

## **OBJETIVOS**

### **General**

- Entender y explicar la reacción que ocurre cuando se deja una puntilla en el agua, utilizando modelos atómicos y diferentes conceptos de forma clara.

### **Específicos**

- Investigar y estudiar las diferentes explicaciones científicas existentes en el fenómeno de oxidación de una puntilla aparentemente de hierro.
- Al utilizar una de las teorías o explicaciones científicas en torno a la reacción, abordarla por completo sin dejar vacíos o confusiones que muestren debilidad a la explicación.

## OXIDACION DE LA PUNTILLA

¿QUE ALTERA LA OXIDACION DE LA PUNTILLA EN EL AGUA?

### FASE I.







#### *SUPUESTOS*

- El oxígeno causa la oxidación de la puntilla.
- En el agua se da más rápido el proceso de oxidación de la puntilla.
- El NaCl hace más rápido el proceso de oxidación de la puntilla.
- El H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> hace más rápido la oxidación de la puntilla.
- El área de contacto de la puntilla con el agua hace más rápido la oxidación.

#### *EXPERIENCIA*

Para la práctica se realizaron seis montajes, con el propósito de dar cuenta de los supuestos.

	<b>OBSERVACION</b>	<b>DESCRIPCIÓN</b>
<b>CONTROL</b>		La puntilla presenta las siguientes características: Color gris planteado, brillante, con una textura regular lisa, sin ninguna transformación aparente.

 <p><b>“HÚMEDA”</b></p>		<p>La puntilla en estas condiciones perdió brillo de maneja homogénea, en la “cabeza” de la puntilla se observa inicio de oxidación en la medida que presenta un color café, en la medida que en esta parte se concentro la humedad. No se han observado cambios más notorios en la puntilla.</p>
 <p><b>PARCIALMENTE EN AGUA</b></p>		<p>En esta experiencia se observa que la parte de la puntilla que esta sumergida en el agua presenta los siguientes cambios: el color de esta parte de la puntilla es de color amarillo quemado, la textura es porosa, irregular, se observa una capa externa que envuelve a la puntilla, el agua se tiñe de color amarillo. Debajo de la puntilla se observa un <b>s e d i m e n t o</b> . La parte de la puntilla no expuesta al agua <b>p e r d i ó e l b r i l l o</b> .</p>
 <p><b>TOTALMENTE EN AGUA</b></p>		<p>La puntilla pierde su color completamente, quedando un color amarillo quemado, sin embargo en algunas puntillas se observa unas pequeñas regiones sin cubrir con este color, conservado su brillo. Se observa una capa que cubre la puntilla, alterando su textura y forma, en la medida que no se observa lisa. El agua se tiñe con este color y con más intensidad, en el lugar que esta la puntilla se observa un sedimento de color más oscuro. Se observa que se desprende la capa que cubre la puntilla, dejando un sedimento alrededor de esta en la base de esta.</p>

**OXIDACIÓN DE LA PUNTILLA  
EXPERIENCIA**

	OBSERVACION	DESCRIPCIÓN
 <p><b>NaCl</b></p>		<p>La puntilla pierde su brillo, se observa cambio de color y es más rápido los cambios que se observan en relación con la puntilla completamente en el agua.</p>
 <p><b>H2O2</b></p>		<p>La puntilla no sufre cambios significativos, en las primeras observaciones se observan unas burbujas, no se observan cambios ni en la puntilla ni el agua oxigenada.</p>

### HALLAZGOS

- La parte de la puntilla que no estaba expuesta al agua no se oxidaba.
- La puntilla que se colocó en el agua oxigenada no presentó un cambio significativo, en relación con el supuesto planteado.
- El NaCl, posibilitó una mayor rapidez en la oxidación de la puntilla.
- La puntilla que estaba completamente en el agua no se oxidó en una forma homogénea, en algunas puntillas se observó unas regiones brillantes.
- El agua es importante para evidenciar el proceso de oxidación de la puntilla.
- La puntilla control si se mantiene en un ambiente seco no se observa ningún cambio.
- La experiencia suscitó nuevas preguntas.

### FASE II.

### SUPUESTOS

La puntilla esta constituida por hierro.  
El oxigeno interactúa con el Fe, lo que genera el proceso de oxidación.  
El agua interactúa con el Fe  
La sedimentación producida por la transformación de la puntilla es oxido de hierro.

### EXPERIENCIA A: PRACTICA

Teniendo en cuenta que una de las propiedades del hierro es el magnetismo, se diseño una practica que permitiera reconocer esta propiedad, en la puntilla y en el producto que se obtiene al oxidarse.





### EXPERIENCIA B: REVISION BIBLIOGRAFICA

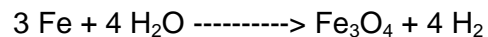
La puntilla en el agua sugiere pensar la reacción entre los siguientes componentes:

- El hierro con el agua.
- El hierro con el oxígeno disuelto en el agua.
- El óxido del hierro con el agua

#### EL HIERRO CON EL AGUA:

Para que aparezca la oxidación es necesaria la presencia de agua en forma líquida.

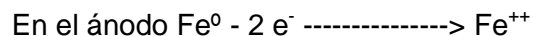
Una forma de corrosión que suele presentarse con cierta frecuencia, corresponde a una reacción de este tipo:



Esta reacción se debe a la acción del metal sobre calentado con el vapor.

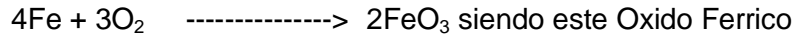
En este proceso ocurren dos tipos de reacciones electroquímicas, en la que una corriente circula debido a una diferencia de potencial existente en la superficie metálica.

Los metales se disuelven en el área de más bajo potencial, para dar iones y liberar electrones de acuerdo a la siguiente ecuación:



En el cátodo  $O_2 + 2 H_2O + 4 e^- \rightarrow 4 HO^-$

Se producen dos óxidos de hierros llamados según la nomenclatura antigua óxido ferroso y óxido ferrico, presentando las siguientes ecuaciones:



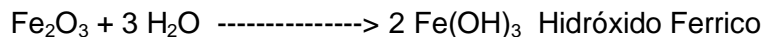
## **EL HIERRO CON OXIGENO DISUELTO**

La corrosión que produce el oxígeno, suele ser severa, debido a la entrada de aire al sistema, a bajo valor de pH, el bióxido de carbono abarca por si mismo los metales del sistema y acelera la velocidad de la corrosión del oxígeno disuelto cuando se encuentra presente en el agua oxígeno.

El oxígeno disuelto ataca las tuberías de acero al carbono formando montículos o tubérculos, bajo los cuales se encuentra una cavidad o celda de corrosión activa: esto suele tener una coloración negra, formada por un óxido ferroso- férrico hidratado.

## **EL OXIDO DEL HIERRO CON EL AGUA**

El óxido ferrico es el que va a reaccionar con el agua formando un hidróxido ferrico.

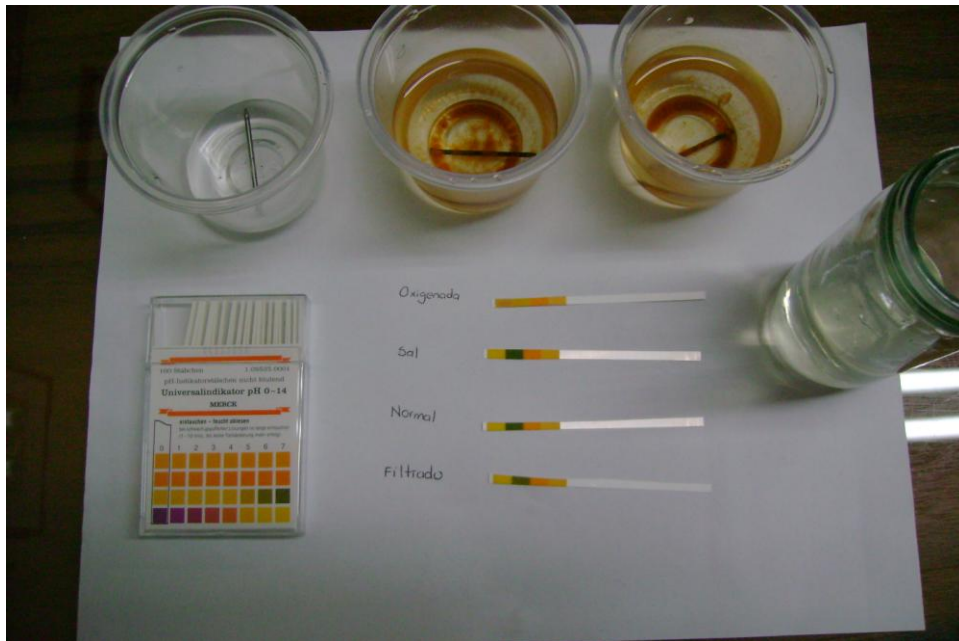


## **EXPERIENCIA C. PRACTICA DE pH.**

Al revisar la bibliografía observamos que el óxido de hierro al reaccionar con el  $OH^-$  DE  $H_2O$  deja iones de H libres, aumentando la cantidad de hidrogeniones en el montaje, lo que sugiere una variación en el pH. Tal supuesto se confronta con la práctica de pH.



Toma de pH, introduciendo la tira indicadora en la muestra



Diferentes tomas de muestras de pH



	pH				
MEDIO	AGUA	AGUA CON SAL	AGUA OXIGENADA	AGUA FILTRADA	AGUA DEIONIZADA
Sin puntilla					
Con puntilla	6	7	4	6	

### HALLAZGOS

La practica de magnetismo NO permito reconocer que tanto el oxido recogido del producto de la oxidación como la puntilla, tengan propiedades magnéticas características del hierro.

La medición del pH, permite establecer que el agua al reaccionar con el hierro aumenta la concentración de hidrogeniones, haciendo más ácido el medio.

El sedimento corresponde a una forma de oxido hidratado. (Oxido ferrico).

La muestra del agua oxigenada no reafirma el supuesto de aumento de oxidación del hierro (producción de hidróxidos).

La muestra de agua con NaCl permite evidenciar que la acidez no varía contrario al supuesto que variaría registrando un pH alto (básico).

### FASE III.

**¿Cómo se forma el oxido de hierro?**

Las interacciones (afinidad) que se dan entre los elementos (reactivos) que hacen parte de la nueva sustancia (productos) es posible explicarlas a partir de una reacción electroquímica.

Afinidad electroquímica: El grupo acuerda que esta afinidad se explica por fenómenos eléctricos derivados de los enlaces que forman los electrones de valencia y afinidad química en razón de las propiedades de los átomos de los elementos que hacen parte de la reacción

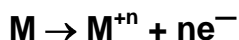
## MARCO TEORICO

A continuación se tratara de dar una explicación del proceso de oxidación de la puntilla, de cómo poco a poco se va transformando el hierro en otro compuesto.

Se debe tener claro que cada uno de los metales (hierro), está constituido por átomos idénticos y únicos en el Universo. Cada átomo está formado de un núcleo conteniendo partículas elementales como los protones y los neutrones. Rodeando a este núcleo se encuentran los electrones, unidades elementales de carga eléctrica negativa que forman una nube que envuelve al núcleo atómico. Los electrones en un átomo ocupan niveles energéticos específicos y de diverso orden. Es decir, de acuerdo a la posición de un electrón en el átomo, aquel poseerá mayor o menor energía. Dependiendo de la complejidad del átomo, esto es, del número de electrones, las capas y orbitales se irán llenando de éstos en diversos niveles y por lo tanto sus energías serán diferentes de átomo a átomo. Esta estructura está reflejada en el arreglo encontrado en la tabla periódica de los elementos.

Las energías de un átomo surgen pues de energías de correlación debidas principalmente a interacciones entre electrones afectando su campo electrostático. Esto es muy importante en la química de los elementos ya que las energías que se involucran están directamente relacionadas con las reactividades químicas o con las diferentes tendencias para cambiar de un estado libre, como en el caso de un metal, a un estado de ión metálico, en donde el átomo ha cedido uno o más electrones.

Una reacción de corrosión puede expresarse parcialmente por la ionización de un metal, es decir, el proceso por el cual un átomo metálico pierde electrones y queda cargado con un exceso de cargas positivas (iguales a las cargas negativas de los electrones que se perdieron). Dicha entidad cargada constituye un ión positivo o catión. Así pues:



Siendo M un metal de valencia n,  $M^{+n}$  su forma iónica y e el número de electrones cedidos.

Cuando hablamos de una reacción de corrosión, estamos hablando de la energía que el metal y otros reactivos tienen al inicio de la reacción y la energía que poseen los productos finales de tal reacción. Habrá también un cambio en energía del estado inicial y del estado final.

La corrosión ocurre en lo fundamental como se ha descrito anteriormente: una reacción electroquímica (porque hay flujo de electrones y también transformaciones químicas) que se lleva a cabo simultáneamente en zonas catódicas y anódicas.

La zona anódica de la reacción, es decir, a la zona en donde el hierro se está destruyendo gradualmente. En ese lugar, el material anódico (el hierro) cede electrones debido a la diferencia de potencial creado en el ambiente.

Las partículas metálicas sobre la superficie de la puntilla de hierro (que en un principio eran neutras) ceden electrones y se convierten en átomos cargados positivamente (**iones Fe<sup>2+</sup>**) los cuales al interactuar con las moléculas de agua pasan a la solución como especies solubles hidratadas. Reacciones químicas posteriores harán que estos iones **Fe<sup>2+</sup>** se transformen en el óxido rojizo o herrumbre, tan familiar para nosotros.

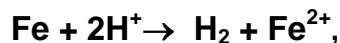
Pero ¿qué ocurre con los electrones cedidos por los átomos de hierro que pasan la disolución?, ¿hacia dónde van a parar?.

Debe quedar claro que un proceso de corrosión involucra tanto la reacción anódica como la catódica, y que si una de las dos reacciones falla, el proceso de corrosión se detiene.

A la actividad electroquímica de esta naturaleza se le conoce como acción galvánica, base de cualquier reacción de corrosión.

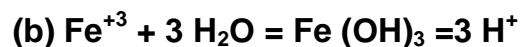
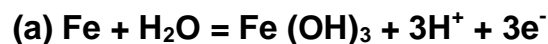
Cuando nos referimos a una reacción de corrosión, tal como la representada en la figura 10, tenemos que por el lado anódico el hierro se disolvía a través de cantidades equivalentes, químicamente hablando, a las generadas en la cátodo. En este último los protones tomaban los electrones dejados por el hierro para transformarse en una molécula de gas hidrógeno.

La reacción global era de hecho:



Habiendo ocurrido un cambio en la energía libre asociada con esta reacción. Pero también ha ocurrido algo más, esto es, el transporte de dos cargas eléctricas debido a la diferencia de potencial existente entre las dos fases diferentes que constituyen el sistema de corrosión (ferrita y perlita en el sistema acero). A esta diferencia de potencial se le llama potencial de celda. Vamos a suponer que esta diferencia de potencial es igual a la diferencia de los potenciales termodinámicos en equilibrio de ambas fases.

Las dos reacciones que pueden resultar la oxidación de un metal y un medio acuoso son:



Aquí (a) nos indica la reacción que sufre el hierro en contacto con el agua para formar el hidróxido férrico. El equilibrio de esta reacción ya no depende solamente de un potencial eléctrico que haga mover esos tres electrones por mol de **Fe(OH)<sub>3</sub>** formado, sino también

del pH, es decir, de la acidez del medio, de la concentración de iones  $H^+$ . (b) no depende del potencial sino sólo del pH del medio. Aquí no hay transferencia de electrones, es una reacción química, no electroquímica. Ambas reacciones y muchas otras son importantes para saber el estado en que se encontrará una estructura de acero, dependiendo del potencial y de la acidez del medio, por ejemplo, si habrá o no formación de herrumbre.

Las reacciones de corrosión, hace que los metales vuelva a sus menas originales, alguno metales sumergidos en el agua, en el que la temperatura permite su estado líquido, el proceso de corrosión que predomina es electroquímico, esto es, el desgaste ocurre por disolución anódica. Así, aún en aire húmedo, en el cual no esta presente una masa de agua, puede formarse una capa muy delgada de agua quizás como resultado de la hidratación de una capa sólida de oxido, sulfuro o carbono.

Algunos datos termodinámicos encontrados en el proceso de oxidación se escriben en la siguiente tabla.

	$-\Delta H^\circ$	$-\Delta G^\circ$	$S^\circ$
$Fe_3O_4^{+2}$	1118	1015	146
$Fe_2O_3^{+3}$	822	741	90

En un diagrama realizado por *Pourbaix* muestra como los metales, sumergidos en líquidos se oxidan dependiendo de el pH de la solución y el potencial, de esta forma se pueden reconocer tres fenómenos en el proceso de oxidación y son: inmunidad, corrosión (oxidación), y pasivación.

Se puede pensar en la primer reacción:  $Fe \rightleftharpoons Fe^{2+} + 2e^-$

Estos iones posiblemente reaccionarían en la hidrólisis del agua de la siguiente forma:  $Fe^{3+} + H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)^{2+} + H^+$ ,

Además existen equilibrios que representan la posibilidad de “disolución reductora” de oxido ferrico solido a iones ferroso en el líquido:



## CONCLUSIONES

Según la tabla encontrada podemos pensar que la sustancia  $\text{Fe}_3\text{O}_4^{+2}$  es mucho más probable que se de de primeras y luego  $\text{Fe}_2\text{O}_3^{+3}$ , ya que necesita menos energía libre en del sistema.

Que la unión del oxígeno con el hierro, elimina las propiedades magnéticas del metal, impidiendo el reconocimiento de hierro en la sustancia del óxido, de esta forma.

Podemos pensar más que en conclusiones en nuevas preguntas que nos permita construirnos una explicación más coherente como:

¿Qué otros factores alteran la velocidad de reacción en el fenómeno de oxidación del hierro?

¿El hierro reacciona con el oxígeno disuelto en el agua o con el ión hidroxilo facilitado en el agua?

Si para impedir la velocidad de reacción del hierro con el agua, existen diferentes formas como: galvanización, que es el efecto de cubrir el metal con una película de zinc, niquelado y cromado, que de la misma forma es cubrir los metales con estos metales, entonces ¿si estos metales también existen en el medio en forma de óxidos, porque son utilizados para el impedimento de la oxidación del metal?

¿Qué papel juega el campo magnético del hierro y la luz, en el fenómeno de oxidación?

## BIBLIOGRAFÍA

Evans, Ulick R. An introduction to Metallic Corrosion, 3rd Edition, University Cambridge, 1987

## VARIACION DEL H<sub>2</sub>O

### MONTAJE "HUMEDO"

SUPUESTOS:

OBSERVACIONES:

PREGUNTAS:

### MONTAJE PARCIALMENTE EN AGUA

SUPUESTOS:

OBSERVACIONES:

PREGUNTAS:

### MONTAJE TOTALMENTE EN AGUA

SUPUESTOS:

OBSERVACIONES:

PREGUNTAS:

RUTA DE TRABAJO

