

**UNIVERSIDAD DISTRITAL
FRANCISCO JOSÉ DE CALDAS
FACULTAD TECNOLÓGICA**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
PRÁCTICA No 7
REACCIONES DE ÓXIDO REDUCCIÓN – SISTEMA REDOX**

GRUPO: _____ FECHA: _____

NOMBRES Y APELLIDOS: _____

NOMBRES Y APELLIDOS: _____

NOMBRES Y APELLIDOS: _____

OBJETIVOS:

1. Enfatizar en los conceptos de **OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN**
2. Identificar las reacciones de **OXIDO-REDUCCIÓN**
3. Escribir las ecuaciones correspondientes teniendo en cuenta los Estados de Oxidación (Números de Oxidación)

MARCO TEÓRICO:

El término “**OXIDACIÓN**” originalmente se refería a la combinación de una sustancia con Oxígeno. Esto resulta en el aumento del estado de oxidación de un elemento de esa sustancia. El estado de oxidación es un concepto formal adoptado por conveniencia. Los estados de oxidación (números de oxidación) se determinan aplicando reglas. Estas reglas pueden dar lugar, muchas veces, a estados de oxidación fraccionarios, esto no significa que las cargas electrónicas se dividan.

La **Oxidación** es un aumento algebraico del estado de oxidación y corresponde a la pérdida, o a la aparente pérdida de electrones.

La **Reducción** es una disminución algebraica del estado de oxidación y corresponde a la ganancia, o a la aparente ganancia de electrones. Los electrones en las reacciones químicas no se crean ni se destruyen. Así que, en las reacciones químicas ordinarias, oxidación y reducción siempre ocurren simultáneamente y en la misma extensión. Debido a esto, se denominan reacciones de **ÓXIDO-REDUCCIÓN**, o reacciones **REDOX**.

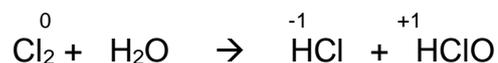
La **ELECTROQUÍMICA** implica la transferencia de electrones entre agentes oxidantes y reductores físicamente separados y las interconversiones entre energía química y energía eléctrica.

Los **AGENTES OXIDANTES** son sustancias que: a) Oxidan otras sustancias. b) Se reducen. c) Ganan electrones.

Los **AGENTES REDUCTORES** son sustancias que: a) Reducen otras sustancias. b) Se oxidan. c) Pierden electrones.

Las ecuaciones de reacciones Redox también pueden escribirse como ecuaciones iónicas totales e iónicas netas.

Una reacción de **DESPROPORCIONACIÓN**, es una reacción Redox en la que la misma sustancia se oxida y se reduce. Ejemplo de este tipo de reacción es:



Las reacciones en que un elemento desplaza a otro de un compuesto, se denominan REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO. Estas reacciones son siempre reacciones REDOX. Cuanto más fácilmente un metal forma iones positivos, más activo se dice que es. Los metales activos desplazan a los menos activos o al hidrógeno de sus compuestos en disolución acuosa para producir la forma oxidada del metal más activo y la forma reducida (metal libre) del otro metal o hidrógeno. Los metales más activos tienden a reaccionar para producir sus formas oxidadas (cationes).

Metal más activo + Sal de metal menos activo → Metal menos activo + Sal de metal más activo

MATERIALES

Gradilla
Tubos de ensayo
Peras de succión
Pipetas graduadas
Pinzas para tubo de ensayo
Espátula
Cerillas

REACTIVOS

Granalla de zinc
Cinta de magnesio
Ácido clorhídrico
Hidróxido de sodio

PROCEDIMIENTO

1. Reacción entre el ácido clorhídrico (HCl) y el zinc (Zn): Coloque una granalla de zinc dentro de un tubo de ensayo, observe sus características.

Describalas: _____

Agregue muy despacio 1 ml de ácido clorhídrico sobre la granalla de zinc, observe y anote ¿qué ocurre?: _____

Acerque **rápida pero cuidadosamente** una cerilla encendida al borde del tubo. ¿Qué sucede? _____

Escriba la ecuación de la reacción química que se produce, balanceada por óxido-reducción: _____

2. Reacción entre el ácido clorhídrico y el magnesio: Coloque un trocito de cinta de magnesio dentro de un tubo de ensayo, observe y describa sus características:

Agregue muy despacio 1 ml de ácido clorhídrico sobre la cinta de magnesio, observe y anote lo que sucede:

Escriba la ecuación de la reacción química que se produce y balancéela por óxido-reducción: _____

3. Tome un trozo de cinta de magnesio y acérquela a la llama. Observe lo que sucede: _____

Escriba la reacción química que se produce y balancéela si es necesario:

4. Reacción entre el hidróxido sodio y el ácido clorhídrico: Coloque unas lentejas de NaOH dentro de un tubo de ensayo, agregue lentamente 1 ml de HCl. Observe y describa lo que sucede:

Escriba la ecuación balanceada de la reacción química:

Completar los espacios vacíos:

Reacciones de óxido-reducción, son aquellas _____ en las cuales los _____ experimentan cambios del _____ de oxidación. En ellas hay _____ de electrones y el proceso de _____ y reducción se presentan _____, un átomo se oxida y otro se _____. En estas reacciones la cantidad de electrones perdidos es igual a la cantidad de electrones _____.

Número de _____ o estado de oxidación: es el número que se asigna a cada tipo de átomo de un _____, un compuesto o ión, y que representa el número de _____ que ha ganado, perdido o compartido. El número se establece de manera arbitraria, pero su asignación se basa en ciertas reglas.

ANÁLISIS Y CONCLUSIONES:
