

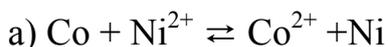
TABLA DE CONTENIDOS

Carátula	1
Tabla de Contenidos	3
Introducción	4
Objetivos	5
Principios Teóricos	6
Reacción Redox	6
Oxidación	7
Reducción	7
Detalles Experimentales	14
Materiales y Reactivos	14
Procedimientos	15
Conclusiones	36
Bibliografía	37

INTRODUCCIÓN

El término Redox proviene de reducción - oxidación. Estas reacciones forman una parte importante del mundo que nos rodea. Asimismo, la mayoría de los elementos metálicos y no metálicos se obtienen a partir de minerales por procesos de oxidación o de reducción.

Existe un grupo grande de reacciones que implican la transferencia de electrones de forma evidente, y otras de forma sutil. A este grupo se le conoce como reacciones de oxidación-reducción. Por ejemplo,



Este es un ejemplo de reacción de óxido-reducción, donde la característica de transferencia electrónica es clara, mientras que:



es también una reacción de óxido-reducción, pero aquí es evidente la transferencia de oxígeno.



Aquí también tenemos una reacción de óxido-reducción, pero en este caso es evidente que la transferencia es de hidrógenos

OBJETIVOS

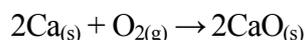
- Que el alumno comprenda los conceptos de oxidación y reducción, así como la relación indispensable que hay entre ellos.
- Saber reconocer de manera cualitativa las reacciones Redox mediante la observación de sus propiedades físicas (color, formación de un precipitado, desprendimiento de un gas, etc).
- Balancear por métodos químicos reacciones de óxido – reducción (número de oxidación e ión electrón).
- Reconocer en una reacción Redox el agente oxidante y agente reductor de acuerdo a los cambios físicos observados.

PRINCIPIOS TEÓRICOS

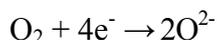
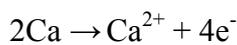
REACCIÓN REDOX

Mientras que las reacciones ácido-base se caracterizan por un proceso de transferencia de protones, las reacciones de oxidación-reducción, o reacciones redox, se consideran como reacciones de transferencia de electrones. Las reacciones de oxidación-reducción forman una parte importante del mundo que nos rodea. Abarcan desde la combustión de combustibles fósiles hasta la acción de los blanqueadores domésticos. Asimismo, la mayoría de los elementos metálicos y no metálicos se obtienen a partir de sus minerales por procesos de oxidación o de reducción.

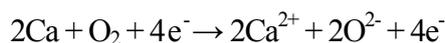
Muchas reacciones redox importantes se llevan a cabo en agua, pero esto no implica que todas las reacciones redox sucedan en medio acuoso. Considere, por ejemplo, la formación de óxido de calcio (CaO) a partir de calcio y oxígeno:



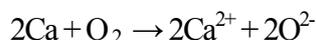
El óxido de calcio (CaO) es un compuesto iónico formado por iones Ca^{2+} y O^{2-} . En esta reacción, dos átomos de Ca ceden o transfieren cuatro electrones a dos átomos de O (en el O_2). Por conveniencia, este proceso se visualiza como dos etapas, una implica la pérdida de cuatro electrones por los dos átomos de Ca, y la otra, la ganancia de los cuatro electrones por una molécula de O_2 :



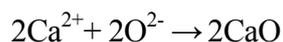
Cada una de estas etapas se denomina semireacción, y explícitamente muestra los electrones transferidos en la reacción redox. La suma de las semireacciones produce la reacción global:



o, si se cancelan los electrones que aparecen en ambos lados de la ecuación,



Por último, los iones Ca^{2+} y O^{2-} se combinan para formar CaO:



Por convenio, no se muestran las cargas en la fórmula de un compuesto iónico, por lo que el óxido de calcio normalmente se representa como CaO y no como $\text{Ca}^{2+} \text{O}^{2-}$.

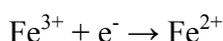
El término reacción de **OXIDACIÓN** se refiere a la semirreacción que implica la pérdida de electrones, lo que origina un aumento en el número de oxidación. Antiguamente, los químicos empleaban el término "oxidación" para expresar la combinación de elementos con oxígeno. Sin embargo, actualmente tiene un significado más amplio ya que también incluye reacciones en las que no participa el oxígeno.

Por ejemplo, el calcio puede ser reducido a calcio (II):

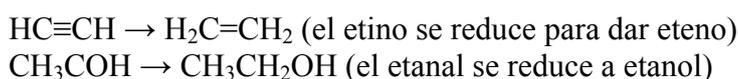


Una reacción de **REDUCCIÓN** es una semirreacción que implica una ganancia de electrones, lo que genera una disminución del número de oxidación.

Por ejemplo, el hierro (III) puede ser reducido a hierro (II):



En química orgánica, la disminución de enlaces de átomos de oxígeno a átomos de carbono o el aumento de enlaces de hidrógeno a átomos de carbono se interpreta como una reducción. Por ejemplo:



Agente Oxidante: Es la sustancia reactante que oxida a otra sustancia y se reduce; es decir, gana electrones (semirreacción de reducción).

Agente Reductor: Es la sustancia reactante que reduce a otra sustancia y se oxida, es decir, pierde electrones (semirreacción de oxidación).

Forma Oxidada: Es la sustancia que se obtiene en los productos y que está oxidada, siempre va a ir relacionado con el Agente Reductor.

Forma Reducida: Es la sustancia que se obtiene en los productos y que está reducida siempre va a ir relacionado con el Agente Oxidante.

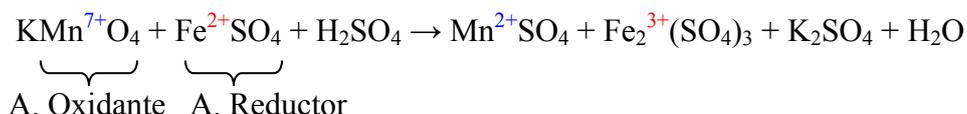
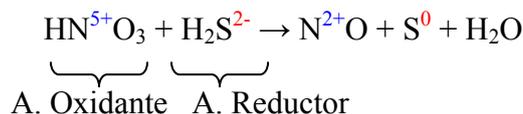
Número de Oxidación: Carga de la especie química

TIPOS DE REACCIONES REDOX

A.- Redox Intermolecular

El Agente Oxidante y el Agente Reductor son átomos y están en moléculas diferentes.

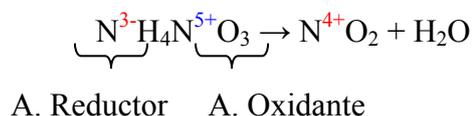
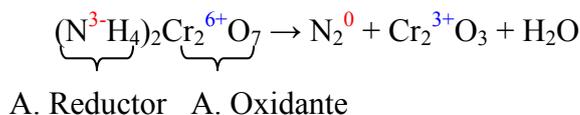
Ejemplos:



B.- Redox Intramolecular

El Agente Oxidante y el Agente Reductor están en la misma molécula.

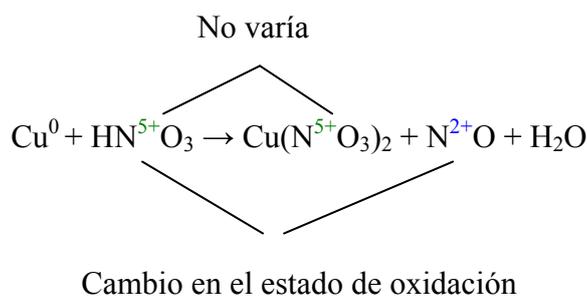
Ejemplos:



C.- Redox Parcial

Cuando una especie se oxida o reduce en forma parcial manteniendo en algún producto su estado de oxidación.

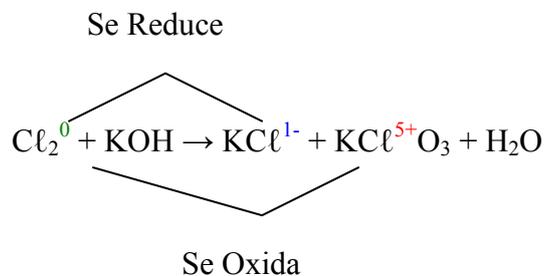
Ejemplo:



D.- Redox de Dismutación o Desproporción

Cuando una especie se oxida y reduce en forma simultánea. Además la especie cumple la función de Agente Reductor y Agente Oxidante respectivamente.

Ejemplo:



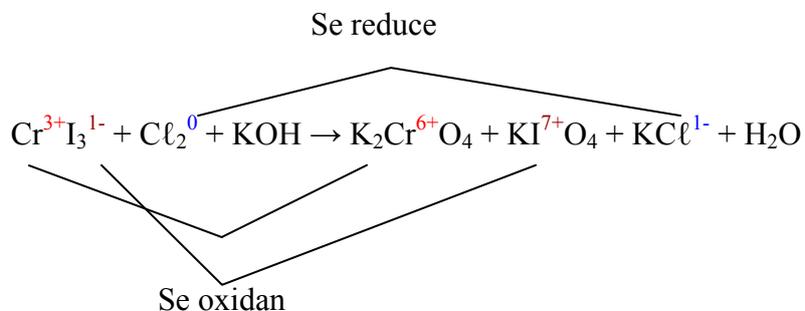
Observación:

Sólo pueden ser Agentes Oxidantes y Agentes Reductores a la vez aquellos elementos que tienen varios estados de oxidación y en los reactantes usan uno intermedio.

E.- Redox Doble

Existen tres o más elementos que cambian su estado de oxidación. Dos de ellos desarrollan el mismo proceso y el otro el opuesto.

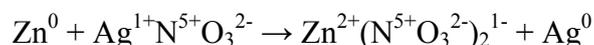
Ejemplo:



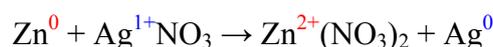
BALANCE DE ECUACIONES REDOX

En base a la siguiente reacción: $\text{Zn} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag}$

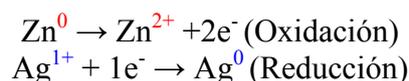
1) Se identifican los estados de oxidación de cada un de los átomos:



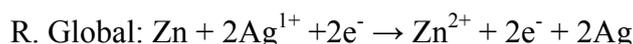
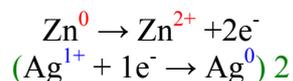
2) Se identifican los átomos que cambian su estado de oxidación:



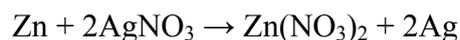
3) Se escribe las semireacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el número de átomos: (Zn , Ag^+ , NO_3^- , Zn^{2+} , Ag)



4) Se iguala la cantidad de electrones transferidos, de modo que al sumar las semireacciones los electrones desaparecen. En el ejemplo se consigue multiplicando la segunda semirreacción por 2. Luego se suman ambas ecuaciones



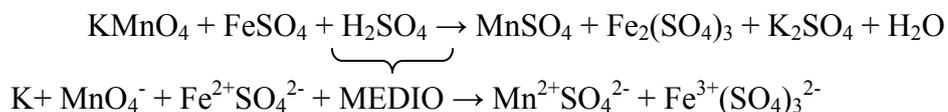
5) Escribir la ecuación química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox (en el ejemplo, el ión NO_3^-) y comprobando por simple inspección que toda la reacción queda ajustada.



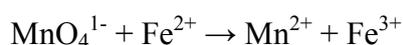
BALANCE POR EL MÉTODO IÓN – ELECTRÓN

Este método se emplea para balancear reacciones expresadas en su forma iónica.

Forma molecular:



Forma iónica:



Iones espectadores:

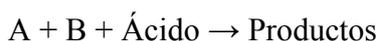
Son los que se unen acompañan a las especies Redox y contienen átomos que no cambian sus estados de oxidación. En la reacción dada K^+ y SO_4^{2-}

Medio:

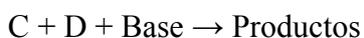
Determinado por la sustancia que nos indica en qué condiciones se desarrolla el proceso. Puede ser:

- Medio Ácido $\rightarrow \text{H}_2\text{O}$ y H^+
- Medio Básico $\rightarrow \text{H}_2\text{O}$ y OH^-
- Medio Neutro $\rightarrow \text{H}^+$, OH^- , H_2O

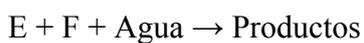
Medio Ácido



Medio Básico

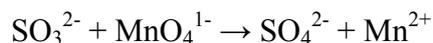


Medio Neutro

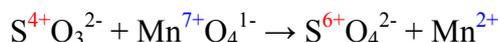


Balance en Medio Ácido

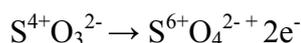
1) Tenemos la reacción:



2) Se identifican las especies que se oxidan y se reducen:



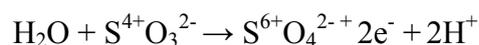
3) Se forman las semireacciones:



4) Se ajustan todos los átomos, excepto H y O

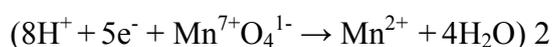
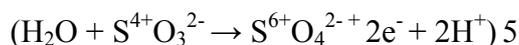
5) Se ajustan los O con H₂O

6) Se ajustan los H con H⁺

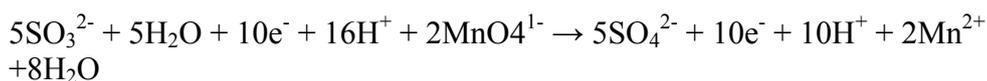


7) Se ajustan las cargas en cada semirreacción

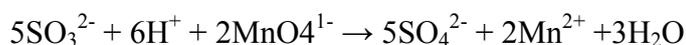
8) Se iguala la cantidad de electrones transferidos, multiplicando a ambas semireacciones por un factor:



9) Se suman ambas semireacciones:

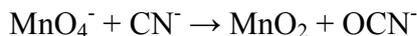


10) Finalmente se simplifican especies iguales:

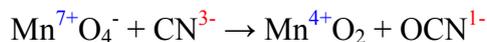


Balance en Medio Ácido

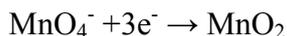
1) Tenemos la reacción:



2) Se identifican las especies que se oxidan y se reducen



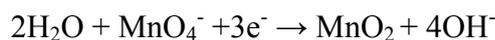
3) Se forman las semireacciones:



4) Se ajustan todos los átomos, excepto H y O

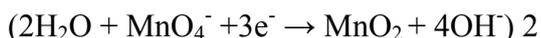
5) Se ajustan los O con OH⁻

6) Se ajustan los H con H₂O. Debe haber 2OH⁻ por cada H₂O agregado anteriormente

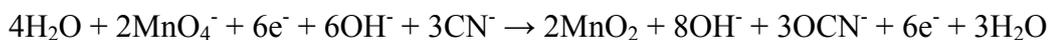


7) Se ajustan las cargas en cada semirreacción

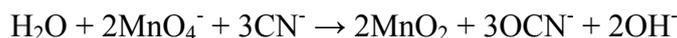
8) Se iguala la cantidad de electrones transferidos, multiplicando a ambas semireacciones por un factor:



9) Se suman ambas semireacciones:



10) Finalmente se simplifican especies iguales:



*Otra forma sería realizar la ecuación en medio ácido y al momento de sumar las semireacciones, sumar a ambos extremos OH⁻ y combinar un H⁺ con un OH⁻ para formar moléculas de H₂O y finalmente simplificar.

DETALLES EXPERIMENTALES

Materiales:

- 5 tubos de prueba
- 1 piseta
- 1 gradilla
- 1 tubo de desprendimiento de gas
- 1 mechero de Bunsen

Reactivos:

- FeSO_4 0,1M
- MnSO_4 al 1% peso
- $\text{HNO}_{3(\text{cc})}$
- $\text{H}_2\text{S}_{(\text{ac})}$
- H_2SO_4 al 1% en peso
- Pirita de Hierro (FeS_2)
- H_2SO_4 al 20% en peso
- NaOH al 1% en peso
- KMnO_4 0,1M
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,1M
- Agua destilada
- Cobre metálico en viruta
- KSCN al 1% en peso
- Agua de bromo
- Na_2SO_3 0,1M
- H_2O_2 al 3% en volumen
- HCl 0,1M

PROCEDIMIENTO

A.- Agentes Oxidantes y Reductores:

Ejemplo N° 1:

1. Se coloca en un tubo de ensayo aproximadamente 20 gotas (1mL) de HNO_3 concentrado



2. Se agrega luego 1 viruta de cobre al tubo de ensayo



3. Se observa el desprendimiento del gas, en este caso es $\text{NO}_2(\text{g})$, de un color amarillento.



4. Se observa que el $\text{HNO}_3(\text{cc})$ ataca rápidamente al Cobre, observándose que la solución es de color verde. Se deja reposar 5 minutos y se vierte en el tubo de ensayo agua destilada.



5. El color de la solución cambia a celeste



La ecuación química de la reacción es:

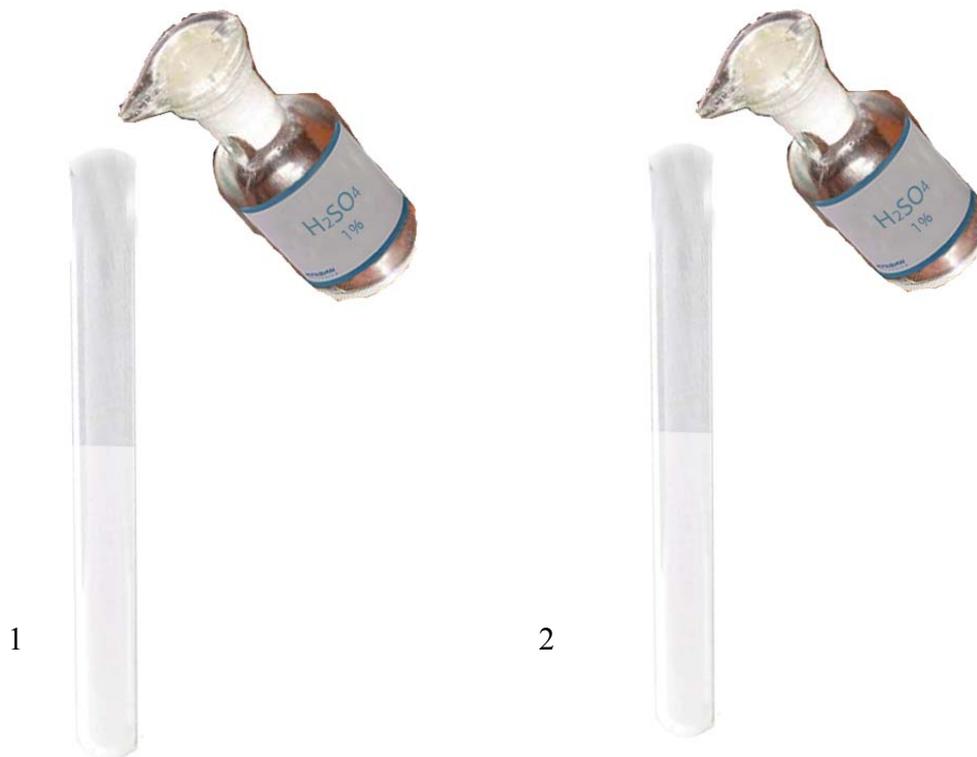


Ejemplo N° 2:

1. A dos tubos de ensayo N° 1 y N° 2, se agrega respectivamente 1.5mL de solución FeSO_4 0.1M recién preparada.



2. A cada tubo se le adiciona 1mL de H_2SO_4 al 1%



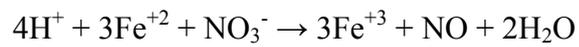
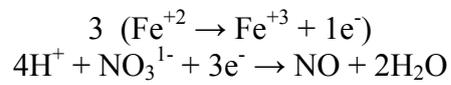
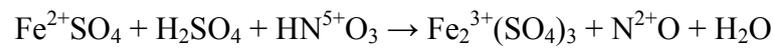
3. Al tubo N° 1 se la agrega 1mL de HNO_3 (cc) y se procede a calentar suavemente sin llegar a hervir.



4. La solución toma un color amarillo



La reacción es la siguiente:



5. Luego a ambos tubos se les agrega 2 gotas de solución de KSCN 1% en peso.



2

1

6. Luego se observa que en el primer tubo la solución ha tomado un color rojo intenso (color rojo sangre), es decir, se ha formado el ión complejo $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$, según la ecuación: $\text{Fe}^{3+}_{(\text{ac})} + (\text{SCN})^{-}_{(\text{ac})} \rightarrow [\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$,



7. En el segundo tubo también se puso de color rojo, pero esta vez fue un rojo más claro y separado en dos fases.



B.- Reacciones de Medio Alcalino:

1. Se coloca en un tubo de ensayo 1 mL de solución MnSO_4 1% en peso.



2. Se agrega 1 mL de solución de NaOH 1% en peso



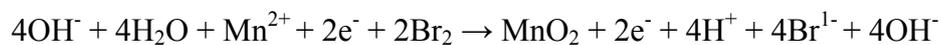
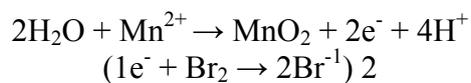
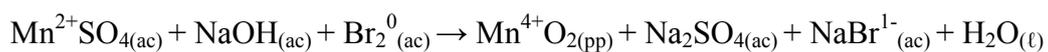
3. Se adiciona 3 mL de agua de bromo $\text{Br}_{2(\text{ac})}$ y se agita la mezcla



4. Se deja reposar y se forma un precipitado marrón que en este caso es el MnO_2



La ecuación química de la reacción es:



C.- Reacciones de Medio Neutro

Ejemplo N° 1:

1. Se coloca en un tubo de ensayo 1mL de solución de MnSO_4 1% en peso.



2. Luego se agrega 1mL de solución de KMnO_4 0.1M



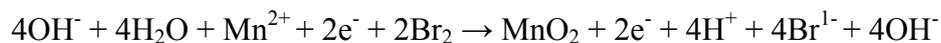
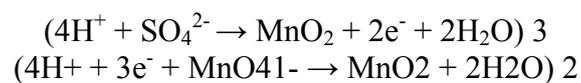
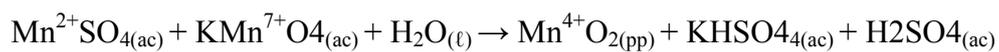
3. Luego se calienta el tubo de ensayo.



4. Se forma un precipitado marrón nuevamente que es el MnO_2



La ecuación química de la reacción es:



Ejemplo N° 2:

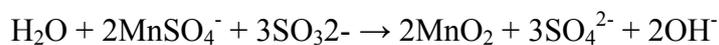
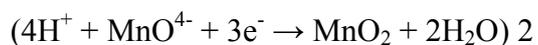
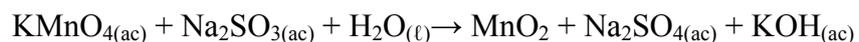
1. Se coloca en un tubo de ensayo 1mL de solución Na_2SO_3 0.1M



2. Se agrega 1mL de solución KMnO_4 0.1M, se agita y se ve un precipitado marrón (MnO_2)



La ecuación química de la reacción es:



D.- Reacciones de Medio Ácido

Ejemplo N° 1:

1. En un tubo de ensayo se coloca 1mL de solución KMnO_4 0.1M.



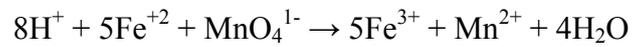
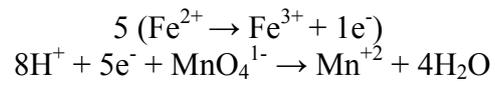
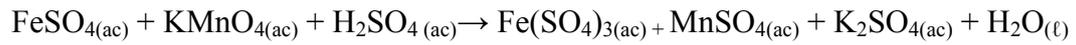
2. Se agrega 1mL de H_2SO_4 20% de peso. Luego se adiciona gota a gota y agitando 1mL de solución de FeSO_4 0.1M, recién preparada.



3. Luego se observa la formación de un precipitado de color amarillo.



La ecuación química de la reacción es:



Ejemplo N° 2:

1. En un tubo de ensayo se coloca 1mL de solución KMnO_4 0.1M.



2. Se agrega 1mL de H_2SO_4 20% peso



3. Se adiciona gota a gota y agitando 1mL de solución saturada de H_2S , recién preparada.

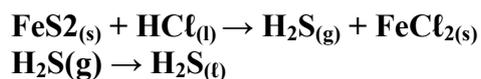


4. Se observa que se decolora

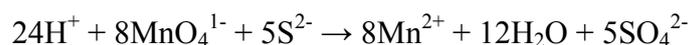
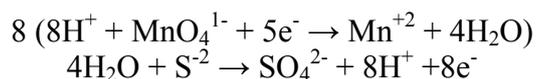


NOTA:**Para preparar una solución de H₂S**

1. Se calienta pirita de hierro, FeS₂ combinada con el HCl(l) ambos colocados dentro de un tubo de ensayo con la ayuda de un mechero de bunsen
2. El gas desprendido, entiéndase H₂S(g) se hace pasar por agua en otro tubo de ensayo, para así poder formar la solución de H₂S
3. Las ecuaciones químicas de las reacciones son:



La ecuación química de la reacción es:

**E.- Peróxido de Hidrógeno H₂O₂****A. El Peróxido de Hidrógeno como Agente Oxidante**

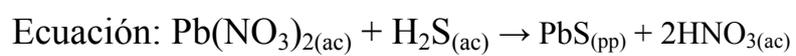
1. En un tubo de ensayo se coloca 2mL de solución Pb(NO₃)₂ 0.1M.ϕ



2. Se agrega 2mL de solución de H₂S recién preparada



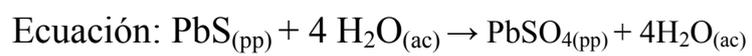
3. Se calienta suavemente hasta la ebullición y se observa el precipitado negro



4. Luego se decanta la solución y nos quedamos con el precipitado que viene a ser el PbS y se le añade 3mL de solución de H₂O₂ al 3% en volumen y se calienta.



5. Se observa que desaparece el precipitado



B. El Peróxido de Hidrógeno como Agente Reductor

1. Se coloca en un tubo de ensayo 1mL de solución KMnO_4 0.1M



2. Se agrega 2mL de H_2SO_4 1% en peso



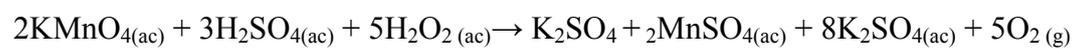
3. Se añade 1mL de solución H₂O₂ 3% en volumen



4. Notamos que se ha decolorado



La ecuación química de la reacción es:



CONCLUSIONES

- En la reacción redox se produce un cambio químico ya que se llega a dar la transferencia de electrones entre elementos o compuestos, por ende se produce tanto una oxidación como una reducción.

BIBLIOGRAFÍA

- ✓ Química General 8th – Petrucci, Harwood, Herring
- ✓ Química General 9th – Raymond Chang
- ✓ Química General 2th La naturaleza molecular del cambio y la materia –
Silberberg
- ✓ Química - Estructura y Dinámica (J. M. Spencer, G. M. Bodner L. H. Rickard)
- ✓ La teoría y la práctica en el laboratorio de Química General – Konigsberg
Fainstein Mina