 IPET 132 PARAVACHASCA	
ASIGNATURA	QUÍMICA ANALÍTICA 5to B
DOCENTE	GIGENA SERGIO
CURSO	5 AÑO B
TEMA	OXIDO REDUCCIÓN
OBJETIVOS	<p>Realizar cálculos de óxido reducción.</p> <p>Trabajar adecuadamente con las reglas de asignación.</p> <p>Hacer uso correcto de las magnitudes y unidades más utilizadas en la química analítica.</p>
CRITERIOS DE EVALUACIÓN	<ul style="list-style-type: none"> • Tu correcta participación en los grupos de consulta. • Comunicarte con tu docente para aclarar dudas. • Prolijidad en la entrega de las actividades, pasar las actividades a la carpeta, colocar nombre en cada hoja y numerarlas. Todo con lapicera y letra clara. • Entregar el TP en la fecha solicitada.
VIA DE COMUNICACIÓN	<ul style="list-style-type: none"> • Nos comunicamos a través del grupo de Whatsapp 5B • gigenasergio@gmail.com
FECHA DE ENTREGA	//2023

Reacciones de Oxido Reducción

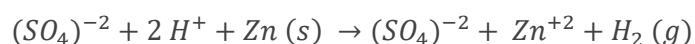
Marco Teórico

Actividad: Balanceo de ecuaciones de oxidación reducción

Ecuaciones iónicas

De ordinario, en las ecuaciones figuran las fórmulas moleculares, pero cuando las reacciones se verifican en solución acuosa se pueden utilizar **ecuaciones iónicas**. En ellas

- Se ionizan todas las sustancias disueltas en agua
- Y se mantienen, con su fórmula molecular, el agua, los precipitados y los gases que se desprenden.



Tanto el ac sulfúrico como el sulfato de zinc al estar disueltos en agua se ionizables. No ocurre lo mismo con el Zn metal y el H₂ gaseoso.

Por haber igual cantidad de aniones sulfatos en ambos lados de la ecuación, se los puede suprimir. Resulta entonces



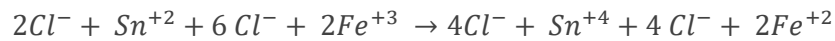
Como en toda reacción, se debe cumplir entre reactivos y productos

- Igual cantidad de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación
- E igual cantidad de cargas.

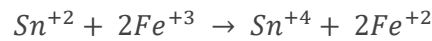
Actividad n°5 Interpretación electrónica de la oxido reducción

Las reacciones en las cuales no participa el oxígeno son encuadradas dentro de las oxido reducciones, sobre la base de la variación del n° est oxid.

El cloruro estañoso Cl₂Sn agregado a una solución de Cloruro férrico Cl₃Fe determina un cambio de coloración; de amarillo a verdoso, lo cual indica que el Cl₃Fe ha sido transformado en cloruro ferroso Cl₂Fe.

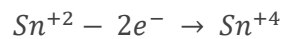


Eliminando los aniones cloruro

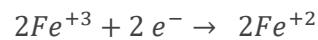


- El catión estañoso es el agente reductor que se oxida.
- El catión férrico es el agente oxidante que se reduce.
- La variación de cargas iónicas se atribuye a la transferencia de electrones.

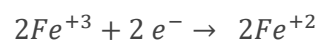
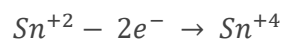
La pérdida de 2e⁻ convierte al catión estañoso en catión estánico



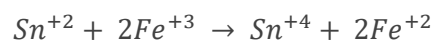
La formación del catión ferroso es causada por la incorporación de 1e⁻ en el catión férrico. La cantidad de e⁻ cedidos y aceptados debe ser la misma; por lo que habrá que duplicar la cantidad ya que son 2 Fe⁺³ los que aceptan c/u 1 e⁻



Escritas ambas semi reacciones una debajo de la otra



Se las unifica en una sola ecuación mediante su suma algebraica, en la cual desaparecen los e⁻



El **agente reductor** se oxida; **cediendo electrones**, aumentando su n° estado de oxidación

El **agente oxidante** se reduce; **aceptando electrones**, disminuyendo su n° estado de oxidación

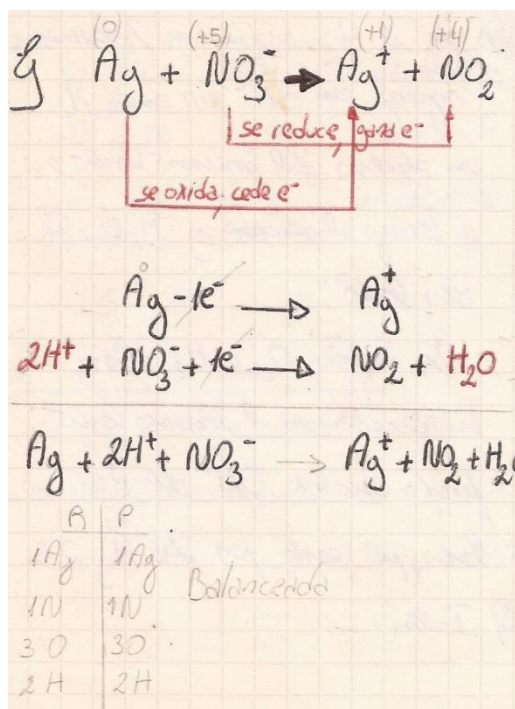
Método del ion electrón: balancear reacciones redox



Este procedimiento se emplea en el caso de que intervengan iones en solución

En medio ácido

1. Escribo las ecuaciones parciales tanto para el oxidante como para el reductor.
2. Balanceo cada ecuación parcial considerando el número de átomos de cada elemento.
 - a. Agrego H_2O y H^+ para balancear los átomos de O_2 e H_2
 - b. Primero balanceo los átomos de O_2 , para cada átomo de O_2 del lado en exceso agrego H_2O del otro lado de la ecuación en donde tengo deficiencia de O_2 .
 - c. Uso H^+ para balancear el H_2
3. Balanceo cada ecuación parcial respecto del número de cargas, agregando electrones.
4. Multiplico cada ecuación parcial por un número determinado de tal manera que el número total de electrones perdidos por el agente reductor sea igual al total de electrones ganados por el agente oxidante.
5. Sumo las dos ecuaciones parciales, cancelando los términos comunes de ambos lados. Todos los electrones deben cancelarse.
6. Verificar la ecuación final contando el número de átomos de cada elemento.



En medio básico

1. Escribo las ecuaciones parciales tanto para el oxidante como para el reductor.
2. Balanceo cada ecuación parcial considerando el número de átomos de cada elemento.
 - a. Para cada O_2 en exceso en un lado de la ecuación, agrego H_2O en el mismo lado del exceso y 2OH^- en el lado del defecto.
 - b. Si el H_2 sigue sin balancear agrego un OH^- por cada H_2 en exceso del lado en donde tengo el exceso y H_2O del otro lado.

- c. Si tanto el O_2 como el H_2 están en exceso en el mismo lado de la ecuación puedo escribir OH^- del otro lado por cada par de H y O que tenga.
3. Balanceo cada ecuación parcial respecto del número de cargas, agregando electrones.
 4. Multiplico cada ecuación parcial por un número determinado de tal manera que el número total de electrones perdidos por el agente reductor sea igual al total de electrones ganados por el agente oxidante.
 5. Sumo las dos ecuaciones parciales, cancelando los términos comunes de ambos lados. Todos los electrones deben cancelarse.
 6. Verificar la ecuación final contando el número de átomos de cada elemento

