

BALANCEO REDOX

REACCIONES REDOX

BLANCEO POR REDOX

PORFESOR EFRÉN GIRALDO T.

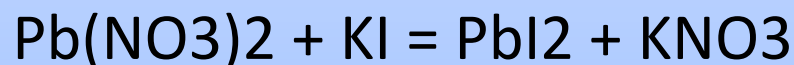
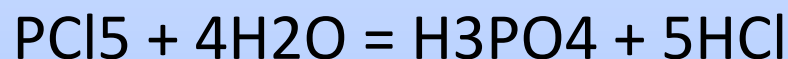
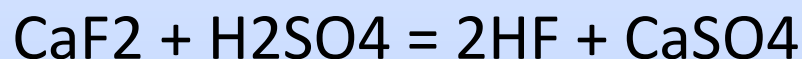
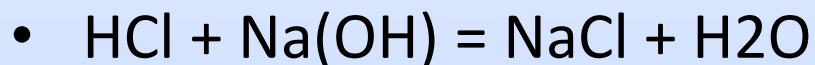
CLASES DE REACCIONES

- Las reacciones se pueden agrupar en dos grandes divisiones:
- a) Reacciones en las que **NO hay transferencia de electrones** de un átomo a otro
- b) Reacciones en las que **SI hay transferencia de electrones.**

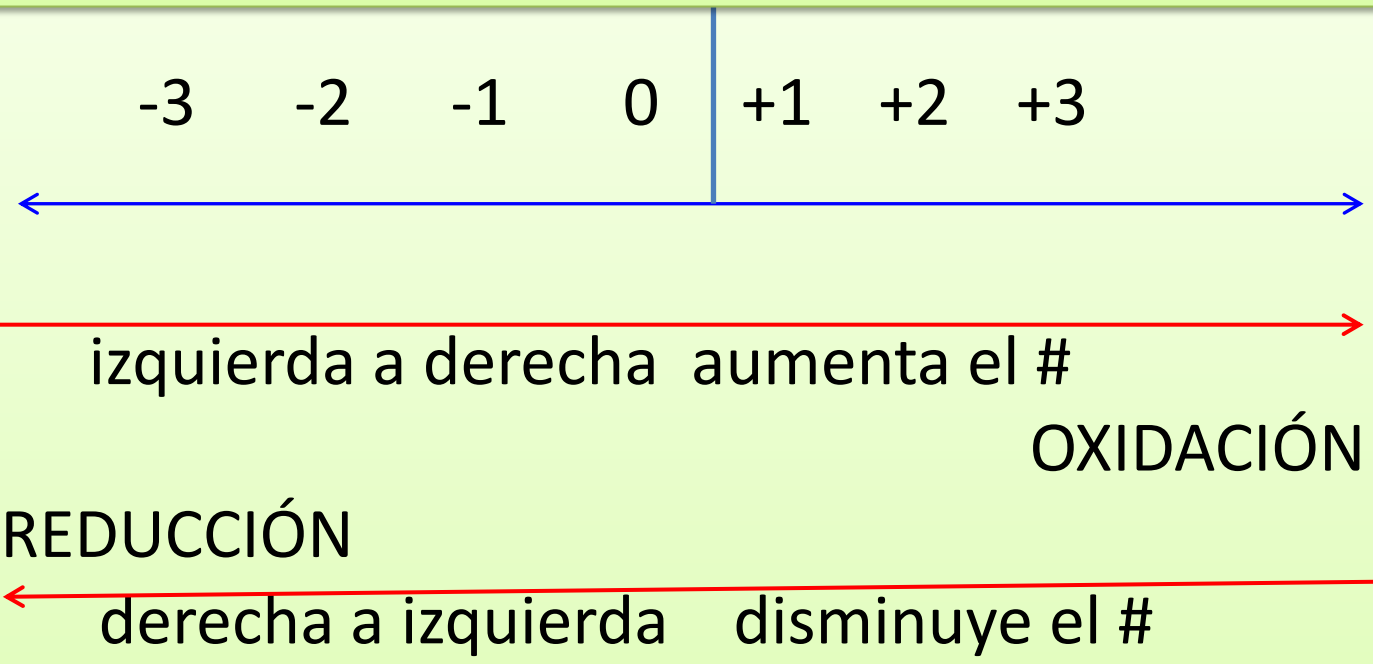
Reacciones sin transferencias de electrones:

- Son aquellas reacciones en donde no ocurre cambios en **el # de oxidación** de ninguno de los elementos de los compuestos que participan como reactivos en una reacción

- Son simplemente una redistribución de los átomos o iones de los reaccionantes



Se toma como referencia la recta numérica. Siempre que se pase de izquierda a derecha se produce oxidación.

- A horizontal number line with a vertical line at 0. To the left of 0 are the numbers -3, -2, and -1. To the right of 0 are the numbers +1, +2, and +3. A blue double-headed arrow is drawn below the number line, spanning from -3 to +3. A red arrow points from left to right above the number line, starting from 0 and extending to the right. Below this red arrow, the text 'izquierda a derecha aumenta el #' is written, followed by 'OXIDACIÓN' in large capital letters. Another red arrow points from right to left below the number line, starting from +3 and extending to the left. Below this red arrow, the text 'derecha a izquierda disminuye el #' is written, followed by 'REDUCCIÓN' in large capital letters.

-3 -2 -1 0 +1 +2 +3

izquierda a derecha aumenta el #
OXIDACIÓN

REDUCCIÓN
derecha a izquierda disminuye el #
- Siempre que se pase de derecha a izquierda se produce reducción

- Si pasa de -3 a -2 aumenta el # en 1
 - Si pasa de -3 a -1 aumenta el # en 2
 - Si pasa de -3 a 0 aumenta el # en 3
 - Si pasa de -3 a $+1$ aumenta el # en 4
 - Si pasa de -3 a $+3$ aumenta el # en 6
-
- Si pasa de $+3$ a $+2$ disminuye el # en 1
 - Si pasa de $+3$ a $+1$ disminuye el # en 2
 - Si pasa de $+3$ a 0 disminuye el # en 3
 - Si pasa de $+3$ a -1 disminuye el # en 4
 - Si pasa de $+3$ a -2 disminuye el # en 5
 - Si pasa de $+3$ a -3 disminuye el # en 6

LA PAREJA PERFECTA: REDUCCIÓN Y OXIDACIÓN (REDOX)

- Reacciones de Oxido-Reducción o Redox
- Las reacciones redox o de óxido-reducción son aquellas donde hay movimiento de electrones desde una sustancia que da electrones (agente reductor) a una sustancia que recibe electrones (agente oxidante).

- Si un ión tiene carga **negativa** tiene e^- de más:
- Cl^{-1} tiene 1 e^- de más
- O^{-2} tiene 2 de más

- Si tiene carga **+** le faltan e^-
- Na^+ le falta 1 e^-
- Ca^{+2} le faltan 2 e^-

Oxidación:

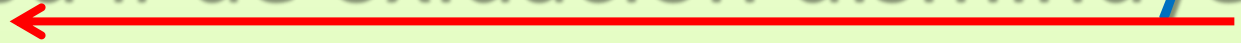
Un elemento se oxida en un cambio químico si

de oxidación aumenta



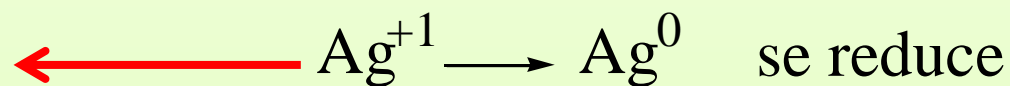
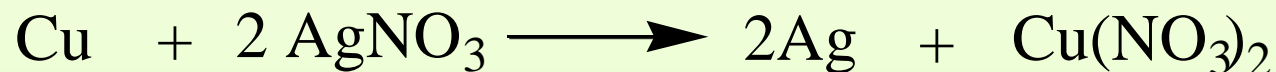
Reducción:

- Un elemento se reduce cuando en un cambio químico su # de oxidación disminuye



- En las ecuaciones REDOX, el agente oxidante y el agente reductor, se encuentran **siempre como reactantes**
- La especie oxidada y la especie reducida, se encuentran **siempre como producto.**

- Semirreacciones




Cu agente reductor

Ag^{+1} agente oxidante

AJUSTE DE REACCIONES REDOX

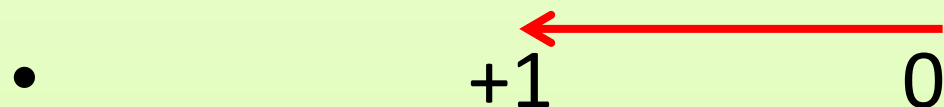
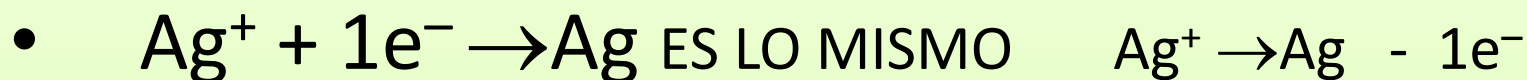
- El aumento total de los # de oxidación de los átomos que se **oxidan** es igual a la disminución total de los números de oxidación de los átomos que se **reducen**
- **ELECTRONES DADOS = ELECTRONES RECIBIDOS**

Representación

- **OXIDACIÓN**: Dar o perder electrones (o aumento en el número de oxidación).
- **Ejemplo**: $\text{Cu} - 2e \rightarrow \text{Cu}^{2+}$ ES LO MISMO $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e$

0 +2 dio o perdió 2e
de oxidación aumentó



- **REDUCCIÓN:** Recibir electrones (o disminución en el número de oxidación).

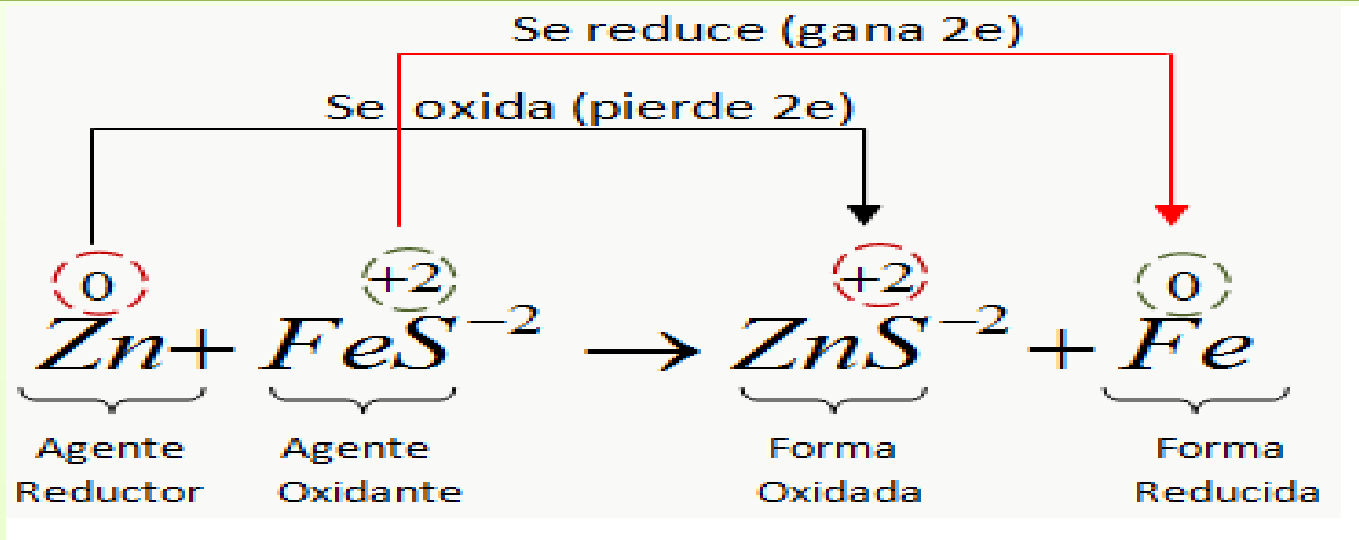
- **Ejemplo:**



- Cada una de estas reacciones se denomina **semirreacción.**

Ejemplo: Comprobar que la reacción de formación de hierro: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$ es una reacción Redox. Indicar los # de ox. de todos los elementos antes y después de la reacción

- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$
- $\begin{matrix} +3 & -2 & & +2 & -2 & & 0 & & +4 & -2 \end{matrix}$
- **Reducción:** El Fe pasa de +3 a 0 
- luego se reduce (cada átomo de Fe captura 3 electrones).
- **Oxidación:** El C aumenta su E.O. de +2 a +4 
- luego se oxida (en este caso pasa de compartir $2e^-$ con el O a compartir los 4 electrones).



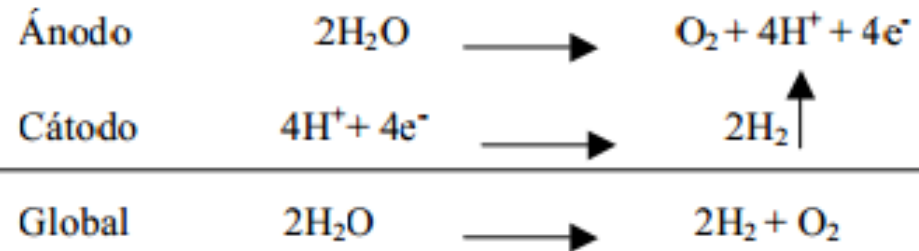
- El átomo neutro del Zn (Zn^0) pierde 2 electrones y se convierte en ion cinc (Zn^{+2}) según la siguiente reacción:
 $\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{+2} + 2e^- \dots\dots\dots$ semireacción de oxidación
- Los dos e^- que pierde el Zn son ganados por el ión ferroso (Fe^{+2}) para convertirse en **átomo** neutro (Fe^0)
- $\text{Fe}^{+2} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}^0 \dots\dots\dots$ semireacción de reducción
- El ión Zn^{+2} es forma oxidada del Zn^0 y el Fe^0 es la forma reducida del Fe^{+2}

- El ión Zn^{+2} es forma oxidada del Zn^0 y el Fe^0 es la forma reducida del Fe^{+2}
- El sulfuro ferroso FeS , se llama oxidante porque contiene al ión Fe^{+2} , que al reducirse provoca la oxidación del Zn.
- Al sulfuro de Zinc, ZnS , se le llama forma oxidada porque contiene al Zn^{+2} que es la forma oxidada del Zn^0

Dónde ocurren las redox?

- En baterías
- Una batería es una celda o una serie de celdas combinadas que pueden utilizarse como fuente de voltaje constante.
- •Batería seca.- no tienen fluidos. Ej. La celda de Leclanche (Zn, MnO₂ y amonio)
- •Batería de mercurio.- usada en medicina (es muy cara) es seca y hecha de Zn, HgO y ZnO.
- •Batería de Plomo.- usada en los automóviles(Pb, PbO₂, H₂ SO₄)
- • Baterías de Litio.- El litio es muy ligero y por lo tanto el reductor mas fuerte y da hasta 3 volts y
- puede recargarse. Son de poca duración.
- • Corrosión.- Deterioro de los metales por un proceso electroquímico.
- • Electrólisis.-se utiliza la energía eléctrica para inducir una reacción química que no es espontánea
- y se conoce como Celda Electrolítica

Electrólisis del agua:



RECORDAR ESTAS REGLAS

El H tiene +1, excepto en los hidruros (NaH hidruro de sodio, KH hidruro de potasio) que tiene -1

b) El O tiene -2 excepto en los peróxidos (H₂O₂ peróxido de hidrógeno) que tiene -1

c) Para el Na y K es de +1

d) Para el Ca, Mg, Ba es de +2

e) Para el Al es de +3

f) Si en la fórmula hay mas de dos elementos, la suma de los números de oxidación debe ser igual a cero

g) Para un elemento que no está combinado con otro es de “cero”

MÉTODO DE CAMBIO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN

1. Escribir la ecuación de la reacción.(1)
2. Asignar el número de oxidación a los átomos en ambos lados de la ecuación (aplicar [la reglas de asignación del número de oxidación](#)).
3. Identificar los átomos que se oxidan y los que se reducen. Escribir las semirreacciones y colocar el número de electrones cedidos o ganados por cada átomo.
4. El número de electrones ganados debe ser a electrones perdidos.
5. Sumar las semirreacciones
6. Llevarlas a la ecuación (1) y ajustar lo que falte



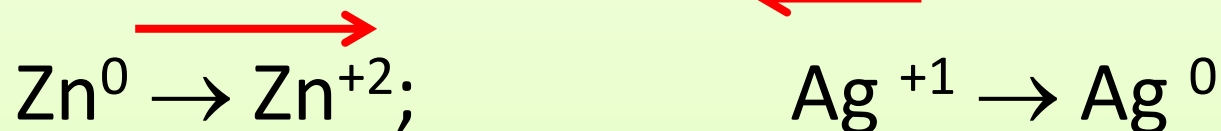


- media reacción de oxidación: $\text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{ac})} + 2\text{e}^{-}$
- media reacción de reducción: $\text{Cu}^{2+}_{(\text{ac})} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$

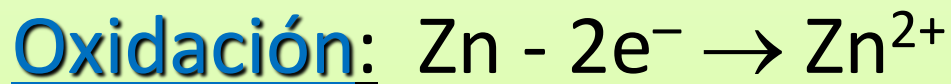
Ajustar por redox



- **Primera:** Identificar los átomos que cambian su E.O. $0 \xleftarrow{+1}$

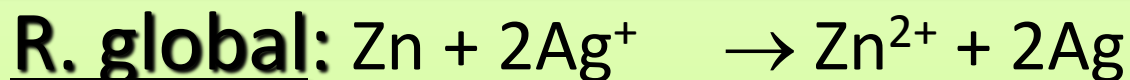
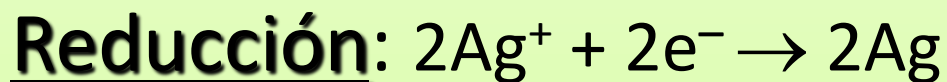
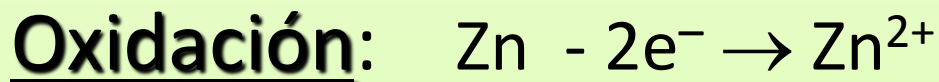


- **Segunda:** Escribir semirreacciones corespodientes ajustando el # de átomos:

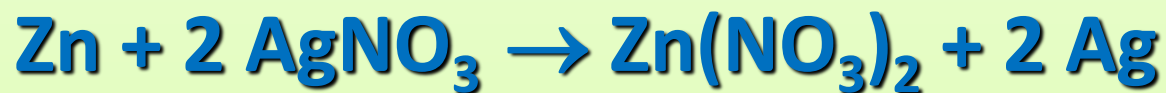


- **Tercera:** Ajustar el nº de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, éstos desaparezcan.

En el ejemplo se consigue multiplicando la segunda semirreacción por 2.



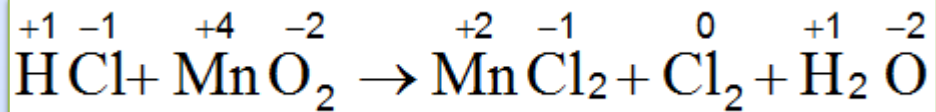
- **Cuarta:** Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y complementando con el método del tanteo y comprobando que toda la reacción queda balanceada:





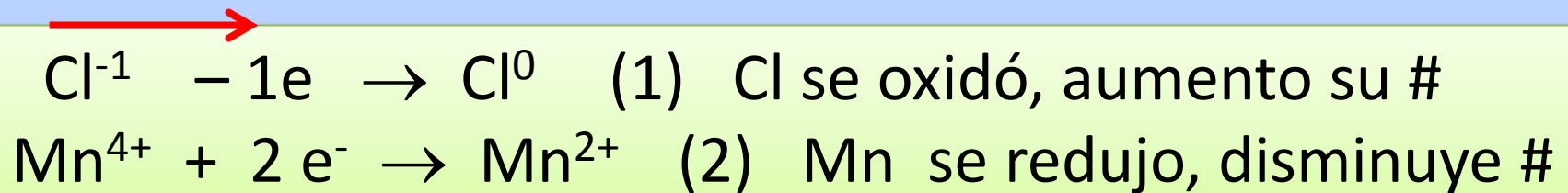
Escribir la ecuación de la reacción

Asignar el número de oxidación.



Los átomos que cambian de número de oxidación son el Cl y el Mn

Escribir las semirreacciones



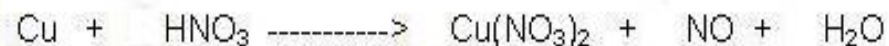
- # de e^- dados $1 e^-$
- # de e^- recibidos $2 e^-$
- Como el número de electrones ganados y perdidos tiene que ser el mismo, multiplicamos la primera ecuación por 2 y las sumamos a la segunda:
- $2^* (\text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{Cl}^0 + 1e^-)$
- $2 \text{Cl}^{-1} - 2e \rightarrow 2\text{Cl}^0$
- $\text{Mn}^{4+} + 2 e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$

- $2 \text{Cl}^{-1} + \text{Mn}^{4+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{Cl}^0$

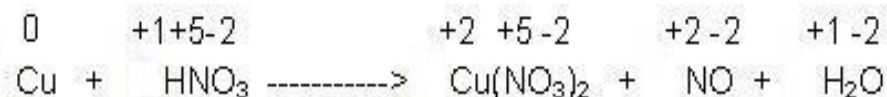
- Estos coeficientes se llevan a la ecuación inicial:
- $2 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightleftharpoons \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Como todavía no está ajustada, el resto de los átomos se ajusta por tanteo:
- $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightleftharpoons \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- Hacer la siguiente reacción



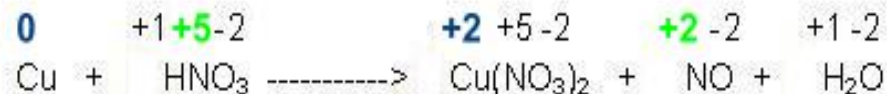
1.- Verificar que la ecuación este bien escrita y completa.



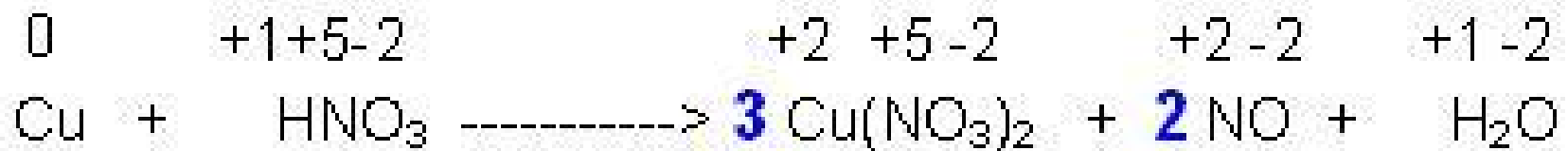
2.- Colocar los números de oxidación en cada uno de los elementos.



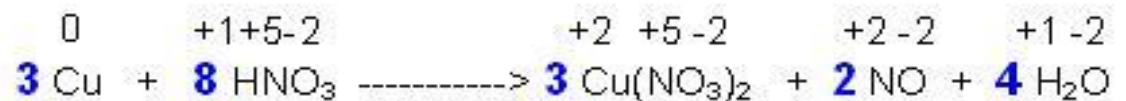
3.- Observar que números de oxidación cambiaron (un elemento se oxida y uno se reduce).



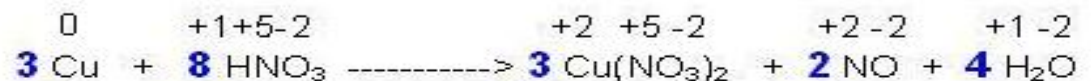
- Hacer las semirreacciones y ajuste de e^-



-Completar el balanceo por tanteo.



- Verifica la cantidad de átomos en cada miembro de la ecuación.

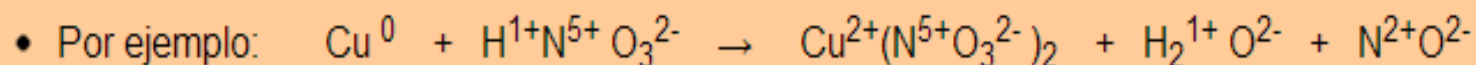


REACTIVOS	ELEMENTO	PRODUCTO
3	Cu	3
8	H	8
8	N	8
24	O	24



Paso 1. Asignar el número de oxidación de todos los elementos presentes en la reacción y reconocer los elementos que se oxidan y reducen.

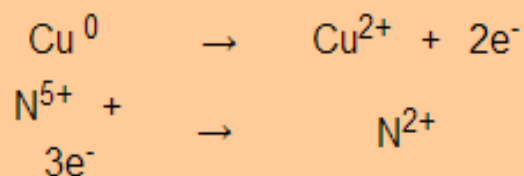
Nota: Todo elemento libre tiene número de oxidación cero.



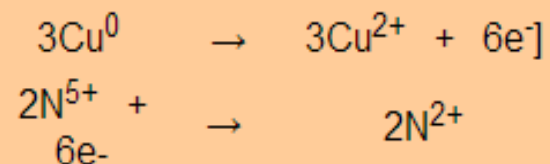
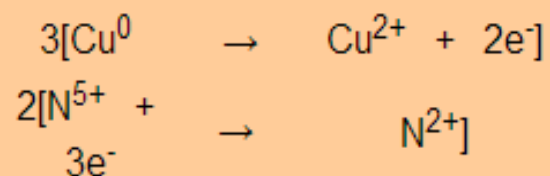
Paso 2. Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción con los electrones de intercambio.



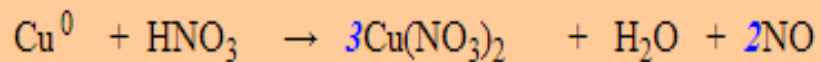
Paso 3. Balancear el número de átomos en ambos lados de las semirreacciones. En este caso están balanceados:



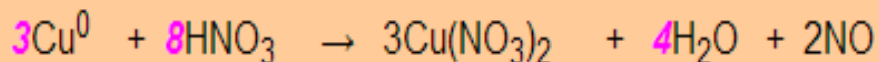
Paso 4. Igualar el número de electrones ganados y cedidos:



Paso 5 . Colocar los coeficientes encontrados en la ecuación original donde se verificó el cambio del número de oxidación:



Paso 6 . Completar el balanceo ajustando el número de átomos en ambos lados de la reacción:

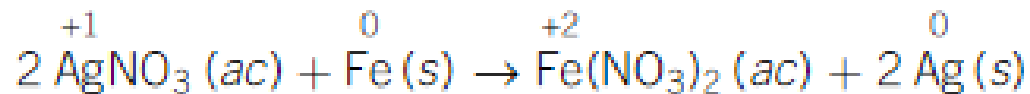


Justifica razonadamente si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones. En la reacción:



- a) Los cationes Ag^+ actúan como reductores.
- b) Los aniones actúan como oxidantes.
- c) El $\text{Fe} (\text{s})$ es el oxidante.
- d) El $\text{Fe} (\text{s})$ se ha oxidado a Fe^{2+} .
- e) Los cationes Ag^+ se han reducido a $\text{Ag} (\text{s})$.

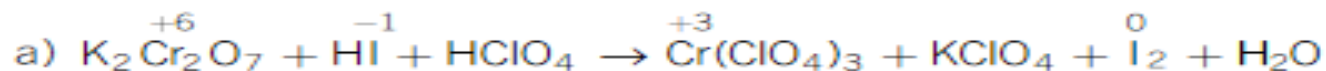
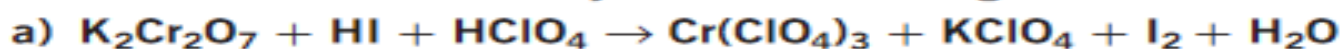
Asignamos los números de oxidación a las especies que sufren cambios:



Según esto:

- a) Falsa. $\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}^0$, la plata disminuye su número de oxidación; por tanto, está sufriendo una reducción y será la especie oxidante.
- b) Falsa. Según vemos en la reacción, los iones nitrato no modifican su estado de oxidación.
- c) Falsa. $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{+2}$, el hierro aumenta su número de oxidación, se oxida y será la especie reductora.
- d) Verdadera. Tal y como hemos visto en c).
- e) Verdadera. Tal y como hemos visto en a).

Ajustar las siguientes reacciones e indicar en cada caso las semirreacciones redox y cuáles son los agentes oxidantes y reductores.



S. oxidación: $(2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-) \cdot 3$; I^- : agente reductor.

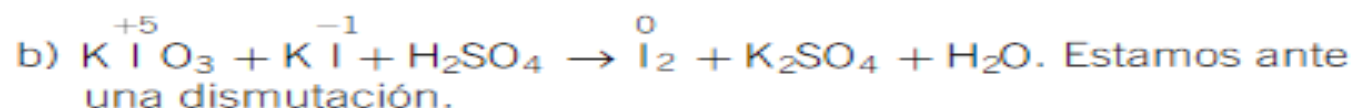
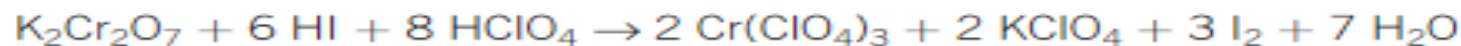
S. reducción: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$;

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$: agente oxidante.

Ecuación iónica:



Ecuación molecular:

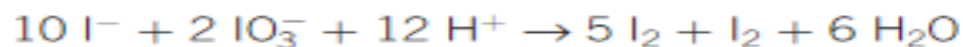


S. oxidación: $(2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-) \cdot 5$; I^- : agente reductor.

S. reducción: $2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 \text{e}^- \rightarrow \text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$;

IO_3^- : agente oxidante.

Ecuación iónica:



Ecuación molecular:



Dada la siguiente reacción:



- a) Deducir, razonando la respuesta, qué sustancia se oxida y cuál se reduce.
- b) ¿Cuál es la sustancia oxidante y cuál la reductora?
- c) Escribir y ajustar las semirreacciones de oxidación-reducción, y ajustar la reacción global.

- http://www.alonsoformula.com/inorganica/numero_oxidacion.htm