

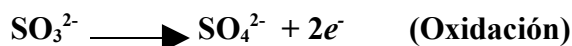
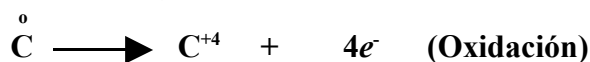
REACCIONES DE OXIDACIÓN – REDUCCIÓN (REDOX)

Hasta ahora usted ha balanceado ecuaciones químicas sencillas por simple inspección o tanteo. Muchas ecuaciones son demasiado complejas para que este procedimiento de balanceo por tanteo resulte práctico.

Las reacciones de **óxido-reducción** comprenden la transferencia de electrones de un reactivo a otro, y en estos casos, el balanceo se efectúa aplicando procedimientos sistemáticos. Este capítulo está dedicado a los métodos comúnmente usados para el balanceo de estas ecuaciones, a saber: **el método del número de oxidación** y **el método de la media reacción (o del ión-electrón)**.

Antes de estudiar estos dos métodos de balanceo o igualación de ecuaciones REDOX daremos unas definiciones importantes:

Oxidación: Se refiere a la media reacción donde un átomo o un grupo de átomos pierden e^- . En este caso el número de oxidación de la especie que se oxida tiende a aumentar.



Reducción: Se refiere a la media reacción donde un átomo o un grupo de átomos ganan e^- . En este caso el número de oxidación de la especie que reduce disminuye.



Agente Oxidante: Es la sustancia que se reduce (gana e^-) provocando la oxidación de otra.

Ejemplo: el hierro metálico (Fe^0), el carbono (C^0) y el sulfito de los ejemplos anteriores.

Agente Reductor: Es la sustancia que se oxida (pierde e^-) provocando la reducción de otra.

Ejemplo: el nitrato, el ion N^{5+} y el cloro elemental (Cl_2^0) de los ejemplos anteriores.

En una reacción REDOX siempre habrá una sustancia que se oxida (pierde e^-) para que otra pueda reducirse (ganar e^-), es decir, habrá un agente reductor y un agente oxidante. Algunas veces es una misma sustancia la que se oxida y se reduce a la vez, en este caso se trata de una *dismutación*. Muchas de las reacciones que hemos visto son realmente reacciones de oxidación – reducción, ya que si calculamos los números de oxidación de cada uno de los átomos o iones involucrados en la reacción encontraremos que a varios les ha cambiado su número de oxidación. Algunos autores tienden a clasificar los tipos de reacciones como:

- ❖ Reacciones Ácido – Base (Neutralización)
- ❖ Reacciones de Precipitación (básicamente las de Doble desplazamiento)
- ❖ Reacciones REDOX:
 - De Combinación
 - De Descomposición
 - De desplazamiento

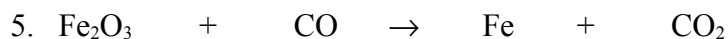
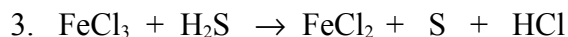
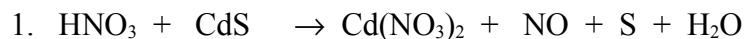
- Reacciones más “complejas” que las anteriores (incluyendo las de dismutación serán estudiadas a continuación)

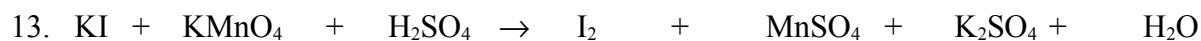
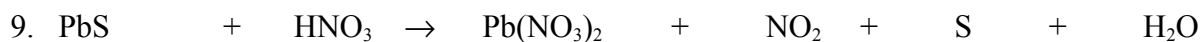
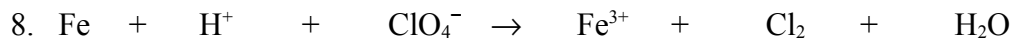
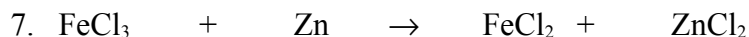
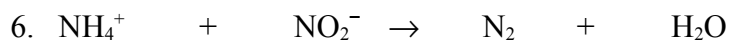
La única manera segura de identificar un proceso REDOX es comparando los números de oxidación de todos los elementos presentes en los reactivos y productos, cualquier cambio en el número de oxidación garantiza que la reacción es REDOX.

Recordemos las siguientes reglas sobre el cálculo de los números de oxidación:

- 1) La suma de los números de oxidación de todos los átomos que forman un compuesto siempre debe ser igual a cero ($\square = 0$).
- 2) La suma de los números de oxidación de todos los átomos que forman un ion poliatómico siempre debe ser igual a la carga de dicho ion ($\square = \text{carga}$).
- 3) El número de oxidación de todo elemento que se encuentre en estado libre, o sea sin combinarse con ningún otro elemento, es cero (0). Ejemplo: Fe, Cu, H₂, O₂, Cl₂, etc.
- 4) El número de oxidación del oxígeno es, por lo general, 2 – (en los óxidos y en los iones poliatómicos). Son algunas excepciones: en el ion peróxido (O₂²⁻) donde su número de oxidación es 1 – y en el ion superóxido (O₂¹⁻) donde su número de oxidación es – 1/2.
- 5) El hidrógeno tiene número de oxidación igual a 1+, excepto cuando está enlazado con metales en compuestos binarios (hidruros) donde su número de oxidación es 1 –. Ejemplo: NaH, CaH₂, etc.
- 6) En el caso de los halógenos el número de oxidación del flúor en todos sus compuestos es 1 –, sin embargo Cl, Br, I pueden tener número de oxidación 1 – cuando son halogenuros o 1+, 3+, 5+ y 7+ cuando aparecen en sus respectivos iones poliatómicos.

Haga la prueba con las siguientes ecuaciones, identifique las especies que se oxidan y se reducen, señale el agente oxidante y el agente reductor:





Todas estas ecuaciones son REDOX, ya que en cada una de ellas ha cambiado el número de oxidación de algunos iones, es decir ha habido transferencia de electrones. Pretender balancearlas por tanteo o simple inspección es una misión “casi imposible”. Para su balance se pueden utilizar los dos métodos que veremos a continuación, pero es imprescindible distinguir entre un método y el otro para evitar confundirse al momento de aplicar los pasos de cada uno de ellos.

MÉTODO ELECTRÓN VALENCIA (DEL N^o. DE OXIDACIÓN)

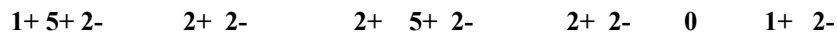
Recibe este nombre porque para aplicarlo hay que revisar los números de oxidación (valencias) de cada elemento en la ecuación para posteriormente saber que especie se oxidó y cual se redujo. Podemos resumir los pasos de este método así:

- 1) Calcular los números de oxidación de cada uno de los elementos que aparecen tanto en los reactivos como en los productos de la ecuación. Esto permite identificar las especies oxidada y reducida.
- 2) Se escriben las semi – reacciones de oxidación y de reducción para las especies identificadas en el paso anterior. Recordemos que en la oxidación los electrones se colocan como productos porque se han liberado, mientras que en la reducción los electrones deben ir a la derecha porque se requieren (reactivos) para que se de la misma.
- 3) Se iguala la cantidad de electrones que se perdieron en la oxidación con la cantidad de electrones que se ganaron en la reducción, para ello se tendrá que multiplicar cada semi – reacción por los coeficientes apropiados.
- 4) Se suman las dos semi – reacciones (de oxidación y reducción). Esto significa que a la izquierda de la ecuación deberán quedar el agente reductor y el agente oxidante, mientras que a la derecha deberán quedar los productos de la oxidación y la reducción de estas especies. Al sumar las semi – reacciones se simplifica la cantidad de electrones perdidos y ganados (esto garantiza que los electrones han sido transferidos cuantitativamente, no pueden faltar ni sobrar e⁻).
- 5) Los coeficientes obtenidos en el paso anterior sirven para ajustar la ecuación original, no obstante, en la mayoría de las reacciones es necesario terminar el balance por simple inspección o tanteo. Precisamente esta es la desventaja de este método en comparación con el método ion – electrón que veremos más adelante.

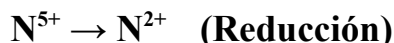
Apliquemos estos pasos para balancear algunos ejemplos:



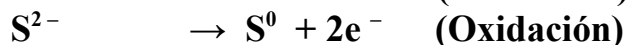
Calculando todos los números de oxidación tendremos:



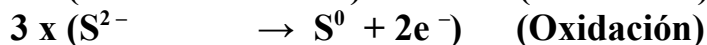
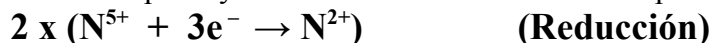
Las especies que han cambiado son: N⁵⁺ a N²⁺ y S²⁻ a S⁰. Por consiguiente las correspondientes semi – reacciones son:



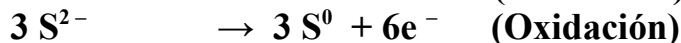
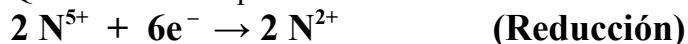
Colocándoles la cantidad de electrones perdidos y ganados en cada caso tendremos:



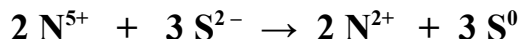
Vemos que para igualar la cantidad de electrones transferidos tenemos que multiplicar la semi – reacción de reducción por 2 y la semi – reacción de oxidación por 3:



Quedándonos después:



Al sumar las dos semi – reacciones nos quedará:

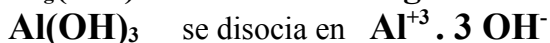


Si colocamos estos coeficientes en la ecuación original nos quedará:



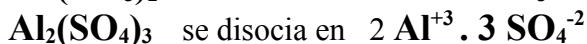
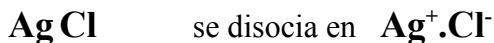
Las sales se disocian en el catión positivo y el OH^-

Ejemplo:



Las sales se disocian en catión positivo y el anión negativo.

Ejemplo:

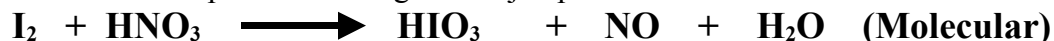


El método del ión-electrón es, en general, un poco más largo (pero no más difícil) que el del número de oxidación; sin embargo, por ser más sistemático, es menos probable que conduzca a error. Además este método es más práctico cuando se trate de balancear ecuaciones iónicas, que el método del número de oxidación y se evita estar calculando los números de oxidación de cada elemento para saber cuál elemento se oxida y cuál se reduce, ya que aquí se oxida el que pierda e^- , es decir, la ecuación donde aparezcan los e^- , hacia la derecha; y se reduce el que gane e^- , es decir la ecuación donde aparezcan los e^- , hacia la izquierda. En este método se trabaja con las especies disociadas, que por lo general son iones monoatómicos e iones poliatómicos.

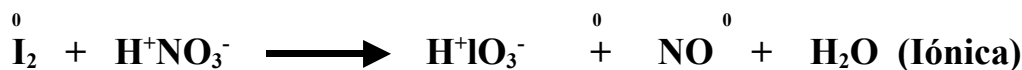
PASOS PARA IGUALAR ECUACIONES POR IÓN-ELECTRÓN

1. Si la ecuación está en forma molecular hay que pasarla a forma iónica. Aquí hay que tener en cuenta que los elementos libres, los óxidos, el H_2O y el H_2O_2 no se disocian, sólo se disocian los electrolitos (ácidos, bases y sales).

Ilustraremos todos los pasos con el siguiente ejemplo:



Se pasa a la forma iónica;



2. Se escribe por separado el esqueleto de las ecuaciones iónicas parciales del agente oxidante y el agente reductor.



3.- Se balancea por tanteo (inspección) los átomos distintos a los de **H** y **O** (se balancearán pronto):





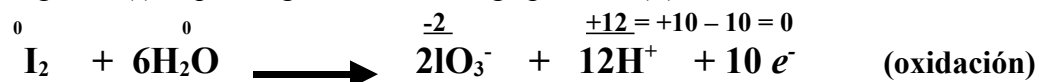
4. Igualar los átomos de oxígenos agregando moléculas de H_2O para balancear los oxígenos:



5. Igualar los átomos de hidrógenos, colocando iones H^+ (iones hidrógenos) donde falta hidrógeno.



6. Contar la carga total en ambos lados de cada ecuación parcial y agregar e^- en el miembro deficiente en carga negativa (-) o que tenga exceso de carga positiva (+)

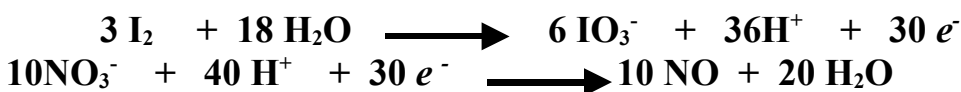
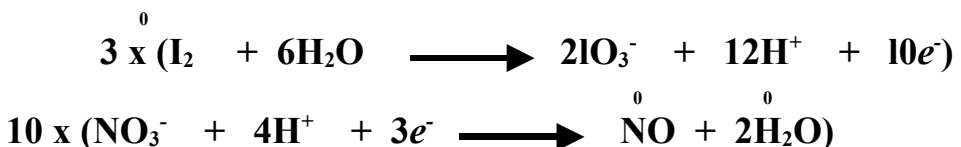


Estos pasos aquí son comunes para reacciones en medio ácidos, neutros o básicos (alcalinos).

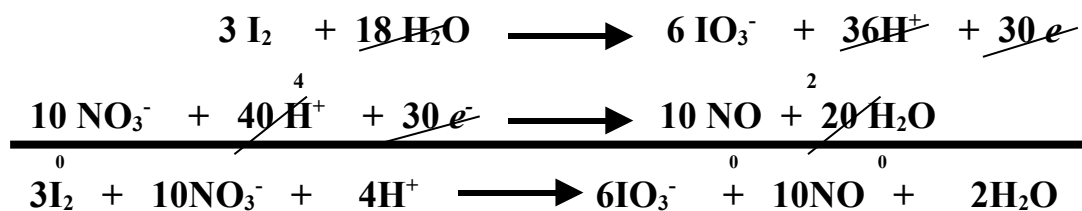
- ❖ Si la reacción está en medio básico o alcalino después de haber colocado los e^- se debe: “agregar a cada miembro de las ecuaciones parciales tantos OH^- como H^+ haya. Combinar los H^+ y OH^- para formar H_2O y simplificar el agua que aparezca duplicado en ambos miembros”.

Nota: En esta ecuación no se realiza porque no tiene OH^- , es decir, no está en medio básico (está en medio ácido, HNO_3).

7. Igualar el número de e^- perdidos por el agente reductor, con los e^- ganados por el agente oxidante, multiplicando las ecuaciones parciales por los números mínimos necesario para esto.

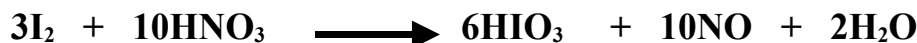


8. Súmese las dos medias reacciones cancelando cualquier cantidad de e^- , H^+ , OH^- o H_2O que aparezca en ambos lados, con lo cual se obtendrá la ecuación finalmente balanceada.



- ☞ Si la ecuación fue dada originalmente en forma iónica, ésta es la respuesta del problema.
- ☞ Si la ecuación fue dada originalmente en forma molecular; se trasladan estos coeficientes a la ecuación molecular y se inspeccionan el balanceo de la ecuación.

La ecuación molecular balanceada es:



A diferencia del método electrón – valencia, con el método ion – electrón se logra el balance neto de la ecuación (no es necesario terminar de balancearla por tanteo).

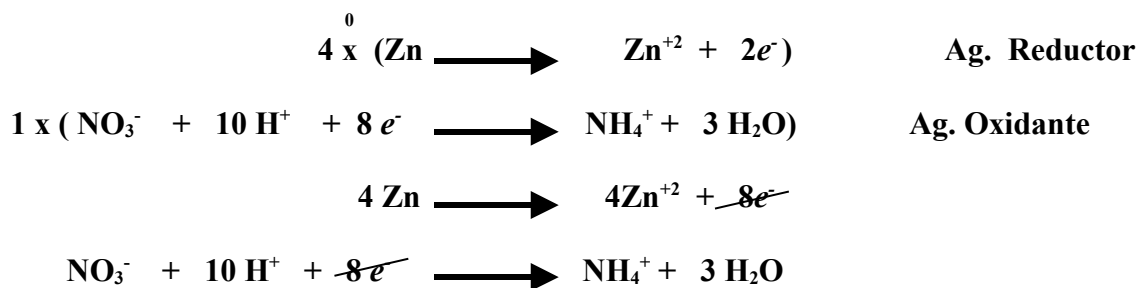
Problemas Resueltos:

Balancee por el método del ión-electrón las siguientes reacciones:

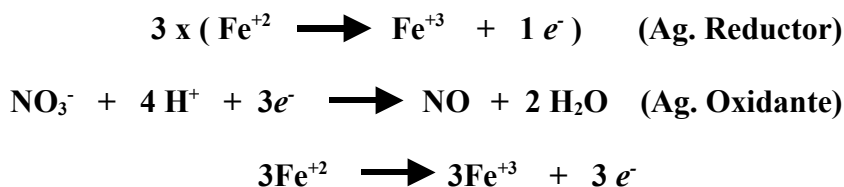
- a) $\text{Zn} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Zn}^{+2} + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{Fe}^{+2} + \text{NO}_3^- \longrightarrow \text{Fe}^{+3} + \text{NO}$ (solución ácida)
- c) $\text{MnO}_4^- + \text{I}^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{MnO}_2 + \text{I}_2 + \text{OH}^-$
- d) $\text{ClO}_3^- + \text{I}^- \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{I}_2$ (solución básica)

Soluciones:

a) La ecuación está en forma iónica y está en medio ácido por contener iones hidrógenos H^+ . Escribimos las ecuaciones iónicas parciales del agente oxidante y reductor, y le aplicamos todos los pasos:



b) La ecuación está en solución ácida no tiene los iones de H^+ pero al balancearla le colocaremos los iones de H^+ y H_2O .

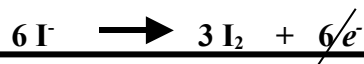
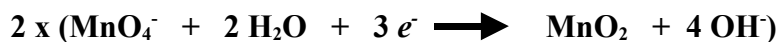
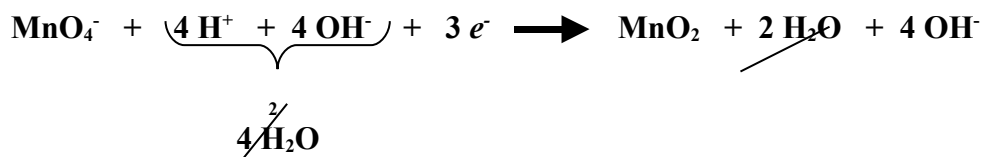




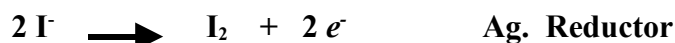
c) La ecuación está en medio alcalino por presencia de OH^- . Se realizan los pasos comunes hasta el 6 y luego se agrega a cada miembro tanto OH^- como H^+ haya, luego se eliminan los H^+ formando agua y se eliminan los H_2O duplicados en ambos miembros.

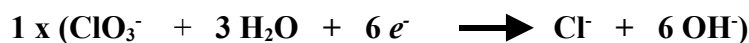
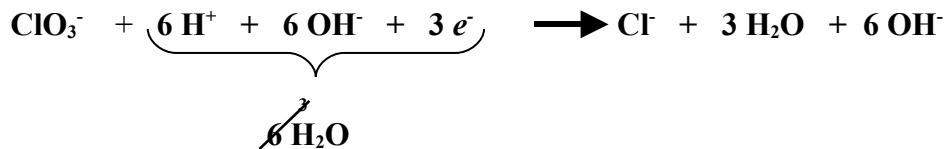


Ahora agrego al agente oxidante a la izquierda y a la derecha 4OH^- , combino los 4OH^- con 4H^+ y formo $4 \text{H}_2\text{O}$ y elimino $4 \text{H}_2\text{O}$ a la izquierda con $2 \text{H}_2\text{O}$ a la derecha y nos quedan $2 \text{H}_2\text{O}$ a la izquierda.



d) Se nos indica que la solución es básica, no aparecen los iones OH^- , pero éstos los colocaremos junto con el agua al balancear la ecuación.





Balancee por medio de la media reacción e indique cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor.

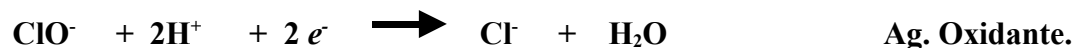
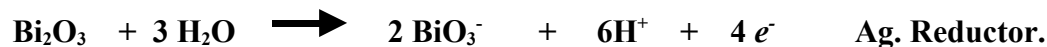


Soluciones:

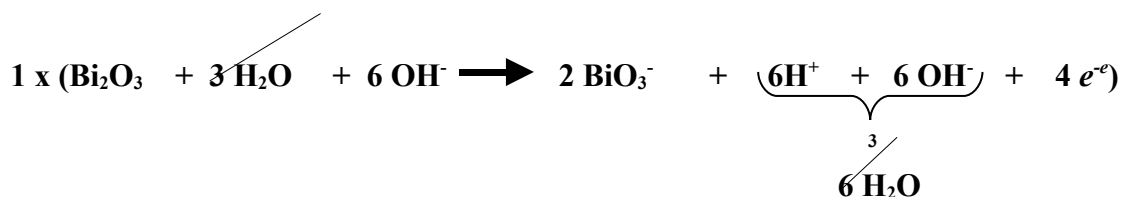
a) Esta ecuación están en forma molecular, debemos pasarla a forma iónica (disociada).

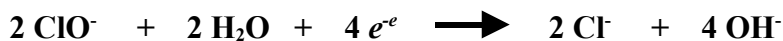
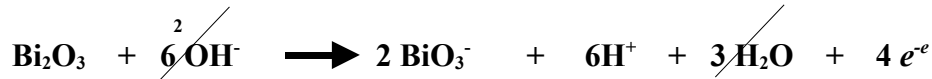
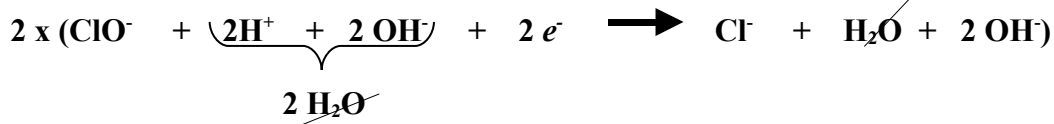


Se escriben las ecuaciones iónicas parciales de los agentes oxidante y reductor.



Como está en medio alcalino por contener iones OH^- (KOH), se deben eliminar los H^+ que colocamos agregando en ambos miembros de cada semi-reacción tantos OH^- como H^+ haya, luego combinar los H^+ para formar H_2O y eliminar el H_2O duplicando en ambos miembros.





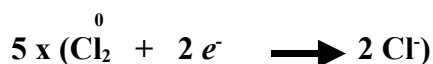
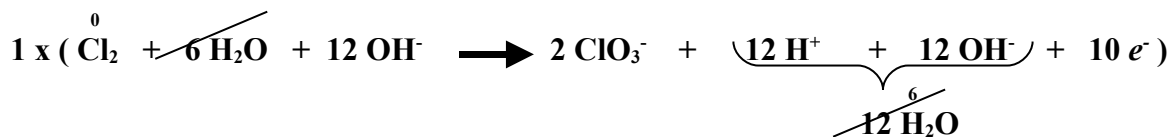
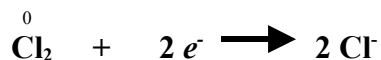
Si trasladamos los coeficientes a la ecuación molecular nos queda:



b) Esta reacción es en solución básica por la presencia de KOH. Esta es una reacción de dismutación, porque en este caso el cloro elemental (de número de oxidación cero) se oxida y se reduce a la vez.



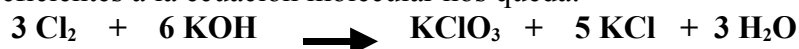
Se escriben las ecuaciones iónicas parciales de los agentes oxidante y reductor



Simplificando tenemos:



Si trasladamos estos coeficientes a la ecuación molecular nos queda:



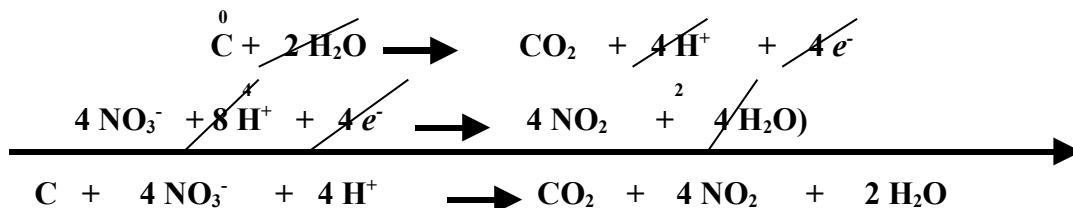
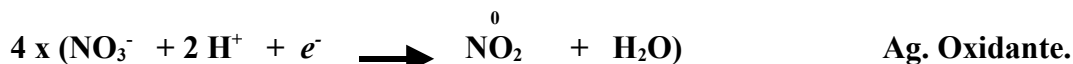
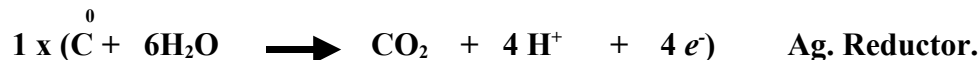
Reacciones de Oxidación – Reducción

Lic. Anel Adames S

c) Esta reacción está en solución ácida por la presencia de HNO_3 Ácido trioxonítrico (V) o trioxonitrato (V) de hidrógeno, tradicionalmente llamado ácido nítrico.



Se escriben las reacciones iónicas parciales de los agentes: oxidante y reductor.



Si se trasladan los coeficientes a la ecuación molecular nos quedará:



PROBLEMAS PARA PRÁCTICA

Balancar las siguientes ecuaciones aplicando el método ion – electrón en medio ácido:

1. En disolución acuosa y medio ácido el ion permanganato oxida al ion hierro (II) para dar ion hierro (III). En este proceso el ion permanganato se reduce a ion manganeso (II). Ajuste la correspondiente ecuación iónica por el método del ion-electrón.

2. El dicromato de potasio, en medio ácido, oxida a los iones cloruro, hasta cloro diatómico, reduciéndose a cromo (III). Escriba y ajuste por el método ion-electrón.

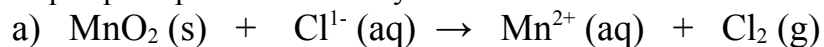
3. Dada la reacción: $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + \text{MnO}_2 + \text{SO}_4^{2-}$. Ajustarla por el método del ion-electrón en medio básico.

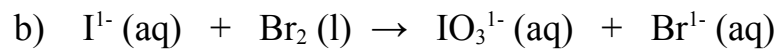
4. La reacción de ácido clorhídrico con dióxido de manganeso genera cloruro de manganeso (II), cloro gaseoso y agua. Escriba la reacción molecular ajustada por el método del ion-electrón.

5. El nitrato de potasio reacciona con el cinc metálico en presencia de ácido sulfúrico para dar sulfato de cinc, sulfato de amonio, sulfato de potasio y agua. a) Ajuste la reacción por el método ion - electrón. b) Indique los agentes oxidante y reductor.

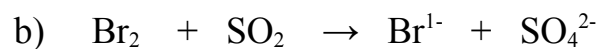
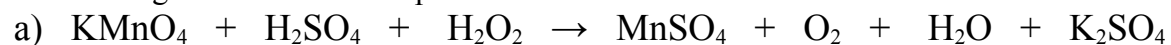
6. Dada la reacción $\text{HCl} + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Ajústela por el método del ion-electrón. Recuerde disociar todos los ácidos y las sales a sus respectivos iones.

7. Las siguientes reacciones transcurren en medio ácido. Ajústelas, completándolas si es necesario con H^+ / H_2O . Indique qué especies se oxidan y cuáles se reducen.





8. Balancear las siguientes ecuaciones por el método ion – electrón en medio ácido:



9. Balancear las siguientes ecuaciones por el método ion – electrón en medio básico:

