

Reacciones de Transferencia de Electrones

- Concepto de oxidación-reducción.
- Número de oxidación.
- Ajuste de reacciones redox.
- Pilas Galvánicas.
- Potenciales de electrodo.
- Serie electroquímica
- Fuerza electromotriz.
- Electrólisis
- Leyes de Faraday



<http://quimica.laguia2000.com/>

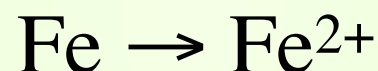
Concepto de Oxidación-Reducción

El concepto de oxidación-reducción ha evolucionado desde que Lavoisier hiciera referencia a él atendiendo a la ganancia o pérdida de oxígeno por parte de algunas sustancias.

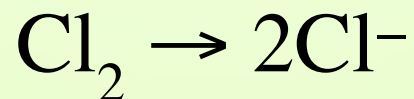
Actualmente aceptamos el “concepto electrónico” que permite explicar estos equilibrios incluso en los casos en los que no intervengan ni oxígenos ni hidrógenos.

Concepto de Oxidación-Reducción

Hay oxidación siempre que un átomo o grupo atómico pierde electrones o aumente su carga positiva.



Hay reducción siempre que un átomo o grupo de átomos gana electrones, aumente su carga negativa o disminuya su carga positiva.



Concepto de Oxidación-Reducción

Estos fenómenos de variación de la carga de las especies se produce por la ganancia o la pérdida de electrones.

Es imposible que existan procesos de oxidación o reducción aislados.

Hablaremos siempre de procesos de Oxidación-reducción.

Procesos REDOX

Concepto de Oxidación-Reducción

Sustancias ...

OXIDANTES

- Captan electrones.
- Se reducen.
- Producen la oxidación de otras sustancias.

REDUCTORAS

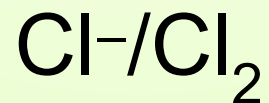
- Ceden electrones.
- Se oxidan.
- Producen la reducción a otras sustancias.

Concepto Oxidación-Reducción

Cada pareja de especies en su forma oxidada y reducida se conoce como

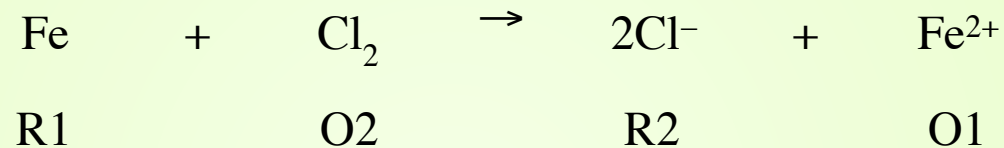
PAR REDOX

Como ejemplos tenemos



Concepto Oxidación-Reducción

La reacción entre estas especies sería



Tenemos indicado quien actúa como oxidante o reductor en el proceso. Esto es semejante a lo que ya estudiamos en los equilibrios ácido/base.

El carácter reductor/oxidante de cada especie depende de la sustancia con la que se combine.

Número de Oxidación

El número de oxidación de un elemento es la carga que tendría un átomo de éste si él o el compuesto del que forma parte fuera iónico.

Para el caso de especies iónicas, la determinación es sencilla, ya que coincide con la carga que soporta en el compuesto.

En el cloruro de sodio: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Para el Na tendríamos un N.O. = +1

¿Sabes cuál sería el del Cl^- ?

Para el caso de especies covalentes, tendremos que suponer la existencias de “cargas ficticias” sobre los átomos del elemento en la moléculas.

Así tenemos que el número de oxidación ...

- De un elemento en su estado natural es 0.
- Del Oxígeno es -2, salvo en peróxidos que es -1 y cuando se combina con Flúor que es +2 ó +1.
- Del Hidrógeno es -1 cuando se combina con metales y +1 en caso contrario.
- De los metales del grupo 1 es siempre +1 y el de los del grupo 2 es +2.
- De los halógenos en haluros es -1

La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos que forman un compuesto debe:

Ser cero en compuestos neutros.

Igual a la carga en iones (átomos o grupos atómicos)

Determina el número de oxidación del:

- Cl en el KClO_3
- Cr en el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$
- C en el propan-1,2,3-triol
- Mn en el KMnO_4
- Fe en el FeCl_3
- S en el CaSO_4
- P en el AlPO_4
- U en el UO_2^{+2}

En un proceso REDOX algún elemento experimenta un cambio de su número de oxidación.

Determina si los siguientes procesos son o no REDOX.

1. $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$
2. $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
3. $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

En los siguientes compuestos el Carbono tiene valencia 4. Calcula con qué número de oxidación actúa en cada caso:

Metano – Tetracloruro de carbono– Metanol – Metanal – Ácido metanóico.
¿Qué conclusión sacas de los resultados?

Ajuste de Reacciones REDOX

Para ajustar estas reacciones además de tener en cuenta el principio de conservación de la masa de Lavoisier tendremos que considerar el de conservación de la carga y la igualdad entre electrones cedidos y captados por las especies que intervengan en el equilibrio.

Usaremos el método del Ión-Electrón.

Distinguiremos dos casos:

- Reacciones en medio ácido.
- Reacciones en medio básico.

Ajuste de Reacciones REDOX en Medio Ácido

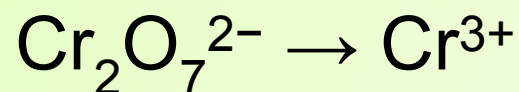
Se basa en descomponer la reacción en dos semireacciones, la de reducción y la de oxidación.

Como ejemplo:

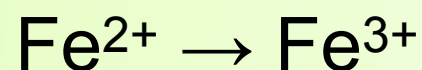
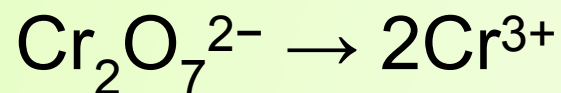
En medio ácido el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ oxida al Fe^{2+} a Fe^{3+} pasando él a Cr^{3+} produciéndose además agua.

Empezaremos identificando las sustancias que se oxidan y se reducen. Una vez hecho esto los pasos a seguir son los siguientes.

Formular las semireacciones correspondientes a la oxidación y la reducción ajustando, si es necesario, los elementos característicos.

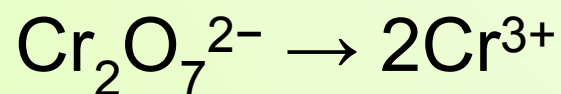


quedaría como

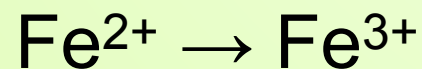
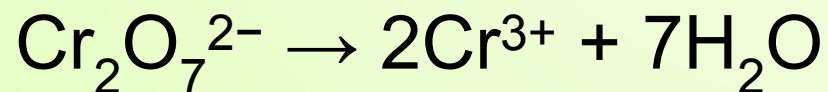


queda igual

Igualar los oxígenos, si es necesario, añadiendo donde sea necesario moléculas de agua.

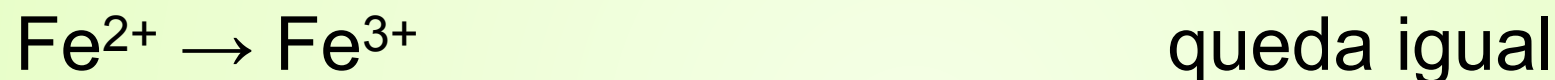
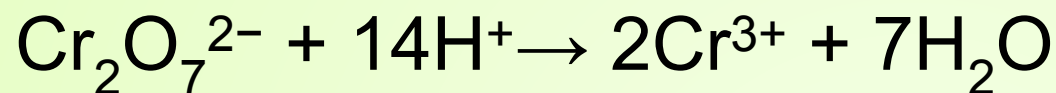
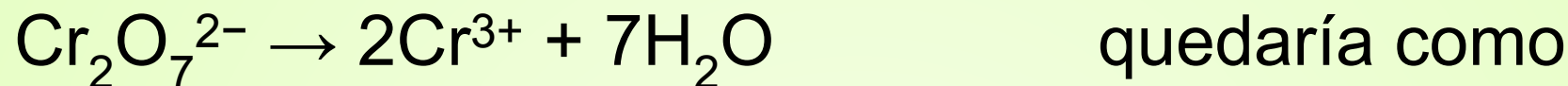


quedaría como

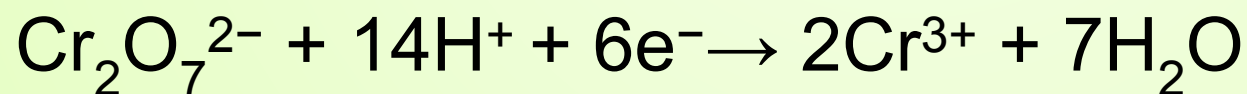
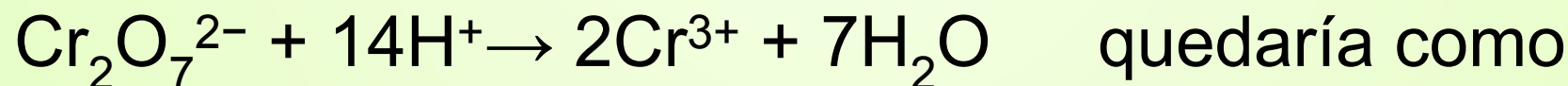


queda igual

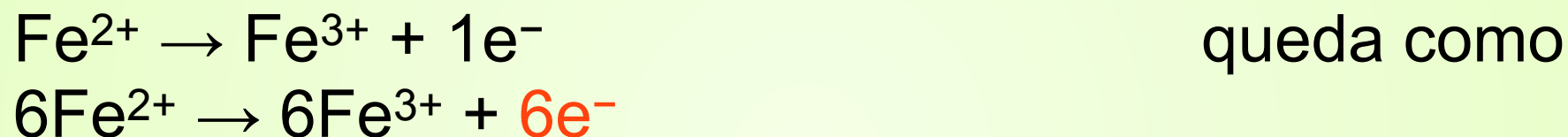
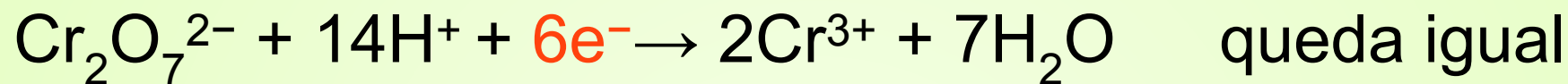
Igualamos átomos de hidrógeno, si fuera necesario, añadiendo H^+



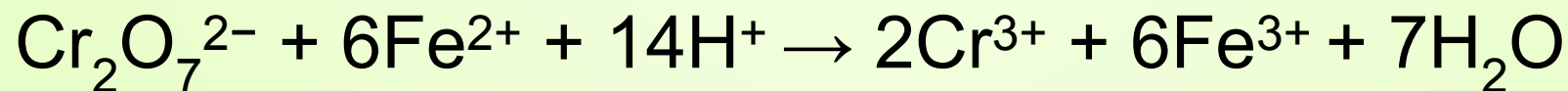
Ajustamos electrónicamente las semireacciones añadiendo electrones donde sea necesario.



Ahora es necesario equilibrar los electrones. Han de perderse en la semireacción de oxidación tantos como se ganan en la de reducción.



Por último sumamos las dos semireacciones y reordenamos un poco las especies.



Ésta es la ecuación en forma iónica.

Normalmente estos iones aparecen como sales con cationes o aniones que no intervienen en el proceso REDOX

Ajuste por el método del Ión-Electrón la reacción de oxidación del sulfato de hierro (II) por acción del dicromato de potasio en medio ácido en la que se forma sulfato de hierro (III), sulfato de potasio, sulfato de cromo (III) y agua.

Ajuste por el método del Ión-Electrón la siguiente reacción:



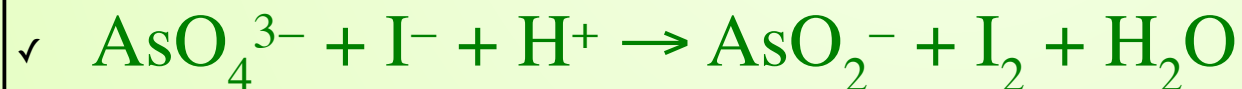
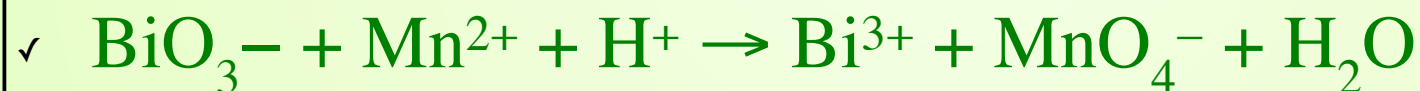
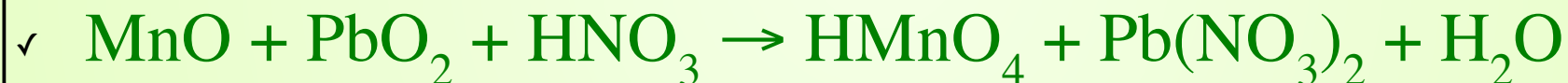
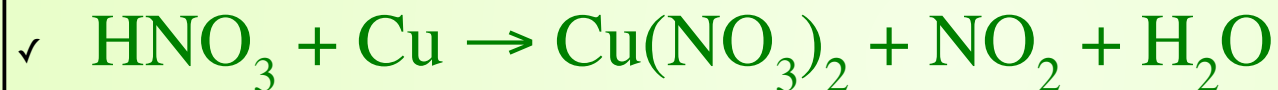
Ejercicio

El dióxido de manganeso y el yoduro de potasio reaccionan, en presencia de ácido sulfúrico, para dar sulfato de manganeso (II), yodo, sulfato de potasio y agua.

Ajusta dicha reacción por el método del Ión-Electrón. Calcula los gramos de yodo que se obtendrán como máximo, partiendo de 1 Kg de pirolusita, cuya riqueza en dióxido de manganeso es del 80%.

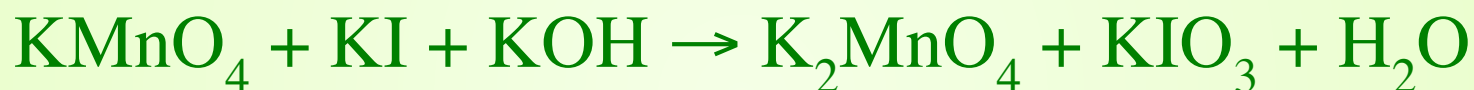
Ejercicio

Ajustar las siguientes reacciones utilizando el método del Ión.Electrón.



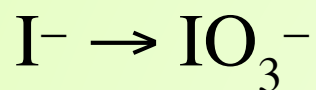
Ajuste de Reacciones REDOX en Medio Alcalino

Ajustar por el método del Ion-Electrón la siguiente ecuación redox:

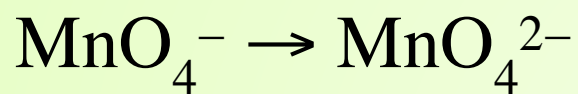


Empezaremos identificando las sustancias que se oxidan y se reducen. Una vez hecho esto los pasos a seguir, algunos de los cuales difieren del caso anterior, son los siguientes.

Formular las semireacciones correspondientes a la oxidación y la reducción ajustando, si es necesario, los elementos característicos.

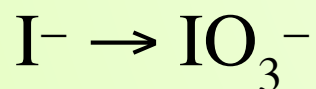


quedaría igual

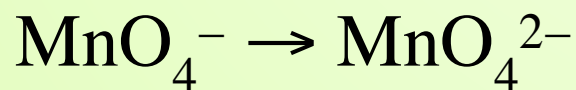
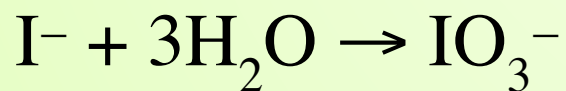


quedaría igual

Igualaremos oxígenos añadiendo moléculas de agua donde sea necesario, del mismo modo que hacíamos en el ajuste en medio ácido.

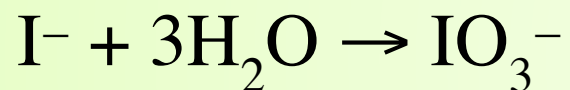


quedaría...

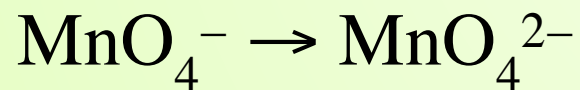
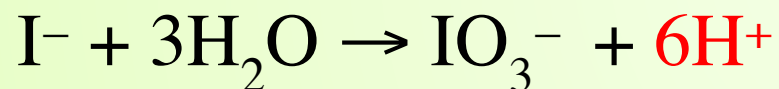


queda igual

Igualaremos hidrógenos añadiendo H^+ donde hagan falta, tal y como hacíamos en el ajuste en medio ácido

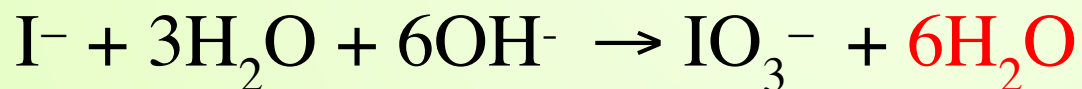
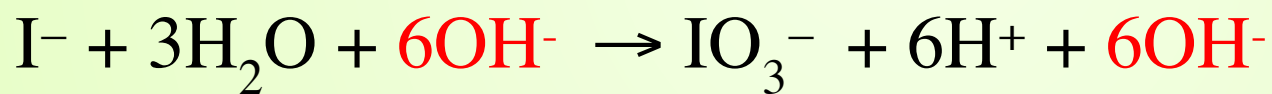


quedaría como

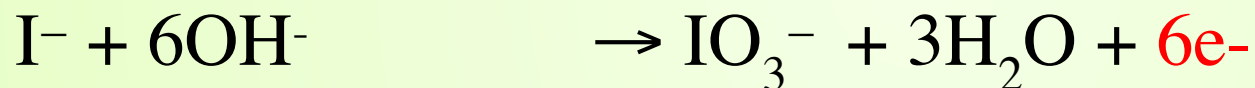


queda igual

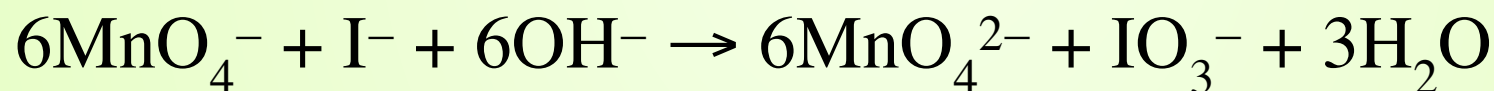
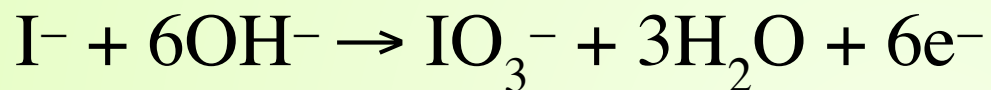
Estamos realizando un ajuste en medio básico, por lo que no deben aparecer H^+ . Añadiremos tantos OH^- en ambos miembros, como sea necesario para que, al combinarlos con los H^+ , podamos formar moléculas de agua.



Ahora es necesario añadir los electrones intercambiados, esto hará que se ajusten las cargas en las semireacciones.



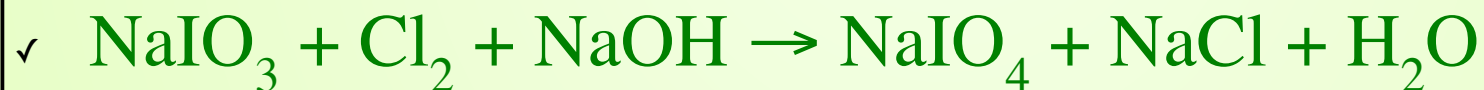
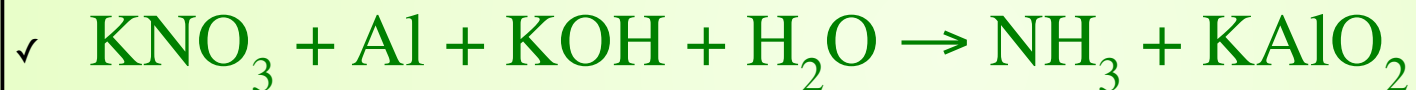
Tenemos ahora que sumar las dos semireacciones equilibrando el número de electrones ganados y perdidos.



Ésta es la ecuación en forma iónica.

Ejercicio

Ajustar las siguientes reacciones utilizando el método del Ión-Electrón.



Fin de la Primera Parte

