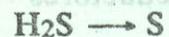


Para nuestro ejemplo, el agente reductor es el H_2S , puesto que el azufre aumenta su estado de oxidación de -2 a 0 en el azufre elemental S.



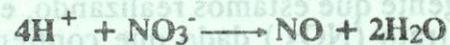
4.- Ahora se igualan las ecuaciones parciales en cuanto al número de átomos de cada elemento. En las disoluciones ácidas o neutras se puede añadir H_2O y H^+ para conseguir que se igualen los átomos de oxígeno e hidrógeno. Se empieza por los de oxígeno.

Por cada átomo de oxígeno de más en algún miembro de la ecuación se asegura la igualación agregando una molécula de H_2O en el otro miembro y luego se emplean H^+ para igualar los hidrógenos.

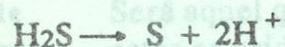
Que quede claro que no se emplean moléculas de O_2 ni H_2 para igualar estos átomos, a menos que de por sí en esta forma estén participando en la ecuación.

Por otro lado, si la solución es básica se puede utilizar OH^- .

Para nuestro ejemplo, la ecuación del agente oxidante se agregan $2\text{H}_2\text{O}$ para igualar los oxígenos del lado derecho de la ecuación y por lo tanto, para igualar los hidrógenos se añaden 4H^+ del lado izquierdo de la ecuación, quedando:



y para el agente reductor, la ecuación se iguala añadiendo 2H^+ en el lado derecho de la misma.



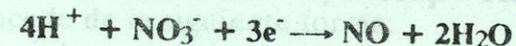
5.- Si un elemento que sufre un cambio en el estado de oxidación forma complejos en uno de sus estados de oxidación con algún otro elemento, deben igualarse los grupos que formaron complejos con una especie de este elemento en el

mismo estado de oxidación con que se encuentra en el complejo.

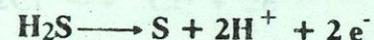
6.- Se igualan cada ecuación parcial en cuanto al número de cargas añadiendo electrones en el primero o segundo miembro de la ecuación. Si se han seguido correctamente las reglas anteriores, se encontrarán con que hay que agregar electrones en el primer miembro de la ecuación parcial del agente oxidante y en el segundo miembro de la ecuación parcial del agente reductor.

Para nuestro ejemplo:

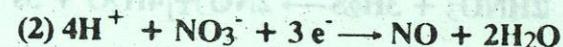
a) Por el paso 4 nos podemos dar cuenta que para el primer miembro la carga sería $+4 - 1 = +3$, y en el segundo miembro es 0; por lo que se deben añadir 3 electrones en el primer miembro para equilibrar las cargas:



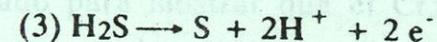
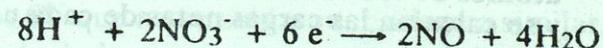
b) Por otro lado, para la ecuación del agente reductor en el primer miembro, la carga es 0 y en el segundo es +2 por lo que deben agregarse 2 electrones a éste.



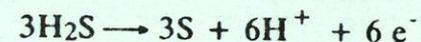
7.- Hay que igualar la cantidad de electrones perdidos y ganados en las 2 ecuaciones anteriores, multiplicando las ecuaciones por algún número que iguale a los electrones.



quedaría:

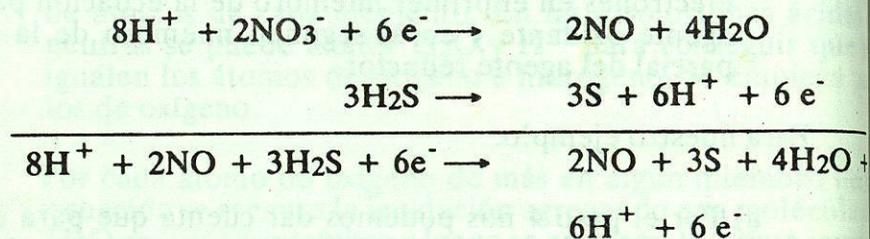


quedaría:

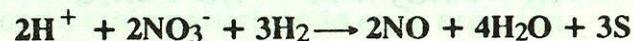


8.- Ahora, se suman las dos ecuaciones parciales que hayan resultado de estas multiplicaciones. En la ecuación resultante, se anulan todos los términos comunes de ambos miembros, y desde luego, todos los electrones deben anularse.

Según nuestro ejemplo:

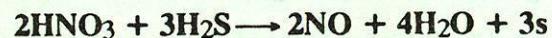


Como el término 6e^- aparece en ambos lados, se suprime así como restar 6H^+ a los 8H^+ quedando sólo 2H^+ .



De esta manera la ecuación muestra todos los iones que reaccionan y los compuestos de una forma más apropiada.

En este caso, para saber cuánto HNO_3 reacciona, se combina la cantidad de H^+ con la de NO_3^- ; entonces, la ecuación final ya balanceada quedaría de la siguiente manera:

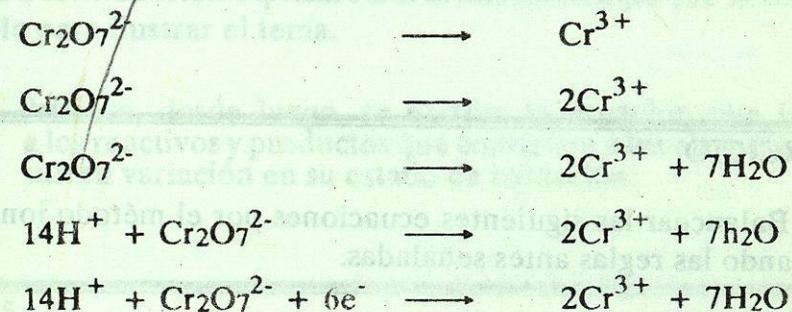


10.- Se comprueba la ecuación final contando el número de átomos de cada elemento en ambos miembros de la ecuación y se calculan las cargas netas de cada uno de ellos.

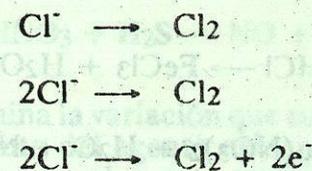
Ejemplo 4:



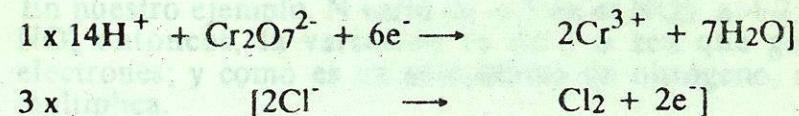
a) Para balancear la ecuación parcial para el agente oxidante se procede de la siguiente manera:



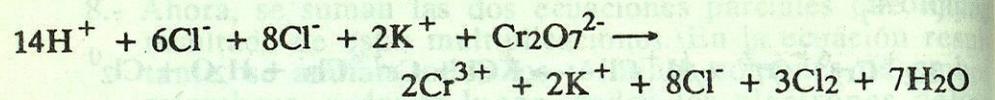
b) Para balancear la ecuación parcial para el agente reductor se procede de la siguiente forma:



c) La ecuación total multiplicada y sumada es:

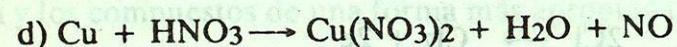
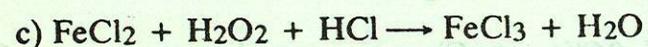
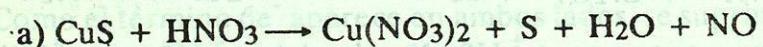


Los 14H^+ se agregaron como $14\text{H}^+ \text{Cl}^-$ y 6 de los 14 iones cloruro se oxidaron. Se pueden agregar 8Cl^- más en cada lado de la ecuación para representar a los Cl^- que no se oxidaron. En forma similar, pueden agregarse 2K^+ a cada lado para mostrar que el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ vino del $\text{K}_2^+ \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.



EJERCICIO.

Balancar las siguientes ecuaciones por el método ion-electrón utilizando las reglas antes señaladas.



4-5 BALANCEO DE ECUACIONES POR EL MÉTODO DEL ESTADO DE OXIDACIÓN.

Al igual que en el punto anterior, para realizar el balanceo de las ecuaciones mediante el método redox, se deberán seguir una serie de reglas que a continuación explicaremos al mismo tiempo que se resuelve un ejemplo para ilustrar el tema.

- 1.- Primero, desde luego, se escribe la ecuación que incluye a los reactivos y productos que contienen a los elementos que sufren variación en su estado de oxidación.

Ejemplo 5.

Vamos a utilizar la misma ecuación del punto anterior.



- 2.- Se determina la variación que sufre en su estado de oxidación un elemento del agente oxidante. El número de electrones ganados es igual a esta variación, y se multiplica por el número de átomos que sufren el cambio.

En nuestro ejemplo, N varió de +5 en el NO_3^- a +2 en el NO, entonces, la variación es de 3 o sea que gana 3 electrones; y como es un sólo átomo de nitrógeno, no se multiplica.

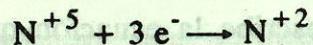


- 3.- Se hace exactamente lo mismo que en el punto anterior para el elemento del agente reductor. Para nuestro ejemplo, el azufre varió desde -2 en el H_2S a 0 en el S, entonces, la variación es de 2 o sea que el S perdió 2 electrones, y como es un solo átomo de azufre, no se multiplica.

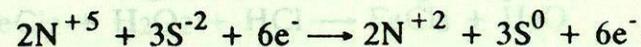
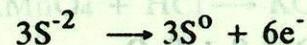
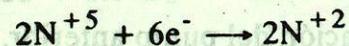


4.- Ahora, cada fórmula o representación parcial se multiplica por algún número que haga posible que el total de electrones perdidos por el agente reductor, sea igual al total de electrones ganados por el agente oxidante.

Si tenemos:

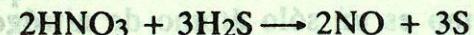


Para igualar electrones ganados y perdidos, los 3 del N se multiplican por 2 y los 2 del S por 3, así, quedarán 6e en ambos lados.



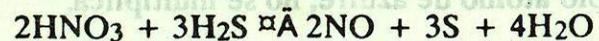
Se eliminan los electrones en ambos lados.

Es debido a esto que el coeficiente para el HNO₃ y el NO será de 2, así como de 3 para el H₂S y S. Hasta aquí la ecuación quedaría así:



5.- Para una simple inspección se completan los coeficientes apropiados para el resto de la ecuación.

Para nuestro ejemplo, los 8 átomos de hidrógeno del primer miembro (2 del HNO₃ más 6 del H₂S) deberán, lógicamente, formar 4 de H₂O en el segundo miembro; entonces la ecuación final ya balanceada sería:



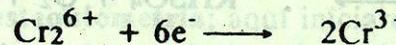
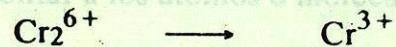
6.- Se comprueba el conteo de átomos en ambos lados de la ecuación para corroborar que esté correcto.

Ejemplo 6.

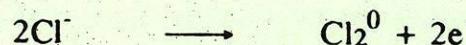
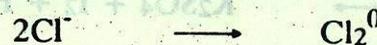
Balancéese la siguiente ecuación por el método oxidación-reducción.



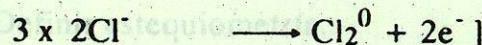
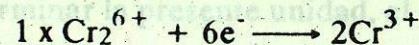
a) Agente oxidante:



b) Agente reductor:



c) Ecuación total multiplicando y sumando es:



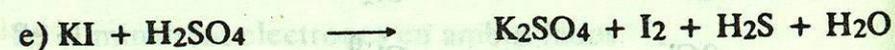
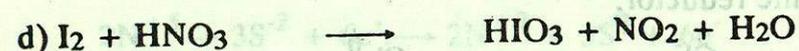
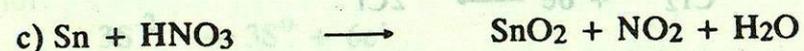
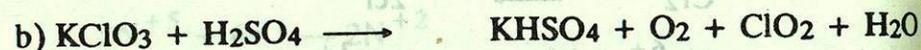
Aplicando el método del tanteo. Por inspección, los 7 átomos de oxígeno en K₂Cr₂O₇ forman 7H₂O. Para 7H₂O se necesitan 14 átomos de H, que pueden obtenerse de 14HCl. Puesto que 6 de los iones cloruro se oxidaron a Cl₂, los restantes 8(14 - 6) deben aparecer en el lado derecho como

KCl o CrCl₃. Más aún, un K₂Cr₂O₇ proporcionan 2KCl. Por lo tanto, el coeficiente de HCl es 14 del H₂O es 7 y del KCl es 2.



EJERCICIO.

Balancear las siguientes ecuaciones por el método de estado de oxidación.



UNIDAD V.

ESTEQUIOMETRÍA I.

Aunque desde mediados de 1800, ya se habían encontrado métodos para comparar los pesos de los átomos y moléculas, aproximadamente a principios de 1900, se desarrollaron nuevos métodos para contar a los átomos o moléculas sencillas.

Actualmente una parte de la química, se ha especializado en estudiar cálculos basados en las medidas de las masas de los compuestos, siendo ésta la **estequiometría**; aquí iniciaremos el estudio de esta importante rama, la cual a través de tres unidades consecutivas culminará con el estudio de las relaciones de masa (ponderales en las reacciones químicas).

OBJETIVOS.

Al terminar la presente unidad, el alumno deberá ser capaz de:

1.- Definir estequiometría.

2.- Enunciar las leyes de:

a) Conservación de la materia.

b) Composición constante.