

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad, el alumno deberá ser capaz de:

1.- Utilizar las reglas generales para balanceo de ecuaciones.

2.- Balancear ecuaciones por cualquiera de los siguientes tres métodos:

a) Tanteo.

b) Ion-electón.

c) Estado de oxidación o redox.

3.- Definir los siguientes términos:

a) Oxidación.

b) Reducción.

c) Agente oxidante.

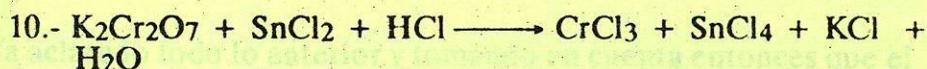
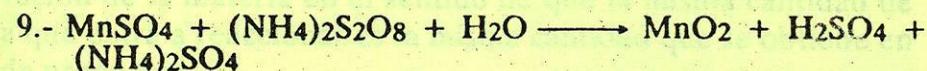
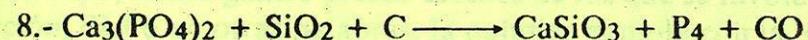
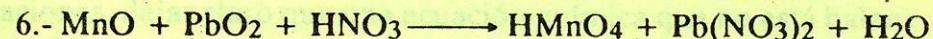
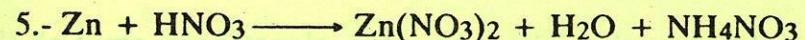
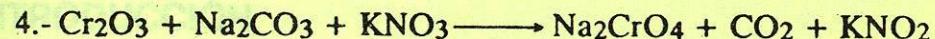
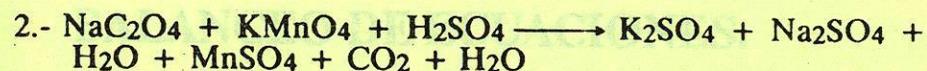
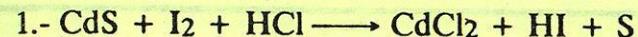
d) Agente reductor.

PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

Además de leer íntegramente el capítulo 4, será de suma importancia que realices los ejercicios propuestos, así como los que tu maestro exponga en el salón de clase.

AUTOEVALUACIÓN.

Ajustar las siguientes ecuaciones por cualquier método de los demostrados en este capítulo.



REQUISITO.

Como requisito, deberás entregar las ecuaciones correctamente balanceadas a tu maestro un día antes del examen.

Ajustar las siguientes ecuaciones químicas para cualquier método de los mostrados en este capítulo.

1. $C_2S + I_2 + HCl \rightarrow C_2Cl_2 + HI + S$
2. $Na_2CO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + CO_2 + H_2O$
3. $KBr + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Br_2 + SO_2 + H_2O$
4. $Cr_2O_3 + Na_2CO_3 + KNO_3 \rightarrow Na_2CrO_4 + CO_2 + KNO_2$
5. $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2O + NH_4NO_3$
6. $MnO + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + H_2O$
7. $Cr_2 + KOH + Cl_2 \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + H_2O$
8. $Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 + C \rightarrow CaSiO_3 + P_4 + CO$
9. $MnO_2 + (NH_4)_2SO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + H_2SO_4 + (NH_4)_2SO_4$
10. $K_2Cr_2O_7 + 2C_2O_4 + 2H_2O \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O + 2K_2O + 2CO$

PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE

Además de leer íntegramente el capítulo 4, será de suma importancia que realices los ejercicios propuestos.

Como requisito, deberás entregar las ecuaciones correctamente balanceadas a tu maestro un día antes del examen.

CAPÍTULO IV.

BALANCEO DE ECUACIONES.

4-1 INTRODUCCIÓN.

Es de suma importancia, antes de realizar ejercicios de balanceo de ecuaciones, dejar claro que una ecuación química que no está balanceada, realmente no está representando a una reacción química. Esto se puede explicar por un simple hecho, es el que cualquier reacción al llevarse a cabo, nunca gana o pierde átomos de los que se involucran en la reacción; dicho en otras palabras, la química cumple con la ley de la conservación de la materia en el sentido de que la misma cantidad de materia que entra a reaccionar es la misma cantidad que se obtiene en forma de productos.

Ya aclarado todo lo anterior y tomando en cuenta entonces que el saber ajustar o balancear ecuaciones químicas será de primordial importancia para el estudio de la química, en este capítulo estudiaremos tres métodos comúnmente empleados para balancear a las ecuaciones, siendo éstos: a) tanteo, b) ion-electrón y c) estado de oxidación.

4-2 REGLAS GENERALES PARA EL BALANCEO DE ECUACIONES.

Para balancear ecuaciones, cualquiera que sea el método que se vaya a utilizar, hay que tomar en cuenta antes algunas reglas que consideraremos aquí.

En primer lugar, una ecuación química va más allá de ser un simple ejercicio matemático ya que cuando se escribe la ecuación, se está representando algo que realmente ocurre en la naturaleza; además, para poder escribir y balancear una ecuación química correctamente, tenemos que saber:

- ¿Cuáles sustancias están reaccionando y produciéndose durante la reacción?
- Las fórmulas correctas de todas las sustancias que intervienen en la reacción.
- Considerar cada átomo antes y después de la reacción, o sea, vigilar que se cumpla la ley de la conservación de la materia.

Los cálculos basados en ecuaciones químicas se encuentran entre las más importantes en la Química. Con respecto a los números relativos de moléculas de reactivos y productos que se indican mediante los coeficientes de las fórmulas que representan a las moléculas. Por ejemplo, la combustión del amoníaco en oxígeno se representa mediante la ecuación química balanceada:



en el cual, los coeficientes algebraicos 4, 3, 2 y 6 indican que 4 moléculas de NH_3 reaccionan con 3 moléculas de O_2 para formar 2 moléculas de N_2 y 6 moléculas de H_2O . La ecuación balanceada no indica necesariamente

mente que si 4 moléculas de NH_3 se mezclan con 3 moléculas de O_2 , la reacción, en la forma indicada, se vaya a llevar hasta su terminación. Algunas reacciones entre sustancias químicas ocurren casi instantáneamente al mezclarlas, algunas se llevan a cabo parcialmente aún después de un tiempo infinito. La interpretación común de la ecuación balanceada para todas las categorías es la siguiente: si se mezcla gran número de moléculas de NH_3 y O_2 , se formará cierto número de moléculas de N_2 y H_2O . En un instante dado, no es necesario que todo el NH_3 o el O_2 se hayan consumido, sino que cualquier reacción que ocurra lo hará en la relación molecular prescrita por la ecuación.

En la reacción anterior, los átomos en siete de las moléculas indicadas (4NH_3 , 3O_2) se acomodan para formar ocho moléculas (2N_2 , 6H_2); no existe una regla algebraica que gobierne este número de moléculas; sin embargo, el número de átomos de cada lado de la ecuación debe estar balanceado para cada elemento, puesto que la reacción obedece las leyes de la conservación de la materia y de no transmutabilidad de los elementos. Por lo tanto, la ecuación se balancea y se verifica contando los átomos de cada tipo (4N , 12H , 6O). no las moléculas.

El número de átomos de cada elemento que aparece en una sustancia dada se encuentra multiplicando el subíndice de cada elemento en la fórmula por el coeficiente de la fórmula. Por lo tanto, 4NH_3 representa 12 átomos de H, puesto que hay 3 átomos de H en cada una de las 4 moléculas de NH_3 . En algunas fórmulas más complejas, se deben multiplicar varios subíndices antes de multiplicar por el coeficiente de la fórmula completa. Así $3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ representa 24 átomos de H, puesto que cada una de las tres unidades fórmula de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ contiene 2 radicales NH_4 , cada uno de los cuales, a su vez, contiene 4 átomos de H.

4-3 BALANCEO DE ECUACIONES POR EL MÉTODO DE TANTEO.

En este método, como su nombre lo indica, al tanteo se deberán poner coeficientes a las fórmulas que representan la ecuación, para tratar de balancearlas, sin embargo, se siguen ciertos lineamientos como los explicaremos a continuación proponiendo ciertos ejemplos.

EJEMPLO 1.

Representa la ecuación química balanceada de descomposición térmica del clorato de potasio con formación de cloruro de potasio y gas oxígeno.

- a) Primero tendremos que establecer las fórmulas para los reactivos y productos.

KClO_3 = clorato de potasio.

KCl = cloruro de potasio.

O_2 = oxígeno gaseoso.

- b) Entonces, la reacción se representa así:

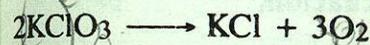


- c) Ahora hay que considerar cada átomo y balancearlos (que haya la misma cantidad) en cada lado de la ecuación.

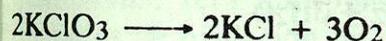
Inmediatamente se observa que los átomos de potasio y de cloro están balanceados, sin embargo hay tres átomos de oxígeno como reactivos y sólo aparecen dos de los productos. Lo indicado es obtener un mínimo común múltiplo para 3 y 2, y éste es el 6; por lo tanto, si multiplicamos los tres átomos de oxígeno reactivo por 2 nos darán 6

átomos de oxígeno, igualmente multiplicando los dos átomos de oxígeno en el producto por 3 nos darán 6 átomos de oxígeno.

Aquí hay que recordar que no podemos modificar los subíndices de las fórmulas ya propuestas, por consiguiente, hay que hacer las operaciones indicadas acomodando dichos números como coeficientes lo cual automáticamente afecta a toda la fórmula, quedando de la siguiente manera:



Ahora sí están balanceados los átomos de oxígeno en ambos lados de la ecuación, pero se han desbalanceado los átomos de cloro y potasio, ya que mientras en los reactivos (del lado izquierdo de la ecuación) tenemos ahora 2 átomos de potasio y 2 de cloro. En los productos (del lado derecho de la ecuación) solamente tenemos uno de potasio y uno de cloro. Por consiguiente, lo que se debe de hacer, es colocar como coeficiente un 2 en el cloruro de potasio (KCl) de los productos, y en consecuencia, la ecuación quedará totalmente balanceada.



EJEMPLO 2.

Representa la ecuación química balanceada para la combustión completa del benceno en presencia del oxígeno con formación de dióxido de carbono y vapor de agua.

- a) Se establecen las fórmulas para reactivos y productos.

C_6H_6 = benceno.

O_2 = oxígeno gaseoso.

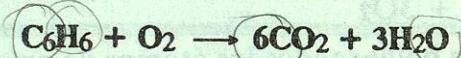
CO_2 = dióxido de carbono.

H_2O = vapor de agua.

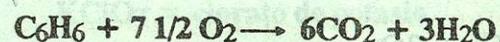
b) Se representa la reacción.



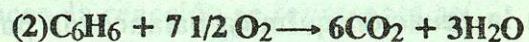
c) Para ajustar la ecuación vemos que los reactivos tenemos 6 átomos de carbono y 6 de hidrógeno, por lo tanto, en la primera elección deberíamos colocar como coeficiente de dióxido de carbono un 6 y del agua un 3 para comenzar aparentemente, a balancear la ecuación.



Hasta aquí tenemos igualados los carbonos e hidrógenos en ambos lados de la ecuación, sin embargo, el oxígeno en los reactivos tan sólo son 2 átomos, mientras que en los productos suman 15. Como el oxígeno es una molécula diatómica, tendríamos que agregar un coeficiente fraccionado en los reactivos de $7 \frac{1}{2}$ lo cual es válido pero no recomendable para balancear la ecuación.



Entonces, aquí la sugerencia es multiplicar por dos toda la ecuación para que aparezcan en los coeficientes puros números enteros y quede perfectamente balanceada:

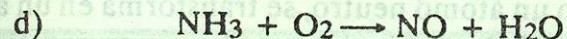
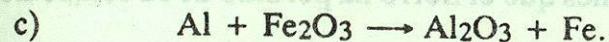
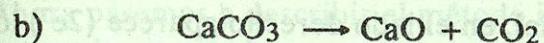
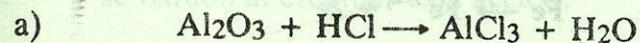


al multiplicar, quedará:



la cual es la expresión más correcta de la reacción que realmente ocurre en la naturaleza.

Como ejercicio intermedio del capítulo y para comprobar que ha quedado entendido lo que se ha expuesto, balancea, por el método de tanteo, las siguientes ecuaciones químicas.



4-4 BALANCEO DE ECUACIONES POR EL MÉTODO ION-ELECTRÓN.

Tanto para el método de ion-electrón como para el de estados de oxidación, será indispensable que el alumno se familiarice con los estados de oxidación de los elementos, de lo contrario, todo esfuerzo por comprender estos métodos será en vano.

Empezaremos por definir dos términos de insuperable importancia para tratar este tema y que son:

Oxidación. Es un cambio químico en el que un átomo o grupo de átomos pierde electrones (pérdida de electrones).

Reducción. Es un cambio químico en el que un átomo o grupo de átomos gana electrones (ganancia de electrones).

Para simplificar las definiciones de estos términos atiendan lo siguiente:

Cuando un átomo neutro se convierte en un ion positivo, significa que dicho átomo ha perdido cargas negativas o bien electrones, o bien se ha oxidado.



En esta ecuación parcial, en el lado derecho aparece ($2e^{-}$) lo que significa los dos electrones que el fierro ha perdido de su estado neutro.

Por otro lado, cuando un átomo neutro, se transforma en un anión (ion negativo) significa que dicho átomo ha ganado cargas negativas, o bien electrones, o bien, que se ha reducido.



Ahora bien, la oxidación y la reducción siempre se presentan simultáneamente en una ecuación y, desde luego, la suma total de electrones perdidos por átomos o grupos de átomos que se oxidan, deberán ser igual a los ganados por los átomos o grupos de átomos que se reduzcan.

Otra manera de definir a la oxidación puede ser como sigue: el aumento de estado de oxidación es una oxidación y la disminución de dicho estado es una reducción.

La definición de los siguientes términos será de mucha ayuda para comprender el tema.

Agente oxidante. Será aquel que provoque que un átomo o grupo de estos se oxide, o sea, que pierda electrones, entonces el agente oxidante ganará esos electrones y si gana electrones es reducción, entonces los agentes oxidantes se reducen al efectuar esta acción.

Agentes reductores.

Provocan que un átomo o grupo de éstos ganen electrones, o sea que se reduzca y estos electrones serán obtenidos del agente reductor el cual los perderá lo que significa que los agentes reductores se oxidan al efectuar esta acción.

Ahora pasemos a describir el método ion-electrón para el balanceo de ecuaciones, y lo haremos por pasos.

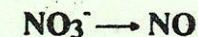
Ejemplo 3:

- 1.- Como siempre se escribe la ecuación que incluye a los reactivos y productos que contienen a los elementos que sufren una variación en su estado de oxidación. Ejemplo:



- 2.- Escribe una ecuación parcial para el agente oxidante con el elemento que reduce su estado de oxidación en cada miembro de la ecuación. El elemento en cuestión no deberá escribirse como un átomo libre o ion, a no ser que exista realmente como tal, o sea que se escribirá como parte de una molécula real o iónica.

Para el agente que estamos realizando, el agente oxidante es el ion nitrato (NO_3^{-}) dado que contiene al nitrógeno que sufre una reducción de su estado de oxidación ya que en el nitrato el nitrógeno posee un estado de oxidación de +5 y en el NO de +2, entonces:



- 3.- Se escribe otra ecuación parcial para el agente reductor con el elemento que aumenta su estado de oxidación en cada miembro de la ecuación.