

UNIDAD II REACCIONES Y ECUACIONES QUIMICAS

PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR: Al término de la unidad el alumno:

- Conocerá los diferentes tipos de reacción química y la forma de representarla.
- Aplicará los diversos métodos de balanceo en la misma.

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 2.1 Distinguirá entre una reacción y una ecuación química.
- 2.2 Representará las reacciones químicas por medio de ecuaciones.
- 2.3 Diferenciará cada uno de los tipos de reacciones químicas.
- 2.4 Diferenciará entre reactivos y productos en una ecuación química.
- 2.5 Mencionará los factores que alteran la velocidad de una reacción química.
- 2.6 Empleará los diferentes métodos para balancear las ecuaciones químicas.
 - a) Tanteo
 - b) Redox

REACCIONES QUIMICAS

Uno de los temas más importantes de la química es el estudio de las transformaciones que sufren las sustancias al reaccionar entre sí para convertirse en otras.

Estos cambios se conocen como fenómenos químicos y el hombre se ha interesado por conocerlos, y actualmente, cuando la química es ya una ciencia, se conocen un sinnúmero de reacciones y las leyes que las rigen.

Cuando dos o más sustancias se combinan para formar una tercera, que tienen propiedades físicas y químicas diferentes a las de aquéllas que les dieron origen, se ha llevado a cabo una reacción química.

De acuerdo a esta definición, la digestión, la fotosíntesis, la fermentación, la producción de hule, pinturas, plásticos, fibras sintéticas y muchísimos de los procesos que conocemos, se llevan a cabo gracias a que se producen reacciones químicas entre las sustancias, es decir, las sustancias formadas poseen una nueva distribución de sus átomos debido a la ruptura de los enlaces de los compuestos originales y la formación de nuevos enlaces.

En todos los cambios químicos, las sustancias que reaccionan entre sí se llaman reactivos y las que se obtienen como resultado de la reacción, se llaman productos.

No debemos olvidar que las reacciones químicas se llevan a cabo gracias a la intervención de la energía, según vimos en el curso anterior. Normalmente, la ruptura de enlaces requiere de la absorción de energía, en tanto que la formación de ellos la emite.

Podemos tener diferentes tipos de reacciones químicas, de las que las más importantes son:

- Reacciones de Síntesis o de Combinación.
- Reacciones de Análisis o de Descomposición.
- Reacciones de Sustitución o Desplazamiento.
 - Simple Sustitución
 - Doble Sustitución
 - Neutralización
- Reacciones de Oxido-Reducción
- Reacciones Reversibles
- Reacciones Irreversibles

En todas ellas existe intercambio de energía, de manera que puede haber: Reacciones endotérmicas, exotérmicas e isotérmicas.

ECUACIONES QUIMICAS

Las reacciones químicas se representan por medio de las ecuaciones químicas ya que es muy difícil expresar estos cambios en el lenguaje ordinario por lo que se usa el lenguaje abreviado de la química.

La ecuación química representa los cambios efectuados en una reacción, también indican las cantidades relativas de reactivos y productos. Es decir, que es una forma abreviada o de representar o de expresar un cambio químico utilizando símbolos y fórmulas.

Usualmente una ecuación química se escribe en la siguiente manera:

1° Se indican mediante símbolos, las fórmulas de las especies químicas (elemento, compuesto o ión) que van a reaccionar (reactivos o reactivos); pueden estar precedidos de un coeficiente que indica la cantidad con la cual cada especie va a intervenir en la reacción química. Si hay más de una especie reactante se separan mediante el signo (+).

2° A continuación se pueden escribir los signos siguientes:

- a) \longrightarrow Para indicar una transformación irreversible de los reactivos a otras especies químicas.
- b) \rightleftharpoons Que indican una transformación reversible de los reactivos a otras especies químicas.
- c) \rightleftharpoons o \longleftarrow para expresar el sentido predominante de la reversibilidad de la reacción.

Arriba y/o abajo de las flechas se pueden indicar las condiciones experimentales en forma abreviada (temperatura, presión, PH, solvente, etc.) y a éstas las llamamos "catalizadores" que pueden ser positivos o negativos.

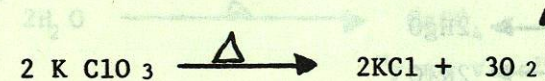
3° Finalmente, se escriben mediante símbolos las fórmulas de las especies químicas (elemento, compuesto o ión) producidas en la reacción (productos), los cuales pueden estar precedidos por coeficientes que indican la cantidad de cada especie obtenida como resultado de la reacción química. Si hay más de una especie obtenida, se separan mediante el signo (+).

4° En ciertos casos se indica después de los productos la cantidad de energía, expresada como calor, consumida o liberada en la reacción.

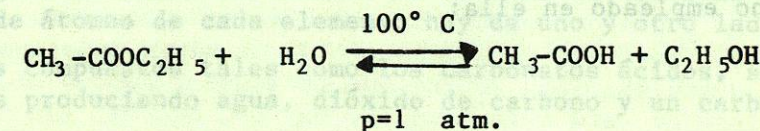
5° Para dar mayor información relativa al estado físico de las especies químicas participantes, se usan los símbolos: (g), (l) y (s) para indicar los estados gaseoso, líquido y sólido, respectivamente.

También se utilizan los símbolos \uparrow y \downarrow para indicar gases o precipitados.

Ejemplos:



Esta ecuación indica que cuando se calientan (Δ) 2 moles de KClO_3 (reactante) se producen irreversiblemente (\longrightarrow) 2 moles de KCl y se desprenden (\uparrow) 3 moles de gas oxígeno.



Esta ecuación describe la reacción reversible (\rightleftharpoons) entre el acetato de etilo y el agua (reactantes) a 100° C y a la presión de 1 atmósfera para formar ácido acético y etanol (productos). La desigualdad de las flechas indica que el equilibrio se desplaza principalmente hacia los productos. La ausencia de coeficientes numéricos significa que participa un mol de cada especie química.

Los coeficientes numéricos que indican la cantidad con la cual cada especie participa en la reacción se determinan mediante un procedimiento denominado balanceo de ecuaciones, el cual se tratará más adelante.

Para que una ecuación química esté correcta, debe balancearse; este balanceo es una consecuencia de la "Ley de la Conservación de la masa": la masa no se crea ni se destruye en los cambios químicos y que la masa en cualquier cambio físico y químico permanece inalterada o constante.

La ley de la conservación de la masa requiere que el número de átomos o de moles de átomos de cada elemento sea el mismo a ambos lados de la ecuación química.

Las ecuaciones pueden ser escritas de dos maneras generales:

- como ecuaciones moleculares (es incluir elementos y compuestos que existen no sólo como moléculas sino también como unidades fórmulas).
- como ecuaciones Iónicas (expresan un cambio químico en base a los iones de aquellos compuestos que existen principalmente en solución acuosa en forma iónica).

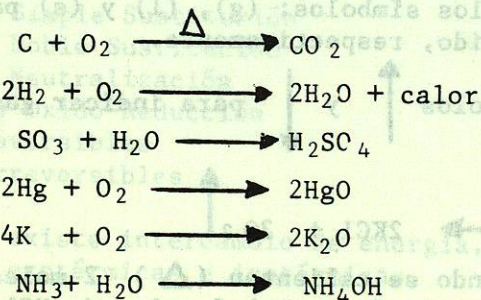
TIPOS DE REACCIONES QUIMICAS

a) Reacciones de Síntesis o de Combinación directa.

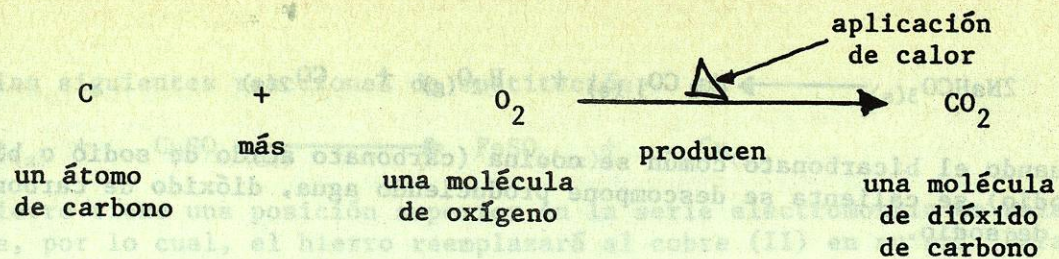
En este tipo de reacción se unen dos o más sustancias (ya sean elementos o compuestos) que reaccionan para producir o formar otra sustancia (compuesto más complejo). Las combustiones son un claro ejemplo de este tipo de reacciones.

Regla General: $A + B \longrightarrow AB$

Ejemplos:



Expliquemos detalladamente una ecuación de este tipo con objeto de entender qué significa cada término empleado en ella:



Siempre que veamos un triángulo arriba de la flecha ($\xrightarrow{\Delta}$) indica que debemos aplicar calor a los reactivos para que se lleve a cabo la reacción. Por otro lado, es importante hacer notar que no hemos "creado" o "destruido" átomos en ninguna de las reacciones.

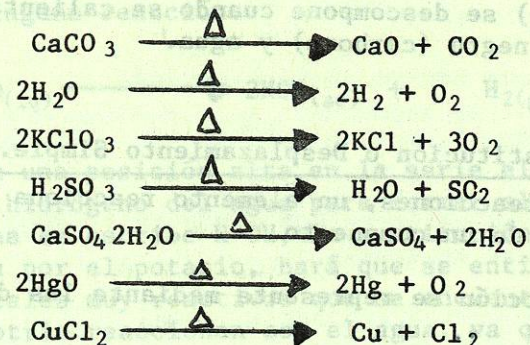
Tenemos un átomo de carbono y dos de oxígeno en los reactivos, y como productos tenemos un átomo de carbono y dos de oxígeno también, sólo que acomodados en diferente forma.

b) Reacciones de Descomposición o de Análisis.

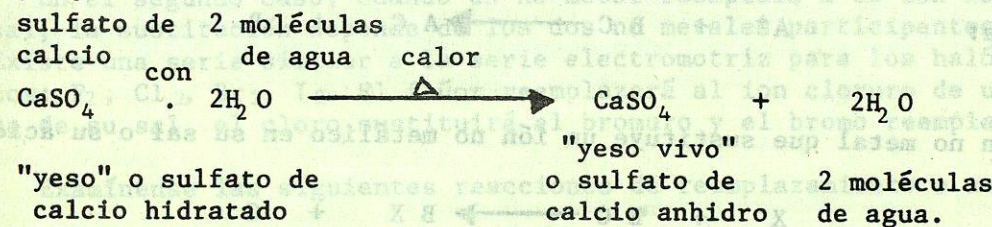
En este tipo de reacción una sustancia sufre un cambio para transformarse en dos o más sustancias. La sustancia que se descompone siempre es un compuesto y los productos pueden ser elementos o compuestos. Con frecuencia se necesita aplicar calor para lograr este proceso.

Regla General: $AB \longrightarrow A + B$

Ejemplos:

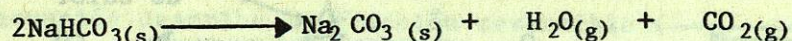


Expliquemos detalladamente una de estas ecuaciones:



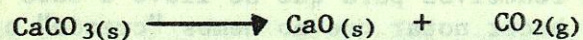
En ninguna de estas reacciones ha variado la cantidad de materia, la misma cantidad de átomos de cada elemento hay de uno y otro lado de la ecuación.

Algunos compuestos tales como los carbonatos ácidos, se descomponen al ser calentados produciendo agua, dióxido de carbono y un carbonato:



Cuando el bicarbonato común se cocina (carbonato ácido de sodio o bicarbonato de sodio) se calienta se descompone produciendo agua, dióxido de carbono y carbonato de sodio.

Cuando algunos carbonatos se calientan, se descomponen produciendo dióxido de carbono:



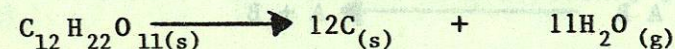
Al calentar piedra caliza (carbonato de calcio), uno de los productos que se obtienen es el dióxido de carbono.

Cuando se calientan los hidratos se descomponen emitiendo agua:



Cuando un hidrato del tipo de los cristales de sal de Epsom (sulfato de magnesio heptahidratado) se someten a calor, se producen sulfato de magnesio y agua.

Algunos compuestos (no hidratos) sometidos al calor se descomponen cediendo agua:



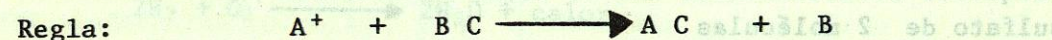
El azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) se descompone cuando se calienta para formar caramelo color café o un sólido negro (carbono) y agua.

c) Reacciones de Sustitución o Desplazamiento Simple.

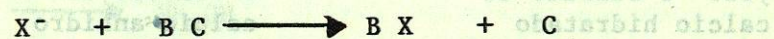
En este tipo de reacciones, un elemento reacciona sustituyendo o reemplazando a otro dentro de un compuesto.

Este tipo de reacción se representa mediante las dos ecuaciones generales siguientes:

1. Un metal que reemplaza a un ión metálico en una sal o un ión hidrógeno en un ácido.



2. Un no metal que sustituye un ión no metálico en su sal o su ácido.



En el primer caso, la sustitución depende de los dos metales participantes, decir, A y B. Se ha logrado acomodar los metales en una serie denominada serie electromotriz, de tal modo que cada elemento de la misma desplazará de una solución acuosa de su sal a cualesquiera de los que le siguen. Aunque el hidrógeno no es metal, se le incluye en esta serie: Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Cd, Ni, Pb, (H), Cu, Hg, Ag, Au. Es necesario que el lector se familiarice con este orden general para que pueda completar y balancear las ecuaciones químicas relacionadas con reacciones de sustitución.

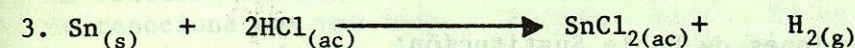
Ver las siguientes reacciones de sustitución:



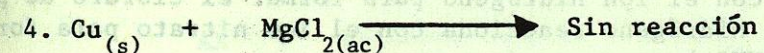
El hierro tiene una posición superior en la serie electromotriz en relación al cobre, por lo cual, el hierro reemplazará al cobre (II) en su sal. Para metales que tienen varios números de oxidación, con frecuencia se forma el que posee el número de oxidación más bajo. En consecuencia, la nueva sal es FeSO_4 y no $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.



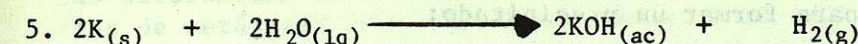
El zinc tiene una posición más alta dentro de la serie electromotriz que el hidrógeno, entonces, el zinc reemplazará al ion hidrógeno en el ácido.



El estaño queda más arriba que el hidrógeno en la serie electromotriz, en consecuencia, reemplazará al ion hidrógeno del ácido. La sal del metal con el número de oxidación más bajo es la que se forma en este caso, por lo que la nueva sal es SnCl_2 y no SnCl_4 .



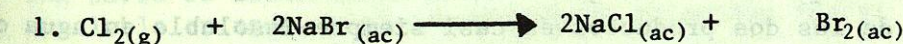
El cobre queda más abajo que el magnesio en la serie electromotriz, por lo que no se producirá ninguna reacción.



El potasio está en una posición alta en la serie electromotriz y puede sustituir a un átomo de hidrógeno del agua para formar el hidróxido e hidrógeno. Si la fórmula del agua se escribe H-OH, la sustitución de un átomo de hidrógeno del agua realizada por el potasio, hará que se entienda con más claridad la ecuación. Sólo los metales muy reactivos que se encuentran en la parte más alta de la serie electromotriz reaccionan con el agua, ya que ésta se caracteriza por un enlace covalente muy firme y no es ni una sal ni un ácido ordinarios.

En el segundo caso, cuando un no metal reemplaza a un ion no metálico de su sal, la sustitución depende de los dos no metales participantes -o sea, X y C. Existe una serie similar a la serie electromotriz para los halógenos no metálicos: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . El flúor reemplazará al ion cloruro de una solución acuosa de su sal, el cloro sustituirá al bromuro y el bromo reemplazará al yoduro.

Examínense las siguientes reacciones de reemplazamiento o sustitución:



El gas cloro reemplaza al bromo en una solución acuosa de su sal para dar la sal de cloruro y bromo. (Un error muy común en los estudiantes es olvidar escribir el bromo como una molécula diatómica).