**Tipos de reacciones**

1. **Reacciones de Síntesis o Adición**

Son aquellas donde las sustancias se juntan formando una única sustancia.

A + B -> AB

(Correa, 2002).

1. **Reacciones de Análisis o Descomposición**

Son lo opuesto a las reacciones de síntesis, o sea, un reactivo da origen a productos más simples que él.

AB-> A+B

(Correa, 2002).

1. **Reacciones de Desplazamiento**

Una forma fácil de entender el proceso es: C ve a B ligando a A, se aproxima y siendo mas fuerte, desplaza a A y asume la ligación con B. En caso que C sea más fuerte que A, nada sucederá.

AB + C -> A +CB

Bastará entonces saber quién es más fuerte que quien

Au<Ag<Cu<H<Pb<Sn<Ni<Fe<Cr<Zn<Al<Mg<Na<Ca<K<Li

Metales nobles < hidrogeno <metales

(Correa, 2002).

1. **Reacciones de Doble sustitución**

Dos compuestos intercambian parejas entre sí, para producir compuestos distintos.

AB + CD -> AD + CB

Esta reacción puede considerarse como un intercambio de grupos positivos y negativos, en la que A se combina con D y C se combina con B. Al escribir las fórmulas de los productos debemos tener en cuenta las cargas de los que se combinan (Correa, 2002).

**¿Qué cambios se pueden observar al ocurrir las diferentes reacciones?**

**Cambio de coloración:** indica la aparición de una o de varias sustancias nuevas distintas a la inicial (Sanz, 2013).

**Aparición de sedimento o precipitado:** es señal de que una o algunas de las sustancias nuevas formadas son insolubles (Sanz, 2013).

**Desprendimiento de gas:** como resultado de la reacción aparece una nueva sustancia que se presenta en estado gaseoso a temperatura ambiente (Sanz, 2013).

**Aparición o liberación de calor:** los cambios espontáneos de temperatura de la mezcla revelan que se está produciendo una reacción (Sanz, 2013).

**Cambios en otras propiedades:** la acidez, el olor, la aparición de propiedades ópticas frente a la luz, propiedades magnéticas o eléctricas, etc (Sanz, 2013).

**¿Cuándo se produce un Gas? ¿Cómo puede ser identificado (H2, O2, CO2)?**

\*Dejar espacio\*

**¿Cómo se identifica el H2, O2 Y CO2?**

**Oxigeno Gaseoso**

Es posible reconocer la presencia de oxígeno al acercar una brasa. La brasa se encenderá al instante (Brown y LeMay, 2004).

**Hidrogeno Gaseoso**

Es posible reconocer la presencia de hidrogeno gaseoso al acercar un fosforo encendido, este al tomar contacto con el hidrógeno ocurre una explosión muy pequeña que apaga la llama del fosforo (Brown y LeMay, 2004).

**Dióxido de carbono**

El dióxido de carbono puede reconocerse fácilmente porque cuando se hace burbujear en agua de cal, provoca que ésta se enturbie (Brown y LeMay, 2004).

**Principio de conservación de la materia**

En el año 1745, Mijaíl Lomonosov enunció la ley de de conservación de la materia de la siguiente manera: En una reacción química ordinaria donde la masa permanece invariable, es decir, la masa presente en los reactivos es igual a la masa presente en los productos. En el mismo año, y de manera independiente, el químico Antoine Lavoisier propone que” la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma”. Es por esto que muchas veces la ley de conservación de la materia es conocida como ley de Lavoisier-Lomonosov (Moran y Shapiro, 2005).

Estos científicos se referían a la materia másica. Más adelante se observó que en algunas reacciones nucleares existe una pequeña variación de masa. Sin embargo, esta variación se explica con la teoría de la relatividad de Einstein, que propone una equivalencia entre masa y energía. De esta manera, la variación de masa en algunas reacciones nucleares estaría complementada por una variación de energía, en el sentido contrario, de manera que si se observa una disminución de la masa, es que ésta se transformó en energía, y si la masa aumenta, es que la energía se transformó en masa (Moran y Shapiro, 2005).

Teniendo es cuenta la ley de conservación de la materia, cuando escribimos una ecuación química, debemos ajustarla de manera que cumpla con esta ley. El número de átomos en los reactivos debe ser igual al número de átomos en los productos. El ajuste de la ecuación se logra colocando índices estequiométricos delante de cada molécula. El índice estequiométrico es un número multiplica a los átomos de la sustancia delante de la cual está colocado (Moran y Shapiro, 2005).

Brown, T. y LeMay, H. (2004). Química. México: Pearson Education.

Correa, C. (2002). Fenómenos Químicos. Medellín: Universidad EAFIT.

Moran, M. y Shapiro, H. (2005). Fundamentos de termodinámica técnica. España: Reverté.

Sanz, J. (2013). Química: Equilibrios Químicos. Madrid, España: Visión Libros.