

Ejemplos:

Compuestos electrovalentes o iónicos.

+1 -1

NaCl Cloruro de sodio.

+1 -1

LiBr Bromuro de litio.

+2 -1

CaCl<sub>2</sub> Cloruro de calcio.

+3 +1

AlCl<sub>3</sub> Cloruro de aluminio.

Compuestos covalentes.

-3 +1

NH<sub>3</sub> Amoníaco.

-4 +1

CH<sub>4</sub> Metano.

Una vez conocidos los números de oxidación, se facilita notablemente deducir la relación en que se encuentran los átomos de un compuesto y, a partir de aquí, su fórmula.

El método a seguir es escribir el número de oxidación encima de cada elemento o ion y colocar cada uno de estos números como subíndice del otro símbolo, recordando que nunca se escribe el subíndice 1 en las fórmulas. Ejemplos:

+2 -1

Ba Cl = BaCl<sub>2</sub> Cloruro de bario.

+3 -2

As S = As<sub>2</sub>S<sub>3</sub> Sulfuro de arsénico.

### 3-3 ECUACIONES QUÍMICAS.

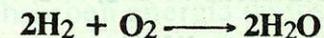
Antes de entrar de lleno al estudio de las ecuaciones químicas, hay que separar claramente los términos reacción y ecuación química, ya que definitivamente no son lo mismo. Mientras que una reacción química es un cambio químico que realmente ocurre o se experimenta en la naturaleza o en el laboratorio, una ecuación química es una representación escrita (utilizando símbolos, signos y flechas) de una verdadera reacción.

Una ecuación química estará formada por reactivos y productos, los cuales serán, en otras palabras, las fórmulas de los compuestos que sufrirán cambios y se transformarán.

Los reactivos, como su nombre lo indica, serán las sustancias que se pondrán a reaccionar con el fin de obtener otras sustancias diferentes las cuales se llamarán productos.

En una ecuación química los reactivos se escribirán del lado izquierdo y los productos del lado derecho, y estarán separados mediante una flecha.

Ejemplo:



Esta ecuación nos indica que 2 moléculas de hidrógeno se combinan con una molécula de oxígeno para formar dos moléculas de agua. Por otro lado, también nos señala que cada molécula de hidrógeno contiene 2 átomos, que cada molécula de oxígeno contiene 2 átomos y que cada molécula de agua está formada por 2 átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

Los números que van delante de las fórmulas se les llama coeficientes. Estos indican la cantidad de moléculas que reaccionan entre sí,

y no deben confundirse con los subíndices, los cuales indican la cantidad de átomos presentes en una molécula.

Las ecuaciones químicas no tienen por qué indicar la temperatura, concentración y demás factores necesarios para que se lleve a cabo la reacción; tampoco indican la velocidad a la que ocurre la reacción.

A continuación, describiremos el mecanismo más adecuado para escribir una ecuación química correspondiente. Para esto utilizaremos como ejemplo la reacción del aluminio con el oxígeno para producir óxido de aluminio.

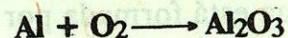
- 1.- Se debe escribir con palabras del lado izquierdo de la flecha las sustancias que reaccionan (reactivos) y a la derecha las sustancias que se forman (productos). Las diversas sustancias se separan con el signo +.

aluminio + oxígeno  $\longrightarrow$  óxido de aluminio.

- 2.- Escribir las fórmulas correctas de las sustancias mencionadas en la ecuación con palabras, pero para esto, tomar en cuenta lo siguiente:

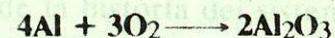
- a) Cuando reaccionan elementos solos, se representan en las ecuaciones como moléculas monoatómicas, es decir, el puro símbolo, sin subíndices. Excepciones a este caso serán las moléculas diatómicas de  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ .
- b) Las fórmulas de los diferentes compuestos se podrán obtener a partir de los números de oxidación de los elementos constituyentes.

Según nuestro ejemplo:



Hasta aquí se podría pensar que la ecuación está terminada, pero esto es falso, ya que faltaría ajustar o balancear la ecuación, es decir, colocar coeficientes en las fórmulas usadas de manera que en ambos

lados de la ecuación se tenga el mismo tipo y número de átomos. Esto sería:



Es de suma importancia dejar claro que para balancear la ecuación no se modificó ninguno de los subíndices que se obtuvieron según el segundo paso. Los mecanismos para ajustar o balancear ecuaciones se estudiarán en el siguiente capítulo.

### 3-4 TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS.

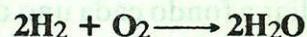
Dependiendo de los temas tan vastos en donde la química tiene aplicación, podríamos hablar de muchos y variados tipos de reacciones; reconociendo que al estudiar a fondo cada uno de ellos, sería tanto como para elaborar un texto completo sobre este tema. A continuación, trataremos de algunos tipos de reacciones y su significado solamente.

- a) Reacciones de neutralización. Esta es la reacción fundamental que tiene lugar al neutralizarse mutuamente los ácidos y las bases en disoluciones acuosas.
- b) Reacciones endotérmicas. Son las reacciones en las que las sustancias absorben energía de los alrededores.
- c) Reacciones exotérmicas. Son aquellas en las que las sustancias cambian de tal manera que ceden energía a sus alrededores.
- d) Reacciones de oxidación. Son aquellas en las que alguna sustancia se combina con el oxígeno.
- e) Reacciones de reducción. Es el contrario a la oxidación y consiste en que la sustancia se libre del oxígeno. Para esto, un excelente agente reductor es el hidrógeno.

Y así, existen infinidad de reacciones que no acabaríamos de enumerar.

### 3-5 CINÉTICA QUÍMICA.

En este punto como en los siguientes trataremos uno de los aspectos más importantes de las reacciones químicas. ¿Con qué rapidez se efectúan tales reacciones? ¿Por medio de qué proceso o mecanismo se llevan a cabo? ¿Hasta qué grado se forman los productos deseados? Veremos además, los factores que influyen tanto en las velocidades como en los enlaces de las reacciones químicas. En general, una reacción química se describe mediante una representación gráfica llamada ecuación química, pero aún en algunas de las reacciones más simples como por ejemplo,



el mecanismo real no queda aclarado con la ecuación estequiométrica más bien, la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno implica una serie de pasos, algunos de los cuales se efectúan muy rápidamente, y otros más lentamente. Por aplicación de los principios de la cinética de reacción podemos saber cuántos son estos pasos.

### 3-6 CINÉTICA QUÍMICA Y TERMODINÁMICA QUÍMICA.

Un principio fundamental de la termodinámica química es que, el cambio de energía entre reaccionantes iniciales y productos finales de una reacción, es independiente de la clase y número de estados intermedios producidos. El mismo cambio completo de energía se produce en una reacción con independencia de como ésta se realice. De esto podemos deducir un corolario. Los cambios de energía en una reacción química son independientes del tiempo.

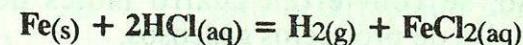
Si una reacción se produce en una milésima de segundo o en mil años, se desprende o se absorbe la misma cantidad de energía. El conocimiento de las propiedades termodinámicas de un sistema de reacción revela parte de la historia del sistema; ésta se complementa conociendo la cinética química.

Por ejemplo, si conocemos las propiedades termodinámicas del hidrógeno, del oxígeno y del valor de agua, podemos predecir que ambos gases reaccionarán espontáneamente con la evolución de energía para formar vapor de agua. Sin embargo, cuando estos gases se mezclan a la temperatura ordinaria, la velocidad de reacción es extraordinariamente lenta. Las propiedades cinéticas de esta reacción son tales que es necesario, para iniciar la reacción, añadir alguna energía. Una vez iniciada puede proseguir con una rapidez explosiva. Así, el conocimiento de las propiedades termodinámicas y cinéticas de una reacción química nos da un cuadro más completo del fenómeno.

La termodinámica se aplica solamente a las reacciones completas (a los estados inicial y final). La cinética nos muestra el proceso comprendido entre el estado inicial y final.

### 3-7 REACCIONES LENTAS Y VELOCIDADES DE REACCIÓN.

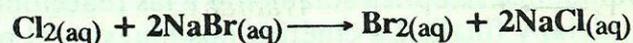
Si colocamos hierro en una solución de ácido clorhídrico, hay evidencia de una reacción porque se desprende hidrógeno gaseoso.



Un trozo de zinc sumergido en ácido clorhídrico origina un desprendimiento más rápido de gas hidrógeno. Por otra parte, una pieza de oro no da señales de que reaccione, evidentemente la velocidad de una reacción química está determinada, en primer lugar, por la naturaleza de las sustancias. Se han ideado muchas técnicas para determinar la velocidad de reacción. En todas se mide el cambio en la concentración de uno de los componentes de la reacción. Para un

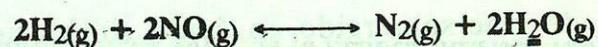
reaccionante la disminución de la concentración; para un producto, el aumento de la concentración. En una técnica, se mezclan los reaccionantes para iniciar la reacción y, periódicamente se separa una pequeña muestra analizando sus concentraciones. En muchos casos, antes del análisis, la pequeña muestra se enfría rápidamente para impedir que continúe la reacción mientras se hace el análisis, ya que un descenso de la temperatura origina un descenso en la velocidad de reacción.

Muchas veces, es posible medir alguna propiedad que refleja la concentración con el tiempo sin sacar muestras. Se consigue midiendo alguna propiedad física que se relacione con la concentración de una especie. Por ejemplo, si la reacción va acompañada de un cambio de color, puede ser medida la intensidad del color y relacionarla con el cambio de concentración. Así, cuando se añade color a una solución de bromuro,



el aumento en la intensidad del color café rojizo del bromo es directamente proporcional al incremento de concentración. Cuando se sumerge una barra de zinc en una solución de sulfato de cobre (II), se puede relacionar la gradual disminución de la intensidad de color azul del sulfato de cobre con una decreciente concentración.

En las reacciones entre los gases, se puede utilizar los cambios de presión que ocurren a medida que avanza la reacción. Por ejemplo, en la reacción a temperatura elevada, entre el hidrógeno y el monóxido de nitrógeno gaseoso, se convierten cuatro moles de reaccionante gaseosos en tres moles de productos gaseosos.



Al avanzar la reacción, disminuye la presión. Según las leyes de los gases, podemos convertir la disminución de la presión por unidad de tiempo en disminución de la cantidad de reaccionantes por unidad de tiempo. Los cambios de presión medidos pueden convertirse en velocidades de reacción calculados.

### 3-8 REACCIONES QUÍMICAS DE VARIOS PASOS

Para la mayoría de las reacciones, la reacción total no ocurre en uno, sino en varios pasos. Por ejemplo, una reacción química total neta puede representarse por la ecuación:



Sin embargo, esta reacción puede ser el resultado de una secuencia de tres o más reacciones. Por ejemplo:

1.  $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C}$  (rápida)
2.  $2\text{C} + \text{B} \longrightarrow \text{D} + \text{E}$  (lenta)
3.  $\text{A} + \text{E} \longrightarrow \text{F}$  (rápida)

NETA:



En este caso hay que tener en cuenta que la entalpía de reacción neta es la diferencia entre la entalpía de los reaccionantes ( $2\text{A} + 2\text{B} + \text{C}$ ) y los productos ( $\text{D} + \text{F}$ ), y que no dependen de las etapas sucesivas. Como la reacción intermedia (2) es mucho más lenta que las reacciones (1) y (3), la velocidad de reacción neta para la producción de ( $\text{D} + \text{F}$ ) a partir de ( $2\text{A} + 2\text{B} + \text{C}$ ) está determinada por la velocidad de reacción lenta (2).

La velocidad de una reacción química está determinada por la velocidad del paso más lento en la secuencia de las reacciones. Es una conclusión más o menos evidente basada en la experiencia. Si en una fila de automóviles que se desplazan por una carretera angosta, uno avanza a 40 km/hr, entonces las que van atrás, aunque puedan avanzar