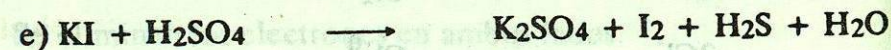
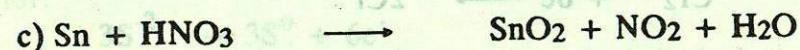


KCl o CrCl₃. Más aún, un K₂Cr₂O₇ proporcionan 2KCl. Por lo tanto, el coeficiente de HCl es 14 del H₂O es 7 y del KCl es 2.



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.

- c) Proporciones múltiples.
- d) La combinación de volúmenes de Gay-Lussac.

3.- Explicar y enunciar la hipótesis de Avogadro.

4.- Explicar el significado del número de Avogadro.

5.- Definir los siguientes términos:

- a) Mol.
- b) U.m.a.
- c) Densidad.
- d) Peso atómico relativo.
- e) Peso molecular relativo.

PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

Deberás estudiar el capítulo 5 de tu libro de texto.

REQUISITO.

Tu maestro te pedirá que realices un trabajo, el cual deberás entregar un día antes del examen para que tengas derecho al mismo.

CAPÍTULO V.

ESTEQUIOMETRÍA I.

5-1 DEFINICIÓN DE ESTEQUIOMETRÍA.

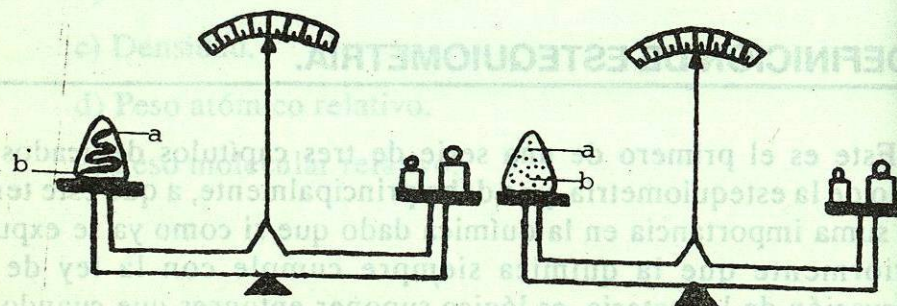
Este es el primero de una serie de tres capítulos dedicados al estudio de la estequiometría, y se debe principalmente, a que este tema es de suma importancia en la química dado que si como ya se expuso anteriormente que la química siempre cumple con la ley de la conservación de la materia, es lógico suponer entonces que cuando se lleva a cabo una reacción química con frecuencia los químicos se interesan en la cantidad de productos que se pueden formar a partir de cantidades específicas de reactivos.

Como ya vimos anteriormente en una reacción química se conserva la masa, de donde una cantidad específica de reactivos reaccionará para dar una cantidad específica de productos; y en cuanto se conoce la ecuación que representa esta reacción, se podrán deducir las relaciones de masa entre los reactivos y los productos individualmente. Los cálculos que comprenden estas relaciones de masa se les denomina cálculos estequiométricos.

Estequiometría es una palabra compuesta en la que metría se refiere a la medida de las masas y estequio palabra griega que se refiere a los elementos o partes de los compuestos de donde se deduce que estequiometría se refiere a las relaciones de masa en las reacciones químicas.

5-2 LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA.

Desde el siglo XVIII se desarrollaron diferentes métodos con el fin de medir volúmenes de gases, así como pesar gases, líquidos y sólidos lo mismo que para llevar a cabo reacciones químicas de tal manera que los pesos de las sustancias reaccionantes y de los productos formados se pudieran medir con precisión.



Peso de la ampolla, el Mg^{2+}
y el O^{-2} : 55 g

Peso de la ampolla y las
cenizas blancas: 55 g.

Fig. 5-1. Un filamento de magnesio se introduce en una ampolla de cristal que se llena de oxígeno y se cierra herméticamente, pesándose a continuación (izquierda). Se aplica una tensión eléctrica entre los puntos "ab" para encender el magnesio. El magnesio desaparece completamente quedando las paredes de la ampolla cubiertas de cenizas blancas (óxido de magnesio). Sin embargo, el peso permanece inalterado (derecha).

Estos experimentos permitieron a los investigadores descubrir una serie de hechos y establecer ciertas leyes fundamentales relativas a las combinaciones químicas. Una de estas leyes es la de la conservación de

la materia, que dice: La masa no se crea ni se destruye, sólo se transforma.

Los hechos que permitieron obtener la conclusión anterior fueron expuestos desde 1756 por el químico ruso M. V. Lomonosov; aunque quizá por problemas de traducción este trabajo no fue conocido en Europa Occidental.

Por otro lado, en 1793 el francés Antoine Lavoisier formuló la misma ley independientemente y en base a sus propios experimentos, la formuló en los siguientes términos: durante un cambio químico, la suma de las masas de los reactivos originales y de los productos finales son aparentemente iguales.

En otras palabras, observó que aún cuando las sustancias se transforman en otras completamente diferentes durante un cambio químico, no había destrucción ni creación evidente de materia, parecía que la masa permanecía siempre igual. Aparentemente por ejemplo, cuando una vela se quema, se destruye; pero como dicen las apariencias engañan ya que si se pesan los reactivos y los productos de una reacción química, se observa que se conserva la misma masa y cuando algunas sustancias se transforman en gas, no hay un cambio evidente de masa.

Tratando de explicar esta teoría, diremos que de acuerdo con la teoría atómica, cualquier cambio químico es la combinación de átomos con otros átomos o bien, la separación de átomos de otros átomos, pero en ningún momento hay alteración en la masa de los átomos y al final de la reacción existirá la misma cantidad de átomos que había al principio simplemente que se han combinado de manera diferente y por lo tanto, se sigue conservando la cantidad de materia original.

5-3 LEY DE LA COMPOSICIÓN CONSTANTE.

Esta es una ley importante de la química ya que su comprensión da solidez a los conocimientos sobre esta materia y se descubrió mediante el estudio de la composición (cómo y en qué cantidades estaban formadas) de muchos compuestos; la ley se define así: **Un compuesto químico puro, estará constituido por los mismos elementos los cuales se encuentran combinados en una relación constante de masa.**

Para comprender esta ley utilizaremos el caso del agua, cuya composición ha sido determinada muchas veces y siempre se obtiene el mismo resultado.

El agua, como su fórmula lo indica, esta formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno H_2O . Suponiendo que tuvieramos 100 gramos de agua, al estudiar la composición de cada elemento obtendríamos que de esos 100 gramos de agua, 11.19 g corresponden al hidrógeno lo cual representaría el 11.19 %; de igual manera encontraríamos que 88.81 g corresponden al oxígeno que a su vez representa el 88.81 % del total de agua; y estos porcentajes de composición del hidrógeno y oxígeno en el agua siempre se repetirán así tengamos 1000 g de agua o 10 toneladas de la misma, lo cual explica el por qué de la ley de la composición constante.

Al igual que el caso del agua, en cualquier compuesto químico puro, se verá que el porcentaje en peso presente de los elementos que lo formen, siempre será el mismo no importando la cantidad de compuesto que se está estudiando. En el siguiente capítulo aplicaremos esta ley en el cálculo de porcentajes de peso de los diferentes elementos de un compuesto.

5-4 LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES.

Los alumnos frecuentemente habrán oído hablar del monóxido de carbono (CO) y del dióxido de carbono (CO_2). En estos casos se podrá observar que en las dos fórmulas los elementos que se combinan son realmente carbono y oxígeno, y que esto va en contra de la ley de la composición constante, ya que mientras en el monóxido de carbono existe un átomo de carbono y uno de oxígeno, en el dióxido de carbono se encuentran dos átomos de oxígeno por uno sólo de carbono. Pues bien, esto no es que se contraponga con la ley de la composición constante, sino que en ambos casos se trata de dos compuestos puros y diferentes en todas sus propiedades, lo que pasa es que para ambos compuestos los elementos que dan lugar a su formación son los mismos, el carbono y el oxígeno; entonces no debe extrañar que en la química algunos elementos se combinen en diferentes proporciones para formar a su vez, diferentes compuestos.

Las aseveraciones anteriores han desembocado en la promulgación de otra ley, la de las proporciones múltiples, que dice: **cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, los diferentes pesos de uno de ellos que se combinan con un peso fijo del otro, se encuentran siempre en una relación sencilla de números enteros y pequeños.**

Algunos ejemplos bastarán para comprender esta ley:

CO	monóxido de carbono
CO_2	dióxido de carbono
H_2O	agua

H_2O_2	peróxido de hidrógeno
$FeCl_2$	cloruro de fierro II o ferroso
$FeCl_3$	cloruro de fierro III o férrico

5-5 OBSERVACIONES DE GAY-LUSSAC.

Joseph Gay-Lussac, fue quien descubrió primero una sencilla, pero muy importante, propiedad química de los gases; observó que cuando químicamente los gases se combinan entre sí existía una relación sencilla entre los volúmenes de los gases producidos.

Observaciones de Gay-Lussac:

1 volumen de hidrógeno + 1 volumen de cloro \longrightarrow

2 volúmenes de cloruro de hidrógeno 1:1:2

1 volumen de nitrógeno + 1 volumen de oxígeno \longrightarrow

2 volúmenes de monóxido de nitrógeno 1:1:2

2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno \longrightarrow

2 volúmenes de vapor de agua 2:1:2

Como resultado de dichas observaciones, Gay-Lussac concluyó que en una reacción química, los volúmenes de los gases reaccionantes y los productos gaseosos estaban en relaciones sencillas de números enteros y pequeños. Esto se conoce como la ley de la combinación de volúmenes.

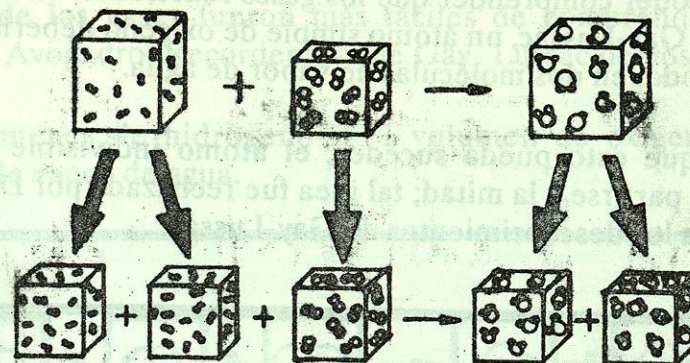


Fig. 5-2. Existe una relación sencilla de números enteros entre los volúmenes de los gases reaccionantes y el producto gaseoso de una reacción química.

Otros aspecto de relevante importancia que dio a conocer fue el hecho de que los gases siempre se combinan químicamente en relaciones de números enteros y pequeños independientemente del estado físico del producto; ejemplo de ello son las reacciones.

- 1 volumen de amoníaco (gas) + 1 volumen de cloruro de hidrógeno \longrightarrow cloruro de amonio sólido.
- 2 volúmenes de amoníaco (gas) + 1 volumen de dióxido de carbono (gas) + humedad \longrightarrow carbonato de amonio (sólido).
- 2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno \longrightarrow 2 volúmenes de vapor de agua.

Si encontramos una relación sencilla de 2:1 para la combinación de los gases de esta ecuación, es lógico suponer, como lo hizo Dalton, que esta relación sencilla de 2:1 debería existir también en las partículas de los gases que se combinaban. Dalton propuso entonces, que las partículas de los gases elementales eran átomos sencillos.