

va a cabo una reacción química, con frecuencia los químicos se interesan en la cantidad de producto que se puede formar a partir de cantidades dadas de reactivos. En la industria se interesan en las aplicaciones de las reacciones químicas en las aplicaciones de investigación las reacciones químicas se estudian en el laboratorio y en la industria.

**CAPÍTULO V.
SIGNIFICADO DE SÍMBOLOS, FÓRMULAS Y MANERA CORRECTA
DE ESCRIBIR LAS FÓRMULAS QUÍMICAS.**

Una cantidad específica de reactivos produce una cantidad específica de producto. En cuanto se conoce la ecuación que representa esta reacción, se pueden calcular las relaciones de masa entre los reactivos y los productos. Los cálculos que comprenden estas relaciones se denominan cálculos estequiométricos.

5-1. INTRODUCCIÓN.

Uno de los logros más importantes de la industria es la fabricación de una infinita variedad de productos químicos. En la actualidad, nuestra sociedad es, por decir así, dependiente de la industria química con respecto a productos que utilizamos todos los días. Las compañías productoras de medicamentos y alimentos, gasolina y aceite de la industria del petróleo; telas y ropas de las industrias textiles; éstos representan unos cuantos ejemplos. Incluso casi todo lo que compramos diariamente es fabricado mediante algún proceso químico o está relacionado con el uso de productos químicos. Por motivos económicos, cualquier producto elaborado por procesos químicos y la producción de sustancias químicas debe realizarse bajo estrictas normas de producción como lo son, la obtención de un mayor número de productos de buena calidad a bajo costo de producción, en lo que se refiere a medicamentos y alimentos el no ser tóxicos, ser eficientes, de buena calidad y precio económico. Por ejemplo en los Estados Unidos de Norte América, se producen anualmente alrededor de 40 mil millones de tabletas de aspirina, ó 17 millones de kilogramos de aspirina. Esto representa muchos dolores de cabeza, pero si la reacción química o los métodos empleados para obtener la aspirina no fueran los indicados, veríamos que una pequeña pérdida del producto podría representar muchos kilogramos de aspirina.

Esto indica por qué los químicos tienen mucho cuidado en seleccionar el método y reacciones adecuadas, porque una pequeña pérdida del producto inicial representaría muchos kilogramos de aspirina. Esto nos muestra por qué cuando se lle

va a cabo una reacción química, con frecuencia los químicos se interesan en la cantidad de producto que se puede formar a partir de específicas cantidades de reactivos. En la industria como en las aplicaciones de investigación las reacciones químicas son muy importantes. 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 del producto. En cuanto se conoce la ecuación que representa esta reacción, se pueden deducir las relaciones de masa entre los reactivos y productos, individualmente. Los cálculos que comprenden estas reacciones 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, se refiere a los elementos o partes de los compuestos; de donde este término se refiere a las relaciones de masa en las reacciones químicas.

5-2 OBSERVACIONES DE GAY-LUSSAC.

Nuestro modelo del gas ideal que hemos establecido en el capítulo III, es un intento para explicar las propiedades físicas de los gases en condiciones ordinarias de presión y temperatura. En este capítulo estudiaremos las propiedades químicas de los gases con la finalidad de obtener una idea más cuantitativa de la teoría cinético-molecular y la importancia que para la química representa.

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.

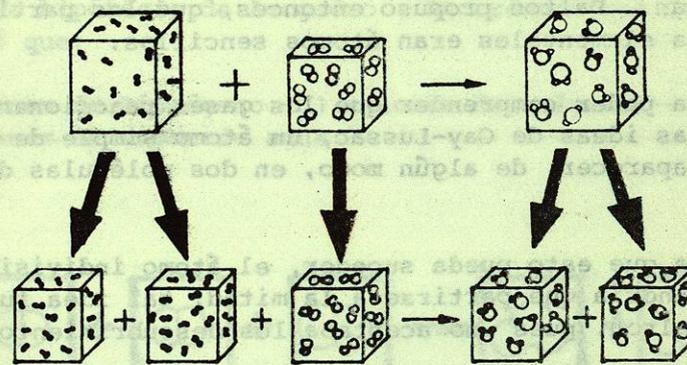


Fig. 5-1. Existe una relación sencilla de números enteros entre los volúmenes de los gases reaccionantes y el producto gaseoso de una reacción química.

Otro aspecto de relevante importancia que dió a conocer fue el hecho de que los gases siempre se combinan químicamente en relaciones de números enteros y pequeños independiente-

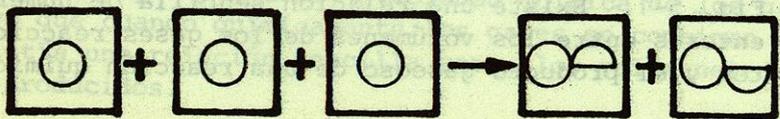
mente del estado físico del producto. Ejemplo de ello son las reacciones.

- a) 1 volumen de amoníaco (gas) + 1 volumen de cloruro de hidrógeno \longrightarrow cloruro de amonio sólido.
- b) 2 volúmenes de amoníaco (gas) + 1 volumen de dióxido de carbono (gas) + humedad \longrightarrow carbonato de amonio (sólido).
- c) 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.

Para poder comprender que los gases reaccionan de acuerdo con las ideas de Gay-Lussac, un átomo simple de oxígeno debería aparecer, de algún modo, en dos moléculas de vapor de agua.

Para que esto pueda suceder, el átomo indivisible de Dalton tendría que partirse a la mitad; tal idea fue rechazada por Dalton, pues no aceptaba los descubrimientos de Gay-Lussac.



5-3 INTERVENCIÓN DE AVOGADRO.

Para poner fin al conflicto que había causado la prueba experimental de Gay-Lussac y la teoría del átomo indivisible de Dalton, intervino un científico brillante llamado Amadeo Avogadro el cual puso una final solución.

Avogadro propuso dos hipótesis muy importantes. En una de ellas sugirió que los gases como el hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y cloro debían existir como moléculas diatómicas, o dicho de otra manera, moléculas que tienen dos átomos del mismo elemento. Contrario a Dalton, quien había propuesto que estos gases existían como átomos sencillos de H, O, N, Cl; Avogadro propuso que existían como moléculas diatómicas H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 .

Los experimentos de Gay-Lussac sobre la combinación de los volúmenes de los gases fueron más fáciles de comprender bajo esta hipótesis de Avogadro. Recordemos que Gay-Lussac demostró que:

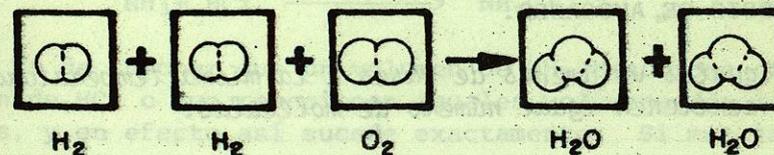
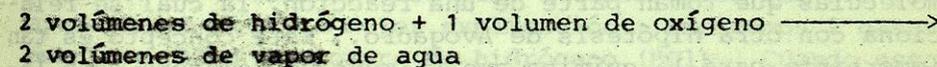


Fig. 5-2. Hipótesis de Avogadro. Compárela con el diagrama de la página anterior.

Intentemos seguir el planteamiento de Avogadro de la manera que él intentó explicar los experimentos de Gay-Lussac:

El átomo de Dalton no puede "dividirse" pero un átomo de oxígeno aparece en cada una de las dos moléculas de vapor de agua. Por otra parte, cada molécula de agua debe contener por lo menos un átomo entero de oxígeno.

Cada una de las dos moléculas de vapor de agua contiene un átomo de oxígeno y estos dos átomos provienen de una "partícula" de oxígeno gaseoso. Además, dicha "partícula" debe haber sido una molécula que contiene dos átomos de oxígeno.

5-4 HIPÓTESIS DE AVOGADRO.

Distíngase que en las reacciones anteriores, los números relativos de los volúmenes son los mismos que los de las moléculas que toman parte de una reacción, la cual se relaciona con otra hipótesis de Avogadro. Este concepto es tan importante para la química que se menciona siempre como la hipótesis de Avogadro.

HIPÓTESIS DE AVOGADRO.

Igual volumen de gases a la misma temperatura y presión, contienen igual número de moléculas.

En base a esta hipótesis, a la misma P y T, 1.00 litro de hidrógeno, 1.00 litro de nitrógeno y 1.00 litro de oxígeno contendrán el mismo número de moléculas; ¿existe un método sencillo de comprobar esta hipótesis?

Si pesáramos 1.00 litro de oxígeno, 1.00 litro de nitrógeno y un litro de hidrógeno (a 25°C) anotamos sus pesos:

Gas	Peso de 1.00 litro
Hidrógeno (H ₂) -----	0.083 g
Oxígeno (O ₂) -----	1.31 g
Nitrógeno (N ₂) -----	1.15 g

Resulta que volúmenes iguales de gases no pesan lo mismo. Si suponemos que los gases están formados por pequeñas moléculas, podemos citar dos planteamientos para explicar esta diferencia de peso:

- 1.- Podría ser que todas las moléculas de los gases sean del mismo peso, pero que el número de las mismas por litro sea diferente para cada clase de gas.
- 2.- Ssi el número de moléculas es el mismo en cada litro de gas, el peso de las moléculas individuales es diferente en cada clase de gas.

¿Por cuál se decidiría usted? Si lo lleváramos a la práctica en el laboratorio para obtener datos que nos puedan ayudar a escoger la mejor explicación. Empleamos 2 gases amoníaco (NH₃) y cloruro de hidrógeno (HCl). Cuando estos dos gases entran en contacto uno con otro, se produce una sustancia en forma de nube, NH₄Cl, cloruro de amonio.



Es de suponer que un volumen de NH₃ reaccione con un volumen de HCl o que reaccionen iguales volúmenes de los dos gases, y en efecto así sucede exactamente. Si mezclamos los dos gases y anotamos el volumen reaccionante de cada uno: 20 ml de NH₃ reaccionan exactamente con 20 ml de HCl; 40 ml de NH₃ lo hacen con 40 ml de HCl; etc.

El hecho de que un volumen de NH₃ reaccione con un volumen de HCl puede quedar satisfactoriamente explicado, suponiendo que una molécula de NH₃ reacciona con otra de HCl, sin embargo los resultados prácticos del laboratorio no pueden explicarse tan sencillamente si hacemos uso de otro modelo,

en el que supuestamente hay más moléculas en un gas que en otro. De esta manera, la hipótesis de Avogadro, de que iguales volúmenes de gases contienen igual número de moléculas, nos permite explicar estos resultados experimentales.

5-5 PESOS RELATIVOS DE MOLÉCULAS Y ÁTOMOS.

Gracias a la colaboración de Avogadro, en el siglo pasado, un químico francés de nombre Jean Dumas estableció un método de laboratorio para determinar las densidades de gases y vapores.

Recordemos que la densidad de una sustancia se define como el peso por unidad de volumen y se representa como:

$$D = P/V$$

Ejemplo. ¿Cuál será la densidad de una muestra de gas de 1.26 g que ocupa un volumen de 900 ml a temperatura y presión dada?

$$\begin{aligned} D &= P/V \\ &= 1.26 \text{ g} / 900.0 \text{ ml} \\ &= 1.40 \times 10^{-3} \text{ g/ml} \end{aligned}$$

o (multiplicando por 1000 ml/l para la conversión a litros):

$$D = 1.40 \text{ g/l}$$

Dumas, al hacer su experimento, pesaba los gases o vapores en matraces cerrados de un volumen conocido. El peso contenido del gas o vapor dividido por el volumen conocido del matraz le resultaba el valor de la densidad. Este procedimiento se practica ahora a diario en muchos laboratorios del mundo.

Habiendo establecido anteriormente que los pesos de volúmenes iguales de diferentes gases son diferentes, no es de sorprendernos que también las densidades lo sean.

Si comparamos las densidades de volúmenes iguales de gases, vemos que 1.00 litro de oxígeno es 1.31/1.15; ó 1.14 veces más pesado que 1.00 litro de nitrógeno. También un litro de oxígeno es 1.80/1.31 ó 1.37 veces más ligero que un litro de dióxido de carbono. Dichas comparaciones son más significativas si las consideramos de acuerdo con la hipótesis de Avogadro de que, volúmenes iguales de gases contienen igual número de moléculas. Si un litro de oxígeno, otro de nitrógeno y otro de dióxido de carbono contienen todos ellos el mismo número de moléculas, sus densidades representan, de hecho, los pesos de igual número de moléculas. El número real, por lo pronto, carece de importancia; simbolice mos este número por la letra N.

Entonces, puesto que N es el mismo número en las tres muestras de gases, puede ser 1. Podríamos así comparar moléculas simples de oxígeno, nitrógeno y dióxido de carbono. De otra manera, si comparamos densidades o pesos de volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión, estamos comparando, de hecho, densidades o pesos de moléculas simples de estos gases. Una molécula de oxígeno debe ser 1.31/1.15 ó 1.14 veces más pesada que una molécula de nitrógeno. Una molécula de oxígeno debe ser 1.80/1.31 ó 1.37 veces más ligera que una molécula de dióxido de carbono.

Ejemplo. Un matraz de Dumas de 2.00 l se llena de oxígeno y se pesa en el laboratorio. El gas pesa 2.26 gr, otro matraz idéntico se llena con hidrógeno y se pesa; el hidrógeno 0.166 gr; ¿cuál es el peso relativo de una molécula de hidrógeno comparado con la de una de oxígeno?

Como se han pesado volúmenes iguales de hidrógeno y oxígeno, se han pesado igual número de moléculas en los dos gases. Entonces, el peso relativo de una molécula de hidrógeno con otra de oxígeno es: