

$$\frac{\text{Peso del hidrógeno}}{\text{peso del oxígeno}} = \frac{0.166}{2.62} \text{ o aproximadamente } 1:16.$$

Es muy importante recordar que una molécula simple de oxígeno es 1.14 veces más pesada que otra de nitrógeno, o 16 veces más pesada que una molécula simple de hidrógeno o 1.37 veces más ligera que una molécula simple de dióxido de carbono.

Estos datos son muy útiles al químico para poder así establecer los pesos atómicos y moleculares relativos. Con estos datos es posible resolver cálculos muy importantes, pero es necesario escoger, de antemano, un estándar para pesos atómicos.

5-6 LA UNIDAD DE MASA ATÓMICA Y LOS PESOS ATÓMICOS Y MOLECULARES RELATIVOS.

En el año de 1802 fué Dalton quien estableció el peso atómico relativo de 1 al átomo más ligero de los elementos, el hidrógeno. Hoy en la actualidad se tienen datos mucho más precisos y exactos que los que tuvo Dalton. Los químicos de hoy en día admiten ya la existencia de moléculas diatómicas, algo que Dalton no aceptaba. En fin, los químicos están de acuerdo y aceptan una sola escala de pesos atómicos relativos. En un congreso internacional se acordó por mayoría adoptar como estándar el valor de 16.000 unidades de masa atómica, uma, como peso relativo de un átomo individual de oxígeno. Así que, por convención, el peso relativo de una molécula diatómica de oxígeno es igual a 32.000 uma. Utilizando los valores de las densidades expuestas anteriormente citadas el peso relativo de una molécula de nitrógeno sería, 32.000 uma \times 1.14 ó 28 uma, y el peso relativo de una molécula de dióxido de carbono es 32.000 uma \times 1.37 ó 44.0 uma.

Es necesario comprender por qué fué necesario una elección arbitraria para el estándar del peso atómico. Cuando

se decidió cuál iba a ser el estándar los hombres de ciencia no conocían ningún método experimental que les permitiera pesar los átomos individualmente. Para poderlos pesar aún hoy, es necesario hacerlo con un número muy grande de átomos, e incluso, ser capaz de contar ese número. Así podríamos determinar el peso individualmente partiendo de estas dos pruebas experimentales. Actualmente los químicos pueden contar átomos.

La unidad de masa atómica escogida como estándar y para todos los pesos atómicos que se relacionan con ese patrón, es una unidad que no tiene significado físico, simplemente es una representación. Es evidente que no puede decirse que un átomo individual de oxígeno pesa 16.000 gramos o kilogramos. Estas cantidades contienen un número muy grande de átomos de oxígeno; así, a la unidad arbitraria de peso atómico relativo, la unidad de masa atómica, se le dió exactamente el valor de 16.000 uma para el peso del átomo de oxígeno como estándar, porque de esta manera los pesos atómicos relativos de muchos elementos eran números enteros o muy cercanos a números enteros. En especial, el valor del peso atómico relativo del hidrógeno, el más ligero de los elementos, siguiendo aquella convención, resulta muy cercano a uno (1.0080 uma).

Pues bien, con todos estos antecedentes ya podemos definir los pesos atómicos relativos de los elementos, con un fundamento convencional que ha servido a la ciencia durante mucho tiempo. *El peso atómico relativo de un elemento es el peso de un átomo de ese elemento en relación con el peso de un átomo de oxígeno al cual por convención, se le ha asignado el peso de 16.000 unidades de masa atómica (uma).* Los pesos moleculares de los compuestos deben estar relacionados con el mismo estándar o patrón. Así, el peso molecular relativo de un compuesto es el peso de una molécula de ese compuesto en relación con el peso de un átomo de oxígeno al cual por convención se le ha asignado el peso de 16.000 unidades de masa atómica (uma).

5-7 EL MOL.

Los científicos se encontraron con la necesidad de buscar otra unidad mayor de comparación entre los átomos y moléculas que la unidad de masa atómica, así como aceptar la existencia de una unidad que tuviera, a su vez, un significado físico. Optaron por emplear un peso de átomos y moléculas para poder representar un gran número de átomos y moléculas como unidad práctica de comparación. A esta unidad de comparación se le denomina MOL. Podemos definir el mol como el número de moléculas de oxígeno que hay en 32.000 g de oxígeno. Ahora, si 32.000 g de oxígeno contienen un mol de moléculas de oxígeno diatómico, entonces, 32.00 g de oxígeno deben contener dos moles de átomos de oxígeno. Un mol de átomos de oxígeno sería el número de átomos de oxígeno contenidos en 16.00 g de oxígeno.

Gracias a la hipótesis de Avogadro y a la determinación de $O = 16$ una como patrón de los pesos atómicos relativos, el mol se puede definir de otra manera: *un mol lo podríamos definir también como el número de átomos contenidos en el peso atómico relativo de cualquier elemento cuando el peso se mide en gramos.*

Por ejemplo, 23.00 g de sodio contienen un mol de átomos de sodio. Un mol de átomos de hierro pesa 55.8 g. Un mol es el número de moléculas contenidas en el peso molecular relativo de un compuesto cuando ese peso es medido en gramos. Entonces, 44.0 g de dióxido de carbono contienen un mol de moléculas. Un mol de moléculas de nitrógeno pesa 28.0 g. El verdadero número de átomos o moléculas que forman un mol es 6.023×10^{23} , a este número se le conoce como número de Avogadro o N.

Es casi increíble concebir un número tan inmenso. Quizá un ejemplo pueda ayudarnos. Si la población total de la tierra (cuatro mil millones de habitantes) se pusieran a contar el número de moléculas de Avogadro y cada persona contara una molécula por segundo sin descansar, emplearían más de seis millones de años para terminar de contar!

Lo importante es recordar que el número de Avogadro es precisamente un número. Es el número de partículas de un mol. Así como una docena supone una cantidad de 12, un mol representa 6.023×10^{23} o número de Avogadro de átomos, moléculas, ladrillos, etc.

5-8 VOLUMEN MOLAR DE LOS GASES.

Dejando establecido cuantitativamente el concepto de "números iguales" de la hipótesis de Avogadro, veremos ahora el aspecto de "volúmenes iguales" como un mol de un gas contiene igual número de moléculas que un mol de otro, entonces, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, un mol de un gas cualquiera ocupará el mismo volumen que el volumen de cualquier otro gas. Probémoslo experimentalmente. Un mol de un gas ideal a 0°C y 760 torr, condiciones de temperatura y presión normales (TPN), tiene un volumen de 22.414 litros. El valor práctico de esta cifra en general, es de 22.4 litros por mol. Este volumen molar es una constante física mucho muy importante para los químicos. Podría compararse este volumen con el tamaño de un balón de basquetbol.

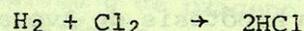
Este valor del volumen molar de un gas, es el que se aplicó en las leyes de los gases ideales que estudiamos en el capítulo anterior.

5-9 FÓRMULAS QUÍMICAS.

El concepto que nos hemos formado del mol es muy importante para determinar de manera experimental una fórmula química. Hay una relación entre moles de átomos y las fórmulas químicas para compuestos formados por estos átomos. Si estudiamos la relación entre los gases de hidrógeno y de cloro para formar cloruro de hidrógeno gaseoso, la reacción la podríamos representar como sigue:

- 1 volumen de hidrógeno + 1 volumen de cloro \longrightarrow
 2 volúmenes de cloruro de hidrógeno
- 1 molécula de hidrógeno + 1 molécula de cloro \longrightarrow
 2 moléculas de cloruro de hidrógeno
- 1 mol de hidrógeno + 1 mol de cloro \longrightarrow
 2 moles de cloruro de hidrógeno

Ya hemos visto que tanto el hidrógeno como el cloro gaseoso deben de ser diatómicos: H_2 y Cl_2 . Escribamos pues la reacción:



El símbolo H representa o nos expresa a un mol de gas diatómico, y el símbolo Cl un mol de gas cloro diatómico. En esta ecuación química, la fórmula HCl representa un mol de moléculas de cloruro de hidrógeno. Si observamos bien la ecuación anterior están representadas dos moléculas de cloruro de hidrógeno; además, la fórmula HCl nos indica expresamente que un mol de cloruro de hidrógeno contiene un mol de átomos de hidrógeno químicamente combinado con un mol de átomos de cloro.

Anteriormente, se estableció que una molécula nos expresa no solamente qué elementos están combinados en el compuesto, sino también la cantidad de cada elemento que se halla en el mismo. Ahora podremos decir que una fórmula química nos indica la proporción molar de los átomos combinados en el compuesto.

Con esta información nos es suficiente para poder así determinar experimentalmente una fórmula química cuyas determinaciones están basadas en la ley de la composición constante.

El estudio de las composiciones en peso y los pesos atómicos relativos nos inducen a la relación molar de los átomos combinados en el compuesto. Dicha relación molar nos da la fórmula más simple de un compuesto.

En ocasiones, la fórmula más simple de un compuesto es también su verdadera fórmula. En otros casos, la verdadera fórmula de un compuesto es un múltiplo de su fórmula más simple. Este es el caso del metano, CH_4 , es la fórmula más simple y es también su fórmula verdadera. Por otra parte, CH_3 es la fórmula más simple del estaño, cuya verdadera fórmula es C_2H_6 ($2 \times CH_3$). Los datos de composición centesimal sólo nos llevan a la fórmula más simple de un compuesto. Necesitamos datos experimentales, peso molecular, para determinar la verdadera fórmula.

Ejemplo. Encuentre la fórmula más simple de un compuesto gaseoso que contenga 63.6 % de nitrógeno y 36.4 % de oxígeno ($N = 14.0$ g/m, $O = 16.0$ g/m):

- Habrá que convertir los porcentajes en peso, suponiendo una muestra de 100 g y dividida por los pesos atómicos para determinar el número de moles de cada uno de los elementos combinados.

$$\text{Moles de átomos de nitrógeno} = \frac{63.6 \text{ g}}{14.0 \text{ g/m}}$$

$$\text{Moles de átomos de nitrógeno} = 4.54 \text{ m}$$

$$\text{Moles de átomos de oxígeno} = \frac{36.4 \text{ g}}{16.0 \text{ g/m}}$$

$$\text{Moles de átomos de oxígeno} = 2.28 \text{ m}$$

- Determinar la relación molar de los diferentes átomos del compuesto, dividiendo el número de moles de cada elemento presente por el menor número de moles calculado.

$$\text{Relación de moles para el nitrógeno: } \frac{4.54 \text{ m}}{2.28 \text{ m}} = 1.99$$

$$\text{Relación de moles para el oxígeno: } \frac{2.28 \text{ m}}{2.28 \text{ m}} = 1.00$$

3. Establecer la fórmula más simple, tomando en cuenta la indivisibilidad de los átomos.

Según paso (2), la fórmula para este óxido de nitrógeno será $N_{1.99} O_{1.00}$ o más sencillamente N_2O .

Ejemplo. Encontrar la fórmula más simple del óxido de arsénico que contiene 75.8 % de arsénico. (As = 74.9 g/m).

1. Moles de átomos de arsénico = $\frac{75.8 \text{ g}}{74.9 \text{ g/m}}$

Moles de átomos de arsénico = 1.01 m

Moles de átomos de oxígeno = $\frac{24.2 \text{ g}}{16.0 \text{ g/m}}$

Moles de átomos de oxígeno = 1.51 m

2. Relación de moles de arsénico: $\frac{1.01 \text{ m}}{1.01 \text{ m}} = 1.00$

Relación de moles para el oxígeno: $\frac{1.51 \text{ m}}{1.01 \text{ m}} = 1.50$

Según paso (2), la fórmula de este óxido de arsénico es As 1.00, O 1.50; la cual después de multiplicarse por 2, nos da la relación en números enteros As_2O_3 .

5-10 DETERMINACIÓN DEL PESO DE UN MOL DE UN COMPUESTO A PARTIR DE SU FÓRMULA.

Ejemplo. ¿Cuál es el peso de un mol de sulfato de potasio K_2SO_4 ?

1. Los elementos que forman un compuesto poseen un peso por mol de átomos. (Ver lista de elementos capítulo)

2. Multiplique cada peso por el número de moles de cada

elemento presente en un mol del compuesto.

3. Sume el total de todos los pesos.

Para K_2 , $2 \times K = 2 \times 39.10 \text{ g/m} = 78.20 \text{ g/m}$

Para S, $1 \times S = 1 \times 32.07 \text{ g/m} = 32.07 \text{ g/m}$

Para O_4 , $\frac{4 \times O = 4 \times 16.00 \text{ g/m} = 64.00 \text{ g/m}}{K_2SO_4 \dots \dots \dots = 174.27 \text{ g/m}}$

El ejemplo anterior fue resuelto en base al "peso de un mol" de sulfato de potasio. Es de sorprendernos el por qué no ha sido planteado el problema en base en el peso molecular K_2SO_4 . Si el problema lo hubiéramos planteado de esta manera, implicaría la existencia de moléculas de K_2SO_4 , las cuales no existen. El sulfato de potasio es uno de los muchos sólidos cristalinos en los que experimentalmente no se pueden identificar moléculas. El sulfato de potasio es un compuesto no molecular y para este caso, para el K_2SO_4 y en los otros miles de compuestos en los que el enlaces químico entre los átomos es de naturaleza semejante, es correcto hablar de "peso fórmula". Así como hay miles de compuestos no moleculares también hay más de idos millones! de compuestos moleculares donde sí sería apropiado hablar de pesos moleculares.

5-11 INTERPRETACIÓN DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS.

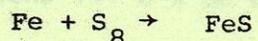
Si nos es posible interpretar o comprender cómo se determinan experimentalmente las fórmulas químicas podríamos también reconocer el hecho de que los *símbolos y fórmulas químicas* representan un número fijo de átomos, ya sea un mol o su múltiplo (o un volumen fijo). Nos apoyamos, ahora, en estos símbolos químicos para interpretar los cambios químicos.

Una ecuación química es el lenguaje simbólico empleado para describir una reacción. La propia palabra ecuación nos da una idea de cómo escribir una reacción correctamente.

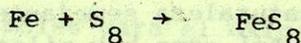
Algo tiene que ser igual en una reacción química, veamos la reacción entre el hierro pulverizado, Fe, y el Azufre S₈, para encontrar la igualdad, la reacción será:

El hierro reacciona con el azufre para formar sulfuro de hierro (II) o más simple todavía.

Hierro + azufre → Sulfuro de hierro (II).
o también,

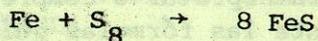


Si observamos bien esta última reacción nos daremos cuenta que hay algo que no concuerda. Veamos, ocho moles de átomos de azufre están reaccionando para producir tan sólo un mol de átomos de azufre combinados; y esto no está de acuerdo con la ley de la conservación de la materia. ¿Cómo es posible que ocho moles de átomos de azufre (256.56 g) produzcan sólo un mol (32.07 g) de azufre combinado? tendremos que modificar nuestra ecuación.

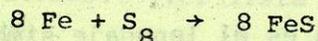


Aunque aparentemente, lo que acabamos de hacer es fácil, esto no puede hacerse. La fórmula para el sulfuro formado es FeS. Este hecho lo determinamos partiendo de los datos de composición ponderal. No podemos alterar la fórmula FeS. ¡Es un hecho experimental!

Hay otra manera de ajustar esta reacción.



En esta modificación hemos creado ocho moles de átomos de hierro combinados, 446.80 g a partir de un solo mol 55.85 g nuevamente hemos de decir que esto es imposible, por lo que tendremos que alterar de nuevo esta reacción.



Esto nos muestra que ocho moles de átomos de hierro se combinan con ocho moles de átomos de azufre (un mol de azufre molecular) para formar ocho moles de sulfuro de hierro II. O sea que el número de átomos de hierro reactivos es igual al número de átomos de hierro combinados y el número de átomos de azufre reactivos es igual al número de átomos de azufre combinados. Así, hemos llegado a establecer una igualdad. El número de átomos es igual antes de la reacción y después de la reacción. Esto prueba otra vez la teoría de la conservación de la materia.

Hagamos unas observaciones pequeñas a esta ecuación. El número 8 que está antes del símbolo del fierro y de la fórmula FeS se le denomina coeficiente. (Hay una analogía entre las ecuaciones algebraicas y químicas). El escribir correctamente una ecuación implica cambios de coeficientes, pero no de subíndices.

5-12 ECUACIONES QUÍMICAS AJUSTADAS.

Existen dos reglas para escribir correctamente una ecuación química.

1. Conocer con precisión los símbolos y fórmulas de los reactivos y productos.
2. Vigilar que se cumpla la ley de la conservación de la materia, conservando los átomos.

Ejemplo. Representar la ecuación química balanceada de la descomposición térmica del clorato de potasio con formación de cloruro de potasio y gas oxígeno.

1. Tendremos que establecer las fórmulas para los reactivos y productos.