

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, 32.000 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 16.000 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: 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 en el peso molecular relativo de un compuesto cuando ese peso es medido en gramos. Entonces, 44.00 g de dióxido de carbono contienen un mol de moléculas. Un mol de moléculas de nitrógeno pesa 28.00 g. El verdadero número de átomos o moléculas que forman un mol es  $6.023 \times 10^{23}$ , 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 (cinco 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  $6.023 \times 10^{23}$  o número de Avogadro de átomos, moléculas, ladrillos, etc.

## UNIDAD VI.

### ESTEQUIOMETRÍA II.

Si se conocen los pesos atómicos de los elementos que forman un compuesto, entonces al presentarnos una fórmula química de un compuesto; intrínsecamente deberíamos tener el conocimiento total de su composición, o bien, por otro lado, cuando se nos proporciona una información completa sobre la composición en peso de un compuesto debemos ser capaces de conocer su fórmula empírica.

Por lo que en este capítulo, nos ocuparemos de problemas que relacionan la fórmula con la composición y que a su vez nos permiten convertir un sistema de expresar la composición por otro.

#### OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad, el alumno deberá ser capaz de:

1.- Definir, así como diferenciar entre si los términos:

a) Fórmula empírica.

b) Fórmula molecular.

2.- Determinará la fórmula empírica de un compuesto, dada su composición porcentual en peso.

- 3.- Calculará el peso de un mol de un compuesto a partir de su fórmula.
- 4.- Resolverá problemas sobre conversión de moles a masa y viceversa; para elementos y compuestos.
- 5.- Determinará la composición porcentual de los elementos que integran una sustancia.

### PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

Además de leer el capítulo 6, será indispensable que realices los ejercicios comprendidos en este capítulo, así como la autoevaluación, lo cual te será de mucha ayuda para que comprendas los objetivos de esta unidad.

### AUTOEVALUACIÓN.

Resolver los siguientes problemas, los cuales ya correctamente resueltos, los entregarás a tu maestro para que los califique. Esto te dará el derecho a tu examen de esta unidad.

- 1.- Determinar la fórmula más sencilla de un compuesto que tenga la siguiente composición: Cr = 26.52 %, S = 24.52 %, O = 48.96 %.

[Solución:  $\text{Cr}_2\text{S}_3\text{O}_{12}$ , o bien,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ].

- 2.- Un compuesto contiene 63.1 % de carbono, 11.92 % de hidrógeno y 24.97 % de flúor. Deducir su fórmula más sencilla.

[Solución:  $\text{C}_4\text{H}_9\text{F}$ ]

- 3.- Calcular el porcentaje de arsénico presente en un polímero que tiene la fórmula  $\text{C}_2\text{H}_8\text{AsB}$ .

[Solución: 63.6 %]

- 4.- Calcular el porcentaje de nitrógeno presente en el nitrato de Amonio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ).

[Solución: 35 %].

- 5.- ¿Cuántos gramos de cada uno de los elementos constitutivos se contienen en un mol de los siguientes compuestos: a)  $\text{CH}_4$ , b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , c)  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ ?

Soluciones:

a) 12.01 g de C, 4.032 g de H.

b) 111.69 g de Fe, 48.00 g de O.

c) 120.24 g de Ca, 61.95 g de P.

- 6.- ¿Cuántos moles de fósforo hay en 92.91 g de fósforo, si su fórmula es  $\text{P}_4$ ?

[Solución: 0.75 moles de  $\text{P}_4$ ].

## CAPÍTULO VI.

### ESTEQUIOMETRÍA II.

En este capítulo se aplicarán los conocimientos obtenidos en los capítulos anteriores y se destinará casi exclusivamente al cálculo de las relaciones de porcentaje, masa y obtenciones de fórmulas para los compuestos químicos.

#### 6-1 DEFINICIÓN DE FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR.

Cuando una fórmula expresa no sólo el número relativo de átomos de cada elemento, sino también el número real de átomos de cada elemento en una molécula de cualquier compuesto; a esta fórmula se le llama **fórmula molecular** y el peso formular en tal caso se llama **peso molecular**. Por ejemplo, la fórmula molecular del benceno es  $C_6H_6$ . Esto nos indica que la molécula del benceno está formada por 6 átomos de oxígeno y 6 átomos de hidrógeno.

Por otro lado, la **fórmula empírica** nos indicará únicamente la **relación que exista en los elementos que formen un compuesto**, o sea que en la fórmula empírica no se marcará la cantidad real de átomos presentes de los diferentes elementos que formen una molécula de ese compuesto.

Por ejemplo, la fórmula empírica para el benceno será  $\text{CH}$ ; en donde solamente se está indicando que el benceno está formado por los elementos carbono e hidrógeno en una relación de un átomo de carbono por cada átomo de hidrógeno. Nosotros ya sabemos que una molécula real de benceno tiene 6 átomos de carbono y 6 de hidrógeno, por lo tanto mediante la fórmula empírica de un compuesto no se podrá calcular su peso molecular, caso contrario a lo que sucede en una fórmula molecular.

## 6-2 CÁLCULO PARA DETERMINAR LA FÓRMULA EMPÍRICA DE UN COMPUESTO, DADA SU COMPOSICIÓN PORCENTUAL EN PESO.

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

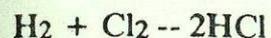
1 molécula de hidrógeno + 1 molécula de cloro  $\longrightarrow$

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:  $\text{H}_2$  y  $\text{Cl}_2$ . Escribamos pues, la reacción:



El símbolo  $\text{H}_2$  representa o nos expresa a un mol de gas diatómico, y el símbolo  $\text{Cl}_2$  un mol de gas cloro diatómico. En esta ecuación química, la fórmula  $\text{HCl}$  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  $\text{HCl}$  nos indica expresamente que un mol de cloruro de hidrógeno químicamente combinado con un mol de átomos de cloro.

Anteriormente se estableció que una molécula nos expresa no solo 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 molecular 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,  $\text{CH}_4$ , es la fórmula más simple y es también su fórmula verdadera. Por otra parte,  $\text{CH}_3$  es la fórmula más simple del etano, cuya verdadera fórmula es  $\text{C}_2\text{H}_6$  ( $2 \times \text{CH}_3$ ). Los datos de composición centesimal sólo nos llevan a la fórmula más simple de un compuesto.