

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 g/m, O = 16.0 g/m).

1.- 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.

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

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

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

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

2.- 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.

Relación de moles para el nitrógeno:

$$\frac{4.54 \text{ m}}{2.28 \text{ m}} = 1.99$$

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 $\text{N}_{1.99}\text{O}_{1.00}$ 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).

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

$$\text{Moles de átomos de arsénico} = 1.01 \text{ m}$$

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

$$\text{Moles de átomos de oxígeno} = 1.51$$

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 el paso (2), la fórmula de este óxido de arsénico es $\text{As}_{1.00}\text{O}_{1.50}$; la cual después de multiplicarse por 2 nos da la relación en números enteros As_2O_3 .

EJERCICIO.

Realizar los siguientes ejercicios para reafirmar los conocimientos sobre este tema.

- 1.- Un compuesto tiene 21.6% de sodio, 33.3% de cloro y 45.1% de oxígeno. Calcular su fórmula empírica tomando los siguientes pesos atómicos: $\text{Na} = 23.0$, $\text{Cl} = 35.5$, $\text{O} = 16.0$. [Solución: NaClO_3].
- 2.- Cuando se quema 1010 g de vapor de zinc expuestos al aire se obtienen 1257 g de óxido de zinc. ¿Cuál será la fórmula empírica de este óxido si $\text{Zn} = 64.4$, $\text{O} = 16.0$? [Solución: ZnO].
- 3.- Un compuesto tiene la siguiente composición en porcentaje: $\text{Na} = 32.39\%$, $\text{S} = 22.53\%$, $\text{O} = 45.07\%$. Calcular su fórmula empírica tomando los siguientes pesos atómicos: $\text{Na} = 23.0$, $\text{S} = 32.0$, $\text{O} = 16.0$. [Solución: Na_2SO_4].

6-3 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.
- 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.

$$\text{Para K}_2, \quad 2 \times \text{K} = 2 \times 39.10 \text{ g/m} = 78.2 \text{ g/m}$$

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

$$\text{Para O}_4, \quad 4 \times \text{O} = 4 \times 16.00 \text{ g/m} = 64.00 \text{ g/m}$$

$$\text{K}_2\text{SO}_4 \quad = 174.27 \text{ g/m}$$

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 molécula 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 enlace 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 -dos

millones! de compuestos moleculares donde sí sería apropiado hablar de pesos moleculares.

EJERCICIO.

Determinar los pesos moleculares (o pesos formularios) de los siguientes compuestos:

- 1.- NaOH
- 2.- HNO₃
- 3.- Fe₂S₃
- 4.- Ca₃(PO₄)₂
- 5.- Fe₄[Fe(CN)₆]₃

Soluciones: 40.00, 63.02, 206, 310.19, 859.28).

6-4 CÁLCULO DE PROBLEMAS SOBRE CONVERSIÓN DE MOLES A MASA Y VICEVERSA, PARA ELEMENTOS Y COMPUESTOS.

Para calcular la masa en gramos de un mol, moles o fracción de mol de cualquier entidad química, ya sea átomo, molécula, ion o conjunto de átomos se deberá aplicar la siguiente fórmula sin dejar de tener en mente que un mol de cualquier entidad química contendrá siempre 6.023×10^{23} unidades químicas individuales.

Su fórmula será:

Número de gramos del compuesto = número de moles x peso de un mol de un compuesto.

Ejemplo.

¿Cuántos gramos de H₂S hay en 0.4 moles de H₂S?

Aplicando la fórmula:

$$\begin{aligned} \text{Número de gramos de H}_2\text{S} &= 0.4 \times 34.08 \text{ g/mol} \\ &= 13.63 \text{ g} \end{aligned}$$

El peso de un mol de H₂S es de 34.08 según el punto 6-3, ya que:

$$\text{H} = 1.04 \times 2 = 2.08$$

$$\text{S} = 32.00 \times 1 = 32.00$$

$$\hline 34.08$$

EJERCICIO.

1.- ¿Cuántos gramos de NaOH existen en 2.0 moles de NaOH?

(P.m del NaOH = 40 g/m)

[Solución: 80g].

2.- ¿Cuántos gramos de CaO existen en 0.5 moles de CaO?

(P.M. del CaO = 56.08 g/m)

[Solución: 28.04 g].

3.- ¿Cuántos gramos de BaCl₂ existen en 0.01 moles de BaCl₂?

(P.M. del BaCl₂ = 207.34 g/m)

[Solución: 2.073 g].

Para calcular la cantidad de moles presentes en una cantidad dada de cualquier compuesto expresado en gramos, la fórmula para aplicar será:

$$\text{Moles del compuesto} = \frac{\text{gramos de compuesto}}{\text{P.M. del compuesto.}}$$

Ejemplo.

¿Cuántos moles representan 9.54 g de SO₂? (pesos atómicos: S = 32.0, O = 16.00).

Primero se obtiene el peso de un mol de SO₂ que es igual a la suma de sus pesos atómicos de los átomos presentes en el compuesto.

$$S = 32.06 \times 1 = 32.06$$

$$O = 16.00 \times 2 = 32.00$$

$$64.06 \text{ g/m}$$

Ahora se aplica la fórmula:

$$9.54 \text{ g}$$

$$\text{Moles de SO}_2 = \frac{9.54 \text{ g}}{64.06 \text{ g/m}}$$

$$64.06 \text{ g/m}$$

$$= 0.1489 \text{ moles de SO}_2$$

Otro ejemplo sería:

¿Cuántos moles representan 85.16 g de NH₃ (amoníaco)? (P.A.: N = 14.007, H = 1.008).

Por lo pronto, el peso molecular del NH₃ será:

$$N = 14.007 \times 1 = 14.007$$

$$H = 1.008 \times 3 = 3.024$$

$$17.031 \text{ g/m}$$

Se aplica la fórmula:

$$85.16 \text{ g}$$

$$\text{Moles de NH}_3 = \frac{85.16 \text{ g}}{17.031 \text{ g/m}}$$

$$17.031 \text{ g/m}$$

$$= 5.00 \text{ moles de NH}_3$$

EJERCICIO.

1.- ¿Cuántos moles hay en 24.5 g de H_2SO_4 ?

(Investigar los pesos atómicos)

[Solución: 0.250 moles]/

2.- ¿Cuántos moles hay en 4 g de O_2 ?

(P.A. del O = 16.00)

[Solución: 0.125 moles].

6-5 CÁLCULOS PARA DETERMINAR LA COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LOS ELEMENTOS QUE INTEGRAN UNA SUSTANCIA.

En esta sección, por el contrario del punto 6-2, se calculará el porcentaje con el que forma parte algún elemento de cualquier compuesto. Y al igual que en los demás casos, siempre y cuando se cuente con los datos apropiados, se podrá aplicar una simple fórmula para obtener los resultados deseados.

Este tipo de cálculos se resuelven según las circunstancias por los procedimientos:

a) El primero, cuando se nos proporcionan las masas en gramos del compuesto y sus elementos.

b) El segundo, cuando se proporcione lo anterior y tengamos que recurrir a los pesos fórmula o moleculares de los compuestos, así como pesos atómicos de los elementos.

Para el primer caso veamos el siguiente ejemplo.

Una tira de cobre electrolíticamente puro, que pesa 3.178 g, se calienta fuertemente en corriente de oxígeno hasta que toda ella se convierte en óxido negro. El óxido negro resultante pesa 3.978 g. ¿Cuál será el porcentaje de Cu y cuál el de O_2 en el óxido final?

Se nos está proporcionando el dato del peso de cobre puro (3.178 g), así como el peso del compuesto final (3.978 g) por lo que por lógica y mediante una resta, podremos obtener el peso con el que el oxígeno participa en dicho compuesto.

$$\text{Peso del óxido negro} = 3.978 \text{ g}$$

$$\text{Peso del cobre} = 3.178 \text{ g}$$

$$\text{Peso del oxígeno} = 0.800$$

Ahora bien, la fórmula que se utilice en estos casos, será:

$$\% \text{ del elem.} = \frac{\text{Peso del elem. en ese compuesto}}{\text{Peso total del compuesto}} \times 100$$

Aplicando la fórmula a nuestro problema, tendremos:

$$\% \text{ de cobre} = \frac{3.178 \text{ g}}{3.978} \times 100$$

$$= 79.9 \%$$

Ahora, para el oxígeno:

$$\% \text{ de oxígeno} = \frac{0.800 \text{ g}}{3.978 \text{ g}} \times 100$$

$$= 20.1\%$$

Comprobación:

$$79.9\% + 20.1\% = 100\%$$

Para el segundo caso, veamos el siguiente ejemplo:

Dada la fórmula K_2CO_3 , determinar la composición en porcentaje de cada uno de los elementos que forman dicho compuesto.

Como aquí no se nos proporcionan la masa de ninguno de los elementos ni del compuesto; para resolver el problema, tendremos que usar los pesos atómicos de los elementos y el peso formular del compuesto: " K_2CO_3 ".

$$\begin{aligned} \text{P. A. del K} &= 39.102 \times 2 = 78.204 \\ \text{P. A. del C} &= 12.011 \times 1 = 12.011 \\ \text{P. A. del O} &= 15.999 \times 3 = 47.997 \end{aligned}$$

$$\text{Peso formular del compuesto} = 138.212$$

La fórmula a utilizar en estos casos será:

$$\% \text{ del elemento} = \frac{\text{Peso que aporta el elemento para la formación del compuesto}}{\text{peso formular del compuesto}} \times 100$$

Aplicando la fórmula, tendremos que para el K:

$$\% \text{ del K} = \frac{78.204}{138.212} \times 100$$

$$= 56.58$$

De la misma manera, para el C:

$$\% \text{ del C} = \frac{12.011}{138.212} \times 100$$

$$= 8.69$$

$$\% \text{ del O} = \frac{47.997}{138.212} \times 100$$

$$= 34.73$$

Comprobación:

$$56.58 + 8.69 + 34.73 = 100.00$$

EJERCICIO.

- 1.- Calcular el porcentaje de cobre y oxígeno presentes en el mineral llamado cuprita CuO_2 .
(Investigar pesos atómicos y formulares).
[Solución : Cu = 66%, O = 33%]
- 2.- Calcular la composición porcentual del cromato de plata, Ag_2CrO_4 , así como el pirofosfato cálcico, $Ca_2P_2O_7$.
[Soluciones: Ag = 65.02%, Cr = 15.68%, O = 19.30%
Ca = 31.54%, P = 24.38%, O = 44.08%]