

Obsérvese que se usa el mismo estándar, carbono 12, para la definición de mol, como se usó para la definición de la unidad de masa atómica. Esto se hizo por una buena razón, ya que al utilizar la misma referencia, el peso atómico de un elemento es numéricamente el mismo que la masa en gramos de un mol del elemento. Por ejemplo, si el oxígeno tiene un peso atómico de 16.00 uma, entonces, de acuerdo con la definición de mol, la masa de un mol de átomos de oxígeno es 16.00 g.

En otras palabras, debido a la forma en que se establece el concepto de mol, el valor numérico para el número de gramos de un mol de cada elemento es el mismo que el valor numérico del peso atómico. "Un mol de un elemento consiste de un número definido de átomos; este número se ha determinado experimentalmente y se llama número de Avogadro, " N ". El número de Avogadro puede expresarse como:

$$N = \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{\text{mol}}$$

El número de Avogadro proporciona otro punto de vista del mol. Un mol de un elemento puede considerarse como la masa del número de Avogadro de átomos de ese elemento. El número de Avogadro es extremadamente grande. Considérese que si existen alrededor de 3000 millones (3×10^9) de habitantes en la Tierra, hay 200 billones (2×10^{14}) de veces más átomos en un mol.

Partiendo de los pesos atómicos puede determinarse el número de gramos por mol para cada elemento y puede expresarse en la forma:

$$\frac{\# \text{ g}}{\text{mol}}$$

El concepto de gramo-mol o molécula gramo o peso fórmula; se puede abreviar llamándosele simplemente MOL y se define de la siguiente manera:

MOL: Es el peso molecular de cualquier compuesto, expresado en gramos. El mol es la unidad química, mientras que el gramo es una unidad de peso (física), de tal manera que la relación entre el mol y el gramo estará siempre ligada en los cálculos químicos y nunca debe de olvidarse esta relación.

La transformación de gramos a moles y moles a gramos es de vital importancia en los cálculos químicos y dichas conversiones se pueden hacer con las fórmulas siguientes; las cuales fueron desarrolladas, utilizando el siguiente criterio: $1 \text{ MOL} = \text{PESO MOLECULAR en gr.}$

CONVERSIONES:

1) MOLES A GRAMOS:

Se multiplica el número de moles por el peso atómico, peso molecular o peso fórmula de la sustancia considerada.

2) GRAMOS A MOLES:

Se divide el peso en gramos entre el peso atómico, peso molecular o peso fórmula de la sustancia considerada.

3) MOLES A LITROS:

Para sustancias gaseosas en condiciones estándar, se multiplica el número de moles por 22.415 litros.

4) LITROS A MOLES:

Para sustancias gaseosas en condiciones estándar, se divide el volumen entre 22.415 lts.

5) LITROS A GRAMOS:

Para sustancias gaseosas en condiciones estándar, se divide el volumen entre 22.415 lts. y se multiplica por el peso molecular.

6) GRAMOS A LITROS:

Para sustancias gaseosas en condiciones estándar, se divide el peso entre el peso molecular y se multiplica por 22.415 lts.

EJEMPLO;

Determine el número de moles contenidos en 48 gr. de O_2 . Peso Atómico del oxígeno = 16 $\frac{\text{gr}}{\text{mol}}$

$$N_{O_2} = \frac{M_{O_2}}{P.M. O_2} = \frac{48 \text{ gr.}}{2 (16 \frac{\text{gr}}{\text{mol}})} = \frac{48}{32 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} \quad N_{O_2} = 1.5 \text{ moles}$$

EJEMPLO:

Determine el número de moles contenidos en 775 gr. de $Ca_3(PO_4)_2$

$$N_{Ca_3(PO_4)_2} = \frac{M_{Ca_3(PO_4)_2}}{P.M. Ca_3(PO_4)_2} = \frac{775 \text{ gr.}}{310 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}} = 2.5 \text{ moles}$$

$$P.M. Ca_3(PO_4)_2 = (3 \times \text{peso atómico de Ca}) + (2 \times \text{peso atómico de P}) + (8 \times \text{peso atómico de O})$$

$$P.M. Ca_3(PO_4)_2 = 3(40 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}) + (2 \times 31 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}) + (8 \times 16 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}})$$

$$P.M. Ca_3(PO_4)_2 = 310 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}$$

Por otra parte, usando la misma fórmula podemos encontrar la masa en gramos de un cierto número de moles de un elemento o de un compuesto.

$$M = N \times P.M.$$

EJEMPLO: ¿Cuál es la masa de 5 moles de H_2SO_4 ?

$$M_{H_2SO_4} = N_{H_2SO_4} \times P.M._{H_2SO_4}$$

P.M. $H_2SO_4 = (2 \times \text{peso atómico de H}) + (1 \times \text{peso atómico de S}) + (4 \times \text{peso atómico de O})$

$$P.M. H_2SO_4 = (2 \times 1 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}) + (1 \times 32 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}) + (4 \times 16 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}) = 98 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}$$

$$M_{H_2SO_4} = 5 \text{ moles} \times 98 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}$$

$$M_{H_2SO_4} = 490 \text{ gr.}$$

Basándose en el concepto de mol, podemos determinar el número de moles de un elemento contenidos en un cierto número de gramos de ese elemento. Una vez logrado esto, puede determinarse el número real de átomos, utilizando el número de Avogadro. Luego, el concepto de mol permite determinar el número de átomos en una masa dada de un elemento.

Además, si se tiene un cierto número de moles de un elemento, se puede hallar fácilmente el número de gramos que se tiene, ya que conocemos el número de gramos de un mol del elemento. Este último puede usarse como un factor de conversión apropiado para convertir gramos de un elemento en número de moles o viceversa.

Ejemplo.-

¿Cuál es la masa de 2.50 moles de átomos de oxígeno? Puede convertirse a masa el número de moles de átomos de oxígeno, multiplicando por el número de gramos por mol de oxígeno.

$$2.50 \text{ moles O} \left(\frac{16.00 \text{ gr.}}{1 \text{ mol O}} \right) = 40.0 \text{ gr.}$$

Ejemplo.-

¿Cuántos moles de átomos de oxígeno están contenidos en una muestra de 10.0 g de oxígeno?

Puede encontrarse el número de moles de átomos de oxígeno, multiplicando la masa por el inverso del número de gramos por mol de oxígeno.

$$10.00 \text{ g.} \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ gr.}} \right) = 0.625 \text{ moles O}$$

Nótese que, en esta conversión, se usa el inverso del número de gramos por mol para convertir gramos a moles. Puede usarse el número Avogadro para convertir el número de moles de un elemento al número de átomos de ese elemento.

EJEMPLO:

¿Cuántos átomos de oxígeno están contenidos en una muestra de 20.0 g. de oxígeno?

Primero: puede multiplicarse la masa de oxígeno por el inverso del número de gramos por el mol de oxígeno. Esto da el número de moles de átomos de oxígeno que se tienen. Finalmente, puede usarse el número de Avogadro como un factor para convertir el número de moles de oxígeno al número de átomos de oxígeno.

$$20.0 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g.}} \right) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} \right) = 7.52 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Como puede verse, existe un número extremadamente grande de átomos en 20.0 g. de oxígeno. Por tanto, resulta obvio que, en la mayoría de las situaciones, resulta más conveniente usar el número de gramos por mol de un elemento en lugar del peso atómico.

El concepto de mol es muy útil en la química y una de sus aplicaciones más importantes es la conversión del número de gramos de una sustancia al número de moles y viceversa.

COMPOSICION PORCENTUAL

Conociendo la fórmula de una sustancia, se puede calcular su composición centesimal en peso, es decir, el porcentaje en peso de cada elemento en dicha sustancia.

Procedimiento:

- 1) Se calcula el peso total de cada uno de los elementos multiplicando el peso atómico de dicho elemento por el número de átomos que contienen la fórmula dada.
- 2) Se calcula el peso molecular o peso fórmula de la sustancia.
- 3) Se divide el peso total de cada elemento entre el peso fórmula de la sustancia y se multiplica la fracción por 100.
- 4) La suma de los porcentajes de todos los elementos de una sustancia debe ser 100%.

$$\% \text{ elemento} = \frac{\text{Peso atómico del elemento} \times \text{Subíndice del elemento en la fórmula del compuesto}}{\text{Peso molecular del compuesto}} \times 100$$

Ejemplo: ¿Cuál es la composición en porcentaje del Al_2O_3 ?

$$P.M. Al_2O_3 = (2 \times \text{peso atómico del Al}) + (3 \times \text{peso atómico del O})$$

$$P.M. Al_2O_3 = (2 \times 27 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}) + (3 \times 16)$$

$$P.M. Al_2O_3 = 102 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}$$

$$\% \text{ Al} = \frac{(27 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}} \times 2) \times 100}{102 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}} = 52.94\%$$

$$\% \text{ O} = \frac{(16 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}} \times 3) \times 100}{102 \frac{\text{gr.}}{\text{mol}}} = \frac{47.06\%}{100.00\%}$$

FORMULAS EMPIRICAS

Una cuestión interesante es como pueden determinarse las fórmulas de los compuestos. Una fórmula puede considerarse como una expresión simbólica de la relación molar que hay entre los elementos constituyentes del compuesto. Por ejemplo, la fórmula del agua, H_2O , indica que existen 2 moles de hidrógeno combinado por cada mol de oxígeno, combinado en el compuesto. En otras palabras, a partir de la fórmula sabemos que la razón molar es $\frac{2 \text{ moles H.}}{1 \text{ mol O.}}$

Si se conoce la composición dada en porcentaje en masa, es posible determinar el número de moles de cada elemento presente en una masa dada del compuesto. Pueden hallarse las razones molares de los elementos a partir del número de moles de cada elemento. Las razones molares obtenidas en esta forma indican los subíndices que deben usarse en la fórmula del compuesto. A la fórmula resultante se le llama empírica. El término empírico significa que se obtiene de datos experimentales.

La fórmula empírica, representa únicamente la proporción mínima que mantienen los átomos al formar un compuesto y su cálculo se determina aplicando datos obtenidos por medio de experimentación en el laboratorio.

La fórmula empírica o mínima se calcula a partir de la composición % porcentual en peso.

Procedimiento:

- 1) Se determina el número relativo de átomos presentes dividiendo el porcentaje en peso de cada elemento entre su peso atómico respectivo.
- 2) Se dividen todos los números obtenidos entre el menor de ellos para obtener números enteros.
- 3) En caso de no obtener números enteros, se multiplican los cocientes obtenidos por el mínimo común múltiplo.

Ejemplo:

¿Cuál es la fórmula para un compuesto para el cual se encuentra que tiene la siguiente composición en porcentaje en masa: 26.5% de potasio combinado, 35.4% de cromo combinado y 38.1% de oxígeno combinado.

Nuevamente para expresar las cantidades de los elementos en términos de masa, puede expresarse el número de gramos de cada elemento que estarían presentes en 100 gramos del compuesto. Entonces puede determinarse el número de moles de cada elemento.

$$26.5 \text{ g.} \left(\frac{1 \text{ mol K}}{39.1 \text{ g.}} \right) = \underline{0.678 \text{ moles K}}$$

$$35.4 \text{ g.} \left(\frac{1 \text{ mol Cr}}{52.0 \text{ g.}} \right) = \underline{0.681 \text{ moles Cr}}$$

$$38.1 \text{ g.} \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g.}} \right) = \underline{2.38 \text{ moles O}}$$

Usando el número menor de moles, que es el número de moles del potasio, en el denominador, las razones molares son:

$$\frac{0.681 \text{ moles Cr}}{0.678 \text{ moles K}} = \frac{1.004 \text{ moles Cr}}{1 \text{ mol K}} \quad \begin{matrix} 1 \text{ mol de K} \\ 1 \text{ mol de Cr} \end{matrix}$$

$$\frac{2.38 \text{ moles O}}{0.678 \text{ moles K}} = \frac{3.51 \text{ moles O}}{1 \text{ mol K}} \quad 3.5 \text{ moles de O}$$

A partir de las razones molares, puede verse que la fórmula es $\text{KCrO}_{3.5}$.

Normalmente se evita escribir subíndices fraccionarios en las fórmulas, de modo que se multiplica cada uno de los subíndices por dos a fin de obtener números enteros en los subíndices. De donde, la mejor fórmula empírica es $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Siempre que se determina la fórmula de un compuesto a partir de la composición en porcentaje y se obtienen subíndices fraccionarios de las razones molares, deben multiplicarse los subíndices por un número apropiado que los convierta en números enteros.

Nótese que las razones molares calculadas en estos ejemplos tuvieron unos - cuantos dígitos más que se despreciaron. Estos dígitos de más, probablemente - surgen de errores por redondeo. Normalmente, los subíndices en las fórmulas son números enteros pequeños, por tanto, se desprecian estos dígitos adicionales - cuando se deduce la fórmula a partir de las razones molares.

FORMULA MOLECULAR

La fórmula Molecular, es la fórmula Real, es decir la fórmula completa de los compuestos, ya que en ella se conoce la cantidad exacta de átomos de cada elemento, que forman el compuesto.

Procedimiento:

- 1) Se suman los pesos atómicos del número total de elementos contenidos en la fórmula empírica.
- 2) Se divide el peso molecular o peso fórmula (real experimental) entre la suma obtenida en (1).
- 3) Se multiplica cada subíndice de la fórmula empírica por el cociente de la división anterior.
- 4) Si el cociente obtenido no es un número entero se hacen ajustes usando el criterio de redondeo de cifras.