

COMPOSICION PORCENTUAL DE UNA FORMULA

Para calcular la composición porcentual de una fórmula se obtiene primero la masa molecular del compuesto y en seguida se calcula el % que hay de cada elemento en la fórmula. Ejemplo:

Calcular en que porcentaje se unen los elementos constituyentes del H_3PO_4

MASA MOLECULAR:

3 átomos de hidrógeno	3 x 1	3.00
1 átomo de fósforo	1 x 30.97 =	30.97
4 átomos de oxígeno	4 x 16 =	64.00
		97.97

$$\% \text{ de un elemento} = \frac{\text{masa del elemento en un mol}}{\text{Masa Molecular}} \times 100$$

POR LO TANTO:

$$\% \text{ de H} = \frac{3(H)}{H_3PO_4} \times 100 = \frac{3}{97.97} \times 100 = 3.06\%$$

$$\% \text{ de P} = \frac{30.97}{97.97} \times 100 = 31.61\%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{64}{97.97} \times 100 = 65.32\%$$

¿Cuál es la composición porcentual del Na_2CO_3 ?

$$\begin{aligned} \text{Masa de una mol: } & (2 \times 23) + (1 \times 12) + (3 \times 16) = \\ & = 46.00 + 12 + 48 = 106g \end{aligned}$$

$$\% \text{ de Na} = \frac{46}{106} \times 100 = 43.39\%$$

$$\% \text{ de C} = \frac{12}{106} \times 100 = 11.32\%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{48}{106} \times 100 = 45.28\%$$

99.99%

La suma de los porcentos debe ser igual a 100 o tener un error de 0.01% debido a las decimales.

COMPOSICION PORCENTUAL

1).- ¿Cuál es la composición porcentual de los siguientes compuestos?

- | | | |
|-----------------|-----------------|-------------|
| a) SO_2 | i) $K_2Cr_2O_7$ | g) $NaCl$ |
| b) KCl | e) $Ba(OH)_2$ | h) $ZnCl_2$ |
| c) $HClO$ | f) H_2SO_4 | i) CCl_4 |
| j) CH_3CH_2OH | | |

2).- ¿Cuánto potasio hay en 100 g de $KClO_3$?

3).- ¿Cuánto fierro hay en 100 g de una muestra de Fe_2O_3 ?

FORMULA EMPIRICA Y MOLECULAR

Fórmula: En la representación de una sustancia se usa la fórmula, la cual es la unión de símbolos, los cuales están afectados por subíndices que indican el número de átomos que integran la molécula o unidad fórmula.

La fórmula representa el nombre de la sustancia, la cantidad de átomos que tiene, los elementos que la forman e implícitamente la cantidad de masa que hay de cada elemento, así como su masa molecular.

Fórmula empírica o mínima.- Es la fórmula más simple que muestra los números relativos de las diferentes clases de átomos en una molécula.

Fórmula molecular.- Es la fórmula que muestra el número real de cada clase de átomos en una molécula.

En muchos casos la fórmula empírica de un compuesto es igual a la fórmula real o molecular; en otros casos la fórmula molecular es un múltiplo de su fórmula más simple.

CÁLCULO DE LA FÓRMULA EMPÍRICA

Ejemplo:

¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 26.57% de potasio, 35.35% de cromo y 38.07% de oxígeno?

1.- Los porcentajes dados significan partes por ciento, por lo cual podemos escribir: 100 g de compuesto contienen 26.57 g de potasio, 35.35 g de cromo y 38.07 g de oxígeno.

En seguida cada uno de estos valores se dividen entre sus respectivas masas atómicas, para determinar el número de moles que hay en cada elemento.

$$\text{moles de potasio} = \frac{26.57 \text{ g}}{39.09 \text{ g/mol}} = 0.6798 \text{ moles}$$

$$\text{moles de cromo} = \frac{35.35 \text{ g}}{51.99 \text{ g/mol}} = 0.6799 \text{ moles}$$

$$\text{moles de oxígeno} = \frac{38.07 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mol}} = 2.3700 \text{ moles}$$

2.- Dividir cada número de moles encontrado entre el menor de ellos, con la finalidad de determinar la relación molar de los diferentes átomos.

$$\text{Relación de moles para el potasio} = \frac{0.6789 \text{ moles}}{0.6798 \text{ moles}} = 1$$

$$\text{Relación de moles para el cromo} = \frac{0.6799 \text{ moles}}{0.6799 \text{ moles}} = 1$$

$$\text{Relación de moles para el oxígeno} = \frac{2.3700 \text{ moles}}{0.6799 \text{ moles}} = 3.49$$

3.- Escribir la fórmula más simple tomando en cuenta que el átomo es indivisible, ya que sólo existen como unidades enteras; tomando en cuenta lo anterior, si escribimos la fórmula como $K_1Cr_1O_{3.49}$ estará incorrecta, ya que el oxígeno contiene subíndice fraccionario; para eliminarlo se multiplican todos los subíndices por un número pequeño que los haga enteros; en este caso, si multiplicamos por 2, la fórmula quedaría $K_2Cr_2O_7$ (dicromato de potasio).

síntesis de pasos a seguir:

- 1.- Los datos de porcentaje del elemento expresarlos en gramos y dividirlos entre la masa atómica correspondiente.
- 2.- Dividir el número de moles encontrado entre el resultado más pequeño.
- 3.- Establecer la fórmula tomando en cuenta que los átomos existen en unidades enteras. (Multiplicar por número pequeños para no tener fracciones en los subíndices).

Ejemplo:

En 100 g de un compuesto hay 74.86 g de carbono y 25.12 g de hidrógeno, calcular su fórmula empírica.

1.- Como sus elementos ya están dados en gramos, dividiremos entre la masa atómica de cada uno.

$$C = \frac{74.86 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 6.23 \text{ moles} \quad H = \frac{25.12 \text{ g}}{1.0089 \text{ g/mol}} = 24.85 \text{ moles}$$

2.- Dividiendo entre el número menor de moles.

$$C = \frac{6.23 \text{ moles}}{6.23 \text{ moles}} = 1$$

$$H = \frac{24.85 \text{ moles}}{6.23 \text{ moles}} = 4$$

3.- Fórmula empírica: CH_4

(El número uno no se escribe).

FORMULA MOLECULAR

La fórmula molecular en ocasiones es igual a la empírica y en otros casos es un múltiplo de ésta, o podemos decir: La fórmula molecular es igual a n veces la fórmula empírica, donde n puede tomar cualquier valor numérico de uno en adelante.

Fórmula molecular = (fórmula empírica) n

$$n = \frac{\text{masa (determinada experimentalmente) de una mol del compuesto}}{\text{masa de una mol de la fórmula empírica}}$$

Ejem.- El análisis de un compuesto puro mostró un contenido de carbono de 79.885% y 20.114% de hidrógeno; además, por experimentación, se encontró que la masa de una mol era de 30.068 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?.

1.- Hallar primero la fórmula empírica:

$$C = 79.88 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol de C}}{12.01 \text{ g}} \right) = 6.58 \text{ moles}$$

$$H = 20.114 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol de H}}{1.008 \text{ g}} \right) = 19.95 \text{ moles}$$

2.- Fórmula empírica $C_{6.58}H_{19.95}$; dividiendo entre el número menor:

$$\frac{6.58}{6.58} = 1 \quad \frac{19.95}{6.58} = 3.03 \text{ (aproximadamente 3)}$$

Fórmula empírica C_1H_3

3.- Para hallar la fórmula molecular:

$(C_1H_3)_n$

C_1H_3

C = 12

$H_3 = \frac{3}{15} \text{ g/mol}$

$$n = \frac{30.068 \text{ g/mol}}{15 \text{ g/mol}} = 2$$

Fórmula molecular = $(C_1H_3)_2$

= C_2H_6

Ejemplo:

Por análisis cuantitativo se encontró que un compuesto puro está -- constituido por 82.66% de carbono y 17.20% de hidrógeno; posteriormente se encontró experimentalmente que una mol de este compuesto -- tenía una masa de 58.12 g. Calcular la fórmula molecular del compuesto.

Datos

$$C = 82.66\% = 82.66 \text{ g}$$

$$H = 17.20\% = 17.20 \text{ g}$$

$$\text{Masa 1 mol de compuesto} = 58.12 \text{ g}$$

Solución

1o. Encontramos la fórmula empírica:

$$C = 82.66 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol de C}}{12.01 \text{ g}} \right) = 6.88 \text{ moles}$$

$$H = 17.20 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol de H}}{1.008 \text{ g}} \right) = 17.20 \text{ moles}$$

Dividiendo entre el número de moles más pequeños:

$$\frac{6.88 \text{ moles}}{6.88 \text{ moles}} = 1 \quad \frac{17.20 \text{ moles}}{6.88 \text{ moles}} = 2.5$$

Fórmula empírica $C_1H_{2.5}$; se multiplica el subíndice por dos para

tener números enteros $C_{1 \times 2}H_{2.5 \times 2} = C_2H_5$

La fórmula molecular sería: $(C_2H_5)_n$.

Como a "n" no lo conocemos hay que calcularlo.

$$n = \frac{\text{masa experimental de mol}}{\text{masa mol de la fórmula empírica}}$$

$$\text{Masa experimental} = 58.12 \text{ g/mol}$$

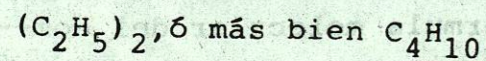
$$\text{Masa de la fórmula empírica } C = 2 \times 12.0 \text{ g} = 24.02 \text{ g}$$

$$H = 5 \times 1.008 = \frac{5.040 \text{ g}}{29.060 \text{ g/mol}}$$

Sustituyendo:

$$n = \frac{58.12 \text{ g/mol}}{29.06 \text{ g/mol}} = 2$$

Con este resultado la fórmula molecular es:



PROBLEMAS

FORMULA EMPIRICA

- 1.- ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que tiene: 94:11 % de oxígeno y 5.88 de hidrógeno?
- 2.- ¿Un compuesto tiene la siguiente composición porcentual: C= 53.28 %, H= 15.65 % y N= 31.07 %, ¿cuál es su fórmula empírica?
- 3.- La composición de un compuesto es la siguiente: Ca= 23.57 %, H= 2.37 %, P= 36.43 % y O= 37.83 % ¿cuál es su fórmula empírica?
- 4.- El sulfato de sodio tiene la siguiente composición porcentual: Na= 32.39 %, S= 22.53 %, O= 45.07 % ¿cuál es su fórmula empírica?
- 5.- ¿Cuál es la fórmula empírica del etano, si experimentalmente se encontró que su masa molecular es de 30 una y su composición porcentual es de: C = 80 % , H = 20 %

FORMULA MOLECULAR

- 6.- ¿Cuál es la fórmula molecular de un compuesto que está formado de 94.11 % de oxígeno y 5.88 % de hidrógeno y además la masa de una mol es de 34 g?
- 7.- ¿Cuál es la fórmula molecular de un compuesto, que experimentalmente se encontró que su masa molecular es de 30 una y su composición es de C = 80 % y H = 20 %?

CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS USO DE LAS RELACIONES MOLARES

Como ya se dijo, la estequiometría es la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química.

Un método muy utilizado para establecer estas relaciones es el factor molar (o relación molar).

La relación molar es el cociente entre el número de moles de dos sustancias involucradas en una determinada reacción química.

EJEMPLO:



La relación molar de K a K_2O es:

$$\frac{2 \text{ moles } \text{K}_2\text{O}}{4 \text{ moles K}}$$

La relación molar de O_2 a K_2O es:

$$\frac{2 \text{ moles } \text{K}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{O}_2}$$

La relación de K a O_2 es:

$$\frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{4 \text{ moles K}}$$

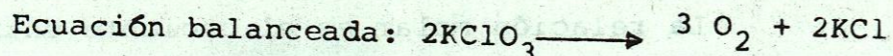
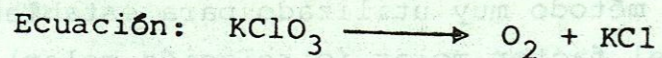
La relación molar sirve para determinar el número de moles que reaccionan o se obtienen como producto a partir de un dato conocido en una reacción química.

CALCULOS MOL A MOL:

En este tipo de problemas se tiene la sustancia de partida en moles y se pide la respuesta en moles, por lo que solamente se aplica la relación molar de la ecuación balanceada.

EJEMPLO:

1.- ¿Cuántos moles de oxígeno (O₂) se pueden obtener por descomposición térmica de 5 moles de clorato de potasio (KClO₃)?



PASOS:

- Tener la ecuación balanceada.
- Determinar la relación molar según el planteamiento del problema.

El problema dice ¿Cuántos moles de O₂ se obtienen con X moles de KClO₃ - marcar esa relación en la ecuación.

$$\frac{3 \text{ moles O}_2}{2 \text{ moles KClO}_3}$$

c) aplicar la relación molar:

$$5 \text{ moles KClO}_3 \left(\frac{3 \text{ moles O}_2}{2 \text{ moles KClO}_3} \right) = \underline{\underline{7.5 \text{ moles O}_2}}$$

RESPUESTA:

Se obtienen 7.5 moles de O₂ a partir de 5 moles de KClO₃

EJEMPLO:

2.- De la ecuación balanceada:



Calcular el número de moles de óxido de plomo (II) que reaccionarán con 12 moles de ácido clorhídrico.

- Tener la ecuación balanceada.

- Establecer la relación molar según la pregunta o problema.

$$\frac{1 \text{ mol PbO}_2}{4 \text{ moles HCl}}$$

- Aplicar la relación molar.

$$12 \text{ moles HCl} \left(\frac{1 \text{ mol PbO}_2}{4 \text{ moles HCl}} \right) = \underline{\underline{3 \text{ moles PbO}_2}}$$

RESPUESTA:

12 moles de HCl reaccionarán con 3 moles de PbO₂

CALCULOS DE MOL A MASA:

En este tipo de problemas se da la sustancia de partida en gramos y se pide la sustancia pregunta en moles o a la inversa se da en moles y se pide la respuesta en gramos.

Solo se agrega un paso que es: Convertir según sea necesario, de gramos a moles o de moles a gramos. Recuerdese que un mol es numéricamente igual a su masa atómica o masa molecular -- (ver Pag.37).

EJEMPLO:

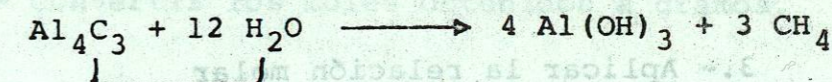
1.- Dada la ecuación:



¿Cuántos moles de Al₄C₃ se necesitan para reaccionar con 162 g de agua?

PASOS:

1.- Balancear la ecuación:



2.- Establecer la relación molar necesaria según la pregunta y marcarla en la ecuación.