

EJERCICIOS RESUELTOS DE LEYES PONDERALES

1. Clasifique las siguientes afirmaciones como hechos, leyes o teorías:
 - a) El volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión ejercida sobre él, al mantener la temperatura constante.
 - b) El cobre es mejor conductor de la corriente eléctrica que el aluminio.
 - c) En los gases existen grandes espacios vacíos entre sus moléculas.
 - d) El ácido sulfúrico es más fuerte que el ácido acético.
 - e) La materia está formada por partículas indivisibles llamadas átomos.

Desarrollo

- a) Ley. Pues se deduce de una relación que fue determinada y comprobada experimentalmente. La presión, la temperatura y el volumen de un gas ideal se relacionan mediante la siguiente expresión: $V = nRT/P$.
 - b) Hecho. Se puede comprobar experimentalmente que esto es así.
 - c) Teoría. Se supone a partir del comportamiento de los gases, pero no puede comprobarse directamente, por consiguiente es válido hasta que no se demuestre lo contrario.
 - d) Hecho. Se puede comprobar experimentalmente.
 - e) Teoría. Hasta que se refutó parcialmente. (Se determinó que los átomos tenían una constitución interna: protones, neutrones, electrones, etc., por lo tanto no eran indivisibles).
2. Al combustionar 1,00 g de Mg en aire, se obtiene 1,64 g de óxido de Mg (MgO). Determine la masa de oxígeno que reaccionó.

Desarrollo

Aplicando la Ley de Conservación de Masa, y suponiendo que el Mg es 100 % puro, la masa de oxígeno que reacciona debe ser igual a la diferencia entre la masa del óxido y la masa del magnesio.

$$1,64 \text{ g de óxido} - 1,00 \text{ g de Mg} = \mathbf{0,64 \text{ g de oxígeno}}$$

3. Si los porcentajes de N e H en el amoníaco (NH_3) son respectivamente 82,40 % y 17,60 %. Determine la masa de amoníaco que puede obtenerse a partir de 10,000 g de N y 6,000 g de hidrógeno.

Desarrollo

Aquí no puede aplicar directamente la Ley de Conservación de Masa y decir que obtiene 16,000 g de NH_3 ya que el N y el H se combinan en una determinada proporción en masa para producir amoníaco, que es fija y constante (dada por la Ley de Proust) y no depende de las masas de reactivos que uno haga reaccionar.

Por consiguiente si se toman masas al azar de reactivos, lo más probable es que exista uno en exceso (que queda cuando se termina la reacción) y el otro reactivo será el limitante (limita la reacción. porque cuando él se agota la reacción termina).

Considerando los porcentajes de N e H en el amoníaco y las masas de ambos que se hacen reaccionar, lo más probable es que el hidrógeno esté en exceso, veamos:

$$\frac{10,000 \text{ g de nitrógeno}}{82,40 \%} = \frac{X \text{ g de hidrógeno}}{17,60 \%}$$

(10,000 g de nitrógeno corresponderían al 82,40 %, X g de hidrógeno corresponderán al 17,60%)

X = 2,136 g de hidrógeno reaccionan con los 10,000 g de nitrógeno, por lo tanto el nitrógeno es el reactivo limitante (porque cuando él se agota la reacción se termina) y el hidrógeno es el reactivo en exceso, tal como habíamos intuido. (reaccionan sólo 2,136 g de los 6,000 g que habían inicialmente)

La masa de amoníaco obtenida será entonces:

$$10,000 \text{ g de N} + 2,136 \text{ g de H} = \mathbf{12,136 \text{ g de NH}_3}$$

4. En ciertas condiciones el sodio y el azufre se combinan para dar el compuesto sulfuro de sodio. Así, 4,60 g de sodio originan 7,80 g de sulfuro.

a) ¿Qué masa, en g, de azufre se combinará con 15,00 g de sodio?

b) ¿Cuál es la composición centesimal del compuesto?

c) Si se hicieran reaccionar 10,0 g de sodio con 7,80 g de azufre. ¿Qué masa de compuesto se forma y qué masa de reactante queda en exceso?

Desarrollo

Lo primero es determinar la masa de azufre que reacciona utilizando la ley de Lavoisier:

$$7,80 \text{ g de sulfuro} - 4,60 \text{ g de sodio} = 3,20 \text{ g de azufre}$$

y teniendo la masa de azufre (S) y la masa de sodio (Na) podemos determinar la proporción en que se combinan, que según la ley de Proust, es siempre la misma.

a) m S = ?

m Na = 15,00 g

$$\frac{4,60 \text{ g Na}}{3,20 \text{ g S}} = \frac{15,00 \text{ g Na}}{x \text{ g S}}$$

x = 10,43 g de azufre

b)

% S = x

% Na = y

Composición centesimal y porcentaje de elementos en el compuesto es lo mismo, por lo tanto, se hace una proporción: la masa de compuesto es al 100 %, como la masa de uno de los elementos es a X:

$$\frac{7,80 \text{ g compuesto}}{100 \%} = \frac{4,60 \text{ g Na}}{y \%}$$

y = 58,97 % de Na

$$\frac{7,80 \text{ g compuesto}}{100 \%} = \frac{3,20 \text{ g S}}{x \%}$$

x = 41,03 % de azufre

c)

m Na = 10,00 g

m S = 7,80 g

m compuesto = x

m reactivo en exceso = y

Siempre conviene copiar los datos, en forma resumida para poder visualizar mejor el problema. Aparentemente, por la proporción de los elementos en el compuesto, el Na estaría en exceso. Determinemos con qué masa de Na reaccionarían los 7,80 g de azufre:

$$\frac{7,80 \text{ g S}}{41,03 \%} = \frac{x \text{ g Na}}{58,97 \%}$$

$$x = 11,21 \text{ g de Na}$$

Como este valor es mayor que 10,00 g de sodio, que es lo que teníamos, implica que el S es el que está en exceso y por lo tanto el sodio es el reactivo limitante. Determinemos entonces con cuántos gramos de S reaccionan los 10,00 g de sodio.

$$\frac{m \text{ Na}}{m \text{ S}} = 1,44 = \frac{10,00 \text{ g Na}}{x \text{ g S}}$$

$$x = 6,94 \text{ g de S reaccionan}$$

m compuesto = 10,00 g de Na + 6,94 g de S = **16,94 g**

m de S en exceso = 7,80 - 6,94 = **0,86 g**

Otra forma de resolverlo:

Una vez determinado el reactivo limitante, se determina, directamente, la masa de producto formada utilizando porcentajes:

$$\frac{10,00 \text{ g Na}}{58,97 \%} = \frac{x \text{ g compuesto}}{100 \%}$$

$$x = 16,96 \text{ g de compuesto}$$

La diferencia entre ambos resultados se debe a la aproximación hecha en la determinación de la constante.

5. Si la proporción O/H en el agua es 8,00 determine:

a) Porcentajes de H y O en el agua.

b) La masa de agua que se obtiene al tratar 68,00 g de oxígeno con 25,00 g de hidrógeno.

c) Si quiere obtener 175,00 g de agua. Que masa de cada elemento debe hacer reaccionar?

d) ¿Qué masa de hidrógeno debe reaccionar con 25,00 g de oxígeno para producir agua?

Desarrollo

Que la proporción O/H sea 8,00 significa que con 8,00 g de oxígeno se combina 1,00 g de hidrógeno, o lo que es lo mismo, por cada 9,00 g de compuesto hay 8,00 g de oxígeno y 1,00 g de hidrógeno.

a) Para determinar los porcentajes:

$$\frac{9,00 \text{ g agua}}{100\%} = \frac{8,00 \text{ g O}}{x \%}$$

$$x = 88,89 \% \text{ de Oxígeno}$$

$$\frac{9,00 \text{ g agua}}{100\%} = \frac{1,00 \text{ g H}}{x \%}$$

$$x = 11,11 \% \text{ de Hidrógeno}$$

b) m agua = ?

m O = 68,0 g

m H = 25,00 g

Lo primero que hay que hacer es determinar el reactivo limitante:

$$\frac{68,00 \text{ g O}}{88,19 \%} = \frac{x \text{ g H}}{11,11 \%}$$

$$x = 8,50 \text{ g de Hidrógeno reaccionan}$$

Esto implica que el **hidrógeno está en exceso** y por lo tanto el **oxígeno** es el **reactivo limitante**.

$$68,00 \text{ g O} + 8,50 \text{ g H} = 76,50 \text{ g de agua que se obtiene}$$

c)

m agua = 175,0 g

m O = ?

m H = ?

$$\frac{175,0 \text{ g de agua}}{100 \%} = \frac{x \text{ g O}}{88,89 \%}$$

$$x = 155,6 \text{ g de Oxígeno}$$

$$175,0 \text{ g de agua} - 155,6 \text{ g O} = 19,4 \text{ g H}$$

d)

$$mH = ?$$

Agua

$$mO = 25,00 \text{ g}$$

$$\frac{8,00 \text{ g O}}{1,00 \text{ g H}} = \frac{25,00 \text{ g O}}{x \text{ g H}}$$

$$x = 3,13 \text{ g de Hidrógeno}$$

6. El renio (Re) forma dos compuestos fluorados. En uno de ellos (compuesto A) se observó que 1,000 g de Re produce 1,407 g de A. En el segundo caso (compuesto B) el análisis químico determinó que contenía 33,7% de flúor. ¿Cuál es la proporción en que se encuentran las masas de flúor en el compuesto A con respecto al compuesto B?

Datos: Compuesto A 1,00 g de Re 1,407 g de A 0,407 g de F

Compuesto B 33,7% de F, 66,3% Re

$$\frac{mF_A}{mF_B} = x$$

Desarrollo

$$P_{\frac{F}{Re}} \text{ compuesto A} = \frac{0,407 \text{ g F}}{1,000 \text{ g Re}} = 0,407$$

$$P_{\frac{F}{Re}} \text{ compuesto B} = \frac{33,7 \text{ g F}}{66,3 \text{ g Re}} = 0,508$$

$$\frac{P_{\frac{F}{Re}} \text{ compuesto A}}{P_{\frac{F}{Re}} \text{ compuesto B}} = \frac{0,407}{0,508} = \frac{4}{5}$$

Como puede verse, la relación de masas de flúor que se combinan con 1,000 g de Re en ambos compuestos es una razón de números enteros y pequeños, como lo establece la Ley de las Proporciones Múltiples de Dalton.

Respuesta: La proporción en que se encuentran las masas de flúor en el compuesto A con respecto al compuesto B es de cuatro es a cinco.

7. **Cierto metal forma dos compuestos con el elemento cloro que contienen 85,20 % y 65 % en masa de metal. Demuestre que estos compuestos siguen la Ley de las Proporciones Múltiples. Proponga la fórmula de éstos compuestos.**

Desarrollo

Compuesto 1: 85,20% de Me, 14,80% de Cl

Compuesto 2: 65,80% de Me, 34,20% de Cl

$$\left[\frac{85,20 \text{ g Me}}{14,80 \text{ g de Cl}} \right]_1 = 5,757$$

$$\left[\frac{65,80 \text{ g Me}}{34,20 \text{ g de Cl}} \right]_2 = 1,924$$

$$\frac{(P_{\text{Me/Cl}})_1}{(P_{\text{Me/Cl}})_2} = \frac{5,757}{1,924} = \frac{3}{1}$$

Debido a que el cociente de las proporciones Me/Cl de ambos compuestos es una razón de números enteros y pequeños implica que estos compuestos cumplen con la ley de las proporciones múltiples y, esa razón significa que la masa de metal que en el compuesto 1 se combina con 1,000 g de Cl es a la masa de metal que en el compuesto 2 se combina con 1,000 g de Cl como 3 es a 1

A base de estos resultados podría suponerse que las fórmulas de ambos compuestos serían:

Me Cl y Me₃Cl

Pero los números de oxidación del cloro son -1, +1, +3, +5 y +7 y los números de oxidación de los metales son siempre positivos, por consiguiente para formar un compuesto neutro entre ambos elementos, el Cloro debería tener número de oxidación menos uno y según esto la primera fórmula sería válida ya que el metal tendría número de oxidación +1 y el cloro número de oxidación -1, en cambio la segunda fórmula no es válida porque si el cloro tiene número de

oxidación -1 , el metal tendría que tener un número de oxidación fraccionario, cosa que no ocurre para compuestos estequiométricos (que siguen la Ley de Proust).

Determinemos entonces las proporciones Cl/Me, para deducir cuántos átomos de cloro hay en cada uno de estos compuestos por cada átomo de Me.

$$\frac{(P_{Me/Cl})_1}{(P_{Me/Cl})_2} = \frac{\frac{1}{5,757}}{\frac{1}{1,924}} = \frac{1}{3}$$

Lo que implica que las fórmulas de los compuestos serían **MeCl₃** y **MeCl**

Porque la razón de las masas de cloro en ambos compuestos es de 3:1, es decir la masa de cloro de un compuesto es tres veces la masa de cloro que hay en el otro, mientras que la masa del Me es la misma en ambos compuestos.

8. Complete el siguiente cuadro utilizando las relaciones correspondientes:

Elemento	Z	A	N° electrones	N° neutrones
Li	3	7		
K	19			20
Ag	47			60
Xe		131	54	
Ce			58	82
Mg ²⁺	12	24		
Br ⁻		79		44

Desarrollo

Sabemos que Z es el número atómico y corresponde al número de protones del núcleo y cuando el átomo está neutro corresponde también al número de electrones. Por lo tanto, en los cinco primeros elementos de la tabla, por estar neutros (sin carga), Z debe ser igual al número de electrones, en cambio como el **Mg** está doblemente positivo implica que ha perdido dos electrones y por lo tanto **el número de electrones es 10. Para el Br⁻** ocurre todo lo contrario, por estar cargado negativamente significa que ha ganado un electrón y por lo tanto **el número de electrones es Z+1.**

Como “A” para los elementos **K, Ag y Ce** es respectivamente: **39, 107 y 140.**

De la fórmula anterior podemos despejar Z y queda: $Z = A - \text{neutrones}$

Utilizando esta expresión **para el Br⁻** tenemos: $79 - 44 = 35$ **protones** y el N° de electrones = $Z + 1 = 35 + 1 = 36$ **electrones** (Tiene un electrón más que el número de protones por eso está cargado negativamente, porque tiene un exceso de una carga negativa). Despejando el número de neutrones tenemos: $N^\circ \text{ de neutrones} = A - Z$

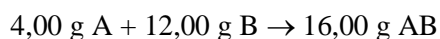
$$A = Z + \text{neutrones}$$

Reemplazando A y Z para los elementos correspondientes queda:

Li = 4 neutrones Xe = 77 neutrones y Mg⁺⁺ = 12 neutrones

9. **Determine la masa atómica relativa de B con respecto a A si experimentalmente se determinó que 4,00 g de A reaccionaron completamente con 12,0 g de B y, además, se sabe que la fórmula del compuesto formado es AB.**

Desarrollo



Como la fórmula del compuesto es AB, y los 4,00 g de A reaccionaron completamente con los 12,0 g de B el número de átomos de A que hay en 4,00 g de A es exactamente igual al N° de átomos de B que hay en 12,0 g de B y se cumple que:

$$m(n \text{ átomos de A}) = M_A \cdot n = 4,00 \text{ g}$$

La masa de n átomos de A es igual a la masa atómica de A multiplicada por el número de átomos de A y es igual a 4,00 g.

$$m(n \text{ átomos de B}) = M_B \cdot n = 12,0 \text{ g}$$

Haciendo el cociente entre ambas ecuaciones:

$$\frac{M_A}{M_B} = \frac{4,00}{12,00}$$

de donde

$$M_B = 3 M_A$$

10. **Considerando que el Cu tiene dos isótopos estables cuyas masas y abundancias relativas son las siguientes:**

Isótopo	Masa/u	Abundancia relativa
$^{63}_{29}\text{Cu}$	62,93	69,09 %
$^{65}_{29}\text{Cu}$	64,93	30,91 %

Determine la masa atómica química del Cu.

Desarrollo

La masa atómica química corresponde al promedio ponderado de las masas de los isótopos existentes.

Como el 69,09 % de los átomos de Cu tienen una masa de 62,93 u, esta masa va a tener una ponderación del 69,09 % en la masa atómica química y la del isótopo 65 solamente una ponderación de 30,91 %

Así la masa atómica química del Cu, que es la masa atómica que aparece en las tablas y en los sistemas periódicos, será:

$$(M_{At})_{Cu} = 62,93 \cdot 0,909 + 64,93 \cdot 0,3091 = \mathbf{63,55 \text{ u}}$$

- 11. El ácido ascórbico (Vitamina C) cura el escorbuto y puede ayudar a prevenir el resfriado común. Se compone de 40,92% de C, 4,58% de H y 54,50% de O en masa. Determine la fórmula empírica.**

Desarrollo

40,92 % de C, 4,58 % de H y 54,50 % de O

La fórmula empírica nos da la relación mínima, en números enteros, de los átomos de cada elemento que constituyen el compuesto. Si sabemos la masa de c/u de los elementos, en una masa dada de compuesto, o el % de c/u de ellos y sus masas atómicas podemos determinar la cantidad de átomos de cada elemento utilizando la relación:

El número de moles de átomos de un elemento es igual a la masa del elemento, expresada en g, dividida por la masa molar, expresada en g por mol de átomos (nunca por mol de moléculas porque nos interesa saber el número de átomos de cada elemento, no de moléculas, porque los átomos se encuentran formando parte de moléculas más grandes con otros elementos).

Si suponemos que tenemos 100,0 g de compuesto entonces tenemos

40,92 g de C, 4,58 g de H y 54,50 g de O y, por lo tanto:

$$C = 40,92 \text{ g} / 12,00 \text{ g/mol} \quad 4,58 \text{ g} = 3,41 \text{ mol}$$

$$H = 4,58 \text{ g} / 1,01 \text{ g/mol} = 4,53 \text{ mol}$$

$$O = 54,50 \text{ g} / 16,00 \text{ g/mol} = 3,41 \text{ mol}$$

Como lo que nos interesa es tener la relación entre átomos, se dividen todos por el menor y obtenemos:

$$C = 40,92 \text{ g} / 12,00 \text{ g/mol} = 3,41 \text{ mol} / 3,41 = 1,00 \text{ mol}$$

$$H = 4,58 \text{ g} / 1,01 \text{ g/mol} = 4,53 \text{ mol} / 3,41 = 1,33 \text{ mol}$$

$$O = 54,50 \text{ g} / 16,00 \text{ g/mol} = 3,41 \text{ mol} / 3,41 = 1,00 \text{ mol}$$

Necesitamos que todos sean números enteros y para eso amplificamos todo por un número que transforme el 1,33 en entero. Vemos que al amplificar por 3 obtenemos aproximadamente 4, por lo tanto nos queda:

$$C = 40,92 \text{ g} / 12,00 \text{ g/mol} = 3,41 \text{ mol} / 3,41 = 1,00 \text{ mol} \cdot 3,00 = 3,00 \text{ mol}$$

$$H = 4,58 \text{ g} / 1,01 \text{ g/mol} = 4,53 \text{ mol} / 3,41 = 1,33 \text{ mol} \cdot 3,00 \approx 4,00 \text{ mol}$$

$$O = 54,50 \text{ g} / 16,00 \text{ g/mol} = 3,41 \text{ mol} / 3,41 = 1,00 \text{ mol} \cdot 3,00 = 3,00 \text{ mol}$$

por consiguiente la fórmula empírica será: **C₃H₄O₃**

Esta es la fórmula empírica o mínima, que nos indica los elementos que forman el compuesto y en qué relación atómica se encuentran, pero no necesariamente esta sustancia existe como tal. Para determinar la fórmula molecular y saber cuántos átomos de cada elemento hay en una molécula de compuesto, que es la entidad que existe realmente, necesitaríamos saber cuál es la masa molecular o la masa molar del compuesto.

La fórmula molecular resulta de multiplicar por un número entero la fórmula empírica, en algunos casos ambas coinciden.

- 12. Sabiendo que la masa molar de la vitamina C es 176,08 y utilizando la fórmula empírica obtenida en el ejercicio anterior, determine la fórmula molecular de este compuesto.**

Desarrollo

Determinemos cual sería la masa molar de la fórmula empírica obtenida en el ejercicio anterior:

$$3,00 \text{ mol C} \cdot 12,00 \text{ g/mol} = 36,00 \text{ g}$$

$$4,00 \text{ mol H} \cdot 1,01 \text{ g/mol} = 4,04 \text{ g}$$

$$3,00 \text{ mol O} \cdot 16,00 \text{ g/mol} = 48,00 \text{ g}$$

$$88,04 \text{ g}$$

Si dividimos ahora la masa molar de la vitamina C por la masa molar de la fórmula empírica obtenemos el factor por el cual tenemos que multiplicar la fórmula empírica para obtener la fórmula molecular:

$$\frac{176,08}{88,04} = 2$$

Por lo tanto tenemos: $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3 \cdot 2 = \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$

Que es la fórmula molecular de la vitamina C.

13. Considere 10,00 g de cada uno de los siguientes gases: O_2 , N_2 , CO , Cl_2 y determine para cada uno de ellos los datos pedidos en la tabla siguiente:

Gas	Masa Molar (g/mol)	Cantidad de sustancia (mol)	N° de moléculas	N° total de átomos
O_2				
N_2				
CO				
Cl_2				

Desarrollo

La masa molar se determina con ayuda de un sistema periódico o de una tabla de masas atómicas, multiplicando la masa que aparece en tablas, expresada en g/mol, por el subíndice que tiene el elemento en esa molécula. En el caso del CO se suma la masa molar del C a la masa molar del O, ambas expresadas en g/mol.

Así, para el O_2 tenemos: $16,00 \text{ g/mol} \cdot 2 = 32,00 \text{ g/mol}$

Para el CO: $12,00 \text{ g/mol} + 16,00 \text{ g/mol} = 28,00 \text{ g/mol}$

La cantidad de sustancia se determina utilizando la relación:

(consideremos el O_2 como ejemplo)

$$n_{O_2} = \frac{m}{M} = \frac{10,00 \text{ g}}{32,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,3125 \text{ mol}$$

El número de moléculas se determina haciendo la relación:

$$0,3125 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 1,881 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2$$

Por último, el N° total de átomos que hay en cada caso se determina multiplicando el N° de moléculas por el número de átomos por molécula que tiene cada especie.

$$\text{Para el } O_2 \text{ sería: } 2 \frac{\text{átomos}}{\text{molécula}} \cdot 1,881 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} = 3,763 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

14. El cloruro de vinilo se usa en la industria del plástico aunque se ha comprobado que es cancerígeno. El compuesto contiene C, H y Cl; si se quema en presencia de oxígeno se obtiene CO_2 , H_2O y HCl . Al quemar 3,125 g de cloro de vinilo se obtiene 4,400 g de CO_2 , 1,825 g de HCl y algo de H_2O . Si la masa de dos moles del compuesto es igual a 124,9 g. ¿Cuál será la fórmula molecular?

Desarrollo

Para determinar la fórmula empírica necesitamos saber cuántos moles de átomos de cada elemento tenemos y para eso aplicamos la relación:

$$\frac{12,00 \text{ g C}}{44,00 \text{ g } CO_2} = \frac{x \text{ g C}}{4,400 \text{ g } CO_2}$$

$$x = 1,200 \text{ g C}$$

Para el HCl tenemos:

$$\frac{36,46 \text{ g HCl}}{35,45 \text{ g Cl}} = \frac{1,825 \text{ g HCl}}{x \text{ g Cl}}$$

$$x = 1,775 \text{ g Cl}$$

Sumando la masa de carbono a la masa de cloro y restándola de la masa de cloruro de vinilo obtenemos la masa de hidrógeno que había en la muestra original.

$$1,200 \text{ g C} + 1,775 \text{ g Cl} = 2,975 \text{ g}$$
$$3,125 \text{ g} - 2,975 \text{ g} = 0,150 \text{ g de hidrógeno}$$

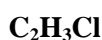
Ahora se determina la cantidad de átomos (en moles de átomos) de cada elemento dividiendo sus masas por sus correspondientes masas molares.

$$\text{C} = 1,200 \text{ g} / 12,00 \text{ g/mol} = 0,100 \text{ mol} / 0,050 = 2 \text{ mol}$$

$$\text{Cl} = 2,975 \text{ g} / 35,45 \text{ g/mol} = 0,084 \text{ mol} / 0,050 = 1 \text{ mol}$$

$$\text{H} = 0,150 \text{ g} / 1,01 \text{ g/mol} = 0,1485 \text{ mol} / 0,050 = 3 \text{ mol}$$

Estos números determinan la siguiente **formula empírica**:



La masa molar correspondiente a ésta fórmula es:

$$\mathcal{M} = 2 \text{ mol C} \cdot 12,00 \text{ g/mol} + 3 \text{ mol H} \cdot 1,01 \text{ g/mol} + 1 \text{ mol Cl} \cdot 35,45 \text{ g/mol} = 62,48 \text{ g/mol}$$

La masa molar del cloruro de vinilo la obtenemos dividiendo por dos la masa dada de dos moles de compuesto:

$$124,9 / 2 = 62,45 \text{ Dividiendo una por otra obtenemos:}$$

$$62,45 / 62,48 = 0,9995$$

lo que es aproximadamente igual a 1. Esto significa que **en este caso, la fórmula empírica es igual a la fórmula molecular.**

15. 3,00 g de un óxido desconocido XO se transforman en 5,21 g de cloruro, XCl_2 . Calcule la masa atómica de X.

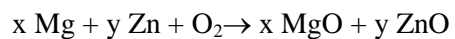
Desarrollo

$$\frac{3,00 \text{ g XO}}{5,21 \text{ g XCl}_2} = \frac{x \text{ g X} + 16,0 \text{ g O}}{x \text{ g X} + 35,45 \cdot 2 \text{ g Cl}}$$

$$x = 58,5 \text{ g X}$$

16. Para determinar la composición porcentual de una aleación de Mg y Zn se calcinan al aire 5,000 g de ella, obteniéndose 6,844 g de cenizas compuestas de MgO y ZnO. ¿Cuál es el porcentaje de Mg y Zn en la aleación?

Desarrollo



$$x \text{ mol Mg} \cdot 24,31 \text{ g/mol} + y \text{ mol Zn} \cdot 65,39 \text{ g/mol} = 5,000 \text{ g}$$

$$x \text{ mol MgO} \cdot 40,31 \text{ g/mol} + y \text{ mol ZnO} \cdot 81,39 \text{ g/mol} = 6,844 \text{ g}$$

$$x = 0,0617 \text{ mol Mg}$$

$$y = 0,0535 \text{ mol Zn}$$

lo que implica:

$$0,0617 \text{ mol Mg} \cdot 24,31 \text{ g/mol} = 1,500 \text{ g Mg}$$

$$0,0535 \text{ mol Zn} \cdot 65,39 \text{ g/mol} = 3,500 \text{ g Zn}$$

Y los porcentajes son:

$$\frac{1,500 \text{ g Mg}}{5,000 \text{ g aleación}} = \frac{\% \text{ Mg}}{100 \%}$$

$$\text{Mg} = 30,0 \%$$

$$\text{Zn} = 70,0 \%$$