

EJERCICIOS Y CUESTIONES RESUELTAS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS

Antes de que entréis en materia quiero daros unos consejos con el fin de que sepáis trabajar con ejercicios resuelto.

- 1.- Leer el problema y ***NO IROS A VER LA SOLUCIÓN***. De esta forma solamente conseguiréis aprender a resolver ***ejercicios de memoria***.
- 2.- Vuelvo a leer el problema e ***intento meterme en el entramado del ejercicio***, analizo la ***situación***, planteo mi ***hipótesis de resolución***, aplico ***fórmulas***, ***realizo operaciones*** y obtengo un ***resultado***. Entonces compruebo si coincido con el pensamiento del profesor. Si lo habéis resuelto bien, ***fabuloso***, y si ***no es así*** planteo una ***segunda hipótesis***, repito los pasos anteriores y compruebo el resultado. A lo mejor en la segunda hipótesis hemos acertado. Pero puedo volver a fallar.
- 3.- Ahora es cuando voy a ***intentar comprender como resolvió el profesor el ejercicio***. Es posible que lo entendáis y podamos pasar a otro ejercicio o no lo entendáis.
- 4.- ***Apunto el número del problema*** y en la próxima clase de la asignatura y, antes de que el profesor entre en materia, ***le pido que intente resolver el dichoso ejercicio***. Seguro que entonces lo entenderéis y nunca olvidaréis la forma de resolverlo. Siempre y cuando halláis paso por las etapas anteriores.

Ubicación de ejercicios por página:

Nº EJE	Nº PÁG	Nº EJE	Nº PÁG	Nº EJE	Nº PÁG	Nº EJE	Nº PÁG	Nº EJE
1	2	10	17	19	25	29	37	
2	5	11	19	20	27	30	38	
3	7	12	20	21	28	31	40	
4	8	13	22	23	30			
5	10	14	22	24	31			
6	12	15	24	25	33			
7	15	16	24	26	34			
8	15	17	25	27	35			
9	17	18	25	28	36			

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

E20j27ercicio Resuelto N° 1 (Fuente Enunciado: Educamix. Resolución: A. zaragoza)

Un compuesto dio la siguiente composición porcentual en masa: 26,57% de K, 35,36% de Cr y 38,07% de O. Determinar la fórmula empírica del compuesto.

DATOS: Masas atómicas: K = 39,1 ; Cr = 52,00 ; O = 16,00

Resolución

Debemos recordar dos conceptos fundamentales para este tipo de ejercicios:

.- La **Fórmula Empírica** de un compuesto químico indica **cuáles elementos químicos están presentes en dicho compuesto químico y la relación mínima**, en número entero, entre sus átomos.

.- **Átomo gramo**

Es el **valor** de la masa atómica de un elemento expresada en **gramos**. Pero aclaremos: el **átomo-gramo NO ES IGUAL** a la **masa atómica del átomo**, **COINCIDE** con el valor absoluto de la masa atómica.

El **átomo-gramo** implica un número fijo de átomos del elemento químico con el cual trabajamos. Este n° fijo es **$6,023 \cdot 10^{23}$** átomos, valor que recibe el nombre de **Número de Avogadro (N)**.

Seguiremos los siguientes pasos para resolver el ejercicio:

1.- Suponiendo 100 gramos de masa, en función de la composición centesimal, en el compuesto tendremos las siguientes cantidades en gramos de cada elemento químico:

K: 26,57 g
Cr: 35,36 g
O: 38,07 g

2.- Obtengamos los átomo-gramo de cada elemento químico:

Ma K = 39,1 u 1 átomo-gramo de K implica 39,1 g de K

1 átomo-gramo de K / 39,1 g de K

Ma Cr = 52,00 u 1 átomo-gramo de Cr implica 52,00 g de Cr

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

1 átomo-gramo de Cr / 52,00 g de Cr

Ma = 16,00 u 1 átomo-gramo de O implica implica 16 g de O

1 átomo gramo de O / 16,00 g de O

Luego:

26,57 g de K . 1 átomo-gramo de K / 39,1 g de K = *0,679 átomos-gramo de K*

35,36 g Cr . 1 átomo-gramo de Cr / 52,00 g de Cr = *0,68 átomos-gramo de Cr*

38,07 g O . 1 átomo-gramo de O / 16,00 g de O = *2,379 átomos-gramo de O*

3.- Obtengamos el número de átomos de cada elemento:

K: 1 átomo-gramo K / 39,1 g de K
1 átomo-gramo de K / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de K
39,1 g de K / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de K

$$\frac{0,679 \text{ átomos-gramo de K}}{1 \text{ átomo-gramo}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de K}}{1 \text{ átomo-gramo}} = 4,089 \cdot 10^{23} \text{ átomos de K}$$

Cr: 1 átomo-gramo de Cr / 52,00 g de Cr
1 átomo-gramo de Cr / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de Cr
52,00 g de Cr / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de Cr

$$\frac{0,680 \text{ átomos-gramo de Cr}}{1 \text{ átomo-gramo de Cr}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de K}}{1 \text{ átomo-gramo de Cr}} = 4,093 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cr}$$

O: 1 átomo-gramo O / 16,00 g de O
1 átomo-gramo de O / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de O
16 átomos-gramo de O / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de O

$$\frac{2,379 \text{ átomos-gramo de O}}{1 \text{ átomo-gramo de O}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}}{1 \text{ átomo-gramo de O}} = 14,328 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

Observar cómo se han obtenido tres cifras decimales en los cálculos matemáticos.

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

4.- Ya conocemos el número de átomos de cada elemento químico existentes en el compuesto. Ahora pondremos el número de átomos de los elementos químicos en función de **UN** átomo del elemento químico que *presenta menor número de átomos* y entonces sabremos que por cada átomo de un elemento hay *¿?* del resto de elementos. Para ello dividiremos el número de átomos de cada elemento entre el número más pequeño de átomos y obtendremos una sola cifra decimal. El elemento químico que se encuentra en menor cantidad es el K:

$$\text{Átomos de K: } 4,089 \cdot 10^{23} / 4,089 \cdot 10^{23} = 1 \text{ átomos K}$$

$$\text{Átomos de Cr: } 4,095 \cdot 10^{23} / 4,089 \cdot 10^{23} = 1,0 \text{ átomos Cr}$$

$$\text{Átomos de O: } 14,328 \cdot 10^{23} / 4,089 \cdot 10^{23} = 3,5 \text{ átomos O}$$

El número de átomos en la molécula de un compuesto químico siempre es un *número entero*. Si las divisiones nos proporcionan *números decimales* deberemos ajustar por exceso o por defecto para que se cumpla esta condición. Ejemplo:

$$1,6 \approx 2 ; 1,7 \approx 2 ; 1,8 \approx 2$$

$$1,4 \approx 1 ; 1,3 \approx 1 ; 1,2 \approx 1$$

$$3,5 ?$$

Cuando obtenemos una cifra decimal y es 5 (1,5) el problema lo arreglamos *multiplicando* el número de todos los átomos por "2" por lo que ,5 desaparece:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Átomos K} = 1 \cdot 2 = 2 \\ \text{Átomos Cr} = 1 \cdot 2 = 2 \\ \text{Átomos O} = 3,5 \cdot 2 = 7 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{FÓRMULA EMPIRICA} \\ \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \end{array}$$

Los problemas de composición centesimal para obtener una fórmula química se deben realizar de esta forma, por cierto muy larga. Pero demuestra que el alumno tiene *muy claros los conceptos químicos fundamentales* (átomo-gramo, N^a Avogadro).

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

Se utiliza un método mucho más corto, pero pensando en **SELECTIVIDAD**, o en cualquier tipo de prueba para poder **acceder** a la Universidad, no sabemos si el **profesor corrector** lo aceptará o no.

Este método consiste en dos divisiones y un ajuste por exceso o defecto para que el número de átomos salga entero, si aparece el ,5 procedemos como la forma anterior:

$$\text{K: } 26,57 / 39,1 = 0,679 : 0,679 = 1 \text{ átomo K} \cdot 2 = 2 \text{ átomos K}$$

$$\text{Cr: } 35,36 / 52 = 0,68 : 0,679 = 1 \text{ átomo Cr} \cdot 2 = 2 \text{ átomos Cr}$$

$$\text{O: } 38,07 / 16 = 2,379 : 0,679 = 3,5 \text{ átomos O} \cdot 2 = 7 \text{ átomos O}$$

La Fórmula Empírica será: **$K_2Cr_2O_7$**

Resulta mucho más corto **¿NO?**. Pero tenemos el inconveniente del profesor corrector.

En esta colección de ejercicios resueltos se utilizará el método corto, precisamente para hacer el ejercicio más corto. Pero tenéis que conocer perfectamente el primer método. El segundo no es Química, son Matemáticas.

Ejercicio Resuelto Nº 2

Una sustancia gaseosa contiene 48,7% de carbono, 8,1% de hidrógeno y el resto de oxígeno. Si su densidad, medida en condiciones normales, es de 3,3 g/l ¿Cuáles serán sus fórmulas empírica y molecular?

DATOS: Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; O = 16

Resolución

$$\% \text{ C} + \% \text{ H} + \% \text{ O} = 100 ; \% \text{ O} = 100 - 48,7 - 8,1 = 43,2 \% \text{ O}$$

Suponiendo 100 g de compuesto:

$$\text{C: } 48,7 \text{ g}$$

$$\text{H: } 8,1 \text{ g}$$

$$\text{O} = 43,2 \text{ g}$$

Vamos a conocer la F.E.:

$$\text{C: } 48,7 / 12 = 4,058 : 2,7 = 1,5 \text{ átomos C}$$

$$\text{H: } 8,1 / 1 = 8,1 : 2,7 = 3 \text{ átomos H}$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

$$O = 43,2 / 16 = 2,7 : 2,7 = 1 \text{ átomo } O$$

Multiplicaremos todos los resultados por 2:

$$C: 48,7 / 12 = 4,058 : 2,7 = 1,5 \text{ átomos } C \cdot 2 = 3 \text{ átomos } C$$

$$H: 8,1 / 1 = 8,1 : 2,7 = 3 \text{ átomos } H \cdot 2 = 6 \text{ átomos } H$$

$$O = 43,2 / 16 = 2,7 : 2,7 = 1 \text{ átomo } O \cdot 2 = 2 \text{ átomos } O$$

Fórmula empírica: $C_3H_6O_2$

La Fórmula Molecular tendrá la expresión: $(C_3H_6O_2)_n$ (2)

Quitando paréntesis en la última fórmula:

$$3 n C + 6 n H + 2 n O = Mm$$

Sustituimos por las Ma:

$$3 n \cdot 12 + 6 n \cdot 1 + 2 n \cdot 16 = Mm$$

$$36 n + 6 n + 32 n = Mm \quad (1)$$

Estamos con un compuesto gaseoso y por lo tanto cumple:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; P \cdot V = m/Mm \cdot R \cdot T ; P = m \cdot R \cdot T / V \cdot Mm$$



$$m / V = \text{densidad}$$

$$P = d \cdot R \cdot T / Mm ; Mm = d \cdot R \cdot T / P = 3,3 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0^\circ C) / 1$$

$$Mm = 73,87 / 1 = 73,87 u$$

Nos vamos a la ecuación (1):

$$36 n + 6 n + 32 n = Mm : 36 n + 6 n + 32 n = 73,87$$

$$74 n = 73,87 ; n = 73,87 / 74 = 0,99$$

“n” debe ser un número entero y por lo tanto si el resultado no sale así deberemos ajustar. En este caso:

$$n = 0,99 \approx 1$$

Yéndonos a la expresión (2):



Ejercicio Resuelto N° 3

Una sustancia presenta una composición de 40% de carbono, 6,7% de hidrógeno y 53,3% de oxígeno. Sabiendo que en 24 mg de sustancia hay aproximadamente $2,4 \cdot 10^{20}$ moléculas, deduce la fórmula molecular del compuesto.

Resolución

C: 40%

H: 6,7%

O: 53,3 %

$M_{\text{compuesto}} = 24 \text{ mg} = 0,024 \text{ g}$

$N^\circ \text{ moléculas} = 2,4 \cdot 10^{20}$

Con una regla de tres se entenderá mejor la determinación de la M_m del compuesto:

En 0,024 g compuesto ----- Existen $2,4 \cdot 10^{20}$ moléculas

M_m ----- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas

$$6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 0,024 \text{ g} = 2,4 \cdot 10^{20} \text{ moléculas} \cdot M_m$$

$$M_m = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 0,024 \text{ g} / 2,4 \cdot 10^{20} \text{ moléculas} =$$

$$= 0,06 \cdot 10^3 \text{ g} = 60 \text{ g}$$

Si observáis lo que he hecho veréis que he obtenido la M_m en gramos y eso es precisamente el **MOL**. Acordaros: *el mol coincide (que no es igual) con la masa molecular expresada en gramos*. De esta definición puedo establecer que $M_m = 60 \text{ u}$ que utilizaré para poder obtener la Fórmula Molecular.

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

Determinación de la Fórmula Empírica:

Suponiendo 100 g de compuesto:

C: 40 g

H = 6,7 g

O = 53,3 g

C: $40 / 12 = 3,33 : 3,33 = 1 \text{ átomo de C}$

H = $6,7 / 1 = 6,7 : 3,33 = 2,01 \approx 2 \text{ átomos de H}$

O = $53,3 / 16 = 3,33 : 3,33 = 1 \text{ átomo de O}$

Fórmula empírica \rightarrow **CH_2O**

Fórmula Molecular: **$(CH_2O)_n$**

$$n C + 2 n H + n O = Mm$$

Sustituímos los átomos por sus Ma:

$$12 n + 2 n + 16 n = 60 ; 30 n = 60 ; n = 2$$

Fórmula Molecular \rightarrow $(CH_2O)_2 \rightarrow$ **$C_2H_4O_2$**

Ejercicio Resuelto N° 4

Al llevar a cabo la combustión de 2 g de vitamina C se obtuvieron 3 g de CO_2 y 0,816 g de H_2O . Halla la fórmula empírica de la vitamina C sabiendo que contiene C, H y O.

Resolución

$$2 \text{ gramos vitamina C} = 3 \text{ g } CO_2 + 0,816 \text{ g } H_2O$$

Todo el Carbono de la vitamina C se encuentra en forma de **CO_2** .

Todo el Hidrógeno de la vitamina C se encuentra en forma de **H_2O** .

El Oxígeno lo conoceremos una vez conocidas las cantidades de C e H y se las restaremos a los 2 g de vitamina C que se pusieron en juego.

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

Determinación de la cantidad de Carbono:

$$\begin{array}{r} \text{Mm CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \text{ ----- } 12 \text{ g} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \text{ ----- } 32 \text{ g} \\ \hline 44 \text{ u CO}_2 \qquad \qquad \qquad 44 \text{ g CO}_2 \end{array} \right. \end{array}$$

Puedo establecer la siguiente proporción:

$$44 \text{ g CO}_2 / 12 \text{ g C}$$

$$3 \text{ g CO}_2 \cdot 12 \text{ g C} / 44 \text{ g CO}_2 = 0,81 \text{ g C}$$

Determinación de la cantidad de Hidrógeno:

$$\begin{array}{r} \text{Mm H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \text{ ----- } 2 \text{ g} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \text{ ----- } 16 \text{ g} \\ \hline 18 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 18 \text{ g H}_2\text{O} \end{array} \right. \end{array}$$

$$18 \text{ g H}_2\text{O} / 2 \text{ g H}$$

$$0,816 \text{ g H}_2\text{O} \cdot 2 \text{ g H} / 18 \text{ g H}_2\text{O} = 0,09 \text{ g H}$$

Determinación de la cantidad de Oxígeno:

Se pusieron en juego 2 gramos de vitamina C, se debe cumplir:

$$m_C + m_H + m_O = 2$$

$$0,81 + 0,09 + m_O = 2 \quad ; \quad m_O = 2 - 0,81 - 0,09 = 1,1 \text{ g O}$$

Determinación de la Fórmula Empírica:

$$\text{C: } 0,81 / 12 = 0,067 \quad ; \quad 0,067 = 1 \text{ átomo de C}$$

$$\text{H: } 0,09 / 1 = 0,09 \quad ; \quad 0,067 = 1,3 \approx 1 \text{ átomo de H}$$

$$\text{O: } 1,1 / 16 = 0,068 \quad ; \quad 0,067 = 1,01 \approx 1 \text{ átomos de O}$$

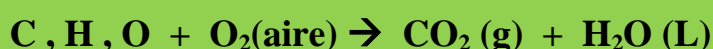
Fórmula Empírica: **CHO**

Ejercicio Resuelto Nº 5

Un compuesto orgánico está constituido por carbono, hidrógeno y oxígeno. Cuando se produce la combustión de 1,570 g del mismo se obtienen 3 g de dióxido de carbono y 1,842 g de agua. Una muestra gaseosa de 0,412 g de esta sustancia ocupa, a 14 °C y 0,977 atm, un volumen de 216 cm³. Calcula su fórmula empírica y su fórmula molecular.

Resolución

Reacción de combustión:



Según la reacción química:

Todo el C del compuesto estará en forma de **CO₂**.

Todo el H del compuesto estará en forma de **H₂O**.

El O lo obtendremos restando a 1,570 g de compuesto los gramos de C e H existentes.

Determinación masa de Carbono:

$$\begin{array}{l} \text{Mm } CO_2 \left\{ \begin{array}{l} C: 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \dots\dots\dots 12 \text{ g} \\ O: 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g} \\ \hline 44 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 44 \text{ g} \end{array} \right. \end{array}$$

$$44 \text{ g } CO_2 / 12 \text{ g } C$$

$$3 \text{ g } CO_2 \cdot 12 \text{ g } C / 44 \text{ g } CO_2 = 0,81 \text{ g } C$$

Determinación masa de Hidrógeno:

$$\begin{array}{l} \text{Mm } H_2O \left\{ \begin{array}{l} H: 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \dots\dots\dots 2 \text{ g} \\ O: 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \dots\dots\dots 16 \text{ g} \\ \hline 18 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 18 \text{ g} \end{array} \right. \end{array}$$

$$8 \text{ g } H_2O / 2 \text{ g } H$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

$$1,842 \text{ g H}_2\text{O} \cdot 2 \text{ g H} / 18 \text{ g H}_2\text{O} = 0,20 \text{ g H}$$

Se cumple que:

$$m_C + m_H + m_O = 1,570$$

$$0,81 + 0,20 + m_O = 1,570 ; m_O = 1,570 - 0,81 - 0,20 = 0,56 \text{ g O}$$

Determinación F.E.:

$$\text{C: } 0,81 / 12 = 0,067 : 0,035 = 1,91 \approx 2 \text{ átomos de C}$$

$$\text{H} = 0,20 / 1 = 0,20 : 0,035 = 5,71 \approx 6 \text{ átomos de H}$$

$$\text{O: } 0,56 / 16 = 0,035 : 0,035 = 1 \text{ átomo de O}$$

Fórmula empírica: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

Fórmula Molecular: $(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})_n$

$$2 n \text{ C} + 6 n \text{ H} + n \text{ O} = \text{Mm}$$

$$24 n + 6 n + 16 n = \text{Mm} ; 46 n = \text{Mm} \quad (2)$$

Necesitamos conocer el valor de Mm para obtener “n” y de esta forma conocer la Formula Molecular.

El problema decía:

Una muestra gaseosa de 0,412 g de esta sustancia ocupa, a 14 °C y 0,977 atm, un volumen de 216 cm³.

Al estar trabajando con un gas se cumple:

$$P \cdot V = m / \text{Mm} \cdot R \cdot T$$

$$0,977 \cdot 0,216 = 0,412 / \text{Mm} \cdot 0,082 \cdot (273 + 14)$$

$$0,21 = 9,69 / \text{Mm} ; \text{Mm} = 9,69 / 0,21 = 46,14 \text{ u}$$

Nos vamos a la ecuación (2)

$$46 n = \text{Mm} ; 46 n = 46,14 ; n = 1$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

Nos vamos a la expresión (1) y la Fórmula Molecular es:



Ejercicio Resuelto N° 6

Un compuesto está formado por C, H, O y su masa molecular es 60 g/mol. Cuando se queman 30 g del compuesto en presencia de un exceso de oxígeno, se obtiene un número igual de moles de CO₂ y H₂O. Sabiendo que el CO₂ obtenido genera una presión de 2449 mm de Hg en un recipiente de 10 L a 120°C de temperatura:

- Determina la fórmula empírica del compuesto.
- Escribe la fórmula molecular y nombre del compuesto.

DATOS: Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; O = 16.

Resolución

El dato Mm = 60 g/mol nos indica que 1 mol de compuesto vale:



Lo que nos lleva a la conclusión de que: Mm = 60 u.

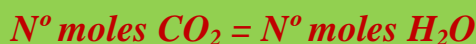
Reacción química:



Las conclusiones de esta reacción:

- Todo el C del compuesto se encuentra en forma de CO₂.
- Todo el H del compuesto se encuentra en forma de H₂O.

Los moles de CO₂ obtenidos son igual al número de moles de H₂O obtenidos:



Si conocemos el número de moles de CO₂ podremos conocer los moles de H₂O y por lo tanto determinar la Masa de Carbono y la masa de Hidrógeno en el compuesto.

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

Dice el problema:

Sabiendo que el CO₂ obtenido genera una presión de 2449 mm de Hg en un recipiente de 10 L a 120°C de temperatura:

El CO₂ es compuesto gaseoso y por tanto cumple la ecuación:

$$P \cdot V = n_{CO_2} \cdot R \cdot T$$

$$2449 \text{ mm Hg} \cdot 1 \text{ atm} / 760 \text{ mm Hg} = 3,22 \text{ atm}$$

$$V = 10 \text{ L.}$$

$$3,22 \cdot 10 = n_{CO_2} \cdot 0,082 (273 + 120)$$

$$32,2 = 32,226 n_{CO_2} ; n_{CO_2} = 32,2 / 32,226 = 0,999 = n_{H_2O}$$

$$\text{Mm CO}_2 = 44 \text{ u} ; 1 \text{ mol CO}_2 / 44 \text{ g CO}_2$$

$$\text{Mm H}_2\text{O} = 18 \text{ u} ; 1 \text{ mol H}_2\text{O} / 18 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$0,999 \text{ moles CO}_2 \cdot 44 \text{ g CO}_2 / 1 \text{ mol CO}_2 = 43,95 \text{ g CO}_2$$

$$0,999 \text{ moles H}_2\text{O} \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O} / 1 \text{ mol H}_2\text{O} = 17,98 \text{ g H}_2\text{O}$$

Conocidas las masas de CO₂ y de H₂O podemos conocer las masas de C y de H del compuesto. Para ello calcularemos las Mm:

Masa de Carbono en el compuesto:

$$\begin{array}{r} \text{Mm CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \dots\dots\dots 12 \text{ g} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g} \\ \hline 44 \text{ u} \qquad\qquad\qquad 44 \text{ g CO}_2 \end{array} \right. \end{array}$$

En 44 g CO₂ / Hay 12 g C

$$43,95 \text{ g CO}_2 \cdot 12 \text{ g C} / 44 \text{ g CO}_2 = 11,98 \text{ g C}$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

Masa de Hidrógeno en el compuesto:

$$\begin{array}{r} \text{Mm H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \dots\dots\dots 2 \text{ g} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \dots\dots\dots 16 \text{ g} \\ \hline 18 \text{ u} \qquad\qquad\qquad 18 \text{ g H}_2\text{O} \end{array} \right. \end{array}$$

En 18 g H₂O / Hay 2 g H

$$17,98 \text{ g H}_2\text{O} \cdot 2 \text{ g H} / 18 \text{ g H}_2\text{O} = 1,99 \text{ g H}$$

Se cumple que:

$$m_C + m_H + m_O = 30$$

$$11,98 + 1,99 + m_O = 30 ; m_O = 30 - 11,98 - 1,99 = 16,03 \text{ g O}$$

a) Determinación Fórmula Empírica:

$$\text{C: } 11,98 / 12 = 0,998 ; 0,998 = 1 \text{ átomo C}$$

$$\text{H: } 1,99 / 1 = 1,99 ; 0,998 = 1,99 \approx 2 \text{ átomos H}$$

$$\text{O: } 16,03 / 16 = 1,00 ; 0,998 \approx 1 \text{ átomo O}$$

Fórmula Empírica: **CH₂O**

b) Fórmula Molecular: **(CH₂O)_n** (1)

Quitamos parentesis:

$$n \text{ C} + 2 n \text{ H} + n \text{ O} = \text{Mm} ; 12 n + 2 n + 16 n = 60$$

$$30 n = 60 ; n = 2$$

Nos vamos a la expresión (1):

$$(\text{CH}_2\text{O})_n \rightarrow (\text{CH}_2\text{O})_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$$

Está fórmula molecular corresponde al compuesto:



31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

Que se conoce como *Ác. Etanoico* o *Ác. Acético*.

Ejercicio Resuelto N° 7

Disponemos de una masa de 3,49 g de acetileno que, en condiciones normales, ocupan un volumen de 3 L. Determina: a) La densidad del acetileno en las condiciones dadas. b) La masa molecular del acetileno. c) Sabiendo que el acetileno es un hidrocarburo, ¿cuál puede ser su fórmula molecular y cuál será su nomenclatura IUPAC?

Resolución

Acetileno = Etino $\rightarrow HC\equiv CH \rightarrow C_2H_2$

a) Densidad.-

$$d = m/V ; d = 3,49 \text{ g} / 3 \text{ L} = 1,16 \text{ g/L}$$

b) El acetileno es un gas y por tanto cumple:

$$P \cdot V = m/Mm \cdot R \cdot T ; P = m \cdot R \cdot T / V \cdot Mm ; P = d \cdot R \cdot T / Mm$$

$$Mm = d \cdot R \cdot T / P ; Mm = 1,16 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0^\circ\text{C}) / 1$$

$$Mm = 25,96 \text{ u}$$

c) *ETINO*

Ejercicio Resuelto N° 8

Un compuesto orgánico A contiene el 81,81 % de C y el 18,19 % de H. Cuando se introducen 6,58 gramos de dicho compuesto en un recipiente de 10 litros de volumen a 327 °C se alcanza una presión de 560 mm Hg. Calcula:

- La fórmula empírica del compuesto A.
- La fórmula molecular del mismo compuesto.

Resolución

a) Suponiendo 100 g de compuesto tendremos:

C: 81,81 g

H: 18,19 g

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

Fórmula Empírica:

$$\begin{aligned} \text{C: } & 81,81 / 12 = 6,81 : 6,81 = 1 \text{ átomo de C} \\ \text{H: } & 18,19 / 1 = 18,19 : 6,81 = 2,67 \approx 3 \text{ átomos de H} \end{aligned}$$

Fórmula empírica: CH_3

b) Fórmula Molecular: $(\text{CH}_3)_n$ (1)

$$n \cdot \text{C} + 3 n \text{ H} = \text{Mm} ; 12 n + 3 n = \text{Mm} \quad (2)$$

Debemos conocer “n”:

se introducen 6,58 gramos de dicho compuesto en un recipiente de 10 litros de volumen a 327 °C se alcanza una presión de 560 mm Hg.

Como estamos en un estado gas:

$$P \cdot V = m / \text{Mm} \cdot R \cdot T$$

$$560 / 760 \cdot 10 = 6,58 / \text{Mm} \cdot 0,082 \cdot (273 + 327)$$

$$7,36 = 323,73 / \text{Mm} ; \text{Mm} = 323,73 / 7,36 = 43,98 \text{ u}$$

Nos vamos a ecuación (2):

$$12 n + 3 n = \text{Mm} ; 15 n = 43,98 ; n = 2,9$$

El valor de “n” debe ser entero, ajustamos:

$$n = 2,9 \approx 3$$

Nos vamos a la expresión (1):



Ejercicio Resuelto N° 9

El análisis de un compuesto orgánico proporcionó los siguientes resultados de composición centesimal: 54,5 % de carbono , 9,1 % de hidrógeno y 36,4 % de oxígeno. Se determinó también su masa molecular, 88 g/mol. Deduzca la fórmula molecular del compuesto y escriba una estructura desarrollada con su nombre.

Daros: Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; O = 16.

Resolución

C → 54,5 % ; H → 9,1 % ; O → 36,4 %

$88 \text{ g/mol} \rightarrow Mm = 88 \text{ u.}$

C : $54,5 / 12 = 4,541 : 2,275 = 1,99 = 2$

H : $9,1 / 1 = 9,1 : 2,275 = 4$

O : $36,4 / 16 = 2,275 : 2,275 = 1$

F. EMPÍRICA → $C_2 H_4 O$

F. MOLECULAR → $(C_2 H_4 O)_n$

Calculo de “n”:

$2n.C + 4n.H + n.O = Mm ; 2n.12 + 4n.1 + n.16 = Mm$

$24n + 4n + 16n = 88 ; 44 n = 88 \rightarrow n = 2$

F. MOLECULAR → $(C_2 H_4 O)_2 \rightarrow C_4 H_8 O_2$

Ejercicio Resuelto N° 10

Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. Cuando se queman 15 gramos de compuesto se obtienen 22 gramos de dióxido de carbono y 9 gramos de agua. La densidad del compuesto en estado gaseoso, a 150°C y 780 mm Hg, es 1,775 g/L . Calcular la fórmula molecular del compuesto orgánico.

Datos: Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; O = 16.

Resolución

Reacción química: $C,H,O + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

$$\text{Mm CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C : } 1 \cdot 12 = 12 \text{ u} \dots\dots\dots 12 \text{ g} \\ \text{O : } 2 \cdot 16 = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g} \\ \hline \qquad \qquad \qquad 44 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 44 \text{ g} \end{array} \right. \quad 44 \text{ g CO}_2 / 12 \text{ g C}$$

$$\text{Mm H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H : } 2 \cdot 1 = 2 \text{ u} \dots\dots\dots 2 \text{ g} \\ \text{O : } 1 \cdot 16 = 16 \text{ u} \dots\dots\dots 16 \text{ g} \\ \hline \qquad \qquad \qquad 18 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 18 \text{ g} \end{array} \right. \quad 18 \text{ g H}_2\text{O} / 2 \text{ g H}$$

Todo el C del compuesto químico está en forma de CO₂ obtenido en la reacción:

$$22 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 6 \text{ g C}$$

Todo el hidrógeno del compuesto químico está en forma de H₂O obtenida en la reacción química:

$$9 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 1 \text{ g H}$$

La masa de O será = 15 – (6+1) = 8 g

Obtención de la fórmula empírica:

$$\text{C : } 6 / 12 = 0,5 : 0,5 = 1$$

$$\text{H : } 1 / 1 = 1 : 0,5 = 2$$

$$\text{O : } 8 / 16 = 0,5 : 0,5 = 1$$

F. EMPÍRICA → **CH₂O**

Fórmula molecular: **(CH₂O)_n**

Calculo de “n”: n · C + 2n · H + n · O = Mm ; 12n + 2n + 16n = Mm ;

$$30 n = \text{Mm} \quad (1)$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

Calculo de Mm :

$$P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T; P = m \cdot R \cdot T / V \cdot Mm$$

$$P = d \cdot R \cdot T / Mm$$

$$Mm = 1,775 \cdot 0,082 (273 + 150) / (780/760) = 60 u.$$

Volvemos a (1): $30 n = 60$; $n = 2$

Fórmula Molecular $\rightarrow (C H_2 O)_2 \rightarrow C_2 H_4 O_2$

Ejercicio Resuelto Nº 11

Un hidrocarburo saturado gaseoso está formado por el 80 % de carbono. ¿ Cuál es su fórmula molecular si en condiciones normales su densidad es 1,34 g/L.

Datos: Masas atómicas: C = 12 ; O = 16.

Resolución

80 % en C ; 20 % en H

$$C : 80/12 = 6,666 : 6,666 = 1$$

$$H : 20/ 1 = 20 : 6,666 = 3$$

Fórmula Empírica $\rightarrow C H_3$

Fórmula Molecular $\rightarrow (C H_3)_n$

$$\text{Calculo de "n"} : n \cdot C + 3n \cdot H = Mm ; 12n + 3n = Mm ;$$

$$15n = Mm (1)$$

$$\text{Calculo de Mm: } P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T ; P = m \cdot R \cdot T / V \cdot Mm$$

$$P = d \cdot R \cdot T / Mm ; Mm = d \cdot R \cdot T / P$$

$$Mm = 1,34 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0) / 1 = 30 u$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

Volvemos a (1) : $15n = 30$; $n = 2$



Ejercicio Resuelto N° 12

Un ácido orgánico está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. De la combustión de 10 gramos del compuesto se obtienen 0,455 moles de agua y 0,455 moles de CO_2 .

Sabemos también que, en estado gaseoso, 1 gramo del compuesto ocupa 1 dm³ a $4,44 \cdot 10^4$ Pa y 473 K.

a) Halle la masa molecular del compuesto.

b) Determine la fórmula molecular del compuesto.

Datos: Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; O = 16.

Resolución



Masa de CO₂ obtenida: Mm CO₂ = 44 u \rightarrow 44 g / mol

$$m = n^\circ \text{ moles} \cdot Mm = 0,455 \cdot 44 = 20,02 \text{ g } CO_2$$

Masa de agua obtenida: Mm H₂O = 18 u \rightarrow 18 g / mol.

$$m = n^\circ \text{ moles} \cdot Mm = 0,455 \cdot 18 = 8,19 \text{ g de } H_2O$$

Todo el C del ác. Orgánico está en forma de CO₂:

$$44 \text{ g } CO_2 / 12 \text{ g } C$$

$$20,02 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{12 \text{ g } C}{44 \text{ g } CO_2} = 5,46 \text{ g } C$$

Todo el hidrógeno del ác. Orgánico está en forma de agua:

$$18 \text{ g } H_2O / 2 \text{ g } H$$

$$8,19 \text{ g } H_2O \cdot \frac{2 \text{ g } H}{18 \text{ g } H_2O} = 0,91 \text{ g } H$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

La masa de O del ác. Orgánico la obtendremos de la forma:

$$m = 10 - (5,46 + 0,91) \\ = 3,63 \text{ g O}$$

La fórmula empírica la obtendremos:

$$\text{C : } 5,46 / 12 = 0,451 : 0,226 = 1,99 = 2$$

$$\text{H : } 0,91 / 1 = 0,91 : 0,226 = 4,02 = 4$$

$$\text{O : } 3,63 / 16 = 0,226 : 0,226 = 1$$

Fórmula empírica $\rightarrow \text{C}_2 \text{H}_4 \text{O}$

Fórmula molecular $\rightarrow (\text{C}_2 \text{H}_4 \text{O})_n$

Calculo de n : $2n \cdot \text{C} + 4n \cdot \text{H} + n \cdot \text{O} = Mm$

$$2n \cdot 12 + 4n \cdot 1 + 16n = Mm$$

$$24n + 4n + 16n = Mm ; 44n = Mm (1)$$

Calculo de Mm :

$$1 \text{ Atm} / 101.300 \text{ Pa}$$

$$4,44 \cdot 10^4 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101.300 \text{ Pa}} = 0,44 \text{ Atm}$$

$$P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T ; 0,44 \cdot 1 = 1 / Mm \cdot 0,082 \cdot 473 ; Mm = 88,16 \text{ u}$$

$$\text{Volvemos a (1) : } 44n = 88,16 ; n = 2$$

Fórmula molecular $\rightarrow (\text{C}_2 \text{H}_4 \text{O})_2 \rightarrow \text{C}_4 \text{H}_8 \text{O}_2$

Ejercicio Propuesto N° 13

En la combustión de 2,37 g de carbono se forman 8,69 g de un óxido gaseoso de este elemento. Un litro de este óxido, medido a 1 atm de presión y a 0°C, pesa 1,98 g. Obtenga la fórmula empírica del óxido gaseoso formado. ¿ Coincide con la fórmula molecular?. Razone la respuesta.

Datos: Masas atómicas: C = 12 ; O =16.

SOL: F. EMPÍRICA → CO_2

F. MOLECULAR → CO_2

Ejercicio Resuelto N° 14

Al quemar una muestra de hidrocarburo, se forman 7,92 g de dióxido de carbono y 1,62 g de vapor de agua. La densidad de este hidrocarburo gaseoso es 0,82 g . dm⁻³ a 85°C y 700 mmHg.

a) Determina la fórmula empírica del hidrocarburo.

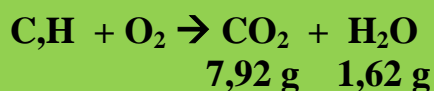
b) Determina su fórmula molecular.

Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

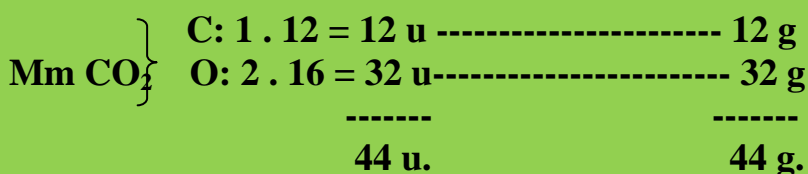
R = 0,082 atm . L . K⁻¹ . mol⁻¹.

Resolución

a) Un hidrocarburo es un compuesto orgánico constituido por C e H.



Todo el C del hidrocarburo se encuentra en el CO₂:



44 g de CO₂ / 12 g C

$$7,92 \text{ g CO}_2 \cdot (12 \text{ g C} / 44 \text{ g C}) = \mathbf{2,16 \text{ g C}}$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

Todo el H del hidrocarburo está contenido en el agua:

$$\begin{array}{r} \text{Mm H}_2\text{O} \left. \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 = 2 \text{ u.} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 = 16 \text{ u.} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{-----} 2 \text{ g} \\ \text{-----} 16 \text{ g} \\ \text{-----} \\ 18 \text{ u.} \end{array} \end{array}$$

$$18 \text{ g H}_2\text{O} / 2 \text{ g H}$$

$$1,62 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (2 \text{ g H} / 18 \text{ g H}_2\text{O}) = 0,18 \text{ g H}$$

Determinación de la “fórmula empírica” por el camino corto:

$$\text{C: } 2,16 / 12 = 0,18 : 0,18 = 1$$

$$\text{H: } 0,18 / 1 = 0,18 : 0,18 = 1$$

Fórmula empírica: **CH**

Calculo de la fórmula molecular:

$$(\text{CH})_n \rightarrow n\text{C} + n\text{H} = \text{Mm} \quad (1)$$

Para conocer la Mm:

$$P \cdot V = m / \text{Mm} \cdot R \cdot T ; P = m / (V \cdot \text{Mm}) \cdot R \cdot T ; P = d / \text{Mm} \cdot R \cdot T$$

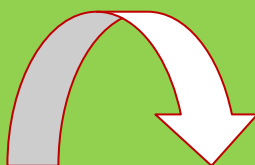
$$\text{Mm} = d \cdot R \cdot T / P = 0,82 \cdot 0,082 \cdot (273+28) / (700/760) = 20,23 / 0,92 = 26,1 \text{ u}$$

Volviéndo a (1):

$$12n + n = 26,1 ; 13n = 26,1 ; n = 2$$

Fórmula molecular:

$$(\text{CH})_n \rightarrow (\text{CH})_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2$$



Ejercicio Propuesto N° 15

Veinte gramos de un compuesto orgánico, formado por C, H y O, se queman en exceso de oxígeno y se producen 40,0 gramos de dióxido de carbono y 16,364 g de vapor de agua.

a) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto si la masa molecular es 88?

b) Considerando que dicha fórmula molecular corresponde a un ácido monoprótico (o monocarboxílico), escribe una posible fórmula de ese compuesto y el nombre.

Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

SOL: F. MOLECULAR → C₄H₈O₂

F. Desarrollada → CH₃ - CH₂ - CH₂ - COOH → Ác. Butanoico

Ejercicio resuelto N° 16 (Fuente: Cajón de Ciencias)

La progesterona es un componente común de la píldora anticonceptiva. Si su fórmula empírica es C₂₁H₃₀O₂, ¿cuál es su composición porcentual?

Resolución

Calculemos la Mm de la progesterona:

$$\begin{array}{r} \text{Mm C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 21 \cdot 12 \text{ u} = 252 \text{ u} \\ \text{H: } 30 \cdot 1 \text{ u} = 30 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline 314 \text{ u} \end{array}$$

Para conocer la composición porcentual podemos trabajar en las unidades que queramos. Como la Mm la hemos obtenido en “unidades de masa atómica”, seguiremos trabajando en “u”:

Del cálculo de Mm podemos establecer las siguientes relaciones:

En 314 u de Progesterona / Hay 252 u de C

En 314 u de “ / Hay 30 u de H

En 314 u de “ / Hay 32 u de O

Si suponemos 100 u de progesterona:

$$100 \text{ u Progesterona} \cdot 252 \text{ u de C} / 314 \text{ u de progesterona} = 80,25\% \text{ en C}$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

$$100 \text{ u Progesterona} \cdot 30 \text{ u de H} / 314 \text{ u de Progesterona} = 9,55 \% \text{ en H}$$

$$100 \text{ u Progesterona} \cdot 32 \text{ u de O} / 314 \text{ u de Progesterona} = 10,19 \% \text{ en O}$$

$$\approx 100\%$$

Si queremos demostrar que hemos trabajado bien solo tenemos que sumar los % y comprobar que obtenemos el 100 %.

Ejercicio Resuelto N° 17 (Fuente:Hiru.com. Resolución: A. zaragoza)

Una molécula de dióxido de azufre, SO₂, contiene un átomo de azufre y dos de oxígeno. Calcular la composición en tanto por ciento de dicha molécula.

DATOS: Masas atómicas: S = 32 ; O = 16.

Resolución:

Calculemos la Mm del SO₂:

$$\begin{array}{l} \text{Mm SO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline 64 \text{ u} \end{array} \right. \end{array}$$

Podemos establecer las siguientes proporciones:

$$64 \text{ u SO}_2 / 32 \text{ u S}$$

$$64 \text{ u SO}_2 / 32 \text{ u O}$$

Supongamos 100 u de SO₂:

$$100 \text{ u SO}_2 \cdot 32 \text{ u S} / 64 \text{ u SO}_2 = 50 \% \text{ en S}$$

$$100 \text{ u SO}_2 \cdot 32 \text{ u O} / 64 \text{ u SO}_2 = 50 \% \text{ en O}$$

Ejercicio Resuelto N° 18

Determinar la composición centesimal del icromato de o, K₂Cr₂O₇.

DATOS: Masas atómicas: K = 39,1 ; Cr = 52 ; O = 16

Resolución

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

Calculemos la Mm del $K_2Cr_2O_7$:

$$\begin{array}{r} \text{Mm } K_2Cr_2O_7 \left\{ \begin{array}{l} K: 2 \cdot 39,1 \text{ u} = 78,2 \text{ u} \\ Cr: 2 \cdot 52 \text{ u} = 104 \text{ u} \\ O = 7 \cdot 16 \text{ u} = 112 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline 294,2 \text{ u} \end{array}$$

Según el cálculo de Mm se pueden establecer las siguientes proporciones:

$$\begin{array}{l} 294,2 \text{ u } K_2Cr_2O_7 / 78,2 \text{ u } K \\ 294,2 \text{ u } K_2Cr_2O_7 / 104 \text{ u } Cr \\ 294,2 \text{ u } K_2Cr_2O_7 / 112 \text{ u } O \end{array}$$

Supongamos 100 u de $K_2Cr_2O_7$:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ u } K_2Cr_2O_7 \cdot 78,2 \text{ u } K / 294,2 \text{ u } K_2Cr_2O_7 = 26,58 \% \text{ en } K \\ 100 \text{ u } K_2Cr_2O_7 \cdot 104 \text{ u } Cr / 294,2 \text{ u } K_2Cr_2O_7 = 35,35 \% \text{ en } Cr \\ 100 \text{ u } K_2Cr_2O_7 \cdot 112 \text{ u } O / 294,2 \text{ u } K_2Cr_2O_7 = 38,06 \% \text{ en } O \end{array}$$

Ejercicio Resuelto N° 19

Determina en donde existe mayor cantidad, en gramos, de hierro:

- a) En el sulfato de hierro (II), $FeSO_4$.
- b) En el sulfato de hierro (III), $Fe_2(SO_4)_3$.

DATOS: Masas atómicas: Fe = 56 ; S = 32 ; O = 16

Resolución

- a) En $FeSO_4$:

Determinemos la Mm del $FeSO_4$:

$$\begin{array}{r} \text{Mm } FeSO_4 \left\{ \begin{array}{l} Fe: 1 \cdot 56 \text{ u} = 56 \text{ u} \dots\dots\dots 56 \text{ g} \\ S: 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g} \\ O: 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \dots\dots\dots 64 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline 152 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 152 \text{ g} \end{array}$$

Podemos escribir que:

$$152 \text{ g } FeSO_4 / 56 \text{ g } Fe$$

Supongamos 100 g de $FeSO_4$:

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

$$100 \text{ g FeSO}_4 \cdot 56 \text{ g Fe} / 152 \text{ g FeSO}_4 = 36,84 \text{ g de Fe}$$

b) En $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

$$\begin{array}{r} \text{Mm Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Fe: } 2 \cdot 56 \text{ u} = 112 \text{ u} \dots\dots\dots 112 \text{ g} \\ \text{S: } 3 \cdot 32 \text{ u} = 96 \text{ u} \dots\dots\dots 96 \text{ g} \\ \text{O: } 12 \cdot 16 \text{ u} = 192 \text{ u} \dots\dots\dots 192 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline 392 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 392 \text{ g} \end{array}$$

Podemos establecer que:

$$392 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3 / 112 \text{ g Fe}$$

Suponiendo 100 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

$$100 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 112 \text{ g Fe} / 392 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 28,57 \text{ g Fe}$$

Conclusión: Existe mayor cantidad de Fe en el FeSO_4 .

Ejercicio Resuelto N° 20

Determinar la masa de calcio existente en 25,42 g de nitrato cálcico, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

DATOS: Masas atómicas: Ca = 40 ; N = 14 ; O = 16

Resolución

Vamos a determinar la Mm del $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$:

$$\begin{array}{r} \text{Mm Ca}(\text{NO}_3)_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \dots\dots\dots 40 \text{ g} \\ \text{N: } 2 \cdot 14 \text{ u} = 28 \text{ u} \dots\dots\dots 28 \text{ g} \\ \text{O: } 6 \cdot 16 \text{ u} = 96 \text{ u} \dots\dots\dots 96 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline 164 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 164 \text{ g} \end{array}$$

Podemos establecer que:

$$1 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2 / 164 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2$$

Según los cálculos anteriores:



En nuestra muestra:

$$25,42 \text{ g Ca(NO}_3)_2 \cdot 40 \text{ g Ca} / 164 \text{ g Ca(NO}_3)_2 = 6,2 \text{ g Ca}$$

Ejercicio Resuelto Nº 21

En donde existe mayor cantidad de átomos de sodio:

- a) En 0,5 moles de NaNO₃.
- b) En 12,5 g de Na₂CO₃.
- c) En 10 mg de NaOH

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 ; N = 14 ; O = 16 ; C = 12 ; H = 1

Resolución

- a) En 0,5 moles de NaNO₃:

$$\begin{array}{r} \text{Mm del NaNO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \dots\dots\dots 23 \text{ g} \\ \text{N: } 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \dots\dots\dots 14 \text{ g} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \dots\dots\dots 48 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline \qquad \qquad \qquad 85 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 85 \text{ g} \end{array}$$

Podemos establecer:



En nuestra muestra:

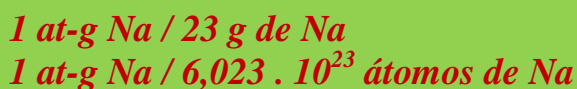
$$0,5 \text{ moles NaNO}_3 \cdot 85 \text{ g NaNO}_3 / 1 \text{ mol} = 42,5 \text{ g NaNO}_3$$

Según el desglose para el cálculo del mol de NaNO₃:



$$42,5 \text{ g NaNO}_3 \cdot 23 \text{ g Na} / 85 \text{ g NaNO}_3 = 11,5 \text{ g Na}$$

Debemos saber que:



31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

Luego:

$$23 \text{ g Na} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na}$$

En nuestros gramos de Na:

$$11,5 \text{ g Na} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} / 23 \text{ g Na} = 3 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na}$$

b) En 12,5 g de Na_2CO_3 .

Procederemos de la misma forma que en el apartado a).

$$\begin{array}{l} \text{Mm Na}_2\text{CO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 2 \cdot 23 \text{ u} = 46 \text{ u} \dots\dots\dots 46 \text{ g} \\ \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \dots\dots\dots 12 \text{ g} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \dots\dots\dots 48 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline \qquad \qquad \qquad 106 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 106 \text{ g} \end{array}$$

$$\text{En } 106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 / \text{ Hay } 46 \text{ g Na}$$

En muestra muestra:

$$12,5 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 46 \text{ g Na} / 106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 = 5,42 \text{ g Na}$$

Recordar:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ at-g Na} / 23 \text{ g Na} \\ 1 \text{ at-g Na} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} \end{array}$$

Luego:

$$23 \text{ g Na} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na}$$

En la cantidad de sodio existente:

$$5,42 \text{ g Na} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} / 23 \text{ g Na} = 1,42 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na}$$



31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

c) En 10 mg de NaOH.

$$10 \text{ mg} \cdot 1 \text{ g} / 1000 \text{ mg} = 0,010 \text{ g NaOH}$$

$$\begin{array}{r} \text{Mm NaOH} \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \dots\dots\dots 23 \text{ g} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \dots\dots\dots 16 \text{ g} \\ \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \dots\dots\dots 1 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline 40 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 40 \text{ g} \end{array}$$

$$\text{En } 40 \text{ g NaOH} / 23 \text{ g Na}$$

$$0,010 \text{ g NaOH} \cdot 23 \text{ g Na} / 40 \text{ g NaOH} = 0,00575 \text{ g Na}$$

$$23 \text{ g Na} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na}$$

$$0,00575 \text{ g Na} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} / 23 \text{ g Na} =$$

$$= 0,0015 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na} = 1,5 \cdot 10^{20} \text{ átomos Na}$$

Existe mayor número de átomos de Na en la muestra del apartado a).

Ejercicio Resuelto N° 23

Calcular la fórmula del sulfato de cobre (II) que contiene un 36 % de agua de cristalización.

DATOS: Masas atómicas: Cu = 63,55 ; S = 32 ; O = 16

Resolución

El sulfato de cobre hidratado tiene de fórmula $\text{CuSO}_4 \cdot n \text{ H}_2\text{O}$.

Cuando conozcamos el valor de “n” podremos determinar la fórmula de la sal hidratada.

$$\text{Mm H}_2\text{O} = 18 \text{ u}$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

$$\begin{array}{r}
 \text{Mm CuSO}_4 \cdot n \text{ H}_2\text{O} \\
 \left\{ \begin{array}{l}
 \text{Cu: } 1 \cdot 63,55 \text{ u} = 63,55 \text{ u} \dots\dots\dots 63,55 \text{ g} \\
 \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g} \\
 \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \dots\dots\dots 64 \text{ g} \\
 n \text{ H}_2\text{O: } n \cdot 18 \text{ u} = 18 n \text{ u} \dots\dots\dots 18 n \text{ g} \\
 \hline
 \end{array} \right. \\
 \qquad \qquad \qquad (159 + 18 n) \qquad \qquad (159+18n)\text{g}
 \end{array}$$

Según el dato 36 % de agua de cristalización:

$$\begin{array}{r}
 100 \text{ g Sal hidratada} \text{ -----} 36 \text{ g H}_2\text{O} \\
 (159 + 18n) \text{ g Sal hidratada} \text{ -----} 18n \text{ g H}_2\text{O}
 \end{array}$$

$$100 \cdot 18 n = 36 (159 + 18n) \ ; \ 1800n = 5724 + 648n$$

$$1152 n = 5724 \ ; \ n = 5724/1152 = 4,96$$

“n” es un número entero luego tendremos que ajustar:

$$n = 4,96 \approx 5$$

El sulfato de cobre (II) hidratado tiene de fórmula: **CuSO₄ · 5H₂O**

Ejercicio Resuelto Nº 24

Ordenar razonadamente, de mayor a menor número de átomos, las cantidades siguientes:

- 10 gramos de cloruro de plata.
- $3 \cdot 10^{20}$ moléculas de dióxido de azufre.
- 4 moles de monóxido de carbono.
- 20 litros de oxígeno en condiciones normales.

Datos: Masas atómicas: Cl = 35,5 ; Ag = 108.

Resolución

a) 10 g. de AgCl ; Mm AgCl = 143,5 u → 143,5 g/mol

1mol AgCl/6,023.10²³moléculas → 143,5 g AgCl / 6,023 · 10²³ moléculas

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

$$10 \text{ g. AgCl} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{143,5 \text{ g. AgCl}} = 0,42 \cdot 10^{23} \text{ moléculas AgCl}$$

1 molécula AgCl / 1 átomo de Ag ; 1 molécula AgCl / 1 átomo de Cl

$$0,42 \cdot 10^{23} \text{ moléculas AgCl} \cdot \frac{1 \text{ átomo Ag}}{1 \text{ molécula AgCl}} = 0,42 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ag}$$

$$0,42 \cdot 10^{23} \text{ moléculas AgCl} \cdot \frac{1 \text{ átomo de Cl}}{1 \text{ molécula AgCl}} = 0,42 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cl}$$

$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ de átomos totales} &= \text{n}^\circ \text{ átomos de Ag} + \text{n}^\circ \text{ átomos de Cl} = \\ &= 0,42 \cdot 10^{23} + 0,42 \cdot 10^{23} = 0,84 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \end{aligned}$$

b) $3 \cdot 10^{20}$ moléculas de SO_2 .

1 molécula SO_2 / 1 átomo de S ; 1 molécula SO_2 / 2 átomos de O

$$3 \cdot 10^{20} \text{ moléculas SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ átomo de S}}{1 \text{ molécula SO}_2} = 3 \cdot 10^{20} \text{ átomos de S}$$

$$3 \cdot 10^{20} \text{ moléculas SO}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula SO}_2} = 6 \cdot 10^{20} \text{ átomos de O}$$

$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ átomos totales} &= \text{n}^\circ \text{ átomos de S} + \text{n}^\circ \text{ átomos de O} = \\ &= 3 \cdot 10^{20} + 6 \cdot 10^{20} = 9 \cdot 10^{20} \text{ átomos} \end{aligned}$$

c) 1 mol CO / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO.

$$4 \text{ moles CO} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}}{1 \text{ mol CO}} = 24,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

1 molécula CO / 1 átomo de C ; 1 molécula CO / 1 átomo de O

$$24,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO} \cdot \frac{1 \text{ átomo de C}}{1 \text{ molécula CO}} = 24,1 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

$$24,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO} \cdot \frac{1 \text{ átomo de O}}{1 \text{ molécula CO}} = 24,1 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

Nº átomos totales = nº átomos de C + nº átomos de O =

$$= 24,1 \cdot 10^{23} + 24,1 \cdot 10^{23} = 48,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

d) 20 L. De O₂ en condiciones normales.

1 mol O₂ / 22,4 L ; 1 mol O₂ / 6,023 · 10²³ moléculas O₂ →

→ 22,4 L. O₂ / 6,023 · 10²³ moléculas O₂

$$20 \text{ L. O}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2}{22,4 \text{ L. O}_2} = 5,38 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

1 molécula de O₂ / 2 átomos de O

$$5,38 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula O}_2} = 10,76 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

Luego el orden pedido es : *c > d > a > b*

Ejercicio Resuelto 25

En 0,5 moles de CO₂, calcule:

- El número de moléculas de CO₂.
- La masa de CO₂.
- El número total de átomos.

Datos: Masas atómicas: C = 12 ; O = 16.

Resolución

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

a) $1 \text{ mol CO}_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

$$0,5 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol CO}_2} = 3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2$$

c) $Mm \text{ CO}_2 = 44 \text{ u} \rightarrow 44 \text{ g / mol.}$

$$0,5 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 22 \text{ g CO}_2$$

c) $1 \text{ molécula CO}_2 / 1 \text{ átomo de C} ; 1 \text{ molécula CO}_2 / 2 \text{ átomos O}$

$$3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ átomo C}}{1 \text{ molécula CO}_2} = 3 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

$$3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula CO}_2} = 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$\begin{aligned} \text{n}^\circ \text{ total de átomos} &= \text{átomos de C} + \text{átomos de O} = 3 \cdot 10^{23} + 6 \cdot 10^{23} \\ &= 9 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \end{aligned}$$

Ejercicio Resuelto N° 26

a) Calcular cuánto pesan 10 L de gas monóxido de carbono en condiciones normales.

b) Calcular cuántos átomos hay en esa cantidad de monóxido de carbono.

Datos: Masas atómicas: C = 12 ; O = 16.

Resolución

a) $Mm \text{ CO} = 28 \text{ u} \rightarrow 28 \text{ g / mol}$

$$P \cdot V = m/Mm \cdot R \cdot T ; 1 \cdot 10 = m/28 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0)$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

$$m = 12,5 \text{ g CO}$$

$$\text{b) } n^\circ \text{ moles CO} = m/Mm = 12,5 / 28 = 0,45$$

$$n^\circ \text{ de moléculas de CO: } 1 \text{ mol CO} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$0,45 \text{ moles CO} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol CO}} = 2,71 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ molécula CO} / 1 \text{ átomo C} \quad ; \quad 1 \text{ molécula CO} / 1 \text{ átomo O}$$

$$2,71 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ átomo C}}{1 \text{ molécula CO}} = 2,71 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}$$

$$2,71 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO} \cdot \frac{1 \text{ átomo O}}{1 \text{ molécula CO}} = 2,71 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$n^\circ \text{ total de átomos} = 2,71 \cdot 10^{23} + 2,71 \cdot 10^{23} = 5,42 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Ejercicio Resuelto N° 27

Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27°C y 0,1 atmósferas.

Calcula:

- La masa de amoníaco presente.
- El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.
- El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $N = 14$; $H = 1$.

Resolución

$$\text{a) } Mm \text{ NH}_3 = 17 \text{ u.}$$

$$P \cdot V = m_{\text{NH}_3} / Mm \cdot R \cdot T \quad ; \quad 0,1 \cdot 1 = m_{\text{NH}_3} / 17 \cdot 0,082 (273+27)$$

$$0,1 = m_{\text{NH}_3} \cdot 1,44$$

$$m_{\text{NH}_3} = 0,069 \text{ g}$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

b) 1 mol NH₃/ 6,023 · 10²³ moléculas de NH₃

1 mol NH₃/17 g.

0,069 g NH₃ · 1 mol NH₃/17 g NH₃ = *0,004 moles de NH₃*

0,004 moles NH₃ · 6,023 · 10²³ moléculas de NH₃/1 mol NH₃=

$$= 2,4 \cdot 10^{21} \text{ moléculas NH}_3$$

c) 1 molécula de NH₃/ 1 átomo de N.

1 molécula de NH₃/3 átomos de H.

2,4 · 10²¹ moléculas NH₃ · 1 átomo de N/1 molécula = *2,4 · 10²¹ átomos de N*

2,4 · 10²¹ moléculas de NH₃ · 3 átomos de H/ 1 molécula de NH₃ =

$$= 7,2 \cdot 10^{21} \text{ átomos de H}$$

Ejercicio Resuelto N° 28

Se tienen dos recipientes de idéntico volumen; uno contiene CCl₄ (g), y el otro O₂ (g) ambos a la misma presión y temperatura. Explica razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes proposiciones:

a) El peso del vapor de CCl₄ es igual al peso de O₂.

b) El número de moléculas de CCl₄ es 2,5 veces mayor que el número de moléculas de O₂.

c) El número total de átomos es el mismo en cada recipiente.

Resolución

a) Los dos componentes están en estado gaseoso, por tanto:

$$P \cdot V = m_{\text{CCl}_4} / M_m \cdot R \cdot T \quad ; \quad M_m \text{ CCl}_4 = 154 \text{ u.}$$

$$P \cdot V = m_{\text{O}_2} / M_m \cdot R \cdot T \quad ; \quad M_m \text{ O}_2 = 32 \text{ u.}$$

Estamos en las mismas condiciones de presión, temperatura y volumen.

Si dividimos las dos ecuaciones anteriores, miembro a miembro:

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

$$1 = m_{\text{CCl}_4} \cdot \text{Mm } \text{O}_2 / m_{\text{O}_2} \cdot \text{Mm } \text{CCl}_4 ; \quad 1 = m_{\text{CCl}_4} \cdot 32 / m_{\text{O}_2} \cdot 154$$

$$m_{\text{CCl}_4}/m_{\text{O}_2} = 154/32 = 4,8 ; \quad m_{\text{CCl}_4} = 4,8 m_{\text{O}_2}$$

La primera proposición es **FALSA**.

b) $P \cdot V = n^\circ \text{ moles} \cdot R \cdot T$

$$P \cdot V = n^\circ \text{ moles } \text{O}_2 \cdot R \cdot T$$

Dividiendo, miembro a miembro, las dos ecuaciones anteriores teniendo presentes las condiciones de P,T y V:

$$1 = n^\circ \text{ moles } \text{CCl}_4 / n^\circ \text{ moles } \text{O}_2 ; \quad n^\circ \text{ moles } \text{O}_2 = n^\circ \text{ moles } \text{CCl}_4$$

Segunda proposición **FALSA**.

c) Se cumple que el n° moles es el mismo pero como cada molécula tiene distinta composición (CCl₄ y O₂) el n° de átomos en los dos recipientes nunca pueden ser iguales.

Tercera proposición **FALSA**.

Ejercicio Resuelto N° 29

Considerando que el SO₃ es gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura:

- ¿Qué volumen, en condiciones normales de presión y temperatura, ocuparán 160 g de SO₃?
- ¿Cuántas moléculas de SO₃ contiene dicho volumen?, y ¿cuántos átomos de oxígeno?

Resolución

a) Trabajamos en condiciones normales (0°C y 1 atm).

En condiciones normales los gases cumplen la condición:

$$1 \text{ mol de cualquier gas} / 22,4 \text{ L.} \quad (1)$$

$$\text{Mm } \text{SO}_3 = 80 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } \text{SO}_3 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 80 \text{ g.}$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

La proporción (1) pasa a ser:

$$80 \text{ g } SO_3/22,4 \text{ L}$$

$$160 \text{ g } SO_3 \cdot (22,4 \text{ L } SO_3/80 \text{ g } SO_3) = 44,8 \text{ L } SO_3$$

b) En los gases podemos establecer que:

$$22,4 \text{ L del gas}/6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas del gas}$$

$$44,8 \text{ L } SO_3 \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } SO_3/22,4 \text{ L } SO_3) =$$

$$= 1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } SO_3$$

Ejercicio Resuelto N° 30

El ácido ascórbico contiene solo C, H y O. En la combustión de 1,176 g de dicho ácido se desprenden 1,763 g de CO₂ y 0,483 g de H₂O. Calcula:

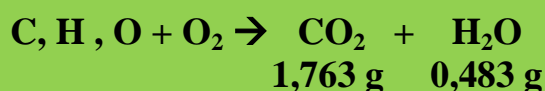
a) La composición centesimal del ácido ascórbico.

b) Su fórmula empírica.

Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1,0.

Resolución

a) La reacción de combustión del ácido ascórbico es:



Masa de la muestra de dicho ácido 1,176 g.

Según la reacción química, todo el C del ácido pasa a formar parte del CO₂ obtenido, la cantidad de C en el CO₂ será:

$$\begin{array}{r} \text{Mm CO}_2 \left. \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 = 12 \text{ u} \text{ ----- } 12 \text{ g} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 = 32 \text{ u} \text{ ----- } 32 \text{ g} \end{array} \right\} \\ \text{-----} \\ 44 \text{ u.} 44 \text{ g.} \end{array}$$

Podemos decir que: **44 g CO₂/12 g C**; lo que implica:

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

$$1,763 \text{ g CO}_2 \cdot (12 \text{ g C}/44 \text{ g CO}_2) = 0,480 \text{ g C}$$

$$\begin{array}{r} \text{Mm H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 = 2 \text{ u} \text{ ----- } 2 \text{ g.} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 = 16 \text{ u} \text{ ----- } 16 \text{ g.} \\ \hline \qquad \qquad \qquad 18 \text{ u.} \qquad \qquad \qquad 18 \text{ g.} \end{array} \right. \end{array}$$

lo que nos permite decir: $18 \text{ g H}_2\text{O}/2 \text{ g H}$; luego la masa de hidrogeno será:

$$0,483 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (2 \text{ g H}/18 \text{ g H}_2\text{O}) = 0,053 \text{ g H}$$

La masa de oxígeno la conoceremos partiendo de:

$$m_{\text{muestra}} = m_{\text{C}} + m_{\text{H}} + m_{\text{O}} ; 1,176 = 0,480 + 0,053 + m_{\text{O}} ; m_{\text{O}} = 0,643 \text{ g O}$$

Podemos establecer las siguientes proporciones:

$$1,176 \text{ g muestra}/0,480 \text{ g C}$$

$$1,176 \text{ g muestra}/0,053 \text{ g H}$$

$$1,176 \text{ g muestra}/0,643 \text{ g O}$$

lo que nos permite establecer la composición centesimal del ácido ascórbico:

$$100 \text{ g muestra} \cdot (0,480 \text{ g C}/1,176 \text{ g muestra}) = 40,81 \% \text{ en C}$$

$$100 \text{ g muestra} \cdot (0,053 \text{ g H}/1,176 \text{ g muestra}) = 4,5 \% \text{ en H}$$

$$100 \text{ g muestra} \cdot (0,643 \text{ g O}/1,176 \text{ g muestra}) = 54,67 \% \text{ en O}$$

b)Fórmula empírica:

$$\text{C: } 0,480/12 = 0,04 : 0,04 = 1 \text{ átomo C}$$

$$\text{H: } 0,053/1 = 0,053 : 0,04 = 1,3 \approx 1 \text{ átomo H}$$

$$\text{O: } 0,643/16 = 0,04 : 0,04 = 1 \text{ átomo de O}$$

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

Fórmula empírica: **CHO**

Ejercicio Resuelto N° 31

Ordena las siguientes cantidades de materia según el número de átomos que contengan:

a) 3,4 g de hierro, b) 8,8 L de nitrógeno medidos a 25°C y 1,4 atmósferas, c) 0,05 moles de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁), d) 2,6 mL de bromo (líquido, cuya densidad a 20°C es 3119 Kg/m³).

Datos: R = 0,082 atm · L / mol · K ; N_A = 6,02 · 10²³.

Masas atómicas: bromo = 79,9; hierro = 55,85; oxígeno = 16,0; nitrógeno = 14,0; carbono = 12,0; hidrogeno = 1,0.

Resolución

a) 3,4 g Fe

Ma Fe = 56 u → 1 at-g Fe (6,023 · 10²³ átomos)/56 g

3,4 g Fe · (6,023 · 10²³ átomos Fe/56 g Fe) = **3,6 · 10²² átomos de Fe**

b) 8,8 L N₂ a 25°C y 1,4 atm.

Mm N₂ = 28 u → **1 mol N₂ (6,023 · 10²³ moléculas)/28 g.**

P · V = n · R · T ; 1,4 · 8,8 = n · 0,082 · (273+25) ; 12,32 = 24,43 n

$$n = 0,5 \text{ moles de } N_2$$

Sabemos que : 1 mol de N₂/6,023 · 10²³ moléculas de N₂.

0,5 mol N₂ · (6,023 · 10²³ moléculas/1 mol N₂) = **3,01 · 10²³ moléculas de N₂**

1 molécula de N₂/2 átomos de N

3,01 · 10²³ moléculas · (2 átomos N/1 molécula N₂) = **6,02 · 10²⁴ átomos de N**

c) 0,05 moles C₁₂H₂₂O₁₁.

1 mol C₁₂H₂₂O₁₁ / 6,023 · 10²³ moléculas de C₁₂H₂₂O₁₁

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

$$0,05 \text{ moles } C_{12}H_{22}O_{11} \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/1 mol } C_{12}H_{22}O_{11}) = \\ = 3 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

- 1 molécula $C_{12}H_{22}O_{11}$ / 12 átomos C
- 2 1 molécula $C_{12}H_{22}O_{11}$ /22 átomos de H
- 3 molécula $C_{12}H_{22}O_{11}$ /11 átomos O

$$2 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot (12 \text{ átomos/1 molécula}) = 36 \cdot 10^{22} \text{ átomos de C}$$

$$2 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot (22 \text{ átomos H/ 1 molécula}) = 44 \cdot 10^{22} \text{ átomos de H}$$

$$2 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot (11 \text{ átomos O/1 molécula}) = 22 \cdot 10^{22} \text{ átomos de O}$$

$$\text{Nº átomos totales} = 36 \cdot 10^{22} + 44 \cdot 10^{22} + 22 \cdot 10^{22} = 102 \cdot 10^{22} = \\ = 1,02 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

d) 2,6 mL de Br_2 ; $d = 3119 \text{ Kg/m}^3$.,

Vamos a calcular la masa de Br_2 existentes en los 2,6 mL del mismo:

$$d = m/V ; m_{Br_2} = d \cdot V = 3119 \text{ Kg/m}^3 \cdot 2,6 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = 7,1 \cdot 10^{-3} \text{ Kg} = \\ = 7,1 \text{ g de } Br_2$$

$$Mm Br_2 = 159,8 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } Br_2 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas})/159,8 \text{ g } Br_2.$$

El nº de moles de bromo son:

$$7,1 \text{ g } Br_2 \cdot (1 \text{ mol } Br_2/159,8 \text{ g } Br_2) = 0,044 \text{ moles } Br_2$$

El nº de moléculas de Br_2 son:

$$0,044 \text{ moles } Br_2 \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } Br_2/1 \text{ mol } Br_2) = \\ = 2,6 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } Br_2.$$

Como: 1 molécula de Br_2 / 2 átomos de Br

El nº de átomos de Br será:

31 EJERCICIOS RESUELTOS DE COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS. 1º BACHILLERATO

$$2,6 \cdot 10^{24} \text{ moléculas Br}_2 \cdot (2 \text{ átomos de Br/1 molécula de Br}_2) =$$
$$= 5,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos de Br.}$$

Con los datos obtenidos podemos establecer, en orden creciente del nº de átomos, la siguiente ordenación: $Fe < C_{12}H_{22}O_{11} < Br_2 < N_2$



Antonio Zaragoza López