



[@2ESTFORG2001100702](#)

En el análisis elemental por combustión de una sustancia orgánica se obtuvieron los siguientes resultados: 52'17 % de carbono, 13'04 % de hidrógeno y 34'79 % de oxígeno.

- Deduzca la fórmula empírica más sencilla para esta sustancia.
- ¿Qué dato se requiere para establecer la fórmula molecular?. ¿Cómo podría determinarse?
- Proponga dos estructuras posibles para la sustancia y nómbrelas, si la fórmula empírica coincide con la molecular.
- ¿Cuál de ellas presentará un punto de ebullición más elevado?. ¿Por qué?

Solución

a) El porcentaje de oxígeno debe ser: $100 - (52'17 + 13'04) = 34'79$ %. Se tendrá:

	Relación en masa	Masa de 1 mol	Relación atómica	Relación atómica más sencilla
C	52'17	12	$\frac{52'17}{12} = 4'3475$	$\frac{4'347}{2'174} = 2$
H	13'04	1	$\frac{13'04}{1} = 13'04$	$\frac{13'04}{2'174} = 6$
O	34'79	16	$\frac{34'79}{16} = 2'174$	$\frac{2'174}{2'174} = 1$

La fórmula empírica será C_2H_6O y la molecular $(C_2H_6O)_n$.

b)

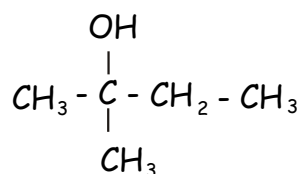


Para determinar cuál es la fórmula molecular, $(C_2H_6O)_n$, basta con conocer la masa molecular del compuesto. Una forma de determinar la masa molecular de un compuesto consiste en medir su densidad en estado gaseoso y aplicar la ecuación de los gases perfectos. Otros métodos son los basados en las propiedades coligativas de las disoluciones, tales como la crioscopia, ebulloscopia y osmometría. La espectroscopia de masas constituye otro método importante de determinación de masas moleculares.

c) Si la fórmula empírica coincide con la fórmula molecular = C_2H_6O , hay dos compuestos con esta fórmula molecular:



d) El átomo de H unido al oxígeno del etanol está fuertemente polarizado, pues atrae hacia sí los electrones del hidrógeno. Consecuentemente, entre las moléculas de etanol se establecen enlaces por puente de hidrógeno:



[@2ESTFORG2001100704](#)

0'020 mol de un alqueno reaccionan con 80 cm³ de disolución 0'50 M de bromo en tetracloruro de carbono en ausencia de luz:

- ¿Cuántos dobles enlaces tiene este hidrocarburo?
- Si su peso molecular es aproximadamente 110, ¿Cuál es su fórmula molecular?

Solución



Recuerda que por cada doble enlace se adiciona un mol de bromo (Br₂)

El número de moles de bromo en los 80 cm³ es: n° moles = V · M = 0'5 · 80 · 10⁻³ = 0'04

$$\frac{0'04 \text{ moles Br}_2}{0'02 \text{ mol de alqueno}} = 2 \frac{\text{moles de Br}_2}{\text{mol de alqueno}} \Rightarrow \mathbf{2 \text{ dobles enlaces}}$$

La fórmula general de un alqueno con dos dobles enlaces es: C_nH_{2n-2}

b) Dado que el peso molecular es de 110, calculemos el valor de "n":

$$\begin{aligned} n \cdot 12 + 2n - 2 &= 110 \\ 14n - 2 &= 110 \\ 14n &= 112 \rightarrow n = \frac{112}{14} \cong 8 \end{aligned}$$

Se trata del C₄H₈ o butadieno.

[@2ESTFORG2001100705](#)

Cuando 0'41 g de un hidrocarburo acetilénico son completamente hidrogenados, se producen 0'45 g de un hidrocarburo saturado. Dar el nombre y la fórmula del acetilénico.

Solución

La reacción que tiene lugar es: C_nH_{2n-2} + 2 H₂ → C_nH_{2n+2}

Tal y como se aprecia 1 mol de hidrocarburo acetilénico da un mol de alcano. Por lo tanto:

$$\begin{aligned} \frac{0'41}{12n + 2n - 2} &= \frac{0'45}{12n + 2n + 2} \rightarrow (12n + 2n + 2) \cdot 0'41 = 0'45 \cdot (12n + 2n - 2) \\ 4'92n + 0'82n + 0'82 &= 5'4n + 0'9n - 0'9 \\ 5'74 + 0'82 &= 6'3n - 0'9 \\ 1'72 &= 0'56n \rightarrow n = \frac{1'72}{0'56} = 3'07 \cong 3 \end{aligned}$$



[QOR62BACH2001100301](https://doi.org/10.26434/chemrxiv-2020-qor62)

Un hidrocarburo contiene un 85'71 % de carbono. Determinar su fórmula empírica o, si se puede, su fórmula molecular.

Este hidrocarburo reacciona mol a mol con bromo con bromo sin desprendimiento de bromuro de hidrógeno. El compuesto obtenido contiene 74 % de bromo. ¿Cuál es el hidrocarburo?. ¿Se puede determinar sin ambigüedad?

Solución

Al ser un hidrocarburo sólo contiene carbono e hidrógeno: 85'71 % de C y 14'29 % de H.

$$\left\{ \begin{array}{l} 85'71\% \text{ de C} \rightarrow \frac{85'71}{12} = 7'1 \xrightarrow{\div 7'1} 1 \\ 14'29\% \text{ de H} \rightarrow \frac{14'29}{1} = 14'29 \xrightarrow{\div 7'1} 2 \end{array} \right.$$

La fórmula empírica es: $(\text{CH}_2)_n$, es decir, C_nH_{2n} . Se trata, por lo tanto, de un alqueno.

Con los datos que se ofrecen no se puede determinar la fórmula molecular del alqueno. Sin embargo a partir de la cantidad de bromo que ha incorporado en su proceso de reacción se calculará la fórmula molecular.



El punto clave para resolver el problema es que la cantidad de carbono e hidrógeno se mantiene constante, pues sólo se adiciona bromo. Por lo tanto la proporción relativa de carbono e hidrógeno se mantiene constante. A continuación se calculará la cantidad de carbono que hay en el alqueno que reacciona con la cantidad de bromo señalada en el texto.

La reacción que tiene lugar es: $\text{C}_n\text{H}_{2n} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n}\text{Br}_2$

Por cada 100 g del compuesto resultante:

$$100 \text{ g} \left\{ \begin{array}{l} 74 \text{ g de Br} \\ 26 \text{ g de H y C} \left\{ \begin{array}{l} \frac{85'71\% \text{ C}}{12} \rightarrow 22'3 \text{ g de C} \\ \frac{14'29\% \text{ H}}{1} \rightarrow 3'7 \text{ g de H} \end{array} \right. \end{array} \right.$$

Por cada 74 g de Br_2 incorporados, hay 22'3 g de C

Por cada 159'9 g (=1 mol) de Br_2 habrá "x" g de C en 1 mol de producto (que serán los mismos que habrá en un mol de reactivo)

$$x = \frac{22'3 \cdot 159'8}{74} = 48'1 \text{ g de C/mol}$$

$$n^\circ \text{ moles de C} = \frac{48'1}{12} = 4'01 \cong 4$$

Por lo tanto la fórmula molecular del alqueno será: C_4H_8

Dado que puede ser el 1-buteno ($\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$) o el 2-buteno ($\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$) no se puede determinar el alqueno con exactitud.



También se hubiese podido resolver siguiendo los pasos de la primera parte del problema, es decir, calculando la nueva fórmula empírica del producto y sabiendo que tiene que haber dos átomos de bromo, calcular su fórmula molecular. El número de átomos de carbono y de hidrógeno es el mismo que el del alqueno.

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Br: } \frac{74}{79.9} = 0.93 \xrightarrow{+0.93} 1 \\ \text{C: } \frac{22.3}{12} = 1.86 \xrightarrow{+0.93} 2 \\ \text{H: } \frac{3.7}{1} = 3.7 \xrightarrow{+0.93} 3.98 \approx 4 \end{array} \right.$$

Por lo tanto la fórmula empírica del derivado halogenado será: C_2H_4Br .

Dado que tiene que haber dos átomos de bromo, la fórmula molecular será: $C_4H_8Br_2$, por lo que alqueno de origen será: C_4H_8 , el buteno.

[@ORGESTEQU2BACH2001101501](https://www.instagram.com/ORGESTEQU2BACH2001101501)

Cuando arden 25 g de un hidrocarburo se forman 56.25 g de H_2O y 68.75 g de CO_2

- ¿Cuál es la composición centesimal de la muestra?
- Calcula el número relativo de átomos de carbono e hidrógeno del compuesto de partida.
- ¿Podría asegurarse, sin datos adicionales, de qué compuesto se trata?
- Calcule, asimismo, el número de moléculas de CO_2 y H_2O formadas, así como el número de moles de oxígeno necesarios para la combustión.

Solución

Los gramos de hidrógeno presentes en los 56.25 g de H_2O son:

$$56.25 \text{ g}(H_2O) \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g}(H_2O)} = 6.25 \text{ g H}$$

ii Estos 6.25 g de H deben proceder de los 25 g de hidrocarburo!!.

El resto, $25 - 6.25 = 18.75$ g serán de carbono.

Por lo tanto, la composición centesimal será:

- * $100 \text{ g de hidrocarburo} \cdot \frac{6.25 \text{ g H}}{25 \text{ g hidrocarburo}} = 25\% \text{ de H}$
- * $100 - 25 = 75\% \text{ de C}$

	Relación en masa	Masa de 1 mol	Relación atómica	Relación atómica más sencilla
C	75	12	$\frac{75}{12} = 6.25$	$\frac{6.25}{6.25} = 1$
H	25	1	$\frac{25}{1} = 25$	$\frac{25}{6.25} = 4$



Fórmula empírica: CH₄

Fórmula molecular: (CH₄)_n = C_nH_{4n}

c) Como el único hidrocarburo que existe con fórmula molecular C_nH_{4n} es el metano CH₄. Por lo tanto, en este caso sí que podemos asegurar de qué hidrocarburo se trata, aunque no se conozca ningún dato adicional. Por tanto, en este caso, n = 1, de modo que la fórmula molecular coincide con la empírica.

d) Los moles de CO₂ y H₂O formados en la combustión son:

$$68'75 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44 \text{ g}} = 1'56 \text{ mol CO}_2 ; 56'25 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 3'12 \text{ mol H}_2\text{O}$$

y, por tanto, se habrán formado:

- ✱ 1'56 moles de CO₂ · 6'023 · 10²³ moléculas/mol = 9'39 · 10²³ moléculas CO₂
- ✱ 3'12 moles de H₂O · 6'023 · 10²³ moléculas/mol = 1'88 · 10²⁴ moléculas de H₂O

La ecuación ajustada de la reacción de combustión, en presencia de suficiente de oxígeno, es: CH₄ + 2 O₂ → CO₂ + 2 H₂O

De acuerdo con la estequiometría de esta reacción, los moles de O₂ necesarios para la combustión de los 25 g de CH₄ (3'12 moles):

$$3'12 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} = 3'12 \text{ mol O}_2$$

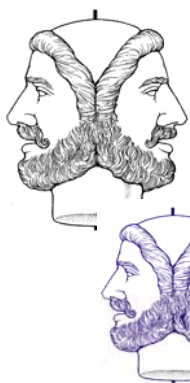
www.ORGISOM2BACH2001101701

Una amina primaria, la cual presenta isomería óptica, tiene la siguiente composición centesimal: 65'753 % C, 15'068 % H y 19'178 % N. Sabiendo que su masa molecular es inferior a 100, determina la fórmula estructural de dicha amina y nómbrala.

Solución

	Relación en masa	Masa de 1 mol	Relación atómica	Relación atómica más sencilla
C	65'753	12	$\frac{65'753}{12} = 5'4794$	$\frac{5'4794}{1'3698} = 4$
H	15'064	1	$\frac{15'068}{1} = 15'068$	$\frac{15'068}{1'3698} = 11$
N	19'178	14	$\frac{19'178}{14} = 1'3698$	$\frac{1'3698}{1'3698} = 1$

Fórmula empírica: C₄H₁₁N
Fórmula molecular: (C₄H₁₁N)_n

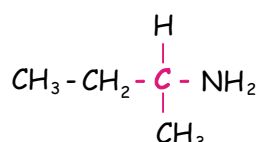


Para determinar "n" seguiremos la técnica de ensayo y error, dando valores a n y comprobando si supera o no el valor de "n".
Por otro lado, habrá que tener en cuenta que es una amina primaria y que por tener isomería óptica debe contener un carbono asimétrico.

Masa molar - $C_4H_{11}N$ ($4 \cdot 12 + 11 + 14$) = 73. Si $n \geq 2$ se superaría el valor de 100, por lo que n debe ser 1.

Puesto que se trata de una amina primaria, debe contener el grupo $-NH_2$. Por otra parte, debe tratarse de un compuesto quiral, ya que presenta isomería óptica. La única estructura que cumple todos estos requisitos es:

2-aminobutano - isobutilamina - 1' metil propil amina



www.ORGISOM2BACH2001102201

La combustión de 2'9 g de cierto hidrocarburo gaseoso produjo 8'8 g de dióxido de carbono. La densidad de dicho hidrocarburo, en condiciones normales, vale 2'59 g/l.

- Determine su fórmula molecular.
- Escriba las fórmulas estructurales de todos sus posibles isómeros.

Solución

La cantidad de carbono contenida en 6'286 g de CO_2 es: (recuerda que todo el carbono del CO_2 es el carbono que había en el hidrocarburo)

$$8'8 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g } CO_2} = 2'4 \text{ g C}$$

Estos 2'4 g de C provienen de los 2'9 g de hidrocarburo. El resto será hidrógeno: $2'9 - 2'4 = 0'5$ g de H

	Relación en masa	Masa de un mol	Relación atómica	Relación atómica más sencilla
	2'4	12	$\frac{2'4}{12} = 0'2$	$\frac{0'2}{0'2} = 1$
	0'5	1	$\frac{0'5}{1} = 0'5$	$\frac{0'5}{0'2} = 2'5$

Luego la fórmula empírica será: C_2H_5 y su fórmula molecular: $(C_2H_5)_n$



A partir de la ecuación de los gases perfectos, y teniendo en cuenta que la densidad es el cociente entre la masa y el volumen, podemos calcular la masa molecular del hidrocarburo.



$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2'59 \cdot 0'082 \cdot 273}{1} = 58 \text{ g mol}^{-1}$$

Por lo tanto, $n \cdot (12 \cdot 2 + 1 \cdot 5) = 58 \Rightarrow \frac{58}{29} = 2$; La fórmula del hidrocarburo es C_4H_{10} .

b) El único isómero del butano es el isómero de cadena metilpropano.

www.ORGPOLIM2BACH2001102205

La composición centesimal en peso de un polímero de adición es: 38'43 % de carbono ; 56'77 % de cloro y 4'80 % de hidrógeno.

- Halle su fórmula empírica del monómero.
- Identifique el polímero

Solución

	Relación en masa	Masa de un mol	Relación atómica	Relación atómica más sencilla
C	38'48	12	$\frac{38'43}{12} = 3'20$	$\frac{3'20}{1'63} = 2$
H	4'8	1	$\frac{4'80}{1} = 4'80$	$\frac{4'80}{1'63} = 3$
Cl	57'77	35'45	$\frac{56'77}{35'45} = 1'63$	$\frac{1'63}{1'63} = 1$

La fórmula empírica del polímero, y por tanto de la unidad recurrente, es $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}$. Como se trata de un polímero de adición, la fórmula molecular del monómero coincide con la de la unidad recurrente y deberá ser $(\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl})_n$. EL monómero más sencillo corresponde a $n = 1$, y se trata del cloroetano.