

Parte 3 Fórmula Empírica y Molecular

rm.- De los dos compuestos, sulfato de amonio y nitrato de amonio. Calcula la riqueza de nitrógeno del compuesto con más nitrógeno 35rm

1.- Indica la composición centesimal de dos abonos, tales como el sulfato amónico y el nitrato amónico. ¿Cuál de los dos es más rico en nitrógeno? N:14 , O:16, S:32, H:1

VER VÍDEO <https://youtu.be/YIpi2oFpMu0>

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, su masa molecular es $\overbrace{14.2}^{\text{N}} + \overbrace{8}^{\text{H}} + \overbrace{32}^{\text{S}} + \overbrace{16.4}^{\text{O}} = 132 \text{ g./mol}$

$$\% \text{ de N} = \frac{28}{132} \cdot 100 = 21'21\%$$

$$\% \text{ de H} = \frac{8}{132} \cdot 100 = 6'06\%$$

$$\% \text{ de S} = \frac{32}{132} \cdot 100 = 24'24\%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{64}{132} \cdot 100 = 48'48\%$$

NH_4NO_3 , su masa molecular es $14.2 + 4 + 16.3 = 80 \text{ g./mol}$

$$\% \text{ de N} = \frac{28}{80} \cdot 100 = 35\%$$

$$\% \text{ de H} = \frac{4}{80} \cdot 100 = 5\%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{48}{80} \cdot 100 = 60\%$$

ru.- Determina la composición centesimal del $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ 48,65c8,11h43,24oru

2. a. Determinar la composición centesimal del $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$.

b. Con los datos del apartado anterior Halla la fórmula empírica del compuesto.

VER VÍDEO <https://youtu.be/d0QbAwLjgpA>

$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$, su masa molecular es: $3 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 74 \text{ g./Mol.}$

$$\% \text{ de C} = \frac{3 \cdot 12}{74} \cdot 100 = 48,65 \%$$

$$\% \text{ de H} = \frac{6}{74} \cdot 100 = 8.11\%$$

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.L.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.A.T.A.).

$$\% \text{ de O} = \frac{2 \cdot 16}{74} \cdot 100 = 43,24\%$$

rr.-Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal, 38,71% de C, 9,78% de H y 51,61% de O. Calcula su composición empírica **ch3orr**

3. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal, 38'71% de C, 9'78% de H y 51'61% de O. Calcular:

a.- Fórmula empírica.

b.- Sabiendo que 31 g. de compuesto, en estado gaseoso medidos a 770 mm. de Hg y 90°C ocupan un volumen de 14'68 L. Calcula la fórmula molecular.

VER VIDEO <https://youtu.be/8ls94QLJKO8>

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 38'71\% \\ \text{H: } 9'78\% \\ \text{O: } 51'61\% \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{38'71}{12} = 3'23 \\ \text{H: } \frac{9'78}{1} = 9'78 \\ \text{O: } \frac{51'61}{16} = 3'23 \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \\ \text{H: } 3 \\ \text{O: } 1 \end{array} \right\} \rightarrow \text{CH}_3\text{O}(\text{fórmula empírica}).$$

rc.- Siguiendo con el ejercicio anterior. Sabiendo que 31g de compuesto, en estado gaseoso medidos 770mmde Hg y 90°C ocupan un volumen de 14,68L. Calcula la fórmula molecular **c2h6o2rc**

3. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal, 38'71% de C, 9'78% de H y 51'61% de O. Calcular:

a.- Fórmula empírica.

b.- Sabiendo que 31 g. de compuesto, en estado gaseoso medidos a 770 mm. de Hg y 90°C ocupan un volumen de 14'68 L. Calcula la fórmula molecular.

VER VIDEO <https://youtu.be/8ls94QLJKO8>

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 38'71\% \\ \text{H: } 9'78\% \\ \text{O: } 51'61\% \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{38'71}{12} = 3'23 \\ \text{H: } \frac{9'78}{1} = 9'78 \\ \text{O: } \frac{51'61}{16} = 3'23 \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \\ \text{H: } 3 \\ \text{O: } 1 \end{array} \right\} \rightarrow \text{CH}_3\text{O}(\text{fórmula empírica}).$$

$$\text{Fórmula molecular: } (\text{CH}_3\text{O})_n \rightarrow n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}}$$

$$M = \frac{m. R. T}{P. V} = \frac{31.0'082. (273 + 90)}{\frac{770}{760} \cdot 14'68} = 62 \frac{\text{g.}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}} = \frac{62}{12 + 3 + 16} = 2 \rightarrow \text{Fórmula molecular: } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$$

.ri.- 1L de un compuesto gaseoso medido a 760mm de Hg y 110°C pesa 3,15g. Calcula la fórmula empírica del compuesto si se sabe que contiene 24,55% de C, 4,05% de H y 71,8% de cloro **ch2clri**

4. 1 L. de un compuesto gaseoso medido a 760 mm. de Hg y 110 °C pesa 3,15 g. Calcula la fórmula molecular del compuesto si se sabe que contienen 24,55% de C, 4,05 de H y 71,8% de cloro.

VER VIDEO <https://youtu.be/6ygGvWWnY6c>

$$\begin{cases} \text{C: } 24,55\% \\ \text{H: } 4,05\% \\ \text{Cl: } 71,8\% \end{cases} \rightarrow \begin{cases} \text{C: } \frac{24,55}{12} = 2,05 \\ \text{H: } \frac{4,05}{1} = 4,05 \\ \text{Cl: } \frac{71,8}{35,5} = 2,023 \end{cases} \rightarrow \begin{cases} \text{C: } 1 \\ \text{H: } 2 \\ \text{Cl: } 1 \end{cases} \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl} (\text{fórmula empírica}).$$

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.I.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.I.T.A.).

ACADEMIA ALCOVER. PALMA DE MALLORCA

$$\text{Fórmula molecular: } (\text{CH}_2\text{Cl})_n \rightarrow n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}}$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{3,15 \cdot 0,082 \cdot (110 + 273)}{\frac{760}{760} \cdot 1} = 98,93 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}} = \frac{98,93}{12 + 2 + 35,5} = 2 \rightarrow \text{Fórmula molecular: } \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$$

re.-Siguiendo con el ejercicio anterior . 1L de un compuesto gaseoso medido a 760mm de Hg y 110°C pesa 3,15g. Calcula la fórmula molecular **c2h4cl2re**

4. 1 L. de un compuesto gaseoso medido a 760 mm. de Hg y 110 °C pesa 3,15 g. Calcula la fórmula molecular del compuesto si se sabe que contienen 24,55% de C, 4,05 de H y 71,8% de cloro.

VER VIDEO <https://youtu.be/6ygGvWWnY6c>

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 24,55\% \\ \text{H: } 4,05\% \\ \text{Cl: } 71,8\% \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{24,55}{12} = 2,05 \\ \text{H: } \frac{4,05}{1} = 4,05 \\ \text{Cl: } \frac{71,8}{35,5} = 2,023 \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \\ \text{H: } 2 \\ \text{Cl: } 1 \end{array} \right\} \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl} (\text{fórmula empírica}).$$

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.A.T.A.).

ACADEMIA ALCOVER. PALMA DE MALLORCA

$$\text{Fórmula molecular: } (\text{CH}_2\text{Cl})_n \rightarrow n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}}$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{3,15 \cdot 0,082 \cdot (110 + 273)}{\frac{760}{760} \cdot 1} = 98,93 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}} = \frac{98,93}{12 + 2 + 35,5} = 2 \rightarrow \text{Fórmula molecular: } \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$$

rl.- Un hidrocarburo tiene la siguiente composición centesimal: 81,82% de C y el resto Hidrógeno. Calcula la formula molecular del compuesto sabiendo que 8,05g de dicho compuesto gaseoso a 3000K y 1,5atm. Ocupa un volumen de 3 L **c3h8rl**

5. Un hidrocarburo tiene la siguiente composición centesimal: 81,82% de carbono y el resto de hidrógeno. Calcula la fórmula del compuesto sabiendo que 8,05g. de dicho compuesto gaseoso a la T=300K y P=1,5atm. ocupa un volumen de 3 litros. C:12, H:1

VER VIDEO <https://youtu.be/G1AG9Oy6rRQ>

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 81'82\% \\ \text{H: } 18'18\% \end{array} \right\} \xrightarrow{\text{Dividimos cada porcentaje por la masa atómica del elemento}} \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{81'82}{12} = 6'82 \\ \text{H: } \frac{18'18}{1} = 18'18 \end{array} \right\} \xrightarrow{\text{Dividimos los resultados anteriores entre el menor de ellos}} \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{6'82}{6'82} = 1 \\ \text{H: } \frac{18'18}{6'82} = 2'67 \end{array} \right\} \rightarrow \text{No es entero. Multiplicar por 3 todos los resultados}$$

$$\rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C} = 3 \\ \text{H} = 8 \end{array} \right\} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 \text{ Fórmula empírica.}$$

Fórmula molecular: $(\text{C}_3\text{H}_8)_k$ Debemos hallar k.

Para hallar la fórmula molecular necesito la masa molecular:

$$k = \frac{\text{Masa}_{\text{molecular}}}{\text{Masa}_{\text{f. empírica}}} = \frac{44}{3 \cdot 12 + 8} = 1 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 \text{ es la fórmula molecular.}$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{8'05 \cdot 0'082 \cdot 300}{1'5 \cdot 3} = 44 \text{ g/mol}$$

ra.-Un compuesto orgánico está formado por C,H y O. Sabiendo que la combustión de una muestra de 0,3643g del compuesto da 1,039g de dióxido de carbono y 0,2426g de agua. Calcula su formula empírica **c7h8ora**

8. Un compuesto orgánico está formado por C, H y O. Tiene una masa molecular de 108 g./mol. Sabiendo que la combustión de una muestra de 0,3643 g. del compuesto da 1,039 g. de CO₂ y 0,2426 g. de agua. ¿Cuál será su fórmula molecular?

VER VIDEO <https://youtu.be/ReqfkWkVgvo>

$$\left. \begin{array}{l} 1,039 \text{ g. CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g. de C}}{44 \text{ g. CO}_2} = 0,283 \text{ g. de C} \\ 0,2426 \text{ g. H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ g. de H}}{18 \text{ g. H}_2\text{O}} = 0,027 \text{ g. de H} \end{array} \right\} \text{g. O} = 0,3643 - 0,283 - 0,027 = 0,0543$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,283}{12} = 0,0236 \\ \text{H: } 0,027 \\ \text{O: } \frac{0,0543}{16} = 0,00339 \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,0236}{0,00339} = 7 \\ \text{H: } \frac{0,027}{0,00339} = 8 \\ \text{O: } 1 \end{array} \right. \rightarrow \text{Fórmula empírica: C}_7\text{H}_8\text{O}$$

rg.- Siguiendo con el ejercicio anterior, si la masa molecular del compuesto anterior es 108g. Calcula su formula molecular **c7h8org**

8. Un compuesto orgánico está formado por C, H y O. Tiene una masa molecular de 108 g./mol. Sabiendo que la combustión de una muestra de 0,3643 g. del compuesto da 1,039 g. de CO₂ y 0,2426 g. de agua. ¿Cuál será su fórmula molecular?

VER VIDEO <https://youtu.be/ReqfkWkVgvo>

$$\left. \begin{array}{l} 1,039 \text{ g. CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g. de C}}{44 \text{ g. CO}_2} = 0,283 \text{ g. de C} \\ 0,2426 \text{ g. H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ g. de H}}{18 \text{ g. H}_2\text{O}} = 0,027 \text{ g. de H} \end{array} \right\} \text{g. O} = 0,3643 - 0,283 - 0,027 = 0,0543$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,283}{12} = 0,0236 \\ \text{H: } 0,027 \\ \text{O: } \frac{0,0543}{16} = 0,00339 \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,0236}{0,00339} = 7 \\ \text{H: } \frac{0,027}{0,00339} = 8 \\ \text{O: } 1 \end{array} \right. \rightarrow \text{Fórmula empírica: C}_7\text{H}_8\text{O}$$

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.L.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.L.T.A.).

ACADEMIA ALCOVER. PALMA DE MALLORCA

$$\text{Fórmula molecular: (C}_7\text{H}_8\text{O)}_n; \text{ siendo } n = \frac{M_{\text{molecular.}}}{M_{\text{fórmula empírica.}}} = \frac{108}{\frac{108}{7 \cdot 12 + 8 + 16}} = 1$$

Fórmula molecular: C₇H₈O