

### Determinación de fórmulas 3

40. La tortilla ahora no se pega a la sartén, desde que éstas son de teflón, polímero descubierto en plena guerra mundial, y que fue un secreto militar por que uno de sus componentes se empleó para separar los isótopos del uranio, así que no se pudo comercializar hasta después de 1946. El teflón, está formado por unidades de un hidrocarburo fluorado, del cual deriva su nombre. Una muestra de 2 gramos del hidrocarburo fluorado, se precipitó en forma de fluoruro de calcio, que pesó 3,12g. Si su peso molecular es 100, podrás asegurar que su fórmula molecular es:

- a)  $\text{CF}_2$       b)  $\text{C}_2\text{F}_2$       c)  $\text{C}_2\text{F}_4$       d)  $\text{C}_4\text{F}_4$

MASAS ATÓMICAS: F,19-C,12

SOLUCIÓN

$$\%F = \frac{3,12\text{gCaF}_2}{2,00\text{g de X}} \cdot \frac{2\text{ moles de F}}{\text{mol de CaF}_2} \cdot \frac{19\text{ g F}}{78\text{ g de CaF}_2} \cdot 100 = 76\% \quad \%C = 100 - 76 = 24. \text{ Determinación de fórmula empírica:}$$

$$\text{F) } \frac{76\text{g}}{19\text{g}} = 4\text{ moles de átomos de F} \quad ; \quad \text{C) } \frac{24\text{g}}{12\text{g}} = 2\text{ moles de átomos de C} \quad \text{F} = \frac{4\text{ moles de átomos de F}}{2\text{ moles de átomos de C}} = 2 \quad \text{C} = \frac{2\text{ moles de átomos de C}}{2\text{ moles de átomos de C}} = 1$$

La fórmula molecular será tal que el peso molecular sea 100. Por lo tanto  $(\text{CF}_2)_x = 100$ ,  $12x + 38x = 100$ ;  $x = 2$  por lo que la fórmula molecular será  $\text{C}_2\text{F}_4$  por lo que es correcta la opción c.

41. Los vehículos de motor de combustión necesitan de gasolina o gasóleo para funcionar, pues bien, la humanidad en la actualidad funciona como un motor de combustión pero... a base de cafeína, debido a su acción estimulante. El te, el café y las bebidas a base de cola, la contienen. Es diurética, pero debido a su acción sobre el sistema nervioso central puede crear adicción, en este caso cafeinadición. La combustión de 0,4165g. de la misma, produjo 0,7557g. de dióxido de carbono y 0,1930 g. de agua. En otra prueba 1,356g. se transformaron en 0,4756g. de amoníaco. Según eso podrás decir que su fórmula empírica es:

- a)  $\text{C}_4\text{H}_5\text{O}_3\text{N}_2$       b)  $\text{C}_4\text{H}_5\text{O}_2\text{N}_2$       c)  $\text{C}_4\text{H}_5\text{ON}_2$       d)  $\text{C}_4\text{H}_5\text{O}_3\text{N}$

MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1

SOLUCIÓN

Se calculan g de C e H en 100g de sustancia a partir del dióxido de carbono y del agua obtenida, y los de N a partir del amoníaco. Por diferencia a 100, se calculan los de oxígeno, y se determina la fórmula empírica, dividiendo los %, entre las masas atómicas, y determinando la mínima relación entre moles de átomos, considerando el menor como el menor número entero.

Determinación de %

$$\text{C) } \frac{0,7557\text{g.C}\text{O}_2}{44\text{g.C}\text{O}_2} \cdot \frac{12\text{g.C}}{\text{molC}} \cdot \frac{1\text{molC}}{\text{molCO}_2} \cdot \frac{100\text{g}}{0,4165\text{g}} = 49,48\%$$

$$\text{H) } \frac{0,1930\text{g.H}_2\text{O}}{18\text{g.H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\text{g.H}}{\text{molH}} \cdot \frac{2\text{molesH}}{\text{molH}_2\text{O}} \cdot \frac{100\text{g}}{0,4165\text{g}} = 5,16\%$$

$$\text{N) } \frac{0,4756\text{gNH}_3}{17\text{g.NH}_3} \cdot \frac{14\text{g.N}}{\text{molN}} \cdot \frac{1\text{molN}}{\text{molNH}_3} \cdot \frac{100\text{g}}{0,4165\text{g}} = 28,87\%$$

$$\text{O) } 100 - 49,48 - 5,16 - 28,87 = 16,49\%$$

Determinación de fórmula empírica

$$\text{C) } \frac{49,48\text{g}}{12\text{g}} = 4,12\text{ moles de átomos de C}$$

$$\text{H) } \frac{5,16\text{g}}{1\text{g}} = 5,16\text{ moles de átomos de H}$$

$$\text{O) } \frac{16,49\text{g}}{16\text{g}} = 1,03\text{ moles de átomos de O}$$

$$\text{N) } \frac{28,87\text{g}}{14\text{g}} = 2,06\text{ moles de átomos de N}$$

Mínima Relación intermolar de átomos

$$\text{C} = \frac{4,12\text{ moles de átomos de C}}{1,03\text{ moles de átomos de O}} = 4 \quad \text{H} = \frac{5,16\text{ moles de átomos de H}}{1,03\text{ moles de átomos de O}} = 5$$

$$\text{O} = \frac{1,03\text{ moles de átomos de O}}{1,03\text{ moles de átomos de O}} = 1 \quad \text{N} = \frac{2,06\text{ moles de átomos de N}}{1,03\text{ moles de átomos de O}} = 2$$

Fórmula empírica  $\text{C}_4\text{H}_5\text{ON}_2$ . Es correcta la opción c

42. Un médico escocés, Robert Christison, introdujo en Europa, una planta cuya hoja era mascada por los indígenas sudamericanos, sacándoles la fatiga. Esa planta era la coca. De ella, Niemann aisló en 1859, la cocaína. Sin embargo su desarrollo en el siglo XIX, fue debido a su uso como anestésico y analgésico, esto es quitaba el dolor en las operaciones, y lo hacía localmente; fue el primer anestésico local. Lo que no sabían era que creaba adicción. Su molécula es un éster nitrogenado complejo, bastante inestable. Si 0,5 una muestra de 0,5g, al ser quemada producen 1,234g de dióxido de carbono y 0,312g de agua., y otra muestra similar produce 0,0281g de amoniaco, dirás que su fórmula molecular es:

- a)  $C_{18}H_{20}O_3N$       b)  $C_{17}H_{21}O_4N$       c)  $C_{15}H_{20}O_4N_2$       d)  $C_{18}H_{20}O_3N$

MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1

SOLUCIÓN

Determinación de %

$$C) \frac{1,234g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{0,5000g} = 67,33\% \quad H) \frac{0,3119g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{0,5000g} = 6,93\%$$

$$N) \frac{0,0281g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{0,5000g} = 4,62\% \quad O) 100 - 67,33 - 6,93 - 4,62 = 21,12\%$$

Determinación de fórmula empírica

$$C) \frac{67,33g}{12g} = 5,61 \text{ moles de átomos de C} \quad H) \frac{6,93g}{1g} = 6,93 \text{ moles de átomos de H}$$

$$O) \frac{21,12g}{16g} = 1,32 \text{ moles de átomos de O} \quad N) \frac{4,62g}{14g} = 0,33 \text{ moles de átomos de N}$$

Mínima Relación intermolar de átomos

$$C = \frac{5,61 \text{ moles de átomos de C}}{0,33 \text{ moles de átomos de O}} = 17 \quad H = \frac{6,93 \text{ moles de átomos de H}}{0,33 \text{ moles de átomos de O}} = 21$$

$$O = \frac{1,32 \text{ moles de átomos de O}}{0,33 \text{ moles de átomos de O}} = 4 \quad N = \frac{0,33 \text{ moles de átomos de N}}{0,33 \text{ moles de átomos de O}} = 1$$

Fórmula empírica  $C_{17}H_{21}O_4N$ , es correcta la opción b

43. El nacimiento de la nicotina fue en Lisboa. Ocurrió en 1560. El embajador francés en Lisboa, Nicot, envía a su gobierno una hoja de una planta traída de América de la que se hablaba mucho en Portugal y España. Por eso al alcaloide extraído de la misma se le puso su nombre. Es un veneno de acción rápida que actúa sobre el sistema nervioso. Si la combustión de 0,3847g. de la misma producen 1,044g. de dióxido de carbono y 0,2994g. de agua, y en otra prueba 1,380g. de nicotina ocasionaron 0,2897g. de amoniaco, siendo su peso molecular es 162, dirás que su fórmula molecular es:

- a)  $C_5H_{10}N_2$       b)  $C_5H_{10}N$       c)  $C_{10}H_{14}N_2$       d)  $C_{10}H_{14}N_4$

N,14-C,12-H,1-O,16.

SOLUCIÓN

$$C) \frac{1,044g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{0,3847g} = 74,01\% \quad H) \frac{0,2994g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{0,3847g} = 8,64\%$$

$$N) \frac{0,2897g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{1,380g} = 17,28\% \quad O) 100 - 74,01 - 8,64 - 17,28 = 0\%$$

Determinación de fórmula empírica

$$C) \frac{74,01g}{12g} = 6,17 \text{ moles de átomos de C} \quad H) \frac{8,64g}{1g} = 8,64 \text{ moles de átomos de H} \quad N) \frac{17,28g}{14g} = 1,24 \text{ moles de átomos de N}$$

Mínima Relación intermolar de átomos

$$C = \frac{6,17 \text{ moles de átomos de C}}{1,24 \text{ moles de átomos de N}} = 5 \quad H = \frac{8,64 \text{ moles de átomos de H}}{1,24 \text{ moles de átomos de N}} = 7 \quad N = \frac{1,24 \text{ moles de átomos de N}}{1,24 \text{ moles de átomos de N}} = 1$$

La fórmula molecular será tal que el peso molecular sea 162. Por lo tanto  $(C_5H_7N)x = 162$ ,  $12.5x + 7x + 14x = 162$ ;  $81x = 162$ ;  $x = 2$ , por lo que la fórmula molecular será  $C_{10}H_{14}N_2$  por lo que es correcta la opción c.

44. Uno de los compuestos orgánicos cuyo nombre ha dado lugar a más historias, es el ácido barbitúrico, que obtuvo y nombró Bayer a finales del año 1862. Lo consigue a partir de la urea sacada de la orina, y del ácido malónico. Según el ayudante de Bayer, Willstätter, su nombre se debe a una novia que tenía por nombre Bárbara, aunque otros historiadores apuntan que se descubrió el día de dicha santa, e incluso asocian el término de bárbara con la urea del que se obtuvo. Su fórmula empírica se determinó por combustión. Si se queman 3,00g de dicho producto, se obtienen 4,125g de dióxido de carbono, y 0,844g de agua. Por otra parte otra muestra de 2,00g, produjo 0,531g de amoníaco, por lo cual dirás que su fórmula empírica será:

- a)  $C_2H_2O_3N$                       b)  $C_4H_4O_3N$                       c)  $C_4H_2O_4N$                       d)  $C_4H_4O_3N_2$

MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1

SOLUCIÓN

Determinación de %

$$C) \frac{4,125g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{3,00g} = 37,50\% \quad H) \frac{0,844g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{3,00g} = 3,12\%$$

$$N) \frac{0,531g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{2,00g} = 21,88\% \quad O) 100 - 37,50 - 3,12 - 21,88 = 37,50\%$$

Determinación de fórmula empírica

$$C) \frac{37,5g}{12g} = 3,125 \text{ moles de átomos de C} \quad H) \frac{3,12g}{1g} = 3,12 \text{ moles de átomos de H}$$

$$O) \frac{37,5g}{16g} = 2,34 \text{ moles de átomos de O} \quad N) \frac{21,88g}{14g} = 1,563 \text{ moles de átomos de N}$$

Mínima Relación intermolar de átomos

$$C = \frac{3,125 \text{ moles de átomos de C}}{1,563 \text{ moles de átomos de N}} = 2 \quad H = \frac{3,12 \text{ moles de átomos de H}}{1,56 \text{ moles de átomos de N}} = 2$$

$$O = \frac{2,34 \text{ moles de átomos de O}}{1,56 \text{ moles de átomos de N}} = 1,5 \quad N = \frac{1,563 \text{ moles de átomos de N}}{1,563 \text{ moles de átomos de N}} = 1$$

Fórmula mínima  $C_2H_2O_{1,5}N$ , se deberá multiplicar por 2, para obtener una relación mínima de números enteros, por lo que es correcta la opción d.

45. Aunque no lo creas, la heroína se creó sintéticamente a fin de suavizar los efectos de adición de la morfina. La casa Bayer registró su nombre, y la comercializó, en junio de 1896, nada menos que para quitar la tos, y anunciándola como el mejor remedio contra la tuberculosis. Es una sustancia depresora del sistema nervioso central de acción rápida, que origina una absoluta dependencia, y la muerte inmediata por sobredosis. Si una muestra de 0,600g, al ser quemada produce 1,502g de dióxido de carbono y 0,337g de agua, y otra muestra de 0,300g produce 0,0138g de amoníaco, dirás que su fórmula empírica es:

- a)  $C_{18}H_{20}O_3N$                       b)  $C_{17}H_{21}O_4N$                       c)  $C_{15}H_{20}O_4N_2$                       d)  $C_{21}H_{23}O_5N$

MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1

SOLUCIÓN

Determinación de %

$$C) \frac{1,502g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{0,600g} = 68,29\% \quad H) \frac{0,337g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{0,600g} = 6,23\%$$

$$N) \frac{0,0138g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{0,300g} = 3,79\% \quad O) 100 - 68,27 - 6,23 - 3,79 = 21,71\%$$

Determinación de fórmula empírica:

$$C) \frac{68,29g}{12g} = 5,69 \text{ moles de átomos de C} \quad H) \frac{6,23g}{1g} = 6,23 \text{ moles de átomos de H}$$

$$O) \frac{21,71g}{\frac{16g}{molO}} = 1,36 \text{ moles de átomos de O}$$

$$N) \frac{3,79g}{\frac{14g}{molN}} = 0,27 \text{ moles de átomos de N}$$

Mínima Relación intermolar de átomos

$$C = \frac{5,69 \text{ moles de átomos de C}}{0,27 \text{ moles de átomos de N}} = 21$$

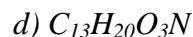
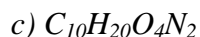
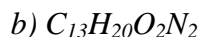
$$H = \frac{6,23 \text{ moles de átomos de H}}{0,27 \text{ moles de átomos de N}} = 23$$

$$O = \frac{1,36 \text{ moles de átomos de O}}{0,27 \text{ moles de átomos de N}} = 5$$

$$N = \frac{0,27 \text{ moles de átomos de N}}{0,27 \text{ moles de átomos de N}} = 1$$

Fórmula empírica  $C_{21}H_{23}O_5N$ . Es correcta la opción d

46. Cuando te dicen que tienes que ir al dentista te entran más sudores que al convocarte para un examen. La silla reclinable te recuerda a la eléctrica y cuando se aproxima a ti la aguja del inyectable, te parece el electrodo de la descarga de 10000 voltios. No debes preocuparte, lo que pretende es dormir su "zona de trabajo" con un anestésico local, aunque para ello "veas las estrellas". El generalmente usado es la xilocaína, sustituto de la novocaína, compuesto de C,H,O, y N. La combustión de una muestra de 0,4817g. produjo 1,167 g.de dióxido de carbono y 0,3674g.de agua. En otro ensayo con 0,3933g.de producto se obtuvieron 0,0567g.de amoniaco. Con esos datos dirás que su fórmula empírica es:



MASAS ATÓMICAS. N,14 - C,14-H,1-

SOLUCIÓN

Tal como en el caso anterior. Determinación de %

$$C) \frac{1,167g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{0,4817g} = 66,10\%$$

$$H) \frac{0,3674g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{0,4817g} = 8,47\%$$

$$N) \frac{0,0567g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{0,3933g} = 11,86\%$$

$$O) 100 - 66,1 - 8,47 - 11,86 = 13,57\%$$

Determinación de fórmula empírica

$$C) \frac{66,10g}{\frac{12g}{molC}} = 5,5 \text{ moles de átomos de C}$$

$$H) \frac{8,47g}{\frac{1g}{molH}} = 8,47 \text{ moles de átomos de H}$$

$$O) \frac{13,57g}{\frac{16g}{molO}} = 0,85 \text{ moles de átomos de O}$$

$$N) \frac{11,86g}{\frac{14g}{molN}} = 0,85 \text{ moles de átomos de N}$$

Mínima Relación intermolar de átomos

$$C = \frac{5,5 \text{ moles de átomos de C}}{0,85 \text{ moles de átomos de N}} = 6,5$$

$$H = \frac{8,47 \text{ moles de átomos de H}}{0,85 \text{ moles de átomos de N}} = 10$$

$$O = \frac{0,85 \text{ moles de átomos de O}}{0,85 \text{ moles de átomos de N}} = 1$$

$$N = \frac{0,85 \text{ moles de átomos de N}}{0,85 \text{ moles de átomos de N}} = 1$$

Fórmula mínima  $C_{6,5}H_{10}ON$ , habrá que multiplicarla por 2 para obtener una relación mínima entera, por lo que es  $C_{13}H_{20}O_2N_2$ , por lo que correcta la opción b

47. Desde hace muchos siglos se intentó quitar el dolor, especialmente en determinadas circunstancias, extracción de muelas, partos, y operaciones. Se empleó el gas de la risa, el cloroformo (que debutó en el parto de la reina inglesa Victoria), hasta que se usaron los extractos de distintas plantas. Una de las plantas más usadas era la adormidera (de ahí su nombre) o “amapola doble” de flores rojas espectaculares. De ella se extrajeron el opio y la morfina. La morfina, nombre propuesto en 1815, en función del dios romano del sueño, por el farmacéutico alemán Sertürner que había descubierto ya en 1805, su principio activo, que contenía N, O, C e H. La combustión de una muestra de 0,4817g. produjo 1,206 g. de dióxido de carbono y 0,2702g. de agua. En otro ensayo con 0,3933g. de producto se obtuvieron 0,0181g. de amoníaco. Con esos datos dirás que su fórmula empírica es:

- a)  $C_{21}H_{23}ON$       b)  $C_{21}H_{23}O_2N_2$       c)  $C_{21}H_{23}O_4N_2$       d)  $C_{21}H_{23}O_5N$

MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1

SOLUCIÓN

Determinación de %:

$$C) \frac{1,206g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{0,4817g} = 68,29\% \quad H) \frac{0,2702g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{0,4817g} = 6,23\%$$

$$N) \frac{0,0181g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{0,3933g} = 3,79\% \quad O) 100 - 68,29 - 6,23 - 3,79 = 21,69\%$$

Determinación de fórmula empírica: C)  $\frac{68,29g}{12g} = 5,69 \text{ moles de átomos de C}$  ; H)  $\frac{6,23g}{1g} = 6,23 \text{ moles de átomos de H}$

O)  $\frac{21,69g}{16g} = 1,36 \text{ moles de átomos de O}$       N)  $\frac{3,79g}{14g} = 0,27 \text{ moles de átomos de N}$

Mínima Relación intermolar de átomos

$$C = \frac{5,69 \text{ moles de átomos de C}}{0,27 \text{ moles de átomos de N}} = 21 \quad H = \frac{6,23 \text{ moles de átomos de H}}{0,27 \text{ moles de átomos de N}} = 23 \quad O = \frac{1,36 \text{ moles de átomos de O}}{0,27 \text{ moles de átomos de N}} = 5$$

$$N = \frac{0,27 \text{ moles de átomos de N}}{0,27 \text{ moles de átomos de N}} = 1 \quad \text{Es correcta la opción d}$$

48. Los estudiantes saben que si toman determinadas pastillas aumentan su rendimiento para algún examen, y pueden estudiar varias horas sin que te de el sueño, naturalmente que después de pasadas esas horas te duermes de pie. Esas pastillas estimulan el sistema nervioso central, y ya fueron sintetizadas a principios del siglo XX y se emplearon como “doping” elemental de estudiantes y deportistas: son las anfetaminas. La combustión de una muestra de 2,00g. produjo 5,82 g. de dióxido de carbono y 1,64g. de agua. En otro ensayo con 1,00g. de producto se obtuvieron 0,14g. de amoníaco. Con esos datos dirás que su fórmula empírica es:

- a)  $C_8H_{10}N$       b)  $C_8H_{11}N$       c)  $C_8H_{10}N_2$       d)  $C_8H_{11}N_2$

MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1

SOLUCIÓN

Determinación de %

$$C) \frac{5,82g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{2,00g} = 79,33\% \quad H) \frac{1,64g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{2,00g} = 9,1\%$$

$$N) \frac{0,14g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{1,00g} = 11,57\% \quad O) 100 - 79,33 - 9,1 - 11,57 = 0\%$$

Determinación de fórmula empírica

C)  $\frac{79,3g}{12g} = 6,6 \text{ moles de átomos de C}$       H)  $\frac{9,1g}{1g} = 9,1 \text{ moles de átomos de H}$       N)  $\frac{11,6g}{14g} = 0,83 \text{ moles de átomos de N}$

Mínima Relación intermolar de átomos

$$C = \frac{6,6 \text{ moles de átomos de C}}{0,83 \text{ moles de átomos de N}} = 8 \quad H = \frac{9,1 \text{ moles de átomos de H}}{0,86 \text{ moles de átomos de N}} = 11 \quad N = \frac{0,83 \text{ moles de átomos de N}}{0,83 \text{ moles de átomos de N}} = 1$$

La fórmula empírica será  $C_8H_{11}N$  por lo que es correcta la opción b.

49. Uno de los venenos más empleados en famosas novelas policíacas, es la estricnina. La estricnina, es una sustancia venenosa originalmente extraída en 1820, por el francés Pelletier del árbol *Strychnos* (nuez vómica), que actuaba sobre el sistema muscular, produciendo convulsiones parecidas a las que del tétanos. La quiso bautizar como vauquelina en honor a su amigo y famoso químico Vauquelin. Sin embargo predominó el sistema generalizado de bautizar en función del vegetal del que se extrajo. Fue empleada como raticida, y de los ratones a las personas, por eso los escritores acudieron a ella para inspirar sus novelas policíacas. Su compleja estructura no fue explicada hasta 1946, por Robert Robinson, que recibe el Nobel de Química al año siguiente. Si se queman 3,00g de dicho producto, se obtienen 8,30g de dióxido de carbono, y 1,78g de agua. Por otra parte otra muestra de 2,00g, produjo 0,20g de amoníaco, por lo cual dirás que su fórmula empírica será:

- a)  $C_{21}H_{22}ON$       b)  $C_{21}H_{22}O_2N_2$       c)  $C_{20}H_{22}O_2N_2$       d)  $C_{21}H_{22}O_2N$

MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1

SOLUCIÓN.

Determinación de %:

C)  $\frac{8,30g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{3,00g} = 75,44\%$       H)  $\frac{1,78g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{3,00g} = 6,59\%$

N)  $\frac{0,204g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{2,00g} = 8,38\%$       O)  $100 - 75,44 - 6,59 - 8,38 = 9,59\%$

Determinación de fórmula empírica:

C)  $\frac{75,44g}{12g} = 6,29 \text{ moles de átomos de C}$       H)  $\frac{6,59g}{1g} = 6,59 \text{ moles de átomos de H}$

O)  $\frac{9,59g}{16g} = 0,6 \text{ moles de átomos de O}$       N)  $\frac{8,38g}{14g} = 0,6 \text{ moles de átomos de N}$

Mínima Relación intermolar de átomos

$C = \frac{6,29 \text{ moles de átomos de C}}{0,6 \text{ moles de átomos de N}} = 10,5$ ;  $H = \frac{6,59 \text{ moles de átomos de H}}{6 \text{ moles de átomos de N}} = 11$ ;  $O = \frac{0,6 \text{ moles de átomos de O}}{0,6 \text{ moles de átomos de N}} = 1$ ;  $N = \frac{0,6 \text{ moles de átomos de N}}{0,6 \text{ moles de átomos de N}} = 1$

La relación anterior habrá que multiplicarla por 2, para obtenerla de números enteros, por lo que la Fórmula empírica:  $C_{21}H_{22}O_2N_2$ . Es correcta la opción b

50. El LSD es una de las drogas psicotrópicas más conocidas y usadas. Su nombre es un acrónimo de la traducción al alemán, de la dietilamida del ácido lisérgico, que el suizo Hofmann sintetizó en 1938. Aunque produce visiones psicodélicas no causa adicción, y se empleó en los tratamientos siquiátricos, por ejemplo del actor ya fallecido Cary Grant. Si se queman 0,6g de dicho producto, se obtienen 1,625g de dióxido de carbono, y 0,4486g de agua. Por otra parte otra muestra de 0,3g, produjo 0,0471g de amoníaco, por lo cual dirás que su fórmula empírica será:

- a)  $C_{20}H_{27}O_3N$       b)  $C_9H_{11}O_4N$       c)  $C_9H_{11}O_3N$       d)  $C_{20}H_{27}ON_3$

MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1

SOLUCIÓN

Determinación de %:

C)  $\frac{1,625g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{0,600g} = 73,85\%$       H)  $\frac{0,4486g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{0,600g} = 8,31\%$

N)  $\frac{0,0471g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{0,300g} = 12,92\%$       O)  $100 - 73,85 - 8,31 - 12,92 = 4,92\%$

Determinación de fórmula empírica:

C)  $\frac{73,85g}{12g} = 6,15 \text{ moles de átomos de C}$       H)  $\frac{8,31g}{1g} = 8,31 \text{ moles de átomos de H}$

O)  $\frac{4,92g}{16g} = 0,31 \text{ moles de átomos de O}$       N)  $\frac{12,92g}{14g} = 0,92 \text{ moles de átomos de N}$

Mínima Relación intermolar de átomos

$C = \frac{6,15 \text{ moles de átomos de C}}{0,31 \text{ moles de átomos de O}} = 20$        $H = \frac{8,31 \text{ moles de átomos de H}}{0,31 \text{ moles de átomos de O}} = 27$        $O = \frac{0,31 \text{ moles de átomos de O}}{0,31 \text{ moles de átomos de O}} = 1$

$N = \frac{0,92 \text{ moles de átomos de N}}{0,31 \text{ moles de átomos de N}} = 3$       Fórmula empírica:  $C_{20}H_{27}ON_3$ . Es correcta la opción d

51. Uno de los aminoácidos, más fáciles de extraer de los productos que normalmente tomamos es la tiroxina. Ya lo hizo Liebig, a principios del XIX, del queso, por eso lo llamó así (tyros es queso en griego). Se trata de un aminoácido con un grupo fenólico. Si se queman 0,6g de dicho producto, se obtienen 1,313g de dióxido de carbono, y 0,3282g de agua. Por otra parte otra muestra de 0,3g, produjo 0,0282g de amoníaco, por lo cual dirás que su fórmula empírica será:

- a)  $C_9H_{11}O_5N$       b)  $C_9H_{11}O_4N$       c)  $C_9H_{11}O_3N$       d)  $C_9H_{11}O_5N_2$

MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1

SOLUCIÓN

Determinación de %

$$C) \frac{1,313g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{0,600g} = 59,67\% \quad H) \frac{0,328g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{0,600g} = 6,08\%$$

$$N) \frac{0,0282g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{0,300g} = 7,73\%$$

$$O) 100 - 59,67 - 6,08 - 7,73 = 26,52\%$$

Determinación de fórmula empírica: C)  $\frac{59,67g}{12g/molC} = 4,97 \text{ moles de átomos de C}$

H)  $\frac{6,08g}{1g/molH} = 6,08 \text{ moles de átomos de H}$

O)  $\frac{26,52g}{16g/molO} = 1,66 \text{ moles de átomos de O}$

N)  $\frac{7,73g}{14g/molN} = 0,55 \text{ moles de átomos de N}$

Mínima Relación intermolar de átomos :  $C = \frac{4,97 \text{ moles de átomos de C}}{0,55 \text{ moles de átomos de N}} = 9 \quad H = \frac{6,08 \text{ moles de átomos de H}}{0,55 \text{ moles de átomos de N}} = 11$

$O = \frac{1,66 \text{ moles de átomos de O}}{0,55 \text{ moles de átomos de N}} = 3$

$N = \frac{0,55 \text{ moles de átomos de N}}{0,55 \text{ moles de átomos de N}} = 1$

Fórmula empírica:  $C_9H_{11}O_3N$ . Es correcta la opción c

52. Habrás oído muchas veces que el colesterol que el ser humano produce en el metabolismo de las grasas, es un problema porque colapsa la circulación de la sangre, al atascar las arterias, por depositarse en ellas, sin embargo un derivado suyo, descubierto por Reinitzer en 1888, es la base de los cristales líquidos, que usamos normalmente en los display de calculadoras y en las pantallas LCD de computadores y televisiones. Son ésteres de colesterilo, y están compuestos de C, O, H y N. Una muestra de 5,00g de dicho producto, se obtienen 13,23g de dióxido de carbono, y 2,37g de agua. Por otra parte otra muestra de 2,00g produjo 0,26g de amoníaco, si su peso molecular es 266, dirás que su fórmula molecular será:

- a)  $C_{16}H_{14}ON$       b)  $C_{16}H_{14}O_2N_2$       c)  $C_{16}H_{14}O_2N_3$       d)  $C_{14}H_{14}O_2N$

MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1

SOLUCIÓN.

Determinación de %: C)  $\frac{13,23g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{5,0g} = 72,18\% \quad H) \frac{2,37g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{5,0g} = 5,26\%$

N)  $\frac{0,26g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{2,0g} = 10,52\%$

O)  $100 - 72,18 - 5,26 - 10,52 = 12,04\%$

Determinación de fórmula empírica : C)  $\frac{72,18g}{12g/molC} = 6,02 \text{ moles de átomos de C}$

H)  $\frac{5,26g}{1g/molH} = 5,26 \text{ moles de átomos de H}$

O)  $\frac{12,04g}{16g/molO} = 0,75 \text{ moles de átomos de O}$

N)  $\frac{10,52g}{14g/molN} = 0,75 \text{ moles de átomos de N}$

Mínima Relación intermolar de átomos

$C = \frac{6,02 \text{ moles de átomos de C}}{0,75 \text{ moles de átomos de N}} = 8 ; H = \frac{5,26 \text{ moles de átomos de H}}{0,75 \text{ moles de átomos de N}} = 7 ; O = \frac{0,75 \text{ moles de átomos de O}}{0,75 \text{ moles de átomos de N}} = 1 ; N = \frac{0,75 \text{ moles de átomos de N}}{0,75 \text{ moles de átomos de N}} = 1$

La fórmula molecular será tal que el peso molecular sea 266. Por lo tanto  $(C_8H_7NO)_x = 266$ ,  $12 \cdot 8x + 7x + 14x + 16x = 266$ ;  $133x = 266$ ;  $x = 2$ , por lo que la fórmula molecular será  $C_{16}H_{14}N_2O_2$  por lo que es correcta la opción b.

53. Posiblemente la enfermedad que ha causa mas muertos en la historia de la humanidad, haya sido la malaria. Se creía que era debido a los “malos aires”, de ahí su nombre. Era característica de las zonas tropicales y pantanosas. Sólo a últimos del siglo XIX, se descubrió que era una enfermedad parasitaria, transmitida por un mosquito, por eso la gente de esas zonas suele dormir con mosquiteras (telas con malla) para evitar sus picaduras. Al descubridor, el inglés Ross, le dieron el segundo Nobel de Medicina. Sin embargo los indígenas del Perú tenían un remedio infalible, mascaban la corteza de un árbol del país; la quina. Cuando la condensa de Chinchón, en 1638, contrajo en Lima, dicha enfermedad, la curaron con un extracto de la corteza, que desde aquella fueron los “polvos de la condensa”. Dicho extracto contenía un principio activo, aislado por Pelletier en 1820, que lo bautizó como quinina. Sintetizada por Doering y Woodward en 1944, es un alcaloide cuya fórmula empírica fue determinada por combustión hace más de un siglo. Si se queman 3,00g de dicho producto, se obtienen 8,57g de dióxido de carbono, y 2,10g de agua. Por otra parte otra muestra de 2,00g, produjo 0,22g de amoniaco, por lo cual dirás que su fórmula empírica será:

- a)  $C_{19}H_{21}O_2N$       b)  $C_{20}H_{24}ON_2$       c)  $C_{19}H_{21}O_2N$       d)  $C_{20}H_{22}O_2N$

MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1

### SOLUCIÓN.

Determinación de %:

$$C) \frac{8,57g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{3,00g} = 77,92\% \quad H) \frac{2,10g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{3,00g} = 7,79\%$$

$$N) \frac{0,22g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{2,00g} = 9,09\% \quad O) 100 - 77,92 - 7,79 - 9,09 = 5,20\%$$

Determinación de fórmula empírica:

$$C) \frac{77,92g}{12g/molC} = 6,49 \text{ moles de átomos de C} \quad H) \frac{7,79g}{1g/molH} = 7,79 \text{ moles de átomos de H}$$

$$O) \frac{5,20g}{16g/molO} = 0,32 \text{ moles de átomos de O} \quad N) \frac{9,09g}{14g/molN} = 0,65 \text{ moles de átomos de N}$$

Mínima Relación intermolar de átomos

$$C = \frac{6,49 \text{ moles de átomos de C}}{0,32 \text{ moles de átomos de O}} = 20 ; H = \frac{7,79 \text{ moles de átomos de H}}{0,32 \text{ moles de átomos de O}} = 24 ;$$

$$O = \frac{0,32 \text{ moles de átomos de O}}{0,32 \text{ moles de átomos de O}} = 1 \quad N = \frac{0,65 \text{ moles de átomos de N}}{0,32 \text{ moles de átomos de O}} = 2$$

por lo que la fórmula empírica será :  $C_{20}H_{24}ON_2$  . Es correcta la opción b



54. Habrás escuchado y leído en los medios de comunicación, que determinado deportista se dopa, para mejorar artificialmente su rendimiento. Lo que posiblemente no sepas es que el término DOPA, origen de la palabra, es un acrónimo de dihidroxifenilalanina, neurotransmisor y sustancia intermedia en la síntesis humana de la adrenalina, estimulante natural del sistema nervioso central. Si se queman 5,00g de dicho producto, se obtienen 10,05g de dióxido de carbono, y 2,51g de agua. Por otra parte otra muestra de 3,00g, produjo 0,26g de amoníaco, por lo cual dirás que su fórmula empírica será:

- a)  $C_2H_2O_3N$       b)  $C_4H_4O_3N$       c)  $C_4H_2O_4N$       d)  $C_9H_{11}O_4N$

MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1

SOLUCIÓN

Determinación de %

$$C) \frac{10,05g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{5,00g} = 54,82\%$$

$$H) \frac{2,51g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{5,00g} = 5,58\%$$

$$N) \frac{0,26g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{3,00g} = 7,11\%$$

$$O) 100 - 54,82 - 5,58 - 7,11 = 32,49\%$$

Determinación de fórmula empírica

$$C) \frac{54,82g}{12g} = 4,57 \text{ moles de átomos de C}$$

$$H) \frac{5,58g}{1g} = 5,58 \text{ moles de átomos de H}$$

$$O) \frac{32,49g}{16g} = 2,03 \text{ moles de átomos de O}$$

$$N) \frac{7,11g}{14g} = 0,51 \text{ moles de átomos de N}$$

Mínima Relación intermolar de átomos

$$C = \frac{4,57 \text{ moles de átomos de C}}{0,51 \text{ moles de átomos de N}} = 9$$

$$H = \frac{5,58 \text{ moles de átomos de H}}{0,51 \text{ moles de átomos de N}} = 11$$

$$O = \frac{2,03 \text{ moles de átomos de O}}{0,51 \text{ moles de átomos de N}} = 4$$

$$N = \frac{0,51 \text{ moles de átomos de N}}{0,51 \text{ moles de átomos de N}} = 1$$

La Fórmula empírica será  $C_9H_{11}O_4N$ , por lo que es correcta la opción d.

55. En 1810, un médico inglés, Wollaston, cuyas contribuciones a la química fueron excepcionales, ya que definió los pesos equivalentes, aisló, a partir de un cálculo vesical, un compuesto que denominó cistina, del griego cisteis (vejiga). Estaba compuesto de C, H, O, S y N, por eso la determinación de su fórmula fue más complicada, tal es así que la realizó 90 años después Mörner. Una muestra de 5,00g, produjo por combustión 5,5g de dióxido de carbono, y 2,25g de agua. Otra muestra de 2,00g, produjo 0,283g de amoníaco, y una tercera muestra de 5,00g, produjo 2,667g de dióxido de azufre. En función de estos datos y como su peso molecular era de 240, podrás asegurar que su fórmula molecular es:

- a)  $C_6H_{10}N_2O_4S$       b)  $C_6H_{12}N_2O_4S_2$       c)  $C_3H_6NO_2S$       d)  $C_6H_{12}N_2O_4S$

MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1- S,32

SOLUCIÓN

Determinación de %

$$C) \frac{5,50g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{5,00g} = 30,00\%$$

$$H) \frac{2,25g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{5,00g} = 5,00\%$$

$$N) \frac{0,283g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{2,00g} = 11,67\%$$

$$S) \frac{2,667g \cdot SO_2}{64g \cdot SO_2} \cdot \frac{32g \cdot S}{molS} \cdot \frac{1molS}{molSO_2} \cdot \frac{100g}{5,00g} = 26,66\%$$

$$O) 100 - 30,00 - 5,00 - 11,67 - 26,66 = 26,67\%$$

Determinación de fórmula empírica

$$C) \frac{30,00g}{12g} = 2,5 \text{ moles de átomos de C}$$

$$H) \frac{5,00g}{1g} = 5,0 \text{ moles de átomos de H}$$

$$O) \frac{26,67g}{16g} = 1,67 \text{ moles de átomos de O}$$

$$N) \frac{11,67g}{14g} = 0,83 \text{ moles de átomos de N}$$

$$S) \frac{26,66g}{32g} = 0,83 \text{ moles de átomos de S}$$

Mínima Relación intermolar de átomos

$$C = \frac{2,5 \text{ moles de átomos de C}}{0,83 \text{ moles de átomos de N}} = 3 \quad H = \frac{5,0 \text{ moles de átomos de H}}{0,83 \text{ moles de átomos de N}} = 6 \quad O = \frac{1,67 \text{ moles de átomos de O}}{0,83 \text{ moles de átomos de N}} = 2$$

$$N = \frac{0,83 \text{ moles de átomos de N}}{0,83 \text{ moles de átomos de N}} = 1 \quad S = \frac{0,83 \text{ moles de átomos de S}}{0,83 \text{ moles de átomos de N}} = 1$$

Fórmula empírica  $C_3H_6O_2NS$ , pero como su masa molar es 240, habrá que multiplicarla por un factor  $x$  para obtenerla. Así:  $12.3x+6x+16.2x+14x+32x=240$ ;  $36x+6x+32x+14x+32x=240$ ;  $120x=240$ ;  $x=2$ . Por lo que la fórmula molecular será:  $C_6H_{12}N_2O_4S_2$  por lo que es correcta la opción b.

56. En 1934, Robert Williams, trabajando en el laboratorio de la Bell Telephone durante 20 años, sobre varias toneladas de cáscaras de arroz, logró obtener la llamada vitamina B1, que tenía la característica diferenciante de las anteriores vitaminas aisladas, que contenía azufre, por eso la denominó tiamina del tío, derivado del teion griego que significaba azufre. Su fórmula es bastante compleja, pero su composición y la fórmula empírica se determinó fácilmente por combustión. Así una muestra de 3,00g, produjo por combustión 5,98g de dióxido de carbono, y 1,73g de agua. Otra muestra de 2,00g, produjo 0,51g de amoníaco, y una tercera muestra de 1,00g, produjo 0,24g de dióxido de azufre. En función de estos datos dirás su fórmula empírica será:

- a)  $C_{12}H_{18}N_4OS$       b)  $C_{12}H_{17}N_2OS$       c)  $C_{12}H_{18}N_2O_2S$       d)  $C_{12}H_{17}N_4OS$   
 MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1-S,32

SOLUCIÓN

Determinación de %

$$C) \frac{5,98g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{3,00g} = 54,36\% \quad H) \frac{1,73g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{3,00g} = 6,41\%$$

$$N) \frac{0,51g \cdot NH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{2,00g} = 21,13\% \quad S) \frac{0,24g \cdot SO_2}{64g \cdot SO_2} \cdot \frac{32g \cdot S}{molS} \cdot \frac{1molS}{molSO_2} \cdot \frac{100g}{1,00g} = 12,10\%$$

$$O) 100 - 54,36 - 6,41 - 21,13 - 12,10 = 6,00\%$$

Determinación de fórmula empírica

$$C) \frac{54,36g}{12g} = 4,53 \text{ moles de átomos de C} \quad H) \frac{6,41g}{1g} = 6,41 \text{ moles de átomos de H}$$

$$O) \frac{6,00g}{16g} = 0,38 \text{ moles de átomos de O} \quad N) \frac{21,13g}{14g} = 1,51 \text{ moles de átomos de N} \quad S) \frac{12,10g}{32g} = 0,38 \text{ moles de átomos de S}$$

Mínima Relación intermolar de átomos

$$C = \frac{4,53 \text{ moles de átomos de C}}{0,38 \text{ moles de átomos de S}} = 12 \quad H = \frac{6,41 \text{ moles de átomos de H}}{0,38 \text{ moles de átomos de S}} = 17$$

$$O = \frac{0,38 \text{ moles de átomos de O}}{0,38 \text{ moles de átomos de S}} = 1 \quad N = \frac{1,51 \text{ moles de átomos de N}}{0,38 \text{ moles de átomos de S}} = 4 \quad S = \frac{0,38 \text{ moles de átomos de S}}{0,38 \text{ moles de átomos de S}} = 1$$

Fórmula empírica  $C_{12}H_{17}ON_4S$ , que coincide con la opción d

57. En las películas de espías, siempre se recuerda a los de un bando inyectando un suero en vena; el suero de la verdad, para que aquél cuente todo lo que sabe, ya que anula la voluntad. Este producto conocido como pentotal, es un derivado del ácido barbitúrico, con la particularidad que su molécula contiene también azufre. Así una muestra de 5,00g, produjo por combustión 10,00g de dióxido de carbono, y 3,35g de agua. Otra muestra de 2,00g, produjo 0,28g de amoniaco, y una tercera muestra de 5g, produjo 1,32g de dióxido de azufre. En función de estos datos dirás su fórmula empírica es:

- a)  $C_{11}H_{18}N_4OS$       b)  $C_{11}H_{18}N_2OS$       c)  $C_{11}H_{18}N_2O_2S$       d)  $C_{11}H_{18}N_4OS$

SOLUCIÓN

Tal como en el caso anterior. Determinación de %

$$C) \frac{10,00g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{5,00g} = 54,55\% \quad H) \frac{3,35g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{5,00g} = 7,44\%$$

$$N) \frac{0,281gNH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{2,00g} = 11,57\% \quad S) \frac{1,32gSO_2}{64g \cdot SO_2} \cdot \frac{32g \cdot S}{molS} \cdot \frac{1molS}{molSO_2} \cdot \frac{100g}{5,00g} = 13,22\%$$

$$O) 100 - 54,55 - 7,44 - 11,57 - 13,22 = 13,22\%$$

Determinación de fórmula empírica

$$C) \frac{54,55g}{12g} = 4,55 \text{ moles de átomos de C} \quad H) \frac{7,44g}{1g} = 7,44 \text{ moles de átomos de H} \quad O) \frac{13,22g}{16g} = 0,83 \text{ moles de átomos de O}$$

$$N) \frac{11,57g}{14g} = 0,83 \text{ moles de átomos de N} \quad S) \frac{13,22g}{32g} = 0,41 \text{ moles de átomos de S}$$

Mínima Relación intermolar de átomos

$$C = \frac{4,55 \text{ moles de átomos de C}}{0,41 \text{ moles de átomos de S}} = 11 \quad H = \frac{7,44 \text{ moles de átomos de H}}{0,41 \text{ moles de átomos de S}} = 18 \quad O = \frac{0,83 \text{ moles de átomos de O}}{0,41 \text{ moles de átomos de S}} = 2$$

$$N = \frac{0,83 \text{ moles de átomos de N}}{0,41 \text{ moles de átomos de S}} = 2 \quad S = \frac{0,42 \text{ moles de átomos de S}}{0,42 \text{ moles de átomos de S}} = 1$$

Fórmula empírica  $C_{11}H_{18}N_2O_2S$  tal como se expone en la opción c

58. La historia de las sulfamidas es fascinante, realmente fue un descubrimiento por serendipia, esto es por casualidad. Comienza en 1932, por un químico alemán que trabaja en una fábrica de pinturas; Domagk. Usa un colorante denominado prontosil, que inyectado a ratones infectados por hemólisis, los curó. Lo aplica a su hija que estaba muriéndose de una infección por estreptococos, y logra salvarla. ¿qué tenía el prontosil que curaba las infecciones?. Sencillamente la sulfamida, que ya se había sintetizado 25 años antes, sin que se le conocieran aplicaciones. Este descubrimiento le valió a Domagk, no sólo salvar a su hija, sino el Nóbel de Medicina y Fisiología de 1939. Una muestra de 3,00g, produjo por combustión 4,61g de dióxido de carbono, y 1,26g de agua. Otra muestra de 2,00g, produjo 0,39g de amoniaco, y una tercera muestra de 1g, produjo 0,37g de dióxido de azufre. En función de estos datos dirás su fórmula empírica será:

- a)  $C_6H_8N_2OS$       b)  $C_6H_8N_2OS$       c)  $C_6H_8N_2O_2S$       d)  $C_6H_8N_2OS_2$

MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1-S,32

SOLUCIÓN

Determinación de %

$$C) \frac{4,61g \cdot CO_2}{44g \cdot CO_2} \cdot \frac{12g \cdot C}{molC} \cdot \frac{1molC}{molCO_2} \cdot \frac{100g}{3,00g} = 41,86\% \quad H) \frac{1,26g \cdot H_2O}{18g \cdot H_2O} \cdot \frac{1g \cdot H}{molH} \cdot \frac{2molesH}{molH_2O} \cdot \frac{100g}{3,00g} = 4,65\%$$

$$N) \frac{0,39gNH_3}{17g \cdot NH_3} \cdot \frac{14g \cdot N}{molN} \cdot \frac{1molN}{molNH_3} \cdot \frac{100g}{2,00g} = 16,28\% \quad S) \frac{0,37gSO_2}{64g \cdot SO_2} \cdot \frac{32g \cdot S}{molS} \cdot \frac{1molS}{molSO_2} \cdot \frac{100g}{1,00g} = 18,60\%$$

$$O) 100 - 41,86 - 4,65 - 16,28 - 18,60 = 18,61\%$$

*Determinación de fórmula empírica*

$$\begin{array}{l}
 \text{C) } \frac{41,86\text{g}}{12\text{g}} = 3,49 \text{ moles de átomos de C} \quad \text{H) } \frac{4,65\text{g}}{1\text{g}} = 4,65 \text{ moles de átomos de H} \quad \text{O) } \frac{18,61\text{g}}{16\text{g}} = 1,16 \text{ moles de átomos de O} \\
 \frac{\text{molC}}{\text{molC}} \quad \quad \quad \frac{\text{molH}}{\text{molH}} \quad \quad \quad \frac{\text{molO}}{\text{molO}} \\
 \text{N) } \frac{16,28\text{g}}{14\text{g}} = 1,16 \text{ moles de átomos de N} \quad \quad \quad \text{S) } \frac{18,60\text{g}}{32\text{g}} = 0,58 \text{ moles de átomos de S} \\
 \frac{\text{molN}}{\text{molN}} \quad \quad \quad \frac{\text{molS}}{\text{molS}}
 \end{array}$$

*Mínima Relación intermolar de átomos*

$$\begin{array}{l}
 C = \frac{3,49 \text{ moles de átomos de C}}{0,58 \text{ moles de átomos de S}} = 6 \quad H = \frac{4,65 \text{ moles de átomos de H}}{0,58 \text{ moles de átomos de S}} = 8 \quad O = \frac{1,16 \text{ moles de átomos de O}}{0,58 \text{ moles de átomos de S}} = 2 \\
 N = \frac{1,16 \text{ moles de átomos de N}}{0,58 \text{ moles de átomos de S}} = 2 \quad \quad \quad S = \frac{0,58 \text{ moles de átomos de S}}{0,58 \text{ moles de átomos de S}} = 1
 \end{array}$$

Fórmula empírica  $C_6H_8O_2N_2S$ , que coincide con la opción c

59. La oxitocina, fue aislada en 1953, por Du Vigneaud, que por ello recibió el Nobel en 1955. Es la droga del amor, que estimula la interrelación entre personas. Su nombre deriva del griego, con el significado de nacimiento rápido, ya que favorece el parto, al estimular la dilatación previa. Es un polipéptido complejo de peso molecular elevado. Está formada por C,H,N, O y S a través de puentes disulfuro. Para determinar su fórmula empírica se tomaron tres muestras de 2,00g. Una produjo por combustión 3,76g de dióxido de carbono, y 1,18g de agua. Otra produjo 0,41g de amoníaco, y la tercera produjo 0,25g de dióxido de azufre. En función de estos datos dirás su fórmula empírica será:

- a)  $C_6H_8N_2OS$       b)  $C_6H_8N_2OS$       c)  $C_6H_8N_2O_2S$       d)  $C_{43}H_{66}N_{12}O_{12}S_2$   
 MASAS ATÓMICAS: O,16-N,14 - C,14-H,1-S,32

*SOLUCIÓN*

Tal como en el caso anterior. Determinación de %

$$\begin{array}{l}
 \text{C) } \frac{3,76\text{g} \cdot CO_2}{44\text{g} \cdot CO_2} \cdot \frac{12\text{g} \cdot C}{\text{molC}} \cdot \frac{1\text{molC}}{\text{molCO}_2} \cdot \frac{100\text{g}}{2,00\text{g}} = 51,28\% \quad \text{H) } \frac{1,18\text{g} \cdot H_2O}{18\text{g} \cdot H_2O} \cdot \frac{1\text{g} \cdot H}{\text{molH}} \cdot \frac{2\text{molesH}}{\text{molH}_2O} \cdot \frac{100\text{g}}{2,00\text{g}} = 6,56\% \\
 \frac{\text{molCO}_2}{\text{molCO}_2} \quad \quad \quad \frac{\text{molH}_2O}{\text{molH}_2O} \\
 \text{N) } \frac{0,41\text{g} \cdot NH_3}{17\text{g} \cdot NH_3} \cdot \frac{14\text{g} \cdot N}{\text{molN}} \cdot \frac{1\text{molN}}{\text{molNH}_3} \cdot \frac{100\text{g}}{2,00\text{g}} = 16,70\% \quad \quad \quad \text{S) } \frac{0,25\text{g} \cdot SO_2}{64\text{g} \cdot SO_2} \cdot \frac{32\text{g} \cdot S}{\text{molS}} \cdot \frac{1\text{molS}}{\text{molSO}_2} \cdot \frac{100\text{g}}{2,00\text{g}} = 6,36\% \\
 \frac{\text{molNH}_3}{\text{molNH}_3} \quad \quad \quad \frac{\text{molSO}_2}{\text{molSO}_2}
 \end{array}$$

O)  $100 - 51,28 - 6,56 - 16,70 - 6,36 = 19,0\%$

*Determinación de fórmula empírica*

$$\begin{array}{l}
 \text{C) } \frac{51,28\text{g}}{12\text{g}} = 4,27 \text{ moles de átomos de C} \quad \text{H) } \frac{6,56\text{g}}{1\text{g}} = 6,56 \text{ moles de átomos de H} \quad \text{O) } \frac{19\text{g}}{16\text{g}} = 1,19 \text{ moles de átomos de O} \\
 \frac{\text{molC}}{\text{molC}} \quad \quad \quad \frac{\text{molH}}{\text{molH}} \quad \quad \quad \frac{\text{molO}}{\text{molO}} \\
 \text{N) } \frac{16,70\text{g}}{14\text{g}} = 1,19 \text{ moles de átomos de N} \quad \quad \quad \text{S) } \frac{6,36\text{g}}{32\text{g}} = 0,2 \text{ moles de átomos de S} \\
 \frac{\text{molN}}{\text{molN}} \quad \quad \quad \frac{\text{molS}}{\text{molS}}
 \end{array}$$

*Mínima Relación intermolar de átomos*

$$\begin{array}{l}
 C = \frac{4,27 \text{ moles de átomos de C}}{0,2 \text{ moles de átomos de S}} = 21,5 \quad H = \frac{6,56 \text{ moles de átomos de H}}{0,2 \text{ moles de átomos de S}} = 33 \quad O = \frac{1,19 \text{ moles de átomos de O}}{0,2 \text{ moles de átomos de S}} = 6 \\
 N = \frac{1,19 \text{ moles de átomos de N}}{0,2 \text{ moles de átomos de S}} = 6 \quad \quad \quad S = \frac{0,2 \text{ moles de átomos de S}}{0,2 \text{ moles de átomos de S}} = 1
 \end{array}$$

La relación anterior habrá que multiplicarla por 2, para obtenerla de números enteros, por lo que la fórmula empírica:  $C_{43}H_{66}O_{12}N_{12}S_2$  Es correcta la opción d