

Seminario 2

Temas:

- I. Composición Isotópicas, Z, A y número de electrones.
- II. Moles y número de Avogadro
- III. Composición porcentual
- IV. Determinación de Fórmulas empíricas y moleculares

I. Composición Isotópicas, Z, A y número de electrones.

1. Complete el recuadro para las siguientes especies químicas:

Nº	C	Al ³⁺	O	Li
Z	6	13	8	3
A	14	24	18	7
protones	6	13	8	3
neutrones	8	11	10	4
electrones	6	10	8	3

2. El elemento renio (Re) tiene dos isótopos naturales, ^{185}Re y ^{187}Re , con masa atómica promedio de 186.207 uma. El Renio contiene 62.6000 % de ^{187}Re y la masa atómica de ^{187}Re es de 186.956 uma. Calcule la masa atómica de ^{185}Re .

$$\begin{aligned}
 & (186,956 \times 0,626000) + (^{185}\text{Re} \times 0,374000) = 186,207 \\
 & \underbrace{117,034} + (^{185}\text{Re} \times 0,374000) = 186,207 \\
 & ^{185}\text{Re} \times 0,374000 = 186,207 - 117,034 \\
 & ^{185}\text{Re} = \frac{69,173}{0,374000} = 184,95 \text{ uma}
 \end{aligned}$$

184.95

3. El litio tiene dos isótopos estables con las masas de 6.01512 uma y 7.01600 uma. La masa atómica promedio del Li es 6.941 uma. ¿Cuál es el porcentaje del isótopo mas abundante?

$$3) \quad 6,01512 \cdot x + 7,01600 y = 6,941$$

$$x + y = 1 \quad \rightarrow x = 1 - y$$

$$6,01512 (1 - y) + 7,01600 y = 6,941$$

$$6,01512 - 6,01512 y + 7,01600 y = 6,941$$

$$-6,01512 y + 7,01600 y = 6,941 - 6,01512$$

$$1,00088 y = 0,926$$

$$y = \frac{0,926}{1,00088} = 0,925 \Rightarrow 92,5\% = y$$

$$7,5\% = x$$

92.5 % y 7.5 %

II. Moles y número de Avogadro

1. A partir de 25.00 g de anfetamina ($C_9H_{13}N$) responda:
Datos: M.M. (g/mol): H=1.008; C=12.01; N=14.00

$$M = (9 \times 12,01) + (13 \times 1,008) + 14,00 =$$

$$108,1 + 13,10 + 14,00 = 135,2 \text{ g/mol}$$

$$\text{mol} = \frac{25,00 \text{ g}}{135,2 \text{ g/mol}} = 0,1849 \text{ mol de Anfetamina}$$

- a) ¿Cuántos moles de Carbono hay?

$$0,1849 \text{ mol } C_9H_{13}N \times \frac{9 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_9H_{13}N} = 1,664 \text{ mol C}$$

- ¿Cuántos átomos de Hidrógeno hay?

$$0,1849 \text{ mol } C_9H_{13}N \times \frac{13 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } C_9H_{13}N} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 1,448 \times 10^{24} \text{ átomos H}$$

- b) ¿Cuántos gramos de Nitrógeno hay?

$$0,1849 \text{ mol } C_9H_{13}N \times \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol } C_9H_{13}N} \times \frac{14,00 \text{ g}}{1 \text{ mol N}} = 2,589 \text{ g de N}$$

c) ¿Cuántas moléculas de anfetamina hay?

$$0,1849 \text{ mol } C_9H_{13}N \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas } C_9H_{13}N}{1 \text{ mol } C_9H_{13}N} = 1,113 \times 10^{23} \text{ moléculas de } C_9H_{13}N$$

d) ¿Cuál es la masa de una molécula de anfetamina?

$$135,2 \frac{g}{mol} \times \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ mole } C_9H_{13}N} = 2,245 \times 10^{-22} \frac{g}{\text{molec } C_9H_{13}N}$$

III. Composición porcentual

Un yacimiento de plata que contiene un 60.0% de argentita (Ag_2S) del material extraído. Si por día se tratan 10.0 toneladas del material, ¿cuánta cantidad de plata, en toneladas, se obtiene en un día?, consideré que la planta tiene un 100% de eficiencia.

Dato: MM (g/mol): Ag=107.9; S: 32.07

$$10,0 \text{ ton} \times 0,600 = 6,00 \text{ toneladas de } Ag_2S$$

$$M_{Ag_2S} = (2 \times 107,9) + (1 \times 32,07) = 247,9 \text{ g/mol}$$

$$\% Ag = \frac{2 \times 107,9}{247,9} = 87,6\% \text{ de Ag}$$

$$6,00 \text{ ton} \times 0,876 = 5,22 \text{ toneladas Ag}$$

IV. Determinación de Fórmulas empíricas y moleculares.

1. La alanina es un aminoácido esencial se compone de C, H, N y O, en 10.00 g de este aminoácido contiene un 40.40% de carbono, 0.7920 g de hidrógeno, 0.1120 moles de nitrógeno y 1.350×10^{23} átomos de oxígeno determine:

Dato: MM (g/mol): H= 1.008; C=12.01; N= 14.01; O=16.00

a) La fórmula empírica de la alanina

Masa C =

$$\frac{10.00 \text{ g Aluminio} \times 40.40 \text{ g C}}{100 \text{ g Aluminio}} = 4.040 \text{ g C}$$

$$n_C = \frac{4.040 \text{ g C}}{12.01 \text{ g/mol}} = 0.3364 \text{ mol C}$$

$$n_H = \frac{0.7920 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = 0.7857 \text{ mol H}$$

$$n_N = 0.1120 \text{ mol N}$$

$$n_O = \frac{1.350 \times 10^{23} \text{ átomos O}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 0.2242 \text{ mol O}$$

C	H	O	N	
0.3364	0.7857	0.2242	0.1120	: 0.1120
3.00	7.01	2.00	1	

$$\text{fórmula empírica} = \text{C}_3\text{H}_7\text{O}_2\text{N}$$

b) La fórmula molecular si su masa molar es 89.09 g/mol

$$\text{fórmula empírica} = \text{C}_3\text{H}_7\text{O}_2\text{N}$$

$$\begin{aligned} \text{Masa fórmula empírica} &= 12.01 \text{ g/mol} \times 3 + 1.008 \text{ g/mol} \times 7 + 16.00 \text{ g/mol} \times 2 + 14.01 \text{ g/mol} \times 1 \\ &= 89.10 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

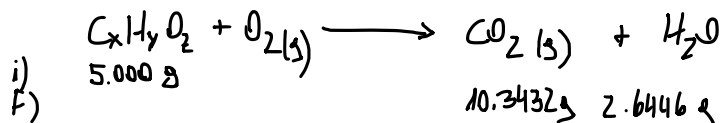
$$\frac{FE}{FM} = \frac{89.10}{89.09} \approx 1 \quad \therefore \text{FM} = \text{C}_3\text{H}_7\text{O}_2\text{N}$$

2. orgánico contiene C, H y O en su fórmula molecular. En un experimento la combustión completa de 5.0000 g del compuesto arrojo como resultado 10.3432 g de CO_2 y 2.6446 g de H_2O . Además, se sabe que en los 5.0000 g del compuesto hay 1.772×10^{22} moléculas.

Dato: MM (g/mol): H= 1.008; C=12.01; O=16.00

a) Determine la fórmula empírica del compuesto.

b) Determine la fórmula molecular del compuesto



$$n_{\text{CO}_2} = \frac{10.3432 \text{ g}}{44.01 \text{ g/mol}} = 0.2350 \text{ mol}$$

$$n_C = 0.2350 \text{ mol CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0.2350 \text{ mol C}$$

$$\text{Masa C} = 0.2350 \text{ mol} \times 12.01 \text{ g/mol} = 2.8224 \text{ g}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2.6446 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.016 \text{ g/mol}} = 0.1468 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$n_{\text{H}} = 0.1468 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0.2936 \text{ mol}$$

$$\text{Masa H} = 0.2936 \text{ mol} \times 1.008 \text{ g/mol} = 0.2959 \text{ g H}$$

$$\text{Masa O} = 5.0000 \text{ g} - 2.8224 \text{ g} - 0.2959 \text{ g} = 1.8817 \text{ g}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{1.8817 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mol}} = 0.1176 \text{ mol}$$

C	H	O
0.2350	0.2936 mol	0.1176 mol : 0.1176
2.0	2.5	1.0 x 2
4.0	5.0	2.0

$$\text{Fórmula Empírica} = \text{C}_4\text{H}_5\text{O}_2$$

$$\text{Masa F.E.} = 12.01 \text{ g/mol} \times 4 + 1.008 \text{ g/mol} \times 5 + 16.00 \text{ g/mol} \times 2$$

$$\text{Masa F.E.} = 85.08 \text{ g/mol}$$

$$\begin{array}{ccc} 1.772 \times 10^{22} \text{ moléculas} & \longrightarrow & 6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 5.0000 \text{ g} & \longrightarrow & \text{X g} \end{array}$$

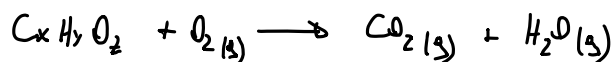
$$\text{Masa molar} = \frac{5.0000 \text{ g} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1.772 \times 10^{22} \text{ moléculas}} = 169.9 \text{ g}$$

$$\frac{\text{FM}}{\text{FE}} = \frac{169.9}{85.08} \approx 1.997 \approx 2$$

$$\text{Fórmula Molecular} = \text{C}_8\text{H}_{10}\text{O}_4$$

3. El mentol se compone de C, H y O. Una muestra de 0.1005 g de mentol, se quema produciendo 0.2829 g de CO_2 y 0.1159 g de H_2O . Determine la fórmula empírica y molecular sabiendo que el compuesto tiene una masa molar de 156 g/mol.

Dato: MM (g/mol): H= 1.008; C=12.01; N= 14.01; O=16.00



$$i) \quad 0.1005 \text{ g} \quad \quad \quad 0.2829 \text{ g} \quad 0.1159 \text{ g}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{0.2829 \text{ g}}{44.01 \text{ g/mol}} = 6.428 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{C}} = n_{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 6.428 \times 10^{-3} \text{ mol C}$$

$$\text{Masa C} = 6.428 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 12.01 \text{ g/mol} = 7.720 \times 10^{-2} \text{ g} = 0.07720 \text{ g}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0.1159 \text{ g}}{18.016 \text{ g/mol}} = 6.433 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1.287 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{Masa H} = 1.287 \text{ mol} \times 10^{-2} \text{ mol} \times 1.008 \text{ g/mol} = 1.297 \times 10^{-2} \text{ g} = 0.01297 \text{ g}$$

$$\text{Masa O} = 0.1005 \text{ g} - 0.07720 \text{ g} - 0.01297 \text{ g} = 0.01033 \text{ g}$$

0.07720 g
0.1005

$$n_{\text{O}} = \frac{0.01033 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mol}} = 6.456 \times 10^{-4}$$

C	H	O	
6.428×10^{-3}	1.287×10^{-2}	6.456×10^{-4}	: 6.456×10^{-4}
9.96	19.93	1	

$$\text{FE} = \text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}$$

$$\text{MM}_{\text{FE}} = 12.01 \text{ g/mol} \times 10 + 1.008 \text{ g/mol} \times 20 + 16.00 \text{ g/mol} \times 1$$

$$= 156.3 \text{ g/mol}$$

$$\frac{\text{MM}_{\text{FM}}}{\text{MM}_{\text{FE}}} = \frac{156}{156.3} \approx 1$$

$$\text{Fórmula Molecular: } \text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}$$