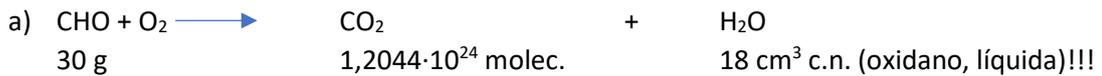


5-)



Obtenemos los moles de CO₂ y de H₂O:

$$1,2044 \cdot 10^{24} \text{ molec} \cdot 1 \text{ mol} / 6,022 \cdot 10^{23} \text{ molec} = 2 \text{ moles de CO}_2$$

$$18 \text{ cc} = 18 \text{ ml} = 18 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol} / 18 \text{ g} = 1 \text{ mol H}_2\text{O}.$$

Luego calculamos los gramos de C y de H:

$$2 \text{ moles de CO}_2 \cdot 1 \text{ mol de C} / 1 \text{ mol de CO}_2 = 2 \text{ moles de C} \cdot 12 = 24 \text{ g de C}$$

$$1 \text{ mol de H}_2\text{O} \cdot 2 \text{ moles de H} / 1 \text{ mol de H}_2\text{O} = 2 \text{ moles de H} \cdot 1 = 2 \text{ g de H}$$

El Oxígeno en la muestra se obtiene por diferencia:

$$30 - 24 - 2 = 4 \text{ g de O}$$

$$\text{Y en moles: } 4 \text{ g de O} \cdot 1 \text{ mol de O} / 16 \text{ g de O} = 0,25 \text{ moles de O}$$

Así, para calcular la fórmula empírica, divido todos y cada uno de los valores de los moles por el menor:

$$\text{C: } 2 / 0,25 = 8$$

$$\text{H: } 2 / 0,25 = 8$$

$$\text{O: } 0,25 / 0,25 = 1$$

Finalmente: C₈H₈O.

$$\text{Donde C: } 8 \cdot 12 = 96$$

$$\text{H: } 8 \cdot 1 = 8$$

$$\text{O: } 1 \cdot 16 = 16$$

Total: 120 u.

Ahora, con 24 g de A en 100 g de H₂O, con un P.C = -3,72 °C, y una K_c = 1,86 K kg/mol calculamos el Peso molecular (Pm).

Con la Ley de Raoult: $\Delta T = K_c \cdot m$, con $m = \text{moles soluto} / \text{kg disolvente}$.

Sustituyendo, obtenemos 0,2 moles de soluto, que con los 24 g: $0,2 = 24 / \text{Pm}$,

obtenemos el Pm = 120 u.

Con lo que la fórmula empírica coincide con la molecular: C₈H₈O.