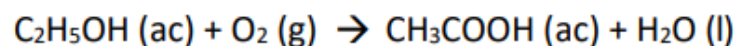


- 6) Se desea obtener vinagre a partir de un litro de vino de 13° (13 % v/v) de graduación alcohólica. El alcohol que contiene el vino se oxida a ácido etanoico o acético en presencia de aire por acción de la bacteria acetobacter que cataliza el proceso, de acuerdo a la siguiente reacción:



- a) Calcular la masa de ácido obtenido, sabiendo que la densidad del alcohol es 0,82 g/cm³.

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{etanol} \rightarrow M_{Al} = 12 \cdot 2 + 6 \cdot 1 + 16 = 46 \text{ g/mol}$$

$$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{A. etanoico} \rightarrow M_{Ac} = 12 \cdot 2 + 4 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 60 \text{ g/mol}$$

$$13\% \text{ v/v} \rightarrow 100 \text{ ml de vino} \rightarrow 13 \text{ ml de Alcohol}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ L de v} &\rightarrow 130 \text{ ml de Alcohol} \\ &= 130 \text{ cm}^3 \text{ de Alcohol} \end{aligned}$$

$$1 \text{ cm}^3 \text{ de Alcohol} \rightarrow 0,82 \text{ g de alcohol}$$

$$130 \text{ cm}^3 \text{ de Alcohol} \rightarrow 106,6 \text{ g de Alcohol}$$

$$46 \text{ g de Alcohol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$106,6 \text{ g de alcohol} \longrightarrow 2,32 \text{ mol} \rightarrow \text{hay 1 mol de \u00e1cido por cada mol de alcohol} \Rightarrow 2,32 \text{ mol de \u00e1cido}$$

$$\Rightarrow \text{Hay } 2,32 \text{ mol. } 60 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 139,2 \text{ g de \u00e1cido}$$

b) Calcular la molaridad de la soluci\u00f3n de \u00e1cido ac\u00e9tico formada. Suponer que el volumen se mantiene constante.

En 1 L de sc hay 130 ml de alcohol y 870 ml de sc

\u2192 La reacci\u00f3n forma 2,32 moles de \u00e1cido. Adem\u00e1s genera 2,32 moles de H_2O , cuyo volumen despreciamos

$$\Rightarrow M = \frac{\text{mol. \u00c1T}}{\text{L de sc}} = \frac{2,32 \text{ mol de \u00e1cido}}{1 \text{ L de sc}} = 2,32 \text{ mol/L}$$

c) Calcular el volumen de aire medido a 1 atm y 0 °C que se necesitan para llevar a cabo la reacción sabiendo que el aire posee 21 % v/v de O₂ (g).

⇒ necesito 2,32 mol de O₂. En volumen es:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2,32 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 51,94 \text{ L de O}_2$$

1 L de aire → 0,21 L de O₂

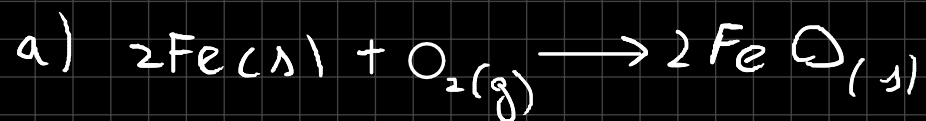
$$x \text{ L de aire} \rightarrow 51,94 \text{ L de O}_2 \quad x = \frac{51,94}{0,21} \cdot 1 = 247,3 \text{ L de aire}$$

EXPERIENCIA REALIZADA EN CLASE: COMBUSTIÓN DE LA VIRULANA (reacción del Fe con O₂)

En clase realizamos la combustión de una porción de virulana (oxidación del Fe en presencia de oxígeno gaseoso). Consideramos que la virulana es hierro metálico de pureza 100%. La combustión la realizamos sobre una balanza. Colocamos **1,46 g** de virulana en la balanza, la encendimos con un encendedor y a medida que reaccionaba vimos que la masa aumentaba, llegando a un valor final de **1,64 g**.

a) Identificar la reacción que ocurrió durante la experiencia. Escribir la ecuación de la reacción (no olvide estados de agregación). Considere que el hierro se oxida a Fe (+2)

b) Con los datos de masa registrados por la balanza durante la experiencia, determinar el rendimiento de la reacción.



$$b) \quad M_{Fe} = 56 \text{ g/mol} \quad M_{FeO} = 72 \text{ g/mol}$$

1,46 g de Fe son 0,026 mol de Fe

con oxígeno suficiente todo el hierro reacciona y produce 0,026 mol de FeO, que deberían pesar 1,872 g

Rendimiento: $\eta = \frac{1,64 \text{ g de producto}}{1,872 \text{ g de producto}} \times 100 \% = 87,61 \%$