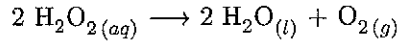


Solution 2.9

1.0 L d'eau oxygénée (ou de peroxyde d'hydrogène H_2O_2) à 130 volumes libère 130 L de dioxygène selon la réaction

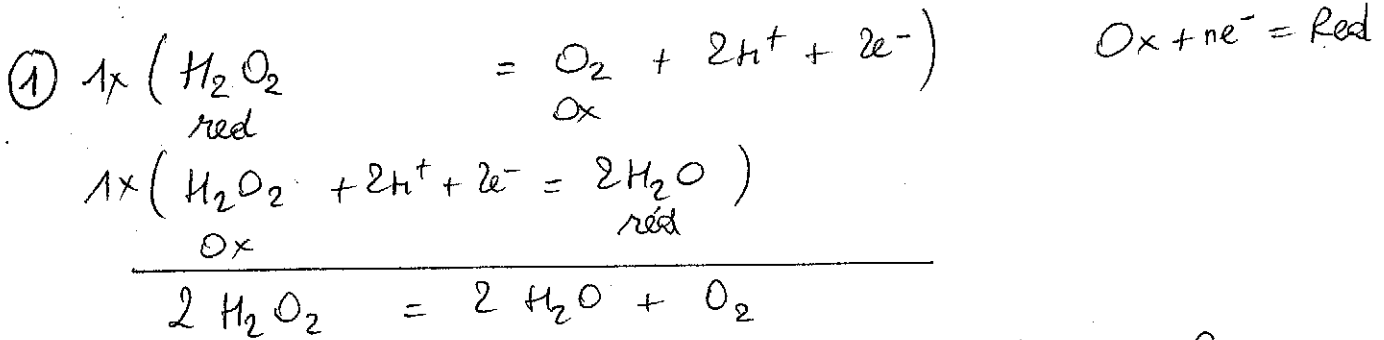


Données :

- $M(H) = 1.0 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(O) = 16.0 \text{ g.mol}^{-1}$
- $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$
- Densité à 0°C de l'eau oxygénée 130 volumes : $d = 1.13$

②

$$\left. \begin{aligned} V(O_2) &= 130 \text{ L} = 130 \times 10^{-3} \text{ m}^3 \\ P &= 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} \\ R &= 8.314 \text{ u. S. I.} \\ T &= 273 \text{ K} \end{aligned} \right\} n(O_2) = \frac{PV}{RT} = \frac{10^5 \times (130 \times 10^{-3})}{8.314 \times 273} = \underline{\underline{5.73 \text{ mol}}}$$



$$\begin{array}{l} \textcircled{3} \quad C = \frac{n(H_2O_2)}{V_{\text{solution}}} \\ C = \frac{2n(O_2)}{V_{\text{solution}}} \\ C = \frac{2 \times 5.73}{1.0} = \underline{\underline{11.46 \text{ mol/L}}} \end{array} \quad \begin{array}{l} 2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2 \\ \text{E.F. } m_0 \quad \quad \quad - \quad \quad - \\ \text{en com. } m_0 - 2x \quad \quad \quad 2x \quad \quad x \\ \text{E.F. } 0 \quad \quad \quad m_0 \quad \quad \frac{m_0}{2} \end{array}$$

④ on calcule le pourcentage massique entre la masse de H_2O_2 et la masse de 1 L d'eau oxygénée.

$$m(H_2O_2) = M(H_2O_2) \times n(H_2O_2) = 34.0 \times 2 \times 5.73 = 389 \text{ g dans 1.0 L}$$

$$d = 1.13 \rightarrow \rho(\text{eau oxygénée}) = d \times \rho_{\text{eau}} = 1.13 \text{ kg.L}^{-1}$$

$$\frac{389}{1130} = 0,344 = \underline{\underline{34,4 \%}}$$