

Préparation d'une solution de peroxyde d'hydrogène (H₂O₂ ou eau oxygénée)

La solution de peroxyde d'hydrogène est préparée à partir d'une solution commerciale dont le titre annoncé est de **y volumes** (10, 20, 30, etc).

On sait que le titre en volume correspond au volume de dioxygène que peut libérer un litre de Solution de peroxyde d'hydrogène selon l'équation bilan de décomposition



Et que $V_{\text{molaire gaz parfait}} = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ (donc **1 mol de O₂ équivaut à 22,4L**)

Équation chimique		2 H ₂ O ₂ (ℓ) → 2 H ₂ O(ℓ) + O ₂ (g)		
État	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)		
Initial	0	n° _{H₂O₂}	0	0
Intermédiaire	x	n° _{H₂O₂-2x}	x	x
Final	xMax	n° _{H₂O₂-2xMax}	2.xMax	xMax

2°) La masse de peroxyde d'hydrogène est définie par :

$$m_{\text{H}_2\text{O}_2} = n^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}_2} \times M_{\text{H}_2\text{O}_2} \text{ avec } M_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2 \cdot M_{\text{H}} + 2 \cdot M_{\text{O}}$$

1,0 L d'une solution d'eau oxygénée à 10 volumes dégage un volume de dioxygène défini par

$$: V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \times V_{\text{m}} \text{ soit } n_{\text{O}_2} = V_{\text{O}_2} / V_{\text{m}}$$

D'après le tableau d'avancement :

- L'eau oxygénée s'épuise lorsque : $n^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}_2-2x_{\text{Max}}} = 0$ soit $n^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2 \cdot x_{\text{Max}}$
- La quantité de matière de dioxygène fabriquée vaut : $(n_{\text{O}_2})_{\text{f}} = x_{\text{Max}}$

Donc : $n^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2 \times (n_{\text{O}_2})_{\text{f}}$ soit $n^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2 \times V_{\text{O}_2} / V_{\text{m}}$

Avec $V_{\text{O}_2} = y$ volumes et $V_{\text{m}} = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

A.N. : $n^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2 \cdot y / 22,4$ (en mol) cela veut dire que la concentration de H₂O₂ est de $2 \cdot y / 22,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Donc $m_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2 \times V_{\text{O}_2} V_{\text{m}} \times M_{\text{H}_2\text{O}_2}$ A.N. : $M_{\text{H}_2\text{O}_2} = (2 \times 1,0) + (2 \times 16,0) = 34,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$m_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2 \cdot y / 22,4 \times 34,0 \text{ (en g)}$$

Il ne reste plus qu'à préparer par dilution la solution que l'on veut : $V_{\text{mère}} = C_{\text{f}} \cdot V_{\text{f}} / C_{\text{mère}}$

$$V_{\text{mère}} = C_{\text{f}} \cdot V_{\text{f}} / (2 \cdot y / 22,4) = 22,4 \cdot C_{\text{f}} \cdot V_{\text{f}} / (2 \cdot y) = \mathbf{11,2 \cdot C_{\text{f}} \cdot V_{\text{f}} / y \text{ en L}}$$

coefficient molaire diviser par 2	concentration à préparer en mol/L (Cf)	volume à préparer en L (Vf)	y (titre volumique ou nombre volumique sur le facon)	volume à prélever en L
11,2	0,04	0,25	20	0,0056