

Polynésie EXERCICE II. ÉTUDE CINÉTIQUE PAR SUIVI SPECTROPHOTOMÉTRIQUE
06/2003 Correction <http://labolycee.org> ©

1. Étude théorique de la réaction

1.1. Un **oxydant** est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons.
 Un **réducteur** est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.

1.2. Couple $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ réduction de l'eau oxygénée $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
 Couple $\text{I}_{2(\text{aq})}/\text{I}^-_{(\text{aq})}$ oxydation des ions iodure $2 \text{I}^-_{(\text{aq})} = \text{I}_{2(\text{aq})} + 2\text{e}^-$

2. Suivi de la réaction

2.1. $n_1 = n(\text{I}^-)_i = C_1 \times V_1 = 0,10 \times 20,0 \cdot 10^{-3} = 2,0 \text{ mmol}$
 $n_2 = n(\text{H}_2\text{O}_2)_i = C_2 \times V_2 = 0,10 \times 2,0 \cdot 10^{-3} = 0,20 \text{ mmol}$

D'après l'équation de la réaction, les réactifs sont en proportions stœchiométriques si $\frac{n_{(\text{I}^-)_i}}{2} = n_{(\text{H}_2\text{O}_2)_i}$, or

ici $n_{(\text{H}_2\text{O}_2)_i} = \frac{n_{(\text{I}^-)_i}}{10}$, les réactifs ne **sont pas** dans les conditions **stœchiométriques**

2.2.

Équation	$\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}$	+	$2 \text{I}^-_{(\text{aq})}$	+	$2 \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$	=	$\text{I}_{2(\text{aq})}$	+	$4 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
État initial	n_2		n_1		Excès		0		beaucoup
État intermédiaire	$n_2 - x$		$n_1 - 2x$		Excès		x		beaucoup
État final	$n_2 - x_f$		$n_1 - 2x_f$		Excès		x_f		beaucoup
$t = 300 \text{ s}$ (en mmol)	$n_2 - x(300) =$ $0,20 - 0,09 =$ 0,11		$n_1 - 2x(300) =$ $2,0 - 2 \times 0,09 =$ 1,8		Excès		$x(300) = 0,09$		beaucoup

2.3. $[\text{I}_{2(\text{aq})}] = \frac{x}{V_T}$ avec $V_T = 20,0 + 8,0 + 2,0 = 30 \text{ mL}$

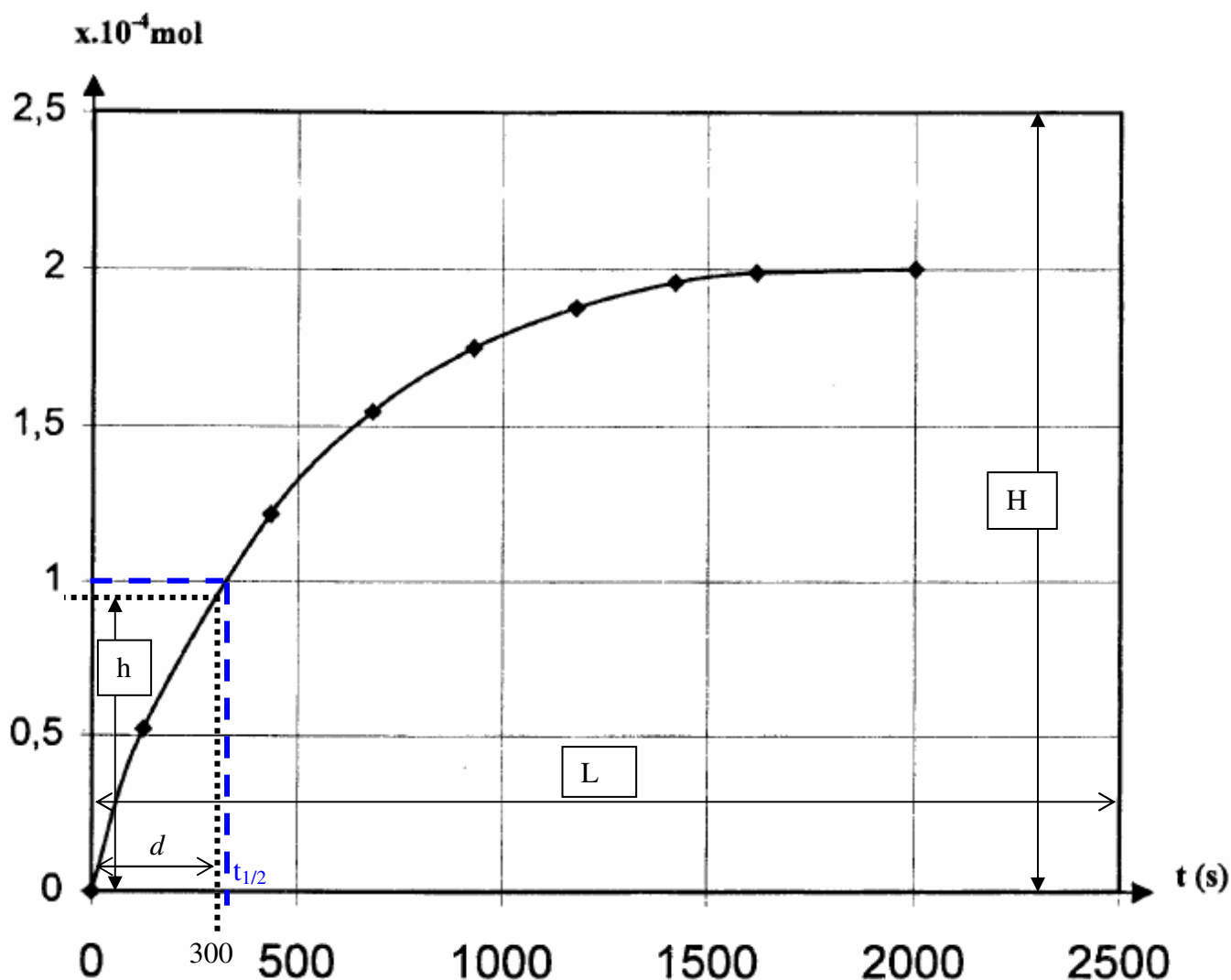
2.4. Si le diiode est le réactif limitant alors $n_1 - 2x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = \frac{n_1}{2} = 1,0 \text{ mmol}$

Si l'eau oxygénée est le réactif limitant alors $n_2 - x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = n_2 = \mathbf{0,20 \text{ mmol}}$

Le réactif limitant est l'eau oxygénée car elle conduit à la valeur de x_{max} la plus faible.

$[\text{I}_{2(\text{aq})}]_{\text{th}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_T} = \frac{0,20}{30} = 6,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = \mathbf{6,7 \text{ mmol.L}^{-1}}$ lorsque la transformation est terminée.

3. Exploitation des résultats



3.1. Méthode: On utilise l'échelle horizontale du document: 2500 s représentées par $L = 14,8$ cm
300 s représentées par d cm

$$d = \frac{14,8 \times 300}{2500} = 1,8 \text{ cm.} \quad \text{On trace un segment de } d = 1,8 \text{ cm pour repérer } t = 300 \text{ s.}$$

On utilise la courbe pour trouver $x(300\text{s})$.

On utilise l'échelle verticale: $2,5 \times 10^{-4}$ mol représentée par $H = 11,3$ cm
 $x(300)$ mol représentée par $h = 4,2$ cm

soit $x(300) = \frac{2,5 \times 10^{-4} \times 4,2}{11,3} = 0,93 \times 10^{-4} \text{ mol} = 0,093 \text{ mmol}$. Vu le manque de précision, on décide de ne conserver qu'un seul chiffre significatif soit $x(300) = 0,09 \text{ mmol}$

Pour la composition voir tableau 2.2.

3.2. $v = \frac{1}{V} \frac{dx}{dt}$ où $\frac{dx}{dt}$ représente le coefficient directeur de la tangente à la courbe $x = f(t)$ à la date t , on

voit sur la courbe que cette valeur **diminue** au cours du temps. La vitesse volumique de réaction diminue au cours du temps. Le facteur cinétique responsable de cette diminution est la **concentration des réactifs** (qui diminue au cours du temps).

3.3. Le temps de demi-réaction est la durée pour laquelle l'avancement vaut $x_f / 2$.

Sur le graphique, on lit $t_{1/2}$ pour $x = \frac{2,0 \times 10^{-4}}{2}$.

Voir courbe: $t_{1/2} = 3.10^2 \text{ s}$ (1 seul chiffre significatif, lecture peu précise)