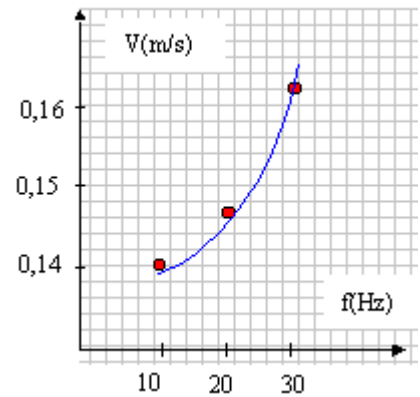


PHYSIQUE :

Exercice 1 : Dispersion à la surface de l'eau

- 1) Pour stabiliser l'image sur le verre dépoli de la cuve à ondes.
- 2) la distance séparant deux franges brillantes consécutives est égale à la longueur d'onde λ . Il faut tenir compte du grandissement : $9\lambda = D/\gamma$ soit $\lambda = D/9\gamma$. En effet $\lambda_{réelle} \times \gamma = \lambda_{mesurée}$
- 3) On mesure la distance correspondante à 10λ pour avoir une meilleure précision.
- 4) la célérité V (m/s) est égale à la longueur d'onde (m) fois la fréquence (Hz) : $V = \lambda f = D f / 9 \gamma$.
- 5) le rapport V/f n'est pas constant : la célérité V dépend de la fréquence. La surface de l'eau constitue un milieu dispersif.

f (Hz)	11	14	17	20	23	27	30	33	36
D(m)	0,230	0,184	0,154	0,132	0,118	0,105	0,098	0,094	0,090
V (m/s)	0,157	0,160	0,162	0,164	0,168	0,176	0,182	0,192	0,201



(Allure de la courbe obtenue)

CHIMIE :

Exercice 1 :**I. Étude cinétique de la transformation chimique****I.1.a.**

Si H_2O_2 est le réactif limitant alors $n_1 - 5x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = n_1/5$

Si $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$ est le réactif limitant alors $n_2 - x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = n_2$

Ici $n_1 < 5n_2$, donc le réactif limitant est H_2O_2 et $x_{\max} = n_1/5$

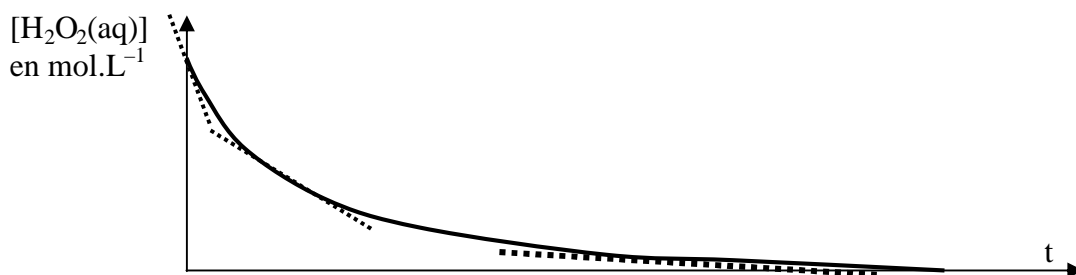
Equation chimique		$5 \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + \text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) = 10 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 \text{CO}_2(\text{g})$				
	Avancement (mol)	Quantités de matière (en mol)				
<i>Etat initial</i>	0	n_1	n_2	excès	excès	0
<i>Etat intermédiaire</i>	x	$n_1 - 5x$	$n_2 - x$	excès	excès	$4x$
<i>Etat final</i>	$x_{\max} = n_1/5$	0	$n_2 - (n_1)/5$	excès	excès	$4n_1/5$

I.1.b. L'équation chimique fait apparaître des ions H_3O^+ du côté des réactifs, ce qui justifie la nécessité d'acidifier le milieu.

I.1.c. La courbe est décroissante, car H_2O_2 est un réactif donc est consommé.

La décroissance est plus marquée en début de transformation qu'en fin de transformation. La concentration étant un facteur cinétique.

Attention, cette transformation est très lente cependant. (ici, l'axe des temps ne le montre pas...)



I.2. Étude de la vitesse volumique de réaction

I.2.a. $v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dx}{dt}$ où V est le volume réactionnel considéré constant au cours de la transformation.

I.2.b. D'après le tableau d'avancement $n_{H_2O_2}(t) = n_1 - 5x$

donc $[H_2O_2] = \frac{n_1 - 5x}{V}$

soit $[H_2O_2] \cdot V = n_1 - 5x$

donc $x = \frac{n_1 - [H_2O_2] \cdot V}{5}$

$\frac{dx}{dt} = -\frac{1}{5} \frac{d[H_2O_2] \cdot V}{dt}$

finalement $v = -\frac{1}{5} \frac{d[H_2O_2]}{dt}$

I.2.c. *Comment évolue la vitesse au cours du temps?*

La vitesse volumique de réaction diminue au cours du temps.

Justifier graphiquement sans calcul:

On reprend la courbe tracée au I.1.c.: voir les tracés de tangentes

$\frac{d[H_2O_2]}{dt}$ est égal au coefficient directeur de la tangente à la courbe $[H_2O_2](t)$ à l'instant t.

Ce coefficient directeur est très négatif initialement donc v est positive et élevée.

Puis $\frac{d[H_2O_2]}{dt}$ tend vers zéro, donc v tend vers zéro.

Pourquoi cette évolution?

La concentration en H_2O_2 diminue au cours du temps, ainsi la probabilité de choc efficace avec les ions tartrate est de plus en plus faible au cours du temps. La réaction a alors lieu de moins en moins fréquemment.

II. Catalyse homogène
II.1. Étude de la courbe 1

II.1.a. Les ions cobalt III donnent une coloration verte aux solutions. On peut suivre par **spectrophotométrie** l'évolution de leur concentration.

L'absorbance A de la solution, pour une longueur d'onde donnée, est proportionnelle à la concentration de l'espèce colorante (loi de Beer-Lambert $A = k \cdot C$). On choisira une longueur d'onde pour laquelle seuls les ions Co^{3+} absorbent la lumière.

En suivant l'évolution de l'absorbance, on a accès à l'évolution de $[Co^{3+}_{(aq)}]$ au cours du temps.

II.1.b. Zone 1: les ions cobalt II colorent la solution en rose.

Zone 3: la concentration en ions cobalt III est maximale, la solution est bien verte.

Zone 5: $[Co^{3+}_{(aq)}]$ faible, les ions Co^{3+} se sont transformés en ions Co^{2+} . La solution reprend une coloration rose.

II.1.c. Dans la zone 2, la coloration est verdâtre: présence de Co^{3+} et de Co^{2+} : la réaction (R₁) a lieu.

Dans la zone 3: $[Co^{3+}_{(aq)}]$ est maximale, mais elle commence à diminuer. La réaction (R₂) commence.

Dans la zone 4: $[Co^{3+}_{(aq)}]$ diminue, les ions Co^{3+} sont consommés. La réaction (R₂) se poursuit.

II.2. Vitesse de réaction

On trace la tangente en t_3 à la courbe représentative de $[Co^{3+}_{(aq)}](t)$.

On calculerait son coefficient directeur qui est égal à $\frac{d[Co^{3+}_{(aq)}]}{dt}$.

On remplacerait sa valeur dans l'expression de v, on pourrait connaître la valeur de v.

II.3. Rôle du catalyseur

II.3.a. Le catalyseur n'apparaît pas dans l'équation chimique, car dans l'état final il est totalement régénéré. Il y a autant de Co^{2+} dans l'état initial que dans l'état final.

La courbe 1 montre que $[Co^{3+}]$ initiale est nulle donc $[Co^{2+}]$ est maximale.

Et $[Co^{3+}]$ tend vers zéro dans l'état final, donc $[Co^{2+}]$ est maximale et égale à $[Co^{2+}]$ initiale.

II.3.b. D'après le tableau d'avancement $n_{CO_2} \text{ finale} = 4x_{\text{max}}$.

Le catalyseur ne modifie pas la valeur de l'avancement final x_{max} , donc n_{CO_2} finale est la même que sans catalyseur.

II.3.c. On parle de catalyse homogène car le catalyseur et les réactifs sont dans une même phase liquide.