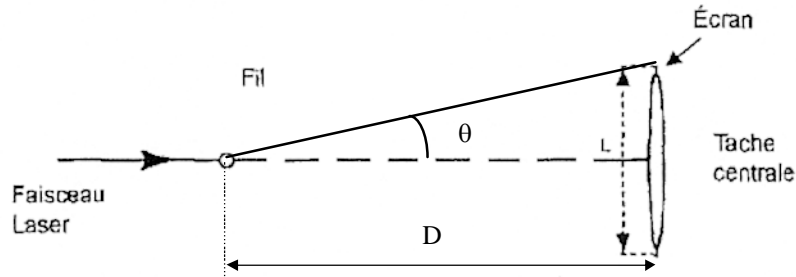


PARTIE A

1.

Figure 2



On observe sur l'écran un étalement du faisceau laser, perpendiculaire à la direction du fil, constitué d'une tache centrale bordée de taches latérales.

La lumière ne se propage plus de façon rectiligne, le phénomène observé est la **diffraction de la lumière**. Or ce phénomène est caractéristique des ondes, donc **la lumière est de nature ondulatoire**.

2. L'angle θ est l'angle entre le **centre de la tache centrale** et le **centre de la zone de première extinction**. Voir figure ci-dessus.

1. Le schéma montre que: $\tan\theta = \frac{L/2}{D} = \frac{L}{2.D}$

θ étant petit et exprimé en radian, on a $\tan\theta = \theta$, donc $\theta = \frac{L}{2.D}$

2. Le lien entre les grandeurs θ , λ et a est: $\theta = \frac{\lambda}{a}$

Avec: θ en rad
 λ et a en m.

3. En égalant les deux expressions de θ , il vient: $\frac{L}{2.D} = \frac{\lambda}{a}$

Soit: $L = 2 \cdot \frac{\lambda.D}{a}$

4.

Figure A

Figure B

Pour λ et D fixés, la largeur L "de la tache centrale" est inversement proportionnelle au diamètre a du fil diffractant.

Donc la tache centrale la plus grande correspond au fil de diamètre le plus petit :

Figure A $\Leftrightarrow a_1 = 60 \mu\text{m}$

Figure B $\Leftrightarrow a_2 = 80 \mu\text{m}$

5. La lumière émise par la source laser est monochromatique : cela signifie que la lumière laser est constituée d'une seule radiation de fréquence fixée (ou de longueur d'onde dans le vide fixée).

Le spectre de cette lumière laser est constitué d'une seule raie colorée sur un fond noir.

6. Le graphe $L = f(1/a)$ montre une **droite qui passe par l'origine** : donc la largeur L de la tache centrale est proportionnelle à l'inverse du diamètre du fil, soit $1/a$.

L'équation modélisant la droite est de la forme: $L = k \cdot \frac{1}{a}$ avec k le coefficient directeur de cette droite.

Ceci est en accord avec l'expression $L = 2 \cdot \frac{\lambda \cdot D}{a}$ car D et λ sont constantes.

7. En identifiant les expressions: $L = k \cdot \frac{1}{a}$ et $L = 2 \cdot \frac{\lambda \cdot D}{a}$ il vient: $k = 2 \cdot \lambda \cdot D$

Soit: $\lambda = \frac{k}{2 \cdot D}$

Déterminons le coefficient directeur k :

Soient les points O (0;0) et B (25 000; 0,068) : $k = \frac{0,068}{25000} = 2,7 \cdot 10^{-6} \text{ m}^2$

$\lambda = \frac{2,7 \times 10^{-6}}{2 \times 2,50} = 5,4 \times 10^{-7} \text{ m}$

8. La fréquence ν de la lumière monochromatique émise par la source laser est: $\nu = \frac{c}{\lambda}$

$\nu = \frac{3,00 \times 10^8}{5,4 \cdot 10^{-7}} = 5,5 \times 10^{14} \text{ Hz.}$ *calcul effectué avec la valeur non arrondie de λ*

9. La fréquence d'une radiation monochromatique est **indépendante du milieu de propagation** traversé donc la fréquence de la lumière laser ne change pas à la traversée du verre flint.

Pour la longueur d'onde λ :

$n = \frac{c}{\nu}$ où c représente la célérité de la lumière dans le vide et ν la célérité de la lumière dans

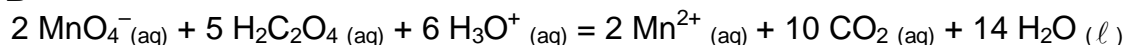
le milieu d'indice n ; donc $\nu = \frac{c}{n}$

$\lambda(\text{vide}) = \frac{c}{\nu}$

$\lambda(n) = \frac{\nu}{n} = \frac{c}{n \cdot \nu} = \frac{\lambda(\text{vide})}{n}$ **La longueur d'onde λ varie avec le milieu de propagation.**

Pour la couleur : ce qui caractérise la **couleur** de la radiation est la **fréquence** et non la longueur d'onde, donc la couleur de la radiation ne change pas à la traversée du verre flint.

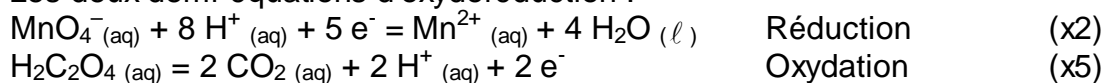
PARTIE B



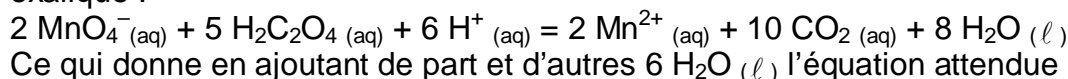
1. Equation d'oxydo-réduction.

1.1. Les deux couples oxydoréduction mis en jeu : $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$ et $\text{CO}_2 (\text{aq}) / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{aq})$

1.2. Les deux demi-équations d'oxydoréduction :



1.3. On retrouve alors l'équation de la réaction entre les ions permanganate et l'acide oxalique :



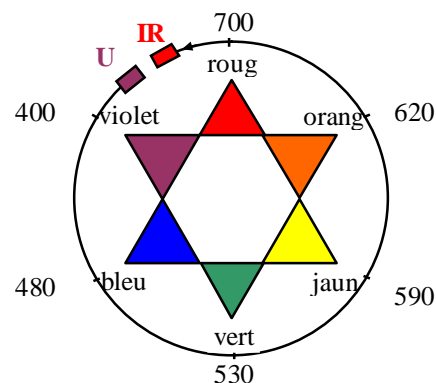
2. Radiation lumineuse et suivi spectrophotométrique

2.1. L'absorbance est significative entre 510 nm et 560 nm

La solution de permanganate de potassium est de couleur violette.

On peut justifier autrement : La solution laisse passer le bleu et le rouge, elle absorbe le vert.

La solution est de couleur magenta (appelée couramment violet).



2.2. Un laser de longueur d'onde 540 nm serait adapté pour cette étude car sa longueur d'onde est dans l'intervalle d'absorbance maximale.

2.3. Avant toute utilisation, on doit réaliser le blanc : on place la cuve utilisée contenant de l'eau, pour régler l'absorbance du spectrophotomètre sur zéro.

2.4. Cette relation de proportionnalité entre l'absorbance et la concentration $[\text{MnO}_4^-]_{\text{(aq)}}$ est appelée la relation de Beer Lambert.

3. Absorbance et cinétique chimique

3.1. $A_\lambda(t) = k \cdot [\text{MnO}_4^-]_{\text{(aq)}}(t)$ donc l'absorbance $A_\lambda(t)$ diminue au cours du temps, car la réaction consomme des ions permanganate $[\text{MnO}_4^-]_{\text{(aq)}}(t)$ diminue.

3.2. $n_1 = [\text{MnO}_4^-]_{\text{(aq)}} \cdot V_1$ quantité initiale en ions permanganate

$$n_1 = 5,0 \times 10^{-4} \times 1,0 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

$n_2 = [\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]_{\text{(aq)}} \cdot V_2$ quantité initiale en acide oxalique

$$n_2 = 12,5 \times 10^{-4} \times 1,0 \times 10^{-3} = 12,5 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

3.3. Équation chimique		$2 \text{MnO}_4^-_{\text{(aq)}} + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4_{\text{(aq)}} + 6 \text{H}_3\text{O}^+_{\text{(aq)}} = 2 \text{Mn}^{2+}_{\text{(aq)}} + 10 \text{CO}_2_{\text{(aq)}} + 14 \text{H}_2\text{O}_{\text{(l)}}$					
État du système chimique	Avancement	Quantités de matière (mol)					
État initial	$x = 0 \text{ mol}$	n_1	n_2	Excès	0	0	beaucoup
État intermédiaire	$x \text{ (mol)}$	$n_1 - 2x$	$n_2 - 5x$	Excès	$2x$	$10x$	beaucoup
État final (si totale)	x_{max}	$n_1 - 2x$	$n_2 - 5x$	Excès	$2x$	$10x$	beaucoup

Si MnO_4^- est le réactif limitant, il est totalement consommé alors $n_1 - 2x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = \frac{n_1}{2}$,

$$x_{\text{max}} = 2,5 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

Si $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ est le réactif limitant, $n_2 - 5x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = \frac{n_2}{5}$, alors $x_{\text{max}} = 2,5 \times 10^{-7} \text{ mol}$.

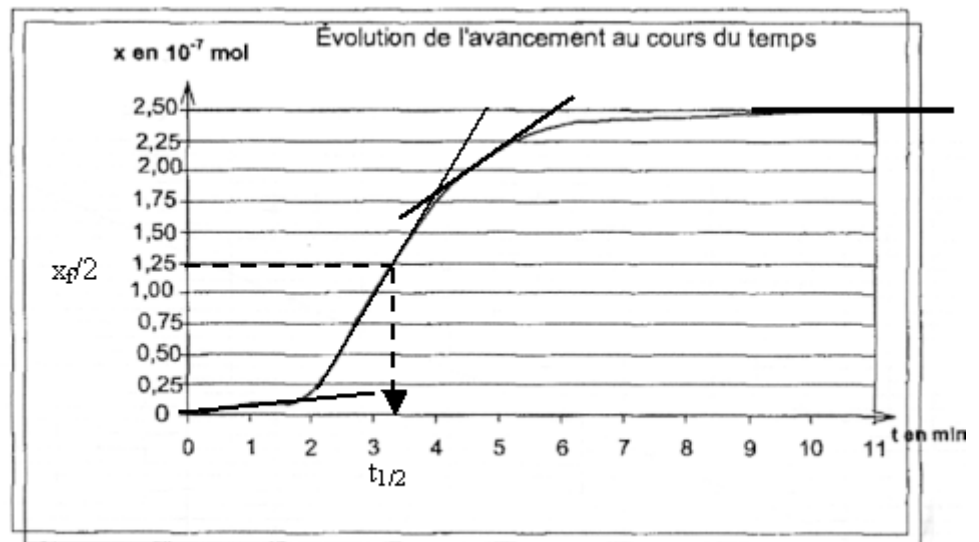
Les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, $x_{\text{max}} = 2,5 \times 10^{-7} \text{ mol}$. Ce résultat est en accord avec la figure 6 de l'annexe.

3.4. La vitesse volumique a pour expression : $v = \frac{1}{V} \cdot \left(\frac{dx}{dt} \right)_t$

3.5. La vitesse volumique a pour expression : $v = -\frac{1}{2} \frac{d[MnO_4^-]}{dt} = \frac{1}{10} \frac{d[CO_2]}{dt}$

3.6. Le terme $\frac{dx}{dt}$, à un instant t, correspond au coefficient directeur de la tangente à la courbe $x = f(t)$ à la date t.

Au début de la réaction, entre $t = 0$ et $t = 2$ min, la vitesse est très faible (tangente quasi-horizontale).
Puis elle augmente entre $t = 2$ min et $t = 5$ min environ (coefficient directeur plus grand).
Enfin elle diminue de nouveau après 5 min.
Au delà de 10 minutes, la vitesse de réaction est nulle (tangente horizontale).



On en déduit que la vitesse augmente au début de réaction, puis diminue.

remarque : L'allure de cette courbe peut surprendre, car en général la vitesse de réaction est élevée au début. Cette réaction est catalysée par les ions Mn^{2+} , or ceux ci apparaissent au fur et à mesure. Cette réaction est dite auto-catalysée.

3.7. Un catalyseur est une espèce chimique qui permet d'augmenter la vitesse moyenne de réaction. Il ne modifie pas la valeur de l'avancement final, mais permet de l'atteindre plus rapidement.

3.8. Les ions Mn^{2+} formés catalysent cette réaction ce qui permet d'expliquer cette différence.

Au cours de la réaction, il y a compétition entre deux facteurs cinétiques :

- la concentration des réactifs qui, diminuant, tend à faire diminuer la vitesse de la réaction,
- le catalyseur Mn^{2+} qui apparaissant, tend à augmenter la vitesse de la réaction.

Dans un premier temps, « l'effet catalyseur » l'emporte sur l'effet de la diminution de la concentration des réactifs.

Dans un second temps, « l'effet catalyseur » ne suffit plus à compenser la diminution de vitesse liée à la consommation des réactifs : la vitesse diminue alors jusqu'à s'annuler.

3.9. Voir cours : On atteint plus rapidement l'état final sans être modifié

3.10. Le temps de demi réaction correspond à la durée au bout de laquelle l'avancement de la réaction est égal à la moitié de sa valeur finale $x(t_{1/2}) = x_f / 2$, soit **ici** $x(t_{1/2}) = x_{max}/2$.

3.11. Voir graphique ci-dessus : $t_{1/2} = 3,3$ min.

1. Le noyau $^{131}_{53}\text{I}$ contient $Z = 53$ protons et $A - Z = 131 - 53 = 78$ neutrons.
 2. Deux isotopes sont deux entités (atomes, ions) d'un même élément chimique qui comptent dans leurs noyaux le même nombre de protons mais pas de neutrons.

3. $N_0 = n \cdot N_A$

$$N_0 = \frac{m}{M} \cdot N_A = \frac{1,00 \times 10^{-6}}{131} \times 6,02 \times 10^{23}$$

$N_0 = 4,60 \times 10^{15}$ atomes

4. Au cours d'une transformation nucléaire, il y a conservation du nombre de charges et du nombre de nucléons : $^{131}_{53}\text{I} \rightarrow ^{131}_{54}\text{Xe} \text{ } ^0_{-1}\text{e}$

5. $N(t) = N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}$

6. La demi-vie $t_{1/2}$ est la durée nécessaire pour la moitié des noyaux initialement présents se soient désintégrés. A $t_{1/2}$, on a $N(t_{1/2}) = N_0/2$.

7. $N(t_{1/2}) = \frac{N_0}{2} = N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t_{1/2}}$

$$\frac{1}{2} = e^{-\lambda \cdot t_{1/2}}$$

$$\ln \frac{1}{2} = -\lambda \cdot t_{1/2}$$

$$-\ln 2 = -\lambda \cdot t_{1/2}$$

soit **$\ln 2 = \lambda \cdot t_{1/2}$**

8. A $t = 0$, il y a N_0 noyaux.

A $t = t_{1/2}$, il reste $N_0/2$ noyaux.

A $t = 2 t_{1/2}$, il reste $\frac{N_0/2}{2} = \frac{N_0}{4}$ noyaux

A $t = 3 t_{1/2}$, il reste $\frac{N_0/4}{2} = \frac{N_0}{8}$ noyaux.

