

CLASSE : Terminale

EXERCICE 1 : 10 points

VOIE : Générale

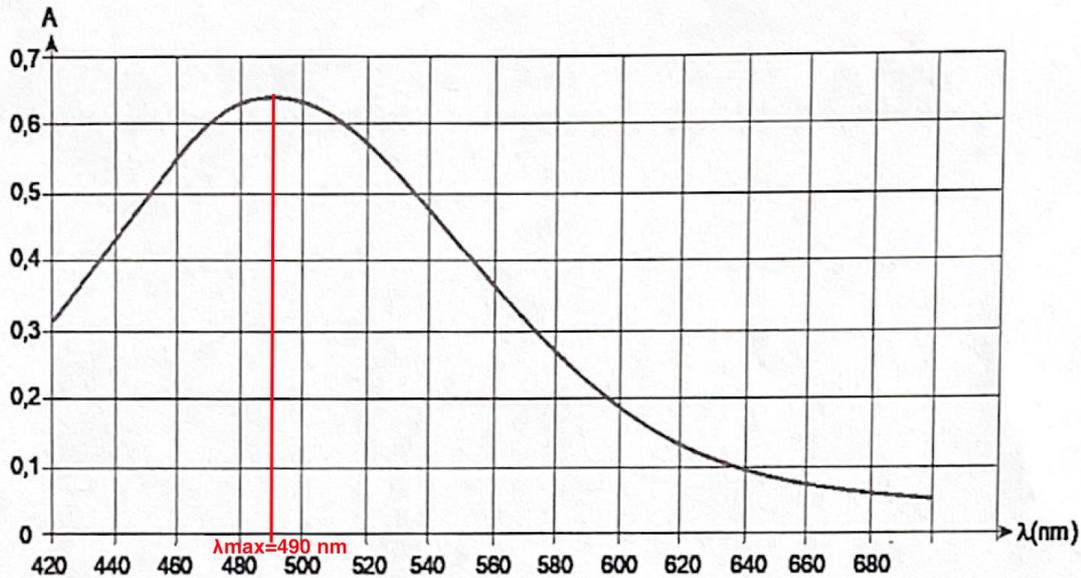
ENSEIGNEMENT : physique-chimie

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 1h45

CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui sans mémoire, « type collège »

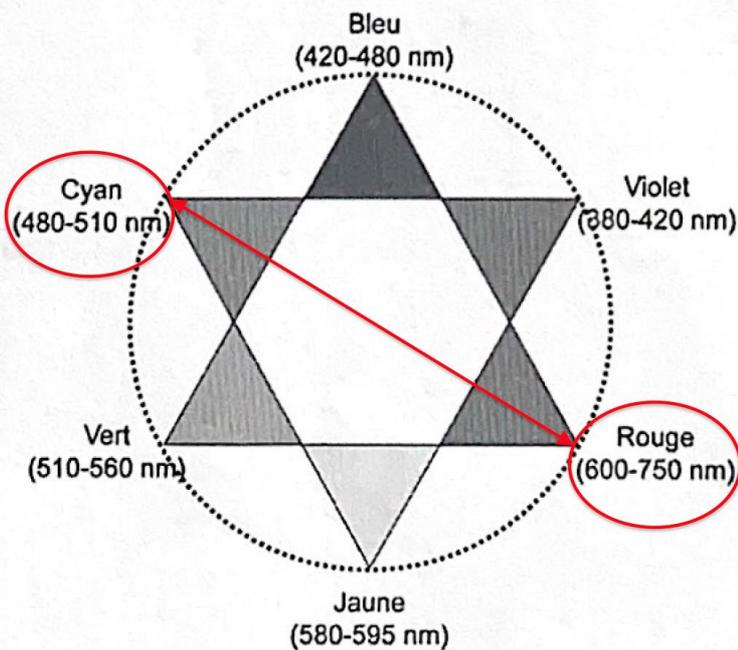
EXERCICE 1 : Le vin et ses composants (10 points)

1.

Spectre d'absorption de l'ion $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ 

La couleur absorbée correspond à $\lambda_{\text{max}} = 490 \text{ nm}$ couleur cyan.

Cercle chromatique



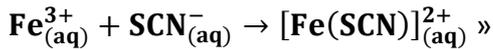
Sa couleur est la couleur complémentaire du cyan (couleur opposée sur la cercle chromatique) : le rouge.
La solution est donc de couleur rouge.

2.

$$\lambda_{\text{max}} = 490 \text{ nm}$$

3.

« on ajoute une solution de thiocyanate de potassium pour faire réagir les ions fer (III) avec les ions thiocyanate et former des ions thiocyanatofer(II) $[\text{Fe}(\text{SCN})]_{(\text{aq})}^{2+}$ selon l'équation :



Pour que tous les ions $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$ réagissent il faut qu'ils ne constituent pas le réactif limitant. Ainsi, on apporte les ions thiocyanate $\text{SCN}_{(\text{aq})}^{-}$ en excès.

4.

Lors d'une dilution, la quantité de matière se conserve :

$$n_0 = n_2$$

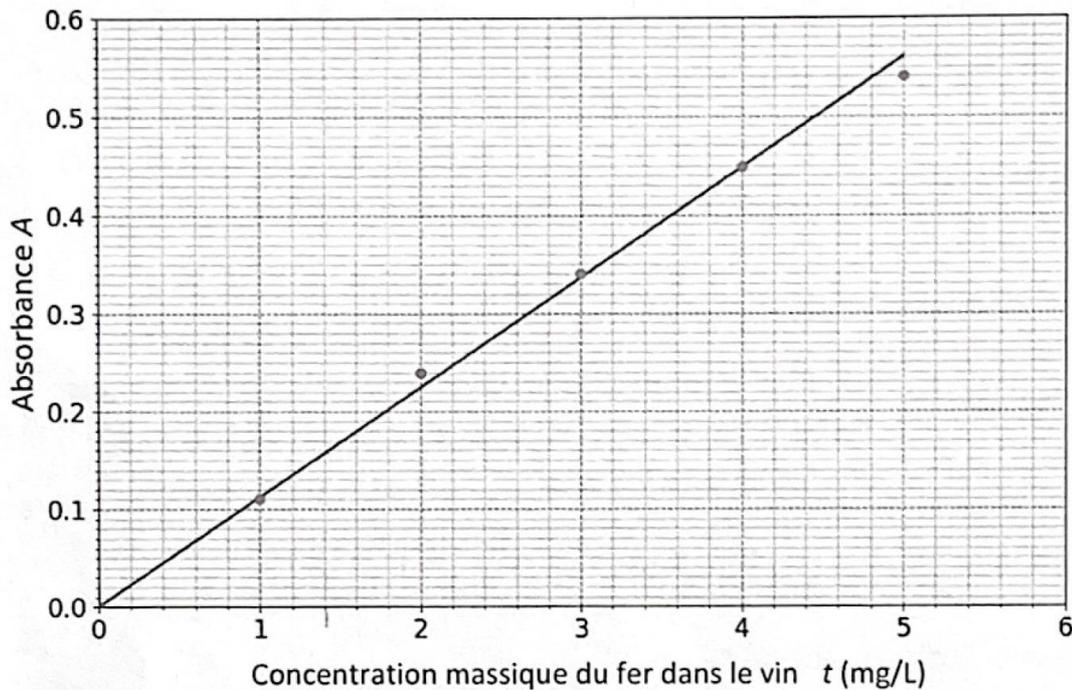
$$t_0 V_0 = t_2 V_2$$

$$V_0 = \frac{t_2 V_2}{t_0}$$

$$V_0 = \frac{2,00 \times 50,0}{100}$$

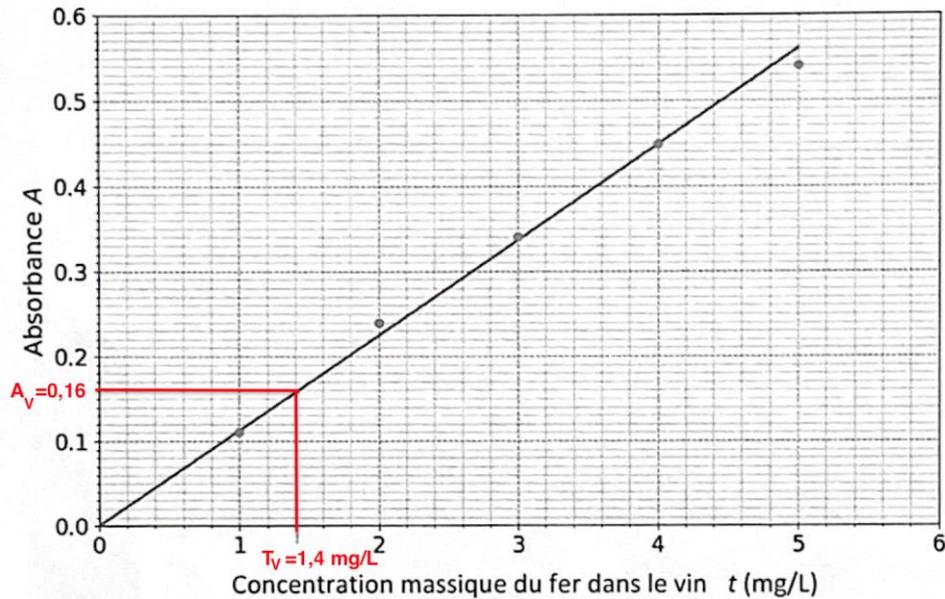
$$V_0 = 1,0 \text{ mL}$$

5.



Le graphique est une droite passant par l'origine : A et t sont proportionnel ainsi $A=Kt$.
C'est la loi de Beer Lambert.

6.



Graphiquement pour $A_V = 0,16$: $t_V = 1,4$ mg/L

La solution de vin ayant été préparée dans les mêmes conditions que les solutions de Fer utilisées pour le graphique (dilution identique), il est inutile d'apporter une correction à la valeur lue sur le graphique.

La teneur est inférieure à 10 mg/L, il n'y a pas de risque de casse blanche.

Partie B

7.

On place le mélange réactionnel dans un bain d'eau glacée pour stopper la réaction.

Cette méthode est utilisée avant l'instant $t=0$ pour que la réaction ne débute pas.

Cette méthode est utilisée avant le titrage pour que la réaction s'arrête et pour pouvoir doser sans que la quantité restante d'acide éthanóique ne change.

8.

$$n = \frac{m}{M}$$

Or

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m = \rho \times V$$

D'où

$$n = \frac{\rho \times V}{M}$$

Acide éthanóique :

$$n_{\text{acide éthanóique}} = \frac{\rho_{\text{acide éthanóique}} \times V_{\text{acide éthanóique}}}{M_{\text{acide éthanóique}}}$$

$$n_{\text{acide éthanóique}} = \frac{1,05 \times 115}{60,0}$$

$$n_{\text{acide éthanóique}} = 2,01 \text{ mol}$$

éthanol :

$$n_{\text{éthanol}} = \frac{\rho_{\text{éthanol}} \times V_{\text{éthanol}}}{M_{\text{éthanol}}}$$
$$n_{\text{éthanol}} = \frac{0,789 \times 117}{46,0}$$
$$n_{\text{éthanol}} = 2,01 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{\text{acide éthanoïque}}}{1} = \frac{n_{\text{éthanol}}}{1}$$

Les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométrique.

9.

Dans 115 + 117 = 232 mL	$n_{\text{acide éthanoïque}} = 2,01 \text{ mol}$
Dans un tube de 2,0 mL	n_0

$$n_0 = \frac{2,0 \times 2,01}{232}$$
$$n_0 = 17,3 \text{ mmol}$$

10.

Le bleu de thymol joue le rôle d'indicateur coloré. Il permet d'identifier l'équivalence lors du titrage.

11.

A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométrique :

$$\frac{n_{\text{ac},i}}{1} = \frac{n_{\text{b},\text{eq}}}{1}$$

12.

$$\frac{n_{\text{ac},i}}{1} = \frac{n_{\text{b},\text{eq}}}{1}$$

$$n_{\text{ac},i} = n_{\text{b},\text{eq}}$$

$$n_{\text{ac},i} = C_b V_{b,i}$$

13.

Construisons un tableau d'avancement :

	CH_3COOH	$+ \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	\rightleftharpoons	$\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$	$+ \text{H}_2\text{O}$
Etat initial	n_0	n_0		0	0
Etat intermédiaire	$n_0 - x$	Solvant		x	x
Etat final	$n_0 - x_f$	$n_0 - x_f$		x_f	x_f

14.

Soit n_i la quantité d'éthanoate d'éthyle produite dans le tube « i » :

$$n_i = x_f$$

Or

$$n_{ac,i} = n_0 - x_f$$

$$x_f = n_0 - n_{ac,i}$$

et

$$n_{ac,i} = C_b V_{b,i} \text{ (Question 12.)}$$

$$x_f = n_0 - C_b V_{b,i}$$

soit

$$n_i = n_0 - C_b V_{b,i}$$

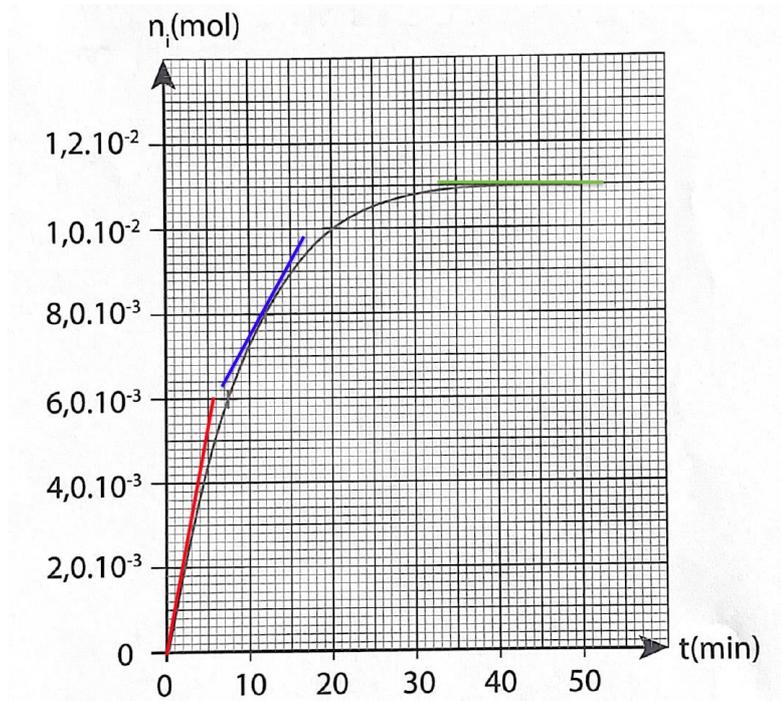
15.

$$n_2 = n_0 - C_b V_{b,i}$$

$$n_2 = 17,3 \cdot 10^{-3} - 1,0 \times 11,3 \cdot 10^{-3}$$

$$n_2 = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

16.

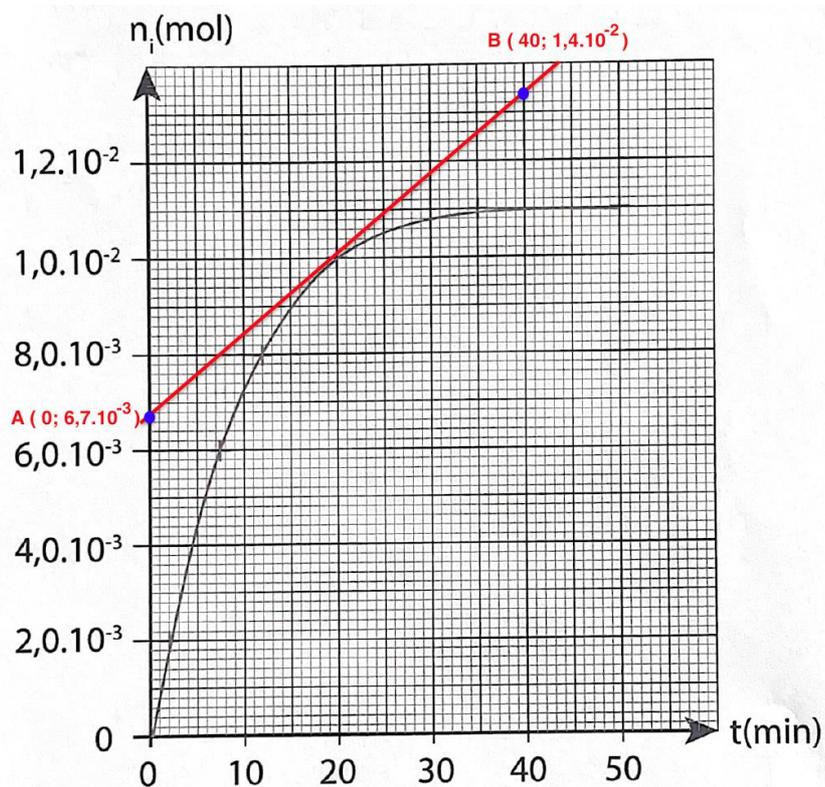


$$v = \frac{1}{V} \frac{dn_{(t)}}{dt}$$

Or la dérivée se calcule en trouvant le coefficient directeur de la tangente en un point de la courbe.

Graphiquement le coefficient directeur de la tangente diminue au cours du temps.

17.



$$\frac{dn_{(t)}}{dt}_{t=20 \text{ min}} = k = \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A}$$

$$\frac{dn_{(t)}}{dt}_{t=20 \text{ min}} = k = \frac{1,4 \cdot 10^{-2} - 6,7 \cdot 10^{-3}}{40 - 0}$$

$$\frac{dn_{(t)}}{dt}_{t=20 \text{ min}} = k = 1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$v_{t=20 \text{ min}} = \frac{1}{V} \frac{dn_{(t)}}{dt}_{t=20 \text{ min}}$$

$$v_{t=20 \text{ min}} = \frac{1}{V} \frac{dn_{(t)}}{dt}_{t=20 \text{ min}}$$

$$v = \frac{1}{2,0 \cdot 10^{-3}} \times 1,8 \cdot 10^{-4}$$

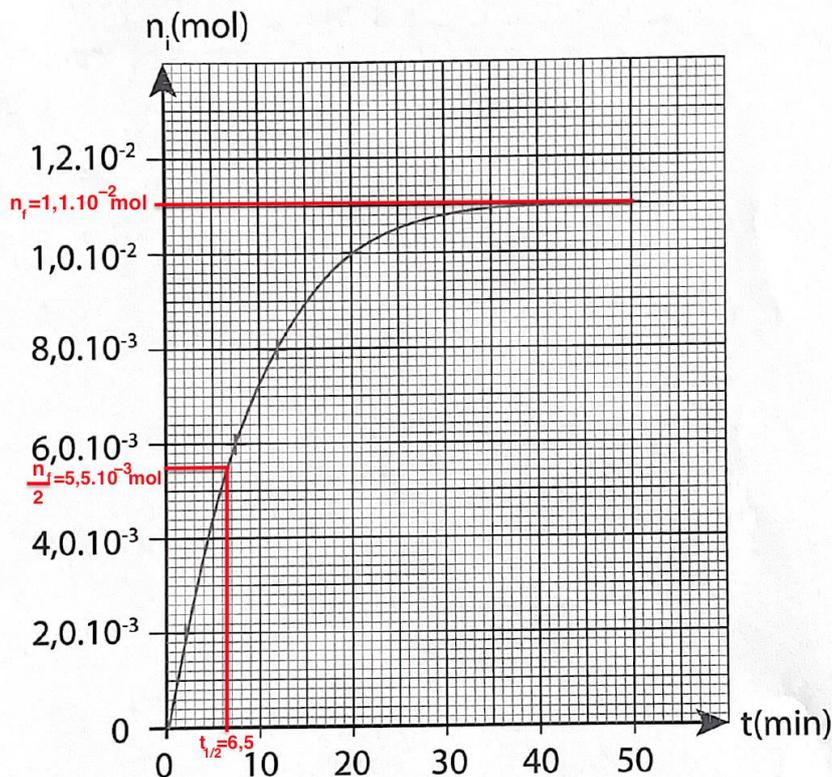
$$v = 9,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

18.

$t_{1/2}$ est la durée nécessaire pour que la concentration du réactif atteigne la moitié de sa valeur initiale :

$$x(t_{1/2}) = x_f/2.$$

$$n(t=t_{1/2}) = \frac{n_f}{2}$$



Graphiquement : $n_f = 1,1 \cdot 10^{-2}$ mol

$$n(t=t_{1/2}) = \frac{n_f}{2}$$

$$n(t=t_{1/2}) = \frac{1,1 \cdot 10^{-2}}{2}$$

$$n(t=t_{1/2}) = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$t_{1/2} = 6,5 \text{ min}$$

19.

« La synthèse de ces esters lors du processus biologique de vinification est lente et peut durer plusieurs mois. »

Nous avons un $t_{1/2}$ très inférieur à l'échelle de temps évoquée de 1 mois.

Une hypothèse pouvant expliquer l'écart :

Dans notre expérience les réactifs sont purs, ils ne sont pas dilués. La concentration est élevée, ainsi la vitesse de réaction est plus élevée.

Une seconde hypothèse pouvant expliquer l'écart :

Dans notre expérience la réaction se déroule à haute température (dans un bain marie). La température est élevée, ainsi la vitesse de réaction est plus élevée.