

CLASSE : Terminale

EXERCICE 1 : 10 points

VOIE : Générale

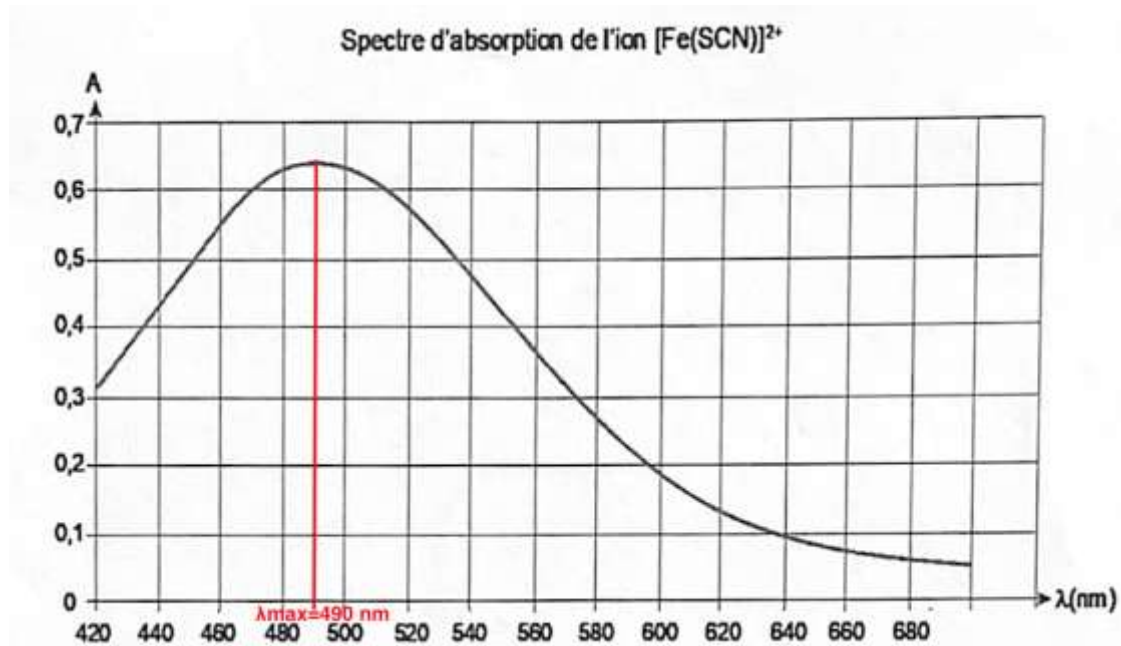
ENSEIGNEMENT : physique-chimie

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 1h45

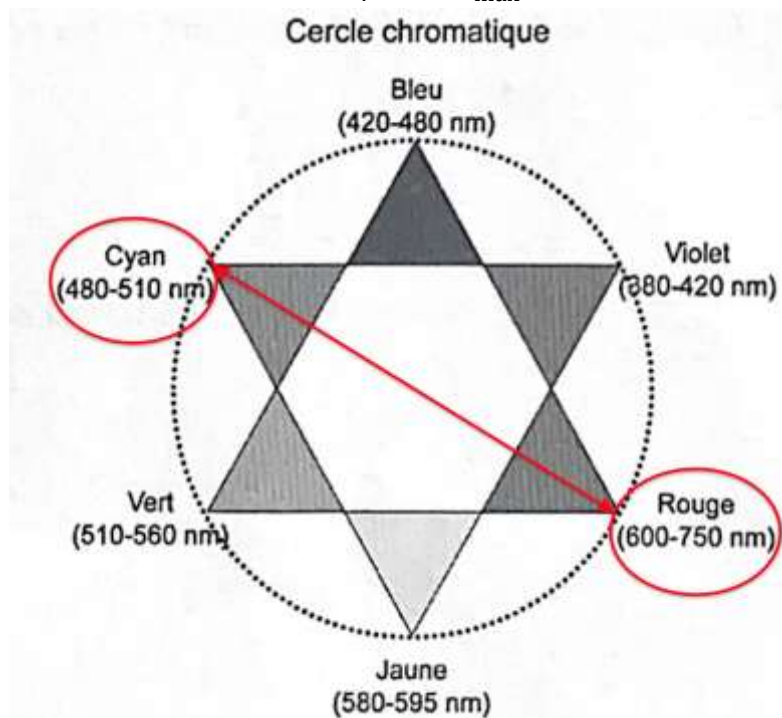
CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui sans mémoire, « type collège »

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

1.



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



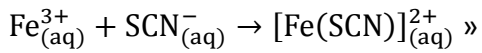
Sa couleur est la couleur complémentaire du cyan (couleur opposée sur la cercle chromatique) : le rouge.
La solution est donc de couleur rouge.

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 :

$$n_0 = n_2$$

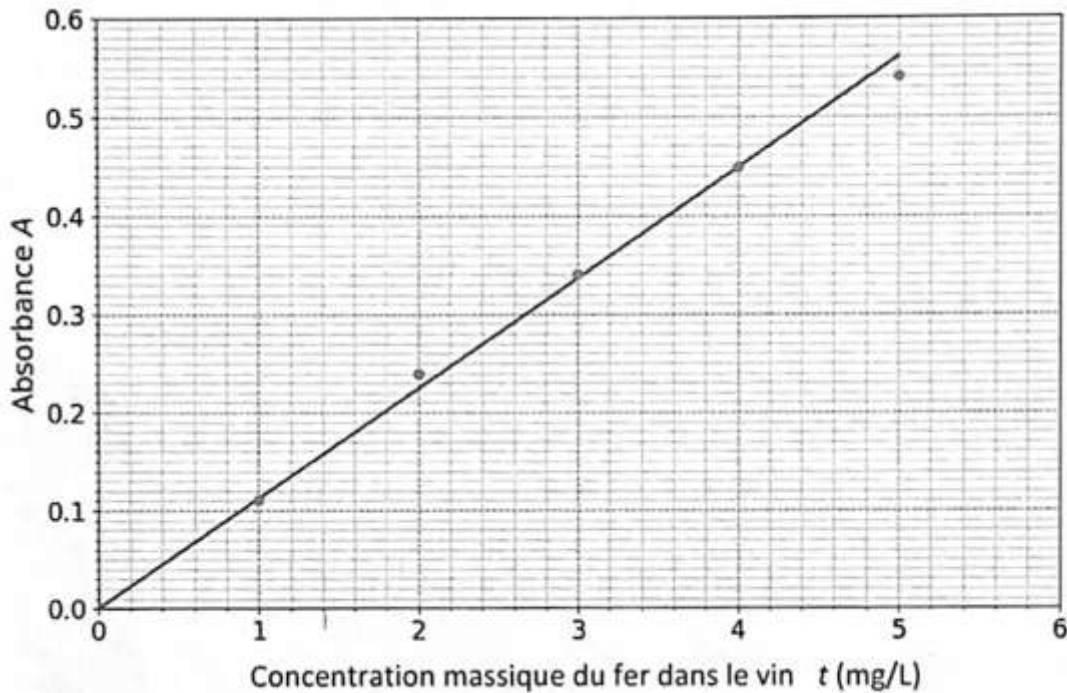
$$t_0 V_0 = t_2 V_2$$

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

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

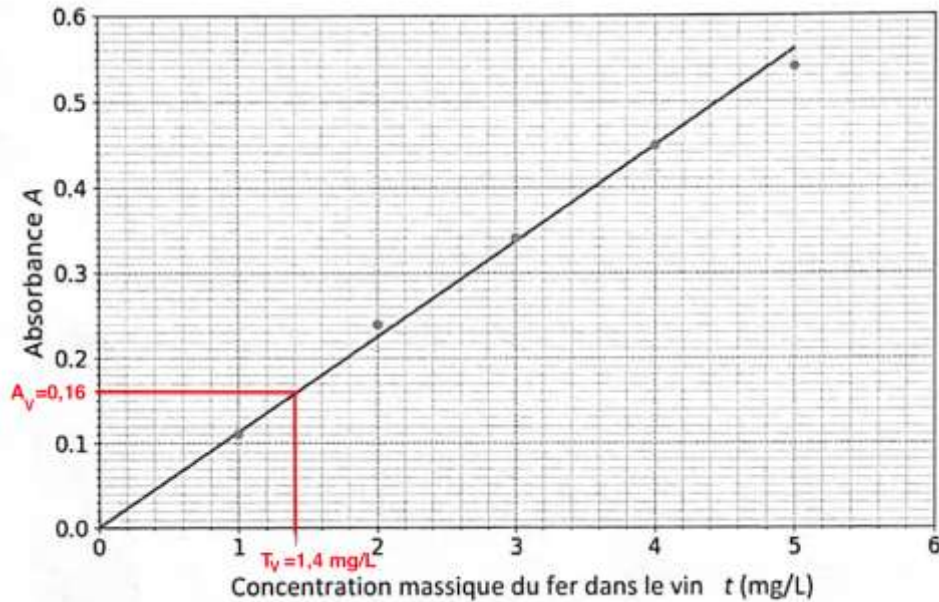
$$V_0 = 1,0 \text{ mL}$$

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 $A_V = 0,16$: $t_V = 1,4 \text{ mg/L}$

La solution de vin ayant été préparée dans les conditions que les solutions de Fer, même dilution, 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.

Avant l'instant $t=0$ pour que la réaction ne débute pas.

Avant le titrage pour que la réaction s'arrête et doser sans que la quantité restante d'acide éthanoïque 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 éthanoïque :

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

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

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

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 :

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

12.

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

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

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

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

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

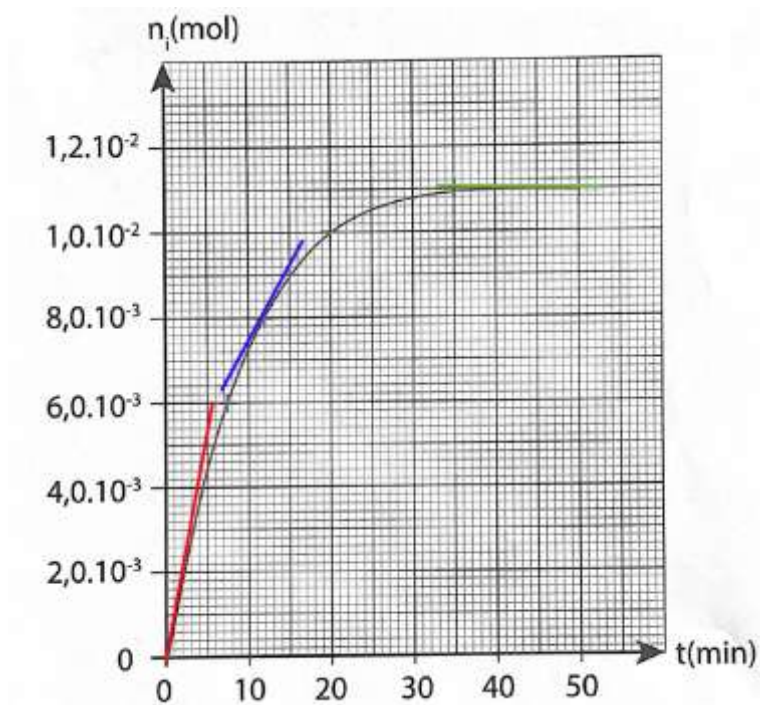
15.

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

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

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

16.

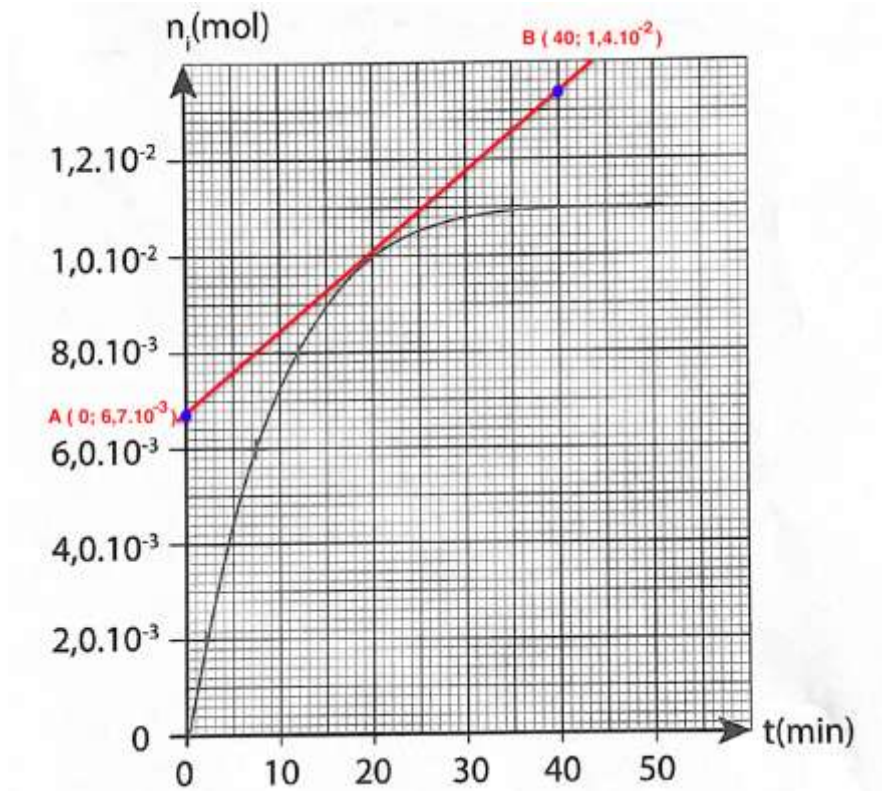


$$v = \frac{1}{V} \frac{dn_{(t)}}{dt}$$

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.



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

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

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

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

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

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

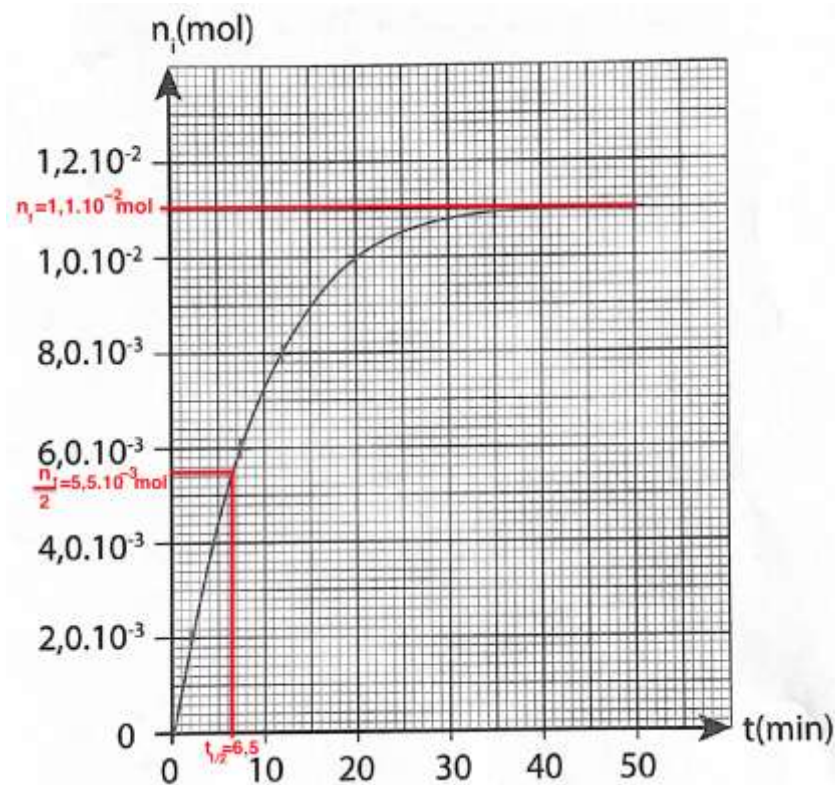
$$v = 9,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

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.