

- Cours en ligne
- Cours presentiels

 **MATHS**

 **PC**

 **SVT**

La science autrement...



Nos programmes:

Niveaux : Moyen/Secondaire



Programme Wolof

Apprentissage avec des cours
exclusivement en Wolof



Programme Social

Prise en charge d'élèves avec
des problèmes de moyens



Tous les élèves

Renforcement de capacité
en ligne



Prépa Concours

Préparation des concours comme :
ESP - EMS - ENSA - IPSL
ISFAR ENSAE



77 106 98 79

77 575 04 18



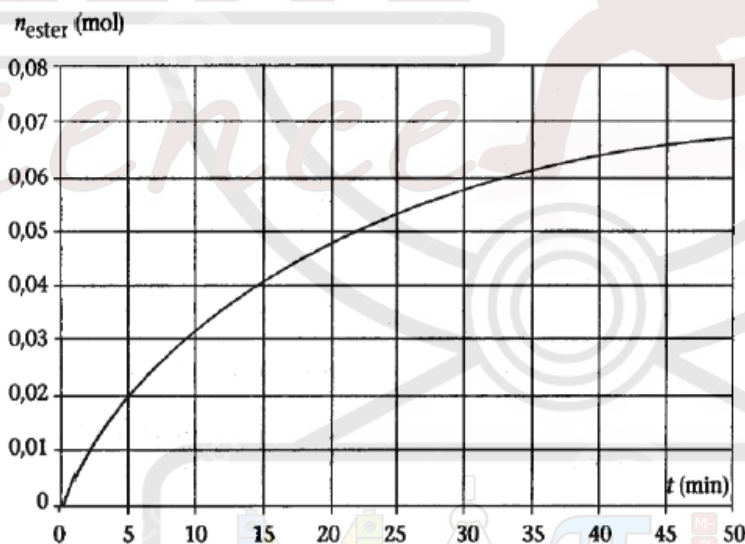
TD : CINETIQUE CHIMIQUE

EXERCICE 1 :

On se propose d'étudier la cinétique de la réaction entre l'acide éthanóïque et l'éthanol. Pour ce faire on mélange 60 g d'acide éthanóïque avec 46 g d'éthanol et 2 mL d'acide sulfurique concentré. Ce mélange est réparti en parts égales dans dix ampoules scellées que l'on place au bain-marie à 100°C.

A intervalles de temps réguliers, on retire une ampoule du bain-marie et on la plonge dans l'eau glacée. L'acide restant dans l'ampoule est alors dosé à l'aide d'une solution titrée d'hydroxyde de sodium (ou soude), en présence de phénolphtaléine. Les résultats des dosages effectués permettent de calculer la quantité d'ester formé dans une ampoule au cours du temps.

- 1) Écrire l'équation-bilan de la réaction en utilisant les formules semi-développées des réactifs et des produits. Après avoir nommé la réaction, préciser ses trois caractéristiques principales.
- 2) Quel est le rôle de l'acide sulfurique ? Peut-il modifier le rendement ?
- 3) Pourquoi est-il nécessaire de plonger les ampoules dans l'eau glacée avant d'effectuer le dosage ?
- 4) Montrer que le mélange réactionnel préparé est équimolaire.
- 5) A l'aide des résultats des dosages on a tracé la courbe jointe en annexe,
 - a) Définir la vitesse instantanée de formation de l'ester à un instant de date t quelconque. Comment détermine-t-on sa valeur en pratique ?
 - b) A l'aide de la courbe donnée en annexe, déterminer les valeurs de cette vitesse aux dates $t_1 = 10$ min et $t_2 = 30$ min.
 - c) Justifier l'évolution de cette vitesse au cours du temps.



EXERCICE 2 :

Pour étudier la cinétique de la réaction de décomposition de l'eau de javel catalysée par les ions Co^{2+} , on a utilisé un volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ de cette solution S. On déclenche le chronomètre à l'instant où l'on met le catalyseur dans la solution. Pour suivre l'évolution de la réaction, on mesure à température et pression constantes le volume de dioxygène dégagé au cours du temps. On néglige la quantité de dioxygène dissoute dans l'eau par rapport à la quantité de dioxygène produite.

L'équation bilan de la réaction est : $2\text{ClO}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^- + \text{O}_2$

Dans le tableau suivant, $V(\text{O}_2)$ représente le volume de dioxygène dégagé et mesuré dans des conditions de température et de pression telles que le volume molaire est $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

t(S)	0	30	60	90	120	150	180	210	240	270	300	330	360	390	420	450	480
$V(\text{O}_2)$ en ml	0	42	74	106	138	163	189	212	231	246	255	269	278	286	291	295	295
$[\text{ClO}^-]$ en mol.L^{-1}																	

- 1) Etablir l'expression littérale de la concentration en ions hypochlorite ClO^- dans la solution S à chaque instant de date t en fonction de $[\text{ClO}^-]_0$, $V_{\text{O}_2}(t)$, V_1 et V_m puis compléter le tableau.
- 2) Tracer le graphe représentant les variations de la concentration en ion hypochlorite en fonction du temps.
- 3) Définir la vitesse instantanée de disparition d'un réactif et de formation d'un produit. Calculer la vitesse instantanée de disparition de l'ion hypochlorite à $t = 240 \text{ s}$. En déduire la vitesse de formation du dioxygène O_2 à la même date.
- 4) Définir le temps de demi-réaction. Déterminer sa valeur.

EXERCICE 3 :

On étudie la saponification de l'éthanoate d'éthyle par l'hydroxyde de sodium à la température de 30°C . A la date $t = 0 \text{ min}$, on réalise une solution aqueuse contenant les deux réactifs avec des concentrations $c_1 = c_2 = 5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Des prises d'essai de 10 mL chacune sont effectuées à différents instants. Un indicateur approprié permet de doser les ions OH^- restant par une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Soit x le volume de solution acide utilisée pour réaliser ce dosage à l'instant de date t. Les résultats sont les suivants :

t (min)	4	9	15	24	37	53	83	143
x (ml)	44,1	38,6	33,7	27,9	22,9	18,5	13,6	8,9
$[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]$								

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction étudiée.
- 2) Tracer la courbe représentant les variations de la concentration de l'éthanol formé en fonction du temps.
On donne les échelles suivantes :
 - En abscisses : 1 cm correspond à 10 min ;
 - En ordonnées 1 cm correspond à $2.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 3) Définir la vitesse instantanée de formation de l'éthanol. La calculer à 9 min et à 53 min. Comment évolue cette vitesse ? Interpréter.
- 4) A quelle date la concentration de l'éthanol sera-t-elle égale à $2,5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$?

EXERCICE 4 :

On donne : Masses molaires en g/mol : H : 1 ; C : 12 ; N : 14 ; Constante des gaz parfaits $R = 8,2 \cdot 10^{-2}$ L.atm/mol.K

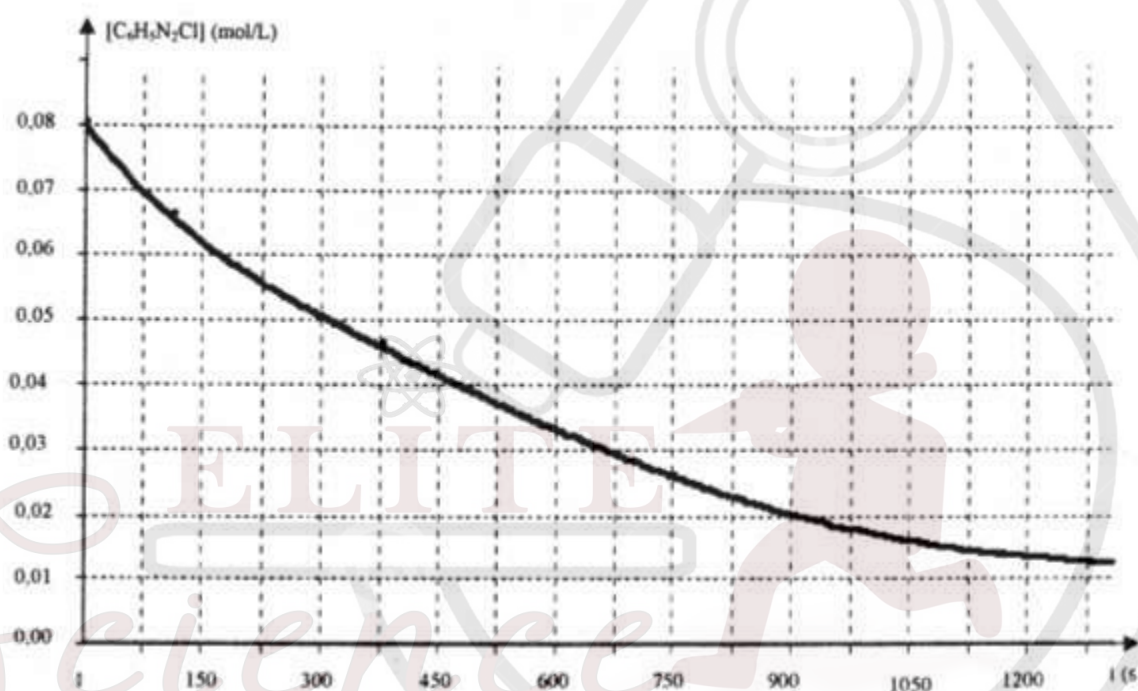
Le chlorure de benzène diazonium, en solution aqueuse, se décompose dès que la température est supérieure à 10°C selon l'équation-bilan : $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}_2\text{Cl} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{N}_2$ (gaz)

Le diazote formé, très peu soluble dans l'eau, se dégage. La mesure du volume x de diazote dégagé à température et sous pression constantes permet de suivre le déroulement de la réaction. On utilise un volume $V = 35 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure de benzène diazonium à $11,25 \text{ g.L}^{-1}$ et à la température de 17°C et sous la pression $P = 1 \text{ atm}$.

6.1) Vérifier que la concentration initiale du chlorure de benzène diazonium vaut $C_0 = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

6.2) Montrer que la concentration $[\text{C}_6\text{H}_5\text{N}_2\text{Cl}]$ de la solution de chlorure de benzène diazonium restant à chaque instant est donnée en fonction de C_0 et x par la relation : $[\text{C}_6\text{H}_5\text{N}_2\text{Cl}] = C_0(1 - 15x)$; avec x en litre

6.3) Le graphe de la concentration $[\text{C}_6\text{H}_5\text{N}_2\text{Cl}]$ en fonction du temps est donné ci-dessous.



6.3.1- Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction τ .

6.3.2- Calculer le volume x de diazote dégagé à la date τ .

6.3.3- Définir la vitesse instantanée de disparition du chlorure de benzène diazonium puis la déterminer à $t_1 = \tau$ et à $t_2 = 0,25 \text{ h}$.

6.3.4- Quel facteur cinétique explique la variation de vitesse entre t_1 et t_2 ?

6.4) Déterminer le volume de diazote formé au bout d'un temps infini.

EXERCICE 5 :

Le pentoxyde de diazote N_2O_5 se décompose selon la réaction : $2 \text{N}_2\text{O}_5 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{NO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

Dans un réacteur de volume constant, dont la température est maintenue à 300 K , on introduit du pentoxyde de diazote pur sous une pression $P = 0,732 \text{ bar}$ et on déclenche le chronomètre. On relève les valeurs de la pression du mélange gazeux P_t au cours du temps.

t (s)	10	20	30	60	90	120	150	180	210	240
P_t (bar)	0,746	0,756	0,766	0,783	0,797	0,807	0,814	0,820	0,822	0,825
$[\text{NO}_2]$ (mol.L^{-1})										

7.1. On note n la quantité de matière de pentoxyde de diazote ayant disparu à l'instant t .

7.1.1. Exprimer en fonction de n les quantités de matière de dioxygène O_2 et de dioxyde d'azote NO_2 apparues au même instant.

7.1.2. En déduire, en fonction de n la quantité de matière totale des gaz contenus dans le réacteur.

7.2. Le mélange est assimilé à un gaz parfait. On rappelle que dans ces conditions à température et à volume constants, la pression est proportionnelle à la quantité de matière gazeuse.

7.2.1. Exprimer alors n en fonction de P_t et P_0 et n_0 quantité de matière initiale en pentoxyde de diazote.

7.2.2. Compléter le tableau.

7.2.3. Vitesse de formation de $[NO_2]$ en fonction du temps.

7.2.3.1. Tracer la courbe donnant les variations de la concentration $[NO_2]$ du dioxyde d'azote formé en fonction du temps. Echelles : 1 cm pour 20 s et 2 cm pour 1 mmol.L⁻¹.

7.2.3.2. Calculer la vitesse de disparition du pentoxyde de diazote à l'instant $t = 2 \text{ min } 30 \text{ s}$.

7.2.3.3. Déterminer la pression à la date de demi-réaction si on laisse la réaction évoluer au delà de la date $t = 240 \text{ s}$.

EXERCICE 6 :

Potentiels normaux des couples rédox : $E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = 0,76 \text{ V}$ et $E^\circ(H_3O^+/H_2) = 0,00 \text{ V}$

Volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_0 = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

Masses molaires en g.mol⁻¹ : Cl : 35,5 ; H : 1 ; O : 16 ; Zn : 65,4

On étudie la cinétique de la réaction naturelle entre 2 couples. A $t = 0$, on introduit une masse $m = 1 \text{ g}$ de zinc en poudre dans un ballon contenant $V = 40 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$. On recueille le gaz dihydrogène formé au cours du temps et on mesure son volume $V(H_2)$. A chaque instant, on désigne par x le nombre de mole d'acide disparu et par C_R sa concentration molaire résiduelle.

8.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

8.2. Tenant compte des données numériques de l'énoncé et de l'équation précédemment écrite,

8.2.1. Etablir les relations : $x = \frac{V(H_2)}{12}$ et $C_R = 0,5 - 25x$. (x est en mol, $V(H_2)$ en L et C_R en mol.L⁻¹)

8.2.2. Compléter le tableau de mesures ci-dessous et tracer la courbe $C_R = f(t)$. Le candidat choisira une échelle judicieuse qu'il précisera.

t (min)	0	100	200	300	400	500	600	700	800
V(H ₂) (mL)	0	57,6	96	124,8	144	1631,2	177,6	187,2	201,6
x (mol)									
C _R (mol.L ⁻¹)									

8.2.3. Déterminer la vitesse moyenne de disparition des ions H_3O^+ entre les dates $t_1 = 200 \text{ min}$ et $t_2 = 500 \text{ min}$

8.2.4. Déterminer graphiquement la vitesse instantanée de disparition des ions hydronium $V(H_3O^+)$ à la date $t_1 = 200 \text{ min}$.

8.3.1. Déterminer la concentration C_1 de la solution en ion Zn^{2+} à $t = 300 \text{ min}$.

8.3.2. Déterminer la concentration C_2 de la solution en ion Zn^{2+} en fin de réaction et calculer la masse m_r de zinc restant.

8.4.1. Établir une relation entre les vitesses instantanées de disparition de H_3O^+ et de formation de Zn^{2+} .

8.4.2. En déduire la vitesse instantanée de formation de Zn^{2+} à $t_1 = 200 \text{ min}$.

EXERCICE 7 :

On réalise, en présence d'un catalyseur, la réaction de décomposition du peroxyde d'hydrogène H_2O_2 (eau oxygénée) en eau et gaz dioxygène.

L'expérience est réalisée à température constante. On considérera que le volume v de la solution de peroxyde d'hydrogène reste constant et que le volume molaire gazeux est $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

On utilise $v = 10,0 \text{ mL}$ de solution de peroxyde d'hydrogène de concentration $c = 6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On ajoute quelques gouttes du catalyseur et on note à divers instants t le volume V_{O_2} du gaz dioxygène dégagé. Les résultats sont indiqués dans le tableau suivant :

$t \text{ (min)}$	0	5	10	15	20	30
$V_{\text{O}_2} \text{ formé (mL)}$	0	1,56	2,74	3,65	4,42	5,26
$[\text{H}_2\text{O}_2] \text{ restant (mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$6 \cdot 10^{-2}$					

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de décomposition du peroxyde d'hydrogène.
- 2) Montrer que la concentration (exprimée en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) du peroxyde d'hydrogène restant est donnée par :

$$[\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{restant}} = c - \frac{2V_{\text{O}_2}}{v \cdot V_m}$$

- 3) Recopier et compléter le tableau.

- 4) Tracer la courbe $[\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{restant}} = f(t)$.

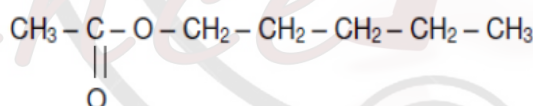
Echelles : $1 \text{ cm} \rightarrow 2 \text{ min}$; $1 \text{ cm} \rightarrow 0,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 5) Donner la définition de la vitesse instantanée de disparition du peroxyde d'hydrogène. Calculer cette vitesse (exprimée en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$) aux dates $t_0 = 0 \text{ min}$ et $t_{25} = 25 \text{ min}$.
- 6) Dédurre de la courbe la date à laquelle le volume de gaz dioxygène est égal à $2,40 \text{ mL}$.
- 7) Tracer, sur le même graphique, l'allure de la courbe obtenue lorsque l'expérience est réalisée à une température légèrement supérieure.

EXERCICE 8

L'éthanoate de pentyle ou parfum de poire est plus connu sous le nom d'acétate d'amyle. Il peut être obtenu par réaction de l'acide acétique avec l'alcool amylique, alcool extrait jadis de la pomme de terre, tubercule riche en amidon.

La formule semi-développée est :



PARTIE 1- Etude théorique

- 1) Nommer la fonction chimique présente dans cette molécule.
- 2) L'éthanoate de pentyle peut être obtenu à partir de deux réactifs A et B.
 - 2.1 Le réactif A est l'acide carboxylique. Quelle est la fonction organique que contient le réactif B ? Ecrire sa formule semi-développée.
 - 2.3 Ecrire l'équation de la réaction chimique conduisant à la formation de la molécule d'éthanoate de pentyle.
 - 2.4 Nommer les réactifs A et B dans la nomenclature officielle ainsi que l'autre produit formé au cours de cette synthèse.
 - 2.5 Quel est le nom de cette synthèse ?

PARTIE 2- Etude cinétique

- 3) À un instant $t = 0 \text{ s}$, on mélange $0,50 \text{ mol}$ de réactif A et $0,50 \text{ mol}$ de réactif B. On ajoute une petite quantité d'acide sulfurique. Le milieu réactionnel est maintenu à une température constante de 25°C et le volume total du mélange réactionnel est $V = 83 \text{ mL}$.
 - 3.1 Quel est le rôle de l'acide sulfurique ?

3.2 L'acide sulfurique intervient-il dans l'équation de la réaction ?

4) On détermine, toutes les 5 minutes, la quantité n de matière d'éthanoate de pentyle formée.

Les résultats obtenus sont rassemblés dans le tableau ci-dessous :

Temps en min	0	5	10	15	20	25	30	35	40	45	50	55	60
n en mol	0,00	0,14	0,21	0,25	0,275	0,295	0,31	0,32	0,325	0,33	0,33	0,33	0,33

4.1 Tracer le graphe $n = f(t)$.

Echelle : 1 cm $\leftrightarrow$ 5 mn ; 1 cm $\leftrightarrow$ 0,05 mol

4.2 Définir la vitesse instantanée de formation de l'éthanoate de pentyle. Déterminer la vitesse à $t = 27$ mn et à $t = 46$ mn.

4.3 Comment évolue cette vitesse de réaction au cours du temps ? Quel facteur cinétique permet d'expliquer cette évolution ?

4.4 Quel est l'état du système à partir de $t = 50$ min ?

5) Définir le temps de demi-réaction $t_{1/2}$. Le déterminer graphiquement.

6) On considère maintenant le cas où la synthèse est faite sans ajout d'acide sulfurique. Comment évolue le temps de demi-réaction par rapport à celui de la question 5 ?

EXERCICE 9 :

Les couples rédox mis en jeu dans l'exercice sont : $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$ et I_2 / I^- .

L'eau oxygénée H_2O_2 réagit lentement avec des ions iodures I^- pour former du diiode et de l'eau.

1) Montrer que l'équation de la réaction s'écrit : $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{I}^- + 2\text{H}_3\text{O}^+ = 4\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$.

2) Quel est l'oxydant et quel est le réducteur de transformation chimique ?

3) Comment peut-t-on montrer, simplement et qualitativement, que la transformation est lente ?

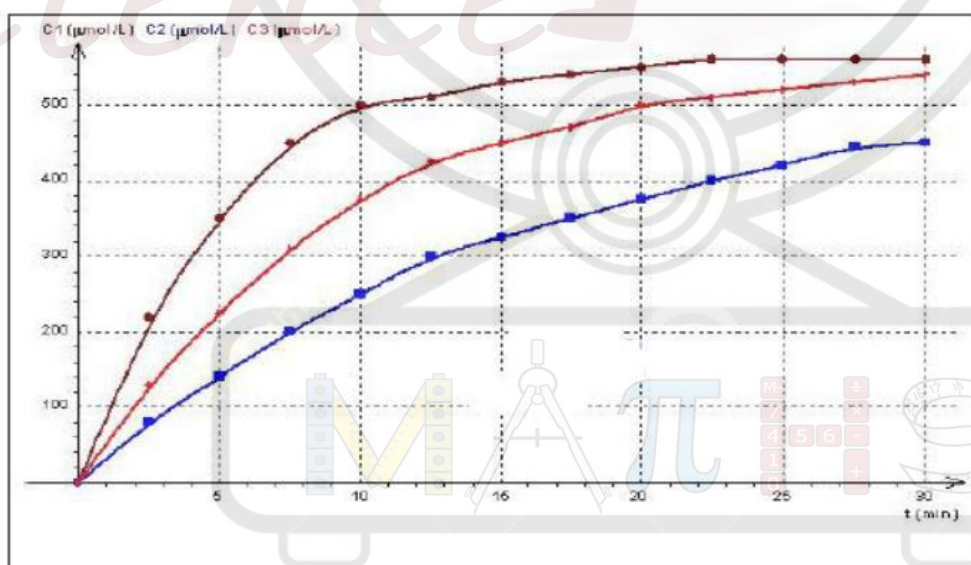
Un dispositif, non étudié, ici a permis de tracer les courbes d'évolution du système avec des conditions initiales différentes :

Expérience A : $[\text{H}_2\text{O}_2]_i = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{I}^-]_i = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ à $t_A = 25^\circ\text{C}$

Expérience B : $[\text{H}_2\text{O}_2]_i = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{I}^-]_i = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ à $t_B = 25^\circ\text{C}$

Expérience C : $[\text{H}_2\text{O}_2]_i = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{I}^-]_i = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ à $t_C = 40^\circ\text{C}$

Voici les courbes :



- 4) Les 3 courbes notées C_1 , C_2 et C_3 sont des courbes représentant la concentration en I_2 formée au cours du temps. Relies ces courbes aux expériences A, B et C. Justifier votre réponse.
- 5) Définir la vitesse de réaction pour une expérience donnée. Donner son évolution (sans calcul) dans l'expérience correspondant à la courbe C_1 .
- 6) Donner le nom du matériel utilisé et son principe s'il fallait voir l'évolution de cette réaction par Spectrophotométrie.

