

Exercice 01

Dans un séance de travaux pratique . un groupe d'élèves se propose de faire une étude cinétique d'un système chimique siège d'une réaction chimique lente, totale et modélisée par l'équation chimique :



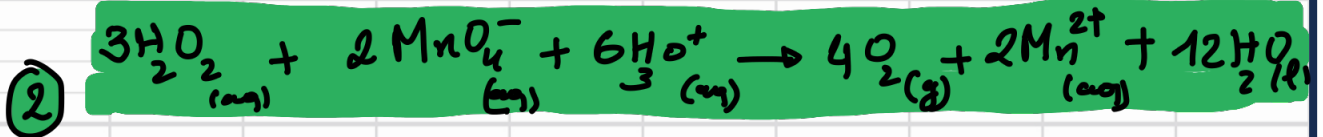
À l'origine du temps ($t=0$) et à la température $\theta = 25^\circ\text{C}$ on mélange :

* Un volume $V_1 = 50\text{ mL}$ d'une solution (S_1) d'iodure de potassium [$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$] de concentration C_1 .

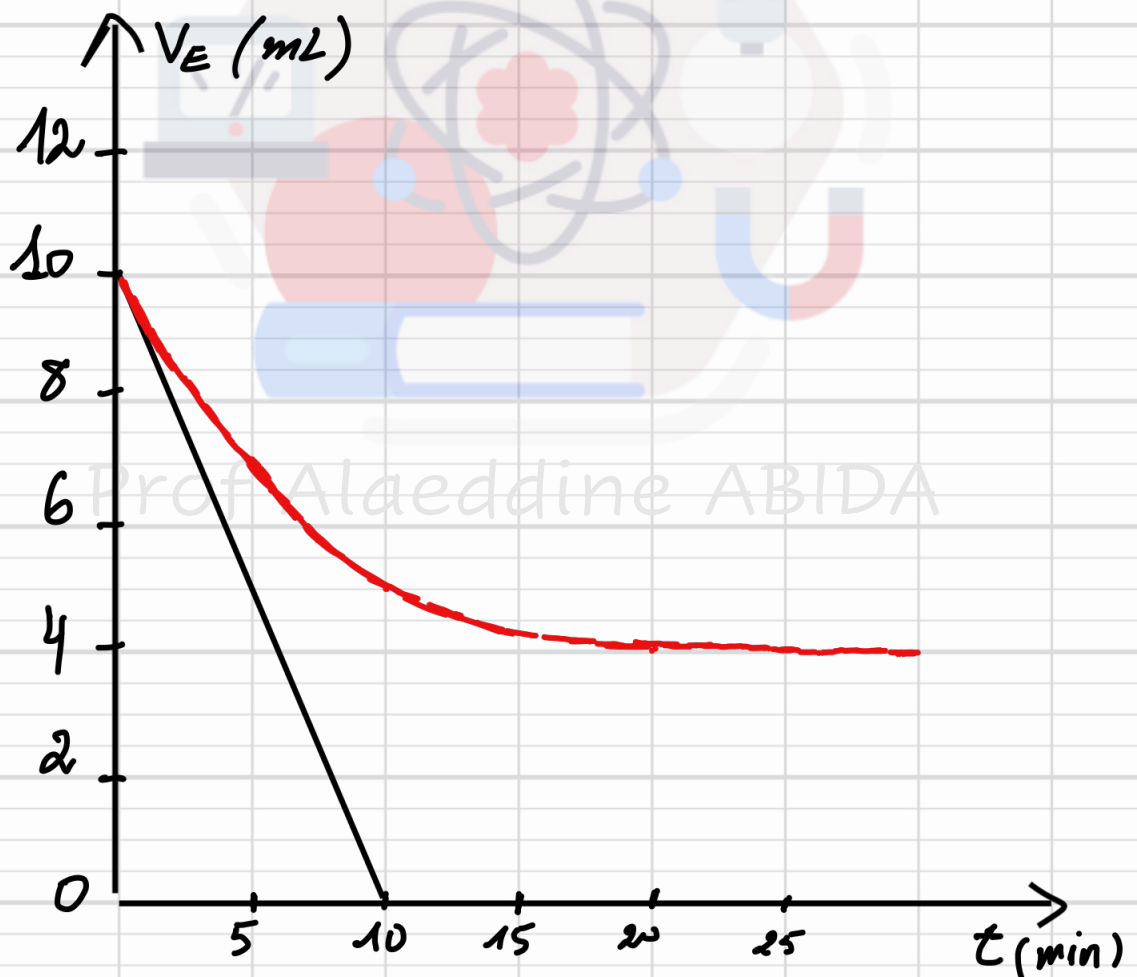
* Un volume $V_2 = V_1$ d'une solution (S_2) d'eau oxygénée H_2O_2 acidifiée de concentration C_2 .

À partir de ce mélange, on prépare dans des erlenmeyers des prélèvements identiques chacun de volume $V_0 = 10\text{ mL}$ et on dose la quantité d'eau oxygénée H_2O_2 présente dans chaque prélèvement par une solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$)

acidifié de concentration molaire $C = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
ce dosage est une réaction rapide représentée
par l'équation suivante :



les mesures du volume V_E de la solution
de $(\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-)$ nécessaire pour obtenir
l'équivalence ont permis de tracer la courbe
de la figure 1.



1. a. Dessiner un schéma annoté du montage du dosage.
- b. En exploitant l'équation (2). Exprimer la quantité de matière initiale $n_i(\text{H}_2\text{O}_2)$ présente à chaque instant dans chaque prélèvement en fonction de la concentration C et le volume V_E de la solution de $(\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-)$ ajoutée à l'équivalence.
2. En exploitant la courbe de la figure 1 :
- a. Déterminer la quantité de matière initiale $n_{i_2}(\text{H}_2\text{O}_2)$ de H_2O_2 dans chaque prélèvement.
- b. Préciser le réactif limitant sachant que les ions H_3O^+ sont en excès. En déduire que la quantité de la matière $n_{i_2}(\text{I}^-)$ des ions iodure I^- dans chaque prélèvement.

3. Calculer les valeurs de concentrations C_1 et C_2 .
4. a- Définir la vitesse volumique instantanée d'une réaction chimique. En déduire que cette vitesse peut s'écrire sous la forme : $v(t) = \frac{dV_E}{dt}$; V_E étant le volume versé à l'équivalence de $(K^+ + MnO_4^-)$ et K est une constante que l'on exprime en fonction de la concentration C de la solution de $(K^+ + MnO_4^-)$.
- b. Justifier que la vitesse est maximale à l'instant $t=0$ puis calculer sa valeur.
5. Montrer que à l'instant $t_{1/2}$ le temps de demi-réaction, on a :
- $$V_E(t_{1/2}) = \frac{V_E(f) + V_E(i)}{2}$$
6. On refait l'étude cinétique de la réaction d'équation (1). On varie

seulement les conditions expérimentales indiquées dans le tableau ci-dessous, l'une des expériences est réalisée par le groupe d'élèves.

Reproduire sur la copie la courbe de la figure (1) puis y représenter les courbes $V_E = f(t)$ pour chacune des expériences sur-indiquées (on justifiera brièvement les positions relatives des courbes associées aux expériences (2) et (3)).

Expérience	(1)	(2)	(3)
$[H_2O_2]_i$ (mol.L ⁻¹)	0,08	0,15	0,15
$[I^-]_i$ (mol.L ⁻¹)	0,18	0,18	0,18
$[H_3O^+]_i$ (mol.L ⁻¹)	Excès	Excès	Excès
Température θ (°C)	25	40	25
Présence catalyseur	non	oui	non

Exercice 02

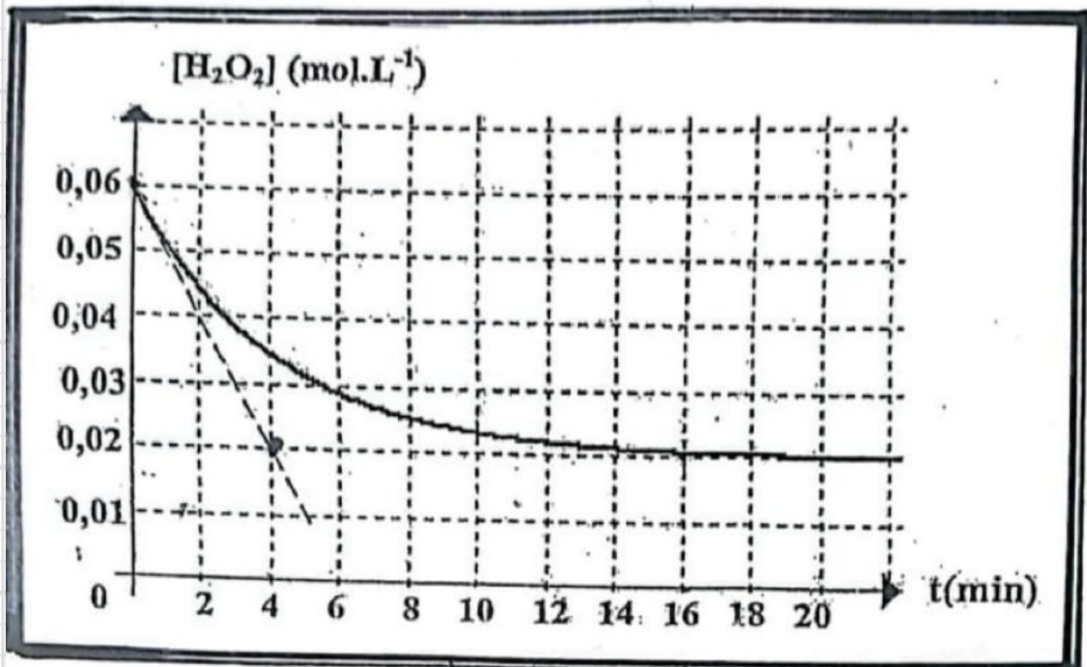
On mélange à $t = 0$, un volume $V_1 = 40 \text{ mL}$ d'une solution d'eau oxygénée H_2O_2 acidifiée de concentration C_1 et un volume $V_2 = 40 \text{ mL}$ d'une solution d'iodure de potassium ($\text{K}^+ \text{I}^-$) de concentration C_2 .

La réaction lente et totale qui se produit est d'équation:



1. Ecrire les deux demi-équations de réaction d'oxydoréduction entre les couples mis en jeu.
2. Dresser le T.A. de cette transformation chimique.
3. Par une méthode non décrite dans cet exercice, on obtient des résultats qui nous ont permis de tracer la courbe ci-dessous représentant la variation de la concentration de H_2O_2 en fonction du temps t . on se basant sur la courbe. montrer que :

$$C_1 = 0,12 \text{ mol. L}^{-1} \text{ et } C_2 = 0,16 \text{ mol. L}^{-1}.$$



4. Déterminer la vitesse de réaction volumique à $t=0$.

5. Montrer que à $t = t_{1/2}$, la concentration molaire de l'eau oxygénée est donnée par la relation :

$$[H_2O_2]_{t_{1/2}} = \frac{[H_2O_2]_0 + [H_2O_2]_e}{2}$$

En déduire la valeur de $t_{1/2}$.

6. À un instant de date t_1 , on prélève un volume $V_0 = 10$ mL de mélange précédent et on dose le diode formé à l'aide d'une solution (S) de thiosulfate de sodium ($2Na^+ + S_2O_3^{2-}$)

de concentration $C = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

6.1. Ecrire l'équation de la réaction du dosage
on donne le couple Redox $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

6.2. À l'équivalence le volume de la solution
(S) ajouté est $V_E = 17,5 \text{ mL}$.

Déterminer la composition du mélange à
l'instant de date t_1 . En déduire la
valeur de t_2 .

7. L'étude expérimentale montre que la concentration
de I_2 est donnée par la relation:

$$[\text{I}_2] = a - \frac{a}{1 + a \cdot b \cdot t}$$

a et b sont des constantes à déterminer.

on suppose que la réaction terminera à une
durée assez grande.

7.1. Déterminer la valeur de a .

7.2. Exprimer la vitesse volumique en fonction
de $[\text{I}_2]$. En déduire la valeur de b .

Exercice 03.

Pour étudier la cinétique chimique de la réaction entre l'ion dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ et l'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. On mélange à ($t=0$) un volume V_1 d'une solution aqueuse de dichromate de potassium ($2\text{K}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) de concentration molaire $c_1 = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. avec un volume $V_2 = 100 \text{ ml}$ d'une solution aqueuse d'acide oxalique de concentration molaire c_2 le milieu est acidifié (Excès des ions H_3O^+). L'étude expérimentale a permis de tracer les courbes suivantes :

figure - 1 - : $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = f(t)$. et $[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] = g(t)$.

figure - 2 - $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = h(\text{CO}_2)$.

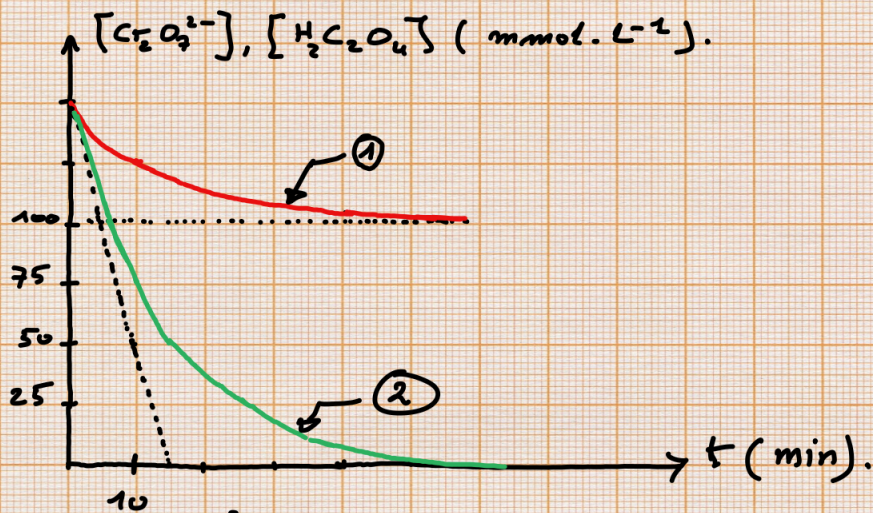


Figure 1

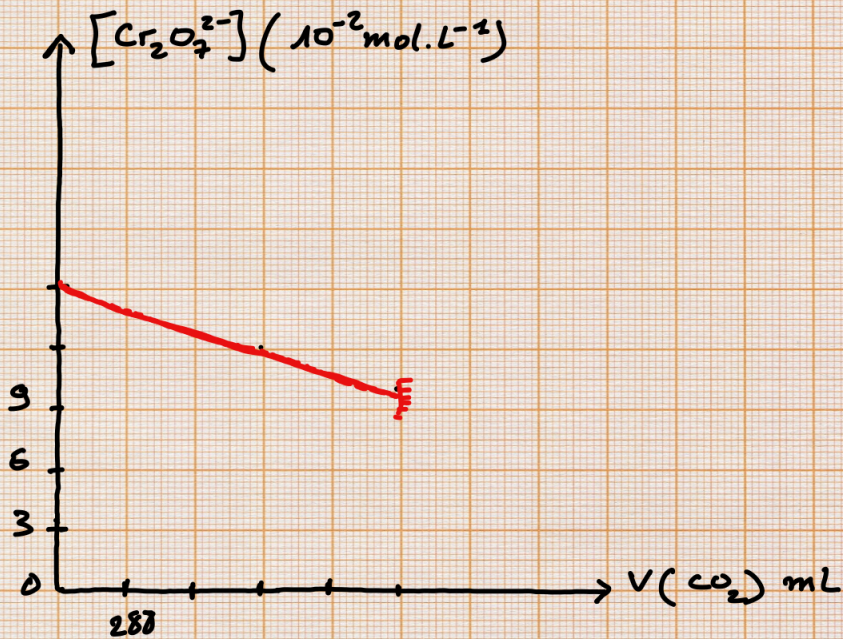


Figure 2

1. Déterminer les couples ox/red mis en jeu.
2. Dessiner le tableau d'avancement de cette réaction
3. Calculer la valeur de l'avancement maximal x_{\max} , déterminer le réactif limitant.
4. Attribuer pour chaque courbe de la figure 1 la fonction correspondante. justifier.
5. Trouver les valeurs de c_2 et $v_{1/2}$.
6. Trouver la valeur de $t_{1/2}$.
7. Montrer que $v(t) = -\frac{1}{3} \frac{d[\text{H}_2\text{O}_2\text{O}_4]}{dt}$ et calculer sa valeur maximale.
8. Calculer la valeur de la quantité de matière du CO_2 dégagé à $t = 10 \text{ min}$.

on donne le volume molaire :

$$V_M = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

COURS EN LIGNE
PROF ALAEDDINE ABIDA

- PHYSIQUE
- CHIMIE
- 2BAC SM PC
- BIOF

WHATSAPP
0696307274

AjiTfham
Academy

Exercice 04

En phase gazeuse, le méthoxyméthane, CH_3OCH_3 , se décompose à la température $504^{\circ}C$, suivant une réaction d'équation chimique : $CH_3OCH_3(g) \rightarrow CH_4(g) + CH_2O(g)$

La cinétique chimique de cette transformation a été étudiée en introduisant dans un récipient de volume $V = 0,5L$ préalablement vidé, une quantité de matière n_0 de méthoxyméthane et en mesurant à température constante, la pression $P(t)$ dans le récipient en fonction du temps. On a obtenu les résultats suivants :

t (min)	0,00	5,00	9,00	15,0	20,5	25,0	32,5	38,0	46,0	70,0	96,0	130	158
P(t) (kPa)	32,9	36,2	38,6	41,6	44,6	46,1	48,4	49,9	52,0	55,8	58,0	60,6	61,7

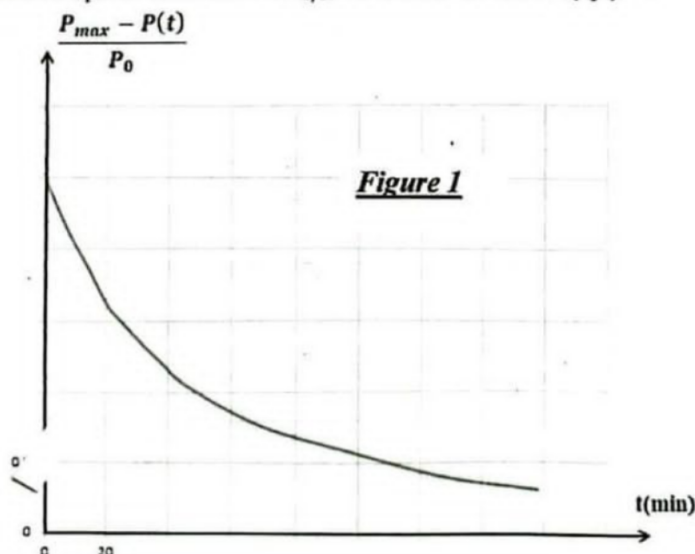
Données : On considère que tous les gaz sont parfaits .

et on donne la constante des gaz parfaits $R = 8,31J.mol^{-1}.K^{-1}$

- Dresser le tableau d'avancement de la transformation chimique, et montrer que l'avancement maximal est $x_{max} \approx 2,55.10^{-3}mol$. (1 pt)
- Exprimer la quantité de matière gazeuse totale n_t , à un instant donné, en fonction de n_0 et de l'avancement x de la transformation. (0,75 pt)
- Exprimer à l'instant t la pression $P(t)$ dans le récipient en fonction de n_0 , x , R , V et la température absolue T . (0,75 pt)
- En déduire l'expression de la pression maximale P_{max} dans le récipient en fonction de n_0 , R , V et la température absolue T . puis calculer sa valeur. (0,75 pt)
- La figure 1 ci-dessous représente l'évolution du rapport $\frac{P_{max}-P(t)}{P_0}$ en fonction du temps, tel que P_0 représente la pression initial dans le récipient.
- 5.1. Montrer que l'avancement x à l'instant t est donné par la relation :

$$x = x_{max} \left(1 - \left(\frac{P_{max}-P(t)}{P_0} \right) \right) \quad (1 \text{ pt})$$

- 5.2. Définir la vitesse volumique de la transformation. (0,25 pt)
- 5.3. Calculer la valeur de cette vitesse aux dates $t = 0$ et $t = 40min$. (1 pt)
- 5.4. Interpréter la variation de vitesse observée. (0,5 pt)
- 5.5. Définir le temps de demi-réaction $t_{1/2}$. et calculer sa valeur. (1pt)



Exercice 05

Partie I (3,5pts) : Cinétique de la réaction entre l'aluminium et les ions H_3O^+

Le but de cet exercice est le suivi cinétique de la réaction entre l'acide chlorhydrique et l'aluminium solide.

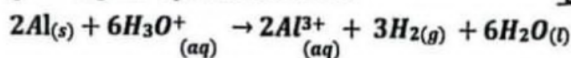
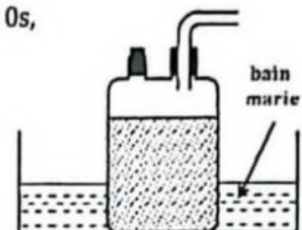
On met dans un bécher une masse $m = 540mg$ d'aluminium, et à un instant $t = 0s$,

on verse un volume $V = 200mL$ d'une solution d'acide chlorhydrique

$(H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)})$ de concentration C .

En utilisant le dispositif expérimental de la figure 1

On modélise la réaction qui se produit par l'équation suivante :



Une méthode expérimentale a permis de tracer la courbe représentant les variations du rapport $y = \frac{[Al^{3+}]}{[H_3O^+]}$ en fonction du temps (Figure 2).

On donne : $M(Al) = 27g \cdot mol^{-1}$

1- En se basant sur le tableau d'avancement, (0,5pt)

établir l'expression de y en fonction de C, V et x avec x l'avancement de la réaction à un instant t

2- En exploitant le graphe, déterminer:

2.1- Le réactif limitant. (0,5pt)

2.2- La valeur de la concentration C . (0,5pt)

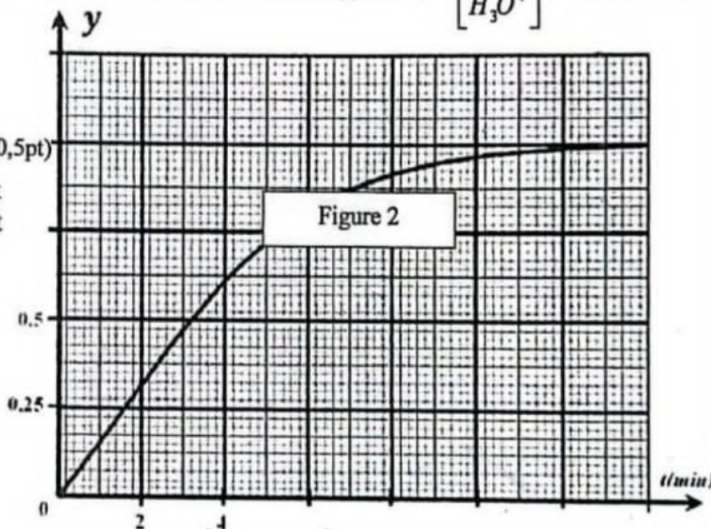
2.3- Le temps de demi-réaction $t_{1/2}$. (0,5pt)

3- Montrer que l'expression de la vitesse volumique de la réaction peut s'écrire sous la

forme : $v = \frac{c}{2 \cdot (1+3y)^2} \frac{dy}{dt}$ (0,75pt)

Calculer la valeur de la vitesse à l'instant $t_{1/2}$.

4- Donner la composition molaire du mélange lorsque $y = 0,5$. (0,75pt)



COURS EN LIGNE
PROF ALAEDDINE ABIDA

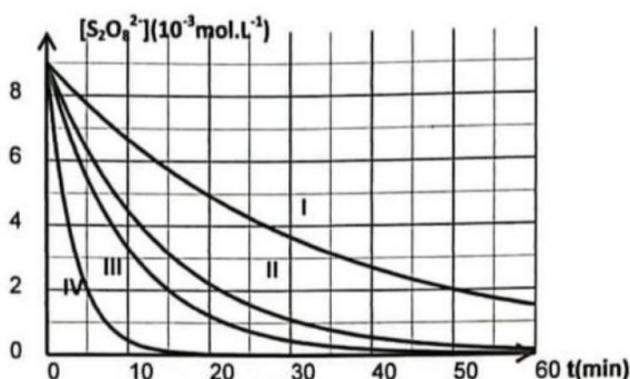
- PHYSIQUE
- CHIMIE
- 2BAC SM PC
- BIOF

WHATSAPP
0696307274

Ajitfham Academy

Exercice 06

On réalise l'oxydation des ions iodure I^- par des ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$ dans quatre expériences notées (a), (b), (c) et (d). Pour chaque expérience on dose le diiode formé à des instants différents par une solution de thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ de concentration $C=10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, et on détermine la concentration des ions $S_2O_8^{2-}$, on obtient les courbes suivantes :



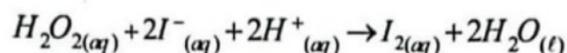
Les conditions expérimentales sont consignées dans le tableau suivant :

Expérience	Température	$[S_2O_8^{2-}]_0$	$[I^-]_0$	
(a)	30°C	$9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	Présence d'ions Fe^{3+}
(b)	30°C	$9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	
(c)	30°C	$9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	Présence d'ions Fe^{2+}
(d)	17°C	$9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	

- Écrire l'équation bilan de la réaction entre I^- et $S_2O_8^{2-}$. Préciser les couples redox mis en jeu.
- Attribuer avec justification la courbe correspondante à chaque expérience.
- On considère l'expérience représenté par la courbe (I).
 - Définir la vitesse volumique instantanée de disparition des ions $S_2O_8^{2-}$. Déterminer sa valeur à la date $t_1=20 \text{ min}$. En déduire la valeur de la vitesse $V(I^-)$ à cette date.
 - Écrire l'équation de la réaction de dosage.
 - Calculer le volume de la solution de thiosulfate de sodium utilisé pour le dosage d'un prélèvement de 5 cm^3 à la date $t_2=30 \text{ min}$.
- Calculer pour l'expérience (c) les concentrations molaires des espèces chimiques présentes à la fin de réaction.

Exercice 07

L'eau Oxygéné H_2O_2 peut réagir avec les ions iodure I^- dans un milieu acide selon une transformation lente représentée par la réaction suivante :



On prépare à $t=0$, un mélange composé d'une quantité de matière n_0 d'iodure de potassium ($K^+ + I^-$), et une quantité n'_0 de l'eau oxygéné acidifiée par l'acide sulfurique concentré.

Pour effectuer la suivie temporelle de cette réaction, on prend, à des instants différents, des échantillons de même volume, puis on procède au dosage de la quantité de matière de diode formé. Cette étude expérimentale a permis de tracer la courbe représentant l'évolution de la quantité de matière de l'eau oxygéné H_2O_2 restant dans le mélange en fonction du temps, on obtient la courbe de la figure-1.

1. Trouver à partir de la courbe les quantités de matière initiale n'_0 et finale n'_f de H_2O_2 .
2. En déduire le réactif limitant.
3. Dresser le tableau d'avancement de la réaction et déterminer l'avancement maximal X_{max} .
4. Trouver la quantité de matière initiale des ions iodure I^- .
5. Montrer que la vitesse volumique de la réaction s'écrit sous la forme :

$$v_t = -\frac{1}{V} \frac{dn(H_2O_2)}{dt}$$

6. Calculer la vitesse volumique de la réaction à l'instant $t_1=3min$. On donne le volume du mélange : $V=100mL$.
7. Calculer le nombre de chocs efficaces qui ont lieu dans le mélange durant 1s, à l'instant t_1 .

On donne : $N_A=6,02.10^{23}$

8. Déterminer la concentration des ions iodure I^- à l'instant $2t_{1/2}$.

