

EXERCICE 2**(03,5 points)**

Un laborantin se propose de suivre l'évolution de la réaction de saponification de l'éthanoate d'isopropyle avec la solution d'hydroxyde de sodium à température ambiante (25°C), réaction lente et totale. Pour cela, il prépare un mélange équimolaire de volume déterminé (volume supposé constant dans toute la suite).

- 2.1.** Ecrire l'équation-bilan de la réaction et nommer les produits obtenus. **(0,5 pt)**
- 2.2.** Dans une première expérience, le suivi de la réaction, par une méthode appropriée, a permis le tracé de la courbe d'évolution temporelle du nombre de moles d'éthanoate de sodium formé, noté n (en μmol) (figure 1).

2.2.1 Déterminer la vitesse de formation de l'éthanoate de sodium à la date $t = 2\text{ min}$ puis à $t = 5\text{ min}$.

Comment évolue la vitesse au cours du temps ? Justifier cette évolution.

(0,5 pt)

2.2.2 Définir le temps de demi-réaction noté $t_{1/2}$.

(0,25 pt)

2.2.3 Déterminer graphiquement :

a) la quantité de matière d'éthanoate de sodium obtenue en fin d'expérience;

b) le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.

(0,5 pt)

NB : Il n'est pas demandé de rendre la courbe ci-dessous avec la feuille de copie. Toutefois, on expliquera succinctement l'exploitation qui en est faite pour répondre aux questions précédentes.

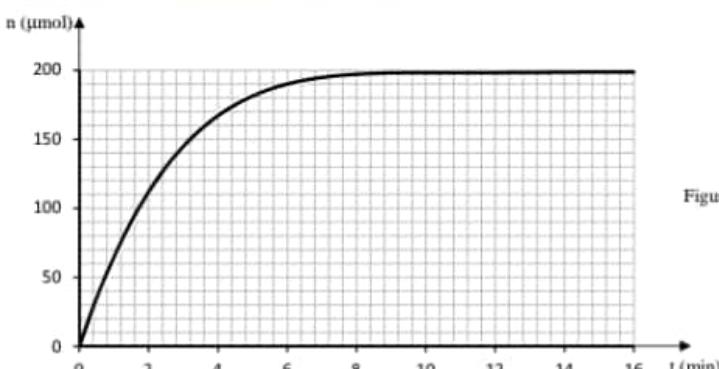


Figure 1

.../...2

SCIENCES PHYSIQUES

2/4

14 G 18 A 01

Séries : S1-S3

Exercice du 1^{er} groupe

- 2.3.** Dans une seconde expérience, le laborantin a effectué des mesures lui permettant d'obtenir le tableau suivant :

$\ln\left(\frac{C_0}{[OH^-]}\right)$	0,0	0,8	1,6	2,4	3,2	4,0	4,8	5,6	6,4
$t (\text{min})$	0	2	4	6	8	10	12	14	16

Dans ce tableau, la notation \ln signifie logarithme népérien ; C_0 est la concentration des ions OH^- dans le milieu à l'instant initial $t=0$ où les réactifs ont été mélangés et $[OH^-]$ est la concentration de ces ions à l'instant t .

- 2.3.1. a)** Tracer la courbe représentative de $\ln\left(\frac{C_0}{[OH^-]}\right) = f(t)$ (à rendre avec la feuille de copie).

Echelles : 1cm pour 1min et 2cm pour une unité de $\ln\left(\frac{C_0}{[OH^-]}\right)$

b) En déduire la relation entre $\ln\left(\frac{C_0}{[OH^-]}\right)$ et t . **(0,1 pt)**

- 2.3.2** Exprimer la concentration en ions hydroxyde $[OH^-]_{1/2}$ à la date $t_{1/2}$ en fonction de la concentration C_0 de ces ions dans le mélange à l'instant initial.

- 2.3.3** Montrer, en utilisant les résultats précédents, que le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ a pour expression:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}, \text{ relation où } k \text{ est une constante dont on précisera la valeur.} \quad (0,5 \text{ pt})$$

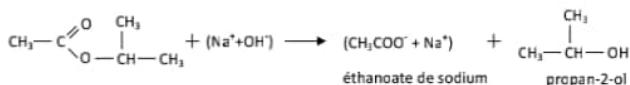
- 2.3.4** En déduire une valeur de $t_{1/2}$ et comparer à la valeur trouvée à la question 2.2.3).

On prendra : $\ln 2 = 0,70$

(0,25 pt)

EXERCICE 2

2.1 Equation-bilan de la réaction et nom des produits :



Page 1 sur 7

22

2.2.1 La vitesse de formation v est définie par : $V = + \frac{dn}{dt}$; sa valeur correspond au coefficient directeur de la tangente à la courbe $n = f(t)$ à la date t considérée.

A chaque date, on trace la tangente à la courbe ($n = \text{fit1}$) ; et on détermine le coefficient directeur.

On obtient les résultats suivants :

At $t = 2$ min : $x_1 = 43 \mu\text{mol min}^{-1}$

At $t = 5$ min : $\text{N}_2 = 12 \mu\text{mol min}^{-1}$

On a : $v_1 < v_2$, donc la vitesse diminue.

Justification : la concentration des réactifs diminue \rightarrow diminution de la vitesse

2.2.2 Définition du temps de demi-réaction $t_{1/2}$

Le temps de demi-réaction est le temps au bout duquel la moitié de la quantité de matière initiale du réactif limitant a réagi.

223

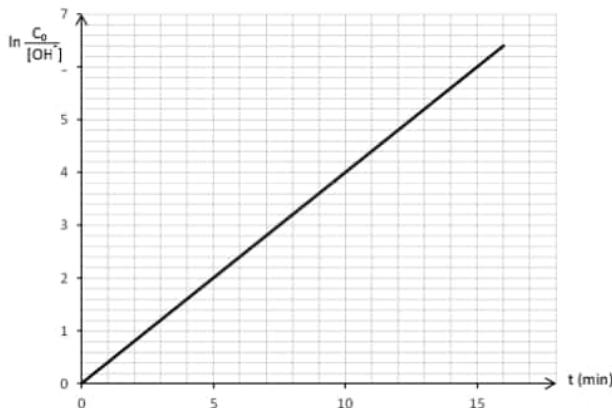
a) D'après le graphe la quantité de matière d'éthanoate de sodium obtenue est : $n_1 = 200 \text{ } \mu\text{mol}$

b) A la date $t_{1/2}$ on a : $n_{\text{ester formé}} = \frac{n_{\text{ester finale}}}{2} = 100 \mu\text{mol}$ d'où, d'après le graphe, $t_{1/2} = 1,6 \text{ min.}$

2.3.

2.3.1

a) Tracé de la courbe $\ln\left(\frac{c_1}{c_1 - x}\right) = f(x)$:



Page 2 sur 7

b) Relation :

On a une droite qui passe par l'origine $\rightarrow \ln \frac{C_0}{[\text{OH}^-]} = kt$ (1) avec $k = \text{pente} = 0,4 \text{ min}^{-1}$

2.3.2

A la date $t_{1/2}$ la moitié des ions OH^- a réagi $\rightarrow [\text{OH}^-]_{1/2} = \frac{C_0}{2}$ (2)

2.3.3

Les équations (1) et (2) \rightarrow à $t_{1/2}$ on a : $\ln \frac{C_0}{[\text{OH}^-]_{1/2}} = kt_{1/2} \rightarrow \ln \frac{C_0}{\frac{C_0}{2}} = kt_{1/2} \rightarrow t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$

Valeur de la constante k : $k = 0,4 \text{ min}^{-1}$

2.3.4 : Valeur de $t_{1/2}$:

On a : $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{0,4} = 1,7 \text{ min}$

Il y a accord entre les 2 valeurs; l'erreur relative est : $\frac{\Delta t_{1/2}}{t_{1/2}} = 0,06$ soit 6%.



OFFICE DU BACCALAUREAT

Téléfax (221) 33 824 65 81 - Tél. : 33 824 95 92 - 33 824 65 81

SCIENCES PHYSIQUES

Les tables et calculatrices réglementaires sont autorisées.EXERCICE 1

(03 points)

Le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 connu sous le nom d'eau oxygénée est un agent de blanchiment et de désinfection dans l'industrie pharmaceutique.

En solution aqueuse, l'eau oxygénée se décompose lentement suivant la réaction totale d'équation :



Pour étudier la cinétique de cette réaction, on effectue sur une solution de peroxyde d'hydrogène des prélèvements de volume $V_0 = 10 \text{ mL}$ échelonnés dans le temps et on dose immédiatement l'eau oxygénée restant à l'aide d'une solution acidifiée de permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$) de concentration $C_1 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On désigne par C la concentration molaire volumique en H_2O_2 à un instant t et C_0 sa concentration initiale.

1.1 La réaction support du dosage est : $2MnO_4^- + 6H_3O^+ + 5H_2O_2 \rightarrow 5O_2 + 2Mn^{2+} + 14H_2O$.

Montrer que la concentration C en H_2O_2 à un instant t et le volume V_t de la solution de permanganate de potassium versé à l'équivalence sont liés par : (0,75 pt)

1.2 Le graphe ci-contre donne les valeurs du volume V_t de la solution de permanganate de potassium versé à différentes dates pour atteindre l'équivalence (figure 1).

1.2.1 Définir la vitesse volumique de disparition $v(t)$ de l'eau oxygénée à l'instant t puis l'exprimer en fonction de V_0 , V_t et C_1 . (0,5 pt)

1.2.2 Déterminer, à l'aide de l'expression établie à la question précédente et du graphe, la vitesse de disparition de l'eau oxygénée aux instants $t_0 = 0$ et $t_1 = 25 \text{ s}$. Justifier le sens de l'évolution de cette vitesse. (0,75 pt)

1.2.3 On admet que la vitesse $v(t)$ est de la forme $v(t) = k \cdot C(t)$, relation où k est une constante positive. Montrer que la concentration en peroxyde d'hydrogène varie en fonction du temps selon l'expression : $C(t) = C_0 \cdot e^{-kt}$ (0,25 pt)

1.2.4 Déduire de la courbe la valeur de la constante k . (0,25 pt)

1.2.5 Déterminer le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ de la décomposition du peroxyde d'hydrogène. (0,5 pt)

NB : le graphe n'est pas à rendre avec la feuille de copie ; toutefois on expliquera succinctement l'exploitation qui en est faite pour répondre aux questions.

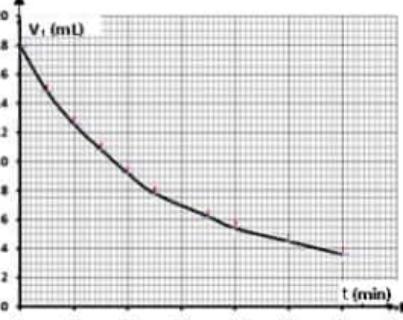


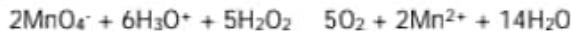
Figure 1

CORRIGE DE L'EPREUVE DE SCIENCES PHYSIQUES DU PREMIER GROUPE

Séries S1-S3

EXERCICE 1

1.1 Relation entre C et V₁



$$\frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}}{5} = \frac{n_{\text{MnO}_4^-}}{2} \quad n_{\text{H}_2\text{O}_2} = \frac{5n_{\text{MnO}_4^-}}{2} \quad \text{or } C = [\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}}{V_0} = \frac{5C_1V_1}{2V_0}$$

1.2.1 Définition : la vitesse volumique de disparition de l'eau oxygénée est l'opposée de la dérivée par rapport au temps de la concentration en eau oxygénée.

Expression : $v(t) = -\frac{dC}{dt}$ or $C = \frac{5C_1V_1}{2V_0}$ $v(t) = -\frac{5C_1}{2V_0} \frac{dV_1}{dt}$

1.2.2 $v(t)$ est le coefficient directeur de la tangente à la courbe à la date considérée multiplié par le coefficient $-\frac{5C_1}{2V_0}$.

Graphiquement $v(t_0=0) \approx 3,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$; $v(t_1=25 \text{ min}) \approx 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$.

Cette vitesse diminue car la concentration en eau oxygénée diminue.

1.2.3 Expression de C(t).

$$v = k.C \quad \text{or} \quad v = -\frac{dC}{dt} \quad -\frac{dC}{dt} = k.C \quad -\frac{dC}{C} = k.dt \quad \frac{dC}{C} = -k.dt \quad \ln C = -k.t + \text{cste}$$

$$C = A.e^{-kt} \quad \text{or à } t = 0 \text{ on a } C = C_0 \quad A = C_0 \quad \text{d'où} \quad C = C_0 e^{-kt}$$

1.2.4. Détermination graphique de k :

$$v = -\frac{5C_1}{2V_0} \frac{dV_1}{dt} \quad \text{or} \quad v = -\frac{dC}{dt} = -\frac{d}{dt}(C_0 \cdot e^{-kt}) = k.C_0 e^{-kt} \quad K = -\frac{5C_1}{2V_0 C_0} \frac{dV_1}{dt}$$

On détermine le coefficient directeur de la tangente au graphe $V_1 = f(t)$ à la date $t = 0$;

soit $\left[\frac{dV_1}{dt} \right] = \text{pente} \approx -0,6 \text{ mL.min}^{-1}$

$$k = -\frac{5 \cdot 2010^{-2}}{2 \cdot 10910^{-2}} (-0,6) = 3,31 \cdot 10^{-2} \text{ mir}^{-1}$$

1.2.5 Temps de demi-réaction :

$$\text{à } t = t_{1/2} \text{ on a } C = \frac{C_0}{2} \quad V_1 = \frac{V_1(t=0)}{2}; \text{ du graphe on tire} \quad t_{1/2} = 21 \text{ min}$$

EXERCICE 2 : (03 points)

L'eau oxygénée est un produit qui présente de nombreux avantages et s'utilise au quotidien, pour la maison mais aussi pour l'esthétique. Le plus souvent ce produit est utilisé comme agent de blanchiment. L'eau oxygénée a également des vertus stérilisantes et désinfectantes.

La décomposition de l'eau oxygénée est une réaction lente représentée par l'équation-bilan suivante :



Pour étudier la cinétique de cette réaction, on introduit de l'eau oxygénée dans un ballon avec du chlorure de fer III (qui sert de catalyseur) de façon à obtenir une solution dont la concentration molaire initiale en eau oxygénée est de 6 mmol.L^{-1} . La température est maintenue constante. On effectue des prélèvements réguliers, qui sont ensuite dosés par une solution titrée de permanganate de potassium en milieu acide. Les mesures réalisées ont permis de tracer la courbe représentant les variations de la concentration de l'eau oxygénée restante en fonction du temps (document 1).

.../... 2

SCIENCES PHYSIQUES

2/4

17 G 18 A 01

Séries : S1-S3

Epreuve du 1^{er} groupe

2.1. Ecrire l'équation bilan de la réaction support du dosage sachant que les couples oxydants-réducteurs mis en jeux sont : $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$. **(0,5 pt)**

2.2. Définir la vitesse volumique de disparition $v(t)$ de l'eau oxygénée à la date t .

Déterminer graphiquement sa valeur à l'instant $t = 0$.

(0,5 pt)

2.3 Déterminer le temps de demi-réaction et la valeur de la vitesse instantanée de disparition de l'eau oxygénée à cette date **(0,5 pt)**

2.4 Comment évolue la vitesse instantanée de disparition de l'eau oxygénée au cours du temps ? Justifier cette évolution. **(0,5 pt)**

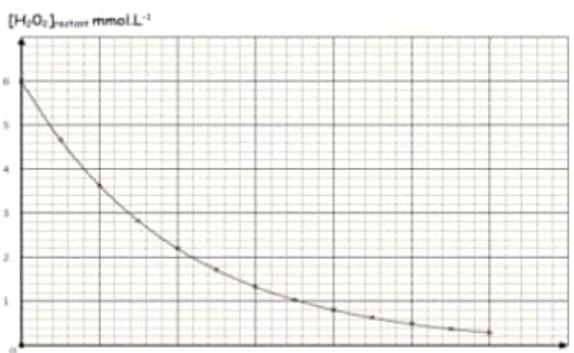
2.5. On cherche à déterminer une relation simple entre la vitesse instantanée volumique de disparition de l'eau oxygénée et sa concentration molaire dans le milieu réactionnel.

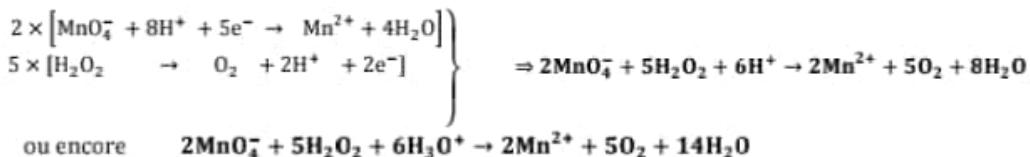
2.5.1. Dans les conditions de l'expérience la concentration instantanée C_t en eau oxygénée évolue conformément à la relation $C_t = C_0 e^{-Kt}$ où C_0 est la concentration d'eau oxygénée à la date $t = 0$ et K une constante.

Etablir la loi de variation $v(t)$ de la vitesse de disparition en fonction du temps t . **(0,5 pt)**

2.5.2. Tenant compte de la valeur trouvée à la question 2.2, calculer K . En déduire une relation simple entre la vitesse de disparition $v(t)$ et la concentration C_t de l'eau oxygénée à l'instant t .

En utilisant ce résultat, calculer la valeur de $v(t)$ à $t = 14 \text{ min}$.

(0,5 pt)**Document 1**

EXERCICE 2**(03 points)****2.1.** Equation-bilan :

2.2. Définition : la vitesse volumique de disparition de l'eau oxygénée est l'opposée de la dérivée par rapport au temps de la concentration molaire volumique de l'eau oxygénée : $V = -\frac{dC}{dt} = -\frac{d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt}$.
 Sa valeur est déterminée à partir du coefficient directeur de la tangente à la courbe à la date considérée : $V(t=0) = V_0 \approx 0,30 \text{ mmol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$ (graphiquement).

3

2.3. Temps de demi-réaction $t_{1/2}$:

$$[\text{H}_2\text{O}_2]_{t_{1/2}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]_0}{2} = 3 \text{ mmol.L}^{-1} \Rightarrow t_{\frac{1}{2}} \approx 14 \text{ min} \quad (\text{Graphiquement}).$$

Vitesse $V_{\frac{1}{2}} = 0,147 \text{ mmol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$ (graphiquement).

2.4. La vitesse diminue au cours du temps car la concentration du réactif diminue.

2.5.

$$\text{2.5.1. } V = -\frac{dC}{dt} \text{ or } C = C_0 e^{-kt} \Rightarrow \frac{dC}{dt} = -kC_0 e^{-kt} \Rightarrow V = k \cdot C_0 e^{-kt}$$

$$\text{2.5.2. Valeur de } k: V(t=0) = V_0 = k \cdot C_0 e^0 = k \cdot C_0 \Rightarrow k = \frac{V_0}{C_0} \quad \text{A.N: } k = \frac{0,3}{6} = 0,05 \text{ min}^{-1}$$

Relation simple entre V et C : $V = k \cdot C_0 e^{-kt}$ or $C = C_0 e^{-kt} \Rightarrow V = k \cdot C = 0,05 \cdot C$

Valeur de V($t=14 \text{ min}$) : $V_{t=14 \text{ min}} = 0,05 \times 3 = 0,15 \text{ mmol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$

EXERCICE 2**(03 points)**

L'eau de Javel est une solution équimolaire d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^+ + \text{ClO}^-$) et de chlorure de sodium. A la maison, elle est surtout utilisée comme antiseptique ou comme décolorant dans le blanchissage. Elle doit être conservée en emballage opaque à l'abri de la chaleur pour éviter l'accélération de sa décomposition.

On se propose d'étudier la cinétique de la réaction de décomposition d'une eau de Javel catalysée par des ions cobalt Co^{2+} . L'équation de cette réaction est : $2 \text{ClO}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{O}_2$

A une date $t = 0$ s, on dispose d'une eau de Javel catalysée par des ions Co^{2+} , de volume

$V_1 = 100 \text{ cm}^3$, de concentration initiale en ions hypochlorite $[\text{ClO}^-]_0 = 2,6 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$.

Afin de suivre l'évolution de la réaction, on mesure à température et pression constantes, le volume $V(\text{O}_2)$ de dioxygène dégagé au cours du temps, en cm^3 , dans des conditions où le volume molaire est $V_m = 22,4 \text{ L mol}^{-1}$.

2.1 Montrer que la réaction de décomposition de l'eau de Javel est une réaction d'oxydo-réduction.

(0,5 point)

2.2 On détermine, à divers instants, le volume $V(\text{O}_2)$ de dioxygène dégagé et on en déduit la concentration $[\text{ClO}^-]$ restant en fonction du temps ; on obtient la courbe $[\text{ClO}^-](t) = f(t)$ jointe en annexe (figure 1 de la page 5)..

2.2.1 Etablir la relation qui permet de calculer la concentration $[\text{ClO}^-](t)$ en fonction de $[\text{ClO}^-]_0$.

$V(\text{O}_2)$, V_1 et V_m . (0,75 point)

2.2.2 Définir la vitesse volumique instantanée de disparition de l'ion hypochlorite à la date t ;

la calculer à $t = 240$ s. (0,5 point)

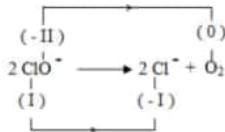
2.2.3 A quelle date le volume $V(\text{O}_2)$ de dioxygène est-il égal à 200 cm^3 ? (0,75 point)

2.3 Sur le graphe de la figure 1 de la page 5, à rendre avec la copie, tracer l'allure de la courbe représentant l'évolution de $[\text{ClO}^-] = f(t)$ en l'absence d'ions cobalt. Justifier la réponse. (0,5 point)

... / ... 2

Exercice 2 :

2.1 : On utilise les nombres d'oxydation :



Le nombre d'oxydation de l'élément chlore décroît de +I à -I et celui de l'oxygène croît de -II à 0 → la décomposition de ClO^- est une réaction redox.

2.2 :

2.2.1 : Relation donnant $[\text{ClO}^-]$

$$\text{On a } n(\text{ClO}^-) = n(\text{ClO}^-)_{\text{initial}} - n(\text{ClO}^-)_{\text{transformé}}$$

$$\rightarrow n(\text{ClO}^-) = n(\text{ClO}^-)_0 - 2n(\text{O}_2) \rightarrow [\text{ClO}^-] = [\text{ClO}^-]_0 - \frac{2V(\text{O}_2)}{V_1 \cdot V_m}$$

2.2.2 : Définition de la vitesse volumique instantanée de disparition de ClO^- .

$v(t)$ est l'opposée de la dérivée par rapport au temps de $[\text{ClO}^-]$

$v(t) = -\frac{d[\text{ClO}^-]}{dt}$ → correspond à la valeur absolue du coefficient directeur de la tangente à la courbe $[\text{ClO}^-] = f(t)$ à la date t .

Valeur de la vitesse à la date $t_1 = 240$ s : graphiquement, on trouve

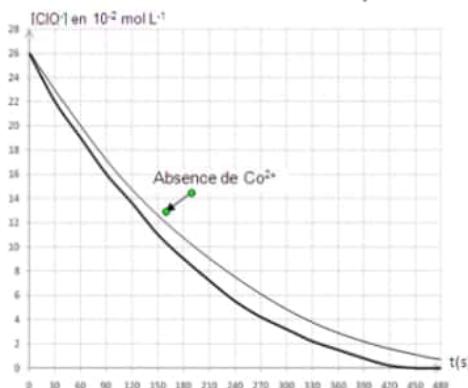
$$v(t_1) = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$$

2.2.3 : Date à laquelle $v(\text{O}_2) = 200 \text{ cm}^3$

$$\text{On calcule } [\text{ClO}^-] ; \text{ soit } [\text{ClO}^-] = 2,6 \cdot 10^{-1} - \frac{2 \times 0,2}{22,4 \times 0,1} = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

On en déduit la date t graphiquement : $t = 195$ s

2.3 : A l'absence d'ions Co^{2+} la décomposition est plus lente (voir courbe ci-jointe).



EXERCICE 2**(03 points)**

L'eau oxygénée ou peroxyde d'hydrogène H_2O_2 se décompose lentement en produisant du dioxygène. Son importance réside dans l'utilisation courante qu'en fait : teintures pour cheveux, décoloration de la pâte à papier, désinfection des plaies. Les solutions d'eau oxygénée peuvent également être utilisées, grâce au dioxygène libéré, comme désinfectant bucal et aussi pour le nettoyage de lentilles de contact. Pour ce traitement des lentilles un rinçage soigneux avec destruction des restes d'eau oxygénée est indispensable car tout contact de cette substance avec les yeux provoquerait une grave irritation. On comprend, par ces informations, la nécessité de bien connaître les paramètres de la cinétique de décomposition de l'eau oxygénée.

En présence de catalyseurs appropriés, on effectue une étude cinétique de la décomposition de l'eau oxygénée, à une température θ , dont l'équation-bilan s'écrit :



A l'instant $t = 0$, début de l'expérience, la solution contient 1 mole d'eau oxygénée et son volume est $V_0 = 2$ litres, volume considéré comme constant au cours de l'expérience.

A pression constante, on mesure le volume $V(O_2)$ de dioxygène dégagé à différents instants. Dans les conditions expérimentales, le volume molaire V_m des gaz vaut 24 L.mol^{-1} .

... / ... 2

SCIENCES PHYSIQUES

2/5

08 G 18 A 01

Séries : S1-S3

Epreuve du 1^{er} groupe

2.1 Exprimer, en moles, la quantité de dioxygène $n(O_2)$ formée à la date t en fonction de $V(O_2)$ et du volume molaire V_m . **(0,25 pt)**

2.2 Montrer que la concentration en eau oxygénée restante, notée C_R , est donnée par l'expression :

$$C_R = \frac{1 - 2 \frac{V(O_2)}{V_m}}{V_0} \quad (0,25 \text{ pt})$$

2.3 Recopier le tableau de mesures ci-dessous sur la copie, le compléter et tracer la courbe représentative de C_R en fonction de t . Préciser l'échelle choisie. **(01 pt)**

$t(\text{min})$	0	30	60	90	120	180	240	300	360	420	480	600
$V(O_2)(\text{litre})$	0	2,50	4,53	5,86	7,37	9,16	10,56	11,16	11,40	11,60	11,80	11,97
$C_R(\text{mol/L})$												

2.4 Définir la vitesse volumique de disparition de l'eau oxygénée et la déterminer graphiquement à la date $t = 120 \text{ min}$ puis à $t = 360 \text{ min}$. **(0,75 pt)**

2.5 Comment évolue la vitesse volumique de disparition de l'eau oxygénée ? Pourquoi ? **(0,25 pt)**

2.6 Etablir la relation entre la vitesse de formation du dioxygène et la vitesse volumique de disparition de l'eau oxygénée. En déduire les valeurs de la vitesse de formation du dioxygène à $t = 120 \text{ min}$ et à $t = 360 \text{ min}$ **(0,5 pt)**

EXERCICE 2

(03 points)

2.1 On a : $n(O_2) = \frac{V(O_2)}{Vm}$ (0,25 pt)

2.2 On a $n(H_2O_2)$ restant = $n(H_2O_2)$ initial - $n(H_2O_2)$ décomp

Or $n(H_2O_2)$ décomp = 2 $n(O_2)$; d'où $n(H_2O_2)$ restant = $n(H_2O_2)$ initial - 2 $n(O_2)$

En divisant par V_0 on trouve :

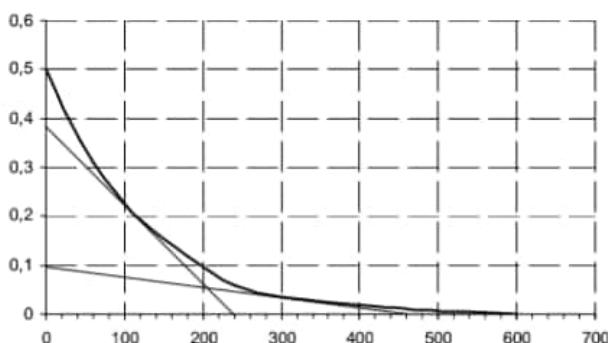
1

$$C_s = \frac{1 - 2 \frac{V(O_2)}{Vm}}{V_s} \quad (0,25 \text{ pt})$$

2.3 (01 pt)

t(min)	0	30	60	90	120	180	240	300	360	420	480	600
$V(O_2)$ (litre)	0	2,50	4,53	5,86	7,37	9,16	10,56	11,16	11,40	11,60	11,80	11,97
C_R (mol/L)	0,5	0,40	0,31	0,26	0,20	0,12	0,06	0,035	0,025	0,017	0,008	0,001

La courbe $CR = f(t)$ a l'allure ci-après.



2.4 $V = -\frac{dC_R}{dt}$ correspond au coefficient directeur de la tangente à la courbe $C_R = f(t)$

A la date $t = 120 \text{ min}$ $V_{120} = -\frac{0 - 0,2}{120 - 0} = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \cdot \text{min}$

à $t = 360 \text{ min}$ $V_{360} = -\frac{0 - 0,1}{460 - 0} = 2,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{min}$ (0,75 pt)

2.5 La vitesse volumique de disparition de l'eau oxygénée décroît avec le temps du fait que la concentration en eau oxygénée diminue. (0,25 pt)

2.6 En dérivant par rapport au temps expression $C_s = \frac{1 - 2n(O_2)}{V_s}$ on déduit :

$$\frac{dn(O_2)}{dt} = \frac{1}{2} \left(-\frac{dC_R}{dt} \right) V_0 ; \text{ d'où } V_{\text{form}(O_2)} = \frac{1}{2} V_0 \cdot V_{\text{dispar}(H_2O_2)} \quad (0,5 \text{ pt})$$