

**EXERCICE II : OSCILLATIONS CHIMIQUES ET OSCILLATIONS MÉCANIQUES
(6 points)**

Des oscillations peuvent être observées dans des domaines très divers.

Les parties 1 et 2 sont indépendantes.

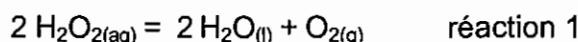
1. Oscillations chimiques

Données : masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

H : 1,0 O : 16,0 I : 126,9

La réaction de Briggs et Rauscher est une réaction chimique oscillante. Lorsqu'on mélange les différents réactifs, la solution passe alternativement du jaune au bleu. La réaction est complexe. Cependant on peut considérer que le bilan est une réaction de dismutation du peroxyde d'hydrogène H_2O_2 (ou eau oxygénée).

Le peroxyde d'hydrogène réagit sur lui-même selon l'équation de réaction suivante :

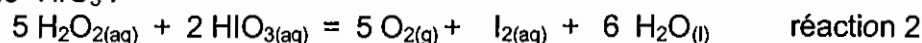


1.1. Le peroxyde d'hydrogène intervient en tant qu'oxydant dans le couple :
 $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$.

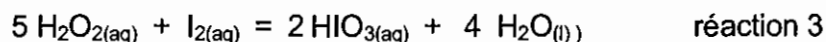
Quel est l'autre couple oxydant-réducteur mis en jeu ?

Quel est le rôle du peroxyde d'hydrogène dans cet autre couple ?

1.2. On peut expliquer de façon simple le phénomène en distinguant deux phases principales qui se répètent et qui mettent en jeu un second réactif, l'acide iodique HIO_3 :



puis



Lors de la réaction 2, il y a apparition de diiode qui, en présence d'empois d'amidon, conduit à la formation d'un complexe bleu. Lors de la réaction 3, il y a disparition du diiode d'où la disparition de la couleur bleue.

Le mélange initial a été réalisé en utilisant un volume V_1 égal à 20 mL d'une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène de concentration molaire en soluté apporté c_1 égale à $4,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et un volume V_2 égal à 20 mL d'une solution aqueuse préparée à partir d'une masse m_2 d'acide iodique HIO_3 égale à 0,70 g.

1.2.1. Calculer les quantités de matière initiales de H_2O_2 et HIO_3 .

Compléter le tableau d'évolution de la réaction 2 donné en **annexe 1 à rendre avec la copie.**

Déterminer le réactif limitant et l'avancement maximal.

1.2.2. En déduire la concentration maximale du diiode qui peut se former dans le milieu réactionnel sachant que le volume total est de 60 mL.

1.3. L'évolution de la réaction peut être suivie par spectrophotométrie.

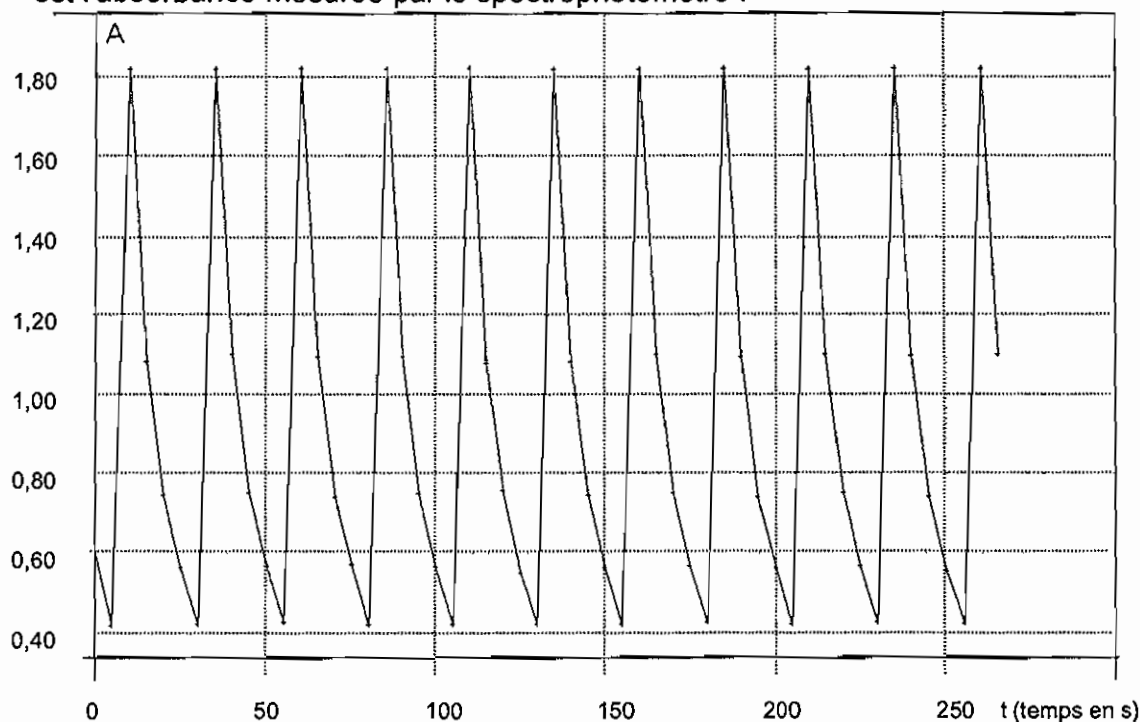
1.3.1. Quelle est la grandeur mesurée par un spectrophotomètre ?

1.3.2. Pour suivre les variations de concentration du complexe bleu formé lors de la réaction 2 en fonction du temps, le spectrophotomètre est réglé sur une longueur d'onde dans le vide égale à 600 nm, dans le domaine du jaune. Justifier ce choix de longueur d'onde.

1.3.3. Énoncer la relation entre la concentration d'une espèce colorée et la grandeur mesurée par un spectrophotomètre.

1.4. Résultats expérimentaux

L'étude réalisée a permis de tracer la courbe représentée ci-dessous, où A est l'absorbance mesurée par le spectrophotomètre :



1.4.1. Déterminer graphiquement la période des oscillations observées. En déduire leur fréquence.

1.4.2. Pour une concentration en diiode de $2,50 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, la valeur de A est de 1,03. On admettra que la quantité de matière de diiode formé est égale à celle du complexe coloré.

Déterminer la concentration molaire maximale du diiode dans le milieu réactionnel. Comparer à la valeur du 1.2.2. et conclure.

ANNEXE I À RENDRE AVEC LA COPIE :
EXERCICE II : OSCILLATIONS CHIMIQUES ET OSCILLATIONS MÉCANIQUES

Question 1.2.1. : Tableau d'avancement de la réaction 2

Équation chimique		$5 \text{H}_2\text{O}_2 \text{(aq)} + 2 \text{HIO}_3 \text{(aq)} = 5 \text{O}_2 \text{(g)} + \text{I}_2 \text{(aq)} + 6 \text{H}_2\text{O} \text{(l)}$				
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)				
État initial	0					
Au cours de la transformation	X					
État final	X_{max}					

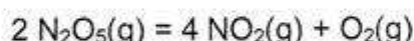
Exercice 3 : Décomposition du pentaoxyde de diazote (4 points)

Les oxydes d'azote (N_2O , N_2O_3 , NO , NO_2 ,.....) sont émis dans l'atmosphère par les installations de chauffage, les automobiles, les centrales thermiques, les volcans ou les orages.

Ils participent à 3 phénomènes différents de pollution atmosphérique :

- formation de pluies acides,
- pollution photochimique : création de composés oxydants tels que l'ozone,
- augmentation de l'effet de serre.

À température élevée, le pentaoxyde de diazote, de formule N_2O_5 , se décompose selon la réaction lente suivante :



On se propose d'étudier la cinétique de cette réaction lente et totale.

Protocole expérimental

On place du pentaoxyde de diazote dans une enceinte fermée de volume $V = 0,50 \text{ L}$ à température constante $T = 318 \text{ K}$.

Un baromètre mesure l'évolution de la pression P de l'enceinte en fonction du temps.

A $t = 0$, on mesure une pression $P_0 = 463,8 \text{ hPa} = 4,638 \times 10^4 \text{ Pa}$.

Les mesures du rapport P/P_0 en fonction du temps sont reportées dans le tableau ci-dessous.

Dates t en s	0	10	20	40	60	80	100
$\frac{P}{P_0}$	1,000	1,435	1,703	2,047	2,250	2,358	2,422

Tableau : mesure du rapport P/P_0 en fonction du temps.

À partir de ces mesures, il est possible de déterminer l'avancement x de la réaction en fonction du temps et de représenter le graphique de l'avancement x en fonction du temps (**figure 2 de l'annexe 3 page 11/11 à remettre avec la copie**).

Données :

Constante des gaz parfaits $R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Équation d'état des gaz parfaits : $PV = n_G RT$, n_G correspondant à la quantité de matière totale de gaz du système chimique. On rappelle que dans cette expression P est en Pascal (Pa), V en mètres cubes (m^3), n_G en nombre de moles (mol) et T en Kelvin (K).

On considère que tous les gaz se comportent, au cours de l'expérience, comme des gaz parfaits.

Questions

1. Soit n_0 la quantité de matière initiale du pentaoxyde de diazote.

1.1 Montrer que $n_0 = 8,8 \cdot 10^{-3}$ mol.

1.2 Compléter le tableau d'avancement de la transformation chimique étudiée en **annexe 3 page 11/11 figure 1 à remettre avec la copie.**

1.3 Montrer que l'avancement maximal x_{\max} de la réaction a pour valeur 4,4 mmol.

2. Pour réaliser ce suivi temporel de la réaction, il a fallu trouver la relation entre $\frac{P}{P_0}$ et x .

2.1 En utilisant le tableau d'avancement, exprimer la quantité de matière totale de gaz n_G en fonction de n_0 et de x avancement de la réaction.

2.2 En déduire, en appliquant l'équation d'état des gaz parfaits, la relation suivante :

$$\frac{P}{P_0} = 1 + \frac{3x}{n_0}$$

2.3 En utilisant le résultat du 1.3, calculer le rapport $\frac{P_{\max}}{P_0}$ où P_{\max} est la valeur de la pression de l'enceinte lorsque l'avancement maximal est atteint.

2.4 Justifier à l'aide du tableau de mesures **page 7/11** que la réaction n'est pas terminée à $t = 100$ s.

3. Étude de la cinétique de la réaction.

Le volume V de l'enceinte étant constant, on définit la « vitesse volumique » de la réaction par :

$$v = \frac{1}{V} \frac{dx}{dt}$$

3.1 Comment varie la vitesse volumique de réaction au cours du temps ? Justifier à l'aide de la courbe en **annexe 3 page 11/11 figure 2 à remettre avec la copie.**

3.2 Définir le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ et déterminer sa valeur à l'aide du graphe.

Exercice 3

Équation de la réaction		$2 \text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) = 4 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$		
État	Avancement	$n(\text{N}_2\text{O}_5)$	$n(\text{NO}_2)$	$n(\text{O}_2)$
Initial	0			
Intermédiaire	x			

Figure 1

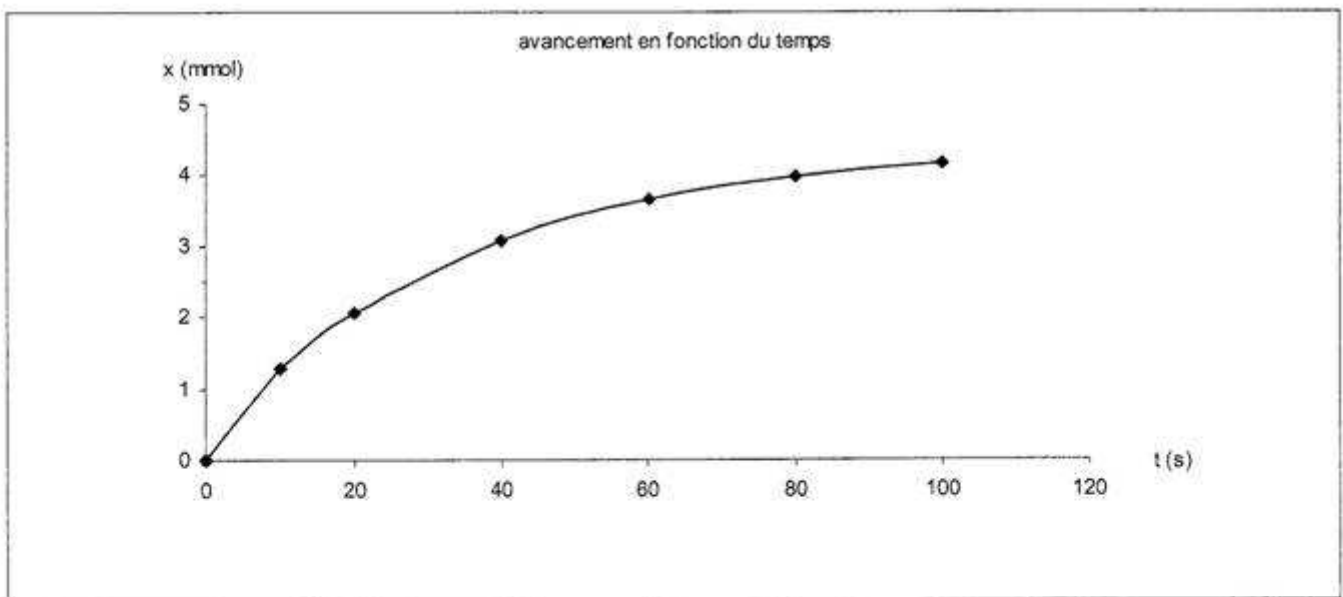


Figure 2