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 :

$$2\ N_2O_5\ (g) = 4\ NO_2\ (g) + O_2\ (g)$$

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 L à température constante T = 318 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 hPa = $4{,}638 \times 10^4$ 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 à remettre avec la copie**).

Données :

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

Équation d'état des gaz parfaits : $PV = n_GRT$, 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 $n_0 = 8{,}8.10^{-3}$ mol.

1.2. Compléter le tableau d'avancement de la transformation chimique étudiée en **annexe 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 en **page précédente** 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 :

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

3.1. Comment varie la vitesse volumique de réaction au cours du temps ? Justifier à l'aide de la courbe **en annexe 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.

Annexe
(À remettre avec la copie)

Équation de la réaction		$2\ N_2O_5\ (g) = 4\ NO_2(g) + O_2(g)$		
État	Avancement	$n(N_2O_5)$	$n(NO_2)$	$n(O_2)$
Initial	0			
Intermédiaire	x			

Figure 1

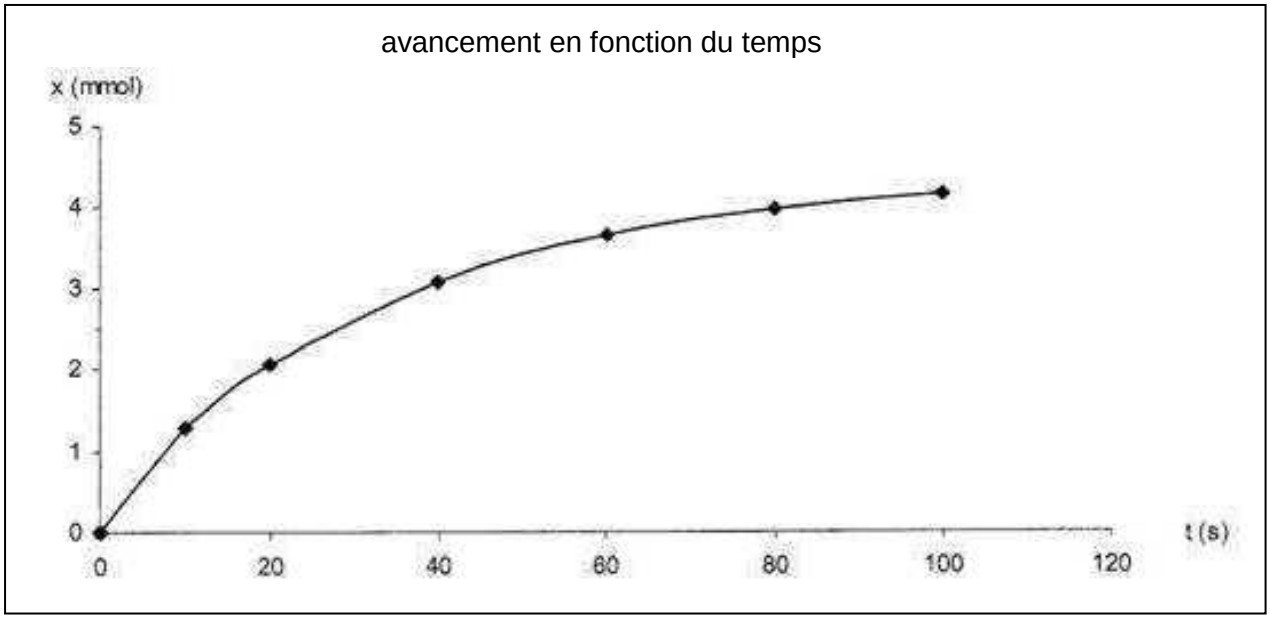


Figure 2