

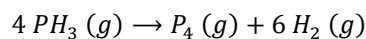


Exercices de la séquence n°5

Cinétique d'une réaction chimique

EXERCICE 1 : décomposition de la phosphine

La phosphine PH_3 est un gaz sous pression atmosphérique et à température de 25°C . C'est une espèce très toxique et elle est utilisée principalement pour détruire certains insectes nuisibles. Sa décomposition se fait par chauffage au contact d'un filament de tungstène selon l'équation de réaction :



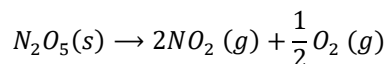
L'étude cinétique de la décomposition de la phosphine se fait dans une enceinte fermée de volume constant et dans laquelle la température est maintenue constante. On mesure la variation de pression totale au cours du temps et on en déduit la concentration en quantité de matière de PH_3 .

t en s	0	10	30	50	70	90	110	150	170	180	190
$[PH_3]$ en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	1	0,950	0,850	0,750	0,650	0,550	0,450	0,250	0,150	0,100	0,050

1. Tracer l'évolution de la concentration en quantité de matière de la phosphine au cours du temps.
2. Que pouvez-vous en conclure quant à l'ordre de la réaction ?
3. Estimer graphiquement le temps de demi-réaction.
4. Estimer graphiquement la constante de vitesse k sans oublier de préciser son unité.

EXERCICE 2 : décomposition du pentoxyde de diazote

Le pentaoxyde de diazote ou pentoxyde de diazote de formule N_2O_5 est un solide blanc oxydant puissant, il existe aussi sous forme gazeuse. Le pentoxyde de diazote se décompose en dioxyde d'azote gazeux NO_2 et en dioxygène gazeux O_2 selon l'équation de réaction :



Cette réaction est lente et nous allons étudier sa cinétique.

Pour cela, deux expériences ont été réalisées dans une enceinte fermée à volume constant.

- **L'expérience 1** est réalisée à une température constante T_1 de sorte que le pentoxyde de diazote soit sous forme solide.

La variation de pression est mesurée, la concentration en NO_2 formé est calculée et on en déduit la quantité de matière de N_2O_5 :

t (en min)	0	5	10	15	20	25	30	35
$n(N_2O_5)$ (en mol)	0,120	0,104	0,089	0,071	0,056	0,039	0,023	0,007

- **L'expérience 2** est réalisée à une température constante T_2 de façon que le pentoxyde de diazote soit sous forme gazeuse.

La variation de pression est mesurée et la concentration en quantité de matière du N_2O_5 gazeux est calculée :

t (h)	0	2	5	10	15	20	24
$[N_2O_5]$ en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	0,400	0,313	0,217	0,118	0,064	0,035	0,021



1. Tracer l'évolution au cours du temps de la quantité de matière de pentoxyde de diazote dans le cas de la première expérience.
2. Tracer l'évolution au cours du temps de la concentration du pentoxyde de diazote dans le cas de la deuxième expérience.
3. Répondre par VRAI ou FAUX aux affirmations suivantes :
 - La réaction étudiée dans la première expérience est d'ordre 0.
 - La réaction étudiée dans la deuxième expérience est d'ordre 0.
 - Dans le cas de la réaction étudiée dans la première expérience, $t_{1/2} \approx 18$ min
 - Dans le cas de la réaction étudiée dans la deuxième expérience, $t_{1/2} \approx 13,5$ h
 - Pour s'assurer que la réaction étudiée dans la deuxième expérience est d'ordre 1, il faut tracer $\ln([A]/[A_0])$ en fonction du temps et vérifier que l'on obtient une droite linéaire.

EXERCICE 3 : synthèse du méthanal

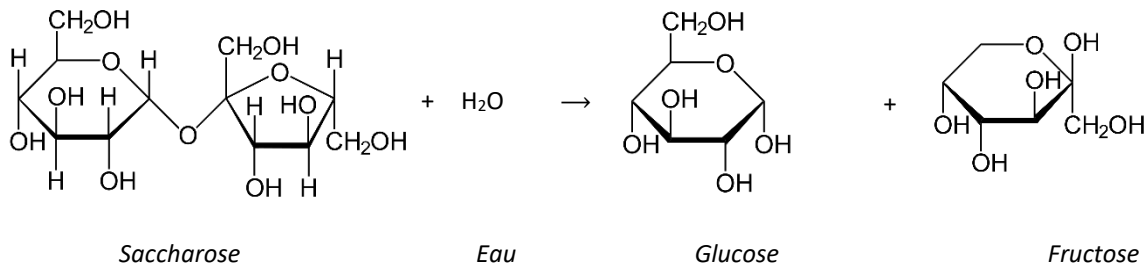
L'équation de la réaction modélisant la transformation chimique de synthèse du méthanal à partir de méthanol est la suivante :



1. Donner l'expression de la vitesse de disparition du méthanol.
2. Sachant que la réaction est d'ordre 1 par rapport au méthanol, donner une seconde expression de la vitesse de disparition du méthanol.
3. Dédurre des questions précédentes la loi d'évolution de la concentration du méthanol en fonction du temps.
4. Déterminer alors l'expression du temps de demi-réaction $t_{1/2}$.

EXERCICE 4 : hydrolyse du saccharose

Le saccharose est un sucre de formule brute $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Le saccharose peut être hydrolysé (action d'une molécule d'eau H_2O) pour libérer du glucose de formule brute $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ et du fructose de formule brute $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.



Cette réaction est très lente. On peut augmenter sa vitesse en milieu acide et/ou en présence d'une protéine appelée la saccharase.

La réaction a été menée à 25 °C à partir d'une solution de saccharose de concentration initiale $C_0 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

On détermine la concentration en quantité de matière du saccharose hydrolysé (= disparu) à plusieurs dates.

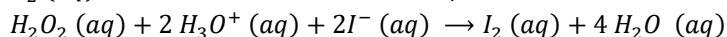
On obtient les résultats suivants :

Temps (min)	0	45	90	130	180	240	360	420
Concentration de saccharose hydrolysé (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	0	0,15	0,28	0,38	0,48	0,59	0,74	0,79

1. Vérifier graphiquement si cette réaction est d'ordre 0 ou d'ordre 1.
2. Estimer graphiquement le temps de demi-réaction.
3. Retrouver ce résultat par le calcul en utilisant la loi d'évolution donnant la concentration du saccharose en fonction du temps.

**EXERCICE 5 : oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée**

L'eau oxygénée, employée en pharmacie, correspond à une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène de formule H_2O_2 . La réaction d'oxydation des ions iodure $I^- (aq)$ par une solution aqueuse d'eau oxygénée $H_2O_2 (aq)$ en milieu acide permet d'obtenir du diiode $I_2 (aq)$ et de l'eau selon la réaction d'équation suivante :



Solutions à disposition	Couples oxydant / réducteur	Pictogrammes de sécurité
Solution d'eau oxygénée $H_2O_2 (aq)$ Concentration $c = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	H_2O_2 / H_2O Eau oxygénée/Eau	
Solution d'ions iodure $I^- (aq)$	$I_2 (aq) / I^- (aq)$ Diiode / Ion iodure <i>La forme oxydée est de couleur jaune-orange et la forme réduite est incolore.</i>	

- Écrire les deux équations des demi-réactions correspondant aux deux couples mis en jeu. À l'aide des données et de vos connaissances, justifier l'équation de réaction d'oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée.
- Compléter le tableau d'avancement ci-dessous.

Équation de la réaction		$H_2O_2 (aq) + 2 H_3O^+ (aq) + 2I^- (aq) \rightarrow I_2 (aq) + 4 H_2O (aq)$				
État du système	Avancement (en mol)	Quantité de matière (en mol) pour 1 L				
État initial	$x = 0$	0,012	Excès	Excès	0	0
État intermédiaire en fonction du temps	$x(t)$					

- En déduire la relation entre la concentration du diiode formé et celle d'eau oxygénée à une date t .

À des dates déterminées, on réalise le dosage du diiode formé et on obtient les résultats suivants :

Temps (min)	0	1	2	3	4	5	10	15	20	25
$[I_2]$ (en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$)	0	1,6	2,4	3,4	4,0	4,9	8,0	9,6	10,6	11,0
$[H_2O_2]$ (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)										

- En utilisant l'expression établie à la question 4., compléter le tableau ci-dessus, en précisant la valeur de la concentration en eau oxygénée aux différentes dates.
- Vérifier alors que la réaction étudiée est d'ordre 1 par rapport à l'eau oxygénée.
- Estimer graphiquement la constante de vitesse k .
- Estimer graphiquement la valeur du temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
- Quelle est la particularité du temps de demi-réaction dans le cas d'une réaction de cet ordre-là ?