

Exercice 1

On étudie la réaction : $5 \text{Br}^-_{(\text{aq})} + \text{BrO}_3^-_{(\text{aq})} + 6 \text{H}^+_{(\text{aq})} \rightarrow 3 \text{Br}_{2(\text{aq})} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

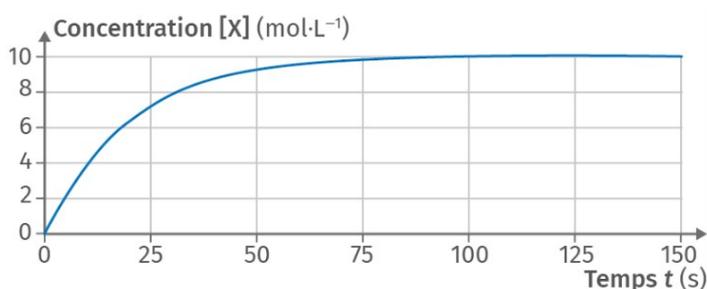
Cette réaction est réalisée à pH constant, avec des ions bromure $\text{Br}^-_{(\text{aq})}$ en excès. Dans ces conditions, la réaction est d'ordre 1 par rapport aux ions bromate $\text{BrO}_3^-_{(\text{aq})}$.

Calculer la vitesse volumique initiale de disparition des ions bromate $\text{BrO}_3^-_{(\text{aq})}$ sachant que $k = 5,0 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$ et $[\text{BrO}_3^-]_0 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Exercice 2

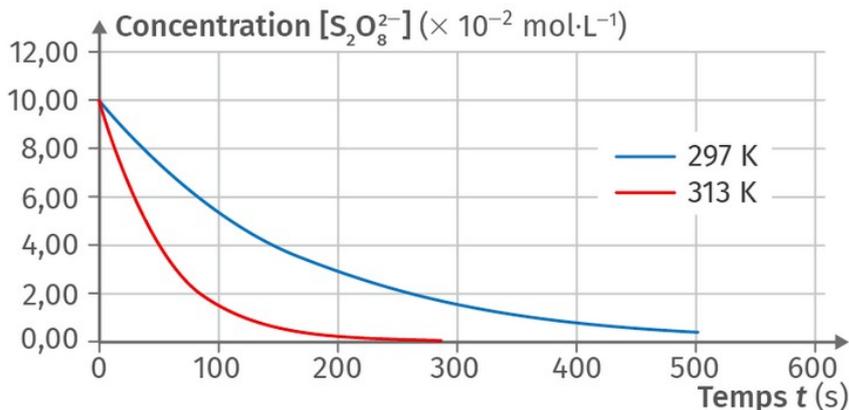
En considérant le graphique ci-dessous,

1. Représenter l'allure de la courbe si l'on diminuait la température du milieu réactionnel.
2. Déterminer le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.

**Exercice 3**

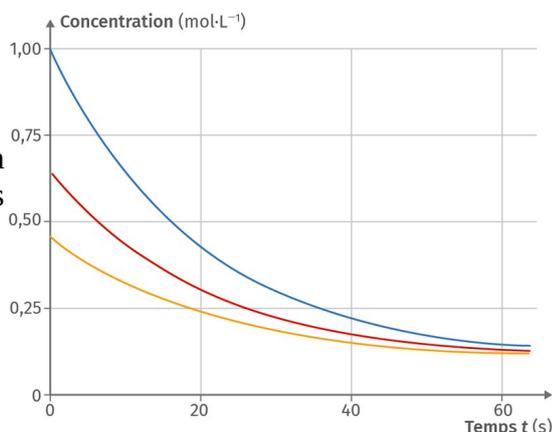
Les ions peroxodisulfate $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})}$ oxydent les ions iodure $\text{I}^-_{(\text{aq})}$ selon une transformation totale. On précise que ces deux espèces chimiques appartiennent aux couples d'oxydoréduction $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})}/\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ et $\text{I}_3^-_{(\text{aq})}/\text{I}^-_{(\text{aq})}$.

1. Écrire l'équation de la réaction.
2. D'après le **doc.** ci-dessous, justifier que la température est un facteur cinétique et préciser son influence.
3. Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ à 297 K.



Exercice 4

Le graphique suivant représente l'évolution de la concentration d'une espèce chimique en fonction du temps pour une série de trois expériences.



1. Le graphique présente l'évolution de la concentration :

- d'un réactif.
- d'un produit.
- d'un réactif ou d'un produit, il n'est pas possible de le savoir.

2. Identifier le paramètre expérimental qui a été modifié entre ces trois expériences.

- La température.
- La concentration initiale.
- L'équation-bilan.

3. Préciser laquelle de ces affirmations est vraie.

- Le temps de demi-réaction augmente lorsque le paramètre précédent augmente.
- Le temps de demi-réaction diminue lorsque le paramètre précédent augmente.
- Le temps de demi-réaction reste inchangé, peu importe le paramètre précédent.

Exercice 5

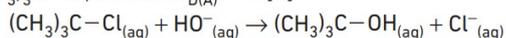
La composition d'une canette de soda indique que la boisson contient 35 g de sucre pour 330 mL. Le nom scientifique du sucre est le saccharose, de formule brute $C_{12}H_{22}O_{11}$. Le saccharose se dégrade au contact de l'eau pour former deux autres sucres, le fructose et le glucose, chacun de formule brute $C_6H_{12}O_6$.

Temps t (s)	0	$0,5 \times 10^6$	$1,0 \times 10^6$	$2,0 \times 10^6$	$2,5 \times 10^6$
Concentration en fructose [$C_6H_{12}O_6$] ($mol \cdot L^{-1}$)	0	$7,6 \times 10^{-2}$	$1,3 \times 10^{-1}$	$2,1 \times 10^{-1}$	$2,3 \times 10^{-1}$

- Donner l'équation de dégradation de la réaction du saccharose avec l'eau.
- Calculer la quantité de saccharose dans une canette. En déduire la concentration finale en fructose.
- Tracer le graphique représentant l'évolution de la concentration de fructose au cours du temps.
- À partir de la concentration finale en fructose, déterminer le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
- Conclure en convertissant $t_{1/2}$ dans une unité adaptée.

Exercice 6

La réaction de substitution suivante possède une loi de vitesse d'ordre 1 par rapport au chlorure de tertibutyle $(CH_3)_3C-Cl$, noté A : $v_{D(A)} = -k[A]$

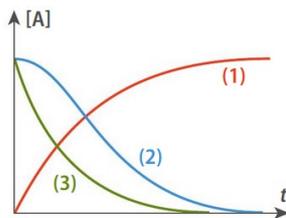


Seule l'une des trois courbes ci-contre représente l'évolution de [A] en fonction du temps t .

a. Pourquoi n'est-ce pas la courbe (1) ?

b. Comment évolue la vitesse $v_{D(A)}$ de disparition de A au cours du temps dans le cas de la courbe (2) ? Comment évolue la concentration [A] au cours du temps pour cette courbe ? En déduire pourquoi il ne s'agit pas de cette courbe.

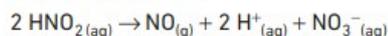
c. La courbe (3) est donc la seule possible. Quelle représentation graphique permettrait de prouver qu'elle correspond bien à une réaction d'ordre 1 ?



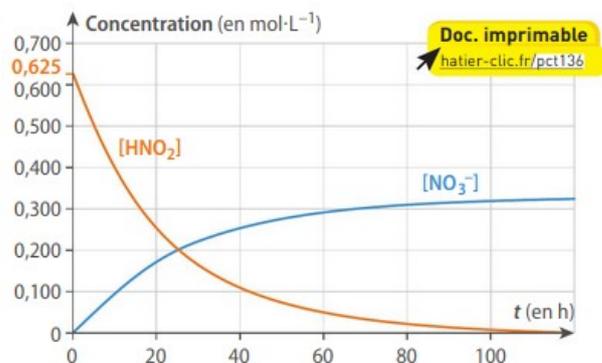
Exercice 7

En solution aqueuse, l'acide nitreux HNO_2 est peu stable et se transforme lentement en acide nitrique ($\text{H}^+_{(\text{aq})}$, $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$) avec un dégagement de monoxyde d'azote NO .

L'équation de la réaction est :



On suit l'évolution des concentrations $[\text{HNO}_2]$ et $[\text{NO}_3^-]$ au cours du temps dans 100 mL de solution d'acide nitreux de concentration initiale $c_0 = 0,625 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.



- Construire le tableau d'avancement de la réaction.
- Définir et calculer les vitesses volumiques de disparition de HNO_2 et d'apparition de NO_3^- à $t = 0$.
- Déterminer la date t_1 à laquelle les deux courbes se coupent. Quelle est la composition du mélange à cette date ?
- Déterminer les vitesses volumiques de disparition de HNO_2 et d'apparition de NO_3^- à la date t_1 .

Pour info

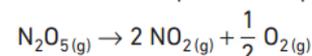
L'acide nitreux a été détecté par analyse spectrale dans le système binaire d'étoiles IRAS 16293-2422 dans la constellation Ophiuchus.



Exercice 8

Le pentaoxyde de diazote N_2O_5 est un des oxydes d'azote présents dans les gaz d'échappement des voitures.

Il subit une réaction de décomposition en phase gazeuse :



Cette réaction est suivie en déterminant la concentration de N_2O_5 en fonction du temps t .

t (en min)	0	5	10	15	30	45
$[\text{N}_2\text{O}_5]$ (en $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$)	41,2	30,7	22,6	16,7	6,65	2,64

- Tracer la courbe $[\text{N}_2\text{O}_5] = f(t)$. En déduire la valeur du temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
- Cette réaction suit une loi de vitesse d'ordre 1 par rapport au réactif N_2O_5 , c'est-à-dire que la vitesse volumique de disparition du réactif peut s'écrire $v_{\text{D}(\text{N}_2\text{O}_5)}(t) = k[\text{N}_2\text{O}_5](t)$.
 - Établir l'équation différentielle du premier ordre vérifiée par $[\text{N}_2\text{O}_5](t)$.

↳ Équations différentielles p. 28 à 31

- La solution de l'équation différentielle est de la forme $[\text{N}_2\text{O}_5](t) = Ae^{-kt}$. Déterminer A à partir des conditions initiales.
- Tracer la courbe $\ln([\text{N}_2\text{O}_5])$ en fonction de t . En déduire que la réaction est du premier ordre par rapport à N_2O_5 et déterminer la valeur de la constante de vitesse k en s^{-1} .
- En utilisant la définition du temps de demi-réaction, montrer que $t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$. Calculer la valeur de $t_{1/2}$ et la comparer au résultat obtenu à la question 1.