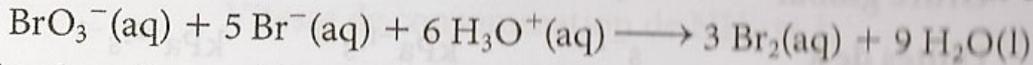


Evolution temporelle d'un système chimique, vitesse de réaction

Exercice 1 : Détermination des ordres de réaction et des lois de vitesses à partir de données expérimentales : méthode de la vitesse initiale

Si vous faites carrière en chimie inorganique ou en chimie physique, vous pourriez avoir un jour à étudier la vitesse de la réaction de l'ion bromate avec l'ion bromure. Supposons que vous réalisiez quatre expériences pour trouver comment la vitesse initiale de consommation des ions BrO_3^- varie quand on change les concentrations des réactifs de la réaction



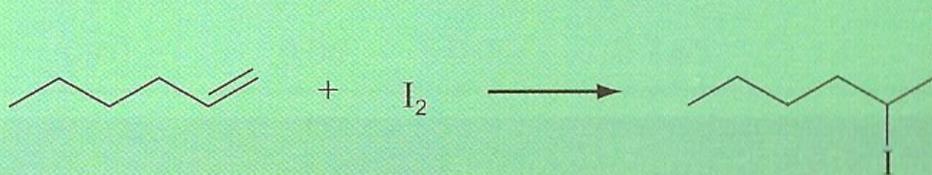
(a) Utilisez les données expérimentales du tableau ci-dessous pour déterminer l'ordre de la réaction par rapport à chaque réactif et l'ordre global. (b) Écrivez la loi de vitesse de la réaction et déterminez la valeur de k_r .

Expérience	Concentration initiale ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)			Vitesse initiale ($(\text{mmol BrO}_3^-)\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$)
	BrO_3^-	Br^-	H_3O^+	
1	0,10	0,10	0,10	1,2
2	0,20	0,10	0,10	2,4
3	0,10	0,30	0,10	3,5
4	0,20	0,10	0,15	5,5

Exercice 2 : Forme intégrée des équations de vitesse

Exercice dirigé 8.6 Utilisation de la forme intégrée des équations de vitesse pour étudier la réaction de l'iode sur le hex-1-ène.

L'hex-1-ène réagit avec I_2 dans une réaction d'addition, pour donner le 1,2-diiodohexane (l'addition des halogènes sur les alcènes est discutée dans la Section 21.3).



La réaction est effectuée en solution à 298 K en utilisant un large excès de hex-1-ène. Utilisez les données du tableau suivant pour trouver l'ordre de la réaction par rapport à I_2 .

t / s	0	500	1 500	2 500	3 500	4 500	5 500	6 500	7 500
$[\text{I}_2] / 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$	20,0	17,5	14,1	11,7	10,1	8,9	7,9	7,1	6,5

Stratégie

L'objectif de cet exercice est d'expliquer l'usage de la forme intégrée d'une équation de vitesse pour trouver l'ordre de la réaction par rapport à I_2 .

Exercice 3 : Mesure d'une énergie d'activation

La réaction des halogénures organiques avec l'ion hydroxyde pour former des alcools est une réaction importante en chimie organique. Comme vous aimeriez découvrir l'impact de la température sur la vitesse de réaction, vous décidez de déterminer les paramètres d'Arrhénius pour ce type de réaction. La constante de vitesse de la réaction d'ordre deux entre le bromoéthane et les ions hydroxyde dans l'eau, $C_2H_5Br(aq) + OH^-(aq) \rightarrow C_2H_5OH(aq) + Br^-(aq)$, a été mesurée à plusieurs températures, avec les résultats ci-dessous :

Température/°C	25	30	35	40.	45	50.
k_r (L·mol ⁻¹ ·s ⁻¹)	$8,8 \times 10^{-5}$	$1,6 \times 10^{-4}$	$2,8 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^{-4}$	$8,5 \times 10^{-4}$	$1,40 \times 10^{-3}$

Déterminez l'énergie d'activation de la réaction.

Note : Il faudra faire une régression linéaire avec Python 

Exercice 4 : Détermination d'un ordre de réaction par la méthode intégrale

The reaction between carbon disulfide and ozone



was studied using a large excess of CS_2 . The pressure of ozone as a function of time is given in the following table. Is the reaction first order or second order with respect to ozone?

Time/s	Ozone pressure/torr
0	1.76
30	1.04
60	0.79
120	0.52
180	0.37
240	0.29

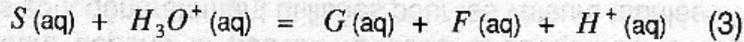
1 torr = 133,322 Pa

Note : Il faudra tracer les bonnes courbes avec Python 

4. ETUDE CINETIQUE DE L'HYDROLYSE DU SACCHAROSE.

4.1. Détermination des ordres partiels.

L'étude porte sur la réaction dite d'inversion du saccharose dans une solution tampon à $pH = 5$, suffisamment concentrée. On admettra ainsi que le pH reste quasiment constant au cours de la transformation. L'équation de la réaction (3) est :



S étant le saccharose, G le glucose et F le fructose.

On mesure par polarimétrie la concentration du saccharose en fonction du temps. On obtient les résultats suivants :

t (min)	0	100	250	500	750	1000
[S] (mol.L ⁻¹)	0,400	0,345	0,280	0,195	0,140	0,100

4.1.1. En expliquant la démarche choisie et en effectuant une régression linéaire, montrer que la réaction est d'ordre un par rapport à S . Donner la valeur du coefficient de corrélation obtenu.

4.1.2. Déterminer la valeur de la constante de vitesse apparente $k_{app(3)}$ en précisant son unité.

4.1.3. Définir et déterminer la valeur du temps de demi-réaction $t_{1/2}$.

Cette réaction est maintenant réalisée avec une solution tampon à $pH = 3,8$ et on mesure à nouveau l'évolution de la concentration du saccharose en fonction du temps. Les résultats suivants sont obtenus :

t (min)	0	31	62	94
[S] (mol.L ⁻¹)	0,380	0,188	0,094	0,047

4.1.4. Déterminer la valeur de la constante de vitesse apparente $k'_{app(3)}$ pour ces nouvelles conditions expérimentales.

4.1.5. Déterminer l'ordre partiel de la réaction d'hydrolyse du saccharose par rapport aux ions oxonium $H_3O^+(aq)$. En déduire la valeur de la constante de vitesse $k_{(3)}$ de cette réaction et préciser son unité.