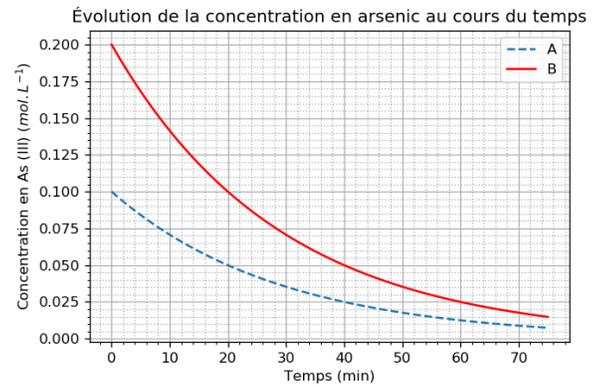


EXERCICES CHAPITRE 12 : SUIVI CINÉTIQUE D'UNE RÉACTION CHIMIQUE

Exercice 1: Vérifier un ordre de réaction (2)

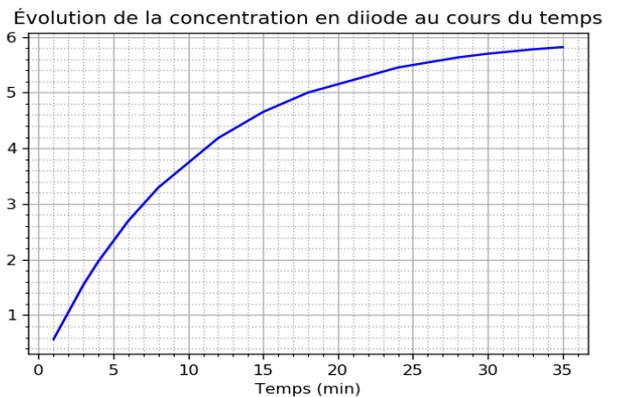
À 25 °C, on étudie la réaction de l'arsenic (III) avec le peroxyde d'hydrogène en large excès. On trace l'évolution temporelle de la concentration en arsenic (III) de deux solutions A et B de concentrations initiales différentes en arsenic (III).

1. Déterminer la vitesse de réaction à $t=0$ pour chaque solution.
2. Proposer un autre facteur cinétique modifiant la vitesse de la réaction
3. Déterminer les temps de demi-réaction.
4. Vérifier que la réaction est d'ordre 1 par rapport à l'arsenic (III).



Exercice 2: Déterminer une vitesse d'apparition

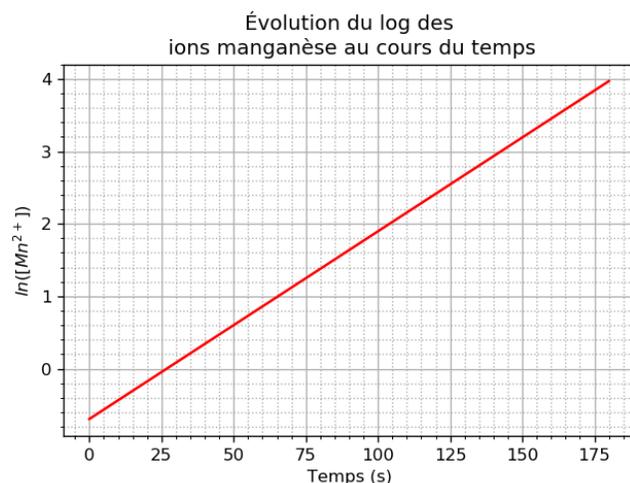
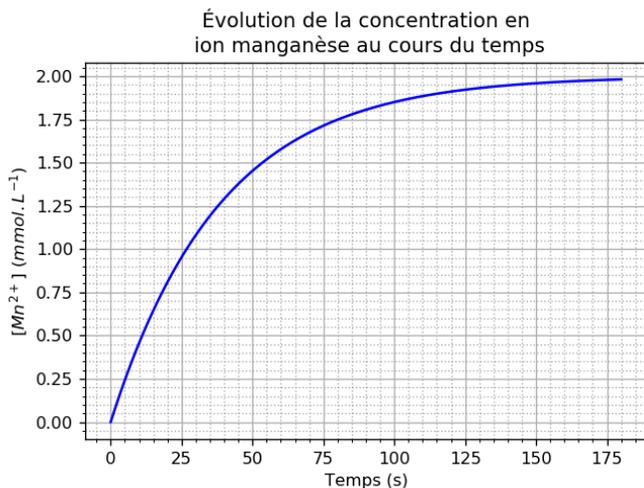
On trace l'évolution temporelle de la concentration en diode $I_{2(aq)} [I_2]=f(t)$. Pour cela, on fait réagir $V_0 = 50,0$ mL d'iodure de potassium ($K^+_{(aq)} + I^-_{(aq)}$) de concentration molaire $C_0 = 1,0$ mol.L⁻¹, avec un volume $V_1 = 50,0$ mL de solution aqueuse d'hydrogène $H_2O_{2(aq)}$ de concentration molaire $C_1 = 1,2 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹. La transformation est suivie à l'aide d'un spectrophotomètre, relié à un système d'acquisition de données. L'équation entre les ions iodure $I^-_{(aq)}$ et le peroxyde d'hydrogène $H_2O_{2(aq)}$ s'écrit : $2I^-_{(aq)} + H_2O_{2(aq)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow I_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$



1. Écrire les demi-équations des couples oxydant-réducteur, et retrouver l'équation de réaction.
2. Construire un tableau d'avancement et déterminer le réactif limitant.
3. On supposera la réaction totale, donner la valeur de l'avancement maximal x_{max} .
4. Justifier l'utilisation du spectrophotomètre pour assurer le suivi cinétique de la réaction.
5. Déterminer graphiquement les vitesses volumiques d'apparition du diiode à $t_1=0$ min et $t_2= 10$ min, puis conclure.
6. Déterminer le temps de demi réaction.
7. Proposer un ou des moyens permettant de diminuer le temps de demi-réaction.

Exercice 3: Exploiter un temps de demi-réaction

Le graphique suivant donne l'évolution au cours du temps de la concentration d'une solution en ions manganèse $Mn^{2+}_{(aq)}$. Il est formé par la réaction entre les ions permanganate $MnO^-_{4(aq)}$ avec l'acide oxalique $C_2H_2O_4$ suivant la réaction : $2MnO^-_{4(aq)} + 5H_2C_2O_{4(aq)} + 6H_3O^+_{(aq)} \rightarrow 2Mn^{2+}_{(aq)} + 10CO_{2(g)} + 14H_2O_{(l)}$



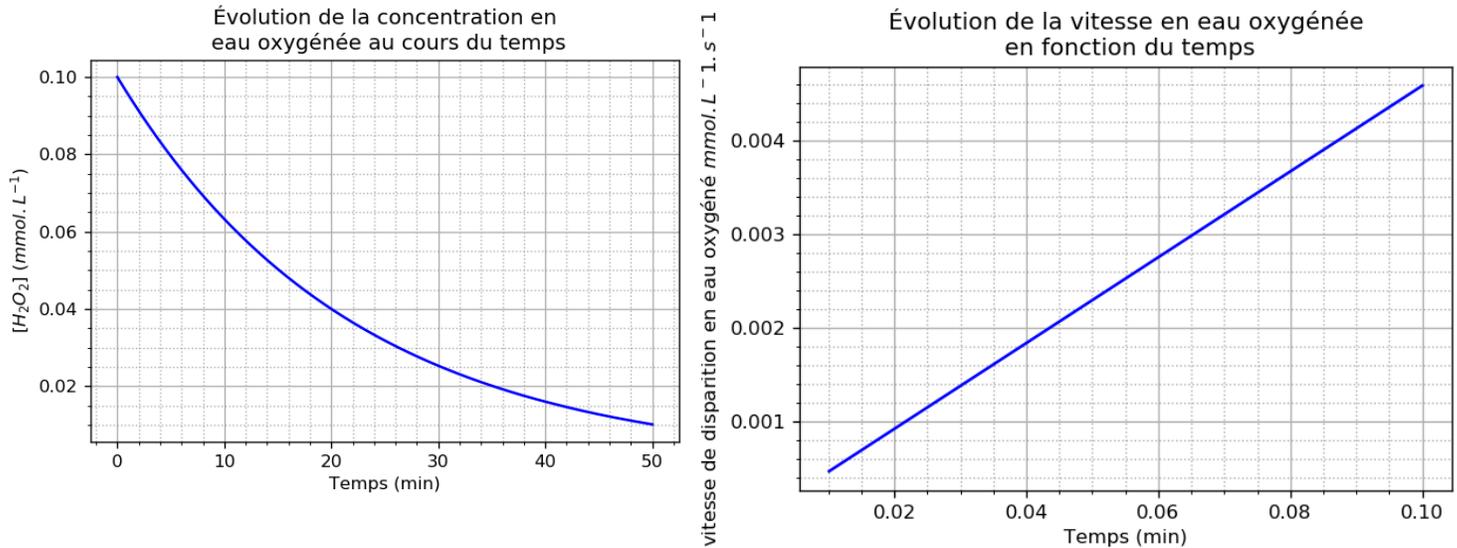
1. retrouver l'équation de réaction.
2. Déterminer le temps de demi-réaction, puis le comparer à la durée de réaction.
3. Montrer que l'ordre de la réaction est d'ordre 1
4. Justifier que la courbe de suivi cinétique est obtenu par spectrophotométrie.
5. Calculer la concentration en ions permanganate MnO_4^- et proposer une concentration en acide oxalique afin qu'il soit en excès. **Donnée :** MnO_4^-/Mn^{2+} ; $CO_{2(g)}/C_2H_2O_{4(aq)}$

Exercice 4: À La recherche du temps de demi-réaction

Les antiseptiques sont généralement des solutions oxydantes comme celle d'eau oxygénée.

Celle-ci étant susceptible de se décomposer au cours du temps suivante la réaction : $2H_2O_{2(l)} \rightarrow 2H_2O_{2(l)} + O_{2(l)}$

L'évolution de la concentration au cours du temps d'une solution peu concentrée d'eau oxygénée est étudiée :



1. À l'aide du graphe, déterminer la concentration initiale en eau oxygénée et la concentration finale.
2. Indiquer si la transformation est terminée à $t=40$ minutes. (justifier)
3. Calculer le temps de demi-réaction.
4. Justifier que la réaction est une réaction cinétique d'ordre 1 par rapport à l'eau oxygénée.
5. La transformation de décomposition de l'eau oxygénée étant lente, indiquer comment la rendre plus rapide.
6. Montrer que la vitesse de disparition de l'eau oxygénée décroît au cours du temps en comparant la vitesse volumique à $t=0$ min et à $t=40$ min.
7. Déterminer le volume de dioxygène produit par la dismutation de $V=100$ mL de cette eau oxygénée.

Exercice 5: oxydation des ions iodure

Les ions iodure I^- réagissent avec les ions fer (III) Fe^{3+} selon la réaction d'équation : $2I^- + 2Fe^{3+} \rightarrow I_2 + 2Fe^{2+}$

La vitesse initiale de disparition des ions iodure $v(I^-)_0$ s'écrit : $v(I^-)_0 = k \times [I^-]_0^\alpha \times [Fe^{3+}]_0^\beta$

On réalise deux séries de mesures expérimentales. Pour chacune d'elles, on détermine les vitesses initiales de disparition des ions iodure.

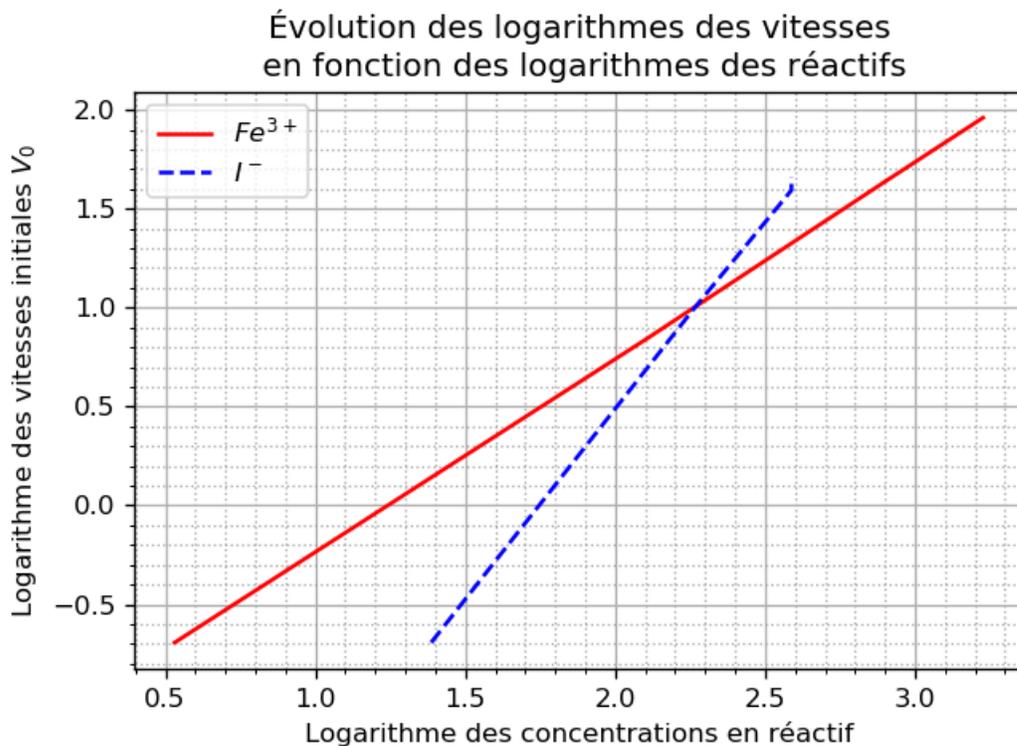
Première série de mesures

$[I^-]_0 \text{ (mmol.L}^{-1}\text{)}$	4,0	4,0	4,0	4,0
$[Fe^{3+}]_0 \text{ (mmol.L}^{-1}\text{)}$	1,7	8,2	18,1	25,2
$v(I^-)_0 \text{ } \mu\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$	0,50	2,32	5,12	7,10

Deuxième série de mesures

$[\text{Fe}^{3+}]_0$ (mmol.L ⁻¹)	1,7	1,7	1,7	1,7
$[\text{I}^-]_0$ (mmol.L ⁻¹)	4,0	9,6	13,0	13,3
$v(\text{I}^-)_0$ μmol.L ⁻¹ .s ⁻¹)	0,50	2,70	4,92	5,26

En partant de l'expression de la vitesse, on trace les courbes suivantes :



1. Expliquer la démarche à entreprendre afin de les obtenir.
2. Comment doit-on les exploiter afin d'obtenir l'ordre
3. Identifier le réactif par rapport auquel la réaction est d'ordre 1.