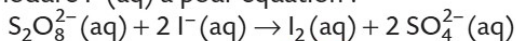


Cénétique I

3 Déterminer des facteurs cinétiques

| Exploiter des résultats.

La réaction des ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}(aq)$ avec les ions iodure $I^-(aq)$ a pour équation :



On réalise deux expériences **A** et **B** avec deux mélanges initiaux identiques. L'expérience **A** est réalisée à 20 °C alors que l'expérience **B** est réalisée à 35 °C. Au fur et à mesure que le système évolue, on détermine la quantité de diiode $n(I_2)$ formé pendant des durées égales Δt_i :

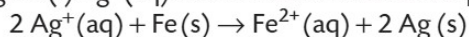
		Δt_1 de 0 à 60 s	Δt_2 de 60 à 120 s	Δt_3 de 120 à 180 s
A	$n(I_2)$ (mmol)	30	23	19
B	$n(I_2)$ (mmol)	45	30	20

- Montrer le rôle de la concentration des réactifs sur la rapidité d'évolution d'un système.
- Montrer le rôle de la température sur la cinétique de cette réaction.

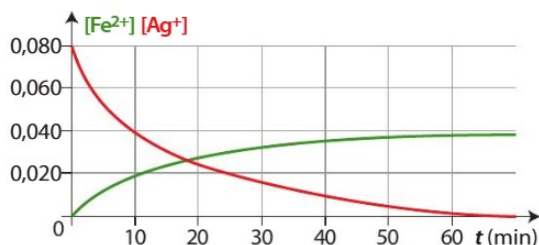
6 Déterminer un temps de demi-réaction

| Exploiter des graphiques.

On trace l'évolution, en fonction du temps, des concentrations d'un mélange réactionnel en ions fer (II) $Fe^{2+}(aq)$ et en ions argent (I) $Ag^+(aq)$ au cours de la réaction d'équation :



Le métal fer est en excès.



- Évaluer la durée t_f de la réaction.
- a. Déterminer, par deux méthodes différentes, le temps de demi-réaction, $t_{1/2}$.
b. Le comparer à la durée de réaction, t_f .

Utiliser le réflexe 1

7 Exploiter un temps de demi-réaction

| Exploiter un tableau.

Le tableau suivant donne l'évolution au cours du temps de la concentration d'une solution en ions permanganate $MnO_4^-(aq)$ lors de leur réaction avec l'acide oxalique.

t (s)	0	20	40	60	70
$[MnO_4^-](aq)$ (mmol·L ⁻¹)	2,00	1,92	1,68	1,40	0,95

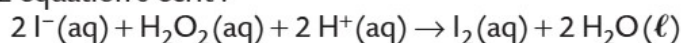
t (s)	80	90	100	130	180
$[MnO_4^-](aq)$ (mmol·L ⁻¹)	0,59	0,35	0,15	0,07	0

- Donner un encadrement du temps de demi-réaction, puis le comparer à la durée de réaction.

8 Déterminer une vitesse d'apparition

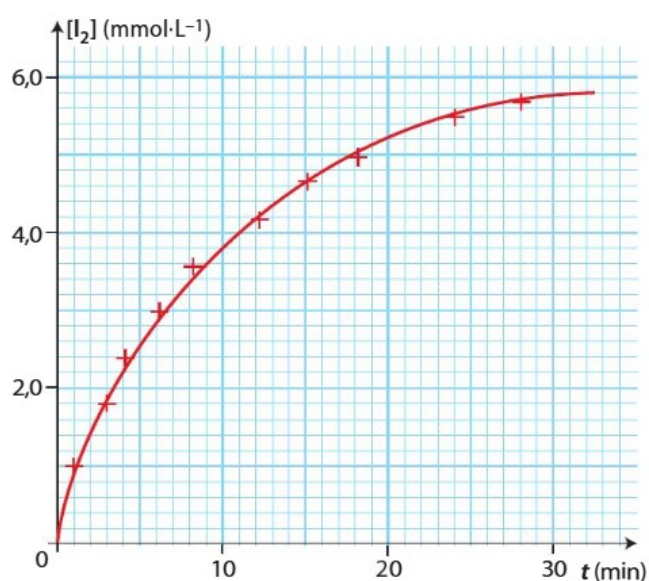
| Exploiter un graphique.

On trace l'évolution temporelle de la concentration en diiode $I_2(aq)$, $[I_2] = f(t)$, lors de la réaction entre les ions iodure $I^-(aq)$ et le peroxyde d'hydrogène $H_2O_2(aq)$. L'équation s'écrit :



- Déterminer graphiquement les vitesses volumiques d'apparition du diiode à $t_1 = 0$ min et $t_2 = 10$ min, puis conclure.

Utiliser le réflexe 2



9 Déterminer une vitesse de disparition

| Faire preuve d'esprit critique et argumenter.

En solution dans le tétrachlorométhane, le pentaoxyde de diazote N_2O_5 se décompose lentement en dioxygène O_2 et en dioxyde d'azote NO_2 . On suit l'évolution temporelle de la concentration en N_2O_5 de la solution :

t (min)	0	5	10	20	30	40	50	60
$[N_2O_5]_t$ (mmol·L ⁻¹)	250	210	176	125	89	62	43	31

- Écrire l'équation de la réaction.
- Déterminer, à partir du tableau puis graphiquement, les vitesses volumiques de disparition du pentaoxyde de diazote à $t_1 = 5$ min.
- Expliquer les écarts éventuels constatés.

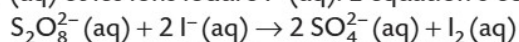
14 À chacun son rythme

Modélisation d'une courbe

Utiliser un modèle pour prévoir.

Commencer par résoudre l'énoncé compact. En cas de difficultés, passer à l'énoncé détaillé.

On étudie la réaction entre les ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}(aq)$ et les ions iodure $I^-(aq)$. L'équation s'écrit :



La seule espèce colorée est le diiode $I_2(aq)$. Des mesures de l'absorbance du mélange réactionnel en fonction du temps ont permis d'obtenir les résultats suivants :

t (min)	0	4,0	8,0	12,0	16,0
A	0	0,349	0,670	0,940	1,178

Énoncé compact

En utilisant une modélisation mathématique, vérifier que la réaction est d'ordre 1 par rapport aux ions peroxodisulfate.

Données

- Concentration initiale en ions peroxodisulfate : $[S_2O_8^{2-}]_0 = 2,34 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Coefficient d'absorption molaire du diiode dans les conditions de l'expérience : $\epsilon = 1\,190 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$.
- Longueur de la cuve : $\ell = 1,0 \text{ cm}$.

15 L'eau de Javel

Proposer des hypothèses.

Une étiquette d'eau de Javel porte, entre autres, les recommandations suivantes :

À conserver au frais
et à l'abri de la lumière.



Les propriétés désinfectantes de l'eau de Javel sont dues aux ions hypochlorite $ClO^-(aq)$. La concentration d'une eau de Javel est définie par le degré chlorométrique ($^{\circ}\text{Ch}\ell$) : plus le degré chlorométrique est élevé, plus la concentration en ions hypochlorite est grande. Au cours du temps, la quantité d'ions hypochlorite diminue.

Le graphique suivant représente l'évolution du degré chlorométrique en fonction du temps :



1. a. Pour chacune des courbes, déterminer graphiquement les vitesses de disparition des ions hypochlorite à $t = 4$ semaines.

b. Quel facteur cinétique est mis en évidence ?

c. La recommandation « à conserver au frais » est-elle justifiée ?

2. a. Pour chacune des courbes, déterminer graphiquement les vitesses de disparition des ions hypochlorite à $t = 12$ semaines.

b. Interpréter l'évolution de la vitesse au cours du temps.

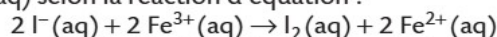
3. Proposer une hypothèse permettant d'expliquer la recommandation « à conserver à l'abri de la lumière ».

16 Oxydation des ions iodure

Proposer des hypothèses.



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



La vitesse initiale de disparition des ions iodure $v_{\text{disp}}(I^-)_0$ s'écrit :

$$v_{\text{disp}}(I^-)_0 = k \times [I^-]_0^\alpha \times [Fe^{3+}]_0^\beta$$

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

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

Deuxième série de mesures

$[Fe^{3+}]_0 (\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1})$	1,7	1,7	1,7	1,7
$[I^-]_0 (\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1})$	4,0	9,6	13,0	13,3
$v_{\text{disp}}(I^-)_0 (\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$	0,50	2,70	4,92	5,26

- Identifier le réactif par rapport auquel la réaction est d'ordre 1.

Coup de pouce QR Code p. 80

21 Administration d'un médicament

Utiliser un modèle pour prévoir.

L'acide valproïque est utilisé comme principe actif dans les médicaments anti-épileptiques. Après son administration par voie intraveineuse, sa concentration dans le plasma sanguin évolue au cours du temps. La circulation sanguine assure sa distribution dans l'organisme.

Dans le tableau ci-dessous, on étudie l'évolution de la concentration en masse d'acide valproïque, dans le plasma sanguin, au cours du temps.

t (h)	0,08	4,0	8,0	16,0	32,0
C (mg · L ⁻¹)	155	140	120	80	40

t (h)	48,0	64,0	80,0	96,0
C (mg · L ⁻¹)	20	10	5,0	2,5

1. Tracer le graphe représentant $\ln(C)$ en fonction de t . Conclure.
2. En déduire la concentration C_0 en acide valproïque à la date $t = 0$.
3. Le volume de distribution V_D permet d'estimer si un médicament reste plutôt dans le sang ou bien s'il est absorbé par les tissus. C'est un volume théorique calculé à partir de la relation :

$$V_D = \frac{\text{Masse de médicament administrée}}{\text{Concentration en masse dans le plasma}}$$

Il peut varier de 3 L à plus de 4×10^4 L. Un volume faible signifie que le médicament est peu absorbé par les tissus. Son calcul permet d'estimer la dose adéquate de médicament à injecter au patient.

- a. Calculer V_D pour l'acide valproïque sachant que l'on a injecté, à $t = 0$, une masse $m_0 = 2,0$ g d'acide valproïque.
- b. Conclure sur la biodisponibilité du médicament.

24
30 min

Vitesse d'une réaction

Énoncer une problématique ; interpréter des mesures.



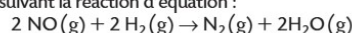
D'après Baccalauréat

- Les moteurs à essence rejettent des gaz polluants comme le monoxyde d'azote. Sur une heure de fonctionnement, 5×10^4 L de gaz sortent en moyenne du pot d'échappement ; la moitié du volume est constituée de monoxyde d'azote.

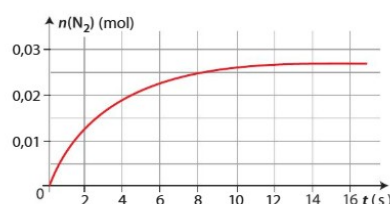


- Le pot catalytique contribue à diminuer la pollution due aux gaz d'échappement. Sa structure est en nid d'abeille recouverte de métaux nobles, tels que le platine Pt, qui accélèrent notamment la réaction de réduction des oxydes d'azote en diazote. Le pot est cependant peu efficace en début de trajet lorsqu'il n'a pas eu le temps de chauffer suffisamment et les métaux nobles, bien que non consommés, sont difficilement récupérables sur un pot usagé.

- Le monoxyde d'azote $\text{NO}(\text{g})$ peut réagir avec le dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$ suivant la réaction d'équation :



On étudie la réaction d'un mélange équimolaire de monoxyde d'azote et de dihydrogène. À l'aide d'un capteur approprié, on suit l'évolution temporelle de la quantité de diazote $\text{N}_2(\text{g})$ formé.



1. a. Définir un catalyseur.
b. Recopier la phrase du texte montrant que le platine est bien un catalyseur.
2. Citer un capteur ayant permis de suivre l'évolution du milieu réactionnel au cours du temps.
3. On définit la vitesse instantanée d'apparition du diazote à l'instant t par $v_{\text{app}}(\text{N}_2) = \frac{dn(\text{N}_2)}{dt}$.
Par analogie avec la détermination d'une vitesse volumique d'apparition d'une espèce, indiquer comment cette vitesse peut être déterminée graphiquement. La calculer à l'instant $t = 0$.

Utiliser le réflexe 2

4. Peut-on envisager un dispositif de remplacement du pot catalytique qui utiliserait cette réaction pour la transformation du monoxyde d'azote en diazote ? Justifier.

Coup de pouce QR Code p. 80

Donnée

Volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience : $V_m = 30 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

