

Nom:..... Prénom:..... Classe:..... Date:

Études des facteurs cinétiques

✔ Objectifs	👤 Classe
<input type="checkbox"/> Transformations lentes et rapides. <input type="checkbox"/> Facteurs cinétiques: température, concentration des réactifs. Catalyse, catalyseur. <input type="checkbox"/> Citer les propriétés d'un catalyseur et identifier un catalyseur à partir de données expérimentales. <input type="checkbox"/> Identifier, à partir de données expérimentales, des facteurs cinétiques.	Terminale Spé
	🕒 Durée
	2 h

✂ Sur la paillasse

- Un feutre de tableau noir,
- 4 béchers de 100 mL,
- Un agitateur en verre,
- Deux éprouvettes graduées de 50 mL,
- Un flacon de 200 mL contenant une solution de thiosulfate de sodium notée S_1 de concentration $C_1 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,
- Un flacon 100 mL contenant une solution d'acide chlorhydrique notée S_2 de concentration $C_2 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,
- Un flacon 50 mL contenant une solution de peroxydisulfate de sodium notée S_3 de concentration $C = 3 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,
- Un flacon 50 mL contenant une solution d'iodure de potassium notée S_4 de concentration $C = 2,5 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,
- Un flacon 10 mL contenant une solution contenant des ions fer (II) notée S_5 de concentration $C = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,
- Un flacon 10 mL contenant une solution de chlorure de fer contenant des ions fer (III) de concentration $C = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,
- Un flacon 50 mL contenant une solution d'eau oxygénée à 10 volumes,
- Un morceau de navet,
- Un fil de platine,
- Un thermomètre digital,
- Un chronomètre,
- Un bain marie à 50°C ,
- Un mélange réfrigérant à 10°C ,
- 4 tubes à essais,
- Gants et lunettes.

L'objectif de cette séance est d'observer l'influence de certains facteurs cinétique sur la réaction de dismutation des ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ en milieu acide¹.

📄 Document 1: Cinétique chimique

La cinétique chimique est l'étude de la vitesse des réactions chimiques.

Certaines réactions sont très rapides voire instantanées, comme les explosions. D'autres sont tellement lentes qu'elles durent plusieurs années (comme la formation de la rouille), voire plusieurs siècles (comme la formation du charbon ou du pétrole). Certaines sont même tellement lentes que les réactifs de départ sont considérés comme stables, par exemple la transformation du diamant en carbone graphite. On parle alors d'états « métastables ».

Connaître la vitesse des réactions chimiques et être capable de la calculer est de toute première importance dans toutes les applications de la chimie. Source : *Wikipedia*

1. <https://dlatreyte.github.io/terminales-pc/chap-6/2-facteurs-cinetiques/>

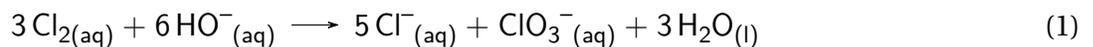
Document 2: Facteur cinétique

Dans le domaine de la chimie, un **facteur cinétique** désigne un **paramètre physique** capable d'influencer la **vitesse d'une transformation chimique**. Un facteur cinétique modifie donc la durée d'évolution d'un système chimique. Source : *Wikipedia*

Document 3: Réaction de dismutation

On appelle réaction de dismutation une réaction d'oxydoréduction au cours de laquelle une espèce chimique joue à la fois le rôle de l'oxydant et celui du réducteur.

Par exemple, le dichlore Cl_2 apparaît dans les deux couples $\text{Cl}_{2(\text{aq})}/\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ et $\text{ClO}_3^-_{(\text{aq})}/\text{Cl}_{2(\text{aq})}$. En milieu basique, le dichlore réagit avec les ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$:



1 Influence de la concentration des réactifs

1. Suivre le protocole suivant :



Pour chacune des 5 solutions du tableau ci-dessous,

- Mesurer avec une éprouvette graduée, les volumes V_1 de S_1 et V d'eau. Verser ces volumes dans un bécher.
- Placer le bécher au dessus de la croix noire préalablement tracée.
- Préparer dans une autre éprouvette graduée le volume V_2 de S_2 .
- Déclencher le chronomètre à l'instant du mélange de la solution S_2 avec le contenu du bécher.
- Noter la durée Δt nécessaire pour que la croix noire disparaisse, en regardant au dessus du bécher.

T	Essai	V_1 (mL)	V (mL)	V_2 (mL)	Δt (s)	$n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$ (mol)	$[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]$ (mol · L ⁻¹)	$n_0(\text{H}_3\text{O}^+)$ (mol)	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol · L ⁻¹)
Ambiante	1	10,0	40,0	10,0	390	$1,0 \times 10^{-3}$	$1,7 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,7 \times 10^{-1}$
Ambiante	2	20,0	30,0	10,0	150	$2,0 \times 10^{-3}$	$3,3 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,7 \times 10^{-1}$
Ambiante	3	30,0	20,0	10,0	94	$3,0 \times 10^{-3}$	$5,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,7 \times 10^{-1}$
Ambiante	4	40,0	10,0	10,0	68	$4,0 \times 10^{-3}$	$6,7 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,7 \times 10^{-1}$
Ambiante	5	50,0	0,0	10,0	55	$5,0 \times 10^{-3}$	$8,3 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,7 \times 10^{-1}$

2 Influence de la température du système

2. Suivre le protocole suivant :



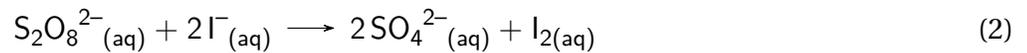
- Reprendre les proportions de réactifs et d'eau de l'essai 1 et reporter les résultats dans le tableau précédent.
- Porter le mélange eau — thiosulfate de sodium à une température supérieure pour l'essai 6 et inférieure pour l'essai 7 avant de l'ajouter à l'acide chlorhydrique. Pour cela on utilisera un bain marie à environ 50 °C pour l'essai 6 et un bain réfrigérant à environ 10 °C pour l'essai 7.
- Déclencher le chronomètre à l'instant du mélange de la solution S_2 avec le contenu du bécher.
- Noter la durée Δt nécessaire pour que la croix noire disparaisse, en regardant au dessus du

bécher.

T	$T_{\text{bécher}}$ (°C)	Essai	V_1 (mL)	V (mL)	V_2 (mL)	Δt (s)	$n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$ (mol)	$[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]$ (mol·L ⁻¹)	$n_0(\text{H}_3\text{O}^+)$ (mol)	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol·L ⁻¹)
Ambiante	15	1	10,0	40,0	10,0	390	$1,0 \times 10^{-3}$	$1,7 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,7 \times 10^{-1}$
$T' > T_{\text{ambiante}}$	30	6	10,0	40,0	10,0	170	$1,0 \times 10^{-3}$	$1,7 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,7 \times 10^{-1}$
$T' < T_{\text{ambiante}}$	13	7	10,0	40,0	10,0	424	$1,0 \times 10^{-3}$	$1,7 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,7 \times 10^{-1}$

3 La catalyse homogène

On étudie la transformation suivante :



Le diiode $\text{I}_2(\text{aq})$ qui se forme est coloré et opacifie le milieu.

3. Suivre le protocole suivant :



- Préparer les béchers comme décrits dans le tableau ci-dessous avec les solutions suivantes :
 - Solution 3, notée S_3 : solution de peroxydisulfate de sodium à $3 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
 - Solution 4, notée S_4 : solution d'iodure de potassium à $2,5 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
 - Solution 5, notée S_5 : solution contenant des ions fer II à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Verser le contenu du bécher 2 dans le bécher 1 et déclencher le chronomètre. Observer à quelle vitesse apparaît la couleur du diiode.

Expérience	Bécher 1	Bécher 2	Observations
1	10 mL de S_3	10 mL de S_4	Coloration lente
2	10 mL de S_3	10 mL de S_4 + 0,5 mL de S_5	Coloration rapide

4 La catalyse hétérogène

L'eau oxygénée est une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$. C'est une solution instable dont la décomposition est lente à température ambiante. L'équation de la transformation est la suivante :



4. Suivre le protocole suivant :



- Préparer quatre tubes à essais remplis à moitié d'eau oxygénée à 10 volumes. Les numéroter. Le tube n°1 sera témoin.
- Ajouter dans le tube à essais :

- Tube 2 : un morceau de navet écrasé ou un morceau de foie ;
- Tube 3 : quelques millilitres de solution de chlorure de fer (III) ($\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$) à $C = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- Tube 4 : un fil de platine. Le laboratoire n'étant pas pourvu de platine, nous nous contenterons de visionner la vidéo disponible ci-contre.



Observer ce qui se passe.

5 Exploitation

On donne les couples oxydant/réducteur : $\text{SO}_2/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ et $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}/\text{S}$.

5. Écrire les demi-équations correspondant aux couples mis en jeu.

Solution:

- $\text{SO}_2/\text{S}_2\text{O}_3^{2-} : 2\text{H}^+ + 2\text{SO}_2 + 4\text{e}^- = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}/\text{S} : 6\text{H}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 4\text{e}^- = 2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$

6. Écrire l'équation de la réaction associée à la transformation.

Solution: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{S}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{SO}_{2(\text{aq})}$

7. Quel est l'oxydant ? Le réducteur ? Justifier l'appellation dismutation de cette réaction.

Solution: Les ions thiosulfate jouent le rôle de l'oxydant et du réducteur ; il s'agit donc bien d'une réaction de dismutation. Les ions H^+ ne sont ni oxydés ni réduits lors de cette réaction. Ils assurent le caractère acide du milieu réactionnel.

8. Construire le tableau d'avancement.

Solution:

Équation de la réaction		$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})} +$	$2\text{H}^+_{(\text{aq})}$	$\rightleftharpoons \text{S}_{(\text{s})} +$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$+ \text{SO}_{2(\text{aq})}$
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)				
		$n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})})$	$n(\text{H}^+_{(\text{aq})})$	$n(\text{S}_{(\text{s})})$	$n(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})})$	$n(\text{SO}_{2(\text{aq})})$
État initial	$x = 0$	$n_i(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}) = C_1 V_1$	$n_i(\text{H}^+_{(\text{aq})}) = C_2 V_2$	0	0	0
État intermédiaire	x	$C_1 V_1 - x$	$C_2 V_2 - 2x$	x	x	x
État final	x_f	$C_1 V_1 - x_f$	$C_2 V_2 - 2x_f$	x_f	x_f	x_f

9. Compléter les différentes colonnes relatives aux quantités de matière dans les tableaux.

10. L'un des essais correspond-il aux proportions stœchiométriques ?

Solution: La relation $\frac{n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{1} = \frac{n_0(\text{H}^+)}{2}$ est vérifiée pour l'essai 5. Le mélange initial est donc dans les proportions stœchiométriques dans l'essai 5.

11. Quelle serait la quantité de matière de soufre formée après un temps très long pour l'essai 1.

Solution: Il faut tout d'abord trouver l'avancement maximum (on considère les réactions totales) :

- Soit $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ le réactif limitant, alors $C_1V_1 - x_{max} = 0$ et $x_{max} = C_1V_1 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 10,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$;
- Soit H^+ le réactif limitant, alors $C_2V_2 - 2x_{max} = 0$ et $x_{max} = \frac{C_2V_2}{2} = \frac{1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 10,0 \times 10^{-3} \text{ L}}{2} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$;

Le réactif limitant est donc les ions thiosulfates et $x_{max} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$. Finalement, on en déduit que $n_f(\text{S}_{(s)}) = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

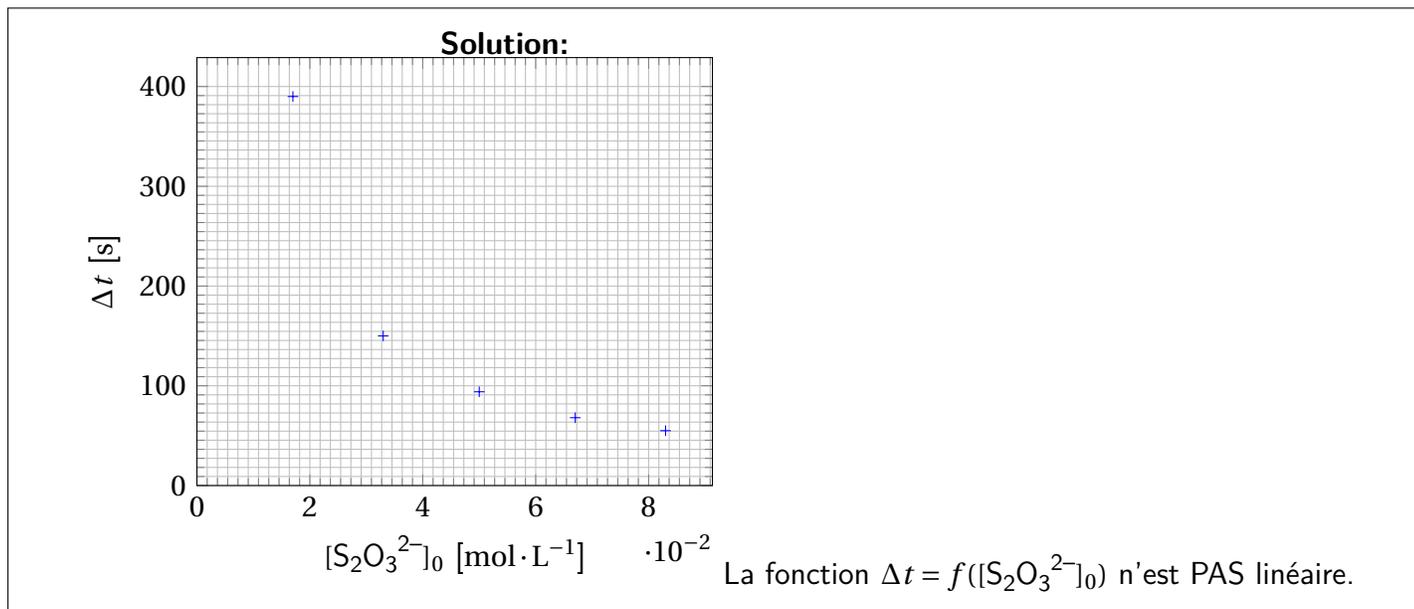
12. Quelles seraient les quantités de matière de soufre formées après un temps très long pour les autres essais ? Ne pas détailler les calculs.

Solution: De la même manière, on en déduit que :

Essai	$n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$ (mol)	$n_0(\text{H}^+)$ (mol)	$n_f(\text{S}_{(s)})$ (mol)
1	$1,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-3}$
2	$2,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$2,0 \times 10^{-3}$
3	$3,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$3,0 \times 10^{-3}$
4	$4,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$4,0 \times 10^{-3}$
5	$5,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$5,0 \times 10^{-3}$

13. Compléter les différentes colonnes relatives aux concentrations dans les tableaux.

14. Tracer le graphique $\Delta t = f([\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]_0)$. La relation est-elle linéaire ?



15. Quels essais peut-on comparer entre eux ? Préciser à chaque fois quel est le paramètre dont on étudie l'influence.

Solution: On peut comparer les essais :

- 1, 2, 3, 4, 5 pour étudier l'influence de la concentration des réactifs ;
- 1, 6, 7 pour étudier l'influence de la température.

16. En déduire l'influence de la concentration initiale en ion thiosulfate sur la vitesse de réaction.

Solution: Plus la concentration en ion thiosulfate augmente, plus la durée pour atteindre l'état final diminue.

17. En déduire l'influence de la température sur la vitesse de réaction.

Solution: Plus élevée est la température, plus petite est la durée pour atteindre l'état final.

18. Dans le cas de la catalyse homogène, que remarque-t-on sur la durée de la réaction ? Que peut-on en conclure ?

Solution: La durée de la réaction diminue lors de la présence des ions Fe^{2+} . L'ajout des ions Fe^{2+} accélère la réaction.

19. Les ions Fe^{2+} sont-ils des réactifs de la transformation ?

Solution: Les ions Fe^{2+} ne sont pas consommés au cours de la transformation, on dit que ce sont des catalyseurs.

20. Le gaz qui se forme est du dioxygène. Comment cela pourrait-il être prouvé ?

Solution: On pourrait effectuer le test caractéristique du dioxygène : plonger une allumette incandescente et vérifier que la flamme est ravivée.

21. Quel est le rôle du navet, des ions fer (III) et du platine dans le déroulement de cette réaction ?

Solution: Leur rôle est d'accélérer la réaction : ce sont des catalyseurs.

22. Classer les catalyseurs utilisés dans les trois catégories suivantes : « Catalyseur homogène », « Catalyseur hétérogène » ou « Catalyseur enzymatiques ».

Solution:

- Catalyseur homogène : ions fer (III)
- Catalyseur hétérogène : platine
- Catalyseur enzymatiques : navet

23. Donner les caractéristiques d'un catalyseur.

Solution: Un catalyseur est une espèce chimique qui augmente la vitesse de la transformation chimique, mais qui n'apparaît pas dans l'équation bilan de la réaction et ne change pas les quantités de produits formés.