



Objectif : mise en évidence expérimentale de facteurs cinétiques et de la catalyse.

COMPETENCES : Observer et décrire les phénomènes (**REA**) – Proposer et/ou justifier un protocole, identifier les paramètres pertinents (**ANA**) – Rendre compte de façon écrite/orale (**COM**) – Prendre des initiatives, des décisions, anticiper (**AUT**)

Dans le domaine de la chimie, un **facteur cinétique** désigne un paramètre physique capable d'influencer la vitesse d'une transformation chimique. En conséquence, un facteur cinétique modifie la durée d'évolution d'un système chimique. Plusieurs facteurs cinétiques peuvent être envisagés comme la température, la pression et la concentration des réactifs. Cependant, un facteur cinétique n'a pas systématiquement une influence sur une transformation chimique quelconque. Un **catalyseur** n'intervenant pas dans l'équation de la réaction peut également être utilisé pour accélérer certaines réactions.

Source : Wikipedia

1. FACTEURS CINÉTIQUES

1.1. Nature du solvant

La réaction qui sert de support est la dismutation en milieu acide des ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ qui peut être réalisée en milieu aqueux (solvant : eau) ou en milieu alcoolique (solvant : éthanol)

En milieu acide, les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ réagissent avec les ions H_3O^+ pour donner un précipité de soufre solide et un dégagement de dioxyde de soufre selon la réaction :



Le soufre solide apparaît progressivement dans la solution dans laquelle il reste en suspension **et opacifie le mélange**. On peut évaluer la vitesse d'apparition du soufre solide en mesurant le temps nécessaire à la disparition d'écritures placées derrière le récipient.

✂ Mettre en œuvre un **protocole** permettant de mettre en évidence l'influence de la nature du solvant compte-tenu des informations données, compte-tenu du matériel disponible et des indications portées dans le tableau ci-après.

Matériel : tubes à essai – solution de thiosulfate de sodium ($2Na^+ + S_2O_3^{2-}$) à $2,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ – solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$) à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ – eau distillée – éthanol – chronomètre

Indice : Veiller à ce que les volumes de solutions et de solvant soient identiques dans toutes les expériences. Le solvant doit correspondre au volume le plus important. L'ensemble ne devant pas dépasser 5 à 6 mL, par exemple :

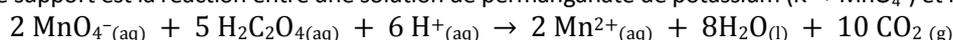
	tube 1	tube 2
solution ($2 Na^+ + S_2O_3^{2-}$) à $2,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$	1 mL	1 mL
acide chlorhydrique à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$	1 mL	1 mL
eau distillée	3 mL	/
éthanol	/	3 mL

✂ Réaliser les mélanges en terminant par l'acide.

🔍 Noter les observations et conclure à propos de l'influence de la nature des solvants utilisés.

1.2. Température

La réaction qui sert de support est la réaction entre une solution de permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$) et l'acide oxalique $H_2C_2O_4$.



La coloration de la solution de permanganate de potassium colorée **est due à la présence en solution de l'ion permanganate MnO_4^-** .

🔍 Justifier la décoloration du milieu réactionnel au cours de la transformation chimique.

✂ Proposer et rédiger un **protocole** permettant de mettre en évidence l'influence de la température.

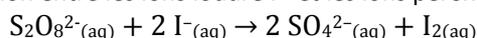
Matériel : tubes à essai – 5 mL de solution ($K^+ + MnO_4^-$) à $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ (acidifier la solution avec 15 gouttes d'une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 à $5,0 \text{ mol.L}^{-1}$) et 10 mL de solution $H_2C_2O_4$ à $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ – bécher haut – glace – eau – eau chaude – gants et lunettes.

✂ Réaliser les expériences conformément au protocole choisi.

🔍 Noter les observations et conclure à propos de l'influence de la température.

1.3. Concentration initiale des réactifs

La réaction qui sert de support est la réaction entre les ions iodure I^- et les ions peroxydisulfate $S_2O_8^{2-}$.



L'apparition de diiode colore en jaune le milieu réactionnel.

Matériel : tubes à essai – solution aqueuse de peroxydisulfate de sodium ($2Na^+_{(aq)} + S_2O_8^{2-}_{(aq)}$) de concentration $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ – solution de iodure de potassium ($K^+ + I^-$) à $2,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ – eau distillée – fiole jaugée de 50 mL – pipette jaugée de 5 mL – bécher

Indice : il faudra "modifier" la concentration en ions peroxydisulfate, placer les ions iodures en défaut (réactif limitant) et mélanger des volumes de réactifs identiques.

🔍 Répondre aux questions de la feuille bilan.

✂ Réaliser les expériences.

🔍 Noter les observations et conclure à propos de l'influence de la concentration.

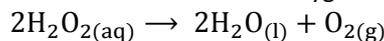
2. CATALYSE

Quand une réaction n'est pas suffisamment rapide, on peut parfois utiliser un « catalyseur ».

Un catalyseur est une substance qui augmente la vitesse d'une réaction chimique sans en modifier le bilan, il est régénéré à la fin de celle-ci. C'est pourquoi il n'apparaît pas dans l'équation.

2.1. Réaction de dismutation

La réaction qui sert de support à toutes les expériences suivantes est la réaction de dismutation du peroxyde d'hydrogène qui se décompose lentement mais spontanément pour former de l'eau et du dioxygène :



2.1. Le peroxyde d'oxygène, ou eau oxygénée, est utilisé comme désinfectant. Où doit-on la stocker pour limiter sa décomposition ?

2.2. Catalyse homogène

Matériel : tubes à essai – 2 mL d'eau oxygénée à $2,0 \text{ mol.L}^{-1}$ – solution de chlorure de fer III ($\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$) à $2,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ – solution de chlorure de sodium ($\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$) à $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ – eau distillée

Indice : les ions Fe^{3+} colorent en jaune une solution aqueuse.

Réaliser 4 tubes à essai selon les données du tableau ci-contre.

	tube 1	tube 2	tube 3	tube 4
eau oxygénée (2 mol.L^{-1})	2 mL	2 mL	2 mL	2 mL
solution de $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ ($0,1 \text{ mol.L}^{-1}$)	/	5 gouttes	/	/
solution d'ions $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{Cl}^-$ ($0,2 \text{ mol.L}^{-1}$)	/	/	5 gouttes	20 gouttes

Homogénéiser et observer attentivement.

Comparer les différents tubes, notamment la couleur finale dans les tubes 3 et 4.

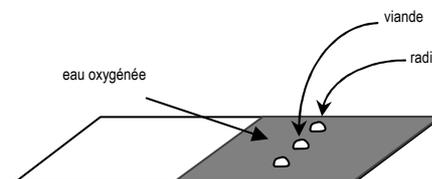
- 2.2.1. Quel est le rôle du tube n°1 ?
- 2.2.2. Identifier l'espèce chimique jouant un rôle cinétique dans la dismutation de l'eau oxygénée. Justifier.
- 2.2.3. Justifier que cette espèce chimique est régénérée en fin de réaction.
- 2.2.4. Quelle est l'incidence de la concentration du catalyseur sur la cinétique de la réaction. Argumenter.

2.3. Catalyse enzymatique

Matériel : feuille plastifiée – eau oxygénée à $2,0 \text{ mol.L}^{-1}$ – radis – viande

Le radis et la viande rouge contiennent une enzyme nommée « catalase ».

- Déposer 3 grosses gouttes d'eau oxygénée à 2 mol.L^{-1} sur la partie noire de la feuille plastifiée.
- Ajouter un petit morceau de radis ou de navet dans l'une des gouttes.
- Ajouter un petit morceau de viande rouge dans une autre goutte.



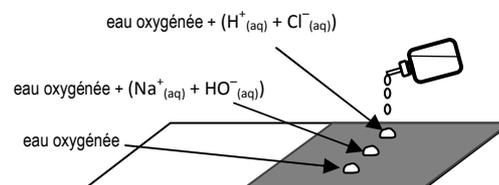
2.3.1. Noter les observations.

2.3.2. Proposer une définition de la catalyse enzymatique.

2.4. Influence du pH du milieu

Matériel : feuille plastifiée – eau oxygénée à $2,0 \text{ mol.L}^{-1}$ – acide chlorhydrique à 1 mol.L^{-1} – solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) à 1 mol.L^{-1} – radis ou viande

- Refaire 3 dépôts d'eau oxygénée à 2 mol.L^{-1} et ajouter dans l'une environ 10 gouttes d'une solution d'acide chlorhydrique à 1 mol.L^{-1} et dans une autre environ 10 gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium à 1 mol.L^{-1} .
- Ajouter un petit échantillon de radis ou de viande et observer sur les 3 dépôts.



2.4.1. Noter les observations et comparer.

2.4.2. Quelle conclusion peut être faite à propos du pH du milieu.