

| | | | |
|---|--|----------------|---|
| Terminale Spécialité Physique-Chimie | Thème : Constitution et transformations de la matière | M.KUNST-MEDICA |  |
| Chapitre 13 : Modélisation macroscopique de l'évolution d'un système. | | | |
| Feuille d'évaluation à rendre obligatoirement avec la copie | | | |
| <u>Correction activité expérimentale n°13.1 : A l'épreuve du temps</u> | | | |

Les œuvres d'art s'altèrent au cours du temps. Des facteurs cinétiques peuvent accélérer les dégradations qu'elles subissent. Quels peuvent-être ces facteurs cinétiques ?

Selon l'esprit des nouveaux programmes, on qualifie de lente ou rapide une réaction si la possibilité de mettre en œuvre un suivi cinétique est envisageable ou non : si le temps de réponse du capteur est trop grand ou si les manipulations à réaliser avant le début des mesures empêchent la mise en œuvre d'un suivi cinétique, la transformation est dite rapide ; sinon, elle est dite lente.

Dans un premier temps, il s'agit d'une première approche dans laquelle on considère qu'une réaction est rapide lorsqu'elle semble achevée dès que les réactifs entrent en contact, et qu'une réaction est lente lorsqu'elle dure de quelques secondes à plusieurs dizaines de minutes. La notion de capteurs sera introduite dans un second temps.

I. Étude documentaire :

1. **Citer** une transformation lente et une transformation rapide pouvant altérer des œuvres d'art.

Transformation lente : oxydation lente par le dioxygène de l'air.

Transformation rapide : oxydation rapide lors de la combustion de l'œuvre.

2. Pourquoi une combustion, telle que celle ayant détruit les Nymphéas de Monet, peut-elle être qualifiée d'oxydation ?

La combustion se produit en présence du dioxygène de l'air pour produire du dioxyde de carbone CO₂ et de l'eau H₂O.

3. Pourquoi la température peut-elle être considérée comme un facteur cinétique ?

D'après le doc. A, une température élevée accélère la dégradation. C'est donc un facteur cinétique.

4. A quel facteur cinétique les rayonnements infrarouges peuvent-ils être associés ?

Les rayonnements infrarouges peuvent être associés au facteur cinétique « température ».

5. On note R-CH₂-OH_(s) un fragment de cellulose. Établir l'équation de sa réaction d'oxydation en acide R-CO₂H_(s), par le dioxyde d'azote. On note : NO_{2(g)} / NO_(g)



6. **Citer** la phrase du texte (doc C) qui montre que la concentration est un facteur cinétique.

« Les polluants comme les oxydes d'azote NO_x oxydent la cellulose et ce, d'autant plus vite que leur concentration dans l'atmosphère est élevée ».

7. **Définir** un facteur cinétique et en donner 3 exemples.

Un facteur cinétique est un paramètre ayant une influence sur la vitesse de la réaction. Exemples : température, concentration des réactifs, catalyseur, la lumière ou l'emploi d'un solvant.

II. Transformations rapides ou lentes :

Introduire simultanément 3 gouttes d'une solution aqueuse de permanganate de potassium acidifié dans :

- Un tube contenant 5 mL de sulfate de fer ($C = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$),
- un tube contenant 5 mL d'acide oxalique ($C = 5,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$),
- un tube contenant 5 mL d'eau distillée (tube témoin).

8. **Agiter** puis **comparer** l'évolution des mélanges (systèmes chimiques).

La solution de permanganate de potassium se décolore. La réaction est rapide avec les ions fer III
Avec l'acide oxalique, la réaction est beaucoup plus lente.

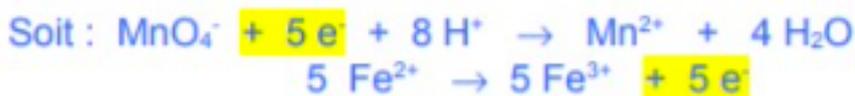
9. **Proposer** des définitions d'une réaction rapide et d'une réaction lente.

Du point de vue cinétique, on distingue trois catégories de réactions chimiques. Une réaction est dite :
▶ **instantanée** si l'évolution du système est si rapide que la réaction semble achevée dès que les réactifs entrent en contact ;
▶ **lente** lorsque son déroulement dure de quelques secondes à quelques minutes ;
▶ **infinitement lente** lorsque l'évolution du système ne peut être appréciée même après plusieurs jours : le système est dit cinétiquement inerte.

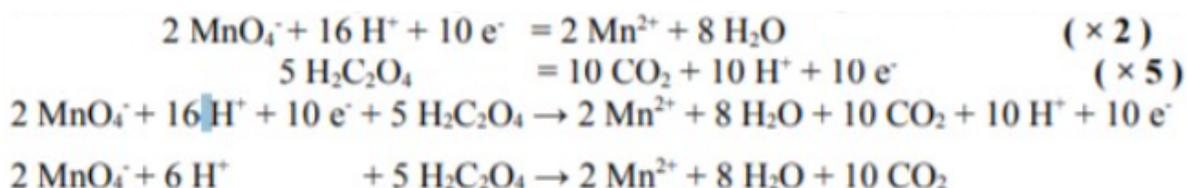
10. **Écrire** les équations d'oxydoréduction qui se produisent dans les deux tubes à essais.

Données couples Ox/Red : $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$; $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{CO}_2/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

On mélange la solution de permanganate de potassium avec la solution de Fer II



On mélange la solution de permanganate de potassium avec l'acide oxalique



III. Facteurs cinétiques :

Influence de la température

La réaction étudiée est celle de l'eau oxygénée avec les ions iodures (de couleur jaune- brune).

Matériel :

- solution d'eau oxygénée H_2O_2 à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$
- solution d'iodure de potassium à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$
- acide chlorhydrique
- 6 tubes à essais, 1 éprouvette, un chronomètre, 3 béchers
- glaçons et eau chaude à la demande.
- Un thermomètre

On rappelle que l'eau oxygénée réagit en milieu acide avec les ions iodure pour former du diiode I_2 (de couleur brune)

11. **Proposer** un protocole permettant de mettre en évidence l'influence de la température sur la rapidité de la réaction étudiée.

On prépare 3 couples de tubes à essais avec de l'eau oxygénée et une solution d'iodure de potassium. Chaque couple est placé dans un bécher à des températures différentes (un contenant des glaçons, un à température ambiante et un contenant de l'eau chaude). On mélange les deux tubes et on chronomètre jusqu'à l'apparition d'une coloration.

12. **Mettre en œuvre** le protocole et **conclure**.

Plus la température est élevée, plus l'évolution du système est rapide.

Influence de la concentration

Réaction étudiée : en milieu acide, les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ réagissent lentement avec les ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ pour former du soufre $\text{S}(\text{s})$ et du dioxyde de soufre $\text{SO}_2(\text{aq})$.

Équation de la réaction : $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{S}(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{aq})$

Le soufre reste en suspension dans la solution et le mélange s'opacifie progressivement. L'appréciation de la rapidité d'évolution du système peut se faire en mesurant la durée nécessaire à la disparition visuelle d'un motif placé sous le bécher et toujours observé dans les mêmes conditions.

Matériel :

- béchers, éprouvettes,
- un chronomètre,
- un document avec trois croix dessinées,
- une solution de thiosulfate de sodium, $C = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$,
- une solution d'acide chlorhydrique, $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$,
- une pissette d'eau distillée.

On dispose de 3 béchers A,B,C marqués d'une croix au fond.

13. **Mettre en œuvre** le protocole suivant et **conclure**.

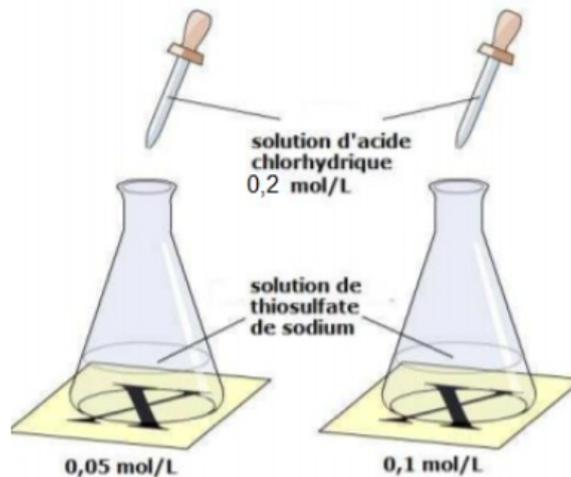
Verser les volumes indiqués d'eau et de thiosulfate de sodium dans les béchers.

Verser simultanément les 10 mL d'acide chlorhydrique dans les 3 béchers en déclenchant le chronomètre.

Noter les temps au bout desquels on ne voit plus la croix.

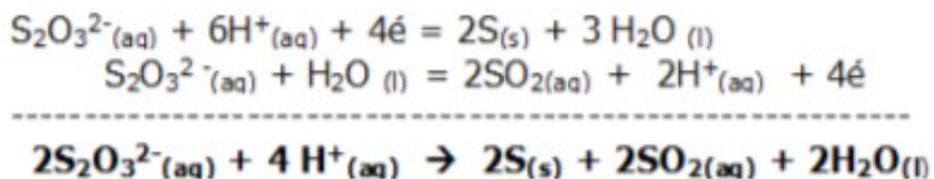
Calculer dans chacun des cas les concentrations initiales en ions thiosulfate et en ions H^+ , et **comparer** les durées mesurées.

Schéma



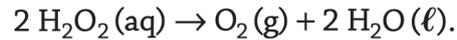
| | | | |
|-----------------------------------|---|------------|-------------|
| V acide(mL) | 10 | 10 | 10 |
| Veau | 0 | 20 | 30 |
| V thiosulfate | 40 | 20 | 10 |
| $[S_2O_3^{2-}]$ | $\frac{n}{V} = \frac{0,25 \times 40}{100}$ $\approx 0,2$ | 0.1 | 0.05 |
| $[H^+]$ | 0.2 | 0.2 | 0.2 |
| $\Delta t(s)$ | 19 | 26 | 53 |

La transformation est d'autant plus rapide que la concentration en thiosulfate de sodium est élevée. On parle de dismutation car l'ion thiosulfate apparaît dans deux couples différents.



IV. Action d'un catalyseur :

L'eau oxygénée est un anti-septique. C'est une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 . Instable, ce dernier se décompose lentement selon une réaction d'équation :



La décomposition du peroxyde d'hydrogène est accélérée au contact du sang. L'effervescence est due à une libération de dioxygène.



14. **Mettre en œuvre** le protocole suivant et **noter** vos observations.

Dans 4 tubes à essais A, B, C et D, on verse environ 5 mL d'eau oxygénée à 30 volumes.

- Le tube A sert de témoin.
- Dans le tube B, on ajoute un fil de platine.
- Dans le tube C, on ajoute quelques gouttes de solution de chlorure de fer III.
- Dans le tube D, on ajoute un morceau de foie ou de la catalase.

On observe un dégagement gazeux de O_2 . La transformation est instantanée.

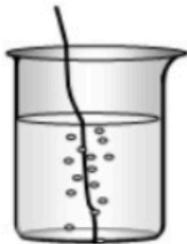
15. Quel est le rôle du platine, des ions fer III et de la catalase (contenue dans le foie) dans le déroulement de la réaction dans les tubes B, C et D ?

Le platine, les ions Fer III et la catalase sont des catalyseurs.

16. Attribuer à chaque tube, le type de catalyse correspondant : catalyse homogène, catalyse hétérogène ou catalyse enzymatique.

► Rôle du platine : catalyse hétérogène

On dit d'une catalyse qu'elle est hétérogène si le catalyseur et les réactifs forment plusieurs phases.



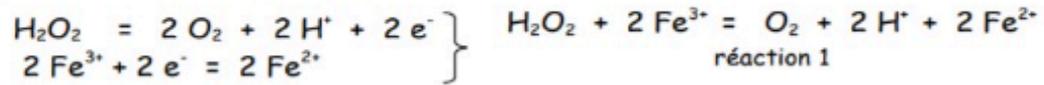
Plusieurs étapes apparaissent : adsorption du réactif sur le catalyseur solide, réaction en surface puis désorption

► Rôle des ions Fe^{III} catalyse homogène : catalyseur et réactif sont dans le même état physique

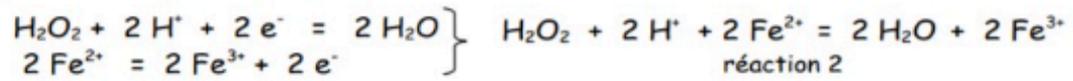
Un catalyseur participe à une des étapes de la réaction, mais est régénéré lors d'une autre étape de la réaction : **il n'apparaît donc pas dans le bilan.**

Exemple : $2 \text{H}_2\text{O}_{2\text{aq}} = 2 \text{H}_2\text{O}_{\text{liq}} + \text{O}_{2\text{g}}$ catalyseur = Fe^{3+}

étape 1 : couples $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$ et $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$



étape 2 : couples $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$ et $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$



► Rôle de l'enzyme : catalyse enzymatique

