

T.P : T.S-chap 09.

FACTEURS CINÉTIQUES.

- La température, la concentration des réactifs, la présence d'un catalyseur, peuvent modifier la vitesse de formation d'un produit ou la vitesse de disparition d'un réactif.

I. Influence de la température

1. Expérience

- Remplir d'eau du robinet la moitié d'un grand bécher (250 mL), puis porter cette eau à ébullition à l'aide du bec électrique. (*L'eau peut être directement fournie par l'intermédiaire de la bouillotte*)
- Pendant le chauffage, préparer 3 tubes à essais (série A) avec 3 mL d'une solution de glucose et préparer 3 autres tubes à essais (série B) avec 3 mL de solution de liqueur de Fehling.
- L'eau étant chaude, on prépare 2 bains-marie :
 - verser une partie de l'eau dans un bécher 150 mL, la température devant être voisine de 90°C.
 - préparer un second bécher de 150 mL, en versant de l'eau chaude tout d'abord dans un quart d'eau froide, et en complétant avec de l'eau froide si besoin pour que la température soit voisine de 50°C.
- Introduire un tube de la série A dans le becher N°1, un autre dans le becher N°2, et laisser le 3^{ème} à la température ambiante (environ 20°C) sur le porte tube.
- L'équilibre thermique étant atteint, verser **simultanément** dans chacun des 3 tubes de la série A, le contenu d'un tube de la série B.

1.1. Observer les modifications du contenu des tubes environ 2 min après le mélange.

2. Equation de la réaction d'oxydoréduction

2.1. Ecrire les demi-équations en milieu acide puis en milieu basique de la réaction précédente sachant que la liqueur de Fehling contient des ions $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$, oxydants du couple $\text{Cu}_{\text{aq}}^{2+} / \text{Cu}_2\text{O}_{(\text{s})}$ et que le glucose est un sucre possédant la fonction aldéhyde, réducteur du couple $\text{RCOO}_{(\text{aq})}^- / \text{RCHO}_{(\text{aq})}$ où R représente $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{O}_5$.

Pour établir une demi-équation en milieu basique, ajouter autant d'ions $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ que d'ions $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ puis associer les ions $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ et $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ en molécules d'eau H_2O . Simplifier si nécessaire.

2.2. En déduire l'équation de la réaction en milieu basique.

II. Influence des concentrations initiales

1. Etude de la réaction

- On fait réagir des ions iodures appartenant au couple $\text{I}_{2(\text{aq})} / \text{I}^-_{(\text{aq})}$ avec une solution de peroxyde d'hydrogène ou solution d'eau oxygénée H_2O_2 faisant intervenir le couple $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$.
- Dans un tube à essais, introduire quelques mL de solution aqueuse d'iodure de potassium à $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$, d'acide sulfurique $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ et de peroxyde d'hydrogène à $0,020 \text{ mol.L}^{-1}$. Observer.

1.1. Peut-on qualifier cette réaction de rapide ou de lente ? Tenter de justifier.

1.2. Ecrire les 2 demi-équations et en déduire l'équation de la réaction mise en jeu.

1.3. Pourquoi faut-il ajouter de l'acide sulfurique au mélange initial ?

2. Influence de la concentration initiale en ions iodure sur la vitesse de transformation

- Préparer, dans 3 bechers identiques notés N° 1, N°2 et N°3, les mélanges en solution d'iodure de potassium, solution d'acide sulfurique et eau répertoriés dans le tableau ci-dessous :

Béchers 100 mL	N°1	N°2	N°3
Volume de solution d'iodure de potassium à $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$ (mL)	5	15	30
Volume de solution d'acide sulfurique à $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ (mL)	5	5	5
Volume d'eau (mL)	25	15	0

- Préparer 15 mL d'eau oxygénée à 0,083 mol.L⁻¹ (eau oxygénée à 1 volume) dans 3 tubes à essais.

- Verser **simultanément** 15 mL d'eau oxygénée dans chacun des 3 béchers.

2.1. Observer au bout de quelques minutes et conclure.

2.2. Calculer la concentration molaire volumique initiale en ions iodure dans chaque mélange réactionnel (c'est-à-dire au moment où la solution d'eau oxygénée a été versée). Conclure.

Béchers	N°1	N°2	N°3
[I ⁻] en mol.L ⁻¹			

3. Influence de la concentration initiale en peroxyde d'hydrogène sur la vitesse de transformation

- On reprend le protocole précédent en inversant les rôles des solutions d'iodure de potassium et de peroxyde d'hydrogène.

Béchers 100 mL	N°4	N°5	N°6
Volume de solution d'eau oxygénée à 0,083 mol.L ⁻¹ (mL)	5	15	30
Volume de solution d'acide sulfurique à 0,50 mol.L ⁻¹ (mL)	5	5	5
Volume d'eau (mL)	25	15	0

- Préparer 15 mL de solution d'iodure de potassium à 0,25 mol.L⁻¹ dans 3 tubes à essais.

- Verser **simultanément** 15 mL de solution d'iodure de potassium dans chacun des 3 béchers.

3.1. Observer au bout de quelques minutes et conclure.

3.2. Calculer la concentration molaire volumique initiale en eau oxygénée dans chaque mélange réactionnel (c'est-à-dire au moment où la solution d'iodure de potassium a été versée). Conclure.

Béchers	N°4	N°5	N°6
[H ₂ O ₂] en mol.L ⁻¹			

III. Action d'un catalyseur

- On étudie la réaction entre les ions iodure I⁻_(aq) et les ions peroxydisulfate S₂O₈²⁻_(aq).

Protocole :

- Préparer un bécher de 100 mL contenant 20 mL de solution d'iodure de potassium. Le placer sous agitation magnétique douce.
- Rajouter 20 mL de solution de peroxydisulfate de potassium dans le bécher et observer l'évolution de la teinte de la solution pendant 5-6 minutes. Pendant ce temps, préparer sur un second agitateur magnétique un nouveau bécher contenant 20 mL de solution d'iodure de potassium.
- Après les 5-6 minutes d'observation, prélever 3,0 mL de solution de chlorure de fer III.
- Rajouter 20 mL de solution de peroxydisulfate de potassium dans le second bécher et les 3,0 mL de solution de chlorure de fer III. Observer attentivement l'évolution de la teinte de la solution.

1) Ecrire l'équation de la réaction entre les ions iodure I⁻_(aq) (couple I₂/I⁻) et les ions peroxydisulfate S₂O₈²⁻_(aq) (couple S₂O₈²⁻_(aq)/SO₄²⁻_(aq)).

S'agit-il d'une réaction lente ou rapide ? On notera (1) cette équation –bilan.

2) Ecrire l'équation de la réaction entre ions peroxydisulfate S₂O₈²⁻_(aq) (couple S₂O₈²⁻_(aq)/SO₄²⁻_(aq)) et les ions fer (II) Fe²⁺_(aq) (couple Fe³⁺/Fe²⁺).

S'agit-il d'une réaction lente ou rapide ? On notera (2) cette équation –bilan.

3) Ecrire l'équation de la réaction entre les ions iodure I⁻_(aq) (couple I₂/I⁻) et les ions fer (III) Fe³⁺_(aq) (couple Fe³⁺/Fe²⁺).

S'agit-il d'une réaction lente ou rapide ? On notera (3) cette équation –bilan.

4) Expliquez l'apparition de la couleur brune dans les 2 béchers ?

5) Quel est le rôle des ions Fe³⁺ rajoutés dans le second bécher ? Conclure.

MATERIEL TP TS chap 09 – FACTEURS CINETIQUES.

Solutions et réactifs : (pour 1 poste)

- Glucose en poudre ou solution de glucose déjà prête.
- Liqueur de Fehling.
- Eau distillée.
- Iodure de potassium $0,25 \text{ mol. L}^{-1}$ - 200 mL.
- Eau oxygénée (peroxyde d'hydrogène) à $0,083 \text{ mol. L}^{-1}$ – 100 mL. (rappel : $0,083 \text{ mol. L}^{-1}$ équivaut à eau oxygénée à 1 volume)
- Acide sulfurique $0,50 \text{ mol. L}^{-1}$ – 50 mL.
- Peroxodisulfate de potassium $0,050 \text{ mol. L}^{-1}$ – 100 mL.
- Chlorure de fer(III) à $0,10 \text{ mol. L}^{-1}$ – 50 mL.
- Solution de sel de Mohr (Fe^{2+}) à $0,10 \text{ mol. L}^{-1}$ – 50 mL.

Verrerie et matériel :(pour 1 poste)

- 2 Bêchers borosilicatés hauts 150 mL.
- 2 Bêchers 100 mL + 3 bêchers 50 mL.
- 6 tubes à essai sur portoir.
- Thermomètre numérique.
- Spatule fine.
- 2 agitateurs magnétiques avec leur barreau aimanté.
- 2 éprouvettes 50 ou 100 mL.
- 1 pipette graduée 5,0 mL + propipette.
- Gants latex.
- 1 gant thermique.
- lunettes de protection.

Prof :

- Réserve produits avec 2 bêchers de transvasement / flacon + tubes à essais + bouillote (bureau prof).