

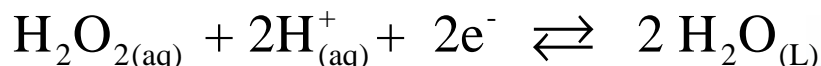
Les Transformations lentes et rapides

I) Rappels d'oxydoréduction:

L'action d'une solution d'eau oxygénée sur une solution d'iodure de potassium en milieu acide.

1) Oxydant :

- On dit que l'eau oxygénée $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}$ est un **oxydant**, car c'est une espèce chimique **susceptible de gagner** de électrons selon la demi équation :



On obtient alors **forcément** un réducteur, $\text{H}_2\text{O}_{(\text{aq})}$, qui est appelé réducteur conjugué de $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}$.

2) Réducteur :

- On dit que l'ion iodure $\text{I}^-_{(\text{aq})}$ est un réducteur, car c'est une espèce chimique susceptible de perdre des électrons selon l'équation :



On obtient alors **forcément** un oxydant, $\text{I}_{2(\text{aq})}$, qui est appelé oxydant conjugué de $\text{I}^-_{(\text{aq})}$

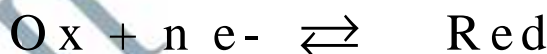
3) Couple oxydant réducteur et réaction d'oxydoréduction :

✓ Couple oxydant réducteur :

Un oxydant et son réducteur conjugué forme un **couple oxydant/réducteur** noté Ox/Red.

Exemple : $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{L})}$ et $\text{I}_{2(\text{aq})} / \text{I}^-_{(\text{aq})}$

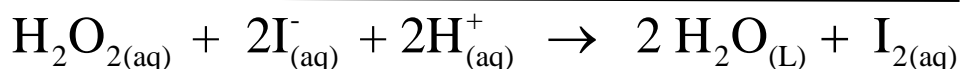
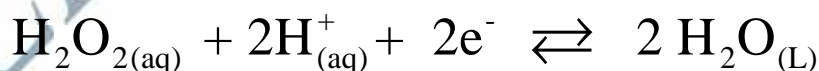
Le passage de l'oxydant au réducteur conjugué ou vice versa est formalisé par une demi équation :



✓ Réaction d'oxydoréduction :

Une réaction d'oxydoréduction met en jeu un **transfert d'électrons** entre l'oxydant d'un couple oxydoréducteur et le réducteur d'un autre couple oxydoréducteur.

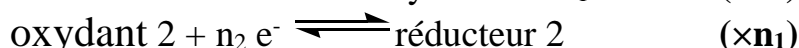
Exemple :



Deux ions iodures ont cédé deux électrons qui ont été gagnés par une molécule d'eau oxygénée.

➤ Méthode pour écrire les réactions d'oxydoréduction :

a. On écrit les deux demi équations :



b. Définition

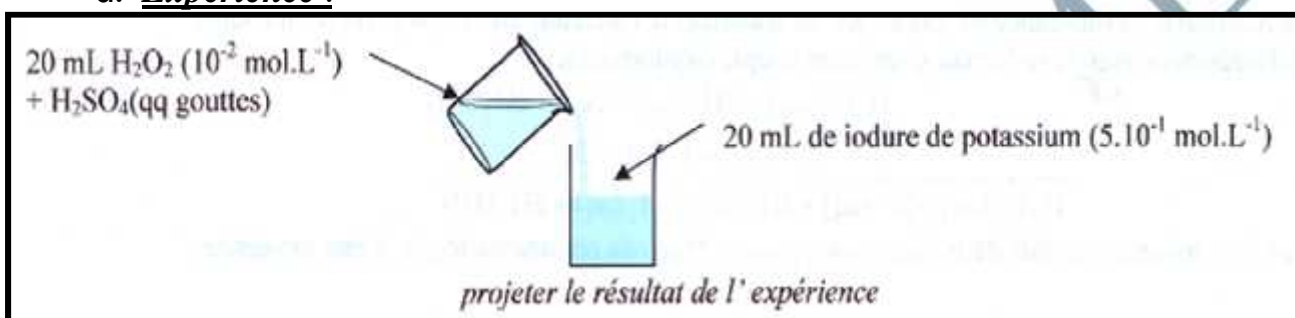
Une transformation est dite **rapide** lorsqu'elle se fait dans une **durée trop courte** pour que nous puissions **suivre l'évolution à l'œil nu** ou bien si **l'état final est atteint à t_f avec t_f inférieure à une seconde.**

Exemple :

Les réactions explosives, les réactions de précipitation AgCl ; BaSO_4 , les réactions acido-basiques.

b) Transformations lentes :

a. Expérience :



On observe que l'apparition du diiode est progressive comme en témoigne la coloration progressive de la solution.

b. Définition :

Une transformation est dite **lente** lorsque on peut la suivre à l'œil nu ou bien si **l'état final est atteint à t_f avec t_f supérieure à quelques seconde.**

On pourra également suivre ces transformations à l'aide d'instruments de mesure (conductimètre, capteur de pression).

Exemples :

Quelques réactions d'oxydoréduction, réactions d'estérification et d'hydrolyse ; réaction d'oxydation du fer en rouille.

Remarque :

Il existe des transformations qualifiées d'infiniment lentes, ou ne nous pouvons apprécier l'évolution du système (réactions de décomposition de l'eau oxygénée)

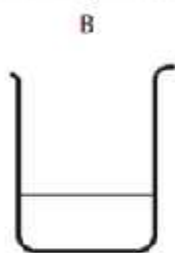
c. Facteurs cinétiques :

➤ **L'influence de la concentration des réactifs :**

Dans 3 béchers, on prépare 3 solutions d'iodure de potassium (incolore) :



20 mL KI à 0,5 mol. L⁻¹
en milieu acide + 30 mL d'eau

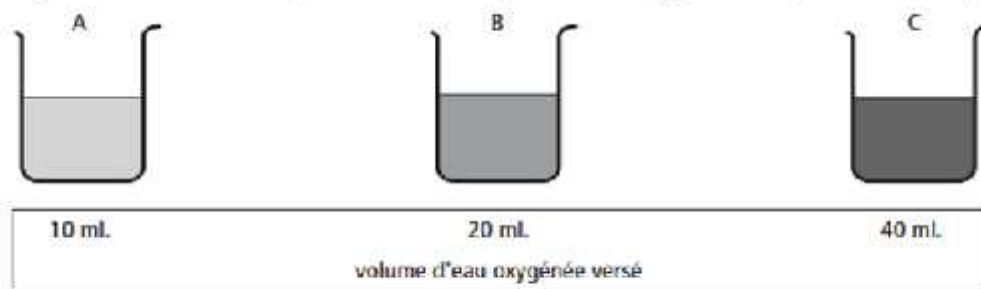


20 mL KI à 0,5 mol. L⁻¹
en milieu acide + 20 mL d'eau



20 mL KI à 0,5 mol. L⁻¹

puis, on ajoute simultanément, à la date $t = 0$, de l'eau oxygénée à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (incolore)



Au bout de quelques minutes nous observons la couleur de la solution : bécher A : jaune pâle, bécher B : orangé ; bécher C : brun foncé.

Plus la concentration des réactifs est élevée plus la rapidité est grande et inversement.

Applications :

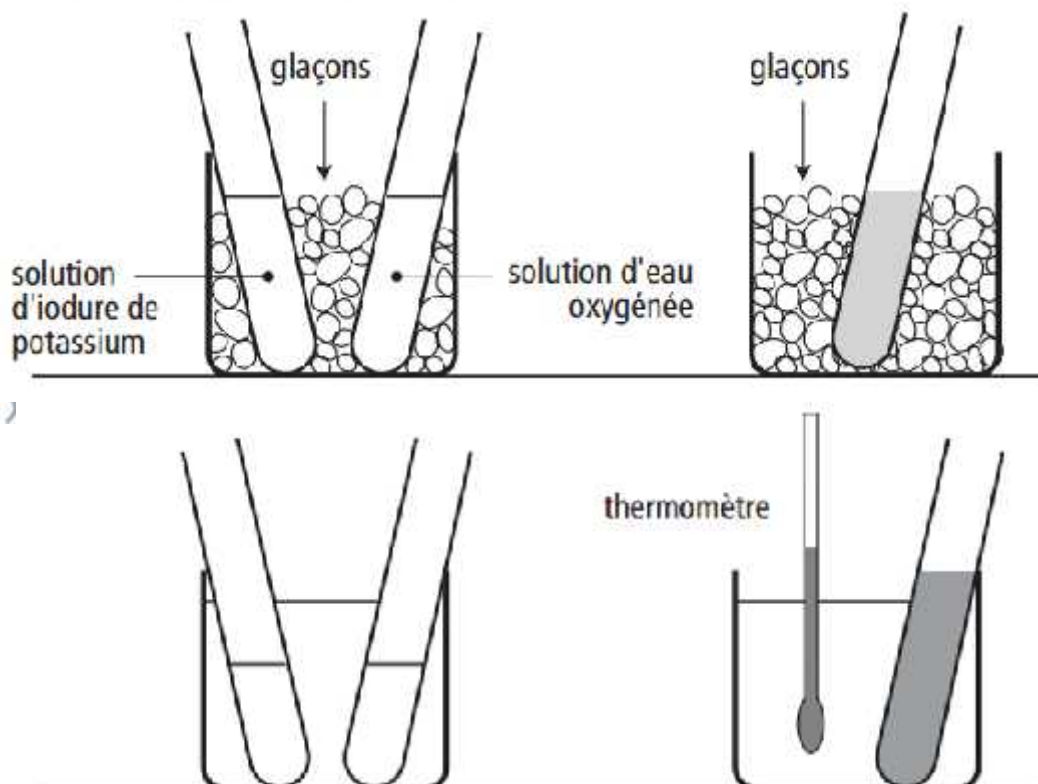
- 1) Pour rendre une transformation plus rapide, on augmente la concentration (ou la pression si réactifs gazeux) des réactifs.
- 2) Pour ralentir voire bloquer la transformation, on peut au contraire diluer le milieu réactionnel par ajout de solvant.

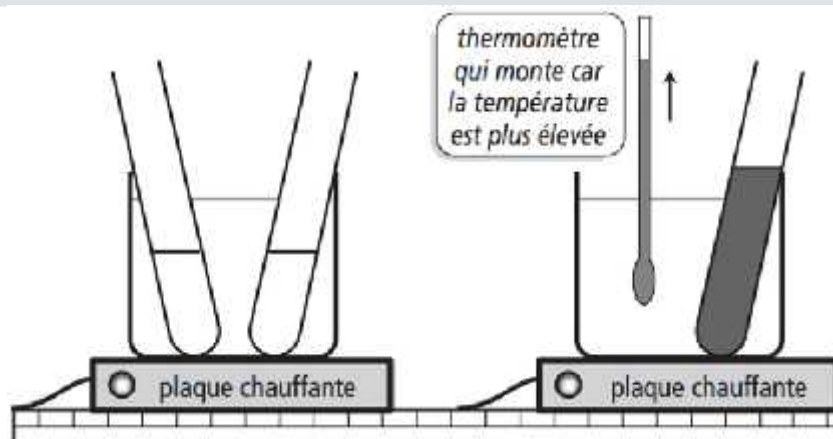
➤ **L'influence de la température du système :**

Voir Vidéo N° 2

On reprend la même transformation que précédemment, mais en opérant à 3 températures différentes :

À la date $t = 0$, on mélange le contenu des tubes à essais placés dans le même bain thermostaté ; au bout de quelques minutes, on peut observer les résultats ci-dessous :





Plus la température du système est élevée plus la rapidité est grande et inversement.

Applications :

Les applications pratiques de l'utilisation de la température comme facteur cinétique, peuvent être classées en 2 catégories :

- 1) Déclenchement ou augmentation de la vitesse d'une transformation par élévation de la température pour optimiser le coût d'une transformation réalisée à l'échelle industrielle ou pour éliminer des matériaux usés.
- 2) Blocage ou diminution de la vitesse d'une transformation par abaissement de la température pour éviter les phénomènes de corrosion par exemple.

Conclusion générale :

Les facteurs cinétiques modifient la rapidité d'une transformation. C'est le cas de la température, le catalyseur et de la concentration des réactifs : plus ils sont élevés plus la rapidité est grande et inversement.