

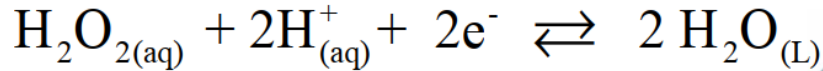
Les Transformations lentes et rapides

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 $\text{I}_{2(\text{aq})} / \text{I}^-_{(\text{aq})}$

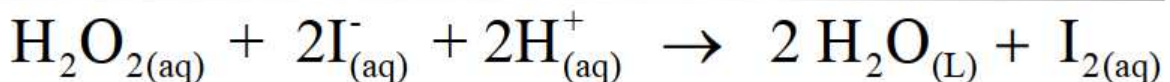
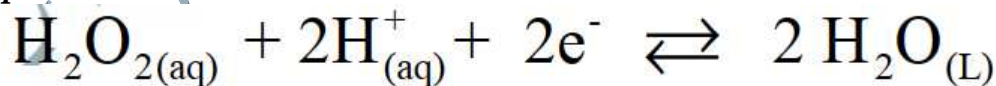
Le passage de l'oxydant au réducteur conjugué ou vice versa est formalisé par une demi équation :



✓ 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.

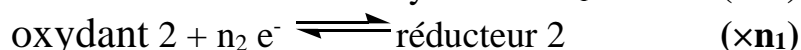
Exemple :



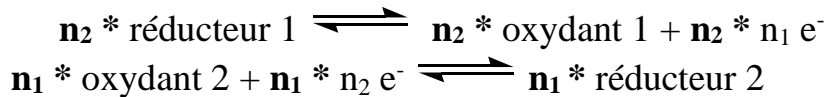
Deux ions iodures ont cédé deux électrons qui ont été gagnés par une molécule d'eau oxygénée.

➤ Méthode pour écrire les réactions d'oxydoréduction :

a. On écrit les deux demi équations :



- b. On s'arrange pour avoir le même nombre d'électrons transférés dans les deux équations : pour cela, on multiplie par n_2 la première et par n_1 la seconde :



- c. On additionne alors les deux demi équations, les électrons n'apparaissent plus :
- $$n_1 * \text{oxydant 2} + n_2 * \text{réducteur 1} \longrightarrow n_2 * \text{oxydant 1} + n_1 * \text{réducteur 2}$$

Exercice d'application N°1 :

Ecrire les équations d'oxydoréduction entre :

1°) Les ions argent $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$ et le cuivre $\text{Cu}_{(\text{s})}$

2°) les ions nitrate $\text{NO}^-_{3(\text{aq})}$ et le cuivre $\text{Cu}_{(\text{s})}$

3°) Les ions iodure $\text{I}^-_{(\text{aq})}$ et les ions peroxodisulfate $\text{S}_2\text{O}^{2-}_{8(\text{aq})}$

4°) Les ions dichromate $\text{Cr}_2\text{O}^{2-}_{7(\text{aq})}$ et les ions iodure $\text{I}^-_{(\text{aq})}$

Les couples mis en jeu : $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} / \text{Ag}_{(\text{s})}$; $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$; $\text{NO}^-_{3(\text{aq})} / \text{NO}_{(\text{g})}$; $\text{I}^-_{2(\text{aq})} / \text{I}^-_{(\text{aq})}$;
 $\text{Cr}_2\text{O}^{2-}_{7(\text{aq})} / \text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$; $\text{S}_2\text{O}^{2-}_{8(\text{aq})} / \text{SO}^{2-}_{4(\text{aq})}$.

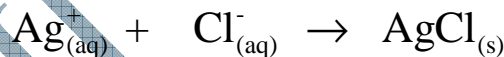
II) Transformations rapides :

Voir Vidéo N° 1

a. Expériences :

- Dans un tube à essai contenant du nitrate d'argent à 10^{-1} mol/L, on ajoute quelques gouttes de solution d'acide chlorhydrique à 1 mol/L.

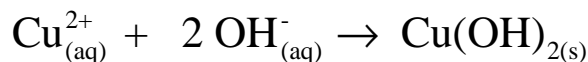
On observe quasi-instantanément **l'apparition d'un précipité blanc** de chlorure d'argent :



Remarque : les ions $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ et $\text{NO}^-_{3(\text{aq})}$ sont spectateurs.

- Dans un tube à essai contenant du sulfate de cuivre II à 10^{-1} mol/L, on ajoute quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium à 1 mol/L.

On observe quasi-instantanément **l'apparition d'un précipité bleu** d'hydroxyde de cuivre II selon l'équation de la réaction :



Remarque : les ions $\text{SO}^{2-}_{4(\text{aq})}$ et $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ sont spectateurs.



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.**

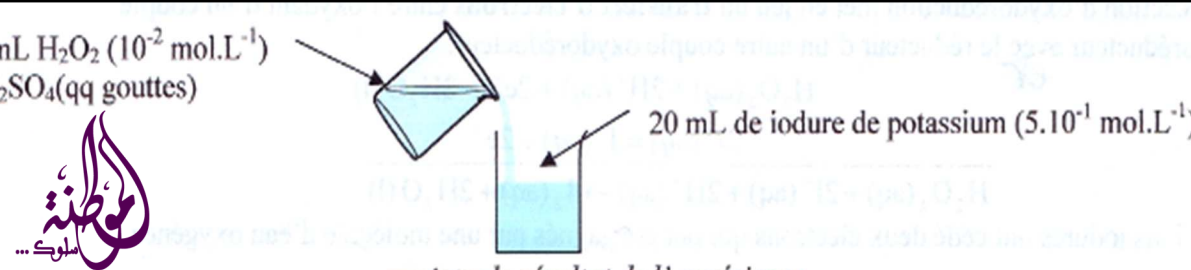
Exemple :

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

III) Transformations lentes :

a. Expérience :

20 mL H_2O_2 (10^{-2} mol.L $^{-1}$)
+ H_2SO_4 (qq gouttes)



20 mL de iodure de potassium ($5 \cdot 10^{-1}$ mol.L $^{-1}$)

projeter le résultat de l'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.



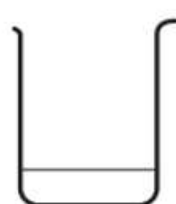
Remarque :

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

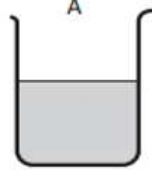
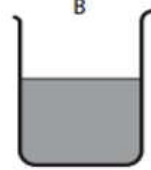

IV) Facteurs cinétiques :

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

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

A	B	C
		
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 mol · L $^{-1}$ (incolore)

A	B	C
		
10 ml.	20 ml.	40 ml.
volume d'eau oxygénée versé		

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 transformation chimique est rapide et inversement.

Applications :

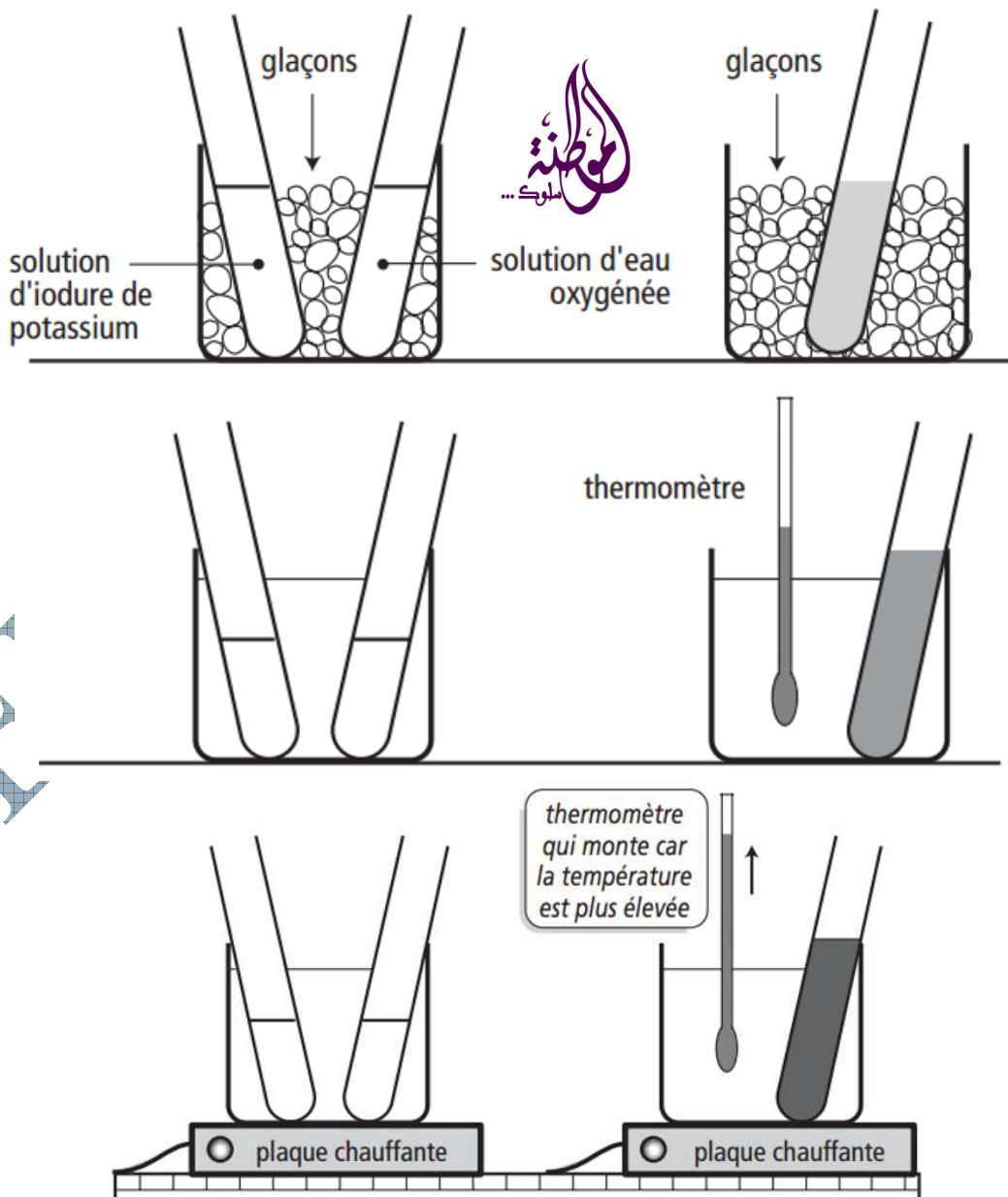
- 1) Pour rendre une transformation plus rapide, on augmente la concentration (ou la pression si réactifs gazeux) des réactifs.
- 2) Pour ralentir voire bloquer la transformation, on peut au contraire diluer le milieu réactionnel par ajout de solvant.

➤ 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 transformation chimique est rapide 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.

