

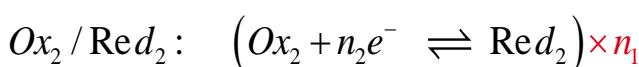
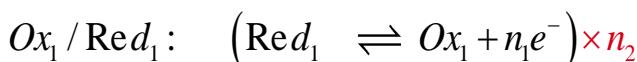
TRANSFORMATIONS RAPIDES ET TRANSFORMATIONS LENTES

1- Réactions oxydo-réduction

1-1 Définitions

- **Un oxydant** est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons au cours d'une transformation chimique
- **Un réducteur** est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons au cours d'une transformation chimique.
- **Un couple oxydant/réducteur** est l'ensemble d'un oxydant et de son réducteur conjugué. Il est noté : **Ox / Red** , et caractérisé par une demi-équation électronique : $Ox + ne^- \rightleftharpoons Red$
- **Une réaction d'oxydoréduction** met en jeu deux couples oxydant/réducteur : Il y a transfert d'électrons du réducteur de l'un des couples à l'oxydant de l'autre couple.

Soient les deux couples :

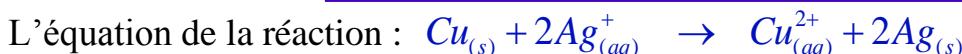
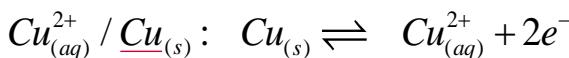


L'équation de la réaction d'oxydoréduction entre Ox_2 et Red_1 s'écrit, en combinant les demi-équations :

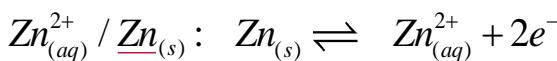
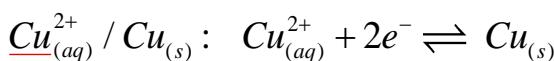


1-2 Exemples

a- réaction entre les ions d'argent et le cuivre métal.



b- réaction entre les ions de cuivre et le zinc métal.



2- transformations rapides et transformations lentes

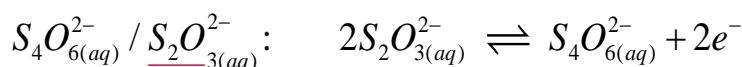
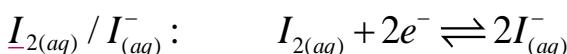
2-1 les transformations rapides

Une transformation est dite rapide si elle s'effectue en une durée trop courte pour être suivie à l'œil ou avec des instruments de mesure.

Exemples:

- * **Réduction du diiode par les ions thiosulfates.**

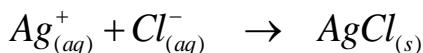
En ajoutant une solution de diiode ($I_{2(aq)}$), caractérisé par sa couleur brun, à une solution de thiosulfate de sodium ($2Na_{(aq)}^+ + S_2O_{3(aq)}^{2-}$), nous observons une décoloration immédiat de la solution.



L'équation de la réaction : $\underline{I_{2(aq)}} + 2\underline{S_2O_{3(aq)}^{2-}} \rightarrow 2I_{(aq)}^- + S_4O_{6(aq)}^{2-}$

- * **Les réactions acido-basiques:** $H_3O_{(aq)}^+ + HO_{(aq)}^- \rightarrow 2H_2O_{(l)}$

- * **Les réactions de précipitation:** comme la précipitation du chlorure d'argent :



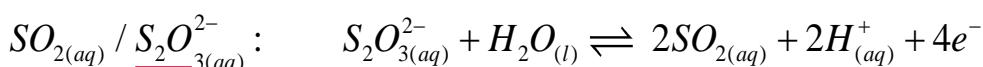
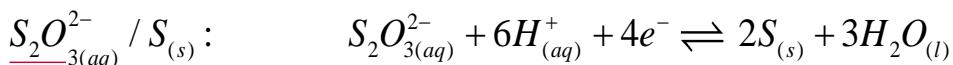
2-2 Transformations lentes

Une transformation est dite lente si elle est susceptible d'être suivie à l'œil ou par des instruments de mesure.

Exemples:

- * **Dismutation de l'ion thiosulfate en milieu acide:**

En ajoutant de l'acide chlorhydrique à une solution de thiosulfate de sodium, le mélange se transforme progressivement et nous pouvons observer la formation du soufre sous forme d'un précipité jaune qui trouble peu à peu la solution.

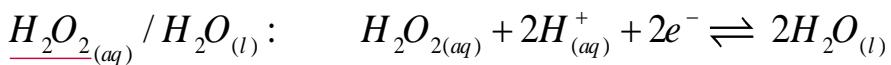
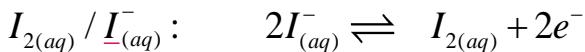


L'équation de la réaction $\underline{S_2O_{3(aq)}^{2-}} + 2H_{(aq)}^+ \rightarrow S_{(s)} + SO_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$

Dismutation: Réaction d'oxydoréduction au cours de laquelle une espèce chimique joue à la fois le rôle d'oxydant et de réducteur.

- * **Oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée dans en milieu acide**

en mélangeant une solution d'iodure de potassium ($K_{(aq)}^+ + I_{(aq)}^-$) avec de l'eau oxygénée ($H_2O_{2(aq)}$) acidifié par addition de quelques gouttes d'acide sulfurique, nous assistons à une réaction chimique dont l'évolution peut être suivie grâce au changement de teinte de la solution qui vire du jaune au brun (apparition de diode)



L'équation de la réaction: $H_2O_{2(aq)} + 2I_{(aq)}^- + 2H_{(aq)}^+ \rightarrow I_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$

3- Les facteurs cinétiques

Un facteur cinétique est une grandeur qui influe sur la durée d'évolution d'une transformation chimique.

3-1 Influence de la concentration des réactifs

Plus la concentration initiale des réactifs est grande, plus la durée de la transformation chimique est courte et par conséquent plus la réaction est rapide.

3-2 Influence de la température

Plus la température du milieu réactionnel est élevée, plus la durée de la transformation chimique est courte, et par conséquent plus la réaction est accélérée.

Remarque: Il existe d'autres facteurs cinétiques que la température et la concentration initiale des réactifs: l'emploi de catalyseurs, la lumière et le solvant dans lequel la réaction s'effectue.

3-3 Applications

a) Accélération ou déclenchement d'une transformation chimique.

- * De nombreuses synthèses industrielles sont des transformations lentes à température ordinaire; les contraintes économiques obligent à les réaliser à températures élevées.

Exemples: Synthèse de l'ammoniac, du trioxyde de soufre, Synthèse organiques...

- * Pour accélérer la cuisson des aliments, on utilise un autocuiseur où la température est voisine de 110°C

b) Ralentissement ou blocage d'une transformation chimique.

- * **Conservation des aliments:** Les aliments subissent, sous l'action de microorganismes, des réactions de dégradation altérant leur goût et pouvant conduire à des toxines graves pour la santé. Ils sont donc conservés au réfrigérateur (4°C environ) et au congélateur (-18°C environ)

- * **Conservation des cellules biologiques:** Les cellules et les tissus biologiques (spermatozoïdes, ovules, embryons) sont maintenues dans l'azote liquide à -195°C pour stopper les réactions biologiques et la division cellulaire.
- * **La trempe:** Elle désigne le refroidissement brutal d'un milieu réactionnel pour le rendre cinétiquement inerte. On utilise ce procédé lors de dosages en séances de travaux pratiques pour arrêter la réaction à un instant donné t.

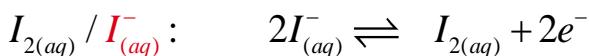
Exercice d'application:

Nous mélangeons à 25°C , un volume $V_1 = 10\text{mL}$ de l'eau oxygénée acidifiée de concentration molaire $C_1 = 0,5\text{mol.L}^{-1}$ et un volume $V_2 = 20\text{mL}$ d'iodure de potassium de concentration $C_2 = 0,8\text{mol.L}^{-1}$

- 1- Déterminer les deux couples oxydant/réducteur qui interviennent dans la réaction et écrire la demi-équation de chaque couple.
- 2- Déduire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction.
- 3- Quelle est l'évolution du mélange qui se produit que nous pouvons distinguer à l'œil nu.
- 4- Dresser le tableau d'évolution de la réaction.
- 5- Calculer x_{\max} l'avancement maximal, et déduire le réactif limitant.
- 6- Déduire la quantité de matière du diiode formé à la fin de l'expérience.
- 7- Nous répétons l'expérience précédent toute en gardant la même température et en augmentant la concentration de la solution iodure de potassium à $C'_2 = 1\text{mol.L}^{-1}$
 - 7-1 Qu'arrivera-t-il à la durée de la réaction?
 - 7-2 Est-ce que les deux mélanges auront la même couleur à la fin des deux expériences?
- 8- Que se passerait-il si nous mettons le premier mélange dans l'eau glacée?

solution:

- 1- Les deux couples oxydant/réducteur:



- 2- Equation bilan: $H_2O_{2(aq)} + 2I_{(aq)}^- + 2H_{(aq)}^+ \rightarrow I_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$

- 3- Au fur et à mesure de la progression de la réaction chimique, la couleur du mélange vire du jaune au brun à cause de l'augmentation de la quantité de diiode formé.

- 4- Tableau d'évolution :

{ 4 }

Equation de la réaction		$H_2O_{(aq)} + 2I^-_{(aq)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow I_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$				
Etat du système	avancement	Quantité de matière (mol)				
Etat initiale	0	C_1V_1	C_2V_2	excès	0	excès
Etat intermédiaire	x	$C_1V_1 - x$	$C_2V_2 - 2x$	excès	x	excès
Etat finale	x_{\max}	$C_1V_1 - x_{\max}$	$C_2V_2 - 2x_{\max}$	excès	x_{\max}	excès

5- L'avancement maximal x_{\max} :

$$\begin{cases} C_1V_1 - x_{\max 1} = 0 \\ C_2V_2 - 2x_{\max 2} = 0 \end{cases} \text{ donc: } \begin{cases} x_{\max 1} = C_1V_1 \\ x_{\max 2} = \frac{C_2V_2}{2} \end{cases} \text{ A.N: } \begin{cases} x_{\max 1} = 5 \text{ mmol} \\ x_{\max 2} = 8 \text{ mmol} \end{cases}$$

D'où: $x_{\max} = x_{\max 1} = 5 \text{ mmol}$ et le réactif limitant est l'eau oxygéné.

6- Quantité de matière d'iode formé: $n(I_2) = x_{\max} = 5 \text{ mmol}$

7-

7-1 La durée de la réaction doit diminuer parce que nous avons augmenté la concentration de l'un des réactifs ($C_2 > C_1$)

7-2 Pour comparer la couleur des deux mélanges il faut calculer la quantité de matière de diiode formé dans la deuxième expérience.

$$\begin{cases} x_{\max 1} = C_1V_1 \\ x_{\max 2} = \frac{C_2V_2}{2} \end{cases} \text{ A.N: } \begin{cases} x_{\max 1} = 5 \text{ mmol} \\ x_{\max 2} = 10 \text{ mmol} \end{cases} \text{ donc: } n'(I_2) = x_{\max} = 5 \text{ mmol}$$

Les deux mélanges ont donc la même quantité de matière d'iode et comme ils ont le même volume ils auront la même concentration d'où la même couleur.

8- Si nous mettons le mélange dans l'eau glacée, la réaction doit s'arrêter (La trempe)