

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Transformations lentes et rapides (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Bac français / 1 ^{ère} et 2 ^{ème} Bac International SM

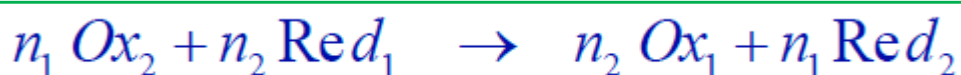
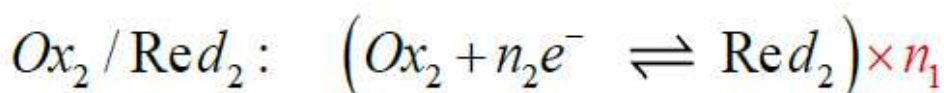
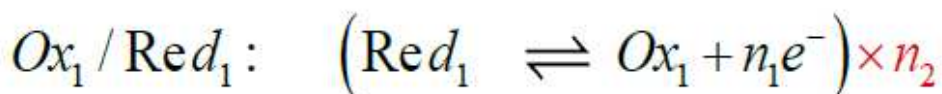
1- Réactions oxydo-réduction

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.



2- transformations rapides et transformations lentes

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

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

3- Les facteurs cinétiques

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

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.

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

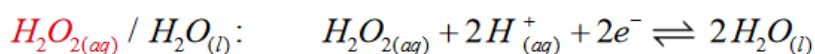
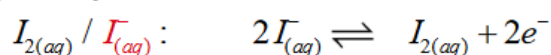
Exercice d'application:

Nous mélangeons à 25°C , un volume $V_1 = 10\text{mL}$ de l'eau oxygénée acidifié 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- Dédire 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- Dédire 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 :

Equation de la réaction		$H_2O_{2(aq)} + 2I_{(aq)}^- + 2H_{(aq)}^+ \rightarrow I_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$				
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 oxygénée.

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 ($C'_2 > C_2$)

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

$$\begin{cases} x_{\max 1} = C_1V_1 \\ x_{\max 2} = \frac{C'_2V_2}{2} \end{cases} \text{ A.N: } \begin{cases} x_{\max 1} = 5 \text{ mmol} \\ x_{\max 2} = 10 \text{ mmol} \end{cases} \text{ donc: } n'(I_2) = x_{\max} = 5 \text{ mmol}$$

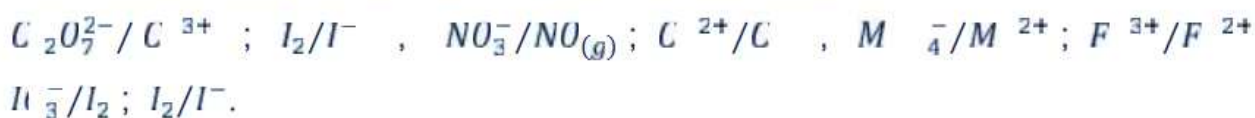
Les deux mélanges ont donc la même quantité de matière d'iode et comme ils ont le même volume ils auront la même concentration d'où la même couleur.

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

Applications

Exercice 1 :

1- On considère les paires de couples oxydant / réducteur suivants :



Pour chaque exemple, sachant que l'oxydant du premier couple réagit avec le réducteur du second couple, écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction.

Exercice 2 :

La réaction de l'acide chlorhydrique sur le zinc est une réaction lente mettant en jeu les deux couples : H^+/H_2 et Z^{2+}/Z . On introduit un morceau de zinc impur, de masse 5,0 g, dans 200 mL d'une solution de concentration molaire 1,0 mol/L en ions oxonium dans la solution qui est en excès. A la fin du dégagement gazeux, il reste 50 mL d'ions oxonium dans la solution.

- 1- Ecrire l'équation de la réaction se produisant entre le zinc et les ions oxonium.
- 2- Quel est le pourcentage massique de zinc dans le morceau du zinc impur ? On suppose que le zinc est un réactif limitant. On donne : $M(Z) = 65,4 \text{ g/mol}$.

Exercice 3 :

Le peroxyde d'hydrogène, ou eau oxygénée, peut donner lieu dans certaines conditions à une réaction de dismutation. Les deux couples mis en jeu sont H_2O_2/H_2O et O_2/H_2O_2 .

- 1- Ecrire les deux demi-équations d'échange électronique relatif aux couples (1) et (2).
- 2- Quel est le rôle de l'eau oxygénée dans le couple (1) ?
- 3- En déduire l'équation de la réaction de dismutation de l'eau oxygénée.

Exercice 5 :

On considère l'oxydation lente de l'acide oxalique par les ions permanganate.

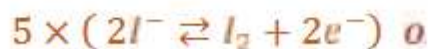
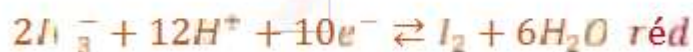
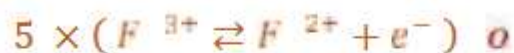
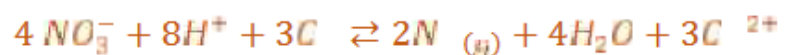
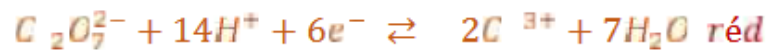
A la date $t = 0$, on mélange un volume de 25 mL de la solution de permanganate de potassium, de concentration $C_0 = 0,01 \text{ mol/L}$ et un volume de 20 mL d'acide oxalique de concentration $C_r = 0,1 \text{ mol/L}$. On ajoute un volume de 5,0 mL de l'acide sulfurique pour acidifier la solution. L'ion permanganate, MnO_4^- et l'acide oxalique, $H_2C_2O_4$, appartiennent aux couples redox suivants : MnO_4^-/Mn^{2+} ; $CO_2/H_2C_2O_4$.

- 1-Ecrire les demi-équations électroniques relatives aux deux couples et établir l'équation de la réaction bilan entre les ions permanganate et l'acide oxalique
- 2- Déterminer les quantités de matière des réactifs mis en présence à l'état initial.
- 3- Des deux réactifs mis en présence, quel est celui qui constitue le facteur limitant ?
- 4- Quelle est la concentration des ions manganèse, à la fin de réaction ?
- 5- L'ion MnO_4^- en solution est de couleur violette. L'acide oxalique et l'ion manganèse en solution sont incolores, Comment peut-on mettre en évidence l'évolution de la réaction ?

Correction

Exercice 1 :

Equation de la réaction d'oxydoréduction :



Exercice 2 :

1- Equation de la réaction se produisant entre le zinc et les ions oxonium :



2- Le pourcentage massique de zinc :

Tableau d'avancement :

$$n_i(\text{H}^+) = C.V = 1,0 \times 0,2 = 0,2 \text{ mol} = 200 \text{ mmol}$$

Etat du système	avancement	Z	$+ 2H^+ \rightleftharpoons Z^{2+} + H_{2(g)}$
Initial	0	n	200
En cours	x	$n - x$	$200 - 2x$
final	x_m	$n - x_m$	$200 - 2x_m$

$$200 - 2x_m = 50 \Rightarrow x_m = \frac{200 - 50}{2} = 75$$

La masse du zinc produite :

$$n - x_m = 0 \Rightarrow n = \frac{m}{M(Z)} = x_m \Rightarrow m = x_m \cdot M(Z)$$

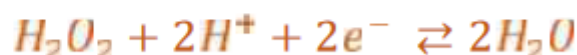
$$m = 75 \times 10^{-3} \times 65,4 = 4,9 \text{ g}$$

$$P = \frac{4,9}{5} \times 100 = 98\%$$

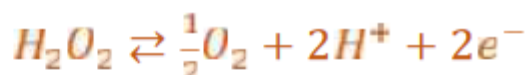
Exercice 3 :

1- Les deux demi-équations d'échange électronique :

L'oxydant H_2O_2 se réduit :



Le réducteur H_2O_2 s'oxyde :



2- Rôle de de l'eau oxygénée dans le couple (1) :

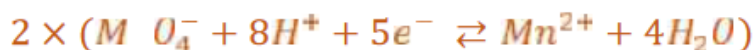
un oxydant

3- L'équation de la réaction :



Exercice 5 :

1- Demi-équations électronique relatives aux deux couples :



2- quantités de matière des réactifs mis en présence à l'état initial :

$$n_i(MnO_4^-) = 0,01 \times 25 \times 10^{-3} = 2,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_i(H_2C_2O_4) = 0,1 \times 20 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

3- Tableau de variation :

Equation de réaction	$2MnO_4^- + 5H_2C_2O_4 + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 10CO_2 + 8H_2O$					
Initial	$2,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$	$2,0 \times 10^{-3}$	En excès	0	0	En excès
En cours	$2,5 \times 10^{-4} - 2x$	$2,0 \times 10^{-3} - 5x$	En excès	$2x$	$10x$	En excès
final	$2,5 \times 10^{-4} - 2x_m$	$2,0 \times 10^{-3} - 5x_m$	En excès	$2x_m$	$10x_m$	En excès

Réactif limitant : MnO_4^- l'avancement maximal : $2,5 \times 10^{-4} - 2x_m = 0$

$$x_m = 1,25 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

4- concentration des ions des ions manganèse, à la fin de réaction :

$$[Mn^{2+}]_f = \frac{n_f(Mn^{2+})}{V_T} = \frac{1,25 \times 10^{-4}}{(25 + 20 + 5) \times 10^{-3}} = 5.10^{-3} \text{ mol/l}$$

5- Comment peut-on mettre en évidence l'évolution de la réaction ?

L'évolution de la réaction peut être suivie en fonction d'évolution de la couleur violette de l'ion permanganate.