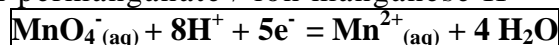




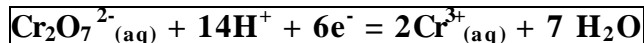
Correction des exercices du chapitre 1

Exercice n° 7 p 43 :

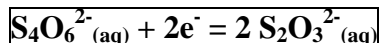
- $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$: ion permanganate / ion manganèse II



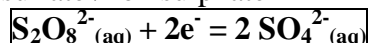
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) / \text{Cr}^{3+} (\text{aq})$: ion dichromate / ion chrome III



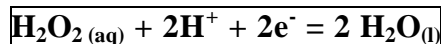
- $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} (\text{aq}) / \text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$: ion tétrathionate / Ion thiosulfate



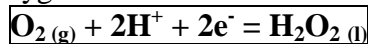
- $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} (\text{aq}) / \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$: ion peroxydisulfate / ion sulfate



- $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) / \text{H}_2\text{O} (\text{l})$: eau oxygénée / eau



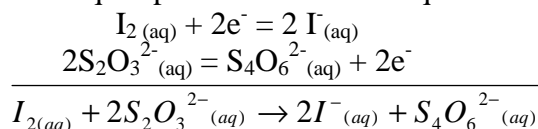
- $\text{O}_2 (\text{g}) / \text{H}_2\text{O}_2 (\text{l})$: dioxygène / eau oxygénée



Exercices n°9 p 43 :

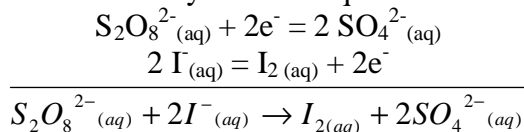
- a. On verse une solution de diode dans une solution de thiosulfate, le diode sera l'oxydant de la réaction et réagira avec le thiosulfate qui est le réducteur de la réaction.

On écrit les 2 demi équations électroniques puis on en déduit l'équation de la réaction :



Une décoloration intervient puisque l'on voit que le diode, seule espèce colorée de cette réaction disparaît à l'issue de celle-ci.

- b. Pour savoir ce que l'on observe on va établir l'équation de la réaction d'oxydoréduction. Ici, ce sont les ions peroxydisulfate qui constituent l'oxydant alors que les ions iodures forment le réducteur :

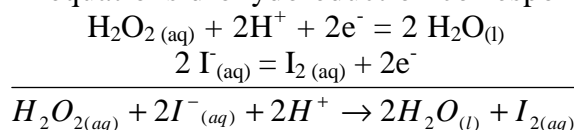


La seule espèce colorée de la réaction est encore une fois le diode, mais cette fois-ci c'est un produit de la réaction. Donc nous aurons apparition de couleur brune lors du mélange des deux produits.

Exercice n°14 p 44/45 :

- a. L'oxydant du deuxième couple ($\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$) réagit avec le réducteur du premier couple ($\text{I}^- (\text{aq})$).

On écrit alors les deux demi équations d'oxydoréduction correspondantes (dans le bon sens) :



Rq : il n'y a pas de coefficients multiplicateurs puisque les deux demi équations mettent en jeu chacune deux électrons



L'apparition de la couleur jaune vient du diode qui se forme lors de cette réaction. Les réactifs et l'autre produit sont incolores.

b. Les réactifs sont d'une part les ions iodures, et d'autre part l'eau oxygénée :

$$\checkmark \text{ Pour les ions iodures : } [\Gamma_{(aq)}]_{dep} = \frac{n_{1dep}}{V_{dep}} \Rightarrow n_{1dep} = [\Gamma_{(aq)}]_{dep} \times V_{dep} \quad \text{puis} \quad [\Gamma_{(aq)}]_{mel} = \frac{n_{1dep}}{V_{mel}}$$

(On calcul d'abord la **quantité de matière d'ions iodure introduits** puis leur **concentration dans le volume totale du mélange**)

$$\underline{\text{Mélange 1}} : n_{1dep} = 0.20 \times 10 \times 10^{-3} = 2.0 \times 10^{-3} \text{ mol} \quad \text{puis} \quad [\Gamma_{(aq)}]_{mel 1} = \frac{2.0 \times 10^{-3}}{100 \times 10^{-3}} = \underline{2.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

$$\underline{\text{Mélange 2}} : \text{on trouve : } [\Gamma_{(aq)}]_{mel 2} = \underline{4.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

$$\underline{\text{Mélange 3}} : \text{on trouve : } [\Gamma_{(aq)}]_{mel 3} = \underline{6.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

$$\checkmark \text{ Pour l'eau oxygénée : } [\text{H}_2\text{O}_2(aq)]_{dep} = \frac{n_{2dep}}{V_{dep}} \Rightarrow n_{2dep} = [\text{H}_2\text{O}_2(aq)]_{dep} \times V_{dep}$$

$$\text{puis} \quad [\text{H}_2\text{O}_2(aq)]_{mel} = \frac{n_{2dep}}{V_{mel}}$$

(La concentration sera la même dans les trois mélanges)

$$\text{On trouve : } n_{2dep} = 1.0 \times 10^{-2} \times 50 \times 10^{-3} = 5.0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{puis} \quad [\text{H}_2\text{O}_2(aq)]_{mel} = \frac{5.0 \times 10^{-4}}{100 \times 10^{-3}} = \underline{5.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}}$$

Rq : dans l'équation, il y a un troisième réactif : H^+ . Mais ces ions sont là pour assurer l'acidité du milieu, ils sont en excès et ne nous intéresseront pas.

c. La concentration de l'eau oxygénée est la même dans les trois mélanges, par contre celle des ions iodures augmentent progressivement du mélange 1 à 3. On sait que plus la concentration initiale des réactifs est élevée, plus la réaction est rapide.
Alors le mélange 3 formera plus rapidement du diode que le mélange 2 qui formera plus vite du diode que le mélange 1.

d. Pour répondre à cette question, le mieux est de construire le tableau d'avancement de la réaction étudiée :

Si l'eau oxygénée est en défaut dans le premier mélange (là où il y a le moins d'ions iodures) alors elle sera en défaut dans les deux autres mélanges. On étudie alors le mélange 1 :

Equation de la réaction		$\text{H}_2\text{O}_{2(aq)}$	$+ 2\Gamma_{(aq)}$	$+ 2\text{H}^+$	$\rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$+ \text{I}_{2(aq)}$
Etat	Avancement (mol)					
Initial	0	$5.0 \times 10^{-3} \times 100 \times 10^{-3}$ $= 5.0 \times 10^{-4}$	$2.0 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3}$ $= 2.0 \times 10^{-3}$	Excès	Excès	0
En cours	x	$5.0 \times 10^{-4} - x$	$2.0 \times 10^{-3} - 2x$	Excès	Excès	x
Final	x_{\max}	$5.0 \times 10^{-4} - x_{\max}$	$2.0 \times 10^{-3} - 2x_{\max}$	Excès	Excès	x_{\max}



Pour trouver le x_{\max} et le réactif limitant, on résout :

$$\begin{cases} 5.0 \cdot 10^{-4} - x_{\max 1} = 0 \\ 2.0 \cdot 10^{-3} - 2x_{\max 2} = 0 \end{cases} \quad \begin{cases} x_{\max 1} = 5.0 \cdot 10^{-4} \\ x_{\max 2} = 1.0 \cdot 10^{-3} \end{cases}$$

L'avancement maximale correspond à la plus petite valeur des deux valeurs trouvées :

$$x_{\max} = 5.0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

L'équation qui a donnée cette valeur est celle relatif à l'eau oxygénée, **le réactif limitant est donc l'eau oxygénée.**

CL : Comme l'eau oxygénée est le réactif limitant pour les trois mélanges, l'avancement maximal sera identique et, d'après le tableau d'avancement, la quantité de matière de diode formée sera toujours la même, c'est-à-dire $n_{I_2(aq)} = 5.0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$

Il n'y aura pas de différences de coloration dans les béchers à la fin des réactions.