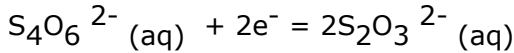
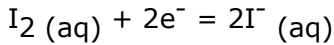
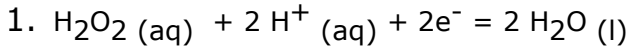


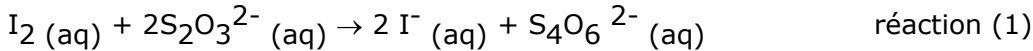
Corrigé DM n°1



2.

a. La solution est bleu-violet très sombre, quasiment noire : le complexe diiode-empois d'amidon absorbe très fortement la lumière

b. La décoloration s'explique par une réduction de I_2 en I^- . Le réducteur introduit est $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$: on peut donc écrire



c. La décoloration est décrite comme 'instantanée' : la réaction est rapide, du moins pour une observation visuelle.

d. On utilise $V_1=1,0\text{mL}$ de solution de diiode donc une quantité de matière initiale de diiode de

$n_1=C_1.V_1=1,0.10^{-3}.1,0.10^{-2}=1,0.10^{-5} \text{ mol}$

et $V_2=1\text{mL}$ de solution de thiosulfate de sodium avec $[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]=C_2$ donc une quantité de matière initiale de thiosulfate $n_2=[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}].V_2=C_2.V_2=1,0.10^{-1}.1,0.10^{-3}=1,0.10^{-4} \text{ mol}$.

1ère méthode: d'après l'équation chimique les proportions stoechiométriques sont de 2mol de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ pour 1mol de I_2 donc de $2,0.10^{-5} \text{ mol}$ de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ pour $1,0.10^{-5} \text{ mol}$ de I_2 : $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ est ici en large excès, I_2 est le réactif limitant.

2ème méthode: on dresse le tableau d'avancement. Pour déterminer quel réactif est limitant on peut se contenter de compléter les colonnes des réactifs

	$\text{I}_2 (\text{aq})$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$
$t=0$	n_1	n_2
t_∞	$n_1 - x_{\text{max}}$	$n_2 - 2x_{\text{max}}$

Si I_2 est limitant $n_1 - x_{\text{max}}=0$ donne $x_{\text{max}}=1,0.10^{-5} \text{ mol}$.

Si $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ est limitant $n_2 - 2x_{\text{max}}=0$ donne $x_{\text{max}}=5,0.10^{-5} \text{ mol}$.

Le réactif limitant est celui pour lequel on obtient la plus petite valeur de x_{max} : c'est donc ici le diiode.

e. La solution redeviendra bleue si on rajoute du diiode jusqu'à ce qu'il soit en excès par-rapport à $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

1ère méthode: D'après l'équation chimique il faut utiliser une quantité totale de diiode n_1 supérieure à $n_2/2=5,0.10^{-5} \text{ mol}$ de diiode pour consommer totalement les $1,0.10^{-4} \text{ mol}$ de thiosulfate introduit. Comme on a déjà introduit $1,0.10^{-5} \text{ mol}$ de diiode, on doit en ajouter une quantité supérieure à $n'_1=4,0.10^{-5} \text{ mol}$, soit un volume supplémentaire de solution $V'_1=n'_1/C_1=4,0\text{mL}$.

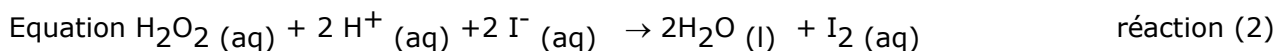
2ème méthode en utilisant le tableau d'avancement: on veut que le thiosulfate soit limitant, il faut donc que x_{max} soit égal à $5,0.10^{-5} \text{ mol}$ et que la quantité de matière finale de diiode $n_1 - x_{\text{max}}$ soit positive. Il faut donc utiliser une quantité totale de diiode n_1 supérieure à $5,0.10^{-5} \text{ mol}$. La suite comme par la première méthode.

3ème méthode en utilisant le tableau d'avancement: on pouvait aussi calculer la quantité de

matière de thiosulfate restant après le premier ajout de diiode, soit $n'_2 = 8,0 \cdot 10^{-5}$ mol. Avec cette quantité de matière initiale de thiosulfate, si $S_2O_3^{2-}$ est limitant, la valeur de l'avancement maximal est $x'_{\max} = n'_2/2 = 4,0 \cdot 10^{-5}$ mol et la quantité de diiode à rajouter égale à x'_{\max} soit $4,0 \cdot 10^{-5}$ mol et le volume de solution de diiode à rajouter est $V'_1 = n'_1/C_1 = 4,0$ mL.

3.

a. Il se forme du diiode, qui donne la couleur bleue en présence d'empois d'amidon.



b. La couleur évoluant "très progressivement", on peut dire que cette réaction est lente.

c.

	H_2O_2	I^-	H^+	I_2	H_2O
t=0	n_3	n_4	n_5	0	0
État intermédiaire	$n_3 - x$	$n_4 - 2x$	$n_5 - 2x$	x	2x
t_∞	$n_3 - x_{\max}$	$n_4 - 2x_{\max}$	$n_5 - 2x_{\max}$	x_{\max}	$2x_{\max}$

On utilise $V_3 = 20$ mL de solution de peroxyde d'hydrogène : $n_3 = C_3 \cdot V_3 = 8,0 \cdot 10^{-4}$ mol

_____ $V_4 = 20$ mL _____ d'iodure de potassium et $[I^-] = C_1$: $n_4 = C_1 \cdot V_4 = 6,0 \cdot 10^{-3}$ mol

On utilise $V_5 = 20$ mL d'acide sulfurique de concentration $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, dans lequel $[H^+] = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, donc $n_5 = 4 \cdot 10^{-2}$ mol.

La deuxième ligne du tableau (état intermédiaire) est inutile pour cette question mais est utilisée plus loin.

L'hypothèse H_2O_2 limitant conduit à la plus petite valeur de x_{\max} , soit $8,0 \cdot 10^{-4}$ mol, donc H_2O_2 est limitant . $x_{\max} = 8,0 \cdot 10^{-4}$ mol.

4.

a. Ce qui différencie A (coloration immédiate) de B (coloration différée) est l'ajout dans B de 1 mL de solution de thiosulfate de sodium. Ce thiosulfate réduit le diiode par la réaction (1), rapide, au fur et à mesure de sa formation par la réaction (2), lente. Tant qu'il reste du thiosulfate la couleur bleue ne peut donc apparaître.

b. Puisque le diiode est réduit en I^- au fur et à mesure de sa formation, la concentration en I^- reste constante dans la solution tant qu'elle reste incolore.

c. La solution devient bleue quand le diiode formé par la réaction lente est en excès par-rapport au thiosulfate. On a vu à la question (2) qu'il faut $5,0 \cdot 10^{-2}$ mol de diiode pour oxyder les ions thiosulfate contenus dans 1,0 mL de la solution. Il s'est donc formé $5,0 \cdot 10^{-5}$ mol de diiode pendant ces 30s.

d. Le volume total du mélange est $V = 121$ mL (on néglige le volume des quelques gouttes d'empois d'amidon), et la quantité de matière initiale de peroxyde d'hydrogène $n_3 = 8,0 \cdot 10^{-4}$ mol. On a donc $[H_2O_2]_{t=0} = n_3/V = 6,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

L'avancement de la réaction est égal à la quantité de matière de diiode formé par la réaction (2), donc au bout de 30s il est de $x = 5,0 \cdot 10^{-5}$ mol. La quantité de matière de H_2O_2 restant est, d'après la ligne "état intermédiaire" du tableau d'avancement égale à $n_3 - x_{\max}$ et

$[H_2O_2]_{t=30s} = (n_3 - x_{\max})/V = 6,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (la concentration a diminué, c'est normal)

5.

Corrigé DM n°1

- a. La solution se décolore car le diiode est réduit par le thiosulfate ajouté, qui se retrouve de nouveau en excès.
- b. Le raisonnement est le même qu'au 4c: il s'est formé $5,0 \cdot 10^{-5}$ mol de diiode.
- c. La réaction est moins rapide que la première fois, car la concentration en réactif H_2O_2 est plus faible.

6.

- a. Le réactif limitant dans A est H_2O_2 , I^- étant en excès. Comme dans le bécher B I^- est régénéré au fur et à mesure qu'il est consommé, il est également en excès, H_2O_2 est limitant et l'avancement maximal est le même que dans A : $x_{\text{max}} = 8,0 \cdot 10^{-4}$ mol
- b. La durée continue d'augmenter puisque H_2O_2 continue à diminuer
- c. La solution reste incolore quand il ne se forme plus de diiode, c'est à dire quand la totalité de H_2O_2 a réagi. Alors $x = x_{\text{max}} = 8,0 \cdot 10^{-4}$ mol.
- d. Il s'est donc formé en tout depuis le début de l'expérience $8,0 \cdot 10^{-4}$ mol de diiode. Chaque ajout de 1mL de solution de thiosulfate consommant $5,0 \cdot 10^{-5}$ mol de I_2 , on a dû ajouter $(8 \cdot 10^{-4} / 5 \cdot 10^{-5}) \cdot 1 \text{ mL} = 16 \text{ mL}$ de solution de thiosulfate de sodium pour réduire tout le diiode formé.