

Série de chimie N°1 :

Transformations rapides et transformations lentes

Exercice 1 :

Nous mélangeons à $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, un volume $V_1 = 10\text{ mL}$ de l'eau oxygénée $\text{H}_2\text{O}_{2(aq)}$ acidifié de concentration molaire $C_1 = 5 \cdot 10^{-2}\text{ mol.l}^{-1}$ et un volume $V_2 = 20\text{ mL}$ d'iodure de potassium $\left(\text{K}^+_{(aq)} + \text{I}^-_{(aq)}\right)$ de concentration molaire $C_2 = 0.8\text{ mol.l}^{-1}$.

1. Déterminer les deux couples 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'oeil nu.
4. Dresser le tableau d'évolution de la réaction.
5. Calculer l'avancement maximal x_{max} , et déduire le réactif limitant.
6. Dédire la quantité de matière de la diode formée 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. Que se passerait-il si nous mettons le premier mélange dans l'eau glacée ?

Exercice 2 :

On plonge une lame de zinc de masse $m = 2\text{ g}$ dans une solution d'acide chlorhydrique $\left(\text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}\right)$ en excès. Au cours de la réaction il y a formation des ions $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$ et production d'un gaz qui donne une détonation en présence d'une flamme.

1. Ecrire les demi-équations redox et déduire l'équation bilan entre l'acide chlorhydrique et le zinc.
2. Dresser le tableau d'avancement de la réaction et déterminer l'avancement maximal.
3. Calculer le volume de dihydrogène libéré à la fin de réaction.
4. Calculer la masse $m(\text{H}_2)$ du chlorure de zinc formé à la fin de la réaction.

On donne : $V_m = 24\text{ L.mol}^{-1}$; $M(\text{Zn}) = 64,5\text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5\text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 3 :

Une solution acidifiée de permanganate de potassium $\left(\text{K}^+_{(aq)} + \text{MnO}_4^-_{(aq)}\right)$ réagit avec une solution contenant des ions chlorure $\text{Cl}^-_{(aq)}$. Il se forme du chlorure $\text{Cl}_{2(g)}$ gazeux.

- 1- D'après les couples oxydant / réducteur donnés ci-dessous écrire les demi-équations correspondant à

ces couples : $\frac{\text{MnO}_4^-_{(aq)}}{\text{Mn}^{2+}_{(aq)}} ; \frac{\text{Cl}_{2(g)}}{\text{Cl}^-_{(aq)}}$

- 2- En déduire l'équation bilan de la transformation chimique qui se produit dans cette expérience.

3- Quelle est la valeur du volume de dichlore que l'on peut préparer à partir de $m = 10\text{ g}$ de permanganate de potassium solide. L'acide sera mis en excès.

Données : Volume molaire dans les conditions de l'expérience $V_m = 24\text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$;

$$M(K) = 39,1\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(Mn) = 54,9\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(O) = 16,0\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

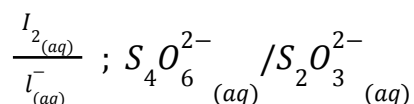
Série de chimie N°1 :

Transformations rapides et transformations lentes

Exercice 4 :

Pour une solution de diiode $I_{2(aq)}$, on verse un volume $V_{ox} = 20,0\text{ mL}$ dans un bécher avec l'empois d'amidon ; on obtient alors une solution bleu foncé (l'empois d'amidon est un indicateur coloré permettant de visualiser le passage de l'équivalence : avant l'équivalence la solution est bleue : après l'équivalence la solution est incolore). Dans une burette graduée, on introduit une solution de thiosulfate de sodium $\left(2Na^+_{(aq)} + S_2O_3^{2-}_{(aq)}\right)$ où la concentration des ions thiosulfate est : $C_{red} = 0,20 \cdot 10^{-2}\text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$. On fait couler cette solution dans le bécher jusqu'à disparition de la couleur bleu foncé : on verse un volume $V_{red} = 24,2\text{ mL}$ de solution titrante. La disparition de la couleur bleu foncé démontre la disparition totale du diiode $I_{2(aq)}$ dans le bécher.

1. Ecrire l'équation de la réaction du dosage sachant que les couples d'oxydo-réduction mis en œuvre sont :

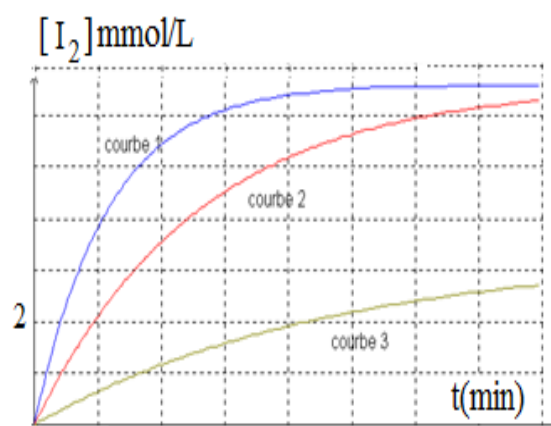


2. Préciser lors de cette équation chimique quelle est l'espèce oxydante et l'espèce réductrice.
3. Définir l'équivalence d'un dosage.
4. A l'aide d'un tableau d'avancement déterminer la relation que l'on peut écrire à l'équivalence.
5. Calculer la concentration de diiode I_2 dans la solution dosée.
6. En déduire la masse de diiode I_2 dans le volume $V_{red} = 200\text{ mL}$ de solution.
7. A l'équivalence, déterminer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans le mélange. **Données :** masse molaire de diiode I_2 : $M(I_2) = 253,8\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 4 :

On réalise successivement les trois mélanges ci-dessous (pour chacun des trois mélanges, l'eau oxygéné est introduite à l'instant $t=0\text{ s}$); dans les trois mélanges, l'acide sulfurique est en large excès.

	Mélange A	Mélange B	Mélange C
Acide sulfurique 0,1 mol/L	10 mL	10 mL	10 mL
Solution iodure 0,1 mol/L	18 mL	10 mL	10 mL



Eau oxygénée 0,1 mol/L	2 mL	2 mL	1 mL
Eau distillée	0 mL	8 mL	9 mL

Le document ci-dessus donne les concentrations en diiode formé en fonction du temps.

- 1- Ecrire l'équation de la réaction étudiée. On donne : $\text{I}_{2(\text{aq})}/\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$ et $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- 2- Calculer, la concentration molaire de l'eau oxygénée et des ions iodure, pour chaque mélange.
- 3- Attribuer à chaque courbe numérotée le mélange correspondant A, B ou C en justifiant.
- 4- Préciser (en justifiant) dans chaque cas le réactif limitant en déduire pour chaque mélange, les concentrations finales en diiode lorsque la réaction est terminée.
- 5- A $t = 30$ min, les réactions sont-elles terminées dans les trois cas ? Justifiez la réponse.