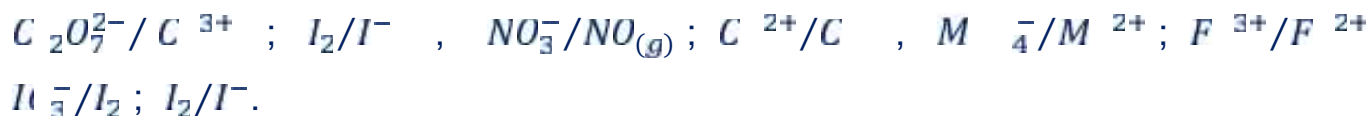


Réaction lente et réaction rapide

Exercices corrigés

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 $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$. 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⁻¹ 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 : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$.

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 $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$ et $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$.

- 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 4 :

Une solution d'eau de Javel contient une solution d'ions hypochlorite ClO^- . La concentration en ions hypochlorite de la solution diminue lentement avec le temps par suite de la réaction de l'ion hypochlorite dans l'eau. Les deux couples oxydant / réducteur mis en jeu sont : ClO^-/Cl^- et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$.

- 1- Equilibrer séparément les deux équations d'échange électronique. Quel est le rôle de l'eau ? Et celui de l'ion hypochlorite ?
- 2- En déduire l'équation de la réaction qui est responsable de la disparition des ions hypochlorite.

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 $5,0 \text{ mL}$ de l'acide sulfurique pour acidifier la solution. L'ion permanganate, MnO_4^- et l'acide oxalique, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, appartiennent aux couples redox suivants : $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$; $\text{CO}_2/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

- 1-Ecrire les demi-équations électronique 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 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 ?

Exercice 6 :

On veut déterminer la concentration d'une solution aqueuse (S_1) de diiode, on effectuant un dosage calorimétrique.

Pour cela on prend un volume $V = 20 \text{ ml}$ de (S_1) et on le dose par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium ($2\text{Na}^+_{(aq)} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)}$) de concentration molaire $C = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1- Trouver l'équation de la réaction sachant que les couples oxydant / réducteur mis en jeu sont : $\text{I}_{2(aq)} / \text{I}^-_{(aq)}$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(aq)} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)}$.

2- A l'équivalence le volume de thiosulfate versé est $V_{eq} = 13,3 \text{ ml}$.

2-1- Dresser le tableau d'évolution au cours du dosage.

2-2- Comment peut-on visualiser le point d'équivalence ? Sachant que les ions sont incolores en solution sauf que I_2 prend une coloration rouille en solution.

2-3- Déterminer la concentration molaire de la solution de diiode.

Exercice 7 :

On considère l'oxydation lente de l'acide oxalique par les ions permanganate. L'équation de la réaction s'écrit :



A la date $t = 0$, on mélange un volume de $V_0 = 25 \text{ ml}$ de la solution permanganate de potassium, de concentration $C_0 = 0,01 \text{ mol} / \text{L}$ et un volume de $V_r = 20 \text{ ml}$ de l'acide oxalique de concentration $C_r = 0,1 \text{ mol} / \text{L}$. On ajoute un volume de $5,0 \text{ ml}$ d'acide sulfurique pour acidifier la solution.

L'ion permanganate, $\text{MnO}_4^-_{(aq)}$ et l'acide oxalique, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4(aq)}$, appartiennent aux couples redox suivants : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$; $\text{CO}_2 / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4(aq)}$.

1- Ecrire les demi équations électroniques relatives aux couples et établir l'équation de la réaction donnée dans l'énoncé.

2- Déterminer les quantités de matière des réactifs mis en présence.

3- Dresser le tableau descriptif. Déduire deux réactifs mis en présence, quel est celui qui constitue le facteur limitant ?

4- Quelle est la concentration des ions manganèse en fin de réaction ?

5- L'ion $\text{MnO}_4^-_{(aq)}$ 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.