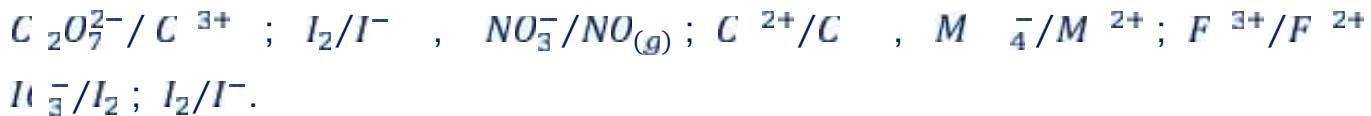


## Réaction lente et réaction rapide

### 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  $Z^{2+}/Z$ . On introduit un morceau de zinc impur, de masse 5,0 g, dans 200 m d'une solution de concentration molaire  $1,0 \text{ mol/L}^{-1}$  en ions oxonium dans la solution qui est en excès. A la fin du dégagement gazeux, il reste 50 m 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 dis mutation. 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 relativement 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 dis mutation de l'eau oxygénée.

## Exercice 4 :

Une solution d'eau de Javel contient une solution d'ions hypochlorite  $\text{ClO}_3^-$ . 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 :  $\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-$  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  $25 \text{ mL}$  de la solution de permanganate de potassium, de concentration  $C_0 = 0,01 \text{ mol/L}$  et un volume de  $20 \text{ mL}$  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,  $\text{MnO}_4^-$  et l'acide oxalique,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , appartiennent aux couples redox suivants :  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ ;  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ .

- 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  $\text{MnO}_4^-$  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 ( $2N_{(aq)}^+ + S_2O_4^{2-}_{(aq)}$ ) de concentration molaire  $C = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ .

1- Trouver l'équation de la réaction sachant que les couples oxydant / réducteur mis en jeu sont :  $I_2(aq)/I_{(aq)}^-$  et  $S_4O_6^{2-}_{(aq)}/S_2O_3^{2-}_{(aq)}$ .

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

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  $C_0 = 0,01 \text{ mol L}^{-1}$  et un volume de  $V_t = 20 \text{ mL}$  de l'acide oxalique de concentration  $C_t = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$ . On ajoute un volume de  $5,0 \text{ mL}$  d'acide sulfurique pour acidifier la solution.

L'ion permanganate,  $MnO_4^-$  et l'acide oxalique,  $H_2C_2O_4(aq)$ , appartiennent aux couples redox suivants :  $MnO_4^-/Mn^{2+}$ ;  $CO_2/H_2C_2O_4(aq)$ .

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  $MnO_4^-$  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.