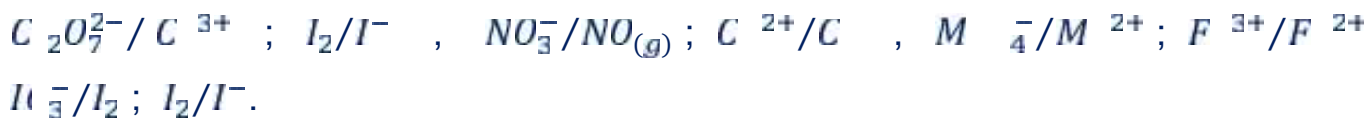


## Réaction lente et réaction rapide

### 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 :  $\text{H}^+ / \text{H}_2$  et  $\text{Z}^{2+} / \text{Z}$  . 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<sup>-1</sup> 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 :  $M(\text{Z}) = 65,4 \text{ g/mol}$  .

#### Exercice 3 :

Le peroxyde d'hydrogène, ou eau oxygénée, peut donner lieu dans certaines conditions à une réaction de 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  $\text{ClO}^-$ . 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 :  $\text{ClO}^-/\text{Cl}^-$  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 :  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  ;  $\text{CO}_2/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ .

- 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  $\text{MnO}_4^-$  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 ( $2\text{Na}^+_{(aq)} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)}$ ) 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  $V_{\text{eq}} = 13,3 \text{ ml}$ .

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  $\text{I}_2$  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 présence, quel est celui qui constitue le facteur limitant ?

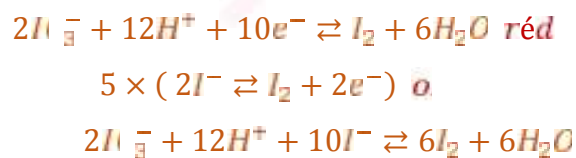
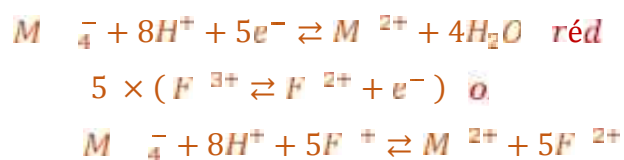
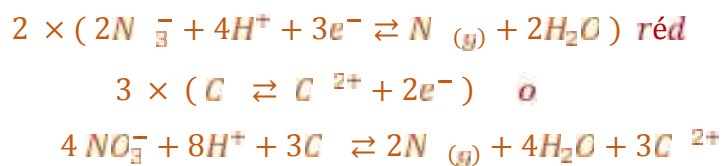
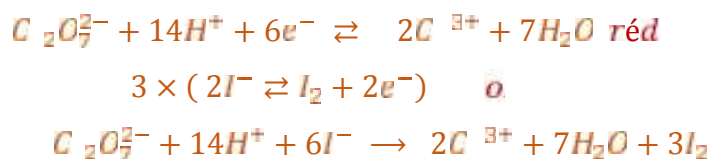
4- Quelle est la concentration des ions manganèse en fin de réaction ?

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.

## Correction des exercices

### Exercice 1 :

Equation de la réaction d'oxydoréduction :



### Exercice 2 :

1- Equation de la réaction se produisant entre le zinc et les ions oxonium :



2- Le pourcentage massique de zinc :

Tableau d'avancement :

$$n_i(\text{H}^+) = C.V = 1,0 \times 0,2 = 0,2 \text{ mol} = 200 \text{ mmol}$$

Etat du système	avancement	$Z$	$+ 2H^+$	$\rightleftharpoons$	$Z^{2+}$	$+ H_2(g)$
Initial	0	$n \text{ m}$	$200 \text{ m}$		0	0
En cours	$x$	$n - x$	$200 \text{ m} - 2x$		$x$	$x$
final	$x_m$	$n - x_m$	$200 \text{ m} - 2x_m$		$x_m$	$x_m$

$$200 \text{ m} - 2x_m = 50 \Rightarrow x_m = \frac{200 - 50}{2} = 75 \text{ m}$$

La masse du zinc produite :

$$n - x_m = 0 \Rightarrow n = \frac{m}{M(Z)} = x_m \Rightarrow m = x_m \cdot M(Z)$$

$$m = 75 \times 10^{-3} \times 65,4 = 4,9 \text{ g}$$

$$P = \frac{4,9}{5} \times 100 = 98\%$$

### Exercice 3 :

1- Les deux demi-équations d'échange électronique :

L'oxydant  $H_2O_2$  se réduit :



Le réducteur  $H_2O_2$  s'oxyde :



2- Rôle de de l'eau oxygénée dans le couple (1) :

un oxydant

3- L'équation de la réaction :



### Exercice 4 :

1- Les deux équations d'échange électronique :

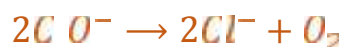
L'oxydant  $ClO^-$  se réduit



Le réducteur  $H_2O$  s'oxyde



2- l'équation de la réaction bilan :



## Exercice 5 :

1- Demi-équations électronique relatives aux deux couples :



2- quantités de matière des réactifs mis en présence à l'état initial :

$$n_i(MnO_4^-) = 0,01 \times 25 \times 10^{-3} = 2,5 \times 10^{-4} \text{ m}$$

$$n_i(H_2C_2O_4) = 0,1 \times 20 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ m}$$

3- Tableau de variation :

Equation de réaction	$2MnO_4^- + 5H_2C_2O_4 + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 10CO_2 + 8H_2O$					
Initial	$2,5 \times 10^{-4} \text{ m}$	$2,0 \times 10^{-3}$	En excès	0	0	En excès
En cours	$2,5 \times 10^{-4} - 2x$	$2,0 \times 10^{-3} - 5x$	En excès	$2x$	$10x$	En excès
final	$2,5 \times 10^{-4} - 2x_m$	$2,0 \times 10^{-3} - 5x_m$	En excès	$2x_m$	$10x_m$	En excès

Réactif limitant :  $MnO_4^-$  l'avancement maximal :  $2,5 \times 10^{-4} - 2x_m = 0$

$$x_m = 1,25 \times 10^{-4} \text{ m}$$

4- concentration des ions des ions manganèse, à la fin de réaction :

$$[Mn^{2+}]_f = \frac{n_f(Mn^{2+})}{V_T} = \frac{1,25 \times 10^{-4}}{(25 + 20 + 5) \times 10^{-3}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ m}$$

5- Comment peut-on mettre en évidence l'évolution de la réaction ?

L'évolution de la réaction peut être suivie en fonction d'évolution de la couleur violette de l'ion permanganate.

## Exercice 6 :

### 1- Equation de la réaction entre le diiode et les ions thiosulfate :

Les demi-équations :



L'équation de la réaction du dosage :



### 2-1- Tableau d'évolution :

Equation de la réaction		$I_2(a) + 2S_2O_3^{2-}(a) \rightleftharpoons 2I^-_{(a)} + S_4O_6^{2-}(a)$			
Etat du système	avancement	Quantité de matière en (mol)			
Initial	0	$n_1(I_2)$	$n(S_2O_3^{2-})$	0	0
Intermédiaire	$x$	$n_1(I_2) - x$	$n(S_2O_3^{2-}) - 2x$	$2x$	$x$
équivalence	$x_{\text{éq}}$	$n_1(I_2) - x_{\text{éq}}$	$n(S_2O_3^{2-}) - 2x_{\text{éq}}$	$2x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$

### 2-2- Comment peut-on visualiser le point d'équivalence ?

Avant l'équivalence  $V < V_{\text{éq}}$  la coloration du mélange est celle de  $I_2$  c'est-à-dire Jaune rouille, à l'équivalence les deux réactifs  $I_2$  et  $S_2O_3^{2-}$  sont limitants ils disparaissent totalement, ce qui visualise le point d'équivalence.

On utilise l'amidon qui colore le milieu en bleu en présence de diiode, ce qui facilite la visualisation du point d'équivalence.

### 2-3- Détermination de la concentration molaire de $I_2$ :

A l'équivalence les deux réactifs sont limitant :

$$n_1(I_2) - x_{\text{éq}} = 0 \quad \text{et} \quad n(S_2O_3^{2-}) - 2x_{\text{éq}} = 0$$

$$\begin{aligned} n_1(I_2) &= \frac{n(S_2O_3^{2-})}{2} = x_{\text{éq}} \\ C \cdot V &= \frac{C' \cdot V_{\text{éq}}}{2} \Rightarrow C = \frac{C' \cdot V_{\text{éq}}}{2V} \\ C &= \frac{3,0 \cdot 10^{-3} \times 13,3}{2 \times 20} = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

## Exercice 7 :

1- La réaction de réduction :



La réaction d'oxydation :



L'équation de la réaction :



2- Quantités de matière des réactifs à l'état initial :

$$n_i(M O_4^-) = C_v \cdot V_0 = 0,01 \times 25 \cdot 10^{-3} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_i(H_2C_2O_4) = C_r \cdot V_r = 0,1 \times 20 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

3- Tableau descriptif :

Equation de la réaction		$2M O_4^- + 5H_2C_2O_4 + 6H^+ \rightarrow 2M^{2+} + 10CO_2 + 8H_2O$					
Etat du système	avancement	Quantité de matière en (mol)					
Initial	0	$2,5 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-3}$	e e. ès	0	0	e e. ès
Intermédiaire	x	$2,5 \cdot 10^{-4} - 2x$	$2 \cdot 10^{-3} - 5x$	e e. ès	2x	5x	e e. ès
final	$x_m$	$2,5 \cdot 10^{-4} - 2x_m$	$2 \cdot 10^{-3} - 5x_m$	e e. ès	$2x_m$	$5x_m$	e e. ès
final	$x_m = 1,25 \cdot 10^{-4}$	0	$1,375 \cdot 10^{-3}$	e e. ès	$2,5 \cdot 10^{-4}$	$6,25 \cdot 10^{-4}$	e e. ès

Si le réactif  $M O_4^-$  est limitant :

$$2,5 \cdot 10^{-4} - 2x_m = 0 \Rightarrow x_m = 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Si le réactif  $H_2C_2O_4$  est limitant :

$$2 \cdot 10^{-3} - 5x_m = 0 \Rightarrow x_m = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Le réactif limitant est  $M O_4^-$  et l'avancement maximum est :  $x_m = 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$



4- la concentration des ions manganèse en fin de réaction :

$$[M^{2+}]_f = \frac{2x_m}{V_o + V_r} = \frac{2 \times 1,25 \cdot 10^{-4}}{(20 + 25) \times 10^{-3}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

5- Comment peut-on mettre en évidence l'évolution de la réaction ?

L'évolution de la réaction peut être suivie en étudiant l'évolution de la couleur violette de l'ion permanganate.