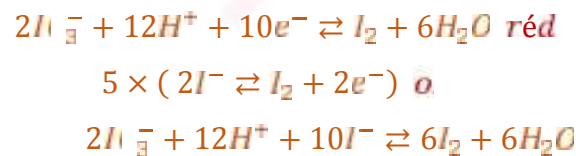
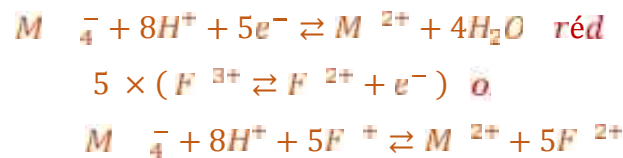
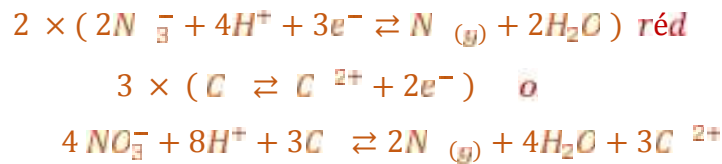
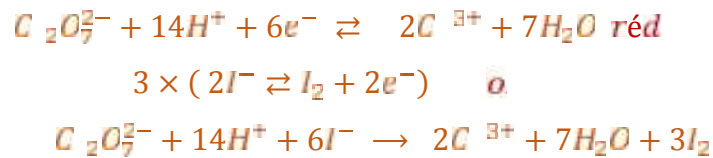


Correction des exercices

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	m	0	0
En cours	x	$n - x$	$200 m - 2x$	x	x
final	x_m	$n - x_m$	$200 m - 2x_m$	x_m	x_m

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

La masse du zinc produite :

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

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

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

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 :

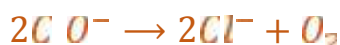
L'oxydant ClO^- se réduit



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 :

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

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

3- Tableau de variation :

Equation de réaction	$2MnO_4^- + 5H_2C_2O_4 + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 10CO_2 + 8H_2O$					
Initial	$2,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$	$2,0 \times 10^{-3}$	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 : $2,5 \times 10^{-4} - 2x_m = 0$

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

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

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

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	$n_i(I_2)$	$n(S_2O_3^{2-})$	0	0
Intermédiaire	x	$n_i(I_2) - x$	$n(S_2O_3^{2-}) - 2x$	$2x$	x
équivalence	x_{eq}	$n_i(I_2) - x_{eq}$	$n(S_2O_3^{2-}) - 2x_{eq}$	$2x_{eq}$	x_{eq}

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

Avant l'équivalence $V < V_{eq}$ 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 :

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

$$n_i(I_2) = \frac{n(S_2O_3^{2-})}{2} = x_{eq}$$

$$C \cdot V = \frac{C' \cdot V_{eq}}{2} \Rightarrow C = \frac{C' \cdot V_{eq}}{2V}$$

$$C = \frac{3,0 \cdot 10^{-3} \times 13,3}{2 \times 20} = 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

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 :

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

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

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.