

Correction du bac  
2004 (S.N)

Énoncé de  
l'exercice 1

Correction de  
l'exercice 1

Énoncé de  
l'exercice 2

Correction de  
l'exercice 2

*Professeur : Mohamed Lemine Ould Hasnat*

---

Énoncé de  
l'exercice 1

Correction de  
l'exercice 1

### Exercice 1

On réalise l'oxydation des ions iodure  $I^-$  en diode  $I_2$  par le peroxyde d'hydrogène ou eau oxygénée  $H_2O_2$  en milieu acide.

1 A l'instant  $t = 0$ , on mélange un volume  $V_1 = 2 \text{ cm}^3$  d'une solution d'iodure de potassium de concentration molaire volumique  $C_1 = 2.10^{-1} \text{ mol/L}$ , un volume  $V_2 = 10 \text{ cm}^3$  d'une solution d'eau oxygénée de concentration  $C_2 = 10^{-2} \text{ mol/L}$  et un volume  $V_3 = 8 \text{ cm}^3$  d'acide sulfurique de concentration  $C_3 = 8.10^{-1} \text{ mol/L}$

1.1 Ecrire les demi-équations électroniques des couples redox et en déduire l'équation bilan. on donne :  $E^\circ(I_2/I^-) = 0,54V$  et  $E^\circ(H_2O_2/H_2O) = 1,77V$ .

1.2 Calculer à l'instant  $t = 0$  les concentrations initiales :  $[I^-]_0$ ,  $[H_2O_2]_0$  et  $[H_3O^+]_0$ ; préciser alors le réactif limitant.

2 Le diode formée donne une couleur brune ce qui permet de mesurer la concentration de  $I_2$  formé à différents instants.

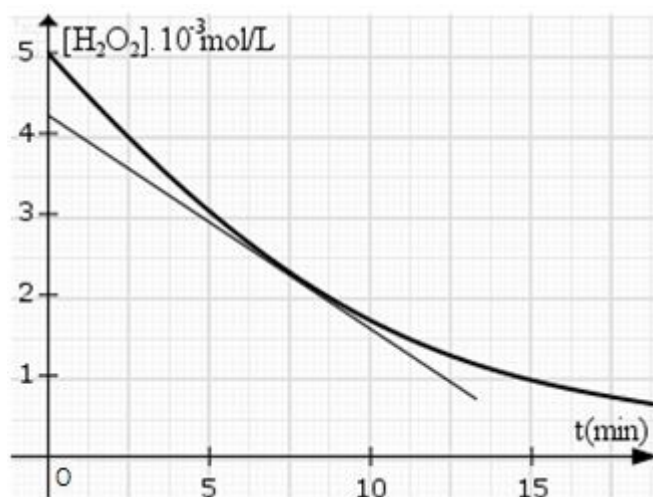
2.1 Montrer que la relation liant la concentration restante de l'eau oxygénée  $[H_2O_2]$  et  $[I_2]$  à tout instant peut s'écrire sous la forme :  $[H_2O_2] = [H_2O_2]_0 - [I_2]$ .

2.2 On donne la courbe :  $[H_2O_2] = f(t)$  représentant l'évolution de la concentration de l'eau oxygénée en fonction du temps.

2.2.1 Définir la vitesse de disparition de :  $H_2O_2$  et la calculer à l'instant  $t = 7,5 \text{ min}$ . En déduire la vitesse de formation de  $I_2$  à cet instant.

2.2.2 Calculer la vitesse moyenne de disparition de  $H_2O_2$  entre les instants  $t_1 = 2,5 \text{ min}$  et  $t_2 = 12,5 \text{ min}$ .

2.2.3 Déterminer le temps de demi-réaction.



(Bac 2004 SN)

Retour

Énoncé de  
l'exercice 2

Correction de  
l'exercice 2

## Exercice 2

On considère une solution  $S$  d'une amine notée  $B$ .

1 Écrire l'équation bilan de la réaction de  $B$  avec l'eau.

2 On dose un volume  $V = 10 \text{ mL}$  de la solution  $S$  à l'aide d'une solution  $S'$  d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique  $C_a = 5.10^{-2} \text{ mol/L}$ .

2.1 Écrire l'équation de la réaction de ce dosage.

2.2 L'équivalence acido-basique est obtenue lorsqu'on verse  $V_a = 20 \text{ mL}$  de la solution  $S'$  d'acide chlorhydrique. Calculer la concentration molaire volumique de la solution  $S$ .

2.3 Sachant que le pH de la solution  $S$  vaut 11,8 ; déterminer le  $pK_a$  du couple acide base.

3 pour obtenir 1 L de la solution  $S'$  d'acide chlorhydrique, on dilue un volume  $V_0$  d'une solution commerciale d'acide chlorhydrique de masse volumique  $1190 \text{ g/L}$  à 30% en masse d'acide chlorhydrique. Calculer  $V_0$ .

4 On obtient 0,5 L de la solution  $S$  en dissolvant 2,25 g de cette amine. Quelle est la masse molaire de cette amine  $B$  ? Donner les formules semi-développées possibles de  $B$ . préciser leurs classes et leurs noms.

5 On fait réagir l'anhydride éthanóique avec l'amine primaire ayant la formule brute de  $B$ . Écrire l'équation de cette réaction sachant qu'on obtient l'éthanoate d'éthylammonium et un produit organique  $A$ . Nommer le produit organique obtenu  $A$  et préciser sa fonction.

On donne :  $M(C) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(N) = 14 \text{ g/mol}$  ;  $M(Cl) = 35,5 \text{ g/mol}$ .

(Bac 2004 SN)

Retour

Correction de  
l'exercice 1

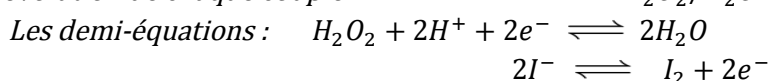
Énoncé de  
l'exercice 1

## Correction de l'exercice 1

### 1.1 Les demi-équations électroniques des couples redox et l'équation bilan :

Comparons les potentiels standards :

$E^\circ(I_2/I^-) = 0,54V < E^\circ(H_2O_2/H_2O) = 1,77V$  Établissons les flèches représentants le sens de l'évolution de chaque couple



### 1.2 les concentrations initiales :

$$[I^-]_0 = \frac{n_{I^-}^0}{V_T} = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_1 + V_2 + V_3} = \frac{2 \cdot 10^{-1} \times 2}{2 + 10 + 8} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[H_2O_2]_0 = \frac{n_{H_2O_2}^0}{V_T} = \frac{C_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2 + V_3} = \frac{10^{-2} \times 10}{2 + 10 + 8} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[H_3O^+]_0 = \frac{n_{H_3O^+}^0}{V_T} = \frac{2n_{H_2SO_4}^0}{V_T} = \frac{2C_3 \cdot V_3}{V_1 + V_2 + V_3} = \frac{2 \times 8 \cdot 10^{-1} \times 8}{2 + 10 + 8} = 6,4 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$$

Pour le réactif limitant on calcul les rapports :

$$\frac{[I^-]_0}{2} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{2} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\frac{[H_2O_2]_0}{1} = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{1} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\frac{[H_3O^+]_0}{2} = \frac{6,4 \cdot 10^{-1}}{2} = 3,1 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$$

Par comparaison :

$$\frac{[H_2O_2]_0}{1} < \frac{[I^-]_0}{2} < \frac{[H_3O^+]_0}{2} \Rightarrow H_2O_2 \text{ est le réactif limitant.}$$

### 2.1 Appliquons la relation stœchiométrique entre $H_2O_2$ et $I_2$ :

$$\frac{n_{H_2O_2}^d}{1} = \frac{n_{I_2}^f}{1} \quad \text{avec} \quad n_{H_2O_2}^d = n_{H_2O_2}^0 - n_{H_2O_2}^r \quad \text{d'où} \quad n_{H_2O_2}^0 - n_{H_2O_2}^r = n_{I_2}^f *$$

Or  $n_{H_2O_2}^0 = [H_2O_2]_0 \cdot V$  ;  $n_{H_2O_2}^r = [H_2O_2] \cdot V$  et  $n_{I_2}^f = [I_2] \cdot V$

Rapportons dans la relation \*

$$[H_2O_2]_0 \cdot V - [H_2O_2] \cdot V = [I_2] \cdot V$$

Divisons les termes par le volume  $V$ :

$$[H_2O_2]_0 - [H_2O_2] = [I_2] \quad \text{D'où} \quad -[H_2O_2] = -[H_2O_2]_0 + [I_2]$$

En multipliant les termes par  $(-1)$

$$[H_2O_2] = [H_2O_2]_0 - [I_2]$$

2.2.1 La vitesse de disparition de  $H_2O_2$  est définie par :

$$v = \left| \frac{d[H_2O_2]}{dt} \right|$$

Elle est égale au coefficient directeur de la tangente à la courbe au point d'abscisse  $t = 7,5 \text{ min}$ .

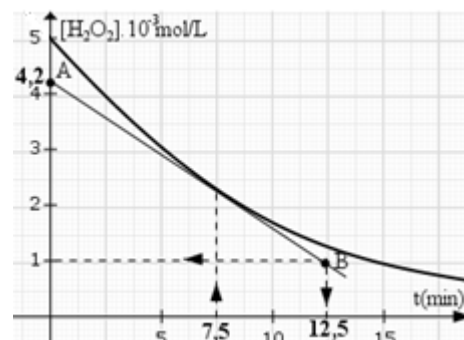
Soit :  $A(0; 4,2 \cdot 10^{-3})$  et  $B(12,5; 1 \cdot 10^{-3})$   
deux points de cette tangente:

$$v_{t=7,5 \text{ min}} = \left| \frac{(1 - 4,2) \cdot 10^{-3}}{12,5 - 0} \right| = 2,56 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L/min}$$

La vitesse de formation de  $I_2$  à cet instant :

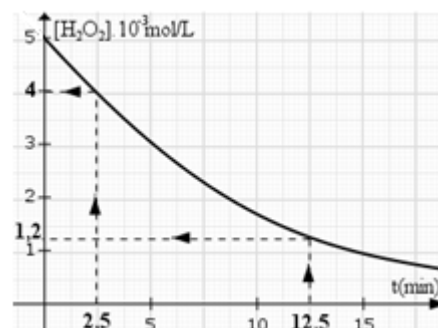
Appliquons la relation stœchiométrique sur les vitesses à  $t = 7,5 \text{ min}$  :

$$\frac{v_{I_2}}{1} = \frac{v_{H_2O_2}}{1} \quad \text{soit} \quad v_{I_2} = v_{H_2O_2} = 2,56 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L/min}$$



2.2.2 La vitesse moyenne de disparition de  $H_2O_2$  entre les instants  $t_1 = 2,5 \text{ min}$  et  $t_2 = 12,5 \text{ min}$ .

$$v_{\text{moy}} = \left| \frac{\Delta[H_2O_2]}{\Delta t} \right| = \left| \frac{(1,2 - 4) \cdot 10^{-3}}{(12,5 - 2,5)} \right| = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L/min}$$

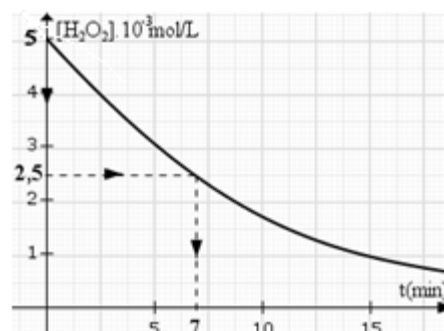


2.2.3 Le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$ :

$$t_{1/2} \Leftrightarrow \frac{[H_2O_2]_0}{2} = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{2} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Graphiquement :

$$t_{1/2} = 7 \text{ min}$$



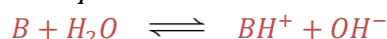
Retour

Correction de  
l'exercice 2

Énoncé de  
l'exercice 2

## Correction de l'exercice 2

1 L'équation bilan de la réaction de B avec l'eau :



2.1 L'équation de la réaction de ce dosage :



2.2 A l'équivalence :

$$C_b \times V_b = C_a \times V_{aE} \Rightarrow C_b = \frac{C_a \times V_{aE}}{V_b} = \frac{5 \cdot 10^{-2} \times 20}{10} = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

2.3 Les espèces :  $H_3O^+$  ;  $OH^-$  ;  $AH$  et  $A^-$

Leurs concentrations :

- $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,8} = 1,58 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$
- $[OH^-] = 10^{pH-14} = 10^{11,8-14} = 10^{-2,2} = 6,31 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
- L'électro neutralité :  $\Sigma[-] = \Sigma[+]$

$$[BH^+] + [H_3O^+] = [OH^-] \text{ Soit } [BH^+] = [OH^-] - [H_3O^+]$$

On néglige  $[H_3O^+]$  devant  $[OH^-]$  car  $[OH^-] \gg [H_3O^+]$

On obtient :  $[BH^+] \approx [OH^-] = 6,31 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

• La conservation de la matière :

$$C_b = [BH^+] + [B] \text{ soit } [B] = C_b - [BH^+] = 10^{-1} - 6,31 \cdot 10^{-3} = 9,37 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

• La constante d'acidité :

$$K_a = \frac{[B] \times [H_3O^+]}{[BH^+]} = \frac{9,37 \cdot 10^{-2} \times 1,58 \cdot 10^{-12}}{6,31 \cdot 10^{-3}} = 2,35 \cdot 10^{-11}$$

$$\text{Le } pK_a = -\log(K_a) = -\log(2,35 \cdot 10^{-11}) = 10,63$$

3 Au cours de la dilution :

$$n_0^{\text{Avant}} = n^{\text{Après}} \Rightarrow C_0 \times V_0 = C \times V \text{ Soit } V_0 = \frac{C \times V}{C_0}$$

$$\text{Avec } C_0 = \frac{P(A) \cdot \rho}{100 \times M(A)} = \frac{30 \times 1190}{100 \times (1 \times 1 + 35,5 \times 1)} = 9,78 \text{ mol/L}$$

Et le volume  $V_0$  a dilué :

$$V_0 = \frac{C \times V}{C_0} = \frac{5 \cdot 10^{-2} \times 1}{9,78} = 5,11 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 5,11 \text{ mL}$$

4 La masse molaire de l'amine B est M tel que :

$$n = \frac{m}{M} = C_b \times V_b \text{ Soit } M = \frac{m}{C_b \times V_b} = \frac{2,25}{10^{-1} \times 0,5} = 45 \text{ g/mol}$$

LA formule générale des amines :



La masse molaire en fonction de n :

$$M = 12 \times n + 1 \times (2n + 3) + 14 \times 1 = 45 \Rightarrow 14n + 17 = 45 \text{ Soit } n = \frac{28}{14} = 2$$

La formule brute de l'amine B :  $C_2H_7N$

Cette formule brute représente 2 formules semi-développées :

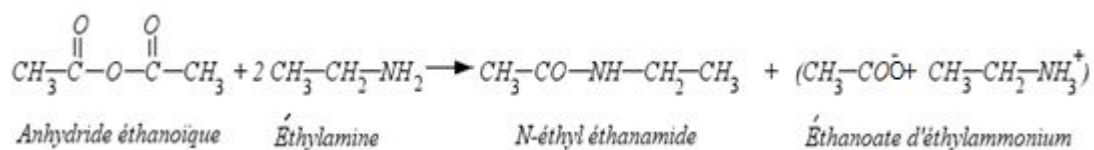


éthylamine (primaire)



N-méthyl-méthylamine (Secondaire)

5 L'équation de la réaction :



Le produit organique A est un amide son nom est le **N-éthyl-éthanamide**.

Retour