

GENERALITES SUR LA CHIMIE ORGANIQUE

EXERCICE 1

Soit A : $C_xH_yO_zN_t$ et on a :

$$\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = \frac{14t}{\%N} = \frac{M_A}{100}$$

$$\Rightarrow x = \frac{\%C \cdot M_A}{1200}; y = \frac{\%H \cdot M_A}{100}; z = \frac{\%O \cdot M_A}{1600}; t = \frac{\%N \cdot M_A}{1400}$$

A.N : $x = 20; y = 24; z = 2; t = 2$.

On obtient A : $C_{20}H_{24}O_2N_2$

EXERCICE 2

B : $C_xH_yO_z$ et $M_B = 29, d = 55,97 \text{ g/mol}$

$$x = \frac{\%C \cdot M_B}{1200}; y = \frac{\%H \cdot M_B}{100}; z = \frac{\%O \cdot M_B}{1600}$$

A.N : $x = 3; y = 4; z = 1$ donc on obtient :

B : C_3H_4O

EXERCICE 3

Soit le composé $C_xH_yO_z$ d'atômicité $A = x + y + z$ et on a :

$$\frac{\%C}{x} = \frac{\%H}{y} = \frac{\%O}{z} = \frac{100}{A} \Rightarrow \%C = \frac{100 \times x}{A} = 25; \%H = \frac{100 \times y}{A} = 50$$

$$\%O = \frac{100 \times z}{A} = 25.$$

EXERCICE 4

1. A : C_xH_y

Calculons la masse de carbone et d'hydrogène contenue dans A :

$$44 \text{ g } CO_2 \leftrightarrow 12 \text{ g } C \Rightarrow m_C = \frac{12}{44} \cdot m_1 \Rightarrow m_C = 1,44 \text{ g}$$

$$18 \text{ g } H_2O \leftrightarrow 2 \text{ g } H \Rightarrow m_H = \frac{2}{18} \cdot m_2 \Rightarrow m_H = 0,12 \text{ g}$$

Calculons les pourcentages :

$$\%C = \frac{m_C}{m} \times 100 = 92,3; \%H = \frac{m_H}{m} \times 100 = 7,7.$$

2. $M_A = 29, d = 26,1 \text{ g/mol}$.

$$x = \frac{\%C \cdot M_A}{1200} = 2; y = \frac{\%H \cdot M_A}{100} = 2 \Rightarrow A : C_2H_2$$

EXERCICE 5

1.a $M = 342 \text{ g/mol}$.

$$1.b \%C = \frac{1200 \times 12}{342} = 42,1; \%H = \frac{100 \times 22}{342} = 6,4;$$

$$\%O = \frac{1600 \times 11}{342} = 51,5$$

2.a $M = 324 \text{ g/mol}$.

$$2.b \%C = \frac{1200 \times 20}{324} = 74,07; \%H = \frac{100 \times 24}{324} = 7,41;$$

$$\%O = \frac{1600 \times 2}{324} = 9,88; \%N = 100 - (\%C + \%H + \%O) = 8,64$$

EXERCICE 6

1. a $\frac{12x}{\%C} = \frac{M}{100} \Rightarrow x = \frac{\%C \cdot M}{1200}$; déterminons $\%C$ $\%C = \frac{m_C}{m} \times 100$

$$M \cdot CO_2 \leftrightarrow 12 \text{ g } C \Rightarrow m_C = \frac{12}{M_{CO_2}} \cdot m_1 \Rightarrow \%C = \frac{1200 \cdot m_1}{m \cdot M_{CO_2}}$$

$$\Rightarrow \frac{m_1 \cdot M}{m \cdot M_{CO_2}} \text{ de même on a : } y = \frac{2 \cdot m_2 \cdot M}{m \cdot M_{H_2O}}$$

$$b. \frac{\%O}{z \cdot M_O} = \frac{100}{M} \Rightarrow z = \frac{M \cdot \%O}{M_O \cdot 100} \Rightarrow z = \frac{M}{M_O} \left(1 - \frac{\%C}{100} - \frac{\%H}{100}\right)$$

$$\frac{\%C}{x \cdot M_C} = \frac{100}{M} \Rightarrow \%C = \frac{100}{M} \cdot x \cdot M_C = \frac{m_1}{m \cdot M_{CO_2}} \cdot M_C = 0,05 M_C$$

d- même $\frac{\%H}{100} = 0,044 M_H$ d'où $z = \frac{M}{M_O} (1 - 0,05 M_C - 0,044 M_H)$

2. $x = 9; y = 8; z = 4$. La formule brute est donc : $C_9H_8O_4$.

EXERCICE 7

1.a La pyrolyse est la décomposition chimique d'un sous l'action de la chaleur alors que la combustion est une réaction chimique entre une espèce chimique et le dioxygène.

1.b - Le diamant, CO_2 , CO ne sont pas des composés organiques.

- Le C_4H_{10} est un composé organique.

$$2.a m_C = \frac{12 \times 0,372}{44} = 0,1 \text{ g}; m_H = \frac{2 \times 0,11}{18} = 0,012 \text{ g};$$

$$m_O = m_A - (m_C + m_H) = 0,07 \text{ g}.$$

2.b

$$\%C = \frac{m_C}{m} \times 100 = 54,95; \%H = \frac{m_H}{m} \times 100 = 6,59; \%O = 38,46.$$

2.c $C_4H_5O_2$.

2.d

$$86 \text{ g } A \leftrightarrow 48 \text{ g } C \Rightarrow m_C = \frac{48}{86} \cdot m \Rightarrow m_C = 279 \text{ g}.$$

EXERCICE 8

1.a Le carbone car tout composé organique contient du carbone.

$$b. m = m_C + m_H + m_N \Rightarrow m_C = m - (m_H + m_N) = 77,0 \text{ g}.$$

2. Soit C_xH_yN la formule brute de l'aniline, on a :

$$\%C = \frac{m_C}{m} \times 100 = 77,42; \%H = 7,53; \%N = 15,05.$$

$$\frac{\%C}{12x} = \frac{\%H}{y} = \frac{\%N}{14} \Rightarrow x = 6; y = 7 \text{ d'où } : C_6H_7N.$$

EXERCICE 9

1.a

$$44 \text{ g } CO_2 \leftrightarrow 12 \text{ g } C \Rightarrow m_C = \frac{12 \times 19,8}{44} = 5,4 \text{ g}.$$

$$b. \%C = \frac{m_C}{m} \times 100 = 60$$

2.a

$$18 \text{ g } H_2O \leftrightarrow 2 \text{ g } H \Rightarrow m_H = \frac{2 \times 3,6}{18} = 0,4 \text{ g}$$

$$b. \%H = \frac{m_H}{m} \times 100 = 4,44; \%O = 100 - (\%C + \%H) = 35,56.$$

$$3.a \frac{\%O}{z} = \frac{100}{A} \Rightarrow z = \frac{\%O \cdot A}{100} = 4$$

$$b. \frac{\%C}{16z} = \frac{100}{M_B} \Rightarrow M_B = 180 \text{ g/mol}.$$

$$4. \frac{\%C}{12x} = \frac{100}{M_B} \Rightarrow x = 9; \frac{\%H}{y} = \frac{100}{M_B} \Rightarrow y = 8 \text{ donc } : C_9H_8O_4.$$

EXERCICE 10

$$1. \begin{cases} m_1 = 0,1 M_A + 0,3 M_B \\ m_2 = 0,3 M_A + 0,1 M_B \end{cases} \Rightarrow M_A = 72 \text{ g/mol}; M_B = 84 \text{ g/mol}$$

$$2. a \cdot b = 2,4 \Rightarrow C_2H_2,4z$$

$$b. M(A) = 12a + 2,4a \Rightarrow a = 5 \text{ et } b = 12. \text{ On obtient } C_5H_{12}$$

$$3. \frac{\%H}{x} = \frac{100}{M_B} \Rightarrow x = 2 \Rightarrow CH_2Cl_2$$

$$M(A) = 12 + 2 + 35,5y = 84 \Rightarrow y = 2 \text{ d'où } CH_2Cl_2.$$

EXERCICE 11

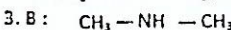
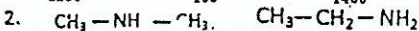
1. A : CO_2 ; B : H_2O . 2. $\%C = 92,3$; $\%H = 7,69$. 3. C_2H_2 .

EXERCICE 12

1. Déterminons la formule brute :

Soit B : $C_xH_yN_z$ on a :

$$x = \frac{\%C \cdot M_B}{1200} = 2; y = \frac{\%H \cdot M_B}{100} = 7; z = \frac{\%N \cdot M_B}{1400} = 1 \text{ d'où } B : C_2H_7N$$



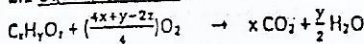
EXERCICE 13

1. Volume de CO_2 :

$$V_{CO_2} = 30 - 10 = 20 \text{ cm}^3$$

2.

2.1 Equation - bilan :



2.2 Formule brute de A :

$$n_A = \frac{n_{CO_2}}{x} = \frac{2n_{H_2O}}{y} \Rightarrow x = \frac{V_{CO_2}}{n_A \cdot V_m} = 1; y = \frac{2m_{H_2O}}{n_A \cdot M_{H_2O}} = 2$$

$$M_A = 29d = 14 + 16z \Rightarrow z = 1 \text{ d'où A : } CH_2O$$

$$3. V_{O_2} = 30 - 10 = 20 \text{ cm}^3$$

$$V_{air} = 5 V_{O_2} = 100 \text{ cm}^3$$

EXERCICE 14

1.

$$1.1 \text{ A l'équivalence } n_A = n_B \Rightarrow n_A = C_B V_B = 2,78 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$1.2 M_A = \frac{m_A}{n_A} = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$2.1 \frac{16z}{\%C} = \frac{M_A}{100} \Rightarrow z = 4.$$

2.2 L'aspirine a pour formule brute $C_xH_yO_4$

$$\{ x + y + 4 = 21$$

$$\{ 12x + y + 4 \times 16 = 180 \Rightarrow y = 8 \text{ et } x = 9. \text{ La formule brute de l'aspirine est } C_9H_8O_4$$

3. La formule brute trouvée est en accord avec celle figurant dans le catalogue, donc le produit peut-être commercialisé si on s'en tient à la formule brute.

EXERCICE 15

1. A est le dioxyde de carbone, B est l'eau.

$$2. m_{CO_2} = n_{CO_2} M_{CO_2} = 5,28 \text{ g.}$$

$$\left. \begin{array}{l} 44 \text{ CO}_2 \leftrightarrow 12 \text{ g C} \\ 5,28 \text{ g CO}_2 \leftrightarrow m_C \end{array} \right\} \Rightarrow m_C = 1,44 \text{ g} \Rightarrow \%C = 92,3; \%H = 7,7$$

$$x = \frac{\%C \cdot M}{1200} = 2; y = \frac{\%H \cdot 100}{M} = 2; \text{ La formule brute de l'hydrocarbure est } C_2H_2$$

Appliquons nos connaissances

$$7. 7.1 M = 180 \text{ g/mol}; 7.2 \%C = 40, \%H = 6,7 \%O = 53,3.$$

8. Voir exercice 2.

9. 9.1

$$\left. \begin{array}{l} 44 \text{ g CO}_2 \leftrightarrow 12 \text{ g C} \\ 1,76 \text{ g} \leftrightarrow m_C \end{array} \right\} \Rightarrow m_C = \frac{1,76 \times 12}{44} \Rightarrow m_C = 0,48 \text{ g.}$$

$$\left. \begin{array}{l} 18 \text{ g H}_2\text{O} \leftrightarrow 2 \text{ g H} \\ 0,286 \text{ g} \leftrightarrow m_H \end{array} \right\} \Rightarrow m_H = \frac{0,286 \times 2}{18} \Rightarrow m_H = 0,032 \text{ g}$$

$m_C + m_H = 0,512 \text{ g} = m$ donc le composé ne contient pas l'élément oxygène.

$$9.2 \%C = \frac{m_C}{m} \times 100 = 93,75; \%H = \frac{m_H}{m} \times 100 = 6,25.$$

Formule brute : $C_{10}H_8$

$$10. 10.1 n(N_2) = \frac{V_{N_2}}{V_m} = 4,64 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$10.2 \frac{\%N}{14} = \frac{100}{M} \Rightarrow M = \frac{1400}{\%N}$$

Calculons %N :

$$\%N = \frac{m_N}{m} \times 100 \text{ or } m_N = n_{N_2} \cdot M_{N_2} = 0,13 \text{ g}$$

$$\%N = 52; \%H = 3,5 \Rightarrow M = 27 \text{ g/mol.}$$

10.3 A : C_xH_yN

$$\frac{\%C}{12x} = \frac{100}{M} \Rightarrow x = 1; \frac{\%H}{y} = \frac{100}{M} \Rightarrow y = 1 \Leftrightarrow A: \text{HCN}$$

11. Voir exercice 5

12. On obtient : C_2H_6O .

13. Voir exercice 5 (%C = 74,07; %H = 7,41; %O = 8,64).

14. CH_2O_2

15. Soit A : C_xH_y . On a : $M_A = 29, d = 58 \text{ g/mol}$

$$x = \frac{\%C \cdot M_A}{1200} = 4; y = \frac{(100 - \%C) \cdot M_A}{100} = 10 \Rightarrow A: C_4H_{10}$$

16. $C_9H_8O_4$

$$17. \%C = \frac{4 \times 12}{74} \times 100 = 64,06; \%H = 13,51; \%N = 21,63.$$

18. C_2H_7N .

Chapitre 14

LES ALCANES

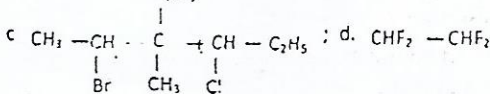
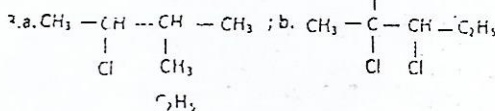
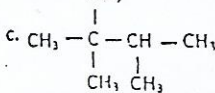
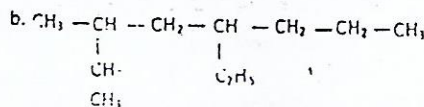
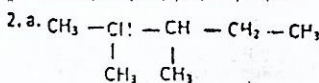
EXERCICE 1

1/a. 3-néthylhexane ; b. 4-éthyl-2-méthylheptane ;

c. 3,5-diéthyl-octane ; d. 4-éthyl-4-méthyl-octane ;

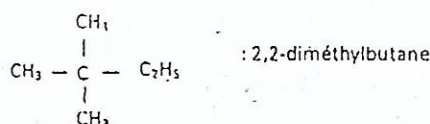
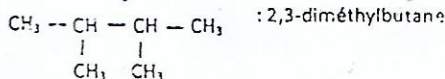
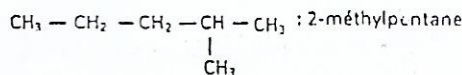
e. 2,2,6-triméthylheptane ; f. 1,2-diméthylcyclopentane ;

g. 1-méthyl-2-propylcyclopropane.



EXERCICE 2

1. $CH_3 - (CH_2)_4 - CH_3$: hexane

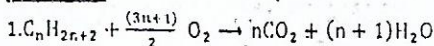


2. a. A : C_nH_{2n+2} ; b. $M_A = 12n + 2n + 2 = 100 \Rightarrow n = 7 \Rightarrow A: C_7H_{16}$

c. il y a 9 isomères.

3. a. $M = 29, d = 44,08 \Rightarrow n = 3$; b. C_3H_8 ; c. propane.

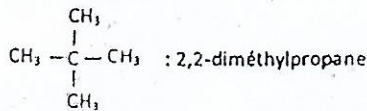
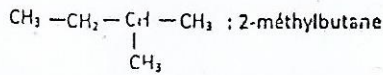
EXERCICE 3



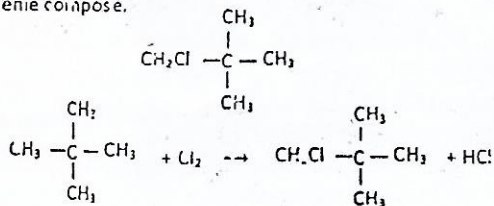
$$2. \frac{n_{CO_2}}{n} = \frac{n_{H_2O}}{n+1} \Rightarrow (n+1)m_{CO_2} \cdot M_{H_2O} = n \cdot m_{H_2O} \cdot M_{CO_2} \Rightarrow$$

$$n = \frac{m_{CO_2} \cdot M_{H_2O}}{m_{H_2O} \cdot M_{CO_2} - m_{CO_2} \cdot M_{H_2O}} = 5 \Rightarrow A: C_5H_{12}$$

3. $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$: pentane

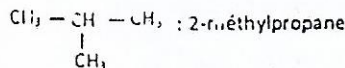


4. A : diméthylpropane car l'hydrogène substitué, on obtient toujours le même composé.



EXERCICE 4

1. $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$: butane

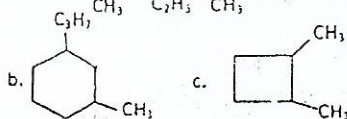


2.a. 3,3-dibromo-2-chloro-4-méthylhexane

b. 2-bromo-2,3-diméthylbutane

c. 1,4-dibromobutane

3.a. $CH_3 - \underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{C} - CH - \underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{C} - CH_2 - CH_3$



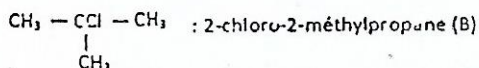
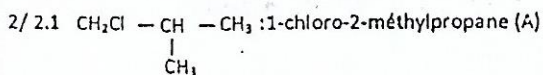
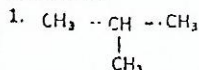
4.a. 4,5-éthyl-3,4-méthyl-octane

b. 3-éthyl-3,4-diméthylhexane

c. 1,4-dibromopentane

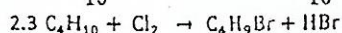
d. 3-éthyl-1-méthylcyclohexane ou 1-éthyl-3-méthylcyclohexane

EXERCICE 5



2.2 Il y a 10 atomes d'hydrogène, on peut obtenir 10 dérivés monochlorés dont 1 seule donne la forme B et les 9 autres la forme A.

$$\%B = \frac{1 \times 100}{10} = 10 \text{ et } \%A = \frac{9 \times 100}{10} = 90.$$



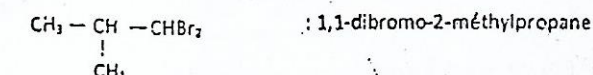
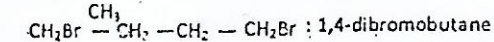
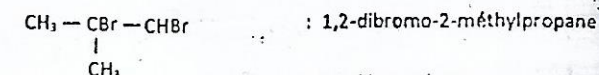
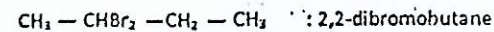
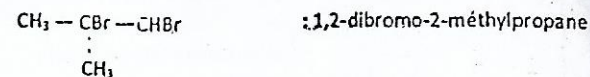
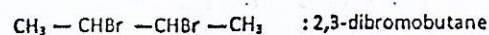
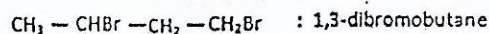
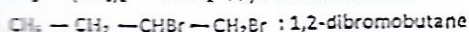
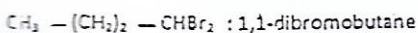
EXERCICE 6

1. A : $C_nH_{2n+2} \Rightarrow M(A) = 14n + 2 = 58 \Rightarrow n = 4$ donc A : C_4H_{10}

2.a. $C_4H_{10} + n Br_2 \rightarrow C_4H_{(10-n)}Br_n + n HBr$

2.b B : $C_4H_{(10-n)}Br_n \Rightarrow M(B) = 79n + 58 = 216 \Rightarrow n = 2 \Rightarrow B : C_4H_6Br_2$

3. Isomères de B :



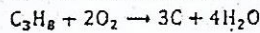
4. %C = 22,22; %H = 3,7; %Br = 74,07.

EXERCICE 7

1. $C_5H_{11}Cl$ 2. Huit (8) isomères : 1-chloropentane ; 2-chloropentane ; 3-chloropentane ; 2-chloro-2-méthylbutane ; 1-chloro-3-méthylbutane ; 2-chloro-3-méthylbutane ; 1-chloro-2-méthylbutane ; 1-chloro-2,2-diméthylpropane.
3. 2-chloro-2-méthylbutane ; 1-chloro-3-méthylbutane ; 1-chloro-2-méthylbutane ; 2-chloro-3-méthylbutane.

EXERCICE 8

1. la combustion est incomplète :

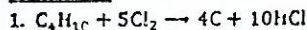


$$2. n(C_3H_8) = \frac{m_C}{3} \Rightarrow m(C_3H_8) = \frac{M(C_3H_8)m_C}{3.M_C} = 3,7 \text{ g}$$

$$3. V_{O_2} = \frac{2.m_C}{3.M_C} \cdot V_m = 3,73 \text{ L.}$$

$$4. m_{H_2O} = \frac{4.M(H_2O)m_C}{3.M_C} = 6 \text{ g}$$

EXERCICE 9



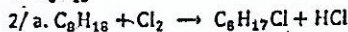
2. A : C_4H_{10}

$$V_A = \frac{m_C}{4.M_C} \cdot V_m = 2,24 \text{ L}$$

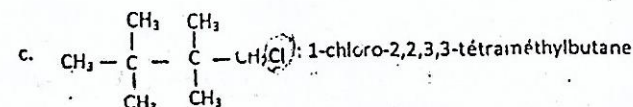
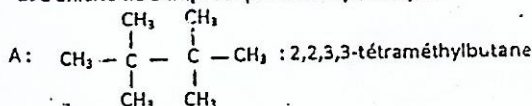
$$3. V_{Cl_2} = \frac{5.m_C}{4.M_C} \cdot V_m = 11,2 \text{ L}$$

EXERCICE 10

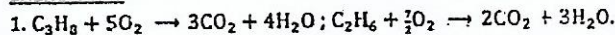
1. C_8H_{18}



b. L'unicité de B impose que A soit symétrique



EXERCICE 11



2. Posons : C_3H_8 (1) et C_2H_6 (2). D'après l'équation-bilan, on a :

$$\begin{cases} V_1 + V_2 = 5 \\ 3V_1 + 2V_2 = 12 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} V_1 = 2 \text{ cm}^3 \\ V_2 = 3 \text{ cm}^3 \end{cases}$$

$$3. V_{O_2} = 5V_1 + \frac{7}{2}V_2 \Rightarrow V_{O_2} = 20,5 \text{ cm}^3$$

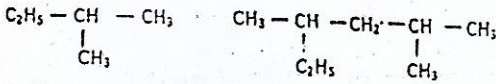
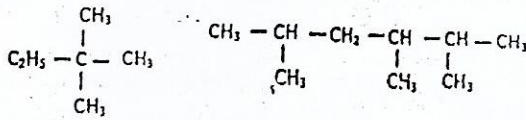
4. Composition en volume du mélange : éthane : 60% et propane : 40%.

Composition centésimale massique : éthane: 50,56%; propane: 49,44%

Vérifions nos connaissances

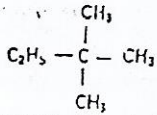
- 1./ 1.1 3-méthylhexane ; 1.2 2,3-diméthylpentane ; 1.3 2,2,3,3-tétraméthylbutane ; 1.4 3,4,5-triméthylheptane ; 1.5 2,3-diméthylhexane ; 1.6 méthylcyclopentane.

2. Dans l'ordre, on a :



Non, ces noms ne sont pas tous exacts. Le 2,4,5-triméthylhexane devait s'écrire 2,3,4-triméthylhexane.

4.



Le nom à adopter est : 2,2-diméthylbutane.

Appliquons nos connaissances

5./ 5.1 CH_2Br_2 ; 5.2 $\text{CH}_2\text{Br} - \text{CH}_2\text{Br}$

5.3 $\text{ClCH}_2 - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C}_2\text{H}_5$ 5.4 $\text{CHF}_2 - \text{CHF}_2$

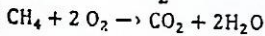


6. $\text{C}_n\text{H}_{2n+2} \Rightarrow 14n+2=100 \Rightarrow n=7$ donc on obtient : C_7H_{16}

7. $\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + \frac{(3n+1)}{2} \text{O}_2 \rightarrow n\text{CO}_2 + (n+1)\text{H}_2\text{O}$

D'après l'équation-bilan, on a :

$$V_{\text{O}_2} = 2V_{\text{A}} \Rightarrow \frac{3n+1}{2} = 2 \Rightarrow n=1 \text{ d'où A: CH}_4$$



8. $\text{C}_5\text{H}_{12} + 8 \text{O}_2 \rightarrow 5\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{5 \cdot m_{\text{C}_5\text{H}_{12}}}{M_{\text{C}_5\text{H}_{12}}} \cdot V_m = 11,2 \text{ L}$$

9. $\text{C}_4\text{H}_{10} + \frac{13}{2} \text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$

Il faut environ deux fois plus de dioxygène pour faire brûler 1 mole de butane. Donc il faut plus ouvrir la virole.

10. Voir exercice 9

11. Voir exercice 8

12. Voir exercice 10

Chapitre 15

LES ALCÈNES ET LES ALCYNES

EXERCICE 1

- 1./ a. pent-2-ène ; b. 2-méthylpent-2-ène ; c. 4-éthyl-4-méthylpent-2-ène ; d. (E)-but-2-ène ; e. (Z)-2,5-diméthylhex-3-ène ; f. 5-éthyl-3-cyclohexène ; g. 1-méthylcyclobutène ; h. 3-méthylcyclopentène.

EXERCICE 2

1. a. $\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_3 \quad \quad \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$ b. $\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{C}_2\text{H}_5 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_3 \quad \quad \text{H} \end{array}$
- c. $\text{H}_2\text{C} = \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3$ d. $\text{CH}_2 = \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3$

2.

- a. $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$ b. $\text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- c. $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{C} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$ d. $\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \quad \text{CH}_3 \\ | \quad \quad | \\ \text{C} = \text{C} \\ | \quad \quad | \\ \text{H} \quad \quad \text{CH}_3 \end{array}$
- e. $\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \quad \text{H} \\ | \quad \quad | \\ \text{C} = \text{C} \\ | \quad \quad | \\ \text{H} \quad \quad \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$ f. $\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \quad \text{CH}_3 \\ | \quad \quad | \\ \text{C} = \text{C} \\ | \quad \quad | \\ \text{H} \quad \quad \text{Cl} \end{array}$ g. $\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \quad \text{H} \\ | \quad \quad | \\ \text{C} = \text{C} \\ | \quad \quad | \\ \text{H} \quad \quad \text{CH}_3 \end{array}$

EXERCICE 3

- 1./ 1.1 $\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{C}_2\text{H}_5 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_3 - \text{CH} \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 1.2 $\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_3 \quad \quad \text{C}_3\text{H}_7 \end{array}$

1.3 $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH} - \text{C}_2\text{H}_5 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$

2./ 2.1 A : $\text{C}_n\text{H}_{2n-2} \Rightarrow M_g = 3n - 2 = 13 \Rightarrow n = 5 \Rightarrow \text{A: C}_5\text{H}_8$

2.2

$\text{HC} \equiv \text{C} - \text{C}_3\text{H}_7$: pent-1-yne

$\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{C}_2\text{H}_5$: pent-2-yne

$\text{HC} \equiv \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3$: 3-méthylbut-1-yne

2.3

a. $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_3$ b. 3-méthylbut-1-ène

EXERCICE 4

A : C_2H_4 ; B : $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$; C : $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$; D : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

EXERCICE 5

A : $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ | \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{Cl} \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$: 1,2-dichloro-2-méthylpropane

B : : éthanol

C : $\text{Cl} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{Cl}$: 1,2-dichloroéthane

D : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: butane

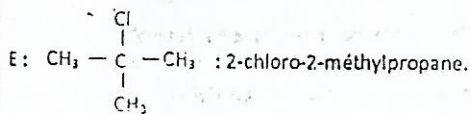
E : $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$: éthène.

EXERCICE 6

A : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$: éthanol ; B : $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$: éthène

C : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$: éthanol ;

D : $(-\text{CH}_2 - \text{CHCl}-)_n$: polychlorure de vinyle (PVC)



EXERCICE 7

- Il y a les alcènes et les cycloalcènes.
- Il y a les alcyries et les alcènes.

EXERCICE 8

1. Soit $\text{C}_x\text{H}_y\text{Cl}_z$ sa formule brute, ainsi, on a :

$$\frac{\%C}{12x} = \frac{\%H}{y} = \frac{\%Cl}{35,5z} = \frac{100}{M}$$

On obtient : $x = 2$; $y = 4$; $z = 2$

La formule brute est : $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$

2. $\text{CH}_2\text{Cl} - \text{CH}_2\text{Cl}$: 1,2-dichloroéthane

$\text{CH}_3 - \text{CHCl}_2$: 1,1-dichloroéthane

3. a. 1,2-dichloroéthane ; b. éthylène.

EXERCICE 9

1. a. Soit B : C_xH_y

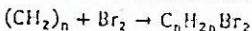
$$\frac{\%C}{12x} = \frac{\%H}{y} \Rightarrow \frac{12x}{65,71} = \frac{y}{14,29} \Rightarrow \frac{x}{7,14} = \frac{y}{14,29}$$

7,14 et 14,29 expriment respectivement le nombre d'atomes de carbone et d'hydrogène contenus dans 100 g de substance. Ces nombres étant fractionnaires, on recherche leur plus grand diviseur commun à l'aide d'un algorithme qui permet de trouver des entiers α et β multiples de x et y .

$$\frac{x}{\alpha} = \frac{y}{\beta} = n \Rightarrow \alpha = \frac{7,14}{n} = 1 \text{ et } \beta = \frac{14,29}{n} = 2 \text{ d'où } x = \frac{y}{2} = n$$

B : $(\text{CH}_2)_n$; $n \in \mathbb{N}^*$

- Non.
- a. C'est une réaction d'addition sur un alcène.

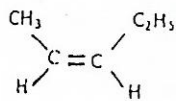
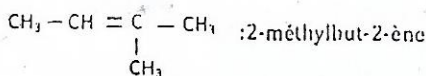
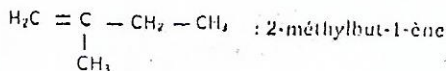
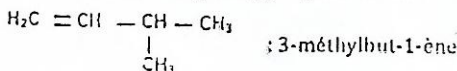
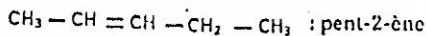
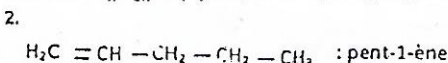


b. $\frac{80 \times 2}{\%Br} = \frac{2n \times 2 + 14n}{100} \Rightarrow n = 4$ d'où $\text{C}_4\text{H}_8\text{Br}_2$

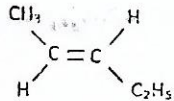
2. c. B : C_4H_8 On a trois isomères
3. B : méthylpropène ; C : méthylpropan-2-ol ; D : butan-2-ol.

EXERCICE 10

1. Soit A : C_nH_{2n} $M(A) = 14n = 70 \rightarrow n = 5 \Rightarrow A: \text{C}_5\text{H}_{10}$



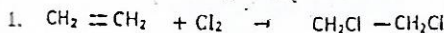
(Z)-pent-2-ène



(E)-pent-2-ène

3. L'hydrogénation conduit à des alcanes.

EXERCICE 11



2. 1,2-dichloroéthane

3. a. D'après l'équation-bilan, on a :

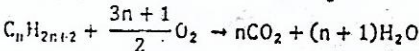
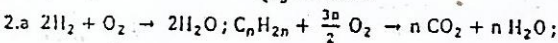
$$n_{\text{C}_2\text{H}_4} = n_{\text{Cl}_2} \Rightarrow m_{\text{Cl}_2} = \frac{V_{\text{C}_2\text{H}_4} \cdot M_{\text{Cl}_2}}{V_m} = 3170 \text{ g}$$

b. $m = 4420 \text{ g}$.

EXERCICE 12

1. a. La seule réaction possible est l'hydrogénation de l'alcène. Son équation est : $\text{C}_n\text{H}_{2n} + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

b.
$$\begin{cases} V_1 + V_2 + V_3 = 100 \\ V_1 = V_3 \\ V_1 + V_2 = 70 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} V_1 = 30 \text{ cm}^3 \\ V_2 = 40 \text{ cm}^3 \\ V_3 = 30 \text{ cm}^3 \end{cases}$$



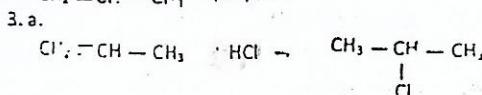
b. Déterminons n :

$V_{\text{CO}_2} = V'_{\text{CO}_2} + V''_{\text{CO}_2}$ où V'_{CO_2} : volume obtenu lors de la combustion de l'alcène et V''_{CO_2} celui de la combustion de l'alcane.

$$V_{\text{CO}_2} = n V_1 + n V_2 \Rightarrow n = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_1 + V_2} \Rightarrow n = 3$$

Alcane : C_3H_8 et Alcène : C_3H_6 .

c. $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$: propène.



b. 2-chloropropane.

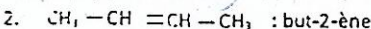
EXERCICE 13

1. a. $x = \frac{\%C \times 12}{1200} = 4$; $y = \frac{\%H \times 29}{100} = 8 \Rightarrow A: \text{C}_4\text{H}_8$

b. A est un alcène car répond à la formule C_nH_{2n}

c. A décolore l'eau de brome.

d. Trois (3) isomères.

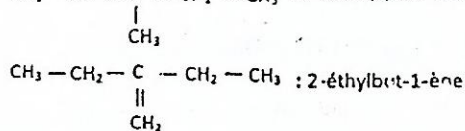


EXERCICE 14

1. A : acétylène ; B : éthanol ; C : 3-méthylpentan-3-ol ; D : propène.

2. (1) : éthanol ; (2) : acétylène ; (3) : propène ; (4) : 3-méthylpentan-3-ol.

3. a. $\text{CH}_3 - \text{CH} = \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: 3-méthylpent-2-ène



b. 3-méthylpentan-3-ol pour 3-méthylpent-2-ène et 2-éthylbutan-1-ol pour 2-éthylbut-1-ène.

EXERCICE 15

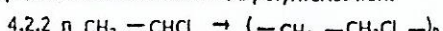
1. $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$



3/ 3.1 C'est le 1,2-dichloroéthane ; 3.2 éthylène.

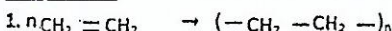
4/ 4.1 Chlorure de vinyle : $\text{CH}_2 = \text{CHCl}$

4.2/ 4.2.1 C'est une réaction de polymérisation.



4.2.3 polychlorure de vinyle (PVC).

EXERCICE 16



Motif : $-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$

2. Sacs d'emballages, tuyaux souples, récipients ménagers.

3. $n = \frac{M_{PB}}{M_g} = 1800$

EXERCICE 17

A : éthanol ; B : 2-chloro-2-éthylpropane ; C : 3-méthylbut-1-ène ;
D : éthanol ; E : 2-chloro-2,3-diméthylbutane.

EXERCICE 18

Voir exercice 10 (composés organiques)

EXERCICE 19

1.
1.1 A : C_nH_{2n+2} ; $M_A = 14n + 2 = 26$ d'où $n = 2$; A : C_2H_6
1.2 A : CHECH : acétylène
2
2.1 B : $CH_2=CH_2$: éthylène C : $CH_3-C(=O)-H$: éthanal

D : $C_2H_5-CH_2Cl$: Chloroéthane
E : $CH_2=CHCl$: Chlorure de vinyle ou Chloroéthylène
F : $(-CH_2-CH_2-)_n$: Polyéthylène
G : CH_3-CH_2-OH : éthanol

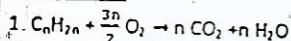
2.2 CH_3-CH_3 : éthane

3. $n = \frac{M_G}{M_{monomère}}$

AN : $n = 2010$ monomères

3.3 Isolant électrique ; jouets en plastique, casier de vin

EXERCICE 20



2. $n = \frac{2V_{O_2}}{3 \cdot M_{C_nH_{2n}}} \Rightarrow n = 5 \rightarrow A : C_5H_{10}$

3. (7 isomères)

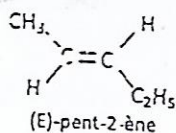
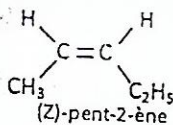
$CH_3-CH_2-CH=CH-CH_3$: Pent-2-ène

$CH_3-CH_2-CH_2-CH=CH_2$: Pent-1-ène

$CH_3-CH-CH=CH_2$: 3-méthylbut-1-ène

$CH_3-CH-C=CH_2$: 2-méthylbut-1-ène

$CH_2=C-CH-CH_3$: 2-méthylbut-2-ène



4.

A : $CH_2-C(CH_3)=CH-CH_3$: 2-méthylpropène

B : CH_3-CH_2-OH : éthanol

C : $CH_3-C-CH_2-CH_3$: 2-chloro-2-méthylbutane

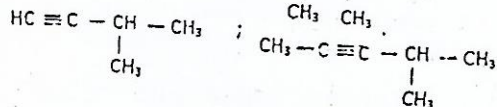
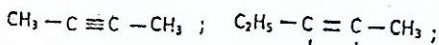
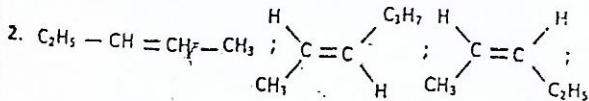
D : $CH_3-C-CH_2-CH_3$: 2-méthylbutane

Vérifions nos connaissances

1./ 1.1 pent-2-ène ; 1.2 but-2-yne ; 1.3 2,3-diméthylbut-2-ène ;

1.4 (E)-pent-2-ène ; 1.5 pent-2-yne ; 1.6 4-éthylpent-2-yne ;

1.7 2-méthylbut-1-ène ; 1.8 2,2-diméthylhex-3-yne.



3. Trois (3) isomères.

Appliquons nos connaissances

4./ 4.1 Supposons que ce composé soit un alcène. Sa formule brute est

$C_nH_{2n} \Rightarrow 14n = 70 \Rightarrow n = 5$

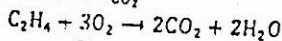
$n \in \mathbb{N}$ donc l'hydrocarbure est un alcène.

4.2 C_5H_{10}

(Suite voir exercice 7)

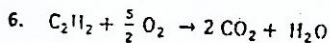
5./ 5.1 Le gaz formé trouble l'eau de chaux

-Calcul de V_{CO_2}



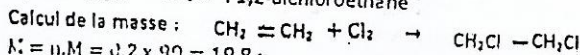
$V_{CO_2} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \cdot V_m \approx 2L$

5.2 $V_{O_2} = \frac{3 \cdot m_{H_2O}}{2 \cdot M_{H_2O}} \cdot V_m \approx 3L$



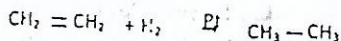
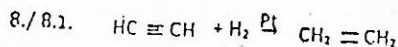
$n_{C_2H_2} = \frac{2 \cdot n_{O_2}}{5} \Rightarrow V_{O_2} = \frac{5m_{C_2H_2}}{M_{C_2H_2}} V_m = 140L$

7./ 7.1 CH_2Cl-CH_2Cl : 1,2-dichloroéthane



$M = n \cdot M = 0,2 \times 99 = 19,8g$

7.2 $V = n \cdot V_m = 0,2 \times 25 = 5L$



8.2 $V_{C_2H_4} = V = 0,05m^3$; $8.3 V_{H_2} = 2V = 0,1m^3$

8.4 A la fin de la transformation :

$V = 0,1m^3$ d'éthane $\Rightarrow V_{H_2} = 2 \cdot V = 0,2m^3$

9./ 9.1 Un mélange à volumes égaux d'éthylène et de dichlore sont placés dans une éprouvette retournée sur une cuve d'eau salée. (Le dichlore y est insoluble).

9.2 La réaction se fait mole à mole, on peut donc y fixer le même volume.

10. La masse du dichlore qui a réagi est 5,6g.

$V_{O_2} = \frac{m_{Br_2}}{M_{Br_2}} V_m = 0,784L$

11./ 11.1 L'alcane A_1 .

11.2 Soit V'_{H_2} : volume de H_2 ayant réagi et V'_{A_1} celui de A_1 obtenu

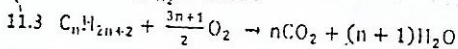
On a : $V_{A_2} = V'_{H_2} = V'_{A_1} = V$

On a aussi : $V_{H_2} + V_{A_1} + V_{A_2} = 120cm^3$ (1) or

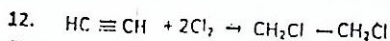
$V_{H_2} = V + 2V$ et $V_{A_1} = (80 - 2V) - V = 60 - V$

Donc (1) devient : $V + 2V + 60 - V + V = 120$ soit $V = 40cm^3$

$$\begin{cases} V_{A_2} = 40cm^3 \\ V_{A_1} = 14cm^3 \\ V_{H_2} = 66cm^3 \end{cases}$$



On obtient : $n_{CO_2} = \frac{n}{n} \Rightarrow n = 2$ d'où $A_1 : C_2H_6$ et $A_2 : C_2H_4$.



On a : $n_{Cl_2} = 2 \cdot n_{C_2H_2} \Rightarrow V_{Cl_2} = 2 \cdot V_{C_2H_2} = 2m^3$

13./ 13.1 $-CF_2-CH_2-$

13.2 $n = \frac{M_{polymère}}{M_{monomère}} = 1328$ monomères

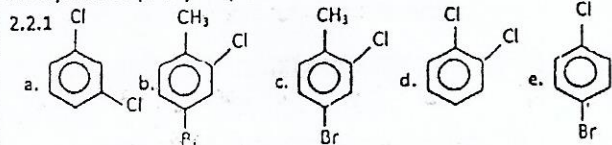
15. $CH_3-CH=C-CH_3$: 2-méthylbut-2-ène.



COMPOSES AROMATIQUES (BENZENE)

EXERCICE 1

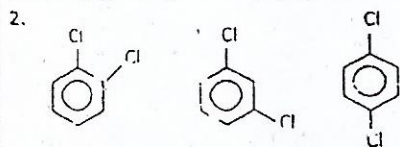
A : toluène ou méthylbenzène ; B : métaéthyltoluène ou 1-éthyl-3-méthylbenzène ; C : 1,3-dichloro-5-nitrobenzène ; D : 1,3,5-triméthylbenzène ; E : 2,3-dichloro-1-méthylbenzène ; F : 3-bromophénol ; G : paradiméthylbenzène ou 1,4-diméthylbenzène ; H : styrène ou phényléthylène.



2.2 On obtient sept (7) isomères.

EXERCICE 2

1. $C_6H_6 + nCl_2 \rightarrow C_6H_{(6-n)}Cl_n(A) + nHCl$
 On a $n(C_6H_6) = n_x \Rightarrow \frac{n_x \cdot M_{C_6H_6}}{m_{C_6H_6}} = 147g/mol$
 $\Rightarrow M_A = 78 + 34,5n = 147 \Rightarrow n = 2$ alors: A: $C_6H_4Cl_2$
 Donc: $C_6H_6 + 2Cl_2 \rightarrow C_6H_4Cl_2 + 2HCl$



EXERCICE 3

1/a. $CH_3 - CHCl - CH_3$ et $CH_3 - CH_2 - CH_2Cl$
 b. 2-chloropropane.
 2/a. Trois isomères (ortho, méta, para).
 b. 5-isopropylméthylène.
 3. $C_{11}H_{13}N_3O_6$; $M = 283 g/mol$.

EXERCICE 4

1./a. A contient $6 + 2 = 8$ atomes de carbone. A : C_8H_{12}
 $\frac{\%C}{8 \times 12} = \frac{100 - \%C}{y} \Rightarrow y = 10$ d'où A: C_8H_{10}
 b.

 2. $\frac{\%C}{8 \times 12} = \frac{100 - \%C}{y} \Rightarrow y = 8$ d'où B: C_8H_8 : styrène
 3. $-(C_6H_6)CH - CH_2 -$

EXERCICE 5

1. (DDT) : $C_{14}H_9Cl_5$; $M(DDT) = 354,5 g/mol$.
 2. $\%C = 47,4$; $\%H = 2,5$; $\%Cl = 50,1$.
 3. $1kg \leftrightarrow 0,5g$
 $75kg \leftrightarrow m$ $\Rightarrow m = 75 \times 0,5 = 37,5 g$ de DDT.

EXERCICE 6

1. 1,2,3,4,5,6-hexachlorocyclohexane
 3. Avec le cyclohexane, il s'agit d'une réaction de substitution mais avec le benzène, c'est une réaction d'addition.

EXERCICE 8

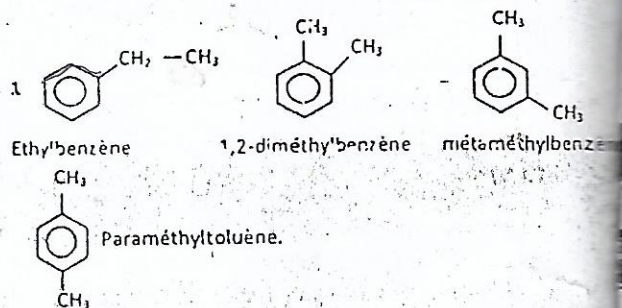
1. $\begin{cases} 12x + y = 92 \\ 12x = 10,5y \end{cases} \Rightarrow C_7H_8$ toluène ou méthylbenzène

2. Réaction d'addition sur le noyau benzénique. Méthylcyclohexane
 3. a. $C_7H_8 + xCl_2 \rightarrow C_7H_{(8-2x)}Cl_{2x} + xHCl$
 $\%Cl = \frac{3550x}{92 + 34,5x} \Rightarrow x = 1$ donc monosubstitution.
 b. orthochlorométhylbenzène ; parachlorométhylbenzène ; métachlorométhylbenzène.

EXERCICE 9

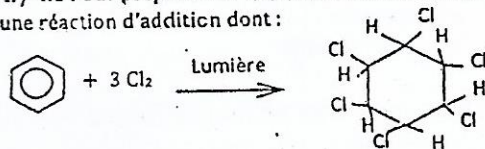
1. Soit $C_6H_4Cl_2$
 $\therefore \frac{\%C \times M}{1200} = 6$; $y = \frac{\%H \times M}{100} = 6$; $z = \frac{\%Cl \times M}{3550} = 6$
 d'où $C_6H_6Cl_6$
 2. On peut l'obtenir par une réaction d'addition sur le benzène.
 3.
 $C_6H_6 + 3Cl_2 \xrightarrow{\text{Lumière}} C_6H_6Cl_6$
 4. - Le noyau aromatique est détruit
 - La molécule n'est plus plane
 - On peut obtenir de multiples conformations (chaise,...)
 5.
 $\frac{n_{Cl_2}}{3} = n_{\text{indane}} \Rightarrow V_{Cl_2} = 3 \cdot \frac{m_L}{M_L} V_m = 2,31 \cdot 10^7 L$

Vérifions nos connaissances

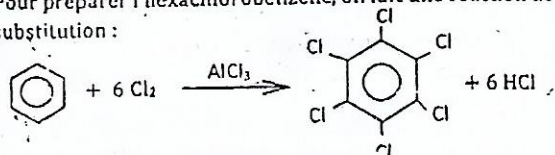


2. - Le benzène a un noyau aromatique alors que le cyclohexane est dépourvu.
 - Le benzène est une molécule insaturée tandis que le cyclohexane est saturé
 - Le benzène est plan par contre le cyclohexane peut présenter plusieurs conformations.
 . Voir exercice 8

3. / 4.1 Pour préparer du 1,2,3,4,5,6-hexachlorocyclohexane, on fait une réaction d'addition dont :

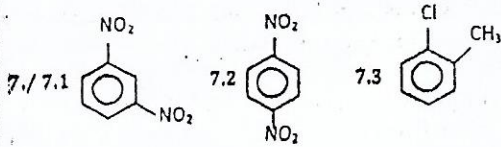
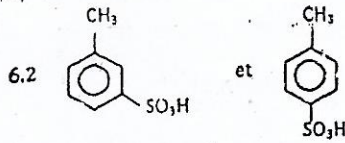
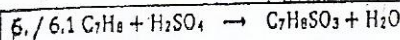


Pour préparer l'hexachlorobenzène, on fait une réaction de substitution :



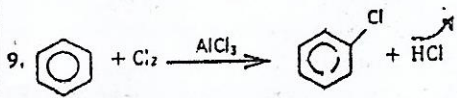
4.2 L'hexachlorobenzène est aromatique alors que le 1,2,3,4,5,6-hexachlorocyclohexane est un cyclohexane.

5. On peut introduire un papier pH dans l'ouverture des flacons
 - si le papier pH rougit, il y a formation de HBr et apparition de bromobenzène dans la phase liquide.
 - si la coloration du papier pH ne change pas, il n'y a pas de réaction.



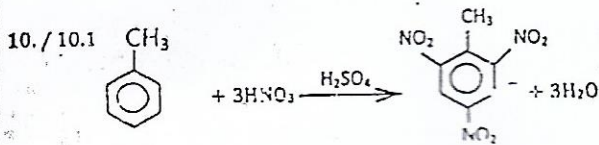
B. a. éthylbenzène ; b. toluène ; 1-bromo-2-chlorobenzène.

Appliquons nos connaissances



D'après l'équation-bilan, on a : $n(C_6H_6) = n(HCl) \Rightarrow$

$$V_{HCl} = \frac{m_{C_6H_6}}{M_{C_6H_6}} = 3,56 \text{ L}$$



10.2 On a : $n(\text{TNT}) = n_T \Rightarrow m = \frac{m}{M_T} M_{\text{TNT}} = 56,7 \text{ kg}$

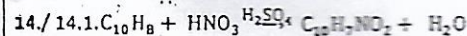
11. Voir exercice 5.



12.2. Pour 1 mol de benzène, on obtient 1 mol de paradichlorobenzène.

En tenant compte du rendement :

$$r = \frac{n_{C_6H_4Cl_2}}{n_{C_6H_6}} \Rightarrow m_{C_6H_4Cl_2} = \frac{r \cdot M_{C_6H_4Cl_2}}{M_{C_6H_6}} = 88,4 \text{ g}$$



14.2. $m = 25,3 \text{ g}$.

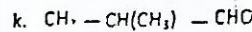
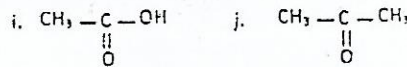
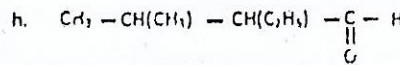
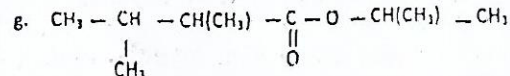
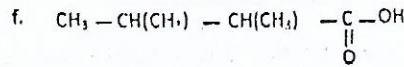
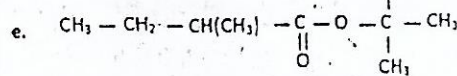
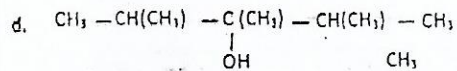
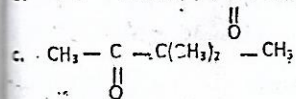
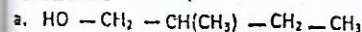
Chapitre 17

COMPOSES ORGANIQUES OXYGENES

EXERCICE 1

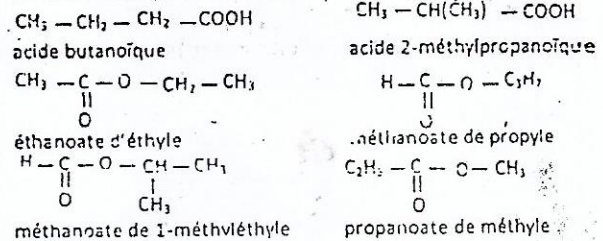
a. Alcool : 3-méthylbutan-1-ol ; b. éther oxyde : oxyde d'éthyle et de propyle ; c. aldéhyde : 2-méthylbutanal ; d. cétone : 3-méthylbutanone ; e. alcool : 2,4,4-triméthylpentan-1-ol ; f. acide carboxylique : acide 2,3-diméthylbutanoïque ; g. ester : 2-méthylpropanoate d'isopropyle ; h. ester : éthanoate de propyle ; i. aldéhyde : butanal ; j. ester : 2,2-diméthylpropanoate de 2-méthylpropyle ; k. ester : 2-méthylpropanoate de propyle ; l. acide carboxylique : acide 2-méthylbutanoïque.

EXERCICE 2

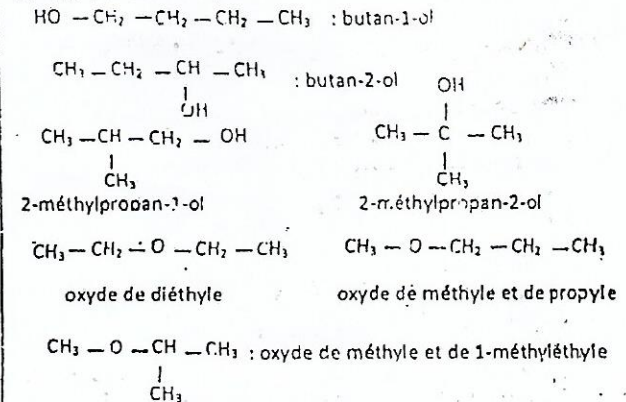


EXERCICE 3

1. Acides carboxyliques et esters :



2. Alcools et éthers oxydes :



EXERCICE 4

1. Soit $C_nH_{2n}O_2$, $M = 14n + 32 = 74 \Rightarrow n = 3$ donc on a : $C_3H_6O_2$
On a un acide carboxylique (acide propanoïque) et deux esters (éthanoate de méthyle ; méthanoate d'éthyle).

2. Soit $C_nH_{2n}O$, $M = 14n + 16 = 72 \Rightarrow n = 4$ d'où : C_4H_8O obtient une cétone (butanone) et deux aldéhydes (butanal ; 2-méthylpropanal).

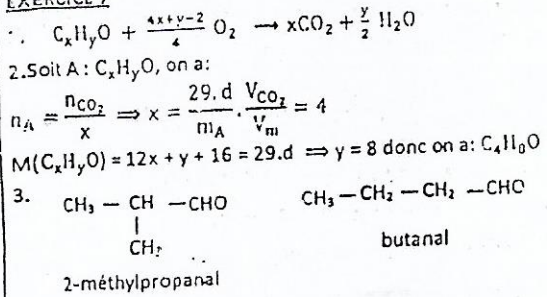
EXERCICE 5

1. Aldéhyde et cétone donc $y = 2x$.
2. Alcool et éther oxyde donc $y = 2x + 2$.

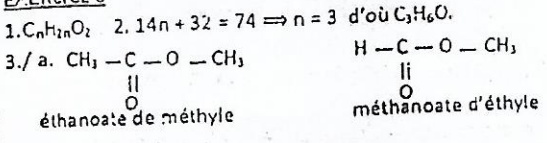
EXERCICE 6

1. $x = \frac{\%C \times 16}{\%O \times 12} = 3$; $y = \frac{\%H \times 16}{\%O \times 1} = 6$
2. C_3H_6O ; $CH_3 - CO - CH_3$: propanone.

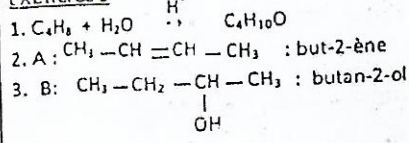
EXERCICE 7



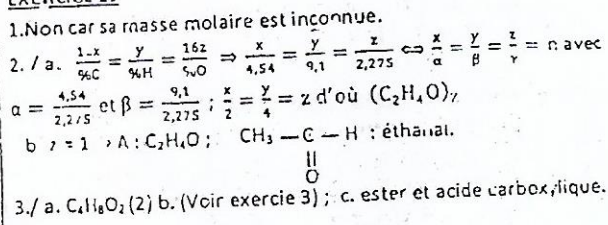
EXERCICE 8



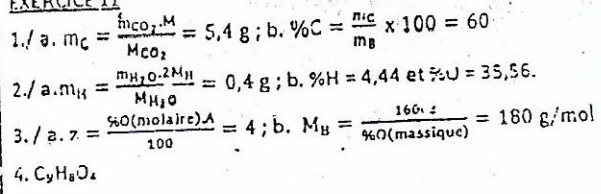
EXERCICE 9



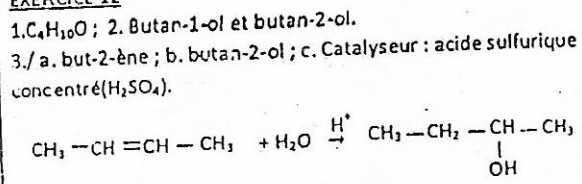
EXERCICE 10



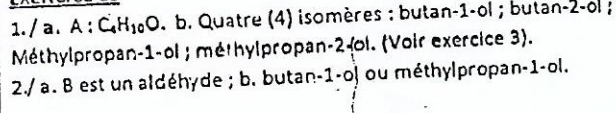
EXERCICE 11



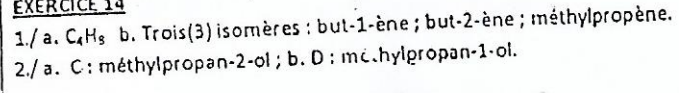
EXERCICE 12



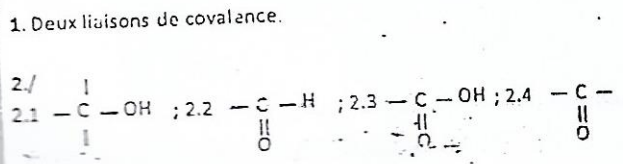
EXERCICE 13



EXERCICE 14



Vérifions nos connaissances



3. C'est le groupe carbonyle ($\begin{array}{c} -C- \\ || \\ O \end{array}$)
4. Alcool: $R-OH$; aldéhyde: $R-\begin{array}{c} -C-H \\ || \\ O \end{array}$; cétones: $R-\begin{array}{c} -C-R' \\ || \\ O \end{array}$
- éthers oxydes: $R-O-R'$; acides: $R-\begin{array}{c} -C-OH \\ || \\ O \end{array}$
- esters: $R-\begin{array}{c} -C-OR' \\ || \\ O \end{array}$
5. On a trois classes d'alcool: les alcools primaires, secondaires et tertiaires.
- 7./ 7.1 $CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH$ 7.2 $C_2H_5 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH} - CHO$
- 7.3 $C_2H_5 - O - CH_3$ 7.4 $C_2H_5 - \underset{\substack{|| \\ O}}{C} - O - CH_3$
- 7.5 $CH_3 - CH_2 - \underset{\substack{| \\ OH}}{CH} - CH_3$
- 8./ 8.1 propanal; 8.2 éthanoate de méthyle; 8.3 butanone;
- 8.4 butan-2-ol; 8.5 2-méthylpropan-2-ol.
9. Alcool: $C_nH_{2n+2}O$; aldéhydes et cétones: $C_nH_{2n}O$.
10. Acides carboxyliques: $C_nH_{2n}O_2$; éthers oxydes: $C_nH_{2m+2}O$.

Appliquons nos connaissances

11. Voir exercice 3
12. $CH_3 - \underset{\substack{|| \\ O}}{C} - O - CH_3$ $H - \underset{\substack{|| \\ O}}{C} - O - CH_3$
éthanoate de méthyle méthanoate d'éthyle
- 13./ 13.1 $M(C_nH_{2n+2}O) = 14n + 18 = 32 \Rightarrow n = 1$: CH_4O
- 15.2 méthanol $H - \underset{\substack{| \\ OH}}{C} - H$
- 13.3 $\%C = 37,5$; $\%H = 12,5$; $\%O = 50$.
14. $M(A) = 29.d = 73,95 \text{ g/mol}$
A: $C_nH_{2n}O_2 \Rightarrow 14n + 32 = 73,95 \Rightarrow n = 3$; A: $C_3H_6O_2$
 $\%C = 48,65$; $\%O = 43,2$; $\%H = 8,15$.
15. $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CHO$ $CH_3 - \underset{\substack{|| \\ O}}{C} - C_2H_5$
Butanal butanone
- $CH_3 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH} - CHO$: 2-méthylpropanal
- 16./ 16.1 a. $C_nH_{2n}O_2$; b. $14n + 32 = 74 \Rightarrow n = 3$, $C_3H_6O_2$.
- c. $CH_3 - \underset{\substack{|| \\ O}}{C} - O - CH_3$ $H - \underset{\substack{|| \\ O}}{C} - O - CH_3$
éthanoate de méthyle méthanoate d'éthyle
- 16.2 a. $C_nH_{2n}O_2$ b. $\frac{\%O}{32} = \frac{100}{14n+32} \Rightarrow n = 4$ d'où $C_4H_8O_2$.
- c. $C_2H_5 - \underset{\substack{|| \\ O}}{C} - O - CH_3$ $CH_3 - \underset{\substack{|| \\ O}}{C} - O - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH} - CH_3$
propanoate de méthyle éthanoate d'éthyle
- $H - \underset{\substack{|| \\ O}}{C} - O - C_2H_5$ $H - \underset{\substack{|| \\ O}}{C} - O - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH} - CH_3$
méthanoate de propyle méthanoate de 1-méthyléthyle

ETHANOL

EXERCICE 1

1. Oxydation ménagée 2. C_2H_4O : éthanol CH_3-CH_2-OH
 3. Hydratation de l'éthylène en milieu acide et fermentation de jus sucrés.



EXERCICE 2

1. A : alcène ; B : alcool ; C : aldéhyde ; D : acide éthanoïque ou acétique
 2. A : $CH_2=CH_2$: éthylène ; B : CH_3-CH_2-OH : éthanol
 C : CH_3-CHO : éthanal ; D : CH_3-COOH : acide éthanoïque

EXERCICE 3

1. $C_2H_4Cl_2$
 2. CH_2Cl-CH_2Cl 1,2-dichloroéthane CH_3-CHCl_2 1,1-dichloroéthane
 3. / 3.1 C'est le 1,2-dichloroéthane. 3.2 éthylène
 4. Chlorure de vinyle de formule : $CH_2=CHCl$
 4.2.1 C'est une réaction de polymérisation.
 4.2.2 $n CH_2=CHCl \rightarrow (-CH_2-CHCl-)_n$
 4.2.3 Nom : polychlorure de vinyle (PVC).

EXERCICE 4

- 1.1 C_2H_4O
 2. / 2.1 B : éthanal ; C : acide éthanoïque
 2.2 B fonce le réactif de Schiff et rougit un papier pH mouillé.

EXERCICE 5

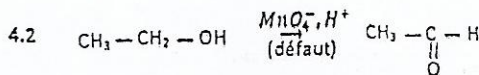
1. Identification éventuelle d'un aldéhyde. 2. Coloration rose
 3. La réaction est exothermique 4. Aldéhyde 5. Ethanal

EXERCICE 6

1. / 1.a $C_4H_{10}O$ 1.b Quatre (4) isomères
 2. a. B : aldéhyde b. butan-1-ol ou méthylpropan-1-ol
 c. Acide carboxylique : acide butanoïque ou acide méthylpropanoïque.

Vérifions nos connaissances

1. $C_nH_{2n+2}O$
 1.1 $C_nH_{2n+2}O + \frac{3n}{2} O_2 \rightarrow nCO_2 + (n+1)H_2O$
 1.2 On a : $\frac{nCO_2}{n} = \frac{nH_2O}{n+1} \Rightarrow \frac{nH_2O}{nCO_2} = \frac{n+1}{n} \cdot \frac{M_{H_2O}}{M_{CO_2}} \Rightarrow \frac{n+1}{n} = 2,4 \frac{M_{H_2O}}{M_{CO_2}}$
 2. / 2.1 $C_nH_{2n+2}O + \frac{3n}{2} O_2 \rightarrow nCO_2 + (n+1)H_2O$
 2.2 $n_A = \frac{2nO_2}{3n} \Rightarrow \frac{n_A}{M_A} = \frac{2nO_2}{3nM_A} \Rightarrow \frac{3n}{14n+18} = 0,15 \Rightarrow n = 3$
 A : C_3H_8O
 2.3 $CH_3-CH_2-CH_2-OH$; $CH_3-CH(OH)-CH_3$
 3. / 3.1 Il se forme l'éthanal et l'acide éthanoïque.
 3.2 - L'acide est caractérisé par le papier pH qui rougit
 - L'éthanal fait noircir le papier imbibé de réactif de Schiff
 - L'incandescence du cuivre montre que la réaction est exothermique.
 4. $Cr_2O_7^{2-}$: Ion dichromate ; MnO_4^- : Ion permanganate
 4.1 Le permanganate devient incolore

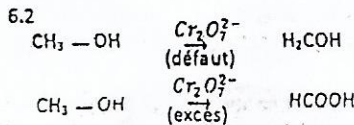


5. C'est l'acide éthanoïque qui est le plus oxydé car il comporte deux (2) atomes d'oxygène.

Appliquons nos connaissances

6. / 6.1 $M = 29, d = 31,9 \text{ g/mol}$ Soit A : C_2H_6O
 $x = \frac{\%C.M}{1200} = 1$; $y = \frac{\%H.M}{100} = 4$; $z = \frac{\%O.M}{1600} = 1$

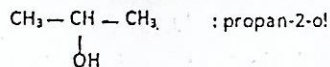
A : CH_4O ; CH_3-CH_2-OH



7. / 7.1 $M = 29, d = 60 \text{ g/mol} \Rightarrow 14n + 18 = 60 \Rightarrow n = 3$

A : C_3H_8O

Isomères : $CH_3-CH_2-CH_2-OH$: propan-1-ol



$n_A = \frac{n_{H_2O}}{4} \Rightarrow n_{H_2O} = \frac{4 \cdot m_A \cdot M_{H_2O}}{M_A} = 0,36 \text{ g}$

7.3 On peut obtenir pour le propan-1-ol, le propanal et l'acide propanoïque et pour le propan-2-ol, la propanone.

8. / 8.1 Il s'agit d'une oxydation ménagée.

8.2 On a : - l'éthanal : CH_3-CHO ; l'éthanol : CH_3-CH_2-OH

9. / 9.1 $14n + 18 = 46 \Rightarrow n = 2 \Rightarrow A : C_2H_6O$

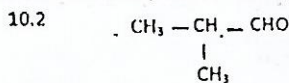
9.2 - acide éthanoïque : CH_3-COOH

- éthanal : CH_3-CHO

10. / 10.1 Soit A un alcool soit A un aldéhyde

- Si A est un alcool alors $14n + 18 = 72 \Rightarrow n \in \mathbb{N}$ donc impossible.

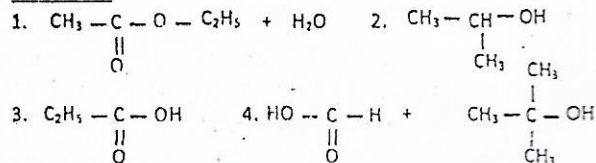
- Si A est un aldéhyde alors $14n + 16 = 72 \Rightarrow n = 4$ d'où A : C_4H_8O



C4H8O

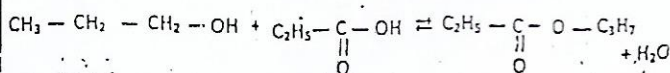
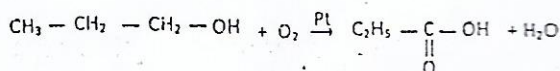
ESTERIFICATION ET HYDROLYSE

EXERCICE 1



EXERCICE 2

A : Acide propanoïque B : propanoate de propyle



EXERCICE 3

La formule générale d'un ester est : $C_nH_{2n}O_2$.

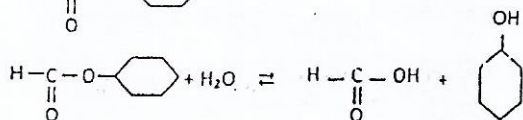
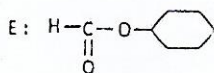
$$M(X) = 14n + 32 = 102 \Rightarrow n = 5 \Rightarrow X : C_5H_{10}O_2$$

On obtient le propanoate d'éthyle.

$$M(Y) = 14n + 32 = 74 \Rightarrow n = 3 \Rightarrow X : C_3H_6O_2$$

C'est le méthanoate d'éthyle.

EXERCICE 4



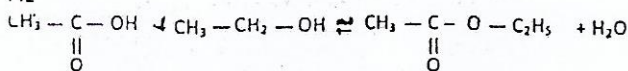
EXERCICE 5

1. A est un aldéhyde et B est un acide carboxylique.

A : éthanal et B : acide éthanóïque

2./ 2.1 C : H_2O ; D : éthanoate d'éthyle

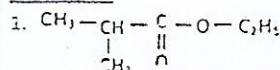
2.2



- Cette réaction est lente, limitée, réversible et athermique.

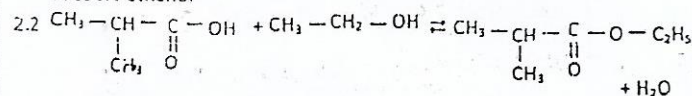
- L'acide sulfurique et le bain marie sont des catalyseurs.

EXERCICE 6



2./ 2.1 Acide carboxylique : acide 2-méthylpropanoïque

Alcool : éthanol



3./ 3.1 L'acide sulfurique sert de catalyseur.

3.2 La température accélère la réaction.

4. Pour un mélange équimolaire avec l'éthanol, les proportions à l'équilibre sont :

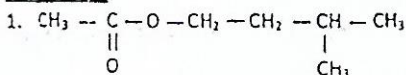
Ester	acide carboxylique	alcool
0,67	0,33	0,33

4.1 $n(\text{ester}) = 0,67 \times 0,15 = 0,1 \text{ mol} \Rightarrow m(\text{ester}) = 0,1 \times 116 = 11,6 \text{ g}$

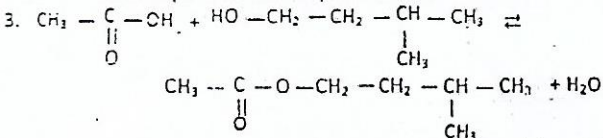
4.2 $n(\text{acide}) = 0,33 \times 0,15 = 4,95 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \Rightarrow m(\text{acide}) = 4,95 \cdot 10^{-2} \times 88 = 4,4 \text{ g}$

$n(\text{alcool}) = 4,95 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \Rightarrow m(\text{alcool}) = 4,95 \cdot 10^{-2} \times 46 = 2,3 \text{ g}$

EXERCICE 7



2. L'acide éthanóïque et le 3-méthylbutan-1-ol.



4. $n_{\text{acide}} = \frac{m_2}{M_2} = \frac{p_2 V_2}{M_2}$ et $n_{\text{alcool}} = \frac{m_1}{M_1} = \frac{p_1 V_1}{M_1}$

D'après l'équation-bilan, on a : $n_{\text{acide}} = n_{\text{alcool}} \Rightarrow$

$$\frac{p_2 V_2}{M_2} = \frac{p_1 V_1}{M_1} \Rightarrow V_2 = \frac{M_2 p_1}{M_1 p_2} V_1 \Rightarrow V_2 = 23,1 \text{ mL}$$

5./ 5.1 $n_{\text{ester}} = \frac{p_2 V_2}{M_2} = 0,130 = 26,625 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

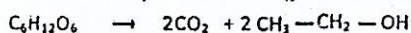
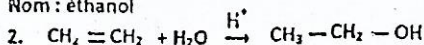
$m_{\text{ester}} = n_{\text{ester}} \cdot M_{\text{ester}} = 26,625 \cdot 10^{-2} \times 130 = 34,6 \text{ g}$

EXERCICE 8

1. $M = 29, d = 46,4 \text{ g} \Rightarrow 14n + 18 = 46,4 \Rightarrow n = 2 \Rightarrow C_2H_6O$

Formule semi-développée : CH_3-CH_2-OH

Nom : éthanol



3./ a. B est un ester

b. Calculons les masses m_C et m_H :

$$\left. \begin{array}{l} 44 \text{ g } CO_2 \leftrightarrow 12 \text{ g } C \\ 3,30 \text{ g } \leftrightarrow m_C \end{array} \right\} \Rightarrow m_C = 0,9 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 18 \text{ g } H_2O \leftrightarrow 2 \text{ g } H \\ 1,35 \text{ g } \leftrightarrow m_H \end{array} \right\} \Rightarrow m_H = 0,15 \text{ g}$$

Calculons les pourcentages massiques centésimales de C, H et O :

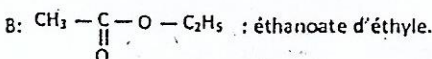
$$\%C = \frac{m_C}{m} \times 100 = 54,54 ; \%H = \frac{m_H}{m} \times 100 = 9,09 ;$$

$$\%O = 100 - (\%C + \%H) = 36,37$$

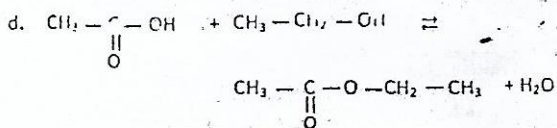
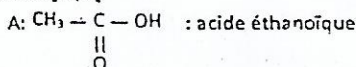
Calculons M_B :

$$\frac{\%O}{32} = \frac{100}{M_B} \Leftrightarrow M_B = 87,98 \text{ g/mol}$$

$$B : C_nH_{2n}O_2 \Leftrightarrow 14n + 32 = 87,98 \Rightarrow n = 4 \text{ d'où } B : C_4H_8O_2$$

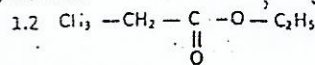


c. A: $C_2H_4O_2$



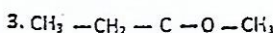
Vérifions nos connaissances

1./ 3.1 Ester

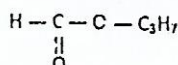


1.3 Propanoate d'éthyle.

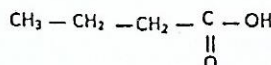
2. $C_4H_8O_2$



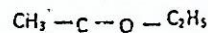
Propanoate de méthyle



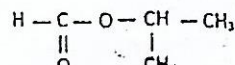
Méthanoate de propyle



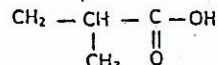
Acide hutanoïque



éthanoate d'éthyle

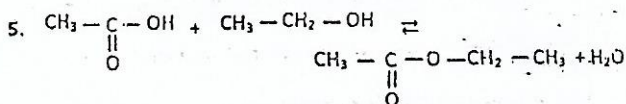


méthanoate de 1-méthyléthyle



acide 2-méthylpropanoïque

4. Elle est lente, limitée, athermique et réversible.



6. Elle est lente, limitée, athermique et réversible.

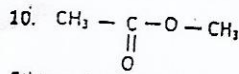
7. La température et le pH du milieu (augmenter la température et acidifier le milieu).

8. Il faut plusieurs heures de réaction pour atteindre un état d'équilibre.

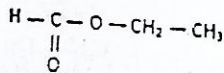
9. Un équilibre chimique est un état dans lequel les produits et les réactifs coexistent sans évolution de leur quantité de matière au cours du temps.

$$9.1 \frac{n_{\text{ester}} \times n_{\text{eau}}}{n_{\text{acide}} \times n_{\text{alcool}}} = 4$$

Appliquons nos connaissances



Ethanoate de méthyle



méthanoate d'éthyle

$$12./ 12.1 \quad 14n + 32 = 88 \Rightarrow n = 4 \quad \text{E: C}_4\text{H}_8\text{O}_2$$

12.2 Voir 3

13./ 13.1 au 13.3 Voir exercice 6

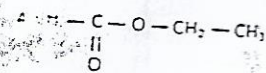
13.4 On utilise le réactif limitant

$$\tau_{\text{aur}} \text{ d'estérification} = \frac{n_{\text{ester}}}{n_{\text{acide}}} = 0.9 \Rightarrow n_{\text{acide}} = 0.9 n_{\text{ester}} = 0.135 \text{ mol}$$

$$m_{\text{acide}} = 0.135 \times 116 = 15,66 \text{ g.}$$

15. 15.1 B : acide carboxylique (acide méthanoïque)

Structure :



16. Voir exercice 7

16.4

$$r = \frac{n_{\text{ester}}}{n_{\text{acide}}} = \frac{0,27}{0,4} = 0,67$$

Chapitre 20

REACTION D'OXYDOREDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE

EXERCICE 1

1. Forme oxydante : Cu^{2+} , Ag^+ , Al^{3+} et Nb^{4+}

Forme réduite : Cu, Ag, Al et Nb

2. Demi-équation de chaque couple :

- $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$
- $\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$
- $\text{Al}^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Al}$
- $\text{Nb}^{4+} + 4 e^- \rightleftharpoons \text{Nb}$

EXERCICE 2

1. Espèce oxydante : Ag^+

Espèce réductrice : Zn

Espèce réduite : Ag

2. $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$

$2(\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}) \quad \left. \vphantom{\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-} \right\} \text{Zn} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag}$

Vérifions nos connaissances

1.1 Une oxydation est une réaction au cours de laquelle il y a perte d'électrons.

1.2 Une réduction est une réaction au cours de laquelle il y a gain d'électrons.

1.3 L'espèce chimique capable de gagner 1 ou plusieurs électrons est l'oxydant.

1.4 L'espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons est le réducteur.

2. Voir cours

3. Cl^- , SO_4^{2-} et MnO_4^{2-} ne sont pas des ions métalliques.

4. Un couple redox est l'ensemble formé par un oxydant d'une espèce et le réducteur de la même espèce.

5. Forme oxydante : Cu^{2+} ; Ag^+ ; Zn^{2+} et Al^{3+}
Forme réduite : Cu; Ag; Zn et Al

6.

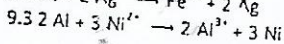
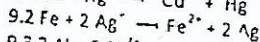
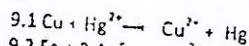
- $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$
- $\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$
- $\text{Fe}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$
- $\text{Al}^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Al}$
- $\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$

7. Espèce oxydante : Ag^+ et espèce réductrice : Cu

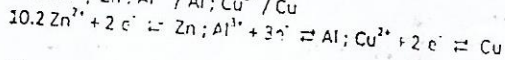
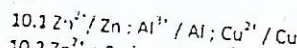
8. La mise en jeu des deux couples est due au fait que ces réactions résultent du transfert d'électrons de l'oxydant vers le réducteur.

Appliquons nos connaissances

9



10

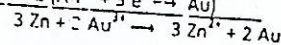
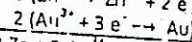
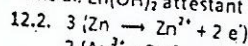


11. Non l'élément cuivre ne joue pas le même rôle :

- $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$: Cu^{2+} est un oxydant
- $\text{Pd}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Pd}$: Cu est un réducteur

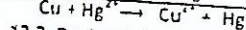
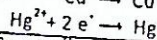
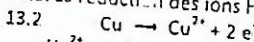
12.

12.1. On réalise le test avec l'ion hydroxyde (OH^-) : on obtient un précipité blanc de $\text{Zn}(\text{OH})_2$ attestant de la présence des ions Zn^{2+} .



13

13.1. La réduction des ions Hg^{2+} et l'oxydation des atomes Cu.

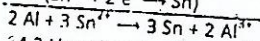
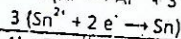
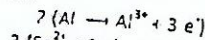


13.3 Couleur bleue. Les ions cuivre II (Cu^{2+}) sont responsables de la couleur bleue.

14.

14.1. On dispose des couples : Al^{3+}/Al et Sn^{2+}/Sn

14.2.



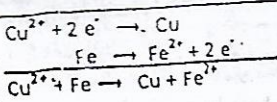
14.3 L'oxydant ion étain Sn^{2+} a réagi avec le réducteur Al

14.4 Espèce oxydée : Al

Espèce réduite : Sn^{2+}

15.

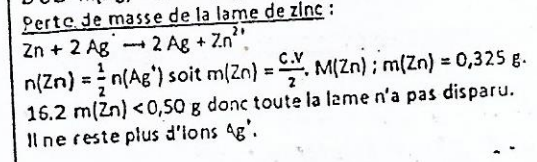
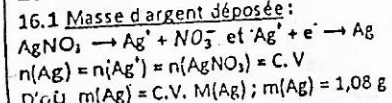
15.1. C'est une réaction d'oxydoréduction au cours de laquelle il y a oxydation du Fe et réduction de l'ion cuivre II Cu^{2+} .



15.2 $n(\text{Fe}) = n(\text{Cu}) \Rightarrow m(\text{Fe}) = \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \cdot M(\text{Fe})$; $m(\text{Fe}) = 0,14 \text{ g}$

15.3 $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{n(\text{Fe})}{V} = \frac{m(\text{Fe})}{V \cdot M(\text{Fe})}$; $[\text{Fe}^{2+}] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

16

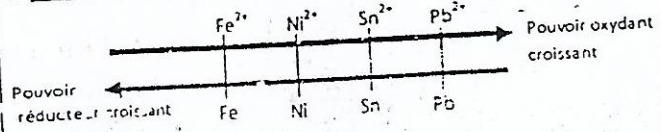


Chapitre 21

CLASSIFICATION DES COUPLES OXYDOREDUCTEURS

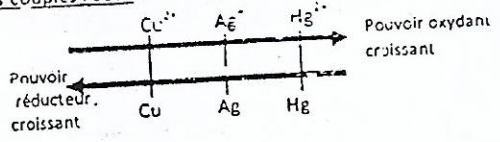
EXERCICE 1

- L'oxydant le plus fort est: Pb^{2+}
Le réducteur le plus fort est Fe .
- Classification qualitative des couples redox:



EXERCICE 2

- Équilibrons les équations:
 - $\text{Hg}^{2+} + 2\text{Ag} \rightarrow \text{Hg} + 2\text{Ag}^+$
 - $\text{Hg}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Hg} + \text{Cu}^{2+}$
 - $2\text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$
- Classification des couples redox:



EXERCICE 5

- Indiquons les polarités:
La lame en Fe représente la borne positive
La lame en Al représente la borne négative.
Equation de fonctionnement:
 $3\text{Fe}^{3+} + 2\text{Al} \rightarrow 3\text{Fe} + 2\text{Al}^{3+}$
- Charge Q ayant circulée:
 $Q = I \cdot \Delta t$; $Q = 32,4 \text{ C}$
- Le nombre de moles d'électrons $n(e^-)$:
 $n(e^-) = \frac{Q}{F} = \frac{Q}{\mathcal{N} \cdot e}$ car $\mathcal{F} = \mathcal{N} \cdot e$; A. N.: $n(e^-) = 3,36 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
- Masse de fer déposée:
 $\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}$
 $n(e^-) = 2 n(\text{Fe})$ d'où $m(\text{Fe}) = \frac{M(\text{Fe})n(e^-)}{2}$; $m(\text{Fe}) = 9,41 \text{ mg}$

EXERCICE 6

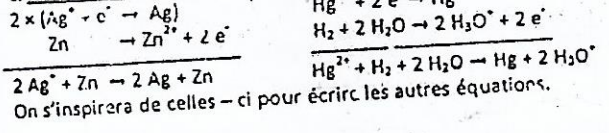
- Schéma de la pile:
- Indiquons l'électrode représentant la borne positive:
 La lame d'argent (Ag)

- La lame d'étain (Sn)
- La lame d'argent (Ag)
- L'électrode au mercure (Hg)
- La lame de cuivre (Cu)
- La lame de cuivre (Cu)

h. Donnons la f.é.m. de la pile:

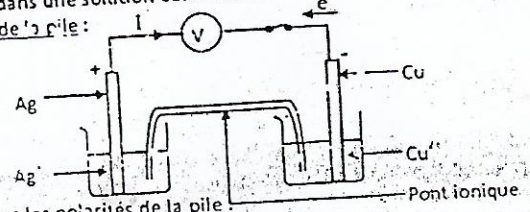
- $E = E^*(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^*(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$
 $E = 0,80 - (-0,76) = 1,56 \text{ V}$
- $E = E^*(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) - E^*(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$
 $E = -0,14 - (-0,44) = 0,3 \text{ V}$
- $E = E^*(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^*(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$
 $E = 0,80 - 0,34 = 0,46 \text{ V}$
- $E = E^*(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) - E^*(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2)$
 $E = 0,86 - 0 = 0,86 \text{ V}$
- $E = E^*(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^*(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$
 $E = 0,34 - (-0,44) = 0,78 \text{ V}$
- $E = E^*(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^*(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb})$
 $E = 0,34 - (-0,13) = 0,47 \text{ V}$

c. Indiquons les équations:



EXERCICE 7

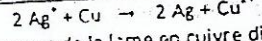
- Une demi-pile est l'ensemble formé par une électrode de métal plongeant dans une solution contenant les ions dudit métal.
- Schéma de la pile:



3. Indiquons les polarités de la pile.

- Borne positive: lame d'argent (Ag)
 Borne négative: lame de cuivre (Cu)

4. Equation-bilan de la réaction de fonctionnement:



- La masse de la lame en cuivre diminue tandis la masse de celle en argent augmente.

$m(\text{Ag}) = C \cdot V \cdot M_{\text{Ag}}$; A. N.: $m(\text{Ag}) = 10,8 \text{ g}$
 $m(\text{Cu}) = C \cdot V \cdot M(\text{Cu})$; A. N.: $m(\text{Cu}) = 6,54 \text{ g}$

6. Calculons la f.é.m. E de la pile:

$$E = E^*(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^*(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$$

$$E = 0,80 - 0,34 = 0,46 \text{ V}$$

7. Quantité Q d'électricité:

$$Q = C \cdot V \cdot \mathcal{N} \cdot e$$
; $Q = 9632 \text{ C}$

EXERCICE 8

- Les couples redox mis en jeu:
 Ni^{2+}/Ni ; Zn^{2+}/Zn et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$ ou simplement H^+/H_2
 Oui ces expériences permettent de les classer en effet: $\text{Zn} > \text{Ni} > \text{H}_2$
- A la borne positive, on trouvera l'électrode en cuivre.
- Variation de la masse de l'électrode de nickel:
 $Q = n(e^-) \cdot \mathcal{N} \cdot e = I \cdot \Delta t \Rightarrow n(e^-) = \frac{I \cdot \Delta t}{\mathcal{N} \cdot e}$
 Or d'après $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e^-$; on a: $n(e^-) = 2 n(\text{Ni})$
 $2 \cdot \frac{m(\text{Ni})}{M(\text{Ni})} = \frac{I \cdot \Delta t}{\mathcal{N} \cdot e}$ soit $m(\text{Ni}) = \frac{I \cdot \Delta t \cdot M(\text{Ni})}{2 \cdot \mathcal{N} \cdot e}$; A. N.: $m(\text{Ni}) = 44 \text{ mg}$
 Il s'agit d'une diminution de la masse de la lame de nickel.
- On doit associer à un couple dont le potentiel standard est inférieur à $-0,23 \text{ V}$ (potentiel standard du couple Ni^{2+}/Ni).

EXERCICE 9

- Déterminons la composition de la solution:
 A la fin de la réaction, il reste dans la solution:
 - Des ions nitrates NO_3^- car n'ayant réagi
 - Des ions cuivre II Cu^{2+} provenant de l'oxydation des atomes de cuivre.
 - Du métal argent Ag provenant de la réduction des ions Ag^+ .

$$[\text{NO}_3^-] = 0,5 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu}) \cdot V} = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$M(\text{Ag}) = M(\text{Ag}), C, V = 5,4 \text{ g}$$

2. Calculons la quantité de matière d'électrons :

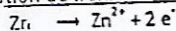
$$n(e^-) = n(\text{Ag}^+) = C, V = 0,05 \text{ mol}$$

Quantité Q d'électricité :

$$Q = n(e^-) \cdot \mathcal{F} = 4825 \text{ C}$$

EXERCICE 10

1. Equation de transformation du zinc en ions :



2. a. Expression de Q :

$$Q = n(e^-) \cdot \mathcal{F} = 2 \times 3 \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} \cdot \mathcal{F} \text{ (2 pour 2 électrons par atome de zinc ; 3 pour 3 éléments de zinc)}$$

$$Q = 6 \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} \cdot \mathcal{F}$$

b. Calcul de Q :

$$Q = 5,75 \cdot 10^4 \text{ C}$$

c. La capacité en Ah :

On sait que 1 Ah = 3600 C

$$Q = 15,97 \text{ Ah} \approx 16 \text{ Ah}$$

3. Déterminons l'énergie maximale E :

$$E = U \cdot I \cdot \Delta t \text{ or } Q = I \cdot \Delta t \text{ d'où } E = U \cdot Q$$

$$A. N. : E = 2,07 \cdot 10^5 \text{ J}$$

4. a. Déterminons la quantité d'électricité Q' fournie :

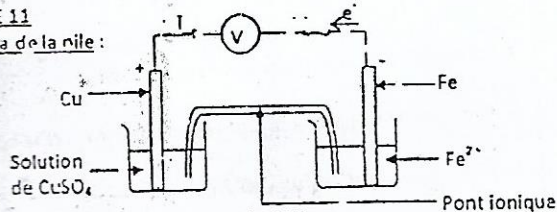
$$Q' = C \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} \cdot \mathcal{F}; A. N. : Q' = 4,42 \cdot 10^4 \text{ C}$$

b. Déterminons l'énergie maximale E'

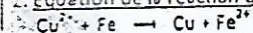
$$E' = U \cdot Q'; A. N. : E' = 5,3 \cdot 10^5 \text{ J}$$

EXERCICE 11

1. Schéma de la pile :



2. Equation de la réaction quand la pile débite :



3. Calculons la f.é.m. E de la pile :

$$E = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$$

$$E = 0,34 - (-0,44) = 0,78 \text{ V}$$

4. Déterminons la masse m de la lame de fer :

$$Q = I \cdot \Delta t = n(e^-) \cdot \mathcal{F}, \text{ or } n(e^-) = 2n(\text{Fe})$$

$$\text{D'où } m(\text{Fe}) = \frac{I \cdot \Delta t \cdot M(\text{Fe})}{2 \mathcal{F}} = 7,53 \text{ g}$$

EXERCICE 12

1. Indiquons la polarité des piles :

1^{ère} pile : \oplus : électrode de Cu et \ominus l'électrode de Pb

2^e pile : \oplus : électrode de Pb et \ominus l'électrode de Zn

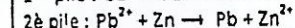
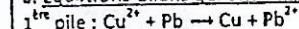
2. Calculons la f.é.m. E des piles :

$$E_1 = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}); E_2 = E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$$

$$E_1 = 0,34 - (-0,13) = 0,47 \text{ V}; E_2 = -0,13 - (-0,76) = 0,63 \text{ V}$$

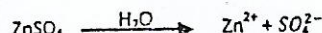
3. a. Les piles sont montées en concordance car la borne négative de la 1^{ère} est reliée à la borne positive de la deuxième.

b. Equations-bilans qui ont lieu quand la pile débite :



EXERCICE 13

1. Masse m_1 de sulfate de zinc :



$$n(\text{Zn}^{2+}) = n(\text{ZnSO}_4) \Rightarrow [\text{Zn}^{2+}] = \frac{m(\text{ZnSO}_4)}{V \cdot M(\text{ZnSO}_4)}$$

$$\text{D'où } m(\text{ZnSO}_4) = m_1 = [\text{Zn}^{2+}] \cdot V \cdot M(\text{ZnSO}_4); A. N. : m_1 = 24,21 \text{ g}$$

Masse m_2 de sulfate de cuivre :

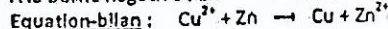
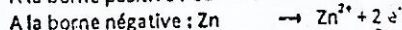
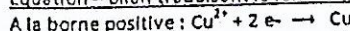
$$m_2 = [\text{Cu}^{2+}] \cdot V \cdot M(\text{CuSO}_4); A. N. : m_2 = 23,93 \text{ g}$$

2. Le pôle positif est l'électrode en cuivre car il est moins réducteur que Zn.

Force électromotrice E :

$$E = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}); E = 0,34 - (-0,13) = 0,47 \text{ V}$$

Equation - bilan traduisant le fonctionnement de la pile :



3. Concentrations des cations métalliques :

• Nombre de mole d'électrons : $n(e^-)$:

$$Q = n(e^-) \cdot \mathcal{F} = I \cdot \Delta t \text{ soit } n(e^-) = \frac{I \cdot \Delta t}{\mathcal{F}}$$

• Nombre de mole d'ions Cu^{2+} ayant disparu :

$$\text{D'après la demi - équation électronique (1), on a : } n(\text{Cu}^{2+}) = \frac{n(e^-)}{2}$$

$$\text{Soit } n(\text{Cu}^{2+}) = \frac{I \cdot \Delta t}{2 \mathcal{F}}$$

• Nombre de mole d'ions Zn^{2+} ayant apparu :

$$n(\text{Zn}^{2+}) = n(\text{Cu}^{2+}) = \frac{I \cdot \Delta t}{2 \mathcal{F}}$$

Calcul des concentrations :

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{C \cdot V - \frac{I \cdot \Delta t}{2 \mathcal{F}}}{V} = C - \frac{I \cdot \Delta t}{2 V \mathcal{F}} = 0,75 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Zn}^{2+}] = C + \frac{I \cdot \Delta t}{2 V \mathcal{F}} = 1,25 \text{ mol/L}$$

4. $[\text{Zn}^{2+}]/[\text{Cu}^{2+}] = 1,67 < 2$ donc la f.é.m. de la pile est restée constante car sa variation est inférieure à 0,01 V.

5. La masse minimale de l'électrode de zinc :

$$n(\text{Zn}^{2+}) = \frac{I \cdot \Delta t}{2 \mathcal{F}} \Rightarrow m(\text{Zn}) = \frac{I \cdot \Delta t}{2 \mathcal{F}} M(\text{Zn}); m(\text{Zn}) = 4,9 \text{ g}$$

EXERCICE 14

1. Identification des polarités des piles :

1^{ère} pile : \oplus l'électrode d'argent Ag; \ominus électrode de plomb Pb

2^e pile : \oplus l'électrode d'argent Ag; \ominus électrode de zinc Zn

2. Déterminons $E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb})$:

$$E_1 = E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) \Rightarrow E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E_1$$

$$\therefore E_1 : E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = 0,80 - 0,90 = -0,1 \text{ V}$$

Déterminons $E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$:

$$E_2 = E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) \Rightarrow E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E_2$$

$$A. N. : E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,80 - 1,56 = -0,76 \text{ V}$$

3. Déterminons la f.é.m. de la pile :

$$E = E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}); E = -0,1 + 0,76 = 0,66 \text{ V}$$

4. Les polarités de la nouvelle pile :

\oplus l'électrode de plomb Pb; \ominus électrode de zinc Zn

Vérifions nos connaissances

1. L'ion responsable des propriétés acides des solutions aqueuses est l'ion hydronium H_3O^+ (ou ion hydrogène H^+).

2. Demi - équation électronique : $2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$

3. Le gaz qui se dégage est le dihydrogène.

4. Les métaux attaqués par l'acide chlorhydrique sont : Zn et Fe

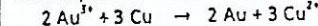
5. Observations et équations :

5.1. Dépôt d'argent sur la pointe et coloration de la solution en vert.

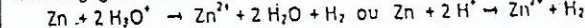


5.2. Rien

5.3. Dépôt d'or et coloration de la solution en bleu.



5.4. Dégagement du dihydrogène (H_2).



6.

6.1 On observe un dépôt de métal cuivre sur la lame de zinc ainsi qu'une décoloration de la solution.

6.2

• L'oxydant le plus fort est Cu^{2+}

• L'oxydant le plus faible est Zn^{2+}

• Le réducteur le plus fort est Zn

• Le réducteur le plus faible est Cu.

7. On peut montrer qu'un métal est plus réducteur que le dihydrogène s'il se produit une réaction (dégagement de H_2) lorsqu'on verse de l'acide sur le métal

8. Non, il n'y a pas de réducteur.

9. Complétons le tableau :

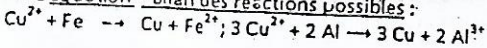
	Cu	Zn	Mg	Fe	Pb
Cu ²⁺		Oui	oui	oui	oui
Zn ²⁺			oui		
Mg ²⁺					
Fe ²⁺		oui	oui		
Pb ²⁺		oui	oui	oui	

Appliquons nos connaissances

10.

10.1 Les métaux susceptibles de faire disparaître la couleur bleue sont : fer, aluminium car ils sont plus réducteurs que le cuivre.

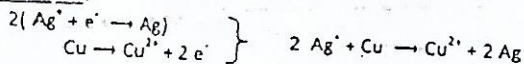
10.2 Equation - bilan des réactions possibles :



11.

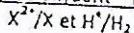
11.1 La réaction est possible lorsqu'on plonge la lame de cuivre dans la solution de nitrate d'argent car le cuivre est plus réducteur que l'argent.

11.2 Equation :

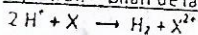


12.

12.1 Couples oxydant - réducteurs en présence :

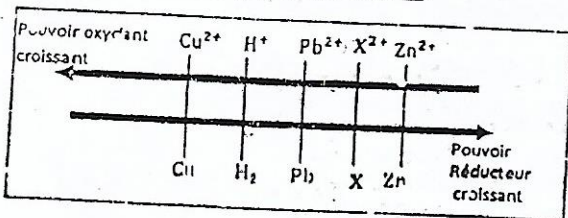


Equation - bilan de la réaction :



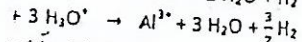
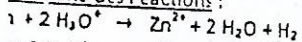
12.2 Le zinc est plus réducteur que ce métal tandis le plomb est moins réducteur que le métal.

12.3 Déduisons la place du métal X sur l'échelle :



3.

Calculons les réactions :



l'acide chlorhydrique est sans action sur le cuivre.

Déterminons les masses des métaux :

le résidu solide restant est le cuivre donc $m_{\text{Cu}} = 3,2 \text{ g}$

$$z_n + m_{\text{Al}} = 10,9$$

$$\frac{z_n}{2} + \frac{3 m_{\text{Al}}}{2} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_m}$$

Résolution du système donne : $m_{\text{Al}} = 3,38 \text{ g}$ et $m_{\text{Zn}} = 7,52 \text{ g}$.

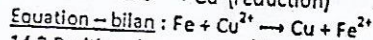
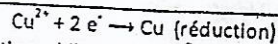
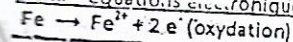
Composition du mélange :

$$\% \text{ Cu} = \frac{m_{\text{Cu}}}{m_T} \times 100 = 22,7$$

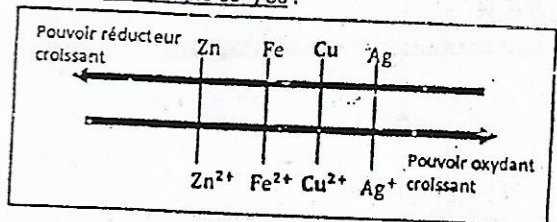
$$\% \text{ Al} = \frac{m_{\text{Al}}}{m_T} \times 100 = 23,97$$

$$\% \text{ Zn} = \frac{m_{\text{Zn}}}{m_T} \times 100 = 53,23$$

Demi-équations électroniques :

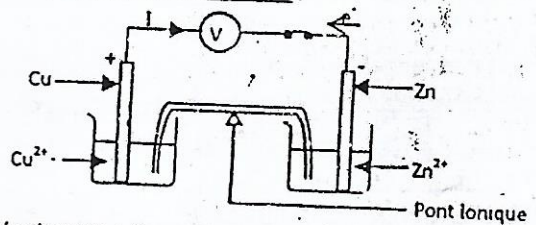


14.2 Position du couple Cu²⁺/Cu :



CLASSIFICATION QUANTITATIVE

1. Un schéma de la pile zinc - cuivre :



2 La réaction naturelle spontanée possible entre deux couples redox est celle de l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.

3. Le pont salin permet la circulation des électrons d'une électrode à une autre pour éviter l'accumulation des charges.

4. Dans une pile le métal le plus réducteur constitue la borne négative.

5. C'est le couple H⁺/H₂ ou H₃O⁺/H₂.

6. Une demi-pile est l'ensemble formé par une électrode de métal plongeant dans une solution contenant les ions dudit métal.

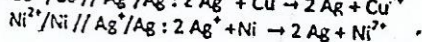
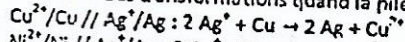
Exemple : lame de zinc plongeant dans une solution de sulfate de zinc.

7. ⊕ l'électrode d'argent Ag; ⊖ électrode de nickel Ni²⁺

8. Le potentiel standard d'une ESH est égal à zéro.

9. On peut prévoir en utilisant la classification électrochimique quantitative des couples oxydants réducteurs.

10. Bilan des transformations quand la pile débite :



11. On peut utiliser l'électrode standard de cuivre.

Appliquons nos connaissances

12.

12.1. Trouvons les polarités :

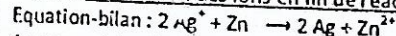
Le fil d'argent constitue le pôle positif et la lame de zinc, le pôle négatif.

12.2. Calculons la f.é.m. de la pile :

$$E = E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$$

$$E = 0,80 - (-0,76) = 1,56 \text{ V}$$

12.3. Concentration des ions en fin de réaction :



Au cours de la réaction, il y a formation d'ions Zn²⁺ et disparition d'ions Ag⁺. En fin de réaction, il ne reste plus d'ions Ag⁺ [Ag⁺] = 0 mol/L ; [Zn²⁺] = 1,5 mol/L

13.

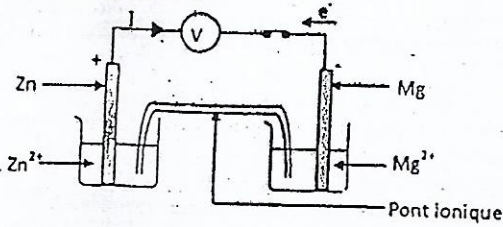
13.1 Calcul du potentiel du couple Ni²⁺/Ni :

$$E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) - E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = -0,6 \text{ d'où } E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,6 + E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$$

$$E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,26 \text{ V}$$

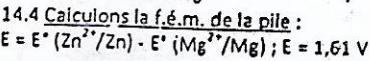
13.2 Oui il aura réaction car le nickel est plus réducteur que le cuivre. L'observation ne sera pas facile car la couleur bleue des ions cuivre II est très peu distinctif de celle verte des ions nickel.

14.
14.1 Schéma de la pile :



14.2 Sens du courant et polarité : voir schéma
Le magnésium est plus réducteur que le zinc.

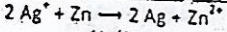
14.3 Equation - bilan de la réaction :



$$E = E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) - E^{\circ}(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) ; E = 1,61 \text{ V}$$

15.
15.1 L'ion argent (Ag⁺) réagit avec le métal zinc (Zn).
15.2

a. Masse m de zinc qui disparaît :



$$n(\text{Zn}) = \frac{n(\text{Ag}^{+})}{2} ; m(\text{Zn}) = \frac{C.V}{2} \cdot M(\text{Zn})$$

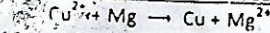
$$\text{Or } C = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{M(\text{AgNO}_3) \cdot V} = 0,1 \text{ mol/L D'où } m(\text{Zn}) = 49 \text{ mg.}$$

b. Concentration en ions zinc Zn²⁺ :

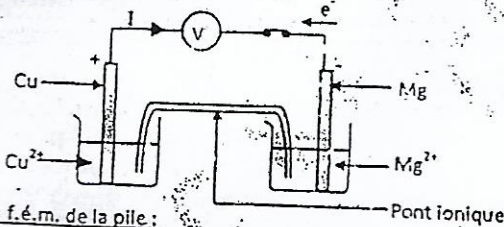
$$[\text{Zn}^{2+}] = \frac{n(\text{Zn}^{2+})}{V} \text{ or } n(\text{Zn}^{2+}) = n(\text{Zn})$$

$$\text{D'où } [\text{Zn}^{2+}] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

16.
16.1 Equation - bilan de la réaction spontanée :



16.2 Schéma de la pile :



Calculons la f.é.m. de la pile :

$$E = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^{\circ}(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) ; E = 2,71 \text{ V}$$

17.
17.1 Déterminons le potentiel standard du couple Cu²⁺/Cu :

$$E = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^{\circ}(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = E + E^{\circ}(\text{Co}^{2+}/\text{Co})$$

$$E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,1 + 0,24 = 0,34 \text{ V}$$

17.2 La f.é.m. E de la pile :

$$E = E^{\circ}(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) - E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) ; E = 0,24 - (-0,28) = 0,52 \text{ V}$$

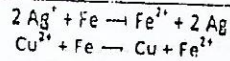
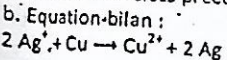
La polarité de la pile :

⊕ l'électrode au calomel saturé ; ⊖ électrode de cobalt Co

18.
18.1 Remplissons le tableau suivant :

	Cu	Ag	Fe
(Cu ²⁺ + SO ₄ ²⁻)			réaction
(Ag ⁺ + NO ₃ ⁻)	réaction		réaction
(Fe ²⁺ + SO ₄ ²⁻)			

18.2
a. Voir les exercices précédents
b. Equation-bilan :



c. Calcul de la f.é.m. (Voir exercices précédents)

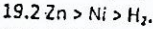
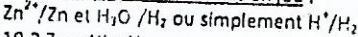
18.3 Déterminons la masse m de la lame de fer :

$$Q = I \cdot \Delta t = n(e^{-}) \cdot N \cdot e \text{ or } n(e^{-}) = 2 n(\text{Fe})$$

$$\text{D'où } m(\text{Fe}) = \frac{I \cdot \Delta t \cdot M(\text{Fe})}{2 N e} = 7,53 \text{ g}$$

19

19.1. Les couples redox mis en jeu :



19.3 ⊖ l'électrode de zinc Zn ; ⊕ électrode de nickel Ni.

19.4. On doit associer à un couple dont le potentiel standard est inférieur à -0,23 V (potentiel standard du couple Ni²⁺/Ni)

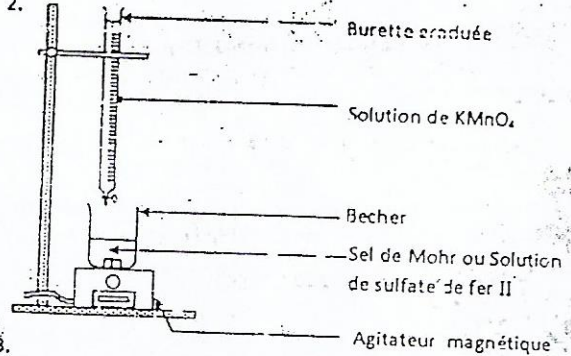
Chapitre 22

AUTRES COUPLES OXYDANT-REDUCTEURS EN SOLUTION AQUEUSE DOSAGE

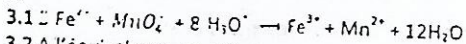
EXERCICE 1

1. $m = C \cdot V \cdot M$

2.



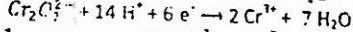
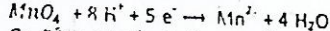
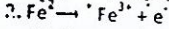
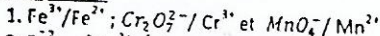
3.



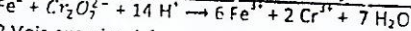
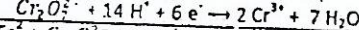
3.2 A l'équivalence : $n_{\text{ox}} = n_{\text{red}}$

$$\text{Soit } C \cdot V = 5 C_0 V_0 \Rightarrow C = [\text{Fe}^{2+}] = \frac{5 C_0 V_0}{V_r} ; C_r = [\text{Fe}^{2+}] = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

EXERCICE 2



3.1



3.2

Voir exercice 1.1

4.

4.1 $n(\text{Fe}^{2+})_{\text{restant}} = 5 n(\text{MnO}_4^{-}) = 5 C_0 V_0 = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

4.2 $n(\text{Fe}^{2+})_{\text{restant}} = n(\text{FeSO}_4) - n(\text{Fe}^{2+})_{\text{restant}} = 3,18 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

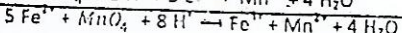
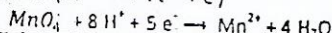
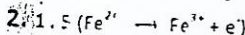
5.

A l'équivalence $n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = \frac{1}{6} n(\text{Fe}^{2+})_{\text{restant}} \Rightarrow$

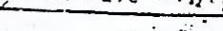
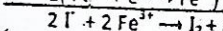
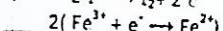
$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = \frac{n(\text{Fe}^{2+})_{\text{restant}}}{6 V_r} = 5,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

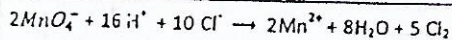
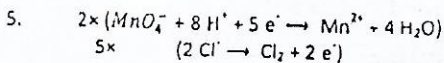
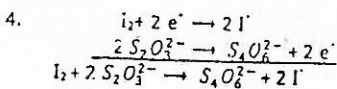
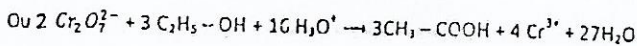
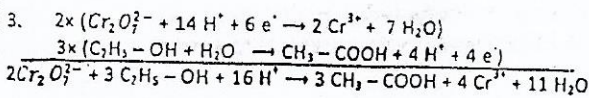
Vérifions nos connaissances

1. Voir Exercice 1



2.





3. La manganimétrie est l'ensemble des dosages qui utilisent les propriétés oxydantes de l'ion permanganate en milieu acide. L'iodométrie est l'ensemble des dosages qui utilisent les propriétés redox du couple I_2/I^-

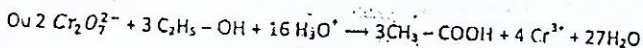
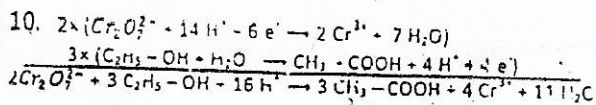
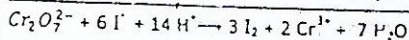
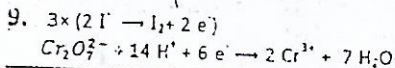
4. Les métaux issus de ces couples ne sont pas attaqués par l'acide (H_3O^+).

5. Voir cours

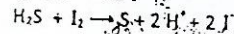
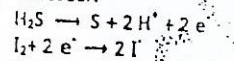
6. L'empois d'amidon donne une coloration bleue en présence du diiode.

7. Voir cours

8. Le but d'un dosage d'oxydoréduction est de titrer (déterminer la composition molaire) une solution en utilisant les propriétés réductrices ou oxydantes des espèces.



11. 11.1 Le sulfure d'hydrogène réduit le diiode en ion iodure. H_2S est un réducteur.

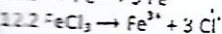
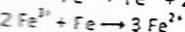
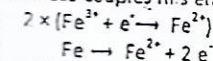


$$11.2 \quad n(S) = n(I_2) = \frac{CV}{M(I_2)}; m(S) = \frac{CV}{M(I_2)} \cdot M(S) = 49,6 \text{ mg}$$

Appliquons nos connaissances

12

12.1 Les couples mis en présence : Fe^{2+}/Fe et Fe^{3+}/Fe^{2+}



$$n(Fe^{3+}) = CV = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}; n(Fe) = \frac{m}{M} = 8,93 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Supposons que tout le fer a réagi : la quantité d'ions Fe^{3+} qu'il faudrait est telle que $n(Fe^{3+}) = 2 n(Fe) = 0,18 \text{ mol}$.

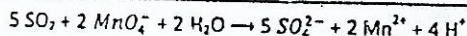
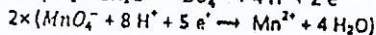
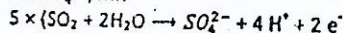
$0,18 \text{ mol} > 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ donc tout le fer ne réagit pas.

$$12.3 \quad [Fe^{3+}] = 0 \text{ mol/L}$$

$$[Fe^{2+}] = \frac{2n(Fe^{3+})}{V} = 0,15 \text{ mol/L}$$



Décoloration : Les couples mis en œuvre sont : SO_4^{2-}/SO_2 et $MnSO_4^-/Mn^{2+}$



14.

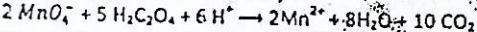
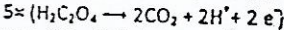
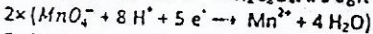
$$14.1 \quad m = C \cdot V \cdot M = 0,159 \text{ g}$$

14.2 Les réactifs sont l'ion oxydant MnO_4^- et l'ion Fe^{2+}

14.3 A l'équivalence la solution passe subitement de la couleur jaune claire au rose (dû aux ions MnO_4^- introduit en excès).

15.

15.1 $2 CO_2 + 2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2C_2O_4$. Il s'agit d'une réduction du CO_2

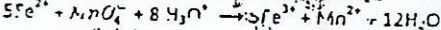
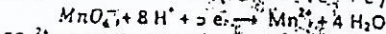
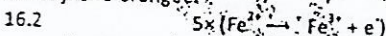


$$15.3 \quad \text{A l'équivalence } \frac{n_1}{2} = \frac{n_2}{5} \Rightarrow C_2 = \frac{5 C_1 V_1}{2 V_2} = 0,125 \text{ mol/L}$$

$$15.4 \quad m = C_2 V_2 M_2 = 112,5 \text{ mg}$$

16.

16.1 La solution de permanganate se décolore et le mélange prend une teinte jaune-orangée.



$$16.3 \quad C_2 = \frac{C_1 V_1}{M_2} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$16.4 \quad C_2 V_2 = \frac{C_1 V_1}{5} \Rightarrow C_1 = \frac{5 C_2 V_2}{V_1} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$16.5 \quad C_1 = \frac{C}{M_1} \Rightarrow M_1 = \frac{C}{C_1} \Rightarrow 284 + 18n = \frac{C}{C_1} \text{ d'où } n = 6$$

Chapitre 23

OXYDOREDUCTION PAR VOIE SECHE

EXERCICE 1

1. *NO

$$n.o(N) + n.o(O) = 0 \Rightarrow n.o(N) = -n.o(O) = +II$$

*N₂O₅

$$2n.o(N) + 3n.o(O) = 0 \Rightarrow n.o(N) = -\frac{3}{2}n.o(O) = n.o(N) = +III$$

*NaNO₂

$$n.o(N) + n.o(Na) + 2n.o(O) = 0 \Rightarrow$$

$$n.o(N) = -n.o(Na) - 2n.o(O) = +III$$

*NaNO₃

$$n.o(N) = -n.o(Na) - 3n.o(O) = +V$$

*NH₄Cl

$$n.o(N) = -4n.o(H) - n.o(Cl) = -4 \cdot (-1) = -III$$

Justification : le chlore étant plus électronégatif que l'azote, les électrons de la liaison N-H sont déplacés vers l'atome de chlore qui porte ainsi la charge fictive -e. Le n.o(Cl) est donc -I.

$$2. \quad * MnO : n.o(Mn) = -n.o(O) = +II$$

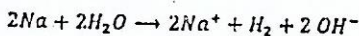
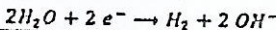
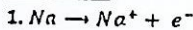
$$* MnO_2 : n.o(Mn) = -2n.o(O) = +IV$$

$$* Mn_3O_4 : n.o(Mn) = -\frac{4}{3}n.o(O) = +\frac{VIII}{3}$$

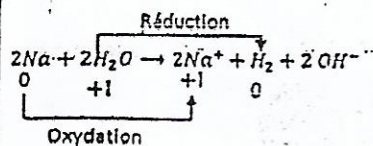
$$* Mn_2O_3 : n.o(Mn) = -\frac{3}{2}n.o(O) = +III$$

$$* KMnO_4 : n.o(Mn) = -4n.o(O) - n.o(K) = +VII$$

EXERCICE 2



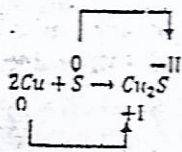
2. Oui, il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction



Oxydant : H_2O . L'élément réduit est l'hydrogène
 Réducteur : Na

EXERCICE 3

1.



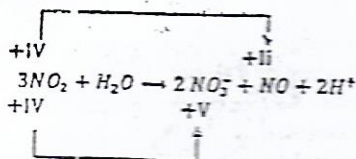
2.

Les n.o (Cu) et (S) varient, il s'agit donc d'une réaction d'oxydoréduction.

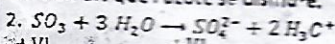
- Le n.o (Cu) passe de 0 dans Cu à +I dans Cu_2S : le cuivre est oxydé : c'est le réducteur.
- Le n.o (S) passe de 0 dans S à -II dans Cu_2S : il est réduit : c'est l'oxydant.

EXERCICE 4

1.



Les n.o (N) varient, il s'agit donc d'une réaction d'oxydoréduction. L'élément azote joue simultanément le rôle d'un oxydant puisque son n.o passe de +IV à +II, et d'un réducteur puisque son n.o passe de +IV à +V : on dit que l'azote se dismute.



Les n.o (O) et n.o (H) sont respectivement -II et +I dans toutes les molécules.

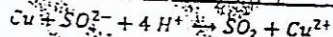
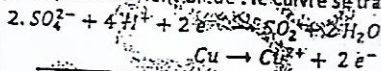
n.o (S) ne varie pas (+VI) : cette réaction n'est pas une réaction d'oxydoréduction.

3. Le n.o (Cl) passe de -I dans HCl à +I dans Cl^- : cette réaction n'est pas une réaction d'oxydoréduction.

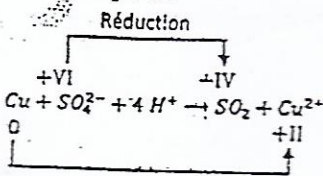
EXERCICE 5

1. Le gaz formé décolore le permanganate de potassium : il s'agit du dioxyde de soufre (SO_2).

La solution devient bleue : le cuivre se transforme en ion Cu^{2+} .



3.

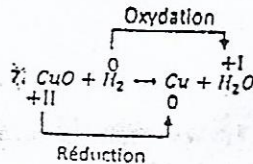
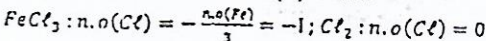
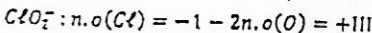
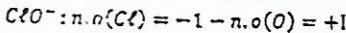
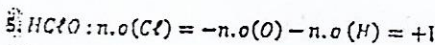
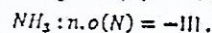
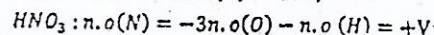
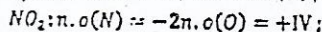
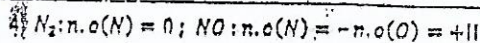


Verifions nos connaissances

1. n.o = 0 ;

2. n.o = q_{ion} ;

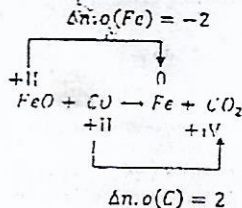
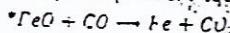
3. n.o = 0



- H_2 est oxydé : il cède des électrons.
- CuO est réduit : il capte des électrons.

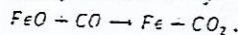
8. Règle pour l'équilibrage direct : les variations des n.o des éléments au cours d'une réaction d'oxydoréduction sont égales.

Exemple : équilibrer l'équation :



Les coefficients stœchiométriques relatifs aux éléments Fe(y) et carbone (z) vérifient : $y|\Delta n.o(\text{Fe})| = z|\Delta n.o(\text{C})|$

Soit $2y = 2z \Rightarrow z = y = 1$. L'équation est donc :

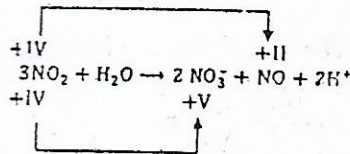


9. Le n.o (S) passe de -II dans CuS à +IV dans SO_2 , tandis que n.o (O) passe de 0 dans O_2 à -II dans CuO : n.o varient : cette réaction est une réaction d'oxydoréduction.

Appliquons nos connaissances

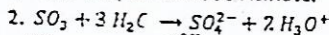
10.

1.



Les n.o (N) varient, il s'agit donc d'une réaction d'oxydoréduction.

L'élément azote joue simultanément le rôle d'un oxydant puisque son n.o passe de +IV à +II, et d'un réducteur puisque son n.o passe de +IV à +V : on dit que l'azote se dismute.

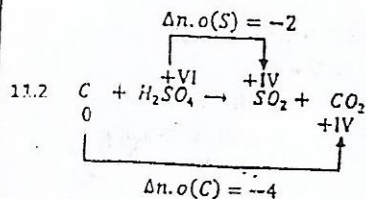


Les n.o (O) et n.o (H) sont respectivement -II et +I dans toutes les molécules.

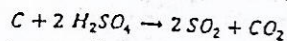
n.o (S) ne varie pas (+VI) : cette réaction n'est pas une réaction d'oxydoréduction.

3. Le n.o (Cl) passe de -I dans HCl à -I dans Cl^- : cette réaction n'est pas une réaction d'oxydoréduction.

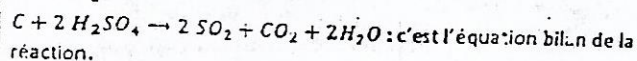
11. 11.1 Le n.o (S) passe de +VI dans H_2SO_4 à +IV dans SO_2 , tandis que n.o (C) passe de 0 dans C à +IV dans CO_2 ; n.o varient : cette réaction est une réaction d'oxydoréduction.



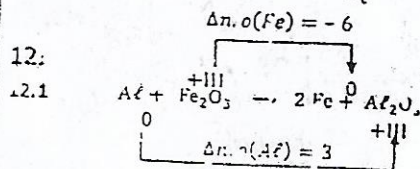
Les coefficients stœchiométriques des éléments carbone (x) et des éléments soufre (y) sont tels que $4x = 2y$ soit $y = 2x \Rightarrow \begin{cases} x = 1 \\ y = 2 \end{cases}$



A surons la conservation de l'élément oxygène. Le milieu étant acide, on utilise H_2O :



$$11.3 \quad n(C) = n(CO_2) \Rightarrow V(CO_2) = \frac{m_C}{M_C} V_m = 42 \text{ l.}$$



12:

12.1

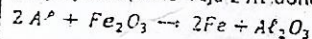
Attention ! Au cours de la réaction, le n.o (Fe) passe de +III à 0, mais deux atomes de Fe sont concernés, donc

$$\Delta n.o(Fe) = -2 \times 3 = -6$$

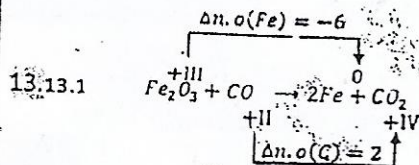
Les coefficients stœchiométriques des éléments aluminium (x) et des

éléments fer (y) sont tels que : $3x = 6y \Rightarrow x = 2y$ soit $\begin{cases} x = 2 \\ y = 1 \end{cases}$

(Al_2O_3 comporte 2 Al, donc on ne multiplie plus)



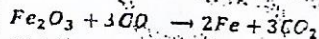
$$12.2 \quad n(Fe) = n(Al) \Rightarrow m(Fe) = \frac{m(Al)}{M(Al)} M(Fe) = 1400 \text{ g}$$



13.13.1

Les coefficients stœchiométriques des éléments carbone (x) et des

éléments fer (y) sont tels que : $2x = 6y$ soit $x = 3y \Rightarrow \begin{cases} x = 3 \\ y = 1 \end{cases}$



13.2 L'oxydant est Fe_2O_3 ; 13.3 le réducteur est CO.

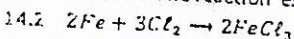
$$13.4 \quad \frac{n(CO)}{3} = n(Fe_2O_3) \Rightarrow V(CO) = 3 \frac{m(Fe_2O_3)}{M(Fe_2O_3)} V_m = 4,2 \cdot 10^5 \text{ L}$$

$$13.5 \quad m(Fe) = \frac{57 m(Fe_2O_3)}{100} = 570 \text{ kg} = 0,57 \text{ t}$$

14. 14.1 Le n.o (Fe) passe de 0 dans Fe à +III dans $FeCl_3$ (oxydation)

tandis que n.o (Cl) passe de 0 dans Cl_2 à -1 dans $FeCl_3$ (réduction)

n.o varient : cette réaction est une réaction d'oxydoréduction.

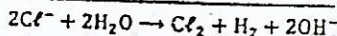
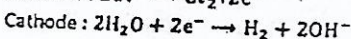
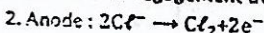


ELECTROLYSE EN SOLUTION AQUEUSE

EXERCICE 1

1. A l'anode : dégagement de dichlore (Cl_2)

A la cathode : dégagement de dihydrogène (H_2)



$$3. n(Cl_2) = n(H_2) \Rightarrow V(Cl_2) = V(H_2) = 100 \text{ cm}^3$$

EXERCICE 2

1. A l'anode : $2 H_2O \rightarrow O_2 + 4 H^+ + 4 e^-$

A la cathode : $4 H^+ + 4 e^- \rightarrow 2 H_2$

$$2. n(O_2) = \frac{1}{4} n(e^-) \text{ or } n(e^-) = \frac{I \Delta t}{F} \Rightarrow \frac{V(O_2)}{V_m} = \frac{1 \Delta t}{4 F} \Rightarrow I = \frac{4 F V(O_2)}{\Delta t V_m}$$

$$I = 5,24 \text{ A.}$$

EXERCICE 3

1. Le dépôt de manganèse est plus rapide que le dégagement de dihydrogène (surtension d'électrode)

Le dégagement de dichlore est plus rapide que celui de dioxygène (surtension d'électrode)

2. A la cathode : $Mn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Mn$

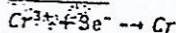
A l'anode : $2 Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2 e^-$

$$3. U_{min} = E^0(Cl_2/Cl^-) - E^0(Mn^{2+}/Mn) = 2,53 \text{ V}$$

4. Equation bilan : $Mn^{2+} + 2 Cl^- \rightarrow Mn + Cl_2$

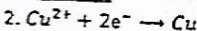
$$n(Mn) = n(Cl_2) \Rightarrow \frac{m(Mn)}{M(Mn)} = \frac{V(Cl_2)}{V_m} \Rightarrow m(Mn) = \frac{M(Mn) V(Cl_2)}{2 V_m} = 27,45 \text{ g}$$

EXERCICE 4



$$n(Cr) = \frac{1}{3} n(e^-) = \frac{1 \Delta t}{3 F} \Rightarrow \Delta t = \frac{3 F m(Cr)}{I M(Cr)} = \frac{3 F P(Cr) V}{I M(Cr)} = 6 \text{ min } 53 \text{ s}$$

EXERCICE 5



$$3. n(Cu) = \frac{n(e^-)}{2} = \frac{m(Cu)}{M(Cu)} \Rightarrow \frac{1 \Delta t}{2 F} = \frac{2 F m(Cu)}{I M(Cu)} \Rightarrow \Delta t = \frac{2 F P(Cu) V}{I M(Cu)}$$

$$\Delta t = \frac{2 F P(Cu) S \rho}{I M(Cu)} \text{ or } d = \frac{1}{S} \Rightarrow \Delta t = \frac{2 F P(Cu) \rho}{d M(Cu)} = 2 \text{ h } 15 \text{ min } 05 \text{ s}$$

VÉRIFIONS NOS CONNAISSANCES

1. C'est l'ensemble des réactions qui se produisent lors du passage du courant électrique dans une solution.

2. L'électrode reliée à la borne + est l'anode et celle reliée à la borne - est la cathode.

3. Les anions migrent vers l'anode et les cations vers la cathode.

4. C'est une réaction d'oxydoréduction provoquée car elle est l'inverse de la réaction spontanée prévisible entre les couples en présence.

5. Le dichlore formé à l'anode décolore la solution d'indigo initialement bleue. A la cathode, la combustion du gaz formé ne donne que de l'eau : c'est du dihydrogène. Les ions OH^- formés colorent en rose-violet la phénolphaléine.

6. 6.1 On obtient des produits aux électrodes qui ne proviennent pas des porteurs de charge (c'est l'électrolyse de l'eau).



Il est permis de recueillir le dichlore, le dihydrogène et l'hydroxyde de sodium qui sont importants pour l'industrie.

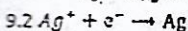
Appliquons nos connaissances



$$n(\text{Ni}) = \frac{1}{2} n(\text{e}^-) = \frac{1}{2} \frac{I \Delta t}{F} \text{ or } \mathcal{F} = N \cdot e \Rightarrow \frac{m(\text{Ni})}{M(\text{Ni})} = \frac{I \Delta t}{2N \cdot e} \Rightarrow \Delta t = \frac{2N \cdot e \cdot m(\text{Ni})}{I \cdot M(\text{Ni})}$$

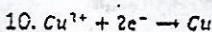
$$\Delta t = 44,8 \text{ s}$$

$$9. 9.1 \quad m_{\text{Ag}} = \rho_{\text{Ag}} \cdot S \cdot e = 2242,8 \text{ g}$$

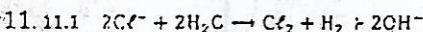


$$n(\text{Ag}) = n(\text{e}^-) \Rightarrow \frac{m(\text{Ag})}{M(\text{Ag})} = \frac{I \Delta t}{N \cdot e} \Rightarrow q = \frac{N \cdot e \cdot m(\text{Ag})}{M(\text{Ag})} = 2 \cdot 10^6 \text{ C}$$

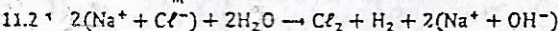
$$9.3 \quad q = I \cdot \Delta t \Rightarrow I = \frac{q}{\Delta t} = 462,96 \text{ A}$$



$$C = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu}) \cdot V} = 3,15 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$



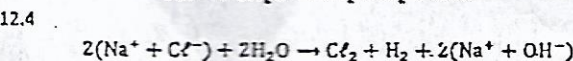
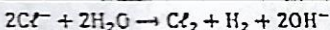
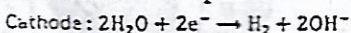
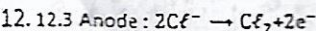
$$n(\text{Cl}_2) = n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{Cl}_2)}{V_m} = 200 \text{ mol}$$



$$n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{NaOH})}{2} = m(\text{NaOH}) = 2 n(\text{H}_2) M(\text{NaOH}) = 16 \text{ kg}$$

$$11.3 \quad \text{On a } C_m = \frac{m}{V} \text{ or } n(\text{NaCl}) = 2 n(\text{H}_2) \Rightarrow m(\text{NaCl}) = 2 n(\text{H}_2) M(\text{NaCl})$$

$$C_m = \frac{2 n(\text{H}_2) M(\text{NaCl})}{V} = 234 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$



$$n(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} n(\text{NaCl}) = \frac{1}{2} C V = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Chapitre 25

CORROSION ET PROTECTION DES METAUX

Vérifions nos connaissances

1. La corrosion est l'action de destruction lente et progressive d'un matériau métallique sous l'effet d'agents atmosphériques (réactifs gazeux ou en solution).

2. La rouille est formée essentiellement d'oxyde de fer III (Fe_2O_3). La formation de la rouille est favorisée par l'humidité, la présence de dioxygène et de chlorure de sodium.