

Leçon 1 : GÉNÉRALITES SUR LES COMPOSÉS ORGANIQUES

CORRIGÉS DES EXERCICES

I- Exercices de fixation/Application :

1

Le saccharose a pour formule brute $C_{11}H_{22}O_{11}$.

1-

a- La masse molaire moléculaire $M = 12 \times 11 + 1 \times 22 + 16 \times 11$ $M = 330$ g/mol

b- La densité d de vapeur par rapport à l'air

$$d = \frac{M}{29} \quad d = 11,4$$

2-Composition centésimale massique

$$\frac{M}{100} = \frac{xM_C}{\%C} \quad \%C = \frac{xM_C}{M} \times 100 \quad \%C = \frac{11 \cdot 12}{330} \times 100 \quad \%C = 44 \%$$

$$\frac{M}{100\%} = \frac{12x}{\%C} \quad x = \frac{\%C \times M}{12 \times 100\%}$$

$$\%H = \frac{yM_H}{M} \times 100 \quad \%H = \frac{22}{330} \times 100 \quad \%H = 6,67 \%$$

$$\%O = \frac{zM_O}{M} \times 100 \quad \%O = \frac{11 \times 16}{330} \times 100 \quad \%O = 53,33 \%$$

2

Soit $C_xH_yO_zN_t$ la formule brute de l'urée.

$$\frac{M}{100} = \frac{xM_C}{\%C} \quad x = \frac{M \cdot \%C}{100 \cdot M_C} \quad x = \frac{60 \cdot 20}{100 \cdot 12} = 1$$

$$\frac{M}{100} = \frac{yM_H}{\%H} \quad y = \frac{M \cdot \%H}{100 \cdot M_H} \quad y = \frac{60 \cdot 6,7}{100 \cdot 1} = 4$$

$$\frac{M}{100} = \frac{zM_O}{\%O} \quad z = \frac{M \cdot \%O}{100 \cdot M_O} \quad z = \frac{60 \cdot 26,6}{100 \cdot 16} = 1$$

$$\frac{M}{100} = \frac{tM_N}{\%N} \quad t = \frac{M \cdot \%N}{100 \cdot M_N} \quad t = \frac{60 \cdot 46,7}{100 \cdot 14} = 2$$

La formule brute du composé organique est : CH_4ON_2

II- Exercices de renforcement/Approfondissement

3

Remarques

Pour traiter cet exercice, certaines données du texte ont été revues.

Expérience 1

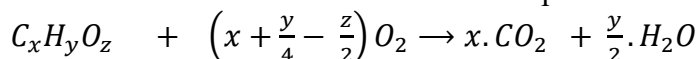
Le garçon du labo a oxydé totalement 745,3 mg du composé et a obtenu 1753,4 mg 1821,84 mg de dioxyde de carbone et 912,6 mg 745,3 mg d'eau.

Expérience 2

Après avoir laissé le composé vaporisé à 100°C sous la pression de 750 mm de mercure; il a remarqué que 528,5 cm³ 398,2 cm³ de cette vapeur pèsent 1280 mg.

Donnée : Volume molaire $V_m = 22,4$ L/mol

1-Equation bila de la réaction de combustion complète de ce composé organique $C_xH_yO_z$.



2- Proportions en masse des éléments chimiques présents dans ce composé.

* $n_C = n_{CO_2} = \frac{m_C}{M_C}$ (dans 1 mol de CO_2 , on a 1 mol de C) donc la masse de carbone dans 1,82184 g de CO_2

est :

$$m_C = M_C \times n_{CO_2} = M_C \times \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}}$$

$$m_C = 12 \times \frac{1,82184}{44} \quad m_C = 0,49686 \text{ g} ;$$

$$\%C = \frac{m_C}{m_A} \times 100 ; \text{ AN : } \%C = \frac{0,49686}{0,7453} \times 100 \% = 66,67 \%$$

* De même, $n_H = 2n_{H_2O} = \frac{m_H}{M_H}$ (dans 1 mol de H_2O , on a 2 mol de H) ;

$$m_H = 2M_H \times n_{H_2O} = 2M_H \times \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = 2 \times 1 \times \frac{0,7453}{18} \quad m_H = 0,08281 \text{ g}$$

$$\%H = \frac{m_H}{m_A} \times 100 \quad \%H = \frac{0,08281}{0,7453} \times 100 \% = 11,11 \%$$

* $\%C + \%H + \%O = 100$; $\%O = 100 - (\%C + \%H) = 22,22$

La masse d'oxygène dans le composé : $m_O = m - (m_C + m_H)$

$$m_O = 0,7453 - (0,49687 + 0,08281) \quad m_O = 0,16562 \text{ g}$$

3-Détermination de la formule brute.

La masse molaire du composé

$$\frac{V}{V_0} = \frac{m}{M} \quad M = m \frac{V_0}{V} \quad M = 1,280 \frac{22,4}{0,3982} \quad M = 72 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\frac{12 \cdot x}{\%C} = \frac{M}{100} ; \quad x = \frac{M \cdot \%C}{1200} = \frac{72 \times 66,67}{1200} = 4$$

$$\frac{y}{\%H} = \frac{M}{100} ; \quad y = \frac{M \cdot \%H}{100} = \frac{72 \times 11,11}{100} = 8$$

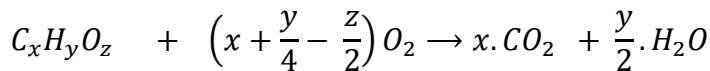
$$\frac{16z}{\%O} = \frac{M}{100} ; \quad z = \frac{M \cdot \%O}{1600} = \frac{72 \times 22,22}{1600} = 1$$

La formule brute est donc C_4H_8O

III- Situations d'évaluation

4

1- Equation-bilan traduisant la combustion complète du composé.



2- Expression de la masse molaire moléculaire en fonction de x, y et z.

$$M = 12x + y + 16z = 29 \cdot d \quad M = 29 \cdot d = 45,82 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3- Proportions en masse des éléments chimiques présents dans le composé

* $n_C = n_{CO_2} = \frac{m_C}{M_C}$ (dans 1 mol de CO_2 , on a 1 mol de C) donc la masse de carbone dans 1,7534 g de CO_2 est :

$$m_C = M_C \times n_{CO_2} = M_C \times \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \quad m_C = 12 \times \frac{1,7534}{44} = 5,21 \text{ g} ;$$

$$\%C = \frac{m_C}{m_A} \times 100 ; \text{ AN : } \%C = \frac{5,21}{10} \times 100 = 52,1$$

* De même, $n_H = 2n_{H_2O} = \frac{m_H}{M_H}$ (dans 1 mol de H_2O , on a 2 mol de H) ;

$$m_H = 2M_H \times n_{H_2O} = 2M_H \times \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = 2 \times 1 \times \frac{11,70}{18} = 1,3 \text{ g}$$

$$\%H = \frac{m_H}{m_A} \times 100 \quad \%H = \frac{1,3}{10} \times 100 = 13$$

* $\%C + \%H + \%O = 100$; $\%O = 100 - (\%C + \%H) = 34,9$

4- Formule brute.

$$\frac{12 \cdot x}{\%C} = \frac{M}{100} ; \quad x = \frac{M \cdot \%C}{1200} = \frac{45,82 \times 52,1}{1200} ; \quad x = 2$$

$$\frac{y}{\%H} = \frac{M}{100} ; \quad y = \frac{M \cdot \%H}{100} = \frac{45,82 \times 13}{100} ; \quad y = 6$$

$$\frac{16z}{\%O} = \frac{M}{100} ; \quad z = \frac{M \cdot \%O}{1600} = \frac{45,82 \times 34,9}{1600} ; \quad z = 1.$$

La formule brute est : C_2H_6O

Leçon 2 : HYDROCARBURES SATURÉS : LES ALCANES

CORRIGÉS DES EXERCICES

I- Exercices de fixation/Application :

1

Une réaction de substitution est une réaction au cours de laquelle les atomes d'hydrogène sont **remplacés / substitués** par d'autres atomes. Dans une réaction de substitution, il y a **conservation** de la structure de la molécule tandis qu'au cours d'une oxydation brutale ou combustion, la chaîne carbone est **détruite**.

2

La densité de vapeur d'un alcane par rapport à l'air vaut 1,52.

1. Calcule sa masse molaire moléculaire M.

$$d = \frac{M}{29} \quad M = 29d$$

$$M = 29 \times 1,52 = 44,08 \text{ g/mol}$$

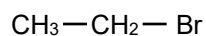
2. Ecris sa formule semi-développée.

$$C_n H_{2n+2} \quad M = 14n + 2$$

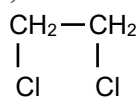
$$14n + 2 = 44,08 \quad n = 3 \quad \text{D'où : } C_3H_8$$

3 Formules semi-développées des composés halogénés

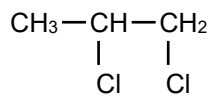
a- bromoéthane



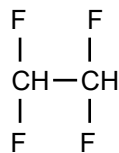
b-1,2 dichloroéthane



c-1,3 dichloropropane

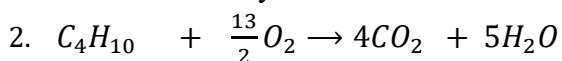


d-1, 1,2,2 tétrafluoro éthane.



4

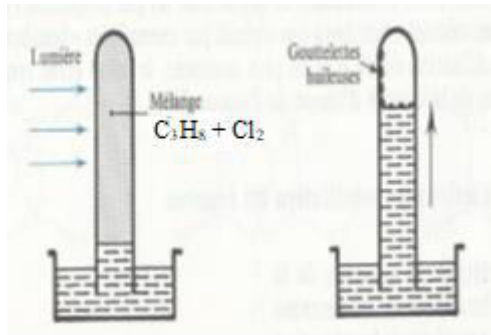
1. L'eau et le dioxyde de carbone.



II- Exercices de renforcement/Approfondissement

5

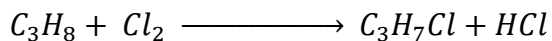
1. Schéma de l'expérience.



2. Nom du type de réaction chimique

Réaction de substitution

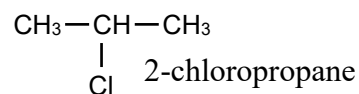
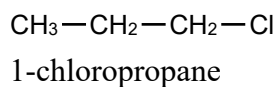
3. Equation-bilan de la réaction



4. Montrons que le produit présente 2 isomères de position.

Lors de la mono chloration ou réaction de substitution sur le propane, le chlore peut se fixer sur le carbone 1 et sur le carbone 2. On obtient donc 2 isomères de position

5. Formules semi-développées et noms.

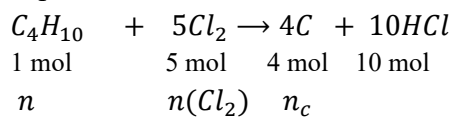


6

1. Formule brute du butane



2. Equation bilan de la réaction chimique



3.

3-1. Volume de butane utilisé.

$$\frac{n}{1} = \frac{n_c}{4} \Rightarrow n = \frac{n_c}{4} = \frac{m_c}{4M_c}$$

$$V = n \cdot V_m = \frac{m_c}{4M_c} \cdot V_m$$

$$A.N. V = \frac{4,8}{4 \times 12} \cdot 22,4 = 2,24 L.$$

3-2. Volume de dichlore nécessaire.

$$\frac{n(Cl_2)}{5} = \frac{n_c}{4} \Rightarrow n(Cl_2) = \frac{5n_c}{4} = \frac{5m_c}{4M_c}$$

$$V(Cl_2) = \frac{5m_c}{4M_c} \cdot V_m$$

$$A.N. V(Cl_2) = \frac{5 \times 4,8}{4 \times 12} \cdot 22,4 = 11,2 L$$

7

1. Formules semi-développées et noms.

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: n pentane.

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$: 1-méthylbutane

$\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}} - \text{CH}_3$: 2,2-diméthylpropane

- 2.

2-1. L'isomère qui donne par photochimique avec le dibrome un seul produit monobromé.
C'est le 2,2-diméthylpropane.

2-2. Nom du produit bromé.

1-bromo-2,2-diméthylpropane. $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}} - \text{CH}_2\text{Br}$

III- Situations d'évaluation

8

1. Identification des gaz absorbés

Gaz absorbé par la soude : dioxyde de carbone.

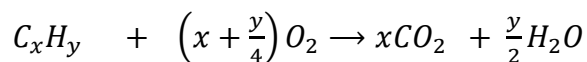
Gaz absorbé par le phosphore : dioxygène

2. Montrons que le dioxygène est en excès.

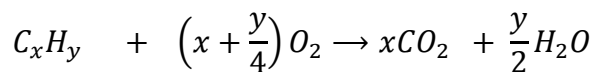
Le reste du dioxygène ($60 - 10 = 50 \text{ cm}^3$) est absorbé par le phosphore. Le dioxygène était donc en excès.

- 3.

3-1. Equation bilan de combustion.



3-2. Formule brute de l'hydrocarbure



1 mol $\left(x + \frac{y}{4}\right)$ mol x mol
 10 cm^3 50 cm^3 30 cm^3

$$\frac{1}{10} = \frac{x + \frac{y}{4}}{50} \quad x + \frac{y}{4} = 5$$

$$\frac{1}{10} = \frac{x}{30} \quad x = 3 \quad \text{donc } y = 8$$

C_3H_8

4. Formule semi-développée

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

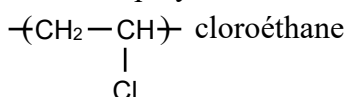
Leçon 3 : HYDROCARBURES INSATURÉS : LES ALCÈNES ET LES ALCYNES

CORRIGÉS DES EXERCICES

I- Exercices de fixation/Application :

1

1. Motif du polymère et nom.



2. Applications de ce polymère dans la vie.

Appelé aussi PVC, il est utilisé en tuyauterie et pour les canalisations

3. Degré n de polymérisation sachant que la masse molaire moléculaire $M = 65,5 \text{ kg/mol}$

$$M(\text{Polymère}) = n \times (12 \times 2 + 3 + 35,5) = 62,5n \text{ (g/mol)}$$

$$62,5n = 65\,500 \text{ g/mol} \quad n = 1048$$

2

1. Famille du composé.

$$M = 70 \text{ g/mol.}$$

Si le composé était un alcyne (C_nH_{2n-2}), on aurait $M = 14n - 2 = 70 \quad n = 4,85$.

Donc le composé n'est pas un alcyne.

Si le composé était un alcène (C_nH_{2n}), on aurait $M = 14n = 70 \quad n = 5$, entier naturel. Il s'agit donc d'un alcène.

2. Formule brute.

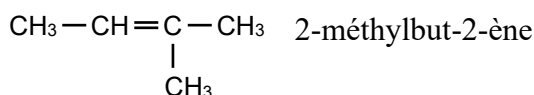
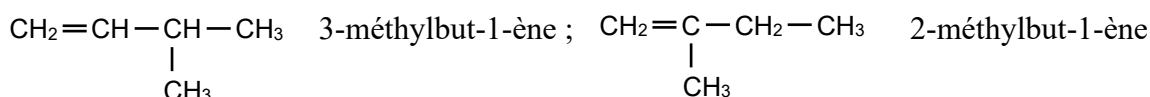
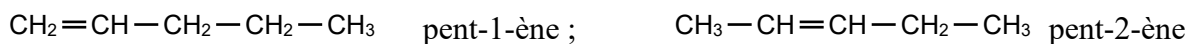


3. Composition centésimale massique

$$\%C = \frac{12 \times 5}{70} \times 100 = 85,71$$

$$\%H = \frac{1 \times 10}{70} \times 100 = 14,29$$

4. Formules semi-développées et noms des isomères



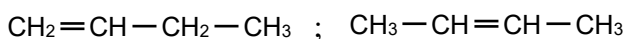
3

- 1.

1.1 Famille des alcènes

1.2 But-1-ène et but-2-ène.

- 2.



II- Exercices de renforcement/Approfondissement

4

1. Formules semi-développées

C_4H_8 $CH_2=CH-CH_2-CH_3$ but-1-ène.

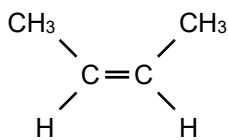
$CH_3-CH=CH-CH_3$ but-2-ène.

$CH_2=C-CH_3$ méthylpropène
 $\quad |$
 $\quad CH_3$

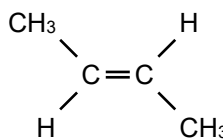
C_3H_4 : $CH\equiv C-CH_3$ propyne

2. Formes Z et E

Il s'agit du but-2-ène.



(Z) but-2-ène.



(E) but-2-ène.

5

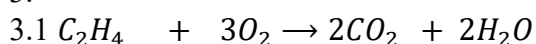
1. Formule brute de l'éthylène : C_2H_4

Famille des alcènes.

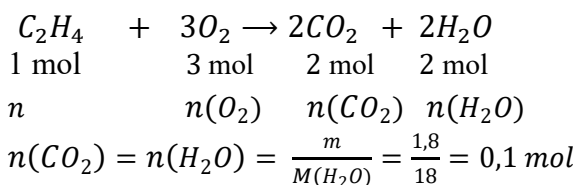
2. Nom de la réaction chimique : combustion complète.

Elle détruit la chaîne carbonée.

3.



3.2



$$m_2 = n(CO_2) \cdot M(CO_2) = 0,1 \times 44 \quad m_2 = 4,4 \text{ g} \quad n_1 = \frac{n(H_2O)}{2} = 0,05 \text{ mol}$$

$$m_1 = n_1 \cdot M(C_2H_4) \quad m_1 = 0,05 \times 28 = 1,4 \text{ g}$$

3.3

$$V(O_2) = n(O_2) \cdot V_m \quad \text{Or} \quad \frac{n(O_2)}{3} = \frac{n(H_2O)}{2} \quad \text{d'où} : n(O_2) = 3 \frac{n(H_2O)}{2}$$

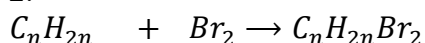
$$V(O_2) = 3 \frac{n(H_2O)}{2} \cdot V_m \quad V(O_2) = 3 \frac{0,1}{2} \cdot 22,4 = 1,49 \text{ L}$$

6

1. Définition d'une réaction d'addition

Réaction spécifique aux composés insaturés au cours de laquelle, des molécules telles que (H_2O , Br_2 , Cl_2 , HCl ...) s'additionnent sur les molécules d'alcènes ou d'alcynes.

2.



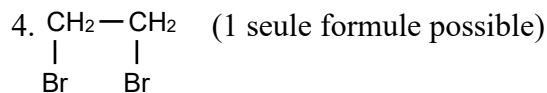
$$2. M = 14n + 160 \text{ (g/mol)}$$

$$\%Br = \frac{160}{M} \cdot 100 = 85,10$$

$$\frac{160}{14n+160} \cdot 100 = 85,10 \quad n = 2$$

Formule brute de l'alcène : C_2H_4

Formule brute du composé obtenu : $C_2H_4Br_2$



III- Situations d'évaluation

7

1. La polymérisation est une polyaddition car au cours de cette réaction, des molécules identiques (monomères) s'additionnent les unes aux autres pour former des macromolécules.

2.

2.1 Masse molaire M' du monomère.

$$M' = \frac{M}{n} = \frac{85\,000}{1330} = 64 \text{ g/mol}$$

2.2 Formule brute

(Prendre la composition massique suivante :

59,375 % de Fluor ;

37,5% de carbone ;

3,125 % d'hydrogène.)

Formule brute du composé : $C_xH_yF_z$

$$\frac{M}{100\%} = \frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{19z}{\%F}$$

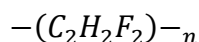
$$x = \frac{M \cdot \%C}{12 \times 100\%} = \frac{64 \times 0,375}{12 \times 100\%} = 2$$

$$y = \frac{M \cdot \%H}{1 \times 100\%} = \frac{64 \times 0,03125}{1 \times 100\%} = 2$$

$$M' = 12x + y + 19z = 64 \text{ g/mol} \quad z = 2$$

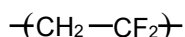
Ou encore

$$z = \frac{M \cdot \%F}{19 \times 100\%} = \frac{64 \times 0,59375}{19 \times 100\%} = 2$$

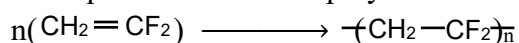


3.

3.1 Le monomère est :



3.2 Equation-bilan de la polymérisation



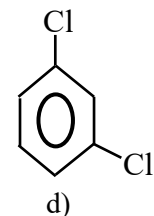
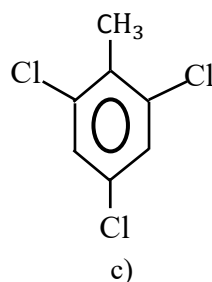
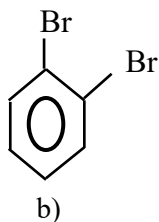
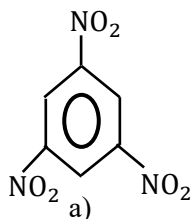
4. La polymérisation permet la fabrication de nombreux objets utilisés dans les ménages et dans l'industrie.

Leçon 4 : LE BENZÈNE

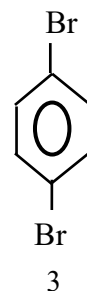
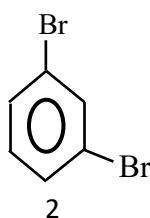
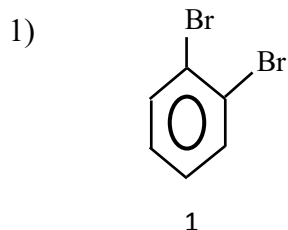
CORRIGÉS DES EXERCICES

I- Exercices de fixation/Application :

1

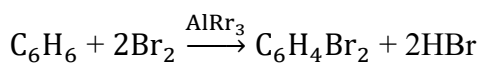


2

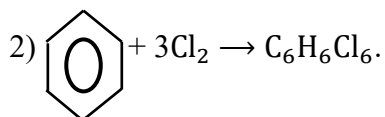
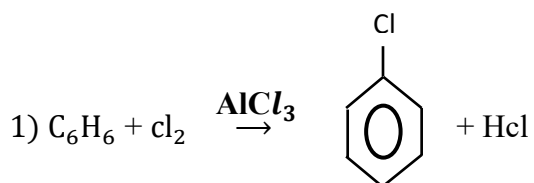


2) 1 : Orthodibromobenzène ; 2 : Metadibromobenzène ; 3 : Paradibromobenzène.

3) Equation bilan de synthèse à partir du benzène



3



4

- a) A: C_6H_{12} : Cyclohexane
- b) D: $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$: Mono chlorobenzène
- c) E : $\text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2$

II- Exercices de renforcement/Approfondissement

5

1-Détermination de la formule brute :

Soit $C_xH_yO_z$ la formule brute générale de ce composé organique.

$$\%C = \frac{XM_C}{M} \times 100 \text{ donc } X = \frac{\%C \times M}{100M_C} = \frac{76,6 \times 94}{1200} \text{ donc } X = 6$$

$$\%H = \frac{YM_H}{M} \times 100 \text{ donc } Y = \frac{\%H \times M}{100M_H} = \frac{6,4 \times 94}{100} \text{ donc } Y = 6$$

$$\%O = \frac{ZM_O}{M} \times 100 \text{ donc } Z = \frac{\%O \times M}{100M_O} = \frac{17 \times 94}{1600} \text{ donc } Z = 1$$

La formule brute est : C_6H_6O

2-Formule semi-développée et nom :

Le composé contient un noyau aromatique donc sa formule contient : $C_6H_5 -$

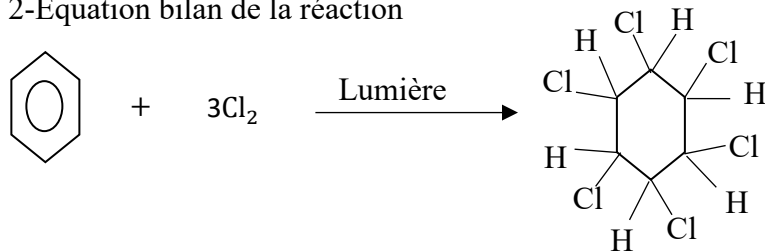
Sa formule semi-développée est $C_6H_5 - OH$: c'est le phénol.

6

1-Nature de la réaction

Il s'agit d'une réaction d'addition du dichlore sur le benzène.

2-Equation bilan de la réaction



1,2,3,4,5,6-hexachlorocyclohexane (lindane)

Ou bien : $C_6H_6 + 3Cl_2 \xrightarrow{\text{lumière}} C_6H_6Cl_6$

3-Masse de benzène nécessaire pour que la réaction soit totale

D'après l'équation au bilan molaire ;

$$\frac{n(\text{benzène})}{1} = \frac{n(Cl_2)}{3} \text{ donc } \frac{m(\text{benzène})}{M(\text{benzène})} = \frac{V(Cl_2)}{3V_m} \text{ d'où } m(\text{benzène}) = \frac{V(Cl_2) \times M(\text{benzène})}{3V_m}$$

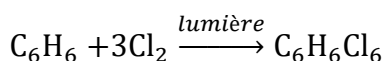
$$\text{AN : } m(\text{benzène}) = \frac{78 \times 500 \times 10^{-3}}{3 \times 25}$$

$$m(\text{benzène}) = 0,52\text{g.}$$

4-Application du produit formé : ce produit est utilisé pour fabriquer des insecticides.

7

1-Equation – bilan



2-Quantité de benzène utilisée :

$$n_A = \frac{m_A}{M_A} \text{ avec } M_A = 294 \text{ g/mol}$$

$$n_A = \frac{294}{291} = 1,01 \text{ mol}$$

D'après le bilan molaire : $n_A = n(C_6H_6)$ donc $n(C_6H_6) = 1,01 \text{ mol}$.

La masse correspondante de benzène est :

$$m(C_6H_6) = n(C_6H_6) \times M(C_6H_6)$$

$$m(C_6H_6) = 1,01 \times 78$$

$$m(C_6H_6) = 78,8 \text{ g.}$$

3-Volume de dichlore nécessaire :

D'après le bilan molaire : $n(C_6H_6) = \frac{n(Cl_2)}{3}$ d'où $n(Cl_2) = 3n(C_6H_6)$ soit

$$V(Cl_2) = 3n(C_6H_6) \times V_m$$

$$V(Cl_2) = 3 \times 1,01 \times 22,4$$

Le volume de dichlore nécessaire est donc $V(Cl_2) = 67,9 \text{ L}$.

8

1-Formule brute de A

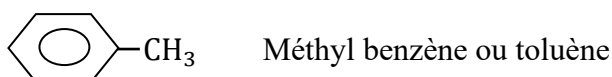
$$\frac{12x}{\%C} = \frac{M}{100} \text{ donc } x = 7 ; \frac{y}{8,5} = \frac{M}{100} \text{ donc } y = 8$$

La formule brute est C_7H_8

2- La formule brute C_7H_8 ne répond pas à :

- C_nH_{2n+2} , X n'est pas un alcane ;
- C_nH_{2n} , X n'est pas un alcène ;
- C_nH_{2n-2} , X n'est pas un alcyne.

3-Formule semi-développée et nom de A



4-Réaction de substitution.

III- Situations d'évaluation

9

1-Détermination de la formule brute du composé obtenue et l'écriture de l'équation bilan de la réaction

-la formule brute du composé est de la forme : $C_6H_{(6-x)}Cl_x$

$$\text{d'où la masse molaire du composé s'écrit : } M = 12 \times 6 + 1 \times (6-x) + 35,5x = 78 - 34,5x$$

Or $M = 147 \text{ g/mole}$ donc $78 - 34,5x = 147$ on ne tire que $x = 2$

La formule brute du composé est donc $C_6H_4Cl_2$



3-Les noms de tous les isomères : paradichlorobenzène, orthodichlorobenzène, métadichlorobenzène

4-Le rendement de la réaction

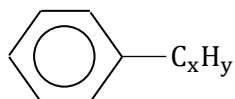
Le rendement est donné par la relation : $r = \frac{n(\text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2)}{n(\text{C}_6\text{H}_6)} \times 100$

10

1. Montrons que cet hydrocarbure contient au moins un noyau benzénique.

L'hydrocarbure admet des réactions de substitution et des réactions d'addition, caractéristique du noyau benzénique ; il en contient donc au moins un.

2. Propose une formule semi-développée à cet hydrocarbure



la masse molaire est de 92 g/mol, deux noyaux benzéniques donneraient au moins une masse de 128 g

3. Trouve sa formule semi-développée et son nom.

- Trouve x et y

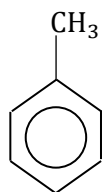
$$M = 12 \times 6 + 1 \times 5 + M(\text{C}_x\text{H}_y) = 92$$

$$M(\text{C}_x\text{H}_y) + 77 = 92 \quad M(\text{C}_x\text{H}_y) = 92 - 77 = 15$$

Donc $\text{C}_x\text{H}_y = \text{CH}_3$

et $x = 1$ et $y = 3$

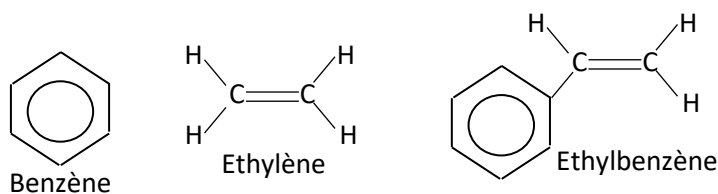
- Trouve la formule semi-développée et le nom



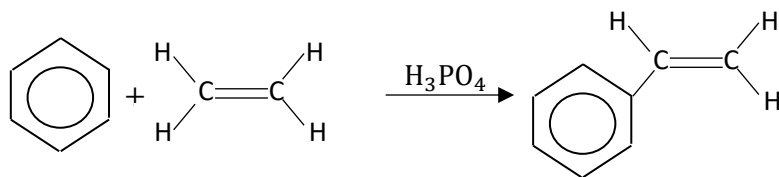
Méthylbenzène

11

Donne les formules semi-développées du benzène, de l'éthylène et de l'éthylbenzène.

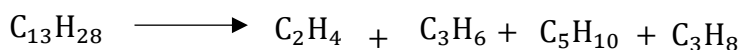


2. Equation bilan de la réaction produite



3.

Il s'est produit une réaction de substitution car les multiples liaisons sont encore intactes ; en réalité il se dégage du dihydrogène non représenté.

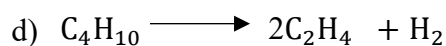
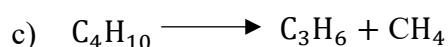
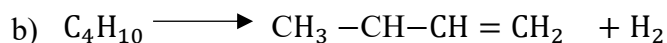
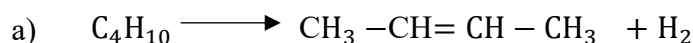


2-2. C'est une réaction de craquage

II- Exercices de renforcement/Approfondissement

5

1-Vapocraquage du butane.

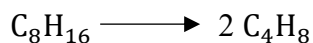


2-Les produits sont :

- But-2-ène et dihydrogène
- But-1-ène et dihydrogène
- Propène et méthane
- Ethène et dihydrogène

6

1-Equation bilan de la réaction :



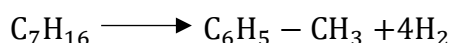
2-1.

- Le but-1-ène : $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- Le but-2-ène : $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$
- Le 2-méthylpropène : $\text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} = \text{CH}_2$

2-2. Le but-2-ène est l'isomère qui présente une isomérisation Z/E.

7

Equation de reformage de l'heptane



8

1-C'est une distillation fractionnée qui permet de séparer les constituants du pétrole en coupes.

2-Le gaz est le constituant récupéré le premier et les fiouls lourds représentent le constituant récupéré le dernier.

III- Situations d'évaluation

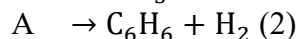
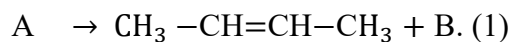
9

1-Definition du craquage :

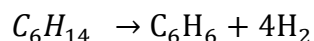
C'est une réaction qui consiste à casser les chaînes longues d'une molécule pour en faire des chaînes plus courtes.

2-Le reformage ; la distillation fractionnée.

3-Equation de la réaction :



4- De l'équation de la réaction (2), nous avons la déshydrocyclisation d'un alcane ; d'après la stœchiométrie, on a : $A = \text{C}_6\text{H}_{14}$ et les équations deviennent :

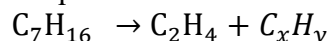


10

1-Formules brutes

Heptane : C_7H_{16} et C_3H_6

2-Equation bilan de la réaction :

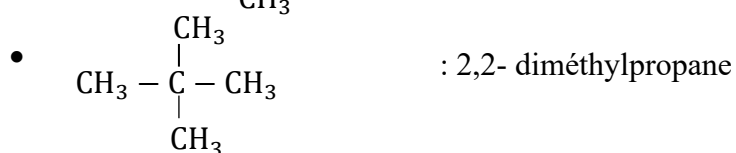
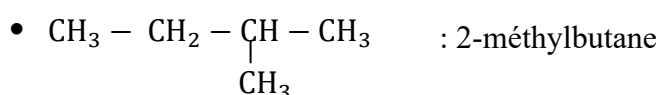
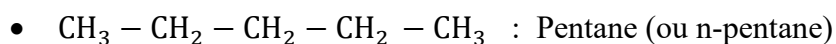


3-

3-1. D'après l'équation bilan : $x = 5$ et $y = 12$.

La formule brute du composé est : C_5H_{12}

3-2. Formules semi-développée :



11

1-les trois opérations de base de l'industrie de pétroles :

- Le fractionnement
- Le craquage
- Le reformage

2-

Le propane a pour température d'ébullition : -42°C .

Le pentane a pour température d'ébullition : $+36^\circ\text{C}$.

L'heptane a pour température d'ébullition : $+98^\circ\text{C}$.

3-La technique utilisée est la distillation fractionnée.

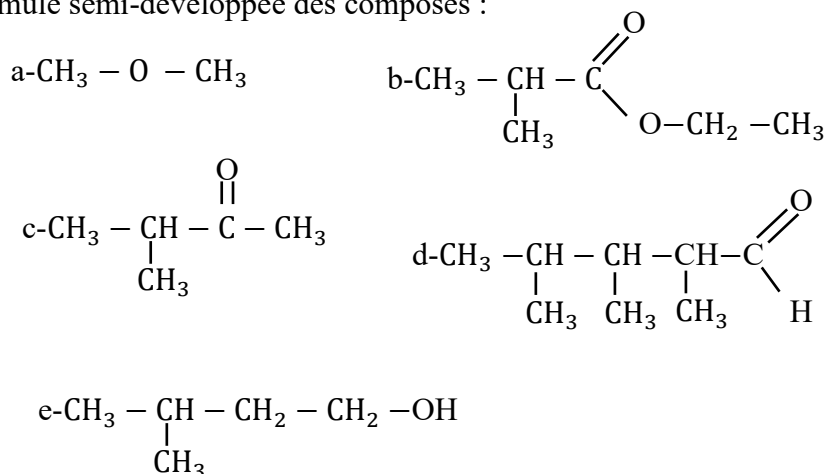
Leçon 6 : COMPOSÉS ORGANIQUES OXYGÉNÉS

CORRIGÉS DES EXERCICES

I- Exercices de fixation/Application

1

Formule semi-développée des composés :



2

- a- 2-méthylpropanal : aldéhyde
- b- 2-méthylbutan-1-ol : alcool
- c- Acide 2,2-diméthylpropanoïque : acide carboxylique
- d- Pentan-2-one : cétone
- e- Ethanoate de 2-méthylpropyle : ester.

3

1. $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ correspond à la formule brute des alcools et des éther-oxydes.

a- Formules semi-développées des alcools correspondant à $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

- butan-1-ol (1)
- butan-2-ol (2)
- 2-méthylpropan-1-ol (3)
- 2-méthylpropan-2-ol (4)

b- Formules semi-développées des cétones correspondant à $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

- méthoxypropane (1)
- éthoxyéthane (2)
- 2-méthoxypropane (3)

2. $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$ correspond à la formule brute des aldéhydes et des cétones

a- Formules semi-développées des aldéhydes correspondant à $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$

- butanal (1)
- 2-méthylpropanal (2)

b- Formules semi-développées des cétones correspondant à $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$

- butanone (1)

3. $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ correspond à la formule brute des acides carboxyliques et des esters.

a- Formules semi-développées des acides carboxyliques correspondant à $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$

acide butanoïque (1)

acide 2-méthylpropanoïque (2)

b-Formules sémi-développées des esters correspondant à $C_4H_8O_2$

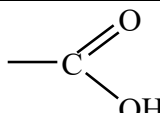
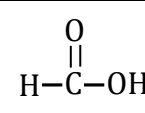
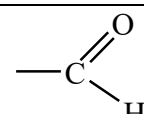
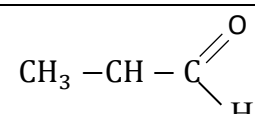
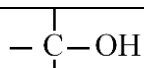
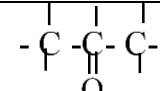
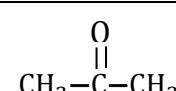
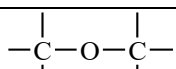
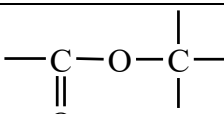
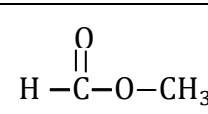
méthanoate de propyle (1)

méthanoate de méthyléthyle (2)

Éthanoate d'éthyle (3)

propanoate de méthyle (4)

4

Famille	Formule générale	Groupe fonctionnel	Formule brute	Exemple
Acide carboxylique	R-COOH		$C_nH_{2n}O_2$	
Aldéhyde	R-CHO		$C_nH_{2n}O$	
Alcool	R-OH		$C_nH_{2n+2}O$	CH_3-CH_2-OH
Cétone	R-CO-R'		$C_nH_{2n}O$	
Ether oxyde	R-O-R'		$C_nH_{2n+2}O$	$CH_3-CH_2-O-CH_3$
Ester	R-COO-R'		$C_nH_{2n}O_2$	

II- Exercices de renforcement/Approfondissement

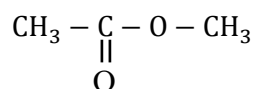
5

1- Formule brute générale : $C_nH_{2n}O_2$.

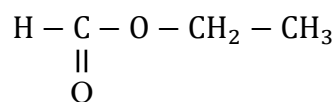
2- $14n + 32 = 74$ donc $n = 3$ d'où la formule : $C_3H_6O_2$.

3-

3-1 et 3-2.



Éthanoate de méthyle



Méthanoate d'éthyle

6

1- $x = \frac{\%C \times 16}{\%O \times 12} = 3$; $y = \frac{\%C \times 16}{\%O \times 1} = 6$

2-1. la formule brute est : C_3H_6O

2-2. Nom du composé : propanone.

7

1-(X) est un alcool car l'hydratation un alcène donne un alcool.

2-Formule brute de (X)

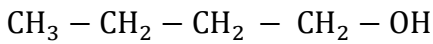
Masse molaire de (X)

$$M_X = \frac{16 \times 100}{\%O} = \frac{1600}{21,6} = 74 \text{ g/mol}$$

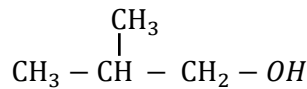
Formule brute de (X) :

$$14n + 16 = 74 \text{ donc } n = 4 \text{ d'où la formule } C_4H_{10}O$$

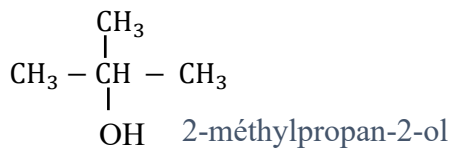
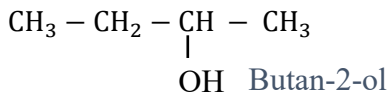
3-1. et 3-2. Formule semi-développée des isomères de (X) :



Butan-1-ol



2-méthylpropan-1-ol



8

1-masse molaire moléculaire

$$\%O = 100 - (69,8 + 11,6) = 18,6\%$$

$$\%O = \frac{1 \times 16}{M} \times 100 \Rightarrow M = \frac{1 \times 16}{\%O} \times 100 = \frac{1 \times 16}{18,6} \times 100 \text{ donc } M = 86 \text{ g/mol.}$$

2-1. Nombres entiers x et y

$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \Rightarrow x = \frac{\%C \times M_A}{12 \times 100} = \frac{69,8 \times 86}{1200} = 5$$

$$\%H = \frac{y}{M} \times 100 \Rightarrow y = \frac{\%H \times M_A}{100} = \frac{11,6 \times 86}{100} = 10$$

2-2. La formule brute du composé est : $C_5H_{10}O$.

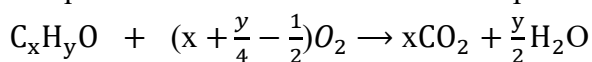
III- Situations d'évaluation

9

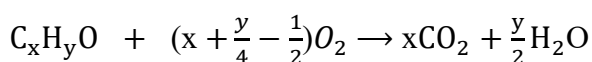
1-Masse molaire du composé :

$$d = \frac{M}{29} \Rightarrow M = 29d = 29 \times 2 = 58 \text{ g/mol.}$$

2-Equation bilan de la combustion complète du composé :



2-Bilan molaire



$$1. \text{ mol} \quad \left(x + \frac{y}{4} - \frac{1}{2}\right) \cdot \text{mol} \quad x \cdot \text{mol} \quad \frac{y}{2} \cdot \text{mol}$$

Nombre de moles

$$\bullet \quad n(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}) = \frac{8,7}{58} = 0,15 \text{ mol}$$

$$\bullet \quad n(\text{CO}_2) = \frac{19,8}{44} = 0,45 \text{ mol}$$

$$\bullet \quad n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{8,1}{18} = 0,45 \text{ mol}$$

$$\frac{x}{0,45} = \frac{\frac{y}{2}}{0,45} = \frac{1}{0,15}$$

3-1. Valeurs de x, y, et z.

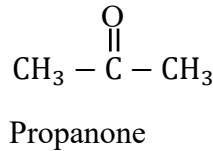
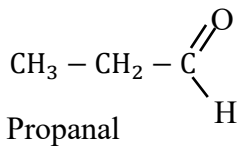
$$\checkmark \quad \frac{x}{0,45} = \frac{1}{0,15} \Rightarrow x = \frac{0,45}{0,15} = 3$$

$$\checkmark \quad \frac{\frac{y}{2}}{0,45} = \frac{1}{0,15} \Rightarrow y = 2 \times \frac{0,45}{0,15}$$

3-2. La formule brute du composé D est : $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$.

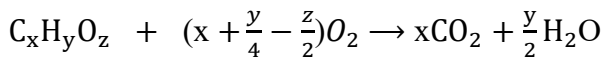
Le composé est un aldéhyde ou une cétone car sa formule brute est de la forme $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$

4-Formules semi-développées et noms :



10

1-Equation bilan de la combustion complète du composé D :



2-Bilan molaire

$$1. \text{ mol} \quad \left(x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2}\right) \cdot \text{mol} \quad x \cdot \text{mol} \quad \frac{y}{2} \cdot \text{mol}$$

$$1. \text{ mol} \quad 6. \text{ mol} \quad \frac{176}{44} \cdot \text{mol} \quad \frac{90}{18} \cdot \text{mol}$$

Conservation de la matière :

$$\frac{\left(x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2}\right)}{6} = \frac{x}{\frac{176}{44}} = \frac{\frac{y}{2}}{\frac{90}{18}} = \frac{1}{1}$$

3-1. valeurs de x, y, et z.

$$\checkmark \quad \frac{x}{\frac{176}{44}} = \frac{1}{1} \Rightarrow x = \frac{176}{44} = 4$$

$$\checkmark \quad \frac{\frac{y}{2}}{\frac{90}{18}} = \frac{1}{1} \Rightarrow y = 2 \times \frac{90}{18} = 10$$

$$\checkmark \quad \frac{\left(x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2}\right)}{6} = \frac{1}{1} \Rightarrow 4 + \frac{10}{4} - \frac{z}{2} = 6 \Rightarrow z = 13 - 12 = 1$$

3-2. La formule brute du composé D est : $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

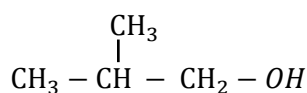
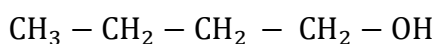
Le composé est un alcool ou un éther oxyde car sa formule brute est de la forme $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$

11

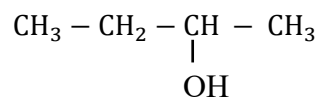
1- Formule brute de l'alcool B:

$$14n+16 = 74 \text{ donc } n = 4 \text{ d'où la formule } \text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$$

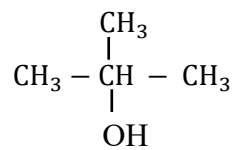
2-1. Nom et formule semi-développée des isomères de (X) :



Butan-1-ol

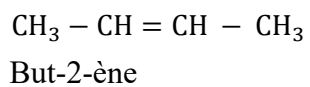


Butan-2-ol

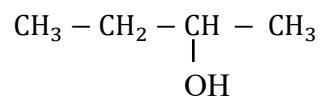


2-methylpropan-2-ol

2-2 Formule semi-développée et nom de l'alcène A :



3- formule semi-développée et nom de l'alcool B



Butan-2-ol

Leçon 7 : L'ÉTHANOL

CORRIGÉS DES EXERCICES

I- Exercices de fixation/Application :

1

Le vin de table contient de l'éthanol.

L'éthanol est obtenu soit par l'hydratation de l'éthylène, soit par la fermentation de jus sucrés.

L'oxydation ménagée par l'oxygène de l'air transforme l'éthanol en éthanal et en acide éthanoïque.

2

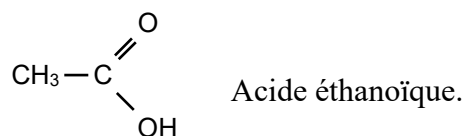
La consommation abusive des boissons alcoolisées peut entraîner :

- des maladies graves comme la cirrhose du foie ;
- des comportements à risques : les accidents de circulation, les intoxications ; la perte de mémoire ; l'infection au VIH suite à des rapports sexuels non protégés.

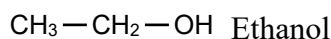
3

1. Il s'agit d'oxydation ménagée.

2. Formule semi-développée et nom du corps A



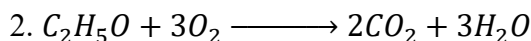
3. Formule semi-développée et nom de l'alcool



II- Exercices de renforcement/Approfondissement

4

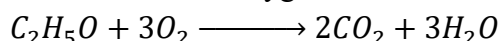
1. Il s'agit d'oxydation ménagée car la formule brute est conservée.



Il s'agit d'une combustion.

3.

3.1 Volume de dioxygène nécessaire



1 mol 3 mol 2 mol

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) = \frac{m(\text{C}_2\text{H}_5\text{O})}{M(\text{C}_2\text{H}_5\text{O})} = \frac{6}{12 \times 2 + 5 + 16} = 0,133 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = 3n(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) = 0,4 \text{ mol}$$

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,4 \times 22,4 \quad V(\text{O}_2) = 8,96 \text{ L}$$

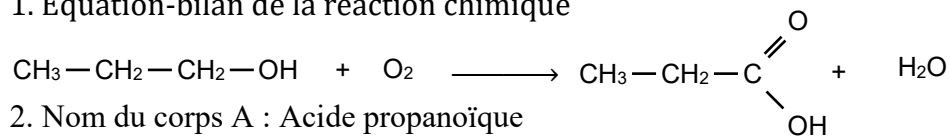
3.2 Masse du dioxyde de carbone obtenu

$$n(\text{CO}_2) = 2n(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) = 0,266 \text{ mol}$$

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M = 0,266 \times 44 \quad m(\text{CO}_2) = 11,7 \text{ g}$$

5

1. Equation-bilan de la réaction chimique



2. Nom du corps A : Acide propanoïque

Nom du corps B : propanoate e propyle

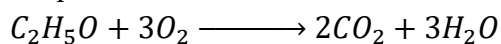
III- Situations d'évaluation

6

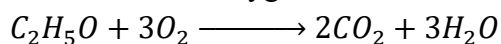
1-Nomme les produits obtenus.

L'eau et le dioxyde de carbone

2-Équation-bilan de la réaction.



3. Volume de dioxygène nécessaire



1 mol 3 mol 2 mol

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) = \frac{m(\text{C}_2\text{H}_5\text{O})}{M(\text{C}_2\text{H}_5\text{O})} = \frac{4,5}{12 \times 2 + 5 + 16} = 0,10 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = 3n(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) = 0,3 \text{ mol}$$

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,3 \times 22,4 \quad V(\text{O}_2) = 2,24 \text{ L}$$

4- Masses respectives des produits obtenus.

Masse du dioxyde de carbone obtenu

$$n(\text{CO}_2) = 2n(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) = 0,20 \text{ mol}$$

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M = 0,20 \times 44 \quad m(\text{CO}_2) = 8,8 \text{ g}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 3n(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) = 0,3 \text{ mol}$$

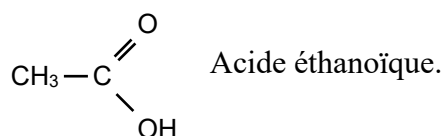
$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M = 0,30 \times 18 \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 3,6 \text{ g}$$

7

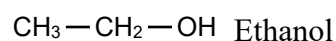
1-Précise le type d'oxydation utilisé.

Il s'agit d'une oxydation ménagée.

2- Formule semi-développée et le nom du corps A.



3. Formule semi-développée et nom de l'alcool



8

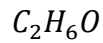
1-

1-1 Masse molaire moléculaire de l'alcool.

$$d = \frac{M}{29} \Rightarrow M = 29 \cdot d \quad M = 29 \times 1,586 = 46 \text{ g/mol}$$

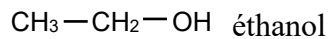
1-2 Formule brute de l'alcool

$$C_n H_{2n+2} O : M = 14n + 18 = 46 \quad n = 2$$

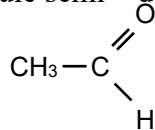


2-

2-1 Formule semi – développée et nom de l'alcool.



2-2 Formule semi – développée et nom du produit obtenu.



2-3 Equation – bilan de la réaction chimique de l'oxydation ménagée de l'alcool.



3- Masse du produit obtenu.

Masse m' d'éthanal obtenu :

$$n(\text{éthanal}) = n(\text{éthanol}) = \frac{m}{M} = \frac{11,2}{46} \quad n(\text{éthanal}) = 0,243 \text{ mol}$$

$$n(\text{éthanal}) = \frac{m'}{M'} \Rightarrow m' = n(\text{éthanal}) \cdot M'$$

$$m' = 0,243 \times (12 \times 2 + 16 + 4) = 10,7 \text{ g}$$

Leçon 8 : ESTÉRIFICATION ET HYDROLYSE D'UN ESTER

CORRIGÉS DES EXERCICES

I- Exercices de fixation/Application :

1

1. Définition de l'estérification

La réaction d'estérification est la réaction entre un acide carboxylique et un alcool.

2. Définition de l'hydrolyse d'un ester

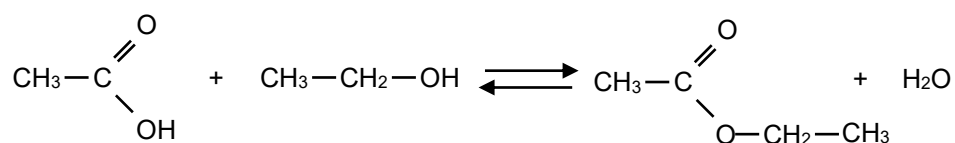
La réaction d'hydrolyse d'un ester est la réaction de l'eau sur un ester.

2

1-Réactifs nécessaires.

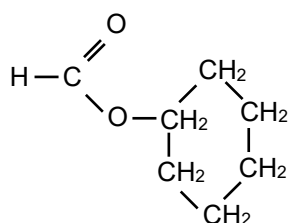
L'éthanol et l'acide éthanoïque

2-Equation-bilan de la réaction.

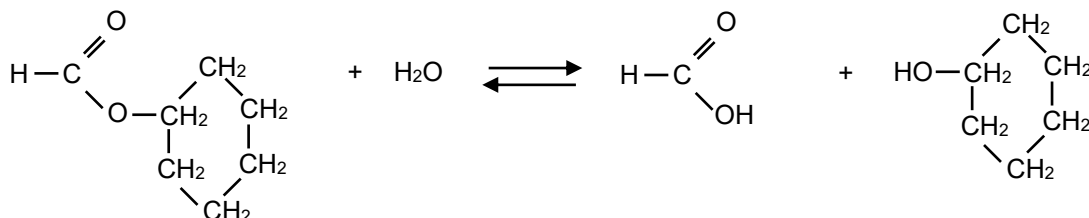


3

1. Donne la formule de l'ester.



3. Equation de la réaction d'hydrolyse.



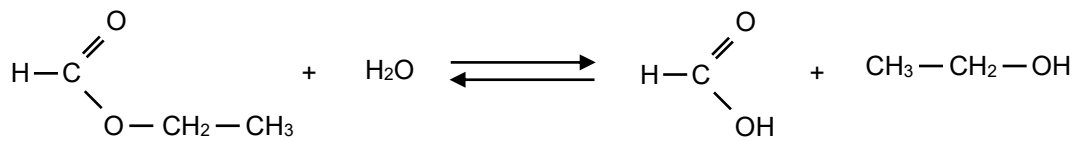
4

Tu réalises la réaction d'hydrolyse d'un ester A. Tu obtiens un corps B et un corps C. B peut être obtenu également par oxydation du méthanal. Le corps C, par oxydation à l'acide acétique.

1- nature des corps A, B, C.

Corps A : acide méthanoïque $\text{H}-\text{C}\begin{matrix} \text{=O} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{matrix}$
 Corps C : éthanol $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$

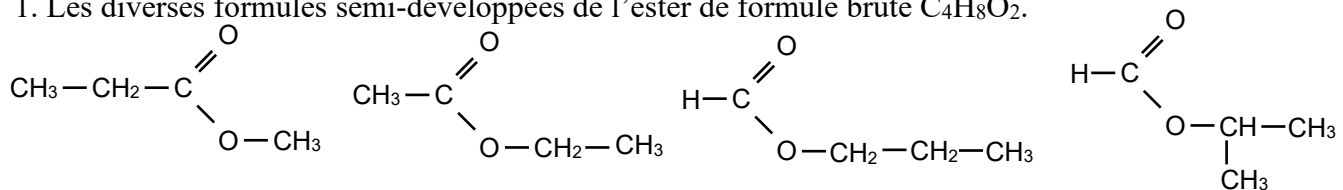
2- Ecris l'équation bilan de la réaction d'hydrolyse.



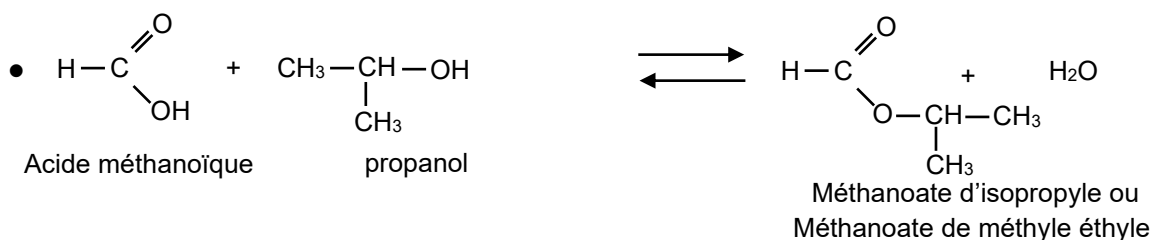
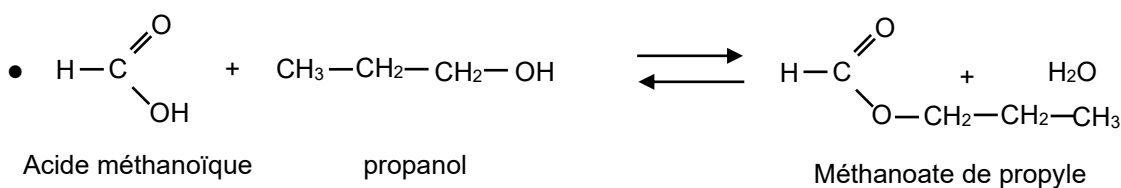
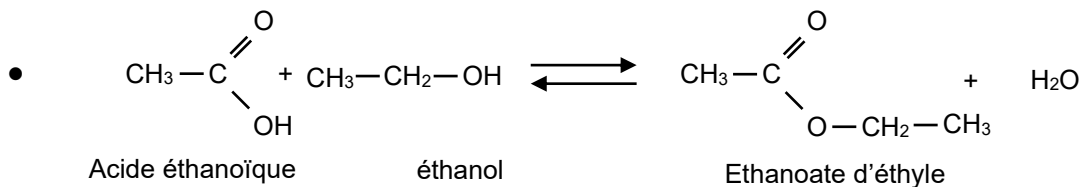
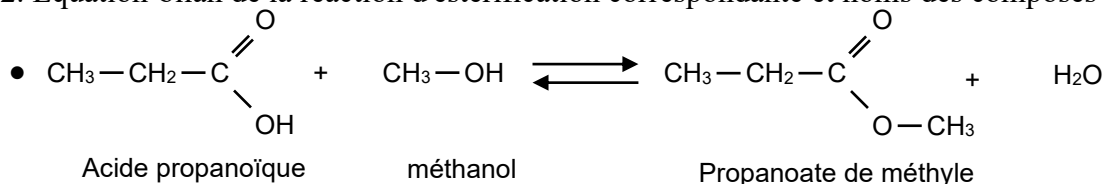
II- Exercices de renforcement/Approfondissement

5

1. Les diverses formules semi-développées de l'ester de formule brute $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.



2. Equation-bilan de la réaction d'estérification correspondante et noms des composés mis en jeu.



6

1. Définition de la réaction d'estérification ; et de la réaction d'hydrolyse d'un ester (Voir 1)

L'équilibre chimique : c'est l'état atteint lors de la réaction d'estérification ou de la réaction d'hydrolyse lorsque les deux réactions inverse l'une de l'autre se limitent.

2. Caractéristiques d'une réaction d'estérification et/ou d'hydrolyse

Elle est lente, athermique et réversible.

7

1. Nom

Propanoate de méthyle

2.

L'acide carboxylique utilisé est l'acide propanoïque $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{matrix}$

L'alcool utilisé est le méthanol CH_3-OH

III- Situations d'évaluation

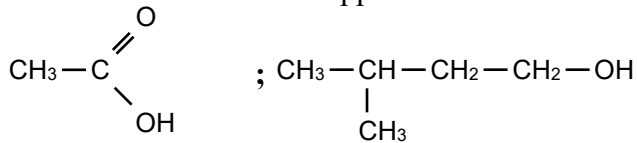
8

1. Rôle de l'acide sulfurique.

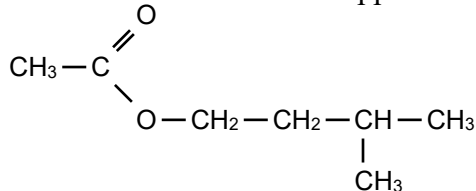
L'acide sulfurique est le catalyseur de la réaction.

2.

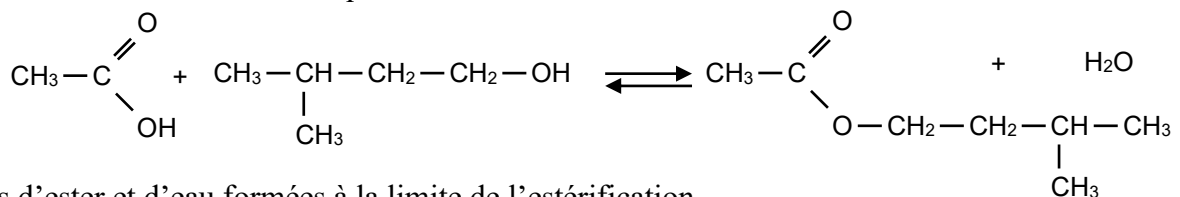
2.1 Formules semi-développées des deux réactifs.



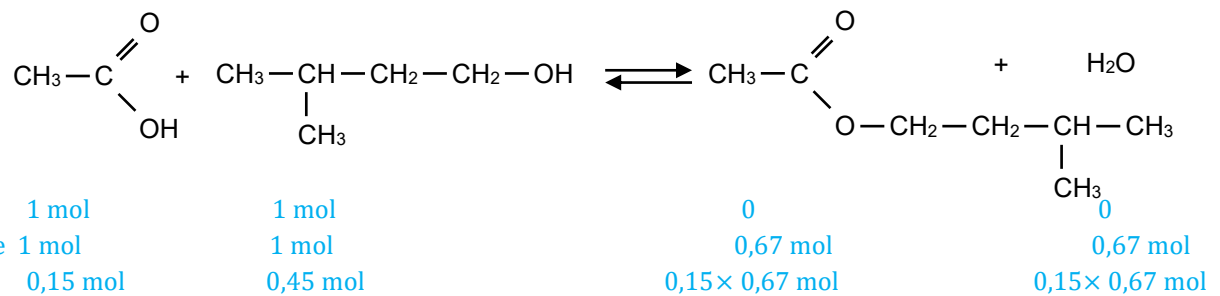
2.2 Formule semi-développée de l'ester.



2.3 Equation –bilan de la réaction qui a lieu.



3. Masses d'ester et d'eau formées à la limite de l'estérification.



L'acide éthanoïque est le réactif limitant.

Masse d'ester m : $m = n.M(\text{ester})$

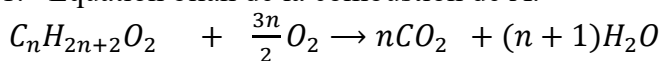
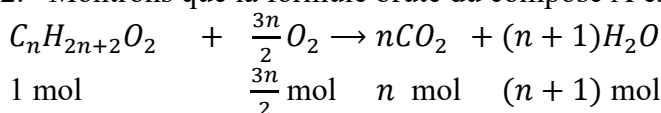
$$m = 0,15 \times 0,67 \times (12 \times 7 + 32 + 14) = 13 \text{ g}$$

Masse d'eau m' : $m' = n.M(\text{eau})$

$$m = 0,15 \times 0,67 \times 18 = 1,8 \text{ g}$$

9

1. Equation bilan de la combustion de A.

2. Montrons que la formule brute du composé A est $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

$$n(H_2O) = \frac{90}{18} = 5 = n + 1 \Rightarrow n = 4$$

$$n(CO_2) = \frac{176}{44} = 4 = n$$

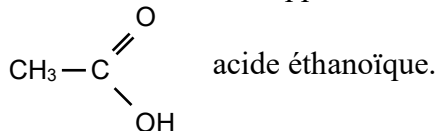
D'où la formule $C_4H_{10}O$.

3.

3.1 Fonction chimique du composé B.

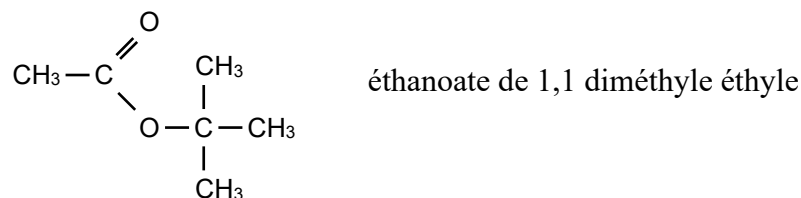
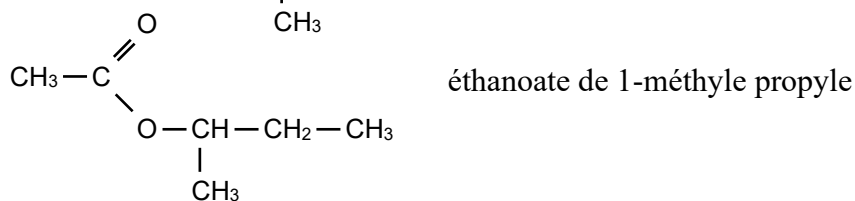
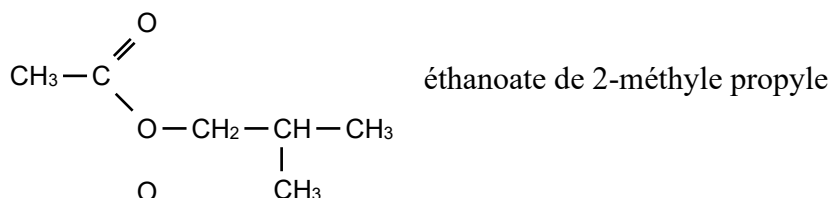
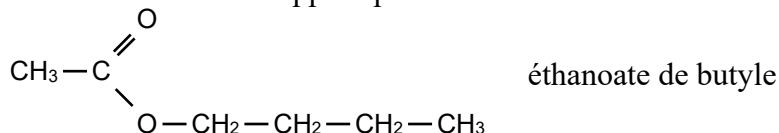
B est un acide carboxylique.

3.2 Formule semi-développée et nom de B



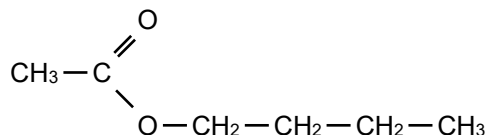
4.

4.1 Formules semi-développées possibles et noms



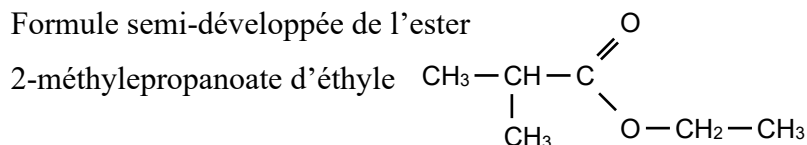
4.2 Formule brute de l'ester E

Si A est le butan-1-ol, alors l'ester est l'éthanoate de butyle.

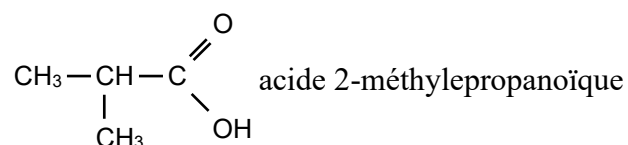


10

1- Formule semi-développée de l'ester

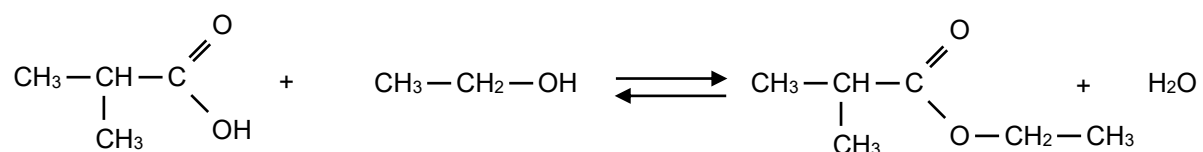


2- Formule semi-développée et nom de l'acide carboxylique

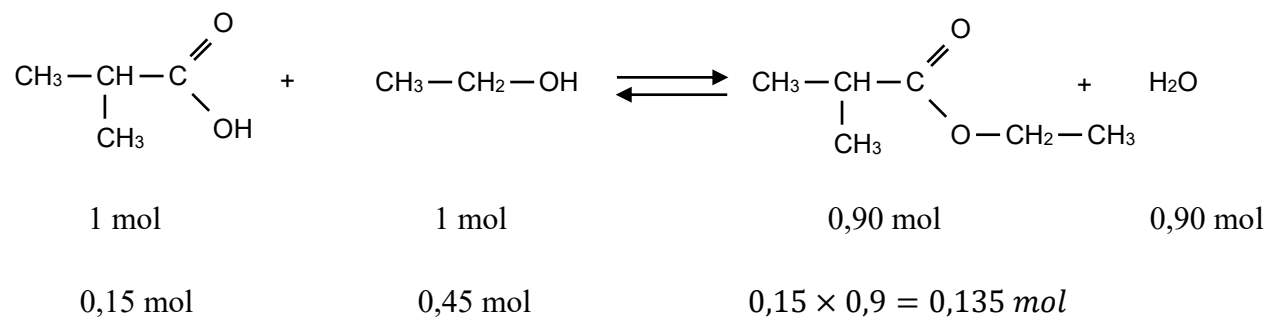


$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$ éthanol

3- Equation – bilan de la réaction



4. masse d'ester à l'équilibre chimique.



Masse d'ester m : $m = n.M(\text{ester})$

$$m = 0,15 \times 0,9 \times (12 \times 6 + 32 + 12) = 15,66 \text{ g}$$

Leçon 9 : RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE

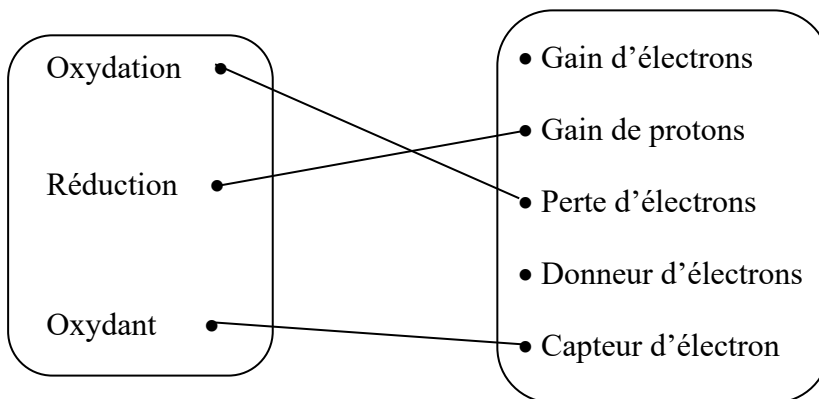
CORRIGÉS DES EXERCICES

I- Exercices de fixation/Application :

1

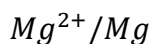
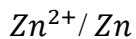
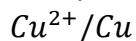
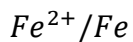
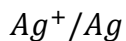
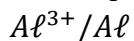
La réaction d'oxydoréduction spontanée se décompose en une réaction d'oxydation et une réaction de réduction. L'oxydation est **une perte** d'électrons alors que la réduction est **un gain** d'électrons. La réaction d'oxydoréduction met toujours en jeu **deux couples** oxydant/réducteur. Les ions métalliques sont des **oxydants** et les métaux sont des **réducteurs**.

2

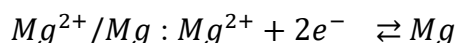
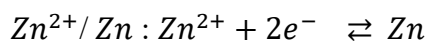
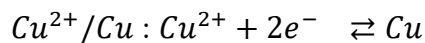
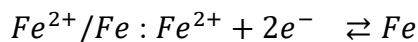
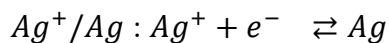
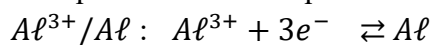


3

1- Les couples oxydant-réducteur.



2- Demi-équations électroniques



4

1. a :

2. a

II- Exercices de renforcement/Approfondissement

5

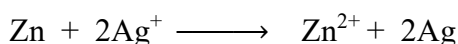
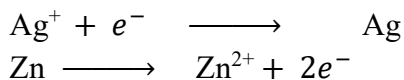
1. $\text{Hg}^{2+} + \text{Cu} \longrightarrow \text{Hg} + \text{Cu}^{2+}$
2. $\text{Fe} + 2\text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Ag}$
3. $2\text{Al} + 3\text{Ni}^{2+} \longrightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Ni}$

6

1. Forme oxydante et forme réduite.
 $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$: forme oxydante Cu^{2+} ; forme réduite : Cu
 Ag^+ / Ag : forme oxydante Ag^+ ; forme réduite : Ag
 $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$: forme oxydante Al^{3+} ; forme réduite : Al
 $\text{Nb}^{4+} / \text{Nb}$: forme oxydante Nb^{4+} ; forme réduite : Nb
2. Demi-équations électroniques
 $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$
 Ag^+ / Ag : $\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$
 $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$: $\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}$
 $\text{Nb}^{4+} / \text{Nb}$: $\text{Nb}^{4+} + 4e^- \rightleftharpoons \text{Nb}$

7

1. Préciser au cours de cette réaction et l'espèce réduite.
l'espèce oxydée : le zinc
l'espèce réduite : ions Ag^+
2. demi-équations d'oxydation et de réduction puis l'équation – bilan de la réaction qui a lieu.

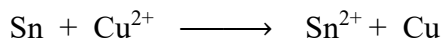
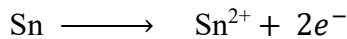
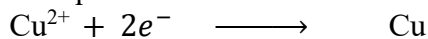


III- Situations d'évaluation

8

- 1- Définition une réaction d'oxydoréduction.
Une réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle une oxydation et une réduction se déroulent simultanément.
- 2- Interprétation des observations.
Le dépôt de cuivre sur l'étain résulte de la réduction des ions cuivre II.
La décoloration progressive de la solution indique la diminution progressive de la concentration des ions Cu^{2+} dans la solution.
La perte en masse $m_{\text{Sn}} = 5,5 \cdot 10^{-2} \text{g}$ de la plaque d'étain, résulte de l'oxydation de l'étain en ions stanneux Sn^{2+} .

3- Équation-bilan de la réaction qui a lieu



4-

4.1. Masse m_{Cu} de cuivre déposé.

$$n_{\text{Sn}} = \frac{5,5 \cdot 10^{-2}}{118,7} = 0,046 \text{ mol} \quad n_{\text{Sn}} = n_{\text{Cu}} = 0,046 \text{ mol}$$

$$\text{Masse de cuivre déposé : } m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \cdot M_{\text{Cu}} = 0,046 \times 63,5 = 2,9 \text{ g}$$

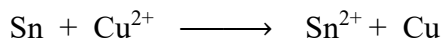
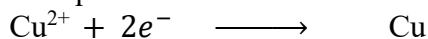
4.2. Concentration initiale C du chlorure de cuivre II dans la solution.

$n_{\text{Cu}^{2+}} = n_{\text{Cu}} = 0,046 \text{ mol}$. Si on suppose que tous les ions cuivre initialement présents ont été tous transformés.

$$C = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{V} \quad C = \frac{0,046}{0,5} = 0,092 \text{ mol/L}$$

9

1. Équation-bilan de la réaction.



2.

2.1 Quantité de matière initiale de chaque réactif et le réactif limitant ;

$$n_{\text{Sn}} = \frac{m_{\text{Sn}}}{M_{\text{Sn}}} = \frac{2}{118,7} = 0,0168 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = CV = 0,2 \times 0,05 = 0,01 \text{ mol}$$

L'étain est en excès. Le réactif limitant est les ions Cu^{2+} .

2.2 Concentration de la solution en ion Sn^{2+} en fin de réaction.

$$n_{\text{Sn}^{2+}} = n_{\text{Cu}^{2+}} = 0,01 \text{ mol}$$

$$[\text{Sn}^{2+}] = \frac{n_{\text{Sn}^{2+}}}{V}$$

$$[\text{Sn}^{2+}] = \frac{0,01}{0,05} = 0,2 \text{ mol/L}$$

3. Masse du cuivre formé

$$m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \cdot M_{\text{Cu}}$$

$$n_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}^{2+}} = 0,01 \text{ mol}$$

$$m_{\text{Cu}} = 0,01 \times 63,5 = 0,635 \text{ g}$$

10

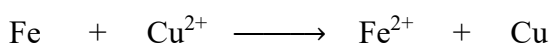
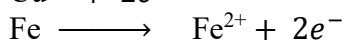
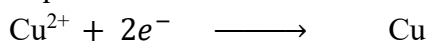
1. Nom de la réaction, de l'oxydant, du réducteur.

La réaction qui se produit est une réaction d'oxydoréduction

L'oxydant est : les ions Cu^{2+}

Le réducteur est : la limaille de fer

2. Equation – bilan de la réaction



3. Montrons que la limaille n'a pas totalement disparu.

$$n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Sn}} = \frac{0,26}{56} = 0,0046 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de cuivre déposé : } n_{Cu} = \frac{m_{Cu}}{M_{Cu}} = \frac{0,16}{63,5} = 0,0025 \text{ mol}$$

$n_{Fe} > n_{Cu}$. Il reste donc de la limaille de fer de masse m :

$$m = (0,0046 - 0,0025) \times M_{Fe} = 0,2 \times 0,05 = 0,1176 \text{ g}$$

4. Concentration de la solution en in fer II.

$$n_{Fe^{2+}} = n_{Cu} = 0,0025 \text{ mol}$$

$$[Fe^{2+}] = \frac{n_{Fe^{2+}}}{V}$$

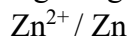
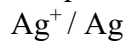
$$[Fe^{2+}] = \frac{0,0025}{0,1} = 0,025 \text{ mol/L}$$

11

1. Définition d'une réaction d'oxydoréduction.

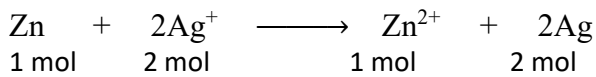
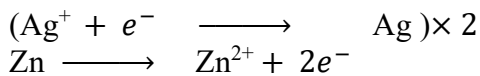
Une réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle une oxydation et une réduction se déroulent simultanément.

2. Couples redox qui interviennent.



3. Masse d'argent déposée et perte de masse de la masse de zinc.

Equation-bilan de la réaction



$$m_{Ag} = CV \cdot M_{Ag} = 0,2 \times 0,05 \times 107,9 = 1,1 \text{ g}$$

$$\text{Quantité de matière de zinc ayant réagit : } n_{Zn} = \frac{n_{Ag^+}}{2} = 0,005 \text{ mol}$$

La perte de masse du zinc est : $m_{Zn} = n_{Zn} M_{Zn}$

$$m_{Zn} = 0,005 \times 65 = 0,325 \text{ g}$$

4.

4.1

$m_{Zn} = 0,325 \text{ g} < 0,5 \text{ g}$ plongé dans la solution de nitrate d'argent.

Toute la lame de zinc n'a pas disparue : il va en rester $0,5 - 0,325 = 0,175 \text{ g}$

4.2

$$n'_{Zn} = \frac{0,5}{65} = 0,00769 \text{ mol}$$

$$\text{Or } n_{Ag^+} = CV = 0,2 \times 0,05 = 0,01 \text{ mol}$$

D'après l'équation-bilan, pour faire réagir 0,00769 mol de zinc, il faut

$$2 \times 0,00769 = 0,01538 \text{ mol d'ions } Ag^+.$$

Or la solution de nitrate d'argent n'en contient que 0,01 mol. .

Il ne reste plus d'ions Ag^+ dans la solution.

$$\text{D'où : } [Ag^+] = 0 \text{ mol/L.}$$

Leçon 10 : CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES OXYDANTS/RÉDUCTEURS

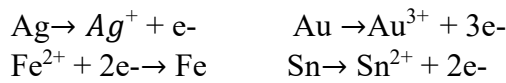
CORRIGÉS DES EXERCICES

I- Exercices de fixation/Application

1

- 1) Zn^{2+}/Zn ; Pb^{2+}/Pb ; Hg^{2+}/Hg ; Cu^{2+}/Cu ; Al^{3+}/Al
- 2) $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$

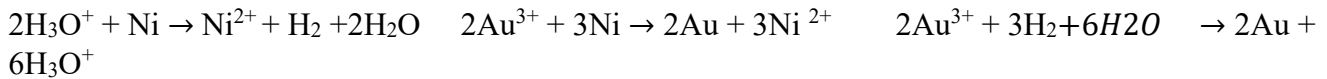
2



3

- rien
- un dépôt de plomb sur le fer.
- rien
- un dépôt de mercure sur la lame de zinc

4



II- Exercices de renforcement/Approfondissement

5

1. Verser une solution d'acide chlorhydrique dans des tubes contenant respectivement du zinc, du cuivre, du fer et de l'argent. Tous les métaux ayant un pouvoir réducteur plus élevé que le dihydrogène présentera des tubes avec un dégagement gazeux.
2. Le cuivre est plus réducteur que le fer, il n'y aura pas de réaction.
3. Plonger une lame de cuivre dans une solution de nitrate d'argent. S'il ya réaction, alors le cuivre est plus réducteur que l'argent.

6

1. $Ni + 2H_3O^+ \rightarrow Ni^{2+} + H_2 + 2H_2O$
2. $n(Ni) = n(H_2)$ d'où $\frac{m(Ni)}{M(Ni)} = \frac{V_{H_2}}{V_m}$ ainsi $m(Ni) = \frac{V_{H_2}}{V_m} \times M(Ni)$
 $m(Ni) = \frac{0,3816}{22,4} \times 59 = 1g$ finalement $\% (Ni) = \frac{m(Ni)}{m} \times 100 = 20$ et $\% (Cu) = 80$

7

1. $Al + 6H_3O^+ \rightarrow Al^{3+} + 3H_2 + 6H_2O$ et $Zn + 2H_3O^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2 + 2H_2O$
 $m(Al) + m(Zn) = 10,5 - 2,4 = 8,1$

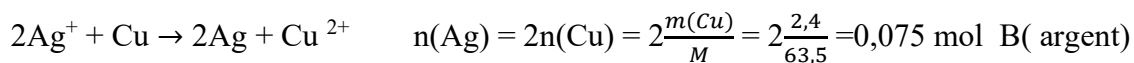
$$3n(\text{Al}) + n(\text{Zn}) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} \text{ d'où } 0,11m(\text{Al}) + 0,015m(\text{Zn}) = 0,25.$$

$$m(\text{Zn}) = 6,74 \text{ g} \dots\dots\dots \%(\text{Zn}) = 64,19$$

$$m(\text{Cu}) = 2,4 \text{ g} \dots\dots\dots \%(\text{Cu}) = 22,85$$

$$m(\text{Al}) = 1,36 \text{ g} \dots\dots\dots \%(\text{Al}) = 12,95$$

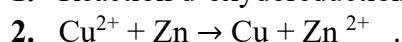
2.



III- Situations d'évaluation

8

1. Réaction d'oxydoréduction.



3. $n(\text{Zn}) = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = 5.10^{-3} \text{ mol}$, $n(\text{Cu}^{2+}) = CV = 10^{-2} \text{ mol}$. $n(\text{Cu}^{2+}) > n(\text{Zn})$. le cuivre est le réactif en excès.

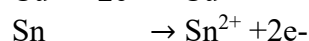
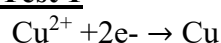
4. $m(\text{Cu}) = 5.10^{-3} \times 63,5 = 3,175.10^{-1} \text{ g}$

9

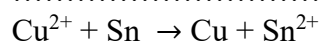
1. sulfate de cuivre (CuSO₄), sulfate de fer (FeSO₄) ; sulfate de zinc (ZnSO₄)

2. Cu²⁺ /Cu ; Fe²⁺/Fe et Zn²⁺/Zn.

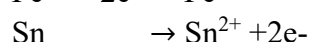
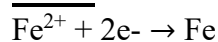
3. **Test 1**



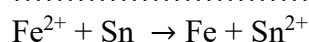
.....



Test 2



.....



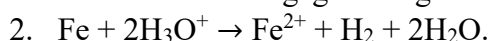
Test 3

Pas de réaction

4. Sn est plus réducteur que le cuivre et le fer.

10

1. On observe un dégagement gazeux.



3. $V(\text{H}_2) = n(\text{Fe}) \times V_m = 0,05 \times 22,4 = 1,12 \text{ L}$

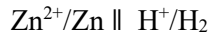
Leçon 11 : CLASSIFICATION QUANTITATIVE DES COUPLES OXYDANTS/RÉDUCTEURS

CORRIGÉS DES EXERCICES

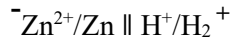
I- Exercices de fixation/Application :

1

1-



2-



$E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) < E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$ donc le pôle (-) de la pile est à l'électrode Zn^{2+}/Zn

3- $E = E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0 + 0,76 = 0,76 \text{ V}$

4-

Au pôle (-) il y a oxydation du zinc : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Au pôle (+) il y a réduction du dihydrogène : $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

A la fin on a : $\text{Zn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$

2

1-

Pour la pile 1 : $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} \parallel \text{Ag}^+/\text{Ag}$

Pour la pile 2 : $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} \parallel \text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$

Pour la pile 3 : $\text{Al}^{3+}/\text{Al} \parallel \text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$

2-

Pour la pile 1 : $-\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} \parallel \text{Ag}^+/\text{Ag} +$

Pour la pile 2 : $-\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} \parallel \text{Hg}^{2+}/\text{Hg} +$

Pour la pile 3 : $-\text{Al}^{3+}/\text{Al} \parallel \text{Pb}^{2+}/\text{Pb} +$

3-

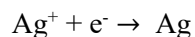
$$E_1 = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,80 - (-0,76) = 1,56 \text{ V}$$

$$E_2 = E^\circ(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) - E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,85 - 0,34 = 0,51 \text{ V}$$

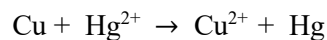
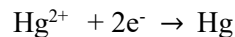
$$E_3 = E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) - E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -0,13 - (-1,66) = 1,53 \text{ V}$$

4-

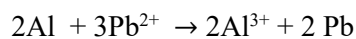
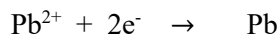
Pour la pile 1 : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$



Pour la pile 2 :



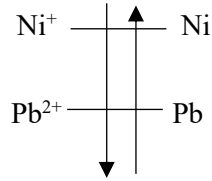
Pour la pile 3 :



3

1

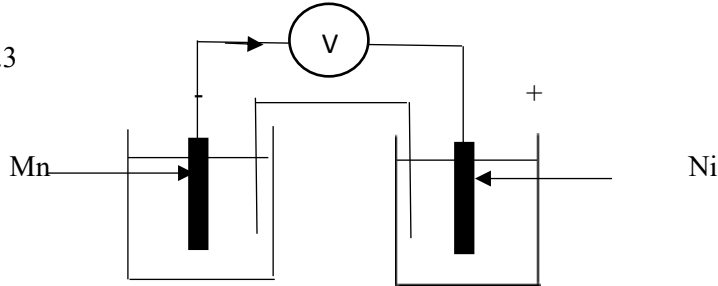
1.1



1.2

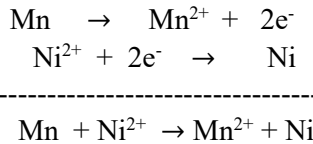
$E^\circ(\text{Ni}^+/\text{Ni}) > E^\circ(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn})$ donc le pôle (+) de la pile est à l'électrode Ni^+/Ni car c'est le réducteur le plus fort.

1.3



- Mn^{2+}/Mn || Ni^+/Ni +

2



II- Exercices de renforcement/Approfondissement

4

1

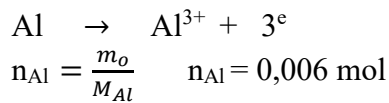
L'aluminium va subir une oxydation donc $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$.

Les ions Cu^{2+} vont subir une réduction : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$.

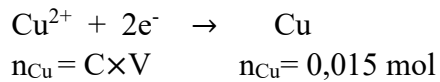
Il se produit alors réaction d'oxydoréduction : $2\text{Al} + 3\text{Cu}^{2+} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Cu}$.

2

2.1



2.2



3

$n_{\text{Al}} < n_{\text{Cu}}$ Donc toutes les moles d'aluminium vont réagir totalement.

4

$$\begin{array}{l}
 \Delta n = n_{\text{Cu}} - n_{\text{Al}} = 0,009 \text{ mol} \\
 q = 6 \times \Delta n \times N_{\text{A}} \times e
 \end{array}$$

5

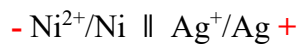
$$E = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = 2\text{V}$$

5

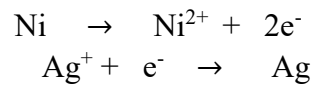
1

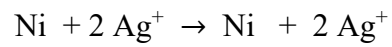
$E^\circ(\text{Ni}^+/\text{Ni}) < E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag})$ donc le pôle (-) de la pile est à l'électrode Ni^+/Ni .

2-



3



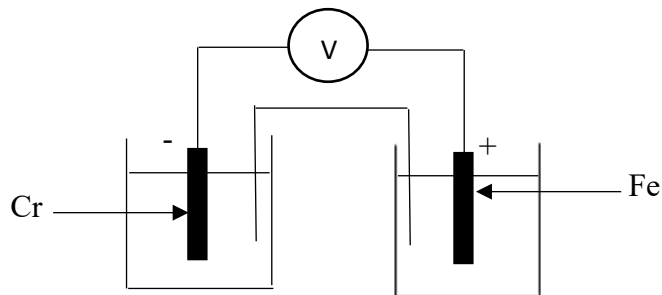


4

$$E = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = 1,03 \text{ V}$$

6

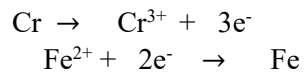
1

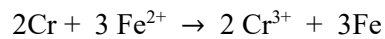


2

2.1 L'aiguille du voltmètre dévie dans l'autre sens

2.2





3

3.1

$$E = E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) - E^\circ(\text{Cr}/\text{Cr}^{3+}) = 0,31 \text{ V}$$

3.2

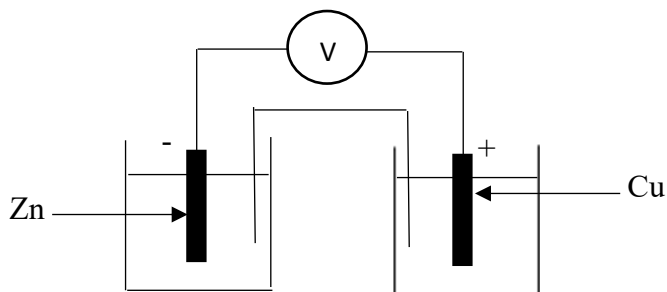
$$\text{D'après le bilan molaire : } [\text{Fe}^{2+}] \times V = \frac{3}{2} n_{\text{Cr}}$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{3}{2} C = 1,5 \text{ mol/L}$$

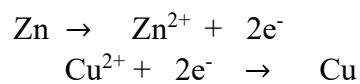
III- Situations d'évaluation

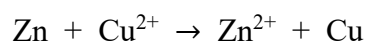
7

1



2





3

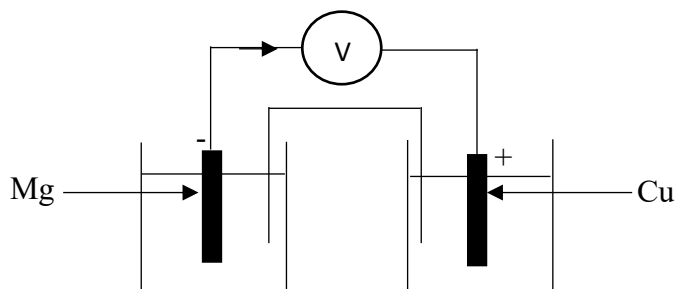
$$E = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 1,1 \text{ V}$$

8

1

$E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) < E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$ donc le pôle (-) de la pile est à l'électrode Mg^{2+}/Mg

2

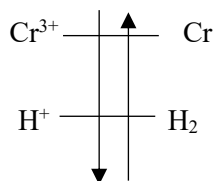


3

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

9

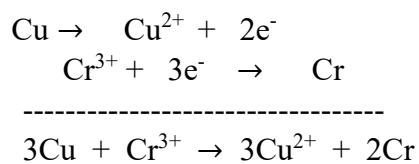
1



2

$E = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) < E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr})$ donc le pôle (-) de la pile est à l'électrode Cu^{2+}/Cu

3

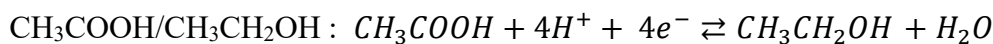
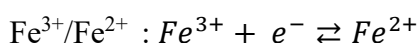
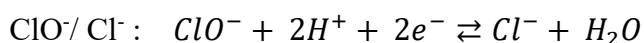
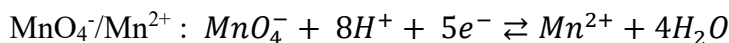
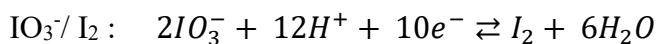
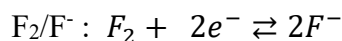
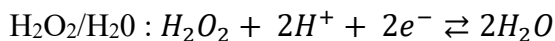


Leçon 12 : COUPLES OXYDANTS/RÉDUCTEURS EN SOLUTION AQUEUSE-DOSAGE

CORRIGÉS DES EXERCICES

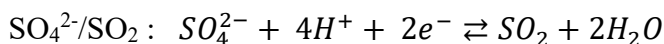
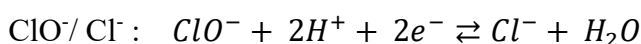
I- Exercices de fixation/Application :

1 Demi-équations électroniques

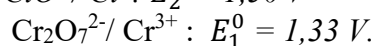
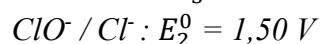
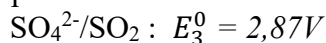


2

1. Demi-équations électroniques des trois couples.

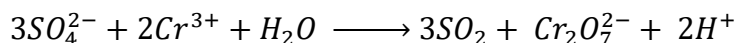
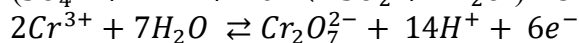
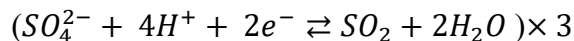


2. La réaction d'oxydoréduction spontanée a lieu entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.

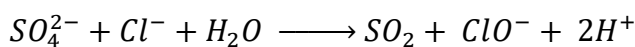
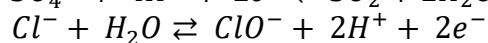
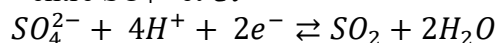


Les réactions possibles seront :

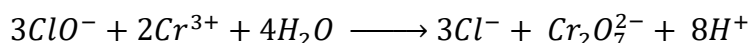
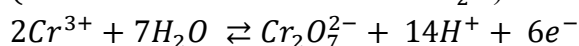
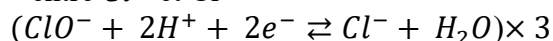
• entre SO_4^{2-} et Cr^{3+}



• entre SO_4^{2-} et Cl^-

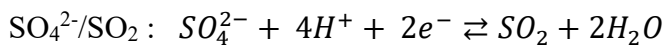
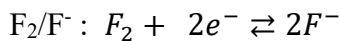
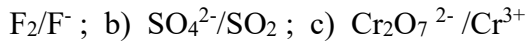


• entre Cl^- et Cr^{3+}

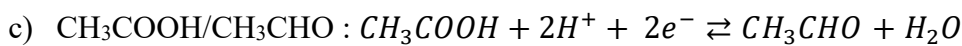
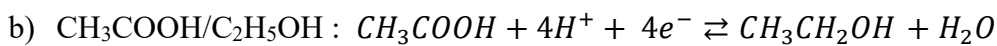
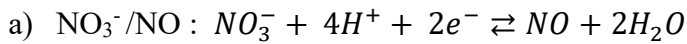


3

1- Demi-équations des couples oxydants-réducteurs



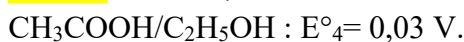
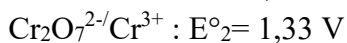
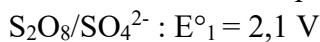
2- Ecris la réaction de réduction correspondant aux couples :



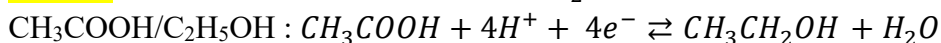
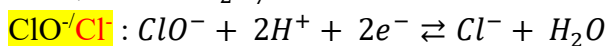
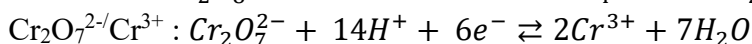
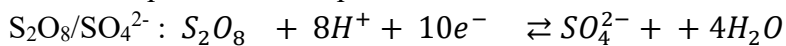
II- Exercices de renforcement/Approfondissement

4

1- Classement des couples par pouvoir oxydant croissant

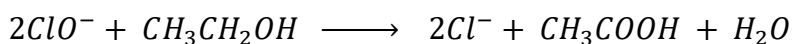
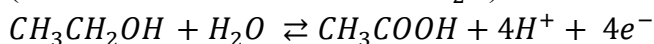
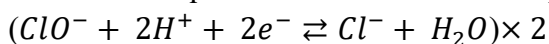


2- Demi-équations chimique



3-

3.1- Equation-bilan de la réaction qui a lieu



3.2- Volume d'acide nécessaire pour doser tout l'éthanol.

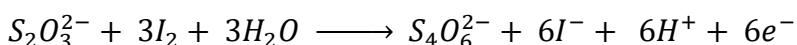
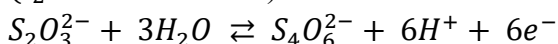
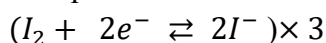
La quantité de matière d'éthanol : $n(\text{éthanol}) = C_2V_2 = 0,5 \times 0,04 = 0,02 \text{ mol}$

$$\frac{n(ClO^-)}{2} = n(\text{éthanol}) \Rightarrow n(ClO^-) = 2 \cdot n(\text{éthanol}) = 0,04 \text{ mol}$$

$$n(ClO^-) = C_1V_1 \quad V_1 = \frac{n(ClO^-)}{C_1} = \frac{0,04}{0,2} = 0,2 \text{ L}$$

5

1- Equation-bilan de la réaction entre le diiode et la solution de thiosulfate de sodium.



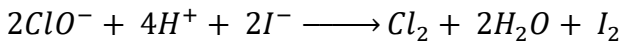
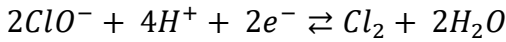
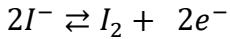
Quantité de matière d'ions thiosulfate utilisée.

$$n(S_2O_3^{2-}) = CV = 0,1 \times 0,0108 = 0,00108 \text{ mol}$$

$$n(I_2) = 3n(S_2O_3^{2-}) = 0,0324 \text{ mol}$$

La quantité de matière d'ions iodure qui ont réagi : $n(I^-) = n(I_2) = 0,0324 \text{ mol}$

2- Equation-bilan de la réaction d'oxydoréduction mettant en jeu l'eau de javel et la solution d'iodure de potassium



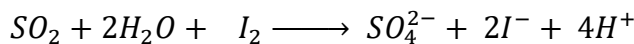
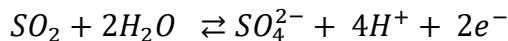
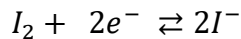
3- Concentration C de l'eau de javel utilisée.

$$\frac{n(ClO^-)}{2} = n(I_2) = 0,0324 \text{ mol} \Rightarrow n(ClO^-) = 2n(I_2) = 0,0648 \text{ mol}$$

$$n(ClO^-) = C.V \quad C = \frac{n(ClO^-)}{V} = 6,48 \text{ mol/L}$$

6

1. Equation-bilan de la réaction d'oxydoréduction



2. Concentration molaire C_1 .

$$C_1V_1 = C_2V_2 \quad C_1 = \frac{C_2V_2}{V_1} \quad C_1 = \frac{0,05 \times 20}{20} = 0,05 \text{ mol/L.}$$

3.

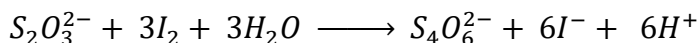
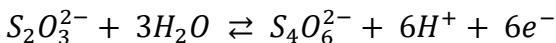
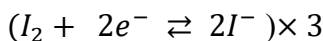
3.1 Le réactif en excès est le diiode.

3.2 Quantité de matière n_{Rest} de réactif restant.

n_{Rest}

4- Cette quantité de matière est dosée par une solution de thiosulfate de sodium de concentration $C_3 = 0,01 \text{ mol. L}^{-1}$. L'équivalence est atteinte pour un volume $V_3 = 19,4 \text{ mL}$ de solution versée.

4.1- Equation-bilan de la réaction entre l'ion thiosulfate et le diiode.



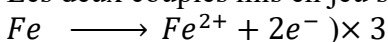
4.2- Détermine la concentration C_1 de la solution A.

7

1.

1.1 Equation-bilan de la réaction.

Les deux couples mis en jeu sont : Fe^{2+}/Fe et H_3O^+/H_2



9

1- Procédure pour obtenir 500 cm³ de solution.

Masse de sulfate de fer anhydre à peser.

$$m = C \cdot V \cdot M = 0,1 \times 0,5 \times (55,8 + 32,1 + 4 \times 16 + 7 \times 18) \quad m = 13,9 \text{ g}$$

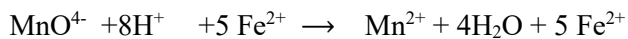
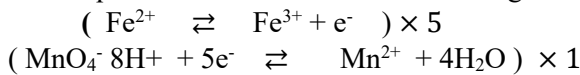
Il a pesé la masse m de sulfate de fer anhydre qu'il fait dissoudre dans une fiole jaugée de 500 mL contenant un peu d'eau distillée. Après la dissolution, il complète avec une pissette d'eau distillée jusqu'au niveau de 500 mL.

2- Mode opératoire à suivre.

- Placer dans un bécher un volume V = de la solution de sulfate de fer.
- Disposer le bécher en dessous d'une burette.
- Remplir la burette de la solution de permanganate de potassium.
- Ajouter la solution de permanganate qui se décolore jusqu'à la goutte qui permet la persistance du permanganate. Ce point indique qu'on est à l'équivalence.

3. Sachant que 10,1 cm³ de la solution de permanganate de potassium ont été nécessaire pour doser 20 mL (A ajouter dans le texte) de sulfate de fer.

Equation-bilan de la réaction du dosage



$$n(\text{MnO}_4^-) = \frac{n(\text{Fe}^{2+})}{5} \quad \text{or} \quad n(\text{MnO}_4^-) = C_0 V_0 \quad \text{et} \quad n(\text{Fe}^{2+}) = C_r V_r$$

C₀ : concentration de la solution oxydante (solution de permanganate de potassium).

C_r : concentration de la solution réductrice (solution de sulfate de fer).

$$C_0 V_0 = \frac{C_r V_r}{5} \quad C_r = \frac{5 C_0 V_0}{V_r}$$

$$\text{A.N. } C_r = \frac{5 \times 0,04 \times 10,1}{20} = 0,10 \text{ mol/L}$$

10

1- Noms des différents couples redox.

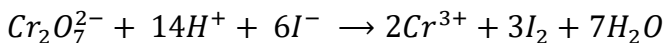
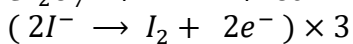
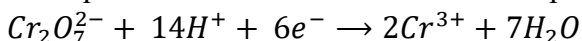
Expérience 1 : CrO₇²⁻/Cr³⁺ et I₂/I⁻

Expérience 2 : I₂/I⁻ et S₄O₆²⁻/S₂O₃²⁻

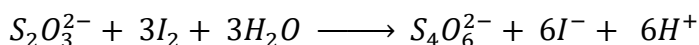
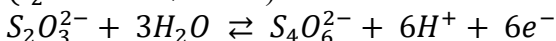
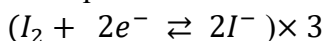
2- La couleur brune jaune est due au diiode formé.

3-

3.1 Equation-bilan de la réaction dans l'expérience 1.



3.2 Equation-bilan de la réaction dans l'expérience 2.



4- Vérifions que dans l'expérience 2 les ions iodure étaient effectivement en excès.

Première expérience.

$$n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = \frac{n(\text{I}^-)}{6} \quad C_0 V_0 = \frac{C_r V_r}{6} \quad C_r = \frac{6 C_0 V_0}{V_r} = 2,4 \text{ mol/L}$$

Deuxième expérience

$$n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = \frac{n(\text{I}_2)}{3} \quad C'_r V'_r = \frac{C'_0 V'_0}{3} \quad C'_0 = \frac{3 C'_r V'_r}{V'_0} = \frac{3 \times 0,2 \times 10}{(20+20)} = 0,15 \text{ mol/L}$$

Leçon 13 : OXYDORÉDUCTION PAR VOIE SÈCHE

CORRIGÉS DES EXERCICES

I- Exercices de fixation/Application :

1

1. F ; 2. V ; 3. V ; 4. V ; 5. V ; 6. V.

2

1. Lors d'une réduction, le nombre d'oxydation diminue.

2. L'équation-bilan suivante : $K \rightarrow K^+ + e^-$ ne représente pas une réduction.

3

Dans Al^{3+}

n.o (Al^{3+}) = +III

Dans Al_2O_3 :

n.o (O) = -II

$2 \times \text{n.o} (Al) + 3 \times \text{n.o} (O) = 0$ donc n.o (Al) = +III

Dans H_2SO_4

n.o (O) = -II

n.o (H) = +I

$2 \times \text{n.o} (H) + 4 \times \text{n.o} (O) + \text{n.o} (S) = 0$ donc n.o (S) = +VI

4

1) $2Na + Cl_2 \rightarrow 2 NaCl$

L'oxydant est Na et le réducteur est Cl_2 .

2) $SO_2 + 2 H_2S \rightarrow 3 S + 2 H_2O$.

L'oxydant est SO_2 et le réducteur est SO_2 .

5

1- a)

2- a)

3. b)

6

Dans Mn : n.o (Mn) = 0

Dans Mn^{2+} : n.o (Mn) = +II

Dans MnO_4^- on a n.o (Mn) + $4 \times \text{n.o} (O) = -1$ donc n.o (Mn) = $-1 - 4 \times \text{n.o} (O)$

n.o (Mn) = +VII

Dans MnO_2 on a n.o (Mn) + $2 \times \text{n.o} (O) = 0$ donc n.o (Mn) = $-2 \times \text{n.o} (O)$

n.o (Mn) = +IV

7

L'oxydation, c'est le passage de C à CO_2 .

La réduction, c'est le passage de H_2SO_4 à SO_2 .

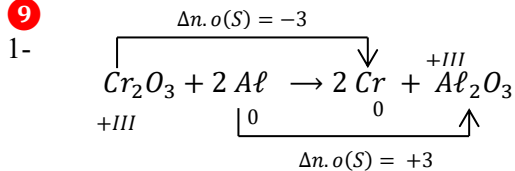
L'oxydant est H_2SO_4 .
Le réducteur est C.

8

- $Fe_3O_4 + CO \rightarrow Fe + CO_2$
- L'espèce chimique qui capte les électrons est Fe.
- L'espèce chimique qui cède les électrons est C.

II- Exercices de renforcement/Approfondissement

9



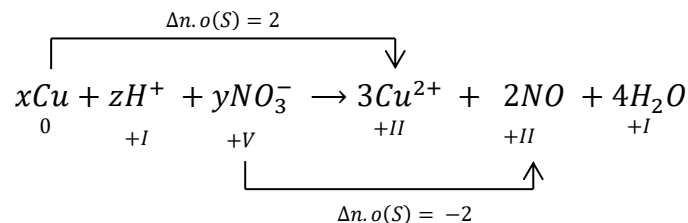
Le n. o (Cr) passe de +III dans Cr_2O_3 à 0 dans Cr, tandis que le n. o (Al) passe de 0 dans Al à +III dans Al_2O_3 : les n. o varient : cette réaction est une réaction d'oxydoréduction.

2. L'oxydant est Cr_2O_3 car son n.o diminue et le réducteur Al car son n.o augmente.

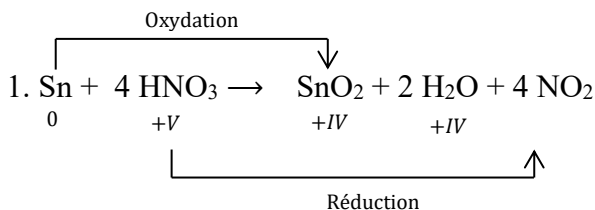
10

- Le n. o (C) dans C est 0 et le n. o (C) dans CO_2 est + IV
- Le n. o (C) passe de 0 dans C à + II dans CO_2 , tandis que le n. o (O) passe de 0 dans Al à -II dans CO_2 : les n. o varient : cette réaction est une réaction d'oxydoréduction.

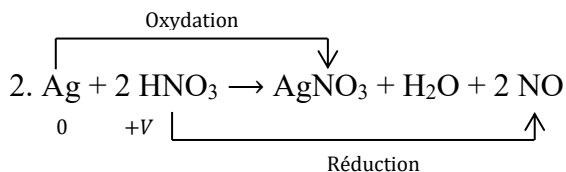
11



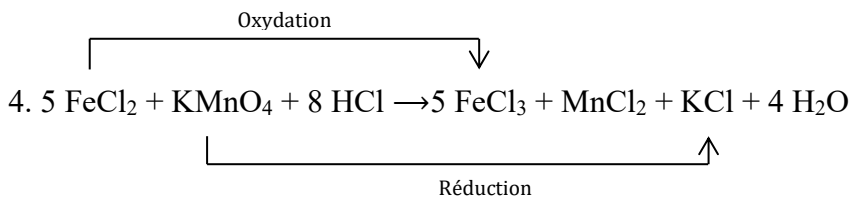
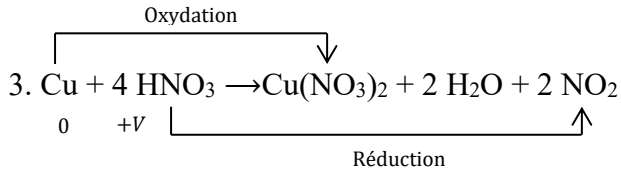
12



L'oxydant est HNO_3 et le réducteur est S



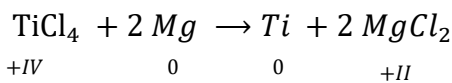
L'oxydant est HNO_3 et le réducteur est Ag



III- Situations d'évaluation

13

1. Equation-bilan de la réaction.



2. Justifions que c'est une réaction d'oxydoréduction.

Le n. o de (Ti) passe de +IV dans TiCl_4 à 0 dans Ti, tandis que le n. o de (Mg) passe de 0 dans Mg à +II dans MgCl_2 : les n. o varient : cette réaction est donc une réaction d'oxydoréduction.

3. Masse de titane obtenue.

$$m_{\text{Ti}} = n_{\text{Ti}} \times M_{\text{Ti}} \text{ avec } n_{\text{Ti}} = n_{\text{TiCl}_4} = \frac{m_{\text{TiCl}_4}}{M_{\text{TiCl}_4}}$$

$$\text{Donc } m_{\text{Ti}} = \frac{m_{\text{TiCl}_4}}{M_{\text{TiCl}_4}} \times M_{\text{Ti}} \quad m_{\text{Ti}} = 252,63 \text{ Kg}$$

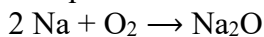
14

1. Une oxydation par voie sèche est une réaction de combustion.

2. Montrons que cette réaction est une oxydoréduction.

Dans cette réaction Le n. o (Na) passe de 0 dans Na à +I dans Na_2O , tandis que le n. o (O) passe de 0 dans O_2 à -II dans Na_2O : les n. o varient : cette réaction est une réaction d'oxydoréduction.

3. Équation-bilan.



4. Masse d'oxyde de sodium obtenue.

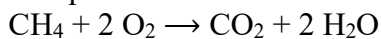
$$m_{\text{Na}_2\text{O}} = n_{\text{Na}_2\text{O}} \times M_{\text{Na}_2\text{O}} \text{ avec } n_{\text{Na}_2\text{O}} = 2 \times n_{\text{Na}} = 2 \times \frac{m_{\text{Na}}}{M_{\text{Na}}}$$

$$\text{D'où } m_{\text{Na}_2\text{O}} = 2 \times \frac{m_{\text{Na}}}{M_{\text{Na}}} \times M_{\text{Na}_2\text{O}} \quad m_{\text{Na}_2\text{O}} = 95,65 \text{ g}$$

15

1. Le gaz qui trouble l'eau de chaux et le dioxyde de carbone de formule CO_2

2. Équation bilan de la réaction.



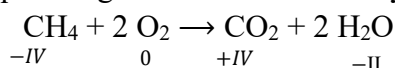
3. Volume de méthane gazeux utilisé.

$$V_{\text{CH}_4} = n_{\text{CH}_4} \times V_m \text{ avec } n_{\text{CH}_4} = n_{\text{CO}_2} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m}$$

$$\text{d'où } V_{\text{CH}_4} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m} \times V_m \Rightarrow V_{\text{CH}_4} = V_{\text{CO}_2}$$

$$V_{\text{CH}_4} = 1,5 \text{ L}$$

4. Montrons qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction.



Dans cette réaction Le n. o (C) passe de -IV dans CH_4 à +IV dans CO_2 , tandis que le n. o (O) passe de 0 dans O_2 à -II dans CO_2 : les n. o varient : cette réaction est une réaction d'oxydoréduction.

Leçon 14 : ÉLECTROLYSE

CORRECTION DES EXERCICES

1-Exercices de fixation/d'application

1

1-F ; 2-V ; 3-F ; 4-V ; 5-V

2

1-Un électrolyseur est constitué :

b) d'une cuve et de deux électrodes.

2-Lors d'une électrolyse, la circulation du courant est assurée par :

c) les ions et les électrons uniquement.

3

1-Anode : O_2 et à la cathode : H_2

2.

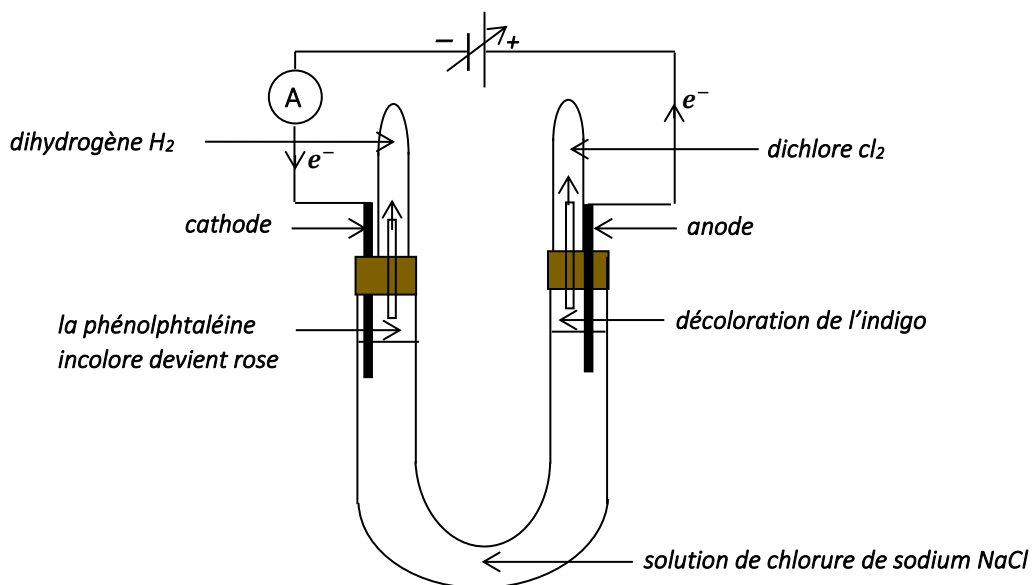
2.1-Equation à l'anode : $2H_2O \rightarrow O_2 + 4e^- + 4H^+$

Equation à la cathode : $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

2.2-Equation bilan de la réaction : $2H_2O \rightarrow O_2 + 2H_2$

4

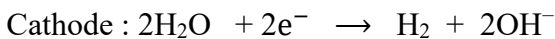
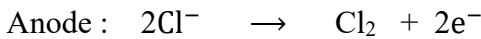
1-schema du dispositif



2-Sens de déplacement des porteurs de charge.

Le courant électrique dans un électrolyte est dû à la double migration des ions : Les cations migrent vers la cathode tandis que les anions migrent vers l'anode.

3-Equation aux électrodes et équation bilan de la réaction.

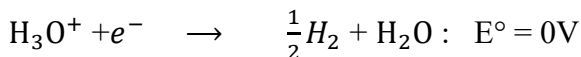


5

1-Réactions possibles

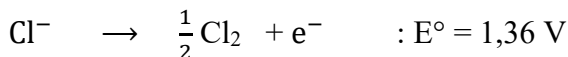
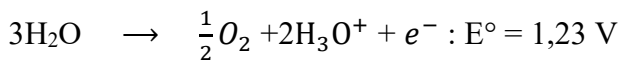
Espèces présentes en solution : Cl^- ; H_3O^+ ; H_2O

- Réduction possible à la cathode



La réduction de H_2O équivaut à celle de H_3O^+ .

- Oxydations possibles à l'anode

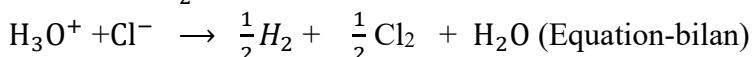
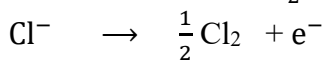
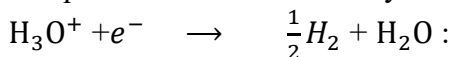


2-Nature du gaz obtenu

Le gaz formé à l'anode décolore l'indigo

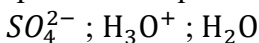
3- C'est le dichlore, alors qu'on pouvait prévoir l'obtention de dioxygène par oxydation du réducteur H_2O appartenant au couple ayant le potentiel normal le plus faible.

4-Equation bilan de l'électrolyse.

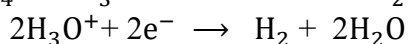
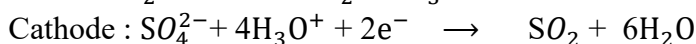
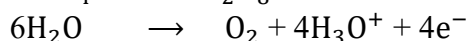
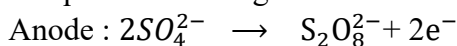


6

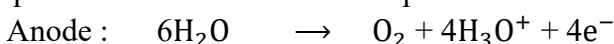
1-Espèces chimiques



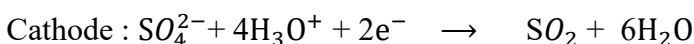
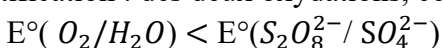
2-Equations envisageables



3-Equations bilans conformes aux prévisions.

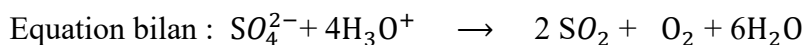


Justification : des deux oxydations, celle possible a le plus petit potentiel.



Justification : la réaction possible est celle qui a le potentiel le plus élevé.

$$E^\circ(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2) > E^\circ(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2)$$



II- Exercices de renforcement/Approfondissement

7

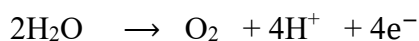
1-Nom du produit formé :

1.1 à l'anode le dioxygène

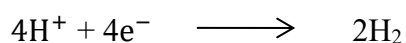
1.2 à la cathode : le dihydrogène.

2-Equation aux électrodes

À l'anode l'eau est oxydée en dioxygène (O_2)

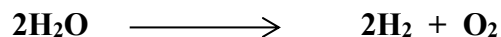


À la cathode l'ion hydronium est réduit en dihydrogène (H_2)



3-Equation bilan de la réaction

L'équation bilan de l'électrolyse de la solution d'acide sulfurique H_2SO_4 produit les corps simples H_2 et O_2 selon l'équation suivante :



4-oxydant : O_2 et Réducteur : H_2

8

1-

1.1-Equations aux électrodes

- A la cathode : $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
- A l'anode : $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{e}^- + 4\text{H}^+$

1.2-Equation bilan de l'électrolyse : $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2$

2.

2.1-Quantité d'électricité : $Q = I \cdot \Delta t$ donc $Q = 0,5 \times 10 \times 60 = 300\text{C}$.

2-2Nombre de moles d'électrons correspondant à Q.

$$n_e = \frac{Q}{F} \text{ donc } n_e = \frac{300}{96500} = 3,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

D'après le bilan molaire, le passage d'une mole d'électrons correspond à la formation d'une demi-mole de H_2 .

$$n(\text{H}_2) = \frac{n_e}{2} \text{ mol donc } n(\text{H}_2) = 1,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$n(O_2) = \frac{n(H_2)}{2} \text{ donc } n(O_2) = 7,77 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

4.2-Volumes des gaz recueillis.

$$V(H_2) = n(H_2) \times V_m$$

$$V(H_2) = 6,2 \cdot 10^{-4} \times 22,4 = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ L.}$$

Volume de dioxygène recueillis

$$V(O_2) = 3,1 \cdot 10^{-4} \times 22,4 = 0,7 \cdot 10^{-2} \text{ L.}$$

9

1-Quantité de matière d'électron : $n_e = \frac{Q}{F}$ donc $n_e = \frac{720}{96500} = 7,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

2-Masse d'étain formé :

D'après la demi équation électronique :

$$n_{Sn} = \frac{n_e}{2} \text{ soit } 3,7310^{-3} \text{ mol d'étain.}$$

Masse d'étain : $m(Sn) = M(Sn) \times n_{Sn}$

$$m(Sn) = 3,7310^{-3} \times 118,7 = 0,443 \text{ g.}$$

3-Concentration en ions Sn^{2+}

D'après la question 2, il a disparu $3,7310^{-3} \text{ mol}$ de Sn^{2+} ($n_{Sn} = n_{Sn^{2+}}$)

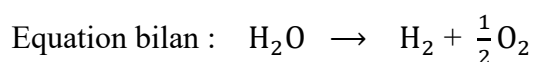
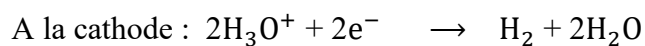
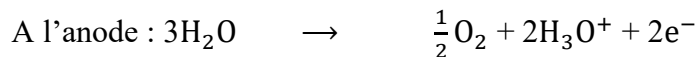
Au début, il y en avait $n(Sn^{2+})_{\text{initial}} = 0,1 \times 0,2 = 0,02 \text{ mol}$

IL reste donc $0,02 - 3,7310^{-3} = 1,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

Donc la concentration est ; $[Sn^{2+}] = \frac{1,63 \cdot 10^{-2}}{0,2} = 8,13 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L.}$

10

1-Equation aux électrode



2-Intensité du courant.

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{n \times F}{t}$$

$$n(e^-) = 4n(O_2) = 4 \cdot \frac{V(O_2)}{V_m} \text{ d'où } I = 4 \cdot \frac{V(O_2)}{V_m} \cdot \frac{F}{t} \text{ donc } I = 5,24 \text{ A.}$$

11

1-Observation aux électrodes

Anode : dégagement de dichlore Cathode : dépôt d'étain

2.

2.1. Equation à chaque électrode

- $2Cl^- \rightleftharpoons Cl_2 + 2e^-$
- $Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$

2.2-Equation bilan de la réaction : $Sn^{2+} + 2Cl^- \rightarrow Sn + Cl_2$

3-Le dichlore décolore l'indigo

4-

4.1 Quantité d'électricité.

$$Q = 2n(\text{Sn}^{2+}) \times Ne, n(\text{Sn}^{2+}) = n(\text{Sn}) = \frac{m}{M} \text{ donc } Q = 2\frac{m}{M}F = 4504 \text{ C}$$

4.2 Intensité I du courant

$$I = \frac{Q}{t} \text{ donc } I = \frac{4504}{15 \times 60} = 5 \text{ A.}$$

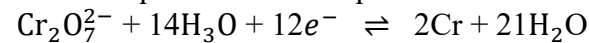
4.3- Volume de dichlore :

$$V(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \cdot V_m \text{ donc } V(\text{Cl}_2) = \frac{m}{M} \times V_m \text{ Donc } V(\text{Cl}_2) = 0,56 \text{ L}$$

III- Situations d'évaluation

12

1-Demi-équation électronique :



2-

2-1. Quantité d'électricité :

$$Q = I \cdot \Delta t = n(e^-) \cdot F = 20 \times 3 \times 60 \text{ donc } Q = 3600 \text{ C}$$

2.2 Epaisseur h du film :

$$m = \rho \cdot S \cdot h \text{ donc } h = \frac{m}{\rho \cdot S} = \frac{n(\text{Cr}) \cdot M(\text{Cr})}{\rho \cdot S} = \frac{n(e^-) \cdot M(\text{Cr})}{\rho \cdot S} \text{ Or } n(e^-) = \frac{Q}{F}$$

$$\text{Donc } h = \frac{Q \cdot M(\text{Cr})}{6pS \cdot F} \text{ Donc } h = 4,5 \text{ mm}$$

13

1-Espèces chimiques en solution :

K^+ , I^- venant du soluté

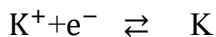
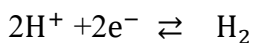
H_3O^+ , OH^- , H_2O venant du solvant

2-reactions susceptibles de se produire :

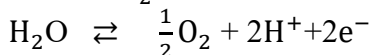
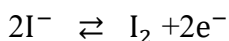
- A l'électrode relié au pôle négatif du générateur se produit une réduction.
- A l'électrode relié au pôle positif du générateur se produit une oxydation.

Réactions à envisager :

A la cathode :



A l'anode :



3-Coupls mis en jeu :

Cathode : H^+/H_2

Anode : I_2/I^-

4-

4.1-Nombre de moles d'électrons correspondant à Q.

$$n_e = \frac{Q}{F} \text{ donc } n_e = \frac{0,01 \cdot 60 \cdot 60}{96500} = 3,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

D'après le bilan molaire, le passage d'une mole d'électrons correspond à la formation d'une demi-mole de I_2 .

$$n(I_2) = \frac{n}{2} \text{ mol donc } n(I_2) = 1,85 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

4.2-Volume de gaz formé à la cathode :

$$V(H_2) = n(H_2) \times V_m$$

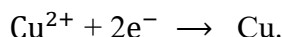
$$V(H_2) = 1,85 \cdot 10^{-4} \times 22,4 = 41,44 \cdot 10^{-4} \text{L.}$$

14

1.

1.1-Equations aux électrodes.

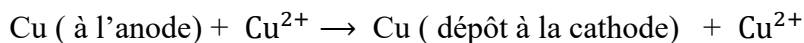
A la cathode, les ions cuivre (II) Cu^{2+} sont réduits :



A l'anode, le cuivre est oxydé en ions cuivre (II) Cu^{2+} .



1.2-Equation bilan de la réaction :



2.

2.1-Quantité de matière d'électrons mis en jeu :

$$n_e = \frac{Q}{F} = \frac{I \cdot t}{F} \quad n_e = \frac{0,15 \times 30 \times 60}{96500} = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

2.2-Masse de cuivre formé :

D'après la demi équation électronique :

$$n_{Cu} = \frac{n_e}{2} \text{ soit } 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de cuivre.}$$

Masse de cuivre : $m(Sn) = n_{Cu} \times M(Cu)$

$$m(Cu) = 2,8 \cdot 10^{-3} \times 63,5 = 0,18 \text{ g}$$

Leçon 15 : CORROSION ET PROTECTION DES MÉTAUX

CORRECTION DES EXERCICES

1

1-Causes chimiques

Des acides et des gaz attaquent directement les métaux.

2-Protection par modification chimique en surface : on plonge la pièce dans un bain pour former une couche imperméable.

2

Les métaux à utiliser pour protéger une installation en cuivre :

On peut utiliser des métaux plus réducteurs que le cuivre, car ces derniers subissent l'oxydation à sa place.

3

1-Au contact du dioxygène de l'air, le cuivre s'oxyde pour former de la cuprite de couleur brune.

2-Le cuivre se corrode au contact de l'air. Il se couvre d'une couche verdâtre appelée vert-de-gris. Cette couche est imperméable et isole le cuivre de l'air et des réactifs responsables de sa corrosion. La corrosion du cuivre s'arrête donc dès l'apparition du vert-de-gris.

II- Exercices de renforcement/Approfondissement

4

1-b) Seul le zinc est attaqué.

2-Le but est de protéger le fer contre l'oxydation.

Le zinc étant plus réducteur que le fer, il va subir l'oxydation à sa place

5

En milieu humide, il se forme sur le métal, en deux points différents mais proches, une zone d'oxydation et une zone de réduction. Entre ces zones circulent des ions et des électrons. Le tout forme une micro-pile.

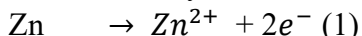
2.1 Ces métaux sont moins réducteurs que le fer.

2.2 Ces métaux sont plus réducteurs que le fer.

6

1-Quantité d'électricité mise en jeu :

Le zinc est oxydé selon la réaction électrochimique suivante :



La quantité de Zinc contenue dans le bloc vaut : $n_{\text{Zn}} = \frac{m}{M(\text{Zn})}$ en mole

La quantité d'électricité Q fournie par l'oxydation totale de Zinc correspond à $2n_{\text{Zn}}$ mol d'électrons ; soit :

$$Q = 2 \cdot n_{\text{Zn}} \times N \times e = 2 \times \frac{m}{M(\text{Zn})} \times N \times e. \quad Q = \frac{2 \times 80.10^3 \times 6,02 \times 1,6 \times 10^{23} \times 10^{-19}}{65,4} = 2,36.10^8 \text{ C}$$

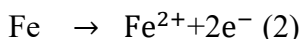
Intensité du courant :

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{2,36.10^8}{15 \times 30 \times 24 \times 3600} = 6 \text{ A.}$$

2-

2.1-Masse de fer qui serait corrodé.

En absence de Zinc, c'est le fer qui subit une oxydation ; dans un premier temps. Il se transforme en ions Fe^{2+}



Les équations (1) et (2) montrent que la quantité de fer qui se serait oxydée en absence de Zinc est telle que.

$$n_{Fe} = n_{Zn} = \frac{m}{M(Zn)}$$

La masse de fer qui se serait oxydée vaut :

$$m_1 = n_{Fe} \times M(Fe) = \frac{m}{M(Zn)} \times M(Fe).$$

$$m_1 = \frac{80.10^3}{65,4} \times 55,8 = 68,3.10^3 = 68,2\text{kg}.$$

2.2-La masse de rouille qui se serait formée :

La formule de la rouille est assimilée à celle de l'hydroxyde de fer III : $Fe(OH)_3$

Chaque mole de fer conduit à la formation d'une mole de rouille, d'où

$$n(Fe(OH)_3) = n(Fe)$$

$$m_2 = n(Fe(OH)_3) \times M(Fe(OH)_3)$$

$$m_2 = \frac{m}{M(Zn)} \times M(Fe(OH)_3)$$

$$m_2 = \frac{80.10^3}{65,4} \times (55,8 + 3 \times 17)$$

$$m_2 = 130,6.10^3 \text{ g}$$

III- Situations d'évaluation

7

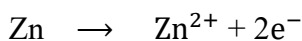
1-Le fer sera attaqué s'il est revêtu d'un métal moins réducteur que lui.

2-Il sera protégé s'il est revêtu d'un métal plus réducteur que lui.

Il est donc préférable d'utiliser le Zinc car il est plus réducteur que le fer. En cas de formation d'une micro pile, le fer ne sera pas attaqué car il joue le rôle de la cathode.

3-

- ✓ Si le métal utilisé est le Zinc, il sacrifie pour protéger le fer.



- ✓ Si la protection est en étain, l'acier rouille

8

1-Couples électrochimiques en présence : Fe^{2+}/Fe et Zn^{2+}/Zn .

2-Le métal le plus réducteur entre le fer et le Zinc est : le Zinc.

3-Demi-équation de la réduction : $Zn^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Zn$.

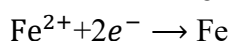
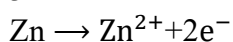
4-Le zinc s'oxyde plus facilement que le fer : il va donc être rongé en premier, formant ainsi une protection étanche par conséquent, il faut toujours le renouveler.

9

1-Formules des ions en présence dans l'électrolyte : Zn^{2+} , Fe^{2+} .

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

3-formation du dépôt de Zinc



$Fe^{2+} + Zn \rightarrow Fe + Zn^{2+}$ équation bilan de la réaction.

4- La lame de Zinc est l'anode.