

Chimie



Corrigé

Auteurs

Collectif





© Vallesse Éditions, Abidjan, 2021

ISBN : 978-2-902594-93-1

Toute reproduction interdite sous peine de poursuites judiciaires.



Thème 1 : CHIMIE ORGANIQUE

Leçon

1

Généralités sur les composés organiques

Exercice 1

Un composé chimique est dit organique lorsque sa molécule possède au moins un atome de carbone lié, au moins, à un atome d'hydrogène.

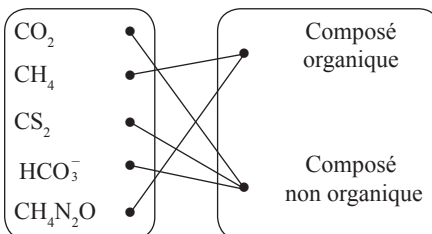
Exercice 2

		Vrai	Faux
1	Les composés organiques peuvent être des substances naturelles, extraites de plantes, d'animaux ou de micro-organismes, ou des molécules synthétiques, inconnues dans le monde vivant.	X	
2	Les composés organiques comportent uniquement les éléments carbone et hydrogène.		X
3	Il existe des composés carbonés non organiques.	X	
4	L'élément carbone est omniprésent dans les composés organiques.	X	

Exercice 3

- 1) L'analyse élémentaire qualitative d'un composé organique a pour objet d'identifier tous les éléments présents dans ce composé.
- 2) L'analyse élémentaire quantitative a pour but de déterminer la composition centésimale massique de chaque élément d'un composé organique.

Exercice 4



Exercice 5

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

Exercice 6



Masse molaire du composé :

$$M = (2 \times 12) + (4 \times 1) + (2 \times 16) = 60 \text{ g/mol}$$

$$\% X = \frac{m_X}{M}$$

$$\% C = \frac{12 \times 2}{60} = 40,0 \%$$

$$\% H = \frac{1 \times 4}{60} = 6,67 \%$$

$$\% O = \frac{16 \times 2}{60} = 53,33 \%$$



$$M = 53 \text{ g/mol}$$

$$\% C = \frac{12 \times 3}{53} = 67,92 \%$$

$$\% H = \frac{1 \times 3}{53} = 05,66 \%$$

$$\% N = \frac{1 \times 14}{53} = 26,42 \%$$

Exercice 7Masse molaire du composé : $M = 324 \text{ g/mol}$

$$\% C = \frac{12 \times 20}{324} = 74,07 \%$$

$$\% H = \frac{1 \times 24}{324} = 7,41 \%$$

$$\% O = \frac{16 \times 2}{324} = 9,88 \%$$

$$\% N = \frac{14 \times 2}{324} = 8,64 \%$$

Exercice 8

(b)

Exercice 9

Masse molaire moléculaire :

$M = 29, d = 29 \times 1,55 = 44,95 \text{ g/mol}$

Formule générale : $C_xH_yN_z$

$$\% C = \frac{12x}{M} \text{ d'où}$$

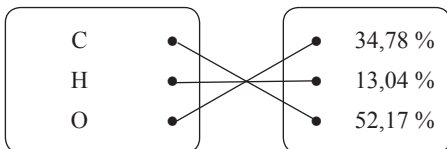
$$x = \frac{M.\%C}{12} = \frac{44,95 \times 53,3}{1200} = 2$$

$$\% H = \frac{y}{M} \text{ d'où}$$

$$y = \frac{M.\%H}{1} = \frac{44,95 \times 15,6}{100} = 7$$

$$\% N = \frac{14z}{M} \text{ d'où}$$

$$z = \frac{M.\%N}{14} = \frac{44,95 \times 31,1}{1400} = 1$$

Formule du composé : C_2H_7N **Exercice 10****Exercice 11****Exercice 12**

1) Masse molaire moléculaire de l'acide acétique :

$M = 2M(C) + 4M(H) + 2M(O)$

$M = (2 \times 12) + (4 \times 1) + (2 \times 16)$

$M = 60 \text{ g.mol}^{-1}$

2) Composition centésimale massique :

$$\% C = \frac{12 \times 2}{60} = 40 \%$$

$$\% H = \frac{1 \times 4}{60} = 6,7 \%$$

$$\% O = \frac{16 \times 2}{60} = 53,3 \%$$

Exercice 13Formule générale : $C_xH_yN_zO_t$

$$\% C = \frac{12x}{M} \text{ d'où}$$

$$x = \frac{M.\%C}{12} = \frac{194,2 \times 49,48}{1200} = 8$$

$$\% H = \frac{y}{M} \text{ d'où}$$

$$y = \frac{M.\%H}{1} = \frac{194,2 \times 5,15}{100} = 10$$

$$\% N = \frac{14z}{M} \text{ d'où}$$

$$z = \frac{M.\%N}{14} = \frac{194,2 \times 28,87}{1400} = 4$$

$$\% O = \frac{16t}{M} \text{ d'où}$$

$$t = \frac{M.\%O}{16} = \frac{194,2 \times 16,49}{1600} = 2$$

La formule brute de la caféine est : $C_8H_{10}N_4O_2$ **Exercice 14**Formule générale : $C_xH_yO_z$

$$\% C = \frac{12x}{M} \text{ d'où}$$

$$x = \frac{M.\%C}{12} = \frac{180 \times 40}{1200} = 6$$

$$\% H = \frac{y}{M} \text{ d'où}$$

$$y = \frac{M.\%H}{1} = \frac{180 \times 6,7}{100} = 12$$

$$\% O = \frac{16t}{M} \text{ d'où}$$

$$z = \frac{M.\%O}{16} = \frac{180 \times 53,3}{1600} = 6$$

La formule brute du glucose est : $C_6H_{12}O_6$.

Exercice 15

Formule générale : $C_xH_yO_z$

• Quantité de matière du composé :

$$n = \frac{m}{M}; \text{ avec } n : \text{ la quantité de matière du}$$

composé organique étudié

m : la masse de l'échantillon du composé organique étudié

M : la masse molaire moléculaire du composé organique étudié

$$n = \frac{0,225}{116} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

• Expression de la quantité de matière de dioxyde de carbone en fonction de x et de la quantité de matière d'eau en fonction de y :

On réalise un tableau bilan suivant :

	$C_xH_yO_z + (x + y/4 - z/2) O_2 \rightarrow x CO_2 + (y/2) H_2O$		
État du système	Quantité de matière (en mol)		
État initial	$2 \cdot 10^{-3}$	0	0
État final	0	$2 \cdot 10^{-3}$	$10^{-3}y$

Soit $n(CO_2)$ la quantité de matière de dioxyde de carbone et $n(H_2O)$ la quantité de matière d'eau.

$$n(CO_2) = 2 \cdot 10^{-3} x = m(CO_2) / M(CO_2)$$

$$n(H_2O) = 10^{-3} y = m(H_2O) / M(H_2O)$$

Or on a aussi :

$$n(CO_2) = m(CO_2) / M(CO_2)$$

$$n(CO_2) = 0,512 / (12 + (2 \times 16))$$

$$n(CO_2) = 1,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(H_2O) = m(H_2O) / M(H_2O)$$

$$n(H_2O) = 0,209 / ((2 \times 1) + 16)$$

$$n(H_2O) = 1,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Par suite :

$$2 \cdot 10^{-3} x = 1,16 \cdot 10^{-2}$$

$$x = 1,16 \cdot 10^{-2} / 2 \cdot 10^{-3}$$

$$x = 6$$

$$10^{-3} y = 1,16 \cdot 10^{-2}$$

$$y = 1,16 \cdot 10^{-2} / 10^{-3}$$

$$y = 12$$

Soit M la masse molaire moléculaire du composé organique : $M = x M_C + y M_H + z M_O$
D'où :

$$z = (M - x M_C - y M_H) / M_O$$

$$z = (116 - (6 \times 12) - (12 \times 1)) / 16$$

$$z = 2$$

La formule brute de l'acide caproïque est :



Exercice 16

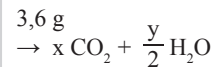
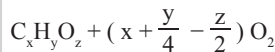
1) Un composé chimique est dit organique lorsque sa molécule possède au moins un atome de carbone lié, au moins, à un atome d'hydrogène.

2) Masse molaire moléculaire de la substance :

$$d = \frac{M}{29} \Rightarrow M = 29 \cdot d = 29 \times 2,48 = 71,92 \text{ g/mol}$$

3)

3.1) Composition centésimale massique de la substance :



$$8,7 \text{ g} \quad 3,7 \text{ g}$$

Après la combustion :

$$m(C) = (8,7 \times 12/44) = 2,4 \text{ g. Donc}$$

$$\% C = \frac{2,4}{3,6} = 66,7 \%$$

$$m(H) = (3,7 \times 2/18) = 0,4 \text{ g. donc}$$

$$\% H = \frac{0,4}{3,6} = 11,1 \%$$

$$\% O = 100 - (66,7 + 11,1) = 22,2 \%$$

3.2) Formule brute de la substance :

$$\% C = \frac{12x}{M} \text{ d'où}$$

$$x = \frac{M.\%C}{12} = \frac{71,92 \times 66,7}{1200} = 4$$

$$\% \text{H} = \frac{y}{M} \times 100 \text{ d'où}$$

$$y = \frac{M.\% \text{H}}{1} = \frac{71,92 \times 11,1}{100} = 8$$

$$\% \text{O} = \frac{16z}{M} \text{ d'où}$$

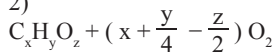
$$z = \frac{M.\% \text{O}}{16} = \frac{71,92 \times 22,2}{1600} = 1$$

La formule brute du composé est : $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$

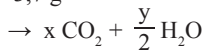
Exercice 17

1) Gaz qui trouble l'eau de chaux : le dioxyde de carbone

2)



$$3,7 \text{ g}$$



$$8,8 \text{ g} \quad 4,5 \text{ g}$$

$$2.1) m(\text{C}) = (8,8 \times 12/44) = 2,4 \text{ g.}$$

$$\text{Donc on a : } \% \text{C} = \frac{2,4}{3,7} = 64,8 \%$$

$$2.2) m(\text{H}) = (4,5 \times 2/18) = 0,5 \text{ g. donc}$$

$$\% \text{H} = \frac{0,5}{3,7} = 13,5 \%$$

$$3) \% \text{O} = 100 - (64,8 + 13,5) = 21,7 \%$$

Or $\% \text{O} = m(\text{O}) \times 100/3,7$ d'où

$$m(\text{O}) = 21,7 \times 3,7 / 100 = 0,8 \text{ g}$$

4) Formule brute de cette substance :

$$\% \text{C} = \frac{12x}{M}, \text{ d'où}$$

$$x = \frac{M.\% \text{C}}{12} = \frac{74 \times 64,8}{1200} = 4$$

$$\% \text{H} = \frac{y}{M} \text{ d'où}$$

$$y = \frac{M.\% \text{H}}{1} = \frac{74 \times 13,5}{100} = 10$$

$$\% \text{O} = \frac{16z}{M} \text{ d'où}$$

$$z = \frac{M.\% \text{O}}{16} = \frac{74 \times 21,7}{1600} = 1$$

La formule brute du composé est : $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

Exercice 18

1. Un composé chimique est dit organique lorsque sa molécule possède au moins un atome de carbone lié, au moins, à un atome d'hydrogène.

2. Quantité de matière du composé organique dans l'échantillon utilisé.

$n = \frac{m}{M}$; avec n : la quantité de matière du composé organique étudié

m : la masse de l'échantillon du composé organique étudié

M : la masse molaire moléculaire du composé organique étudié

$$n = 0,230 / 46$$

$$n = 5.10^{-3} \text{ mol}$$

3)

	$\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z + (x + y/4 - z/2) \text{O}_2 \rightarrow x \text{CO}_2 + (y/2) \text{H}_2\text{O}$		
État du système	Quantité de matière (en mol)		
État initial	5.10^{-3}	0	0
État final	0	$5.10^{-3} x$	$2,5.10^{-3} y$

Soit $n(\text{CO}_2)$ la quantité de matière de dioxyde de carbone et $n(\text{H}_2\text{O})$ la quantité de matière d'eau,

$$n(\text{CO}_2) = 5.10^{-3} x$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 2,5.10^{-3} y$$

4)

4.1) Valeurs de x , y et z

Soit $n(\text{CO}_2)$ la quantité de matière de dioxyde de carbone, $m(\text{CO}_2)$ la masse de dioxyde de carbone et $M(\text{CO}_2)$ la masse molaire moléculaire du dioxyde de carbone,

$$n(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2) / M(\text{CO}_2)$$

$$n(\text{CO}_2) = 0,440 / (12,0 + (2 \times 16))$$

$$n(\text{CO}_2) = 10^{-2} \text{ mol}$$

On a aussi :

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / M(\text{H}_2\text{O})$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,270 / ((2 \times 1,0) + 16))$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 1,5.10^{-2} \text{ mol}$$

En utilisant les résultats de la troisième question, on obtient :

$$\begin{aligned}5.10^{-3} x &= 1.10^{-2} & 2,5.10^{-3} y &= 1,5.10^{-2} \\x &= 1.10^{-2} / 5.10^{-3} & y &= 1,5.10^{-2} / 2,5.10^{-3} \\x &= 2 & y &= 6\end{aligned}$$

Soit M la masse molaire moléculaire du composé organique : $M = x M_C + y M_H + z M_O$

D'où :

$$\begin{aligned}z &= (M - x M_C - y M_H) / M_O \\z &= (46,0 - (2 \times 12,0) - (6 \times 1,0)) / 16,0 \\z &= 1\end{aligned}$$

La formule brute du composé chimique étudié est donc C_2H_6O .

4.2) Les pourcentages en masse de chaque élément présent dans ce composé.

$$\% C = \frac{12x}{M} = \frac{2 \times 12}{46} = 52,2 \%$$

$$\% H = \frac{y}{M} = \frac{6 \times 1}{46} = 13 \%$$

$$\% O = \frac{16z}{M} = \frac{1 \times 16}{46} = 34,8 \%$$

Leçon

2

Hydrocarbures saturés : Les alcanes

Exercice 1

1)

1.1) Un alcane est un hydrocarbure saturé constitué d'atomes de carbone (C) et d'hydrogène (H), liés entre eux par des liaisons de covalence simples.

1.2) Deux composés sont dits isomères lorsqu'ils ont la même formule brute mais des formules semi-développées différentes.

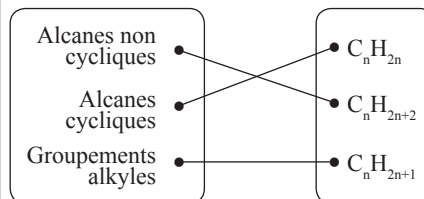
1.3) Une réaction de substitution est une réaction au cours de laquelle des atomes étrangers viennent se substituer aux atomes d'hydrogène, sans qu'il y ait modification de la chaîne carbonée.

2.

2.1) Le carbone est dit tétraédrique lorsqu'il occupe le centre d'un tétraèdre régulier aux sommets duquel se placent les quatre atomes voisins.

2.2) Une réaction photochimique est une réaction qui nécessite la lumière pour se produire.

Exercice 2



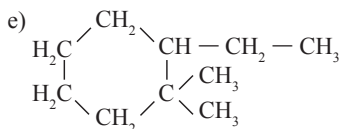
Exercice 3

Les alcanes sont des hydrocarbures saturés. Les atomes de carbone et d'hydrogène sont liés entre eux par des liaisons de covalence **simples**. Il existe des alcanes dont la **chaîne** carbonée principale est fermée.

Ce sont des **cyclanes** ou **cycloalcanes**. Les alcanes ramifiés sont des alcanes possédant une chaîne carbonée principale avec un ou plusieurs « morceaux » de chaîne carbonée greffés dessus, appelés **groupements alkyles**. La réaction de **substitution** des alcanes est une réaction **photochimique** ; elle nécessite la présence de **lumière intense** ou de rayon UV. Les alcanes gazeux tels que le butane sont utilisés comme **combustibles** domestiques.

Exercice 4

- 1)
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 - $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 - $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 - $$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} - \text{H}_2\text{C} \\ | \quad \diagdown \\ \text{H}_2\text{C} - \text{H}_2\text{C} \end{array} \text{CH} - \text{CH}_3$$
- e)
- $$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ / \quad \backslash \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ | \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{C} \quad \text{CH}_3 \\ \backslash \quad / \\ \text{CH}_2 \end{array}$$
- 2.
- $$\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_2}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$$
 - $$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$$
 - $$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ | \\ \text{CH}_2 - \text{C} - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_2}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{Cl} \quad \text{Br} \end{array}$$
 - $$\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} - \underset{\text{F}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$$



Exercice 5

- 2,4 - diméthylhexane
- 3 - éthyl - 5 - méthyl - 4 - propylheptane
- 1 - éthyl - 3 - méthylcyclohexane
- 1,2 - diméthylcyclobutane
- ter-butylcyclohexane

Exercice 6

- isopentane :

$$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$$
- isopropylcyclopropane :

$$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} \\ | \\ \text{H}_2\text{C} - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \quad \quad | \\ \quad \quad \text{CH}_3 \end{array}$$
- isopropylcyclohexane :

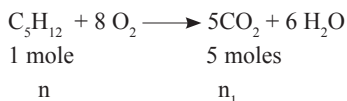
$$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ / \quad \backslash \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ | \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}_2 \quad \text{CH}_3 \\ \backslash \quad / \\ \text{CH}_2 \end{array}$$

Exercice 7

- La combustion des alcanes est la réaction entre l'alcane et le **dioxygène** contenu dans l'air. Elle dégage de la chaleur, c'est une réaction **exothermique**.
- Lorsque le dioxygène est en **excès**, la combustion est complète, le **dioxyde de carbone** et l'**eau** sont les seuls produits de la réaction.
- Lorsque le dioxygène est en défaut, la combustion est **incomplète** ; les produits de la réaction chimique sont du **carbone** et de l'**eau** et éventuellement du **monoxyde de carbone**.

2. Volume V de dioxyde de carbone obtenu :

Faisons le bilan molaire de la réaction.



Le bilan indique que : $n_1 = 5n$

Or $n = \frac{m}{M}$ avec M masse molaire moléculaire du pentane.

Le volume de dioxyde de carbone produit est tel que $V = n_1 \cdot V_m$

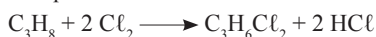
$$V = 5 \cdot \frac{m}{M} \cdot V_m$$

Application numérique :

$$V = 5 \times \frac{7,2}{(5 \times 12) + 12} \times 22,4 = 11,2 \text{ L}$$

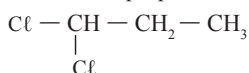
Exercice 14

1. Équation-bilan de la réaction.

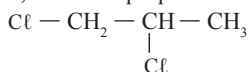


2. Les isomères de formule brute $\text{C}_3\text{H}_6\text{Cl}_2$:

1,1-dichloropropane :



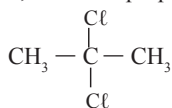
1,2-dichloropropane :



1,3-dichloropropane :

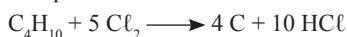


2,2-dichloropropane :



Exercice 15

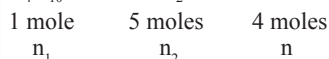
1. Équation-bilan de la réaction :



2.

2.1) Volume V_1

Faisons le bilan molaire de la réaction



Le bilan indique que :

$$n = 4n_1 \text{ et } n_2 = 5n_1$$

ce qui donne les égalités suivantes :

$$n_1 = \frac{n}{4} \text{ et } n_2 = \frac{5}{4} n$$

Or $n = \frac{m}{M}$ avec M masse molaire atomique du carbone.

Le volume de butane à utiliser est tel que

$$V_1 = n_1 \cdot V_m$$

$$V_1 = \frac{m}{4M} \cdot V_m$$

Application numérique :

$$V_1 = \frac{4,8}{4 \times 12} \times 22,4 = 2,24 \text{ L}$$

2.2) Volume V_2 de dichlore nécessaire.

$$V_2 = n_2 \cdot V_m$$

$$V_2 = \frac{5m}{4M} \cdot V_m$$

$$V_2 = \frac{5 \times 4,8}{4 \times 12} \times 22,4 = 11,2 \text{ L}$$

Exercice 16

1. La combustion est incomplète.

2. Équation-bilan de la réaction :



3. Masse m de butane consommé :

Faisons le bilan molaire de la réaction



Le bilan indique que :

$$2n_1 = 5n \quad (1)$$

$$n_2 = 4n \quad (2)$$

$$n_3 = 5n \quad (3)$$

de l'égalité (2) on a : $n = \frac{n_2}{4}$

Avec $n = \frac{m}{M}$ où M est la masse molaire moléculaire du butane

$n_2 = \frac{m_C}{M_C}$ où M_C est la masse molaire atomique du carbone

on obtient : $m = \frac{M}{4} \cdot \frac{m_C}{M_C}$

Application numérique :

$$m = \frac{(4 \times 12) + 10}{4} \times \frac{3}{12} = 3,6 \text{ g}$$

4.

4.1) Masse d'eau obtenue

Des égalités (2) et (3) de la question 3, on tire :

$$n_3 = \frac{5}{4} n_2$$

Or $n_3 = \frac{m_e}{M_e}$ où M_e est la masse molaire moléculaire de l'eau et $n_2 = \frac{m_C}{M_C}$

On obtient alors $m_e = \frac{5}{4} \cdot \frac{M_e}{M_C} \times m_C$

Application numérique :

$$m_e = \frac{5}{4} \times \frac{18}{12} \times 3 = 5,6 \text{ g}$$

4. 2) Volume V' de dioxygène consommé dans les conditions normales de température et de pression

Des égalités (1) et (2) de la question 3, on tire :

$$n_1 = \frac{5}{8} n_2$$

Or, $n_1 = \frac{V'}{V_m}$ et $n_2 = \frac{m_C}{M_C}$

On obtient alors $V' = \frac{5}{8} \cdot \frac{m_C}{M_C} \cdot V_m$

Application numérique :

$$V' = \frac{5}{8} \times \frac{3}{12} \times 22,4 = 3,5 \text{ L}$$

Exercice 17

1. Une réaction de substitution est une réaction au cours de laquelle des atomes étrangers viennent se substituer aux atomes d'hydrogène, sans qu'il y ait modification de la chaîne carbonée.

2. Intérêt des alcanes : Le principal intérêt des alcanes est bien entendu leur utilisation à la fois comme sources d'énergie (énergies fossiles) et comme matières premières pour

la fabrication de produits pétrochimiques (matières plastiques, détergents, etc.). Ils font donc partie de l'industrie chimique lourde.

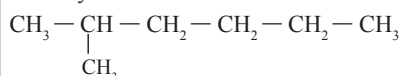
3.

3.1) Formules semi-développées des trois constituants du white-spirit utilisé :

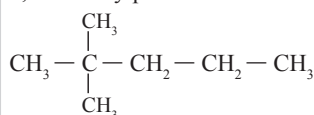
n-heptane :



2-méthylhexane :



2,2-diméthylpentane :



3.2) Formules et noms des différents dérivés monobromés présents dans le mélange final :

• Monobromation du n-heptane :



1-bromoheptane



2-bromoheptane

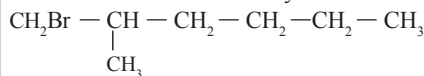


3-bromoheptane

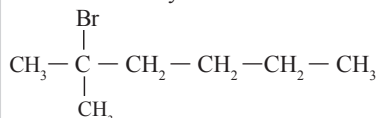


4-bromoheptane

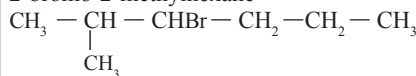
• Monobromation du 2-méthylhexane :



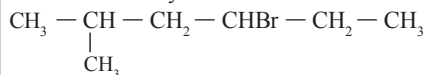
1-bromo-2-méthylhexane



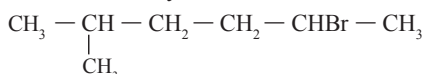
2-bromo-2-méthylhexane



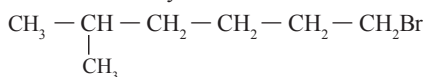
3-bromo-2-méthylhexane



3-bromo-5-méthylhexane

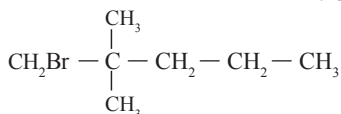


2-bromo-5-méthylhexane

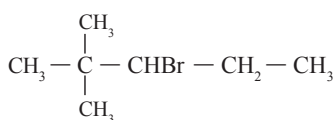


1-bromo-5-méthylhexane

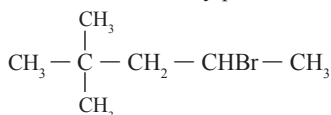
• Monobromation du 2,2-diméthylpentane :



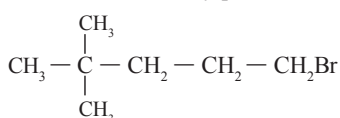
1-bromo-2,2-diméthylpentane



3-bromo-2,2-diméthylpentane

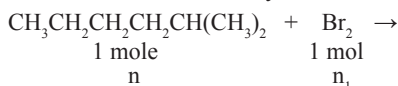


2-bromo-4,4-diméthylpentane



1-bromo-4,4-diméthylpentane

4. Faisons le bilan molaire de la réaction de monobromation du 2-méthylhexane



Le bilan molaire indique que : n₁ = n

Or $n = \frac{m}{M}$ et $m = \rho \cdot V$

avec m : la masse de 2-méthylhexane dans le white-spirit

M : la masse molaire moléculaire de

2-méthylhexane (100 g/mol)

D'autre part, on a : $n_1 = \frac{m_1}{M_1}$

avec m₁ : la masse de dibrome utilisé et

M₁ : la masse molaire moléculaire de dibrome (160 g/mol)

$$m_1 = n_1 \cdot M_1 = \frac{\rho \cdot V}{M} \cdot M_1 = \frac{0,683 \times 5}{100} \times 160 \text{ g}$$

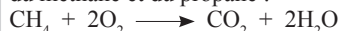
$$m_1 = 5,464 \text{ g}$$

$$m_1 = \rho_d \cdot V_d \text{ donc } V_d = \frac{m_1}{\rho_d} = \frac{5,464}{3,12}$$

$$V_d = 1,75 \text{ cm}^3$$

Exercice 18

1. Équation-bilan des réactions de combustion du méthane et du propane :



2. Calculons :

2.1) la quantité de matière d'eau formée :

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m_e}{M_e} = \frac{21,6}{18} = 1,2 \text{ mol}$$

2.2) la quantité de matière de dioxyde de carbone produit :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{30,8}{44} = 0,7 \text{ mol}$$

3. Faisons le bilan molaire pour chaque réaction :



1 mol	1 mol	2 mol
n ₁	n ₁	2 n ₁



1 mol	3 mol	2 mol
n ₂	3 n ₂	4 n ₂

Le bilan molaire indique que :

$$n_1 + 3n_2 = n(\text{CO}_2) = 0,7 \quad (1)$$

$$2n_1 + 4n_2 = n(\text{H}_2\text{O}) = 1,2 \quad (2)$$

Des équations (1) et (2), on tire : n₁ = 0,4 mol et n₂ = 0,1 mol

4) Pour déterminer la composition centésimale massique de chacun des composés, il faut d'abord calculer la masse de chacun.

Pour le méthane : $m_1 = n_1 \cdot M_1 = 0,4 \times (12 + 4)$

$$m_1 = 6,4 \text{ g}$$

Pour le propane :

$$m_2 = n_2 \cdot M_2 = 0,1 \times ((3 \times 12) + 8)$$

$$m_2 = 4,4 \text{ g}$$

$$\text{Donc \% méthane} = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

$$\% \text{ méthane} = 59,3 \%$$

$$\% \text{ propane} = \frac{m_2}{m_1 + m_2}$$

$$\% \text{ propane} = 40,7 \%$$

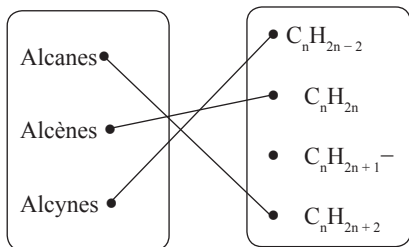
Leçon

3

Hydrocarbures insaturés : alcènes et alcynes

Exercice 1

Association du nom de chaque famille d'hydrocarbures à sa formule brute générale



Exercice 2

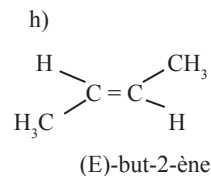
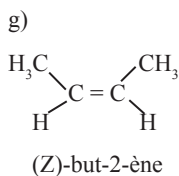
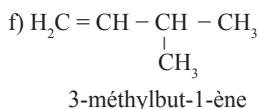
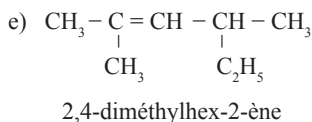
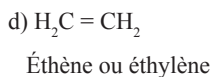
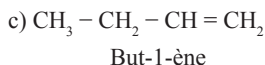
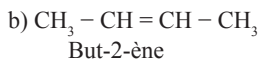
Tableau complété par les formules d'hydrocarbures.

Alcènes	Alcynes	Autres hydrocarbures
C_5H_{10}	C_9H_{16}	C_3H_8
C_6H_{12}	C_2H_2	C_4H_{10}
C_8H_{16}	C_3H_4	C_6H_6

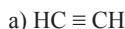
Exercice 3

(d)

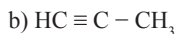
1. Noms des alcènes dont les formules semi-développées ont été représentées.



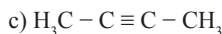
2. Noms des alcynes dont les formules semi-développées ont été proposées.



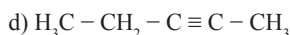
Éthyne ou acétylène



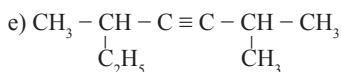
Propyne



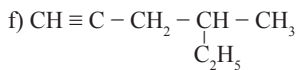
But-2-yne



Pent-2-yne



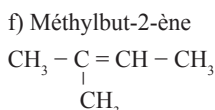
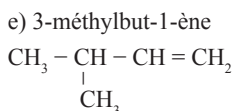
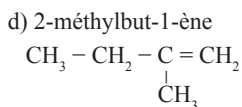
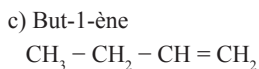
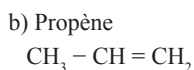
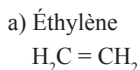
2,5-diméthylhept-3-yne



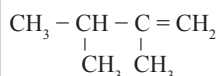
4-méthylhex-1-yne

Exercice 5

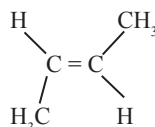
1. Formules semi-développées des alcènes dont les noms ont été proposés :



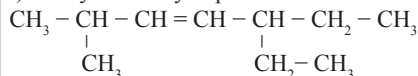
g) 2,3-diméthylbut-1-ène



h) (E)-but-2-ène

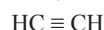


i) 5-éthyl-2-méthylhept-3-ène

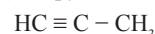


2. Formules semi-développées des alcynes dont les noms ont été proposés.

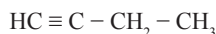
a) Acétylène



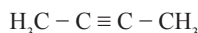
b) Propyne



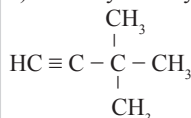
c) But-1-yne



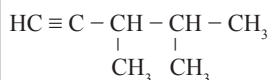
d) But-2-yne



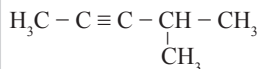
e) Diméthylbut-1-yne



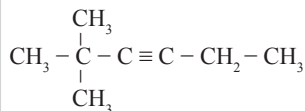
f) 3,4-diméthylpent-1-yne



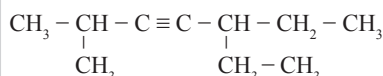
g) 4-méthylpent-2-yne



h) 2,2-diméthylhex-3-yne



i) 5-éthyl-2-méthylhept-3-yne

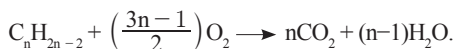


Exercice 6

1. Équation-bilan de la combustion complète d'un alcène dans le dioxygène :

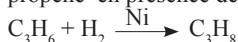


2. Équation-bilan de la combustion complète d'un alcyne dans le dioxygène :

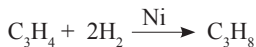


Exercice 7

1. Équation-bilan de l'hydrogénation du propène en présence de nickel :

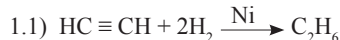


2. Équation - bilan de l'hydrogénation du propyne en présence de nickel :



Exercice 8

1. Équations-bilan de réactions:



2. Noms des produits obtenus :

Réaction 1.1), produit obtenu : éthane.

Réaction 1.2), produit obtenu : polyéthylène

Exercice 9

N°		Vrai	Faux
1	Une molécule d'alcyne comportant n atomes de carbone contient (n - 2) atomes d'hydrogène.		×
2	Il est impossible d'effectuer des réactions d'addition sur les alcènes et les alcynes.		×
3	L'hydrogénation d'un alcène et d'un alcyne en présence de platine conduit à la formation d'alcane.	×	

4	La triple liaison carbone - carbone est plus longue que la double liaison carbone - carbone.		×
5	La polymérisation de l'éthylène conduit au polystyrène.		×
6	Il est impossible d'effectuer une rotation autour de la triple liaison carbone - carbone.	×	
7	Les alcènes et les alcynes sont dits insaturés parce qu'ils ne subissent pas de réaction de substitution.		×

Exercice 10

Les phrases suivantes sont complétées avec les expressions qui conviennent.

- Les alcènes et les alcynes sont des **hydrocarbures insaturés** à cause de la présence de la double ou de la triple liaison carbone - carbone dans leurs chaînes carbonées.
- Le nombre d'atomes **de carbone** d'un alcène est le double du nombre de ses atomes **d'hydrogène**.
- Contrairement aux alcanes, les alcènes et les alcynes ne peuvent pas subir de réactions **de substitution**.
- Les **alcènes** à chaînes carbonées ouvertes ont la même **formule brute** que les cycloalcanes.

Exercice 11

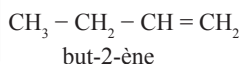
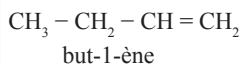
1. Formule brute de l'alcène A de densité par rapport à l'air égale à 1,93:

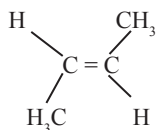
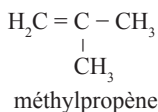
$$M_A = 29 d = 12 n + 2n = 14 n.$$

$$M_A = 29 \times 1,93 = 55,97 ; n = \frac{55,97}{14} ;$$

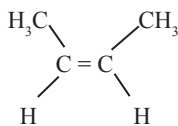
$n = 4$. La formule brute de A est donc **C₄H₈**.

2. Formules semi-développées et noms de tous ses isomères.





(E)-but-2-ène

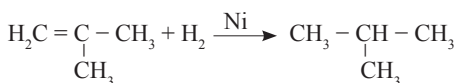


(Z)-but-2-ène

3.

3.1) L'hydrogénation de A donne l'isobutane donc A est le 2-méthylpropène.

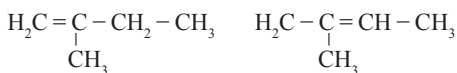
3.2) Équation-bilan de la réaction d'hydrogénation



Exercice 12

1.

1.1) Formules semi-développées possibles de l'alcène.



(a)

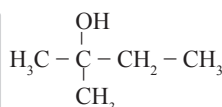
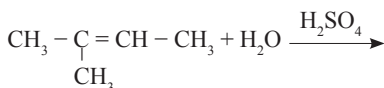
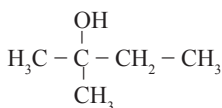
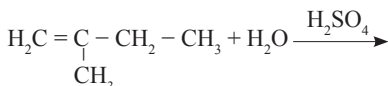
(b)

1.2) Nom correspondant à chaque formule semi-développée.

(a) 2-méthylbut-1-ène

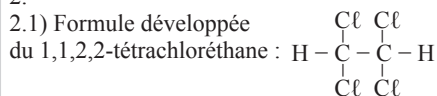
(b) 2-méthylbut-2-ène

1.3) Équation-bilan de la réaction d'hydratation en utilisant chaque formule semi-développée.



2.

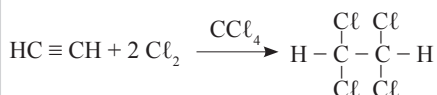
2.1) Formule développée



2.2) Formule semi-développée et nom de cet hydrocarbure.

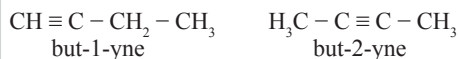
$\text{HC} \equiv \text{CH}$ (Acétylène)

2.3) Équation-bilan de la réaction de chloration.

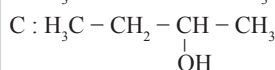
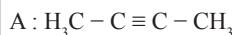


Exercice 13

1. Les formules semi-développées possibles et les noms de A.



2. Formules semi-développées des composés A, B et C.



Exercice 14

1. Détermination de la formule brute de l'alcane A.

$$M_A = 12n + 2n + 2 = 14n + 2 = 30 ;$$

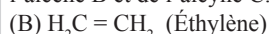
$$n = \frac{30 - 2}{14} ;$$

$n = 2$ donc la formule brute de A est C_2H_6 .

2. Formule semi-développée et nom de l'alcane



3. Formules semi-développées et noms de l'alcène B et de l'alcyne C.

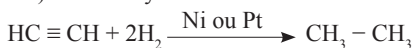


4. Équation-bilan de la réaction d'hydrogénation :

4.1) avec l'alcène B :



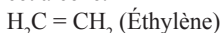
4.2) avec l'alcyne C.



Exercice 15

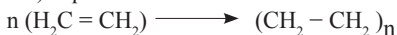
1.

1.1) Formule semi-développée et nom de cet alcène.



1.2) Nom de la réaction qui permet, à partir de l'alcène, d'obtenir le polyéthylène : C'est une réaction de polymérisation.

1.3) Équation-bilan de cette réaction.



1.4) Trois utilisations du polyéthylène.

- Fabrication de sacs d'emballage utilisés dans les grands magasins ;
- Fabrication de récipients ménagers ;
- Fabrication de tuyaux souples.

2.

2.1) Détermination de :

2.1.1) la masse molaire moléculaire du monomère correspondant :

$$M_{\text{monomère}} = \frac{M}{1500} = \frac{93750}{1500}$$

$$M_{\text{monomère}} = 62,5 \text{ g/mol.}$$

2.1.2) la formule brute de ce monomère :

Soit $\text{C}_x\text{H}_y\text{Cl}_z$ la formule brute du monomère.

$$\% \text{H} = 100 - (56,8 + 38,4) = 4,8\%$$

$$\% \text{C} = \frac{1200x}{62,5} = 38,4 ; x = 2 ;$$

$$\% \text{Cl} = \frac{100 \times 35,5z}{62,5} = 56,8$$

$$z = 1 \text{ et } \% \text{H} = \frac{100y}{62,5} = 4,8 ; y = 3.$$

Donc la formule brute du monomère est :



2.2) Formule semi-développée et nom du monomère :



2.3) Nom du polymère étudié : **polychlorure de vinyle.**

2.4) Équation bilan de la réaction de polymérisation.



Exercice 16

1. Nom de la réaction entre un alcène et le dichlore : réaction d'addition du dichlore sur l'alcène ou chloration.

2. Équation-bilan dans le cas général.



3. Détermination de la formule brute du composé B puis celle de l'alcène A.

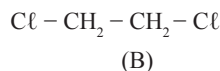
Soit $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{Cl}_2$ la formule brute de B et C_nH_{2n} celle de l'alcène A.

$$M_B = \frac{2 \times M_{\text{Cl}}}{\% \text{Cl}} = \frac{2 \times 35,5 \times 100}{71,7} = 99 \text{ g/mol.}$$

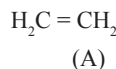
$$n = \frac{\% \text{C} \times M_B}{M_C} = \frac{24,3 \times 99}{1200} = 2$$

$n = 2$ donc la formule de B est $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$ et celle de A est C_2H_4 .

4. Formules semi-développées et noms de A et B.



dichloroéthane



éthylène ou éthène

Exercice 17

1. Noms des réactions effectuées :

Expérience 1 : l'action de l'eau sur le contenu de la bouteille A est une hydratation.

Expérience 2 : l'action du dihydrogène sur le

contenu de la bouteille B est une hydrogénation.

2. Famille d'hydrocarbure à laquelle appartient le contenu de chaque bouteille :

Le contenu de la bouteille A donne par hydratation un alcool : c'est donc un alcène.

Comme le contenu de la bouteille A est l'alcène alors celui de la bouteille B est l'alcyne.

3. Détermination des formules brutes et semi-développées des contenus des deux bouteilles.

L'alcène qui conduit par hydratation à l'éthanol est l'éthylène de formule brute C_2H_4 .

Sa formule semi-développée est : $H_2C = CH_2$

$M = 12n + 2n + 2 = 14n + 2 = 30$;

$n = \frac{30-2}{14}$; $n = 2$ donc la formule brute de l'alcane est C_2H_6 .

Par conséquent la formule brute de l'alcyne est C_2H_2 . Et sa formule semi-développée

$HC \equiv CH$

4. Équation-bilan de la réaction entre :

4.1) l'eau et l'éthylène qui est le contenu de la bouteille A :



4.2) le dihydrogène et l'acétylène qui est le contenu de la bouteille B.



Exercice 18

1. Formule semi-développée du chlorure de vinyle.

$H_2C = CHCl$

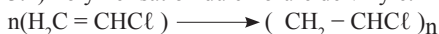
2. L'action du chlorure d'hydrogène sur l'acétylène est une réaction d'addition.

3. Équation-bilan de la réaction de :

3.1) HCl sur l'acétylène :



3.2) Polymérisation du chlorure de vinyle.



4. Trois utilisations du polychlorure de vinyle.

Le polychlorure de vinyle est utilisé pour

fabriquer :

- des tuyaux d'alimentation et d'évacuation d'eau ;

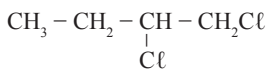
- des bouteilles d'eau minérale ;

- des tuyaux souples pour le gaz.

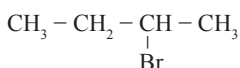
Exercice 19

1. Formule semi-développée :

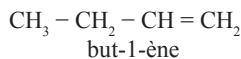
1.1) du 1,2-dichlorobutane ;



1.2) du 2-bromobutane.

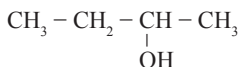


2. Formule semi-développée et nom de l'alcène A.



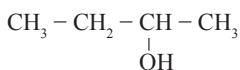
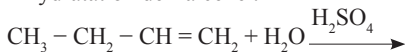
3.

3.1) Formule semi-développée de B :

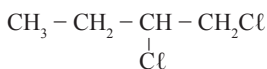
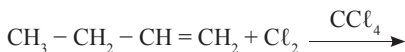


3.2) Équations-bilans des trois réactions chimiques.

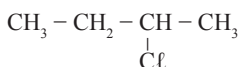
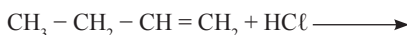
- Hydratation de l'alcène :



- Addition du dichlore sur l'alcène :



- Addition du chlorure d'hydrogène sur l'alcène :



Exercice 20

- Deux types de réactions chimiques dont la réalisation est possible sur les alcènes :
 - réaction d'addition ;
 - réaction de combustion.
- Le composé A appartient à la famille des alcènes.
- Formules semi-développées et les noms des composés A, B, C et D :

A : $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ éthylène
 B : $\text{CH}_2\text{Cl} - \text{CH}_2\text{Cl}$ 1,2-dichloroéthane
 C : $\text{CHCl} = \text{CH}_2$ monochloroéthylène
 D : $(\text{CHCl} - \text{CH}_2)_n$ polychlorure de vinyle

- Deux utilisations du composé D :
 Le polychlorure de vinyle est utilisé pour la fabrication des tuyaux d'évacuation d'eau, des tuyaux souples pour les gaz et de bouteilles d'eau minérale.

Leçon**4****Le benzène****Exercice 1**

c)

Exercice 2

a)

Exercice 3

Association du nom de chaque composé aromatique à sa formule brute.

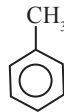
Styrène	• C_6H_6
Toluène	• C_7H_8
Naphtalène	• C_8H_8
	• C_{10}H_8

Exercice 4

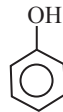
Formules semi-développées des composés organiques dont les noms suivent :



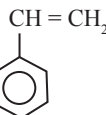
a) benzène



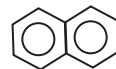
b) toluène



c) phénol



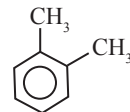
d) styrène



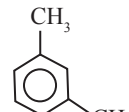
e) naphtalène

Exercice 5

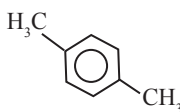
Noms des composés organiques représentés par les formules semi-développées suivantes.



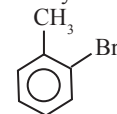
a) 1,2-diméthylbenzène ou ortho-xylène



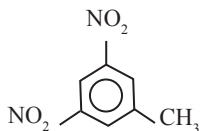
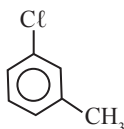
b) 1,3-diméthylbenzène ou méta-xylène.



c) 1,4-diméthylbenzène



d) 2-bromotoluène



e) 3-chlorotoluène ou méta-chlorotoluène f) 3,5-dinitrotoluène

Exercice 6

N°		Vrai	Faux
1	Dans la molécule de benzène la longueur de la liaison carbone-carbone est comprise entre la longueur d'une liaison simple carbone-carbone et celle d'une liaison double carbone-carbone.	×	
2	Dans la molécule de benzène les six atomes de carbone forment le noyau benzénique.		×
3	On peut réaliser uniquement des réactions d'addition sur le benzène.		×
4	L'addition du dihydrogène sur le benzène conduit à la formation du cyclohexane.	×	
5	Le benzène est un hydrocarbure insaturé à cause de sa toxicité.		×
6	Les six atomes de carbone de la molécule de benzène forment un hexagone régulier.	×	

Exercice 7

c)

Exercice 8

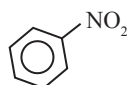
a)

Exercice 9

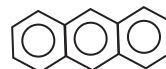
On peut obtenir le 1,2,3,4,5,6-hexachlorocyclohexane en réalisant à la lumière une réaction d'addition du dichlore sur le benzène.

Exercice 10

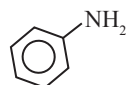
Lettres correspondant aux composés aromatiques.



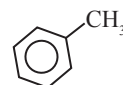
(b)



(e)



(f)



(h)

Exercice 11

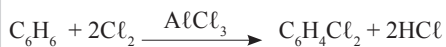
1. Nom de cette molécule dans la nomenclature systématique : 1,4-dichlorobenzène ou paradichlorobenzène.

2. Formule brute du paradichlorobenzène : $C_6H_4Cl_2$.

3. Obtention du paradichlorobenzène à partir du benzène.

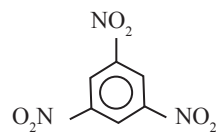
Pour obtenir le paradichlorobenzène à partir du benzène, il faut faire réagir le dichlore sur le benzène à l'abri de la lumière. Il va se produire ainsi une réaction de substitution (en deux étapes).

4. Écris l'équation-bilan de cette réaction.

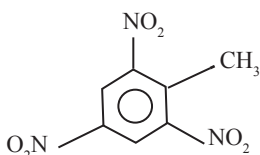


Exercice 12

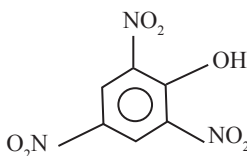
1. Formules semi-développées du 1,3,5-trinitrobenzène, 2,4,6-trinitrotoluène et du 2,4,6-trinitrophénol.



1,3,5-trinitrobenzène



1,3,5 - trinitrotoluène



1,3,5 - trinitrophénol

2. Obtention de chacun de ces dérivés.

Pour obtenir chacun de ces dérivés, il faut réaliser une addition de l'acide nitrique sur :

- le benzène pour le 1,3,5 - trinitrobenzène ;
- le toluène pour le 2,4,6 - trinitrotoluène ;
- le phénol pour le 2,4,6 - trinitrophénol.

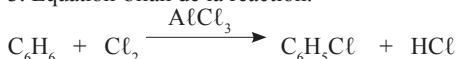
Exercice 13

1. Nom du D.D.T dans la nomenclature systématique.

Le nom du D.D.T dans la nomenclature systématique est le chlorobenzène.

2. L'obtention du C_6H_5Cl à partir du benzène. Pour obtenir le D.D.T (C_6H_5Cl) à partir du benzène, il faut effectuer une réaction de substitution en faisant réagir à l'abri de la lumière, le dichlore sur le benzène en présence d'un catalyseur le chlorure d'aluminium ($AlCl_3$).

3. Équation-bilan de la réaction.

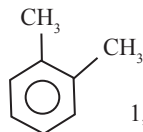


Exercice 14

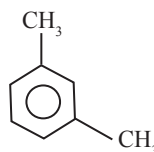
1)

1.1) Formule brute du diméthylbenzène : C_8H_{10}

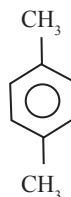
1.2) Formules semi-développées de ses isomères.



1,2-diméthylbenzène
ou ortho-xylène



1,3-diméthylbenzène
ou méta-xylène



1,4-diméthylbenzène
ou para-xylène

2.

2.1) Formule brute du musc xylène.

Soit $C_xH_yN_zO_t$ la formule brute du musc xylène.

Détermination de x, y, z et t.

$$x = \frac{\%C \times M}{M_C} = \frac{46,6 \times 283}{100 \times 12} = ; x = 11.$$

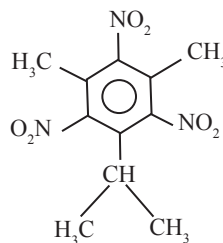
$$y = \frac{\%H \times M}{M_H} = \frac{4,6 \times 283}{100} = ; y = 13.$$

$$z = \frac{\%N \times M}{M_N} = \frac{14,8 \times 283}{100 \times 14} = ; z = 3.$$

$$t = \frac{\%O \times M}{M_O} = \frac{33,9 \times 283}{100 \times 16} = ; t = 6.$$

D'où $C_{11}H_{13}N_3O_6$ la formule brute du musc xylène.

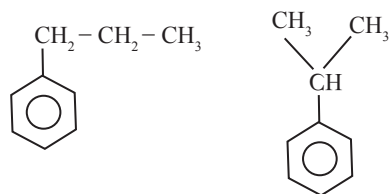
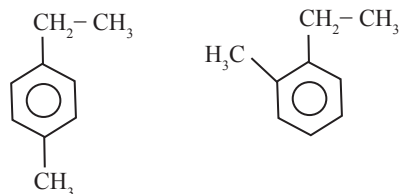
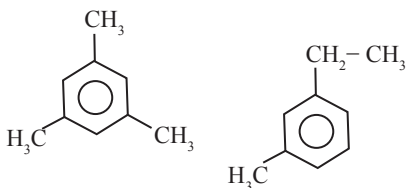
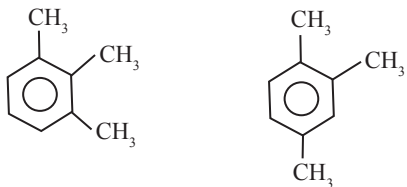
2.2) Formule semi-développée de la molécule du musc xylène.



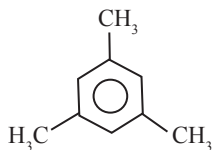
2.3) La nitration est une réaction de substitution car le noyau benzénique est conservé à l'issue de la réaction.

Exercice 15

- L'hydrocarbure A subit une réaction d'addition (hydrogénation) et une réaction de substitution avec le dibrome, donc il renferme un noyau benzénique.
- Formules semi-développées des huit isomères de A.

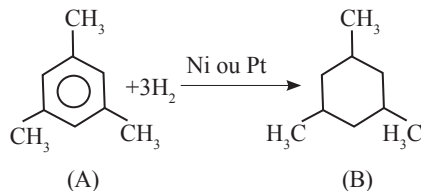


- 3.1) La formule semi-développée et le nom de A.

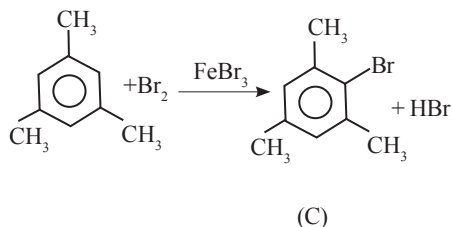


1,3,5 - triméthylbenzène
ou 3,5 - diméthyltoluène

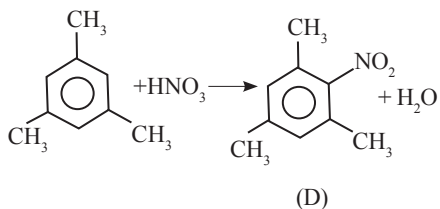
- 3.2) Equation-bilan
3.2.1) de l'hydrogénation de A :



- 3.2.2) de la monobromation de A :

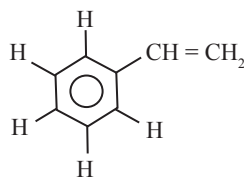


- 3.2.3) de la mononitration de A.



Exercice 16

- Formules brute et développée du styrène.
Formule brute : C_8H_8

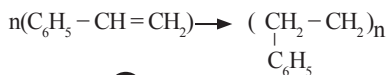


Formule développée

- Point commun entre le benzène et le styrène.
Ce qui est commun au benzène et au styrène est le noyau benzénique.

3. Nom de la réaction qui permet de produire le polystyrène à partir du styrène. La réaction qui permet de produire du polystyrène à partir du styrène est la polymérisation du styrène.

4) Equation-bilan de la réaction de polymérisation.

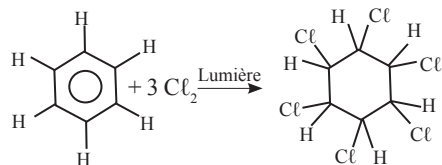


Exercice 17

1. Nom du composé de formule brute $\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$. Le composé de formule brute $\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$ est le 1,2,3,4,5,6 - hexachlorocyclohexane.

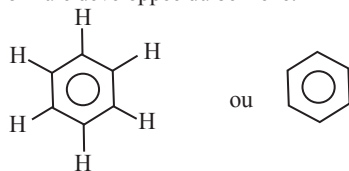
2. Le type de réaction réalisée par le chimiste. Les atomes de chlore se sont fixés sur la molécule de benzène de départ et le noyau benzénique est détruit. Donc la réaction réalisée est une réaction d'addition du dichlore sur le benzène.

3. Équation-bilan de la réaction.



Exercice 18

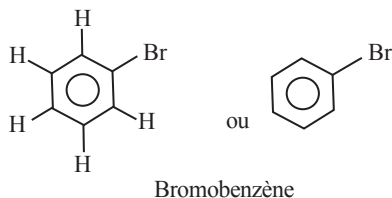
1. Formule développée du benzène.



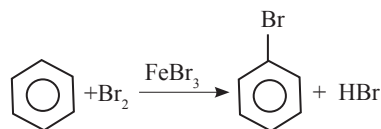
2. Le type de réaction réalisée par le professeur sur le benzène.

La réaction réalisée par le professeur est une réaction de substitution.

3. Formule développée et nom du composé organique obtenu.

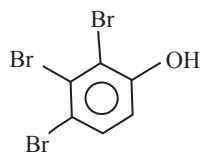


4. Équation-bilan de la réaction.

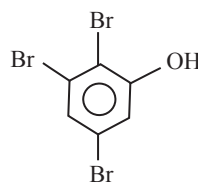


Exercice 19

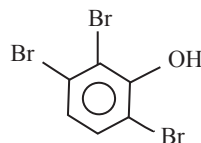
1. Les réactions qui peuvent se réaliser sur le noyau benzénique sont les réactions de substitution et d'addition.
2. Parmi ces réactions, celle qui est réalisée sur le phénol pour former le 2,4,6 - tribromophénol est la réaction de substitution.
3. Formules développées et noms des isomères du tribromophénol.



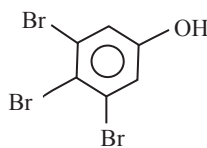
2,3,4 - tribromophénol



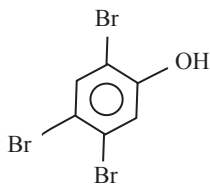
2,3,5 - tribromophénol



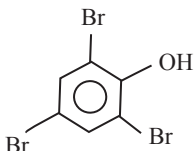
2,3,6 - tribromophénol



3,4,5 - tribromophénol

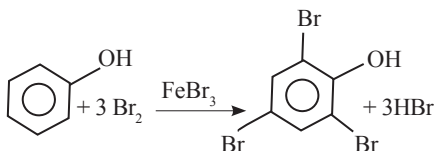


2,4,5 - tribromophénol



2,4,6 - tribromophénol

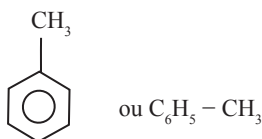
4) Equation-bilan de la réaction.



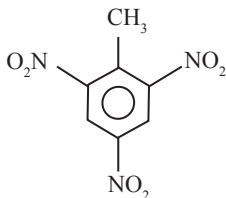
Exercice 20

1. Formules semi-développées du :

1.1) toluène :



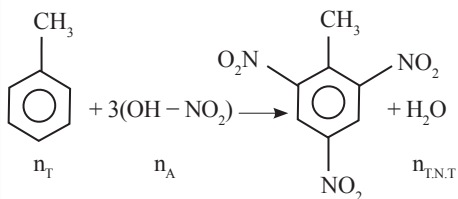
1.2) T.N.T :



2. Positions des groupements nitro.

Les nitro sont en positions ortho et para par rapport à $-CH_3$.

3. Équation-bilan de la nitration.



4. Détermination des masses de réactif et de produit.

4.1) Acide nitrique

$$\text{Bilan molaire : } n_T = \frac{n_A}{3} \Rightarrow n_A = 3n_T$$

$$\Rightarrow \frac{m_A}{M_A} = 3 \frac{m_T}{M_T} \Rightarrow m_A = 3 \frac{m_T}{M_T} \times M_A$$

$$\text{AN : } m_A = \frac{3 \times 10}{92} \times 63 = 20,54 \text{ kg.}$$

4.2) T.N.T

$$n_T = n_{T.N.T} \Rightarrow m_{T.N.T} = n_{T.N.T} \times M_{T.N.T}$$

$$m_{T.N.T} = \frac{m_T}{M_T} \times M_{T.N.T}$$

$$\text{AN : } m_{T.N.T} = \frac{10}{92} \times 227$$

$$m_{T.N.T} = 24,67 \text{ kg.}$$

Leçon

5

Pétrole et gaz naturels

Exercice 1

N°		Vrai	Faux
1	Les gaz naturels sont issus de la dégradation de micro-organismes.	×	
2	Tous les gisements de gaz naturels ont la même composition.		×
3	Dans les gisements, les gaz naturels sont toujours associés au pétrole.		×
4	Le constituant essentiel du gaz naturel est le méthane.	×	
5	Le gaz naturel est uniquement utilisé comme combustible.		×

Exercice 2

1. Nom du principal constituant du gaz naturel : **le méthane.**

2. Noms de trois autres constituants du gaz naturel : **le diazote ; le dioxyde de carbone et le sulfure d'hydrogène.**

3. Le but du raffinage du pétrole brut : le raffinage du pétrole brut a pour but de le transformer en produits tels que les

carburants, les combustibles, les solvants, les huiles, les bitumes, etc ... adaptés aux besoins des consommateurs.

4. Trois types d'opérations effectuées au cours du raffinage du pétrole brut :

- la distillation fractionnée ;
- le craquage catalytique;
- le reformage catalytique.

Exercice 3

b)

Exercice 4

Phrases complétées par les expressions qui conviennent.

1. Dans les tours de fractionnement du **pétrole brut**, les températures **diminuent** du bas vers le haut.

2. **Le reformage** est une opération qui entraîne le réarrangement de molécules.

3. Le **fractionnement** du pétrole brut s'effectue dans des tours appelées **colonnes à plateaux.**

Exercice 5

a)

Exercice 6

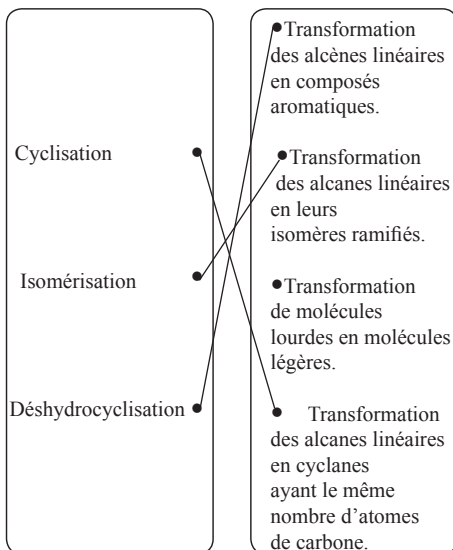
c)

Exercice 7

N°		Vrai	Faux
1	Les principaux constituants des pétroles sont les hydrocarbures.	×	
2	Le fractionnement du pétrole brut consiste à faire le craquage et le reformage.	×	
3	Tous les pétroles bruts ont la même composition.		×
4	Dans les gisements, les pétroles sont souvent associés aux gaz naturels.	×	
5	L'isomérisation, la cyclisation et la déshydrocyclisation sont des transformations effectuées lors du reformage catalytique	×	
6	L'opération qui permet de transformer le "n" dodécane en propène, pentane et en but - 1 - ène est le reformage catalytique.		×

Exercice 8

Association de chacune des réactions suivantes à sa définition.

**Exercice 9**

a)

Exercice 10

- Le craquage catalytique consiste, en présence d'un catalyseur, à la rupture de longues chaînes carbonées pour obtenir des chaînes carbonées plus courtes.
- Le vapocraquage est un craquage thermique permettant d'obtenir des alcènes à partir d'hydrocarbures saturés. Elle se fait sans catalyseur mais en présence de vapeur d'eau.

Exercice 11

1. Nom de cette transformation : cette transformation est un craquage catalytique.
2. Justification de ce nom : la chaîne carbonée de la molécule de 2 - butyl - 1,4 - diméthylcyclohexane a subi une rupture pour donner le but - 1 - ène et le 1,4 - diméthylbenzène.

Exercice 12

1. Les différents gaz associés au pétrole sont : le méthane ; l'éthane ; le propane et le butane.
2. Le plus abondant dans la composition du gaz naturel est le méthane.

Exercice 13

1. La réaction effectuée sur le pentane et qui permet de le transformer en deux isomères ramifiés : le 2 - méthylbutane et le 2,2 - diméthylpropane est l'isomérisation.
2. L'opération ainsi effectuée est le reformage catalytique.
3. Le but du reformage catalytique est de modifier la structure des hydrocarbures des essences légères pour améliorer leur indice d'octane.

Exercice 14

1. L'opération qui permet d'obtenir le benzène à partir de l'hexane est le reformage catalytique plus précisément la déshydrocyclisation.
Et celle qui permet d'obtenir le propène et le propane à partir de l'hexane est le craquage catalytique.

2. Justification de ces noms :

Le passage de l'hexane au benzène est une transformation d'un alcane à chaîne linéaire en un composé aromatique : c'est donc une déshydrocyclisation qui est un cas particulier de reformage catalytique.

La transformation de l'hexane en propène et en propane est un craquage catalytique car elle consiste à rompre la chaîne carbonée de la molécule d'hexane.

Exercice 15

1. Nom et formule du gaz essentiel contenu dans les gaz naturels : Nom : le méthane et formule : CH_4

2.

2.1) Deux autres gaz contenus dans les gaz naturels : le diazote et le sulfure d'hydrogène.

2.2) Trois constituants des pétroles : les pétroles sont constitués d'hydrocarbures principalement ; de composés soufrés et de composés oxygénés.

3. Trois opérations effectuées par les industriels pour raffiner le pétrole :

- la distillation fractionnée ;
- le craquage catalytique ;
- le reformage catalytique.

4. Explication de chacune de ces opérations.

- la distillation fractionnée consiste à élever la température d'un mélange en vue de le séparer en ses différents constituants. Cette

opération se fait dans des colonnes à plateaux à plusieurs niveaux de manière à obtenir des constituants les plus volatils.

- le craquage catalytique consiste à transformer les produits plus lourds en produits plus légers.

- le reformage catalytique : cette opération consiste à modifier la structure de certaines molécules des essences de façon à obtenir des essences au pouvoir anti-détonant élevé.

Exercice 16

1. Trois opérations effectuées au cours du raffinage du pétrole brut :

- la distillation fractionnée ;
- le craquage catalytique ;
- le reformage catalytique.

2. Trois produits dérivés des pétroles :

- le GPL (Gaz de Pétrole Liquéfié)
- les carburants ;
- le bitume.

3. Importance de ces produits pour les consommateurs.

- Le GPL sert principalement au chauffage, pour les cuisinières à gaz et comme matière première pour la pétrochimie. Il joue aussi un rôle de plus en plus important en tant que carburant automobile.

- Les carburants qui regroupent l'essence utilisée pour les automobiles ; le kérosène pour les avions et le diesel (ou gazole) principalement pour les poids lourds, les autobus, les bateaux, les machines agricoles et de chantiers et aussi les automobiles.

- le bitume, fabriqué à partir d'un résidu très visqueux, qui est utilisé pour les revêtements routiers mais sert aussi à la fabrication de produits d'étanchéité ou d'isolation et d'emballages.

Exercice 17

1. L'opération qui consiste à séparer le pétrole brut en ses différents constituants est la distillation fractionnée.

2.

2.1) Le raffinage du pétrole brut consiste à le transformer en produits adaptés aux besoins des consommateurs.

2.2) Le reformage catalytique consiste à modifier la structure des molécules des essences de distillation pour obtenir des essences au pouvoir anti-détonant plus élevés.

3. La différence entre le craquage catalytique et le vapocraquage.

Le craquage catalytique consiste à rompre, en présence d'un catalyseur, les longues chaînes carbonées pour obtenir des chaînes carbonées plus courtes.

Alors que le vapocraquage est un craquage thermique permettant d'obtenir des alcènes à partir d'hydrocarbures saturés. Elle se fait sans catalyseur mais en présence de vapeur d'eau.

Exercice 18

1.

1.1) Trois composants des pétroles : les hydrocarbures, les composés soufrés et oxygénés.

1.2) Trois composants des gaz naturels : alcanes (méthane ; éthane ; propane ; butane ...), diazote et sulfure d'hydrogène.

2. Le fractionnement du pétrole brut consiste en sa séparation en ses principaux constituants.

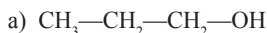
3. Autres opérations effectuées lors du raffinage du pétrole brut : le craquage catalytique ; le reformage catalytique et le vapocraquage.

4. Justification :

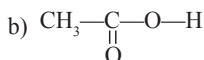
Les pétroles et les gaz naturels sont aujourd'hui les matières premières de base de la chimie organique parce qu'ils permettent de produire les hydrocarbures utilisés en chimie organique.

Leçon**6****Quelques composés organiques oxygénés****Exercice 1**

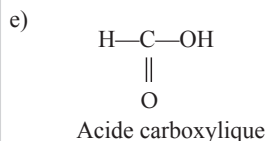
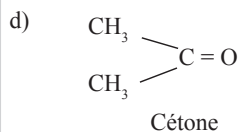
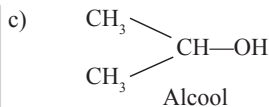
Familles auxquelles appartient les composés organiques oxygénés dont les formules semi-développées sont représentées ci-dessous.

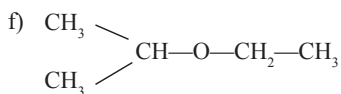


Alcool

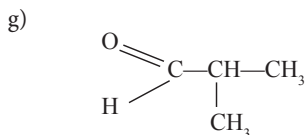


Acide carboxylique

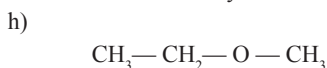




Ether-oxyde



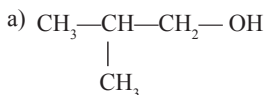
Aldéhyde



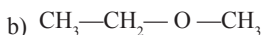
Ether-oxyde

Exercice 2

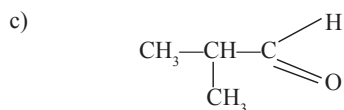
Noms des composés organiques oxygénés dont les formules semi-développées suivent.



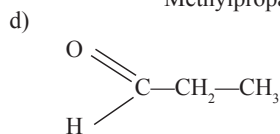
2-méthylpropan-1-ol



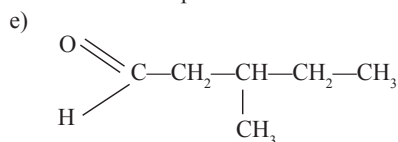
Oxyde d'éthyle et de méthyle
ou méthoxyéthane



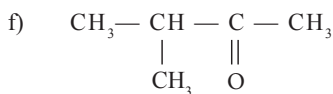
Méthylpropanal



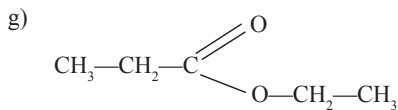
Propanal



3-méthylpentanal



3-méthylbutanone

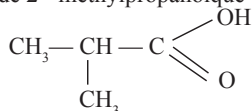


Propanoate d'éthyle

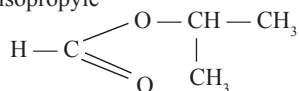
Exercice 3

Formules semi-développées des composés organiques oxygénés dont les noms suivent.

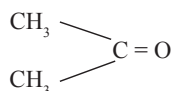
a) Acide 2 - méthylpropanoïque



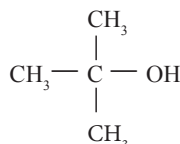
b) Méthanoate de méthyléthyle ou méthanoate d'isopropyle



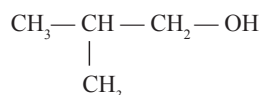
c) Acétone



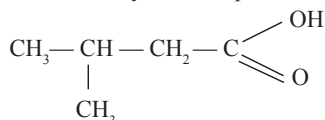
d) 2-méthylpropan-2-ol



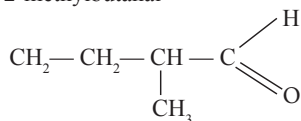
e) 2-méthylpropan-1-ol



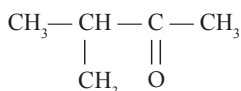
f) acide 3-méthylbutanoïque



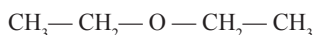
g) 2-méthylbutanal



h) 3-méthylbutanone



i) oxyde de diéthyle



Exercice 4

Association du nom de chaque famille de composés organiques oxygénés à sa formule brute générale.

Acides carboxyliques	\bullet	\bullet $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$
Cétone	\bullet	\bullet $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$
Alcool	\bullet	\bullet $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COH}$
		\bullet $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{CO}_2\text{H}$

Exercice 5

Phrases complétées

1. Les alcools et les **éthers-oxydes** ont la même formule brute générale $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$.
2. La formule brute générale $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ est commune aux **acides carboxyliques** et aux **esters**.
3. Les aldéhydes et les cétones ont pour formule brute générale $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$.
4. Les **aldéhydes** et les **cétones** sont des isomères de fonction car ils ont la même formule brute générale qui est $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$.

Exercice 6

Phrase correcte obtenue dans chaque cas avec les groupes de mots proposés.

Cas 1 : Les alcools sont des composés organiques oxygénés caractérisés par un groupe hydroxyle lié à un carbone tétraogonal.

Cas 2 : Les molécules d'acides carboxyliques contiennent toutes le groupe fonctionnel carboxyle.

Exercice 7

Association du nom de chaque famille de composés organiques oxygénés à sa formule générale.

Aldéhydes	\bullet	\bullet $\text{R} - \text{CO} - \text{R}'$
Esters	\bullet	\bullet $\text{R} - \text{OH}$
Cétones	\bullet	\bullet $\text{R} - \text{COH}$
Alcools	\bullet	\bullet $\text{R} - \text{COOH}$
Ethers-oxydes	\bullet	\bullet $\text{R} - \text{O} - \text{R}'$
		\bullet $\text{R} - \text{COO} - \text{R}'$

Exercice 8

Tableau complété par le groupe caractéristique de chaque famille de composés organiques oxygénés.

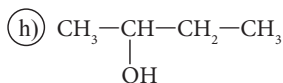
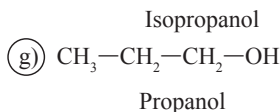
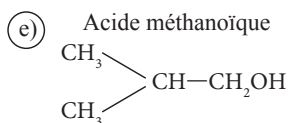
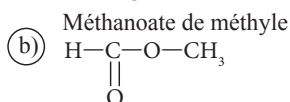
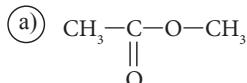
Familles	Aldéhydes	Acides carboxyliques
Groupes caractéristiques	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{OH} \end{array}$

Familles	Alcools	Cétones
Groupes caractéristiques	$\begin{array}{c} \\ -\text{C}-\text{OH} \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{C}- \\ \quad \end{array}$

Familles	Esters
Groupes caractéristiques	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{O}-\text{C}- \\ \end{array}$

Exercice 9

Lettres correspondant aux noms qui sont incorrects.



Butan - 2 - ol

Écriture correcte de ces noms.

- a) Éthanoate de méthyle
- b) Méthanoate de méthyle
- e) 2 - méthylpropan - 1 - ol
- g) Propan - 1 - ol
- h) Butan - 2 - ol

Exercice 10

Texte complété avec les mots et les groupes de mots proposés.

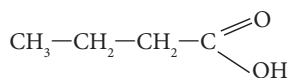
Il existe différentes familles de composés organiques oxygénés. Parmi ces composés, il y a les **alcools** qui sont caractérisés par un groupe hydroxyle lié à un **carbone tétragonal** ; les **cétones** et les **aldéhydes** caractérisés par un

groupe carbonyle et les **acides carboxyliques** par le groupe carboxyle. Les **éthers-oxydes** et les alcools sont des **isomères de fonction**, les **esters** et les acides carboxyliques en sont de même.

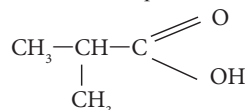
Exercice 11

Formules semi-développées et noms de tous les acides carboxyliques et de tous les esters de formule brute $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.

Acides carboxyliques :

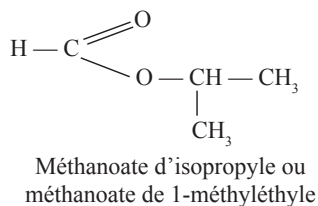
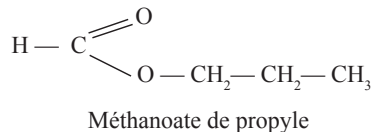
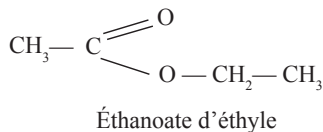
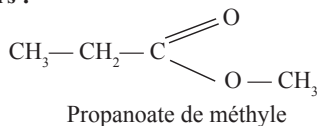


Acide butanoïque



Acide méthylpropanoïque ou acide 2 - méthylpropanoïque

Esters :



Exercice 12

1.

1.1) Détermination de la formule brute de l'alcool non cyclique de masse molaire

$$M = 74 \text{ g/mol.}$$

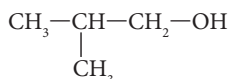
$$M = 12n + 2n + 2 + 16 = 74; \quad 14n = 56; \quad n = 4.$$

Donc la formule brute de l'alcool est $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

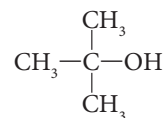
1.2) Formules semi-développées et noms de tous ses isomères de position.



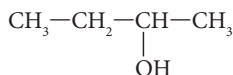
Butan - 1 - ol



2 - méthylpropan - 1 - ol



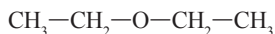
2 - méthylpropan - 2 - ol



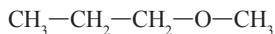
Butan - 2 - ol

2. Formules semi-développées et noms des éthers-oxydes de même masse molaire.

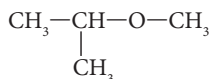
Les éthers-oxydes de même masse molaire ont la même formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$. D'où les isomères suivants :



Oxyde de diéthyle ou éthyoxéthane



Oxyde de méthyle et de propyle



Oxyde de méthyle et d'isopropyle ou oxyde de méthyle et de méthyléthyle

Exercice 13

1. Détermination de la formule brute du composé $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$.

$$M = \frac{M_{\text{O}}}{\% \text{O}} = \frac{100 \times 16}{22,22} = 72;$$

$$\% \text{C} = 100 - (22,22 + 11,11) = 66,67\%$$

$$x = \frac{\% \text{C} \times M}{M_{\text{C}}} = \frac{66,67 \times 72}{1200}; \quad x = 4;$$

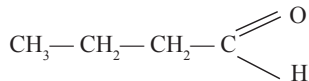
$$y = \frac{\% \text{H} \times M}{M_{\text{H}}} = \frac{11,11 \times 72}{100}; \quad y = 8$$

Donc la formule brute du composé est $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$

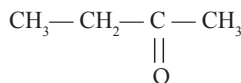
2. Familles de composés organiques oxygénés auxquelles peut appartenir ce composé.

Ce composé peut appartenir à la famille des aldéhydes et à la famille des cétones.

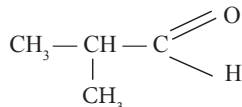
3. Formules semi-développées et noms des isomères correspondant à chaque famille



Butanal



Butanone



Méthylpropanal

Exercice 14

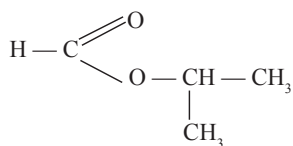
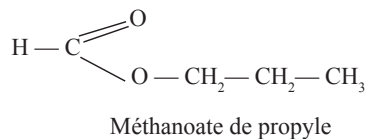
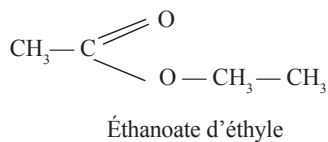
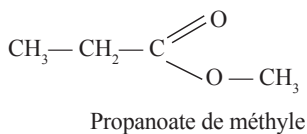
1. Détermination de la formule brute de l'ester E de masse molaire $M_{\text{E}} = 88 \text{ g/mol}$.

Soit $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ cette formule brute;

$$M_{\text{E}} = 12n + 2n + 16 \times 2 = 14n + 32 = 88; \quad n = 4.$$

Donc la formule brute de E est $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.

2. Formules semi-développées et noms de tous les isomères de E.



Méthanoate d'isopropyle ou méthanoate de méthyléthyle

Exercice 15

1. Formules semi-développées

Composés	Formules sémi-développés
méthylpropanal	$\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{H}$
Pentan-2-one	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
propanone	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{CH}_3$
2-méthylbutanal	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{H}$

2. Groupes caractéristiques

Composés	Groupes
méthylpropanal	$\begin{array}{c} -\text{C}-\text{H} \\ \text{ } \\ \text{O} \end{array}$
Pentan-2-one	$\begin{array}{c} -\text{C}- \\ \text{ } \\ \text{O} \end{array}$
propanone	$\begin{array}{c} -\text{C}- \\ \text{ } \\ \text{O} \end{array}$
2-méthylbutanal	$\begin{array}{c} -\text{C}-\text{H} \\ \text{ } \\ \text{O} \end{array}$

3. Familles

Composés	Familles
Méthylpropanal	Aldéhydes
2-méthylbutanal	
Propanone	Cétone
Pentan-2-one	

Exercice 16

1.

Formules sémi-développés	Noms
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{OH}$	Acide propanoïque
$\text{H}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Méthanoate d'éthyle
$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{O}-\text{CH}_3$	Éthanoate de méthyle

2.

Formules sémi-développés	Noms
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—C(=O)—OH}$	Acide carboxylique
$\text{H—C(=O)—O—CH}_2\text{—CH}_3$	Ester
$\text{CH}_3\text{—C(=O)—O—CH}_3$	

Exercice 17

1. Noms des différentes familles de composés oxygénés étudiées au cours de cette leçon. Les alcools ; les éthers-oxydes ; les aldéhydes ; les cétones ; les acides carboxyliques et les esters.

2. Détermination de la formule brute correspondant aux composés organiques oxygénés
Soit $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ la formule brute du composé.

Détermination des valeurs de x, y et z.

$$\% \text{O} = 100 - (54,5 + 9,1) = 36,4\%$$

$$x = \frac{\% \text{C} \times M}{M_c} = \frac{54,5 \times 88}{1200} ; x = 4.$$

$$y = \frac{\% \text{H} \times M}{M_H} = \frac{9,1 \times 88}{100} ; y = 8.$$

$$z = \frac{\% \text{O} \times M}{M_O} = \frac{36,4 \times 88}{1600} ; z = 2.$$

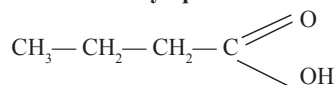
Donc la formule brute est $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.

3. Familles auxquelles peuvent appartenir ces composés oxygénés.

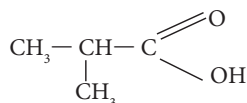
Ces composés peuvent être des acides carboxyliques ou des esters.

4. Formules semi-développées et noms de ces composés.

Acides carboxyliques :

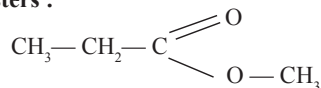


Acide butanoïque

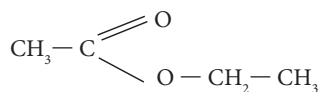


Acide méthylpropanoïque ou acide 2 - méthylpropanoïque

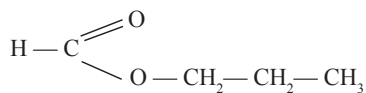
Esters :



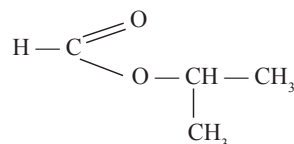
Propanoate de méthyle



Éthanoate d'éthyle



Méthanoate de propyle



Méthanoate d'isopropyle ou méthanoate de méthyléthyle

Exercice 18

1. Famille à laquelle appartient le composé organique oxygéné B.

B est obtenu à l'issue de l'hydratation d'un alcène donc B est un alcool.

2. Détermination de la formule brute de B.

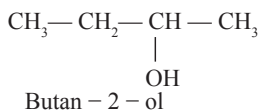
Soit $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$ cette formule brute.

$$M_B = 12n + 2n + 2 + 16 =$$

$$14n + 18 = 29 \times 2,55 = 73,95$$

$n = 4$. D'où la formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

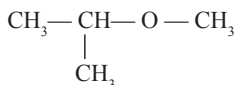
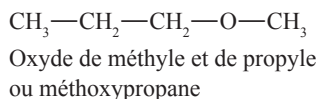
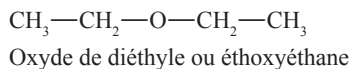
3. Formule semi-développée et nom de B.



4.

4.1) Autre famille de composés oxygénés ayant cette même formule brute : les éthers-oxydes.

4.2) Formules semi-développées et noms des isomères de cette famille.



Oxyde de méthyle et d'isopropyle ou oxyde de méthyle et de méthyléthyle ou méthoxyméthyléthane

Exercice 19

1. Formules brutes générales correspondant aux différentes familles de composés organiques oxygénés étudiées dans cette leçon.

Familles	Alcools	Éthers - oxydes
Formules brutes	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$	

Familles	Aldéhydes	Cétones
Formules brutes	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$	

Familles	Acides carboxyliques	Esters
Formules brutes	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$	

2. Expressions en fonction de n de la masse molaire pour chacune des familles.

Familles	Alcools	Éthers - oxydes
Formules brutes	$M = 14n + 18$	

Familles	Aldéhydes	Cétones
Formules brutes	$M = 14n + 16$	

Familles	Acides carboxyliques	Éthers
Formules brutes	$M = 14n + 32$	

3.

3.1) Identification du flacon qui contient l'acide carboxylique.

$$\begin{cases} 14n + 32 = 44 \\ 14n + 32 = 46 \end{cases}; \begin{cases} n = 0,857 \\ n = 1,000 \end{cases}$$

comme n est un entier naturel alors n = 1.
Et l'acide carboxylique a une masse molaire égale à 46 g / mol. Il est par conséquent contenu dans le flacon B.

3.2) Nom de cet acide carboxylique :

Cet acide carboxylique a pour formule brute CH_2O_2 . C'est donc l'acide méthanoïque.

4. Détermination du contenu exact de l'autre flacon.

Comme pour M = 44 g / mol on a :

n = 0,857 < 1 et pour M = 46 g / mol, n = 1 ; alors le contenu du flacon A ne peut être ni un acide carboxylique ni un ester.

$$\begin{cases} 14n + 18 = 44 \\ 14n + 16 = 44 \end{cases}; \begin{cases} n = 1,857 \\ n = 2,000 \end{cases}$$

comme n est un entier naturel alors n = 2. Donc la formule brute du composé est : $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$. Et comme n < 3 alors le contenu du flacon A ne peut être une cétone ; c'est donc est un aldéhyde : l'éthanal.

Exercice 20

1.

1.1) Familles des composés organiques oxygénés dont les molécules comportent un seul atome d'oxygène : Il y a les **alcools** ; les **éthers-oxydes** ; les **cétones** et les **aldéhydes**.

1.2) Familles des composés organiques oxygénés dont les molécules comportent deux atomes d'oxygène : Il s'agit des **acides carboxyliques** et des **esters**.

2. Formule brute générale correspondant à chaque famille en fonction du nombre n d'atome de carbone.

Familles	Alcools	Éthers - oxydes
Formules brutes	$C_n H_{2n+2} O$	

Familles	Aldéhydes	Cétones
Formules brutes	$C_n H_{2n} O$	

Familles	Acides carboxyliques	Éthers
Formules brutes	$C_n H_{2n} O_2$	

3. Déterminons, pour chaque famille, n pour que le nombre de carbone soit le double de celui d'oxygène.

Pour les alcools, les éthers-oxydes, les aldéhydes et les cétones : $n = 2 \times 1$; **n = 2**.
Remarque : pour les cétones $n \geq 3$. Donc les familles concernées sont finalement : les alcools, les éthers-oxydes et les aldéhydes.
Pour les acides carboxyliques et les esters : $n = 2 \times 2$; **n = 4**.

4. Formules semi-développées et noms des composés correspondant.

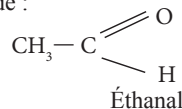
Alcool : $CH_3 - CH_2 - OH$

Éthanol

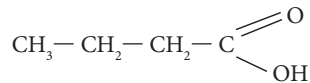
Esther-oxyde : $CH_3 - O - CH_3$

Méthoxyméthane ou oxyde de diméthyle

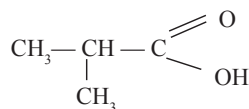
Aldéhyde :



Acides carboxyliques :

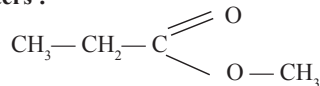


Acide butanoïque

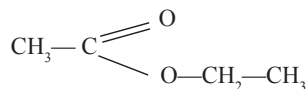


Acide 2-méthylpropanoïque

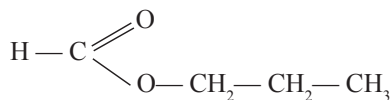
Esters :



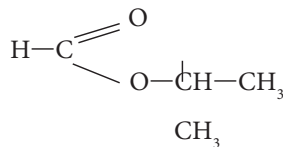
Propanoate de méthyle



Éthanoate d'éthyle



Méthanoate de propyle



Méthanoate de 1-méthyléthyle ou méthanoate d'isopropyle

Leçon

7

L'éthanol

Exercice 1

L'éthanol peut être obtenu par fermentation des jus sucrés et par hydratation de l'éthylène.

Exercice 2

Équation-bilan de la réaction :

1. d'hydratation de l'éthylène en présence d'acide sulfurique :

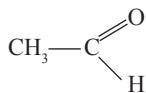


2) de fermentation du glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).

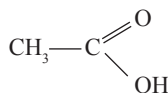


Exercice 3

Formules semi-développées et noms des produits d'oxydation ménagée de l'éthanol.



Éthanal



Acide éthanoïque

Exercice 4

1. Méthode permettant d'identifier l'éthanal :

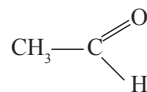
Pour identifier l'éthanal on peut en mettre quelques gouttes dans du réactif de SCHIFF. Il se produit une coloration rose.

2. Méthode permettant d'identifier l'acide éthanoïque :

Pour identifier l'acide éthanoïque, on peut en mettre quelques gouttes sur du papier pH. Le papier pH se colore en rouge.

Exercice 5

1. Formule semi-développée et nom de ce composé organique.



Éthanal

2. Nom de la famille de composés organiques oxygénés à laquelle appartient ce composé.

Ce composé appartient à la famille des aldéhydes.

Exercice 6

(c)

Exercice 7

(c)

Exercice 8

Il s'agit de l'éthylène.

Exercice 9

(b)

Exercice 10

Texte complété avec les mots et les groupes de mots proposés.

Au cours de l'oxydation ménagée de l'éthanol par le dioxygène, il se forme deux composés organiques oxygénés. L'un de ces composés rosit le **réactif de SCHIFF** : c'est un **aldéhyde** et l'autre rougit le **papier pH**. Ce dernier composé est un **acide carboxylique**. Ces deux composés sont respectivement l'éthanal et l'acide éthanoïque.

Lors de cette oxydation, le **cuivre** est utilisé comme catalyseur.

Exercice 11

1. Nom de la réaction : C'est une réaction d'hydratation de l'alcène A.

2. Famille de B : B est de la famille des alcools.

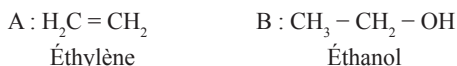
3. Détermination de la formule brute de A

Soit C_nH_{2n} la formule brute de A.

$$M_A = 12n + 2n = 14n ; 14n = 28 ; n = 2.$$

Donc la formule brute de A est C_2H_4 .

4. Formules semi-développées et noms de A et de B :



5) Équation-bilan de la réaction entre l'eau et l'alcène A.



Exercice 12

1. Équation-bilan de la réaction.



2. Détermination du volume d'air nécessaire pour 2 g d'éthanol utilisé.

$$n_{O_2} = 3 n_{C_2H_6O} ; v_{O_2} = 3 \frac{m_{C_2H_6O}}{M_{C_2H_6O}} V_m ;$$

$$v_{O_2} = \frac{3 \times 2}{46} \times 24 ; v_{O_2} = 3,13 \text{ L.}$$

$$v_{air} = \frac{100 \times v_{O_2}}{20} = \frac{100 \times 3,13}{20}$$

$$v_{air} = 15,65 \text{ L.}$$

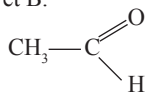
Exercice 13

1. Familles des composés A et B.

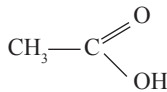
- A donne une coloration rose avec le réactif de SCHIFF. Donc A est un aldéhyde.

- B est un acide carboxylique car l'oxydation ménagée de l'éthanol conduit à un aldéhyde et à un acide carboxylique.

2. Formules semi-développées et les noms de A et B.



Éthanal

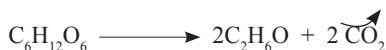


Acide éthanoïque

Exercice 14

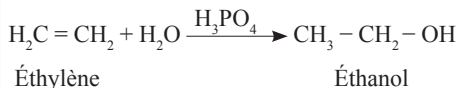
1. Procédé d'obtention de l'éthanol utilisé traditionnellement :

Traditionnellement, l'éthanol s'obtient par la fermentation de jus sucrés. Le glucose contenu dans ces jus sucrés se transforme en éthanol sous l'action d'enzyme. L'équation bilan de cette transformation est la suivante :



2. Procédé utilisé en industrie pour obtenir l'éthanol.

Industriellement, l'éthanol s'obtient par l'hydratation de l'éthylène en présence d'acide phosphorique utilisé comme catalyseur. Cette réaction se fait en phase gazeuse, vers 300° C et sous une pression d'environ 70 bars. Son équation bilan est la suivante :



Exercice 15

1. Formule semi-développée de l'éthanol :



2.

2.1) Couleur prise par le papier imbibé de réactif de SCHIFF et le papier pH :

2.1.1) le papier pH prend une couleur rouge.

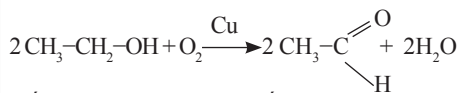
2.1.2) le papier imbibé de réactif de SCFIFF se colore en rose.

2.2) Noms des composés responsables de ces colorations :

2.2.1) C'est l'**éthanal** qui rosit le réactif de SCHIFF

2.2.2) L'**acide éthanoïque** fait rougir le papier pH.

3. Équations-bilans des réactions qui ont eu lieu.



Éthanol

Éthanal

Exercice 2

Les intrus : irréversible, rapide

Exercice 3

N°		Vrai	Faux
1	Une élévation de la température du milieu réactionnel modifie le rendement de la réaction d'estérification ou d'hydrolyse d'un ester.	X	
2	Le rendement d'une réaction d'estérification dépend des réactifs.		X
3	L'utilisation d'un catalyseur au cours d'une estérification accroît la vitesse de réaction.		X
4	Les quantités des réactifs n'ont aucun effet sur le rendement des réactions d'estérification et d'hydrolyse d'un ester.		X
5	La suppression de l'un des produits de la réaction augmente le rendement des réactions d'estérification et d'hydrolyse d'un ester.	X	
6	Lorsqu'on réalise le mélange équimolaire des réactifs, le rendement de l'hydrolyse d'un ester est de 60 %.		X

Exercice 4

Ces proportions traduisent que l'estérification est une réaction limitée.

Exercice 5

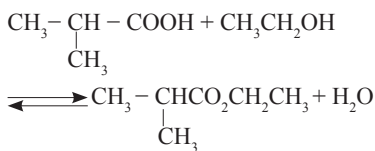
a) Réaction entre l'acide méthanoïque et le méthanol.



b) Réaction entre l'acide éthanoïque et le méthanol.



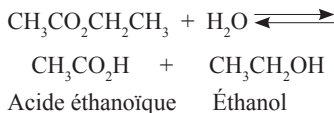
c) Réaction entre l'acide 2-méthylpropanoïque et l'éthanol.



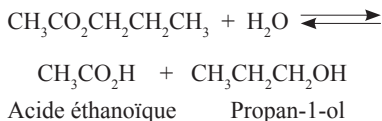
2-méthylpropanoate d'éthyle

Exercice 6

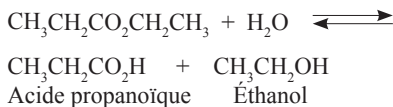
a) Hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle.



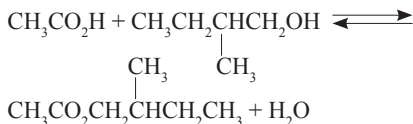
b) Hydrolyse de l'éthanoate de propyle.



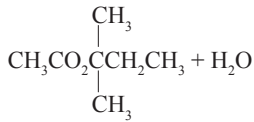
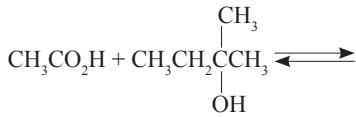
c) Hydrolyse du propanoate d'éthyle

**Exercice 7**

• Avec le 2-méthylbutan-1-ol :



• Avec le 2-méthylbutan-2-ol :



Exercice 8

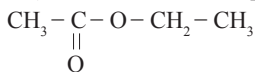
1. (b) 2. (a) 3. (a)

Exercice 9

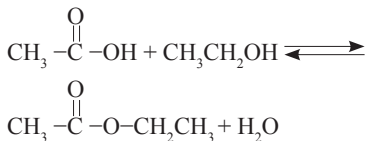
L'estérification est une réaction chimique qui conduit à la formation d'un ester. Elle se produit entre un acide carboxylique et un **alcool**. Cette réaction chimique est lente, limitée et **athermique**. En plus de l'ester, il se forme aussi de l'eau. Une réaction **inverse** se produit entre l'eau et l'ester obtenus pour redonner l'**acide carboxylique** et l'alcool. Il s'agit de l'**hydrolyse de l'ester** qui a les mêmes **caractéristiques** que la réaction d'**estérification**. L'estérification et l'hydrolyse d'un ester sont donc des réactions réversibles.

Exercice 10

1. Formule brute : $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$
 2.
 2.1) formule semi-développée :

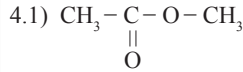


- 2.2) Équation-bilan :

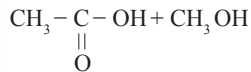
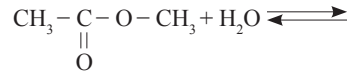


Exercice 11

1. $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$
 2. $M = 14n + 32$
 3. $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$
 4.

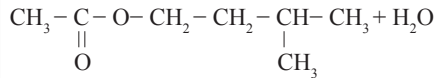
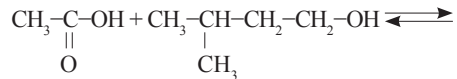


- 4.2) Équation-bilan :



Exercice 12

1. Équation-bilan :



- 2.

- 2.1) La quantité de matière d'ester formé :

$$n_{\text{ester}} = n_{\text{eau}} = 0,083 \text{ mol}$$

- 2.2) La quantité de matière d'acide restant :

$$n_{\text{acide}}(\text{initial}) = \frac{m}{M} = \frac{7,5}{60} = 0,125 \text{ mol}$$

$$n_{\text{acide}}(\text{restant}) = 0,125 - 0,083 = 0,042 \text{ mol}$$

- 2.3) La quantité de matière d'alcool restant.

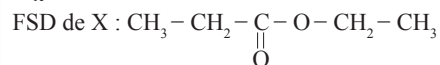
$$n_{\text{alcool}}(\text{restant}) = n_{\text{acide}}(\text{restant}) = 0,042 \text{ mol}$$

3. Le pourcentage d'alcool et d'acide estérifiés :

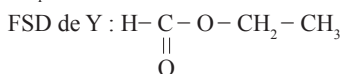
$$\eta = \frac{n_{\text{ester}}}{n_{\text{acide init}}} \quad \text{AN} : \eta = 66,4 \%$$

Exercice 13

1. Formules semi-développées de X et de Y
 $M_X = 14n + 32 = 102$ soit $n = 5$



$$M_v = 14n + 32 = 74 \text{ soit } n = 3$$



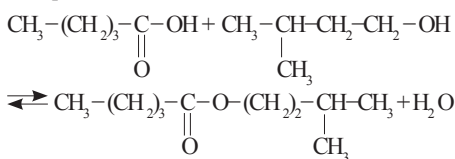
2. Noms de X et de Y :

X : propanoate d'éthyle ; Y : méthanoate d'éthyle.

3. Pour l'hydrolyse de X, l'autre produit est l'acide propanoïque tandis que celui de l'hydrolyse de l'ester Y est l'acide méthanoïque

Exercice 14

1. Équation-bilan :

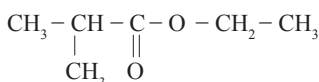


2. Les produits de la réaction sont : le pentanoate de 3-méthylbutyle et l'eau.

3. Réaction lente, limitée et athermique.

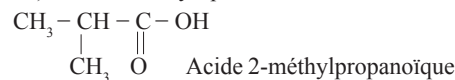
Exercice 15

1. Formule semi-développée de l'ester :



2.

2.1) Acide carboxylique utilisé :

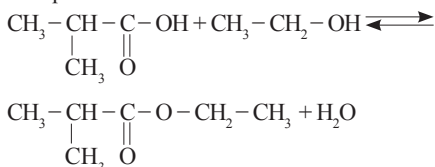


Alcool utilisé :



2.2) L'acide sulfurique est un catalyseur.

3. Équation-bilan :



4) Masse d'ester obtenu à l'équilibre chimique:

$$\eta = \frac{n_{\text{ester formé}}}{n_{\text{acide initial}}}$$

$$\text{soit } n_{\text{ester formé}} = \eta \times n_{\text{acide initial}} = 0,15 \times 0,9 = 0,135 \text{ mol}$$

$$\text{donc } m = n_{\text{ester formé}} \times M \quad \text{AN : } m = 15,7 \text{ g}$$

Exercice 16

1. Formule brute générale des esters : $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$

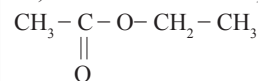
2. Montrons que la formule de l'ester est $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$

$$\frac{0,66}{14n + 32} = \frac{1,32}{44n} \quad \text{soit } n = 4 ;$$

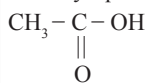
donc la formule brute de l'ester est $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$

3.

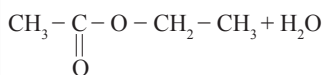
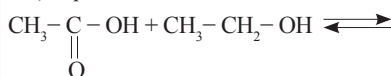
3.1) Formule semi-développée de l'ester :



3.2) Formule semi-développée de l'acide carboxylique utilisé:



3.3) Équation-bilan :



4. La réaction est lente, limitée et athermique.

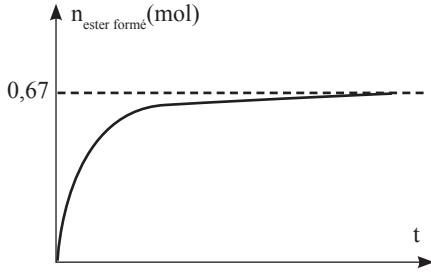
Exercice 17

1. Définition :

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

2. Courbe d'estérification

Temps (en heures)	1	2	3	4
$n_{\text{ester formé}}$ (en mol)	0,43	0,58	0,63	0,66
	5	6	7	8
	0,665	0,67	0,67	0,67

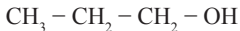


Allure de la courbe d'estérification

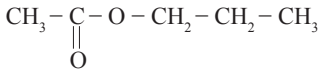
3. La limite de l'équilibre chimique est à 0,67 c'est-à-dire $\frac{2}{3}$

4.

4.1) • Formule semi-développée de l'alcool :



• Formule semi-développée de l'ester :



4.2) Réaction lente, limitée et athermique.

Exercice 18

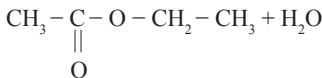
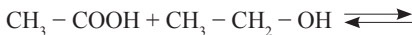
1. Nom de la réaction à réaliser : réaction d'estérification.

Caractéristiques de la réaction : elle est lente, limitée et athermique.

2. L'acide sulfurique joue le rôle de catalyseur.

3.

3.1) Équation-bilan de la réaction qui a lieu à l'issue du mélange :



3.2) Le nom du composé organique obtenu : éthanoate d'éthyle.

4. Détermination :

4.1) de la masse d'éthanol à utiliser (pour obtenir un mélange initial équimolaire) :

$$n_{\text{éthanol}} = n_{\text{acide éthanoïque}} ;$$

$$\frac{m_{\text{éthanol}}}{M_{\text{éthanol}}} = \frac{m_{\text{acide éthanoïque}}}{M_{\text{acide éthanoïque}}} ;$$

$$m_{\text{éthanol}} = M_{\text{éthanol}} \times \frac{m_{\text{acide éthanoïque}}}{M_{\text{acide éthanoïque}}}$$

$$m_{\text{éthanol}} = 46 \times \frac{75}{60} ; m_{\text{éthanol}} = 57,5 \text{ g.}$$

4.2) des masses des réactifs restants et des produits obtenus à l'équilibre chimique.

À l'équilibre chimique on a :

Masses des réactifs restants :

$$n_{\text{alcool}} = n_{\text{acide}} = 0,33 n_{\text{acide}} ;$$

$$m_{\text{alcool}} = 0,33 \frac{m_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}}} M_{\text{alcool}} \text{ et}$$

$$m_{\text{acide}} = 0,33 m_{\text{acide}}$$

$$\text{A.N : } m_{\text{alcool}} = 0,33 \times \frac{75}{60} \times 46 ;$$

$$m_{\text{alcool}} = 18,975 \text{ g soit } m_{\text{alcool}} = 19 \text{ g.}$$

$$m_{\text{acide}} = 0,33 \times 75 ; m_{\text{acide}} = 24,75 \text{ g.}$$

Masses des produits obtenus :

$$n_{\text{ester}} = n_{\text{eau}} = 0,67 n_{\text{acide}} ;$$

$$m_{\text{ester}} = 0,67 \frac{m_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}}} M_{\text{ester}} \text{ et}$$

$$m_{\text{eau}} = 0,67 \frac{m_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}}} M_{\text{eau}}$$

$$\text{A.N : } m_{\text{ester}} = 0,67 \times \frac{75}{60} \times 88 ;$$

$$m_{\text{ester}} = 73,7 \text{ g et } m_{\text{eau}} = 0,67 \times \frac{75}{60} \times 18 ;$$

$$m_{\text{eau}} = 15 \text{ g}$$

Exercice 19

1. Les caractéristiques des réactions d'estérification et d'hydrolyse d'un ester :

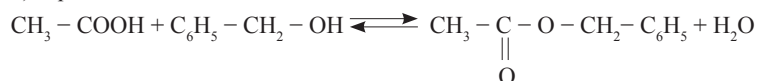
Elles sont des réactions lentes, limitées et athermiques.

2.

2.1) La réaction chimique réalisée par chaque groupe est une réaction d'estérification.

2.2) L'acide sulfurique concentré joue le rôle de catalyseur dans le milieu réactionnel.

3) Équation-bilan de la réaction réalisée :



4) Le composé organique obtenu est l'éthanoate de benzyle.

Exercice 20

1.

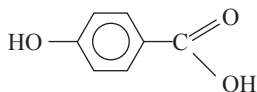
1.1) Le propylparaben appartient à la famille des esters.

1.2) Le réactif n° 1 appartient à la famille des acides carboxyliques.

1.3) Le réactif n° 2 appartient à la famille des alcools.

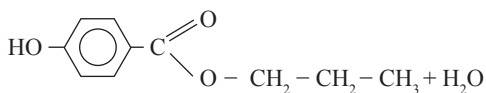
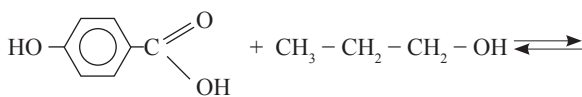
2.

2.1) Formule semi-développée de l'acide parahydroxybenzoïque :



2.2) Le réactif n° 2 est le propan - 1 - ol.

3. Équation-bilan de la réaction qui conduit à la formation du propylparaben :



Thème 2 : Oxydoréduction

Leçon

1

Réactions d'oxydo-réduction en solution aqueuse

Exercice 1

Affirmations	V/F
Un oxydant est capable de céder des électrons.	F
Un réducteur est capable de céder des électrons.	V
Une réaction de réduction est une perte d'électron(s).	F
Une réaction d'oxydation est un gain d'électron(s).	F
Une réaction d'oxydoréduction est un transfert d'électron(s).	V

Exercice 2

1. Une oxydation est une perte d'électron (s).
2. Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons(s).
3. Un couple oxydant/réducteur est un couple composé d'un oxydant et d'un réducteur du même élément chimique.

Exercice 3

(2) ; (4)

Exercice 4

Les couples possibles : Al^{3+}/Al ; Zn^{2+}/Zn ; Ag^+/Ag ; Pb^{2+}/Pb .

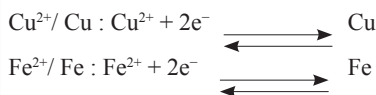
Exercice 5

Demi-équations électroniques	Oxydant
$\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	Ag^+
$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	Pb^{2+}
$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	Zn^{2+}

Demi-équations électroniques	Réducteur
$\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	Ag
$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	Pb
$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	Zn

Demi-équations électroniques	Couple oxydant / réducteur
$\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	Ag^+/Ag
$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	Pb^{2+}/Pb
$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	Zn^{2+}/Zn

Exercice 6



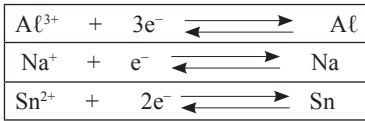
Exercice 7

1. Couples oxydants-réducteurs mis en jeu : Cu^{2+}/Cu ; Fe^{2+}/Fe
2. Équation-bilan de la réaction chimique : $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$

Exercice 8

Fe^{2+}/Fe ; Ag^+/Ag

Exercice 9



Exercice 10

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**. Pour **deux couples** oxydants/réducteur donnés, lorsque l'oxydant du couple 1 réagit avec le réducteur du couple 2, l'oxydant du couple 2 ne **réagit** pas avec le réducteur du couple 1.

Exercice 11

- a) Il se forme un dépôt de cuivre dans la solution.
- b) La partie immergée de la tige de cuivre se recouvre d'un dépôt gris.
- c) La solution prend progressivement une teinte bleutée.
- d) Il s'est formé des ions Ag^+ au cours de la réaction.

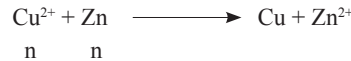
Exercice 12

- Ion Fe^{2+}
- Sn^{2+}/Sn ; Fe^{2+}/Fe ;
- $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$
 $\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$
- Équation-bilan de la réaction chimique :
 $\text{Sn}^{2+} + \text{Fe} \longrightarrow \text{Sn} + \text{Fe}^{2+}$

Exercice 13

1. Masse de Zinc

Équation de la réaction chimique :



Nombre de moles :

$$n = C \cdot V = 0,1 \times 50 \times 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

Masse de zinc oxydé :

$$m(\text{Zn}) = n \times M(\text{Zn}) = 65,4 \times 5 \times 10^{-3} = 327 \text{ mg}$$

2. Masse du dépôt de cuivre :

$$m(\text{Cu}) = n \times M(\text{Cu}) = 5 \times 10^{-3} \times 63,5 = 317,5 \text{ mg}$$

Exercice 14

1. Équation-bilan de la réaction chimique :



2. Concentrations de la solution en ions Ag^+ et Zn^{2+} à cette date.

Nombre de moles de Ag formé :

$$n(\text{Ag}) = \frac{43,2 \times 10^{-3}}{108} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$



Nombre de moles de Ag^+ dans la solution initiale :

$$n_0(\text{Ag}^+) = C_0 V_0 = 0,1 \times 10^{-2} = 10^{-3} \text{ mol.}$$

Concentration de Ag^+ après une heure :

$$[\text{Ag}^+] = \frac{(1 - 0,4) \times 10^{-3}}{0,1} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Nombre de moles d'ions Zn^{2+} formés :

$$n(\text{Zn}^{2+}) = \frac{1}{2} n(\text{Ag}) = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Donc } [\text{Zn}^{2+}] = \frac{2 \cdot 10^{-4}}{0,1} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

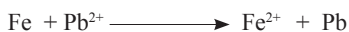
Exercice 15

1. Description du phénomène observé

Pb^{2+} étant un oxydant plus fort que Fe^{2+} , il y aura réaction entre Pb^{2+} et Fe.

Cette réaction aboutit à un dépôt de plomb sur la lame de fer.

2. Équation de la réaction chimique qui a lieu



3.

3.1) Calcul de la concentration molaire volumique de l'ion métallique formé

$$n(\text{Pb}^{2+}) = n(\text{Fe}^{2+})$$

$$CV = [\text{Fe}^{2+}] V \Rightarrow [\text{Fe}^{2+}] = C = 0,1 \text{ mol / L}$$

3.2) Masse de plomb formé

$$n(\text{Pb}^{2+}) = n(\text{Pb})$$

$$CV = \frac{m(\text{Pb})}{M(\text{Pb})} \Rightarrow m(\text{Pb}) = CVM(\text{Pb})$$

$$m(\text{Pb}) = 0,1 \times 0,15 \times 207 \Rightarrow m(\text{Pb}) = 3,105 \text{ g.}$$

Exercice 16

1. Quantité de matière des ions Ag^+

$$n_{\text{Ag}^+} = CV = 5 \cdot 10^{-2} \times 4 \cdot 10^{-2} \Rightarrow$$

$$n_{\text{Ag}^+} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

2. Équation-bilan de la réaction chimique



3. Masse d'argent qui se dépose :

$$n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{Ag}} \Rightarrow m_{\text{Ag}} = n_{\text{Ag}^+} \times M_{\text{Ag}}$$

$$m_{\text{Ag}} = 2 \cdot 10^{-3} \times 108 \Rightarrow m_{\text{Ag}} = 0,216 \text{ g.}$$

4. Calcul de la quantité de matière d'ions Al^{3+}

$$\frac{n(\text{Ag}^+)}{3} = n(\text{Al}^{3+}) \Rightarrow n(\text{Al}^{3+}) = \frac{210 \cdot 10^{-3}}{3} = 6,67 \cdot 10^{-4} \text{ mol / L}$$

5. Calcul de la concentration molaire

volumique des ions Al^{3+}

$$[\text{Al}^{3+}] = \frac{n_{\text{Al}^{3+}}}{V} = \frac{6,67 \cdot 10^{-4}}{5 \cdot 10^{-4}} = 1,33 \text{ mol / L}$$

Exercice 17

1.

1.1) L'ion Cu^{2+} s'est transformé en métal cuivre en se déposant sur la lame de fer. C'est une réduction.

1.2) Le métal fer s'est oxydé en ion fer II.

2. Équation-bilan de la réaction chimique :



3. L'oxydant est l'ion Cu^{2+} et le réducteur est Fe.

Exercice 18

1. Demi-équations électroniques :



2. Équation-bilan de la réaction chimique



3.

3.1) Nombre de moles d'ions Ag^+

$$n_{\text{Ag}^+} = C_0 V_0 \Rightarrow n_{\text{Ag}^+} = 0,1 \times 0,1$$

$$n_{\text{Ag}^+} = 10^{-2} \text{ mol}$$

3.2) Nombre de moles d'ions Cu^{2+}

$$n_{\text{Ag}^+} = 2n_{\text{Cu}^{2+}} \Rightarrow n_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{n_{\text{Ag}^+}}{2} = \frac{10^{-2}}{2}$$

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

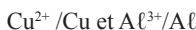
4. Calcul de la perte de masse.

$$\Delta m = n_{\text{Cu}^{2+}} \times M_{\text{Cu}}$$

$$\Delta m = 5 \cdot 10^{-3} \times 63,5 = 0,32 \text{ g}$$

Exercice 19

1. Formules des couples oxydant/réducteur qui interviennent.



2.

1) Demi-équations électroniques



2.2) Equation-bilan



3. On observe un dépôt rouge de cuivre sur la surface supérieure de la poudre d'aluminium.

4. Masse minimale d'aluminium

$$\frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{3} = \frac{n_{\text{Al}}}{2} \Rightarrow \frac{m_{\text{Al}}}{2M_{\text{Al}}} = \frac{C \cdot V}{3}$$

$$m_{\text{Al}} = \frac{2}{3} M_{\text{Al}} \cdot C \cdot V$$

$$m_{\text{Al}} = \frac{2}{3} \times 27 \times 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3}$$

$$m_{\text{Al}} = 3,6 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

Leçon

2

Classification qualitative des couples oxydants / réducteurs

Exercice 1

Affirmations	V/F
Un oxydant est d'autant plus fort qu'il capte plus facilement un ou des électron(s).	Vrai
Un oxydant est d'autant plus fort qu'il cède plus facilement un ou des électron(s).	Faux
Un réducteur est d'autant plus fort qu'il capte plus facilement un ou des électron(s).	Faux
Un réducteur est d'autant plus fort qu'il cède plus facilement un ou des électron(s).	Vrai

Exercice 2

- Plus un oxydant est fort, plus son réducteur conjugué est faible et réciproquement.
- Entre deux couples oxydants-réducteurs, la réaction spontanée se produit entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.

Exercice 3

- F ; 2. V

Exercice 4

Non ; parce que l'ion cuivre II réagit avec l'aluminium pour donner un dépôt de cuivre et des ions aluminium. À la longue le récipient s'usera.

Exercice 5

La bague d'argent ne réagit pas avec le sulfate de cuivre II parce qu'on met en contact le réducteur le plus faible (l'argent métallique) et

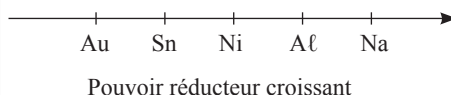
l'oxydant le plus faible (l'ion cuivre II). Il y aura un dépôt d'argent sur le clou en fer et la dégradation de la partie du fer en contact avec la solution.

Exercice 6

- (b)
- (a)
- (c)
- (d)

Exercice 7

- Forme réductrice
 $\text{Na}^+ : \text{Na}$; $\text{Al}^{3+} : \text{Al}$; $\text{Ni}^{2+} : \text{Ni}$; $\text{Sn}^{2+} : \text{Sn}$; $\text{Au}^{3+} : \text{Au}$.
- Classement selon le pouvoir réducteur croissant



Exercice 8

- Couples redox qui interviennent : Ag^+/Ag et Pb^{2+}/Pb
- Équation-bilan de la réaction : $2\text{Ag}^+ + \text{Pb} \longrightarrow 2\text{Ag} + \text{Pb}^{2+}$
- Il n'y a aucune réaction chimique.

Exercice 9

- Rangement des oxydants :
- Équation-bilan de la réaction spontanée.
 $\text{Au}^{3+} + 3\text{Ag} \longrightarrow 3\text{Ag}^+ + \text{Au}$

Exercice 10**Exercice 11**

1. Une solution de nitrate d'argent réagit sur du cuivre pour donner des ions cuivre qui en solution dans l'eau ont une couleur **bleue** et un dépôt **d'argent**.

2. Le cuivre est plus **réducteur** que l'argent et les ions Ag^+ sont plus **oxydants** que les ions **cuivre**.

3. Une réaction **d'oxydoréduction** se traduit par un transfert d'électrons du corps le plus **réducteur** au corps le plus oxydant.

4. L'équation-bilan de la réaction des ions Ag^+ sur le cuivre s'écrit :

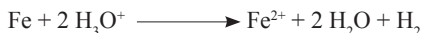
**Exercice 12**

c)

Exercice 13

1. FAUX car Ag est moins réducteur que Fe ou Ag^+ est plus oxydant que Fe^{2+} .

2. VRAI car H_3O^+ est plus oxydant que Fe^{2+} .



3. VRAI car H_3O^+ est moins oxydant que Ag^+ .

Exercice 14

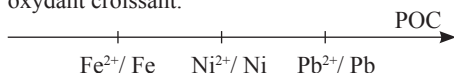
1. - Expérience 1 : Ni^{2+}/Ni et Fe^{2+}/Fe

- Expérience 2 : Pb^{2+}/Pb et Ni^{2+}/Ni .

2. Équation-bilan de la réaction qui se produit dans l'expérience 1.



3. Classement des couples par pouvoir oxydant croissant.

**Exercice 15**

1. Équation-bilan de la réaction :



2.

2.1) Calcul de la masse de zinc qui a réagi :



$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = C \cdot V = 0,5 \times 0,15 = 0,075 \text{ mol}$$

$$n(\text{Zn}) = n(\text{H}_3\text{O}^+)/2 = 0,0375 \text{ mol}$$

$$m(\text{Zn}) = 0,0375 \times 65,4 = 2,45 \text{ g}$$

La masse de zinc restante.

$$m_{\text{Zn restante}} = 3 - 2,45 = 0,55 \text{ g}$$

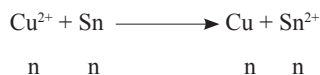
2.2) Volume de gaz :

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \times V_m = 0,0375 \times 24 = 0,9 \text{ L}$$

3. Concentration molaire volumique des ions Zn^{2+} en solution lorsque la réaction est terminée $[\text{Zn}^{2+}] = [\text{H}_3\text{O}^+]/2 = 0,25 \text{ mol/L}$.

Exercice 16

1. Quantité de matière de cuivre déposé sur l'étain



$$n(\text{Cu})_{\text{déposé}} = n(\text{Sn})_{\text{perdu}}$$

$$\text{AN} : n(\text{Cu})_{\text{déposé}} = \frac{55 \times 10^{-3}}{119} = 4,62 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

2. Concentration molaire volumique initiale en chlorure de cuivre dans la solution

$$C = \frac{4,62 \cdot 10^{-4}}{0,5} = 9,24 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. Masse de chlorure d'étain (SnCl_2) obtenue après évaporation de l'eau.

$$m(\text{SnCl}_2) = n(\text{Sn})_{\text{perdu}} \times M(\text{SnCl}_2)$$

$$m(\text{SnCl}_2) = 4,62 \cdot 10^{-4} \times (119 + 2 \times 35,5)$$

$$m(\text{SnCl}_2) = 8,8 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

Exercice 17

1. Quantité de matière initiale d'ions argent dans la solution.

$$n_1(\text{Ag}^+) = C_1 \cdot V_1 = 0,1 \times 0,05 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

2.

2.1) Équation-bilan de la réaction



2.2) Masse de métal argent formée.

$$m(\text{Ag}) = n_1(\text{Ag}^+) \times M(\text{Ag})$$

$$\text{AN} : m(\text{Ag}) = 5 \cdot 10^{-3} \times 108 = 0,54 \text{ g}$$

3. Nombre d'électrons échangés entre l'oxydant et le réducteur.

$$n(e^-) = 2n_1(\text{Ag}^+) \times \mathcal{N}$$

$$\text{AN} : n(e^-) = 2 \times 5 \cdot 10^{-3} \times 6,02 \cdot 10^{23} =$$

$$6,02 \cdot 10^{21} \text{ électrons.}$$

Exercice 18

1. Couples oxydants-réducteurs : Cu^{2+}/Cu ; Zn^{2+}/Zn ; Mg^{2+}/Mg ; Pb^{2+}/Pb ; Fe^{2+}/Fe .

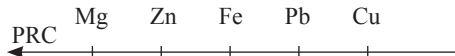
2. Demi-équations électroniques associées,



3. Équations-bilans des réactions chimiques.

$\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+} + \text{Zn} \longrightarrow \text{Pb} + \text{Zn}^{2+}$
$\text{Cu}^{2+} + \text{Mg} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Mg}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+} + \text{Mg} \longrightarrow \text{Pb} + \text{Mg}^{2+}$
$\text{Cu}^{2+} + \text{Pb} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Pb}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+} + \text{Fe} \longrightarrow \text{Pb} + \text{Fe}^{2+}$
$\text{Fe}^{2+} + \text{Zn} \longrightarrow \text{Fe} + \text{Zn}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$
$\text{Fe}^{2+} + \text{Mg} \longrightarrow \text{Fe} + \text{Mg}^{2+}$	$\text{Zn}^{2+} + \text{Mg} \longrightarrow \text{Zn} + \text{Mg}^{2+}$

4. Pouvoir réducteur croissant.

**Exercice 19**

1. La réaction d'oxydoréduction spontanée se réalise lorsqu'on met en présence l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.

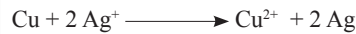
2. Dans le test 1 :

2.1) La lame de cuivre ne réagit pas avec les solutions A, B et D parce que le cuivre est un réducteur plus faible que ceux contenus dans les solutions A, B et D ;

2.2) La lame de cuivre réagit avec la solution C parce que le cuivre est un réducteur plus fort que celui contenu dans C.

3.

3.1) Équation-bilan de la réaction entre le cuivre et la solution C.



3.2) Équations-bilans des réactions du zinc avec les échantillons des solutions B et D

- Réaction de la lame de zinc avec la solution B : $\text{Zn} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

- Réaction de la lame de zinc avec la solution D : $\text{Zn} + \text{Pb}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Pb}$

4. Identification des contenus des flacons A, B, C et D

- Flacon C = solution de nitrate d'argent : AgNO_3

- Flacon B = solution d'acide chlorhydrique : HCl

- Flacon D = solution de nitrate de plomb : $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

- Flacon A = solution de sulfate de zinc : ZnSO_4

Leçon

3

Classification quantitative des couples oxydants / réducteurs

Exercice 1

1. V ; 2.1) F ; 2.2) F ; 2.3) V

Exercice 2

1. (b) ; 2. (a) ; 3. (b)

Exercice 3

La demi-pile associée au couple oxydant-réducteur $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$ est constituée par une électrode en zinc. Celle-ci plonge dans une solution contenant des ions Zn^{2+} . L'association de deux demi-piles forme une **pile**. La mesure de la différence de potentiel, en circuit ouvert entre la borne positive et la borne négative de la pile donne sa **f.é.m.** Le métal le plus **réducteur** est à la borne négative. Le métal le moins réducteur est à la borne **positive** de la pile.

Exercice 4

- Schéma théorique de la pile aluminium-plomb : $\text{Al} / \text{Al}^{3+} \parallel \text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$
- f.é.m. $E = E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) - E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = 1,53\text{V}$.

Exercice 5

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

Exercice 6

1) faux ; 2) vrai ; 3) vrai ; 4) faux

Exercice 7

1. (b) 2. (a)

Exercice 8

1. Prédiction de la réaction chimique entre les deux couples.

On a $E_1^0 > E_2^0$ donc l'oxydant le plus fort est Pb^{2+} et le réducteur le plus fort est Zn.

La réaction chimique spontanée est :



2.

2.1) Masse de zinc disparu

Masse de $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ dans 10 cm^3 :

$$m_1 = \frac{130 \times 10}{1000} = 1,3\text{ g.}$$

Masse molaire de $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$:

$$M_1 = 207,2 + 2[(12 \times 2) + (1 \times 3) + (16 \times 2)] \\ = 325,2\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$



Bilan molaire : $\begin{array}{ccc} 325,2 & 65,5 & \\ & 1,3 & \text{m(Zn)} \end{array}$

$$m(\text{Zn}) = \frac{65,5 \times 1,3}{325,2} = 0,262\text{ g}$$

2.2) Concentration molaire volumique en ion Zn^{2+}

$$[\text{Zn}^{2+}] = \frac{0,262}{65,5 \times 10^{-2}} = 0,4\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Exercice 9

1.

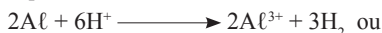
1.1) L'ion H_3O^+ est plus oxydant que Zn^{2+} car $E^\circ(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) > E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$ donc réaction possible entre H_3O^+ et Zn.

L'ion H_3O^+ est moins oxydant que Cu^{2+} car $E^\circ(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) < E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$ donc la réaction est impossible entre H_3O^+ et Cu. Tout le mélange ne passera pas en solution : la poudre de cuivre ne réagira pas.

1.2) La solution est incolore car les ions Zn^{2+} sont incolores en solution aqueuse.

2. Volume de gaz H₂ obtenu

Équation-bilan de la réaction :



On a : $\frac{n(Al)}{2} = \frac{n(H_2)}{3}$ soit

$$n(H_2) = \frac{3n(Al)}{2} \text{ or } n(Al) = \frac{m(Al)}{M(Al)} = \frac{5}{27}$$

$$n(H_2) = 0,185 \text{ mol}$$

$$n(H_2) = \frac{3 \times 0,185}{2} = 0,2775 \text{ mol}$$

Volume de dihydrogène formé :

$$v(H_2) = 22,4 \times 0,2775 = 6,2 \text{ L}$$

Exercice 10

1.

1.1) Sn est plus réducteur que H₂ donc le pôle + de la pile est H₂

1.2) Le pôle - de la pile est Sn



Exercice 11

$$E(Cu/Fe) = E^0(Cu^{2+}/Cu) - E^0(Fe^{2+}/Fe) \Rightarrow$$

$$E^0(Fe^{2+}/Fe) = E^0(Cu^{2+}/Cu) - E(Cu/Fe) = 0,34 - 0,78$$

$$E^0(Fe^{2+}/Fe) = -0,44 \text{ V}$$

$$E(Ni/Fe) = E^0(Ni^{2+}/Ni) - E^0(Fe^{2+}/Fe) \Rightarrow$$

$$E^0(Ni^{2+}/Ni) = E(Ni/Fe) + E^0(Fe^{2+}/Fe) = 0,19 - 0,44$$

$$E^0(Ni^{2+}/Ni) = -0,23 \text{ V}$$

$$E(Sn/Ni) = E^0(Sn^{2+}/Sn) - E^0(Ni/Ni^{2+}) \Rightarrow$$

$$E^0(Sn^{2+}/Sn) = E(Sn/Ni) + E^0(Ni/Ni^{2+}) = 0,11 - 0,23$$

$$E^0(Sn^{2+}/Sn) = -0,12 \text{ V}$$

Exercice 12

1. Utilisation d'un pont salin : papier imbibé d'une solution électrolytique (KCl ou KNO₃)
Utilisation d'un dispositif à parois interne poreuse séparant les deux solutions aqueuses.

2.

2.1) Détermination de la quantité d'électricité q

À la borne -, Zn est oxydé : $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

Nombre de moles de Zn disparu :

$$n(Zn) = \frac{\Delta m(Zn)}{M(Zn)} \text{ avec } \Delta m(Zn) = 36,1 - 35,4 = 0,7 \text{ g}$$

Nombre d'électrons mis en jeu : $ne^- = 2nZn \cdot \mathcal{N}$

La quantité d'électricité : $q = 2n(Zn) \cdot \mathcal{N} \cdot e$

$$q = \frac{2\Delta m(Zn)}{M(Zn)} \cdot \mathcal{N} \cdot e$$

$$q = 2 \times \frac{0,7}{65,4} \times 6,02 \cdot 10^{23} \times 1,6 \cdot 10^{-19} = 2062 \text{ C}$$

2.2) Concentration en ions Cu²⁺

À la borne + : $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$

Équation-bilan de la réaction chimique lorsque

la pile débite : $Cu^{2+} + Zn \longrightarrow Cu + Zn^{2+}$

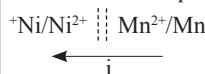
Nombre de moles de Cu formé : $n_{Cu} = n_{Zn}$

$$[Cu^{2+}] = [Cu^{2+}]_0 - \frac{n(Cu)}{V}$$

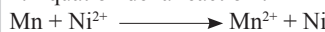
$$[Cu^{2+}] = 0,86 - \frac{0,7}{65,4 \times 0,05} = 0,64 \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 13

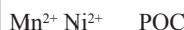
1. Schéma théorique de la pile



2. Équation de la réaction :



3. Classement



Exercice 14

1. Rangement par pouvoir réducteur croissant



Car $E^0(Fe^{2+}/Fe) < E^0(Cu^{2+}/Cu) < E^0(Ag^+/Ag)$

2. Réactions chimiques possibles.

	Ag ⁺	Cu ²⁺
Cu	Réaction	
Fe	Réaction	Réaction

3. Équations bilans des réactions.



Exercice 15

1. Schéma théorique de la pile :



2) Équation de la réaction chimique qui s'effectue lorsque la pile débite.

À la borne -, il y a oxydation du zinc :



À la borne +, il y a réduction des ions cuivre II :



Équation bilan de la réaction :



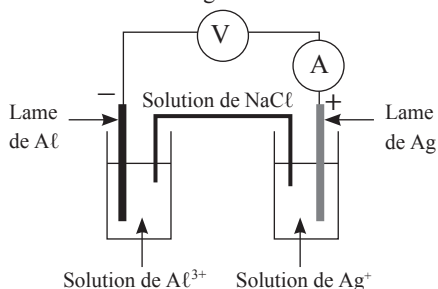
3) F.é.m. de la pile : $E = +0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ V}$

Exercice 16

1. Polarité de chacune des plaques métalliques en justifiant ton choix.

$E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) > E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al})$, donc à la borne +, on a Ag et à la borne -, Al.

2. Schéma du montage.



3. F.é.m. de la pile : $E = 0,80 - (-1,66) = 2,46 \text{ V}$.

4. Comparaison des concentrations molaires volumiques Selon l'équation bilan

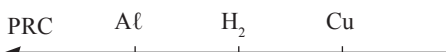


la pile fonctionne les ions Ag^+ disparaissent pendant qu'il se forme d'autres ions Al^{3+} .

Donc on a : $[\text{Al}^{3+}] > [\text{Ag}^+]$.

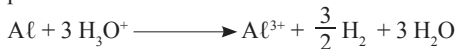
Exercice 17

1. Pouvoir réducteur croissant



2. La réaction possible est la réaction entre l'acide chlorhydrique et l'aluminium car des deux couples oxydant-réducteurs Al^{3+}/Al et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$, l'oxydant le plus fort est H_3O^+ et le réducteur le plus fort est Al.

3. Équation de la réaction chimique qui se produit.



4. Masses d'aluminium et de cuivre contenues dans le mélange.

- Masse d'aluminium :

Nombre de moles du gaz H_2 :

$$n(\text{H}_2) = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_0} = \frac{6,8}{22,4} = 0,3 \text{ mol}$$

La masse d'aluminium est :

$$m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \times M(\text{Al}) \text{ avec } n(\text{Al}) = \frac{2}{3} n(\text{H}_2)$$

$$m(\text{Al}) = \frac{2 \times 0,3 \times 27}{3} = 5,4 \text{ g}$$

- Masse de cuivre

Le cuivre ne réagit pas avec l'acide chlorhydrique donc le résidu solide est du cuivre :

$$m(\text{Cu}) = 3,2 \text{ g}.$$

Leçon

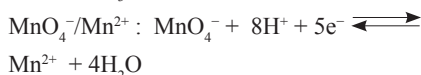
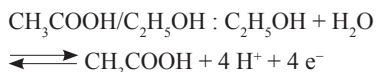
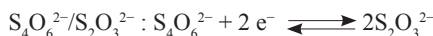
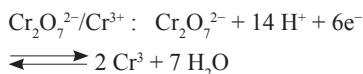
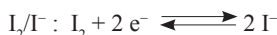
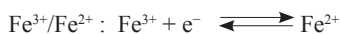
4

Couples oxydants /réducteurs en solution aqueuse - dosage

Exercice 1

1. Vrai
2. Vrai

Exercice 2



Exercice 3

- 1) $\text{CH}_3\text{CHO}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- 2) $\text{CH}_3\text{CHO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

Exercice 4

a)

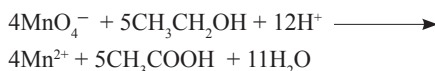
Exercice 5

c)

Exercice 6

a)

Exercice 7



Exercice 8

a)

Exercice 9

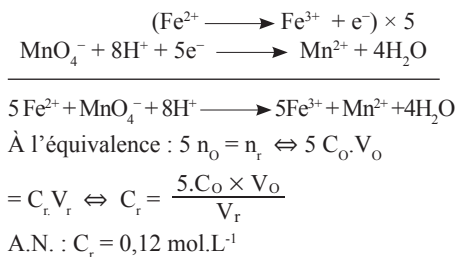
Le dosage d'oxydoréduction permet de déterminer la concentration molaire d'une espèce chimique à travers une réaction chimique. Cette réaction doit être **totale** et unique. Elle nécessite **un indicateur** de fin de réaction qui est souvent un changement de **couleur** du milieu réactionnel. Au cours du dosage le nombre de moles d'électrons cédés par le réducteur est **égal** au nombre d'électrons **captés** par l'oxydant. La relation à l'équivalence d'oxydoréduction s'écrit : $n_o \cdot C_o \cdot V_o = n_r \cdot C_r \cdot V_r$.

Exercice 10

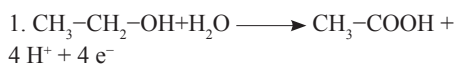
1. L'équation-bilan de la réaction chimique : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{I}^- \longrightarrow 3 \text{I}_2 + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
2. L'ion iodure I^- est en excès.
3. Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques.
Ion I^- restant : $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$;
Ion Cr^{3+} : $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; I_2 formé : $3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Exercice 11

1. Masse de permanganate de potassium
 $m = C_o \cdot V \cdot M = 2 \cdot 10^{-2} \times 0,1 \times 158 = 0,316 \text{ g}$
2. Réactifs à utiliser
- Solution de permanganate de potassium
- Solution d'ions fer II acidifiée
3. Le point d'équivalence est obtenu lorsque les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques. Cela est obtenu par un changement de couleur.
4. Concentration molaire volumique
Équation-bilan

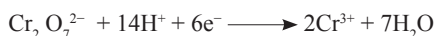


Exercice 12

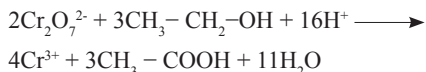


2.

2.1) Demi-équation électronique du couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ en milieu acide :



2.2) Équation-bilan de la réaction entre l'éthanol et les ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

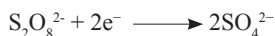


Exercice 13

1. - Réaction d'oxydation :



- Réaction de réduction :



- Réaction d'oxydoréduction :



2. Concentrations molaires volumiques

Déterminons le nombre de moles initiales de chaque réactif :

$$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} : n_1 = 5 \cdot 10^{-3} \times 10^{-1} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{I}^- : n_2 = 0,5 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Bilan molaire



Dans les proportions stœchiométriques, on a :

$$n'_1 = \frac{n_2}{2} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} < 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} :$$

il y a un excès d'ions peroxodisulfate de

$$2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Quantité de matière de I_2 formé :

$$n_3 = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

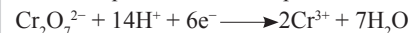
Quantité de matière de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ restant en solution : $n'_1 = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

Concentrations molaires en fin de réaction :

$$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] = [\text{I}_2] = \frac{2,5 \times 10^{-4}}{2 \times 10^{-4}} = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 14

1. Demi-équations électroniques



Équation-bilan



2. Concentration molaire et volumique en diiode I_2 et en ions Cr^{3+} en fin de réaction.

Nombre de moles initiales des réactifs :

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} : n_1 = 10^{-2} \times 10^{-2} = 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{I}^- : n_2 = 0,1 \times 20 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Bilan molaire



Dans les proportions stœchiométriques, on a :

$$\frac{n_2}{n_1} = 6 \text{ or } \frac{n_2}{n_1} = 20 > 6 :$$

toute la solution de dichromate de potassium est consommée.

Nombre de moles de produits :

$$n'_1 = 2n_1 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n'_2 = 3n_1 = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

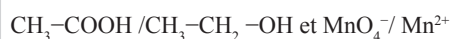
Concentrations molaires volumiques des produits :

$$[\text{Cr}^{3+}] = \frac{n'_1}{V_{\text{T}}} = \frac{2 \times 10^{-4}}{30 \times 10^{-3}} = 6,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{I}_2] = \frac{n'_2}{V_{\text{T}}} = \frac{3 \times 10^{-4}}{30 \times 10^{-3}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

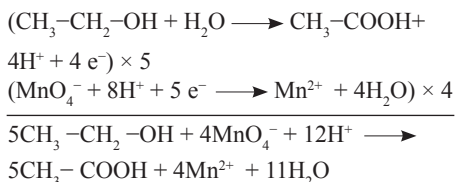
Exercice 15

1. Couples oxydants/réducteurs mis en jeu.



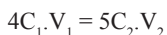
2. Équation-bilan de la réaction chimique

Équilibrons les échanges électroniques dans les demi-équations



3. Concentration molaire volumique C_1

À l'équivalence on a la réaction



$$C_1 = \frac{5 \cdot C_2 \cdot V_2}{4V_1}; C_1 = \frac{5 \times 1,5 \times 11}{4 \times 10} = 2,06 \text{ mol/L}$$

4. Degré alcoolique

Nombre de moles d'éthanol contenu dans

$$100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ L de ce vin}$$

$$n_1 = 2,06 \times 0,1 = 0,206 \text{ mol}$$

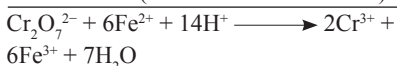
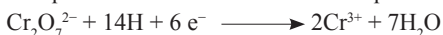
$$\text{Masse d'éthanol pur } m_1 = 0,206 \times 46 = 9,476 \text{ g}$$

$$\text{Volume d'éthanol pur } V_1 = \frac{9,476}{0,79} = 12 \text{ cm}^3$$

$$\text{Le degré d'alcool de ce vin est : } d = \frac{12}{100} = 12 \%$$

Exercice 16

1. Équation bilan de la réaction chimique



2. Quantité de matière d'ions Fe^{2+} dans la solution initiale S.

Masse molaire du sulfate de fer II :

$$M(\text{FeSO}_4) = 56 + 32 + (16 \times 4) = 152 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Quantité de matière d'ions Fe^{2+} dans la solution

$$\text{initiale : } n(\text{Fe}^{2+}) = \frac{15,2}{152} = 0,1 \text{ mol}$$

3. Quantité de matière d'ions fer II que contenait un litre de S'au moment du dosage.

À l'équivalence on a : $n(\text{Fe}^{2+}) = C_r \cdot V_r = 6 \cdot C_0 \cdot V_0$

$$C_r = \frac{6C_0 \cdot V_0}{V_r}$$

$$\text{AN : } C_r = \frac{6 \times 0,1 \times 10}{100} = 0,06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

4.

4.1) Quantité de matière d'ions fer II

Dans 1 litre, on a dosé 0,06 mole de Fe^{2+} ; la quantité de matière d'ions fer II qui a été oxydée avant le dosage est :

$$\Delta n = 0,1 - 0,06 = 0,04 \text{ mol.}$$

4.2) Pourcentage de moles fer II qui ont été

$$\text{oxydés. } \% \text{Fe}^{2+} = \frac{0,04 \times 100}{0,1} = 40 \%$$

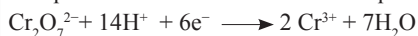
Exercice 17

1. L'oxydant le plus fort est l'ion dichromate :



Le réducteur le plus fort est le dioxyde de soufre : SO_2

2. Équation-bilan de la réaction chimique :



3. Masse de de dioxyde de soufre nécessaire
Quantité de matière de dioxyde de soufre nécessaire.

Bilan molaire



Masse de dichromate contenu dans 100 m³

$$\text{d'eau : } m_1 = 525 \times 10^{-3} \times 100\,000 = 52\,500 \text{ g}$$

Masse molaire des ions dichromate :

$$M_1 = (52 \times 2) + (16 \times 7) = 216 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Quantité de matière des ions dichromate :

$$n_1 = \frac{52500}{216} = 243 \text{ mol}$$

Quantité de matière du dioxyde de soufre

$$\text{utilisé: } n_2 = 3n_1 = 243 \times 3 = 729 \text{ mol}$$

Masse molaire du dioxyde de soufre :

$$M_2 = 32 + (16 \times 2) = 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

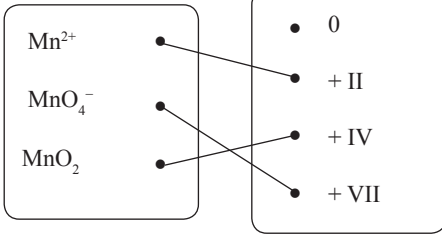
Masse de dioxyde de soufre utilisé :

$$m_2 = 729 \times 64 = 46656 \text{ g} \approx 46,6 \text{ kg}$$

Exercice 9

Composés

Nombre d'oxydation

**Exercice 10**

Le n.o de Cd passe de 0 à +II (dans $CdCl_2$) et celui de P passe de (+V) à (+III). Le n.o de Cd augmente alors que celui P diminue. Il s'agit donc d'une réaction d'oxydoréduction.

Exercice 11

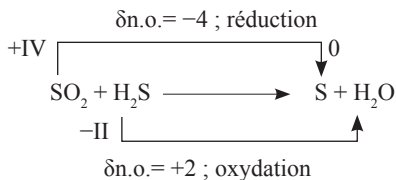
1. Un oxydant est une entité chimique contenant un élément dont le nombre d'oxydation diminue.
2. Une entité chimique subit une oxydation quand le nombre d'oxydation de l'un de ses éléments constitutifs augmente.
3. Le nombre d'oxydation de l'hydrogène dans les composés est généralement égal à (+I).

Exercice 12

1. Nombre d'oxydations des éléments dans les divers corps purs.

n.o.(H) = +I ; n.o.(O) = -II . dans SO_2 n.o.(S) = +IV dans H_2S n.o.(S) = -II

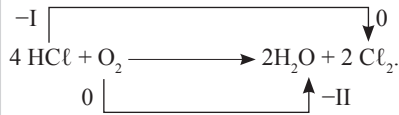
2.



On a donc une réaction d'oxydoréduction.

Exercice 13

1. Bilan des nombres d'oxydation des éléments qui participent à cette réaction chimique.



2. Il y a une variation des n.o. de l'oxygène et du chlore : on a donc une réaction d'oxydoréduction.
3. L'élément chlore (Cl) est oxydé et l'élément oxygène (O) est réduit.

Exercice 14

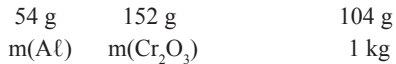
1. Équation-bilan de la réaction équilibrée :



2. Masses de l'oxyde de chrome et d'aluminium.



Bilan massique



$$m(Al) = \frac{1 \times 54}{104} = 0,519 \text{ kg ;}$$

$$m(Cr_2O_3) = \frac{1 \times 152}{104} = 1,46 \text{ kg}$$

Exercice 15

1. Équation-bilan de la réaction chimique :



2. Masse de gaz recueilli :



Bilan molaire $2n$ n
 $n(CuO) = 2n(CO_2)$

$$n(CO_2) = \frac{n(CuO)}{2} = \frac{m(CuO)}{2M(CuO)} \text{ avec}$$

$$M(CuO) = 79,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$AN : n(CO_2) = \frac{10}{2 \times 79,5} = 0,063 \text{ mol}$$

3) Volume de CO_2 recueilli :

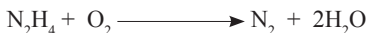
$$V = 0,063 \times 25 = 1,575 \text{ L}$$

Exercice 16

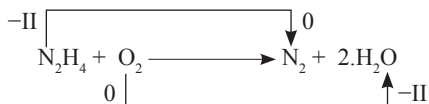
1. Nombre d'oxydations de l'azote dans la molécule d'hydrazine.

$$2n.o.(N) + 4(+I) = 0 \Rightarrow n.o.(N) = -II$$

2. Équation-bilan de la combustion dans le dioxygène de l'hydrazine.



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

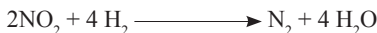


$\delta n.o.(N) = 0 - (-II) = +II$ on a une oxydation

$\delta n.o.(O) = -II - 0 = -II$ on a une réduction

On a donc une réaction d'oxydoréduction.

4) Équation-bilan :



Exercice 17

1. Équation bilan de l'explosion.



2. n.o. :



Déterminons les variations de nombres d'oxydation :

$n.o.(N) = -5$: l'azote (N) est réduit

$\delta n.o.(S) = -2$: le soufre (S) est réduit

$\delta n.o.(C) = +4$: le carbone (C) est oxydé

On a à la fois l'oxydation du carbone et la réduction du soufre et de l'azote : Cette explosion est donc une réaction d'oxydoréduction.

3. Pourcentages massiques des trois réactifs du mélange stœchiométrique.

Soit m la masse du mélange dans les conditions stœchiométriques pour 1 mole de soufre :

$$m = (2 \times 101) + 32 + (3 \times 12) = 270 \text{ g}$$

Le pourcentage massique de chaque réactif dans le mélange stœchiométrique est :

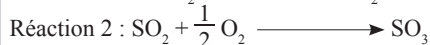
$$p(KNO_3) = \frac{202}{270} = 74,8 \%$$

$$p(S) = \frac{32}{270} = 11,9 \%$$

$$p(C) = \frac{36}{270} = 13,3 \%$$

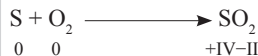
Exercice 18

1. Équation-bilan des réactions qui conduisent aux étapes 1 et 2.



2. Montrons que ces deux équations traduisent des oxydoréductions.

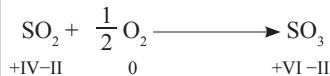
Réaction 1



$\delta n.o.(S) = +4$: le soufre est oxydé

$\delta n.o.(O) = -2$: l'oxygène est réduit

Réaction 2



$\delta n.o.(S) = +2$: le soufre est oxydé

$\delta n.o.(O) = -2$: l'oxygène dans O_2 est réduit

Conclusion : les étapes 1 et 2 sont des réactions d'oxydoréduction

3. Équation-bilan de la réaction de passage du trioxyde de soufre à l'acide sulfurique.



4. Montrons que cette équation ne traduit pas une oxydoréduction.



Il n'y a pas de variation du nombre d'oxydation du soufre. L'étape 3 n'est donc pas une réaction d'oxydoréduction.

Exercice 19

1. Équation-bilan de la réaction chimique



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

Variation des nombres d'oxydation.



$$\delta n.o(\text{Fe} = -3 ; \delta n.o(\text{Al}) = +3$$

Il y a variation du nombre d'oxydation, donc il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction.

3. - Fe subit une réduction

- Al subit une oxydation

On a donc une réaction d'oxydoréduction.

4. Masse du mélange utile pour fermer la fissure.



Bilan massique

$$\begin{array}{ccc} 1 \times 160 & 2 \times 27 & 2 \times 56 \\ m(\text{Fe}_2\text{O}_3) & m(\text{Al}) & 100 \end{array}$$

$$\frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{160} = \frac{100}{112} \Rightarrow m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{160 \times 100}{112}$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 142,86 \text{ g.}$$

$$\frac{m(\text{Al})}{160} = \frac{100}{112} \Rightarrow m(\text{Al}) = \frac{54 \times 100}{112} = 48,21 \text{ g}$$

Masse du mélange :

$$\text{mélange} = m(\text{Fe}_2\text{O}_3) + m(\text{Al}) = 191 \text{ g}$$

Exercice 20

1. Une réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle une espèce chimique s'oxyde et une autre se réduit.

2. Équation-bilan de la réaction réalisée par le professeur :



3. Justification

Le n.o. de Al passe de 0 à (+III) et celui de Mn de (+IV) à 0. Donc Al est oxydé et Mn est réduit. Il s'agit donc d'une réaction d'oxydoréduction

Leçon

6

Électrolyse

Exercice 1

Oxydation à l'anode et réduction à la cathode

Exercice 2

1. (b) ; 2. (a)

Exercice 3

L'électrolyse est une réaction d'oxydoréduction provoquée par le courant électrique. Elle est l'inverse de la réaction d'oxydoréduction spontanée. Au cours d'une électrolyse, il se produit toujours une réduction à la cathode et une oxydation à l'anode. Pour les espèces

chimiques présentes dans l'électrolyte, c'est le réducteur le plus fort qui est oxydé et l'oxydant le plus fort qui est réduit.

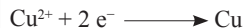
Exercice 4

1. L'électrolyse à anode soluble d'une solution de sulfate de cuivre II sert à purifier le cuivre ou à déposer du cuivre sur un autre métal qui constitue la cathode.

2. Au cours d'une électrolyse, l'anode est le siège d'une réaction d'oxydation tandis que la cathode est le siège d'une réaction de réduction.

Exercice 5

Calcul de la masse du cuivre déposé.



$$n_{\text{Cu}} = \frac{1}{2} n_{e^-}$$

$$\frac{m}{M} = \frac{1}{2} \times \frac{I \Delta t}{N \cdot e} \quad \text{d'où } m = \frac{I \Delta t}{N \cdot e} \times M$$

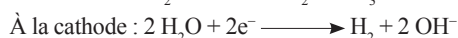
AN : $m = 0,1 \text{ g}$

Exercice 6

1. Au cours de l'électrolyse, les cations migrent vers la **cathode**.
2. Lors d'une électrolyse, il se produit une **réduction** à la cathode.
3. La réaction chimique qui a lieu au cours d'une électrolyse est **non naturelle**.

Exercice 7

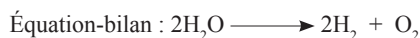
1. Demi-équations électroniques



2. Nom et volume du gaz recueilli à la cathode

Nom : dihydrogène

Volume :



Bilan molaire :

$$n(\text{H}_2) = 2n(\text{O}_2) \Leftrightarrow \frac{V(\text{H}_2)}{V_0} = 2 \times \frac{V(\text{O}_2)}{V_0}$$

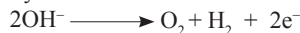
$$\Leftrightarrow V(\text{H}_2) = 2V(\text{O}_2); V(\text{H}_2) = 200 \text{ mL}$$

Exercice 8

1. Réactions possibles aux électrodes :

À l'anode :

- oxydation de l'anion de l'électrolyte :

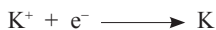


- Oxydation de l'eau

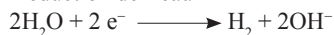


À la cathode :

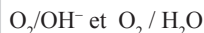
- Réduction du cation de l'électrolyte



- Réduction de l'eau

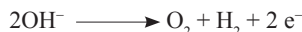


2. Couples oxydant / réducteur en concurrence à l'anode sont :



$E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) > E^\circ(\text{O}_2/\text{OH}^-)$; l'ion OH^- est plus réducteur que l'eau.

À l'anode les ions OH^- sont donc oxydés selon la demi-équation :



Les couples oxydant /réducteur en concurrence à la cathode sont : K^+/K et $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$

$E^\circ(\text{K}^+/\text{K}) < E^\circ(\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2)$, H_2O est plus oxydant que K^+ .

À la cathode, l'eau est donc réduite selon la demi-équation :



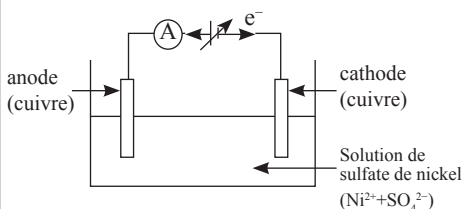
3. Équation-bilan de l'électrolyse.



Exercice 9

1. On ne peut pas car le nickel est plus réducteur que le cuivre. Il va donc réduire les ions Cu^{2+} en Cu.

2. Schéma



3.

3.1) Calcul de la masse de nickel $m(\text{Ni})$

À la cathode les ions Ni^{2+} se transforment en métal Ni d'où la réaction de réduction suivante :



À l'anode, il se produit l'oxydation du nickel



$$m(\text{Ni}) = \rho \times S \times e$$

$$\text{AN : } m(\text{Ni}) = 8,9 \times 400 \times 0,01 = 35,6 \text{ g.}$$

3.2) Calcul de la durée Δt



$$n(\text{Ni}) = \frac{1}{2} n_{e^{-}} \text{ or } n_{e^{-}} = \frac{I}{F} \Delta t$$

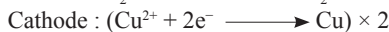
$$n(\text{Ni}) = \frac{I \Delta t}{2 \mathcal{F}} \Delta t \text{ or } \mathcal{F} = \mathcal{N} \cdot e$$

$$\Delta t = \frac{2m \cdot \mathcal{N} \cdot e}{I \cdot M}$$

$$\text{AN : } \Delta t = 3894,36 \text{ s} = 1 \text{ h } 05 \text{ min.}$$

Exercice 10

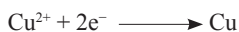
1. Équation-bilan de l'électrolyse



Équation bilan :



2. Masse du cuivre déposé



$$n(\text{Cu}) = \frac{1}{2} n_{e^{-}}$$

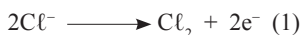
$$\frac{m}{M} = \frac{1}{2} \times \frac{I \cdot \Delta t}{\mathcal{N} \cdot e} \quad \text{d'où } m = \frac{I \cdot \Delta t \cdot M}{2 \cdot \mathcal{N} \cdot e}$$

$$\text{AN : } m = 2,37 \text{ g}$$

Exercice 11

1. Rappel des résultats expérimentaux

- Anode : dégagement de dichlore (Cl_2)
selon la demi-équation :



- Cathode : dépôt d'étain selon la
demi-équation :



2. Détermination de la masse d'étain

D'après l'équation (2) on a :

$$n(\text{Sn}) = \frac{1}{2} n_{e^{-}} \quad \text{d'où } m(\text{Sn}) = \frac{I \cdot \Delta t \cdot M}{2 \cdot \mathcal{N} \cdot e}$$

$$\text{AN : } m(\text{Sn}) = 2,22 \text{ g.}$$

3. Calcul du volume de dichlore Cl_2

Soit l'équation bilan :



Bilan molaire :

$$n(\text{Sn}) = n(\text{Cl}_2) \quad \text{d'où } V(\text{Cl}_2) = \frac{m}{M} \cdot V_m$$

$$\text{AN : } V(\text{Cl}_2) = 0,42 \text{ L}$$

Exercice 12

1. Équation aux électrodes :

À la cathode, il se produit la réduction de l'eau car la molécule d'eau est plus oxydante que l'ion Na^{+} . On a :



À l'anode, il se produit l'oxydation des ions chlorure Cl^{-} car Cl^{-} est plus réducteur que l'eau. On a :



2.

2.1) Calcul de la durée Δt

D'après l'équation 2, on a :

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} n_{e^{-}} \quad \text{d'où } \Delta t = \frac{2m \cdot \mathcal{N} \cdot e}{I \cdot M}$$

$$\text{AN : } \Delta t = 6,78 \cdot 10^4 \text{ s}$$

2.2) Calcul de l'énergie électrique W_e .

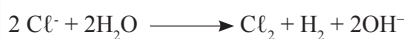
$$W_e = U_{AC} \cdot I \cdot \Delta t$$

$$\text{AN : } W_e = 4 \times 40 \times 1000 \times 6,78 \cdot 10^4$$

$$W_e = 1,085 \times 10^{10} \text{ J}$$

2.3) Volume de H_2

Soit l'équation-bilan de l'électrolyse

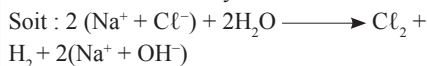


Bilan molaire :

$$n(\text{Cl}_2) = n(\text{H}_2) \quad \text{d'où } V(\text{H}_2) = \frac{m}{M} \times V_m$$

$$\text{AN : } V(\text{H}_2) = 3,52 \cdot 10^5 \text{ L.}$$

Ajoutons Na^{+} de part et d'autre de l'équation-bilan de l'électrolyse.



Bilan molaire :

$$n(\text{H}_2) = \frac{n(\text{NaOH})}{2}$$

$$\text{d'où } m(\text{NaOH}) = \frac{2 \cdot M \times V(\text{H}_2)}{V_m}$$

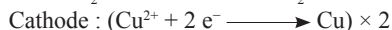
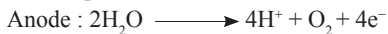
$$\text{AN : } m(\text{NaOH}) = 1,13 \cdot 10^6 \text{ g}$$

Exercice 13

1. L'acide sulfurique joue le rôle de catalyseur. Il facilite la circulation des ions en solution aqueuse.

2.

2.1) Dépôt de cuivre

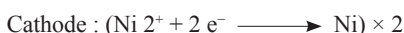


Équation bilan :



2.2) Dépôt de nickel

Demi-équations électroniques



Équation bilan :



3.

3.1) Concentration molaire volumique C_1

Bilan molaire :

$$n(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{Cu}) \text{ d'où } C_1 V_1 = \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}}$$

$$C_1 = \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}} \times V_1}$$

$$\text{AN : } C_1 = 5,04 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

3.2) Concentration molaire volumique C_2

Bilan molaire : $n(\text{Ni}^{2+}) = n(\text{Ni})$

$$C_2 V_2 = \frac{m(\text{Ni})}{M(\text{Ni})} \text{ d'où } C_2 = \frac{m(\text{Ni})}{M(\text{Ni}) \times V_2}$$

$$\text{AN : } C_2 = 1,36 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

4. Volume du dioxygène

$$V(\text{O}_2) = V_1(\text{O}_2) + V_2(\text{O}_2) \text{ or}$$

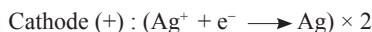
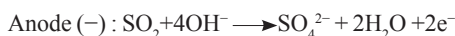
$$V_1(\text{O}_2) = \frac{m(\text{Cu})}{2 \cdot M(\text{Cu})} \times V_m \text{ et}$$

$$V_2(\text{O}_2) = \frac{m(\text{Ni})}{2 \cdot M(\text{Ni})} \times V_m$$

$$\text{AN : } V(\text{O}_2) = 9,45 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

Exercice 14

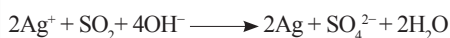
1. Équations des réactions aux électrodes :



2. Équation-bilan globale.



Bilan :



3) Interprétation de l'électrolyse

- À la cathode, il y a un dépôt d'argent

- À l'anode, il y a production d'eau

4) Durée Δt

D'après l'équation-bilan, $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$

$$\text{On a : } n_{\text{Ag}} = n_{\text{e}^-} = \frac{I \cdot \Delta t}{\mathcal{F}} \text{ soit } \Delta t = \frac{\mathcal{F} \cdot m_{\text{Ag}}}{I \cdot M_{\text{Ag}}}$$

$$\text{AN : } \Delta t = 3,57 \cdot 10^5 \text{ s}$$

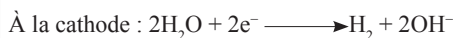
Exercice 15

1. Type de réaction chimique :

1.1) à la cathode, une réduction

1.2) à l'anode, une oxydation.

2. Demi-équations électroniques de l'électrolyse de l'acide sulfurique :



3. Quantité d'électricité Q produite

$$Q = \mathcal{N} \cdot e = n_{\text{e}^-} \cdot e \cdot \mathcal{N}. \text{ Or } n_{\text{e}^-} = 4 n_{\text{O}_2}$$

$$\text{Donc } Q = 4 n(\text{O}_2) \cdot e \cdot \mathcal{N} = 4 \times \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} \times e \times \mathcal{N}$$

$$\text{A.N : } Q = 4 \times \frac{10}{22,4} \times 1,6 \times 10^{-19} \times 6,02 \times 10^{23}$$

$$Q = 1,72 \cdot 10^5 \text{ C.}$$

4) La durée Δt nécessaire pour l'opération :

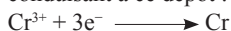
$$\Delta t = \frac{Q}{I} \cdot \text{A.N : } \Delta t = \frac{17,2 \times 10^4}{10} ; \Delta t = 17\,200 \text{ s ;}$$

$$\text{soit : } \Delta t = 4 \text{ h } 46 \text{ min } 40 \text{ s}$$

Exercice 16

1. L'électrode à laquelle doit se faire le dépôt de chrome est la cathode.

2. Demi-équation électronique de la réaction conduisant à ce dépôt :



3. Détermination de :

3.1) la masse de chrome nécessaire :

$$m_{\text{Cr}} = \rho \times V = \rho \times S \times e ;$$

$$\text{A.N : } m_{\text{Cr}} = 7,19 \times 0,42 \times 10^4 \times 50 \times 10^{-4} ;$$

$$m_{\text{Cr}} = 151 \text{ g}$$

3.2) la durée de l'opération :

$$\Delta t = \frac{Q}{I} = \frac{n_e \times \mathcal{F}}{I} .$$

$$\text{Or } n_{\text{e}^-} = 3.n_{\text{Cr}} = 3 \times \frac{m_{\text{Cr}}}{M_{\text{Cr}}} . \text{ D'où :}$$

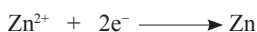
$$\Delta t = \frac{3m_{\text{Cr}}}{I \times M_{\text{Cr}}} \times \mathcal{F}$$

$$\text{A.N : } \Delta t = \frac{3 \times 151 \times 96500}{23 \times 52} ;$$

$$\Delta t = 36\,551 \text{ s. Soit } \Delta t = 10 \text{ h } 09 \text{ min } 11 \text{ s.}$$

Exercice 17

1. Équation de réduction de l'ion zinc



2.1 Masse de zinc utile pour les 20 plaques

Surface totale des 20 plaques :

$$s = 20 \times 1,40 = 28 \text{ cm}^2 = 28.10^{-4} \text{ m}^2.$$

$$m = 28.10^{-4} \times 40 = 0,1120 \text{ g.}$$

2.2) Durée de recouvrement

Nombre de moles de zinc :

$$n_{\text{Zn}} = 0,1120/65,4 = 1,71.10^{-3} \text{ mol}$$

Or, selon la demi-équation électronique :

$$n_{\text{e}^-} = 2n_{\text{Zn}}$$

$$\text{D'où : } \frac{Q}{\mathcal{F}} = 2 n_{\text{Zn}} \Rightarrow q = 2 n_{\text{Zn}} \mathcal{F}$$

$$\text{soit } I.\Delta t = 2 n_{\text{Zn}} \mathcal{F}$$

$$\Delta t = 2 n_{\text{Zn}} \frac{\mathcal{F}}{I} \quad \text{A.N : } \Delta t = 16,5 \text{ ms}$$

3. Concentration finale

$$m = C_m V \Leftrightarrow n \times M = C_m V \Rightarrow n = \frac{C_m V}{M} ;$$

$$C = \frac{n}{M} = \frac{C_m V}{MV} = \frac{C_m}{M} = \frac{150}{161,4} ;$$

$$C = 0,929 \text{ mol/L.}$$

Leçon**7****Corrosion et protection des métaux****Exercice 1**

La corrosion est la destruction lente, progressive et spontanée des métaux et de leurs alliages.

Exercice 2

Corrosion sèche

Corrosion humide

Liquide

Gazeux

Solide

Exercice 3

Les ions hydrogène H_{aq}^+ provenant des pluies acides attaquent le fer selon la réaction chimique : $Fe + 2H_{aq}^+ \longrightarrow Fe^{2+} + H_2$; c'est le phénomène de corrosion du fer.

Exercice 4

Quelques conditions favorisant la corrosion des métaux à l'air libre :

- présence de dioxygène (O_2) ;
- présence d'eau (H_2O) ;
- présence de dioxyde de carbone (CO_2) ;
- présence de gaz polluants.

Exercice 5

1) Le fer peut être attaqué par les ions **hydrogène** des solutions acides.

2) En présence d'humidité, l'oxygène de l'air oxyde le précipité d'hydroxyde de **fer II** en hydroxyde de **fer III** de formule $Fe(OH)_3$.

Exercice 6

Aucune action des pluies acides sur la statue de la liberté car le potentiel redox du couple Cu^{2+}/Cu ($E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} = 0,34V$) est supérieur à celui du couple H^+/H_2 ($E^{\circ}_{H^+/H_2} = 0 V$).

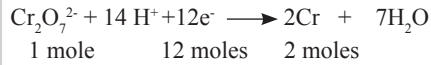
Exercice 7

Deux méthodes de protection des métaux contre la corrosion :

- protection électrochimique ;
- protection par revêtement ;
- et/ou protection par transformation chimique superficielle.

Exercice 8

1. Demi-équation



2. Épaisseur du film de chrome déposé :

Nombre de moles de chrome déposé :

$$n_{Cr} = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M} \text{ avec } V = S.e \text{ où } S \text{ représente}$$

la surface recouverte et e l'épaisseur du film.

$$\text{Soit } n_{Cr} = \frac{\rho S.e}{M}$$

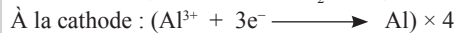
$$\text{de plus, } n_{Cr} = \frac{n_{e^-}}{6} = \frac{q}{6F} = \frac{It}{6F}$$

$$\text{donc : } \frac{\rho S.e}{M} = \frac{It}{6F} \Rightarrow e = \frac{It}{6F} \cdot \frac{M}{\rho S}$$

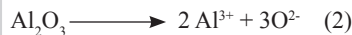
$$\text{AN : } e = 4,90 \cdot 10^{-7} \text{ cm}$$

Exercice 9

1. Les demi-équations électroniques des réactions aux électrodes :



2.1) Masse d'aluminium obtenu.



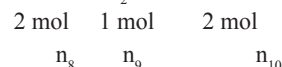
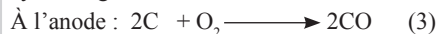
Des équations (1) et (2), on a : $n_4 = 2n_5$

$$\Rightarrow m_4 = 2 \frac{m_5}{M_5} \cdot M_4$$

$$\text{AN : } m_4 = 529 \text{ kg}$$

2.2) Perte de masse à l'anode

Cette perte correspond à la masse de carbone ayant réagi.



Des équations (1) et (3), on a : $n_8 = \frac{3}{2} n_4$

$$\Rightarrow m_8 = \frac{3}{2} \frac{m_4}{M_4} \cdot M_8$$

$$\text{AN : } m_8 = 352 \text{ kg.}$$

2.3) Durée de l'électrolyse :

$$\text{De l'équation (3), on a : } n_9 = \frac{1}{2} n_8$$

Pour une mole de O_2 formé, 4 moles d'électrons sont libérées (à l'anode)

$$\text{Donc } n_{e^-} = 4 n_9 = 4 \cdot \frac{1}{2} \frac{m_8}{M_8} \text{ soit } n_{e^-} = 2 \frac{m_8}{M_8}$$

Par ailleurs la quantité d'électricité q est :

$$q = n_{e^-} \times \mathcal{F} = I \Delta t$$

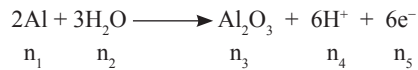
$$\text{Soit : } 2 \frac{m_8}{M_8} \cdot \mathcal{F} = I \Delta t \Rightarrow \Delta t = 2 \frac{m_8}{M_8} \cdot \frac{\mathcal{F}}{I}$$

$$\text{AN : } \Delta t = 56613 \text{ s}$$

Exercice 10

1. L'électrode à laquelle on doit installer la pièce d'aluminium est l'anode.

1) Équation-bilan



3.1) Le nombre de moles d'alumine

$$n_3 = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M} = \frac{\rho S \cdot e}{M}$$

$$\text{AN : } n_3 = 1,71 \text{ mol.}$$

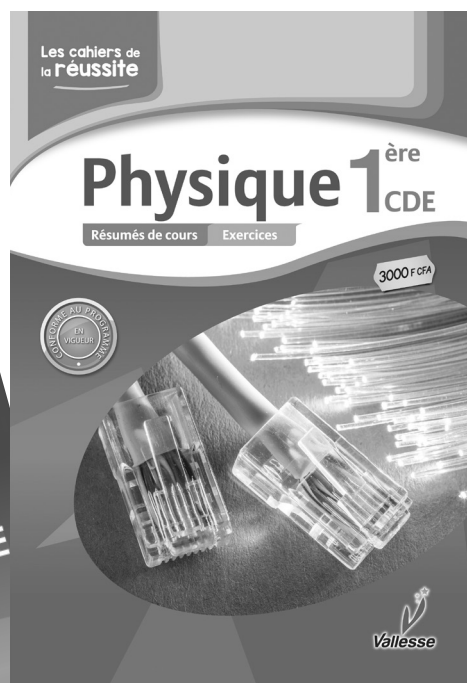
3.2) La durée de passage du courant :

$$n_5 = 6n_3 \text{ or } n_5 = \frac{q}{\mathcal{F}} = \frac{It}{6\mathcal{F}}$$

$$\text{Donc : } \Delta t = 6 n_3 \cdot \frac{\mathcal{F}}{I}$$

$$\text{AN : } \Delta t = 3960 \text{ s} = 66 \text{ min}$$

Dans la même collection





Mise en page : Vallesse Éditions
Tel : 2722410821/0101916125
Achévé d'imprimer en Côte d'Ivoire
3^{ème} trimestre 2021
Dépôt légal : N° 17667 du 09 juillet 2021

