

collection

methodes

LA

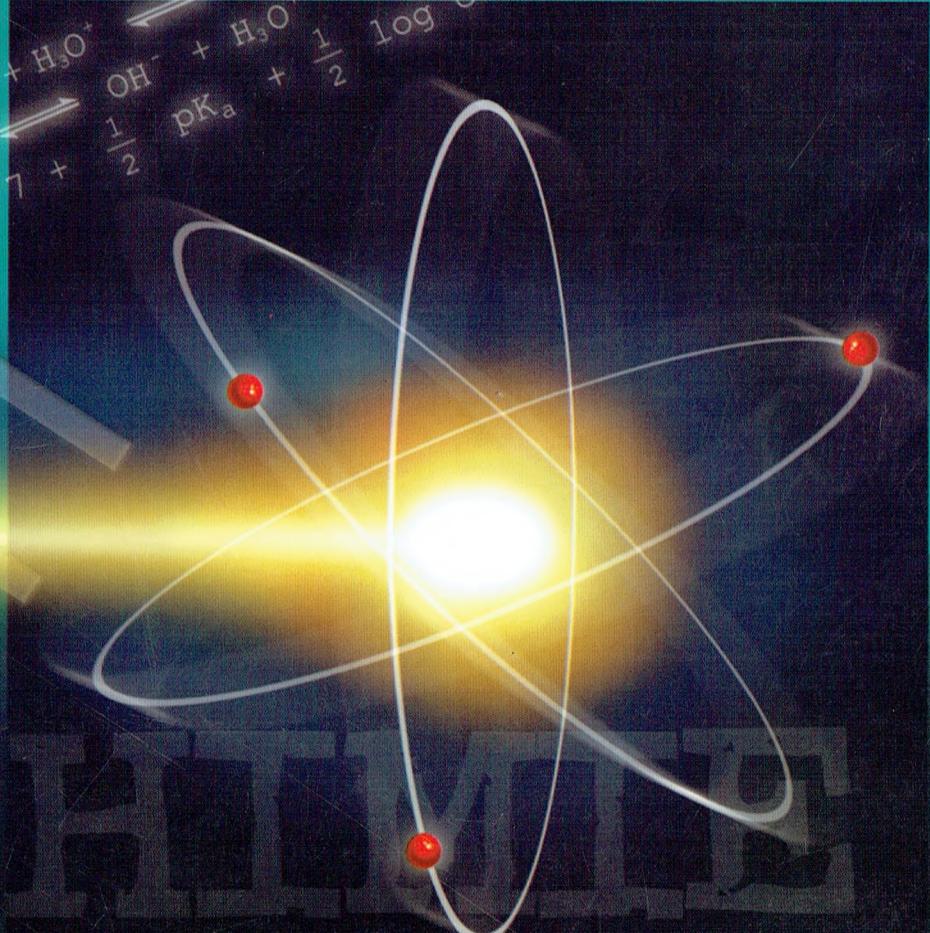
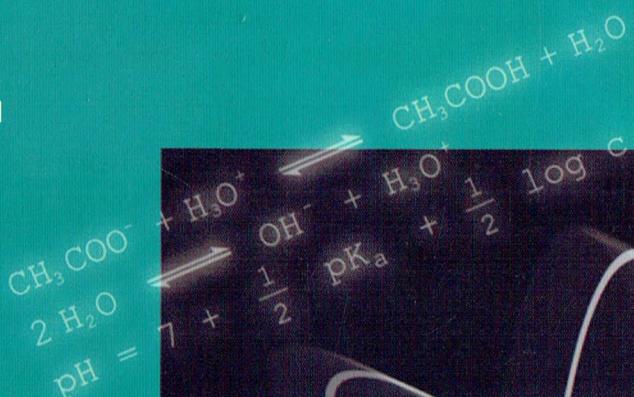
CHIMIE

en **3**

ème
année
secondaire

Rappels de cours et exercices

Bechir OUEDERNI
Rachid LABASSI



S.T.E.P

Société Tunisienne des Editions Pédagogiques

LA CHIMIE EN TROISIÈME

**EXERCICES DE CHIMIE
3^{ème} année Maths, Technique et
Sciences Expérimentales**

NOUVEAUX PROGRAMMES

Béchir OUEDERNI
Inspecteur principal

Rachid LABASSI
Professeur principal

PRÉFACE

En plus de l'assimilation parfaite des notions étudiées pendant le cours, la résolution des exercices de chimie nécessite la maîtrise d'une méthodologie permettant à l'élève de s'adapter à la situation proposée par l'énoncé et de savoir aborder les difficultés présentes.

L'acquisition de cette méthodologie ne peut se faire en se contentant de lire ou même d'apprendre par cœur un nombre important de solutions toutes faites proposées par le professeur ou par un manuel d'exercices. Un effort de réflexion est indispensable pour pouvoir acquérir une telle méthodologie d'autant plus que dans ce domaine la prise de conscience des difficultés et les tentatives de les surmonter sont plus fructueuses que la connaissance de la solution elle même, puisqu'elles contribuent progressivement à la formation de l'esprit scientifique.

C'est pourquoi, au cours de l'élaboration de ce manuel, il a été tenu compte de toutes ces considérations. Ce manuel vise donc à permettre à l'élève d'acquérir graduellement la méthodologie indispensable à la résolution des exercices et au traitement correcte des questions de cours.

Ce souci majeur nous a conduit à commencer notre travail par dresser un bilan des difficultés que la majorité des élèves de la 6^{ème} année Mathématiques, Sciences Expérimentales et Technique peut rencontrer lors de la résolution des exercices de chimie. En fonction de ce bilan, nous avons conçu, pour cerner chacune de ces difficultés, un ensemble d'exercices regroupés en deux parties :

- la première partie comprend des exercices soulignés accompagnés de solutions détaillées dont l'objectif est de déduire la méthode à adopter dans des situations semblables.
- la deuxième partie comprend des exercices non soulignés dont les solutions sont placées à la fin du manuel. Cette partie permet une exploitation intelligente du manuel en amenant l'élève à s'entraîner sur l'application de la méthodologie déduite, à se rendre compte, par lui même, des difficultés et à découvrir les erreurs commises en comparant les résultats obtenus à ceux du manuel.

Pour profiter amplement de ce manuel d'exercices, nous conseillons vivement à l'utilisateur de fournir un effort personnel important pour résoudre les exercices proposés, de discuter avec ses camarades, de revenir éventuellement au cours et de ne recourir à la solution proposée qu'en dernier lieu.

Les auteurs

TABLE DES MATIÈRES

MATIÈRE	CONTENU	PAGE
CHAPITRE 1	GENERALITES SUR LA CHIMIE ORGANIQUE	11
	Rappel du cours	13
<u>EXERCICE N° 1</u>	Analyse élémentaire du bois.....	15
<u>EXERCICE N° 2</u>	Combustion de l'essence de térébenthine.....	16
<u>EXERCICE N° 3</u>	Représentation de LEWIS des atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène ; explication de la formation de certaines molécules.....	17
<u>EXERCICE N° 4</u>	Analyse élémentaire quantitative d'un hydrocarbure oxygéné ; formule brute et formules développées.....	18
<u>EXERCICE N° 5</u>	Analyse élémentaire quantitative d'un hydrocarbure oxygéné ; formule brute et formules développées.....	20
<u>EXERCICE N° 6</u>	Analyse élémentaire d'un hydrocarbure chloré ; formule brute et formules développées.....	21
<u>EXERCICE N° 7</u>	Formules développées planes de deux composés organiques, un hydrocarbure et un hydrocarbure oxygéné..	22
<u>EXERCICE N° 8</u>	Combustion d'un hydrocarbure ; formule brute et formules développées.....	23
<u>EXERCICE N° 9</u>	Analyse élémentaire de l'aspirine ; détermination de sa formule brute.....	24
<u>EXERCICE n° 10</u>	Détermination de la formule brute d'un alcane.	26
<u>EXERCICE n° 11</u>	Analyse élémentaire d'un hydrocarbure oxygéné.	26
CHAPITRE 2	LES HYDROCARBURES	27

MATIÈRE	CONTENU	PAGE
	Rappel du cours	29
<u>EXERCICE N° 12</u>	Recherche de noms d'hydrocarbures de formules connues et inversement.....	34
<u>EXERCICE N° 13</u>	Recherche de noms d'hydrocarbures de formules connues et inversement.....	35
<u>EXERCICE n° 14</u>	Recherche de noms d'hydrocarbures de formules connues et inversement.....	35
<u>EXERCICE n° 15</u>	Combustion complète du butane et calcul de l'énergie thermique dégagée.....	35
<u>EXERCICE n° 16</u>	Recherche de formules développées d'hydrocarbures ; réactions de substitution et de destruction par le dichlore...	37
<u>EXERCICE n° 17</u>	Composition d'un mélange gazeux de deux hydrocarbures. Réaction de l'un d'eux avec le dibrome.....	39
<u>EXERCICE n° 18</u>	Recherche de formules développées et d'isomères d'un hydrocarbure saturé ; réactions de substitution et de destruction avec le dichlore.....	40
<u>EXERCICE n° 19</u>	Hydrogénéation et addition du dichlore sur des hydrocarbures insaturés.....	40
<u>EXERCICE n° 20</u>	Réactions d'addition du chlorure d'hydrogène, du dihydrogène et de l'eau sur des hydrocarbures insaturés....	42
<u>EXERCICE n° 21</u>	Recherche de formules brutes d'hydrocarbures et d'un composé chloré ; réaction d'addition d'hydrogène et de l'eau.....	42
<u>EXERCICE N° 22</u>	Alcyne C_4H_6 : formule semi-développée ; addition avec l'eau.....	44
<u>EXERCICE N° 23</u>	Étude d'un hydrocarbure aliphatique insaturé : combustion dans le dichlore ; addition avec le dibrome.....	44

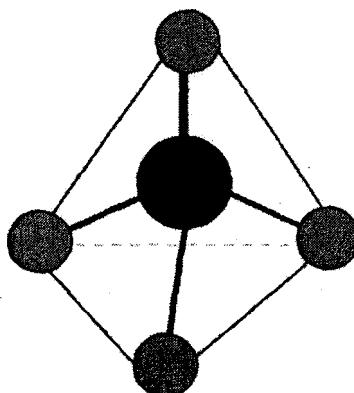
MATIÈRE	CONTENU	PAGE
<u>EXERCICE n° 24</u>	Étude d'un polymère : le polychlorure de vinyle (PVC).....	45
<u>EXERCICE n° 25</u>	Étude d'un polymère : le polypropène (PP).....	46
CHAPITRE 3	LES ALCOOLS	47
	Rappel du cours	49
<u>EXERCICE n° 26</u>	Recherche des noms et des classes d'alcools de formules connues	55
<u>EXERCICE n° 27</u>	Recherche des formules semi-développées et des classes d'alcools de noms connus	56
<u>EXERCICE n° 28</u>	Recherche des isomères d'un composé oxygéné de formule brute $C_5H_{12}O$	56
<u>EXERCICE n° 29</u>	Réaction entre le sodium et le propanol.....	57
<u>EXERCICE n° 30</u>	Déshydratation et oxydation ménagée d'un alcool.....	58
<u>EXERCICE n° 31</u>	Réaction entre le sodium et le propanol.....	60
<u>EXERCICE n° 32</u>	Préparation d'alcools à partir d'un alcyne; oxydation ménagée de ces alcools.....	61
CHAPITRE 4	LES ACIDES CARBOXYLIQUES	63
	Rappel du cours	65
<u>EXERCICE n° 33</u>	Recherche des noms de quelques composés organiques oxygénés de formules semi-développées données et inversement.....	68
<u>EXERCICE n° 34</u>	Recherche du groupe atomique fonctionnel et de la fonction de quelques composés organiques oxygénés.....	69
<u>EXERCICE n° 35</u>	Combustion d'un hydrocarbure oxygéné ; recherche de formule ; sa dissolution dans l'eau.....	70

MATIÈRE	CONTENU	PAGE
<u>EXERCICE n° 36</u>	Réaction du vinaigre avec le marbre.....	71
<u>EXERCICE N° 37</u>	Réaction entre l'acide éthanoïque et le zinc.....	72
<u>EXERCICE N° 38</u>	Dosage acide base ; recherche de la formule de l'acide.....	73
<u>EXERCICE N° 39</u>	Fonction d'un composé organique oxygéné ; réaction de saponification d'un ester.....	73
<u>EXERCICE N° 40</u>	Combustion d'un alcool A ; estérification de cet alcool avec un acide B ; détermination de cet acide.....	73
<u>EXERCICE N° 41</u>	Réaction d'estérification.....	74
<u>EXERCICE N° 42</u>	Réaction d'estérification.....	75
<u>EXERCICE N° 43</u>	Composés organiques oxygénés : alcool, cétone, ester et acide.....	76
<u>EXERCICE N° 44</u>	Dosage acide base ; réaction d'estérification.....	78
<u>EXERCICE N° 45</u>	Isomères de chaîne, de fonction et de position correspondant à la formule brute $C_5H_{12}O$	80
<u>EXERCICE N° 46</u>	Isomérie de chaîne, de position , de fonction et Z, E.....	80
CHAPITRE 5	OXYDORÉDUCTION	83
	Rappel du cours	85
<u>EXERCICE N° 47</u>	Réactions d'oxydoréduction métal-ion métallique ; classification électrochimique de certains métaux.....	91
<u>EXERCICE N° 48</u>	Réactions d'oxydoréduction métal-ion métallique ; classification électrochimique de certains métaux ; prévision d'une réaction redox.....	92
<u>EXERCICE N° 49</u>	Classification électrochimique des métaux ; réaction d'oxydoréduction Al-Fe.....	93

MATIÈRE	CONTENU	PAGE
<u>EXERCICE N° 50</u>	Analyse d'un alliage Al, Cu, Mg (duralumin).....	94
<u>EXERCICE N° 51</u>	Couple redox et nombre d'oxydation ; équation redox.....	95
<u>EXERCICE N° 52</u>	Préparation du dichlore au laboratoire.....	97
<u>EXERCICE N° 53</u>	Réaction entre les ions MnO_4^- et l'acide oxalique ; couple redox et nombre d'oxydation.....	98
<u>EXERCICE N° 54</u>	Synthèse de l'acide sulfurique.....	98
<u>EXERCICE N° 55</u>	Reconnaissance des réactions d'oxydoréduction.....	99
<u>EXERCICE N° 56</u>	Réaction entre les couples Cu^{2+}/Cu et SO_4^{2-}/SO_2	99
<u>EXERCICE N° 57</u>	Décomposition du carbonate de calcium $CaCO_3$; réaction entre l'oxyde de calcium CaO et le carbone.....	101
<u>EXERCICE N° 58</u>	Réaction entre l'oxyde de cuivre (II) CuO et le dihydrogène H_2	102
<u>EXERCICE N° 59</u>	Réaction entre les couples redox $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ et CH_3COOH/C_2H_5OH ; alcootest.....	102
<u>EXERCICE N° 60</u>	Dosage manganimétrique (manganimétrie) : réaction entre les couples redox MnO_4^-/Mn^{2+} et Fe^{3+}/Fe^{2+}	104
<u>EXERCICE N° 61</u>	Dosage manganimétrique : réaction entre les couples redox MnO_4^-/Mn^{2+} et SO_4^{2-}/SO_3^{2-}	105
<u>EXERCICE N° 62</u>	Iodométrie : réaction entre les couples I_2/I^- et $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$	106
<u>EXERCICE N° 63</u>	Manganimétrie : réaction entre les couples MnO_4^-/Mn^{2+} et Fe^{3+}/Fe^{2+}	107
<u>EXERCICE N° 64</u>	Dosage de l'eau de Javel : réaction entre les couples redox ClO^-/Cl^- et I_2/I^-	109

MATIÈRE	CONTENU	PAGE
<u>EXERCICE N° 65</u>	Dosage d'une solution de bichromate de potassium : réactions entre les couples $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$, $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ et $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$, $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	111
<u>EXERCICE N° 66</u>	Dosage de l'acide oxalique : réaction entre les couples redox $\text{CO}_2/\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ et $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$.	112
<u>EXERCICE N° 67</u>	Dosage du chlorure d'étain : réaction entre les couples redox $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$	114
SOLUTIONS DES EXERCICES NON SOULIGNES		115

CHIMIE ORGANIQUE (GENERALITES)



GENERALITES SUR LA CHIMIE ORGANIQUE

RAPPEL DU COURS

I - LES COMPOSES ORGANIQUES

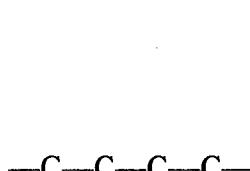
La chimie organique a pour but l'étude des composés du **carbone**.

1°) Les particularités des composés organiques

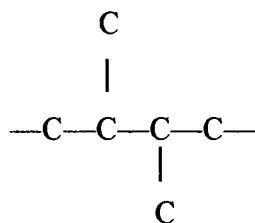
. Bien que très nombreux, les composés organiques ne sont constitués que par un nombre très restreint d'éléments chimiques : le carbone, l'hydrogène, l'oxygène et l'azote sont les plus fréquents ; d'autres éléments comme le chlore, le soufre, le phosphore, les métaux se rencontrent plus rarement.

. Les composés organiques sont constitués de molécules dont les atomes sont liés par des **liaisons covalentes**.

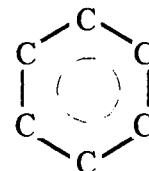
Les atomes de carbone sont généralement liés les uns aux autres de façon à former une **chaîne ouverte** (aliphatique) pouvant être **linéaire** ou **ramifiée** ou une **chaîne fermée** (cyclique).



Chaîne linéaire



Chaîne ramifiée



Chaîne fermée ou cyclique

2°) L'analyse d'un composé organique

- On commence par isoler le composé organique à l'état pur.
- On recherche ensuite la nature des éléments chimiques dont ce composé est formé : c'est **l'analyse élémentaire qualitative**.
- On détermine les proportions suivant lesquelles ces éléments sont combinés : c'est **l'analyse élémentaire quantitative**.
- La loi d'Avogadro - Ampère fournit une valeur approchée de la masse molaire du composé, ce qui permet de déterminer sa formule moléculaire brute.

3°) Formule brute d'un composé organique

Étant donné les résultats de l'analyse et connaissant la masse molaire du composé, on peut déterminer sa formule moléculaire brute : $C_xH_yO_z$ ($x, y, z \in \mathbb{N}^*$) par exemple pour un composé formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

Après avoir mesuré la densité d , par rapport à l'air, du composé s'il est gazeux ou la densité de sa vapeur s'il est liquide, une valeur approchée de sa masse molaire peut-être obtenue par application de la loi d'Avogadro - Ampère :

$$M \approx 29 \cdot d$$

En écrivant la proportionnalité entre la composition molaire et la composition réelle du composé, on obtient :

$$\frac{12x}{m_C} = \frac{y}{m_H} = \frac{16z}{m_O} = \frac{M}{m}$$

D'où on peut déduire x , y , z et par suite la formule brute du composé.

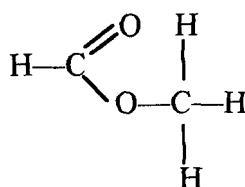
4°) Formules développées planes et isomères

Alors qu'en chimie minérale, à chaque formule brute ne correspond qu'un seul composé, en chimie organique, on peut rencontrer plusieurs composés différents qui possèdent la même formule brute : on les appelle des **isomères**.

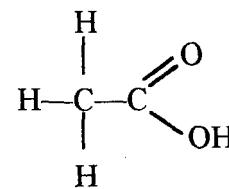
On appelle **isomères** des composés qui possèdent la même formule brute mais des formules développées différentes.

Il est donc nécessaire de représenter la molécule d'un composé organique par une formule développée plane pour rendre compte des liaisons entre les atomes en respectant la « covalence » des divers éléments (4 pour le carbone, 1 pour l'hydrogène 2 pour l'oxygène et 3 pour l'azote).

EXEMPLE : La formule brute $C_2H_4O_2$ peut avoir comme formules développées planes les formules suivantes :



ou



REMARQUE : La molécule est le plus souvent spatiale car la liaison covalente est une liaison dirigée.

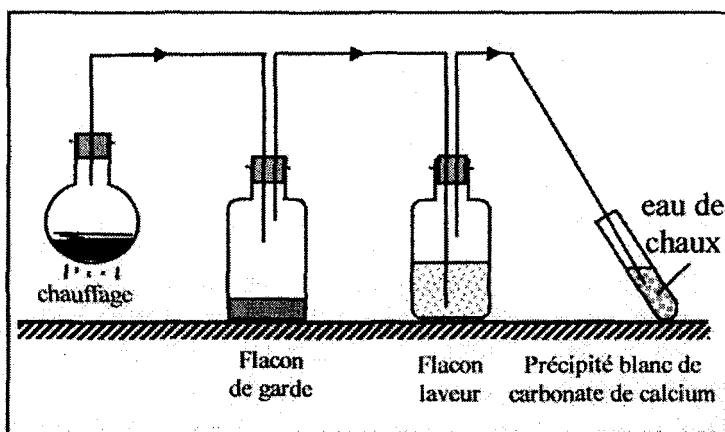
EXERCICES

EXERCICE N° 1

I - On chauffe de la sciure de bois dans un ballon : les gaz obtenus passent dans un premier flacon puis dans un second et enfin dans un tube contenant de l'eau de chaux.

A la fin de l'expérience, on récupère un résidu peu dense et noir dans le ballon et des gouttelettes huileuses brunâtres (mélange complexe de goudron et d'eau) dans le premier flacon ; l'eau de chaux devient trouble.

Que peut-on en déduire ?



II - Le bois contient en moyenne (proportions en masse) :

50% de carbone, 43,5% d'oxygène, 6% d'hydrogène et 0,5% d'azote.

Calculer, dans les conditions normales de température et de pression, le volume de dioxyde de carbone que donnerait la combustion complète de $m = 5$ g de sciure de bois en supposant que seul 10% du carbone passe à l'état de dioxyde de carbone au cours de la combustion.

SOLUTION

I - Au cours de cette pyrolyse du bois, le bois a subi une décomposition par la chaleur en diverses substances : le résidu noir (charbon de bois), les goudrons et le dioxyde de carbone qui trouble l'eau de chaux prouvent que le bois contient l'élément **carbone**. L'eau obtenue (si la sciure est bien sèche) montre l'existence de l'élément **hydrogène**.

II - Calculons le volume de dioxyde de carbone obtenu.

L'oxydation d'une partie du carbone en dioxyde de carbone s'écrit :



1 mol donne 1 mol

n_1 mol donnent n_2 mol avec $n_1 = n_2$

La masse de carbone dans le bois est : $m_C = 50\% m = 0,5 m$.

La masse de carbone qui passe à l'état de dioxyde de carbone est alors :

$$m_1 = 10\% m_C = 0,1 m_C = 0,05 m.$$

La quantité de carbone qui passe à l'état de dioxyde de carbone est :

$$n_1 = \frac{m_1}{M_C} = \frac{0,05 \text{ m}}{M_C} \text{ avec } M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1} \text{ masse atomique du carbone.}$$

La quantité de dioxyde de carbone obtenu est :

$$n_2 = \frac{V}{V_0} \text{ avec } V \text{ le volume de dioxyde obtenu et } V_0 \text{ le volume molaire des gaz.}$$

D'où : $v = V_0 \frac{0,05 \text{ m}}{M_C}$; A.N. : $v = 0,467 \text{ L}$ soit 467 cm^3 .

EXERCICE N° 2

L'essence de térébenthine a pour principal constituant le pinène, un carbure d'hydrogène de formule brute $C_{10}H_{16}$.

1°) a) Écrire l'équation bilan de la réaction de combustion complète de l'essence de térébenthine avec le oxygène en supposant que celui-ci est en excès.

b) Quel volume de dioxygène, mesuré dans les conditions normales de température et de pression, est nécessaire pour brûler complètement 1 g d'essence de térébenthine ?

c) Quel est le volume d'air correspondant sachant que l'air contient $\frac{1}{5}$ de dioxygène en volume ?

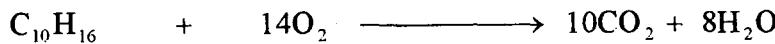
2°) En réalisant la combustion de l'essence de térébenthine dans une capsule dans l'air, on constate que la combustion se fait avec une flamme jaune rougeâtre fuligineuse et un dépôt noir apparaît sur les bords et le fond de la capsule.

Interpréter cette expérience ; que peut-on en déduire quand à l'affinité du carbone et de l'hydrogène pour l'oxygène ?

SOLUTION

1°) a) Écrivons l'équation bilan de la réaction de combustion complète de l'essence de térébenthine dans le dioxygène en excès.

Le dioxygène étant en excès, il y aura, au cours de la combustion, oxydation du carbone en dioxyde de carbone et de l'hydrogène en eau suivant l'équation :



1mol réagit avec 14mol pour donner 10mol et 8mol

n_1 mol réagissent avec n_2 mol pour donner n_3 mol et n_4 mol.

b) Déterminons le volume de dioxygène nécessaire pour brûler complètement 1 g d'essence de térébenthine.

D'après l'équation ci-dessus, n_1 mol d'essence de térébenthine nécessitent n_2 mol de dioxygène.

$$\text{Or : } n_1 = \frac{m_1}{M_{C_{10}H_{16}}} \text{ et } n_2 = \frac{V_{O_2}}{V_0} \text{ avec } m_1 = 1 \text{ g} \quad M_{C_{10}H_{16}} = 120 + 16 = 136 \text{ g.mol}^{-1}$$

V_{O_2} volume de dioxygène nécessaire et $V_0 = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$.

D'après l'équation de la combustion, on a : $n_1 = \frac{n_2}{14}$ c'est-à-dire : $\frac{m_1}{M} = \frac{V_{O_2}}{14V_0}$.

Le volume de dioxygène nécessaire est alors : $V_{O_2} = 14V_0 \cdot \frac{m_1}{M_{C_{10}H_{16}}}$; A.N. : $V_{O_2} = 2,31 \text{ L}$.

c) Déterminons le volume d'air correspondant.

Puisque le dioxygène correspond au $\frac{1}{5}$ du volume de l'air, le volume d'air nécessaire à la combustion de 1g d'essence de térébenthine est :

$$V_{\text{air}} = 5V_{O_2} \quad ; \quad \text{A.N.} : V_{\text{air}} \approx 11,55 \text{ L}$$

2°) Pratiquement la combustion de l'essence de térébenthine donne surtout du carbone et de la vapeur d'eau : la combustion est donc incomplète.

Au cours de la décomposition de la substance organique, l'hydrogène libéré s'oxyde plus facilement que le carbone : l'affinité chimique de l'hydrogène pour l'oxygène est donc plus grande que celle du carbone.

EXERCICE N° 3

1°) Représenter les atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène par leurs schémas de Lewis respectifs.

2°) En déduire la covalence des éléments correspondants.

3°) Expliquer comment se forment les molécules suivantes : C_2H_6 , C_2H_4 et C_3H_8O .

SOLUTION

1°) Représentons les schémas de Lewis des atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.



l'atome d'hydrogène possède un seul électron sur la couche externe.

l'atome de carbone possède 6 électrons dont 4 sur la couche périphérique.

l'atome d'oxygène possède 8 électrons dont 6 sur la couche externe.

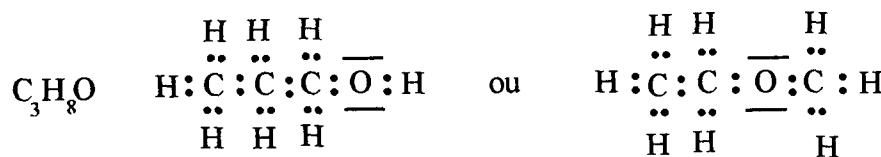
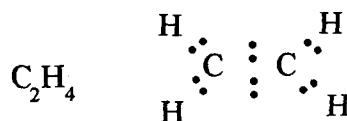
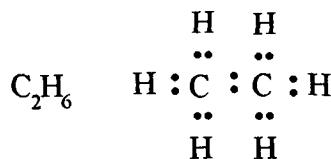
2°) Déduisons la covalence des éléments correspondants.

L'atome d'hydrogène est capable de réaliser une seule liaison covalente avec un autre atome pour saturer sa dernière couche à 2 électrons (règle de l'octet) : la covalence de l'élément hydrogène est alors égale à 1 (monovalent).

L'atome de carbone peut réaliser 4 liaisons covalentes (4 liaisons simples ou 2 liaisons doubles ou 1 liaison simple et 1 liaison triple) avec d'autres atomes pour saturer sa couche externe à 8 électrons : l'élément carbone est tétravalent.

L'atome d'oxygène est capable de réaliser 2 liaisons covalentes (2 liaisons simples ou 1 liaison double) pour saturer sa couche périphérique à 8 électrons : l'élément oxygène est divalent.

3°) Expliquons la formation des molécules données.



EXERCICE N° 4

I - Par quelles réactions peut-on vérifier qu'une substance organique contient les éléments chimiques :

- * carbone ;
 - * hydrogène ;
 - * oxygène ?

II - On soumet à l'analyse un hydrocarbure oxygéné et on trouve :

1°) 1 litre du composé, considéré à l'état gazeux, pèse environ 2,73 g dans les conditions normales de température et de pression.

En déduire une valeur approchée de la masse molaire M du composé.

2°) La combustion complète de $m = 3,60$ g de ce composé a nécessité 2,65 l de dioxygène et a donné 2,68 l de dioxyde de carbone et 2,11 g d'eau. Les volumes sont supposés être mesurés dans les conditions normales de température et de pression.

a) Écrire l'équation bilan de la réaction de combustion complète du composé.

b) En déduire sa formule moléculaire brute.

3°) Quelles formules développées planes peut-on attribuer au composé ?

On donne : $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

Le volume molaire des gaz dans les conditions normales : $V_0 = 22,4 \text{ mol.L}^{-1}$.

SOLUTION

I - On peut montrer qu'une substance organique contient les éléments chimiques carbone et hydrogène soit :

- * par pyrolyse (chauffage à l'abri de l'air) qui conduit à un résidu de carbone et à la formation de vapeur d'eau ;
- * par combustion (action du dioxygène de l'air) ou par oxydation (chauffage en présence d'oxyde de cuivre (II)) qui fournit du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

L'élément oxygène est mis en évidence par différence, à partir de l'analyse élémentaire quantitative, en comparant la masse m de la substance analysée et la somme des masses des autres éléments trouvés.

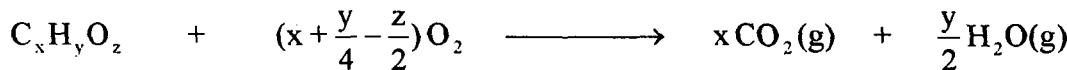
II - 1°) Calculons la masse molaire M du composé.

Par définition : $M = \text{masse d'une mole de molécules du composé}$. Or une mole de molécules du composé gazeux occupe un volume V_0 , donc : $M = \text{masse de } V_0 \text{ du composé gazeux}$.

D'où : $M = \rho_0 V_0$; A.N. : $M \approx 61,15 \text{ g.mol}^{-1}$.

2°) a) Écrivons l'équation bilan de la réaction de combustion complète du composé.

Soit $C_x H_y O_z$ avec $x, y, z \in \mathbb{N}^*$ la formule brute du composé ; on a alors :



1 mol réagit avec $(x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2})$ mol pour donner x mol et $\frac{y}{2}$ mol

n_1 mol réagissent avec n_2 mol pour donner n_3 mol et n_4 mol.

b) Déduisons la formule brute du composé.

D'après l'équation de la réaction écrite ci-dessus, on a : $n_1 = \frac{n_2}{x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2}} = \frac{n_3}{x} = \frac{n_4}{\frac{y}{2}}$.

Or : $n_1 = \frac{m}{M}$; $n_2 = \frac{V_{O_2}}{V_0}$; $n_3 = \frac{V_{CO_2}}{V_0}$ et $n_4 = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}$.

D'où, on déduit :

$$x = \frac{n_3}{n_1} = \frac{V_{CO_2}}{V_0} \cdot \frac{M}{m} ; \quad \underline{\text{A.N}}: x \approx 2;$$

$$y = \frac{2n_4}{n_1} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \cdot \frac{M}{m} ; \quad \underline{\text{A.N}}: y \approx 4;$$

$$z = \frac{2n_2}{n_1} + 2x + \frac{y}{2} = 2x + \frac{y}{2} - \frac{2V_{O_2}}{V_0} \cdot \frac{M}{m} ; \quad \underline{\text{A.N}}: z \approx 2.$$

La formule moléculaire brute du composé analysé est alors : $C_2H_4O_2$.

3°) Déterminons les formules développées planes possibles correspondant à cette formule brute.

Les deux formules développées planes possibles sont :



EXERCICE N° 5

L'analyse élémentaire qualitative d'un composé organique a montré que sa molécule renferme les éléments : carbone, hydrogène et oxygène.

La détermination expérimentale de sa masse molaire a donné : $M = 58 \text{ g.mol}^{-1}$.

La combustion complète de $m = 5,8 \text{ g}$ de ce composé dans le dioxygène a donné : $6,72 \text{ L}$ de dioxyde de carbone (volume mesuré dans les conditions normales de température et de pression) et $5,4 \text{ g}$ de vapeur d'eau.

1°) Déterminer la formule brute de ce composé.

2°) Quelles sont les formules développées des isomères possibles ?

On donne : $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

Le volume molaire des gaz dans les conditions normales : $V_0 = 22,4 \text{ L}$.

EXERCICE N° 6

L'analyse de $m = 2 \text{ g}$ d'un composé organique a donné $0,49 \text{ g}$ de l'élément carbone, $0,08 \text{ g}$ de l'élément hydrogène et le reste de l'élément chlore.

La mesure de la densité de vapeur, par rapport à l'air, du composé organique a donné $d = 3,4$.

Trouver la formule moléculaire brute du composé analysé et une formule développée plane possible.

SOLUTION

* Trouvons la formule brute du composé.

Le composé considéré est un carbure d'hydrogène chloré de formule moléculaire brute : $\text{C}_x\text{H}_y\text{Cl}_z$ avec $x, y, z \in \mathbb{N}^*$.

La masse molaire du composé est donnée par la loi d'Avogadro Ampère :

$$M \approx 29 \cdot d \quad ; \quad \underline{\text{A.N:}} \quad M \approx 98,6 \text{ g.mol}^{-1}$$

D'autre part, on sait que le composé $\text{C}_x\text{H}_y\text{Cl}_z$ est formé de carbone, d'hydrogène et de chlore. Sa composition molaire et sa composition massique sont :

1 mol du composé contient x mol de carbone, y mol d'hydrogène et z mol de chlore.
 $M = 98,6 \text{ g}$ du composé contiennent $12x \text{ g}$ de carbone, $y \text{ g}$ d'hydrogène et $35,5z \text{ g}$ de chlore.

$m = 2 \text{ g}$ du composé contiennent $m_C = 0,49 \text{ g}$ de carbone, $m_H = 0,08 \text{ g}$ d'hydrogène et $m_{Cl} = 1,43 \text{ g}$ de chlore.

D'après la proportionnalité entre la composition molaire et la composition massique réelle du composé, on a :

$$\frac{M}{m} = \frac{12x}{m_C} = \frac{y}{m_H} = \frac{35,5z}{m_{Cl}}$$

$$x = \frac{m_C}{12} \cdot \frac{M}{m} \quad ; \quad \underline{\text{A.N:}} \quad x \approx 2;$$

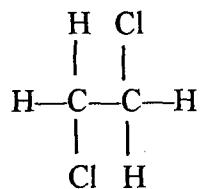
$$\text{D'où : } y = \frac{m_H \cdot M}{m} \quad ; \quad \underline{\text{A.N:}} \quad y \approx 4;$$

$$z = \frac{m_{Cl}}{35,5} \cdot \frac{M}{m} \quad ; \quad \underline{\text{A.N:}} \quad z \approx 2.$$

La formule moléculaire brute du composé analysé est alors : $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$.

* Donnons une formule développée plane possible du composé analysé.

Cette formule est, par exemple, celle ci-contre ; elle correspond à un dichloroéthane.



EXERCICE N° 7

Trouver les formules développées planes correspondant aux isomères de formule brute :

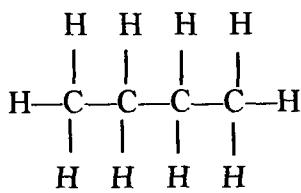
* C_4H_{10} ;

* $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

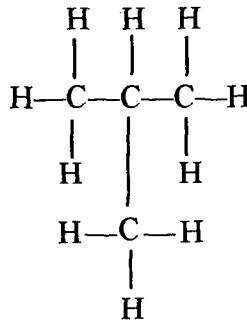
SOLUTION

* Donnons les formules développées planes possibles correspondant à la formule brute C_4H_{10} .

Il y a deux formules développées planes possibles qui sont :



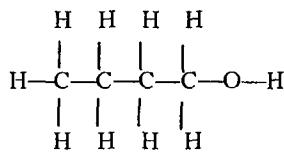
(1)



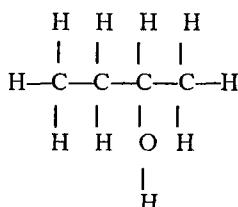
(2)

* Donnons les formules développées planes possibles correspondant à la formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

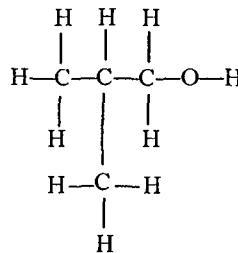
Il y a 7 formules développées planes **non cycliques** possibles qui sont celles données ci-après :



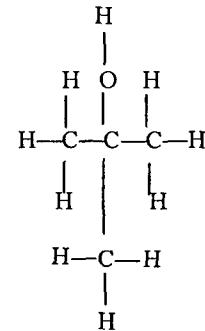
(1)



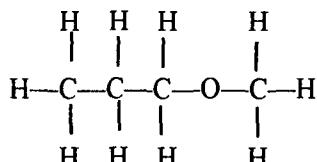
(2)



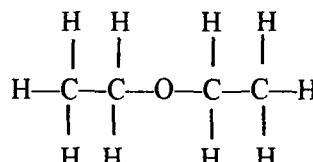
(3)



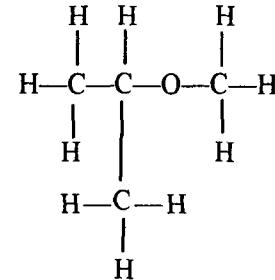
(4)



(5)



(6)



(7)

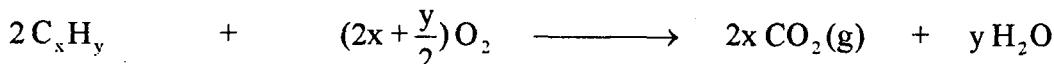
EXERCICE N° 8

La combustion complète de $V = 10 \text{ cm}^3$ d'un composé formé de carbone et d'hydrogène a demandé 50 cm^3 de dioxygène et a donné 30 cm^3 de dioxyde de carbone et de l'eau.

- 1°) Écrire l'équation bilan de la réaction de combustion du composé dans le dioxygène.
- 2°) Déterminer la formule moléculaire brute de ce composé et sa formule développée plane.

SOLUTION

1°) Écrivons l'équation bilan de la réaction de combustion du composé dans le dioxygène.
 Soit C_xH_y avec $x, y \in \mathbb{N}^*$ la formule brute du composé ; l'équation de sa combustion s'écrit alors :



2 mol réagissent avec $(2x + \frac{y}{2}) \text{ mol}$ pour donner $2x \text{ mol}$ et $y \text{ mol}$;
 $n_1 \text{ mol}$ réagissent avec $n_2 \text{ mol}$ pour donner $n_3 \text{ mol}$ et $n_4 \text{ mol}$.

2°) * Déterminons la formule brute du composé.

D'après l'équation bilan de la réaction de combustion écrite ci-dessus, on a :

$$n_1 = \frac{2}{2x + \frac{y}{2}} n_2 = \frac{n_3}{x} \quad \text{avec: } n_1 = \frac{V_{C_xH_y}}{V_0}; \quad n_2 = \frac{V_{O_2}}{V_0} \quad \text{et} \quad n_3 = \frac{V_{CO_2}}{V_0} \quad (V_0 = 22,4 \text{ l.mol}^{-1} \text{ est le volume molaire des gaz dans les conditions normales de température et de pression}).$$

$$\text{D'où: } \frac{V_{C_xH_y}}{V_0} = \frac{2}{2x + \frac{y}{2}} \cdot \frac{V_{O_2}}{V_0} = \frac{1}{x} \cdot \frac{V_{CO_2}}{V_0}.$$

$$x = \frac{V_{CO_2}}{V_{C_xH_y}} \quad ; \quad \underline{\text{A.N:}} \quad x = 3;$$

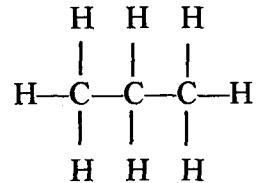
On en déduit :

$$y = \frac{4V_{O_2}}{V_{C_xH_y}} - 4x \quad ; \quad \underline{\text{A.N:}} \quad y = 8.$$

La formule moléculaire brute du composé analysé est alors : C_3H_8 .

* Déterminons la formule développée plane possible de ce composé.

Cette formule unique qui correspond à la formule brute trouvée s'écrit :



EXERCICE N° 9

L'analyse élémentaire de l'aspirine a donné la composition massique centésimale suivante : 60% de carbone ; 4,5% d'hydrogène et 35,5 % d'oxygène.

On dissout $m = 0,10$ g d'aspirine pur dans 50 mL d'eau. On prélève 10 mL de la solution préparée qu'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $c_B = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. Le point d'équivalence est atteint pour un volume de solution basique ajouté $V_B = 11,1 \text{ cm}^3$.

- 1°) Sachant que l'aspirine est un monoacide, déterminer sa masse molaire M.
- 2°) Déterminer la formule moléculaire brute de l'aspirine.

SOLUTION

1°) Déterminons la masse molaire M de l'aspirine.

L'équivalence acido-basique est obtenue lorsque :

$$n_{H^+ \text{ apportés par la solution acide d'aspirine}} = n_{OH^- \text{ apportés par la solution basique de soude}}$$

Comme la soude est une monobase, alors : $n_{OH^-} = n_{\text{base dissoute}} = c_B \cdot V_B$.

L'aspirine est aussi un monoacide donc : $n_{H^+} = n_{\text{acide dissout}} = c_A \cdot V_A = \frac{m}{M} \cdot \frac{V}{V}$

avec : m la masse d'aspirine dissoute, M la masse molaire de l'aspirine, v le volume de la solution d'aspirine dosée et V le volume de la solution préparée.

$$\text{D'où : } \frac{m}{M} \cdot \frac{V}{V} = c_B \cdot V_B$$

La masse molaire de l'aspirine est alors : $M = \frac{m \cdot V}{c_B \cdot V_B \cdot V}$; A.N : $M \approx 180,18 \text{ g.mol}^{-1}$.

2°) Déterminons la formule brute de l'aspirine.

Soit $C_x H_y O_z$ avec $x, y, z \in \mathbb{N}^*$ cette formule brute cherchée.

Le composé $C_x H_y O_z$ est formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. Sa composition molaire et sa composition massique sont comme suit :

1 mol du composé contient x mol de carbone, y mol d'hydrogène et z mol d'oxygène.

M g du composé contiennent $12x$ g de carbone, y g d'hydrogène et $16z$ g d'oxygène.

100 g du composé contiennent 60 g de carbone, 4,5 g d'hydrogène et 35,5 g d'oxygène.

D'après la proportionnalité entre la composition molaire et la composition massique centésimale, on a :

$$\frac{M}{100} = \frac{12x}{60} = \frac{y}{4,5} = \frac{16z}{35,5}$$

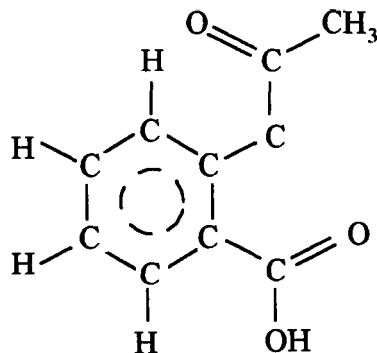
$$x = \frac{60}{12} \cdot \frac{M}{100} ; \quad \underline{\text{A.N}} : x \approx 9 ;$$

$$\text{D'où, on déduit : } y = \frac{4,5}{1} \cdot \frac{M}{100} ; \quad \underline{\text{A.N}} : y \approx 8 ;$$

$$z = \frac{35,5}{16} \cdot \frac{M}{100} ; \quad \underline{\text{A.N}} : z \approx 4.$$

La formule brute de l'aspirine s'écrit donc : $C_9 H_8 O_4$.

Remarque : La formule développée plane de l'aspirine (acide acétylsalicylique) est complexe ; elle a la forme ci-contre :



EXERCICE N° 10

La composition centésimale en masse des éléments carbone et hydrogène dans un carbure d'hydrogène donné est :

92,3 % de carbone et 7,7 % d'hydrogène.

1°) Quelle est la plus simple formule moléculaire brute qu'on peut donner à ce carbure d'hydrogène?

2°) Si la densité de vapeur, par rapport à l'air, du carbure est $d = 2,7$, quelle est sa formule brute réelle?

EXERCICE N° 11

I - L'analyse élémentaire qualitative a montré qu'un composé organique A est formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

La mesure de sa densité de vapeur, par rapport à l'air, a donné $d = 2,07$.

Calculer la masse molaire moléculaire M du composé analysé.

II - On réalise la combustion complète de $m = 1,20$ g de ce composé ; on obtient 1,76 g de dioxyde de carbone et 0,72 g d'eau.

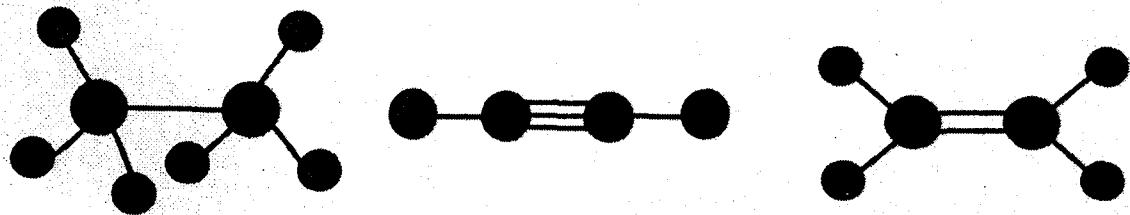
1°) Écrire l'équation de la réaction de combustion complète du composé A.

2°) a) Déterminer la composition en masse de ce composé.

 b) En déduire sa formule moléculaire brute.

3°) Déterminer les formules développées planes et à chaînes linéaires que l'on peut attribuer au composé A.

LES HYDROCARBURES ALIPHATIQUES



LES HYDROCARBURES ALIPHATIQUES

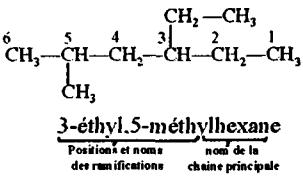
RAPPEL DU COURS

Les hydrocarbures sont des composés formés seulement de carbone et d'hydrogène de formule brute C_xH_y avec x et $y \in \mathbb{N}^*$.

I - DÉFINITIONS - NOMENCLATURE

Les hydrocarbures aliphatiques sont les hydrocarbures qui ne contiennent pas de cycles dans leurs molécules ; leurs chaînes carbonées sont ouvertes.

Famille	Les alcanes	Les alcènes	Les alcynes
Définition	<ul style="list-style-type: none">Ce sont des hydrocarbures aliphatiques saturés.Toutes les liaisons sont covalentes simples.	<ul style="list-style-type: none">Ce sont des hydrocarbures aliphatiques insaturés.Ils renferment au moins une liaison double $C=C$	<ul style="list-style-type: none">Ce sont des hydrocarbures aliphatiques insaturés.Ils renferment au moins une liaison triple $C \equiv C$
Formule générale	C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n-2}
Nomenclature	<ul style="list-style-type: none">On cherche la chaîne carbonée la plus longue.On cherche, s'il y a lieu, les différentes ramifications.On numérote cette chaîne de manière à avoir l'ensemble des indices, précisant les positions des différentes ramifications, le plus bas possible.	<ul style="list-style-type: none">On cherche la chaîne carbonée la plus longue contenant la double liaison.On numérote cette chaîne de manière à avoir l'indice indiquant la position de la double liaison le plus bas.On cherche, s'il y a lieu, les positions et les noms des différentes ramifications.	<ul style="list-style-type: none">On cherche la chaîne carbonée la plus longue contenant la triple liaison.On numérote cette chaîne de manière à avoir l'indice indiquant la position de la triple liaison le plus bas.On cherche, s'il y a lieu, les positions et les noms des différentes ramifications.

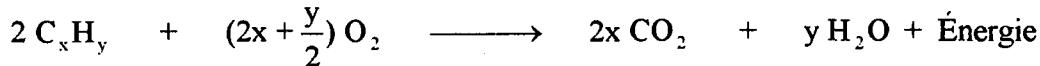
	<ul style="list-style-type: none"> Le nom de l'alcane est obtenu en citant dans l'ordre : <ul style="list-style-type: none"> la position puis le nom de chaque ramifications, le nom de la chaîne principale avec le suffixe « ane » 	<ul style="list-style-type: none"> Le nom de l'alcène est obtenu en citant dans l'ordre : <ul style="list-style-type: none"> la position puis le nom de chaque ramifications, le nom de la chaîne principale suivie de l'indice de la double liaison puis du suffixe « ène ». 	<ul style="list-style-type: none"> Le nom de l'alcyne est obtenu en citant dans l'ordre : <ul style="list-style-type: none"> la position puis le nom de chaque ramifications, le nom de la chaîne principale suivie de l'indice de la triple liaison puis du suffixe « yne ».
Exemples	 <p>3-éthyl-5-méthylhexane</p>	$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$ <p>4-méthylpent-2-ène</p> <p>Position et nom de la ramifications position de la double liaison nom de la chaîne principale</p>	$\text{CH}_3-\overset{2}{\text{C}}=\overset{3}{\text{C}}-\overset{4}{\text{CH}}-\overset{5}{\text{CH}_2}-\overset{6}{\text{CH}_3}$ <p>4-méthylhex-2-yne</p> <p>nom de la chaîne principale position de la triple liaison</p>

II - LES RÉACTIONS COMMUNES : DESTRUCTION

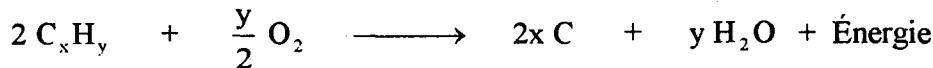
1°) Réactions de destruction par le dioxygène

Tous les hydrocarbures brûlent en présence de dioxygène.

* Si la combustion est **complète**, on obtient du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau :



* Si la combustion est **incomplète**, on obtient alors du carbone et de la vapeur d'eau :



2°) Réactions de destruction par le dichlore

Enflammés en présence du dichlore, les hydrocarbures brûlent en donnant du carbone et du chlorure d'hydrogène :



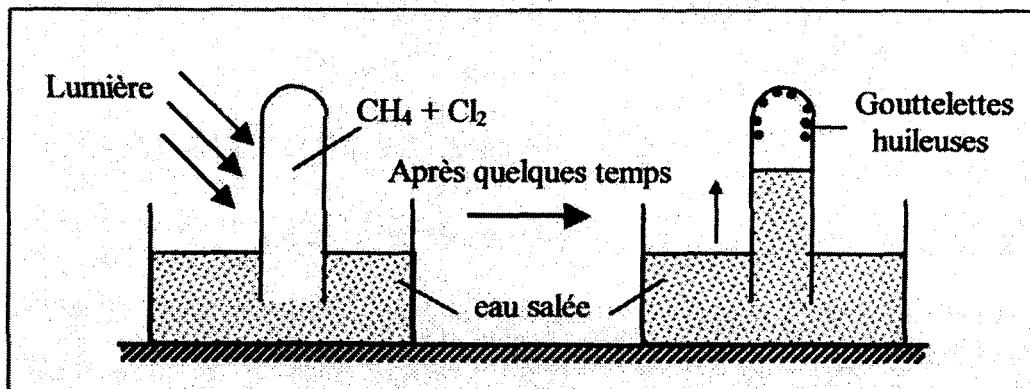
III - LES RÉACTIONS SPÉCIFIQUES

1°) Cas des alcanes : Réactions de SUBSTITUTION

Dans certaines conditions, il est possible de remplacer un ou plusieurs atomes d'hydrogène par un ou plusieurs atomes monovalents (Cl, Br, F...) sans modifier la chaîne carbonée : c'est une réaction de substitution.

Exemple : réaction du méthane avec le dichlore.

* Expérience :



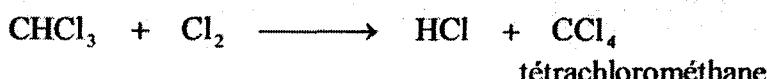
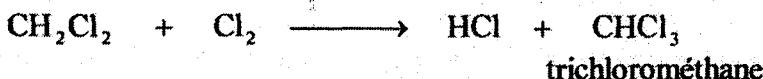
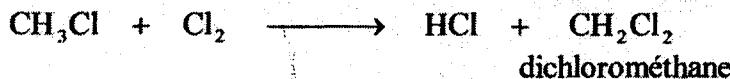
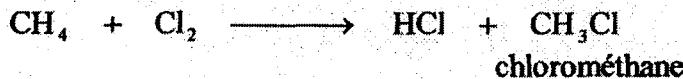
* Observations :

- l'eau salée monte dans le tube ;
- il y a disparition de la couleur jaune verdâtre ;
- la solution dans le tube fait rougir le papier pH ;
- il y a formation de gouttelettes huileuses sur les parois du tube.

* Interprétation :

Il y a une réaction chimique : il se forme du chlorure d'hydrogène (HCl) et des dérivés chlorés du méthane.

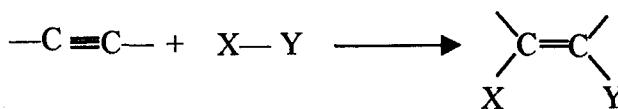
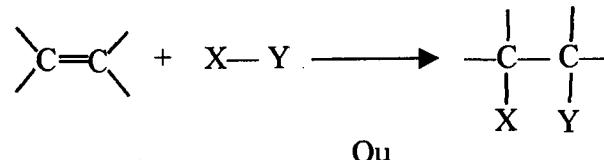
C'est une réaction en chaîne dont les équations sont :



2°) Cas des alcènes et des alcynes : Réactions d'ADDITION

Les hydrocarbures aliphatiques insaturés renferment dans leur chaîne carbonée une liaison multiple Carbone Carbone.

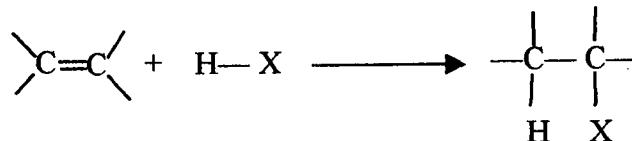
Au cours d'une réaction d'addition, il y a « ouverture » d'une liaison π ce qui permet de fixer sur les deux carbone deux atomes monovalents.



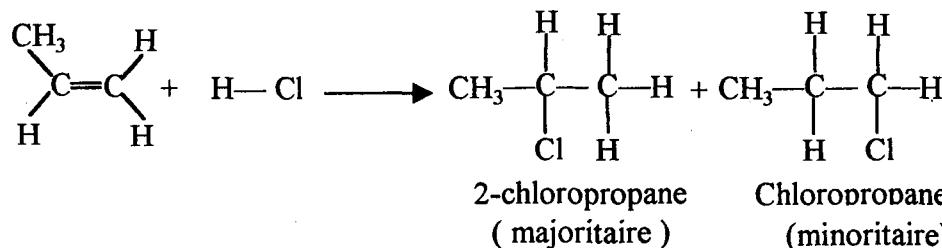
Exemples :

a) 1^{er} exemple : addition des halogénures d'hydrogène sur un alcène

Les acides halogénés (HCl , HBr , HF ...) symbolisés par HX peuvent s'additionner sur les hydrocarbures insaturés en donnant des dérivés halogénés.



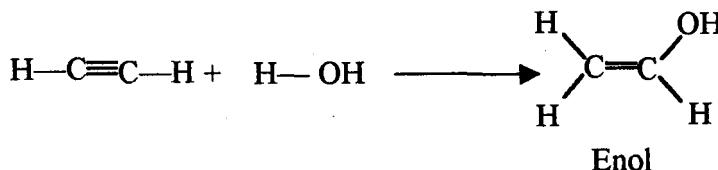
* Addition de HCl sur le propène :



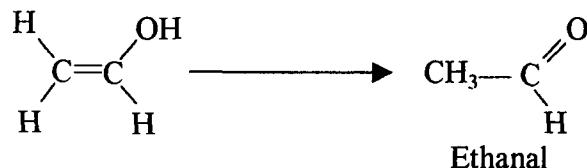
On obtient généralement un mélange de deux produits dérivés ; le dérivé halogéné majoritaire est celui correspondant à la fixation de l'halogène X sur le carbone le moins hydrogéné.

b) 2^{ème} exemple : addition de l'eau sur un alcyne

On fait barboter l'éthyne dans une solution diluée et chaude (80 °C) d'acide sulfurique en présence d'ions Hg^{2+} ; il se dégage un gaz ayant une odeur de pomme et qui rosit le réactif de Schiff.



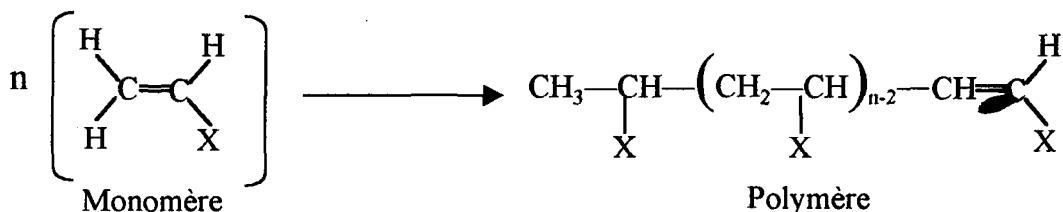
L'énoncé, instable, se transforme spontanément en éthanal



IV - LES RÉACTIONS DE POLYMÉRISATION

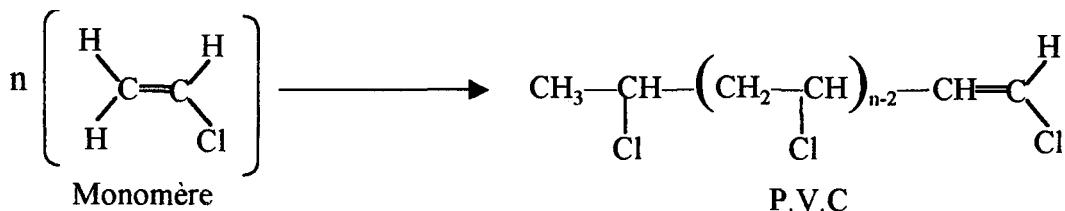
* Une réaction de polymérisation est une réaction au cours de laquelle des molécules insaturées s'additionnent les unes aux autres pour former une macromolécule de masse molaire élevée appelée **polymère**.

* On peut représenter cette réaction par le schéma suivant :



* Les polymères ont des propriétés particulières et sont très utilisés dans l'industrie chimique.

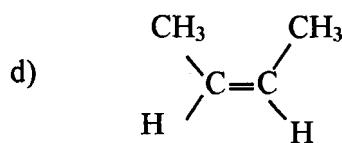
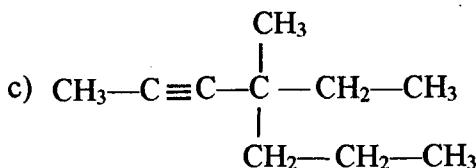
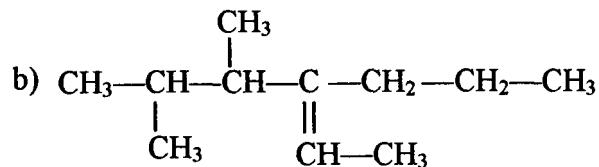
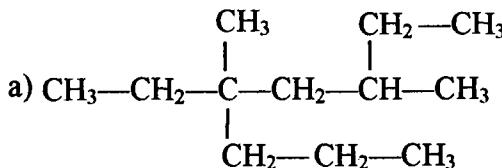
Exemple : formation du polychlorure de vinyle (P.V.C.)



EXERCICES

EXERCICE N° 12

1°) Donner les noms des hydrocarbures suivants :



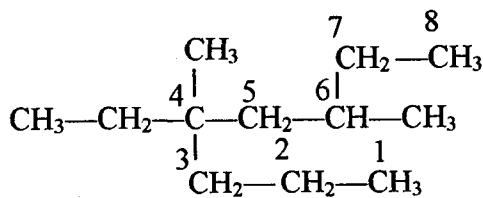
2°) Écrire les formules semi-développées des hydrocarbures suivants :

a) Le E 3-méthylpent-2-ène .

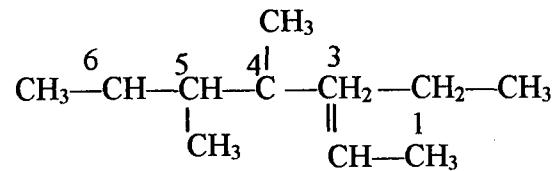
b) Le 3,3-diméthylbut-1-yne.

SOLUTION

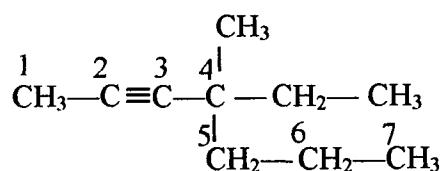
1°) Donnons les noms des hydrocarbures en question.



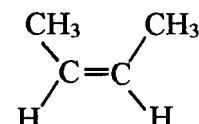
a) Le 4-éthyl,4,6-diméthyoctane



b) Le 4,5-diméthyl,3-propylhex-2-ène



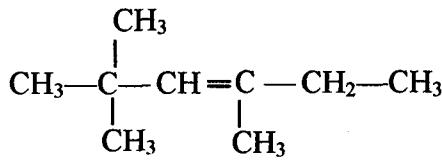
c) Le 4-éthyl,4-méthylhept-2-yne



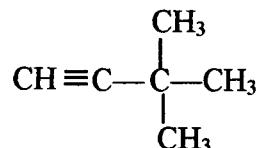
d) Le Z but-2-ène

2°) Donnons les formules semi-développées des hydrocarbures en question.

a) Le 2,2,4-triméthylhex-3-ène

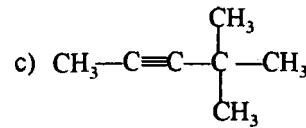
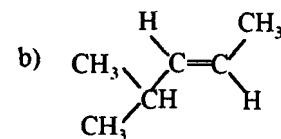
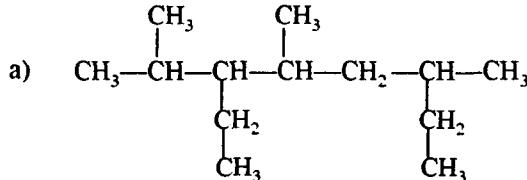


b) Le 3,3-diméthylbut-1-yne



EXERCICE N° 13

1°) Donner les noms des hydrocarbures suivants :

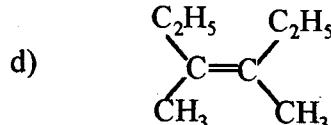
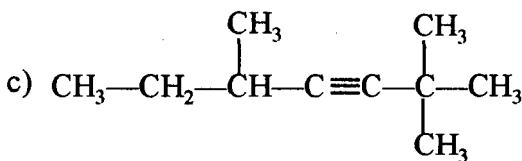
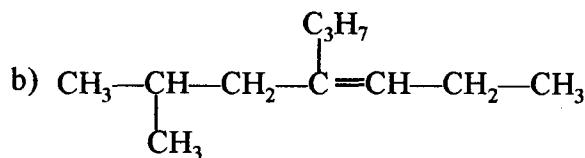
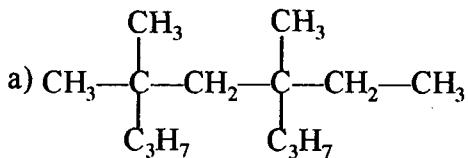


2°) Écrire les formules semi-développées des hydrocarbures suivants :

- a) Le 3-éthyl, 2,4-diméthylhexane.
- b) Le E 4,5 -diéthyloct-4-ène.
- c) Le 2,2,5-triméthylhex-3-yne.

EXERCICE N° 14

1°) Donner les noms des hydrocarbures suivants :



2°) Écrire les formules semi-développées des hydrocarbures suivants :

- a) Le 2,2,4-triméthylhex-3-ène .
- b) Le Z 3-méthylpent-2-ène.

EXERCICE N° 15

Une bouteille contient 13 kg de butane.

1°) Calculer, dans les conditions normales de température et de pression, le volume du butane contenu dans cette bouteille.

2°) Écrire l'équation de la combustion complète du butane dans le dioxygène.

Quel est, dans les conditions normales, le volume d'air nécessaire à la combustion complète de la totalité du butane contenu dans la bouteille ?

3°) Sachant que la combustion complète d'une mole d'un alcane dégage une énergie thermique de $(650n + 210)$ kJ, n représente le nombre d'atomes de carbone dans la molécule de cet alcane.

a) Quelle est l'énergie dégagée par la combustion d'une mole de butane ?

b) Calculer l'énergie totale que peut fournir la combustion complète du contenu de la bouteille.

On donne : le volume molaire des gaz dans les conditions normales est $V_0 = 22,4$ L.

SOLUTION

1°) Calculons le volume de butane contenu dans la bouteille dans les conditions normales.

Le butane a comme formule brute : $C_4 H_{10}$; sa masse molaire est : $M = 58$ g.

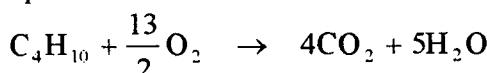
Soit n le nombre de moles de butane dans la bouteille ; on a : $n = \frac{13000}{58} \approx 224,13$ mol.

Le volume de butane contenu dans la bouteille est alors :

$V_{\text{butane}} = n \cdot V_0$; A.N : $V_{\text{butane}} \approx 5020,512$ L soit $5,02$ m^3 .

2°) * Écrivons l'équation de la combustion complète du butane dans le dioxygène.

Cette équation s'écrit :



* Calculons le volume d'air nécessaire à la combustion totale du butane.

D'après l'équation de la réaction, la combustion de n moles de butane nécessite un nombre n' de dioxygène :

$$n' = \frac{13n}{2} \text{ mol} ; \quad \underline{\text{A.N}} : n' \approx 1456,8 \text{ mol.}$$

Le volume de dioxygène nécessaire est alors :

$$V_{\text{oxygène}} = 22,4 \times n' ; \quad \underline{\text{A.N}} : V_{\text{oxygène}} \approx 32,63 \text{ m}^3.$$

Comme l'air contient 20 % de son volume de dioxygène, le volume d'air nécessaire sera :

$$V_{\text{air}} = 5V ; \quad \underline{\text{A.N}} : V_{\text{air}} \approx 163,16 \text{ m}^3.$$

3°) a) Calculons l'énergie dégagée par la combustion complète d'une mole de butane.

L'énergie dégagée par la combustion complète d'une mole d'alcane $C_n H_{2n+2}$ est donnée par l'expression : $W = (650n + 210)$ kJ.

Pour le butane n = 4 et $W = 650 \times 4 + 210 = 2810$ kJ.

b) Calculons l'énergie totale fournie par la combustion du butane.

La bouteille contient 224,13 moles de butane, l'énergie totale dégagée par la combustion de cette quantité de butane est :

$$W_T = 224,13 \cdot W \quad ; \quad \underline{\text{A.N.}} : W_T = 224,13 \times 2810 = 629,805 \text{ kJ.}$$

EXERCICE N° 16

On considère deux hydrocarbures aliphatiques A et B dont les masses molaires sont respectivement $M_A = 42 \text{ g}$ et $M_B = 44 \text{ g}$. L'un est un alcane et l'autre est un alcène.

- 1°) Déterminer les formules brutes correspondantes et préciser l'alcane et l'alcène.
- 2°) Écrire les formules développées planes de ces deux hydrocarbures et donner leurs noms. Représenter les deux molécules dans l'espace.
- 3°) Dans une première éprouvette, on mélange un volume de A et un volume de dichlore et dans une seconde éprouvette un volume de B et un volume de dichlore.

On présente une flamme à l'ouverture de la première éprouvette et on expose à la lumière du soleil la seconde éprouvette retournée sur une cuve d'eau salée.

- a) Décrire ce qu'on observe dans chacune des deux expériences.
- b) De quel type de réaction s'agit-il dans chaque cas ?
- c) Écrire l'équation de la réaction qui se produit dans la première éprouvette. Quel est le réactif en excès ? Calculer le volume restant de ce réactif sachant que le volume de l'éprouvette utilisée est $V = 120 \text{ cm}^3$.
- d) Écrire les formules développées et donner le nom des dérivés dichlorés obtenus dans la seconde éprouvette.

SOLUTION

- 1°) Déterminons les formules et les noms des hydrocarbures A et B.

* Pour l'hydrocarbure A de masse molaire $M_A = 42 \text{ g}$:

Si A est l'alcane, sa formule brute sera de la forme C_nH_{2n+2} et sa masse molaire :

$$M_A = 12n + 2n + 2 = 42 \text{ g}$$

$$\text{d'où : } 14n = 40 \quad \text{et} \quad n = \frac{40}{14} = 2,85.$$

n n'est pas un nombre entier, alors l'hydrocarbure A ne peut pas être un alcane ; c'est un alcène de formule générale C_nH_{2n} .

$$\text{D'où : } M_A = 12n + 2n = 14n = 42 \text{ g} \quad \text{et} \quad n = \frac{42}{14} = 3.$$

L'hydrocarbure A est donc un alcène de formule brute C_3H_6 .

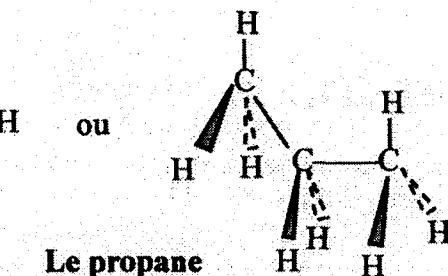
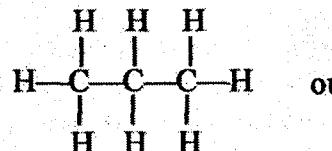
* L'hydrocarbure B est un **alcane**, sa formule brute est de la forme C_nH_{2n+2} ; sa masse molaire est : $M_B = 12n + 2n + 2 = 44$ g.

D'où : $14n = 42$ et $n = 3$

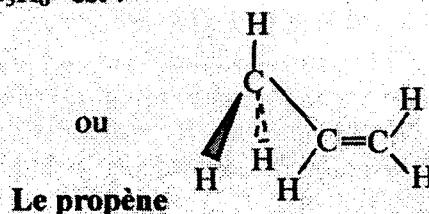
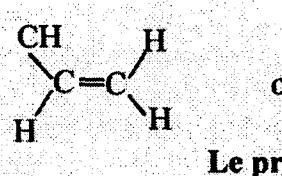
L'hydrocarbure B est donc un alcane de formule brute C_3H_8 .

2°) Donnons les formules développées de A et B.

* La formule développée de l'alcane B de formule brute C_3H_8 est :

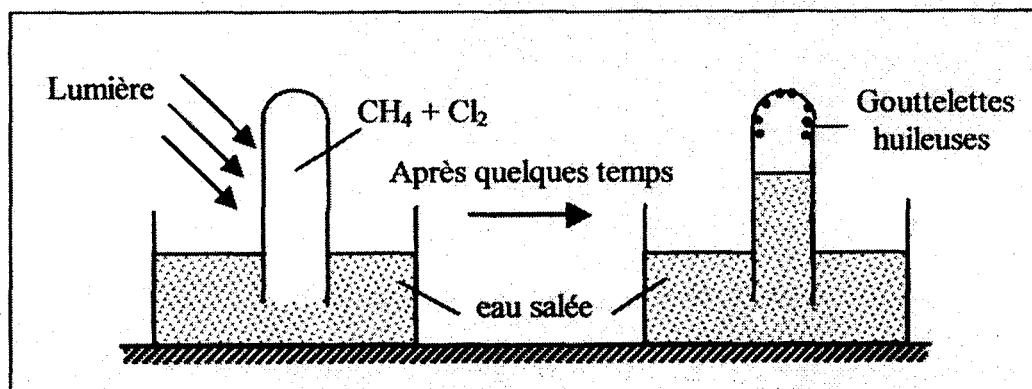


* La formule développée de l'alcène A de formule brute C_3H_6 est :



3°) a) Les observations expérimentales.

- Pour la première éprouvette : le mélange du propène (A) et du dichlore est présenté à la flamme ; on observe la formation d'une fumée noire de carbone et le virage au rouge d'un papier pH présenté à l'ouverture de l'éprouvette.
- Pour la deuxième éprouvette : le mélange du propane (B) et du dichlore est exposé à la lumière du soleil, riche en lumière ultra violette ; on observe la montée de l'eau salée dans l'éprouvette et la formation de gouttelettes huileuses sur les parois internes de l'éprouvette.



b) Déterminons les types des réactions.

- Dans la première éprouvette il y a destruction du propène par le dichlore.
- Dans la seconde éprouvette il y a substitution de l'hydrogène par le chlore sur le propane.

c) * Écrivons l'équation de la réaction de destruction du propène par le dichlore (première éprouvette).

Cette équation s'écrit : $C_3H_6 + 3Cl_2 \longrightarrow 3C + 6HCl$.

D'après cette équation, la destruction d'une mole de propène nécessite 3 moles de dichlore.

Comme le volume molaire est le même pour tous les gaz, on peut dire aussi que la destruction d'un volume de propène nécessite trois volumes de dichlore.

Or le mélange initial renferme un volume de propène et un volume de dichlore. Le propène ne sera donc pas détruit complètement par le dichlore ; le propène est donc en excès.

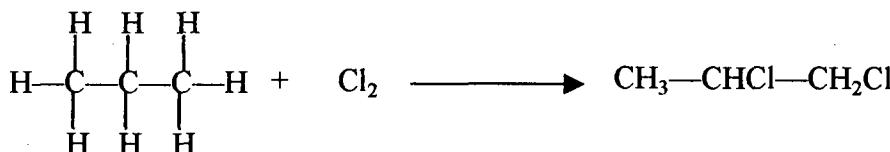
* Déterminons le volume de propène restant.

Le mélange initial renferme $\frac{V}{2} = 60 \text{ cm}^3$ de dichlore et $\frac{V}{2} = 60 \text{ cm}^3$ de propène. D'après l'équation de la réaction les 60 cm^3 de dichlore détruisent $\frac{60}{5} = 12 \text{ cm}^3$ de propène.

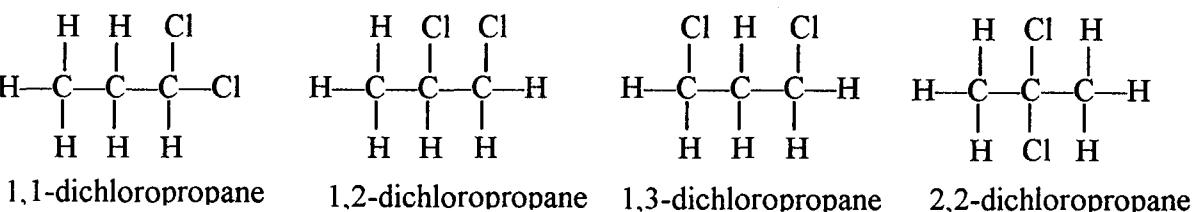
Le volume du propène restant est donc : $V_1 = 60 - 12 = 48 \text{ cm}^3$.

d) Donnons les formules développées des dérivés dichlorés (seconde éprouvette).

Écrivons l'équation de la réaction de substitution de l'hydrogène par le chlore sur le propane



La substitution de l'hydrogène par le chlore sur le propane peut donner quatre composés dichlorés qui sont :



EXERCICE N° 17

On dispose d'un mélange gazeux de deux hydrocarbures aliphatiques (A) et (B) de formule brute respective C_5H_{12} et C_4H_8 .

1°) On réalise la combustion complète de 25 cm³ de ce mélange. Il se forme de l'eau et 115 cm³ de dioxyde de carbone et on consomme 180 cm³ de dioxygène.

En déduire la composition en volume et en mole du mélange d'hydrocarbures utilisé.

2°) On fait réagir 80 cm³ de ce mélange sur du dibrome liquide ; on obtient un gaz qui fait virer le bleu de bromothymol (B.B.T) du vert au jaune.

a) Lequel des deux hydrocarbures va réagir avec le dibrome ?

b) Calculer la masse du dérivé dibromé obtenu.

On donne : le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience : V_m = 24 L.

$$M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}; M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}; M(Br) = 80 \text{ g.mol}^{-1}.$$

EXERCICE N° 18

On considère un hydrocarbure X de masse molaire M = 58 g.

1°) Montrer que cet hydrocarbure ne peut être qu'un alcane. Préciser les noms et les formules développées possibles de cet hydrocarbure.

2°) On prépare dans l'obscurité deux éprouvettes A et B contenant chacune un mélange de 0,24 l de A et 0,24 l de dichlore. L'éprouvette A est présentée à une flamme et l'éprouvette B retournée sur une cuve contenant de l'eau salée et exposée à la lumière solaire.

a) Décrire ce qui se passe dans chacune des deux éprouvettes.

b) Écrire l'équation de la réaction qui se produit dans l'éprouvette A et déterminer les masses des produits formés.

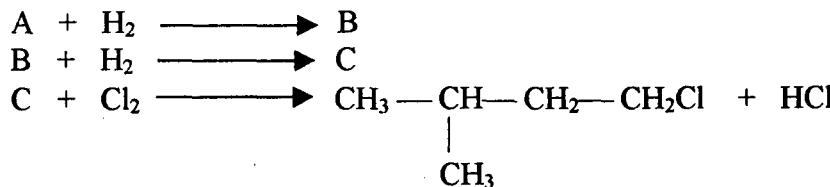
c) Écrire deux équations possibles de réactions qui se produisent dans l'éprouvette B sachant que la chaîne carbonée de l'hydrocarbure X ne comporte pas de ramifications.

On donne : les masses atomiques H = 1 g ; C = 12 g et Cl = 35,5 g ;

le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience V = 24 L.

EXERCICE N° 19

En partant d'un alcyne A dont la triple liaison est située au début de la chaîne principale, on réalise trois réactions chimiques représentées par les équations suivantes :



1°) Préciser la nature de chacune des trois réactions et les familles des composés B et C.

2°) Déterminer les formules semi-développées et les noms des composés A, B, C.

3°) Déterminer la masse du composé A qui a réagi au cours de la première réaction sachant qu'il y a formation à la fin de 0,6 l de chlorure d'hydrogène, que la moitié du réactif B ne réagit pas pendant la deuxième réaction et que la troisième réaction est totale.

On donne : les masses atomiques de l'hydrogène et du carbone $M(H) = 1 \text{ g}$ et $M(C) = 12 \text{ g}$;
le volume molaire des gaz dans les conditions expérimentales $V = 24 \text{ L}$.

SOLUTION

1°) Précisons la nature des réactions et les familles des composés B et C.

Le composé A est un **alcyne** ; il permet donc des réactions d'addition.
Les deux premières réactions donnent chacune un seul produit ; ce sont des **réactions d'addition**.

- la première réaction est une **hydrogénéation** de l'alcyne A qui aboutit à un **alcène B**.

- la deuxième réaction est une **hydrogénéation** de l'alcène B qui aboutit à un **alcan C**.

La formation du chlorure d'hydrogène prouve que la troisième réaction est une réaction de **substitution** de l'hydrogène par le chlore sur le composé C.

2°) Déterminons les formules semi-développées et les noms des composés A, B et C.

* Le produit de la substitution de l'hydrogène par le chlore sur C est le **4-chloro, 2-méthylbutane** de formule : $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{Cl}$.



Le composé C est donc le **2-méthylbutane** de formule : $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$



* Le composé A est un **alcyne** et sa triple liaison est située au début de la chaîne principale ; A est donc le **3-méthylbut-1-yne** de formule : $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{C} \equiv \text{CH}$



* Le composé B provient de l'hydrogénéation du composé A ; c'est le **3-méthylbut-1-ène** de formule : $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH} = \text{CH}_2$



3°) Déterminons la masse du composé A qui a réagi au cours de la première réaction.

Soit n le nombre de moles de HCl formés $n = \frac{\text{volume de HCl}}{24} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

- D'après la troisième réaction le nombre de moles de C qui réagissent avec le dichlore est égale à n . Cette troisième réaction étant totale, le nombre n représente aussi le nombre de moles de C formé par la deuxième réaction.

- D'après la deuxième réaction le nombre de moles de B qui ont réagi est aussi égal à n mais le nombre de moles de B formé par la première réaction est le double (2n) car la moitié de B n'a pas réagi.

- D'après la première réaction le nombre de moles de A qui ont réagit est égale au nombre de moles de B formées et égale donc à 2n.

Le nombre de moles de A qui ont réagi est égale à 2n ; la formule brute de A étant C_5H_8 sa masse molaire est : $M = 68$ g.

D'où la masse de A qui a réagi est : $m = 2n.M$; A.N : $m = 3,4$ g.

EXERCICE N° 20

En partant du propyne, hydrocarbure noté A, on réalise les trois réactions suivantes :



Écrire, en utilisant des formules semi-développées, l'équation de chacune de ces réactions en précisant, s'il y a lieu, les isomères des produits formés.

EXERCICE N° 21

On considère les trois composés organiques suivants :

A est un hydrocarbure insaturé de densité de vapeur par rapport à l'air $d = 1,38$;

B est un alcène de masse molaire $M_B = 42 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;

C, de masse molaire $M_C = 113 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, est composé de 31,9 % de carbone, de 5,3 % d'hydrogène et de 62,8 % de chlore.

1°) a) Déterminer la formule brute, la formule semi-développée et le nom du composé A. A quelle famille appartient-il ?

b) Déterminer la formule brute, la formule semi-développée et le nom du composé B.

c) Chercher la formule brute et les isomères du composé C. Indiquer leurs noms.

2°) a) Par quelle réaction peut-on obtenir B à partir de A? Indiquer le catalyseur utilisé.

b) Écrire l'équation de cette réaction.

3°) a) Par quelle réaction peut-on obtenir C à partir de B ?

b) Écrire l'équation de cette réaction.

4°) On fait agir de l'eau sur le composé A. Écrire l'équation de la réaction et donner la fonction chimique du produit organique final obtenu.

5°) Le composé C peut être obtenu à partir d'une autre réaction. Laquelle ?

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

SOLUTION

1°) a) Déterminons les formule brute puis développée et le nom de A.

La masse molaire de A est : $M_A = 29.d$; A.N : $M_A = 40 \text{ g.}$

A étant un hydrocarbure insaturé, peut être un alcène ou un alcyne :

Si A était un alcène, sa formule brute serait de la forme : C_nH_{2n} et sa masse molaire :

$$M_A = 12n + 2n = 14n = 40 \text{ donc } n = \frac{40}{14} \approx 2,86 \notin \mathbb{N}^*$$

A ne peut donc pas être un alcène ; c'est un alcyne de formule brute : C_nH_{2n-2} .

Sa masse molaire sera :

$$M_A = 12n + 2n - 2 = 14n - 2 = 40 \text{ d'où } n = 3.$$

La formule brute du composé A est donc : C_3H_4 ; sa formule semi-développée est : $CH_3 - C \equiv CH$; c'est le **propyne**.

b) Déterminons la formule semi-développée et le nom de B.

B est un alcène de formule générale : C_nH_{2n} ; sa masse molaire est alors :

$$M_B = 12n + 2n = 42 \text{ d'où } n = 3.$$

La formule brute de B est donc : C_3H_6 ; sa formule semi-développée est : $CH_3 - CH = CH_2$; c'est le **propène**.

c) Déterminons la formule brute et les isomères de (C).

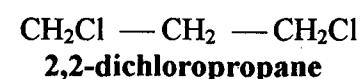
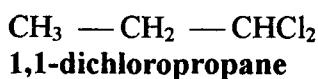
La formule brute de C est de la forme $C_xH_yCl_z$; sa masse molaire est : $M_C = 113 \text{ g.}mol^{-1}$.

C renferme 31,9 % en masse de carbone, donc : $\frac{100 \times 12x}{M_C} = 31,9$ d'où : $x = 3$.

C renferme 5,3 % d'hydrogène, donc : $\frac{100y}{M_C} = 5,3$ d'où : $y = 6$.

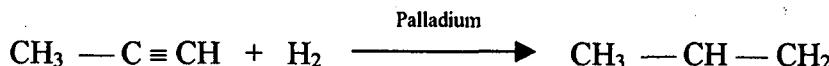
C renferme 62,8 % de chlore, donc : $\frac{35,5z \times 100}{M_C} = 62,8$ d'où : $z = 2$.

La formule brute de C est alors $C_3H_6Cl_2$; les isomères de C sont :



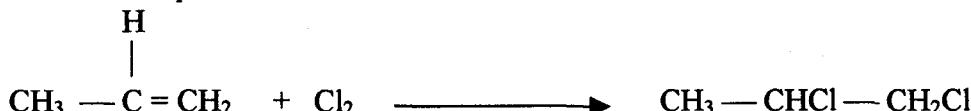
2°) a) Le propène (B) peut être obtenu par hydrogénéation du propyne (A) en présence d'un catalyseur peu actif, le palladium.

b) Écrivons l'équation de cette réaction d'hydrogénéation de A.



3°) a) C peut être obtenu par addition du dichlore sur le propène B.

b) Écrivons l'équation de cette réaction.



4°) Écrivons l'équation de la réaction d'addition de l'eau sur le propyne.

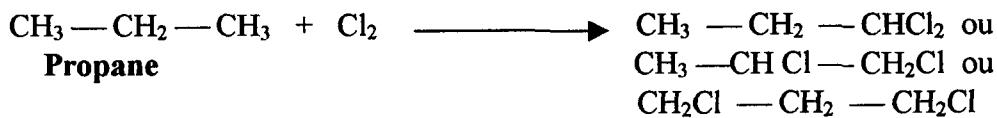
Une première étape donne un énol instable suivant l'équation :



L'énol se transforme en cétone :



5°) Le composé C peut être obtenu par **substitution** de l'hydrogène par le chlore sur le propane suivant l'équation :



EXERCICE N° 22

On considère l'hydrocarbure aliphatique insaturé à chaîne linéaire non ramifié pour lequel la liaison multiple est en bout de chaîne, de formule brute C_4H_6 ; il est noté A.

1°) Écrire sa formule semi-développée et donner son nom.

2°) On réalise la réaction d'addition de ce composé A avec l'eau ; on obtient un produit B majoritaire et un produit C minoritaire.

- a) Quelles sont les conditions expérimentales nécessaires pour réaliser cette réaction ?
 - b) Écrire l'équation de la réaction et donner les noms des produits B et C.

EXERCICE N° 23

Un hydrocarbure aliphatique gazeux A de formule brute C_xH_y comporte une liaison multiple (double ou triple).

Pour déterminer sa formule brute, on réalise la combustion d'un volume $v = 112 \text{ cm}^3$ de cet hydrocarbure dans le dichlore et on mesure le volume de chlorure d'hydrogène dégagé et la masse de carbone formé ; on trouve : $v_{\text{HCl}} = 672 \text{ mL}$ et $m_{\text{C}} = 0,118 \text{ g}$.

1°) Rappeler la définition d'un hydrocarbure aliphatique.

2°) Écrire l'équation de la réaction de A avec le dichlore.

3°) Déterminer la formule brute de A.

On donne : $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; le volume molaire des gaz : $V = 22,4 \text{ L}$.

4°) a) Donner la formule semi-développée de A et son nom.

b) Comparer les liaisons entre les atomes de carbone dans la molécule de A.

5°) Calculer le volume de dichlore nécessaire à la combustion précédente.

6°) On fait barboter cet hydrocarbure A dans une solution de dibrome ; celui-ci se décolore.

a) De quelle réaction s'agit-il ?

b) Écrire l'équation de cette réaction et donner le nom du produit obtenu.

c) Préciser les changements de structure que subit la molécule A au cours de cette réaction.

EXERCICE N° 24

Un tuyau en matière plastique est constitué d'une seule sorte de polymère. Celui-ci présente en moyenne, un degré de polymérisation de 1000 (1000 monomères) et une masse molaire de 62500 g.mol^{-1} .

1°) Calculer la masse molaire du monomère.

2°) Déterminer la formule brute de ce monomère sachant que, si on brûle le tuyau :

- il se dégage un gaz soluble dans l'eau ;
- la solution obtenue fait virer au jaune le bleu de bromothymol et donne un précipité blanc en présence d'une solution, même très diluée, de nitrate d'argent.

3°) Donner le nom du monomère.

4°) Quelles sont les recommandations à respecter pour l'utilisation des objets fabriqués à partir de ce polymère ?

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

SOLUTION

1°) Calculons la masse molaire M du monomère de départ.

$$\text{On obtient : } M = \frac{\text{Masse du polymère}}{\text{degr de polymérisation}} ; \quad \underline{\text{A.N.}} : M = 62,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

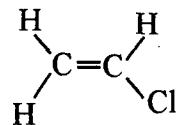
2°) Cherchons la formule du monomère.

La combustion du polymère dégage du chlorure d'hydrogène HCl , gaz très soluble dans l'eau et dont la solution contient des ions H^+ (acide) et des ions Cl^- (réaction avec Ag^+).

La molécule du monomère doit donc renfermer du chlore ; c'est un dérivé chloré d'un alcène de formule brute $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{Cl}$.

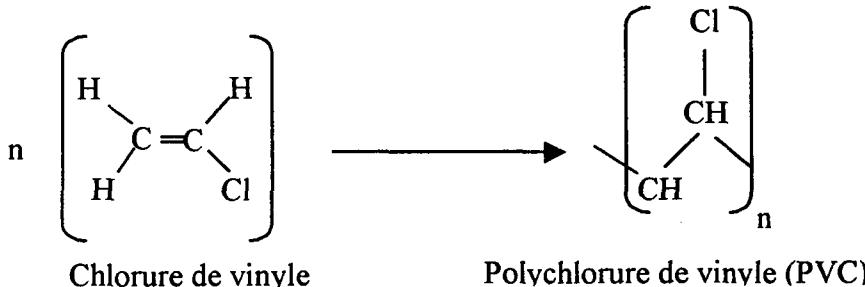
On a alors : $M = 12n + 2n - 1 + 35,5$; d'où : $n = \frac{M - 34,5}{14} = 2$. La formule du monomère est

par conséquent : C_2H_3Cl ou



3°) Le monomère considéré est donc le monochloroéthène ou chlorure de vinyle.

Écrivons l'équation de la réaction de polymérisation.



4°) Les recommandations pour utiliser convenablement les objets fabriqués en PVC sont : éviter de brûler ces objets quand ils sont inutilisables (bouteilles, tuyaux,...) pour s'en débarrasser (incinération des déchets domestiques) car la combustion dégage du chlorure d'hydrogène HCl , gaz toxique et nocif pour notre environnement.

EXERCICE N° 25

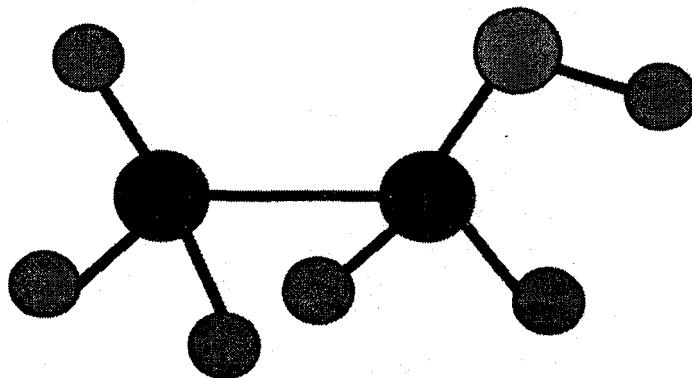
Un polymère ne contenant que l'élément carbone et l'élément hydrogène a pour masse molaire moyenne $M_p = 46,2 \text{ kg.mol}^{-1}$. Son degré de polymérisation moyen est $n = 1100$.

En déduire :

- 1°) la masse molaire du monomère ;
- 2°) la formule semi-développée et le nom du monomère, sachant que c'est un alcène ;
- 3°) le motif du polymère ainsi que son nom.

On donne : $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$.

LES ALCOOLS



LES ALCOOLS

RAPPEL DU COURS

I - LES COMPOSÉS OXYGÉNÉS

Le tableau suivant présente les principales familles de composés oxygénés (R, R' et R'' représentent des groupements hydrocarbonés monovalents) :

Famille ou Fonction	Formule générale	Groupement fonctionnel et réactif	Exemples
Les alcools	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array} $ Alcool primaire	—OH	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array} $ Ethanol
	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{R}' \end{array} $ Alcool secondaire	Groupement Hydroxyle lié à un atome de carbone	$ \begin{array}{c} \text{C}_2\text{H}_5 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array} $ Butan-2-ol
	$ \begin{array}{c} \text{R}' \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{R}'' \end{array} $ Alcool tertiaire		$ \begin{array}{c} \text{C}_2\text{H}_5 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $ 2-méthylbutan-2-ol
Les aldéhydes	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R} - \text{C} = \text{O} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ -\text{C} = \text{O} \end{array} $ <ul style="list-style-type: none"> Colore en rose réactif de Schiff Donne un précipité avec la D.N.P.H (la dinitrophénylhydrazine) 	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{C}_2\text{H}_5 \end{array} $ 3-méthylpentanal
Les cétones	$ \begin{array}{c} \text{R}' \\ \\ \text{R} - \text{C} = \text{O} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ \text{C} = \text{O} \end{array} $ <ul style="list-style-type: none"> Sans action sur réactif de Schiff Donne un précipité avec la D.N.P.H 	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{C}_2\text{H}_5 \end{array} $ Hexan-3-one

Famille ou Fonction	Formule générale	Groupement fonctionnel et réactif	Exemples
Les éther-oxydes	$R-O-R'$	$\begin{array}{c} \\ -C-O-C- \\ \end{array}$	$CH_3-O-CH_2-CH_3$ Ethoxyméthane $CH_3-CH_2-CH_2-O-CH_3$ Méthoxypropane
Les Acides carboxyliques	$\begin{array}{c} OH \\ \diagup \\ R-C \\ \diagdown \\ O \end{array}$ R peut être un hydrogène	$\begin{array}{c} OH \\ \diagup \\ -C \\ \diagdown \\ O \end{array}$ Groupement carboxyle Action sur le papier pH et les indicateurs colorés	$CH_3-CH_2-CH_2-C(OH)=O$ Acide butanoïque
Les esters	$\begin{array}{c} O \\ \diagup \\ R-C-O-R' \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \diagup \\ -C-O-C- \\ \end{array}$ Groupement ester	$CH_3-C(O)=O-O-C_2H_5$ Ethanoate d'éthyle

II - CLASSE ET NOMENCLATURE DES ALCOOLS

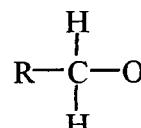
Pour nommer un alcool :

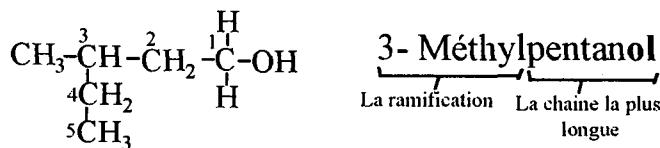
- on cherche la chaîne carbonée la plus longue contenant le groupe atomique fonctionnel OH ;
- on numérote cette chaîne de manière à avoir l'indice le plus petit pour le groupe atomique fonctionnel OH ;
- on cherche, s'il y a lieu, les noms et les positions des différentes ramifications.

Le nom de l'alcool est alors obtenu en citant dans l'ordre :

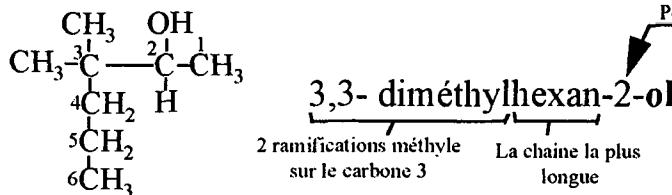
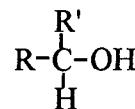
- la position puis le nom de chaque ramification (par ex : **3-butyl, 4- méthyl**) ;
- le nom de la chaîne carbonée la plus longue (nom de l'alcane correspondant sans le « e » final ; par ex : **hexan** pour une chaîne de 6 carbones) ;
- la position du groupement hydroxyle ;
- le suffixe « **ol** » .

1^{er} exemple : un alcool primaire de formule générale

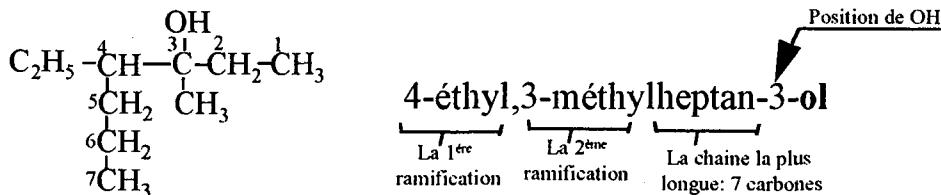
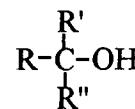




2^{ème} exemple : Un alcool secondaire de formule générale

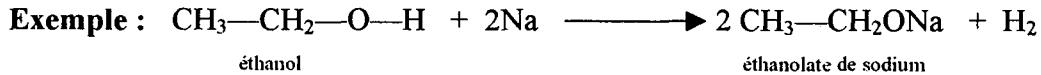


3^{ème} exemple : Un alcool tertiaire de formule générale :



III - PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DE ALCOOLS

1°) Réaction avec le sodium.

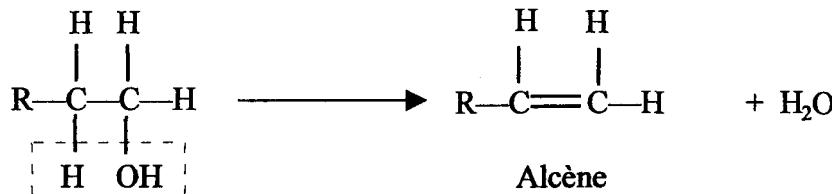


Remarque: Au cours de cette réaction, il y a rupture de la liaison polarisée O—H de l'alcool. Cette liaison étant de moins en moins polarisée en passant d'un alcool primaire à un alcool tertiaire, l'action du sodium est une réaction facile avec un alcool primaire, plus difficile avec un alcool secondaire et presque impossible avec un alcool tertiaire.

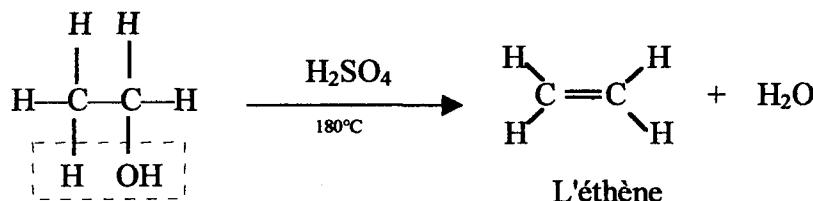
2°) La déshydratation des alcools

a) Déshydratation intramoléculaire : élimination d'une molécule d'eau à partir d'une molécule d'alcool

Équation de la réaction :

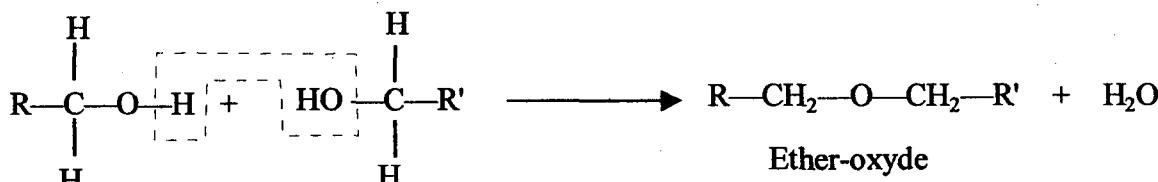


Exemple : La déshydratation intramoléculaire de l'éthanol peut se faire à 180°C en présence de H_2SO_4 .

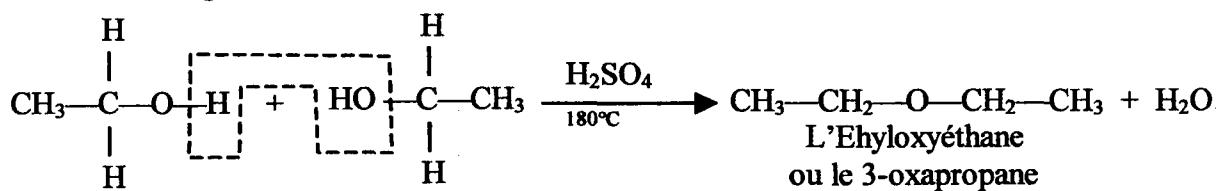


b) La déshydratation intermoléculaire : élimination d'une molécule d'eau à partir de deux molécules d'alcool

Équation de la réaction :



Exemple : La déshydratation intermoléculaire de l'éthanol peut se faire à 140°C en présence de H_2SO_4 .



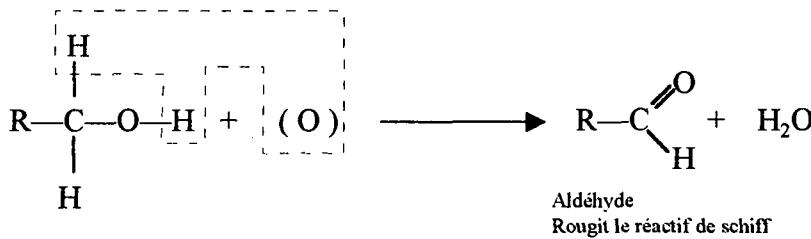
3°) Oxydation ménagée des alcools

a) Oxydation ménagée et classe de l'alcool

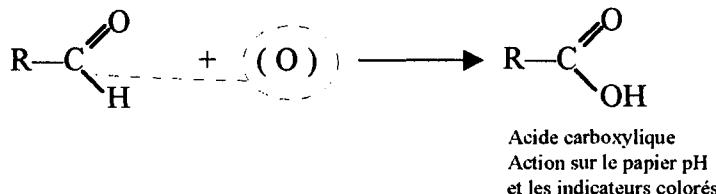
L'oxydation ménagée des alcools est une réaction importante car les **produits obtenus dépendent de la classe de l'alcool utilisé**.

**** Alcool primaire :** L'oxydation ménagée se fait en deux étapes.

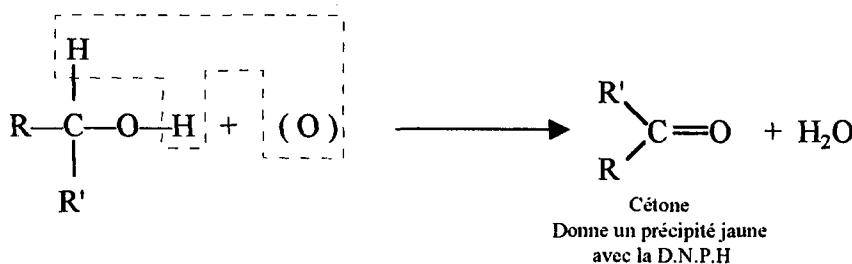
1^{ère} étape: Formation d'un aldéhyde.



2^{ème} étape : Oxydation de l'aldéhyde en acide.



**** Alcool secondaire :** L'oxydation ménagée se fait en une seule étape et aboutit à la formation d'une cétone.



**** Alcool tertiaire :** L'oxydation ménagée est impossible.

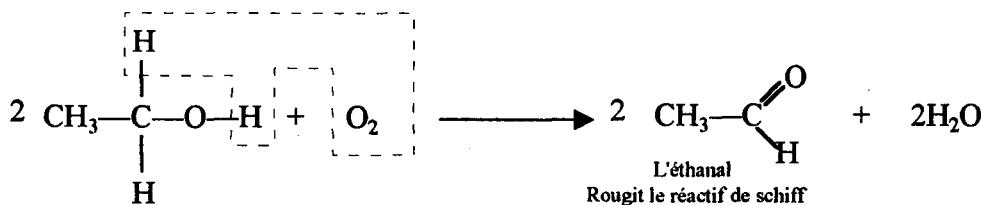
b) Origine de l'oxygène des réactions d'oxydation ménagée des alcools

L'oxygène utilisé dans l'oxydation ménagée des alcools peut provenir de l'air ou bien d'autres oxydants comme les ions bichromate ou les ions permanganate.

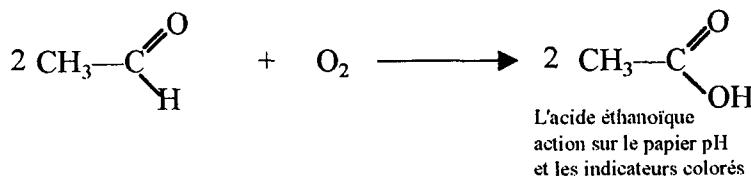
Exemple : Oxydation de l'éthanol par l'oxygène de l'air.

Cette oxydation est possible en présence du cuivre chauffé au rouge.

1^{ère} étape :

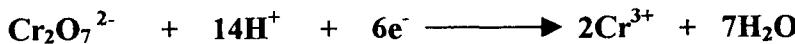


2^{ème} étape :



Remarques :

** En milieu acide, les ions bichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ de couleur orangé subissent une réduction et se transforment en ions Cr^{3+} de couleur verte suivant l'équation :



Ils provoquent alors l'oxydation ménagée de l'alcool.

** En milieu acide les ions permanganate MnO_4^- de couleur violette subissent une réduction et se transforment en ions Mn^{2+} incolores suivant l'équation :

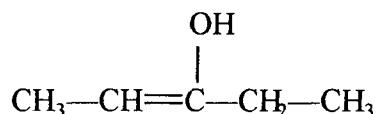
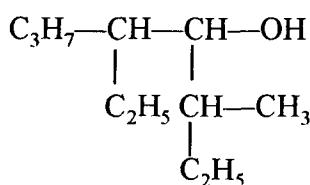
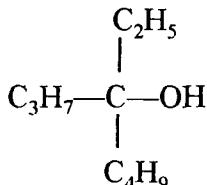
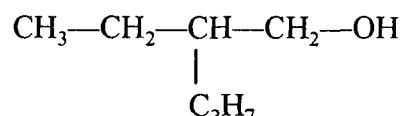
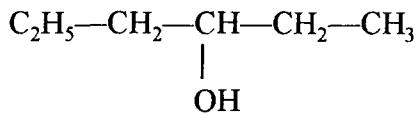


Ils provoquent alors l'oxydation ménagée de l'alcool.

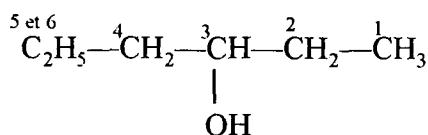
EXERCICES

EXERCICE N° 26

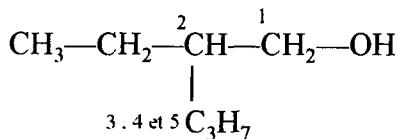
Donner le nom et la classe de chacun des alcools suivants:



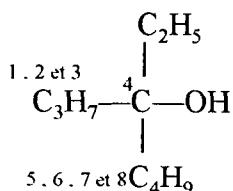
SOLUTION



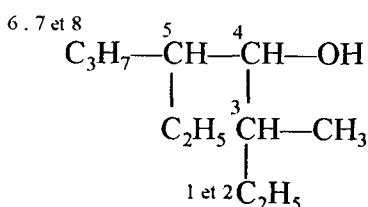
- La chaîne la plus longue renferme 6 carbones ;
- le groupement hydroxyle est sur le carbone 3 : c'est l'**hexan-3- ol** (alcool secondaire).



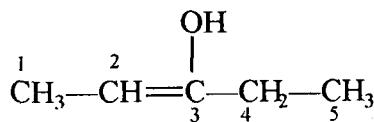
- La chaîne la plus longue renferme 5 carbones ;
- le groupement hydroxyle est sur le carbone 1 ;
- on a une ramification éthyle sur le carbone 2 : c'est le **2-éthylpentan-1- ol** (alcool primaire).



- La chaîne la plus longue contient 8 carbones ;
- le groupement hydroxyle est sur le carbone 4 ;
- on a une ramification éthyle sur le carbone 4 : c'est le **4-éthyoctan-4- ol** (alcool tertiaire).



- La chaîne la plus longue contient 8 carbones ;
- le groupement hydroxyle se trouve sur le carbone 4 ;
- on a une ramification éthyle sur le carbone 5 ;
- on a une ramification méthyle sur le carbone 3 : c'est le **5-éthyl, 3- méthyoctan-4- ol** (alcool secondaire).

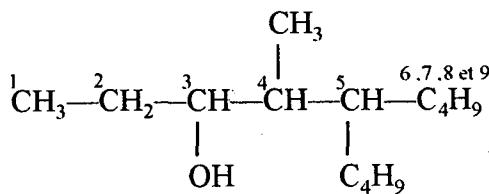


- La chaîne la plus longue renferme 5 carbones avec une double liaison sur le carbone 2 ;
 - le groupement hydroxyle se trouve sur le carbone 3 : c'est le **pent-2-ène-3-ol** (alcool secondaire).

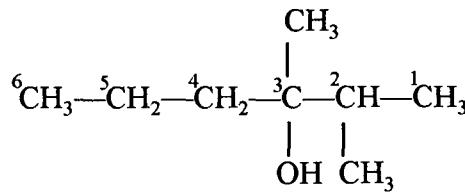
EXERCICE N° 27

Donner la formule semi-développée et la classe de chacun des alcools suivants :
le 3-méthylpentan-2-ol ; le 2,3-diméthylhexan-3-ol ; le 5-butyl , 4-méthylnonan-3-ol et le pent-2-yne-1-ol .

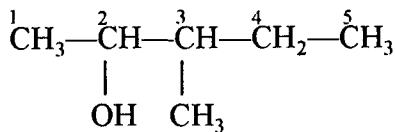
SOLUTION



Le 5-butyl , 4-méthylnonan-3-ol (alcool secondaire).



Le 2,3-diméthylhexan-3-ol (alcool tertiaire).



Le 3-méthylpentan-2-ol (alcool secondaire).



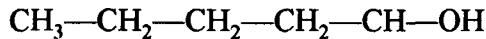
Le pent-2-yne-1-ol (alcool primaire)

EXERCICE N° 28

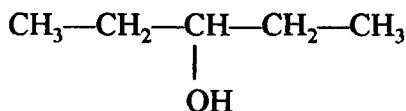
Chercher douze (12) formules semi-développées possibles des composés organiques oxygénés de formule brute $C_5H_{12}O$.

Préciser le nom, la famille et la classe, s'il y a lieu, de chacun de ces composés.

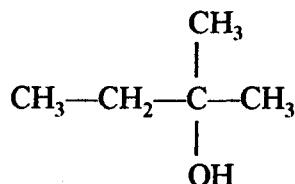
SOLUTION



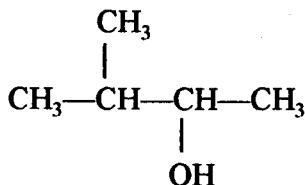
Le pentan-1-ol (alcool primaire).



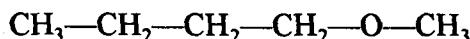
Le pentan-3-ol (alcool secondaire).



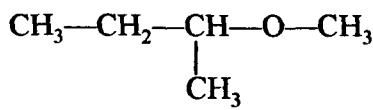
Le 2- méthylbutan -2- ol (alcool tertiaire).



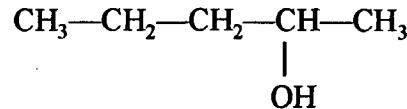
Le 3- méthylbutan -2- ol
(alcool secondaire).



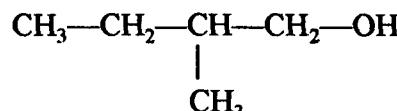
Le 2-oxahexane (éther-oxyde).



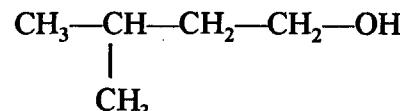
Le 3-méthyl 2-oxapentane (éther-oxyde).



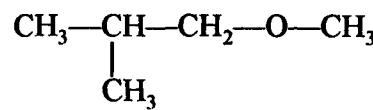
Le pentan-2-ol (alcool secondaire).



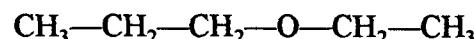
Le 2- méthylbutan -1- ol
(alcool primaire).



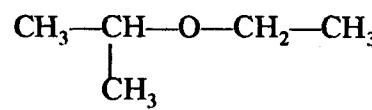
Le 3- méthylbutan -1- ol
(alcool primaire).



Le 4- méthyl 2-oxapentane
(éther-oxyde).



Le 3-oxahexane (éther-oxyde).



Le 2- méthyl 3-oxapentane (éther-oxyde).

EXERCICE N° 29

On verse du propan-2-ol pur sur 20 g de sodium. On recueille dans les conditions normales 3,36 L de gaz.

1°) Écrire l'équation de la réaction et préciser les noms des produits formés.

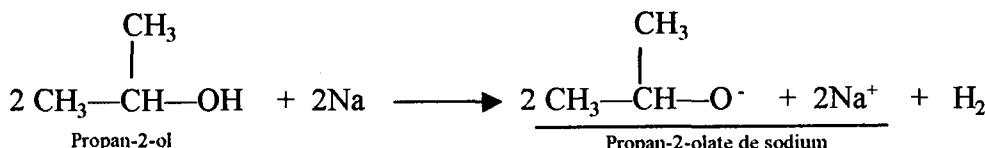
2°) Déterminer la masse du propan-2-ol versé et la masse du sodium restant.

On donne : le volume molaire des gaz dans les conditions normales est de 22,4 L.

SOLUTION

1°) Écrivons l'équation de la réaction entre le propane-2-ol et le sodium.

Cette équation s'écrit :



2°) Calculons la masse du propan-2-ol versé.

Soit n le nombre de moles de dihydrogène formé.

$$n = \frac{V_{H_2}}{V_0} ; \quad \underline{\text{A.N.}}: n = 0,15 \text{ mol.}$$

D'après l'équation de la réaction :

* le nombre de moles d'alcool versé est $x = 2n = 0,3$ mol. La masse du propan-2-ol versé est alors :

$$m_p = 2n \cdot M_p \quad \text{avec } M_p \text{ la masse molaire du propan-2-ol} \quad ; \quad \text{AN : } m_p = 18 \text{ g.}$$

* le nombre de moles de sodium qui a réagi est $y = 2 \cdot n = 0,3$ mol. La masse de sodium qui a réagi est donc :

$$m_s = v \cdot M_s \quad \text{avec } M_s \text{ la masse molaire du sodium} \quad ; \quad \underline{\text{AN}} : \quad m_s = 13,8 \text{ g}$$

La masse du sodium restant est alors : $m' = 20 - 13,8 = 6,2 \text{ g}$

EXERCICE N° 30

Soit un monoalcool saturé A de masse molaire 74g.

1°) Déterminer la formule brute de A .

2°) Donner les formules semi-développées et les noms des isomères possibles de l'alcool A.

3°) L'oxydation ménagée de A donne en premier lieu un produit B qui colore en rose le réactif de Schiff puis un produit C qui rougit le papier pH.

Préciser la classe et les formules développées possibles de A.

4°) La déshydratation intramoléculaire de A donne un propène D.

a) Préciser le nom et la formule développée de l'alcool A.

b) Écrire les équations des réactions de déshydratation et d'oxydation ménagée de A en précisant les formules et les noms des composés B, C et D.

SOLUTION

1°) Déterminons la formule brute de A.

A étant un monoalcool saturé a pour formule générale $C_nH_{2n+1}OH$; sa masse molaire est :

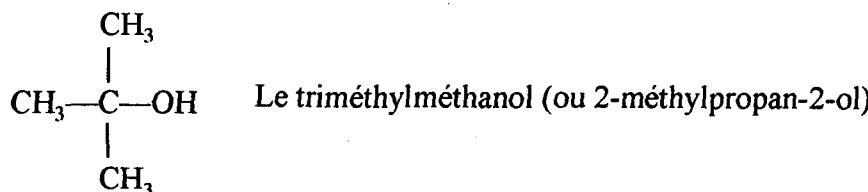
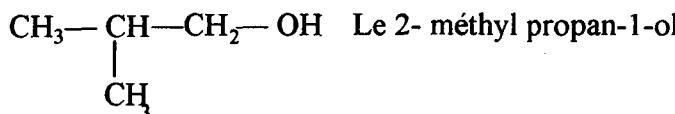
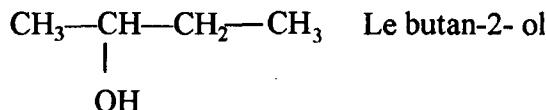
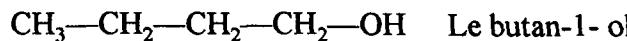
$$M = 12n + (2n+2) + 16 = 14n + 18.$$

$$\text{D'où : } n = \frac{M - 18}{14} ; \quad \underline{\text{AN}} : \quad n = 4.$$

La formule brute du monoalcool A est alors : **C₄H₉OH**.

2°) Déterminons les formules et noms des isomères de l'alcool A.

Il y a quatre isomères pour A qui sont :

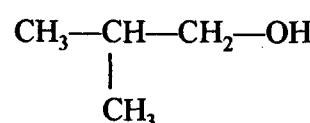


3°) L'alcool A donne par oxydation ménagée un aldéhyde B qui rougit le réactif de Schiff et un acide C qui rougit le papier pH : A est donc un alcool primaire.

Il peut être le **butan-1-ol** de formule :

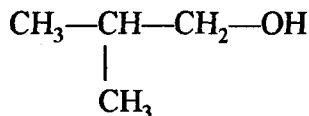


ou le **2-méthylpropan-1-ol** de formule :



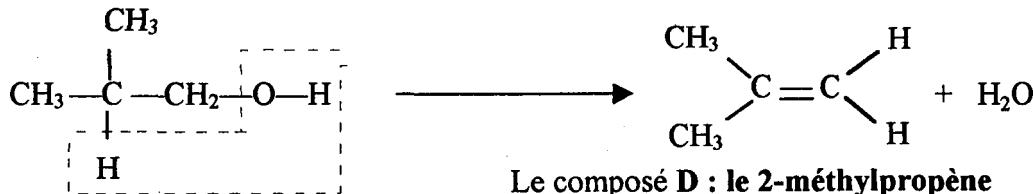
4°) a) Précisons le nom et la formule de l'alcool A.

La déshydratation intramoléculaire de A donne un propène. La chaîne carbonée la plus longue de ce composé comporte donc trois carbones : c'est le **2-méthylpropan-1-ol** de formule :



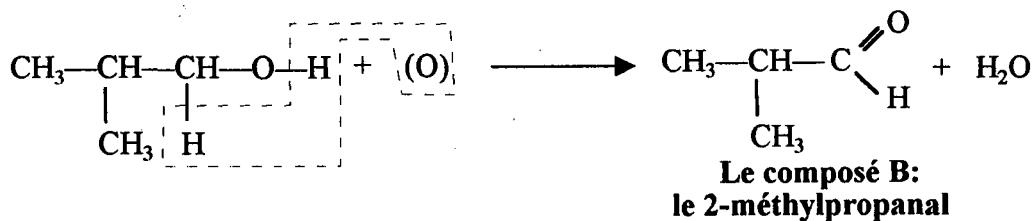
b) * Écrivons l'équation de la déshydratation intramoléculaire du 2-méthylpropan-1-ol.

On obtient :

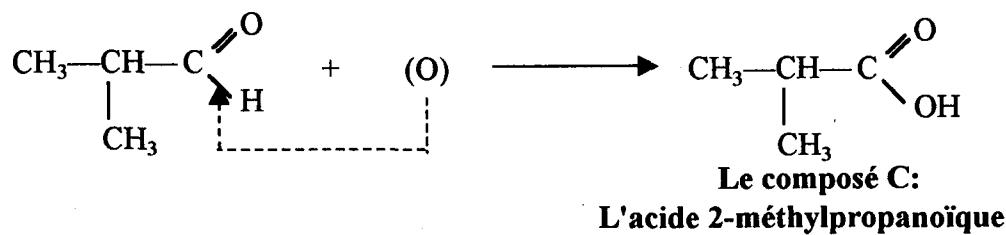


* Écrivons les équations de l'oxydation ménagée de A.

1^{ère} étape :



2^{ème} étape :



EXERCICE N° 31

On considère un hydrocarbure X à chaîne non ramifiée de formule brute C_5H_{10} .

1°) A quelle famille appartient cet hydrocarbure? Donner les noms et les formules semi-développées planes des isomères possibles de l'hydrocarbure X.

2°) L'hydratation de X donne deux composés Y et Z. Le composé Y réagit plus facilement avec le sodium que le composé Z.

Préciser, en justifiant la réponse, le nom de l'hydrocarbure X. Donner les formules semi-développées, les noms et les classes des composés Y et Z.

3°) On fait agir le composé Y, en excès, sur 1,15 g de sodium. Écrire l'équation de la réaction et donner les noms des produits formés.

EXERCICE N° 32

On réalise, en présence du palladium, l'hydrogénéation du but-1-yne et on obtient un hydrocarbure A.

1°) Écrire l'équation de cette hydrogénéation et préciser le nom et la formule développée de l'hydrocarbure A.

2°) Par hydratation de A on obtient un mélange de deux composés B₁ et B₂.

a) Écrire l'équation de cette hydratation et donner la formule développée et la fonction de chacun des composés B₁ et B₂.

b) L'un des composés B₁ et B₂ est majoritaire. Lequel ? Justifier votre réponse.

3°) L'oxydation ménagée de B₁ donne un composé C qui possède le réactif de Schiff. Identifier les composés B₁ et C et donner la formule développée et le nom de chacun d'eux.

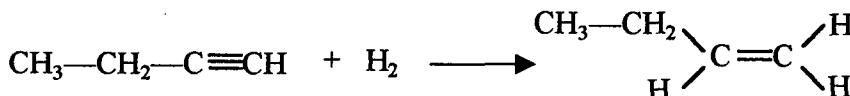
4°) On réalise l'oxydation ménagée du composé B₂. Écrire l'équation de la réaction et préciser la formule semi-développée et le nom du produit organique formé. Comment peut-on identifier ce produit ?

SOLUTION

1°) Écrivons l'équation de l'hydrogénéation du but-1-yne en présence du palladium.

Le palladium étant un catalyseur peu puissant, l'hydrogénéation du but-1-yne s'arrête à la première étape (ouverture d'une seule liaison π).

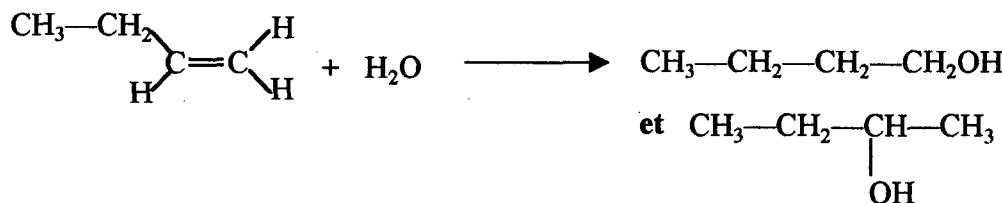
D'où l'équation de la réaction :



L'hydrocarbure A obtenu est un alcène : c'est le **but-1-ène**.

2°) a) Écrivons l'équation de l'hydratation du but-1-ène et précisons la nature des composés B₁ et B₂.

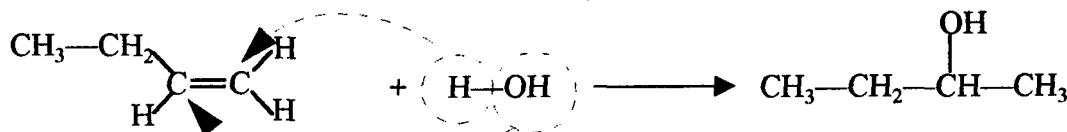
L'équation de la réaction s'écrit :



Cette hydratation donne donc un alcool primaire, le **butan-1-ol**, et un alcool secondaire, le **butan-2-ol**.

b) Précisons le composé majoritaire.

Au cours de cette réaction d'hydratation l'hydrogène de l'eau a tendance surtout à se fixer sur le carbone du but-1-ène le plus hydrogéné.



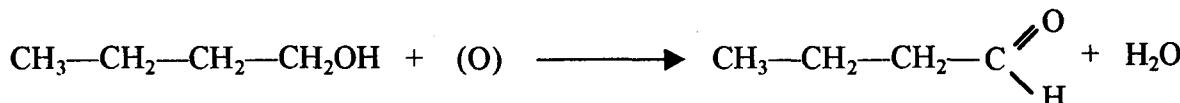
Le composé majoritaire est donc le **butan-2-ol**.

3°) Déterminons la nature des composés B_1 et C .

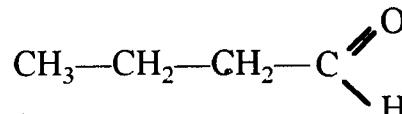
- le composé C rosit le réactif de Schiff : c'est un **aldéhyde**.

- l'oxydation ménagée de B_1 donne aldéhyde donc B_1 est un **alcool primaire** : c'est le **but-1-ol** de formule $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2OH$.

L'équation de cette oxydation ménagée s'écrit :



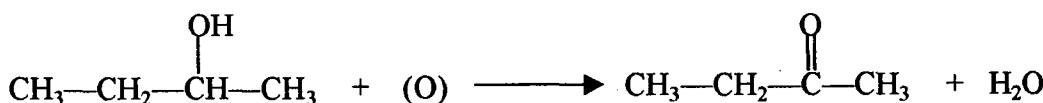
Le composé C est le **butanal** de formule :



4°) Écrivons l'équation de l'oxydation ménagée du composé B_2 .

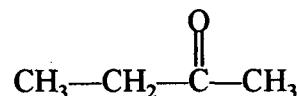
B_2 est un **alcool secondaire** : c'est le **butan-2-ol**.

L'équation de l'oxydation ménagée de B_2 s'écrit alors :

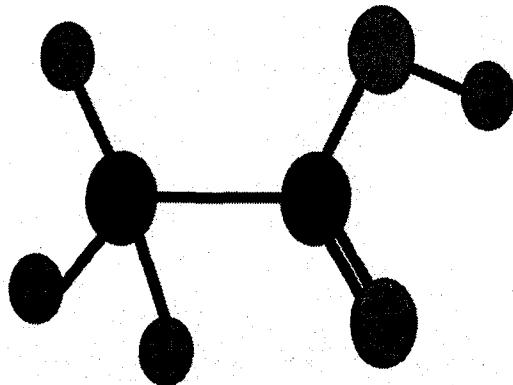


Le produit organique formé est une **cétone**, la **butan-2-one** de formule :

On peut l'identifier par le précipité jaune qu'il donne en présence de la 2,4-dinitrophénylhydrazine (D.N.P.H.).



LES ACIDES CARBOXYLIQUES



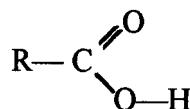
LES ACIDES CARBOXYLIQUES

RAPPEL DU COURS

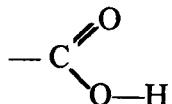
I - FORMULE GÉNÉRALE ET NOMENCLATURE DES ACIDES CARBOXYLIQUES

1°) Formule générale des acides carboxyliques

La formule générale des acides carboxyliques est :



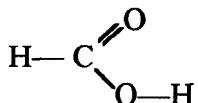
Le groupe atomique



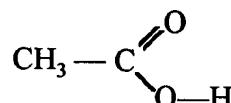
est le groupe fonctionnel acide carboxylique ;

R peut être un atome d'hydrogène ou un chaîne hydrocarbonée linéaire ou ramifiée.

Exemples :



Acide méthanoïque



Acide éthanoïque

2°) Nomenclature des acides carboxyliques

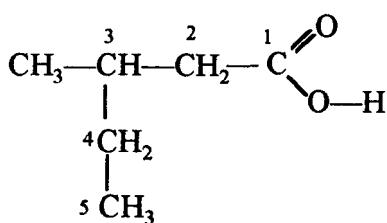
Pour nommer un acide carboxylique :

- on cherche la chaîne carbonée la plus longue contenant le groupe atomique fonctionnel carboxyle ;
- on numérote les carbones de cette chaîne en attribuant l'indice 1 au carbone du groupe atomique fonctionnel ;
- on cherche, s'il y a lieu, les noms et les positions des différentes ramifications.

Le nom de l'acide commence par le mot « **Acide** » suivi, dans l'ordre, de :

- la position puis le nom de chaque ramification (par ex : **3-butyl** , **4-méthyl**) ;
- le nom de la chaîne carbonée la plus longue (nom de l'alcane correspondant sans le « e » final comme par ex : **hexan** pour une chaîne de 6 carbones) ;
- le suffixe « **oïque** »

1^{er} exemple :

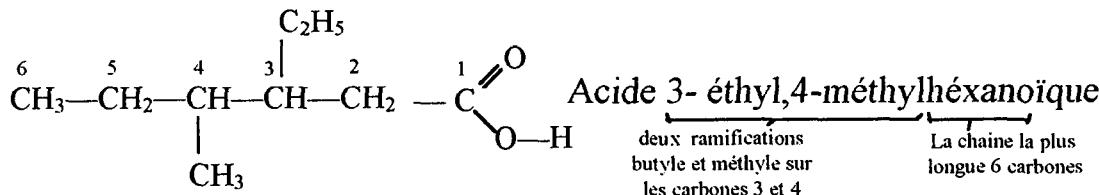


Acide 3- méthylpentanoïque

La ramification
Méthyle sur
le carbone 3

La chaîne la plus
longue 5 carbones

2^{ème} exemple :



II - PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DES ACIDES CARBOXYLIQUES

Au cours d'une réaction chimique, un acide carboxylique peut subir :

- la rupture de la liaison O—H très polarisée ; cela confère à ces composés des propriétés acides ;
- la rupture de la liaison polarisée C—O du groupement fonctionnel carboxyle (réaction d'estérification) ;
- la substitution d'atomes d'hydrogène par des atomes de chlore par exemple.

1^o) Les propriétés acides.

a) Dissociation des acides carboxyliques dans l'eau.

En présence de l'eau, un acide carboxylique R—COOH s'ionise suivant l'équation :

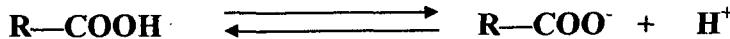


La mesure du pH d'une solution aqueuse d'acide carboxylique de molarité C montre que la concentration de cette solution en ions hydrogène H⁺ est inférieure à C.

Exemple : pour une solution d'acide éthanoïque de molarité C = 0,1 mol.L⁻¹, on trouve pH = 2,9 d'où [H⁺] = 10^{-2,9} = 0,0012 mol.L⁻¹ donc [H⁺] < C.

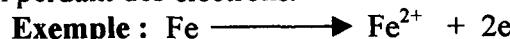
Ces résultats montrent que la dissociation ionique d'un acide carboxylique **n'est pas totale : un acide carboxylique est donc un acide faible.**

La dissociation d'un acide carboxylique dans l'eau aboutit à un équilibre chimique correspondant à l'équation suivante :



b) Action sur les métaux.

Les ions H⁺ d'une solution d'acide carboxylique réagissent sur un métal ; ce métal s'ionise en perdant des électrons.

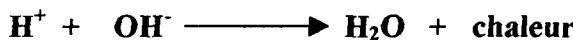


Les électrons perdus par le métal seront captés par l'hydrogène qui se transforme en dihydrogène (gaz) : $2 \text{H}^+ + 2\text{e} \longrightarrow \text{H}_2$

L'équation globale est alors : $\text{Fe} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$.

c) Réaction avec les bases.

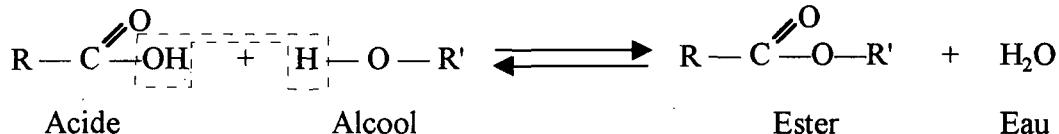
Les ions H^+ d'une solution d'acide carboxylique réagissent sur les ions hydroxyde OH^- d'une solution aqueuse basique suivant l'équation :



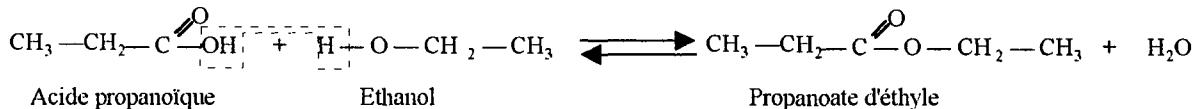
Cette réaction est une réaction de « **neutralisation** ».

2°) Réaction d'estérification.

L'action d'un acide carboxylique sur un alcool est appelée **réaction d'estérification** car elle donne comme produits un ester et de l'eau ; l'équation de la réaction est la suivante :



Exemple :

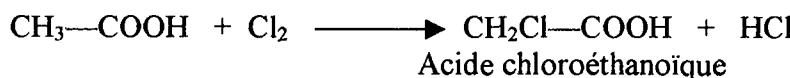


** Au cours de cette réaction, il y a rupture de la liaison C—O de l'acide ; l'eau se forme alors à partir de l'hydroxyde —OH de l'acide et de l'hydrogène H de l'alcool .

** La réaction d'estérification aboutit à un **équilibre chimique** ; elle est limitée par la réaction inverse appelée **réaction d'hydrolyse de l'ester**.

3°) Substitution de l'hydrogène par le chlore.

En faisant barboter du dichlore dans l'acide éthanoïque, on obtient un dégagement de chlorure d'hydrogène reconnaissable par le virage au rouge du papier pH jaune ; l'équation de la réaction est la suivante :



La substitution des autres atomes d'hydrogène aboutit aux composés suivants:

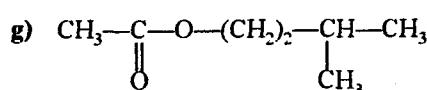
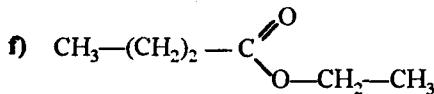
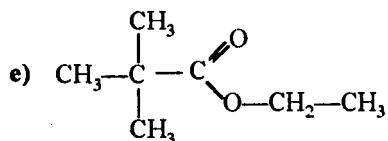
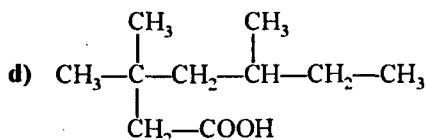
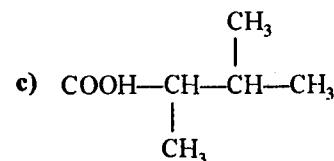
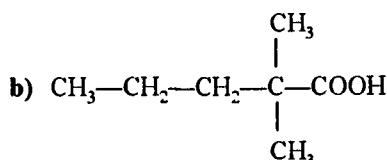
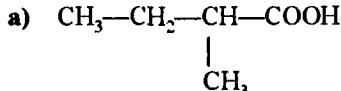
l'acide 2,2-dichloroéthanoïque : $\text{CHCl}_2 - \text{COOH}$

et l'acide 2,2,2-trichloroéthanoïque : $\text{CCl}_3 - \text{COOH}$.

EXERCICES

EXERCICE N° 33

1°) Nommer les composés suivants :

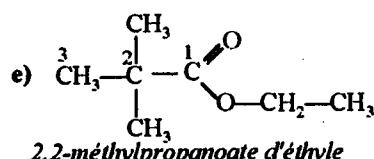
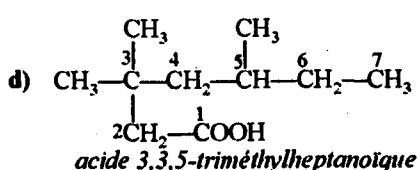
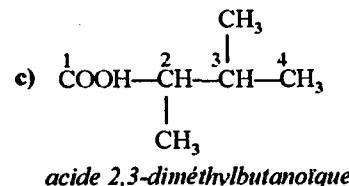
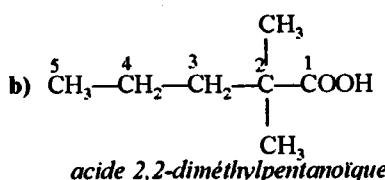
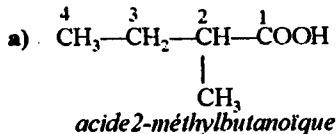


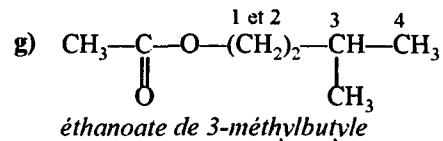
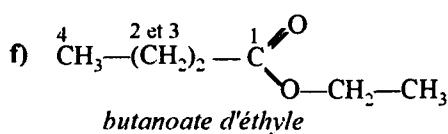
2°) Établir la formule semi-développée des molécules des composés suivants :

- a) Acide 3, 4-diméthylpentanoïque ;
- b) Acide 2-méthylpropanoïque ;
- c) Acide 2-éthylbutanoïque ;
- d) Propanoate de 3-méthylpentyle ;
- e) 2-méthylpropanoate d'éthyle.

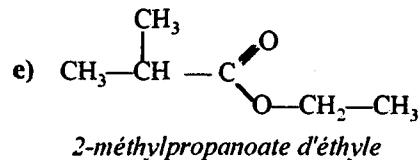
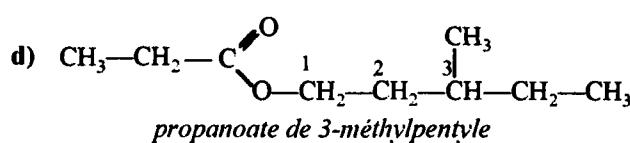
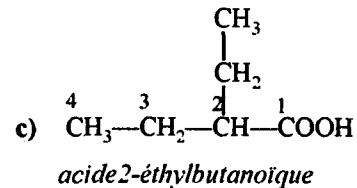
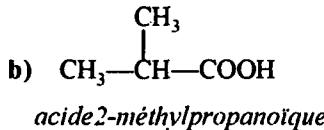
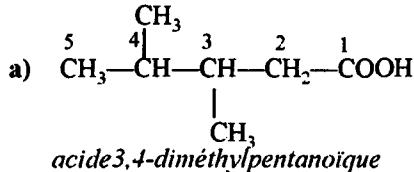
SOLUTION

1°) Nommons les composés considérés.



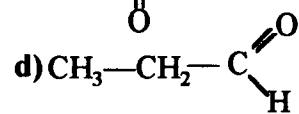
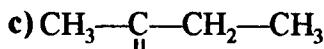
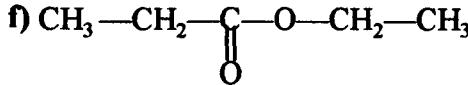
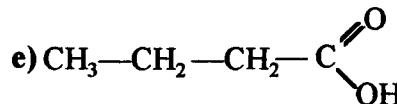
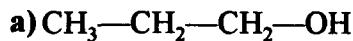


2°) Établissons la formule semi-développée des molécules des composés considérés.



EXERCICE N° 34

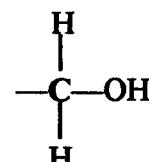
On dispose des composés organiques dont les formules semi-développées sont données ci-dessous :



Indiquer le groupe fonctionnel caractéristique et la fonction de chacun de ces composés.

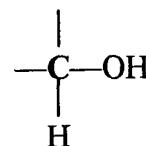
SOLUTION

a) $\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---OH}$ possède le groupe fonctionnel :



C'est un **alcool primaire** : le **propan-1-ol**

b) $\text{CH}_3\text{—CHOH—CH}_3$ possède le groupe fonctionnel :



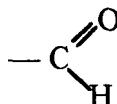
C'est un **alcool secondaire** : le **propan-2-ol**

c) $\text{CH}_3\text{—C(=O)—CH}_2\text{—CH}_3$ possède le groupe fonctionnel :



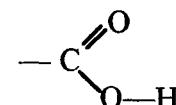
C'est une **cétone** : la **butan-2-one**

d) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—C(=O)H}$ possède le groupe fonctionnel :



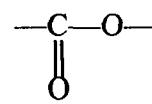
C'est un **aldéhyde** : le **propanal**

e) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—C(=O)OH}$ possède le groupe fonctionnel :



C'est un **acide carboxylique** : l'**acide butanoïque**

f) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—C(=O)O—CH}_2\text{—CH}_3$ possède le groupe fonctionnel :



C'est un **ester** : le **propanoate d'éthyle**.

g) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—O—CH}_3$ possède le groupement fonctionnel : $—\text{C—O—C}$

C'est un **éther-oxyde** : le **2-oxabutane**

EXERCICE N° 35

Un composé organique A est constitué de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. Sa masse molaire moléculaire est : $M = 74 \text{ g. mol}^{-1}$.

La combustion complète de $m = 1,85 \text{ g}$ de ce composé donne $3,30 \text{ g}$ de dioxyde de carbone et $1,35 \text{ g}$ d'eau.

1°) Écrire l'équation bilan de la combustion complète de A. Déterminer la formule brute de ce composé.

2°) Le composé A est soluble dans l'eau et la solution obtenue a un pH inférieure à 7 à la température de 25°C .

a) Que peut-on en déduire? A quelle famille de composés organiques appartient vraisemblablement A? Donner la formule développée de A et son nom.

b) Écrire avec des formules semi-développées, l'équation bilan de la réaction de A avec l'eau et préciser les différentes espèces chimiques présentes en solution.

EXERCICE N° 36

On dilue dans l'eau 100 g de vinaigre commercial et on le fait réagir avec 65 g de marbre pur (le marbre est constitué de carbonate de calcium CaCO_3).

1°) Il se dégage un gaz ; quelle est la nature de ce gaz?

Écrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide éthanoïque (constituant essentiel du vinaigre) et le marbre.

2°) Lorsque le dégagement gazeux a cessé, on constate qu'il reste 13 g de marbre non attaqué.

a) Déterminer la masse d'acide éthanoïque pur contenu dans 100 g de vinaigre commercial.

b) Calculer le volume du gaz dégagé, mesuré dans les conditions normales de température et de pression.

On donne : $M(H) = 1 \text{ g. mol}^{-1}$; $M(C) = 12 \text{ g. mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g. mol}^{-1}$;

$M(\text{Ca}) = 40 \text{ g. mol}^{-1}$; le volume molaire des gaz dans les conditions normales :

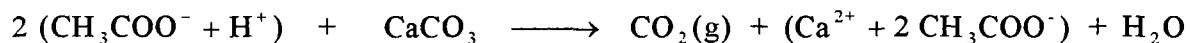
$$V_0 = 22,4 \text{ L}.$$

SOLUTION

1°) * Le gaz qui se dégage au cours de la réaction entre le vinaigre (solution d'acide éthanoïque) et le marbre (carbonate de calcium) est le dioxyde de carbone CO_2 .

* Écrivons l'équation bilan de la réaction.

Cette équation s'écrit :



2 mol réagissent avec 1 mol pour donner 1 mol ;

n_1 mol réagissent avec n_2 mol pour donner n_3 mol.

2°) a) Déterminons la masse d'acide éthanoïque pur dans 100 g de vinaigre commercial.

D'après l'équation de la réaction, on a :

$$n_1 = n_2 \quad \text{avec} \quad n_1 = \frac{m_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{M_{\text{CH}_3\text{COOH}}} \quad \text{et} \quad n_2 = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{M_{\text{CaCO}_3}}.$$

D'où, la masse d'acide éthanoïque qui a réagi et qui est contenu dans les 100 g de vinaigre commercial est :

$$m_{\text{acide}} = \frac{2m_{\text{CaCO}_3}}{M_{\text{CaCO}_3}} \cdot M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \quad ; \quad \underline{\text{A.N}}: m_{\text{acide}} = 62,4 \text{ g}.$$

Le vinaigre commercial utilisé contient 62,4 g d'acide éthanoïque pur dans 100 g (62,4% d'acide).

b) Calculons le volume de dioxyde de carbone dégagé.

D'après l'équation de la réaction, on a : $n_2 = n_3$ avec $n_2 = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{M_{\text{CaCO}_3}}$ et $n_3 = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_0}$.

D'où le volume de dioxyde de carbone dégagé au cours de la réaction dans les conditions normales est : $V_{\text{CO}_2} = V_0 \cdot \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{M_{\text{CaCO}_3}}$; A.N. : $V_{\text{CO}_2} \approx 11,65 \text{ L}$.

EXERCICE N° 37

On fait réagir $m = 1,35 \text{ g}$ de zinc avec une solution d'acide éthanoïque.

1°) Écrire l'équation de la réaction observée.

2°) Calculer le volume de dihydrogène qui se dégage au cours de cette réaction.

2°) On évapore à sec la solution obtenue ; calculer la masse du résidu solide après évaporation.

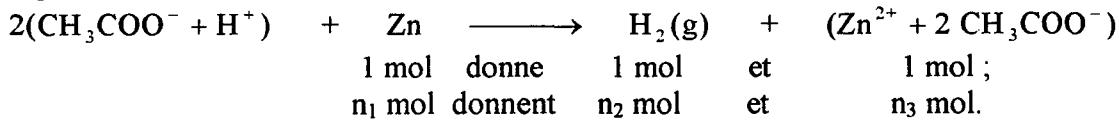
On donne : $Zn = 65 \text{ g.mol}^{-1}$;

le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience : $V = 22,4 \text{ L}$.

SOLUTION

1°) Écrivons l'équation de la réaction entre le zinc et la solution d'acide éthanoïque.

L'acide éthanoïque réagit avec le zinc plus réducteur que l'hydrogène en donnant un dégagement de dihydrogène suivant l'équation bilan :



2°) Calculons le volume de dihydrogène dégagé.

D'après l'équation ci-dessus, on a : $n_1 = n_2$ avec $n_1 = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}}$ et $n_2 = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{molaire}}}$.

D'où, on obtient : $V_{\text{H}_2} = V_{\text{molaire}} \cdot \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}}$; A.N. : $V_{\text{H}_2} = 0,48 \text{ L}$ soit 480 cm^3 .

3°) Calculons la masse du résidu solide.

Après vaporisation à sec de la solution, il reste de l'éthanoate de zinc $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn}$ solide.

D'après l'équation de la réaction, on a :

$$n_1 = n_3 \quad \text{avec} \quad n_1 = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} \quad \text{et} \quad n_3 = \frac{m_{(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn}}}{M_{(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn}}}.$$

$$\text{D'où, on obtient : } m_{(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn}} = M_{(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn}} \cdot \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} \quad ; \quad \text{A.N : } m_{(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn}} = 3,66 \text{ g.}$$

EXERCICE N° 38

On dissout $m_A = 0,40 \text{ g}$ d'un monoacide carboxylique A dans l'eau et on ajoute deux gouttes de phénol phtaléine. Il faut alors verser $V_B = 20,0 \text{ cm}^3$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de molarité $C_B = 0,270 \text{ mol.L}^{-1}$ pour que la solution devienne rose.

- 1°) Calculer la quantité d'acide A dissoute dans l'eau. En déduire la masse molaire de A.
- 2°) Donner la formule brute puis la formule semi-développée plane de A.

On donne : $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

EXERCICE N° 39

Un composé organique a pour formule moléculaire brute : $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.

- 1°) Ce composé a une seule fonction chimique.
 - a) Peut-il être un alcool, une cétone, un aldéhyde ?
 - b) Peut-il être un acide, un ester ?
- 2°) On fait réagir une solution de soude en excès sur 4 g de A ; on obtient un alcool et 3,72 g d'un sel de sodium. Sachant que cette réaction est une réaction de saponification d'ester,
 - a) quelle est la fonction chimique de A? Donner sa formule semi-développée et son nom.
 - b) Ecrire l'équation bilan de cette réaction.

On donne : $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$;
 $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$.

EXERCICE N° 40

La combustion complète de 0,32 g d'un alcool A fournit 0,36 g d'eau et 0,44 g de dioxyde de carbone.

Le composé A réagit avec un acide carboxylique B en donnant un produit C de masse molaire égale à 88 g.mol^{-1} .

- 1°) Quelle formule semi-développée peut-on attribuer à A? Quel est son nom?
- 2°) Quelle est la formule semi-développée du produit C? Quel est son nom?
- 3°) Donner la formule semi-développée et le nom de l'acide B.

On donne : $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

SOLUTION

1°) Déterminons la formule semi-développée du composé A.

Ecrivons l'équation bilan de la réaction de combustion complète de A ; on obtient :



1 mol donne n mol et (n+1) mol ;
n₁ mol donnent n₂ mol et n₃ mol.

D'après l'équation, on a :

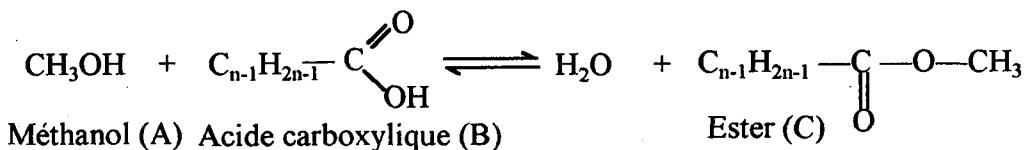
$$n_1 = \frac{n_2}{n} = \frac{n_3}{n+1} \quad \text{avec} \quad n_2 = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} \quad \text{et} \quad n_3 = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}.$$

D'où, on obtient : $\frac{n}{0,01} = \frac{n+1}{0,02}$ c'est - à - dire : n = 1.

La formule semi-développée de l'alcool A est alors : CH₃ – OH ; c'est le **méthanol**.

2°) Déterminons le produit C.

Ecrivons l'équation de la réaction entre l'alcool A et l'acide carboxylique B.



La masse molaire de l'ester (C) est : M = 12(n - 1 + 1 + 1) + (2n - 1 + 3) + 32, c'est-à-dire : 14n + 46 = 88 d'où, on déduit : n = 3.

La formule de l'ester s'écrit alors : C₂H₅ – C=O – O – CH₃ ; c'est le **propanoate de méthyle**.

3°) Déterminons la formule semi-développée et le nom de l'acide B.

Cette formule s'écrit : C₂H₅ – C=O – OH ; c'est l'**acide propanoïque**.

EXERCICE N° 41

1°) A est un alcool secondaire de formule brute C₃H₈O. Donner la formule semi-développée et le nom de cet alcool A.

2°) B est un acide carboxylique à chaîne saturée contenant au total n atomes de carbone. Écrire l'équation bilan de la réaction qui se produit entre l'alcool A et l'acide B.

3°) La masse molaire moléculaire du composé organique C formé est $M = 116 \text{ g.mol}^{-1}$.

a) Donner la formule semi-développée et le nom du composé C.

b) En déduire la formule semi-développée et le nom de l'acide B.

SOLUTION

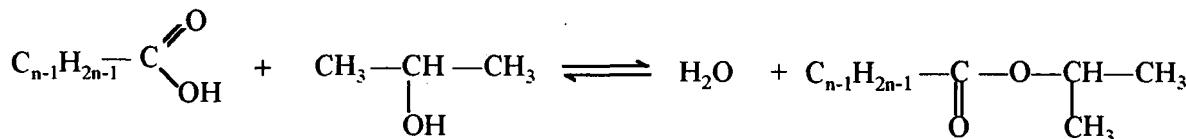
1°) Donnons la formule semi-développée et le nom de l'alcool A.

D'après la formule brute donnée et sachant que l'alcool est secondaire, on obtient la formule semi-développée suivante : $\text{CH}_3-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$; c'est le **propan-2-ol**.



2°) Écrivons l'équation bilan de la réaction qui se produit entre A et B.

La formule générale de l'acide B étant : $\text{C}_{n-1}\text{H}_{2n-1}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$, l'équation de la réaction s'écrit alors :



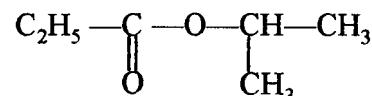
C'est une réaction d'**estéification**.

3°) a) Donnons la formule semi-développée et le nom de l'ester C.

D'après la masse molaire de C, on a : $M = 12(n + 3) + 1(2n - 1 + 7) + 32$ c'est-à-dire : $14n + 74 = 116$ donc : $n = 3$.

La formule semi-développée de l'ester C est alors :

C'est le **propanoate d'isopropyle**.



b) Déduisons la formule semi-développée et le nom de l'acide B.

Sa formule semi-développée s'écrit : $\text{C}_2\text{H}_5-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$; c'est l'**acide propanoïque**.

EXERCICE N° 42

1°) Soit un acide carboxylique A, à chaîne saturée, noté : R—COOH.

Donner la formule générale de cet acide en désignant par n le nombre d'atomes de carbone contenus dans le radical R —.

2°) Soit un alcool B de formule brute CH_4O . Donner la formule semi-développée de cet alcool et préciser son nom.

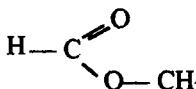
3°) On fait réagir A sur B. Quel est le nom de cette réaction? Écrire son équation bilan.

La masse molaire du produit obtenu est 88 g.mol^{-1} ; en déduire la formule semi-développée de l'acide A et donner son nom.

On donne : $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

EXERCICE N° 43

On considère les quatre composés organiques X, Y, Z et T représentés dans le tableau ci-dessous :

Composé organique	Formule brute	Formule semi-développée	Fonction chimique	Nom
X	$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$	-----	-----	Propan-2-ol
Y	-----		-----	-----
Z	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$	-----	Cétone	-----
T	-----	-----	-----	Acide méthanoïque

1°) Compléter le tableau en indiquant pour chaque composé la formule (brute, semi-développée), la fonction chimique ou le nom qui manquent.

2°) Le composé Y pourrait - être obtenu par action d'un alcool sur le composé T ?

a) Écrire l'équation de cette réaction chimique.

b) Donner la formule semi-développée, le nom et la classe de cet alcool.

3°) Écrire l'équation de la réaction chimique qui permet d'obtenir le composé Z à partir du composé X.

4°) Le composé T est dissout dans l'eau pure ; écrire l'équation de la réaction qui accompagne cette dissolution et donner les différentes espèces chimiques présentes en solution.

SOLUTION

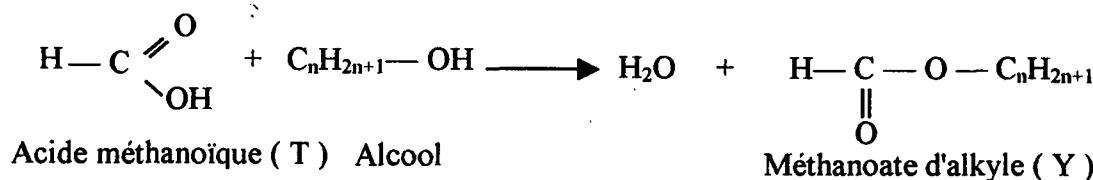
1°) Complétons le tableau considéré.

On obtient le tableau ci-après :

Composé organique	Formule brute	Formule semi-développée	Fonction chimique	Nom
X	C ₃ H ₈ O	CH ₃ —CH(OH)—CH ₃	Alcool	Propan-2-ol
Y	C ₂ H ₄ O ₂	H—C(=O)—O—CH ₃	Ester	Méthanoate de méthyle
Z	C ₃ H ₆ O	CH ₃ —C(=O)CH ₃	Cétone	Propan-2-one
T	CH ₂ O ₂	H—C(=O)OH	Acide carboxylique	Acide méthanoïque

2°) a) Écrivons l'équation de la réaction entre le composé T et un alcool pour obtenir le composé Y.

Cette réaction entre un acide carboxylique et un alcool est une réaction d'estérification ; elle a pour équation :



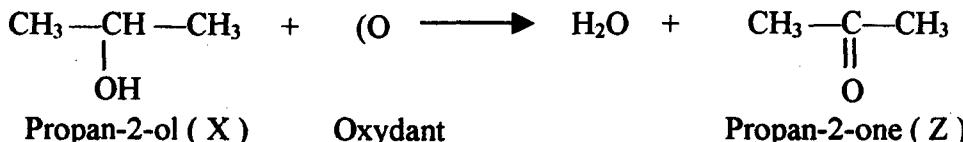
b) Déterminons l'alcool utilisé.

Comme l'ester obtenu par la réaction est le composé Y (méthanoate de méthyle), on déduit que le radical alkyle C_nH_{2n+1} est le radical méthyle CH₃.

L'alcool qui a été utilisé a alors pour formule semi-développée : CH₃—OH : c'est le **méthanol** qui est un **alcool primaire**.

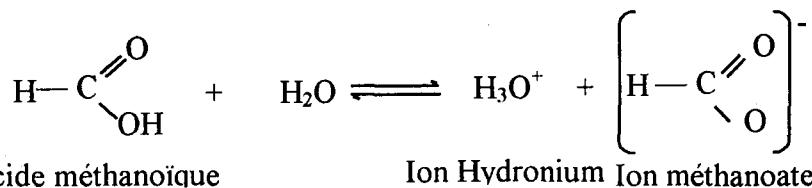
3°) Écrivons l'équation de la réaction qui permet d'obtenir le composé Z à partir du composé X.

C'est par une réaction d'oxydation ménagée d'un alcool secondaire qu'on obtient une cétone ; l'équation de cette réaction s'écrit :



4°) Écrivons l'équation de la réaction de dissolution du composé T.

Cette équation s'écrit :



C'est une **dissociation ionique partielle de l'acide** : l'acide méthanoïque est un **acide faible**.

EXERCICE N° 44

1°) Une solution aqueuse d'un acide carboxylique, dont la chaîne carbonée, non ramifiée et saturée, comprend n atomes de carbone, a été obtenue par dissolution d'une masse $m = 4,4$ g d'acide pur par litre de solution.

On en préleve un volume $V_A = 20 \text{ mL}$, que l'on dose par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de molarité $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

a) Indiquer, en fonction de n , la formule chimique de l'acide carboxylique, puis écrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu au cours du dosage.

b) Sachant que l'on a versé, à l'équivalence, un volume $V_B = 10 \text{ mL}$ de solution basique, calculer la masse molaire M de l'acide carboxylique.

c) En déduire sa formule semi-développée ; préciser son nom.

2°) On fait réagir l'acide carboxylique précédent sur un alcool saturé, à n atomes de carbone.

a) Indiquer la formule générale de l'alcool en fonction de n' , puis écrire l'équation de la réaction entre l'alcool et l'acide carboxylique.

Comment appelle-t-on le produit obtenu et quels sont les caractères de la réaction?

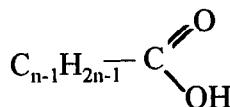
b) Ce produit contient, en masse, 27,6% d'oxygène. Calculer sa masse molaire M .

c) En déduire les formules semi-développées de ce produit et de l'alcool utilisé ; préciser leurs noms.

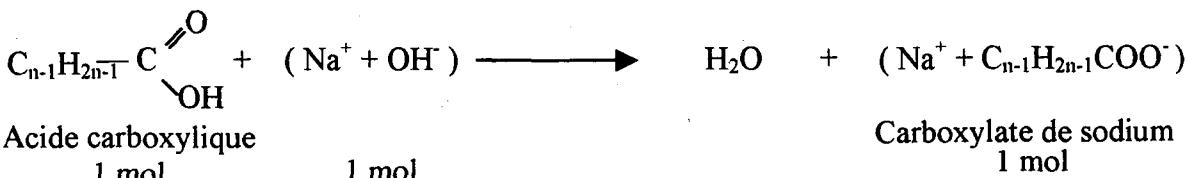
SOLUTION

1°) a) * Donnons la formule chimique de l'acide carboxylique.

Un acide carboxylique à chaîne carbonée non ramifiée et saturée a pour formule générale :



* Écrivons l'équation bilan de la réaction de dosage acido-basique



b) Calculons la masse molaire M de l'acide carboxylique.

A l'équivalence acido-basique, on a : $n_{H^+ \text{ apportés par l'acide}} = n_{OH^- \text{ apportés par la base}}$
c'est-à-dire puisque l'acide et la base sont monoacide et monobase :

$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B \quad \text{avec : } C_A \cdot V_A = \frac{m}{M \cdot V} V_A$$

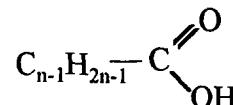
m est la masse d'acide dissout ;
 M est la masse molaire de l'acide ;
 V est le volume initial de la solution ;
 V_A est le volume prélevé de la solution.

D'où, la masse molaire de l'acide est :

$$M = \frac{m \cdot V_A}{V \cdot C_B \cdot V_B} ; \quad \underline{\text{A.N}}: M = 88 \text{ g.mol}^{-1}.$$

c) Déduisons la formule semi-développée et le nom de l'acide.

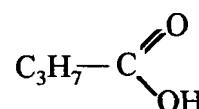
D'après la formule générale de l'acide, on a :



$$M = 12(n - 1 + 1) + 2n - 1 + 1 + 32 = 14n + 32.$$

$$\text{D'où : } n = \frac{M - 32}{14} ; \quad \underline{\text{A.N}}: n = 4.$$

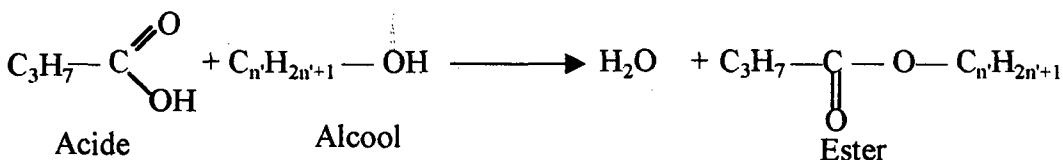
La formule semi-développée de l'acide s'écrit alors :
C'est l'**acide butanoïque**.



2°) a) * Donnons la formule générale de l'alcool.

Un alcool saturé à n' atomes de carbone a pour formule générale : $C_nH_{2n+1} - OH$.

* Écrivons l'équation de la réaction entre cet alcool et l'acide butanoïque.



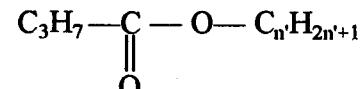
Le produit obtenu est un **ester** : le **butanoate d'alkyle**.

La réaction est une réaction d'**estérification**, réaction athermique lente et limitée.

b) Calculons la masse molaire M' de l'ester.

D'après la formule de l'ester obtenu :

1 mol de l'ester renferme 2 mol d'oxygène, donc M' g de cet ester contient 32 g d'oxygène.



Comme l'ester contient, en masse, 27,6% d'oxygène, on peut écrire : $\frac{27,6}{100} M' = 32$.

La masse molaire de l'ester est donc : $M' \approx 115,94 \text{ g.mol}^{-1}$.

c) Déduisons la formule semi-développée de l'ester et son nom.

La masse molaire de l'ester peut s'écrire :

$$M' = 12(4 + n') + 7 + 2n' + 1 + 32 = 14n' + 88.$$

D'où, on déduit : $n' = \frac{M' - 88}{14}$; A.N : $n' \approx 2$.

La formule semi-développée de l'ester s'écrit alors : $\text{C}_3\text{H}_7-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$
C'est le **butanoate d'éthyle**.

L'alcool utilisé a pour formule semi-développée :
 $\text{C}_2\text{H}_5-\text{OH}$; c'est l'**éthanol**.

EXERCICE N° 45

1°) Donner les formules semi-développées de tous les composés isomères de formule brute $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$.

2°) Parmi ces composés obtenus, préciser :

- quels sont ceux qui sont des isomères de chaîne ;
- quels sont ceux des isomères de fonction ;
- quels sont ceux qui sont des isomères de position.

EXERCICE N° 46

Compléter le tableau ci-après :

Formule brute	Fonction	Formule semi-développée	Type d'isomérie
		$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$ $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2\text{OH}$	Isomérie de chaîne

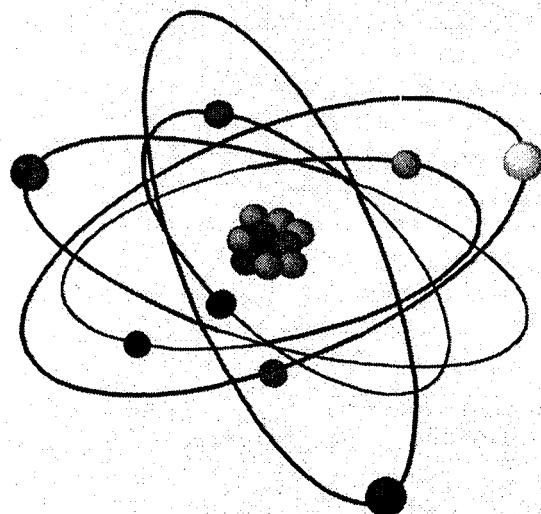
$C_4H_{10}O$	Alcool		Isomérie de position
	Alcool		
		$CH_3—CH=CH—CH_3$	
C_3H_6O	Aldéhyde		
	Cétone		
		$CH_3—CH_2—O—CH_2—CH_3$	
		$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2OH$	
		$ \begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \diagup \quad \diagdown \\ & \text{C}=\text{C} \\ & \diagdown \quad \diagup \\ \text{CH}_3 & & \text{CH}_3 \\ & \diagup & \diagdown \\ & \text{H} & \text{CH}_3 \\ & \diagup & \diagdown \\ & \text{C}=\text{C} & \\ & \diagdown & \diagup \\ & \text{CH}_3 & \text{H} \end{array} $	Isomérie Z
		$ \begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \diagup \quad \diagdown \\ & \text{C}=\text{C} \\ & \diagdown \quad \diagup \\ \text{CH}_3 & & \text{CH}_3 \\ & \diagup & \diagdown \\ & \text{H} & \text{CH}_3 \\ & \diagup & \diagdown \\ & \text{C}=\text{C} & \\ & \diagdown & \diagup \\ & \text{CH}_3 & \text{H} \end{array} $	Isomérie E

SOLUTION

On obtient le tableau ci-après :

Formule brute	Fonction	Formule semi-développée	Type d'isomérie
C₄H₁₀O	Alcool	CH ₃ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₂ OH	Isomérie de chaîne
	Alcool	CH ₃ —CH—CH ₂ OH CH ₃	
C₄H₁₀O	Alcool	CH ₃ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₂ OH	Isomérie de position
	Alcool	CH ₃ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₃ OH	
C₄H₈	Alcène	CH ₃ —CH=CH—CH ₃	Isomérie de position
	Alcène	CH ₃ —CH ₂ —CH=CH ₂	
C₃H₆O	Aldéhyde	CH ₃ —CH ₂ —C(H)≡O	Isomérie de fonction
	Cétone	CH ₃ —C(=O)CH ₃	
C₄H₁₀O	Éther oxyde	CH ₃ —CH ₂ —O—CH ₂ —CH ₃	Isomérie de fonction
	Alcool	CH ₃ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₂ OH	
C₄H₈	Alcène	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C}=\text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array} $	Isomérie Z
	Alcène	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{C}=\text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array} $	Isomérie E

LES RÉACTIONS D'OXYDO RÉDUCTION



OXYDORÉDUCTION

RAPPEL DU COURS

I - LA RÈGLE DE L'OCTET :

Donneurs et receveurs d'électrons. Éléments électropositifs et éléments électronégatifs

Énoncé de la règle de l'octet :

Tout élément chimique cherche à avoir huit électrons sur son niveau d'énergie extérieur (couche externe).

1°) Exemples

Élément chimique	Structure électronique	Comportement au cours d'une réaction chimique	Particule obtenue
Le Chlore Cl Z = 17	M-••---••---••--- L-••---••---••--- K -----••-----	Le Chlore possède 7 électrons sur le niveau extérieur (M) ; il cherche à recevoir 1 électron pour compléter ce niveau à 8 : c'est un receveur d'électrons.	L'ion chlorure : Cl⁻ M-••---••---••--- L-••---••---••--- K -----••-----
Le Sodium Na Z = 11	M-•----- L-••---••---••--- K -----••-----	Le Sodium possède 1 électron sur le niveau extérieur (M) ; il cherche à donner cet électron à un autre élément pour avoir comme niveau extérieur le niveau (L) avec 8 électrons : c'est un donneur d'électrons.	L'ion sodium : Na⁺ L-••---••---••--- K -----••-----
Aluminium Al Z = 13	M-••---•----- L-••---••---••--- K -----••-----	L'aluminium possède 3 électrons sur le niveau externe (M) ; il cherche à donner ces 3 électrons à un autre élément pour avoir comme niveau externe le niveau (L) avec 8 électrons : c'est un donneur d'électrons	L'ion aluminium : Al³⁺ L-••---••---••--- K -----••-----
L'Oxygène O Z = 8	L-••---••---••--- K -----••-----	L'oxygène possède 6 électrons sur le niveau externe (L) ; il cherche à recevoir 2 électrons pour compléter ce niveau à 8 : c'est un receveur d'électrons	L'ion Oxygène : O²⁻ L-••---••---••--- K -----••-----

Élément chimique	Structure électronique	Comportement au cours d'une réaction chimique	Particule obtenue
Le carbone C Z = 6	L: $\bullet\bullet\bullet\bullet$ K: $\bullet\bullet$	Le carbone possède 4 électrons sur le niveau extérieur (L) ; il cherche à recevoir ou à donner 4 électrons et se comporte suivant le cas comme donneur ou receveur d'électrons.	L'ion carbone : C⁴⁻ L: $\bullet\bullet\bullet\bullet\bullet\bullet$ K: $\bullet\bullet\bullet$ ou bien l'ion : C⁴⁺ K: $\bullet\bullet$
Hydrogène H Z = 1	K: \bullet	L'hydrogène possède 1 électron sur le niveau externe (K) ; Il cherche, en général, à donner cet électron et ne plus avoir d'électrons sur ce niveau (c'est une exception à la règle de l'octet). Très rarement il reçoit un électron pour avoir 2 électrons sur le niveau (K). L'hydrogène se comporte en général comme donneur d'électrons.	En général : H⁺ K: $\bullet\bullet\bullet$ Très rarement : H⁻ K: $\bullet\bullet\bullet$
Le Néon Ne Z = 10	L: $\bullet\bullet\bullet\bullet\bullet\bullet$ K: $\bullet\bullet$	Le néon possède 8 électrons sur le niveau externe (L) ; il est donc satisfait et ne cherche ni à donner ni à recevoir des électrons : c'est un élément inerte.	Le néon ne subit aucune transformation : c'est un gaz inerte.

2°) Définitions

D'après la règle de l'octet , on peut distinguer:

**** Les donneurs d'électrons :** ce sont des éléments chimiques qui ont tendance , au cours d'une réaction chimique à libérer (donner, perdre) des électrons et se transformer en ions positifs . On dit que ces éléments sont des éléments électropositifs.

Exemples: le sodium (Na), l'hydrogène(H), les métaux (Fe, Cu, Zn, Al, Na ...).

**** Les receveurs d'électrons :** ce sont des éléments chimiques qui ont tendance , au cours d'une réaction chimique à capter (recevoir, gagner) des électrons et à se transformer en ions négatifs . On dit que ces éléments sont des éléments électronégatifs.

Exemples: le chlore (Cl), l'oxygène (O), les halogènes (Br, F, I ...).

**** Les élément inertes :** ce sont des éléments chimiques qui possèdent huit électrons sur le niveau extérieur. Ces éléments sont satisfaits et ne participent alors à aucune réaction chimique.

Exemples: Les gaz inertes (hélium (He), Néon (Ne), Argon (Ar)...).

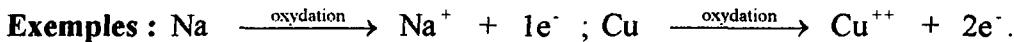
Remarque. Certains éléments chimiques, comme le carbone, se comportent parfois comme des donneurs et parfois comme des receveurs d'électrons : ce sont des éléments d'électropositivité moyenne (ou d'électronégativité moyenne) ou des semi-conducteurs.

II - OXYDATION, RÉDUCTION, OXYDANT, RÉDUCTEUR , RÉACTION REDOX ET COUPLE REDOX

1°) Oxydation et réduction

** Quand un **donneur** (élément électropositif) perd (libère, donne) un ou plusieurs électrons, on dit qu'il **s'oxyde** ou bien subit **une oxydation**.

Une oxydation est une perte d'électrons



** Quand un **receveur** (élément électronégatif) gagne (capte, reçoit) un ou plusieurs électrons, on dit qu'il **se réduit** ou bien subit **une réduction**.

Une réduction est un gain d'électrons



2°) Oxydant et réducteur

** un **receveur** (élément électronégatif) a tendance à arracher les électrons d'un autre élément. Cet autre élément va donc perdre des électrons, il subit une oxydation. Cette oxydation est provoquée par le receveur ; le receveur est donc un **oxydant**.

Un élément électronégatif (receveur) arrache les électrons des autres éléments ; il provoque une oxydation : c'est un oxydant.

** un **donneur** (élément électropositif) a tendance à fournir des électrons à un autre élément. Cet autre élément va donc gagner des électrons, il subit une réduction. Cette réduction est provoquée par le donneur ; le donneur est donc un **réducteur**.

Un élément électropositif (donneur) fournit des électrons aux autres éléments ; il provoque une réduction : c'est un réducteur.

3°) Réactions d'oxydoréduction (ou réactions redox)

Quand on met en présence un donneur et un receveur d'électrons (un oxydant et un réducteur), ils vont réagir ensemble ; au cours de cette réaction :

- le donneur fournit des électrons au receveur ;
- le donneur perd des électrons : il subit **une oxydation** ;

- le receveur gagne des électrons : il subit une réduction ;
- le donneur réduit le receveur et le receveur oxyde de donneur.

Ce genre de réaction au cours de laquelle il y a oxydation d'un élément et réduction d'un autre est appelé **réaction d'oxydoréduction** ou **réaction redox**.

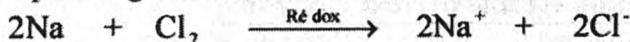
Exemple : Action du chlore (receveur, électronégatif, oxydant) sur le sodium (donneur, électropositif, réducteur).

Au cours de cette réaction :

** le sodium subit une **oxydation** et réduit le chlore : $2\text{Na} \xrightarrow{\text{oxydation}} 2\text{Na}^+ + 2\text{e}^-$

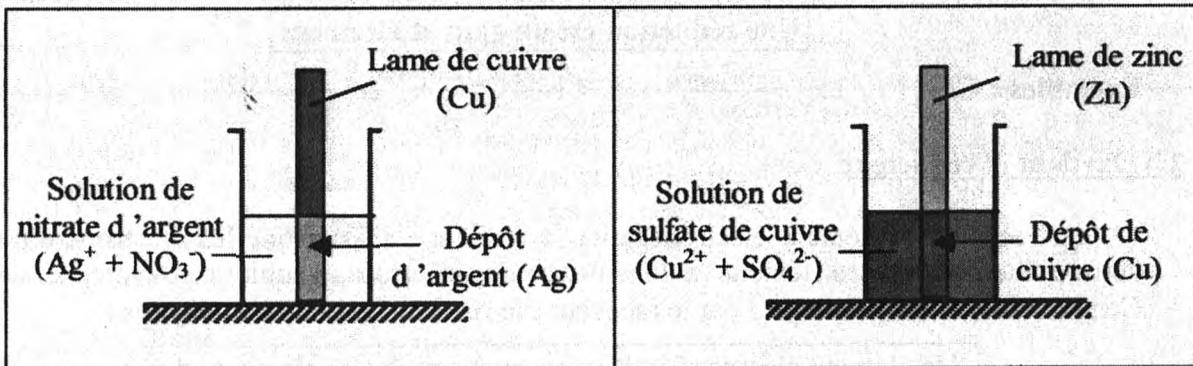
** le chlore subit une **réduction** et oxyde le sodium : $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \xrightarrow{\text{réduction}} 2\text{Cl}^-$

L'équation globale de la réaction est alors :



4°) les couples d'oxydoréduction (couples redox)

Réalisons les deux réactions suivantes :



Le cuivre à l'état atomique (Cu) est un réducteur ; en présence des ions (Ag⁺), il subit une oxydation suivant l'équation :



L'ion (Cu⁺⁺), en présence d'un autre réducteur (Ag), se comporte comme un oxydant ; il subit une réduction suivant l'équation :



Ces réactions montrent qu'au réducteur Cu correspond l'oxydant Cu²⁺ : Cu et Cu²⁺ forment un couple d'oxydo réduction (ou couple redox) qu'on représente par :



Remarque : Dans une réaction redox interviennent deux couples redox Ox₁ / Réd₁ et Ox₂ / Réd₂ ; l'équation d'oxydo réduction s'écrit alors :



Exemple: Ox₁ / Réd₁ = Fe²⁺ / Fe et Ox₂ / Réd₂ = H⁺ / H₂

L'équation redox correspondante est : Fe + 2H⁺ → Fe²⁺ + H₂.

Exemples de couples d'oxydoréduction

Le couple redox Ox / Réd	Oxydant	Réducteur	Demi équation correspondante a Ox + ne → b Réd
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	Cu^{2+}	Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$
$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	Zn^{2+}	Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}$
Ag^+ / Ag	Ag^+	Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$
$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$	Al^{3+}	Al	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Al}$
$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	Fe^{2+}	Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$
$\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}$	Fe^{3+}	Fe	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$
$\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$	Fe^{3+}	Fe^{2+}	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$
$\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$	Hg^{2+}	Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Hg}$
Na^+ / Na	Na^+	Na	$\text{Na}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}$
$\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}$	Mn^{2+}	Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}$
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$	Sn^{2+}	Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}$
$2\text{H}^+ / \text{H}_2$	H^+	H_2	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$
$\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$	MnO_4^- en milieu acide	Mn^{2+}	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
$\text{ClO}^- / \text{Cl}^-$	ClO^- en milieu acide	Cl^-	$\text{ClO}^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en milieu acide	Cr^{3+}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$

III- CLASSIFICATION ÉLECTROCHIMIQUE DES MÉTAUX

Les métaux sont des éléments électropositifs (réducteurs) ; l'électropositivité n'est pas la même pour tous les métaux. L'échelle suivante donne le classement des métaux par ordre d'électropositivité croissante (ou pouvoir réducteur croissant).

Hg Ag Cu H Pb Fe Zn Mn Al Mg Na Ca

→

L'aluminium , par exemple , est plus réducteur (plus électropositif) que tous les métaux qui se trouvent à sa gauche (Mn, Zn, Fe,...) : il peut donc les réduire mais ne peut pas, par contre, réduire les métaux qui sont à sa droite (Mg, Na, Ca,...).

Exemples :

* Réduction des ions Pb^{2+} par l'aluminium : $2(\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-)$
 $3(\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb})$

L'équation globale est alors : $2\text{Al} + 3\text{Pb}^{2+} \longrightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Pb}$.

* L'aluminium ne peut pas réduire les ions Mg^{2+} : $\text{Al} + \text{Mg}^{2+} \longrightarrow$ Rien .

IV - NOMBRE D'OXYDATION D'UN ÉLÉMENT CHIMIQUE

A chaque élément chimique, on associe un nombre appelé **nombre d'oxydation**. Ce nombre caractérise l'état d'oxydation de cet élément. Il facilite la reconnaissance des réactions d'oxydoréduction surtout dans le cas où le transfert d'électrons n'est pas évident.

1°) Définition

Le nombre d'oxydation d'un atome représente la valeur algébrique de la charge électrique qui reste sur cet atome après une rupture fictive de toutes les liaisons. Au cours de cette rupture on attribue les électrons de chaque liaison à celui des deux atomes liés qui est le plus électronégatif.

2°) Calcul du nombre d'oxydation d'un atome

Pour calculer le nombre d'oxydation d'un atome dans un édifice quelconque on utilise les règles suivantes:

- Le nombre d'oxydation d'un élément chimique à l'état de corps simple (atomique ou moléculaire) et toujours nul.

Exemple : les nombres d'oxydation du fer à l'état atomique, du chlore dans Cl_2 sont nuls.

- Le nombre d'oxydation d'un élément chimique à l'état d'ion simple est égale à la valeur algébrique de la charge de cet ion.

Exemple : le nombre d'oxydation du chlore dans Cl^- est égale à (- I) ;

le nombre d'oxydation de l'aluminium dans Al^{3+} est égale à (+ III).

- Le nombre d'oxydation d'un atome dans un édifice (une molécule ou un ion polyatomique) est calculé en appliquant les propriétés suivantes :

* le nombre d'oxydation de chaque atome d'oxygène de cet édifice est en général égal à (- II) ;

* le nombre d'oxydation de chaque atome d'hydrogène de cet édifice est en général égal à (+ I) ;

* la somme des nombres d'oxydation des atomes formant cet édifice est égale à la valeur algébrique de la charge de cet édifice.

Exemples : - nombre d'oxydation de l'azote dans HNO_3 .

Si x est ce nombre, on a : $x + 1 - 6 = 0$; d'où $x = 5$

- nombre d'oxydation du soufre dans SO_4^{2-}

Si x est ce nombre, on a : $x - 8 = - 2$; d'où $x = 6$.

** Un élément chimique subit une **oxydation** si, au cours de la réaction chimique, **son nombre d'oxydation augmente**.

** Un élément chimique subit une **réduction** si, au cours de la réaction chimique, **son nombre d'oxydation diminue**.

** Au cours d'une réaction d'oxydoréduction **l'augmentation totale des nombres d'oxydation est égale à la diminution totale de ces nombres**.

EXERCICES

EXERCICE N° 47

1°) On plonge une lame de nickel (Ni) dans une solution de nitrate de plomb ($\text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$). Il y a formation d'un dépôt métallique et la solution devient verte par la présence des ions Ni^{2+} .

Écrire l'équation bilan de la réaction. Montrer que c'est une réaction d'oxydoréduction. Que peut-on en déduire?

2°) On plonge une lame de fer dans une solution de sulfate de nickel (II). Il y a formation d'un dépôt métallique.

Écrire l'équation bilan de la réaction. Que peut-on en déduire?

3°) a) Classer ces trois métaux (Pb, Fe et Ni) par ordre de pouvoir réducteur croissant.

b) En déduire ce qui se passe lorsqu'on plonge une lame de plomb dans une solution de sulfate de fer (II).

4°) On plonge une lame de nickel dans une solution d'acide chlorhydrique ; il y a dégagement d'un gaz.

a) Quelle est la nature de ce gaz ?

b) Écrire l'équation bilan de la réaction.

c) Peut-on placer l'élément hydrogène dans la classification précédente? Justifier la réponse.

SOLUTION

1°) * Écrivons l'équation bilan de la réaction.

Cette équation s'écrit : $\text{Ni} + \text{Pb}^{2+} \longrightarrow \text{Pb} + \text{Ni}^{2+}$

* Montrons que cette réaction est une réaction d'oxydoréduction.

Au cours de la réaction, on a les deux transformations :

$\text{Ni} \longrightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}$ c'est une oxydation du nickel (Ni) ;

$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} \longrightarrow \text{Pb}$ c'est une réduction des ions plomb (Pb^{2+}).

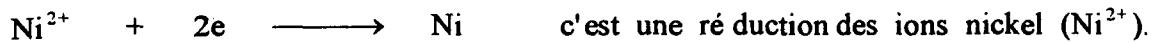
Il y a un transfert d'électrons du nickel (Ni) aux ions plomb (Pb^{2+}) ; c'est donc une réaction d'oxydoréduction.

* On peut déduire de cette réaction que le nickel est plus réducteur que le plomb.

2°) * Écrivons l'équation bilan de la réaction.

Cette équation s'écrit : $\text{Fe} + \text{Ni}^{2+} \longrightarrow \text{Ni} + \text{Fe}^{2+}$.

Au cours de cette réaction d'oxydoréduction, on a les deux transformations :



* On peut déduire de cette réaction que le fer est plus réducteur que le nickel.

3°) a) Classons les trois métaux par ordre de pouvoir réducteur croissant.

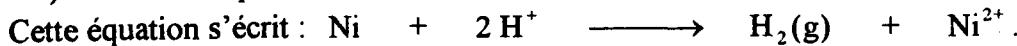
Sachant que le nickel est plus réducteur que le plomb et que le fer est plus réducteur que le nickel, on obtient le classement suivant :



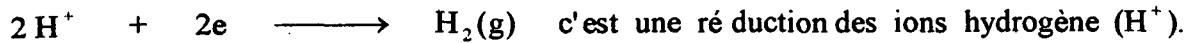
b) Lorsqu'on plonge une lame de plomb dans une solution de sulfate de fer (II), rien ne se produit : le plomb, moins réducteur que le fer, ne peut pas réduire les ions fer (II) de la solution.

4°) a) Le gaz qui se dégage ne peut être que le dihydrogène (H_2).

b) Écrivons l'équation bilan de la réaction.



Au cours de cette réaction d'oxydoréduction, on a les deux transformations :



c) On peut déduire de la réaction que le nickel (Ni) est plus réducteur que l'hydrogène (H) ce qui permet de placer (H) à droite de (Ni) dans l'échelle précédente, mais on ne peut le faire avec exactitude car on ne connaît pas la force de (H) par rapport à (Pb).

EXERCICE N° 48

Les éléments ci-dessous sont classés par ordre décroissant de leur pouvoir réducteur :



1°) Donner les ions oxydants conjugués de ces éléments. Classer les suivants leur pouvoir oxydant décroissant.

2°) Quel est, parmi ces ions, celui qui est réduit par tous les autres éléments considérés dans l'échelle? Expliquer.

3°) Quels sont les métaux, parmi ceux considérés, qui ne sont pas attaqués par une solution d'acide chlorhydrique?

4°) Le manganèse (Mn) est un métal attaqué par une solution d'acide chlorhydrique en donnant l'ion manganèse (Mn^{2+}).

a) Écrire l'équation bilan de la réaction et montrer que c'est une réaction d'oxydoréduction.

b) Peut-on placer l'élément manganèse dans l'échelle ci-dessus? Justifier la réponse.

5°) Peut-on prévoir ce qui se passera lorsqu'on plonge :

- a) une lame de manganèse dans une solution de sulfate de cuivre (II)?
- b) une lame de manganèse dans une solution d'un sel de fer (II)?

EXERCICE N° 49

On considère les trois métaux suivants : Al, Cu et Ag.

1°) Décrire une expérience permettant de classer ces trois métaux par ordre croissant d'électropositivité. Discuter.

2°) On place une plaque d'aluminium et une plaque de cuivre dans une solution de sulfate de fer (II). On observe un dépôt de fer sur la plaque d'aluminium et rien sur la plaque de cuivre.

a) Interpréter ces deux observations. Que peut-on conclure?

b) La masse du dépôt de fer obtenu est $m = 56 \text{ mg}$.

Déterminer la nouvelle masse de la plaque d'aluminium sachant que sa masse avant de l'introduire dans la solution était $M = 20 \text{ g}$.

On donne : $M(\text{Al}) = 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

SOLUTION

1°) Pour classer les trois métaux (Al, Cu et Ag) par ordre d'électropositivité croissante, on peut utiliser les deux expériences suivantes :

- On plonge une lame d'aluminium (Al) dans une solution de sulfate de cuivre (II) ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) par exemple, et on observe :
 - s'il y a un dépôt de cuivre sur la lame d'aluminium, on déduit que l'aluminium est plus réducteur (ou plus électropositif) que le cuivre ;
 - s'il ne se produit rien, on déduit que l'aluminium est moins réducteur que le cuivre.
- On plonge une lame de cuivre (Cu) dans une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$) par exemple, et on observe :
 - s'il y a un dépôt d'argent sur la lame de cuivre, on déduit que le cuivre est plus réducteur que l'argent ;
 - s'il n'y a rien, on déduit que le cuivre est moins réducteur que l'argent.

2°) a) Interprétons les observations expérimentales.

- Le dépôt de fer sur la plaque d'aluminium indique qu'il y a une réaction entre l'aluminium et la solution de sulfate de fer (II) suivant l'équation :

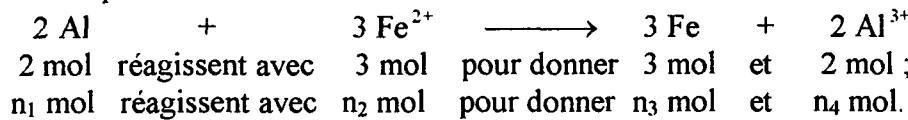


L'aluminium est donc plus réducteur que le fer.

- L'absence de dépôt sur la plaque de cuivre indique qu'il n'y a pas de réaction entre le cuivre et la solution de sulfate de fer (II) ; le cuivre est donc moins réducteur que le fer.

b) Déterminons la nouvelle masse de la plaque d'aluminium.

Réécrivons l'équation de la réaction :



D'après l'équation, on a : $\frac{n_1}{2} = \frac{n_2}{3}$ avec $n_1 = \frac{m_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}}$ et $n_2 = \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}}$.

La masse d'aluminium qui a réagi et donc a disparu est :

$$m_{\text{Al}} = \frac{2}{3} M_{\text{Al}} \cdot \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} ; \quad \underline{\text{A.N}}: m_{\text{Al}} = 18 \cdot 10^{-3} \text{ g.}$$

La plaque d'aluminium aura alors pour masse :

$$M' = M - m_{\text{Al}} ; \quad \underline{\text{A.N}}: M' = 19,982 \text{ g.}$$

Remarque : si on tient compte de la masse du dépôt de fer, la masse totale de la plaque d'aluminium sera : $M'' = M - m_{\text{Al}} + m_{\text{Fe}} = 20,038 \text{ g.}$

EXERCICE N° 50

Un échantillon de 5 g de duralium (alliage d'aluminium, de cuivre et de magnésium à 4 % en masse de cuivre) est traité par 100 mL d'acide sulfurique à 1 mol.L⁻¹. On obtient un dégagement gazeux de 6,382 L et un résidu solide de masse égale à 0,2 g.

- 1°) Quel est le solide obtenu?
- 2°) Écrire les équations bilans des réactions mises en jeu.
- 3°) Déterminer les quantités de matière en aluminium et en magnésium dans ce duralium.
- 4°) En déduire sa composition massique.

SOLUTION

1°) Parmi les trois métaux (aluminium, cuivre et magnésium) constituant l'alliage, seul le cuivre ne réagit pas avec la solution d'acide sulfurique. Le résidu solide obtenu est donc le cuivre. La masse de cuivre de l'alliage, d'après les données, est : $m_{\text{Cu}} = 4\% \cdot m_{\text{alliage}} = 0,2 \text{ g.}$

Cette masse est bien égale à celle du résidu.

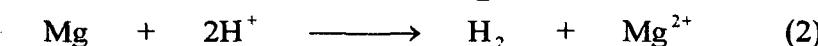
2°) Écrivons les équations bilans des réactions mises en jeu.

La solution d'acide sulfurique réagit avec l'aluminium et le magnésium suivant les équations ci-dessous :



2 mol donnent 3 mol ;

n_1 mol donnent $\frac{3n_1}{2}$ mol.



1 mol donne 1 mol ;

n_2 mol donnent n_2 mol.

3°) Déterminons les quantités de matière en aluminium et en magnésium dans le duralium.

Soient (m_1, n_1) ; (m_2, n_2) et (m_3, n_3) les masses et les quantités de matière respectives de l'aluminium, du magnésium et du cuivre dans l'alliage.

On a alors :

* la masse totale de l'alliage : $n_1 \cdot M_{\text{Al}} + n_2 \cdot M_{\text{Mg}} + m_3 = m$

$$\text{c'est-à-dire : } 27n_1 + 24n_2 = 4,8 \quad (1)$$

* d'après les équations des réactions (1) et (2) :

$$\frac{3}{2} - n_1 + n_2 = n_{\text{H}_2} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V} = \frac{6,382}{24} \quad (2)$$

Du système des deux équations (1) et (2), on déduit :

$$n_1 \approx 17,58 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \quad \text{et} \quad n_2 \approx 0,22 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

4°) Déduisons la composition massique du duralium.

Les masses des différents constituants de l'alliage sont :

$$\begin{cases} m_1 = m_{\text{Al}} = n_1 \cdot M_{\text{Al}} \approx 4,747 \text{ g} ; \\ m_2 = m_{\text{Mg}} = n_2 \cdot M_{\text{Mg}} \approx 0,053 \text{ g} ; \\ m_3 = m_{\text{Cu}} = 0,2 \text{ g.} \end{cases}$$

EXERCICE N° 51

On considère les couples redox suivants :

Couple (1) : $(\text{Cl}_2, \text{ClO}^-)$;

Couple (2) : $(\text{O}_2, \text{H}_2\text{O}_2)$.

1°) a) Déterminer les nombres d'oxydation de chaque élément présent dans les entités chimiques formant ces couples.

b) Préciser, pour chaque couple, la forme oxydée et la forme réduite.

2°) Écrire le schéma de définition de chaque couple.

3°) Le couple (2) a le pouvoir réducteur le plus élevé.

a) Quelles espèces chimiques faut-il prendre dans chacun des couples pour avoir une réaction ?

b) Écrire l'équation bilan de cette réaction.

SOLUTION

1°) a) Déterminons les nombres d'oxydation des éléments chimiques contenus dans les entités formant les couples considérés.

Couple (1) : $(\text{Cl}_2, \text{ClO}^-)$
0 + I - II

Pour Cl_2 : $n.o_{\text{Cl}} = 0$; pour ClO^- : $n.o_{\text{Cl}} = +I$ et $n.o_{\text{O}} = -II$.

Couple (2) : $(\text{O}_2, \text{H}_2\text{O}_2)$
0 + I - I

Pour O_2 : $n.o_{\text{O}} = 0$; pour H_2O_2 : $n.o_{\text{H}} = +I$ et $n.o_{\text{O}} = -I$.

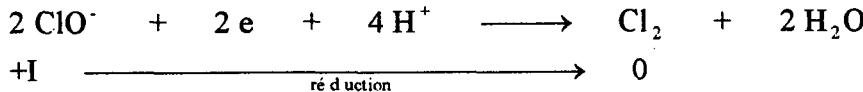
b) Précisons les formes oxydée et réduite de chaque couple.

Pour le couple (1) : ClO^- , pour lequel $n.o_{\text{Cl}}$ est le plus grand, représente la forme oxydée ou oxydant du couple ; Cl_2 , pour lequel $n.o_{\text{Cl}}$ est le plus petit, représente la forme réduite ou réducteur du couple.

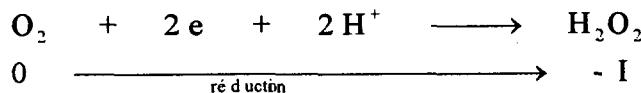
Pour le couple (2) : pour la même raison, O_2 représente la forme oxydée ou oxydant du couple et H_2O_2 représente la forme réduite ou réducteur du couple.

2°) Écrivons les schémas de définition des deux couples.

Pour le couple (1) : $\text{ClO}^- / \text{Cl}_2$



Pour le couple (2) : $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$



3°) a) Pour avoir une réaction chimique spontanée entre les deux couples, il faut utiliser H_2O_2 réducteur le plus fort et ClO^- oxydant le plus fort.

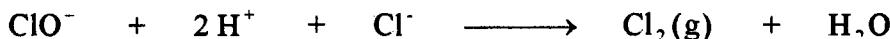
b) Écrivons l'équation bilan de cette réaction.

En additionnant les demi équations des deux couples, on obtient :



EXERCICE N° 52

Le dichlore peut être préparé au laboratoire par la réaction entre l'eau de Javel (solution d'hypochlorite de sodium $\text{Na}^+ + \text{ClO}^-$) et l'acide chlorhydrique. L'équation bilan de cette réaction s'écrit :



- 1°) En utilisant les nombres d'oxydation, montrer que c'est une réaction d'oxydoréduction.
- 2°) Quels sont les couples redox qui interviennent dans cette réaction? Écrire les demi-équations qui définissent ces couples.
- 3°) Quel volume d'eau de Javel à 100 g d'hypochlorite de sodium par litre doit on utiliser pour produire 10 L de dichlore, volume mesuré dans les conditions normales de température et de pression ?

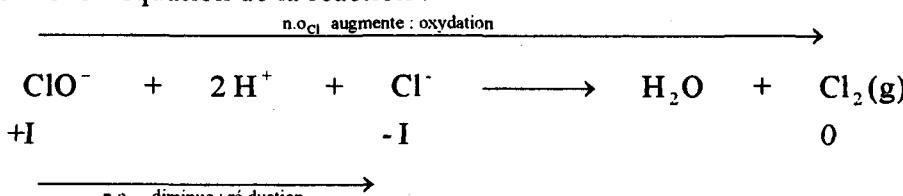
On donne : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$;

Volume molaire des gaz dans les conditions normales : $V_0 = 22,4 \text{ L}$.

SOLUTION

- 1°) Montrons que la réaction est une réaction d'oxydoréduction.

Réécrivons l'équation de la réaction :



D'après cette équation bilan :

- * la transformation de ClO^- en Cl_2 est une réduction ;
- * la transformation de Cl^- en Cl_2 est une oxydation.

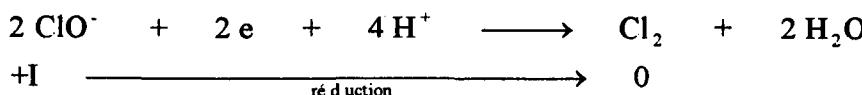
La réaction est donc bien une réaction d'oxydoréduction.

- 2°) * Les couples redox qui interviennent dans cette réaction sont :



- * Les schémas de définition de ces deux couples sont :

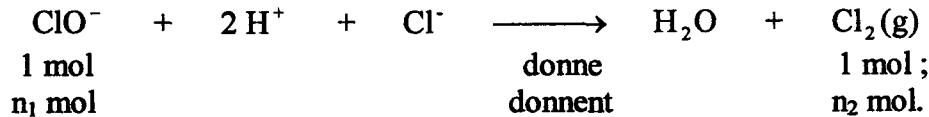
Pour le couple (1) : $\text{ClO}^- / \text{Cl}_2$



Pour le couple (2) : $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$



3°) Calculons le volume d'eau de Javel nécessaire pour produire le dichlore.
Réécrivons l'équation bilan de la réaction :



D'après l'équation, on a : $n_1 = n_2$ avec $n_1 = \frac{m_{\text{NaClO}}}{M_{\text{NaClO}}}$ et $n_2 = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_0}$.

D'où, on obtient : $\frac{m_{\text{NaClO}}}{M_{\text{NaClO}}} = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_0}$.

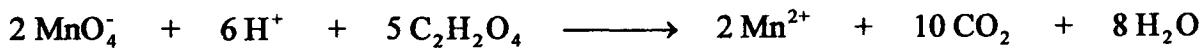
La masse d'hypochlorite de sodium nécessaire est : $m_{\text{NaClO}} = M_{\text{NaClO}} \cdot \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_0}$.

Le volume d'eau de Javel utilisé est alors :

$$V_{\text{eau de Javel}} = 1 \text{L} \cdot \frac{m_{\text{NaClO}}}{100} = 1 \text{L} \cdot \frac{M_{\text{NaClO}}}{100} \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_0} ; \quad \text{A.N: } V_{\text{eau de Javel}} \approx 0,333 \text{ L soit } 333 \text{ cm}^3.$$

EXERCICE N° 53

On considère l'équation chimique suivante :



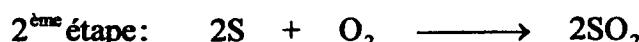
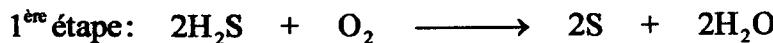
1°) En utilisant les nombres d'oxydation, montrer qu'elle représente une réaction d'oxydoréduction.

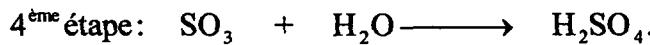
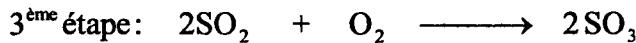
2°) Rappeler la définition d'un couple redox.

3°) Écrire les schémas de définition des couples redox qui interviennent au cours de cette réaction (l'ion permanganate MnO_4^- réagit en milieu acide).

EXERCICE N° 54

La synthèse de l'acide sulfurique suit les étapes suivantes :





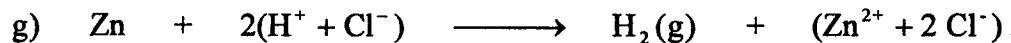
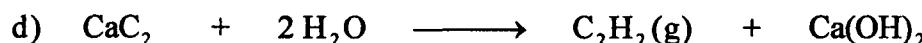
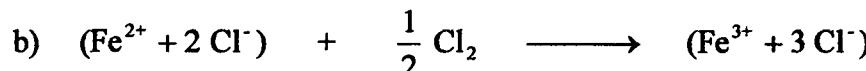
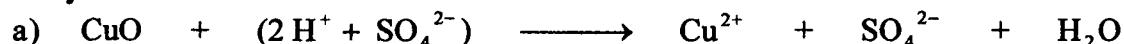
1°) Est ce que les quatre étapes correspondent toutes à des réactions d'oxydoréduction?

2°) Équilibrer les équations ci-dessus.

3°) En supposant que les rendements des réactions (1) et (2) soient de 95 % et ceux des réactions (3) et (4) soient de 100 %, quelle masse d'acide sulfurique obtient-on par traitement de 100 tonnes de H_2S ?

EXERCICE N° 55

Quelles sont, parmi les réactions suivantes, celles qui correspondent à des réactions d'oxydoréduction?



EXERCICE N° 56

On considère les deux couples redox suivants :

Couple (1) : $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$;

Couple (2) : $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2$.

1°) Écrire les schémas de définition de ces deux couples sachant que l'ion sulfate SO_4^{2-} réagit en milieu acide.

2°) Une étude expérimentale a montré que le pouvoir oxydant du couple (2) est plus grand que celui du couple (1).

a) Quelle réaction spontanée peut se produire entre les deux couples considérés?

b) Écrire l'équation bilan de cette réaction.

c) Sachant que la masse du cuivre qui a réagi est $m = 0,64$ g, calculer le volume du gaz dégagé.

d) Comment peut-on réaliser pratiquement cette réaction? Quelle est la formule et le nom de la solution obtenue ?

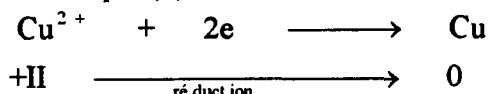
On donne : $Cu = 64 \text{ g.mol}^{-1}$;

le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience : $V = 24 \text{ L}$.

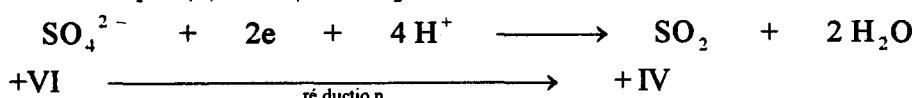
SOLUTION

1°) Écrivons les schémas de définition des deux couples.

Pour le couple (1) : Cu^{2+} / Cu



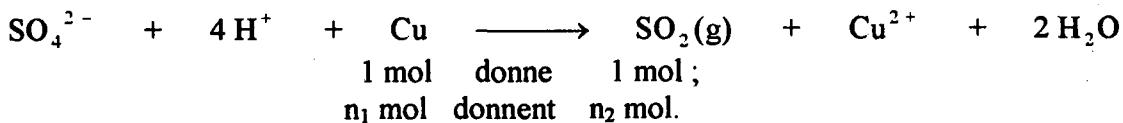
Pour le couple (2) : SO_4^{2-} / SO_2



2°) a) La réaction spontanée possible est celle entre l'oxydant le plus fort (SO_4^{2-} , oxydant du couple (2)) et le réducteur le plus fort (Cu , réducteur du couple (1)).

b) Écrivons l'équation bilan de cette réaction.

Cette équation s'obtient en additionnant les demi équations des deux couples ; on obtient alors :



c) Calculons le volume du gaz dégagé.

D'après l'équation ci-dessus, on a : $n_1 = n_2$ avec $n_1 = \frac{m_{Cu}}{M_{Cu}}$ et $n_2 = \frac{V_{SO_2}}{V}$

Le volume de dioxyde de soufre dégagé est alors :

$$V_{SO_2} = V \cdot \frac{m_{Cu}}{M_{Cu}} ; \quad \underline{\text{A.N}}: V_{SO_2} = 0,24 \text{ L soit } 240 \text{ cm}^3.$$

d) On peut réaliser pratiquement cette réaction en faisant agir des ions sulfate (SO_4^{2-}) en milieu acide (par exemple l'acide sulfurique concentré et chaud) sur le cuivre.

La solution obtenue est une solution de sulfate de cuivre (II) ($Cu^{2+} + SO_4^{2-}$) ; l'équation complète de la réaction s'écrit :



EXERCICE N° 57

1°) Le carbonate de calcium, formé par les ions calcium (Ca^{2+}) et les ions carbonate (CO_3^{2-}), chauffé fortement, se décompose en oxyde de calcium ou chaux vive (CaO) et en dioxyde de carbone.

Écrire l'équation bilan de la réaction. Cette réaction est-elle une réaction d'oxydoréduction ? Expliquer.

2°) A haute température, l'oxyde de calcium réagit avec le carbone pour donner un solide ionique, le carbure de calcium (CaC_2) et du monoxyde de carbone.

a) Quel est l'ion que forme facilement le calcium ?

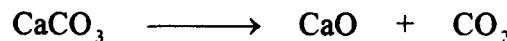
Quelle est la charge de l'ion formé de deux atomes de carbone et qui est présent dans le carbure de calcium ?

b) Écrire l'équation bilan de la réaction. Montrer que c'est une réaction d'oxydoréduction.

SOLUTION

1°) Écrivons l'équation de la réaction.

D'après les données et en utilisant les nombres d'oxydation des divers éléments chimiques, cette équation s'écrit :



Pour le calcium : + II \longrightarrow + II

Pour le carbone : + IV \longrightarrow + IV

Pour l'oxygène : - II \longrightarrow - II - II.

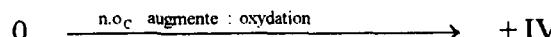
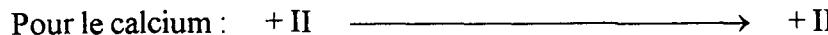
Cette réaction n'est pas une réaction d'oxydoréduction car il n'y a variation du nombre d'oxydation d'aucun élément chimique.

2°) a) Le calcium est un métal alcalino-terreux qui peut libérer facilement deux électrons (les deux électrons périphériques de l'atome correspondant) et donner l'ion calcium Ca^{2+} .

Pour avoir la neutralité électrique du composé ionique (CaC_2), il faut avoir les ions Ca^{2+} et 2C^- .

b) Écrivons l'équation bilan de la réaction entre l'oxyde de calcium et le carbone.

D'après les données et en utilisant les nombres d'oxydation des divers éléments chimiques, cette équation s'écrit :



Le nombre d'oxydation d'un carbone augmente, le carbone est oxydé en monoxyde de carbone ; celui des deux autres carbone diminue, ces carbones sont réduits en carbure de calcium.

Les nombres d'oxydation du calcium et de l'oxygène sont inchangés.

EXERCICE N° 58

L'oxyde de cuivre (II) (CuO) réagit avec le dihydrogène à chaud. On obtient du cuivre métallique et de la vapeur d'eau.

1°) Écrire l'équation bilan de la réaction et montrer que c'est une réaction d'oxydoréduction.

2°) On obtient $m = 0,96$ g de cuivre.

Quels sont la masse d'oxyde de cuivre (II) et le volume de dihydrogène utilisés ?

On donne : $M(\text{Cu}) = 64 \text{ g.mol}^{-1}$;

le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience : $V = 24 \text{ L}$.

EXERCICE N° 59

Par expiration forcée à travers un tube contenant des cristaux de dichromate de potassium $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, on peut prévoir l'« état alcoolique » d'une personne (Alcootest).

En effet, lors de son passage sur les cristaux de dichromate de potassium orangé, l'alcool le transforme en ions chrome (III) vert. L'avancée de la couleur verte dans le tube permet une mesure qualitative du taux d'alcoolémie de la personne.

1°) Sachant que les deux couples mis en jeu sont :



écrire la réaction responsable du verdissement éventuel du tube.

2°) Pour mesurer quantitativement le taux d'alcoolémie d'un automobiliste dont l'Alcootest s'est révélé positif, on lui fait subir une prise de sang ; 10 mL de son sang sont mélangés à 10 mL de solution de dichromate de potassium en milieu acide sulfurique.

Au bout d'une vingtaine de minutes, un dosage de la solution montre qu'il reste dans la solution $2,5 \cdot 10^{-4}$ mol de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

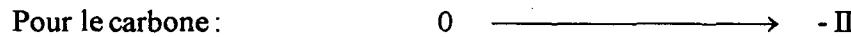
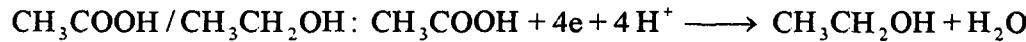
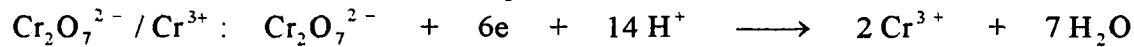
Calculer la concentration, en g.L^{-1} , de l'alcool présent dans le sang de cet automobiliste. Cet automobiliste est-il en infraction si le taux d'alcool toléré dans le sang est de $0,8 \text{ g.L}^{-1}$?

On donne : $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

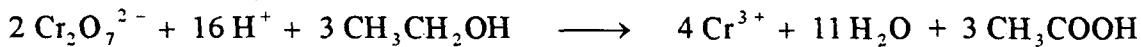
SOLUTION

1°) Écrivons l'équation bilan de la réaction de réduction du dichromate de potassium par l'éthanol.

Les schémas de définition des deux couples s'écrivent :



D'où, on obtient l'équation bilan suivante :



2 mol réagissent avec 3 mol ;

n_1 mol réagissent avec n_2 mol.

2°) Calculons la concentration de l'alcool dans le sang de l'automobiliste.

D'après l'équation ci-dessus, on a : $n_2 = \frac{3}{2} n_1$.

Or, la quantité d'ions chromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ qui a réellement réagi est :

$$n_1 = C \cdot V - 2,5 \cdot 10^{-4} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$\text{D'où : } n_2 = \frac{3}{2} n_1 = 3,75 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

Cette quantité d'alcool est contenue dans les 10 mL du sang dosé. La concentration molaire de l'alcool dans le sang de l'automobiliste est alors :

$$C'_{\text{molaire}} = \frac{n_2}{V} ; \quad \underline{\text{A.N}}: C'_{\text{molaire}} = 3,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

et la concentration massique :

$$C'_{\text{massique}} = M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot C'_{\text{molaire}} ; \quad \underline{\text{A.N}}: C'_{\text{massique}} = 1,725 \text{ g.L}^{-1}.$$

La concentration de l'alcool dans le sang de l'automobiliste est supérieure au taux maximum toléré ; l'automobiliste est en infraction par rapport à la loi.

EXERCICE N° 60

On réalise le dosage d'une solution (S_1) de sulfate de fer (II) à l'aide d'une solution de permanganate de potassium contenant 19,75 g de $KMnO_4$ par litre et acidifiée par de l'acide sulfurique.

Il faut alors ajouter $V_2 = 12,8 \text{ cm}^3$ de la solution (S_2) à un volume $V_1 = 20 \text{ cm}^3$ de la solution (S_1) pour obtenir une coloration rose violette persistante.

1°) Calculer la molarité de la solution (S_2) .

2°) Expliquer la décoloration de (S_2) au cours du dosage et écrire l'équation bilan de la réaction.

3°) a) Déterminer la concentration molaire de la solution (S_1) en ions fer (II). En déduire la molarité de cette solution (S_1).

b) Calculer la masse de sulfate de fer (II) hydraté ($FeSO_4 \cdot 7H_2O$) nécessaire pour préparer 1 litre de cette solution.

On donne : $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(S) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(K) = 39 \text{ g.mol}^{-1}$;
 $M(Mn) = 55 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Fe) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$.

SOLUTION

1°) Calculons la molarité de la solution (S_2) de permanganate de potassium.

Par définition, on a :

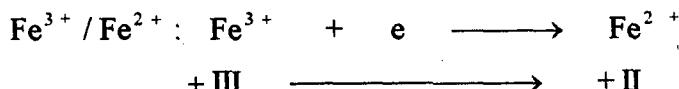
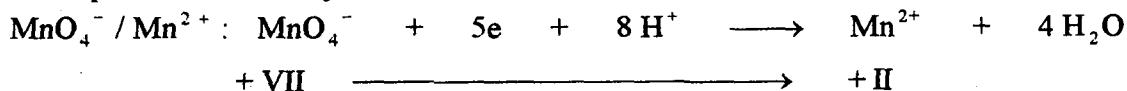
$$C_2 = \frac{n_{KMnO_4}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{KMnO_4}}{M_{KMnO_4} \cdot V_{\text{solution}}} ; \quad \underline{\text{A.N}}: C_2 = 0,125 \text{ mol.L}^{-1}$$

Remarque : la molarité de la solution de permanganate de potassium $KMnO_4$ est égale à sa concentration molaire en ions MnO_4^- .

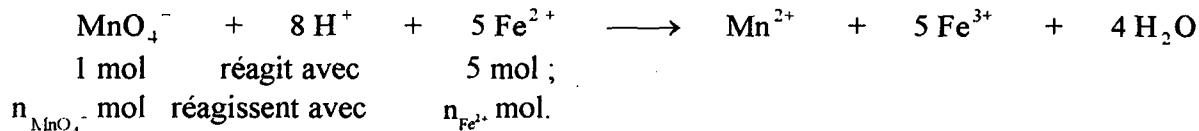
2°) La décoloration de la solution (S_2) est due à la disparition des ions MnO_4^- violets qui réagissent avec les ions fer (II).

Écrivons l'équation bilan de la réaction.

Les couples redox mis en jeu dans cette réaction sont :



D'où l'équation bilan de la réaction :



3°) a) * Déterminons la concentration molaire de la solution (S_1) en ions fer (II).

A l'équivalence d'oxydoréduction, on a d'après l'équation :

$$\frac{n_{\text{MnO}_4^-}}{1} = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{5} \text{ donc } n_{\text{Fe}^{2+}} = 5 n_{\text{MnO}_4^-}.$$

$$\text{Or } n_{\text{Fe}^{2+}} = [\text{Fe}^{2+}]V_1 = C_1 \cdot V_1 \text{ et } n_{\text{MnO}_4^-} = [\text{MnO}_4^-]V_2 = C_2 \cdot V_2.$$

$$\text{D'où : } C_1 = [\text{Fe}^{2+}] = 5C_2 \cdot \frac{V_2}{V_1} ; \quad \underline{\text{A.N}}: C_1 = [\text{Fe}^{2+}] = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}.$$

* Déterminons la molarité de cette solution.

La solution est obtenue par dissolution du sulfate de fer (II) solide dans l'eau :



1mol donne 1 mol ;

n_{FeSO_4} mol donnent $n_{\text{Fe}^{2+}}$ mol.

D'où, la molarité de la solution (S_1) est :

$$C'_1 = \frac{n_{\text{FeSO}_4}}{V_{\text{Solution}}} = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{V_{\text{Solution}}} = C_1 ; \quad \underline{\text{A.N}}: C'_1 = C_1 = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}.$$

b) Calculons la masse de sulfate de fer (II) hydraté dissout dans 1 litre de solution.

Par définition, la molarité de la solution s'écrit : $C'_1 = \frac{n_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}}{V_{\text{Solution}}} = \frac{m_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} \cdot V_{\text{Solution}}}$

La masse de sulfate de fer (II) hydraté dissout dans 1 litre de solution est alors :

$$m_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = M_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} \cdot C_1 \cdot V_{\text{Solution}} ; \quad \underline{\text{A.N}}: m_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = 111,2 \text{ g.}$$

EXERCICE N° 61

1°) On prépare 1 litre d'une solution (S_1) de sulfite de sodium ($2 \text{Na}^+ + \text{SO}_3^{2-}$) en dissolvant 6,3 g de ce composé dans l'eau.

Calculer la molarité de cette solution.

2°) A un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ de la solution (S_1), on ajoute, goutte à goutte, une solution (S_2) de permanganate de potassium en milieu acide. On observe la disparition de la couleur violette. Cette couleur persiste après avoir ajouté un volume $V_2 = 20 \text{ mL}$.

a) Expliquer la disparition de la couleur violette.

b) Sachant que l'ion sulfite SO_3^{2-} se transforme, en milieu acide, en ion sulfate SO_4^{2-} , écrire l'équation bilan de la réaction.

c) En déduire la molarité de la solution (S_2).

On donne : $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Na) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(S) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$;
 $M(K) = 39 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Mn) = 55 \text{ g.mol}^{-1}$.

EXERCICE N° 62

On peut doser une solution aqueuse de diode(I_2) en utilisant une solution aqueuse de thiosulfate de sodium ($2 Na^+ + S_2O_3^{2-}$).

Le diode (I_2) est réduit en ions iodure (I^-), les ions thiosulfate ($S_2O_3^{2-}$) sont oxydés en ions tétra thionate ($S_4O_6^{2-}$).

1°) Écrire l'équation bilan de la réaction chimique qui permet le dosage.

2°) Déterminer la relation entre les concentrations et les volumes utilisés à l'équivalence d'oxydoréduction.

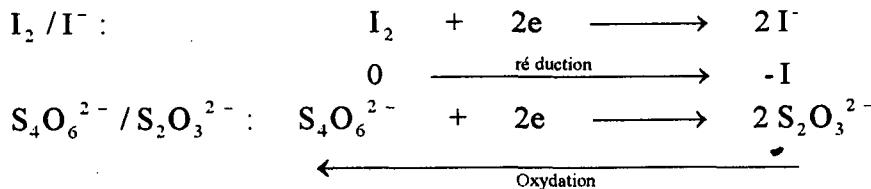
3°) Il a fallu verser $V_1 = 17,0 \text{ cm}^3$ d'une solution de diode de molarité inconnue dans $V_2 = 20,0 \text{ cm}^3$ d'une solution de thiosulfate de sodium de molarité $C_2 = 2,00 \text{ mol.L}^{-1}$.

Déterminer la molarité de la solution de diode.

SOLUTION

1°) Écrivons l'équation bilan de la réaction entre la solution de diode et la solution de thiosulfate de sodium.

Les couples redox mis en jeu dans cette réaction sont :



L'équation bilan de la réaction s'écrit alors :



1 mol réagit avec 2 mol.

2°) Déterminons la relation entre les concentrations et les volumes utilisés à l'équivalence.

La réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle il y a un transfert d'électrons. À l'équivalence d'oxydoréduction, on a : $n_{\text{électrons libérés par la solution réductrice}} = n_{\text{électrons captés par la solution oxydante}}$

Or, d'après les demi équations des couples redox utilisés, on a :

$$n_{\text{électrons libérés par la solution réductrice}} = n_{S_2O_3^{2-}} = C_{\text{Réd}} \cdot V_{\text{Réd}} = C_2 \cdot V_2$$

$$n_{\text{électrons captés par la solution oxydante}} = 2 n_{I_2} = 2 C_{\text{Ox}} \cdot V_{\text{Ox}} = 2 C_1 \cdot V_1$$

D'où, la relation : $2 C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$.

Remarque : on pourrait obtenir le même résultat en utilisant la relation, donnée par l'équation bilan de la réaction, entre les quantités de matière qui réagissent.

3°) Déterminons la molarité de la solution de diode.

De la relation précédente, on déduit :

$$C_1 = \frac{1}{2} C_2 \cdot \frac{V_2}{V_1} ; \quad \underline{\text{A.N}}: C_1 = 1,18 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

Remarque : le résultat doit avoir la même précision que les données de l'énoncé.

EXERCICE N° 63

1°) On attaque, par 200 cm^3 d'une solution d'acide sulfurique diluée, un échantillon de fer impur de masse m .

Quelle réaction se produit alors?

On obtient par cette réaction une solution (S_1).

2°) On prépare une solution (S_2) en dissolvant $m_2 = 7,9 \text{ g}$ de permanganate de potassium dans un demi-litre d'eau.

Quelle est la molarité de cette solution?

3°) On place la solution (S_2) dans une burette graduée et, au dessous, dans un bécher, $V_1 = 10 \text{ cm}^3$ de la solution (S_1).

a) Que se passe-t-il lorsqu'on fait couler la solution (S_2)?

b) Il a fallu verser $V_2 = 8,0 \text{ mL}$ de la solution (S_2) pour obtenir une coloration rose violette persistante.

Calculer la molarité de la solution (S_1).

4°) Quelle masse de fer pur était donc contenue dans l'échantillon de fer de masse m utilisé ?

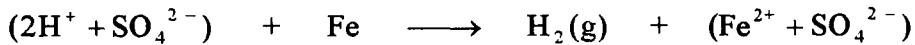
Si $m = 5 \text{ g}$, en déduire son degré de pureté (pourcentage de fer pur dans l'échantillon).

On donne : $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(S) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(K) = 39 \text{ g.mol}^{-1}$;

$M(Mn) = 55 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Fe) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$.

SOLUTION

1°) La réaction qui se produit entre le fer et la solution d'acide sulfurique est une réaction d'oxydoréduction entre les ions hydrogène H^+ et le fer Fe ; son équation bilan s'écrit :



La solution (S_1) obtenue est une solution de sulfate de fer (II) ($\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$).

2°) Calculons la molarité de la solution (S_2) de permanganate de potassium.

Par définition, cette molarité est donnée par la relation :

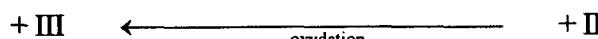
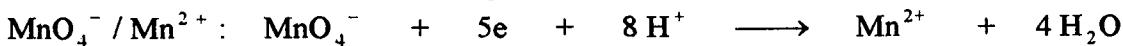
$$C_2 = \frac{n_{\text{KMnO}_4}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{KMnO}_4}}{M_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{solution}}} ; \quad \underline{\text{A.N}}: C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

3°) a) Lorsqu'on ajoute la solution de permanganate de potassium à la solution de sulfate de fer (II) acidifiée, il y a une réaction entre les ions permanganate MnO_4^- et les ions fer (II) Fe^{2+} qui s'observe par la disparition de la couleur violette des ions MnO_4^- .

La réaction s'arrête après disparition totale des ions Fe^{2+} : la coloration de la solution devient rose violette persistante.

b) Calculons la molarité de la solution (S_1).

La réaction fait intervenir les deux couples rédox suivants :



D'où l'équation bilan de la réaction :



1 mol réagit avec 5 mol ;

n_2 mol réagissent avec n_1 mol.

D'après l'équation, on a équivalence d'oxydoréduction lorsque : $n_1 = 5n_2$.

Or : $n_1 = C_1 \cdot V_1$ et $n_2 = C_2 \cdot V_2$.

D'où, on obtient la relation : $C_1 \cdot V_1 = 5C_2 \cdot V_2$.

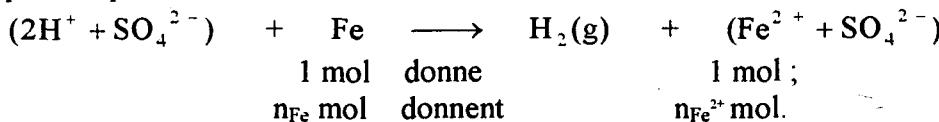
La molarité de la solution (S_1) ou concentration en ions fer (II) est alors :

$$C_1 = [\text{Fe}^{2+}] = 5C_2 \frac{V_2}{V_1} ; \quad \underline{\text{A.N}}: C_1 = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$$

4°) * Calculons la masse de fer pur contenu dans l'échantillon.

Les ions fer (II) provenant de la réaction entre le fer et la solution d'acide sulfurique sont contenus dans $V = 200 \text{ cm}^3$ de la solution (S_1).

D'après l'équation de la réaction entre le fer et la solution d'acide sulfurique :



D'où, on a : n_{Fe} = n_{Fe²⁺} avec n_{Fe} = $\frac{m_{Fe}}{M_{Fe}}$ et n_{Fe²⁺} = C₁ · V.

La masse de fer pur contenu dans l'échantillon est alors :

$$m_{Fe} = M_{Fe} \cdot C_1 \cdot V ; \quad \underline{A.N.} : m_{Fe} = 4,48 \text{ g.}$$

* Déterminons le degré de pureté de l'échantillon.

Ce degré de pureté est :

$$\text{degré de pureté} = \frac{m_{Fe}}{m} ; \quad \underline{A.N.} : \text{degré de pureté} = 0,896 \text{ soit } 89,6\%.$$

L'échantillon contient donc 89,6% de fer pur et 10,4% d'impuretés.

EXERCICE N° 64

L'eau de Javel est une solution de chlorure de sodium et d'hypochlorite de sodium : elle contient des ions Na⁺, Cl⁻ et ClO⁻. On peut la doser de la façon suivante :

La solution est d'abord étendue avec de l'eau distillée de manière à obtenir un volume de 100 mL à partir d'un volume initial de 10 mL.

On verse alors 10 ml de cette solution diluée dans un excès d'une solution acide d'iodure de potassium (K⁺ + I⁻). Le diode libre (I₂) qui apparaît est ensuite dosé par une solution de thiosulfate de sodium (2 Na⁺ + S₂O₃²⁻) à 0,10 mol.L⁻¹. Le point d'équivalence est atteint lorsqu'on a versé 10,4 mL de cette solution.

1°) a) Écrire les demi équations redox, ainsi que l'équation bilan de la réaction entre la solution d'eau de Javel et la solution d'iodure de potassium (l'ion hypochlorite ClO⁻ est transformé en ion chlorure Cl⁻).

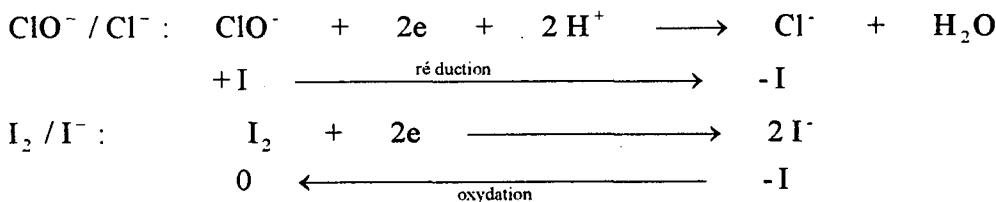
b) Écrire l'équation de la réaction de dosage du diode par la solution de thiosulfate de sodium.

2°) Calculer la concentration de l'eau de Javel en ions hypochlorite ClO⁻.

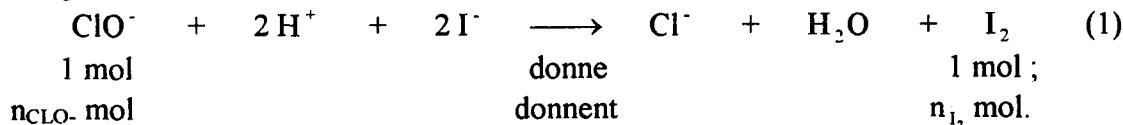
SOLUTION

1°) Écrivons l'équation bilan de la réaction.

Les deux couples redox mis en jeu dans la réaction sont :

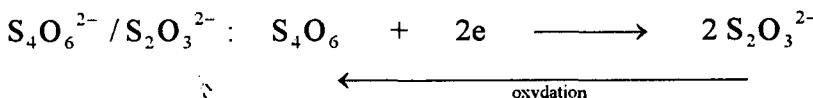
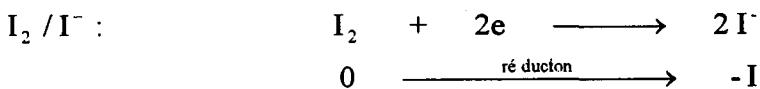


L'équation bilan de la réaction s'écrit alors :

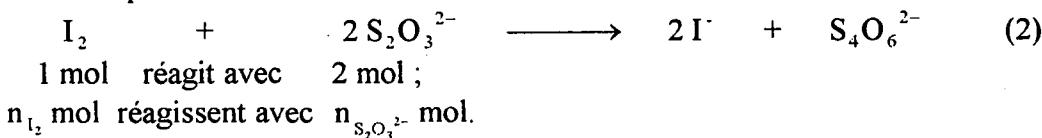


2°) Écrivons l'équation de la réaction de dosage du diode par la solution de thiosulfate de sodium.

Cette réaction fait intervenir les deux couples redox suivants :



D'où l'équation bilan de la réaction :



3°) Calculons la concentration molaire de la solution d'eau de Javel en ions hypochlorite .

D'après l'équation de la réaction (2), on a : $n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = 2 n_{\text{I}_2}$.

Or, d'après l'équation de la réaction (1), on a : $n_{\text{I}_2} = n_{\text{ClO}^-}$.

D'où, on déduit : $n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = 2 n_{\text{ClO}^-}$ avec $n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = \text{C.V.}$

c'est à dire : $n_{\text{ClO}^-} = \frac{1}{2} \text{C.V}$; A.N : $n_{\text{ClO}^-} = 52.10^{-5}$ mol.

Cette quantité d'ions hypochlorite est contenue dans le volume $V_1'' = 10 \text{ mL}$ de la solution étendue de volume total $V_1' = 100 \text{ mL}$, donc dans ces 100 mL de la solution, donc dans le volume initial $V_1 = 10 \text{ mL}$ de l'eau de Javel.

La concentration de l'eau de Javel en ions hypochlorite est alors :

$$C' = [\text{ClO}^-] = \frac{n_{\text{ClO}^-}}{V_1} ; \quad \underline{\text{A.N}} : C' = [\text{ClO}^-] = 5,2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

EXERCICE N° 65

On veut doser une solution de bichromate de potassium. Pour cela, on réalise les expériences suivantes :

* **Première phase** : à 10 ml de la solution à doser, on ajoute 1 cm³ d'acide sulfurique concentré et 60 cm³ d'une solution de sel de Mohr à 0,2 mol.L⁻¹.

* **Deuxième phase** : on ajoute ensuite 27 cm³ d'une solution de permanganate de potassium à 0,04 mol.L⁻¹ pour obtenir la persistance de la coloration rose violette.

1°) Quelles sont les réactions qui se produisent au cours des deux phases ? Que contient le mélange réactionnel à la fin de la première phase ?

2°) Calculer les concentrations molaire et massique de la solution de bichromate de potassium.

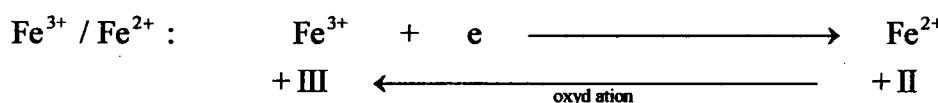
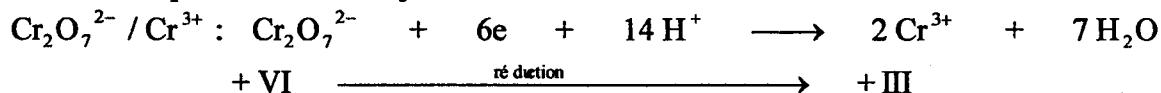
On donne : M(O) = 16 g.mol⁻¹ ; M(K) = 39 g.mol⁻¹ ; M(Cr) = 52 g.mol⁻¹.

SOLUTION

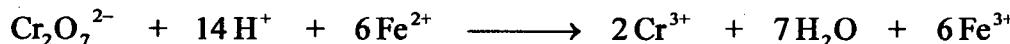
1°) Déterminons les réactions produites au cours des deux phases.

Au cours de la première phase, on a une réaction entre la solution ferreuse et la solution de bichromate de potassium.

Les deux couples redox mis en jeu sont :

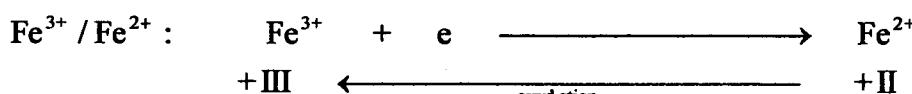
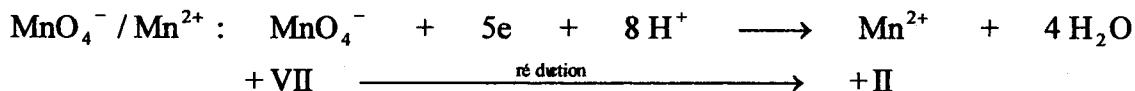


L'équation bilan de la réaction s'écrit alors :

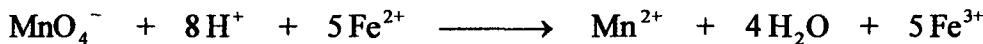


Au cours de la deuxième phase, on a une réaction entre la solution ferreuse et la solution de permanganate de potassium ajoutée.

Les couples redox mis en jeu sont :



D'où l'équation bilan de la réaction :



A la fin de la première phase, le milieu réactionnel contient donc :

- des **ions chrome (III)**, Cr^{3+} , provenant de la réduction des ions dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$;
- des **ions fer (III)**, Fe^{3+} , provenant de l'oxydation d'une partie des ions fer (II) Fe^{2+} par la solution de bichromate de potassium ;
- des **ions fer (II)**, Fe^{2+} , en excès, qui sont oxydés par la solution de permanganate de potassium au cours de la deuxième phase.

2°) * Calculons la molarité de la solution de bichromate de potassium.

A l'équivalence d'oxydoréduction, le nombre d'électrons fournis par la solution réductrice est égale au nombre total d'électrons captés par les deux solutions oxydantes.

Or : $n_{\text{électrons fournis par la solution réductrice}} = n_{\text{Fe}^{2+}} = C_R \cdot V_R$

$n_{\text{électrons captés par la solution de bichromate}} = 6n_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 6C_O \cdot V_O$

$n_{\text{électrons captés par la solution de permanganate}} = 5n_{\text{MnO}_4^-} = 5C'_O \cdot V'_O$.

D'où, on aura : $C_R \cdot V_R = 6C_O \cdot V_O + 5C'_O \cdot V'_O$.

La molarité de la solution de bichromate de potassium est alors :

$$C_O = [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = \frac{C_R \cdot V_R - 5C'_O \cdot V'_O}{6V_O} ; \quad \underline{\text{A.N:}} \quad C_O = [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

* Calculons la concentration massique de cette solution.

$$\text{Par définition, on a : } C_{O_{\text{molaire}}} = [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = \frac{n_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot V_{\text{solution}}}$$

$$\text{Or : } C_{O_{\text{massique}}} = \frac{m_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{V_{\text{solution}}} ; \text{ d'où : } C_{O_{\text{molaire}}} = \frac{C_{O_{\text{massique}}}}{V_{\text{solution}}}$$

La concentration massique de la solution est alors :

$$C_{O_{\text{massique}}} = M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot C_{O_{\text{molaire}}} ; \quad \underline{\text{A.N:}} \quad C_{O_{\text{massique}}} = 29,4 \text{ g.L}^{-1}$$

EXERCICE N° 66

1°) L'acide oxalique ($\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$) a pour oxydant conjugué le dioxyde de carbone (CO_2).

Écrire la demi équation électronique de ce couple.

2°) On prépare 1 litre de solution en dissolvant 18,0 g d'acide oxalique dans l'eau pure.

Un prélèvement de 10,0 mL est dosé par une solution de permanganate de potassium en présence d'acide sulfurique. La solution de permanganate de potassium utilisée a une molarité de 0,032 mol.L⁻¹.

a) Écrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide oxalique et la solution de permanganate de potassium en milieu acide.

Pourquoi utilise-t-on l'acide sulfurique et non l'acide chlorhydrique ou l'acide nitrique ?

b) Quel volume de solution de permanganate de potassium est nécessaire pour obtenir une coloration rose violette persistante ?

c) L'expérience montre que la persistance de la coloration rose a lieu dès que l'on a ajouté 17,85 mL ; la différence entre la valeur théorique et la valeur expérimentale s'explique par le caractère hydraté des cristaux d'acide oxalique de formule : $C_2H_2O_4 \cdot xH_2O$. Déterminer x.

On donne : $M(H) = 1 \text{ g. mol}^{-1}$; $M(C) = 12 \text{ g. mol}^{-1}$ et $M(O) = 16 \text{ g. mol}^{-1}$

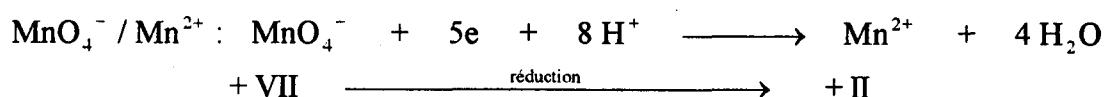
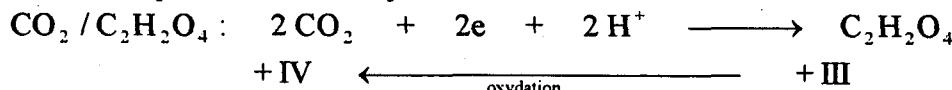
SOLUTION

1°) Écrivons la demi équation électronique du couple redox $\text{CO}_2 / \text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2$.

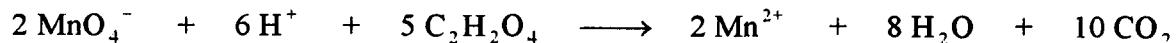
Cette demi équation s'écrit :
$$2 \text{CO}_2 + 2\text{e} + 2\text{H}^+ \xrightarrow{\text{réduction}} \text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$$

2°) a) Écrivons l'équation bilan de la réaction entre l'acide oxalique et la solution de permanganate de potassium.

Les deux couples redox mis en jeu sont :



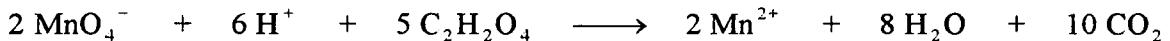
D'où l'équation bilan de la réaction :



On utilise, pour acidifier le milieu, de l'acide sulfurique et non l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) ou l'acide nitrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$) sinon les ions chlorure Cl^- ou nitrate NO_3^- eux-mêmes oxydants seront en compétition avec les ions permanganate MnO_4^- pour réagir avec l'acide oxalique ; on ne peut connaître la réaction prépondérante.

b) Calculons le volume de solution de permanganate de potassium nécessaire pour obtenir l'équivalence d'oxydoréduction.

Réécrivons l'équation bilan de la réaction



2 mol réagissent avec 5 mol ;

n_1 mol réagissent avec n_2 mol.

D'après l'équation, l'équivalence est obtenue lorsque : $\frac{n_1}{2} = \frac{n_2}{5}$,

c'est-à-dire : $5n_1 = 2n_2$ avec $n_1 = C_O \cdot V_O$ et $n_2 = \frac{m_{C_2H_2O_4} \cdot V_R}{M_{C_2H_2O_4} \cdot 1}$;

$$\text{donc} : 5C_O \cdot V_O = \frac{2m_{C_2H_2O_4}}{M_{C_2H_2O_4}} \cdot V_R$$

Le volume de la solution de permanganate de potassium nécessaire est alors :

$$V_O = \frac{2m_{C_2H_2O_4}}{M_{C_2H_2O_4}} \cdot V_R ; \quad \underline{\text{A.N}}: V_O = 25 \text{ mL.}$$

c) Déterminons le degré d'hydratation des cristaux d'acide oxalique.

La condition d'équivalence d'oxydoréduction s'écrit : $5C_O \cdot V'_O = \frac{2m_{C_2H_2O_4, xH_2O}}{M_{C_2H_2O_4, xH_2O}} \cdot V_R$

c'est-à-dire : $5C_O \cdot V'_O = \frac{2m_{C_2H_2O_4, xH_2O}}{M_{C_2H_2O_4} + xM_{H_2O}} \cdot V_R$.

D'où : $x = \frac{2m_{C_2H_2O_4, xH_2O} \cdot V_R}{5C_O \cdot V'_O \cdot M_{H_2O}} - \frac{M_{C_2H_2O_4}}{M_{H_2O}}$; A.N: $x \approx 2$.

La formule de l'acide oxalique hydraté est donc : $C_2H_2O_4 \cdot 2H_2O$.

EXERCICE N° 67

1°) Quelle masse de permanganate de potassium doit-on dissoudre dans l'eau pour obtenir un volume de 250 cm^3 d'une solution (S_1) de concentration en ions MnO_4^- $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$?

2°) On veut doser une solution aqueuse (S_2) de chlorure d'étain (II) ($\text{Sn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$). Sn^{2+} peut-être oxydé à l'état de Sn^{4+} .

On met dans un bêcher 20 cm^3 de solution (S_2) que l'on acidifie avec de l'acide sulfurique en excès. On verse progressivement la solution (S_1) dans le bêcher ; la coloration violette persiste lorsqu'il a été versé 15 cm^3 de la solution (S_1).

a) Calculer la molarité de la solution (S_2).

b) Quelle est la masse de chlorure d'étain (II) nécessaire pour obtenir 1 litre de cette solution (S_2) ?

On donne : $O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $K = 39 \text{ g.mol}^{-1}$; $Mn = 55 \text{ g.mol}^{-1}$; $Cl = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$;

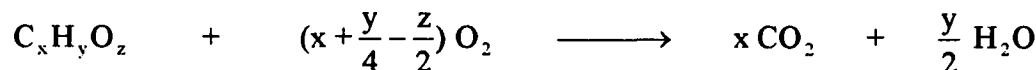
$\text{Sn} = 119 \text{ g.mol}^{-1}$.

EXERCICES NON SOULIGNES

EXERCICE N° 5

1°) Déterminons la formule brute du composé analysé.

Soit $C_x H_y O_z$ ($x, y, z \in N^*$) cette formule ; l'équation bilan de la réaction de combustion complète du composé s'écrit :



1 mol réagit avec $(x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2})$ mol pour donner x mol et $\frac{y}{2}$ mol ;

n_1 mol réagissent avec n_2 mol pour donner n_3 mol et n_4 mol.

D'après l'équation ci-dessus, on a : $n_1 = \frac{n_2}{x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2}} = \frac{n_3}{x} = \frac{n_4}{\frac{y}{2}}$.

Or : $n_1 = \frac{m}{M}$; $n_3 = \frac{V_{CO_2}}{V_0}$ et $n_4 = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}$.

D'où, on déduit :

$$x = \frac{n_3}{n_1} = \frac{V_{CO_2}}{V_0} \frac{M}{m} ; \quad \underline{A.N} : x = 3 ;$$

$$y = \frac{2n_4}{n_1} = \frac{2m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \frac{M}{m} ; \quad \underline{A.N} : y = 6.$$

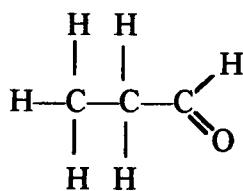
La masse molaire du composé est : $M = 12x + y + 16z$; d'où :

$$z = \frac{M - 12x - y}{16} ; \quad \underline{A.N} : z = 1.$$

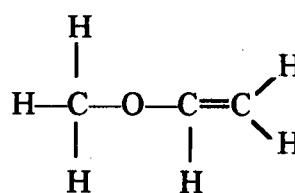
La formule moléculaire brute du composé est alors : C_3H_6O .

2°) Trouvons les formules développées des isomères possibles.

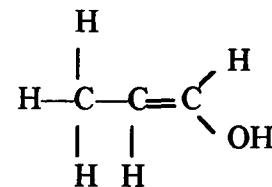
Les formules développées planes des isomères possibles correspondant à la formule brute obtenue sont :



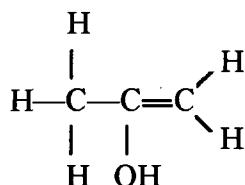
(1)



(2)



(3)



(4)

EXERCICE N° 10

1°) Déterminons la plus simple formule moléculaire brute du carbure d'hydrogène considéré.

Soit C_xH_y ($x, y \in \mathbb{N}^*$) cette formule.

C_xH_y est constitué de carbone et d'hydrogène : 1 mol de C_xH_y est formée de x mol de carbone est de y mol d'hydrogène ;

M g contiennent $12x$ g de carbone et y g d'hydrogène ;

100 g contiennent 92,3 g de carbone et 7,7 g d'hydrogène.

D'après la proportionnalité entre la composition molaire et la composition centésimale en masse, on peut écrire : $\frac{M}{100} = \frac{12x}{92,3} = \frac{y}{7,7}$.

D'où, on déduit : $\frac{x}{y} \approx 1$ soit $x = y = n$.

La formule moléculaire brute la plus simple est donc : $(\text{CH})_n$ soit C_2H_2 par exemple.

Remarque : la formule brute réelle est inconnue, car on n'a pas la masse molaire du composé.

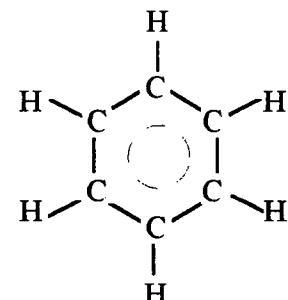
2°) Déterminons la formule brute réelle de l'hydrocarbure.

La masse molaire du carbure est donnée par la relation :

$$M \approx 29 \cdot d \quad ; \quad \underline{\text{A. N}} : M \approx 78,3 \text{ g. mol}^{-1}.$$

D'après la proportionnalité précédente entre la composition molaire et la composition centésimale en masse, on obtient : $x \approx 6$ et $y \approx 6$; la formule brute cherchée devient : C_6H_6 .

Remarque : la formule développée plane est cyclique hexagonale.



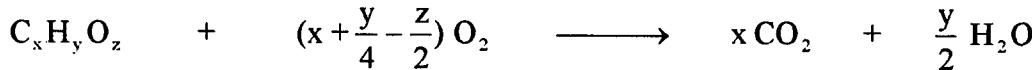
EXERCICE N° 11

I - Calculons la masse molaire moléculaire M du composé A.

D'après la loi d'Avogadro Ampère : $M \approx 29 \cdot d$; A.N. : $M \approx 60,03 \text{ g. mol}^{-1}$.

II - 1°) Écrivons l'équation bilan de la réaction de combustion complète de A.

Soit $C_x H_y O_z$ ($x, y, z \in N^*$) la formule brute du composé A ; l'équation de sa réaction de combustion dans le dioxygène s'écrit alors :

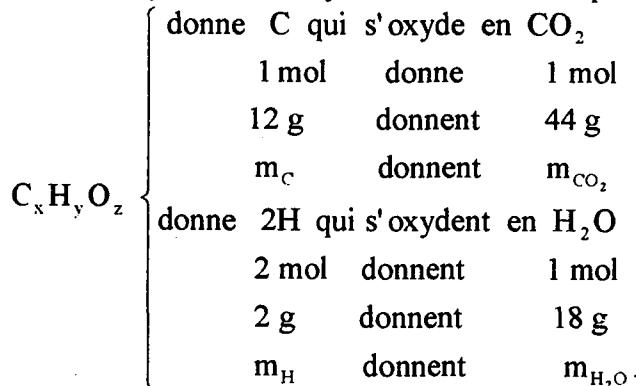


1 mol réagit avec $(x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2})$ mol pour donner x mol et $\frac{y}{2}$ mol ;

n_1 mol réagissent avec n_2 mol pour donner n_3 mol et n_4 mol.

2°) a) Déterminons la composition en masse du composé.

Au cours de la combustion, le composé $C_x H_y O_z$ se décompose : le carbone et l'hydrogène libérés s'oxydent en dioxyde de carbone et vapeur d'eau qui se dégagent.



Les masses de carbone et d'hydrogène contenues dans le composé A sont :

$$m_C = m_{CO_2} \frac{12}{44} ; \quad \underline{A.N.} : m_C = 0,48 \text{ g} ;$$

$$m_H = m_{H_2 O} \frac{2}{18} ; \quad \underline{A.N.} : m_H = 0,08 \text{ g.}$$

La masse d'oxygène contenu dans le composé A est alors :

$$m_O = m - (m_C + m_H) ; \quad \underline{A.N.} : m_O = 0,64 \text{ g.}$$

b) Déduisons la formule moléculaire brute du composé A.

Le composé $C_xH_yO_z$ est formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

1 mole du composé contient x moles de carbone, y moles d'hydrogène et z moles d'oxygène ;
 M g du composé contient $12x$ g de carbone, y g d'hydrogène et $16z$ g d'oxygène ;
 m g du composé contient m_C g de carbone, m_H g d'hydrogène et m_O g d'oxygène.

D'après la proportionnalité entre la composition molaire et la composition massique du composé A, on a : $\frac{M}{m} = \frac{12x}{m_C} = \frac{y}{m_H} = \frac{16z}{m_O}$

$$\text{D'où : } x = \frac{m_c}{12} \cdot \frac{M}{m} ; \quad \text{A.N : } x \approx 2$$

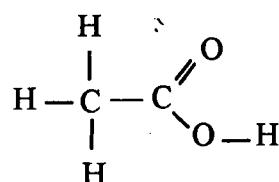
$$y = \frac{m_H}{1} \cdot \frac{M}{m} ; \quad \underline{\text{A.N.}}: y \approx 4$$

$$z = \frac{m_o}{16} \cdot \frac{M}{m} \quad ; \quad \underline{\text{A.N.}}: z \approx 2$$

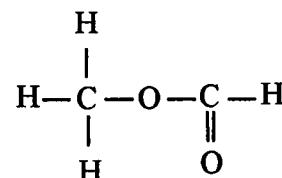
La formule brute du composé est alors : $C_2H_4O_2$.

3°) Déterminons les formules développées planes qu'on peut attribuer au composé A.

On peut trouver les deux formules suivantes :

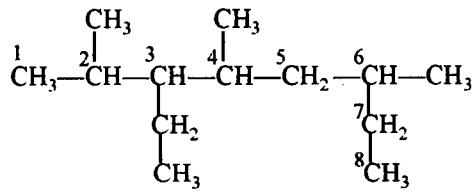


et

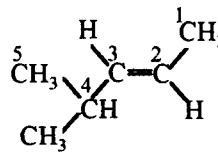


EXERCICE N° 13

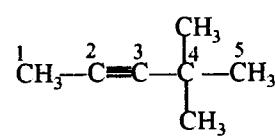
1°) Donnons les noms des hydrocarbures en question.



a) Le 3-éthyl.2,4,6-triméthyloctane



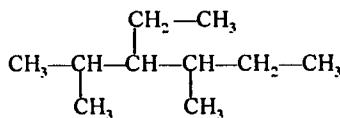
b) Le 4-méthylpent-2-ène



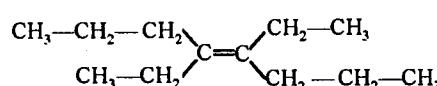
c) Le 4,4-diméthylpent-2-yne

2°) Donnons les formules semi-développées des hydrocarbures en question.

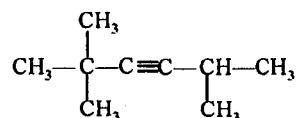
a) le 3-éthyl,2,4-diméthylhexane



b) Le E 4,5-diéthyloct-4-ène

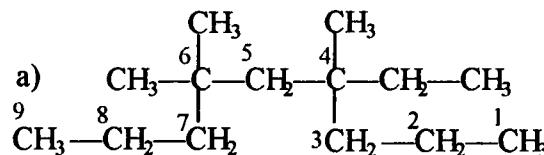


c) Le 2,2,5-triméthylhex-3-yne

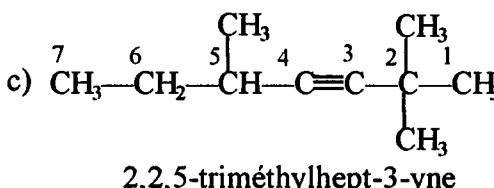


EXERCICE N° 14

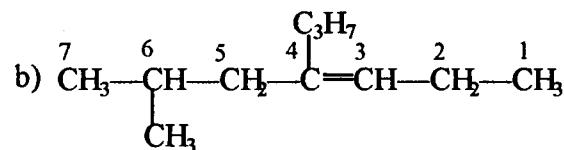
1°) Donnons les noms des hydrocarbures en question.



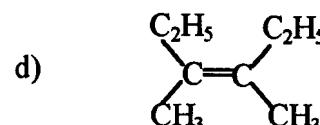
4-éthyl,4,6,6-triméthylheptane



2,2,5-triméthylhept-3-yne



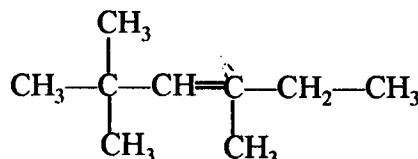
6-méthyl,4-propylhept-3-ène



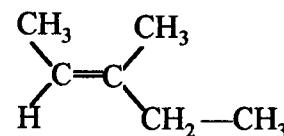
Z 3,4-diméthylhex-3-ène

2°) Donnons les formules semi-développées des hydrocarbures en question.

a) Le 2,2,4-triméthylhex-3-ène



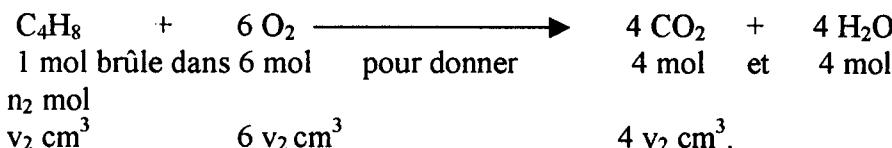
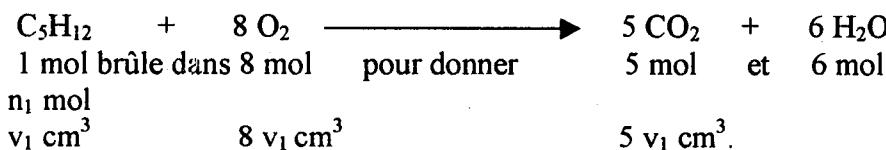
b) Le (Z) 3-méthylpent-2-ène



EXERCICE N° 17

1°) Déterminons la composition du mélange d'hydrocarbures utilisé.

Les équations de la réaction de combustion des deux hydrocarbures s'écrivent :



$$\text{On a alors : } v_1 + v_2 = V_{\text{mélange}} = 25 \text{ cm}^3 \quad (1)$$

$$8 v_1 + 6 v_2 = V_{\text{O}_2} = 180 \text{ cm}^3 \quad (2)$$

$$5 v_1 + 4 v_2 = V_{\text{CO}_2} = 115 \text{ cm}^3 \quad (3).$$

L'équation (2) donne : $6(v_1 + v_2) + 2 v_1 = V_{\text{O}_2}$.

$$\text{D'où : } v_1 = \frac{V_{O_2} - 6V_{\text{mélange}}}{2} ; \quad \underline{\text{A.N}}: v_1 = 15 \text{ cm}^3.$$

$$v_2 = V_{\text{mélange}} - v_1 ; \quad \underline{\text{A.N}}: v_2 = 10 \text{ cm}^3.$$

La composition en mole du mélange est alors :

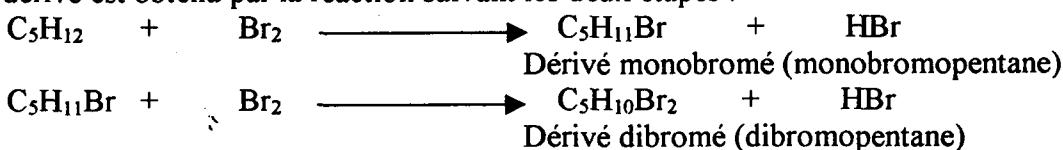
$$n_1 = \frac{v_1}{V_m} ; \quad \underline{\text{A.N}}: n_1 \approx 6,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$n_2 = \frac{v_2}{V_m} ; \quad \underline{\text{A.N}}: n_2 \approx 4,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

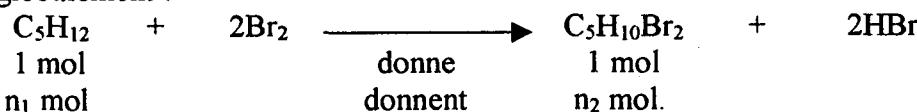
2°) a) C'est l'hydrocarbure saturé C_5H_{12} qui va réagir avec le dibrome en présence de lumière suivant une réaction de substitution en donnant un dégagement de HBr gaz acide. L'hydrocarbure insaturé C_4H_8 (alcène) réagit avec le dibrome sans dégagement de HBr .

b) Calculons la masse du dérivé dibromé obtenu.

Ce dérivé est obtenu par la réaction suivant les deux étapes :



Ou globalement :



D'après l'équation $n_1 = n_2$ avec $n_2 = \frac{m}{M}$ M étant la masse molaire du dérivé considéré.

D'où, la masse du dérivé obtenu est : $m = M \cdot n_1$; $\underline{\text{A.N}}: m \approx 0,14 \text{ g.}$

EXERCICE N° 18

1°) L'hydrocarbure X ne peut être qu'un alcane

- Si X était un alcène, sa formule générale serait de la forme C_nH_{2n} et sa masse molaire sera $M = 12n + 2n = 14n = 58 \text{ g.}$

D'où : $n = \frac{58}{14} \approx 4,14$; n n'est pas entier alors X n'est pas un alcène.

- Si X était un alcyne, sa formule générale serait de la forme C_nH_{2n-2} et sa masse molaire sera :

$$M = 12n + 2n - 2 = 14n - 2 = 58 \text{ g.}$$

D'où : $n = \frac{60}{14} \approx 4,28$; dans ce cas aussi n n'est pas entier alors X n'est pas un alcyne.

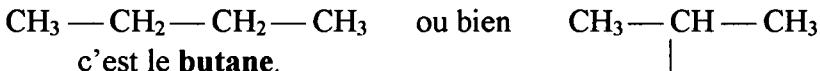
- Si X était un alcane, sa formule générale serait de la forme C_nH_{2n+2} et sa masse molaire sera

$$M = 12n + 2n + 2 = 14n + 2 = 58\text{g.}$$

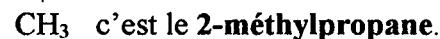
D'où : $n = \frac{56}{14} = 4$; n est dans ce cas un entier, l'hydrocarbure X est donc un **Alcane** de

formule brute C_4H_{10}

Les formules semi-développées correspondantes sont :



c'est le **butane**.



2°) a) Les observations expérimentales.

* Pour l'éprouvette A présentée à une flamme :

- Le mélange de l'hydrocarbure et du dichlore brûle.

- Une fumée noire se dégage et un papier pH placé à l'ouverture de l'éprouvette vire au rouge.

* Pour l'éprouvette B exposée à la lumière solaire riche en rayons U.V :

- L'eau salée monte dans l'éprouvette.

- Des gouttelettes huileuses se forment sur les parois internes de l'éprouvette.

- Un papier pH placé à l'ouverture de l'éprouvette vire au rouge.

b) Dans l'éprouvette A, il y a destruction de l'hydrocarbure X par le dichlore.

L'équation de la réaction s'écrit :



On mélange 0,24 L de X et 0,24 L de dichlore ce qui correspond à un même nombre n de moles : $n = \frac{0,24}{24} = 10^{-2} \text{ mol.}$

D'après l'équation de la réaction, pour brûler totalement les 10^{-2} moles de X, il faut $5 \cdot 10^{-2}$ moles de dichlore ; à la fin de la réaction le dichlore disparaît donc complètement mais l'**hydrocarbure reste en excès**.

- Le nombre de moles de carbone formé étant $n_C = \frac{4n}{5}$, la masse de carbone formé est alors :

$$m_C = \frac{12 \times 4n}{5} \quad ; \quad \underline{\text{A.N}} : m_C = 9,6 \cdot 10^{-2} \text{ g.}$$

- Le nombre de mole de HCl formé est : $n_{HCl} = 2n$. La masse de HCl formé est alors :

$$m_{HCl} = 2n \cdot M_{HCl} \quad \text{avec } M_{HCl} \text{ masse molaire de HCl} \quad ; \quad \underline{\text{A.N}} : m_{HCl} = 73 \cdot 10^{-2} \text{ g.}$$

c) Dans l'éprouvette B exposée à la lumière, il y a substitution de l'hydrogène par le chlore. La chaîne carbonée de X n'étant pas ramifiée, A est le **butane**.

L'équation de la première substitution s'écrit :



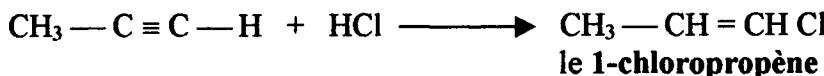
L'équation de la deuxième substitution possible s'écrit :



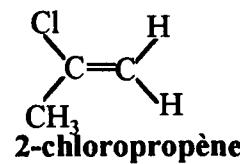
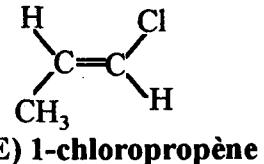
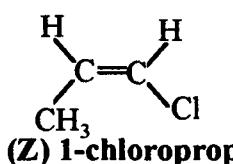
Toute autre substitution est acceptable.

EXERCICE N° 20

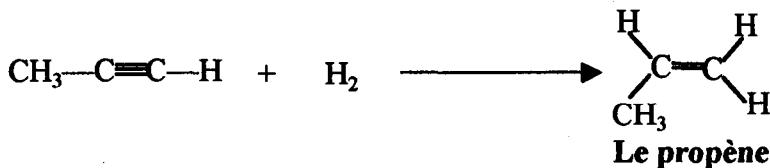
a) La réaction : A + 1 HCl \longrightarrow B est une réaction d'**addition** de HCl sur le propyne $\text{CH}_3\text{---CH}\equiv\text{C---H}$. L'équation de la réaction est la suivante :



Les isomères du composé B sont :



b) La réaction : A + 1H₂ \longrightarrow C est une réaction d'**hydrogénéation** du propyne dont l'équation s'écrit :

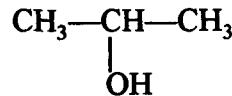


Il n'y a pas d'isomères possibles pour le propène (composé C).

c) La réaction : C + H₂O \longrightarrow D est une **hydratation** du propène (composé C). L'équation de cette réaction s'écrit :



On peut aussi avoir un autre isomère, le **propan-2 ol** de formule :

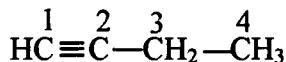


EXERCICE N° 22

1°) Déterminons la formule semi-développée de A.

A la formule brute C_4H_6 insaturée correspondent deux formules semi-développées suivant la position de la triple liaison.

Le composé A pour lequel la triple liaison est en bout de chaîne, la formule semi-développée sera :



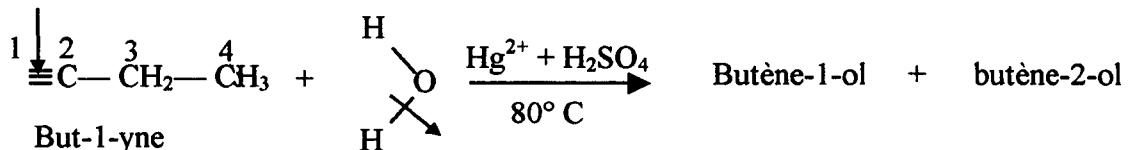
But-1-yne

2°) a) Les conditions expérimentales nécessaires pour réaliser l'hydratation de A sont :

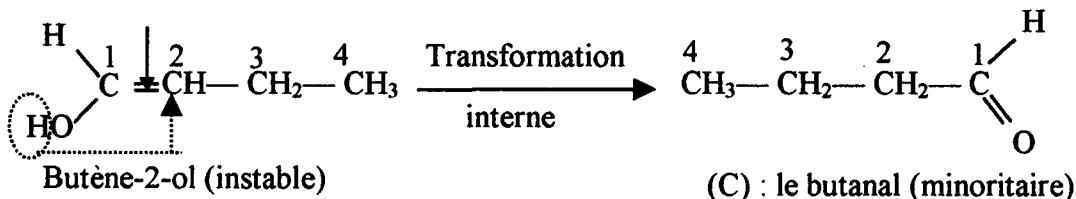
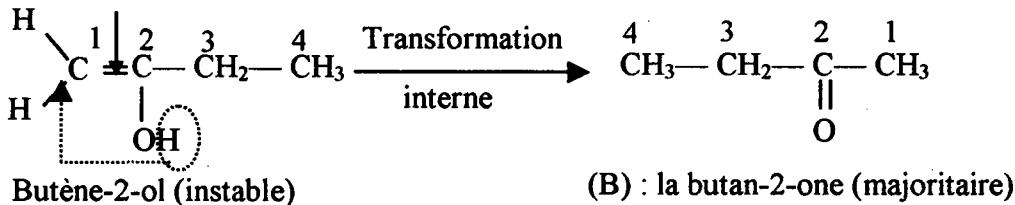
- catalyseur : les ions mercure (II) Hg^{2+} et milieu acide (H_2SO_4) ;
- température : $\theta = 80^\circ C$.

b) Écrivons l'équation de la réaction d'addition de l'eau sur le composé A.

On obtient :



Puis :

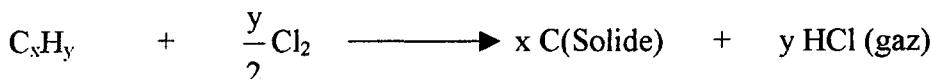


EXERCICE N° 23

1°) Un hydrocarbure aliphatique est un composé organique formé uniquement de carbone et d'hydrogène dont la chaîne hydrocarbonée est ouverte.

2°) Écrivons de la réaction du composé A avec le dichlore.

Cette équation s'écrit :



1 mol réagit avec $\frac{y}{2}$ mol pour donner x mol et y mol

n_1 mol réagissent avec n_2 mol pour donner n_3 mol et n_4 mol.

3°) Déterminons la formule brute de A.

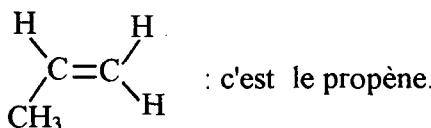
D'après l'équation de la réaction : $n_1 = \frac{n_2}{y} = \frac{n_3}{x} = \frac{n_4}{y}$ avec $n_1 = \frac{V}{V}$; $n_2 = \frac{V_{Cl_2}}{V}$; $n_3 = \frac{m_C}{M_C}$

et $n_4 = \frac{V_{HCl}}{V}$.

D'où, on a : $x = \frac{m_C}{M_C} \cdot \frac{V}{V}$; A.N : $x = 3$ et $y = \frac{V_{HCl}}{V}$; A.N : $y = 6$.

Le composé A est donc de formule brute : C_3H_6 .

4°) a) Donnons la formule semi-développée de A et son nom.



b) Comparons les liaisons entre les atomes de carbone de A.

La liaison entre les carbone (1) et (2) est une double liaison (liaison σ + liaison π), de longueur $1,33 \cdot 10^{-10}$ m, rigide (bloque la libre rotation) et plane (angle 120°).

La liaison entre les carbone (3) et (4) est une liaison simple σ , de longueur $1,55 \cdot 10^{-10}$ m, qui permet la libre rotation et spatiale (angle 109°).

5°) Calculons le volume de dichlore nécessaire à la réaction précédente.

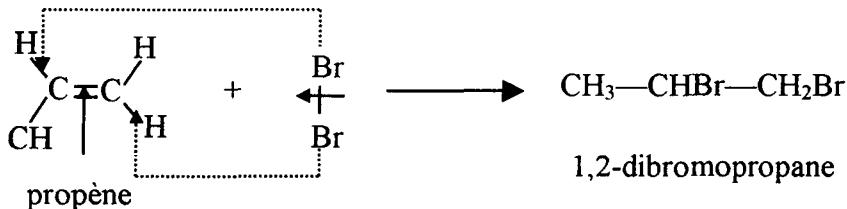
D'après l'équation : $V_{Cl_2} = \frac{y}{2} \cdot V$; A.N : $V_{Cl_2} = 336 \text{ cm}^3$.

6°) a) La réaction entre le composé A et le dibrome est une réaction d'addition ; c'est une réaction caractéristique des alcènes.

b) Écrivons l'équation de cette réaction.

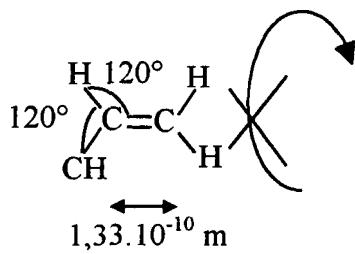
Cette équation s'écrit : $C_3H_6 + Br_2 \longrightarrow C_3H_6Br_2$

ou



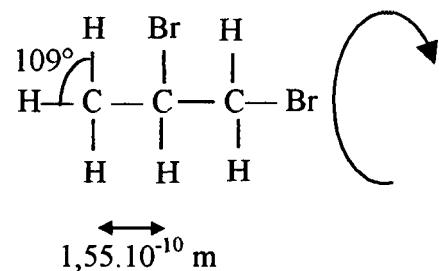
c) Les changements de structure observés au cours de cette réaction sont :

État initial : le propène



Molécule spatiale avec extrémité plane.

État final : le 1,2-dibromopentane



Molécule spatiale.

EXERCICE N° 25

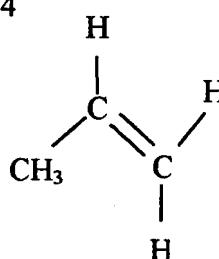
1°) Déterminons la masse molaire M du monomère.

Elle est donnée par la relation : $M = \frac{M_p}{n}$; A.N : M = 42 g.mol⁻¹.

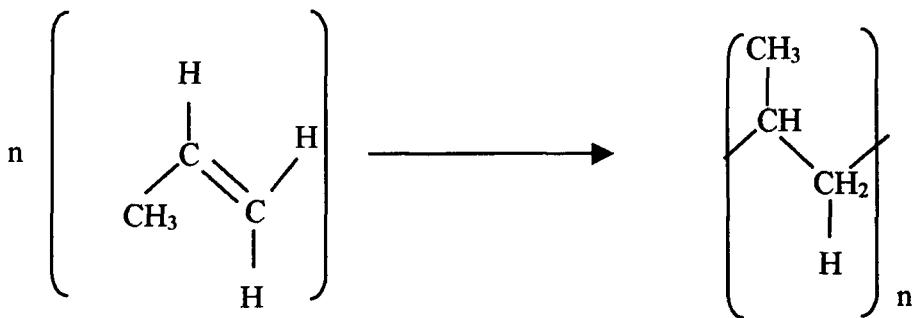
2°) Déterminons la formule et le nom du monomère considéré.

Le monomère A étant un alcène a pour formule brute C_nH_{2n}.

D'où : M = 12n + 2n = 14n ; donc n = $\frac{M}{14}$ = 3. La formule brute de A devient : C₃H₆ ; c'est le propène de formule semi-développée :



3°) L'équation de la réaction de polymérisation s'écrit :



Le monomère : **le propène**

Le polymère : **le polypropylène (PP)**

EXERCICE N° 31

1°) Déterminons la famille et les différents isomères de l'hydrocarbure X.

La formule brute de l'hydrocarbure X est C_5H_{10} ; elle est de la forme C_nH_{2n} ; X est donc un **alcène**.

La chaîne carbonée de l'hydrocarbure X n'étant pas ramifiée, les isomères possibles de X sont



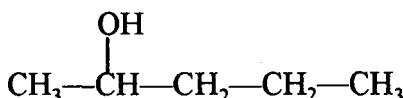
Le pent-1-ène



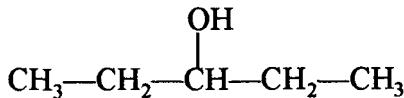
Le pent-2-ène

2°) Précisons les noms et les formules des composés X, Y et Z.

** Si X était le pent-2-ène, son hydratation donnerait les deux composés suivants :

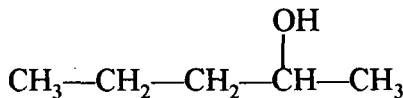


et

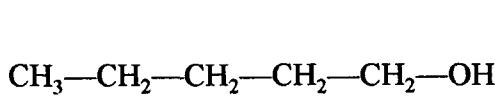


Ces deux composés sont des alcools secondaires ; ils réagissent difficilement sur le sodium. L'hydrocarbure X ne peut donc pas être le pent-2-ène.

** Si X était le pent-1-ène, son hydratation donnerait les deux composés suivants :



et



Le premier composé est un alcool secondaire ; il réagit difficilement avec le sodium. Le deuxième est un alcool primaire ; il réagit facilement avec le sodium : c'est le composé nommé Y par l'énoncé.

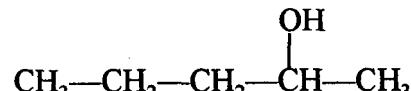
L'hydrocarbure X est donc le **pent-1-ène** de formule :



Le composé Y est un **alcool primaire**, le **pent-1-ol**, de formule :

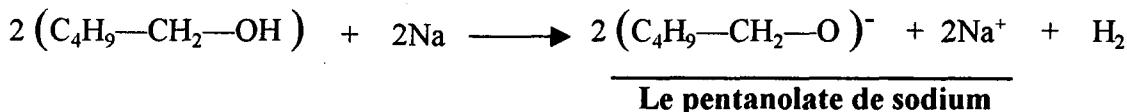


Le composé Z est un **alcool secondaire**, le **pent-2-ol**, de formule :



3°) Écrivons l'équation de la réaction du sodium avec le pent-1-ol.

** Cette équation s'écrit :

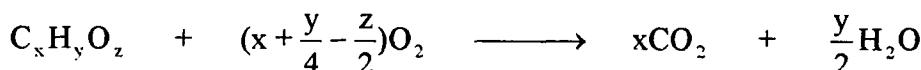


** Il se forme du dihydrogène et du pentanolate de sodium.

EXERCICE N° 35

1°) * Écrivons l'équation bilan de la réaction de combustion complète de A.

Soit $C_xH_yO_z$ (x, y et $z \in N^*$) la formule brute du composé A ; l'équation de sa combustion complète s'écrit alors :



1 mol réagit avec $(x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2})$ mol pour donner x mol et $\frac{y}{2}$ mol ;

n_1 mol $\quad \quad \quad n_2$ mol $\quad \quad \quad n_3$ mol $\quad \quad \quad n_4$ mol.

* Déterminons la formule brute du composé A.

D'après l'équation bilan de la réaction, on a :

$$n_1 = \frac{n_2}{x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2}} = \frac{n_3}{x} = \frac{n_4}{\frac{y}{2}} \quad \text{avec} \quad n_1 = \frac{m}{M} ; \quad n_3 = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \quad \text{et} \quad n_4 = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}.$$

D'où, on déduit :

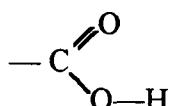
$$x = \frac{n_3}{n_1} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \cdot \frac{M}{m} ; \quad x = 3 ;$$

$$y = \frac{2n_4}{n_1} = \frac{2m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \cdot \frac{M}{m} ; \quad y = 6.$$

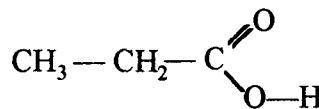
La masse molaire de A peut s'écrire : $M = 12x + y + 16z$; d'où : $z = \frac{M - 12x - y}{16} = 2$.

La formule brute du composé A est alors : $C_3H_6O_2$.

2°) a) La dissolution de A dans l'eau donne une solution de $pH < 7$ donc une solution acide. Le composé A est donc un acide carboxylique caractérisé par le groupe atomique fonctionnel acide carboxylique :

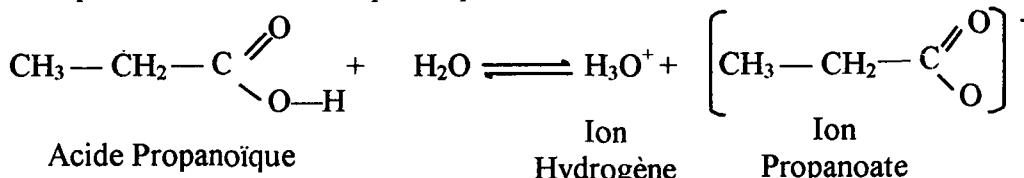


Sa formule développée plane s'écrit :
C'est l'acide propanoïque.



b) Écrivons l'équation bilan de la réaction de A avec l'eau.

Les acides carboxyliques sont des acides faibles ; leur dissolution dans l'eau est une dissociation partielle comme l'indique l'équation :



EXERCICE N° 38

1°) Calculons la quantité d'acide carboxylique dissoute.

La réaction entre la solution de l'acide carboxylique A et la solution d'hydroxyde de sodium est une réaction acide-base. La phénol phtaléine devient rose lorsqu'il y a équivalence acido-basique ; cette équivalence est obtenue lorsque :

$$n_{H^+ \text{ apportés par la solution A}} = n_{OH^- \text{ apportés par la solution basique}}$$

Or : $n_{H^+} = n_A$ car l'acide est un monoacide fort

et $n_{\text{OH}^-} = n_B = C_B \cdot V_B$ car l'hydroxyde de sodium est une monobase forte.

$$\text{D'où : } n_A = C_B \cdot V_B \quad ; \quad \text{A.N : } n_A = 5,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

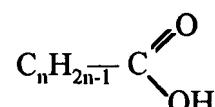
2°) Calculons la masse molaire de l'acide A.

D'après la proportionnalité entre la masse et la quantité de matière, on a : $n_A = \frac{m_A}{M_A}$.

D'où la masse molaire de l'acide A : $M_A = \frac{m_A}{n_A}$; A.N : $M_A \approx 74,07 \text{ g.mol}^{-1}$.

3°) Trouvons la formule brute de A.

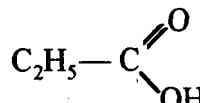
La formule brute de l'acide carboxylique A s'écrit sous la forme générale



La masse molaire moléculaire de A est : $M = 12(n + 1) + 2n - 1 + 1$

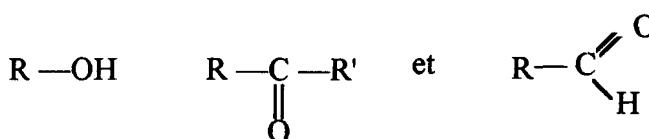
$$\text{D'où : } n = \frac{M - 44}{14} \quad ; \quad \text{A.N : } n \approx 2.$$

La formule de l'acide A est alors :



EXERCICE N° 39

1°) a) Les fonctions alcool, cétone et aldéhyde sont caractérisées respectivement par les groupes atomiques fonctionnels :

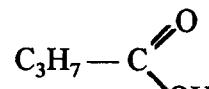


Le composé A contient deux atomes d'oxygène ; il ne peut donc être ni un alcool, ni une cétone, ni un aldéhyde.

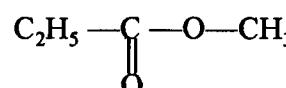
b) les fonctions acide carboxylique et ester sont caractérisées respectivement par les groupes atomiques fonctionnels :



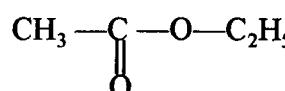
Le composé A peut donc être l'acide butanoïque



ou le propanoate de méthyle,



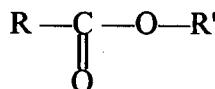
ou l'éthanoate d'éthyle.



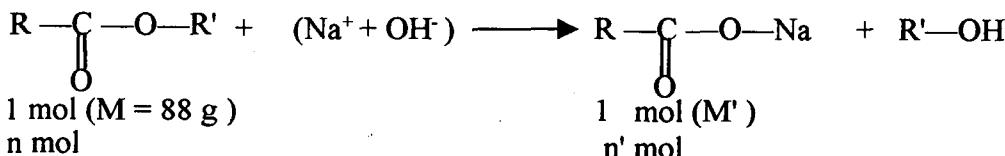
2°) a) Déterminons la fonction de A et son nom.

$$\text{La réaction : A} + (\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \longrightarrow \text{alcool} + \text{sel(savon)}$$

est une réaction de saponification qui ne peut se produire qu'avec un ester de formule générale



L'équation de cette réaction s'écrit :



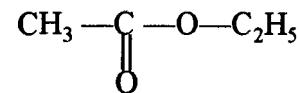
D'après cette équation, on a : $n = n'$ avec $n = \frac{m}{M}$ et $n' = \frac{m'}{M'}$

$$D'o\!u : M' = M \cdot \frac{m'}{m}$$

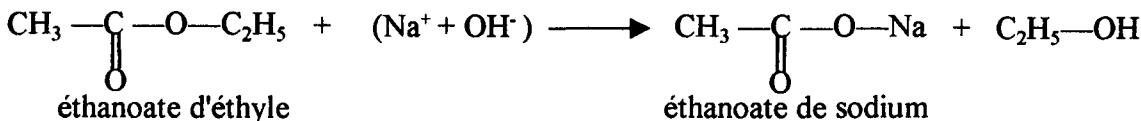
Comme R est un radical alkyle C_nH_{2n+1} alors : $M' = 12n + 2n + 1 + 12 + 32 + 23$.

$$D'o\ddot{u} : n = \frac{M \cdot \frac{m'}{m} - 68}{14} ; \quad A.N : n \approx 0,99 \text{ donc } 1.$$

Le composé A est donc un ester de formule semi-développée : c'est l'**éthanoate d'éthyle** qui provient de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'éthanol.



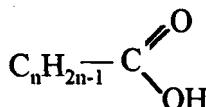
b) Écrivons l'équation bilan de la réaction de saponification de l'éthanoate d'éthyle.
Cette équation s'écrit :



EXERCICE N° 42

1°) Donnons la formule générale d'un acide carboxylique.

Cette formule s'écrit :



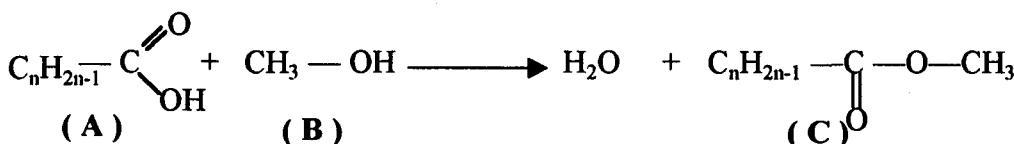
2°) Donnons la formule semi-développée et le nom de l'alcool B

A la formule brute correspond la formule semi-développée : $\text{CH}_3 - \text{OH}$: c'est le **méthanol**.

3°) * La réaction entre l'acide A et l'alcool B est une réaction d'estérification qui donne un ester et de l'eau.

* Écrivons l'équation bilan de cette réaction.

Cette équation s'écrit :

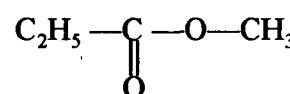


* Déterminons la formule semi-développée et le nom de l'acide A.

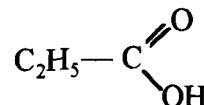
D'après la formule de l'ester C, sa masse molaire est : $M = 12(n + 2) + (2n - 1 + 3) + 32$; c'est-à-dire : $M = 14n + 58$ ce qui donne : $n \approx 2$.

La formule semi-développée de l'ester C est donc

C'est le propanoate de méthyle.



La formule semi-développée de l'acide A est alors :



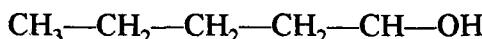
C'est l'**acide propanoïque**.

EXERCICE N° 45

1°) Déterminons les formules semi-développées des composés isomères de formule brute $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$.

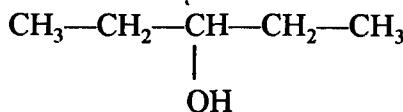
On obtient les formules ci-après :

1)



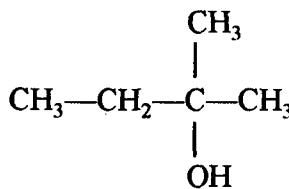
Le pentan-1-ol

3)



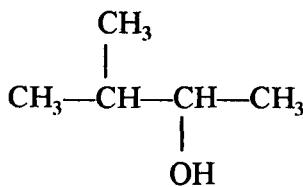
Le pentan-3-ol

5)



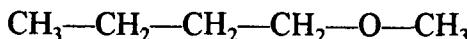
Le 2- méthylbutan -2- ol

7)



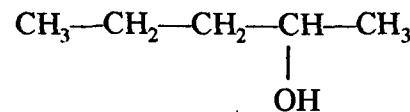
Le 3- méthylbutan -2- ol

9)



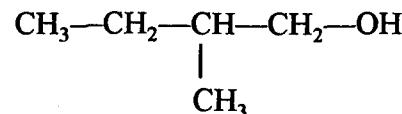
Le 2-oxahexane

2)



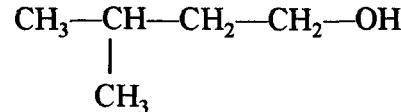
Le pentan-2-ol

4)



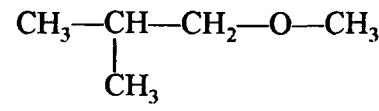
Le 2- méthylbutan -1- ol

6)



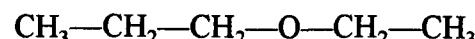
Le 3- méthylbutan -1- ol

8)



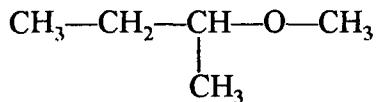
Le 4- méthyl 2-oxapentane

10)



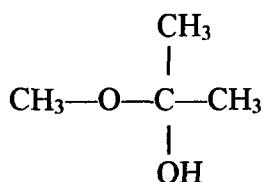
Le 3-oxahexane

11)



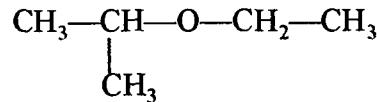
Le 3-méthyl 2-oxapentane

13)



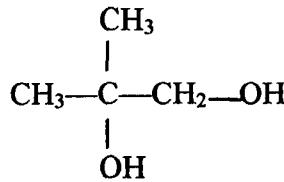
Le 3,3-diméthyl 2-oxabutane

12)



Le 2- méthyl 3-oxapentane

14)



Le 2,2-diméthylpropan-1-ol

2°) Déterminons les isoméries correspondants à ces composés.

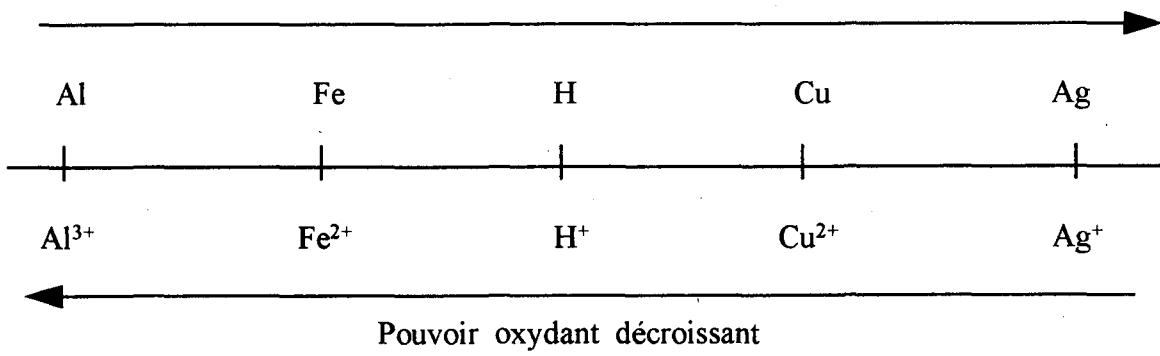
- Le pentan-1-ol, le 3-méthyl butan-1-ol, le 2,2-diméthyl propan-1-ol sont des **isomères de chaîne** ; il en est de même pour les n-oxahexane, les méthyl n'-oxapentane et les diméthyl n"-oxabutane.
- Les pentan-n-ol et les n'-oxahexane sont des **isomères de fonction** ; il en est de même pour les méthyl butane-n-ol et les méthyl n'-oxapentane et pour le 2,2-diméthyl propan-1-ol et le 3,3diméthyl 2-oxabutane.
- Le pentan-1-ol, le pentan-2-ol et le pentan-3-ol sont des **isomères de position** ; il en est de même pour le 2-méthyl butan-1-ol et le 2-méthyl butan-2-ol, le 3-méthyl butan-1-ol et le 3-méthyl butan-2-ol, le 2-oxahexane et le 3-oxahexane, le 2-méthyl 3-oxapentane, le 3-méthyl 2-oxapentane et le 4-méthyl 2-oxapentane.

EXERCICE N° 48

1°) Donnons les ions oxydants conjugués des éléments considérés et classons les suivant leur pouvoir oxydant décroissant.

On obtient l'échelle ci-dessous :

Pouvoir réducteur décroissant



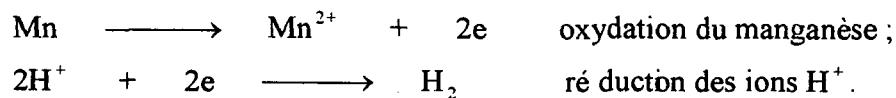
2°) L'ion le plus oxydant est l'ion Ag^+ ; il ne peut donc être réduit par tous les éléments (Cu, H, Fe, Al) considérés dans l'échelle qui sont plus réducteur que Ag.

3°) D'après l'échelle, le cuivre (Cu) et l'argent (Ag), moins réducteurs que l'hydrogène (H), ne peuvent être oxydés par les ions H^+ donc ne peuvent réagir avec une solution d'acide chlorhydrique.

4°) a) Écrivons l'équation bilan de la réaction entre le manganèse et une solution d'acide chlorhydrique.

Cette équation s'écrit : $\text{Mn} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Mn}^{2+}$

Cette réaction est due aux deux demi réactions :



C'est une réaction d'oxydoréduction (transfert d'électrons du manganèse aux ions H^+).

b) Le manganèse (Mn), plus réducteur que l'hydrogène, doit être placé à gauche de l'élément hydrogène (H) dans l'échelle précédente mais on ne peut préciser avant ou après l'élément fer (Fe) car on ne connaît pas la force de (Fe) par rapport à (Mn).

5°) a) Le manganèse, plus réducteur que l'hydrogène, est aussi plus réducteur que le cuivre ; une lame de manganèse plongée dans une solution de sulfate de cuivre (II) se recouvre d'un dépôt rouge de cuivre. Il se produit la réaction d'équation bilan :

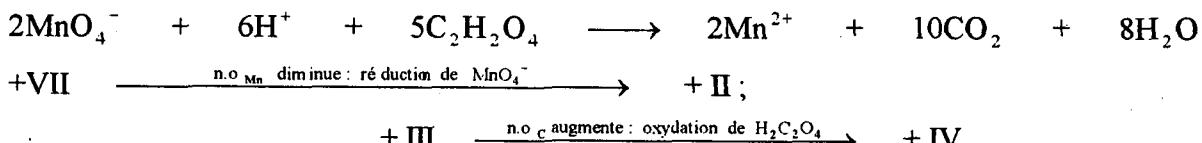


b) On ne peut prévoir le résultat obtenu en plongeant une lame de manganèse dans une solution ferreuse (Fe^{2+}) car on ne connaît pas si le manganèse est plus ou moins réducteur que le fer.

EXERCICE N° 53

1°) Montrons que la réaction est une réaction d'oxydoréduction.

Réécrivons l'équation bilan de la réaction :



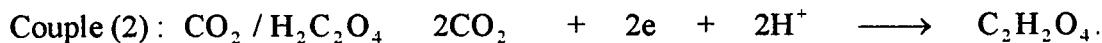
D'après cette équation bilan :

- la transformation de MnO_4^- en Mn^{2+} est une réduction ;

- la transformation de $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ en CO_2 est une oxydation.
 La réaction considérée est donc une réaction d'oxydoréduction.

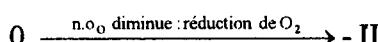
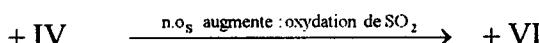
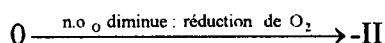
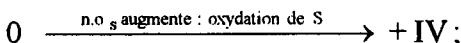
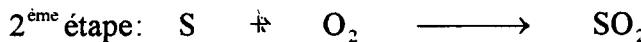
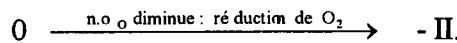
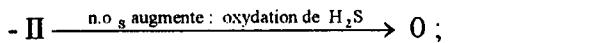
2°) Écrivons les schémas de définition des couples redox qui interviennent au cours de cette réaction.

Les couples redox qui interviennent sont :



EXERCICE N° 54

1°) Déterminons les réactions d'oxydoréduction.



Les étapes (1),(2) et (3) sont des réactions d'oxydoréduction, l'étape (4) n'en est pas une.

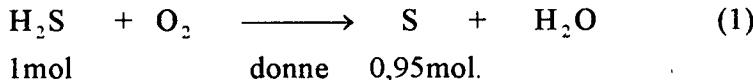
2°) Équilibrions ces équations.

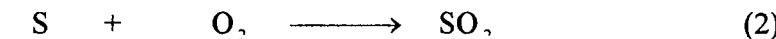
Les équations des réactions (1), (2) et (4) sont déjà équilibrées.

L'équation de la réaction (2) devient : $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{SO}_3$.

3°) Calculons la masse d'acide sulfurique obtenue à partir de 100 tonnes de H_2S .

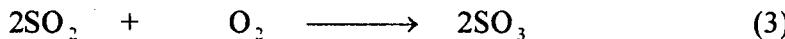
D'après les équations des différentes réactions, on a :





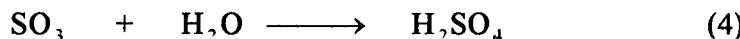
1 mol donne 0,95 mol ;

0,95 mol donne $0,95 \times 0,95$ mol.



2 mol donnent 2 mol ;

$0,95 \times 0,95$ mol donnent $0,95 \times 0,95$ mol.



1 mol donne 1 mol ;

$(0,95)^2$ mol donnent $(0,95)^2$ mol.

1 mol de H_2S donne $(0,95)^2$ mol de H_2SO_4 ; n_1 mol de H_2S donnent n_2 mol de H_2SO_4 .

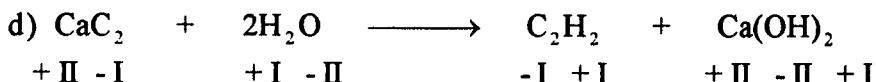
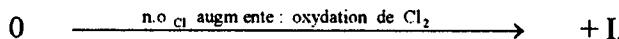
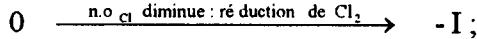
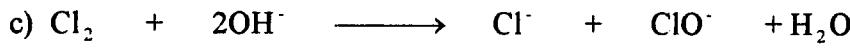
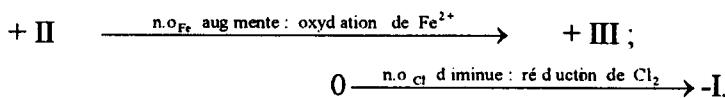
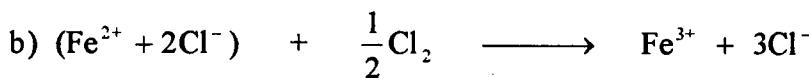
Donc : $\frac{n_1}{1} = \frac{n_2}{(0,95)^2}$ avec $n_1 = \frac{m_{H_2S}}{M_{H_2S}}$ et $n_2 = \frac{m_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4}}$.

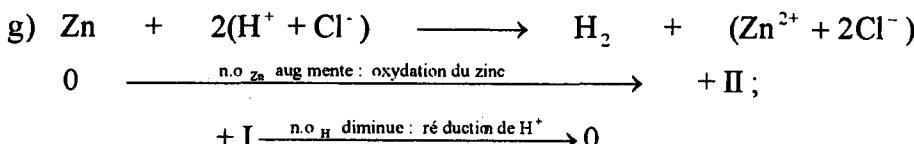
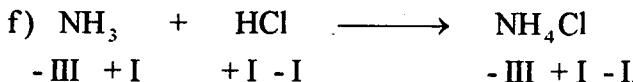
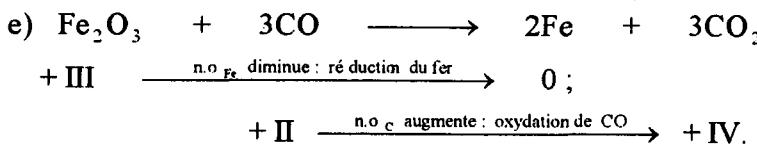
D'où, on obtient :

$$m_{H_2SO_4} = (0,95)^2 \cdot M_{H_2SO_4} \cdot \frac{m_{H_2S}}{M_{H_2S}} ; \quad \underline{\text{A.N.}}: m_{H_2SO_4} \approx 2,60 \cdot 10^8 \text{ g soit 260 tonnes.}$$

EXERCICE N° 55

Déterminons les réactions d'oxydoréduction.



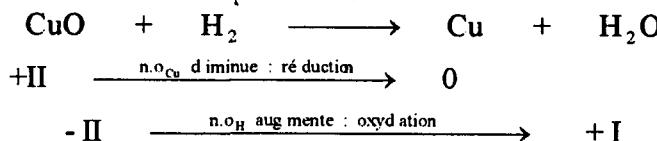


Seules les réactions a), b), c), e) et g) sont des réactions d'oxydoréduction.

EXERCICE N° 58

1°) Écrivons l'équation bilan de la réaction.

D'après les données, cette équation s'écrit :



Le nombre d'oxydation de l'hydrogène augmente, le dihydrogène est oxydé ; celui du cuivre diminue, l'oxyde de cuivre (II) est réduit. Le nombre d'oxydation de l'oxygène est inchangé.

2°) * Calculons la masse de CuO utilisé

Réécrivons l'équation bilan de la réaction :



1 mol réagit avec 1 mol pour donner 1 mol ;

n_1 mol réagissent avec n_2 mol pour donner n_3 mol.

avec $n_1 = \frac{m_{\text{CuO}}}{M_{\text{CuO}}}$ (M_{CuO} : masse molaire de CuO) ;

$n_2 = \frac{V_{\text{H}_2}}{V}$ et $n_3 = \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}}$ (M_{Cu} : masse atomique de Cu).

D'après l'équation, on a : $n_1 = n_3$.

D'où : $m_{\text{CuO}} = M_{\text{CuO}} \cdot \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}}$; A.N : $m_{\text{CuO}} = 1,2$ g.

* Calculons le volume de dihydrogène utilisé.

D'après l'équation, on a aussi : $n_2 = n_3$.

D'où : $v_{H_2} = V \cdot \frac{m_{Cu}}{M_{Cu}}$; A.N : $v_{H_2} = 0,36 \text{ L}$ soit 360 cm^3 .

EXERCICE N° 61

1°) Calculons la molarité de la solution (S_1) de sulfite de sodium.

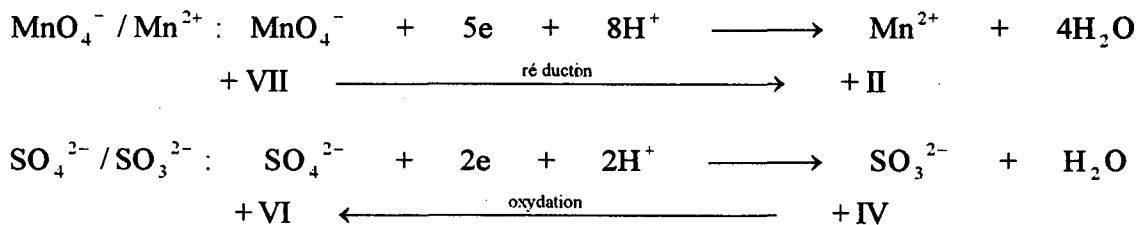
Par définition, la molarité de cette solution est :

$$C_1 = \frac{m_{Na_2SO_3}}{M_{Na_2SO_3} \cdot V_{\text{solution}}} ; \quad \underline{A.N} : C_1 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

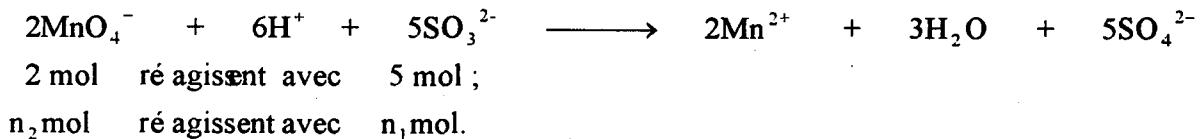
2°) a) La disparition de la couleur violette est due à la disparition des ions MnO_4^- violets qui réagissent avec les ions sulfite SO_3^{2-} .

b) Écrivons l'équation bilan de la réaction.

Les deux couples redox mis en jeu au cours de la réaction sont :



D'où l'équation bilan de la réaction :



c) Déduisons la molarité de la solution (S_2).

D'après l'équation, à l'équivalence d'oxydoréduction, on a :

$$\frac{n_2}{2} = \frac{n_1}{5} \quad \text{avec} \quad n_2 = [\text{MnO}_4^-] \cdot V_2 = C_2 \cdot V_2 \quad \text{et} \quad n_1 = [\text{SO}_3^{2-}] \cdot V_1 = C_1 \cdot V_1.$$

D'où : $2C_1 \cdot V_1 = 5C_2 \cdot V_2$

$$\text{c'est-à-dire} : C_2 = [\text{MnO}_4^-] = \frac{2}{5} C_1 \cdot \frac{V_1}{V_2} ; \quad \underline{A.N} : C_2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

EXERCICE N° 67

1°) Calculons la masse de permanganate de potassium nécessaire pour obtenir la solution (S_1).
Par définition de la concentration molaire (ou molarité), on a pour la solution (S_1) :

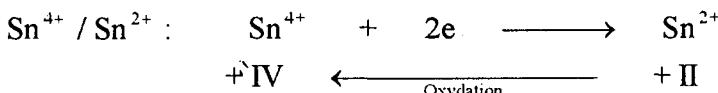
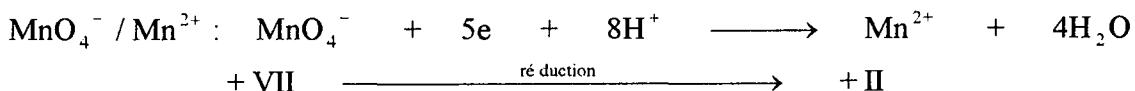
$$C_1 = \left[\text{MnO}_4^- \right] = \frac{n_{\text{MnO}_4^-}}{V_{\text{Solution}}} = \frac{n_{\text{KMnO}_4}}{V_{\text{Solution}}} = \frac{m_{\text{KMnO}_4}}{M_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{Solution}}}.$$

La masse de permanganate de potassium dissout dans la solution (S_1) est alors :

$$m_{\text{KMnO}_4} = M_{\text{KMnO}_4} \cdot C_1 \cdot V_{\text{Solution}} ; \quad \underline{\text{A.N}}: m_{\text{KMnO}_4} = 0,395 \text{ g.}$$

2°) a) Calculons la molarité de la solution (S_2).

Les couples redox mis en jeu dans la réaction entre la solution de chlorure d'étain (II) et la solution de permanganate de potassium sont :



D'où l'équation bilan de la réaction :



D'après l'équation, on a à l'équivalence d'oxydoréduction :

$$\frac{n_1}{2} = \frac{n_2}{5} \quad \text{c'est - à - dire : } 5n_1 = 2n_2.$$

Or : $n_1 = C_1 \cdot V_1$ et $n_2 = C_2 \cdot V_2$.

La molarité de la solution (S_2) est alors :

$$C_2 = \left[\text{Sn}^{2+} \right] = \frac{5}{2} C_1 \cdot \frac{V_1}{V_2} ; \quad \underline{\text{A.N}}: C_2 = \left[\text{Sn}^{2+} \right] = 1,875 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

b) Calculons la masse de chlorure d'étain (II) nécessaire pour obtenir 1 litre de la solution (S_2).

$$\text{Par définition de la molarité, on a pour la solution } (S_2) : C_2 = \frac{m_{\text{SnCl}_2}}{M_{\text{SnCl}_2} \cdot V_{\text{Solution}}}.$$

$$\text{D'où : } m_{\text{SnCl}_2} = M_{\text{SnCl}_2} \cdot C_2 \cdot V_{\text{Solution}} ; \quad \underline{\text{A.N}}: m_{\text{SnCl}_2} \approx 3,56 \text{ g.}$$

**TABLEAU DES SYMBOLES ET DES MASSES
ATOMIQUES DE QUELQUES ELEMENTS NATURELS
(en g.mol⁻¹)**

Nom	Symbole	Masse atomique
Actinium	Ac	227
Aluminium	Al	27,0
Antimoine	Sb	121,8
Argent	Ag	107,9
Argon	A ou Ar	39,9
Arsenic	As	74,9
Astate	At	210
Azote	N	14,0
Baryum	Ba	137,4
Beryllium	Be	9,0
Bismuth	Bi	209
Bore	B	10,8
Brome	Br	79,9
Cadmium	Cd	112,4
Calcium	Ca	40,1
Carbone	C	12,0
Cérium	Ce	140,1
Césium	Cs	132,9
Chlore	Cl	35,5
Chrome	Cr	52,0
Cobalt	Co	58,9
Cuivre	Cu	63,5
Etain	Sn	118,7
Fer	Fe	55,8
Fluor	F	19,0
Hélium	He	4,0
Hydrogène	H	1,0
Iode	I	126,9
Iridium	Ir	192,2
Krypton	Kr	83,8
Lithium	Li	6,9
Magnésium	Mg	24,3
Manganèse	Mn	54,9
Mercure	Hg	200,6

Nom	Symbole	Masse atomique
Molybdène	Mo	95,9
Néodyme	Nd	144,3
Néon	Ne	20,2
Nickel	Ni	58,7
Niobium	Nb	92,9
Or	Au	197,0
Osmium	Os	190,2
Oxygène	O	16,0
Palladium	Pd	106,4
Phosphore	P	31,0
Platine	Pt	195,1
Plomb	Pb	207,2
Polonium	Po	210
Potassium	K	39,1
Paraséodyme	Pr	140,9
Prométhium	Pm	147
Protactinium	Pa	231
Radium	Ra	226
Radon	Rn	222
Silicium	Si	28,1
Sodium	Na	23,0
Soufre	S	32,1
Strontium	Sr	87,6
Tantale	Ta	180,9
Tellure	Te	127,6
Terbium	Tb	158,9
Thallium	Tl	204,4
Thorium	Th	232,0
Titane	Ti	47,9
Tungstène	W	183,9
Uranium	U	238,1
Vanadium	V	50,9
Xénon	Xe	131,3
Zinc	Zn	65,4

ISBN/ISS 3307654
achevé d'imprimer sur les presses
de l'Imprimerie Finzi, 4, Rue de Russie - 1000 Tunis
Tél. : 320.765 / 327.811 - Fax : 326.985
3000 exemplaires (septembre 2000)
Registre des travaux N° 498

collection

methodes

- La physique chimie en 1ère
- Devoirs types : physique-chimie en 1ère
- La physique en 2 ème
- La Chimie en 2 ème
- Devoirs types : physique-chimie 2 ème
- La physique en 3 ème
- La chimie en 3 ème
- Devoirs types : physique-chimie 3 ème
- La physique au Bac T1
- La physique au Bac T2
- La chimie au Bac
- Devoirs types : physique-chimie au Bac T1
- Devoirs types : physique-chimie au Bac T2

S.T.E.P

Société Tunisienne des Editions Pédagogiques

17 Rue El Kahéna Ariana 2080 Tunis

Tél: 01 716 551 / 703 704 Fax-Rép: 01 707 711

Prix : 5,600 dt