- CHIMIE -

Scanné avec CamScanner

- DETERMINATION DE MASSE MOLAIRE ET DE FORMULE BRUTE -

SYNTHÈSE GÉNÉRALE :

Activité 1 : Détermination de masse molaire - loi d'Avogadro Ampère.

1-1- Densité d'un gaz par rapport à l'air :

La densité d'un gaz par rapport à l'air, est le rapport de la masse m d'un certain volume V du gaz sur la masse m' d'un égal volume V d'air, ces deux volumes étant mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression.

$d = \frac{\text{masse m d'uncertain volume du gaz}}{\text{masse m' dun égal volume d'air}} \Rightarrow \mathbf{d = \frac{m}{m'}}$

1-2- Enoncé de la loi d'Avogadro Ampère.

Deux gaz de natures différentes, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, ont le même volume molaire.

1-3- Conséquence :

Pour 1mol d'un gaz dans les conditions normales, m= M et m' = M(air) = ρ_{air}.V= 1,293x22,4 = 28,96 ≈ 29.

Ainsi : $d = \frac{m}{m'} = \frac{M}{29} \Rightarrow \boldsymbol{M = 29.d}$

La masse molaire d'un corps pur est pratiquement égal au produit par 29 de sa densité gazeuse.

Activité 2 : Détermination de la formule brute d'un composé organique.

2-1- Formule brute ou formule moléculaire :

La formule brute d'une substance pure indique la nature et le nombre des atomes contenus dans une molécule. De façon générale un composé organique contenant de l'hydrogène, de l'oxygène de l'azote, ...a une formule brute de la forme : $C_xH_yO_zN_t$... où x, y, z et t sont des nombres entiers (= nombre d'atomes).

Exemples : CH_4, $C_6H_{12}O$.

La loi des proportions définies permet de trouver x, y, z, t, ...et d'en déduire la formule moléculaire.

2-2- Enoncé de la loi des proportions définies : Partant d'une formule brute $C_xH_yO_zN_t$; une masse quelconque m_S de la substance envisagée contient les divers éléments C, H, O, N, ... dans les mêmes proportions.

$\frac{12x}{m_C} = \frac{y}{m_H} = \frac{16z}{m_O} = \frac{14t}{m_N} ... = \frac{M}{m_S}$ avec $m_C + m_H + m_O + m_N + ... = m_S$. et M = masse molaire.

Scanné avec CamScanner

2- 3- Analyse élémentaire :

- ✓ **Analyse qualitative :** Elle consiste à identifier tous les éléments chimiques présents dans une substance. Pour cela la substance est oxydée. Les produits formés sont ensuite analysés.

Composé organique + dioxygène $\xrightarrow{\text{complète}}$ dioxyde de carbone + vapeur d'eau + …

- ✓ **Analyse quantitative** : Elle consiste à déterminer les pourcentages massiques des éléments présents dans la substance. Cette analyse nécessite la connaissance de la masse molaire du composé organique ou bien sa densité par rapport à l'air.

- Si la substance contient du carbone, celui-ci oxydé donne du dioxyde de carbone (CO_2) qui est absorbé par un tube à potasse. L'augmentation de masse m_{CO2} de ce tube correspond donc à la masse de CO_2 formé, d'où la masse de carbone contenu dans la substance :

$$\left.\begin{matrix} 44g\ de\ CO_2 \longrightarrow 12g\ de\ C \\ m_{CO_2} \longrightarrow m_C \end{matrix}\right| \Longrightarrow m_C = \frac{12m_{CO_2}}{44} \Longrightarrow \mathbf{m_C = \frac{3.m_{CO_2}}{11}}$$

- De même si la substance contient de l'hydrogène, celui-ci oxydé donne de la vapeur d'eau (H_2O) qui est absorbée par un tube à ponce sulfurique (=acide sulfurique). Son augmentation en masse correspond à la masse m_{H2O} d'eau formée, d'où la masse d'hydrogène contenu dans la substance :

$$\left.\begin{matrix} 18g\ de\ H_2O \longrightarrow 2g\ de\ H \\ m_{H_2O} \longrightarrow m_H \end{matrix}\right| \Longrightarrow m_H = \frac{2m_{H_2O}}{18} \Longrightarrow \mathbf{m_H = \frac{m_{CO_2}}{9}}$$

- L'oxygène est dosé par différence.

Supposons que la substance soit composée uniquement de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. Alors :

$m_S = m_C + m_H + m_O \Longrightarrow \mathbf{m_O = m_S - (m_C + m_H).}$

Remarque : Si la substance contient de l'azote, celui-ci est souvent récupéré sous la forme gazeuse : le diazote (N_2).

Soit $V(N_2)$ le volume de diazote mesuré dans les conditions où le volume molaire est V_M, le nombre de mole de diazote vaut alors :

$n(N_2) = \frac{V(N_2)}{V_M}$ et $m_N = M(N_2).n(N_2) = \mathbf{28.n(N_2).}$

N.B : La loi des proportions définies peut s'écrire aussi sous la forme :

$\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = \frac{14t}{\%N} \ldots = \frac{M}{100}$ avec %C + %H + %O + % N +…=100.

%C, %H, %O, % N est appelé ***composition centésimale (ou proportions en masse)*** de la substance.

- Proportion en masse de carbone :

$$\left.\begin{matrix} m_S \longrightarrow 100\% \\ m_C \longrightarrow \%C \end{matrix}\right| \Longrightarrow \mathbf{\%C = \frac{100m_C}{m_S}}$$

Scanné avec CamScanner

En remplaçant m_C par son expression, on obtient : $\%C = \frac{300 m_{CO_2}}{11.m_S}$

- Proportion en masse d'hydrogène :

$$\left.\begin{matrix} m_S \rightarrow 100\% \\ m_H \rightarrow \%H \end{matrix}\right| \Rightarrow \%H = \frac{100 m_H}{m_S}$$

En remplaçant m_C par son expression, on obtient : $\%H = \frac{100 m_{H_2O}}{9.m_S}$

- Proportion en masse d'oxygène :

Si la substance est composée uniquement de carbone, d'hydrogène et d'oxygène ; alors on a :

$\%C + \%H + \%O = 100 \Rightarrow$ **$\%O = 100 - (\%C + \%H)$.**

Activité 3 : Formules développées :

3-1- Définition : Les formules développées ont pour objet, la représentation qualitative et quantitative des édifices atomiques. Les propriétés des corps purs dépendent beaucoup de la façon dont les atomes sont liés les uns aux autres.

Définition : La formule développée d'un corps est un schéma plan qui donne la façon dont les atomes sont liés les uns aux autres dans une molécule. Elle permet d'expliquer quelques propriétés chimiques des molécules.

3-2- Principe de développement d'une formule moléculaire :

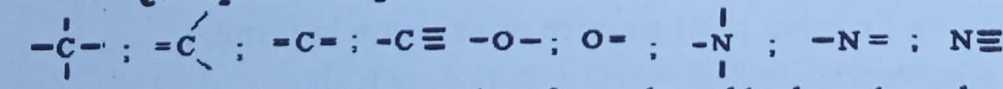
Dans une formule développée :

- chaque atome est représenté par son symbole ;
- chaque liaison covalente est représentée par un tiret « - », une double liaison par deux traits parallèles « = », et une triple liaison par trois traits parallèles « ≡ »;
- dans une molécule toutes les valences sont satisfaites. Chacun des atomes de la molécule établit avec un ou plusieurs atomes, un nombre de liaisons égal à sa valence.

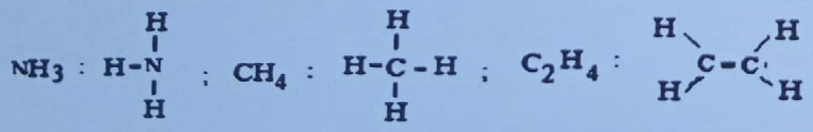
Exemples :

Elément	C	H	O	Cl	N
Valence	4	1	2	1	

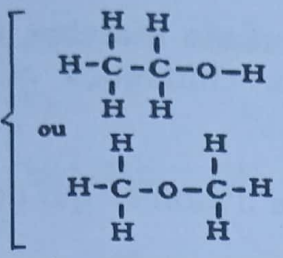
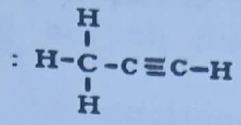
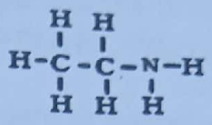
✓ ***Quelques cas possibles d'établissement de liaisons :***



✓ ***Exemples :*** Donne les formules développées de : H_2 ; HCl ; NH_3 ; CH_4 ; O_2 ; CO_2 ; C_2H_4 ; C_2H_6O ; C_3H_4 ; C_2H_7N.



Scanné avec CamScanner

C_2H_6O :  ou ; C_3H_4 :  ; C_2H_7N : 

3-3-Formule semi-développée :

Les formules développées sont souvent encombrantes et assez longues. Pour cette raison, on utilise un schéma plus condensé dans lequel on regroupe ensemble les atomes liés à un même atome de carbone.

Exemple : CH_3-CH_2-OH.

Application : Donne les formules semi-développées correspondants aux formules : C_2H_4 ; C_2H_6O ; C_3H_4

3-4-Radical : Un radical est un groupement d'atomes présentant une individualité suffisante pour se transporter souvent en bloc au cours des réactions chimiques.

Exemples : CH_3- : méthyle ; C_2H_5- : éthyle ; C_3H_7- : propyle.

3-5- Squelette carboné ou chaine carboné :

C'est une succession d'atomes de carbones liés les uns aux autres. Il existe trois types de chaînes carbonées :

- **Chaine carbonée linéaire** : Chaque atome de carbone est lié à un ou deux autres atomes de carbones.

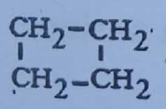
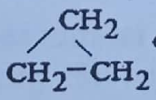
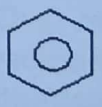
Exemple : CH_3-CH_2-CH_2-CH_3

- **Chaîne carbonée ramifiée** : Au moins l'un des atomes de carbone est lié à trois ou à quatre autres atomes de carbones.

Exemple : CH_3-$\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}$-$CH_3$

- **Chaîne carbonée cyclique :** Les atomes de carbone forment un cycle fermé.

Exemple :

 ou  cyclobutane ;  ou  cyclopropane ; 

Activité 4 : Notion d'isomérie.

4-1- Définitions :

- Les isomères sont des composés différents qui ont la même formule brute.
- On appelle isomères plan des composés qui ont la même formule brute mais des formules développées planes différentes.

Scanné avec CamScanner

Ils ont donc même **composition chimique** et même **masse molaire**, mais sont souvent distincts au point de vue propriétés chimiques ou, et physiques.

4-2 - Quelques groupements fonctionnels :

Un groupement fonctionnel est un atome ou un groupe d'atomes qui donne à une molécule des propriétés chimiques particulière.

Exemples :

Fonction alcool : - C -OH ; Fonction éther-oxyde : - C–O –C- ;
Fonction aldéhyde : -CHO ; Fonction cétone : C-CO-C ;
Fonction acide carboxylique –COOH ; Fonction ester : -COO-C.
Double liaison : C = C ; Triple liaison : - C≡C -

Remarque : Le groupe carbonyle -CO- est commun aux aldéhydes et cétones.

4-3- Types d'isoméries :

4-3-1- *Isomères de fonction :*

On appelle isomères de fonction des isomères qui diffèrent par la nature du groupement fonctionnel.

Exemple : C_3H_6O $\begin{cases} CH_3-CO-CH_3 \\ CH_3-CH_2-CHO \end{cases}$

4-3-2- *Isomères de position :*

On appelle isomères de position des isomères qui diffèrent par la position du même groupement fonctionnel sur une même chaîne carbonée.

Exemple : $C_4H_{10}O$ $\begin{cases} CH_3-CH_2-CHOH-CH_3 \\ CH_3-CH_2-CH_2-CH_2OH \end{cases}$; C_4H_8 : $\begin{cases} CH_2=CH-CH_2-CH_3 \\ CH_3-CH=CH-CH_3 \end{cases}$.

4-3-3- *Isomères de chaîne :*

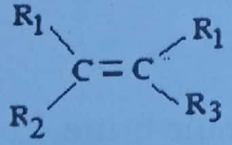
On appelle isomères de chaine, des isomères qui diffèrent par la forme de leur chaine carbonée.

Exemple : Deux isomères de chaîne pour la formule brute : C_4H_{10} :
CH_3-CH_2-CH_2-CH_3 et CH_3-$CH(CH_3)$-CH_3.

4-3-4- *Isomérie géométrique :*

Ce type d'isomérie concerne les molécules qui possèdent au moins une double liaison C=C.

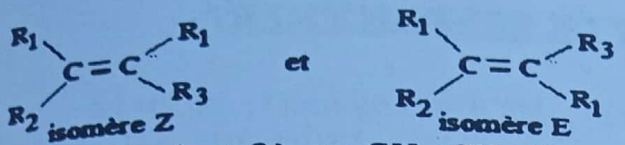
On appelle isomères géométriques des isomères qui diffèrent par la position d'un même substituant sur les carbones liés par la double liaison.



avec $\begin{cases} R_1 \neq R_2 \text{ et } R_3 \neq R_1 \\ R_3 = \text{ ou } \neq R_2 \end{cases}$

Si ces différentes conditions sont satisfaite, deux isomères sont alors possibles : l'isomère Z (Zusamen (en allemand) = ensemble) si les substituants identiques portés par les carbones doublement liés sont du même côté, et l'isomère E (Entgegen = opposé) si les substituants identiques sont de part et d'autre de la double liaison.

Scanné avec CamScanner



isomère Z isomère E

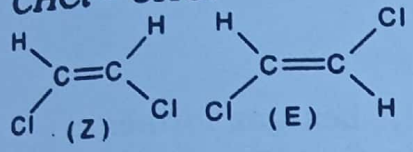
Exemple : but-2ène : $CH_3-CH=CH-CH_3$



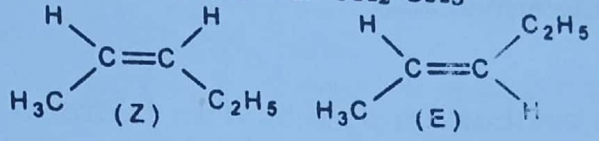
Z E

Exemple : Trouve les isomères Z/E de CHCl = CHCl et $CH_3-CH=CH-CH_2-CH_3$

CHCl = CHCl



$CH_3-CH=CH-CH_2-CH_3$



Scanné avec CamScanner

- EXERCICES DE REMÉDIATION ET DE RENFORCEMENT -

On donne : *$M(C) = 12g.mol^{-1}$; $M(H) = 1g.mol^{-1}$; $M(O) = 16g.mol^{-1}$; $M(N)=14$ $g.mol^{-1}$; $M(Cl)=35,5$ $g.mol^{-1}$; $M(S) = 32g.mol^{-1}$; $M(Br)=80g.mol^{-1}$; $M(Ag)=108g.mol^{-1}$;*
Volume molaire dans les conditions normales : $Vm= 22,4L.mol^{-1}$.

Exercice 1 :
Un composé a pour formule brute $C_nH_{2n+2}O$. Sachant que sa densité de vapeur par rapport à l'air est égale à 2,55, en déduis sa formule moléculaire et sa masse molaire exacte.

Exercice 2 :
On réalise la combustion de 0,5g d'un hydrocarbure C_xH_y. Les gaz formés passent dans des tubes absorbeurs. La masse du dioxyde de carbone est 1,526g.
1) Détermine la composition centésimale de cet hydrocarbure.
2) Quelle est la masse de vapeur d'eau ?
3) La masse molaire de cette substance est égale à 72g/mol. Détermine sa formule brute.

Exercice 3 :
L'analyse élémentaire d'un composé organique A indique qu'il est formé en masse de 40% de carbone ; de 6,7% d'hydrogène et 53,3% d'oxygène.
1- Ces données suffisent-elles pour déterminer la formule brute du composé A ? Quelle est la formule brute la plus simple ?
2- La masse molaire du composé A est voisine de 60g, trouve sa formule brute.
3- Trouve deux formules développées et semi-développées.

Exercice 4 :
Par combustion de 0,356g d'un composé organique, on a obtenu 0,200g d'eau et 0,990g d'un gaz absorbable par la potasse. Un procédé d'analyse montre que la décomposition de 0,237g de ce produit libère 37,6 cm^3 de diazote, mesuré dans les conditions ou le volume molaire vaut 24L.
Quelle est la composition centésimale de ce corps ?

Exercice 5 :
L'analyse d'un composé organique (l'urée) montre que sa formule est de la forme $C_xH_yO_zN_t$. Par oxydation de 0,50g de ce corps on a obtenu 0,37g de dioxyde de carbone et 0,30g de vapeur d'eau.

Scanné avec CamScanner

D'autre part la détermination de la masse molaire de ce corps donne M = 60g/mol.
Calcule x et y et en déduis une relation entre z et t. Quelle est la formule brute la plus simple.

Exercice 6 :
On soumet à l'analyse élémentaire 0,45g d'un composé organique azoté gazeux. Sa combustion produit 0,88g de dioxyde de carbone et 0,63g d'eau ; par ailleurs, la destruction d'une même masse en l'absence totale d'azote conduit à la formation de 0,17g d'ammoniac NH_3.
1) Détermine les masses de carbone, d'hydrogène et d'azote contenue dans les 0,45g du composé. Contient-il de l'oxygène ?
2) Quelle est la composition centésimale du composé ?
3) Sachant que, dans les CNTP, la masse volumique du composé est voisine de $2gL^{-1}$.
Calcule une valeur approchée de sa masse molaire et détermine sa formule.
4) Donne les formules développées et semi-développées de deux isomères.

Exercice 7 :
Un composé organique A chloré et azoté est soumis à l'analyse élémentaire.
1- Un échantillon de masse m_1 = 1,9600 g est oxydé en présence d'oxyde de cuivre, dans un courant d'oxygène. L'augmentation de masse du tube absorbeur contenant de la ponce sulfurique (ou de l'anhydrone) est de 0,3600 g et celle du tube absorbeur contenant de la potasse (ou de l'ascarite) de 2,6400 g.
Détermine la composition centésimale de A en carbone et hydrogène.
2-Un échantillon de masse m_2 = 0,9825 g de A est décomposé par l'oxyde de cuivre en présence de dioxyde de carbone de manière à libérer le diazote. On recueille, après passage dans une solution de potasse, un volume gazeux V = 56 mL mesuré dans les conditions normales de température et de pression.
Détermine la composition centésimale de A en azote.
3-Un échantillon de masse m_3 = 0,6640 g de A est oxydé par de l'acide nitrique. Cette oxydation suivie du traitement des produits par une solution de nitrate d'argent en excès donne un précipité de chlorure d'argent (*AgCl*) de masse égale à 1,4547 g.
Détermine la composition centésimale de A en chlore. Le composé A contient-il d'autres éléments ? Pourquoi ?

Exercice 8 :
Soit un composé organique A contenant du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote. On soumet à l'analyse élémentaire 0,78g de ce composé organique. Sa combustion produit 1,47g de CO_2 et 0,66g d'eau. Le

Scanné avec CamScanner

volume d'azote recueilli dans les conditions normales pour la même masse du composé est 74,7cm³.
1) Quelle est la composition centésimale du composé ?
2) Détermine sa formule brute sachant qu'elle contient un seul atome d'azote par molécule.
3) Donne les formules développées et semi-développées de deux isomères.

Exercice 9 :
Un composé organique A de formule CxHyO contient en masse 64,86% de carbone et 21,6% d'oxygène. Un autre composé organique B de formule $C_zH_tO_2$ comporte 9 atomes de carbones et contient en masse 21,3% d'oxygène.
1) Détermine les masses molaires des composés A et B.
2) Quelles sont les valeurs de x, y, z et t ? En déduis les formules moléculaires de A et B.
3) Donne les formules développées et semi-développées de deux isomères pour chacun des composés.

Exercice 10 :
L'analyse de 2g d'une substance organique contenant du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote a donné les résultats suivants:
- Masse de gaz carbonique obtenu : 4,0 5g :
- Masse d'hydrogène contenu dans la substance : 0,21g :
- Pourcentage d'azote contenu dans la substance : 16%.
- Densité de vapeur de la substance vaut : 3.

1-a) Calcul la masse molaire moléculaire de la substance.
b) Calcule les masses de carbone, d'azote et d'oxygène contenues dans cette substance.
c) En déduis la formule brute de la substance.
2- Pour cette formule brute, trouves les formules développées et semi-développées de trois isomères.

Exercice 11 :
Donne une formule semi développée pour chacune des formules brutes suivantes :
a) C_3H_6O b) C_4H_8 c) C_2H_7N d) $C_3H_6O_2$ e) C_4H_{10} f) C_3H_4

Exercice 12 :
Trouve pour chacune des formules brutes suivantes $C_5H_{12}O$; C_4H_8O et $C_4H_8O_2$:
a) Deux isomères de fonction ;
b) Deux isomères de position ;
c) Deux isomères de chaîne.

Scanné avec CamScanner

Exercice 13 :
Parmi les composés suivants, indique ceux qui peuvent donner lieu à une isomérie Z/E. Donne alors les isomères correspondants.
a) CH_3-CH=CH_2 b) CH_3-CH=$C(CH_3)_2$
c) CH_3-CH=CH-CH_3 d) C_6H_5-CH=$CHCH_3$
e) C_6H_5-CHCl-CH_3 f) C_6H_5-CH_2-CH_3 g) CH_3-CH=CCl-CH_2-CH_3

Exercice 14 :
Soient les formules brutes suivantes : $C_4H_{11}N$.
1- Calcule le pourcentage massique de chaque atome dans ces molécules.
2- Donne la définition du terme isomère.
3- Trouve les formules semi-développées de quatre isomères de la formule $C_4H_{11}N$. On se limitera aux isomères qui possèdent un groupe $-NH_2$.

Exercice 15 :
L'analyse de 0,5g d'un composé organique constitué de carbone, d'hydrogène et d'oxygène a donné 1,189g de gaz carbonique et 0,608g d'eau. La densité de vapeur de la substance vaut 2,5.
1) Quelle est la composition centésimale de ce composé ?
2) Détermine sa formule moléculaire.
3) Trouve pour cette formule brute :
a) deux isomères de fonction.
b) deux isomères de position.
c) deux isomères de chaîne.

Exercice 16 :
L'analyse quantitative d'une masse m = 0,36g d'une substance organique S, ne contenant que du carbone de l'hydrogène et de l'oxygène a donné les résultats suivants :
- Augmentation de masse des tubes à ponce sulfurique : 0,45g ;
- Augmentation de masse des tubes à potasse : 0,88g.

D'autre part la détermination de la densité de vapeur a donné d = 2,5.
1) Détermine la composition centésimale de S.
2) Quelle est la formule brute de S et sa masse molaire exacte.
3) Donne au moins trois formules semi- développées correspondant à cette formule brute. Comment appelle t- on ces composés ?

Exercice 17 :
L'analyse organique de 0,66g d'une substance organique composée uniquement de carbone d'hydrogène et d'oxygène a fourni les résultats suivants :
- masse de vapeur d'eau : 0,54g ;

Scanné avec CamScanner

- masse du dioxyde de carbone : 1,32g.

1) Quelle est la composition centésimale de la substance analysée.
2) Quelle est la formule brute de la substance sachant qu'elle ne renferme que deux atomes d'oxygène. En déduis sa masse molaire exacte.
3) Donne deux formules semi- développées isomères de fonction.

Exercice 18 :

L'analyse de 2g d'une substance organique contenant du carbone, de l'hydrogène, d'oxygène et de l'azote, a donné les résultats suivants:

- Masse de gaz carbonique obtenu : 4,0 5g :
- Masse d'hydrogène contenu dans la substance : 0,21g :
- Pourcentage d'azote contenu dans la substance : 16%.
- Densité de vapeur de la substance vaut : 3.

1-a) Calcul la masse molaire moléculaire de la substance.
b) Calcule les masses de carbone, d'azote et d'oxygène.
c) En déduis la formule brute de la substance.

2- Pour cette formule brute, trouves les formules développées et semi-développées de trois isomères.

Scanné avec CamScanner

CORRIGES

Solution 1 :

$C_nH_{2n+2}O$, d = 2,55 ;

1- La masse molaire approchée :

$M = 29.d \implies$ **M = 73,95 g/mol.**

2- * Sa formule moléculaire :

$M(C_nH_{2n+2}O) = 14n + 18 = 73,95 \implies n = \frac{73,95-1}{14}$, donc **n = 4.**

D'où la formule brute : **$C_4H_{10}O$.**

*Sa masse molaire exacte :

$M(C_4H_{10}O) = 12*4 + 10 + 16 \implies$ **$M(C_4H_{10}O) = 74$ g/mol.**

3- Donnons trois formules semi-développées :

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2OH$ $\quad$ $H_3C-CH_2-CHOH-CH_3$ $\quad$ $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2OH$

Solution 2 :

$m_S = m(C_xH_y) = 0,5g$, $m_{CO2} = 1,526g$;

1- Déterminons la composition centésimale de cet hydrocarbure :

$\%C = \frac{300.m_{CO2}}{11.m_S}$; AN : **%C = 83,2** ;

%H = 100 – %C ; AN : **%H = 16,8** ;

2- Quelle est la masse de vapeur d'eau ?

$\%H = \frac{100.m_{H2O}}{9.m_S} \implies m_{H2O} = \frac{9.m_S.\%H}{100}$ AN : $\boldsymbol{m_{H2O} = 0,756g}$.

3- Déterminons sa formule brute :

M = 72g/mol ; C_xH_y : $\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{M(s)}{100}$;

$\frac{12x}{\%C} = \frac{M(s)}{100} \implies x = \frac{\%C.M(S)}{1200}$; AN : %C = 83,2 donc : **x = 5**;

$\frac{y}{\%H} = \frac{M(s)}{100} \implies y = \frac{\%H.M(S)}{100}$; AN : %H = 16,8 donc : **y = 12** ;

La formule brute est : **C_5H_{12}.**

Solution 3 :

%C = 40% ; %H = 6,7% ; %O = 53,3%

1) - Ces données ne suffisent pas pour déterminer la formule brute du composé A.

- La formule brute la plus simple :

$C_xH_yO_z$: $\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O}$;

Exprimons y et z en fonction de x :

$y = \frac{\%H.12x}{\%C} \implies y = 2.x$; $z = \frac{\%O.12x}{\%C.16} \implies z = x.$

La formule brute peut s'écrire : $C_xH_{2x}O_x$

Scanné avec CamScanner

Pour x = 1, on obtient la formule brute la plus simple : CH_2O.

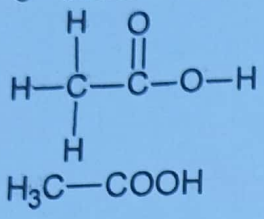
2- La formule brute :

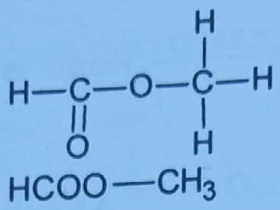
M = 60 g/mol ; $M(C_xH_{2x}O_x) = 12x + 2x + 16x = 30x$.

$\begin{cases} M = 30x \\ M = 60 \end{cases} \Rightarrow 30x = 60 \Rightarrow \mathbf{x = 2}$.

D'où la formule brute : $\mathbf{C_2H_4O_2}$.

3- Trouvons deux formules développées et semi-développées :





Solution 4 :

m_{S1}= 0,356 g ; m_{H2O}= 0,200 g ; m_{CO2}= 0,990 g :

m_{S2} = 0,237 g ; $V(N_2)$= 37,6cm^3=37,6.10^{-3}L ; Vm=24 L.mol^{-1}.

La composition centésimale:

$\%C = \frac{300.m_{co2}}{11.m_{S1}}$; AN : **%C = 75,8** ; $\%H = \frac{100.m_{H2O}}{9.m_{S1}}$; AN : **%H = 6,2** ;

$m_N = M(N_2).\frac{V_{N2}}{V_m} = 28.\frac{V_{N2}}{V_m}$; AN: m_N = 0,044 g ; $\%N = \frac{100.m_N}{m_{S2}}$; AN : **%N = 18,6.**

Solution 5 :

$C_xH_yO_zN_t$, m = 0,50g , m_{CO2} = 0,37g, m_{H2O} = 0,30g, M = 60g/mol.

1- * Calcule x et y :

$\%C = \frac{300.m_{co}}{11.m_S}$; AN : **%C = 20,2** ;

$\frac{12x}{\%C} = \frac{M(s)}{100} \Rightarrow x = \frac{\%C.M(S)}{1200}$; AN : $\mathbf{x = 1}$.

$\%H = \frac{100.m_{H2O}}{9.m_S}$; AN : **%H = 6,7** ;

$\frac{y}{\%H} = \frac{M(s)}{100} \Rightarrow y = \frac{\%H.M(S)}{100}$; AN : $\mathbf{y = 4}$.

* En déduisons une relation entre z et t :

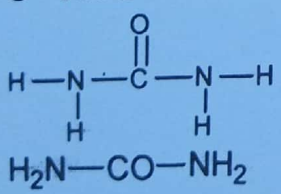
$M(CH_4O_zN_t) = 12 + 4 + 16z + 14t = 60 \Rightarrow \mathbf{16z + 14t = 44}$.

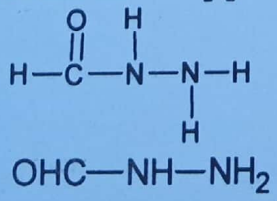
2- La formule brute la plus simple :

Posons z = 1 et calculons t, qui doit être un nombre entier.

16*1 + 14t = 44 $\Rightarrow \mathbf{t = 2}$. D'où la formule : $\mathbf{CH_4ON_2}$

3- Trouvons deux formules développées et semi-développées :





Scanné avec CamScanner

Solution 6 :

$m_S = 0,45$ g ; $m_{CO2} = 0,88$ g ; $m_{H2O} = 0,63$ g ; $m_{NH3} = 0,17$ g ;

1-Déterminons les masses de carbone, d'hydrogène et d'azote :

* $m_C = \frac{12.mCO2}{44}$; AN : $\mathbf{m_C = 0,24\ g}$;

* $m_H = \frac{2.mH2O}{18}$; AN: $\mathbf{m_H = 0,07\ g}$;

* $m_N = \frac{14.mNH3}{17}$; AN: $\mathbf{m_N = 0,14\ g}$;

* Vérifions si ce composé contient de l'oxygène:

On sait que : $m_S = 0,45$ g ;

Calculons la somme : $m_C + m_H + m_N = 0,24+0,07+0,14 = 0,45$ g ;

On constate que : $m_C + m_H + m_N = m_S = 0,45$ g, donc le composé ne contient pas d'oxygène.

2- La composition centésimale du composé :

$\%C = \frac{100.m_C}{m_S}$, AN : $\mathbf{\%C = 53,3}$;

$\%H = \frac{100.m_H}{m_S}$; AN: $\mathbf{\%H = 15,6}$;

$\%N = \frac{100.m_N}{m_S}$; AN: $\mathbf{\%N = 31,1}$;

3- *La valeur approchée de la masse molaire:

$\rho = 2$g/mol, $Vm = 22,4$ L/mol.

$\rho = \frac{m}{V}$; $Vm = \frac{V}{n}$.

Multiplions les deux expressions membre à membre :

$\rho.Vm = \frac{m}{V}.\frac{V}{n} = \frac{m}{n} = M \Longrightarrow \mathbf{M = \rho.Vm}$; AN: $\mathbf{M = 44,8\ g.mol^{-1}}$.

* La formule brute du composé CxHyNt:

$\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{14}{\%N} = \frac{M(s)}{100}$;

$\frac{12}{\%C} = \frac{M(s)}{100} \Longrightarrow x = \frac{M.\%C}{1200}$; AN : $\mathbf{x = 2}$;

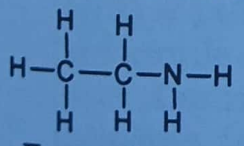
$\frac{y}{\%H} = \frac{M(s)}{100} \Longrightarrow y = \frac{M.\%H}{100}$; AN : $\mathbf{y = 7}$;

$\frac{14}{\%N} = \frac{M(s)}{100} \Longrightarrow t = \frac{M.\%O}{1400}$; AN : $\mathbf{t = 1}$;

D'où la formule brute : $\mathbf{C_2H_7N}$.

4- Les formules développées et semi-développées de deux isomères :

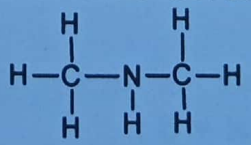
-Formule développée :



-Formule semi-développée :

CH_3-CH_2-NH_2

-Formule développée :



-Formule semi-développée :

CH_3-NH-CH_3

Solution 7 :

1- La composition centésimale de A en carbone et en hydrogène:

Scanné avec CamScanner

m_{S1}= 1,9600 g ; m_{H2O}= 0,3600 ; m_{CO2}=2,6400 g ;

$\%C = \frac{300.m_{CO2}}{11.m_{S1}}$; AN : **%C = 36,7** ;

$\%H = \frac{100.m_{H2O}}{9.m_{S1}}$; AN: **%H = 2**;

2- La composition centésimale de A en azote :

m_{S2}= 0,9825 g ; $V(N_2)$= 56 mL = 0,056 L.

Calculons d'abord la masse d'azote : Vm= 22,4L/mol.

$\begin{cases} m_N = M(N_2).n \\ n = \frac{V(N_2)}{V_m} \end{cases} \Rightarrow$ **m_N= $M(N_2)$.$\frac{V_{N2}}{V_m}$**; AN: m_N= 0,07 g.

$\%N = \frac{100.m_N}{m_{S2}}$; AN : **%N = 7**.

3- *La composition centésimale de A en chlore:

m_{S3} = 0,6640 g ; m(AgCl) = 1,4547 g ;

$m(Cl) = \frac{M(Cl).m(AgCl)}{M(AgCl)} = \frac{35,5.m(AgCl)}{143,5} \Rightarrow$ m(Cl) = 0,36 g ;

$\%Cl = \frac{100.m(Cl)}{m_{S3}}$; AN : **%Cl = 54,2**.

* Vérifions si A contient d'autres éléments:

%C + %H + %N + %Cl = 36,7 + 2 + 7 + 54,2 = 99,9 ≈100.

Puis que la somme des pourcentages des quatre éléments donne 100, alors A ne contient pas d'autre éléments.

Solution 8 :

m_S = 0,78 g ; m_{CO2} = 1,47 g ; m_{H2O} = 0,66 g ; $V(N_2)$ = 74,7 cm^3=0,0747L; Vm= 22,4L/mol ;

1- La composition centésimale massique du composé :

$\%C = \frac{300.m_{CO2}}{11.m_S}$; AN : **%C = 51,4** ;

$\%H = \frac{100.m_{H2O}}{9.m_S}$; AN: **%H = 9,4** ;

$m_N = M(N_2).\frac{V_{N2}}{V_m} = 28.\frac{V_{N2}}{V_m}$; AN: m_N = 0,093 g;

$\%N = \frac{100.m_N}{m_S}$; AN : **%N = 12** ;

%O = 100 – (%C + %H) ; AN : **%O = 27,2** ;

2- La formule brute du composé CxHyOzNt :

Sachant que t = 1.

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

$\frac{12x}{\%C} = \frac{14}{\%N} \Rightarrow x = \frac{14.\%C}{12.\%N}$; AN : **x = 5** ;

$\frac{y}{\%H} = \frac{14}{\%N} \Rightarrow y = \frac{14.\%H}{\%N}$; AN : **y = 11** ;

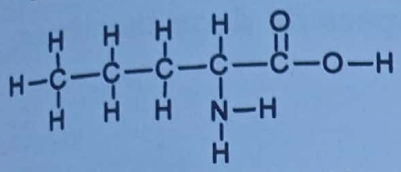
$\frac{16}{\%O} = \frac{14}{\%N} \Rightarrow z = \frac{14.\%O}{16.\%N}$; AN : **z = 2** ;

D'où la formule brute : **$C_5H_{11}O_2N$.**

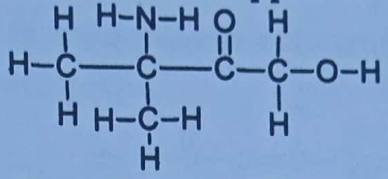
Scanné avec CamScanner

3- Les formules développées et semi-développées de deux isomères :

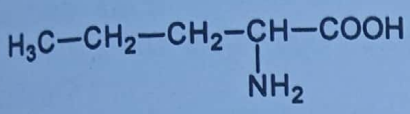
- Formule développée :



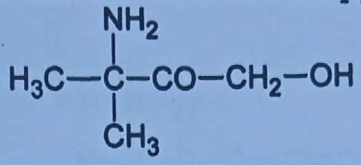
- Formule développée :



- Formule semi-développée :



- Formule semi-développée :



Solution 9 :

A : CxHyO ; %C = 64,86 ; %O = 21,6 ;

B : $C_zH_tO_2$; z = 9 ; %O = 21,3 ;

1- La masse molaire des composés A et B :

*Le composé A : CxHyO ;

$\frac{16}{\%O} = \frac{M}{100} \Rightarrow M = \frac{1600}{\%O}$; AN : **M = 74 g/mol** ;

*Le composé B : $C_zH_tO_2$;

$\frac{32}{\%O} = \frac{M}{100} \Rightarrow M = \frac{3200}{\%O}$; AN : **M = 150 g/mol** ;

2- Les valeurs de x, y,z et t ainsi que les formules moléculaires:

* Le composé A : CxHyO :

-Le pourcentage d'hydrogène : %H = 100 – (%C + %O) $\Rightarrow$ %H = 13,54 ;

-La loi des proportions définies : $\frac{12}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16}{\%O}$;

$x = \frac{16.\%C}{12.\%O}$; AN : **x = 4** ;

$y = \frac{16.\%H}{\%O}$; AN : **y = 10** ;

- La formule brute de A : **$C_4H_{10}O$** ;

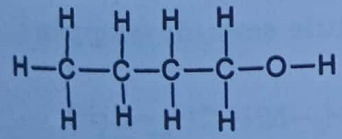
* Le composé B : $C_zH_tO_2$; **z = 9** ;

$M(C_9HtO_2) = 9.M(C) + t.M(H) + 2.M(O) = 108 + t + 32 \Rightarrow M(C_9HtO_2) = 140 + t$

$\begin{cases} M(B) = 150 \\ M(B) = 140 + t \end{cases} \Rightarrow 140 + t = 150 \Rightarrow$ **t = 10.**

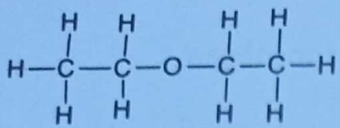
La formule brute de B : **$C_9H_{10}O_2$.**

3- * Donnons les formules développées et semi-développées de deux isomères de A :

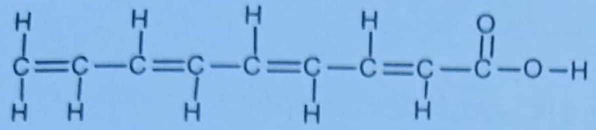


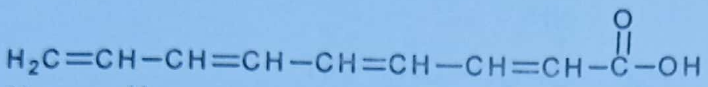
$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-OH$

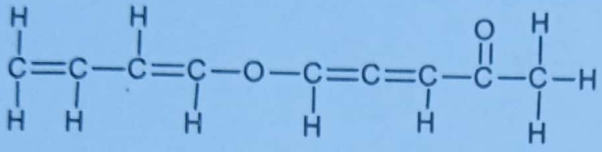
Scanné avec CamScanner

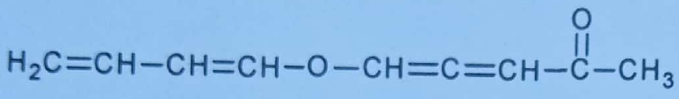
 $H_3C-CH_2-O-CH_2-CH_3$

* Donnons les formules développées et semi-développées de deux isomères de B :









Solution 10 : $m_S = 2$ g ; $m_{CO2} = 4{,}05$ g ; $m_H = 0{,}21$g ; %N = 16 ; d = 3 ;

1-a) La masse molaire moléculaire de la substance:

M = 29.d ; AN : **M = 87 g.mol^{-1}**.

b) Les masse de carbone, d'azote et d'oxygène contenues dans cette substance :

* $m_C = \frac{12.mCO2}{44}$; AN : **m_C=1,10g** ; * $\%N = \frac{100.m_N}{m_S} \Rightarrow m_N = \frac{\%N.m_S}{100}$; AN : **$m_N$=0.32g**.

* $m_O = m_S - (m_C + m_H + m_N)$; AN : **m_O = 0,37 g**.

c) La formule brute de la substance: CxHyOzNt

$\frac{12x}{m_C} = \frac{y}{m_H} = \frac{16z}{m_O} = \frac{14t}{m_N} = \frac{M(s)}{m_S}$;

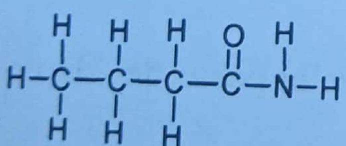
$\frac{12x}{m_C} = \frac{M(s)}{m_S} \Rightarrow x = \frac{m_C.M(S)}{12.m_S}$; AN : **x = 4** ; $\frac{y}{m_H} = \frac{M(s)}{m_S} \Rightarrow y = \frac{m_H.M(S)}{m_S}$; AN : **y = 9** ;

$\frac{16z}{m_O} = \frac{M(s)}{m_S} \Rightarrow z = \frac{m_O.M(S)}{16.m_S}$; AN : **z = 1** ; $\frac{14t}{m_N} = \frac{M(s)}{m_S} \Rightarrow t = \frac{m_N.M(S)}{14.m_S}$; AN : **t = 1.**

La formule brute est : **C_4H_9ON.**

2-Trouvons trois formules développées et semi-développées:

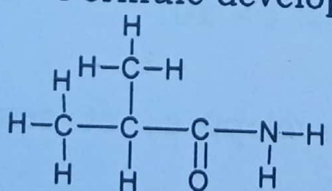
- Formule développée :



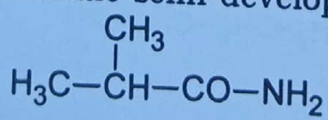
-Formule semi-développée :

$H_3C-CH_2-CH_2-CO-NH_2$

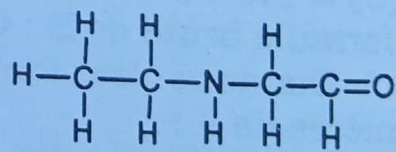
- Formule développée :



-Formule semi-développée :



- Formule développée :



-Formule semi-développée :

$H_3C-CH_2-NH-CH_2-CHO$

Scanné avec CamScanner

Solution 11 :

Donnons une formule semi développée pour chacune des formules brutes suivantes :

a) C_3H_6O

H_3C-CH_2-CHO

b) C_4H_8

$H_2C=CH-CH_2-CH_3$

c) C_2H_7N

$H_3C-NH-CH_3$

d) $C_3H_6O_2$

H_3C-CH_2-COOH

e) C_4H_{10}

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_3$

f) C_3H_4

$HC\equiv C-CH_3$

Solution 12 :

Trouvons pour chacune des formules brutes suivantes :

* **$C_5H_{12}O$** :

a) Deux isomères de fonction :

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2OH$ et $H_3C-CH_2-O-CH_2-CH_2-CH_3$

b) Deux isomères de position :

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2OH$ et $H_3C-CH_2-CHOH-CH_2-CH_3$

c) Deux isomères de chaîne :

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2OH$ et $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_2OH$

* **C_4H_8O** :

a) Deux isomères de fonction :

$H_3C-CH_2-CO-CH_3$ et $H_3C-CH_2-CH_2-CHO$

b) Deux isomères de position :

$H_2C=CH-CH_2-CH_2OH$ et $H_3C-CH=CH-CH_2OH$

c) Deux isomères de chaîne :

$H_3C-CH_2-CH_2-CHO$ et $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CHO$

* **$C_4H_8O_2$** :

a) Deux isomères de fonction :

$H_3C-CH_2-CH_2-COOH$ et $H_3C-CH_2-COO-CH_3$

b) Deux isomères de position :

$H_3C-CH_2-COO-CH_3$ et $H_3C-COO-CH_2-CH_3$

c) Deux isomères de chaîne :

$H_3C-CH_2-CH_2-COOH$ et $H_3C-\underset{\displaystyle H_3C}{\underset{|}{CH}}-COOH$

Solution 13 :

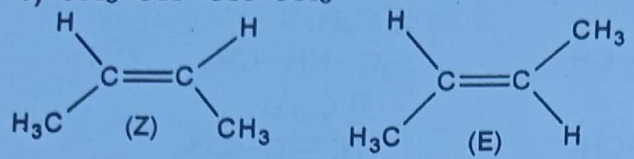
* Les composés qui peuvent donner lieu à une isomérie Z/E sont :

Scanné avec CamScanner

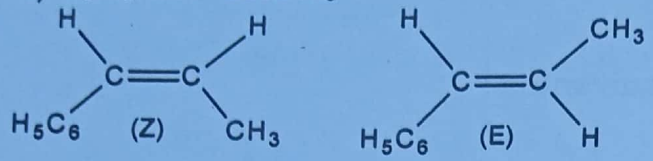
c) CH_3-CH=CH-CH_3 d) C_6H_5-CH=$CHCH_3$

* Représentons les isomères correspondants :

c) CH_3-CH=CH-CH_3



d) C_6H_5-CH=$CHCH_3$



Solution 14 :

1- * Calculons le pourcentage massique de chaque atome dans $C_4H_{11}N$:

$\frac{12*4}{\%C} = \frac{11}{\%H} = \frac{14}{\%N} = \frac{M(C_4H_{11}N)}{100} \Rightarrow \frac{48}{\%C} = \frac{11}{\%H} = \frac{14}{\%N} = \frac{73}{100}$.

$\frac{48}{\%C} = \frac{73}{100} \Rightarrow \%C = \frac{4800}{73}$. Donc : $\%C = 65,8$.

$\frac{11}{\%H} = \frac{73}{100} \Rightarrow \%H = \frac{1100}{73}$. Donc : $\%H = 15$.

$\frac{14}{\%N} = \frac{73}{100} \Rightarrow \%N = \frac{1400}{73}$. Donc : $\%N = 19,2$.

NB : On peut vérifier que la somme des pourcentages des éléments dans chaque molécule donne 100.

2- Définition du terme isomères :

On appelle isomères des composés qui ont la même formule brute mais des formules semi-développées ou développées différentes.

3- Les quatre formules semi développées possédant un groupe $-NH_2$:

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-NH_2$ $\quad$ $H_3C-CH_2-\underset{\displaystyle NH_2}{\underset{|}{CH}}-CH_3$ $\quad$ $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-NH_2$

$H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-NH_2$

Solution 15 :

$C_xH_yO_z$, $m_S = 0,5g$, $m_{CO2} = 1,189g$, $m_{H2O} = 0,608g$, $d = 2,5$;

1- La composition centésimale massique de ce composé :

$\%C = \frac{300.m_{CO2}}{11.m_S}$; AN : **%C = 65** ;

$\%H = \frac{100.m_{H2O}}{9.m_S}$; AN: **%H = 13,5**;

%O = 100 – (%C + %H); AN: **%O = 21,5**;

2- Déterminons sa formule moléculaire.

Scanné avec CamScanner

* La masse moléculaire : $d = \frac{M}{29} \Rightarrow M = d.29$; AN : **M = 72,5 g.mol^{-1}.**

* La formule moléculaire $C_xH_yO_z$:

$\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = \frac{M(s)}{100}$;

$\frac{12}{\%C} = \frac{M(s)}{100} \Rightarrow x = \frac{M.\%C}{1200}$; AN : **x = 4**;

$\frac{y}{\%H} = \frac{M(s)}{100} \Rightarrow y = \frac{M.\%H}{100}$; AN : **y = 10** ;

$\frac{14t}{\%O} = \frac{M(s)}{100} \Rightarrow z = \frac{M.\%O}{1600}$; AN : **z = 1**;

D'où la formule brute : $C_4H_{10}O$.

3- Trouve pour cette formule brute :

a) deux isomères de fonction.

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2OH$ et $H_3C-O-CH_2-CH_2-CH_3$

b) deux isomères de position.

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2OH$ et $H_3C-CH_2-CHOH-CH_3$

c) deux isomères de chaîne.

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2OH$ et $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2OH$

Solution 16 : $C_xH_yO_z$, $m_S = 0,36g$, $m_{H2O} = 0,45g$, $m_{CO2} = 0,88g$, $d = 2,5$;

1- Déterminons la composition centésimale massique de S :

$\%C = \frac{300.m_{co2}}{11.m_S}$; AN : **%C = 66,7** ;

$\%H = \frac{100.m_{H2O}}{9.m_S}$; AN: **%H = 14**;

%O = 100 – (%C + %H); AN: **%O = 19,3**;

2- * La formule brute de S :

La masse moléculaire : $d = \frac{M}{29} \Rightarrow M = d.29$; AN : **M = 72,5 g.mol^{-1}.**

$C_xH_yO_z$: $\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = \frac{M(s)}{100}$;

$\frac{12x}{\%C} = \frac{M(s)}{100} \Rightarrow x = \frac{M.\%C}{1200}$; AN : **x = 4**;

$\frac{y}{\%H} = \frac{M(s)}{100} \Rightarrow y = \frac{M.\%H}{100}$; AN : **y = 10** ;

$\frac{14t}{\%O} = \frac{M(s)}{100} \Rightarrow z = \frac{M.\%O}{1600}$; AN : **z = 1**;

D'où la formule brute : $C_4H_{10}O$.

* Sa masse molaire exacte : **$M(C_4H_{10}O)$ = 74 g/mol.**

3- Trois formules semi- développées correspondant à cette formule brute :

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2OH$ $H_3C-O-CH_2-CH_2-CH_3$ $H_3C-CH_2-O-CH_2-CH_3$

On appelle ces composés : **Isomères**.

Solution 17 : $C_xH_yO_z$: $m_S = 0,66g$, $m_{H2O} = 0,54g$, $m_{CO2} = 1,32g$;

1- La composition centésimale de la substance analysée :

Scanné avec CamScanner

$\%C = \frac{300.m_{CO2}}{11.m_S}$; AN : **%C = 54,5** ; $\%H = \frac{100.m_{H2O}}{9.m_S}$; AN : **%H = 9**;

%O = 100 – (%C + %H) ; AN: **%O = 36,5**;

2- La formule brute de la substance $C_xH_yO_z$:

Sachant que z = 2.

CxHyO2 : $\frac{12}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{32}{\%O}$;

$\frac{12x}{\%C} = \frac{32}{\%O} \Rightarrow x = \frac{32.\%C}{12.\%O}$; AN : **x = 4** ; $\frac{y}{\%H} = \frac{32}{\%O} \Rightarrow y = \frac{32.\%H}{\%O}$; AN : **y = 8** ;

D'où la formule brute : $C_4H_8O_2$.

* Sa masse molaire exacte : $\mathbf{M(C_4H_8O_2) = 88\ g/mol.}$

3- Deux formules semi-développées isomères de fonction :

$H_3C—CH_2—CH_2—COOH$; $H_3C—CH_2—COO—CH_3$

Solution 18 : $m_S = 2$ g ; $m_{CO2} = 4,05$ g ; $m_H = 0,21$g ; %N = 16 ; d = 3 ;

1-a) La masse molaire moléculaire de la substance:

M = 29.d ; AN : **M = 87 g.mol^{-1}.**

b) Les masses de carbone, d'azote et d'oxygène contenues dans cette substance :

* $m_C = \frac{12.mCO2}{44}$; AN : **m_C = 1,10 g** ;

* $\%N = \frac{100.m_N}{m_S} \Rightarrow m_N = \frac{\%N.m_S}{100}$; AN : **m_N = 0.32 g.**

* $m_O = m_S - (m_C + m_H + m_N)$; AN : **m_O = 0,37 g.**

c) La formule brute de la substance : $C_xH_yO_zN_t$

$\frac{12x}{m_C} = \frac{y}{m_H} = \frac{16z}{m_O} = \frac{14t}{m_N} = \frac{M(s)}{m_S}$;

$\frac{12x}{m_C} = \frac{M(s)}{m_S} \Rightarrow x = \frac{m_C.M(S)}{12.m_S}$; AN : **x = 4** ;

$\frac{y}{m_H} = \frac{M(s)}{m_S} \Rightarrow y = \frac{m_H.M(S)}{m_S}$; AN : **y = 9** ;

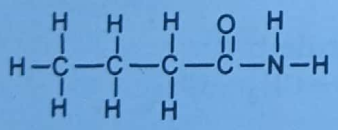
$\frac{16z}{m_O} = \frac{M(s)}{m_S} \Rightarrow z = \frac{m_O.M(S)}{16.m_S}$; AN : **z = 1** ;

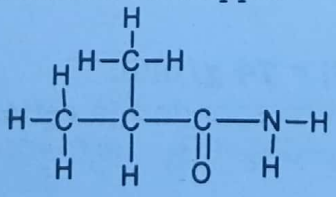
$\frac{14t}{m_N} = \frac{M(s)}{m_S} \Rightarrow t = \frac{m_N.M(S)}{14.m_S}$; AN : **t = 1.**

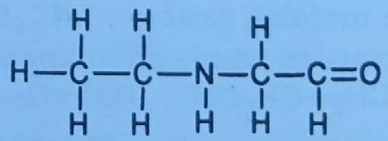
La formule brute est : **C_4H_9ON.**

2-Trouvons trois formules développées et semi-développées:

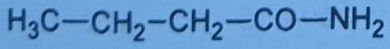
-Formule développée : -Formule développée : -Formule développée :

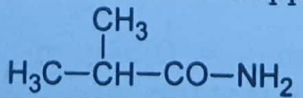






-Formule semi-développée : -Formule semi-développée : -Formule semi-développée :







Scanné avec CamScanner

- HYDROCARBURES -

- HYDROCARBURES SATURES -

SYNTHÈSE GÉNÉRALE :

Activité 1 : Définitions - Structure :

1-1- Définitions :

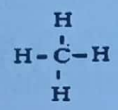
- La chimie organique est l'étude des composés du carbone (excepté les oxydes de carbone, les carbonates).
- Un hydrocarbure ou carbure d'hydrogène est un composé organique constitué uniquement de carbones et d'hydrogène. Leur Formule générale est de la forme : C_xH_y.
- Les hydrocarbures sont classés suivant leurs propriétés. Ceux qui présentent des propriétés générales comparables et ont la même formule générale constituent une série homologue. On distingue : les alcanes, les alcènes et les alcynes.

1-2- Structure des molécules de méthane et d'éthane :

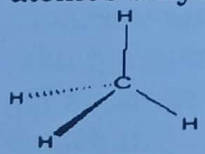
1-2-1- Structure de la molécule de méthane :

Formule chimique : CH_4.

Formule développée :

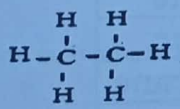


Dans la molécule de méthane, on n'a que des liaisons simples. Les quatre liaisons C-H sont identiques. L'atome de carbone est donc situé au centre d'un tétraèdre régulier dont les quatre sommets sont occupés par des atomes d'hydrogènes. Un tel carbone est dit tétraédrique ou tétragonal.



1-2-2- Structure de la molécule d'éthane :

- Formule brute : C_2H_6.
- Formule développée :



- Formule semi développée : CH_3-CH_3.

Dans la molécule de l'éthane on n'a que des liaisons simples.

1-3 - Carbone tétraédrique : C'est un atome de carbone qui porte quatre liaisons covalentes simples.

Scanné avec CamScanner

Un hydrocarbure saturé ne contient que des atomes de carbones tétraédriques.

1-4- Alcanes : Les hydrocarbures saturés ou alcanes sont des carbures d'hydrogène dont les molécules ne comportent que des liaisons covalentes simples C-H et C-C (appelées liaisons σ).

Ce sont les hydrocarbures saturés linéaires, ou ramifiés et non cycliques. Ils ont pour formule générale $\mathbf{C_nH_{2n+2}}$ avec n $\in$ IN*.

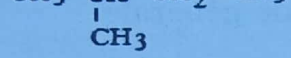
Exemples :

Pour n = 1, on a CH_4 ;

Pour n = 2, on a : C_2H_5 ;

Pour n = 3, on a : C_3H_8.

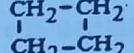
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

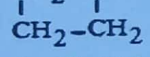


1-5- Cycloalcanes : Les cyclanes ou cycloalcanes sont les hydrocarbures saturés cycliques. Les monocycliques ont pour formule brute générale $\mathbf{C_nH_{2n}}$ avec n > 2.

Exemple : pour n = 3, on a : C_3H_6 ;

Pour n = 4, on a : C_4H_8 de formule développée :





Activité 2 : Nomenclature.

2-1- Nomenclature des alcanes à chaines linéaires (ou hydrocarbure aliphatiques) :

Le nom des alcanes se compose d'un préfixe numérique et la terminaison « –ane ». Ce nom rappelle le nombre d'atomes de carbone constituant le squelette carboné de la molécule.

n	Formule	Nom
1	CH_4	méthane
2	C_2H_6	éthane
3	C_3H_8	propane
4	C_4H_{10}	butane
5	C_5H_{12}	pentane
6	C_6H_{14}	hexane
7	C_7H_{16}	heptane

n	Formule	Nom
8	C_8H_{18}	octane
9	C_9H_{20}	nonane
10	$C_{10}H_{22}$	décane
11	$C_{11}H_{24}$	undécane
12	$C_{12}H_{26}$	dodécane
13	$C_{13}H_{28}$	tridécane
14	$C_{14}H_{30}$	tétradécane
20	$C_{20}H_{42}$	éicosane

2-2-Nomenclature des alcanes à chaines ramifiées :

2-2-1- Groupe alkyle ou radical alkyle : On les obtient formellement en enlevant un atome d'hydrogène à un alcane. Leur formule générale est $\mathbf{C_nH_{2n+1}}$-.

Scanné avec CamScanner

Le nom des radicaux alkyle noté R- s'obtient en remplaçant la terminaison "-ane" de l'alcane correspondant par "-yle".

Exemples : Pour n = 1, on a : CH_3- : méthyle ;

Pour n = 2 on a : C_2H_5- ou CH_3-CH_2- : éthyle ;

Pour n=3, on a : C_3H_7 ou CH_3-CH_2-CH_2- : propyle et $CH_3-\underset{CH_3}{\underset{|}{CH}}-$ isopropyle

N.B : - En cas de ramification, le carbone portant la valence libre porte le numéro 1.

Exemple : 4 3 2 1
CH_3-$CH(CH_3)$-CH_2-CH_2-

- Eliminer la terminaison e si le nom de l'alkyle est employé comme préfixe pour désigner un substituant.

2-2-2- Règle de nomenclature :

Pour nommer un alcane, il faut :

- Chercher la chaine carbonée la plus longue appelée chaine principale ; le nombre d'atome de carbone de cette chaîne détermine le nom de l'alcane.
- identifier les groupes alkyles ;
- numéroter la chaîne principale d'un bout à l'autre (en chiffre arabe), le sens étant choisie de telle sorte que l'ensemble des indices soit le plus bas possible ;
- donner le nom de la chaine principale précédé des noms des groupes alkyles dans l'ordre alphabétique. Le nom de chaque groupe est précédé de son indice de position ;
- si un groupe alkyle est présent plusieurs fois, son nom est précédé des préfixes : di-, tri-, tétra-....

N.B : Pour comparer deux ensembles comportant le même nombre d'indices, on range ceux-ci par ordre croissant. L'ensemble le plus bas est celui qui comporte l'indice le plus bas, à l'occasion de la première différence qui apparaît quand on compare les deux ensembles terme à terme à partir du début.

La somme n'est pas à prendre en compte.

Ce principe est appliqué sans tenir compte de la nature des substituants.

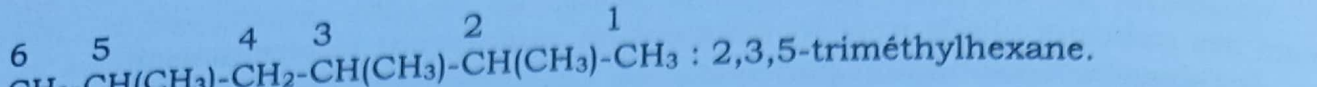
Exemples :

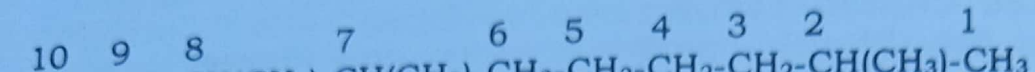
$CH_3-\underset{CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$ **2-méthylpropane ou méthylpropane**

$CH_3-\underset{CH_3}{\underset{|}{CH}}-\underset{CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$ **2-3-diméthylpentane**

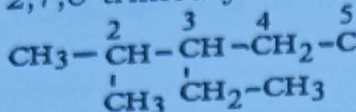
$CH_3-CH_2-\underset{CH_3}{\underset{|}{CH}}-\underset{C_2H_5}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_2-CH_3$ **4-éthyl 3-méthylheptane**

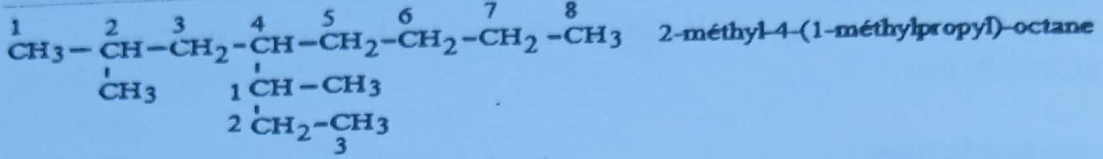
Scanné avec CamScanner





2,7,8-triméthyldécane (et non 3,4,9-triméthyldécane)



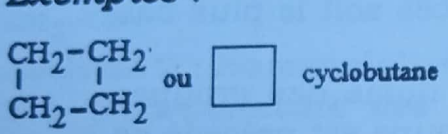


2-3 - Nomenclature des cycloalcanes :

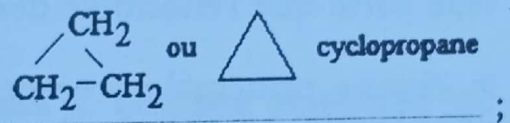
Le nom des cyclanes s'obtient en accolant le préfixe « cyclo » au nom de l'alcane linéaire possédant le même nombre d'atomes de carbone.

Pour les cyclanes à chaîne ramifiées, on utilise les règles appliquées aux alcanes ramifiés.

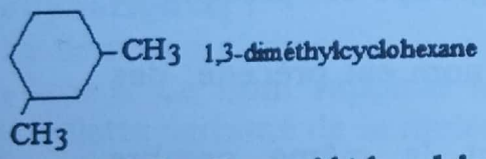
Exemples :



;



;



Activité 3 : Propriétés chimiques.

3-1- Réactions de destruction :

Une réaction de destruction est une réaction au cours de laquelle la molécule est détruite.

3-1-1- Combustion dans le dioxygène :

Tous les hydrocarbures sont combustibles. Leur combustion est très exothermique, d'où leur utilisation comme principale source d'énergie. Les alcanes sont utilisés comme carburants (essence, kérosène...).

Il y a deux sortes de combustions :

a- Réaction de combustion complète :

En présence d'un excès de dioxygène, un alcane subit une destruction totale pour donner du gaz carbonique et de l'eau. La réaction est très exothermique et est utilisée pour le chauffage.

$$C_nH_{2n+2} + \frac{3n+1}{2}O_2 \rightarrow nCO_2 + (n+1)H_2O$$

Exemple : $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

Scanné avec CamScanner

b- La combustion incomplète : Elle a lieu lorsque la quantité de dioxygène est insuffisante (en défaut). La flamme est généralement éclairante et contient de fines particules de carbone portées au rouge : la flamme est dite fuligineuse.

Les produits de cette combustion sont généralement variés.

- Il peut se former du carbone qui noircit les marmites.

$C_nH_{2n+2} + \frac{2n+1}{2}O_2 \rightarrow nC + (n+1)H_2O$

Exemple : $CH_4 + O_2 \rightarrow C + 2H_2O$.

- Il peut se former du mono-oxyde de carbone CO qui provoque des maux de tête.

$C_nH_{2n+2} + \frac{n}{2}O_2 \rightarrow nCO + (n+1)H_2$

3-1-2- Combustion dans le dichlore :

$CH_4 + 2Cl_2 \rightarrow C + 4HCl$.

3-2- Réaction de substitution des alcanes :

3-2-1- Définition :

Une réaction de substitution est une réaction au cours de laquelle une molécule est modifiée en remplaçant un ou plusieurs atomes d'hydrogène par un ou plusieurs atomes d'un autre élément.

3-2-2- Substitution avec le dichlore :

✓ **Expérience :**

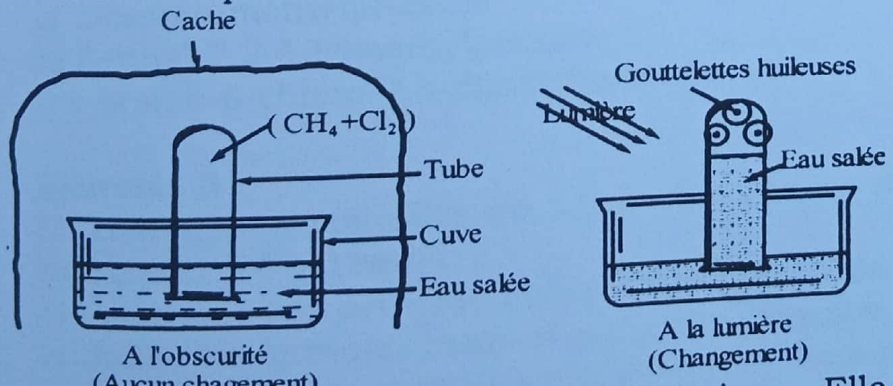
Un mélange à volume égaux de chlore et de méthane contenus dans une éprouvette est retourné sur une cuve d'eau salée.

- A l'obscurité on n'observe aucun changement. (Figure 1).
- Exposé à la lumière, on observe peu à peu que :

. L'eau salée monte dans l'éprouvette ;

. la couleur jaune-verte du dichlore disparaît ;

. des gouttelettes huileuses se forment sur les parois de l'éprouvette et à la surface du liquide.



Remarque : La réaction est photochimique. Elle est déclenchée par la lumière.

✓ **Equations-bilan des réactions :**

$CH_4 + Cl_2 \rightarrow HCl + CH_3Cl$

Scanné avec CamScanner

monochlorométhane.

$CH_3Cl + Cl_2 \rightarrow HCl + CH_2Cl_2$

dichlorométhane.

$CH_2Cl_2 + Cl_2 \rightarrow HCl + CHCl_3$

trichlorométhane ou chloroforme

$CHCl_3 + Cl_2 \rightarrow HCl + CCl_4$

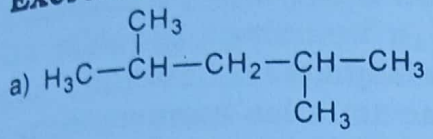
tétrachlorométhane.

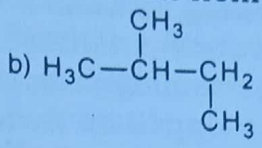
N.B : Le monochlorométhane est utilisé comme agent de réfrigération, le dichlorométhane comme agent de synthèse, le chloroforme comme anesthésique, et le tétrachlorométhane comme solvant.

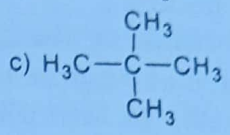
Scanné avec CamScanner

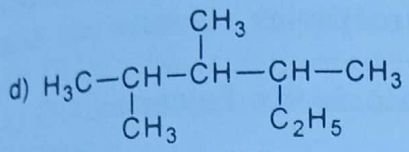
- EXERCICES DE REMÉDIATION ET DE RENFORCEMENT -

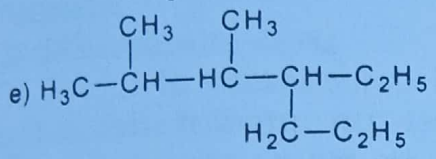
Exercice 1 : Nomme les composés suivants en nomenclature systématique.

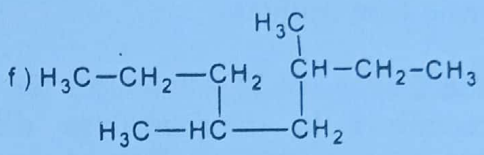
a) 

b) 

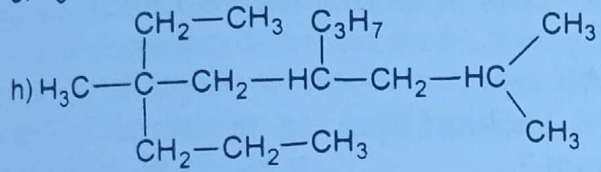
c) 

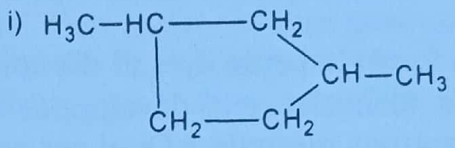
d) 

e) 

f) 

g) $H_3C-(CH_2)_3-C(CH_3)_2-CH_3$

h) 

i) 

Exercice 2 : Donne les formules semi-développées des composés suivants :

a) 3-éthyl 2-méthyl pentane ;
b) 1-bromo 4-propyl octane ;
c) 1,2-dichloro 2-méthyl pentane ;
d) 3-éthyl 2-méthyl hexane ;
e) 4-éthyl 2,2-diméthyl 4-propyl nonane.
f) 1, 2-diméthyl-3-éthylcyclopentane
g) 1-bromo-méthylpropane ;
h) 3-éthyl-2,2,4-triméthylpentane ;
i) 1-bromo-6-chloro-2,6-dimétylheptane

Exercice 3 :

La combustion complète de 3,6 g d'un alcane donne 11 g de dioxyde de carbone et 5,4 g d'eau.

1) Détermine par deux méthodes différentes la formule brute de l'alcane.
2) Donne les formules semi-développées possibles et les nommer.
3) Sachant que la monochloration de cet alcane donne un seul produit, identifie cet alcane et le produit. Donne le nom de ce produit.
4) Combien de dérivés monochlorés peuvent donner les autres alcanes ? Donne les formules semi-développées de ces dérivés et les noms.

Scanné avec CamScanner

Exercice 4 :

La microanalyse d'un alcane A, montre que le rapport entre la masse de l'hydrogène et la masse de carbone qu'il renferme est égal à 0,2.

1) -En déduis :

a) La formule brute C_xH_y de l'alcane A.

b) Trouve et nomme les formules semi-développées de ses isomères.

c) Identifie la formule semi-développée de A, sachant que tous les atomes d'hydrogène qu'il contient appartiennent à des groupes méthyles. Donne son nom en nomenclature internationale.

2) Combien existe-t-il de dérivés de substitution monochlorés de l'alcane A ? Donne le(s) nom(s).

Exercice 5 :

On procède à la microanalyse d'un corps A qui est un produit de substitution monochloré d'un alcane. Les pourcentages en masse trouvés pour les éléments carbone et chlore présents dans A sont : %C=45,86, %Cl=45,21.

1) Détermine la formule brute C_xH_yCl du corps A.

2) Quelle est la formule semi-développée de A sachant que sa molécule possède deux groupes méthyle ? Quel est son nom ?

3) La synthèse de A se fait à partir d'un alcane B et le dichlore.

a) Quelles sont la formule semi-développée et le nom de l'alcane B ?

b) Ecris l'équation bilan de la réaction.

c) En fait, cette synthèse produit simultanément un second dérivé monochloré A'. Quels sont sa formule semi-développée et son nom ?

Exercice 6 :

La densité par rapport à l'air d'un alcane gazeux A est 0,55.

1) Détermine sa formule brute.

2) On substitue x atomes de chlore à x atomes d'hydrogène de cette molécule d'alcane

a) Quelle formule brute générale peut-on donner au dérivé chloré B obtenu ?

b) En déduis la formule brute du dérivé chloré sachant que sa masse molaire est 119,5g/mol. Le nommer.

Exercice 7 : *Identification d'un alcane.*

Un alcane A monosubstitué par le brome est composé en masse de 53% de brome et de 40% de carbone. De plus, il n'existe qu'un seul dérivé mono bromé.

1) Quel est le pourcentage d'hydrogène ?

Scanné avec CamScanner

2) Détermine la formule brute de l'alcane et les formules semi-développées de ses différents isomères. Nomme-les.
3) Donne la formule semi-développée de l'alcane mono bromé et nomme-le.

Exercice 8 : Analyse d'un mélange d'alcanes gazeux.
Un mélange contenant n_1 moles de méthane et n_2 moles d'éthane produit, par combustion complète avec du dioxygène en excès, du dioxyde de carbone et de l'eau. La masse d'eau condensée et recueillie est de 21,6g. Le gaz carbonique formé est « piégé » dans un absorbeur à potasse. La masse de l'absorbeur augmente de 30,8g.
1) Ecris les équations bilan des réactions de combustion du méthane et de l'éthane.
2) détermine n_1 et n_2.
3) Calcul la composition en masse exprimée en pourcentage du mélange initial d'alcanes.

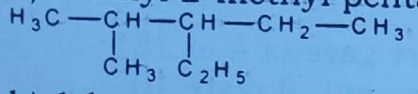
Exercice 9 : Eudiométrie
1) On enferme dans un eudiomètre 5 cm^3 d'un hydrocarbure gazeux A et 15 cm^3 de dioxygène. Après passage de l'étincelle et refroidissement, il reste 10 cm^3 d'un mélange gazeux dont la moitié peut être absorbée par une solution de potasse.
Détermine la formule brute et le nom de A.
2) Dans les mêmes conditions expérimentales, on place dans l'eudiomètre 2 cm^3 d'un hydrocarbure B et 8 cm^3 de dioxygène. Le volume de gaz résiduel après étincelle et refroidissement est maintenant 7 cm^3 dont 3 cm^3 peuvent se fixer sur du phosphore.
Détermine la formule de B. Est-ce un alcane.

Scanné avec CamScanner

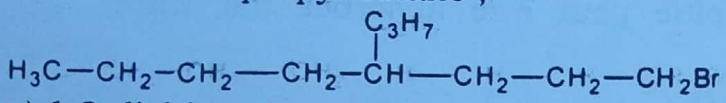
CORRIGES

Solution 1 : Les noms les composés en nomenclature systématique :
a) 2,4-diméthylpentane ;
b) 2-méthylbutane ;
c) 2,2-diméthylpropane ;
d) 2,3,4-triméthylhexane ;
e) 4-éthyl-2,3-diméthylheptane ;
f) 3,5-diméthyloctane ;
g) 2,2-diméthylhexane ;
h) 4-éthyl-4,8-diméthyl-6-propylnonane ;
i) 1,3-diméthylcyclopentane.

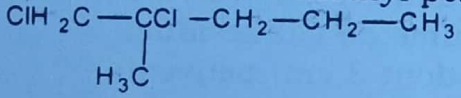
Solution 2 : Les formules semi-développées des composés suivants :
a) 3-éthyl 2-méthyl pentane ;



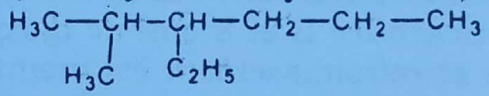
b) 1-bromo 4-propyl octane ;



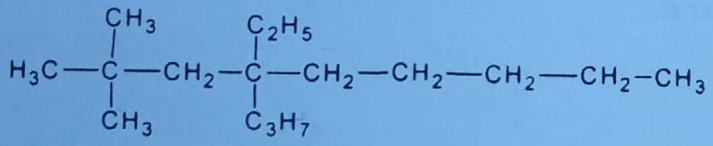
c) 1,2-dichloro 2-méthyl pentane ;



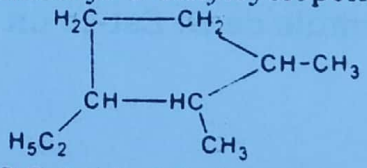
d) 3-éthyl 2-méthyl hexane ;



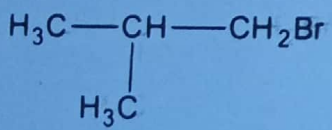
e) 4-éthyl 2,2-diméthyl 4-propyl nonane ;



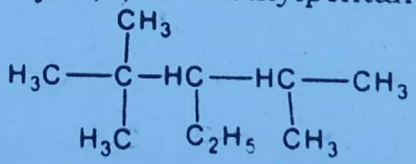
f) 1, 2-diméthyl-3-éthylcyclopentane



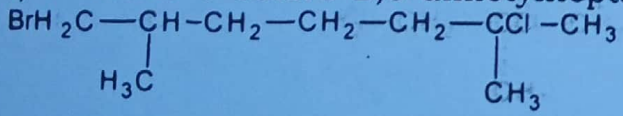
g) 1-bromo-méthylpropane ;



h) 3-éthyl-2,2,4-triméthylpentane ;



i) 1-bromo-6-chloro-2,6-dimétylheptane



Solution 3 :
$m_S = 3,6$ g ; $m_{CO2} = 11$ g ; $m_{H2O} = 5,4$ g ;
1- Déterminons par deux méthodes la formule brute de l'alcane :

Scanné avec CamScanner

• ***Première méthode*** : A partir de l'équation bilan de la réaction de combustion.

$C_nH_{2n+2} + \frac{3n+1}{2}O_2 \rightarrow nCO_2 + (n+1)H_2O$;

- Les rapports stœchiométriques donnent : $n(C_nH_{2n+2}) = \frac{n_{O_2}}{\frac{3n+1}{2}} = \frac{n_{CO_2}}{n} = \frac{n_{H_2O}}{n+1}$;

- Calculons les quantités de matières de CO_2 et H_2O :

$n(CO_2) = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{11}{44} = 0,25$ mol ;

$n(H_2O) = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{5,4}{18} = 0,30$ mol ;

Donc : $\frac{n_{CO_2}}{n} = \frac{n_{H_2O}}{n+1} \Rightarrow \frac{0,25}{n} = \frac{0,3}{n+1} \Rightarrow \mathbf{n = 5}$. La formule brute est : $\mathbf{C_5H_{12}}$.

• ***Deuxième méthode*** : Utilisons la loi des proportions définies.

La formule générale des alcanes est : C_nH_{2n+2} :

$\frac{12}{\%C} = \frac{2n+2}{\%H} = \frac{M}{100}$; avec : $\%C = \frac{1200.m_{CO_2}}{11.m_S} = \mathbf{83,3}$ et $\%H = \frac{100.m_{H_2O}}{9.m_S} = \mathbf{16,7}$;

Donc : $\frac{12n}{83,3} = \frac{2n+2}{16,7} \Rightarrow \mathbf{n = 5}$. La formule brute est : $\mathbf{C_5H_{12}}$.

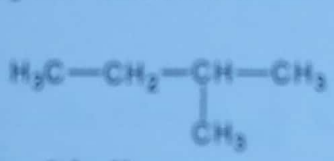
2- Les formules semi-développées et noms :

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

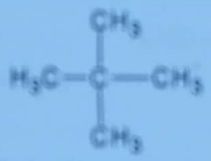
ou

$H_3C-(CH_2)_3-CH_3$

Pentane ;



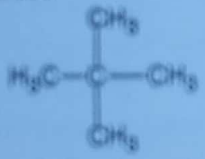
2-méthylbutane ;



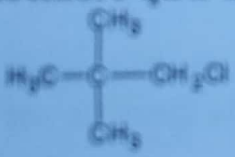
2,2-diméthylpropane.

3) Identification de l'alcane :

Parmi ces trois alcanes, celui qui donne un seul dérivé monochloré est le 2,2-diméthylpropane.



Le seul dérivé monochloré qu'il donne est le 1-chloro-2,2-diméthylpropane.



4- Le nombre, les formules semi-développées et les noms des dérivés monochlorés que peuvent donner les autres alcanes :

* Le pentane donne trois dérivés monochlorés qui sont :

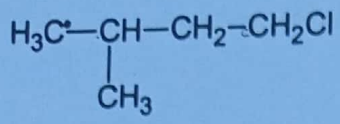
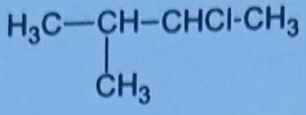
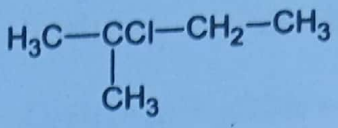
$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2Cl$: 1-chloropentane

$H_3C-CH_2-CH_2-CHCl-CH_3$: 2-chloropentane

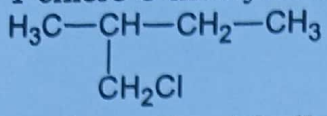
$H_3C-CH_2-CHCl-CH_2-CH_3$: 3chloropentane

* Le 2-méthylbutane donne quatre dérivés monochlorés qui sont :

Scanné avec CamScanner

1-chloro-3-méthylbutane ; 2-chloro-3-méthylbutane ; 2-chloro-2-méthylbutane ;



1-chloro-2-méthylbutane ;

Solution 4 :

A : C_nH_{2n+2} ; $\frac{m_H}{m_C} = 0,2$;

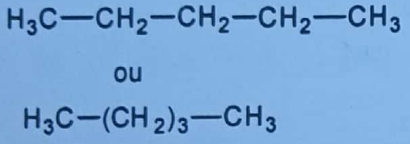
1-En déduisons :

a) La formule brute de l'alcane : C_nH_{2n+2} ;

$\frac{12n}{m_C} = \frac{2n+2}{m_H} \Rightarrow \frac{m_H}{m_C} = \frac{2n+2}{12n} \Rightarrow 0,2 = \frac{2n+2}{12n}$. D'où **n=5.**

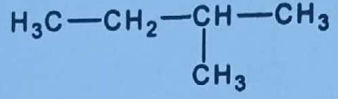
La formule brute est : **C_5H_{12}.**

b) Trouvons et nommons les formules semi-développées de ses isomères:

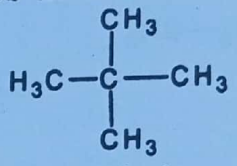


ou

Pentane ;



2-méthylbutane ;

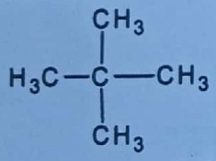


2,2-diméthylpropane.

c) * Identifions la formule semi-développée de A :

Tous les atomes d'hydrogène que A contient appartiennent à des groupes méthyles :

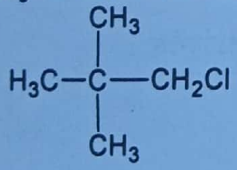
A est donc :



* Son nom : **2,2-diméthylpropane.**

2- * Le nombre de dérivés de substitution monochlorés de l'alcane A :

Il y a un seul dérivé de substitution monochloré dont la formule est :



* Le nom : 1-chloro-2,2-diméthylpropane.

Solution 5 :

A : $C_nH_{2n+1}Cl$ ou C_xH_yCl ; %C = 45,86 ; %Cl = 45,21 ;

1- Déterminons la formule CxHyCl de A :

Scanné avec CamScanner

C_xH_yCl : $\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{35,5}{\%Cl}$ avec %H = 100 – (%C + %Cl) = 8,93.

$\frac{12x}{\%C} = \frac{35,5}{\%Cl} \Rightarrow x = \frac{\%C.35,5}{\%Cl.12}$; AN : **x = 3**. ; $\frac{y}{\%H} = \frac{35,5}{\%Cl} \Rightarrow y = \frac{\%H.35,5}{\%Cl}$; AN : **y = 7**.

La formule brute est : **C_3H_7Cl**.

2- La formule semi-développée de A :

La molécule de A possède deux groupes méthyle, donc A est :

CH_3-CHCl-CH_3.

Son nom est : 2-chloropropane.

3-a) La formule semi-développée et le nom de l'alcane B :

CH_3-CH_2-CH_3 propane.

b) Equation bilan de la réaction :

CH_3-CH_2-CH_3 + Cl_2 ⟶ CH_3-CHCl-CH_3 + HCl.

c) La formule et le nom du second dérivé A' :

CH_3-CH_2-CH_2Cl : 1-chloropropane.

Solution 6 :

A : C_nH_{2n+2} ; d = 0,55.

1- La formule brute de A :

$M(C_nH_{2n+2}) = d.29 = 16g.mol^{-1}$.

$M(C_nH_{2n+2}) = 14n + 2$. Donc $14n + 2 = 16 \Rightarrow$ **n = 1**.

La formule brute est : **CH_4**.

2-a) La formule brute générale qu'on peut donner à B :

x atomes d'hydrogènes de la molécule de méthane sont remplacés par x atomes de chlore. Donc la formule de B est : $CH_{4-x}Cl_x$.

b) La formule brute de B :

$M(CH_{4-x}Cl_x) = 119,5\ gmol^{-1} \Rightarrow 16 - x + 35,5x = 119,5 \Rightarrow$ **x = 3**.

D'où la formule : **$CHCl_3$**.

Son nom : trichlorométhane ou trichlorure de méthyle.

Solution 7 :

A : C_nH_{2n+2} ; %Br = 53 ; %C = 40 ;

1- Le pourcentage d'hydrogène dans le composé B :

%H = 100 – (%C + %Br), AN : **%H = 7**.

2- *la formule brute de l'alcane A :

$C_nH_{2n+2} + Br_2 \longrightarrow C_nH_{2n+1}Br + HBr$.

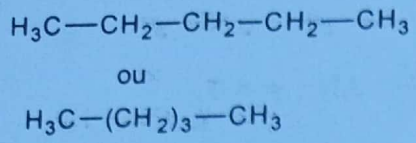
(A) (B)

$C_nH_{2n+1}Br$: $\frac{12n}{\%C} = \frac{2n+1}{\%H} = \frac{80}{\%Br}$.

$\frac{12n}{\%C} = \frac{80}{\%Br} \Rightarrow n = \frac{\%C.80}{\%Br.12}$; AN : **n = 5.** D'où la formule de A : **C_5H_{12}**.

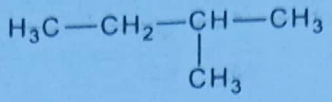
*Les formules semi-développées des différents isomères et les noms :

Scanné avec CamScanner

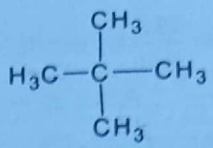


ou

Pentane ;

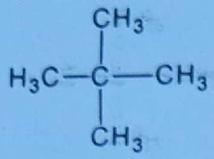


2-méthylbutane ;

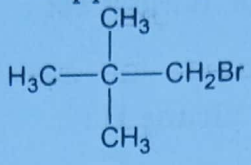


2,2-diméthylpropane

3- Les formules semi-développées de A et B :



(A)



(B)

Le nom de B : 1-bromo-2,2-diméthylpropane.

Solution 8 :

$n(CH_4) = n1$; $n(C_2H_6) = n_2$; $m_{H2O} = 21,6$ g ; $m_{CO2} = 30,8$g.

1- Les équations bilan des réactions de combustion :

$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$ (1) ;

$C_2H_6 + \frac{7}{2}O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$ (2).

2- Déterminons n_1 et n_2 :

Faisons les rapports stœchiométriques:

Equation (1) : $n_1 = n_{1CO2} = \frac{n_{1H2O}}{2} \Rightarrow \begin{cases} n_{1CO2} = n_1 \\ n_{1H2O} = 2.n_1 \end{cases}$ (3) ;

Equation (2) : $n_2 = \frac{n_{2CO2}}{2} = \frac{n_{2H2O}}{3} \Rightarrow \begin{cases} n_{2CO2} = 2n_2 \\ n_{2H2O} = 3n_2 \end{cases}$ (4) ;

On sait que : $n_{CO2} = \frac{m_{CO2}}{44} = \mathbf{0,7}$ et $n_{H2O} = \frac{m_{H2O}}{18} = \mathbf{1,2}$;

Le gaz carbonique et l'eau formés, proviennent des deux réactions, ce qui nous permet d'écrire le système suivant : $\begin{cases} n_{1CO2} + n_{2CO2} = 0,7 \\ n_{1H2O} + n_{2H2O} = 1,2 \end{cases}$ (5).

Remplaçons (3) et (4) dans (5) : $\begin{cases} n_1 + 2n_2 = 0,7 \\ 2n_1 + 3n_2 = 1,2 \end{cases}$;

La résolution du système donne : $\mathbf{n_1 = 0,2\ mol}$; $\mathbf{n_2 = 0,3\ mol}$.

3- La composition en masse exprimée en pourcentage du mélange initial :

*Calculons d'abord les masses de méthane et d'éthane :

-$m(CH_4) = M(CH_4).n_1 = 16.n_1 \Rightarrow mCH_4) = 4,8$ g.

- $m(C_2H_6) = M(C_2H_6).n_2 = 30.n_2 \Rightarrow mC_2H_6) = 6$ g.

- $m(totale) = m(CH_4) + m(C_2H_6) = 10,8$ g.

*La composition en pourcentage est :

$\%CH_4 = \frac{100.m_{CH4}}{m(totale)} \Rightarrow \mathbf{\%CH_4 = 44,4;}$

$\%C_2H_6 = \frac{100.m_{C2H6}}{m(totale)} \Rightarrow \mathbf{\%C_2H_6 = 55,6;}$

Le mélange initial contient en masse **44,4%** de méthane et **55,5%** de d'éthane.

Scanné avec CamScanner

Solution 9 :

L'eudiométrie est une technique basée sur la combustion d'un gaz dans un excès d'oxygène. Si le gaz est un hydrocarbure, l'équation bilan de la réaction est :

$C_xH_y + (x + \frac{y}{4})O_2 \longrightarrow xCO_2 + \frac{y}{2}H_2O$.

Les volumes gazeux étant mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression, le rapport des quantités de matière est égal au rapport des volumes : $\frac{n_1}{n_2} = \frac{V_1}{V_2}$.

Pour cette équation bilan, on peut donc écrire : $V(C_xH_y) = \frac{V(O_2)}{(x+\frac{y}{2})} = \frac{V(CO_2)}{x}$ (1)

1- Déterminons la formule brute et le nom de A :

Avant étincelle		Après l'étincelle et refroidissement	
C_xH_y	O_2 en excès	CO_2 formé	O_2 restant
$V(C_xH_y) = 5\ cm^3$	$V(O_2)=15\ cm^3$	$V(CO_2)=\frac{10}{2}=5Cm^3$	$Vr(O_2) = 5cm^3$

Calculons le volume d'oxygène ayant réagi :

$V(O_2) = 15 - Vr(O_2) = 15-5 \Longrightarrow V(O_2) = 10\ cm^3$;

En remplaçant les données dans (1), on obtient : $5 = \frac{10}{(x+\frac{y}{2})} = \frac{5}{x}$.

$5 = \frac{5}{x} \Longrightarrow \mathbf{x = 1}$; $5 = \frac{10}{(x+\frac{y}{2})} \Longrightarrow \mathbf{y = 4.}$

La formule brute est : $\mathbf{CH_4}$. C'est le méthane.

2- La formule semi-développée de B :

Avant étincelle		Après l'étincelle et refroidissement	
C_xH_y	O_2 en excès	CO_2 formé	O_2 restant
$V(C_xH_y) = 2\ cm^3$	$V(O_2)= 8\ cm^3$	$V(CO_2) =7-3= 4\ cm^3$	$Vr(O_2) = 3cm^3$

Calculons le volume d'oxygène ayant réagi :

$V(O_2) = 8 - Vr(O_2) = 8-3 \Longrightarrow V(O_2) = 5\ cm^3$;

En remplaçant les données dans (1), on obtient : $2 = \frac{5}{(x+\frac{y}{2})} = \frac{4}{x}$.

$2 = \frac{4}{x} \Longrightarrow \mathbf{x = 2}$; $2 = \frac{5}{(x+\frac{y}{2})} \Longrightarrow \mathbf{y = 2.}$

La formule brute est : $\mathbf{C_2H_2}$. C'est l'éthyne ou acétylène.

B n'est pas un alcane car sa formule brute ne répond pas à celle des alcanes C_nH_{2n+2}.

B est un alcyne.

Scanné avec CamScanner

- HYDROCARBURE INSATURES -

SYNTHÈSE GÉNÉRALE :

Activité 1 : Définitions – Formules générales - Structure

1-1- Définitions : Les hydrocarbures insaturés sont des hydrocarbures qui ont dans leur molécule une double liaison C=C (pour les alcènes) ou une triple liaison C≡C (pour les alcynes).

✓ Un alcène est un hydrocarbure à chaîne linéaire ou ramifiée possédant une double liaison C=C. Ils ont pour formule générale $\mathbf{C_nH_{2n}}$ avec $n \geq 2$.

Exemples : - Pour n = 2, on a : C_2H_4 ;
- Pour n = 3, on a C_3H_6.

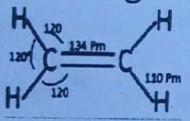
✓ Les alcynes sont des hydrocarbures à chaîne linéaire ou ramifiée possédant une triple liaison C≡C. Leur formule générale est $\mathbf{C_nH_{2n-2}}$ avec $n \geq 2$.

Exemples : - Pour n = 2, on a : C_2H_2 ;
- Pour n = 3, on a C_3H_4.

1-2- Structures :

✓ **Structure de la double liaison C=C : La molécule d'éthylène C_2H_4.**

La molécule d'éthylène est plane, la rotation autour de la double liaison est impossible. La double liaison comprend une liaison très solide (sigma σ) et une fragile (liaison pi π).



N.B : Les alcènes peuvent présenter des isomères de chaîne, de position et des isomères géométriques Z/E.

✓ **Structure de la liaison triple** C≡C **: La molécule d'acétylène.**

L'acétylène ou éthyne a pour :
- formule brute : C_2H_2.
- formule développée : H-C≡C-H

La molécule a une structure linéaire. La triple liaison C≡C comprend une liaison simple très solide (liaison σ « sigma ») et deux liaisons fragiles (liaison π « pi »).

Activité 2 : Nomenclature.

2-1- Nomenclature officielle des hydrocarbures insaturés :

Pour nommer les hydrocarbures insaturés, il faut :
- Chercher la chaine principale contenant la liaison multiple ;
- numéroter la chaîne principale d'un bout à l'autre (en chiffre arabe), les carbones qui portent la liaison multiple doivent avoir les plus petits indices ;

Scanné avec CamScanner

- Remplacer la terminaison « ane » de l'alcane correspondant par « -ène » pour les alcènes et « -yne » pour les alcynes, précédés du numéro de position de la liaison multiple si nécessaire.
La position de la liaison multiple (double ou triple liaison) est indiquée par le numéro le plus faible des atomes de carbone portant la dite liaison.
Dans le cas des hydrocarbures insaturés ramifiés, les substituants sont indiqués comme pour les alcanes.

Exemples :

$CH_2 = CH_2$: éthène (ou éthylène)
$CH_3-CH=CH_2$: propène
$CH_3-CH_2-CH=CH_2$: but-1-ène
$CH_3-CH=CH-CH_3$: but-2-ène
$CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CH(CH_3)-CH=CH-CH_3$: 4,5-diméthyl hept-2-ène
$CH_3-CH_2-CH(CH_2-CH_3)-C(CH_3)=CH-CH_2-CH_3$: 5-éthyl 4-méthyl hept-3-ène
$CH_3-C(CH_3)_2-CH=CH-CH_3$: 4,4-diméthylpent-2-ène
$CH\equiv CH$: éthyne (ou acéthylène)
$CH_3-C\equiv CH$: propyne
$CH_3-C\equiv C-CH(CH_3)-CH_3$: 4-méthyl pent-2-yne
$CH_3-CH(CH_3)-C\equiv CH$: 3-mééthyl but-1-yne
$CH_3-CH(CH_3)-CH(C_2H_5)-C\equiv C-CH_3$: 4-éthyl 5-méthyl hex-2-yne.
N.B : $CH_2 = CH-CH=CH_2$: but-1,3-diène.

Activité 3 : Propriétés chimiques

3-1- Réactions de combustion (réactions de destruction) : La combustion complète des hydrocarbures insaturés, comme les alcanes, donne du dioxyde de carbone et de l'eau. Ces réactions sont très exothermiques.

Equations bilan :

· Alcènes :

$$C_nH_{2n} + \frac{3n}{2}O_2 \rightarrow nCO_2 + nH_2O$$

Exemple : $C_2H_2 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$

· Alcynes :

$$C_nH_{2n-2} + \frac{3n-1}{2}O_2 \rightarrow nCO_2 + (n-1)H_2O.$$

Exemple : $C_2H_2 + \frac{5}{2}O_2 \rightarrow 2CO_2 + H_2O$

3-2- Réactions d'addition :

3-2-1- Définition : Une réaction d'addition est une réaction au cours de laquelle une molécule peut accepter des atones étrangers sans perdre aucun de ses atomes suite à la disparition des liaisons π.
Elle est propre aux hydrocarbures insaturés. Dans une réaction d'addition, la rupture d'une liaison multiple permet la fixation de nouveaux éléments.

Scanné avec CamScanner

3-2-2- Addition du dihydrogène (hydrogénation) :

✓ ***hydrogénation des alcènes :*** elle a lieu en présence de platine ou de nickel comme catalyseur, et on obtient des alcanes.

Equation bilan générale : $C_nH_{2n} + H_2 \rightarrow C_nH_{2n+2}$

Exemple : $C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$.

✓ ***Hydrogénation des alcynes :***

- En présence de palladium désactivé (Pd), la réaction se fait mole à mole et on obtient un alcène.

$$C_nH_{2n-2} + H_2 \xrightarrow{Pd} C_nH_{2n}$$

Exemple :

$$CH{\equiv}CH + H_2 \xrightarrow{Pd} CH_2{=}CH_2$$

- En présence de Platine ou de Nickel comme catalyseur, l'hydrogénation conduit à un alcane.

Equation bilan générale : $C_nH_{2n-2} + 2H_2 \xrightarrow{Ni} C_nH_{2n+2}$

Exemple :

$$CH{\equiv}CH + 2H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3\text{-}CH_3$$

c) Addition d'un dihalogène (halogénation) :

✓ ***Halogénation des alcènes :***

Les halogènes réagissent spontanément avec les alcènes, même à l'obscurité.

- ***Addition du dichlore :*** $C_nH_{2n} + Cl_2 \rightarrow C_nH_{2n}Cl_2$

$CH_2 = CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl\text{-}CH_2Cl$

1,2-dichloro éthane

- ***Addition du dibrome :*** $C_nH_{2n} + Br_2 \rightarrow C_nH_{2n}Br_2$

$CH_2 = CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br\text{-}CH_2Br$

1,2-dibromo éthane

✓ ***Halogénation des alcynes :*** On mélange les deux réactifs dans un solvant (CCl_4 ou éther).

- ***Addition du dichlore :***

$C_nH_{2n-2} + 2Cl_2 \rightarrow C_nH_{2n-2}Cl_4$

Les équations s'écrivent :

$CH{\equiv}CH + Cl_2 \rightarrow CHCl{=}CHCl$

$CH{\equiv}CH + 2Cl_2 \rightarrow CHCl_2\text{-}CHCl_2$

d) Addition de l'eau : Hydratation

✓ ***Hydratation des alcènes :***

En présence d'acide sulfurique concentré (H_2SO_4) comme catalyseur les alcènes réagissent avec l'eau pour donner des alcools.

- Si l'alcène est symétrique on obtient un seul alcool :

$CH_2{=}CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3\text{-}CH_2OH$.

Scanné avec CamScanner

- Si l'alcène est dissymétrique, on obtient théoriquement un mélange de deux alcools qui sont isomères de position.

Exemple :

$$CH_3\text{-}CH=CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} \begin{cases} CH_3-CH_2-CH_2OH & (1) \\ CH_3-CHOH-CH_3 & (2) \end{cases}$$

L'alcool (1) est le propan-1-ol et (2) est le propan-2-ol.

NB : C'est le propan-2-ol qui est obtenu majoritairement, car l'atome d'hydrogène de H_2O se fixe préférentiellement sur le carbone le plus hydrogéné portant la double liaison.

✓ ***Hydratation des alcynes :***

En présence de sulfate de mercure II, H_gSO_4 (ou ion Hg^{2+}) et d'acide sulfurique comme catalyseur, l'hydratation des alcynes conduit aux aldéhydes (R-CHO) ou aux cétones.

Dans le cas de l'acétylène, on obtient l'éthanal.

$$CH\equiv CH + H_2O \longrightarrow CH_3\text{-}CHO$$

éthanal.

e) Addition du chlorure d'hydrogène (HCl) :

✓ ***Cas des alcènes :***

Le chlorure d'hydrogène réagit avec les alcènes en présence de $FeCl_3$ comme catalyseur.

- Si l'alcène est symétrique on obtient un seul dérivé :

$$CH_2=CH_2 + HCl \longrightarrow CH_3\text{-}CH_2Cl.$$

monochloroéthane

- Si l'alcène est disymétrique, on obtient théoriquement deux dérivés chlorés :

Exemple :

$$CH_3\text{-}CH=CH_2 + HCl \longrightarrow \begin{cases} CH_3-CH_2-CH_2Cl & (1) \\ CH_3-CHCl-CH_3 & (2) \end{cases}$$

(1) : 1-monochloropropane et (2) : 2-monochloropropane.

L'expérience montre qu'on obtient majoritairement le 2-monochloropropane pour lequel l'hydrogène (du HCl) se fixe au carbone le plus hydrogéné (CH_2).

✓ ***Cas des alcynes :***

L'addition du chlorure d'hydrogène, comme l'hydrogénation, sur l'acétylène se fait en deux étapes et conduit successivement au chloroéthylène ou chlorure de vinyle puis au 1,1-dichloroéthane. Les équation-bilans de ces deux réactions sont :

$$CH\equiv CH + HCl \xrightarrow{HgCl_2} CH_2=CHCl$$

$$CH_2=CHCl + HCl \xrightarrow{130^\circ} CH_3\text{-}CHCl_2$$

1,1-dichloroéthane.

Scanné avec CamScanner

Ou encore: $CH{\equiv}CH + 2\ HCl \longrightarrow CH_3\text{-}CHCl_2$

1,1-dichloroéthane.

Activité 4 : Réaction de polymérisation ou polyaddition

4-1-Définitions :

- Une polymérisation est une addition particulière au cours de laquelle plusieurs molécules identiques (appelées monomères) peuvent se souder en une seule appelée polymère.

L'addition de deux molécules est appelée dimérisation ;
L'addition de trois molécules est appelée trimérisation ;
L'addition de plusieurs molécules est appelée polymérisation.

- Le nombre n de monomères associés est indiqué en indice dans le polymère. Il est appelé degré ou indice de polymérisation.

Lors de cette réaction, il y a ouverture des doubles liaisons C=C et formation de liaisons simples C-C.

$nA \longrightarrow (\text{-A-})_n$

A est le monomère ; $(\text{-A-})_n$ est le polymère ; -A- est le motif et n le degré de polymérisation.

Soit M_P la masse molaire du polymère et M_m celle du monomère, on a alors :

$\mathbf{M_P = n.M_m}$.

- Polymère : Un polymère est une macromolécule constituée d'une répétition de petits groupes atomes appelées motifs.

4-2- La polymérisation de l'éthylène : Le polyéthylène.

- Equation bilan :

$nCH_2 = CH_2 \longrightarrow (-CH_2 - CH_2 -)_n$.

- Utilisation : Le polyéthylène est utilisé pour la fabrication d'emballages, de récipients ménagers, sacs poubelle, les bouteilles de shampoing, les jouets des enfants et même les gilets pare-balle.

4-3- Polymérisation du chlorure de vinyle (PVC).

- Equation bilan :

$nCH_2 = CHCl \longrightarrow (-CH_2 - CHCl -)_n$.

- Utilisations : Le PVC est utile car il résiste à l'eau et au feu. Il est utilisé pour faire des imperméables, des tuyaux de canalisation, des bouteilles d'eau et de lait, les toits de maisons, les revêtements des sols

Il résiste au feu parce qu'il contient des atomes de chlore. Quand on essaye de brûler le PVC, les atomes de chlore sont relâchés et ils inhibent la combustion.

4-4- Polymérisation de l'acétylène :

- Dimérisation : $2\ CH{\equiv}CH \longrightarrow CH_2{=}CH\text{-}C{=}CH$

monovinylacétylène (M.V.A)

- Trimérisation linéaire : $3\ CH{\equiv}CH \longrightarrow CH_2{=}CH\text{-}C{=}C\text{-}CH{=}CH_2$
- Trimérisation cyclique : $3CH{\equiv}CH \longrightarrow C_6H_6$

Scanné avec CamScanner

- EXERCICES DE REMÉDIATION ET DE RENFORCEMENT -

Exercice 1 :
Le bromure d'hydrogène, H-Br, réagit comme le chlorure d'hydrogène avec les alcènes.
Quels produits obtient-on préférentiellement par action du bromure d'hydrogène sur :
1) le but-1-ène ? 2) Le méthylpropène ? 3) Le 1-méthylcyclohexène ?

Exercice 2 :
Afin de déterminer la formule brute d'un alcène X, on mesure la quantité de dibrome consommée par réaction d'addition. On observe que 2,1 g d'alcène décolorent complètement une solution contenant 8,0 g de dibrome.
1) Donne la formule générale d'un alcène.
2) Ecris l'équation associée à la réaction d'addition.
3) La transformation a lieu dans des proportions stœchiométriques. En déduis la quantité de matière d'alcène introduit, puis sa masse molaire.
4) Quelle est la formule brute de X.

Exercice 3 :
Une masse de 3,02g d'un alcène A fixe 11,50g de brome pour donner un dérivé bromé B.
1- Trouve les formules brutes de A et B ainsi que tous les isomères possibles. Nomme-les.
2- Identifie le composé B.

Exercice 4 :
Un alcène A réagit avec du bromure d'hydrogène HBr pour donner un composé B contenant 58% en masse de brome.
1-Trouve les formules brutes de A et B ainsi que tous les isomères possibles. Nomme-les.
2-L'alcène A présente des isomères géométriques Z et E. Identifie A et B.
3- Représente les isomères géométriques de A.

Exercice 5 :
La combustion complète de 50cm^3 d'un mélange de propane et de propène a nécessité 242,5cm^3 d'oxygène. Quelle est la composition centésimale, en volume du mélange. (Les volumes sont mesurés dans les mêmes c

Scanné avec CamScanner

Exercice 6 :
La combustion complète de $10cm^3$ d'un hydrocarbure gazeux A de formule C_xH_{2x} a nécessité $60cm^3$ de dioxygène.
1) Ecris l'équation bilan de la réaction.
2) Détermine la valeur de x et déduis la formule brute.
3) Ecris les 5 formules semi-développées possibles répondant à cette formule brute et nomme-les.
4) Dans l'obscurité A peut réagir avec le dichlore.
a) A quelle famille appartient le composé A ?
b) A ne présente pas d'isomères Z/E, et l'action du chlorure d'hydrogène sur A conduit de façon prépondérante au 2-chlorobutane.
Donne la formule semi-développée et le nom de A.
5) L'hydrogénation de A donne un composé B. Ecris l'équation-bilan de la réaction et nomme B.

Exercice 7 :
La chloration de 28g d'un alcène nécessite 35,5g de dichlore.
1) Ecris l'équation-bilan de cette réaction en utilisant la formule générales des alcènes.
2) Calcule la quantité de dichlore qui a été utilisée.
3) En déduis la quantité d'alcène.
4) Détermine la masse molaire de l'alcène. En déduis sa formule brute.
5) Ecris les formules semi-développées possibles pour l'alcène et nomme-les.

Exercice 8 :
L'éthène ou éthylène a pour formule C_2H_4. On réalise la réaction dont l'équation-bilan est la suivante : $nCH_2=CH_2 \longrightarrow -(CH_2-CH_2)-_n$
1) Quel est le nom de cette réaction ?
2) Quel est le nom du polymère obtenu ?
3) Le degré de polymérisation est de 5.000. Calcule la masse molaire de ce polymère.
4) Donne quelques applications de ce polymère dans la vie courante.

Exercice 9 :
L'hydrogénation catalytique sur le palladium désactivé du but- 2-yne donne un corps B.
1- Quelle est la formule semi- développée de B ? A quelle catégorie de composé appartient- il ?
2- Donne la formule semi- développée et le nom du produit de l'addition du chlorure d'hydrogène sur B.

Scanné avec CamScanner

3- Ecris l'équation bilan de la réaction de polymérisation de B. Quel est le motif de ce polymère?

Exercice 10 :

Pour fabriquer une matière plastique très connue, on utilise un monomère dont la composition centésimale est %C = 38,4 ; %H = 4,8 ; %Cl = 56,8.
La masse molaire de ce composé vaut 62,5g.mol^{-1}.

1) Quelle est la formule semi développée du monomère ? Donne son nom officiel et son nom usuel.
2) Ecris l'équation bilan de sa polymérisation ; donne le nom du polymère obtenu.
3) Calcule la masse molaire du polymère obtenu si son indice de polymérisation vaut 2000.
4) Calcule la composition centésimale massique en carbone, hydrogène et chlore du polymère. Conclure.

Exercice 11 :

Lorsque l'on polymérise un mélange de deux monomères A et B, on peut obtenir un copolymère alterné. Le produit obtenu a la composition massique suivante : 64,8% de carbone, 9,5%d'hydrogène et 25,7% de fluor.

1) Soit $C_xH_yF_z$ la formule brute du motif du polymère. Détermine les valeurs les plus simples pouvant être prises par x, y et z.
2) En déduis la formule semi-développée du motif de ce copolymère.
3) Quels sont les formules et nom de A et B ?

Exercice 12 :

Un hydrocarbure A de formule C_aH_b contient en masse 90% de carbone.

1) Calcule le rapport b/a.

L'hydrocarbure contient dans sa structure trois atomes de carbone. En déduire sa formule brute puis écris sa formule sémi-développée. Nomme-le ?

2) Par hydrogénation, en présence du palladium désactivé, il donne un composé B.

a) Ecris l'équation de la réaction puis nomme le corps B.
b) Le composé B peut subir la polymérisation ; donne la formule du motif et nomme le polymère obtenu.
c) Donne quelques applications de ce polymère.

Exercice 13 :

Un composé organique C_xH_y est constitué en masse de 85,7% de carbone et 14,3% d'hydrogène.

Scanné avec CamScanner

1- Calcule le rapport $\frac{y}{x}$ en déduis à quelle famille ce composé appartient, sachant que sa chaîne carbonée est ouverte.
2- Indique les formules semi- développées et les noms de tous les composés tels que x = 5.
3- L'hydrogénation de l'un de ces composés conduit au 2-méthylbutane. Peut- on en déduire quel est ce composé ?
4- Par hydratation, l'un de ces composés noté A, donne essentiellement du 3-méthylbutan-2-ol noté B.
a) Précise ce composé A. Ecris l'équation bilan de la réaction et précise la formule semi-développée et le nom du second alcool qui peut être obtenu.
b) Ecris l'équation bilan de la polymérisation de A et précise le motif du polymère obtenu.
c) Ecris l'équation-bilan de la réaction de formation de A à partir d'un alcyne C que l'on nommera.

Exercice 14 :
Un échantillon de polymère d'addition d'un alcène, constitué uniquement de carbone et d'hydrogène, a une masse molaire moyenne de 63000 $g.mol^{-1}$. Son degré de polymérisation vaut 1500.
1- Détermine la formule semi-développée du monomère correspondant et le nommer.
2- Comment appelle-t-on ce polymère ? Ecris son motif.
3) Écris l'équation bilan de la polymérisation.

Scanné avec CamScanner

CORRIGES

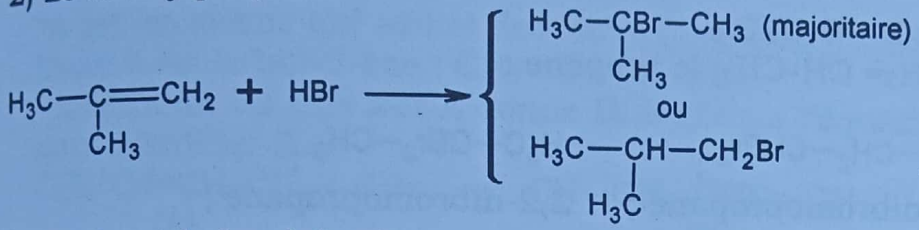
Solution 1 :

Le produit qu'on obtient préférentiellement par action du bromure d'hydrogène sur :

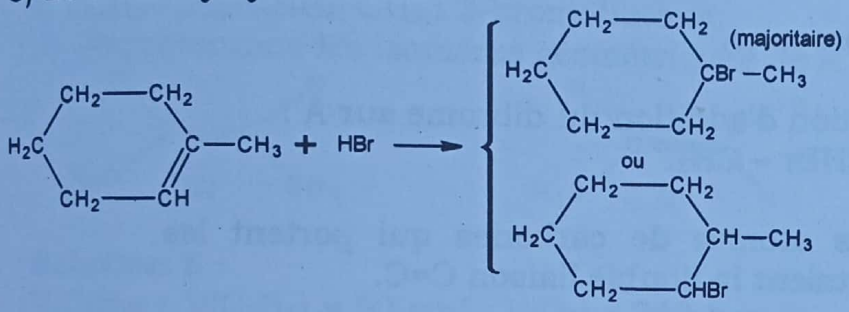
1) Le but-1-ène :

CH_2=CH-CH_2-CH3 + HBr ⟶ { $CH_3 - CHBr - CH_2 - CH_3$ (majoritaire) ou $CH_2Br - CH_2 - CH_2 - CH_3$;

2) Le méthylpropène :



3) Le 1-méthylcyclohexène :



Solution 2 :

X: C_nH_{2n} (alcène); m(X) = 2,1 g; m(Br_2) = 8,0 g;

1- La formule générale de l'alcène X :

C_nH_{2n}.

2- Equation bilan de la réaction :

$C_nH_{2n} + Br_2 \longrightarrow C_nH_{2n}Br_2$;

3- La quantité de matière et la masse molaire d'alcène :

*D'après les rapports stœchiométriques : $n(C_nH_{2n}) = n(Br_2) = \frac{m(Br_2)}{M(Br_2)}$;

AN : $n(C_nH_{2n}) = \frac{8}{160} \Longrightarrow$ **$n(C_nH_{2n}) = 0,05$ mol.**

*$M(C_nH_{2n}) = \frac{m(CnH2n)}{n(CnH2n)} = \frac{2,1}{0,05}$. Donc : **$M(C_nH_{2n}) = 42$ g.mol^{-1}.**

4- La formule brute de l'alcène X :

$\begin{cases} M(C_nH_{2n}) = 42 \\ M(C_nH_{2n}) = 14n \end{cases} \Longrightarrow 14n = 42 \Longrightarrow \mathbf{n = 3}$.

La formule brute est alors : **C_3H_6**.

Scanné avec CamScanner

Solution 3 :

M(A) = 3,02 g (C_nH_{2n}) ; m(Br_2) = 11,5 g ;

1- * Les formules brutes de A et B :

Equation bilan de la réaction : $C_nH_{2n} + Br_2 \longrightarrow C_nH_{2n}Br_2$.

(A) (B)

D'après les rapports stœchiométriques :

$n(A) = n(Br_2) \Longrightarrow \frac{m(A)}{M(A)} = \frac{m(Br2)}{M(Br2)} \Longrightarrow M(A) = \frac{m(A).M(Br2)}{m(Br2)} = 42 g.mol^{-1}$.

$\left\{ \begin{matrix} M(A) = 42 \\ M(C_nH_{2n}) = 14n \end{matrix} \right. \Longrightarrow 14n = 42 \Longrightarrow \mathbf{n = 3}$.

Les formules brutes : **A : C_3H_6 ; B : $C_3H_6Br_2$.**

*Les isomères et noms de A : CH_2= CH-CH_3, le propène :

*Les isomères et noms de B :

$H_3C—CHBr—CH_2Br$; $H_3C—CH_2—CHBr_2$; $H_3C—CBr_2—CH_3$;

1,2-dibromopropane ; 1,1-dibromopropane ; 2,2-dibromopropane ;

$BrH_2C—CH_2—CH_2Br$: 1,3-dibromopropane.

2- Identification du composé B :

Ecrivons l'équation bilan de la réaction d'addition du dibrome sur A :

$CH_2 = CH - CH_3 + Br_2 \longrightarrow CH_2Br - CHBr - CH_3$.

(A) (B)

B est le 1,2-dibromopropane. Les atomes de carbones qui portent les atomes de brome sont ceux qui portaient la double liaison C=C.

Solution 4 :

A + HBr ⟶ B ; %Br = 58.

1- * Les formules brutes de A et B :

- Equation bilan de la réaction :

$C_nH_{2n} + HBr \longrightarrow C_nH_{2n+1}Br$.

(A) (B)

- D'après la loi des proportions définies : $\frac{12n}{\%C} = \frac{2n+1}{\%H} = \frac{80}{\%Br} = \frac{M}{100}$;

$\frac{80}{\%Br} = \frac{M}{100} \Longrightarrow M = \frac{8000}{\%Br} \Longrightarrow M = 138 g.mol^{-1}$

$\left\{ \begin{matrix} M(B) = 138 \\ M(C_nH_{2n+1}Br) = 14n + 81 \end{matrix} \right. \Longrightarrow 14n + 81 = 138 \Longrightarrow \mathbf{n = 4}$.

Les formules brutes : **A : C_4H_8 ; B : C_4H_9Br.**

* Les isomères possibles et les noms :

-A : C_4H_8 :

$H_2C=CH-CH_2-CH_3$; $H_3C—CH=CH—CH_3$; $H_3C—\overset{CH_3}{\overset{|}{C}}=CH_2$

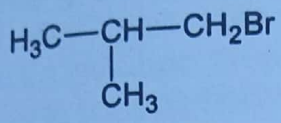
but-1-ène but-2-ène 2-méthylpropène

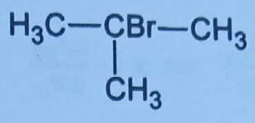
Scanné avec CamScanner

- B : C_4H_9Br :

$H_3C—CH_2—CH_2—CH_2Br$; $H_3C—CH_2—CHBr—CH_3$;

1- bromobutane 2- bromobutane



; 

1-bromo-2-méthylpropane 2-bromo-2-méthylpropane

2) Identification de A et B :

*A est un alcène qui admet des isomères géométriques Z et E.

Donc A est le but-2-ène : $CH_3–CH=CH–CH_3$.

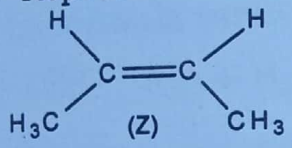
* L'addition du HBr sur A donne B. Ecrivons l'équation bilan de la réaction pour identifier B.

$CH_3-CH=CH–CH_3 + HBr \rightarrow CH_3–CH_2–CHBr–CH_3$.

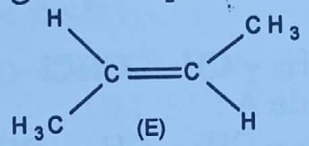
(A) (B)

B : $CH_3–CH_2–CHBr–CH_3$: 2-bromobutane.

3) -Représentons les isomères géométriques de A :



(Z)



(E)

Solution 5 :

$V(C_3H_8) + V(C_3H_6) = 50\ cm^3$; $V(O_2) = 242,5\ cm^3$;

La composition centésimale en volume du mélange :

Puisque les volumes gazeux sont mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression, on peut faire les rapports de proportionnalités avec les volumes.

*Ecrivons les équations bilan des réactions :

$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$ (1)

V 5V 3V

$2C_3H_6 + 9O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$ (2)

2V' 9V' 6V'

*Formons un système d'équation d'inconnus V et V':

$\begin{cases} V + 2V' = 50 \\ 5V + 9V' = 242,5 \end{cases}$. La résolution donne : V = 35 et V' = 7,5.

Donc : **$V(C_3H_8)$ =V=35 cm^3 ; $V(C_3H_6)$ = 2V'= 15 cm^3 ; V(total) = 35+15 =50cm^3.**

La composition centésimale est donc :

$\%C_3H_8 = \frac{100.V(C_3H_8)}{V_{total}} \Rightarrow$ **$\%C_3H_8$ = 70.**

Scanné avec CamScanner

$\%C_3H_6 = \frac{100.V(C_3H_6)}{V_{total}} \Rightarrow \mathbf{\%C_3H_6 = 30.}$

Solution 6 : V_A= 10 cm³, V_{O2}= 60 cm³,

1- * Equation bilan de la réaction :

$C_xH_{2x} + \frac{3x}{2}O_2 \longrightarrow xCO_2 + xH_2O.$

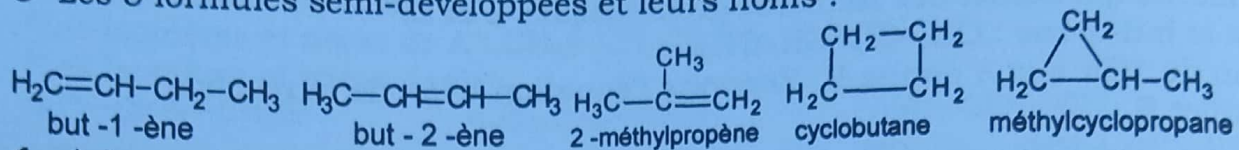
2- Détermination de la valeur e x :

$n_A = \frac{2.n_{O2}}{3x} \Rightarrow \frac{V_A}{V_M} = \frac{2V_{O2}}{3x.V_M} \Rightarrow V_A = \frac{2V_{O2}}{3x.} \Rightarrow \mathbf{x = \frac{2V_{O2}}{3.V_A}}.$

AN : $x = \frac{2*60}{3*10} = 4 \Rightarrow \mathbf{x = 4.}$

* Formule brute de A : $\mathbf{C_4H_8}$.

3- Les 5 formules semi-développées et leurs noms :



4- a) A appartient à la famille des alcènes.

b) * Formule semi-développée et nom de A :

$H_2C{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$

but -1 -ène

* Equation bilan de la réaction :

$CH_3 - CH_2 - CH = CH_2 + HCl \longrightarrow CH_3 - CH_2 - CHCl - CH_3.$

5- Equation bilan de l'hydrogénation de A :

$CH_3 - CH_2 - CH = CH_2 + H_2 \longrightarrow CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3.$

A B

Nom de B : butane.

Solution 7 :

1- Equation bilan de la réaction de chloration de l'alcène :

$C_nH_{2n} + Cl_2 \longrightarrow C_nH_{2n}Cl_2$

2- Quantité de dichlore qui a été utilisé :

$n_{Cl} = \frac{m_{Cl}}{M_{Cl}} = \frac{35,5}{71} \Rightarrow \mathbf{n_{Cl2} = 0,5mol.}$

3- Quantité d'alcène :

D'après les relations stœchiométriques on a :

$\mathbf{n_{alc} = n_{Cl2} = 0,5mol.}$

4- * Masse molaire de l'alcène :

$M_{alc} = \frac{m_{alc}}{n_{alc}} = \frac{28}{0,5} \Rightarrow \mathbf{M_{alc} = 56g/mol.}$

* Formule brute de l'alcène :

$M_{alc} = 14n = 56 \Rightarrow \mathbf{n = 4.}$

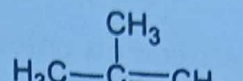
D'où la formule brute de l'alcène : $\mathbf{C_4H_8}$.

5- Formule semi-développée et nom des isomères :

Scanné avec CamScanner

$H_2C{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$ but -1 -ène

$H_3C{-}CH{=}CH{-}CH_3$ but - 2 -ène


2 -méthylpropène

Solution 8 :

1- Le nom de cette réaction :

C'est une réaction de polymérisation.

2- Le nom du polymère obtenu :

Le polyéthylène.

3- La masse molaire de ce polymère :

$M_P = n.M_m$ avec n = 5000 et $M(C_2H_4)$ = 28 g/mol.

$M_P = 5000x28 \Rightarrow$ **$M_P = 14.10^4$ g/mol.**

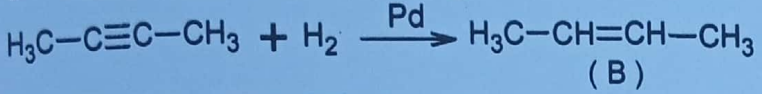
4- Quelques applications de ce polymère dans la vie courante :

Il est utilisé dans la fabrication des sacs en plastique, des bouteilles de shampoing, des jouets pour enfants, et même les gilets pare-balle.

Solution 9 :

but- 2-yne + H_2 $\longrightarrow$ B.

1- * La formule semi- développée de B :



B : **CH_3–CH = CH–CH_3** but-2-ène.

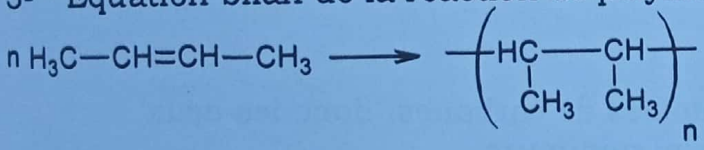
* La catégorie de composé à laquelle appartient : **Alcène**.

2- La formule semi- développée et le nom du produit de l'addition du chlorure d'hydrogène sur B :

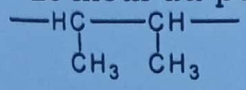
CH_3–CH=CH–CH_3 + HCl $\longrightarrow$ CH_3–CH_2–CHCl–CH_3.

CH_3–CH_2–CHCl–CH_3 : 2- chlorobutane.

3- * Equation bilan de la réaction de polymérisation de B :



* Le motif du polymère :



Solution 10 :

%C = 38,4 ; %H = 4,8 ; %Cl = 56,8 ; M_m = 62,5g.mol^{-1}.

1- La formule semi développée du monomère :

$C_xH_yCl_t$: $\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{35,5t}{\%Cl} = \frac{M_m}{100}$.

$x = \frac{\%C.M_m}{1200} \Rightarrow$ **x = 2** ; $y = \frac{\%H.M_m}{100} \Rightarrow$ **y = 3** ; $t = \frac{\%Cl.M_m}{35,5*100} \Rightarrow$ **t = 1** ;

La formule brute : C_2H_3Cl ; La formule semi-développée : **CH_2 = CHCl** ;

Scanné avec CamScanner

Son nom officiel : Chloroéthène ou chlorure d'éthylène;
Son nom usuel : Chlorure de vinyle.
2- * L'équation bilan de sa polymérisation :



* Le nom du polymère obtenu : Le polychlorure de vinyle
3- La masse molaire du polymère obtenu si n = 2000 :
$M_p = n.M_m$ avec n = 200 et M_m= 62,5 g/mol.
Donc : $\mathbf{M_p = 125.10^3 g/mol}$.
4- La composition centésimale massique du polymère :
$(C_2H_3Cl)_{2000}$: $\frac{12*2*2000}{\%C} = \frac{3*2000}{\%H} = \frac{35,5*2000}{\%Cl} = \frac{M_P}{100} \Longrightarrow \frac{48000}{\%C} = \frac{6000}{\%H} = \frac{71000}{\%Cl} = \frac{125.10^3}{100}$.
$\frac{48000}{\%C} = \frac{125000}{100} \Longrightarrow \%C = \frac{48.10^5}{125000}$. Donc : $\%\boldsymbol{C = 38,4}$.
$\frac{6000}{\%H} = \frac{125000}{100} \Longrightarrow \%H = \frac{6.10^5}{125000}$. Donc : $\%\boldsymbol{H = 4,8}$.
$\frac{71000}{\%Cl} = \frac{125000}{100} \Longrightarrow \%N = \frac{71.10^5}{125000}$. Donc : $\%\boldsymbol{N = 56,8}$.
Conclure : Le monomère et son polymère ont la même composition centésimale massique.

Solution 11 :
%C = 64,8% ; %H = 9,5% ; %F = 25,7% ;
1- Déterminons les valeurs les plus simples pouvant être prises par x, y et z :
$C_xH_yF_z$: $\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{19}{\%F}$.
Exprimons y et t en fonction de x :
$\frac{y}{\%H} = \frac{12}{\%C} \Longrightarrow y = \frac{\%H.12}{\%C} \Longrightarrow$ y = 1,76.x ;
$\frac{19}{\%F} = \frac{12x}{\%C} \Longrightarrow t = \frac{\%F.12}{19.\%C} \Longrightarrow$ t = 0,25.x ;
Chaque monomère à au minimum deux atomes de carbones, donc les deux monomères ont quatre atomes de carbone au minimum.
Posons donc **x = 4**, ce qui donne **y = 7** et **t = 1**.
La formule brute est donc : C_4H_7F.
2- La formule semi-développée du motif de ce copolymère :
—CH_2—CH_2—CH_2—CHF—
3- Les formules et nom de A et B :
A: $H_2C{=}CH_2$ éthène ou éthylène ; B: $H_2C{=}CHF$ Fluoroéthène ou fluorure d'éthylène

Solution 12 : A : C_aH_b ; %C = 90 ;
1- *Calculons le rapport $\frac{a}{b}$:
Utilisons la loi des proportions définies :

Scanné avec CamScanner

C_aH_b : $\frac{12a}{\%C} = \frac{b}{\%H} = \frac{M}{100}$, %H = 100 – %C = 10.

$\frac{12}{\%C} = \frac{b}{\%H} \Rightarrow \frac{a}{b} = \frac{\%C}{12.\%H}$; AN : $\frac{a}{b}$ = **0,75**.

*La formule brute de A:

Le composé A a trois atomes de carbone d4onc : a = 3.

$\frac{a}{b} = 0,75 \Rightarrow b = \frac{a}{0,75}$. Donc **b = 4**. La formule est **C_3H_4.**

*Formule semi-développée et nom :

CH≡C – CH_3 : Propyne.

2-a) Equation bilan de la réaction et le nom du produit formé B :

En présence de palladium désactivé, l'hydrogénation d'un alcène donne un alcyne.

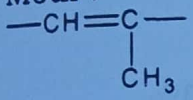
$$CH{\equiv}C - CH_3 + H_2 \xrightarrow{Pd} CH_2 = CH - CH_3.$$

(A) (B)

B : Propène.

b) La formule du motif et le nom du polymère :

Motif :



Nom du polymère : Polypropène ou polypropylène.

c) Quelques applications de ce polymère :

- On trouve de nombreux pièces moulées en polypropylène pour la construction automobile notamment les pare-chocs, les tableaux de bord, les réservoirs d'essence et de liquide de frein.
- Il est souvent utilisé pour les emballages alimentaires, les tissus d'ameublement.

Solution 13 :

%C= 85,7, %H=14,3, C_xH_y ;

1- * Calcul du rapport $\frac{y}{x}$:

$\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} \Rightarrow \frac{y}{x} = \frac{12.\%H}{\%C} = \frac{12*14,3}{85,7} = 2$. D'où : $\frac{y}{x}$ = **2.**

* Déduction de la famille du composé :

$\frac{y}{x} = 2 \Rightarrow y = 2x$: le composé appartient donc à la famille des alcènes.

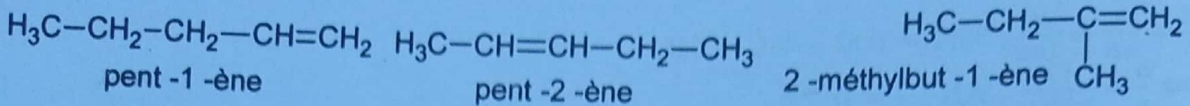
2- Formule semi-développée et nom des composés pour x = 5 :

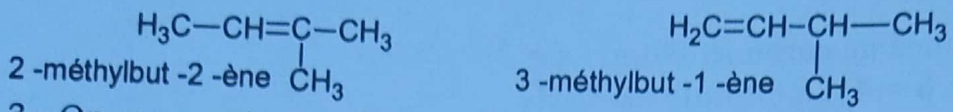
* Formule brute : C_xH_y ou C_xH_{2x} avec x = 5.

D'où la formule brute : **C_5H_{10}.**

* Les formules semi-développées et noms :

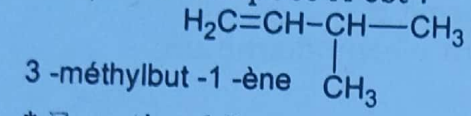
Scanné avec CamScanner



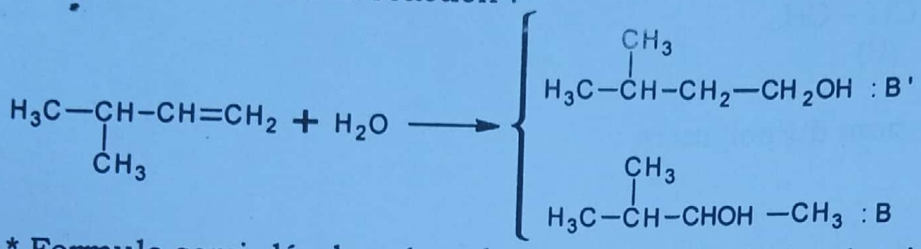


3- On ne peut pas déduire le composé car l'hydrogénation de tous les composés ramifiés conduit au 2-méthylbutane.

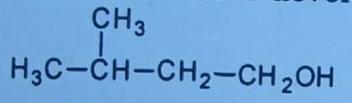
4- a) * Le composé A est :



* Equation bilan de la réaction :

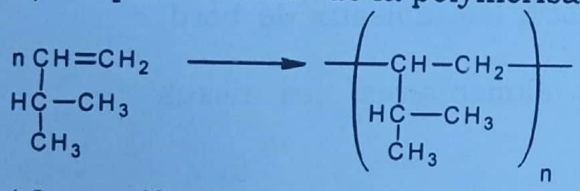


* Formule semi-développée et le nom du second alcool qui peut être obtenu.

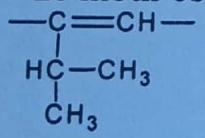


: 3-méthyl butan-1-ol.

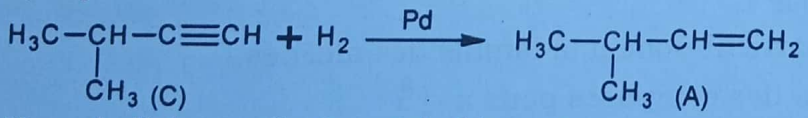
b)* Equation bilan de la polymérisation de A :



* Le motif est :



c) Equation bilan de la formation de A :



Nom de l'alcyne C : 3- méthyl but- 1-yne.

Solution 14 :

M(P) = 63000gmol^{-1} ; n = 1500.

1- Déterminons la formule semi-développée du monomère C_nH_{2n} :

* Calculons la masse molaire du monomère :

Scanné avec CamScanner

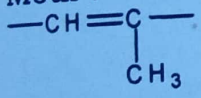
$M(C_nH_{2n}) = \frac{M(P)}{n} = \frac{63000}{1500} \Rightarrow M(C_nH_{2n}) = 42g/mol.$

$M(C_nH_{2n}) = 14n = 42 \Rightarrow \mathbf{n = 3}.$

La formule du monomère : $CH_2 = CH - CH_3$. C'est le propène.

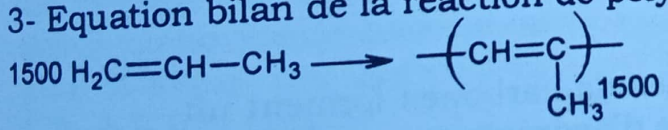
2- Le nom et le motif du polymère :

Motif :



Nom : le polypropène ou polypropylène.

3- Equation bilan de la réaction de polymérisation :



Scanné avec CamScanner

- LES HYDROCARBURES AROMATIQUES : LE BENZÈNE (C_6H_6) -

SYNTHÈSE GÉNÉRALE :

Activité 1 : Définition, Structure du noyau benzénique.

1-1- Définitions :

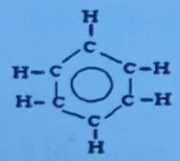
Le benzène est un hydrocarbure liquide à la température ordinaire de formule C_6H_6.

1-2-Structure :

Formule brute : C_6H_6.

La molécule de benzène est plane, les six atomes de carbones forment un hexagone régulier et sont liés chacun à un atome d'hydrogène.

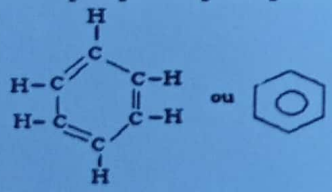
Chaque atome de carbone est trigonal : Il est lié par une liaison covalente simple à chacun de ses trois voisins (deux atomes de carbone et un hydrogène). Il reste donc un électron de valence disponible sur chacun des six atomes de carbone. Ces six électrons forment un nuage électronique uniformément réparti sur l'ensemble du cycle carboné. Ces six électrons assurent une liaison délocalisée pour l'ensemble du cycle.



Cette liaison est conventionnellement représentée par un cercle à l'intérieur de l'hexagone.

Le nuage électronique délocalisé explique la réactivité particulière du benzène qui peut présenter des réactions de destruction, d'addition et de substitution.

La représentation de Kekulé, bien que présentant des insuffisances, permet d'expliquer quelques propriétés du benzène.



Activité 2 : Propriétés chimiques.

2-1- Réaction de destruction :

2-1-1- *Combustion dans le dioxygène :*

Le benzène brule dans le dioxygène de l'air pour donner du dioxyde de carbone et de l'eau.

$$C_6H_6 + \frac{15}{2}O_2 \rightarrow 6CO_2 + 3H_2O$$

2-1-2- *Combustion dans le dichlore :*

Le benzène brule dans le dichlore pour donner du carbone et du chlorure d'hydrogène.

$$C_6H_6 + 3Cl_2 \rightarrow 6C + 6HCl$$

Scanné avec CamScanner

2-2- Réactions d'additions :

Les hydrocarbures aromatiques donnent des réactions d'addition qui sont cependant peu nombreuses.

2-2-1- Addition du dihydrogène (hydrogénation) :

Elle s'effectue vers 200°C, en présence de nickel ou de platine finement divisé, et on obtient le cyclohexane.

$C_6H_6 + 3H_2 \rightarrow C_6H_{12}$

2-2-2- Addition du dichlore :

En présence de lumière, le benzène réagit avec le dichlore pour donner un solide blanc appelé lindane ou le 1,2,3,4,5,6-hexachlorocyclohexane utilisé pour fabriquer des insecticides.

$C_6H_6 + 3Cl_2 \rightarrow C_6H_6Cl_6$

Remarque :

- L'addition se fait en bloc en une seule étape sur les 6 atomes de carbone et on obtient un composé saturé.
- Les cycles carbonés aromatiques n'additionnent que des molécules symétriques (H_2 ; Cl_2)

2-3- Réactions de substitution :

Ces réactions sont beaucoup plus variées et plus faciles qu'avec les hydrocarbures saturés. Le noyau benzénique se conserve.

2-3-1- Substitution du dichlore :

A l'obscurité, en présence d'un catalyseur, le chlorure d'aluminium ($AlCl_3$) ou le chlorure ferrique ($FeCl_3$), suivant la température à laquelle on opère, on obtient plusieurs dérivés substitués.

$C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow HCl + C_6H_5Cl$
monochlorobenzène

$C_6H_5Cl + Cl_2 \rightarrow HCl + C_6H_4Cl_2$
dichlorobenzène

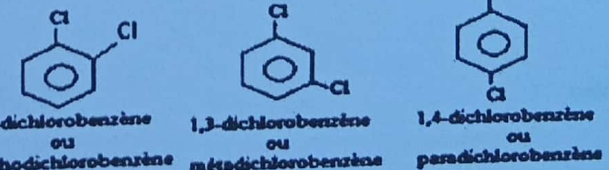
$C_6H_4Cl_2 + Cl_2 \rightarrow HCl + C_6H_3Cl_3$
trichlorobenzène

$C_6H_3Cl_3 + Cl_2 \rightarrow HCl + C_6H_2Cl_4$
tétrachlorobenzène

$C_6H_2Cl_4 + Cl_2 \rightarrow HCl + C_6HCl_5$
pentachlorobenzène

$C_6HCl_5 + Cl_2 \rightarrow HCl + C_6Cl_6$
hexachlorobenzène

NB : Le dichlorobenzène possède trois isomères de position : ortho, méta, para.



1,2-dichlorobenzène ou orthodichlorobenzène — 1,3-dichlorobenzène ou métadichlorobenzène — 1,4-dichlorobenzène ou paradichlorobenzène

Scanné avec CamScanner

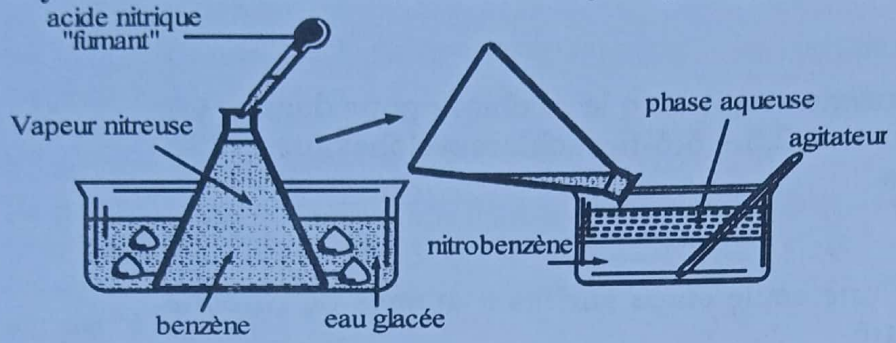
2-3-2- Action de l'acide nitrique (HNO_3) : La nitration.

L'acide nitrique fumant réagit vivement sur le benzène.

- A basse température, la nitration du benzène est très exothermique et conduit à un liquide huileux, jaune pâle : c'est le nitrobenzène.

$C_6H_6 + HNO_3 \rightarrow H_2O + C_6H_5NO_2$

Il y a eu substitution d'un atome d'hydrogène par un groupe nitro ($-NO_2$)



- Si la température est élevée, la nitration se poursuit et on obtient successivement le métadinitrobenzène puis le 1,3,5-trinitrobenzène ou benzite.

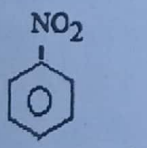
$C_6H_5NO_2 + HNO_3 \rightarrow H_2O + C_6H_4(NO_2)_2$

1,3-dinitrobenzène ou métadinitrobenzène.

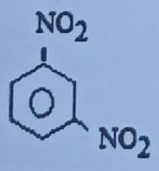
$C_6H_4(NO_2)_2 + HNO_3 \rightarrow C_6H_3(NO_2)_3 + H_2O$

1,3,5-trinitrobenzène.

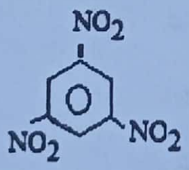
NB: *Le groupe $-NO_2$ oriente la substitution en position méta, ainsi la substitution ne peut porter que sur ces atomes d'hydrogènes.*



mononitrobenzène

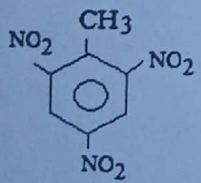


1,3-dinitrobenzène
ou métadinitrobenzène



1,3,5-trinitrobenzène

Remarque : A haute température la nitration du toluène conduit au 2,4,6-trinitrotoluène (T.N.T) qui est un produit très utilisé pour la fabrication des explosifs.



2,4,6-trinitrotoluène
(TNT)

Scanné avec CamScanner

2-3-3- Action de l'acide sulfurique H_2SO_4 : la sulfonation.

Un mélange d'acide sulfurique concentré et de trioxyde de soufre, réagit sur le benzène pour donner du benzène monosulfoné ou acide benzène sulfonique :

$C_6H_6 + H_2SO_4 \rightarrow H_2O + C_6H_5HSO_3$

benzène monosulfoné

A chaud, la substitution peut se poursuivre, et on obtient :

$C_6H_5HSO_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_2O + C_6H_4(HSO_3)_2$

benzène métadisulfoné

$C_6H_4(HSO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow H_2O + C_6H_3(HSO_3)_3$

Benzène 1,3,5-trisulfoné.

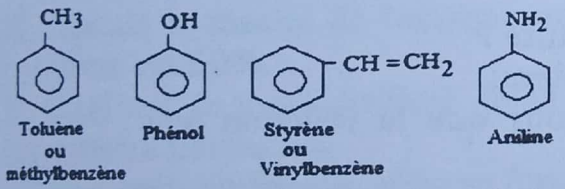
Conclusion : Les composés aromatiques donnent lieu à :

- des réactions de destruction comme tous les composés organique ;
- des réactions d'addition comme les carbures insaturés,
- des réactions de substitutions comme les alcanes.

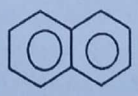
Activité 3 : Notion d'hydrocarbure aromatique.

3-1- Définition : On appelle hydrocarbure aromatique ou arène, un composé dont la molécule contient au moins un noyau benzénique.

3-2- Exemple :



Leurs formules brutes : Le toluène C_7H_8 ou $C_6H_5\text{-}CH_3$; le phénol C_6H_6O ou $C_6H_5\text{-}OH$; le styrène ou vinylbenzène C_8H_8 ou $CH_2\text{=}CH\text{-}C_6H_5$; l'aniline C_6H_7N ou $C_6H_5\text{-}NH_2$.

Le naphtalène ou naphtaline $C_{10}H_8$: 

Scanné avec CamScanner

- EXERCICES DE REMÉDIATION ET DE RENFORCEMENT -

Exercice 1 :
1- Quel est l'hydrocarbure aromatique dont la masse molaire vaut 92g/mol. Quel est son nom ?
2- Un hydrocarbure de masse molaire 106g/mol possède un seul noyau aromatique.
Détermine sa formule brute et les formules semi-développées possibles.

Exercice 2 :
1- Ecris l'équation bilan de la réaction de combustion complète du benzène.
2- On effectue la combustion de $5cm^3$ de benzène.
a) Quel est le volume de dioxygène nécessaire ?
b) Quel est le volume d'air nécessaire (dans les conditions normales) ?

Exercice 3 :
On verse quelques gouttes de benzène dans un flacon contenant 500ml de dichlore. On expose le flacon à la lumière et on observe l'apparition de fumées blanches.
1- Quelle est la nature de la réaction qui s'est produite ?
2- Ecris son équation bilan et nomme le produit obtenu.
3- Détermine la masse de benzène nécessaire pour que la réaction soit totale ainsi que celle du produit formé.
4- Donne une application du produit obtenu dans la vie courante.
Volume molaire $25L.mol^{-1}$; Cl = $35,5g.mol^{-1}$.

Exercice 4 :
La combustion complète de 69g d'un hydrocarbure produit 231g de dioxyde de carbone. La masse molaire de cet hydrocarbure vaut 92g/mol.
Détermine :
a) sa formule brute.
b) sa formule semi développée et son nom sachant qu'il contient un noyau aromatique.

Exercice 5 :
Le 2,4,6-trinitrotoluène est un explosif obtenu par substitution de trois atomes d'hydrogène portés par le noyau aromatique par action de l'acide nitrique HNO_3, avec production d'eau.
1) Donne la formule du 2,4,6-trinitrotoluène et l'équation bilan de la réaction.

Scanné avec CamScanner

2) Détermine la masse de toluène nécessaire pour obtenir 100g de cet explosif si le rendement de la réaction est de 60%.

Exercice 6 :

Dans une enceinte, on introduit 25g de benzène et 1,5L de dihydrogène (mesuré dans les conditions normales de température et de pression) en présence de platine. Après une journée, on détermine le volume de dihydrogène restant. Il est égal à 1,2L.

1) Détermine la masse de benzène restant.

2) Calcule le rendement de la réaction par rapport au dihydrogène. (Rendement = rapport de la quantité d'hydrogène ayant réagi à la quantité initiale).

Exercice 7 : Quelle masse de nitrobenzène obtient-on par nitration de 50g de benzène ? Le rendement de la réaction est de 90%. M(C)=12 ; M(H)=1 ; M(O)=16 ; M(N)=14 en g/mol.

Exercice 8 :

On désire préparer à partir de benzène une tonne de 1,4-dichlorobenzène.

1) Ecris l'équation bilan de la réaction.

2) Calcule la masse de benzène nécessaire sachant que le rendement de la réaction est 60%.

3) Quel est le sous-produit de la réaction ? Calcule son volume dans les conditions normales.

NB : Le métadinitrobenzène se forme majoritairement.

Exercice 9 :

On réalise la mononitration du toluène (C_6H_5-CH_3).

1- Ecris l'équation bilan de la réaction sachant que la nitration se fait principalement en position para par rapport au groupe méthyle. Donne la formule semi-développée et le nom du produit organique formé.

2- Le paranitrotoluène est un liquide de masse volumique 1100 Kg/m^3.

Détermine la quantité de matière totale de nitrotoluène que l'on peut fabriquer à partir de 100 Kg de toluène sachant que le rendement de la nitration est 90%.

En déduis le volume de paranitrotoluène obtenu sachant qu'il se forme : 2% de méta et 26% de ortho.

Exercice 10 :

En faisant réagir, dans des conditions appropriées du dichlore sur 7,8g de benzène, on obtient 8,8g d'un composé A, de masse molaire M=147 g/mol, qui se solidifie à la température ordinaire, et un gaz dont la solution est acide.

Scanné avec CamScanner

1) Détermine la formule du composé obtenu et écris l'équation bilan de la réaction.
2) Donne la formule semi-développée et le nom des isomères répondant à la formule déterminée.
3) Calcule le rendement de la réaction.

Exercice 11 : Un hydrocarbure A, de formule $C_{14}H_{10}$, possède deux noyaux benzéniques sans « coté » commun. Soumis à une hydrogénation catalytique sur palladium désactivé, A fourni l'hydrocarbure B de formule $C_{14}H_{12}$.
B peut, à son tour, être hydrogéné à la température et à la pression ordinaire, sur du nickel divisé : On obtient C de formule $C_{14}H_{14}$.
C, soumis à une hydrogénation sur platine, à la température et pression élevées, conduit à un hydrocarbure D de formule $C_{14}H_{26}$. Lorsque, l'hydrocarbure C est placé à la lumière en présence de dichlore, il donne naissance à un produit monochloré unique E et à un dégagement de chlorure d'hydrogène.
1) En déduis la formule semi-développée de chacun des composés A, B, C, D et E.
2) Ecris l'équation bilan de toutes les réactions. Dis, pour chacune d'elles, s'il s'agit d'une addition ou d'une substitution.

Exercice 12 : Fabrication du styrène et du polystyrène
La fabrication du styrène ou vinylbenzène peut se résumer par l'équation bilan suivante :
$C_6H_6 + CH_3 - CH_2Cl \rightarrow C_6H_5 - CH = CH_2 + HCl + H_2$.
1) Donne les noms des deux réactifs utilisés.
2) Quelle masse de styrène peut-on théoriquement obtenir en consommant une tonne de benzène ?
3) Le polystyrène est obtenu par synthèse à partir du styrène :
3-1) A quel type de réaction appartient cette synthèse ?
3-2) Ecris l'équation bilan de cette réaction.
3-3) Détermine la masse molaire du polystyrène obtenu, sachant que son degré de polymérisation vaut n = 2000.

Scanné avec CamScanner

CORRIGES

Solution 1 :

1) Détermination de la formule e l'hydrocarbure aromatique :

Elle est de la forme : C_6H_5-R.

$M(C_6H_5\text{-}R) = 92 \implies 12x6 + 5 + m_R = 92 \implies m_R = 15$

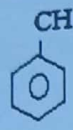
La formule brute de R est de la forme : C_xH_y

$\implies m_R = 15 \implies 12x + y = 15$

Pour x = 1, on a : $12 + y = 15 \implies y = 3$

D'où : R = CH_3-

La formule de l'hydrocarbure aromatique est alors : **C_6H_5-CH_3**



Son nom est : **Le méthylbenzène** (ou toluène).

2) Formule brute de l'hydrocarbure :

$M(C_6H_5\text{-}R) = 106 \implies 12x6 + 5 + m_R = 106 \implies m_R = 29$

La formule de R est de la forme : C_xH_y

$\implies m_R = 29 \implies 12x + y = 29$

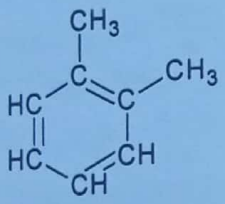
Pour x = 1, on a : $m_R = 12 + y = 29 \implies y = 17$

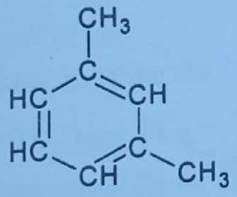
D'où : R = CH_{17}- n'existe pas ;

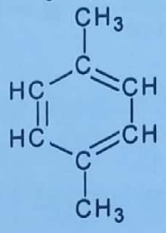
Pour x = 2, on a : $m_R = 12x2 + y = 29 \implies y = 5$.

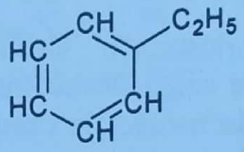
On a ainsi R = C_2H_5-

La formule de l'hydrocarbure est alors : C_6H_5-CH_3









Solution 2 :

1- Equation bilan de la réaction :

$C_6H_6 + \frac{15}{2}O_2 \longrightarrow 6CO_2 + 3H_2O$.

a) Le volume de dioxygène nécessaire :

$n_{benz} = \frac{2n_{O2}}{15} \implies \frac{V_{benz}}{V_M} = \frac{2V_{O2}}{15.V_M} \implies \boldsymbol{V_{O2} = \frac{15.V_{benz}}{2}}$.

AN : $V_{benz} = 5cm^3$, d'où : $\boldsymbol{V_{O2} = 37,5cm^3}$.

b) Volume d'air nécessaire :

$\boldsymbol{V_{air} = 5V_{O2} = 187,5cm^3}$.

Solution 3 :

$V(Cl_2)$ = 500mL =0,5 L ; V_m= 25L.mol^{-1} ;

1- La nature de la réaction qui s'est produite :

C'est une réaction d'addition.

Scanné avec CamScanner

2- Equation bilan de la réaction :

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

Nom du produit obtenu : **1,2,3,4,5,6-hexachlorocyclohexane.**

3- * La masse de benzène nécessaire :

$n(C_6H_6) = \frac{n(Cl_2)}{3} \Longrightarrow \frac{m(C_6H_6)}{M(C_6H_6)} = \frac{V(Cl_2)}{3.V_m} \Longrightarrow m(C_6H_6) = \frac{V(Cl_2).M(C_6H_6)}{3.V_m}$.

AN : $M(C_6H_6) = 78\ g/mol$, $V_m = 25L/mol$ donc : $m(C_6H_6) = 0,52g$.

* La masse de produit formé :

$\frac{n(Cl_2)}{3} = n(C_6H_6Cl_6) \Longrightarrow \frac{m(C_6H_6Cl_6)}{M(C_6H_6Cl_6)} = \frac{V(Cl_2)}{3.V_m} \Longrightarrow m(C_6H_6Cl_6) = \frac{V(Cl_2).M(C_6H_6Cl_6)}{3.V_m}$.

AN : $M(C_6H_6Cl_6) = 291\ g/mol$, $V_m = 25L/mol$ donc : $m(C_6H_6Cl_6) = 1,94g$.

4- Une application du produit obtenu dans la vie courante :

Il est utilisé comme **insecticide** (appelé lindane).

Solution 4 :

$m(C_xH_y) = 69$ g ; $m_{CO2} = 231$ g ; $M(C_xH_y) = 92$ gmol^{-1} ;

a) La formule brute du composé :

$\%C = \frac{300.m_{CO2}}{11.m_s}$; AN : **%C = 91,3**;

%H = 100 – %C; AN: **%H = 8,7**;

Appliquons la loi des proportions définies :

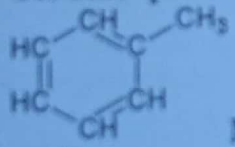
$C_xH_y : \frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{M(s)}{100}$; $\frac{12x}{\%C} = \frac{M(s)}{100} \Longrightarrow x = \frac{M.\%C}{1200}$; AN : **x = 7**;

$\frac{y}{\%H} = \frac{M(s)}{100} \Longrightarrow y = \frac{M.\%H}{100}$; AN : **y = 8** ;

D'où la formule brute : **C_7H_8**.

b) Sa formule semi-développée :

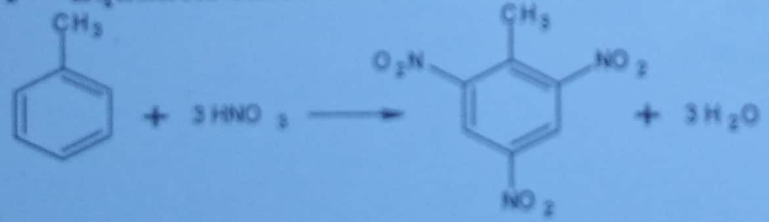
On sait que la molécule contient un noyau atomique.



Nom : méthyl benzène ou toluène.

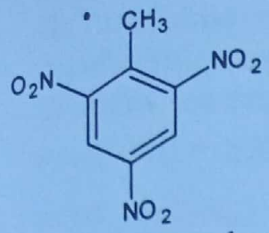
Solution 5 :

1- * Equation bilan de la réaction :



* La formule du 2,4,6-trinitrotoluène:

Scanné avec CamScanner



2- La masse de toluène nécessaire :

* Masse d'explosif impur (ou masse théorique) :

$r = \frac{m_p}{m_{th}} \Rightarrow m_{th} = \frac{m_p}{r}$.

AN : m_P =100g, r = 60% = 0,6. D'où : $\boldsymbol{m_{th} = 166,66g}$.

* Masse de toluène:

$n_{tol} = n_{expl} \Rightarrow \frac{m_{tol}}{M_{tol}} = \frac{m_{th}}{M_{expl}} \Rightarrow m_{tol} = \frac{M_{tol}.m_{th}}{M_{expl}}$.

AN: M(tol) = M(C_7H_8) = 92g/mol, M(expl) = M($C_7H_5N_3O_6$) = 227 g/mol.

D'où : $\boldsymbol{m_{tol} = 67,54g}$.

Solution 6 :

$m_{initiale}(C_6H_6)$ = 25 g ; $V_{initial}(H_2)$ = 1,5 L ; $V_{rest}(H_2)$=1,2 L ;

1- Déterminons la masse de benzène restant $m_{rest}(C_6H_6)$:

*Calculons le volume de dihydrogène ayant réagi $V_{disp}(H_2)$:

$V_{disp}(H_2) = V_{initial}(H_2) - V_{rest}(H_2) \Rightarrow V_{disp}(H_2)$ = 0,3 L.

* Ecrivons l'équation bilan de la réaction d'addition :

$C_6H_6 + 3H_2 \longrightarrow C_6H_{12}$.

$n(C_6H_6) = \frac{n(H_2)}{3} = n(C_6H_{12})$;

* Calculons d'abord la masse de benzène ayant réagi $m_{disp}(C_6H_6)$:

$n(C_6H_6) = \frac{n(H_2)}{3}$ (1) avec $n_{disp}(C_6H_6) = \frac{m_{disp(C6H6)}}{M(C_6H_6)}$ (2) et $n_{disp}(H_2) = \frac{V_{disp}(H_2)}{V_m}$ (3).

Remplaçons les équations (2) et (3) dans l'équation (1) :

On obtient : $\frac{m_{disp(C6H6)}}{M(C_6H_6)} = \frac{V_{disp}(H_2)}{3.V_m} \Rightarrow m_{disp(C6H6)} = \frac{V_{disp}(H_2).M(C_6H_6)}{3.V_m}$:

AN : $\boldsymbol{m_{disp(C6H6)} = 0,35\ g}$.

* La masse restante de benzène : $m_{rest(C6H6)}$.

$m_{rest(C6H6)} = m_{initial}(C_6H_6) - m_{disp(C6H6)} = 25 - 0,35 \Rightarrow \boldsymbol{m_{rest(C6H6)} = 24,65\ g}$.

2- Le rendement de la réaction par rapport au dihydrogène :

$r = \frac{m_{disp}(H_2)}{m_{initi\ (H_2)}} = \frac{n_{disp}(H_2)}{n(H_2)} = \frac{V_{disp}(H_2)}{V_{initial}(H_2)}$. AN : $r = \frac{0,3}{1,5} \Rightarrow$ **r = 0,2 = 20%.**

Solution 7 :

m(C_6H_6) = 50 g ; r = 90% = 0,9 ;

La masse de nitrobenzène :

* Ecrivons l'équation bilan de la réaction :

C'est une mono-substitution : $C_6H_6 + HNO_3 \longrightarrow C_6H_5NO_2 + H_2O$.

Scanné avec CamScanner

* D'après les rapports stœchiométriques :

$r.n(C_6H_6) = n(C_6H_5NO_2) \Rightarrow \frac{r.m(C_6H_6)}{M(C_6H_6)} = \frac{m(C_6H_5NO_2)}{M(C_6H_5NO_2)}$

$\Rightarrow m(C_6H_5NO_2) = \frac{r.m(C_6H_6).M(C_6H_5NO_2)}{M(C_6H_6)}$,

avec $M(C_6H_5NO_2)$ =123 g/mol et $M(C_6H_6)$ = 78 g/mol.

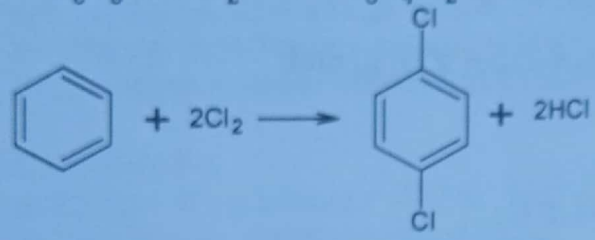
AN : $\boldsymbol{m(C_6H_5NO_2) = 71g.}$

Solution 8 : Préparation du 1,4-dicchlorobenzène.

$m(C_6H_4Cl_2)$ = 1 tonne = 10^6g ; r = 60% = 0,6 ;

1- Equation bilan de la réaction :

$C_6H_6 + 2Cl_2 \longrightarrow C_6H_4Cl_2 + 2HCl$ ou



2- La masse de benzène :

D'après les rapports stœchiométriques :

$r.n(C_6H_6) = n(C6H4Cl_2) \Rightarrow \frac{r.m(C_6H_6)}{M(C_6H_6)} = \frac{m(C_6H_4Cl_2)}{M(C_6H_4Cl_2)} \Rightarrow m(C_6H_6) = \frac{m(C_6H_4Cl_2).M(C_6H_6)}{r.M(C_6H_4Cl_2)}$,

avec $M(C_6H_4Cl_2)$ =147 g/mol et $M(C_6H_6)$ = 78 g/mol.

AN : $\boldsymbol{m(C_6H_6) = 8,84.10^5g.}$

3-* Le sous-produit de la réaction :

Le sous-produit de la réaction est l'acide chlorhydrique HCl.

*Calcul du volume de HCl dans les conditions normales :

D'après les rapports stœchiométriques :

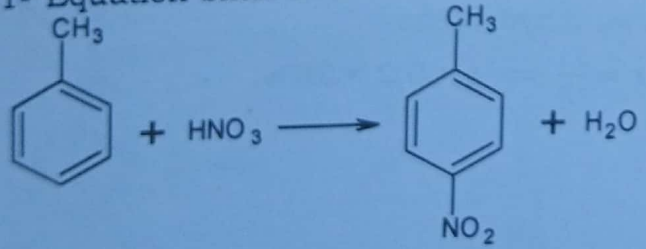
$r.n(C_6H_6) = n(HCl) \Rightarrow \frac{r.m(C_6H_6)}{M(C_6H_6)} = \frac{V(HCl)}{V_m} \Rightarrow V(HCl) = \frac{r.m(C_6H_6).V_m}{M(C_6H_6)}$,

avec $m(C_6H_6) = 8,84.10^5$g ; $M(C_6H_6)$ = 78 g/mol. ; V_m=22,4L.mol^{-1}.

AN : $\boldsymbol{V(HCl) = 152320\ L.}$

Solution 9 : La mononitration du toluène.

1-*Equation bilan de la réaction de substitution :



Nom du produit organique formé est le **1-méthyl-4-nitrobenzène ou 4-nitrotoluène**.

Scanné avec CamScanner

2) - $m(C_7H_8) = 100\ Kg = 10^5\ g$; $r = 90\% = 0,9$; $\rho = 1100\ Kg/m^3$;
* Déterminons la quantité de matière de nitrotoluène : $n(C_7H_7NO_2)$;
D'après les rapports stœchiométriques :

$r.n(C_7H_8) = n(C_7H_7NO_2) \Longrightarrow n(C_7H_7NO_2) = \frac{r.m(C_7H_8)}{M(C_7H_8)}$;

avec $M(C_7H_8) = 92\ g/mol$.

AN : $\boldsymbol{n(C_7H_7NO_2) = 978,26\ mol.}$

* Le volume de paranitrotoluène : V(Para) ;
- Calculons d'abord la masse de nitrotoluène :
$m(C_7H_7NO_2) = n(C_7H_7NO_2).M(C_7H_7NO_2)$ avec $M(C_7H_7NO_2) = 137\ g/mol$
Donc : $m(C_7H_7NO_2) = 13,4.10^4 g = \mathbf{134\ Kg}$;
- Calculons le pourcentage de paranitrotoluène :
%Para = 100 – (%Meta + %Ortho) = 100 – (2 + 26) $\Longrightarrow$ %Para = **72%** ;
- Calculons la masse de paranitrotoluène : m(Para) ;
$m(Para) = m(C_7H_7NO_2).72\% \Longrightarrow m(Para) = \mathbf{96,5\ Kg}$.
- Calculons maintenant le volume de paranitrotoluène :

$\rho(Para) = \frac{m(Para)}{V(Para)} \Longrightarrow V(Para) = \frac{m(Para)}{\rho(Para)} = \frac{96,5}{1100} \Longrightarrow \mathbf{V(Para) = 87,73\ L}$.

Solution 10 :

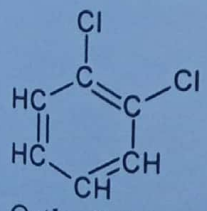
$m(C_6H_6) = 7,8\ g$; $m(A) = 8,8\ g$: $M(A) = 147\ gmol^{-1}$;
1-*La formule du composé A obtenu :
C'est une réaction de substitution sur le benzène, donc x atomes d'hydrogène de la molécule de benzène sont remplacés par x atomes de chlore. La formule brute de A est de la forme : $C_6H_{6-x}Cl_x$, avec x le nombre de substitution.

$M(C_6H_{6-x}Cl_x) =$
$\begin{cases} M(C_6H_{6-x}Cl_x) = 147 \\ M(C_6H_{6-x}Cl_x) = 78 + 34,5x \end{cases} \Longrightarrow 78 + 34,5x = 147 \Longrightarrow \mathbf{x = 2}.$

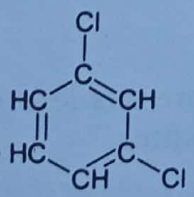
La formule brute est : $\mathbf{C_6H_4Cl_2}$.
*Equation bilan de la réaction :

$C_6H_6 + 2Cl_2 \longrightarrow C_6H_4Cl_2 + 2HCl$;

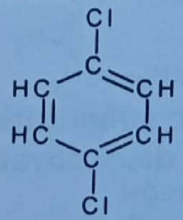
2-Les formules semi-développées et noms des isomères :



Orthodichlorobenzène
Ou 1,2-dichlorobenzène



Métadichlorobenzène
Ou 1,3-dichlorobenzène



Paradichlorobenzène
Ou 1,4-dichlorobenzène.

3)- Le rendement de la réaction :
D'après les rapports stœchiométriques :

Scanné avec CamScanner

r.n(C_6H_6) = n($C_6H_4Cl_2$) $\Rightarrow$ r = $\frac{n(C_6H_4Cl_2)}{n(C_6H_6)} \Rightarrow$ r = $\frac{m(C_6H_4C_2).M(C_6H_6)}{M(C_6H_4C_2).m(C_6H_6)}$;

avec $M(C_6H_6)$ = 78 g/mol et $M(C_6H_4Cl_2)$ = 147 g/mol

AN : $r = 0,6 = 60\%$.

Solution 11 :

1-Les formules semi-développées des composés A, B, C, D et E:

A ($C_{14}H_{10}$) + H_2 $\longrightarrow$ B ($C_{14}H_{12}$) (1) ;

B ($C_{14}H_{12}$) + H_2 $\longrightarrow$ C ($C_{14}H_{14}$) ; (2);

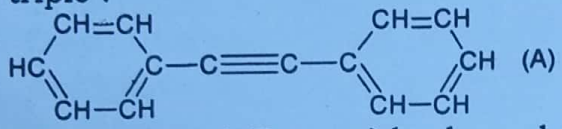
C ($C_{14}H_{14}$) + H_2 $\longrightarrow$ D ($C_{14}H_{26}$) (3);

C ($C_{14}H_{14}$) + Cl_2 $\longrightarrow$ E (4) ;

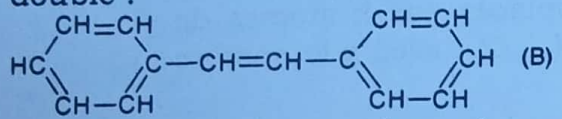
* Dans les réactions (1) et (2) le nombre d'atomes d'hydrogène a augmenté de deux. Donc ces réactions se font sur des liaisons multiples (C≡C ou C=C).

* Dans la réaction (3), l'addition se fait sur deux noyaux benzénique, puisque le nombre d'atomes d'hydrogène a augmenté de 12 (= 6+6) ;

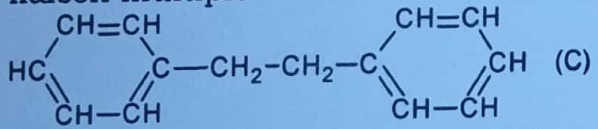
* Le composé A possède donc deux noyaux benzéniques et une liaison triple :


(A)

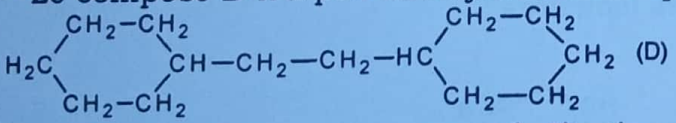
* Le composé B possède donc deux noyaux benzéniques et une liaison double :


(B)

* Le composé C possède seulement deux noyaux benzéniques et aucune liaison multiple :

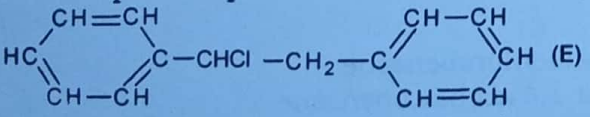

(C)

* Le composé D n'a pas de noyau benzénique, il est saturé :


(D)

*La réaction (4) est une mono substitution du chlore sur le composé C :

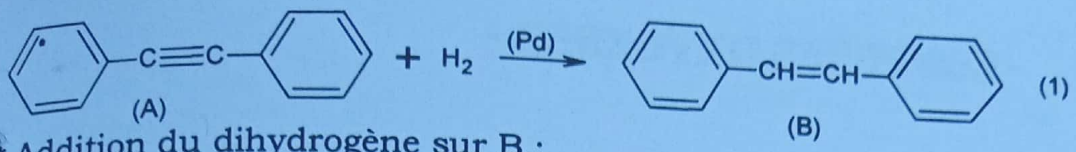
Le composé E possède aussi deux noyaux benzéniques.


(E)

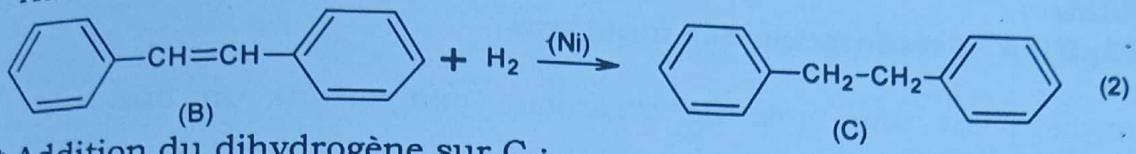
2- Les équations bilan des réactions :

* Addition du dihydrogène sur A :

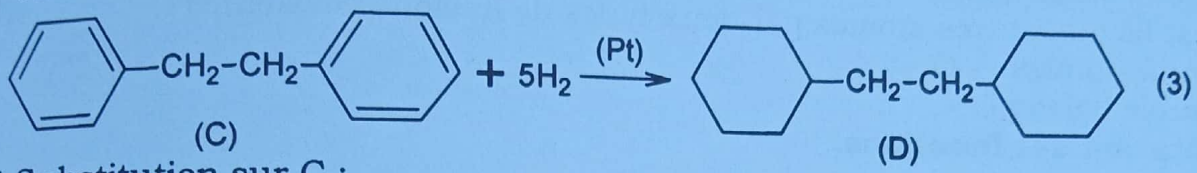
Scanné avec CamScanner



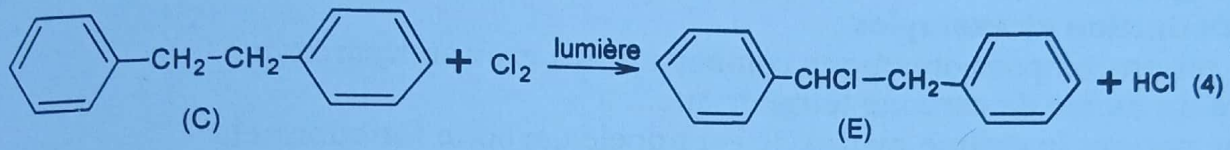
* Addition du dihydrogène sur B :



* Addition du dihydrogène sur C :



* Substitution sur C :



Solution 12 : Fabrication du styrène et du polystyrène.

$C_6H_6 + CH_3 - CH_2Cl \longrightarrow \underset{(A)}{C_6H_6 - CH = CH_2} + HCl + H_2.$

1-Les noms des deux réactifs :

C_6H_6 : Le benzène ; CH_3–CH_2Cl : chloroéthane.

2- La masse de styrène : m(A)

m (C_6H_6) = 1 tonne = 10^6g ;

D'après les rapports stœchiométriques :

$n(C_6H_6) = n(A) \Longrightarrow \frac{m(C_6H_6)}{M(C_6H_6)} = \frac{m(A)}{M(A)} \Longrightarrow m(A) = \frac{m(C_6H_6).M(A)}{M(C_6H_6)}$,

avec $M(C_6H_6) = 78g/mol$ et $M(A)$ = 104 g/mol ;

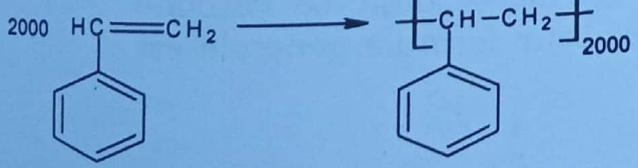
AN : $\boldsymbol{m(A) = 13,33.10^5 g.}$

3-

3-1) Le type de réaction :

C'est une réaction d'addition (une polyaddition) ;

3-2) Equation bilan de la réaction :



3-3) La masse molaire du polystyrène : M(P)

M(P) = n.M(A) avec $M(A)$ = 104 g/mol (le monomère) et n = 2000.

AN : **M(P) = 208000g/mol = 208 Kg/mol.**

Scanné avec CamScanner

- COMPOSES OXYGENES -

SYNTHÈSE GÉNÉRALE :

Activité 1 : Définition - Présentation des fonctions.

1-1- Définition :

Un composé oxygéné est une molécule organique comportant un ou plusieurs atomes d'oxygène.

L'oxygène est lié aux autres atomes par deux types de liaisons covalentes :

- deux liaisons simples : - O - ;
- ou une double liaison O =.

1-2- Présentation des fonctions.

1-2-1- Les alcools :

1-2-1-1- Définition et exemples :

Un alcool est un composé organique comportant un groupe hydroxyle (-OH), lié à un atome de carbone tétraédrique.

Le carbone portant le groupe hydroxyle est appelé carbone fonctionnel.

Leurs formule générale est : R-OH où R un groupe hydrocarboné.

Pour les alcools saturés R est un groupe alkyle de formule $\mathbf{C_nH_{2n+1}}$-. La formule brute générale des monoalcools saturés est donc $\mathbf{C_nH_{2n+1}OH}$ ou $\mathbf{C_nH_{2n+2}O}$.

Exemples : pour n = 1, on a : CH_3OH

Pour n = 2, on a C_2H_5OH ;

Pour n = 3, on a : C_3H_7OH.

1-2-1-2- Différentes classes d'alcools : Suivant le nombre d'atome d'hydrogène lié au carbone fonctionnel on distingue trois classes d'alcools :

- ***Les alcools primaires :*** Un alcool primaire est un alcool dont le carbone fonctionnel porte au moins 2 atomes d'hydrogènes. Leur formule générale est R-$\mathbf{C}H_2OH$.

Exemples : CH_3-CH_2-OH ; CH_3-CH(CH_3)-$\mathbf{C}H_2$-OH ; $\mathbf{C}H_3$-OH

- ***Alcools secondaire :*** C'est un alcool dont le carbone fonctionnel porte un seul atome d'hydrogène. Leur formule générale est R-**C**HOH-R'.

Exemple : CH_3-**C**HOH-CH_3.

- ***Alcools tertiaires :*** Un alcool tertiaire est un alcool dont Le carbone fonctionnel ne porte aucun atome d'hydrogène. Leur formule générale est R-**C**(OH)R'R".

Exemple : CH_3-**C**(CH_3)$_2$-OH.

NB : Autres définitions :

Les alcools sont aussi définis en fonction du nombre d'atome de carbone liés au carbone fonctionnel. Ainsi :

- Un alcool primaire est un alcool dont le carbone fonctionnel est lié à un ou zéro atome de carbone ;

Scanné avec CamScanner

- tandis que pour les alcools secondaires le carbone fonctionnel est lié à deux atomes de carbone ;
- et pour les alcools tertiaires le carbone fonctionnel est lié à trois atomes de carbone.

1-2-1-3- Nomenclature :

Le nom des alcools s'obtient en remplaçant la terminaison « e » de l'alcane correspondant par « –ol » précédé du numéro du carbone fonctionnel si nécessaire, ce numéro doit être le plus bas possible.

N.B : Pour les molécules à chaîne ramifiée, la chaîne principale doit comporter le carbone fonctionnel.

Exemples : CH_3-OH : méthanol

CH_3-CH_2OH : éthanol.

CH_3-CH_2-CH_2OH : propan-1-ol

CH_3- CHOH-CH_3 : propan-2-ol

CH_3-CH_2-CHOH-CH_3 : butan-2ol

CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_2OH : 3-méthyl butan-1-ol.

CH_3-CHOH-CH(CH_3)-CH_2-CH_3 : 3-méthylpentan-2-ol

1-2-2- Les éther-oxydes :

1-2-2-1- Définition et exemples :

Un éther-oxyde est un composé comportant un groupement fonctionnel oxyde (-O-) lié à deux atomes de carbone tétragonaux.

Leur formule générale est : R-O-R' où R et R' sont des groupes alkyles (C_nH_{2n+1}-), et leur formule brute générale est $\mathbf{C_nH_{2n+2}O}$.

Exemples : CH_3-O-CH_3 ; CH_3-O-CH_2-CH_3.

1-2-2-2- Nomenclature :

Le nom d'un éther-oxyde est obtenu en faisant précéder par « oxyde de » les noms des groupements alkyles R et R' rattachés à l'atome d'oxygène énoncés dans l'ordre alphabétique.

Si R et R' sont identiques, on utilise le préfixe « di ».

Exemple : CH_3-O-C_2H_5 : Oxyde d'éthyle et de méthyle ;

CH_3-O-CH_3 : Oxyde de diméthyle ;

C_2H_5-O-C_2H_5 : oxyde de diéthyle

CH_3-CH(CH_3)-O-CH_2-CH_3 : oxyde d'éthyle et d'isopropyle.

NB : Alcools et éther-oxydes sont isomères de fonction.

1-2-3- Les aldéhydes :

1-2-3-1- Définition et exemples :

Un aldéhyde est un composé organique comportant un groupe fonctionnel carbonyle (-CO-) en bout de chaîne. Leur formule générale est R–CHO où R un radical alkyle ou un atome d'hydrogène. Leur formule brute générale est $\mathbf{C_nH_{2n}O}$.

Exemples : H-CHO ; CH_3-CHO.

Scanné avec CamScanner

1-2-3-2- Nomenclature :
Le nom des aldéhydes s'obtient en remplaçant la terminaison « e » de l'alcane correspondant par « -al ».
N.B : Pour les molécules ramifiées, la chaîne principale doit comporter le groupe fonctionnel –CHO et celui-ci porte le n°1.
Exemples : H-CHO : méthanal (ou formol) ; CH_3-CHO : éthanal (ou acétaldéhyde) ;
CH_3-CH(CH_3)-CHO : 2-méthylpropanal.
CH_3- CH_2-CH(CH_3)-CH(C_2H_5)-CHO : 2-éthyl 3-méthyl pentanal.

1-2-4- Les cétones :

1-2-4-1- Définition et exemples :
Les cétones sont des composés organique comportant un groupe carbonyle (–CO-) lié à deux radicaux alkyles.
Leur formule générale est $\mathbf{C_nH_{2n}O}$ ou R-CO-R' où R et R' sont des radicaux alkyles.
Exemples : CH_3-CO-CH_3 ; CH_3-CO-C_2H_5.

1-2-4-2- Nomenclature :
Le nom des cétones est obtenu en remplaçant la terminaison « e » de l'alcane correspondant par « -one » puis on indique, si nécessaire, le numéro de l'atome de carbone fonctionnel.
N.B : Si la molécule est ramifiée la chaîne principale doit comporter le groupe fonctionnel -CO- et le carbone fonctionnel doit avoir le plus petit numéro possible.
Exemples : CH_3-CO-CH_3 : propanone (ou acetone) ;
CH_3-CO-CH_2-CH_3 : butan-2-one.
CH_3- CH_2-CO-CH(C_2H_5)-CH_3 : 4-éthyl pentan-3-one.
NB : Les aldéhydes et les cétones sont des isomères de fonction.

1-2-5- Les acides carboxyliques :

1-2-5-1- Définition et exemples :
Un acide carboxylique est un composé organique comportant le groupe carboxyle -COOH.
Leur formule générale est : R-COOH ou R-CO_2H où R un radical alkyle ou un atome hydrogène. Leur formule brute générale est $\mathbf{C_nH_{2n}O_2}$.
On distingue les monoacides carboxyliques qui contiennent un seul groupe –COOH et les polyacides carboxyliques dont la molécule comporte plusieurs groupes –COOH.
Exemples : H-COOH, CH_3-COOH.

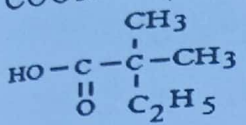
1-2-5-2- Nomenclature :
Le nom d'un acide carboxylique est obtenu en remplaçant la terminaison « ane » de l'alcane correspondant par « -oïque » et en faisant précéder le nom ainsi obtenu par acide.

Scanné avec CamScanner

N.B : Dans le cas des acides à chaîne ramifiée, le carbone fonctionnel porte toujours le n°1.

Exemples : H-COOH : acide méthanoïque ; CH_3-COOH : acide éthanoïque (ou acide acétique).

COOH-CH(CH_3)-CH_2-CH_3 : acide 2-méthyl butanoïque.



acide 2,2-diméthylbutanoïque

Cas des diacides :

Leur nom s'obtient en ajoutant la terminaison « dioïque » au nom de l'alcane dont il dérive, ce nom final étant précédé du mot acide.

Exemples : COOH-COOH : acide éthane dioïque

COOH-$(CH_2)_4$-COOH : acide hexane dioïque.

1-2-6- Les esters :

1-2-6-1- Définition et exemples :

On appelle ester un composés organiques dont la molécule contient le groupe -COO-. Ils résultent de l'action d'un alcool sur un acide carboxylique.

Leur formule générale est $C_nH_{2n}O_2$ ou R-COO-R' où R est un radical alkyle ou un atome hydrogène et R' est forcément un radical alkyle.

Exemple : H-COO-CH_3, CH_3-COO-CH_3.

1-2-6-2- Nomenclature :

Le nom d'un ester est obtenu à partir du nom de l'acide carboxylique correspondant :

- en supprimant le mot acide,
- en remplaçant la terminaison -oïque par –oate,
- en ajoutant la préposition de ou d',
- enfin on fait suivre le nom obtenu par celui du groupe carboné R'.

Exemples : H-COO-CH_3 : méthanoate de méthyle ;

CH_3-COO-CH_3 **:** éthanoate de méthyle

CH_3-CH(CH_3)-COO-C_2H_5 : 2-méthylpropanoate d'éthyle.

CH_3-CH_2-COO-CH(CH_3)-CH_3 : propanoate d'isopropyle ou propanoate de 1-méthyl éthyle.

Activité 2 : Propriétés chimiques.

2-1- Combustion complète ou oxydation brutale :

Les hydrocarbures oxygénés peuvent bruler avec le dioxygène de l'air, pour donner du gaz carbonique et de l'eau suivant l'équation-bilan suivante :

$$C_xH_yO_z + (x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2})\,O_2 \rightarrow x\,CO_2 + \frac{y}{2}H_2O$$

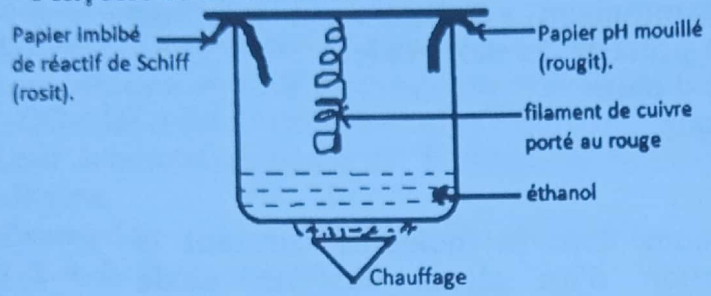
Scanné avec CamScanner

2-2- Oxydation ménagée des alcools :

C'est une réaction au cours de laquelle la chaine carbonée de l'alcool se conserve. La fonction alcool est transformée en une autre fonction chimique.

2-2-1- Expérience de la lampe sans flamme :

* Introduisons dans un bécher, quelques centimètres cube d'éthanol (alcool à 95°) légèrement chauffé.
* Chauffons au rouge l'extrémité d'un fil de cuivre.
* Plaçons le fil de cuivre dans le bécher contenant l'éthanol.



✓ **Observations :**

- Le fil de cuivre reste rouge pendant plusieurs minutes et une odeur de pomme se répand dans la salle.
- Un papier imbibé de réactif de Schiff, introduit dans le bécher rosit.
- Un papier pH introduit dans le bécher rougit.

✓ **Interprétation :**

- Une réaction chimique s'est produite et il s'est formé un aldéhyde (éthanal) et un acide carboxylique (acide éthanoïque).

Equations bilan des réactions :

- Si l'oxygène est en défaut, on obtient un aldéhyde :

$CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CH_3\text{-}CHO + H_2O$

- Si l'oxygène est en excès, l'éthanal formé s'oxyde à son tour en acide éthanoïque.

$CH_3\text{-}CHO + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CH_3\text{-}COOH.$

2-2-2- Oxydation ménagée des différentes classes d'alcools :

*** Alcool primaire** :

- Si l'oxygène est en défaut, les alcools primaires s'oxydent en aldéhyde.

$R\text{-}CH_2OH + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow R\text{-}CHO + H_2O$

- Si l'oxygène est en excès, l'oxydation se poursuit et l'aldéhyde s'oxyde en acide carboxylique :

$R\text{-}CHO + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow R\text{-}COOH + H_2O$

N.B : Si l'oxygène est en excès, l'alcool primaire peut s'oxyder directement en acide carboxylique.

Scanné avec CamScanner

$R\text{-}CH_2OH + O_2 \rightarrow R\text{-}COOH + H_2O$

*** Alcool secondaire :**

Les alcools secondaires s'oxydent en cétones.

$R\text{-}CHOH\text{-}R' + O_2 \rightarrow R\text{-}CO\text{-}R' + H_2O$

*** Les alcools tertiaires ne sont pas oxydés.**

Remarque : Pour identifier les produits d'une oxydation ménagée, on fait des tests avec les réactifs tels que : La 2,4-dinitrophénylhydrazine (DNPH), le réactif de schiff...

Produits	DNPH	Réactif de schiff
aldéhyde	Test(+), formation de précipité jaune	Test(+), formation de couleur rose
cétone	Test(+), formation de précipité jaune	Test(-)
Acide carboxylique	Test(-)	Test(-)

2-3- Préparation des alcools : Par hydratation des alcènes.

$$C_nH_{2n} + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4 \text{ ou } H_3PO_4} C_nH_{2n+1}OH$$

. Si l'alcène est symétrique, on obtient un seul alcool.

Exemple :

$$CH_2 = CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3\text{-}CH_2OH$$

. Si l'alcène est dissymétrique, on obtient théoriquement un mélange de deux alcools qui sont isomères de position.

Exemple :

$$CH_3\text{-}CH = CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} \begin{cases} CH_3 - CH_2 - CH_2OH & (1) \\ CH_3 - CHOH - CH_3 & (2) \end{cases}$$

L'alcool (1) est primaire et est l'alcool minoritaire, tandis que (2), secondaire, est l'alcool obtenu majoritairement. D'une façon générale, l'hydratation d'un alcène dissymétrique conduit majoritairement à l'alcool de la classe la plus élevée.

Activité 3 : Estérification - Hydrolyse.

3-1- Estérification : C'est la réaction entre un acide carboxylique et un alcool, il se forme un ester et de l'eau.

$R\text{-}COOH + R'\text{-}OH \rightarrow R\text{-}COO\text{-}R' + H_2O$

3-2- Hydrolyse : C'est l'action de l'eau sur un ester, il se forme un acide carboxylique et un alcool.

$R\text{-}COO\text{-}R' + H_2O \rightarrow R\text{-}COOH + R'\text{-}OH.$

Scanné avec CamScanner

- EXERCICES DE REMÉDIATION ET DE RENFORCEMENT -

Exercice 1 :
Trouve les formules semi-développées possibles des corps dont les formules brutes sont : $C_4H_{10}O$, $C_3H_6O_2$. Précise leur fonction et leur nom.

Exercice 2 :
On effectue une addition d'eau, en présence d'acide sulfurique, sur les alcènes suivants :
a) but-1-ène ;
b) but-2-ène ;
c) méthylpent-2-ène.
Quels sont les produits pouvant se former ? Les nommer et précise le produit majoritaire dans chaque cas.

Exercice 3 : Identification de composés.
Un composé A dont la masse molaire est $74g.mol^{-1}$ a été obtenu par addition d'eau sur un alcène linéaire B présentant deux isomères Z et E.
Trouve les formules semi-développées et les noms des composés A et B.

Exercice 4 :
L'analyse d'un acide carboxylique donne les pourcentages suivants : %C=49, %O=43.
Détermine sa formule brute. Existe-t-il plusieurs formules semi-développées possibles ? Si oui, précise leur nom.

Exercice 5
L'hydratation d'un alcène conduit à un seul composé A renfermant 21,6% en masse d'oxygène.
1) Quelle est la fonction chimique de A ? En déduis sa formule brute et celle de l'alcène.
2) Donne les formules semi-développées possibles et nomme-les.
3) Quelle est la formule de A et celle de l'alcène utilisé.
4) A subit une oxydation ménagée. Qu'obtient-on ?
Ecris l'équation de la réaction et nomme le produit obtenu.

Exercice 6 :
On prépare un alcool A par addition d'eau sur un alcène B de formule brute C_nH_{2n}.
1) Ecris l'équation-bilan de la réaction.

Scanné avec CamScanner

2) La combustion complète de m gramme de A, donne une masse m_1 gramme de dioxyde de carbone et m_2 gramme d'eau tel que $\frac{m_1}{m_2} = \frac{11}{6}$.

a) Ecris l'équation de la réaction de combustion de A.
b) En déduis la valeur de n et les formules de A et B.
c) Ecris les formules semi développées possibles et les noms de A et B.

Exercice 7 : *Oxydations d'un composé oxygéné.*

Soit un corps A de formule $C_nH_{2n}O$.
1- L'oxydation complète de 1g de A donne 2,45g de dioxyde carbone.
Déterminer n.
2- Avec la DNPH, A donne un précipité jaune.
2-1- Quelles sont les hypothèses sur la nature de A ?
2-2- En déduis les formules semi développées possibles de A et leurs noms.
3- Le composé A donne un dépôt d'argent avec le nitrate d'argent ammoniacal. Quelle conclusion peut-on tirer ?
4- L'oxydation ménagée de A donne l'acide-2-méthylpropanoïque. En déduis la formule développée du corps A. Quel est son nom ?

Exercice 8 :

L'hydrolyse d'un ester A conduit au cours d'une réaction lente à un alcool B et à un acide C.
1- Ecris l'équation bilan générale de l'hydrolyse d'un ester.
2- La combustion complète d'une mole de B produit 90g d'eau et 176g de dioxyde de carbone.
a) Ecris l'équation bilan générale de la réaction de combustion de B et déduis sa formule brute sachant que c'est un mono alcool saturé.
b) Trouve tous les isomères correspondant à cette formule brute. Nomme-les et précise leur classe.
c) L'oxydation ménagée de B conduit à un composé B' qui donne un précipité jaune avec la DNPH. B' est sans action sur la liqueur de Fehling. Identifie B et B'. Nomme B'.
d) Ecris l'équation bilan de la réaction traduisant le passage de B à B'.
3- Le composé C possède deux atomes de carbone dans sa molécule. Donne sa formule semi-développée et son nom.
4- Indique la formule et le nom de l'ester A.
5- Ecris l'équation bilan de l'action de B sur C et donne les caractéristiques de cette réaction.

Exercice 9 :

On réalise la combustion de 0,5 g d'un composé organique A de formule C_xH_yO. On obtient 0,46 g d'eau et 1,14 g de dioxyde de carbone.

Scanné avec CamScanner

1) Détermine sa formule brute.
2) A quelles familles d'hydrocarbure oxygéné A pourrait-il appartenir ? Donne les formules semi-développées et les noms de tous les isomères possibles.
3) Identifie A, sachant qu'il ne réagit pas avec le réactif de Schiff.
M(C)=12 ; M(O)=16 ; M(H)=1 en g/mol.

Exercice 10 :
L'analyse d'un composé A a donné les pourcentages suivants :
%C = 54,5% ; %H = 9,1% ; %O =36,4%.
Le composé ne comporte qu'un atome d'oxygène par molécule. Il donne une coloration rose violacé en présence de réactif de Schiff.
1) a) Détermine la formule brute de A.
b) Donne les différentes formules semi-développées possibles et les nommer.
2) Quel produit obtient-on par oxydation ménagée de A ? Le nommer.

Exercice 11 :
Un ester a été analysé et a donné les pourcentages suivants : %C = 54,5% ; %H = 9,1%.
1- a) Détermine la formule brute de l'ester.
b) Détermine les différentes formules semi-développées possibles et les nommer.
2- Trouve et nomme la formule demi-développée de deux isomères de fonction correspondant à cette formule.

Exercice 12 :
La combustion complète d'une mole d'un composé organique A de formule brute $C_xH_yO_z$ nécessite d'une part 6 moles de dioxygène et d'autre part produit 90g d'eau et 176g de dioxyde de carbone.
1- Ecris l'équation-bilan de cette réaction.
2- Détermine la formule brute de A.
3- Détermine les formules semi développées correspondants à cette formule brute. Précise leur nom et leur fonction.

Exercice 13 :
La formule d'un composé A est $C_xH_yO_z$. Pour déterminer x, y et z, on mesure d'une part la densité par rapport à l'air de la vapeur du corps. On trouve 1,58. On effectue d'autre part la combustion complète de 5g du composé. On obtient 9,56g de dioxyde de carbone et 5,85g d'eau.
1- Déduis de ces mesures les valeurs de x, y et z.
2- Donne la formule brute de A.

Scanné avec CamScanner

3- Donne les formules semi-dévTapez une équation ici.eloppées et noms des isomères de A.

Exercice 14 :

Un alcène A est traité par l'eau en présence d'acide sulfurique à 130°C. Le produit B de la réaction a pour formule $C_4H_{10}O$.

1) Quelle est la fonction chimique de B ?

2) Donne les formules semi-développées et les noms des différents isomères de B.

De quels types d'isomérie s'agit –il ?

3) Pour identifier B, on le fait réagir avec une solution de permanganate de potassium acidifié. Le produit C obtenu a la même chaîne carbonée que B, il donne un précipité jaune avec la D.N.P.H mais ne réagit pas avec le réactif de Tollens.

a) Quelle est la fonction chimique de C ? Donne sa formule semi-développée.

b) Détermine la formule semi-développée de B.

c) Donne les formules semi-développées possibles pour A et les noms des alcènes correspondants.

d) Quelle masse d'alcène A faut-il utiliser pour obtenir 3,6g de B, sachant que le rendement de la réaction est de 30% ?

Exercice 15 :

Un composé oxygéné A de formule générale $C_nH_{2n+2}O$ contient en mase 52,2% de carbone et 13% d'hydrogène.

1) Détermine sa masse molaire M et en déduis sa formule brute.

2) Détermine les formules semi-développées et les noms de tous les isomères de A

3) L'oxydation ménagée de A par l'oxygène de l'air donne un composé organique B qui colore le réactif de Schiff en rose. En présence d'un excès d'oxygène, cette oxydation conduit à un composé organique D dont la solution possède des propriétés acides. (Colore le papier pH en rouge).

a) Donne les fonctions, les formules semi-développées et les noms respectifs des composés B et D.

b) En déduis la formule semi-développée et le nom du composé oxygéné A.

c) Ecris les équations bilans des réactions qui ont eu lieu au cours de l'oxydation de A.

Scanné avec CamScanner

CORRIGES

Solution 1 :

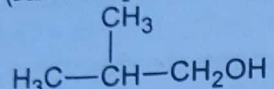
* Les formules semi-développées, fonctions et noms des corps de formule brute $C_4H_{10}O$:

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2OH$;

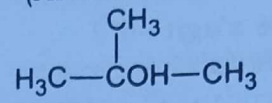
Butan-1-ol
(Alcool primaire)

$H_3C-CH_2-CHOH-CH_3$;

Butan-2-ol ;
(Alcool secondaire)

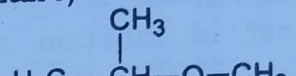


2-méthylpropan-1-ol ;
(Alcool primaire)



2-méthylpropan-2-ol
(Alcool tertiaire)

$H_3C-O-CH_2-CH_2-CH_3$; $H_3C-CH_2-O-CH_2-CH_3$;



Oxyde de méthylpropyle
(Ether oxyde)

Oxyde de diéthyle
(Ether oxyde)

Oxyde de méthyle et d' isopropyle
(Ether oxyde)

* Les formules semi-développées, fonctions et noms des corps de formule brute $C_3H_6O_2$:

H_3C-CH_2-COOH
acide propanoïque
(acide carboxylique)

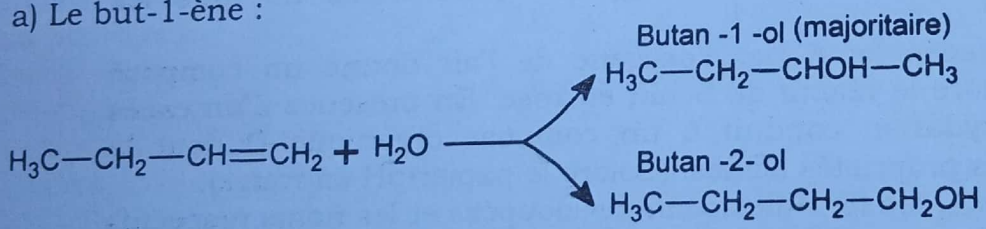
$H_3C-COO-CH_3$
éthanoate de méthylee
(ester)

$HCOO-CH_2-CH_3$
méthanoate d'éthyle
(ester)

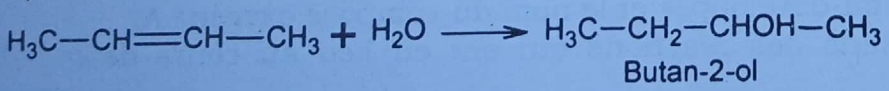
Solution 2 : *Réaction d'addition*

Précisons les produits pouvant se former et leur nom :

a) Le but-1-ène :

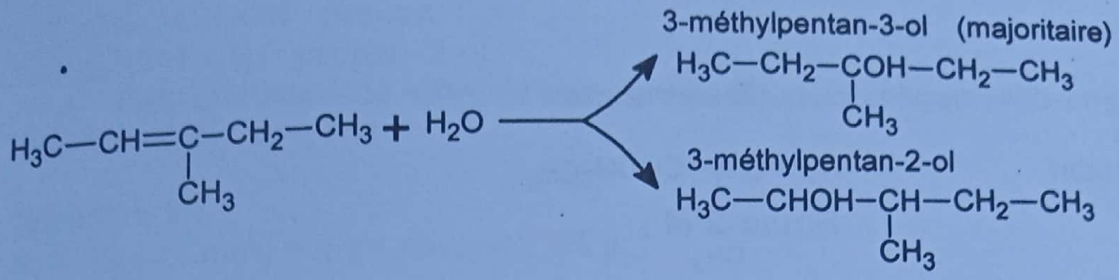


b) Le but-2-ène :



c) Le 3-méthylpent-2-ène :

Scanné avec CamScanner



Solution 3 : Identification d'un composé.
M(A) =74 g/mol ; B + H_2O ⟶ A ;
Trouvons les formules semi-développées des corps A et B :
* Equation bilan de la réaction : C_nH_{2n} + H_2O ⟶ $C_nH_{2n+2}O$
(B) (A)
B est un alcène donc A est un alcool. (L'hydratation d'un alcène donne un alcool)
* $M(C_nH_{2n+2}O) = 74 \Rightarrow 14n + 18 = 74$, donc **n = 4.**
Les formules brutes sont : A : C_4H_8 et B : $C_4H_{10}O$.
*B est un alcène qui possède des isomères Z et E :
B est donc le but-2-ène : **$CH_3 - CH = CH - CH_3$.**
* $CH_3 - CH = CH - CH_3 + H_2O \longrightarrow CH_3 - CHOH - CH_2 - CH_3$.
Donc A est le butan-2-ol : **$CH_3 - CHOH - CH_2 - CH_3$.**

Solution 4 :
$C_nH_{2n}O_2$; %C = 49 ; %O = 43 ;
Déterminons la formule brute de l'acide : $C_nH_{2n}O_2$.
$\frac{12n}{\%C} = \frac{2n}{\%H} = \frac{32}{\%O}$; $\frac{12n}{\%C} = \frac{32}{\%O} \Rightarrow n = \frac{32.\%C}{12.\%O}$. Donc n = 3.
La formule brute est: $C_3H_6O_2$.
La formule semi-développée est: $CH_3 - CH_2 - COOH$.
Cette formule brute correspond à un seul acide carboxylique.

Solution 5 :
%O = 21,6 ; C_nH_{2n} + H_2O ⟶ A ;
1-*Fonction chimique de A : A est un alcool.
*Les formules brutes de A et de l'alcène :
C_nH_{2n} + H_2O ⟶ $C_nH_{2n+2}O$ (A)
Appliquons la loi des proportions définies à l'alcool :
$C_nH_{2n+2}O$: $\frac{12n}{\%C} = \frac{2n+2}{\%H} = \frac{16}{\%O} = \frac{M(s)}{100}$;
$\frac{16}{\%O} = \frac{M(s)}{100} \Rightarrow M(s) = \frac{1600}{\%O} \Rightarrow$ **M(s) = 74 g.mol^{-1};**
$\begin{cases} M(C_nH_{2n+2}O) = 74 \\ M(C_nH_{2n+2}O) = 14n + 18 \end{cases} \Rightarrow 14n + 18 = 74 \Rightarrow$ **n = 4.**
Les formules brutes **: A: $C_4H_{10}O$; l'alcène: C_4H_8.**

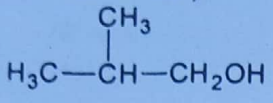
Scanné avec CamScanner

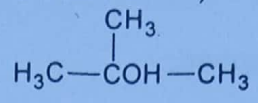
2) Les formules semi-développées possibles et noms :

- Pour A : $C_4H_{10}O$

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2OH$; $H_3C-CH_2-CHOH-CH_3$

Butan-1-ol ; Butan-2-ol ;

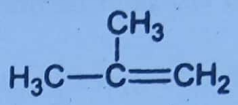




2-méthylpropan-1-ol ; 2-méthylpropan-2-ol

- Pour l'alcène : C_4H_8

$H_2C=CH-CH_2-CH_3$; $H_3C-CH=CH-CH_3$;



but-1-ène but-2-ène **2-méthylpropène**

3-Les formules semi-développées de A et celle de l'alcène :

L'hydratation de l'alcène donne un seul alcool, donc c'est un alcène symétrique :

L'alcène est le but-2-ène : **$CH_3 - CH = CH - CH_3$** ;

L'alcool est le butan-2-ol : **$CH_3 - CH_2 - CHOH - CH_3$** ;

4) - A est un alcool secondaire, donc son oxydation **ménagée donne** une cétone :

$CH_3 - CH_2 - CO - CH_3$: butan-2-one.

- Equation bilan de la réaction :

$CH_3 - CH_2 - CHOH - CH_3 + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow CH_3 - CH_2 - CO - CH_3 + H_2O$.

Solution 6 :

B : C_nH_{2n} ; A: $C_nH_{2n+2}O$; $B + H_2O \longrightarrow A$

1) Equation-bilan de la réaction :

$C_nH_{2n} + H_2O \longrightarrow C_nH_{2n+2}O$

B A

2) $m_{CO2} = m_1$; $m_{H2O} = m_2$; $\frac{m_1}{m_2} = \frac{11}{6}$.

a) Equation-bilan de la réaction de combustion de A :

$C_nH_{2n+2}O + \frac{3n}{2}O_2 \longrightarrow nCO_2 + (n+1)H_2O$

b) * Valeur de n :

Faisons les rapports stœchiométriques : $n(A) = \frac{n(O_2)}{\frac{3n}{2}} = \frac{n(CO_2)}{n} = \frac{n(H_2O)}{n+1}$;

$\frac{n(CO_2)}{n} = \frac{n(H_2O)}{n+1} \Rightarrow \frac{m(CO_2)}{n.M(CO_2)} = \frac{m(H_2O)}{(n+1).M(H_2O)} \Rightarrow \frac{m_1}{44.n} = \frac{m_2}{18.(n+1)} \Rightarrow \frac{m_1}{m_2} = \frac{44.n}{18.(n+1)}$;

Avec $\frac{m_1}{m_2} = \frac{11}{6}$, donc $\frac{11}{6} = \frac{44.n}{18.n+18}$. La résolution donne : **n = 3.**

*Formules brutes de A et B : A : **C_3H_8O** et B : **C_3H_6**.

c) * Formules semi-développées et noms de A:

Scanné avec CamScanner

CH_3-CH_2 -CH_2OH : propan-1-ol
CH_3-CHOH-CH_3 : propan-2-ol

- Formule semi-développée et noms de B:

CH_3-CH=CH_2 : propène.

Solution 7 :

A: $C_nH_{2n}O$; m(A) = 1 g ; m_{CO2} = 2,45 g;

1- Déterminons n :

$\%C = \frac{300.m_{co2}}{11.m_A}$; AN : **%C = 66,82** ;

D'après la loi des proportions définies :

$C_nH_{2n}O$: $\frac{12n}{\%C} = \frac{2n}{\%H} = \frac{16}{\%O} = \frac{M(A)}{100}$, avec M(A) = 14n + 16.

$\frac{12}{\%C} = \frac{14n+1}{100} \Rightarrow$ 1200n = 935,48n + 1069,12 $\Rightarrow$ **n = 4** ;

D'où la formule brute : **C_4H_8O**.

2- Le composé A donne un précipité jaune avec la DNPH :

2-1) Les hypothèses sur la nature de A :

Le composé A est un aldéhyde ou une cétone ;

2-2) Les formules semi-développées possibles pour A et les noms :

$H_3C-CO-CH_2-CH_3$; $H_3C-CH_2-CH_2-CHO$; $H_3C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CHO$

Oxyde d'éthyle et de méthyle — butanal — 2-méthylpropane

3- Conclusion :

Puisque A donne un dépôt d'argent avec le nitrate d'argent ammoniacal, alors A est un aldéhyde.

4- En déduisons la formule du corps A :

A + $O_2 \longrightarrow CH_3 - CH(CH_3) - COOH$;

Puisque l'oxydation de A donne un acide carboxylique à chaine carboné ramifiée, alors A est un aldéhyde à chaine carboné ramifiée.

A est donc : $CH_3 - CH(CH_3) - CHO$;

Nom : 2-méthylpropanal.

Solution 8 :

1- Equation bilan de la réaction d'hydrolyse de l'ester :

$$\underset{A}{R\text{-}COOR'} + H_2O \rightleftharpoons \underset{C}{R\text{-}COOH} + \underset{B}{R'\text{-}OH}$$

2- B : $C_nH_{2n+2}O$; n(B) = 1 mole ; m_{H2O} = 90g ; m_{CO2}= 176g ;

a) *Equation bilan de la réaction de combustion de B :

$$\underset{B}{C_nH_{2n+2}O} + \frac{3n}{2}O_2 \rightleftharpoons n\,CO_2 + (n+1)\,H_2O$$

* Formule brute de B:

Scanné avec CamScanner

- Quantité de matière d'eau obtenue: $n_{H2O} = \frac{n_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{90}{18} = 5mol.$

- Quantité de matière de dioxyde de carbone obtenue:

$n_{CO2} = \frac{n_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{176}{44} = 4mol.$

D'après les relations stœchiométriques, on a : $n(B) = \frac{n(O_2)}{\frac{3n}{2}} = \frac{n(CO_2)}{n} = \frac{n(H_2O)}{n+1}$;

$\frac{n(CO_2)}{n} = \frac{n(H_2O)}{n+1} \Rightarrow \frac{4}{n} = \frac{5}{n+1} \Rightarrow 4(n + 21) = 5n$. La résolution donne : **n = 4.**

*Formules brutes de B : **$C_4H_{10}O$**.

b) Formules semi-développées, noms et classe des isomères de A:

CH_3-CH_2 -CH_2-CH_2OH: butan-1-ol (Alcool primaire) ;

CH_3-$CHOH$-CH_2-CH_3 : butan-2-ol (Alcool secondaire) ;

CH_3-$CH(CH_3)$-CH_2OH : 2-methyl propan-1-ol (Alcool primaire) ;



2-méthylpropan-2-ol (Alcool III)

c) Identifions B et B' et Nommons B' :

L'oxydation ménagée de B conduit à B' ; B' donne un précipité jaune avec la DNPH, mais est sans action sur la liqueur de Fehling :

B' est donc une cétone et B un alcool secondaire.

B : CH_3-$CHOH$-CH_2-CH_3 (Alcool secondaire) et B': CH_3-CO-CH_2-CH_3 : butanone.

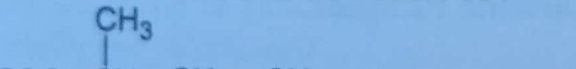
$$\underset{B}{CH_3\text{-}CHOH\text{-}CH_2\text{-}CH_3} + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow \underset{B'}{CH_3\text{-}CO\text{-}CH_2\text{-}CH_3} + H_2O$$

3- La formule semi-développée et le nom du composé C :

Le composé C est un acide carboxylique qui possède deux atomes de carbone dans sa molécule :

Le composé C est l'acide éthanoïque $CH_3 - COOH$.

4- La formule et le nom de l'ester A :



éthanoate de -1-méthylpropylele

5- L'équation bilan de l'action de B sur C :

CH_3-$COOH$ + CH_3-$CHOH$-CH_2-CH_3 → CH_3-COO-$CH(CH_3)$-CH_2-CH_3 + H_2O

Les caractéristiques de cette réaction :

Cette réaction est lente, limitée, athermique et réversible.

Solution 9 :

$m(C_xH_yO) = 0,5$ g ; $m_{H2O} = 0,46$ g ; $m_{CO2} = 1,14$ g ;

1-Déterminons sa formule brute :

$\%C = \frac{300.m_{CO2}}{11.m_S}$; AN : **%C = 62,2** ;

$\%H = \frac{100.m_{H2O}}{9.m_S}$; AN: **%H = 10,2**;

Scanné avec CamScanner

%O = 100 – (%C + %H); AN: **%O = 27,6;**
D'après la loi des proportions définies :
C_xH_yO : $\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16}{\%O} = \frac{M(s)}{100}$;
$\frac{12x}{\%C} = \frac{16}{\%O} \Rightarrow x = \frac{16.\%C}{12.\%O}$; AN : **x = 3;**
$\frac{y}{\%H} = \frac{16}{\%O} \Rightarrow y = \frac{16.\%H}{\%O}$; AN : **y = 6** ;
D'où la formule brute : **C_3H_6O.**
2- *La familles d'hydrocarbure oxygéné à laquelle A pourrait appartenir :
La formule brute da A est de la forme $C_nH_{2n}O$ avec n = 3.
A est donc un aldéhyde ou une cétone.
*Les formules semi-développées et les noms de tous les isomères :
$CH_3–CH_2–CHO$ propanal ; $CH_3–CO–CH_3$ propanone.
3-Identification du composé A :
Le composé A ne réagit pas avec le réactif de Schiff, donc A n'est pas un aldéhyde.
D'où A est une cétone : **$CH_3 – CO – CH_3$ propanone.**

Solution 10 :
%C = 54,5, %O = 36,4, %H = 9,1
1-a) La formule brute de A :
Elle est de la forme CxHyOz avec z = 1.
$\frac{16}{\%O} = \frac{M}{100} \Rightarrow M = \frac{1600}{\%O}$. AN : $M = \frac{1600}{36,4} = 43,95 = 44g/mol.$
$\frac{12x}{\%C} = \frac{M}{100} \Rightarrow x = \frac{M.\%C}{1200}$. AN : **x = 2**
$\frac{y}{\%H} = \frac{M}{100} \Rightarrow y = \frac{M.\%H}{100}$. AN : **y = 4.**
D'où la formule de A : **C_2H_4O.**
b) Les différentes formules semi-développées et noms :
$CH_3 – CHO$: éthanal (D'après les données A est aldéhyde).
2- produit obtenu par oxydation ménagée de A et nom :
$CH_3 – COOH$: acide éthanoïque.

Solution 11 :
%C = 54,5, %H = 9,1
1- a) Formule brute de l'ester :
Elle est de la forme $C_nH_{2n}O_2$.
%O = 100 – (%C + %H) = 36,4% ;
$\frac{32}{\%O} = \frac{M}{100} \Rightarrow M = \frac{3200}{\%O}$. AN : $M = 87,91 = 88g/mol.$
M = 14n + 32 = 88 $\Rightarrow$ **n = 4.**
D'où la formule brute: $C_4H_8O_2$.
b) Les différentes formules semi-développées possibles et les noms :

Scanné avec CamScanner

$CH_3 - CH_2 - COO - CH_3$ propanoate de méthyle ;
$CH_3 - COO - CH_2 - CH_3$ éthanoate d'éthyle ;
$HCOO - CH_2 - CH_2 - CH_3$ méthanoate de propyle ;
$HCOO - CH(CH_3)_2$ méthanoate d'isopropyle ou métanoate de méthyléthyle
2- Deux isomères de fonctions :
$CH_3 - CH_2 - CH_2 - COOH$ acide butanoïque ;
$CH3 - CH_2 - COO - CH_3$ propanoate de méthyle.

Solution 12 :
n(A) = 1 mol, n_{O2}= 6 mol, m_{H2O}= 90g, m_{CO2}= 176 g ;
1- Equation bilan de la réaction :
$C_xH_yO_z + (x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2})O_2 \longrightarrow xCO_2 + \frac{y}{2}H_2O.$
2- la formule brute de A :
Les rapports stœchiométriques donnent :
$n_A = \frac{n_{O2}}{x+\frac{y}{4}-\frac{z}{2}} = \frac{n_{CO2}}{x} = \frac{2n_{H2O}}{y}.$
$n_A = \frac{n_{CO2}}{x} \Longrightarrow n_A = \frac{m_{CO2}}{M_{CO2}.x} \Longrightarrow n_A = \frac{176}{44x} \Longrightarrow \mathbf{x = 4}$;
$n_A = \frac{2n_{H2O}}{y} \Longrightarrow n_A = \frac{2.m_{H2O}}{M_{H2O}.y} \Longrightarrow n_A = \frac{2*90}{18.y} \Longrightarrow \mathbf{y = 10}$;
$n_A = \frac{n_{O2}}{x+\frac{y}{4}-\frac{z}{2}} \Longrightarrow 1 = \frac{6}{x+\frac{y}{4}-\frac{z}{2}} \Longrightarrow x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2} = 6 \Longrightarrow \mathbf{z = 1}$;
D'où la formule de A: $C_4H_{10}O$.
3- Les formules semi développées, les noms et fonctions chimiques :

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2OH$
Butan -1 -ol
(alcool I)

$H_3C-CH_2-CHOH-CH_3$
Butan -2 -ol
(alcool II)

$H_3C-CH(CH_3)-CH_2OH$
2 -méthylpropan -1 -ol
(alcool I)

$H_3C-COH(CH_3)-CH_3$
2 -méthylpropan -2 -ol
(alcool III)

$H_3C-O-CH_2-CH_2-CH_3$
oxyde de méthyle et de propyle
(éther oxyde)

$H_3C-CH_2-O-CH_2-CH_3$
oxyde de diéthyle
(éther oxyde)

$H_3C-CH(CH_3)-O-CH_3$
oxyde de méthyle et de propyle
(éther oxyde)

Solution 13 :
m(A) = 5g, d = 1,58, m_{H2O}= 5,85g, m_{CO2}= 9,56 g ;
1- Valeur de x, y et z :
Equation bilan de la réaction :
$C_xH_yO_z + (x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2})O_2 \longrightarrow xC_2 + \frac{y}{2}H_2O.$

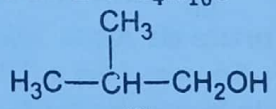
Scanné avec CamScanner

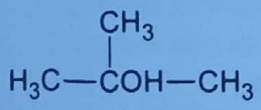
Masse molaire approchée :
$M_A = 29.d = 45{,}82 = 46$ g/mol.
Les rapports stœchiométriques donnent :
$n_A = \frac{n_{O2}}{x+\frac{y}{4}-\frac{z}{2}} = \frac{n_{CO2}}{x} = \frac{2n_{H2O}}{y}$.
$n_A = \frac{n_{CO2}}{x} \Longrightarrow \frac{m_A}{M_A} = \frac{m_{CO2}}{M_{CO}\,.x} \Longrightarrow x = \frac{m_{CO}\,.M_A}{M_{CO2}.m_A} \Longrightarrow \mathbf{x = 2}$;
$n_A = \frac{2.n_{H2O}}{y} \Longrightarrow \frac{m_A}{M_A} = \frac{2.m_{H2O}}{M_{H2O}.y} \Longrightarrow y = \frac{m_{H2O}.M_A}{M_{H2O}.m_A} \Longrightarrow \mathbf{y = 6}$;
D'où la formule brute de A : $C_2H_6O_z$.
$M_A = 24 + 6 + 16z = 46 \Longrightarrow \mathbf{z = 1}$.
2- La formule brute de A est alors : **C_2H_6O.**
3- Formules semi-développées et noms des isomères de A :
$CH_3 - CH_2OH$: éthanol ; $CH_3 - O - CH_3$: oxyde de diméthyles

Solution 14 :
$C_nH_{2n} + H_2O \longrightarrow C_nH_{2n+2}O$.
(A) (B)
1- La fonction chimique de B:
B est un alcool.
2- Formules semi-développées et noms différents isomères de B : $C_4H_{10}O$

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2OH$ (1) ;

$H_3C-CH_2-CHOH-CH_3$ (2) ;


(3) ;


(4)

Les types d'isomères :
(1) et (2) sont isomères de position ;
(3) et (4) sont isomères de position ;
(1) et (3) ; (2) et (4) sont isomères de chaine
3- a) Fonction chimique de C et sa formule semi-développée :
C réagit avec la DNPH et est sans action sur le réactif de Tollens : C'est donc une cétone.
C: $CH_3 - CH_2 - CO - CH_3$ butanone.
b) Formule semi-développée et nom de B :
B est un alcool secondaire : $CH_3 - CH_2 - CHOH - CH_3$ butan-2-ol.
c) Formules semi-développées et noms de A :
A partir de la formule brute de B, on en déduit n = 4.
D'où la formule brute de A : C_4H_8.
- Formules semi-développées et noms de A :

Scanné avec CamScanner

Puisque B a une chaine carbonée linéaire alors A est un alcène à chaine linéaire.

$H_2C{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$ $H_3C{-}CH{=}CH{-}CH_3$

but -1 - ène but -2 - ène

d) La masse d'alcène qu'il faut utiliser :

r = 30% = 0,3, $m_P(B)$= 3,6 g (masse pratique de B).

$C_4H_8 + H_2O \longrightarrow C_4H_{10}O$.

- masse d'impure (ou théorique) de B :

$r = \frac{m_P(B)}{m_{th}(B)} \Longrightarrow m_{th}(B) = \frac{m_{th}(B)}{r} = \frac{3,6}{0,3} = 12\ g.$

- La masse d'alcène A qu'il faut utiliser :

$n_A = n_B \Longrightarrow \frac{m_A}{M_A} = \frac{m_{th}(B)}{M_B} \Longrightarrow m_A = \frac{M_A.m_{th}(B)}{M_B}.$

AN : M_A= 56 g/mol, M_B= 74 g/mol, d'où $\mathbf{m_A = 9,08\ g}$.

Solution 15 :

1- A : $C_nH_{2n+2}O$, %C = 52,2, %H = 13 ;

- La masse molaire de A :

%O = 100 – (%C + %H); AN: **%O = 34,8**;

$\frac{16}{\%O} = \frac{M}{100} \Longrightarrow M = \frac{1600}{\%O}$. AN : $\boldsymbol{M = 46\ g/mol.}$

- La formule brute de A :

$M(C_nH_{2n+2}O) = 46 \Longrightarrow 14n + 18 = 46 \Longrightarrow \mathbf{n = 2.}$

D'où la formule brute de A : $\boldsymbol{C_2H_6O.}$

2- Formules semi-développées et noms des isomères de A :

$CH_3 - CH_2OH$: éthanol ; $CH_3 - O - CH_3$: oxyde de diméthyle.

3- a) Formules semi-développées, noms et fonctions chimiques de B et D :

B : $CH_3 - CHO$ éthanal, fonction aldéhyde

D : $CH_3 - COOH$ acide éthanoïque, fonction acide carboxylique.

b) Formule semi-développée et nom de A :

A : $CH_3 - CH_2OH$: éthanol

c) Equation bilan des réactions :

$CH_3 - CH_2OH + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow CH_3 - CHO + H_2O.$

A B

$CH_3 - CH_2OH + O_2 \longrightarrow CH_3 - COOH + H_2O.$

A D

Scanné avec CamScanner

- REACTIONS D'OXYDOREDUCTION -

- SYNTHÈSE GÉNÉRALE :

Activité 1 : Les solutions aqueuses ioniques.

1-1- Solution aqueuse :

Une solution aqueuse est un mélange ionique dans lequel l'eau est le solvant. Le corps dissous est appelé soluté et l'opération est appelée dissolution.

Ces solutions sont conductrices du courant électrique, elles ne contiennent pas d'électrons libres. Les seuls porteurs de charges qu'elles contiennent sont les ions positifs (cations) et les ions négatifs (anions).

Elles contiennent aussi un très grand nombre de molécules d'eau (H_2O).

1-2- Composé ionique :

Un composé ionique est un édifice cristallin électriquement neutre. Ils sont formés de cations et d'anions liés entre eux par des liaisons ioniques.

Sa dissolution dans l'eau donne des ions.

Exemple : NaCl ; NH_4Cl ; $CuSO_4$: Ces formules sont appelées : formules statique.

- Nom d'un composé ionique :

Pour les nommer, on donne d'abord le nom de l'anion suivi de celui du cation.

Exemple : NaCl : chlorure de sodium ; $CuSO_4$: sulfate de cuivre.

- Equation-bilan :

L'équation bilan de la dissolution dans l'eau d'un composé ionique solide AB est :

$$AB \xrightarrow{H_2O} A^+_{aq} + B^+_{aq}$$

Exemple : En dissolvant du chlorure de calcium dans l'eau, on obtient une solution aqueuse dont l'équation bilan est :

$$CaCl_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2Cl^-$$

Bilan molaire : $\frac{n(CaC_2)}{1} = \frac{n(Ca^{2+})}{1} = \frac{n(Cl^-)}{2}$

Remarque : En général, tout ion présent dans une solution aqueuse est hydraté.

Exemples : $[Cu(H_2O)_4]^{2+} \Leftrightarrow Cu^{2+}_{aq}$ ou $[SO_4(H_2O)]^{2-} \Leftrightarrow SO^{2-}_{4aq}$.

1-3- Concentrations

1-3-1- Concentration molaire :

La concentration molaire (volumique) d'une espèce en solution est égale au rapport de la quantité de matière (n) de cette espèce dans la solution au volume (v) de la solution. On la note C et on l'exprime en mol/L.

Scanné avec CamScanner

$C(A) = \frac{n(A)}{V}$ ou $[A] = \frac{n(A)}{V}$ avec : n(A) en mol, V en L et C(A) en $molL^{-1}$.

1-3-2- Concentration massique :

La concentration massique d'une solution aqueuse est le rapport de la masse de soluté dissous au volume de la solution.

$C_m = \frac{m(A)}{V}$ avec m(A) en g, V en L donc C_m en g/L. A est le composé dissous.

1-4- Les cations :

Certaines solutions ioniques contiennent des cations métalliques, monoatomiques, portant un, deux ou trois charges positives notés M^{n+}.

Ion sodium	Ion calcium	Ion aluminium	Ion zinc	Ion potassium	Ion magnésium	Ion argent	Ion cuivreII	Ion cuivreI
Na^+	Ca^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	K^+	Mg^{2+}	Ag^+	Cu^{2+}	Cu^+

NB : Certains métaux ont deux cations.

1-5- Test d'identification de quelques cations :

Quelques cations peuvent être identifiés par la formation de précipités caractéristiques en présence d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ou soude (NaOH).

Exemples :

Ions métalliques	Formule	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}	Zn^{2+}
	Couleur en Solution	Bleu	Vert pâle	Brun-jaune	incolore	incolore
Hydroxydes métalliques	Formule	$Cu(OH)_2$	$Fe(OH)_2$	$Fe(OH)_3$	$Al(OH)_3$	$Zn(OH)_2$
	Couleur du précipité	bleu	vert	rouille	blanc	blanc

Activité 2 : Oxydoréduction en solution aqueuse.

2-1- Définitions :

2-1-1- Oxydant- Réducteur :

- ✓ **Oxydant :** Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons.
- ✓ **Réducteur** : Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.
- ✓ **Couple oxydant/réducteur :** noté Ox/Red.

Un couple oxydant réducteur est l'association d'un oxydant et d'un réducteur possédant un même élément chimique et susceptible d'échanger un ou plusieurs électrons selon la demi-équation redox :

$Ox + ne^- \rightleftarrows Red.$

Exemples : $Cu^{2+}/Cu.$

- Le cation Cu^{2+} est capable de capter deux électrons pour donner un atome de cuivre Cu : Ce cation est un oxydant.
- L'atome de cuivre est capable de céder deux électrons pour donner un cation Cu^{2+} : Cet atome est un réducteur.

Scanné avec CamScanner

✓ **Demi-équation redox :**

$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Cu$

2-1-2- Oxydation – Réduction :

*** Une oxydation :** C'est une perte d'électrons.

Exemple : $Ag \longrightarrow Ag^+ + e^-$. (Le réducteur subit une oxydation).

Ag et Ag^+ forment un couple oxydant-réducteur noté : Ag^+/Ag.

*** Une réduction :** C'est un gain d'électrons.

Exemple : $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$. (L'oxydant subit une réduction).

Remarque :

Puisqu'il n'existe pas d'électrons libres en solution aqueuse, ces deux actions oxydation et réduction se déroulent simultanément. Les électrons perdus sont immédiatement captés : C'est une **oxydoréduction.**

*** Oxydoréduction :**

C'est une réaction chimique au cours de laquelle certains réactifs captent des électrons pendant que d'autres en cèdent.

Deux couples oxydant/réducteur interviennent dans la réaction.

Ox_1 + red_2 $\longrightarrow$ ox_2 + red_1.

Exemples : $2Ag^+ + Cu \longrightarrow 2Ag + Cu^{2+}$ (1);

$Cu^{2+} + Zn \longrightarrow Cu + Zn^{2+}$ (2).

- Les couples oxydant/réducteur intervenant : Cu^{2+}/Cu , Zn^{2+}/Zn et Ag^+/Ag.
- Dans l'équation (1) : Le métal Cu qui a perdu deux électrons par atome a été oxydé en ions Cu^{2+}.

L'ion Cu^{2+} est la forme oxydée du cuivre (oxydant).

-Dans l'équation (2) : Les ions Cu^{2+} qui ont gagné deux électrons par ion ont été réduits en Cu.

L'atome Cu est la forme réduite du cuivre (le réducteur).

2-2- Généralisation :

* A un métal M, donnant des ions M^{n+}en solution, on associe la demi-équation électronique suivante :

$$M^{n+} + ne^- \underset{oxydation}{\overset{reduction}{\rightleftharpoons}} M.$$

Dans l'évolution du couple : M^{n+}/M :

-La forme oxydée M^{n+}ne peut jouer que le rôle d'oxydant, c'est l'oxydant.

-La forme réduite M ne peut jouer que le rôle de réducteur, c'est le réducteur.

Activité 3 : Action des solutions acides sur des métaux :

Les solutions acides (HCl, H_2SO_4...) contiennent beaucoup d'ions H_3O^+notés plus simplement H^+. Ces ions **hydroniums** sont capables d'attaquer certains métaux.

Scanné avec CamScanner

3-1- Réaction d'une solution chlorhydrique sur quelques métaux :

*Les ions H^+ attaquent les métaux de zinc, fer et aluminium. On observe expérimentalement un dégagement de dihydrogène $H_{2(g)}$ et l'apparition dans la solution finale, des cations métalliques $Zn^{2+}, Fe^{2+}, Al^{3+}$.

*Par contre, ces ions n'ont aucune action sur les métaux comme le cuivre, l'argent.

3-2- Interprétation :

Considérons la réaction de l'acide chlorhydrique sur le zinc : Les couples mise en jeu sont :

H^+/H_2 et Zn^{2+}/Zn.

Les demi-équations redox associées sont : $\begin{cases} 2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2 \\ Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^- \end{cases}$.

Le métal Zn est oxydé et les ions H^+ sont réduits avec dégagement de dihydrogène gazeux.

Equation bilan de la réaction : $2H^+ + Zn \longrightarrow H_2 + Zn^{2+}$.

3-3- Conclusion :

*Lorsque les ions H^+d'un acide attaquent un métal, il y a toujours dégagement de dihydrogène gazeux H_2 et apparition du cation métallique correspondant au métal.

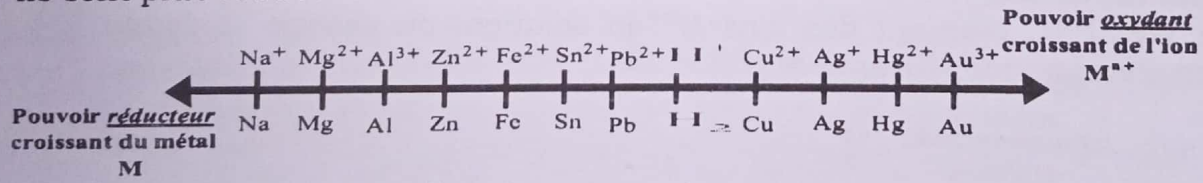
*Des expériences ont montrées que l'acide ne peut pas oxyder certains métaux tels que : (Ag, Cu, Pt, Au,...).

*Au couple H^+/H_2, on associe la demi-équation : $2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$.

Activité 4 : Classification électrochimique des couples oxydo-réducteurs :

Des expériences montrent que certains métaux perdent plus facilement des électrons que d'autre.

Ils sont plus réducteurs. D'où la classification suivante :



Prévision du sens d'une réaction : La règle du « **gamma** »

Soient deux couples redox ox_1/red_1 et ox_2/red_2.

Supposons que red_2 soit plus réducteur que red_1 donc ox_1 est plus oxydant que ox_2.

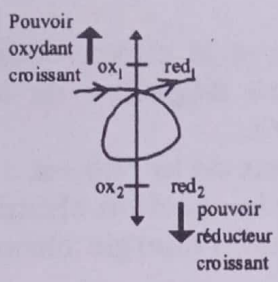
L'oxydant le plus fort réagit toujours avec le réducteur le plus fort. La réaction inverse n'est pas possible.

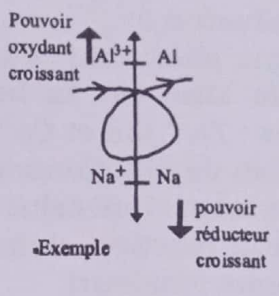
Scanné avec CamScanner

La règle du « gamma » permet de prévoir le sens **spontané** de la réaction.

Ox_1 + red_2 → ox_2 + red_1.

Oxydant ; Réducteur — Oxydant Réducteur
le plus fort ; le plus fort — le plus faible; le plus faible





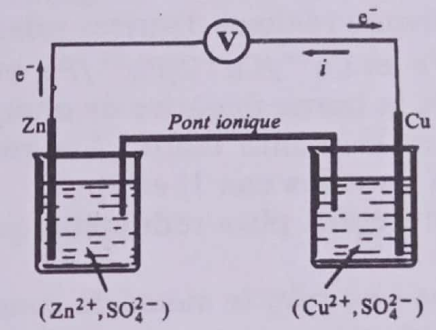
Activité 5 : Effet de pile entre couples Mn^{n+}/M :

5-1- Réalisation d'une pile :

Choisissons les deux couples oxydoréducteurs : Zn^{2+}/Zn et Cu^{2+}/Cu.

5-1-1- Montage :

- Plaçons une lame de zinc dans un bécher contenant une solution de sulfate de zinc $ZnSO_4$ ($1mol.L^{-1}$).
- Plaçons une lame de cuivre dans un autre bécher contenant une solution de sulfate de cuivre II, $CuSO_4$ ($1mol.L^{-1}$).
- Réalisons un pont ionique, ou pont de jonction, inerte chimiquement par rapport aux deux couples. (Voir schéma).



5-1-2- Observations :

- Le voltmètre indique une différence de potentiel entre les deux lames et montre que le zinc est la borne négative.
- Nous avons donc obtenu une pile par association de deux demi-piles.
- Chaque demi-pile est constituée par l'ensemble des deux formes conjuguées d'un couple oxydoréduction (Lame du métal M en présence des ions Mn^{n+}en solution).
- Chaque lame est appelée électrode.
- Pour les deux couples choisis, on mesure une différence de potentiel (ou tension électrique) E =1,1V.

5-1-3- Les réactions aux électrodes :

Le zinc borne négative de la pile, fournit les électrons au circuit électrique (figure).

Les électrons arrivent à la plaque de cuivre qui est la borne positive ; comme ils ne peuvent pas pénétrer dans la solution de sulfate de cuivre, ce sont les ions Cu^{2+} qui les captent.

Nous pouvons donc traduire ces réactions électrochimiques par les équations suivantes :

-A la borne négative (Zinc) : $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$.

-A la borne positive (Cuivre) : $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$.

Scanné avec CamScanner

*** Conclusion** :
- Le zinc plus réducteur que le cuivre cède des électrons aux ions cuivres Cu^{2+}, **le zinc est la borne négative** de la pile constituée avec les deux couples : Zn^{2+}/Zn et Cu^{2+}/Cu.
- Le bilan de fonctionnement de la pile est : $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$.
C'est le même que celui de la réaction chimique spontanée.
- Dans la réaction chimique, l'énergie chimique est transformée en énergie calorifique (chaleur).
- La transformation en pile des deux couples permet de transformer l'énergie chimique en énergie électrique.

*** Autres associations de couples** :
Nous pouvons réaliser d'autres piles en associant d'autres demi-piles :
1) Fe^{2+}/Fe et Cu^{2+}/Cu ; 2)Pb^{2+}/Pb et Cu^{2+}/Cu ; 3)Ag^{+}/Ag et Cu^{2+}/Cu.
Quelle est la borne négative de chaque pile ?
- Le fer et le plomb étant plus réducteurs que le cuivre sont les bornes négatives dans les cas 1) et 2).
- Le cuivre étant plus réducteur que l'argent est la borne négative dans le cas 3).

NB : *Dans une pile, le métal du couple possédant le réducteur le plus fort est la borne négative.*

Activité 6 : Potentiel d'oxydoréduction : généralisation du couple oxydant réducteur.
Le couple H_3O^+/H_2 est choisi comme **référence** pour la mesure des pouvoirs réducteurs.
Pour constituer la demi-pile où intervient le couple H_3O^+/H_2 (encore appelé électrode à hydrogène), on utilise une électrode en platine plongé dans une solution acide dans laquelle barbote du dihydrogène gazeux.
- Nous utilisons la demi-pile à hydrogène comme référence.
- L'association de cette demi-pile à hydrogène à une autre demi-pile M^{n+}/M permet d'obtenir **le potentiel normal d'oxydoréduction** de ce couple (M^{n+}/M).

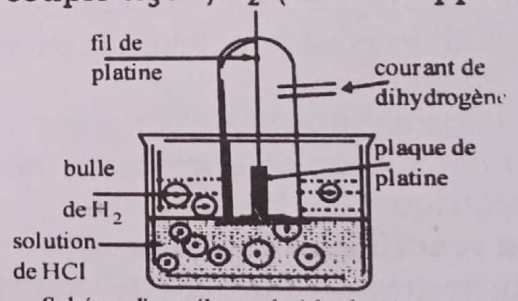


Schéma d'une électrode à hydrogène

6-1- Les potentiels normaux d'oxydoréduction pour des solutions de concentration molaire en ions métalliques$[M^{n+}] = 1mol.l^{-1}$sont dans le tableau suivant : $E^{\circ}_{H^+/H_2} = 0V$.

Scanné avec CamScanner

Ox/Red	E° (V)
Au^{3+}/Au	1,50
Pt^{2+}/Pt	1,00
Hg^{2+}/Hg	0,86
Ag^{+}/Ag	0,80
Cu^{2+}/Cu	0,34
$\mathbf{H^{+}/H_2}$	**0**
Pb^{2+}/Pb	-0,13
Sn^{2+}/Sn	-0,14
Ni^{2+}/Ni	-0,23
Fe^{2+}/Fe	-0,44
Cr^{3+}/Cr	-0,74
Zn^{2+}/Zn	-0,76
Al^{3+}/Al	-1,66
Mg^{2+}/Mg	-2,37
Na^{+}/Na	-2,71
Ca^{2+}/Ca	-2,87
K^{+}/K	-2,92
Li^{+}/Li	-3,04

6-2- Prévisions des réactions :
Le tableau ci-dessous peut être utilisé pour prévoir les réactions chimiques qui peuvent avoir lieu entre deux couples.
Tout métal peut réduire l'ion métallique d'un couple de potentiel plus élevé que le sien, mais ne pourra jamais réduire l'ion métallique d'un couple de potentiel moins élevé que le sien.

Exemples : Ca^{2+}/Ca : $E_1^0 = -2{,}87V$; Cu^{2+}/Cu : $E_2^0 = 0{,}34V$.
Puisque $E_2^0 > E_1^0$ alors le métal Ca peut réduire l'ion Cu^{2+}.
Equation bilan de la réaction : $Ca + Cu^{2+} \longrightarrow Ca^{2+} + Cu$.
La borne négative de la pile constituée est le calcium Ca.
La ddp ou tension de la pile constituée est = $E_2^0 - E_1^0 = 0{,}34 + 2{,}87 = \mathbf{3{,}21V}$.

Scanné avec CamScanner

- EXERCICES DE REMÉDIATION ET DE RENFORCEMENT -

Exercice 1 :
Ecris la demi-équation électronique correspondant au couple H_3O^+/H_2.
D'abord simplifiée avec les ions H^+, puis complétée avec les ions H_3O^+.

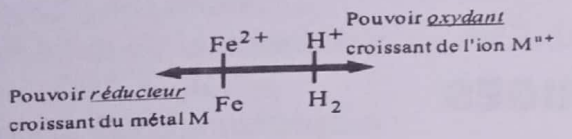
Exercice 2 :
Calcule les concentrations molaires des ions dans les solutions suivantes obtenues en dissolvant dans 200mL d'eau :
1- 35,5g de chlorure de baryum $BaCl_2$;
2- 58,8g d'acide sulfurique H_2SO_4 ;
On négligera toute variation de volume lors de la dissolution.
M(Ba) = 137,3 g/mol, M(Cl) = 35,5 g/mol, M(S) = 32 g/mol,
M(O) = 16 g/mol,

Exercice 3 :
1- Quelle masse de chlorure de fer III faut-il dissoudre dans 0,5L d'eau pour obtenir une solution de concentration molaire $[Fe^{3+}] = 0{,}1 mol L^{-1}$?
2- Quelle masse de chlorure de fer III faut-il dissoudre dans 0,5L d'eau pour obtenir une solution de concentration molaire $[Cl^-] = 0{,}1 mol L^{-1}$?
3- Quelle masse de sulfate d'aluminium $Al_2(SO_4)_3$, faut-il dissoudre dans 0,5L d'eau pour obtenir une solution de concentration molaire $[Al^{3+}] = 0{,}1 mol L^{-1}$?
On négligera toute variation de volume lors de la dissolution.
M(Al) = 27g/mol, M(Fe) = 56g/mol, M(Cl) = 35,5g/mol, M(S) = 32g/mol, M(O) = 16g/mol.

Exercice 4 :
Dans un bécher on verse 100mL d'une solution de nitrate d'argent de concentration
C= $0{,}1 mol L^{-1}$. On plonge dans cette solution une lame de cuivre de masse suffisante pour que le cuivre soit en excès.
1) Quelle est la réaction produite ? Ecris son équation bilan.
2) Lorsque tous les ions Ag^+ ont réagi, quelle est la masse de métal déposée sur le cuivre ?
3) Quelle masse minimale de cuivre a-t-il fallu introduire ?
4) On filtre la solution. Quel est le produit dissous dans le filtrat recueilli ? Quelle en est la masse ? M(Ag) = 108 g/mol, M(Cu) = 63,5 g/mol. Le cuivre est plus réducteur que l'argent.

Scanné avec CamScanner

Exercice 5 :
On fait agir 200mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $[H_3O^+] = [H^+] = 1molL^{-1}$ sur 3g de fer. Quand le dégagement gazeux cesse, on observe que tous le fer à disparu.
1-a) Quelle est la nature de ce dégagement gazeux ? Quel volume de gaz s'est-il dégagé ?
b) Vérifie que l'acide chlorhydrique était en excès.
2- On ajoute alors une solution de soude. Quelques instants après, un précipité vert se forme.
Quelle masse de précipité peut-on obtenir ?
On donne Vm=24L/mol.
M(Fe) = 56 g/mol, M(O) = 16 g/mol, M(H) = 1 g/mol.



Exercice 6 : Vm=22,4 L/mol, M(Ni) = 59 g/mol, M(Cu) = 63,5 g/mol.
Un alliage de nickel et de cuivre est attaqué par une solution d'acide chlorhydrique en excès. La masse de l'échantillon est de 3g. On recueille un volume de dihydrogène de $427,4cm^3$ mesuré dans les conditions normales.
1- Ecris les demi-équations électroniques et l'équation bilan de la réaction. Seul le nickel est plus réducteur que le dihydrogène.
2- Quelle est la masse du résidu solide ? Quelle est la composition centésimale en masse de l'alliage ?

Exercice 7 :
Dans une solution de chlorure d'étain II, on plonge une lame de zinc bien polie. Au bout de quelques instants, le zinc est recouvert d'un dépôt constitué de petites aiguilles d'étain.
1- Ecris les demi-réactions électrochimiques qui ont pu se produire. En déduis l'équation bilan.
2- Que contient principalement la solution en fin de réaction ?
3- Des deux couples oxydoréducteurs, lequel est le plus réducteur ?

Exercice 8 :
1- On veut constituer une pile faisant intervenir les couples Cu^{2+}/Cu et Ni^{2+}/Ni.
Explique comment constituer cette pile.
2- Quel est le pôle positif de cette pile ? Que vaut sa f.é.m. ?
Valeur des potentiels normaux : $E°(Cu^{2+}/Cu)$ = 0,34 V, $E°(Ni^{2+}/Ni)$= - 0,23 V
3- Comment la masse de l'électrode négative varie-t-elle lorsque la pile débite un courant de

Scanné avec CamScanner

10 mA pendant 2h?
M(Ni) = 59 g/mol, M(Cu) = 63,5 g/mol, $N_A = 6{,}02.10^{23} mol^{-1}$, $e = 1{,}6.10^{-19} C$.

Exercice 9 : Comparaison des potentiels standards de deux couples rédox.
On donne les potentiels standards pour les deux couples suivants :
$E°(Al^{3+}/Al)$ = - 1,67V, $E°(Hg^{2+}/Hg)$= 0,85 V.
1- Rappel comment est défini un potentiel standard pour un couple M^{n+}/M.
2- D'après les valeurs des potentiels des deux couples, précise lequel est le plus réducteur, le plus oxydant.
3- Fais le schéma d'une pile qui associerait ces deux couples et calcule la valeur de sa f.é.m. Précise le sens du courant.

CORRIGES

Solution 1 :
La demi-équation électronique correspondant au couple H_3O^+/H_2 :
* Avec les ions H^+ : $2H^+ + 2e^- \rightleftarrows H_2^{\uparrow}$.
* Avec les ions H_3O^+ : $2H_3O^+ + 2e^- \rightleftarrows H_2^{\uparrow} + 2H_2O$.

Solution 2 :
V = 200 mL = 0,2 L.
Calculons les concentrations molaires des ions dans les solutions suivantes :
1- $m(BaCl_2)$ = 35,5g (chlorure de baryum):
* Equation de dissolution de $BaCl_2$ dans l'eau :
$BaCl_2 \longrightarrow Ba^{2+} + 2Cl^-$.
* $n(BaCl_2) = n(Ba^{2+}) \Rightarrow \frac{m(BaCl_2)}{M(BaCl_2)} = C(Ba^{2+}).V \Rightarrow C(Ba^{2+}) = \frac{m(BaCl_2)}{V.M(BaCl_2)}$.
AN : $M(BaCl_2) = 208{,}3 g/mol$, donc : $C(Ba^{2+}) = 0{,}85\ mol.L^{-1}$.
* $n(BaCl_2) = \frac{n(Cl^-)}{2} \Rightarrow \frac{m(BaCl_2)}{M(BaCl_2)} = \frac{C(Cl^-).V}{2} \Rightarrow C(Cl^-) = \frac{2.m(BaCl_2)}{V.M(BaCl_2)}$.
AN : $M(BaCl_2) = 208{,}3 g/mol$, donc : $C(Cl^-) = 1{,}7\ mol.L^{-1}$.
2- m (H_2SO_4) = 8,8g (acide sulfurique) :
* Equation de dissolution de H_2SO_4 dans l'eau :
$H_2SO_4 + 2H_2O \longrightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$.
* $n(H_2SO_4) = \frac{n(H_3O^+)}{2} \Rightarrow \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)} = \frac{C(H_3O^+).V}{2} \Rightarrow C(H_3O^+) = \frac{2.m(H_2SO_4)}{V.M(H_2SO_4)}$.
AN : $M(BaCl_2) = 98 g/mol$, donc : $C(H_3O^+) = 0{,}9\ mol.L^{-1}$.
* $n(H_2SO_4) = n(SO_4^{2-}) \Rightarrow \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)} = C(SO_4^{2-}).V \Rightarrow C(SO_4^{2-}) = \frac{m(H_2SO_4)}{V.M(H_2SO_4)}$.

Scanné avec CamScanner

AN : $M(BaCl_2) = 98g/mol$, donc : $\boldsymbol{C(SO_4^{2-}) = 0,45\ mol.L^{-1}}$.

Solution 3 :

1- La masse de chlorure de fer III :

V = 0,5L ; $[Fe^{3+}] = 0,1molL^{-1}$;

* Equation bilan de la dissolution de $FeCl_3$ dans l'eau :

$FeCl_3 \longrightarrow Fe^{3+} + 3Cl^-$.

* Les rapports stœchiométriques :

$n(FeCl_3) = n(Fe^{3+}) \implies \frac{m(FeCl_3)}{M(FeCl_3)} = [Fe^{3+}].V \implies \boldsymbol{m(FeCl_3) = [Fe^{3+}].V.M(FeCl_3)}.$

AN : $M(FeCl_3) = 162,5g/mol$, d'où : $\boldsymbol{m(FeCl_3) = 8,125g}$.

2- La masse de chlorure de fer III :

V = 0,5L ; $[Cl^-] = 0,1molL^{-1}$;

* Equation bilan de la dissolution de $FeCl_3$ dans l'eau :

$FeCl_3 \longrightarrow Fe^{3+} + 3Cl^-$.

* Les rapports stœchiométriques :

$n(FeCl_3) = \frac{n(Cl^-)}{3}) \implies \frac{m(FeCl_3)}{M(FeCl_3)} = \frac{[Cl^-].V}{3} \implies \boldsymbol{m(FeCl_3) = \frac{[Cl^-].V.M(FeCl_3)}{3}}.$

AN : $M(FeCl_3) = 162,5g/mol$, d'où : $\boldsymbol{m(FeCl_3) = 2,71g}$.

3- La masse de sulfate d'aluminium $Al_2(SO_4)_3$:

V = 0,5L ; $[Al^{3+}] = 0,1molL^{-1}$;

* Equation bilan de la dissolution de $Al_2(SO_4)_3$ dans l'eau :

$Al_2(SO_4)_3 \longrightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$.

* Les rapports stœchiométriques :

$n(Al_2(SO_4)_3) = \frac{n(Al^{3+})}{2} \implies \frac{m(Al_2(SO_4)_3)}{M(Al_2(SO_4)_3)} = \frac{[Al^{3+}].V}{2}$

$\implies \boldsymbol{m(Al_2(SO_4)_3) = \frac{[Al^{3+}].V.M(Al_2(SO_4)_3)}{2}}.$

AN : $M(Al_2(SO_4)_3) = 342g/mol$, d'où : $\boldsymbol{m(Al_2(SO_4)_3) = 8,55g}$.

Solution 4 :

S($AgNO_3$) $\begin{cases} V_1 = 100\ mL = 0,1L \\ C_1 = 0,1mol.L^{-1} \end{cases}$, M(Ag) = 108 g/mol, M(Cu) = 65,5 g/mol, Cu en excès.

1- * La réaction produite :

Le cuivre plus réducteur que l'argent réduit les ions argent Ag^+.

* Equation bilan de cette oxydoréduction est :

Les demi-équations redox : $\begin{cases} Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^- \\ Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag \end{cases} \implies \begin{cases} Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^- \\ 2Ag^+ + 2e^- \longrightarrow 2Ag \end{cases}$:

On additionne les deux demi-équations en éliminant les électrons pour avoir l'équation bilan :

$\boldsymbol{Cu + 2Ag^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 2Ag}$.

2- La masse d'argent déposée sur le cuivre :

Scanné avec CamScanner

$n(Ag^+) = n\,(Ag) \Rightarrow \frac{m(Ag)}{M(Ag)} = C(Ag^+).V_1 \Rightarrow \boldsymbol{m(Ag) = C_1.V_1.M(Ag)}$

AN : $\boldsymbol{m(Ag) = 1,08g.}$

3- La masse minimale de cuivre :

$n(Cu) = \frac{n(Ag^+)}{2} \Rightarrow \frac{m(Cu)}{M(Cu)} = \frac{C_1.V_1}{2} \Rightarrow \boldsymbol{m(Cu) = \frac{C_1.V_1.M(Cu)}{2}.}$

AN : $\boldsymbol{m(Cu) = 0,32g.}$

4- * Le produit dissous dans le filtrat recueilli :

Ce filtrat contient :

- Les ions nitrates NO_3^- présents dans la solution de nitrate d'argent $AgNO_3$ et qui n'ont pas réagit.
- Les ions Cu^{2+} produits par l'oxydoréduction.

Le produit dissous est donc le nitrate de cuivre II $Cu(NO_3)_2$.

* La masse de $Cu(NO_3)_2$: Notons le A.

$Cu(NO_3)_2 \longrightarrow Cu^{2+} + 2NO_3^-$.

$n(A) = n(Cu^{2+}) = n(Cu) \Rightarrow \frac{m(A)}{M(A)} = \frac{m(Cu)}{M(Cu)} \Rightarrow \boldsymbol{m(A) = \frac{M(A).m(Cu)}{M(Cu)}.}$

AN : $M(A) = 187,5g/mol$, $\boldsymbol{m(A) = 0,94g.}$

Solution 5 :

S(HCl) $\begin{cases}[H_3O^+] = [H^+] = 1\,mol/L \\ V = 200mL = 0,2L\end{cases}$, m(Fe) = 3g, M(Fe) = 56 g/mol, M(O) = 16 g/mol,

M(H) = 1 g/mol, Vm=24L/mol.

1- a) * La nature du dégagement gazeux :

Le fer est plus réducteur que le dihydrogène. Il réduit donc les ions hydroniums H_3O^+ de la solution d'acide chlorhydrique.

Les demi-équations redox : $\begin{cases}Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^- \\ 2H_3O^+ + 2e^- \rightleftarrows H_2^{\uparrow} + 2H_2O\end{cases}$

Equation bilan : $\boldsymbol{Fe + 2H_3O^+ \rightleftarrows Fe^{2+} + H_2^{\uparrow} + 2H_2O.}$

Le gaz qui se dégage est le dihydrogène.

* Le volume de dihydrogène dégagé :

$n(Fe) = n(H_2) \Rightarrow \frac{m(Fe)}{M(Fe)} = \frac{V(H_2)}{V_m} \Rightarrow \boldsymbol{V(H_2) = \frac{m(Fe).V_m}{M(Fe)}.}$

AN : $\boldsymbol{V(H_2) = 1,3L.}$

b) Vérifions que l'acide chlorhydrique est en excès :

D'après les rapports stœchiométriques : $n(Fe) = \frac{n(H_3O^+)}{2}$.

- Calculons n(Fe) : $n(Fe) = \frac{m(Fe)}{M(Fe)} = \frac{3}{56} = \boldsymbol{0,054\,mol.}$

- Calculons $\frac{n(H_3O^+)}{2}$: $n(H_3O^+) = [H_3O^+].V = 0,2\,mol \Rightarrow \frac{n(H_3O^+)}{2} = \frac{0,2}{2} = \boldsymbol{0,1mol.}$

Scanné avec CamScanner

$\begin{cases} n(Fe) = 0{,}054mol \\ \frac{n(H_3O^+)}{2} = 0{,}1mol \end{cases}$. On constate que : $n(Fe) < \frac{n(H_3O^+)}{2}$ donc l'acide chlorhydrique (HCl) est en excès.

2- La masse de précipité vert formé :

Le précipité vert formé est l'hydroxyde de fer II $Fe(OH)_2$. Notons le A.

Equation bilan de la réaction : $Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_{2\downarrow}$.

n(A) = n(Fe^{2+}) = $n(Fe)$ $\Rightarrow$ $\frac{m(A)}{M(A)} = \frac{m(Fe)}{M(Fe)}$ $\Rightarrow$ $\boldsymbol{m(A) = \frac{M(A).m(Fe)}{M(Fe)}}$.

AN : $M(A) = 90g/mol$, $\boldsymbol{m(A) = 4{,}82g}$.

Solution 6 :

m(échan) = 3g, V(H_2) = 427,4 cm^3= $427{,}4.10^{-3}L$, V_m= 22,4 L/mol,

M(Ni) = 57g/mol.

1- * Les demi-équations redox :

Le nickel étant plus réducteur que le dihydrogène, va réduire les ions hydroniums.

$\begin{cases} \boldsymbol{Ni \rightarrow Ni^+ + e^-} \ (1) \\ \boldsymbol{2H_3O^+ + 2e^- \rightleftarrows H_2^{\uparrow} + 2H_2O} \ (2) \end{cases}$

* Equation bilan de la réaction :

On multiplie l'équation (1) par 2 et on l'ajoute à l'équation (2).

On obtient : $\boldsymbol{2H_3O^+ + 2Ni \rightleftarrows H_2^{\uparrow} + 2H_2O + 2Ni^+}$.

2- La masse de résidu solide :

Le résidu solide est le cuivre (Cu), puisque tout le nickel va disparaitre à la fin de la réaction.

* Calculons d'abord la masse de nickel :

D'après les rapports stœchiométriques : $\frac{n(Ni)}{2}$ = n(H_2) $\Rightarrow$ $\frac{m(Ni)}{2.M(Ni)} = \frac{V(H_2)}{V_m}$

$\Rightarrow$ $\boldsymbol{m(Ni) = \frac{V(H_2).2.M(Ni)}{V_m}}$.

AN : $m(Ni) = 2{,}25g$.

* La masse de résidu solide (m_{Cu}) est donc :

m(Cu) = m(échan) – m(Ni) = 3 – 2,25 $\Rightarrow$ **m(Cu) = 0,75g.**

* La composition centésimale en masse de l'alliage :

%Ni = $\frac{100.m(Ni)}{m(échan)} = \frac{100*2{,}25}{3}$ $\Rightarrow$ **%Ni = 75%.**

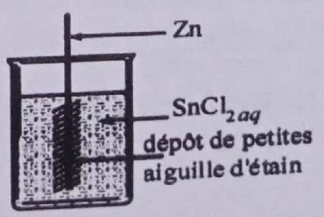
%Cu = $\frac{100.m(Cu)}{m(échan)} = \frac{100*0{,}75}{3}$ $\Rightarrow$ **%Cu = 25%.**

Solution 7 :

1- * Les demi-réactions électrochimiques qui ont pu se produire :

L'étain Sn déposé sur la lame provient de la réduction des ions Sn^{2+}.

$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$ (1).



Scanné avec CamScanner

Dans le même temps, les atomes de zinc en contact avec la solution, s'ionisent :

$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ (2).

* En déduisons l'équation bilan :

En additionnant membre à membre (1) et (2), on obtient l'équation bilan :

$Zn + Sn^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Sn$.

2- Ce que contient principalement la solution en fin de réaction :

En fin de réaction, la solution contient toujours les ions Cl^-, les ions Zn^{2+} formés et probablement des traces d'ions Sn^{2+}.

3- Le plus réducteur des deux couples oxydoréducteurs :

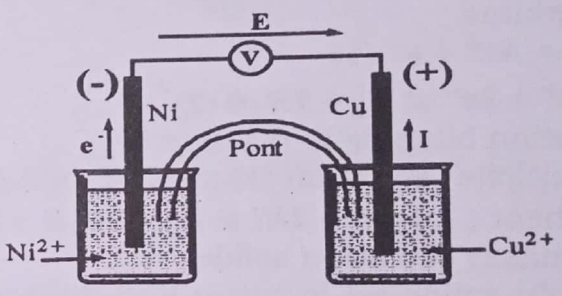
Entre les deux couples Zn^{2+}/Zn et Sn^{2+}/Sn, c'est le couple Zn^{2+}/Zn qui est le plus réducteur.

Solution 8 :

1- Expliquons comment constituer une pile avec les couples Cu^{2+}/Cu et Ni^{2+}/Ni :

Chaque demi-pile est constituée par une électrode du métal Cu ou Ni plongeant dans une solution contenant les ions Cu^{2+}ou Ni^{2+} respectivement.

On relie les deux demi-piles par un pont électrolytique (KCl). (voir figure).



2- * Le pôle positif de cette pile :

Le pôle positif de la pile est constitué par le métal le plus le moins réducteur, il s'agit du cuivre Cu, puisque : $E°(Cu^{2+}/Cu) > E°(Ni^{2+}/Ni)$.

* La valeur de sa f.é.m :

Si les concentrations molaires en ions Cu^{2+}et Ni^{2+} sont de $1mol.L^{-1}$, la f.é.m. E est égale à la différence des potentiels normaux des deux couples :

$\mathbf{E} = E°(Cu^{2+}/Cu) - E°(Ni^{2+}/Ni) = 0,34 - (-0,23) \Longrightarrow \mathbf{E = 0,57\ V}$.

3- La variation de la masse de l'électrode négative (Ni) :

I = 10 mA= 10^{-2} A, t = 2h= 2*3600s = 7200s ;

* Calculons la quantité d'électricité transportée par ce courant pendant 2h :

$q = I.t = 10^{-2} * 7200 = \mathbf{72C}$.

* Calculons le nombre d'électrons (x) contenu dans q = 72C :

$x = \frac{q}{e} = \frac{72}{1,6.10^{-19}} = \mathbf{45.10^{19}électrons}$.

* Calculons la quantité de matière correspondant à $45.10^{19}électrons$:

$n(e^-) = \frac{x}{N_A} = \frac{45.10^{19}}{6,02.10^{23}} = \mathbf{7,48.10^{-4}mol}$.

* Le pôle négatif de la pile est le siège de l'oxydation du nickel :

$Ni \longrightarrow Ni^{2+} + 2e^-$;

Scanné avec CamScanner

$n(Ni) = \frac{n(e^-)}{2} \Rightarrow \frac{m(Ni)}{M(Ni)} = \frac{n(e^-)}{2} \Rightarrow m(Ni) = \frac{n(e^-).M(Ni)}{2}$.

AN : M(Ni) = 59 g/mol, $n(e^-) = 7{,}48.10^{-4} mol$ d'où : $m(Ni = 2{,}2.10^{-2} g)$.

La masse de l'électrode de nickel diminue de 22mg.

Solution 9 :

1- Potentiel standard pour un couple M^{n+}/M:

Pour mesurer la valeur du potentiel Standard ou normal $E°(M^{n+}/M)$ d'un couple, on utilise une pile fabriquer avec ces deux demi-piles : H^+_{aq}/H_2 : M^{n+}/M ;

- L'électrode de gauche étant l'électrode normale à hydrogène (E.N.H) : C'est l'électrode de référence. $\mathbf{E°(H^+/H_2) = 0}$.
- La concentration en ion M^{n+} étant de $1 mol.L^{-1}$. La valeur de la f.é.m. mesurée est la valeur du potentiel standard du couple M^{n+}/M : $\mathbf{E°(M^{n+}/M)}$.

2- Précisons lequel des deux couples est le plus réducteur et le plus oxydant :

On voit que : $E°(Al^{3+}/Al) < E°(Hg^{2+}/Hg)$.

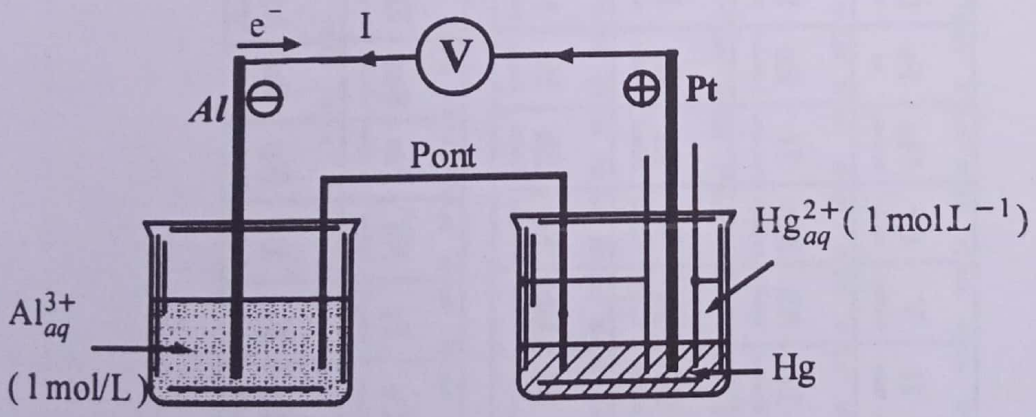
Le couple le plus réducteur est donc : $\mathbf{Al^{3+}/Al}$, et le plus oxydant est : Hg^{2+}/Hg.

Ces deux couples mis en compétition, on aurait :

$\begin{cases} Al \longrightarrow Al^{3+} + 3e^- \ (1) \\ Hg^{2+} + 2e^- \longrightarrow Hg \ (2) \end{cases}$, d'où l'équation bilan suivante :

$$2Al + 3Hg^{2+} \longrightarrow 2Al^{3+} + 3Hg.$$

3-* Le schéma de la pile qui associerait ces deux couples :



* Calculons la valeur de sa f.é.m et précisons le sens du courant :

La borne positive est la cathode : il se produit à cette électrode une réduction **(2).** Le sens du courant, inverse de celui des électrons, est indiqué sur le schéma.

La f.é.m. de cette pile est donnée par :

$\Delta U = E^0 = V_{(+)} - V_{(-)} = E°(Hg^{2+}/Hg) - E°(Al^{3+}/Al.$

AN : $\Delta U = E^0 = 0{,}85 - (-1{,}67) \Rightarrow \Delta U = E^0 = 2{,}52V$

Scanné avec CamScanner

· TABLEAU DE CLASSIFICATION PERIODIQUE

Scanné avec CamScanner