

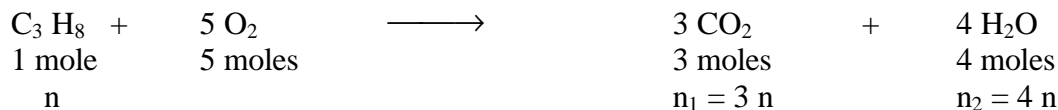
$$\text{Donc } \left(x + \frac{y}{4}\right) = \frac{35}{7} = 5$$

$$\text{D'autre part : } M = 29 \cdot d = 29 \cdot 1,52 = 44 \text{ g/mol} = 12 \cdot x + 1 \cdot y$$

$$\text{Nous avons donc un système : } \begin{cases} x + \frac{y}{4} = 5 \\ 12x + y = 44 \end{cases} \quad \text{en multipliant la première équation par } (-4) \text{ et}$$

$$\begin{aligned} \text{en additionnant, on obtient : } & 8x = 24 \quad \Rightarrow \quad \mathbf{x = 3} \\ \text{et alors } 12 \cdot 3 + y = 44 & \Rightarrow \quad x = 44 - 36 \quad \Rightarrow \quad \mathbf{y = 8} \quad \text{la formule brute : } \mathbf{C_3H_8} \end{aligned}$$

Masse des produits formés : on reprend la résolution classique :



$$\text{avec } n = \frac{V_1}{V_m} = \frac{7}{22400} = 3,12 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{donc } n_1 = 3n = \frac{m_1}{M_1} \quad \Rightarrow \quad m_1 = 3n \cdot M_1 \quad \Rightarrow \quad \mathbf{m_1 = 4,12 \cdot 10^{-2} \text{ g}}$$

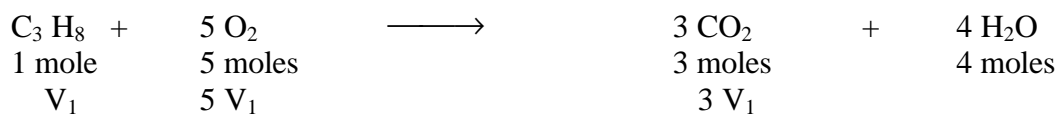
$$n_2 = 4n = \frac{m_2}{M_2} \quad \Rightarrow \quad m_2 = 4n \cdot M_2 \quad \Rightarrow \quad \mathbf{m_2 = 2,25 \cdot 10^{-2} \text{ g}}$$

Remarque : on pourrait faire le même calcul en prenant comme référence le dioxygène .

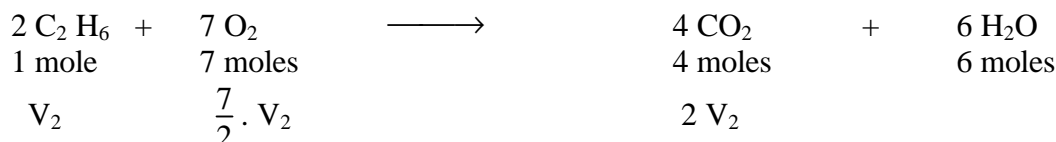
EXERCICE 4 : **MELANGE :** On sépare clairement les 2 équations

PROPANE : C_3H_8 : volume V_1 ETHANE : C_2H_6 : volume V_2

$$\text{avec } V_1 + V_2 = 50 \text{ cm}^3$$



Comme tous les gaz occupent le même volume pour 1 mole, on peut dire que les proportions en moles donneront aussi les mêmes proportions en volumes pour les gaz



La combustion des 2 composés donne 120 cm^3 de dioxyde de carbone : on obtient alors le système :

$$\begin{cases} 3 V_1 + 2 V_2 = 120 \\ V_1 + V_2 = 50 \end{cases} \quad \text{en multipliant la 2}^{\text{ième}} \text{ équation par } (-2) \text{ et en additionnant, on obtient :}$$

$$\mathbf{V_1 = 20 \text{ cm}^3} \quad \text{et} \quad \mathbf{V_2 = 30 \text{ cm}^3}$$

On demande de calculer la composition centésimale massique, c'est à dire le pourcentage en masse de chacun des composés . Il faut donc calculer la masse de chacun :

$$\text{Propane : } n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{V_1}{V_m} \quad \Rightarrow \quad m_1 = M_1 \cdot \frac{V_1}{V_m} = 44 \cdot \frac{20}{22400} \quad \Rightarrow \quad m_1 = 4,02 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

$$\text{Ethane : c'est le même calcul} \quad \Rightarrow \quad m_2 = M_2 \cdot \frac{V_2}{V_m} = 30 \cdot \frac{30}{22400} \quad \Rightarrow \quad m_2 = 3,93 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

$$\text{Donc } \% \text{ propane} = \frac{m_1}{m_1 + m_2} = \mathbf{49,4 \%} \quad \text{et} \quad \% \text{ éthane} = \frac{m_2}{m_1 + m_2} = \mathbf{50,6 \%}$$

$$\text{Volume de dioxygène nécessaire : } V_{\text{O}_2} = 5 V_1 + \frac{7}{2} V_2 \quad \Rightarrow \quad \mathbf{V_{\text{O}_2} = 205 \text{ cm}^3}$$

EXERCICE 5 : 1. On cherche : C_xH_y

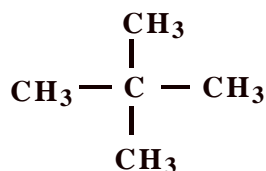
$$* \text{ Avec la densité on calcule la masse molaire : } M = 29 \cdot d \quad \Rightarrow \quad M = 72 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$* \% C = 83,3 \% = \frac{12x}{M} \Rightarrow x = \frac{0,833 \cdot M}{12} \Rightarrow x = 5$$

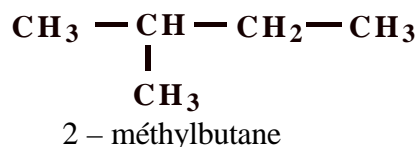
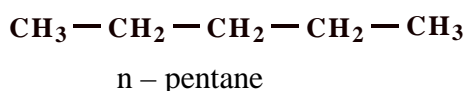
$$* \% H = 16,7 \% = \frac{1y}{M} \Rightarrow y = \frac{0,167 \cdot M}{1} \Rightarrow y = 12$$

Le composé cherché a pour formule brute : C_5H_{12}

2. Il y a **trois ISOMERES possibles** :



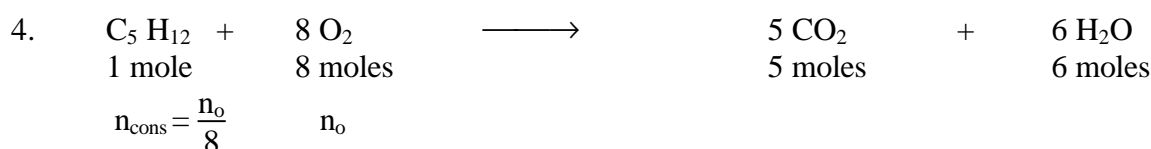
2,2 – diméthylpropane



3. Substitution avec le dichlore : en substituant un seul atome de chlore, nous avons :

- 3 possibilités différentes avec le n-pentane
- 4 possibilités différentes avec le 2-méthylpentane
- 1 seule possibilité avec le 2,2-diméthylpropane, puisque la molécule est parfaitement symétrique : les 12 positions H sont équivalentes.

Le corps étudié est donc le 2,2 – diméthylpropane .



avec $n_p = \frac{m}{M} = \frac{10}{72} = 0,139 \text{ mol}$

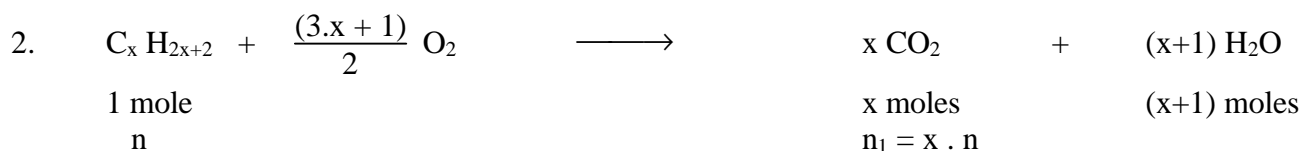
$$n_o = \frac{v_o}{V_m} = \frac{2}{22,4} = 8,93 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \quad v_o = \frac{V_{\text{air}}}{5} = 2 \text{ L} \quad (20 \%)$$

On peut donc calculer $n_{\text{cons}} = \frac{n_o}{8} = \frac{8,93 \cdot 10^{-2}}{8} = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ On en déduit que **tout le**

composé n'a pas réagi : $n_{\text{rest}} = n_p - n_{\text{cons}} = 0,128 \text{ mol}$
 et alors $m_{\text{rest}} = n_{\text{rest}} \cdot M \Rightarrow m_{\text{rest}} = 9,20 \text{ g}$

EXERCICE 6 :

1. Le composé recherché peut s'écrire $C_x H_{2x+2}$ puisque l'énoncé précise que c'est un alcane : il n'y a donc plus qu'une seule inconnue, donc pour résoudre le problème : on se servira des 1,00 g d'alcane et soit des 3,08 g de CO_2 , soit des 1,44 g d'eau \Rightarrow il y a donc bien une donnée en trop



avec $n = \frac{m}{M}$ et $M = 12x + 2x + 2 = 14x + 2$

$$\text{Donc } n_1 = x \cdot n = \frac{m_1}{M_1} = x \cdot \frac{m}{M} \Rightarrow \frac{3,08}{44} = x \cdot \frac{1,00}{14x + 2} \Rightarrow 44x = 3,08 \cdot (14x + 2)$$

$$44x - 14 \cdot 3,08 \cdot x = 3,08 \cdot 2 \Rightarrow x = \frac{6,16}{0,88} \Rightarrow x = 7$$

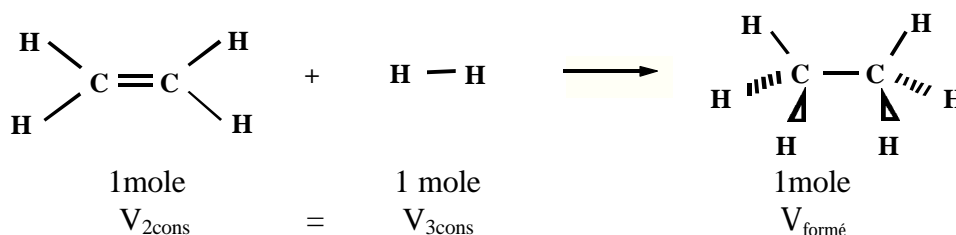
La formule brute du composé cherché est $C_7 H_{16}$

3. Les différents isomères sont :

- n – **heptane**
- 2 – méthyl**hexane** et 3 – méthyl**hexane**
- 2,3 – diméthyl**pentane** et 2,4 – diméthyl**pentane**
- 2,2 – diméthyl**pentane** et 3,3 – diméthyl**pentane**
- 3 – éthyl**pentane**
- 2,2,3 – triméthyl**butane**

EXERCICE 7: Au début :

- Ethane : C_2H_6 : composé saturé : pas de réaction possible avec les composés présents : $V_1 = 50 \text{ cm}^3$
- Ethène : C_2H_4 : composé insaturé : va subir une réaction d'addition (catalyseur Ni) avec le dihydrogène H_2 : $V_2 = 50 \text{ cm}^3$
- Dihydrogène : H_2 : $V_3 = 100 \text{ cm}^3$ réagit avec l'éthane C_2H_6 selon la réaction :



D'après les valeurs numériques : $V_{2\text{cons}} = V_{3\text{cons}} = 70 \text{ cm}^3 = V_{\text{formé}}$

A la fin :

- Ethane : C_2H_6 : $V'_1 = 50 + 70 = 120 \text{ cm}^3$
- Ethène : C_2H_4 : $V'_2 = 70 - 70 = 0 \text{ cm}^3$
- Dihydrogène : H_2 : $V'_3 = 100 - 70 = 30 \text{ cm}^3$

La composition volumique du mélange final sera donc :

$$\begin{array}{l}
 \% \text{ Ethane} = \frac{120}{120 + 30} = 80 \% \\
 \% \text{ Dihydrogène} = \frac{30}{120 + 30} = 20 \%
 \end{array}$$

La masse molaire moyenne sera donc : $M_{\text{moy}} = 80 \% \cdot M_{\text{éthane}} + 20 \% \cdot M_{\text{dihydrogène}}$

$$M_{\text{moy}} = 0,80 \cdot 30 + 0,20 \cdot 2 \Rightarrow M_{\text{moy}} = 24,4 \text{ g.mol}^{-1}$$

EXERCICE 8 : Ethène + dichlore \longrightarrow 1,2 – dichloroéthane

C'est une réaction d'addition : au départ le mélange est équimolaire : nous avons le même nombre de moles d'éthène et de dichlore donc aussi les mêmes volumes (ce sont des gaz).

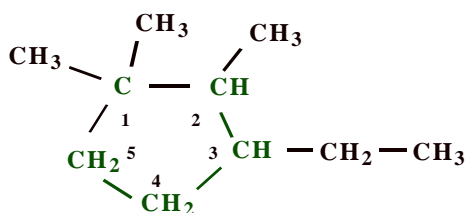
Comme l'éprouvette fait 200 cm^3 , nous avons 100 cm^3 de chaque gaz .



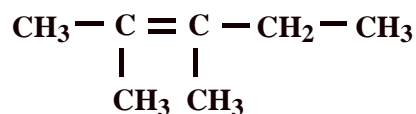
$$\text{avec } n = \frac{V}{V_m} = \frac{0,100}{22,4} = 4,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{dich}} = n = \frac{m_{\text{dich}}}{M_{\text{dich}}} \Rightarrow m_{\text{dich}} = n \cdot M_{\text{dich}} = 4,46 \cdot 10^{-3} \cdot 99 \Rightarrow m_{\text{dich}} = 0,44 \text{ g}$$

EXERCICE 9: formule semi-développée des composés :



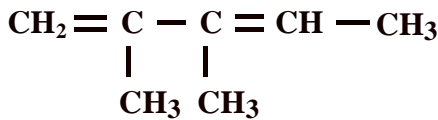
1,1,2 – triméthyl – 3 –



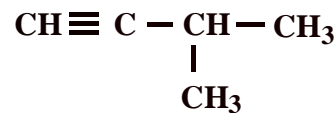
2,3 – diméthylpent – 2 – ène



1,2 – dichloroprop – 1 – ène

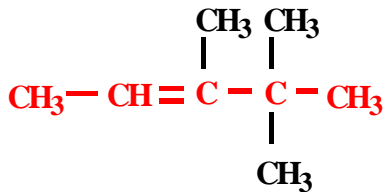


2,3 - diméthylpentadi - 1,3 - ène



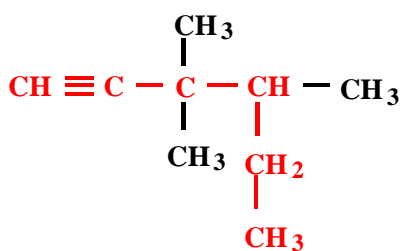
3 - méthylbut - 1 - yne

EXERCICE 10 :



⇒ nom du composé : **2,2,3-triméthylpent-3-ène**

- la chaîne la plus longue est en rouge : il y a 5 atomes de C : son nom dérive du pentane, mais il y a une double-liaison ⇒ **pentène**
- on numérote de droite à gauche, pour que la somme des numéros soit la plus petite possible
- la double-liaison est entre C3 et C4 ⇒ **3-ène** :
- il y a trois groupements méthyle : deux en position 2, et un en position 3.

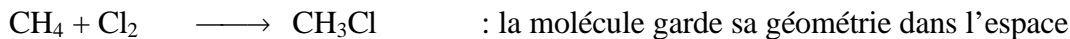


- la chaîne la plus longue est en rouge : il y a 6 atomes de C : son nom dérive de l'hexane, mais il y a une triple-liaison, donc le nom est **hexyne**
 - la triple liaison est entre C1 et C2 ⇒ **1-yne**
 - il y a trois groupements méthyle : deux en position 3, et un en position 4
- ⇒ nom du composé : **3,3,3-triméthylhex-1-yne**

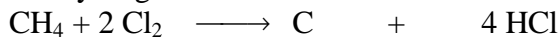
EXERCICE 11 :

1. Méthane + dichlore

- sous l'action de la lumière : c'est une substitution

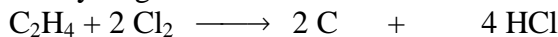


- sous l'action d'une flamme : c'est une réaction de destruction : la molécule est brisée : le carbone et l'hydrogène se retrouve chacun de son côté



2. Ethène + dichlore.

- sous l'action de la lumière c'est une réaction d'addition : $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$: la molécule n'est pas brisée, mais l'ouverture de la double liaison provoque un changement de géométrie dans l'espace : l'éthène est une molécule plane et le composé final est dans l'espace
- sous l'action d'une flamme : c'est une réaction de destruction : la molécule est brisée : le carbone et l'hydrogène se retrouve chacun de son côté



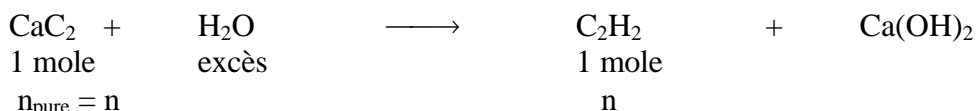
EXERCICE 12 :

1. Degré de pureté = pourcentage du produit pur dans l'échantillon ⇒ $d = \frac{m_{\text{pure}}}{m_{\text{tot}}}$

L'expérience est faite à 25°C et pas dans les CNTP : il faut donc faire une correction de volume :

$PV = n R T$ avec $n = \text{constante}$ $R = \text{constante des gaz parfaits}$ $P = \text{constante} = P_0$

$$\Rightarrow \frac{V}{T} = \text{Cte} \quad \Rightarrow \frac{V_{m0}}{T_0} = \frac{T_0}{T_{25}} \quad \Rightarrow \quad \mathbf{V_{m25} = V_{m0} \cdot \frac{T_{25}}{T_0} = 22,4 \cdot \frac{298}{273} = 24,45 \text{ L/mol}}$$

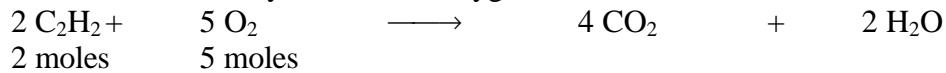


$$\text{avec } n = \frac{V}{V_{m25}} = \frac{18,5}{24,45} = 0,757 \text{ mol}$$

$$n_{\text{pure}} = n = \frac{m_{\text{pure}}}{M} \Rightarrow m_{\text{pure}} = n \cdot M = .64,1 \Rightarrow m_{\text{pure}} = 48,5 \text{ g}$$

$$\text{Il en résulte que } d = \frac{48,5}{50} \Rightarrow d = 97 \%$$

2. Combustion de l'éthyne dans le dioxygène :

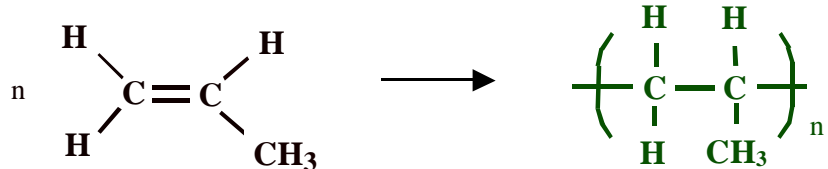


$$V = 18,5 \text{ L} \quad V_{\text{O}_2} = \frac{5 \cdot V}{2} \quad \text{proportions en volumes} = \text{proportions en moles (gaz)}$$

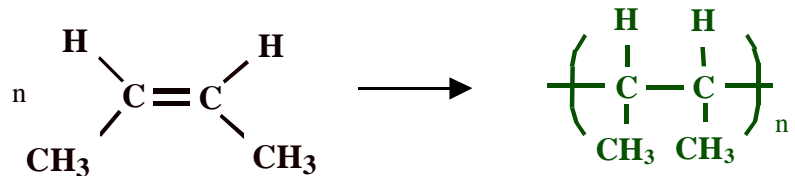
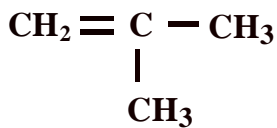
$$\Rightarrow V_{\text{O}_2} = 46,25 \text{ L}$$

EXERCICE 13 :

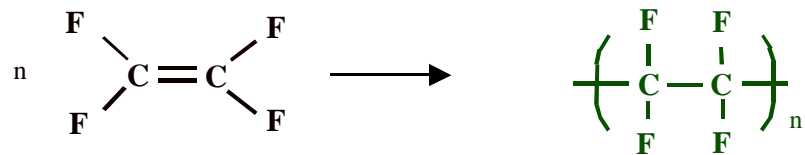
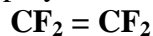
a) propène



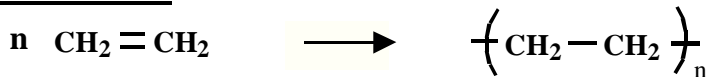
b) méthylpropène



c) polytétrafluoroéthène



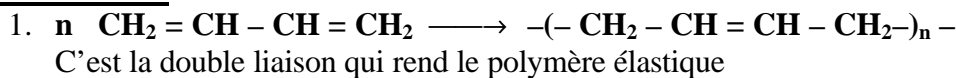
EXERCICE 14 :



$$\text{Degré de polymérisation : } n = \frac{M_{\text{poly}}}{M_{\text{motif}}} = \frac{40\,600}{28} = 1450$$

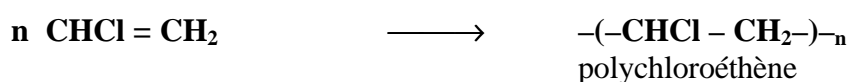
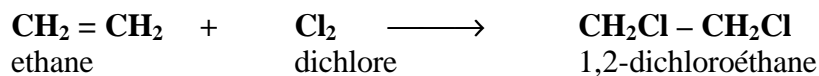
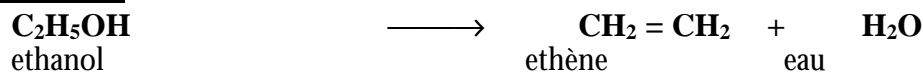
Nombre total d'atomes dans une macromolécule : il y a 6 atomes dans le motif (2 C et 4 H)
 $N = 6 \cdot 1450 = 8700 + 2$ atomes H qui viendront arrêter la polymérisation .

EXERCICE 15 :



$$2. \quad M_{\text{poly}} = n M_{\text{motif}} = 650 \cdot 54 \Rightarrow M_{\text{poly}} = 35\,100 \text{ g/mol} = 35,1 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

EXERCICE 16:

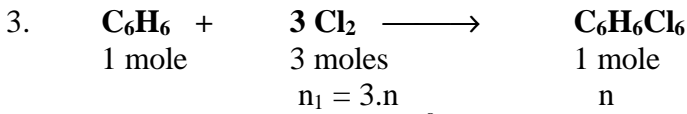


C'est le PolyVinylChlorure : P.V.C.

EXERCICE 17 :

- C'est une réaction d'addition : $C_6H_6 + 3 Cl_2 \longrightarrow C_6H_6Cl_6$
- Le produit obtenu est le 1,2,3,4,5,6-hexachlorocyclohexane : c'est un insecticide : traitement du bois (lindane).

La structure est spatiale avec les deux formes typiques du cyclohexane : forme CHAISE et forme BATEAU.



avec $n = m/M = \frac{35 \cdot 10^9}{291} = 1,20 \cdot 10^8 \text{ mol}$

Donc $n_1 = 3.n = V/V_m \Rightarrow V = 3.n \cdot V_m \Rightarrow V = 8,1 \cdot 10^9 \text{ L}$
 $\Rightarrow V = 8,1 \cdot 10^6 \text{ m}^3$

EXERCICE 18 :

- La combustion ne donnant que CO_2 et H_2O , le polymère ne contient que les éléments C et H.

Il est donc du type $-(-C_xH_y)-$ et le monomère contient une double liaison $C=C$.

$$2. \quad M_{poly} = n M_{motif}, \text{ donc } M_{motif} = \frac{M_{poly}}{n} = 42 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Pour respecter la masse et les valences des atomes, la seule possibilité est $x=3$ et $y=6$

Donc le monomère a pour formule brute C_3H_6 .

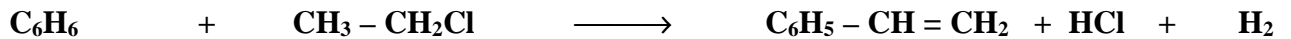
Formule semi-développée : propène



Le polymère est le polypropène.

EXERCICE 20: sujet de BTS BAT

- La fabrication du styrène ou vinylbenzène peut se résumer par l'équation bilan suivante :



1.1. BENZENE CHLOROETHANE STYRENE

1.2. 1 mole 1 mole
 n $n_{st} = n$

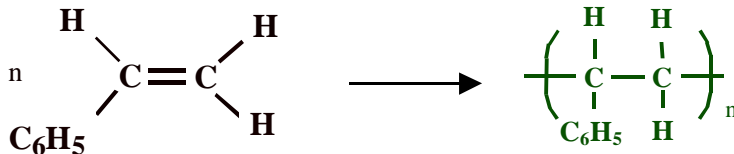
avec $n = \frac{m}{M} = \frac{10^6}{78} = 1,28 \cdot 10^4 \text{ mol}$

Donc $n_{st} = n = \frac{m_{st}}{M_{st}} \Rightarrow m_{st} = n \cdot M_{st} \Rightarrow m_{st} = 1,33 \cdot 10^6 \text{ g} = 1,33 \text{ Tonnes}$

- Le polystyrène est obtenu par synthèse à partir du styrène :

2.1. C'est une POLYMERISATION par ADDITION

2.2.



2.3. $M_{poly} = n M_{motif} = 2000 \cdot 104 = 208\,000 \text{ g/mol}$ donc $M_{poly} = 208 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$