

CHIMIE ORGANIQUE

« partie de la chimie qui étudie les composés du Carbone »

*La chimie inorganique (ou minérale) étudie les substances minérales : terre, eau, atmosphère

A- Cycle du carbone

B- Pétrole : origine et distillation

1. Les trois pièges à pétrole

1. La faille
2. L'anticlinal
3. Le piège stratigraphique (*bords de bassin sédimentaire*)

2. Origine identique, pour le pétrole et le gaz

(Chaque fois qu'il y a du pétrole il y a du gaz naturel)

La **matière organique** (végétaux et animaux microscopiques d'origine marine) s'est déposée au fond des mers et océans en même temps que des sédiments.

Elle s'est alors décomposée à l'abri de la lumière : décomposition « anaérobie » à l'abri du dioxygène. (*processus différent de celui de la formation du charbon*)

Sous l'action de microorganismes, d'une élévation de température et de pression, cette matière s'est enrichie en carbone, *mais la dégradation a été moins poussée que celle du charbon*.

Elle a gardé son hydrogène.

On obtient alors un liquide plus ou moins visqueux selon sa composition, brun verdâtre.

Sa densité étant faible (entre 0,8 et 0,9) et la pression étant élevée dans le sous-sol, le pétrole a tendance à remonter en surface, à travers les roches poreuses, mais il se trouve souvent piégé lorsqu'il rencontre des roches imperméables.

Le pétrole ne se trouve jamais à l'état de poches liquides dans le sous-sol, il est toujours à l'intérieur de roches poreuses ou roches magasins.

3. Matière première essentielle...

...pour l'industrie chimique et au développement de notre société de consommation.

(80 L en 1858, 2930.10⁶ t en 1986...).

Le **pétrole brut** (mélange de centaines de molécules d'**hydrocarbures**).

Il subit de nombreuses transformations :

Avant d'être distillé le pétrole est débarrassé du sable, de l'eau salée, des composés soufrés, des gaz brûlés dans les torchères...)

4. Distillation fractionnée

Elle sépare les hydrocarbures en jouant sur leurs températures d'ébullition.

Elle fournit très peu d'essence automobile et kérosène pour avions, mais trop de fuels.

Il faut donc transformer les fuels en essences et kérosène.

Souvent les essences obtenues par distillation sont de mauvaises qualités, donc inutilisables.

Très peu de petites molécules réactives d'alcènes sont obtenues par distillation...et elles sont indispensables à l'industrie chimique (éthène, propène...composés de base pour la fabrication des macromolécules)

Pour valoriser ou transformer les produits obtenus par distillation on leur fait subir...

5. Craquage catalytique

Il transforme les grosses molécules en petites molécules sous l'action de la chaleur (entre 400 et 600°C) en présence de catalyseurs (mélange de silice SiO₂ et d'alumine Al₂O₃, qui augmente la vitesse de réaction et n'apparaît pas dans l'équation-bilan).

Après craquage les produits sont séparés dans une tour à fractionnement.

On obtient des gaz, des essences, des gazoles...



6. Reformage

Il modifie la structure des hydrocarbures sans diminuer leur nombre d'atomes de carbone par un ensemble d'opérations catalytiques :

- *isomérisation* : transformation d'alcane linéaires en alcanes ramifiés.
- *cyclisation* : transformation d'alcane linéaires (et déshydrogénation) en alcanes cycliques.

7. Vapocraquage

Il fabrique des molécules d'alcènes à partir d'essences lourdes, gazole ou gaz naturel.

Procédé moins onéreux que le craquage catalytique.

On injecte pendant une durée très courte (0,25 à 0,5 s), un mélange d'hydrocarbures à craquer et de vapeur d'eau dans un four (800°C)...la vapeur évite la formation de carbone.

On procède ensuite à une trempe (refroidissement brutal) des produits craqués.

Après séparation : dihydrogène H_2 , méthane CH_4 , éthène C_2H_4 , $H_2C=CH_2$, éthane C_2H_6 , propane C_3H_8 , propène C_3H_6 , butane C_4H_{10} , butène C_4H_8 ...

8. Le gaz naturel

Mélange gazeux, composé de :

- méthane CH_4 (80 à 98 % en volume)
- hydrocarbures en C_1 , C_2 , C_3 et C_4 (0,2 à 20 %)
- hydrocarbures supérieurs (0,02 à 1 %)
- CO_2 , H_2S , N_2 , He , H_2O

9. Principe d'une distillation simple

Soit un mélange liquide de deux composés n'ayant pas la même température d'ébullition θ_{eb} .

Le liquide 1 contient deux liquides A et B,

A étant le plus volatil : $\theta_{eb}(A) < \theta_{eb}(B)$.

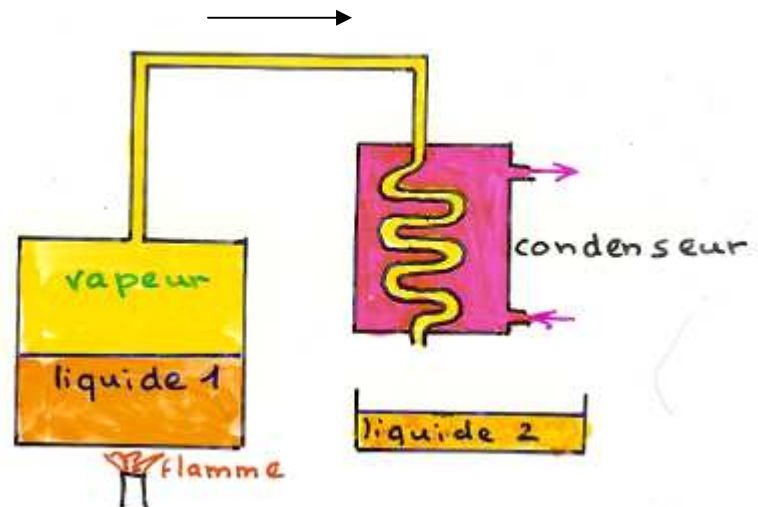
La vapeur contient beaucoup de molécules A, mais aussi quelques molécules B, entraînées par A.

Le liquide 2 (condensat) est enrichi en A.

Une distillation simple ne permet pas de séparer directement les deux constituants A et B.

Le liquide 2 de nouveau distillé aura une vapeur encore plus riche en A.

Au bout de plusieurs vaporisations et condensations successives on peut séparer A et B. Le nombre de distillations est d'autant plus important que la différence entre $\theta_{eb}(A)$ et $\theta_{eb}(B)$ est grande.



10. Principe d'une distillation fractionnée

Soit un mélange liquide de trois composés :

$$\theta_{eb}(A) < \theta_{eb}(B) < \theta_{eb}(C).$$

(tour à plateau à cloches, avec clapet anti-retour)

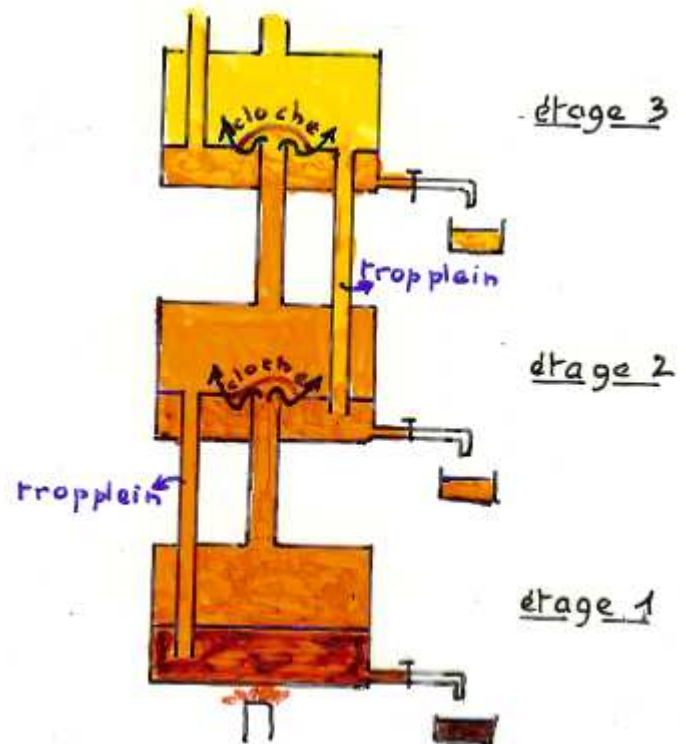
A l'étage 1, la vapeur s'enrichit en A et B, en entraînant un peu de C, elle s'élève.

La vapeur passe sous une cloche et barbote dans le liquide. Les molécules C vont se condenser ainsi qu'une majorité des molécules B.

Les molécules A passent dans la vapeur ainsi qu'une partie des molécules B.

Le trop plein entre les étages 1 et 2 permet au liquide 2 de redescendre à l'étage 1 pour subir une nouvelle vaporisation, puis condensation...

La vapeur de l'étage 2 monte à l'étage 3 et se condense par le système de plateau à cloche...



11. Colonne à plateaux

Dans l'industrie les distillations sont réalisées avec des colonnes à plateaux de plusieurs dizaines de mètres de hauteur pour une trentaine de plateaux.

Les produits les plus volatils montent jusqu'en tête de colonne.

Les résidus les moins volatils se concentrent en bas de colonne.

La température de chaque plateau demeure constante, elle est d'autant plus faible que son altitude est importante.

Les mélanges, appelés coupes, sont ensuite prélevés à différentes altitudes.

Certaines coupes sont directement utilisées, d'autres subissent de nouvelles transformations : *craquage*, *reformage*, *vapocraquage*...

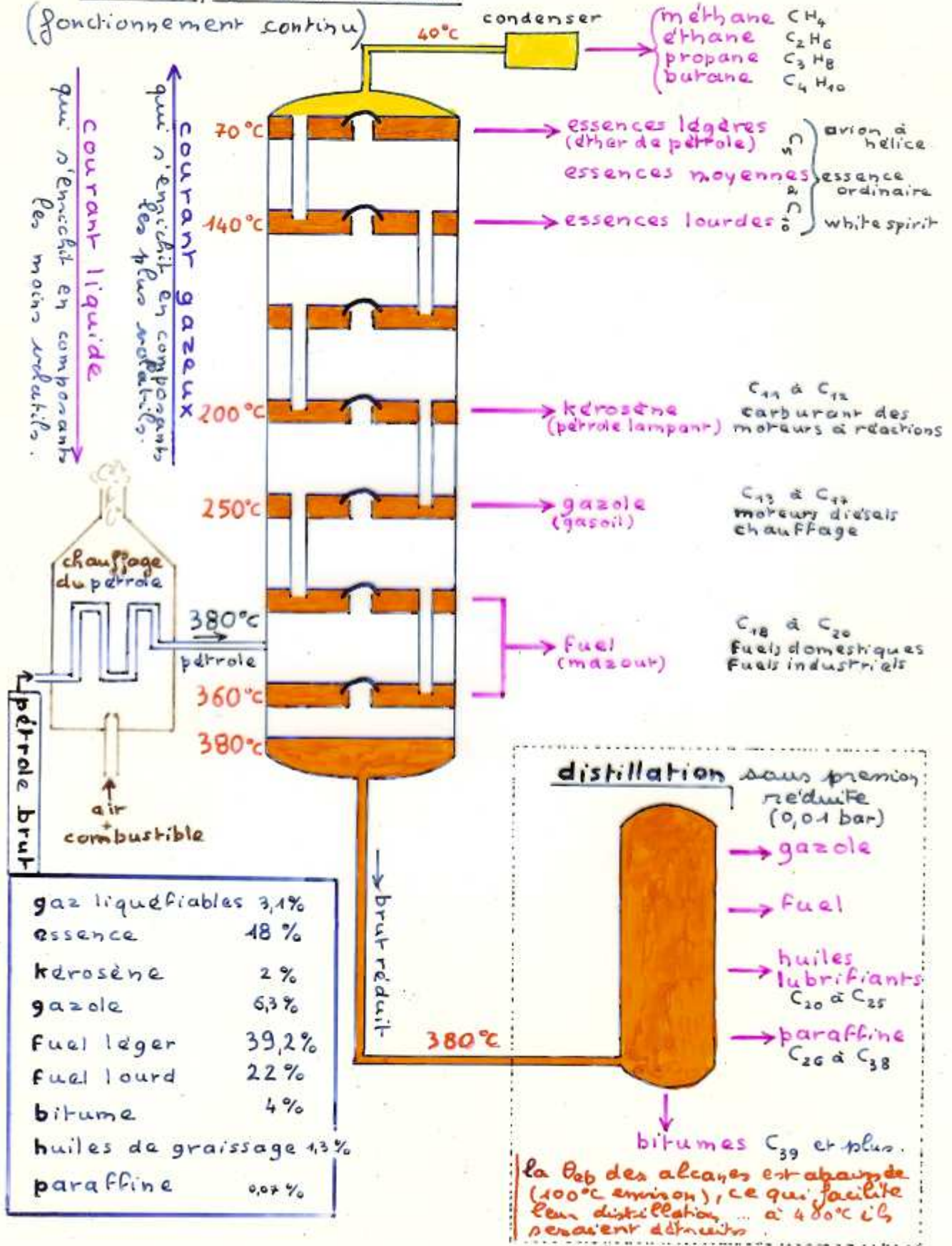
12. RAFFINAGE

C'est l'ensemble de ces opérations.

distillation fractionnée du pétrole sous pression atmosphérique.

« 40 à 50 plateaux à cloche »

(fonctionnement continu)



C- NOMENCLATURE

1. principe

En chimie organique on trouve pratiquement 80 % des corps composés (*combustibles, matières plastiques, vernis, colorants, détergents, insecticides, produits pharmaceutiques...*), il faut une nomenclature sans ambiguïté.

2. atome de Carbone

Ce grand nombre de composés est dû à la capacité de l'atome de carbone de former des liaisons de covalence avec lui-même et de former de nombreuses chaînes et cycles.

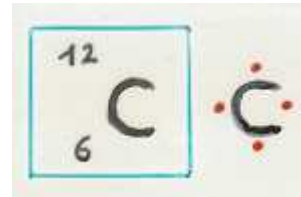
Les molécules organiques sont composées de squelettes carbonés, d'atome d'hydrogène et d'hétéroatomes : O, N, Cl, F...

K(2) L(4)

L'atome de carbone est tétravalent.

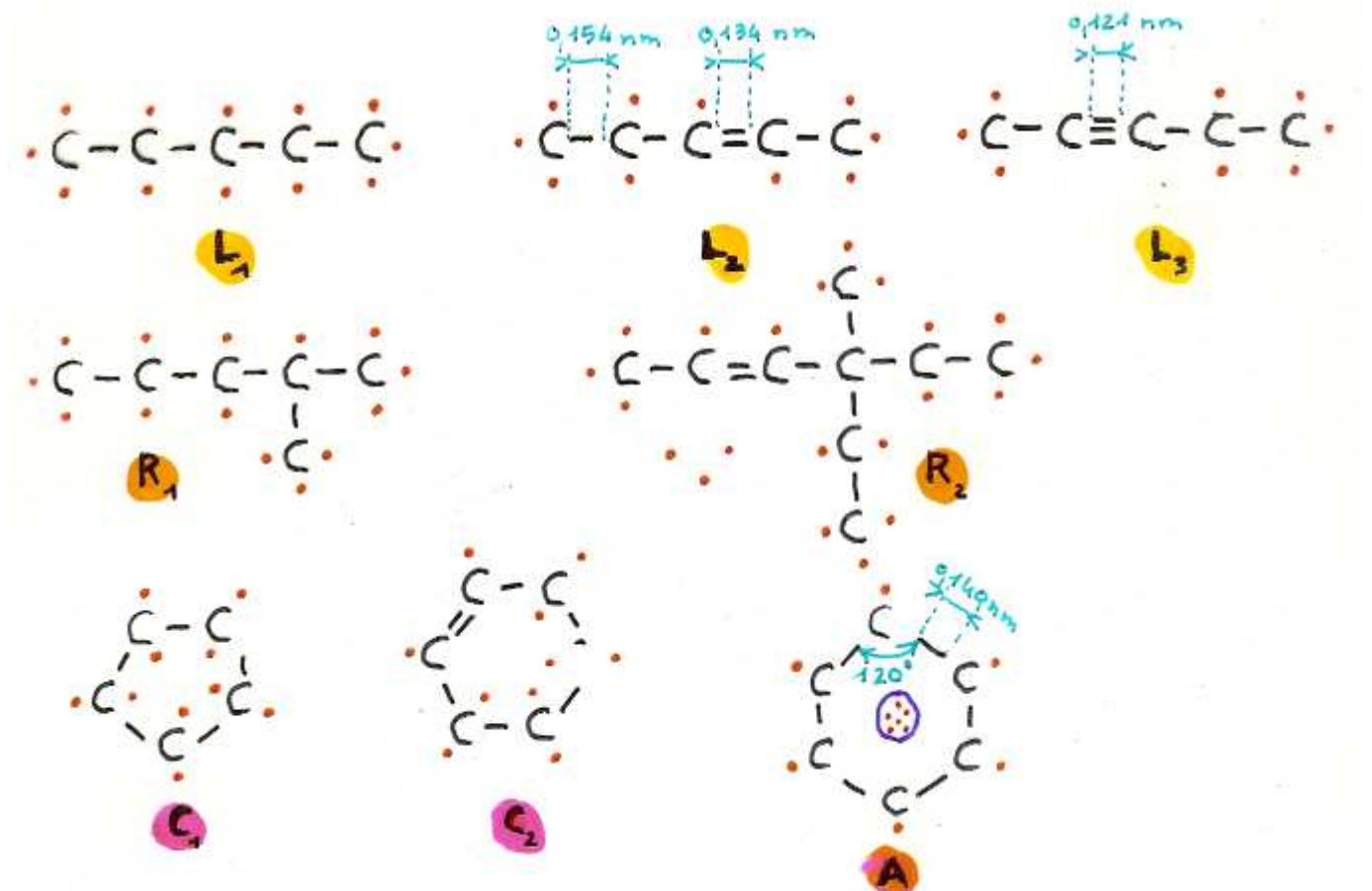
Pour se stabiliser (8 électrons pour le niveau L), il aura

4 liaisons covalentes avec d'autres atomes.



3. Chaines Carbonées

3A. exemples



(elles ont une géométrie à trois dimensions, sauf A)

3_B. chaînes ouvertes...

3_{B1}...linéaires

a- saturées

L₁

b- insaturées

L₂ et L₃ (insaturée : présence de doubles et de triples liaisons)

3_{B2}...ramifiées

a- saturées

R₁

b- insaturées

R₂

3_C. chaînes fermées...

3_{C1}...cycliques

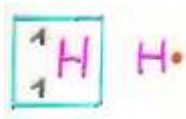
(cycle non plan) saturées C₁ et non saturées C₂

3_{C2}...aromatiques

(cycle plan hexagonal A), 6 électrons sont « délocalisés » sur le cycle.

4. HydroCarbures C_xH_y

4_A. atome d'Hydrogène



K (1)

L'atome d'hydrogène est monovalent pour se stabiliser (2 électrons pour le niveau K), il aura 1 liaison covalente.

4_B. hydrocarbures saturés

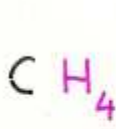
4_{B1}. définition

Les **atomes de carbone** sont liés uniquement par des simples liaisons.



4_{B2}. **Alcanes** C_nH_{2n+2} ($n \geq 1$)

n = 1 méthane

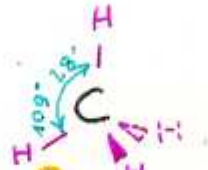


1

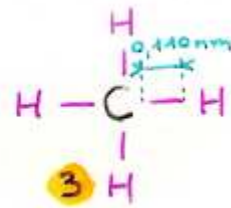
formule brute



formule spatiale



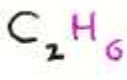
2



3

formule développée plane

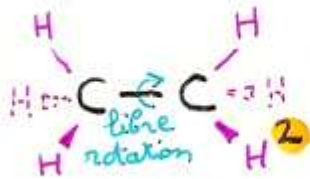
n = 2 éthane



1

formule brute

- Elle indique le nombre et la nature des éléments chimiques la constituant.
- Aucune liaison chimique n'apparaît.
- « Ecriture » utilisée en général dans l'écriture.



2

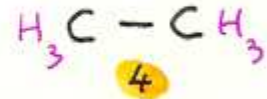
formule spatiale



3

formule développée
plane

- Toutes les liaisons sont représentées.

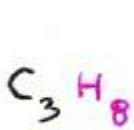


4

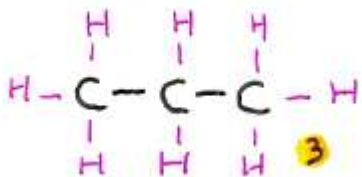
formule
semi-développée

- Seules apparaissent les liaisons entre atomes de carbone.
- (Si le tiret symbolisant la liaison carbone-carbone arrive ou part d'un hydrogène, il est sous-entendu que la liaison se fait sur l'atome de carbone portant cet hydrogène)

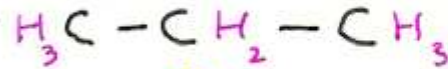
n = 3 propane



1



3



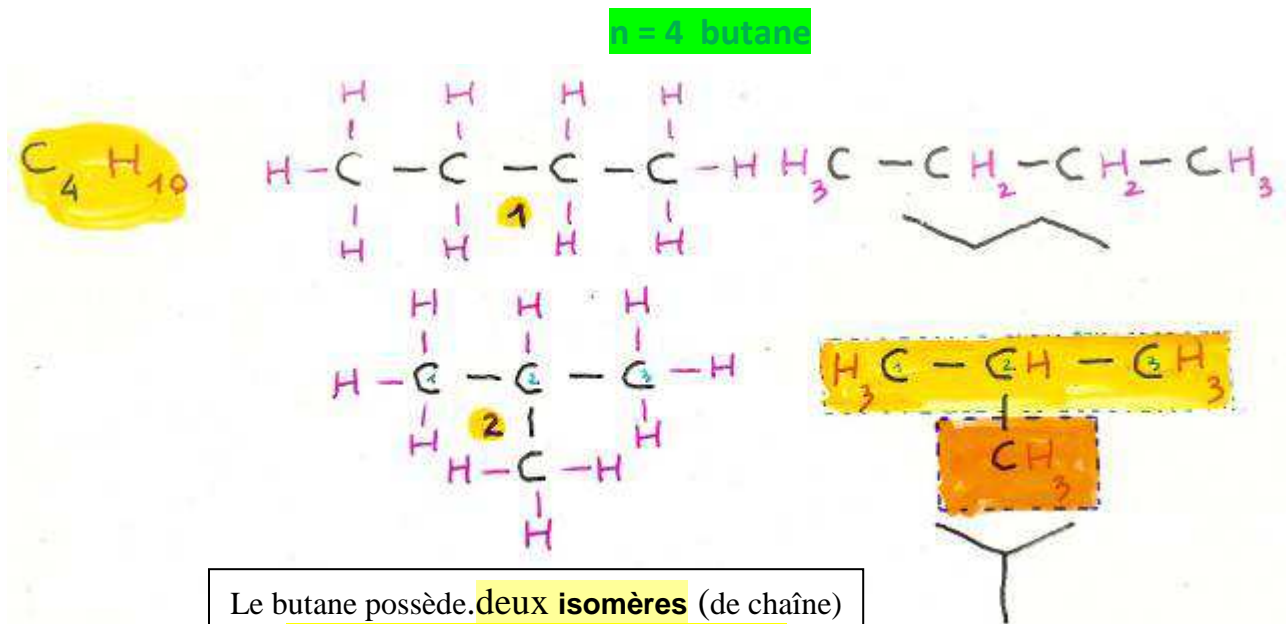
4



5

formule
topologique

- Elle visualise le squelette carboné des molécules.
- Les atomes C et H n'apparaissent plus, seules les liaisons entre atomes C sont symbolisées par des tirets.

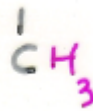


Le butane possède **deux isomères** (de chaîne)
Molécules ayant la même formule brute
 mais
des formules développées différentes.

1. Alcane linéaire : butane

2. Alcane ramifié

- La chaîne principale comporte 3 atomes de carbone qu'on numérote : C_1 , C_2 et C_3 .
 (elle fixe la terminaison du nom : propane)
- Elle possède une chaîne latérale (ramification), qui vient s'accrocher à elle.
- Il faut donner un nom à cette ramification (radical alkyle).



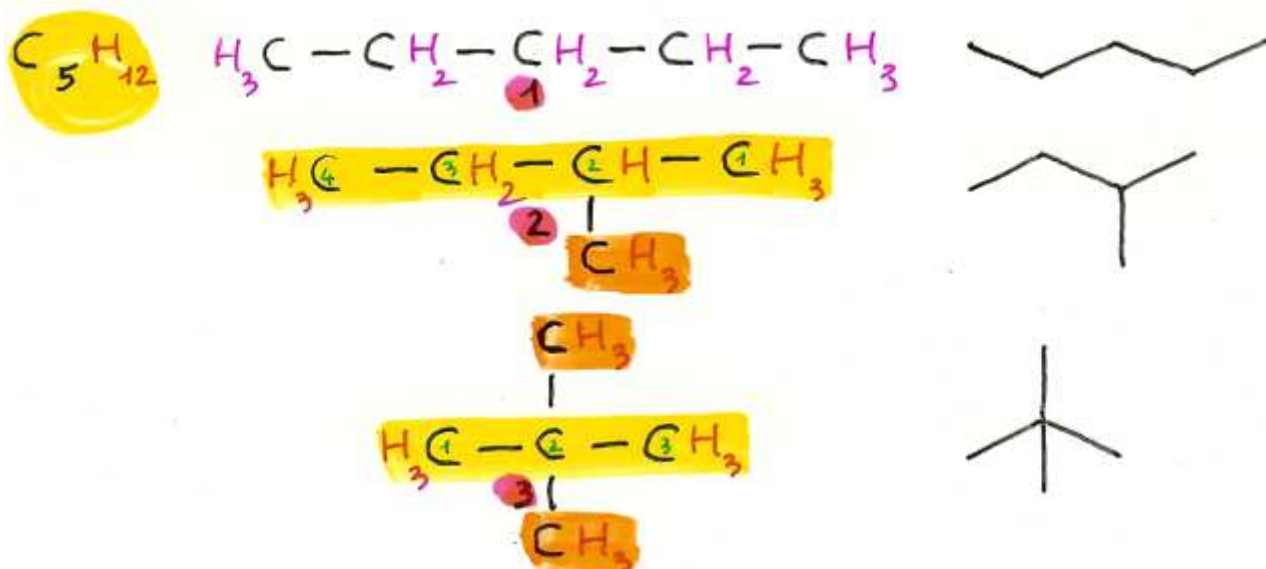
groupement méthyl

(radical alkyle) : on remplace la terminaison de l'alcane dont il dérive par **yl**)

Nom : **2 - méthylpropane**

Numéro du carbone de la chaîne principale qui porte le groupement méthyl, suivi d'un tiret, puis du nom de la ramification (méthyl) accolé au nom de la chaîne principale (propane).

n = 5 pentane



Trois isomères (isomérisation de chaîne, la longueur de la chaîne principale change)

(1) : pentane

(2) : 2-méthylbutane

(3) : 2,2-diméthylpropane :

La présence de plusieurs groupements est indiquée par un préfixe, di, tri, tétra...

Les numéros des atomes qui portent ces groupements sont séparés par une virgule, indiqués par ordre croissant, l'ensemble étant suivi d'un tiret.

n = 6 hexane

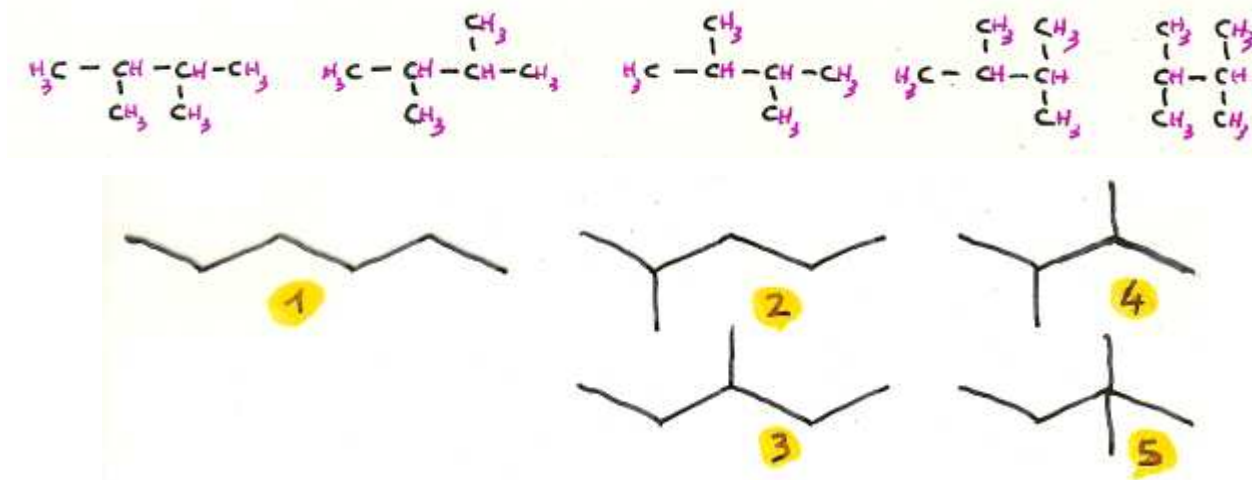
Exercice 1 :

Quelle est la formule brute de l'hexane ?

Ecrire les formules développées et semi-développées de l'hexane, puis les nommer.

Numéroter les atomes de carbone de la chaîne principale en partant d'une extrémité de façon que la somme des indices des carbones portant les ramifications soit minimale.

(Remarque : ces 5 formules semi-développées correspondent à la même molécule, pas à des isomères)



(1), (2) et (4) sont des isomères de chaîne (la chaîne principale possède 6, 5 et 4 atomes C)

(2) et (3) sont des isomères de position (chaîne principale identique, position de la ramification différente en C₂ ou C₃)

(4) et (5), isomères de position (chaîne principale avec 4 C, position des ramifications en C₂ et C₃ pour (4), et C₂ pour (5))

4B3. alcanes isomères

Molécules ayant la même formule brute
mais
des formules développées différentes.

n	6	7	8	9	10	20	30
alcane	hexane	heptane	octane	nonane	décane	eicosane	triacontane
nombre d'isomères	5	9	18	35	75	366319	$4110 \cdot 10^6$

- de $n = 1$ à $n = 4$: alcanes gazeux
- de $n = 5$ à $n \approx 14$: alcanes liquides
- de $n > 14$: alcanes solides...dans les conditions normales de température et de pression.

• Exercice 2 :

Quelle est la formule brute de l'octane ?

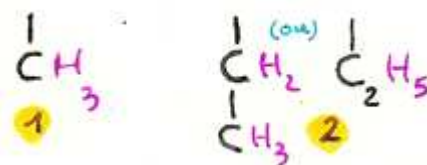
1) Ecrire les formules semi-développée et topologique des deux isomères suivants :

a) 2,3,3-triméthylpentane

b) 3-éthyl-2-méthylpentane

(1) : radical méthyl

(2) : radical éthyl



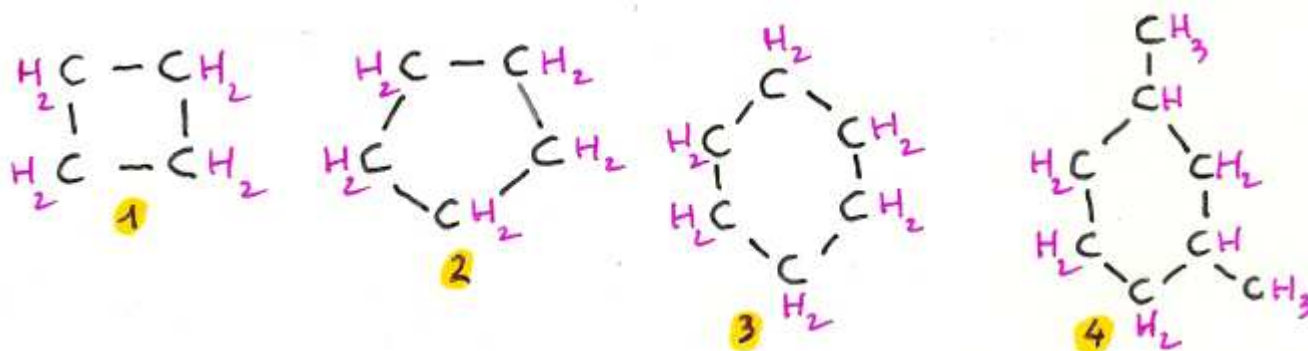
2) Ces deux isomères sont-ils des isomères de chaîne ou de position ?

3) Ecrire les formules des isomères de position à chaîne principale à 7 carbones de l'octane.

Donner leurs noms.

4) Ecrire l'équation bilan de la réaction de reformage qui transforme l'octane (normal) en 2,3,3-triméthylpentane.

4B4. Cyclanes C_nH_{2n} ($n \geq 3$)



1- cyclobutane ; 2- cyclopentane ; 3- cyclohexane ; 4- 1,3 – diméthylcyclohexane

• Exercice 3 :

Ecrire l'équation bilan de la réaction de reformage qui transforme l'hexane (normal) en cyclohexane avec élimination de dihydrogène.

4B5. document (les alcanes)

les ALCANES

DÉRIVÉS INDUSTRIELS DE SUBSTITUTION

Des solvants, des dégraissants, des **décapants** :

Exemples : • Le dichlorométhane CH_2Cl_2 est un solvant très utilisé (pressing)

• Le trichloro-1,1,1 éthane CH_3-CCl_3

• Le tétrachlorométhane CCl_4 (ou tétrachlorure de méthane).

• Le dichloro-1,2 éthane $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl}$ qui est le solvant de la caféine, de la nicotine et du plomb tétraéthyle.

• CH_3Cl le monochlorométhane est utilisé pour la fabrication de **silicones**.

Le chloroforme (trichlorométhane CHCl_3) est un anesthésiant qui a été très utilisé autrefois.

• En Angleterre au 19^e siècle les soirées au chloroforme étaient courantes. Les participants aspiraient des vapeurs de chloroforme jusqu'à ce qu'ils s'écroulent endormis.

• Le chloroforme fut utilisé pour la première fois en 1847 en chirurgie humaine par Simpson, médecin de la reine Victoria.

La reine Victoria prit elle-même du chloroforme lors de l'accouchement des enfants royaux.

Le chloroforme n'est plus utilisé actuellement comme anesthésiant car il endommage assez gravement le foie comme l'ensemble des dérivés chlorés.



Des extincteurs à poudre.

On utilise des poudres de formule CBrClF_2 (bromochlorodifluorométhane) ce corps est inerte et agit comme une couverture pour éteindre un feu.

Les extincteurs à dioxyde de carbone CO_2 ne conviennent pas lors de la combustion de métaux tels que l'aluminium, le magnésium. Le dioxyde de carbone CO_2 peut réagir à chaud avec ces métaux pour donner du monoxyde de carbone.

Ex. : $2\text{Al} + 3\text{CO}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{CO}$. Le monoxyde de carbone est un combustible mais surtout un poison très dangereux !!!

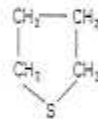
ATTENTION AUX MÉLANGES EXPLOSIFS

• Le **mélange explosif** méthane-air ou « coup de grisou » était très redouté autrefois par les mineurs. Actuellement ce genre d'accident est beaucoup plus rare. Il est évité en ventilant les galeries. Le mélange méthane-air n'explose pas s'il contient entre 6 et 12 % de méthane (en volumes).

• Une **fuite de gaz** (méthane, propane, butane...) peut avoir des conséquences désastreuses tant sur le plan humain que sur le plan matériel.

En conséquence, les pièces contenant un chauffage à gaz doivent être ventilées pour éviter l'accumulation de gaz.

Pour pouvoir les détecter, les gaz doivent être odorants. Comme **les alcanes n'ont pas d'odeur**, avant usage commercial, on leur additionne des composés odorants par exemple le tétrahydrothiophène.



C'est le tétrahydrothiophène qui donne une odeur aux alcanes gazeux usuels.

En revanche, nous verrons plus loin que le mélange explosif alcane gazeux-air alimente le « **moteur à explosion** » utilisé dans tous les véhicules à essence.



Des fréons.

Les fréons sont des dérivés chlorofluorés des alcanes. Ce sont des corps très stables, ininflammables, pas toxiques et inodores. Les fréons sont utilisés pour fabriquer, par exemple :

Les liquides frigorigènes

Ils sont utilisés dans les frigo, dans les congélateurs, dans les entrepôts frigorifiques, dans les transports frigorifiques (camion, bateau, SCNF), dans les vitrines réfrigérées des supermarchés.

Un liquide frigorigène est un liquide qui se vaporise à des températures faibles 0 °C, -10 °C, -30 °C.

Les principaux liquides frigorigènes sont :

- le difluorodichlorométhane CF_2Cl_2 (jusqu'à -15 °C ; congélation).
- le difluoromonochlorométhane CHClF_2
- le pentafluoro-1,1,1,2,2 chloro-2 éthane $\text{CClF}_2-\text{CF}_3$ pour des températures de -30 à -40 °C (surgelation).

Ce composé frigorigène entre à l'intérieur du frigo à l'état liquide. Il absorbe grâce à l'évaporateur la chaleur provenant des aliments et se vaporise. Les aliments sont donc ainsi refroidis. Les vapeurs sont ensuite comprimées et en se condensant dans le condenseur, elles libèrent la chaleur préalablement accumulée. Le liquide est ensuite renvoyé dans le réfrigérateur : le cycle continue.



Les fréons : danger écologique pour l'homme !

Les fréons étant ininflammables, pas toxiques, incolores on les utilise dans les bombes aérosols comme **gaz propulseur**.

Une bombe de laque, de déodorant, d'insecticide contient un produit à disperser (laque, parfum, insecticide) et du fréon liquéfié.

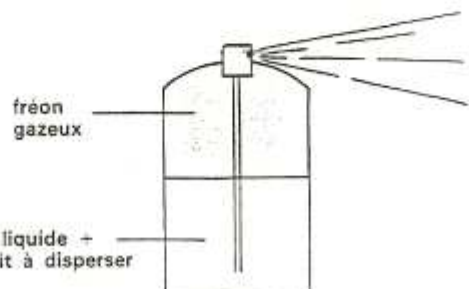
Chaque fois que l'on appuie sur la valve d'une bombe aérosol, on rejette dans l'atmosphère une quantité de fréon. Cela peut paraître anodin mais a des conséquences très graves.

Les fréons sont très stables. Ils montent dans la haute atmosphère. Au niveau de la couche d'ozone (trioxygène O_3), ils sont décomposés par les rayons solaires très riches en rayons ultra-violet U.V.

Les fréons sont décomposés et réagissent avec l'ozone O_3 . L'ozone est alors transformé en O_2 .

Cette couche d'ozone est indispensable pour la survie de l'homme. Elle filtre les rayons solaires dangereux comme les U.V. Sans ozone, la vie ne serait pas possible à la surface du globe.

Les dégâts constatés sont déjà importants. L'ozone se raréfie. Les pôles se dégarnissent de plus en plus. La plus grande pénétration des rayons U.V. dans notre atmosphère augmente les cancers de la peau.



4c. hydrocarbures insaturés

4c1. définition

Les atomes de carbone ne sont plus liés uniquement par des simples liaisons.
Il existe au moins une **liaison multiple**, **double** ou **triple** entre deux atomes de carbone.

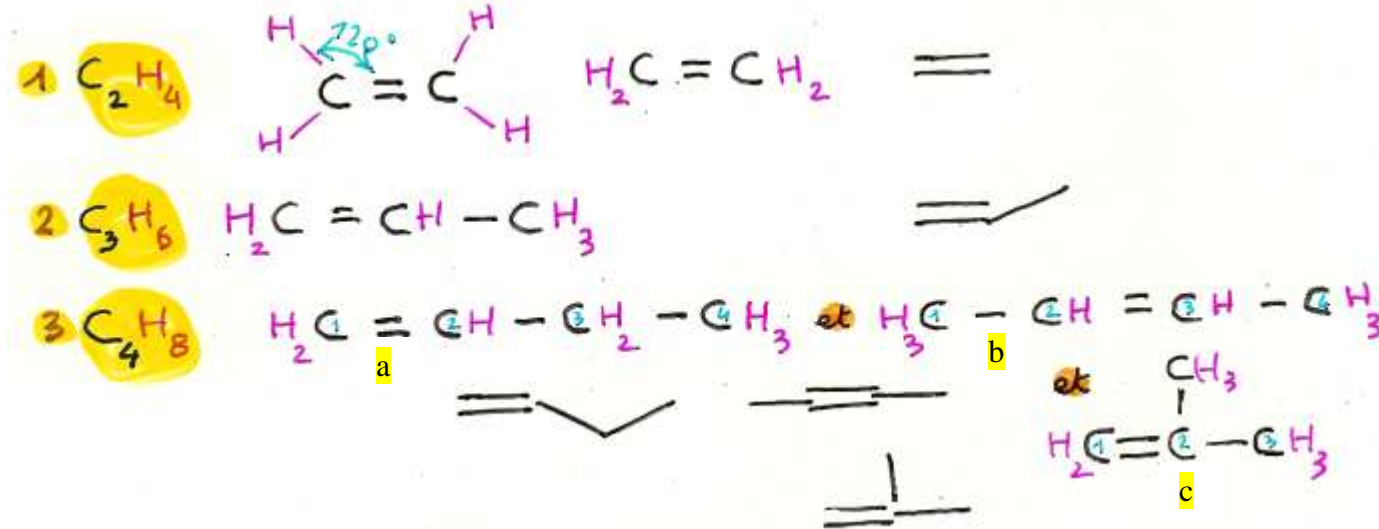
4c2. Alcène C_nH_{2n} ($n \geq 2$)

Deux atomes de carbone sont liés par une **double liaison**.

Ils sont plus réactifs que les alcanes.

Peu présents dans le pétrole, ils sont obtenus par vapocraquage.

Les propriétés très intéressantes de la double liaison permettent à ces molécules d'être des agents de synthèse pour les matières plastiques,...



1 : éthène (ou plutôt éthylène)

2 : propène

3 : butène (3 isomères)

a et **b** sont 2 isomères de position qui diffèrent par la position de la double liaison :
en C₁ pour **a** et en C₂ pour **b**, pour une même chaîne principale à 4 carbones.

a but-1-ène

b but-2-ène

c 2-méthylpropène

c et **a** ou **b** sont des isomères de chaîne :

4 carbones pour **a** et 3 carbones pour **c**, pour leur chaîne principale.

• Exercice 4 :

Ecrire les formules semi-développées des alcènes ramifiés :

(la chaîne la plus longue doit comporter la double liaison)

1) 2,3-diméthylpent-2-ène.

2) 3-éthyl-4-méthylpent-1-ène.

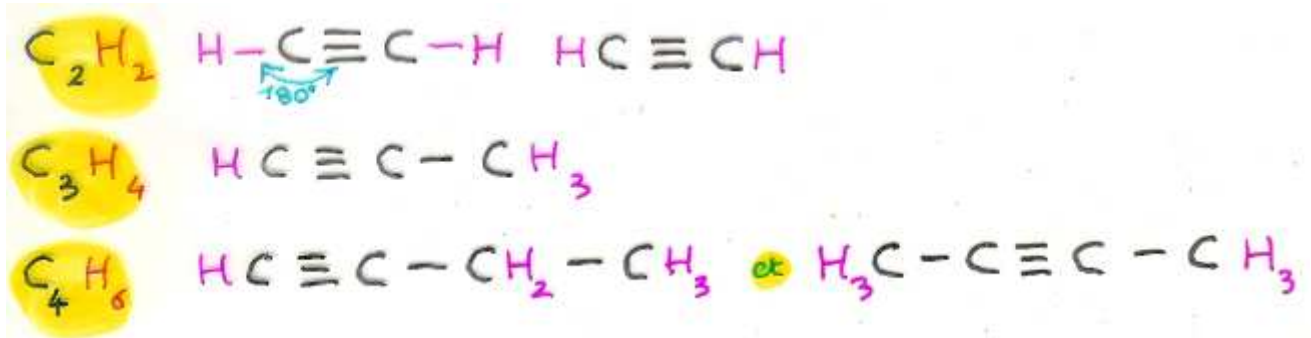
4C3. Alcyne C_nH_{2n-2} ($n \geq 2$)

Deux atomes de carbone sont liés par une **triple liaison**.

Ils n'existent pas à l'état naturel.

Ce sont des sous-produits du craquage des alcanes.

Leur prix de revient est supérieur à celui des alcènes, ils sont moins intéressants comme agents de synthèse.



C_2H_2 : éthyne (ou acétylène sans h)

C_3H_4 : propyne

C_4H_6 : 2 isomères de position : but-1-yne et but-2-yne

• Exercice 5 :

Ecrire la formule semi-développée de l'alcyne ramifié 3,3-diméthylbut-1-yne.

(même règles que pour les alcènes)

4D. aromatiques

4D1. caractéristiques

D'odeur forte, ils ont un nom particulier.

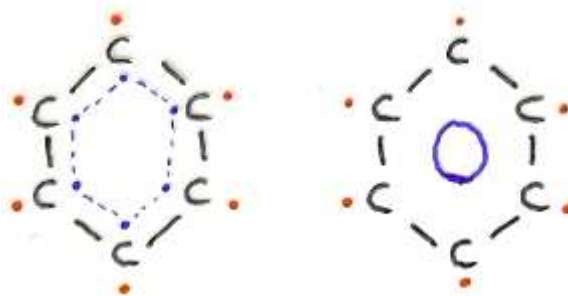
Ils possèdent 1 ou plusieurs **cycles aromatiques**.



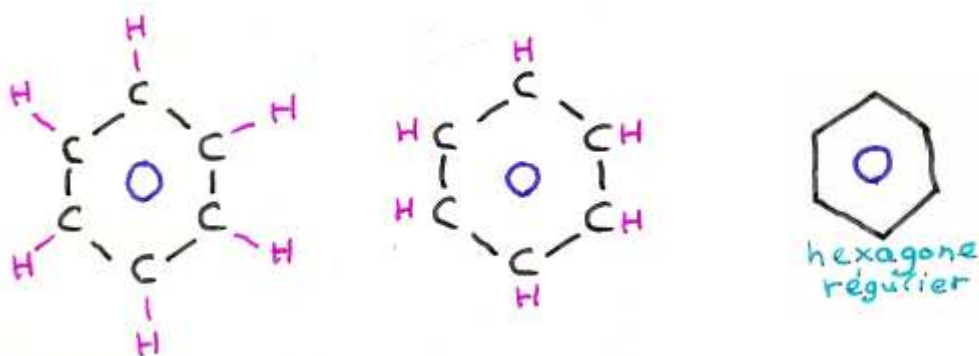
On pourrait imaginer 3 simples liaisons en alternance avec 3 doubles liaisons.

Mais les longueurs des liaisons entre atomes de carbone sont identiques.

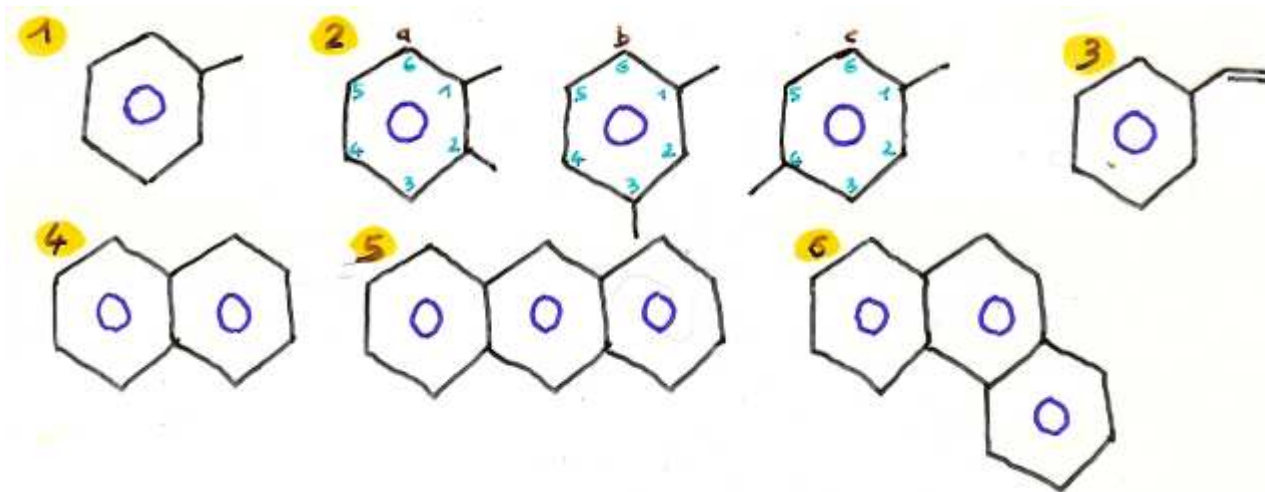
On préfère dire que les 6 électrons sont délocalisés en formant un nuage électronique de part et d'autre du plan hexagonal ; ce qui confère une grande stabilité aux composés aromatiques.



4_{D2}. Benzène : C_6H_6



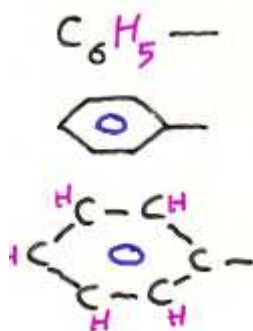
4_{D3}. autres aromatiques



(1) : toluène ; (2) : a) 1,2-diméthylbenzène (xylène) b) 1,3-diméthylbenzène a, b et c : isomères de position
(3) : styrène C_8H_8 ; (4) : naphthalène ; (5) : anthracène ; (6) : pyrène

4_{D4}. groupement phényl

Ph -



• Exercices 6 :

Ecrire l'équation bilan de reformage qui transforme le cyclohexane en benzène avec élimination de dihydrogène.

4_{D5}. DOCUMENTS (benzène et aromatiques)

LE BENZÈNE : UN PRODUIT SOUS HAUTE SURVEILLANCE

Le benzène est utilisé pour la synthèse du phénol, du cyclohexane, du styrène, des détergents, de matières colorantes (aniline), de dérivés chlorés (insecticide).

Le benzène est un bon solvant. Il dissout les graisses, les cires, les résines, les huiles minérales, végétales ou animales. Le benzène est un solvant utilisé comme dégraissant. Il intervient dans la fabrication de colles, peintures, vernis, encres d'imprimerie.

Le benzène est aussi ajouté à certains carburants.

MAIS LE BENZÈNE EST DANGEREUX

– **Risques d'incendie** : Le benzène est un liquide très inflammable (point éclair : $-11,1^{\circ}\text{C}$) qui peut former des mélanges explosifs avec l'air dans les limites de 1,4 à 8 % en volume.



– **Toxicité du benzène** : Le benzène est un composé très toxique ; on doit le manipuler dans des endroits aérés et éviter à tout prix de respirer ses vapeurs.

L'inhalation du benzène provoque les symptômes suivants : maux de tête, nausée, excitation nerveuse.

Si les vapeurs de benzène sont inhalées de façon continue, les conséquences peuvent être très graves. « maladie = benzolisme ».

Une partie du benzène inhalé est rejetée par la voie pulmonaire, mais la moitié demeure dans l'organisme. Une partie se fixe dans certains organes (foie, moelle osseuse, tissus adipeux) tandis que le reste est transformé par oxydation en phénol ou composés phénoliques (composés toxiques) qui subissent des transformations complexes sous l'influence des réserves soufrées de l'organisme.

Le benzène a une action irritante sur les téguments (destruction du revêtement protecteur de la peau) et une action ébrié-narcotique pouvant aller jusqu'au coma.

L'effet le plus redoutable du benzène est son action destructrice sur les organes formateurs des cellules sanguines. Le benzène crée des **ANÉMIES** (arrêt de la formation des cellules rouges du sang dans la moelle osseuse), des **THROMBOPÉNIES** (manifestations hémorragiques), des **LEUCOPÉNIES** (atteinte des cellules mères des leucocytes pouvant aller jusqu'à la disparition presque totale des cellules blanches du

sang, ce qui provoque des infections graves). Le benzène est aussi responsable de troubles de la formation des leucocytes entraînant une augmentation de leur nombre dans le sang ou même une dégénérescence maligne de ces cellules (leucémie = cancer du sang).

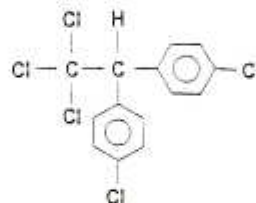
Le benzène est le plus dangereux de tous les solvants.

L'utilisation du benzène est strictement réglementée : la teneur dans l'atmosphère ne doit pas dépasser la valeur plafond de 25 ppm soit 80 mg/m³. Il est préférable si c'est possible d'utiliser des solvants moins toxiques (exemple le trichloroéthylène).

Remarque : Les autres hydrocarbures aromatiques (toluène, xylène...) sont moins toxiques car ils sont moins volatils et ils s'oxydent plus facilement que le benzène, mais ce sont des produits à mettre sous haute surveillance.

LES INSECTICIDES

Les dérivés polychlorés des hydrocarbures aromatiques sont souvent des insecticides. L'insecticide le plus connu et qui a été le plus utilisé est le D.D.T. ou le diparachlorophényl-2,2 trichloro-1,1,1 éthane de formule $\text{C}_{14}\text{H}_9\text{Cl}_5$.



Le groupement C_6H_5 est appelé le groupement phényle.

Cette molécule est très stable. Elle peut exister pendant une vingtaine d'années avant d'être détruite.

Le D.D.T. est un insecticide « dur » et stable qui peut se conserver des années, non seulement dans le sol, dans l'eau mais aussi dans le règne végétal et animal. On estime que plusieurs centaines de tonnes de D.D.T. circulent dans l'écosphère.

Le D.D.T. a permis d'enrayer des maladies épidémiques transmises par des insectes (malaria, paludisme, typhus...).

Son action actuellement est moins efficace car les insectes ont le pouvoir de s'adapter aux insecticides.

L'utilisation du D.D.T. peut par contre avoir des conséquences néfastes pour la faune et la flore.

Exemple : Chez les oiseaux tels que les aigles, le D.D.T. entraîne la production par le foie de ces animaux d'enzymes qui détruisent les hormones nécessaires à la concentration du calcium au moment de la ponte des œufs. Les œufs deviennent très fragiles, se fendent et se cassent facilement. La disparition des espèces telles que les rapaces (aigles, faucons...) peut produire un déséquilibre écologique important.

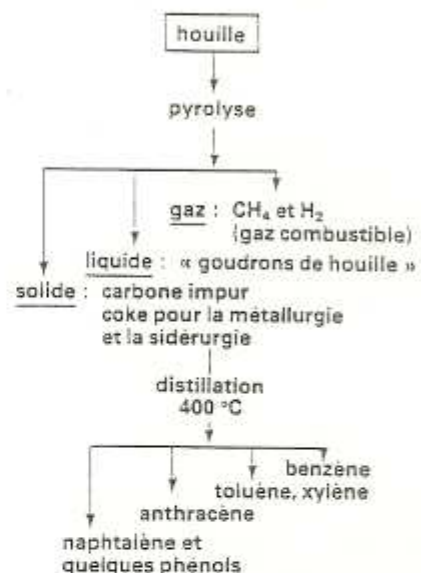
Des analyses ont d'ailleurs montré que le D.D.T. s'accumulait dans les graisses des hommes et des animaux.

Actuellement l'utilisation du D.D.T. est réglementée dans les pays industrialisés, mais dans certains pays du Tiers-monde, le D.D.T. est encore trop souvent utilisé.

PRODUCTION DES HYDROCARBURES AROMATIQUES

• Certains pétroles, ceux d'Indonésie en particulier, renferment essentiellement des hydrocarbures aromatiques ; on peut obtenir ces hydrocarbures par distillation de ces pétroles.

• Une méthode utilisée est la distillation des goudrons obtenus par pyrolyse de la houille.



• On peut obtenir les hydrocarbures aromatiques à partir des alcanes ou alcènes possédant 6, 7 ou 8 carbones (hydrocarbures aliphatiques).

• Sous l'action de la chaleur, en présence de catalyseur, les hydrocarbures aliphatiques subissent une cyclisation, une déshydrogénation, et se transforment en hydrocarbures aromatiques. On peut obtenir de cette façon le benzène, le toluène, le xylène.



On recourt de plus en plus à la lutte biologique pour éliminer les nuisibles (*coccinelles contre cochenilles...*), mais aussi à des produits de synthèse biodégradables contenant plusieurs noyaux aromatiques.

LE NOYAU AROMATIQUE DANS LA VIE QUOTIDIENNE

Le noyau aromatique a fait son apparition, en 1940, dans le premier pesticide, le D.D.T. (mais il existe également d'autres insecticides sans noyau aromatique, tels les dérivés organophosphorés).

Très rapidement, plusieurs familles de composés ont été développées afin d'améliorer les cultures en s'attaquant aux différents parasites.

Dans ces composés, le noyau aromatique, et en particulier le phénol, joue un rôle particulier. Parmi ces composés, on peut citer le Phosalone, le Fusilade, le Bifenox.

En dehors des insecticides, le noyau aromatique apparaît également dans certains herbicides, tels le 2, 4 D, l'oxadiazon.

Le traitement et la conservation du bois font appel à des produits particuliers comme le xylophène.

Les différents produits de synthèse posent le problème de la pollution : en effet, certains dérivés chlorés sont peu biodégradables et se concentrent dans le sol. Par ailleurs, les chaînes alimentaires peuvent entraîner une concentration de pesticides que le consommateur final risque de retrouver dans son assiette ! C'est pourquoi l'emploi du D.D.T. n'est plus autorisé : ce produit, peu biodégradable, se fixait dans les graisses animales et se retrouvait dans le lait et les œufs.

On recourt de plus en plus, pour éliminer les différents nuisibles, à la lutte biologique (coccinelles contre cochenilles; punaises contre doryphores...) et à des

produits de synthèse biodégradables, souvent de structure voisine de celle de produits naturels. C'est le cas, notamment des dérivés du pyrèthre (le principe actif, très sensible à la lumière, contient plusieurs noyaux aromatiques).

Le noyau aromatique ne se rencontre pas uniquement dans les produits phytosanitaires. On le trouve également dans des médicaments (aspirine, paracétamol), en parfumerie, dans les matières plastiques (PS).

SÉCURITÉ DANS L'EMPLOI DU BENZÈNE

Le benzène est un excellent solvant entrant dans la composition de certaines encres d'imprimerie, de peintures, de vernis et de colles. Mais sa très grande toxicité limite, voire même interdit son utilisation dans certains travaux nécessitant de grandes quantités de solvants.

Très volatil, le benzène émet des vapeurs qui pénètrent dans les alvéoles pulmonaires et viennent se dissoudre dans le sang. Certes, plus de 50 % de ce benzène est éliminé par les poumons ; quant au reste, il se localise dans les tissus riches en graisses, et notamment dans la moelle osseuse, le foie, les centres nerveux.

Toxique et, de plus, très inflammable, le benzène doit être manipulé avec beaucoup de précautions. Chaque fois que cela est possible il est recommandé de choisir des solvants moins dangereux.

Les hydrocarbures aromatiques tels le xylène et le toluène, parce que moins volatils, présentent, bien que toxiques, de bonnes conditions de sécurité dans leur emploi.

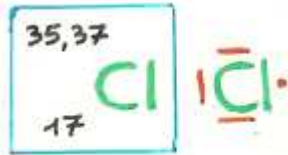
Champ de pyrèthres : Ce végétal contient un insecticide comportant un noyau aromatique



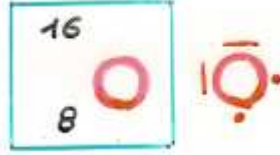
5. groupements FONCTIONNELS

Ils donnent à toutes les molécules qui les possèdent des propriétés particulières.

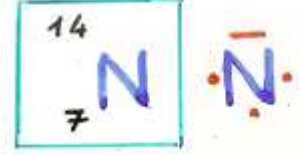
Dans les molécules des composés organiques, outre les atomes C et H, on peut aussi rencontrer les atomes : O ; N ; les halogènes, Cl et F.



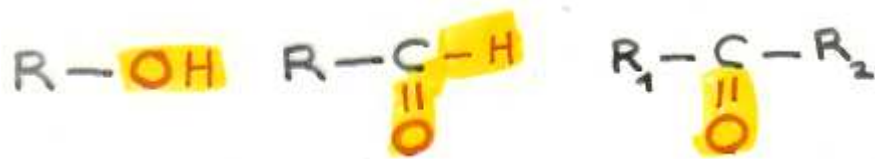
K(2) L(8) M(7)
L'atome de chlore
est monovalent (1 liaison)
L'atome de fluor, aussi.



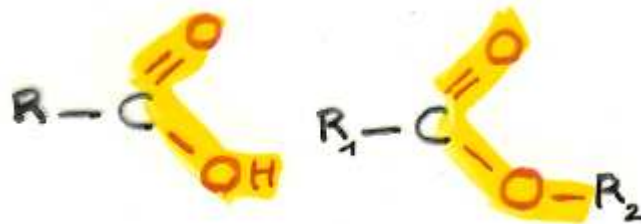
K(2) L(6)
L'atome d'oxygène
est divalent (2 liaisons)



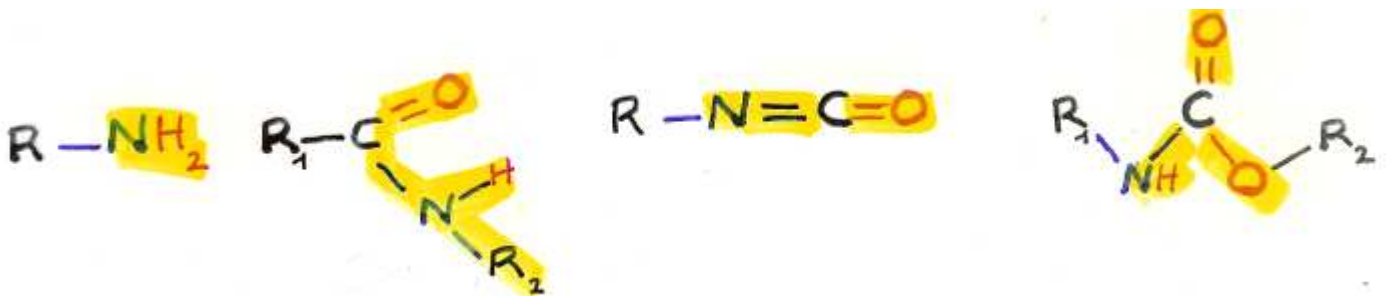
K(2) L(5)
L'atome d'azote
est trivalent (3 liaisons)



groupement **alcool** - groupement **aldéhyde** – groupement **cétone**



Groupement **acide** – groupement **ester**



groupement **amine** - groupement **amide** - groupement **isocyanate** - groupement **uréthane**



groupement **nitrile**

6. Recherche de la formule brute d'une substance organique

Exercice 7 :

- 1) Calculer la masse molaire moléculaire de l'éthanol $C_2H_6O_l$.
- 2) Calculer la **composition centésimale massique** de l'éthanol.
- 3) Quel est le groupement fonctionnel de cet alcool ?

Ecrire la formule développée de cet alcool.

L'alcool d'une boisson alcoolisée s'oxyde à l'air pour donner du « vinaigre » constitué essentiellement d'acide éthanóique.

- 4) Ecrire la formule développée de cet acide.

Exercice 8 :

L'**analyse élémentaire quantitative** d'une substance organique $C_xH_yO_zN_u$ révèle qu'elle contient :

- 20,00 % de carbone
- 6,63 % d'hydrogène
- 46,60 % d'azote
- le reste en oxygène

Certaines méthodes permettent de déterminer la masse molaire moléculaire de cette substance, on trouve : $M = 60 \text{ g.mol}^{-1}$.

- 1) Exprimer la masse molaire de cette substance en fonction de x, y, z et u.
- 2) Déterminer la valeur des indices : x, y, z et u.

Quelle est la formule brute de cette substance ?

••Exercice 9 :

La combustion dans le dioxygène d'une masse $m = 0,880 \text{ g}$ d'un composé organique ne contenant que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène a donné :

- $m(CO_2) = 1,76 \text{ g}$ de dioxyde de carbone
- $m(H_2O) = 0,72 \text{ g}$ d'eau

- 1) Quelles sont les masses de carbone, d'hydrogène et d'oxygène contenues dans 0,880 g de ce composé ?
- 2) En déduire la composition centésimale massique de ce composé.
- 3) Quelle est sa formule brute sachant que sa masse molaire est $M = 43,5 \text{ g.mol}^{-1}$.
- 4) Sachant que la molécule n'est pas cyclique, écrire sa formule développée.

Quel est le **groupement fonctionnel** de ce composé organique ?

Exercice 10 : dérivés chlorés ou fluorés.

Il suffit de substituer 1 ou plusieurs atomes d'hydrogène par 1 ou plusieurs atomes de chlore ou de fluor.

Ecrire les formules développées, semi-développée et brutes des composés organiques suivants :

- chloroéthane
- trichlorométhane (chloroforme)
- chloroéthène ou chlorure de vinyle
- 1,2-dichloroéthène
- tétrafluoroéthène

D- COMBUSTION

1. Définitions

Réaction chimique exothermique d'oxydation.

Vive, elle se traduit par une flamme, voire une explosion.

Lente, on parle d'incandescence (le matériau inflammable se consume lentement).

La réaction chimique de combustion nécessite trois éléments :

- un **combustible** (carburant)
- un **comburant** (oxydant)
- une *énergie d'activation* (*amorce par étincelle, frottements, électricité, radiation, pression..., qui permettront une augmentation de la température*)

2. Combustible

Gaz (gaz naturel, propane, butane, dihydrogène...)

Liquide (essence, gasoil, kérosène, huile...)

Solide (bois, papier, carton, tissu, plastique...)

Ce peut être un mélange de différents corps.

3. Comburant

La plupart du temps, il s'agit de l'**air** ambiant, et plus particulièrement de l'un de ses composants, le **dioxygène**. (privé d'air, un feu s'éteint ; à l'inverse, si on souffle sur un feu, on l'active en apportant de l'air).

Le dioxygène peut être apporté par une bouteille (O_2 pur), cela permet d'accroître la température de la flamme, propriété utilisée pour l'oxycoupage des métaux, le soudage par brasure...

D'autres sont possibles sous certaines conditions : Cl_2 , CO_2 ...les extincteurs à CO_2 sont à proscrire pour certains feux.

(Dans certains cas, souvent explosifs, le combustible et le comburant sont un seul et même corps, par exemple la *nitroglycérine*, molécule instable comportant une partie oxydante greffée sur une partie réductrice).

4. Energie d'activation

Elle est le déclencheur du feu.

Dans le cas des combustibles solides, elle permet de vaporiser ou de pyrolyser le combustible ; les gaz produits, se mélangent au comburant et donner le mélange combustible.

Une fois déclenchée, la production de chaleur permet à la réaction de s'auto-entretenir dans la plupart des cas, voire de s'amplifier en une réaction en chaîne.

5. Différents types de combustion

5A. caractéristiques

Rapide : de grandes quantités de chaleur et d'énergie sont relâchés sous forme de lumière, donnant naissance au feu. (*moteurs à combustion interne...*)

Chaud : elle apporte des flux de chaleur, celle-ci facilite le mélange entre le combustible et le comburant. (*moteur diésel, turbine à gaz...*)

Lente : réalisée à température peu élevées. (*respiration cellulaire*)

5_B. combustion complète

Le réactif brûle en présence de dioxygène.

La combustion d'un **hydrocarbure** dans le **dioxygène** est **complète** si les seuls produits de la réaction sont du **dioxyde de carbone** CO_2 et de l'eau H_2O .

En réalité une combustion n'est jamais totale à 100 %, seuls les hydrocarbures gazeux s'approchent au mieux de ce cas idéal.

Pour la réaliser il faut que le dioxygène soit apporté au minimum dans les conditions stœchiométriques de la réaction.

Un excès de dioxygène est souvent nécessaire, surtout s'il s'agit de l'air ambiant.

5_C. combustion incomplète

Elle se produit quand il n'y a pas assez de dioxygène pour permettre au combustible de réagir complètement.

La combustion d'un **hydrocarbure** est **incomplète**, s'il se forme aussi du **monoxyde de carbone** CO (*gaz mortel*), du **carbone pur** C , mais aussi de nombreux autres produits nocifs : **oxydes d'azote, benzène, toluène...**

Les hydrocarbures liquides et solides brûlent généralement de façon incomplète avec une flamme jaune orangée et éclairante.

Dans le cas de la combustion de carburant dans les moteurs automobiles, ces produits secondaires peuvent être mauvais pour la santé et l'environnement.

La qualité de la combustion peut être améliorée en étudiant les pièces impliquées dans la combustion comme les brûleurs, les moteurs à combustion interne, les pots d'échappement catalytiques

(L'ajout d'un catalyseur, à base de platine, de palladium... permet en augmentant la quantité d'énergie, d'oxyder les gaz d'échappement contenant du CO^* ainsi que les résidus d'hydrocarbures. Cette technique est aussi utilisée pour les chaudières et les poêles).

* CO est de plus un gaz inodore

6. Equations bilan

La combustion est une réaction d'oxydoréduction :

- Le combustible (hydrocarbure $\text{CH}_4...$) est oxydé, c'est un réducteur, il perd des électrons.
- Le comburant (O_2) est réduit, c'est un oxydant, il perd des électrons.

Au cours de la réaction, les chocs entre les molécules du combustible et du comburant provoquent la rupture des liaisons entre les atomes, et la création de nouvelles molécules plus stables chimiquement : *le dioxyde de carbone CO_2 et l'eau H_2O sont plus stables que le dioxygène O_2 et l'hydrocarbure ($\text{CH}_4...$).*

Exercice 11 :

Ecrire les équations bilan de la **combustion complète dans le dioxygène de l'air** :

- 1) du méthane 2) du propane 3) du butane
- 4) de l'éthyne (dans les chalumeaux oxyacétyléniques, température de flamme : $\approx 3000^\circ\text{C}$)
- 5) d'un hydrocarbure C_xH_y ...en exprimant les coefficients stœchiométriques en fonction de x et y.
- 6) d'un alcane ... 7) d'un alcène ... 8) d'un alcyne ...en exprimant les coefficients stœchiométriques en fonction de n, le nombre d'atomes de carbone dans la molécule.
- 9) de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

Ecrire les masses molaires :

- 10) d'un alcane, d'un alcène et d'un alcyne en fonction de n.

Exercice 12 :

Ecrire les équations bilan de la **combustion incomplète dans le dioxygène de l'air** :

(L'hydrogène et l'oxygène ayant une très grande affinité, l'eau s'obtient en priorité.

Le carbone se contente de l'oxygène restant).

1) de l'hexane, on obtient de l'eau et du monoxyde de carbone CO_g .

2) du benzène, on obtient de l'eau et du carbone C_s .

7. Pouvoir calorifique

Pouvoir calorifique d'un combustible (J.kg^{-1} ; J.m^{-3} ; J.mol^{-1})

Quantité d'énergie dégagée par la combustion complète d'une unité de combustible

PCI (P_i) : pouvoir calorifique inférieur, la vapeur d'eau est supposée non condensée et la chaleur non récupérée.

PCS (P_s) : pouvoir calorifique supérieur, la vapeur d'eau étant récupérée, condensée et la chaleur récupérée.

$$\text{PCS} = \text{PCI} + m_{\text{eau}} \cdot |L_{\text{liquéfaction}}|$$

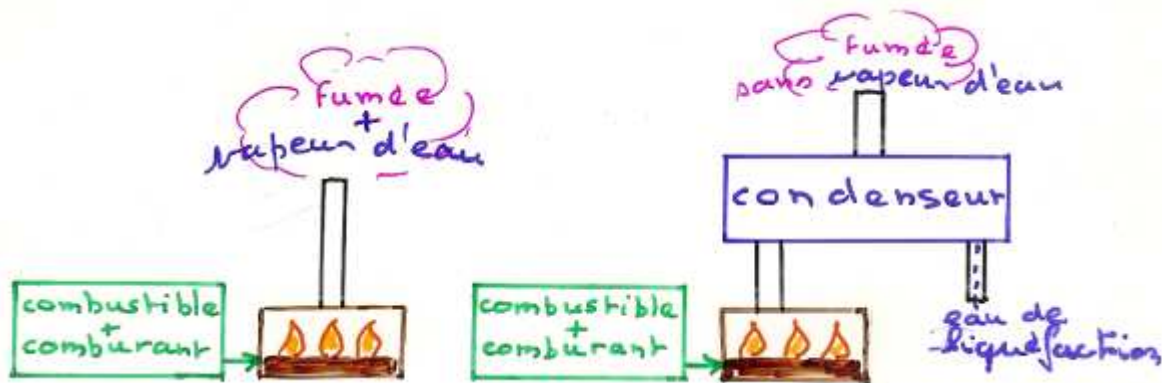
$L_{\text{liquéfaction}}$: chaleur latente massique de liquéfaction de la vapeur d'eau

m_{eau} : masse d'eau produite lors de la combustion (kg)

Energie dégagée Q (J) par une masse $m_{\text{combustible}}$ du combustible

$$Q_i = m_{\text{combustible}} \cdot P_i \quad \text{ou} \quad Q_s = m_{\text{combustible}} \cdot P_s$$

8. Chaudière à condensation



Récupération du PCI seul — Récupération du PCS
(pour les hydrocarbures : $\text{PCS} \approx 1,1 \text{ PCI}$)

substance gazeuse	masse volumique (kg.m^{-3})	PCI (MJ.kg^{-1})		substance liquide	masse volumique (kg.m^{-3})	PCI (MJ.kg^{-1})
CH_4	0,72	50		essence super	780	43,5
C_3H_8	2,0	46,3		carburant diesel	850	42,5
C_4H_{10}	2,7	45,6		kérosène	800	43
GPL (liquide)	2,25	46,1		éthanol	790	26,8
H_2	0,090	120		pétrole brut	710 à 1000	39,8 à 46,1

$$\text{PCI (J.kg}^{-1}) \cdot \rho (\text{kg.m}^{-3}) = \text{PCI (J.m}^{-3})$$

9. Alcanes et énergie

$$Q (\text{kJ.mol}^{-1}) = 664 \cdot n + 210$$

n : nombre d'atomes de carbone présents dans la molécule d'alcane

Q : énergie libérée sous forme de chaleur par la combustion.

10. Consommation d'air et densité du combustible gazeux

Pourcentage de dioxygène dans l'air

$$V(O_2) \approx 20 \% \cdot V(\text{air})$$

Densité d'un gaz par rapport à l'air

$$d_{\text{gaz}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{29} \quad M_{\text{gaz}} : \text{masse molaire du gaz (g.mol}^{-1}\text{)}$$

Exercice 13 :

Pour chauffer les pièces d'un immeuble, on a installé une **chaudière** utilisant comme combustible un gaz de formule brute : CH_4 .

Le débit de gaz est $q_v = 0,108 \text{ m}^3 \cdot \text{h}^{-1}$.

Le volume molaire des gaz est : $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

- 1) Quel est le nom du gaz utilisé ? A quelle famille d'hydrocarbures appartient-il ?
- 2) Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion complète de ce gaz.
- 3) On considère la combustion complète d'une mole de gaz, calculer :
 - a- le volume de dioxyde de carbone dégagé.
 - b- la masse de vapeur d'eau formée.
 - c- le volume d'air nécessaire à cette combustion.
- 4) La chaudière fonctionne en moyenne 160 jours par an, calculer :
 - a- le volume de gaz consommé par an.
 - b- le volume de dioxyde de carbone rejeté dans l'atmosphère.
 De quel phénomène est responsable ce gaz ?

Exercice 14 :

La combustion complète d'une mole de **méthane**, de formule CH_4 , dans le dioxygène de l'air libère une quantité de chaleur de 890 kJ.mol^{-1} .

- 1) Ecrire l'équation bilan de la combustion complète du méthane.
- 2) Calculer la masse d'eau et la quantité de chaleur fournies par la combustion complète de 1 kg de méthane.
- 3) Compte tenu de la température à laquelle s'effectue la réaction, l'eau est obtenue sous forme de gaz.
 Dans les **chaudières à condensation**, on récupère la chaleur latente de liquéfaction de l'eau en liquéfiant (*condensant*) la vapeur d'eau par refroidissement des fumées.
 Calculer la chaleur supplémentaire que l'on peut ainsi récupérer lors de la combustion de 1 kg de méthane. ($L_v = - 2,26 \cdot 10^6 \text{ J.kg}^{-1}$).
- 4) En déduire le pourcentage d'énergie supplémentaire que peut fournir une chaudière à condensation par rapport à une chaudière classique.

Exercice 15 :

- 1) Quel est le constituant majoritaire du **gaz naturel** ?
 Il fait partie de la même famille que le propane.
 - a- Comment s'appelle cette famille ?
 - b- Quelle est la formule générale, ou n désigne le nombre d'atomes de carbone, de cette famille ?

La source de chaleur d'un local est une **chaudière à gaz propane**.

On supposera que 70 % de l'énergie dégagée par la combustion du propane est transmise au local.

L'énergie nécessaire au chauffage du local est de 16,8 kWh pour 24 h (*compte non tenu des pertes*).

- 2) Ecrire l'équation bilan de combustion complète du propane.
- 3) Sachant que le pouvoir calorifique du propane est 2220 kJ.mol^{-1} , calculer :
 - a- la masse de propane consommée pendant 24 h.
 - b- Le volume de propane gazeux utilisé sachant que le volume molaire dans les conditions de la pièce est 25 L.mol^{-1} .
- 4) Calculer le volume de dioxyde de carbone dégagé à l'extérieur.

•Exercice 16 :

Un hydrocarbure a pour formule brute C_4H_8 .

- 1) Ecrire les formules développées, semi-développée et topologique de 3 isomères.

On fait brûler complètement dans du dioxygène 10,0 g d'un composé de formule C_4H_8 .

- 2) Ecrire l'équation bilan de la réaction sachant qu'il se forme de l'eau et du dioxyde de carbone.

- 3) Calculer la masse de dioxyde de carbone obtenu.

- 4) Le dioxyde de carbone est recueilli à la température de 343 K sous une pression de 0,300 MPa.

En considérant ce gaz comme un gaz parfait ($P.V = n.R.T$), quel est le volume occupé par ce gaz ?

(constante des gaz parfaits : $R = 8,32 J.K^{-1}.mol^{-1}$)

Exercice 17 :

Un appartement est chauffé à l'aide de radiateurs à circulation d'eau alimentés par une chaudière à gaz utilisant du propane.

- 1) Ecrire l'équation bilan de la combustion complète du propane.

Pour tenir compte des autres déperditions, dans cet appartement, on prendra comme puissance de chauffage $P = 1200 W$.

Le pouvoir calorifique du propane étant $P_c = 9,82.10^4 kJ.m^{-3}$:

- 2) Calculer le volume de propane brûlé en 24 h pour chauffer cet appartement.

Dans le local où se trouve la chaudière des aérations sont prévues en cas de fuites.

- 3) Quelle est la densité du gaz propane par rapport à l'air ?

- 4) Doit-on aménager des aérations hautes ou basses dans ce local ?

Exercice 18 :

La combustion complète du méthane est utilisée pour élever la température de 1000 L d'eau, placée dans une cuve de $15^\circ C$ à $25^\circ C$.

- 1) Sachant que la capacité thermique massique de l'eau est $c = 4185 J.kg^{-1}.K^{-1}$ et que sa masse volumique est $\rho = 10^3 kg.m^{-3}$, calculer la quantité de chaleur nécessaire pour réaliser ce chauffage.

- 2) Ecrire l'équation bilan de la combustion complète du méthane.

- 3) Sachant que le pouvoir calorifique du méthane est égal à $890 kJ.mol^{-1}$, calculer la quantité « théorique » de méthane qu'il faut utiliser.

- 4) En réalité le rendement de cette combustion est de 70 %, calculer la quantité « réelle » de méthane qu'il faut utiliser.

- 5) Après avoir calculé la densité du méthane par rapport à l'air, dire s'il faut aménager des aérations basses ou hautes dans le local à combustion.

- 6) Quel danger peut-il résulter d'une arrivée insuffisante d'air frais ?

Exercice 19 :

On étudie l'émission de dioxyde de carbone émis par un autobus qui roule au gaz naturel et un autre véhicule qui roule en utilisant le supercarburant.

Le volume molaire normal est $V_0 = 22,4 L.mol^{-1}$.

La quantité de chaleur produite par la combustion d'une mole d'alcane est $Q = 210 + 664.n$ en $kJ.mol^{-1}$ ou n représente le nombre d'atomes de carbone dans la molécule.

- 1) a- Quel est le constituant majoritaire du gaz naturel ? Ecrire sa formule brute.

- b- Quelle est la quantité de matière (mol) de dioxyde de carbone dégagé lors de la combustion complète d'une mole de méthane ?

- c- Déterminer la quantité de méthane nécessaire pour produire une quantité de chaleur de 1000 kJ.

En déduire la quantité de dioxyde de carbone dégagé.

- 2) Le supercarburant est notamment constitué d'octane.

- a- Ecrire sa formule brute.

- b- Calculer la quantité de dioxyde de carbone dégagé lors de la production d'une quantité de chaleur de 1000 kJ.

- 3) Comparer les résultats des questions 1) c et 2) b.

Evaluer la diminution relative du rejet de dioxyde de carbone (exprimée en %).

Exercice 20 :

La chaudière utilisée est alimentée par un **mélange d'alcanes gazeux** constitué par du propane C_3H_{8g} et du butane C_4H_{10g} .

Les volumes gazeux sont mesurés dans les conditions normales de pression pour lesquelles le volume gazeux est de 25 L.mol^{-1} .

- 1) Ecrire les équations bilan traduisant la combustion complète du propane d'une et du butane d'autre part.
- 2) Sachant que la composition volumique du mélange est de 40 % de propane et 60 % de butane calculer le volume de dioxygène nécessaire à la combustion complète de 1 m^3 du mélange.

Pour un **mélange**, il faut calculer le volume de dioxygène nécessaire pour chaque constituant, puis en déduire le volume total de dioxygène consommé

- 3) Evaluer le pouvoir calorifique du mélange en kJ.m^{-3} .
(propane : $P_c = 2200 \text{ kJ.mol}^{-1}$ et butane : $P_c = 2800 \text{ kJ.mol}^{-1}$)
- 3) Le fabricant de la chaudière indique que la cuve est recouverte d'une couche de résine et munie d'une anode en magnésium.
Quelle est la raison de ces traitements ?

Exercice 21 :

Le gaz de pétrole liquéfié (**GPL**) est un mélange de deux hydrocarbures qui ont pour formules :



- 1) Quels sont les noms de ces deux hydrocarbures ?
A quelle famille d'hydrocarbures appartiennent-ils ?
Quelle est la caractéristique de cette famille d'hydrocarbures ?
- 2) La combustion complète de ces hydrocarbures produit de l'eau et du dioxyde de carbone.
Ecrire et équilibrer l'équation bilan de la combustion complète pour chacun des deux hydrocarbures qui constituent le GPL.
- 3) Une voiture a une consommation moyenne de 10,5 L de GPL (liquide) aux 100 km.
La masse volumique du GPL est de $0,56 \text{ kg.m}^{-3}$.
On considère que le GPL est constitué, en masse, de 50 % de C_3H_8 et de 50 % de C_4H_{10} .
Calculer pour 100 km et pour chacun des deux hydrocarbures :
a- La masse utilisée.
b- La quantité de matière correspondante (mol).
c- La quantité de dioxyde de carbone dégagé.

Exercice 22 :

La **méthanogénèse** est la décomposition bactériologique de la matière organique des arbres en dioxyde de carbone et en méthane.

Elle se fait en l'absence de dioxygène (**anaérobie**).

La décomposition d'une forêt produit journalièrement, un dégagement de 420 tonnes de méthane.

- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction de décomposition bactériologique de la matière organique dont la formule est $C_6H_{12}O_{6s}$.
- 2) Calculer la masse de matière organique décomposée en une journée.
- 3) Calculer la masse et le volume de dioxyde de carbone dégagés en une journée.
- 4) Le méthane et le dioxyde de carbone augmentent l'**effet de serre**.
Dire ce qu'est l'effet de serre.
Conclusion.

(volume molaire moléculaire des gaz dans les conditions de l'étude : 24 L.mol^{-1})

Exercice 23 :

On considère un **appareil de chauffage de chantier**, combinant la combustion du gaz propane et une ventilation électrique, afin de réchauffer, l'hiver, un hangar de volume $V = 400 \text{ m}^3$.

Les gaz ne sont pas évacués par un conduit de fumée.

Ce hangar dispose d'une ouverture constituée par deux portes coulissantes sur un rail.

On considère que la combustion du propane, avec le dioxygène de l'air est complète.

On prendra comme ordre de grandeur du volume molaire 25 L.mol^{-1} .

1) Ecrire l'équation bilan de cette réaction de combustion.

La notice de l'appareil de chauffage indique comme consommation de propane $2,60 \text{ kg.h}^{-1}$.

2) a- Exprimer cette consommation en mol.h^{-1} .

b- Dédurre de l'équation de combustion le volume de dioxyde de carbone rejeté chaque heure par le système de chauffage. Exprimer le résultat en $\text{m}^3.\text{h}^{-1}$.

Une équipe d'ouvriers est chargée de travaux d'aménagement du hangar.

Souhaitant chauffer le local de façon plus efficace, l'un des ouvriers ferme les portes coulissantes du hangar.

3) Que pensez-vous de son geste (expliquer) ?

La durée prévue pour le chantier est de trois semaines.

Le chauffage doit fonctionner 7 h par jour, 5 jours par semaine.

4) Combien de bouteilles de propane contenant chacune 35 kg de gaz liquide devra-t-on prévoir pour la durée du chantier ?

11. Combustion : son intérêt, ses inconvénients

La combustion est une réaction de destruction, son intérêt est de produire de la chaleur, mais elle contribue aussi en produisant du dioxyde de carbone, au réchauffement de la planète par l'effet de serre. (Une voiture qui consomme 8 litres d'essence aux 100 km, rejette environ 10 m^3 ($\approx 20 \text{ kg}$) de dioxyde de carbone pendant ce trajet de 100 km !!!).

Il existe des réactions moins violentes, dans lesquelles des molécules se transforment pour obtenir d'autres molécules directement utilisables (le chloroforme CHCl_3 par exemple), ou des molécules servant d'agent de synthèse (le chlorure de vinyle CH_2Cl pour la synthèse du PVC).

- Substitution
- Addition
- Elimination
- Craquage

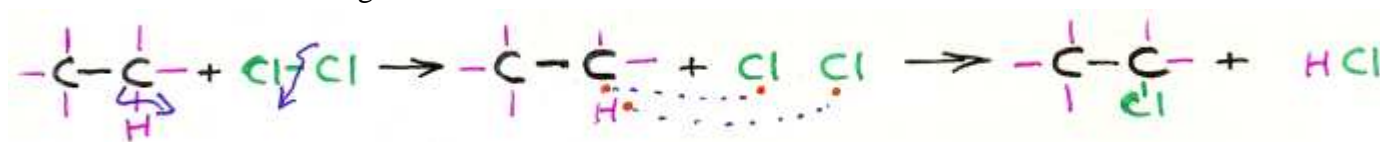
E- AUTRES REACTIONS

1. Substitution

1A. principe

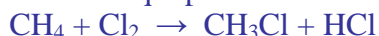
Dans certaines conditions expérimentales, on remplace l'atome d'hydrogène par un atome halogène (fluor : F, chlore : Cl, brome : Br) sans toucher au squelette carboné de la molécule.

On obtient des dérivés halogénés d'alcane



Exercice 24 : Synthèse du tétrachlorométhane.

1) Ecrire les 3 autres équations bilan successives qui permettent son obtention, la première étant :



Nommer les dérivés chlorés obtenus.

2) Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'éthane sur le dichlore, on obtient du 1,2-dichloroéthane et du chlorure d'hydrogène.

Ecrire la formule développée du chlorohydrocarbure obtenu.

Ecrire la formule semi développée de l'autre isomère du dichloroéthane et le nommer.

1B. les fréons

Ce sont des composés fluoro-chlorés d'hydrocarbures.

Liquides réfrigérants et agents gonflants de mousses synthétiques isolantes, principaux responsables des diminutions d'épaisseur de la couche d'ozone (O_3) stratosphérique (entre 30 et 60 km en altitude).

(La couche d'ozone agit comme un filtre naturel qui absorbe la plupart des rayonnements UV)

Leurs émissions ne voient leurs effets disparaître que plusieurs dizaines d'années plus tard.

(Le protocole de Montréal-1987-a permis d'imposer un processus de diminution)

3) Ecrire la formule brute des composés suivants :

a- trichlorofluorométhane (CFC-11)

b- trichlorotrifluoroéthane (CFC-113)

2. Addition

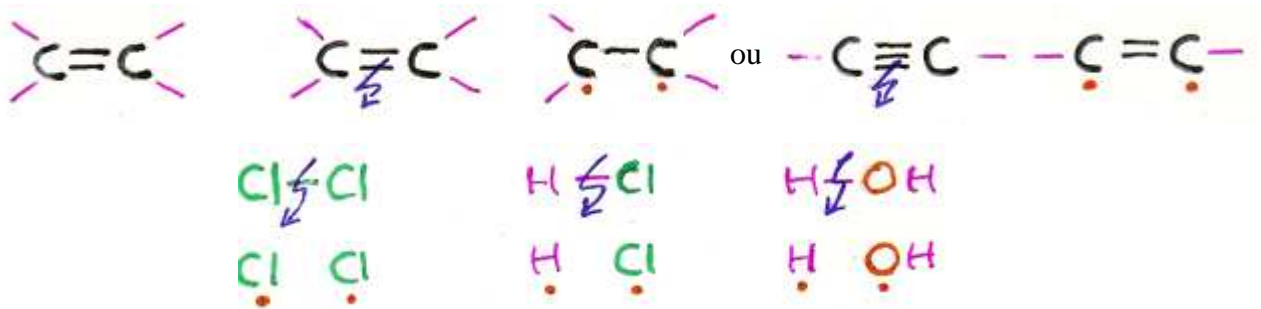
2A. principe

Sur des molécules ayant une double liaison (alcènes) ou une triple liaison (alcynes) carbone-carbone dans la chaîne carbonée.

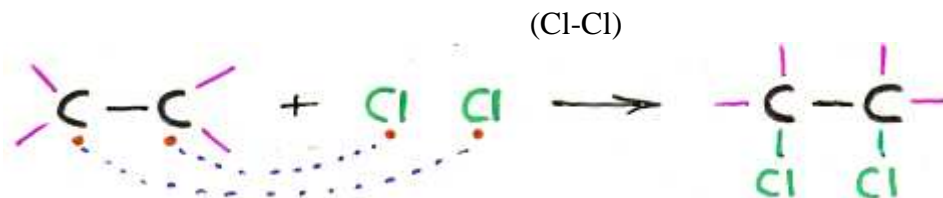
Dans certaines conditions, une des liaisons est brisée, chaque atome C récupère son électron qui formait la liaison.

Puis de nouvelles molécules se forment par de nouvelles liaisons.

Deux molécules fusionnent pour n'en former qu'une :



2B. chloration



2C. hydrohalogénéation

H-Cl, H-Br...

2D. hydratation

H-OH

Exercice 25 :

Ecrire les équations bilan suivantes et nommer les produits obtenus :

- 1) la chloration de l'éthène
- 2) l'hydrochloration de l'éthène
- 3) l'hydrochloration de l'éthyne ; puis de nouveau l'hydrochloration du produit obtenu, les atomes de chlore étant sur chaque carbone.
- 4) l'hydratation de l'éthène

3. Elimination

3A. principe

C'est l'inverse d'une réaction d'addition.

Une double liaison est formée tandis qu'une petite molécule est libérée.

3_B. déshydrogénation

on libère H-H

3_C. déshydrohalogénéation

on libère H-Cl, H-Br...

Exercice 26 :

Ecrire les équations bilan suivantes et nommer les produits obtenus :

- 1) la déshydrogénation de l'éthane
- 2) la déshydrochloration du 1,2-dichloroéthane

4. Craquage

pyrolyse

Exercice 27 :

Le **chlorure de vinyle** se prépare en deux étapes :

Première étape : chloration de l'éthène (ou éthylène)

On mélange sous pression et à température voisine de 60°C de l'éthène et du dichlore.

On obtient par addition le 1,2-dichloroéthane.

Deuxième étape : pyrolyse

Elle s'effectue par chauffage vers 500°C et sous pression.

Le 1,2-dichloroéthane est décomposé en chloroéthène (ou chlorure de vinyle), il se forme aussi du chlorure d'hydrogène.

Ecrire les deux équations bilan.

F- MACROMOLECULES : polymères

1. Définition

Notion introduite en 1922 par le chimiste allemand Hermann Staudinger.

Grosse molécule (plusieurs milliers d'atomes) qui résulte de l'assemblage par des liaisons covalentes d'un grand nombre de groupements chimiques semblables ou différents nommés motifs de répétition issus de molécule(s) **monomère(s)**.

Un ensemble de macromolécules de même nature chimique forme un **polymère**.
(du grec : *monos*, un seul ; *pollus*, plusieurs et *meros*, partie)

2. Utilisation

- Comme **résine** dans les matières plastiques, les peintures, les verniss, les colles...
- Dans les **élastomères** (propriétés analogues au caoutchouc), les **textiles chimiques** (artificiel ou synthétique)

3. Origine...

3_A... naturelle

- Végétale (gemme)
résine balsamique, tirée d'arbre sur pied, (colophane,...)
résine de fossilisation récente (copal,...)
ambre (issue du pinus succinifera)
- Animale (gomme laque)
exsudé de pucerons,...
- A base de caoutchouc
isoprène,...
- A partir du pétrole (bitume), à partir de la houille (brais)

3_B... artificielle

Dérivée d'un produit naturel, la cellulose, puis transformée en nitrocellulose, acétate de cellulose,...

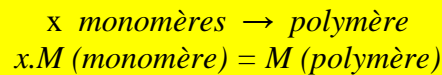
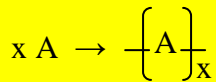
Le celluloïd obtenu à partir de nitrocellulose et de camphre est l'ancêtre des matières plastiques.
Fabriqué en 1869 par un imprimeur américain Hyatt après que deux industriels aient offert un prix de 10000 dollars à qui inventeraient un matériau capable de remplacer l'ivoire dans la fabrication des boules de billard, jeu qui connut une vogue extraordinaire au XIX^{ème} siècle.
Le celluloïd est d'une matière blanche, lisse, de dureté et de masse comparables à celles de l'ivoire.
L'homme venait d'imiter la nature en dérobant les secrets les plus intimes de son architecture,...

3c... synthétique (polymérisation)

3c1. principe (s) – exemples - utilisation

POLYADDITION

Union de molécules monomères insaturées sans élimination d'un produit de réaction.



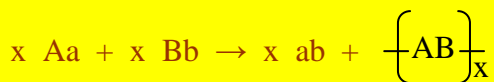
homopolymère : emploi d'un seul type de monomères (structure –AAA...–)

copolymère : emploi de plusieurs types de monomères (structure –ABAB...– ou –BAABAB...– ...)

Polyéthylène PE
 Polychlorure de vinyle PVC
 Polystyrène PS
 Polypropylène PP
 Polyméthacrylate de méthyle PPMA
 Polyacrylonitrile PAN
 Polytétrafluoroéthylène PTFE

POLYCONDENSATION

Union de molécules monomères avec élimination d'un produit de réaction.



a et b sont des groupements fonctionnels

Polyester
 Polyamide
 Polyuréthane

...

Ils sont omniprésents dans bien des domaines notamment dans le BTP : poutrelles, étanchéité, canalisations, fenêtres, revêtements, isolation thermique et acoustique et électrique.

Leur faible masse volumique (environ de 900 à 1500 kg.m⁻³) facilite leur transport.

3c2. **POLYADDITION...par voie radicalaire**

a- réaction en chaîne

a1- principe

- elle fait intervenir des radicaux comme espèce active.
- elle est constituée de trois étapes :
 - amorçage
 - propagation
 - terminaison

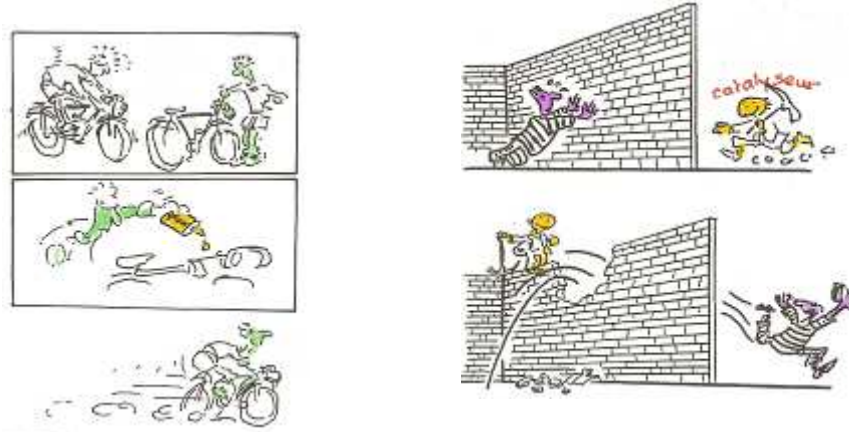
a₂- amorçage

- a₁ : génération de radicaux primaires (initiateurs), ayant 1 électron disponible, qui vont permettre le démarrage de la réaction. I^\bullet
- a₂ : addition du radical primaire sur une première molécule monomère pour former le premier « maillon » de la chaîne polymère en croissance.

a₃- conditions expérimentales

- températures, pressions élevées.
- catalyseurs qui accélèrent et orientent la réaction.
- rayonnement (UV...).

La lubrification est à la mécanique ce que la catalyse est à la chimie.

**a₄- propagation**

La chaîne macromoléculaire se forme par addition successive de molécules monomères sur le « macro-radical » en croissance.

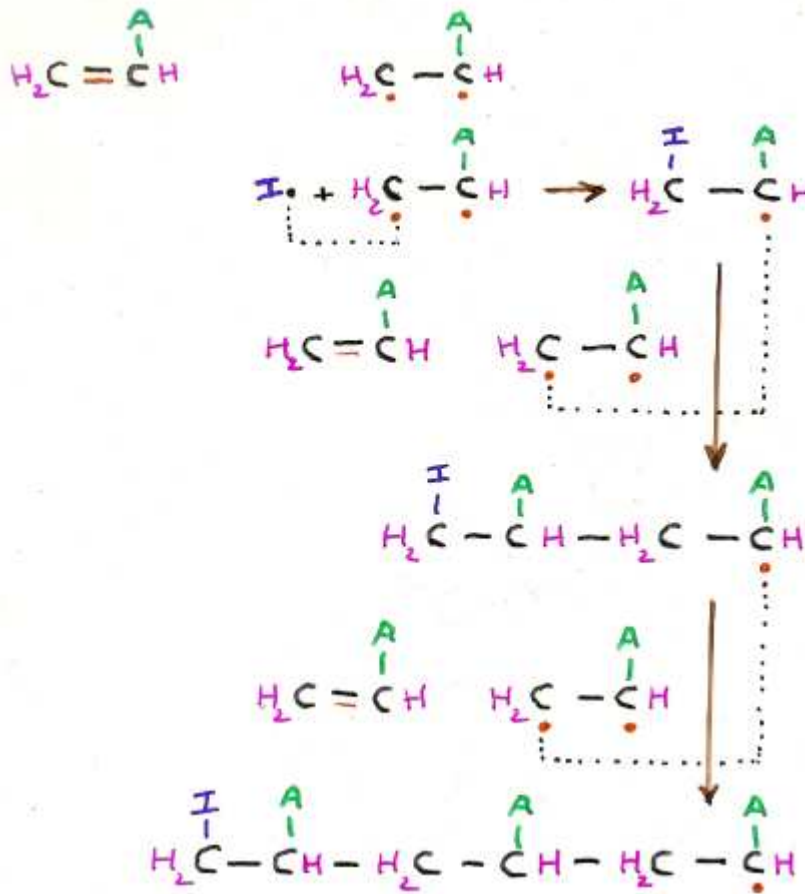
a₅- terminaison

Combinaison de deux macro-radicaux en croissance par une liaison covalente, (ou) - fixation d'un radical primaire I^\bullet

b- exemple

La molécule monomère comporte une double liaison, ainsi qu'un atome ou groupe monovalent A.

La rupture d'une des deux liaisons permet au monomère de créer une liaison avec une autre molécule, etc...



Amorçage : une liaison s'ouvre, chaque atome C récupère son électron.

L'initiateur se fixe sur cette première molécule monomère, pour créer un nouveau radical, à son tour initiateur.

Propagation

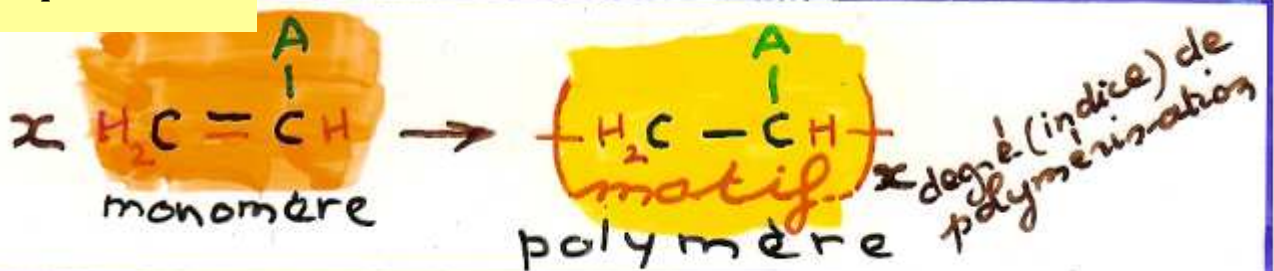
Réaction en chaîne

...et ainsi de suite.

Terminaison : par fixation d'un initiateur ou d'une autre chaîne en cours de formation.

c- équation-bilan

Equation-bilan

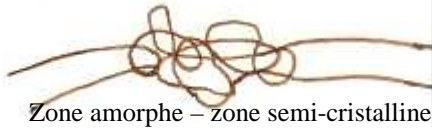


motif

d- forme des molécules

Polymère...

...linéaire — branché — réticulé — cyclique



Zone amorphe — zone semi-cristalline

Les polymères réticulés donnent des structures à trois dimensions, en raison des liens entre chaînes (**thermodurcissables**).

Les autres structures donnent plutôt des **thermoplastiques**.

Si les chaînes s'enchevêtrent les unes dans les autres (amorphes), les plastiques sont généralement transparents. Si les chaînes sont alignées dans certaines zones (semi-cristalline), les plastiques sont opaques (surtout les linéaires).

L'ensemble de ces données déterminent le comportement mécanique, thermique, optique du plastique.

e- comportement à la température

e₁- polymère thermoplastique

Il ramollit avec la température.

Il peut être chauffé et refroidi à de multiples reprises (nature réversible).

Il devient malléable à chaud et dure à froid.

(le moulage permet d'obtenir de grandes variétés de forme)

e₂- polymère thermodurcissable

Il résiste aux élévations de température.

Si la température est trop importante, le polymère finit par se décomposer, mais il ne fond pas.

f- combustion

Elle est souvent incomplète.

Les produits de réaction sont très divers : CO₂, H₂O, CO, NH₃, HCN, résidus d'hydrocarbures... produits souvent dangereux, voire mortels.

g- polymères cellulaires

On provoque l'expansion d'un gaz (CO₂,...) lors de la réaction de polymérisation.

On obtient alors des matériaux allégés, de masses volumiques jusqu'à 200 fois plus petite.

h- matières plastiques

Les polymères (résines) obtenus (sous forme de petites billes, de poudre, de granulés) ont des propriétés médiocres.

L'adjonction d'adjuvants favorisent la transformation des résines et améliorent les caractéristiques d'utilisation de ces résines :

- *lubrifiants* (savon, cire...) pour transformer les résines.
- *stabilisants, antioxydants* pour atténuer les effets oxydants (O₂ de l'air), les effets de la chaleur, les effets de la lumière.
- *plastifiants* qui confèrent de la souplesse.
- *colorants* qui confèrent l'aspect désiré.
- *antistatiques* pour éliminer l'électricité statique.
- *ignifugeants* pour retarder la combustion.
- *charges inertes* (solides en poudre... farine de bois, craie, fibre de verre...), elles abaissent le prix de revient, elles augmentent la dureté ainsi que la résistance à l'abrasion, elles diminuent le frottement.
- *agents de ténacité*, qui améliorent la ténacité, la résistance aux chocs,...

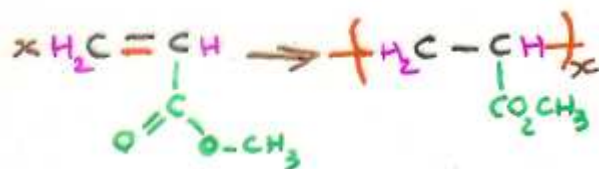
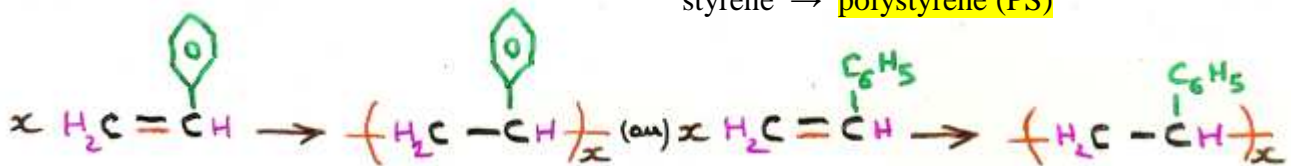
- etc...

i- exemples de polymères (PE, PVC, PP, PS, PTFE,...)

monomère → polymère

éthylène → polyéthylène (PE)
(éthène)chlorure de vinyle → polychlorure de vinyle (PVC)
(chloroéthène)propylène → polypropylène (PP)
(propène)acrylonitrile → polyacrylonitrile (PAN)
(propène nitrile)

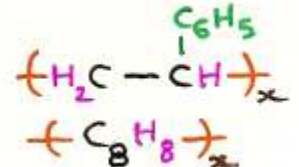
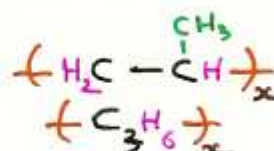
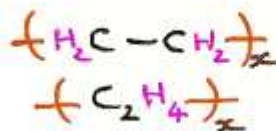
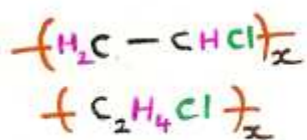
styrène → polystyrène (PS)



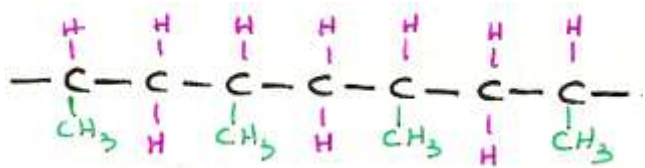
méthacrylate de méthyle → polyméthacrylate de méthyle (PPMA) (plexiglass)

tétrafluoroéthylène → polytétrafluoroéthylène (PTFE, téflon)

j- autres écritures

Pour écrire les équations bilan, on peut écrire le polymère sous la forme : $\text{C}_{2x}\text{H}_{3x}\text{A}$.Exemples : $\text{C}_{2000}\text{H}_{3000}\text{Cl}_{1000}$ pour le PVC dont l'indice de polymérisation est $x = 1000$. $\text{C}_{12000}\text{H}_{12000}$ pour le PS quand $x = 1500$. $\text{C}_{2000}\text{F}_{2000}$ pour le PTFE quand $x = 1000$.

Exercice 28 : le polypropylène



- 1) Quel est le motif de ce polymère ?
- 2) Quel est le nom du monomère ?
Ecrire les formules développées, semi-développée, topologique et brute de ce monomère.
- 3) a- Calculer les masses molaires du monomère et du polymère si ce dernier a un indice de polymérisation égal à 1000 (pour ce dernier on néglige les 2 groupements en bout de chaîne).
b- Calculer la masse molaire de ce dernier, en supposant que les groupements en bout de chaîne sont des groupements méthyl $-CH_3$.
- 4) Ecrire l'équation bilan de la réaction de polymérisation.

Exercice 29 : le polychlorure de vinyle

La polymérisation du monochloroéthène (chlorure de vinyle) conduit à la formation de PVC.

- 1) Ecrire l'équation bilan de cette réaction.
- 2) Préciser le motif du polymère.
- 3) Sachant que $M(\text{PVC}) = 125 \text{ kg.mol}^{-1}$, en déduire le degré ou indice de polymérisation.
- 4) Par pyrolyse le PVC se décompose, entre autres produits, en chlorure d'hydrogène gazeux HCl_g .
Calculer la masse de ce gaz recueilli par pyrolyse de 5 kg de PVC.

Exercice 30 : le polystyrène

Le polystyrène est fabriqué à partir du styrène de formule semi-développée $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}-\text{C}_6\text{H}_5$.
La masse molaire du PS est $M(\text{PS}) = 208000 \text{ g.mol}^{-1}$.

- 1) Définir, puis calculer le degré de polymérisation du PS obtenu.
- 2) Ecrire l'équation bilan de polymérisation du PS.
- 3) On désire fabriquer 200 kg de PS.
a- Calculer la masse de styrène nécessaire en considérant que le rendement du processus de fabrication est de 100 %.
b- En réalité, une masse de 250 kg est nécessaire.
Quel est le rendement global du processus de fabrication ?
- 4) La combustion complète du PS dans le dioxygène donne de l'eau et du dioxyde de carbone.
a- Ecrire l'équation bilan de cette combustion.
b- Calculer le volume de ce dernier rejeté dans l'atmosphère en faisant brûler 100 kg de PS.
(volume molaire : 24 L.mol^{-1})
- 5) Citer une utilisation du polystyrène dans le bâtiment.

Exercice 31 : le polytétrafluoroéthylène

Le PTFE est un polymère remarquable par ses propriétés de résistance aux acides et aux bases, ainsi qu'à beaucoup de solvants.

- 1) Préparation du monomère, le tétrafluoroéthylène :
a- Donner une formule développée et semi-développée de cette molécule.
b- A partir de la nature des liaisons, expliquer pourquoi cette molécule est polymérisable.
c- Il est obtenu par déshydrochloration d'un corps de formule CHF_2Cl_g .
Ecrire l'équation bilan de cette réaction d'élimination.
d- Calculer la quantité de CHF_2Cl nécessaire à l'obtention d'une tonne de C_2F_4 .
- 2) Préparation du PTFE :
a- Ecrire l'équation bilan de polymérisation du PTFE.
b- Calculer le nombre de motifs pour une macromolécule ayant une masse molaire moyenne de 106 kg.mol^{-1} .

c- Quelle est la masse de PTFE obtenu à partir d'une tonne de C_2F_{4g} ?

Exercice 32 : polystyrène cellulaire

Par polymérisation du styrène on a obtenu 800 kg de PS (masse de la résine).

En injectant du dioxyde de carbone CO_{2g} à la résine on obtient du polystyrène cellulaire destiné à la fabrication des plaques isolantes de 50 mm d'épaisseur.

Sachant que la masse du gaz injecté correspond à 15 % de la masse de la résine, et que la densité du PS cellulaire par rapport à l'eau est $d = 0,015$, calculer la surface des plaques fabriquées.

Exercice 33 : fabrication du styrène

Cette fabrication résulte de la réaction du benzène C_6H_{6l} avec du chloroéthane $C_2H_5Cl_g$.

On obtient en plus du styrène, du dihydrogène H_{2g} et du chlorure d'hydrogène HCl_g .

- 1) Ecrire l'équation bilan de cette réaction.
- 2) Quelle masse de styrène obtient-on à partir de 100 kg de benzène...sachant que le rendement de la réaction est de 85 % ?

Exercice 34 : combustion du PVC

1) Ecrire l'équation bilan de la polymérisation du PVC à partir du monomère le chlorure de vinyle C_2H_3Cl .

La combustion complète du PVC dans le dioxygène donne de l'eau, du dioxyde de carbone et du chlorure d'hydrogène HCl .

2) a-Ecrire l'équation bilan de cette combustion, sachant que l'indice de polymérisation du PVC est $x = 1000$. (PVC: $(C_2H_3Cl)_x$ ou $(C_2H_3Cl)_{1000}$ ou $C_{2000}H_{3000}Cl_{1000}$).

b- Quelle masse et quel volume de chlorure d'hydrogène sont libérés par la combustion de 10 kg de PVC ? (on prendra comme volume molaire $V_m = 22,4 \text{ L/mol}^{-1}$).

3) Sachant qu'en France on fabrique environ 2,5 t de bouteilles qui contiennent 90 % de PVC et qu'en les incinérant 50 % du chlorure d'hydrogène formé se combine aux cendres, calculer :

- a- La masse et le volume de chlorure d'hydrogène ainsi libéré dans l'atmosphère.
- b- Le pourcentage en masse de chlorure d'hydrogène libéré par rapport à la masse des bouteilles.
- c- Que peut-il bien y avoir dans les 10 % des bouteilles, autre que le PVC ?

Exercice 35 : le polyacrylonitrile

Les fibres textiles : orlon et crylor, sont des polymères obtenus par polyaddition du monomère acrylonitrile (cyanure de vinyle).

- 1) Représenter l'enchaînement de deux motifs élémentaires du polymère.
- 2) Le degré de polymérisation moyen étant de 800, calculer la masse molaire moyenne du polymère.

•Exercice 36 : analyse élémentaire

L'analyse d'un polymère donne la composition centésimale massique suivante :

38,4 % de carbone
4,8 % d'hydrogène
56,8 % de chlore

La masse molaire de ce polymère a pour valeur moyenne $M(\text{polymère}) = 125 \text{ kg.mol}^{-1}$.

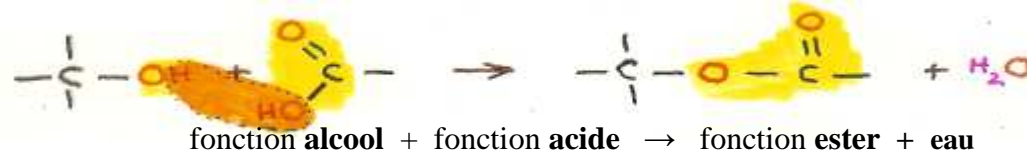
Son degré de polymérisation est $x = 2000$.

- 1) Calculer la masse molaire du monomère.
- 2) Donner la formule du monomère ainsi que son nom.
De quel polymère s'agit-il ?

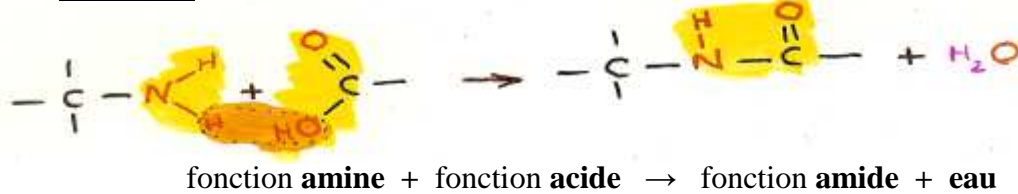
3C3. POLYCONDENSATION

a- « condensation »

a₁- estérification

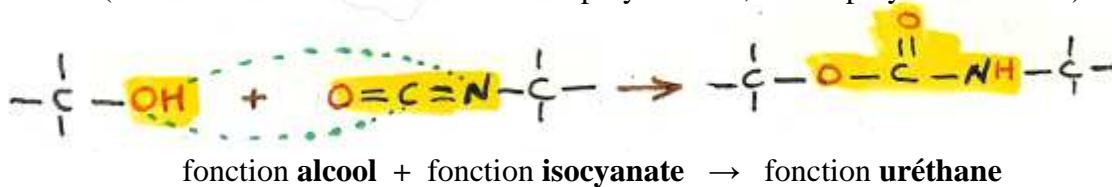


a₂- « amidation »



a₃- « uréthanisation »

(sa fabrication n'est ni tout à fait une polyaddition, ni une polycondensation)



b- polycondensation

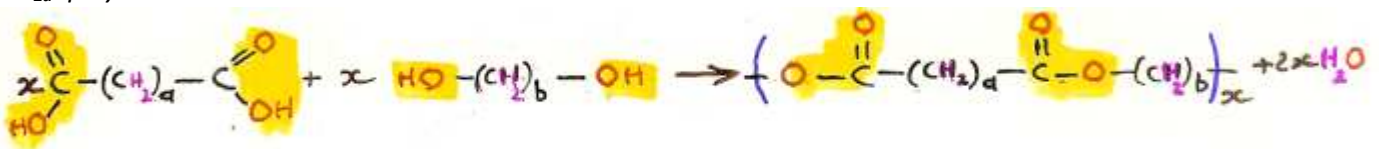
b₁- principe

L'obtention de macromolécules nécessite l'utilisation de monomères comportant **deux fonctions différentes.**

La réaction entre ces deux fonctions va permettre « d'accrocher » les molécules les unes aux autres pour former une macromolécule comportant une nouvelle fonction, en éliminant, en générale une petite molécule.

b₂- exemples

b_{2a}- polyester

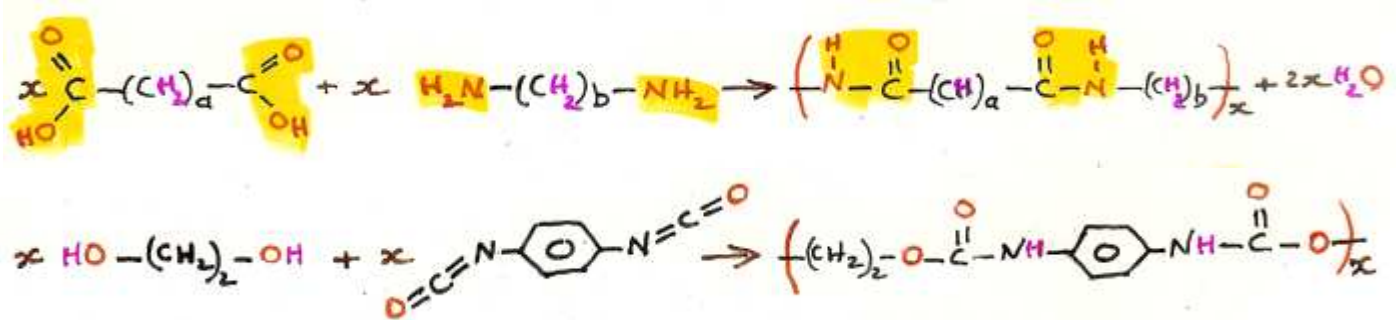


Exemple : tergal

(CH₂)_a est remplacé par C₆H₄ et b = 2

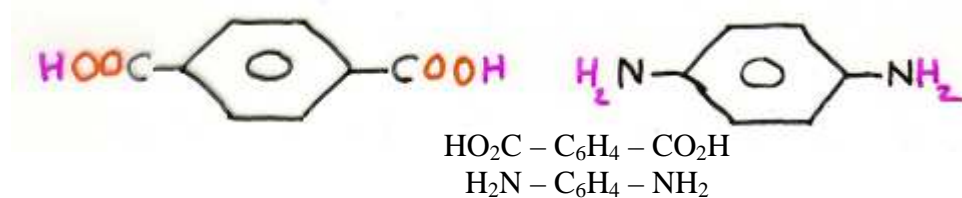
b_{2b}- polyamide

Exemple : il y a environ 300 nylons différents...
polyamide – 6,6 : a = 6 et b = 6

**Exercice 37 : le kevlar**

Une plateforme en bois doit accueillir un groupe de musiciens pour un spectacle au milieu d'un lac. Elle est équipée de quatre flotteurs sphériques retenus par des câbles en kevlar, ce qui leur confère une très grande résistance à la traction.

Le kevlar est un polyamide formé à partir de deux molécules dont les formules sont :



- 1) Sur les formules ci-dessus, développer les groupements fonctionnels et les nommer.
- 2) Donner le nom de la réaction de polymérisation qui permet d'obtenir le kevlar.
Justifier votre choix en définissant ce type de réaction.
- 3) Ecrire l'équation bilan de la réaction avec x monomères de chaque type.
- 4) A quelle grande famille de polymères appartient le kevlar ? Justifier votre réponse.
- 5) Définir l'indice de polymérisation d'un polymère.
- 6) Calculer cet indice moyen d'un kevlar dont la masse molaire est de 357 kg.mol⁻¹.

b_{2c}- polyuréthane

Très utilisés pour l'isolation thermique.

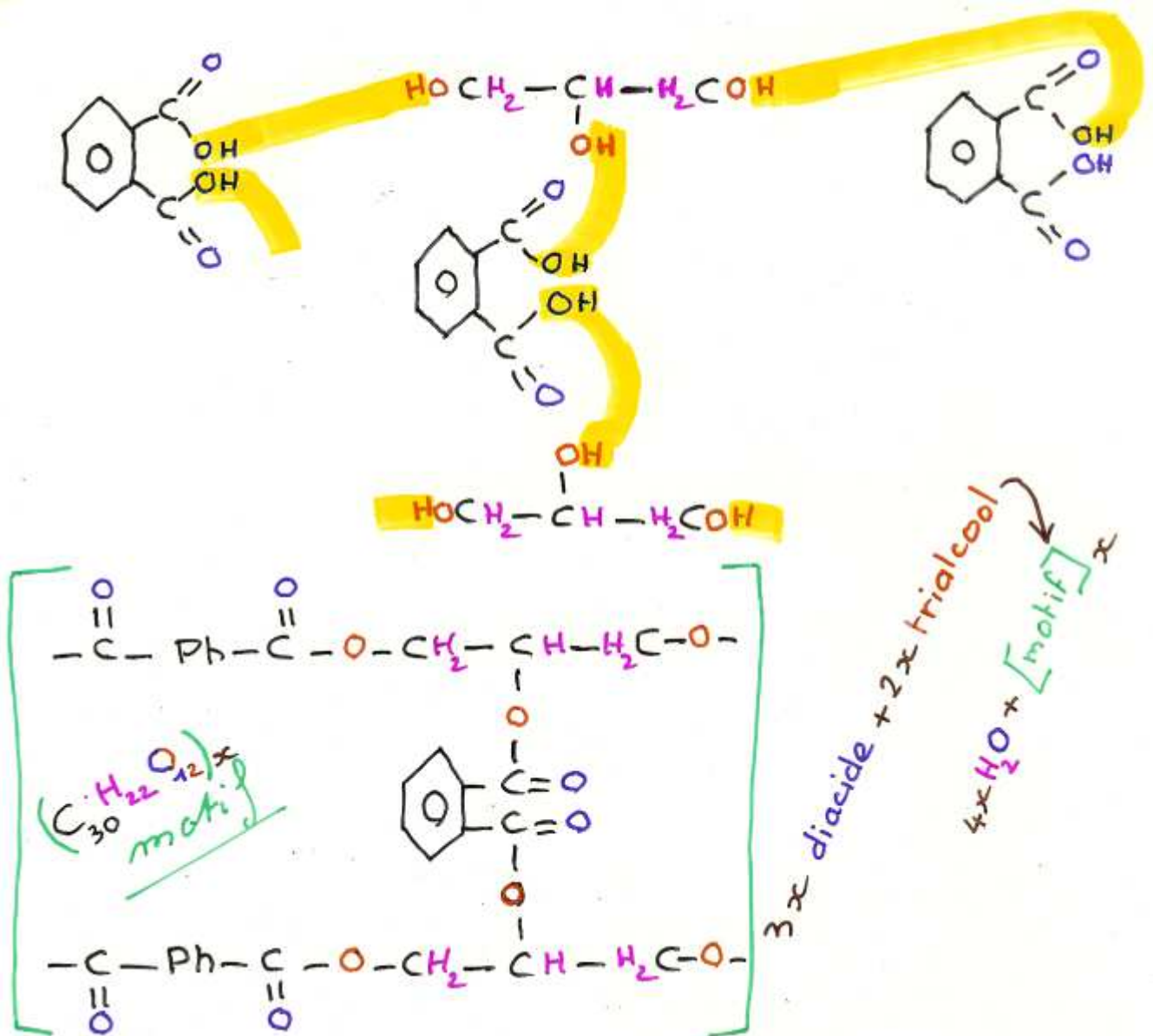
Si la réaction se fait en présence d'eau, il se forme du dioxyde de carbone servant d'agent gonflant.

Les mousses polyuréthanes peuvent s'expanser jusqu'à 30 fois leur volume.

Leur combustion libère des produits particulièrement toxiques.

b_{2d}- résines glycérophthaliques

Polyester obtenu à partir d'un trialcool (glycérol) et d'un diacide (acide orthophthalique).

**b_{2e}- colles**

On y retrouve les polycondensations mais aussi les polyadditions.

- aminoplaste
- phénoplaste
- époxyde
- vinylique
- ...