

Chimie Organique

<i>chap 1. La chimie organique</i>	2
II. TP1: les molécules de la chimie organique	5
<i>chap 2. Le squelette carboné</i>	6
I. Introduction	6
II. La diversité des chaînes carbonées.....	6
III. Nomenclature.....	8
<i>chap 3. La modification du squelette carboné</i>	9
I. La pétrochimie et le raffinage du pétrole	9
II. Les modifications du squelette carboné.....	9
<i>chap 4. Les groupes caractéristiques : initiation à la réactivité</i>	13
I. Les familles de composés à connaître.....	13
II. TP Identification des groupes caractéristiques	16
<i>chap 5. Passage d'un groupe caractéristique à un autre</i>	21
<i>chap 6. Préparation de l'Acide benzoïque</i>	22
I. Principe de la préparation	22
II. Synthèse de l'acide benzoïque.....	22
III. Extraction de l'acide benzoïque	23
Préparation de l'Acide benzoïque fiche labo	24
<i>chap 7. L'énergie en chimie</i>	25
I. La cohésion de la matière.....	25
II. Les transformations de la matière.....	27

chap I. la chimie organique

La chimie de synthèse est nécessaire pour :

- éviter la surexploitation de la nature
- produire des espèces chimiques originales, qu'on ne trouve pas dans la nature
- produire moins cher

On y distingue la chimie minérale et la chimie organique.

1) Qu'est-ce que la chimie organique ?

Les molécules de la chimie organique sont constituées principalement des éléments C et H.

De nombreux composés organiques ont pour origine la photosynthèse. Cependant, les hydrocarbures fossiles constituent la principale matière première de la chimie organique.

Origine

Après le big bang, l'univers ne contient que de l'hydrogène. Les réactions nucléaires ont données naissance aux éléments suivants : He puis C, O... tous les éléments légers ont été synthétisés dans les étoiles !

Le dioxyde de carbone de l'air avec l'eau prélevée dans le sol sont transformés en matière végétale sous l'action des UV= c'est la photosynthèse.

Cette matière végétale riche en carbone en hydrogène et un peu en oxygène est ingérée par le monde animal qui va construire des molécules plus complexes jusqu'à l'ADN, toujours basée essentiellement sur le carbone avec un peu de H, O, N, P...

2) Le carbone élément de base de la chimie organique

Règle de stabilité des atomes

Au cours de leurs transformations, les atomes tendent à remplir leur couche électronique externe avec 2 ou 8 électrons (règle du duet et de l'octet).

la tétravalence du carbone

La structure électronique du carbone est $K^2 L^4$. L'atome de carbone possède donc quatre électrons sur sa couche électronique externe. Pour satisfaire à la règle du duet et de l'octet, chaque atome de carbone d'une molécule participe à quatre liaisons covalentes. On dit pour cela que l'atome de carbone est tétravalant.

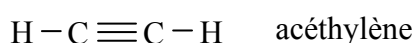
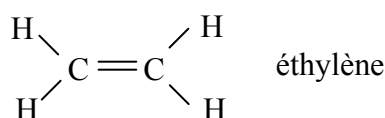
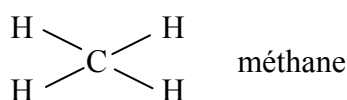
les molécules organiques

Les molécules sont des assemblages d'atomes liés entre eux par des liaisons nommées liaison de covalence. Pour former une liaison de covalence entre deux atomes il faut que chacun d'eux possède, au moins, un électron célibataire sur sa couche externe.

L'électron célibataire du premier atome est mis en commun avec l'électron célibataire du deuxième atome. L'ensemble de ces deux électrons forment la liaison de covalence. On représente ce doublet d'électrons par un trait joignant les deux atomes.

L'état de stabilité de la molécule est obtenu quand tous les atomes de carbone de la molécule respectent la règle l'octet et que tous les atomes d'hydrogène respectent la règle du duet.

Exemples



La propriété essentielle du carbone est l'immense diversité des molécules qu'il engendre. En particulier le carbone peut donner naissance à des molécules géantes, les macromolécules comme les ADN ou les polymères comme les plastiques.

3) Les exemples de composés organiques

la chimie lourde

C'est la chimie qui à partir de matière premières comme le pétrole, charbon, gaz va donner de gros tonnages de substances de bases faiblement modifiées

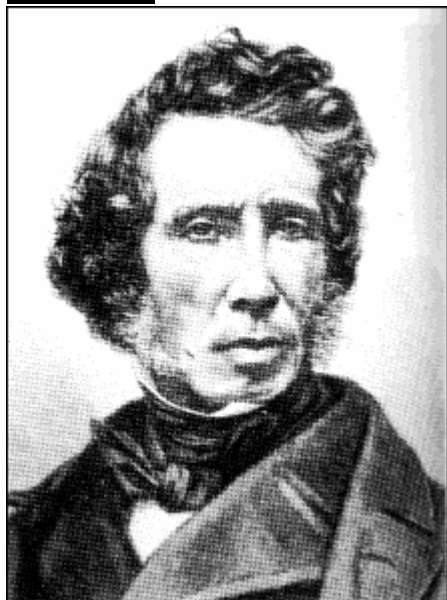
Chimie organique industrielle

la chimie fine

Agrochimie

pharmachimie

WÖHLER



La chimie organique apparaît d'abord dans l'histoire comme la chimie des composés du carbone et concerne les substances dont l'origine est un être vivant, animal ou plante. Les scientifiques pensaient, au début du XIX^{ème} siècle, que les corps « organiques » ne peuvent être produits que par les « organismes » végétaux ou animaux. Ceux-ci en effet auraient possédé une force spéciale, propre à la vie. Le chimiste n'était pas en mesure d'insuffler, au cours d'une synthèse, aux éléments inanimés la force vitale qui leur faisait défaut. Cette pensée vitaliste est à l'origine du retard que la chimie avait pris dans la synthèse des corps organiques.

Il faut attendre 1828 pour que soit réalisée la première synthèse d'une molécule dite organique : le chimiste allemand F. Wöhler obtient alors de l'urée, identifiable à un échantillon authentique naturel, par décomposition thermique d'un composé minéral, le cyanate d'ammonium. « Je peux faire de l'urée sans avoir besoin de reins ou même d'un animal, fût-il homme ou chien », écrit Wöhler.

La synthèse des molécules organiques prend alors son essor. La complexité des structures a obligé très rapidement les chimistes à étudier les liaisons entre les atomes constituant les molécules et à les représenter par des écritures conventionnelles bien établies maintenant.

1). Les molécules organiques sont constituées d'atomes de carbone mais aussi d'hydrogène, d'oxygène ou d'azote. Le carbone est connu depuis la préhistoire, rechercher quand ont été découverts l'hydrogène, l'oxygène et l'azote.

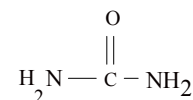
2). Une autre chimie était beaucoup plus développée à l'époque. Elle s'appelle la chimie inorganique, quel autre nom porte-t-elle ?

3). Que fait-on pour réaliser une « décomposition thermique » ?

4). Voici la formule de l'urée :

Quels types de liaisons rencontre-t-on dans cette molécule ?

Donner la formule brute de l'urée.



5) Vous connaissez le nombre liaisons que peuvent former certains atomes. Compléter le tableau suivant :

atome	nombre de liaisons covalentes possibles	molécule	formule brute	formule développée
carbone		méthane		
hydrogène		dihydrogène		
		éthane		
oxygène		dioxygène		
		éthanol		
azote		ammoniac		
chlore		dichlore		
		chlorométhane		

6). La synthèse organique a permis de grandes avancées dans différents domaines. Compléter.

Domaine	molécule synthétisée	date	chimiste
colorant textile	indigo		
santé	aspirine		
explosifs	nitroglycérine		
hygiène	savon		

II. TPI : les molécules de la chimie organique

Pour ce TP je vous demande de faire un compte rendu mixte, une feuille manuscrite et un complément dans une page Word pour les images 3D et les chaînes moléculaires.

Vous utiliserez pendant toute la séance, le logiciel "Chemsketch"

1) La chaîne carbonée

11) Isomérisation de position

Construire toutes les molécules possibles avec 5 carbones

Observer leur image en 3D et l'insérer dans la page Word de votre compte rendu.

Ecrire une représentation, manuscrite, de Lewis de chaque molécule

Le logiciel peut vous proposer un nom pour chaque molécule, sont-elles identiques; comment appelle-t-on des molécules qui se ressemblent comme elles?

Représentez moi la molécule de 2,2-diméthylpropane

12) Propriétés physiques

Former les molécules linéaires contenant entre 1 et 6 carbones.

Représentez les et nommez les. Rechercher les températures de fusion, T_f , et d'ébullition, T_e et les noter dans un tableau. Conclure

Mesurer les longueurs des liaisons C-C et C-H dans toutes ces molécules et les comparer; conclusion?

2) Une isomérisation plus fine

21) Isomérisation Z/E

Former toutes les molécules possibles avec: 2C, 2H, 2Cl.

Pouvez-vous les nommer? sont-elles identiques?

Représentez les en notation de Lewis.

22) Asymétrie

Former toutes les molécules avec 1 atome de C, H, Cl, Br

Combien en avez-vous trouvé? sont-elles identiques? vos mains sont-elles superposables? ces molécules sont dites chirales, cherchez la racine du mot.

3) Composés oxygénés

Former toutes les molécules contenant 5 carbones et 1 oxygène.

Représentez les en notation de Lewis. Cherchez le nom de chaque molécule.

Comparez les températures d'ébullition et de fusion de chacune de ces molécules entre elles et avec le pentane C_5H_{12}

Comparez la solubilité de ces molécules

Ecrivez moi et formez la représentation 3D du Butan-2-ol et du 2-méthylbutan-2-ol.

Ecrivez moi et formez le modèle en 3D de la pent-2-one

Ecrivez moi et formez le modèle en 3D du 2-méthylbutanal.

4) Composés azotés

Formez toutes les molécules contenant 3 carbones et 1 atome d'azote.

Représentez les en notation de Lewis. Cherchez leur nom.

Ecrivez moi et formez la représentation 3D l'éthylamine.

chap 2. le squelette carboné

I. Introduction

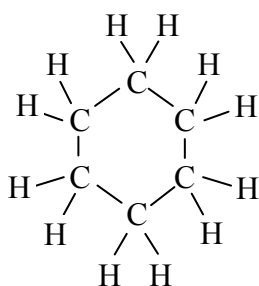
Une molécule organique comporte un squelette carboné et éventuellement des groupes caractéristiques (appelés groupes fonctionnels).

II. la diversité des chaînes carbonées

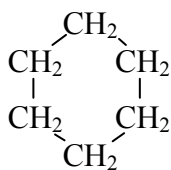
1) Chaîne carbonée linéaire, ramifiée ou cyclique, saturée et insaturée

Toutes les molécules de la chimie organique présentent un enchaînement d'atomes de carbone liés par des liaisons de covalence. Cet enchaînement constitue le chaîne carbonée de la molécule.

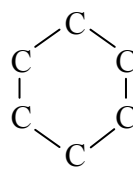
Exemple le cyclohexane, de formule brute C_6H_{12} , dont la chaîne carbonée est cyclique



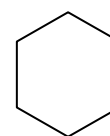
formule développée



formule semi-développée



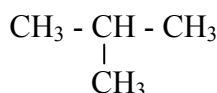
chaîne carbonée



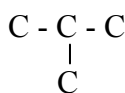
représentation topologique

Une molécule qui possède un atome de carbone lié à trois autres atomes de carbone est dite à chaîne ramifiée (linéaire dans le cas contraire).

Exemple le 2-méthylpropane, de formule brute C_4H_{10} , qui possède une chaîne ramifiée



formule semi-développée



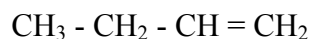
chaîne carbonée



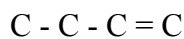
représentation topologique

Une molécule qui possède une double (ou triple) liaison carbone = carbone est dite insaturée (saturée dans le cas contraire).

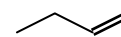
Exemple le but-1-ène, de formule brute C_4H_8 , qui possède une chaîne insaturée



formule semi-développée



chaîne carbonée



représentation topologique

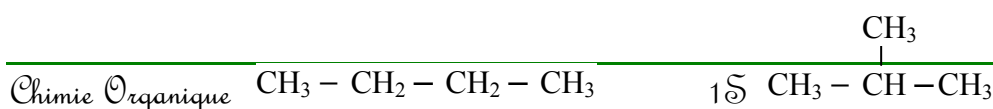
2) Isomérisation de constitution

Deux isomères sont deux espèces ayant même formule brute mais dont les molécules sont différentes.

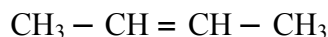
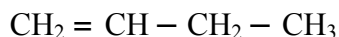
Des composés peuvent être isomères de constitution : l'enchaînement des atomes est différent entre les deux isomères.

Exemples

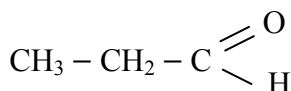
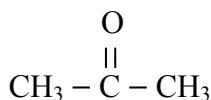
Alcanes de formule brute C_4H_{10} (l'isomérisation implique le squelette carboné - isomères de chaîne)



Alcènes de formule brute C_4H_8 (l'isomérisie implique la position d'un groupe caractéristique ou d'une insaturation - isomères de position)



Cétone et aldéhyde de formule brute C_3H_6O (l'isomérisie implique la présence de groupes fonctionnels différents - isomères de fonction)



3) Notion de configuration

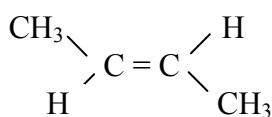
On appelle configuration d'une molécule de constitution définie, la disposition de ses atomes dans l'espace.

Des composés peuvent être isomères de configuration : ils ont même constitution (le même enchaînement de leurs atomes) mais leurs molécules ne sont pas superposables.

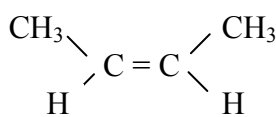
Configuration Z et E des alcènes

Les alcènes de constitution $R - CH = CH - R'$ peuvent avoir deux configurations. Si les deux atomes d'hydrogène sont du même côté de la double liaison, la configuration est dite Z (de zusammen \equiv ensemble en allemand), sinon la configuration est dite E (de entgegen \equiv opposé en allemand).

Exemple alcènes de constitution $CH_3 - CH = CH - CH_3$



(E)-but-2-ène



(Z)-but-2-ène

Les propriétés physiques et chimiques des isomères Z et E sont différentes.

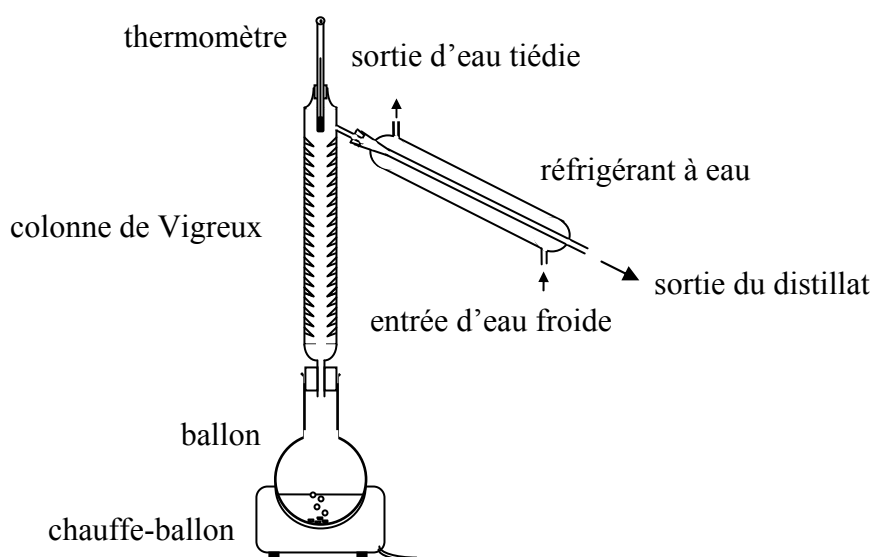
Influence de la chaîne carbonée sur les propriétés physiques

La densité par rapport à l'eau, des composés organiques liquides à chaîne linéaire augmente avec la longueur de la chaîne.

Les températures de fusion et d'ébullition des composés organiques à chaîne linéaire augmentent avec la longueur de la chaîne.

La solubilité dans l'eau des composés organiques à chaîne linéaire diminue avec la longueur de la chaîne. Les alcanes sont insolubles dans l'eau.

Application à la distillation fractionnée



La distillation est une technique de séparation des constituants d'un mélange liquide homogène.

Le principe consiste à provoquer ébullition d'un mélange et à condenser la vapeur. Cette vapeur est enrichie en constituant le plus volatil. Il suffirait donc de porter ce condensat à ébullition et de renouveler l'opération ébullition - condensation plusieurs fois pour obtenir un condensat qui ne contiendrait pratiquement plus que le constituant le plus volatil.

Cette opération peut s'effectuer dans une colonne à distiller, c'est à dire une colonne comportant de nombreuses aspérités internes sur la paroi desquels la vapeur pourra se condenser et se vaporiser.

Si cette colonne est suffisamment longue, la vapeur au sommet de la colonne sera presque exclusivement composée du constituant le plus volatil que l'on appelle alors distillat.

III. Nomenclature

Nomenclature des hydrocarbures à chaîne droite

On utilise un préfixe indiquant le nombre d'atomes de carbone de la chaîne carbonée :

Nombre de C	1	2	3	4	5	6
Préfixe	méth	éth	prop	but	pent	hex

Exemples $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: propane $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$: propène
 $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$: propyle

Règles de l'UICPA (Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée)

- Chercher la chaîne carbonée la plus longue et le nom de l'alcane à chaîne linéaire comportant le même nombre de carbone. L'alcane ramifié est considéré comme un dérivé de cet alcane à chaîne droite
- Identifier les groupements substituants sur cette chaîne et leur place par un indice de position. On numérote à partir d'un des deux bouts de cette chaîne
- Déterminer le sens de numérotation. On écrit tous les chiffres obtenus par ordre croissant. Le sens à retenir est celui correspondant au nombre le plus petit
- S'il existe plusieurs groupements substituants identiques, on utilise les préfixes di, tri, tétra ...
- Les groupements substituants s'écrivent avant le nom de l'alcane. Ils sont placés par ordre alphabétique
- Les indices de position sont placés immédiatement avant la partie du nom à laquelle ils se réfèrent. Ils sont reliés par des tirets placés de part et d'autre mais séparés entre eux par des virgules lorsqu'ils sont devant un terme multiplicatif.

chap 3. la modification du squelette carboné

Certains hydrocarbures issus de la distillation des pétroles (appelés coupes) ne sont pas directement utilisables.

I. la pétrochimie et le raffinage du pétrole

La pétrochimie est la chimie des dérivés du pétrole. Elle transforme les pétroles bruts en produits adaptés à la demande des consommateurs.

L'ensemble de toutes des opérations industrielles constitue le raffinage du pétrole.

La première opération de raffinage consiste à séparer ces hydrocarbures par une distillation fractionnée. On obtient des « coupes » réunissant des hydrocarbures dont le nombre d'atomes de carbone est proche : gaz de pétrole (1 à 4 C), éther de pétrole (5 à 6 C), naphta léger (6 à 7 C), white spirit (7 C), naphta lourd (8 à 10 C), kérosène (11 à 12 C), pétrole lampant (12 à 14 C), gazole et fioul léger (15 à 20 C), fiouls lourds, huiles, paraffines, bitumes (plus de 20 C).

1) Les carburants

Les hydrocarbures correspondant aux naphtas et aux gazoles n'ont pas les qualités requises pour être utilisés directement comme carburant : il faut donc les transformer.

2) Les matières premières de l'industrie chimique

Les pétroles sont essentiellement constitués d'hydrocarbures saturés qui sont peu réactifs (sauf pour les combustions qui sont des oxydations violentes). L'industrie chimique a besoin d'hydrocarbures insaturés : il faut donc transformer les alcanes en alcènes.

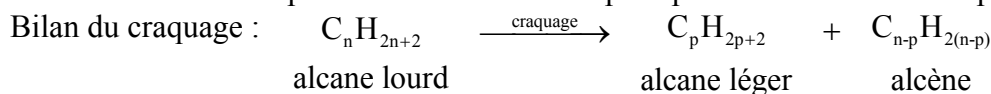
II. les modifications du squelette carboné

Après la distillation fractionnée du pétrole, il faut procéder des transformations afin de raccourcir, ramifier, cycliser et déshydrater les chaînes carbonées.

1) Raccourcir le squelette carboné : le craquage

Principe du craquage

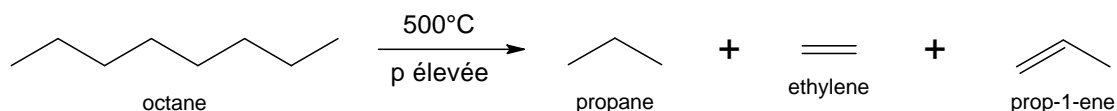
C'est une opération effectuée à haute température au cours de laquelle les molécules d'hydrocarbures à longue chaîne sont brisées au niveau d'une ou plusieurs liaisons C-C pour produire des molécules plus courtes.



les différents craquages

Craquage thermique : il consiste à chauffer (300 à 850°C), sous pression élevée, des molécules d'alcanes : le squelette se brise et on forme des molécules plus petites. Il est favorable à la production d'alcènes.

Ex :

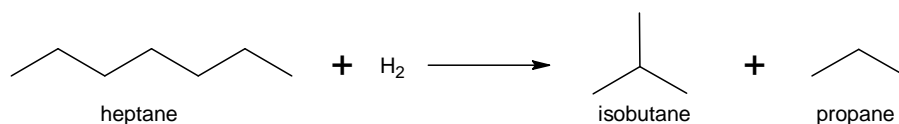


Craquage catalytique : Il consiste à chauffer (450°C), sous une pression de quelques bars et en présence d'un catalyseur les fractions lourdes issues de la distillation du pétrole pour fabriquer des essences...

Il permet un meilleur contrôle de la transformation et est moins coûteux en énergie.

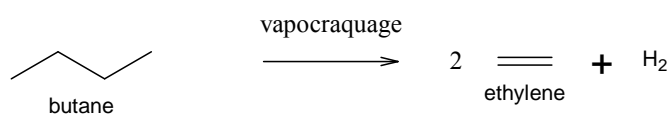
Hydrocraquage : Il s'agit d'un craquage catalytique, effectué en présence de dihydrogène : on favorise la production d'alcanes ramifiés sans production d'alcènes.

Ex :



Vapocraquage : Il s'agit d'un craquage en présence de vapeur d'eau (800°C, 1 bar). Il produit essentiellement des alcènes et du H₂.

Ex :



2) Réarranger le squelette sans changer le nombre d'atomes de carbone

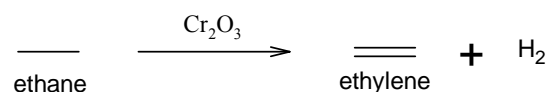
Déshydrogénation

Il s'agit de transformer des molécules d'alcanes en alcènes :

Le but est essentiellement d'**obtenir des molécules qui serviront comme point de départ** à d'autres synthèses organiques (et non comme carburant comme dans les techniques précédentes).

Dans la molécule, deux atomes de carbone voisins perdent chacun un atome H et une double liaison C = C s'établit. Toutes ces réactions se font à environ 500°C et en présence de catalyseurs à base d'oxyde de fer ou de chrome.

Ex :

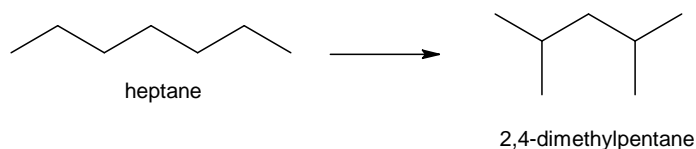


Reformage catalytique

Le reformage ("reforming") catalytique permet de modifier profondément la structure de molécules d'hydrocarbures légères (de 5 à 9 atomes C), obtenues par craquage, sans changer le nombre d'atomes de carbone.

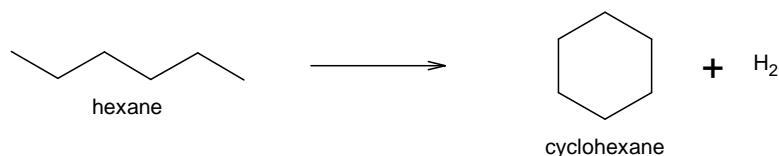
• **Ramification** : On transforme les alcanes linéaires en alcanes à squelette ramifié. C'est une isomérisation, qui conduit généralement plusieurs isomères. (120°C à 200°C, 20 à 70 bar)

Ex :



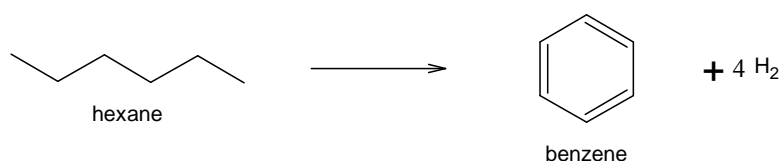
• **Cyclisation** : on transforme les alcanes linéaires ayant au moins 5 atomes de carbone en cyclanes (avec formation de dihydrogène).

Ex :



• **Cyclisation et déshydrogénation** : on transforme les alcanes linéaires en cycles aromatiques insaturés (cycles benzéniques) avec formation de dihydrogène. (500°C, 15 à 30 bar, catalyseur à base de Pt).

Ex :



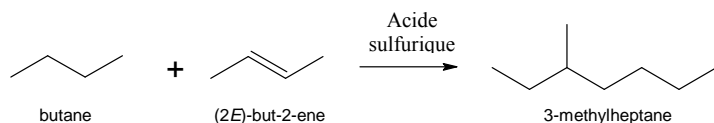
3) Allonger le squelette carboné

Alkylation

On remplace un atome d'hydrogène d'une chaîne carbonée par un groupe alkyle.

Elle peut se pratiquer en combinant un alcane léger et un alcène léger pour obtenir un alcane plus lourd : c'est alors la réaction inverse du craquage thermique.

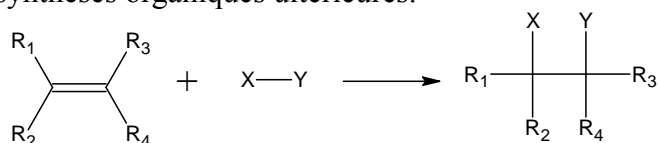
Ex :



Polyaddition

• **Réaction d'addition** : Une réaction d'addition est une spécificité des alcènes. Il s'agit toujours d'obtenir des molécules servant de réactifs à des synthèses organiques ultérieures.

Le schéma général est le suivant :

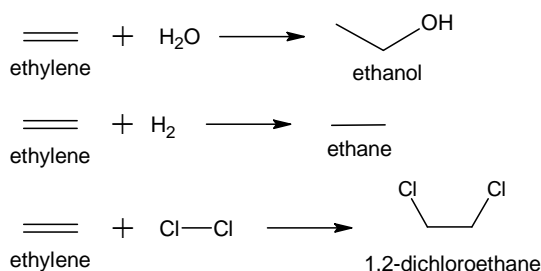


Si la molécule ajoutée est : H_2O on parlera d'hydratation.

H_2 on parlera d'hydrogénation

un dihalogène (F_2 , Cl_2 , Br_2 ou I_2) on parlera d'halogénéation.

Exemples :



• **Réaction de polyaddition** : Une réaction de polyaddition consiste dans l'addition répétée d'un très grand nombre de molécules insaturées appelées monomères.

Le résultat est une molécule géante, une macromolécule, formant un polymère constitué d'un motif qui se répète n fois.

Le schéma général est : $n \text{CH}_2 = \text{CHA} \longrightarrow -(\text{CH}_2 - \text{CHA})_n-$

Monomère		Polymère		Applications
Éthylène	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$	Polyéthylène	$-(\text{CH}_2 - \text{CH}_2)_n-$	Emballages ; films plastiques ; gilets pare balles...
Propène	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$	Polypropylène	$-(\text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}})_n-$	Objets moulés résistants ; film plastique ; mobilier de jardin ; cordage...
Chlorure de vinyle	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{Cl}$	Polychlorure de vinyle (PVC)	$-(\text{CH}_2 - \underset{\text{Cl}}{\text{CH}})_n-$	Tuyaux ; gouttières, fenêtres ; volets roulants ; bouteilles ; revêtements de sol...
Styrène	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{C}_6\text{H}_5$	Polystyrène	$-(\text{CH}_2 - \underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}})_n-$	Non expansé : Couverts ; jouets ; mobilier transparent. Expansé : plaques pour isolation thermique et

				phonique ; emballages protecteur...
Tétrafluoroéthylène	$\text{CF}_2 = \text{CF}_2$	Téflon®	$-(\text{CF}_2 - \text{CF}_2)_n$	Roulement de Roller, revêtement de poêle, cœur artificiel...

Exercices 1 ; 6 ; 8 ; 12 ; 14 ; 15 ; 21 ; 23 ; 25 ; 26 pages 174 à 177

chap 4. les groupes caractéristiques : initiation à la réactivité

I. les familles de composés à connaître

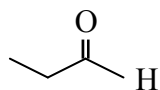
Ces composés sont caractérisés par l'existence d'un groupement fonctionnel dans leur molécule.

1) Composés oxygénés

- groupe $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}- \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$ se situant en bout de chaîne : **aldéhyde**
- groupe $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}- \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$ contenu dans la chaîne carbonée : **cétone**
- groupe $-\text{OH}$ fixé sur un atome de carbone tétraédrique : **alcool**
- groupe $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}- \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$ se situant en bout de chaîne : **acide carboxylique**

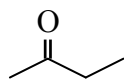
Exemples

un aldéhyde



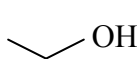
propanal

une cétone



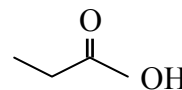
butan-2-one

un alcool



éthanol

un acide carboxylique

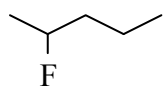


acide propanoïque

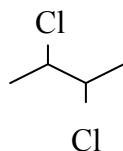
1) Composés halogénés

groupes $-\text{F}$ $-\text{Cl}$ $-\text{Br}$ $-\text{I}$ liés à un atome de carbone

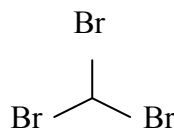
Exemples



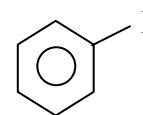
2-fluoropentane



2,3-dichlorobutane



tribromométhane

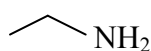


iodobenzène

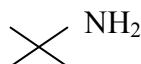
Amine primaire

groupe $-\text{NH}_2$ lié à un atome de carbone

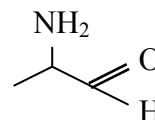
Exemples



1-aminoéthane



2-amino-2-méthylpropane



acide 2-aminopropanoïque ou alanine

2) La réactivité des alcools

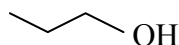
Alcool primaire, secondaire et tertiaire (classe d'un alcool)

Un alcool est dit :

- primaire si l'atome de carbone fonctionnel est lié à zéro ou un atome de carbone
- secondaire si l'atome de carbone fonctionnel est lié à deux atomes de carbone
- tertiaire si l'atome de carbone fonctionnel est lié à trois atomes de carbone

Exemples

un alcool primaire



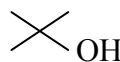
propan-1-ol

un alcool secondaire



propan-2-ol

un alcool tertiaire



2-méthylpropan-2-ol

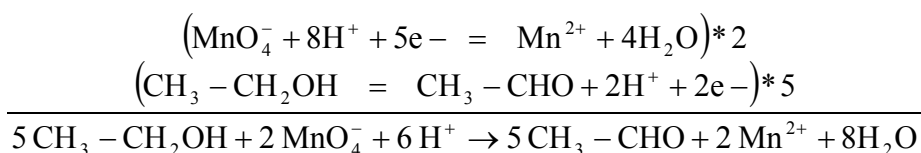
Oxydation ménagée d'un alcool

La chaîne carbonée de la molécule est préservée. Seul le groupement fonctionnel alcool est transformé.

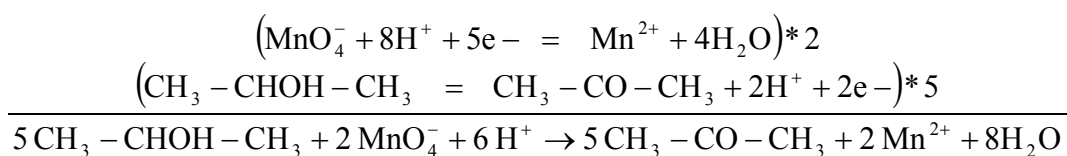
- l'alcool primaire est oxydé en aldéhyde puis en acide carboxylique si les conditions de l'expérience le permettent
- l'alcool secondaire est oxydé en cétone
- l'alcool tertiaire n'est pas oxydable

Exemples

Oxydation d'un alcool primaire par les ions permanganate



Oxydation d'un alcool secondaire par les ions permanganate



Oxydation totale d'un alcool

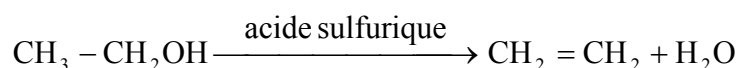
La chaîne carbonée est partiellement ou totalement détruite.



Déshydratation d'un alcool (élimination)

L'expérience montre qu'un alcool chauffé en présence d'acide sulfurique peut donner un alcène et de l'eau. L'élimination d'une molécule d'eau est une déshydratation.

Exemple

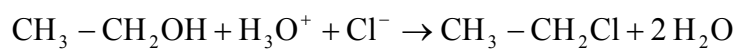


Passage aux composés halogénés (substitution)

Un alcool peut réagir avec une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$), d'acide bromhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$), d'acide iodhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{I}^-$), pour donner un composé halogéné.

Cet échange du groupe hydroxyle (OH) de l'alcool par un atome de la famille des halogènes est une substitution.

Exemple



II. TP Identification des groupes caractéristiques

1) But du TP :

Mise en place des tests d'identification des groupes caractéristiques.

2) Les alcènes

Les alcènes ne possèdent pas de groupe caractéristique, mais une insaturation de la chaîne carbonée qui leur confère des propriétés chimiques particulières.

1.1. Test à l'eau de dibrome

Précautions : l'eau de dibrome est corrosive.

→ Ajouter quelques gouttes d'eau de dibrome dans un tube contenant 1 mL d'un alcène. Puis reproduire ce test avec un alcane puis avec un alcool.

(**Produits à tester** : éthylène (gaz sous la hotte), cyclohexène, heptane ou pentane, éthanol)

Noter vos observations avec le nom et la formule des produits testés et conclure.

Quel est le type de réaction mise en jeu ? Écrire son équation chimique.

1.2. Test à la solution aqueuse basique de permanganate de potassium

→ Dans un tube, mettre 2 mL de solution aqueuse de permanganate de potassium, ajouter quelques gouttes de solution de soude. Mélanger. A l'aide d'une pipette, ajouter dans le tube quelques gouttes de cyclohexène. Noter vos observations et conclure.

3) Les alcools

Le groupe caractéristique des alcools est appelé groupe hydroxyle.

L'étude des alcools fera l'objet d'un chapitre complet.

4) Les dérivés halogénés

Tests des composés halogénés : R – X (ou X est F , Cl , Br , I et R est un groupement alkyle)

→ Dans un tube à essais, verser 2 mL de solution alcoolique de nitrate d'argent, puis quelques gouttes de composé halogéné. (**Composés disponibles** : 2-chloro-2-méthylpropane ; bromoéthane ; iodométhane)
Noter vos observations avec le nom et la formule des produits testés et conclure.

Équation :
$$R - X + R' - OH + Ag^+_{(aq)} \longrightarrow R - O - R' + AgX_{(s)} + H^+_{(aq)}$$

5) Les aldéhydes et les cétones

Le groupe caractéristique des aldéhydes et des cétones est appelé groupe carbonyle

1.3. Reconnaissance du groupe carbonyle

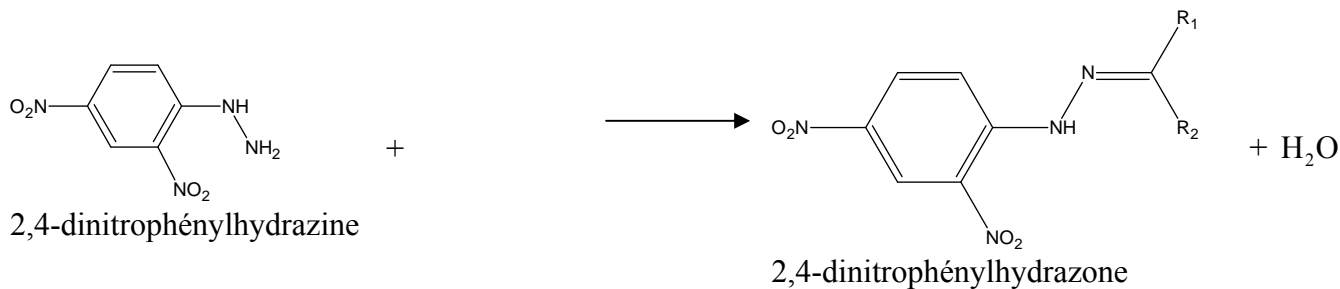
→ Test à la 2,4-D.N.P.H. ou 2,4-dinitrophénylhydrazine (solution de couleur jaune en milieu acide)

- Utiliser une pipette différente pour chaque produit pur
- Placer le portoir avec le tube de D.N.P.H. loin du portoir avec les produits purs.
- Dans quatre tubes à essais, verser 2 mL d'une solution de 2,4-dinitrophénylhydrazine
- Ajouter dans chacun quelques gouttes d'un des produits purs et noter vos observations.

Produits à tester : éthanol, éthanal, acétone (propanone) et acide éthanoïque.

Conclure.

Équation de réaction :



1.4. Reconnaissance des aldéhydes

Plusieurs tests sont possibles : le test à la liqueur de Fehling utilisé en SVT, le test avec le réactif de Tollens.

→ Test à la liqueur de Fehling : solution bleu roi (LF)

Elle contient, en milieu basique, des ions cuivre II (Cu^{2+}), en présence d'ions tartrate, ce qui donne un ion complexe du cuivre noté CuT_2^{2-} . La solution a une couleur bleu roi.

Verser dans 2 tubes 1 à 2 mL de liqueur de Fehling.

Dans l'un des tubes ajouter 1 mL d'éthanal, dans le deuxième tube ajouter 1 mL de butanone.

Placer les deux tubes au bain marie.

Noter vos observations avec le nom et la formule des produits testés et conclure.

Équation de la réaction : Lors de la réaction, l'ion cuivre II (Cu^{2+}) est réduit en ion cuivre I (Cu^+) dans l'oxyde de cuivre (Cu_2O du précipité rouge brique), en milieu basique.

→ Test au réactif de Tollens ou nitrate d'argent ammoniacal (milieu basique) :

Ce réactif contient l'ion complexe $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ (ion diamine argent), incolore.

Dans un bain marie à environ 40 °C placer deux tubes contenant le réactif de Tollens (RT), dans l'un ajouter 1 mL d'éthanal et dans l'autre 1 mL de butanone.

Tourner sans cesse le tube sur lui même autour de son axe tout en le maintenant au bain marie.

Noter vos observations et conclure.

Équation de la réaction : L'ion complexe $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ se comporte comme l'ion Ag^+ .

6) Les acides carboxyliques

Les acides carboxyliques présentent un caractère acide qui peut être mesuré par le pH.

Produits à tester : acide éthanoïque ; acide propanoïque

→ Dans une coupelle, placer un petit morceau de papier pH, déposer à l'aide d'un agitateur en verre une goutte d'acide carboxylique. Déterminer la valeur du pH.

→ Préparer deux tubes à essais avec 1 mL d'un acide carboxylique. Dans le premier tube, ajouter trois gouttes de BBT sous forme acide (jaune) et dans le second tube ajouter trois gouttes de BBT sous forme basique (bleu).

Noter vos observations et conclure.

Écrire l'équation de la réaction acido-basique entre l'indicateur coloré et l'acide carboxylique.

7) Les amines primaires

Les amines primaires présentent un caractère basique qui peut être mesuré par le pH.

Produits à tester : éthylamine (éthanamine) ; méthylamine (méthanamine).

→ Dans une coupelle, placer un petit morceau de papier pH, déposer à l'aide d'un agitateur en verre une goutte d'amine. Déterminer la valeur du pH.

→ Préparer deux tubes à essais avec 1 mL d'une amine.

Dans le premier tube, ajouter trois gouttes de BBT sous forme acide (jaune) et dans le second tube ajouter trois gouttes de BBT sous forme basique (bleu).

Noter vos observations et conclure.

Écrire l'équation de la réaction acido-basique entre l'indicateur coloré et l'amine.

2. Tableau récapitulatif

Établir un tableau récapitulatif des tests de reconnaissances des groupes caractéristiques.

Famille	Groupe caractéristique	Formule générale	Caractérisation

TABLEAU RECAPITULATIF DES TESTS DE RECONNAISSANCE

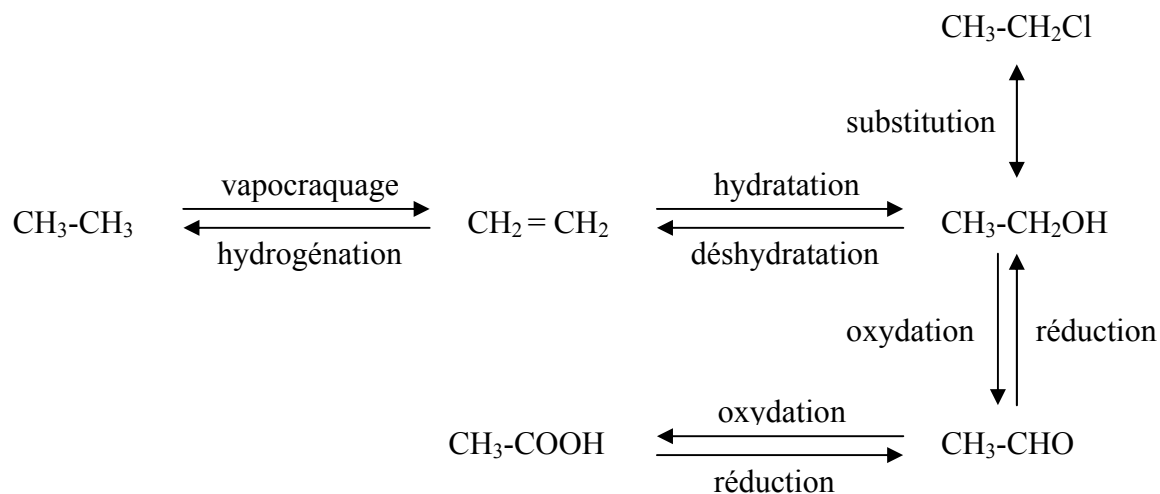
Famille	Groupe caractéristique	Formule générale	Caractérisation
Alcènes	$C = C$	C_nH_{2n}	<ul style="list-style-type: none"> la coloration orangée de la solution de dibrome disparaît. la solution de permanganate de potassium en milieu basique devient verte.
Composés halogénés	$-X$	$R - X$	<ul style="list-style-type: none"> formation d'un précipité avec une solution alcoolique de nitrate d'argent.
Aldéhydes	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -C \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$	$R - CHO$	<ul style="list-style-type: none"> formation d'un précipité jaune orangé avec la 2,4-DNPH formation d'un précipité rouge brique avec la liqueur de Fehling formation d'un miroir d'argent avec le réactif de Tollens (nitrate d'argent ammoniacal)
Cétones	$\begin{array}{c} \diagup \\ \diagdown \\ C = O \end{array}$	$R - CO - R'$	<ul style="list-style-type: none"> formation d'un précipité jaune orangé avec la 2,4-DNPH
Acides carboxyliques	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -C \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	$R - COOH$	<ul style="list-style-type: none"> pH inférieur à 7 BBT devient jaune
Amines primaires	$-NH_2$	$R - NH_2$	<ul style="list-style-type: none"> pH supérieur à 7 BBT devient ou reste bleu

Matériel : Flacons élève quand c'est possible	
<p>Heptane ou pentane Éthylène dans tube à essais (1 par table et par séance donc) Cyclohexène ou autre alcène liquide Éthanol Éthanal Acétone Butanone Acide éthanoïque Acide propanoïque Ethylamine Méthylamine</p> <p>2-chloro-2-méthylpropane iodométhane bromoéthane</p> <p>Eau de dibrome pas trop foncée mais pas trop claire</p> <p>Permanganate de potassium à $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ Soude Nitrate d'argent en solution alcoolique Réactif de Tollens Papier pH BBT (sous forme acide et sous forme basique)</p> <p>Sur un portoir : 2,4-D.N.P.H dans un tube + compte goutte. Liquueur de Fehling dans un tube + compte goutte</p>	<p>1 bain marie à 45°C avec un support pour tubes</p> <p>1 bécher étiqueté par flacon au bureau 8 compte gouttes au bureau + 8 verres à pied ou autre pour poser comptes gouttes après usage sans les mélanger</p> <p>élèves : 12 tubes à essais dont 2 pour réactif de Tollens (dépôt argent)</p> <p>1 agitateur en verre 1 soucoupe 3 petits béchers 1 compte gouttes</p> <p>Prof : 12 tubes pour prof</p>

chap 5. Passage d'un groupe caractéristique à un autre

Les réactions d'oxydation, d'élimination et de substitution montrent qu'il est possible de réaliser le passage d'un groupe caractéristique à un autre groupe. Ces réactions sont réversibles. Ainsi, le chimiste peut, par un choix judicieux des réactifs et des conditions expérimentales, synthétiser la molécule de son choix.

Exemple



chap 6. Préparation de l'acide benzoïque

But du TP : Synthétiser, extraire une espèce chimique organique.

Réaliser le passage d'un groupe caractéristique à un autre.

I. Principe de la préparation

On oxyde un alcool en acide carboxylique par l'ion MnO_4^- , cette opération se fait en milieu basique grâce à la présence de l'ion CO_3^{2-} . Dans ces conditions, l'acide benzoïque (très peu soluble dans l'eau) apparaît sous forme de sa base conjuguée : l'ion benzoate $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{COO}^-$ soluble dans l'eau et l'ion MnO_4^- est réduit en dioxyde de manganèse MnO_2 (précipité brun).

Le protocole suivi a pour but d'éliminer le précipité tandis que l'ion benzoate reste en solution. On acidifie ensuite la solution pour faire précipiter l'acide benzoïque que l'on isole par filtration.

II. Synthèse de l'acide benzoïque

Objectif : Réaliser l'oxydation ménagée de l'alcool benzylique de formule $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ pour obtenir l'ion benzoate qui est la base conjuguée de l'acide benzoïque.

- Introduire dans le ballon 2 g de carbonate de sodium, 100 mL d'eau, 4,5 g de permanganate de potassium et 2,5 mL d'alcool benzylique.
- Ajouter quelques grains de pierre ponce.
- Adapter le réfrigérant en position verticale et placer le ballon dans le chauffe-ballon en le maintenant à un support à l'aide d'une pince (ce qui permet d'abaisser le chauffe-ballon en cas d'emballement).
- Faire circuler l'eau dans le réfrigérant et commencer le chauffage. Régler, au départ, le thermostat en position 8, puis abaisser progressivement ce réglage lors de la montée en température pour obtenir une douce ébullition du contenu du ballon. Maintenir le chauffage à reflux durant 20 minutes.
- On note la précipitation de dioxyde de manganèse brun.
- Arrêter le chauffage et placer le ballon hors du chauffe-ballon pour qu'il refroidisse.
- Arrêter la circulation d'eau et débrancher le réfrigérant quelques minutes après.
- Refroidir le ballon sous un courant d'eau froide.

Pendant le chauffage à reflux, répondre aux questions suivantes :

2.1 Faire le schéma annoté du montage de synthèse.

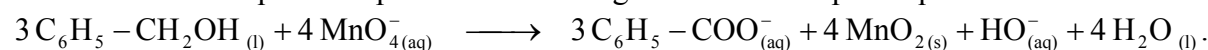
2.2 À quelle classe appartient l'alcool benzylique ?

2.3 Écrire l'équation de dissolution du carbonate de sodium dans l'eau.

2.4 Écrire l'équation de réaction acido-basique entre l'ion carbonate et l'eau (qui se comporte en acide).

2.5 En milieu basique, l'ion permanganate appartient au couple oxydant réducteur $\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2$.

La transformation qui a lieu pendant le chauffage est modélisée par l'équation :



Écrire les demi équations d'oxydoréduction en milieu basique liées à cette équation.

2.6 Montrer que l'alcool benzylique est légèrement en excès dans le mélange réactionnel.

2.7 Quels sont les espèces chimiques présentes à la fin du chauffage.

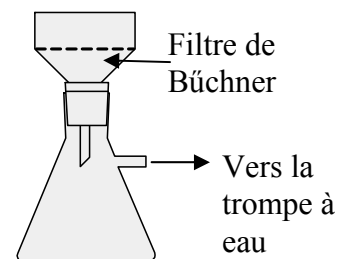
III. Extraction de l'acide benzoïque

L'acide benzoïque a pour formule : $C_6H_5 - COOH$.

• Relier la fiole à filtration à la trompe à eau ; y adapter l'entonnoir de Büchner, au fond duquel on place un disque de papier filtre légèrement imbibé d'eau.

• Ouvrir doucement la trompe à eau et verser progressivement le contenu du ballon refroidi dans le Büchner de façon à séparer le précipité de dioxyde de manganèse.

- Rincer par un peu d'eau distillée.
- Verser le filtrat dans une ampoule à décanter.
- Ajouter environ 40 mL de dichlorométhane (**ATTENTION** : éviter tout contact avec la peau : gants et lunettes).
- Agiter lentement en prenant soin de dégazer.
- Laisser décanter.
- Recueillir la phase aqueuse dans un erlenmeyer. Placer l'erlenmeyer dans un bain de glace.
- Ajouter progressivement et avec **PRECAUTION** (gants et lunettes) 10 mL d'acide chlorhydrique concentré, tout en agitant l'erlenmeyer dans le bain de glace (attention aux mousses !).
- Vérifier à l'aide d'une touche pratiquée avec l'agitateur sur un papier-pH que le pH est voisin de 1. L'acide benzoïque a cristallisé.
- Effectuer la filtration sur Büchner du précipité obtenu. Le rincer avec un peu d'eau froide.
- Essorer le plus possible.
- Etiqueter un récipient, y noter vos noms, peser ce récipient et noter sa masse
- Récupérer à l'aide d'une spatule l'acide benzoïque obtenu et le placer dans votre récipient étiqueté.
- Le placer dans l'étuve.
- Le produit synthétisé va être séché plusieurs jours et la masse obtenue sera déterminée lors de la prochaine séance de TP.



Questions :

3.1 Quelles sont les espèces chimiques présentes dans le filtrat ?

3.2 Quel est l'objectif de l'extraction au dichlorométhane ?

3.3 Que reste-t-il dans la phase aqueuse après cette opération ?

3.4 Expliquer la formation d'acide benzoïque lorsque l'on ajoute l'acide chlorhydrique.

3.5 Calculer la masse théorique d'acide benzoïque que l'on aurait pu obtenir.

Données physico-chimique concernant les espèces chimiques utilisées dans la synthèse et l'extraction.

Nom	Formule	Masse molaire (g.mol ⁻¹)	Température de fusion (°C)	Solubilité dans l'eau	Densité
Alcool benzylique	$C_6H_5-CH_2OH$	108	- 15,3	Soluble	1,05
Benzoate de sodium	$C_6H_5-COONa$	144	> 300	Très soluble	-
Acide benzoïque	C_6H_5-COOH	122	122	Peu soluble	-
Permanganate de potassium	$KMnO_4$	158	50	Soluble	-

Dichlorométhane	CH ₂ Cl ₂	85	- 95	Non miscible	1,32
-----------------	---------------------------------	----	------	--------------	------

Préparation de l'Acide benzoïque fiche labo

Élèves :	Bureau
<ul style="list-style-type: none"> - 2 coupelles de pesée - 1 entonnoir pour aller dans ballon - un ballon de 250 mL + support à ballon - un chauffe ballon - Un réfrigérant vertical à eau sur potence + une pince pour le ballon - Un support réglable pour le chauffe ballon (pouvoir descendre le chauffe ballon et faire refroidir le ballon accroché à la pince) - une éprouvette de 10 mL et une de 100 mL - Un bécher de 250 mL - Une fiole à filtration avec un entonnoir de Büchner et trompe à vide. - Une ampoule à décanter (grosse) + support. - un cristalliseur. - un erlenmeyer de 250 mL - une coupelle - un agitateur en verre - papier pH - un récipient (pot de yaourt) par table et par groupe pour aller dans l'étuve - une spatule 	<p>Balances</p> <p>Pierre ponce</p> <p>filtres pour Büchner (2 filtres utilisés par table et par groupe)</p> <p>gants</p> <p>lunettes de protection</p> <p>carré de papier filtre (1 filtre par table et par groupe)</p> <p>étuve en fonctionnement</p> <p>étiquettes</p> <p>Glace (pas dès le début de la séance)</p> <p>Produits :</p> <p>carbonate de sodium + bécher + spatule</p> <p>permanganate de potassium solide + bécher + spatule</p> <p>alcool benzylique + bécher + burette sous la hotte</p> <p>dichlorométhane sous la hotte + bécher</p> <p>acide chlorhydrique concentré à 6 mol.L⁻¹ + bécher</p>

Garder les pots de yaourts avec l'acide benzoïque des élèves pour la séance suivante.

chap 7. l'énergie en chimie

- Objectifs :**
- Être capable de donner une définition de l'énergie de liaison.
 - Savoir que l'énergie de cohésion de solides ou de liquides composés de molécules est un ordre de grandeur plus faible qu'une énergie de liaison.

I. la cohésion de la matière

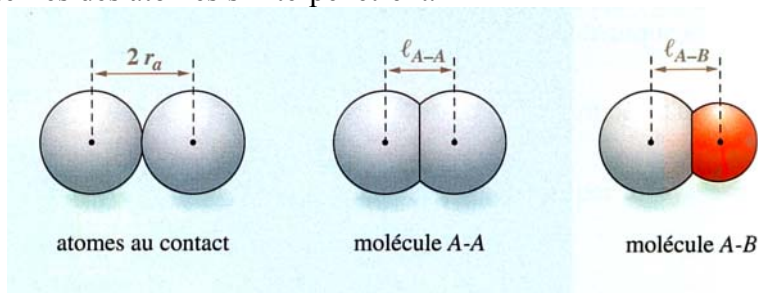
La matière n'est pas une simple juxtaposition d'atomes. Les atomes participent à la construction d'édifices plus stables, les molécules qui assurent la cohésion de la matière.

Dans ce chapitre nous nous intéresserons aux composés moléculaires

1) La molécule

Une molécule est un assemblage électriquement neutre d'atomes liés entre eux par des liaisons covalentes. La cohésion de la molécule est assurée par l'interaction électrique entre les noyaux et les nuages électroniques. Dans une molécule, la distance séparant les centres de deux atomes, qui correspond à la longueur d'une liaison, a une valeur bien déterminée, de l'ordre de 10^{-10} m.

La longueur d'une liaison dans une molécule diatomique est inférieure au double du rayon de l'atome car les couches électroniques externes des atomes s'interpénètrent.



Comme ces liaisons sont à l'intérieur de la molécule, on les qualifie de liaisons intramoléculaires.

2) Énergie de liaison

Quelles que soit la nature des atomes, la formation d'une liaison chimique entre ces atomes correspond toujours à une libération d'énergie. (Si deux atomes A et B s'unissent pour former une molécule A – B, c'est que la molécule A – B est plus stable.)

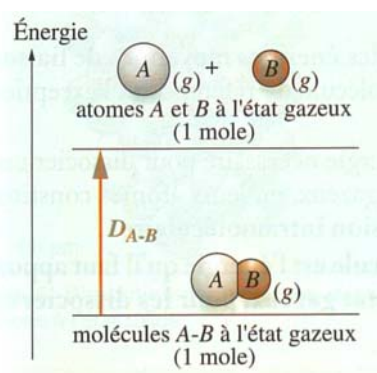
Inversement, la rupture d'une liaison chimique nécessite toujours un apport d'énergie de la part du milieu extérieur.

Cas des molécules diatomiques

L'énergie qu'il faut fournir pour rompre la liaison covalente d'une molécule diatomique représente son énergie de cohésion, on l'appelle énergie de liaison et on la définit pour une mole de molécules.

On appelle énergie de liaison D_{A-B} l'énergie qu'il faut fournir, à une température donnée, pour dissocier une mole de molécules A – B à l'état gazeux en une mole d'atomes A et une mole d'atomes B à l'état gazeux selon la réaction $AB_{(g)} \longrightarrow A_{(g)} + B_{(g)}$

L'énergie de liaison est une grandeur positive qui s'exprime en joules par mole $J \cdot mol^{-1}$.



Les énergies de liaisons sont de l'ordre de quelques centaines de milliers de $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$, on les donnent souvent en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. (livre page 210 doc 17 et 18)

Diagramme d'énergie : il permet de représenter les variations d'énergie du système

Gas des molécules poly atomiques

Exemple de la molécule d'eau :

La molécule d'eau comporte deux liaisons O–H. L'énergie qu'il faut fournir à une mole de molécules H_2O à l'état gazeux pour la transformer en une mole d'atome d'oxygène et en deux moles d'atomes d'hydrogène à l'état gazeux représente l'énergie de deux liaisons O–H.



Généralisation :

Dans une molécule polyatomique, l'énergie de liaison entre deux atomes donnés dépend peu de la molécule à laquelle ils appartiennent. Par exemple, l'énergie de liaison $D_{\text{C-H}}$ est pratiquement la même pour les liaisons C–H du méthane, du propène....

On considère donc les énergies moyennes de liaison.

3) Énergie de cohésion

L'énergie que représente l'ensemble des liaisons entre les différents atomes d'une molécule est appelée énergie de cohésion de la molécule.

L'énergie de cohésion d'une molécule est l'énergie qu'il faut fournir à une mole de molécules à l'état gazeux pour les dissocier en leurs atomes à l'état gazeux.

L'énergie de cohésion d'une molécule est égale à la somme des énergies moyennes de chacune de ses liaisons.

Exemple : Déterminer l'énergie de cohésion de la molécule d'éthane C_2H_6 .

$$D_{\text{C-C}} = 345 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$D_{\text{C-H}} = 415 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

L'énergie de cohésion est l'énergie transférée lors de la réaction $\text{C}_2\text{H}_{6(g)} \longrightarrow 2\text{C}_{(g)} + 6\text{H}_{(g)}$.

Elle est égale à la somme des énergies moyennes de chacune des liaisons de la molécule d'éthane. Cette molécule comporte une liaison C–C et six liaisons C–H donc

$$E_{\text{cohésion}} = D_{\text{C-C}} + 6D_{\text{C-H}} \quad E_{\text{cohésion}} = 345 + 6 \times 415 = 2835 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

les assemblages de molécules

Les trois états de la matière

L'état solide est un état ordonné.

(Arrangement ordonné des molécules, possède une forme propre et un volume défini.)

Les forces qui s'exercent entre deux molécules d'un cristal assurent sa cohésion et s'appellent les forces de cohésion intermoléculaires.

L'état liquide est un état désordonné et fluide.

(Ne possède pas de forme propre.)

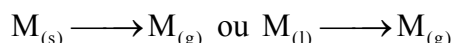
L'état gazeux est un état très désordonné.

(Ne possède pas de forme propre, ni de volume propre, il est expansible, compressible, les molécules sont en agitation constante et désordonnée, elles subissent de nombreux chocs.)

Le passage de l'état solide à l'état liquide ou gazeux s'accompagne d'une augmentation du désordre et des distances intermoléculaires.

4) Énergie de cohésion intermoléculaire

L'énergie de cohésion d'un solide ou d'un liquide moléculaire est l'énergie qu'il faut fournir pour dissocier une mole de molécules à l'état solide ou liquide en une mole de molécule à l'état gazeux, l'état initial et l'état final étant à la même température selon la réaction :



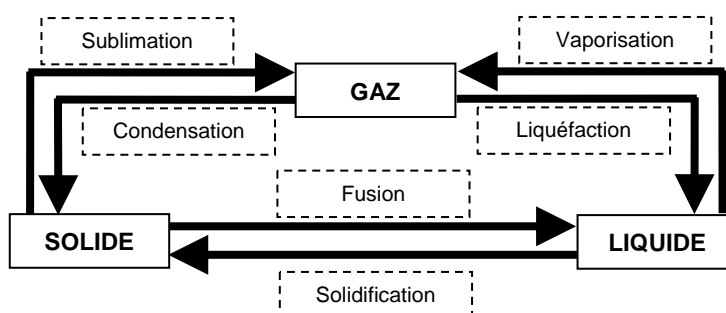
Les liaisons intermoléculaires sont beaucoup moins solides que les liaisons intramoléculaires, il faut donc moins d'énergie pour les rompre.

Exemple : Énergie de cohésion de l'eau liquide à 100°C est de 41 kJ.mol⁻¹.

II. les transformations de la matière

1) Changements d'états des corps purs (transformations physiques)

les différents changements d'états :



Sous une pression donnée, un changement d'état s'effectue à une température déterminée et la température reste constante tant que les deux états sont simultanément présents.

Exemple : Sous une $p = 1,013 \text{ bar}$, l'eau solide fond à 0°C et l'eau liquide bout à 100°C.

La fusion, la vaporisation et la sublimation d'un système nécessitent un transfert d'énergie de l'extérieur vers ce système, ce sont des transformations endothermiques, elles absorbent de l'énergie.

La solidification, la liquéfaction et la condensation d'un système libèrent de l'énergie vers l'extérieur, ce sont des transformations exothermiques.

Bilan énergétique d'un changement d'état

La glace est formée de molécules régulièrement disposées, quand la température s'élève, les molécules d'eau vibrent de plus en plus, les liaisons intermoléculaires du solide se brisent, l'eau devient liquide.

Si la température augmente encore, les molécules d'eau vibrent de plus en plus, cela brisent les liaisons intermoléculaires du liquide, l'eau bout et passe à l'état gazeux.

Si on chauffe la vapeur d'eau, on augmente l'agitation des molécules, la température augmente encore.

Les changements d'états ne concernent que les liaisons intermoléculaires.

On appelle chaleur latente de changement d'état d'une espèce chimique, l'énergie échangée avec le milieu extérieur, à pression et température constante, par une mole de cette espèce chimique, lors du changement d'état. Elle est notée L_v pour la vaporisation ou L_f pour la fusion et s'exprime en J.mol⁻¹ ou kJ.mol⁻¹.

Exemple : à la pression atmosphérique normale,

$$\text{chaleur latente de vaporisation de l'eau } L_v = 41 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\text{Chaleur latente de liquéfaction de l'eau } L_l = -41 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Il existe la chaleur latente massique, elle s'exprime en J.kg⁻¹, c'est l'énergie échangée avec le milieu extérieur, à p et T constante, par un kg de cette espèce chimique.

Pour une masse m d'une espèce chimique, l'énergie transférée sous forme thermique lors d'un changement d'état est $Q = m L_i$ avec L_i la chaleur latente massique de changement d'état.

Exemple

On chauffe une masse $m = 200\text{ g}$ de glace à -18°C afin d'obtenir de l'eau liquide à 20°C .

Quel est le transfert thermique réalisé ?

Données : $C_{\text{eau}} = 4,18\text{ kJ}\cdot^\circ\text{C}^{-1}\cdot\text{kg}^{-1}$ et $L_f = 334\text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$.

2) Transformations chimiques

Lorsqu'un système chimique non isolé se transforme, il échange de l'énergie avec le milieu extérieur.

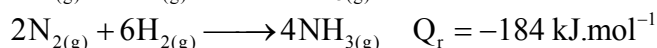
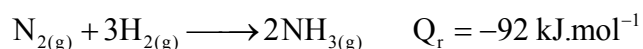
Exemple : la réaction entre le butane et le dioxygène de l'air (la combustion du butane) libère de l'énergie.

L'énergie libérée est d'autant plus importante que la quantité de matière de butane qui réagit est importante.

Soit une transformation chimique dans laquelle, les réactifs, pris dans les proportions stoechiométriques à une température et une pression donnée, réagissent totalement. Les produits de la réaction sont ensuite ramenés à la même température et à la même pression.

La chaleur de réaction Q_r est égale au transfert thermique réalisé entre le système chimique considéré et le milieu extérieur pour une équation donnée de la réaction chimique.

Exemple :



Si Q_r est positif, la réaction est endothermique, elle absorbe de l'énergie.

Si Q_r est négatif, la réaction est exothermique, elle libère de l'énergie.

Si les réactifs ne sont pas pris dans les proportions stoechiométrique, l'énergie échangée par transfert thermique est proportionnelle à l'avancement x de la réaction.

Avec Q en J ou kJ

$$Q = x Q_r$$

x avancement en mol

Q_r en $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$ ou $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

3) Estimation de l'énergie transférée au cours d'une réaction chimique entre gaz

Exemple 1 : Synthèse du chlorure d'hydrogène $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2\text{HCl}_{(\text{g})}$.

Pour passer des réactifs aux produits, il faut rompre une liaison H-H et une liaison Cl-Cl puis former deux liaisons H-Cl.

La rupture des liaisons nécessite l'apport d'énergie $D_{\text{H-H}} + D_{\text{Cl-Cl}}$ alors que la formation des liaisons libère l'énergie $2D_{\text{H-Cl}}$.

Le bilan est donc $Q_r = D_{\text{H-H}} + D_{\text{Cl-Cl}} - 2D_{\text{H-Cl}}$

$$\text{A.N. : } Q_r = 436 + 243 - 2 \times 432 = -185\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

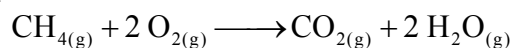
Généralisation :

La chaleur de réaction Q_r d'une réaction chimique au cours de laquelle les réactifs et les produits sont gazeux s'obtient en faisant le bilan énergétique des liaisons rompues des réactifs et des liaisons formées des produits.

$$Q_r = \sum D(\text{liaisons rompues}) - \sum D(\text{liaisons formées})$$

$$Q_r = \sum D(\text{réactifs}) - \sum D(\text{produits})$$

Exemple 2 : 1°/ Calculer la chaleur de réaction de la combustion du méthane.



$$Q_r = (4 D_{\text{C-H}} + 2 D_{\text{O=O}}) - (2 D_{\text{C=O}} + 4 D_{\text{H-O}})$$

$$\text{A.N. : } Q_r = (4 \times 415 + 2 \times 498) - (2 \times 798 + 4 \times 463) = -792 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Q_r négatif, donc la réaction est exothermique.

2°/ Déterminer l'énergie mise en jeu lors de la combustion de $m(\text{CH}_{4(g)}) = 50,0 \text{ g}$ dans un récipient contenant

$V(\text{O}_{2(g)}) = 50,0 \text{ L}$. On donne $V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$

$$n_i(\text{CH}_{4(g)}) = \frac{m(\text{CH}_{4(g)})}{M(\text{CH}_{4(g)})} \quad n_i(\text{CH}_{4(g)}) = \frac{50,0}{(12,0 + 4 \times 1,0)} = 3,13 \text{ mol}$$

$$n_i(\text{O}_{2(g)}) = \frac{V(\text{O}_{2(g)})}{V_m} \quad n_i(\text{O}_{2(g)}) = \frac{50,0}{24,0} = 2,08 \text{ mol}$$

état	avancement	$\text{CH}_{4(g)}$	+	$2 \text{O}_{2(g)}$	\longrightarrow	$\text{CO}_{2(g)}$	+	$2 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
EI	0 mol	3,125 mol		2,08 mol		0 mol		0 mol
ECT	x	$3,13 - x$		$2,08 - 2x$		x		2x
EF	$x_{\text{max}} = 1,04 \text{ mol}$	2,08 mol		0 mol		1,04 mol		2,08 mol

Calcul de x_{max}

$$\text{ou } \begin{cases} 3,13 - x_{\text{max}} = 0 \\ 2,08 - 2x_{\text{max}} = 0 \end{cases} \Rightarrow \text{ou } \begin{cases} x_{\text{max}} = 3,13 \text{ mol} \\ x_{\text{max}} = 1,04 \text{ mol} \end{cases} \text{ donc } x_{\text{max}} = 1,04 \text{ mol}$$

$$\text{Donc } Q = x Q_r \quad Q = 1,04 \times (-792) = -824 \text{ kJ.}$$

4) Applications des effets thermiques (voir livre page 218)