

Cours 1



CHIMIE ORGANIQUE

Vos fidèles serviteurs !



Tristampax



Taddol

Notre grand maître <3



Pr. Azoulay

Présentation de la matière

- UE1 : Chimie G - Chimie O - Biochimie – Biomol
- 8 cours de 2h, le dernier étant une séance de révision (SDR).
- 8 QCMs au concours, valant 5 points chacun ;
- Soit 40 points non négligeables sur un semestre à 600 points !



socrative

by MasteryConnect

→ Salle : **ORGATTR**

Sommaire

Introduction

Structure du Carbone

Représentation

Nomenclature

Isomérisie et stéréoisomérisie

Effets électroniques

Liaisons non covalentes ou moléculaires

Solvants

Introduction

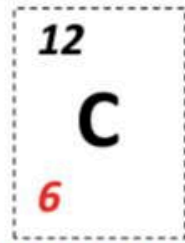
¹ H																	² He
³ Li	⁴ Be											⁵ B	⁶ C	⁷ N	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

■ composent 98% de la masse totale de tout organisme vivant

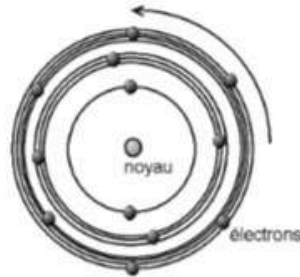
- Chimie organique = Chimie du carbone
- CHONPS = 98%

I / Structure du Carbone

Nombre de masse

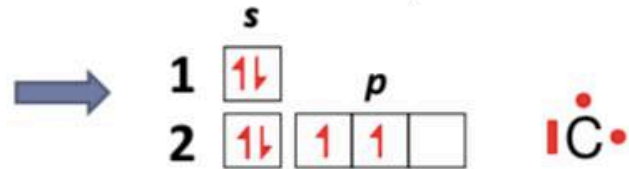


Numéro atomique

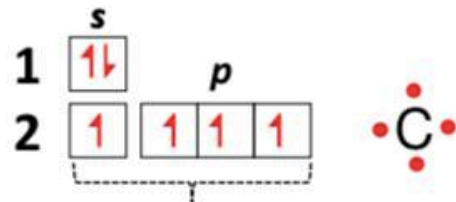


Pseudo-modèle de Bohr

Configuration électronique à l'état fondamental : $1s^2 2s^2 2p^2$

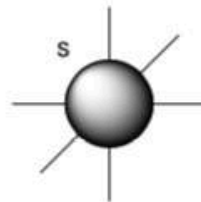


mais 4 liaisons identiques \Rightarrow un état de valence où quatre orbitales de même énergie:

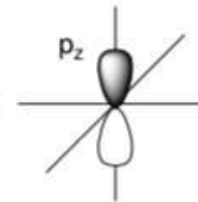
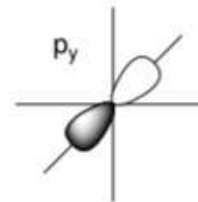
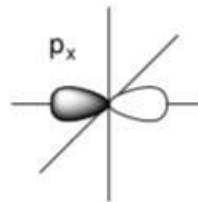


orbitales atomiques (OA) : 1 s et 3 p

1 orbitale s

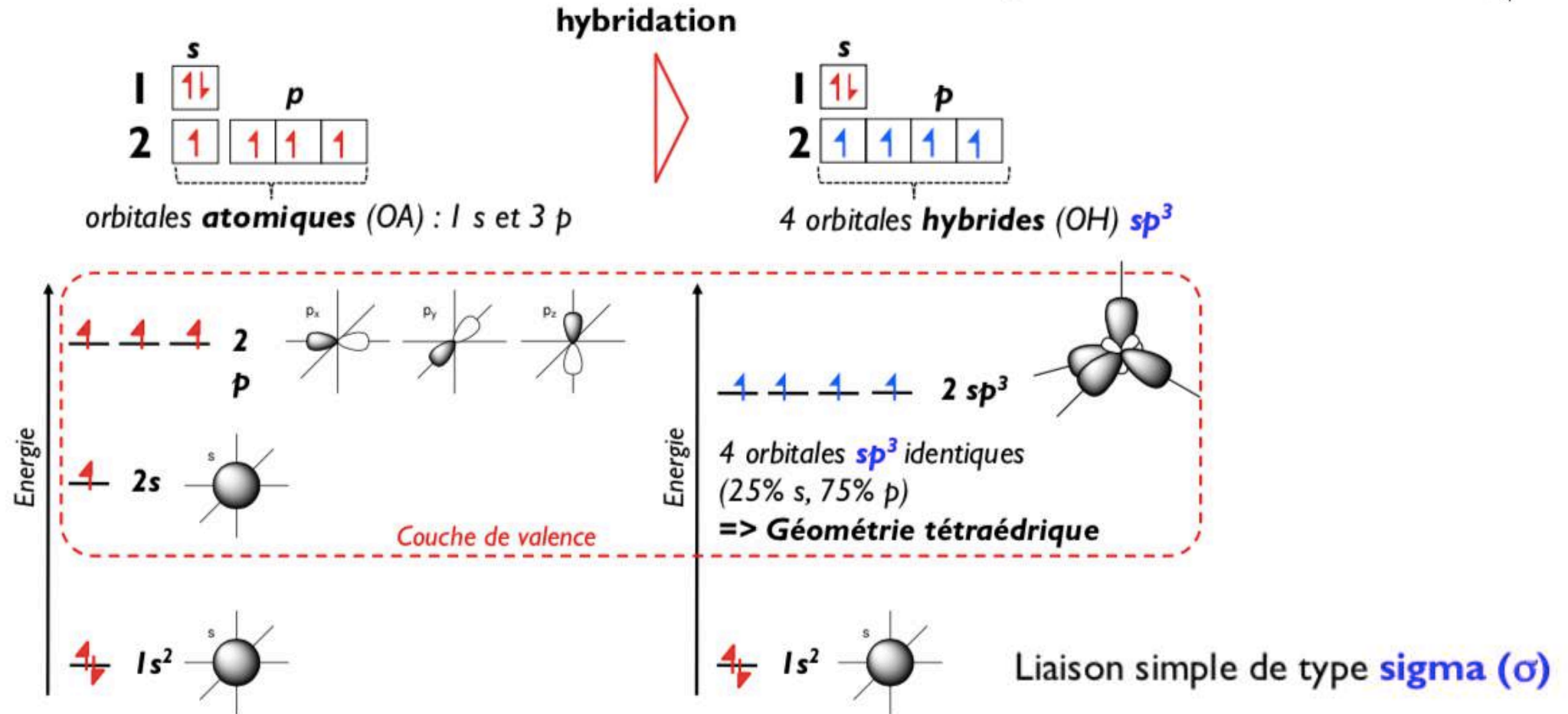
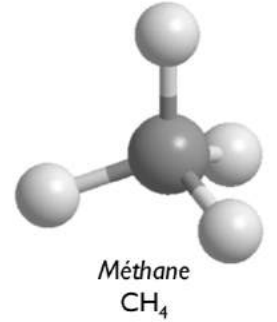
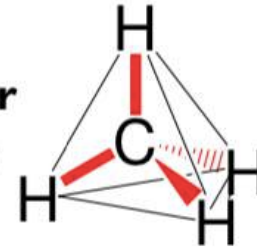


3 orbitales p



Hybridation sp^3

Tétraèdre régulier
($109,25^\circ$ au centre)
groupe VSEPR **AX_4**

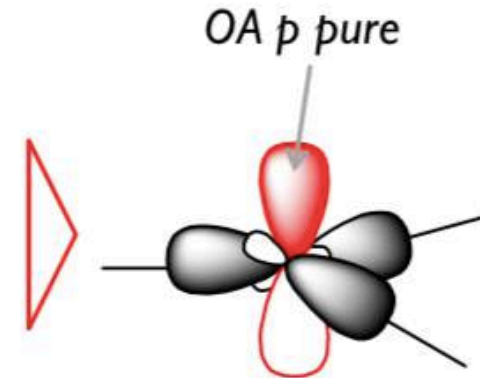
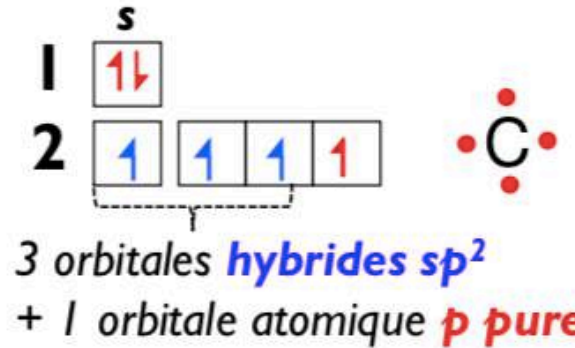
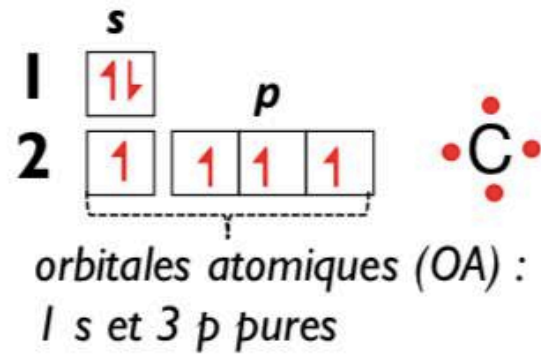
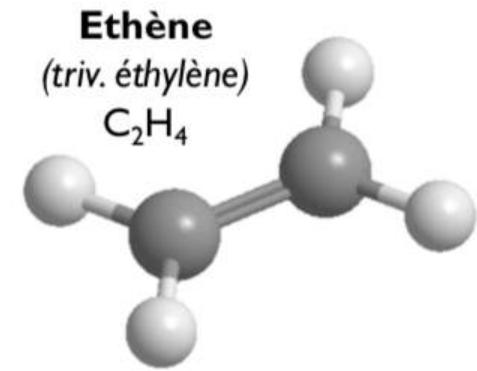


Hybridation sp^2

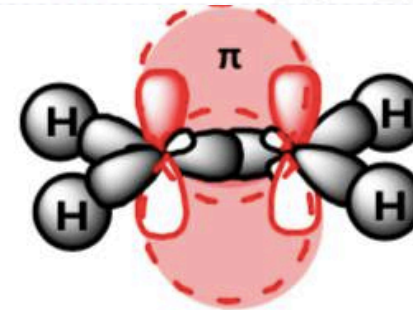
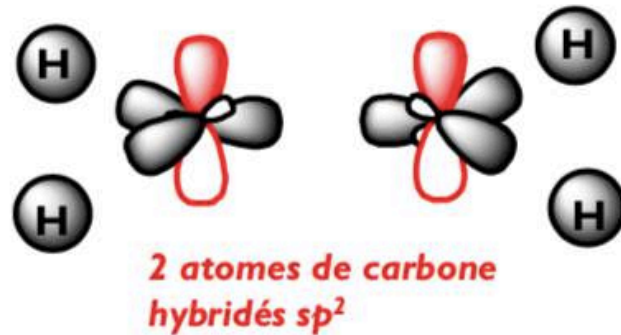
Molécule plane où les atomes de carbone appartiennent au groupe VSEPR **AX_3**

⇒ définit une géométrie **trigonale plane** avec un angle au centre de 120°

⇒ nécessite donc **3 directions indifférenciées**.



Carbone hybridé sp^2
Géométrie trigonale plane



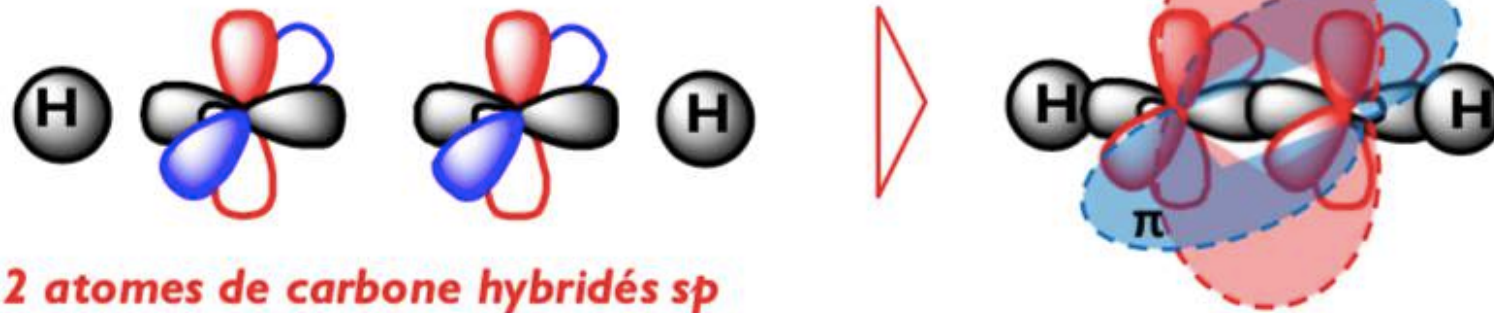
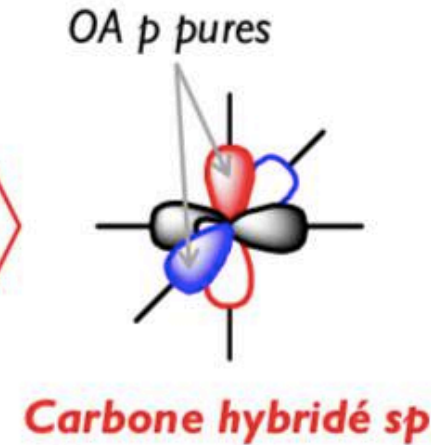
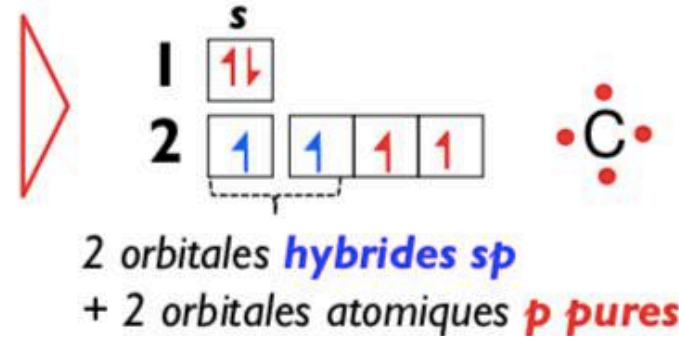
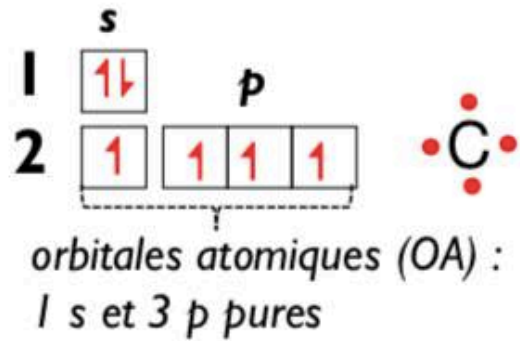
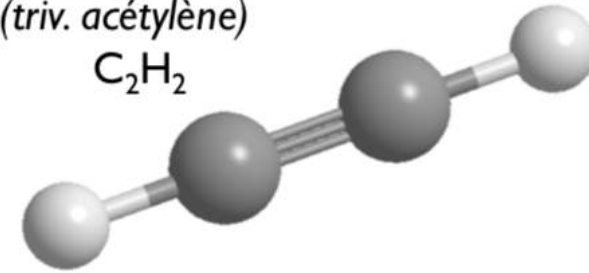
La **double liaison** résulte de la somme de :

- 1 **liaison simple (s)** par recouvrement de 2 OH sp^2
- 1 **système π** par recouvrement latéral des 2 OA p pures

Hybridation sp

Molécule où les atomes de carbone appartiennent au groupe VSEPR AX_2
⇒ définit une géométrie **linéaire**
⇒ nécessite donc **2 directions indifférenciées**.

Ethyne
(triv. acétylène)
 C_2H_2

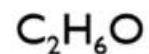


La **liaison triple** résulte de la somme de :

- 1 **liaison simple (s)** par recouvrement de 2 OH **sp**
- 2 **systèmes π** par recouvrement latéral de 2 paires d'OA **p pures**

II / Représentations :

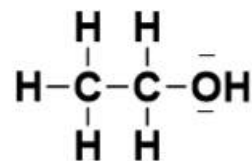
Exemple : l'éthanol



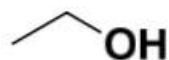
La **formule brute** : elle donne la composition élémentaire



La **formule semi-développée** : elle fait apparaître le squelette carboné et les fonctions chimiques

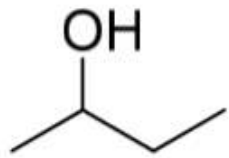


La **formule développée plane** : elle fait apparaître toutes les liaisons et on peut matérialiser les doublets non liants (= représentation de Lewis)

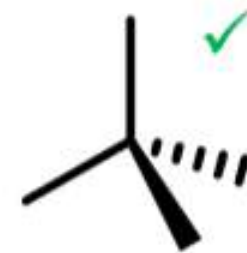
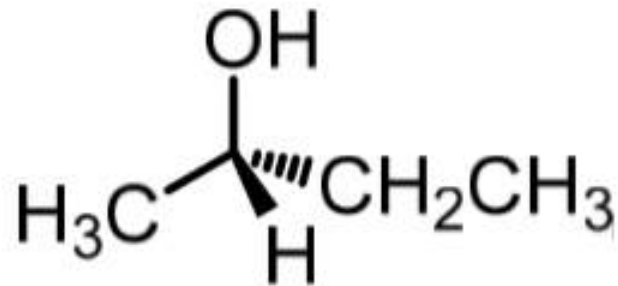


La **formule topologique** : le **squelette carboné** apparaît sous forme d'une ligne brisée, et seuls les **H fonctionnels** sont matérialisés

Représentation de Cram ou du coin volant



Représentation plane



2 liaisons **adjacentes** dans le plan et les 2 autres de part et d'autre du plan



Trait plein: liaison située dans le plan

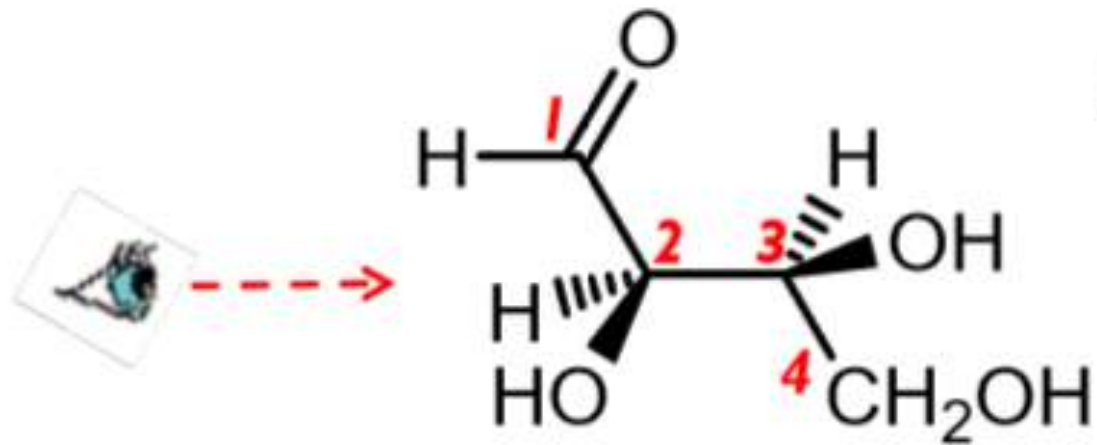


Trait triangulaire allongé plein: liaison entre un atome situé dans le plan et un atome situé en avant de ce plan



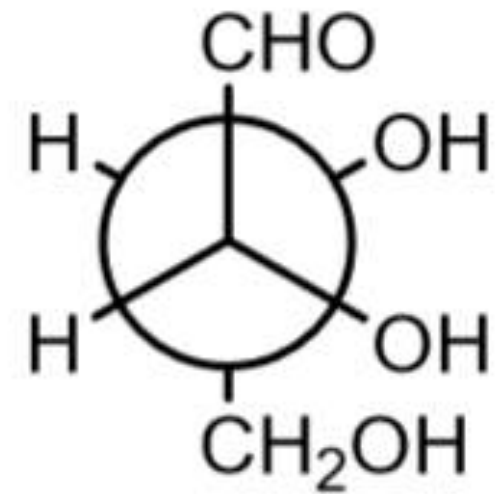
Trait triangulaire hachuré: liaison entre un atome situé dans le plan et un atome situé en arrière de ce plan

Projection de Newman



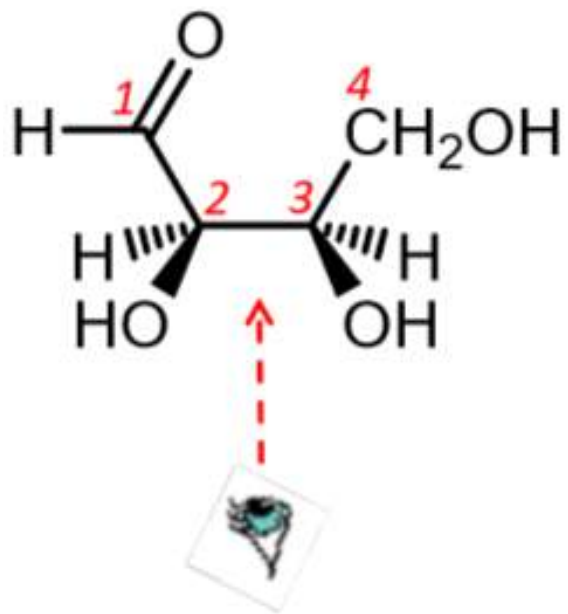
Représentation de Cram

Projection suivant
l'axe C2-C3

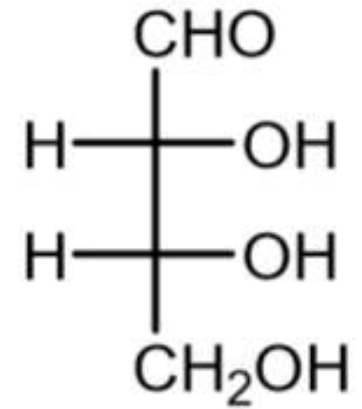
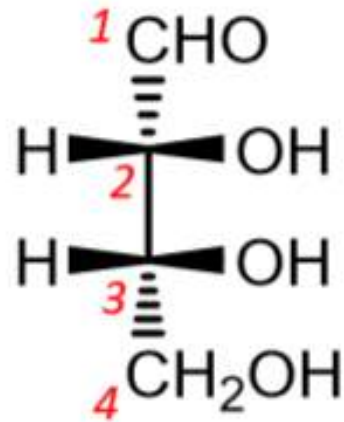


Projection de Newman

Projection de Fischer

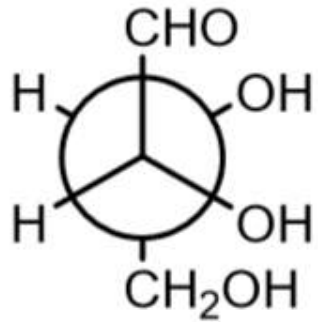


Représentation de Cram

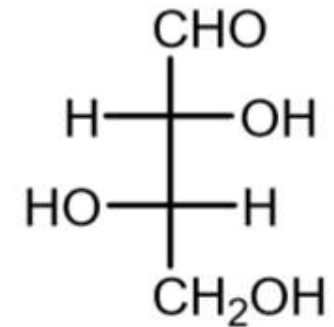
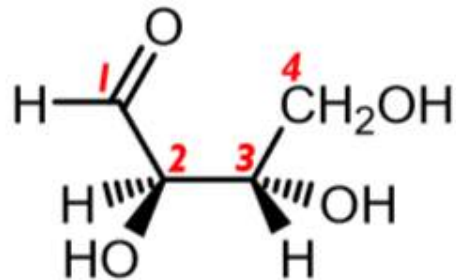
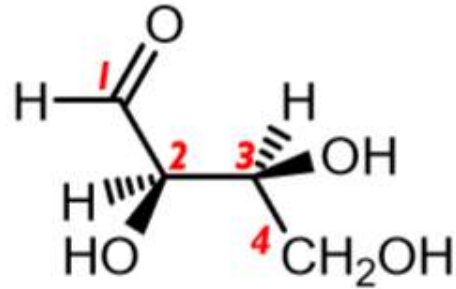


Projection de Fischer

Apprenez à passer d'une représentation à l'autre



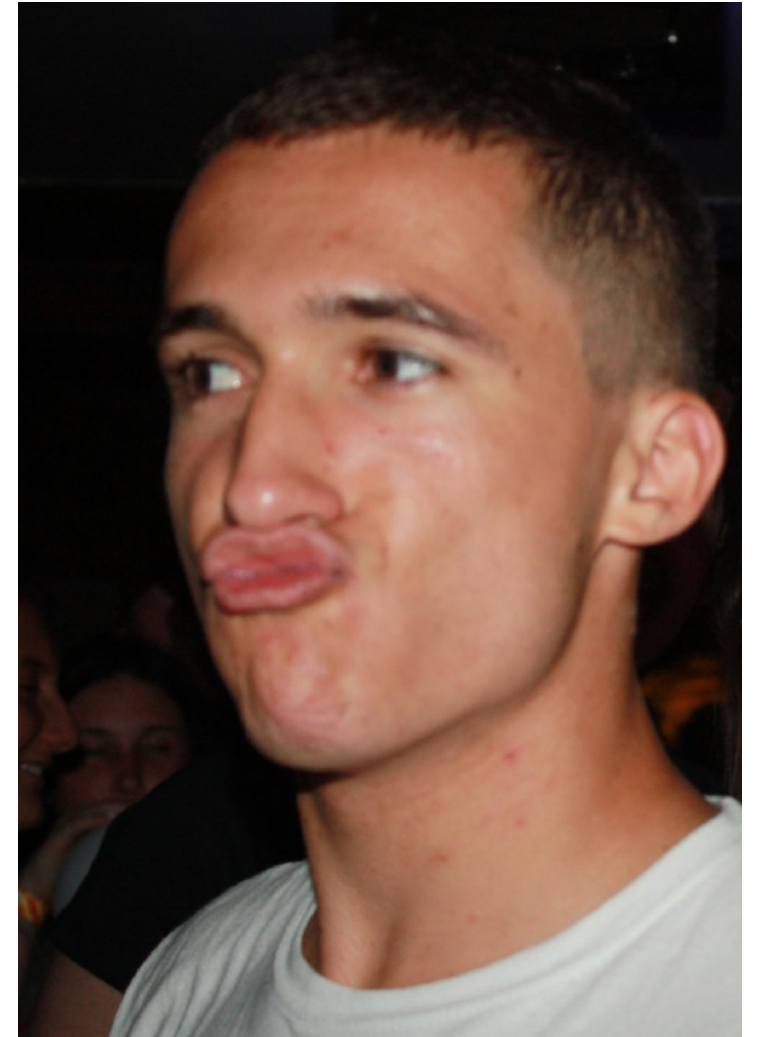
Newman



Fischer

Cram

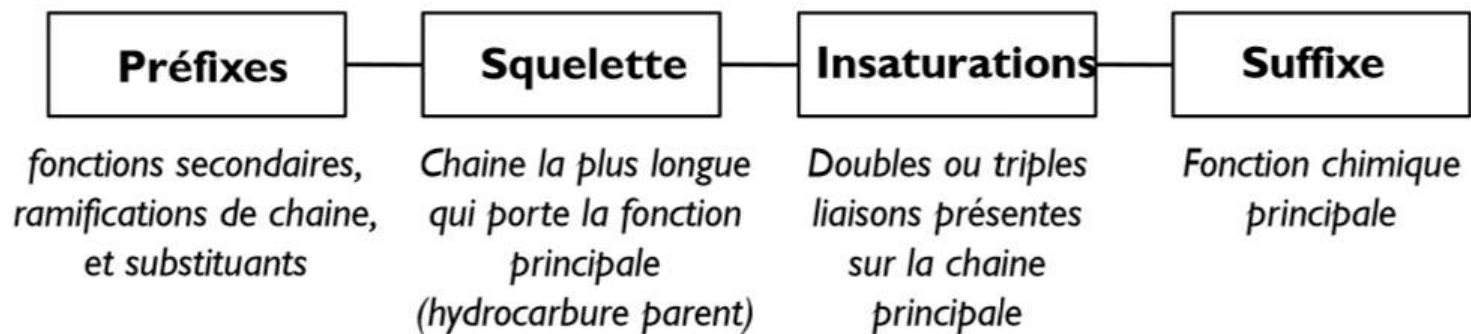
Changement de tuteur ! Place à Tristampax !



III / Nomenclature

Etablir le nom d'une molécule nécessite :

1. de déterminer les **fonctions chimiques** et d'en déduire la fonction principale
2. de déterminer le squelette carboné, ses insaturations et ses ramifications
3. de **numéroter** fonctions chimiques secondaires, insaturations et substituants avec les **indices les plus petits possibles**
4. d'établir le nom final selon le schéma suivant en donnant les préfixes dans l'ordre alphabétique



Les fonctions chimiques








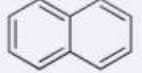
Classe	Formule	Suffixe	Préfixe
Acide carboxylique		-oïque	Carboxy
Ester		-oate	Alkyloxycarbonyle
Amide		-amide	Carbamoyle
Aldéhyde		-al	Formyle
Cétone		-one	Oxo
Alcool	R-OH	-ol	Hydroxy
Amine	R-NH ₂	-amines	Alkyloxy
Alcène		-ène	Alkényle
Alcane	R-H	-ane	Alkyle

- **Fonction chimique (=groupe fonctionnel)** : un ensemble de propriétés portés par un atome ou un groupe structuré d'atomes (acide, base..)
- La flèche bleue indique les fonctions du moins au plus prioritaire

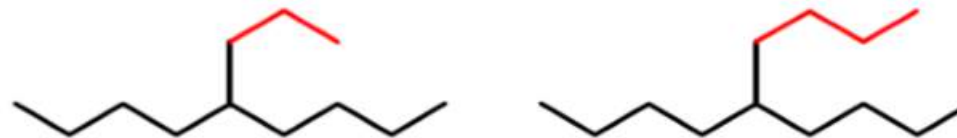
Les hydrocarbures

Quand la formule brute correspond à C_nH_{2n+2} \Rightarrow hydrocarbure saturé ou **alcane**

Hydrocarbure	Formule	Préfixe
Méthane	CH ₃ -	Méthyl-
Ethane	CH ₃ CH ₂ -	Ethyl-
Propane		Propyl-
Butane		Butyl-
Pentane		Pentyl-
Hexane	C6	hexyl-

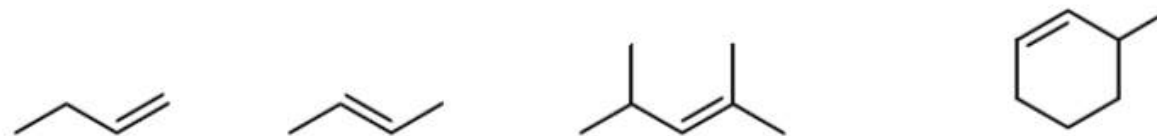
Hydrocarbure	Formule	Préfixe
Heptane	C7	Heptyl-
Octane	C8	Octyl-
Nonane	C9	Nonyl-
Cyclohexane		Cyclohexyl-
Benzene		Phényl-
Naphatène		Naphtyl-

La ramification de chaîne (ou radical alkyl)



Les insaturations

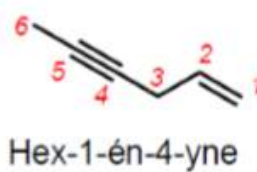
Double liaison entre 2 atomes de carbone \Rightarrow **alcène**



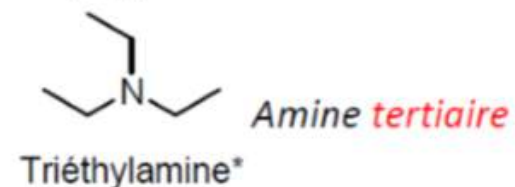
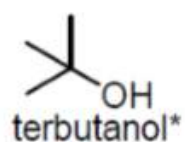
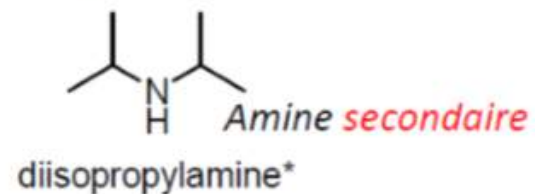
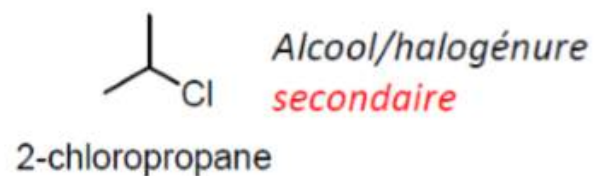
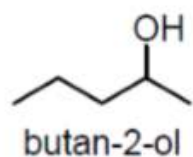
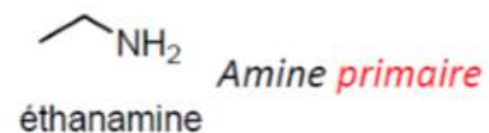
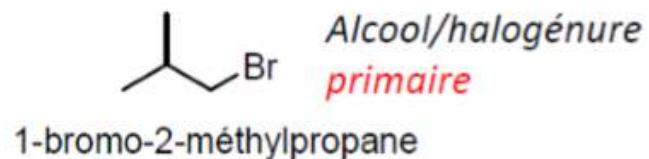
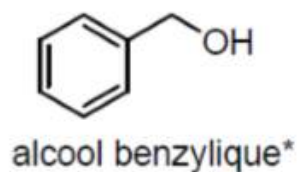
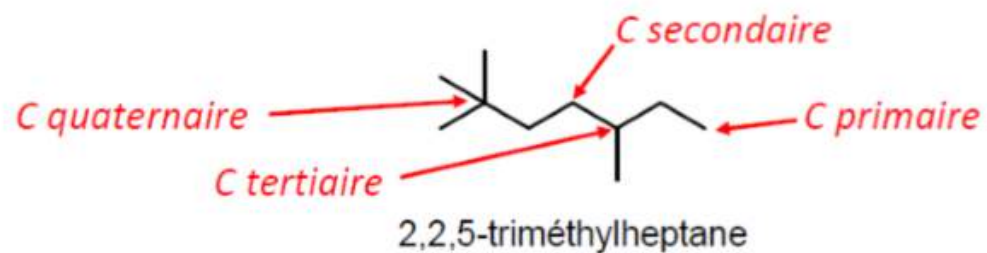
Triple liaison entre 2 atomes de carbone \Rightarrow **alcyne**



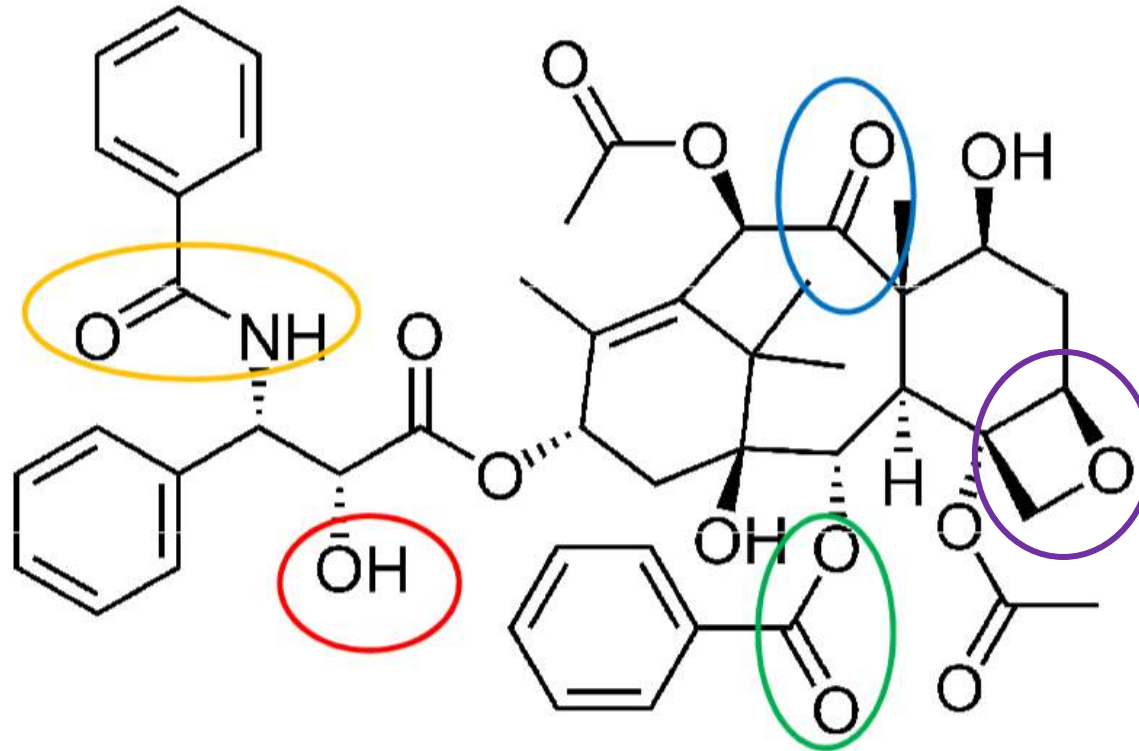
La **double liaison est prioritaire** sur la triple liaison !



Vocabulaire lié à la nomenclature



Savoir identifier les fonctions chimiques



Fonction jaune: AMIDE

Fonction bleue: CETONE

Fonction rouge: ALCOOL

Fonction verte: ESTER

Fonction violette: ETHER

Taxol (paclitaxel)
anticancéreux

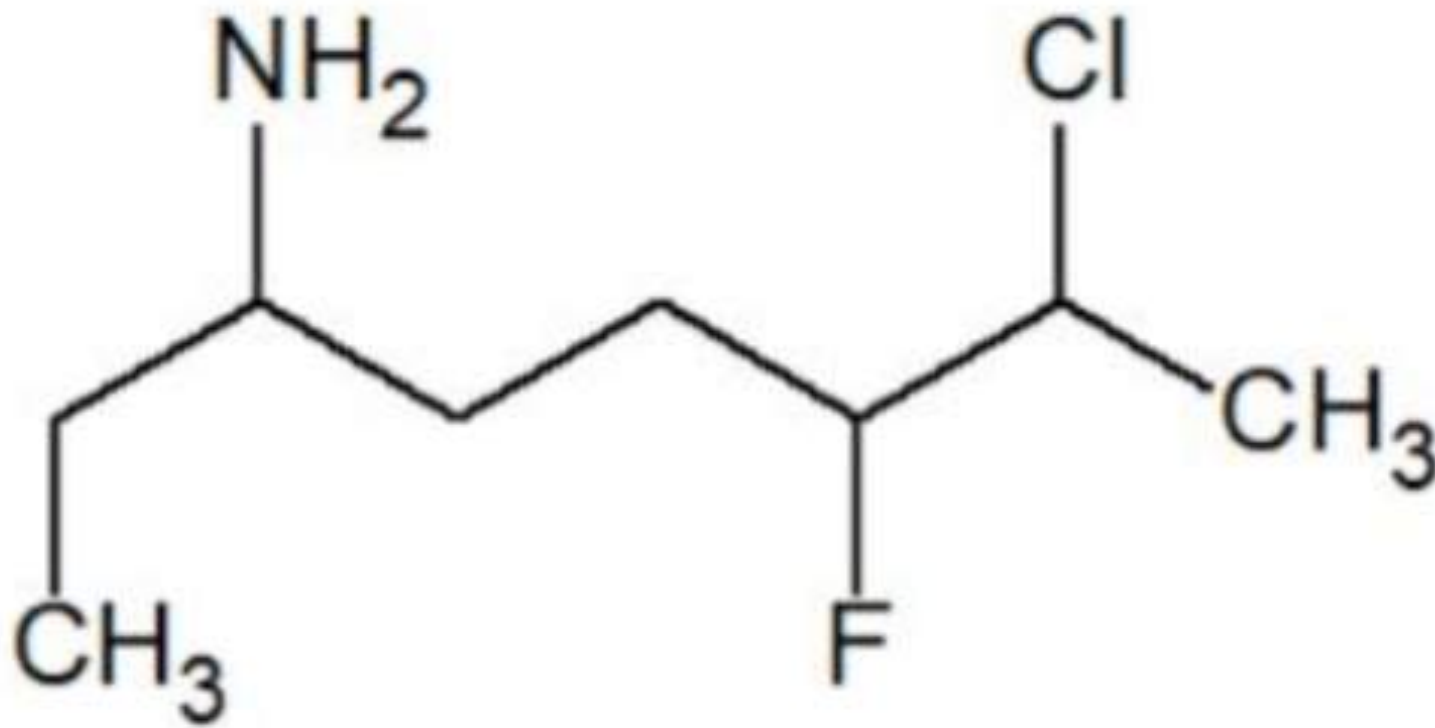
→ QCMs sur SOCRATIVE

→ <https://socrative.com>

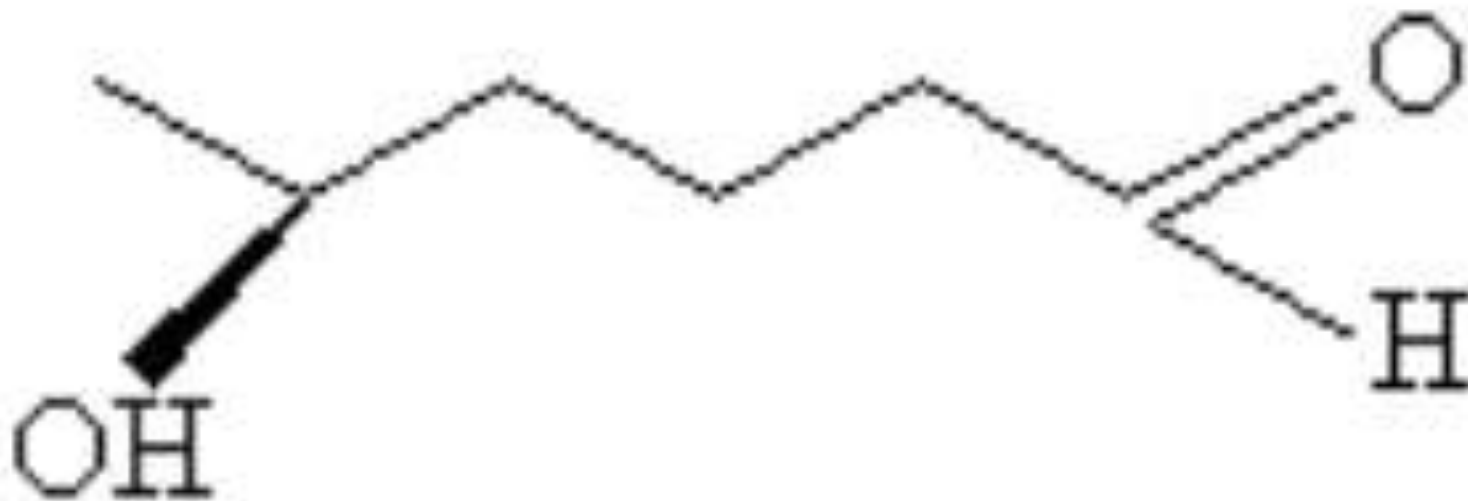
→ Student Login



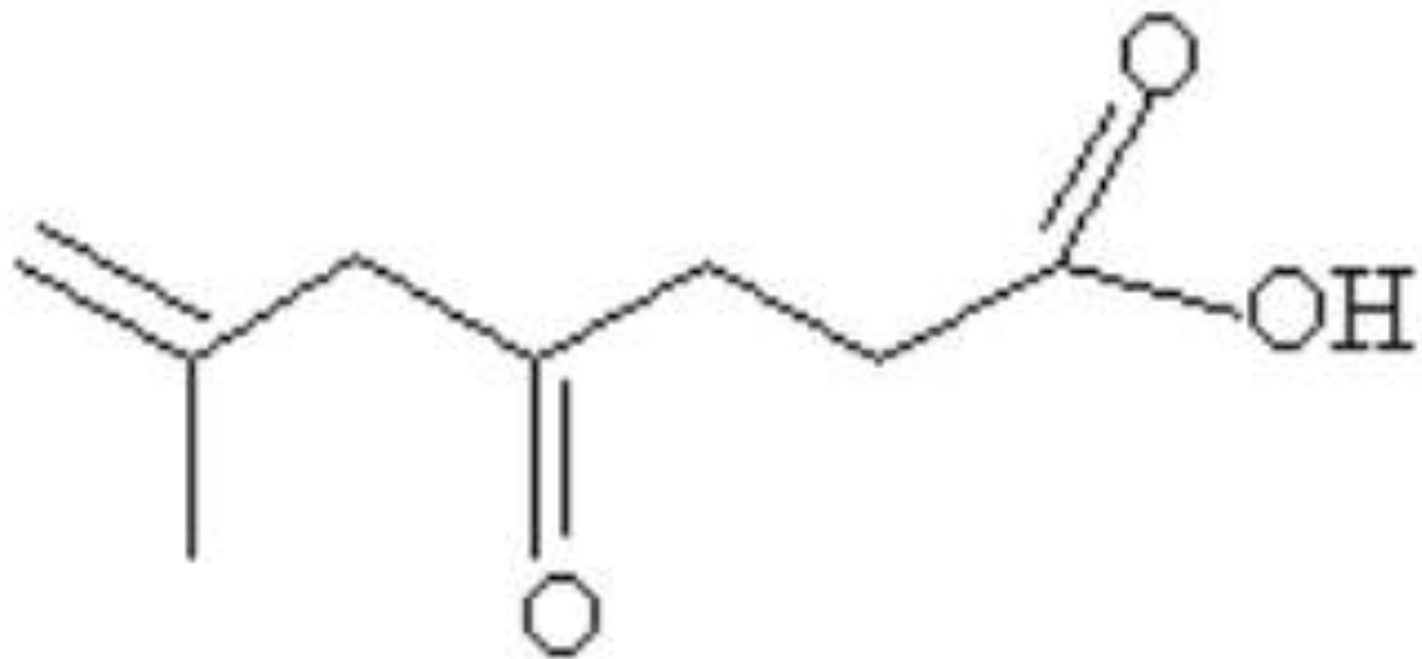
→ Salle : **ORGATTR**



7-chloro-6-fluoro-octan-3-amine

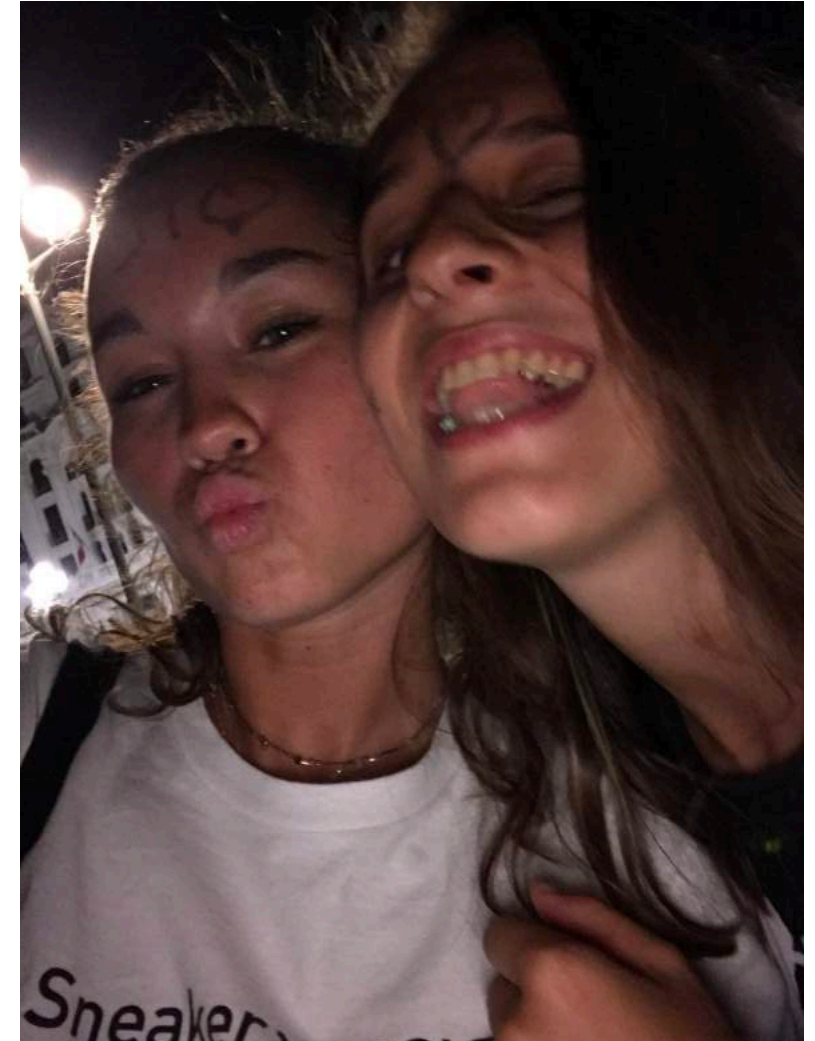


5-hydroxyhexanal



Acide 6-méthyl-4oxohept-6-énoïque

Changement de tuteur ! Place à Taddol !

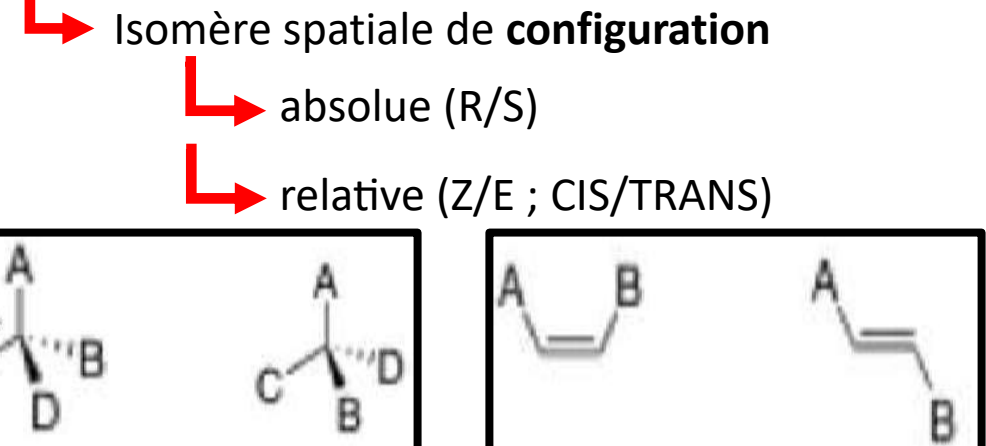
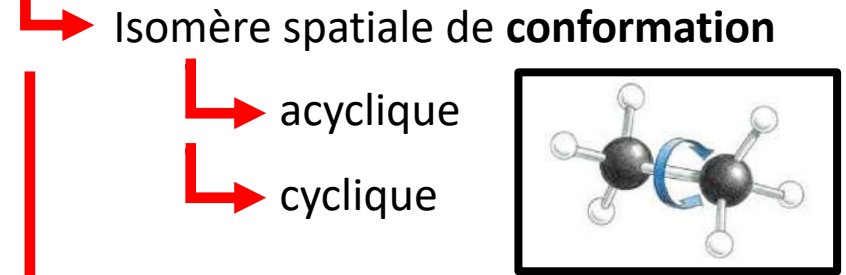
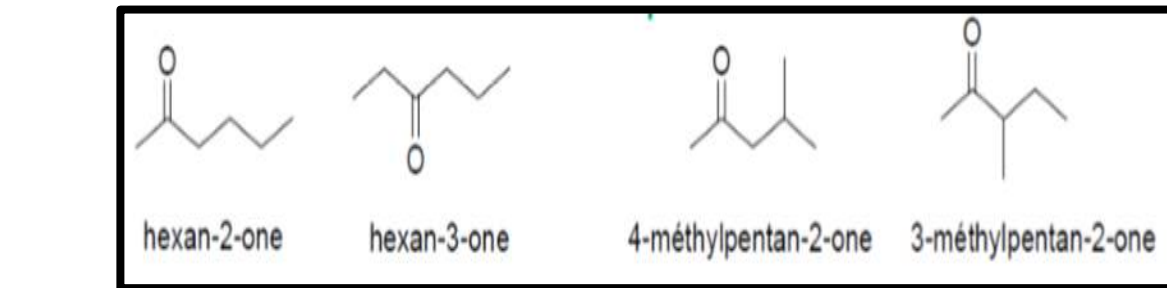
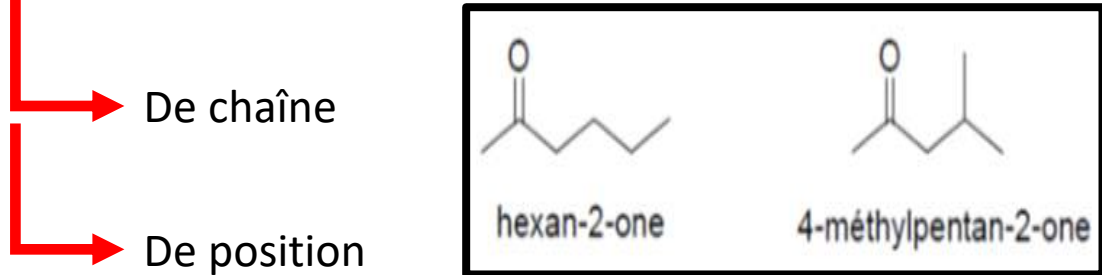
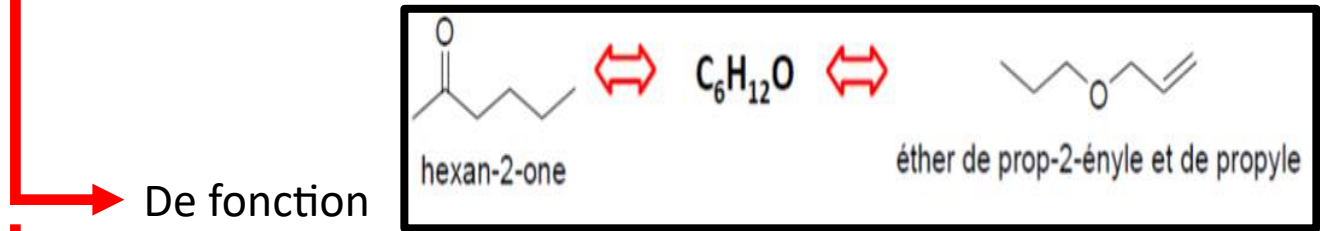


IV / Isomérisation et stéréochimie

Isomère
(même formule brute)

Isomérisation plane
= Isomère de constitution
(formule semi développée ≠)

Isomérisation spatiale
= Stéréoisomère
(même formule semi-développée)



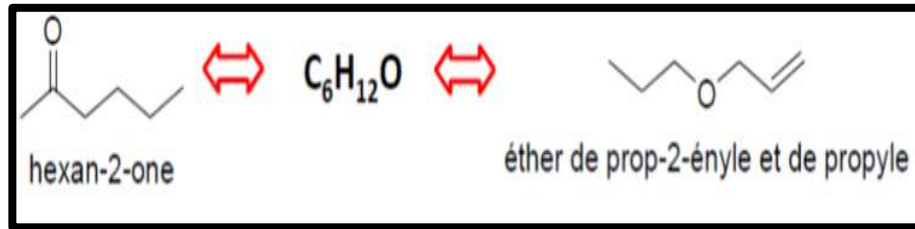
IV / Isomérisation et stéréochimie

Isomère
(même formule brute)

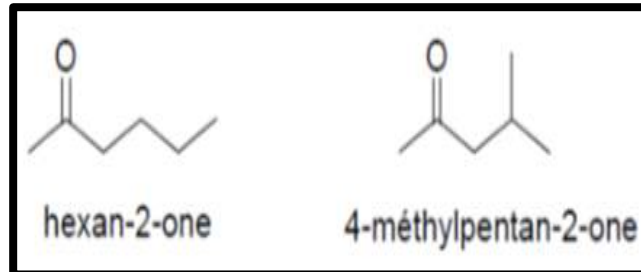
Isomérisation plane
= Isomère de constitution
(formule semi développée \neq)

Isomérisation spatiale
= Stéréoisomère
(même formule semi-développée)

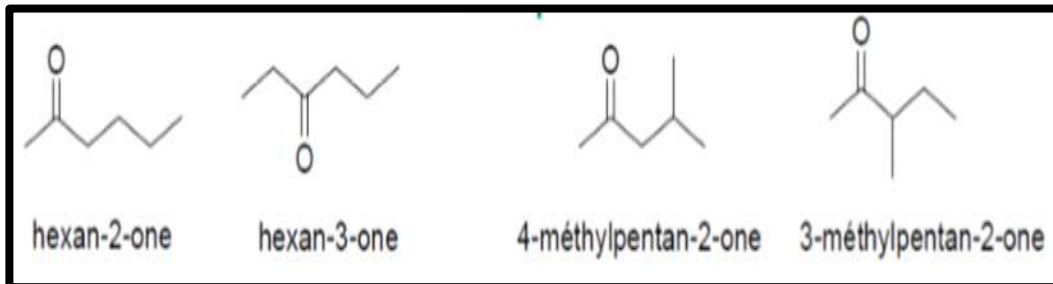
De fonction



De chaîne



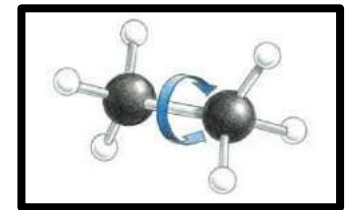
De position



Isomère spatiale de **conformation**

↳ acyclique

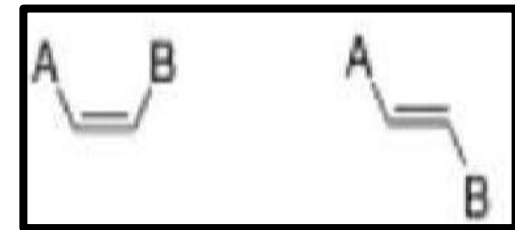
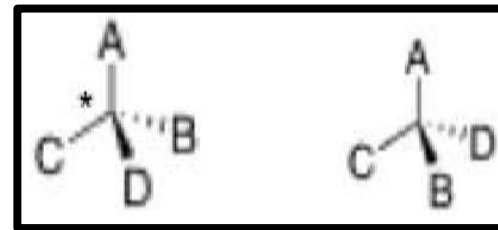
↳ cyclique



Isomère spatiale de **configuration**

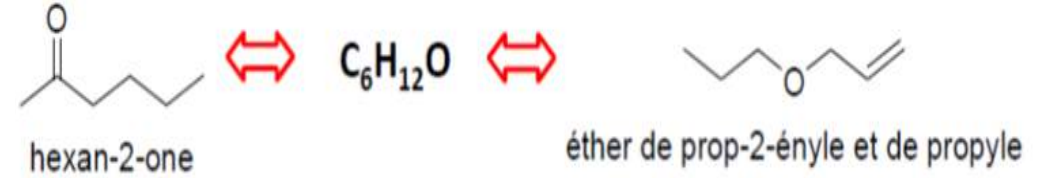
↳ absolue (R/S)

↳ relative (Z/E ; CIS/TRANS)

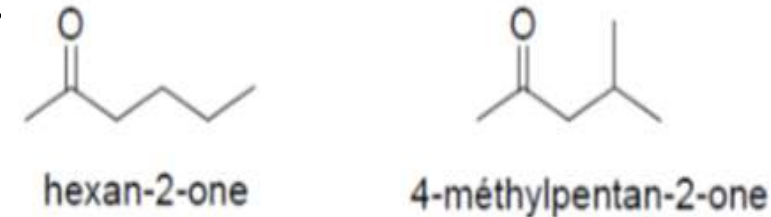


Isoméries planes

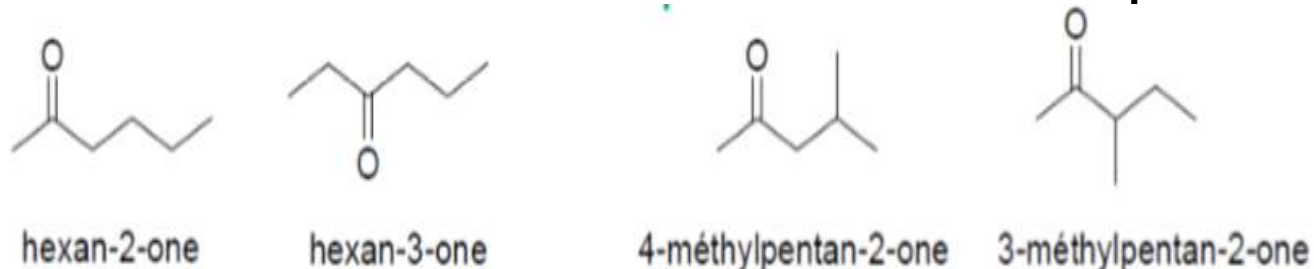
- **Isomères de constitution (fonction):** composés qui partagent la même formule brute (fonctions chimique)



- **Isomérisie de chaîne:** composés qui partagent la(les) même(s) fonction(s) chimique(s) mais avec un squelette différent



- **Isomérisie de position:** même(s) fonction(s) chimique(s), même squelette mais fonctions ou substituants sur des positions différentes

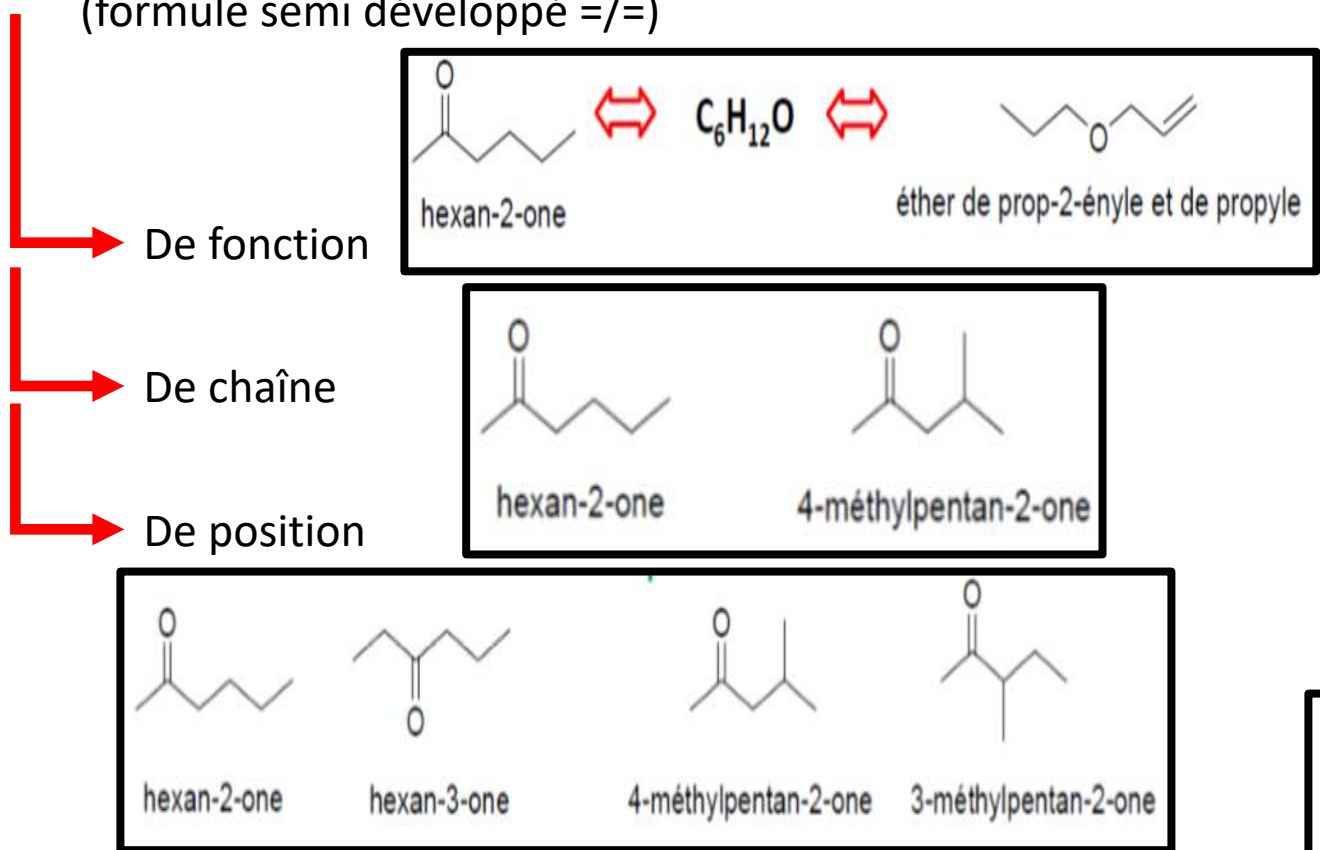


IV / Isomérisation et stéréochimie

Isomère
(même formule brute)

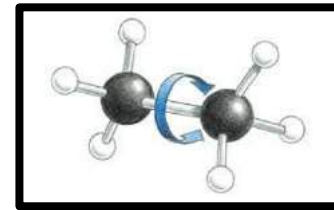
Isomérisation plane
= Isomère de constitution
(formule semi développée \neq)

Isomérisation spatiale
= Stéréoisomère
(même formule semi-développée)



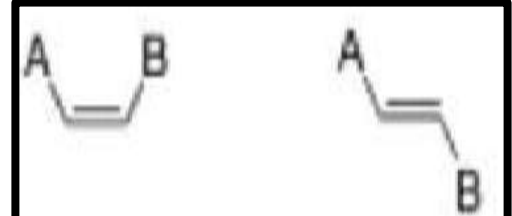
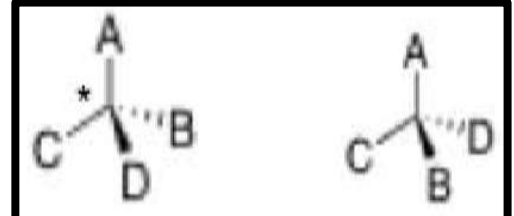
Isomère spatiale de **conformation**

- acyclique
- cyclique



Isomère spatiale de **configuration**

- absolue (R/S)
- relative (Z/E ; CIS/TRANS)



Les isoméries spatiales = Stéréoisomères

- Même formule brute et même formule semi-développée mais différent par leur arrangement dans l'espace:
 - **Stéréoisomères de conformation** : varie par suite de rotation autour de liaison simple = sigma, nécessite peu d'énergie
 - **Stéréoisomères de configuration** : ne tient pas compte des rotation, nécessite beaucoup d'énergie, car casse des liaisons

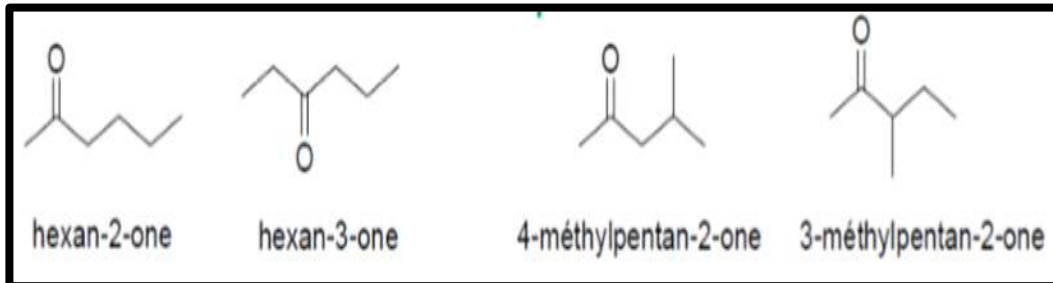
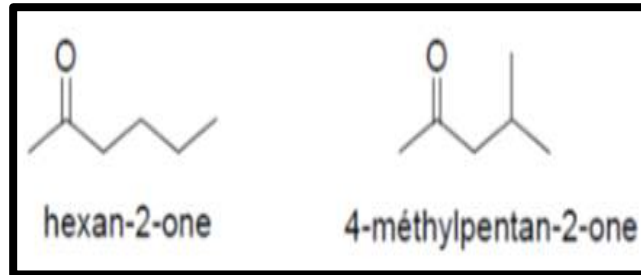
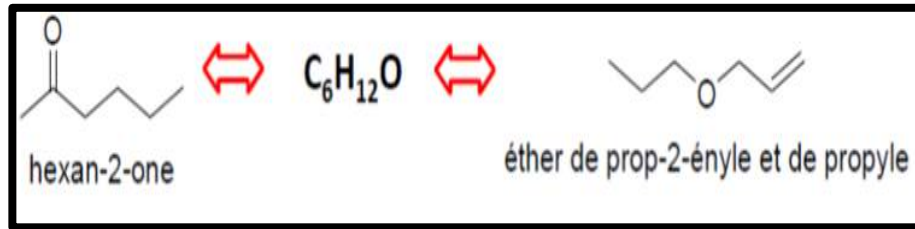
IV / Isomérisie et stéréochimie

Isomère
(même formule brute)

Isomérisie plane
= Isomère de constitution
(formule semi développée \neq)

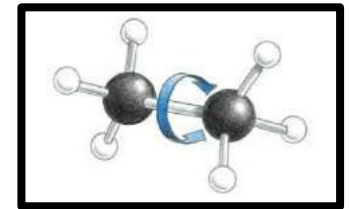
Isomérisie spatiale
= Stéréoisomère
(même formule semi-développée)

- De fonction
- De chaîne
- De position



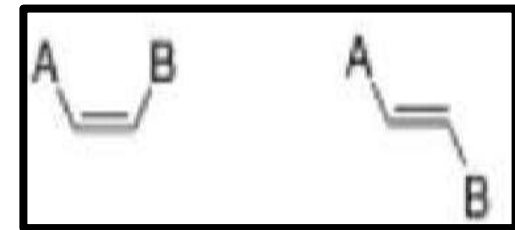
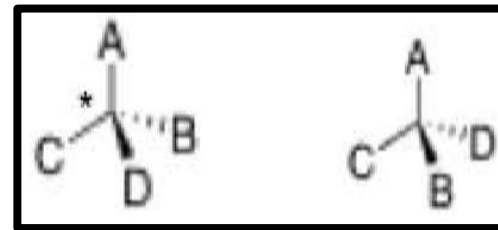
Isomère spatiale de **conformation**

- acyclique
- cyclique



Isomère spatiale de **configuration**

- absolue (R/S)
- relative (Z/E ; CIS/TRANS)



Stéréoisomères de conformation

Composés acycliques = linéaires

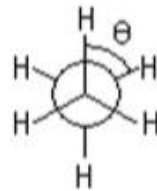
La molécule d'éthane: CH₃-CH₃

Conformation éclipsée
Conformation décalée = étoilée

Energie

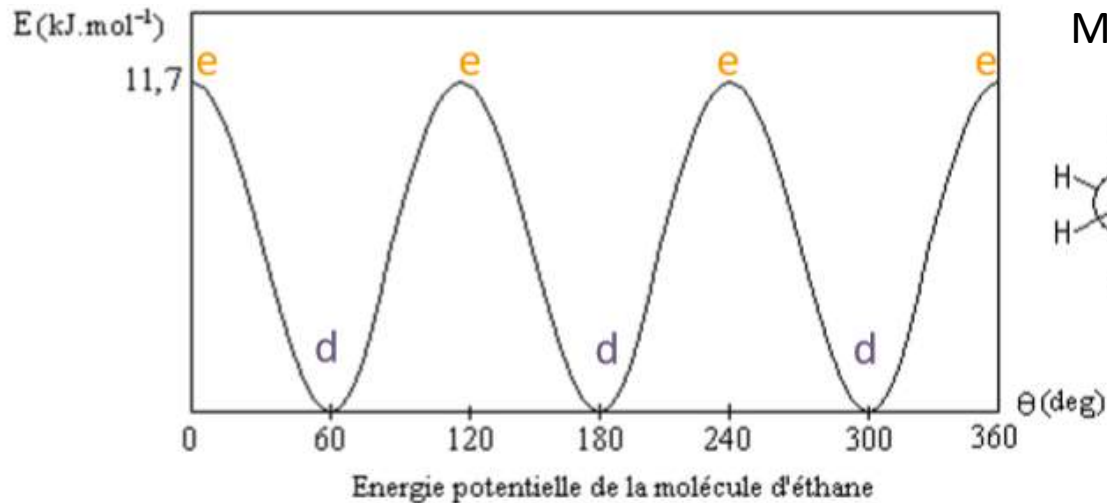
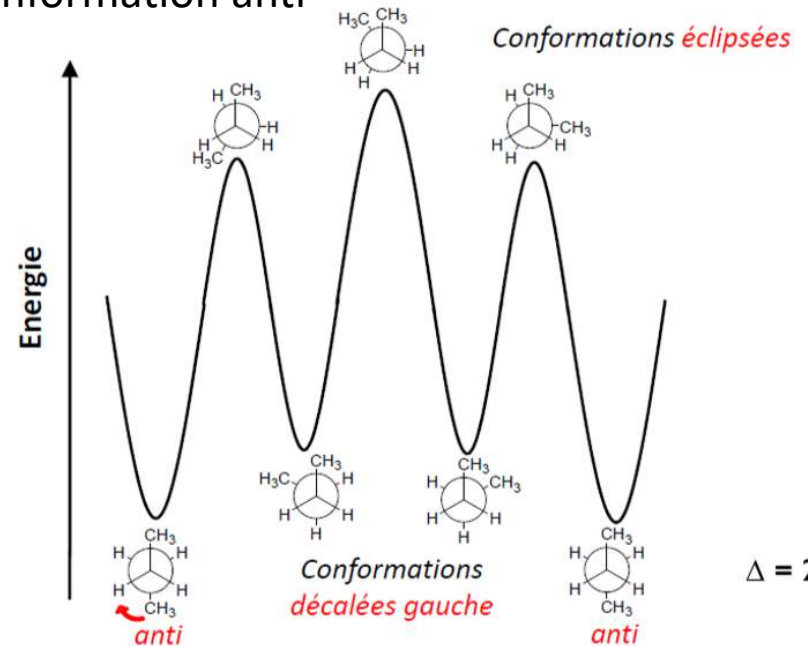


Stabilité
Majoritaire



La molécule de butane : CH₃-CH₂-CH₂-CH₃

Conformation *syn*
Conformation éclipsée
Conformation décalée = étoilée
Conformation *anti*

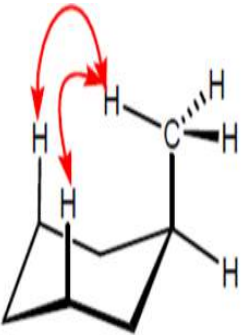
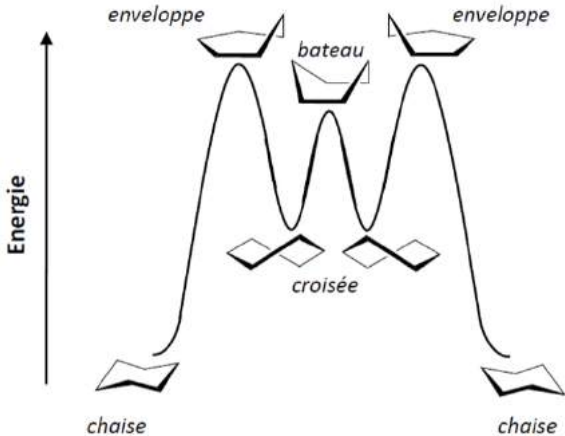
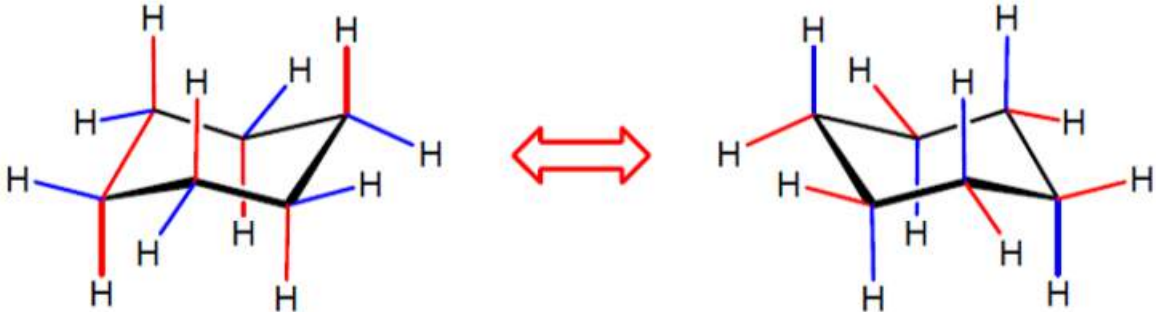


Stéréoisomères de conformation

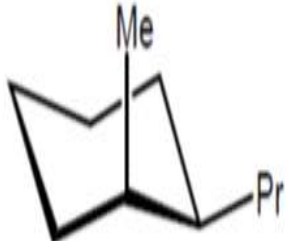
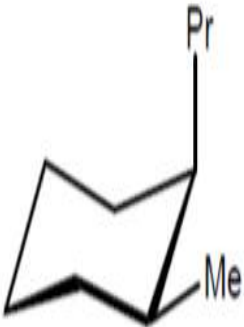
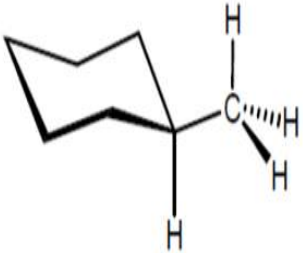


Composés cycliques

Deux types d'hydrogène:
Position axiale
Position équatoriale



La plus stable



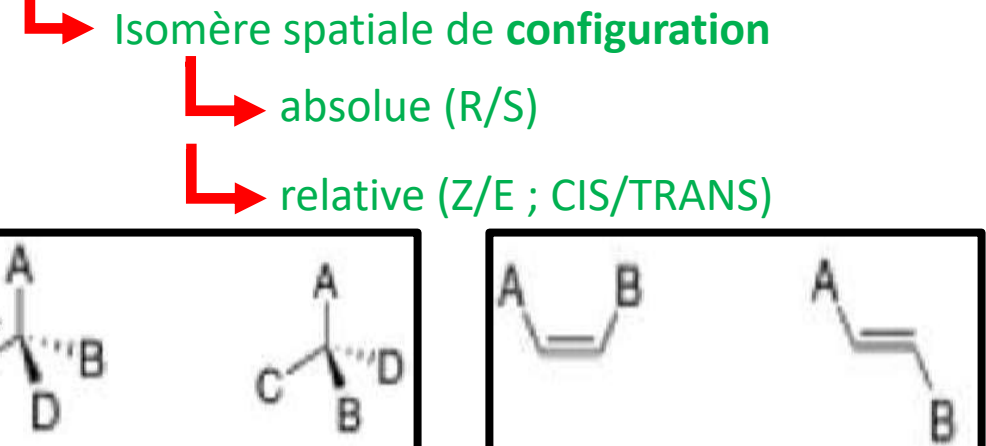
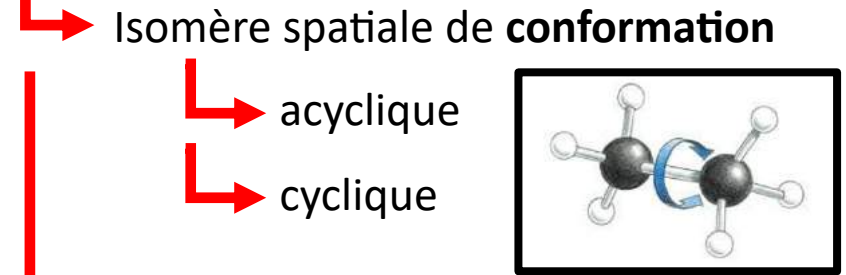
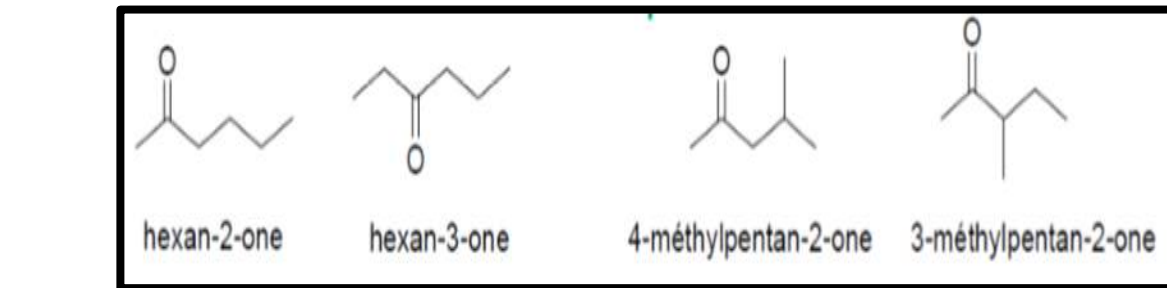
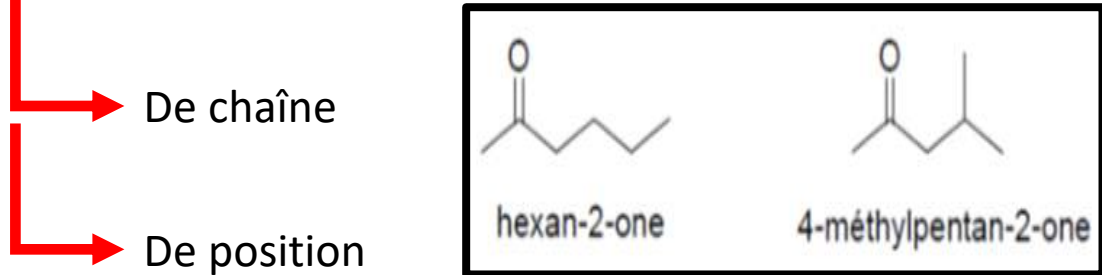
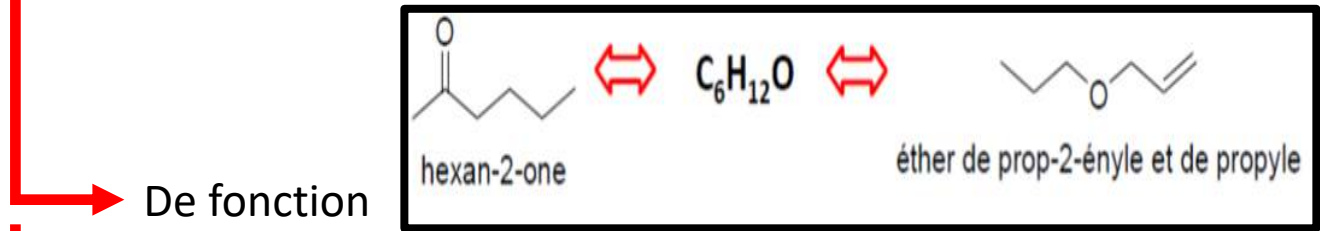
La plus stable

IV / Isomérisation et stéréochimie

Isomère
(même formule brute)

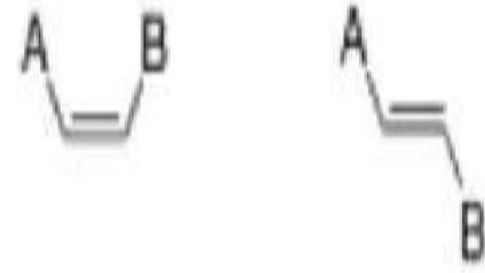
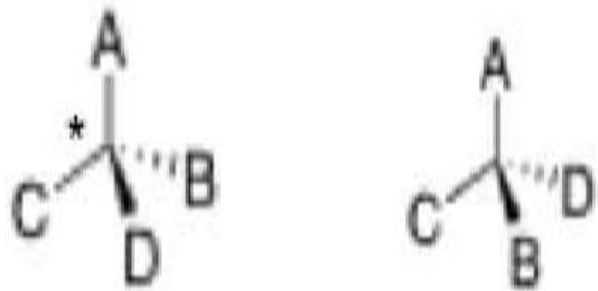
Isomérisation plane
= Isomère de constitution
(formule semi développée ≠)

Isomérisation spatiale
= Stéréoisomère
(même formule semi-développée)



Stéréoisomères de configuration

- **Stéréoisomères de configuration ABSOLUE dus aux carbones asymétriques (C*)** : Atome de carbone hybridé sp^3 avec 4 substituants A, B, C, D différents.

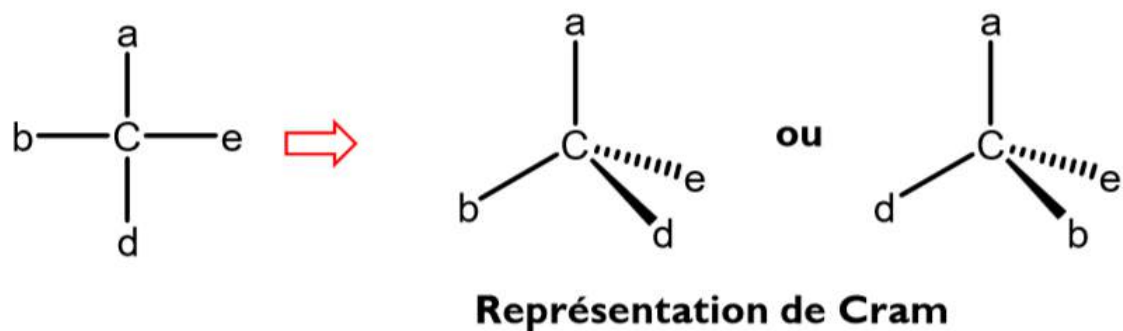


- **Stéréoisomères de configuration RELATIVE dus aux doubles liaisons (C=C)** : substituée par au moins deux groupes différents sur chaque atome de carbone (ici A et H/ B et H).

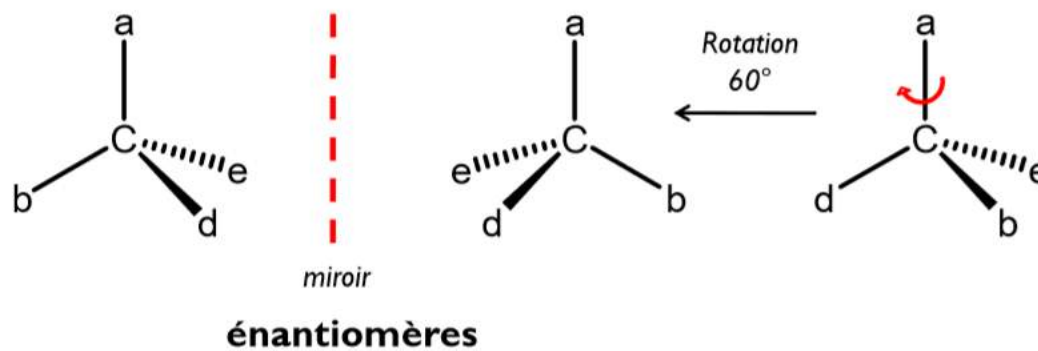
Configuration absolue (R/S)

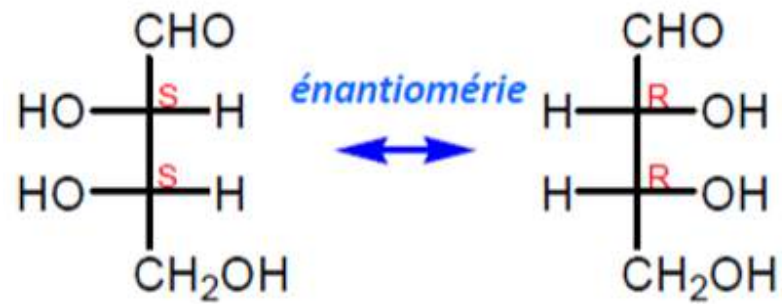
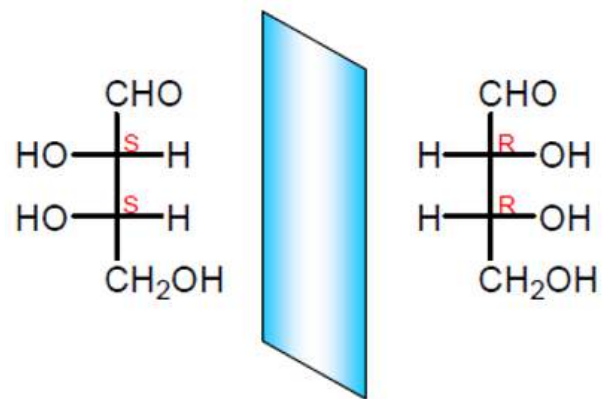
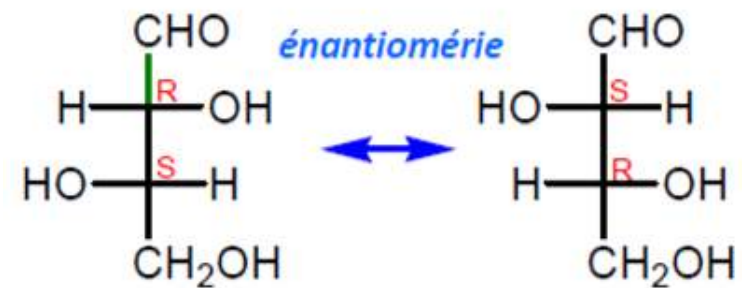
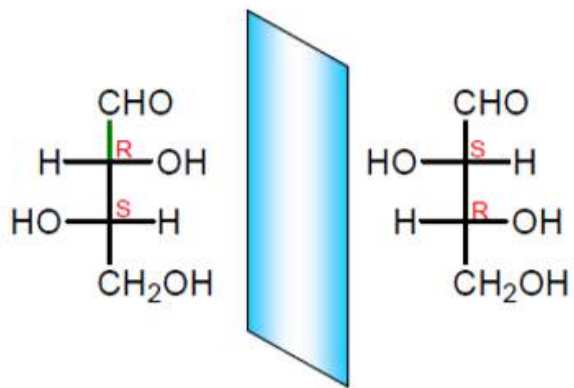
Il existe seulement DEUX configurations possibles pour un carbone asymétrique = C*

Pour passer de l'une à l'autre, il est nécessaire de « casser » ou d'interchanger deux liaisons.



Enantiomères: deux molécules non-superposables mais images l'une de l'autre dans un miroir





Définitions :

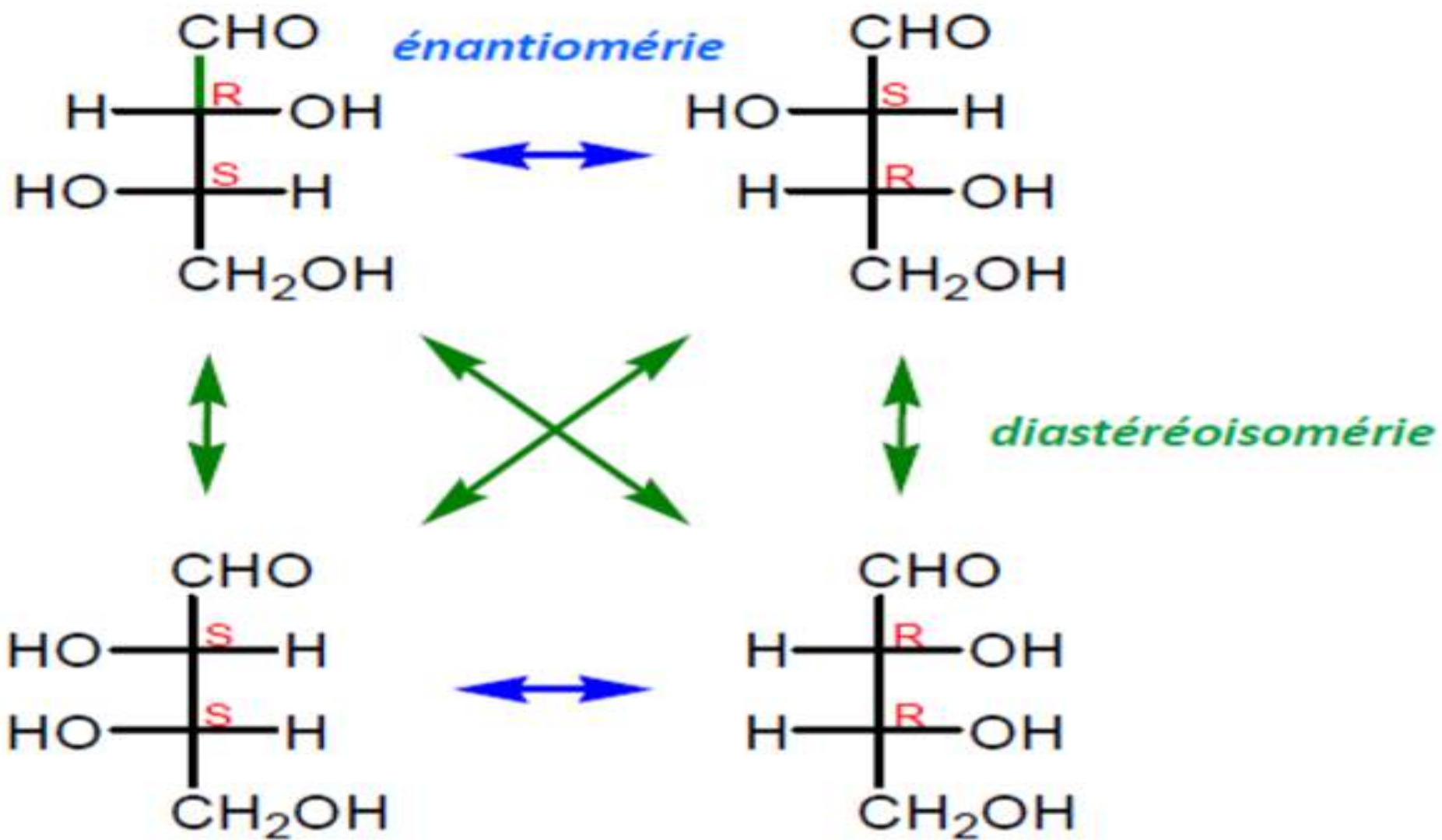
Une molécule avec **n atomes de carbone asymétriques** peut avoir jusqu'à **2^n stéréoisomères**.

Diastéréo-isomères : terme générique. isomères de stéréochimie.

Epimères : 2 molécules dont la configuration absolue d'1 seul carbone asymétrique diffère (s'emploie dans le cas où les molécules présentent plus de 2 carbones asymétriques)

Énantiomères : 2 molécules images l'une de l'autre dans un miroir. Configuration(s) totalement opposée(s).

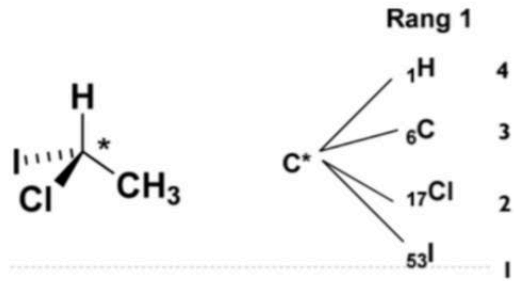
Un **mélange racémique** est composé à parts égales (50-50) des 2 énantiomères d'une substance chirale.



Déterminer la configuration absolue R/S

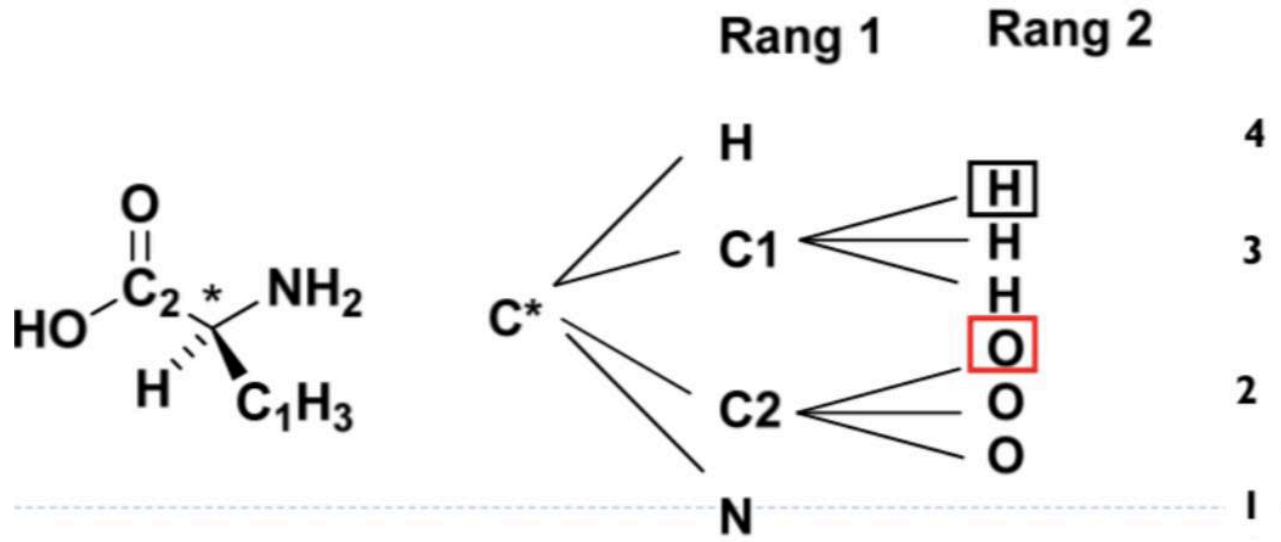
Pour caractériser un carbone asymétrique, on va utiliser les règles de **Cahn-Ingold-Prelog (CIP)** qui permettront de déterminer si l'arrangement des substituants autour du centre stéréogène est de **configuration absolue R ou S**. Elles consistent à classer les substituants des centres stéréogènes en suivant des conventions établies :

Règle 1 : Un ordre de priorité des atomes et des groupements (A, B, C et D) est établi par valeur décroissante du numéro atomique Z (et du nombre de masse A pour distinguer les isotopes).



Règle 2 : S'il y a indétermination au niveau du premier atome, il faut examiner les atomes du second rang (voir encore plus loin) auxquels la règle 1 est appliquée à nouveau.

Règle 3 : Dans le cas de liaisons multiples (doubles, triples), l'atome lié est répété (deux, trois fois) en faisant apparaître les atomes fictifs ou fantômes entre parenthèse.



Une fois le classement des substituants effectués : 1>2>3>4 on projette sur un plan perpendiculaire à l'axe de la liaison C*-4.

Si 1-2-3 tourne dans le sens direct ou des aiguilles d'une montre : carbone de configuration **R** (Rectus).



Si 1-2-3 tourne dans le sens indirect : **S** (Sinister).



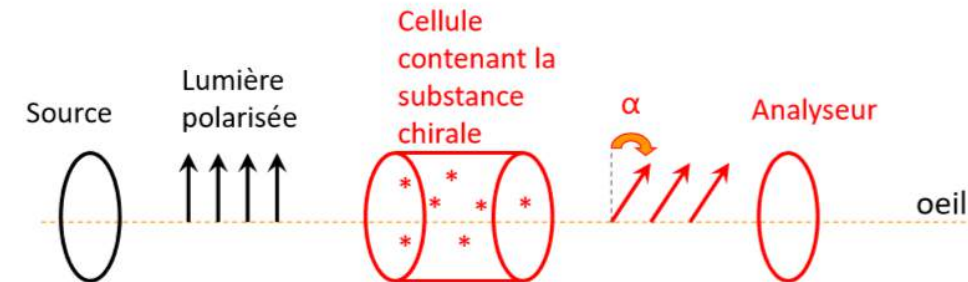
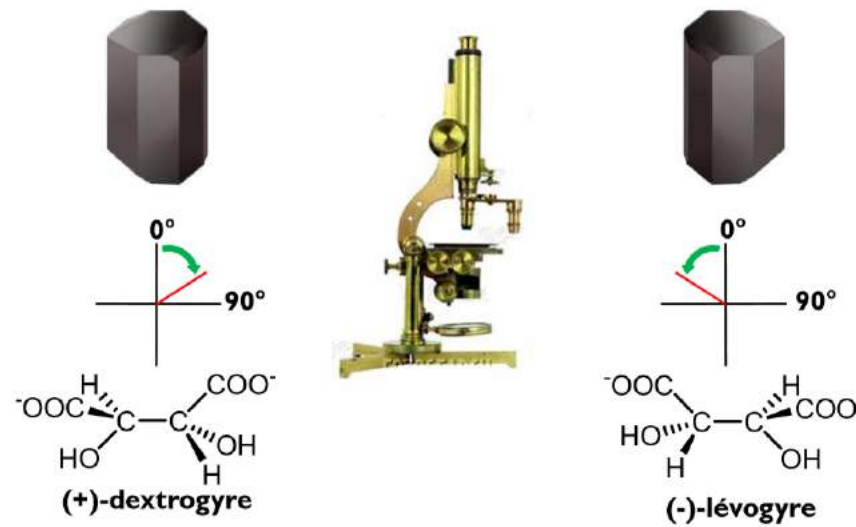
Chiralité : Définition + exemples

Une molécule (ou un objet) est dite « **chirale** » lorsque **son image dans un miroir ne peut lui être superposée.**

Une molécule chirale et son image possèdent :

- les mêmes propriétés physiques
- les mêmes propriétés chimiques
- des **propriétés biologiques différentes**

L'expérience de Pasteur (1849) : séparation des (+) et (-)-tatrates



α se nomme le **pouvoir rotatoire** de la substance

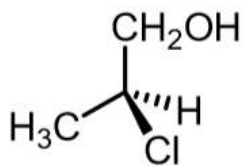
Si α est positif la substance est **dextrogyre : (+)**

Si α est négatif la substance est **levogyre : (-)**

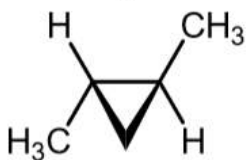
Chiralité : Définition + exemples

Un objet chiral doit posséder un **centre stéréogène**,
ne pas posséder un **plan de symétrie**, de **centre de symétrie**, d'**axe impropre**.

porter en son sein au moins un « **centre stéréogène** ».



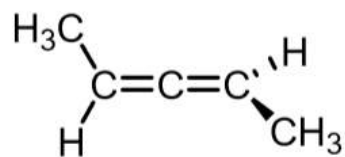
Atome de carbone asymétrique (ou autre atome sp^3 type P ou S)



Cyclopropanes (ou époxydes) trans substitués



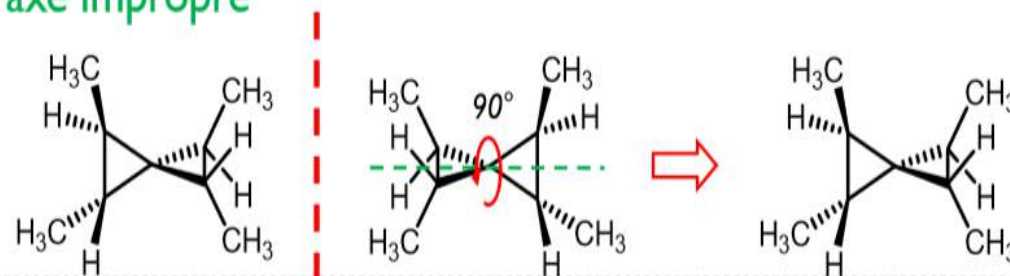
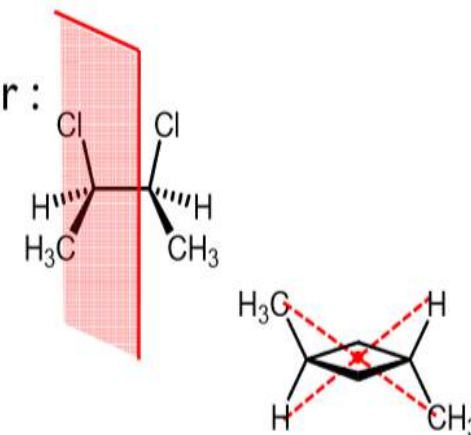
Enchaînement de cyclobutanes à nombre pair



Allène à nombre pair de C=C

En revanche, il ne doit posséder :

- aucun **plan de symétrie**
- aucun **centre de symétrie**
- aucun **axe impropre**

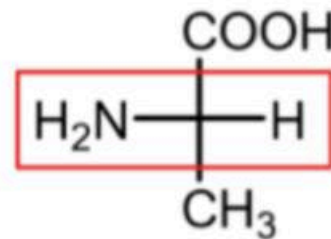


Récap des différentes façons d'exprimer la chiralité

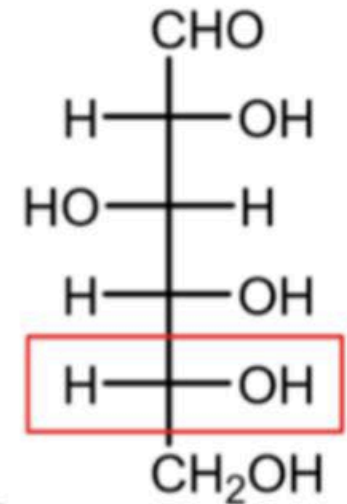
Activité optique : dextrogyre = (+) = (d) ou lévogyre = (-) = (l)

Configuration absolue : (R) = rectus ou
(S) = sinister

Dénomination de Fischer : (D) ou (L)
donnée par le C* de plus fort indice
(cf. biochimie)



L-Alanine



D-Glucose

Importance de la chiralité en chimie médicinale

Eutomère : énantiomère actif

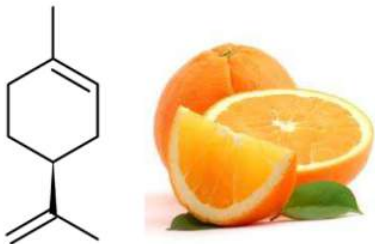
Distomère : énantiomère qui n'a pas les propriétés recherchées

Rapport eudismique : rapport d'efficacité de deux énantiomères.

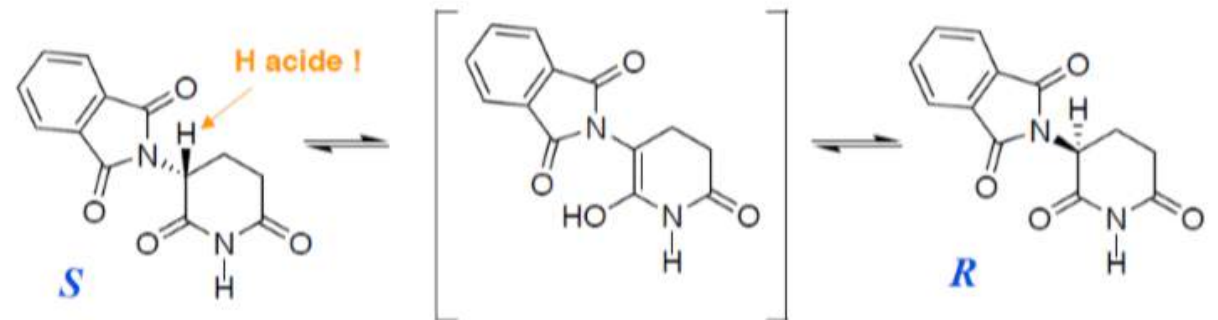
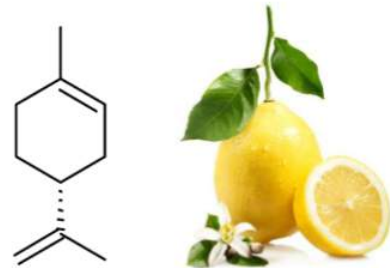
Propriétés organoleptiques :

Énantiomères du limonène :

S-limonène : odeur d'orange



R-limonène : odeur de citron

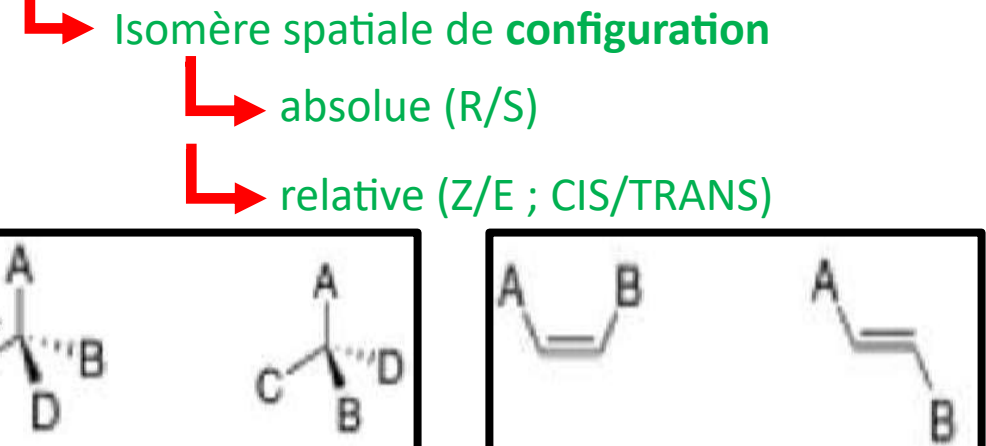
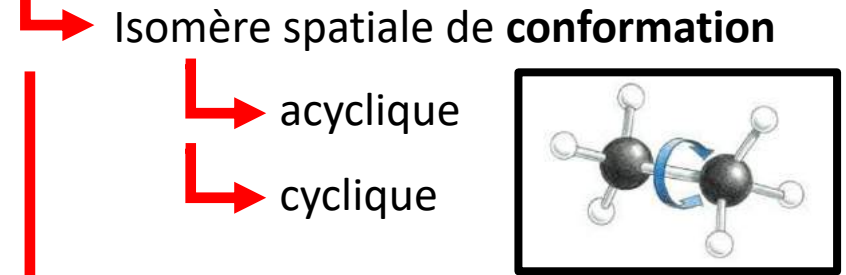
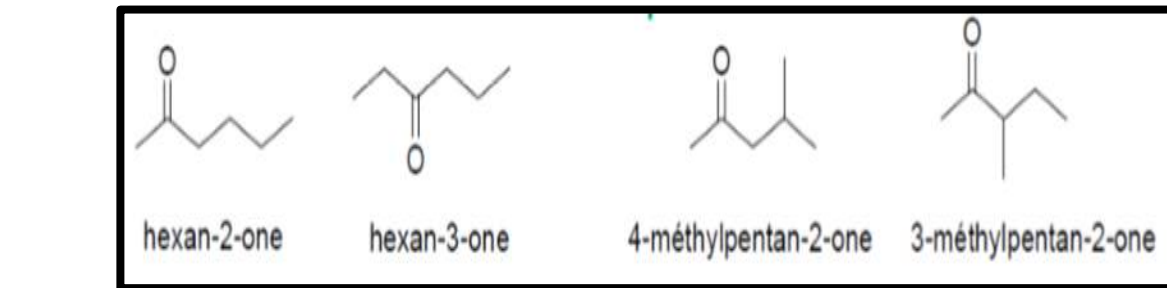
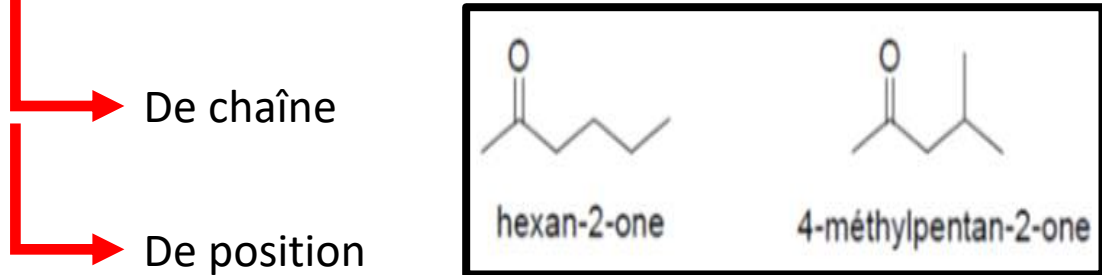
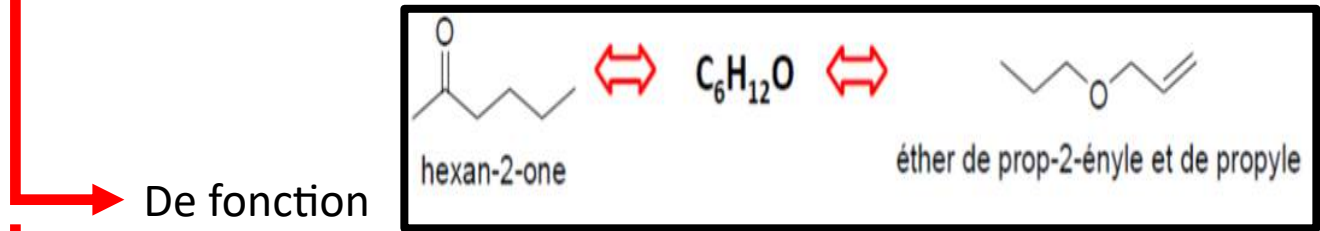


IV / Isomérisation et stéréochimie

Isomère
(même formule brute)

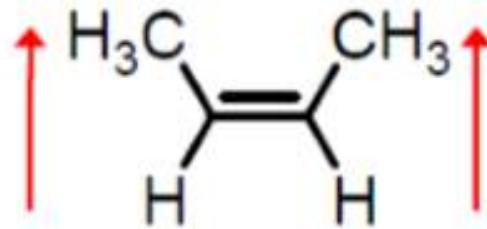
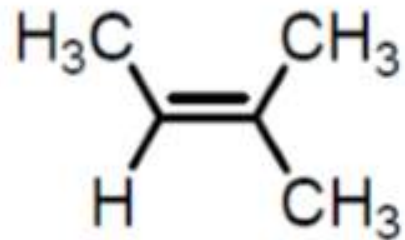
Isomérisation plane
= Isomère de constitution
(formule semi développée ≠)

Isomérisation spatiale
= Stéréoisomère
(même formule semi-développée)

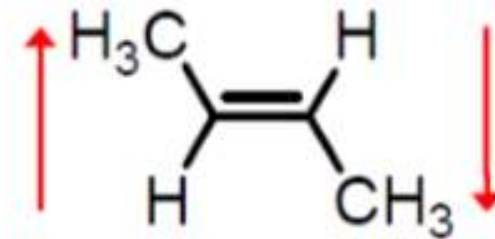


Stéréoisomères de configuration relative

Configuration Z/E



Isomère **Z**
(*zusammen* : ensemble)



Isomère **E**
(*entgegen* : opposés)

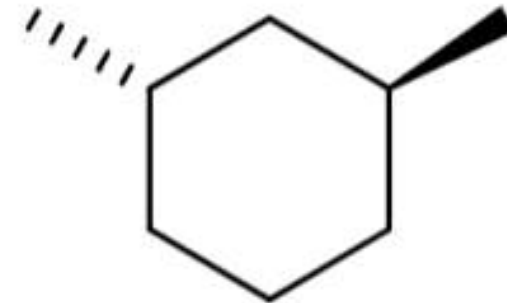
Stéréoisomères de configuration relative

Configuration Trans/Cis

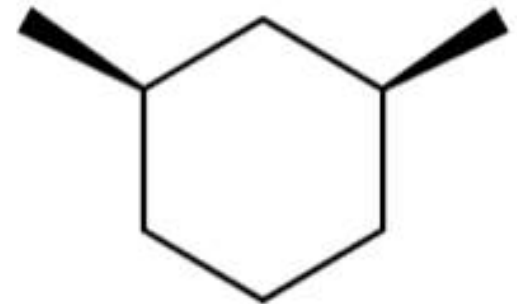
On utilisera **cis** si les substituants sont du même côté du plan

On utilisera **trans** si les substituants sont de part et d'autre de ce cycle

Configurations relatives

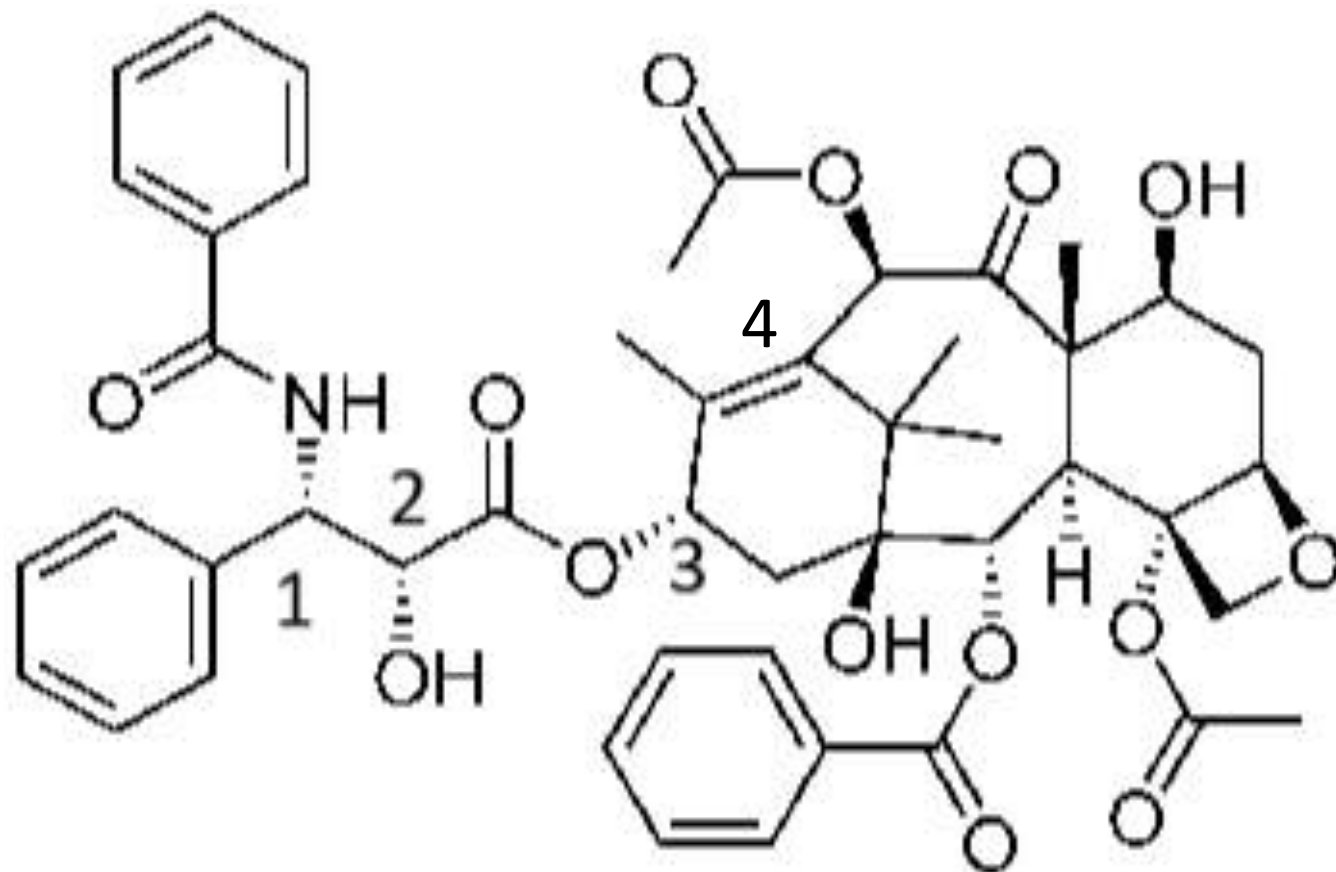


trans



cis

- Donner les configurations absolues des atomes de carbone 1, 2 et 3.
- Donner la configuration relative de la double liaison de l'alcène 4.



→ Salle : **ORGATTR**

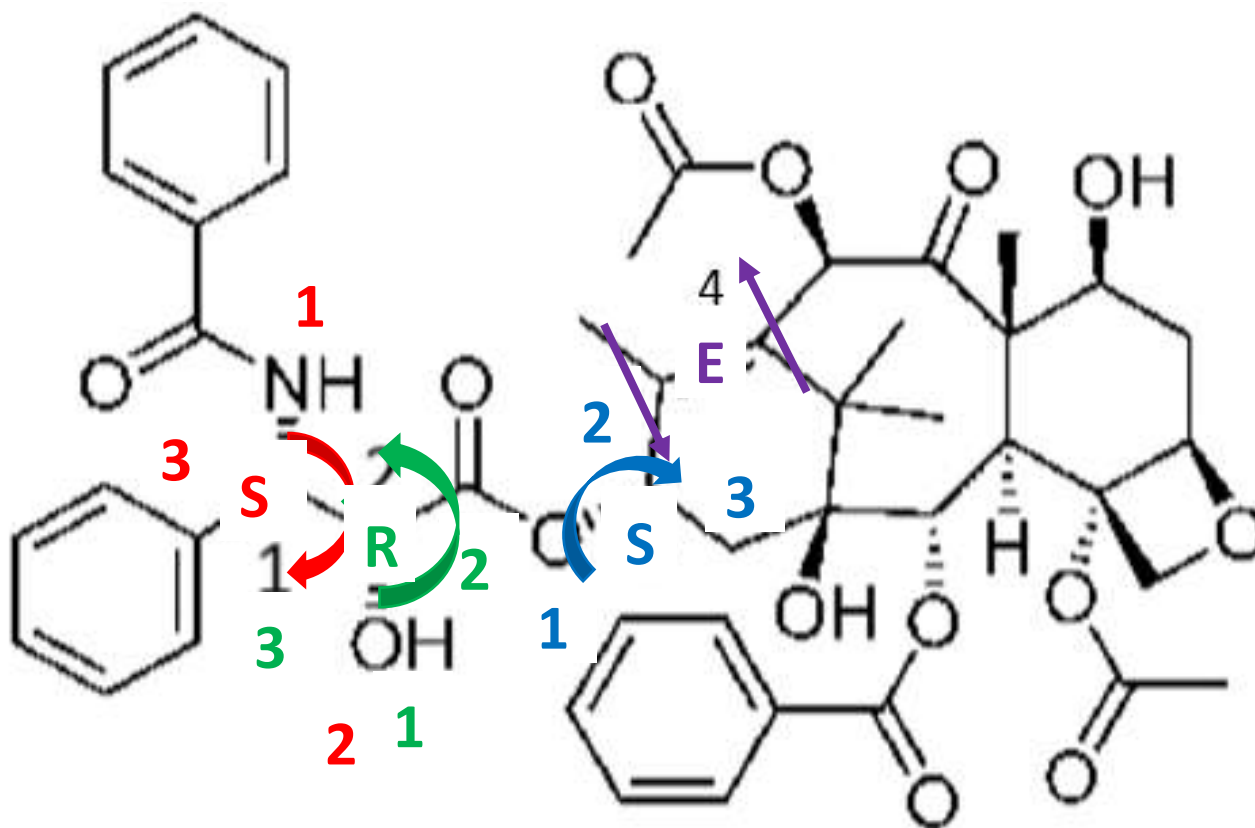
Correction

• Configuration absolue :

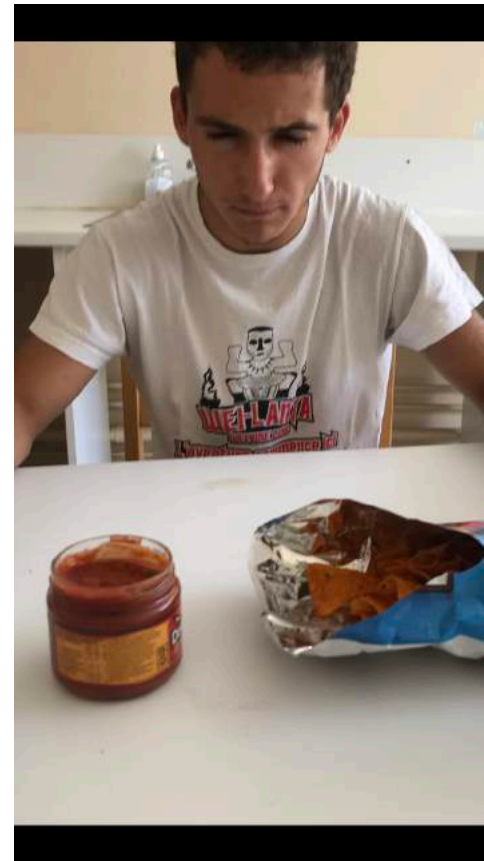
1. S
2. R
3. S

Configuration relative :

4. E



Petite épreuve de confort de 2 minutes...



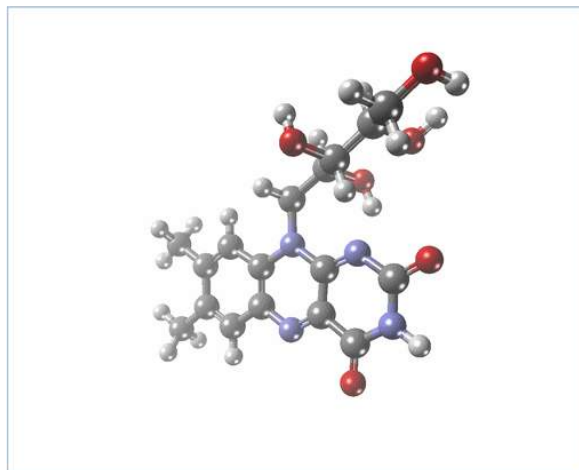
V / Effets électroniques

La liaison covalente :

Rappel :

A part les gaz rares très peu d'atomes sont stables seuls \Rightarrow formation de **liaisons**

La liaison = mise en commun des électrons de valence & compromis entre les forces de répulsions et les forces d'attraction.



L'électronégativité

L'électronégativité χ : Grandeur sans unité qui mesure l'aptitude du noyau d'un élément (atome) à attirer vers lui les électrons.

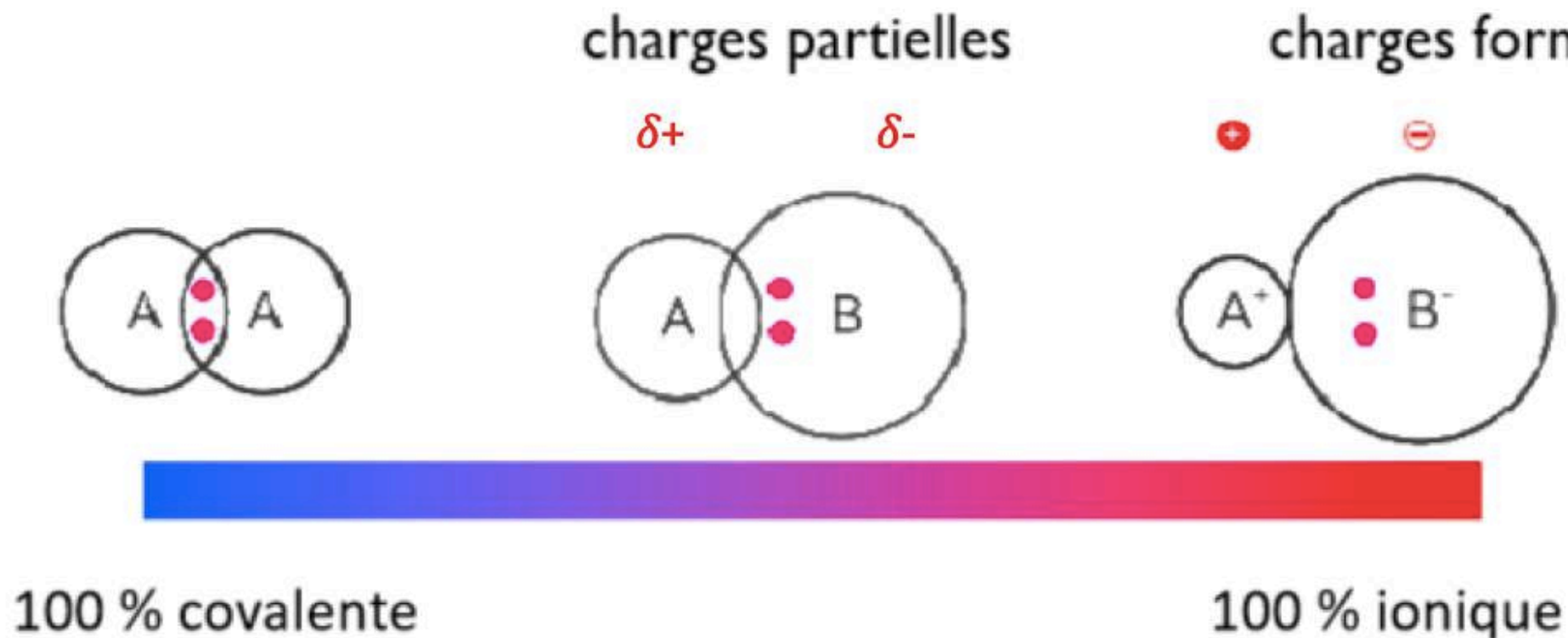
¹ H																	² He
³ Li	⁴ Be											⁵ B	⁶ C	⁷ N	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne
Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf		Sg		Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

- Electronégativité
- Electropositivité
- Rayon atomique

Même colonne (même groupe) : l'EN décroît qd le numéro atomique croît car le noyau atomique tend alors à « s'éloigner » des électrons de valence.

Même ligne (même période) : l'EN croît avec Z, car la charge électrique du noyau atomique (nb protons) augmente et interagit davantage avec les électrons de valence.

L'électronégativité et la polarisation des liaisons



L'effet inductif : définitions

Effets électroniques : l'électronégativité est à l'origine des effets électroniques (effets inductifs et mésomérie), eux-mêmes à l'origine de la réactivité chimique.

Effet inductif : différence d'électronégativité => polarisation locale : le long des **liaisons simples σ , diminue rapidement**, correspond à un déplacement de la **densité électronique** des électrons

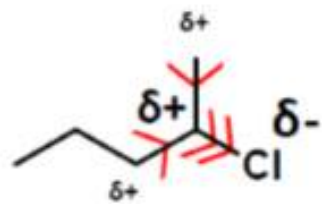
On distingue :

Effet inductif **attracteur (accepteur)** d'un groupement ou atome, noté (-I)

Effet inductif **donneur** d'un groupement ou atome, noté (+I)

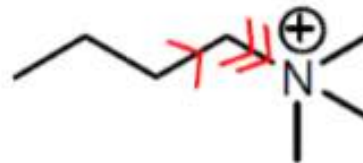
L'effet inductif

L'effet inductif attracteur (-I) qui va résulter de la présence d'atomes électronégatifs



Effet (-I) de Cl sur C

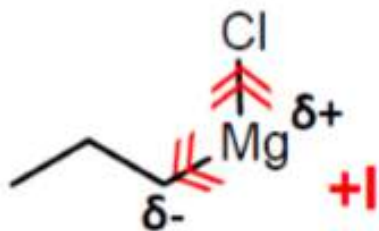
-I



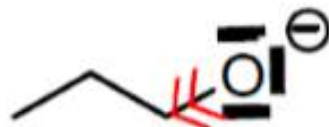
Groupements attracteurs :

-OR, -NR₂, -X, -SR, -NR₃⁺, -NO₂

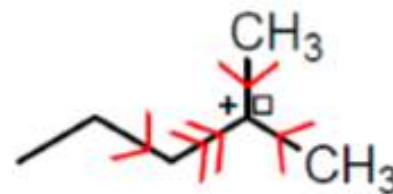
L'effet inductif donneur (+I) qui va résulter de la présence d'éléments électropositifs ou de groupements riches en électrons.



*Organo-magnésien
ou réactif de grignard,
magnésium électropositif*



*Surcharge électronique
Ici l'oxygène est donneur*



*plus le groupement
alkyl est important
et ramifié plus l'effet
+I est fort*

Mésomérie

Mésomérie : déplacement d'électrons π (liaison multiple) ou p (doublets non liants) sur un squelette moléculaire. Ces électrons sont beaucoup plus mobiles que les électrons σ et peuvent facilement circuler sur le squelette carboné. Condition : les systèmes doivent être **conjugués**, c'est-à-dire séparé par une liaison simple σ .

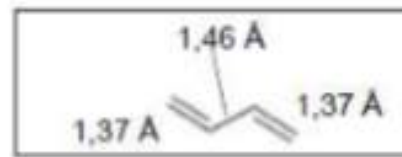
Exemple du 1,3-butadiène – Liaisons délocalisées

Rappel:

Longueurs moyennes de liaison

Liaison simple C–C 1,54 Å

Liaison double C=C 1,34 Å

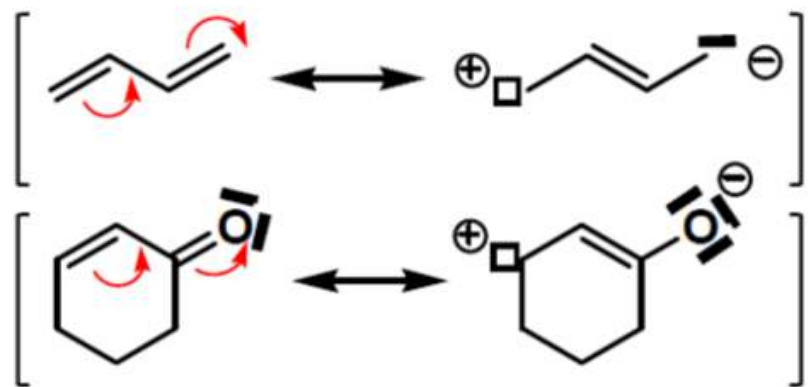


Chaque liaison du butadiène a un caractère intermédiaire entre simple et double:

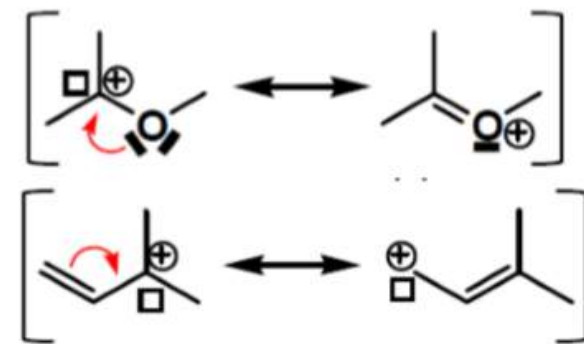
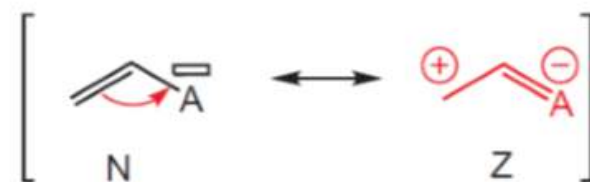


Les différents types de systèmes conjugués

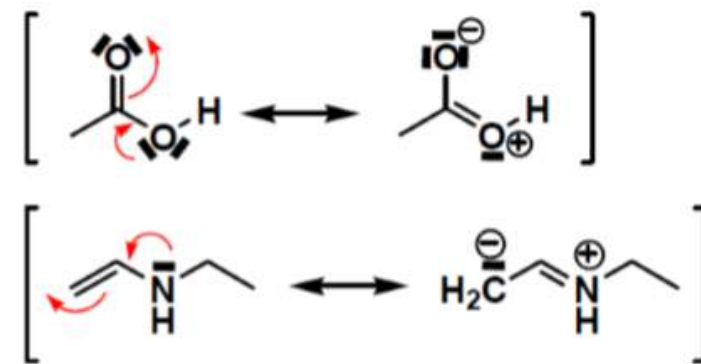
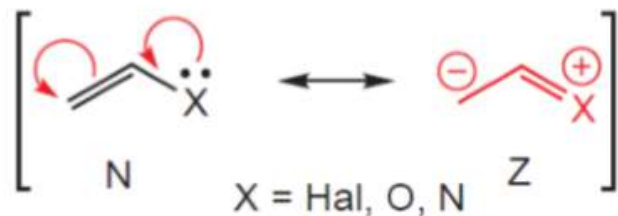
$\pi - \sigma - \pi$: 2 doubles liaisons conjuguées



$\pi - \sigma - \nu$: Un doublet non liant et une lacune électronique conjugués



$\pi - \sigma - n$: Un doublet non liant et une double liaison conjugués



Conjugaison

AH !



Les orbitales p doivent être parallèles = Toutes les liaisons impliquées doivent être coplanaires

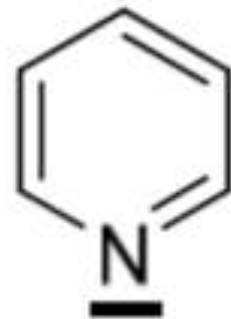
👉 La délocalisation du doublet non-liant n'est possible que si il se trouve dans une orbitale p pure. Si celui-ci se trouve dans une orbitale sp^2 , il n'est pas délocalisé.

$AX_3E - sp^2$
alternance $n\sigma\pi$
Doublet n dans
orbitale p
délocalisé



pyrrole

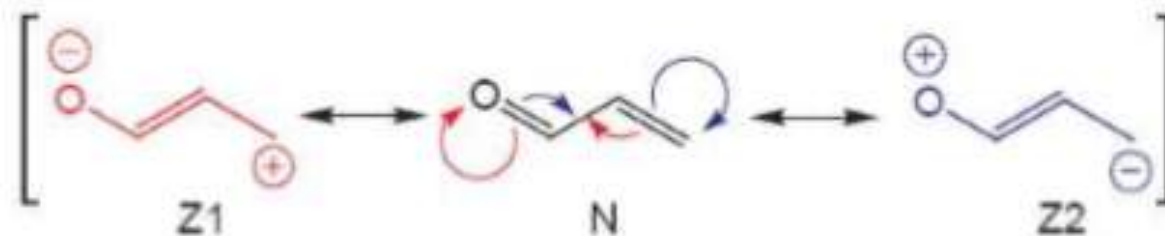
$AX_2E - sp^2$
Doublet n dans
orbitale hybride sp^2
non délocalisé



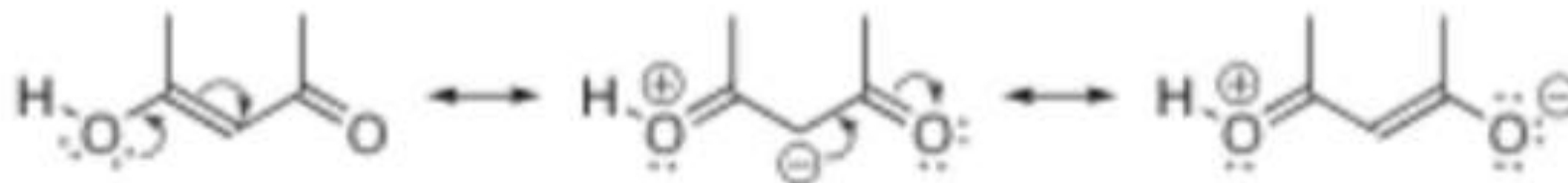
Pyridine

Mésomérie

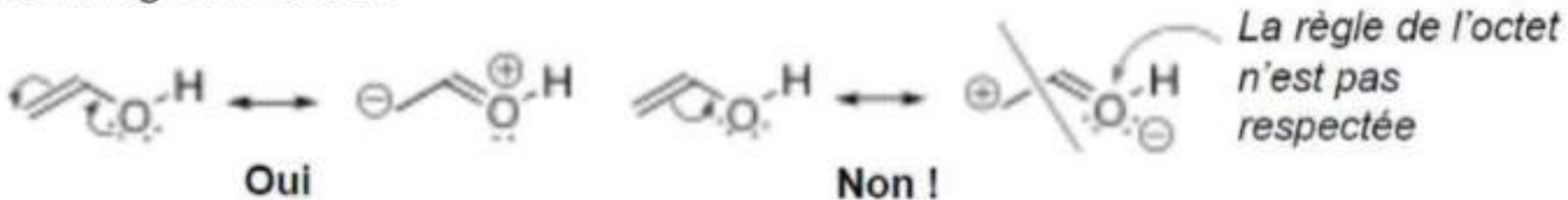
Compatibilité entre charge et électronégativité :



Séparation de charges minimales (forme neutre + contributive que forme chargée)

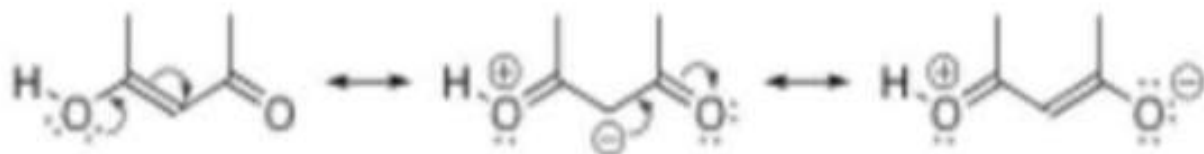


Respecter la règle de l'octet :



Structures limites et hybrides de résonance

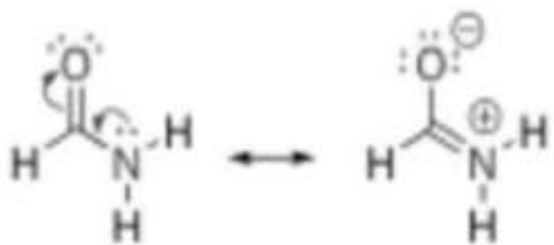
Structures limites (formes limites)



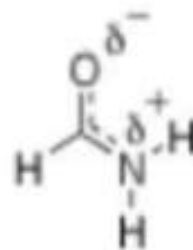
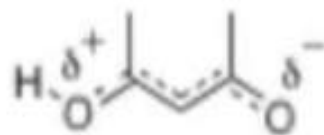
Ion carboxylate



Amide



Hybride de résonance:



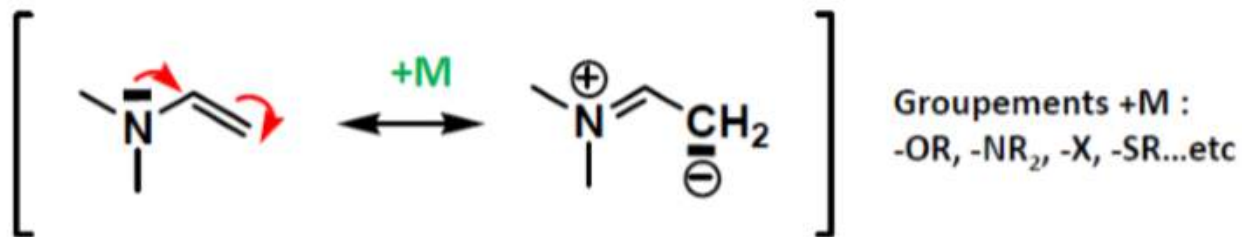
Effets mésomères

Les effets mésomères sont toujours plus intenses que les effets inductifs.

On distingue alors l'effet mésomère donneur (+M) de l'effet mésomère attracteur (-M).

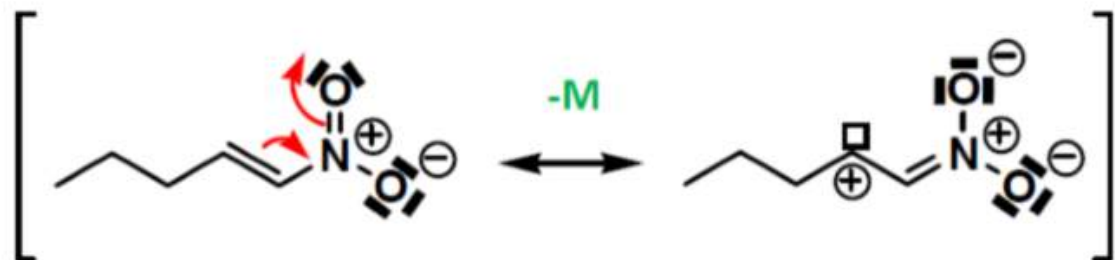
Groupements à effet *mésomère donneur (+M)*:

Possèdent un atome portant des doublets d'électrons (" ou non liants) directement relié par une liaison, pouvant conduire à une délocalisation ou extension de délocalisation par donation de la paire d'électrons.



Groupements à effet *mésomère attracteur (accepteur) (-M)*:

Acceptent des électrons par délocalisation ou extension de délocalisation.



VI / Liaisons non covalentes ou moléculaires

Les effets électroniques au sein d'une molécule induisent la création d'interactions moléculaires ou non covalentes avec des conséquences importantes en chimie et en biologie.

Ce sont des interactions de faible énergie contrairement à la liaison covalente (max. quelques dizaines de $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ vs quelques centaines de $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

On distingue

Les interactions électrostatiques

Les interactions de Van der Waals

La Liaison hydrogène

Les interactions hydrophobes

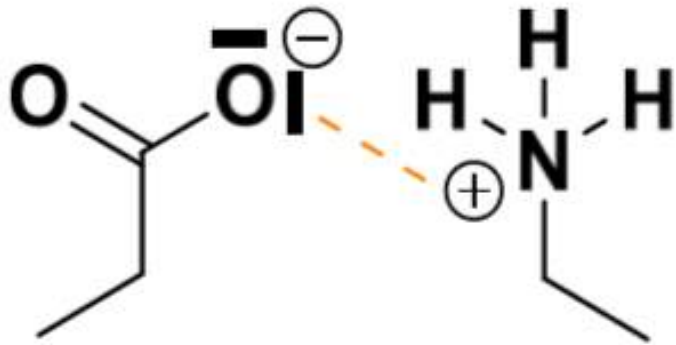
I WILL NOT EAT



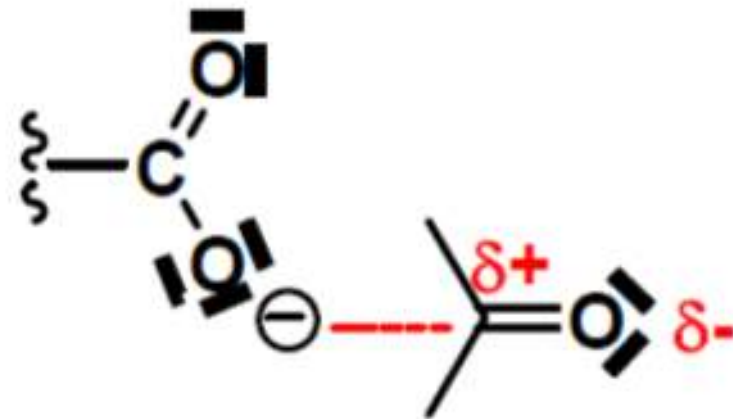
THIS DOUBLET NON LIANT

Les interactions électrostatiques

- deux charges



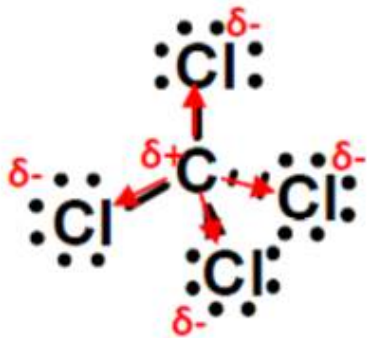
- charge-dipôle permanent :



Polarité des molécules

Molécules non polarisées :

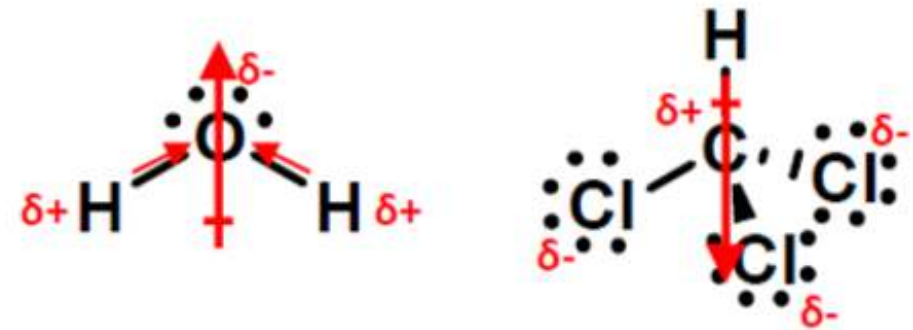
I-I



Moment dipolaire global nul
Molécule apolaire

Molécules polarisées :

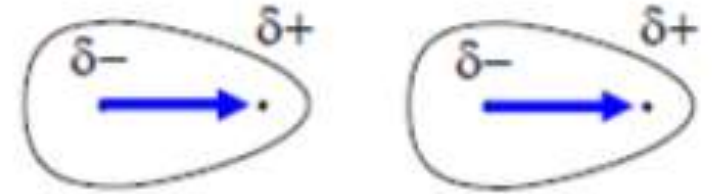
moment dipolaire permanent μ



Moment dipolaire global non nul
Molécules polaires

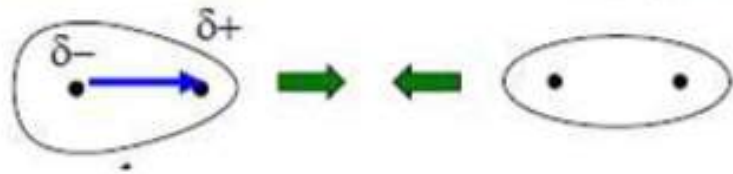
Interactions de Van der Waals

Interaction dipôle-dipôle = de Keesom = force d'orientation :



Interaction dipôle-dipôle induit = de Debye = force d'induction:

Molécule polaire + molécule apolaire



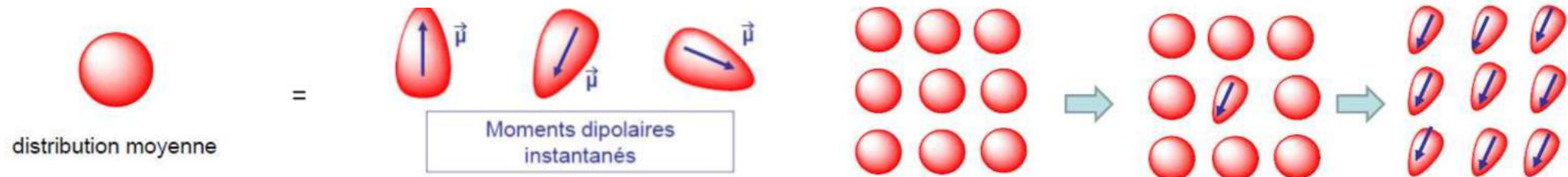
rapprochement



Interaction

Moment dipolaire induit

Interaction dipôle instantané-dipôle instantané = de London = force dispersion:



Energie de Van der Waals = énergies de Keesom+ Debye + London

Notion de polarisabilité

Polarisable : lorsque le nuage électronique des molécules est sensible à la présence d'un champ électrique externe. (présence d'une charge ou d'une molécule polaire)

Un **moment dipolaire induit** apparait



*Moment
dipolaire induit*

$$\vec{\mu}_i = \alpha \vec{E}$$

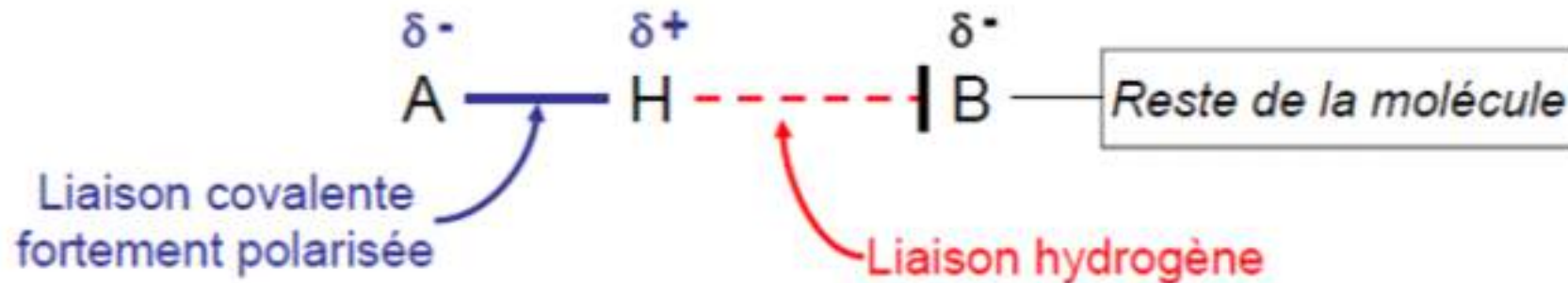
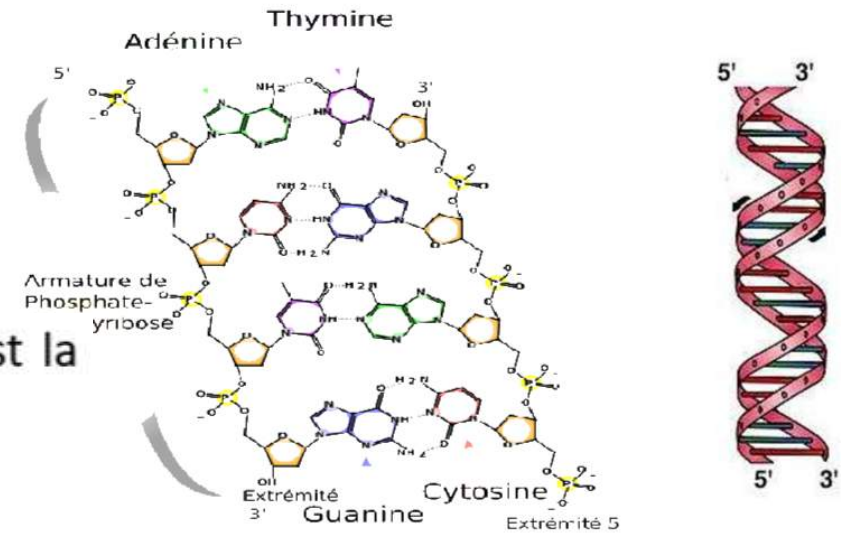
μ_i : moment dipolaire induit (C.m)

E : champ électrique créé par la charge q (V.m⁻¹)

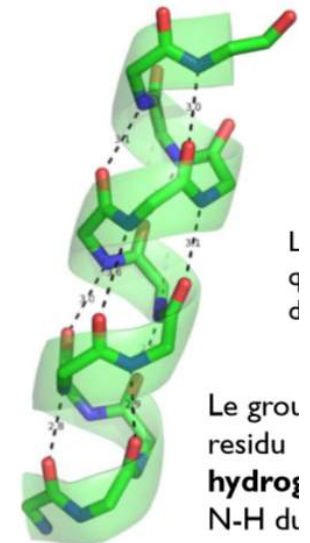
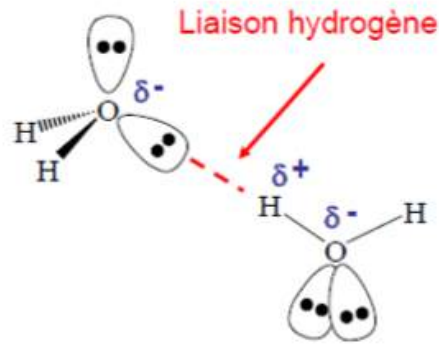
α : polarisabilité de la molécule (C.m².V⁻¹)

La liaison hydrogène

La **liaison hydrogène** est un cas particulier d'interaction dipôle-dipôle. C'est la plus forte des liaisons intermoléculaires (5-30 kJ.mol⁻¹).

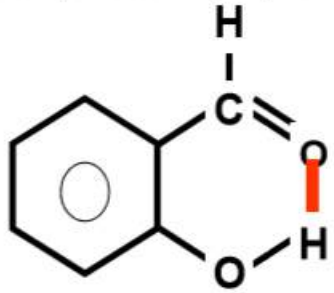


interaction directive.
les trois atomes impliqués sont colinéaires.
2.5 à 3.2 Å (2.8 en moyenne).

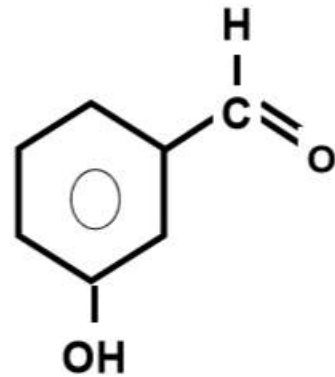


La liaison H intramoléculaire

Aldéhyde salicylique



Ortho
Liaison H
 $T_F = -7^\circ\text{C}$



méta
pas de Liaison H
 $T_F = 106^\circ\text{C}$



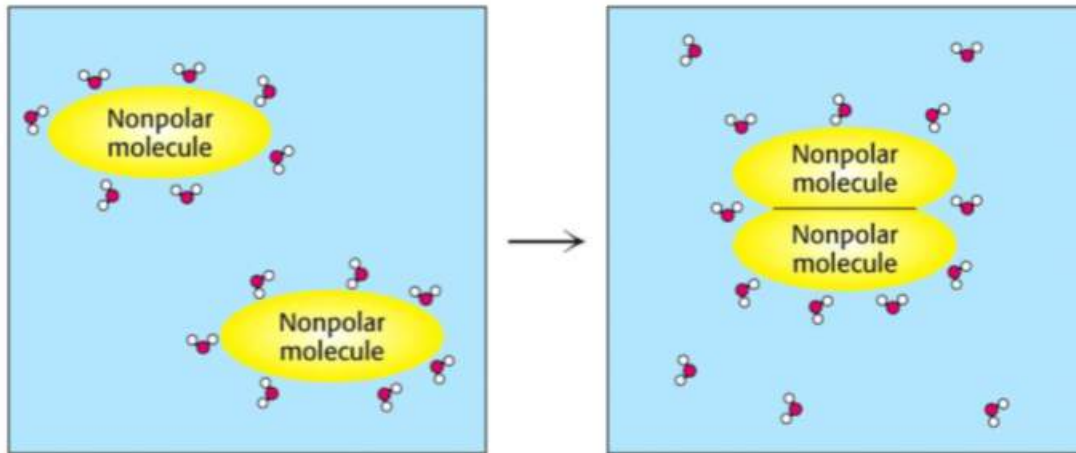
formation de liaisons hydrogènes
avec l'eau - très soluble dans l'eau



formation de liaisons hydrogènes
intramoléculaires - peu soluble dans l'eau

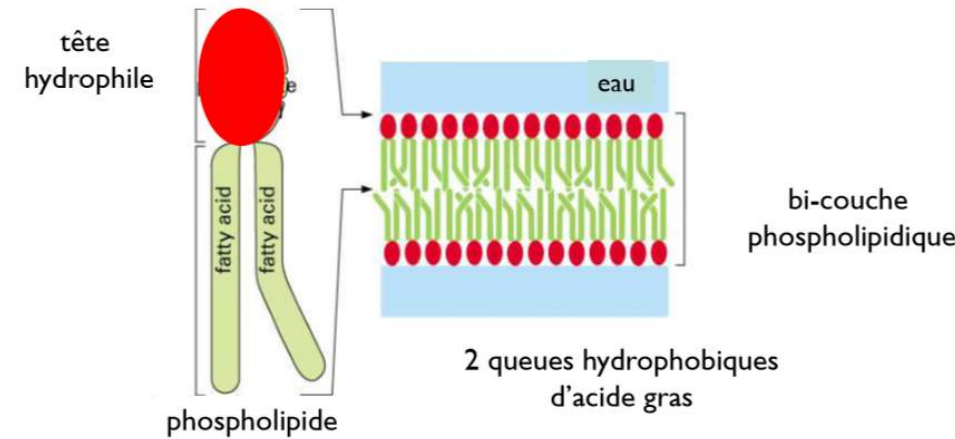
Les interactions hydrophobes

L'effet hydrophobe : ne résulte pas d'une répulsion entre les molécules d'eau et d'alcane !!!



Les interactions hydrophobes sont essentielles en biologie.

Organisation des membranes cellulaires



Repliement des protéines....

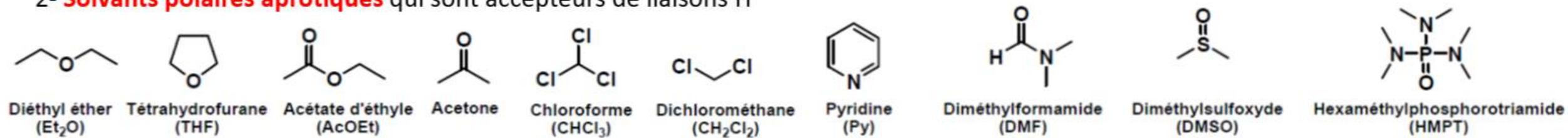
VII / Les solvants

On va définir 3 catégories de solvants

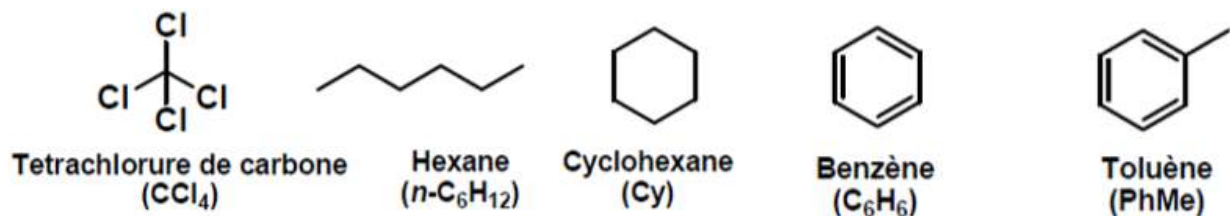
1- **Solvants polaires protiques** qui sont donneurs de liaisons H :

H₂O, MeOH, EtOH, CH₃COOH

2- **Solvants polaires aprotiques** qui sont accepteurs de liaisons H



3 - **Solvants apolaires** : pas de moments dipolaires permanents (ou très faible)



Fin du cours !!!

Aaaah, bouuuuh snif...

