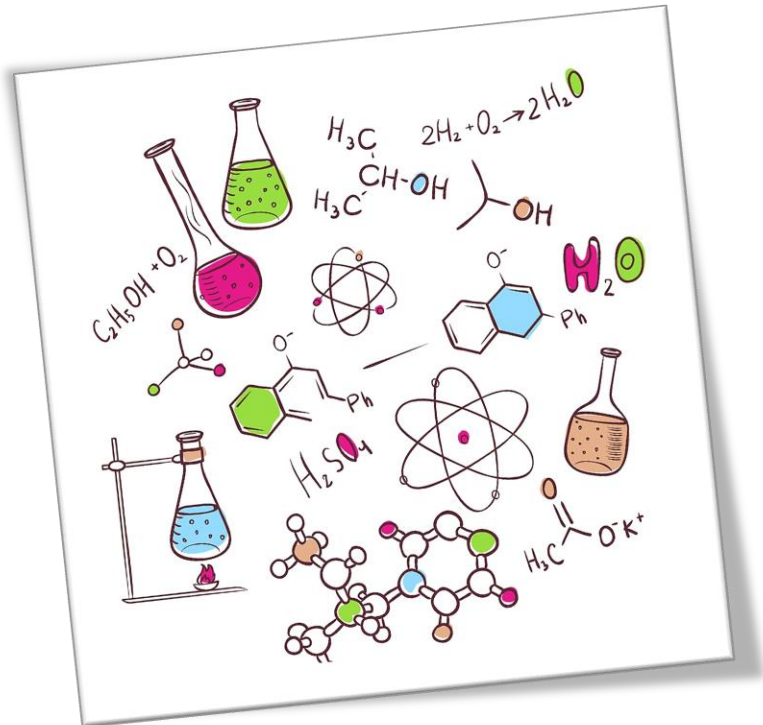


Chimie

Oussama Essahili



Générale Organique

CHIMIE GÉNÉRALE - Pr. Gueddari

L'essentiel à mémoriser

Chapitre 1: Atomistique

Les isotopes :

- Même nombre de protons
- Même propriétés chimiques
- Propriétés physiques différentes, masse différente, stabilité différente
- Caractère radioactif ou stable pour certains isotopes

N.B :

H (A=1, Z=1, N=0) : Hydrogène

H (A=2, Z=1, N=1) : Deutérium

H (A=3, Z=1, N=2) : Tritium

La masse atomique :

Définitions :

- La masse d'un mole d'atome
- La masse d'un atome gramme
- La masse molaire atomique
- La masse de N_A atomes

Unité :

- Unité masse atomique (u.m.a ou u)

Evolution des modèles atomiques :

Modèle de Rutherford

- Soleil = noyau
- Planètes = électrons

Modèle de Niels Bohr

- Les électrons sont sur des orbites (trajectoire circulaire)
- Perte d'énergie : les e- tombent sur les orbites
- Gain d'électron : les e- gagnent une autre orbite

Modèle de Sommerfeld

- Certaines couches (niveaux d'énergie) se présentent sous forme de sous couches
- La première couche est sans sous-couches

Nombres quantiques :

Nombre quantique principale « n »

Nombre entier non nul

Les couches ou les niveaux d'énergie (Taille de l'orbite)

→ Nombre maximale d'e- dans une couche : $2n^2$

Valeur de « n »	1	2	3	4	5	6	7
Couche	K	L	M	N	O	P	Q
Nb d'électrons	2	8	18	32	50	64	98

Nombre quantique secondaire « L »

Nombre entier

Sous-couches (Forme et symétrie de l'orbitale)

→ Nombre de sous-couches dans une couche n : $0 \leq L \leq n-1$

Ex : Pour n = 1 => L = 0 (1 ss-couche) | Pour n = 2 => L = 0, 1 (2 ss-couches)

→ Nombre maximale d'e- dans une sous-couche : $2(2L+1)$

Valeur de « l »	0	1	2	3
Sous-couche	s « sharp »	p « principal »	d « diffuse »	f « fondamental »
Nb d'électrons	2	6	10	14
Forme de l'orbitale	Forme sphérique	Symétrie axiale	Symétrie complexe	

Nombre quantique magnétique « m »

Nombre entier

Nombre de case (**Orientation de l'orbitale**)

→ Nombre d'orbitales pour une sous-couche L : **$-L \leq m \leq L$**

Ex : Pour L = 0 \Rightarrow m = 0 (1 case) | Pour L = 1 \Rightarrow m = -1, 0, 1 (3 cases)

→ Nombre d'orientations : **(2L+1) orbitales = cases**

Nombre quantique magnétique « m_s » ou « s »

Sens de rotation de l'électron sur lui-même

Il prend la rotation de +1/2 (↑ orienté vers le haut)

ou -1/2 (↓ orienté vers le bas)

*Orbitales dégénérées : orbitales ayant le même niveau d'énergie

*Orbitale à 2 électrons : électrons appariés

*Orbitale à 1 électron : électron célibataire

Configuration électronique la plus stable : (Règles et principes)

Règle de KLECHKOWSKI

1s
2s 2p
3s 3p 3d
4s 4p 4d 4f
5s 5p 5d 5f ...
6s 6p 6d

■ Le remplissage des orbitales se fait par valeur croissante de (n+L)

■ En cas d'égalité, le remplissage se fait d'abord dans la couche de plus petit « n »

■ Ordre de remplissage :

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s

Principe de PAULI

■ Deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir leur quatre nombre quantiques identiques

■ Au maximum, il y'a deux électrons sur une orbitale : différent de nombre quantique « m_s » (les deux électrons sont antiparallèles ou appariés)

Règle de stabilité de HUND

↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑

■ Pour des orbitales de même niveau d'énergie, les électrons de spin identique occupent un maximum d'orbitales.

Couches de valence et électrons de valence :

Couche de valence = Couche électronique externe = Couche périphérique

→ Couche où se trouvent les électrons de valence, couche électronique partiellement ou totalement remplie.

Electrons de valence = Les + éloignés du noyau

Représentation de Lewis :

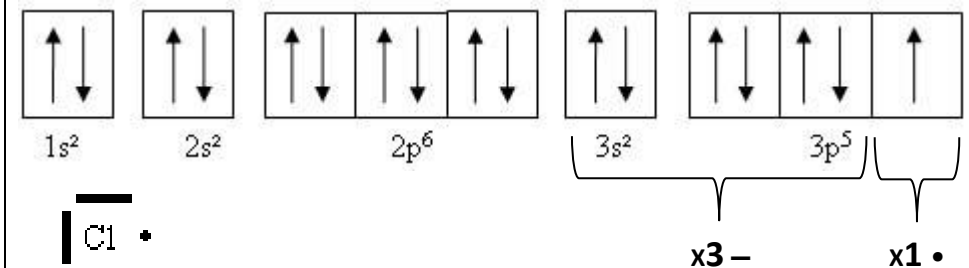
X (A, Z) est entouré de :

Un point (•) : les électrons de valence (only les célibataires)

Un trait (—) : les électrons de la dernière couche (only les appariés)

Exemple :

Cl (Z=17)



***Halogène** : monovalent (besoin d'un électron de valence pour saturer la dernière sous-couche.

***Chalcogène** : divalent (besoin de deux électrons de valence pour saturer la dernière sous-couche.

Tableau périodique : (Classification périodique ou Table Mendelienne)

Regroupe tous les éléments classé selon le numéro atomique du plus petit au plus grand.

7 périodes Ou 7 niveaux d'énergie	<ul style="list-style-type: none"> ■ C'est les 7 lignes horizontales ■ La période peut-être K, L, M, N, O, P, Q ■ Le numéro de la période dans le tableau est le <u>plus grand nombre quantique principale « n » dans la configuration électronique</u> ■ Les éléments de la même période ont le même nombre quantique « n »
18 groupes Ou 18 familles	<ul style="list-style-type: none"> ■ C'est les 18 colonnes verticales ■ Les éléments d'une même famille ont le même nombre d'électrons de valence. ■ Le numéro de la famille dans la catégorie est le nombre d'électrons de la couche de valence. (7^{ème} famille = 7 électrons de valence) ■ Les éléments d'une même famille sont à propriété chimique voisine.

Les familles

Numéro du groupe	Couche externe	Nom de la famille
1	ns^1 (1e-)	Alcalins
2	ns^2 (2e-)	Alcalino-terreux
3	$ns^2 np^1$ (3e-)	Du Bore « Terreux »
4	$ns^2 np^2$ (4e-)	Carbonides
5	$ns^2 np^3$ (5e-)	De l'Azote « Prictogène »
6	$ns^2 np^4$ (6e-)	Chalcogènes
7	$ns^2 np^5$ (7e-)	Halogènes
8	$ns^2 np^6$ (8e-)	Gaz nobles

A Savoir :

- **Les métaux de transition** : la sous-couche « d » est non saturée.
- Les métaux perdent des électrons
- Les non-métaux gagnent des électrons pour satisfaire la règle de l'octet et acquérir la structure des gazs rares.
- La règle de l'octet : 8 électrons de valence. (Comme les gazs nobles)

Propriétés périodiques des éléments :

Energie ou potentiel d'ionisation (EI / PI)	Energie nécessaire à un atome pour arracher un électron de sa couche de valence à l'état gazeux et former un cation. Grandeur toujours positive Unités : eV ou J
Affinité électronique (AE)	Energie libérée par un atome qui capte un électron . Grandeur positive ou négative AE > 0 : si l'anion formé est moins stable que l'atome. AE < 0 : si l'anion formé est plus stable que l'atome et possède la structure des gazs rares
Electronégativité (EN)	Capacité de l'élément à attirer les électrons lors d'une liaison chimique avec un autre élément. Concerne les non-métaux Exemple : EN(Fluor) = 4 (Le plus électronégatif) EN(Sillicon) = 0,5 (Le plus électropositif)

- **1eV = $1,6 \times 10^{-19}$ J**
 - **Fluor** fait parti de la famille des **halogènes**.
 - **Echelle de PAULING** : ordre d'électronégativité décroissante
F > O > Cl = N > Br > S > I > C > H > Si > Al > Mg > Na = Ca > Fr
- Fati o Clara n3sso brahech sghar

Chapitre 2 : Liaisons chimiques

I. Liaisons interatomiques

1)- **Liaison covalente** : met en commun des e- venant chacun d'un atome.

Deux types : Recouvrement **axial σ** et Recouvrement **latéral π**

La liaison σ est plus forte que la liaison π ($\sigma > \pi$)

La liaison π ne permet pas la rotation de la molécule.

■ Les types d'hybridations :

Hybridation	Liaisons covalentes	Géométrie	Angle entre orbitales
sp^3	4σ	Tétraèdre	109°
sp^2	3σ et 1π	Coplaire	120°
sp	2σ et 2π	Linéaire	180°

2)- Liaison covalente polarisée :

- S'effectue entre 2 atomes différents, d'électronégativité **légèrement** différente.
- L'atome le plus électronégatif attire le doublet de liaison de son côté : un de charge partielle – et l'autre de charge partielle +

3)- Liaison ionique ou électrovalente :

- S'effectue entre 2 atomes différents, d'électronégativité **largement** différente.
- L'atome le plus électronégatif attire **totalemment** le doublet de liaison de son côté.

4)- Liaison semi-polaire ou dative ou de coordinance :

- S'effectue entre 2 atomes différents : un donneur de doublet et un ayant un orbitale vide.
- Flèche du donneur vers l'orbitale vide.
- Pas d'attraction électrostatique

5)- Complexe de coordination :

Le complexe est formé de :

- A. **Un atome centrale** : cation métallique avec un orbital vide.
- B. **Ligands** : ions ou molécules, porteurs de doublets libres.
- C. **Liaison semi-polaire** : relie l'atome et le ligand.

Types :

Complexe	électrons	Champ magnétique	Hybridation	Géométrie
Paramagnétique	Célibataires	Attiré	sp^3d^2	Octaèdre
Diamagnétique	Appariés	Repoussé	d^2sp^3	(90° entre les orbitales)

6)- Liaison métallique

- S'effectue entre atomes d'électronégativités voisines et faibles.
- Concerne les métaux de transitions (ions positifs qui ont tendance à perdre les électrons)
- Les électrons perdus des atomes forment un bain d'électrons.

II. Liaison intermoléculaire

1)- Liaison Hydrogène Entre un atome très électronégatif (N,O,Cl) et un hydrogène.	Intermoléculaire
	Intramoléculaire
2)- Liaisons de VAN DER WAALS	Interaction de Keeson - Force d'orientation : deux molécules polaires
	Interaction de Debye - Force d'induction : une polaire et une apolaire
	Interaction de London – Force de dispersion : deux molécules apolaires

- **Monovalent** : une liaison simple avec un autre atome (ex : Halogènes)
- **Divalent** : deux liaisons simples avec un autre atome (ex : Oxygène O)
- **Trivalent** : trois liaisons simples avec un autre atome (ex : Azote N)

CHIMIE ORGANIQUE - Pr. IbenMoussa

L'essentiel à mémoriser

Chapitre 1 : Notion de fonction et nomenclature

Principales fonctions :

Hydrocarbures	Alcanes (saturés) C_nH_{2n+2}
	Cyclanes (saturés et insaturés) C_nH_{2n}
	Alcènes (insaturés) C_nH_{2n}
	Alcynes (insaturés) C_nH_{2n-2}
Fonctions univalentes	Hydroxylée (Alcool primaire, secondaire, tertiaire) R- OH
	Ether-oxyde R- O -R'
	Halogénée R- X (X : F, Cl, Br, I)
	Aminée (Amine primaire, secondaire, tertiaire) R - NH ₂
Fonctions bivalentes	Carbonylée (Cétone R- CO -R') (Imine R- CO -H)
	Imine R- C = N - R
Fonctions trivalentes	Acide R- COOH
	Dérivés d'acide (ester, anhydride, amide, halogénée)
	Nitrile R - C \equiv N

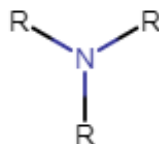
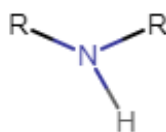
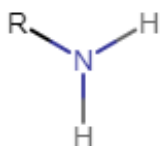
Types des Hydrocarbures :

Saturés : contiennent des liaisons simples

Insaturés : contiennent des liaisons doubles et triples

Primaire/Secondaire/Tertiaire : (Voir le nombre de R)

■ Exemple : Amine



Amine primaire Amine secondaire Amine tertiaire

Nomenclature des alcanes :

1	Méthane	11	Undécane	30	Triacontane
2	Ethane	12	Dodécane	40	Tétracontane
3	Propane	13	Tridécane	50	Pentacontane
4	Butane	14	Tétradécane	60	Hexacontane
5	Pentane	15	Pentadécane	70	Heptacontane
6	Hexane	16	Hexadécane	80	Octacontane
7	Heptane	17	Heptadécane	90	Nonacontane
8	Octane	18	Octadécane		
9	Nonane	19	Nonadécane		
10	Décane	20	Eicosane		

Hydrocarbures saturés et insaturés :

	Hydrocarbures saturés	Hydrocarbures insaturés		
Familles	Alcanes	Alcènes	Alcynes	Cyclanes
Suffixe	« -ane »	« -ène »	« -yne »	
Préfixe				« Cyclo- »
Radicaux	« -yle »	« -ylidène »	« -ylidyne »	« -yle »

Radicaux	Monovalents	1 Hydrogène	Liaison simple
	Divalents	2 Hydrogènes	Liaison double
	Trivalents	3 Hydrogènes	Liaison triple

A Savoir :

- Pour $n = 1$, $n = 2$ ou $n = 3$: il y'a une seule structure possible.
- A partir de $n = 4$: il y'a une structure linéaire et une structure ramifiée.

Concernant la nomenclature des alcanes :

- Les substituants sont cités par **ordre alphabétique**.
- Les termes multiplicatifs des chaînes latérales (**di, tri...**) ne sont pas pris en compte dans l'ordre alphabétique. De même pour les termes multiplicatifs des ramifications des chaînes latérales (**bis, tris, tétrakis..**) et ces chaînes latérales ramifiées doivent avoir même nom et numéro pour avoir un terme multiplicatif
- Le carbone lié **directement à la chaîne principale** porte le numéro 1 (ex : le C de COOH de l'acide carboxylique)
- Le nom prioritaire entre deux chaînes latérales ayant la même première lettre, est celui ayant le numéro le plus petit. (ex : « 1 – méthylpropyl » passe avant « 2 – méthylpropyl »)

Concernant la nomenclature des alcènes :

- Il y'a l'exception de $H_2C = CH_2$ qu'on appelle éthylène et non éthène.
- La chaîne est numérotée de façon à donner l'ensemble des indices le plus bas pour les doubles liaisons **/!**
- On note pour plusieurs doubles liaisons : « alc-chiffres-diène, alc-chiffres-triène »

Exemple : prop-2-ène

- Il existe des liaisons doubles dans quelques cas pour :

Les radicaux bivalents (= R)

H_2C = méthylène

Les radicaux univalents (- R et le R contient double liaison)

$H_2C = CH -$: éthylène ou vinyle

$H_2C = CH - CH_2 -$: prop-2-**ényle** ou allyle

$H_2C = C(CH_3) -$: isoprop**ényle**


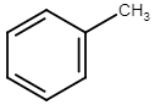
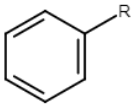
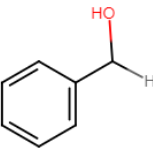
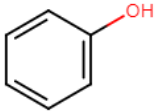
Concernant la nomenclature des alcynes :

- Il y'a l'exception de $HC \equiv CH$ qu'on appelle acétylène et non éthyne.
- La numérotation des doubles et triples liaisons se fait de façon à ce que la chaîne soit numérotée avec la somme d'indices la plus petite. Et en cas de même somme d'indices, les indices de positions les plus faibles doivent être aux doubles liaisons.

Concernant la nomenclature des cyclanes :

- Lorsque le nombre de carbones du substituant alkyl est plus grand que le cycloalkane lui-même : **cyclo alkyl alcane**
- Les cycloalcanes insaturés sont nommés comme les acènes et alcynes.

Les composés aromatiques les plus importants :

Benzène C_6H_6		Toluène	
Phényl C_6H_5		Acide benzoïque (Benzène + COOH)	
Phénol			

Ordre de priorité des fonctions :

- I. Acide carboxylique (acide alcanoïque) -COOH
- II. Ester (alcanoate de alkyle) R-COO-R'
- III. Amide (Alcanamide) R-CO-NH_2
- IV. Aldéhyde (alcanal) R-CHO-R'
- V. Cétone (oxo-/alcanone) R-CO-R'
- VI. Alcool (alcanol/hydroxy-) R-OH
- VII. Thiol (mecarpto-) R-SH
- VIII. Amine (amino-) R-NH_2
- IX. Halogénée (fluoro- chloro- bromo- iodo-) R-X

Loic est l'**ami** de **Daltone**

N.B

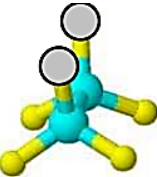
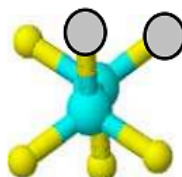
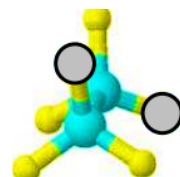
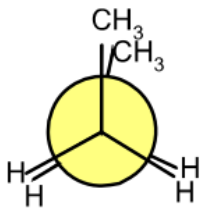
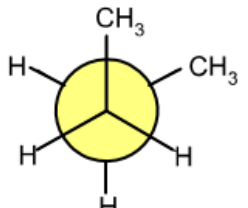
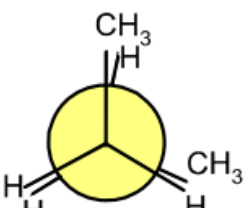
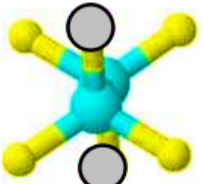
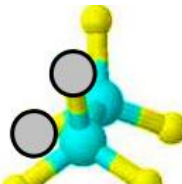
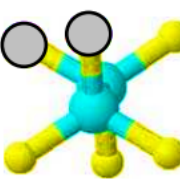
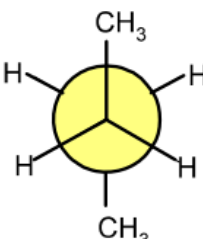
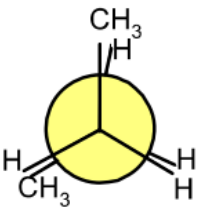
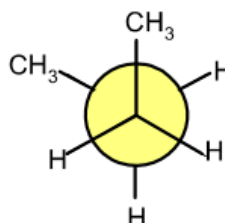
$=$: ène \equiv : yne

Chapitre 2 : Représentation des molécules et analyse conformationnelle

Représentation des molécules

Projective (CRAM)		<p>atomes dans le plan</p> <p>$\text{C}-\text{C}$</p> <p>atome en avant du plan</p> <p>atome en arrière du plan</p> <p>$\text{C}-\text{C}$</p> <p>atomes dans le plan</p>
Perspective		Très utilisé dans les cycles Deux plans : Avant et arrière.
Newman		Permet de montrer la rotation autour d'une liaison
Fisher	<p>Cram Intermédiaire Fischer</p>	<p><u>Cram à Fisher</u></p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Chaîne principale verticale et en arrière. 2. Les autres liaisons horizontales et en avant. 3. L'élément le plus oxygénée haut.

Analyse conformationnelle

		
$\theta = 0^\circ$	$\theta = 60^\circ$	$\theta = 120^\circ$
1- Eclipsée totale	2- Décalée gauche	3- Eclipsée partielle
		
		
$\theta = 180^\circ$	$\theta = 240^\circ$	$\theta = 300^\circ$
4- Décalée anti	3- Eclipsée partielle	2- Décalée gauche
		

Gradient de stabilité (du - stable au + stable)



A savoir :

- (1) (2) (3) (4) sont appelés des **conformères/rotamères**.
- Le (1) et (3) sont les - stables : il y'a un **gène stérique**.
- Le - **stable** est toujours l'**éclipsée totale**.
- Le + **stable** est :

En absence de liaison hydrogène	Décalée anti
En présence de liaison hydrogène	Décalée gauche

Chapitre 3 : Isomérisation

The **hardest** one

Isomérisation de constitution

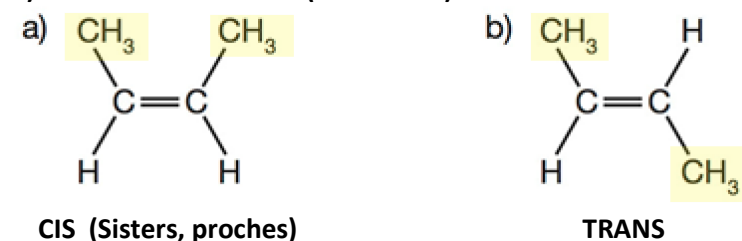
Isomérisation de fonction	Différent par leurs fonctions (ex : CO/COOH)
Isomérisation de chaînes	Même fonctions, même nombre de carbones, différent par la chaîne principale
Isomérisation de position	Même fonctions, même chaînes, différent par la position du groupement fonctionnel (ex : Cl sur C1 ou C2 Double liaison sur C1 ou C3)

Stéréoisomérisation

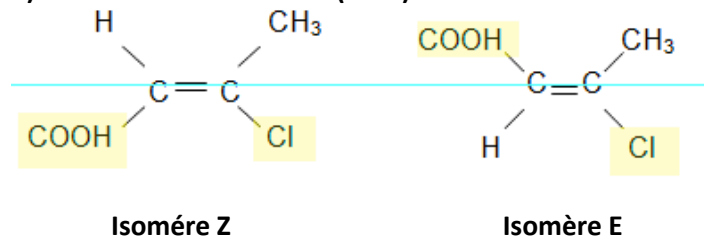
I. Isomérisation géométrique :

» On consulte les substituants, il doit y avoir **une double liaison** et les molécules de chaque côté de la double liaison doivent être **différents**.

1)- Mêmes substituants (Cis – Trans)



2)- Substituants différents (Z – E)



On classe les substituants par **ordre prioritaire** (selon électro-négativité)

1. Cl 2. COOH 3. CH₃ 4. H

Si les deux premiers sont du **même côté** par rapport à l'axe horizontale : **Z**

Si les deux premiers sont de **côtés opposés** par rapport à l'axe horizontale : **E**

II. Isomérisation optique :

» On consulte le carbone α, il doit y avoir **au minimum un carbone asymétrique** (CHOH/CHNH₂)

- C'est un **objet chiral**, l'atome est asymétrique : centre asymétrique portant **4 substituants différents**

Molécule	Chirale	Achirale
Superposable à son image	X	✓
Plan de symétrie	X	✓

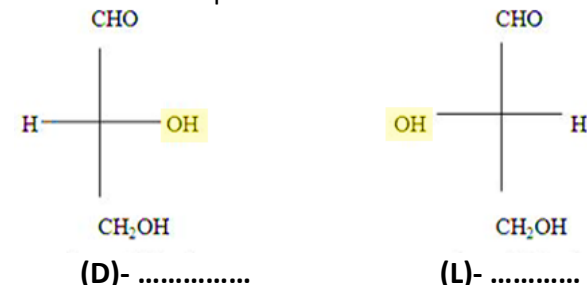
- L'inverse optique est obtenue par **permutations de 2 carbones**.

N.B : Un stéréoisomère peut-être un isomère géométrique et optique **en même temps**.

Nomenclature des stéréoisomères

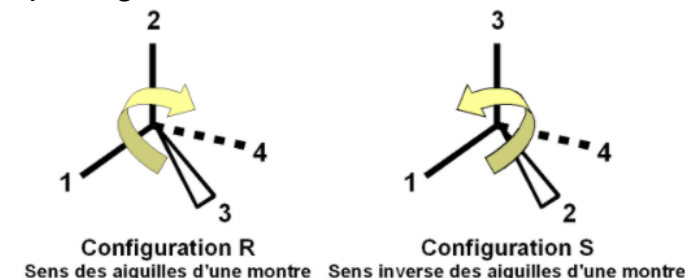
1)- Configuration relative D et L

» On consulte la position de OH ou NH₂.



- Pour mémoriser (D) : Droite (L) : Left

2)- Configuration relative R et S

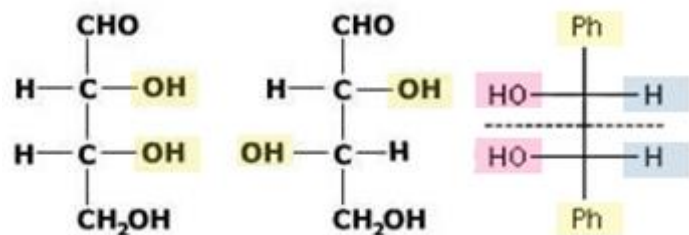


On classe les substituants par **ordre prioritaire** (selon électro-négativité)

Pour mémoriser : R comme Rolex (montre)

En **Fisher**, on **inverse le sens**, si on obtient R, c'est S. Si on obtient S, c'est R.

3)- Configuration érythro et thréo et méso:



D- Erythro

L- Thréo

Méso

- La configuration **D et L** est obtenu grâce à la **molécule OH inférieure**.
- Un même composé (même substituants des 2 côtés) peut avoir : **2 Thréo et 1 Méso**
- Le composé **Méso** contient un **axe symétrique**
- Pour mémoriser : **Ery = United**

Notion d'énantiomères et diastéréomères :

Enantiomères : Permutatoin de substituants dans **2 carbones asymétriques**

Diastéréomères : Permutation de substituants dans **1 carbone asymétrique**

N.B :

Le nombre de stéréomères optiques ayant « n » centres aymétriques : **2^n**

Chapitre 4 : Effets électriques

Effet Inductif (EI)

- lié à la polarisation d'une liaison σ
- s'affaiblit au bout de quelques liaisons (4 carbones)
- n'est pas due à la conjugaison
- ne fait pas appartenir de charges (+/-)

Effet Mésonère (EM)

- dues à la délocalisation des électrons π ou n
- ne s'affaiblit pas
- est due à la conjugaison $\pi\sigma\pi/\pi\sigma n$
- fait appartenir des charges (+/-)

N.B : Effet Mésonère l'emporte sur l'Effet Inductif (**Mes > Ind**)

Effet Inductif (EI)		EM Mésonère (EM)	
EI Donneur (+I)	EI Attracteur (-I)	EM Donneur (+M)	EM Attracteur (-M)
Atomes moins électronégatifs que le carbone. - Les métaux : Na, Mg, Li.. - Les groupements alkyles : CH ₃ , C ₂ H ₅ ..	Atomes plus électronégatifs que le carbone. F, Cl, Br, I, OH, NH ₂ , CN, NO ₂ , Phényl..	Les atomes plus électronégatifs donnent une liaison au carbone	Les atomes plus électronégatifs récupèrent une liaison du carbone

Chapitre 5 : Notion de mécanismes réactionnels

Types de réactions chimiques :

Elimination (déshydratation)	1 réactif → 2 produits Composé insaturé → Composé saturé Acide fort à chaud avec un alcool Produit mineur : le – substitué (beaucoup d'hydrogène) Produit majeur : le ++ substitué (peu d'hydrogène)
Réduction	Cétone → Alcool
Décarboxylation	Acide oxaloacétique → Pyruvate 1 carbone disparaît (-1C)
Substitution	2 réactifs → 2 produits Alcool tertiaire avec acide orthophosphorique très dilué à froid. On remarque qu'un élément d'un réactif a été substitué par un autre. Ex : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ devient $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Cl}$
Addition	2 réactifs → 1 produit Composé saturé → Composé insaturé On remarque dans les produits qu'un élément d'un réactif, apparaît dans l'autre réactif. Ex : $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ devient $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Cl}$
Désamination	Amine → Alcool

N.B :

Acide $\xrightarrow{\text{Réduction}}$ Alcool

Alcool $\xrightarrow{\text{Oxydation}}$ Acide

Addition H₂O en milieu acide :

- Obéit à la loi de Markovnikov
- Conduit à un alcool secondaire

Règles de Markovnikov et Anti-Markovnikov

Markovnikov	Anti-Markovnikov
Réaction : Addition ionique Fixation du nucléophile sur le C le ++ substitué (peu de H)	Réaction : Addition radicalaire En présence du peroxyde Présence de température Fixation du nucléophile sur le C le – substitué (bcp de H)

Les réactifs

Acide (Lewis)	► a une orbitale vide et capable de recevoir un doublet non liant d'une base	
Base (Lewis)	► porte un doublet non liant (libre)	
Réactif nucléophile	► Entité qui est susceptible de fournir : des anions et des bases de Lewis	
	► Ils attaquent un site chargé positivement	
	Anions	$\text{HO}^- \text{Cl}^- \text{Br}^- \text{CH}_3\text{OH}$
	Base de Lewis	Porte une paire d'électrons
Réactif électrophile	► Entité qui est susceptible de perdre : des cations et des acides de Lewis	
	Cations	$\text{H}^+ \text{H}_3\text{O}^+ \text{AlCl}_3$
	Acide de Lewis	Contiennent des orbitales vides

Moment dipolaire (Pour savoir le type, on dessine la molécule et on nomme des flèches sur les liaisons du moins électronégatif vers le plus électronégatif)

- 1. Non nul :** Si les flèches sont réunis **au milieu** comme **H₂O**
- 2. Nul :** Si les flèches sont **vers le dehors** comme **CF₄ et Cl₂**