

*UE1 : Chimie – Chimie Organique*

# Chapitre 1 : **Chimie organique – Introduction**

**Marine PEUCHMAUR**

Année universitaire 2011/2012

Université Joseph Fourier de Grenoble - Tous droits réservés.

**1. Introduction**

**2. L'hybridation**

**3. Structures et formules des molécules organiques**

# 1. Introduction

**1.1. Bref historique**

**1.2. Domaines d'application**

**1.3. Les objectifs fondamentaux**

# 1.1. Bref historique

## ➤ Première définition

**Chimie organique :**  
Substances issues des êtres vivants (animaux et végétaux)

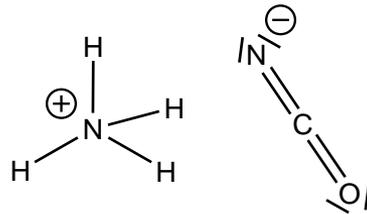
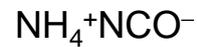
≠

**Chimie minérale (ou inorganique) :**  
Substances issues du monde minéral (terre, eau, atmosphère...)

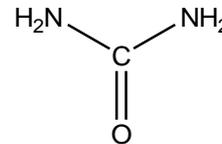
1828 : Friedrich Wöhler : **Synthèse de l'urée**

Composés inorganiques

Composés organiques



*cyanate d'ammonium*



*urée*

# 1.1. Bref historique

## ➤ Première définition (suite)

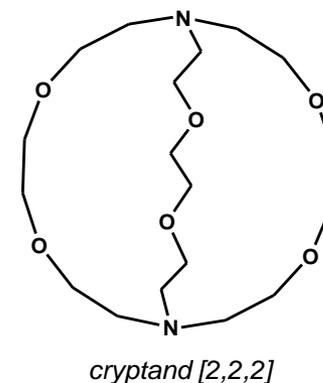
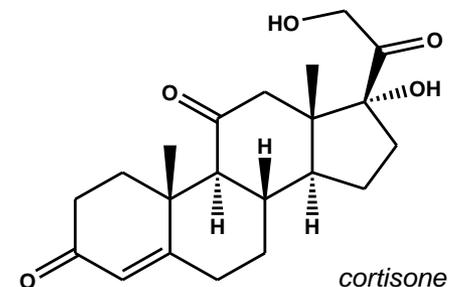
1828 : Friedrich Wöhler : **Synthèse de l'urée**



Marcelin Berthelot : synthèse d'un grand nombre de composés organiques (éthylène, benzène...)

1965 : Robert B. Woodward : *Prix Nobel pour ses travaux de synthèse (cortisone)*

1987 : Jean-Marie Lehn : *Prix Nobel pour la synthèse de molécules cages (cryptands)*



- ✓ Etude des structures des composants des substances organiques naturelles ;
- ✓ Reproduction par synthèse de produits naturels puis synthèses de dérivés (amélioration propriétés)
- ✓ Synthèse de produits totalement nouveaux (matières plastiques, parfums, arômes, médicaments...)

## ➤ Définition actuelle

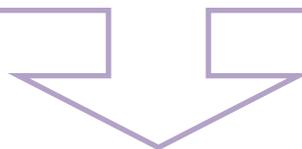
**Chimie organique** : Chimie des composés du carbone d'origine naturelle ou produits par synthèse



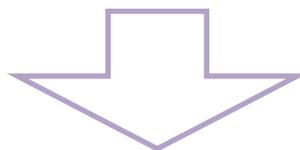
## 1.3. Les objectifs fondamentaux

**↻ Établir des relations structure – propriétés des molécules**

**↻ Comprendre les mécanismes des réactions**



**Prévision des réactions**



**Développement de méthodes  
pour la synthèse de  
nouvelles molécules organiques**

# 2. L'hybridation

## 2.1. Rappels

## 2.2. Définition de l'hybridation

## 2.3. L'hybridation $sp^3$

## 2.4. L'hybridation $sp^2$

## 2.5. L'hybridation $sp$

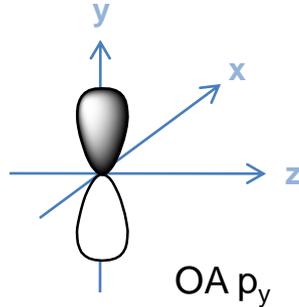
## 2.6. Tableau récapitulatif

# 2.1. Rappels

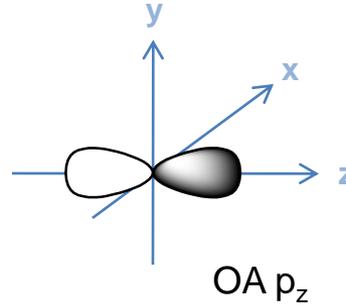
## Représentation des OA s et p



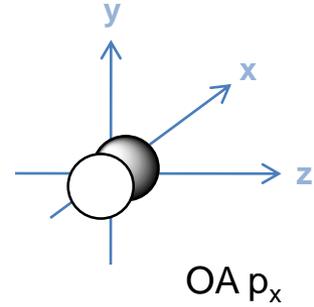
OA s



OA p<sub>y</sub>



OA p<sub>z</sub>



OA p<sub>x</sub>

## Théorie VSEPR

2 doublets



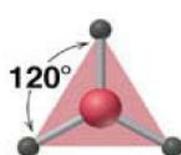
Linéaire



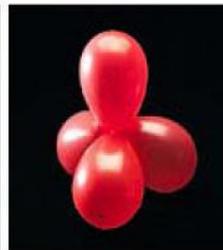
3 doublets



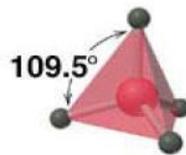
Triangle plan



4 doublets



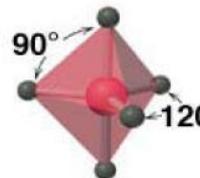
Tétraèdre



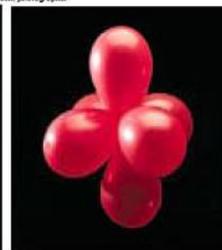
5 doublets



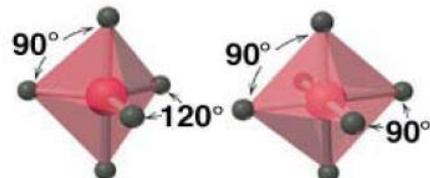
Bipyramide  
trigonale



6 doublets



Octaèdre



Liaison covalente  
par interaction de 2  
OA (recouvrement  
orbitaire)



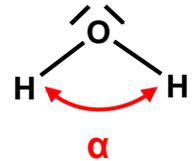
Incompatibilité

# 2.1. Rappels (suite)

Exemple : H<sub>2</sub>O



Les orbitales  $p_y$  et  $p_z$  intervenant dans la formation des liaisons sont orthogonales d'après la **représentation des OA** donc l'angle  $\alpha$  formé par les liaisons (H–O–H) doit être de 90°.

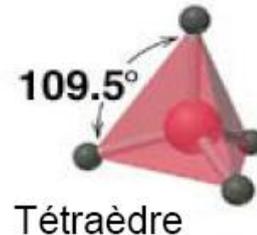
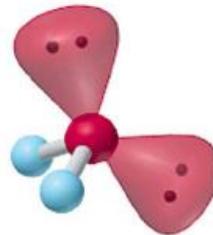
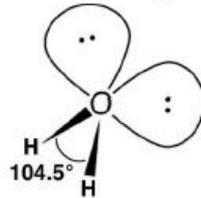


## Théorie VSEPR



Molécule  
coudée  
 $\alpha < 109^\circ$

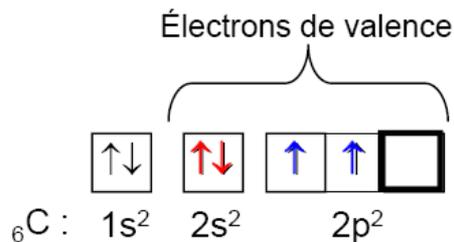
Eau : H<sub>2</sub>O



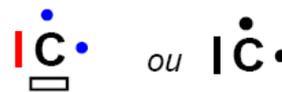
**Explication** : orbitales hybrides

# 2.1. Rappels

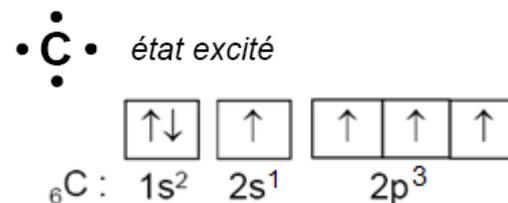
Exemple : CH<sub>4</sub>



Représentation de Lewis du carbone dans son état fondamental :



Remarque : Autre représentation de Lewis pour le carbone :



4 liaisons identiques, impossible à expliquer avec les orbitales s et p

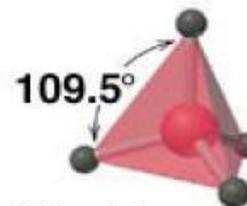
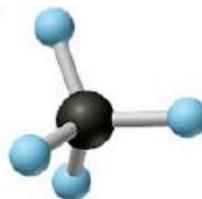
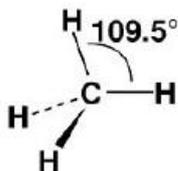
## Théorie VSEPR



Tétraèdre

$\alpha = 109,5^\circ$

Méthane : CH<sub>4</sub>



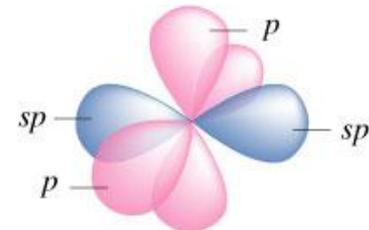
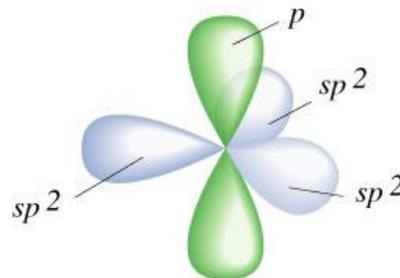
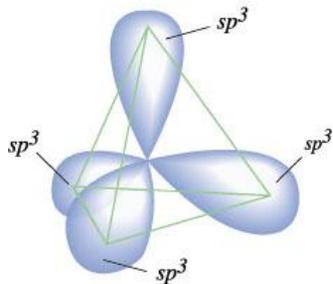
Tétraèdre

**Explication** : orbitales hybrides

## 2.2. Définition de l'hybridation

**Hybridation des orbitales atomiques (OA)** = mélange (combinaison linéaire) des OA d'un atome appartenant à la **même couche électronique** ( $ns$ ,  $np$ ) de manière à former de nouvelles orbitales qui permettent de mieux décrire qualitativement les **liaisons** entre atomes.

Il existe 3 types d'OA hybrides  $sp^3$ ,  $sp^2$  et  $sp$ .



Source : [biomimetic.crihan.fr/coursorga/hybridationcours.ppt](http://biomimetic.crihan.fr/coursorga/hybridationcours.ppt)

### Cohérence entre ces nouvelles orbitales et la théorie VSEPR

Remarque sur la forme des orbitales hybrides : la combinaison d'une orbitale  $p$  et d'une orbitale  $s$  (schéma ci-dessous) donne deux orbitales telles que représentées à droite. Ces orbitales dissymétriques ne sont souvent représentées que par un seul lobe.



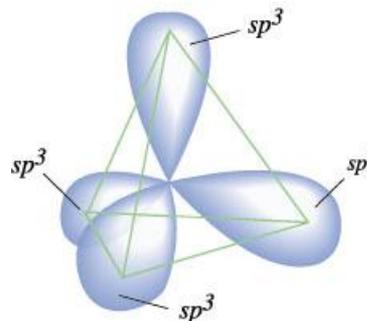
## 2.3. L'hybridation $sp^3$

L'hybridation  $sp^3$  résulte de la combinaison linéaire d'1 orbitale s avec 3 orbitales p d'un atome (les OA s et p appartenant à la même couche électronique).

1 OA de type s + 3 OA de type p

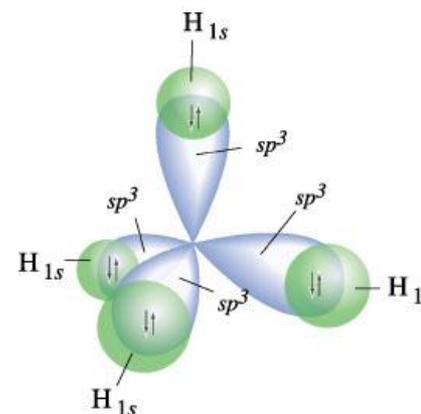
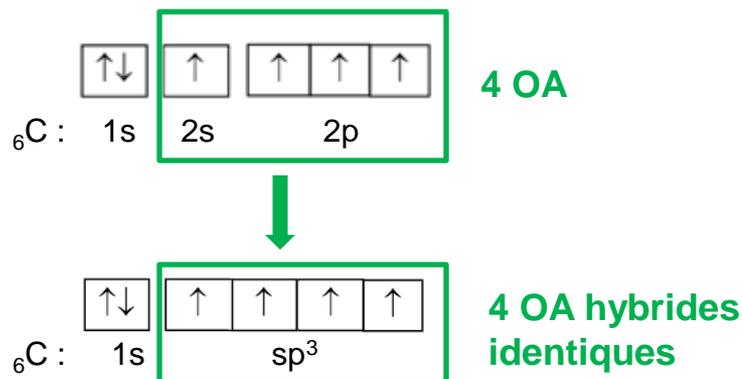


4 OA hybrides  $sp^3$  identiques



Orbitales hybrides  
dégénérées

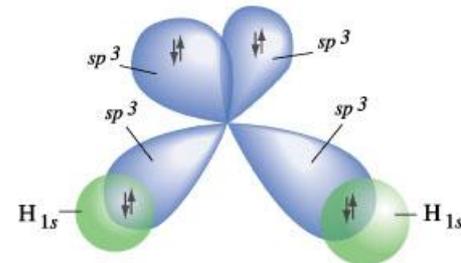
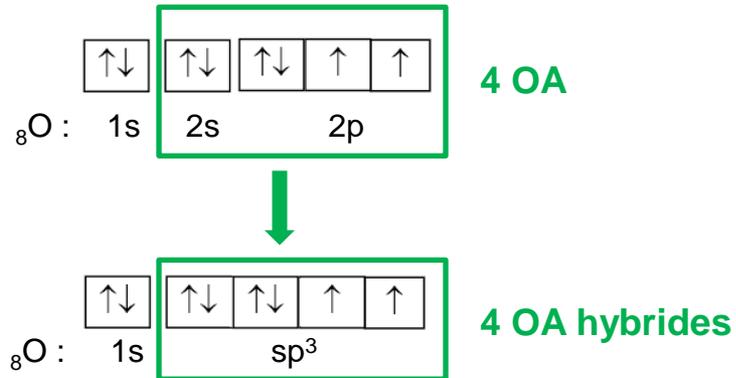
Pour le carbone ( $CH_4$ ) :



- ✓ 4 liaisons C-H identiques
- ✓ Théorie VSEPR :  $AX_4$ , figure de répulsion tétraédrique

## 2.3. L'hybridation $sp^3$ (suite)

Pour l'oxygène ( $H_2O$ ) :



✓ *Théorie VSEPR :  $AX_2E_2$ , figure de répulsion tétraédrique (molécule coudée)*

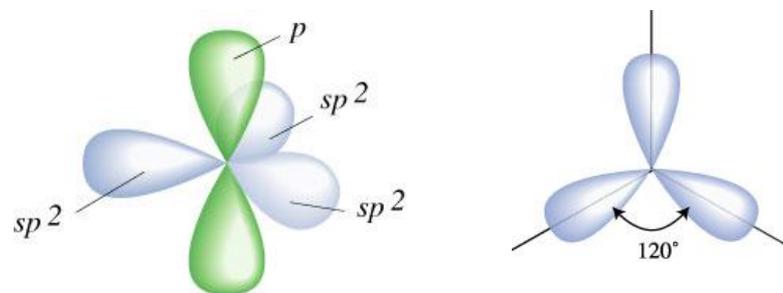
## 2.4. L'hybridation $sp^2$

L'hybridation  $sp^2$  résulte de la combinaison linéaire d'1 orbitale s avec 2 orbitales p d'un atome (les OA s et p appartenant à la même couche électronique).

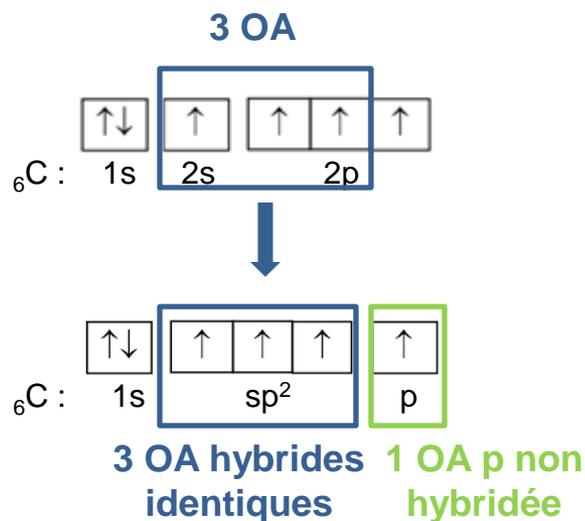
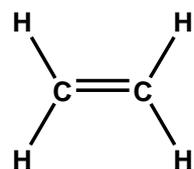
1 OA de type s + 3 OA de type p



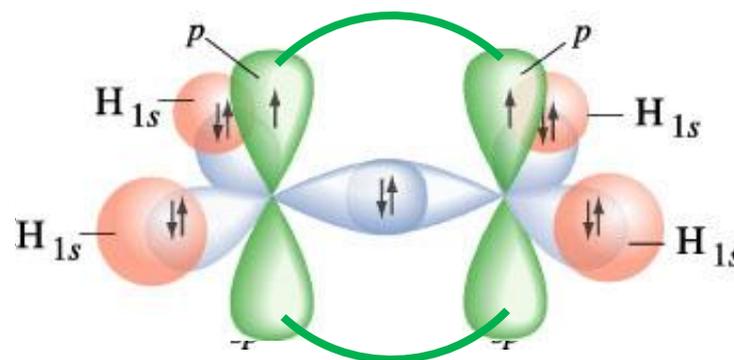
3 OA hybrides  $sp^2$  identiques + 1 OA de type p



Pour le carbone ( $C_2H_4$ ):



**Liaison double :  $\sigma + \pi$**



✓ Théorie VSEPR :  $AX_3$ , figure de répulsion triangle plan

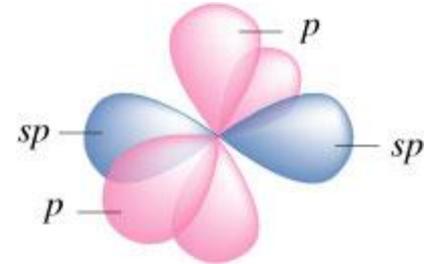
## 2.5. L'hybridation sp

L'hybridation sp résulte de la combinaison linéaire d'1 orbitale s avec 1 orbitale p d'un atome (les OA s et p appartenant à la même couche électronique).

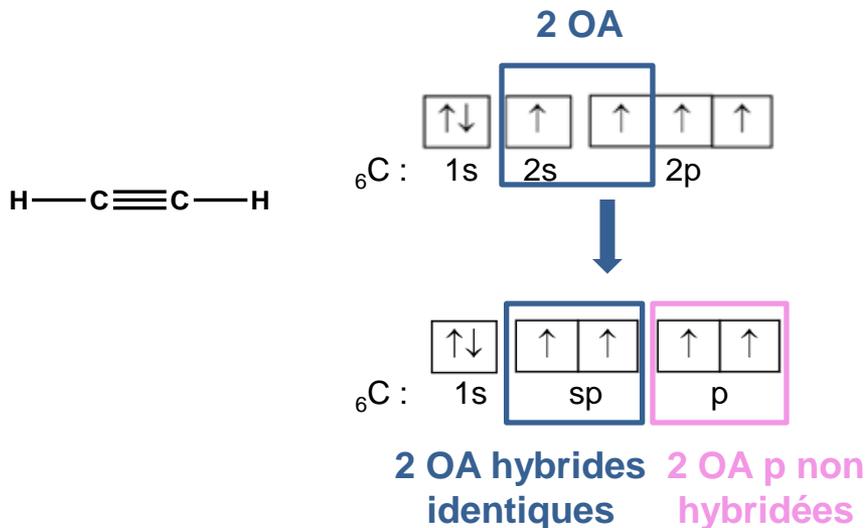
1 OA de type s + 3 OA de type p



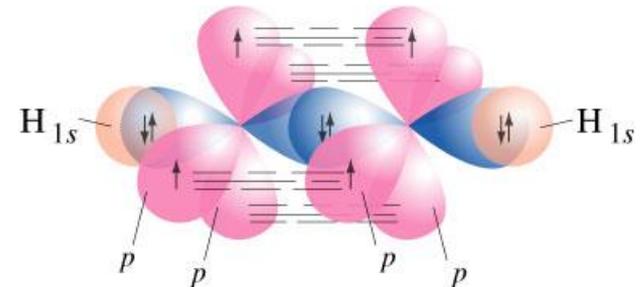
2 OA hybrides sp identiques + 2 OA de type p



Pour le carbone ( $C_2H_2$ ) :



**Liaison triple :  $\sigma + \pi + \pi$**



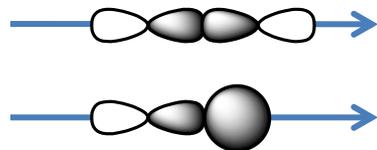
✓ Théorie VSEPR :  $AX_2$ ,  
figure de répulsion linéaire

## 2.6. Tableau récapitulatif

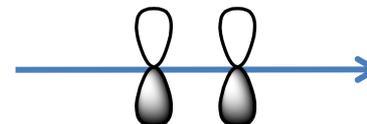
Orbitales hybrides	$AX_nE_m$ $n+m$	Figure de répulsion	Angles de liaisons théoriques	<i>Dans le cas du carbone</i>	
				Type de liaisons	Liaison
$sp^3$	4	Tétraédrique	$109,5^\circ$	Simple	$\sigma$
$sp^2$	3	Trigonale (plane)	$120^\circ$	Double	$\sigma+\pi$
$sp$	2	Linéaire	$180^\circ$	Triple	$\sigma+\pi+\pi$

### Rappel :

➤ Si recouvrement axial des orbitales atomiques : orbitales moléculaires formées notées  $\sigma$ .



➤ Si recouvrement latéral des orbitales atomiques : orbitales moléculaires formées notées  $\pi$ .



# 3. Structures et formules des molécules organiques

**3.1. Ecriture des molécules organiques**

**3.2. Représentation plane des structures spatiales**

# 3.1. Ecriture des molécules organiques

## ➤ Formule brute

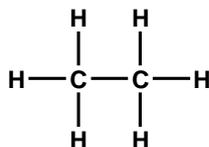
Elle donne la formule de composition de l'espèce considérée, c'est-à-dire les atomes qui la composent et leur nombre respectif.

Exemples : C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> (éthane)  
C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O (éthanol ou méthoxyméthane)

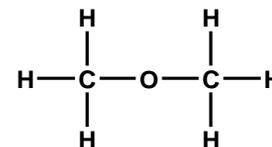
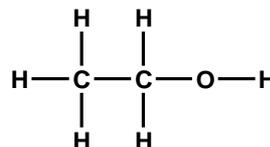
## ➤ Formule développée

Elle fait apparaître toutes les liaisons formant la molécule considérée.

Exemples : C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> (éthane)



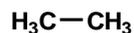
C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O (éthanol ou méthoxyméthane)



## ➤ Formule semi-développée

On ne fait apparaître que les liaisons entre les atomes de carbone et les atomes autres que l'hydrogène.

Exemples : C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> (éthane)



C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O (éthanol ou méthoxyméthane)



## 3.1. Ecriture des molécules organiques (suite)

### ➤ Formule compacte

On ne fait pas apparaître de liaison, mais on « range » les atomes par groupes.

Exemples :  $\text{CH}_3\text{CH}_3$  (éthane)  
 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  (éthanol) ou  $\text{CH}_3\text{OCH}_3$  (méthoxyméthane)

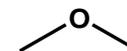
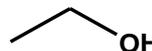
### ➤ Formule topologique

Dans cette représentation on omet l'écriture des atomes de carbone ou d'hydrogène : un carbone se situe à la jonction de deux traits (liaisons).

Exemples :  $\text{C}_2\text{H}_6$  (éthane)



$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  (éthanol ou méthoxyméthane)



Quelque soit le type d'écriture utilisé, seul l'enchaînement des atomes est spécifié, l'aspect géométrique de la molécule n'apparaît pas ici.

## 3.2. Représentation plane des structures spatiales

### A. Représentation conventionnelle de Cram

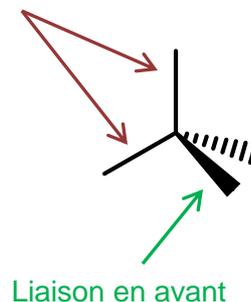
La **représentation de Cram** permet de spécifier la géométrie d'une molécule en faisant apparaître les liaisons en perspective.

✓ **Trait plein** : liaison dans le plan de la feuille.

✓ **Trait gras ou en triangle plein** (la pointe étant du côté de l'atome dans le plan) : liaison hors du plan et en avant.

✓ **Trait pointillé ou triangle hachuré** (la pointe étant du côté de l'atome dans le plan) : liaison hors du plan et en arrière.

Liaisons dans le plan de la feuille

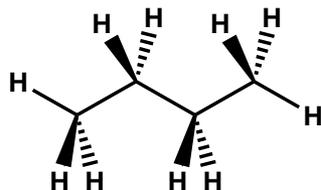


Liaison en arrière

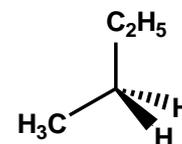
Liaison en avant

Exemple : Cas du butane

Pour représenter toute la molécule



Pour mettre en évidence un seul des carbonnes (ici, le carbone 2)



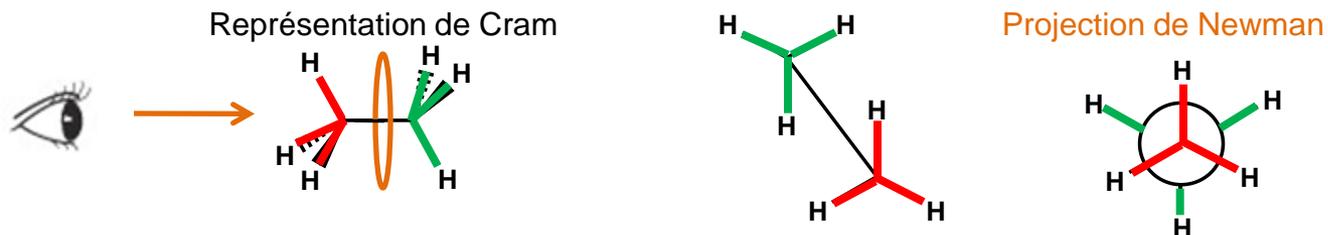
Remarque : toutes les liaisons à l'avant sont du même côté.

## 3.2. Représentation plane des structures spatiales

### B. Représentation en projection de Newman

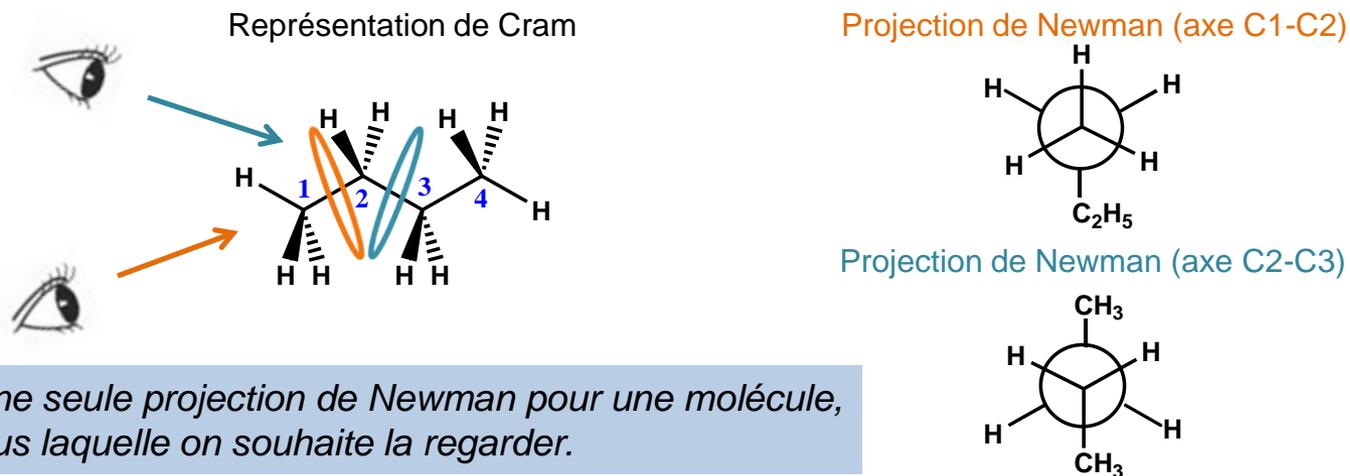
La représentation en **projection de Newman** est utilisée pour les molécules possédant au moins 2 atomes de carbone. Elle consiste à dessiner ce que l'on voit lorsqu'on regarde la molécule suivant un axe C–C. Cette représentation permet de visualiser aisément les effets d'interactions stériques entre des groupements portés par 2 carbones adjacents.

#### Cas de l'éthane



1. On imagine que l'on place un disque au milieu de la liaison C-C.
2. On dessine ce que l'on voit lorsqu'on regarde la molécule selon l'axe C-C.

#### Cas du butane

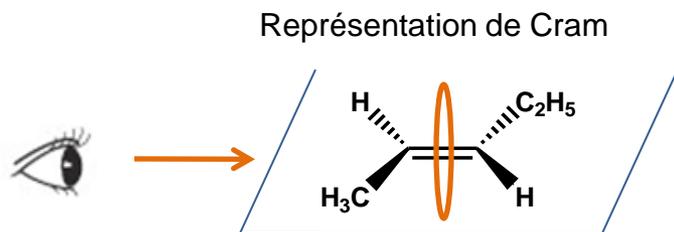


*Remarque : il n'y a pas une seule projection de Newman pour une molécule, elle dépend de l'angle sous laquelle on souhaite la regarder.*

## 3.2. Représentation plane des structures spatiales

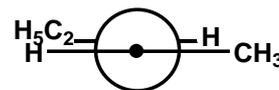
### B. Représentation en projection de Newman (suite)

#### Cas d'un composé possédant une double liaison

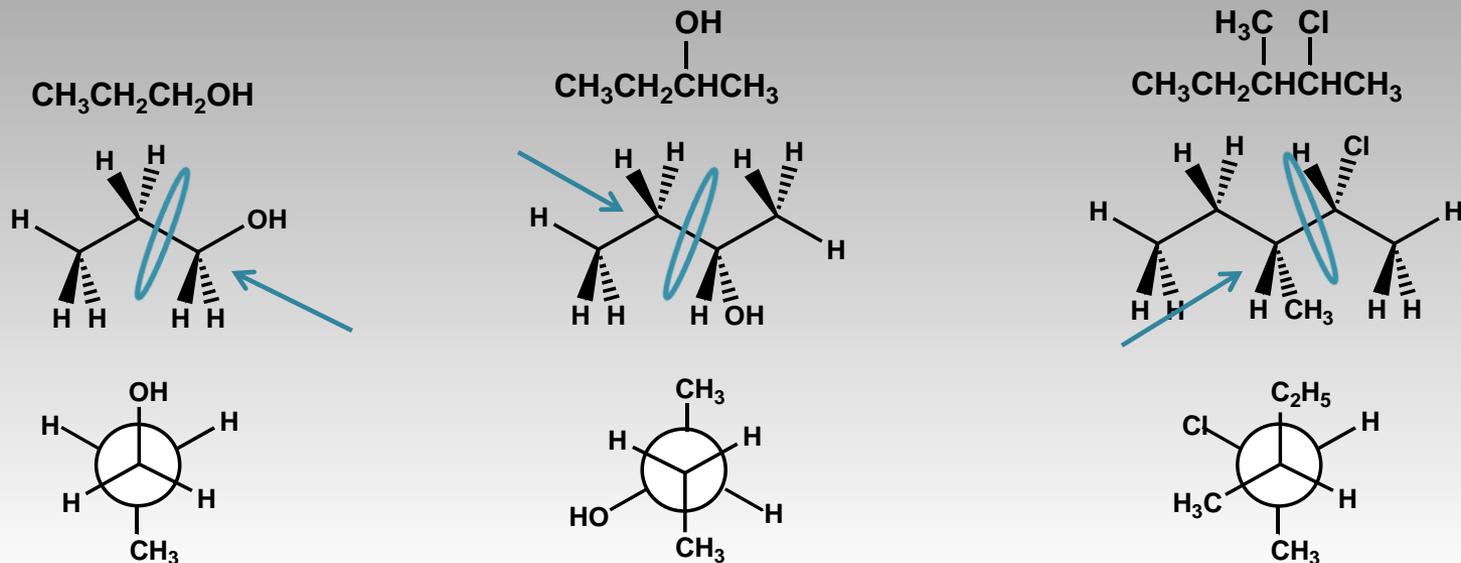


Plan orthogonal à la diapositive contenant la double liaison

#### Projection de Newman



Exercice : représenter selon Cram et en projection de Newman les molécules suivantes :

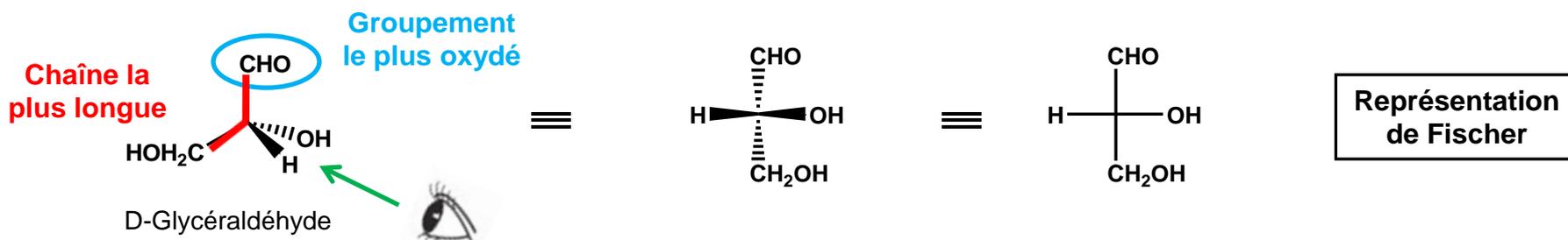


## 3.2. Représentation plane des structures spatiales

### C. La représentation de Fischer

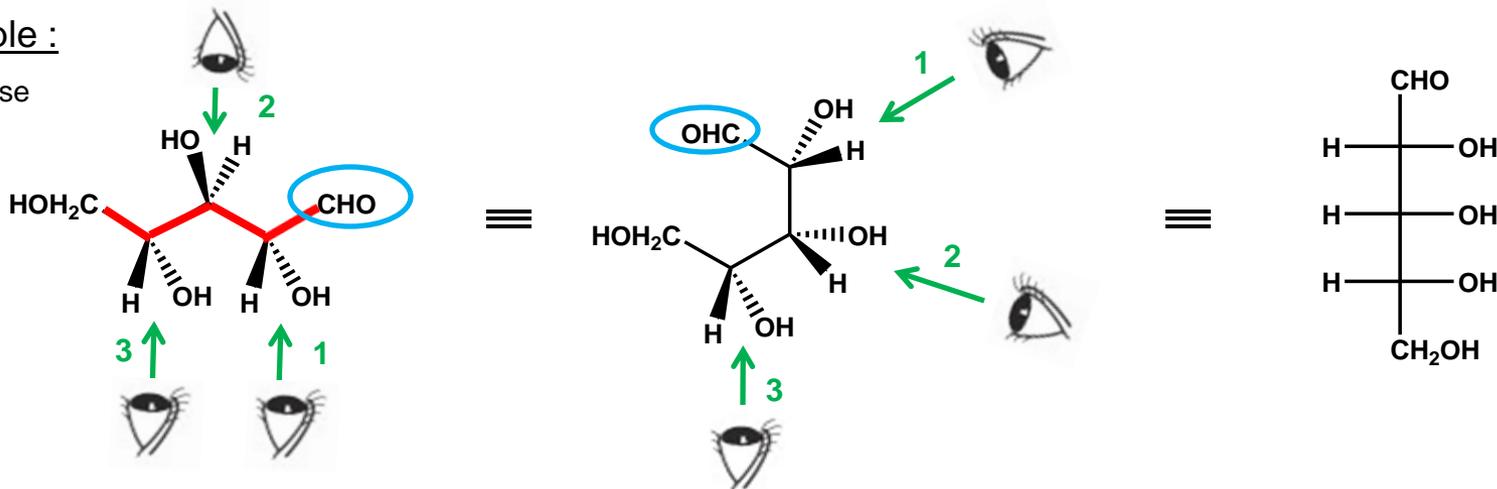
#### Règles de la représentation de Fischer

- la chaîne carbonée la plus longue est verticale et en arrière du plan de projection ;
- l'atome de carbone placé en haut de la chaîne verticale est celui qui est engagé dans le groupement fonctionnel dont l'état d'oxydation est le plus élevé ;
- les 2 autres substituants du C situé dans le plan de la feuille sont en avant du plan de projection.



#### Exemple :

D-Ribose



## 3.2. Représentation plane des structures spatiales

### C. La représentation de Fischer (suite)

#### **Remarque :**

Le groupement fonctionnel le plus oxydé se retrouve en déterminant les nombres d'oxydation (celui du C directement lié au groupement fonctionnel).

#### Classement des fonctions les plus courantes

Moins oxydée

Plus oxydée

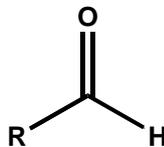
*Alcanes*

R-H

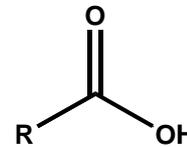
*Alcool*

R-OH

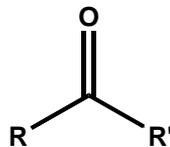
*Aldéhyde*



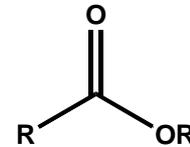
*Acide Carboxylique*



*Cétone*



*Ester*



R, R' : chaînes carbonées

N.B. : On reverra ces fonctions (nom et caractéristiques) dans un chapitre ultérieur.

# CQFR

## 1. ~~Introduction~~

## 2. L'hybridation

- ✓ Le tableau récapitulatif
  - équivalences : orbitales hybrides / figure de répulsion (VSEPR)

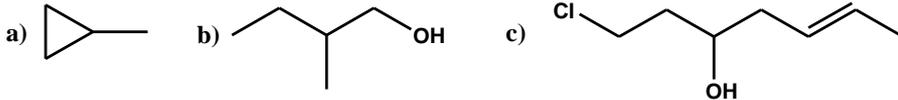
## 3. Structures et formules des molécules organiques

- ✓ Les différentes écritures (notamment topologiques)
- ✓ Les différentes représentations

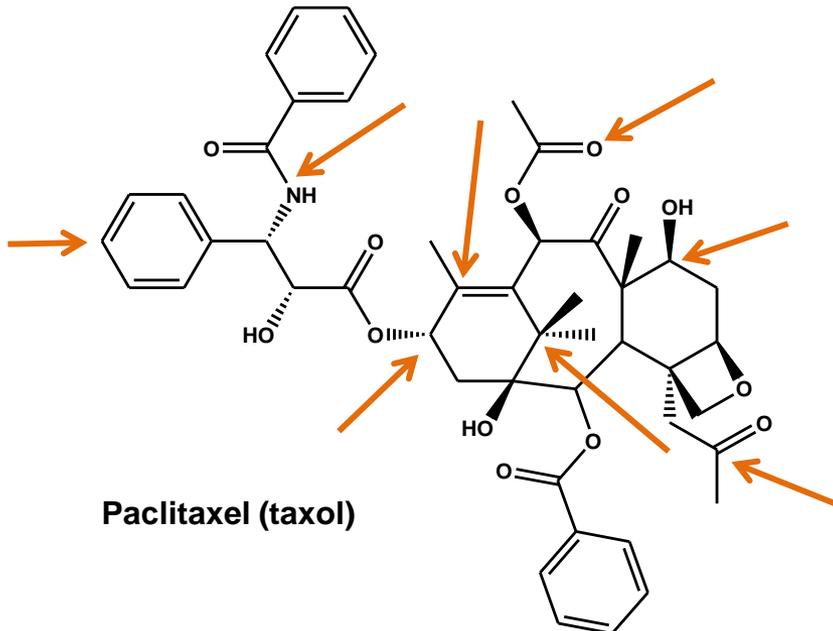
# Exercices d'application

1) Dessinez toutes les structures possibles (formules développées et topologiques) correspondant aux formules :  $C_5H_{12}$  et  $C_4H_9Br$ . (On se souviendra que l'atome de brome peut remplacer chacun des atomes d'hydrogène dans la formule des composés  $C_4H_{10}$ ).

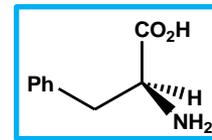
2) Donnez la formule brute des composés suivants (commencez éventuellement par donner les formules développées pour bien décompter les H) :



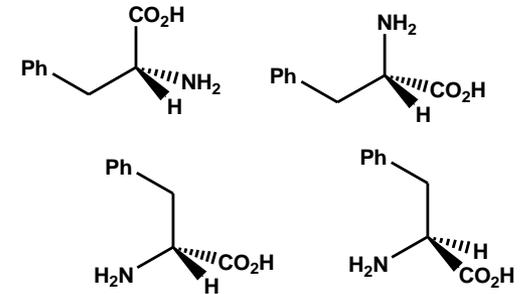
3) Donnez l'état d'hybridation ( $sp^3$ ,  $sp^2$  ou  $sp$ ) des atomes pointés dans la molécule ci-dessous.



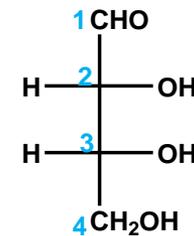
4) Parmi les différentes représentations de Cram ci-dessous, lesquelles correspondent à une représentation correcte du composé A (vérifier le positionnement dans l'espace des différents groupements). Donnez une représentation de Newman possible du composé A et la représentation de Fischer.



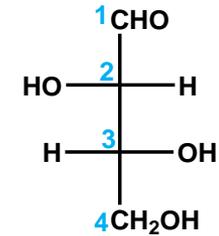
**Composé A :  
Phénylalanine**



5) Soit deux sucres en représentation de Fischer, donnez une représentation possible de Cram et une représentation possible en projection de Newman (axe C2-C3) du D-érythrose et du D-thréose.



**D-érythrose**



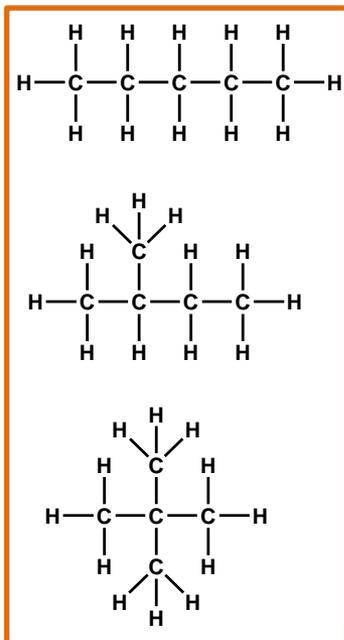
**D-thréose**

# Correction des exercices d'application

## Exercice 1 :



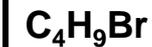
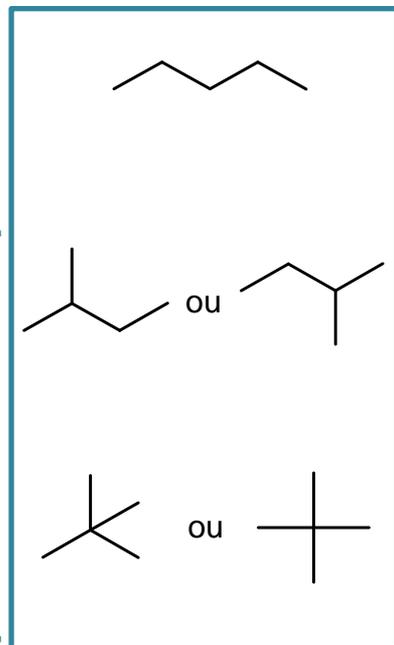
Formules développées



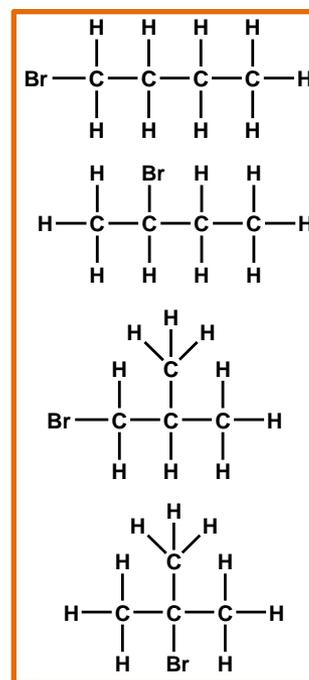
linéaire

ramifiés

Formules topologiques



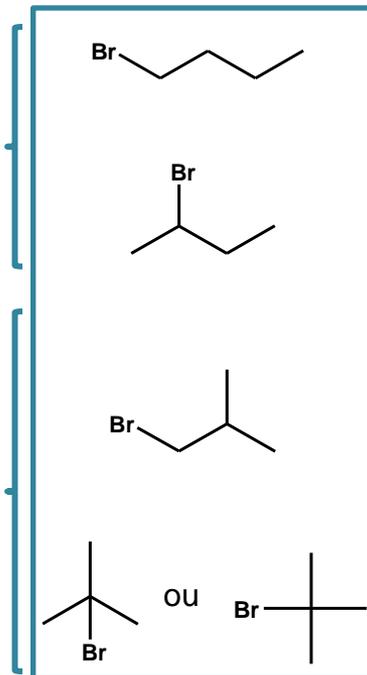
Formules développées



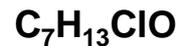
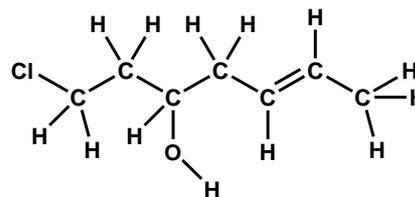
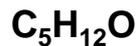
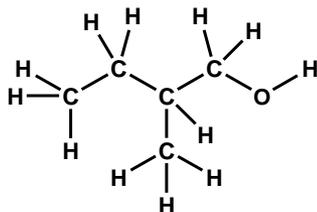
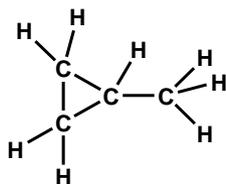
linéaires

ramifiés

Formules topologiques



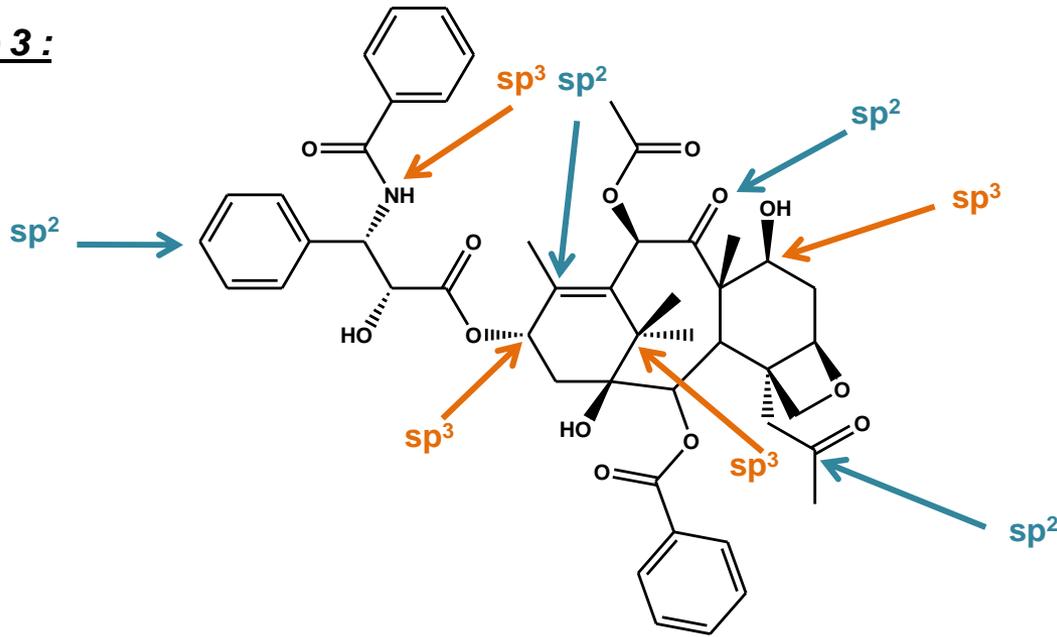
## Exercice 2 :



**Rappel :** Pour dénombrer correctement les H, il ne faut pas oublier que tous les carbones doivent être tétravalents (entourés de 4 liaisons).

# Correction des exercices d'application (2)

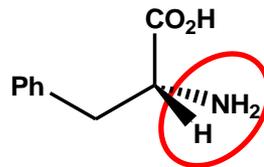
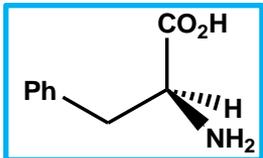
## Exercice 3 :



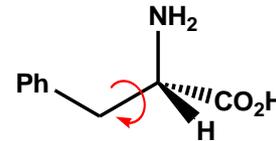
**Rappel :** Repartez bien de la théorie VSEPR (attention donc à bien décompter le nombre de H non représentés sur la molécule et lié éventuellement à l'atome considéré) et utilisez le tableau de la diapositive 17).

## Exercice 4 :

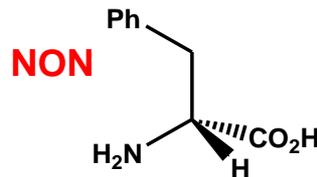
Composé A :  
Phénylalanine



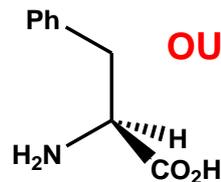
**NON** : il ne s'agit pas du même composé (représentation spatiale différente)



**OUI** : il s'agit de la même molécule après rotation autour de la liaison C-C (voir schéma).



**NON**

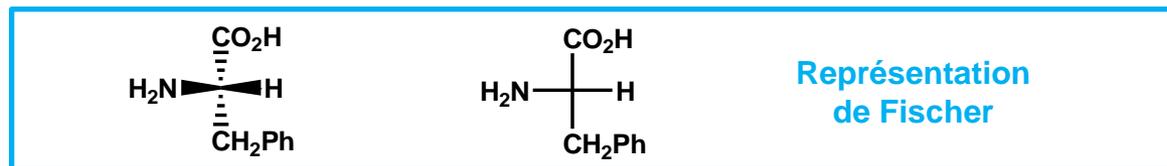
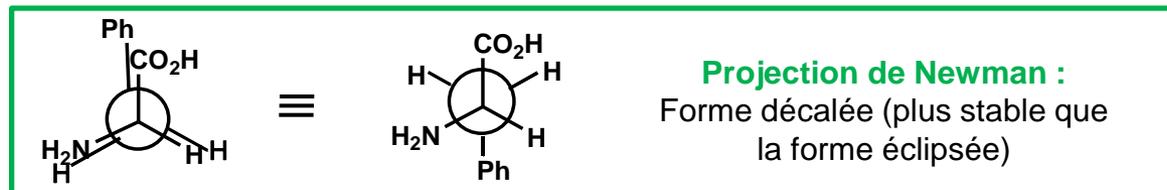
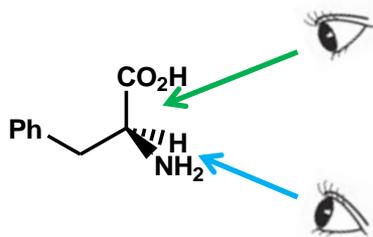


**OUI**

Il faut imaginer ces molécules en 3 dimensions et les faire tourner sous des angles différents (utiliser éventuellement des stylos de couleurs pour vous aider).

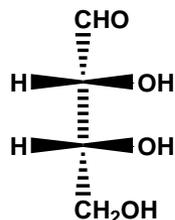
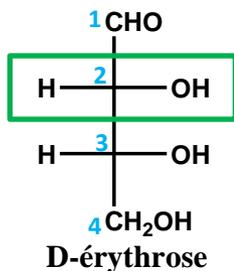
# Correction des exercices d'application (3)

## Exercice 4 (suite) :

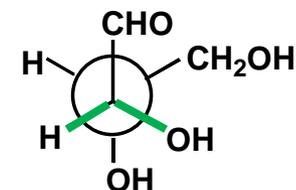
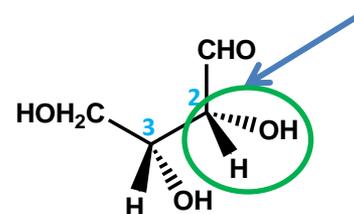


## Exercice 5 :

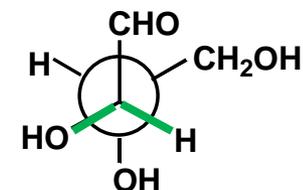
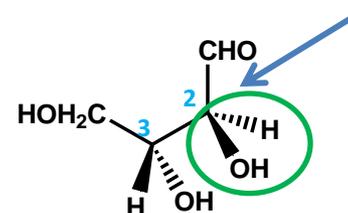
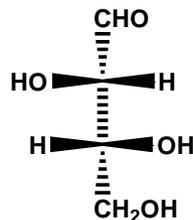
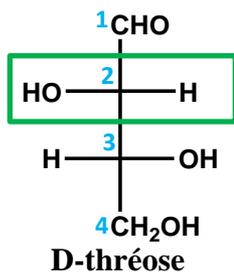
**En vert, différence entre les 2 molécules :** Pour gagner du temps, lorsque vous travaillez sur la 2<sup>ème</sup> molécule concentrez vous sur cette partie (le reste étant inchangé).



Représentations obtenues d'après les règles de Fischer.



Une représentation de Newman possible (forme décalée plus stable).



# Mentions légales

L'ensemble de cette œuvre relève des législations française et internationale sur le droit d'auteur et la propriété intellectuelle, littéraire et artistique ou toute autre loi applicable.

Tous les droits de reproduction, adaptation, transformation, transcription ou traduction de tout ou partie sont réservés pour les textes ainsi que pour l'ensemble des documents iconographiques, photographiques, vidéos et sonores.

Cette œuvre est interdite à la vente ou à la location. Sa diffusion, duplication, mise à disposition du public (sous quelque forme ou support que ce soit), mise en réseau, partielles ou totales, sont strictement réservées à l'université Joseph Fourier (UJF) Grenoble 1 et ses affiliés.

L'utilisation de ce document est strictement réservée à l'usage privé des étudiants inscrits à l'Université Joseph Fourier (UJF) Grenoble 1, et non destinée à une utilisation collective, gratuite ou payante.