

Chimie générale avancée I

Notions de bases en Chimie Organique

Mardi, 11h15 – 13h00, SG0211+ Zoom

Vendredi, 11h15 – 12h00, ELA1 + Zoom

Vendredi, 13h15 – 14h00, AA C231

<https://moodle.epfl.ch/course/view.php?id=15739>

<https://epfl.zoom.us/j/65276738098> meeting ID: 652 7673 8098

Prof. Jérôme Waser

Laboratory of Catalysis and Organic Synthesis

BCH 4306 - jerome.waser@epfl.ch

Group Website: <http://lcsso.epfl.ch/>

Old Lectures, Exams and Exercises: <http://lcsso.epfl.ch/Teaching>

Remplaçant: Dr. Stefano Nicolai, stefano.nicolai@epfl.ch

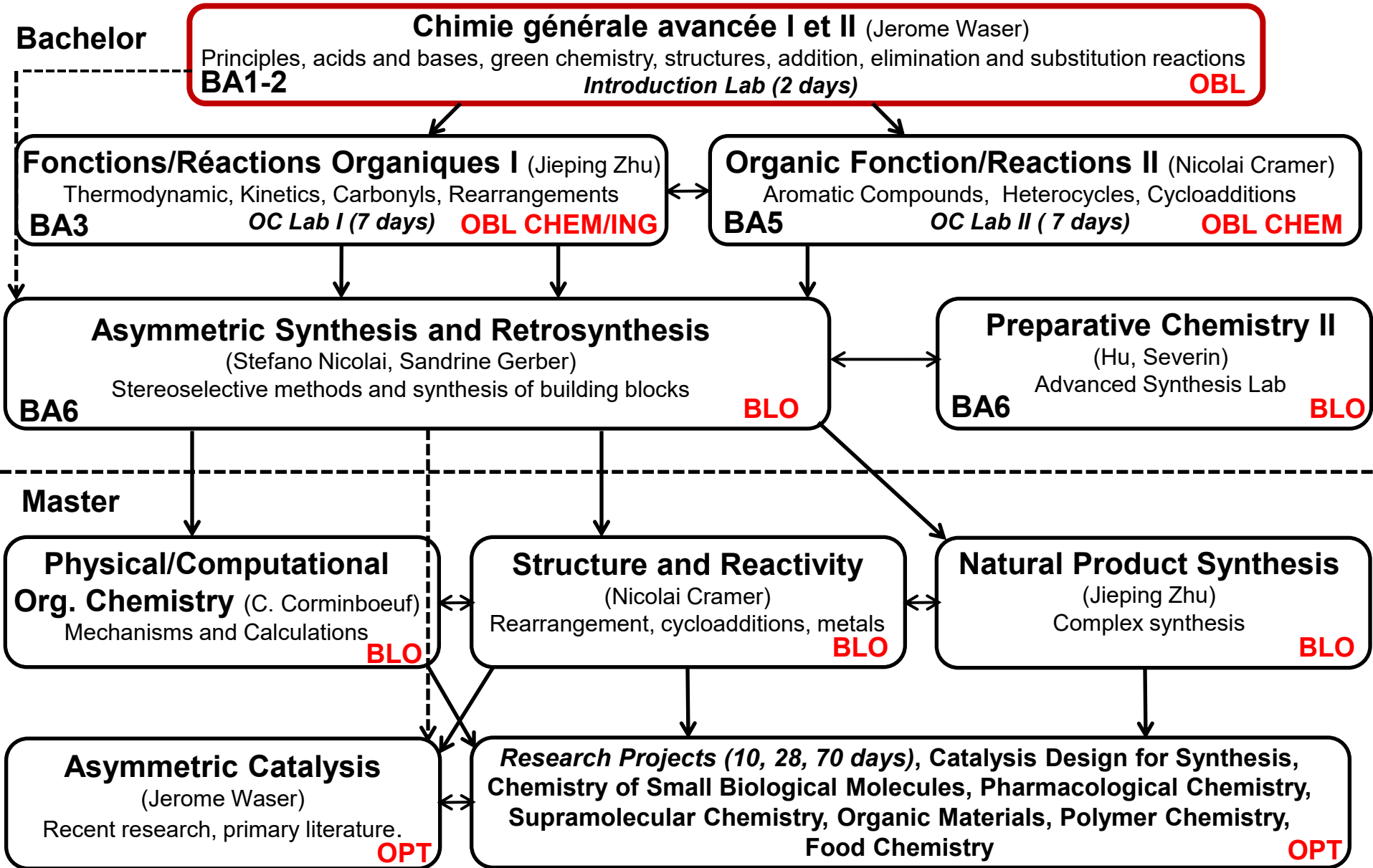
Chef Assistante:

Lucie Orain

BCH 4420 – lucie.orain@epfl.ch

Assistant(e)s: Najung Lee, Felix Goebel, Daphne Lucidarme

1. Introduction



La Présentation (rapide, «half-flipped»)

- Description des concepts
- Matière à mémoriser

Les compléments durant le cours (live stream + enregistrement)

- Sur tablette: exemples illustratifs et d'erreurs fréquentes à l'examen
- Quizz et exercices techniques pour tester le niveau de compréhension
- Molécules du quotidien (pas sujet d'examen)

Moodle

- Informations générales et fichiers (cours + exercices + vidéos)
- Forums News (pour tous) et Forums questions-réponses (sur inscription)

Séances d'exercices

- Temps estimé: 1 heure en classe/online avec l'aide du professeur et des assistants, + 1 heure à domicile
- Essentielles pour exercer les concepts vus en cours
- Excellente préparation pour l'examen
- Exercices sur moodle 2-3 jours à l'avance, solutions 2-3 jours après la séance d'exercices.
- Discussion sur les forums

Bibliographie et Support

- **Livre principal:** Vollhard/Schore, traité de chimie organique (De Boeck, 5-6^{ème} édition en Français, ou Freeman, 6-7th edition in English): Bon pour semestres 1-3 du bachelor, livre très soigné et facile à comprendre
- Autre livres conseillés:
 - Clayden, Greeves, Warren and Wothers: Organic Chemistry, Oxford: en Anglais, plus complet, bon pour la totalité du bachelor pour les chimistes
 - Bruckner, Organic Mechanisms: plus avancé, le meilleur livre pour les mécanismes en chimie organique
- Software: Chemdraw (tutoriel sur moodle)
- Ressource online:
 - <https://organicchemistrydata.org/>
 - <https://www.epfl.ch/labs/lcso/teaching/>

- Examen le 22.01.2026 de 9h15 à 12h45. La partie Waser compte 1/3, la partie Steinauer 2/3.
- Aide autorisée: (modèle moléculaire) et tableau périodique.
- Exercices appliqués uniquement
- Depuis 2020: l'exercice stéréochimie a été déplacé au deuxième semestre

Examen jusqu'à 2020


- **Exercice 1:** Acides et bases: 16 points
- **Exercice 2:** Stéréochimie: 14 points
- **Exercice 3:** Structure et orbitales: 10 points

Examen 2020 et suivants

- **Exercice 1:** Acides et bases: 24 points
- **Exercice 2:** Structure et orbitales: 16 points

- Une science nécessitant un vocabulaire particulier = apprendre
- Peu de principes de base, mais essentiels d'être bien compris = comprendre
- Apprendre uniquement par cœur conduit au succès à court terme, mais à l'échec à long terme
- Une science pragmatique, qualitative et procédant par analogie (difficile pour les puristes)
- Une science d'action: la vraie chimie organique se fait en laboratoire
- Une science à exercer, en théorie comme en pratique!

Pour les étudiants

- Augmenter la concentration en cours  = particulièrement important pour l'examen
- Les enregistrements conduisent à un risque de doubler votre travail!
- Prendre des notes est essentiel!
- Comprendre les solutions ne suffit pas: il faut pouvoir résoudre!



(Généreuse donation du Prof. Viktor Snieckus)

1. Introduction

- 1.1 Buts et structure du cours
- 1.2 Importance de la chimie organique

2. Vocabulaire, Liaisons et Réactions

- 2.1 Les groupes fonctionnels et les solvants
- 2.2 La liaison chimique et la règle de l'octet
- 2.3 La réaction chimique: L'exemple des réactions acide-base

3. L'électronégativité

- 3.1 La polarité des liaisons et le «molecular mapping» des molécules
- 3.2 Nucléophiles et électrophiles: flux d'électrons en chimie organique
- 3.3 Relation entre électronégativité et acidité

4. Délocalisation et structures de résonance

4.1 Délocalisation des électrons sur un et plusieurs atomes

4.2 Génération et analyse des structures de résonances

4.3 Structures de résonances et acidité

5. Les orbitales en chimie organique

5.1 Orbitales atomiques et hybridation

5.2 Liaisons sigma

5.3 Liaisons pi

5.4 Résonance: comparaison des langages «Lewis» et «orbitales»

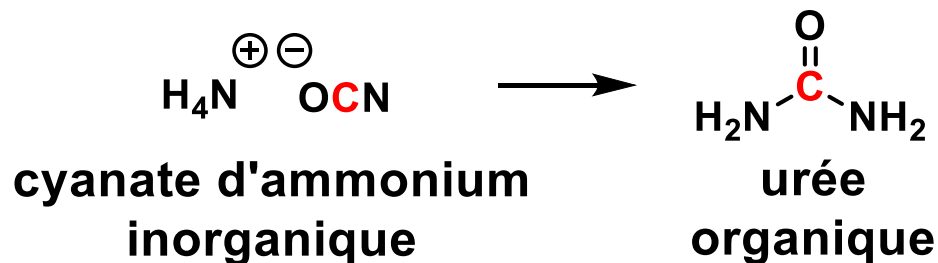
5.5 Orbitales et acidité

6. Conclusion: Acides/bases de référence et résumé


Définition wikipédia: la chimie organique est le domaine de la chimie qui étudie les composés organiques, c'est-à-dire les composés du carbone.

Jusque vers 1830: Théorie du vitalisme: les êtres vivants sont faits de composés organiques naturels qui ne peuvent être synthétisés par l'homme

Découverte de Wöhler en 1828:¹ Synthèse de l'urée à partir d'un sel inorganique


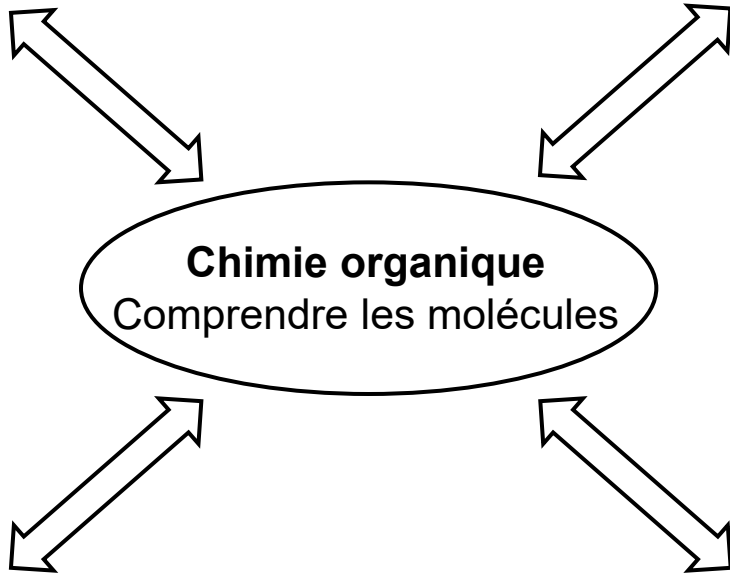
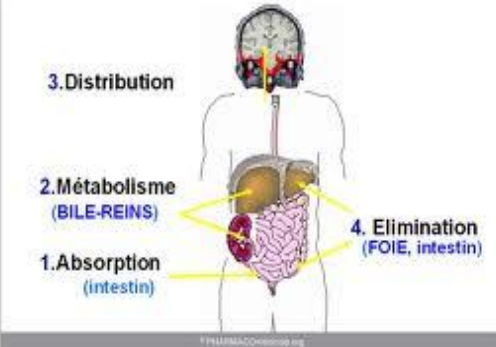


Une découverte accidentelle qui a lancé la chimie organique et qui indique que les molécules naturelles ne sont pas différentes!



Biomolécules
Biologie, médecine

Traces organiques
Police scientifique

3. Distribution
2. Métabolisme (BILE-REINS)
1. Absorption (intestin)
4. Elimination (FOIE, intestin)

Interactions avec le corps
Pharmacie, médecine

Interactions avec l'environnement
Écologie, géologie

Effect of DDT Use in Borneo

In the early 1950's the people in Borneo suffered from Malaria the World Health Organization had a solution: kill the mosquitoes with DDT. This is what happened.

Original purpose: The WHO used DDT to kill the mosquito that caused Malaria.

Product 1: Eliminated the natural predator for the parasitic wasp caterpillar.

Overpopulation of caterpillars.

Caterpillars ate the rice off the village's houses.

As the caterpillars died, the rat population flourished and so did up millions of plagues.

Eating the rat caused more DDT to accumulate in the cat that eventually that killed the wild cats.

Product 2: Biomagnification of DDT - poisoning in ticks caused an outbreak of zylotic plague.

DDT accumulated in ticks.



Médicaments

Industrie pharmaceutique



Protection des cultures

Agriculture, alimentation



Matériaux

Polymères, électronique, cellules solaires

Chimie organique
Créer des molécules

Parfums, couleurs et arômes

Alimentation, cosmétique



Toutes ces industries sont très actives en Suisse!

Exemples donnés au début de chaque cours (non sujet d'examen), provenance: site du Dr. Andy Brunning: <https://www.compoundchem.com> @compoundchem

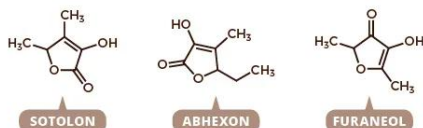
COFFEE CHEMISTRY: ARABICA VS ROBUSTA

ARABICA COFFEE BEANS



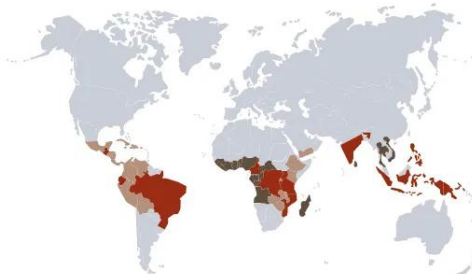
CHLOROGENIC ACID CONTENT	5.5–8.0%
LIPID (FAT) CONTENT	15–17%
SUGAR (SUCROSE) CONTENT	6.0–9.0%

KEY FLAVOUR COMPOUNDS



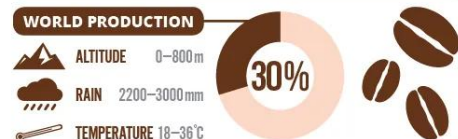
These compounds give the coffee sweet caramel notes

Arabica produces less coffee per hectare than robusta, and is consequently more expensive. It is also more susceptible to disease.



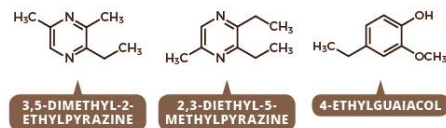
- Regions in which arabica is primarily grown
- Regions in which robusta is primarily grown
- Regions in which arabica and robusta are grown

ROBUSTA COFFEE BEANS



CHLOROGENIC ACID CONTENT	7.0–10.0%
LIPID (FAT) CONTENT	10.5–11.0%
SUGAR (SUCROSE) CONTENT	3.0–7.0%

KEY FLAVOUR COMPOUNDS



These compounds give the coffee spicy, earthy notes

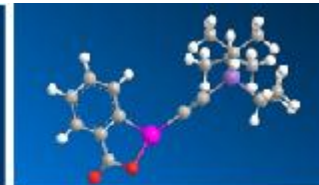
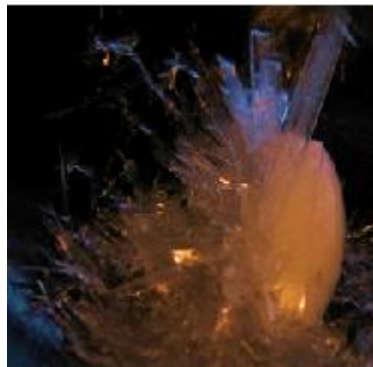
Robusta is considered to have a harsher, more bitter flavour compared to the smoother flavour of arabica. It is often used in blends.



© Andy Brunning/Compound Interest 2018 - www.compoundchem.com | Twitter: @compoundchem | FB: www.facebook.com/compoundchem
This graphic is shared under a Creative Commons Attribution-NonCommercial-NoDerivatives licence.

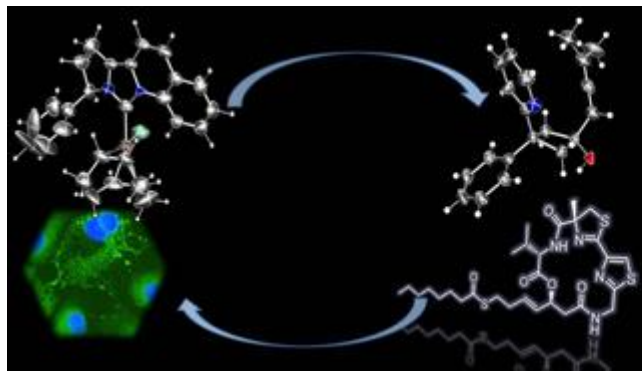


Prof. Jerome Waser: LCSO: Nouvelles réactivités en chimie organique



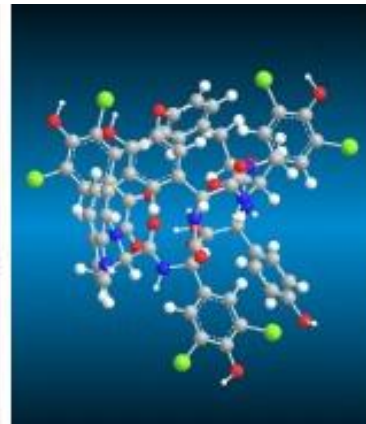
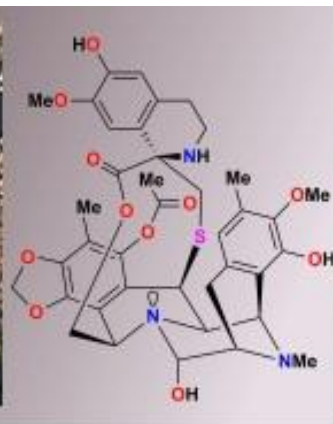
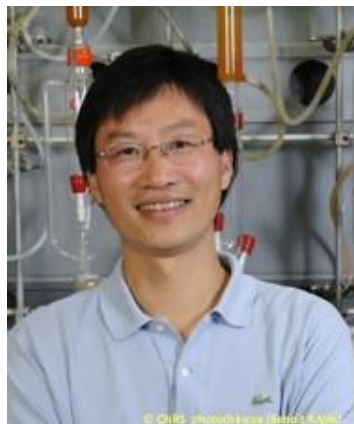
<https://www.epfl.ch/labs/lcso/>

Prof. Nicolai Cramer: LCSA: Catalyse et stéréochimie



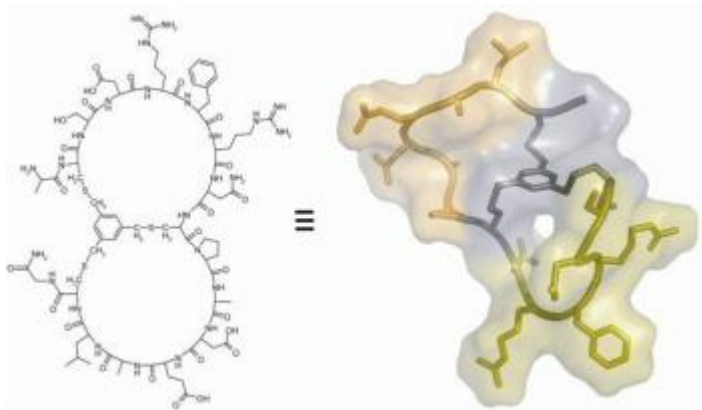
<https://www.epfl.ch/labs/lcsa/>

Prof. Jieping Zhu: LSPN: Synthèse de produits naturels



<https://www.epfl.ch/labs/lspn/>

Applications en chimie biologique



Prof. Angela Steinauer
<https://www.epfl.ch/labs/libn/>



Prof. Beat Fierz
<https://www.epfl.ch/labs/lcbm/>



Prof. Markus Jeschek
<https://www.epfl.ch/labs/lam/>



Prof. Zuzanna Kozicka
(Printemps 2026)

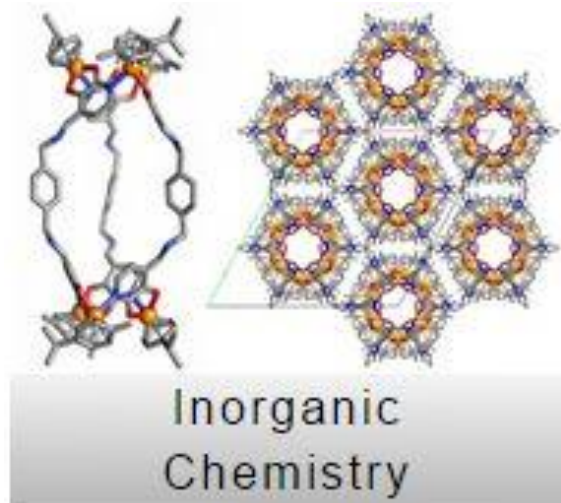


Prof. Sandrine Gerber
<https://www.epfl.ch/labs/gbf/>



Prof. Christian Heinis
<https://www.epfl.ch/labs/lppt/>

Applications en chimie inorganique

**Prof. Paul Dyson**

<https://www.epfl.ch/labs/lcom/>

**Prof. Xile Hu**

<https://www.epfl.ch/labs/lsci/>

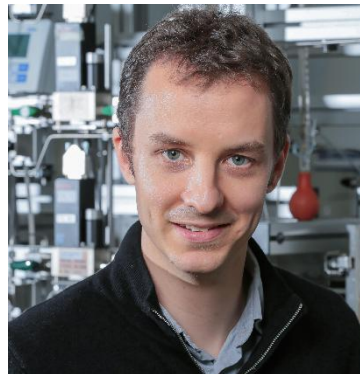
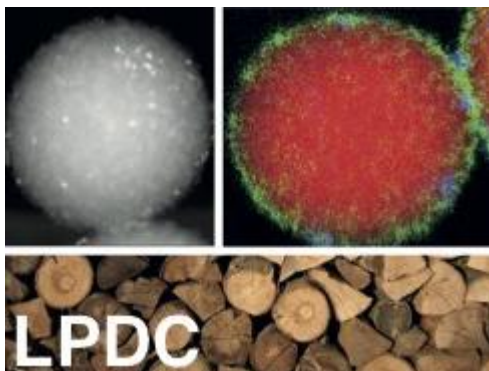
**Prof. Kay Severin**

<https://www.epfl.ch/labs/lcs/>

**Prof. Marinella Mazzanti**

<https://www.epfl.ch/labs/gcc/>

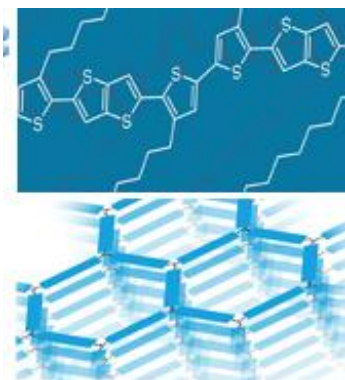
Applications pour l'utilisation des biomasses



Prof. Jeremy Luterbacher

<https://www.epfl.ch/labs/lpdc/>

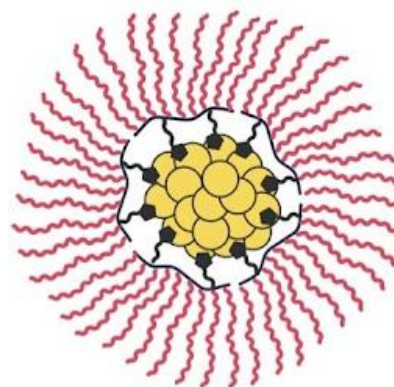
Applications en énergie renouvelable



Prof. Kevin Sivula

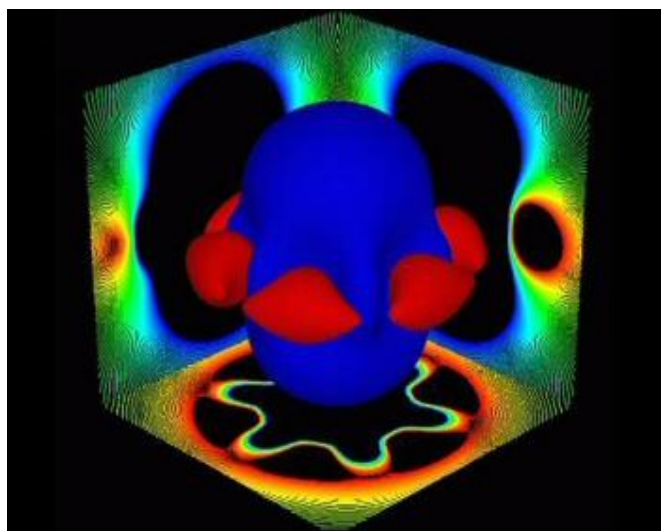
<https://www.epfl.ch/labs/limno/>

Applications pour les polymères organiques



Prof. Suong «Su» Nguyen

<https://www.epfl.ch/labs/lcps/>

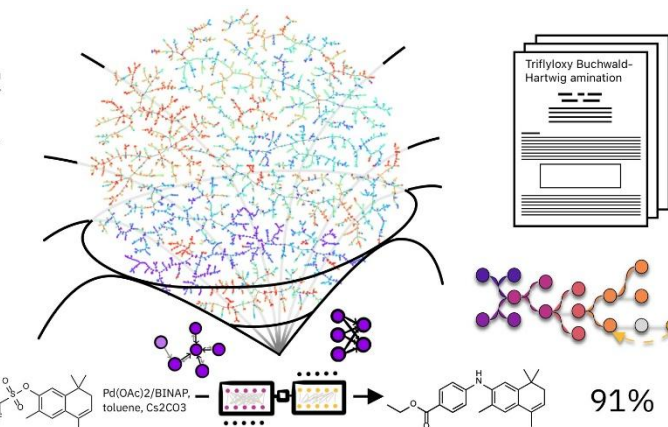
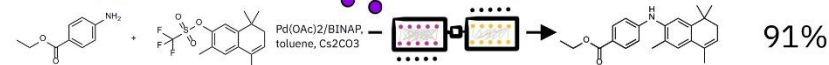


Prof. Clémence Corminboeuf

<https://www.epfl.ch/labs/lcmd/>

US20030166932A1: General Procedure
 H A solution of trifluoromethanesulfonic acid 3,3,8,8-tetraethyl-7,8-dihydroacnthalen-2-yl ester (Compound 35, 0.41 g, 1.2 mmol), Pd(OAc)₂ (0.027 g, 0.12 mmol), BINAP (0.18 g, 0.18 mmol), Cs₂CO₃ (0.56 g, 1.72 mmol), ethyl 4-aminobenzoate (0.25 g, 1.5 mmol) and 5 ml of toluene was flushed with argon for 10 min, then stirred at 100° C. in a sealed tube for 48 h....

$$\hat{H}\Psi = E\Psi$$



Prof. Philippe Schwaller

<https://schwallergroup.github.io/>

Les puristes

<p>PhD + Postdoc Roche (Bâle) Team leader process chemistry</p>	<p>PhD + Postdoc Firmenich (Genève) New ingredients discovery</p>	<p>PhD Givaudan (Genève) Head fragrance industrialization</p>		
<p>PhD + Postdoc Novartis (Bâle) Team leader medicinal chemistry</p>	<p>PhD + Postdoc Syngenta (Stein) Team leader insecticide discovery</p>	<p>Master Givaudan (Genève) Senior research technician</p>		
<p>PhD + Postdoc IISC (India) Professor</p>	<p>PhD + Postdoc EPFL Senior scientist</p>	<p>PhD Biazzi SA (Blonay) Process Technology</p>	<p>PhD + postdoc Siegfried (Monthey) Process R&D</p>	<p>PhD CABB (Finlande) Process development</p>

Les reconversions

<p>PhD + Postdoc Roche (Bâle) Global procurement manager</p>	<p>PhD Syngenta (Bâle) Regulatory Affairs</p>	<p>Master Hôpital de Genève Chimiste</p>	<p>Master Service cantonal Fribourg Chef de laboratoire</p>
<p>PhD + Postdoc Labcorp drug development (Genève) Team manager</p>	<p>Master Enseignant gymnase (Jura) Chimie et math</p>	<p>Master UCB (Bulle) QA compliance specialist</p>	

Pour un travail de chercheur, une thèse (et souvent un postdoc) sont nécessaires!

2. Vocabulaire, Liaisons et Réactions

Bibliographie: Vollhardt, chapitres 1 et 2, p. 1-95 couvrent tous les thèmes de ce cours

Pour le chapitre 2 en particulier: Ch. 1.1 à 1.4 et 2.1 à 2.3

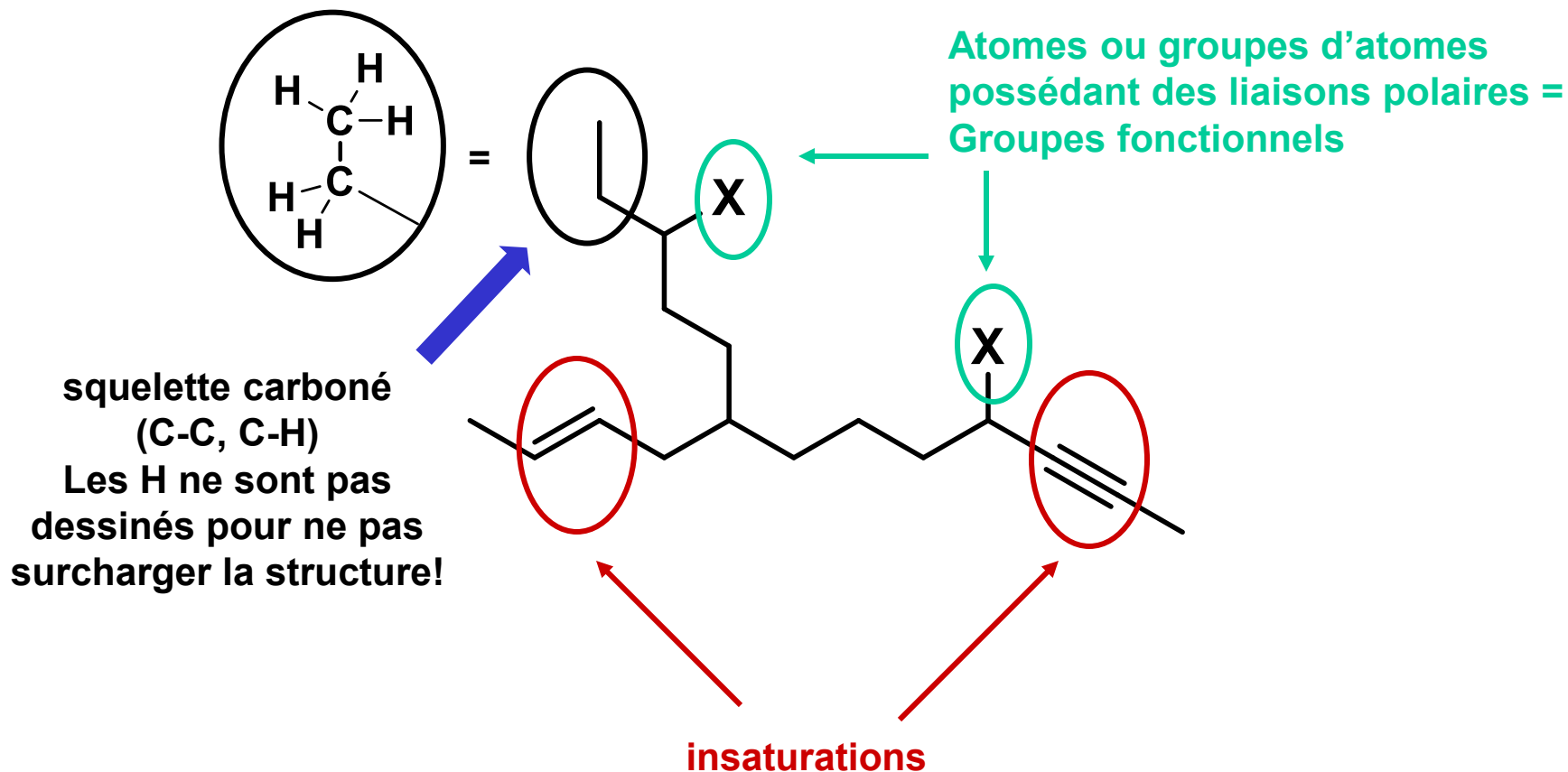
Les pages/chapitres indiqués se réfèrent à la version 5 en Français

2.1 Les groupes fonctionnels:

Le vocabulaire de la chimie organique

Vollhardt: Ch. 2.3, p. 66-69.

Groupes fonctionnels, fonctionnalités: atomes ou groupes d'atomes qui sont le site de la réactivité chimique; ils contrôlent la réactivité des molécules dans leur ensemble.






R-H **alcanes**
(alkanes)

CH₄ **méthane (methane)**
 C₂H₆ **éthane (ethane)**
 C₃H₈ **propane (propane)**
 C₄H₁₀ **butane (butane)**


PROPANE



Bleu gras = à connaître
 Noir = exemples intéressants

R-X (X = F, Cl, Br, I)
halogénoalcanes
(halogenoalkanes)

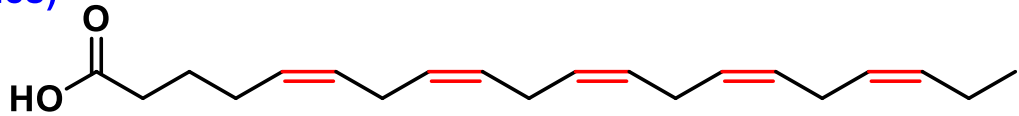
CH₂Cl₂ **dichlorométhane (dichloromethane, DCM)**
 CHCl₃ **chloroforme (chloroform)**
 CH₃I **iodure de méthane (iodomethane)**
 CHClF₂ **Chlorodifluoromethane (freon)**



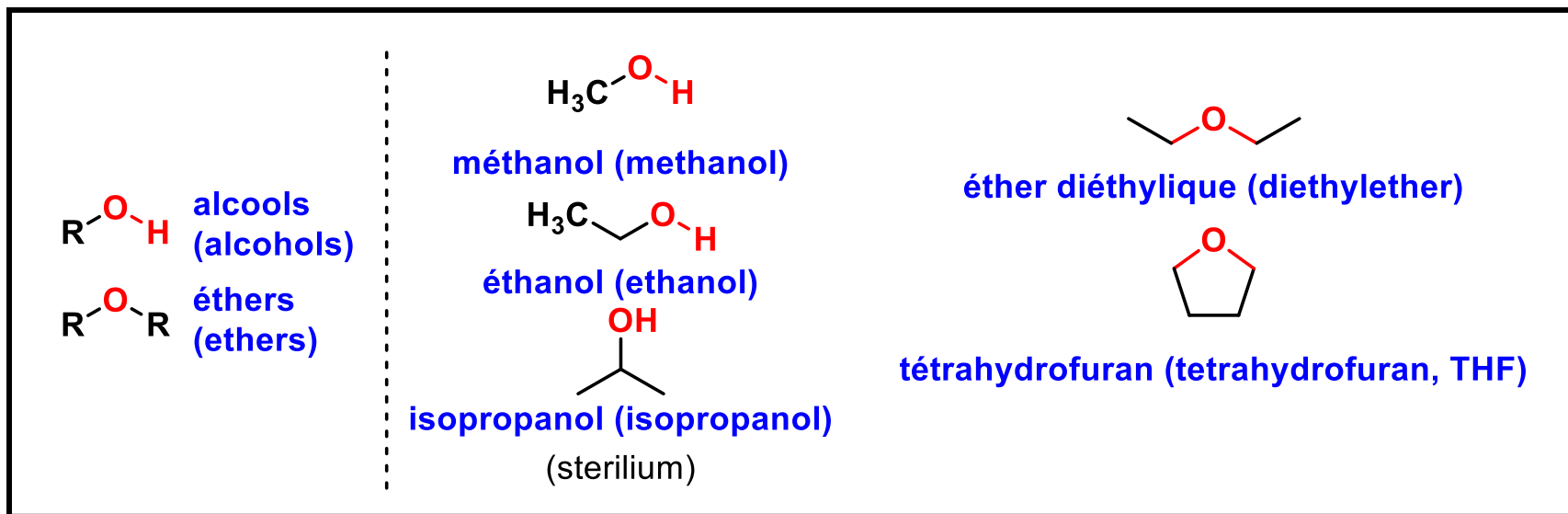
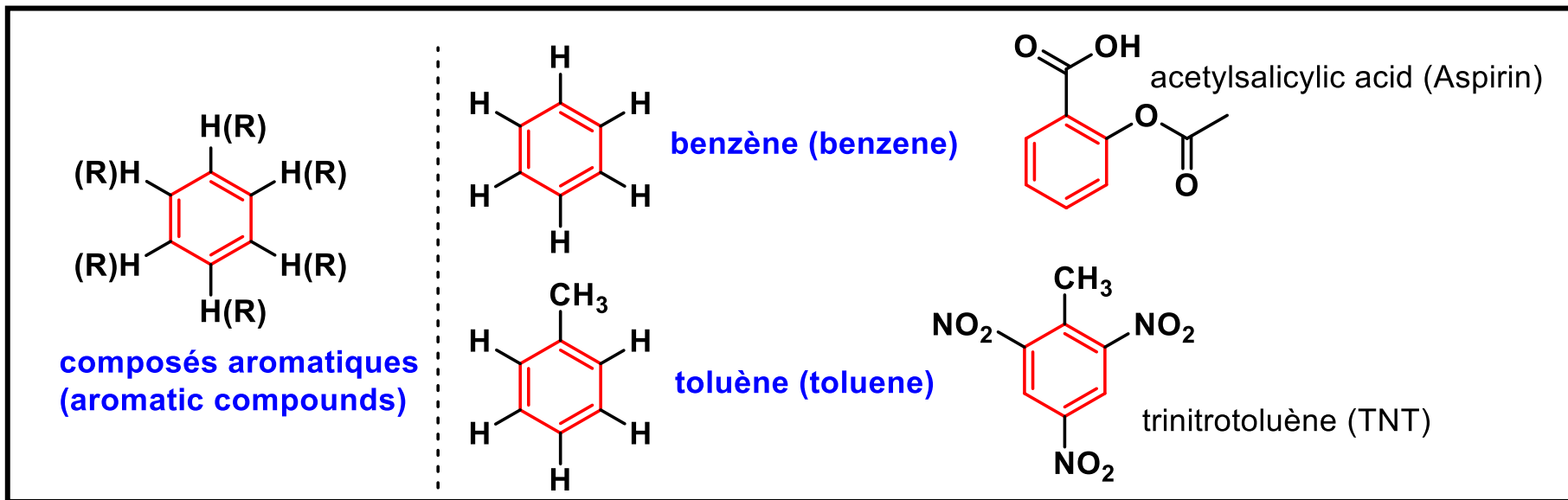
(R)H **alcènes**
(alkenes) **=** **éthylène (ethylene)**

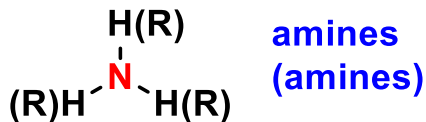
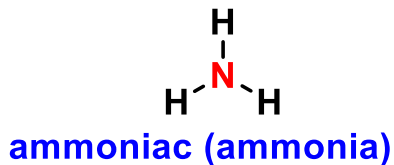
(R)H **alcynes**
(alkynes) **≡** **acétylène (acetylene)**

(R)H — **≡** — **H(R)**

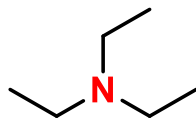


Docosahexaenoic acid (DHA, omega-3 fatty acid)

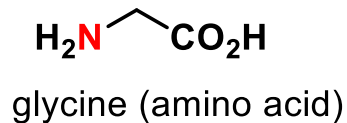


amines
(amines)

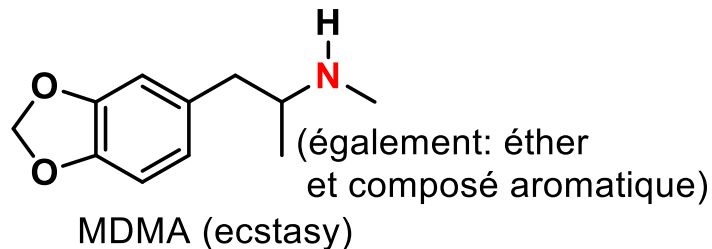
ammoniac (ammonia)



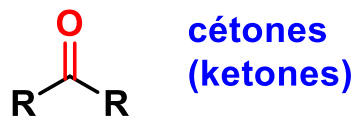
triéthylamine (triethylamine)



glycine (amino acid)



MDMA (ecstasy)

aldéhydes
(aldehydes)cétones
(ketones)

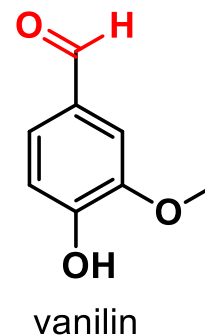
formaldéhyde (formaldehyde)



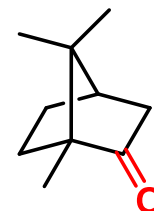
acétaldéhyde (acetaldehyde)



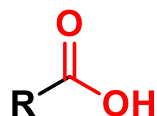
acétone (acetone)



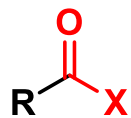
vanillin



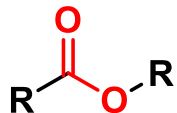
camphre (camphor)



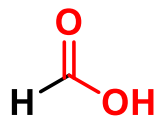
acides carboxyliques
(carboxylic acids)



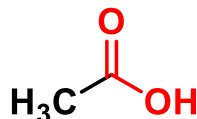
halogénures d'acide
(acid halides)
(X = F, Cl, Br, I)



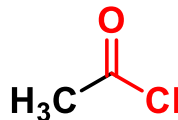
esters
(esters)



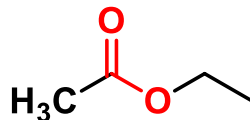
acid formique
(formic acid)



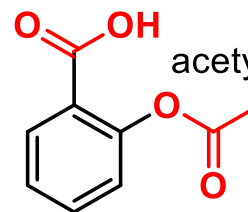
acid acétique
(acetic acid)



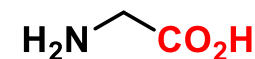
chlorure d'acétyle
(acetyl chloride)



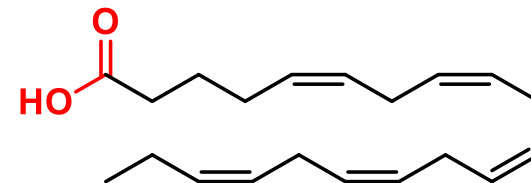
acétate d'éthyle
(ethyl acetate)



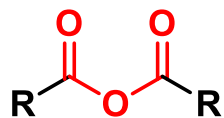
acetylsalicylic acid (Aspirin)



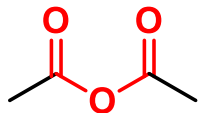
glycine (amino acid)



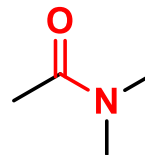
Docosahexaenoic acid
(DHA, omega-3 fatty acid)



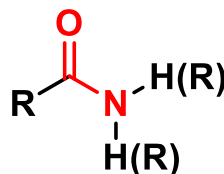
anhydrides
(anhydrides)



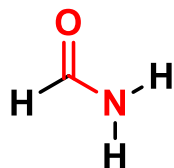
anhydride acétique
(acetic anhydride)



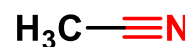
diméthylacétamide
(dimethylacetamide, DMA)



amides
(amides)



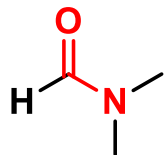
formamide
(formamide)



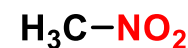
acétonitrile
(acetonitrile)



nitriles
(nitriles)



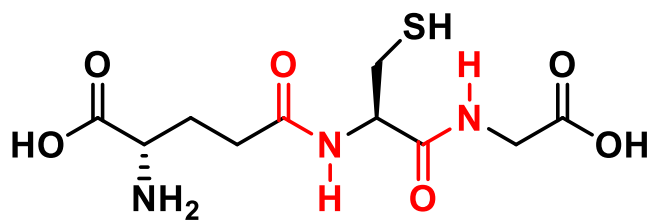
diméthylformamide
(dimethylformamide, DMF)



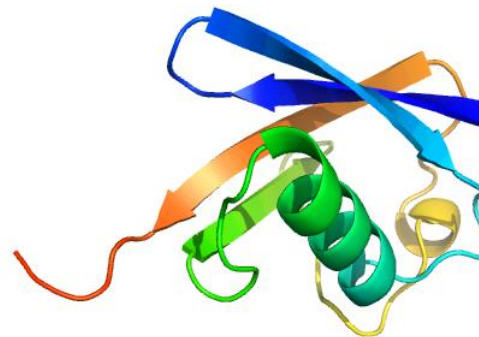
nitrométhane
(nitromethane)



nitro
(nitro)



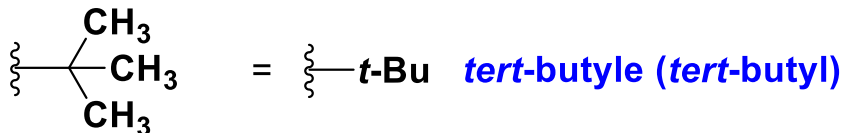
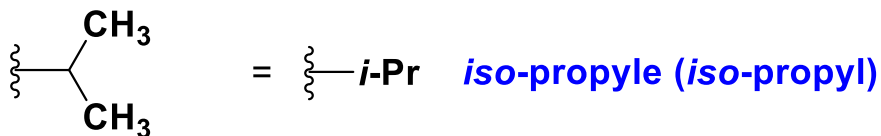
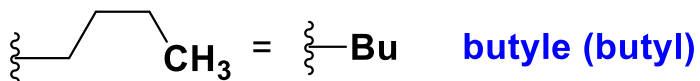
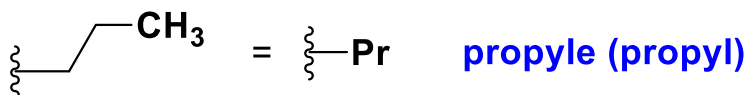
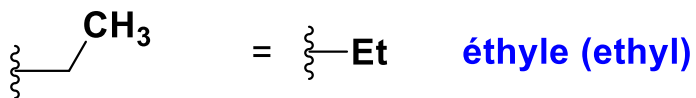
glutathione (peptide)



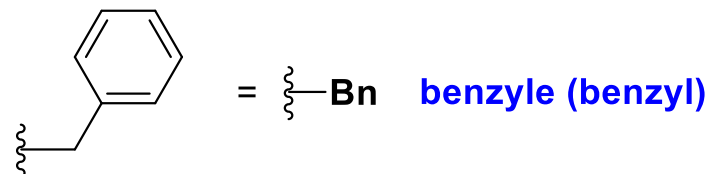
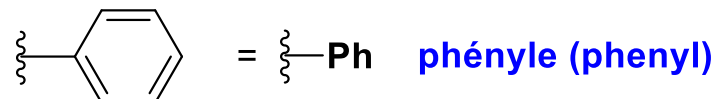
proteins



Substituants aliphatiques /alkyles)



Substituants aromatiques



Règles de IUPAC: nomenclature systématique des molécules organiques

Marche à suivre:

1) **Déterminer le groupe prioritaire**, il sera utilisé comme suffixe.

Liste de priorité: acide carboxylique > anhydride > ester > halogénure d'acide > amide > nitrile > aldéhyde > cétone > alcool > amine.

Les halogénoalcanes ne sont représentés que par des préfixes.

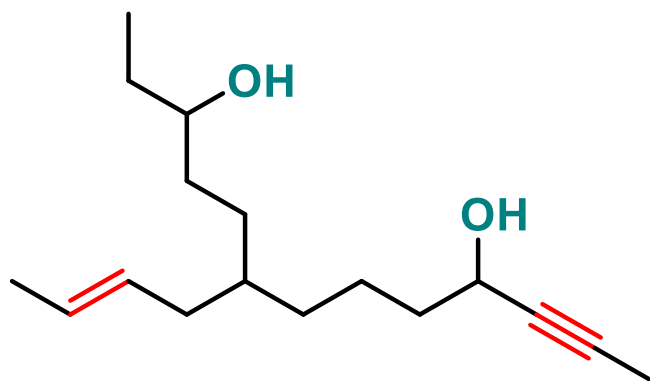
2) **Déterminer la chaîne de carbone prioritaire** (voir semestre 2 pour les règles) et lui donner le nom correspondant au nombre de carbone.

3) Numérotter la chaîne en partant du groupe prioritaire.

4) Ajouter au début du nom les groupes fonctionnels et leur position comme préfixes et les insaturations sous forme ène (double liaison) ou yne (triple liaison) immédiatement avant le suffixe.

Lors de l'examen du premier semestre, seule la connaissance du nom des groupes fonctionnels est exigée. La détermination du nom systématique des molécules sera demandée pour l'examen à la fin du deuxième semestre.

Exemple:



(*E*)-6-(but-2-en-1-yl)tridec-11-yne-3,10-diol

Pour la digitalisation: Des représentations plus «lisibles» pour les ordinateurs ont été développées

Smiles: C/C=C/CC(CCC(O)CC)CCCC(O)C#CC

InChI: InChI=1S/C17H30O2/c1-4-7-10-15(13-14-16(18)6-3)11-8-12-17(19)9-5-2/h4,7,15-19H,6,8,10-14H2,1-3H3/b7-4+

Solvants

- ➔ Propriétés physiques: T_{eb} , moment dipolaire, constante diélectrique
- ➔ Propriétés chimiques: neutralité, caractère protique / aprotique, caractère basique / acide



Influence fortement les réactions chimiques:

- orientation (régiosélectivité)
- stéréosélectivité
- vitesses de réaction
- chimiosélectivité
- transferts de masse et énergie

En chimie pharmaceutique, les solvants constituent 88% de la masse des procédés!
(56% solvant organique, 32% eau)

De plus en plus en plus important: classification du point de vue chimie verte

- Indésirable/devrait être remplacé: rouge
- Peut être utilisé avec quelques précautions: jaune
- OK: vert

Lien pour les détails:

https://eprints.whiterose.ac.uk/102544/1/art_10.1186_s40508_016_0051_z.pdf

Standardisation **GWP** (Global Warming Potential: kg CO₂ equivalents par kg)



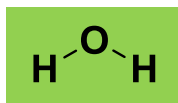
Constante diélectrique : propriété macroscopique

- $\epsilon > 12$: solvant polaire
- $\epsilon < 12$: solvant non polaire

Pour les solvants ci-dessous, les valeurs sont indiquées comme: ϵ , GWP

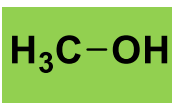
Solvants protiques

Solvants possédant des protons mobiles capables de former des liaisons hydrogène avec des molécules portant des doublets libres ou des charges négatives.



eau

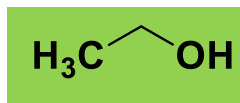
78, 0.0008



méthanol

33, 1.0

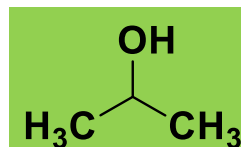
MeOH



éthanol

24, 0.90

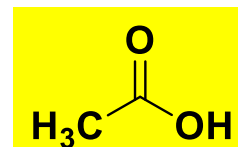
EtOH



isopropanol

18, 3.3

iPrOH



acide acétique

6.2, 2.6

CH₃CO₂H

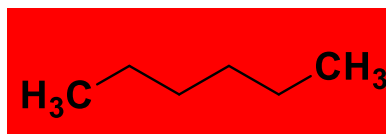
Solvants non protiques

Solvants neutres: pas ou peu d'interactions dipolaires.



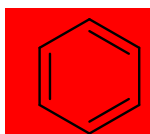
pentane

1.8, 0.66



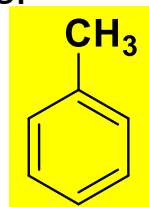
hexane

1.9, 0.81



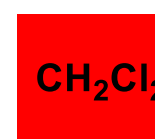
benzene

2.3, 2.0



toluene

2.4, 1.6



dichlorométhane

8.9, 3.6

DCM

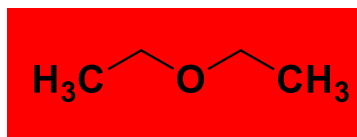


chloroforme

4.8, 4.3

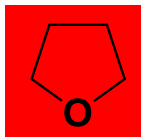


- solvant basique non polaire: accepteur de protons et d'acides de Lewis (doublet libre)
(solvants de choix pour les réactifs organométalliques)



diéthylother

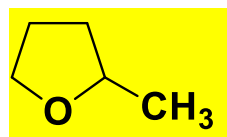
4.3, 4.0



tétrahydrofuran

7.6, 6.7

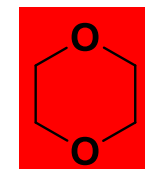
THF



2-méthyl-tétrahydrofuran

7.0, ?

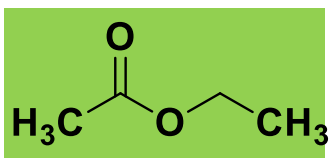
2-MeTHF



1,4-dioxane

2.3, 5.8

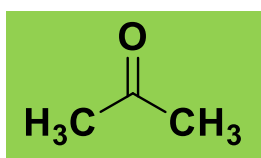
- solvant basique polaire: dissout de nombreux sels, solvate fortement les cations



acétate d'éthyle

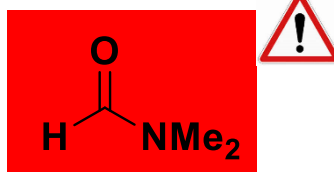
6.0, 3.9

AcOEt



acétone

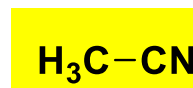
21, 2.8



N,N-Diméthylformamide

37, 3.7

DMF



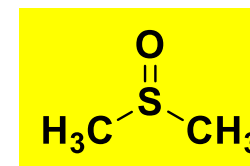
Acétonitrile

37, 6.2



pyridine

12, 11



Diméthylsulfoxyde

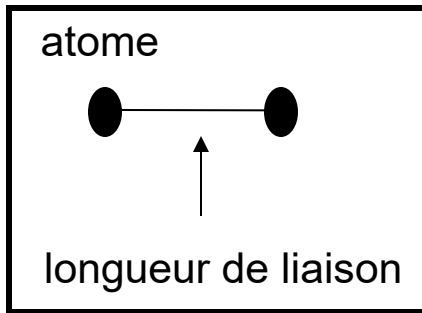
47, 2.2

DMSO

La structure et le nom des solvants doivent être connus. Leurs propriétés chimiques peuvent être déduites à partir de leurs structures. Il n'est naturellement pas nécessaire de connaître la valeur des constantes diélectriques et GWP, mais il est bien d'avoir les «trends» en tête.

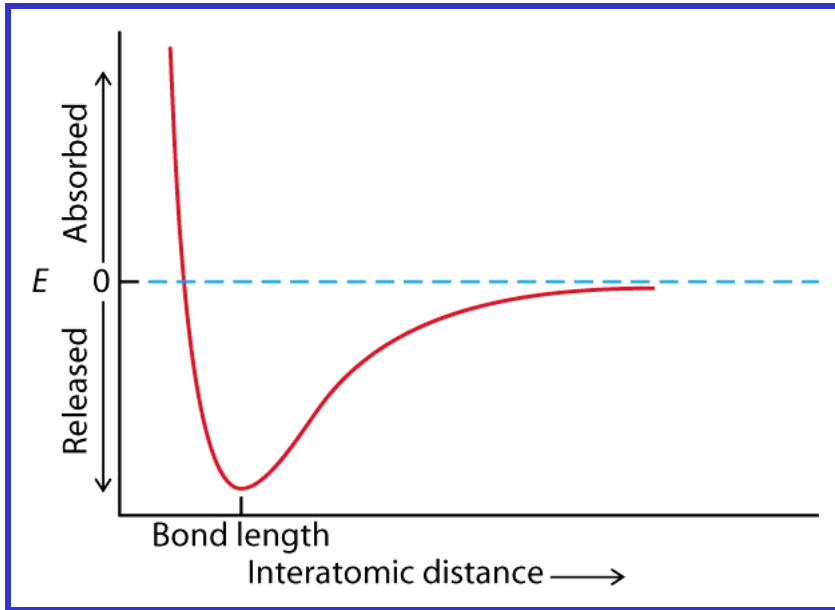
2.2 La liaison chimique et la règle de l'octet

Vollhardt: Ch. 1.2-1.4, p. 5-19.



➡ Forces de répulsion: s'opposent au rapprochement des atomes

➡ Forces d'attraction: s'opposent à leur éloignement



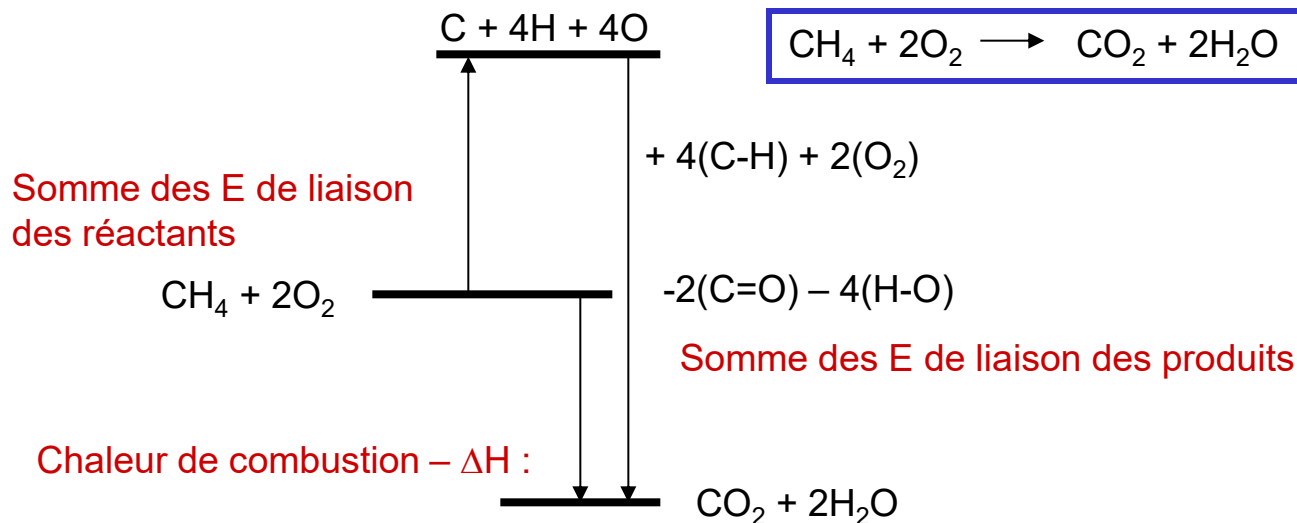
➡ Formation de liaison: dégagement d'énergie

➡ Pour $d = \text{longueur de liaison}$
minimum énergétique, situation la plus stable

Courbe d'énergie potentielle en fonction de la longueur de liaison

Energies de liaison

Expériences de combustion: mesure de la chaleur dégagée, on en déduit une valeur moyenne par type de liaison.



C-H	99	N-H	93	O-H	111	C-F	116
C-C	83	C-N	73	C-O	86	C-Cl	81
C=C	146	C=N	147	C=O	176-179	C-Br	68
C≡C	200	C≡N	213			C-I	51

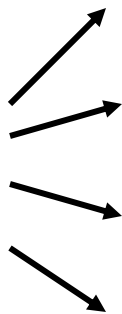
Energies moyennes de liaison en kcal / mol à 25°C

Energies de dissociation

Energies se rapportant à des liaisons bien précises : différencier l'E d'une liaison C-H pour un C primaire (98 kcal/mol), un C secondaire (95 kcal/mol) et un C tertiaire (92 kcal/mol)

Forces attractrices non-liantes

Interactions entre entités moléculaires



Fortes: forces coulombiennes entre ions
charge – charge : **120-240 kcal/mol**

Moyennes: solvation d'ions
charge – dipole : **30-100 kcal/mol**

Faibles: molécules polaires ou liaison hydrogène
dipole – dipole : **10-30 kcal/mol**

Très faibles: complexe de transfert de charge
attractions de van der Waals
dipole – dipole induit : **1-20 kcal/mol**

A mémoriser les valeurs approximatives suivantes:

Liaison hydrogène: **10 kcal/mol** Liaison C-C: **80 kcal/mol** Liaison C-H: **100 kcal/mol**

Energie à température ambiante: **21 kcal/mol**



Les concepts nécessaires pour cette partie du cours ont été présentés par le Prof. Steinauer (chapitre 4), il s'agit maintenant de les appliquer aux molécules organiques.

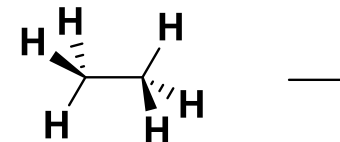
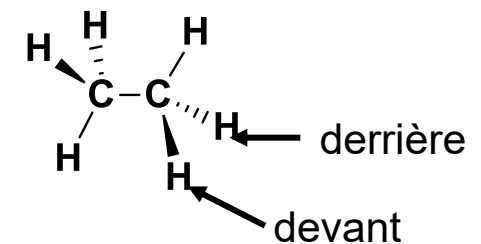
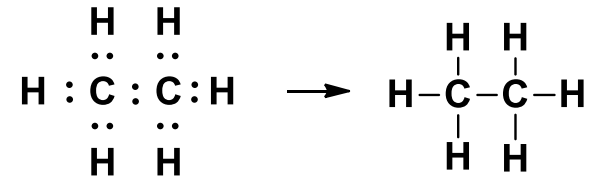
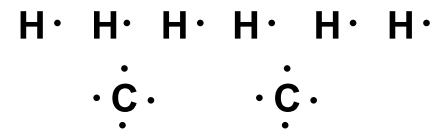
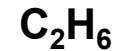
Formule brute

Etape 1: Attribuer les électrons de valence selon le tableau périodique

Etape 2: Former les liaisons en suivant la règle de l'octet (2 pour H, 8 pour C)

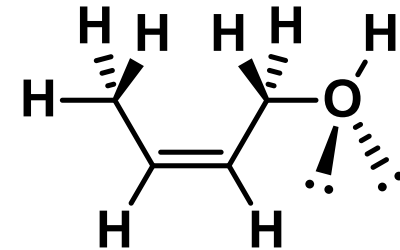
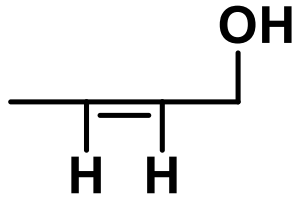
Etape 3: Appliquer le modèle VSEPR pour déterminer la géométrie des molécules

Etape 4: Simplifier la représentation (sans C, ou même sans dessiner les liaisons C-H)

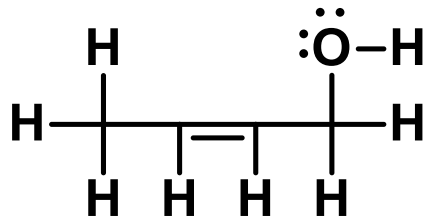




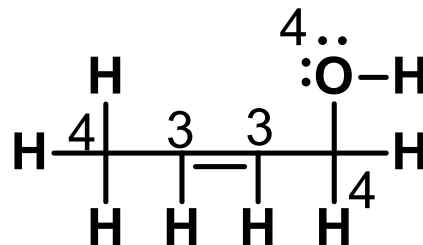
Dessiner la structure de cette molécule avec tous les atomes, paires d'électrons et les angles corrects.



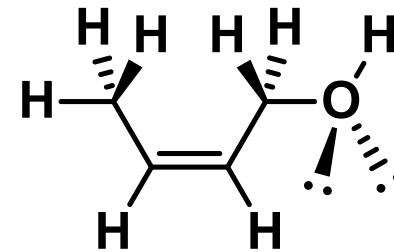
1) Ajouter les H



2) Compter les substituants



3) Attribuer la géométrie selon VSEPR

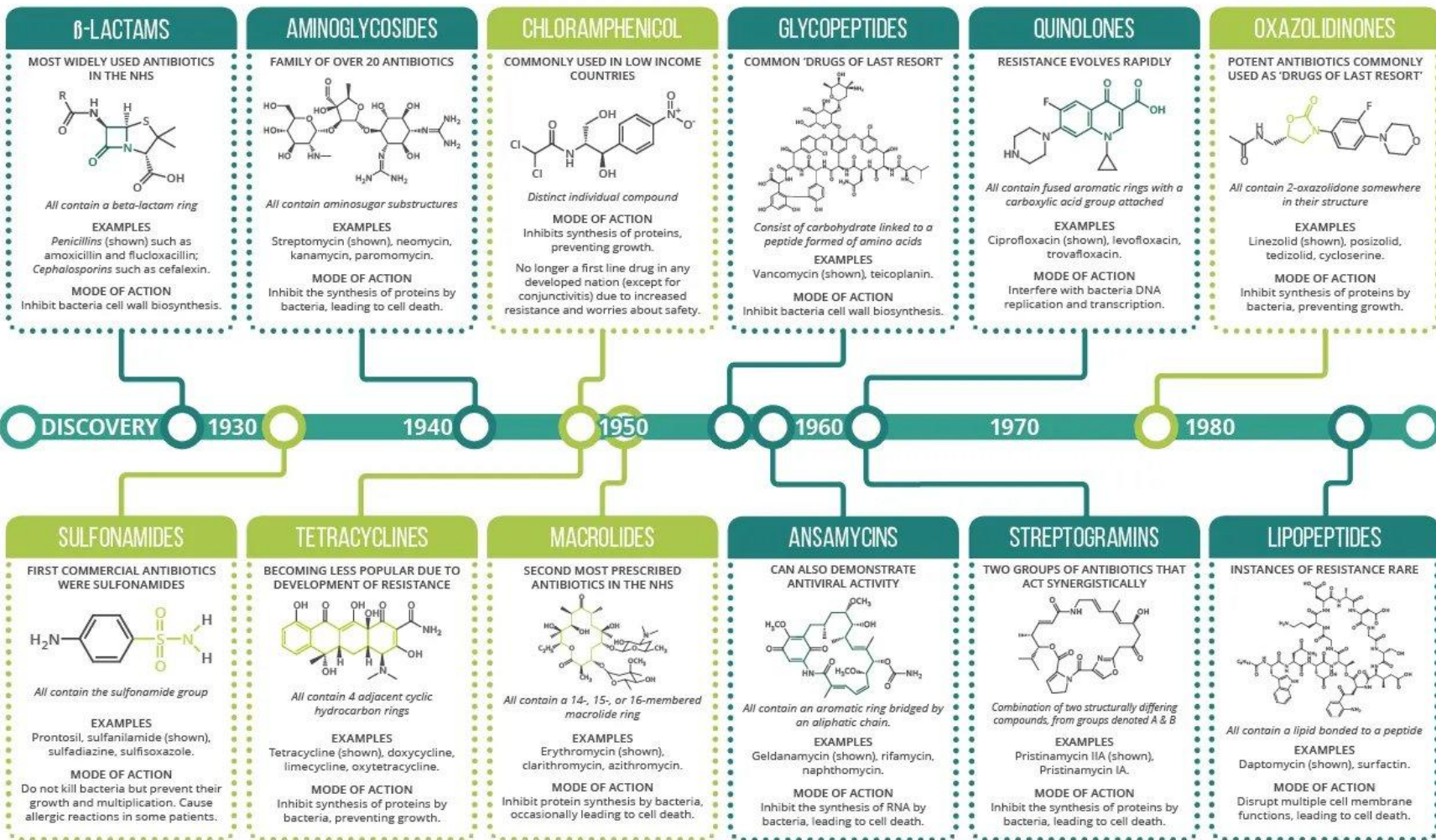


4 substituants = tétraédrique (109°)

3 substituants = trigonale (120°)

DIFFERENT CLASSES OF ANTIBIOTICS - AN OVERVIEW

Key: ● COMMONLY ACT AS BACTERIOSTATIC AGENTS, RESTRICTING GROWTH & REPRODUCTION ● COMMONLY ACT AS BACTERICIDAL AGENTS, CAUSING BACTERIAL CELL DEATH



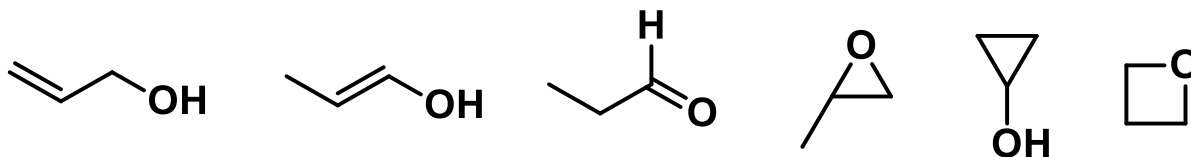


Formule brute: composition atomique des molécules

Constitution: connectivité des atomes entre eux

➔ **Isomérie de constitution:** composés de même formule moléculaire mais qui diffèrent par la séquence selon laquelle les atomes sont connectés

Formule brute : C_3H_6O



Une aide pour passer de la formule brute aux constitutions possibles: **le degré d'insaturation**

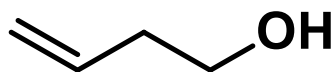
degré d'insaturation I: somme des liaisons pi et des cycles contenus dans une molécule

Il existe la relation suivante entre le degré d'insaturation et la formule brute

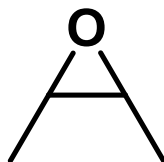
$$I = \frac{2 + 2N_4 + 1N_3 - 1N_1}{2} \quad N_i = \text{nombre d'atomes de valence libres } i$$

Exemple: C_3H_6O : $I = (2 + 2 \cdot 3 - 6 \cdot 1) / 2 = 1$, donc la molécule contient un cycle ou une liaison pi

Laquelle de ces molécules n'est-elle pas un isomère de constitution des autres?



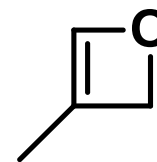
A



B

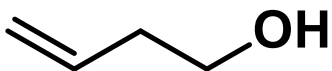


C

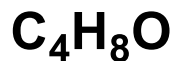


D

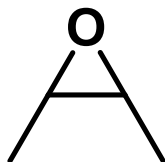
Solution: D.



A



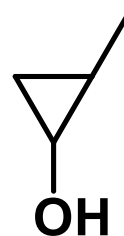
$$I = 1$$



B



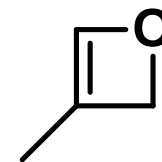
$$I = 1$$



C



$$I = 1$$



D

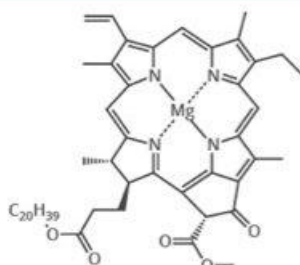


$$I = 2$$

THE CHEMISTRY OF AUTUMN LEAF COLOURS



CHLOROPHYLL

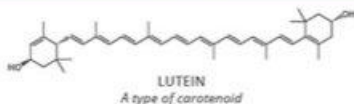


CHLOROPHYLL A
A type of chlorin

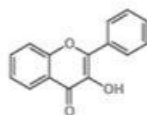
Chlorophyll gives plant leaves their green colour. Plants require warm temperatures and sunlight to produce chlorophyll. In autumn, the amount produced begins to decrease, and existing chlorophyll is slowly broken down, diminishing the green colour of the leaves.



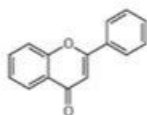
CAROTENOIDS & FLAVONOIDS



Carotenoids and flavonoid pigments are always present in leaves, but as chlorophyll is broken down in the autumn their colours come to the fore. Xanthophylls, a subclass of carotenoids, are responsible for the yellows of autumn leaves. One of the major xanthophylls, lutein, is also the compound that contributes towards the yellow colour of egg yolks.



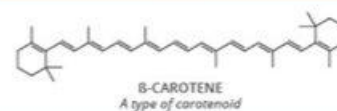
FLAVONOL
(general structure)



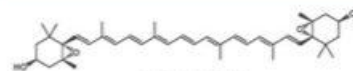
FLAVONE
(general structure)



CAROTENOIDS



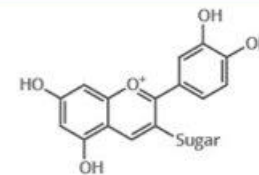
Carotenoids also contribute orange colours. Beta-carotene is one of the most common carotenoids in plants, and absorbs green and blue light strongly, reflecting red and yellow light and causing its orange appearance. It is also responsible for the orange colouration of carrots. Carotenoids in leaves start degrading at the same time as chlorophyll, but they do so at a much slower rate; some fallen leaves can still contain measurable amounts.



VIOLAXANTHIN
A type of carotenoid



ANTHOCYANINS & CAROTENOIDS



ANTHOCYANINS
(general structure)

Anthocyanin synthesis is kick-started by the onset of autumn. As sugar concentration in the leaves increases, sunlight initiates anthocyanin production. The purpose they serve isn't clear; it is suggested that they may play a light-protective role. It was previously thought they might delay leaf fall, but this has been discounted.



LYCOPENE
A type of carotenoid



Estimer la stabilité d'isomères de constitution peut être difficile et sera vu plus en détails en 2^{ème} année. Les constatations ci-dessous permettent cependant de s'en sortir pour les molécules les plus simples. Elles sont données par force décroissante.

Constatation 1 (Fondamentale pas d'exceptions)

La règle de l'octet doit être respectée pour les éléments de la seconde période (C, N, O, F)

Constatation 2 (Relative)

Les liaisons entre deux atomes identiques portant des paires d'électrons libres sont défavorisées

Constatation 3 (Relative)

La formation de petites structures cycliques à 3 ou 4 atomes est défavorisée.

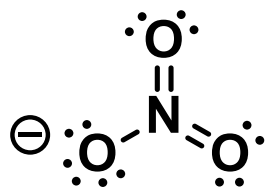
Constatation 4 (Relative)

Les liaisons multiples avec l'oxygène sont favorisées.

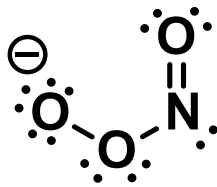
Constatation 5 (Relative)

Les charges doivent être minimisées. Cet effet domine sur l'octet à partir de la période 3. Si les charges sont nécessaires à cause de l'octet (période 2), les charges opposées doivent être aussi proches que possible.

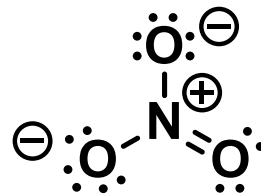
Laquelle des structures dessinées est la plus stable pour le ion NO_3^- ?



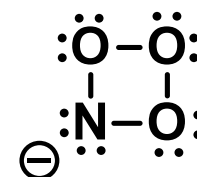
A



B

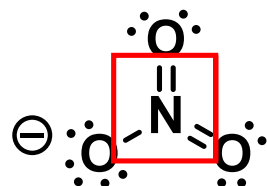


C



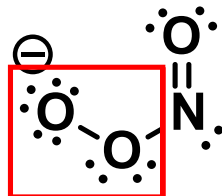
D

Solution: C.



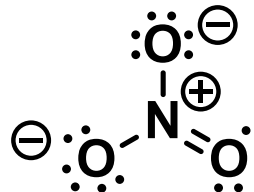
A

10 électrons
Impossible pour la
2ème rangée!



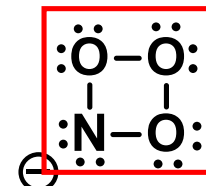
B

Liaison O-O
défavorable



C

OK

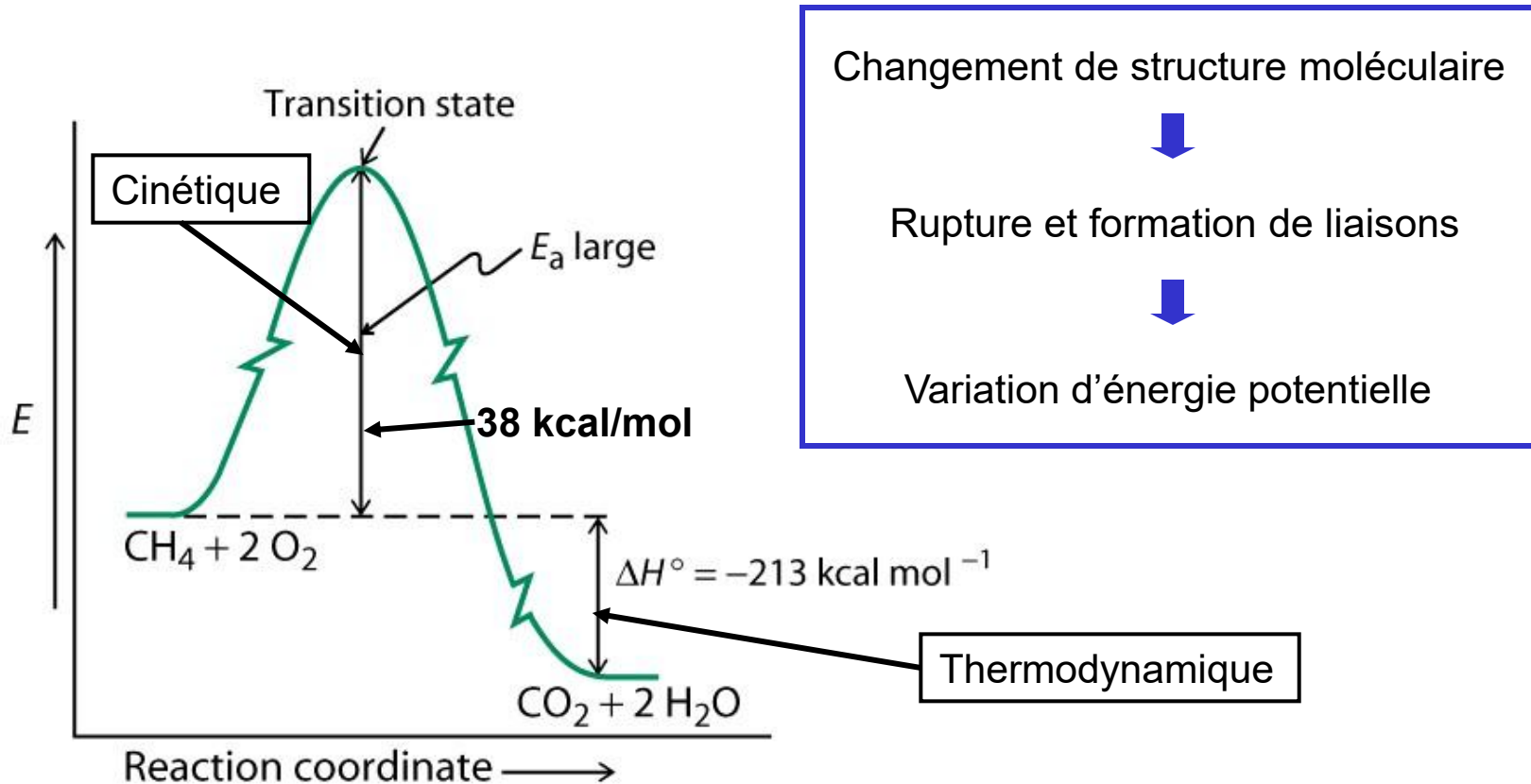


D

Liaison O-O
Petit cycle
défavorable

2.3 La réaction chimique

Vollhardt: Ch. 2.1-2.2, p. 51-66.

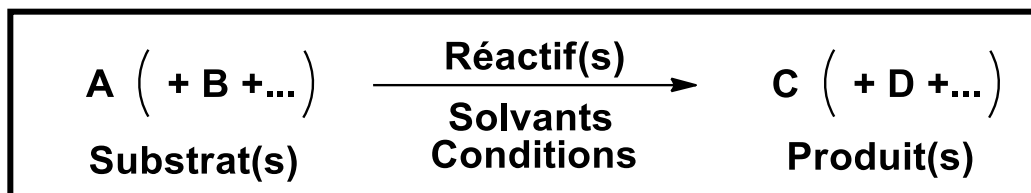


$$\Delta H^\circ = \sum E_{\text{dissociation}} (\text{liaisons rompues}) - \sum E_{\text{dissociation}} (\text{liaisons formées})$$

- $\Delta H^\circ < 0$, exothermique (énergie dégagée)

- $\Delta H^\circ > 0$, endothermique (énergie absorbée)

E_a : énergie d'activation (déterminée par des expériences cinétiques)

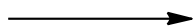


Réactif(s): Molécule nécessaire pour la réaction, en quantité stoechiométrique ou catalytique

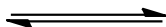
Solvants: Milieu réactionnel essentiel pour la réaction

Conditions: température, temps de réaction, atmosphère, pression,...

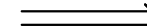
Signification des flèches réactionnelles



Réaction irréversible



Réaction réversible



Rétrosynthèse (direction inverse)

Dans une réaction, il faut toujours équilibrer:

Les atomes avant et après la réaction

Les charges avant et après la réaction

**Homolytique**

- partage de la paire d'électrons liante
- formation de radicaux libres
- énergie de dissociation

Réactions radicalaires : engendrées par des radicaux libres (température, irradiation, initiateurs)

Hétérolytique

- prise en charge de la paire d'électrons liante par un seul partenaire; lacune électronique sur l'autre
- formation d'une entité anionique (base de Lewis) et d'une entité cationique (acide de Lewis)

Rupture hétérolytique : nécessite une force égale aux forces coulombiennes entre ions

**Réactions acides-bases! (A = H)**

Les radicaux, cations et anions ne sont souvent que des intermédiaires dans les réactions, et l'étude de leur stabilisation est essentielle.

Un lien utile pour comprendre la «représentation fléchée» du flux d'électrons:

https://organicchemistrydata.org/hansreich/resources/electron_pushing/

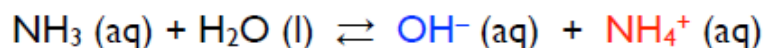
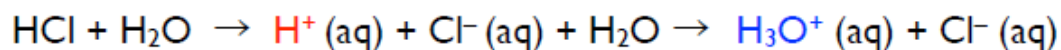
Théorie de Brønsted-Lowry

Les définitions d'un acide et d'une base ont été généralisées par Brønsted et Lowry (1923) : Les acides sont considérés comme des composés capables de libérer un ou plusieurs protons H^+ , qu'ils soient en solution dans l'eau ou non. Les bases sont vues comme des composés capables de capter un ou plusieurs ions H^+ .

La référence à l'eau comme solvant n'existe plus. On peut donc considérer des acides et des bases selon ces définitions en dehors du milieu aqueux.

Dans l'eau, les acides et les bases définis selon Arrhenius (voir §2) correspondent également à la définition de Brønsted-Lowry.

Exemples :



HCl libère un ion H^+ en solution aqueuse. Ce proton "réagit" avec l'eau pour former l'ion hydronium H_3O^+ : L'acide chlorhydrique est donc à la fois un acide de Brønsted et un acide d'Arrhenius. L'ammoniac NH_3 capte un proton H^+ de l'eau pour former NH_4^+ . De même, il réagit avec l'eau pour former un ion OH^- : L'ammoniac est donc à la fois une base de Brønsted et une base d'Arrhenius.



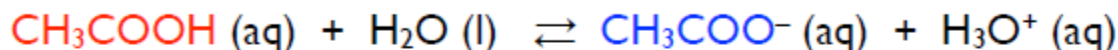
Johannes Brønsted
(1849-1947)



Thomas Lowry
(1874-1936)

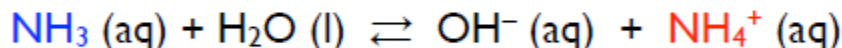
Acides et bases conjugués

Lorsqu'on dissout, par exemple, l'acide acétique CH_3COOH dans l'eau, on obtient des ions hydronium H_3O^+ et des ions acétate:



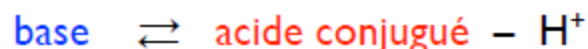
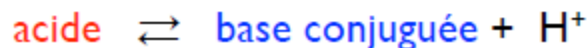
Dans la réaction en retour, l'ion acétate peut capter un proton H^+ pour reformer l'acide acétique. L'ion acétate est donc une base. Comme l'ion acétate dérive de l'acide acétique par perte d'un proton, on dit qu'il est la **base conjuguée** de l'acide acétique.

De même, lorsqu'on dissout, par exemple, de l'ammoniac NH_3 dans l'eau, on obtient des ions hydroxydes OH^- et des ions ammonium NH_4^+ :

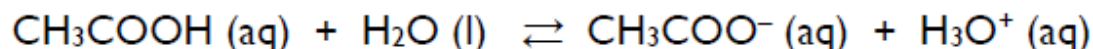


Dans la réaction en retour, l'ion ammonium peut libérer un proton H^+ pour reformer l'ammoniac. L'ion ammonium est donc un acide. Comme l'ion ammonium forme l'ammoniac par libération d'un proton, on dit qu'il est l'**acide conjugué** de l'ammoniac.

De manière générale, on a donc :



Les équilibres de transfert de proton sont décrits par des constantes d'équilibre. Pour une solution diluée de l'acide acétique dans l'eau, par exemple :



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Pour des solutions suffisamment diluées, l'activité de H_2O est de 1 et on peut donc omettre $[\text{H}_2\text{O}]$ dans l'expression de la constante et l'exprimer en termes de concentrations. L'expression résultante, où toutes les concentrations sont divisées par $c^0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ est appelée la **constante d'acidité** (ou constante de dissociation de l'acide) et est notée K_a :

$$K_a = \frac{([\text{H}_3\text{O}^+] / c^0) \cdot ([\text{CH}_3\text{COO}^-] / c^0)}{[\text{CH}_3\text{COOH}] / c^0}$$

La valeur expérimentale de K_a pour l'acide acétique est de $1.8 \cdot 10^{-5}$. De manière générale, on a donc pour un acide AH et sa base conjuguée A^- dans l'eau :

$$K_a = \frac{([\text{H}_3\text{O}^+] / c^0) \cdot ([\text{A}^-] / c^0)}{[\text{AH}] / c^0} \quad (\text{adimensionnel})$$

L'échelle des pH

Il est en pratique très utile de pouvoir indiquer l'acidité d'une solution. Pour éviter de manipuler des puissances de 10, l'activité des ions H^+ , $a(H^+)$, est indiquée sur une échelle logarithmique en définissant le **pH** d'une solution par :

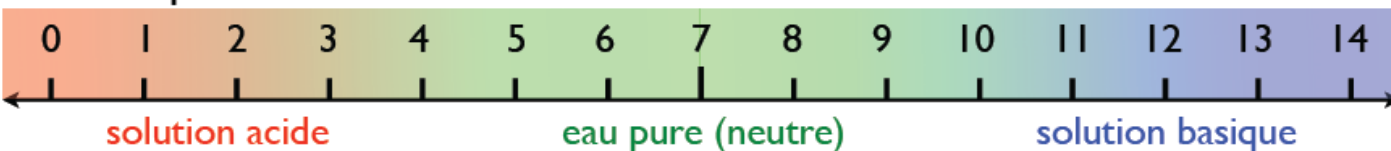
$$pH = -\log a(H^+) = -\log (\gamma \cdot [H^+] / c^0)$$

où $\gamma [-]$ est le coefficient d'activité des ions H^+ dans la solution. Dans des solutions suffisamment diluées, on peut admettre que $\gamma \approx 1$ et donc que :

$$pH \approx -\log ([H^+] \cdot 1 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1})$$

Le pH de l'eau pure, où $[H^+] = 1.00 \cdot 10^{-7} \text{ M}$, sera donc $pH = -\log (10^{-7}) = 7.00$.

Plus la solution sera acide, plus grande sera la concentration $[H^+]$ et plus basse sera la valeur du pH.

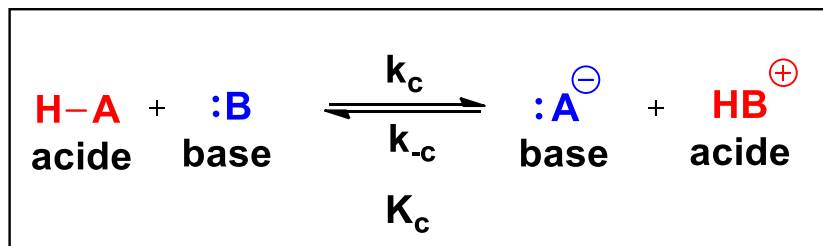


Une solution acide contiendra une concentration $[H^+]$ supérieure à celle de l'eau pure : $[H^+] > 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ et sera donc caractérisée par un pH < 7.0. Une solution basique contiendra elle une concentration $[H^+]$ inférieure à celle de l'eau pure : $[H^+] < 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ et sera donc caractérisée par un pH > 7.0.



Acide de Brønsted (- Lowry): molécule qui agit comme un donneur de proton(s)

Base de Brønsted (- Lowry): molécule qui agit comme un accepteur de proton(s)



$$K_c = \frac{[\text{HB}^{\oplus}] \times [\text{A}^{\ominus}]}{[\text{HA}] \times [\text{B}]}$$

$$\text{p}K_c = -\log K_c$$

A^{\ominus} = base conjuguée de HA

HB^{\oplus} = acide conjugué de B

k_c = vitesse de réaction
= acidité cinétique

Constante K_c : répartition de l'équilibre entre un acide et une base. Il y a 2 cas limites:

1) Excès de base: Typiquement le solvant, par exemple l'eau, joue le rôle de base. Dans ce cas, la concentration de B est constante, et l'on définit la constante de dissociation de l'acide K_a et le $\text{p}K_a$.

$$K_a = K_c \times [\text{B}] \quad \text{p}K_a = -\log K_a$$

2) Excès d'acide: Typiquement le solvant, par exemple l'eau, joue le rôle d'acide. Dans ce cas, la concentration de HA est constante, et l'on définit la constante d'association de la base K_b et le $\text{p}K_b$.

$$K_b = K_c \times [\text{HA}] \quad \text{p}K_b = -\log K_b$$

Pour pouvoir plus facilement déterminer la position d'un équilibre, on compare en générale les formes acides des molécules entre elles en introduisant la valeur $\text{p}K_{\text{aH}}$:

$$\text{p}K_{\text{aH}}(\text{A}^{\ominus}) = \text{p}K_a(\text{HA}) \quad \text{p}K_{\text{aH}}(\text{B}) = \text{p}K_a(\text{HB}^{\oplus})$$

Attention, ne pas confondre avec le pH, qui donne l'acidité moyenne du milieu!

Le solvant joue deux rôles essentiels:

- 1) **Il agit comme base ou acide dans l'équilibre:** Un «proton libre» n'existe en principe pas. Il va toujours se lier au solvant pour former l'acide conjugué de celui-ci. Pour une base, il doit y avoir une source de proton dans le solvant. En conséquence les pK_a changent énormément en dépendance du solvant.
- 2) **Il stabilise la base ou l'acide conjugué:** Les solvants ont un rôle très important pour stabiliser les molécules par interactions intermoléculaires. La stabilisations des cations et anions est particulièrement importante dans les solvants polaires.

Le solvant impose également une limite aux pK_a pouvant être mesurés. Par exemple de 0 à 14 pour l'eau. Les autres valeurs sont donc obtenues par extrapolation.

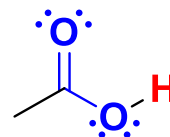
Rapport entre la constante diélectrique ϵ et l'acidité:

ϵ augmente \longrightarrow pK_a diminue = acidité augmente

En effet la base conjuguée et le proton sont mieux stabilisés dans un solvant polaire!

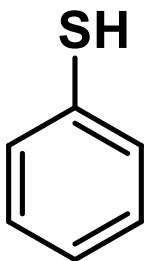
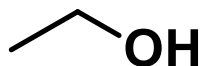
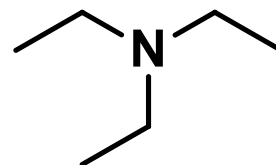
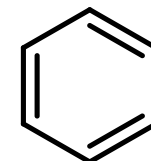
H_2O : $\epsilon = 78$
DMSO: $\epsilon = 47$

H_2O in H_2O $pK_a = 14$
in DMSO $pK_a = 32$

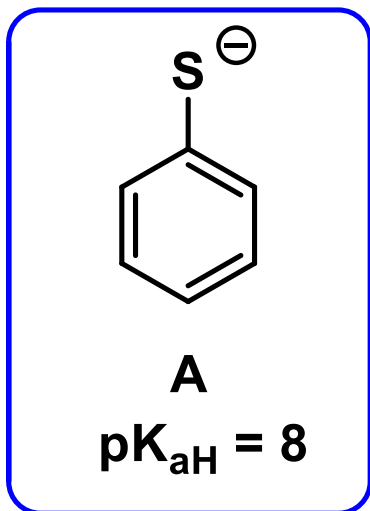
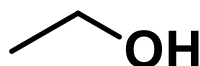
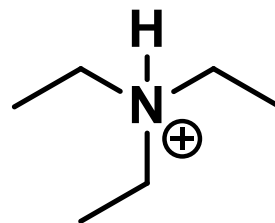
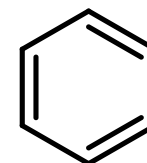


in H_2O $pK_a = 4.7$
in DMSO $pK_a = 12.3$

Laquelle des molécules suivantes est majoritairement déprotonée à pH = 10?

**A** $pK_a = 8$ **B** $pK_a = 17$ **C** $pK_{aH} = 11$ **D** $pK_a = 43$

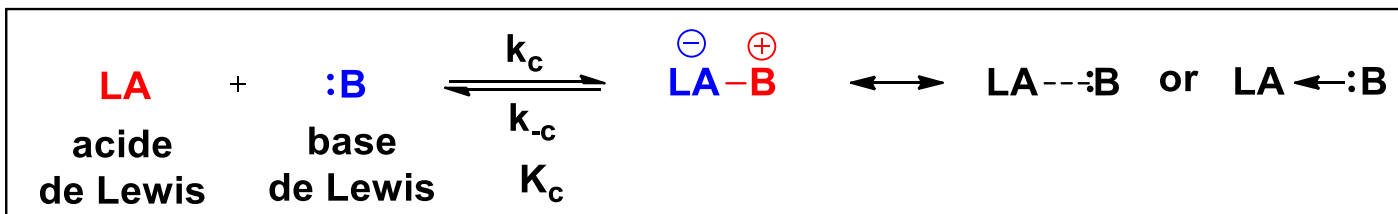
Solution: A.

**A** $pK_{aH} = 8$ **B** $pK_a = 17$ **C** $pK_a = 11$ **D** $pK_a = 43$

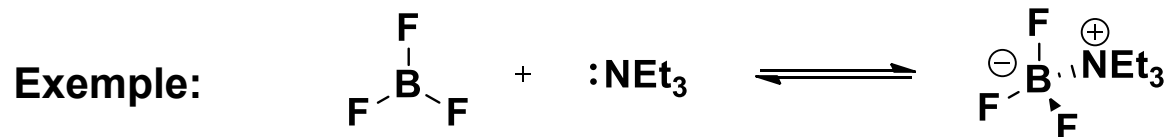
Structures majoritaires à pH = 10 selon les définitions de pK_a et pK_{aH} .

Acide de Lewis: molécule qui agit comme un accepteur d'électrons

Base de Lewis: molécule qui agit comme un donneur d'électrons



Le concept d'acide et de base de Lewis est donc très similaire à celui de nucléophiles et électrophiles. La différence majeure est que l'interaction entre un acide et une base de Lewis ne résulte pas en une autre réaction qu'une association.



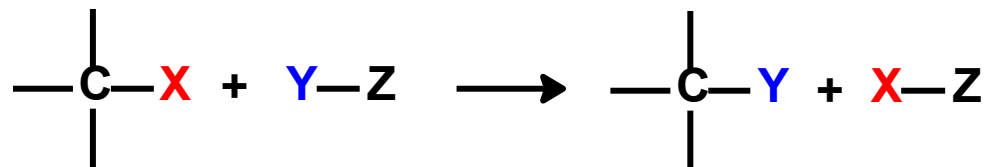
Classification des acides et bases de Lewis (également pour nucléophiles/électrophiles):

Dur: Forte charge partielle, non délocalisée, contrôlé par l'électrostatique

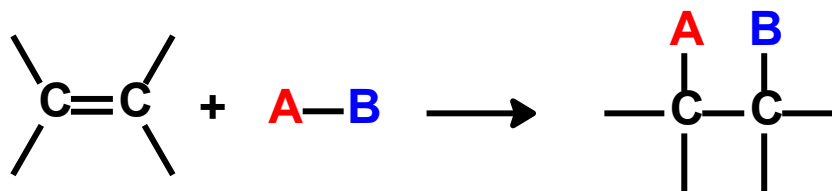
Mou: Faible charge partielle, délocalisée, contrôlé par les orbitales (LUMO ou HOMO)

Règle: Les interactions entre acides et bases de même catégorie sont favorisées.

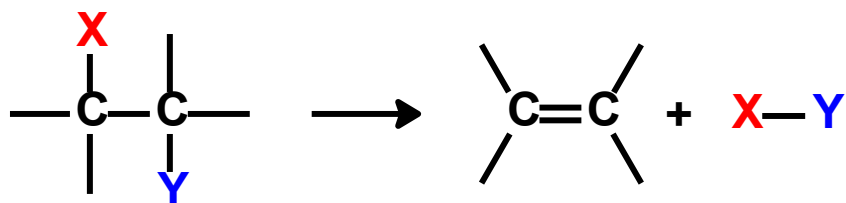
Substitution



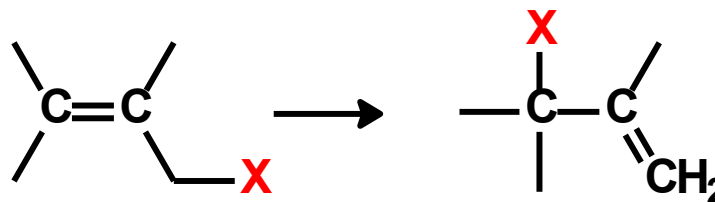
Addition



Elimination



Transposition



3. L'électronégativité (selon Pauling)

Vollhardt: Ch. 1.3, p. 11-13.

3.1 Polarité des liaisons et «molecular mapping»



Polarisation des liaisons covalentes

H						
2.1						
Li		B	C	N	O	F
1.0		2.0	2.5	3.0	3.5	4
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.3	1.6	1.9	2.1	2.5	3.2
K						Br
0.8						3.0
						I
						2.5

Electronégativités relatives selon Pauling

Linus Pauling

$\delta+$ = atome le moins électronégatif

$\delta-$ = atome le plus électronégatif

charge partielle

A Mémoriser: l'électronégativité relative des atomes.

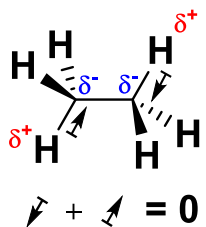
Aide:

- 1) L'électronégativité est élevée si l'acquisition d'électrons conduit rapidement à l'octet et vice-versa.
- 2) L'électronégativité diminue lorsque la taille des atomes augmente.



- Classification des liaisons covalentes: non polarisée ($\Delta EN = 0$), faiblement polarisée ($\Delta EN < 0.5$) et polarisée ($\Delta EN > 0.5$) (valeur approximative!).
- La polarisation des liaisons est représentée par des charges partielles et dipôles vectoriels.
- La polarité de la molécule peut être estimée par la somme vectorielle des dipôles.
- La différence d'électronégativité permet d'attribuer les états d'oxydations formels aux atomes.

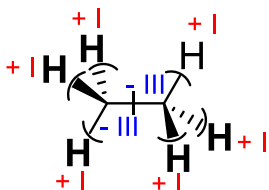
éthane



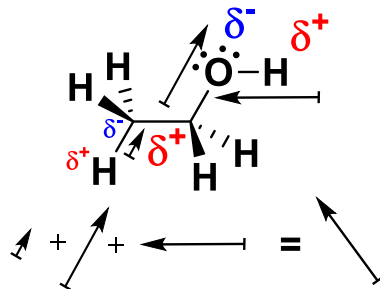
$$\Delta EN(C/H) = 0.4$$

$$\Delta EN(C/C) = 0.0$$

Etats d'oxydation

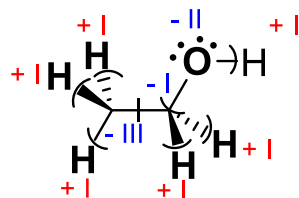


éthanol



$$\Delta EN(C/O) = -1.0$$

$$\Delta EN(H/O) = -1.4$$



Comparaison éthane-éthanol

- Ethane: liaisons faiblement polarisées. Les vecteurs s'annulent.
- Ethanol: liaisons polarisées, dipôle global, possibilité de pont hydrogène.
- Le carbone adjacent à l'oxygène est oxydé dans l'éthanol.

Le résultat: l'éthane est un gaz inerte, et l'éthanol un liquide qui peut réagir!

Quel est l'état d'oxidation des deux atomes de carbone dans l'acide acétique?

+I/+I

A

-III/+III

B

+I/+III

C

+I/+I

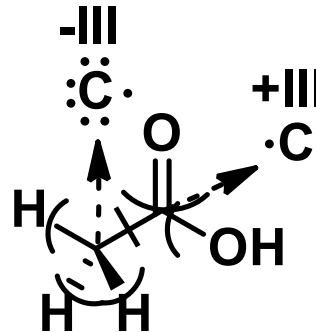
D

Solution: B.

$$\text{EN}(\text{H}) = 2.1$$

$$\text{EN}(\text{C}) = 2.5$$

$$\text{EN}(\text{O}) = 3.5$$



+I/+I

A

-III/+III

B

+I/+III

C

+I/+I

D

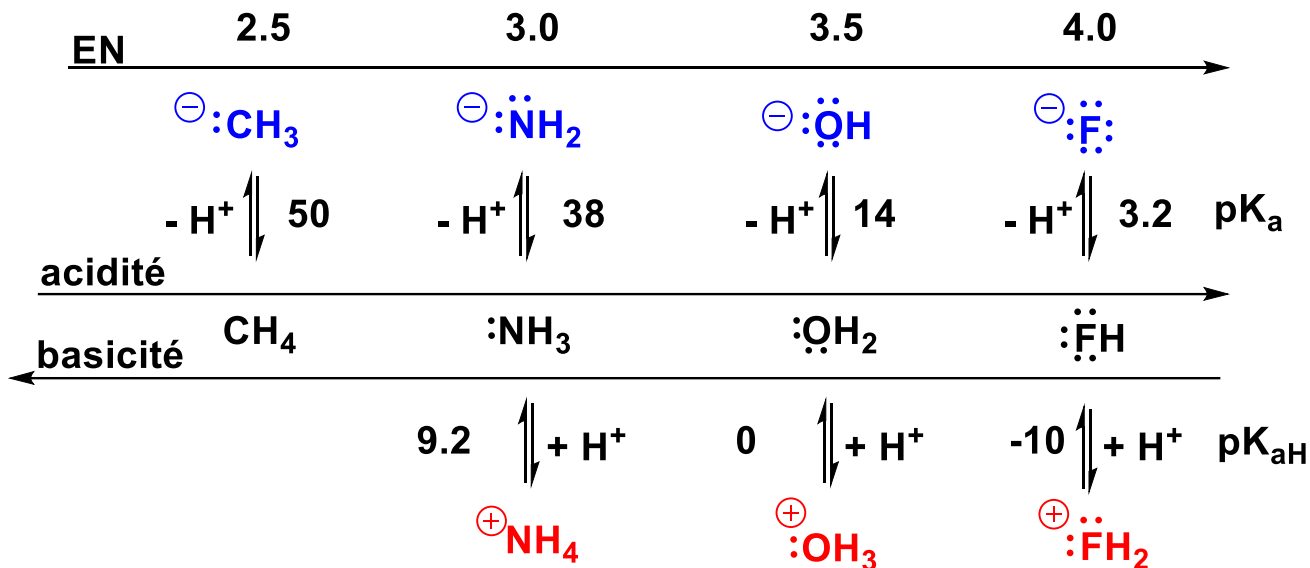
3.2 Relation entre électronégativité et acidité



Règle générale pour comparer deux acides ou bases:

Comparer la stabilisation relatives des acides/bases et de leurs acides/bases conjugués!

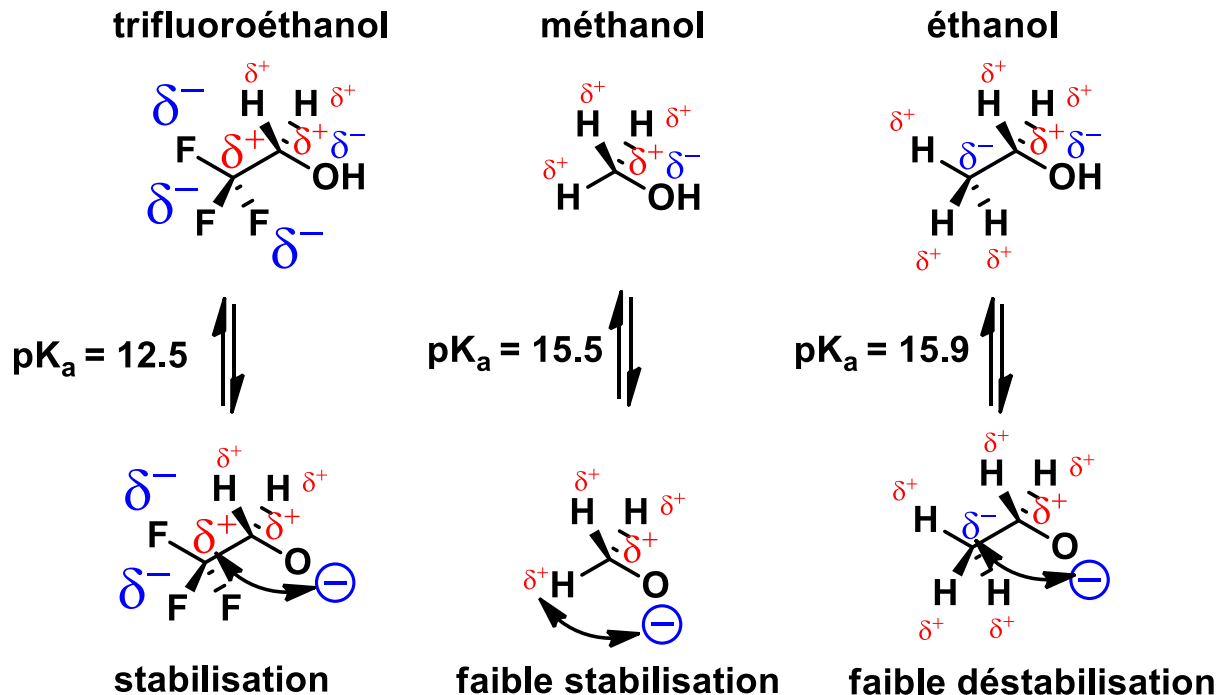
Effet de l'électronégativité



Les électrons sont plus stables sur les atomes électronégatifs. Donc plus l'électronégativité est haute, plus la basicité est basse et plus l'acide conjugué est fort!



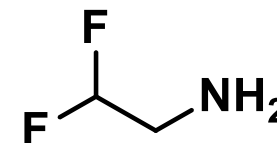
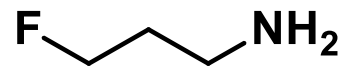
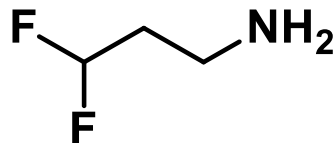
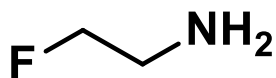
L'effet inductif = électronégativité indirecte: l'influence des charges partielles induites est transmise à travers les liaisons et diminue avec la distance.



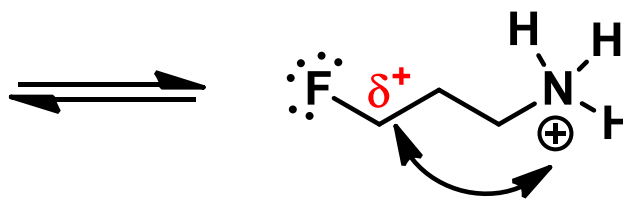
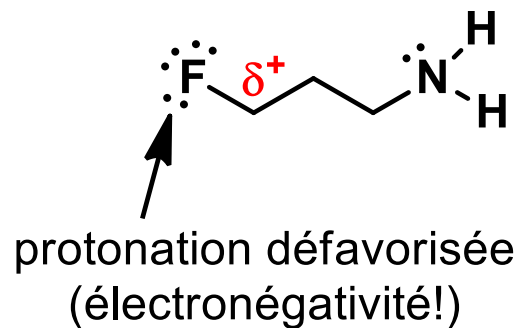
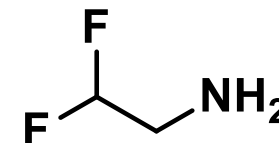
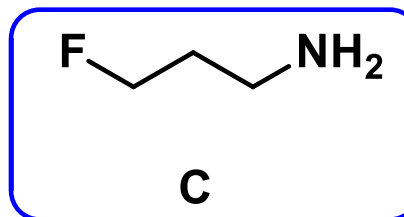
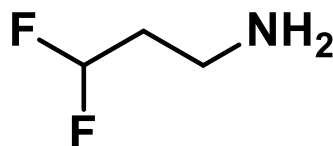
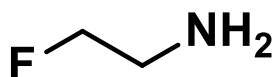
Une charge positive induite peut mieux stabiliser la base conjuguée plus riche en électron. L'acide devient donc plus fort.

La force de l'effet inductif diminue avec la distance et augmente avec la force des charges partielles.

Laquelle des molécules dessinées est la plus basique?



Solution: C.



Déstabilisation minimale

⇒ protonation défavorable, moins basique
minimale pour : moins de F, F plus loin

3.2 Nucléophiles et électrophiles: flux d'électrons en chimie organique

THE CHEMISTRY OF CATS: ALLERGIES, CATNIP, AND URINE

WHAT CAUSES ALLERGIES TO CATS?



10-30% OF PEOPLE ARE ALLERGIC TO CATS

Eight different cat allergens are currently recognised by the World Health Organisation. They're designated as Fel d 1-8. Of these, Fel d 1 is the primary cat allergen.

FEL D 1 MAIN ALLERGEN

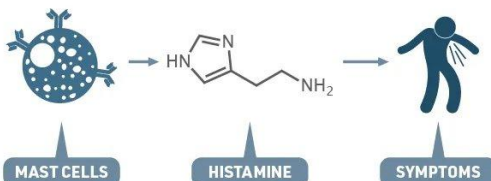
A protein, the biological function of which is still unknown. Found in over 99% of homes.



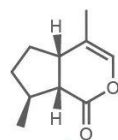
♂ FEL D 1 LEVELS > ♀ FEL D 1 LEVELS

(note: neutered males produce Fel d 1 levels similar to those of females)

Inhalation of Fel d 1 causes an immune response in people who are allergic. As a defence mechanism, the body produces antibodies. The antibodies trigger the release of histamine from mast cells. Histamine causes the symptoms of allergies.



WHY DO CATS GO CRAZY FOR CATNIP?



NEPETALACTONE

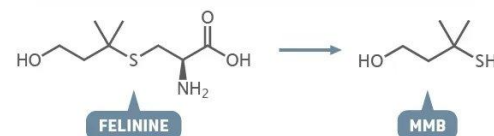


70% OF CATS ARE AFFECTED

The compound that causes catnip's effect on cats is nepetalactone. It binds to protein receptors in the cat's nasal passages. This triggers responses in the cat's brain that make the cat exhibit behaviour similar to that triggered by cat pheromones, including rolling, rubbing and salivating. The effects last for around ten minutes before wearing off.

WHY DOES CAT URINE SMELL SO BAD?

Fresh cat urine doesn't have a strong odour. However, over time, it develops a strong smell. Felinine, an amino acid in cat urine, gets broken down by enzymes into 3-methyl-3-sulfanylbutan-1-ol (MMB). This, along with the ammonia produced by the breakdown, gives cat urine its pungent smell.

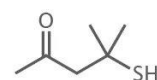


FELININE EXCRETION



FELININE EXCRETION

(note: neutered males excrete felinine at levels similar to that of females)



CAT KETONE



Cat ketone (4-methyl-4-sulfanylpentan-2-one) is another key cat urine odourant. It also occurs naturally in Sauvignon grapes, and is a key contributor to the odour of blackcurrants.



CAT LITTER COMPOSITION

Clay-based, e.g. calcium bentonite; biodegradable and silica gel litters are less commonly used.

Cat litter absorbs urine and odours. In cases where cats urinate elsewhere around your house, enzymatic cleaners should be used. These break down odorous compounds.



© Andy Brunning/Compound Interest 2020 - www.compoundchem.com | Twitter: @compoundchem | FB: www.facebook.com/compoundchem
This graphic is shared under a Creative Commons Attribution-NonCommercial-NoDerivatives 4.0 licence.





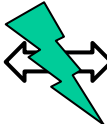
Electrophile (E_I): molécule qui aime les électrons.

Nucléophile (Nu): molécule qui aime donner des électrons.

La paire d'électrons la plus haute en énergie du nucléophile va attaquer la position la plus pauvre en électrons de l'électrophile lors des réactions chimiques!

Le flux d'électrons est indiqué par une flèche partant du nucléophile et arrivant à l'électrophile!

Comment identifier les positions nucléophiles et électrophiles?

Nucléophile \longleftrightarrow Forte charge (partielle) négative  **Electronégativité faible**

Important: Les paires non-liantes sont en général plus accessibles que les électrons des liaisons.

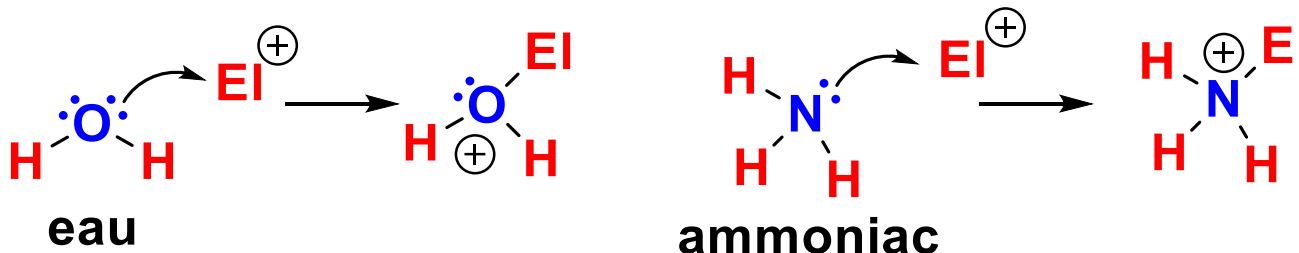
Electrophile \longleftrightarrow **Forte charge (partielle) positive**  Electronégativité forte



Attention ces facteurs peuvent se contredire, voir exemples.

Classe I: Les paires d'électrons

Les paires d'électrons ne participant pas à une liaison, les électrons sont en général plus hauts en énergie et plus nucléophiles!



L'eau et l'ammoniac sont deux exemples typiques de ce genre de nucléophiles. Le flux d'électrons est indiqué par une flèche qui part de la paire d'électrons et conduit à une nouvelle liaison avec l'électrophile.

La nucléophilicité augmente quand l'électronégativité diminue:



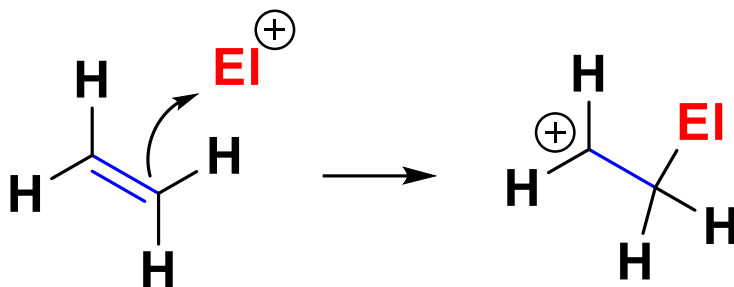
La nucléophilicité augmente avec la charge



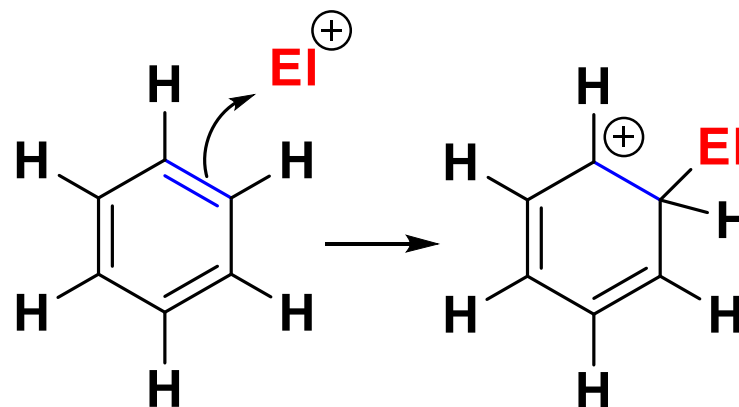
Remarque: dans ces exemples, le nucléophile est neutre et l'électrophile positif, mais de nombreuses autres options sont possibles! (nucléophile négatif, électrophile neutre,...)

Classe II: Les doubles liaisons

Ce cas est moins favorable, car une double liaison est «perdue», sauf si elle peut être reformée dans une réaction suivante (voir chapitre sur les résonances).



éthylène

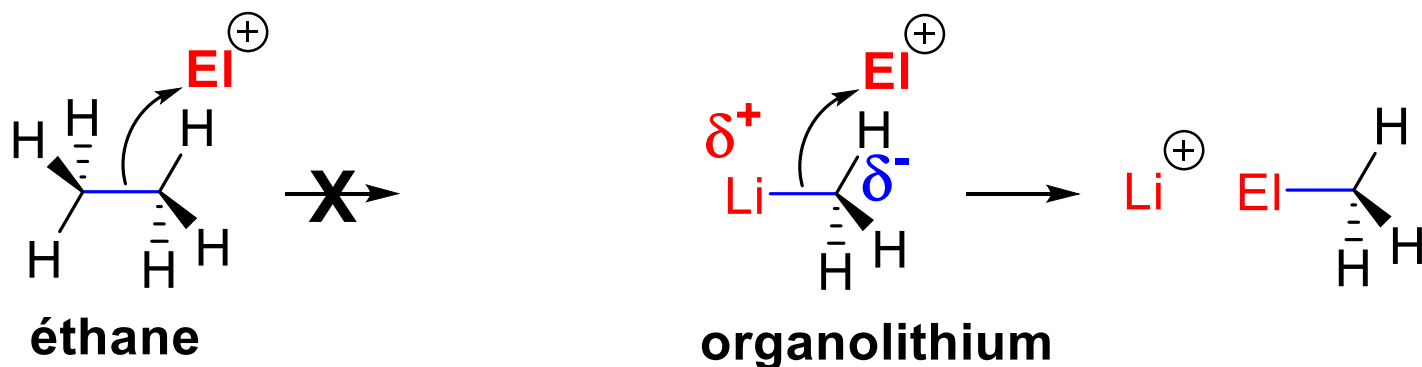


benzène

Les alcènes et les cycles aromatiques sont des exemples typiques de ce genre de nucléophiles. Le flux d'électrons est indiqué par une flèche qui part de la double liaison et conduit à une nouvelle liaison avec l'électrophile. Attention, pour les substrats non symétriques, il y a deux possibilités pour former la nouvelle liaison.

Classe III: Les liaisons simples

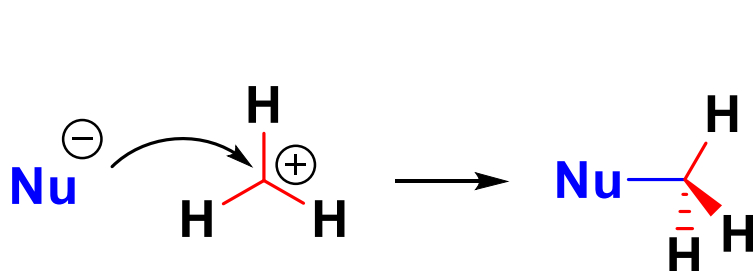
En principe, une liaison simple est brisée lors d'un tel procédé, ce qui est défavorable. Les liaisons très polarisées constituent une importante exception.



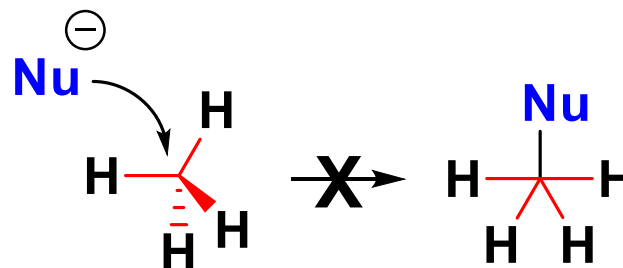
Les liaisons carbone-carbone des alcanes ne réagissent en général pas comme nucléophiles. Il faut une très forte polarisation (= différence d'électronégativité) pour que la liaison simple réagisse comme nucléophile. C'est le cas par exemple pour les réactifs «organométalliques», combinant un atome de carbone et un métal électropositif comme le lithium.

Classe I: Les molécules n'atteignant pas l'octet

Les molécules n'atteignant pas l'octet sont extrêmement électrophiles et réagissent très rapidement avec les nucléophiles vu précédemment!

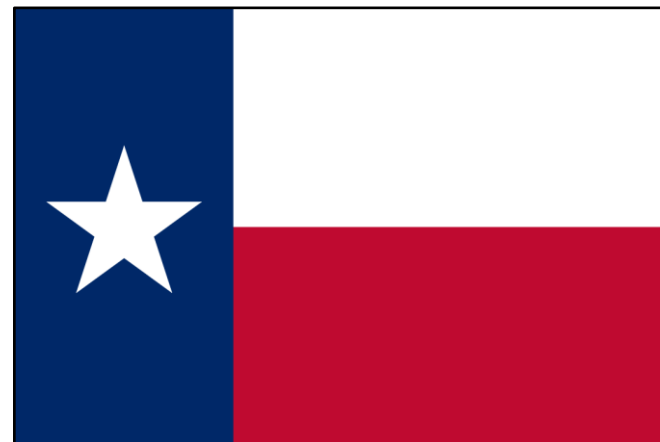


carbocation
6 électrons



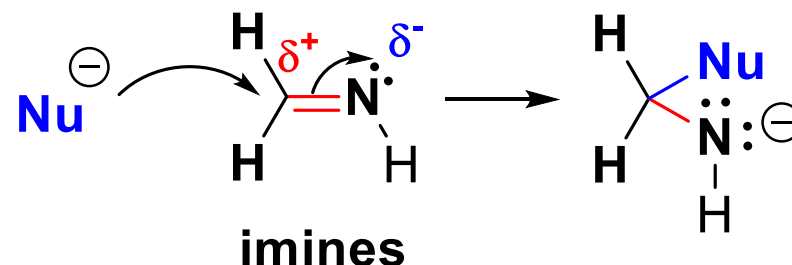
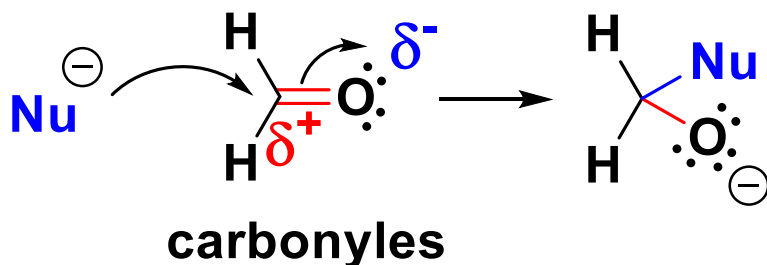
"Texas carbon"
10 électrons, impossible!

Les carbocations par exemple sont des électrophiles très forts qui ne peuvent pas être isolés mais sont des «intermédiaires réactionnels». La plupart des centres de carbones sont déjà entourés de 8 électrons et ne peuvent pas servir d'électrophiles par addition simple! (éviter les «Texas carbons»).



Classe II: Les doubles liaisons

En brisant une double liaison, il est possible de «faire de la place» au nucléophile. La stabilisation de la paire d'électrons formée est essentielle.



Les carbonyles (C=O) et les imines (C=N) sont des exemples typiques de ce genre d'électrophiles. Le flux d'électrons est indiqué par une flèche qui part du nucléophile pour former une nouvelle liaison, et une seconde flèche pour briser la double liaison pour former une paire d'électrons. Cette seconde étape est nécessaire pour respecter l'octet.

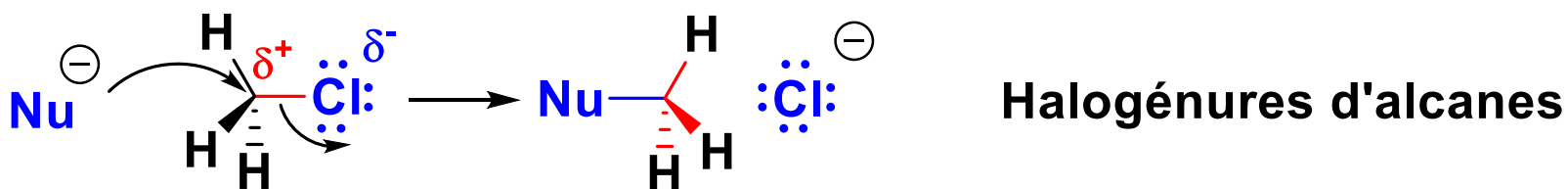
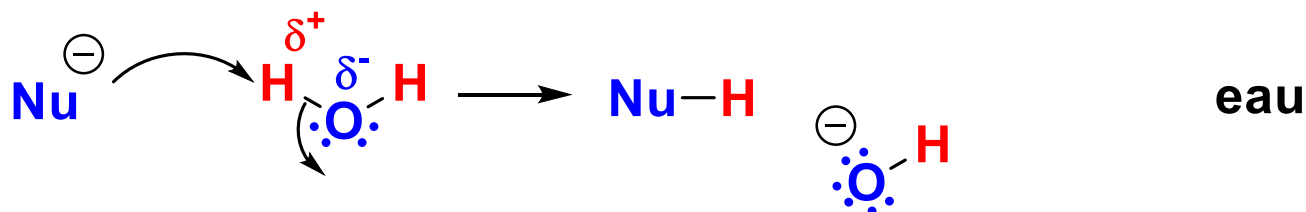
L'électrophilicité augmente quand l'électronégativité augmente:



Les charges partielles sont plus fortes et la charge négative est mieux stabilisée sur l'atome électronégatif!

Classe III: Les liaisons simples

En brisant une liaison simple, il est possible de «faire de la place» au nucléophile. Cela n'est possible cependant que si la liaison est fortement polarisée.

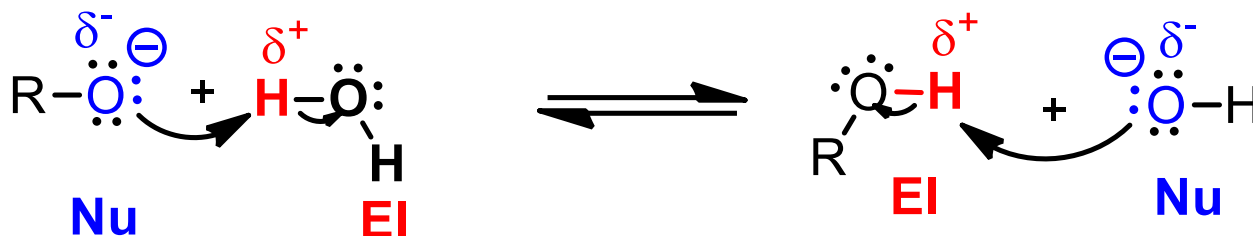


L'eau et les composés halogénés sont deux exemples typiques de ce genre d'électrophiles. Le flux d'électrons est indiqué par une flèche qui part du nucléophile pour former une nouvelle liaison, et une seconde flèche pour briser la liaison simple et former une paire d'électrons. La classification de la force des électrophiles est difficile: seul le cas de l'acidité (liaisons avec l'hydrogène) sera discuté ce semestre.

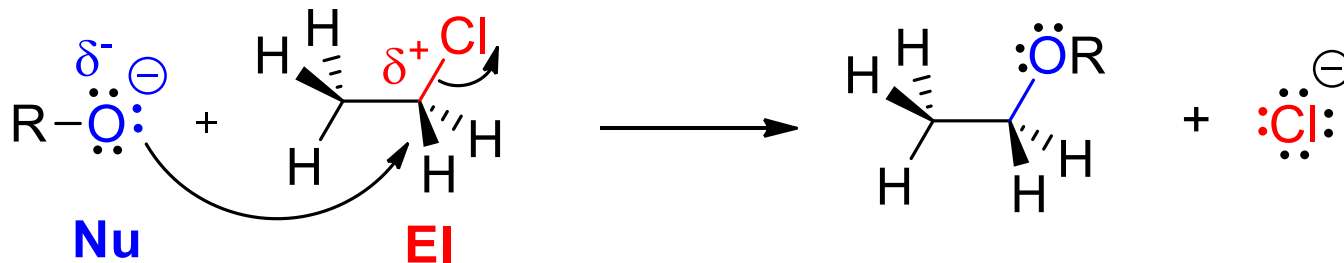
Electrophile (EI): molécule qui aime les électrons.

Nucléophile (Nu): molécule qui aime donner des électrons.

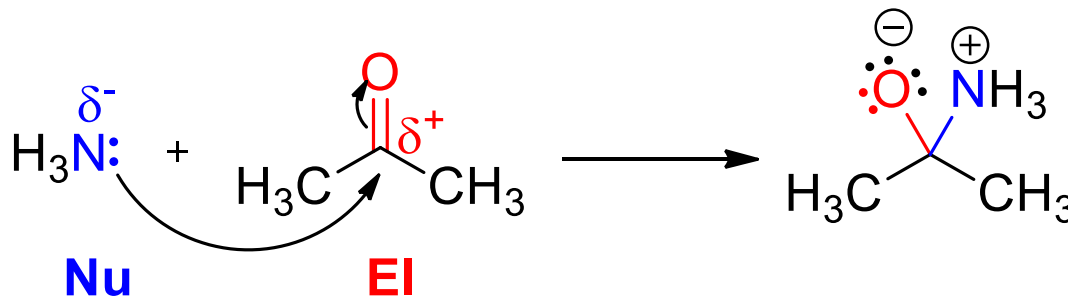
Réaction Acide-Base



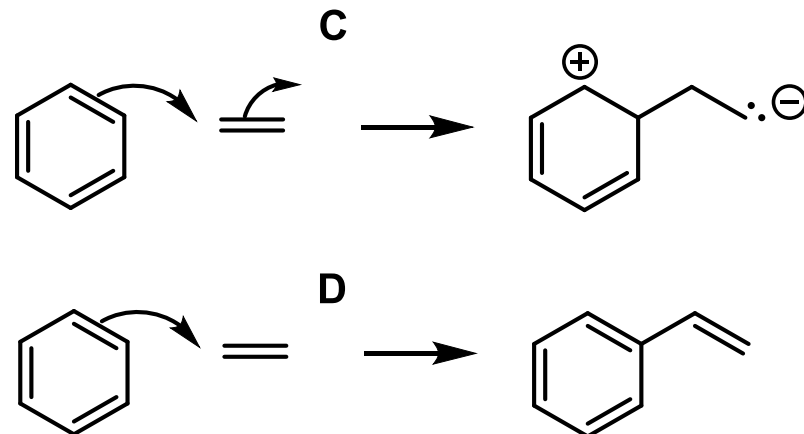
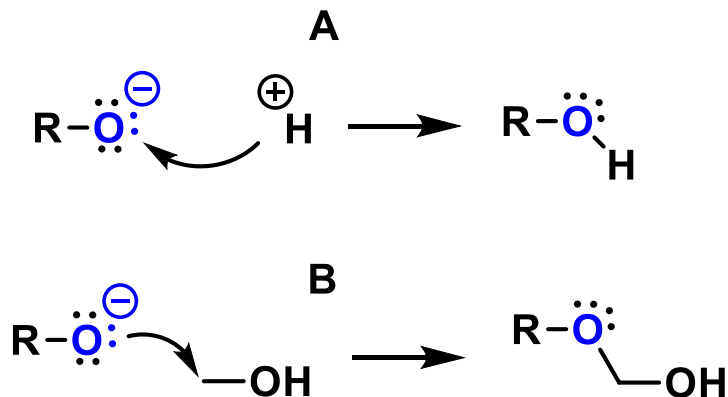
Substitution



Addition



Une seule de ces réactions est «fléchée» correctement, laquelle?



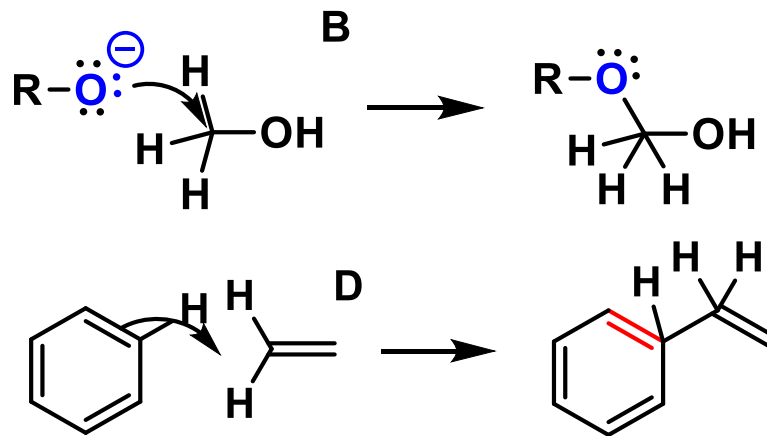
Solution: C.

A: sens inverse du flux d'électrons

B: Règle de l'octet brisée: 10 électrons sur le C

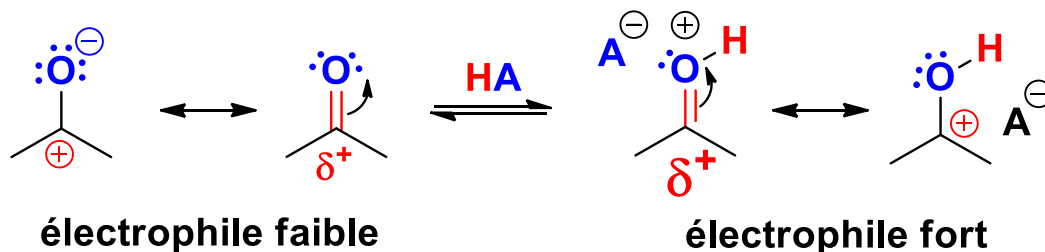
C: OK

D: Les électrons ne sont pas partis et 2x10 électrons sur 2C!

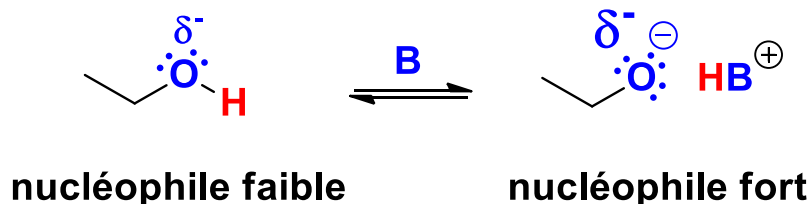


Pourquoi les acides et les bases sont-ils si importants en chimie organique? C'est parce qu'ils jouent un rôle essentiel pour initier les réactions par la formation de nucléophiles et électrophiles plus forts!

La protonation d'une molécule diminue sa densité électronique et la rend plus électrophile



La déprotonation d'une molécule augmente sa densité électronique et la rend plus nucléophile



En fait, les acides et les bases sont juste des cas particuliers d'électrophiles ou nucléophiles!

WHAT ARE RNA VACCINES AND HOW DO THEY WORK?

WHAT ARE RNA VACCINES?

SARS-CoV-2

Viral RNA

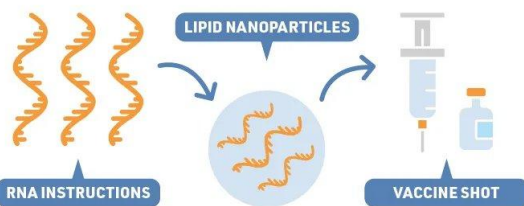
The virus's genetic material. Contains instructions for making proteins.



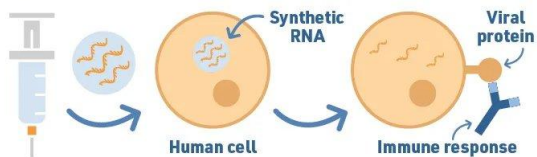
Spike protein

Protein which helps the virus penetrate cells and initiates an infection.

The genetic code of the SARS-CoV-2 virus is made up of RNA. Scientists isolated the part of this genetic code that contains the instructions for making the virus's spike protein.



Synthetic RNA which codes for the virus spike protein is packed in lipid nanoparticles (very small fat droplets). This stops our bodies' enzymes breaking it down and helps our cells take it in.



Once the synthetic RNA is inside one of our cells, the cell follows the RNA instructions to produce the virus spike protein. Its production then triggers an immune response in our bodies.



RNA VACCINES: BENEFITS AND CHALLENGES

VACCINE PRODUCTION

RNA is easy to make in a lab, so RNA vaccines can be developed quicker than other vaccines.

SAFETY OF THE VACCINES

RNA can't cause infection and is broken down by normal processes in our cells. An RNA vaccine hasn't been licensed for use in humans before but they've been under development for several years for other viruses, including influenza, HIV, and Zika.

STORAGE AND TRANSPORT

Some RNA vaccines must be stored at low temperatures to remain stable, which makes storage and transport more challenging.

RNA VACCINES FOR COVID-19

Several proposed vaccines for COVID-19 are RNA vaccines. They can be based on two different types of RNA.

mRNA vaccines

Moderna
Pfizer & BioNTech
CureVac

saRNA vaccine

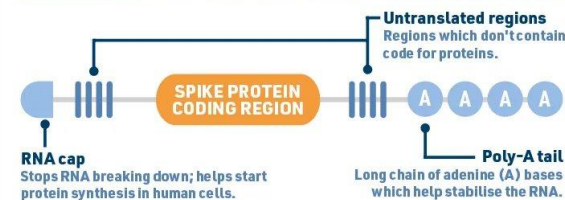
Imperial College
Arcturus

mRNA AND saRNA: WHAT'S THE DIFFERENCE?

The structures of mRNA and saRNA are similar but have a key difference, as the diagrams below show.

mRNA

mRNA stands for messenger ribonucleic acid



saRNA

saRNA stands for self-amplifying ribonucleic acid



As saRNA produces more copies of itself once it's in a cell, it can be given in smaller doses than mRNA vaccines. This makes the cost per dose lower and means higher numbers of doses can be produced from the same volume of vaccine.

4. Délocalisation et structures de résonance

Vollhardt: Ch. 1.5, p.19-23.

4.1 Délocalisation des électrons sur un et plusieurs atomes



Une vue très primitive de la stabilisation des électrons:

- 1) L'électronégativité est corrélée avec la stabilisation des électrons par les noyaux pour la deuxième période.
- 2) Les électrons délocalisés dans un espace plus grand sont plus stables.

⇒ Une charge négative sur un grand atome (iode) peut être mieux stabilisée. Les répulsions entre électrons diminuent.

⇒ Si les électrons peuvent être délocalisés sur plusieurs liaisons, une plus grande stabilité peut être atteinte.

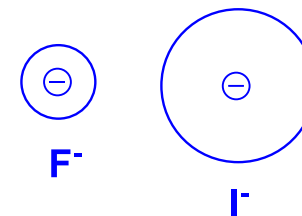
Il y a deux possibilités majeures pour analyser cette délocalisation supplémentaire:

- 1) Les **structures de résonance** en utilisant la représentation de Lewis.
- 2) Faire **interagir les orbitales** pour trouver des orbitales moléculaires plus basses en énergie (chapitre 5).



Effet de la taille des atomes:

	HI	HBr	HCl	HF
EN	2.5	3.0	3.2	4.0
rayon des atomes (pm)	134	114	99	68
rayon H: 37 pm				
pK_a	-11	-9	-7	3.2



La charge négative est mieux stabilisée sur les gros atomes. Par conséquent, l'acidité augmente avec la taille des atomes. **Cet effet est plus fort que l'électronégativité à condition que les atomes soit dans la même colonne.** De plus, la superposition des orbitales entre 2 atomes de tailles très différentes est faible, donc la liaison covalente est plus faible.



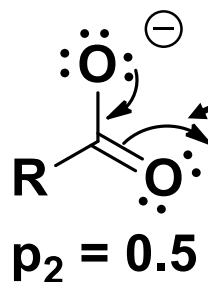
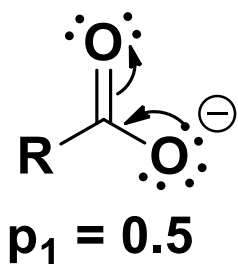
Définition des structures de résonance:

Ensemble des représentations de Lewis d'une molécule obtenues en déplaçant les électrons sans changer la connectivité ou la position des atomes et la charge globale.

A quoi correspond réellement la molécule?

On peut s'imaginer les structures de résonance comme une suite mathématique d'approximations qui contribuent avec leur poids relatif p_i à la « solution exacte »

$$\text{Molécule} = p_1 * \text{Résonance1} + p_2 * \text{Résonance2} + p_3 * \text{Résonance3} + \dots$$



Flèche pour mouvement d'électrons:
Départ d'une paire d'électrons!

Ion carboxylate:

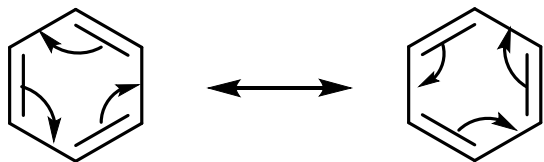
Les 2 structures de résonance sont identiques. La délocalisation est optimale et les deux liaisons C-O ont la même longueur!

Flèche à 2 points:
Réservée pour résonance, pas équilibre!

Attention: les structures de résonance ne sont pas des isomères! Il s'agit de descriptions différentes d'une même molécule!



Dans les composés aromatiques, on a un arrangement cyclique planaire de doubles liaisons, permettant des résonances idéales. Le cas type est le benzène (C_6H_6).



$$p_1 = 0.5$$

$$p_2 = 0.5$$

benzène, 6 électrons

Toutes les liaisons du benzène ont la même longueur!
(entre liaison simple et double)

L'énergie de stabilisation est de 36 kcal/mol.

Limitation du formalisme de Lewis: Le nombre d'électrons délocalisés dans le système cyclique est également important! Les composés ayant **$4n+2$ électrons sont stabilisés** (n est un nombre entier, donc 2, 6, 10, ... électrons). Ils sont appelés aromatiques. Les composés avec **$4n$ électrons au contraire sont très instables** (anti-aromatiques). Seul le modèle des orbitales permet d'expliquer ce phénomène (voir cours du Prof. Cramer en 3^{ème} année)

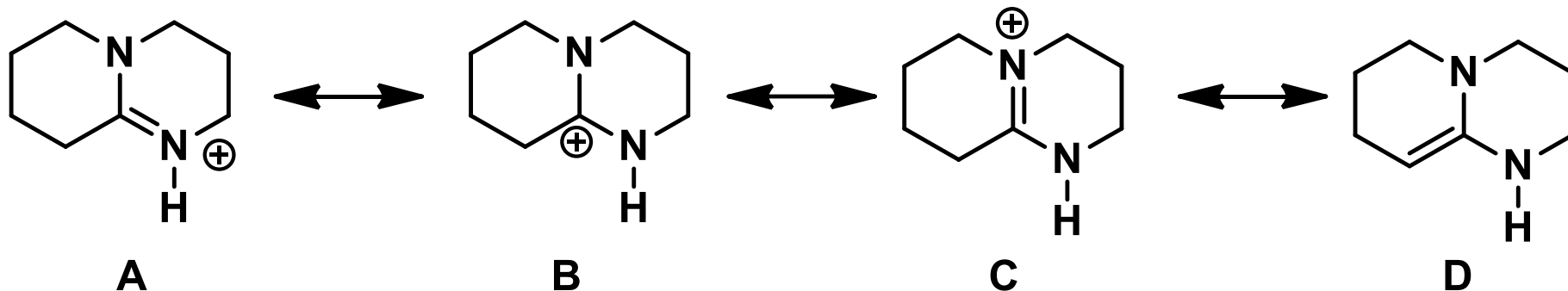


cyclobutadiene
4 électrons

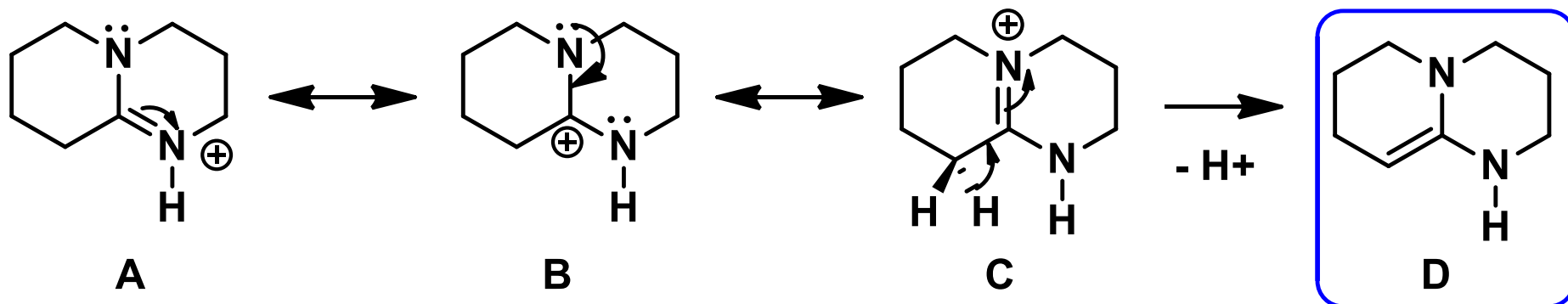
Les liaisons du cyclobutadiene ont des longueurs différentes.

La molécule se dégrade spontanément à température ambiante!

Structure de résonances (dessinées lors de l'examen 2013): quelle structure est incorrecte?



Solution: D.



La dernière structure n'est pas une structure de résonance, car elle nécessite la perte d'un proton!

4.2 Génération et analyse des structures de résonance



Déterminer l'importance relative des différentes structures de résonance est essentiel pour comprendre les propriétés physiques et la réactivité des molécules!

Règle 1: Octet et Liaisons

Les structures de résonances avec un nombre maximal d'octet et de liaisons sont favorisées. Les structures contenant des liaisons plus fortes sont favorisées.

Violer l'octet n'est pas possible pour les éléments de la deuxième période. Ne pas atteindre l'octet est possible, mais pas favorable.

Violer l'octet devient possible à partir de la troisième période.

Règle 2: Charges

Les structures de résonance avec un nombre minimum de séparation de charges sont favorisées. Les structures avec des charges en accord avec l'électronégativité des atomes sont favorisées.

Règle 3: Stéréo (Géométrie)

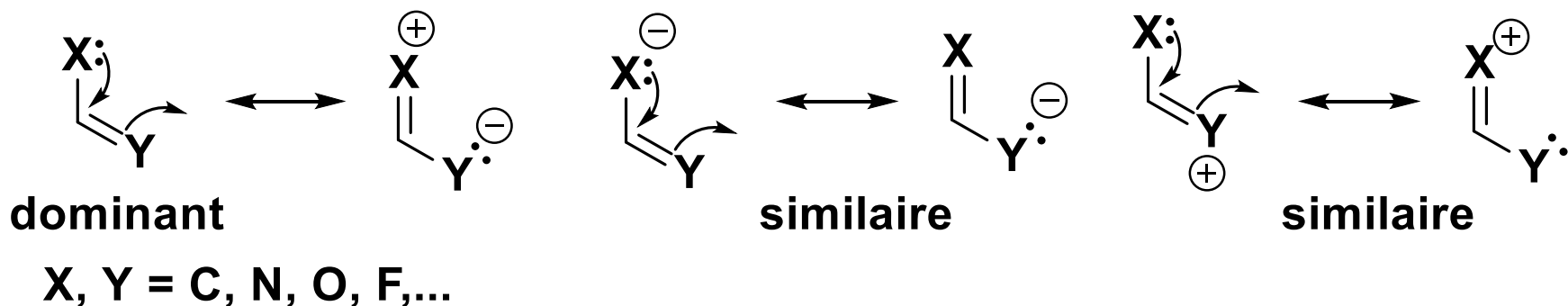
Une structure de résonance est favorable seulement si la géométrie nécessaire peut être atteinte sans difficulté. Les systèmes de liaisons multiples doivent être planaires.

Règle 4: Aromaticité

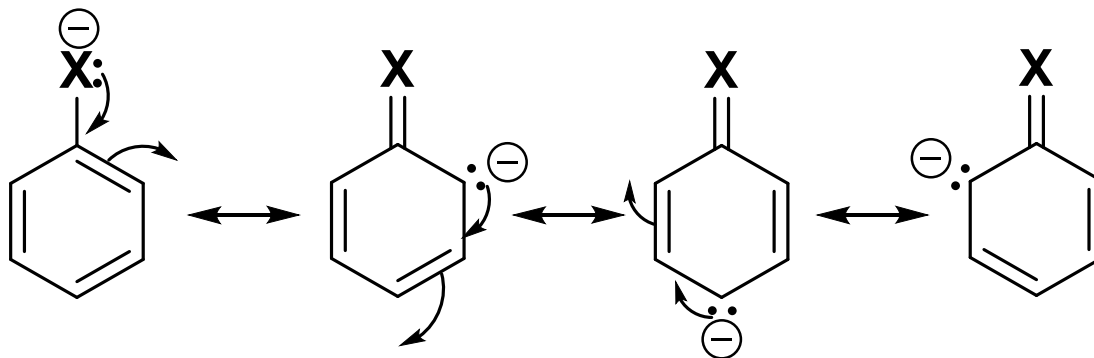
Pour un système de double liaisons en résonance, $4n+2$ électrons sont favorables et $4n$ électrons sont défavorables ($n = 0, 1, 2, \dots$).



Une paire d'électron adjacente à un système de double liaison conduit à d'excellentes possibilités pour des résonances!



La stabilisation par résonance est spécialement importante pour les molécules chargées, car il n'est pas nécessaire de générer de nouvelles charges!

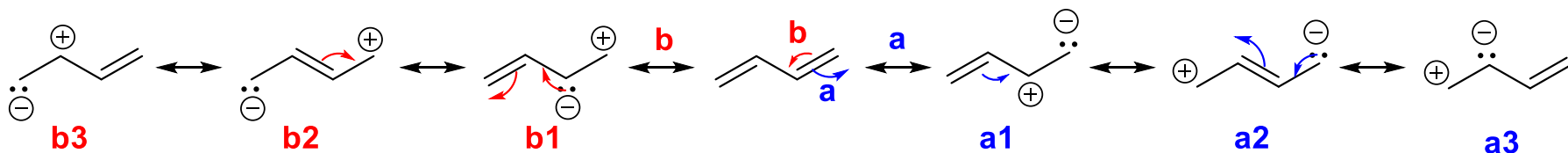


Les molécules cycliques conjuguées comme le benzène permettent de délocaliser les électrons dans le cycle!

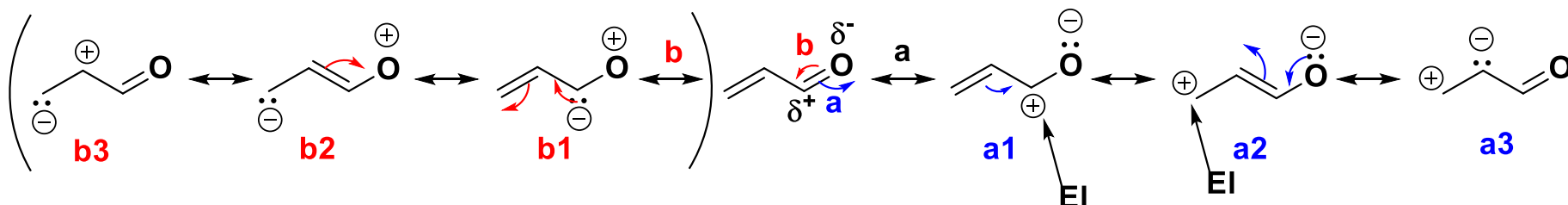
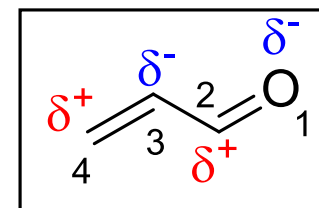


Les liaisons doubles peuvent également conduire à des structures de résonance même en absence de paire d'électrons. Même si celles-ci contribuent moins à la stabilité de la molécule, elles peuvent servir à comprendre sa réactivité.

Liaisons pi non polarisées: 6 structures peuvent être utilisées pour le butadiène. Au total, les charges s'annulent, mais les structures a2 et b2 indiquent une double liaison au centre. Cette liaison est en effet plus courte que la normale!

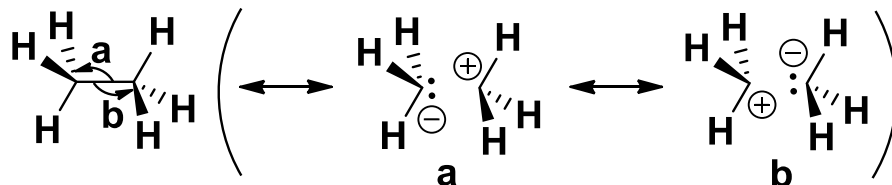


Liaisons pi polarisées: L'introduction d'un hétéroatome change la situation. Les structures a sont favorisées à cause de l'électronégativité. La structure a2 en particulier nous permet de prédire que la molécule est électrophile également en position 4. C'est le principe de **vinyllogie**.

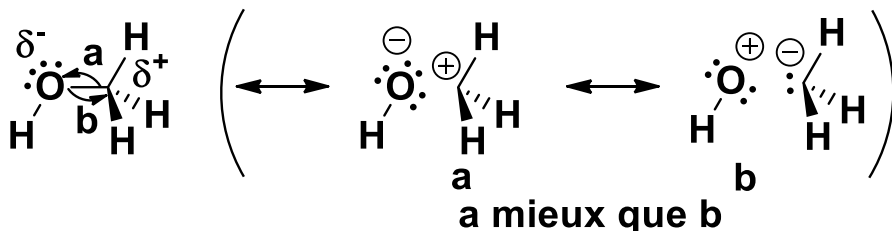


Les structures de résonance générées en bougeant des électrons à partir des liaisons simples sont souvent négligeables (liaisons fortes), sauf pour les liaisons très polarisées.

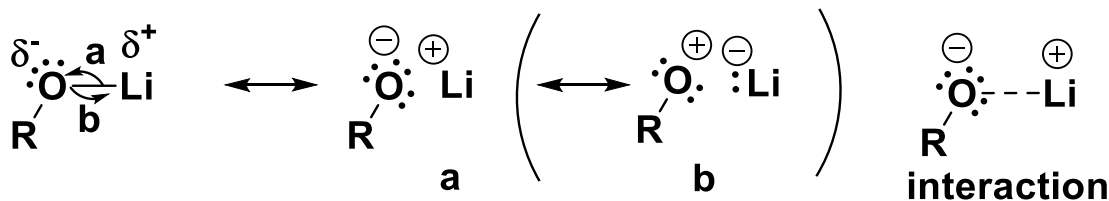
Liaison covalente non polarisée: les structures de résonance peuvent être négligées.



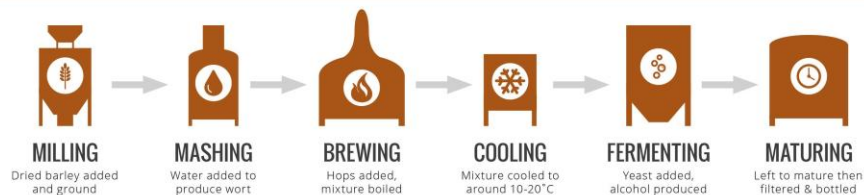
Liaison covalente faiblement polarisée: Alternative aux charges partielles pour comprendre la réactivité.



Liaison «covalente-ionique»: Les deux structures sont maintenant importantes et sont souvent utilisées en chimie organique. En addition, on utilise également l'interaction non définie (traitillé, à ne pas confondre avec la stéréochimie derrière).

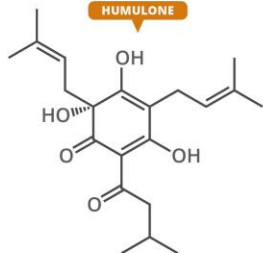


THE CHEMISTRY OF BEER



ALPHA ACIDS

HUMULONE



Found in hops used for brewing; they degrade and form iso-alpha acids, which contribute bitterness.

The five main alpha acids are humulone, cohumulone, adhumulone, posthumulone & prehumulone. Humulone is the primary alpha acid in the majority of hops.

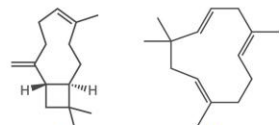
BETA ACIDS

LUPULONE



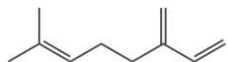
Beta acids originate from hops, and add bitterness during fermentation of the beer as they are slowly oxidised. They are considered to have a harsher bitterness than alpha acids. The ratio of alpha acids to beta acids varies from hop to hop, with different ratios preferred by different brewers.

ESSENTIAL OILS



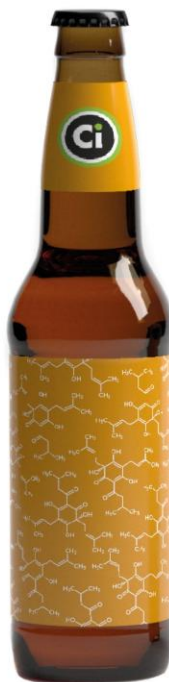
CARYOPHYLLENE

HUMULENE



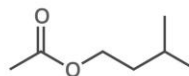
MYRCENE

These contribute the majority of hop flavour and aroma. As they are volatile, they were traditionally obtained by adding hops late in the brewing stage, although modern techniques vary. Though there are 3 key oils, there are 22 known to give aroma and flavour, and over 250 in hops in total.

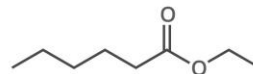


OVER
800
DIFFERENT
COMPOUNDS

ESTERS



ISOAMYL ACETATE (BANANA AROMA)



ETHYL HEXANOATE (APPLE AROMA)

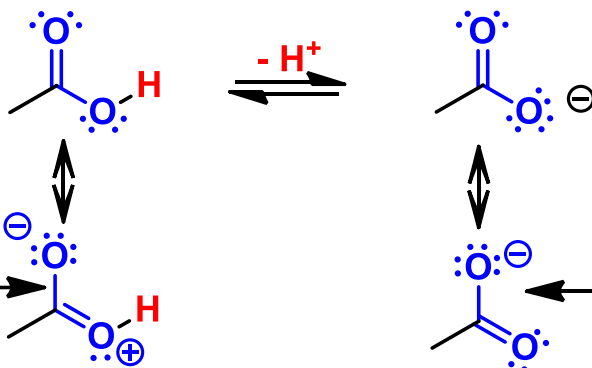
Esters form via the reaction of alcohol with organic acids and a molecule called acetyl coenzyme from hops. They give fruity flavours. Different beers have different levels of esters; their production is controlled in ways including the yeast used and fermentation temperature.

4.3 Structures de résonance et acidité



Structures de résonance: il faut toujours considérer les possibilités pour l'acide et sa base conjuguée pour voir où la stabilisation est la plus forte.

acide acétique $pK_a = 4.7$



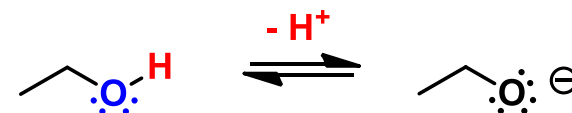
peu important
génération de charges

identiques
très important

faible stabilisation stabilisation maximale

Base fortement stabilisée par rapport à l'acide!

éthanol $pK_a = 16$



Pas de stabilisation par
résonance!

Pour l'acide acétique, la base conjuguée est beaucoup plus stabilisée que l'acide, ce qui explique l'acidité fortement augmentée par rapport à l'éthanol.

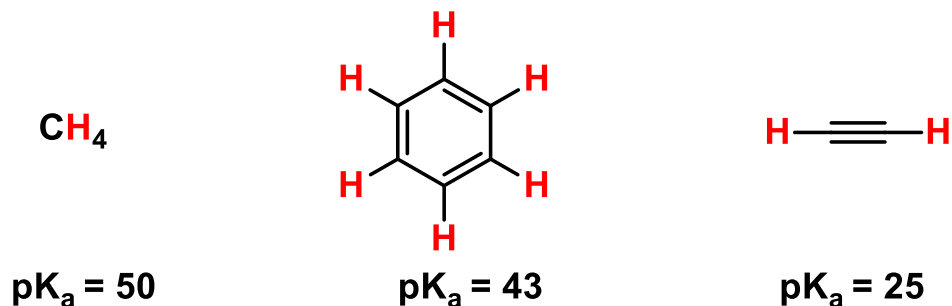
5 Le modèle des orbitales

Vollhardt: Ch. 1.6-1.9, p. 23-41.

!Attention: le Vollhardt utilise une version simplifiée qui s'arrête aux orbitales atomiques!

Certains phénomènes ne peuvent pas être expliqués avec la notation de Lewis:

- 1) Pourquoi les électrons des paires libres, des liaisons simples et des liaisons doubles se comportent-ils de manières différentes?
- 2) Pourquoi les structures de résonance avec des doubles liaisons doivent-elles être planaires?
- 3) La différence d'acidité de certaines liaisons C-H est difficile à comprendre:

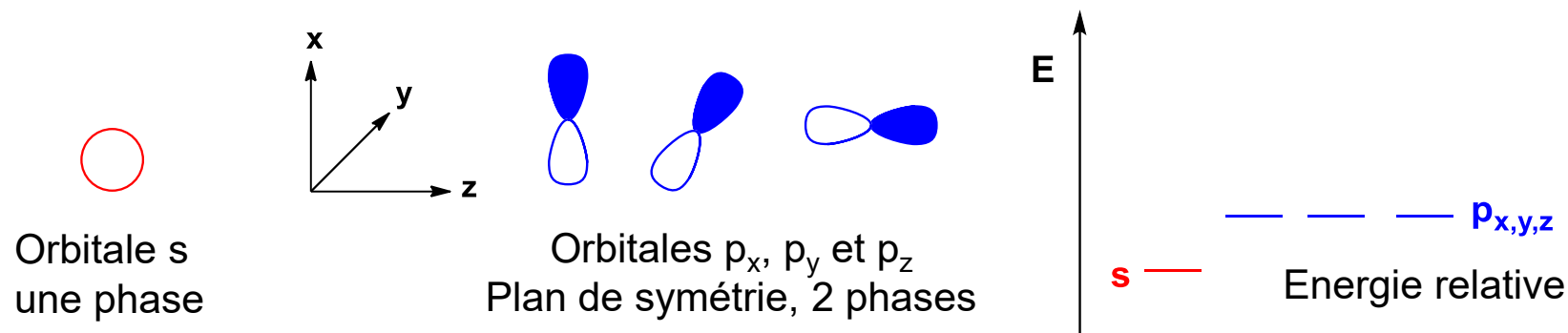


Ces phénomènes peuvent être rationalisés à l'aide des orbitales moléculaires. En chimie organique, une analyse qualitative de l'énergie et la forme des orbitales autour des atomes de carbone est généralement suffisante.

5.1 Orbitales atomiques et hybridation



La chimie organique se concentre sur les orbitales s et p et leur représentation qualitative.



Chaque orbitale contient au maximum deux électrons. Plus le niveau d'énergie est bas, plus les électrons sont stabilisés.

Le recouvrement des orbitales de deux atomes conduit aux orbitales moléculaires et aux liaisons covalentes.

La force de la liaison covalente dépend surtout de deux critères:

1) Le niveau d'énergie des orbitales atomiques

Plus le niveau d'énergie des orbitales atomiques est proche, plus la liaison covalente est forte.

2) Le recouvrement des orbitales

Le recouvrement (overlap) géométrique des orbitales est essentiel pour la liaison.

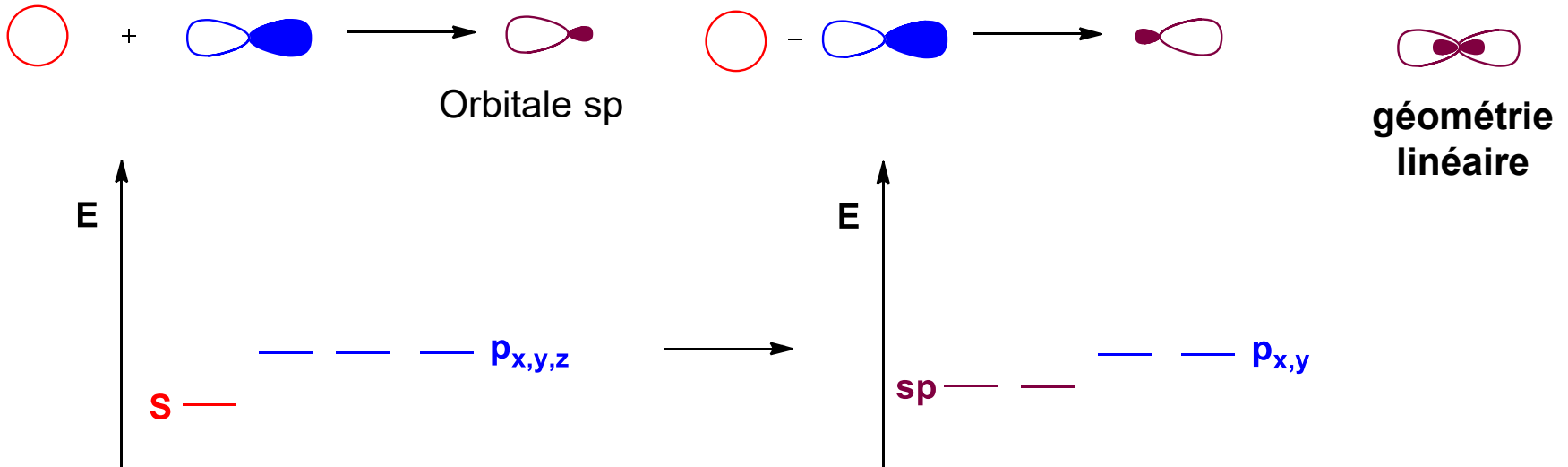


Pour rationaliser les modes de coordination observés dans les liaisons avec le carbone, il est utile de mélanger les orbitales s et p pour obtenir de nouvelles orbitales hybrides, qui auront une énergie intermédiaire. **Attention cette hybridation n'est pas utilisée pour des molécules diatomiques sans carbone** (voir partie Steinauer). La géométrie des molécules est obtenues avec le modèle VSEPR.

2 substituants = linéaire = sp
 3 substituants = trigonal = sp^2
 4 substituants = tétraédrique = sp^3

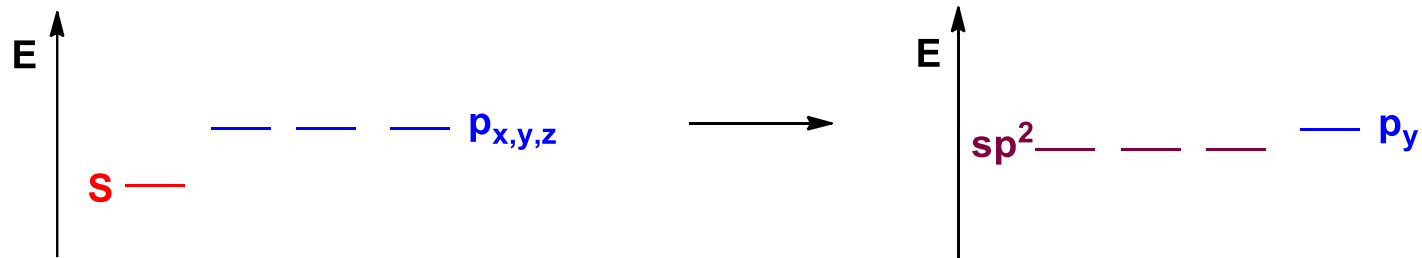
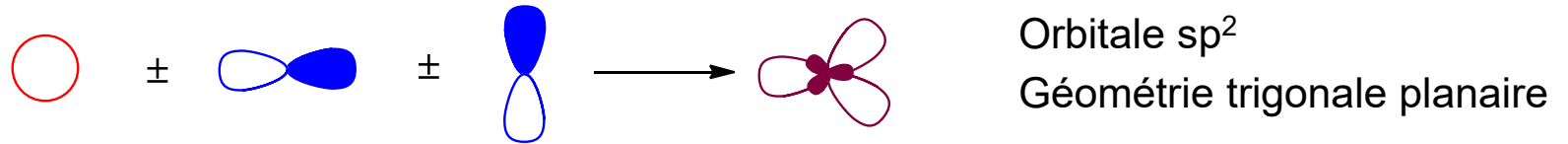
Attention: les paires d'électrons libres comptent également comme substituants!

Hybridation: les orbitales sp .

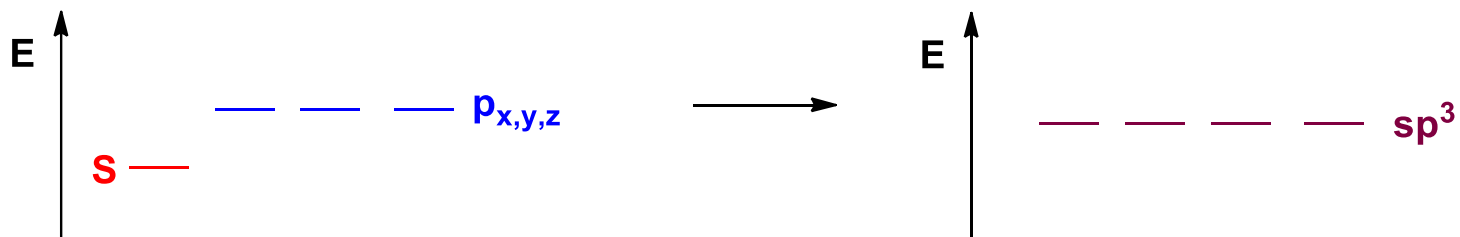
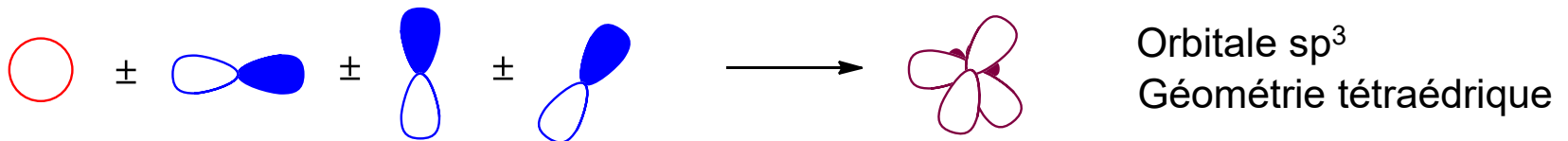




Hybridation: les orbitales sp^2 .



Hybridation: les orbitales sp^3 .



5.2 Liaisons Sigma

Dans le cas des liaisons incluant le carbone, les orbitales moléculaires s'obtiennent par combinaison des orbitales atomiques hybridées.

L'énergie des liaisons résulte de la stabilisation des électrons concernés.

Marche à suivre

1) Dessiner les orbitales atomiques hybridées

$sp + 2p$, $sp^2 + p$, ou sp^3 . L'hybridation est déterminée par la géométrie:

Linéaire = sp , trigonale = sp^2 , tétraèdre = sp^3

2) Estimer l'énergie relative des orbitales

1) Plus électronégatif = plus bas 2) s plus bas que p, en général 1) domine

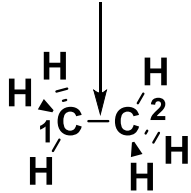
3) Faire interagir les orbitales (interactions orbitales)

- Superposition dans l'espace nécessaire
- Mêmes phases: liante
- Phases opposées: anti-liante

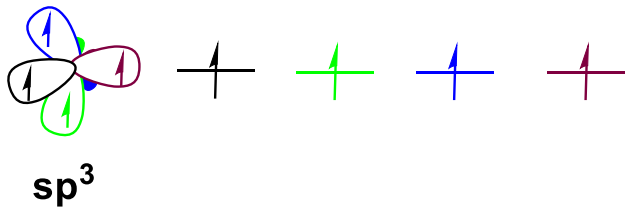
4) Former les orbitales moléculaires et ajouter les électrons

Dans l'orbitale la plus basse, au maximum 2 par orbitale de spins opposés.

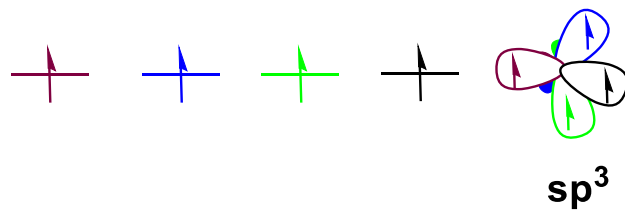
1) hybridation



C1: 4 substituants = tétraèdre = sp^3



C2: 4 substituants = tétraèdre = sp^3



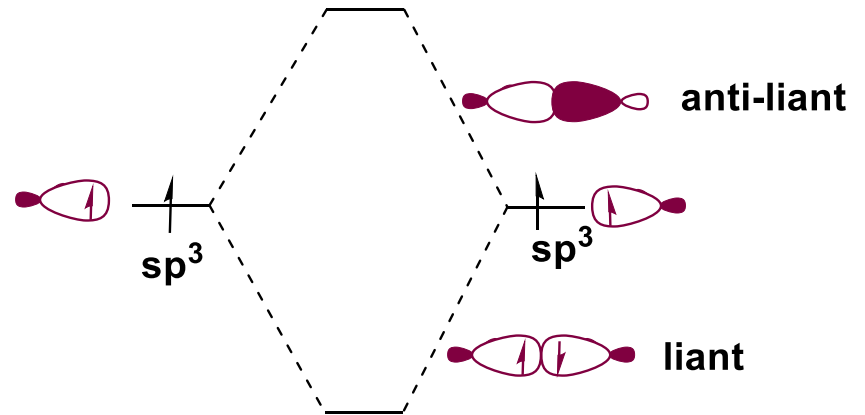
Le lobe rouge participe à la liaison C-C
Les autres aux liaisons C-H

2) Energie



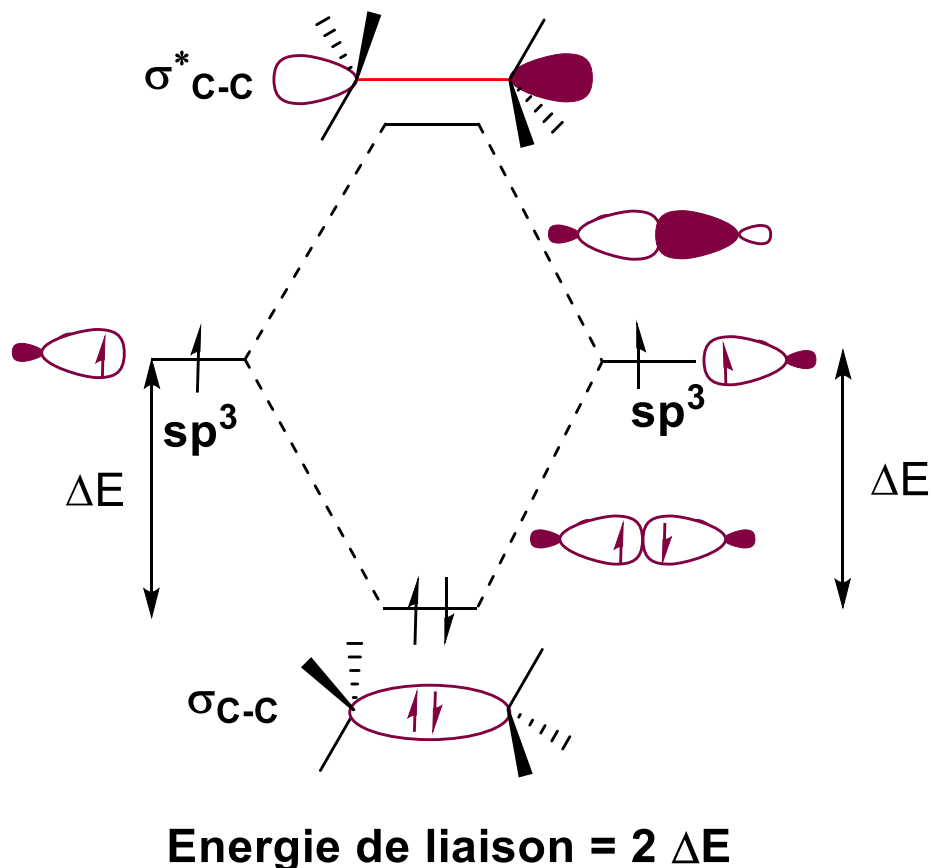
Ici les énergies sont identiques

3) Interactions Orbitales



Même phase = favorable, liant
Phase opposée = défavorable, anti-liant
Les orbitales doivent être superposées!

4) Orbitales moléculaires et électrons



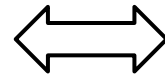
Les orbitales moléculaires sont le résultat final des interactions liantes et anti liantes. Il est parfois difficile de déterminer leur structure: on se contente alors de dessiner les interactions uniquement. Les orbitales sigma ont une symétrie cylindrique autour de la liaison (pas d'inversion de phase).

L'énergie de liaison s'obtient en additionnant les différences d'énergie des électrons concernés.

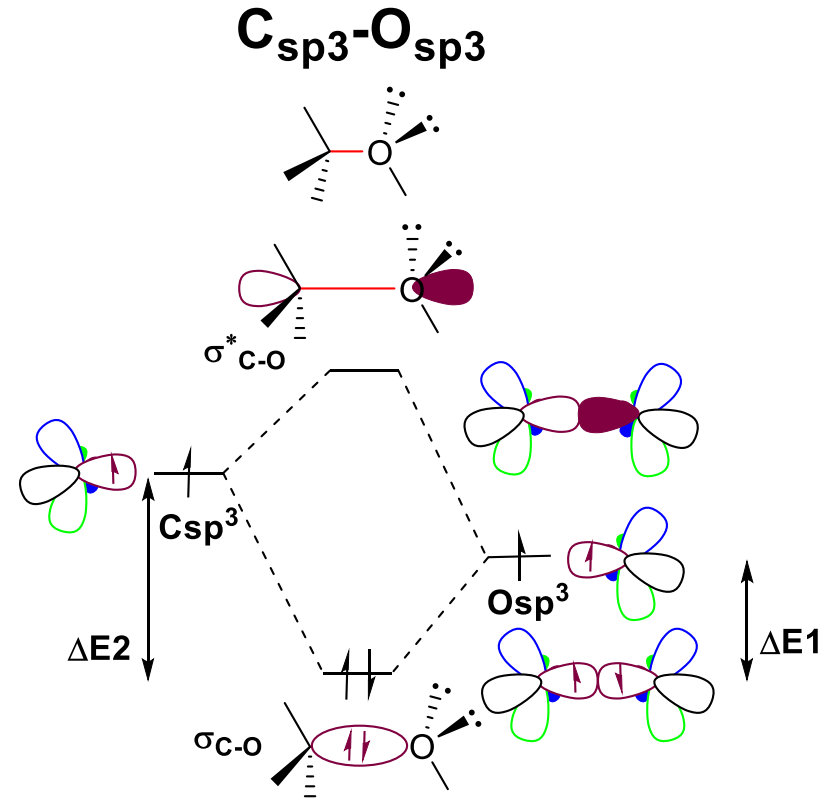
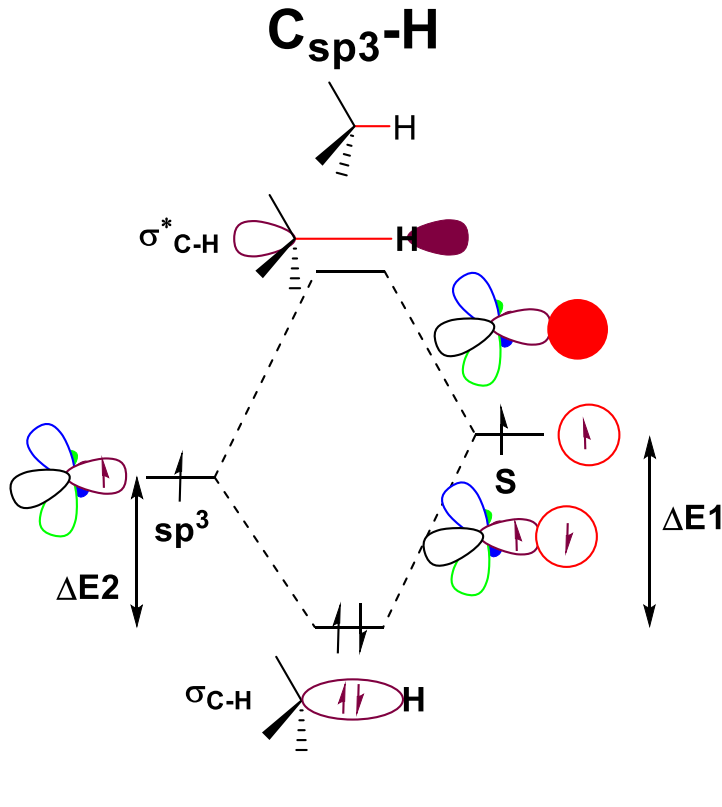
Les électrons se retrouvent dans les orbitales les plus basses, avec des spins opposés si ils sont dans la même orbitale et un maximum de deux électrons par orbitale.



Haute électronégativité



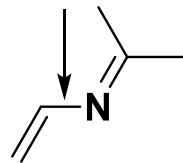
Orbitale basse en énergie



$$\text{Energie de liaison} = \Delta E1 + \Delta E2$$

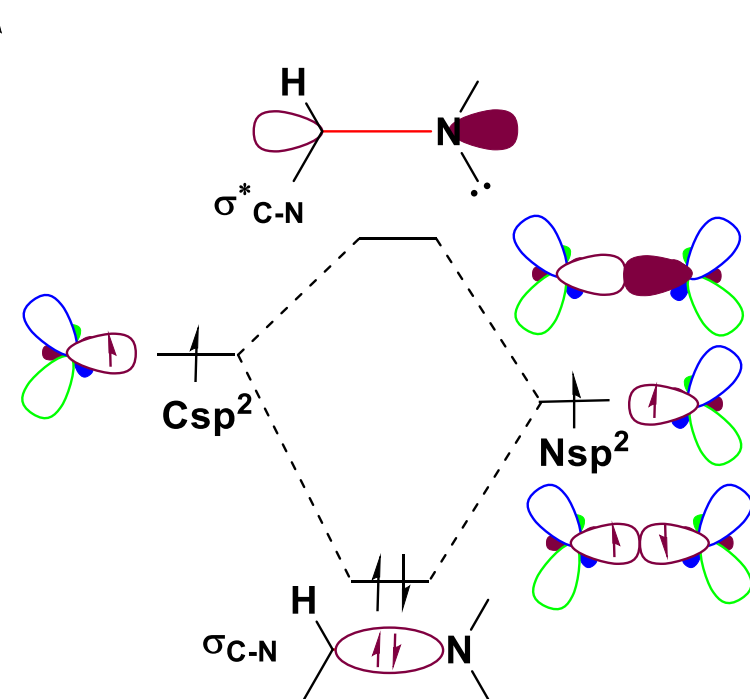
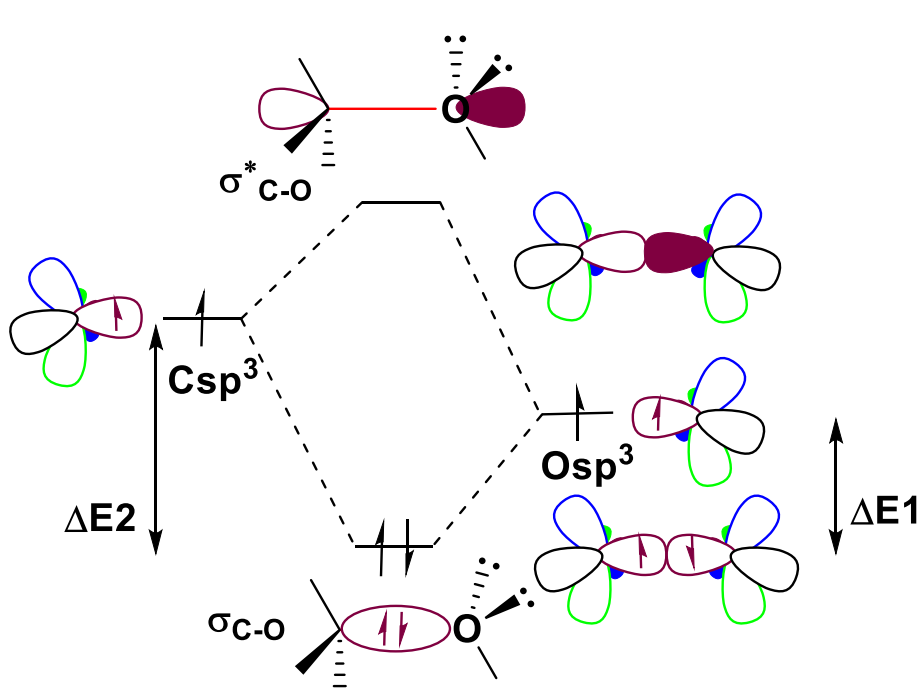
Les orbitales des atomes électronégatifs sont plus basses en énergie, ce qui influence aussi l'énergie des orbitales dans les liaisons. L'énergie de la liaison covalente est maximale lorsque les orbitales se superposent bien et sont proches en énergie. Les lobes sp^3 ne participant pas à la liaison sont dessinés pour donner une meilleure idée de la structure.

Construisez le diagramme d'orbitale complet de la liaison indiquée par une flèche et comparez-le au cas de la liaison sigma $C_{sp^3}-O_{sp^3}$ que nous venons de voir.



$C_{sp^3}-O_{sp^3}$

$C_{sp^2}-N_{sp^2}$



Energie de liaison = $\Delta E1 + \Delta E2$

Liaison σ (sigma): pas d'inversion de phase le long de la liaison.

Interactions liantes, même phases

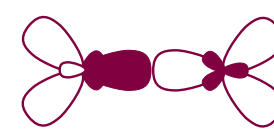
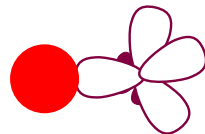
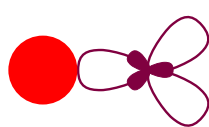
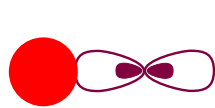
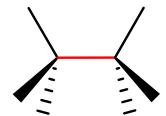
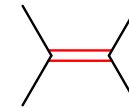
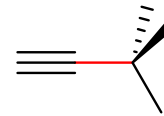
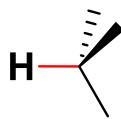
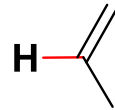
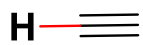


s-s

p-sp

s-sp²s-sp³sp-sp³sp²-sp²sp³-sp³

H-H



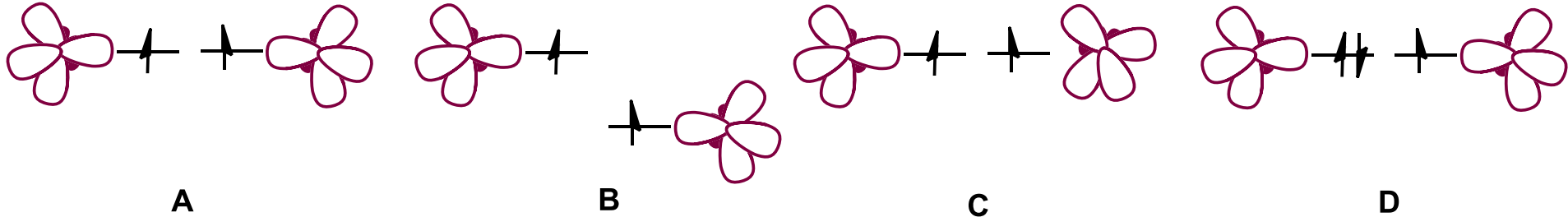
s-s

s-sp

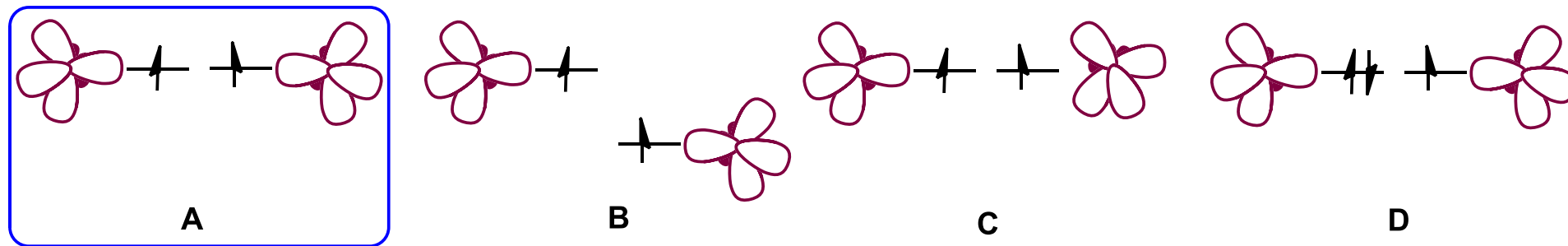
s-sp²s-sp³sp-sp³sp²-sp²sp³-sp³

Interactions anti liantes, phases opposées

Quelle interaction entre les orbitales atomiques dessinée est-elle la plus favorable?



Solution: A.



- Même énergie
- Bonne superposition

• Energie différente

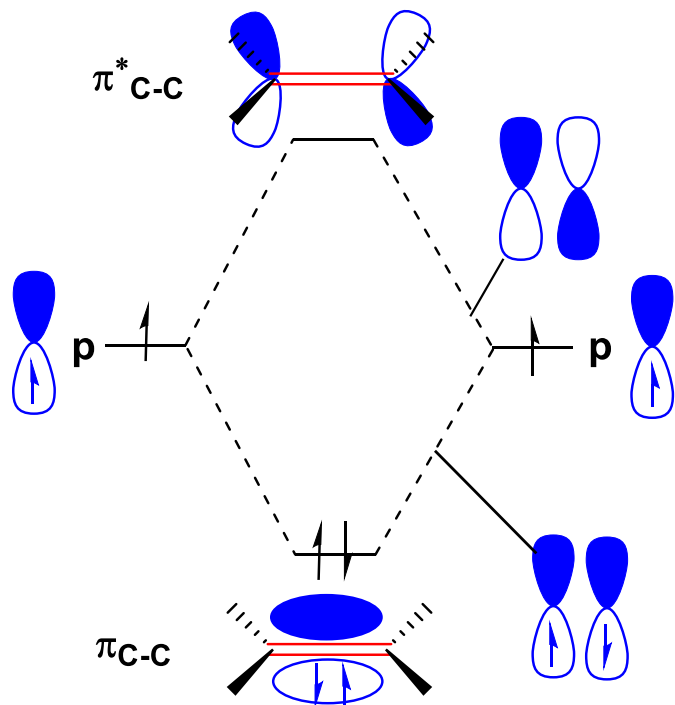
• Mauvaise superposition

• Trop d'électrons!

5.3 Liaisons Pi



Les orbitales p peuvent former un second type de liaison: **la liaison π (π)**.



Les orbitales p interagissent « par le côté ». Plan de symétrie avec inversion des phases le long de la liaison!

Cette superposition est moins idéale que pour les liaisons sigma. Les liaisons pi sont donc en générale plus faibles.

Les électrons sont à la fois au-dessus et en-dessous de la liaison, mais pas sur elle! Il y a un plan de symétrie.

Conséquence très importante: les deux paires d'électrons d'une double liaison ont des propriétés et des énergies différentes! Ceci est difficile à expliquer avec la représentation de Lewis.



Le split d'énergie est plus important pour les liaisons sigma que les liaisons pi! Cela nous donne l'ordre d'énergie: σ_{C-C} , π_{C-C} , π^*_{C-C} , σ^*_{C-C} .

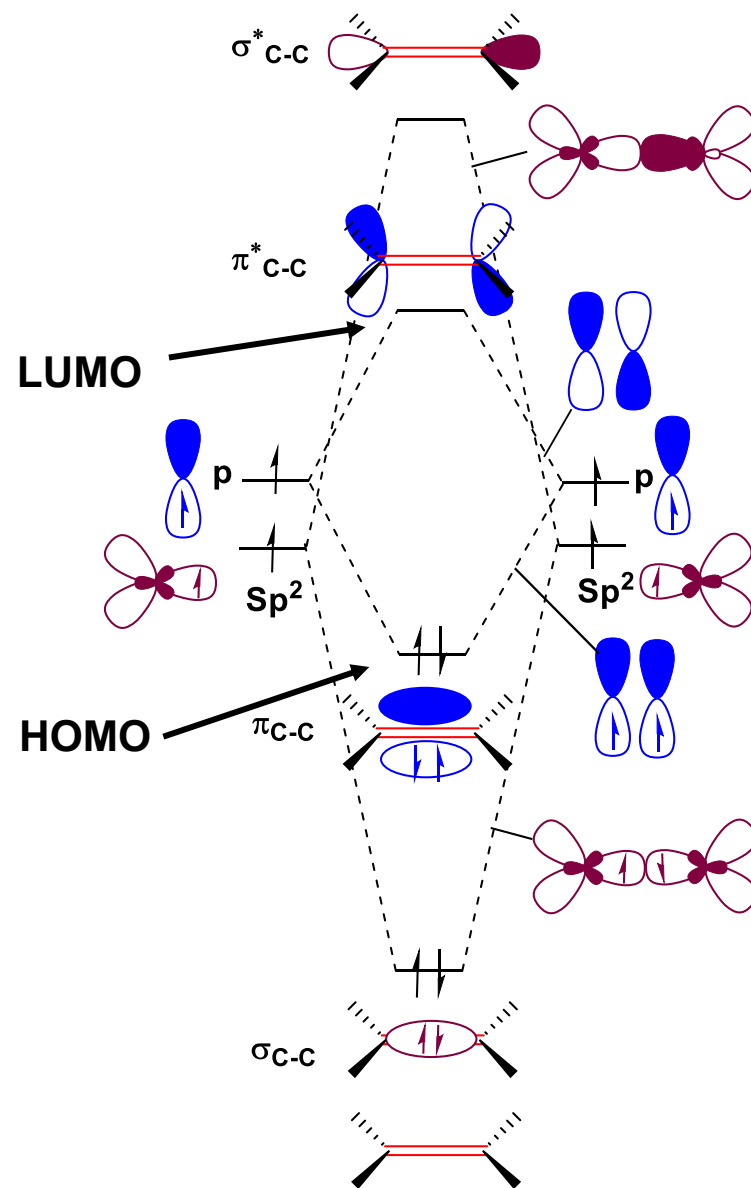
Définitions importantes:

HOMO (Higher Occupied Molecular Orbital):

L'orbitale la plus haute en énergie qui contient des électrons. Cette position réagira comme nucléophile.

LUMO (Lowest Unoccupied Molecular Orbital):

L'orbitale vide la plus basse en énergie. Cette position réagira comme électrophile.

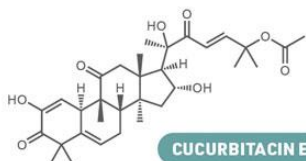


*5.4 Résonance: Comparaison
des langages «Lewis» et
«Orbitales»*

TOXINS IN FRUITS AND VEGETABLES

People often worry about the safety of chemicals added to their food. But sometimes, nature itself can produce harmful compounds in the foods we eat. Here we look at a selection of toxins found in common fruits and vegetables.

GOURDS



Pumpkins and other gourds and squashes produce cucurbitacins to deter insects. In rare cases, cross-pollination or inadequate growing conditions result in elevated levels of cucurbitacin E. This compound leads to a bitter taste and can cause toxic squash syndrome, which includes nausea, vomiting, and diarrhea.

KIDNEY BEANS



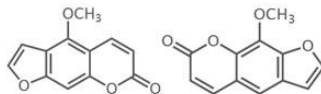
HEMAGGLUTINATION UNITS*

70,000 UNCOOKED : **200-400 COOKED**

* Measure of phytohemagglutinin content in one kidney bean.

Kidney beans contain phytohemagglutinin, a plant protein that in high amounts causes nausea, vomiting, and diarrhea. As few as five raw beans can be enough to cause sickness. Thorough cooking is required to reduce the quantity of phytohemagglutinin in the beans to safe levels.

PARSNIPS

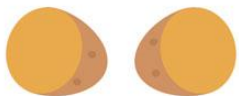


BERGAPTEN

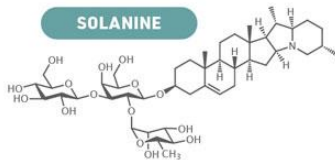
XANTHOTOXIN

Parsnips and celery contain furanocoumarins, such as bergapten and xanthotoxin, to defend against organisms that might eat the plants. The higher levels of furanocoumarins in the vegetables' shoots and leaves can cause phytophotodermatitis, which makes the skin sensitive to sunlight, when people handle the vegetables.

POTATOES

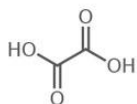


SOLANINE

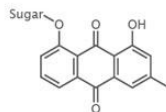


Potatoes produce solanine as a defense against insects. It's harmless to people at the levels normally found in potatoes. However, when potatoes are exposed to light, they turn green and produce solanine at potentially harmful levels. Solanine poisoning can cause vomiting and diarrhea.

RHUBARB



OXALIC ACID

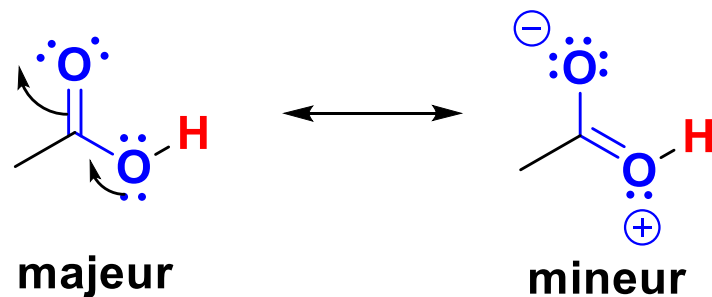


ANTHRAQUINONE GLYCOSIDES

Eating rhubarb leaves can result in nausea and vomiting because of the high levels of oxalic acid. Some scientists think that other poisonous compounds in the leaves, such as anthraquinone glycosides, may contribute to the leaves' toxicity. The stalks are safe to eat because they contain lower oxalic acid levels.

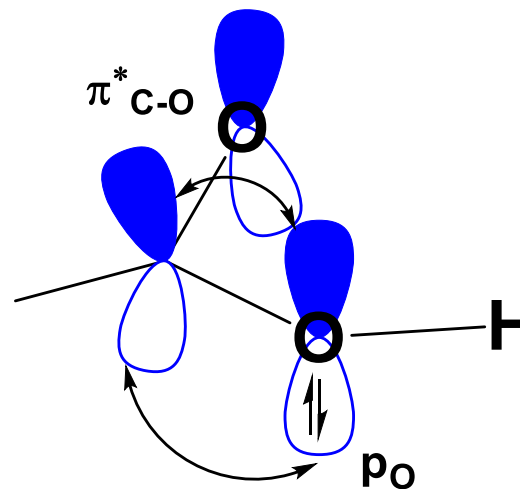
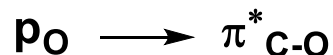


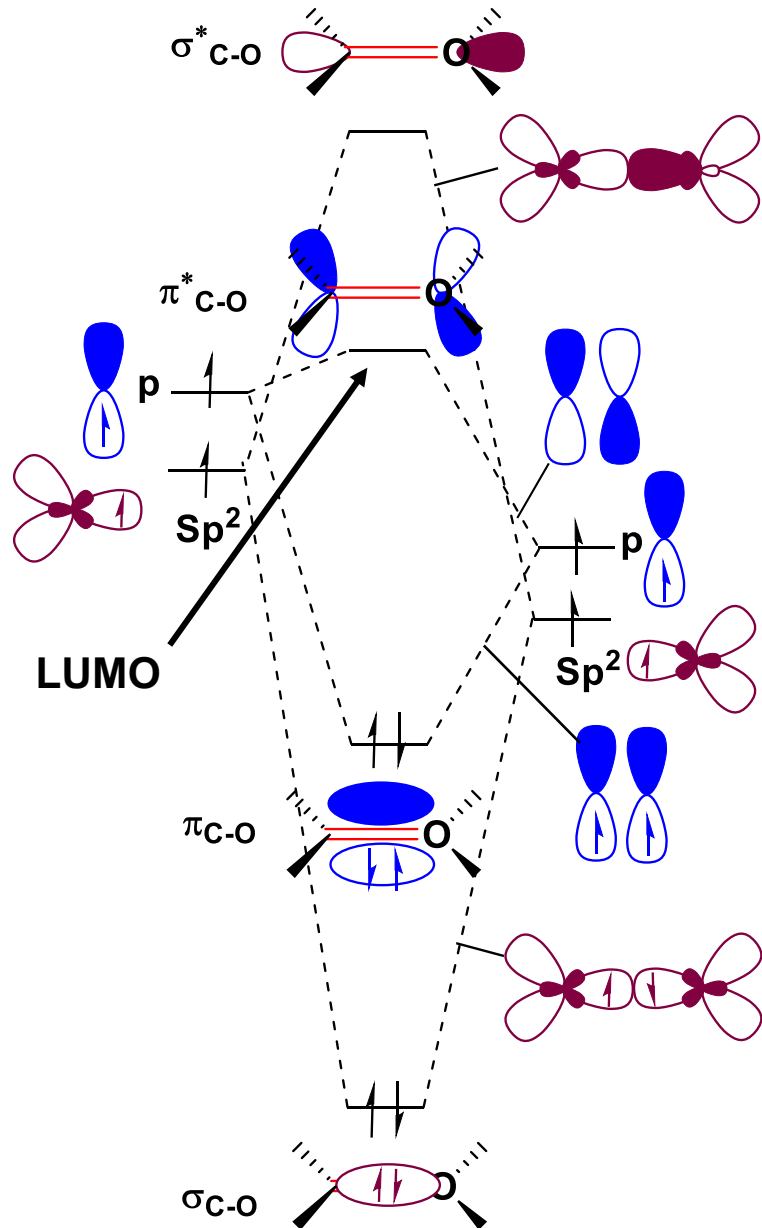
Avec la formulation de Lewis, nous avons introduit les structures de résonance pour «visualiser» la délocalisation des électrons, et affiner notre représentation des molécules. Cela nous a permis de comprendre leur structure et propriétés, en particulier l'acidité.



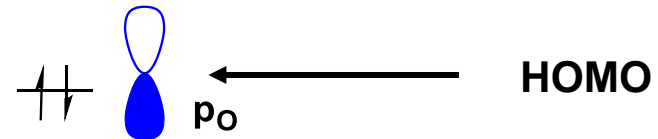
Pour les orbitales, une fois que nous avons formé les liaisons, nous pouvons également examiner des interactions secondaires qui peuvent stabiliser la molécule. Les interactions entre orbitales correspondent alors aux flèches de flux d'électrons.

Interaction orbitalaire

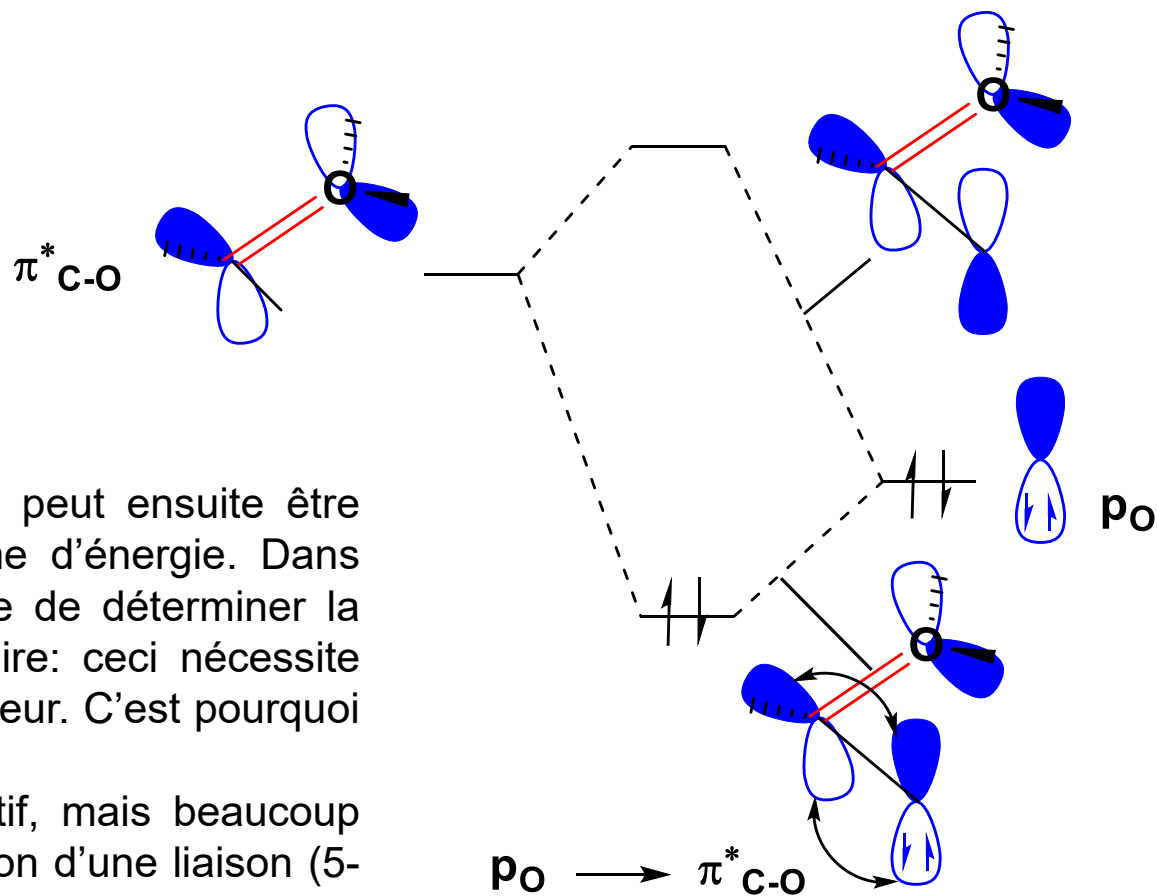




Comment choisir les orbitales qui interagissent?
 Il faut trouver l'interaction la plus favorable entre les deux partenaires: la double liaison C=O et la paire d'électrons de O. Donc les orbitales les plus proches en énergie, qui permettent de stabiliser des électrons (pas vide-vides ou plein-plein)



Ce sont donc les orbitales frontières des deux partenaires qui sont importantes: dans ce cas la HOMO est p_O , et la LUMO et π^*_{C-O}



L'interaction entre p_{O} , et $\pi^*_{\text{C=O}}$ peut ensuite être représentée dans le diagramme d'énergie. Dans ce cas cependant il est difficile de déterminer la structure de l'orbitale moléculaire: ceci nécessite en général un calcul par ordinateur. C'est pourquoi seule l'interaction est dessinée.

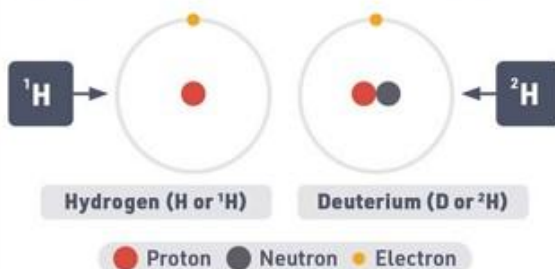
Le gain d'énergie est significatif, mais beaucoup plus petit que lors de la formation d'une liaison (5-10 kcal/mol vs. 60-110 kcal/mol)

THE SCIENCE AND USES OF DEUTERIUM

Harold Urey discovered deuterium, a stable isotope of hydrogen, in 1931. Here we look at how deuterium's properties differ from those of hydrogen and list some of deuterium's applications.

WHAT IS DEUTERIUM?

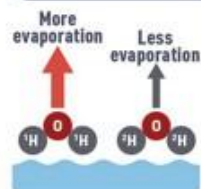
Deuterium is an isotope of hydrogen. Isotopes are atoms of an element that are made up of the same number of protons and electrons but different numbers of neutrons.



Hydrogen and deuterium undergo the same reactions, but the rates of reaction can differ because of deuterium's larger mass, a phenomenon called the kinetic isotope effect. Heavy water (D_2O) has slightly different physical and chemical properties from normal water.

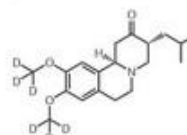
	Water	Heavy water
Structure		
Color	Pale blue	Colorless
Density	0.9998 g mL ⁻¹	1.107 g mL ⁻¹
Melting point	0 °C	3.8 °C
Boiling point	100 °C	101.4 °C

HOW IS DEUTERIUM USED?



Climate science

Scientists can use the ratio of deuterium to hydrogen in ice core samples to calculate past temperatures. Heavy water molecules evaporate less easily, so the $^2\text{H}:^1\text{H}$ ratio can be used as a thermometer.



Deutetrabenzazine

Medicinal chemistry

Replacing hydrogens in some drug molecules with deuteriums can slow the compound's metabolism in the body. The first deuterated drug, deutetrabenzazine, was approved in the US in 2017.

Ethanol (In CDCl₃)



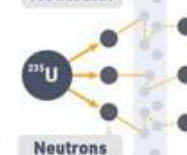
Ethanol (D₂O added)



NMR spectroscopy

In hydrogen nuclear magnetic resonance spectroscopy, deuterated solvents stop hydrogen-containing solvents from producing peaks that overwhelm signals from the target molecule. Additionally, deuterium can replace a hydrogen in some functional groups, like alcohols, making the groups' peaks disappear.

Moderator

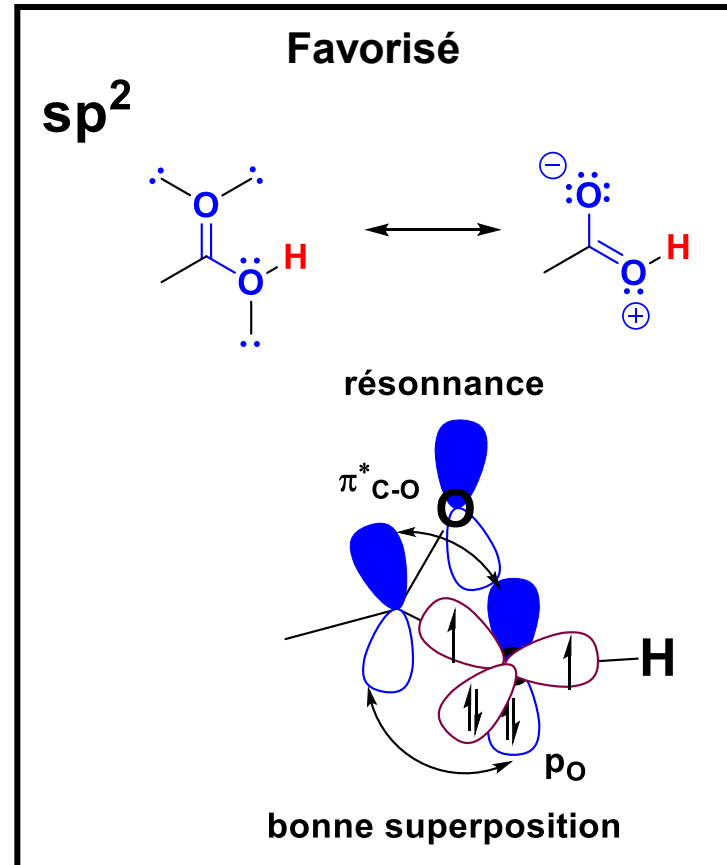
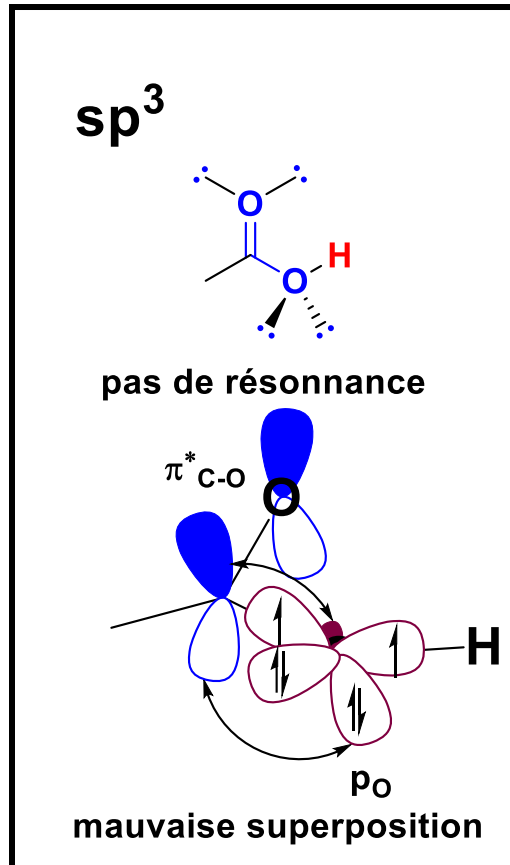


Nuclear reactors

Heavy water is used in some nuclear reactors as a moderator, slowing down neutrons so they propagate nuclear chain reactions more effectively. Deuterium is also used in prototype fusion reactors.



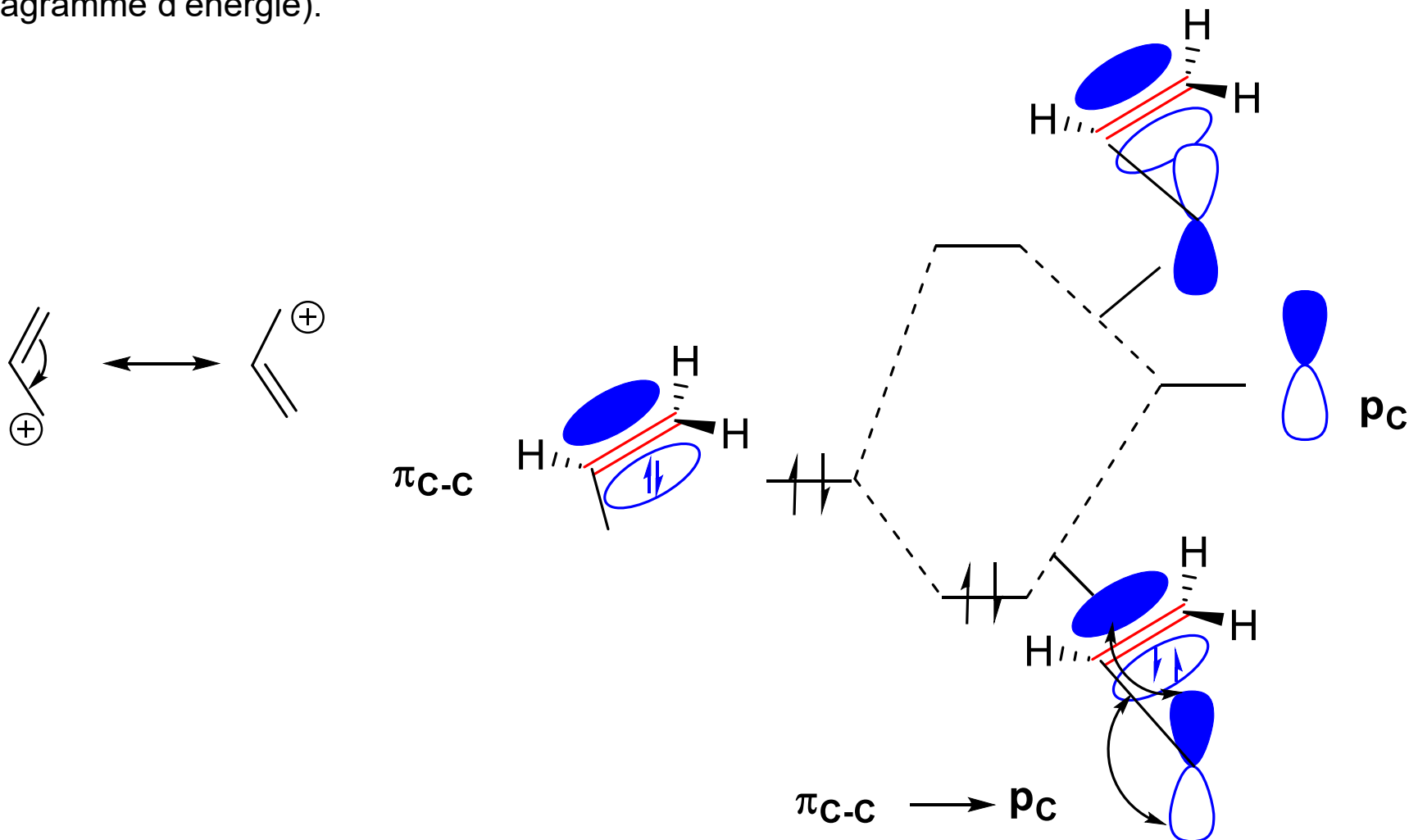
Exception importante à la relation VSEPR-hybridation: Les paires d'électrons sont mises dans des orbitales p pour pouvoir interagir avec le système pi de la double liaison!



L'oxygène dans le groupe OH d'un acide carboxylique est hybridé sp^2 , car la stabilisation par résonnance nécessite un changement de géométrie!



Représentez la résonance indiquée en «langage des orbitales» (interactions orbitales et diagramme d'énergie).

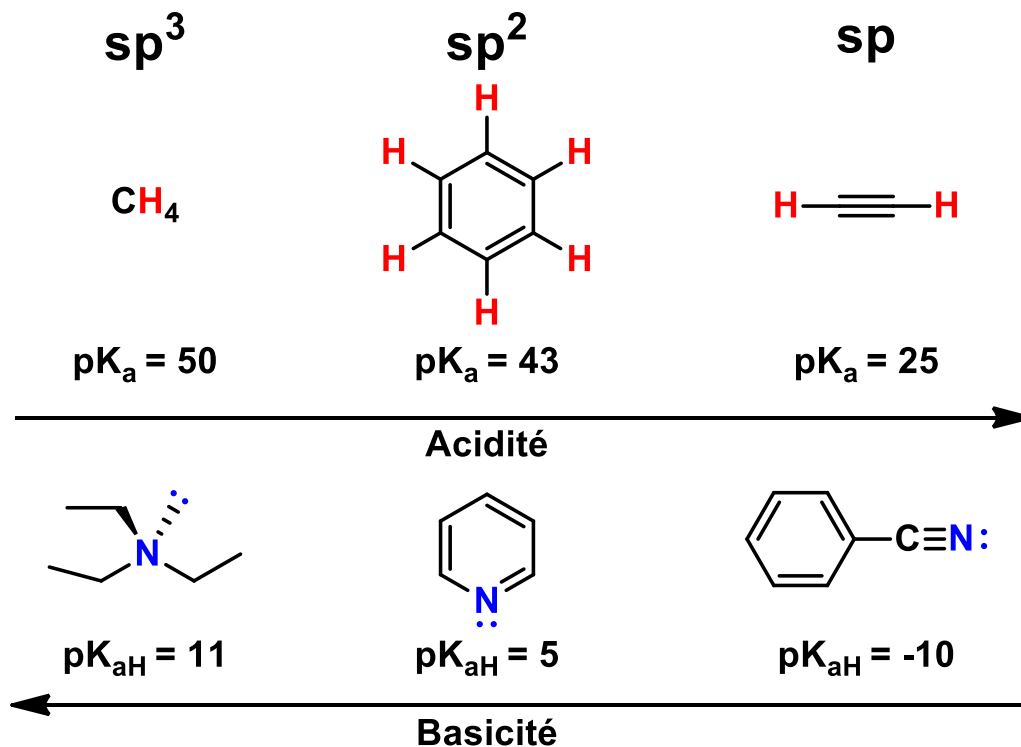


Remarque: dans ce cas on peut obtenir les orbitales moléculaires en combinant directement 3 orbitales p. Cela sera vu plus tard dans les études.

5.5 Orbitales et acidité

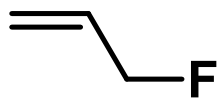


Electronégativité et hybridation: les orbitales s sont plus électronégatives et stabilisent mieux les électrons!

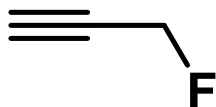


- L'acidité augmente avec la proportion d'orbitale s
- La basicité diminue avec la proportion d'orbitale s

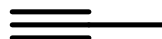
Quelle molécule est la plus acide?



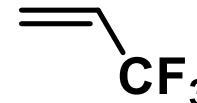
A



B

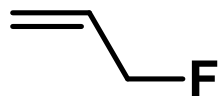


C

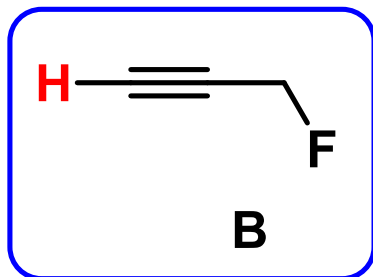


D

Solution: B.



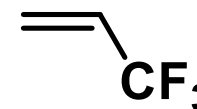
A



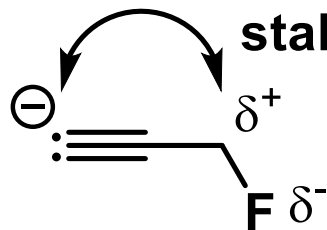
B



C



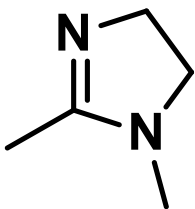
D



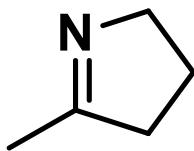
stabilisation

sp plus électronégatif, base plus stable, domine

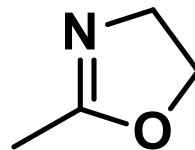
Quelle molécule est la plus basique?



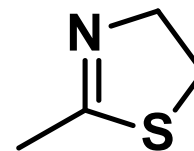
A



B

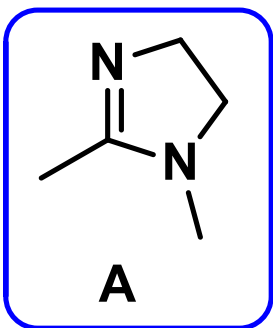


C

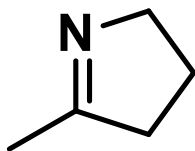


D

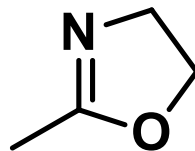
Solution: A.



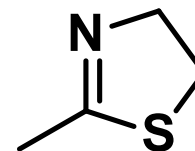
A



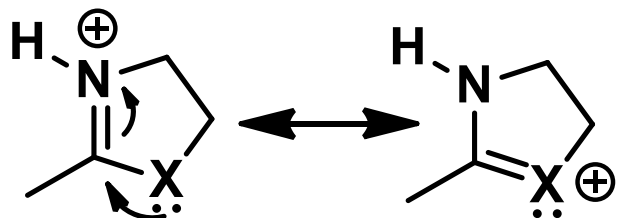
B



C



D



plus stable si X moins électronégatif

$EN(N) < EN(O)$, donc X = N plus basique

Pour S: atome trop grand, mauvaise résonance

*6 Conclusion: Les acides/bases
de référence et résumé*



L'analyse de tous les effets discutés nous permet d'estimer l'acidité/basicité d'une molécule. Il est cependant essentiel de connaître les pKa suivants pour se calibrer:

Acide

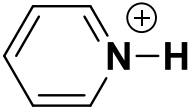
Base conjuguée

fort

$\text{CF}_3\text{SO}_3\text{H}$	HCl	H_2SO_4	H_3O^+	$\text{CF}_3\text{CO}_2\text{H}$
-14	-8	-3	0	0

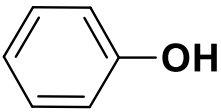
Très faible

moyen

H_3PO_4	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$		H_2PO_4^-
2	4.7	5	7

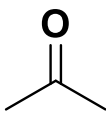
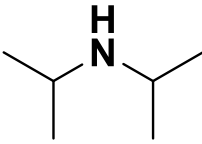
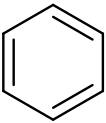
faible

faible

NH_4^+		HCO_3^-	HNEt_3^+	HPO_4^-	H_2O	EtOH
9	10	10	11	12	14	16

moyen

Très faible

	CH_3CN	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	H_2			CH_4
20	25	25	36	36	43	50

fort

faible = 1-2 unités pK_a fort = 10 unités pK_a et plus**Electronégativité**

Indirecte (effet inductif)



Direct: H sur l'atome

Taille de l'atome (uniquement celui lié au H ou à la paire d'électrons considérés)

A l'intérieur d'une période



En changeant de période

Résonance

Faible résonance

Forte résonance (par exemple structures identiques)

Hybridation de l'atome (uniquement celui lié au H ou à la paire d'électrons considérés)De SP^3 à SP^2 De SP^2 à SP **Solvant**

Faible différence de polarité

Forte différence de polarité

Attention: s'il s'agit de comparer des molécules, il faut se concentrer uniquement sur les différences entre elles