

# LC01 : Liaisons chimiques

## Prérequis :

- Représentation d'une molécule (le I-1 est comme une présentation du schéma de Lewis)
- Fonctionnement du banc Kofler
- Règle du duet et de l'octet
- 

## Niveau :

## Bibliographie :

-  *Nathan 1ere S* p148 [1]
-  *Energie de liaison* [2]

## Rapports de jury :

2017 : *Extrait rapports*

## Table des matières

<b>1 Notion de liaison chimique</b>	<b>2</b>
<b>2 Structure de la molécule : liaisons covalentes</b>	<b>2</b>
2.1 l�res caractéristiques . . . . .	2
2.2 Liaisons multiples . . . . .	3
2.3 Polarité d'une liaison . . . . .	3
<b>3 Cohésion de la matière : liaisons faibles</b>	<b>4</b>
3.1 Liaisons hydrogènes . . . . .	4
3.2 Intéractions de Van der Walls . . . . .	4
<b>4 Idées de manipulations :</b>	<b>5</b>
4.1 Mesure $T_f$ acide maléique et fumarique . . . . .	5
4.2 Mise en évidence de la polarité de l'eau . . . . .	5
4.3 Petits papiers . . . . .	5

## Introduction

*Problématique* : On a déjà étudié les atomes : ils sont constitués d'un noyau et d'électrons. Cependant, on ne sait pas encore comment ces atomes s'organisent afin de former des molécules ou des cristaux.

On va pour cela devoir s'intéresser à la notion de liaison chimique.

Mais dans cette leçon nous comprendrons aussi plus finement les interactions qui peuvent avoir lieu entre deux fluides : Exemple avec les petits papiers dans l'eau + huile.

### Manip : Papiers colorés avec graphite dans eau + cyclohexane

Idees donnees par Enzo pendant la correction de la leçon de Romain M. Faire une expérience avec de l'huile pour montrer que les saletés vont dans l'huile mais que l'eau ne peut pas permettre de les enlever (2 phases) mais si on met du savon et que l'on mélange ça donne une phase. On va pouvoir enlever les saletés.

## Proposition de plan :

### 1 Notion de liaison chimique

☆ Une liaison chimique est une interaction entre plusieurs atomes, ions ou molécules, à une distance permettant la stabilisation du système chimique et la formation d'un agrégat ou d'une substance chimique.

Il faut retenir que la formation d'une liaison permet de stabiliser le système chimique : c'est à dire diminuer son énergie.

On va pouvoir distinguer les différents types de liaisons chimiques sur les critères suivants :

- La nature de l'interaction
- L'énergie de la liaison : c'est l'énergie qu'il faudrait fournir pour briser les liaisons
- la longueur de la liaison (distance typique d'interaction)

*Transition* : Intéressons nous dans un premier temps à des liaisons centrales de la chimie : celles qui forment le squelette des molécules : Les liaisons covalentes.

## 2 Structure de la molécule : liaisons covalentes

### 2.1 1ères caractéristiques

- ☆ Ce sont des liaisons de haute énergie (quelques centaines de kJ/mol). Exemple avec les liaisons C-C dans les molécules (350 kJ/mol). A l'oral : 300 kJ c'est l'énergie qu'il faut pour faire monter 30 tonnes de 10m. La combustion permet de récupérer cette énergie, on comprend l'intérêt de faire ramper du pétrole plein de liaison C-C.
- ☆ Elle correspond à la mise en commun de un ou plusieurs électrons de valence entre les deux atomes qui forment la liaison. Elle permet à des atomes d'acquiescer la structure électronique des gaz nobles, et donc de respecter la règle de l'octet ou du duet.
  - Exemple avec  $H_2$  et  $Cl_2$ , construction à partir du schéma de Lewis. Bien dire qui respecte la règle de l'octet et du duet.

- La mise en commun de ces électrons diminue l'énergie du système. L'opération est **stabilisante**.

☆ La longueur de liaison est de 100-200 pm. [Diapo : Exemples](#)

*Transition* : Ceci est valable pour les liaisons simples, mais on sait aussi qu'il est possible de former des liaisons multiples ( $O_2$ ).

## 2.2 Liaisons multiples

☆ Dans son cas pour satisfaire la règle de l'octet il doit former une liaison double (schéma de lewis)

Dans ce cas comment évolue l'énergie de liaison ? En fait plus la liaison est multiple, plus elle est énergétique et plus elle est courte. C'est exactement analogue au ressort. (avoir des ressorts de différents  $k$  et longueur ?)

[Diapo : Exemples avec le carbone](#)

*Transition* : Dès le début nous avons parlé de partage d'électron. Mais en règle général ce partage n'est pas équivoque. C'est ce qu'on appelle la polarité, on dit que les liaisons entre hétéroatomes sont polarisées.

## 2.3 Polarité d'une liaison

Définition de l'électronégativité  $\chi$ . ☆ Capacité d'un atome à attirer à lui les électrons d'une liaison dans laquelle il est engagé. Rq C'est une échelle (Pauling) définie par rapport à l'électronégativité d'un atome. Pour les liaisons covalentes on prend le critère  $\Delta\chi < 1,7$ .

☆ On parle donc de **liaison polarisée** si  $\Delta\chi > 0$  et **non polarisées** si  $\Delta\chi \simeq 0$ . Exemples (O-H et I-I).

A partir de la polarité des liaisons et de la géométrie des molécules on peut déterminer le caractère polaire/apolaire d'une molécule en raisonnant sur les notions de charges partielles et de barycentre des charges (pas parler de moment dipolaire).

- L'eau : liaison covalente car  $\Delta\chi < 1,7$  mais les électrons sont plus attirés par O car il est plus électronégatif que H (donner valeurs). Noter les charges partielles, montrer que les barycentres sont disjoints. La liaison est polarisée et la molécule est polaire.
- **Manip : Mise en évidence de la polarité de l'eau : baguette en verre + peau de chat + robinet**
- Cyclohexane barycentre confondu apolaire.

Il y a donc deux catégories de molécules :

- ☆ Barycentre de charge confondu : molécules **polaires**
- ☆ Barycentre de charge non confondu : molécules **apolaires**

*Transition* : On a vu les liaisons qui sont à la base des molécules, mais on va s'intéresser maintenant à celles qui assurent la cohésion de la matière.

## 3 Cohésion de la matière : liaisons faibles

### 3.1 Liaisons hydrogènes

☆ Définition liaison hydrogène : Interaction de nature électrostatique entre un atome d'hydrogène porté par un atome A très électronégatif et un atome B porteur d'un doublet non liant (Faire un schéma). A et B sont en général Cl, O, N et F.

☆ ODG en énergie : 10-20 kJ/mol distance 250 pm

Peut être inter ou intramoléculaire.

Diapo : Eau + haute T d'ébullition comparé à l'éthanol qui en fait moins

Diapo : Acide fumarique et acide maléique avec  $T_f$  différentes. Liaisons H inter et intramoléculaires. (il faut connaître leur vrai nom)

Manip : Point de fusion de l'acide maléique ( $T_f = 135 \text{ }^\circ\text{C}$ ) et comparaison avec le fumarique ( $T_f = 287 \text{ }^\circ\text{C}$ )

### 3.2 Intéractions de Van der Waals

☆ Définir VDW dans les trois cas : Polaire/polaire, polaire/apolaire, apolaire/apolaire. Ce sont des réactions intermoléculaires

Diapo : Illustration des trois

☆ ODG en énergie : 1-10 kJ/mol (moins que H) et distance 500pm!

On revient sur la manip des petits papiers.

## Conclusion :

Cependant que se passe t'il si le  $\Delta\chi > 1,7$ ? C'est une liaison ionique.

Maintenant que nous en connaissons un peu plus sur les liaisons, nous allons voir comment on peut déterminer la géométrie des molécules, avec ce qu'on appelle la théorie VSEPR. Exemple avec H<sub>2</sub>O utilisé dans la leçon. Pourquoi est-elle coudée ?

## 4 Idées de manipulations :

### 4.1 Mesure $T_f$ acide maléique et fumarique

Produits	Matériel
Acide maléique	Banc Kofler
Acide fumarique	

En direct :

- ✓ Mesure pour l'acide maléique

### 4.2 Mise en évidence de la polarité de l'eau

Produits	Matériel
eau ☞	Baguette verre/plexi
	Peau de chat

En direct :

- ✓ On frotte la baguette Harry avec la peau de chat et le filet d'eau est dévié

### 4.3 Petits papiers

Objectif : Existence des forces de VdW

Produits	Matériel
eau ☞	Agitateur mécanique
cyclohexane	Erlen
	Papier + crayon

En direct :

- ✓ La cellulose forme des liaisons H avec l'eau et le graphite est apolaire et fait face au cyclo

## Constitution de la matière

### • De la structure spatiale des espèces chimiques à leurs propriétés physiques

Les schémas de Lewis, déjà abordés en classe de seconde, sont exploités afin de prévoir la géométrie de molécules ou d'ions constitués d'éléments des trois premières lignes de la classification périodique, dans le cadre de la théorie VSEPR. Ce premier modèle permet d'interpréter certaines propriétés physiques des espèces chimiques, avec des allers-retours entre l'échelle macroscopique et l'échelle microscopique.

Une attention particulière est accordée aux molécules organiques afin de familiariser les élèves avec des molécules rencontrées notamment en biochimie-biologie et leurs différentes représentations.

Notions et contenus	Capacités exigibles
Schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion. Théorie VSEPR.	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Interpréter ou établir le schéma de Lewis de molécules ou d'ions contenant des doublets liants, doublets non-liants, doubles liaisons, triples liaisons.</li> <li>- Utiliser la théorie VSEPR pour déterminer la géométrie d'espèces de formules chimiques <math>AX_nE_m</math>, avec <math>n+m \leq 4</math>, l'atome central étant donné.</li> <li>- Écrire des formes mésomères des ions nitrate et carbonate pour interpréter leur géométrie.</li> </ul> <p><b>Capacité numérique</b> : utiliser un logiciel de représentation moléculaire pour visualiser une molécule.</p>
Électronégativité, liaison covalente polarisée. Polarité d'une molécule. Liaisons intermoléculaires. Lien entre structure et propriétés physiques.	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Représenter les charges partielles localisées sur les atomes d'une liaison covalente en utilisant des valeurs d'électronégativité tabulées.</li> <li>- Relier la polarité éventuelle d'une molécule et sa géométrie.</li> <li>- Définir et identifier les liaisons hydrogène et de Van der Waals ; représenter les liaisons hydrogène.</li> <li>- Connaître et comparer les ordres de grandeur des énergies des liaisons intermoléculaires et covalentes.</li> <li>- Interpréter ou classer qualitativement les valeurs des températures ou des énergies de changement d'état d'espèces chimiques en comparant leurs structures.</li> </ul>
Formules chimiques de molécules organiques : chaîne carbonée, groupe caractéristique. Isomérisation. Représentation de Cram. Conformations.	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Écrire les formules développées, semi-développées et topologiques de molécules organiques.</li> <li>- Repérer les groupes caractéristiques dans une formule chimique donnée.</li> <li>- Identifier des isomères de chaîne, de position ou de fonction.</li> <li>- Dessiner la représentation de Cram de différents conformères non cycliques.</li> </ul> <p><b>Capacités expérimentales/numériques</b> : construire, à partir de modèles moléculaires ou à l'aide d'un logiciel de représentation, différentes conformations d'une même molécule.</p>

FIGURE 1 – Programme de 1ere STL