

LC 01 – Liaisons chimiques

11 juin 2021

Antoine Chauchat & Valentin Dorel

Niveau :

Bibliographie

✍ ,

→

Prérequis

•

Expériences

☞ Point de fusion des acides maléiques et fumariques
au banc Kofler

Table des matières

1	Liaisons entre atomes : la liaison covalente	2
1.1	Rappels	2
1.2	Géométrie 3D : modèle VSEPR	2
1.3	Longueur et énergie de liaison	2
1.4	Polarisation de la liaison covalente	3
2	Liaisons inter moléculaires : cohésion macroscopique	3
2.1	Polarisation des molécules	3
2.2	Liaison de Van der Waals	3
2.3	Liaison H	4
3	Exemple d'application : température de fusion des alcanes	4
3.1	Température de fusion des alcanes	4
3.2	Influence sur la solubilité	5
4	Questions et commentaires	5
4.1	Questions	5
4.2	Commentaires	5

Introduction

En seconde, on a vu que l'atome était la brique élémentaire qui constituait la matière. Ces atomes ne se promènent pas seuls, on sait qu'ils se lient les uns aux autres et forment généralement ce que l'on appelle molécule.

Il y a donc des *liaisons* entre les atomes. Comprendre ces liaisons et voir les différents types de liaisons existantes nous permettra donc de mieux comprendre la structure de la matière et ses propriétés.

On définit ici une liaison comme une interaction entre deux entités chimiques qui lie ces entités.

Dans cette leçon nous étudierons ces liaisons et procéderons du plus petit au plus grand car des phénomènes microscopiques ont des conséquences macroscopiques.

1 Liaisons entre atomes : la liaison covalente

1.1 Rappels

Les atomes doivent respecter la règle de l'octet, c'est à dire qu'ils cherchent à s'entourer de 8 électrons. Les gaz nobles ont naturellement 8 électrons et sont donc très stables. Pour les autres atomes, il faut s'associer avec d'autres pour parvenir à la règle de l'octet. Pour s'associer, deux atomes mettent chacun en commun un électron de son cortège électronique. On forme alors *un doublet d'électrons* qui lie les atomes, c'est la *liaison covalente*. On peut le voir avec le modèle de Lewis (connu) et la formation d'une molécule genre Cl_2 .

Une liaison covalente est un doublet d'électrons partagé par deux atomes.

Pour représenter les molécules formées, on utilise le formalisme de Lewis. Néanmoins le modèle de Lewis ne prédit pas la structure tridimensionnelle des molécules, or cette structure aura une influence comme on le verra par la suite. On va donc étudier un modèle de géométrie 3D des liaisons, le modèle VSEPR.

1.2 Géométrie 3D : modèle VSEPR

L'expérience montre que l'eau H_2O est coudée alors que le CO_2 est linéaire. Pourtant dans les deux cas on a un atome de bite central avec deux atomes autour, à priori Lewis ne nous explique pas pourquoi la géométrie est différente. Comment peut on faire ?

Le problème est le suivant : on cherche la géométrie autour d'un atome avec n ligands (terme officiel, atome est peut être plus clair) et m doublets non liants. On écrit cette configuration AX_nE_m . Quelle est la géométrie autour de l'atome ?

Ce qu'il faut retenir c'est que les électrons se repoussent (interaction Coulombienne) ainsi ils vont s'écarter au maximum. Les doublets non liants sont de forte densité électronique et vont donc repousser les liaisons.

On traite quelques exemple avec quelques modèles moléculaires que l'on a monté : méthane, puis ammoniac, puis eau et enfin CO_2 .

En plus des modèles on peut envisager un diapo récap ou un logiciel de visualisation (explicitement au programme).



Pour finir de caractériser les liaisons covalentes, on va parler de leur longueur et de leur énergie

1.3 Longueur et énergie de liaison

La liaison covalente s'établit à petite distance : leur longueur est de l'ordre de $l \sim 1 \times 10^2$ pm (à peu près l'échelle de taille d'un atome, pas surprenant).

L'énergie de liaison est l'énergie qu'il faut fournir pour casser la liaison. Pour les liaisons covalentes, cette énergie varie de 100 à 500 kJ mol^{-1} . On donne une grandeur molaire car en pratique on travaille toujours avec un nombre de molécules qui est de l'ordre de la mole.

Remarque : en pratique les élèves ne se servent pas beaucoup de la valeur numérique, ils doivent juste retenir que ces liaisons sont plus "fortes" que VdW ou LH. Les valeurs numériques sont explicitement au programme en STL.

Remarque : Ce qui est explicitement au programme c'est l'existence de ces liaisons, l'OdG de leur énergie. Implicitement : le lien avec la polarisation des molécules. À quel point établir ce lien ? pas clair, on ne peut clairement pas sortir Keesom Debye et London ça va trop loin. Un bon compromis semble d'utiliser Coulomb, des + et des - ça s'attire.

2.3 Liaison H

Dans les molécules organiques, les hydrogènes sont omniprésents. Quand il est relié à un atome très électronégatif, il se fait fortement appauvrir sa densité électronique et se retrouve avec une charge partielle positive. Si un atome électronégatif portant un doublet non-liant se trouve à proximité comme (F, N ou O) une liaison se forme avec ce doublet entre cet atome et l'atome d'hydrogène, c'est la *liaison hydrogène*. On fait un schéma avec la notation en pointillés qui est à savoir.

Cette interaction est forte $E \sim 10\text{--}50 \text{ kJ mol}^{-1}$. Elle est d'importance capitale notamment dans le vivant. C'est elle qui maintient l'ADN en place par exemple.

On peut voir son influence macroscopique sur la température de fusion de deux diastéréoisomères que sont les acides maléiques et fumariques. Les deux ont la même formule développée mais l'un peut former plus de liaison H intermoléculaires (acide fumarique) que l'autre (acide maléique) qui forme aussi des liaisons H intramoléculaires.

Les liaisons hydrogènes entre les différentes molécules d'acide fumarique stabilisent sa structure il faut donc plus d'énergie pour rompre ces liaisons et le faire passer en phase liquide.

Point de fusion des acides maléiques et fumariques

 Pas de biblio

 3 minutes

On prend au banc Kofler la température de fusion de l'acide maléique. On s'attend à $T_{\text{fus}} = 131^\circ\text{C}$

On essaye avec l'acide fumarique et on observe que sa température de fusion dépasse la température maximale du banc Kofler.

3 Exemple d'application : température de fusion des alcanes

3.1 Température de fusion des alcanes

On donne les températures de fusion de plusieurs alcanes linéaires.

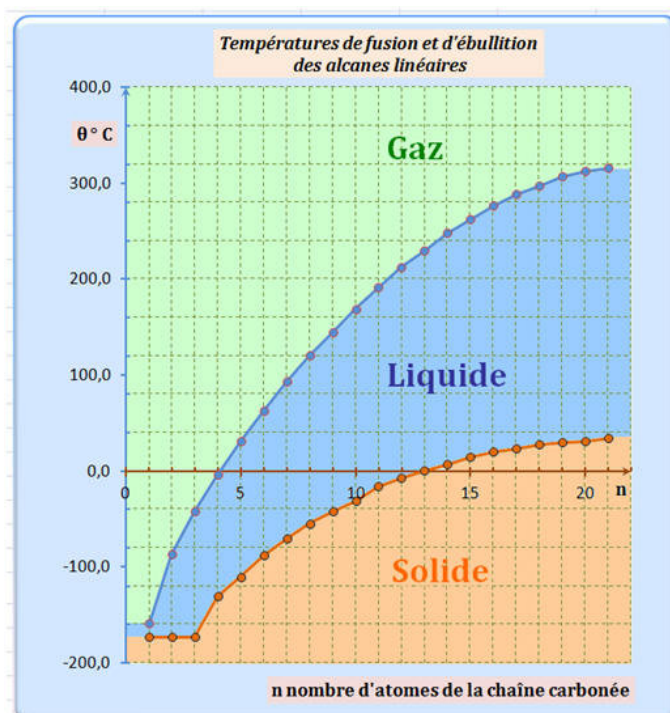


Fig. 2 : Températures de changement de phase des alcanes linéaire en fonction de la longueur de la chaîne carbonnée

Une température de fusion élevée correspond à des liaisons inter-moléculaires fortes. Quelles sont les liaisons mises en jeu ici ?

- H ? Non les liaisons C-H sont considérées comme non polarisées
- Van der Waals ? Oui, les alcanes ne sont pas polaires mais les liaisons de Van der Waals existent quand même et sont d'autant plus importantes que les molécules sont longues.

3.2 Influence sur la solubilité

On reprend les acides fumariques et maléiques et on essaye de les dissoudre dans l'eau. On observe que l'acide fumarique est plus soluble que l'acide maléique. En effet les deux stéréoisomères peuvent former des liaisons H avec l'eau mais l'acide fumarique est polaire alors que l'acide maléique est apolaire. L'eau est polaire donc l'eau solubilise mieux l'acide fumarique que l'acide fumarique du à des interactions de Van der Waals plus importantes.

Conclusion

On a vu dans cette leçon que la compréhension des mécanismes microscopiques mis en jeu dans la formation de le liaisons chimiques permet d'expliquer des phénomènes aux échelles supérieures, jusqu'à l'échelle macroscopique de l'observateur. La liste de liaison que l'on propose en [Table 1](#) n'est bien sur pas exhaustive, on la complètera dans quelques années.

Les liaisons sont aussi importantes à l'échelle microscopique pour comprendre la réactivité des espèces chimiques.

Liaison	Énergie	Longueur de liaison
Liaison covalente	150–500 kJ mol ⁻¹	courte (atomes voisins)
Liaison H	10–50 kJ mol ⁻¹	moyenne (atomes pas nécessairement de la même molécule)
Liaison de VdW	1–50 kJ mol ⁻¹	longue (atomes de molécules différentes)

Tab. 1 : Tableau récapitulatif des liaisons à connaître

4 Questions et commentaires

4.1 Questions

-

4.2 Commentaires

-