

LC01 : Liaisons chimiques

Louis Heitz et Vincent Brémaud

Sommaire

Extrait du bulletin officiel	3
Bibliographie	3
Introduction	4
I Liaisons intramoléculaires	4
I.1 Liaison covalente	4
I.2 Liaison ionique	4
II Liaisons intermoléculaires	5
II.1 Interaction de Van der Waals	5
II.2 Liaison hydrogène	5
Conclusion	5
A Commentaires et questions	5
B Liste matériel	5

Le code couleur utilisé dans ce document est le suivant :

- → Pour des éléments de correction / des questions posées par le correcteur
- Pour les renvois vers la bibliographie
- Pour des remarques diverses des auteurs
- ⚠ Pour des points particulièrement délicats, des erreurs à ne pas commettre
- Pour des liens cliquables
- ✂ Pour les manipulations

Extrait du bulletin officiel

Cohésion dans un solide. Modélisation par des interactions entre ions, entre entités polaires, entre entités apolaires et/ou par pont hydrogène .	Expliquer la cohésion au sein de composés solides ioniques et moléculaires par l'analyse des interactions entre entités.
---	--

Extrait programme première générale

Électronégativité, liaison covalente polarisée. Polarité d'une molécule. Liaisons intermoléculaires. Lien entre structure et propriétés physiques.	<ul style="list-style-type: none"> - Représenter les charges partielles localisées sur les atomes d'une liaison covalente en utilisant des valeurs d'électronégativité tabulées. - Relier la polarité éventuelle d'une molécule et sa géométrie. - Définir et identifier les liaisons hydrogène et de Van der Waals ; représenter les liaisons hydrogène. - Connaître et comparer les ordres de grandeur des énergies des liaisons intermoléculaires et covalentes. - Interpréter ou classer qualitativement les valeurs des températures ou des énergies de changement d'état d'espèces chimiques en comparant leurs structures.
---	---

Extrait programme première STL

Bibliographie

video papier

Introduction

Niveau : Lycée

PR : règle de l'octet / règle du duet, électronégativité,

Qu'est-ce qui explique l'existence des molécules ? Ou bien que les molécules s'agencent d'une certaine manière ? Il faut savoir quelles sont les interactions entre les différents constituants en jeu. On va s'intéresser dans un premier temps aux interactions, donc aux liaisons formées, au sein même d'une molécule.

I Liaisons intramoléculaires

I.1 Liaison covalente

C'est la plus naturelle. Elle vient de la mise en commun d'un électron par deux éléments ne respectant pas la règle de l'octet/du duet seuls.

Exemple : molécule de dihydrogène, de dioxygène.

La mise en commun d'un électron est favorable énergétiquement.

De façon générale, ce sont les électrons mis en commun dans ces liaisons (les électrons de valence), qui font la réactivité d'une espèce.

Quelles sont ses caractéristiques ? En ordre de grandeur $E \sim 100$ kJ/mol. Quelle est la distance typique entre deux atomes ? Comment cette distance dépend de la force de la liaison ? On sent que plus la liaison est forte, plus les atomes seront proches ! En effet si ils sont très éloignés ils n'interagissent pas. Si il y a une liaison multiple, plusieurs électrons sont partagés, la liaison sera d'autant plus forte donc courte.

⚠ Diapo liaisons multiples

Critère pour qu'une liaison se fasse ? Déjà vu, une fois molécule formée, il faut respecter l'octet. Mais il faut aussi $\Delta\chi < 1.7$ (arbitraire, phénoménologique). Si trop grand : l'électron est fourni à l'élément le plus électronégatif.

Transition : Quid de $\Delta\chi > 1.7$?

I.2 Liaison ionique

Interaction électrostatique entre les deux ions. Exemple NaCl. Energie du même OdG que pour une liaison covalente.

C'est ce qu'on retrouve par exemple dans un cristal de NaCl : ions Na^+ et Cl^- .

$d = 0.24$ nm, $E = 410$ kJ/mol. Mêmes OdG.

Différence ? Dissolution. Écrire réaction. ⚠ **Diapo dissolution**

Transition : En réalité on a décrit une molécule toute seule. Que se passe-t-il quand on les met ensemble ? Elle vont interagir, c'est bien pour ça qu'on n'a pas que des gaz, mais aussi des liquides et des solides.

II Liaisons intermoléculaires

II.1 Interaction de Van der Waals

On avait vu le critère pour une liaison covalente. Même quand il est respecté, si $\Delta\chi \neq 0$ alors on crée un moment dipolaire :

△ Diapo moment dipolaire

Quel effet cela a-t-il ? Eh bien, les charges moins veulent se rapprocher des charges + des autres dipôles, de même pour les charges plus. On parle d'interaction *dipolaire*, de Keesom.

On en liste deux autres : Debye entre molécule polaire et apolaire, London entre molécules apolaires.

On les résume sous les interactions de Van Der Waals. Plus faible que covalent/ionique : $E \sim 1$ à 10 kJ/mol avec une portée de l'ordre de 500 nm. Cela a tout de même un effet important en pratique : les molécules polaires (resp apolaires) ont tendance à se mélanger à des molécules polaires (apolaires) car interactions favorisées.

✂ Partage de I2, papiers.

Ça a un effet sur la température de fusion, qui n'est rien d'autre qu'une mesure d'une énergie à fournir pour briser les interactions inter moléculaires :

△ Température ébullition butane acétone sur diapo.

△ Diapo acide maléique/fumarique

Avec l'acide maléique/fumarique, il manque une interaction manifestement.

II.2 Liaison hydrogène

A lieu entre un atome d'H lié à un atome très électronégatif et un autre atome électronégatif.

En pratique, ces atomes : N,O,F.

$E \sim 10 - 20$ kJ/mol.

Retour sur l'acide maléique/fumarique. Ici on l'a classé dans inter, mais ça peut aussi être intra !

Conclusion

△ Diapo récapitulative des énergies mises en jeu selon liaison

On a fait un inventaire des liaisons présentes dans les milieux chimiques, qui permettent de rendre compte des expériences et de prévoir la réactivité des composés à partir de leur structure : chimie organique / électrophile / nucléophile.

A Commentaires et questions

B Liste matériel

✂ Manips :