

LC 13: FORCES INTERMOLÉCULAIRES; APPLICATIONS

17 janvier 2018

Correcteur : S. Prost

Eléa & Margaux

Niveau : L1

Prérequis

- Liaisons covalentes, énergie de liaison
- Polarité d'une molécule, moment dipolaire
- Principe d'exclusion de Pauli
- Structure secondaire d'une protéine
- Base de la spectroscopie IR

Plan

1. Liaisons de Van der Waals
 - (a) Interaction d'attraction
 - (b) Interaction totale
2. Liaison hydrogène
 - (a) Mise en évidence et propriétés
 - (b) Mise à profit

Commentaires du jury

Ok pour le plan et la leçon en général même s'il manquait des applications (par manque de temps). Petit conseil, pour gagner du temps : ne pas tout écrire au tableau notamment dans la partie sur les forces de Van der Waals et la courbe de Lennard-Jones si on tient compte du fait que les élèves l'ont déjà vu au lycée (et oui, cette leçon est en fait intégralement faite est première S...). Par exemple on peut faire un tableau à la flexcam qu'on complèterait au fur et à mesure à chaque fois que la notion a été traitée (avec le type de liaison, l'énergie (ordre de grandeur), un exemple, de quoi dépend l'énergie etc...). Donner des ordres de grandeur de rayons de Vdw. En application incontournable : IR, CCM, biologie.

Bibliographie

- Gréacias Migeon, Chimie tout en un MPSI PTSI (pour la base)
- Gerschel, Liaisons intermoléculaires (pour aller plus loin et pour les ordres de grandeur)
- Hénon, Liquides (pour aller encore plus loin et les démonstrations)
- Pour le spectre IR : Silverstein

Introduction

Dans une molécule : liaison covalente + ordre de grandeur

Si on met en contact ces molécules, interactions entre elles qui permettent d'expliquer certaines tendances dans les variations de propriétés des corps purs comme la solubilité ou la température d'ébullition.

Objectifs : connaître les différents types de forces intermoléculaires ; pour expliquer l'évolution des certaines propriétés.

Flex Variation de la température d'ébullition de certains corps purs (variation dans la colonne des chalcogènes et des halogènes)

Commentaire du jury : il faut cacher H_2O et HF pour garder l'effet de surprise après et il faut rajouter l'évolution dans la colonne du carbone pour comparer.

L'évolution ne peut pas s'expliquer grâce aux longueurs de liaison. Elle est en fait dû aux forces de Van der Waals.

1 Forces de Van der Waals

1.1 Interaction d'attraction

(Tableau) Propriétés : attractives, non directionnelles, non spécifiques, de faible intensité (qq kJ/mol)

Interaction de Keesom : entre deux dipôles permanents. Force dipolaire. Exemple : (éviter celui de l'eau) prendre par exemple l'éther ou l'acétone ou peut importe en fait... Expression simplifiée du potentiel ($U(r) = -C/r^6$) + ordre de grandeur : environ -0,5 kJ/mol. Interaction stabilisante qui explique par exemple pour des molécules polaires sont solubles entre elles.

Mais alors pourquoi O_2 est soluble dans l'eau ?

Interaction de Debye : entre un dipôle permanent et un dipôle induit. Force de polarisation. Expliquer le moment dipolaire induit sur le cas du dioxygène en montrant la déformation du nuage électronique. Expression du moment dipolaire induit en fonction du champ électrique induit. Introduire la polarisabilité (signification, unité et ordre de grandeur). Force de Debye est donc d'autant plus importante que la polarisabilité est importante et que la polarité de la molécule polaire est grande. Expression simplifiée de l'énergie potentielle + ordre de grandeur (environ -0,1 kJ/mol).

Revenir sur la flex pour expliquer les évolutions en donnant les valeurs de polarisabilité.

Habituellement le dioxygène est gazeux, comment expliquer qu'à basse température il peut être liquide ?

Interaction de London : entre deux dipôles instantanés. Force de dispersion. Fluctuation de la position des électrons entraîne un moment dipolaire instantané qui induit un moment dipolaire sur les molécules voisines. Expression simplifiée de l'énergie potentielle + ordre de grandeur (environ -3 kJ/mol).

Transition : il faut prendre toutes ces interactions en même temps et il faut prendre en compte la répulsion également.

1.2 Interaction totale

Interaction totale attractive : expression de l'énergie potentielle.

Flex : Tableau du poids des différentes interactions de Van der Waals. Passer du temps à le commenter et bien insister sur le fait que London est prédominante.

Répulsion : explication avec le principe d'exclusion de Pauli. Expression du potentiel en A/r_{12} .

Expression du potentiel de Lennard Jones. Tracé de U en fonction de r (plutôt en flex). Faire apparaître la distance à l'équilibre et introduire le rayon de Van der Waals (donner des valeurs).

Transition : revenir sur la flex et faire apparaître HF et l'eau. Il existe une force de plus forte intensité qui justifie ces particularités : la liaison hydrogène.

2 Liaison hydrogène

2.1 Mise en évidence et propriétés

Définition avec un schéma. Donner les critères pour avoir une liaison hydrogène.

Propriétés : attractive (exemple de HF isolé contre $(HF)_6$), directionnelle (exemple de l'eau), intensité intermédiaire (qq dizaines de kJ/mol), spécifique.

Transition : on a détaillé pour la température d'ébullition mais on peut expliquer d'autres phénomènes par ces liaisons hydrogènes.

2.2 Mise à profit

En spectroscopie IR :

Flex : spectre IR de 2,4,4-triméthylpentan-1-ol.

Commenter la bande d'élongation de OH avec la loi de Hooke.

En biologie :

Flex : structure en double hélice de l'ADN

3 Conclusion

(Flex) Tableau récap des différentes forces (énergie, exemple)

Ouverture sur la CCM, on peut parler aussi de chimie supramoléculaire si on se sent.

Questions

- Qui a introduit le concept de liaison H ?
- Quels sont les atomes pouvant intervenir dans les liaisons H (pour l'élève) ?
- Que doit on faire à un C portant un H pour qu'il puisse faire des liaisons H ?
- Dans les binaires L/L à miscibilité totale comment expliquer qu'on obtient un azéotrope à minimum souvent ?
- Pourquoi est ce différent pour un mélange Chloroforme/acétone ?
- La liaison OH est elle toujours à 3600 cm^{-1} ?
- Donner une utilité des liaisons H dans les molécules biologiques ? C'ad, de quoi sont elles responsables ?
- Et si la guanine n'est pas en face de la cytosine que se passe t-il ?
- Si on est dans un liquide, y a t-il toujours interaction de Keesom ?
- Quelles manipulations, TP proposeriez vous pour illustrer cette leçon ? Quel TD aussi ? (Une manipulation précise attendue)
- Dans les livres on compare les températures de changement d'état, quels sont les choix fait pour pouvoir faire cela ?
- Comment montrer que la polarisabilité augmente dans la colonne des halogènes ?
- Quand est ce que les élèves ont déjà entendu parler des toutes ces interactions ?
- A quel alcane est d'ailleurs comparée la propanone par exemple ?
- D'où vient le terme en $1/r^{12}$?