

Liaisons chimiques

Niveau : lycée (première générale)

Prérequis : classification périodique et configuration électronique, ions, interaction coulombienne

Biblio : Hachette physique-chimie première et seconde, Tout-en-un PCSI, 'les forces de VdW et le gecko'

Expériences : acides maléique et fumarique (modèles moléculaires puis détermination température de fusion), éventuellement détermination d'une longueur de liaison (Dunac), combustion de l'éthanol

Intro : nous avons vu l'existence d'atomes constitués d'un noyau et d'un nuage électronique, ils sont liés aux éléments de la classification périodique. En chimie on s'intéresse beaucoup aux molécules, qui sont des assemblages d'atomes. On peut aussi avoir des assemblages donnant lieu à des cristaux solides. La liaison chimique est la notion qui va nous permettre d'expliquer tout ça. Définition : interaction attractive qui maintient des atomes ou groupes d'atomes à courte distance (avoir en tête que d'après IUPAC seules les liaisons intramoléculaires sont des liaisons chimiques).

I – De l'atome à la molécule

1) Liaison covalente et structure des molécules

On peut trouver une configuration électronique grâce au tableau périodique. Configurations de l'hydrogène (un électron de valence) et de l'oxygène (6 électrons de valence qui forment 2 doublets non-liants et 2 électrons célibataires) via Ptable. Ce sont les électrons de valence qui nous intéressent car ils sont impliqués dans les liaisons **covalentes** : mise en commun d'électrons de valence de 2 atomes. Le formalisme de Lewis nous permet de construire les molécules. Les électrons de valence sont regroupés en doublets représentés par un tiret. Doublets liants (liaison covalente) et non-liants. Construction H₂O pas à pas, puis de NH₃. Stabilité : configuration gaz noble. Règle sur **slide**. Remarquer qu'elles ont été respectées ici, les appliquer au CO₂ et au N₂, liaisons doubles et triples. Lacune électronique et borane. La structure de Lewis va contraindre la géométrie des molécules : modèles moléculaires eau, méthane acides maléique/fumarique. Différences d'énergie entre types de liaisons.

2) Energie de liaison

Définition et **slide**. Expérience de combustion, identification puis détermination énergie de liaison, bien expliquer réaction.

II – Polarité d'une molécule

1) Liaison polarisée

La géométrie des molécules a des conséquences électrostatiques importantes. Définition de l'électronégativité. Liaison polarisée si différence suffisamment importante, exemple de HCl, électronégativités et densité électronique. Charges partielles, molécules polaires, exemple de l'eau. Manip du robinet ? Exemple du CO₂ (apolaire).

2) Liaison ionique

Si la différence d'électronégativité est trop importante, formation d'ions. Exemple de NaCl, solide ionique. **Slide**. Quelques centaines de kJ.mol⁻¹. Solides et phases condensées à partir d'autres types de liaisons ?

III – Des molécules aux phases condensées

1) Liaisons hydrogène

Définition et exemple pour l'eau. Quelques dizaines de kJ.mol-1. Cohésion aux états liquide et solide. Ces liaisons peuvent modifier les propriétés des molécules de façon importante. Retour sur les acides **slide** et mesure températures de fusion. Interprétation liaisons H. ADN et Kevlar.

2) Interactions de Van der Waals

Interactions électrostatiques de courte distance (nm) entre molécules. Une dizaine de kJ.mol-1. Solides et gecko **slide**.

Conclusion : on a vu comment on passait des atomes aux molécules puis aux liquides et solides. Le gecko est un bel exemple d'applications. Biomimétisme. **Slide**.

Questions : définition énergie de liaison, autres solides, solvants, isomérie, définitions de l'électronégativité, ADN, types d'interactions de Van der Waals, graphite, représentations de Lewis, réalité des modèles moléculaires.