

LC. 14. Liaisons chimiques

Pré-requis: formule développée, semi-développée...
e⁻ de valence, doublets liants et non liants.
Représentation de Lewis.

Introduction: Nous avons vu en classe de seconde les formules
semi développées et développées des molécules.

→ diapo.

Les traits pleins correspondent à des liaisons^{chimiques} entre les atomes.
Il faut garder en tête que ce trait n'est qu'une modélisation
de l'interaction entre plusieurs entités: dans notre cas
entre atomes.

La question qu'on se pose est, quelle est la nature de cet
interaction? ~~Est-ce qu'il existe~~ différents types d'interactions?
Existe-t-il

Quelle sont les conséquences sur les propriétés physico-
chimiques des espèces?

Pour répondre à ces questions, nous allons dans un
premier temps étudier la construction d'une molécule
à partir des atomes.

I. De l'atome à la molécule

I.1. Rappel liaison covalente

Lors des cours précédents, nous allons étudier les e^- de valence et la notion de doublet liant et non liant, ce qui nous ~~devait~~ permettrait de représenter les différentes molécules avec la représentation de Lewis.

→ Diapo.

À l'oral : bien dire que $CH_4 \rightarrow 4$ liaisons car il a besoin de $4e^-$ pour compléter sa dernière couche, Oxygène 2 liaisons ... Azote 3 liaisons ... hydrogène règle du duet et de l'octet...

Ce sont des liaisons covalentes : mise en commun de deux électrons.

→ signe de la stabilité!

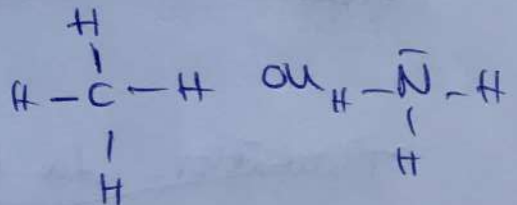
OdG de cette liaison : $\approx 400 \text{ KJ.mol}^{-1}$. Elle est d'origine gravitationnelle : liaison forte.

Transition :

~~Par contre, la représentation de Lewis ne nous permet pas de voir la géométrie dans~~

Transition : Avogadro. Je fais

tel gel et après



je fais : Extensions : optimise géométrie.

et on voit la représentation en 3D.

I.2. Géométrie des molécules

Comment savoir?

À partir de la ~~seule~~ représentation de Lewis :

diag la structure spatiale d'une molécule est celle dans laquelle les doublets d'e⁻, liants et non liants autour de chaque atome, s'écartent au maximum les uns des autres.

→ la répulsion électrique entre doublets impose une disposition tétraédrique pour 4 doublets se répartissant dans une molécule.

→ Avogadro

→ montrer molécule d'ammoniac.

Expliquer ~~par ammonia~~ atome azote : 2 doublets
non liants

molécule → pyramide à base
triangulaire

→ Faire H₂O . . .

→ Faire dioxygène : molécule plane.

double liaison.

~~Transition: la double liaison nous permet d'introduire
le phénomène d'isomérisation.~~

Je n'ai pas le temps . . .

Transition: la connaissance de la géométrie des ~~etc~~ molécules, va nous permettre de définir ce qu'on appelle la polarisation d'une liaison covalente et la polarité d'une entité moléculaire.

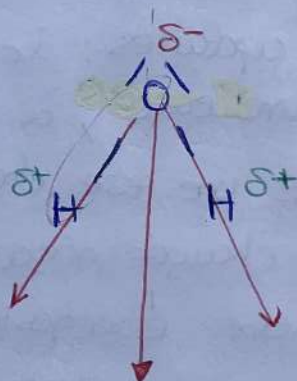
I.3 Polarité

charge moléculaire est constituée d'un nb différent ~~d'entité de~~ d'atomes et charge atome a une électro-négativité différente.

L'électro-négativité est la capacité d'un atome à attirer les e^- lors de la formation d'une liaison chimique.

→ Diapo variation classif. périodique

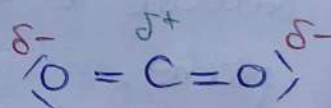
Exemple :



(Faire du tableau)

molécule polaire

dans le cas du



molécule apolaire

Donc liaison ^{covalent} polaire : H-O

liaison apolaire : C-C

molécule polaire → peut réagir avec d'autres molécules grâce à des interactions entre dipôles → interactions de vdW même si la molécule est apolaire.

~~Discussion:~~

~~Ces types d'interactions nous permettent de comprendre
sont au sein de la cohésion de la matière.
Qu'est-ce qui se passe si la différence d'électrons
est très grande?~~

La polarité ou la non polarité d'une molécule nous permet
d'expliquer la cohésion des solides moléculaires.

La cohésion
d'un solide moléculaire est assurée par des interactions
électrostatiques appelées interactions de VdW.

II. Interactions de Van der Waals

II.1. Types d'interactions

Il existe plusieurs types d'interactions de VdW:

- Entre molécules polaires : les zones qui portent des charges partielles opposées s'attirent.
- Entre molécules apolaires : le nuage électronique fluctue en permanence, à un instant t , une molécule possède une zone chargée positivement et une autre zone chargée négativement. Il peut donc y avoir des interactions électrostatiques entre la zone + d'une molécule et la zone - d'une autre molécule proche.

Exemple : Température de fusion ou d'ébullition.

Nous comprenons alors selon ce qu'on vient de dire que plus le nuage électronique autour de l'atome est grand, plus l'atome est gros et plus les interactions de VdW seront grandes.

Vas parer voir (sur diapo).
les T_{eb} des éléments en fct de leur taille:

Plus taille \uparrow interactions \uparrow \rightarrow compliqué de casser ces
liaisons / interactions donc $\uparrow T$

\rightarrow on voit que c'est bien le cas du S, Se, Te, Po. avec H_2 .
Par contre, il y a un problème dans le cas de l'eau.
La T_{eb} est beaucoup plus grande ! $\times Q?$

\rightarrow présence des liaisons hydrogène.

II.2 Liaison hydrogène.

\rightarrow définition: diapo.

donc \rightarrow la présence de ces liaisons rendent l'ébullition
ou la fusion plus dure donc T plus hautes nécessaires

Ce sont les liaisons hydrogène qui nous permettent
de justifier la densité plus faible de la glace
que de l'eau liquide. \rightarrow Diapo

Et aussi les températures d'ébullition des alcools
plus faibles que celles des alcanes linéaires.

Transition: mais qu'est ce qu'il se passe lorsque
la différence d'électro-négativité est très grande
entre deux atomes ??

$|\Delta\chi| < 2 \Rightarrow$ liaison coval.

$|\Delta\chi| > 2 \Rightarrow$ liaison ionique, polaire.

III. liaisons ioniques

Exemple: cas de sodium et de chlore

$$\chi_{\text{Na}} = 0,93 \quad \chi_{\text{Cl}} = 3,16.$$

La différence est tellement grande que le chlore va prendre l'e⁻ du sodium. on a ainsi des ions



Interaction électrostatique force de Coulomb

III. 1. Solides ioniques.

Un solide ionique est une structure solide, constituée d'un empilement compact et régulier de cations et ions. La cohésion est assurée par les interactions électrostatiques entre les cations et les anions.

Liaisons fortes!

Transition.

mais si ces liaisons sont fortes, alors pourquoi la dissolution du sel dans l'eau est simple?

III. 2. Dissolution des solides ioniques.

On peut faire une expérience: dissolution de ~~NaCl~~
du sel dans l'eau et dans le cyclohexane.

Vidéo. youtube très mignon!

Explication de la solubilité dans l'eau:

→ la molécule d'eau est polaire et peut interagir avec les ions du solide ionique. Ces interactions permettent d'expliquer la dissolution d'un solide ionique dans l'eau.

La dissolution ionique dans l'eau se déroule en 3 étapes:

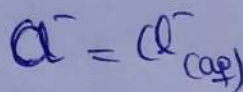
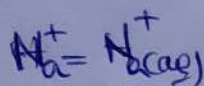


↳ ce n'existe pas dans le cas des composés initialement ionisés comme NaCl!!

① Dissociation: les molécules d'eau s'approchent du solide et fragilisent les interactions électrostatiques qui existent entre les anions et les cations, qui se rompent.



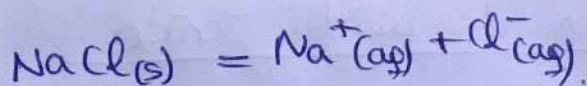
② solvation: les molécules d'eau entourent les ions: on dit qu'ils sont solvatés ou hydratés (interactions



attractives stabilisantes).

③ Dispersion: les ions solvatés s'éloignent du solide et se dispersent parmi les molécules d'eau.

modélisation:



Valeurs à savoir:
sol. du sel dans l'eau:

$$S = 358 \text{ g/L}$$

S = mille!

Je dois que conclusion

Ouvrir sur extraction liquide-liquide } en fait de
salvants! } la polarisation
extraction du
diode
dans
la
betadine
~~est~~

IR pour trouver les groupes chim. orga
Mécanisme réactionnels.

À savoir :

Plus la chaîne carbonée d'un alcool ou d'un alcane est longue, plus les interactions de VdW sont ~~généralisées~~ fortes. Cela signifie qu'il faut apporter plus d'énergie thermique pour vaincre ces interactions et provoquer 1 chang. d'état, des quatre premiers alcanes : méthane, éthane, propane sont gazeux à 25°C , 1 atm. À partir du pentane jusqu'au hexadécane \rightarrow liquides. Après solides. Par conséquent $\rightarrow T_{eb}$ et $T_f \uparrow$ grand chaîne carbonée longue !
