

# Liaisons chimiques

2 juin 2021

Document en construction.

Leçon de niveau lycée (première STL).

Il s'agit d'expliquer ce qui pousse les atomes à s'apparier pour former des édifices moléculaires, mais aussi d'expliquer la stabilité des solides, et la réactivité des molécules (une réaction chimique consiste surtout en le cassage de certaines liaisons et la reformation d'autres liaisons).

**Notions à développer.** Liaisons covalentes polarisées. Schémas de Lewis : liaisons simples, doubles, triples, doublets non-liants... Liaisons intermoléculaires, liens entre propriétés physiques d'une molécule et les liaisons chimiques.

**Prérequis.** Configuration électronique d'un atome à l'état fondamental. Valence chimique, gaz nobles, etc...

## 1 De l'atome à la molécule

### 1.1 Liaison covalente et polarisation

Le tableau périodique, les configurations électroniques : règle de l'octet, règle du duet... Mise en commun d'électrons pour les atomes pour former des édifices plus stables, ayant la structure de gaz rares. Les atomes recherchent toujours le maximum de stabilité. Formation d'une liaison covalente : les atomes mettent en commun deux électrons (un venant de chaque atome) d'une de leurs couches externes (couche de valence), afin de créer une liaison. Schémas de Lewis. Exemple avec une molécule d'eau : expliciter configs de O

et de H, O veut bien mettre en commun deux électrons pour arriver à la structure du néon, et pareil pour H qui peut avoir la structure de l'hélium. Avec classification périodique sous la main. Ne pas utiliser les cases quantiques!

Evoquer la théorie VSEPR (valence shell electron pair repulsion) : comment les liaisons conditionnent la géométrie d'une molécule, en se repoussant les uns les autres.

## 1.2 Polarisation des liaisons

Introduction à l'électronégativité. Déséquilibre du partage des électrons. Certains atomes (montrer sur classification) ont tendance à tirer la couverture vers eux : les électrons d'une liaison ne sont pas partagés équitablement, mais plus proches de l'atome le plus électronégatif. Toujours pour la molécule d'eau. Echelle d'électronégativité sur la classification périodique.  $\Delta\chi > 0,4$  pour considérer une liaison polarisée?

Ceci engendre des molécules polaires et apolaires. Calculs de moments dipolaires. Pour OH :  $\Delta\chi = 1,24$ ; Moment dipolaire expérimental de la molécule d'eau : 1,85D. Indice de polarisation des liaisons?

Les barycentres des charges + et - ne sont plus confondus : la molécule est polaire. Ceci implique des propriétés particulières, par exemple pour les solvants.

Si la différence d'électronégativité est trop élevée, alors on tombe dans la liaison ionique.

Pour information :  $\Delta\chi_{AB} = 0,102(E_{AB} - (E_{AA} \times E_{BB})^{1/2})^{1/2}$  selon l'échelle de Linus Pauling avec les énergies en kJ/mol

Spectroscopie à rayonnement IR.

Manip support : rôle de la catalyse acide dans l'estérification de Fischer (met en exergue la liaison C=O). Ne pas trop aller dans les détails sur le mécanisme réactionnel cependant.

## 2 Solides moléculaires

### 2.1 Liaisons de Van der Waals

Elles peuvent avoir lieu entre molécules polaires : les charges fictives  $\delta^+$  et  $\delta^-$  s'attirent, c'est une interaction électrostatique.

Elles sont souvent masquées par les autres liaisons cependant elles sont déterminantes pour expliquer les transitions de phases.

Manip-support : comparaison de la solubilité du sel dans l'eau et dans le cyclohexane. A revoir plus tard, lorsqu'on parlera des solides ioniques.

## 2.2 Liaisons hydrogène

Manip : Mesure du point de fusion de l'acide maléique. Comparaison avec l'acide fumarique, son isomère E, qui est beaucoup plus élevé. Interprétation : la présence d'une liaison hydrogène intra-moléculaire pour l'acide maléique, qui ne permet pas de faire des liaisons hydrogène inter-moléculaires ce qui réduit la stabilité.

Cette interaction nécessite :

- Une liaison X-H avec X très électronégatif (par exemple F, O, N).
- Un atome électronégatif portant au moins un doublet non-liant (comme F, O, N).

C'est la conséquence de l'apparition d'une charge fictive  $\delta^+$  sur l'atome d'hydrogène, qui aura donc tendance à se rapprocher des doublets non-liants de l'autre atome. Elle est importante pour expliquer la cohésion de nombreuses molécules, par exemple l'ADN.

Elle est moins forte que la liaison covalente, mais bien plus que la liaison de Van der Waals.

## 3 Solides ioniques

Formation de cristaux. Réseaux cristallins. Manip support : comparaison de la solubilité du chlorure de sodium dans l'eau et dans le cyclohexane. Interactions ion-ion. Ceci explique leur bonne capacité à se dissoudre dans les solvants polaires.

Energie potentielle et constante de Madelung ? totalement hors de propos au lycée, mais à garder sous le coude.

La différence d'électronégativité est supérieure à 1,7 (par exemple, pour NaCl, c'est  $\Delta\chi = 2,23$ ) auquel cas, les atomes s'ionisent pour adopter la structure électronique du gaz rare le plus proche. Ils sont donc attirés par interaction électrostatique : les - attirent les +. Leur constitution particulière explique leur solubilité dans certains solvants, notamment les solvants polaires (sortir cyclohexane et eau + sel).

## Données illustratives

Ordres de grandeur des différentes liaisons :

Interaction	Energie moyenne en kJ/mol
Van der Waals	5 - 10
Hydrogène	10 - 30
Ionique	100 - 600
Métallique	100 - 800
Covalente	200 - 800

## Bibliographie

Fosset, B. Baudin, J.-B. et Lahitète, F. (2017). *Chimie PSI/PSI\* Tout-en-un*. Dunod.

Bach, S. , Buet, F. et Volet, G. (2008). *CAPES de Sciences physiques : Tome 2 - Chimie*. Belin.

[http ://webphysique.fr/liaison-polarisee/](http://webphysique.fr/liaison-polarisee/)