

LC05 de la structure des entités aux propriétés physique de la matière

Rémi de Guiran, Alexandre Koessler

Niveau : Tale STL

Element imposé :

Programme :

Commentaires du jury

•

Prérequis

Expériences

➤ Prérequis 1

Table des matières

1 Polarité d'une entité chimique	1
1.1 Géométrie des mollécules	1
1.2 Polarisaton	1
2 Cohésion, solubilité, miscibilité	2
2.1 Cohésion des solides ioniques	2
2.2 Ponts hydrogène	2
2.3 Solubilité	2

Introduction pédagogique

1 Polarité d'une entité chimique

1.1 Géométrie des mollécules

- Expé du filet d'eau qui est dévié par le batton chargé → Polarité des mollécules d'eau
- Organisation des mollécules avec la visualisation des ballons → géométri tétraédrique, illustration de la mollécule d'eau qui est donc coudée

1.2 Polarisaton

- Il se trouve que l'oxygene de l'eau attire plus vers lui les électrons, on dit que son électronégativité est *p^lus grande*.

- **Def électronégativité** : capacité qu'un atome a d'attirer les électrons d'une liaison vers lui. Différentes échelles. Sur l'échelle de Pauling $1 < \chi < 4$

- Electronégativité sur le tableau périodique. Plus haut vers le haut et vers la droite... Lien avec la configuration électronique la plus stable qui est celle du gaz noble le plus proche.

Différents cas :

- Faible différence d'électronégativité : $\chi_1 - \chi_2 < 0.4$ Liaison apolaire
- Diff moyenne $0.5 < \chi_1 - \chi_2 < 2$ -> l'atome le + électronégatif (resp électropositif) a une charge partielle négative (resp positive)
- Diff forte $\chi_1 - \chi_2 > 2$ tout se passe comme si l'atome le + électronégatif possède la totalité de la charge -. On parle de liaison ionique.

Liaison polarisée : comportement comme un aimant. illustration pour H₂O, 2 aimants qui s'ajoutent pour donner un dipôle net non nul. Pour le CO₂, la molécule est linéaire et par symétrie, les 2 aimants s'annulent.

2 Cohésion, solubilité, miscibilité

2.1 Cohésion des solides ioniques

En reprenant l'analogie faite avant, on a au niveau d'une liaison polaire l'équivalent d'un pôle nord et d'un pôle sud. Il se passe la même chose pour une liaison ionique.

→ Pour des ions, les charges opposées s'attirent. Cela va conditionner la manière dont les ions s'organisent.

Exemple : sel de table $Na^+ + Cl^-$ → schéma au tableau, les - s'entourent de + et réciproquement.

2.2 Ponts hydrogène

Pour l'eau, charge partielle positive sur les H et négatives sur les O. Les Ch partielles négatives attirent les ch partielles positives et réciproquement. Les molécules d'eau vont s'organiser pour que le O d'une molécule soit proche d'un H. Cela permet de stabiliser les 2 pôles. C'est ce qu'on appelle un pont hydrogène. Ce pont, est moins "fort" que pour une liaison ionique ce qui explique pourquoi à température ambiante, les molécules d'eau peuvent glisser les une sur les autres, et donc à l'eau d'être liquide.

2.3 Solubilité

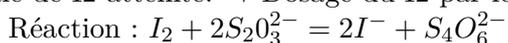
Def solubilité :

Il faut que les molécules de liquide arrivent à stabiliser les molécules d'eau entrantes.

Pour stabiliser un soluté, les molécules de solvant s'organisent autour des entités de soluté. C'est ce qu'on observe avec des ions.

Exemple : NaCl, la solubilisation du sel est facilitée dans l'eau, permise grâce à la polarité de la molécule d'eau. A l'inverse, pour des solvant apolaires, on observera une meilleure solubilisation pour des composés apolaires.

Expérience : solubilité du I₂ dans l'eau : On cherche à quantifier la concentration maximale de I₂ atteinte. → Dosage du I₂ par le thiosulfate.



L'équivalence a changé par rapport à en préparation, sans doute à cause des changements de température.

En conclusion on aurait pu s'intéresser à la miscibilité de solvants entre eux. Et j'ai oublié la suite.

But

Message clé

Questions

- question

Réponse : réponse

Commentaires

- Comment.