
Niveau : L2 (pour la thermo)

Prérequis :

- Interaction électrostatiques
- Grandeur de réactions
- Cycle thermodynamique
- Premier principe
- Électronégativité de Pauling
- Base de la cristallographie

Difficulté :

- comprendre la nature non absolue des liaisons : une liaison chimie n'est pas strictement covalent ou ionique, c'est un mélange des deux dicté par l'électronégativité des entités liées.

TD

- calcul de degré d'ionité
- Calcul du rapport ionique et voir s'il obéit à la règle des rayons ioniques

Cours fait après la leçon liaisons métallique. Les élèves ont donc une vision panoramique de ce que peut être la liaison chimiques.

Biblio :

- Chimie³
- L'indispensable en liaison chimique
- Housecroft
- Atkins chimie générale
- Fosset PCSI

Introduction :

On va s'intéresser à des liaisons différentes que ce qu'on a déjà vu dans la leçon liaison covalence.
On prend l'exemple du chlorure de sodium, quel est le type de liaison qui le compose ? Liaison ionique => on va étudier ce type de liaison.

I. Propriétés de la liaison chimique

1. La liaison ionique

- **Liaison ionique** : Liaison entre atomes possédant une grande différence d'électronégativité
- Formation de la liaison (deux ions de charges opposés, échange d'électrons=> liaison ionique)
=> *L'indispensable en liaison chimique* fiche n°16 p.70 (schéma plus tout centré sur l'exemple du NaCl)
- Au sens propre : C'est une interaction électrostatique entre cation et anion

====> Mais aucune liaison n'est parfaitement covalence

- Degrés d'ionocité : Leçon Manon : http://perso.ens-lyon.fr/manon.leconte/pedago/fichiers/interactions/liaison_ionique.pdf

- Prédire la nature de la liaison : triangle de Van Arkel Ketelaar :
=> Chimie³ chapitre n°5 solides, p.258

Transition : cette formation de liaison peut nous être très intéressante. En effet, il est difficile de mesurer la taille d'un atome individuel à cause de sa nature ondulatoire. Mais avec la formation de liaison ionique on peut y arriver.

2. Le rayon ionique

- Modèle ionique : ions comme des sphères dures indéformables
- Définition du rayon ionique (leçon Manon => c'est clair)
- Mesure par DRX
- Evolution des rayons ioniques

=> Chimie³ chap n°2 : structure et propriétés de l'atome p.114 et 115 (première définition à prendre, c'est plus en surface)

=> Chimie³ chapitre n°5 solides, p.246 (ça va plus en profondeur et on a des valeurs de rayons ioniques)

=> Housecroft Chap n°6 : Structure et énergétique des solides métalliques et ioniques p.163

Transition : on va donc avoir formation de structure solide mais on va voir que c'est pas toujours possible et qu'il y a des règles à respecter.

3. Prédiction de la structure du solide

Première chose : présentation du solide ionique : sphères dures indéformables + ses propriétés

=> L'indispensable p.71 (centré sur l'exemple de NaCl)

=> Schott chap n°14 : Architecture de la matière condensée p.404 (propriétés du solide)

Puis ,

- Règle des rayons ioniques : Rapport des rayons ioniques qu'on compare sur rapport critique (dans un solide ionique, les ions sont supposés être en contact, il faut voir si on vérifie bien cette prédiction en calculant le rapport ionique et en le comparant à des valeurs théoriques dépendant de la coordinence du solide, si c'est ok, ça respecte la règle des rayons ioniques)
- => Chimie³ chapitre n°5 solides, p.248 (complet + développement mathématique du rapport critique)

Données pour exemple de NaCl : http://ressources.univ-lemans.fr/AccesLibre/UM/Pedago/chimie/01/06-Etat_solide/deug/nacl.html

=> On voit si il respecte bien la règle de rayons ioniques.

Transition : Quelles est l'énergie qui permet la formation des ces liaisons ioniques et donc qui garanti la cohésion des solides ioniques ?

II. Cohésion des solides ioniques

1. Energie réticulaire

Energie réticulaire : énergie interne de formation d'une mole de cristal solide à partir de ses ions pris à l'état isolé (gaz) à 0K

Elle dépend de :

- la charge des ions
- La polarisabilité des ions

=> L'indispensable p.71

Transition : on va voir comment on peut calculer cette énergie réticulaire.

2. Cycle de Born- Haber

Exemple de la formation du sel NaCl à partir du sodium solide et du dichlore gazeux :

- faire le cycle au tableau
- Faire les calculs

=> *Chimie³ chapitre n°5 solides, p.246 (tout y est!!)*

3. Modèle électrostatique

=> Leçon Manon : reprendre tel quel : http://perso.ens-lyon.fr/manon.leconte/pedago/fichiers/interactions/liaison_ionique.pdf