

lundi 13 septembre 2004

SCIENCES PHYSIQUES

Partie 2 : la mesure en chimie

Chapitre 2 : LES SOLUTIONS IONIQUES

I. Les solides ioniques

1) La structure d'un cristal ionique.

Il s'agit d'un solide où les ions sont régulièrement disposés. Si on observe un cristal de chlorure de sodium, on peut voir qu'il s'agit de cubes régulièrement empilés qui forment des pyramides. Les formes géométriques que l'on observe rendent compte de l'arrangement des ions.

Chaque cristal a sa structure. Dans le cas de NaCl, chaque Na^+ est entouré de 6 Cl^- et vice versa. Ce n'est pas toujours le cas. *Exemple : CaF_2 .*

2) La cohésion d'un cristal ionique.

Deux charges de signes contraires s'attirent. Si elles ont les mêmes signes, elles se repoussent. Cela donne naissance à des forces d'interaction Coulombiennes (de types électrostatique). En moyenne dans un solide, les forces attractives sont plus grandes que les forces répulsives, ce qui assure la cohésion.

Contrairement aux métaux, les cristaux ioniques n'ont pas d'électrons libres. Ce sont donc des isolants.

II. Les solutions ioniques

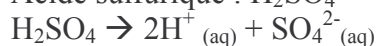
1. Dissolution de solides ioniques :

NaCl : chlorure de sodium (sel, solide) + eau = solution

L'eau sépare les ions qui peuvent se déplacer. Les solutions ioniques sont donc conductrices. Les liquides qui laissent passer le courant sont appelés électrolytes.

2. Dissolution de liquides :

Acide sulfurique : H_2SO_4



Souvent, la dissolution s'accompagne d'une augmentation de température.

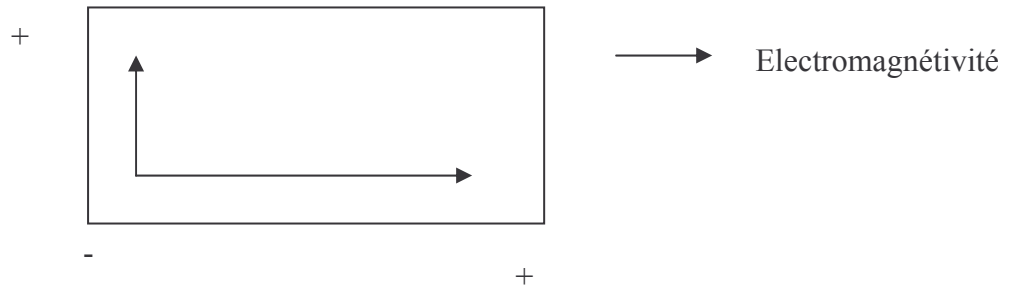
3. Dissolution de gaz

cf expérience du « jet d'eau ».

III. La polarité des molécules et la solvation des ions

1. L'électromagnétisme des éléments.

L'électromagnétisme d'un corps mesure son aptitude à attirer à lui les électrons. Cela a un rapport avec la position de l'atome dans sa classification périodique.

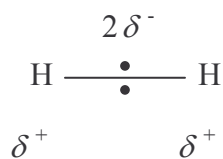


2. La polarité d'une liaison covalente.

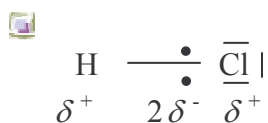


Paire d'électrons
 Doublet liant d'électrons
 Liaison covalente

Si les 2 atomes sont identiques, ils attirent tous les 2 de la même façon les électrons. C'est l'électronégativité. La paire se trouve également à égale distance des 2 atomes. On parle de barycentre des charges.



On remarque qu'il y a superposition des barycentres, des charges positives et des charges négatives. On dit que la molécule est non polaire et symétrique.

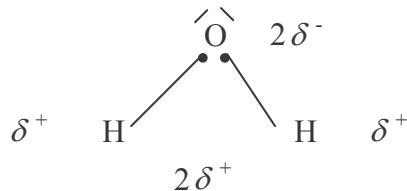


Si les atomes ne sont pas identiques. Dans cette molécule, le Cl est plus électronégatif que la molécule d'H. La paire d'électrons se déplace vers lui.

La barycentre des charges positives ne se situe pas au même endroit que celui des charges négatives. On dit que la liaison HCl est polarisée. Les électrons ne sont pas au milieu. La molécule est polaire. On dit que HCl a un caractère dipolaire.

Un dipôle électrique est formé de 2 charges égales de signes contraires situées à une distance fixe. Les molécules dipolaires sont solubles dans l'eau.

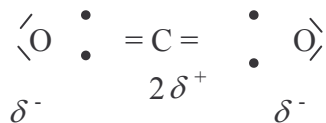
3. Cas de la molécule d'eau :



L'O₂ est plus électronégatif que l'hydrogène.

L'eau est une molécule dipolaire. On parle de solvant polarisé.

Remarque : CO₂



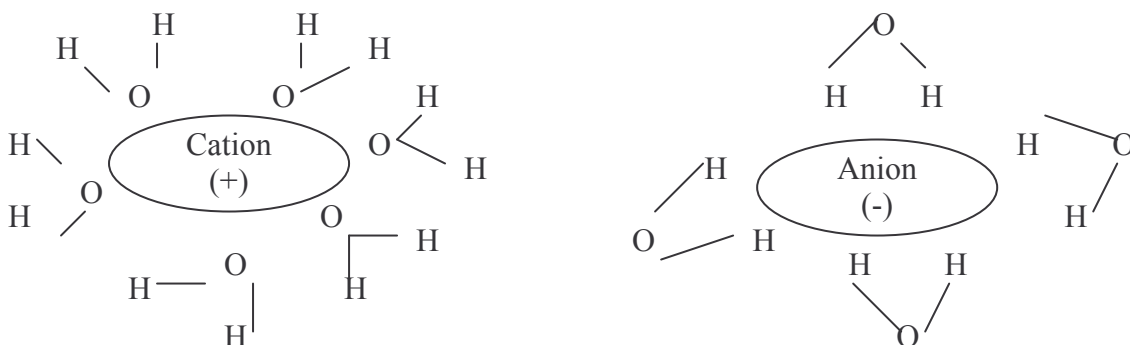
CO₂ est une molécule géométriquement symétrique même si les atomes n'ont pas la même électronégativité, ce n'est pas une molécule polaire.

4. Intersection entre une molécule polaire et une charge électrique.

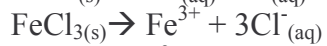
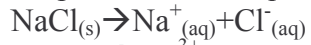
L'interaction est toujours attractive : un bâton d'ébonite chargé négativement attire l'eau de la même façon qu'un morceau de verre chargé négativement.

5. La solvation des ions :

A proximité d'une charge électrique, la molécule d'eau s'oriente. Il y a donc interaction entre l'eau et les ions. On appelle solvation ou hydratation le fait que les ions au contact de l'eau s'entourent de molécules H₂O. Ces molécules isolent les ions qui peuvent alors se déplacer.



On peut écrire les équations de dissolution :



$$C_{\text{FeCl}_3} \quad [\text{Fe}^{3+}_{(aq)}] \quad [\text{Cl}^-_{(aq)}] = 3 C_{\text{FeCl}_3}$$

Certains composés solides peuvent être hydrates. En tenir compte dans le calcul dans la masse molaire.



La dissolution se passe en 2 étapes :

- Rupture des interactions entre les ions. Cela consomme de l'énergie.
- Solvatation des ions qui fournit de l'énergie.

En général, l'énergie fournie est plus importante que l'énergie consommée, donc la température augmente.

On parle parfois de « protons H^+ ».

IV. Les concentrations molaires :

« c » est utilisé pour une concentration de soluté apporté avant dissolution.

On utilise des crochets pour les concentrations des espèces souvent uniques après dissolution.

Attention aux coefficients !