

LC03 : SOLUBILITÉ (LYCÉE)

Prérequis

- électronégativité
- polarité des molécules
- solvant/soluté
- conductimétrie

Idées directrices à faire passer

- ce qui se ressemble est soluble
- de nombreux facteurs influencent la solubilité
- garder en toile de fond la compétitivité énergétique entre rupture de liaisons dans le cristal et création de liaisons entre solvant et soluté

Commentaires du jury

–

Bibliographie

- [1] Physique-chimie 1erS, Hachette
- [2] La chimie expérimentale : chimie générale, Le Maréchal, Dunod
- [3] 40 expériences illustrées de chimie générale et organique, Grüber, De Boeck
- [4] Chimie : molécules, matière, métamorphoses, Atkins, De Boeck

Introduction [4] : Reprendre la petite introduction du Atkins p438 :

- c'est une expérience courante de voir un solide se dissoudre dans un liquide (sel dans l'eau des pâtes)
- on s'intéresse ici à la dissolution des solides dans les solvants et particulièrement dans l'eau
- c'est d'un grand intérêt en chimie, puisqu'il est bien plus facile de faire les réactions en solution (mobilité des réactifs).

I Interactions intermoléculaires

1 Cohésion des solides ioniques [1]

- définition (montrer sur modèle moléculaire)
- rappeler la loi de Coulomb -> cohésion par interactions électrostatiques
- donner des ODG de cette force d'interaction

2 Cohésion des solides moléculaires [1]

- rappeler la définition de dipôle électrique et le moment dipolaire \vec{p}
- interpréter en terme d'électronégativité différente des constituants de la molécule
- donner des exemples (prendre l'eau ! et faire sur un modèle moléculaire)
- définir cristal moléculaire
- donner le type d'interaction : dipolaire électrique (VdW) et liaisons H
- bien définir ces interactions (sans entrer dans les détails)
- donner des ODG de ces énergies

3 Interaction solvant/soluté [1]

- les mêmes types de liaisons peuvent avoir lieu entre les molécules de solvant
- définir alors solvant polaire/apolaire
- en restant très succinct parler de solvant protique/aprotique
- expliquer qu'alors des interactions de ce type pourront avoir lieu entre les molécules du cristal et celles du solvant
- expliquer alors le principe en terme de compétitivité d'énergie d'une dissolution

II Dissolution

1 Solubilité [4]

- donner la réaction de solubilité du sel de table
- faire l'expérience (en dissolvant tout)
- mais si on en ajoute beaucoup, il devient impossible de tout dissoudre
- on atteint un équilibre entre quantité dissoute et sous forme solide
- dans des conditions thermodynamiques (nature du solvant, température, acidité...), la quantité maximale de solide que l'on peut dissoudre par litre de solvant est fixée. La solution est dite saturée

2 Dissolution d'un solide ionique [1] et [2]

- manipulation : suivre la manipulation 16.1 du Maréchal. On compare la conductivité d'une solution de sel et de sucre en allumant une petite lampe. A faire en bilan de ces deux premiers points pour mettre en évidence la différence entre solide ionique et moléculaire. Deux solides semblables ont donc des propriétés bien différentes lorsqu'ils sont mis en solution.
- donner un exemple
- définir les trois étapes de la dissolution : dissociation, hydratation, dispersion

En toute rigueur, cette manipulation ne prouve pas l'état du cristal préexistant. La dissolution aurait pu se faire sous forme ionique même pour un cristal moléculaire.

3 Dissolution d'un solide moléculaire [1]

- décrire le processus par formation de nouvelles liaisons
- décrire les cas en donnant à chaque fois un exemple (soluté polaire dans solvant polaire, protique dans protique, apolaire dans apolaire)

4 Effet thermique de la dissolution [2]

- la dissolution se fait par rupture et création de nouvelles liaisons. On a donc changé l'état énergétique de l'ensemble et selon les cas la dissolution libérera de l'énergie (solide d'énergie plus forte que soluté) ou en consommera (solide d'énergie plus faible que soluté).
- manipulation : suivre la manipulation 16.4.1 (de manière qualitative). On compare l'exothermicité de trois dissolutions (l'une est endothermique, l'autre athermique, la dernière exothermique). Pour que les réactions soient spectaculaires, utiliser de l'eau froide (on montrera la formation de glace sur la paroi du tube endothermique!)

III Facteurs influençant la dissolution [4]

1 Règle de similitude

- cela reprend et généralise la règle qu'on a donné pour la solubilité des solides moléculaires
- là encore des considérations énergétiques interviennent, puisque la solubilisation consiste à remplacer une liaison par une autre

2 Influence de la température [2] et [4]

- l'évolution avec la température est difficile à prévoir, même si dans la plupart des cas une élévation de température est favorable à la dissolution.
- manipulation : suivre l'expérience 16.3.1.2 (pluie d'or) du Maréchal. expérience illustrative et jolie

Conclusion [3] :

- bilan : revenir sur le fait que la solubilité est un phénomène compétitif en énergie (même si c'est à la limite du programme, c'est un point central). L'équilibre solide/soluté se fera pour minimiser l'énergie totale
- ouverture : principe de l'extraction liquide/liquide. Il y a passage du soluté dans le solvant présentant la meilleure capacité à le solubiliser (protocole expérimental présenté dans le Grüber p46)

Q/R

1. Toutes les solutions obtenues sont elles conductrices ?
2. Quelles sont les échelles d'électronégativité ?
3. Quel paramètre est lié au pouvoir dispersif de la solution ?
4. Quels sont les différents types de solides ? Sont-ils tous solubles ?
5. A quoi est due la conductivité de l'eau distillée ?
6. Exemples de solvants polaires, apolaires, protiques...
7. Structure et fonction de la molécule de saccharose.
8. Quel est l'angle de la molécule d'eau ?
9. Comment interpréter la conductivité d'une solution ?
10. Pourquoi conserver AgNO_3 dans une bouteille ambrée ?