

MONTAGE 15

Expériences illustrant les notions de solubilités d'un solide en présence d'un solvant. Influence de différents facteurs sur la précipitation et sur la dissolution de précipités.

Introduction

- Définition d'un solvant, d'un soluté
- Solvant polaire/apolaire
- Définition de la solubilité
- Différents facteurs influençant la dissolution

I. La notion de solubilité : une interaction solvant/soluté

1. Effet du soluté : NaCl et Ca₂SO₄ dans l'eau

Dans deux béchers, introduire 100 mL d'eau distillée. Rajouter alors dans l'un quelques grammes de sulfate de calcium et dans l'autre la même quantité de chlorure de sodium. Observer.

Le sulfate de calcium est un composé très peu soluble dans l'eau, contrairement au chlorure de calcium. Il reste par conséquent dans le premier cas des cristaux non dissous : deux solutés n'auront pas la même solubilité dans un même solvant.

2. Effet du solvant : NaCl dans l'eau et dans l'éthanol

Dans un bécher introduire 20 mL d'éthanol et dans un autre 20 mL d'eau distillée. Rajouter quelques grammes de chlorure de sodium. Comparer.

Le chlorure de sodium ne se dissout pas dans l'éthanol. Etant un composé polaire, il a besoin d'un solvant polaire, comme l'eau, pour se dissocier. Les solutés polaires se dissocient dans les solvants polaires et les solutés apolaires dans les solvants apolaires.

II. Equilibre de solubilisation

1. Mise en évidence de l'équilibre

Filtrer la solution contenant le sulfate de calcium et introduire le filtrat dans deux tubes à essai. Caractériser les ions calcium par des ions carbonate et les ions sulfate par les ions baryum.

En présence d'ions carbonate, les ions calcium réagissent pour former un précipité blanc de carbonate de calcium. En présence d'ions baryum, les ions sulfate précipitent pour former un précipité blanc de sulfate de baryum. Ceci montre qu'il existe dans le milieu à la fois des ions libres et à la fois le précipité : il y a donc un équilibre de solubilisation. Cet équilibre est caractérisé par une grandeur : la constante de solubilité.

2. Calcul d'une constante de solubilité

Après avoir étalonné le conductimètre, relever la valeur de la conductivité de la solution. Calculer le K_s.

Les concentrations en ions libres sont égales à la solubilité s : $[Ca^{2+}] = [SO_4^{2-}] = s$. La valeur de K_s se déduit de la formule

liant conductivité et concentration : $\sigma = \lambda_{Ca^{2+}} [Ca^{2+}] + \lambda_{Mg^{2+}} [Mg^{2+}]$ soit $K_s = s^2 = \left(\frac{\sigma}{\lambda_{Ca^{2+}} + \lambda_{Mg^{2+}}} \right)^2$

Le K_s caractérise la capacité d'un soluté à dissocier plus ou moins dans un solvant donné et à une température donnée.

III. Facteurs influençant la solubilité

1. Effet d'ions communs

Filtrer une solution saturée de chlorure de sodium et rajouter une solution de chlorure de baryum. Observer.

Le fait de rajouter des ions communs favorise la précipitation : il y a déplacement de l'équilibre dans le sens de formation du précipité, c'est le principe de Le Châtelier.

2. Effet de la température

Expérience de la pluie d'or. Dans un tube à essai en pyrex, verser 2mL de nitrate de plomb 0,2M et ajouter 3 gouttes d'iodure de potassium à 0,1M. Un précipité jaune d'iodure de plomb se forme. Chauffer le tube à essai : le précipité se dissout. Mettre le tube dans un bain de glace : il y a précipitation de l'iodure de plomb, tel une pluie d'or.

On interprètera le phénomène en discutant du caractère endothermique de la réaction de dissolution du précipité. Equilibre précipitation/dissolution dont la température est un paramètre, loi de Van't Hoff.

IV. Application

Dosage des ions chlorure dans une eau minérale. Prélever 10 mL d'une eau minérale St Yorre, rajouter quelques gouttes de chromate de potassium à 0,2 mol/L et doser par une solution de nitrate d'argent à 0,01 mol/L.

Dans un premier temps, il se forme un précipité blanc de chlorure d'argent, plus stable que le précipité de chromate d'argent. Juste après l'équivalence, les ions argent se trouvent en excès : il y a alors précipitation du chromate d'argent. La persistance de la couleur rouge-orangé signale l'équivalence.

Conclusion

Nous venons d'explorer expérimentalement quelques facettes de ce phénomène physico-chimique qu'est la solubilisation. Les applications pratiques de ce phénomène sont nombreuses: au laboratoire comme dans l'industrie les opérations de relargage, de purification par recristallisation sont conditionnées par les équilibres de solubilisation. Il y a aussi des effets néfastes, comme le dépôt de calcaire dans les chaudières, ou la précipitation des savons dans les eaux dures.