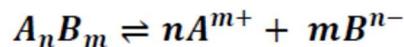


TP 03 : Solubilité - produit de solubilité

I- GENERALITES

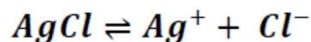
1. La solubilisation : est la dissolution d'un solide ionique dans l'eau. En effet lorsqu'un solide ionique de type A_nB_m est dissout dans l'eau, il y a formation d'ions hydratés. La dissolution atteint une limite (appelée saturation) lorsqu'on obtient un équilibre. Cet équilibre correspond à l'égalité des vitesses de dissolution et de précipitation. On peut le représenter par la réaction suivante :



A saturation, la concentration des ions en solution est appelée solubilité, le produit de solubilité K_s est défini par :

$$K_s = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m$$

Exemple : Pour un sel de stœchiométrie 1 -1



$$K_s = [Ag^+][Cl^-] \text{ et } [Ag^+] = [Cl^-] = s$$

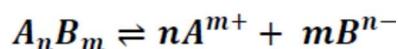
2. La précipitation :

C'est la formation un sel à partir d'ions dissout en solution lorsque le produit des concentrations des ions en solution (P_i) est supérieur au produit de solubilité (K_s), alors il y'a formation d'un sel par précipitation.

$$P_i = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m > K_s$$

3. Relation entre solubilité et produit de solubilité :

Soit l'équilibre suivant :



Pour une concentration C du sel A_nB_m

$$[A^{m+}] = nC \quad ; \quad [B^{n-}] = mC$$

A saturation, C est égale à s la solubilité.

$$K_s = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m = [ns]^n \cdot [ms]^m = n^n m^m s^{n+m}$$

II- Mode opératoire

1. Précipitation des sels ioniques :

A l'aide du tableau sur la solubilité des composés, identifier le composé susceptible de précipiter en effectuant des mélanges avec les solutions suivantes, prises deux à deux.

Au total, il y'a 15 mélanges. Prendre des prises d'essai de 2 ml de chaque solution.

CuCl₂ 0,2M AgNO₃ 0,05M NH₄Cl 0,2M

CoCl₂ 0,2M Pb(NO₃)₂ 0,2M Na₂CO₃ 0,1M

Centrifuge les mélanges afin de mieux apprécier la coloration des précipités obtenus.

- Préciser la couleur de chaque précipité.
- Ecrire les équations des réactions qui ont lieu.

2. Classification des précipités :

- Dans six tubes à essai verser 5 mL de AgNO₃ 0,1M. Dans deux tubes ajouter, en agitant, 5 mL de solution de KI 0,1M. Noter vos observations. Dans les tubes restant ajouter, en agitant, 5 mL de solution de K₂CrO₄ 0,1M. Noter vos observations. Conserver pour chaque série un tube comme témoin.
- Dans le premier tube ajouter 5 mL de solution de KI 0,1M puis 5 mL de solution de K₂CrO₄ 0,1M. Agiter et noter vos observations. Dans le second tube ajouter 5 mL de solution de NaCl 0,1M puis 5 mL de solution de K₂CrO₄ 0,1M. Agiter et noter vos observations. Dans le troisième tube ajouter 5 mL de solution de NaCl 0,1M puis 5 mL de solution de KI 0,1M. Agiter et noter vos observations.

- Pour chaque précipité obtenu dans (2), écrire les réactions de précipitation.
- Classer ces précipités par ordre décroissant de solubilité.
- Quel est le précipité le plus stable ?

3. Détermination du produit de solubilité

1. Peser 4g de NaCl ;
 2. Prendre un volume de 10 mL d'eau distillée que l'on verse dans un petit bécher.
 3. Ajouter les $\frac{3}{4}$ de la quantité de NaCl, pesée, dans le bécher de 50 mL et agiter jusqu'à dissolution totale du sel.
 4. Continuer à ajouter le sel par petite quantité tout en agitant à chaque ajout.
 5. Répéter l'opération, d'ajout de NaCl, autant de fois jusqu'à l'apparition d'une petite quantité de sel impossible à solubiliser dans l'eau.
 6. Peser la quantité de sel restante.
- a)** Calculer le nombre de moles de NaCl dissoute dans 10 mL d'eau distillée.
- b)** Calculer la concentration de NaCl.
- c)** Calculer la constante de solubilité K_s de NaCl