



TP CHIMIE ANALYTIQUE

A. ANALYSE QUANTITATIVE

(14 points)

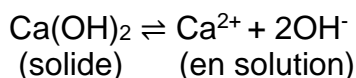
(durée : 02 heures)

DETERMINATION D'UN PRODUIT DE SOLUBILITE

1. Partie Théorique

1.1. Introduction

Il n'existe pas de composés rigoureusement insolubles. Dans une solution saturée d'un électrolyte peu soluble, nous avons un équilibre entre la phase ionique et la phase solide de l'électrolyte. Soit par exemple l'hydroxyde de calcium en solution saturée :



L'application de la loi d'action de masse à cette réaction d'équilibre, valable seulement pour la solution saturée, s'écrit :

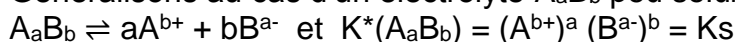
$$K = \frac{(\text{Ca}^{2+}) \cdot (\text{OH}^-)^2}{(\text{Ca(OH)}_2)}$$

Comme (Ca(OH)_2) est constante puisque le sel est presque insoluble, il vient :

$$K \cdot (\text{Ca(OH)}_2) = K_s = (\text{Ca}^{2+}) \cdot (\text{OH}^-)^2$$

K_s , produit de solubilité de Ca(OH)_2 dépend de la température et du solvant.

Généralisons au cas d'un électrolyte A_aB_b peu soluble en solution :



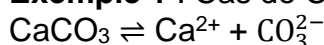
Ainsi le produit des concentrations des ions, concentrations affectées chacune d'un exposant égal au nombre d'ions de l'espèce fournie par une molécule, est constant à une température déterminée : il s'appelle **produit de solubilité**.

Il s'ensuit que, si le produit de solubilité n'est pas atteint dans une solution, la solution n'est pas saturée et l'électrolyte peut encore se dissoudre. S'il est atteint, l'excès d'électrolyte précipite dans la solution.

La solubilité d'un électrolyte est donc la quantité maximale exprimée en mole ou en gramme d'un soluté que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant à une température donnée. La solubilité est symbolisée par la lettre s et s'exprime en mol/l ou en g/l.

1.2. Relations entre K_s et s

Exemple 1 : Cas de CaCO_3

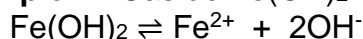


$$K_s = (\text{Ca}^{2+}) \cdot (\text{CO}_3^{2-})$$

$(\text{Ca}^{2+}) = (\text{CO}_3^{2-}) = s$, solubilité de CaCO_3 en mol/litre.

$$K_s = s \cdot s = s^2, \text{ par suite } s = \sqrt{K_s}$$

Exemple 2 : Cas de Fe(OH)_2



$$K_s = (\text{Fe}^{2+}) \cdot (\text{OH}^-)^2$$

Ainsi, $(\text{Fe}^{2+}) = s$ et $(\text{OH}^-) = 2s$ d'où $K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$

$$\text{Par suite } s = \left(\frac{K_s}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$$

1.3. Effet d'ions communs

Dans un équilibre chimique, quand on élimine un des constituants, l'équilibre se déplace dans le sens de la formation de ce constituant.

- Les ions H_3O^+ éliminent sous forme d'eau les ions OH^- et par suite, l'équilibre est déplacé dans le sens de la dissolution de Ca(OH)_2 .

Epreuve du 1^{er} groupe

- De même, l'addition d'ions Ca^{2+} dans la solution saturée aura comme effet immédiat de provoquer un dépassement du produit ionique $(\text{Ca}^{2+}) \times (\text{OH}^-)^2$ par rapport au K_s . Ainsi, la réaction : $\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$ va se dérouler jusqu'à ce que le produit ionique déplace l'équilibre vers une plus grande précipitation de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. C'est l'effet de l'ion commun qui se manifeste aussi dans une solution riche en OH^- . De la sorte, on s'aperçoit que la solubilité diminue avec l'effet de l'ion commun.

2. Partie Expérimentale**2.1. Matériels et Produits**

Produits	Matériels
- Solution de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (à doser)	- 1 burette de 25 ml
- Solution de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (dans du CaCl_2 0,2 M)	- 1 erlenmeyer de 250 ml
- Solution de HCl (0,1 N)	- 1 pipette de 10 ml
- Phénolphtaléine	- 1 entonnoir + 2 papiers filtre
- Eau distillée	- 3 béchers de 20 ml

2.2. Mode Opératoire

On dosera le filtrat de la solution saturée de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ par de l'acide chlorhydrique (0,1N) en présence de la phénolphtaléine. L'étudiant aura à sa disposition la solution saturée de $\text{Ca}(\text{OH})_2$; il en prélèvera environ 60 ml qu'il filtrera pour avoir une solution limpide, après l'avoir agitée et décantée.

- **Mesure 1** : Mettre 10 ml du filtrat de la solution de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (pipette) dans un erlenmeyer, puis doser par de l'acide chlorhydrique (0,1 N) en présence de 2 gouttes de phénolphtaléine. Faire un essai grossier et deux essais précis.
- **Mesure 2** : Prélever 30 ml de la solution de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, préparée dans une solution de CaCl_2 0,2 M et, doser 10 ml du filtrat en présence de 2 gouttes de phénolphtaléine par HCl (0,1 N). Faire 1 seul essai précis, après avoir, dans une première étape, cherché approximativement le volume équivalent.

Epreuve du 1^{er} groupe

3. Compte Rendu

(durée : 02 heures)

- . Donner la concentration équivalente de la solution de Ca(OH)_2 , sa concentration molaire volumique et les concentrations en ions Ca^{2+} et OH^- . Faire un calcul d'erreur sur la concentration équivalente ;
- . Déterminer K_s et s de Ca(OH)_2 ;
- . Déterminer la solubilité s' de Ca(OH)_2 dans l'expérience en présence de CaCl_2 ;
- . Expliquer pourquoi la solubilité s' de Ca(OH)_2 en présence de CaCl_2 est différente de celle trouvée en l'absence de ce composé.

Epreuve du 1^{er} groupe

B. ANALYSE QUALITATIVE

(06 points)

(2 heures)

L'épreuve consiste :

- Soit à identifier un produit minéral solide.
- Soit à effectuer l'analyse fonctionnelle d'un composé organique.

Il appartient au candidat de faire la distinction entre le produit organique et le produit minéral.

N.B. : Tous les documents sont autorisés pour l'analyse qualitative.