

Transformation de la matière

TM4 Réactions de précipitation

I Les couples Donneur / Accepteur	1
II Produit de solubilité	2
III Calculs de solubilité	3
1.) Définition :	3
2.) Exemples	3
IV Applications	4
1.) Domaines d'existence	4
2.) Concurrence entre deux précipités	4
3.) Courbes d'évolution de la solubilité	4



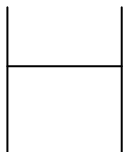
Ces vasques calcaires sont situées à Mammoth Hot Spring dans le parc naturel de Yellowstone (Wyoming, Etats-Unis). L'eau souterraine riche en carbonates de calcium remonte à la surface. La différence de pression fait précipiter les carbonates de calcium qui se déposent en plusieurs couches et forment de gigantesques vasques.

I Les couples Donneur / Accepteur

Expériences

1. On considère la dissolution du chlorure d'argent dans l'eau :

Si on ajoute trop de chlorure d'argent, il ne se dissout plus : la solution est dite saturée, elle contient à la fois les ions et le solide.



2. On considère une solution saturée de chlorure d'argent. On ajoute de l'iodure de potassium : il se forme un précipité d'iodure d'argent :

II Produit de solubilité

On considère une solution saturée contenant un composé ionique peu soluble $C_x A_y(s)$.
 On appelle Produit de solubilité K_s la constante de l'équilibre de dissociation :
 On note Q_a le Quotient de réaction des concentrations apportées c'est-à-dire initialement mises en solution.

Si on verse le solide dans l'eau :

- Tant que, en solution, $Q_a < K_s$, le composé solide se dissout totalement sous forme d'ions, la solution n'est pas saturée.
- Dès que $Q_a = K_s$, on dit que le K_s est atteint. Le solide ajouté ne se dissout plus, la solution est dite saturée.

Si on verse dans une solution contenant les anions, une solution contenant les cations :

- Tant que, en solution, $Q_a < K_s$, les ions restent sous forme libre, il n'y a pas de formation de précipité.
- Dès que $Q_a = K_s$, tous les ions ajoutés ultérieurement précipitent. La solution est saturée.

III Calculs de solubilité

1.) Définition :

La solubilité (notée s), en mol.L^{-1} , d'un composé ionique solide (ou sel) dans l'eau pure est la quantité maximale de ce sel que l'on peut verser dans un litre d'eau sans qu'il y ait précipitation.

2.) Exemples

$\text{AgCl}_{(s)}$ $pK_{s1} = 9,7$.

- Solubilité dans l'eau pure.

- Solubilité dans une solution contenant $n_0 = 0.1$ mol de $\text{NaCl}_{(s)}$ de volume $V = 1\text{L}$.

$\text{Ag}_2\text{CrO}_{4(s)}$ $pK_{s2} = 12$. Solubilité dans l'eau pure.

IV Applications

1.) Domaines d'existence

On verse $K_2SO_{4(s)}$ sous forme de poudre dans une solution contenant $n_0 = 0,1$ moles de $CaCl_{2(s)}$ de volume $V = 1L$. On donne $pK_s (CaSO_{4(s)}) = 4,6$.

2.) Concurrence entre deux précipités

On verse $KI_{(s)}$ sous forme de poudre dans une solution saturée de $AgCl_{(s)}$.
On donne $pK_{s1} (AgCl_{(s)}) = 9,7$ et $pK_{s2} (AgI_{(s)}) = 16$.

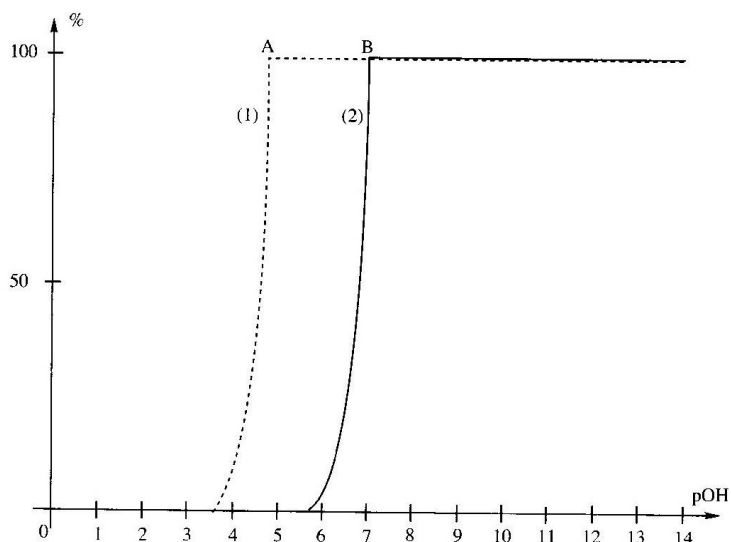
3.) Courbes d'évolution de la solubilité

En présence d'ions hydroxydes, les ions magnésium Mg^{2+} donnent un précipité blanc de produit de solubilité K_{s1} et les ions fer Fe^{2+} un précipité vert de produit de solubilité K_{s2} .

Lorsqu'on ajoute goutte à goutte des ions fer Fe^{2+} dans un tube à essai contenant de l'hydroxyde de magnésium, le précipité prend une teinte verte dès les premières gouttes.

1. Donner le bilan de la réaction (1) traduisant cette dernière observation. Que peut-on en conclure ?

On ajoute une solution d'ions hydroxyde à une solution équimolaire en ions Mg^{2+} et Fe^{2+} toutes deux à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. On représente sur la courbe ci-dessous les pourcentages des cations métalliques présents dans la solution en fonction de $pOH = -\log[OH^-]$.



2. Identifier les deux courbes tracées. Que représente les points anguleux A et B ?

3. Dédurre du tracé les produits de solubilité de $Mg(OH)_{2(s)}$ et $Fe(OH)_{2(s)}$.

4. Déterminer numériquement la valeur de la constante de l'équilibre écrit à la question 1.