

Transformation de la matièreTM4 Réactions de précipitation

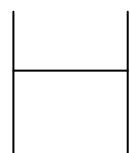
I Expériences.....	1
II Produit de solubilité	2
III Calculs de solubilité.....	3
1.) Définition :	3
2.) Exemples	3
IV Applications.....	4
1.) Domaines d'existence	4
2.) Concurrence entre deux précipités.....	4
3.) Complexation et influence du pH	4



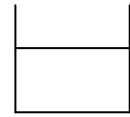
Ces vasques calcaires sont situées à Mammoth Hot Spring dans le parc naturel de Yellowstone (Wyoming, Etats-Unis). L'eau souterraine riche en carbonates de calcium remonte à la surface. La différence de pression fait précipiter les carbonates de calcium qui se déposent en plusieurs couches et forment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

I Expériences1. 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 qui se dissout totalement, il se forme un précipité d'iodure d'argent.



II Produit de solubilité

On considère une solution saturée contenant un composé ionique peu soluble $C_xA_y(s)$.
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.

Critère de précipitation

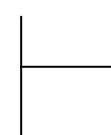
Si on verse le solide dans l'eau :

- 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 $pK_s(AgCl_{(s)}) = 9,7$ et $pK_s(AgI_{(s)}) = 16$.

3.) Complexation et influence du pH

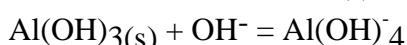
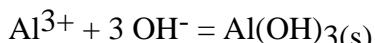
Réaction de formation d'un ion complexe à partir de ses ions $Al^{3+} + 4 OH^- = Al(OH)_4^-$

La constante de formation est $K_f = 10^{35}$

1.) Déterminer le diagramme de prédominance des ions Al^{3+} et $Al(OH)_4^-$ en fonction du pH

Par addition d'une base forte Na^+, OH^- dans une solution contenant des ions Al^{3+} (et des ions SO_4^{2-} spectateurs), il se forme successivement le précipité $Al(OH)_3(s)$ puis l'ion complexe $Al(OH)_4^-$. On néglige la dilution. On donne $Al(OH)_3(s) = Al^{3+} + 3 OH^-$ $pK_s = 33$

2.) Déterminer les constantes des réactions suivantes :



3.) Quelles sont les valeurs de pOH et de pH de début et de fin de précipitation de $Al(OH)_3(s)$, sachant que la solution a une concentration initiale en ions Al^{3+} de 10^{-3} mol.L $^{-1}$.

4.) En déduire les domaines de prédominance des ions Al^{3+} et $Al(OH)_4^-$ ainsi que le domaine d'existence de $Al(OH)_3(s)$ en fonction du pH.