

Equilibres hétérogènes de dissolution

Ce chapitre aborde les équilibres hétérogènes, c'est une notion nouvelle qui a certaines conséquences (comme par exemple le fait qu'il n'y a pas toujours $K=K_S$).

Introduction :

Pour avoir un équilibre hétérogène, il faut être en présence d'au moins deux phases (dans ce chapitre, l'une sera la solution étudiée).

On peut avoir différents équilibres : gaz/liquide, liquides non miscibles, solide/liquide...
On considère l'équilibre entre des solutions diluées et des solides ioniques.

Savoirs :

Produit de solubilité :

Pour pouvoir parler de produit de solubilité, il faut être dans le cas d'une solution **saturée** en composé ionique **très peu soluble**. On le note K_S . Il ne dépend que de T. On définit aussi le pK_S par $pK_S = -\log K_S$.

Condition de précipitation :

Lorsque l'on ajoute un solide dans l'eau, au début il se dissout. Il n'y a donc pas de solide dans l'eau : on ne peut pas écrire $K=K_S$!!!

Tant qu'il n'y a pas de solide dans la solution, on note $K = Q$ (ou Q_R) le quotient de réaction. Dès que $Q=K_S$, il y a précipitation, et alors $K=K_S$ **quelle que soit** la quantité de solide!

Solubilité :

C'est la quantité **maximale** de solide que l'on peut dissoudre dans un volume donné de solvant (en mol.L^{-1} ou g.L^{-1}). Elle est notée s .
Elle varie avec le pH, la température, les autres espèces présentes (ions communs)...

Savoir-faire:

- Il faut savoir donner la relation entre s et K_S .
- Il faut être capable de prévoir quel composé précipite en premier (il faut faire le calcul des concentrations minimales nécessaires et ne **surtout pas** comparer les K_S).
- Il faut être capable d'exprimer s en fonction de h (du pH)

Ce chapitre est **toujours** couplé au chapitre sur les pH ou à celui sur les complexes.

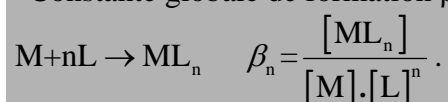
Complexes en solution aqueuse

C'est le chapitre le moins fourni au niveau des connaissances à avoir : le seul moyen de le maîtriser est donc de faire beaucoup d'exercices.

Savoirs :

Il faut connaître la différence entre une constante de formation globale et les constantes de formations successives :

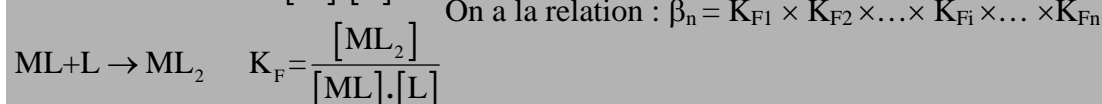
- Constante globale de formation β_n :



La réaction inverse a pour constante K_d : réaction de dissociation.

On définit $pK_D = -\log(K_D) = \log(\beta_n)$

- Constantes de formations successives K_{Fi} :



On a la relation : $\beta_n = K_{F1} \times K_{F2} \times \dots \times K_{Fi} \times \dots \times K_{Fn}$

Savoir-faire :

Il peut être demandé de tracer des diagrammes de prédominance en fonction de $pL (= -\log[L])$. C'est le même principe que pour les pH.

Il faut savoir comment résoudre le problème de la complexation compétitive (quel complexe se forme si deux ligands peuvent complexer le même métal, ou l'inverse...).

Il faut aussi savoir que par complexation, on peut dissoudre des précipités, modifier des potentiels redox, stabiliser un degré d'oxydation...

Conclusion:

Pour réussir tous les exercices de solutions aqueuses, le seul moyen est de maîtriser le bilan de matière. Le reste, c'est juste de l'habitude et un peu de calculs...