

LC.4 Equilibre chimique

Tim

| **Élément imposé** – Transformation en solution aqueuse

Niveau : L1

Pré-requis :

- Couples acido-basiques (pKa, pH) (Terminale spé)
- Expression de constantes d'équilibre et du quotient réactionnel (I1)

Difficultés :

- Faire la différence entre quotient réactionnel Q_r et la constante d'équilibre
- Savoir décrire un diagramme de prédominance en pL

Activité :

- Activité doc : Etude de l'influence de la température sur une constante d'équilibre (loi de déplacement de Van't Hoff)
- TP : Etude d'un équilibre de dissolution de l'acide benzoïque : effet de la température

Biblio :

—

Plan proposé

1	Equilibre acido-basique	2
2	Equilibres de complexation	2
3	Facteur influençant l'équilibre d'une réaction chimique	3

Intro pédagogique

Leçon

Intro

Autoprotolyse de l'eau : $2 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$, $K_e = 10^{-14}$ car $\text{p}K_e = 14$

Acide (donne un proton) et base (accepte un proton) de Brønsted

1 Equilibre acido-basique

AH = CH₃COOH (acide éthanoïque)/ A⁻ ion éthanoate

Equilibre AB : "HA" + H₂O = "A⁻" + H₃O⁺

Hypothèse de solution idéale : a(A) = [A]

Ka comme le rapport des concentrations, donne :

$$pH = pKa + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$$

Construction du diagramme de prédominance en comparant pH et pKa, et donc en déterminant les zones de prédominance.

Remarque : Zones de prédominance à pH <pKa-1 ou pH>pKa+1

[Script Python] Décrit un diacide H₂CO₃, pKa1 = 4.0 et pKa2 = 10.1. On fixe la concentration totale des espèces, et on voit l'évolution des concentrations, directement lié au diagramme de prédominance

Il faut que les pKa soient assez écartés

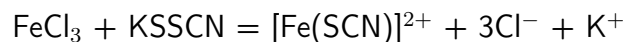
Facteur d'équilibre : variation de pH

2 Equilibres de complexation

Complexe : Une entité moléculaire constituée d'une ou de plusieurs entités indépendantes (moléculaires, ionique ou neutre) en interaction

En solution aqueuse les complexes sont souvent du type ion métallique M et ligand L, avec liaison M-L = liaison de coordination

[préparation de complexe] : FeCl₃ et thiocyanate : apparition de couleur rouge :



Sans les contre-ions : constante de formation β , et Kd constante de dissociation (inverse). $\beta = \frac{[complexe]}{[Fe^{3+}][SCN^-]}$

Etude de l'absorbance des complexes : seul le complexe est coloré, donc on peut faire le tableau d'avancement, avec la loi de Beer-Lambert qui permet de déterminer la concentration de complexe formée (qui est également l'avancement $x = \frac{A}{\epsilon \times l}$). On en déduit le quotient de réaction final en fonction des concentrations et de la concentration initiale : Q_{r,f} = 320 or $\beta = 10^{2.2}$. Ici, le quotient de réaction est différent. l'équilibre n'est peut-être pas atteint, ou alors l'été a modifié l'équilibre.

L. Titre

Par analogie avec A/B, on peut tracer un diagramme de prédominance en fonction de $pSCN (=pL)$. On peut modifier le paramètre pL pour modifier ça, par *dilution* ou par *ajout de SCN^-* par exemple.

3 Facteur influençant l'équilibre d'une réaction chimique

Température : Complexe à températures différentes.

Conclusion

Questions/Réponses

Questions	Réponses
<i>Diff entre majoritaire et prépondérant ?</i>	
<i>Activité de l'eau =1</i>	Car solvant
<i>Réaction à l'équilibre</i>	

Debrief

NE PAS OUBLIER LES PHASES
Revenir sur A/B compliqué
Discuter de K° , Q_r