

Solubilité

Intro : pda :

Difficultés : → Equilibre hétérogène
→ Notion de rupture d'équilibre
→ Ne pas confondre K_s et s

Plutôt en début d'année, après acide-base

Prérequis : → Acide / Base
→ Constante d'équilibre

Le message à faire passer c'est l'importance
dans l'industrie, adéquat pour de futurs
ingés. Illustrer les facteurs d'influence
et comment jouer dessus.

Aux élèves :

Manip introductive avec le sel + photo
meu morte

Aujourd'hui on va étudier un nouveau
type de réactif et d'équilibre → solubiliser

Quand on verse du sel dans l'eau
il se solubilise puis après plus. On va
essayer de comprendre ça

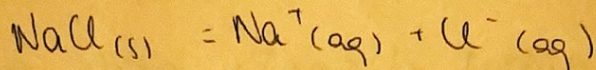
ça peut être important pour l'industrie
notamment pour extraire par ex. du
fer ou de l'Al → Bauxite (Diapo)

On va chercher à établir un
protocole

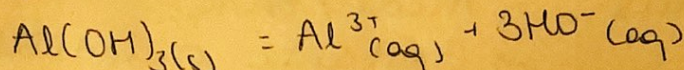
I - Réaction de solubilisation

1) Equilibre

On a l'équilibre entre une forme solide et une forme aqueuse. Typiquement pour le sel, on peut écrire la réaction de solubilisation



De même pour l'aluminium :



Si réaction du sens inverse = réaction de précipitation. C'est un équilibre

hétérogène.

On définit la constante d'équilibre d'une réaction de solubilisation, qu'on nomme produit de solubilité :

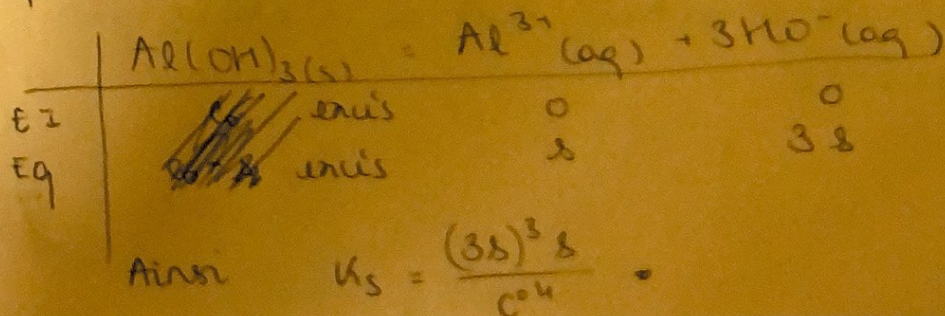
$$K_s = Q_{r,eq} = \frac{[\text{Al}^{3+}]_{eq} [\text{HO}^-]_{eq}^3}{c^{0,4}}$$

On lui associe, comme pour le pH, un potentiel $\boxed{\text{p}K_s = -\log K_s}$ Ainsi $K_s = 10^{-\text{p}K_s}$

qui permet de comparer facilement

On définit également la solubilité comme la quantité de solide qu'on peut dissoudre dans 1L de solut[°] en g/L.

Reprenons la réaction sur Al



molaire = molaire si plan, cyclique et $4n+2e^-$

2) Rupture d'équilibre

- Problème : on a équilibre seulement si le solide est présent

Ce n'est pas tjrs le cas : si faible quantité, le solide peut être entièrement solubilisé.
→ le quotient réactionnel n'atteint pas K_s → rupture d'éq.
Il existe un critère pour savoir si le solide est présent.

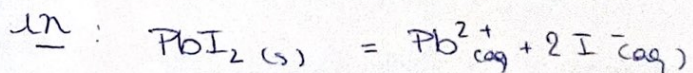
→ Il faut regarder le quotient de réaction

- si $Q \leq K_s$: solut° non saturée pas de solide

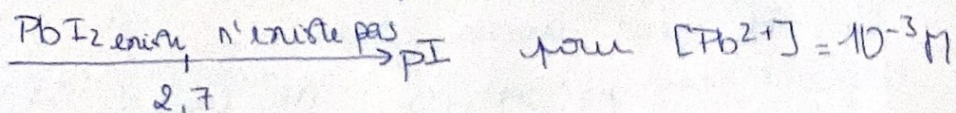
- $Q = K_s$: équilibre

- $Q > K_s$: → K_s

Pour regarder tt ça, diagramme d'existence (plus prédominance car pas de sens pour un solide)



on peut tracer le diag



On a $\text{p}K_s = 8,35$ soit $10^{-8,35} = [\text{I}^{-}]^2 \times 10^{-3}$

d'où $[\text{I}^{-}] = 10^{-5,35/2}$

$\text{pI} = 2,7$

III - Facteurs d'influence

1) Température

expérience de la pluie d'or

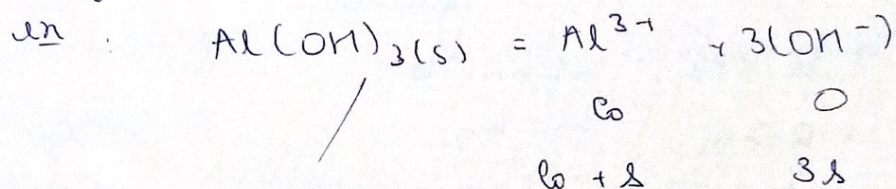
interprétation : la solubilité ↑ T

Souvent, la solubilité augmente avec la température mais pas toujours (ex: sels d'ammonium)

§

2) Effet d'ion commun

Un autre facteur d'influence, c'est la composition du milieu. Si le milieu a initialement une concentrat° non nulle en un des ions, alors on va jouer sur s plus puisque la constante de réact° ne change pas

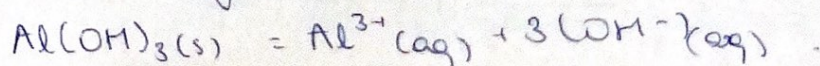


$$K_s = \frac{(3s)^3 (c_0 + s)}{c_0^4}$$

On voit donc que s va diminuer avec la concentrat°

3) Influence du pH

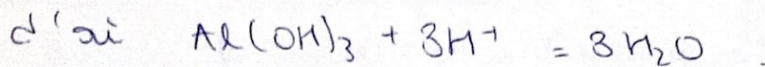
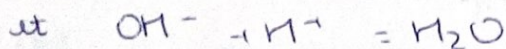
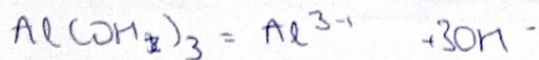
Le pH peut aussi jouer



$$K_s = \frac{[\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3}{c_0^4} = \frac{[\text{Al}^{3+}]}{[\text{H}^+]^3 K_e}$$

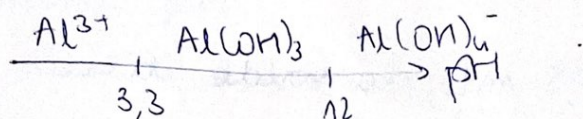
Si on se place en milieu acide, on va augmenter la solubilité. Pour comprendre, on voit que la soude va être consommée par l'acide donc le système va vouloir fournir plus de soude pour être à l'équilibre

Sur Al



$$K = \frac{K_s}{K_e^3} \quad \text{or } K_e = 10^{-14} \quad \text{donc } K \gg K_s$$

(on peut calculer le pH d'eq
$$\text{pH} = \text{p}K_e - \frac{1}{3}(\text{p}K_s + [\text{Al}^{3+}]) \quad \text{A.N. :}$$

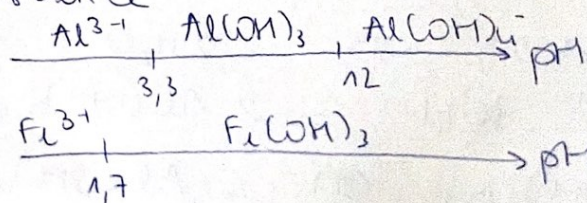


{ Applicat°

III - Séparation de l'aluminium et du fer

1) Protocole de séparation

Principe : on regarde les 2 diagrammes d'existence



Initialement, on a ~~Al³⁺~~ et ~~Fe³⁺~~ des solides

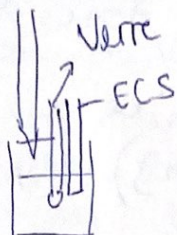
on veut récupérer l'aluminium

→ On va acidifier jusqu'à plus ~~de~~ ~~Al~~, de solide, puis basifier jusqu'à avoir que du fer en solut°.

↳ On filtre

2) Dosage de l'aluminium

On a Al^{3+} , on va rajouter de la soude
pH mètre bla bla.

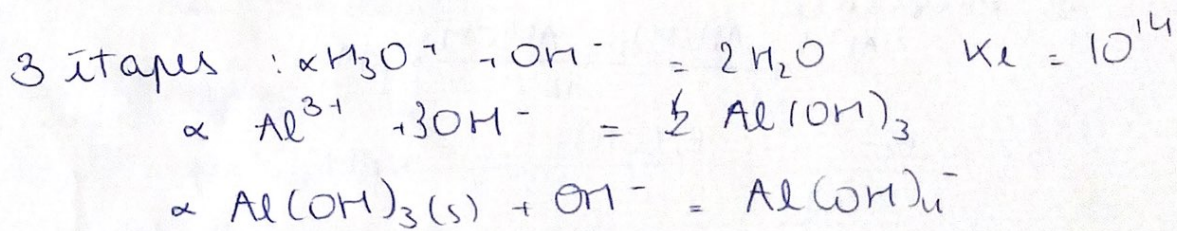


Au point
angulaire,

→ entre 0 et 2,5 mL, la soude titre
l'acide

→ 2,5 mL : point angulaire → premier
grain de $Al(OH)_3$

→ 17,5 mL : tous les ions Al^{3+} sont
consommés → saut de pH



10 mL de Al^{3+} à C_1

+ 10 mL d'acide sulfurique, 0,05 M + eau

$$C_1 = \frac{(V_{E2} - V_{E1}) \times C_{soude}}{V_{Al^{3+}}}$$

Bonus : en P.A, tout Al est sous forme

d'ions Al^{3+} à $[Al^{3+}]_{PA} = [Al^{3+}]_0 \cdot \frac{10}{100 + V_{E1}}$

+ d'où $[OH^-]_{PA} = 10^{pH_{PA} - 14}$

$$K_S = \frac{10}{100 + V_{E1}} \times 10^{pH_{PA} - 14}$$