

Synthèse: Réactions acido-basiques



I. Prérequis

- Autoprotolyse de l'eau: $2H_2O_{(l)} = OH_{(aq)}^- + H_3O_{(aq)}^+$,
 $H_3O_{(aq)}^+$ ion hydronium(ou oxonium), $OH_{(aq)}^-$, ion hydroxyde

- L'équilibre chimique d'une solution aqueuse(solvant eau, $a_{H_2O(l)}=1$) se traduit par

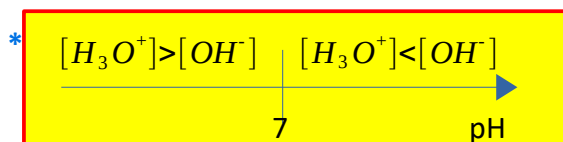
$$K_e = \frac{[OH^-][H_3O^+]}{c^{\circ 2}}$$

avec K_e produit ionique, $K_e = 10^{-14}$ à 25°C ou $pK_e = -\log K_e = 14$

- $pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{c^{\circ}}$ et $pOH = -\log \frac{[OH^-]}{c^{\circ}}$

$$pK_e = 14 = pH + pOH \quad pOH = 14 - pH$$

A l'équilibre



*

$$[H_3O^+] > [OH^-] \Leftrightarrow [H_3O^+] > \frac{K_e}{[H_3O^+]} \Leftrightarrow [H_3O^+]^2 > K_e \Leftrightarrow 2 pH < pK_e$$

- acide + eau = base + $H_3O_{(aq)}^+$** ou **base + eau = acide + $OH_{(aq)}^-$**
- acide et base fortes: la réaction avec l'eau est totale**

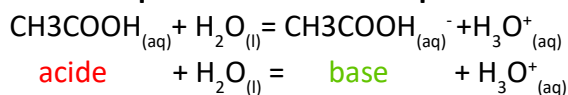
acide chlorhydrique en solution aqueuse ($H_3O_{(aq)}^+$, $Cl_{(aq)}^-$)

hydroxyde de sodium aqueuse($Na_{(aq)}^+$, $OH_{(aq)}^-$)

II. Equilibre d'un couple acido-basique en solution aqueuse

Couple **acide/base**

Équilibre en solution aqueuse



Constante d'acidité K_a

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]c^{\circ}}$$

$$pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{c^{\circ}} \quad \text{et} \quad pK_a = -\log K_a$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

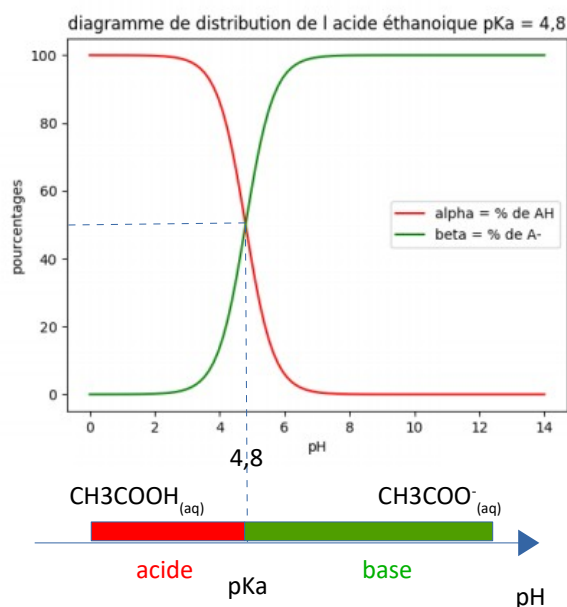
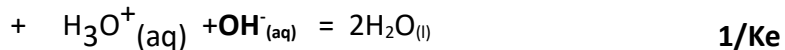
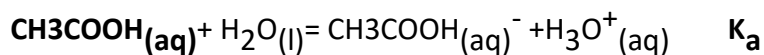


Diagramme de prédominance

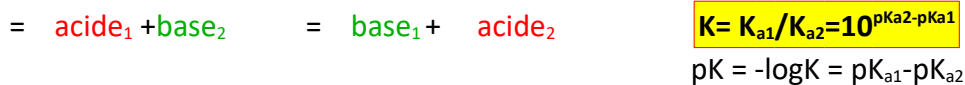
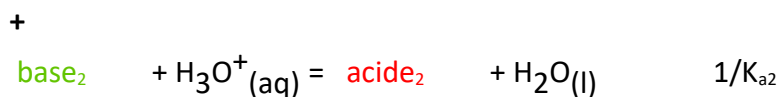
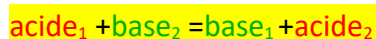
III Equilibre acide-base

- Réaction **acide + base forte** ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}, \text{OH}^-_{(\text{aq})}$) :



$K \gg 1$ caractère favorisé de la réaction: réaction quasi-totale

- Réaction **acide₁ + base₂**

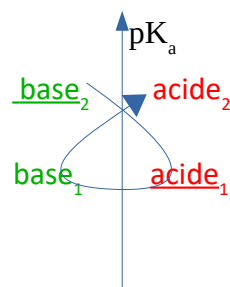


$$pK = -\log K = pK_{a1} - pK_{a2}$$

$K \gg 1$ soit $K_{a1} \gg K_{a2}$ ou

$pK \ll 1$ soit $pK_{a2} \gg pK_{a1}$ caractère favorisé de la réaction: **réaction quasi-totale**

Réacteur chimique
 $\text{acide}_1 + \text{base}_1 + \text{acide}_2 + \text{base}_2$
 $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$
 en équilibre
 $K = Q_r$ pour toute les réactions existantes en solutions



Synthèse : Réactions de précipitation de dissolution

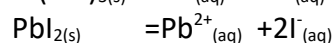
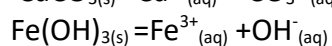
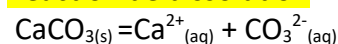
I. Prérequis

- Solution saturée**: solide ionique en équilibre avec ses ions en solution*.
*De nombreux composés ioniques solides sont peu solubles dans l'eau.
ex: $\text{CaCO}_{3(s)}$, $\text{AgCl}_{(s)}$, $\text{Fe}(\text{OH})_{2(s)}$, $\text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}$, $\text{PbI}_{2(s)}$



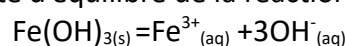
Solution saturée de $\text{PbI}_{2(s)}$

- Réaction de dissolution****:



**L'action de l'eau correspond à la rupture des liaisons dans le cristal et formation d'ions solvatés (liés à des molécules d'eau symbole(aq))

- Produit de solubilité K_s** , constante d'équilibre de la réaction de dissolution



En présence du solide(solution saturée), les concentrations des ions solvatés vérifient

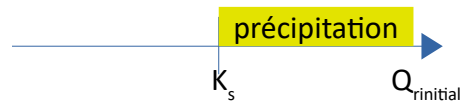
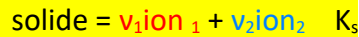
$$K_s = \frac{[\text{Fe}^{3+}_{eq}][\text{OH}^{-}]^3_{eq}}{c^{o4}}$$

- Solubilité s** , quantité maximale de solide que l'on peut dissoudre dans un litre d'eau (en mol/L ou en g/L).

	$\text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}$	=	$\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$	+	$3\text{OH}^{-}_{(aq)}$	
initial	n		0		0	
À t	n-ξ		ξ		3ξ	
À l'équilibre	n-ξ _{eq}		ξ _{eq}		3ξ _{eq}	s=ξ _{eq} /V
	Solution saturée n/V>s					K _s =3 ³ s ⁴

- La solubilité augmente avec la température; la dissolution est une réaction le plus souvent endothermique .
- Lorsqu'un des ions est un acide ou une base , le pH du milieu influe sur la solubilité

II. Conditions de précipitation

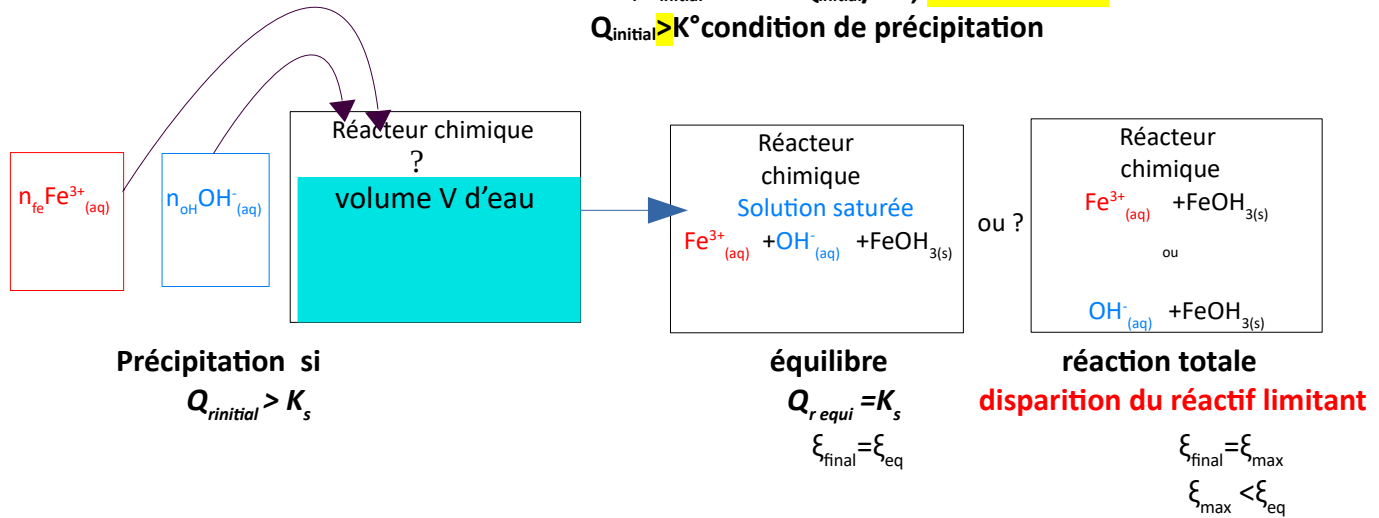


La précipitation correspond au **sens indirect** de la réaction de constante d'équilibre K_s
(réaction de dissolution)

$dG < 0$ réaction spontanée sens indirect $d\xi < 0$: **$\Delta_r G > 0$ à l'état initial**

Avec $\Delta_r G_{\text{initial}} = RT \ln Q_{\text{initial}} / K^\circ$, **$\Delta_r G > 0$ donne**

$Q_{\text{initial}} > K^\circ$ condition de précipitation



III. Domaine d'existence

On impose uniquement la concentration initiale d'un des ions

