

Réaction acide base et de précipitation

#chapitre12

#chimie

Définitions

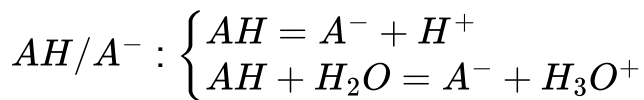
Acide

Espèce capable de céder un proton H^+ .

Base

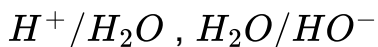
Espèce capable de capter un proton H^+ .

Couple acide - base



- AH : acide
- A^- : base

Cas de l'eau



pH

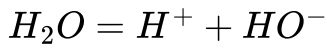
$$pH = -\log[H^+]$$

Constante d'acidité K_a

La **constante d'équilibre** de la réaction entre l'acide étudié et l'eau.

- $AH + H_2O = A^- + H^+ \longrightarrow K_a = \frac{[A^-][H^+]}{[AH]}$
- $pK_a = -\log(K_a)$

Produit ionique de l'eau



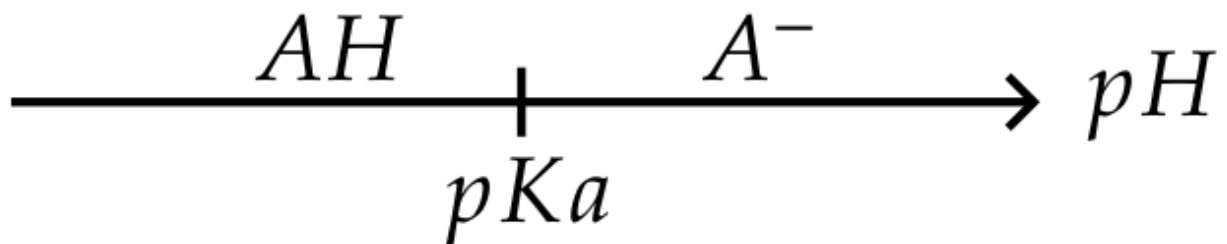
- $Ka(H_2O/HO^-) = [H^+][HO^-] = K_e$
- $pH + pOH = pK_e$
- $K_e = 10^{-14} \Rightarrow pK_e = 14$

Quelque valeurs de référence

- $pH = 7$: Solution neutre.
- $pH < 7$: Solution acide car $[H^+] > [HO^-]$.
- $pH > 7$: Solution basique car $[H^+] < [HO^-]$.

Diagrammes de prédominance et courbes de distribution

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



- Au point du croisement des courbes, $[AH] = [A^-]$, $pH = pKa$

Forces d'une acide ou d'une base

D'autant plus forte qu'elle cède / capte des protons.

Acide forte

Dissociation en sa base et un proton totale.

- $pKa < 0$

Base forte

Capte les protons de manière totale.

- $pK_a > 14$

Réactions acido-basiques

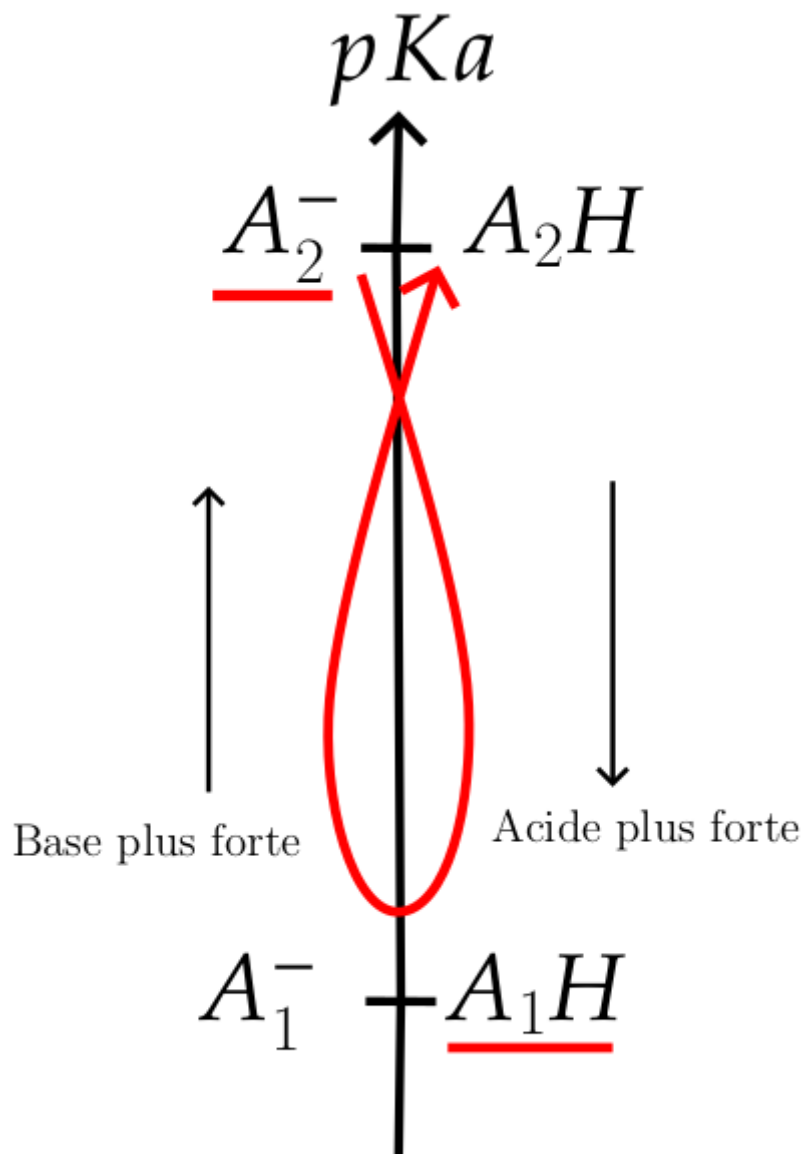
Prévision du sens

L'acide le plus forte réagit avec la base la plus forte.

- On a les couples : AH_1/A_1^- et AH_2/A_2^-
- La réaction : $A_1H + A_2^- \rightleftharpoons A_1^- + AH_2$

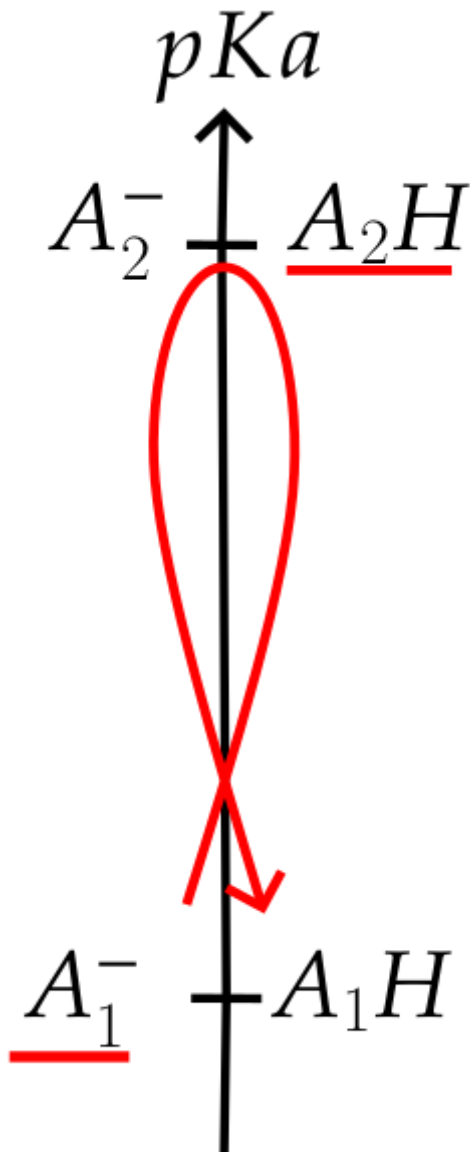
Réaction totale

- Règle du gamma



Réaction limité

- Gamma inversé



Calcul du pH

- Conservation de la masse.
- Conservation de la charge.
- Equilibres des réactions susceptibles de se produire

Réaction de précipitation et de dissolution

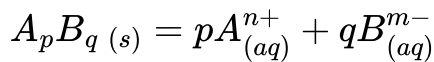
Précipité

C'est une solide en équilibre avec la phase aqueuse, formée par une réaction de précipitation.

Déclenché par :

- Modification de la température.
- Mélange de deux solution qui contiennent une espèce formant.

Equilibre de dissolution de $A_p B_q (s)$



Produit de solubilité

- c'est la **constante d'équilibre** de une réaction de dissolution.
- $K_s = [A^{n+}]^p [B^{m-}]^q$
- $pK_s = -\log(K_s)$

Condition de précipitation

$$Q_0 = [A^{n+}]_0^p [B^{m-}]_0^q$$

Si $Q_0 < K_s$:

Evolution sens directe, formation des ions.

- Si il y a consommation totale du solide \Rightarrow pas d'équilibre : $Q_f \neq K_s$.
- Si il y a du solide dans la solution finale \Rightarrow équilibre : $Q_f = K_s$

Si $Q_0 > K_s$:

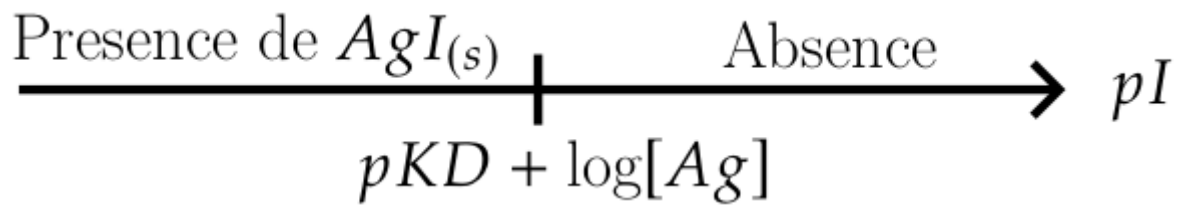
Evolution sens indirecte, précipitation.

- Etat d'équilibre donc $Q_f = K_s$.

Diagramme d'existence

L'existence du solide dépend uniquement des concentrations des espèces dissoutes à une température donné.

- Le diagramme de $A_p B_q (s)$ traduit la présence ou absence du solide en fonction de $pA = -\log[A^{n+}]$ ou $pB = -\log[B^{m-}]$



Solubilité

Notée s en $mol \cdot L^{-1}$ ou $g \cdot L^{-1}$, c'est la quantité maximale de solide que l'on peut dissoudre par volume de solution.

- $[A^{n+}] = \frac{\xi_f}{V_{sol}} = s$

Facteurs influençant la solubilité

- Température.
- Effet d'ion commun.
- pH : si un des ions présente un comportement acide / basique à l'équilibre
 $K_s = s^2$