

Réactions acido-basiques – Fiche de cours

1. Définitions

a. Théorie d'Arrhénius (1887)

- acide : espèce chimique capable de libérer au moins un proton.
- base : espèce chimique capable de libérer des ions hydroxyles HO^-

b. Théorie de BRÖNSTED et LOWRY (1923)

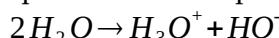
- acide : espèce chimique capable de libérer au moins un proton.
- base : espèce chimique capable de capter au moins un proton

2. Réaction acide-base

- définition : réaction chimique au cours de laquelle l'acide d'un couple acide/base réagit avec la base d'un autre couple acide/base avec échange de protons
- équation bilan : AH/A^- et $\text{BH}/\text{B}^- \quad \text{AH} + \text{B}^- \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{BH}$

- produit ionique de l'eau :

L'eau appartient à deux couples acide / base $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$
En écrivant la réaction chimique entre ces couples on obtient :



Le produit ionique de l'eau est défini par :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \cdot [\text{HO}^-]_{\text{éq}} = K_e = 10^{-14} \quad \text{avec} \quad pK_e = 14$$

- constante d'acidité :

La constante d'acidité est la constante d'équilibre associée à la réaction chimique : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \cdot [\text{A}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HA}]_{\text{éq}}}$$

3. Force des acides et des bases

Le pK_A caractérise la force d'un acide ;

$$pK_A = -\log K_A \quad K_A = 10^{-pK_A}$$

- acide fort

Un acide AH est fort si en solution aqueuse il est totalement dissocié en ion H^+ et en une base conjuguée A^- . (H_3O^+ est un acide fort)



$$-1,1 < pH < 7 \quad pH = -\log C \quad pK_A < 0$$

- acide faible

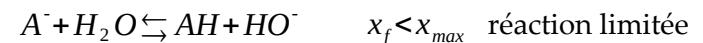
Un acide AH est faible si en solution aqueuse il est partiellement dissocié en ions H^+ et en une base conjuguée A^- .



$$0 < pH < 7 \quad pH = pK_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} \quad 0 < pK_A < 14$$

- base faible

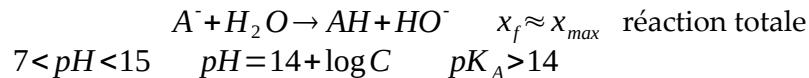
Une base A^- est faible si en solution aqueuse elle s'associe partiellement à des ions H^+ en produisant un acide conjugué AH .



$$7 < pH < 14 \quad pH = pK_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} \quad 0 < pK_A < 14$$

- base forte

Une base A^- est forte si en solution aqueuse elle s'associe totalement à des ions H^+ en produisant un acide conjugué AH . (HO^- est une base forte)



4. Effet tampon

a. Propriétés

- le pH varie très peu par ajout d'une petite quantité d'acide ou de base (amorti les variations de pH)
- le pH varie très peu lors d'une dilution
- $[AH] \approx [A^-]$ et $pH \approx pK_A$
- composition proche de la demi-équivalence

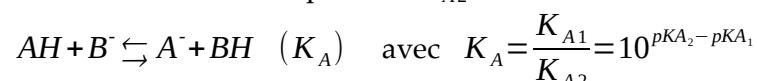
b. Pouvoir tampon

- nombre de moles d'acide ou de base nécessaires à apporter par litre de solution pour que le pH varie d'une unité

$$\beta = \frac{\Delta C}{\Delta pH}$$

5. Equilibre acide base

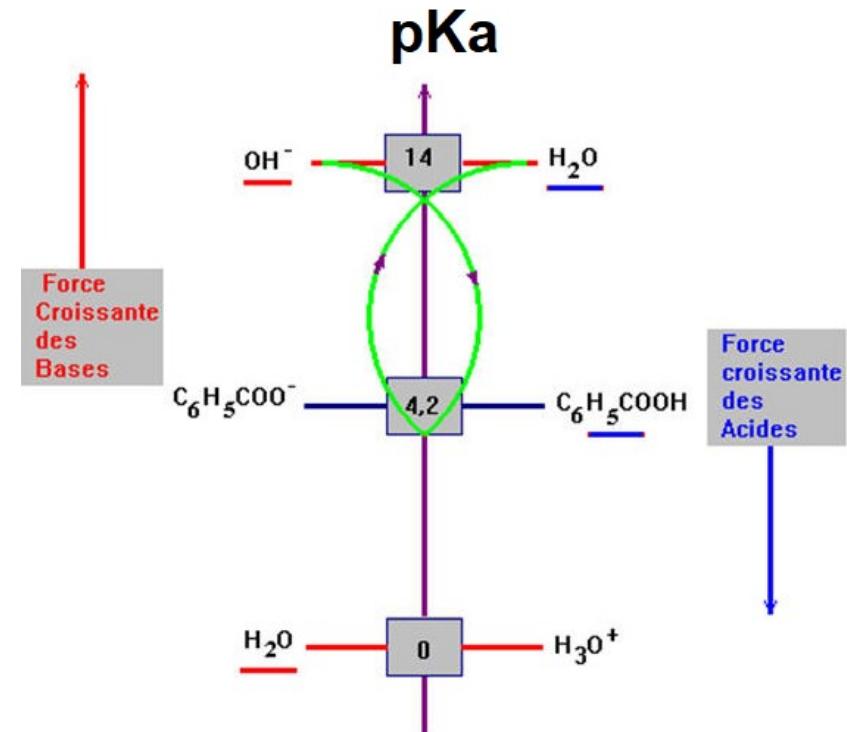
Lors de la réaction de l'acide de AH/A^- de constante d'équilibre K_{A1} avec la base de BH/B^- de constante d'équilibre K_{A2} :



- si $|pK_{A1} - pK_{A2}| < 4$ la transformation est limitée
- si $|pK_{A1} - pK_{A2}| > 4$ la transformation est totale

6. Sens d'évolution spontané

Afin de prévoir le sens d'évolution spontanée (réaction prépondérante), on range les couples acide/base par pK_A décroissant (base à droite / acide à gauche) et l'on applique la règle de gamma



exemple : $OH^- + C_6H_5COOH \rightarrow C_6H_5COO^- + H_2O$ est prépondérante sur $C_6H_5COO^- + H_2O \rightarrow OH^- + C_6H_5COOH$