

# Réactions acido-basiques – Fiche de cours

## 1. Définitions

### a. Théorie d'Arrhénius (1887)

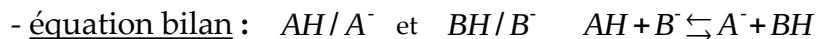
- acide : espèce chimique capable de libérer au moins un proton.
- base : espèce chimique capable de libérer des ions hydroxydes  $HO^-$

### 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

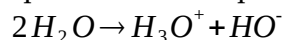
- définition : réaction chimique au cours de laquelle l'acide d'un couple acide/base réagit avec la base d'un autre couple acide/base avec échange de protons



- produit ionique de l'eau :

L'eau appartient à deux couples acide / base  $H_3O^+/H_2O$  et  $H_2O/HO^-$

En écrivant la réaction chimique entre ces couples on obtient :



Le produit ionique de l'eau est défini par :

$$[H_3O^+]_{\text{eq}} \cdot [HO^-]_{\text{eq}} = K_e = 10^{-14} \text{ avec } pK_e = 14$$

- constante d'acidité :

La constante d'acidité est la constante d'équilibre associée à la réaction chimique :  $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{\text{eq}} \cdot [A^-]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}}}$$

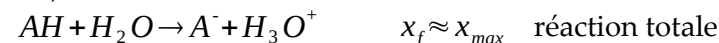
## 3. Force des acides et des bases

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  $A^-$ .



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

### - base faible

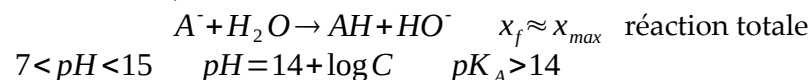
Une base  $A^-$  est faible si en solution aqueuse elle s'associe partiellement à des ions  $H^+$  en produisant un acide conjugué  $AH$ .



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

### - 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

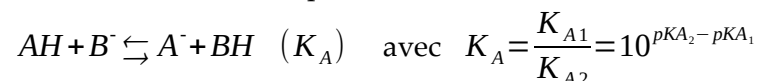
- le pH varie très peu par ajout d'une petite quantité d'acide ou de base (amorti les variations de pH)
- le pH varie très peu lors d'une dilution
- $[AH] \approx [A^-]$  et  $pH \approx pK_A$
- composition proche de la demi-équivalence

### 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

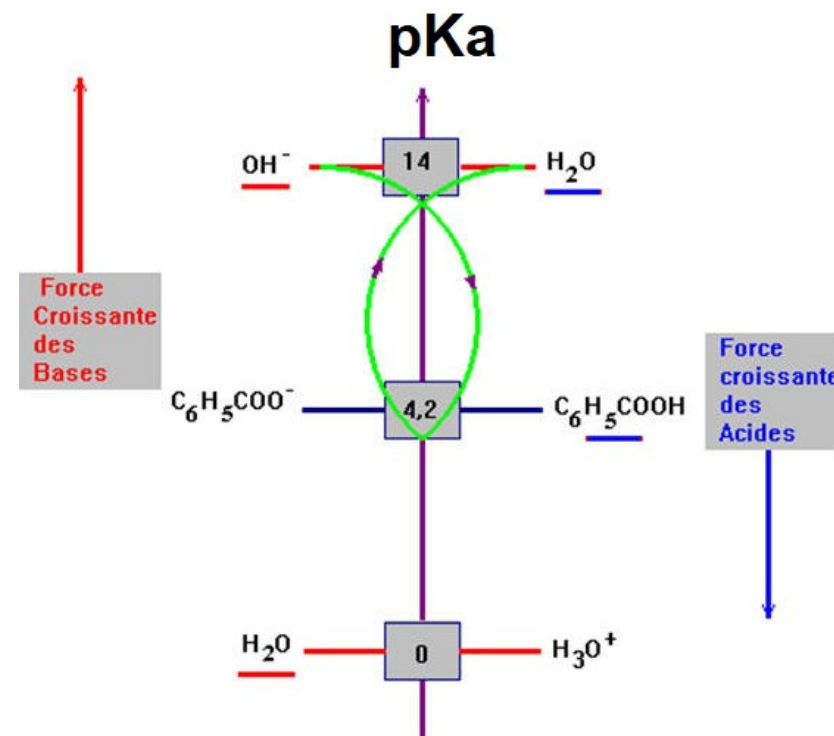
Lors de la réaction de l'acide de  $AH/A^-$  de constante d'équilibre  $K_{A1}$  avec la base de  $BH/B^-$  de constante d'équilibre  $K_{A2}$  :



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

## 6. Sens d'évolution spontanée

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  $C_6H_5COO^- + H_2O \rightarrow OH^- + C_6H_5COOH$