

Force des acides et des bases – Fiche de cours

1. Définitions

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

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

- **pH** : ou potentiel hydrogène caractérise l'acidité d'une solution.

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

2. Réaction acide-base

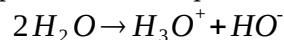
- **définition** : réaction chimique au cours de laquelle l'acide d'un couple acide/base réagit avec la base d'un autre couple acide/base avec échange de protons

- **équation bilan** : AH/A^- et BH/B^- $AH + B^- \rightleftharpoons A^- + BH$

- **produit ionique de l'eau** :

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

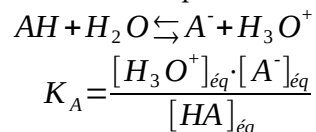
En écrivant la réaction chimique entre ces couples on obtient :



Le produit ionique de l'eau est défini par : $[H_3O^+]_{\text{éq}} \cdot [HO^-]_{\text{éq}} = K_e = 10^{-14}$
avec $pK_e = 14$

- **constante d'acidité** :

La constante d'acidité est la constante d'équilibre associée à la réaction chimique :



3. Force des acides et des bases

Le pK_A caractérise la force d'un acide ; $pK_A = -\log K_A$ $K_A = 10^{-pK_A}$

- **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**

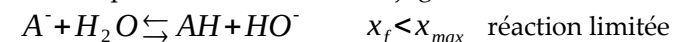
Un acide AH est faible si en solution aqueuse il est partiellement dissocié en ions H^+ et en une base conjuguée A^- .



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

- **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**

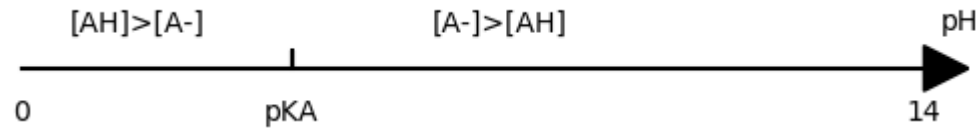
Une base A^- est forte si en solution aqueuse elle s'associe totalement à des ions H^+ en produisant un acide conjugué AH . (HO^- est une base forte)



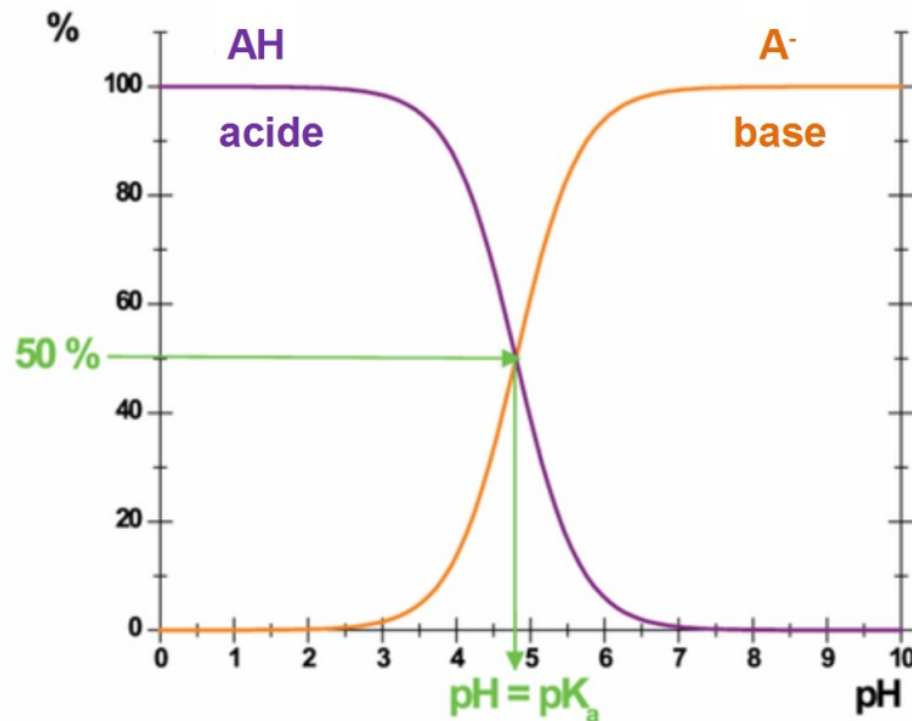
$$7 < pH < 15 \quad pH = 14 + \log C \quad pK_A > 14$$

4. Diagramme de prédominance

Pour un acide faible ou une base faible, on représente sur une droite de pH l'espèce chimique AH ou A⁻ qui prédomine.



5. Diagramme de distribution



Pour un acide faible ou une base faible, on représente le pourcentage en solution de AH ou A⁻ en fonction du pH.

6. Mélanges d'acides et de bases

- acide fort + base forte : réaction totale et exothermique
- acide fort + base faible : réaction limitée ou totale
- acide faible + base forte : réaction limitée ou totale
- acide faible + base faible : réaction limitée ou totale
- cas particulier : $H_3O^+ + HO^- \rightarrow 2H_2O$ avec $pH = \frac{pK_e}{2}$

7. Les acides alpha aminés

Un acide aminé a au moins deux fonctions chimiques :

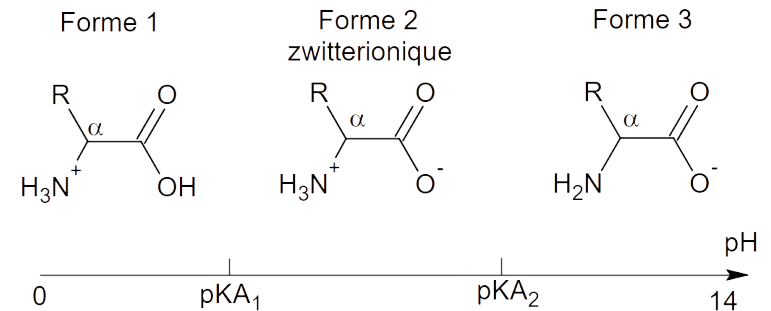
- fonction acide carboxylique (caractère acide)
- fonction amine (caractère basique)

Un acide aminé est de type α lorsqu'il existe sur la chaîne principale un atome de carbone portant la fonction carboxyle et amine

Un acide carboxylique appartient au couple $COOH/COO^-$

Une amine appartient au couple NH_3^+/NH_2

Un acide aminé a au moins 2 pK_A (proche de 2 et 9) et se présente sous au moins 3 formes :



8. Les solutions tampons

Propriétés : - le pH varie très peu par ajout d'une petite quantité d'acide ou de base

- le pH varie très peu lors d'une dilution

- $[AH] \approx [A^-]$ et $pH \approx pK_A$