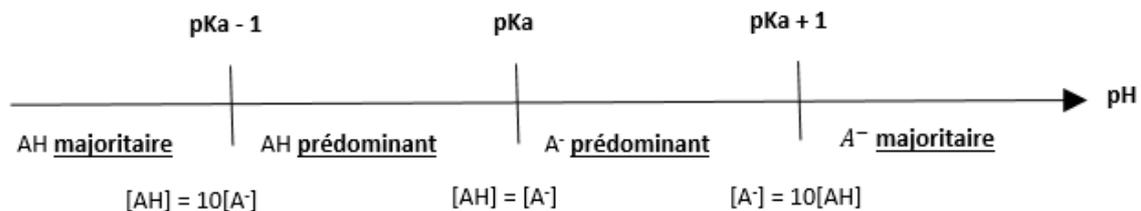


Chapitre 6 : Acide/Base

- Acide : espèce chimique pouvant libérer un proton H⁺ (l'acide cède)
- Base : espèce chimique pouvant capter un proton H⁺
- Ampholyte : espèce pouvant se comporter comme un acide ou comme une base ≠ solution amphotère.



- $Ke = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$ à 25°C
- $pKe = -\log Ke = 14$
- $pKa = -\log Ka$



- $K = 10^{pKa_{base} - pKa_{acide}}$

→ $K > 1$: Réaction spontanée/favorisée

→ $K > 10^4$: Réaction totale

- ATTENTION : Réaction entre l'acide le plus fort et la base la plus forte

- En général : $-pH = -\log [H_3O^+]$

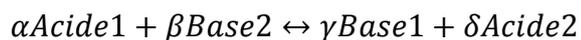
$$-pH = pKa + \log \frac{[Base]}{[Acide]} \quad (\text{Equation de Henderson Hasselbach})$$

<u>Monoacide fort :</u> $pH = -\log C_0$	<u>Monobase forte :</u> $pH = 14 + \log C_0$
Validité : $pH \leq 6,5$	Validité : $pH > 7,5$
<u>Monoacide faible :</u> $pH = \frac{1}{2}(pKa - \log C_0)$	<u>Monobase faible :</u> $pH = \frac{1}{2}(pKe + pKa + \log C_0)$
Validité : $-pH < pKa - 1$ ou - $\alpha_{AH} = \sqrt{\frac{Ka}{C_0}}$	Validité : $-pH > pKa + 1$ ou - $\alpha_{A^-} = \sqrt{\frac{Ke}{Ka.C_0}}$

- Ampholyte ou mélange acide+base faibles : $pH = \frac{pKa_1 + pKa_2}{2}$
- Solution tampon si $pKa - 1 < pH < pKa + 1$
- pH des solutions salines :

<u>Acide fort + Base forte :</u> $pH = \frac{1}{2}pKe = 7 \text{ à } 25^\circ\text{C}$	<u>Acide faible + Base faible :</u> $pH = \frac{pKa_1 + pKa_2}{2}$
<u>Acide fort + Base faible :</u> $pH = \frac{1}{2}(pKa - \log [AH])$	<u>Acide faible + Base forte :</u> $pH = \frac{1}{2}(pKe + pKa + \log [A^-])$

- Dosages acido-basiques :



A l'équivalence : $\beta C_1 V_1 = \alpha C_2 V_2$

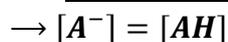
- Dosage d'un **MONOACIDE FORT** par une base forte

<u>Avant</u> l'équivalence	$pH = -\log \frac{C_1 V_1 - C_2 V_2}{V_{TOT}}$
<u>Equivalence</u>	$pH = 7$
<u>Après</u> l'équivalence	$pH = 14 + \log \frac{C_2 V_2 - C_1 V_1}{V_{TOT}}$

- Dosage d'un **MONOACIDE FAIBLE** par une base forte

<u>Avant</u> l'équivalence	$pH = pKa + \log \frac{\frac{C_2 V_2}{V_{TOT}}}{\frac{C_1 V_1 - C_2 V_2}{V_{TOT}}}$
<u>Equivalence</u>	$pH = \frac{1}{2} (pKe + pKa + \log \frac{C_2 V_2}{V_{TOT}})$
<u>Après</u> l'équivalence	$pH = 14 + \log \frac{C_2 V_2 - C_1 V_1}{V_{TOT}}$

A la demi-équivalence, 50% de l'acide est consommé



$$\Rightarrow pH = pKa$$