

Résumé de cours – CM5 – Réactions Acide-Bases – 1/2

Objectif : → Etudes des Réactions Acido-Basiques

=> TRANSFERT de PROTON H^+

I. Couple Acide-Base

Acide : Acide = Espèce susceptible de LIBERER un Proton H^+ => Noté AH

Base = Espèce susceptible de CAPTER un Proton H^+ => Noté A^-

=> Réaction ACIDO-BASIQUE = Echange de PROTON H^+ entre un acide et une base

Couple Acide-Base : AH / A^- => Réaction $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$

Hydrolyse dans l'eau : $AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$ (Dissolution dans l'eau)

Constante d'Acidité :

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

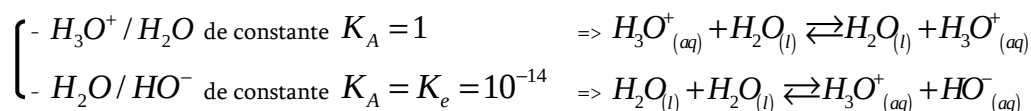
=> Constante d'Acidité = K_A = Constante de la dissolution de l'acide dans l'eau – Chaque couple a le sien...

Rmq : KB pour l'inverse $A^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons AH_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \Rightarrow K_B = \frac{[HO^-][AH]}{[A^-]} = \frac{[HO^-][H_3O^+]}{K_A} = \frac{K_e}{K_A}$

Types d'ACIDES / BASES :

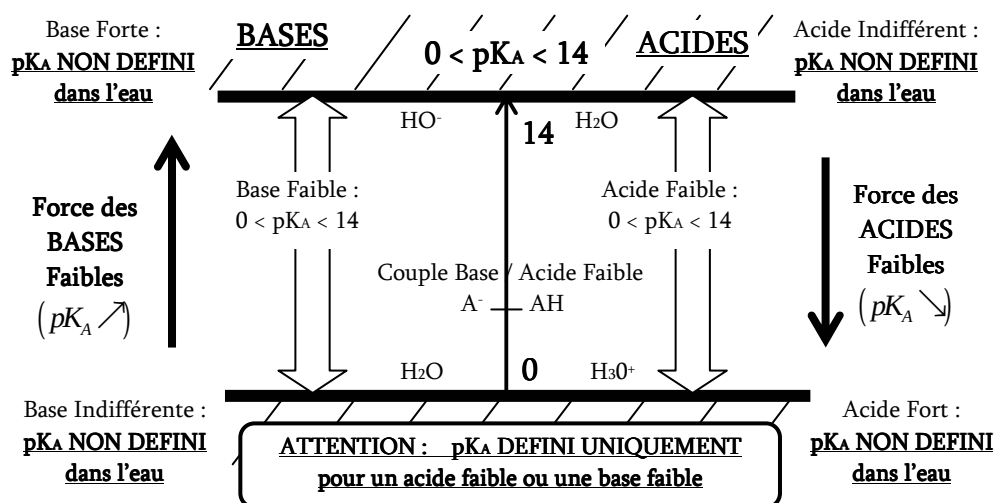
Acide FORT :	Se Dissocie ENTIEREMENT dans l'eau – Réaction Totale	$K_A \rightarrow +\infty$	$\Leftrightarrow$ Base Indif.
Acide FAIBLE :	Ne se Dissocie PAS ENTIEREMENT – Réaction Partielle	K_A Faible	$\Leftrightarrow$ Base Faible
Acide INDIFFERENT :	Ne se Dissocie PAS DU TOUT dans l'eau – Réaction Nulle	$K_A \rightarrow 0$	$\Leftrightarrow$ Base Forte

Couples de l'EAU :



=> Espèce AMPHOTERE (adjectif) – L'EAU est un AMPHOLYTE (nom) = A la fois Acide et Base...

Echelle de pK_A :



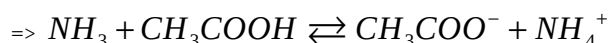
II. Prévisions des Réactions

Méthode :

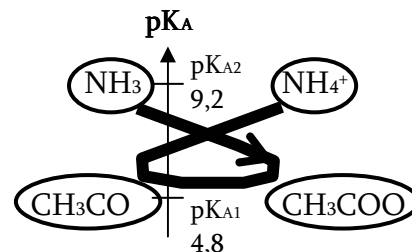
- Tracer l'échelle de pK_A avec tous les couples acido-basiques
- Entourer les espèces non négligeables (Attention, un acide fort apparaît sous la forme H_3O^+)
- Règle du Gamma = L'Acide la plus fort réagit avec la Base la plus forte

Exemple :

- Acide éthanoïque : CH_3COOH / CH_3COO^- - $pK_{A1} = 4,8$
- Ammoniaque : NH_4^+ / NH_3 - $pK_{A2} = 9,2$



$$\text{Constante de réaction : } K = \frac{[CH_3COO^-][NH_4^+]}{[NH_3][CH_3COOH]} \times \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{K_{A1}}{K_{A2}} = 10^{-pK_{A1} + pK_{A2}} = 10^{\Delta pK_A} = 10^{4,4}$$



Dans le sens du Gamma :

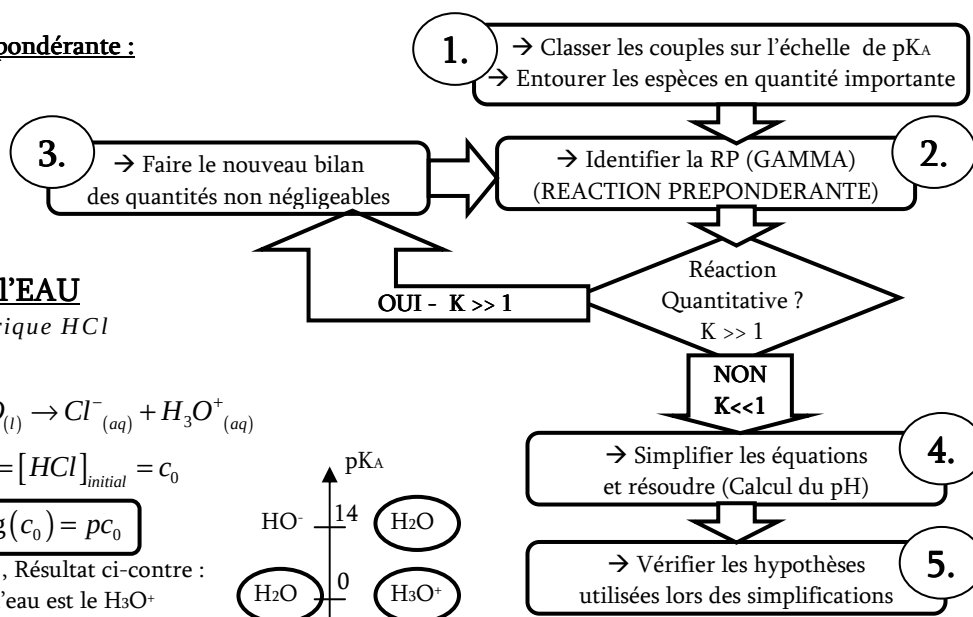
$$\Rightarrow K = 10^{\Delta pK_A}$$

Dans le sens inverse du Gamma :

$$\Rightarrow K = 10^{-\Delta pK_A}$$

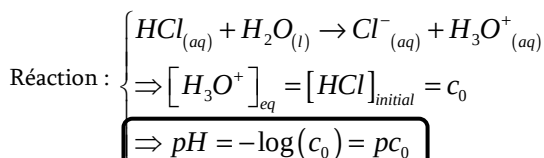
Résumé de cours – CM5 – Réactions Acide-Bases – 2/2

Méthode de la Réaction Prépondérante :

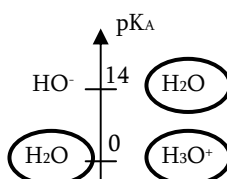


II.1. Monoacide Fort dans l'EAU

Ex : $\left\{ \begin{array}{l} \text{Acide Chlorhydrique HCl} \\ c_0 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1} \end{array} \right.$



=> Tout se dissocie en H_3O^+ , Résultat ci-contre :
=> L'acide le plus fort dans l'eau est le H_3O^+

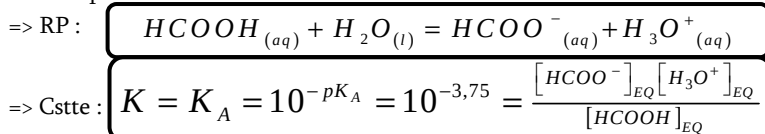


II.2. Monoacide Faible dans l'EAU

Ex : $\left\{ \begin{array}{l} \text{Acide Méthanoïque HCOOH}, \text{ p}K_A = 3,75 \\ n_0 = 0,05 \text{ mol dans } 100 \text{ mL d'eau} \Rightarrow c_0 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1} \end{array} \right.$ $\text{HCOOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{HCOO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$

Rmq : Réaction Partielle de dissociation de l'acide dans l'eau, la majorité reste sous forme de HCOOH / Très peu de HCOO⁻

1. Echelle de pKa ci-contre :



2. Réaction NON QUANTITATIVE – On est déjà proche de l'équilibre...

=> On calcule la quantité de H_3O^+ apportée par cette réaction prépondérante

4. Tableau d'avancement :

EI (mol.L⁻¹) $c_0 = 0,5$ solvant - 10^{-7}
À t (mol.L⁻¹) $c_0 - \xi_v$ solvant ξ_v $\xi_v + 10^{-7}$

$$\text{Ainsi : } K = \frac{[\text{HCOO}^-]_{eq} [\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{[\text{HCOOH}]_{eq}} = \frac{\xi_v (\xi_v + 10^{-7})}{(c_0 - \xi_v)} = K_A = \frac{\xi_v^2}{c_0} = 10^{-3,75}$$

Avec les 2 hypothèses de simplification habituelles (que l'on n'oubliera pas de vérifier a posteriori)

Hyp 1 – Autoprotolyse négligeable : $\xi_v \gg 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

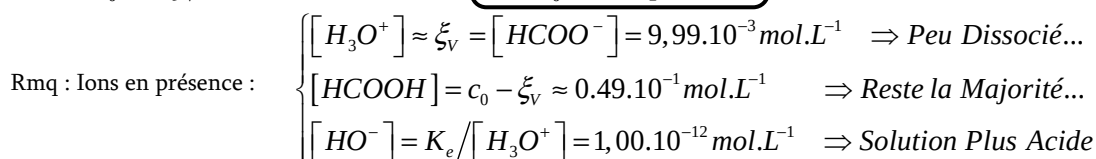
Hyp 2 – Dissociation de l'acide très faible : $\xi_v \ll c_0$

Ainsi : $\xi_v = \sqrt{K_A c_0} = \sqrt{0,5 \times 10^{-3,75}} = 9,99 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \approx 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

=> Calcul du pH de la solution : $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,00$

5. Vérification des hypothèses : Avec les concentrations ou directement les pH et pKa

=> $c_0 \gg \xi_v \gg 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ $\Leftrightarrow c_0 + 1 < \text{pH} < 6$ (Avec un facteur 10 => PH+/-1)



Avec Plusieurs Acides ou Bases Faibles :

=> Faire les RP les unes après les autres, et lorsqu'il n'y en a plus de quantitative, on est déjà proche de l'équilibre

=> On peut alors chercher la principale source de H_3O^+ et calculer le pH... Voir Exos du TD...

III. Diagramme de Prédominance

(Voir Poly Suivant)

IV. Dosage Acido-Basique

(Voir Fiche Méthode sur les Dosages)