Acides et Bases

Synthèse des activités et compléments

Cours : Les bases sur les acides-bases (théorie de Brönsted)

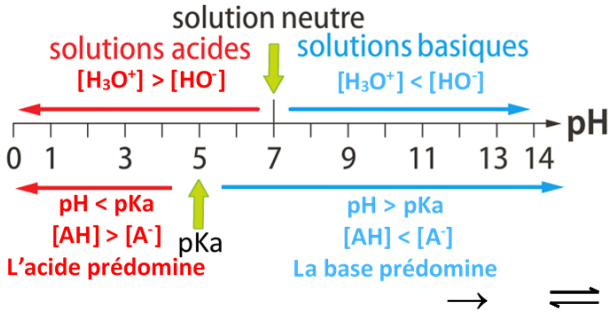
Acide : Espèce chimique capable de CÉDER un proton H^+.
Si l'espèce peut en céder plusieurs, on parle de polyacide (ex : H_3PO_4).
Base : Espèce chimique capable de CAPTER un proton H^+.
Si l'espèce peut en capter plusieurs, on parle de polybase (ex : PO_4^{3-}).
Ampholyte : Espèce à la fois acide et basique, molécule amphotère.
Couple acide/base : Noté AH/A^-, AH et A^- sont conjuguées l'une de l'autre.
Demi-équation acido-basique : Pour un couple, $AH = A^- + H^+$.
Réaction acido-basique : Entre deux couples AH_1/A_1^- et AH_2/A_2^-, l'acide le plus fort réagit avec la base la plus forte, un H^+ étant échangé.

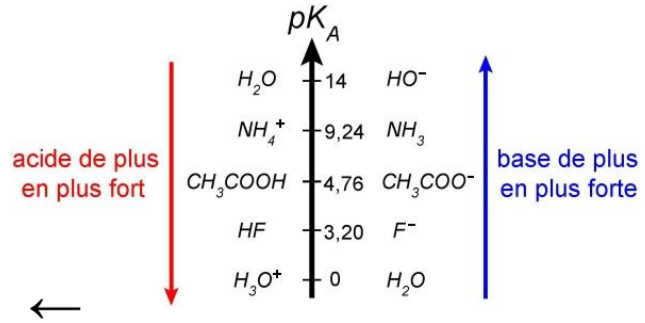
$$\begin{array}{rl} & AH_1 = A_1^- + H^+ \\ + & H^+ + A_2^- = AH_2 \\ \hline = & AH_1 + A_2^- = AH_2 + A_1^- \end{array}$$

On notera que H^+ réagit totalement avec l'eau pour donner H_3O^+. $(H^+ + H_2O = H_3O^+)$

Cours : le pH et le pKa en solution aqueuse

Dans l'eau, le pH varie de 0 à 14. Le pH est défini par $\boxed{pH = -Log([H_3O^+]/C^0)}$ où C^0=1,0 mol/L.
Un **acide fort** (pKa < 0) réagit totalement avec l'eau. La base conjuguée est indifférente.
Un **acide faible** (0 < pKa < 14) réagit partiellement avec l'eau. La base conjuguée est faible.
Un **acide indifférent** (pKa > 14) ne réagit pas avec l'eau. La base conjuguée est forte.
Un acide (resp. une base) est d'autant plus fort qu'il libère (resp. qu'elle capte) facilement un proton H^+.





Une réaction chimique peut donc être totale, partielle ou nulle . Les concentrations des réactifs évoluent jusqu'à atteindre une valeur stable. Cet **équilibre chimique** est caractérisé par une **constante d'équilibre K(T)**.

Pour une réaction du type $aA + bB = cC + dD$, on a $K(T) = \frac{[C]_{eq}^c[D]_{eq}^d}{[A]_{eq}^a[B]_{eq}^b}$ avec $[X]_{eq}$ en mol/L à l'équilibre.

Attention, si X est le solvant ou un solide, on remplace $[X]_{eq}$ par C^0, concentration standard.

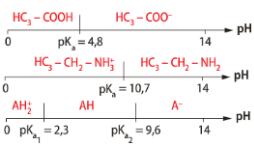
Cas d'un acide *AH* : $AH + H_2O = H_3O^+ + A^-$ d'où $\boxed{K_a = \frac{[H_3O^+]_{eq}[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}\ C^0}}$ sa **constante d'acidité** et $\boxed{pKa = -Log(K_a)}$.

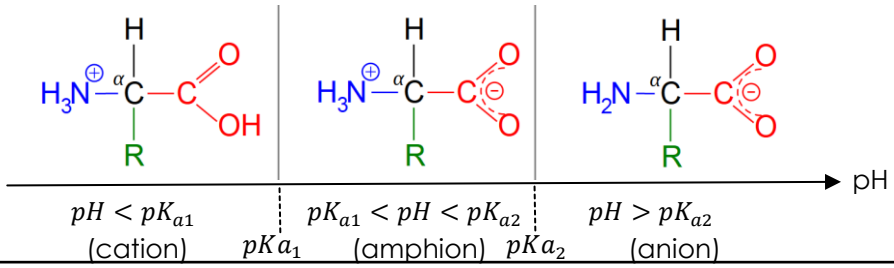
La même relation peut se réécrire sous une forme très utile : $\boxed{pH = pK_a + Log([A^-]/[AH])}$.

Cas de l'eau : $H_2O + H_2O = H_3O^+ + HO^-$ d'où $\boxed{K_e = [H_3O^+]_{eq}[HO^-]_{eq}}$ le **produit ionique de l'eau** et $\boxed{pK_e = -Log(K_e)}$.
Cette réaction se nomme l'autoprotolyse de l'eau. On a $K_e = 10^{-14}$ et $pK_e = 14$. *(On omet souvent les C^0).*

Domaines de prédominance d'un acide α-aminé :

Un acide α-aminé comporte toujours un acide carboxylique $COOH$ (pK_{a1}) et une amine NH_2 $(pK_{a2} > pK_{a1})$.





Couples acide-base	pK_a
H_3O^+/H_2O	0
$H_3C–CH(NH_3^+)–COOH$ / $H_3C–CH(NH_3^+)–COO^-$	2,3
$H_3C–COOH/H_3C–COO^-$	4,8
NH_4^+/NH_3	9,2
$H_3C–CH(NH_3^+)–COO^-$ / $H_3C–CH(NH_2)–COO^-$	9,9
$H_3C–NH_3^+/H_3C–NH_2$	10,7
H_2O/HO^-	14