



Les acides et les bases en milieu aqueux

DANS TOUTES LES SOLUTIONS AQUEUSES

Présence d'ions H_3O^+ et HO^- <i>(Autoprotolyse des molécules d'eau)</i> $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$	$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$
A 25°C (seulement)		
$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14}$	$\text{pH} = 14 + \log[\text{HO}^-]$	
Solution acide	Solution neutre	Solution basique
$\text{pH} < 7$ $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$	$\text{pH} = 7$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$	$\text{pH} > 7$ $[\text{HO}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$

LES ACIDES (selon Bronsted)

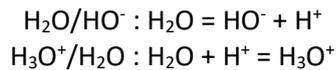
<i>Espèce capable de céder un proton H^+ :</i>	$\text{AH} = \text{A}^- + \text{H}^+$
<i>Réaction avec l'eau :</i>	$\text{AH} + \text{H}_2\text{O} = \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
Coefficient de dissociation :	$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{C}}$
Acide fort	Acide faible
<i>Réaction considérée comme totale :</i> $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $\alpha = 1 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{C}$ $\text{pH} = -\log \text{C}$	<i>Equilibre chimique :</i> $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} = \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $\alpha < 1 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < \text{C}$

LES BASES (selon Bronsted)

<i>Espèce capable de recevoir un proton H^+ :</i>	$\text{A}^- + \text{H}^+ = \text{AH}$
<i>Réaction avec l'eau :</i>	$\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{AH} + \text{HO}^-$
Coefficient de dissociation :	$\alpha = \frac{[\text{HO}^-]}{\text{C}}$
Base forte	Base faible
<i>Réaction considérée comme totale :</i> $\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AH} + \text{HO}^-$ $\alpha = 1 \Rightarrow [\text{HO}^-] = \text{C}$ $\text{pH} = 14 + \log \text{C}$	<i>Equilibre chimique :</i> $\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{AH} + \text{HO}^-$ $\alpha < 1 \Rightarrow [\text{HO}^-] < \text{C}$

LES COUPLES ACIDE/BASE

Les couples acide/base de l'eau :



Constante d'acidité d'un couple
 = Constante d'équilibre de la réaction entre un acide et l'eau : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} = \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

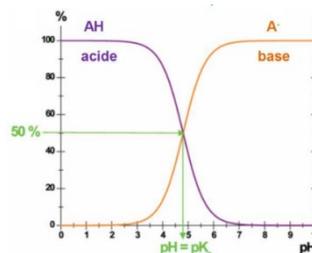
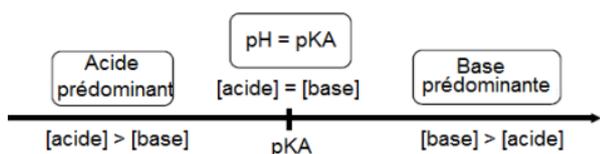
$$K_A = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

$$\text{p}K_A = -\log K_A \Leftrightarrow K_A = 10^{-\text{p}K_A}$$

Relation de Henderson-Hasselbalch

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

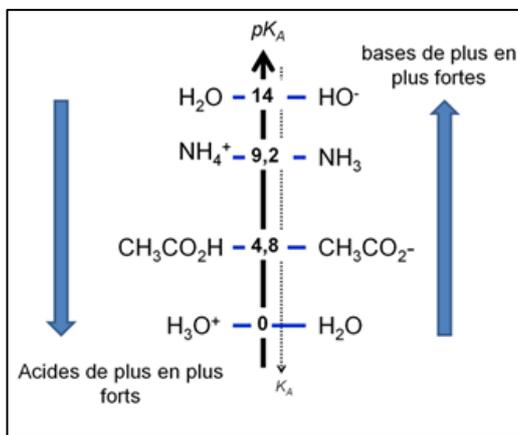
Diagramme de prédominance



Classement des couples

Plus un acide est fort
 Plus K_A est grand, plus le $\text{p}K_A$ est petit

Plus une base est forte
 Plus K_A est petit, plus le $\text{p}K_A$ est grand



Les couples de l'eau

$\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$

$$K_A = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = [\text{HO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}$$

$$\text{p}K_A = -\log K_A = 14$$

$\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$

$$K_A = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 1$$

$$\text{p}K_A = -\log K_A = 1$$