

Tut' rentrée UE3b



# Chimie G – Equilibres acide-base, pH

*Le tutorat est gratuit. Toute reproduction ou vente est interdite.*

I. La réaction acide-base

II. Force d'un acide ou d'une base

III. Constante d'équilibre

IV. Le pH

# Définitions

Acide : espèce moléculaire ou ionique susceptible de **céder** un proton  $H^+$

Ex :  $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $CH_3COOH$ ,  $NH_4^+$

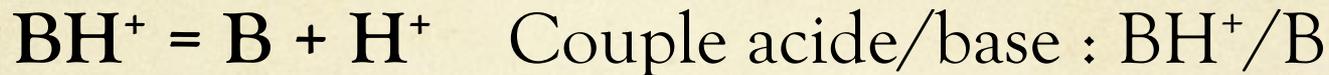
*Polyacide* : espèce pouvant céder plusieurs protons  
(ex :  $H_3PO_4$ ,  $H_2SO_4$ )

Base : espèce moléculaire ou ionique susceptible de **capter** un proton  $H^+$

Ex :  $HO^-$ ,  $CH_3COO^-$ ,  $NH_3$

*Polybase* : espèce pouvant capter plusieurs protons (ex :  $CO_3^{2-}$ )

## Équations acide-base



Exemples :



*Couple acide/base : CH<sub>3</sub>COOH/CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>*



*Couple acide/base : NH<sub>4</sub><sup>+</sup>/NH<sub>3</sub>*

I. La réaction acide-base

II. Force d'un acide ou d'une base

III. Constante d'équilibre

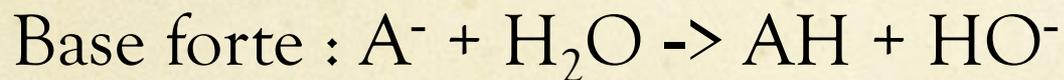
IV. Le pH

Force d'un acide/d'une base : aptitude à céder/  
capter un proton.

Acides/Bases **FORTS** : réagissent avec l'eau de  
manière **TOTALE**.

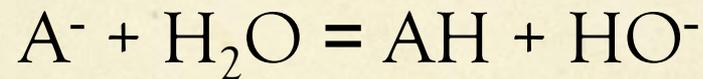
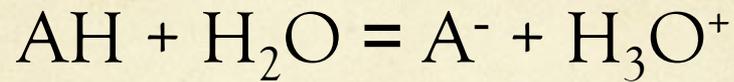


*Ex : HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (le plus fort dans l'eau)*



*Ex : NH<sub>2</sub><sup>-</sup>, HO<sup>-</sup> (la plus forte dans l'eau)*

Acides/Bases **FAIBLES** : réagissent avec l'eau de manière **PARTIELLE**.



*Ex d'acides faibles : CH<sub>3</sub>COOH, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>*

*Ex de bases faibles : CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>, NH<sub>3</sub>*

I. La réaction acide-base

II. Force d'un acide ou d'une base

III. Constante d'équilibre

IV. Le pH

$K_A$  = constante d'acidité du couple AH/A<sup>-</sup>

$$K_A = [A^-] \cdot [H_3O^+] / [AH]$$

+  $K_A$  élevé → + l'acide est dissocié et + il est fort

$$pK_A = -\log K_A$$

+  $pK_A$  faible → + l'acide est fort et + la base est faible

Exemple :



Force  $\text{CH}_3\text{COOH} > \text{NH}_4^+$

Force  $\text{NH}_3 > \text{CH}_3\text{COO}^-$

NB : Dans l'eau  $0 < \text{pK}_A < 14$

I. La réaction acide-base

II. Force d'un acide ou d'une base

III. Constante d'équilibre

IV. Le pH

pH mesure le degré d'acidité/d'alcalinité d'une substance

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$  : solution **neutre**

$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$  : solution **acide**

$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$  : solution **basique**

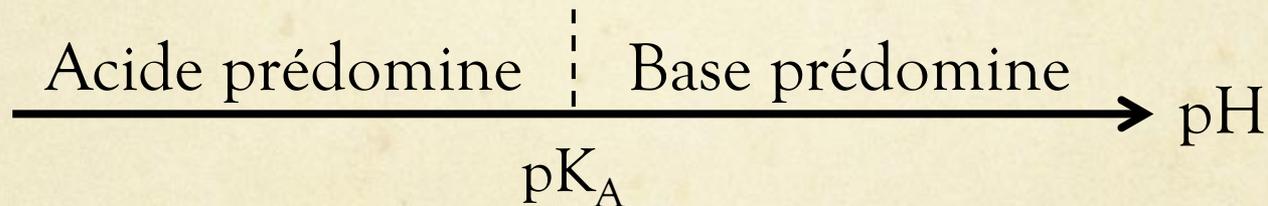
À 25°C, une solution neutre a un pH de 7

# Notion d'espèce prédominante

A prédomine sur B lorsque  $[A] > [B]$

$\text{pH} > \text{pK}_A$  : Base prédomine

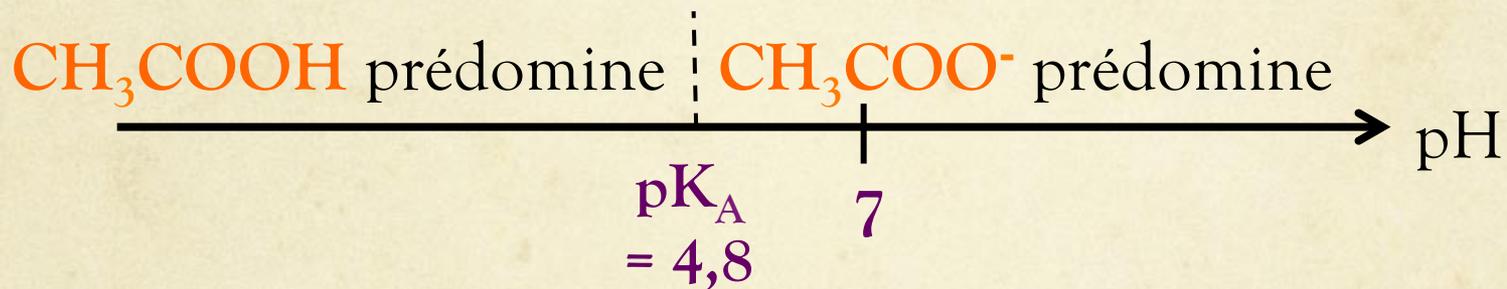
$\text{pK}_A > \text{pH}$  : Acide prédomine



Exemple :



Dans une solution neutre ( $\text{pH} = 7$ )



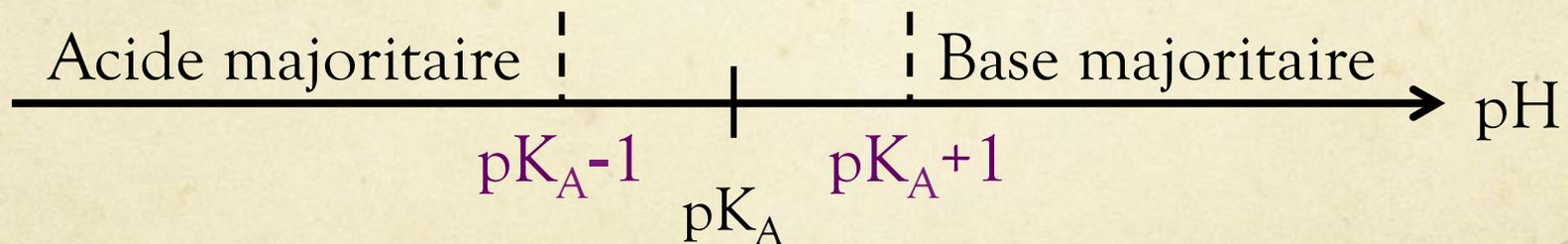
$\text{pH} > \text{pK}_A$  :  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  prédomine

# Notion d'espèce majoritaire

A est majoritaire devant B lorsque  $[A] > 10 [B]$

$\text{pH} > \text{pK}_A + 1$  : Base majoritaire

$\text{pH} < \text{pK}_A - 1$  : Acide majoritaire



# Calcul du pH

Acide fort :  $\text{pH} = -\log C_a$

Base forte :  $\text{pH} = 14 + \log C_b$

## Exercices :

- Calculer le pH d'une solution d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  de concentration  $C_a = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$\text{pH} = -\log C_a = -\log 10^{-3} = 3$$

- Calculer le pH d'une solution d'ion amidure  $\text{NH}_2^-$  de concentration  $C_b = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$\text{pH} = 14 + \log C_b = 14 + \log 10^{-3} = 14 - 3 = 11$$

$$\blacklozenge K_A < 10^{-3} ; pK_A > 3 :$$

$$pH = \frac{1}{2} (pK_A - \log C_a)$$

Acide faible :

$$\blacklozenge K_A > 10^{-3} ; pK_A < 3 :$$

Résolution d'équation

Ex : Calculer le pH d'une solution d'ion ammonium  $NH_4^+$  de concentration  $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$$pK_A (NH_4^+/NH_3) = 9,2$$

$$pK_A > 3 \rightarrow pH = \frac{1}{2} (9,2 - \log 10^{-2}) = 5,6$$

$$\ast K_A > 10^{-11} ; pK_A < 11 :$$

$$pH = 7 + \frac{1}{2} (pK_A + \log C_b)$$

Base faible :

$$\ast K_A < 10^{-11} ; pK_A > 11 :$$

Résolution d'équation

Ex : Calculer le pH d'une solution d'ammoniac  $NH_3$  de concentration  $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$$pK_A (NH_4^+/NH_3) = 9,2$$

$$pK_A < 11 \rightarrow pH = 7 + \frac{1}{2} (9,2 + \log 10^{-2}) = 7 + 3,6 = 10,6$$

Mélange acide faible / base faible conjugués :

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{C}_b]}{[\text{C}_a]}$$

Ex : Déterminer le pH d'une solution contenant un mélange d'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$  de concentration  $\text{C}_a = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et d'ion éthanoate  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  de concentration  $\text{C}_b = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$\text{pK}_A (\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$$

$$\text{pH} = 4,8 + \log (5 \cdot 10^{-3} / 5 \cdot 10^{-2}) = 4,8 + \log 10^{-1} = 3,8$$