

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^+

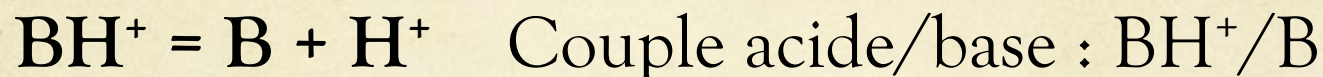
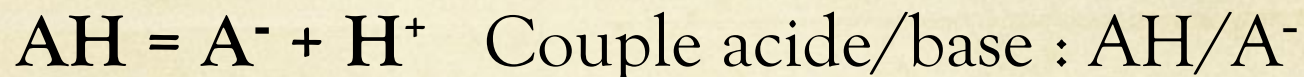
*Polyacide : espèce pouvant céder plusieurs protons
(ex : H_3PO_4 , H_2SO_4)*

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

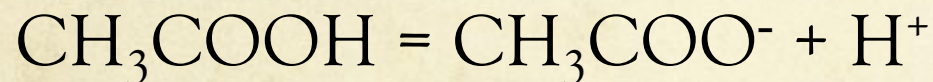
Ex : HO^- , CH_3COO^- , NH_3

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

Équations acide-base



Exemples :



Couple acide/base : CH₃COOH/CH₃COO⁻



Couple acide/base : NH₄⁺/NH₃

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**.

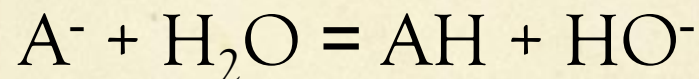
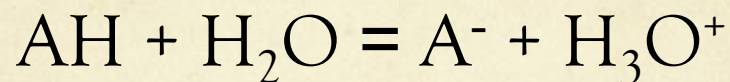
Acide fort : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Ex : HCl , HNO_3 , H_3O^+ (le plus fort dans l'eau)

Base forte : $\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AH} + \text{HO}^-$

Ex : NH_2^- , HO^- (la plus forte dans l'eau)

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



Ex d'acides faibles : CH_3COOH , NH_4^+

Ex de bases faibles : CH_3COO^- , NH_3

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^-

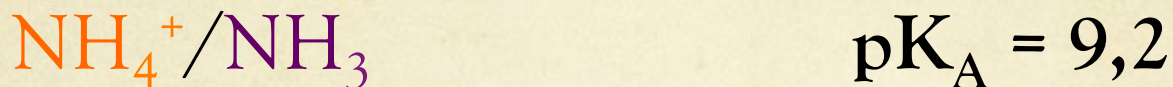
$$K_A = [A^-].[H_3O^+]/[AH]$$

+ K_A élevé \rightarrow + l'acide est dissocié et + il est fort

$$pK_A = -\log K_A$$

+ pK_A faible \rightarrow + 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**

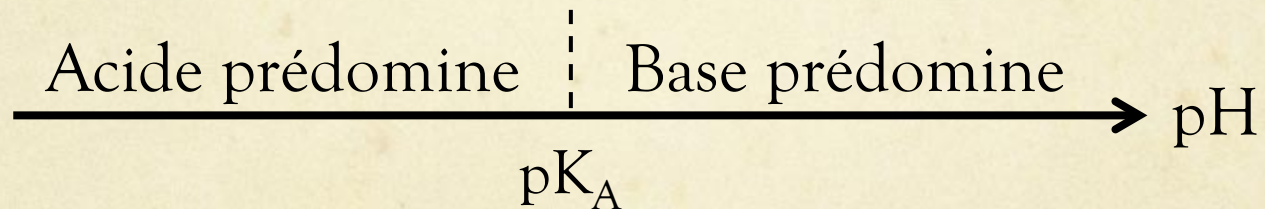
À 25°C, une solution neutre a un pH de 7

Notion d'espèce prédominante

A prédomine sur B lorsque $[A] > [B]$

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

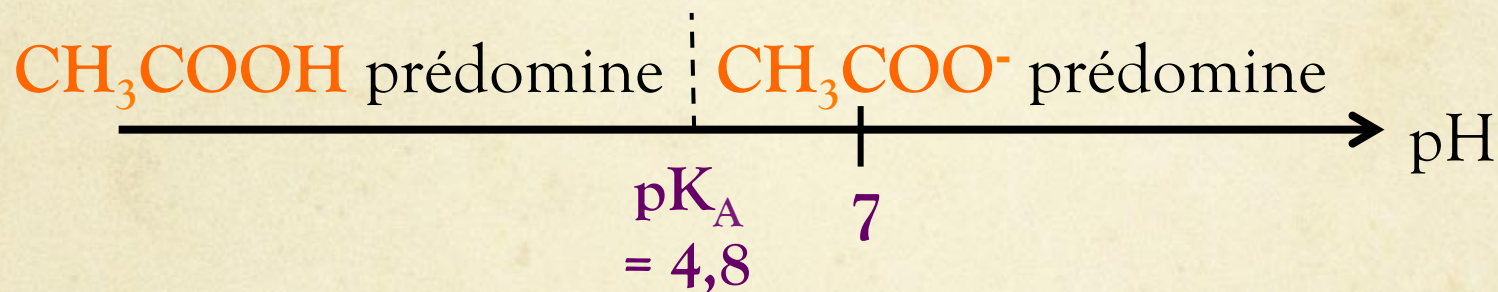
$\text{pK}_A > \text{pH}$: Acide prédomine



Exemple :



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



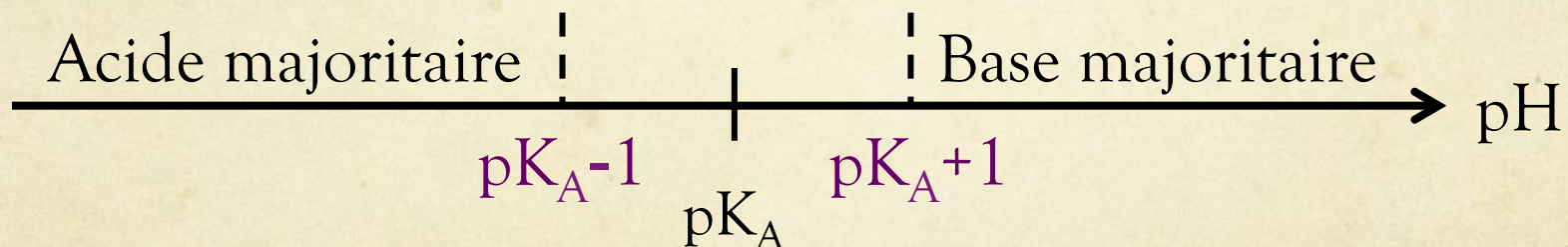
$\text{pH} > \text{pK}_\text{A}$: CH_3COO^- prédomine

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 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 NH_2^- de concentration $C_b = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

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

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

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

Acide faible :

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

Résolution d'équation

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

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

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

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

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

Base faible :

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

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 CH_3COOH de concentration $\text{C}_a = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et d'ion éthanoate CH_3COO^- de concentration $\text{C}_b = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

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

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