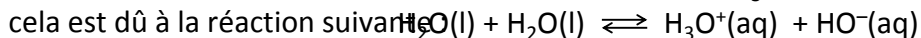


Chapitre 15 : Force des acides et des bases.

I. La réaction d'autoprotolyse de l'eau :

L'eau pure (l'eau distillée) contient des ions hydronium H_3O^+ et HO^- , cela est dû à la réaction suivante :



La constante d'équilibre associée à cette réaction est notée K_e :

$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{HO}^-]_{\text{eq}}$ cette relation s'appelle : **produit ionique** de l'eau

II. Les deux types d'acide :

Pour comparer les acides entre eux (ou les bases entre elles), on les fait chacun réagir sur un corps de «référence» : l'eau.

1. Acide fort :

Un acide AH est fort dans l'eau si sa réaction avec l'eau est totale :



2. Acide faible :

Un acide AH est faible dans l'eau si sa réaction avec l'eau est limitée :



III. Les deux types de base :

1. Base forte :

Une base A^- est forte dans l'eau si sa réaction avec l'eau est totale :



2. Base faible :

Une base A^- est forte dans l'eau si sa réaction avec l'eau est limitée :



IV. La constante d'acidité :

1. Définition :



La constante d'équilibre associée à cette réaction est notée K_a et s'appelle **constante d'acidité**.

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

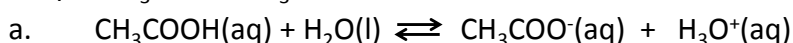
2. Détermination de la valeur de K_a :

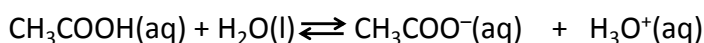
On verse de l'acide éthanoïque CH_3COOH dans de l'eau. Le volume de la solution est de 100 mL et la concentration apportée $C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = C_0$ vaut 0,0100 mol/L.

La réaction entre CH_3COOH et l'eau est limitée.

a. Écrire l'équation de la transformation.

b. Le pH de la solution obtenue vaut 3,40. Déterminer la valeur de K_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$.





EI (mol)	n_a	excès	0	0
En cours de trans (mol)	$n_a - x$	excès	x	x
EF (mol)	$n_a - x_f$	excès	x_f	x_f

• D'après le tableau d'avancement :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = x_f$$

$$n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_f = n(\text{H}_3\text{O}^+)_f$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH})_f = n_a - n(\text{H}_3\text{O}^+)_f$$

$$\bullet [\text{CH}_3\text{COO}^-]_f = \frac{n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_f}{V} = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_f}{V} = [\text{H}_3\text{O}^+]_f$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_f = \frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})_f}{V} = \frac{n_a - n(\text{H}_3\text{O}^+)_f}{V} = \frac{n_a}{V} - \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_f}{V} = C - [\text{H}_3\text{O}^+]_f$$

$$\bullet K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} x [\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}^2}{C - [\text{H}_3\text{O}^+]_f} = \frac{(10^{-\text{pH}})^2}{C - 10^{-\text{pH}}} = \frac{(10^{-3,40})^2}{0,0100 - 10^{-3,40}}$$

$$K_a = 1,65 \cdot 10^{-5}$$

Conclusion :

La constante d'acidité du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ vaut $K_a = 1,58 \cdot 10^{-5}$

Rq : on note la valeur de K_a aussi de cette façon :

$$K_a = 10^{-\text{p}K_a} \quad \text{p}K_a = -\log K_a$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a = -\log 1,65 \cdot 10^{-5} = 4,78$$

Le $\text{p}K_a$ du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ vaut $\text{p}K_a = 4,78$

3. Déterminer le pH d'une solution contenant un acide faible:

On dispose d'une solution d'acide éthanöique de concentration apporté $C_0 = 0,100 \text{ mol/L}$.

Donnée : $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 1,65 \cdot 10^{-5}$

a. Déterminer le pH de la solution.

b. Déterminer la composition finale de la solution.

$$\text{a. Voir 2. tableau d'avancement} \rightarrow K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} x [\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}^2}{C - [\text{H}_3\text{O}^+]_f}$$

$$\text{On pose } x = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \quad K_a = \frac{x^2}{C - x}$$

$$K_a \cdot (C - x) = x^2$$

$$x^2 + K_a \cdot x - K_a \cdot C = 0$$

$$\Delta = Ka^2 + 4xKa \times C$$

$$x_1 = \frac{-Ka + \sqrt{Ka^2 + 4xKa \times C}}{2}$$
~~$$x_2 = \frac{-Ka - \sqrt{Ka^2 + 4xKa \times C}}{2}$$

impossible $x_2 < 0$~~

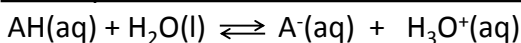
$$[H_3O^+]_{eq} = \frac{-1,65 \cdot 10^{-5} + \sqrt{(1,65 \cdot 10^{-5})^2 + 4 \times 1,65 \cdot 10^{-5} \times 0,0100}}{2}$$

$$[H_3O^+]_{eq} = 3,90 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log[H_3O^+]_{eq} = 3,41$$

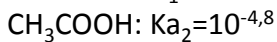
b. Voir 2. tableau d'avancement $\rightarrow [CH_3COO^-]_{eq} = [H_3O^+]_f = 3,90 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
 $[CH_3COOH]_{eq} = C - [H_3O^+]_f = 0,0100 - 3,90 \cdot 10^{-4} = 0,00961 \text{ mol/L}$

4. Comparaison des acides entre eux: Classement des acides.



Echelle des pKa dans l'eau:

La valeur de Ka dépend du type d'acide utilisé:

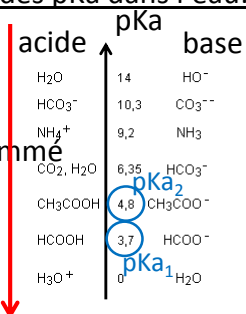


Plus Ka est grand (ou pKa petit), plus l'acide est consommé
 (ou plus il cède facilement un proton)

Un acide est d'autant plus fort que :

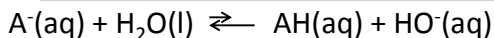
- Ka est grand
- pKa est petit

Acide de plus en plus fort



Ex : l'acide HCOOH est plus fort que l'acide CH₃COOH car $Ka_1 > Ka_2$
 car $pKa_1 < pKa_2$

5. Comparaison des bases entre elles : Classement des bases



Une base est d'autant plus forte qu'elle capte facilement un proton H^+ .

$$K_{eq} = \frac{[AH]_{eq} \times [HO^-]_{eq}}{[A^-]_{eq}} \quad \text{1/Ka}$$

$$K_{eq} = \frac{[AH]_{eq} \times [HO^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[A^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}} \quad \text{Ke}$$

$$K_{eq} = \frac{K_e}{K_a}$$

Une base est d'autant plus forte plus que:

- K_{eq} est grand
- **Ka petit**
- **pKa grand**

	pKa	
H ₂ O	14	HO ⁻
HCO ₃ ⁻	10,3	CO ₃ ²⁻
NH ₄ ⁺	9,2	NH ₃
CO ₂ , H ₂ O	6,35	HCO ₃ ⁻
CH ₃ COOH	4,8	CH ₃ COO ⁻
HCOOH	3,7	HCOO ⁻
H ₃ O ⁺	0	H ₂ O

acide ↑ base
 ↓ Acide de plus en plus fort ↑ Base de plus en plus forte

Ex : la base CO_3^{2-} est plus forte que la base NH_3 :

V. Solutions neutre, acide et basique.

1. Valeurs du pH :

- solution neutre :

Une solution est **neutre** quand $[H_3O^+]_{eq} = [HO^-]_{eq}$, dans ce cas:

$$K_e = [H_3O^+]_{eq} \times [HO^-]_{eq}$$

$$K_e = [H_3O^+]_{eq}^2$$

$$[H_3O^+]_{eq} = K_e^{1/2}$$

La valeur de K_e à 25°C vaut : $K_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$

Rq : on note la valeur de K_e aussi de cette façon : **$K_e = 10^{-pK_e}$**

$$[H_3O^+]_{eq} = (10^{-pK_e})^{1/2}$$

$$[H_3O^+]_{eq} = (10^{-14})^{1/2}$$

$$[H_3O^+]_{eq} = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$pK_e = -\log K_e$$

$$pK_e = -\log(1,00 \cdot 10^{-14})$$

$$pK_e = 14$$

$$pH = -\log([H_3O^+]_{eq}) = -\log(10^{-7}) = 7 \text{ (à 25°C)}$$