

Niveau : T^{le} D	OG 6 : ANALYSER LES PHENOMENES QUI ONT LIEU AU COURS DE REACTIONS ACIDE-BASE.	
TITRE : ACIDE FAIBLE – BASE FAIBLE		Durée : 3 H 30
Objectif spécifique :	OS 4 : Définir un acide faible et une base faible à partir des solutions aqueuses d'acide éthanóique et d'éthanoate de sodium.	
Moyens :		
 Docs à portée de main		
Vocabulaire spécifique :		
Documentation : Livres de Chimie AREX Terminale C et D, Eurin-gié Terminale D. Guide pédagogique et Programme		
Amorce :		
Plan du cours : I) Acide faible 1° Etude de la solution d'acide éthanóique 1.1° Etude quantitative 1.2° Coefficient ou facteur d'ionisation (ou de dissociation) 1.3° Equation-bilan de la réaction entre l'acide éthanóique et l'eau 2° Définition d'un acide faible II) Base faible 1° Etude de la solution aqueuse d'éthanoate de sodium 1.1° Etude quantitative 1.2° Equation-bilan de la réaction entre l'ion éthanóate et l'eau 2° Définition d'une base faible	III) Notion d'équilibre chimique 1° Réaction entre les ions CH_3COO^- et les ions H_3O^+ 2° Définition de l'équilibre chimique	

I) Acide faible

1° Etude de la solution d'acide éthanóïque

L'acide éthanóïque ou acide acétique de formule CH_3COOH est un liquide incolore possédant une odeur piquante caractéristique. Il est miscible à l'eau en toutes proportions ; sa dissolution y est faiblement exothermique.



1.1° Etude quantitative

La mesure du pH à 25°C d'une solution S_1 d'acide éthanóïque de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ donne la valeur $\text{pH} = 3,4$. Réalisons l'étude quantitative de la solution.

*** Inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution**

Les espèces chimiques présentes dans la solution S_1 sont :

Ions : H_3O^+ , OH^- , CH_3COO^- ; molécules : H_2O , $\text{CH}_3\text{COOH}_{\text{restant}}$.

*** Exploitation des valeurs de pH et de K_e**

$$- \text{pH} = 3,4 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,4} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$- [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{3,98 \cdot 10^{-4}} \text{ soit } [\text{OH}^-] = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$\frac{[\text{OH}^-]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 6,31 \cdot 10^{-8} \leq 10^{-4}; \text{ Les ions } \text{OH}^- \text{ sont ultra-minoritaires devant les } \text{H}_3\text{O}^+.$$

*** Electroneutralité de la solution**

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$[\text{OH}^-] \square [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ donc } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.$$

* **Conservation de la matière**

$$C_a = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{restant}}$$
$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{restant}} = C_a - [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 10^{-2} - 3,98 \cdot 10^{-4} = 9,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{restant}}} = 4,15 \cdot 10^{-2} ; \text{ on a la classification suivante :}$$

espèce ultra-minoritaire : OH^- ;

espèces minoritaires : H_3O^+ et CH_3COO^- ;

espèce majoritaire : $\text{CH}_3\text{COOH}_{\text{restant}}$.



1.2° Coefficient ou facteur d'ionisation (ou de dissociation)

Le coefficient de dissociation α est le rapport du nombre de molécules ionisées (ou dissociées) au nombre total de molécules apportées :

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C_a}.$$

Pour notre exemple : $\alpha = \frac{3,98 \cdot 10^{-4}}{10^{-2}} = 3,98 \cdot 10^{-2} = 0,0398 = 3,98 \%$

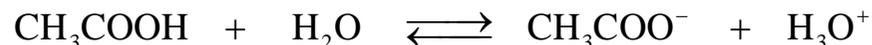
Sur 100 molécules d'acide éthanoïque introduites dans la solution seulement 4 molécules se dissocient.

La dissociation ou l'ionisation de l'acide éthanoïque dans l'eau est donc **partielle (limitée)** : l'acide éthanoïque est un **acide faible**.

Remarque : Le facteur d'ionisation **augmente** avec la dilution.

1.3° Equation-bilan de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau

La dissociation de l'acide éthanoïque dans l'eau donne lieu à un équilibre chimique traduit par l'équation-bilan suivante :



2° Définition d'un acide faible

Un acide est dit **faible** en solution aqueuse si sa réaction avec l'eau n'est pas totale.

Exemples :

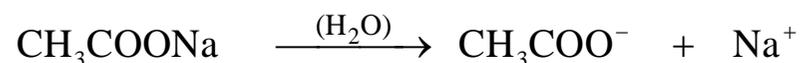
Acide méthanoïque, acide chloroéthanoïque, acide benzoïque, ion ammonium, ion méthylammonium, ion éthylammonium.



II) Base faible

1° Etude de la solution aqueuse d'éthanoate de sodium

L'éthanoate de sodium ou acétate de sodium (CH_3COONa) est un solide ionique de couleur blanche. Il se dissout facilement dans l'eau au cours d'une réaction chimique totale d'équation-bilan :



Cette dissolution est une réaction chimique très exothermique.

Dans la solution aqueuse, les ions CH_3COO^- formés réagissent avec des molécules d'eau pour donner des molécules d'acide éthanoïque (CH_3COOH).

1.1° Etude quantitative

Le pH d'une solution aqueuse S_2 d'éthanoate de sodium de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a pour valeur **8,4** à 25°C . Etudions quantitativement la solution S_2 .

* **Inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution**

Les espèces chimiques présentes dans la solution S_2 sont :

Ions : H_3O^+ , OH^- , Na^+ , CH_3COO^- molécules : H_2O , CH_3COOH .

* **Exploitation des valeurs de pH et de K_e**

$$- \text{pH} = 8,4 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-8,4} = 3,98 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$- [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{3,98 \cdot 10^{-12}} \text{ soit } [OH^-] = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$\frac{[H_3O^+]}{[OH^-]} = 1,58 \cdot 10^{-3} < 10^{-2} \Rightarrow [OH^-] \text{ majoritaire devant } [H_3O^+]$$



* **Electroneutralité de la solution**

$$[H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-] + [CH_3COO^-]$$

$$[H_3O^+] \ll [OH^-] \text{ donc } [CH_3COO^-] = [Na^+] - [OH^-]$$

$$[Na^+] = C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\Rightarrow [CH_3CO_2^-] = 10^{-2} - 2,51 \cdot 10^{-6} = 9,997 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \approx 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

* **Conservation de la matière**

$$C_b = [CH_3COO^-] + [CH_3COOH]$$

$$[CH_3COOH] = C_b - [CH_3COO^-] \text{ or } [CH_3COO^-] = [Na^+] - [OH^-]$$

$$[CH_3COOH] = C_b - ([Na^+] - [OH^-])$$

$$[CH_3COOH] = [OH^-] = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}.$$

* Coefficient de dissociation

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{C_b}$$

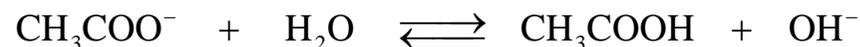


Pour notre exemple : $\alpha = \frac{2,51 \cdot 10^{-6}}{10^{-2}} = 25,1 \cdot 10^{-5}$

Sur 100.000 ions éthanoates introduits dans la solution seulement 25 ions ont réagi avec l'eau. La réaction entre l'ion éthanoate et l'eau est donc **partielle (limitée)** : l'ion éthanoate est une **base faible**.

1.2° Equation-bilan de la réaction entre l'ion éthanoate et l'eau

La réaction entre l'ion éthanoate et l'eau est une réaction limitée traduite par l'équation-bilan suivante :



2° Définition d'une base faible

Une base est dite **faible** en solution aqueuse si sa réaction avec l'eau n'est **pas totale**.

Exemples :

Ammoniac, méthylamine, ion carbonate (CO_3^{-2}), ion méthanoate, ion propanoate, ion hypochlorite (ClO^-).

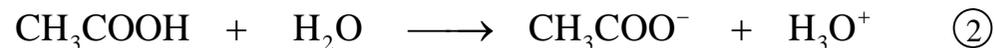
III) Notion d'équilibre chimique

1° Réaction entre les ions CH_3COO^- et les ions H_3O^+

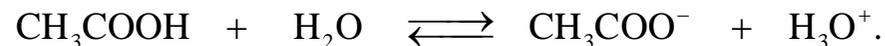
La mesure du pH d'un mélange d'une solution d'éthanoate de sodium (CH_3COONa) et d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl) permet de mettre en évidence la réaction entre les ions éthanoate et les ions hydronium selon l'équation :



Cette réaction est l'inverse de la réaction d'ionisation de l'acide éthanóïque :



En solution aqueuse, les réactions 1 et 2 se produisent simultanément et se limitent mutuellement : elles conduisent donc à un état d'**équilibre chimique** selon le bilan ci-après :



2° Définition de l'équilibre chimique

Un équilibre chimique est la limite commune à deux réactions inverses qui se limitent mutuellement. C'est un équilibre dynamique : chacune des deux réactions continue à se produire mais à la même vitesse. **Cet équilibre a lieu quelques soient les autres espèces chimiques présentes dans la solution.**