

ACIDES ET BASES FAIBLES, COUPLES ACIDES-BASE-CONSTANTE D'ACIDITE ET CLASSIFICATION DES COUPLES ACIDE-BASE.

INTRODUCTION

Après l'étude des acides forts et des bases fortes qui se dissocient totalement dans l'eau, nous allons étudier les acides et les bases dont leurs dissociations est partielles dans l'eau. Ces acides et ces bases sont dits faibles.

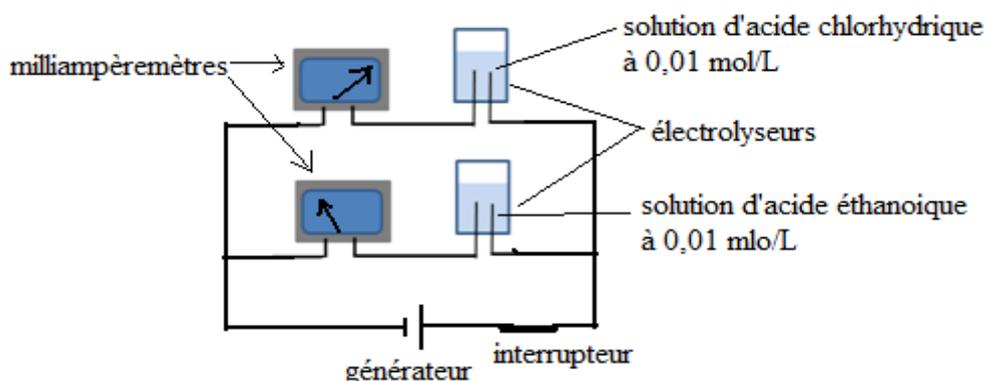
Dans ce chapitre, nous allons détailler l'étude des acides et des bases faibles.

I. ACIDES FAIBLES

1) Etude d'un acide faible : l'acide éthanoïque

a) Expérience

Appliquons la même tension aux bornes de deux électrolyseurs comme l'indique le schéma suivant :



b) Observations

Les déviations des aiguilles des milliampèremètres montrent que le courant est nettement plus intense dans l'électrolyseur qui contient la solution d'acide chlorhydrique.

La solution d'acide éthanoïque conduit donc moins bien le courant que la solution d'acide chlorhydrique.

c) Interprétations

Les solutions aqueuses d'acide acétique (acide éthanoïque) et d'acide chlorhydrique conduisent le courant. Donc l'acide acétique et l'acide chlorhydrique se dissocient dans l'eau en ions.

L'intensité du courant est plus intense sur la branche qui contient l'électrolyseur contenant la solution d'acide chlorhydrique. Cela est dû à la dissociation totale de l'acide chlorhydrique dans l'eau. Dans l'autre électrolyseur la déviation de l'aiguille du milliampèremètre est plus faible, donc l'acide acétique se dissocie partiellement dans l'eau en ions hydronium (H_3O^+) et en ions éthanoates (CH_3COO^-).

2) Etude quantitative de la solution d'acide éthanoïque

Les espèces présents dans la solution sont : H_3O^+ , OH^- , CH_3COOH , CH_3COO^- , H_2O

La mesure du pH de la solution donne $pH = 3,4$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,4} = 4.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3,4}} = 2,5 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

Equation életroneutralité :

$$[H_3O^+] = [CH_3COO^-] + [OH^-] \Rightarrow [CH_3COO^-] = [H_3O^+] - [OH^-]$$

$$\text{Or } [H_3O^+] \gg [OH^-] \Rightarrow [CH_3COO^-] = [H_3O^+] = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Conservation de la matière CH_3COOH

$$[CH_3COOH]_i = [CH_3COO^-] + [CH_3COOH] \Rightarrow [CH_3COOH] = [CH_3COOH]_i - [CH_3COO^-] = 0,01 - 4 \cdot 10^{-4} = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} < [CH_3COOH]_i$$

Conclusion

L'acide acétique se dissocie partiellement en ions hydroniums H_3O^+ et en ions éthanoates CH_3COO^- suivant l'équation : $CH_3COOH + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$

On dit que l'acide acétique est un acide faible.

Un acide faible est un corps qui ne réagit que partiellement avec l'eau pour conduire des ions hydronium H_3O^+

Les acides carboxyliques sont des acides faibles

3) Degré ou coefficient de dissociation ou d'ionisation α

$$\alpha = \frac{\text{nombre de molécules dissociées}}{\text{nombre de molécules initiales}}$$

$$\text{Pour la solution d'acide acétique précédente, on a } \alpha = \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]_i} = \frac{4 \cdot 10^{-4}}{10^{-2}} = 4 \cdot 10^{-2} = 4\%$$

Remarque

La dilution fait avancer la réaction de dissociation. Autrement dit α augmente avec la dilution

Exemple : pour une solution de CH_3COOH , $\alpha = 4\%$ si $[CH_3COOH] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et $\alpha = 16\%$ si $[CH_3COOH] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

4) Réversibilité de la réaction d'ionisation d'un acide faible

a) Expérience

Réalisons l'expérience suivante :

	+		=	
solution d'acide chlorhydrique Ca = 0,01 mol/L Va = 10 mL pH = 2		solution d'éthanoate de sodium Cb = 0,01 mol/L Vb = 20 mL pH = 8		solution finale V = 30 mL pH = 4,8

b) Interprétation

Calculons :

La quantité d'ions H_3O^+ apportée par la solution d'acide chlorhydrique

$$n_0(\text{H}_3\text{O}^+) = C_a \times V_a = 0,01 \times 10 \cdot 10^{-3} = 10^{-4} \text{ mol}$$

la quantité d'ions H_3O^+ présents dans la solution finale

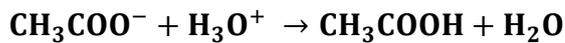
$$n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V = 10^{-4,8} \times 30 \cdot 10^{-3} = 4,8 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$$

Nous constatons que les ions H_3O^+ apportés par l'acide chlorhydrique ont été consommés dans leur quasi-totalité.

Avec quelle espèce présente en solution ces ions ont-ils réagi ? ce ne peut être avec les ions OH^- qui étaient présents dans la solution d'éthanoate de sodium puisque cette dernière contenait que :

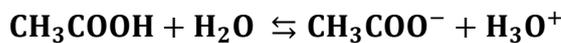
$$n_0(\text{OH}^-) = [\text{OH}^-] \times V_b = \frac{K_e}{10^{-8}} \times V_b = \frac{10^{-14}}{10^{-8}} \times 20 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-8} \text{ mol}$$

on en déduit que les ions H_3O^+ ont réagi avec les ions éthanoate selon la réaction quasi-totale d'équation bilan :



Cette réaction est la réaction inverse de la réaction d'ionisation de l'acide éthanoïque dans l'eau.

Ces deux réactions mènent à un équilibre chimique qui se traduit par l'équation suivante :



II. BASES FAIBLES

1) Etude d'une base faible : l'ammoniac NH_3

Les mêmes démarches faites avec l'acide acétique peuvent être faites avec l'ammoniac pour montrer que la dissociation de l'ammoniac dans l'eau est partielle.

2) Etude quantitative d'une solution d'ammoniac

Considérons une solution aqueuse d'ammoniac de concentration $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH de cette solution mesuré donne $\text{pH} = 11,1$

L'équation de dissociation de l'ammoniac dans l'eau s'écrit : $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

NH_4^+ : ion ammonium

Inventaire des espèces présents dans la solution : NH_4^+ ; H_3O^+ ; OH^- ; NH_3 ; H_2O

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11,1} = 7,9 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1} ; [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{7,9 \cdot 10^{-12}} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Equation de neutralité

$$[\text{NH}_4^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{Or } [\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Conservation de la quantité de matière NH_3

$$[\text{NH}_3]_i = [\text{NH}_3] + [\text{NH}_4^+] \Rightarrow [\text{NH}_3] = [\text{NH}_3]_i - [\text{NH}_4^+] = 10^{-1} - 1,26 \cdot 10^{-3} = 9,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} < [\text{NH}_3]_i$$

Conclusion

En solution aqueuse, une partie seulement de l'ammoniac (des molécules de NH_3) se dissocie en ion ammonium NH_4^+ et en ion hydroxyde OH^- . On dit que l'ammoniac est une base faible

Une base faible est un corps qui ne réagit que partiellement avec l'eau pour conduire des ions hydroxyde HO^-

Exemples de bases faibles : les carboxylates (RCOO^-) et les amines sont des bases faibles.

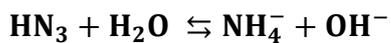
3) degré d'ionisation β

$$\beta = \frac{\text{nombre de molécules dissociées}}{\text{nombre de molécules initiales}} = \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{10^{-1}} = 1,26 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \beta = 1,26\%$$

4) Réversibilité de la réaction d'ionisation l'ammoniac

En mélangeant une solution d'hydroxyde de sodium avec une solution de chlorure d'ammonium, on obtient la réaction suivante : $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

Cette réaction est la réaction inverse de la réaction d'ionisation de l'ammoniac dans l'eau. Ces deux réactions mènent à un équilibre chimique qui se traduit par l'équation suivante :



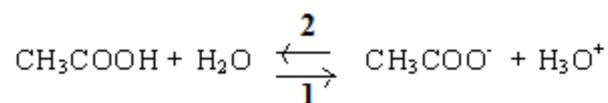
III. NOTION DE COUPLE ACIDE/BASE

1) Définition d'un acide et d'une base selon Brönsted

Un acide selon Brönsted est une substance chimique (molécule ou ion) capable de libérer un ou plusieurs protons.

Une base selon Brönsted est une substance chimique (molécule ou ion) capable de capter un ou plusieurs protons.

2) couple acide/base



Considérons la réaction suivante :

Cette réaction dans le sens 1 correspond à la libération d'un proton par l'acide CH_3COOH , tandis que dans le sens 2 elle correspond à la capture d'un proton par la base CH_3COO^- .

On convient de dire que ces deux espèces constituent un couple acide/base : le couple acide éthanoïque/ion éthanoate ($\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$). L'acide éthanoïque est l'acide conjugué de la base ion éthanoate et inversement l'ion éthanoate est la base conjuguée de l'acide éthanoïque.

Exemples de couples acide/base



Remarque: quand un acide est fort, sa base conjuguée est sans action sur l'eau, on dit qu'elle est indifférente.

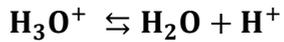
Exemple **HCl** acide fort, sa base conjuguée est **Cl⁻** elle est sans action sur l'eau.

De la même manière quand une base est forte, son acide conjugué est sans action sur l'eau.

Exemple **C₂H₅O⁻** est une base forte, son acide conjugué **C₂H₅OH** ne réagit pas avec l'eau.

3) Couples de l'eau

Pour le couple **H₃O⁺/H₂O**, l'ion hydronium est susceptible de céder un proton à l'eau selon le schéma :



La base conjuguée est ici la molécule d'eau. L'eau est la base du couple **H₃O⁺/H₂O**

Pour le couple **H₂O/OH⁻**, l'eau est susceptible de céder un proton à l'ion hydroxyde **OH⁻** suivant le schéma :



L'acide conjugué est ici la molécule d'eau. L'eau est l'acide du couple **H₂O/OH⁻**

L'eau appartient à deux couples : le couple **H₃O⁺/H₂O** où elle joue le rôle de base et le couple **H₂O/OH⁻** où elle joue le rôle d'acide. Cette dualité de comportement est qualifiée d'**amphotère** : on dit que l'eau est un amphotère ou qu'elle est un **ampholyte**. Et, suivant les espèces chimiques présentes, l'eau se comporte comme un acide ou comme une base.

Les espèces chimiques comme l'eau présentant un double caractère acide ou basique sont des ampholytes ou amphotères.

Exemple pour les deux couples suivants : **H₂SO₄/HSO₄⁻** et **HSO₄⁻/SO₄²⁻**, l'ion **HSO₄⁻** est un amphotère.

IV. CONSTANTE D'ACIDITE D'UN COUPLE ACIDE/BASE

1) constante de réaction d'un équilibre chimique

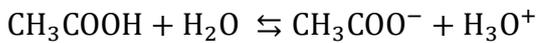
Soit l'équilibre $A + B \rightleftharpoons C + D$

Les résultats expérimentaux obtenus avec de nombreux équilibres chimiques montrent que l'expression :

$\frac{[C].[D]}{[A].[B]}$ reste constante quelles que soient les concentrations des quatre constituants. Cette constante ne dépend que de la température pour une réaction donnée ; elle représente par définition la constante de réaction $K_r = \frac{[C].[D]}{[A].[B]}$

2) Constante d'acidité du couple CH₃COOH/CH₃COO⁻

Soit la réaction de dissociation de l'acide éthanóïque dans l'eau :



Calculons la constante de réaction de cette réaction

$K_r = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]}$ comme la concentration de l'eau est constante donc on la sort de l'expression et on obtient une nouvelle constante de réaction réduite qui sera appelée constante d'acidité K_a .

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

K_a est la constante d'acidité de CH_3COOH et est égale 6.10^{-5} à 25°C

3) relation entre le pH et le pKa, domaine de prédominance de l'acide et de la base conjuguée

De manière analogue à $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$, on pose aussi $\text{pKa} = -\log K_a$

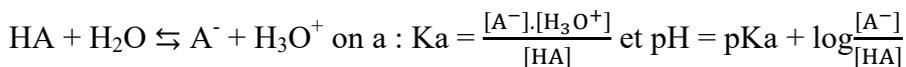
$$\log K_a = \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right) = \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right) + \log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right) - \log K_a$$

$$\Rightarrow \text{pH} = \text{pKa} + \log\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\boxed{\text{pH} = \text{pKa} + \log\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}}$$

Généralisation

Soit le couple HA/A^- caractérisé par la réaction suivante



La relation $\text{pH} = \text{pKa} + \log\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$ permet de définir trois domaines

- Si $\text{pH} = \text{pKa}$

$\text{pH} = \text{pKa} \Rightarrow \log\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = 0 \Rightarrow [\text{A}^-] = [\text{AH}]$ donc l'acide et la base ont même concentration.

- $\text{pH} < \text{pKa} \Rightarrow \log\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} < 0 \Rightarrow [\text{A}^-] < [\text{AH}]$ donc l'acide HA prédomine la base conjuguée A^-

On convient de dire que l'espèce AH prédomine l'espèce A^- si $\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]} > 10$

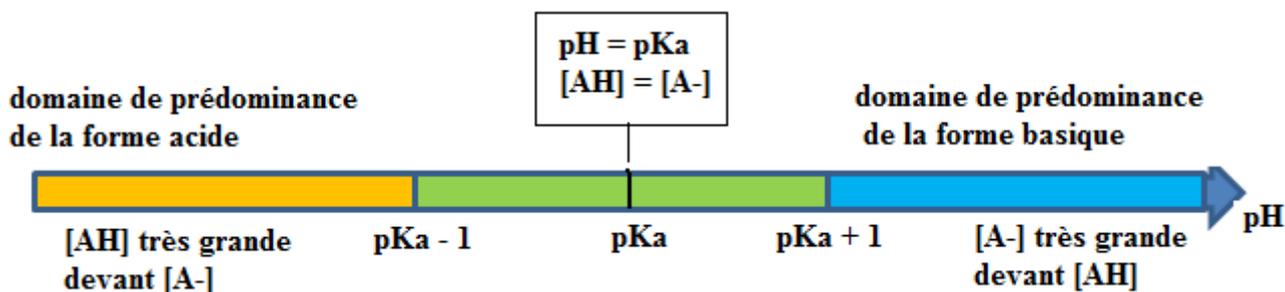
$$\text{or } \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} = \frac{10^{-\text{pH}}}{10^{-\text{pKa}}} = 10^{\text{pKa} - \text{pH}} \Rightarrow \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]} > 10 \Rightarrow 10^{\text{pKa} - \text{pH}} > 10^1 \Rightarrow \text{pKa} - \text{pH} > 1 \Rightarrow \text{pH} < \text{pKa} - 1$$

donc le domaine de prédominance de l'acide HA est celui des $\text{pH} < \text{pKa} - 1$

- $\text{pH} > \text{pKa}$ la base A^- domine l'acide AH

$$\text{Si } \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]} < 10 \Rightarrow \text{pH} > \text{pKa} + 1$$

Ce résultat peut être obtenu de la même manière que $\text{pH} < \text{pKa} - 1$ en posant $\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]} < 10$



V. CLASSIFICATION DES COUPLES ACIDE/BASE

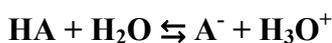
1) Force des acides et des bases dans l'eau

a) Cas des acides

un acide est d'autant plus fort qu'il cède plus facilement un proton H^+ . la force d'un acide est donc liée à la quantité d'ion hydronium H_3O^+ que fournit la réaction d'une quantité de cet acide avec l'eau. Cette quantité est maximale dans le cas d'un acide fort : pour un monoacide fort, elle est égale à la quantité d'acide mise en solution.

De ce fait, **tous les acides forts ont même force dans l'eau et ne peuvent être différenciés.**

Mais dans le cas d'un acide faible la réaction est limitée et conduit à un équilibre :

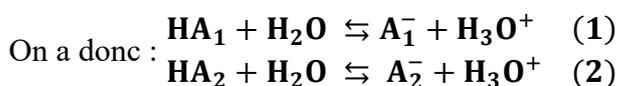


Plus l'acide HA est fort plus l'équilibre est déplacé vers la droite.

Un acide faible est d'autant plus fort que sa réaction avec l'eau est moins limitée.

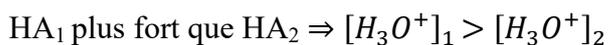
Soit deux couples acide/base : HA_1/A_1^- et HA_2/A_2^- tels que l'acide HA_1 soit plus fort que l'acide HA_2 .

Considérons deux solutions d'égale concentration C_a contenant l'une l'acide HA_1 (solution S_1), l'autre HA_2 (solution S_2).



Désignons par $[\text{H}_3\text{O}^+]_1$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]_2$ les concentrations respectives des ions hydronium dans S_1 et S_2

$$\text{On a donc : } K_{a1} = \frac{[\text{A}_1^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_1}{[\text{HA}_1]} \text{ et } K_{a2} = \frac{[\text{A}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_2}{[\text{HA}_2]}$$



En négligeant les ions H_3O^+ apportés par l'autoprotolyse de l'eau, on peut écrire :

$$[\text{A}_1^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]_1 \text{ et } [\text{HA}_1] = C_a - [\text{H}_3\text{O}^+]_1$$

$$[\text{A}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]_2 \text{ et } [\text{HA}_2] = C_a - [\text{H}_3\text{O}^+]_2$$

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_1^2}{C_a - [\text{H}_3\text{O}^+]_1} \text{ et } K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_2^2}{C_a - [\text{H}_3\text{O}^+]_2}$$

Si $[\text{H}_3\text{O}^+]_1 > [\text{H}_3\text{O}^+]_2$ il en résulte que $K_{a1} > K_{a2}$

De deux acides faibles le plus fort est celui qui appartient au couple ayant la constante d'acidité la plus grande et donc le pKa le plus petit.

b) Cas des bases

une base est d'autant plus forte qu'elle capte un proton H^+

le même raisonnement avec les acides peut être fait avec les bases et on montre que :

deux bases faibles la forte est celle qui appartient au couple ayant la constante d'acidité la plus petite et donc le pKa le plus grand.

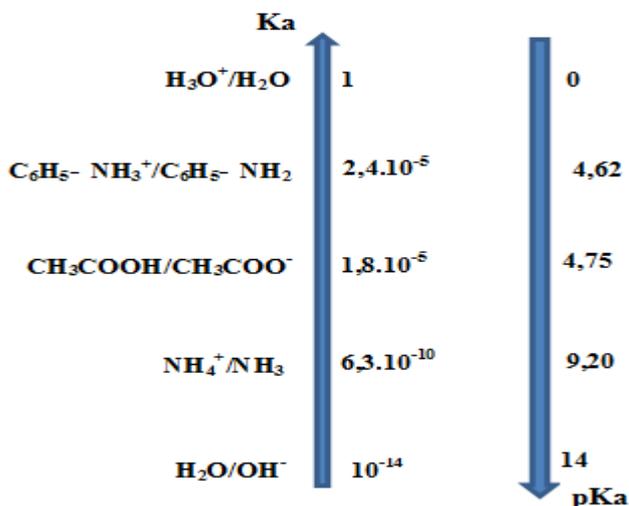
2) Classification des couples acide/base

On peut classer les couples acide/base selon les valeurs de Ka et de pKa.

Une base est d'autant plus forte que son acide conjugué est plus faible et inversement.

Exemples

H_2O/OH^-	$K_a = 10^{-14}$; pKa = 14
NH_4^+/NH_3	$K_a = 6,3 \cdot 10^{-10}$; pKa = 9,20
CH_3COOH/CH_3COO^-	$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$; pKa = 4,75
$C_6H_5-NH_3^+/C_6H_5-NH_2$	$K_a = 2,4 \cdot 10^{-5}$; pKa = 4,62
H_3O^+/H_2O	$K_a = 1$; pKa = 0



EXERCICE D'APPLICATION

On dispose d'une solution B d'acide benzoïque de concentration $C_0 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et d'une solution C d'acide chlorhydrique de concentration $C = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

- Le pH de la solution B est 2,9. Montrer que l'acide benzoïque est un acide faible et déterminer le rapport α entre la quantité d'acide ayant réagi avec l'eau et la quantité introduite en solution (coefficient d'ionisation de l'acide benzoïque).

2) On prélève 10 mL de la solution B que l'on place dans une fiole jaugée de 1L. on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. La mesure du pH de la solution B₁ obtenue conduit à la valeur pH = 3,9.

Déterminer le coefficient d'ionisation α_1 de l'acide benzoïque dans la solution B₁.

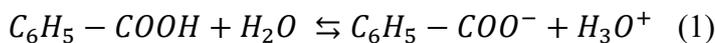
3) On mélange 100 mL de la solution B avec 100 mL de la solution C. le pH du mélange obtenu est 3,25. En négligeant les ions H_3O^+ provenant de l'autoprotolyse de l'eau, déterminer la quantité $n_{H_3O^+}^B$ d'ions H_3O^+ résultant de l'ionisation de l'acide benzoïque dans ce mélange. En déduire le coefficient d'ionisation α_2 de l'acide benzoïque dans cette solution. Conclure.

SOLUTION

1) Calculons pour la solution d'acide benzoïque :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$[H_3O^+] < C_0 \Rightarrow$ l'acide benzoïque est un acide faible sa réaction avec l'eau est réaction limitée conduit à un équilibre chimique :



Calculons son coefficient d'ionisation α :

$$\alpha = \frac{n_{C_6H_5-COO^-}}{n_{(C_6H_5-COOH)}^0} = \frac{[C_6H_5-COO^-]}{C_0} = \frac{[H_3O^+]}{C_0} = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{2,5 \cdot 10^{-2}} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ soit } 5\%$$

2) Déterminons d'abord la concentration de la solution B₁.

$$\text{On a } n_{C_6H_5-COOH} = C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$$

$$C_1 = \frac{C_0 \cdot V_0}{V_1} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3}}{1} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_3O^+] = [C_6H_5 - COO^-] = 10^{-pH} = 10^{-3,9} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

D'où la valeur du nouveau coefficient d'ionisation :

$$\alpha_1 = \frac{[C_6H_5-COO^-]}{C_1} = \frac{1,3 \cdot 10^{-4}}{2,5 \cdot 10^{-4}} = 0,50 \text{ soit } 50\%$$

3) La quantité d'ions H_3O^+ provenant de l'ionisation de l'acide benzoïque $n_{H_3O^+}^B$ est la différence entre la quantité totale d'ions H_3O^+ dans la solution $n_{H_3O^+}$ et la quantité d'ions H_3O^+ apportés par l'acide chlorhydrique $n_{H_3O^+}^C$

$$n_{H_3O^+}^B = n_{H_3O^+} - n_{H_3O^+}^C$$

$$n_{H_3O^+} = [H_3O^+] \times V_t = 10^{-3,25} \times 0,2 = 1,12 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{H_3O^+}^C = C \cdot V_C = 10^{-3} \times 0,1 = 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{H_3O^+}^B = 1,12 \cdot 10^{-4} - 1,0 \cdot 10^{-4} = 1,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Il s'est formée également une quantité d'ions benzoate selon la réaction (1) ; d'où :

$$\alpha_2 = \frac{n_{C_6H_5COO^-}}{n_2^0} = \frac{n_{H_3O^+}^B}{C_0 \cdot V_B} = \frac{1,2 \cdot 10^{-5}}{2,5 \cdot 10^{-2} \times 0,1} = 5,0 \cdot 10^{-3}$$

$\alpha_2 = 0,5 \%$; en présence de l'acide chlorhydrique (acide fort), l'acide benzoïque est très peu ionisé.

VI. APPLICATION : SOLUTION TAMPON

Une solution tampon est le mélange d'un acide et de sa base conjuguée.

La plupart des milieux biologiques sont tamponnés (sang, salive, suc gastrique, suc pancréatique)

Deux couples acide/base jouent un rôle important dans ces milieux : le couple dioxyde de carbone dissous/ion hydrogénocarbonate ($\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-$) et le couple ion dihydrogénophosphate/ion hydrogénophosphate $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ de pKa respectivement égaux à 6,4 et 7,2.

Le couple $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-$ intervient parmi d'autres dans la régulation du pH sanguin qui est voisin de 7,4. Le couple $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ intervient principalement comme tampon intracellulaire.

- Concepts clés

- ✓ Acides faibles, bases faibles
- ✓ Couples acide-base
- ✓ Théorie de Bronsted
- ✓ Constante d'acidité
- ✓ Constante de réaction