

Physique

[L1]

Toute l'année



Cours pilote avec astuces

Pilote Sfax, Tunis, Monastir
Avec des questions-
réponses



CONTACT US



SCAN ME



waeldocuments.com



waelclasses.com



50 40 40 42



50 45 40 40



Bac Sciences
Expérimentales

Physique

*Cours pilote avec
astuces et définitions*

[L1]

Pilote Sfax, pilote Monastir, pilote Tunis

(+216) 50 40 40 42 

(+216) 50 45 40 40 

waeldocuments.com  

waelclasses.com  

@waeldocuments  

Préface

- Ce livre fait partie de la collection des parascolaires du site web éducatif **waeldocuments.com** .
- Il est destiné à tous les candidats de baccalauréat section "Sciences Expérimentales".
- Ce livre contient un cours détaillé et complet de plusieurs lycées pilote (Sfax, Monastir, Tunis...) avec des astuces, des définitions, des conseils et des remarques très utiles.
- Il contient aussi les questions-réponses les plus fréquentes de chaque chapitre.
- Vous pouvez avoir une idée sur le reste de notre collection de nos livres (toutes les matières) sur notre site web:

www.waeldocuments.com

Bonne révision à tous! <3

*Wael
Documents*



2 Préface

3 Sommaire

Généralités



INTRODUCTION

0. Définitions et rappels 5

18

EVOLUTION DE SYSTEMES

- 1.1. Condensateur - Dipôle RC 19
1.2. Bobine - Dipôle RL 39
1.3. Osc. électriques libres 59
1.4. Osc. électriques forcées 85
1.5. Osc. mécaniques libres et forcées 112

133

ONDES

- 2.1. Ondes mécaniques progressives 134
2.2. Interactions onde-matière 153

162

PHYSIQUE ATOMIQUE ET NUCLEAIRE

- 3.1. Spectre atomique 163
3.2. Radioactivité 173

Partie
physique

182

CINETIQUE

4. Cinétique chimique 183

198

EQUILIBRE

5. Equilibre chimique 199

212

ACIDES-BASES

- 6.1 Acides-bases & pH des solutions 188
6.2 Dosage acido-basique 210

244

CHIMIE ORGANIQUE

7. Les piles électrochimiques 245

255

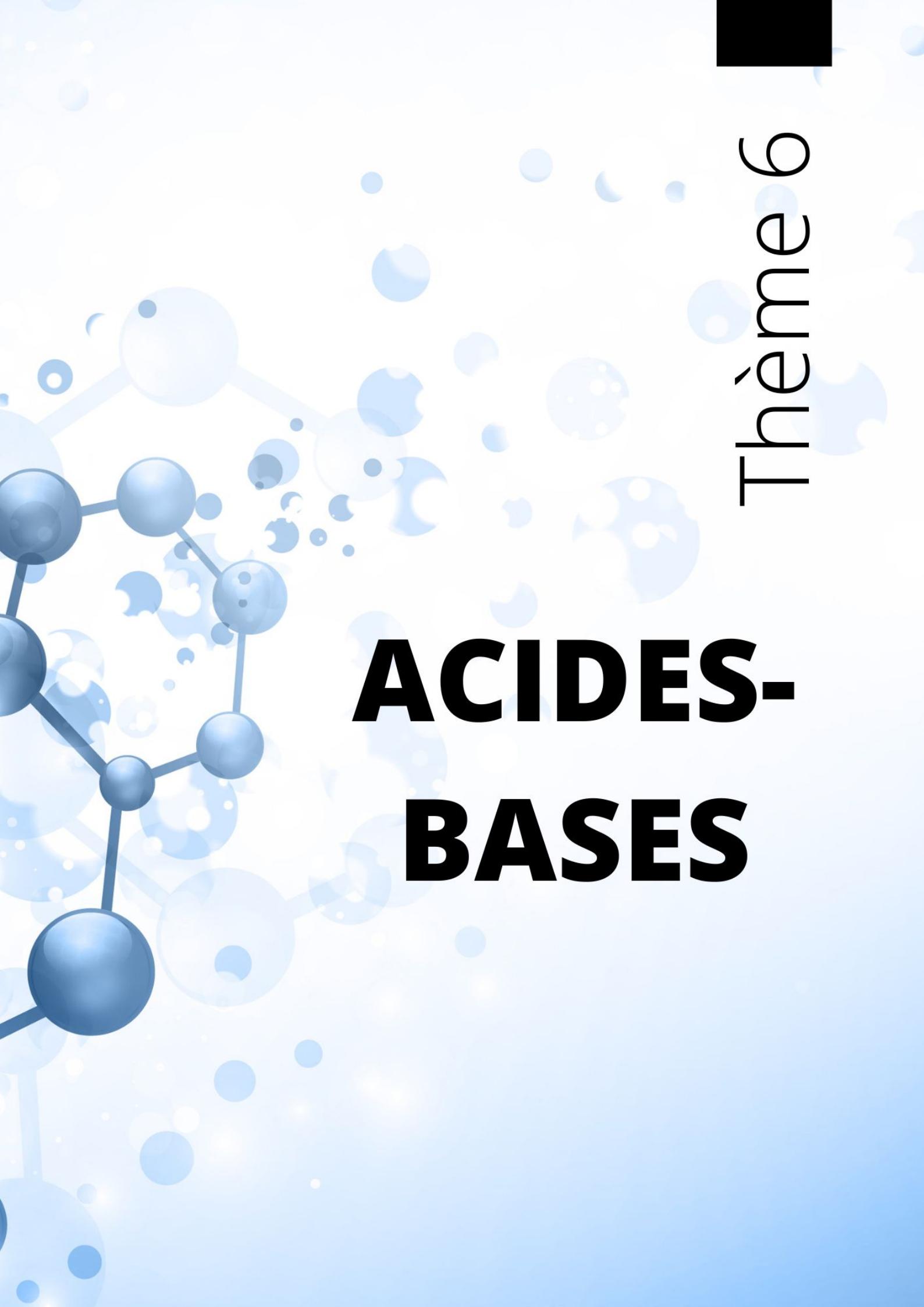
PILES

8. Les piles électrochimiques 256

Partie
chimie

Thème 6

ACIDES- BASES



Les Acides et les bases

I) Définition selon Brønsted

F.D { 1) **Acide** : toute entité chimique chargée ou électriquement neutre capable de libérer un ion hydrogénium H^+



a) **Acide fort** qui s'ionise totalement dans l'eau



Exemple



b) **Acide faible** qui s'ionise partiellement dans l'eau



Exemple. Tous les acides carboxyliques $R-COOH$



F.D { 2) **base** : toute entité chimique chargée ou électriquement neutre capable de capturer H^+ .

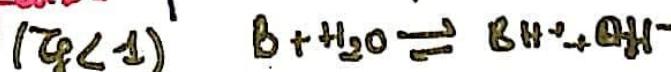


a) **base forte** qui s'ionise totalement dans l'eau.



Exemple. $NaOH$, KOH .

b) **base faible** : qui s'ionise partiellement dans l'eau $(\gamma < 1)$



Exemple NH_3 ; toute laamine.





II) Réaction acide basique et Nomenclature du couple A/B.

1) Définition



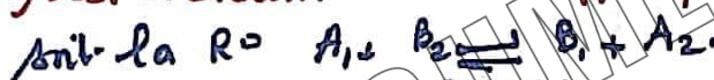
l'acide libre H^+ se transforme en sa base conjuguée Cl^-
 HCl/Cl^-

et NH_3 capte H^+ et se transforme en son acide conjugué: NH_4^+
 NH_4^+ / NH_3 .

une R^o acide basique au cours de laquelle on a un transfert d'un H^+ et mettant en jeu le couple A/B.



2) Loi d'action de masse appliquée aux R^o Acide/Base



$$L'AN \Leftrightarrow K = \frac{[B_1][A_2]}{[A_1][B_2]} \quad K = f(T)$$

La valeur de K nous renseigne sur la nature de la R^o et sur la force des acides et des bases mis en jeu

$$K < 10^{-4} : R^o \text{ très faible} \quad 10^{-4} < K^o \text{ limite} \quad \xrightarrow{10^4} \quad K > 10^4 : R^o \text{ très forte} \quad [10^4, 10^6]$$

A_2 acide plus fort que A_1 $K < 1$ $A_1 + B_2 \rightleftharpoons B_1 + A_2$

B_1 base plus forte que B_2

III) Comparaison entre la force des Acides et celle des bases:

1) Couple de référence.



(25)

H_2O est un acide
 H_2O est une base
 H_2O est un ampholite

Important!



2H₂O \rightleftharpoons OH⁻ + H₃O⁺

→ des couples min en jeu si on compare à l'équilibre

~~$$2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+$$

$$\text{K} = \frac{\text{[OH}^-\text{][H}_3\text{O}^+]^2}{\text{[H}_2\text{O}]} = \frac{1000}{18 \times 1}$$~~

$$\text{or } [\text{H}_2\text{O}] = \frac{m}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$$

Les complexes minéraux sont
 composés de noyaux

$$\Rightarrow K_r [\text{H}_2\text{O}]^r = K_e = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]^r} = \frac{c[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{c[\text{H}_2\text{O}]} = \frac{c[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{V} = \frac{M \cdot V}{V} = M$$

卷之三

$$K_e = \frac{[OH^-][H_3O^+]}{[H_2O]} = \frac{c_e}{K_e}$$

produit constant de l'éau. / K_e

à 25°C $K_e = 10^{-14}$ $pK_e = 14$
 à 60°C $K_e = 10^{-13}$ $pK_e = 13$

* *Fructus keae pressus non repente.*

$$* \text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$$

L Arrhenius. $K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$

$$K_a = \text{Conc of ac} \cdot \frac{1}{\text{Conc of salt}} = \frac{1}{P_{K_a}} = \frac{1}{10^{-pK_a}} = 10^{pK_a}$$

Exemple: $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

La constante de dissociation $\Rightarrow K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$ = $1,58 \cdot 10^{-5}$

$\text{p}K_a = -\log K_a = 3,8$

cas des couples de référance

$\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$

Dear Sirs -

cols des couples de référence

100

$$\text{LAHuswello} \Rightarrow K_a = \frac{(\text{H}_3\text{O}^+)(\text{B}^-)}{[\text{HB}^0]}$$

$$10 = [H_0] = 5555 \dots$$

$$pK_a = -\log K_a = \frac{pH + \log [H^+]^2 / [A^-]^2}{2}$$

$$\text{pH} = 14 - \log_{10} K_a$$

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+$$

$$\text{Lat. } K_a = \frac{\sum \text{Lat. } (M_{\text{Lat.}})}{\sum \text{Lat. } M_{\text{Lat.}}} = \frac{10}{55.5}$$

$$K_a = 1.8 \cdot 10^{-16}$$

$$p_{K_a} = -\log K_a = 15, +16$$

$$pK_a = 15,4$$

H_2O_2 acidic feasible $\text{H}_2\text{O}/\text{DH}$ -

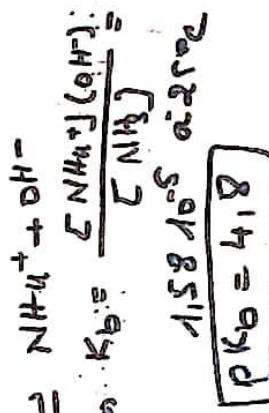
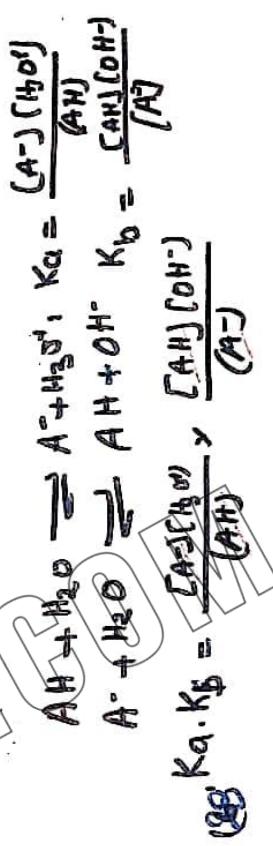
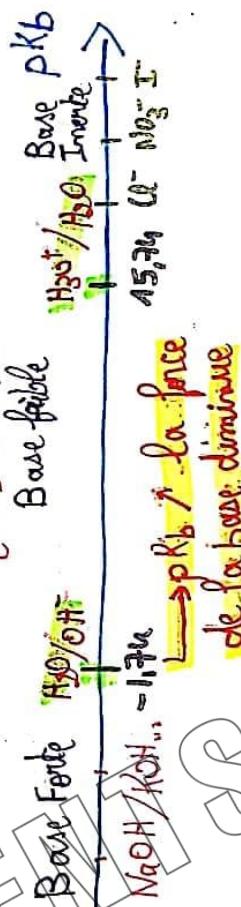
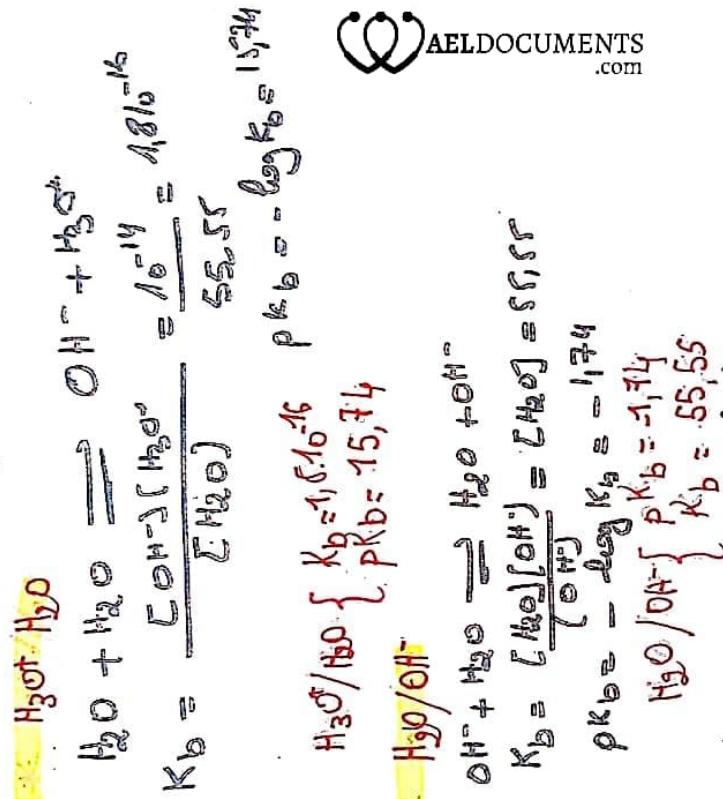
Acidé ¹⁵⁷ Na ¹⁵⁷ K ¹⁷⁷

→ OK to the force

de face de diminea

Cas des couples de référence.

- Très importants:
- 1) un acide est dit fort si $K_a > 10^{-7}$ donc $K_a > 55,55$ pour que H_3O^+ donc $H_3O^+ > 10^{-7}$
 - 2) un acide est faible, qd il est moins fort que H_3O^+ et plus fort que H_2O .
L'acide le (+) fort est celui ayant le plus petit pK_a .
 - 3) un acide est dit très faible (donc il est faible) $pK_a > 15,74$ (donc il est fort que H_2O)



✓

$$K_a \cdot K_b = K_c$$

$$-\log(K_a \cdot K_b) = -\log K_c$$

$$-\log K_a + -\log K_b = -\log K_c$$

$$pK_a + pK_b = pK_c$$

Δ Rappel Math:

$$\log(a \cdot b) = \log a + \log b$$

$$\log \frac{a}{b} = \log a - \log b$$

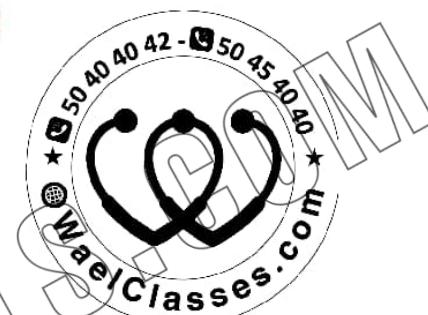
$$\log a^n = n \log a$$

Donc pour un m couple A/B on a

✓

$$K_a \cdot K_b = K_c$$

$$pK_a + pK_b = pK_c$$



Relations entre K , K_a , et K_{a2}

ビセル

QE

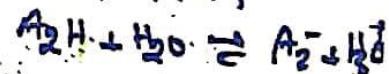


$$K = \frac{[A_1^-][H_3O^+]}{[A_2^-][A_1H]}$$

$$K = \frac{K_{a1}}{K_{a2}}$$



$$K_{a1} = \frac{[A_1^-][H_3O^+]}{[A_1H]}$$



$$K_{a2} = \frac{[A_2^-][H_3O^+]}{[A_2H]}$$

$$\frac{1}{K_{a2}} = \frac{[A_2H]}{[A_2^-][H_3O^+]}$$

Cheddou

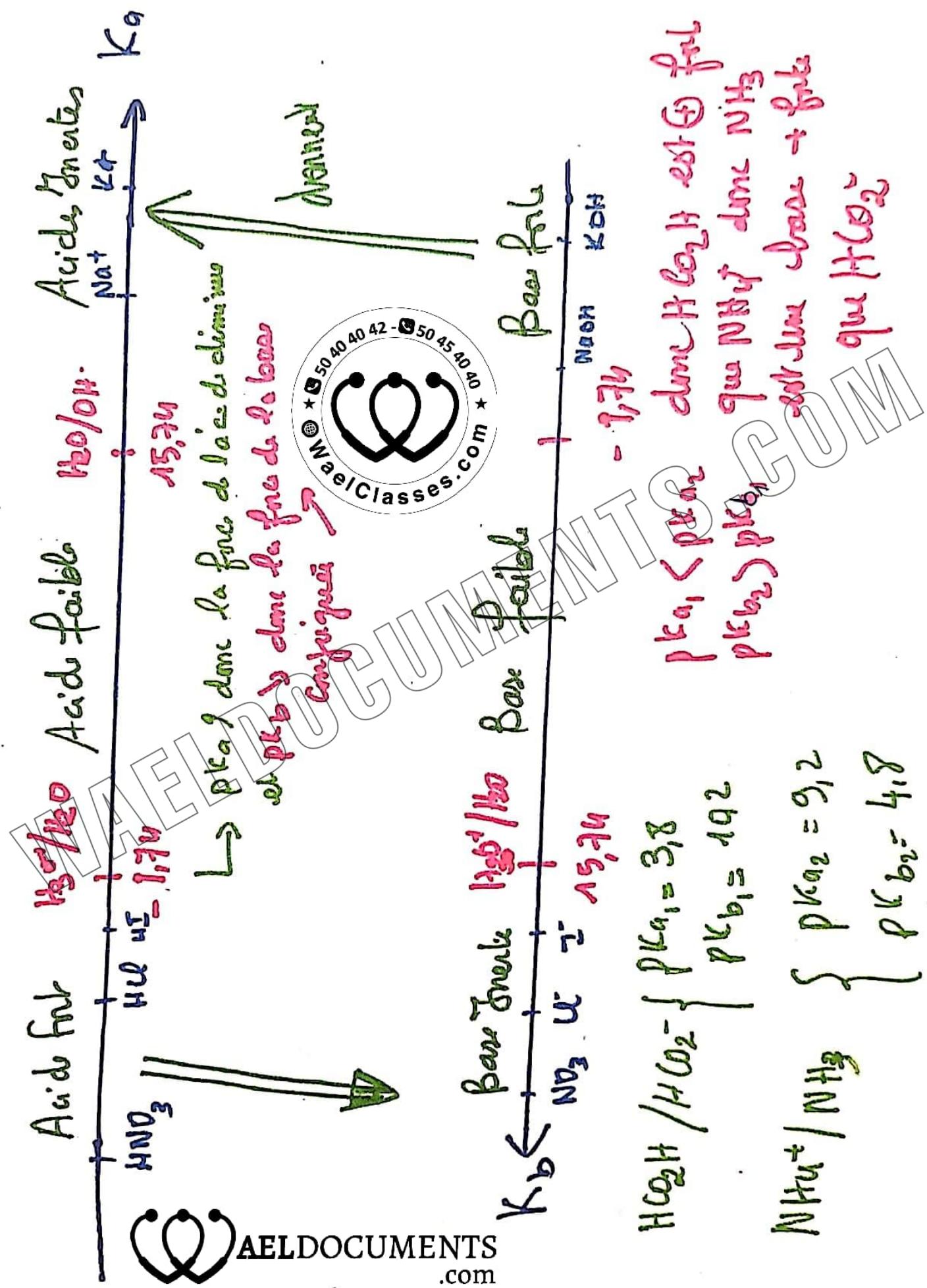


لهم كذا

$$K = \frac{K_a \text{ et l'acid se trouvant à gauche}}{K_a \text{,, se trouvant à droite}}$$



AELDOCUMENTS
.com



pH des solutions acides et basiques

I) Définition:

Le pH d'une solution acide est une grandeur mesurée à l'aide de sa concentration des ions H_3O^+ par la formule:

$$\text{pH} = -\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 10 - \text{pH}$$

3) Solution basique:

éq de $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]} < (0\text{H}^-)$

$$\text{pH} > \frac{\text{pK}_\text{e}}{2}$$

TP C'est une grandeur mesurée à l'aide d'un pHmètre ou à l'aide d'un papier pH. Nature d'une solution acqueuse selon son pH.

I) Solution neutre

éq de $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
ou $\text{K}_\text{e} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}_2\text{O}]^2$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{K}_\text{e} \cdot t$

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \text{K}_\text{e} \cdot t$

$$\text{pH} = \frac{\text{pK}_\text{e}}{2} + \log [\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot t = 10 - \frac{\text{pK}_\text{e}}{2}$$

2) Solution acide:

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{K}_\text{e}}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

éq de $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 > \text{K}_\text{e} \cdot t$

$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] < \frac{1}{2} (-\log \text{K}_\text{e})$

TP C'est une grandeur mesurée à l'aide d'un pHmètre ou à l'aide d'un papier pH. Nature d'une solution acqueuse selon son pH.

III) Expression du pH d'une solution acqueuse:

1) **Cas d'un acide fort:**

$$\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$$

$$\text{2H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+$$

espèces chimiques (A^- , H_3O^+ , OH^-) Q.E

| Eq de la R | $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ |
|-------------------------------------|--|
| Eq de A | A^- |
| Eq de H ₂ O | OH^- |
| Eq de H ₃ O ⁺ | H_3O^+ |

المحزن

$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{total}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ionisé}} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ionisé}}$

$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ionisé}} = [\text{OH}^-]_{\text{ionisé}} + [\text{OH}^-]_{\text{ionisé}}$

1^o Approximation: $[\text{OH}^-]_{\text{ionisé}} \ll [\text{OH}^-]_{\text{ionisé}}$ (à pH < 6)



| Eq de l'acide | $B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$ |
|---------------------------|------------------------------------|
| Concentration moléculaire | |
| E_S | AV |
| E_I | 0 |
| E_F | γ_F |
| | $C_B - \gamma_F$ et/ou γ_F |

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$[OH^-] = [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

Approximation : $pH > 8$ on néglige $[OH^-]$ dans l'équation

$$[OH^-]_s = [OH^-]_B = \frac{K_b}{C_B}$$

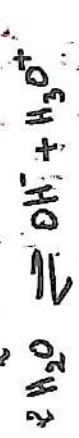
$$[OH^-] = \frac{K_b}{C_B} = \frac{K_b}{C_B - C_B}$$

$$pH = -\log \frac{K_b}{C_B} = -\log \frac{K_b}{C_B - C_B}$$

$$pH = -\log \frac{K_b}{C_B} = -\log K_b + \log \frac{C_B}{C_B - C_B}$$

$$pH = pK_b + \log \frac{C_B}{C_B - C_B}$$

On utilise l'équation



Especie chimique (OH^- , H_3O^+ , BH^+ , B)

Rq: On n'utilise jamais cette équation pour démontrer (sauf si elle est donnée).

| | $F_q de l'acide$ | $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$ |
|-------|------------------|---|
| E_S | AV | Concentration moléculaire |
| E_I | 0 | C_B et/ou 0 |
| E_F | γ_F | $C_B - \gamma_F$ et/ou γ_F |

lequel

$$[H_3O^+] = [OH^-]_s + [OH^-]_{base}$$

Approximation : $pH > 8$ on néglige $[OH^-]_{base}$ devant $[OH^-]_{base}$

$$[OH^-]_s = [OH^-]_B = \frac{K_b}{C_B}$$

$$[OH^-] = \frac{K_b}{C_B} [OH^-]_s = \frac{K_b}{C_B - C_B}$$

Loi d'action de masse

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[B] [OH^-]} = \frac{[OH^-]^2}{C_B - [OH^-]}$$

$$K_b = \frac{[OH^-]}{C_B} = \frac{[OH^-]^2}{C_B \cdot C_B} = \frac{[OH^-]^2 \cdot C_B}{1 - K_b}$$

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_B \cdot C_B} = \frac{[OH^-]^2}{C_B - C_B} = 0.05 \text{ on néglige } C_B$$

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_B - C_B} = 0.05 \text{ on néglige } C_B$$

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_B} = 0.05$$

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_B} = \frac{K_b}{C_B} = \frac{K_b}{\frac{[H_3O^+]}{K_a} + C_B} = \frac{K_b}{[H_3O^+] + \frac{K_a}{C_B} C_B} = \frac{K_b}{[H_3O^+] + K_a}$$

$$pH = \frac{1}{2} (pK_b + pK_a + \log C_B)$$

موجوده دائمیا \rightarrow La Dilution \rightarrow Dilute Mixture \rightarrow Water de l'eau.

$S_1 \left\{ \begin{array}{l} C_1 \\ v_1 \\ \text{d'acide} \end{array} \right.$ $\xrightarrow{\text{H2O}} S_2 \left\{ \begin{array}{l} C_2 \\ v_2 = v_1 + V_{\text{H2O}} \\ n_L = n_L \\ p_{\text{H2O}} \\ \text{varie} \end{array} \right.$ $\xrightarrow{\text{pH}} \text{pH}_2 = \text{pH}_1$

التربة ماء
 بذور زراعة
 ورقة زراعة

$$\frac{G_1}{G_2} = \frac{V_2}{V_1} = N$$

appelé nombre de distribution

Verrou à volume expérimental (parc): Alors de deux pipettes graduées on place dans la première un volume V_1 de S_1 qui on introduit dans une flûte graduée de volume V_2 , puis on compte avec de l'eau distillée jusqu'au le nd de l'ongr.

Augmenter le pH d'une solution. N fois ($N = \frac{C_1}{C_2} = \frac{V_1}{V_2}$)

(1) - augmente de $\log N$ pour des additions faibles
 (2) - augmente de $\frac{\log N}{2}$ " les bases faibles.
 (3) - diminue de $\frac{\log N}{2}$ " les bases faibles.

base et tend vers **PH**

(?)

PKe $\frac{2n}{2}$

pH des acides et tend vers

demie

Rq: Il y a deux domaines {log N et $\log \frac{N}{2}$ } qui me suffisent pour l'attribution directement



WaelDocuments.com

Quelques Remarques

AELDOCUMENTS
.com

$$\begin{aligned}
 * S^{\circ} \text{ d'acide } (C_A; \text{pH}) & \left\{ \begin{array}{l} \text{Si } [H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = C_A : \text{Acide fort} \\ \text{Si } [H_3O^+] < C_A : \text{Acide faible} \end{array} \right. \\
 * S^{\circ} \text{ de base } (C_B; \text{pH}) & \left\{ \begin{array}{l} \text{Si } [OH^-] = 10^{-\text{pH} + 14} = C_B : \text{Base forte} \\ \text{Si } [OH^-] < C_B : \text{Base faible} \end{array} \right.
 \end{aligned}$$

* Acmeins Concentration L'acide de (+) fort est celui ayant
et la base de (+) forte ayant } $\left\{ \begin{array}{l} \text{pH de (+) petit} \\ \text{pKa de (+) petit} \\ \text{Z. } \text{ de (+) grand} \end{array} \right.$ } $\left\{ \begin{array}{l} \text{pH de (+) } \\ \text{pKa de (+) grand} \\ \text{pKb de (+) petit} \\ \text{Z. } \text{ de (+) grand} \end{array} \right.$

A même pH, l'acide ou la base la plus fort(e)
a la concentration la plus faible



①

Def

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

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

$$10^{-\text{pH}} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Ex:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Leftrightarrow \text{pH} = 2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Leftrightarrow \text{pH} = 7$$

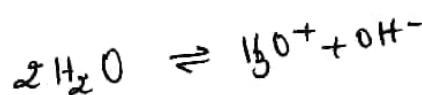
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Leftrightarrow \text{pH} = 9$$

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ et pH varient en sens inverse

Echelle de pH:

On connaît une solution aquouse.

Solution neutre



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

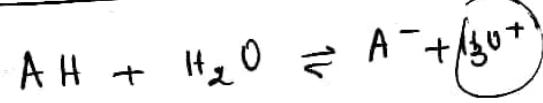
$$K_c = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

$$10^{-\text{pK}_c} = 10^{-2\text{pH}}$$

$$\text{pK}_c = 2\text{pH} \Leftrightarrow \text{pH} = \frac{\text{pK}_c}{2}$$

pH des solutums aquouse

Solutum acide



$[\text{H}_3\text{O}^+]$ augmente $\Rightarrow \text{pH}$ diminue

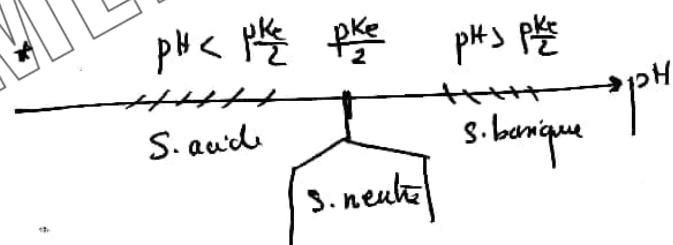
$$\Rightarrow \text{pH} < \frac{\text{pK}_c}{2}$$

Solutum basique

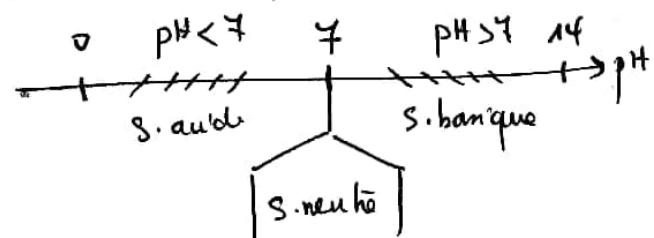


$[\text{OH}^-]$ augmente $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{\text{K}_c}{[\text{OH}^-]}$ diminue

$\Rightarrow \text{pH}$ augmente $\Rightarrow \text{pH} > \frac{\text{pK}_c}{2}$



à 25°C $\text{pK}_c = 14$



(+216) 50 40 40 42

(+216) 50 45 40 40

waeldocuments.com

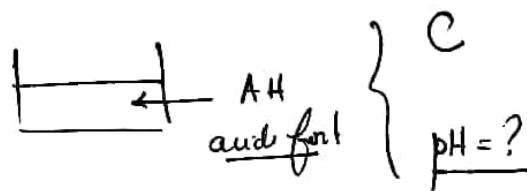
waelclasses.com

@waeldocuments



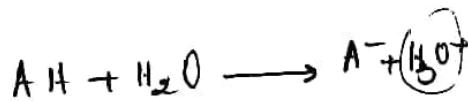
Calcul du pH des solutions aquées

- cas des acides forts



• L'acide A^+ étant fort donne

Un conservateur dans l'eau et total



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{acide}} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eau}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-] \quad (1)$$

$$(2) \Leftrightarrow [\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$(1) \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = C$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C$$

$$10^{-\text{pH}} = C$$

$$-\text{pH} = \log C$$

$$\text{pH} = -\log C \quad \text{approximation}$$

Requis:

$$\cdot \text{si } \frac{x}{y} \ll 1, \text{ or } \Leftrightarrow x \ll y \Rightarrow m$$

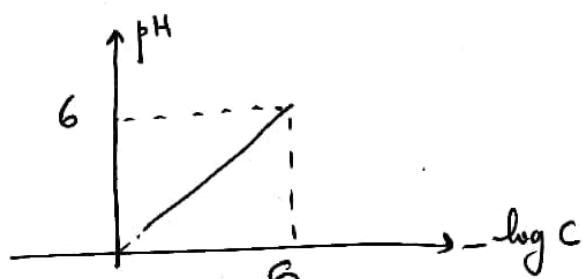
méglige x devant y.

$$\text{car } \text{pH} = f(-\log C)$$

$$y = f(x)$$

$$\text{pH} = -\log C$$

$$y = x$$



| Equation | $\text{A}^+ + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ | | | | |
|----------|---|-----------|--------------------|-------------------------------|-------------------|
| Etat A.i | | | C. marqués (mol/L) | | |
| t=0 | 0 | C | excès | $\Rightarrow 10^{-\text{pH}}$ | |
| t_f | y_f | $C - y_f$ | " | y_f | $10^{-\text{pH}}$ |

$$[\text{A}^-] = y_f$$

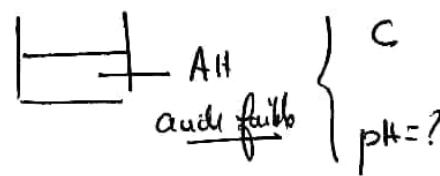
$$\frac{y_f}{C} = \frac{y_f}{C} = 1 \Leftrightarrow y_f = C$$

$$\Rightarrow [\text{A}^-] = C$$

• Approximation : Pour des solutions aquées à l'acide de $\text{pH} < 6$



- cas des acides faibles



(3)

$$K_a = \frac{\tau_f \cdot C [H_3O^+]}{C(1 - \tau_f)}$$

$$K_a = \frac{\tau_f \cdot [H_3O^+]}{1 - \tau_f}$$



Approximation

* Pour des acides faiblement ionisés

$$\frac{\tau_f}{1} < 0.05 \Leftrightarrow \tau_f \ll 1$$

$$\Rightarrow K_a = \tau_f \cdot [H_3O^+]$$

$$\tau_f = \frac{K_a}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-pK_a}}{10^{-pH}} = 10^{-pK_a + pH}$$

Pour des solutums acides de $\text{pH} < 6$

$$\Rightarrow [OH^-] \ll [H_3O^+]$$

$$(1) \Rightarrow [H_3O^+] = [A^-] = \tau_f \cdot C$$

$$C = \frac{[H_3O^+]}{\tau_f} = \frac{10^{-pH}}{10^{-pK_a + pH}}$$

$$C = 10^{-2pH + pK_a}$$

$$\log C = -2pH + pK_a$$

$$2pH = pK_a - \log C$$

$$pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log C) \quad \text{a apprendre}$$



AELDOCUMENTS
.com

| | |
|----------|--|
| Equation | $\text{A}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ |
| Etat | A^+ |
| τ_f | τ_f |
| C | $C - \tau_f$ |

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[A^+]}$$

$$[A^-] = \tau_f$$

$$\tau_f = \frac{\tau_f}{C} \Leftrightarrow \tau_f = \frac{\tau_f}{C} \cdot C$$

$$[A^-] = \tau_f \cdot C$$

$$\begin{aligned} [A^+] &= C - \tau_f = C - \tau_f \cdot C \\ &= C(1 - \tau_f) \end{aligned}$$



Powers:

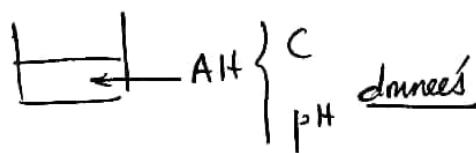
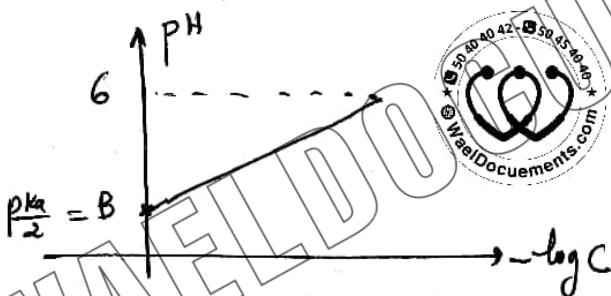
$$+ \text{ comebe } \frac{pH}{\downarrow} = f(-\frac{\log C}{\downarrow}) \\ y = f(x)$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log C)$$

$$y = \frac{1}{2} (\text{pK}_a + x)$$

$$y = \frac{1}{2}n + \frac{pKa}{2}$$

affine de pente $A = \frac{1}{2} > 0$



Quelle est la nature de l'aide?

$$pH \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

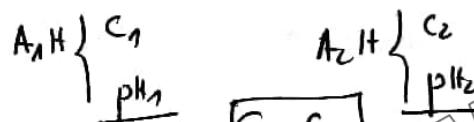
$$K' [H_3O^+] = C \Rightarrow l \text{ (constant)}$$

Si $\Omega H = \text{lans}$ l'eau est totale

= Alles um auch fast

14

Si $[H^+] < c$ \Rightarrow l'acide est limité dans l'eau et donc A^+ est un acide faible.



Comparez la force des 2 aires

Amme concentration, l'audi le plus
fort lui correspond le pt le plus faible

L'effet de la dilution

Dilute unsaturated m_1 \rightarrow $\text{M}_2 = \text{M}_1$

$$\Leftrightarrow G = \frac{c}{m}$$

- sur les accès forts

$$pH_f = -\log C_f = -\log \frac{C_i}{m}$$

$$= -(\log c_i - \log n)$$

$$= -\log c_i + \log n$$

$$p^{Hg} = p^{Hi} + \log m$$

sur les acides faiblement ionisés

$$pH_f = \frac{1}{2} (pK_a - \log \frac{C}{f})$$

$$= \frac{1}{2} (pK_a - \log C_i + \log f)$$

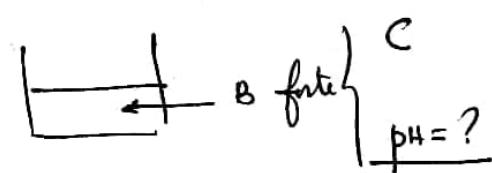
$$= \frac{1}{2} (pK_a - \log C_i) + \frac{1}{2} \log f$$

$$pH_f = pH_i + \frac{1}{2} \log f$$

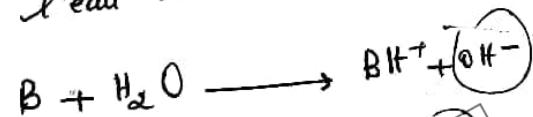
La dilution augmente le pH des solutums acides.

③

cas des bases fortes



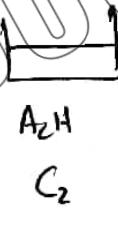
- B étant forte donc son ionisation dans l'eau est totale.



$$[\text{OH}^-] = [\text{OH}^-]_{\text{base}} + [\text{OH}^-]_{\text{eau}}$$

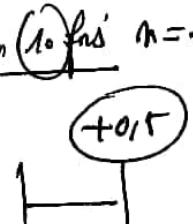
$$[\text{OH}^-] = [\text{BH}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (1)$$

Ex.:



$$pH_1 = 2$$

$$pH = 3,4$$



$$pH_2 = 3,9$$

$$\log \frac{C_2}{C_1} = \log \frac{10}{1} = 1$$

↓ dilution (10 fois) $m = 10$

$$\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{B}_2 \text{H} \\ \text{C}_2 \end{array}$$

$$pH_1' = 3$$

$$pH_2' = 3,9$$

| Equation | | $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{BH}^+ + \text{OH}^-$ | | |
|----------------|----------------|---|----------------|-------------------|
| Etat | A. v. | C. m. l'eau (mol. L ⁻¹) | | |
| t=0 | 0 | C excess | 0 | 10^{-pK_a} |
| t _f | y _f | C-y _f | y _f | $10^{-pK_a + pH}$ |

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 10^{-pK_a + pH}$$

$$[\text{BH}^+] = y_f = C$$

$$\left(\frac{y_f}{C} = \frac{y_f}{C} = 1 \Rightarrow y_f = C \right)$$

• Approximation: Pour des solutums basiques de $pH > 8 \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]$

$$(1) \Rightarrow [\text{OH}^-] = [\text{BH}^+] = C$$



$$[\text{OH}^-] = C$$

$$C = 10^{-pK_e + pH}$$

$$\log C = -pK_e + pH$$

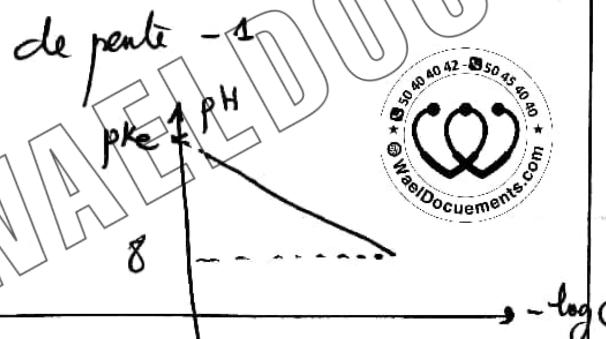
$$pH = pK_e + \log C$$

Rappel: lorsque $pH = f(-\log C)$

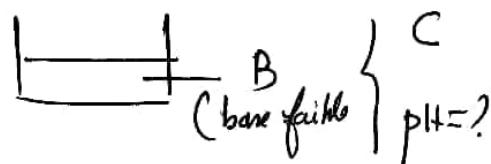
$$y = f(n)$$

$$pH = pK_e + \log C$$

$$y = pK_e - n \quad \text{dans l'affiche}$$



* Cas des bases faibles



- B étant une base faible donc son ionisation dans l'eau est limitée

6



$$[\text{OH}^-] = [\text{OH}^-]_{\text{base}} + [\text{OH}^-]_{\text{eau}}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{BH}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (1)$$

•

| Equation | | $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$ |
|----------------|----------------|--|
| Etat | A-V | C. molaires (mol/l) |
| t=0 | 0 | C excess 0 10^{-pK_e} |
| t _f | y _f | C-y _f " y _f $10^{-pK_e + pH}$ |

$$K_a = \frac{[\text{B}] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{BH}^+]}$$

$$[\text{B}] = C - y_f$$

$$\bar{y} = \frac{y_f}{C} \Leftrightarrow y_f = \bar{y} \cdot C$$

$$[\text{B}] = C - \bar{y} \cdot C = C(1 - \bar{y})$$

$$[\text{BH}^+] = y_f = \bar{y} \cdot C$$

$$K_a = \frac{C(1 - \bar{y}) [\text{H}_3\text{O}^+]}{\bar{y} \cdot C}$$

$$K_a = \frac{(1 - \bar{y}) [\text{H}_3\text{O}^+]}{\bar{y}}$$

* Approximation

* Pour des bases faiblement ionisées

$$\frac{\bar{y}}{1} < 0,05 \Leftrightarrow \bar{y} \ll 1$$

$$\Rightarrow K_a = \frac{[B^{H^+}]}{C}$$

$$\frac{C}{C} = \frac{[B^{H^+}]}{K_a} = 10^{-pH + pK_a}$$

⊕ Pour des S°: basiques de $pH > 8$

$$\Rightarrow [B^{H^+}] \ll [OH^-]$$

$$(1) \Rightarrow [OH^-] = [BH^+] = \frac{C}{10^{pK_a - pH}}$$

$$C = \frac{[OH^-]}{10^{-pH}} = \frac{10^{-pK_a + pH}}{10^{-pH + pK_a}}$$

$$C = 10^{-pK_a - pK_b + 2pH}$$

$$\log C = -pK_a - pK_b + 2pH$$

$$pH = \frac{1}{2} (pK_a + pK_b + \log C)$$

a apprendre

$$\text{Règle: } pK_a + pK_b = pK_e$$

$$pK_a = pK_e - pK_b$$

$$pH = \frac{1}{2} (2pK_e - pK_b + \log C)$$

* Courbe $pH = f(-\log C)$
 $y = f(n)$

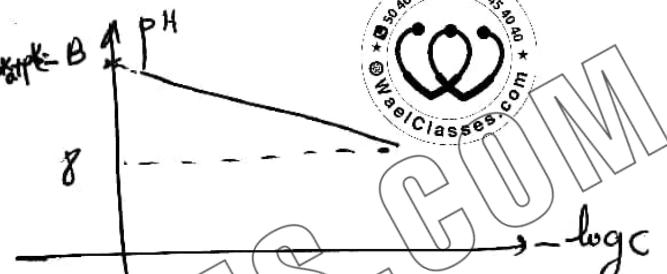
(1)

$$pH = \frac{1}{2} (pK_a + pK_b + \log C)$$

$$y = \frac{1}{2} (pK_a + pK_b - n)$$

$$= \left(-\frac{1}{2} \right) n + \left(\frac{1}{2} (pK_a + pK_b) \right)$$

$$= A n + B$$



$$C \quad \left. \begin{array}{l} \text{diminué} \\ \text{pH} \end{array} \right\}$$

Déterminer la nature de la base?

$$[OH^-] = 10^{-pK_b + pH}$$

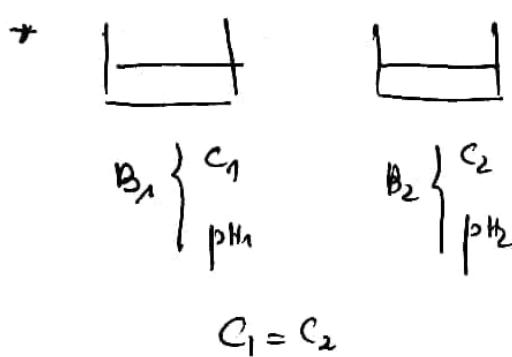
si $[OH^-] = C \Rightarrow$ l'ionisation de B

dans l'eau est totale \Rightarrow B est forte

si $[OH^-] < C \Rightarrow$ l'ionisation de B

dans l'eau est limitée donc B est une base faible





Comparer la force des 2 bases?

Amère concentration, la base la plus forte lui correspond le pH le plus élevé.

L'effet de la dilution
- Sur les bases fortes

$$\text{pH}_f = \text{pK}_a + \log \frac{C_i}{n}$$

$$= (\text{pK}_a + \log C_i) - \log n$$

$$\boxed{\text{pH}_f = \text{pH}_i - \log n}$$

- Sur les bases faiblement ionisées

$$\text{pH}_f = \frac{1}{2} (\text{pK}_a + \text{pK}_b + \log \frac{C_i}{n})$$

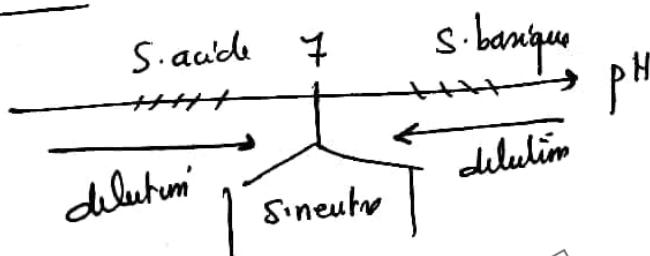
$$= \underbrace{\frac{1}{2} (\text{pK}_a + \text{pK}_b + \log C_i)}_{-\frac{1}{2} \log n}$$

$$\boxed{\text{pH}_f = \text{pH}_i - \frac{1}{2} \log n}$$

8

\Rightarrow la dilution diminue le pH des solutions basiques

Conclusion:



(+216) 50 40 40 42 ☎

(+216) 50 45 40 40 ☎

waeldocuments.com 🌐 f

waelclasses.com 🌐 y

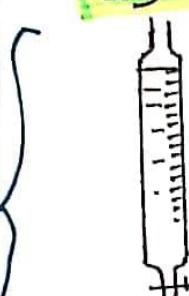
@waeldocuments o d

Dosage d'un Acide par une base
ou d'une base par un Acide

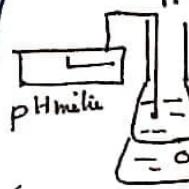
I) Dispositif

للحوض

QE



← burette graduée contenant l'solution dosante d'acide ou de base.

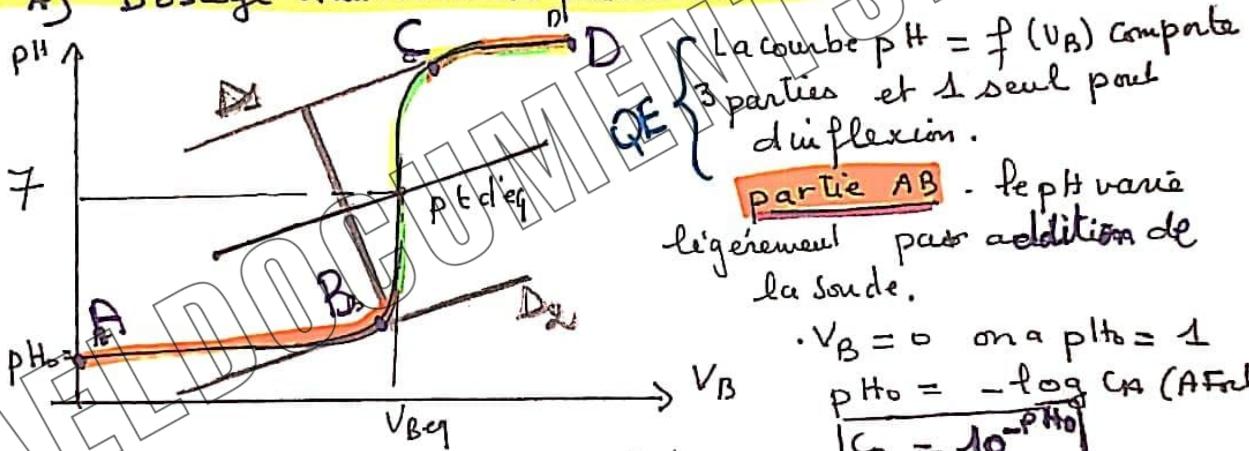


← erlenmeyer contenant la solution à doser

Agitateur magnétique

II) Interprétation des courbes de dosage:

A) Dosage d'un Acide fort par une base forte



QE { La courbe $pH = f(V_B)$ comporte 3 parties et 1 seul point d'infexion.

partie AB - le pH varie légèrement par addition de la soude.

$$\begin{aligned} V_B &= 0 \text{ on a } pH_0 = 1 \\ pH_0 &= -\log C_A (A \text{ fort}) \\ C_A &= 10^{-pH_0} \end{aligned}$$

partie BC : Comportant un Saut de pH et le pt d'équivalence.

QE 1) Déterminer le point d'équivalence.

tracer { une 1^{re} tangente D_1 au pt B ($A \parallel A_1$)
,, 2^{de} " D_2 au pt C ($A_2 \parallel A$)

, la 1^{re} aux 2 tangentes D_3

, la médiane D_4 de D_3 / D_4 coupe la courbe au pt d'équivalence ($V_{Beq} = \dots$; $pH_{eq} = 7$)

QE 2) Ecrire l'équation de la réaction de dosage.



⚠ Une seule flèche !!! 41

QE 3) Montrer que cette Réaction est totale

$$K = \frac{[Na^+] \times [Cl^-]}{[Na^+] \times [OH^-] \times [H_3O^+] \times [U]} = \frac{1}{[H_3O^+] \times [OH^-]} = \frac{1}{K_w} = \frac{1}{10^{-14}} = 10^{14}$$

4) Définir $K > 10^4$ donc la R° est totale

اللحوظة: L'équivalence obtenue qd $m_{H_3O^+}$ contenu dans V_A d'acide = f.D. m_{OH^-} apposé par le volume $V_{B eq}$ du basé

$$m_{H_3O^+} = m_{OH^-}$$

$$C_A V_A = C_B V_{B eq}$$

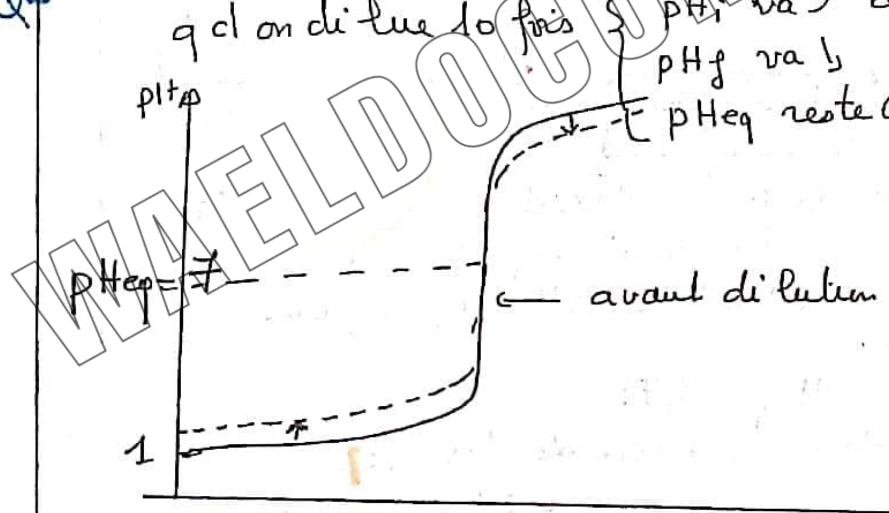
QE 5) Justifier pour qui le $pH_{eq} = 7$?

À l'équivalence on a formé Na^+ et Cl^- 2 ions inertes et l'eau donc le $pH_{eq} = pH_{eau} = 7$.

* partie C0: Dans laquelle le pH est fortement basique imposé par la base forte avec laquelle on effectue le dosage.

6) on dilue les 2 solutions d'acide et de base 10 fois et on refait le même dosage: tracer l'aspect de la courbe obtenue.

qd on dilue 10 fois pH_i va \uparrow de $\log 10$
 pH_f va \downarrow de $\log 10$
 pH_{eq} reste constant.



Indicateur coloré: c'est un acide ou (base) faible dont la couleur de sa forme acide est différente de celle de sa forme basique. Il est caractérisé par:

- Zone de virage: c'est la zone de pH dans laquelle l'indicateur coloré prend une couleur intermédiaire de ses 2 formes. appelée Teinte sensible.

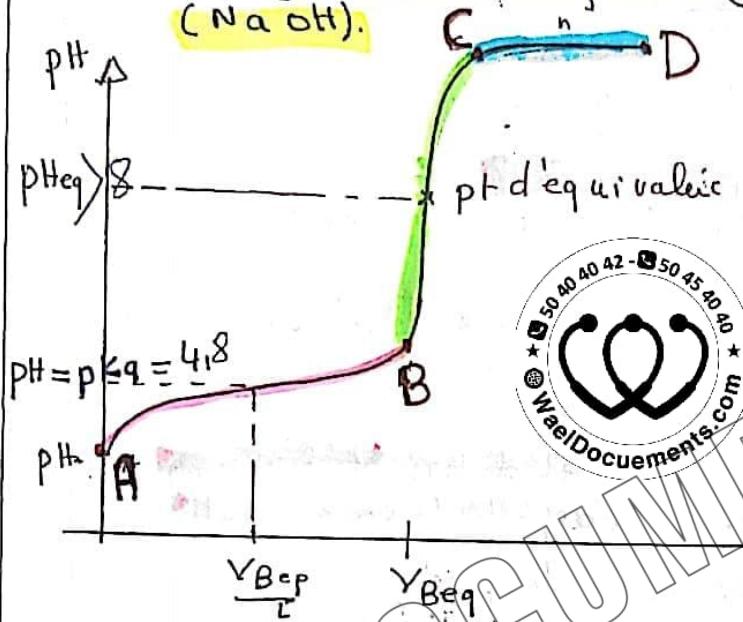
un indicateur coloré sert à déterminer le point d'équivalence

Pour le B.B.T'



Pour un dosage d'acide basique, le meilleur indicateur coloré est celui dont la Zone de Virage contient le pH équivalence.

B) Dosage d'un acide faible (CH_3COOH) par une base forte (NaOH).



La courbe $\text{pH} = f(V_B)$

Compte 3 parties et 2 pts d'inflection

Partie AB

$$\text{pour } V_B = 0 \text{ on a} \\ \text{pH}_0 = 2,9 = \frac{1}{2}(\text{pK}_a - \log c_0)$$

$$\Rightarrow 2 \text{pH}_0 = \text{pK}_a - \log c_0$$

$$\log c_A = \frac{\text{pK}_a - 2 \text{pH}_0}{\text{pK}_a - 2 \text{pH}_0} \\ C_A = 10$$

pour $V_B = \frac{V_{B\text{eq}}}{2}$ on a $\text{pH} = \text{pK}_a$ car en ce point on a

la moitié de la quantité initiale d'acide a été dissociée. Ce point est appelé point de la demi équivalence.

Partie BC : Comportant un saut de pH et le point d'équivalence.

$$\bullet \text{p Eq} \quad (V_{B\text{eq}} = \dots \text{pH}_0 = 8,7)$$

QE 1) Ecrire l'équation de la réaction de dosage.



Acide faible

Il s'agit d'un échange moléculaire

QE 2) Montrer que cette réaction est totale

$$K = \frac{[\text{Na}^+][\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}][\text{Na}^+][\text{OH}^-]} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}][\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} \times 1 = \frac{K_a}{K_b} = \frac{10^{-\text{pK}_a}}{10^{-\text{pK}_b}} = 10^{\text{pK}_b - \text{pK}_a} = 10^{9,2}$$

K) 10^{-11} donc la R° est totale.

QE 3) Définir le point d'équivalence : qd $n_{H_3O^+}$ (provenant d'une dissociation totale de l'acide) = motif apposé par la base (F.D)

$$C_A V_A = C_B V_{B eq}$$

4) Justifier pourquoi le pH équivalence est égal à 8,7

QE car si l'équivalence on a formé Na^+ qui joue le rôle de $CH_3CO_2^-$: base conjuguée faible d'un acide faible qui réagit avec l'eau ($CH_3CO_2^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3CO_2H + OH^-$) pour donner des ions OH^- qui imposent un pH basique à l'équivalence.

5) Sachant que le pH d'une base faible est $pH = \frac{1}{2}(pK_a + pK_b)$

QE avec $C_B = \frac{C_A V_A}{V_T}$, retrouver le volume théorique de l'équivalence

$$pH = \frac{1}{2} (4,8 + 14 + \log \frac{0,1 \times 10}{20}) = 8,7$$

Partie CD : Dans laquelle le pH est fortement basique imposé par la base forte avec laquelle on effectue le dosage.

6) on donne les zones de virage de quelques indicateurs colorés

QE Hélianthème $3,1 \leq pH \leq 4,4$

Rouge de phénol $6,4 \leq pH \leq 8,2$

phénol phthaleine $8,2 \leq pH \leq 10$

Indiquer en le justifiant lequel est le meilleur point de dosage.

Le meilleur indicateur coloré pour ce dosage est la phénol phthaleine car sa zone de virage contient $pH_{eq} = 8,7$

7) Expliquer comment varie les points particuliers de la courbe suite à une dilution N fois.

QE

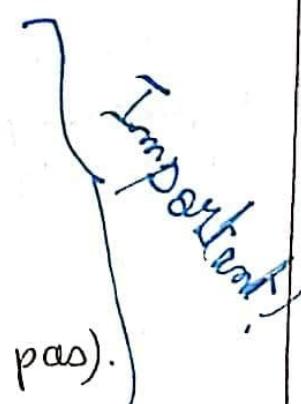
• pH_i augmente de $\log N$.

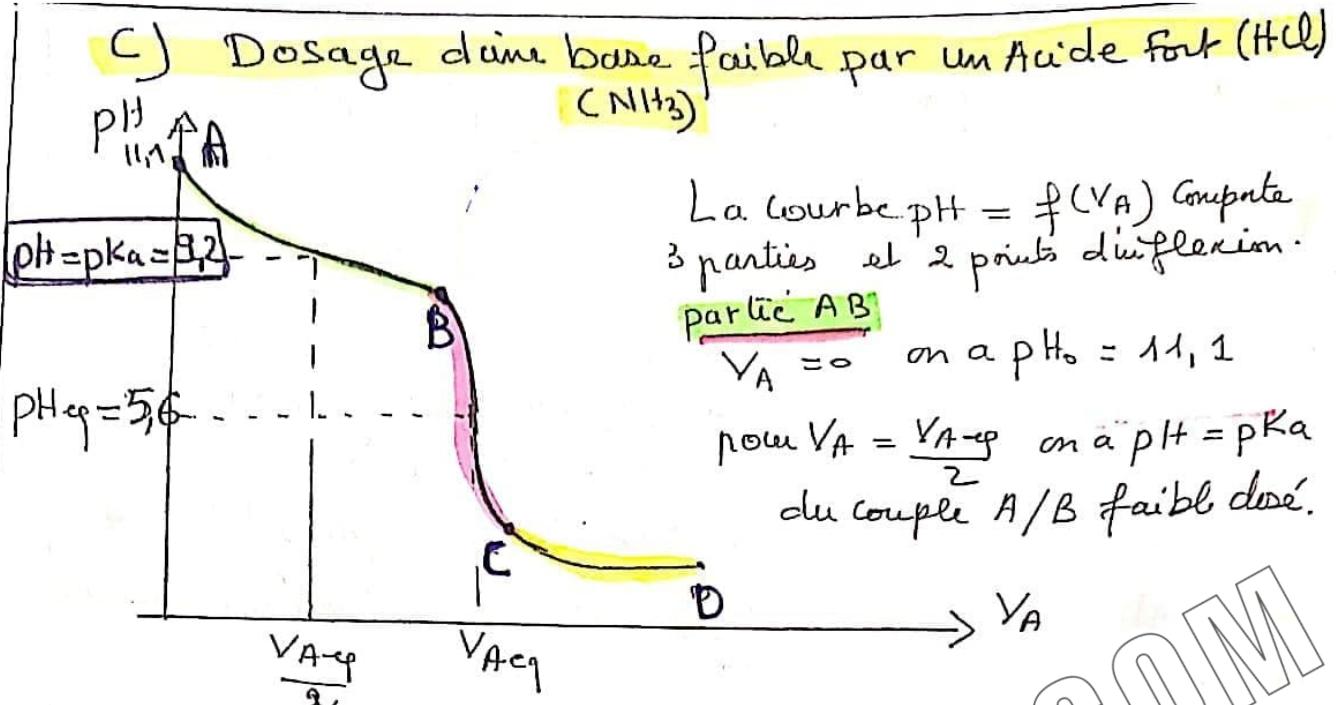
• pH_f diminue de $\log N$.

• pH_{eq} diminue

• $pH_{\frac{1}{2}eq}$ ne varie pas (car $pH_{eq} = pK_a$)

• Volume de base ajouté à l'équivalence ne varie pas.





Partie B/C : Comportant une chute de pH et le point d'équivalence.

$$\text{p}E_{\text{eq}} \quad (V_{A \text{ eq}} = \dots; \text{pH}_{\text{eq}} = 5,25)$$

Q.E 1) Ecrire l'équation de la R° de dosage :



Q.E 2) Montrer que cette R° est totale

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \times \frac{1}{[\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$K = \frac{K_b}{K_a} = \frac{K_b}{K_a \cdot K_e} = \frac{1}{K_a} = \frac{1}{10^{-9,2}} = 10^{9,2}$$

$K > 10^4$: donc la R° est totale.

F.D 3) Définir le point d'équivalence : qd $n\text{OH}^-$ (provenant d'une dissociation totale) de la base est égale au $n\text{H}_3\text{O}^+$

$$n\text{OH}^- = n\text{H}_3\text{O}^+$$

$$C_B V_B = C_A V_{A \text{ eq}}$$

Q.E 4) Expliquer pourquoi le $\text{pH}_{\text{eq}} = 5,25$ (pH acide).

car à l'équivalence on a forme "cl" où il y a NH_4^+ , acide conjugué faible d'une base faible qui réagit avec l'eau ($\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$) pour donner des ions H_3O^+ qui imposent le pH acide à l'équivalence.



Q.E 5) sachant que le pH_{ep} est donné par la formule :

$$pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log \frac{C_B V_B}{V_T})$$
 retrouver la valeur du pH_{ep} :

$$pH_{ep} = \frac{1}{2} (9,2 - \log \frac{0,1 \times 10}{20}) = 5,25$$

Partie C.D : le pH est fortement accide imposé par l'acide fort (HCl) avec lequel on effectue le dosage.

Q.E 6) on donne les Zong de Virage de quelques I.C :

Rouge de méthyl 4,8 < pH < 6

B.B.T 6 < pH < 7,6

phenol phthaléin 8,2 < pH < 10

Lequel est le meilleur pour ce dosage ?

pour le dosage de la base faible par l'A.F.

le meilleur indicateur coloré est le rouge de méthyl

Car sa Zong de Virage contient le pH équivalence.

Q.E 7) on dilue les 2 solutions 10 fois indiquer comment varie

les coordonnées des pts remarquables de la courbe.

Suite à une dilution 10 fois

$pH_i \downarrow$ (pH base faible)

$pH_f \uparrow$

$pH_{ep} \uparrow$

$pH_{\frac{1}{2}}$ équivalence ne varie pas.

Le volume d'acide ajouté à l'équivalence ne varie pas.

(+216) 50 40 40 42

(+216) 50 45 40 40

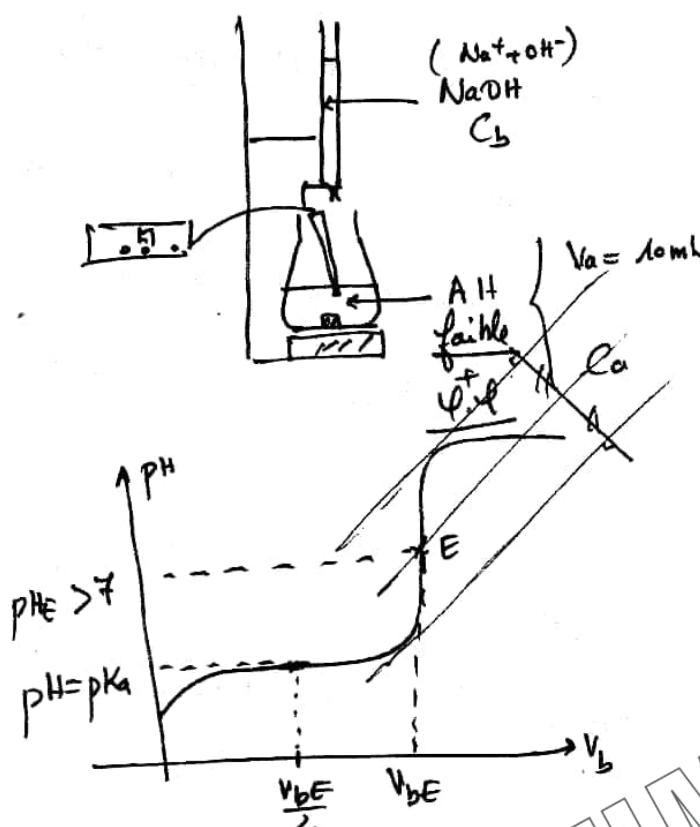
waeldocuments.com

waelclasses.com

@waeldocuments

4

Réaction d'un acide faible par une base forte



La réaction comble $\text{pH} = f(V_b)$ de la réaction d'un acide faible par une base forte admet 2 points d'inflexion.

À l'équivalence

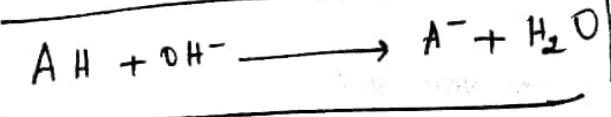
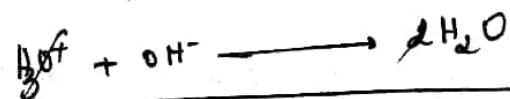
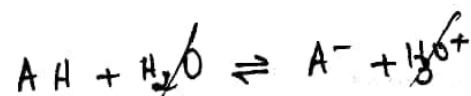
l'acide est basique.

Etude théorique

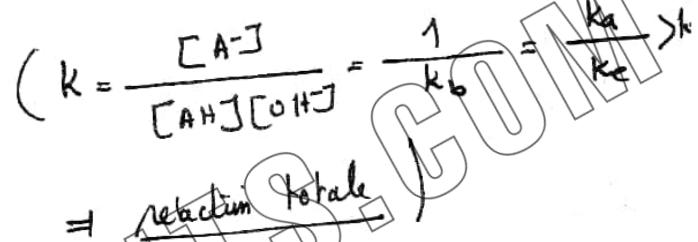
Équation (milan) de la réaction



AEL DOCUMENTS
.com



et une réaction acide-base totale



Nature qualitative de la solution

à l'équivalence

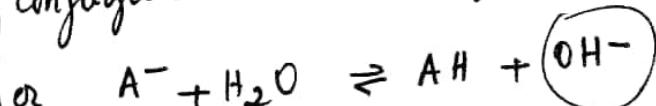
• Définition: à l'équivalence (entre les deux titres)

Acide = base donc

$$\text{C}_a \text{V}_a = \text{C}_b \text{V}_b$$

* Nature qualitative

À l'équivalence, toute la quantité de A-H est transformée en A⁻ qui est une base faible (base conjuguée d'un acide faible)



Il ya appart cl'uns OH⁻ dans ⑤ comme $C_a V_a = C_b V_b$
la solution est basique.

Risque : $pH_E = \frac{1}{2}(pK_a + pK_b + \log C)$

$$\text{avec } C = [A^-] = \frac{m_A^-}{V_T} = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b}$$

* Composition moléculaire du mélange

| Equation | | $AH + OH^- \longrightarrow A^- + H_2O$ | | |
|----------|-------|--|-----------------|-------------------------|
| $t=0$ | 0 | $C_a V_a$ | $C_b V_b$ | 0 <small>excess</small> |
| t_f | n_f | $C_a V_a - n_f$ | $C_b V_b - n_f$ | n_f |

Avant l'équivalence ($V_b < V_{bE}$)

OH^- est délimitant $\Leftrightarrow C_b V_b - n_f = 0$

$$\Leftrightarrow n_f = C_b V_b$$

$$[AH] = \frac{C_a V_a - C_b V_b}{V_a + V_b}$$

$$[A^-] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b}$$

pm $V_b = \frac{V_{bE}}{2}$: la demi-équivalence

$$[AH] = \frac{C_a V_a - C_b \frac{V_{bE}}{2}}{V_a + \frac{V_{bE}}{2}}$$

$$[AH] = \frac{C_b V_{bE} - \frac{C_a V_{bE}}{2}}{V_a + \frac{V_{bE}}{2}}$$

$$= \frac{\frac{C_b V_{bE}}{2}}{V_a + \frac{V_{bE}}{2}}$$

$$[A^-] = \frac{C_b \frac{V_{bE}}{2}}{V_a + \frac{V_{bE}}{2}}$$

$$\Rightarrow [AH] = [A^-]$$

dite tampon

$$K_a = \frac{[A^-] [H_3O^+]}{[AH]}$$

$$\Leftrightarrow K_a = [H_3O^+] \Leftrightarrow 10^{-pK_a} = 10^{-pH}$$

$$\Rightarrow pH = pK_a$$

* Définition : S^o tampon : Solutum formel' par un acide faible et de la base conjuguée en concentration de même ordre de grandeur

$$([AH] = [A^-] \Leftrightarrow pH = pK_a)$$

Propriétés de la S^o tampon (à apprendre)

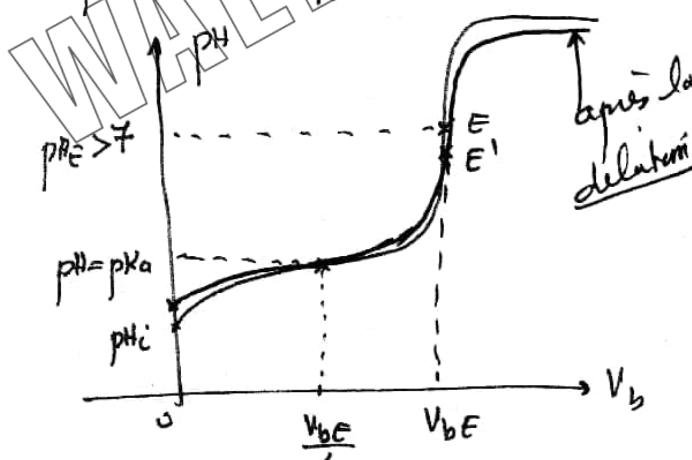
Le pH = l'une solution tampon
ne varie pratiquement pas par
addition de faibles quantités
d'acide ou de base ou par dilution
modérée

• Après l'équivalence ($V_b > V_{bE}$)
A H est détruit ($\text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$)

$$\Leftrightarrow C_a V_a - n_f = 0 \Leftrightarrow n_f = C_a V_a$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{C_b V_b - C_a V_a}{V_a + V_b}$$

Remarque: à l'effet de la dilution



* pour $V_b = 0$ $\text{pH}_i \uparrow$

$$\text{pH}_i' = \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log C_a')$$

6 avec $C_a' = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{\text{eau}}} = \frac{C_a}{m}$

* V_{bE} ne varie pas

* $\text{pH}_{1/2} = \text{pK}_a$ ne varie pas car:
- d'après les propriétés des
solutions tampon

- pK_a ne dépend que de
la température

* pH_E diminue car la dilution
diminue le pH des solutions basiques



(+216) 50 40 40 42 ☎

(+216) 50 45 40 40 ☎

waeldocuments.com 🌐 f

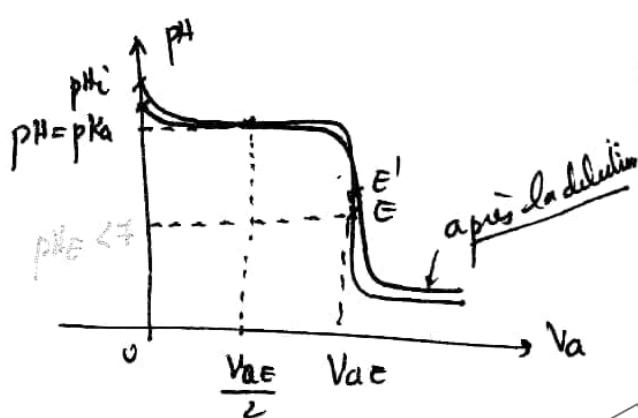
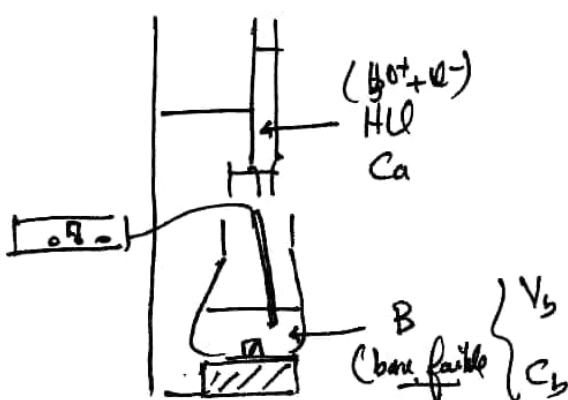
waelclasses.com 🌐 y

@waeldocuments o



(X)

R^{un} = dilution base faible par un acide fort



+ Equation de la R^{un}



c'est une R^{un} acide-base total

à l'équivalence

$$M_{\text{base}} = M_{\text{acide}}$$

$$\Leftrightarrow C_b V_b = C_a V_a$$

+ Nature qualitative de la R^{un}

à l'équivalence

À l'équivalence, toute la quantité
de B est transformée en BH^+ qui
est un acide faible



Règle : $pH_E = \frac{1}{2} (pK_a - \log C)$

avec $C = [H_3O^+] = \frac{C_b V_b}{V_b + V_a}$

* $pH_i = \frac{1}{2} (pK_a + pK_b + \log C_b)$

→ Après l'équivalence ($V_a > V_aE$)

H_3O^+ est en excès

$$[H_3O^+] = \frac{C_a V_a - C_b V_b}{V_a + V_b}$$

(+216) 50 40 40 42

(+216) 50 45 40 40

waeldocuments.com

waelclasses.com

@waeldocuments

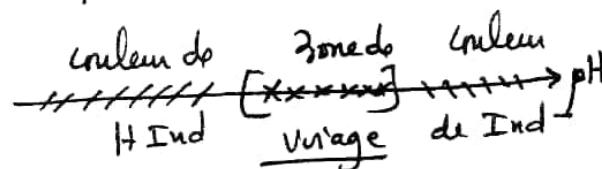
Les indicateurs colorés

Définition: les indicateurs colorés sont des acides ou des bases organiques faibles représentés par

le couple: $\text{H Ind} / \text{Ind}$
 forme acide forme banique

Les 2 formes de l'indicateur sont colorées différemment.

* Zone de virage: c'est un intervalle de pH où l'indicateur change de couleur entre celle de la forme acide et celle de la forme banique.



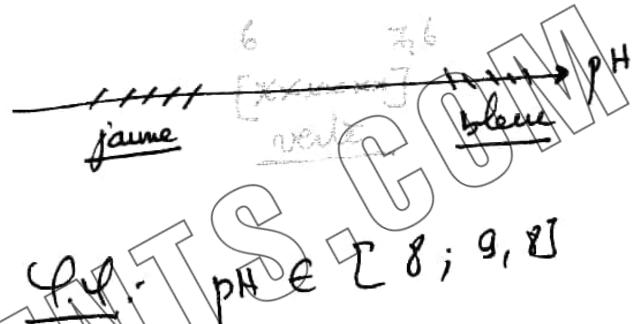
Téinte sensible: couleur intermédiaire entre celle de la forme acide et celle de la forme

banique. Elle apparaît dans la zone de virage.

Ex: B.B.T

$\text{H Ind} / \text{Ind}$
 jaune bleue

Zone de virage $\text{pH} \in [6 - 7,6]$



virage $\text{pH} \in [8; 9,8]$



(+216) 50 40 40 42 ☎

(+216) 50 45 40 40 ☎

waeldocuments.com 🌐 f

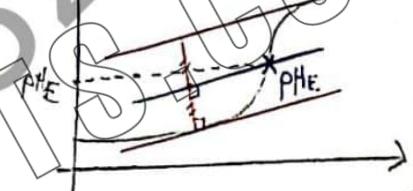
waelclasses.com 🌐

@waeldocuments 📱

~~W~~ dilution de la solution du dosage d'un acide faible par une base forte au équivalence ne fait pas varier V_{BE} car nombre de mol choc est le même $n = C_0 V_0$. Même si la dilution de l'acide faible favorise son ionisation, V_{BE} ne change pas car déjà à l'équivalence, tout l'acide faible est ionisé, consommé par la R_E avec la base, il n'y a plus d'acide faible.

* Déterminer les coordonnées du point d'équivalence:

- On fait la méthode des tangentes parallèles,



* La réaction du dosage est totale, exothermique, rapide et spontanée.



N'accompagne d'une réaction de la T_0 ? et se produit si $T \downarrow$ spontanément
XXX - se produit longtemps à T_0 ?
Non \rightarrow spontanément

* Pourquoi on ajoute de l'eau à une solution de dosage?

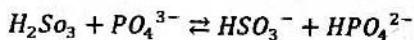
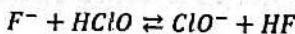
Intérêt: pour une bonne immersion de l'électrode du pH-mètre dans le mélange.

* Peut-on remplacer le pont salin par un fil électrique? Pourquoi?

- Non car le fil conduit les électrons et pas les ions: c'est un conducteur électrique et non chimique. (il ne permet pas l'électrolyticité des 2 compartiments, permet le mélange entre eux)

Exercice1 :

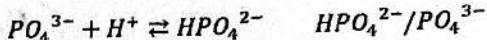
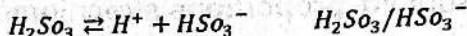
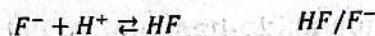
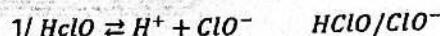
On donne les réactions acido-basiques suivantes :



1/ Donner le symbole et l'équation formelle de chacun des couples acide/base mis en jeu .

2/ Donner l'expression de la constante d'équilibre K de chaque réaction.

Solution :



$$2/ K = \frac{[HF][ClO]}{[F^-][HClO]}$$

$$K = \frac{[HSO_3^-][HPO_4^{2-}]}{[PO_4^{3-}][H_2SO_3]}$$

Exercice2 :

On donne à 25°C $pK_a = 14$, à 60°C $pK_a = 13$

1/A 60°C Le pH d'une solution aqueuse est égale à 7,2 cette solution est elle neutre, acide ou basique ?

2/ Calculer les concentrations molaire des ions Hydronium H_3O^+ et des ions hydroxyde OH^- dans cette solution à 25°C.

Solution :

1/ $pH = 7,2 > pH_E = 6,5$ (60°C; $pK_a = 13$) donc la solution est basique

$$2/ [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-7,2} = 6,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol l}^{-1}$$

$$[OH^-] = 10^{pH-pK_a} = 1,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$$

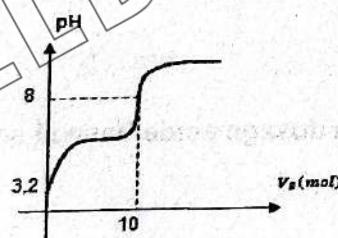
Exercice3 :

On dose 20ml d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $C_A =$

$0,01 \text{ mol l}^{-1}$ par

une solution d'hydroxyde de sodium la courbe

$pH = f(V_B)$



Est la suivante :

1/ Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible. En déduire la concentration de la base à l'équivalence.

2/ écrire l'équation du dosage et montrer que la réaction est totale.

3/ justifier le caractère basique à l'équivalence.

Solution :

1/ on trace les deux demi tangentes à la courbe

$$pH_E = 8 > 7$$

La courbe présente deux points d'inflexions (3 concavités) \Rightarrow c'est un dosage d'acide faible par une base forte

A l'équivalence $C_A V_A = C_B V_{BE}$

$$C_B = \frac{C_A V_A}{V_{BE}} = \frac{0,01 \times 20 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}}$$

$$C_B = 0,02 \text{ mol l}^{-1}$$



$$K = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH][OH^-][H_3O^+]} = \frac{K_a}{K_b} = \frac{10^{-pK_a}}{10^{-pK_b}}$$

$$K = 10^{-pK_a + pK_b} \gg 10^4 \text{ Réaction totale}$$

3/ La base obtenu réagit avec l'eau pour donner un excès de OH^-

$$[OH^-] \gg [H_3O^+] \Rightarrow pH_E > 7 \text{ milieu basique}$$

Remerciement

Wael, le fondateur du site **waeldocuments.com**, tient à remercier toute personne qui a contribué au succès de ce projet, et vous promet une amélioration continue du contenu et du design des documents.

Toute le courage du monde ! <3

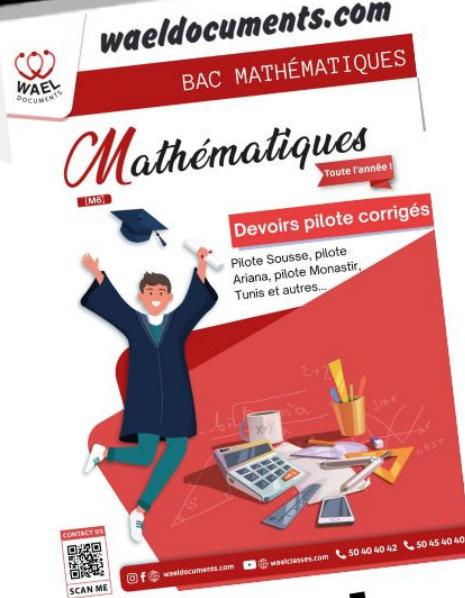
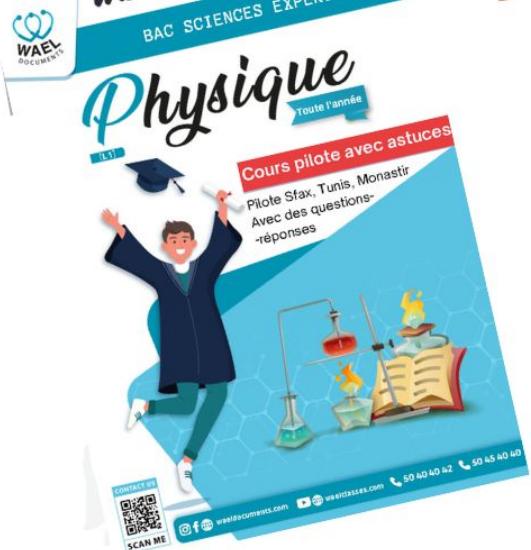
*Wael
Documents*

**Dans la même
collection**

[L1]

Cours physique pilote avec astuces et définitions
BAC SCIENCES EXP.

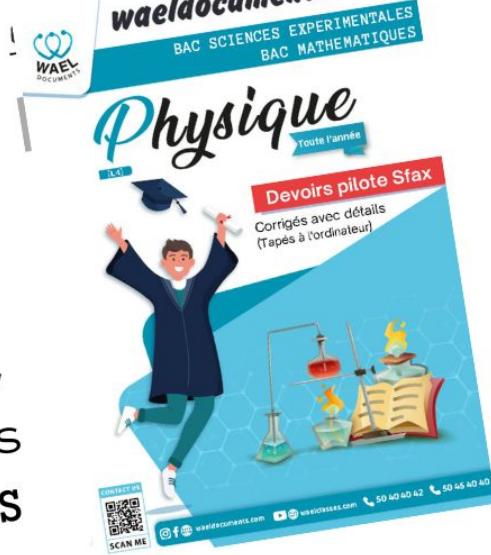
waeldocuments.com
BAC SCIENCES EXPERIMENTALES



[L4]

Séries physique corrigées pilote Monastir, Tunis, Sousse et autres
BAC SCIENCES EXP.

waeldocuments.com
BAC SCIENCES EXPERIMENTALES
BAC MATHÉMATIQUES



[M6]

Devoirs math corrigés pilote Monastir, Tunis, Ariana et autres
BAC MATHÉMATIQUES

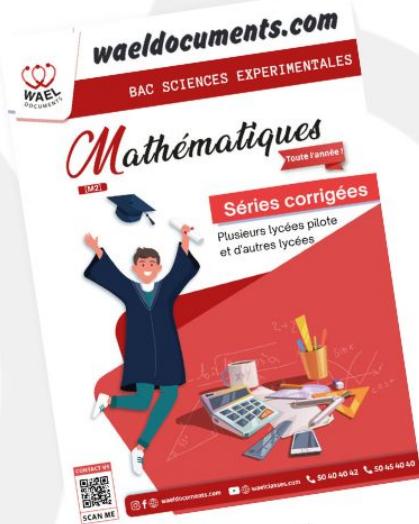
[M1]

Résumés math
et exercices
d'application
corrigées(pilote)
BAC SCIENCES EXP



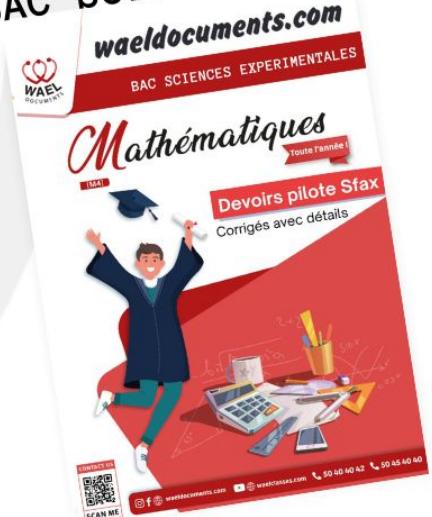
[M2]

Séries math
corrigées
(Pilote Tunis,
Sousse...)
BAC SCIENCES EXP



[M4]

Devoirs math
pilote Sfax
corrigés
BAC SCIENCES EXP



[M5]

Résumés et cours
math pilote
Sfax, Médenine et
autres
BAC MATHEMATIQUES



[M8]

Séries math
pilote Sfax
corrigés
BAC MATHEMATIQUES



[X4]

Devoirs SVT
corrigés (pilote
Monastir, Sousse,
Nabeul, Médenine)
BAC SCIENCES EXP.

