

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



Généralités

4

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-matière153

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 Brönsted

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



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



Exemple . $NaOH, KOH$.

b) base faible : qui s'ionise partiellement dans l'eau



Exemple

NH_3 ; tous les amines.



(24)



WAELEDOCUMENTS.com





II) Réaction acido basique et Notion de couple A/B.

1) Définition



HCl libère H^+ et 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 acido basique au cours de laquelle on a un transfert d'un H^+ et met en jeu 2 couples A/B.



2) Loi d'action de masse appliquée aux R^o Acide/Base
 soit la R^o $A_1 + B_2 \rightleftharpoons B_1 + A_2$.

$$L.A.M \Rightarrow K = \frac{[B_1][A_2]}{[A_1][B_2]} \quad K = f(T)$$

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 limitée sens 2 \rightarrow $10^{-4} < K < 10^4$: R^o limitée sens 1 \rightarrow $K > 10^4$: R^o limitée sens 2 \rightarrow K limitée

A_2 Acide plus fort qu' A_1 ($K > 1$) \leftarrow ($K < 1$) \leftarrow A_1 est plus fort qu' A_2
 B_1 base plus forte que B_2 \leftarrow ($K < 1$) \leftarrow ($K > 1$) \leftarrow B_2 base plus forte que B_1

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

1) Couple de référence.



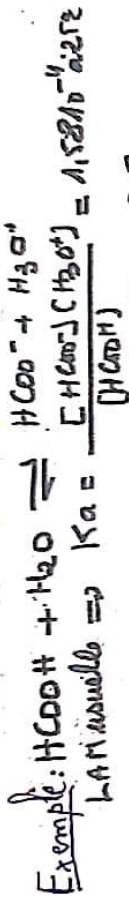
(2r)

H_2O est un acide \rightarrow
 H_2O est une base \rightarrow
 H_2O est un amphotère } Important!



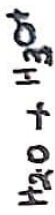
WAELEDOCUMENTS.com





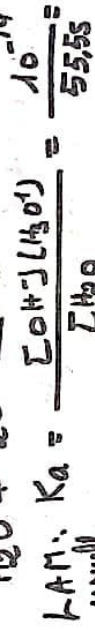
$\text{p}K_a = -\log K_a = 3,8$

cas des couples de référence



$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] = 55,55$

$\text{p}K_a = -\log 55,55 = -1,74$



$K_a = 1,8 \cdot 10^{-16}$

$\text{p}K_a = -\log K_a = 15,74$

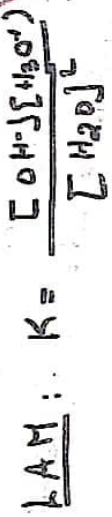
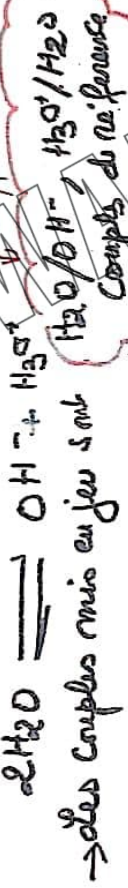
$K_a = 1,8 \cdot 10^{-16}$

$\text{p}K_a = 15,74$



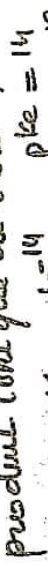
de l'acide diminue

à apprendre



$\text{ou } [\text{H}_2\text{O}] = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{1000}{18 \cdot 4}$

$[\text{H}_2\text{O}] = 55,55 \text{ mol l}^{-1} = \text{cte}$



puisque K_e se présente sous forme d'un puissance décimale alors on dit final de $\text{p}K_e$.

$\text{p}K_e = -\log K_e$

$K_e = 10^{-\text{p}K_e}$

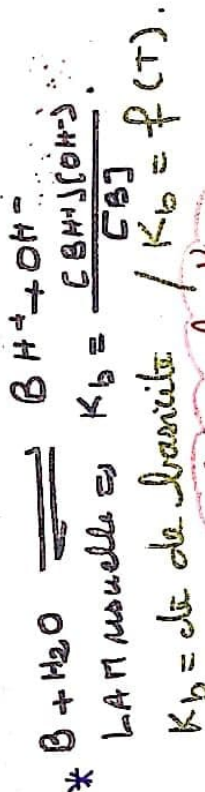


$\text{p}K_a = -\log K_a$

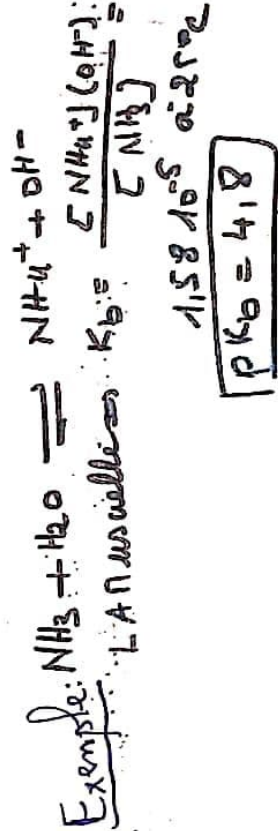
$K_a = 10^{-\text{p}K_a}$

Très Importants:

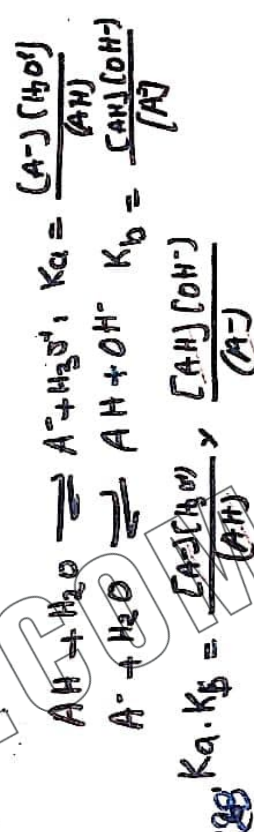
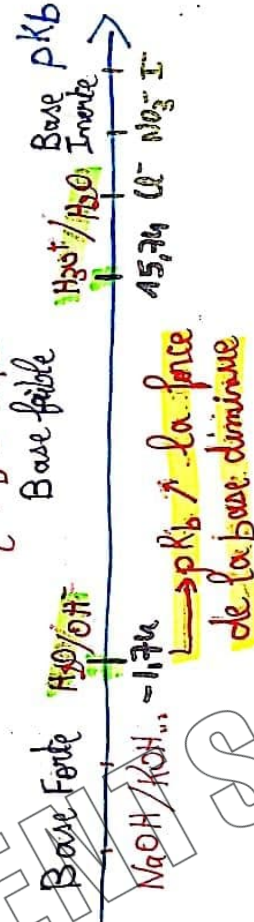
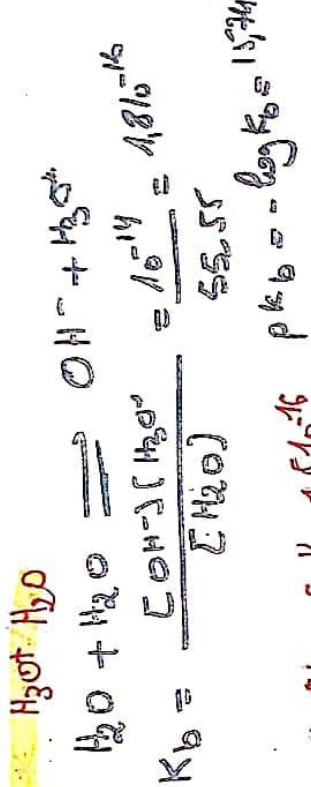
- 1° un acide est dit **Fort** qd il est **+** fort que H_3O^+ donc son $pK_a < -1,74$
 $K_a > 55,55$
- 2° un acide est **faible** qd il est **moins** fort que H_3O^+ et plus fort que H_2O
(L'acide le (+) fort est celui ayant le pK_a le plus petit)
- 3° un acide est dit **intermédiaire** quand son $pK_a > 15,74$ (donc il est **+** faible que H_2O)



$pK_b = -\log K_b$
 $K_b = 10^{-pK_b}$



Cas des couples de référence



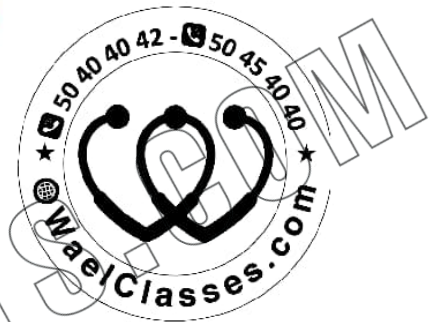
$$\begin{aligned}
 K_a \cdot K_b &= K_e \\
 -\log(K_a \cdot K_b) &= -\log K_e \\
 -\log K_a + -\log K_b &= -\log K_e \\
 \hline
 pK_a + pK_b &= pK_e
 \end{aligned}$$

△ Rappel Math:

$$\begin{cases}
 \log a \cdot b = \log a + \log b \\
 \log \frac{a}{b} = \log a - \log b \\
 \log a^n = n \log a
 \end{cases}$$

Donc pour un m couple A/B on a

$$\begin{aligned}
 K_a \cdot K_b &= K_e \\
 pK_a + pK_b &= pK_e
 \end{aligned}$$



Relation entre K , K_a , et K_a



$$K = \frac{[A_2H][H_3O^+][A_1^-]}{[A_2^-][H_3O^+][A_1H]}$$

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

$$\begin{aligned}
 A_1H + H_2O &\rightleftharpoons A_1^- + H_3O^+ \\
 K_{a1} &= \frac{[A_1^-][H_3O^+]}{[A_1H]} \\
 A_2H + H_2O &\rightleftharpoons A_2^- + H_3O^+ \\
 K_{a2} &= \frac{[A_2^-][H_3O^+]}{[A_2H]} \\
 \frac{1}{K_{a2}} &= \frac{[A_2H]}{[A_2^-][H_3O^+]}
 \end{aligned}$$

Cheddou



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





pH des solutions acides

I) Définition:

Le pH d'une solution aqueuse est une grandeur liée à la concentration des ions H_3O^+ par la formule

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

Formule valable pour les solutions dont les $[H_3O^+] < 10^{-2}$

TP [C'est une grandeur mesurable à l'aide d'un pH-mètre ou à l'aide d'un papier pH.]



WAELEDOCUMENTS.com

II) Nature d'une solution aqueuse selon son pH

1) Solution neutre

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

$$[H_3O^+] = K_e$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log K_e = 7$$

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

2) Solution acide:

$$[H_3O^+] > [OH^-]$$

$$[H_3O^+] = K_e$$

$$[H_3O^+] > K_e$$

$$-\log [H_3O^+] < 7 \text{ (ou } -\log K_e)$$

3) Solution basique:

$$[H_3O^+] < [OH^-]$$

$$[H_3O^+] < K_e$$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

$$pH < \frac{pK_e}{2}$$

III) Expression du pH d'une solution aqueuse:

1) Cas d'un Acide Fort:



espèces chimiques (A^- , H_3O^+ , OH^-)

QF

Eq de la R=

Eq de la R=

Eq de la R=

Eq de la R=

Eq de la R=

Eq de la R=





$[H_3O^+]$ provenant de l'eau devant $[H_3O^+]$ acide

$$[H_3O^+]_s = [H_3O^+]_{ac} = \gamma_F = (A^-) \quad (1)$$

l'acide est fort donc $\gamma_F = 1 = \frac{\gamma_F}{C_A}$

$$\Rightarrow \gamma_F = C_A = [H_3O^+]$$

Exp. du pH d'un A. Fort

$$pH = -\log C_A$$

2) Acide faible:



espèces chimiques (A^- , H_3O^+ , OH^- , AH)

Eq de la R°	AH + H ₂ O	\rightarrow	$A^- + H_3O^+$
Etat sy	AVA		Concentration molaire
ET	0		C_A excès 0 10^{-pH}
EF	γ_F		$C_A - \gamma_F$ excès γ_F 10^{-pH}

$$[H_3O^+]_{solv} = [H_3O^+]_{eau} + [H_3O^+]_{acide}$$

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

à l'approximation qd $pH < 6$ on néglige $[H_3O^+]_{eau}$ provenant de l'eau devant $[H_3O^+]_{acide}$.

$$[H_3O^+]_s = [H_3O^+]_{ac} = \gamma_F = [A^-]$$

L.A.M. usuelle

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} = \frac{[H_3O^+]^2}{C_A - [H_3O^+]}$$

$$\gamma_F = \frac{[H_3O^+]}{C_A} \Rightarrow [H_3O^+] = \gamma_F \cdot C_A$$

donc $K_a = \frac{\gamma_F^2 C_A^2}{C_A - C_A \gamma_F} = \frac{\gamma_F^2 \cdot C_A}{1 - \gamma_F}$

1^{ère} Approximation qd $\gamma_F < 0,05$ on néglige γ_F devant 1 :

$$\Rightarrow K_a = C_A \gamma_F^2$$

$$K_a = C_A \cdot \frac{[H_3O^+]^2}{C_A^2} = \frac{[H_3O^+]^2}{C_A}$$

$$[H_3O^+] = (K_a \cdot C_A)^{\frac{1}{2}}$$

$$pH = -\log (K_a \cdot C_A)^{\frac{1}{2}}$$

$$\frac{1}{2} (-\log K_a + -\log C_A)$$

$$pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log C_A)$$

3) base forte:



espèces chimiques (BH^+ , H_3O^+ , OH^- , B)

Rq: la 2^{ème} approximation n'est faite que lorsqu'elle demandée.



Eq de la R°	B + H ₂ O	→	BH ⁺ + OH ⁻
ES	Av	Concentration molaire	
EI	0	C _B ex _B	0 10 ^{-pH/2}
EF	1/2	C _B - 1/2 ex _B	1/2 10 ^{-pH/2}

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

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

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

1^{re} Approximation: qd pH > 8 on néglige [OH⁻]_{eau} devant [OH⁻]_{base}

$$[OH^-]_s = [OH^-]_B = [BH^+] = 1/2$$

La base est forte donc ex_B = 1 = [OH⁻]₀

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

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log \frac{K_e}{C_B} = -\log K_e + \log C_B$$

$$pH = pK_e + \log C_B$$

1) base faible



Espec chimique (OH⁻, H₃O⁺, BH⁺, B)

Eq de la R°	B + H ₂ O	→	BH ⁺ + OH ⁻
ES	Av	Concentration molaire	
EI	0	C _B ex _B	0 10 ^{-pH/2}
EF	1/2	C _B - 1/2 ex _B	1/2 10 ^{-pH/2}

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

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

1^{re} Approximation: qd pH > 8 on néglige [OH⁻]_{eau} devant [OH⁻]_{base}

$$[OH^-]_{base}$$

$$[OH^-]_s = [OH^-]_B = [BH^+] = 1/2$$

Loi d'action de masse

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

$$1/2 = \frac{[OH^-]^2}{C_B} \Rightarrow [OH^-] = \sqrt{C_B} = \sqrt{C_B} \times C_B$$

$$K_b = \frac{C_B^2 \times C_B}{C_B - C_B \times C_B} = \frac{C_B^2 \times C_B}{1 - C_B}$$

2^{de} Approximation: qd C_B < 0,05 on néglige 1 devant 1.

$$K_b = C_B^2$$

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

$$[H_3O^+] = \left(\frac{K_e \times C_B}{C_B} \right)^{1/2} \quad pH = -\log \left(\frac{K_e \times C_B}{C_B} \right)^{1/2}$$

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

Rq: On n'utilise jamais ces équations dans démonstration (sauf si elle est donnée).





①

Def

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$-pH = \log [H_3O^+]$$

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

Ex:

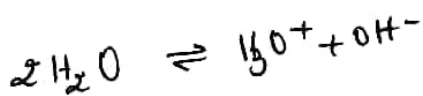
$$\begin{aligned} [H_3O^+] &= 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = 2 \\ [H_3O^+] &= 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = 7 \\ [H_3O^+] &= 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = 9 \end{aligned}$$

$[H_3O^+]$ et pH varient en sens inverse.

Echelle de pH:

On considère une solution aqueuse.

Solution neutre



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

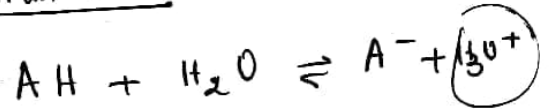
$$K_e = [H_3O^+][OH^-] = [H_3O^+]^2$$

$$10^{-pK_e} = 10^{-2pH}$$

$$pK_e = 2pH \Rightarrow pH = \frac{pK_e}{2}$$

pH des solutions aqueuses

Solution acide



$[H_3O^+]$ augmente \Rightarrow pH diminue

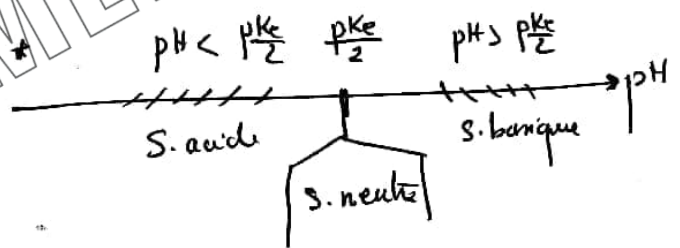
$$\Rightarrow pH < \frac{pK_e}{2}$$

Solution basique



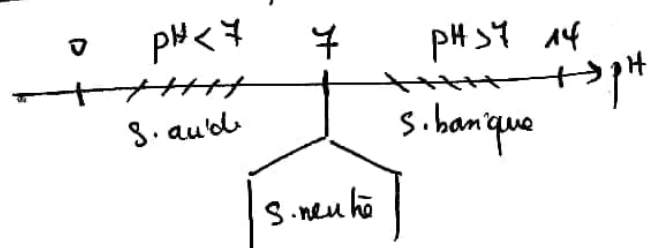
$[OH^-]$ augmente $\Rightarrow [H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]}$ diminue

$$\Rightarrow pH \text{ augmente} \Rightarrow pH > \frac{pK_e}{2}$$



à 25°C

$pK_e = 14$



(+216) 50 40 40 42 📞

(+216) 50 45 40 40 📞

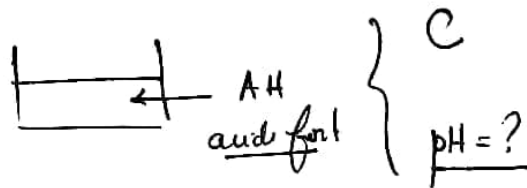
waeldocuments.com 🌐 📺

waelclasses.com 🌐 📺

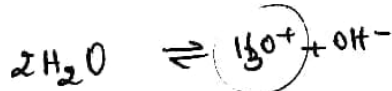
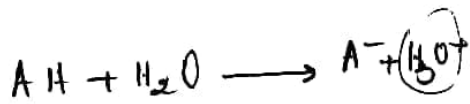
@waeldocuments 📷 🎵

Calcul du pH des solutions aqueuses (2) $\Rightarrow [OH^-] \ll [H_3O^+]$

- cas des acides forts



• L'acide AH étant fort donc son ionisation dans l'eau est totale



$$[H_3O^+] = [H_3O^+]_{\text{acide}} + [H_3O^+]_{\text{eau}}$$

$$[H_3O^+] = [A^-] + [OH^-] \quad (1)$$

Equation	$AH + H_2O \longrightarrow A^- + H_3O^+$				
Etat	A.U.	C. molaire (mol/L)			
t=0	a	C	exon	0	10^{-pK_a}
t	y	C-y	"	y	10^{-pH}

$$[A^-] = y$$

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

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

• Approximation : Pour des solutions aqueuses de l'acide de $pH < 6$

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

$$[H_3O^+] = C$$

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

$$-pH = \log C$$

$$pH = -\log C \quad \text{d'approche}$$

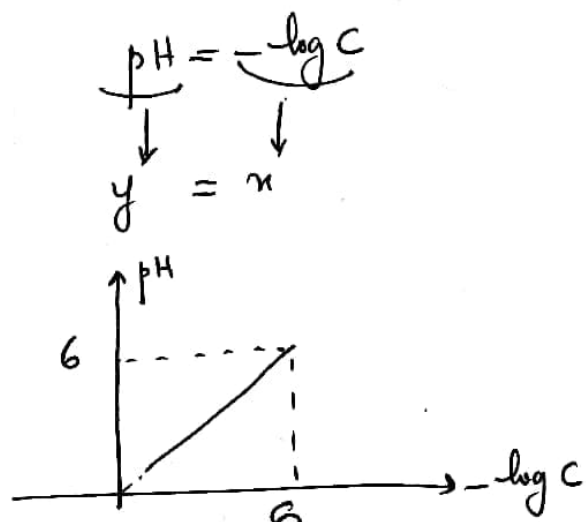
Prques:

$$n \cdot \frac{x}{y} < 0,05 \Leftrightarrow n \ll y \Rightarrow m$$

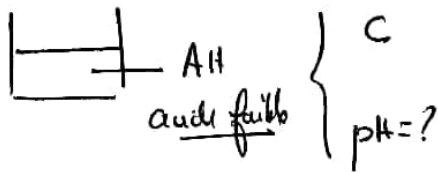
néglige x devant y.

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

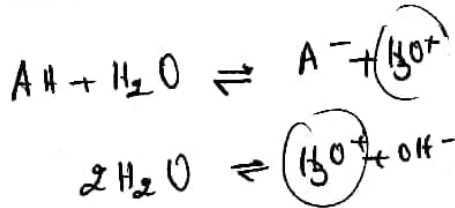
$$y = f(x)$$



- Cas des acides faibles



• L'acide AH étant faible donc son ionisation dans l'eau est limitée



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

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



Equation	$\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$		
Etat	A-U	C molaire (mol/L)	
A=0	0	excès	$0 \quad 10^{-14}$
bf	yf	C-yf	yf $10^{-\text{pH}}$

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

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

$yf = \frac{yf}{C} \Leftrightarrow yf = \alpha \cdot C$

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

$[\text{AH}] = C - yf = C - \alpha C$
 $= C(1 - \alpha)$

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

$K_a = \frac{\alpha \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{1 - \alpha}$



Approximations

• Pour des acides faiblement ionisés

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

$\Rightarrow K_a = \alpha \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$

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

• Pour des solutions acides de pH < 6

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

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

$C = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\alpha} = \frac{10^{-\text{pH}}}{10^{-\text{p}K_a + \text{pH}}}$

$C = 10^{-2\text{pH} + \text{p}K_a}$

$\log C = -2\text{pH} + \text{p}K_a$

$2\text{pH} = \text{p}K_a - \log C$

$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log C)$ d'apprendre



Reques:

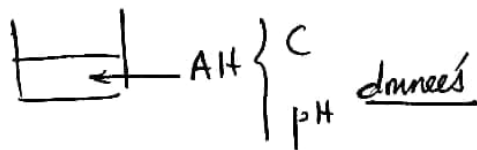
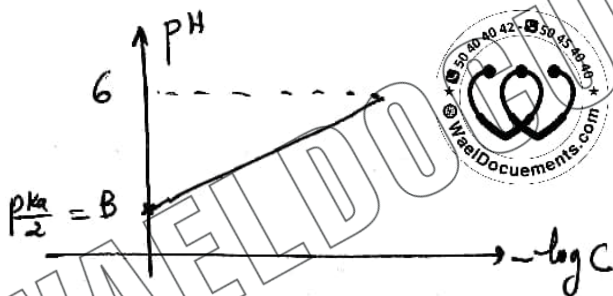
* compare $pH = f(-\log C)$
 $y = f(x)$

$pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log C)$
 $y = \frac{1}{2} (pK_a + x)$

$= \frac{1}{2} x + \frac{pK_a}{2}$ de la forme

$y = Ax + B$ droite

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



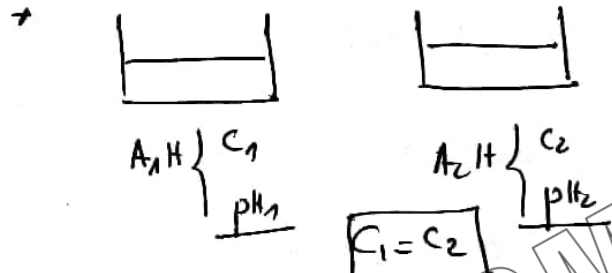
Quelle est la nature de l'acide?

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

si $[H_3O^+] = C \Rightarrow$ l'ionisation de AH dans l'eau est totale
 \Rightarrow AH est un acide fort

(4)

si $[H_3O^+] < C \Rightarrow$ l'ionisation de AH dans l'eau est limitée donc AH est un acide faible.



Comparer la force des 2 acides?

À même concentration, l'acide le plus

fort lui correspond le pH le plus faible

l'effet de la dilution

Diluer une solution n fois $\Rightarrow V_f = n V_i$

$\Rightarrow C_f = \frac{C_i}{n}$

sur les acides forts

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

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

$= -\log C_i + \log n$

$pH_f = pH_i + \log n$



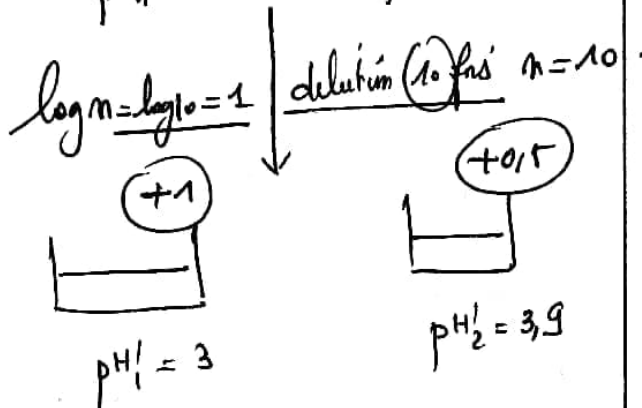
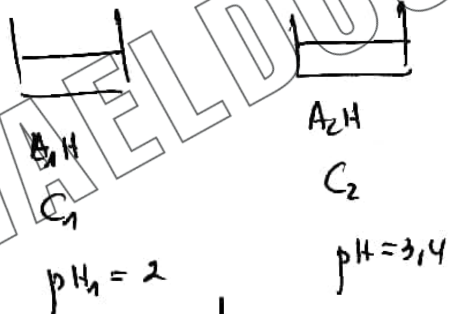
sur les acides faibles

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log C_f) \\ &= \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log C_i + \log n) \\ &= \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log C_i) + \frac{1}{2} \log n \end{aligned}$$

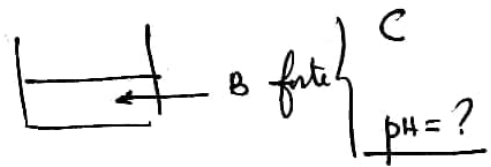
$$\boxed{\text{pH}_f = \text{pH}_i + \frac{1}{2} \log n}$$

La dilution augmente le pH des solutions acides.

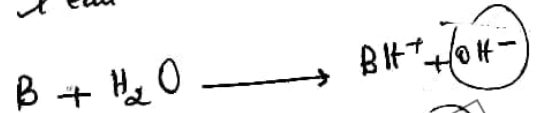
Ex:



Cas des bases fortes



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



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

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

Equation		$\text{B} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{BH}^+ + \text{OH}^-$		
Etat	A.V	C. m (moles (mol.L ⁻¹))		
t=0	0	C excès	0	10^{-pK_a}
t=t	yf	C-yf "	yf	$10^{-\text{pK}_a + \text{pH}}$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 10^{-\text{pK}_e + \text{pH}}$$

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

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

Approximation: Pour des S³ basiques

$$\text{de } \text{pH} > 8 \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]$$

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

$$[OH^-] = C$$

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

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

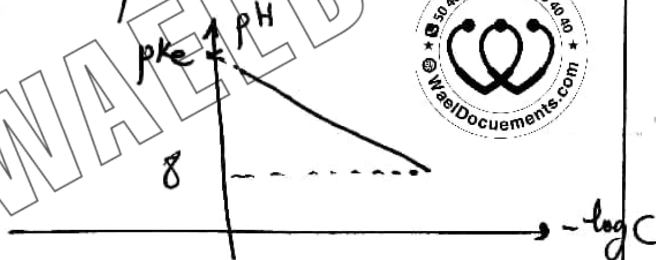
$$pH = pK_e + \log C \quad \text{à apprendre}$$

Reque: Comme $pH = f(-\log C)$
 $y = f(x)$

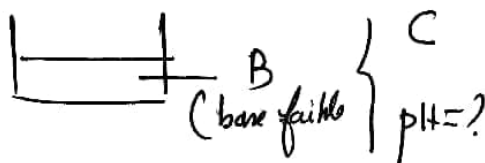
$$pH = pK_e + \log C$$

$$y = pK_e - x \quad \text{droite affine}$$

de pente -1

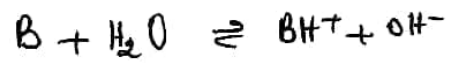


* Cas des bases faibles



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

⑥



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

$$[OH^-] = [BH^+] + [H_3O^+] \quad (1)$$

Equation		$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$		
Etat	A-B	C. molaire (mol.l ⁻¹)		
t=0	0	C	exces	0
t	y	C-y	"	y

$$K_a = \frac{[B][H_3O^+]}{[BH^+]}$$

$$[B] = C - y$$

$$\tau = \frac{y}{C} \Leftrightarrow y = \tau \cdot C$$

$$[B] = C - \tau \cdot C = C(1 - \tau)$$

$$[BH^+] = y = \tau \cdot C$$

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

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

• Approximations

* Pour des bases faiblement ionisées

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



$$\Rightarrow K_a = \frac{[H_3O^+]}{\alpha}$$

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{K_a} = 10^{-pH+pKa}$$

(*) Pour des S^o basiques de $pH > 8$

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

$$(1) \Rightarrow [OH^-] = [BH^+] = \alpha C$$

$$C = \frac{[OH^-]}{\alpha} = \frac{10^{-pKe+pH}}{10^{-pH+pKa}}$$

$$C = 10^{-pKe-pKa+2pH}$$

$$\log C = -pKe - pKa + 2pH$$

$$pH = \frac{1}{2} (pKa + pKe + \log C)$$

à apprendre

Rapport: $pKa + pKb = pKe$

$$pKa = pKe - pKb$$

$$pH = \frac{1}{2} (2pKe - pKb + \log C)$$

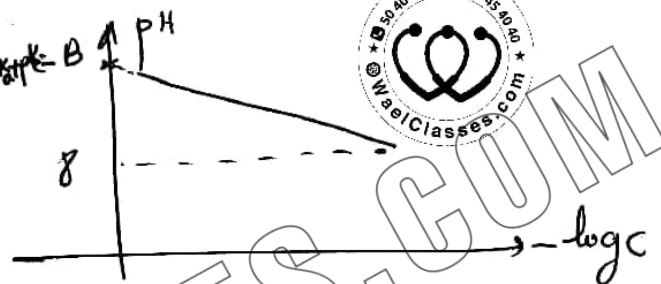
* Curve $pH = f(-\log C)$
 $y = f(x)$

$$pH = \frac{1}{2} (pKa + pKe + \log C)$$

$$y = \frac{1}{2} (pKa + pKe - x)$$

$$= \left(-\frac{1}{2}x\right) + \left(\frac{1}{2}(pKa+pKe)\right)$$

$$= A x + B$$



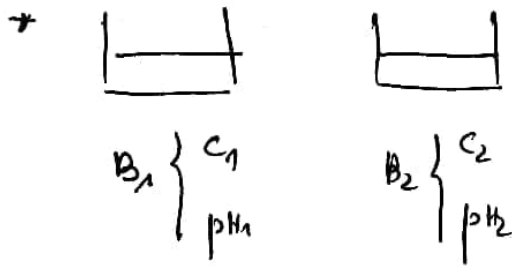
Déterminer la nature de la base?

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

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

(8)



$$C_1 = C_2$$

Comparer la force des 2 bases ?

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

* L'effet de la dilution

- sur les bases fortes

$$pH_f = pK_e + \log \frac{C_i}{n}$$

$$= (pK_e + \log C_i) - \log n$$

$$\boxed{pH_f = pH_i - \log n}$$

- sur les bases faiblement ionisées

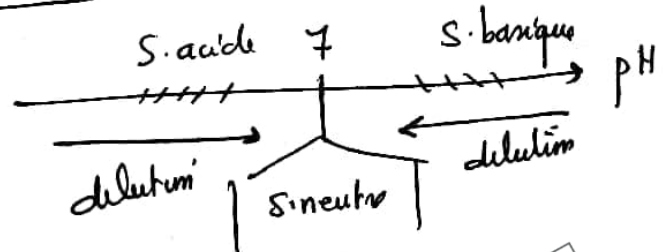
$$pH_f = \frac{1}{2} (pK_a + pK_e + \log \frac{C_i}{n})$$

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

$$\boxed{pH_f = pH_i - \frac{1}{2} \log n}$$

\Rightarrow la dilution diminue le pH des solutions basiques

Conclusion



(+216) 50 40 40 42 ☎

(+216) 50 45 40 40 ☎

waeldocuments.com 🌐 📺

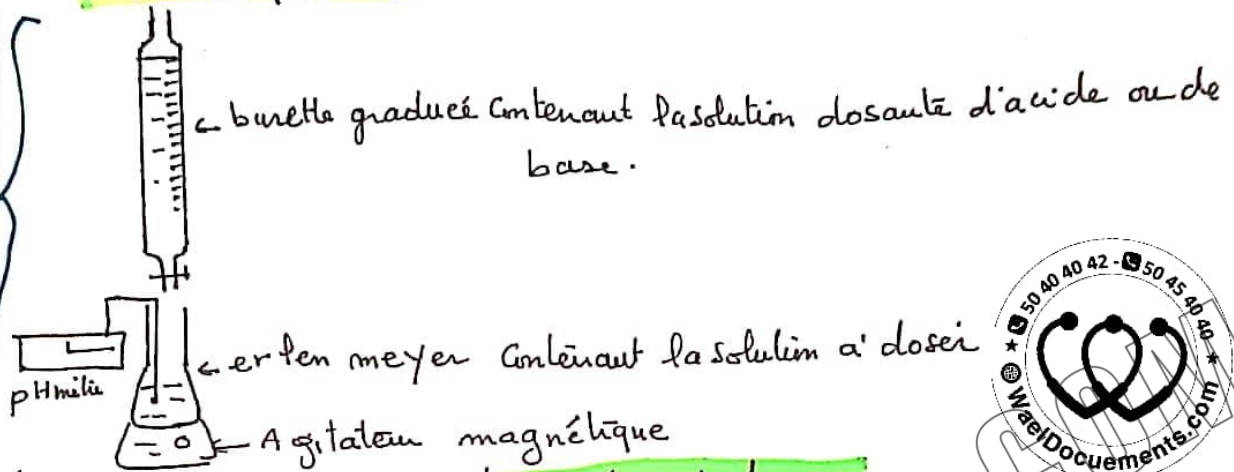
waelclasses.com 🌐 📺

@waeldocuments 📷 🎵

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

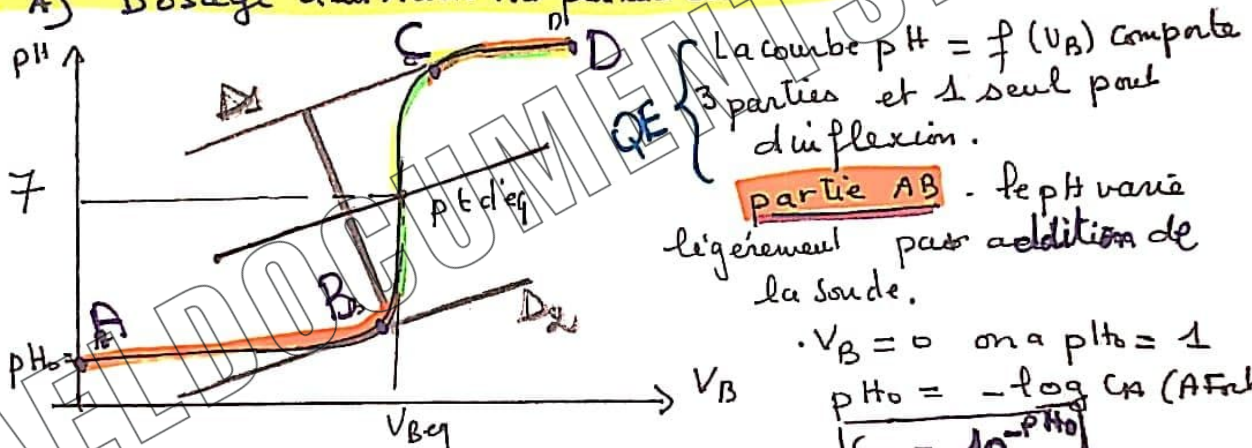
I) Dispositif:

للحفظ
QE



II) Interprétation des courbes de dosage:

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



* partie BC: comportant un saut de pH et le pt d'équivalence.

1) Déterminer le point d'équivalence.

tracer { 1^{re} tangente D₁ au pt B (D₁ || D₂)
2^e tangente D₂ au pt C (D₂ || D₁)
3^e la ⊥ aux 2 tangentes D₃

4^e la médiatrice D₄ de D₃ / D₄ coupe la courbe au pt d'équivalence (V_{Beq} ; pH_{Eq} = 7)

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



⚠ Une seule flèche!!! (41)

QE 3) Montrer que cette réaction est totale

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

4) Définir l'équivalence acido basique.

L'équivalence obtenue qd $n_{H_3O^+}$ contenu dans V_A d'acide = n_{OH^-} apporté par le volume $V_{B_{eq}}$ de base

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

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

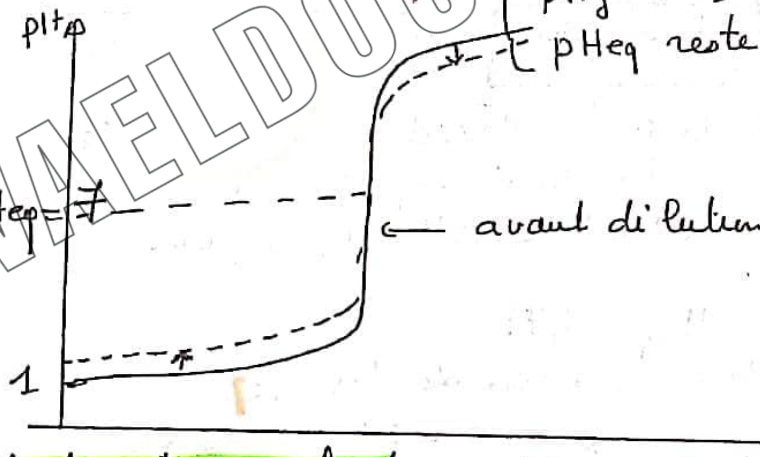
QE 5) Justifier pourquoi le $pH_{eq} = 7$?

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

* partie CD : 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 nouvelle courbe obtenue.

qcl on dilue 10 fois $\left\{ \begin{array}{l} pH_i \text{ va } \nearrow \text{ de } \log 10 \\ pH_f \text{ va } \searrow \text{ de } \log 10 \\ pH_{eq} \text{ reste constant.} \end{array} \right.$



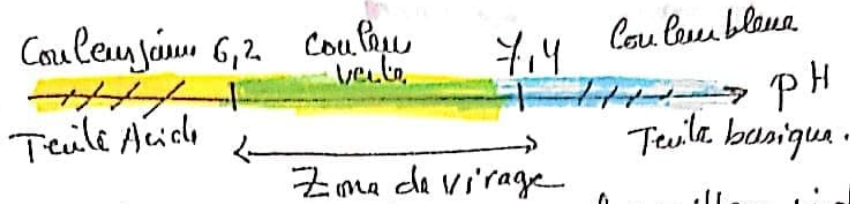
Indicateur coloré : c'est un Acide ou (base) faible dont la couleur de sa forme Acide est différente de celle de sa forme basique. il est caractérisé par.

- sa 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

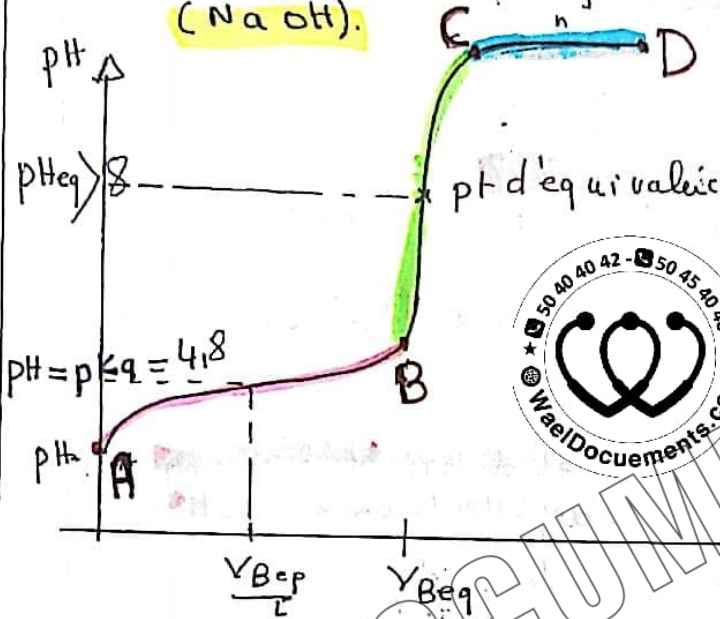
تنجّم تعدي كومند في الكتاب هذا كامل وفي كتب أخرى (جميع المواد) عبر موقعنا

Pour le B.B.T.



Pour un dosage Acidobasique, le meilleur indicateur coloré est celui dont la Zone de Virage contient le pH équivalent.

B) Dosage d'un Acide faible (CH_3COOH) par une base Forte (NaOH).



La courbe $\text{pH} = f(V_B)$
Comporte 3 parties et
2 pts d'inflexion

Partie AB

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

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

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

$$C_A = 10^{\text{pK}_a - 2\text{pH}_0}$$

• 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.

• $\text{pEq} (V_{B\text{eq}} = \dots \text{pH}_{\text{eq}} = 8,7)$

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



Acide faible

seul acide faiblement ionisé

QE 2) Montrer que cette réaction est totale

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

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



$K_a 10^{-4}$. Donc la R^o est totale -

QE 3) Définir le point d'équivalence : qd nH_3O^+ (provenant d'une dissociation totale de l'acide) = nOH^- apporté par la base (F.A.)

$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_{B_{eq}}$$

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

QE Car à l'équivalence on a formé Na^+ inerte et $CH_3CO_2^-$: 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 OH^- qui imposent un pH basique à l'équivalence.

QE 5) Sachant que le pH d'une base faible est $pH = \frac{1}{2}(pK_a + pK_b + \log C_B)$ avec $C_B = \frac{C_A V_A}{V_T}$, retrouver la valeur théorique du pH équivalence

$$pH = \frac{1}{2} \left(4,8 + 14 + \log \frac{0,1 \times 10}{20} \right) = 8,75$$

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

Hélianthène $3,1 \leq pH \leq 4,4$

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

phénol phtalée $8,2 \leq pH \leq 10$

Indiquer en le justifiant lequel est le meilleur pour le dosage.

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

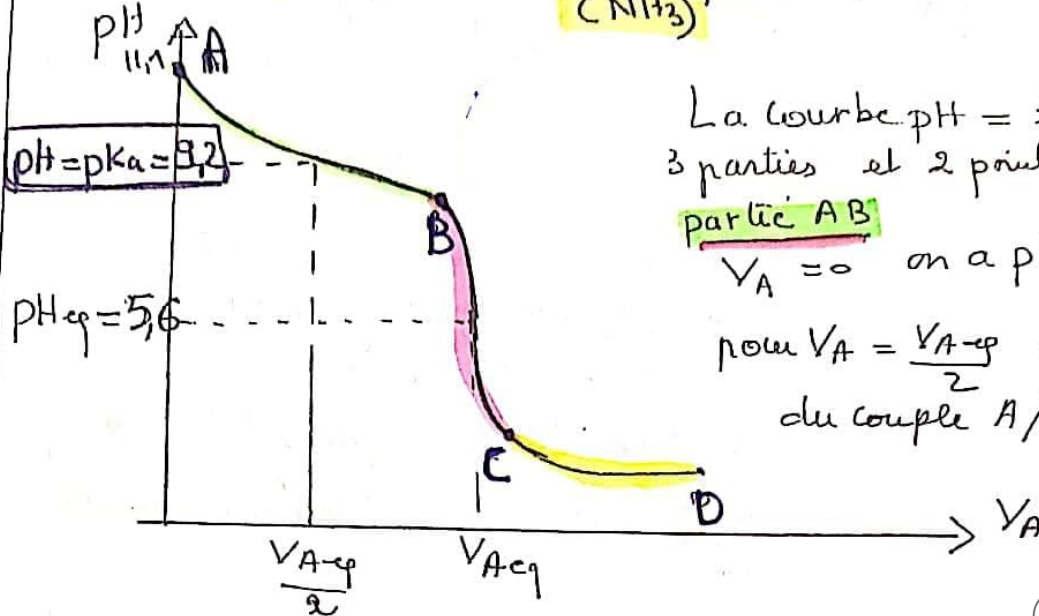
7) Expliquer comment varie les points particuliers de la courbe suite à une dilution N fois.

- 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.

Important!



C) Dosage d'une base faible par un Acide fort (HCl) (NH_3)



Partie BC : Comportant une chute de pH et le point d'équivalence.
 $\text{pEq} (V_{Aeq} = \dots ; \text{pH}_{eq} = 5,25)$

QE 1) Ecrire l'équation de la R° de dosage :



QE 2) Montrer que cette R° est totale

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

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

$K > 10^4$: Donc la R° est totale.

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



$$C_B V_B = C_A V_{Aeq}$$

QE 4) Expliquer pourquoi le $\text{pH}_{eq} = 5,25$ (pH acide).
 Car à l'équivalence on a forme d'un inerte et 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 un pH acide à l'équivalence.





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

$$pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log \frac{C_B V_B}{V_A})$$
 retrouver le volume du pH_{eq} .

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

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

Q.E 6) on donne les zones de virage de chaque IC:

Rouge de méthyl $4,8 \leq pH \leq 6$

B.B.T

$6 \leq pH \leq 7,6$

phenol phtalein

$8,2 \leq pH \leq 10$

lequel est le meilleur pour ce dosage?

pour le dosage de la base faible par l'AF...
 le meilleur indicateur coloré est le rouge de méthyl
 car sa zone de virage contient le pH équivalent.

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

$pH_i \searrow$ (pH base faible)

$pH_f \nearrow$

$pH_{eq} \nearrow$

$pH_{\frac{1}{2}}$ 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 🌐

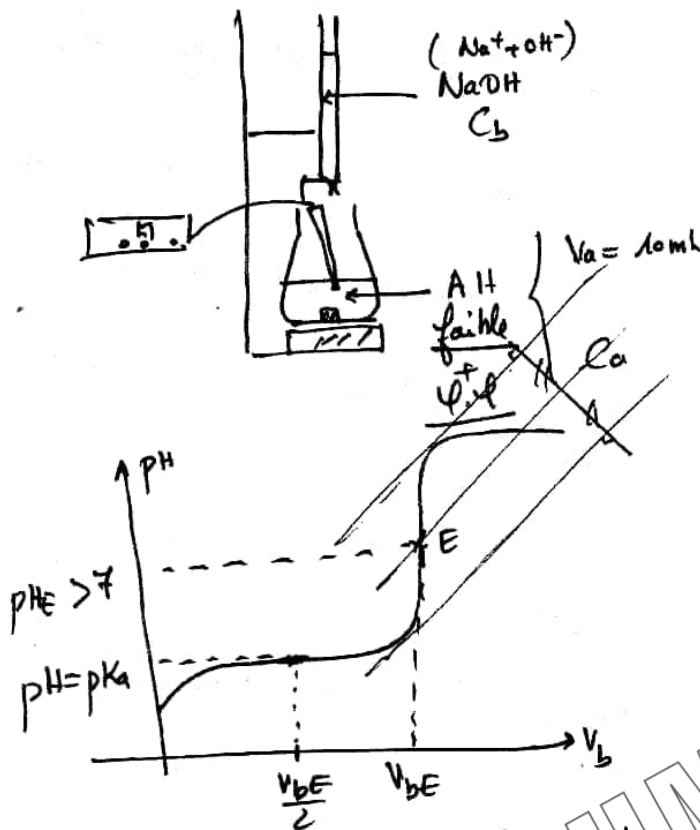
waelclasses.com 🌐

@waeldocuments 📷



(4)

Reaction d'un acide faible par une base forte

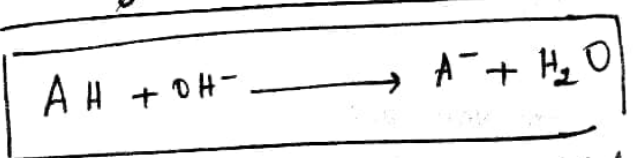
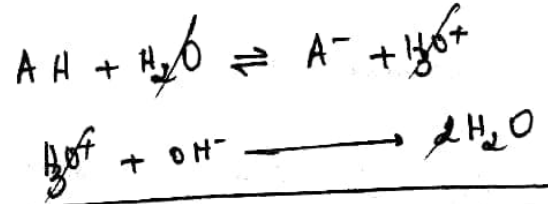


La courbe $pH = f(V_b)$ de la réaction d'un acide faible par une base forte admet 2 points d'inflexion.

A l'équivalence solution est basique.

Etude théorique

Equation bilan de la réaction



c'est une réaction acide-base totale

$$K = \frac{[A^-]}{[AH][OH^-]} = \frac{1}{K_b} = \frac{K_a}{K_e} > 1$$

= réaction totale

Nature qualitative de la solution

à l'équivalence

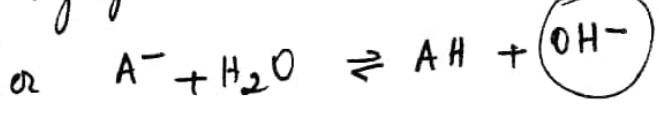
* Définition (en toutes lettres) : à l'équivalence

$$n_{acide} = n_{base} \text{ donc}$$

$$C_a V_a = C_b V_{bE}$$

* Nature qualitative

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



Il ya appnt d'un OH^- donc (5) Comme $C_a V_a = C_b V_{bE}$
la solution est basique.

Reque : $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_a + \text{pK}_e + \log C)$

avec $C = [\text{A}^-] = \frac{m_{\text{A}^-}}{V_T}$
 $= \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}}$

* Composition molaire du mélange

Equation		$\text{AH} + \text{OH}^- \longrightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$	
$t=0$	0	$C_a V_a$ $C_b V_b$ 0	excs
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 limitant $\Leftrightarrow C_b V_b - n_f = 0$
 $\Leftrightarrow n_f = C_b V_b$

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

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

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

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

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

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

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

$$\Rightarrow [\text{AH}] = [\text{A}^-] \Rightarrow \text{la S}^{\circ} \text{ tampon}$$

dite tampon

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

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

$$\Rightarrow \boxed{\text{pH} = \text{pK}_a}$$

Definition : S^o tampon : Solution formée par un acide faible et de sa base conjuguée en concentrations de même ordre de grandeur

$$([\text{AH}] = [\text{A}^-] \Leftrightarrow \text{pH} = \text{pK}_a)$$

Propriétés de la S^o tampon (à l'approche)



Le pH d'une solution tampon (6) avec $C_a' = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{eau}} = \frac{C_a}{n}$

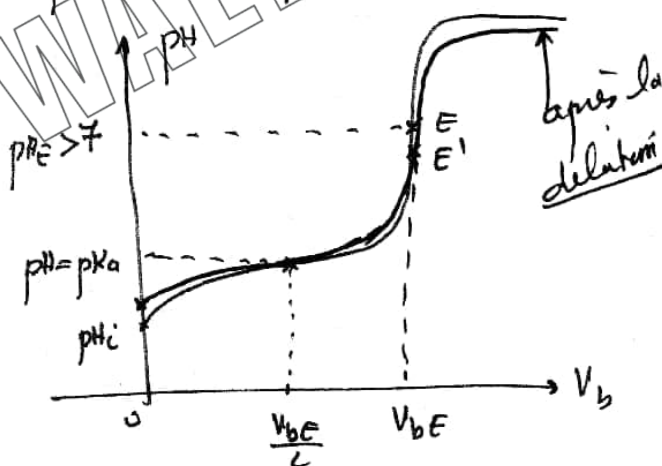
ne varie pratiquement pas par addition de faibles quantités d'acide ou de base ou par dilution modérée

* Après l'équivalence ($V_b > V_{bE}$)
A H est limitant (OH^- est en excès)

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

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

Reque: L'effet de la dilution



* pour $V_b = 0$ $pH_i \nearrow$
 $pH_i' = \frac{1}{2} (pK_a - \log C_a')$

* V_{bE} ne varie pas

* $pH_{1/2} = pK_a$ ne varie pas car:
- d'après les propriétés de la solution 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

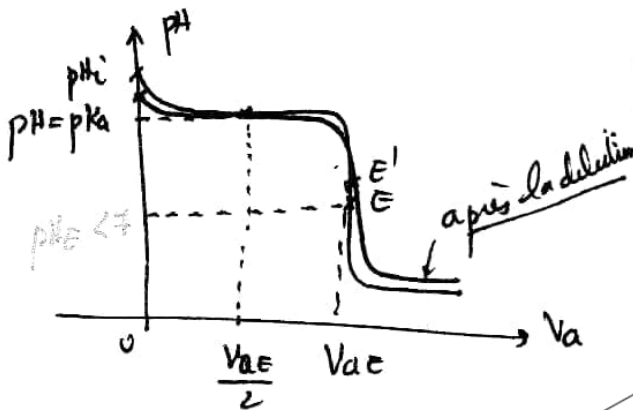
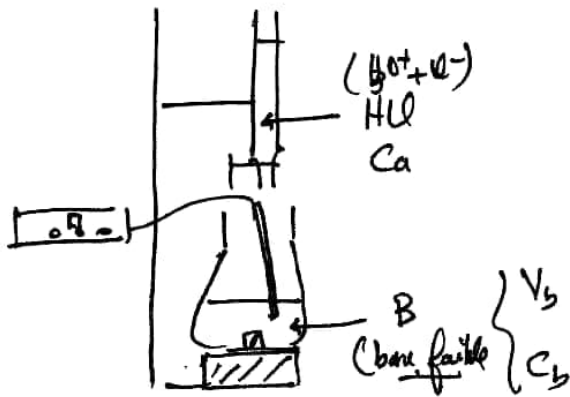
waelclasses.com

@waeldocuments



7

R_{lm} = d'une base faible par un acide fort



+ Equation de la R_{lm}



c'est une R_{lm} acide-base totale

* A l'équivalence

$$n_{base} = n_{acide}$$

$$C_b V_b = C_a V_{ae}$$

* Nature qualitative de la s^e

à l'équivalence

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



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

avec $C = [BH^+] = \frac{C_b V_b}{V_b + V_{ae}}$

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

* 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: $\text{HInd} / \text{Ind}^-$
forme acide forme basique

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 basique.

couleur de HInd zone de virage couleur de Ind⁻
[x x x x x] → pH

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

basique. Elle apparaît dans la zone de virage.

Ex: B.B.T $\frac{\text{HInd}}{\text{jaune}} / \frac{\text{Ind}^-}{\text{bleue}}$

zone de virage pH ∈ [6 - 7,6]

6 7,6
[x x x x x] → pH
jaune bleue

Ind⁻ pH ∈ [8; 9,8]



(+216) 50 40 40 42 ☎

(+216) 50 45 40 40 ☎

waeldocuments.com 🌐 f

waelclasses.com 🌐 📺

@waeldocuments 📷 🎵

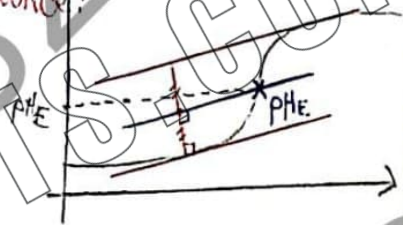


dilution de la solution du dosage d'un acide faible par une base forte à l'équivalence ne fait pas varier V_{BE} car nombre de mol noc est le même $n = C_a V_a = C_b V_b$.

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 BE^- 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 ion de la T° . ? / et se produit si $T \downarrow$ spontanément

- se produit lorsqu'on T° ?
spontanément

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

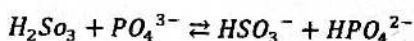
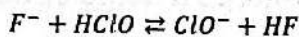
Intérêt : pour une bonne **immersion** de l'électrode du pH-mètre dans le mélange.

* 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'électroneutralité des 2 compartiments, permet le mélange entre eux)

Exercice1 :

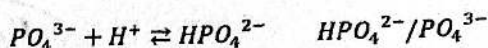
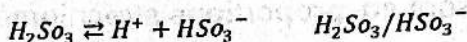
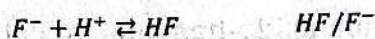
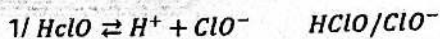
On donne les réactions acido-basiques suivantes :



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 pke=14, à 60°C pke=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/ $pH = 7,2 > pK_E = 6,5$ (60°C; pke = 13) donc la solution est basique

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

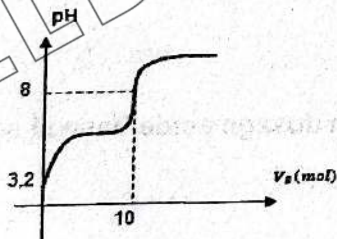
$$[OH^-] = 10^{pH - pke} = 1,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Exercice3 :

On dose 20ml d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $C_A = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ par une solution d'hydroxyde de sodium la courbe

$pH = f(V_B)$

Est la suivante :



Solution :

1/ on trace les deux demi tangentes à la courbe

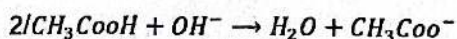
$$pH_E = 8 > 7$$

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

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

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

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



$$K = \frac{[CH_3COOH][H_3O^+]}{[CH_3COO^-][OH^-][H_3O^+]} = \frac{K_a}{K_e} = \frac{10^{-pka}}{10^{-pke}}$$

$$K = 10^{-pka + pke} \gg 10^4 \text{ Réaction totale}$$

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 project, 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.



[M6]

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

[L4]

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



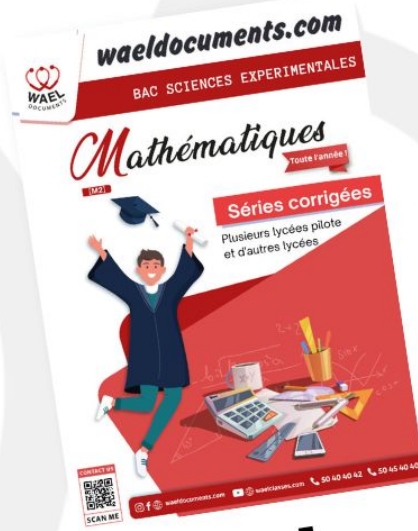
[M1]

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



[M2]

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



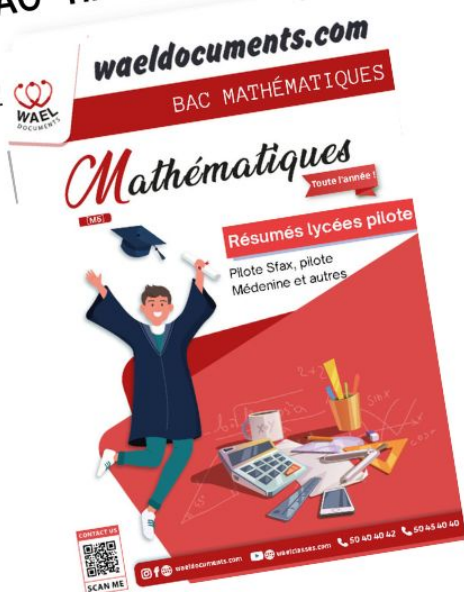
[M4]

Devoirs math
pilote Sfax
corrigés
BAC SCIENCES EXP



[M5]

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



[X4]

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

[M8]

Séries math
pilote Sfax
corrigés
BAC MATHEMATIQUES

