

Toutes les solutions sont prise à 25°C, température auquel le produit ionique de l'eau  $K_e=10^{-14}$ .

**Exercice n°1 : contrôle 2015 - sc. technique :**

Un détartrant pour cafetière vendu en sachets dans le commerce, se présente sous la forme d'une poudre blanche à base d'acide sulfamique. Cet acide de formule  $NH_2SO_3H$  sera considéré comme un monoacide fort de formule AH.

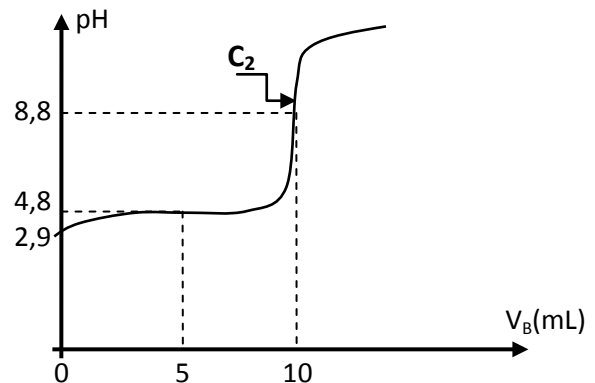
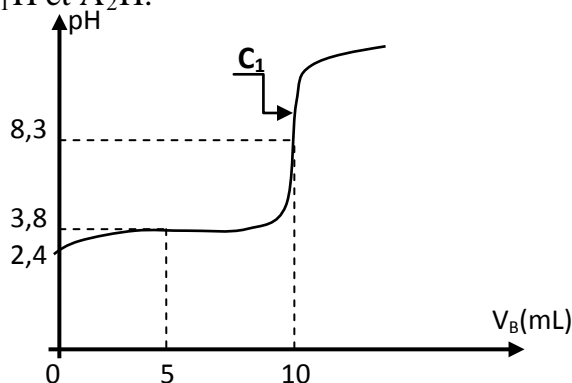
On souhaite déterminer, lors d'une séance de travaux pratique, le pourcentage d'acide sulfamique dans présent dans ce détartrant. Pour cela, en prépare un volume  $V=250\text{mL}$  de solution aqueuse ( $S_a$ ) en dissolvant une masse  $m=1,50\text{g}$  de ce détartrant dans l'eau distillée, puis on dose un volume  $V_a=20\text{mL}$  de cette solution par une solution ( $S_b$ ) d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration  $C_b=8.10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$ , en présence d'un indicateur coloré approprié. L'équivalence est obtenue lorsqu'on ajoute un volume  $V_{bE}=15\text{mL}$  de la solution ( $S_b$ ).

- 1- Faire un schéma annoté du dispositif de dosage.
  - 2- Ecrire l'équation de la réaction du dosage effectué et montrer qu'elle est totale.
  - 3- a- Déterminer la concentration molaire  $C_a$ , en acide sulfamique, de la solution ( $S_a$ ).
  - b- Calculer la masse  $m_a$  d'acide sulfamique contenu dans le masse  $m$  de détartrant.
- On donne : la masse molaire de l'acide sulfamique  $M=97\text{g.mol}^{-1}$ .
- c- en déduire le pourcentage massique d'acide sulfamique dans le détartrant.
  - 4- Indiquer, en se référant au tableau ci-dessous, l'indicateur coloré approprié à ce dosage. Justifier.

Indicateur coloré	Zone de virage
Hélianthine	3,2 – 4,4
Bleu de bromothymol	6,0 – 7,6
Phénolphthaléine	8,2 – 10,0

**Exercice n°2 :**

On considère deux acides  $A_1H$  et  $A_2H$  ayant la même concentration  $C_A$ . On réalise séparément le dosage d'un volume  $V_A=10\text{mL}$  de chacune des deux solutions des acides  $A_1H$  et  $A_2H$  à l'aide une solution d'hydroxyde de sodium ( $Na^+, OH^-$ ) de concentration  $C_B=0,1\text{mol.L}^{-1}$ . Les courbes ( $C_1$ ) et ( $C_2$ ) représentent respectivement l'évolution du  $pH=f(V_B)$  au cours du dosage des solutions des acides  $A_1H$  et  $A_2H$ .



- 1/ a. Montrer que  $A_1H$  et  $A_2H$  sont des acides faibles.
- b. Comparer, en justifiant, les forces d'acidité de ces deux acides.
- c. Calculer  $C_A$ .
- 2/ On s'intéresse au dosage de la solution de l'acide  $A_1H$ .
- a. Ecrire l'équation de la réaction de dissociation de l'acide  $A_1H$  dans l'eau.
- b. Ecrire l'équation de la réaction qui se produit au cours du dosage de cet acide dans l'eau.
- 3/ a. Déterminer, par deux méthodes différentes, le  $pK_{A1}$  et  $pK_{A2}$  relatives à  $A_1H$  et  $A_2H$ .
- 4/ Interpréter les valeurs du pH à l'équivalence au cours des deux dosages.

### Exercice n°3 :

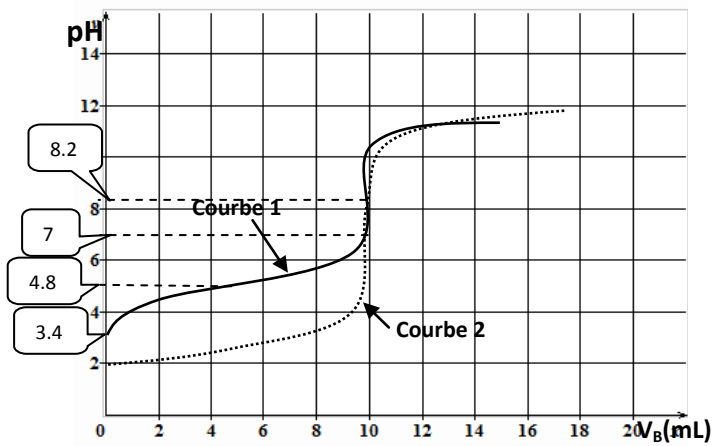
On dispose de deux solutions de même concentration  $C_A$ , l'une de chlorure d'hydrogène HCl (acide fort) et l'autre d'acide éthanóïque  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ .

On dose, séparément, un volume  $V_A=10\text{mL}$  de chacune des deux solutions par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_B=10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$ .

On suit à l'aide d'un pH-mètre l'évolution du pH en fonction du volume  $V_B$  de la solution d'hydroxyde de sodium ajoutée.

On obtient les courbes (1) et (2) du graphique.

- a. Montrer que la courbe (2) correspond au dosage de la solution HCl.  
b. Ecrire l'équation de la réaction de ce dosage.  
c. En exploitant la courbe (2), déterminer  $C_A$ .
- Montrer que l'acide éthanóïque est un acide faible.
  - Ecrire l'équation de la réaction d'ionisation de l'acide éthanóïque dans l'eau.
  - Dresser le tableau d'évolution du système en fonction de l'avancement volumique.
  - Etablir, en fonction de  $C_A$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , l'expression de  $K_a$  du couple  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ . Calculer la valeur de son  $\text{p}K_A$ .
  - En justifiant la réponse, retrouver cette valeur par exploitation de la courbe (1).



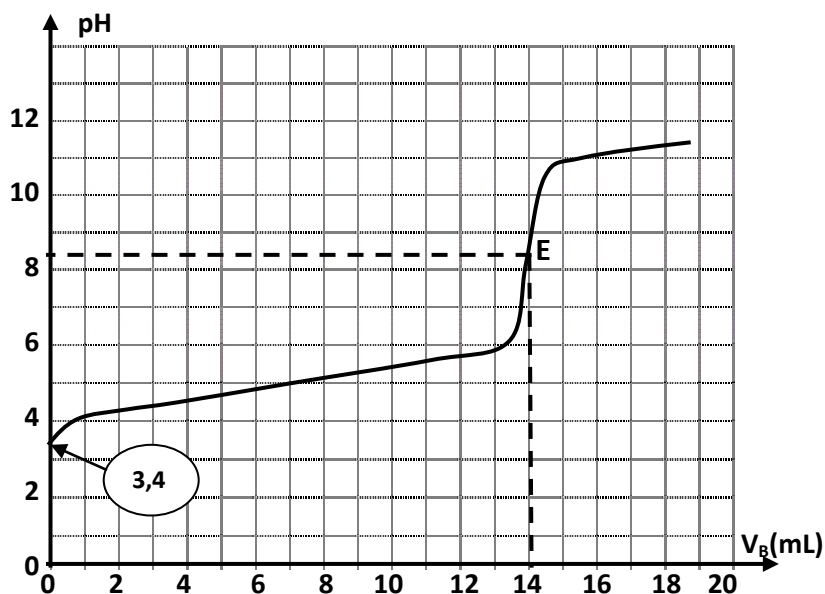
### Exercice n°4 :

On dose un volume  $V_A=20\text{mL}$  d'une solution d'acide éthanóïque  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  de concentration  $C_A$  à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_B=2 \cdot 10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$ .

À l'aide d'un pH-mètre on relève le pH du mélange après chaque addition d'un volume  $V_B$  de la solution basique.

On trace la courbe de  $\text{pH} = f(V_B)$ .

- Représenter le schéma annoté du dispositif expérimental qui a permis de réaliser ce dosage.
- D'après la courbe :
  - Montrer que  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  est un acide faible.
  - Déterminer le  $\text{p}K_A$  du couple  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ .
- Ecrire l'équation de la réaction de ce dosage et montrer qu'elle est totale.
- Ecrire la relation d'équivalence et calculer  $C_A$ .
  - Justifier la valeur du pH du mélange à l'équivalence.
- Pour permettre une bonne immersion de l'électrode du pH-mètre dans le mélange, on ajoute un volume  $V_e$  d'eau à un volume  $V_A=20\text{mL}$  de la solution d'acide éthanóïque à doser. On remarque le pH initial varie de 0,4.
  - Cette variation du pH est-elle une augmentation ou une diminution ?
  - Déterminer le volume  $V_e$  d'eau ajouté.



### Exercice n°5: Principale 2013 - mathématiques :

On considère deux solutions  $S_1$  et  $S_2$  respectivement d'une monobase  $B_1$  et d'une monobase  $B_2$  de même concentration  $C_B$ . On dose séparément un volume  $V_B=10\text{mL}$  de chacune des deux solutions  $S_1$  et  $S_2$  par une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C_A$  et de  $\text{pH}=2,3$ . L'équivalence acido-basique est obtenue dans les deux cas, par l'ajout d'un volume d'acide égal à  $20\text{mL}$ .

Le tableau suivant rassemble les résultats de quelques mesures, avec  $V_A$  le volume d'acide ajouté :

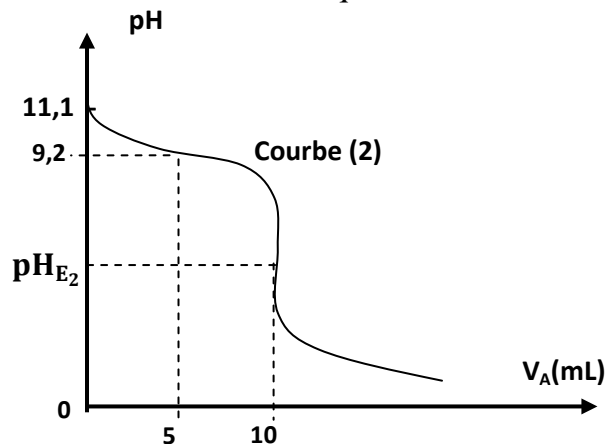
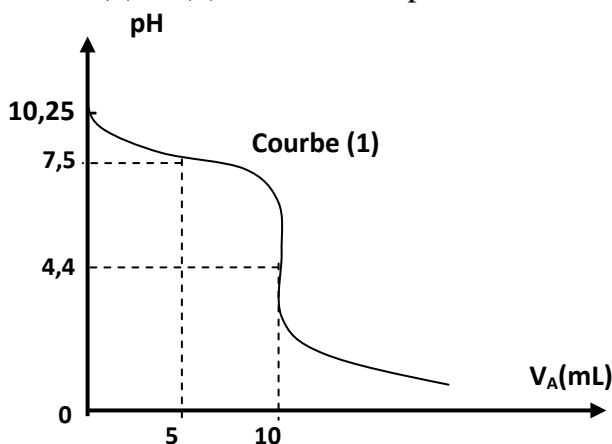
$V_A$ (mL)		0	10	20	40
pH	Solution $S_1$	10,6	9,2	5,5	2,7
	Solution $S_2$	12	11,5	7,0	2,7

- Comparer les forces des deux monobases  $B_1$  et  $B_2$ .
  - Déterminer la concentration molaire  $C_A$  de la solution d'acide chlorhydrique.
  - Déterminer la concentration molaire  $C_B$  des deux solutions basiques.
- L'une des deux bases est forte. Identifier cette base par une méthode de votre choix.
  - Déterminer le  $\text{p}K_A$  du couple associé à la base faible.
  - Identifier la base faible à partir du tableau suivant :
  - Ecrire l'équation de la réaction de la base faible par l'acide chlorhydrique.
- Préciser le nom et les propriétés de la solution obtenue par l'ajout à la solution de la base faible d'un volume  $V_A=10\text{mL}$  d'acide chlorhydrique.
  - Justifier la valeur du pH obtenue suite à l'ajout d'un volume  $V_A=40\text{mL}$  d'acide à chacune des solutions  $S_1$  et  $S_2$ .

Couple acide/base	$\text{p}K_A$
$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$	9,20
$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	10,8
$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+/\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	5,40

### Exercice n°6 :

On considère deux solutions  $S_1$  et  $S_2$  respectivement de deux bases  $B_1$  et  $B_2$  de même concentration molaire  $C_B$ . On dose séparément un volume  $V_B=10\text{mL}$  de chacune des deux solutions  $S_1$  et  $S_2$  par une solution d'acide chlorhydrique (acide fort) de concentration  $C_A=10^{-1}\text{mol.L}^{-1}$ . On suit l'évolution du pH du milieu réactionnel en fonction du volume  $V_A$  de la solution d'acide ajoutée. On obtient les courbes (1) et (2) associées respectivement au dosage des deux solutions basiques  $S_1$  et  $S_2$ .



- Schématiser le dispositif expérimental permettant de réaliser ces dosages.
  - Montrer que les formes des courbes (1) et (2) ne permettent pas de comparer les forces des deux bases  $B_1$  et  $B_2$ .
- Calculer  $C_B$ .
  - Déterminer les valeurs des taux d'avancements finals  $\tau_{f1}$  et  $\tau_{f2}$  correspondant respectivement aux réactions d'ionisations des bases  $B_1$  et  $B_2$  dans l'eau.  
En déduire une comparaison entre les forces de basicité des deux bases.
  - Déterminer les valeurs des constantes de basicité  $K_{B1}$  et  $K_{B2}$  des couples  $B_1\text{H}^+/B_1$  et  $B_2\text{H}^+/B_2$ .  
Confirmer la comparaison faites à la question précédente 1/ b.

3/ On s'intéresse au dosage de la solution basique ( $S_1$ ).

a. Ecrire l'équation de la réaction qui se produit au cours du dosage de la solution ( $S_1$ ).

Montrer que cette réaction est pratiquement totale.

b. Interpréter le caractère acide du mélange à l'équivalence.

4/ On s'intéresse maintenant au dosage de la solution basique ( $S_2$ ). Montrer que la valeur la valeur du pH du mélange à l'équivalence est  $\text{pH}_{E_2}=5,2$ .

### Exercice n°7:

On réalise les dosages de deux solutions aqueuses d'acides HCl et HCOOH par une solution aqueuse de soude NaOH de concentration  $C_B=0,01\text{mol.L}^{-1}$ . Les deux solutions acides sont de même concentration  $C_A=0,01\text{mol.L}^{-1}$  et utilisées à volume identique  $V_A = 20\text{mL}$ .

Les résultats des dosages sont groupés dans le tableau suivant :

Volume de soude versé (mL)	0	10	19	20	21	30
pH pour le dosage de HCl	2	2,5	3,6	7,0	10,3	11,4
pH pour le dosage de HCOOH	2,9	3,8	5,1	7,7	10,3	11,4

1. a. En utilisant le pH initial de chaque solution acide, montrer que HCl est un acide fort et HCOOH est un acide faible.

b. Ecrire l'équation de la réaction d'ionisation de chacun des acides dans l'eau.

2. Ecrire l'équation de la réaction du dosage pour chaque acide.

3. a. Donner la relation d'équivalence acido-basique.

b. En déduire le  $\text{pH}_E$  à l'équivalence pour chaque acide.

c. Justifier, pour chaque cas, la valeur du  $\text{pH}_E$  trouvé à l'équivalence.

4. La constante d'acidité de l'acide faible HCOOH est  $K_A=1,58.10^{-4}$ .

Retrouver la valeur de  $K_A$  en s'aidant du tableau.

### Exercice n°8:

On suppose que toutes les solutions sont prises à  $25^\circ\text{C}$  et on néglige les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau devant celles provenant de l'ionisation de l'acide.

On prépare une solution ( $S_1$ ) d'acide nitreux  $\text{HNO}_2$  de concentration  $C_1=5.10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$  et de  $\text{pH}=3$ .

1. Faire le tableau d'avancement faisant intervenir l'avancement volumique..

2. a. Calculer le taux d'avancement final  $\tau_f$  de la réaction étudiée.

b. En déduire que l'acide nitreux est un acide faible.

c. Déterminer la valeur de la constante d'acidité  $K_a$  du couple (acide nitreux/ion nitrite).

3. On réalise le dosage d'un volume  $V_A=30\text{mL}$  de ( $S_1$ ) à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration molaire  $C_b$ .

On porte dans le tableau suivant les résultats des mesures relatifs seulement à deux points du dosage acido-basique :

Nature du point	pH du mélange	Volume de la solution NaOH versée (mL)
Point de demi-équivalence	3,6	7,5
Point d'équivalence	7,6	15

a. Ecrire l'équation de la réaction qui se produit dans le mélange réactionnel lors du dosage.

b. Rappeler la relation d'équivalence et en déduire  $C_b$ .

c. Justifier le caractère basique du mélange réactionnel à l'équivalence.

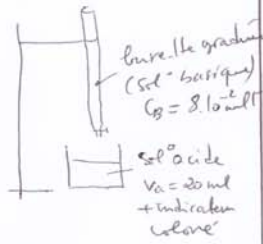
4. a. Préciser le nom et les propriétés de la solution obtenue à la demi-équivalence.

b. En déduire la valeur du  $\text{p}K_a$  du couple (acide nitreux/ion nitrite).

Correction série :  
Les dosages acido-basiques

EXERCICE N°1

1)



$$K = \frac{1}{[H_3O^+][OH^-]} = \frac{1}{K_e} = 10^{14} \gg 10^4$$

⇒ La réaction du dosage est totale

3) a)  $C_A V_A = C_B V_{BE} \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A}$

soit :  $C_A = \frac{8.10^{-2} \times 15.10^{-3}}{20.10^{-3}} = 6.10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

b)  $m_a = n_a \cdot M = C_A V \cdot M$

AN :  $m_a = 6.10^{-2} \times 250.10^{-3} \times 97 = 1,455 \text{ g}$

c)  $\% = \frac{m_a}{m} \times 100 = \frac{1,455}{1,5} \times 100 = 97\%$

4) Le dosage effectuée est un dosage d'acide fort par une base forte

⇒  $pH_E = 7 \in [6,0 - 7,6]$

⇒ d'indicateur coloré approprié et le BBT.

EXERCICE N°2

1) a) Les courbes  $C_1$  et  $C_2$  présentent deux pts d'inflexion  
⇒ Les acides  $A_1H$  et  $A_2H$  sont faibles.

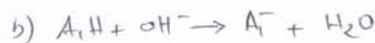
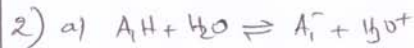
b) Les deux acides ont la même concentration  $C_A$ , comme

$$\{pH_i(A_1H) = 2,4\} < \{pH_i(A_2H) = 2,9\}$$

⇒  $A_1H$  est un acide plus fort que  $A_2H$

c)  $C_A V_A = C_B V_{BE}$

$$C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A} = \frac{0,1 \times 0,01}{0,01} = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$$



3) a) à la demi-équivalence

$$pH_i = pK_A$$

$$\Rightarrow pK_{A_1} = 3,8 \text{ et } pK_{A_2} = 4,8$$

4) Les acides  $A_1H$  et  $A_2H$  ont faibles à l'équivalence leurs bases conjuguées  $A_1^-$  et  $A_2^-$

réagissent faiblement avec l'eau pour favoriser la formation d'ions  $OH^-$

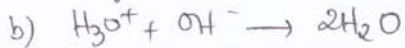
⇒ le  $pH_E$  devient légèrement basique



P.1

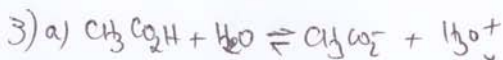
EXERCICE N° 3:

1) a) La courbe ② présente un seul point d'inflexion  $\Rightarrow$  HCl est un acide fort



c)  $\text{pH}_i = -\log C_A$   
 $C_A = 10^{-\text{pH}_i} = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

2) La courbe ① admet deux points d'inflexion  $\Rightarrow$   $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  est un acide faible.



b)  $t=0$   $C_A$  excès 0  $10^{-7}$   
 $t>$   $C_A - y$  excès  $y$   $10^{-7} + y$   
 $t=t_f$   $C_A - y_f$  excès  $y_f$   $10^{-7} + y_f$

c)  $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_a} = \frac{(y_f + 10^{-7}) \times y_f}{C_A - y_f}$

Approximation:  $y_f + 10^{-7} \approx y_f$

$\Rightarrow K_A = \frac{y_f^2}{C_A} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_A}$

$\text{p}K_A = -\log K_A = -2 \log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log C_A$

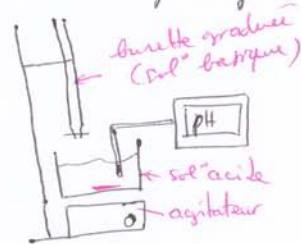
$\text{p}K_A = 2\text{pH}_i + \log C_A$   
 $= 2 \times 3,4 - 2 = 4,8$

d) à la demi-équivalence ( $V_B = 5 \text{ ml}$ )

$\text{pH}_i = \text{p}K_A = 4,8$

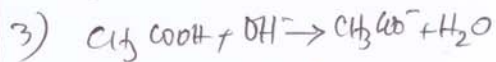
EXERCICE N° 4

1) schéma du dispositif



2) a) La courbe présente 2 points d'inflexion  $\Rightarrow$   $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  est un acide faible.

b) A la demi-équivalence  $\text{pH}_i = \text{p}K_A = 5$ ; (pour  $V_B = 7 \text{ ml}$ )



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

$K = \frac{10^{-5}}{10^{-14}} = 10^9 \gg 10^4$

$\Rightarrow$  La réaction du dosage est totale.

4) a)  $C_A V_A = C_B V_{BE}$

$C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A} = \frac{2 \cdot 10^{-2} \times 16 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-3}}$

$C_A = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

b) A l'équivalence, la base conjuguée  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  de l'acide éthanóïque réagit faiblement avec l'eau pour donner des  $\text{OH}^-$  d'où le  $\text{pH}_e$  devient supérieur basique. (P.2)

Suite de l'exercice n°4

5) L'addition de l'eau à une solution acide augmente son pH

$$pH' = pH + 0,4 = 3,4 + 0,4 = 3,8$$

$$pH' = \frac{1}{2} (pK_A - \log C'_A)$$

$$2pH' - pK_A = -\log C'_A$$

$$C'_A = 10^{-2pH' + pK_A} = 25 \cdot 10^{-4} \text{ mol l}^{-1}$$

$$\text{or } C'_A = \frac{C_A V_A}{V_A + V_e}$$

$$(V_A + V_e) C'_A = C_A V_A$$

$$\Rightarrow V_e = \frac{C_A V_A}{C'_A} - V_A$$

$$\text{Avec } V_e = \frac{1,4 \cdot 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3}}{25 \cdot 10^{-4}} - 20 \cdot 10^{-3}$$

$$V_e = 0,092 \text{ l} = 92 \text{ ml}$$

Exercice n°5

1) a) A l'équivalence  $V_{AE} = 20 \text{ ml}$   
 $\Rightarrow pH_{E2} = 7 \Rightarrow B_2$  est une base forte  
 or  $pH_{E1} < 7 \Rightarrow B_1$  est une base faible  
 La base  $B_2$  est plus forte que la base  $B_1$ .

b)  $C_A = 10^{-pH} = 10^{-2,3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol l}^{-1}$

c) A l'équivalence acido-basique  
 $C_A V_{AE} = C_B V_B \Rightarrow C_B = \frac{C_A V_{AE}}{V_B}$   
 $C_B = \frac{5 \cdot 10^{-3} \times 20 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}} = 10^{-2} \text{ mol l}^{-1}$

2) a)  $pH_{\text{initial}}(B_2) = 12$

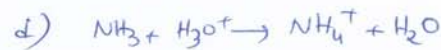
$$\Rightarrow pH_i = 14 + \log C_B \Rightarrow$$

$$\Leftrightarrow 12 = 14 - 2 \Rightarrow B_2 \text{ est forte}$$

b) A la demi-équivalence

$$pK_A = pH_{\frac{1}{2}} = 9,2$$

c) la base  $B_1$  est  $NH_3$



3) a) Non de la solution: solution tampon

Les propriétés de la solution tampon:

- augmente légèrement lors de l'addition d'une solution basique
- diminue légèrement lors d'addition d'une solution acide
- varie légèrement lors d'addition d'une quantité modérée d'eau.

b) lorsque  $V_{A, \text{ajouté}} = 40 \text{ ml}$

$$[H_3O^+] = \frac{C_A V_A - C_B V_{AE}}{V_A + V_B}$$

$$= \frac{C_A (V_A - V_{AE})}{V_A + V_B}$$

$$= \frac{5 \cdot 10^{-3} (40 - 20) \cdot 10^{-3}}{(40 + 10) \cdot 10^{-3}}$$

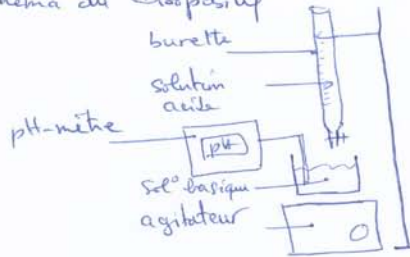
$$= 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol l}^{-1}$$

$$\rightarrow pH_{\text{lim}} = -\log 2 \cdot 10^{-3} \approx 2,7$$

(P3)

EXERCICE N° 6

1) a) schéma du dispositif



b) Les deux courbes ont la même forme (3 anneaux et deux points d'inflexion) ce qui ne permet pas de comparer la force des deux bases  $B_1$  et  $B_2$ .

2) a)  $C_B V_B = C_A V_{AE}$   
 $C_B = \frac{C_A V_{AE}}{V_B} = \frac{10^{-1} \times 10}{10} = 10^{-1} \text{ mol/l}$

b)  $\mathcal{E}_{p_1} = \frac{10^{\text{pH}_1 - 14}}{C_B} = \frac{10^{10,25 - 14}}{0,1} = 9,0017$

$\mathcal{E}_{p_2} = \frac{10^{\text{pH}_2 - 14}}{0,1} = \frac{10^{11,1 - 14}}{0,1} = 9,0125$

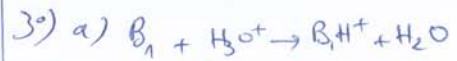
$\mathcal{E}_{p_2} > \mathcal{E}_{p_1} \Rightarrow B_2$  est plus forte que  $B_1$

c) A la demi équivalence

$\text{p}K_{A_1} = 7,5 \Rightarrow \text{p}K_{B_1} = \text{p}K_e - \text{p}K_{A_1} = 6,5$   
 $K_{B_1} = 10^{-6,5} = 3,16 \cdot 10^{-7}$

$\text{p}K_{A_2} = 9,2 \Rightarrow \text{p}K_{B_2} = \text{p}K_e - \text{p}K_{A_2} = 4,8$   
 $K_{B_2} = 10^{-4,8} = 1,58 \cdot 10^{-5}$

$K_{B_2} > K_{B_1} \Rightarrow B_2$  est plus forte que  $B_1$   
 ce qui confirme la réponse à la question 2 / b / .

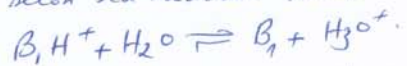


$K = \frac{[B_1H^+]}{[B_1][H_3O^+]} = \frac{1}{K_A} = \frac{1}{10^{-7,5}}$

$\Rightarrow K = 10^{7,5} = 10^{7,5} \gg 10^4$

$\Rightarrow$  La réaction du dosage est totale

b) A l'équivalence, le mélange réactionnel renferme l'entité  $B_1H^+$  (acide faible) qui réagit faiblement avec l'eau pour fournir la formation d'un  $H_3O^+$  ce qui rend le milieu acide selon la réaction suivante



4)  $\text{pH}_{E_2} = \frac{1}{2} (\text{p}K_{A_2} - \log [B_1H^+]_E)$

$\text{p}K_{A_2} = 9,2$

$[B_1H^+]_E = \frac{C_B V_B}{V_B + V_{AE}}$

$[B_1H^+]_E = \frac{0,1 \times 10 \cdot 10^{-1}}{(10+10) \cdot 10^{-3}} = 0,05$

$\Rightarrow \text{pH}_{E_2} = \frac{1}{2} (9,2 - \log(0,05)) = 5,25$

(P.4)



### EXERCICE N° 7

1) a) La solution HCl:  $\alpha_3 = \frac{10^{-pH}}{C_A} = \frac{10^{-2}}{0,01} = 1$   
 $\Rightarrow$  HCl est un acide fort  
 La solution HCOOH:  $\alpha_3 = \frac{10^{-pH}}{C_A} = \frac{10^{-2,9}}{0,01} = 0,126 < 1$   
 $\Rightarrow$  HCOOH est un acide faible.

2) Dosage de la solution HCl (acide fort)  
 $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$

Dosage de la solution HCOOH (acide faible)  
 $HCOOH + OH^- \rightarrow HCOO^- + H_2O$

3) a)  $C_A V_A = C_B V_{BE}$

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

$\Rightarrow V_{BE} = 20 \text{ ml}$

$\Rightarrow pH_E = 7$  pour la sol° HCl

et  $pH_E = 7,7$  pour la sol° HCOOH

4) à la  $\frac{1}{2}$  équivalence  $pK_A = pH_2 = 3,8$   
 $K_A = 10^{-pK_A} = 10^{-3,8} = 1,58 \cdot 10^{-4}$

### EXERCICE N° 8

1)  $HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_2^-$

à t=0	$C_1$	$\alpha C_1$	0	0
à t=	$C_1 - y$	$\alpha C_1$	y	y
à t= t	$C_1 - y_f$	$\alpha C_1$	$y_f$	$y_f$

2) a)  $\alpha_3 = \frac{y_f}{C_1} = \frac{10^{-pH}}{C_1} = \frac{10^{-3}}{5 \cdot 10^{-3}} = 0,2$

$\alpha_3 < 1 \Rightarrow HNO_2$  est un acide faible.

c)  $HNO_2$  est un acide faible

$\Rightarrow pH = \frac{1}{2} (pK_A - \log C_1)$

$2pH = pK_A - \log C_1$

$pK_A = 2pH + \log C_1 = (2 \times 3) + \log(5 \cdot 10^{-3}) = 3,69$

3) a)  $HNO_2 + OH^- \rightarrow NO_2^- + H_2O$

b)  $C_A V_A = C_B V_{BE}$

$C_B = \frac{C_A V_A}{V_{BE}} = \frac{5 \cdot 10^{-3} \times 30 \cdot 10^{-3}}{15 \cdot 10^{-3}}$

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

c) A l'équivalence, l'ion  $NO_2^-$  (base faible) réagit partiellement avec l'eau pour donner des ions  $OH^-$  ce qui rend le milieu

légèrement basique, selon la réaction chimique d'équation

$NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + OH^-$

4) a) Non de la solution: Solution tampon  
 Propriétés d'une solution tampon

le pH d'une solution tampon:

- augmente légèrement lors d'addition d'une solution basique
- diminue légèrement lors d'addition d'une solution acide
- varie légèrement lors d'addition d'une faible quantité d'eau.

b)  $pK_A = pH_2 = 3,6$  (voir tableau) (p.5)