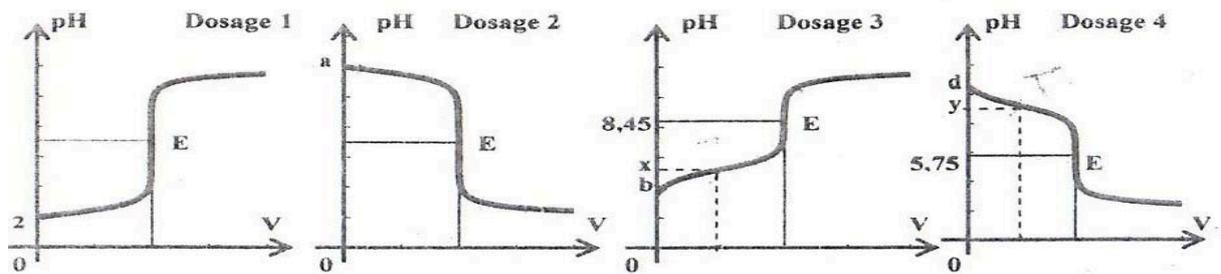
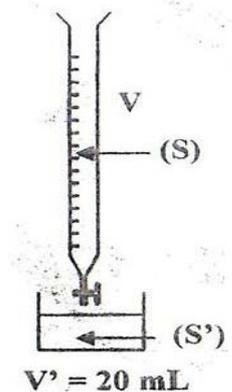


## Exercice N° 1



On réalise le dosage de  $V' = 20 \text{ mL}$  d'une solution ( $S'$ ) par une solution ( $S$ ). ( $S$ ) et ( $S'$ ) sont des solutions de **HCL (acide fort)** ; de **RCOOH (acide faible)** ; de **NaOH (base forte)** ou  **$\text{NH}_3$  (base faible)** de même concentration  $C$ . Pour chaque couple ( $S ; S'$ ) on obtient l'une des **courbes** suivantes représentant le **pH** du mélange en **fonction** de volume  $V$  de la solution ajoutée.

- 1- Préciser pour chaque **dosage** les noms des solutions ( $S$ ) et ( $S'$ ) utilisées.
- 2- Ecrire l'**équation** de la réaction du dosage pour chaque cas.
- 3-
  - a- Définir l'**équivalence acido-basique**.
  - b- Déterminer le **volume**  $V_E$  de la solution ( $S$ ) qu'il faut ajouter à l'**équivalence**.
  - c- Déterminer la nature de chaque solution obtenue à l'**équivalence**.
  - d- Déterminer le caractère **acide ou basique** de la solution obtenue à l'**équivalence** pour les dosages 3 et 4
- 4-
  - a- Calculer  $C$ .
  - b- Déterminer le **pka** de chacun des couples **RCOOH/RCOO<sup>-</sup>** et  **$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$** .



On donne  $x = 5,2$  et  $y = 9,2$ .

- c- Déterminer les valeurs des **pH** :  $a$  ;  $b$  et  $d$ . On suppose que **RCOOH** et  **$\text{NH}_3$**  sont **faiblement ionisés** dans l'eau.
- 5- On dispose de trois **indicateurs colorés** de **pH** dont les **zones de virages** sont données dans le tableau suivant et on désire effectuer ces **dosages** en présence de l'un d'eux.
  - a- Lequel de ces trois **indicateurs** paraît le mieux approprié à chacun de ces **dosages** ? **Justifier**.
  - b- L'une des solutions ( $S'$ ), diluée **10 fois**, prend la teinte sensible de l'**Héliantine**. **Laquelle ? Justifier**

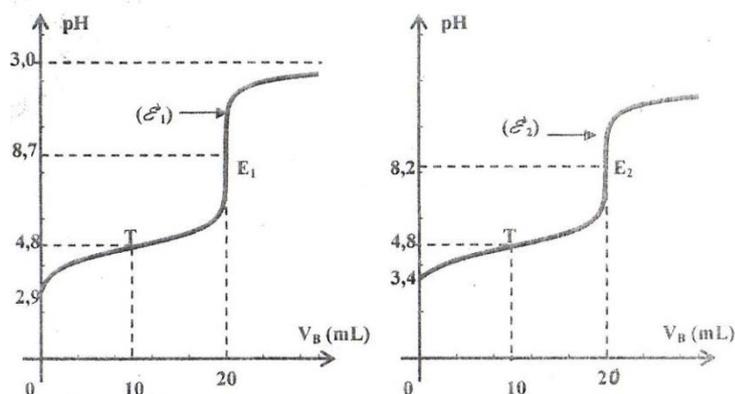
Indicateur	Héliantine	Bleu de Bromothymol	Phénolphtaléine
Zone de virage	3,1-4,4	6,0-7,6	8,0- 10,0

## Exercice N° 2

Toutes les solutions sont prises à 25°C, température pour laquelle  $pK_e=14$ .

Deux groupes d'élèves  $G_1$  et  $G_2$  disposent respectivement d'une solution d'acide ( $S_1$ ) de concentration molaire  $C_1=0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et une solution d'acide ( $S_2$ ) de concentration molaire  $C_2$  inconnue. Chaque groupe effectue un dosage pH-métrique d'un volume  $V_A=x \text{ mL}$  de sa solution acide. Le groupe  $G_1$  utilise une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium NaOH (base forte) de concentration molaire  $C_{b1}=0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ . Le groupe  $G_2$  utilise une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium NaOH concentration molaire  $C_{b2}=0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ . Ils obtiennent alors respectivement les deux courbes ( $C_1$ ) et ( $C_2$ ) de la figure ci-dessous.

- 1- a- Montrer, à partir des courbes précédentes, que les acides utilisés sont faibles.
- b- Déduire des deux courbes les valeurs  $pK_{a1}$  et  $pK_{a2}$  des deux acides.
- c- En comparant  $pK_{a1}$  et  $pK_{a2}$ , déduire qu'il peut s'agir, pour ( $S_1$ ) et ( $S_2$ ) de deux solutions obtenues à partir d'un même acide.



- 2- a- En se référant à la valeur de l'ordonnée à l'origine de la courbe ( $C_1$ ), vérifier que pour un tel acide, le pH peut être calculé à partir de l'expression  $pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C)$ .
- b- En supposant qu'ils s'agit d'un même acide, déterminer la valeur de  $C_2$ .
- c- Montrer que ( $S_2$ ) peut être obtenue à partir de ( $S_1$ ) par une dilution avec l'eau distillée.
- 3- Le taux d'avancement final  $\tau_f$  de la réaction d'un acide faible avec l'eau dans une solution ( $S$ ) est donnée par la relation  $\tau_f = \frac{10^{-pH}}{C}$ .
  - a- Calculer le taux d'avancement final  $\tau_{1f}$  et  $\tau_{2f}$  de la réaction de l'acide utilisé avec l'eau, respectivement dans les solutions ( $S_1$ ) et ( $S_2$ )
  - b- En déduire l'effet de la dilution sur l'ionisation de l'acide faible.
- 4- On s'intéresse au dosage de la solution ( $S_1$ ).
  - a- Ecrire l'équation de la réaction de dosage de l'acide  $A_1H$  et montrer qu'elle est pratiquement totale.
  - b- Définir l'équivalence acido-basique et déduire le volume  $V_A$  de la solution ( $S_1$ ). Retrouver alors la valeur de  $C_2$ .
  - c- Interpréter le caractère basique de la solution ( $S_E$ ) obtenue à l'équivalence.
  - d- Quel est le nom de la solution obtenue au voisinage du point T ? Donner alors ses caractères.
- 5- On dispose de trois indicateurs colorés de pH dont les zones de virages sont données dans le tableau suivant et on désire effectuer ce dosage en présence de l'un d'eux. Lequel de ces trois indicateurs paraît le mieux approprié à ce dosage ?

Indicateur	Héliantine	Bleu de Bromothymol	Phénolphtaléine
Zone de virage	3,1-4,4	6,0- 7,6	8,0 - 10,0

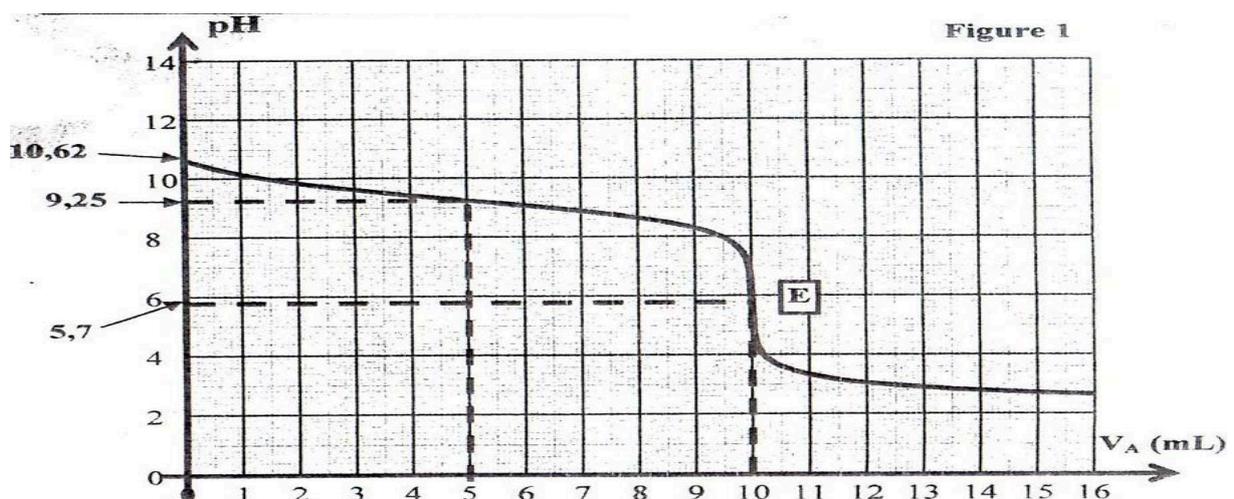
## Exercice N°3

On dose une prise d'essai de volume  $V_B=10\text{mL}$  d'une solution aqueuse ( $S_B$ ) d'ammoniac  $\text{NH}_3$  de concentration molaire  $C_B$  par une solution aqueuse  $S_A$  de chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}$  (acide fort) de concentration molaire  $C_A=10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$ .

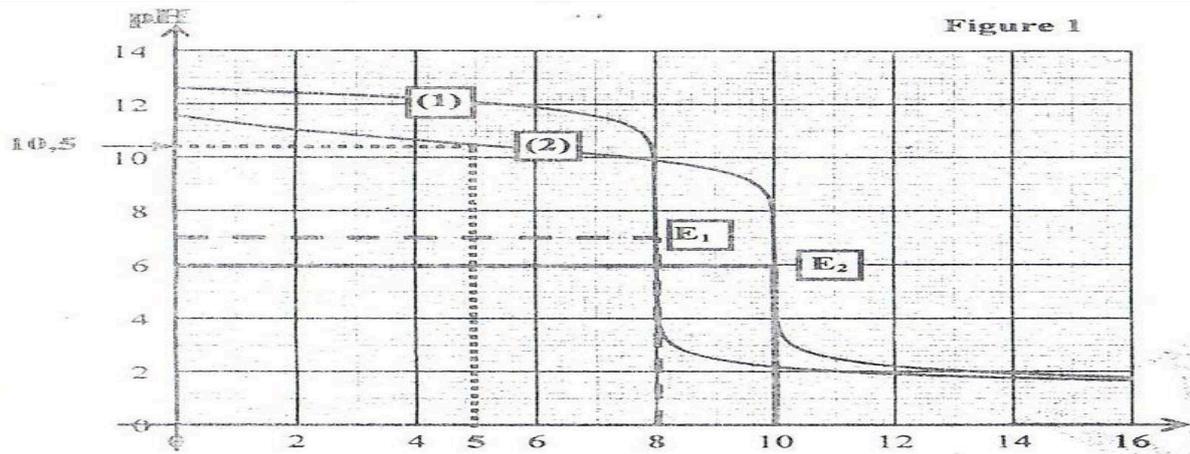
Au cours de ce dosage, on suit au pH-mètre l'évolution du pH du milieu réactionnel en fonction du volume  $V_A$  de la solution de chlorure d'hydrogène ajouté. On obtient la courbe de la figure 1.

- 1- L'ammoniac  $\text{NH}_3$  est une base forte ou faible ? Justifier graphiquement la réponse.
- 2- Ecrire l'équation de la réaction du dosage.
- 3-
  - a- Déterminer graphiquement la valeur du  $\text{p}K_a$  du couple  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ .
 Déduire que la réaction du dosage est pratiquement totale.
  - b- Interpréter le caractère acide de la solution obtenue à l'équivalence.
- 4-
  - a- Définir l'équivalence acido-basique.
  - b- Déterminer par deux méthodes, la concentration molaire  $C_B$  de la solution ( $S_B$ ) de  $\text{NH}_3$ .
- 5- On dispose de quatre indicateurs colorés de pH dont les zones de virages sont consignées dans le tableau ci-dessous et on désire effectuer ce dosage en présence de l'un d'eux. Lequel de ces quatre indicateurs est le mieux approprié à ce dosage ? Justifier

Indicateur	Héliantine	Rouge de méthyle	Bleu de Bromothymol	Phénolphtaléine
Zone de virage	3,1-4,4	4,3-6,0	6,0- 7,6	8,0-10,0



### Exercice N°4



Tous les dosages acido-basiques sont réalisés à  $25^{\circ}\text{C}$  ou  $K_e=10^{-14}$ .

On dispose d'une solution aqueuse ( $S_1$ ) d'hydroxyde de potassium KOH de concentration initiale  $C_1$  et d'une solution aqueuse ( $S_2$ ) de méthylamine  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  de concentration initiale  $C_2$ . On effectue l'étude pH-métrique des dosages d'un même volume  $V_B=20\text{mL}$  de chacune des deux solutions par une solution d'acide chlorhydrique HCL (acide fort) de concentration  $C_A=0,1\text{ mol.L}^{-1}$ . On obtient les graphes (1) et (2) représentant les dosages pH-métrique respectivement de l'hydroxyde de potassium et de la méthylamine. (Voir figure 1).

- 1- Justifier que la base KOH est forte et que la base  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  est faible.
- 2- Définir l'équivalence acido-basique et déduire les valeurs des concentrations initiales  $C_1$  et  $C_2$ .
- 3- Ecrire l'équation de la réaction de dosage de la base forte et montrer qu'elle pratiquement totale.
- 4- Déterminer graphiquement le pka de la base faible.
- 5- a- Ecrire l'équation de la réaction de dosage de la base faible et montrer qu'elle est pratiquement totale.  
b- Interpréter le caractère acide du mélange à l'équivalence au cours du dosage de méthylamine.
- 6- Quel est le meilleur indicateur coloré à utiliser dans le dosage de l'hydroxyde de potassium et dans le dosage de la méthylamine ? Justifier.

On donne les zones des virages de quelques indicateurs colorés :

Indicateur	Héliantine	Rouge de méthyle	Bleu de Bromothymol	Phénolphtaléine
Zone de virage	3,1-4,4	4,3-6,0	6,0- 7,6	8,0 - 10,0