

Physique : Thème : Dosage acido basique

Exercice n°1 : Principale Bac Tech 2017

Toutes les solutions sont prises à 25°C, température à laquelle le produit ionique de l'eau pure est  $K_e = 10^{-14}$ . On dispose, au laboratoire de chimie, d'un volume  $V_B = 500 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse ( $S_B$ ) de concentration molaire  $C_B$ , obtenue par dissolution dans l'eau distillée d'une masse  $m$  d'hydroxyde de sodium NaOH (base forte).

Au cours d'une séance de travaux pratiques, deux groupes d'élèves sont chargés de déterminer la valeur de la masse  $m$ . Pour y parvenir, le premier groupe procède à un dosage acido-basique, alors que le deuxième groupe opte pour la mesure du pH de la solution ( $S_B$ ).

I- Dosage acido-basique

A un volume  $V_1 = 20,0 \text{ mL}$  de la solution ( $S_B$ ), les élèves du premier groupe ajoutent progressivement, en présence d'un indicateur coloré approprié, une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène HCl (acide fort) de concentration molaire  $C_A = 4.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . L'équivalence acido-basique est obtenue lorsque le volume de la solution de chlorure d'hydrogène ajouté est  $V_E = 12,5 \text{ mL}$ .

- 1- a- Ecrire l'équation de la réaction du dosage effectué et vérifier qu'elle est totale.  
b- Déterminer la valeur de  $C_B$ . En déduire celle de  $m$ . On donne :  $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$ .
- 2- Au laboratoire, on dispose des indicateurs colorés suivants :

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

Les élèves de ce groupe choisissent d'utiliser le bleu de bromothymol; ils jugent que c'est l'indicateur coloré le plus approprié à ce dosage.

- a- Préciser le rôle d'un indicateur coloré lors d'un dosage acido-basique.
- b- Justifier le choix des élèves.

II- Mesure du pH de la solution ( $S_B$ )

- 1- Les élèves du deuxième groupe prélèvent un volume  $V_2 = 10,0 \text{ mL}$  de la solution ( $S_B$ ) et à l'aide d'un pH-mètre, ils mesurent le pH de cette solution. La valeur trouvée est  $\text{pH}_B = 12,4$ .
  - a- Rappeler l'expression du pH d'une solution aqueuse de base forte en fonction de sa concentration molaire  $C_B$ .
  - b- Montrer que le pH de la solution ( $S_B$ ) s'exprime, en fonction de  $m$ , par la relation :  $\text{pH}_B = 12,7 + \log m$ .
  - c- En déduire la valeur de  $m$ .
- 2- Par mégarde, l'un des élèves de ce groupe ajoute au volume  $V_2$  précédent, un volume  $V_e$  d'eau distillée; suite à cette dilution, il constate que la valeur du pH de la solution obtenue diffère de 0,8 de celle du pH de la solution ( $S_B$ ).
  - a- Préciser, en le justifiant, si cette variation de pH correspond à une augmentation ou une diminution.
  - b- Déterminer la valeur de  $V_e$ .

## Exercice n°2 : contrôle Bac Tech 2017

Toutes les solutions sont prises à  $25^{\circ}\text{C}$ , température à laquelle le produit ionique de l'eau pure est  $K_e = 10^{-14}$ . On dispose, au laboratoire de chimie, d'une solution aqueuse ( $S_1$ ) d'un monoacide  $A_1H$  et d'une solution aqueuse ( $S_2$ ) d'un monoacide  $A_2H$  de concentrations molaires respectives  $C_1$  et  $C_2$ .

Pour déterminer la nature (fort ou faible) de chacun de ces deux acides et comparer leurs forces relatives, on dose séparément, un volume  $V_1 = 32 \text{ mL}$  de ( $S_1$ ) et un volume  $V_2 = 10 \text{ mL}$  de ( $S_2$ ) par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium  $\text{NaOH}$  (base forte) de concentration molaire  $C_B = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ .

A l'aide d'un pH-mètre, on suit, dans chaque cas, l'évolution du pH du milieu réactionnel en fonction du volume  $V_B$  de la solution d'hydroxyde de sodium ajouté. Les résultats obtenus ont permis de tracer les courbes (1) et (2) de la **figure 1**, sur lesquelles sont indiqués les points d'équivalence acido-basique  $E_1$  et  $E_2$  correspondants. La **courbe (1)** correspond au dosage du volume  $V_1$  de ( $S_1$ ).

- 1- a- En exploitant les courbes de la **figure 1**, justifier que  $A_1H$  et  $A_2H$  sont deux acides faibles.  
b- Déterminer graphiquement, la valeur du  $\text{p}K_a$  de chacun des couples acide-base auxquels appartiennent les acides  $A_1H$  et  $A_2H$ .  
c- Comparer, en le justifiant, les forces de ces deux acides.
- 2- a- Définir l'équivalence acido-basique.  
b- Déterminer les valeurs des concentrations molaires  $C_1$  et  $C_2$  des deux solutions ( $S_1$ ) et ( $S_2$ ).
- 3- a- Comparer, graphiquement, les valeurs des pH initiaux des solutions ( $S_1$ ) et ( $S_2$ ).  
b- Confirmer alors, la comparaison faite dans la **question 1-c**.

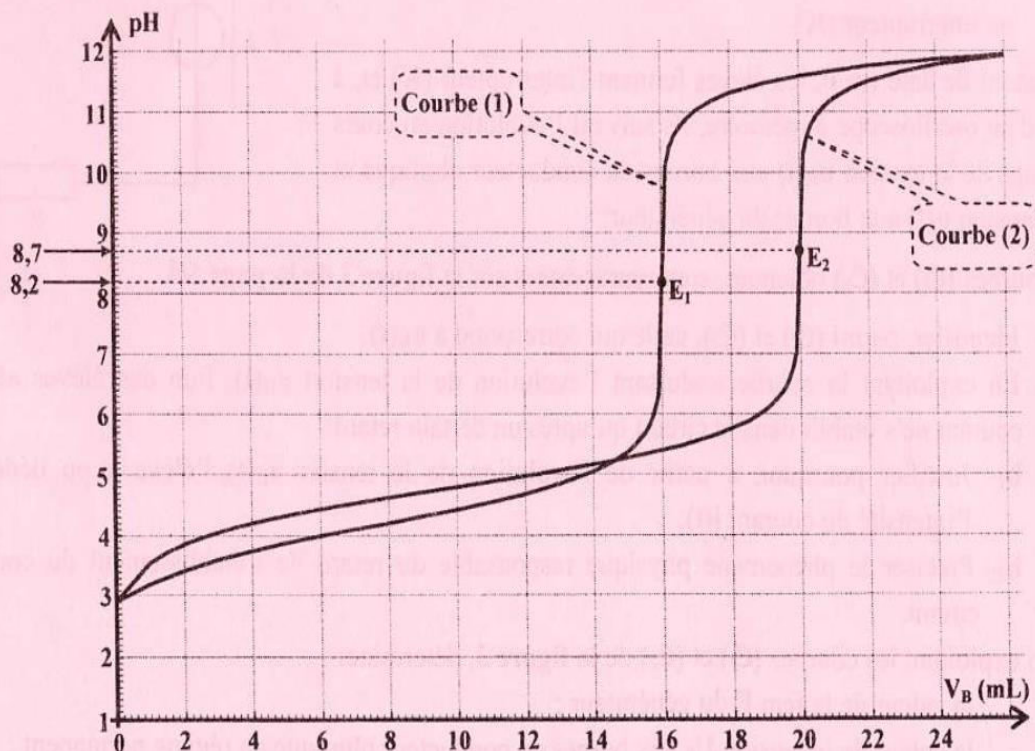


figure 1

Exercice n°3 : contrôle Bac Tech 2015

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

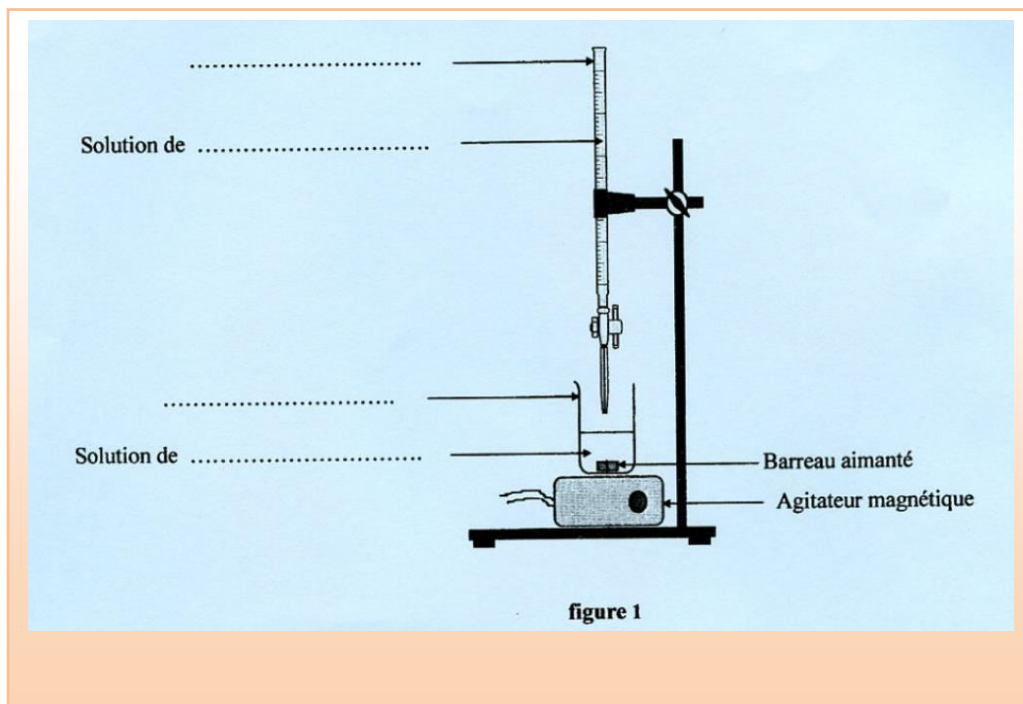
Un détartrant pour cafetière vendu en sachets dans le commerce, se présente sous la forme d'une poudre blanche à base d'acide sulfamique. Cet acide, de formule  $NH_2SO_3H$ , sera considéré comme un monoacide fort que l'on notera **AH**.

On souhaite déterminer, lors d'une séance de travaux pratiques, le pourcentage d'acide sulfamique présent dans ce détartrant. Pour cela, on 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 aqueuse ( $S_b$ ) d'hydroxyde de sodium **NaOH**, de concentration molaire  $C_b = 8.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , en présence d'un indicateur coloré approprié. L'équivalence est obtenue lorsqu'on ajoute un volume  $V_{bE} = 15 \text{ mL}$  de la solution ( $S_b$ ).

Le dispositif expérimental utilisé dans ce dosage est schématisé sur la **figure 1 de la page 5/6** (à rendre avec la copie).

- 1- Compléter l'annotation de la **figure 1 de la page 5/6**.
- 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 la masse  $m$  de détartrant.  
**On donne :** 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
Phénolphtaléine	8,2 – 10,0



## Exercice n°4 : Principale Bac sc Tech 2014

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

L'étiquette d'une bouteille contenant une solution aqueuse ( $S_A$ ) d'un monoacide noté  $AH$ , s'est décollée. Il peut s'agir d'une solution de chlorure d'hydrogène  $HCl$  (acide fort), d'une solution d'acide méthanoïque  $HCOOH$  (acide faible) ou d'une solution d'acide benzoïque  $C_6H_5COOH$  (acide faible). On désire identifier l'acide  $AH$  et déterminer la concentration  $C_A$  de la solution ( $S_A$ ). Pour cela, on introduit dans un bécher un volume  $V_A = 20 \text{ mL}$  de la solution ( $S_A$ ), on y verse progressivement une

solution aqueuse d'hydroxyde de sodium  $NaOH$  (base forte) de concentration  $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et on relève régulièrement le  $pH$  du mélange réactionnel. Le suivi  $pH$ -métrique permet de tracer la courbe de la **figure 2 de l'annexe (page 5/6)**.

- 1- a- Préciser en le justifiant, si à l'équivalence, le mélange réactionnel est acide, basique ou neutre.  
b- En déduire que ( $S_A$ ) ne peut pas être une solution de chlorure d'hydrogène.
- 2- a- Définir l'équivalence acido-basique.  
b- Déterminer la concentration  $C_A$  de la solution ( $S_A$ ).
- 3- a- En exploitant la courbe de la **figure 2**, déterminer en le justifiant, le  $pK_a$  du couple  $AH/A^-$ .  
b- En s'aidant du tableau ci-dessous, identifier l'acide  $AH$ .

Couple acide-base	$C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$	$HCOOH/HCOO^-$
$K_a$	$6,31 \cdot 10^{-5}$	$1,78 \cdot 10^{-4}$

- c- Ecrire l'équation de la réaction de cet acide avec l'eau.
- 4- En l'absence du  $pH$ -mètre, on aurait pu effectuer ce dosage en utilisant un indicateur coloré. Quel indicateur coloré, parmi ceux cités ci-dessous, est le plus adapté à la conduite de ce dosage ? Justifier.

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

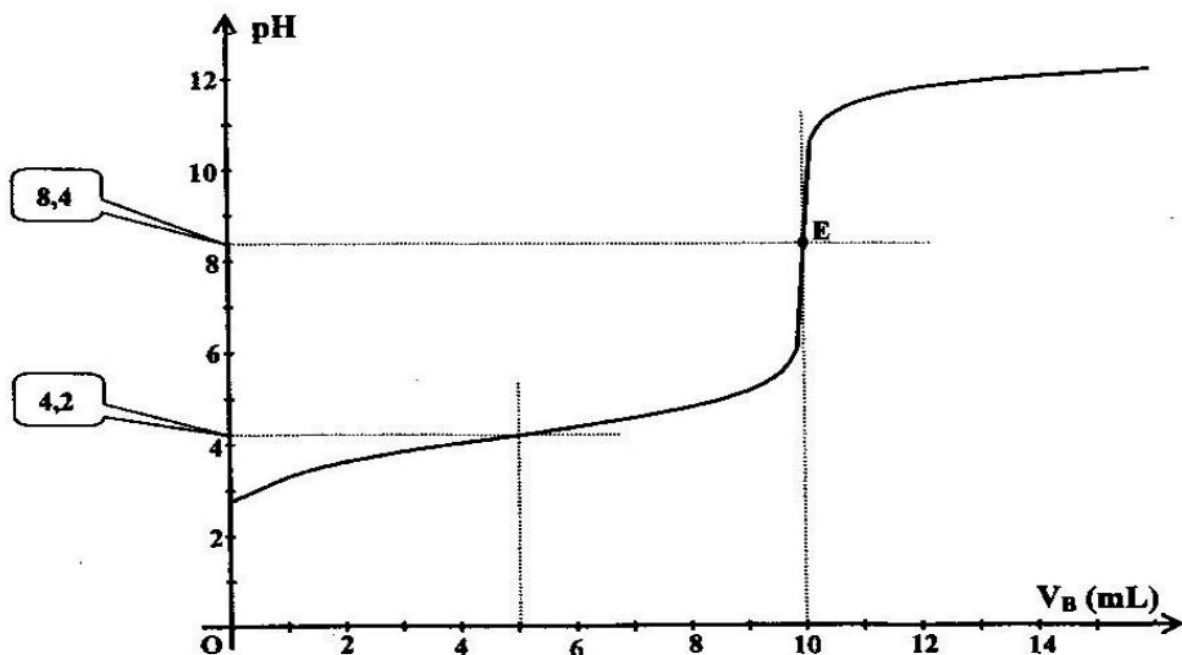


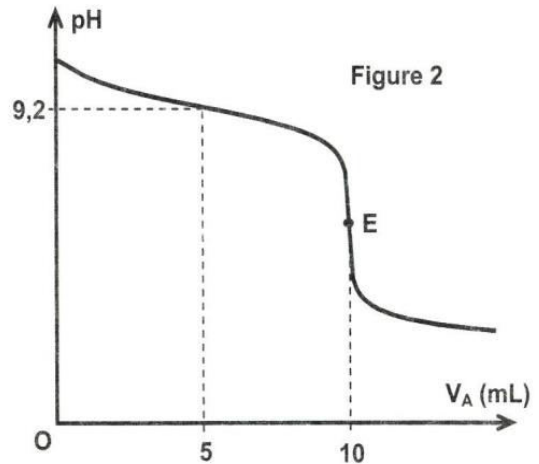
figure 2

### Exercice n°5: contrôle Bac Tech 2012

L'expérience est réalisée à 25°C, température à laquelle le produit ionique de l'eau est  $K_e = 10^{-14}$ .

On dose un volume  $V_B = 10 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse ( $S_B$ ) d'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) de concentration  $C_B$ , par une solution aqueuse ( $S_A$ ) de chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}$  (acide fort) de concentration  $C_A = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ .

A l'aide d'un pH-mètre, on suit l'évolution du pH du mélange réactionnel en fonction du volume  $V_A$  de la solution ( $S_A$ ) ajouté. On obtient la courbe représentée par la figure 2.



1) En exploitant la courbe d'évolution du pH, justifier que l'ammoniac est une base faible.

2) a- Ecrire l'équation chimique de la réaction du dosage.

b- Définir l'équivalence acido-basique et déduire la valeur de  $C_B$ .

c- Préciser en le justifiant, le caractère (acide, basique ou neutre) du mélange obtenu à l'équivalence.

d- Déterminer graphiquement, la valeur du  $\text{pK}_a$  du couple  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ . Justifier.

3) On prélève un volume  $V_B = 10 \text{ mL}$  de la solution aqueuse ( $S_B$ ) et on lui ajoute un volume  $V_e$  d'eau pure. La solution ( $S'_B$ ) ainsi obtenue est dosée par la même solution aqueuse ( $S_A$ ).

Dire, en le justifiant, si chacune des affirmations ci-dessous est vraie ou fausse.

- **Affirmation 1** : le volume  $V_{AE}$  de la solution d'acide ajouté à l'équivalence reste inchangé.
- **Affirmation 2** : le pH à l'équivalence diminue.
- **Affirmation 3** : le pH à la demi-équivalence varie.

### Exercice n°6 : Principale Bac Tech 2011

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

On néglige les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau.

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

On dose, séparément, un volume  $V_A = 10 \text{ mL}$  de chacune des deux solutions par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium  $\text{NaOH}$  (base forte), de concentration molaire  $C_B = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ .

A l'aide d'un pH-mètre, on suit l'évolution du pH du milieu réactionnel en fonction du volume  $V_B$  de la solution d'hydroxyde de sodium ajoutée. On obtient les courbes (1) et (2) de la figure 2.

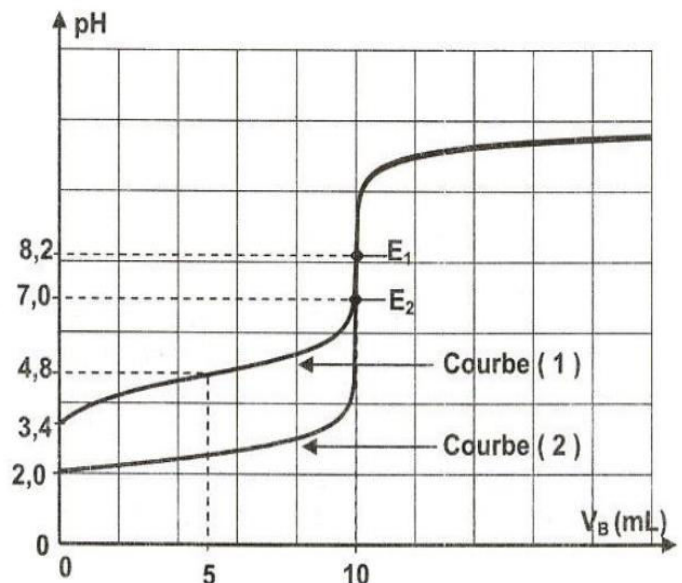


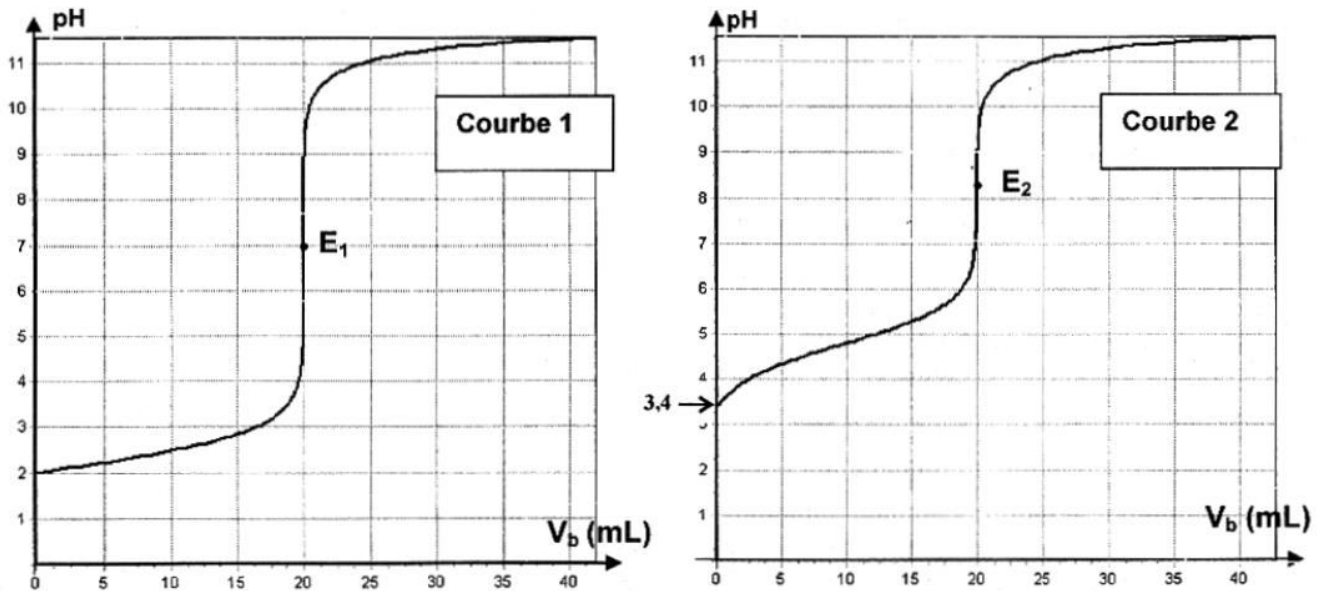
Figure 2

- 1) a- Montrer que la **courbe (2)** correspond au dosage de la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène.  
 b- Écrire l'équation chimique de la réaction de ce dosage.  
 c- En exploitant la **courbe (2)**, déterminer la valeur de  $C_A$ .
- 2) Montrer que l'acide éthanóïque est un acide faible.
- 3) a- Écrire l'équation chimique de la réaction d'ionisation de l'acide éthanóïque dans l'eau.  
 b- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système correspondant à la réaction précédente.  
 c- Établir en fonction de  $C_A$  et  $[H_3O^+]$ , l'expression de la constante d'acidité  $K_a$  du couple  $CH_3COOH/CH_3COO^-$ . Calculer la valeur de son  $pK_a$ .  
 d- Retrouver cette valeur par exploitation de la **courbe (1)**. Justifier.

### Exercice n°7: Principale Bac Tech 2010

On dispose, à 25°C, d'une solution aqueuse ( $S_1$ ) d'acide  $A_1H$  et d'une solution aqueuse ( $S_2$ ) d'acide  $A_2H$ . Pour les identifier, on prélève de chacune d'entre elles un volume  $V_A = 20 \text{ mL}$  et on les dose successivement par la même solution aqueuse de soude de concentration molaire  $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Le suivi pH-métrique des réactions a permis de tracer les courbes (1) et (2) de la figure suivante :



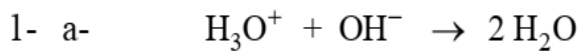
$E_1$  et  $E_2$  sont les points d'équivalence

- 1) Schématiser le dispositif à utiliser pour ces dosages.
- 2) A l'aide des courbes (1) et (2) de la figure précédente :
  - a) montrer que l'un des deux acides utilisés est fort tandis que l'autre est faible.
  - b) montrer que les deux solutions acides ont la même concentration initiale  $C_A$ , la calculer.
  - c) déterminer le  $pK_a$  de l'acide faible.
- 3) En supposant que  $A_2H$  est l'acide faible :
  - a) écrire l'équation de sa réaction avec l'eau.
  - b) interpréter, dans le cas du dosage de cet acide, le caractère basique de la solution obtenue à l'équivalence.

## Correction de la Série n° 7 Dosage acido Basique

### Exercice n°1 : Principale 2017

I-



$$K = \frac{1}{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1}{K_e} = 10^{14} \quad (K > 10^4), \text{ donc la réaction est totale.}$$

b- A l'équivalence:  $C_B V_1 = C_A V_E \Rightarrow C_B = \frac{C_A V_E}{V_1}$  ; A.N:  $C_B = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$$n_B = C_B V_B = \frac{m}{M_{\text{NaOH}}} \Rightarrow m = C_B V_B M_{\text{NaOH}} \quad ; \quad \text{A.N: } m = 0,5 \text{ g}$$

2- a- Lors d'un dosage acido-basique, l'indicateur coloré sert à repérer l'équivalence acido-basique.

b- Lors d'un dosage d'une base forte par un acide fort, la solution obtenue à l'équivalence est neutre ( $\text{pH}_E = 7$ ).

$6,0 < \text{pH}_E < 7,6$  ; donc le BBT est l'indicateur le plus approprié à ce dosage.

II- 1- a- 
$$\text{pH} = 14 + \log C_B$$

b-  $\text{pH}_B = 14 + \log C_B$  , avec  $C_B = \frac{m}{M_{\text{NaOH}} V_B}$   
 $\Rightarrow \text{pH}_B = 14 + \log(m) - \log(V_B \cdot M_{\text{NaOH}})$  ; soit :  $\text{pH}_B = 12,70 + \log(m)$

c-  $m = 10^{(\text{pH}_B - 12,7)}$  ; A.N:  $m = 0,5 \text{ g}$

2- a- Il s'agit d'une diminution. En effet, la dilution d'une solution basique entraîne la diminution de son pH.

b- Avant dilution:  $\text{pH} = 14 + \log C_B$

après dilution:  $\text{pH}' = 14 + \log C'_B = 14 + \log \frac{C_B V_2}{V_2 + V_e}$

$$\text{pH} - \text{pH}' = \log C_B - \log \frac{C_B V_2}{V_2 + V_e} = \log \frac{V_2 + V_e}{V_2} = \log \left(1 + \frac{V_e}{V_2}\right)$$

1- a) Soit:  $V_e \cdot n_i (10^{\text{pH} - \text{pH}'}) \cdot V_2 \rightarrow \text{A.N: } V_e = 53,1 \text{ mL}$

### Exercice n°3 : contrôle 2015

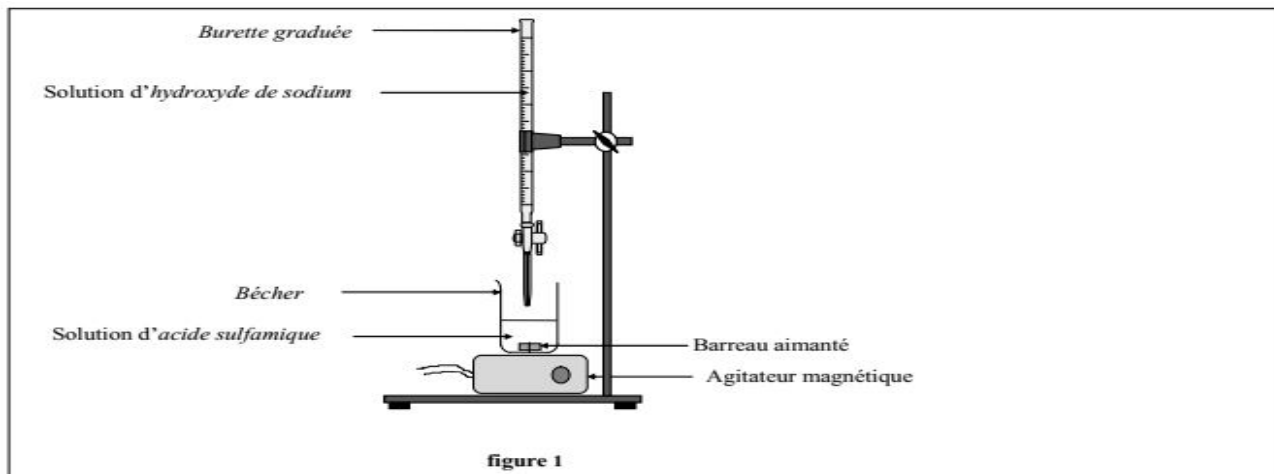
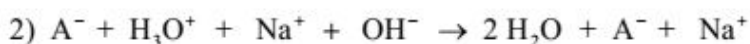


figure 1

1) Voir figure 1 de la page 3/4.



ou plus simplement :  $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2 H_2O$

$$K = \frac{1}{[H_3O^+][OH^-]} = \frac{1}{K_e} = 10^{14} \gg 1: \text{ la réaction est totale.}$$

3) a- A l'équivalence :  $C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a}$  **AN:**  $C_a = 6.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

b-  $n_a = C_a V = \frac{m_a}{M} \Rightarrow m_a = C_a \cdot V \cdot M$  **AN:**  $m_a = 1,455 \text{ g}$ .

c- Pourcentage =  $\frac{m_a}{m} \times 100 = \frac{1,455}{1,50} \times 100 = 97\%$ .

4) Dosage acide fort - base forte  $\Rightarrow \text{pH}_E = 7 \in [6,0 ; 7,6]$ . D'où l'indicateur coloré approprié est le BBT.

### Exercice n°4 : P 2014

Q	Corrigé	Barème
1-a-	Le mélange réactionnel est basique car $\text{pH}_E$ est supérieur à 7.	2 x 0,25
1-b-	Pour un dosage fort-fort $\text{pH}_E$ est égal à 7.	0,5
2 -a	C'est l'état d'un mélange obtenu lorsque les quantités de matière d'acide et de base sont en proportions stœchiométriques.	0,5
2-b-	$C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A}$ A.N $C_A = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ .	2x0, 25
3-a-	À la demi-équivalence, on a : $\text{pH} = \text{pKa}$ . $\text{pka} = 4,2$ .	2x0,25
3-b-	b- $K_a = 10^{-\text{pKa}} = 6,3 \cdot 10^{-5}$ . L'acide AH, est donc l'acide benzoïque.	0,5
3-c-	c- $C_5H_6COOH + H_2O \rightleftharpoons C_5H_6COO^- + H_3O^+$	0,5
4-	Le phénolphtaléine est le plus approprié car le $\text{pH}_E$ appartient à sa zone de virage.	0,5



Exercice n°5 : c 2012

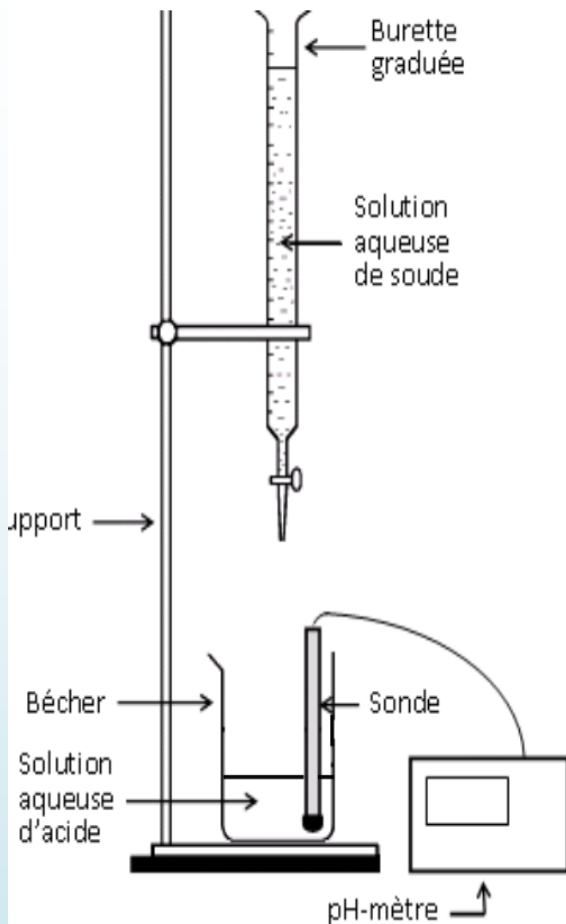
- 1- La courbe présente deux points d'inflexion et comme l'acide utilisé est fort, donc, l'ammoniac est une base faible.
- 2-a- L'équation de la réaction du dosage:  $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$
- b- L'équivalence acido-basique est l'état d'un mélange obtenu lorsque les quantités de matière d'acide et de base sont en proportions stœchiométriques. Pour un monoacide et une monobase, on  $n_A = n_B$   
 $\Rightarrow C_A V_A = C_B V_B$  d'où  $C_B = \frac{C_A V_{AE}}{V_B}$ ,  $C_B = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- c- Le milieu est acide car  $\text{NH}_4^+$  est l'acide conjugué de la base faible  $\text{NH}_3$ .
- d- Le volume  $V_A = 5\text{mL}$  correspond au point de demi équivalence pour un  $\text{pH} = \text{pKa} = 9,2$ .
- 3-Vrai: la quantité de matière de la base ne change pas au cours de la dilution.  
 -faux: la solution acide obtenue à l'équivalence devient plus diluée, donc pH augmente.  
 -faux:  $\text{pH} = \text{pKa}$ ; pKa est une caractéristique pour un couple acide / base.

Exercice n°6 : P 2011

- 1) a-  $\text{pH}_E = 7$  : il s'agit du dosage d'une solution d'acide fort avec une solution de base forte donc, la courbe associée est  $C_2$ .  
**Autre méthode** : la courbe d'évolution du pH du mélange en fonction du volume de la solution basique ajouté présente un seul point d'inflexion : dosage d'une solution d'acide fort avec une solution de base forte donc, la courbe associée est  $C_2$ .
- b-  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- c- A l'équivalence :  $C_A V_A = C_B V_{BE}$  ;  $C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- 2)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,4} = 4.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} < C_A \Rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$  est un acide faible.  
**Autre méthode** : la courbe présente deux points d'inflexions et  $\text{pH}_E > 7$  : il s'agit du dosage d'une solution d'acide faible avec une solution de base forte, donc l'acide éthanoïque est faible.
- 3) a-  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$
- b-
- |         |                          |   |                      |                      |                                     |   |                           |
|---------|--------------------------|---|----------------------|----------------------|-------------------------------------|---|---------------------------|
|         | $\text{CH}_3\text{COOH}$ | + | $\text{H}_2\text{O}$ | $\rightleftharpoons$ | $\text{H}_3\text{O}^+$              | + | $\text{CH}_3\text{COO}^-$ |
| $t_0$ : | $C_A$                    |   | excès                |                      | $10^{-\frac{\text{pK}_a}{2}}$       |   | 0                         |
| $t_f$ : | $C_A - y_f$              |   | excès                |                      | $10^{-\frac{\text{pK}_a}{2}} + y_f$ |   | $y_f$                     |
- On néglige l'ionisation de l'eau**
- c-  $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{y_f^2}{C_A - y_f}$ ,  $y_f = [\text{H}_3\text{O}^+]$ , A.N :  $K_a = 1,58.10^{-5}$   $\text{pK}_a = 4,8$
- d- A la demi équivalence, on a  $\text{pH} = \text{pK}_a = 4,8$ . D'après la courbe  $C_1$ , on déduit  $\text{pK}_a = 4,8$

### Exercice 1

1- Pour le dosage des acides  $A_1H$  et  $A_2H$ , on utilise le dispositif schématisé ci-dessous :



**Remarque :** afin d'homogénéiser le milieu réactionnel, il vaut mieux y plonger un turbulent (barreau aimanté) et placer le bécher sur un agitateur magnétique.

2- a) Les dosages étant réalisés à  $25^\circ C$ , on a :

- sur la courbe (1),  $pH_{E1} = 7 \Leftrightarrow$  La solution obtenue à l'équivalence est neutre. Donc, l'acide dosé est fort.
- sur la courbe (2),  $pH_{E2} > 7 \Leftrightarrow$  La solution obtenue à l'équivalence est basique. Donc, l'acide dosé est faible.

**Autre méthode :**

La courbe (1) possède un seul point d'inflexion. Donc, l'acide dosé est fort. Par contre, la courbe (2) possède deux points d'inflexion. Donc, le 2<sup>e</sup> acide dosé est faible.

b) L'équivalence acido-basique est caractérisée par :  $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$

$$\Leftrightarrow C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A}$$

Or, d'après les courbes (1) et (2), le volume  $V_{BE}$  ajouté à l'équivalence est le même dans les deux cas ( $V_B = 20 \text{ mL}$ ). Donc, les deux acides utilisés ont la même concentration  $C_A = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

c) On sait que le pH d'une solution aqueuse d'acide faible s'écrit :

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

Avec  $C_A = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et avec la valeur  $pH_0 = 3,4$  de la solution aqueuse d'acide faible utilisée, que l'on peut relever sur la courbe (2), on a :

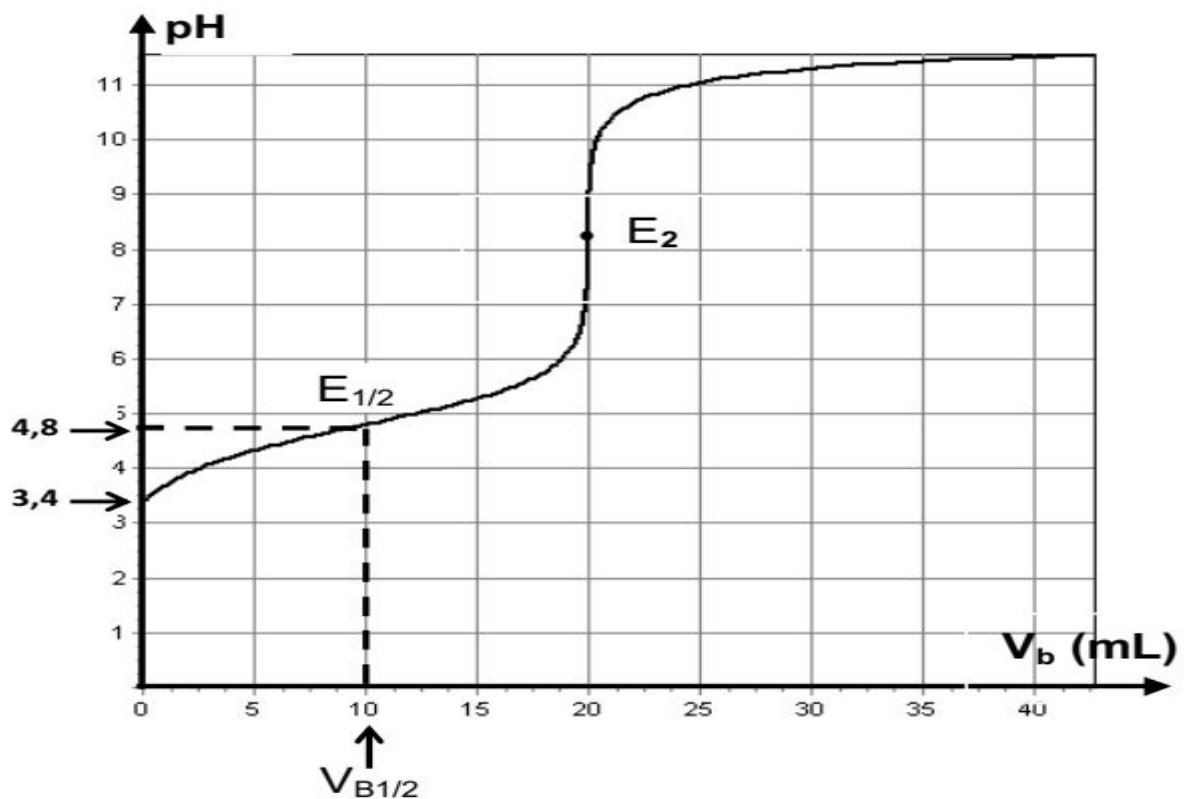
$$pK_a = 4,8$$

**Autre méthode :**

Au point de demi-équivalence  $E_{1/2}$ , point correspondant à  $V_{B1/2} = \frac{1}{2}$ , on sait que  $pH = pK_a$ . Or,  $V_{BE} = 10 \text{ mL}$ , ce qui lui correspond sur la courbe (2),  $pH \approx 4,8$ .

Donc, l'acide faible a :  $pK_a = 4,8$

Toutefois, cette 2<sup>e</sup> méthode reste approximative dans le cas présent parce que la graduation dont est muni l'axe de pH ne permet pas une lecture précise de la valeur 4,8.



**A retenir** : Dans l'écriture d'une telle équation, la double flèche est exigée parce que l'acide  $A_2H$  est faible.

b) A l'équivalence, on a une solution aqueuse du sel  $Na^+ + A_2^-$ . Or,  $A_2^-$  est la base conjuguée de l'acide faible  $A_2H$ . Donc, elle réagit avec l'eau selon l'équation :



Il s'en suit, d'après la loi de modération, un déplacement de l'équilibre d'ionisation propre de l'eau



dans le sens (2) de manière à ce que le produit ionique de l'eau reste constant :

$$K_e = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ\text{C.}$$

Par suite,  $[H_3O^+]$  devient inférieure à  $[OH^-]$ , ce qui explique le caractère basique de la solution  $Na^+ + A_2^-$ .