

## Série de révision n°2 - acides - bases

Exercice n°1 :

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

On considère une solution aqueuse d'un acide faible AH de volume  $V_a$ , de concentration  $C_a$  et de pH donné.

- a- Dresser le tableau descriptif d'évolution de la réaction qui accompagne la dissolution de l'acide AH dans l'eau.

b- En négligeant les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau, établir l'expression du taux d'avancement final  $\tau_f$  de la réaction précédente en fonction du pH et de  $C_a$ . Préciser les approximations adoptées.
- Maintenant, on utilise deux solutions aqueuses des acides HCOOH (acide méthanoïque) et CH<sub>3</sub>COOH (acide éthanoïque), de même concentration  $C_a = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et de pH respectifs,  $\text{pH}_1 = 2,4$  et  $\text{pH}_2 = 2,9$ .

a- Justifier que les acides HCOOH et CH<sub>3</sub>COOH sont faibles.

b- Comparer les forces des acides HCOOH et CH<sub>3</sub>COOH. Justifier la réponse.
- On dose séparément un même volume  $V_a = 10 \text{ mL}$  de chacune des solutions aqueuses des acides HCOOH et CH<sub>3</sub>COOH par une même solution aqueuse ( $S_b$ ) d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration  $C_b$ . Le suivi pH-métrique des deux dosages a permis de tracer les courbes de la figure 2; où  $V_b$  représente le volume ajouté de la solution ( $S_b$ ).

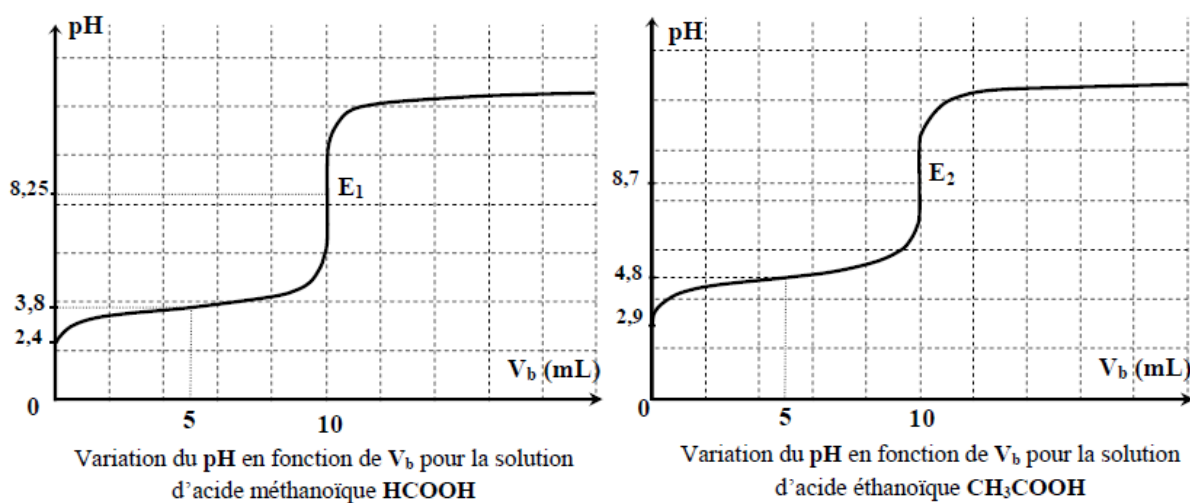


figure 2

$E_1$  et  $E_2$  désignent les points d'équivalence.

- Déterminer  $C_b$ .
- Préciser les valeurs de  $\text{pK}_{a1}$  du couple HCOOH/HCOO<sup>-</sup> et de  $\text{pK}_{a2}$  du couple CH<sub>3</sub>COOH/CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>.
- Vérifier que les valeurs de  $\text{pK}_{a1}$  et  $\text{pK}_{a2}$  trouvées confirment la réponse à la question 2) b-.

Exercice n°2 :

Données :

- \* Toutes les expériences sont faites à la même température supposée constante et égale à 25°C, température à laquelle  $\text{pK}_e = 14$ .
- \* On néglige dans tout ce qui suit les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau.
- \* Une monobase B est considérée faiblement ionisée dans l'eau, si le taux d'avancement final  $\tau_f$  de sa réaction avec l'eau est inférieur ou égal à  $5 \cdot 10^{-2}$ .

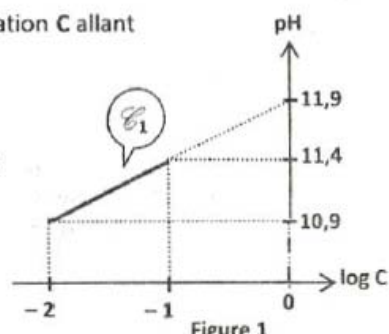
### Partie I

Pour préparer trois solutions aqueuses ( $S_1$ ), ( $S_2$ ) et ( $S_3$ ) de même concentration molaire  $C_0 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ , on dissout respectivement trois monobases  $B_1$ ,  $B_2$  et  $B_3$  dans l'eau pure. Les résultats de la mesure du pH de chacune des solutions préparées sont consignés dans le tableau ci-contre.

Solution	( $S_1$ )	( $S_2$ )	( $S_3$ )
pH	11,4	11,1	13,0

- Montrer que  $B_1$  et  $B_2$  sont deux bases faibles alors que  $B_3$  est une base forte.
- La mesure du pH au cours de la dilution de ( $S_1$ ) pour des valeurs de la concentration  $C$  allant de  $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  à  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ , a permis de tracer la courbe  $\mathcal{C}_1$  de la figure 1.

- En utilisant l'expression de  $\tau_1$ , que l'on établira, vérifier que la base  $B_1$  est faiblement ionisée dans l'eau.
- En précisant les approximations utilisées, établir la relation qui lie pH à  $\log C$  et montrer qu'elle s'écrit sous la forme  $\text{pH} = b + a \log C$ . Identifier  $a$  et  $b$ .
- Calculer la valeur de  $\text{p}K_{a1}$  du couple  $B_1\text{H}^+/B_1$ .

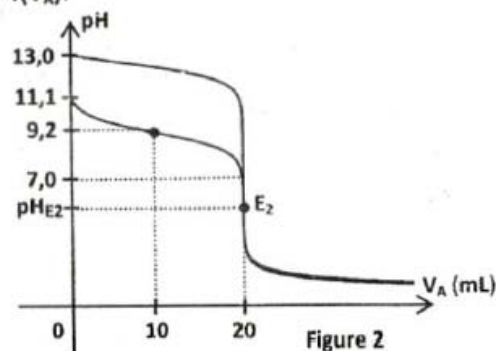


### Partie II

A un même volume  $V_{B2} = 10 \text{ mL}$  de ( $S_2$ ) et  $V_{B3} = 10 \text{ mL}$  de ( $S_3$ ), on ajoute progressivement et séparément une solution d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  (acide fort) de concentration molaire  $C_A$ . La mesure du pH, après chaque ajout d'un volume  $V_A$  de la solution acide, a permis de tracer dans chaque cas, la courbe  $\text{pH} = f(V_A)$ .

Les courbes  $\mathcal{C}_2$  et  $\mathcal{C}_3$  obtenues sont représentées sur la figure 2.

- Identifier la courbe  $\mathcal{C}_3$  qui correspond à l'évolution du pH du mélange réactionnel entre ( $S_3$ ) et la solution d'acide nitrique.
  - Définir l'équivalence acido-basique et déduire la valeur de  $C_A$ .
- En exploitant la courbe  $\mathcal{C}_2$ , déterminer la valeur de  $\text{p}K_{a2}$  du couple  $B_2\text{H}^+/B_2$  et vérifier que  $B_2$  est une base plus faible que  $B_1$ .
  - Ecrire l'équation de la réaction entre  $B_2$  et l'acide nitrique. Montrer que cette réaction est pratiquement totale.



- Montrer, sans faire de calcul, que la solution obtenue à l'équivalence au point  $E_2$  est acide.
  - Calculer  $\text{pH}_{E2}$  du mélange obtenu à l'équivalence sachant que le pH dans ces conditions s'écrit :

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_{a2} - \log C); \text{ où } C \text{ est la concentration de l'acide } B_2\text{H}^+ \text{ à l'équivalence.}$$

Exercice n°3 :

On considère, à la température de  $25^\circ\text{C}$ , deux solutions basiques  $S_1$  et  $S_2$  de même concentration  $C_B$ .  $S_1$  est une solution aqueuse d'une monobase  $B_1$  et  $S_2$  une solution aqueuse d'une monobase  $B_2$ .

On dose séparément un même volume  $V_B = 10 \text{ mL}$  de chacune des solutions  $S_1$  et  $S_2$  par une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C_A$  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 $S_2$	12,0	11,5	7,0	2,7

1-a- Comparer les forces des deux bases  $B_1$  et  $B_2$ .

b- Déterminer la concentration molaire  $C_A$  de la solution d'acide chlorhydrique.

c- Déterminer la concentration molaire  $C_B$  des deux solutions basiques.

2-a- Sachant que l'une des deux bases est forte, identifier cette base par deux méthodes différentes.

b- Déterminer le  $\text{p}K_a$  du couple associé à la base faible.

c- Identifier la base faible parmi celles proposées dans le tableau suivant :

Couple acide - base	$C_5H_5NH^+/C_5H_5N$	$NH_4^+/NH_3$	$C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$
$\text{p}K_a$	5,4	9,2	10,8



- d- Ecrire l'équation bilan de la réaction de la base faible par l'acide chlorhydrique.
- 3-a- Préciser le nom et la propriété de la solution obtenue par l'ajout, à la solution de base faible, d'un volume d'acide  $V_A = 10 \text{ mL}$ .
- b- 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  $S_2$ . On donne  $K_e = 10^{-14}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

Exercice n°4 :

On considère les acides  $A_1H$ ,  $A_2H$  et  $A_3H$  dont les solutions aqueuses sont respectivement  $S_1$ ,  $S_2$  et  $S_3$ . On dose, séparément, un volume  $V_A = 20 \text{ mL}$ , de chacune des solutions  $S_1$ ,  $S_2$  et  $S_3$ , avec la même solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $C_B$ . Le volume de la base ajoutée à l'équivalence est noté  $V_{BE}$ . Les données et les résultats des mesures effectuées sont consignés dans le tableau suivant :

Solution	$S_1$	$S_2$	$S_3$
Concentration molaire	$C_1$	$C_2 = 2C_3$	$C_3$
<b>pH initial</b>	3,4	2,0	2,0
$V_{BE}$ en mL	10	20	10

- 1- Ecrire l'équation bilan de la réaction d'un acide  $AH$  avec l'hydroxyde de sodium.
- 2-a- Trouver une relation entre les concentrations  $C_1$  et  $C_3$  d'une part et les concentrations  $C_1$  et  $C_2$  d'autre part.
- b- Dédire que  $A_3H$  est l'acide le plus fort.
- 3- On procède à la dilution au dixième des solutions  $S_1$ ,  $S_2$  et  $S_3$  de façon à obtenir respectivement les solutions  $S_1'$ ,  $S_2'$  et  $S_3'$ . Les résultats de la mesure du **pH** des solutions obtenues sont consignés dans le tableau suivant :

Solution	$S_1'$	$S_2'$	$S_3'$
<b>pH'</b>	3,9	2,5	3,0

- a- Décrire le protocole expérimental permettant de réaliser la dilution au dixième d'un prélèvement de  $10 \text{ mL}$  de la solution mère.
- b- Calculer la variation du **pH** d'une solution d'un acide fort dilué au dixième.
- c- Justifier que les acides  $A_1H$  et  $A_2H$  sont des acides faibles.
- d- Calculer les valeurs des concentrations molaires  $C_3$  et  $C_B$ . En déduire celles de  $C_1$  et  $C_2$ .
- 4- Calculer les valeurs des constantes d'acidité  $K_{a1}$  et  $K_{a2}$  relatives aux acides  $A_1H$  et  $A_2H$ , sachant que pour les solutions d'acides faibles étudiés, on a :  $\text{p}K_a = 2 \text{ pH} + \log C$ . En déduire lequel des deux acides  $A_1H$  et  $A_2H$  est le plus fort. Toutes les expériences sont réalisées à une température de  $25^\circ\text{C}$ .

Exercice n°5 :

La température des solutions aqueuses est supposée constante et égale à  $25^\circ\text{C}$ , pour laquelle le produit ionique de l'eau est  $K_e = 10^{-14}$ .

On considère une solution aqueuse ( $S_1$ ) d'une monobase  $B_1$  de concentration  $C_1 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  et de **pH** = 11,1.

- 1) a- Déterminer le taux d'avancement final  $\tau_f$  de la réaction d'ionisation de la base  $B_1$  dans l'eau. En déduire si cette base est faible ou forte.
- b- Montrer que pour le couple  $B_1H^+ / B_1$ , le  $\text{p}K_a = 9,2$ .
- 2) On réalise le dosage d'un volume  $V_B = 10 \text{ mL}$  de la solution ( $S_1$ ). Puis, on fait le dosage d'un volume  $V'_B = 10 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse ( $S_2$ ) d'une monobase  $B_2$  de concentration  $C_2$ .

Pour chacun des dosages, on utilise une solution aqueuse ( $S_A$ ) d'acide chlorhydrique ( $H_3O^+ + Cl^-$ ) de concentration  $C_A$ . Sur la **figure 1** sont portées les deux courbes (1) et (2) des dosages réalisés.

- a- Attribuer à chaque courbe de dosage la base correspondante. Justifier.
- b- Montrer que  $C_2 = C_1$ .

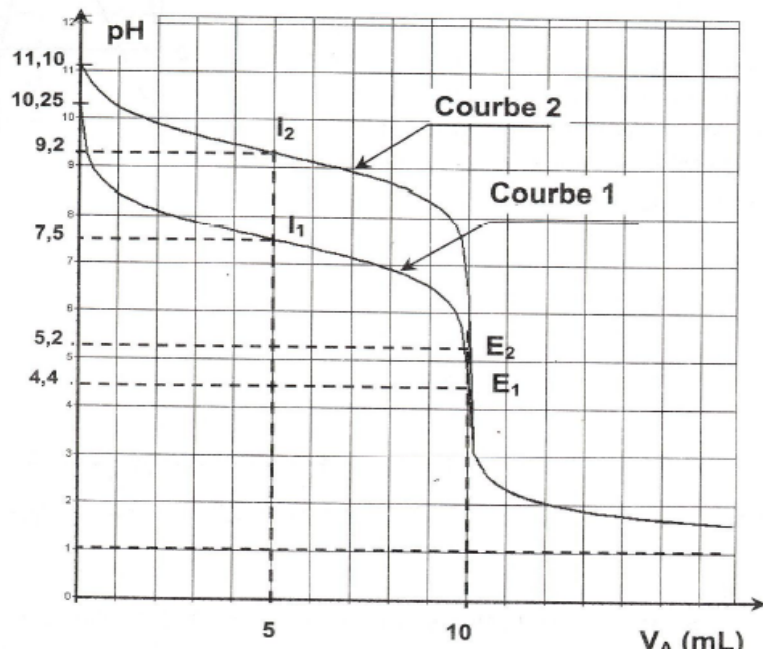
3) On s'intéresse au dosage de la solution aqueuse de  $B_1$ .

a- Ecrire l'équation de la réaction de dosage de  $B_1$  et vérifier que cette réaction est pratiquement totale.

b- Préciser, en le justifiant, si le mélange obtenu à l'équivalence est à caractère acide, basique ou neutre.

4) Comparer, à l'aide de deux méthodes différentes, les forces des deux bases  $B_1$  et  $B_2$ .

Figure 1



Exercice n°6 :

Toutes les solutions sont prises à 25°C température pour laquelle le produit ionique de l'eau est  $K_e = 10^{-14}$ . Dans ce qui suit, on néglige les ions hydronium  $H_3O^+$  provenant de l'ionisation propre de l'eau pure devant ceux présents dans une solution acide.

Dans l'eau distillée, on dissout séparément deux acides, l'un  $A_1H$  (inconnu) et l'autre  $CH_3CO_2H$  (acide éthanoïque); on obtient deux solutions aqueuses respectivement  $S_1$  et  $S_2$  de même concentration  $C$  et de pH :  $pH(S_1) = 2,0$  et  $pH(S_2) = 3,4$ .

1) a- Dresser le tableau descriptif d'avancement volumique, noté  $y$ , relatif à la réaction d'un acide  $AH$  avec l'eau.

b- Montrer que le taux d'avancement final s'écrit :  $\tau_F = \frac{10^{-pH}}{C}$ .

2) Dans une fiole jaugée de capacité 100 mL, contenant un volume  $V_1 = 20$  mL de la solution  $S_1$  de l'acide  $A_1H$ , on ajoute un volume  $V = 80$  mL d'eau distillée. Après homogénéisation de ce mélange, on obtient une solution  $S_1'$  de concentration  $C'$ .

a- Vérifier que  $C' = \frac{C}{5}$ .

b- Un pH-mètre, qui a permis de mesurer le pH avant et après la dilution, a donné respectivement les valeurs de  $pH(S_1)$  et de  $pH(S_1')$  tel que  $pH(S_1') = pH(S_1) + \log 5$ . Montrer que le taux d'avancement final avant dilution  $\tau_{F1}$  et après dilution  $\tau'_{F1}$  reste le même.

c- Dédire que l'acide  $A_1H$  est un acide fort.

d- Vérifier que  $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

3) a- Calculer le taux d'avancement final  $\tau_F$  qui accompagne la dissolution de l'acide éthanoïque dans l'eau.

b- En déduire que cet acide est faiblement ionisé dans l'eau ( $[CH_3CO_2^-] < 5 \cdot 10^{-2} [CH_3CO_2H]$ ).

4) a- Montrer que le pH de la solution  $S_2$  s'écrit :  $pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log C)$  avec  $K_a$  la constante d'acidité de l'acide correspondant.

b- Dédire la valeur de  $pK_a$ .



Exercice n°7 :

Toutes les expériences sont réalisées à la température  $25^{\circ}\text{C}$ . La mesure du  $\text{pH}$  d'une solution aqueuse d'acide benzoïque  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  de volume  $V = 0,1 \text{ L}$  et de concentration  $C = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  donne **3,13** ; celle du  $\text{pH}$  d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$  de même volume  $V$  et de même concentration  $C$  que la première donne **3,4**.

1. Montrer que l'acide benzoïque et l'acide éthanoïque sont des acides faibles.
2. a) Ecrire l'équation de la réaction de chacun de ces acides avec l'eau.  
b) Donner les couples acide-base mis en jeu dans chaque réaction.
3. a) Calculer pour chaque réaction, l'avancement maximal  $x_m$  et l'avancement final  $x_f$ .  
b) Montrer que la constante d'acidité  $K_a$  s'exprime en fonction de la concentration  $C$  et du taux d'avancement final  $\tau_f$  par  $K_a = \frac{C \tau_f^2}{1 - \tau_f}$  et calculer les  $\text{pK}_a$  des couples acide-base mis en jeu respectivement par l'acide benzoïque et l'acide éthanoïque.  
c) Comparer les forces des acides  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  et  $\text{CH}_3\text{COOH}$  et montrer que le résultat trouvé est prévisible.

Exercice n°8 :

Toutes les mesures sont réalisées à  $25^{\circ}\text{C}$ , température pour laquelle  $\text{pK}_e = 14$ .

On dispose d'une solution aqueuse ( $S_A$ ) d'un monoacide faible  $\text{AH}$  de concentration  $C_A = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  et de  $\text{pH} = 3,4$ .

- 1- a- Ecrire l'équation de la réaction de l'acide  $\text{AH}$  avec l'eau.  
b- Exprimer le taux d'avancement final  $\tau_f$  de cette réaction en fonction de  $\text{pH}$  de la solution ( $S_A$ ) et de sa concentration  $C_A$ . Calculer la valeur de  $\tau_f$ .  
c- Justifier que  $\text{AH}$  est un acide faible.
- 2- a- Donner l'expression de la constante d'acidité  $K_a$  du couple  $\text{AH} / \text{A}^-$ .  
b- Le couple  $\text{AH} / \text{A}^-$  a un  $\text{pK}_a = 4,8$ . Comparer  $[\text{AH}]_{\text{éq}}$  et  $[\text{A}^-]_{\text{éq}}$ . En déduire que l'acide  $\text{AH}$  est faiblement dissocié dans la solution ( $S_A$ ) ( $5 \cdot 10^{-2} \cdot [\text{AH}]_{\text{éq}} > [\text{A}^-]_{\text{éq}}$ ).  
c- Montrer que le  $\text{pH}$  de la solution ( $S_A$ ) s'écrit :  $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_a - \log C_A)$ .
- 3- On dose un volume  $V_A = 20 \text{ mL}$  de la solution ( $S_A$ ) par une solution aqueuse ( $S_B$ ) d'hydroxyde de sodium  $\text{NaOH}$  de concentration  $C_B = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .  
a- Ecrire l'équation bilan de la réaction du dosage.  
b- Préciser, en le justifiant, si le mélange obtenu à l'équivalence est à caractère acide, basique ou neutre.
- 4- a- Déterminer le volume  $V_{BE}$  de la solution ( $S_B$ ), versé à l'équivalence, du dosage acido-basique.  
b- Donner, sans faire de calcul, la valeur du  $\text{pH}$  du mélange lorsque le volume de ( $S_B$ ) versé est  $V_B = 5 \text{ mL}$ . Justifier.

Exercice n°9 :

A partir des acides notés  $\text{A}_1\text{H}$ ,  $\text{A}_2\text{H}$  et  $\text{A}_3\text{H}$ , on prépare à  $25^{\circ}\text{C}$  les solutions ( $S_1$ ), ( $S_2$ ) et ( $S_3$ ), de concentrations molaires respectives  $C_1$ ,  $C_2$  et  $C_3$  et de  $\text{pH}$  respectifs  $\text{pH}_1 = 3,4$ ,  $\text{pH}_2 = 2$  et  $\text{pH}_3 = 2$ .

1. Avec une solution aqueuse de soude de concentration molaire  $C_B$ , on dose le même volume  $V_A = 10 \text{ mL}$  de chacune des solutions ( $S_1$ ), ( $S_2$ ) et ( $S_3$ ). Les volumes de solution de soude ajoutés à l'équivalence sont égaux respectivement à  $2 \text{ mL}$ ,  $10 \text{ mL}$  et  $2 \text{ mL}$ .  
a) Montrer que les solutions ( $S_1$ ) et ( $S_3$ ) ont la même concentration molaire.  
b) En déduire que l'acide  $\text{A}_3\text{H}$  est plus fort que l'acide  $\text{A}_1\text{H}$ .
2. a) Trouver une relation entre  $C_2$  et  $C_3$ .  
b) En déduire, parmi  $\text{A}_1\text{H}$ ,  $\text{A}_2\text{H}$  et  $\text{A}_3\text{H}$ , l'acide le plus fort.
3. On réalise la dilution au  $1/10$  de chacune des solutions précédentes. En mesurant le  $\text{pH}$  des nouvelles solutions ( $S'_1$ ), ( $S'_2$ ) et ( $S'_3$ ), on trouve successivement :  $\text{pH}'_1 = 3,9$ ,  $\text{pH}'_2 = 2,5$  et  $\text{pH}'_3 = 3$ .

Montrer que les résultats de mesure de  $\text{pH}$  après dilution confirment la réponse à la question (2.b) et que l'acide en question est un acide fort.

4. a) Calculer la concentration molaire initiale de la solution d'acide fort.  
 b) En déduire la valeur de la concentration molaire  $C_B$  de la solution de soude utilisée pour le dosage.
5. a) Calculer les valeurs des concentrations des deux autres solutions d'acides utilisées avant la dilution.  
 b) Montrer que  $A_1H$  est l'acide le plus faible.

Exercice n°10 :

A  $25^\circ C$ , la mesure du **pH** de chacune de trois solutions aqueuses d'acides, de même concentration molaire  $C = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , donne les valeurs consignées dans le tableau suivant :

Acide	Solution aqueuse	pH
$A_1H$	( $S_1$ )	2,55
$A_2H$	( $S_2$ )	1,30
$A_3H$	( $S_3$ )	3,05

1. Montrer que l'un des trois acides est fort tandis que les deux autres sont faibles.  
 2. a) Montrer que la constante d'acidité  $K_a$  de tout acide faible  $AH$  peut s'écrire sous la forme :

$$K_a = \frac{10^{-\text{pH}} \cdot \tau_f}{1 - \tau_f}, \text{ où } \tau_f \text{ désigne l'avancement volumique final de la réaction de dissociation de l'acide faible } AH \text{ dans l'eau.}$$

- b) Montrer, tout en justifiant les approximations utilisées, que pour un acide faible :

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

On donne : le produit ionique de l'eau est  $K_e = 10^{-14}$ .

3. Comparer les  $\text{p}K_a$  des deux acides faibles et en déduire celui qui est le plus fort.  
 4. Le dosage d'un volume  $V_A = 10 \text{ mL}$  de l'acide le plus faible par une solution aqueuse de soude, de concentration molaire  $C_B$ , nécessite l'ajout d'un volume  $V_{BE} = 5 \text{ mL}$  de solution basique pour atteindre l'équivalence.  
 a) Déterminer la concentration molaire  $C_B$  de la solution de soude utilisée.  
 b) La mesure du **pH** de la solution ( $S$ ) obtenue lorsqu'on a ajouté un volume  $V_B = 2,5 \text{ mL}$  de solution aqueuse de soude, donne la valeur **4,8**.  
 Donner en le justifiant, le nom de la solution ( $S$ ) et rappeler l'énoncé de sa propriété caractéristique.

Exercice n°11 :

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

On prélève séparément un volume  $V_0 = 5 \text{ mL}$  de deux solutions aqueuses ( $S_1$ ) d'une base ( $B_1$ ) et ( $S_2$ ) d'une base ( $B_2$ ), de même **pH** = 11,1 et on complète dans chaque cas avec de l'eau distillée jusqu'à 100 mL. On obtient deux nouvelles solutions ( $S'_1$ ) et ( $S'_2$ ) de **pH** respectifs 9,8 et 10,4.

1. Donner le nom de l'opération réalisée pour passer de ( $S_1$ ) et ( $S_2$ ) à ( $S'_1$ ) et ( $S'_2$ ) et préciser la verrerie qu'on doit utiliser pour réaliser le travail avec précision.  
 2. a) Calculer le nombre  $n_0$  de moles d'ions hydroxyde contenus dans le volume  $V_0$  prélevé.  
 b) Calculer les nombres  $n_1$  et  $n_2$  de moles d'ions  $OH^-$  contenus dans les solutions ( $S'_1$ ) et ( $S'_2$ ) et les comparer à  $n_0$ .  
 c) En déduire que la base ( $B_1$ ) est forte tandis que ( $B_2$ ) est faible.  
 3. Sachant que la base ( $B_2$ ) est l'ammoniac  $NH_3$  et que la concentration de ( $S_2$ ) est  $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  :  
 a) écrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau,  
 b) – montrer que le taux d'avancement final de la réaction d'ionisation de l'ammoniac dans l'eau est :  

$$\tau_f = \frac{10^{\text{pH} - \text{p}K_a}}{C_2},$$
 – vérifier par le calcul de  $\tau_f$  que la base ( $B_2$ ) est faiblement ionisée dans l'eau.  
 c) – donner l'expression de la constante d'acidité  $K_a$  du couple dont l'ammoniac est la forme basique,  
 – établir la relation  $[H_3O^+]_{S_2} = K_a \tau_f$ ,  
 – en déduire la valeur du  $\text{p}K_a$  du couple acide-base dont l'ammoniac est la forme basique.  
 4. a) Calculer le taux d'avancement final  $\tau_f$  de la réaction de l'ammoniac avec l'eau pour la solution ( $S'_2$ ).  
 b) En déduire l'effet de la dilution sur l'ionisation de l'ammoniac.