

**Exercice 1 :** Dans un bécher (A), on verse un volume  $V_1=10 \text{ cm}^3$  d'une solution ( $S_1$ ) d'un acide  $A_1H$  de concentration molaire  $C_1$  et de  $\text{pH}_1=2,7$ . Dans un autre bécher (B) on verse un volume  $V_2=10 \text{ cm}^3$ , d'une solution ( $S_2$ ) d'un acide  $A_2H$  de concentration molaire  $C_2$  et de  $\text{pH}_2=1,5$ . On ajoute dans chaque bécher un volume  $V=90 \text{ cm}^3$  d'eau pure et on mesure le pH des nouvelles solutions ( $S'_1$ ) et ( $S'_2$ ), on trouve  $\text{pH}'_1=3,25$  et  $\text{pH}'_2=2,5$

1. Montrer que  $A_1H$  est faible et  $A_2H$  est fort ?

[WWW.SidellePC.COM](http://WWW.SidellePC.COM)

2. Sachant que  $C_1=2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$

a. Calculer la molarité des espèces chimiques présentes dans la solution ( $S_1$ )

b. En déduire le  $\text{pK}_a$  du couple  $A_1H/A_1^-$

3. Définir le coefficient d'ionisation  $\alpha$  d'un acide. Calculer  $\alpha$  pour chacune des solutions ( $S_1$ ), ( $S'_1$ ), ( $S_2$ ) et ( $S'_2$ )

**Exercice 2 :** Toutes les mesures sont faites à  $25^\circ$ . 1-On considère deux solutions  $S_1$  et  $S_2$  d'acide méthanoïque  $\text{HCOOH}$  :

\* la solution  $S_1$  de concentration  $C_1=10^{-2} \text{ mol/L}$  et de  $\text{pH}=2,9$

\* la solution  $S_2$  de concentration  $C_2$  inconnue a été préparée à partir de  $S_1$ .

1-1 Montrer que l'acide méthanoïque est un acide faible et écrire

1-2 l'équation de sa dissolution dans l'eau.

1-3 Ecrire l'expression de la constante d'acidité  $K_a$  du couple (acide méthanoïque et sa base conjuguée) et prouver que  $K_a=1,8 \cdot 10^{-4}$ .

1-4 On définit le coefficient d'ionisation de l'acide méthanoïque par :  $\alpha = \frac{[\text{HCOO}^-]}{c}$  Trouver la relation :

$\alpha = \frac{K_a}{K_a + 10^{-\text{pH}}}$  puis calculer la valeur de  $\alpha$

2- Pour déterminer la valeur de  $C_2$  de la solution  $S_2$  préparée, on dose un volume  $V_2=30 \text{ ml}$  de cette solution par une solution aqueuse  $S_b$  préparée par dissolution de  $60 \text{ mg}$  d'hydroxyde de sodium ( $\text{NaOH}$ ) dans un volume  $V=500 \text{ ml}$  d'eau pure.

2-1 Ecrire l'équation de la réaction entre les solutions  $S_2$  et  $S_b$ .

2-2 Sachant que le volume ajouté pour obtenir l'équivalence acide-base est  $V_{be}=10 \text{ ml}$  ; trouver la valeur de  $C_2$ .

2-3 Expliquer comment a été préparée la solution  $S_2$  à partir de la solution  $S_1$  et trouver la relation entre le volume  $V_1$  de  $S_1$  et le volume final obtenu  $V_f$  de  $S_2$ .

Sachant que  $V_f=100 \text{ ml}$ , calculer  $V_1$ .

3. pour obtenir un volume  $V=100 \text{ ml}$  d'une solution tampon on mélange un volume  $V'_2$  de la solution  $S_2$  et un volume  $V'_b$  d'une solution de méthanoate de sodium ( $\text{Na}^+ + \text{HCOO}^-$ ) de concentration  $C_b'=10^{-3} \text{ mol/L}$ .

Trouver les valeurs de  $V'_2$  et  $V'_b$  (on donnera l'expression littérale avant de faire l'application numérique)..

**Exercice 3 :** On donne le  $\text{pK}_a$  de couple  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  est égale à  $9,2$ . On prépare une solution aqueuse d'ammoniac de concentration  $C$  et dont le  $\text{pH}=10,6$

1-Etablir l'expression de  $\text{pH}$  en fonction de  $\text{pK}_a$ ,  $\text{pK}_e$  et  $C$  et déduire la valeur de  $C$ .

[WWW.SidellePC.COM](http://WWW.SidellePC.COM)

2- Déterminer le taux d'avancement de la réaction de dissociation de l'ammoniac dans l'eau et déduire la force de cette base.

3- Quel volume d'eau faut-il ajouter à  $10 \text{ ml}$  de la solution précédente pour que, le  $\text{pH}$  devient égale à  $9,3$ .

4- Quelle masse d'ammoniac pur faut-il ajouter à un litre d'eau pour obtenir une solution de  $\text{pH}=11,1$  (on donne  $M_H=1$ ,  $M_N=14$  en  $\text{g.mol}^{-1}$ ).

5- On prépare une solution  $S'$  d'une monobase  $B$  faible de  $\text{pK}_a'=10,4$  de même concentration que la solution d'ammoniac  $C$ . Le  $\text{pH}$  de la solution  $S'$  est-il supérieur ou inférieur à  $10,6$  ? Justifier

**Exercice 4 :** Les courbes représentant  $\text{pH} = f(v)$  ont été obtenues en mesurant le  $\text{pH}$  au cours de l'addition progressive d'un volume  $v$  d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C=0,10 \text{ mol.L}^{-1}$  : - à  $10 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse d'un acide noté  $\text{HA}_1$ ; courbe (1) - à  $10 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse d'un acide noté  $\text{HA}_2$ ; courbe (2)

1/A partir de l'observation des deux courbes, montrer que l'un des acides est fort et que l'autre est faible. Les identifier, sans calcul, en précisant les raisons de votre choix.

2/ a) Déterminer à partir des courbes le volume de la solution d'hydroxyde de sodium ajouté au point d'équivalence pour chaque cas.

b) Calculer les concentrations initiales  $C_1$  et  $C_2$  des deux solutions acides  $\text{HA}_1$  et  $\text{HA}_2$ . c) Justifier, pourquoi, au point d'équivalence  $E_2$  le  $\text{pH}$  n'est pas égal à  $7$ .

[WWW.SidellePC.COM](http://WWW.SidellePC.COM)

3/ Dans le cas de la solution d'acide faible :

- calculer les concentrations de toutes les espèces présentes en solution lorsque le volume d'hydroxyde de sodium versé est de 5 mL, le pH de la solution valant alors 3,8
- Calculer le pKa du couple; le comparer avec la valeur déduite de la courbe.
- Les indicateurs colorés disponibles sont indiqués dans le tableau suivant: Indicateur Couleur de la forme acide  
Domaine de pH de la Zone de virage Couleur de la forme basique

Hélianthine	rouge	3,1 - 4,4	jaune
BBT	jaune	6,0 - 7,6	bleu
φφ	incoloré	8,2 - 10,0	rose-violet

Quel est parmi ces indicateurs celui qui apparaît le mieux adapté au dosage ?

Quel inconvénient provoque l'usage des deux autres indicateurs ?

Le justifier graphiquement

### Exercice 5

On dispose du matériel et des produits suivants :

- Pipettes de 5mL, 10mL et 2mL
- Fioles jaugées de 500mL, 250mL et 100mL
- Une solution de méthylamine de concentration C<sub>1</sub>.
- Une solution de base B de concentration C<sub>2</sub>.
- Eau distillée - des flaco

Deux flacons contenant l'un une solution S1 de méthylamine et l'autre une solution S2 de base B  
La mesure de pH de la solution S1 donne 11.85 et celui de S2 est 12. On fin de connaître la façon de chaque Base ; on effectue un prélèvement de chaque flacon que l'on soumet à une dilution au dixième la mesure de pH donne pH<sub>1</sub>'=11.35 et pH<sub>2</sub>'=11

1-a\*montrer en justifiant que le méthylamine est une base faible alors que B est une base forte

a- calculer C<sub>2</sub>

b- c- décrire la démarche expérimentale à suivre en précisant le matériel choisit pour effectuer la dilution au dixième

2- Etablir que le pH de la solution S vérifier la relation suivante :  $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pKa} + \text{pKe} + \log C)$

3-A l'aide d'un protocole expérimentale , on mesure le pH d'une solution aqueuse de méthylamine Pour différente valeur de sa concentration C

Les résultats des mesures permettent de tracer la courbe  $\text{pH} = f(-\log C)$

Déduire de cette courbe la valeur de pKa de couple  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$

Ainsi la concentration C de la solution S

### Exercice 6

Dans l'eau distillée, on dissout séparément deux acides, l'un AH (inconnu), l'autre  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  (acide éthanoïque), on obtient deux solutions aqueuses respectivement S<sub>1</sub> et S<sub>2</sub> de même concentration C et de pH tel que :

$\text{pH}(S_1) = 2,0$  et  $\text{pH}(S_2) = 3,4$

(Dans ce qui suit, on négligera la quantité d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ ).

1. a. Dresser le tableau d'avancement volumique relatif à la réaction d'un acide AH avec l'eau. provenant de l'ionisation propre de l'eau devant celles provenant de l'ionisation de l'acide. b. Montrer que le taux

d'avancement final  $\tau_f = \frac{10^{-\text{pH}}}{C}$

2. Dans une fiole jaugée de 100mL, contenant un volume  $V_1 = 20\text{mL}$  de la solution S<sub>1</sub>

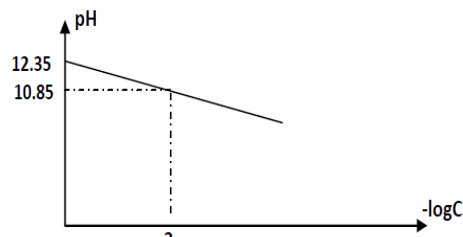
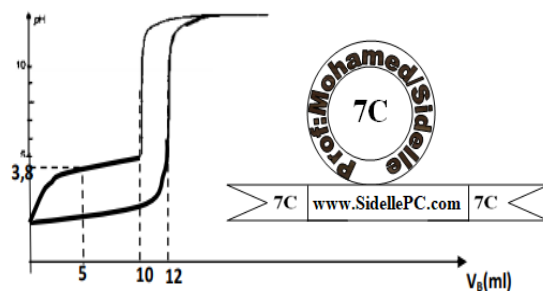
de l'acide AH, on ajoute de l'eau jusqu'au trait de jauge, on obtient une solution S<sub>1</sub>' de concentration C'

a. Vérifier que  $C' = C/5$

b. Sachant que la mesure du pH des solutions S<sub>1</sub> et S<sub>1</sub>' donne :  $\text{pH}(S_1') = \text{pH}(S_1) + \log 5$ . Montrer que le taux d'avancement avant dilution  $\tau_f$  et après dilution  $\tau_f'$  reste le même.

c. Déduire que l'acide AH est un acide fort.

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



**Exercice 7**

On se propose d'étudier le dosage de  $V_B = 20$  mL d'une solution d'ammoniac par une solution d'acide chlorhydrique ( $C_A = 0,1$  mol.L<sup>-1</sup>)

a-Le graphe permet-il de dire si l'ammoniac est une base faible ?

b- Schématiser le dispositif expérimental.

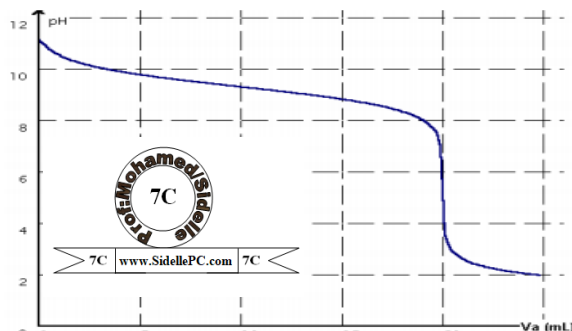
c-Déterminer, d'après le graphe, le volume versé à l'équivalence dans ce dosage. En déduire la concentration de la solution d'ammoniac.

d-Pourquoi le pH est-il acide à l'équivalence ?

e-Le pH de la solution d'ammoniac permet-il d'affirmer que c'est une base faible ?

f-Quel est le pKa du couple acide-base de l'ammoniac ?

g-Quel indicateur, parmi ceux proposés ci-dessous, conviendrait le mieux pour un tel dosage ?



**Exercice 8**

WWW.SidellePC.COM

on dispose à 25°C d'une solution aqueuse S<sub>1</sub> d'acide A<sub>1</sub>H et d'une solution A<sub>2</sub>H aqueuse S<sub>2</sub>.

Pour les identifier ; on prélève de chacune d'entre elles un volume V<sub>A</sub>=20ml et on les dose successivement

par la même solution aqueuse de soude de concentration molaire C<sub>b</sub>=10<sup>-2</sup>mol/l

le suivi de pH-métrique des réactions a permis de tracer mes courbes 1 et 2 de la figure suivante :

E1 et E2 sont les points d'équivalence

1-schématiser le dispositif à utiliser pour ce dosage

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

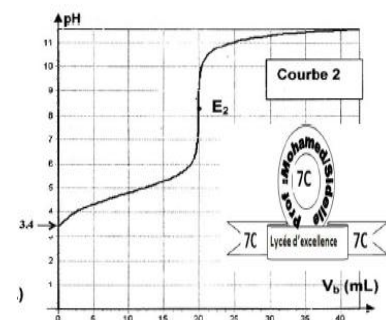
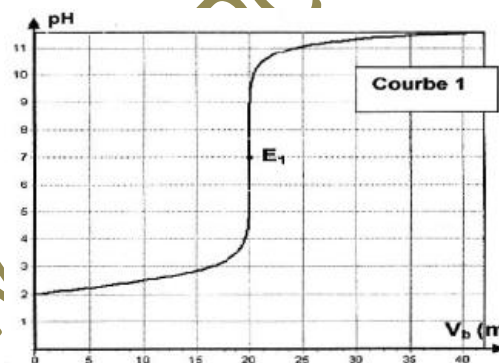
b-montrer que les deux solutions acides ont la même concentration C<sub>A</sub> ; la calculer

c-déterminer pKa de l'acide faible

3-en supposant que A<sub>2</sub>H est faible :

a-écrire l'équation avec l'eau

b-interpréter dans le cas du dosage de cet acide le caractère basique de la solution obtenue à l'équivalence



**Exercice 9**

Toutes les solutions sont prises à 25C

pH-métrique d'un volume V=20ml de sa solution acide ; le groupe G1 utilise une solution aqueuse de soude de concentration molaire

C<sub>b1</sub>=10<sup>-1</sup>mol/l le groupe G2 utilise une solution aqueuse de soude de concentration molaire C<sub>b1</sub>=10<sup>-2</sup>mol/l ils obtiennent alors respectivement

Les deux courbes C1 et C2 de la figure 1

1-a-montrer à partir des courbes que les acides utilisés sont faibles

b-déduire des deux courbes les valeurs pKa1 et pKa2 des deux acides

c-en comparant pKa1 et pKa2 déduire qu'il peut s'agir pour S1 et S2 de deux solutions obtenues à partir de même acide

d-en référant à la valeur de l'ordonnée à l'origine de la courbe

C1 ; vérifier que pour un tel acide le

peut être calculé à partir de

l'expression :  $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pKa} - \log C)$

WWW.SidellePC.COM

