

Exercice n°1

On mélange un volume $V_A=20$ mL d'une solution d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ de concentration $C_A=10^{-2}$ mol.L⁻¹ avec un volume $V_B=5$ mL d'une solution d'hydroxyde de sodium (Na^+ , OH^-) de concentration $C_B = 2.10^{-2}$ mol.L⁻¹. Le pH du mélange vaut 4,8.

1. Reproduire et compléter le tableau d'avancement suivant :

Equation de la réaction		$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	+	OH^-	\rightarrow	CH_3CO_2^-	+	H_2O
Etat	Avancement (mol)	$n(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})$		$n(\text{OH}^-)$		$n(\text{CH}_3\text{CO}_2^-)$		$n(\text{H}_2\text{O})$
Initial	0	$C_A V_A = \dots\dots\dots$		$C_B V_B = \dots\dots\dots$		0		très élevée
Final	x_f							

2. Cette réaction est supposée totale préciser son réactif limitant et calculer l'avancement maximal x_{max} .

3. Déterminer l'avancement final x_f .

4. En déduire la valeur du taux d'avancement final τ_f . Cette réaction est-elle totale ou limitée ?

5. Calculer la constante d'équilibre K associée à cette réaction.

La valeur de K confirme-t-elle la réponse à la question précédente (4°) ?

Exercice n°2

L'acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$, on le trouve sous forme de comprimés de «vitamine C500».

On dissout un comprimé de vitamine C dans 100mL d'eau, on obtient ainsi une solution aqueuse (S).

On prélève un volume $V_A=10$ ml de la solution (S) que l'on dose avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B=2.10^{-2}$ mol.L⁻¹.

On ajoute progressivement la solution d'hydroxyde de sodium et on note le pH du mélange après chaque ajout d'un volume V_B de la solution basique, les résultats des mesures sont dressées dans le tableau suivant :

V_B (mL)	0	1	2	4	6	8	10	12	13	14	14,5	15	16	18
pH	2,9	3,3	3,8	4,0	4,1	4,2	4,3	4,4	4,5	4,7	8,0	11,0	11,2	11,5

1. a. Représenter le schéma annoté du montage expérimental pour réaliser ce dosage.

b. Tracer sur un papier millimétré la courbe de pH en fonction de V_B

c. Montrer, graphiquement, que l'acide ascorbique est un acide faible et écrire l'équation de son ionisation dans l'eau.

2. a. Définir l'équivalence acido-basique.

b. Déterminer les coordonnées du point d'équivalence.

c. Calculer le nombre de mole n_A d'acide ascorbique contenu dans les 10ml de solution (S).

d- En déduire la masse m, en mg, d'acide ascorbique contenu dans un comprimé.

Expliquer l'indication du fabricant «vitamine C500».

On donne la masse molaire de l'acide ascorbique $M = 176$ g.mol⁻¹.

3. a. Quel est le caractère du mélange à l'équivalence (acide, basique ou neutre) ?

Interpréter le résultat et écrire l'équation chimique de la réaction responsable.

b. Le tableau ci-dessous donne la zone de virage de quelques indicateurs colorés :

Zone de virage	4,2 - 6,2	3,0 - 4,6	7,2 - 8,8
Indicateur coloré	Rouge de méthyle	Bleu de bromophénol	Rouge de crésol

Choisir, en justifiant, l'indicateur coloré convenable si l'on veut réaliser un dosage colorimétrique de l'acide ascorbique avec une solution d'hydroxyde de sodium ?

4. Déterminer la valeur du pK_A du couple (acide/base) associé à l'acide ascorbique.

5. a. Ecrire l'équation la réaction chimique qui ce produit au cours du dosage de la solution de l'acide ascorbique par la solution d'hydroxyde de sodium.

b. Calculer la constante d'équilibre K de cette réaction. Cette réaction est-elle totale ?

Exercice n°3: session principale 2012- section sciences expérimentales :

A partir des acides notés A_1H , A_2H et A_3H , on prépare à $25^\circ C$ les solutions (S_1) , (S_2) et (S_3) , de concentration C_1 , C_2 et C_3 et de pH respectifs $pH_1=3,4$; $pH_2=2$ et $pH_3=2$.

1. Avec une solution de soude de concentration molaire C_B , on dose le même volume $V_A=10mL$ de chacune des trois solutions (S_1) , (S_2) et (S_3) . Les volumes de solution de soude ajoutés à l'équivalence sont égaux respectivement à 2 mL, 10 mL et 2 mL.

a. Montrer que (S_1) et (S_3) ont la même concentration molaire.

b. En déduire que l'acide A_3H est plus fort que l'acide A_1H .

2. a. Trouver une relation entre C_2 et C_3 .

b. En déduire, parmi A_1H , A_2H et A_3H , celui qui est fort.

3. On réalise la dilution au 1/10 de chacune des solutions précédentes. En mesurant le pH des nouvelles solutions (S'_1) , (S'_2) et (S'_3) , on trouve successivement $pH'_1 = 3,9$; $pH'_2 = 2,5$ et $pH'_3 = 3$.

Montrer que les résultats de mesures de 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. Déterminer la valeur de la concentration des deux autres solutions d'acides utilisées avant la dilution.

b. Montrer que l'acide A_1H est le plus faible.

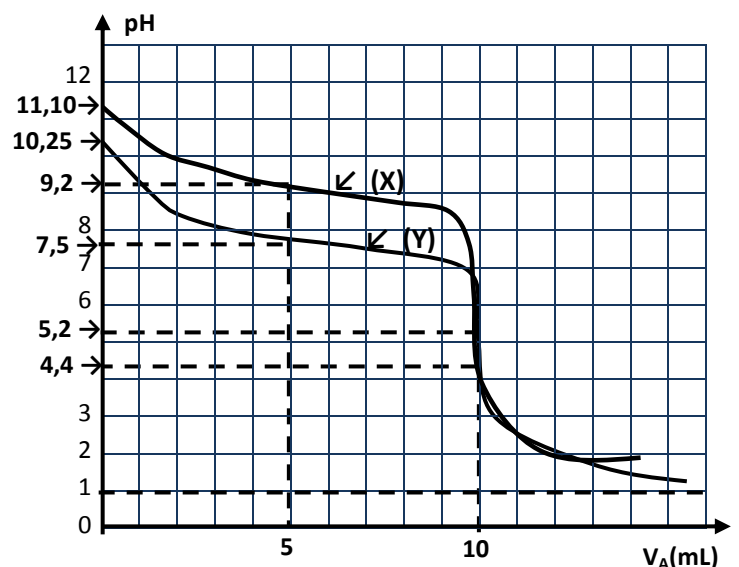
Exercice n°4: Session principale 2012 – Section mathématiques :

On considère une solution (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 τ_f de la réaction d'ionisation de la base B_1 avec l'eau et en déduire si cette base est faible ou forte.

b. Montrer que pour le couple (BH^+/B) le $pK_A=9,2$.

2. On réalise le dosage d'un volume $V_B = 10 \text{ mL}$ de la solution (S_1) . Puis, on réalise le dosage d'un volume $V'_B=10mL$ d'une solution 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 ci-contre sont tracées les deux courbes (X) et (Y) des dosages utilisés.

a. Attribuer à chaque courbe de dosage la base correspondante. Justifier la réponse.

b. Montrer que $C_1 = C_2$.

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

a. Ecrire l'équation de la réaction de dosage B_1 . Vérifier que cette réaction est pratiquement totale.

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

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

Exercice n°5: Session Principale 2011 - Sciences techniques :

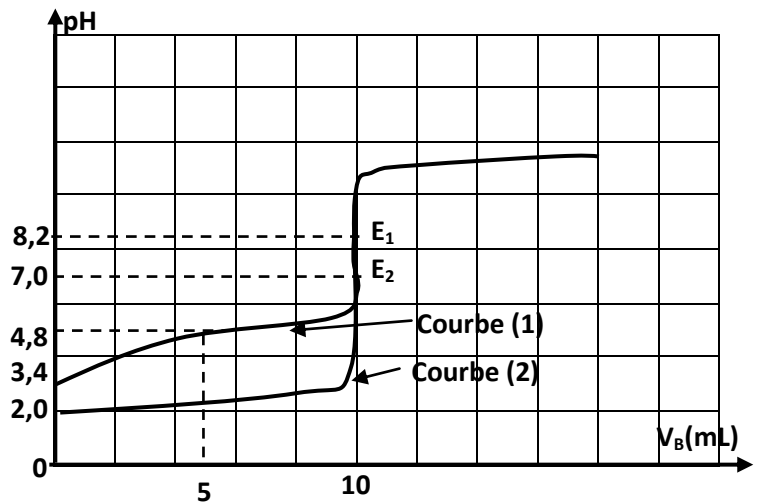
Toutes les solutions sont prises à $25^\circ C$.

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

On dispose de deux solutions aqueuses de même concentration C_A , l'une de chlorure d'hydrogène HCl (acide fort) et l'autre d'acide éthanóique CH_3COOH .

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

On suit à l'aide d'un pH-mètre 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) du graphique ci-contre.



1. 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 .

2. Montrer que l'acide éthanóique est un acide faible.

3. a. Ecrire l'équation de la réaction d'ionisation de l'acide éthanóique dans l'eau.

b. Dresser le tableau d'évolution du système en fonction de l'avancement volumique.

c. Etablir, en fonction de C_A et $[H_3O^+]$, l'expression de K_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^- .

Calculer la valeur de son pK_A .

d. En justifiant la réponse, retrouver cette valeur par exploitation de la courbe (1).