

EXERCICE 1

Lors du dosage d'un volume $V_b = 8,45$ mL de soude de concentration C_b par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 6,76 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹, on note que l'équivalence se produit pour un volume d'acide chlorhydrique versé de $V_{aE} = 25$ mL.

- Déterminer la concentration de la solution de soude.
- En tenant compte des points remarquables, tracer l'allure de la courbe $\text{pH} = f(V_a)$
- Déterminer la nature et calculer la masse du résidu solide que l'on obtiendrait par évaporation de la solution obtenue à l'équivalence.

On donne (en g.mol⁻¹) : H : 1 ; Na : 23 ; Cl : 35,5 ; O : 16

EXERCICE 2

Toutes les solutions étudiées sont à 25° C

- On prépare une solution aqueuse S_1 d'acide chlorhydrique. Le volume de S_1 est $V_{S_1} = 200$ cm³. La masse de chlorure d'hydrogène dissous est m_1 . Le pH de S_1 est $\text{pH}_1 = 1,5$. Le chlorure d'hydrogène est un acide fort en solution aqueuse.
 - Ecrire l'équation – bilan de la réaction de dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau
 - Déterminer la masse m_1 de chlorure d'hydrogène dissous dans S_1
- On mélange les solutions aqueuses suivantes dans les proportions indiquées :
 - Solution S_1 : $V_1 = 10$ cm³ de solution d'acide chlorhydrique ; $C_1 = 3 \cdot 10^{-2}$ mol. L⁻¹
 - Solution S_2 : $V_2 = 5$ cm³ de solution d'acide nitrique (solution de HNO₃) $C_2 = 2 \cdot 10^{-1}$ mol .L⁻¹
 - Solution S_3 : $V_3 = 25$ cm³ d'hydroxyde de sodium ; $C_3 = 2 \cdot 10^{-2}$ mol. L⁻¹. On obtient une solution S.
 - Faire l'inventaire des espèces chimiques introduites dans S
 - Quelles sont celles susceptibles de réagir ?
 - Ecrire la ou les équations bilans des réactions possibles lors du mélange.
Calculer les quantités de matière (en mole) des espèces chimiques majoritaires apportées par chacune des solutions S_1 , S_2 , S_3 .
 - Calculer les quantités de matière (en mole) des espèces chimiques présentes dans S
 - Déterminer le pH de la solution S

EXERCICE 3

- On prépare 500 mL d'une solution de soude de concentration 1 mol .L⁻¹ à partir d'une solution mère S_0 . On dilue ensuite 100 fois cette solution pour obtenir une solution B de soude. Montrer que $C_B = 10^{-2}$ mol .L⁻¹.
- On dispose d'une solution A_1 d'acide nitrique de concentration inconnue. On prélève 20 mL de solution A_1 et on ajoute de l'eau pour obtenir 500 mL de solution A_2 . On dose 25 mL de la solution A_2 avec la solution B de soude de concentration $C_B = 10^{-2}$ mol.L⁻¹. Les valeurs du pH du mélange, en fonction du volume V_b de soude versé, sont consignées dans le tableau ci-dessous :

V_b (mL)	2	4	6	8	9
pH	2,5	2,6	2,8	3,1	3,5

9,5	10,5	11	12	14	16
4	10,3	10,7	10,9	11,1	11,3

- Faire le schéma annoté de l'ensemble du dispositif de dosage.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu au cours du dosage.
- Tracer la courbe donnant le $\text{pH} = f(V_b)$.
Echelle : 1 cm → 1 mL
1 cm → 1 unité de pH
- Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence. En déduire les Concentrations molaires de A_2 puis A_1 .
- Qu'appelle-t-on équivalence acido-basique ?
- Déterminer, graphiquement puis par calcul, le pH de la solution acide A_2 .
- Calculer le pH de la solution quand on a versé $V_B = 15$ mL de soude. Comparer le résultat du calcul à la valeur obtenue graphiquement.
- On dispose de trois indicateurs colorés (voir tableau ci-dessous). Reporter les zones de virages sur le graphe $\text{pH} = f(V_b)$. Quel indicateur coloré, parmi ceux cités ci-dessous, aurait pu être utilisé en l'absence de pH- mètre pour effectuer le dosage ?

INDICATEURS COLORES	ZONE DE VIRAGE
Hélianthine	3,1 - 4,4
Bleu de bromothymol	6,0 - 7,6
phénophtaléine	8,2 - 10,0

EXERCICE 4

L'éthylamine ($C_2H_5NH_2$) est une base faible dans l'eau.

- On considère une solution aqueuse d'éthylamine de concentration molaire volumique C_b ($mol.L^{-1}$). Son pH est 11,4.
 - Ecrire l'équation de la réaction de l'éthylamine dans l'eau.
 - Calculer les concentrations molaires volumiques des diverses espèces chimiques présentes dans la solution sachant que le pK_a du couple acido-basique mis en jeu vaut 10,8.
- On place un volume $V_b = 50mL$ de la solution d'éthylamine précédente dans un Becher et l'on y verse à l'aide d'une burette, un volume V_a d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique $C_a = 0,02 mol.L^{-1}$. Après chaque addition d'acide, on mesure le pH de la solution contenue dans le bécher. On obtient les valeurs contenues dans le tableau ci-après.

V (cm^3)	0	4	8	12	16	20
pH	11,4	11,2	11,05	10,9	10,75	10,55

24	26	27	28	29	30
10,3	10,15	10,05	9,95	9,85	9,65

31	32	32,2	32,5	32,7	33	34
9,45	8,95	8,75	6,45	4,3	3,9	3,45

35	36	38	40	44	48
3,2	3,1	2,9	2,8	2,6	2,5

- Ecrire l'équation de la réaction chimique qui a lieu lors du dosage.
- Quelles sont les caractéristiques de cette réaction chimique ?
- Tracer la courbe de dosage $pH=f(V)$. Echelle : 1cm pour $2 cm^3$; 1cm pour 1 unité de pH
 - Déterminer graphiquement les coordonnées du Point d'équivalence.
- Calculer la concentration C_b de la solution D'éthylamine.
 - Comparer avec le résultat de la question 1.C.
- Pour repérer la fin du dosage on utilise le bleu de bromothymol. L'espèce acide de cet indicateur



est notée AH et l'espèce basique A^- . Le couple acide base de cet indicateur est caractérisé par un $pK_{ai} = 6,8$. Définir théoriquement le domaine de virage de l'indicateur. Permettra-t-il de déterminer la fin du dosage ?

- Justifier le caractère acide de la solution obtenue à l'équivalence.
- Déterminer graphiquement le pK_a du couple mis en jeu. Quel est ce couple ?

EXERCICE 5

Dans cet exercice les parties A et B sont indépendantes

Partie A.

Deux flacons sans étiquettes contiennent deux solutions acides A_1 et A_2 . L'une est de l'acide méthanoïque et l'autre de l'acide chlorhydrique. Pour identifier les solutions A_1 et A_2 , le professeur fournit à ses élèves les données suivantes :

- La mesure du pH de chaque solution est :
Pour A_1 : $pH=2,7$ et Pour A_2 : $pH=2$

Le dosage d'un volume $V_a=50mL$ de chaque solution acide, par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b=5.10^{-2} mol.L^{-1}$ donne à l'équivalence :

- Pour A_1 : $V_{b1}=25mL$ et Pour A_2 : $V_{b2}=10mL$

- Calculer les concentrations initiales des solutions A_1 et A_2 .
- Identifier les solutions A_1 et A_2 . Justifier votre réponse.
- Ecrire l'équation-bilan de la réaction pour chaque solution acide pendant le dosage.

Partie B

On dispose d'une solution d'acide HA de concentration molaire $C_a=2,5.10^{-2} mol.L^{-1}$ dont le pH est égal à 2,7.

- Ecrire l'équation de dissociation de cet acide dans l'eau.
- Recenser et calculer les concentrations des espèces chimiques contenues dans cette solution.
- En déduire le pK_a du couple HA/ A^- .
- Calculer le volume de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b=5.10^{-2} mol.L^{-1}$ à verser dans 20mL de la solution acide HA pour atteindre la demi-équivalence. Donner pour la solution ainsi obtenue : le pH, le nom et les propriétés