

TRAVAUX DIRIGES DE CHIMIE: REACTION ACIDE -BASE. SOLUTION TAMPON - DOSAGES

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 $C_a = 6,76 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, on note que l'équivalence se produit pour un volume d'acide chlorhydrique versé de $V_{aE} = 25$ mL.

1. Déterminer la concentration de la solution de soude.
2. En tenant compte des points remarquables, tracer l'allure de la courbe $\text{pH} = f(V_a)$
3. 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

1°) On prépare une solution aqueuse S_1 d'acide chlorhydrique. Le volume de S_1 est $V_{S1} = 200 \text{ cm}^3$. 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.

1-1 Ecrire l'équation – bilan de la réaction de dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau

1-2 Déterminer la masse m_1 de chlorure d'hydrogène dissous dans S_1

2°) On mélange les solutions aqueuses suivantes dans les proportions indiquées :

- Solution S_1 : $V_1 = 10 \text{ cm}^3$ de solution d'acide chlorhydrique ; $C_1 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- Solution S_2 : $V_2 = 5 \text{ cm}^3$ de solution d'acide nitrique (solution de HNO_3) $C_2 = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

- Solution S_3 : $V_3 = 25 \text{ cm}^3$ d'hydroxyde de sodium ; $C_3 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On obtient une solution S.

2-1 Faire l'inventaire des espèces chimiques introduites dans S

2-2 Quelles sont celles susceptibles de réagir ?

2-3 Ecrire la ou les équations bilans des réactions possibles lors du mélange.

2-4 Calculer les quantités de matière (en mole) des espèces chimiques majoritaires apportées par chacune des solutions S_1 , S_2 , S_3 .

2-5 Calculer les quantités de matière (en mole) des espèces chimiques présentes dans S

2-6 Déterminer le pH de la solution S

 **Fomesoutra.com**

ça soutra !

Docs à portée de main

EXERCICE 3

1. On prépare 500mL 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 $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
2. On dispose d'une solution A_1 d'acide nitrique de concentration inconnue. On prélève 20mL de solution A_1 et on ajoute de l'eau pour obtenir 500 mL de solution A_2 . On dose 25mL de la solution A_2 avec la solution B de soude de concentration $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. 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	9,5	10,5	11	12	14	16
pH	2,5	2,6	2,8	3,1	3,5	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 \rightarrow 1 mL
 1 cm \rightarrow 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 ?

2.6 Déterminer, graphiquement puis par calcul, le pH de la solution acide A_2 .

2.7 Calculer le pH de la solution quand on a versé $V_B = 15\text{mL}$ de soude. Comparer le résultat du calcul à la valeur obtenue graphiquement.

2.8 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 ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$) 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 $V_b = 50\text{mL}$ 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 $C_a = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$. Après chaque addition d'acide, on mesure le pH de la solution contenue dans le becher. On obtient les valeurs contenues dans le tableau ci-après.

V (cm^3)	0	4	8	12	16	20	24	26	27	28	29	30
pH	11,4	11,2	11,05	10,9	10,75	10,55	10,3	10,15	10,05	9,95	9,85	9,65

V (cm^3)	31	32	32,2	32,5	32,7	33	34	35	36	38	40	44	48
pH	9,45	8,95	8,75	6,45	4,3	3,9	3,45	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 $\text{pH} = f(V)$. Echelle : 1 cm pour 2 cm^3 ; 1 cm 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 ?

6.

- 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 ?



Docs à portée de main

EXERCICE 5

Pour préparer un volume $V = 150\text{mL}$ d'une solution tampon T de $\text{pH} = 9,2$ on dispose de un litre de chacune des solutions suivantes :

- HCl de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$
- NaOH de concentration $C_2 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- NH_3 de concentration $C_3 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- NH_4Cl de concentration $C_4 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$
- CH_3COOH de concentration $C_5 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

Indiquer trois manières précises de fabriquer la solution tampon.

Données: $pK_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$; $pK_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,2$

EXERCICE 6

Dans cet exercice les parties A et B sont indépendantes

Partie A.

Deux flacons sans étiquettes contiennent deux solutions acides A1 et A2. L'une est de l'acide méthanoïque et l'autre de l'acide chlorhydrique.

Pour identifier les solutions A1 et A2, le professeur fournit à ses élèves les données suivantes :

- ° La mesure du pH de chaque solution est :
Pour A₁ : $\text{pH} = 2,7$
Pour A₂ : $\text{pH} = 2$

° Le dosage d'un volume $V_a = 50\text{mL}$ de chaque solution acide, par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ donne à l'équivalence :

Pour A1 : $V_{b1} = 25\text{mL}$

Pour A2 : $V_{b2} = 10\text{mL}$

- Calculer les concentrations initiales des solutions A₁ et A₂.
- Identifier les solutions A₁ et A₂. 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 $C_a = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ 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 $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ 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.