

Niveau : Terminales CDE

Discipline :

PHYSIQUE-CHIMIE

CÔTE D'IVOIRE – ÉCOLE NUMÉRIQUE



THÈME : CHIMIE GÉNÉRALE

TITRE DE LA LEÇON : DOSAGE ACIDO-BASIQUE

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Regardant un documentaire à la Télévision ivoirienne chaîne 1, une élève de la classe de Terminale du Lycée d'Agboville apprend que le vinaigre utilisé dans les foyers pour la vinaigrette est constitué essentiellement d'acide éthanoïque. Voulant vérifier cette information, elle et ses camarades de classe décident de réaliser le dosage du vinaigre et de déterminer sa concentration molaire volumique.

II. CONTENU DE LA LEÇON

I. Généralités

1. Protocole expérimental

On prélève un volume V_a de solution à doser que l'on verse dans un Erlenmeyer. On y ajoute quelques gouttes d'un indicateur coloré approprié. A l'aide d'une burette graduée, on y verse progressivement une solution titrante jusqu'à apparition d'une nouvelle couleur. On relève alors le volume ($V_{\text{éq}}$) de solution versée.

2. Principe de dosage et technique de dosage

Un **dosage** est une technique expérimentale qui permet de déterminer la concentration molaire C inconnue d'une espèce chimique dans une solution.

De façon générale, on fait réagir une espèce chimique A , de concentration C_A inconnue sur une espèce chimique B de concentration C_B connue, selon la réaction chimique : $A + B \rightarrow D$

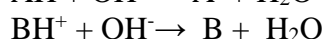
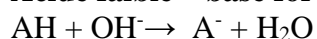
Cette réaction chimique entre A et B doit être unique, rapide et totale.

Ainsi, on peut utiliser les réactions acido-basiques suivantes :

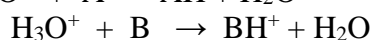
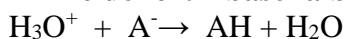
- **Acide fort – base forte**



- **Acide faible – base forte**



- **Acide fort – base faible**



Il existe deux (02) types de dosages acido-basiques :

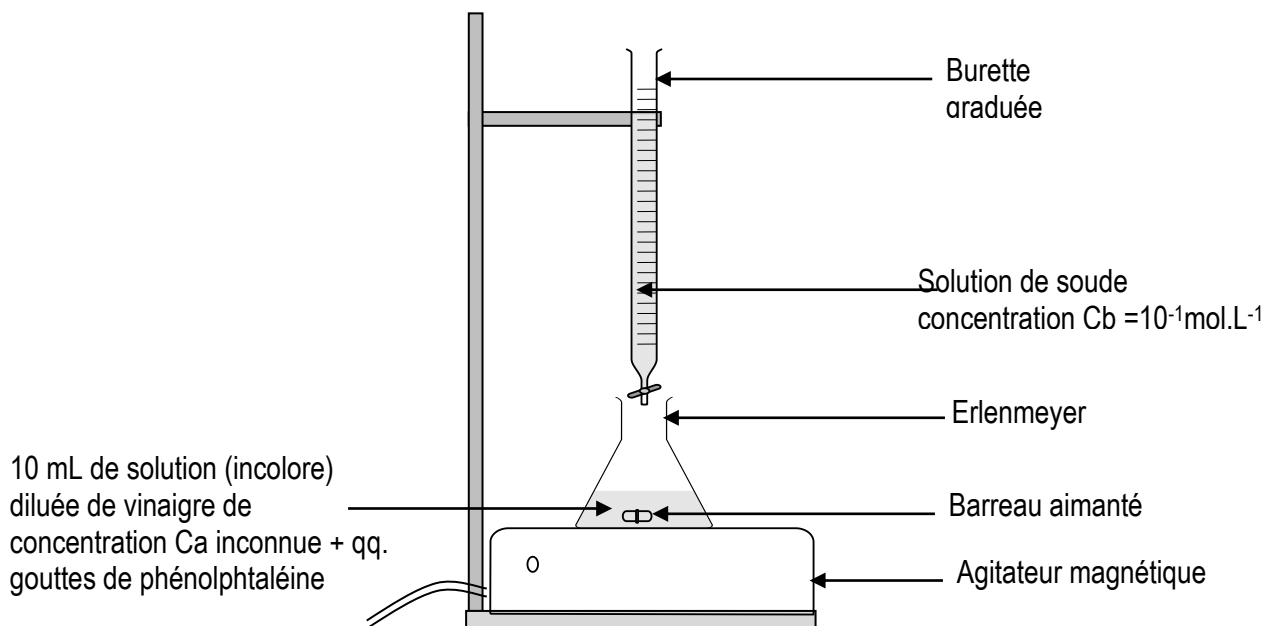
- Le dosage pH-métrique
- Le dosage colorimétrique

II. Dosage colorimétrique d'une solution commerciale de vinaigre

1. Préparation d'une solution diluée de vinaigre

On prélève $V_0 = 10\text{mL}$ de la solution commerciale de vinaigre 8° de concentration C_0 . On le dilue 10 fois avec de l'eau distillée. Cette solution de vinaigre diluée de concentration C_a a un pH égale 2,9.

2. Montage expérimental



3. Expérience et observations

. A l'aide d'une burette graduée, on verse goutte à goutte de la soude de $C_b = 10^{-1}\text{ mol/L}$ dans la solution de vinaigre dilué, l'agitateur faisant le mélange. Au fur et à mesure de l'ajout de soude, la couleur du mélange passe brusquement de l'incolore au rose violacé et le reste. Le mélange passe au rose violacé lorsque le volume versé est de 13mL. Le pH du mélange est alors égal à 8,8.

4. Interprétation

Quand la couleur du mélange devient rose violacée, la réaction entre le vinaigre et la soude est terminée : L'on a atteint l'équivalence acido-basique.

Alors : n_A (vinaigre) = n_B (soude)

5. Le choix de l'indicateur coloré

Le pH à l'équivalence de ce dosage vaut environ 8,8 et la zone de virage de la phénolphtaléine se situe entre 8,2 et 10. On constate que : $8,2 < 8,8 < 10$, par conséquent la phénolphtaléine est bien l'indicateur coloré approprié à ce dosage.

6. Concentrations molaires volumiques

6.1 Concentration de la solution diluée

A l'équivalence : $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_{B\text{éq}} \Leftrightarrow C_A = C_B \cdot V_{B\text{éq}} / V_A \Leftrightarrow C_A = 0.1 \cdot 0.013 / 0.01 = 0,13 \text{ mol.L}^{-1}$

6.2 Concentration C_0 de la solution commerciale

$$k = C_0 / C_a \text{ d'où } C_0 = 10 C_a = 1,3 \text{ mol.L}^{-1}$$

Activité d'application 1

On étudie le dosage d'un volume $V_a = 15 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanique par une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$. L'équivalence acido-basique est atteinte lorsqu'on a versé $V_b = 16 \text{ mL}$ d'hydroxyde de potassium. Calcule la concentration C_a de la solution d'acide éthanique dosée.

Solution:

A l'équivalence, $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{OH}^-)$; $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{bE}$ d'où $C_a = C_b \cdot V_{bE} / V_a$ A.N. $C_a = 1,06 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

6.3 Concentrations volumiques des espèces chimiques à l'équivalence

6.3.1 Inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange :

- Cations : H_3O^+ ; Na^+ ;
- Anions : OH^- ; CH_3COO^- ;
- Molécules : H_2O ; CH_3COOH

: 10

6.3.2 Concentrations des espèces chimiques :

- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$
- $[\text{OH}^-] = 6,25 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$
- $[\text{Na}^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = 56 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Electroneutralité : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] \approx [\text{Na}^+] = 56 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ Conservation de la

Matière : $\frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}]$

à l'équivalence : $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$

alors $[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} - ([\text{Na}^+] - [\text{OH}^-]) \approx [\text{OH}^-] = 6,25 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

III/ Dosage ph-métrique

Dans ce cas, on utilise le graphe $\text{pH} = f(V)$, V étant le volume de réactif versé. On trace la courbe ph-métrique et on détermine le point d'équivalence E par la méthode des tangentes parallèles.

Connaissant pH_E et V_E (volume de réactif versé à l'équivalence) on utilise l'équation-bilan de la réaction acido-basique pour déterminer la concentration de la solution.

Remarque : Le pH se lira avec le pH-mètre.

7. Intérêt du dosage

Doser une espèce chimique présente dans une solution consiste à déterminer sa concentration molaire volumique dans cette solution.

Activité d'application 2

INDICATEURS COLORES	TEINTE ACIDE	ZONE DE VIRAGE	TEINTE BASIQUE
HELIANTHINE	Rouge	3,1 – 4,4	jaune
BLEU DE BROMOTHYMOL (BBT)	jaune	6 – 7,6	Bleu
PHENOLPHTALEINE	incolore	8,2 – 10	Rose violacé

Précise, parmi les indicateurs ci-dessus, celui qui est convenable pour un dosage :

1. d'un acide fort par une base forte ;
2. d'une base forte par un acide fort ;
3. d'un acide faible par une base forte ;
4. d'une base faible par un acide fort.

Solution 2:

1. Pour le dosage d'un acide fort par une base forte, le BBT est approprié car le $pH_E = 7$ à 25°C à l'équivalence est compris dans sa zone de virage.
2. Pour le dosage d'une base forte par un acide fort, le pH_E à l'équivalence est compris dans la zone de virage du BBT. Le BBT est donc approprié.
3. Pour le dosage d'un acide faible par une base forte, le pH_E est supérieur à 7 à 25°C . La phénolphtaléine est appropriée.
4. Pour le dosage d'une base faible par un acide fort, le pH_E est inférieur à 7 à 25°C . L'hélianthine est appropriée.

SITUATION D'ÉVALUATION

Ton voisin de classe réalise le dosage d'une solution d'acide benzoïque de volume $V_a = 50 \text{ mL}$ par une solution de soude de concentration molaire $C_b = 10^{-1} \text{ mol/L}$. La phénolphtaléine présente dans le mélange vire au rose violacé lorsque le volume de soude versé est $V_b = 20 \text{ mL}$.

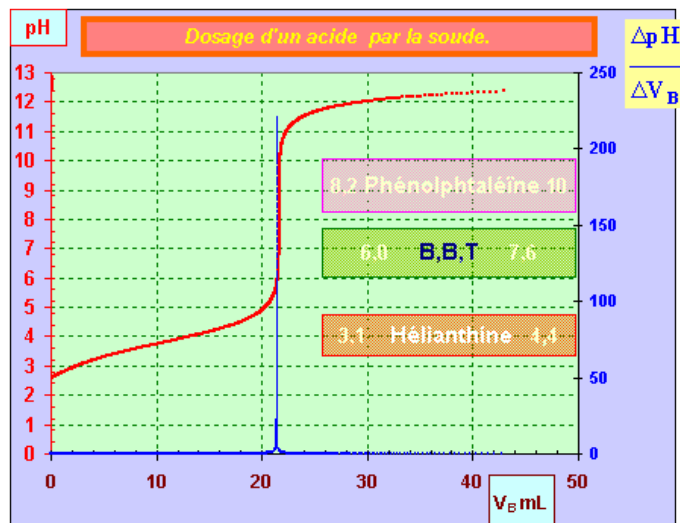
- 1.1 Fais le schéma du dispositif expérimental.
- 1.2 Précise le rôle de la phénolphtaléine.
- 1.3 Écris l'équation bilan de la réaction acido-basique qui a lieu.
- 1.4 Détermine la concentration molaire volumique de la solution d'acide benzoïque.
- 1.5 Précise la nature (acide, basique ou neutre) du mélange à l'équivalence.

III. EXERCICES

Exercice 1

On ajoute progressivement, à un volume V_A , égal à $50,0 \text{ mL}$, d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque HCOOH de concentration inconnue C_A , un volume V_B d'une solution aqueuse de soude de concentration C_B égale à $0,10 \text{ mol/L}$, et on mesure le **pH**.

La courbe représentant les variations du **pH** en fonction du volume est donnée ci-dessous.



1. Écris l'équation-bilan de la réaction de dosage.
2. Déduis de la courbe la valeur du volume V_{BE} de soude versée à l'équivalence.
3. Calcule la valeur de C_A .

Solution

1. Équation-bilan de la réaction :



2. Valeur du volume de base versée à l'équivalence :

Par la méthode des tangentes, on trouve : $V_{BE} \approx 21,5 \text{ mL}$

3. Valeur de C_A .

A l'équivalence : $n_A = n_B$

$$C_A V_A = C_B V_{BE} \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A} = \frac{0,10 \times 21,5}{50}$$

$$C_A = 4,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

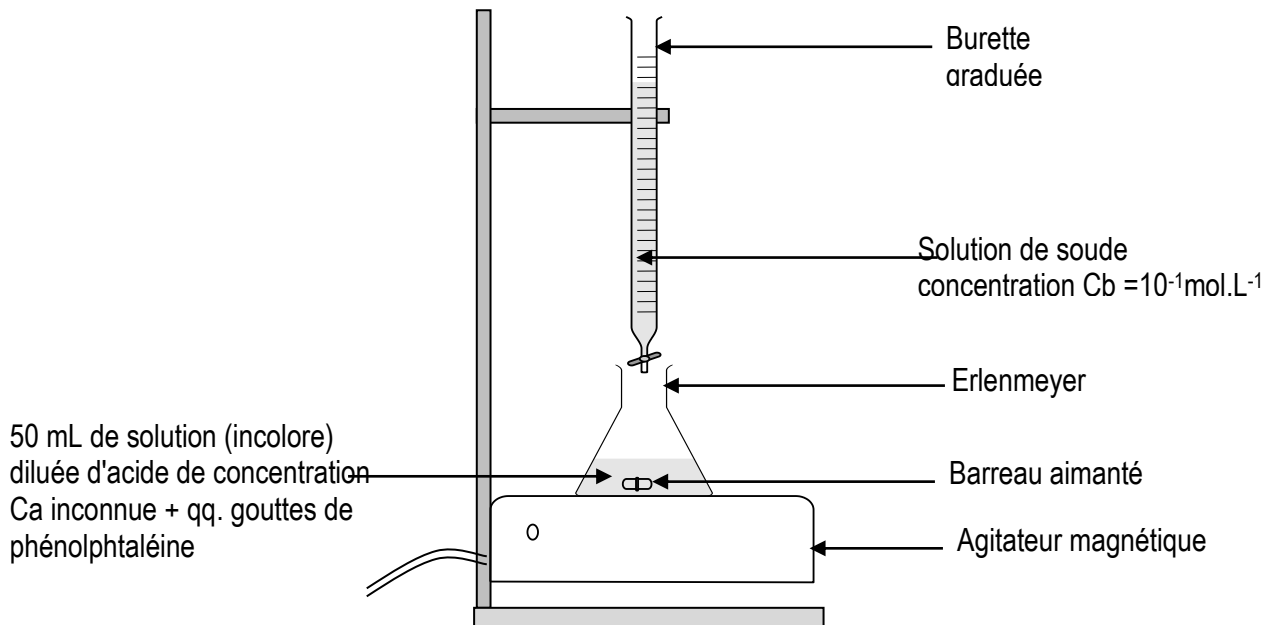
Exercice 2

Ton voisin de classe réalise le dosage d'une solution d'acide benzoïque de volume $V_A = 50 \text{ mL}$ par une solution de soude de concentration molaire $C_B = 10^{-1} \text{ mol/L}$. La phénolphthaléine présente dans le mélange vire au rose violacé lorsque le volume de soude versé est $V_B = 20 \text{ mL}$.

1. Fais le schéma du dispositif expérimental.
2. Précise le rôle de la phénolphthaléine.
3. Écris l'équation bilan de la réaction acido-basique qui a lieu.
4. Détermine la concentration molaire volumique de la solution d'acide benzoïque.
5. Précise la nature (acide, basique ou neutre) du mélange à l'équivalence.

Solution

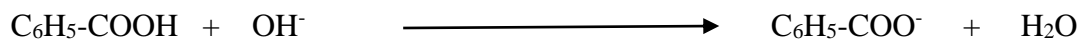
1. Schéma du dispositif



2. Rôle de la phénolphtaléine

Elle joue le rôle d'indicateur coloré. Le changement de sa couleur marque la fin du dosage et nous permet de savoir que l'équivalence acido-basique est atteinte.

3. Équation-bilan de la réaction



4. Concentration molaire de la solution acide à l'équivalence

$$n(\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}) = n(\text{OH}^-) \quad \square \quad C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{bE} \quad \text{d'où} \quad C_a = C_b \cdot V_{bE} / V_a$$

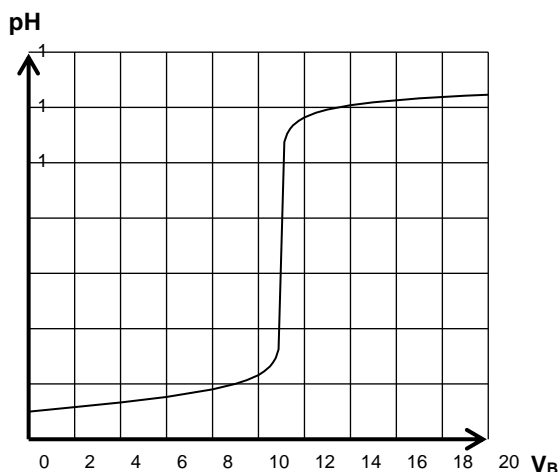
$$\text{A.N. } C_a = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

5. Nature du mélange à l'équivalence

A l'équivalence ; le mélange est basique ; C'est une solution de benzoate de sodium.

Exercice 3

Le sujet d'une évaluation porte sur le dosage d'un acide fort HA par une base forte BOH. La courbe pH-métrique du dosage est représentée qualitativement comme suit.



$V_A = 10$ mL, le volume de l'acide versé.

$C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, la concentration molaire volumique de la base utilisée.

Tu disposes de trois indicateurs colorés :

- hélianthine (3,1 – 4,4) ;
- BBT (6 – 7,6) ;
- phénolphthaléine (8,2 – 10).

1. Définis un dosage.
2. Justifie le choix de l'indicateur coloré approprié pour ce dosage parmi ceux donnés.
3. Écris l'équation-bilan de la réaction acido-basique.
4. Détermine la concentration molaire volumique de l'acide.

Solution

1. Un dosage est une méthode expérimentale qui permet de déterminer la concentration d'une espèce chimique.
2. D'après la courbe de dosage, le pH à l'équivalence est égal à 7, valeur contenue dans la zone de virage du BBT (6 – 7,6). Le BBT est donc l'indicateur coloré approprié pour ce dosage.



4. A l'équivalence, $n(\text{OH}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$

$$C_B V_{BE} = C_A V_A$$

$$C_A = C_B \frac{V_{BE}}{V_A} = 10^{-1} \frac{11 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}}$$

$$C_A = 0,11 \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 4

Au cours d'une séance de travaux pratiques au laboratoire du lycée. Votre professeur de physique – chimie vous demande de déterminer la concentration molaire en acide éthanoïque contenu dans une bouteille pleine de vinaigre dont l'étiquette n'est pas lisible. Le professeur vous demande de prélever un volume $V_0 = 5$ mL de la solution mère S_0 de vinaigre et la diluer 4 fois. Vous obtenez une solution S_1 de volume V_1 . Vous prélevez un volume $V = 10$ mL de S_1 auquel vous ajoutez quelques gouttes de phénolphthaléine que vous dosez par une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $C_2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le changement de teinte du mélange est obtenu lorsque vous avez versé un volume $V_E = 11,5$ mL de la solution d'hydroxyde de potassium.

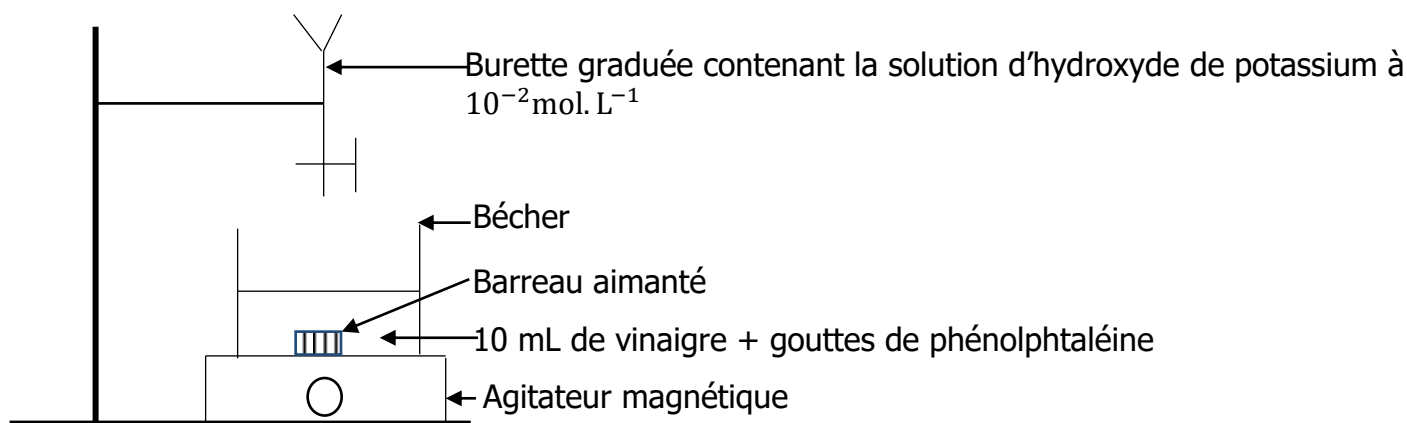
Tu es choisi pour rédiger le compte rendu de ton groupe

1. Schématise le dispositif expérimental
2. Explique le changement de teinte du mélange pendant le dosage
- 3.

- 3.1. Écris l'équation –bilan de la réaction acido-basique ;
- 3.2. Calcule la concentration molaire C_1 de la solution S_1 dosée ;
4. Détermine la concentration molaire d'acide éthanoïque contenu dans la bouteille de vinaigre.

Solution

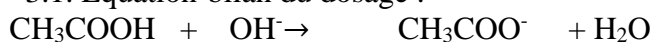
1. Schéma du dispositif



2. Le changement de teinte du mélange au laboratoire marque la fin du dosage, cela explique que le mélange est à équivalence acido-basique

3.

3.1. Équation-bilan du dosage :



3.2. Calcule de la concentration C_1

À l'équivalence on $n_1 = n_2$, on a $C_1 V = C_2 V_E$ d'où $C_1 = 1,15 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$

4. Concentration d'acide éthanoïque dans la bouteille.

D'après la définition de la dilution $n_0 = n_1$, on a $C_0 V_0 = C_1 V_1$, soit $V_1 = k V_0$

$C_0 V_0 = C_1 k V_0$ cela entraîne $C_0 = k \cdot C_1$ d'où $C_0 = 5,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$

Exercice 5

Lors d'une séance de travaux dirigés au laboratoire, votre professeur de physique-chimie, vous demande de déterminer le pH d'une solution aqueuse d'acide Iodhydrique. Vous réalisez le dosage calorimétrique d'un volume $V_A = 10 \text{ mL}$ de cette solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$. A l'aide d'un indicateur coloré approprié, vous repérez l'équivalence lorsque vous avez versé un volume $V_{BE} = 22 \text{ mL}$ de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, vous disposez des zones de virage de quelques indicateurs colorés :

Indicateur coloré	Hélianthine	Bleu de Bromothymol	Phénolphtaléine
Zone de virage	3,1-4,5	6 -7,6	8,2 -10

Tu es désigné pour exposer ton travail au tableau

1. Choisis parmi les indicateurs colorés proposés, celui qui convient pour le dosage. Justifie ta réponse.

2.

2.1. Définis le pH d'une solution aqueuse.

2.2. Donne l'expression du Ph d'une solution aqueuse d'acide fort en fonction de sa concentration molaire volumique C_A .

3. Calcule la concentration C_A de la solution aqueuse d'acide iodhydrique

4. Détermine le pH de la solution d'acide iodhydrique.

Solution

1. L'indicateur coloré approprié à ce dosage est le bleu de bromothymol (BBT) , car sa zone de virage contient le pH à l'équivalence ($6 < \text{pH}_{\text{E}}=7 < 7,6$)

2.

2.1. Le pH d'une solution aqueuse est la grandeur sans dimension qui exprime la quantité des ions H_3O^+ dans la solution.

2.2. Le pH d'une solution aqueuse d'acide fort est donné par la relation $\text{pH} = -\log C$

Avec $C = [\text{H}_3\text{O}^+]$

2. Concentration C_A

A l'équivalence $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$ ou on a $C_A V_A = C_B V_{\text{BE}}$ et on trouve $C_A = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

3. pH de la solution

$\text{pH} = -\log C_A = -\log 2,2 \cdot 10^{-2} = 1,65$

IV. DOCUMENTS

Titration par indicateurs colorés

Le **titrage par indicateurs colorés** est une méthode d'analyse par titrage qui se base sur un changement de couleur du milieu lors de l'équivalence. Cette méthode s'utilise par l'ajout d'un indicateur coloré lors des titrages acido-basiques (indicateurs de pH), des titrages par oxydoréduction (indicateurs redox), des titrages complexométriques (indicateurs de complexométrie) ou des titrages par précipitation (indicateurs de précipitation).

Les indicateurs colorés en titrage acido-basique

Lors d'un titrage acido-basique, à l'équivalence, les quantités de matière des réactifs sont en proportions stœchiométriques. On observe alors un saut de pH. Généralement les espèces mises en jeu sont incolores et pour mettre en évidence le saut de pH et donc l'équivalence on doit utiliser un indicateur coloré.

Fonctionnement de l'indicateur coloré en réaction acido-basique

L'indicateur de pH est un composé chimique qui présente des propriétés acido-basiques et dont la forme acide et la forme basique présentent des couleurs différentes, cela permet donc de distinguer simplement le pH de la solution.

Choix de l'indicateur coloré

On peut grouper les titrages acido-basiques en quatre familles :

1. réaction entre un acide fort et une base forte ;
2. réaction entre un acide fort et une base faible ;
3. réaction entre un acide faible et une base forte ;
4. réaction entre un acide faible et une base faible.

Selon la famille, on peut prévoir la zone de virage du pH. Dans le premier cas l'équivalence se fera à un pH neutre égal à 7, dans le deuxième cas l'équivalence se fera à un pH acide inférieur à 7, dans le troisième cas l'équivalence se fera à un pH basique supérieur à 7, le quatrième cas ne permet pas de conclure *a priori*, un calcul à l'aide des pK_a des couples acide-base mis en jeu est nécessaire. Ainsi, selon le pH il convient d'adapter l'indicateur coloré, sa zone de virage doit correspondre à la zone d'équivalence lors du titrage.

Quelques indicateurs colorés		
Nom de l'indicateur	Zone de virage	Changement de couleur
<u>Vert de malachite</u>	0,1 - 2,0	jaune - vert
<u>Jaune d'alizarine R</u>	1,9 - 3,3	rouge - jaune
<u>Bleu de bromophénol</u>	3,0 - 4,6	jaune - bleu
<u>Hélianthine</u>	3,1 - 4,4	rouge - jaune
Rouge d'<u>alizarine S</u>	3,7 - 5,2	jaune - violet
<u>Vert de bromocrésol</u>	3,8 - 5,4	jaune - bleu
<u>Rouge de méthyle</u>	4,2 - 6,2	rouge - jaune
<u>Bleu de résorcine</u>	4,4 - 6,2	rouge - bleu
<u>Bleu de bromothymol</u>	6,0 - 7,6	jaune - bleu
<u>Rouge de crésol</u>	7,2 - 8,8	jaune - rouge
<u>Phénolphtaléine</u>	8,2 - 10,0	incolore - rose
Rouge d'<u>alizarine S</u>	10,0 - 12,0	violet - jaune
<u>Jaune d'alizarine R</u>	10,1 - 12,1	jaune - violet
<u>Vert de malachite</u>	11,5 - 13,2	vert - incolore
<u>Carmin d'indigo</u>	11,6 - 14,0	bleu - jaune

Source : https://fr.wikipedia.org/wiki/Titrage_par_indicateurs_color%C3%A9s

Pour les exercices vous pouvez consulter les sites et documents suivants :

<https://guy-chaumeton.pagesperso-orange.fr/ts06chc.htm#b>

<http://1plus1font3.com/wp-content/uploads/2018/09/3-Dosages-acido-basiques.pdf>