

TP C06 Bis - Des transformations associées à des réactions acido-basiques : analyse de courbes de titrages pH-métriques

Objectif Montrer que l'équivalence du titrage acido-basique correspond à un point singulier de la courbe $pH = f(V)$, V étant le volume de réactif titrant versé.

1. Matériel et produits

- Pipette jaugée de 20 mL,
- Poire à pipeter (ou pipeteur),
- 1 burette de 25 mL,
- Bécher de 100 mL,
- pH-mètre + électrode,
- papier absorbant,
- ✓ Solutions tampon pour l'étalonnage,
- ✓ Solution d'acide éthanoïque (ou acide acétique) de concentration molaire $8,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- ✓ Solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

2. Manipulation

1. Étalonner le pH-mètre (suivre la notice explicative).

2. Préparation du dispositif expérimental :

- dans un bécher, introduire à l'aide de la pipette jaugée, un volume $V = 20,00 \text{ mL}$ de solution d'acide acétique de concentration molaire $8,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$,
- rincer, puis remplir la burette avec la solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$,
- plonger l'électrode de pH dans la solution,
- ajouter un barreau aimanté, puis installer l'agitateur magnétique,
- régler l'agitation,

3. Mesurer le pH de la solution après chaque ajout de solution basique.

4. Consigner les valeurs mesurées du pH dans le tableau :

Tableau des valeurs obtenues

Vb (mL)	0	2	4	6	8	10	11	12	13	14	15
pH											
Vb (mL)	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	
pH											

5. Tracer la courbe $pH = f(V)$ (V volume de solution d'hydroxyde de sodium versé) au cours de la réaction entre la solution d'acide acétique et la solution d'hydroxyde de sodium. (cf question 5)

3. Questions

1 Écrire l'équation chimique associée à la transformation du système étudié.

2 Exprimer le quotient de réaction à l'équilibre, appelé aussi constante d'équilibre de cette réaction, et calculer sa valeur. Données à 25 °C : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-$ $pK_A = 4,8$ $pK_e = 14$

3 Déterminer le volume, théorique, de solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence à l'aide du tableau descriptif de l'évolution du système.

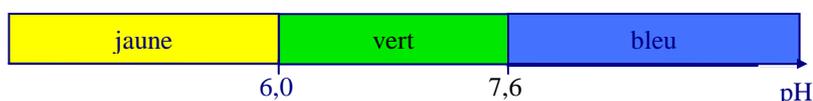
- 4 Rentrer les valeurs pH et V_b dans le tableur Excel.
 - 5 Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_b)$ à l'aide du tableur.
 - 6 Calculer à l'aide du tableur $\text{dpH/dV}_b = (\text{pH}_{i+1} - \text{pH}_{i-1}) / (V_{i+1} - V_{i-1})$
 - 7 Tracer dpH/dV_b à l'aide du tableur.
 - 8 Imprimer les courbes.
 - 9 Placer sur la courbe le point équivalent, point d'abscisse $V = V_E$. Observer et commenter l'évolution du pH autour de ce point.
- 10 Donner une définition mathématique du point équivalent.
- 11 Vérifier que le point équivalent est accessible par une méthode géométrique (à faire sur le graphe).
- 12 A l'aide de la courbe et des zones de virage des indicateurs colorés ci-dessous, choisir l'indicateur coloré approprié pour déterminer le volume équivalent.
- 13 Proposer une méthode de titrage de la solution d'acide acétique utilisant cet indicateur coloré, les conditions expérimentales précédemment proposées étant conservées.

Zones de virage de quelques indicateurs colorés acido-basiques

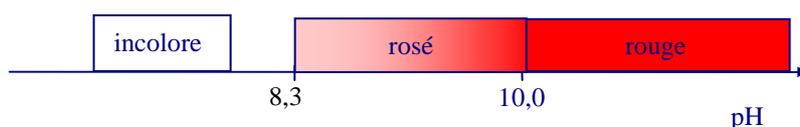
Rouge de méthyle ($\text{p}K_A = 5,0$) :



Bleu de bromothymol ($\text{p}K_A = 7,1$) :



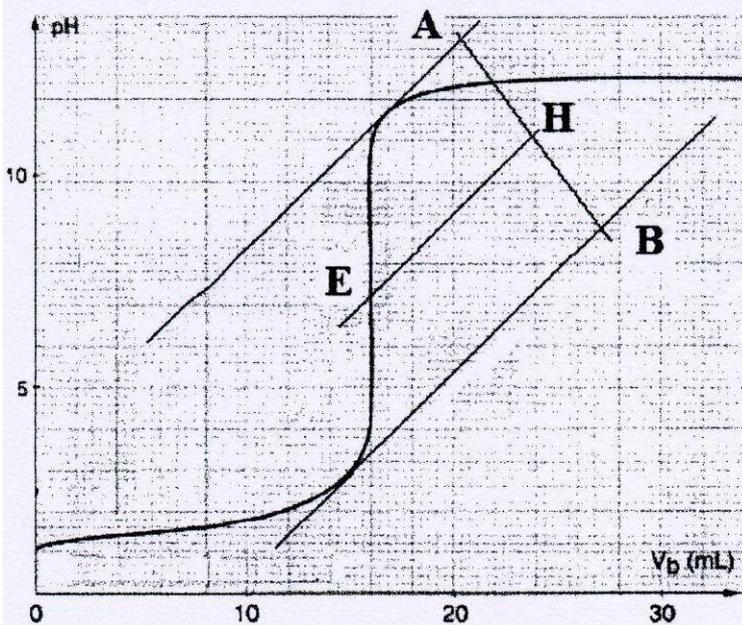
Phénolphtaléine ($\text{p}K_A = 9,6$) :



Dans le cas de la phénolphtaléine qui est un indicateur coloré unicolore, ce n'est pas la zone de virage qui est utilisée mais le pH du début de la zone de virage de la phénolphtaléine ; la valeur de ce pH dépend de la concentration molaire de l'indicateur en solution (une solution diluée passera de l'incolore au rose pour un pH plus élevé) et de l'acuité visuelle de l'expérimentateur.

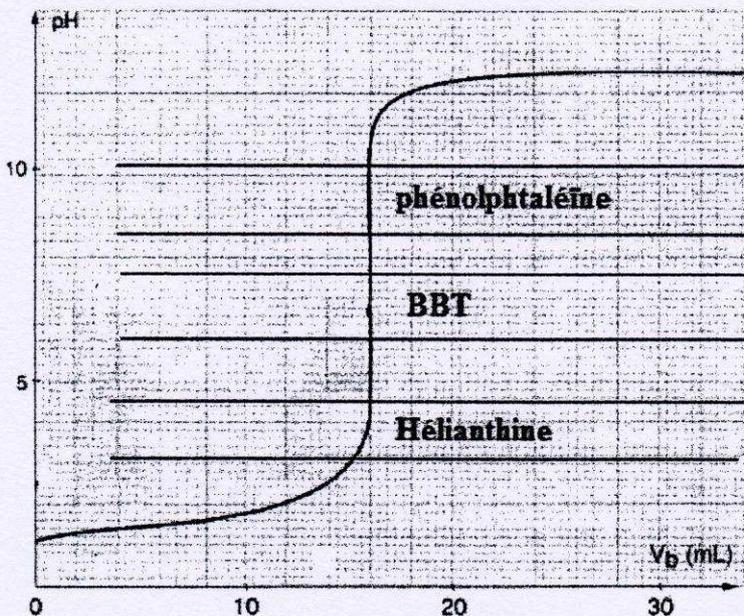
ANNEXE

1°/Détermination du point d'équivalence par la méthode des tangentes



- a) tracer deux droites parallèles, tangentes à la courbe $pH = f(V_b)$
- b) tracer une droite AB, perpendiculaire commune aux deux tangentes.
- c) construire le point H, milieu de la perpendiculaire commune :
 $AH = HB$
- d) tracer une droite parallèle aux deux tangentes, et passant par H
- e) cette dernière droite coupe la courbe $pH = f(V_b)$ au point d'équivalence E

2°/Recherche de l'indicateur coloré le mieux adapté



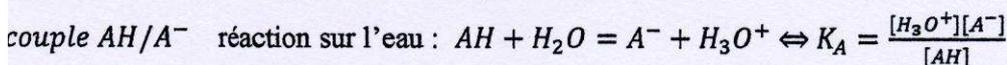
- a) tracer les zones de virage des différents indicateurs colorés
- b) l'indicateur le mieux adapté est celui dont la zone de virage contient le point d'équivalence E

le changement de teinte de l'indicateur se fait alors au pH du point équivalent

Si l'indicateur n'est pas adapté, le dosage conduit à une erreur sur le volume équivalent.

3°/Relation entre le pK_A et le pH au point de demi-équivalence

Rappel : la constante K_A est caractéristique d'un couple acide-base donné. Elle se définit par :



Rappel mathématique : $\log(a \times b) = \log a + \log b$ donc $\log K_A = \log[H_3O^+] + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$

Donc : $-pK_A = -pH + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$

$$pH = pK_A + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$