

TP S1.7 : Dosage acido-basique

A – Dosage volumétrique d'une solution d'hydroxyde de potassium

1°) But

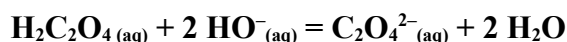
- Les solutions de soude NaOH ou de potasse KOH au contact de l'atmosphère subissent une carbonatation à cause de la dissolution du dioxyde de carbone $\text{CO}_2(\text{g})$, leur concentration en ion hydroxyde en est affectée, il faut donc les étalonner.
- Pour déterminer précisément la concentration de la solution d'hydroxyde de potassium, on effectue le dosage par une solution d'acide oxalique de concentration connue et préparée au dernier moment.

2°) Préparation de la solution d'acide oxalique étalon

- L'acide oxalique est un diacide qui cristallise à l'état solide sous la forme $(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4, 2 \text{H}_2\text{O})_{(\text{s})}$.
- On prépare une solution en introduisant **exactement environ 0,4 g** dans une fiole jaugée de 50,0 mL que l'on complète avec de l'eau distillée.
- Bien homogénéiser pendant 1 minute.

3°) Dosage de la solution d'hydroxyde de potassium

- Mettre la solution à doser dans la burette et doser 10,0 mL d'acide oxalique placé dans un bécher.
- La phénolphthaléine sert d'indicateur de fin de réaction ; le virage de la phénolphthaléine correspond à la fin du dosage des deux fonctions acides de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ suivant l'équation :



- Faire deux dosages différents : le premier rapide et le second précis.

4°) Résultats

- Déterminer la concentration de l'acide oxalique préparé dans la fiole jaugée avec un maximum de CS.
- Interpréter et légendrer les graphes fournis en annexe, $\text{pH} = f(V)$ et $\% \text{A} = f(V)$, obtenus par la simulation du dosage de l'acide oxalique par la potasse à l'aide d'un logiciel.
- Justifier le choix de l'indicateur coloré et celui de la seconde équivalence pour déterminer la concentration de la potasse.
- En déduire la concentration de la potasse fournie.

Données :

$\text{pK}_e = 14,0$; pour $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 / \text{HC}_2\text{O}_4^-$: $\text{pK}_{a1} = 1,2$ et $\text{HC}_2\text{O}_4^- / \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$: $\text{pK}_{a2} = 4,3$

Masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{O}) = 16$

ZONE DE VIRAGE DES INDICATEURS COLORES

phénolphthaléine	8,3 (incolore) < pH < 10,0 (rose)
bleu de bromothymol	6,0 (jaune) < pH < 7,6 (bleu)
hélianthine	3,1 (rouge) < pH < 4,4 (jaune-orange)

B – Dosage pH-métrique d'une solution d'acide benzoïque

1°) But

- Déterminer la concentration d'une solution saturée d'acide benzoïque $C_6H_5CO_2H$ à partir d'un dosage pH-métrique.
- En déduire la solubilité de l'acide benzoïque et son pK_a .

2°) Manipulation :

NE PAS ESSUYER LES ÉLECTRODES :
LES RINCER A L'EAU DISTILLÉE SUFFIT !!!

- Filtrer la solution saturée d'acide benzoïque fournie (environ 50 mL).
- Préparer 100 mL d'une solution en diluant précisément cinq fois la solution de potasse fournie.
- Effectuer un dosage rapide par la potasse diluée à l'aide de la phénolphtaléine, pour déterminer la zone de virage sur un échantillon de 10,0 mL d'acide benzoïque prélevé à la pipette jaugée (on déterminera un encadrement de V_e à 1 mL près).
- Étalonner le pH-mètre avec les solutions étalons fournies.
- Effectuer le dosage pH-métrique par la potasse diluée sur un autre échantillon de 10,0 mL d'acide benzoïque prélevé à la pipette jaugée.
- Relever $pH = f(V)$ en ajoutant 1 mL par 1 mL et en resserrant les mesures au voisinage de l'équivalence (ajouts de 0,2 mL de $V_e - 1$ mL à $V_e + 1$ mL). Reprendre des ajouts de 1 mL après ($V_e + 1$ mL) et dépasser l'équivalence d'au moins 5 mL.

3°) Résultats :

- Tracer à l'aide de Python le graphe $pH = f(V)$ ainsi que sa dérivée.
- Déterminer le volume équivalent et le pH à la demi-équivalence.
- Calculer la concentration de la potasse diluée 5 fois utilisée lors de ce dosage.
- Écrire l'équation bilan de la réaction de dosage.
- Calculer la concentration de la solution saturée d'acide benzoïque (en $mol.L^{-1}$).
- En déduire la solubilité (en $g . L^{-1}$) de l'acide benzoïque à la température ambiante.
- Après avoir légendé les graphes théoriques fournis en annexe, $pH = f(V)$ et $\% A = f(V)$, obtenus par la simulation du dosage de l'acide benzoïque par la potasse, justifier que le pK_a de l'acide est égal dans ce cas au pH à la demi-équivalence.

Données :

Acide benzoïque : $pK_a = 4,2$

Solubilité de l'acide benzoïque :

1,8 $g.L^{-1}$ à 4 °C ; 2,7 $g.L^{-1}$ à 18 °C ; 2,9 $g.L^{-1}$ à 20 °C ; 4,1 $g.L^{-1}$ à 30 °C

Masses molaires en $g.mol^{-1}$: $M(H) = 1$; $M(C) = 12$; $M(O) = 16$