

T.P. 20 Dosage colorimétrique

I. Les indicateurs colorés

Un indicateur coloré est un corps organique qui se comporte en solution aqueuse comme un couple acide-base, la teinte de la forme acide étant différente de la teinte de la forme basique.

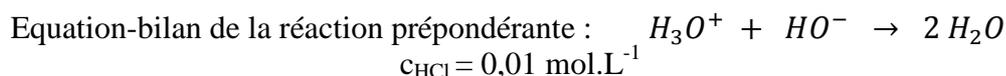
Ces couples A/B possèdent un pKa, la zone de virage est de l'ordre de 2 unité de pH, correspondant à [pKa - 1 , pKa + 1].

Les zones de virage des indicateurs colorés usuels sont les suivantes

pH	0	3,1	3,8	4,4	5,4	6,2	7,6	8,2	10	14
méthylorange	rouge		orangé		jaune					
vert de bromocrésol	jaune			vert		bleu				
rouge de méthyle	rouge			orangé		jaune				
bleu de bromothymol	jaune				vert		bleu			
phénolphtaléine	incolore							rosé		rose-violet

Dans chacun des dosages, le choix de l'indicateur n'est pas arbitraire, il est lié à la nature de l'acide et de la base (pH du point d'équivalence). Les indicateurs doivent être utilisés en très faible quantité.

II. Dosage d'une solution d'hydroxyde de sodium par une solution d'acide chlorhydrique



1. Dosage

- ☞ Placer 10 mL de la solution d'hydroxyde de sodium dans un erlenmeyer, ajouter quelques gouttes d'indicateur coloré (BBT [6,0 - 7,6]). La solution d'acide chlorhydrique est dans la burette.
- ☞ Effectuer d'abord une détermination approximative du volume permettant le virage de l'indicateur, puis un dosage précis (goutte au voisinage de la valeur trouvée précédemment).

3. Résultats

- ☞ $V_{HCl \text{ éq}} =$
- ☞ Déterminer la concentration de la solution d'hydroxyde de sodium dosée.
 $c_{NaOH} =$

III. Dosage d'une solution de vinaigre blanc par une solution d'hydroxyde de sodium

On désire réaliser le dosage d'une solution aqueuse de vinaigre blanc contenant de l'acide éthanóïque CH_3COOH ($pK_a = 4,8$) par une solution de soude $NaOH$

- ☞ Ecrire l'équation-bilan de la réaction de dosage et calculer sa constante d'équilibre K° .
- ☞ Si une solution d'acide éthanóïque et une solution d'hydroxyde ont une concentration de $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$, quel est le pH à l'équivalence, en déduire l'indicateur coloré qu'il faut choisir
- ☞ Préparer, à partir de la solution mère, 100 mL de vinaigre blanc dilué 100 fois.
- ☞ Doser 100 mL de la solution ainsi préparée et placée dans un erlenmeyer par une solution de soude à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ en présence l'indicateur coloré choisi.
- ☞ En déduire la concentration en acide du vinaigre dilué, puis celle de la solution mère.
- ☞ Déterminer ainsi le degré du vinaigre (masse d'acide éthanóïque dans 100g de solution).

IV. Dosage d'une solution d'acide oxalique par la solution d'hydroxyde de sodium

L'acide oxalique est un diacide, les deux couples acide-base qui le caractérisent sont les suivants : $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 / \text{HC}_2\text{O}_4^-$ $pK_{a1} = 1,2$ $\text{HC}_2\text{O}_4^- / \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ $pK_{a2} = 4,2$.

Equation-bilan de la réaction prépondérante : $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2 \text{HO}^- \rightarrow \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$

La solution obtenue à l'équivalence acido-basique est basique

1. Préparation de la solution d'acide oxalique

L'acide oxalique est un solide cristallisé. Préparer 100 mL d'une solution d'acide oxalique contenant environ 1 g d'acide (la valeur précise de la masse doit être notée).

☞ $m_{\text{ac oxalique}} =$

2. Dosage

- ☞ Placer 10 mL de la solution à doser dans un erlenmeyer, ajouter quelques gouttes de l'indicateur coloré qu'il convient.
- ☞ Dans la burette introduire la solution de soude ($0,1 \text{ mol.L}^{-1}$)
- ☞ Effectuer deux dosages.

3. Résultats

☞ $V_{\text{NaOH}} =$

☞ $c_{\text{ac oxalique}} =$

☞ Retrouver la concentration d'acide oxalique à l'aide de la masse introduite.

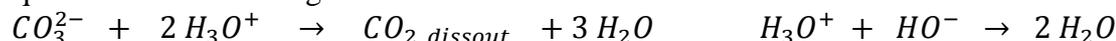
L'acide oxalique (ou acide éthanedioïque) est un composé cristallisé hydraté de formule $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

V. Dosage d'une solution de carbonate de sodium

1. Principe du dosage

☞ 10 mL de la solution de carbonate de sodium sont traité par une quantité en excès d'acide chlorhydrique titrée ($c_{\text{HCl}} = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$). L'excès d'acide sera déterminé à l'aide de la solution d'hydroxyde de sodium ($0,01 \text{ mol.L}^{-1}$).

☞ Equations-bilan du dosage :



$$pK_a [\text{CO}_2 \text{ aq} / \text{HCO}_3^-] = 6,4 \quad pK_a [\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}] = 10,3$$

2. Dosage

- ☞ Introduire 10 mL de la solution de carbonate de sodium et 20 mL de la solution d'acide chlorhydrique dans un erlenmeyer, ajouter 30 mL d'eau distillée.
- ☞ Porter à ébullition modérée pendant 30 secondes pour chasser le CO_2 (dissout).
- ☞ Ajouter l'indicateur coloré adapté.
- ☞ Doser l'excès d'acide chlorhydrique.

3. Résultats

☞ $V_{\text{NaOH}} =$

☞ $c_{\text{carbonate de sodium}} =$

Matériel

- ✕ 1 burette 25 mL
- ✕ 1 pipette 10 mL
- ✕ 1 pipette de 20 mL
- ✕ 1 propipette
- ✕ 1 fiole jaugée 100 mL
- ✕ 1 erlenmeyer 250 mL
- ✕ 1 « becher » de rincage
- ✕ 1 agitateur magnétique
- ✕ 1 pissette d'eau distillée
- ✕ 1 becher de 100mL
- ✕ 1 éprouvette de 100 mL
- ✕ **solution de HCl 0,01 mol.L⁻¹**
- ✕ **solution de NaOH 0,10 mol.L⁻¹**
- ✕ **solution de NaOH 0,01 mol.L⁻¹**
- ✕ **acide oxalique cristallisé**
- ✕ **solution de carbonate de sodium 5.10⁻³ mol.L⁻¹**
- ✕ **1 litre de vinaigre blanc**
- ✕ **1 fiole jaugée 1 L**
- ✕ **3 verres à pied avec marqueur**
- ✕ **balance électronique + coupelle**
- ✕ **bleu de bromothymol**
- ✕ **phénolphtaléine**
- ✕ **rouge de méthyle**
- ✕ **bleuet avec grille**

en gras ⇒ au bureau