

## 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.

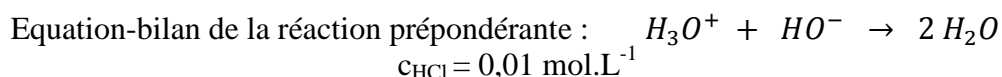
Ces couples A/B possèdent un pKa, la zone de virage est de l'ordre de 2 unité de pH, correspondant à [ pKa - 1 , pKa + 1 ].

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  $K^\circ$ .
- ☞ 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.

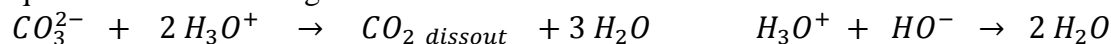
L'acide oxalique ( ou acide éthanedioïque ) est un composé cristallisé hydraté de formule  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

#### 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  $\text{CO}_2$  ( 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<sup>-1</sup>**
- ✕ **solution de NaOH 0,10 mol.L<sup>-1</sup>**
- ✕ **solution de NaOH 0,01 mol.L<sup>-1</sup>**
- ✕ **acide oxalique cristallisé**
- ✕ **solution de carbonate de sodium 5.10<sup>-3</sup> mol.L<sup>-1</sup>**
- ✕ **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