

# TP 9 : Principe des titrages – Application à des mélanges

## Données :

- pKa  $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$  : -3,0 ; 1,9.
- pKa  $\text{H}_2\text{SO}_3/\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}$  : 1,8 ; 7,0.
- pKa  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  : 4,8
- pKa  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  : 9,3

## Indicateurs colorés usuels :

Indicateur coloré	Forme acide	Zone de virage	Forme basique
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
Vert de bromocrésol	Jaune	3,8 - 5,4	Bleu
Bleu de bromothymol (BBT)	Jaune	6,0 - 7,6	Bleu
Phénolphthaléine	Incolore	9,1 - 10,0	Rose

## I Titrage d'un mélange d'acides faibles et fort

### Protocole :

- Prélever 50 mL de la solution d'acides  $\text{H}_2\text{SO}_4$  et  $\text{H}_2\text{SO}_3$  à titrer.
- Titrer par la soude à  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . On fera un suivi simultané colorimétrique (vert de bromocrésol et de la phénolphthaléine), conductimétrique et pH-métrique.

Prévoir en particulier le(s) volume(s) équivalent(s) attendu(s) et les courbes de composition, de pH et de conductivité en fonction du volume.

## II Titrage d'un mélange d'acides faibles

### Protocole :

- Prélever 20 mL de la solution d'acides  $\text{CH}_3\text{COOH}$  et  $\text{NH}_4^+$  à analyser. Ajouter 50 mL d'eau distillée.
- Titrer par de la soude à  $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Réaliser un suivi conductimétrique et pH-métrique.

Prévoir en particulier le(s) volume(s) équivalent(s) attendu(s) et les courbes de composition, de pH et de conductivité en fonction du volume.

## III Exploitations

### III.1 Exploitation du 1er titrage

- 1) Exploiter les données expérimentales pour obtenir le(s) volume(s) équivalent(s) pour chaque méthode de suivi (3 au total). Déterminer la concentration des deux acides mis en jeu.
- 2) Justifier l'allure de la courbe de conductimétrie. En particulier tracer la courbe  $\sigma \times V_{tot} = f(V)$  et commenter.
- 3) Déterminer les pKa des acides faibles.

### III.2 Exploitation du 2e titrage

- 1) Exploiter la courbe de pH-métrie pour obtenir le(s) volume(s) équivalent(s). Déterminer la concentration des deux acides mis en jeu. Déterminer les pKa des acides faibles.
- 2) Exploiter la courbe de conductimétrie pour obtenir le(s) volume(s) équivalent(s). Déterminer la concentration des deux acides mis en jeu.
- 3) Exploitation par la méthode de Gran :
  - a) Montrer que l'on a :
 
$$\forall V < V_1 : [\text{H}_3\text{O}^+]V = Ka_1(V_1 - V)$$

$$\forall V_1 < V : [\text{H}_3\text{O}^+](V - V_1) = Ka_2(V_2 - V)$$
  - b) Tracer alors les courbes  $[\text{H}_3\text{O}^+]V = f(V)$  sur les domaines de définitions adéquats et déterminer les pKa et les volumes équivalents.
- 4) Comparer les trois exploitations effectuées et commenter.

### Fiches toxicologiques

<b>Acide sulfurique 1 mol · L<sup>-1</sup></b> H314 Liquide incolore, inodore et huileux M = 98,08g · mol <sup>-1</sup> densité qui dépend de la concentration Températures de changement d'état qui dépendent de la concentration	
<b>Acide sulfureux 1 mol · L<sup>-1</sup></b> H314, H318 Liquide incolore, inodore et huileux M = 82,08g · mol <sup>-1</sup> densité qui dépend de la concentration Températures de changement d'état qui dépendent de la concentration	
<b>Soude diluée</b> H314 M = 40,0 g · mol <sup>-1</sup> d = 1,0 Très soluble dans l'eau	
<b>Solution diluée d'acide éthanoïque</b>  Liquide incolore à l'odeur de vinaigre. M = 60,05 g · mol <sup>-1</sup>	
<b>Solution diluée de chlorure d'ammonium</b> H302, H319 Solution incolore M = 53,49 g · mol <sup>-1</sup>	