

**TP1 : Titrage d'une solution d'ions Ni (II)**

Le premier TP a pour objectif de réviser quelques notions fondamentales sur les titrages en solution aqueuse à travers l'exemple du titrage d'une solution de sulfate de nickel en milieu basique .

Dans la suite , la solution de sulfate de nickel à titrer est désignée par  $S_2$  . Le protocole envisagé à mettre en œuvre est le suivant :

1<sup>ère</sup> étape : Réaliser le mélange

- d'un volume  $V_2 = 20$  mL de la solution solution  $S_2$  de sulfate de nickel ( $Ni^{2+}$  ,  $SO_4^{2-}$ ) de concentration  $C_2$
- d'un volume  $V_1 = 10$  mL d'une solution  $S_1$  de soude de concentration  $C_1$  fournie .
- d'un volume  $V_{eau} = 50$  mL d'eau distillée

**On désigne par S la solution obtenue et par  $V_0$  son volume total .**

2<sup>ème</sup> étape : Réaliser le dosage de la totalité de la solution S par une solution aqueuse d'acide éthanoïque  $CH_3COOH$  de concentration  $C = 0,5$  molL<sup>-1</sup> ; le dosage est suivi par conductimétrie .

**Q1.** Rappeler la signification des mots « dosage » et « titrage » ; rappeler succinctement le principe d'un titrage .

**Q2.** Préparation de la solution titrante .

On dispose d'acide éthanoïque dont les caractéristiques sont les suivantes :

Acide acétique $\geq 96$ %	<b>Formule:</b> $H_3CCOOH$ <b>MW:</b> 60,5 g/mol <b>Melting Pt:</b> 16,6 °C <b>Boiling Point :</b> 118°C ( 1013 hPa) <b>Masse volumique:</b> 1,05 g/cm <sup>3</sup> (20 °C)	
----------------------------	---	---

Déterminer la masse puis le volume d'acide éthanoïque à prélever pour préparer 250 mL de la solution souhaitée .

*Après vérification des valeurs calculées , réaliser la solution .*

Le titre de la solution d'acide éthanoïque sera vérifié au cours de la séance sur un échantillon de 5 mL à l'aide d'un titrage acido basique colorimétrique par une solution de soude ( $C^* = 0,35 \pm 0,01$  molL<sup>-1</sup>).

☞ Le poste réservé à ce titrage est commun à tous les binômes et se trouve sous la hotte au fond de la salle .

\* La valeur précise de cette concentration sera indiquée le jour du TP .

**Q3.** Avant de mettre en œuvre le protocole encadré ci-dessus , indiquer la chaîne de mesure et les précautions expérimentales liées à la conductimétrie et à la réalisation du titrage .

**Q4.** Réaliser le tirage et tracer la courbe donnant les variations de la conductivité de la solution  $\sigma$  en fonction du volume V versé de solution titrante .

*Le logiciel Régressi est à votre disposition .*

**Q5.** Interprétation de la courbe précédente .

**Données :** les ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  et  $\text{Ni}^{2+}$  sont indifférents sur le plan acido-basique  
conductivités molaires ioniques

Ion	$\text{Na}^+$	$\text{HO}^-$	$\text{Ni}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$
$\lambda^\circ$ ( $\text{Scm}^2 \text{mol}^{-1}$ )	50	198	44	80	40

**5a.** Quel est l'intérêt de l'ajout de 50 mL d'eau distillée lors de la préparation de la solution S ?

**5b.** Associer à chacune des parties de la courbe une réaction de dosage . Justifier à l'aide de la courbe expérimentale que la solution S contient un excès d'ions  $\text{HO}^-$  et montrer que l'expérience permet de déterminer les valeurs de  $C_1$  et  $C_2$ .

**5c.** Déterminer précisément la valeur de  $C_2$  . Quelles sont les sources d'incertitude sur cette valeur ?

**Q6.** Etablir l'expression de la conductivité  $\sigma$  en fonction du volume  $V$  de solution d'acide éthanoïque versé .

**Q7.** Indiquer si un suivi pH-métrique du titrage est envisageable ; la justification suppose de prévoir l'allure de la courbe que l'on obtiendrait si on suivait le dosage par pH-métrie . Les constantes  $K_a$  (  $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$  ) et  $K_s(\text{Ni}(\text{OH})_{2(s)})$  pourraient -elles être déterminées à partir de cette dernière courbe ?

**Q8.** Commenter le protocole expérimental encadré retenu pour doser la solution  $S_2$  , discuter en particulier du volume de soude utilisé .

*Le logiciel DOZZZAQUEUX est à votre disposition .*

**Annexe :**

▪ **Caractéristiques physico-chimiques des principaux produits utilisés**

Sulfate de nickel hexa hydraté	<b>Formule:</b> $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ <b>Poids moléculaire:</b> 262,85 g/mol <b>Point de fusion:</b> 840 °C <b>Densité:</b> 2,07 g/cm <sup>3</sup> (20 °C)	
Acide acétique $\geq 96$ %	<b>Formule:</b> $\text{H}_3\text{CCOOH}$ <b>MW:</b> 60,5 g/mol <b>Melting Pt:</b> 16,6 °C <b>Boiling Point :</b> 118°C ( 1013 hPa) <b>Masse volumique:</b> 1,05 g/cm <sup>3</sup> (20 °C)	
Solution de soude (Hydroxyde de sodium )	<b>Formule:</b> $\text{NaOH}$ <b>Poids moléculaire:</b> 40 g/mol <b>Point d'ébullition:</b> >105 °C (1013 hPa) <b>Densité:</b> 1,327 g/cm <sup>3</sup> (20 °C)	

▪ **Indicateurs colorés disponibles et zones de virage**

Bleu de bromothymol 6,0 ( Jaune) – 7,6 ( bleu)

Phénolphthaleine : incolore en dessous de 8,5 et colorée au dessus

Hélianthine 3,4 (rose) - 4,4 (jaune)

