

TD 10

Conductivité en solution aqueuse

Exercice 1

1. Ecrire la formule des composés suivants : sulfate de cuivre, chlorure de fer (II), phosphate de potassium, nitrate de zinc, acide sulfurique.
2. Sachant qu'il s'agit d'électrolytes forts, écrire l'équation de dissolution dans l'eau de ces composés.
3. On réalise des solutions en dissolvant respectivement 1 g de ces solides dans un litre d'eau déminéralisée. Calculer les conductivités correspondantes.
4. Nommer les différents phénomènes se produisant lors de ces dissolutions.
5. On mélange 50 mL de la solution de sulfate de cuivre et 50 mL de la solution d'acide sulfurique. Calculer la conductivité de ce mélange.
6. Calculer la constante de cellule de la cellule conductimétrique en m^{-1} et en cm^{-1} sachant que les plaques de platine ont une surface de $2,042 \text{ cm}^2$ et sont distantes de $0,554 \text{ cm}$.
7. En déduire la conductance, puis la résistance de la solution.

Données

Conductivités molaires spécifiques (à 25°C) en $\text{mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$:

SO_4^{2-}	Cl^-	PO_4^{3-}	NO_3^-	
16,0	7,63	27,8	7,14	
Cu^{2+}	Fe^{2+}	K^+	Zn^{2+}	H^+
10,76	10,8	7,35	10,56	35,0

Masses atomiques (u.a.) :

H	O	S	Cl	P
1,008	16,00	32,06	35,45	30,97
N	Cu	Fe	K	Zn
14,01	63,55	55,85	39,10	40,08

Exercice 2

Lorsque l'on mélange de l'eau et de l'éthanol, il se forme un mélange homogène : on observe une seule phase.

1. Que peut-on en conclure quant à la solubilité de l'éthanol dans l'eau ?
2. Représenter la molécule d'éthanol (formule semi-développée).
3. Quels phénomènes sont susceptibles de se produire au niveau moléculaire lors de la réalisation du mélange ?
4. Représenter et nommer la liaison formée entre l'eau et l'éthanol.
5. Que peut-on dire de la conductance de la solution formée ? Justifier.

Exercice 3

On mesure la conductivité à 25°C d'une solution d'acide éthanoïque (acide acétique) à 10^{-3} mol/L . Le conductimètre indique : $\sigma = 4,62 \text{ mS.m}^{-1}$. On donne les conductivités molaires spécifiques suivantes :

$$\lambda^\circ(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,09 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

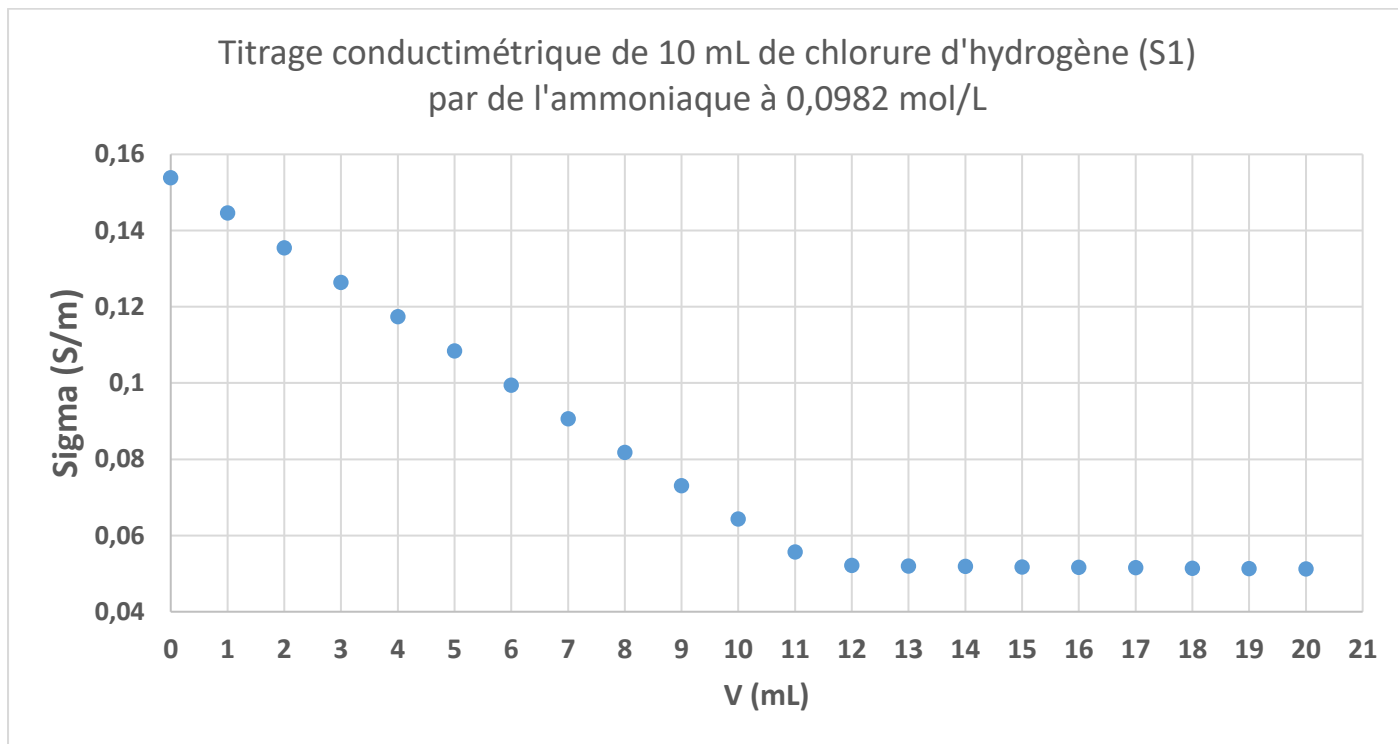
$$\lambda^\circ(\text{H}^+) = 35,0 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

1. Représenter la molécule d'acide éthanoïque ainsi que l'équation de sa dissociation dans l'eau.
2. Quelle conductivité mesurerait-on si l'acide éthanoïque était un électrolyte fort ? Conclusion ?
3. Le taux de dissociation est défini par le pourcentage d'acide qui s'est dissocié (par rapport à la concentration apportée en acide). Déterminer le taux de dissociation de l'acide acétique.
4. Déduire des mesures conductimétriques le pK_A de l'acide acétique.

Exercice 4

On souhaite doser une solution S_0 de chlorure d'hydrogène HCl inconnue. Pour cela, on réalise d'abord une dilution de S_0 en plaçant 10 mL de solution dans une fiole jaugée de 500 mL, puis on complète au trait de jauge à l'aide d'eau déminéralisée. La solution obtenue est appelée S_1 . Le réactif titrant est une solution d'ammoniac (NH_3) de concentration $0,0982 \text{ mol.L}^{-1}$.

Pour réaliser ce titrage on prélève une prise d'essai de 10 mL de S_1 , que l'on dilue à l'aide de 300 mL d'eau déminéralisée. On mesure alors σ à chaque ajout de titrant et on obtient la courbe suivante :



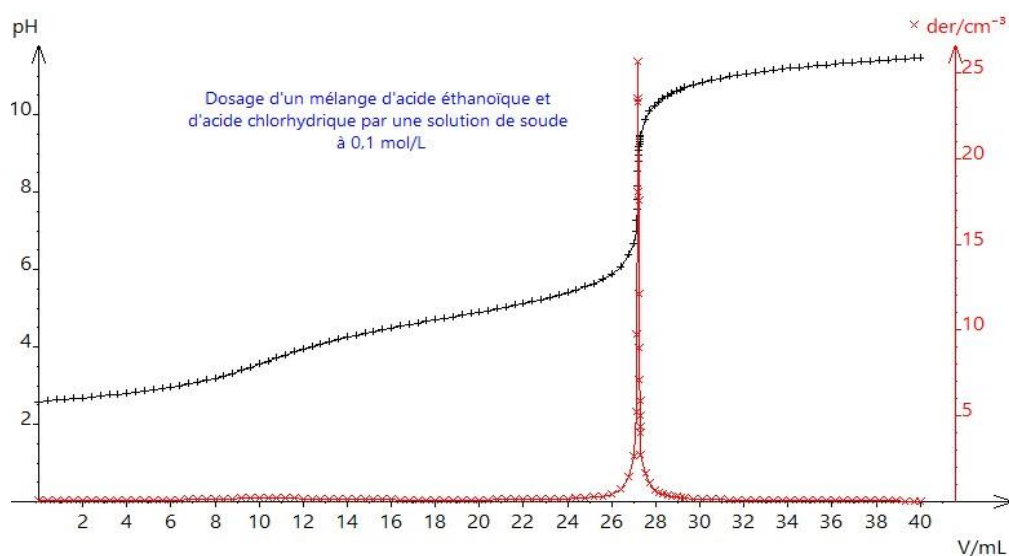
1. Nommer le matériel permettant de réaliser un tel titrage.
2. Quelle grandeur est mesurée directement par l'appareil ? Comment en déduit-on la conductivité ?
3. Pour quelle raison a-t-on réalisé une dilution avec 300 mL d'eau déminéralisée ?
4. Est-il nécessaire d'étalonner l'appareil de mesure pour réaliser le dosage ? Justifiez.
5. Réaliser un schéma du dosage.
6. Indiquer sa réaction support, ainsi que la constante d'équilibre correspondante. Conclusion ?
7. Interpréter la courbe obtenue à partir d'un tableau d'évolution des espèces en solution.
8. Déterminer graphiquement le volume d'ammoniaque versé à l'équivalence.
9. En déduire la concentration de la solution S_1 sachant que l'incertitude élargie relative sur la méthode est de 1,5 %.
10. Déterminer la concentration de la solution S_0 .
11. Que deviendrait l'incertitude s'il on réalisait trois fois le dosage et que l'on prendrait comme résultat la moyenne des trois déterminations ?

Exercice 5

Soit une solution aqueuse de volume $V_0 = 25 \text{ mL}$ contenant de l'acide chlorhydrique à la concentration C_1 inconnue et de l'acide éthanóïque à la concentration C_2 également inconnue. Nous disposons par ailleurs d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude) à la concentration connue : $C_b = 0,100 \text{ mol/L}$. La méthode consiste à ajouter goutte à goutte un volume V_b de solution de soude et à étudier les variations en fonction de V_b d'une caractéristique du mélange obtenu : sa conductivité σ ou son pH.

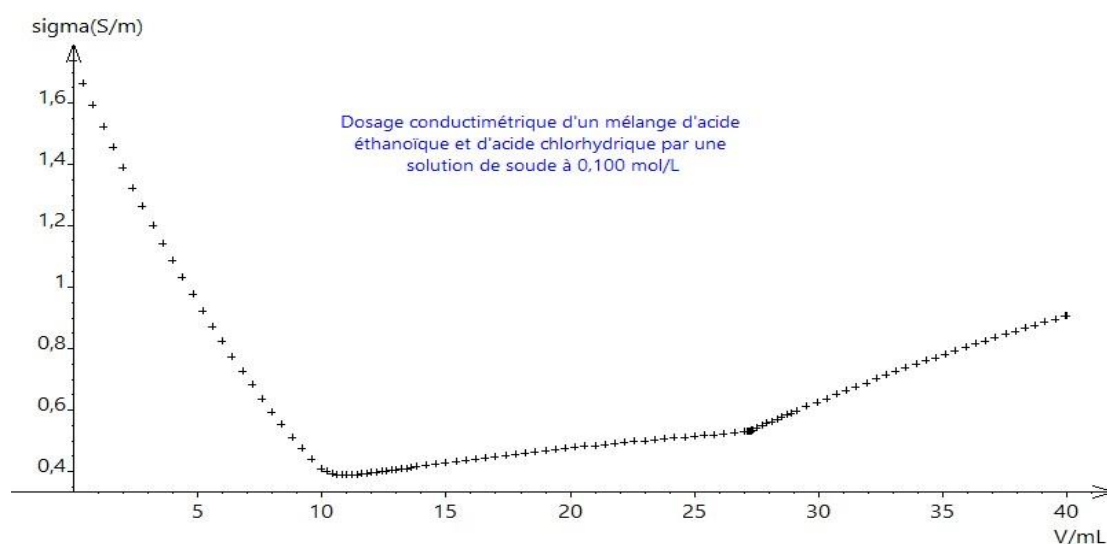
1. Quelles sont les réactions susceptibles de se produire lors de l'ajout de soude ?
2. Calculer les constantes d'équilibre correspondantes et conclure.

Voici la courbe obtenue pour le dosage pH-métrique :



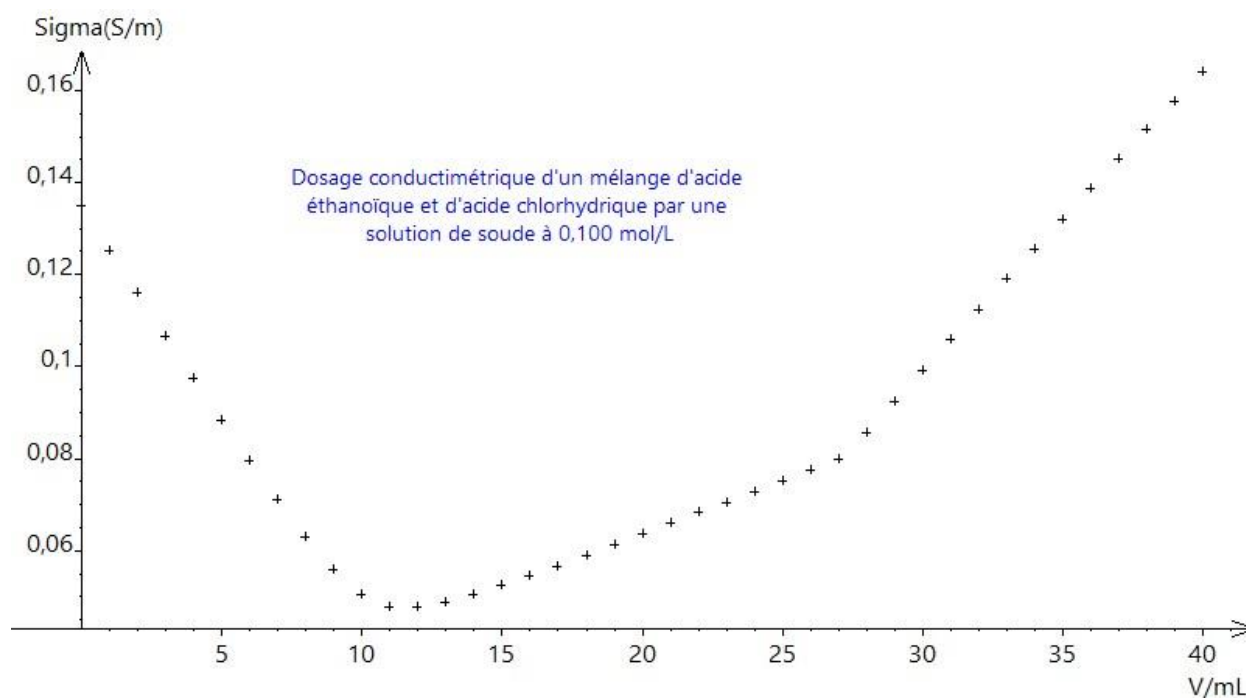
3. Que peut-on dire de cette courbe : est-elle exploitable ? Justifier.

On opte alors pour un dosage conductimétrique. La même prise d'essai est prélevée, et le dosage est effectué dans les mêmes conditions. Voici la courbe obtenue :



4. Quelles remarques pouvez-vous faire sur le mode opératoire suivi ? Que faudrait-il corriger ?

Voici la courbe obtenue après correction du mode opératoire :



5. Interpréter les courbes obtenues à partir d'un tableau d'évolution des espèces en solution.
6. Déterminer les deux volumes équivalents. En déduire les concentrations c_1 et c_2 en considérant que l'incertitude relative sur la méthode est de 1,5 %.

Exercice 6 : prévision des allures de courbes

1. On dose une solution d'acide acétique par une solution de soude. Donner l'allure de la courbe conductimétrique.
2. On dose une solution de chlorure d'ammonium par une solution de soude. Donner l'allure de la courbe conductimétrique.
3. On dose une solution d'acide borique (H_3BO_3) par une solution de soude. Donner l'allure de la courbe conductimétrique. On signale que la conductivité ionique molaire limite de l'espèce $B(OH)_4^-$ est de $4,8 \text{ mS.m}^2\text{mol}^{-1}$.