

Propriétés des électrolytes

Exercice 1

On appelle σ la conductivité d'une solution de chlorure d'ammonium à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Exprimer la conductivité σ en fonction des caractéristiques des ions en solution. Préciser la signification des différents symboles utilisés.
2. Indiquer comment varie cette conductivité :
 - lorsque la température augmente
 - si on ajoute un égal volume d'eau
 - si on triple la concentration molaire en chlorure d'ammonium

Exercice 2

Une solution de sulfate de fer (III) contient 4 g de sulfate de fer non hydraté pour 500 mL de solution.

1. Indiquer quels sont le soluté, le solvant.
2. Ecrire l'équation de dissolution du sulfate de fer(III)
3. Trouver la concentration massique en sulfate de fer (III)
4. Trouver la concentration molaire en ions fer (III), en ions sulfate.
5. Déterminer la conductivité de la solution

Données : $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 3

Une solution aqueuse contient $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de chlorure de potassium et $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de sulfate de sodium par dm^3 . Calculer la conductivité de la solution.

Exercice 4

Une solution aqueuse contient $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ de sulfate de cuivre (II), $30 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ de nitrate de baryum et $80 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ de sulfate de sodium. Calculer la conductivité de cette solution à 25°C .

Exercice 5

1. Décrire l'appareillage nécessaire à la mesure de la conductivité d'une solution en particulier la cellule conductimétrique.
2. Décrire brièvement le principe de mesure de la conductivité d'une solution.
3. Qu'appelle-t-on constante de cellule ? Comment est-elle déterminée en pratique ?
4. Calcul de la constante de cellule :

La résistance d'une cellule conductimétrique remplie d'une solution de chlorure de potassium à $0,010 \text{ mol.L}^{-1}$ est $8,30 \Omega$ à 25°C . Quelle est la constante de cellule ?

Exercice 6

Une solution aqueuse contient :

- du chlorure de sodium (concentration : $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$)
- du sulfate de sodium (concentration : $0,15 \text{ mol.L}^{-1}$)
- du nitrate de potassium (concentration : $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$)

1. Calculer la conductivité de cette solution.
2. Calculer la conductance et la résistance de la cellule conductimétrique plongeant dans cette solution, les électrodes ont une surface de $2,037 \text{ cm}^2$ et sont distantes de $0,531 \text{ cm}$.

Exercice 7

On désire déterminer le pK_a de l'acide éthanóïque. Pour cela on mesure la résistance d'une solution aqueuse d'acide éthanóïque de concentration molaire $2,4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. On trouve $12 \text{ k}\Omega$.

A la même température la conductivité de l'eau utilisée est de $2,94 \text{ S.m}^{-1}$. La cellule est telle que $S = 1,1 \text{ cm}^2$ et $L = 1 \text{ cm}$.

1. Déterminer le coefficient de dissociation de l'acide éthanóïque dans cette solution.
2. Déterminer le pK_a de cet acide.

Exercice 8

On veut déterminer le produit de solubilité à 18°C du fluorure de calcium. Pour cela, on effectue les mesures suivantes :

A 18°C , la conductance d'une solution étalon de conductivité $\sigma = 0,9 \text{ S.m}^{-1}$ est $G = 6,67 \cdot 10^{-3} \text{ S}$. Dans les mêmes conditions la conductance de l'eau pure est $G_1 = 1,1 \times 10^{-6} \text{ S}$. Celle d'une solution saturée de fluorure de calcium est $G_2 = 3,23 \times 10^{-5} \text{ S}$.

1. Calculer la constante de cellule de conductimétrie
2. Calculer le produit de solubilité du fluorure de calcium.

Exercice 9

1. Pour déterminer la constante d'une cellule conductimétrique, on utilise une solution étalon de chlorure de potassium de concentration $0,0100 \text{ mol.L}^{-1}$ de conductivité $= 0,150 \text{ mS.m}^{-1}$. La résistance mesurée à 25°C est de 690Ω . Déterminer la constante de cellule exprimée en mètre.

2. On plonge cette cellule dans une solution aqueuse dont la concentration en acide chlorhydrique est égale à $0,0200 \text{ mol.L}^{-1}$ et la concentration en chlorure de magnésium est égale à $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ et la concentration en chlorure de sodium égale à $0,0500 \text{ mol.L}^{-1}$. Tous ces électrolytes sont des électrolytes forts.

- a. Donner la définition d'un électrolyte et préciser ce que signifie électrolyte fort.
- b. Donner la relation permettant de calculer la conductivité de cette solution en fonction des concentrations molaires volumiques des espèces en solution et des conductivités molaires ioniques à dilution infinie.
- c. Préciser les unités des grandeurs utilisées
- d. Calculer la conductivité de la solution constituée.
- e. En déduire la valeur de la conductance de la solution constituée.

Exercice 10

On souhaite suivre le dosage d'une solution d'hydrogénocarbonate de sodium par de la soude par conductimétrie. Pour ceci, on prélève un volume $E=10$ mL de la solution d'hydrogénocarbonate de sodium qui est dosé par de la soude à $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Décrire le montage expérimental.
2. Ecrire l'équation de dosage.
3. Comment détermine-t-on le volume équivalent ? On lit $V_e= 15,7$ mL. Quelle est la concentration molaire en hydrogénocarbonate de sodium ?
4. Décrire l'allure de la courbe $\sigma = f(V)$. Justifier.

Données : $pK_a (\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}) = 10,3$; $pK_a (\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-) = 14$;

Exercice 11

On utilise une cellule dont les paramètres sont les suivants : $S= 1.1 \text{ cm}^2$ et $l= 1\text{cm}$.

1. Décrire la cellule conductimétrique, et définir les paramètres S et l .
 2. Calculer la constante de cellule.
 3. On plonge cette cellule dans une solution aqueuse contenant $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ de chlorure de potassium et $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ de sulfate de potassium.
 - a. Donner la relation permettant de calculer la conductivité de cette solution en fonction des concentrations molaires et des conductivités molaires ioniques limites.
 - b. Préciser les unités des grandeurs utilisées.
 - c. Calculer la conductivité de la solution.
 4. En déduire la valeur de la conductance de la solution
-

Exercice 12

On souhaite suivre par conductimétrie le dosage d'une solution contenant les ions HPO_4^{2-} par de la soude. Pour ceci, on prélève $E=10$ mL de la solution qui est dosé par de la soude à 0.100 mol.L^{-1}

1. Ecrire l'équation de dosage.
2. Quelle est la concentration en ions HPO_4^{2-}
3. Décrire l'allure de la courbe $\sigma = f(V)$. Justifier.

Données : $pK_a (\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}) = 12$; $pK_a (\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-) = 14$

CONDUCTIVITES MOLAIRES IONIQUES LIMITES A 25°C , $\lambda_i^\circ \cdot 10^{-3}$

CATIONS		ANIONS	
Ag^+	$6,19 \cdot 10^{-3}$	Br^-	$7,81 \cdot 10^{-3}$
Al^{3+}	$18,9 \cdot 10^{-3}$	Cl^-	$7,63 \cdot 10^{-3}$
Ba^{2+}	$12,73 \cdot 10^{-3}$	HCO_3^-	$4,45 \cdot 10^{-3}$
Be^{2+}	$9,0 \cdot 10^{-3}$	CO_3^{2-}	$13,86 \cdot 10^{-3}$
Ca^{2+}	$11,90 \cdot 10^{-3}$	HCOO^-	$5,46 \cdot 10^{-3}$
Cd^{2+}	$10,80 \cdot 10^{-3}$	CH_3COO^-	$4,09 \cdot 10^{-3}$
Ce^{3+}	$20,97 \cdot 10^{-3}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	$3,23 \cdot 10^{-3}$
Co^{2+}	$11,0 \cdot 10^{-3}$	I^-	$7,70 \cdot 10^{-3}$
Cr^{3+}	$20,1 \cdot 10^{-3}$	MnO_4^-	$6,1 \cdot 10^{-3}$
Cs^+	$7,68 \cdot 10^{-3}$	NO_3^-	$7,14 \cdot 10^{-3}$
Cu^{2+}	$10,72 \cdot 10^{-3}$	OH^-	$19,918 \cdot 10^{-3}$

Fe^{2+}	$10,70 \cdot 10^{-3}$	H_2PO_4^-	$3,6 \cdot 10^{-3}$
Fe^{3+}	$20,4 \cdot 10^{-3}$	HPO_4^{2-}	$11,4 \cdot 10^{-3}$
H^+	$34,985 \cdot 10^{-3}$	PO_4^{3-}	$27,84 \cdot 10^{-3}$
K^+	$7,35 \cdot 10^{-3}$	SCN^-	$6,6 \cdot 10^{-3}$
Mg^{2+}	$10,61 \cdot 10^{-3}$	SO_4^{2-}	$16 \cdot 10^{-3}$
Na^+	$5,01 \cdot 10^{-3}$	HS^-	$6,5 \cdot 10^{-3}$
Ni^{2+}	$10,8 \cdot 10^{-3}$		
NH_4^+	$7,34 \cdot 10^{-3}$		
Pb^{2+}	$14 \cdot 10^{-3}$		
Rb^+	$7,72 \cdot 10^{-3}$		
Sr^{2+}	$11,89 \cdot 10^{-3}$		