Exercice
Transformations liées à des réactions acido – basiques dans une solution aqueuse

Exercice

Données :

- Conductivités molaires ioniques : $\lambda(H_3O^+) = 35{,}9.\ 10^{-3}\ S.m^2.mol^{-1}$ et $\lambda(CH_3CO_2^-) = 4{,}1.\ 10^{-3}\ S.m^2.mol^{-1}$

A. <u>Première partie</u> : la transformation chimique étudiée

L'acide éthanoïque CH_3CO_2H, également appelé acide acétique, réagit de façon limitée avec l'eau selon l'équation chimique : $CH_3CO_2H_{(aq)} + H_2O \leftrightarrows CH_3CO_2^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$

1. Dans l'équation ci-dessus, identifier les deux couples acide/base mis en jeu.

2. Exprimer la constante d'acidité K_A du couple de l'acide éthanoïque.

B. <u>Deuxième partie</u> : étude pH-métrique

Une solution de concentration molaire $c_1 = 2{,}7.\ 10^{-3}\ mol.L^{-1}$ en acide éthanoïque apporté et de volume $V_1 = 100$ mL a un pH de 3,70 à 25°C.

1. Déterminer la valeur de la quantité de matière initiale n_1 en acide éthanoïque.

2. a) Compléter littéralement le tableau d'avancement en annexe.

b) Déterminer l'avancement maximal théorique x_{max}.

c) Déterminer l'avancement final expérimental x_f.

3. a) Calculer le taux d'avancement final τ_1 de la réaction.

b) La valeur trouvée confirme-t-elle l'information donnée dans la première partie ?

4. a) Déterminer la valeur de la concentration molaire finale $[CH_3CO_2H]_f$ en acide éthanoïque.

b) Calculer la valeur de la constante d'acidité K_A du couple de l'acide éthanoïque.

C. <u>Troisième partie</u> : étude conductimétrique

On mesure ensuite, à 25°C, la conductivité d'une solution de concentration molaire $c_2 = 1{,}0 \times 10^{-1}\ mol.L^{-1}$ en acide éthanoïque apporté. Le conductimètre indique : $\sigma = 5{,}00.\ 10^{-2}\ S.m^{-1}$

1. Faire l'inventaire de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution. Citer les espèces majoritaires (à l'exclusion du solvant).

2. a) Exprimer la conductivité σ de la solution (on négligera l'autoprotolyse de l'eau).

b) Calculer les concentrations molaires finales des espèces chimiques majoritaires.

3. L'expérimentateur affirme que, dans le cas présent, la solution d'acide éthanoïque est suffisamment concentrée pour pouvoir faire les approximations suivantes :

<u>Approximation 1</u> : la concentration molaire finale en ions éthanoate est négligeable devant la concentration initiale en acide éthanoïque. Ceci se traduit par l'inégalité : $[CH_3CO_2^-]_f < \frac{c_2}{50}$

<u>Approximation 2</u> : la concentration molaire finale en acide éthanoïque est quasiment égale à la concentration molaire initiale en acide éthanoïque: $[CH_3CO_2H]_f \approx c_2$

a) Comparer les valeurs de c_2 et de $[CH_3CO_2^-]_f$: l'approximation n°1 est-elle justifiée ?

b) En supposant que l'approximation n°2 soit vérifiée, que peut-on dire de la dissociation de l'acide ? Conclure.

c) En tenant compte de l'approximation n°2, calculer la valeur de la constante d'acidité K_A du couple de l'acide éthanoïque.

4. Le taux d'avancement final pour la solution considérée est donné par l'expression :

$\tau_2 = \frac{[CH_3CO_2^-]_f}{c_2}$. Calculer τ_2.

D. <u>Quatrième partie</u> : comparaison des résultats

1. La constante d'acidité K_A du couple de l'acide éthanoïque dépend-elle de la concentration initiale en acide éthanoïque ?

2. Le taux d'avancement final d'une transformation chimique limitée dépend-il de l'état initial du système chimique ?

3. Un élève propose les deux affirmations suivantes. Préciser sans justifier si elles sont justes ou fausses :

<u>Affirmation 1</u> : Plus l'acide est dissocié et plus le taux d'avancement final τ est grand.

<u>Affirmation 2</u> : Plus la solution d'acide éthanoïque est diluée, moins l'acide est dissocié.