

EXERCICE 1:

L'acide benzoïque C_6H_5COOH est un corps solide blanc utilisé comme un conservateur dans l'industrie alimentaire.

On prépare une solution aqueuse d'acide benzoïque par la dissolution d'une masse m d'acide benzoïque dans l'eau distillé pour obtenir un volume $V = 100$ mL de concentration $C = 0,1$ mol.L⁻¹.

Données:

- La masse molaire d'acide benzoïque : $M = 122$ g.mol⁻¹.

On mesure le pH de la solution d'acide benzoïque à 25°C, on trouve: $pH=2,6$.

- 1) Donner la définition d'un acide selon Bronsted.
- 2) Calculer la masse m ?
- 3) Écrire l'équation de la réaction d'acide benzoïque avec l'eau.
- 4) Créer le tableau d'avancement.
- 5) Calculer le taux d'avancement final τ de la réaction. Déduire.
- 6) Établir l'expression du quotient de la réaction $Q_{r, \text{éq}}$ à l'équilibre en fonction de pH et C , et déduire la valeur de la constante d'équilibre.

EXERCICE 2:

L'étude d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque par la mesure de pH.

Nous avons dans un laboratoire de chimie une solution aqueuse (S) d'acide méthanoïque $HCOOH_{(aq)}$ de volume V et de concentration $C = 1,0 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹.

La mesure de pH de cette solution donne la valeur $pH = 3,46$.

- 1) Donner la définition d'une base selon Bronsted, puis écrire la formule de la base conjuguée d'acide méthanoïque.
- 2) Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau.
- 3) Créer le tableau d'avancement on utilisant les grandeurs suivants: V et C et x et $x_{\text{éq}}$ l'avancement à l'équilibre.
- 4) Exprimer le taux d'avancement final τ en fonction de: C et $[H_3O^+]_{\text{éq}}$.
- 5) Calculer la valeur de τ . Déduire.
- 6) Montrer que l'expression du quotient de réaction $Q_{r, \text{éq}}$ à l'état d'équilibre chimique s'écrit sous la forme: $Q_{r, \text{éq}} = \frac{10^{-2pH}}{C - 10^{-pH}}$.
- 7) Déduire la valeur de la constante d'équilibre.

EXERCICE 3:

L'acide éthanoïque CH_3COOH est le composant principal du vinaigre.

Données:

- Toutes les mesures ont été effectuées à 25°C.
- La masse molaire d'acide éthanoïque: $M = 60$ g.mol⁻¹.
- Les conductivités molaires ioniques des ions H_3O^+ et H_3COO^- .

sont : $\lambda_{CH_3COO^-} = 4,09 \cdot 10^{-2}$ S.m².mol⁻¹.

$\lambda_{H_3O^+} = 3,49 \cdot 10^{-2}$ S.m².mol⁻¹.

L'expression de la conductivité en fonction des concentrations effectives des ions X_i et les conductivités molaires ioniques est: $\sigma = \sum \lambda_i \cdot [X_i]$.

Nous avons deux solution aqueuses (S_1) et (S_2) d'acide éthanoïque :

La solution (S_1) de concentration $C_1 = 5 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹ et de conductivité $\sigma_1 = 3,5 \cdot 10^{-2}$ S.m⁻¹.

La solution (S_2) de concentration $C_2 = 5 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹ et de conductivité $\sigma_2 = 1,1 \cdot 10^{-2}$ S.m⁻¹.

On considère que de la dissolution d'acide éthanoïque avec l'eau est une réaction limitée.

- 1) Écrire l'équation de la réaction d'acide éthanoïque avec l'eau.
- 2) Etablir l'expression de la concentration effective $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ à l'équilibre en fonction de σ et $\lambda_{CH_3COO^-}$ et $\lambda_{H_3O^+}$.
- 3) Calculer $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ pour chaque solution (S_1) et (S_2).
- 4) Déterminer les deux taux d'avancement final τ_1 et τ_2 de chaque solution, et déduire l'influence de la concentration initiale sur le taux d'avancement final.
- 5) Déterminer la constante d'équilibre de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau pour chaque solution, déduire.

EXERCICE 4:

L'étude de la réaction méthanoïque avec l'eau par la mesure de la conductivité σ .

On considère une solution aqueuse d'acide méthanoïque $HCOOH$, de volume V , et de concentration $C = 5,00$ mol.m⁻³ on mesure la conductivité de la solution à la température 25°C on trouve $\sigma = 4,0 \cdot 10^{-2}$ S.m⁻¹.

On donne:

$\lambda_{H_3O^+} = 35 \cdot 10^{-3}$ S.m².mol⁻¹

$\lambda_{HCOO^-} = 5,46 \cdot 10^{-3}$ S.m².mol⁻¹

On néglige l'effet des ions HO^- sur la conductivité de la solution.1)

- 1) Créer le tableau d'avancement de cette réaction.
- 2) Etablir l'expression de taux d'avancement final τ en fonction de σ et C et $\lambda_{H_3O^+}$ et λ_{HCOO^-} . Calculer τ . Déduire.
- 3) Déterminer la valeur de pH de cette solution.
- 4) Etablir la valeur du quotient de la réaction $Q_{r, \text{éq}}$ à l'état d'équilibre.
- 5) On dilue la solution (S) 10 fois on obtient la solution (S') de concentration ($C'=C/10$) c-à-d $C' = 5,00 \cdot 10^{-4}$ mol.L⁻¹.
 - a) donner avec justification, la valeur du quotient de la réaction $Q'_{r, \text{éq}}$ de la solution (S') à l'équilibre.
 - b) choisir avec justification parmi les valeurs suivantes la valeur juste du taux d'avancement:
 $\tau = 9,73\%$; $\tau = 19,8\%$; $\tau = 49,3\%$.

EXERCICE 5:

L'ibuprofène est un acide carboxylique, de formule général $C_{13}H_{18}O_2$, c'est un médicament anti-inflammatoire.

Les préparations d'ibuprofène sont vendues en pharmacie sous forme de poudre, en sachets de 200 mg solubles dans l'eau.

Donnée:

- On symbolise l'ibuprofène par $RCOOH$ et sa base par $RCOO^-$.

- La masse molaire d'acide $RCOOH$ est : $M = 206$ g.mol⁻¹.

- Toutes les mesures ont été faites à 25°C.

On dissolvant un sachet d'ibuprofène contenant 200 mg d'acide dans un verre de l'eau pure, on obtient une solution aqueuse (S) de concentration C et de volume V = 100 mL.

La mesure de pH de la solution (S) donne la valeur pH=3,17.

- 1) Calculer C .
- 2) Vérifier à l'aide du tableau d'avancement que la réaction d'ibuprofène avec l'eau est limitée.
- 3) Ecrire l'expression du quotient de la réaction de cette réaction.
- 4) Montrer que l'expression du quotient de la réaction à l'équilibre s'écrit sous la forme: $Q_{r,eq} = \frac{x_{max} \cdot \tau^2}{V(1-\tau)}$
- 5) Déduire la valeur de la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction étudiée .

EXERCICE 6:

L'acide éthanóique CH_3COOH est utilisé comme un réactif dans plusieurs industries, tel que l'industries des solvants et de plastique et l'industries textile et les produits pharmaceutiques et les parfums, et c'est le composant principal du vinaigre commercial.

On dissolvant une masse m d'acide éthanóique CH_3COOH dans l'eau distillée, on obtient une solution aqueuse d'acide éthanóique de concentration molaire $C = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V = 1,00 \text{ L}$, et de pH= 2,90 à 25°C .

Données:

- La masse molaire d'acide éthanóique : $M = 60 \text{ g.mol}^{-1}$.

- Les conductivités molaires ioniques à 25°C :

$$\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 34,9 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

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

- 1) Définir l'acide selon Bronsted.
- 2) Calculer la valeur de m .
- 3) Ecrire l'équation de la réaction d'acide éthanóique avec l'eau.
- 4) Créer le tableau d'avancement en mettant l'état d'équilibre.
- 5) Etablir l'expression du taux d'avancement final τ en fonction de pH et C. Calculer τ et déduire.
- 6-a) Montrer que l'expression du quotient de réaction $Q_{r,eq}$ à l'état d'équilibre chimique s'écrit sous la forme:
$$Q_{r,eq} = \frac{x_{eq}^2}{V \cdot (C \cdot V - x_{eq})}$$
- 6-b) Déduire la valeur de la constante d'équilibre K. dépend elle de l'état initiale de la réaction.
- 7) Vérifier que la valeur de la conductivité de la solution à l'état d'équilibre égale : $\sigma_{eq} = 49,1 \text{ mS.m}^{-1}$.

EXERCICE 7:

L'acide salicylique est un acide carboxylique parfumé n'a pas de couleur, il a plusieurs avantages, il est extrait naturellement des plantes comme l'eucalyptus... il est utilisé pour traité certaines maladie de la peau et comme médicament pour soulager les maux de tête etc... il est également considéré comme le principale composé pour la fabrication de l'aspirine.

Données:

- On symbolise l'acide salicylique par HA et sa base conjuguée par A^- .

- Toutes les mesures ont été faites à 25°C.

- Les conductivités molaires ioniques à 25°C :

$$\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 3,49 \cdot 10^{-2} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda_{\text{A}^-} = 3,62 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

- La conductivité de la solution: $\sigma = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda_{\text{A}^-} \cdot [\text{A}^-]$

On considère la solution aqueuse (S) d'acide salicylique de volume $V = 100 \text{ mL}$ et de concentration molaire $C = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

La mesure de la conductivité de la solution donne la valeur $\sigma = 7,18 \cdot 10^{-2} \text{ S.m}^{-1}$.

- 1) Créer le tableau d'avancement.
- 2) Établir l'expression de x_{eq} l'avancement à l'équilibre en fonction de λ_{A^-} et $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}$ et σ et V, et calculer x_{eq} .
- 3) Déterminer la valeur du taux d'avancement τ et déduire.
- 4) Montrer que la valeur approximative de pH de la solution est pH = 2,73.
- 5) Montrer que l'expression du quotient de la réaction à l'état d'équilibre $Q_{r,eq}$ s'écrit sous la forme: $Q_{r,eq} = \frac{C \cdot \tau^2}{(1-\tau)}$
- 6) Calculer la valeur de $Q_{r,eq}$ et déduire la valeur de la constante d'équilibre K associée à cette réaction.
- 7) On prend un volume de la solution S et on y ajoute une quantité de l'eau distillée pour obtenir une solution S' de concentration $C' = 2,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.
Calculer dans ce cas la valeur de l'avancement final τ' de la réaction d'acide salicylique avec l'eau. Déduire ?