

Les transformations liées à des réactions acides et bases

Exercice 1 : Étude d'une solution d'acide benzoïque (SM 2008 N)

L'acide benzoïque C_6H_5COOH , est utilisé comme produit de conserve dans l'industrie alimentaire. C'est un solide de couleur blanche.

Le but de cette partie est d'étudier la réaction de l'acide benzoïque avec l'eau, et avec une solution d'hydroxyde de sodium.

On prépare une solution aqueuse d'acide benzoïque, par dissolution d'un échantillon de masse m de cet acide dans l'eau distillée, pour obtenir un volume $V = 100 \text{ mL}$ de solution de concentration molaire $c_a = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Données :

- Masse molaire d'acide benzoïque : $M = 122 \text{ g.mol}^{-1}$.
- Produit ionique de l'eau : $K_e = 10^{-14}$.

Réaction de l'acide benzoïque avec la solution d'hydroxyde de sodium

On verse dans un bêcher un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ d'une solution d'acide benzoïque de concentration molaire $c_a = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, et on y ajoute progressivement à l'aide d'une burette graduée une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $c_b = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Lorsque le volume d'hydroxyde de sodium versé dans le bêcher est $V_b = 10 \text{ mL}$, le pH de la solution dans le bêcher à 25°C est $\text{pH}_2 = 3,7$.

1. Écrire l'équation modélisant la réaction se produisant dans le mélange.
2. Calculer la quantité de matière $n(\text{OH}^-)_V$ versée, et la quantité de matière $n(\text{OH}^-)_r$ restante à la fin de la réaction.
3. Trouver l'expression du taux d'avancement final τ de cette réaction en fonction de $n(\text{OH}^-)_V$ et $n(\text{OH}^-)_r$. Conclure.

Exercice 2 : Réaction d'un acide carboxylique avec de l'eau et avec de l'ammoniac (SM 2008 I)

Les acides carboxyliques sont des composés organiques qui présentent des propriétés acides dans les solutions aqueuses. La formule générale pour les acides carboxyliques est $C_nH_{2n+1}COOH$ où n est un entier naturel.

Pour préparer une solution (SA) d'acide carboxylique, on dissout dans de l'eau distillée une masse $m = 450 \text{ mg}$ de cet acide pur et on ajoute de l'eau distillée pour obtenir un volume $V_0 = 500 \text{ mL}$ de cette solution.

On prend un volume $V_A = 10 \text{ mL}$ de la solution (SA) et on la dose avec une solution aqueuse (SB) d'hydroxyde de sodium ($\text{HO}_{\text{aq}}^- + \text{Na}_{\text{aq}}^+$), de concentration molaire $c_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

On obtient l'équivalence acido-basique en ajoutant le volume $V_B = 15 \text{ mL}$ de la solution (SB).

Données :

- La constante d'acidité du couple $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})}/\text{NH}_{3(\text{aq})}$: $\text{p}K_A = 9,2$.
- Masses molaires atomiques : $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$.

1. Détermination de la formule brute de l'acide carboxylique

1. Écrire l'équation modélisant la réaction de dosage.

- Calculer la concentration molaire C_A de la solution (SA), puis montrer que la formule totale de l'acide carboxylique est : CH_3COOH .

2. Détermination de la constante pK_A du couple CH_3COOH/CH_3COO^-

- On prélève un volume V de la solution (SA), et on mesure son pH à 25°C, on trouve $pH = 3,3$. À l'aide du tableau descriptif de l'évolution du système, exprimer l'avancement final x_f de la réaction de l'acide avec l'eau en fonction de V et pH , puis montrer que :

$$\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1 + C_A \cdot 10^{pH}$$

où $[CH_3COOH]$ et $[CH_3COO^-]$ sont les concentrations molaires effectives des espèces respectivement à l'équilibre.

- En déduire la valeur de la constante pK_A .

3. Étude de la réaction de l'acide CH_3COOH avec la base NH_3

- On prélève de la solution (SA) un volume contenant la quantité de matière $n_i(CH_3COOH) = n_0 = 3 \times 10^{-4}$ mol, et on y ajoute un volume de la solution d'ammoniaque contenant la même quantité initiale de matière $n_i(NH_3) = n_0$. Écrire l'équation modélisant la réaction entre l'acide CH_3COOH et la base NH_3 .
- Calculer la valeur de la constante K de cette réaction.
- Montrer que l'expression du taux d'avancement final τ de cette réaction s'écrit sous la forme :

$$\tau = \frac{\sqrt{K}}{1 + \sqrt{K}}$$

Que conclure à propos de la nature de cette réaction ?

Exercices Supplémentaires

Exercice 6 :

L'acide hypochloreux a pour formule $HClO_{(aq)}$. Sa base conjuguée $ClO^-_{(aq)}$ est appelée ion hypochlorite. Le document ci-contre représente les pourcentages des espèces chimiques acide et base du couple $HClO_{aq}/ClO^-_{(aq)}$ en fonction du pH pour une solution

- Déterminer graphiquement la valeur numérique de la constante pK_A du couple $HClO_{aq}/ClO^-_{(aq)}$

- Laquelle des deux courbes (a) ou (b) correspond à l'hypochlorite? Montre que $\%HClO = \frac{[HClO]}{[HClO] + [ClO^-]} = \frac{1}{1 + 10^{pH - pK_A}}$ et $\%ClO^- = \frac{[ClO^-]}{[HClO] + [ClO^-]} = \frac{1}{1 + 10^{pK_A - pH}}$

- Écrire l'équation de la réaction de $HClO_{(aq)}$ avec de l'eau.

- On considère une solution d'acide hypochloreux de $pH = 5$. Déterminer le taux d'avancement de la réaction dans la solution.

