

TRAVAUX DIRIGES N°1

EXERCICE 1

Un mode de préparation industrielle du dihydrogène met en jeu la réaction en phase gazeuse, d'équation suivante :



La réaction se déroule sous une pression totale constante, $P_{\text{tot}} = 10$ bar.

La température du système demeure constante et telle que la constante d'équilibre K° est égale à 15.

Initialement, le système contient 10 moles de méthane, 30 moles d'eau, 5 moles de monoxyde de carbone et 15 moles de dihydrogène.

- 1) En utilisant la relation de Guldberg et Waage, exprimer la constante d'équilibre en fonction des pressions partielles des constituants et de $P^\circ = 1$ bar.
- 2) Exprimer le quotient de réaction Q_r en fonction de la quantité de matière de chacun des constituants, de la pression totale P_{tot} et de P° . Calculer la valeur de Q_r à l'instant initial.
- 3) Le système est-il en équilibre thermodynamique ? Justifier la réponse.
- 4) Si le système n'est pas en équilibre, dans quel sens se produira l'évolution ? Justifier brièvement la réponse.

Dans un nouvel état initial, le système ne contient que 10 moles de méthane et 10 moles d'eau.

- 5) Dresser un tableau d'avancement faisant apparaître l'avancement ξ .
- 6) Déterminer la composition du système à l'équilibre, en partant de ce nouvel état initial. La pression totale reste égale à 10 bar.

EXERCICE 2

On dissout 1,06 g de carbonate de calcium solide Na_2CO_3 ($M = 106 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) dans 100 mL d'une solution tampon de pH 8,0.

Na_2CO_3 se dissout totalement selon la réaction de dissolution : $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2 \text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$.

1. Tracer le diagramme de prédominance du système $\text{CO}_2 / \text{HCO}_3^-$ et $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$.
2. Déterminer la composition de la solution (c'est à dire la concentration des espèces quantitativement présentes)
3. Déterminer les concentrations des espèces présentes à l'état de traces.

Données :

$$pK_a(\text{CO}_2/\text{HCO}_3^-) = 6,3 ; pK_a(\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}) = 10,3$$

EXERCICE 3

On considère les couples :



1. Tracer une échelle verticale des pKa.
2. Écrire les équations bilans des réactions suivantes, déterminer numériquement leur constante d'équilibre K° et conclure quant à l'avancement des réactions :
 - acide nitrique HNO₂ avec ammoniaque NH₃ ;
 - aniline C₆H₅NH₂ avec ion ammonium NH₄⁺ ;
 - acide acétique CH₃COOH avec aniline C₆H₅NH₂.

EXERCICE 4

A l'aide de la méthode de la réaction prépondérante, déterminer la concentration des espèces quantitativement présentes à l'état final quand on mélange : 0,10 mol de NaOH, 0,10 mol de NH₄Cl et 0,10 mol de H₂S dans 1 L d'eau.

Données :

NaOH et NH₄Cl sont totalement dissociés en Na⁺ ; OH⁻ d'une part et NH₄⁺ ; Cl⁻ d'autre part. $\text{pK}_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$; $\text{pK}_a(\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-) = 7,0$; $\text{pK}_a(\text{HS}^-/\text{S}^{2-}) = 13,0$

EXERCICE 5

On dispose d'une solution d'acide éthanoïque CH₃COOH à 2,0 mol. L⁻¹, d'une solution de potasse (K⁺ ; OH⁻) à 2,5 mol.L⁻¹ et d'eau distillée.

Comment préparer 5 L d'une solution tampon de pH égal à 4,5 et de concentration 0,30 mol .L⁻¹ ?

Données : $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$

EXERCICE 6

Courbes de distribution de l'EDTA L'EDTA est un polyacide noté H_nY .

1. Déterminer le nombre d'acidité n .
2. Légender les 5 courbes.
3. Déterminer les pK_a de l'EDTA.

