

## ACIDES ET BASES ; APPROXIMATIONS - exercices

### A. EXERCICES DE BASE

#### I. Domaines de prédominance

- Indiquer, en fonction du pH, les domaines de prédominance des différentes espèces acido-basiques intervenant pour chacune des solutions suivantes :
  - sulfure d'hydrogène ( $\text{H}_2\text{S}$  ;  $\text{HS}^-$  ;  $\text{S}^{2-}$ ) ;  $\text{pK}_{\text{a}1} = 7,0$  ;  $\text{pK}_{\text{a}2} = 12,9$ .
  - acide éthanedioïque ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  ;  $\text{HC}_2\text{O}_4^-$  ;  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ) ;  $\text{pK}_{\text{a}1} = 1,3$  ;  $\text{pK}_{\text{a}2} = 4,3$ .
  - dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$  ;  $\text{HCO}_3^-$  ;  $\text{CO}_3^{2-}$ ) ;  $\text{pK}_{\text{a}1} = 6,4$  ;  $\text{pK}_{\text{a}2} = 10,3$ .

#### II. Pollution par $\text{CO}_2$

- On considère une solution de  $\text{NaHSO}_4$  (électrolyte fort) à  $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
  - Quelles sont les espèces introduites en solution lors de la préparation de celle-ci ?
  - Quelle est la réaction acido-basique prépondérante (après la dissolution-dissociation de l'électrolyte fort) ?
  - Cette réaction est-elle totale ou limitée par un équilibre ?
  - Indiquer l'état d'équilibre de la solution (concentrations des espèces prépondérantes).
- On considère maintenant une solution de  $\text{NaHSO}_4$  de même concentration, mais préparée à l'aide d'eau polluée par du gaz  $\text{CO}_2$  dissous à la concentration  $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
  - Doit-on recommencer le raisonnement précédent, ou peut-on inversement raisonner en ajoutant  $\text{CO}_2$  dans la solution de la question (1) ?
  - Indiquer l'état d'équilibre de la solution (concentrations des espèces prépondérantes).

Données :

- ◊  $\text{pK}_{\text{a}}(\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^-) < 0$  (acide fort) ;  $\text{pK}_{\text{a}}(\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}) = 1,9$  ;
- ◊  $\text{pK}_{\text{a}}(\text{CO}_2/\text{HCO}_3^-) = 6,4$  ;  $\text{pK}_{\text{a}}(\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}) = 10,3$ .

#### III. pH de mélanges

- Déterminer la (les) réaction(s) prépondérante(s) et en déduire le pH dans les solutions suivantes :
  - $\text{CH}_3\text{COOH}$  à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $\text{NaHS}$  à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .
  - $\text{CH}_3\text{COOH}$  à  $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $\text{Na}_2\text{S}$  à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .
  - $\text{CH}_3\text{COOH}$  à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $\text{Na}_2\text{S}$  à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Données :

- ◊  $\text{pK}_{\text{a}}(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-) = 4,8$  ;
- ◊  $\text{pK}_{\text{a}}(\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-) = 7,0$  ;  $\text{pK}_{\text{a}}(\text{HS}^-/\text{S}^{2-}) = 12,9$ .

#### IV. pH d'une solution d'un composé amphotère

- Déterminer la (les) réaction(s) prépondérante(s) et en déduire le pH dans les solutions suivantes :
- a) hydrogénocarbonate de sodium ( $\text{NaHCO}_3$ ) à  $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- b) hydrogénosulfure de sodium ( $\text{NaHS}$ ) à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- c) hydrogénooxalate de sodium ( $\text{NaHC}_2\text{O}_4$ ) à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Données :

- ◊  $\text{CO}_2$  :  $\text{pK}_{\text{a}1} = 6,4$  ;  $\text{pK}_{\text{a}2} = 10,3$  ;
- ◊  $\text{H}_2\text{S}$  :  $\text{pK}_{\text{a}1} = 7,0$  ;  $\text{pK}_{\text{a}2} = 12,9$  ;
- ◊  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  :  $\text{pK}_{\text{a}1} = 1,3$  ;  $\text{pK}_{\text{a}2} = 4,3$ .

#### B. EXERCICE D'APPROFONDISSEMENT

#### V. Diagramme logarithmique des concentrations

- Pour un couple A/B de constante  $\text{pK}_a = 5$ , en solution à la concentration  $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , exprimer les concentrations [A] et [B] en fonction du pH. Tracer le diagramme logarithmique des concentrations.
- Calculer littéralement le pH de la solution, puis retrouver ce résultat à partir du graphique précédent.