

## EQUILIBRES ACIDO-BASIQUES

### • QUESTION DE COURS

- ✓ Définir le quotient de réaction  $Q$ , comment évolue un système donnée lorsque  $Q < K^\circ$
- ✓ Donner une définition aux termes suivants : le pH d'une solution- un acide fort -une base faible- cste de basicité.
- ✓ Classer les couples suivants :  $pK_A(\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-) = 3,7$  ;  $pK_A(\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}) = 7,6$   
 $pK_A(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$  ;  $pK_A(\text{SO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HSO}_3^-) = 2$  ;  $pK_A(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$   
comparer, par justification, l'acidité  $\text{NH}_4^+$  à celle de  $\text{HSO}_3^-$
- ✓ Définir la réaction prépondérante, a quoi consiste sa méthode approximative pour déterminer le pH d'une solution.

### • APPLICATION

- ✓ Un diacide  $\text{H}_2\text{A}$  de cste d'acidité  $K_{A1}(\text{H}_2\text{A}/\text{HA}^-)$  et  $K_{A2}(\text{HA}^-/\text{A}^{2-})$  à la concentration  $C$ . trouver le pourcentage de  $\text{H}_2\text{A}$ ,  $\text{HA}^-$  et  $\text{A}^{2-}$  en fonction de  $K_{A1}$ ,  $K_{A2}$  et  $h$ .

### • EXERCICES

#### EXO 1 : mélange d'un acide et de sa base conjuguée

On mélange  $10 \text{ cm}^3$  d'une solution d'acide borique  $\text{HBO}_2$  à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $30 \text{ cm}^3$  d'une solution de borate de sodium  $\text{NaBO}_2$  à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Calculer le pH du mélange sachant que le couple  $\text{HBO}_2/\text{BO}_2^-$  vaut 9,2.

#### EXO 2 : calcul de degrés de dissociation

On considère une solution d'acide borique  $\text{NaBO}_2$  dans l'eau. comment évolue le degrés de dissociation de l'acide quand on le dilue ? Calculer sa valeur limite.

#### EXO3 : composé amphotère

- 1) Calculer le pH d'une solution d'hydrogènesulfure de sodium  $\text{NaHS}$  de cc  $C_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$
- 2) Que devient le pH si on dilue la solution jusqu'à  $C' = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$   
 $pK_A(\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-) = 7$  ;  $pK_A(\text{HS}^-/\text{S}^{2-}) = 12,9$ .

#### EXO 4:

Calculer le pH des solutions suivantes:

- 1)  $\text{CH}_3\text{COOH}$   $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$
- 2)  $\text{HF}$   $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  +  $\text{CH}_3\text{COOH}$   $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$
- 3)  $\text{HF}$   $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  +  $\text{HCOOH}$   $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$

Donnée :  $pK_A(\text{HF}/\text{F}^-) = 3,2$

#### EXO 5: diagramme de distribution de l'acide citrique

L'acide citrique de formule  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$  est un triacide notée  $\text{H}_3\text{A}$ . le document ci-contre donne son diagramme de distribution en fonction du pH. Les courbes tracées représentent le pourcentage des espèces contenant « A » lorsque le pH varie.

- 1) d'acide citrique Identifier l'espèce correspondant à chacune des courbes.
- 2) En déduire les cstes  $pK_{Ai}$  et  $K_{Ai}$  relatives aux trois couples mis en jeu
- 3) 250mL de solution ont été préparés en dissolvant 1,05g monohydraté  $C_6H_8O_7 \cdot H_2O$ .
  - a) Calculer la concentration  $c$  de la solution.
  - b) Déterminer, à partir de cet du diagramme de distribution, la composition du mélange à  $pH= 4,5$ .

**EXO 6 : conductivité et pH**

Une solution d'ammoniac  $NH_3$  de cc  $C= 6,00 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$  a une conductivité  $\sigma=6,97 \cdot 10^{-4} \text{ S.m}^{-1}$ .

- 1) Déterminer la conductivité  $\sigma$  de la solution en fonction des ccs et des conductivités molaires ioniques limites.
- 2) Déterminer : a) le coefficient d'ionisation  $\alpha$ .  
b) le pH de la solution et le  $pK_A$  du couple.

Données : à  $25^\circ C$

ions	$H_3O^+$	$NH_4^+$	$HO^-$	$CH_3CO_2^-$
$\lambda_i^\circ (\text{mS.m}^2.\text{mol}^{-1})$	35	7,4	19,9	4,09

**EXO 7 : détermination d'un  $pK_A$**

On veut déterminer le  $pK_A$  de l'acide acétique par conductimétrie. Pour cela, on mesure la conductance  $G$  d'une solution étalon de chlorure de potassium à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ , la  $t^{\text{température}}$  de la solution est  $\theta= 18^\circ C$ . à cette température, la conductivité molaire  $\sigma_e$  de la solution étalon vaut  $\sigma_e= 11,19 \text{ mS.cm}^{-1}$ . On trouve  $G_e = 9,41 \text{ mS}$ .

On mesure ensuite la conductance  $G$  d'une solution d'acide acétique dont la cc  $C$  a été déterminée avec précision :  $C = 3,86 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ,  $G= 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ S}$ .

On mesure également la conductance  $G_0$  de l'eau distillé qui a été utilisée pour réaliser la solution :  $G_0= 3,5 \cdot 10^{-6} \text{ S}$ .

- 1) Déterminer la cste  $K_{\text{cell}}$  de la cellule utilisée. En déduire la conductivité  $\sigma$  de la solution et celle, notée  $\sigma_0$ , de l'eau distillée.
- 2) Ecrire l'équation de l'équilibre d'ionisation de l'acide acétique dans l'eau. en notant  $\alpha$  son coefficient d'ionisation, exprimer la cste d'acidité de cet acide en fonction de ce coefficient.
- 3) Déduire des mesures précédentes le coefficient d'ionisation de l'acide ainsi que sa cste d'acidité.