

## CTM – TD 4

# Réactions acido-basiques

## I - Acide fort, base forte

1. Calculer le pH et les concentrations des espèces présentes à l'équilibre dans une solution d'acide chlorhydrique à la concentration  $C_a = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ .
2. Même question pour une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_b = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$ .

## II - Acide fort ou faible

Une solution d'acide benzoïque  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ , de concentration  $C = 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ , a un pH de 3,1.

1. Montrer que cet acide est faible.
2. Déterminer le  $\text{p}K_a$  du couple acide-base.

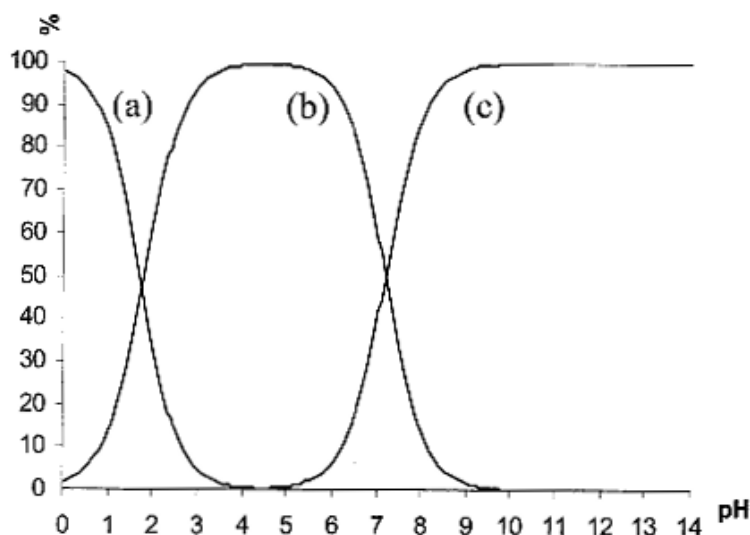
## III - Dissociation d'un acide faible

L'acide formique de formule  $\text{HCO}_2\text{H}$  (noté AH) est un monoacide faible de  $\text{p}K_a$  égal à 3,8.

1. Dresser le diagramme de prédominance des espèces acido-basiques en fonction du pH de la solution.
2. Calculer le taux de dissociation  $\alpha$  de l'acide d'une solution d'acide formique dont la concentration initiale est égale à  $c_0 = 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$ .
3. Quelle est la valeur du pH lue sur un pH-mètre trempé dans la solution précédente ?

## IV - Diagramme de distribution

On donne ci-dessous le diagramme de distribution des espèces acido-basiques de l'acide sulfureux  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .



1. Attribuer les courbes (a), (b) et (c) aux espèces acido-basiques de l'acide sulfureux, en justifiant.
2. Déterminer les valeurs des constantes d'acidité successives des couples acido-basiques de l'acide sulfureux.
3. Tracer le diagramme de prédominance des espèces acido-basiques de l'acide sulfureux.
4. On considère une solution de  $\text{pH} = 3$ , telle que la concentration totale en espèces sulfurées soit égale à  $c_t = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ . Calculer les concentrations de chacune des espèces sulfurées dans la solution.

---

## V - État d'équilibre d'un ampholyte

La glycine est un acide aminé de formule  $\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COO}^-$ , noté AH. Il participe à deux couples acido-basiques :  $\text{AH}_2^+/\text{AH}$  de  $\text{p}K_{\text{a}1} = 2,3$  et  $\text{AH}/\text{A}^-$  de  $\text{p}K_{\text{a}2} = 9,6$ .

1. Dresser le diagramme de prédominance des espèces acido-basiques en fonction du pH de la solution.
2. Déterminer l'état d'équilibre d'une solution aqueuse dans laquelle la glycine est introduite à la concentration initiale  $c_0 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$
3. Déterminer le pH final de la solution.

---

## VI - Titrage de l'acide sulfurique

Une solution (A), de volume  $V_a = 100 \text{ mL}$ , contient de l'acide sulfurique à la concentration  $C_a$ . Cette solution est dosée par une solution (B) de soude, à la concentration  $C_b = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$ .

L'acide sulfurique est fort pour sa première acidité, mais faible pour sa seconde :  $\text{p}K_{\text{a}} = 2$ .

1. Écrire les réactions de dissolution de l'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  et de l'hydroxyde de sodium NaOH dans l'eau. En déduire les quantités en ions  $\text{HSO}_4^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans (A), et d'autre part la quantité en ions  $\text{HO}^-$  dans un volume  $V_b$  de solution (B).

On verse un volume  $V_b = 20 \text{ mL}$  de (B) dans (A).

2. Écrire les équations des réactions susceptibles de se produire dans le mélange.
3. Déterminer l'ordre dans lequel s'effectuent ces réactions.
4. Sachant que pour  $V_b = 20 \text{ mL}$ , l'équivalence de la deuxième réaction est atteinte, en déduire la valeur de  $C_a$ .

---

## VII - Mélange d'acides et de bases

Dans un litre d'eau à 298 K, on introduit 0,15 mol de chlorure d'hydrogène HCl, 0,10 mol d'hydrogénosulfure de sodium NaHS et 0,15 mol d'acétate de sodium  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , noté de manière abrégé AcONa par la suite. Déterminer la composition du système et le pH à l'équilibre.

Données à  $T = 298 \text{ K}$  :

$\text{p}K_{\text{a}1} = \text{p}K_{\text{a}}(\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-) = 7,0$ ;  $\text{p}K_{\text{a}2} = \text{p}K_{\text{a}}(\text{HS}^-/\text{S}^{2-}) = 13,0$ ;  $\text{p}K_{\text{a}3} = \text{p}K_{\text{a}}(\text{AcOH}/\text{ACO}^-) = 4,8$ .