

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.

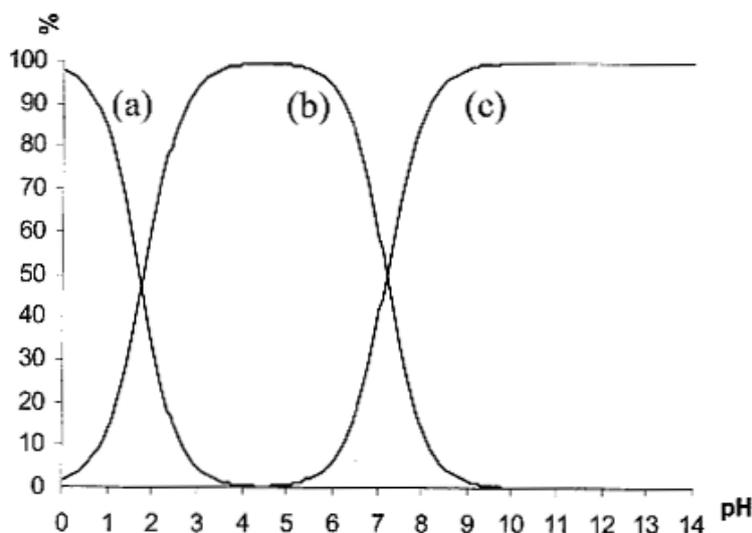
III - Dissociation d'un acide faible

L'acide formique de formule HCO_2H (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 α 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 H_2SO_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 soufrées soit égale à $c_t = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$. Calculer les concentrations de chacune des espèces soufrées 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 : AH_2^+/AH de $\text{p}K_{\text{a}1} = 2,3$ et AH/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 H_2SO_4 et de l'hydroxyde de sodium NaOH dans l'eau. En déduire les quantités en ions HSO_4^- et H_3O^+ dans (A), et d'autre part la quantité en ions 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 CH_3COONa , noté de manière abrégé AcONa par la suite. Déterminer la composition du système et le pH à l'équilibre.

Données à $T = 298 \text{ K}$:

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