

Exercice n°1

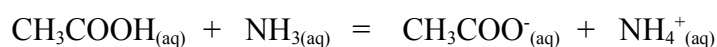
Etablir un diagramme de prédominance

Etablir le diagramme de prédominance relatif aux espèces acido-basiques conjuguées du sulfure d'hydrogène H_2S . On donne $\text{pK}_{\text{A1}}(\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-) = 7,0$ et $\text{pK}_{\text{A2}}(\text{HS}^-/\text{S}^{2-}) = 13$.

Exercice n°2

Calcul d'une constante d'équilibre

Calculer la constante d'équilibre K associée à la réaction :

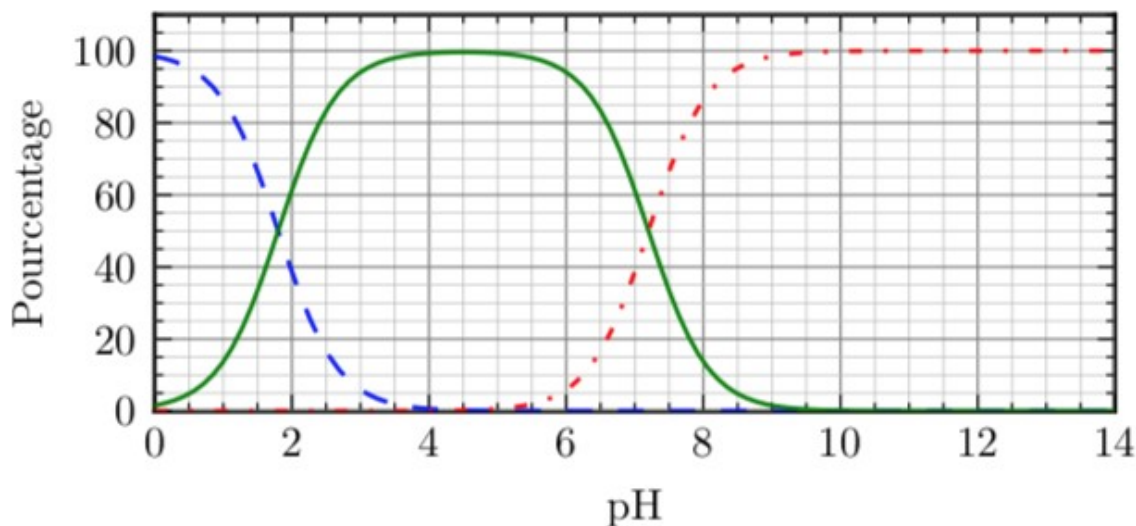


On donne $\text{pK}_{\text{A1}}(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$ et $\text{pK}_{\text{A2}}(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$

Exercice n°3

Les courbes de distribution

Les courbes de distribution des différentes formes acido-basiques du diacide sulfureux H_2SO_3 sont représentées



- 1 - Attribuer les courbes aux différentes formes acido-basiques en justifiant.
- 2 - Déterminer les pK_a des couples successifs du diacide sulfureux.
- 3 - Construire le diagramme de prédominance associé.
- 4 - On considère une solution de $\text{pH} = 2,5$ telle que la concentration totale en espèces soufrées soit égale à $c_0 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Déterminer les concentrations des différentes formes par lecture des courbes de distribution.

Exercice n°4

1. Piqûre de fourmi

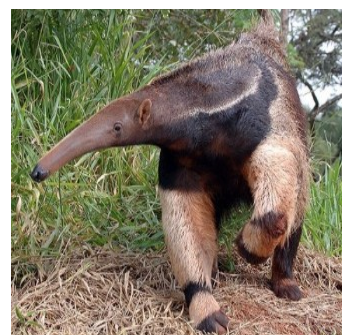
Les fourmis se défendent en mordant avec leurs mandibules et, pour certaines espèces, en projetant de l'acide formique dans la morsure. La réaction avec l'eau des tissus occasionne des brûlures.



- 1.1. Pourquoi l'acide formique est-il un acide selon la théorie de Brönsted?
- 1.2. Écrire l'équation de la réaction chimique à l'origine des brûlures.

2. L'estomac du tamanoir

La digestion des aliments dans l'estomac nécessite un milieu acide de pH environ égal à 2. Chez la plupart des mammifères, ce pH est atteint grâce à la production d'acide chlorhydrique dans l'organisme. En revanche, l'appareil digestif du tamanoir est différent en raison de son régime alimentaire : il mange jusqu'à 30 000 fourmis par jour !



- 2.1. Quelle est l'espèce prédominante du couple acide formique / ion formiate dans l'estomac des tamanoirs ? Justifier.
- 2.2. La concentration en acide formique apporté dans l'estomac du tamanoir est-elle égale, inférieure ou supérieure à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$? Justifier.
- 2.3. Proposer une hypothèse justifiant le fait que les tamanoirs n'ont pas besoin de produire d'acide chlorhydrique pour leur digestion.

Données

l'acide formique est un acide faible dans l'eau;

pK_A du couple acide formique/ ion formiate ($\text{HCO}_2\text{H}_{(\text{aq})} / \text{HCO}_2^{-}{}_{(\text{aq})}$): 3,8;

pK_A du couple eau / ion hydroxyde ($\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} / \text{HO}^{-}{}_{(\text{aq})}$): 14,0;

pK_A du couple ion oxonium / eau ($\text{H}_3\text{O}^{+}{}_{(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$): 0.

Exercice n°5

Le pH d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque CH_3COOH de concentration $c = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ est égal à 3,9.

1. L'acide éthanoïque est-il un acide fort ou faible ? Justifier.
2. Ecrire l'équation de la réaction de cet acide avec l'eau.
3. Déterminer l'avancement volumique final de cette réaction, en déduire la constante d'acidité de l'acide éthanoïque.

Exercice n°6

On considère une solution d'acide fluorhydrique HF de $pK_A = 3,2$ de concentration $c_1 = 0,1 \text{ mol/L}$.
On note un avancement volumique final de $0,05 \text{ mol/L}$.

1. Écrire l'équation de réaction de HF avec l'eau.
2. Calculer le pH de la solution ci-dessus.

Exercice n°7

On fournit les pK_A de quatre couples acido-basiques : $\text{HCO}_2\text{H}/\text{HCO}_2^-$: $pK_A = 3,7$;
 $\text{H}_3\text{AsO}_4/\text{H}_2\text{AsO}_4^-$: $pK_{A2} = 2,2$; HClO/ClO^- : $pK_{A3} = 7,5$; $\text{HBO}_2/\text{BO}_2^-$: $pK_{A4} = 9,2$.

- 1) Tracer un diagramme de prédominance de ces différentes espèces acido-basiques.
- 2) Écrire l'équation bilan et déterminer la constante d'équilibre de la réaction de :
 - a) l'ion formiate HCO_2^- avec l'acide hypochloreux HClO ;
 - b) l'acide arsénique H_3AsO_4 avec l'ion borate BO_2^- ;
 - c) l'acide arsénique H_3AsO_4 avec l'ion formiate HCO_2^- .

Exercice n°8

Extrait CCP TSI 2010

L'eau de pluie est naturellement acide : en effet, le dioxyde de carbone présent dans l'air se dissout dans l'eau pour former « l'acide carbonique » H_2CO_3 , que nous noterons $\text{CO}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}$, et donne lieu à des équilibres acido-basiques. Nous allons calculer le pH d'une eau de pluie. La teneur en CO_2 de l'air, naturellement de $0,03 \%$, varie avec la température, la pression et le milieu (agglomération, industries, ...) et peut atteindre $0,10 \%$.

On considère de l'eau de pluie en équilibre avec le $\text{CO}_{2(\text{g})}$ de l'atmosphère, à 298 K , la pression totale étant de 1 bar et la pression partielle de $\text{CO}_{2(\text{g})}$ étant $P(\text{CO}_2) = 35 \cdot 10^{-5} \text{ bar}$ (soit une teneur en CO_2 de $0,035 \%$).

Données : Les gaz sont assimilés à des gaz parfaits ; constante des gaz parfaits $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
Constantes d'acidité K_A : $\text{CO}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$: $pK_{A1} = 6,4$; $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$: $pK_{A2} = 10,3$

Produit ionique de l'eau K_e : $pK_e = 14$

- 1) L'équilibre $\text{CO}_{2(\text{g})} = \text{CO}_{2(\text{aq})}$ à 298 K a pour constante $K^\circ = 3,37 \cdot 10^{-2}$, calculer la concentration en $\text{CO}_{2(\text{aq})}$ dans l'eau de pluie.
- 2) Calculer le pH de l'eau de pluie, en considérant que le dioxyde de carbone est le seul responsable de la valeur que prend le pH de l'eau de pluie. Pour ce calcul, on pourra émettre l'hypothèse que l'on peut n'envisager que la première acidité de $\text{CO}_{2(\text{aq})}$ puis on vérifiera, rapidement, cette hypothèse.
- 3) Comment évolue qualitativement ce pH lorsque la teneur en $\text{CO}_{2(\text{g})}$ de l'atmosphère atteint $0,10 \%$?
- 4) Citer une autre espèce chimique responsable des « pluies acides ».