

1 Acide méthanoïque

L'acide méthanoïque, aussi appelé acide formique, est le plus simple des acides carboxyliques. Sa formule brute est CH_2O_2 . Il s'agit d'un acide faible.

1. Donner la formule brute de la base conjuguée de l'acide méthanoïque.
2. Écrire la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau.

2 Aspirine

L'aspirine est le nom commercial de l'acide acétylsalicylique, de formule brute $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$. Il s'agit d'un acide faible.

1. Donner la formule brute de la base conjuguée de l'acide acétylsalicylique.
2. Écrire la réaction de l'acide acétylsalicylique avec l'eau.

3 Acide lactique

L'acide lactique de formule $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$, se forme lors de la fermentation du lactose dans le lait. Il s'agit d'un acide faible, dont le $\text{p}K_a$ vaut 3,86.

1. Tracer le diagramme de prédominance de l'acide lactique.
2. Un lait peu frais a un pH de 5,4. En déduire l'espèce prédominante dans ce lait.

4 Acide oxalique

L'acide oxalique, de formule brute $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$, est un diacide : sa base conjuguée, l'ion hydrogénooxalate C_2HO_4^- est aussi un acide, de base conjuguée $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ (ion oxalate).

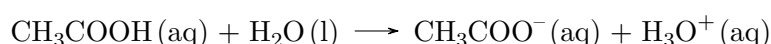
Les $\text{p}K_a$ des deux couples sont les suivants :

- $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4/\text{C}_2\text{HO}_4^-$: $\text{p}K_a = 1,2$;
- $\text{C}_2\text{HO}_4^-/\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$: $\text{p}K_a = 4,3$;

Tracer le diagramme de prédominance de l'acide oxalique.

7 Acide éthanoïque

La réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau a pour équation :

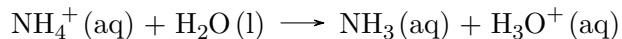


Données :

- $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1,58 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 1,58 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- $\text{p}K_a = 4,8$.

5 Ion ammonium

La réaction de l'ion ammonium avec l'eau a pour équation :



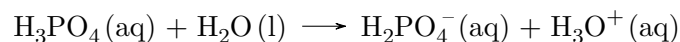
On considère une solution dont les concentrations sont les suivantes :

- $[\text{NH}_4^+] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- $[\text{NH}_3] = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,31 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Calculer le coefficient de dissociation de l'acide.
2. Calculer la valeur de la constante d'équilibre du couple acido-basique $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.
3. En déduire le $\text{p}K_a$ du couple.

6 Acide phosphorique

La réaction de l'acide phosphorique avec l'eau a pour équation :



On considère une solution dont les concentrations sont les suivantes :

- $[\text{H}_3\text{PO}_4] = 4,4 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,2 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Calculer le coefficient de dissociation de l'acide.
2. Calculer la valeur de la constante d'équilibre du couple acido-basique $\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-$.
3. En déduire le $\text{p}K_a$ du couple.