

EXERCICES

Exercice 1 – Écrire des réactions acide-base

- 1 - Écrire la réaction acido-basique entre l'acide éthanoïque et l'ammoniaque.
- 2 - Faire de même entre l'acide phosphorique et l'ion hydrogénocarbonate.
- 3 - Puis entre l'acide sulfurique et l'eau.

On donne les formules suivantes, qui correspondent dans le désordre aux espèces citées dans les questions 1 à 3 : H_2SO_4 , CH_3COOH , H_2O , H_3PO_4 , NH_3 , HCO_3^- .

Exercice 2 – Introduction d'un acide fort dans l'eau

- 1 - L'acide chlorhydrique est-il un acide fort ou faible ? Donner sa formule chimique, et celle de sa base conjuguée.

On considère 10 mL de solution d'acide chlorhydrique de concentration $c_0 = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$. Cette concentration est en réalité la concentration en soluté apporté (le soluté étant HCl): on prépare cette solution en introduisant $1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de HCl par litre d'eau. Après cette introduction il y a réaction entre HCl et l'eau : les HCl sont consommés, produisant H_3O^+ , ce qui acidifie la solution et fixe le pH.

- 2 - Écrire l'équation de la réaction entre l'acide chlorhydrique et l'eau. Que peut-on dire de cette réaction étant donnée la nature de l'acide chlorhydrique ?
- 3 - Déterminer le pH dans l'état final.

Exercice 3 – Introduction d'un acide faible dans l'eau

On donne la constante d'acidité du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$: $K_A = 10^{-4,8}$.

On considère 10 mL d'une fiole d'acide éthanoïque CH_3COOH sur laquelle il est indiqué "concentration $c_0 = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ ".

Cette concentration est en fait la concentration en soluté apporté (le soluté étant CH_3COOH) : il est possible de préparer cette solution en introduisant $1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de CH_3COOH par litre d'eau. Après cette introduction, il y a réaction entre CH_3COOH et l'eau : les CH_3COOH sont en partie consommés, produisant H_3O^+ , ce qui acidifie la solution et fixe le pH.

- 1 - Écrire l'équation de cette réaction. Donner la valeur de sa constante d'équilibre.
- 2 - CH_3COOH est-il un acide fort ou un acide faible ?
- 3 - Vu que $K^\circ \ll 1$, on peut supposer que la réaction est peu avancée à l'équilibre, et donc qu'à l'équilibre l'avancement $x_f \ll c_0$. Faire un tableau d'avancement, et utiliser la loi d'action des masses pour déterminer la valeur à l'équilibre de x_f , puis de $[\text{CH}_3\text{COOH}]$, de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et du pH.

Exercice 4 – Détermination d'un état final

On mélange un même volume V de deux solutions :

- la première contient de l'acide éthanoïque CH_3COOH en concentration en soluté apporté $2c_0$;
 - la deuxième contient de l'ammoniac NH_3 en concentration en soluté apporté $6c_0$;
- où $c_0 = 1.10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$.

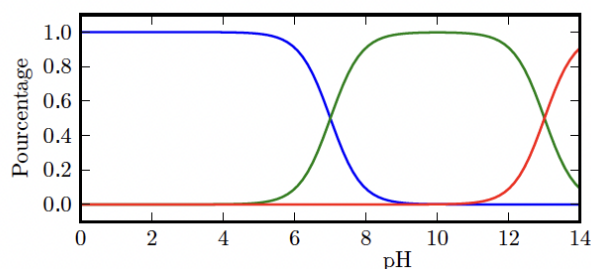
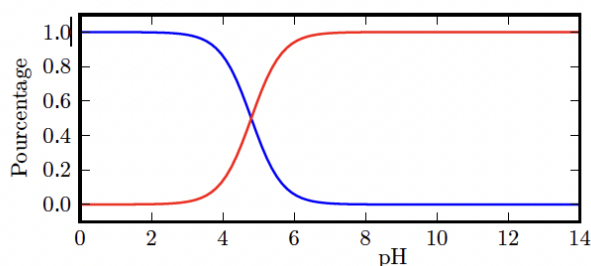
Données : $\text{pK}_{a1}(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$ et $\text{pK}_{a2}(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$.

- 1 - À l'aide d'une échelle de pK_a , déterminer la réaction qui a lieu.
- 2 - Calculer la constante d'équilibre de la réaction. Quelle approximation peut-on faire sur l'état final ?
- 3 - Déterminer les concentrations de toutes les espèces dans l'état final. Attention, il faut au préalable calculer les concentrations initiales des réactifs CH_3COOH et NH_3 (ils sont dilués car il y a eu mélange).
- 4 - Calculer le pH de la solution à l'équilibre.

Exercice 5 – Exploitation de diagrammes de distribution

On a tracé ci-dessous à gauche le diagramme de distribution du couple acide éthanoïque / ion éthanoate, et à droite celui de l'acide sulfhydrique H_2S (qui est un diacide).

- 1 - Diagramme de gauche : donner les formules chimiques des espèces de ce couple. Attribuer chaque courbe à une espèce. En déduire la valeur du pK_a du couple. En déduire le diagramme de prédominance de ce couple.
- 2 - Diagramme de droite : les espèces sont H_2S , HS^- , S^{2-} . Attribuer chaque courbe à une espèce. En déduire la valeur des pK_a des couples. En déduire le diagramme de prédominance de ce triacide.
- 3 - Toujours dans le cas du diagramme de droite, on considère une solution de $\text{pH} = 6$ telle que la concentration totale en espèces soufrées soit égale à $c_0 = 2,0.10^{-3} \text{ mol/L}$.



Déterminer les concentrations des différentes formes par lecture des courbes de distribution.