

I | Cours et exercices

C4 Réactions acido-basiques

- I **Acides et bases** : couples, pH.
- II **Réactions acido-basiques** : constantes d'acidité, autoprotolyse de l'eau, réactions entre couples et calculs de constantes.
- III **Distribution des espèces d'un couple** : lien pH et concentration (relation de HENDERSON), diagramme de prédominance (force des acides et échelle des pK_A), diagramme de distribution.
- IV **Méthode de détermination d'un pH**.

C5 Réactions de précipitation

- I **Équilibre d'un solide en solution** : dissolution et précipitation, équilibre, condition d'existence d'un précipité.
- II **Facteurs influençant la solubilité** : température, ions communs, influence du pH.

II | Cours uniquement

C6 Réactions d'oxydoréduction

- I **Oxydants et réducteurs** : couples rédox, nombre d'oxydation.
- II **Distribution des espèces d'un couple** : potentiel de NERNST, diagramme de prédominance.
- III **Réactions entre couples** : réactions d'oxydoréduction, sens spontané de réaction, cas particuliers.

III Questions de cours possibles

C4 Réactions acido-basiques

- 1 Définir le pH, la constante d'acidité d'un couple acide/base, l'autoprotolyse de l'eau et le produit ionique de l'eau. Écrire la réaction associée à la constante d'acidité du couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$, exprimer la constante d'acidité en fonction de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et en déduire $\text{p}K_a(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}) = 0$. Faire de même avec la réaction associée à la constante d'acidité du couple $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$, et en déduire $\text{p}K_a(\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-) = \text{p}K_e$.
- 2 Connaître nom, formule et équation entre acide et base des couples contenant : acide sulfurique, acide nitrique, acide chlorhydrique, acide phosphorique, acide éthanoïque, acide carbonique, ion ammonium, ion hydroxyde. À partir du lien entre pH et $\text{p}K_a$ d'un couple acide-base, justifier et tracer un diagramme de prédominance.
- 3 On mélange $V_0 = 50 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanoïque à $c_0 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, et le même volume d'une solution de nitrite de sodium ($\text{Na}^+; \text{NO}_2^-$) à la même concentration. On donne

$$\text{p}K_{A,1} = \text{p}K_A(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,74 \quad \text{et} \quad \text{p}K_{A,2} = \text{p}K_A(\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-) = 3,2$$

Déterminer les concentrations des espèces à l'équilibre et le pH

C5 Réactions de précipitation

- 4 Définir le produit de solubilité avec un exemple. Déterminer la condition d'existence d'un précipité lors d'une précipitation avec cet exemple. Application : on ajoute $n = 10^{-5} \text{ mol}$ d'ions Cl^- dans $V_0 = 10 \text{ mL}$ de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+, \text{NO}_3^-$) à $c_0 = 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On donne $\text{p}K_s(\text{AgCl}) = 9,8$. **Obtient-on un précipité de chlorure d'argent AgCl ?**
- 5 Définir la solubilité. Calculer la solubilité de NaCl et de PbI_2 , sachant que $\text{p}K_s(\text{NaCl}) = 36$ et $\text{p}K_s(\text{PbI}_2) = 8$.
- 6 Présenter ce qu'est un diagramme d'existence de manière générale. Tracer le diagramme d'existence de $\text{AgCl}_{(s)}$ en fonction de pCl pour une solution de Ag^+ à $c_0 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 7 Donnez les paramètres influençant la solubilité. Donner un exemple d'application pour chacun d'eux. En particulier, connaissant $\text{p}K_s(\text{AgCl}) = 9,8$, déterminer la solubilité de $\text{AgCl}_{(s)}$ dans une solution aqueuse contenant déjà $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de Cl^- .

C6 Réactions d'oxydoréduction

- 8 Donner les couples et les demi-équations rédox des couples ions tétrathionates/ion thiosulfate, ion permanganate/ion manganèse II, ion dichromate/ion chrome III. Définir puis calculer le nombre d'oxydation des éléments dans ces équilibres.
- 9 Pour une demi-réaction rédox générale, donner la formule de NERNST, puis la forme commune à 25°C . Application pour le couple $(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}_{(aq)})$.
- 10 Équilibrer la réaction entre les ions fer II et les ions permanganate. Sachant que $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$ et $E^\circ(\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}) = 1,74 \text{ V}$, déterminer de deux manières différentes si une réaction spontanée survient. Qu'est-ce qu'une dismutation ? Une médiamutation ?