

## I Cours et exercices

### Chimie chapitre 4 – Réactions acido-basiques

- I **Acides et bases** : définitions, pH.
- II **Rappel état d'équilibre** : introduction, transformations totales et limitées, quotient de réaction et constante d'équilibre, évolution d'un système chimique.
- III **Réactions acido-basiques** : autoprotolyse de l'eau, constantes d'acidité, calcul de constantes de réactions.
- IV **Distribution des espèces d'un couple** : lien pH et concentration (relation de HENDERSON), diagramme de prédominance, diagramme de distribution.
- V **Prédiction des réactions et des équilibres** : sens d'échange des protons et diagramme de pKa, pH et composition à l'équilibre.
- VI **Titrages acido-basiques** : définition et exemple, méthodes de suivi.

### Chimie chapitre 5 – Réactions de précipitation

- I **Observations expérimentales** : exemple et définition précipité.
- II **Produit de solubilité** : définition et exemples.
- III **Condition d'existence** : existence en fonction de  $K_s$ .
- IV **Solubilité** : définition, dans l'eau pure, paramètres d'influence : température, ions communs, pH.

### Chimie chapitre 6 – Réactions d'oxydoréduction

- I **Oxydants et réducteurs** : introduction, définition, réactions d'oxydoréduction, équilibrage des demi-équations et couples à connaître, équilibrage des réactions rédox ; nombre d'oxydation, introduction, règles de calcul, interprétation, lien avec la position dans la classification périodique.
- II **Piles** : introduction, vocabulaire, potentiel d'électrode, application calcul f.é.m., capacité d'une pile.
- III **Réactions d'oxydoréduction** : diagramme de prédominance, sens de réaction et diagramme en potentiel standard, calcul des constantes d'équilibre, et application, dismutation et médiamutation

## II Cours uniquement

### Chimie chapitre 7 – Diagrammes potentiel-pH

- I **Influence pH et oxydoréduction** : potentiel standard apparent, convention de tracé, existence d'un précipité.
- II **Diagramme  $E$ -pH de l'eau** : tracé.
- III **Diagramme  $E$ -pH du fer** : introduction, attribution, frontières horizontales, verticales et droites frontières.

### III Questions de cours possibles

Vous ferez bien attention à **prendre vos feuilles de khôlle** ainsi que de **remplir les éventuels trous** dans celles-ci.

- [1] Définir le produit de solubilité avec un exemple. Déterminer la condition d'existence d'un précipité. **Établir et tracer le diagramme d'existence de AgCl en fonction de pCl pour  $[Ag^+]_0$  donné par l'examinataire.**
- [2] Donnez les paramètres influençant la solubilité. Donner un exemple d'application pour chacun d'eux. En particulier, connaissant  $pK_s(AgCl) = 9,8$ , déterminer la solubilité de  $AgCl_{(s)}$  dans une solution aqueuse contenant déjà  $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $Cl^-$ . On supposera  $s \ll c$ .
- [3] On introduit des ions  $Ag^+$  dans une solution contenant des ions chlorure et chromate, de concentrations respectives  $c_0 = 7,5 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et  $c_1 = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . On donne  $pK_s(AgCl) = 9,8$  et  $pK_s(Ag_2CrO_4) = 11,9$ . Prévoir quel précipité se forme en premier à l'aide d'un diagramme d'existence en fonction de pAg.
- [4] Donner les couples et les demi-équations redox des couples contenant : ions thiosulfate, ion permanganate, ion hypochlorite. Donner le nombre d'oxydation des éléments. Équilibrer la réaction entre  $Fe^{2+}_{(aq)}$  et  $MnO_4^{-}_{(aq)}$ .
- [5] Présenter les similitudes entre la formule d'HENDERSON pour les réactions acide-bases (lien pH et  $pK_a$ ) et la formule de NERST pour les réactions redox, notamment à l'aide de diagrammes en  $pK_a$  et en  $E^\circ$  pour déterminer le sens qualitatif de réaction, et de diagrammes de prédominance/existence.
- [6] Présenter ce qu'est une pile avec l'exemple de la pile  $Zn^{2+}/Ag$  : schéma, vocabulaire, explication. Déterminer, à l'aide de la formule de NERST, l'anode et la cathode.
- [7] Établir l'expression de la capacité d'une pile en fonction du nombre d'électrons échangés, de l'avancement à l'équilibre et du nombre de FARADAY à partir de l'exemple de la pile DANIELL.
- [8] Calculer une constante d'équilibre redox en fonction des potentiels standards des couples fournis par l'interrogataire. Conclure sur la nature de la réaction.
- [9] Établir et tracer le diagramme potentiel-pH de l'eau. Une attention particulière sera portée à l'établissement du lien entre  $E$  et pH et à l'utilisation des conventions de tracé. On prendra  $p_t = 1 \text{ bar}$ .
- [10] À partir du schéma du diagramme potentiel-pH du fer, attribuer les différentes espèces possibles (données) aux domaines. Expliquer comment évolue le nombre d'oxydation dans un diagramme  $E$ -pH.

Les fiches doivent être succinctes et ne pas faire 3 copies doubles. Synthétisez l'information. Il est interdit de copier-coller le cours.

**Les fiches de plus de 2 copies doubles impliqueront un malus de 1 point sur la question de cours.**