

## I Exercices uniquement

Mécanique ch. 7 – Mouvement à force centrale conservative

Mécanique ch. 8 – Mécanique du solide

## II 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.

## III Cours uniquement

### 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

## IV Questions de cours possibles

Plusieurs questions **simples** peuvent être posées.

- 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 Tracer qualitativement le diagramme de distribution de l'acide carbonique  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Identifier les espèces sur le schéma, indiquer comment lire le  $\text{p}K_a$  des couples, et le lien entre les concentrations des espèces des couples quand  $\text{pH} = \text{p}K_a$ .
- 4 Définir le produit de solubilité avec un exemple. Déterminer la condition d'existence d'un précipité. **Un diagramme d'existence n'est pas demandé** (fait en TD, et revu chapitre 9).
- 5 Définir la solubilité. Calculer la solubilité de  $\text{PbI}_2$ , sachant que  $\text{p}K_s(\text{PbI}_2) = 8$ .
- 6 Donner les paramètres influençant la solubilité. Donner un exemple d'application 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  $\text{Cl}^-$ . On supposera  $s \ll c$ .
- 7 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  $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$  et  $\text{MnO}_4^-_{(aq)}$ .
- 8 Présenter ce qu'est une pile avec l'exemple de la pile DANIELL ( $\text{Cu}^{2+}/\text{Zn}$ ) : schéma, vocabulaire, explication.
- 9 Pour une demi-réaction rédox générale, donner la formule de NERNST. Application pour le couple  $(\text{MnO}_4^-_{(aq)}/\text{Mn}^{2+}_{(aq)})$ .
- 10 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.

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.