

**Chapitre 21 – Réactions de précipitation**

Note aux colleurs et colleuses : j'ai omis systématiquement les  $c^\circ$  dans les chapitres de chimie.

**À savoir**

- ▷ Définition d'un précipité; méthodes pour obtenir un précipité (placer en excès un solide dans l'eau ou mélanger deux solutions réagissant pour former un précipité).
- ▷ Définition d'un solide ionique : espèce constituée de cations et d'anions organisés en réseau cristallin, maintenus entre eux par des interactions électrostatiques.
- ▷ Produit de solubilité,  $pK_s$ ; solubilité d'un solide en solution.
- ▷ Condition de précipitation d'un précipité, sous la forme

$$[\text{cation}]_{\text{initiale}} \times [\text{anion}]_{\text{initiale}} > K_s \quad (1)$$

à adapter avec les coefficients stœchiométriques.

**À savoir faire**

- ▷ Écrire l'équilibre entre un précipité donné et ses ions constitutifs.
- ▷ Calculer la solubilité d'un solide donné.
- ▷ Tracer un diagramme d'existence sur un cas simple fourni.
- ▷ Décrire qualitativement l'effet d'ions communs sur la solubilité, et quantitativement sur un exemple fourni.
- ▷ Savoir interpréter qualitativement l'influence du pH ou de la présence d'une autre espèce sur la solubilité d'un solide, à partir de valeurs expérimentales fournies.

## Chapitre 22 – Réactions d'oxydoréduction

Note aux colleurs et colleuses : insister surtout cette semaine sur les demi-équations électroniques, le fonctionnement des piles et la formule de Nernst.

### À savoir

- ▷ Définition d'un oxydant et d'un réducteur.
- ▷ Connaître et savoir écrire les demi-équations électroniques des couples **rédox** de l'eau.
- ▷ Citer quelques couples « usuels » :  $\text{Na}^+/\text{Na}$ ,  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ,  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$  ou encore  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ .
- ▷ Savoir que la variation du nombre d'oxydation au cours d'une réaction rédox correspond au nombre d'électrons échangés.
- ▷ Définition de la tension à vide (f.é.m.) d'une pile.
- ▷ Définition de la cathode et de l'anode ; rôle du pont salin.
- ▷ Écriture conventionnelle d'une pile.
- ▷ Électrode de mesure (qu'on trempe dans la solution) et électrode de référence (demi-pile qu'on relie par un pont salin à la solution étudiée).
- ▷ Constitution qualitative d'une électrode standard à hydrogène (ESH) ; valeur du potentiel standard du couple  $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$  ou  $\text{H}^+/\text{H}_2$ .

### À savoir faire

- ▷ Mettre en œuvre la méthode pour écrire une demi-équation électronique associée à un couple Ox/Red donné.
- ▷ Écrire une réaction d'oxydoréduction avec les bons coefficients, en utilisant les demi-équations électroniques.
- ▷ Calculer un nombre d'oxydation avec la règle du « divorce mal négocié », en utilisant le fait que généralement dans un édifice n.o.(O) = -II et n.o.(H) = +I ; connaître les exceptions.
- ▷ Savoir obtenir à partir de la demi-équation électronique la **formule de Nernst** associée à un couple rédox ; sauf mention du contraire, utiliser toujours la formule simplifiée

$$E = E^\circ(\text{couple}) + \frac{0,06}{\text{électrons dans la demi-équation}} \log \left( \frac{\text{activités côté oxydant}}{\text{activités côté réducteur}} \right) \quad (2)$$

- ▷ Dessiner une pile à partir d'informations fournies sur les demi-piles.
- ▷ Prévoir le sens d'évolution d'une pile en utilisant la formule de Nernst, et calculer la f.é.m.
- ▷ Décrire alors le déplacement des charges (ions et électrons) en fonction de la valeur de la f.é.m.
- ▷ Tracer un diagramme de prédominance/d'existence d'un couple rédox fourni, avec éventuellement des conventions de tracé.
- ▷ Déterminer qualitativement le sens d'une réaction rédox avec une échelle de potentiels standard. Règle du gamma.
- ▷ Connaître et savoir démontrer le lien entre constante d'équilibre d'une réaction rédox et différence de potentiels standard, en utilisant le fait que le potentiel d'une solution est unique.
- ▷ Calcul d'un potentiel standard inconnu en fonction de potentiels standards et/ou de constantes d'équilibre fournies, en considérant toutes les espèces présentes à l'équilibre et en utilisant le fait que le potentiel d'une solution est unique.