**Chimie Analytique** ***BT3 (120 h)***

1. **Chapitre 1 : Introduction.**
   1. La nature de la chimie analytique.
      1. Quelle définition peut- on donner à la chimie analytique?
      2. Quelles informations la chimie analytique peut nous donner ?
      3. Dans quel domaine de la chimie analytique est utilisée ?
      4. Quelles méthodes sont utilisées dans l’analyse quantitative ?
   2. Quelques notions fondamentales.
      1. Moles (exemples).
      2. Concentration des solutions (Concentration molaire, fraction molaire, pourcentage en masse, pourcentage en volume, parties par million ppm).
      3. Equations chimiques (exemples).
2. **Chapitre 2 : Etapes dans l’analyse chimique.**
   1. Plan de l’analyse.
   2. Echantillon.
   3. Mesure de l’échantillon.
   4. Calcul et évaluation des résultats.
3. **Chapitre 3: Analyse volumétrique.**
   1. Principes généraux.
      1. Principe du titrage.
      2. Solution standard.
      3. Réactions chimiques utilisees dans les titrages (Réaction Acido-basique ; Réaction de précipitations ; Réaction d’oxydoréduction ; Réactions de complexation).
   2. Calculs avec molarité.
      1. Concentration molaire (exemples)
      2. Titrages inverses (exemples).
   3. Calculs avec normalité.
      1. Définition et formules (N= néq/V(l)).
      2. Calculs d’après les résultats du titrage : NAVA=NBVB (exemples).
4. **Chapitre 4: Equilibre Acido-basique.**
   1. Théorie d’acide-base (définitions et exemples)
      1. Théorie de Bronsted.
      2. Théorie de Lowry.
      3. Théorie de Lewis.
   2. Ionisation des acides faibles ; constate de dissociation (exemples).
   3. Ionisation des bases faibles ; constante de dissociation (exemples).
   4. Calcul du PH (Acide fort ; Acide faible ; base forte ; base faible).
   5. Solutions tampons.
      1. Définitions.
      2. Composition (exemples).
5. **Chapitre 5: Titrage Acido-basique.**
   1. Préparations et standardisation ou étalonnage des tirants ex : Hydroxyde de sodium NaOH.
   2. Courbe de titrages**.**
      1. Acide fort avec base forte.
      2. Acide faible avec base faible.
      3. Acide faible avec base forte.
      4. Acide fort avec base faible.
   3. Indicateurs acido-basiques.
6. **Chapitre 6: Titrage d’oxydoréduction.**
   1. Titrage du Fer (Fe++) avec le permanganate de potassium KMnO4.
      1. Etalonnage du KMnO4 par titrage avec l’acide oxalique.
      2. Titrage du permanganate avec Fe(II).
   2. Titrages directes avec l’iode.
   3. Réaction entre 2 couples redox (équilibre)
   4. Calcul de la concentration d’après la stœchiométrie de la réaction.
   5. Les indicateurs colores utilises en oxydoréduction.
   6. Piles galvaniques.
   7. Equation de Nernst.
   8. Calcul de la constante d’équilibre.
7. **Chapitre 7: Solubilité et précipitation.**
   1. Solubilité dans l’eau.
   2. Constante de Solubilité (Ksp) exemples.
   3. Condition de précipitation d’un compose ionique peu soluble.
   4. L’effet de l’ion commun (exemples).
8. **Chapitre 8: Complexation.**
   1. Formation des complexes.
      1. Principes généraux.
      2. Ligands (exemple : EDTA).
   2. Dissociation et stabilité du complexe.
   3. Application : détermination de la dureté de l’eau.