Semaine de colle n°2 : du 28 septembre au 02 octobre 2026. PC*2

On posera une question de cours, un exercice sur les complexes, puis un exercice de thermochimie du 1er principe.
Si la question de cours n'est pas du tout maitrisée, la note sera inférieure à 10.

Révisions de chimie des solutions de première année : pH, précipités, redox, E-pH.

Les complexes en solution aqueuse. Chimie de coordination.

I- Définitions.
1) Constituants d'un complexe.
2) Indice de coordination d'un complexe et liaison.
3) Nomenclature.

II- Structure idéale octaédrique, tétraédrique et plan-carré.
1) Géométrie prévue par la théorie V.S.E.P.R.
2) Isomérie.
3) Stéréoisomérie.

III- Aspect thermodynamique : stabilité.
1) Constantes caractéristiques.
2) couple donneur-accepteur.
3) domaines de prédominance, domaines de majorité.
4) prévision du sens des réactions.
5) effet chelate ou chelation.

IV- Application de la méthode R.P.
1) Réactions de complexation.
a) Formation d'un seul complexe.
b) Formation successive de plusieurs complexes.
c) Compétition de ligands pour un même cation central.
2) Influence des réactions acide base sur la complexation.
3) Complexation et précipitation.
4) Dosage complexométrique : exemple du dosage des ions calcium par l'EDTA.
a) Réactions de dosage.
b) pY = f(v).
c) Détermination de l'équivalence.

V- Complexation et oxydo-réduction
1) Influence de la complexation : potentiel standard du couple $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ / Cu (s).
2) Diagramme potentiel-pI de l'élément mercure.

Description d'un système physico-chimique en réaction.
Grandeurs de réaction, grandeurs standard.
Application du premier principe : enthalpie de réaction.

I- Systèmes physico-chimiques, description, évolution, état standard.
- 1) Notion de phase.
- 2) Description : constituant chimique et physico-chimique.
- 3) Différents types de transformation.
- 4) Etat standard.

II- Grandeurs de réaction.
- 1) Définition.
- 2) Grandeur standard de réaction.
- 3) Expressions.

III- Enthalpie de réaction.
- 1) L'approximation idéalité.
- 2) Enthalpie standard de réaction.
- 3) Influence de la température : approximation d'Ellingham et changement d'état.
- 4) Quantité de chaleur reçue par un système en réaction chimique.
- 5) Détermination par combinaison linéaire de $\Delta_r H°$.
- 6) Enthalpies standard de formation.
- 7) Energie ou enthalpie de liaison.
- 8) Autres enthalpies particulières.

Etude des systèmes en réaction chimique. La fonction enthalpie libre G.
Le potentiel chimique μ. Les grandeurs molaires partielles.

I – Identités thermodynamiques. La fonction enthalpie libre G.
- 1- Retour sur U et H : expressions différentielles.
- 2- Définition de l'enthalpie libre G et identité thermodynamique.
- 3- Variables extensives et intensives conjuguées.
- 4- Transformation isotherme isobare.

II- Définition du potentiel chimique μ.
- 1- Système ouvert homogène constitué d'un seul constituant chimique.
- 2- Système homogène fermé de composition variable.

III- Grandeurs molaires partielles.
- 1- Grandeur molaire d'un corps pur monophasé.
- 2- Grandeur molaire partielle d'un corps dans un mélange homogène.
- 3- Identité d'Euler (sans démonstration).
- 4- Exemple : le volume molaire partiel.
- 5- Mélange de gaz parfaits : un exemple de mélange idéal.

IV- Expressions du potentiel chimique.
- 1- Influence de la pression et de la température sur le potentiel chimique.
- 2- Expression du potentiel chimique.
  - a- Cas du gaz parfait.
  - b- Cas du gaz réel (hors programme).
  - c- Cas du solide ou du liquide pur.
  - d- Cas des constituants en phase condensée.

V- Equilibre entre deux phases.