

On posera une question de cours, un exercice sur potentiel chimique, puis un exercice de thermochimie du 1^{er} principe ou sur les complexes.

Si la question de cours n'est pas du tout maîtrisée, 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) Isomérisie.
- 3) Stéréoisomérisie.

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 chélate ou chélation.

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 $\Delta_r H^\circ$.
- 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 monphasé.
- 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.

Colleurs :

Arnaud BONNEL

Anne-Sophie BERNARD

Matthieu EMOND

Serge FALCOU

Rémi LE ROUX

vendredi 18h

mardi 16h-18h

mercredi 14h-16h

lundi 18h-19h (semaine paire)

mardi 18h-20h