

2. Equations thermochimiques : avec bilan thermique. H et U sont des fonctions d'état. Loi de Hess. Enthalpies standard de formation. Enthalpie standard de combustion. Enthalpie d'atomisation. Enthalpie de liaison. Enthalpies standard de réaction. Thermochimie des solutions. (DHf°) des ions en solution aqueuse. Applications et illustrations des concepts (ex : neutralisation acide-base).
 Variation de DH avec la température. Le second principe de thermodynamique

3. Entropie et désordre. Spontanéité. Entropie standard en fonction de la température. Entropie standard de réaction. Interprétation microscopique de l'entropie. Variation globale d'entropie. L'enthalpie libre

4. Définition. Relation avec la spontanéité. Enthalpie libre standard de formation. Enthalpie libre standard de réaction. Influence de la température sur la spontanéité. Réaction non spontanée devenant spontanée à une autre température.
 Applications et illustrations (ex : diagrammes d'Ellingham pour la réduction des oxydes). Equilibre chimique et thermodynamique

5. Entropie de mélange. Lien avec la constante d'équilibre. Réaction des équilibres au changement des conditions. Relation de van't Hoff : influence de T sur K.

II. Equilibres de phases.

Généralités

1. Définitions : états physiques de la matière, phase, constituants. Systèmes à un constituant : diagramme d'état d'un corps pur

2. Diagrammes P-T d'un système à un constituant. Lien entre thermodynamique et diagramme de phase à un constituant. Règle des phases de Gibbs. Exemples de diagrammes P-T à un constituant (H₂O, CO₂, ..). Systèmes à plusieurs constituants

III. Equilibres chimiques en solution.

A/ Compléments d'équilibres acide-base et de pH-métrie : solutés mono-fonctionnels, introduction aux Solutés polyfonctionnels.

B/ Solubilité. K_{sp}, solubilité d'un sel.

IV. Compléments d'électrochimie.

Rappels sur les cellules électrochimiques : électrolyse et piles. Notions d'électricité. L'électrolyse

1. Principe général. Lois de Faraday. Réactions aux électrodes et applications industrielles. La conductivité des solutions

2. Principes et définitions. Mobilité des ions. Aspect expérimental. Nombres de transport et bilan d'une électrolyse. Applications : Degré de dissociation d'un électrolyte faible. Produit ionique de l'eau. Détermination d'un produit de solubilité. Titrages conductimétriques.

Les piles, ou cellules galvaniques

3. Rappels : force électromotrice d'une pile, potentiel standard d'électrode et relation de Nernst, bilan énergétique de la pile. Principaux types d'électrode : électrodes métal-ion métallique, électrodes métal-sel insoluble, électrodes à gaz, électrodes d'oxydo-réduction.

Applications analytiques : mesure du pH, titrages potentiométriques, piles commerciales, etc.

Séances de laboratoire (3x3h30) :

Chaque étudiant prépare et réalise individuellement une expérience illustrant un thème du cours. Il rédige un rapport. Un manuel de laboratoire permet à l'étudiant de préparer chaque séance de laboratoire. Une vérification de cette préparation a lieu au début de chaque séance.

Séances d'exercices (6 x 2h) :

Résolution de problèmes théoriques et d'exercices numériques en présence d'assistants.

Monitorat : contacts individualisés dans le but de répondre à des questions ponctuelles.

Ressources en ligne	Moodle UCLouvain
Bibliographie	Livre de P. Atkins, L. Jones et L. Laverman : "Principes de Chimie", Trad. Française de A. Pousse (De Boeck), ou édition anglaise originale correspondante, complété par des notes de cours. Manuel de travaux pratiques et fascicule d'exercices. Documents fournis sur Moodle.
Faculté ou entité en charge:	CHIM

Programmes / formations proposant cette unité d'enseignement (UE)				
Intitulé du programme	Sigle	Crédits	Prérequis	Acquis d'apprentissage
Bachelier en sciences de l'ingénieur, orientation bioingénieur	BIR1BA	5	LBIR1140 ET LBIR1170	