UCLouvain

lchm1211

2023

Chimie générale 2

8.00 crédits	45.0 h + 60.0 h	Q2

Enseignants	Garcia Yann ;Leyssens Tom ;
Langue d'enseignement	Français
Lieu du cours	Louvain-la-Neuve
Préalables	Il est recommandé d'avoir acquis les connaissances et compétences développées dans les UEs: LCHM1111 Chimie générale LPHY1101 Physique 1 LPHY1102 Physique 2
Thèmes abordés	**0. INTRODUCTION A LA CHIMIE PHYSIQUE**. Equilibre chimique et coefficients de partage. Applications. **1. THERMODYNAMIQUE.** Premier principe de la thermodynamique. Thermochimie. Second principe de thermodynamique. Enthalpie libre. **2. EQUILIBRES DE PHASES.** Généralités. Systèmes à un constituant : diagramme d'état d'un corps pur. Thermodynamique et température de transition de phase. Règle des phases. Systèmes à deux constituants : diagrammes de phases binaires. **3. EQUILIBRES CHIMIQUES EN SOLUTION.** Solubilité et complexation. Réseaux réactionnels complexes. Etude quantitative de quelques cas. **4. COMPLEMENTS D'ELECTROCHIMIE.** L'électrolyse. La conductivité des solutions. Les piles.
Acquis d'apprentissage	**A la fin de cette unité d'enseignement, l'étudiant est capable de :** Interprétation quantitative des phénomènes chimiques sur base des lois physicochimiques. Initiation à l'utilisation de tables de données. 1 *La contribution de cette UE au développement et à la maîtrise des compétences et acquis du (des) programme(s) est accessible à la fin de cette fiche, dans la partie « Programmes/formations proposant cette unité d'enseignement (UE) ».*
Modes d'évaluation des acquis des étudiants	Examen écrit en fin d'année, complété par une évaluation continue en cours d'année (préparation des séances de laboratoire et rapports, séminaires). Cette partie de note venant de l'évaluation continue servira pour chaque session et ne pourra pas être représentée. La formation pratique fait partie intégrante de l'enseignement de chimie générale et en constitue une partie indissociable. La participation à toutes les **séances de travaux pratiques** est dès lors **obligatoire**. Les laboratoires sont pris en compte dans la note finale de LCHM1211 prise en compte en délibération. Toute absence **motiivée** (justifiée par un certificat médical ou par un document officiel dans d'autres cas) entraînera la récupération de la séance manquée lors de la dernière semaine du quadrimestre. Toute absence **non motivée** sera **sanctionnée** par **une note négative de 2 points** sur la note finale de LCHM1211 prise en compte en délibération, et pourra, en fonction du degré de récidive et de l'appréciation de la situation par les responsables de l'enseignement, se traduire par une note finale **non négociable de 0/20**. Dans la mesure où le nombre d'absences injustifiées et/ou justifiées deviendrait significatif, les titulaires se réservent le droit d'activer les articles du RGEE permettant au jury d'interdire à l'étudiant de s'inscrire à l'examen correspondant.
Contenu	**I. Thermodynamique.** Premier principe de la thermodynamique **1**. Energie interne, travail, chaleur. Conservation de l'énergie totale, premier principe. Enthalpie. Chaleurs molaires. Bilan enthalpique global avec changements de phase. Transformation adiabatique et calorimétrie. Applications du 1er principe aux transformations chimiques : Thermochimie **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. Second principe de la 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 **3**. Diagramme de phases de phases à plusieurs constituants. Lien entre thermodynamique et diagramme de phases à plusieurs constituants. Entropie de mélange et enthalpie libre pour solutions idéales. Règle des phases pour plusieurs constituants. Construction des diagrammes de phases au départ des courbes d'enthalpies libres : règle des tangentes communes. Lecture des diagrammes de phases : règle du levier. Propriétés colligatives des solutions **III. Equilibres chimiques en solution** **1**. Compléments d'équilibres acide-base et de pH-métrie : Mélanges de plusieurs solutés. Solutés polyfonctionnels. **2**. Réseaux réactionnels complexes : Rappels sur les équilibres chimiques acide-base, de solubilité et de complexation. Réactions d'un acide avec un sel d'acide faible peu soluble. Précipitation d'un sel acide faible. Précipitation d'un hydroxyde en présence de base faible. Compétition entre précipitation et complexation. **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 **V. Techniques transversales.** **1.** Principe de base et ouverture à des techniques expérimentales. **2**. Applications aux méthodes thermiques (détermination expérimentale de la chaleur de réaction, détermination du point de fusion), spectrométrie Mössbauer (influence de la densité électronique ou de l'électronégativité sur le déplacement isomérique, du champ électrique ou magnétique local sur plusieurs exemples sélectionnés), RMN du solide, etc. **Séances de laboratoire (4x3h + 4x3h30)** : 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 (13 x 2h) :** Résolution de problèmes théoriques et d'exercices numériques en présence d'assistants. ***Le partim LCHM1211A et LCHM1211B ne comprend pas la partie A du chapitre III. Il ne comprend que 4 séances de laboratoire de 3 h et 7 séances d'exercices de 2h.*** Monitorat : contacts hebdomadaires 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 chimiques	CHIM1BA	8		
Mineure en chimie	MINCHIM	8		