







10 crédits	60.0 h + 60.0 h	Q1
------------	-----------------	----

Enseignants	Devillers Michel ;
Langue d'enseignement	Français
Lieu du cours	Louvain-la-Neuve
Thèmes abordés	L'enseignement veillera à familiariser avec le raisonnement scientifique, les phénomènes chimiques et physico-chimiques et les lois qui les régissent. Il portera sur (1) la théorie atomique classique, menant à comprendre la constitution, l'organisation et les propriétés des atomes, (2) les bilans de réaction et la mise en oeuvre des réactifs, (3) la description de la liaison chimique et de la géométrie des molécules, (4) l'étude des grandes catégories de réactions chimiques, (5) une introduction à la chimie physique dans ses aspects thermodynamiques et cinétiques, en accordant une importance particulière à la notion d'équilibre chimique. L'enseignement abordera de façon détaillée les réactions acide-base (y compris la pH-métrie, les courbes de neutralisation et les mélanges tampons), les réactions de précipitation et de complexation, ainsi que les réactions d'oxydo-réduction (y compris les applications dans les piles et en électrolyse). Par le biais des illustrations de ces concepts, le cours veillera également à donner un aperçu de la chimie minérale en relation avec la vie quotidienne et les principaux procédés industriels.
Acquis d'apprentissage	<p>1</p> <p>Procurer les bases d'un raisonnement scientifique, qualitatif d'abord, quantitatif ensuite, permettant de comprendre, d'analyser et de prévoir des phénomènes chimiques simples. Donner une vision globale de la chimie générale du point de vue de la constitution de la matière (théorie atomique et liaisons chimiques), des grandes classes de réaction et de l'équilibre chimique. Illustrer les concepts fondamentaux à l'aide d'exemples de chimie minérale liés à la vie quotidienne et aux défis actuels de la science et de la technologie.</p> <p>-----</p> <p><i>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) ».</i></p>
Contenu	<p>INTRODUCTION : Méthodes, unités, grandeurs physiques, mesure et précision, équation et dimensions. I. ATOMES, MOLECULES ET IONS. Mélanges, corps purs et éléments. Métaux et non métaux. Atomes et molécules. Loi de la conservation de la masse. Loi de Proust, hypothèse atomique de Dalton, masse moléculaire. L'électron et l'atome. Les ions. Isotopes. Notion de mole. Notions de nomenclature. II. REACTIONS(1) : Stoechiométrie et bilans de réaction. Notion de concentration. Réactions et périodicité. Electronégativité. III. REACTIONS(2) : Types de réactions : précipitation, règles de solubilité, réactions acide-base, réactions d'oxydo-réduction. IV. PROPRIETES DES GAZ. Etats de la matière, pression, lois des gaz, mélanges de gaz, gaz réels (équation de van der Waals). V. ATOMISTIQUE (1): QUANTIFICATION. La lumière : approche ondulatoire, spectres atomiques, approche corpusculaire. Effet photoélectrique. Dualité onde-particule. L'atome de Bohr. VI. ATOMISTIQUE (2): CONFIGURATION ELECTRONIQUE. Principe d'incertitude. Equation de Schroedinger. Orbitales de l'hydrogène. Spin de l'électron. Atomes et ions polyélectroniques. Périodicité des propriétés. VII. THERMOCHIMIE. Sources, formes et transferts d'énergie. Conservation de l'énergie. Notion d'enthalpie. Fonctions d'état. Enthalpie des transformations chimiques. Equations thermochimiques. Loi de Hess. Relation entre les enthalpies de réaction et les enthalpies de liaison et de dissociation. VIII. LIAISONS CHIMIQUES (1): CONNECTIVITE. Energie et réactions. Liaison ionique : cycle de Haber-Born, propriétés des composés ioniques. Liaison métallique. Liaison covalente. Structures de Lewis. Règle de l'octet. Résonance. Modèles covalent et ionique. Exceptions à l'octet. Charges formelles et choix de la formule. IX. LIAISONS CHIMIQUES (2) : GEOMETRIE ET FORME DES MOLECULES. Force des liaisons. Théorie VSEPR. Hybridation des orbitales. X. L'EQUILIBRE CHIMIQUE. Réversibilité des réactions chimiques. Constante d'équilibre : définition et expression. Approche cinétique. Loi d'action des masses. Equilibres hétérogènes et gazeux. Utilisation des constantes d'équilibre : degré d'avancement d'une réaction, sens d'évolution et notion de quotient réactionnel. Principe de Le Chatelier. Prévion de la spontanéité. Prévion de l'état d'équilibre et introduction à la notion d'enthalpie libre. XI. INTRODUCTION A LA CINETIQUE CHIMIQUE. Vitesse de réaction. Lois de vitesse. Influence de la température : relation d'Arrhenius, énergie d'activation. Catalyse. Influence des conditions expérimentales sur la vitesse. Exemple industriel : synthèse de l'ammoniac. XII. LES TRANSFERTS DE PROTONS: REACTIONS ACIDE-BASE. Concept acide-base de Brønsted-Lowry. Force des acides et bases. Autoprotolyse de l'eau. Echelle de pH. Dissociation des acides et bases faibles. Prévion des réactions acide-base. Effet de nivellement du solvant. Relation entre la force des acides et leurs structures moléculaires. Acides et bases polyprotiques. Comportement des sels dans l'eau. Titrages acide-base et diagrammes de bilan. Indicateurs de pH. Calculs de pH. Courbes de neutralisation. Effet d'ion commun et mélanges tampons. XIII. EQUILIBRES DE SOLUBILITE ET DE COMPLEXATION. Comportement général des ions en solution. Réactions de précipitation : solubilité et produit de solubilité, prévion de la précipitation, dissolution de précipités, exemple industriel : le procédé Solvay. Réactions de complexation : acides et bases de Lewis, constantes de formation/dissociation des complexes. Réseaux réactionnels complexes : exemple d'équilibres globaux. Influence de l'acidité et de la complexation sur la solubilité. XIV. LES TRANSFERTS D'ELECTRONS : REACTIONS D'OXYDO-REDUCTION Demi-réactions et réaction globale. Couples redox. Equilibrage des réactions rédox. Cellules électrochimiques, galvaniques et</p>

	<p>électrolytiques. Les piles : la pile Daniell, force électromotrice et potentiel standard de réduction. Echelle redox : prévision des réactions, dismutation. Influence des concentrations sur les potentiels d'électrode : équation de Nernst. Cellules électrolytiques : principe et exemples d'applications industrielles, loi de l'électrolyse de Faraday. Titrages redox : titrage de réducteurs (manganimétrie, iodimétrie, dichromate), titrage d'oxydants par iodométrie. Influence de la complexation ou de la précipitation sur le potentiel standard. Séances de laboratoire (10): 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 (14): Résolution de problèmes théoriques et d'exercices numériques en présence d'assistants. Monitorat: Contacts hebdomadaires individualisés avec les enseignants, dans le but de répondre à des questions ponctuelles et d'améliorer</p>
Bibliographie	<p>Livre de P. Atkins, Laverman et Jones : "Principe de chimie", Trad. Française de A. Pousse (De Boeck SUPERIEUR), ou édition anglaise originale correspondante, complété par des notes de cours sur la première partie. Manuel de travaux pratiques.</p>
Autres infos	<p>Pré-requis : Bonne formation "non spécialisée" dans le secondaire. Evaluation : Examen écrit et oral en fin d'année, complété par une évaluation continue en cours d'année (préparation des séances de labo et rapports). 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. L'évaluation continue aux travaux pratiques (tickets d'entrée et rapports) se traduit par une "note de laboratoire" qui intervient pour 20 % de la note finale de CHM1111 prise en compte en délibération. La participation à l'interrogation de la semaine 5 est elle aussi OBLIGATOIRE. Cette interrogation compte pour l'équivalent de 4 tickets d'entrée dans la "note de laboratoire". Toute absence MOTIVÉE (justifiée par un certificat médical en cas de maladie, 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 en principe sanctionnée par une note NEGATIVE de 5 POINTS sur la note finale de CHM1111 prise en compte en délibération, et pourra, en fonction du degré de récurrence et de l'appréciation de la situation par les responsables de l'enseignement, se traduire par une note finale non négociable de ZERO sur 20.</p>
Faculté ou entité en charge:	<p>CHIM</p>

Programmes / formations proposant cette unité d'enseignement (UE)				
Intitulé du programme	Sigle	Crédits	Prérequis	Acquis d'apprentissage
Master [60] en sciences et gestion de l'environnement	ENVI2M1	10		
Bachelier en sciences chimiques	CHIM1BA	10		
Bachelier en sciences de l'ingénieur, orientation bioingénieur	BIR1BA	10		
Bachelier en sciences biologiques	BIOL1BA	10		
Master [120] en sciences et gestion de l'environnement	ENVI2M	10		
Bachelier en sciences géographiques, orientation générale	GEOG1BA	10		
Mineure en culture scientifique	LCUJSC100I	10		