

6.0 crédits

30.0 h + 30.0 h

2q

Enseignants:	Nysten Bernard ; Demoustier Sophie ; Jonas Alain ;
Langue d'enseignement:	Français
Lieu du cours	Louvain-la-Neuve
Ressources en ligne:	> http://icampus.uclouvain.be/claroline/course/index.php?cid=LFSAB1301
Préalables :	Aucun.
Thèmes abordés :	<p>Trois thèmes seront abordés :</p> <p>--</p> <p>Une introduction à la compréhension de la structure et des propriétés la matière en allant du microscopique au macroscopique ce qui amène à étudier la structure de l'atome, la périodicité des propriétés atomiques, les liaisons intra- et inter-moléculaires et leur incidence sur la structure et les propriétés de la matière ;</p> <p>--</p> <p>Une introduction à la thermodynamique dans le contexte des équilibres physiques et chimiques. Dans ce thème, sont naturellement mis en évidence, de manière rigoureuse mais sans nécessairement utiliser le formalisme mathématique complet propre à la thermodynamique, les notions de variables d'état, le premier principe de la thermodynamique (conservation d'énergie, énergie interne, enthalpie, chaleur et enthalpie de réaction), le second principe de la thermodynamique (entropie et processus spontanés ou non-spontanés, entropie), l'énergie libre et son importance pour les réactions physico-chimiques équilibrées ainsi que son lien avec la notion de constante d'équilibre. La notion de gaz parfait sera également introduite brièvement ;</p> <p>--</p> <p>L'intérêt de ces notions pour la compréhension des transformations de phase à un composant et des équilibres chimiques en phase aqueuse et, plus précisément, les réactions équilibrées acide-base et les équilibres de solubilité.</p>
Acquis d'apprentissage	<pre>function showorHide (id) { if (document.getElementById (id).style.display != 'none') { document.getElementById (id).style.display = 'none'; } else { document.getElementById (id).style.display = 'block'; } } </pre> <p>Eu égard au référentiel AA du programme « Bachelier en Sciences de l'Ingénieur, orientation ingénieur civil », ce cours contribue au développement, à l'acquisition et à l'évaluation des acquis d'apprentissage suivants :</p> <p>--</p> <p>Connaissances en sciences fondamentales et polytechniques : AA1.1</p> <p>1.1. Appliquer les concepts, lois, raisonnements à une problématique disciplinaire de complexité cadrée.</p> <p>--</p> <p>Projet disciplinaire ou pluridisciplinaire : AA3.2</p> <p>3.2. Fonctionner en équipe : gérer des points de désaccord, prendre des décisions lorsqu'il y a des choix à faire, se répartir le travail.</p> <p>--</p> <p>Communiquer efficacement oralement et par écrit : AA4.2, AA4.4</p> <p>4.2. Communiquer sous forme graphique et schématique ; interpréter un schéma, présenter les résultats d'un travail, structurer des informations.</p> <p>4.4. Rédiger des documents écrits de synthèse en tenant compte des exigences posées dans le cadre des missions (projets et problèmes).</p> <p>Plus précisément, au terme du cours, l'étudiant sera capable de :</p> <p>--</p> <p>D'écrire l'équation chimique correspondant à des réactions simples, d'utiliser les notions de mole, de masse atomique et molaire, de rendement massique et molaire pour prédire les produits de réaction ;</p> <p>--</p> <p>D'identifier, de définir, d'expliquer et d'utiliser les notions d'atome, de molécule, de composé, de mole, de masse atomique et molaire, d'orbitales atomique et moléculaire, de configuration électronique, d'ionisation, d'énergie d'ionisation, d'électroaffinité, de liaisons ioniques, covalentes, métalliques et intermoléculaires, de structure moléculaire, d'énergie de liaison ;</p> <p>--</p> <p>D'utiliser ces notions pour prédire la configuration électronique d'un élément, d'un anion, d'un cation, sur base de celle-ci, de prévoir et d'expliquer les variations d'énergie d'ionisation ou d'électroaffinité entre éléments, de prédire la structure de Lewis et spatiale d'une molécule, d'expliquer la formation des liaisons interatomiques sur base des notions d'ionisation ou d'hybridation d'orbitales, de prédire l'évolution de propriétés, telles que la température d'ébullition, sur base de l'intensité des liaisons intermoléculaires ;</p>

	<p>--</p> <p>D'appliquer la loi de Hess, d'utiliser des tables et de calculer les enthalpies de réactions chimiques simples ou de changements de phases à partir d'enthalpies de formation, d'énergie de liaisons ou d'atomisation de données calorimétriques ;</p> <p>--</p> <p>De calculer les entropies de réactions chimiques simples à partir de tables d'entropies absolues ;</p> <p>--</p> <p>De calculer les concentrations d'équilibre de réactions simples à partir des constantes d'équilibre et des concentrations de départ et inversement ;</p> <p>--</p> <p>D'identifier le type de solutions (acide, base, sels, tampons), les espèces dominantes présentes en solution et d'en calculer les concentrations des espèces en solution, le pH et le pOH et de faire le lien avec les constantes d'acidité et de basicité ;</p> <p>--</p> <p>D'interpréter les caractéristiques des courbes de titrage acide-base et de calculer le pH en tout point du titrage ;</p> <p>--</p> <p>De prévoir les forces relatives des acides et des bases en relation avec les forces des liaisons chimiques et des constantes d'acidité et de basicité ;</p> <p>--</p> <p>De s'organiser pour, en groupe, préparer et résoudre des exercices de base de chimie ou réaliser un laboratoire simple de chimie, en interpréter les résultats et rédiger un rapport succinct.</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>
Modes d'évaluation des acquis des étudiants :	<p>Examen écrit en session à l'issue du quadrimestre.</p> <p>Les étudiants disposent pour cet examen d'un tableau périodique reprenant les numéros et masses atomiques des éléments ainsi qu'un formulaire établi par les enseignants.</p>
Méthodes d'enseignement :	<p>--</p> <p>Cours magistraux (CM).</p> <p>--</p> <p>Apprentissage en groupes par exercices (APE) ou laboratoire (LABO)1.</p> <p>1 En 2013-2014 et 2014-2015, les laboratoires ne seront pas organisés en raison de l'indisponibilité des locaux.</p>
Contenu :	<p>--</p> <p>Généralités : matière, composés, molécules, atomes ; unités de mesure, énergie ;</p> <p>--</p> <p>Atomistique : Découverte de l'électron, proton, neutron ; classification périodique ; aspect ondulatoire de la lumière, spectres d'émission ; modèle de Bohr, orbitales, nombres quantiques, rayon atomique, ionique ; énergie d'ionisation ;</p> <p>--</p> <p>Liaisons : types de liaisons, structure de Lewis, électronégativité, énergie des liaisons ;</p> <p>--</p> <p>Thermochimie : Travail, énergie, premier principe, enthalpie, chaleur de réaction, de formation, de changement de phase, loi de Hess, bilans, courbes de chauffage ;</p> <p>--</p> <p>Deuxième principe : réactions spontanées et équilibrées, transfert de chaleur, environnement, principe de Boltzmann, énergie libre de Gibbs, entropies de réaction, changements de phase ;</p> <p>--</p> <p>Équilibre de réaction et énergie libre : constante de réaction ;</p> <p>--</p> <p>Réaction acide-base : pH acides faibles, forts, sels, tampons, calculs de pH, courbe de titrage ;</p> <p>--</p> <p>Équilibres en phase aqueuse</p>
Bibliographie :	<p>Supports sur le site de cours :</p> <p>--</p> <p>Slides présentés au cours ;</p> <p>--</p> <p>Énoncés et solutions des exercices et laboratoires.</p> <p>Livres de référence :</p> <p>--</p> <p>Principes de Chimie, 2e édition, Atkins et Jones (de boeck).</p>
Cycle et année d'étude :	<p>> Master [120] en sciences et gestion de l'environnement</p> <p>> Master [60] en sciences et gestion de l'environnement</p> <p>> Bachelier en sciences de l'ingénieur, orientation ingénieur civil</p>
Faculté ou entité en charge:	BTCI