

6.0 crédits

30.0 h + 30.0 h

2q

Enseignants:	Jonas Alain ; Demoustier Sophie ; Nysten Bernard ;
Langue d'enseignement:	Français
Lieu du cours	Louvain-la-Neuve
Préalables :	Aucun
Thèmes abordés :	<p>Trois thèmes seront abordés : - la structure de l'atome, la périodicité des propriétés atomiques, les liaisons intra- et intermoléculaires et leur incidence sur la structure de la matière (~2,5 ECTS) ; - une introduction à la thermodynamique dans le contexte des équilibres 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 ; (~2,5 ECTS) - l'intérêt de ces notions pour la compréhension de réactions équilibrées typiques, plus précisément les équilibres acido-basiques et les transformations de phase à un composant (fusion/cristallisation et évaporation/condensation) ; ces exemples seront illustrés par des travaux en laboratoire. (~1 ECTS).</p>
Acquis d'apprentissage	<p>a. Acquis d'apprentissage disciplinaires :</p> <p>(1.1) A l'issue du cours, l'étudiant sera capable :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>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, 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, de réaction, de formation et de transformation de phase, d'entropie, d'énergie libre, d'équilibre chimique, d'acide, de base, de pH, ... ;</li> <li>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 ;</li> <li>de 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 ;</li> <li>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 ;</li> <li>de prédire l'évolution de propriétés, telles que la température d'ébullition, sur base de l'intensité des liaisons intermoléculaires ;</li> <li>de faire le lien entre des propriétés physiques comme la conductivité et le magnétisme et les caractéristiques atomiques, les liaisons chimiques et la structure des matériaux ;</li> <li>de calculer les enthalpies de changements de phase et de réactions chimiques à partir de données calorimétriques et de tables.</li> <li>d'appliquer la loi de Hess, d'utiliser des tables et de calculer les enthalpies de réactions chimiques simples à partir d'enthalpies de formation, d'énergie de liaisons ou d'atomisation et inversement.</li> <li>de calculer les entropies de réactions chimiques simples à partir de tables d'entropies absolues.</li> <li>de calculer les concentrations d'équilibre de réactions simples à partir des constantes d'équilibre et des concentrations de départ et inversement.</li> <li>d'identifier le type de solutions (acide, base, sels, tampons), les espèces dominantes présentes en solution ;</li> <li>de calculer les concentrations des espèces en solution, le pH et le pOH et faire le lien avec les constantes d'acidité et de basicité ;</li> <li>d'interpréter les caractéristiques des courbes de titrage acide-base et de calculer le pH en tout point du titrage ;</li> <li>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 ;</li> <li>de réaliser des bilans de matière à partir de réactions se produisant dans des installations industrielles simples ;</li> <li>de faire certains liens avec le monde réel par exemple comprendre le rôle des tampons dans la régulation du pH sanguin.</li> </ul> <p>b. Acquis d'apprentissage transversaux :</p> <p>A l'issue du cours, l'étudiant sera capable :</p> <p>(6.2) d'identifier et d'expliquer les enjeux de développement durable liés à la chimie, spécialement dans les domaines de l'énergie et de la conservation des ressources naturelles ;</p> <p>(4.2, 4.4, 5.3, 5.5) de s'organiser en groupe pour préparer et réaliser en groupe 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>

<b>Méthodes d'enseignement :</b>	<p>a. Dispositif :</p> <p>L'enseignement comporte des cours magistraux et un apprentissage en groupes par problèmes (APP), par exercices (APE) ou laboratoire (LABO) en présence de tuteurs qui veillent à susciter chez l'étudiant les réflexions lui permettant de comprendre et de résoudre le problème ou l'exercice posé et à travers ce travail d'apprendre les notions concernées.</p> <p>La première partie du cours est centrée sur la compréhension de la matière en allant du microscopique au macroscopique ce qui amène à étudier la structure de l'atome, les liaisons entre atomes et leur organisation spatiale en vue de mettre en relation les liens entre nature des atomes, structure et propriétés. La seconde partie introduit le premier et le second principe de la thermodynamique. Ces deux principes sont illustrés via les notions de chaleur de réaction, d'enthalpie de formation, d'enthalpie de changement d'état, d'énergie de liaison, d'entropie et d'énergie libre. Les équilibres de phases et de réactions chimiques seront abordés et reliés au concept d'énergie libre. La troisième partie du cours aborde d'une part l'étude des réactions chimiques à partir des réactions acide base et d'autre part celle des bilans matériels.</p>
<b>Contenu :</b>	<p>Table des matières - Généralités : matière, composés, molécules, atomes ; unités de mesure, énergie. - 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. - Liaisons : types de liaisons, structure de Lewis, électronégativité, énergie des liaisons. - Thermochimie : Travail, énergie, premier principe, enthalpie, chaleur de réaction, de formation, de changement de phase, loi de Hess, bilans, courbes de chauffage. - Deuxième principe : réactions spontanées et équilibrées, transfert de chaleur, environnement, principe de Boltzmann, énergie libre de Gibbs, entropies de réaction, changements de phase. - Equilibre de réaction et énergie libre. Constante de réaction, réaction acide-base, pH acides faibles, forts, sels, tampons. Calculs de pH, courbe de titrage. Les méthodes utilisées privilégieront l'apprentissage actif des étudiants. Le choix des modalités précises de mise en oeuvre d'une participation active de l'étudiant dans son apprentissage est laissé aux titulaires, dans le respect des orientations pédagogiques de la Faculté. Une partie expérimentale d'ampleur limitée sera intégrée au dispositif pédagogique.</p>
<b>Bibliographie :</b>	<p>b. Support de cours :</p> <p>Les diapos présentées au cours, les énoncés et les solutions des APE sont disponibles sur iCampus.</p> <p>Deux ouvrages de référence possibles (non obligatoires), disponibles à la BSE, sont</p> <p>--</p> <p>« Principes de Chimie », Atkins et Jones (de Boeck),</p> <p>--</p> <p>« Chimie : molécules, matière, métamorphoses », Atkins et Jones (de Boeck)</p>
<b>Cycle et année d'étude :</b>	<p><a href="#">&gt; Master [120] en sciences et gestion de l'environnement</a></p> <p><a href="#">&gt; Master [60] en sciences et gestion de l'environnement</a></p> <p><a href="#">&gt; Bachelier en sciences de l'ingénieur, orientation ingénieur civil</a></p>
<b>Faculté ou entité en charge:</b>	BTCI