

5.0 crédits

30.0 h + 30.0 h

1q

Enseignants:	Jeanmart Hervé ; Bailly Christian ; Delannay Francis (coordinateur) ;
Langue d'enseignement:	Français
Lieu du cours	Louvain-la-Neuve
Préalables :	Ce cours suppose acquises les notions de chimie et chimie physique enseignées en 1ère année. Il nécessite une bonne familiarité préalable avec le formalisme mathématique des différentielles (fonction différentiable, différentielle exacte, dérivées partielles,) et des intégrales.
Thèmes abordés :	Le cours est articulé autour de trois thèmes : le second principe de la thermodynamique (1,7 ECTS) qui permet de formaliser dans un cadre rigoureux les notions intuitives d'ordre-désordre, d'énergie libre et sa relation avec l'équilibre d'une réaction., les notions de gaz parfaits et de gaz réels. Les équilibres en phase gazeuse seront abordés au cours de l'exposé. les équilibres chimiques en phase aqueuse (1,7 ECTS) qui illustrent particulièrement bien aussi toute la puissance de la thermodynamique. Appliquer aux mécanismes réactionnels en milieu aqueux les concepts thermodynamiques permettant de comprendre et d'étudier les phénomènes d'équilibre acide-base, de solubilité, de précipitation chimique, les équilibres rédox et plus particulièrement les réactions électrochimiques de la vie de tous les jours. la cinétique chimique (1,7 ECTS) appelée à décrire de manière rigoureuse les concepts de vitesse de réaction, d'ordre de réaction, d'énergie d'activation et à mettre en évidence l'origine moléculaire de ces concepts.
Acquis d'apprentissage	<p>a. Acquis d'apprentissage disciplinaires</p> <p>(1.1) À l'issue de ce cours, l'étudiant sera en mesure de :</p> <p>1. Gaz parfaits</p> <p>--</p> <p>Utiliser la loi des gaz parfaits pour déterminer une grandeur relative à un gaz lorsque les autres sont connues</p> <p>--</p> <p>Expliquer comment on retrouve la loi des gaz parfaits sur la base des hypothèses de la théorie cinétique .</p> <p>--</p> <p>Expliquer la notion de température absolue et calculer la capacité calorifique à volume constant dans le cadre de la théorie cinétique des gaz.</p> <p>--</p> <p>Utiliser la théorie cinétique pour faire le lien entre les variables d'état (grandeurs macroscopiques) d'un gaz à partir des grandeurs microscopiques (masse, vitesse, énergie cinétique).</p> <p>--</p> <p>Expliquer la notion de distribution des vitesses (dite de Maxwell-Boltzmann) et énoncer les bases de la dérivation mathématique de cette distribution.</p> <p>2. Premier et second principes de la thermodynamique</p> <p>--</p> <p>Définir la notion de transformation d'état d'un système thermodynamique et en particulier la notion de transformation réversible. L'étudiant(e) sera en mesure de calculer le travail et la chaleur échangé lors d'une telle transformation.</p> <p>--</p> <p>Définir, formuler et exploiter la notion de premier principe et ses conséquences pour les systèmes fermés, y compris la notion d'énergie interne.</p> <p>--</p> <p>Définir et utiliser dans des applications simples ou des calculs théoriques les coefficients physiques liant les variables d'état y compris pour les gaz non parfait (C_p, C_v, mJT, pT, k, g, etc.). En particulier l'étudiant(e) sera capable d'établir les liens mathématiques entre les différentes grandeurs.</p> <p>--</p> <p>Réaliser les bilans d'énergie mécanique et totale pour un volume de contrôle (systèmes ouverts) en régime permanent et d'en déduire les deux expressions du travail moteur. L'étudiant(e) sera capable d'utiliser les deux expressions dans des applications numériques simples.</p> <p>--</p> <p>Définir mathématiquement la notion d'entropie et son intérêt en lien avec les échanges de chaleur. En particulier, l'étudiant(e) sera capable d'exposer et utiliser les conséquences de l'existence de l'entropie pour les cycles.</p> <p>--</p> <p>Formuler mathématiquement le second principe et d'exploiter ses conséquences dans des applications simples (cycles, transformations d'états, etc.). En particulier, l'étudiant(e) sera en mesure de démontrer la génération d'entropie liée à une transformation irréversible quelconque.</p> <p>--</p> <p>Calculer les différents états parcourus par un système dans le cas de cycles thermodynamiques (notamment le cycle de Carnot) et d'en déduire le rendement thermique.</p> <p>--</p>

	<p>Représenter les transformations d'état tant dans un diagramme (p,V) que dans un diagramme (T,S).</p> <p>3. Equilibre thermodynamique, équilibre chimique et cellules électrochimiques</p> <p>--</p> <p>Prédire le sens de l'évolution d'un système isolé et d'un système fermé lorsque certaines conditions expérimentales sont respectées, ainsi que le travail utile qu'un système fermé peut effectuer durant cette évolution.</p> <p>--</p> <p>Définir les concepts de potentiel chimique et d'activité d'une espèce présente dans un mélange ou dans une solution.</p> <p>--</p> <p>Calculer la variation du potentiel chimique d'un gaz parfait en fonction de la température, de la pression et de la composition du mélange.</p> <p>--</p> <p>Pour une réaction chimique quelconque à une température quelconque, calculer, en se référant à un tableau de données thermodynamiques, les valeurs de l'enthalpie standard de réaction, de l'enthalpie libre standard de réaction et de l'entropie standard de réaction. Si le système ne contient que des gaz parfaits et des liquides ou des solides purs, calculer la constante d'équilibre de la réaction, la variation de cette constante avec la pression, et la variation de la composition à l'équilibre du système en fonction de sa composition initiale.</p> <p>--</p> <p>Prédire la solubilité d'un composé chimique en solution aqueuse et, pour certains composés ioniques, modifier cette solubilité en ajustant la composition et/ou le pH de la solution.</p> <p>--</p> <p>Reconnaitre si une réaction appartient à la famille des réactions d'oxydo-réduction et déterminer le nombre d'électrons échangés au cours de la réaction</p> <p>--</p> <p>Connaissant la réaction d'oxydo-réduction qui se déroule dans une cellule électrochimique, calculer la variation de la force électromotrice de la cellule en fonction de la concentration des espèces présentes aux électrodes et expliquer comment la nature des réactions qui se déroulent aux électrodes varie selon la tension qui leur est appliquée.</p> <p>4. Cinétique chimique</p> <p>--</p> <p>Expliquer les notions de vitesse formelle et d'ordre de réaction.</p> <p>--</p> <p>Expliquer et intégrer les lois de vitesse d'ordre 0,1 et 2 ; déterminer ces ordres à partir de données expérimentales.</p> <p>--</p> <p>Expliquer la notion d'énergie d'activation et l'utiliser pour prédire dépendance en température des vitesses de réaction. Calculer l'énergie d'activation d'une réaction à partir de données expérimentales.</p> <p>--</p> <p>Expliquer la différence entre un mécanisme de réaction et une équation globale ; dériver la loi de vitesse à partir du mécanisme pour les exemples vus au cours (craquage de l'éthane et cinétique de Michaelis-Menten).</p> <p>--</p> <p>Relier cinétique et équilibre pour des réactions élémentaires</p> <p>--</p> <p>Prédire la cinétique globale dans le cas où une réaction irréversible est précédée ou suivie d'une réaction équilibrée</p> <p>--</p> <p>Faire le lien entre l'équation de Van'tHoff et l'équation d'Arrhenius pour les réactions élémentaires équilibrées.</p> <p>b. Acquis d'apprentissage transversaux</p> <p>À l'issue de ce cours, l'étudiant sera en mesure de :</p> <p>--</p> <p>(3.1) Découvrir un sujet scientifique nouveau pour lui en faisant une recherche sur le web (utilisation de Wikipedia notamment)</p> <p>--</p> <p>(4.2, 4.4 & mp; 5.6) Contribuer à la réalisation d'un travail au sein d'une équipe de 8 personnes en respectant les délais impartis et contribuer à la présentation orale des résultats de ce travail devant un jury, éventuellement à l'aide d'un support de type power point.</p> <p>--</p> <p>Percevoir la diversité des déclinaisons (physique, chimique, mécanique) d'une même matière.</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>
<p>Modes d'évaluation des acquis des étudiants :</p>	<p>a. Acquis d'apprentissage disciplinaires</p> <p>Pour l'essentiel, les étudiants sont évalués individuellement et par écrit. Les questions de l'examen écrit sont formulées de manière à vérifier les acquis d'apprentissage disciplinaires cités ci-dessus. Cet examen écrit porte sur la réponse à des questions relatives à la compréhension de la théorie ainsi que relatives à la capacité de résoudre des exercices du même type que ceux proposés durant les activités du cours.</p> <p>Une interrogation écrite est également organisée pour tester les acquis disciplinaires engrangés vers le milieu du quadrimestre.</p> <p>La note de cette interrogation compte pour un tiers de la note finale à condition que le résultat soit supérieur à la seule note de l'examen.</p> <p>b. Acquis d'apprentissage transversaux</p> <p>Les acquis b1 et b2 font l'objet de l'évaluation d'un travail de préparation du 1er laboratoire réalisé en groupe de 8 étudiants (production d'un bref document power point et présentation en groupe de ce document devant un jury de deux évaluateurs). La note de cette évaluation compte pour une faible partie de la note du premier examen présenté.</p> <p>L'acquis b3 ne fait pas l'objet d'une évaluation spécifique.</p>
<p>Méthodes d'enseignement :</p>	<p>a. Dispositif :</p> <p>Le dispositif du cours consiste en 12 exposés magistraux, 9 séances d'exercices dirigés (APE), et deux laboratoires. L'un de ces laboratoires fait l'objet d'un travail préparatoire de recherche en équipe.</p>

Contenu :	Entropie, température absolue ; variation d'entropie associée aux réactions chimiques ; relation entre l'énergie libre et l'équilibre d'une réaction ; gaz parfait ; gaz réel ; équilibre en phase gazeuse ; réaction acide-base, neutralisation ; solutions tampons ; solubilité et précipitation chimique ; équilibre rédox et applications dans le cadre de réactions typiques de l'électrochimie que sont les piles, l'électrolyse, la corrosion ; vitesse de réaction, ordre de réaction et énergie d'activation ; origine moléculaire des ordres de réaction de l'équilibre chimique et de la relation d'Arrhenius. L'enseignement comportera des cours magistraux et un apprentissage par problèmes, des exercices et les séances de laboratoire sous la direction de tuteurs veillant à susciter chez l'étudiant les raisonnements lui permettant de comprendre et de résoudre le problème ou l'exercice proposé ou de réaliser l'expérience de laboratoire afin d'acquérir au travers de ce travail personnel les notions visées. Les méthodes utilisées privilégieront l'apprentissage actif des étudiants. Les modalités précises de mise en oeuvre d'une participation active de l'étudiant dans son apprentissage sont laissées aux titulaires, dans le respect des orientations pédagogiques de la Faculté.
Bibliographie :	b. Support de cours : Les documents du cours sont -- un syllabus complet et détaillé ; -- la copie des transparents présentés lors des cours magistraux ; -- des podcasts des explications de certaines parties du cours ; -- les énoncés et solutions des exercices proposés aux séances ; -- les énoncés et instructions pour les laboratoires ; -- des listes de questions tests d'autoévaluation de la compréhension de certaines parties du cours ; -- une liste de symboles ; -- le formulaire distribué avec les questions d'examen ; -- un tableau de données thermodynamiques ; -- les réponses aux questions d'exercice des examens. Ces documents du cours sont disponibles sur icampus.
Cycle et année d'étude :	> Bachelier en sciences de l'ingénieur, orientation ingénieur civil
Faculté ou entité en charge:	BTCI