





| | | |
|--------------|-----------------|----|
| 8.00 crédits | 45.0 h + 45.0 h | Q1 |
|--------------|-----------------|----|

| | |
|---|--|
| Enseignants | Devillers Michel ; |
| Langue d'enseignement | Français |
| Lieu du cours | Louvain-la-Neuve |
| Thèmes abordés | <p>L'enseignement veillera à familiariser avec le raisonnement scientifique, les phénomènes chimiques et physico-chimiques et les lois qui les régissent.</p> <p>Il portera sur :</p> <ol style="list-style-type: none"> 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. <p>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.</p> |
| Acquis d'apprentissage | |
| Modes d'évaluation des acquis des étudiants | <p>La note finale de Chimie générale est établie sur base de :</p> <ul style="list-style-type: none"> - la note d'un examen écrit couvrant l'entièreté de la matière avec des questions théoriques et des exercices numériques (85% soit 17/20) ; - la note de travaux pratiques (10% soit 2/20) qui tient compte de la préparation du laboratoire avant la séance, du test de connaissance de début de séance et du rapport de laboratoire rendu en fin de séance ; - la note de l'interrogation écrite (5% soit 1/20) organisée en semaine 5 et couvrant une partie de la matière avec des questions théoriques et des applications numériques. <p>La participation à l'interrogation de la semaine 5 est OBLIGATOIRE. La participation aux travaux pratiques est elle aussi OBLIGATOIRE. 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 sanctionnée par une note NEGATIVE de 5 POINTS sur la note finale de Chimie générale 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 ZERO sur 20.</p> <p>Dans la mesure où le nombre d'absences injustifiées et/ou justifiées deviendrait significatif, le titulaire se réserve le droit d'activer les articles du RGEE permettant au jury d'interdire à l'étudiant de s'inscrire à l'examen correspondant.</p> |

| | |
|-------------------------|--|
| Méthodes d'enseignement | <p>Cours théorique (20 x 2h) : Cours magistral (présentiel) soutenus par des supports disponibles sur Moodleuc ou des notes au tableau.</p> <p>Séances d'exercices (12 x 2 h) : Résolution de problèmes théoriques et d'exercices numériques en présence d'assistants. Les exercices, communiqués environ une semaine avant chaque séance, doivent être préparés avant la séance.</p> <p>Séances de laboratoire (4 x 3,5h) : La participation aux séances de travaux pratiques en laboratoire est obligatoire. Chaque étudiant prépare et réalise individuellement une expérience illustrant un thème du cours. Il rédige un rapport de laboratoire. Un manuel de laboratoire permet à l'étudiant de préparer chaque séance de laboratoire. Cette préparation obligatoire est guidée par un questionnaire de préparation ; elle sera vérifiée en début de séance et rendue avec le rapport de laboratoire.</p> <p>Monitorat : Contacts hebdomadaires individualisés avec l'équipe enseignante, dans le but de répondre à des questions ponctuelles Il est indispensable de se munir d'une calculatrice scientifique simple aux séances d'exercices et aux travaux pratiques en laboratoire.</p> |
| Contenu | <p>L'enseignement veillera à familiariser avec le raisonnement scientifique, les phénomènes chimiques et physico-chimiques et les lois qui les régissent.</p> <p>Il portera sur :</p> <ol style="list-style-type: none"> 1/ la théorie atomique classique, menant à comprendre la constitution, l'organisation et les propriétés des atomes, 2/ les bilans de réaction et l'étude des grandes catégories de réactions chimiques, 3/ la description de la liaison chimique et de la géométrie des molécules, 4/ une introduction à la chimie physique dans ses aspects thermodynamiques et cinétiques, en accordant une importance particulière à la notion d'équilibre chimique, 5/ l'application de ces concepts aux réactions acide-base et aux réactions d'oxydo-réduction. Le cours veillera à mettre ces concepts en relation avec la vie quotidienne et les principaux procédés industriels. <p>I - La matière (1) : aspect microscopique. Mélanges et corps purs. Eléments, atomes, molécules et composés. Théorie atomique et constitution de l'atome. Isotopes. Tableau périodique de Mendeleev. Formules chimiques et nomenclature.</p> <p>II - La matière (2) : aspect macroscopique. Mole et masse molaire. Détermination expérimentale des formules chimiques. Les solutions : notion de concentration, dilution. Propriétés des gaz : Lois des gaz, mélanges de gaz.</p> <p>III - Les réactions chimiques (1) : Stoechiométrie et bilans de réaction.</p> <p>IV - Les réactions chimiques (2) : Principaux types de réactions. Périodicité des propriétés chimiques et concept d'électronégativité. Réactions de dissolution et précipitation : Solubilité et précipitation, électrolytes forts et faibles, réactions ioniques et ions spectateurs. Règle de solubilité. Réactions acides-bases : Acides et bases en solution aqueuse, concept acide-base de Brønsted et Lowry, force des acides et bases, caractère acide et basique des oxydes, réactions de neutralisation. Réactions d'oxydoréduction : oxydation et réduction, nombre d'oxydation. Oxydants et réducteurs. Equilibrage de réactions redox.</p> <p>V - L'équilibre chimique. Réversibilité des réactions chimiques. Constante d'équilibre. Loi d'action des masses. Utilisation des constantes d'équilibre. Principe de Le Chatelier. Prédiction de la spontanéité d'une réaction. Applications aux réactions acide-base : Autoprotolyse de l'eau. Dissociation des acides et bases faibles. Acides et bases polyfonctionnels. Prédiction des réactions acide-base. Effet de nivellement. Applications aux réactions de précipitation : Solubilité molaire et produit de solubilité, effet d'ion commun, prédiction de la précipitation, dissolution de précipités. Applications aux réactions d'oxydo-réduction : Les piles. Force électromotrice et potentiel standard de réduction. Echelle redox. Prédiction des réactions redox. Dismutation. Equation de Nernst.</p> <p>VI - Thermochimie. Notion d'enthalpie et de fonction d'état. Loi de Hess. Enthalpie des transformations chimiques. Prédiction de la spontanéité d'une réaction. Notion d'enthalpie libre et lien avec la constante d'équilibre.</p> <p>VII - Structure électronique et périodicité des propriétés. Spectres atomiques et niveaux d'énergie. Propriétés ondulatoires de la matière. Introduction au modèle quantique de l'atome. Principe d'incertitude de Heisenberg. Orbitales atomiques et nombres quantiques. Spin de l'électron. Configuration électronique des atomes et ions. Aufbau Prinzip. Principe de Pauli. Règle de Hund. Lien avec la périodicité des propriétés atomiques. Effets d'écran. Rayons atomiques et ioniques. Energie d'ionisation et affinité électronique.</p> <p>VIII - Les liaisons chimiques. Liaison ionique. Liaison covalente : règle de l'octet, structures de Lewis, résonance, charges formelles, hypervalence, acides de Lewis et liaison covalente de coordination, polarisation des liaisons. Relation entre force des acides et structures moléculaires.</p> <p>IX - Forme et géométrie des molécules. Le modèle VSEPR. Forme et polarité des molécules. Moment dipolaire. Liaison hydrogène. Energie de liaison. Relations entre orbitales, liaisons et géométrie. Hybridation des orbitales. Liaisons simples et multiples.</p> <p>X - Compléments sur les réactions acide-base. Echelle de pH. Comportement des sels dans l'eau. Titrages acide-base et diagrammes de bilan. Calculs de concentration à l'équilibre. Hydrolyse des sels. Mélanges tampon. Courbes de neutralisation.</p> <p>XI - Introduction à la cinétique chimique. Vitesse de réaction. Influence de la température. Catalyse.</p> |
| Ressources en ligne | Moodleuc |

| | |
|------------------------------|--|
| Bibliographie | <ul style="list-style-type: none"> • Livre de P. Atkins, Laverman et Jones : "Principe de chimie", Trad. Française de A. Pousse (De Boeck SUPERIEUR), ou édition anglaise originale correspondante. Manuel de travaux pratiques. Fascicule d'exercices. |
| 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 médecine vétérinaire | VETE1BA | 8 | |  |
| Mineure en culture scientifique | MINCULTS | 8 | |  |
| Master [120] en biochimie et biologie moléculaire et cellulaire | BBMC2M | 8 | |  |
| Bachelier en sciences biologiques | BIOL1BA | 8 | |  |