|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Unité d’Enseignement** | **Intitulé de la Matière** | **Code** | **Semestre** |
| UEF112 | Chimie 1 | CHM1 | 1 |

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **Cours** | **TD** | **TP** | **Total** | **Crédits** | **Coeff** |
| **V H S** | 22h30 | 22h30 | 7h30 | 52h30 | 5 | 5 |

|  |  |
| --- | --- |
| **Programme** | **Pré-requis et compétences visées** |
| **Chapitre I : Généralités**  **(Cours : 01h30, TD : 01h30)**   1. Aspects de la matière 2. Mélange homogène et hétérogène 3. Corps pur simple et composé 4. Molécule et atome | **Pré-requis / Compétences visées :**   * Se familiariser avec certaines notions de base en langue française |
| **Chapitre II : Les principaux constituants de la matière (Cours : 03h00, TD : 03h00)** Constituants de l’atome  1. L’électron : Brèves descriptions des techniques de mise en évidence de cette particule. 2. Le noyau : L’expérience de Rutherford 3. Le proton : la réaction nucléaire de Rutherford 4. Le neutron : L’expérience de Chadwick  Les caractéristiques de l’atome  1. Le numéro atomique 2. Le nombre de masse 3. Les isotopes : Définition, masse atomique moyenne, abondance isotopique 4. Séparation des isotopes : Spectrométrie de Bainbridge et de Dempster | **Pré-requis :**   * Avoir des connaissances élémentaires sur la matière * **Compétences visées :** * L’historique de la découverte des constituants de l’atome * Utiliser un vocabulaire précis : atome, élément, masse atomique, nombre de masse, numéro atomique,... * Connaître les méthodes de séparation des isotopes |
| **Chapitre III : Structure électronique de l’atome (Cours : 10h30, TD : 10h30)**   1. Rayonnement électromagnétique et spectre d’émission de l’atome d’hydrogène : théorie des quantas, dualité onde-corpuscule, effet photoélectrique, spectre continu et discontinu 2. Modèle atomique de Bohr : Description, postulats, calculs dans le cas de l’atome d’hydrogène, interprétation des raies du spectre d’émission de H, séries spectrales, calcul dans le cas des hydrogénoïdes et insuffisances du modèle de Bohr. 3. Modèle atomique en mécanique ondulatoire :   Dualité onde – corpuscule et relation de De Broglie, Principe d’indétermination d’HEISENBERG, équation de SCHRÖDINGER: Equation, fonctions d’onde, densité de probabilité de présence, condition de normalisation, application à une boîte de potentiel linéaire, fonctions propres et valeurs propres de l’opérateur H, généralisation à trois dimensions   1. L’atome d’hydrogène et les ions hydrogénoïdes en mécanique ondulatoire :   Equation de Schrödinger en fonction des coordonnées sphériques, les trois nombres quantiques, notion d’orbitale atomique, parties radiale et angulaire de la fonction d’onde, densité de probabilité radiale, représentation des orbitales atomiques de type s et p   1. Généralisation aux atomes polyélectroniques:   Approximation hydrogénoïde de J.c. Slater, le quatrième nombre quantique   1. Configuration électronique des atomes :   Principe d’exclusion de PAULI, Principe de stabilité énergétique et règle de KLECHKOWSKI, Règle de HUND, exceptions aux règles de remplissage, structures électroniques des gaz rares, électrons de cœur et de valence, propriétés dia et paramagnétiques, structures électroniques des ions.   1. Classification périodique des éléments : 2. Le tableau périodique : Formes, Périodes, groupes et familles chimiques, blocs, métaux, non métaux, métaux de transitions, métalloïdes,... 3. Evolution et périodicité des propriétés physico-chimiques :      1. Les rayons atomiques et ioniques : Rayon atomique, covalent, ionique, calculs des rayons selon l’approximation de Slater, évolution des rayons atomiques au sein du tableau périodique, comparaison entre rayon atomique, anionique et cationique 2. Energie ou potentiel d’ionisation : Définition des diverses énergies d’ionisation, calcul de l’énergie d’ionisation selon l’approximation de Slater, évolution de l’énergie d’ionisation au sein du tableau périodique 3. Affinité électronique : Définition et évolution 4. Electronégativité : Définition et évolution, Echelles d’électronégativité (échelle de Pauling, échelle de Mulliken et échelle d’Allred et Rochow   **Chapitre IV : Structure électronique de la molécule – Liaison chimique**  **(Cours : 07h30, TD : 07h30)**   1. **La théorie classique** 2. La théorie de Lewis – Kossel – Langmuir : Diagrammes de Lewis, règle de l’octet, les ions les plus stables des éléments 3. La liaison covalente : Définition, liaison simple, liaison double, liaison triple, liaison de coordination ou de coordinence, valence, représentations de Lewis. 4. Polarisation des liaisons covalentes – caractère ionique partiel : Moment dipolaire, caractère ionique partiel et son évolution en fonction de la différence d’électronégativité, molécules polaires et apolaires. 5. La théorie V.S.E.P.R : Les différentes règles de Gillespie, arrangements des doublets électroniques et géométries des espèces chimiques, comparaison des angles de liaison. 6. Insuffisances du modèle de Lewis 7. **La théorie quantique :** 8. Méthode L.C.A.O.   Représentation des orbitales liantes et antiliantes : représentations radiale et angulaire.  Energies des orbitales liantes et antiliantes Ordre, longueur et énergie de liaison   1. Les types de recouvrement des orbitales atomiques : Recouvrement axial (liaisonσ) et recouvrement latéral (liaison π) 2. Diagrammes des orbitales atomiques : Molécules diatomiques homonucléaire et hétéronucléaire. 3. Les molécules polyatomiques – Théorie de l’hybridation : hybridations sp, sp2, sp3 | **Pré-requis :**   * Grandeurs physiques caractérisant une onde électromagnétique * La relation d’Einstein E = mc2 * L’énergie cinétique, l’énergie potentielle et le moment cinétique * Notions mathématiques : dérivées, intégrales, équations différentielles * Coordonnées cartésiennes et sphériques   **Compétences visées :**   * Double aspect de l’électron * Établir un diagramme qualitatif des niveaux d’énergie électronique de l’hydrogène et interpréter son spectre d’émission * Connaître les nombres quantiques n, l, m et s d’un électron * Ecrire les structures électroniques des atomes et les positionner dans le tableau périodique * Savoir donner les évolutions de certaines propriétés physico-chimiques au sein du tableau périodique, dont : rayons atomique et ionique, énergie d’ionisation, affinité électronique et électronégativité * S’exercer à effectuer certains calculs selon la méthode de Slater, Il s’git surtout de calculer les énergies d’ionisation et les rayons atomiques et ioniques et faire une comparaison entre les résultats théoriques et expérimentaux   **Pré-requis :**   * Structures électroniques des atomes, notamment celles des gaz rares, couches et électrons de valence, doublets électroniques liants et non liants. * Notions mathématiques : Produits scalaire et vectoriel, résultante des vecteurs, combinaison linéaire, géométrie dans l’espace.   **Compétences visées :**   * Etablir un schéma de Lewis pour une espèce chimique donnée en vérifiant la règle de l’octet * Prévoir la géométrie des molécules en utilisant la théorie V.S.E.P.R * Relier la structure géométrique d’une molécule à l’existence ou non d’un moment dipolaire permanent * Savoir représenter les diagrammes des orbitales moléculaires et de soustraire les informations y afférentes |

|  |
| --- |
| **Travaux pratiques :**   * Recommandations générales en matière de sécurité et de manipulation et préparation d’une ou de deux solutions chimiques * Contrôle de qualité (lait, vinaigre, eau de Javel,…) * Illustration de la théorie V.S.E.P.R à l’aide de modèles moléculaires. |

|  |
| --- |
| **Références bibliographiques :**   * Chimie tout en un PCSI, B. Fosset, éditions Dunod. * Chimie générale, J. Hill, éditions ERPI. * Chimie générale, McQuerrie, éditions De Boeck. |

|  |
| --- |
| **Modalités d’évaluation :**  Interrogation, Devoir surveillé, Travaux pratiques, Examen final |