|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| DOMAINE SCIENCE ET TECHNOLOGIE | **PROGRAMME "Structure de la matière"**  **Code: F113**  Volume horaire semestriel 67h30 min  Volume horaire hebdomadaire 4h30 min  (3H00 min cours et 1h30 min TD)  Semestre 1 -15 semaines- | 1ère ANNEE SOCLE COMMUN |
| Coef : 03  Crédits : 06 |

|  |  |
| --- | --- |
| **Programme** | **Nombre de semaines** |
| **CHAPITRE I : NOTIONS FONDAMENTALES**   1. Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière 2. Changements d’états de la matière 3. Notions d’atome, molécule, mole et Nombre d’Avogadro 4. Unité de masse atomique , masse molaire atomique et moléculaire, volume molaire 5. Loi pondérale : Conservation de la masse (Lavoisier), réaction chimique 6. Aspect qualitatif de la matière : 7. Corps purs, mélange homogène et hétérogène 8. Les solutions : soluté, solvant, solution aqueuse, dilution et saturation 9. Aspect quantitatif de la matière : 10. Quantité de matière : le nombre de mole 11. Concentration molaire ou Molarité 12. Molalité 13. Concentration pondérale 14. Fraction pondérale ou massique 15. Titre 16. La fraction molaire 17. Concentration normale ou Normalité 18. Masse volumique et densité 19. Lois des solutions diluées : lois de Raoult 20. Ebulliométrie 21. Cryométrie | 02 |
| **CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE**   1. Introduction : Expérience de Farady : relation entre la matière et l’électricité 2. Mise en évidence des constituants de la matière et donc de l’atome et quelques propriétés physiques (masse et charge)   2.1- Electron :  a- Expérience de Crookes et caractéristiques des rayonnements cathodiques   1. Expérience de J.J.Thomson : Détermination du rapport |e|/m 2. Expérience de Millikan : Détermination de la charge |e| de l’électron et déduction de sa masse   2.2- Proton : expérience de Goldstein :mise en évidence de la charge positive du noyau  2.3- Neutron : expérience de Chadwick :mise en évidence du neutron existant dans le noyau   1. Modèle planétaire de Rutherford 2. Présentation et caractéristiques de l’atome (Symbole, numéro atomique Z, numéro de masse A, nombre de proton, neutrons et électron) 3. Isotopie et abondance relative des différents isotopes 4. Séparation des isotopeset détermination de la masse atomique et de la masse moyenne d’un atome : Spectrométrie de masse : spectrographe de Bainbridge 5. Energie de liaison et de cohésion des noyaux 6. Stabilité des noyaux : 7. Détermination de l’énergie de cohésion par nucléon : courbe d’Aston 8. Stabilité et nombre de nucléons : courbe nombre de neutrons   = f (Z : nombre de protons) | 03 |
| **CHAPITRE III :RADIOACTIVITE – REACTIONS NUCLEAIRES**   1. Radioactivité naturelle (rayonnements α, β et γ) 2. Radioactivité artificielle et les réactions nucléaires : 3. Les transmutations 4. Fission nucléaire 5. Fusion nucléaire 6. Cinétique de la désintégration radioactive : 7. Loi de décroissance radioactive 8. La constante radioactive λ 9. Activité radioactive A  La période radioactive ou temps de demi vie T (ou t1/2)  1. Applications de la radioactivité : 2. Traceurs 3. Armes nucléaires 4. Source d’énergie 5. Datation d’échantillons anciens 6. Dangers de la radioactivité | 01 |
| **CHAPITRE IV : STRUCURE ELECTRONIQUE DE L’ATOME**   1. Dualité onde-corpuscule : 2. Aspect ondulatoire de la lumière : onde électromagnétique ou lumineuse et spectre électromagnétique 3. Aspect corpusculaire de la lumière : effet photoélectrique 4. Interaction entre la lumière et la matière : 5. Spectre d’émission de l’atome d’hydrogène 6. Relation empirique de Balmer-Rydberg 7. Notion de série de raies 8. Modèle atomique de Bohr : atome d’hydrogène 9. Les postulats de Bohr 10. Rayon des orbites stationnaires 11. Energie de l’électron sur une orbite stationnaire 12. Relation entre le nombre d’onde et les niveaux d’énergie 13. Applications aux hydrogénoides 14. Insuffisance du modèle de Bohr 15. L’atome d’hydrogène en mécanique ondulatoire : 16. Dualité onde-corpuscule et relation de De Broglie 17. Principe d’incertitude d’Heisenberg 18. Fonction d’onde et équation de Schrödinger 19. Résultats de la résolution de l’équation de Schrödinger 20. Les nombres quantiques et notion d’orbitale atomique 21. Atomes poly électroniques en mécanique ondulatoire : 22. Configuration électronique des éléments : règle de Kelechkowsky 23. Exceptions à la règle de Klechkowski 24. Règles de remplissage des orbitales atomique :   b.1- Le principe d'exclusion de Pauli  b.2- Règle de Hund   1. Effet écran : Approximation de Slater | 04 |
| **CHAPITRE V:LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS**   1. Classification périodique de D. Mendeleïev 2. Classification périodique moderne 3. Le tableau périodique est réparti en : ligne (période), colonne (groupe), sous-groupe A et B, blocs (s,p,d et f), familles (alcalins, alcalino-terreux, métaux de transition, chalcogènes, halogènes, gaz rares et les terres rares : lanthanides et les actinides), métaux et les non métaux 4. Evolution et périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments :   3.1 - Le rayon atomique  3.2 - Le rayon ionique  3.4 - Energie d’ionisation   * 1. -Affinité électronique   3.6 - L’électronégativité   1. Echelle de Mulliken 2. Echelle de Pauling 3. Allred et Rochow 4. Calcul des rayons (atomique et ionique), les énergies d’ionisation successives, affinité électronique et l’électronégativité (échelle de Mulliken) par les règles de Slater | 02 |
| **CHAPITRE VI : LIAISONS CHIMIQUES**   1. La liaison covalente dans la théorie de Lewis : 2. couche de valence 3. Les différents types de liaisons**:** la liaison covalente, la liaison dative, la liaison ionique et la liaison polarisée 4. diagramme de Lewis des molécules et des ions moléculaires 5. La Liaison covalente polarisée, moment dipolaire et caractère ionique partielle de la liaison 6. Géométrie des molécules : théorie de Gillespie ou VSEPR 7. La liaison chimique dans le modèle quantique :   4.1- Théorie des orbitales moléculaires (méthode LCAO) :  a- Formation et nature des liaisons :  - recouvrement axial : liaison σ  - recouvrement latéral : liaison П   1. Aspect énergétique   4.2- Généralisation aux molécules diatomiques homo-nucléaires et hétéro-nucléaires :   1. Diagramme énergétique des molécules 2. Ordre de liaison 3. propriétés magnétiques 4. Stabilité des molécules : longueur de liaison, énergie de dissociation et énergie de liaison   4.3- Molécules poly atomiques ou théorie de l’hybridation des orbitales atomiques :  a- Hybridation sp   1. Hybridation sp2 2. Hybridation sp3 | 03 |