

Semestre : 1

Unité : UEF112

Matière: Chimie 1

Cours : 01h30 TD : 01h30

Coeff. 2 Crédit. 4

Objectifs de l'enseignement

Ce module permet à l'étudiant l'acquisition de notions de base en chimie notamment la structure et la composition de la matière.

Connaissances préalables recommandées

Notions de Chimie acquises au Lycée.

Contenu de la matière :

Cours :

I.1. Généralités :

- Atome, noyau, isotope,
- Stabilité et cohésion du noyau, énergie de liaison par nucléon,...

I.2. La radioactivité :

- Définition
- Radioactivité naturelle : principaux types de rayonnement
- Radioactivité artificielle
- Loi de désintégration radioactive
- Différent types de réaction nucléaire

I.3. La configuration électronique des atomes :

- Introduction des nombres quantiques
- Principes régissant la structure électronique d'un atome :

- Règle énergétique, règle d'exclusion de Pauli et ...

I.4. La classification périodique :

- Groupe (Colonne), Période (ligne)

- Evolution des propriétés physique au sein du tableau périodique : rayon atomique, énergie d'ionisation, affinité électronique....

I.5. Les liaisons chimiques :

- Introduction

- Représentation de la liaison chimique : Diagramme de Lewis

- Différent types de liaisons fortes (liaison covalente, liaison ionique, liaison Métallique.

- Géométrie des molécules

1.6. Réactions dans les solutions aqueuses

I : GÉNÉRALITÉS SUR L'ATOME ET SA STRUCTURE

1- La chimie :

La chimie est une science de la nature qui étudie la matière et ses transformations, et plus précisément les atomes, les molécules, les réactions chimiques et les forces qui favorisent les réactions chimiques.

La chimie porte sur les éléments suivants :

1. Les éléments chimiques à l'état libre, atomes ou ions atomiques. Elle étudie également leurs associations par liaisons chimiques qui engendrent notamment des composés moléculaires stables ou des intermédiaires plus ou moins instables. Ces entités de matière peuvent être caractérisées par une identité reliée à des caractéristiques quantiques et des propriétés précises.
2. Les processus qui changent ou modifient l'identité de ces particules ou molécules de matière, dénommés réaction chimique, transformation, interaction, ...etc.....
3. Les mécanismes réactionnels intervenant dans les processus chimiques ou les équilibres physiques entre deux formes, qui permettent d'interpréter des observations et d'envisager de nouvelles réactions.
4. Les phénomènes fondamentaux observables en rapport avec les forces de la nature qui jouent un rôle chimique, favorisant les réactions ou synthèses, addition, combinaison ou décomposition, séparation de phases ou extraction. L'analyse permet de découvrir les compositions, le marquage sélectif ouvre la voie à un schéma réactionnel cohérent dans des mélanges complexes.

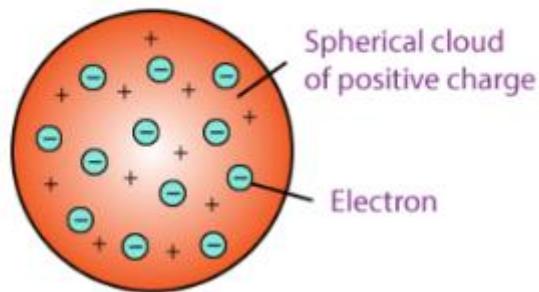
2- Historique de nos conceptions sur l'atome :

L'étude de la décharge dans les gaz raréfiés a montré que les atomes dont est constituée toute matière sont formés d'un constituant universel, les électrons chargés négativement, de masse négligeable, tous identiques entre eux quelle que soit la matière dont ils sont extraits (rayons cathodiques) et de constituants chargés positivement, emportant avec eux la quasi-totalité de la masse de l'atome dissocié (rayons canaux - GOLDSTEIN 1886). Ces ions positifs ont des propriétés qui dépendent du matériel dont ils sont extraits.

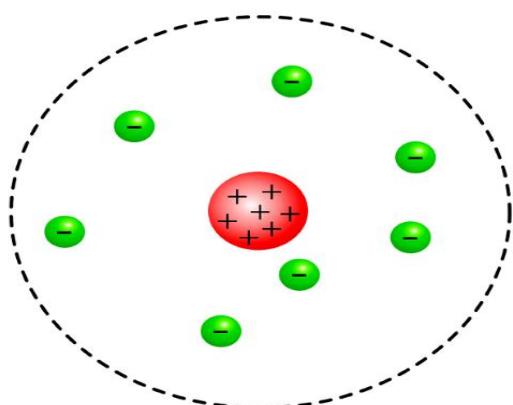
- A. **Modèle atomique de John Dalton :** En 1808, John Dalton reprend l'idée d'atomes afin d'expliquer les lois chimiques. Dans sa théorie atomique, il fait l'hypothèse que les particules d'un corps simple sont semblables entre elles, mais différentes lorsque l'on passe

d'un corps à un autre. Toute réaction chimique doit alors pouvoir être identifiée comme étant un nouvel agencement d'atomes, ces derniers ne subissant aucune altération.

- B. **Modèle atomique de Joseph John Thomson** : En 1897, Joseph John Thomson montre que les rayons cathodiques sont composés de particules massives et chargées négativement : les électrons. Il imagine alors que les atomes sont constitués d'une matière chargée positivement et aussi pleine d'électrons.



- C. **Modèle atomique de Rutherford** En 1911, Ernest Rutherford découvre, en envoyant des particules sur une feuille d'or, que l'essentiel de la matière atomique est concentrée dans un noyau très petit entouré d'électrons dont le comportement reste à éclaircir. C'est encore lui qui, en 1918, imagine que les noyaux atomiques sont composés de protons, particules beaucoup plus massives que les électrons et chargées positivement. Mais les mesures de masses et de charges des noyaux atomiques démontrent qu'il existe des protons neutres, nommés neutrons dès 1920. James Chadwick les découvre en 1932.



D. Modèle atomique de Bohr : En 1913 Niels Bohr propose le premier modèle décrivant les niveaux d'énergie des électrons.

Le modèle de Bohr est une théorie obsolète dans le domaine de la physique/chimie, cherchant à comprendre la constitution d'un atome, et plus particulièrement celui de l'hydrogène et des ions hydrogénoides (**ions ne possédant qu'un seul électron** exep : He^+ , Li^{2+} ...). Élaborée par **Niels Bohr en 1913**, cette théorie établie sur le modèle planétaire de **Rutherford** rencontra un succès immédiat car elle expliquait de manière simple les raies spectrales des éléments hydrogénés tout en effectuant un rapprochement entre les premiers modèles de l'atome et la théorie des quanta. Ce modèle sera généralisé au cas des électrons relativistes par Arnold Sommerfeld afin d'écrire de façon quantitative la structure fine des lignes spectrales de l'hydrogène. Cependant, cette théorie ne peut expliquer le spectre d'éléments à plusieurs électrons (comme celui de l'hélium), ni la nature des liaisons chimiques, et elle est totalement abandonnée au profit de la mécanique quantique à partir de 1925.

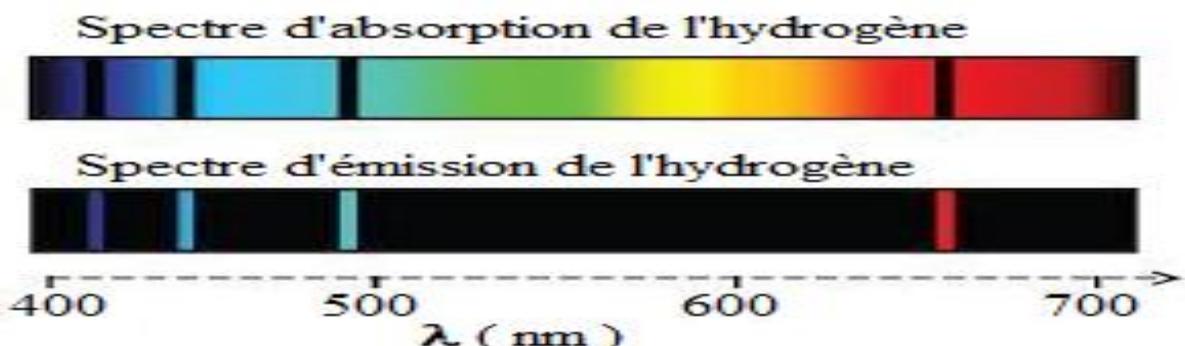


FIGURE 1 : Spectre (dans la partie visible 400 nm - 700 nm) de l'hydrogène. L'unicité des raies pour chaque élément chimique sera expliquée par le modèle de Bohr

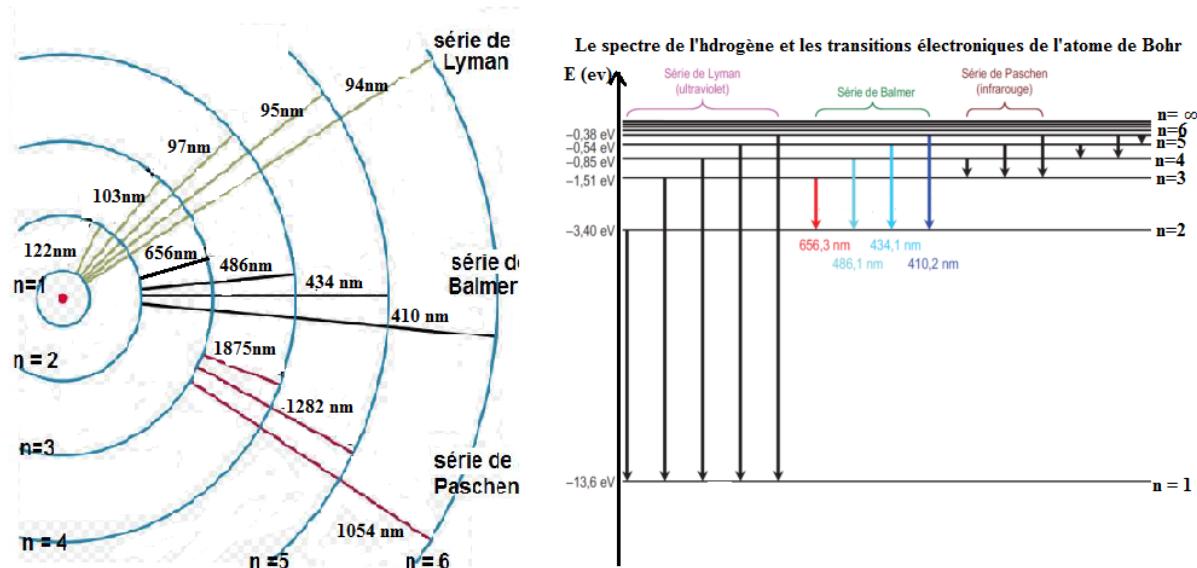
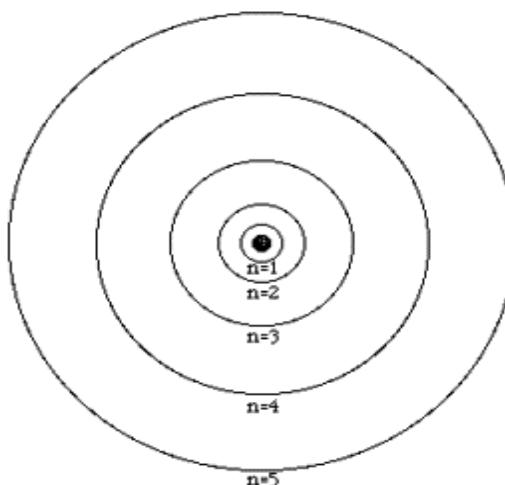


FIGURE 2 : Le spectre de l'hydrogène et les transitions électroniques de l'atome de Bohr

Dans ce modèle, Bohr postule que l'électron ne peut se situer que sur certaines orbites autour de l'atome dans lesquelles l'électron a une énergie précise. L'électron ne peut passer d'une orbite à une autre qu'en absorbant de l'énergie (absorption ou excitation) ou en émettant de l'énergie (émission ou désexcitation). On numérote les couches grâce au nombre quantique n qui permet de déterminer sur quelle couche l'électron se trouve. La couche la plus proche du noyau, et donc la plus stable énergétiquement, est la couche numéro 1 ($n = 1$), lorsqu'il est sur cette couche l'électron est dans son état fondamental. Le nombre quantique n est un entier naturel, c'est-à-dire qu'il prend toutes les valeurs entières de 1 à l'infini : $n = 1 ; 2 ; 3 \dots$



Les rayons des orbites ne peuvent prendre que certaines valeurs \mathbf{r}_n

$$\mathbf{r}_n = n^2 \frac{\epsilon_0 \cdot h^2}{\pi \cdot m_e \cdot e^2}$$

Avec n le nombre quantique, ϵ_0 la permissivité diélectrique du vide ($\epsilon_0 = 8,84 \cdot 10^{-12} \text{ C}^2 \cdot \text{N}^{-1} \cdot \text{m}^{-2}$), h la constante de Planck ($h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$), m_e la masse de l'électron ($m_e = 9,1094 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$), e la charge de l'électron ($e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$).

Ainsi $\mathbf{r}_1 = 1^2 \frac{\epsilon_0 \cdot h^2}{\pi \cdot m_e \cdot e^2} \approx 0,53 \text{ \AA}$ ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$)

Et on peut donc généraliser : $\mathbf{r}_n = n^2 \times 0,53 \text{ \AA}$

Le rayon \mathbf{r}_1 est nommé rayon de Bohr.

L'énergie d'un électron sur la couche n a une énergie E_n :

$$E_n = - \frac{1}{n^2} \cdot \frac{m_e \cdot e^4}{8 \epsilon_0^2 \cdot h^2} \approx -13,6 \frac{1}{n^2}$$

Ces énergies sont exprimées en électron volt (eV) avec : $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

Par exemple : pour l'atome d'hydrogène $E_1 = -13,6 \text{ eV}$, $E_2 = -3,4 \text{ eV}$

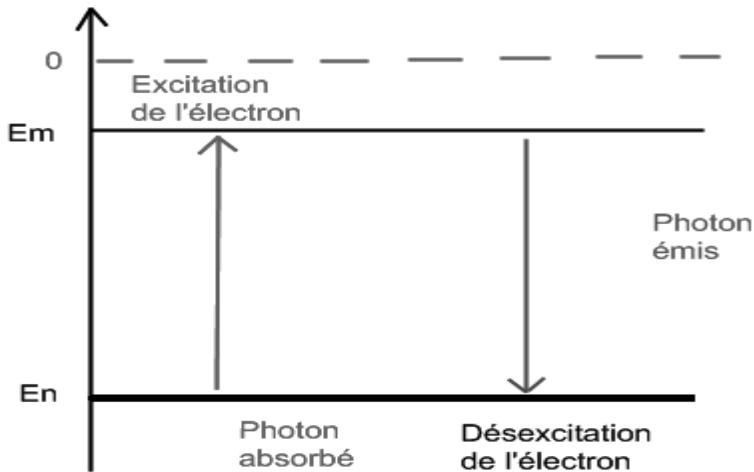
La transition d'un état moins excité vers un état plus excité se fait par absorption d'un photon d'énergie bien précise, il faut que ce photon ait exactement l'énergie correspondant à la différence d'énergie entre

les deux niveaux : $\Delta E = h \nu = h \frac{c}{\lambda}$

Où h est la constante de Planck, ν la fréquence du photon (en Hz), C la vitesse de la lumière ($C = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$) et λ la longueur d'onde du photon (en m).

De la même manière, la transition d'un état excité vers un état moins excité se fait par émission d'un photon d'énergie bien précise : $\Delta E = h \nu = h.c/\lambda$

Energie des niveaux



3- Caractéristiques de l'atome :

Toute la masse de l'atome est concentrée dans le noyau, car la masse des électrons est négligeable.

- Masse de l'électron : $9,1094 \cdot 10^{-31}$ kg = 0,0005 uma ;
- Masse du proton : $1,6726 \cdot 10^{-27}$ kg = 1 ,00728 mua
- Masse du neutron : $1,6749 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,00866uma

La charge totale de l'atome est nulle car:

charge d'un proton = - charge électrons

Nombre de protons = nombre d'électrons

$$|e|=1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Les électrons assurent donc la neutralité électrique de l'atome.

Atome = électrons + noyau ; **noyau** = protons + neutrons

- Electron : charge électrique négative $|e|=1,6 \cdot 10^{-19}$ C ;
- Proton : charge électrique positive ;
- Neutron : électriquement neutre

Le diamètre d'un atome est de l'ordre de 10^{-10} m(1Å); le diamètre d'un noyau est de l'ordre de 10^{-15} m.

Remarques : Pour une espèce d'atome ${}^A_Z\text{X}$.

Une espèce donnée de noyau s'appelle un nucléide (nuclide) : ${}^A_Z\text{X}$.

- Les A et Z sont des entiers. Ils caractérisent un atome ou son noyau.
- Le nombre de protons Z fixe la charge du noyau
- Le nombre de nucléons A fixe la masse du noyau
- La charge totale du noyau : +Ze
- La charge totale des électrons : -Ze

4- Les isotopes

Deux atomes dont le noyau compte le même nombre de protons mais un nombre différent de neutrons sont dits « isotopes » de l'élément chimique défini par le nombre de protons de ces atomes. Parmi les 118 éléments observés, seuls 80 ont au moins un isotope stable (non radioactif) : tous les éléments de numéro atomique inférieur ou égal à 82, c'est-à-dire jusqu'au plomb ${}_{82}\text{Pb}$, hormis le technétium ${}_{43}\text{Tc}$ et le prométhium ${}_{61}\text{Pm}$. Parmi ceux-ci, seuls 14 n'ont qu'un seul isotope stable (par exemple le fluor, constitué exclusivement de l'isotope ${}_{19}\text{F}$), les 66 autres en ont au moins deux (par exemple le cuivre, dans les proportions 69 % de ${}_{63}\text{Cu}$ et 31 % de ${}_{65}\text{Cu}$, ou le carbone, dans les proportions 98,9 % de ${}_{12}\text{C}$ et 1,1 % de ${}_{13}\text{C}$).

Les isotopes sont donc des éléments qui ont le **même** nombre **Z** mais des nombres de **A différents**. Ils ont les **mêmes propriétés chimiques**, mais ils ont un nombre massique **A différents**.

Exemples :

On peut citer comme exemples les isotopes de l'oxygène et du chlore : ${}^{16}_8\text{O}$; ${}^{17}_8\text{O}$; ${}^{18}_8\text{O}$; ${}^{35}_{17}\text{Cl}$; ${}^{37}_{17}\text{Cl}$; ...

Remarques:

- Un élément chimique (X) est caractérisé par son numéro atomique Z.
- Les isotopes sont les éléments qui ont le même numéro atomique Z.

3.2. La masse atomique moyenne

La masse atomique est la masse moyenne : d'un élément et qui prend en compte l'ensemble des isotopes de cet élément. Bien que tous les isotopes possèdent le même nombre de protons et d'électrons,

chaque isotope possède un nombre de neutrons spécifique. Le calcul de la masse atomique prend aussi en compte les abondances globales des isotopes à partir desquelles est calculée une moyenne pondérée.

$$\text{Massee moyenne} = (M_1 \cdot X \% + M_2 \cdot X \% + M_3 \cdot X \%)$$

OU

$$\text{Massee moyenne} = \sum_{i=1}^{2;3;4;5} M_i X_i \%$$

M_i = masse de l'isotope i

5- Energie de liaison nucléaire

La liaison nucléaire est le phénomène qui assure la cohésion d'un noyau atomique. Le noyau atomique est composé de protons de charge électrique positive, et de neutrons de charge électrique nulle. La répulsion coulombienne tend à séparer les protons. C'est la force nucléaire qui permet d'assurer la stabilité du noyau. L'énergie de liaison E_l d'un noyau atomique est l'énergie qu'il faut fournir au noyau pour le dissocier en ses nucléons, qui s'attirent du fait de la force nucléaire, force qui correspond à l'interaction forte résiduelle. On définit aussi l'énergie de liaison par nucléon, $E_{lm} = E/A$, où A désigne le nombre de masse du nucléide.

$$E_l (\text{joule}) = m (\text{kg}) C^2 (\text{m/s}) ; E_l (\text{MeV}) = \Delta m (\text{uma}) * 931,5$$

Le défaut de masse, noté Δm , est la différence entre la somme des masses de tous les nucléons d'un noyau (masse des Z protons + masse des (A-Z) neutrons) et la masse de ce même noyau, M(A,Z) :

$$\Delta m = Z m_p + (A-Z) m_n - M (A, Z)$$

Cette énergie apparaît dans le bilan de masse du système : la masse du noyau est inférieure à la somme des masses de chacun de ses nucléons. Ce défaut de masse se retrouve sous forme d'énergie grâce au principe d'équivalence masse-énergie exprimé par Albert Einstein.

D'ailleurs, en physique nucléaire et physique des particules, l'utilisation de cette relation est implicite : les masses sont souvent exprimées en électronvolts, laissant le lecteur rajouter les « divisé par C^2 » par analyse dimensionnelle.

$$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ joule} \quad \text{et} \quad 1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV}$$