

République Algérienne Démocratique et Populaire
Ministère de l'enseignement supérieur et de la recherche
scientifique



Faculté des sciences

Département de chimie

Polycopié

**Exercices Résolus : Structure de la matière
(Chimie1)**

1^{ère} année sciences de la matière

Préparée Par :

Dr. Khadidja Amirat M.C.B, à L'UFA-Sétif 1

Année universitaire : 2023-2024

AVANT-PROPOS

Cet ouvrage que je présente, dans le cadre de mon habilitation (HDR) est destiné aux étudiants des tronc-communs, sciences biomédicales (médecine, pharmacie chirurgie dentaire), sciences de la terre (géologie et mines) , tronc-communs sciences de la matière et sciences et techniques, tronc-communs des écoles supérieures etc. Il donne aux étudiants le nécessaire qui leur aide à réviser le contenu du premier semestre de la première année. Ce polycopié commence par des rappels et des notions fondamentales dans le premier chapitre afin de faire une plateforme aux étudiants. Le deuxième chapitre se rapporte à la structure de la matière (l'atome, les électrons, etc..). Le troisième chapitre traite de la radioactivité (réactions nucléaires, loi de décroissance radioactive, etc...). Dans le quatrième chapitre, on étudie la quantification de l'énergie dans le modèle semi-atomique (dualité onde-corpuscule de la lumière, spectre optique de l'hydrogène, modèles classiques de l'atome, spectre des ions hydrogénoïdes...). Le cinquième chapitre est consacré à la classification périodique des éléments où seront traités plusieurs points (principe de la classification périodique, lois et propriétés, propriétés physiques et chimiques des familles d'éléments, les familles chimiques). Dans le sixième chapitre nous avons entamés à l'étude des liaisons chimiques et les différents géométries des molécules.

On note aussi que tous des chapitres sont appuyés par un nombre des exercices concrets dans le domaine. Ce polycopié de cours et des exercices résolus et non résolus représente également une synthèse d'une grande expérience durant la période de 2016 jusqu'à l'instant au sein de département de sciences et techniques à l'université Badji Mokhtar de Annaba et l'école normale supérieure des enseignants de Skikda et l'université Ferhat Abbas de Sétif.

Nous espérons que cet ouvrage, sera d'une grande utilité pour les étudiants et leur permettra d'acquérir des bases solides en chimie.

Titre	Page
AVANT-PROPOS	I
Tables des matières	II
Chapitre 1 : Notions fondamentales	1
I. Rappel	1
II. Définition de concentration en chimie	1
III. Qu'est -ce qu'un soluté ?	1
IV. Qu'est -ce qu'un solvant ?	1
V. Type de concentration en chimie	2
VI. Loi de conservation de la masse : la loi de Lavoisier	4
TD N°1- Notions fondamentales	5
Solutions des exercices	6
Chapitre 2 : Les principaux constituants de la matière :	10
II. Mise en évidence de l'électron :	10
III. Le spectrographe de masse de Bainbridge	13
TD N°2 : Les principaux constituants de la matière	16
Solutions de TD N°2	17
Chapitre 3 : La radioactivité	21
I. Introduction :	21
II. Différents types de rayonnement :	21
III. Les lois de la radioactivité	22
IV. Les unités utilisés dans le domaine de la radioactivité :	23
TD N°3 : La radioactivité	24
Solution des exercices :	26
Chapitre 4: L'atome de Bohr	34
I. Modèle de Bohr :	34
TD N°4 : L'atome de Bohr :	38
Solutions des exercices:	39
Chapitre 5 : Configuration électronique et classification périodique	44
I -Introduction :	44
II . Principe d'élaboration de la classification périodique :	45
III-Ordre de remplissage des niveaux d'énergie par les électrons :	46
IV . Les familles chimiques :	46
V. Evaluation des propriétés physiques au sein de la classification périodique :	47
TD N°5 - Configuration électronique et classification périodique :	49
Solutions des exercices :	50
Chapitre 6: Liaisons chimiques et géométrie des molécules	56
Rappel :	56
A . Les liaisons	56
B-L 'état hybridé :	58
C. Géométrie des molécules :	65
TD N°6-Liaisons chimiques et géométrie des molécules :	69
Solutions des exercices	70
Références	76

I. Rappel :

- Une mole est ensemble de $6,02 \cdot 10^{23}$ particules (atome, molécule etc)
- Le nombre $6,02 \cdot 10^{23}$ est appelé nombre d'Avogadro, il est noté N_A
- Le nombre d'Avogadro est défini officiellement comme étant le nombre d'atome dans un échantillon de 12 gramme de carbone 12 ([isotope](#) 12 du carbone)
- La mole est une unité de quantité de matière notée par avec la lettre "n" et de symbole "mol".
- Une quantité de matière exprimée en mole peut se calculer, suivant la situation, avec l'une des formules suivantes :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = CV$$

II. Définition de concentration en chimie :

En **chimie**, les **concentrations** peuvent être définies formellement comme la quantité de **soluté** présente dans une quantité donnée de **solution**.

$$\text{Concentration} = \frac{\text{quantité de soluté}}{\text{quantité de solution}}$$

certain **types de concentration** ne se calculent que dans des **mélanges homogènes**, c'est-à-dire dans des **solutions**.

III. Qu'est-ce qu'un soluté ?

Un **soluté** est la substance qui se dissout dans le **solvant**.

IV. Qu'est-ce qu'un solvant ?

Un **solvant** est une substance dans laquelle le **soluté** se dissout, ce qui donne une **solution**.

Chapitre 1 : Notions fondamentales

Dans la plupart des cas, le **soluté** et le **solvant** sont des liquides, ou le **soluté** est un solide et le **solvant** est un liquide.

Une **solution concentrée** est une **solution** contenant une quantité importante de **soluté**, tandis qu'une **solution** contenant une petite quantité de **soluté** est appelée **solution diluée**.

V. Type de concentration en chimie :

Les **types de concentration** les plus courants en chimie sont la **concentration massique** et la **molarité**.

V.1.La concentration massique:

La **concentration massique** est la **masse de soluté** dans une quantité spécifique de **volume**.

Masse de soluté dans une quantité spécifique de volume :

- Les unités sont généralement g/L, gramme par litre.
- Il indique la masse (généralement en grammes) d'une substance spécifique présente dans un litre de mélange.

$$Cm = \frac{m_{soluté}}{V_{solution}}$$

V.2.La concentration molaire :

La **concentration molaire** est le **nombre de moles d'un soluté** dans une quantité spécifique de **volume** :

- Les unités sont généralement **mole /L** , **mole** par litre ou **M (molarité)**.
- Il indique combien de **moles** d'une substance spécifique sont présentes dans un litre de mélange

$$C = \frac{n}{V}$$

V.3. Qu'est-ce qu'une molalité ?

La **molalité m** est similaire à la **molarité (concentration molaire) M** , mais consiste à calculer le **nombre de moles** par kilogramme de **solvant**.

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} \text{ en mol/Kg}$$

V.4. La normalité et le nombre d'équivalents :

La **normalité N** rapporte le **nombre d'équivalents au volume**. Le **nombre d'équivalents** relie la masse à la quantité de substance nécessaire pour que les réactions d'oxydoréduction (rédox) et d'acide-base aient lieu.

La **valence** serait le nombre d'hydrogènes ou d'électrons échangés dans une [réaction acide-base](#) ou d'oxydoréduction, respectivement.

V.5. Comment définir un pourcentage en masse ?

On utilise le **pourcentage de masse** lorsque les **masses du soluté** et de la **solution** sont données, et que l'on veut trouver leurs **concentrations**.

Le **pourcentage de masse** est représenté par :

$$\text{Concentration en pourcentage massique} = \frac{\text{masse de soluté}}{\text{masse de solvant}} \times 100$$

Si nous parlons de liquides, il s'agirait de **solution** ; si nous parlons de solides, il s'agirait de mélange.

V.6. Concentration Volumique :

La **concentration en pourcentage volumique** est utilisée lorsque les **volumes du soluté** et de la **solution** sont donnés, et que l'on veut trouver leurs **concentrations**.

On utilise le **pourcentage de volume** lorsque les **volumes du soluté** et de la **solution** sont donnés, et que l'on veut trouver leurs **concentrations**.

La **concentration en pourcentage volumique** est représentée par :

$$\text{Concentration en pourcentage volumique} = \frac{\text{volume de soluté}}{\text{volume de solvant}} \times 100$$

Chapitre 1 : Notions fondamentales

Pour les **solutions** très diluées à l'état de traces, au lieu d'utiliser des **concentrations en pourcentage** aussi faibles, on peut utiliser des fractions molaires **X**.

V.7.Fraction molaire **X** :

Les **fractions molaires X** sont un moyen de calculer la **concentration** d'une **solution** similaire à la **molalité** et à la **molarité**.

$$\text{fractions molaire } X = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}}$$

Cependant, les **fractions molaires** sont mises en œuvre pour des quantités sans dimension, alors que la **molarité** a des unités de mol/l et la **molalité** des unités de Mol/Kg .

Les **fractions molaires** sont principalement utilisées pour les gaz.

Ils indiquent, dans une **solution**, le rapport entre le **nombre de moles** d'un composant spécifique et le nombre total de moles de tous les composants.

VI.Loi de conservation de la masse : la loi de Lavoisier

La loi de conservation de la masse est l'un des principes fondamentaux dans le domaine de la chimie. Aussi connue sous le nom de loi de conservation de la matière ou loi de Lavoisier, d'après Antoine Lavoisier, le chimiste français considéré comme le père de la chimie moderne.

VI.1.Que dit la loi de la conservation de la masse ?

La loi de conservation de la masse est basée sur l'idée que la matière ne peut pas être créée ou détruite, seulement transformée. En d'autres termes, la masse totale des réactifs dans une réaction chimique doit être égale à la masse totale des produits résultants.

Cela signifie que bien que les atomes puissent se réorganiser et former de nouvelles molécules au cours d'une réaction, la somme de leurs masses restera constante.

Chapitre 1 : Notions fondamentales

TD N°1- Notions fondamentales :

Exercice 1 :

Si on fait réagir 0,9 mol de HCl avec 0,1 mol de Fe_2O_3 selon l'équation ci-dessous? Vérifier la loi de Lavoisier.



- A- Trois échantillons de carbone pesant 3,10 g, 5,50 g et 8,25 g ont été brûlés dans du dioxygène (O_2) de façon à former exclusivement du (CO_2). La masse de dioxyde de carbone obtenue a été respectivement : 11,36 g, 20,16 g. et 30,25 g. Ces données permettent-elles de montrer que le dioxyde de carbone a une composition constante?
- B- Deux composés sont formés par les éléments : carbone et oxygène. Le premier renferme 42,9% de carbone et 57,1% d'oxygène. Le second composé renferme 27,3% de carbone et 72,7% d'oxygène. Vérifier la loi des proportions multiples ?

Exercice 2 :

- 1 Combien de grammes de NaCl faut-il dissoudre pour obtenir 100mL de solution de NaCl 0,1M ? $M_{NaCl}=58,5g.mol^{-1}$
- 2 Combien y a-t-il de grammes de $Ca(OH)_2$ dans 0,25 L de solution 0,01N de ce corps ?
- 3 On mélange 50 mL de H_2SO_4 à 1,0M avec 200mL de H_2SO_4 à 0,5M. Calculer la concentration de la solution obtenue ?
- 4 On prélève $V_0=20mL$ d'une solution $CuSO_4$ de concentration $C_0= 5.10^{-2} mol.L^{-1}$. Ce volume est introduit dans une fiole jaugée de 500mL, on complète avec de l'eau distillée, puis on homogénéise. Calculer la molarité, la normalité de cette solution.

Exercice 3 :

La masse volumique de la solution d'acide sulfurique contenue dans une batterie d'automobile est de $1250 kg.m^{-3}$ à $25^\circ C$ et cette solution contient 33,3 % de H_2SO_4 en masse.

- a) Quelle masse de H_2SO_4 y-a-t-il dans un litre de solution ?
- b) Calculer la molarité et la normalité de la solution ?
- c) Calculer la molalité de la solution ?
- d) Quelle est la fraction molaire de H_2SO_4 de la solution ? $M_{H_2SO_4} = 98g/mol$

Exercice 4 :

On dispose de 200 mL d'une solution de chlorure de sodium (NaCl) de concentration 0,4 M. Quelle est la concentration molaire en NaCl des solutions obtenues en y ajoutant :

1. 500 mL d'eau
2. 250 mL de la même solution
2. 100 mL d'une solution de NaCl 0,1 M

Chapitre 1 : Notions fondamentales

3. 2,925g de NaCl solide (la variation de volume est supposé négligeable par rapport à celui de la solution).

$$M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}, M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$$

Exercice 5 :

L'analyse du saccharose au laboratoire a donné les résultats suivants : carbone 42,11 %, hydrogène 6,43%, oxygène 51,46 %.

Déterminer, en appliquant les lois pondérales, la formule moléculaire du saccharose sachant que sa masse molaire est égale à ($M(\text{C})=12\text{g/mol}$, $M(\text{O})=16\text{g/mol}$, $M(\text{H})=1\text{g/mol}$)

Exercice 6 : (exercice sans solution) :

1. Un élément X pèse 1 g et contenant $1,5 \cdot 10^{22}$ atomes. calculer la masse atomique de cet élément ?
2. Une technicienne fait réagir au laboratoire 0,5617g d'un élément X avec du dichlore gazeux afin de former le composé X_2Cl_6 , Sachant que cette réaction est stœchiométrique et que le produit de la réaction pèse 2,689g, Calculer la masse molaire atomique de l'élément X ($\text{Cl} = 35,45\text{g./mol}$)
3. Calculer le nombre d'atome d'hydrogène que peut contenir le soleil sachant que sa masse est de $2 \cdot 10^{33}\text{g}$.supposer que 70% de sa masse est composé d'hydrogène atomique.

Solutions des exercices de TD N°1 :

Exercice 1:

A- La réaction équilibrée est la suivante :



La loi de Lavoisier :

Au cours d'une réaction, la somme des masses des réactifs consommés égales à la somme des masses des produits formés.

6 moles HCl réagit avec 1mole Fe_2O_3 pour produire 2 moles FeCl_3 + 3moles H_2O

0,6 moles HCl réagit avec 0,1mole Fe_2O_3 pour produire 0,2 moles FeCl_3

+ 0,3moles H_2O

La quantité des réactifs consommés est : $m = n \times M$

$$m_{\text{HCl}} + m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 0,6 \times 36,5 + 0,1 \times 160 = 37,9 \text{ g}$$

La quantité des produits formés est :

$$m_{\text{FeCl}_3} + m_{\text{H}_2\text{O}} = 0,2 \times 162,5 + 0,3 \times 18 = 37,9 \text{ g}$$

$$m_{\text{HCl}} + m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = m_{\text{FeCl}_3} + m_{\text{H}_2\text{O}}$$

Chapitre 1 : Notions fondamentales

La loi de Lavoisier est vérifiée.

A la fin de la réaction la quantité de HCl restante est : $(0,9 - 0,6) \times 36,5 = 10,95g$.

B- La loi de Proust : Lorsque des corps simples s'unissent pour former un corps composé défini, le rapport entre les masses de chaque réactif qui ont été consommées dans la réaction chimique est constant.



Soit donc un rapport constant:

$$\frac{\text{masse de } CO_2 \text{ formé}}{\text{masse de } C \text{ consommé}} = \frac{44}{12} = 3,66$$

$$\frac{m_{CO_2}}{m_C} = \frac{11,36}{3,10} = 3,66$$

$$\frac{m_{CO_2}}{m_C} = \frac{11,36}{3,10} = 3,66 \quad \frac{m_{CO_2}}{m_C} = \frac{20,16}{5,5} = 3,66 \quad \frac{m_{CO_2}}{m_C} = \frac{30,25}{8,25} = 3,66$$

Quelque soit la masse de carbone introduite le rapport des masses est constante donc la composition de dioxyde de carbone est constante.

C- Loi des proportions multiples : Lorsque deux corps simples peuvent se combiner pour former des produits différents (A et B), les différentes masses de l'un s'unissant à une même masse de l'autre sont toujours dans des rapports de nombre entiers.

$$\frac{m_C}{m_O} \text{ dans le composé A} = n \frac{m_C}{m_O} \text{ dans le composé B}$$

Le premier renferme :

$$42,9\% = \frac{m_C}{m_A} 100 \quad \text{de carbone } m_C = 0,429m_A$$

$$\text{et } 57,1\% = \frac{m_O}{m_A} 100 \quad \text{d'oxygène } m_O = 0,571m_A$$

$$\frac{m_C}{m_O} = 0,751 = 2 \times 0,375$$

Le second composé renferme :

$$27,3\% = \frac{m_C}{m_B} 100 \quad \text{de carbone } m_C = 0,273m_B$$

$$\text{et } 72,7\% = \frac{m_O}{m_B} 100 \quad \text{d'oxygène } m_O = 0,727m_B$$

$$\frac{m_C}{m_O} = \frac{0,273}{0,727} = 0,375 = 0,5 \times 0,751$$

$$\frac{m_C}{m_O} \text{ dans le composé B} = 0,5 \frac{m_C}{m_O} \text{ dans le composé A}$$

$$2 \frac{m_C}{m_O} \text{ dans le composé B} = \frac{m_C}{m_O} \text{ dans le composé A}$$

La loi des proportions multiples est vérifiée.

Exercice 2 :

- 1- $C = \frac{m_{\text{soluté}}}{MV_{\text{solution}}} \Rightarrow m_{\text{soluté}} = CMV_{\text{solution}} = 0,1 \times 58,5 \times 0,1 = 0,585g$
- 2- $C_N = \frac{EG}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{MV_{\text{solution}}} Z \Rightarrow m_{\text{soluté}} = CMV_{\text{solution}} Z = 0,01 \times 74 \times 0,25 \times 2 = 0,37g$
- 3- $C = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{1 \times 0,05 + 0,5 \times 0,2}{0,05 + 0,2} = 0,6 \text{ mol/L}$
- 4- $C = \frac{m_{\text{soluté}}}{MV_{\text{solution}}}$
- 5 $C_0 V_0 = C_1 V_1 \Rightarrow C_1 = \frac{0,05 \times 0,02}{0,5} = 0,002 \frac{\text{mole}}{L} \quad N_1 = C_1 Z = 0,002 \times 2 = 0,004N$

Exercice 3 :

$\rho = 1250 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 1250g/L$ 33,3 de H_2SO_4 en masse.

a) La masse du soluté H_2SO_4 dans un litre de solution :

$$\rho = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}} \Rightarrow m_{\text{solution}} = \rho V_{\text{solution}}$$

$$\% = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} 100 \Rightarrow m_{\text{soluté}} = \frac{\% m_{\text{solution}}}{100} = \frac{\% \rho V_{\text{solution}}}{100}$$

$$m_{\text{soluté}} = \frac{33,3 \times 1250 \times 1}{100} = 416,25g$$

b) La molarité et la normalité de la solution :

$$C = \frac{m_{\text{soluté}}}{MV_{\text{solution}}} = \frac{416,25}{98 \times 1} = \frac{4,25 \text{ mole}}{L}, \quad N = CZ = 4,25 \times 2 = 8,5 \text{ éq} - g/L$$

c) La molalité de la solution :

$$m_{\text{solution}} = \rho V_{\text{solution}} = 1250g, \quad m_{\text{soluté}} = 416,25g$$

$$m_{\text{solution}} = m_{\text{soluté}} + m_{\text{solvant}} \Rightarrow m_{\text{solvant}} = 1250 - 416,25 = 833,75g$$

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} = \frac{4,25}{833,75 \cdot 10^{-3}} = 5,09 \text{ mole/Kg}$$

d) La fraction molaire de H_2SO_4 de la solution :

$$n_{\text{solution}} = n_{\text{soluté}} + n_{\text{solvant}} = 4,25 + \frac{833,75}{18} = 4,25 + 46,32 = 50,57 \text{ moles}$$

$$x_{\text{soluté}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{n_{\text{solution}}} = \frac{4,25}{50,57} = 0,08$$

$$x_{\text{solvant}} = 1 - 0,08 = 0,92$$

Chapitre 1 : Notions fondamentales

Exercice 4 :

On dispose de 200 mL d'une solution de chlorure de sodium (NaCl) de concentration 0,4 M. Quelle est la concentration molaire en NaCl des solutions obtenues en y ajoutant :

1. 500 mL d'eau : $C_1V_1 = C_2V_2 \Rightarrow C_2 = \frac{C_1V_1}{V_2} = \frac{0,4 \times 0,2}{0,7} = 0,11 \frac{\text{mole}}{\text{L}}$
2. 250 mL de la même solution : $C = \frac{C_1V_1 + C_2V_2}{V_1 + V_2} = \frac{0,4 \times 0,2 + 0,4 \times 0,25}{0,2 + 0,25} = 0,4 \text{ mol/L}$
3. 100 mL d'une solution de NaCl 0,1M : $C = \frac{C_1V_1 + C_2V_2}{V_1 + V_2} = \frac{0,4 \times 0,2 + 0,1 \times 0,1}{0,2 + 0,1} = 0,3 \text{ mol/L}$
4. 2,925 g de NaCl solide : $C = \frac{C_1V_1 + \frac{m}{M}}{V_1} = \frac{0,4 \times 0,2 + \frac{2,925}{58,5}}{0,2} = \frac{0,13}{0,2} = 0,65 \text{ mol/L}$

Exercice 5 :

La formule moléculaire du saccharose est $C_xH_yO_z$: carbone 42,11 %, hydrogène 6,43%, oxygène 51,46 %.

Selon la loi des proportions définie : Lorsque des corps simples s'unissent pour former un corps composé défini, le rapport entre les masses de chaque réactif qui ont été consommées dans la réaction chimique est constant. $C_xH_yO_z \rightarrow xC + yH + zO$

42,11 % signifie qu'on a 42,11 g de carbone dans 100 g du saccharose

$$\frac{\text{masse de C}}{\text{masse de } C_xH_yO_z} \times 100 = \frac{m_C}{M_{C_xH_yO_z}} \times 100 = \frac{xM_C}{M_{C_xH_yO_z}} = 42,11\%$$

On détermine le nombre de mole d'atomes de carbone (x) :

$$x = \frac{\% M_{C_xH_yO_z}}{M_C} \quad A.N: x = \frac{42,11 \times 342}{100 \times 12} = 12$$

De la même façon on détermine y et z :

$$y = \frac{\% M_{C_xH_yO_z}}{M_H} = \frac{6,43 \times 342}{100 \times 1} = 22 \quad z = \frac{\% M_{C_xH_yO_z}}{M_O} = \frac{51,46 \times 342}{100 \times 16} = 11$$

La formule moléculaire du saccharose est $C_{12}H_{22}O_{11}$

I. Introduction :

La matière est formée de grains élémentaires dits atomes. Ils diffèrent par leurs structures et leurs poids(masses). IL y a 118 éléments d'atomes connus jusqu'à maintenant. Les constituants de l'atome : les trois principaux constituants de l'atome sont :

1-Les électrons : particules élémentaires chargées négativement.

2-Les protons : particules chargées positivement

3-Les neutrons : particules électriquement neutres.

II. Mise en évidence de l'électron :

II. 1. Expérience de Jean Joseph Thomson (1897) : Détermination du rapport $\frac{e}{me}$:

Thomson soumet un faisceau de rayons cathodique à l'action d'un champ électrique entre les plaques du condensateur selon l'expérience suivante :

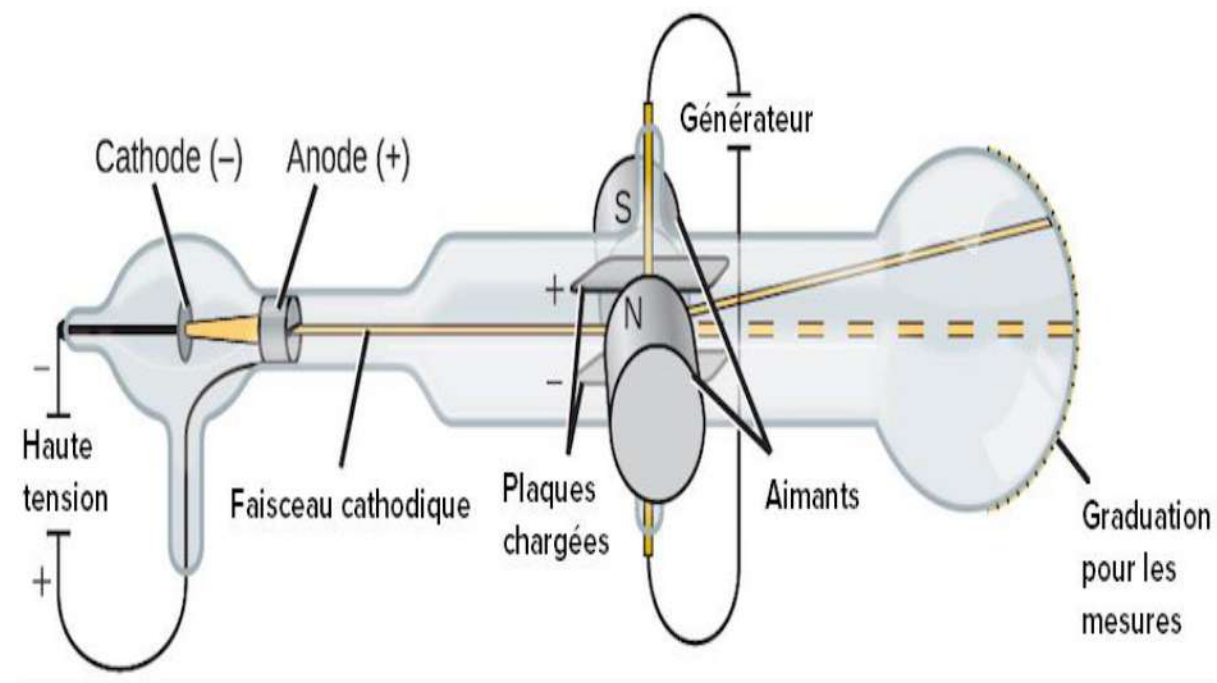


Figure I. : Expérience de Jean Joseph Thomson

a) Constitutions de l'expérience

Cathode, A : anode, écran fluorescent, plaques d'un condensateur entre-les quelles règne un champ électrique $\vec{E}$. Section des pièces polaires d'un électro-aimant entre les quelles règne un champ d'induction magnétique $\vec{B}$.

b) Expérience :

b-1) Action du champ électrique Le faisceau d'électrons est dévié vers la plaque positive :

Sous l'action de la force $F_1 = e E = m_e a$.

e : charge de l'électron.

m_e : sa masse

a : accélération qui lui est communiquée par la force F_1

b-2) Action du champ magnétique Le faisceau d'électrons est dévié vers le bas:

Sous l'action de la force magnétique $F_2 = e \cdot \vec{v} \cdot \vec{B}$.

b-3) Action simultanée des champs électrique et magnétique

En combinant leurs intensités, Le faisceau d'électrons peut ne pas être dévié de sa trajectoire initiale. Ceci aura lieu lorsque : $e \cdot E = e \cdot \vec{v} \cdot \vec{B} \Rightarrow v = \frac{E}{B}$

C) Calcul de la valeur de $\frac{e}{m_e}$

Dans l'expérience de J.J. Thomson, on réalise la déviation d'un faisceau d'électrons à l'aide d'un champ électrique E et on mesure la déviation Y sur l'écran. La déviation du faisceau électronique est annulée par l'action d'un champ magnétique B qui agit dans le même espace que E .

Le mouvement des électrons entre les plaques du condensateur est:

-Rectiligne uniforme suivant l'axe Ox : $x = vt \Rightarrow t = \frac{x}{v}$

-Rectiligne uniformément varié suivant l'axe Oy: $y = \frac{1}{2} a t^2$

On obtient l'équation de la trajectoire en remplaçant t et a :

$$y = \frac{1}{2} \frac{e}{m} \frac{E}{v^2} x^2$$

A la sortie du condensateur $y=y_0$, $x=L$

$$y_0 = \frac{1}{2} \frac{e}{m_e} \frac{E}{v^2} L^2$$

Connaissant la vitesse de la réaction des électrons et les données de l'appareil, J.J. Thomson a pu déterminer la valeur de e/me , la valeur actuellement admise est $\frac{e}{me} = 1,7589.10^{11}$ coulombs / kg quel que soit les intensités des champs E et B.

II.2. Expérience de la goutte d'huile de Millikan : : détermination de la charge e de l'électron et sa masse (1909) :

On utilise dans L'expérience de Millikan un pulvérisateur qui produit des gouttelettes d'huile dans une enceinte contenant de l'air. A l'aide d'un microscope M on suit l'évolution des gouttelettes lorsqu'elles pénètrent entre les plateaux d'un condensateur. Un faisceau de rayons X irradiant l'espace situé entre les plateaux crée des ions qui se fixent sur les gouttelettes.

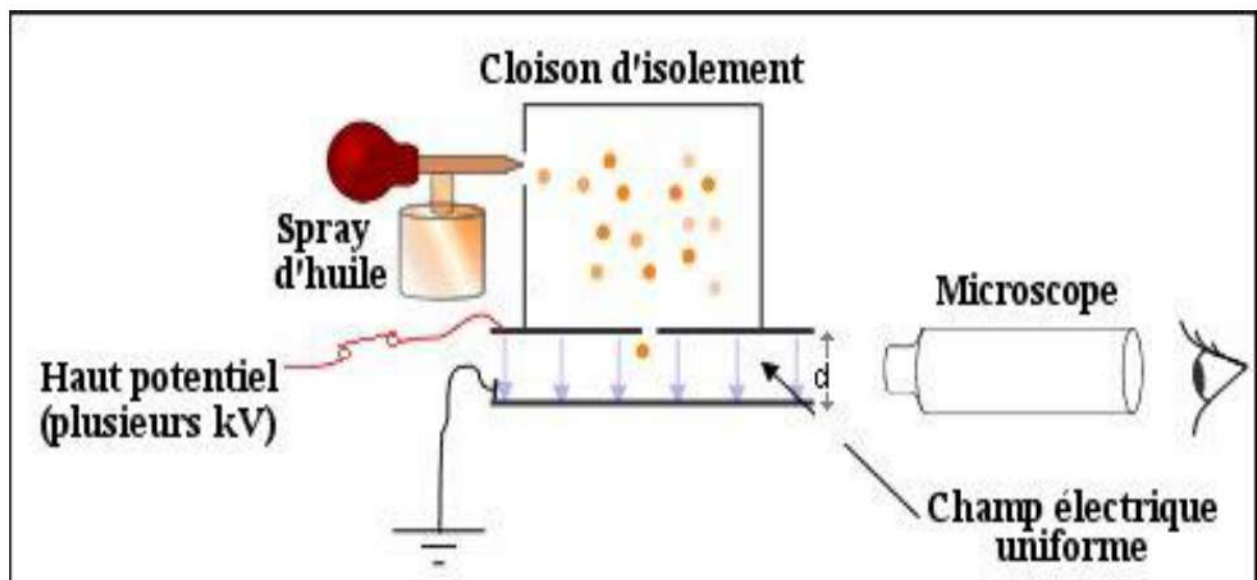


Figure 2. Expérience de la goutte d'huile de Millikan

Les forces qui s'exercent sur une gouttelette chargée :

-Forces de stocks FS qui s'opposent au déplacement de la gouttelette $FS = 6 \pi \eta r. v$:
vitesse de la gouttelette, η coefficient de viscosité de l'air, r : rayon de la gouttelette.

-Forces Fe due au champ E régnant entre les plateaux du condensateur : $Fe = q. E$
 q étant la charge portée par la gouttelette.

- Force de pesanteur P : $P = m. g = \rho \frac{4}{3} \pi r^3 g$, ρ masse volumique de l'huile

Poussée d'Archimède $FA = m'. g$ (négligeable) : $\rho_{air} \ll \rho_{huile}$

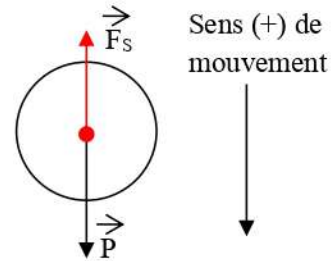
a En absence du champ électrique la gouttelette subie un chute libre de $\Rightarrow$ le mouvement est descendant (La poussée d'Archimède est négligeable).

Le bilan des forces s'écrit : $\sum \vec{F} = \vec{0} \Rightarrow \vec{P} + \vec{F}_S = \vec{0}$

$$P - F_S = 0 \Rightarrow mg - 6\pi\eta r v_1 = 0 \Rightarrow mg = 6\pi\eta r v_1$$

$$\text{on a } \rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho V = \rho \frac{4}{3}\pi r^3$$

$$\rho \frac{4}{3}\pi r^3 g = 6\pi\eta r v_1 \Rightarrow r = 3 \sqrt{\frac{\eta v_1}{2\rho g}}$$



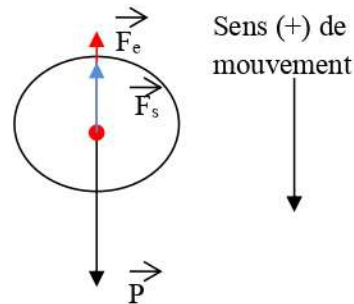
1- La gouttelette est maintenant animée d'un mouvement descendant avec une vitesse v_2 :

Sous l'effet du champ électrique $E = \frac{U}{d}$

Le bilan des forces s'écrit :

$$\vec{P} + \vec{F}_S + \vec{F}_e = \vec{0} \Rightarrow mg - 6\pi\eta r v_2 = qE$$

$$\Rightarrow q = \frac{mg - 6\pi\eta r v_2}{E}$$



Les valeurs de q ainsi déterminé, sont des multiples d'une certaine valeur e qui est la plus petite charge électrique que peut porter une gouttelette d'huile chargée. C'est la charge électrique élémentaire e . avec $e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ Coulomb

Connaissant la valeur $\frac{e}{me}$ et e , on en déduit la masse de l'électron : $me = 9,108 \cdot 10^{-31}$ Kg

III. Le spectrographe de masse de Bainbridge :

Le spectrographe de masse de Bainbridge est un appareil permettant de mesurer la masse d'une particule chargée en mesurant sa déviation dans un champ magnétique uniforme. On commence par ioniser les particules en leur arrachant un électron, puis, on les accélère sous une tension U . Ensuite on les fait passer dans un sélecteur de vitesse à champs électrique E et magnétique B croisés pour obtenir un faisceau monocinétique de vitesse v que l'on introduit dans un champ magnétique B uniforme où il décrit un demi-cercle dont on mesure le diamètre D .

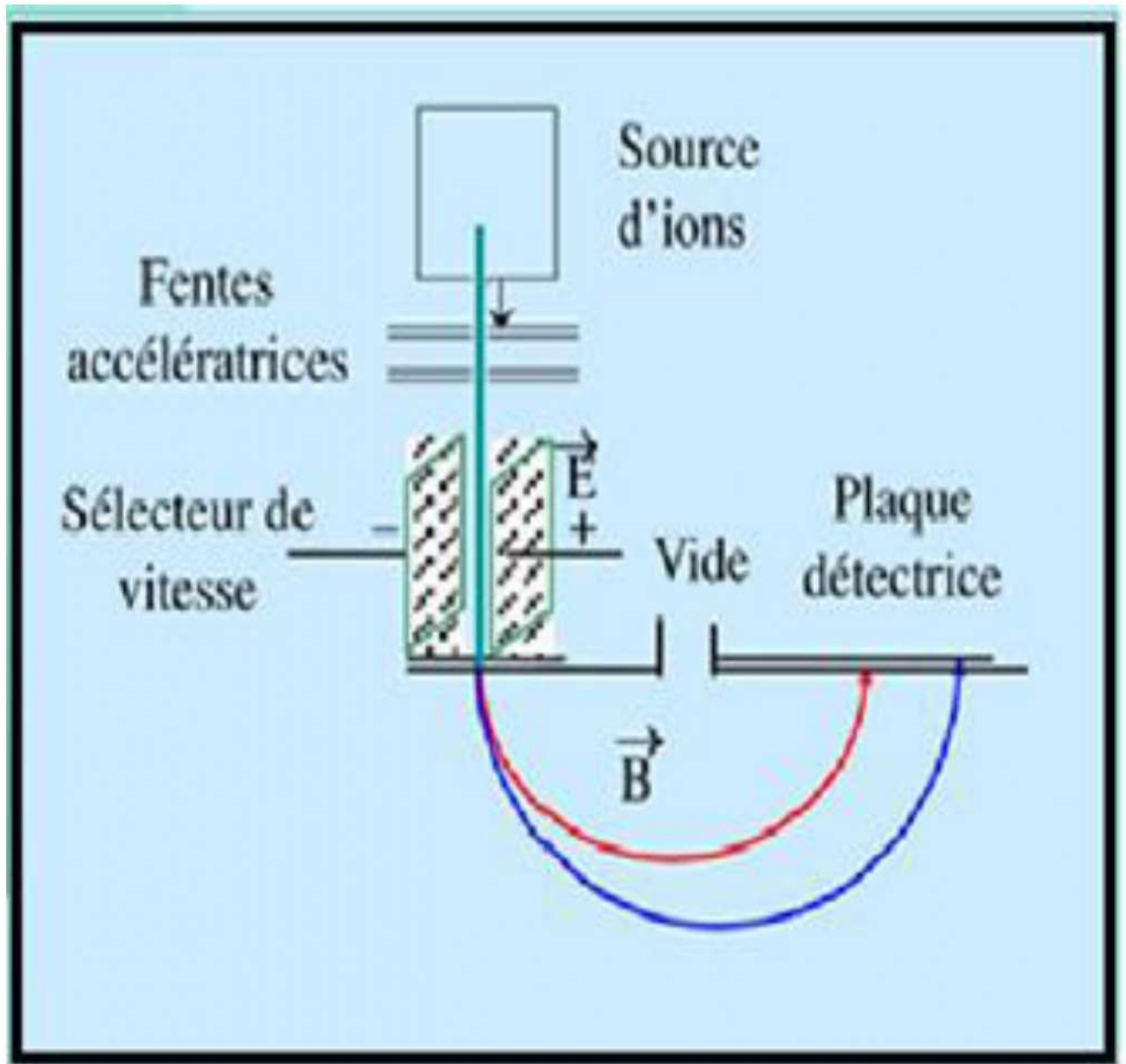


Figure 3. Le spectrophotomètre de Bainbridge

Le spectrophotomètre de Bainbridge sert à mesurer le rapport q/m de l'atome ionisé. Il est constitué de plusieurs parties.

a- Source d'ions : Ce sont des électrons ionisants orientés vers un flux de matière atomisés (sous forme d'atomes) en les transformant en ions.

Exemple : $\text{Ne} \longrightarrow \text{Ne}^+ + (e)$

b- Chambre d'accélération : Les ions ainsi ionisés sont accélérés entre les deux fentes F1 et F2 sous l'action d'une différence de potentiel. Les ions de charge q et de masse m sont accélérés sous une tension U . Leur vitesse initiale aléatoire est v_0 .

c- Le filtre de vitesse :

Il reçoit les ions animés de vitesse différente. Ces ions sont soumis sous l'action simultanée d'un champ électrique et un champ magnétique perpendiculaire entre eux afin que le pinceau d'ions ne soit pas dévié. Les ions sortent du filtre de vitesse avec même vitesse.

Car

$$\vec{F}_e = \vec{F}_m \iff q \cdot E = q \cdot v \cdot B \iff E = v \cdot B \iff v = \frac{E}{B}$$

d-Analyseur :

2. les ions franchissent la fente F3 ou ils rentrent dans l'analyseur dans lequel régné un champ magnétique d'intensité B. Les ions de vitesse v sont sous l'influence de la force magnétique F_m . Cette force provoque un mouvement circulaire uniforme des ions car elle agit comme une force centripète F_c . $F_m = F_c$

$F_m = q v \cdot B$ ou v et B étant perpendiculaires et $F_c = m \frac{v^2}{R}$

TD N°2 - Les principaux constituants de la matière :

Exercice 1 : Expérience de J.J.Thomson :

Un faisceau d'électrons subit une déviation y_0 sous l'action d'un champ électrique d'intensité $E=2.10^4$ V/m dans l'expérience de J.J.THOMSON ; cette déviation est supprimée par application d'un champ magnétique d'intensité $B=10^{-3}$ Tesla, agissant dans le même espace que celui du champ électrique .

- 1- Déterminer la vitesse des électrons et leur énergie cinétique.
- 2-Trouver la relation exprimant la déviation y_0 .
- 3- Calculer la déviation y_0 subie par le faisceau à la sortie du condensateur, sachant que la longueur du condensateur est $L= 10$ cm. $m_e= 9,1.10^{-31}$ Kg $e = 1,6.10^{-19}$ C

Exercice 2 : Expérience de Millikan :

1 / En absence du champ électrique une gouttelette d'huile tombe à une vitesse constante parcourt une distance de 2,25 mm pendant une durée de 10s, déterminer le rayon et la masse de cette gouttelette (on négligeant la poussée d'Archimède).

2/ En appliquant une tension $U=600$ volts entre les plaques du condensateur distance de $d= 6$ mm, la gouttelette tombe avec une vitesse $v_2= 1,27.10^{-4}$ m/s. Déterminer la charge de la gouttelette.

$$\eta = 1,80 . 10^{-5}(SI), \quad \rho = 0,885 \text{ g.cm}^{-3} \text{ g} = 9,81 \text{ m s}^{-2}, \quad e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Exercice 3 : Spectrographe de Bainbridge :

Un échantillon de magnésium Mg est analysé à l'aide d'un spectrographe de Bainbridge. Les ions monoatomiques porteurs de deux charges élémentaires pénètrent dans l'analyseur par une fente f à la vitesse 10^5 m/s et sont soumis à l'action d'un champ magnétique de 1 Tesla. On observe sur le détecteur d'une plaque photographique trois taches T_1 , T_2 et T_3 dont les caractéristiques sont résumées dans le tableau suivant :

Nombre d'ions détectés par seconde	1572	202	226
Distance entre la fente et la tache (cm)	2,5	2,6	2,7

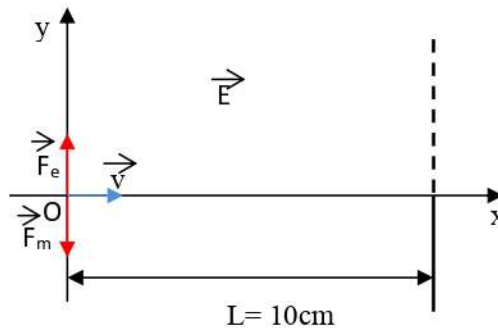
Déterminer :

1. Le nombre d'isotopes du magnésium naturel.
2. La masse en u.m.a de l'isotope le plus léger.
- 3.L'abondance relative en pourcentage de chaque isotope et la masse atomique du magnésium naturel en u.m.a

Solutions de TD N°2 :

Exercice 1 :

1. 1 Détermination de la vitesse des électrons :



La déviation y_0 s'annule lorsque la force électrostatique et la force magnétique sont opposées et égales.

$$F_e = F_m$$

$$eE = evB \Rightarrow v = \frac{E}{B}$$

$$A.N: v = \frac{2 \cdot 10^4}{10^{-3}} = 2 \cdot 10^7 \text{ m.s}^{-1}$$

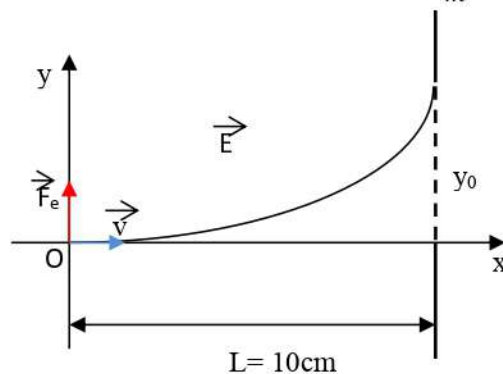
2. L'énergie cinétique des électrons :

$$E_C = \frac{1}{2} m_e v^2 = \frac{1}{2} 9,1 \cdot 10^{-31} (2 \cdot 10^7)^2 = 18,2 \cdot 10^{-17} \text{ Joules}$$

3. Expression de la déviation y_0 du faisceau électronique à la sortie du condensateur :

A partir du point O, l'électron est dévié vers la plaque positive du condensateur sous l'action de d'un champ électrique E d'intensité :

$$F_e = eE = m\gamma \Rightarrow \gamma = \frac{e}{m} E$$



Chapitre 2 : Les principaux constituants de la matière

Le mouvement des électrons entre les plaques du condensateur est:

-Rectiligne uniforme suivant l'axe Ox : $x = vt \Rightarrow t = \frac{x}{v}$

-Rectiligne uniformément varié suivant l'axe Oy: $y = \frac{1}{2} \gamma t^2$

On obtient l'équation de la trajectoire en remplaçant t et γ :

$$y = \frac{1}{2} \frac{e E}{m v^2} x^2$$

A la sortie du condensateur $y=y_0$, $x=L$ $y_0 = \frac{1}{2} \frac{e E}{m_e v^2} L^2$

A.N : $y_0 = \frac{1}{2} \times 1,76 \cdot 10^{11} \frac{2 \cdot 10^4}{(2 \cdot 10^7)^2} 10^{-2} = 4,4 \cdot 10^{-2} m = 4,4 cm.$

Exercice 2 :

2- En absence du champ électrique la gouttelette subie un chute libre de $\Rightarrow$ le mouvement est descendant (La poussée d'Archimède est négligeable).

Le bilan des forces s'écrit : $\sum \vec{F} = \vec{0} \Rightarrow \vec{P} + \vec{F}_s = \vec{0}$

$$P - F_s = 0 \Rightarrow mg - 6\pi\eta r v_1 = 0 \Rightarrow mg = 6\pi\eta r v_1$$

$$\text{on a } \rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho V = \rho \frac{4}{3} \pi r^3$$

$$\rho \frac{4}{3} \pi r^3 g = 6\pi\eta r v_1 \Rightarrow r = 3 \sqrt{\frac{\eta v_1}{2\rho g}}$$

A.N : $v_1 = \frac{d}{t} = \frac{2,25 \cdot 10^{-3}}{10} = 2,25 \cdot 10^{-4} m \cdot s^{-1}$

$$r = 3 \sqrt{\frac{1,80 \cdot 10^{-5} \times 2,25 \cdot 10^{-4}}{2 \times 885 \times 9,81}} = 1,45 \cdot 10^{-6} m$$

$$m = \rho V = \rho \frac{4}{3} \pi r^3 = 885 \times \frac{4}{3} \times 3,14 \times (1,45 \cdot 10^{-6})^3 = 11,29 \cdot 10^{-15} Kg$$

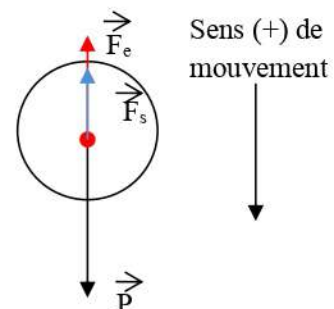
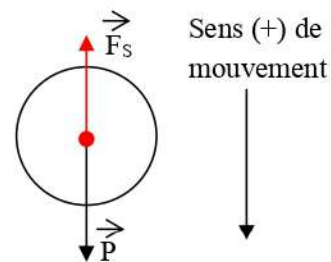
3- La gouttelette est maintenant animée d'un mouvement descendant avec une vitesse v_2 :

Sous l'effet du champ électrique $E = \frac{U}{d} = 10^5 V \cdot m^{-1}$

Le bilan des forces s'écrit :

$$- \vec{P} + \vec{F}_s + \vec{F}_e = \vec{0} \quad mg - 6\pi\eta r v_2 = qE$$

$$q = \frac{mg - 6\pi\eta r v_2}{E}$$



Chapitre 2 : Les principaux constituants de la matière

$$q = \frac{11,29 \cdot 10^{-15} \times 9,81 - 6 \times 3,14 \times 1,80 \cdot 10^{-5} \times 1,45 \cdot 10^{-6} \times 1,27 \cdot 10^{-4}}{10^5} = 4,83 \cdot 10^{-19} C$$

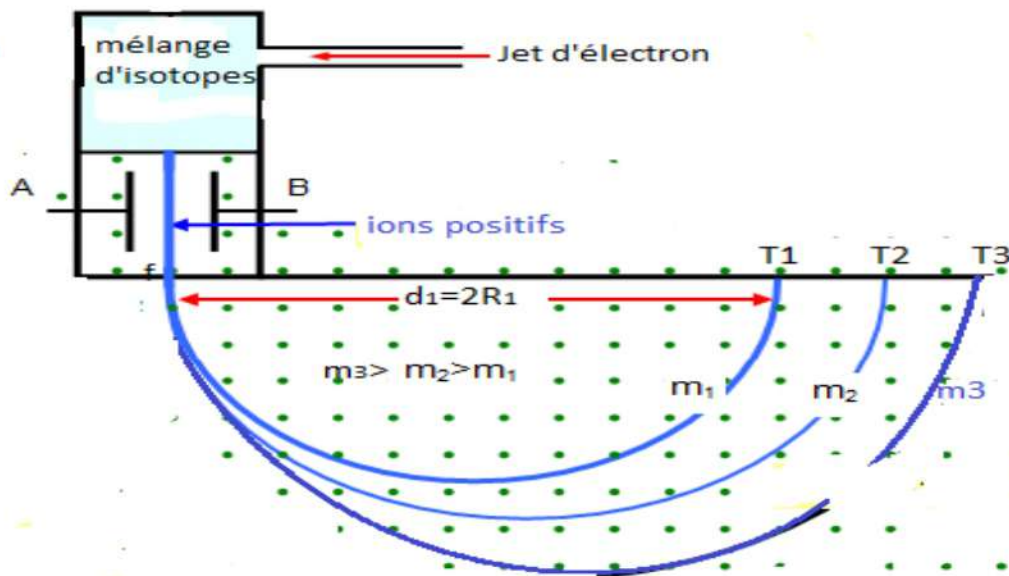
$$q = n \cdot e \Rightarrow n = \frac{q}{e} = \frac{4,83 \cdot 10^{-19}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 3,01 \approx 3$$

Donc la charge $q = 3 \cdot e$

Exercice 3 :

La trajectoire des ions dans l'analyseur étant circulaire, on peut écrire :

$$\begin{aligned} \vec{F}_m &= \vec{F}_c \\ qvB &= m \frac{v^2}{R} \Rightarrow \frac{qB}{v} = \frac{m}{R} \end{aligned}$$



1 - L'ion le plus léger correspond au diamètre le plus petit ($d_1 = 2,5 \text{ cm}$)

Les ions $^{A1}\text{Mg}^{+2}$ de masse m_1 (A_1) et de charge $q=2e$, décrivent une circonférence de rayon R_1 :

$$R_1 = \frac{m_1 v}{q B} = \frac{d_1}{2}$$

$$m_1 = \frac{q B R d_1}{2v} = \frac{2 \times 1,6 \cdot 10^{-19} \times 1 \times 2,5 \cdot 10^{-2}}{2 \times 10^5} = 4 \cdot 10^{-26} \text{ Kg}$$

$$m_1 = \frac{40 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 24,096 \text{ uma}$$

2 - Les ions $^{A2}\text{Mg}^{+2}$ de masse atomique m_2 (A_2) et de charge $q=2e$ décrivent une

circonférence de rayon R_2 : $R_2 = \frac{m_2 v}{q B} = \frac{d_2}{2}$

Les ions $^{A3}\text{Mg}^{+2}$ de masse m_3 (A_3) et de charge $q=2e$ décrivent une circonférence de rayon

$$R_3 : R_3 = \frac{m_3 v}{q B} = \frac{d_3}{2}$$

Chapitre 2 : Les principaux constituants de la matière

$$\frac{qB}{v} = \frac{m}{R} \Rightarrow \frac{m_1}{R_1} = \frac{m_2}{R_2} \Rightarrow m_2 = \frac{R_2}{R_1} m_1 = \frac{d_2}{d_1} m_1 = \frac{2,6}{2,5} 24,096 = 25,059 \text{ uma}$$

$$\frac{m_1}{R_1} = \frac{m_3}{R_3} \Rightarrow m_2 = \frac{R_3}{R_1} m_1 = \frac{d_3}{d_1} m_1 = \frac{2,7}{2,5} 24,096 = 26,024 \text{ uma}$$

Nombre d'ion total détecté est : $1572 + 202 + 226 = 2000$ ions

Abondance naturelle de $^{A1}\text{Mg}^{+2} : x_1 = \frac{1572}{2000} \times 100 = 78,6\%$.

Abondance naturelle de $^{A2}\text{Mg}^{+2} : x_2 = \frac{202}{2000} \times 100 = 10,1\%$

Abondance naturelle de $^{A3}\text{Mg}^{+2} : x_3 = \frac{226}{2000} \times 100 = 11,3\%$

La masse atomique du magnésium naturel : $M = \frac{\sum x_i M_i}{100}$

$$M = \frac{x_1 M_1 + x_2 M_2 + x_3 M_3}{100} = 24,41 \text{ uma}$$

I.Introduction:

La radioactivité, terme inventé vers 1898 par Pierre Curie, est un phénomène physique naturel au cours duquel des noyaux atomiques instables se désintègrent en dégageant de l'énergie sous forme de rayonnements divers, pour se transmuter en des noyaux atomiques plus stables. Les rayonnements ainsi émis sont appelés, selon le cas, des *rayons* α , des *rayons* β ou des *rayons* γ .

II. Différents types de rayonnement :

II.1. Rayonnement alpha (α) :

Constitué de deux protons et de deux neutrons, elle représente le noyau d'un atome d'hélium.

Exemple:



II.2. Rayonnement β : il existe de types de rayonnement β

- ❖ Rayonnement β^- (électron)
- ❖ Rayonnement β^+ (positon)

II.2.a.Rayonnement β^- (électron) :

Résulte de la transformation d'un neutron en proton, et un électron est libéré de cette transformation selon l'équation suivante :



Exemple :



II.2.b. Rayonnement β^+ (positon) :

C'est une particule de même masse que l'électron et de charge positive découverte par Irène et son mari Frédéric Joliot-Curie. Ces particules appartiennent au groupe des particules nucléaires légères. C'est le résultat de la transformation d'un proton en un neutron selon l'équation suivante :



II.3. Rayonnement gamma (γ) :

De même nature que la lumière, sa longueur d'onde est comprise entre : 0,25 et 0,50 Å°.

Exemple :



III. Les lois de la radioactivité ;

III.1.Loi de Soddy :

Lors d'une transformation nucléaire naturelle ou artificielle on a :

- Conservation du nombre de masse A .
- Conservation du numéro atomique Z .

III.2.Diminution de l'intensité de la radioactivité :

$$N_A = N_{A0}e^{-\lambda t}$$

N_A : le nombre de noyaux radioactifs de l'élément A présents au temps t .

N_{A0} : le nombre de noyaux radioactifs de l'élément A présents au temps t_0 .

λ : est la constante de désintégration

III.3.La période :

Nous appelons la période $t^{1/2}$ ou T (temps de demi-vie) d'un élément radioactif le temps suffisant pour que la moitié de la quantité de substance se désintègre .

Lorsque $T = t^{1/2}$ alors :

$$N_A = N_{A0}/2 \quad \longrightarrow \quad 1/2 = e^{-\lambda t} \quad \longrightarrow$$

$$T = t^{1/2} = \ln 2 / \lambda$$

IV. Énergie ou manque (perte) de masse :

Les réactions nucléaires sont caractérisées par leurs hautes énergies, Einstein a expliqué l'équivalence entre la masse et l'énergie

Si on la réaction suivante :



La diminution de masse sera :

$$|\Delta m| = |(m_c + m_d) - (m_a + m_b)|$$

ce qui équivaut à une libération d'énergie donnée par la relation d'Einstein

$$\Delta E = \Delta m \cdot C^2$$

Avec :

Δm : La perte de masse.

ΔE : La perte d'énergie.

C : la vitesse de la lumière $= 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$

IV. Les unités utilisés dans le domaine de la radioactivité :

- Le Becquerel (Bq) mesure l'activité d'une source ou d'un échantillon et correspond au nombre de désintégration d'atomes par seconde
- d.p.s : désintégration par seconde donc:
- 1 Becquerel = 1 d.p.s.
- Le Curie : c'est la radioactivité de 1g de radium.
- 1 curie = $3,7 \cdot 10^{10}$ dps
 - 1 uma est dont l'équivalence énergétique 931,5 MeV
 - $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
 - $1 \text{ MeV} = 1,6 \cdot 10^{-13} \text{ J}$
 - Le Gray (Gy) mesure la quantité d'énergie absorbée par un organisme ou objet exposé aux rayonnements. il est couramment utilisée par exemple dans le domaine de la radiothérapie.
 - 1 Gray (Gy) = 1 Joule par kilogramme.
 - Le Sievert (Sv) est une unité qui sert à quantifier l'effet des rayonnements sur l'être humain à faible dose.

TD N°3- La radioactivité

Exercice 1 :

L'astate naturel est un mélange de deux isotopes $^{210}_{85}\text{At}$ et $^{212}_{85}\text{At}$

- 1- Donner la composition du noyau de chaque isotope.
- 2- La masse moyenne de l'astate naturel est de 210,2309 uma. Déterminer le pourcentage de chaque isotope dans l'astate naturel.
- 3- L'isotope $^{210}_{85}\text{At}$ est radioactif émetteur de particule α .

3-1 Ecrire l'équation de sa désintégration sachant qu'il donne un noyau ^A_ZY .

3-2 Calculer l'énergie libérée au cours de la réaction de désintégration.

^{210}At	^{212}At	proton	neutron	^AY	α	
Masse (uma)	209,9871	211,6650	1,007278	1,00989	205,9785	4,0028

L'équivalent énergétique de 1uma=933MeV

Exercice 2:

L'élément isotope ^{131}I a eu son activité divisée par 16 en 32 jours.

1. Trouver sa période T
2. Quelle est la masse de ^{131}I correspondante à une activité $1,85 \cdot 10^8 \text{ Bq}$.

Exercice 3 :

Une substance radioactive dont la demi-vie est de 10 s émet $2 \cdot 10^7$ particules α par seconde.

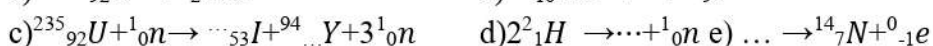
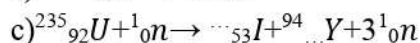
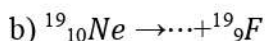
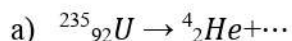
- 1- Calculer la constante de désintégration de la substance.
- 2- Quelle est l'activité de la substance ?
- 3- Initialement, combien y a-t-il en moyenne de noyaux dans la substance ?
- 4- Combien en restera-t-il, en moyenne après 30 s ?
- 5- Quelle sera alors l'activité de cette substance ?

Exercice 4 :

A. Compléter les réactions nucléaires suivantes :

$^{19}_9\text{F}(\text{p}, \dots)^{16}_8\text{O}$; $^{107}_{46}\text{Pd}(\beta^-)^A_Z\text{X}$, $^{176}_{71}\text{Lu}(\dots)^{176}_{72}\text{Hf}$, $^A_Z\text{X}(\dots, \text{d})^{34}_{17}\text{Cl}$, $^{64}_{29}\text{Cu}(\dots)^{64}_{28}\text{Ni}$

B. En appliquant les lois de conservation, compléter les équations ci-dessous :



1. En déduire le type de chacune de ces réactions nucléaires
2. Parmi ces réactions, quelles sont celles qui sont provoquées ?

Exercice 5 :

On considère le diagramme de stabilité des noyaux (Z,N)

- a- Qu'appelle-t-on vallée de stabilité?
- b- Justifier que les noyaux ^1_1H , ^4_2He , $^{12}_6\text{C}$, et $^{16}_8\text{O}$ appartiennent à la vallée de stabilité.
Ces noyaux se désintègrent-ils?
- c- Le carbone 14 appartient-il à la vallée de stabilité ? Justifier ?
- d- Ecrire l'équation de désintégration du carbone 14.
- e- De quel type de radioactivité s'agit-il?

Exercice 6:

A/Le radon $^{222}_{86}\text{Rn}$ se désintègre par radioactivité α .

- 1- Ecrire la réaction nucléaire.
- 2- Partant d'une masse initiale de 0,3mg de radon déduire la masse restante au bout de 400heures. On donne $\lambda = 8.10^{-3}\text{h}^{-1}$.

B/ soit la réaction : $^{226}_{86}\text{Ra} \rightarrow \beta^- + \text{X}$

- 1- La réaction a une période de 5jours si un échantillon du radium renferme 10^{17} noyaux. Quelle sera l'activité en d.p.m de cet échantillon.

- 2- Combien de temps faut-il pour désintégrer 70%, et 90% ?

Exercice 7 :

Lors d'un accident grave dans une centrale nucléaire, 2000g de l'iode 131 radioactif a été relâché dans l'atmosphère ($T = 8,1$ jours) .

Déterminer le temps qu'il faut pour qu'il ne reste que la quantité négligeable d'environ 1g.

Exercice 8 :

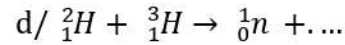
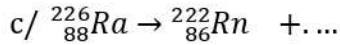
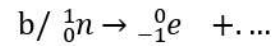
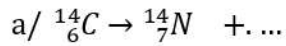
L'iode 131($Z=53$), radioactif β^- , de demi vie $T=8,1$ jours. Lors de sa désintégration donne du Xénon.

1. Ecrire l'équation de désintégration de l'iode 131 ?
2. L'iode est utilisé en médecine, par exemple pour l'examen par scintigraphie des glandes surrénales. Déterminer l'activité A (en Bq et Ci) d'une masse $m=1\text{g}$ de ^{131}I ?
3. Sachant que pour cet examen ,il faut une solution de ^{131}I d'activité $A_0= 37\text{MBq}$. Quelle est alors la masse injectée au patient ?

4. Tracer la courbe de décroissance $A=f(t)$ du produit injecté et déterminer graphiquement la date t où l'activité sera divisée par 10 ?

Exercice 9 :

1- Compléter les réactions nucléaires suivantes :



2- L'isotope ^{18}F perd 80% de sa radioactivité initiale en 256 mn.

a/ Déterminer la constante radioactive de cet élément.

b/ Déterminer la période radioactive

Solution des exercices :

Exercice 1 :

1-La composition de $^{210}_{85}\text{At}$: $A=210, Z=85 \Rightarrow 85$ protons l'atome est neutre $\Rightarrow 85$ électrons
 $N=A-Z=210-85=125$ neutrons.

La composition de $^{212}_{85}\text{At}$: $A=212, Z=85 \Rightarrow 85$ protons l'atome est neutre $\Rightarrow 85$ électrons
 $N=A-Z=212-85=127$ neutrons.

2- Pourcentage des deux isotopes ($^{210}_{85}\text{At}$ et $^{212}_{85}\text{At}$ dans l'astate naturel :

$$M = \sum x_i M_i = x_1 M_1 + x_2 M_2 = 210,2309$$

$$x_1 + x_2 = 1 \Rightarrow x_1 = 1 - x_2$$

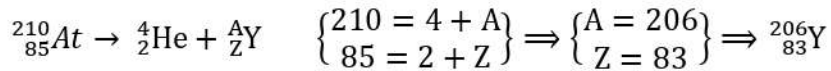
$$(1-x_2)M_1 + x_2 M_2 = M \Rightarrow x_2(M_2 - M_1) + M_1 = M \Rightarrow x_2 = \frac{M - M_1}{M_2 - M_1}$$

$$\text{A. N: } x_2 = \frac{210,2309 - 209,9871}{211,6650 - 209,9871} = 0,1453 \quad 14,53\%$$

$$x_1 = 1 - x_2 = 0,8547 \quad 85,47\%$$

- Le pourcentage de $^{212}_{85}\text{At}$ est : 14,53% - Le pourcentage de $^{210}_{85}\text{At}$ est : 85,47%

3- La réaction de désintégration de $^{210}_{85}\text{At}$:



3- Energie de désintégration :

$$|\Delta m| = m_Y + m_{\text{He}} - m_{{}_{85}^{210}\text{At}} = 205,9785 + 4,0026 - 209,9871 = 0,006 \text{ uma}$$

$$1 \text{ uma} \rightarrow 933 \text{ MeV}$$

$$0,006 \text{ uma} \rightarrow \Delta E$$

$$\Delta E = 933 \times 0,006 = 5,598 \text{ MeV}$$

Exercice 2 :

1- La loi de désintégration radioactive s'écrit : $A = A_0 \cdot e^{-\lambda t}$

$$\text{Au temps } t = 32 \text{ jours, } A = \frac{A_0}{16} \quad \frac{A_0}{16} = A_0 \cdot e^{-\lambda t} \quad \ln \frac{1}{16} = -\lambda t \Rightarrow \ln 16 = t\lambda$$

$$\text{on a: } t = \frac{\ln 2}{T} \quad \text{donc } \ln 16 = \frac{\ln 2}{T} t \Rightarrow T = \frac{\ln 2}{\ln 16} t = \frac{t}{4} = \frac{32}{4} = 8 \text{ jours}$$

2- La masse de I correspondante à l'activité $A = 1,85 \cdot 10^8 \text{ Bq}$:

$$1 \text{ Bq} = 1 \text{ d.p.s} \quad A = 1,85 \cdot 10^8 \text{ Bq} = 1,85 \cdot 10^8 \text{ d.p.s}$$

$$A_t = \lambda N_t \quad N_t = \frac{m_t}{M} N_A \Rightarrow m_t = \frac{N_t M}{N_A}$$

En remplaçant N_t par son expression :

$$A_t = \lambda \frac{m_t}{M} N_A \Rightarrow m_t = \frac{A_t M}{N_A \lambda} = \frac{A_t M T}{N_A \ln 2}$$

$$m_t = \frac{1,85 \cdot 10^8 \times 131 \times 8 \times 24 \times 3600}{2,023 \cdot 10^{23} \times 0,69} = 12 \cdot 10^{-8} \text{ g}$$

Exercice 3 :

$$\lambda = \frac{T}{\ln 2} = \frac{10}{0,693} = 14,43 \text{ s}^{-1}$$

Chaque particule α correspond à une désintégration par seconde $A_0 = 2 \cdot 10^7 \text{ d.p.s}$

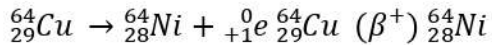
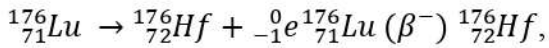
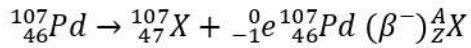
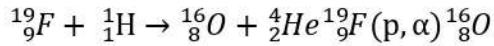
Nombre de noyaux radioactifs dans la substance : $N_0 = A_0 \frac{1}{\lambda} = 2 \cdot 10^7 \frac{1}{14,43} = 13,86 \cdot 10^5 \text{ noyaux}$

Nombre de noyaux restants après 30s : $N = N_0 e^{-\lambda t} = N_0 e^{-\frac{0,693}{T} 3T} = 0,25 \cdot 10^7 \text{ noyaux}$

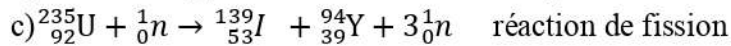
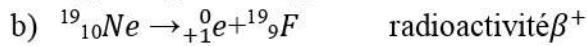
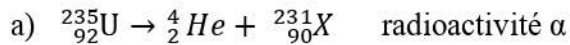
L'activité de cette substance après 30s : $A = \lambda N = 0,25 \cdot 10^7 \times 14,43 = 3,61 \cdot 10^7 \text{ d.p.s}$

Exercice 4 :

A. En appliquant les lois de conservation (Fajjans-Soddy) :



B. 1. En appliquant les lois de conservation:

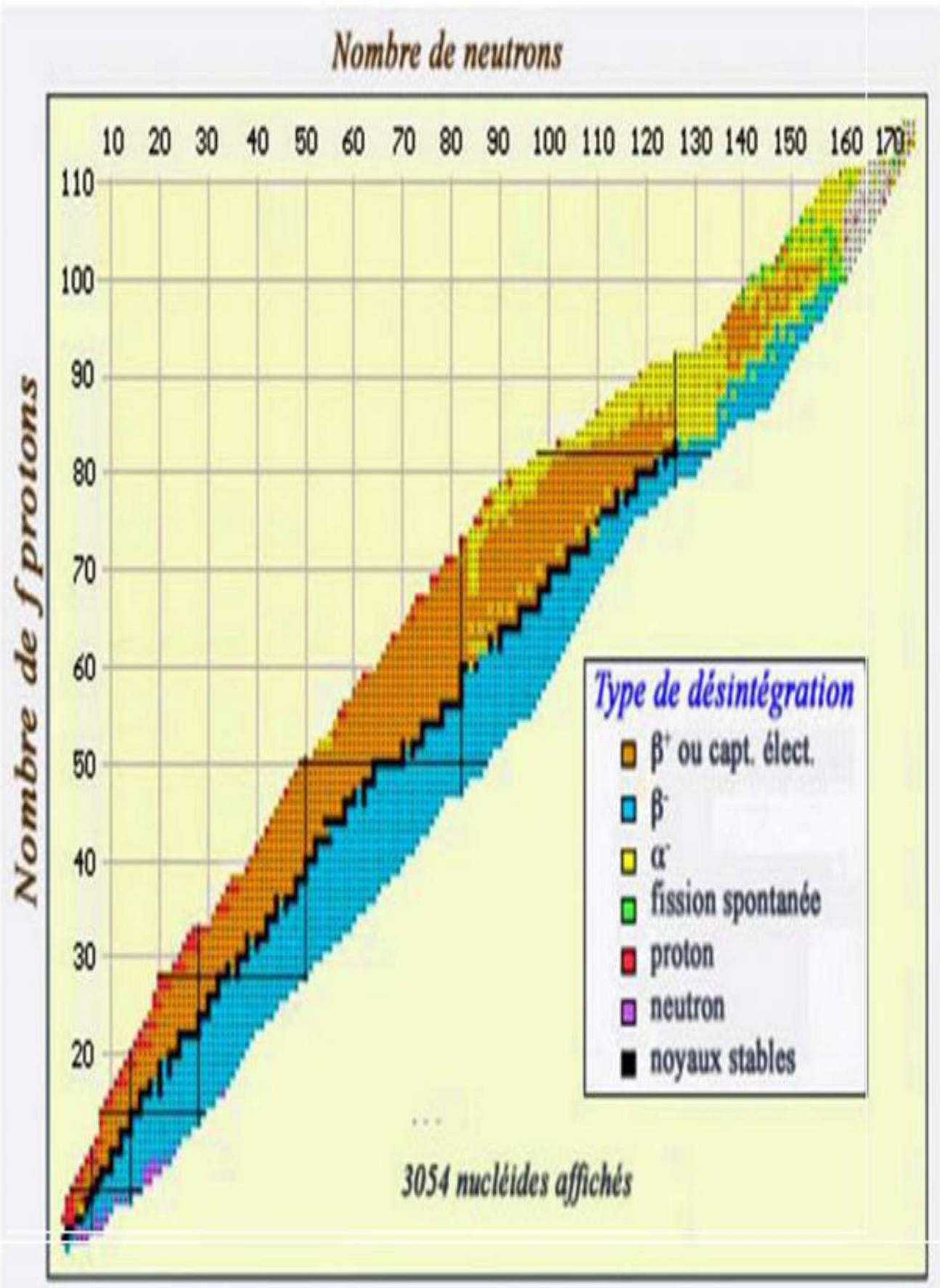


2. Les réaction nucléaire a, b et e sont des réactions de désintégration non sont pas provoquées.

Les réaction nucléaire c et d sont des réactions provoquées.

Exercice 5 :

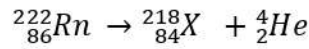
	$N = A - Z$: Nombre de neutrons								
11									^{19}O
10								^{17}N	^{18}O
9								^{16}N	^{17}O
8							^{14}C	^{15}N	^{16}O
7						^{12}B	^{13}C	^{14}N	^{15}O
6					^{10}Be	^{11}B	^{12}C	^{13}N	
5				^8Li	^9Be	^{10}B	^{11}C		
4			^6He	^7Li			^{10}C		
3				^6Li	^7Be				
2		^3H	^4He						
1	n	^2H	^3He		$^{\text{A}}\text{X}$		Nucléide stable		
0		^1H			$^{\text{A}}\text{X}$	$^{\text{A}}\text{X}$	Nucléide instable		
	0	1	2	3	4	5	6	7	8
	Z : Nombre de protons								



Carte des modes de radioactivité

Exercice 6 :

A/1 $^{222}_{86}\text{Rn}$ se désintègre par radioactivité α :



1- $\lambda = 8.10^{-3}\text{h}^{-1}$, $T=400\text{h}$:

$$m = m_0 e^{-\lambda t} = 0,3e^{-(8.10^{-3} \times 400)} = 0,012 \text{ g}$$

B/2 soit la réaction : $^{226}_{86}\text{Ra} \rightarrow ^{226}_{87}\text{X} + ^0_{-1}\text{e}$

1- L'activité de l'échantillon radioactif est :

$$A_0 = \lambda N_0 = \frac{\ln 2}{T} N_A = \frac{0,69}{5 \times 60} 1.10^{17} = 2,3.10^{14} \text{ d.p.m}$$

2- $A = A_0 e^{-\lambda t}$ avec $A = \frac{(100-70)A_0}{100}$ $t = \frac{1}{\lambda} \ln \frac{A_0}{A} = \frac{1}{\lambda} \ln \frac{100}{30} = 8,72 \text{ Jours}$

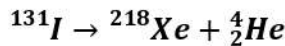
$$A = A_0 e^{-\lambda t} \text{ avec } A = \frac{(100-90)A_0}{100} \quad t = \frac{1}{\lambda} \ln \frac{A_0}{A} = \frac{1}{\lambda} \ln \frac{100}{10} = 16,69 \text{ Jours}$$

Exercice 7:

$$m = m_0 e^{-\lambda t} \Rightarrow t = \frac{1}{\lambda} \ln \frac{m_0}{m} = \frac{T}{\ln 2} \ln \frac{2000}{1} = 89,23 \text{ Jours}$$

Exercice 8 :

1. Equation de désintégration de l'iode 131 est la suivante :



2. $A = \lambda N$ et $\lambda = ?$ et $N = ?$

$$\lambda = \frac{\ln 2}{T} = \frac{0,693}{8,1} = 8,56 \cdot 10^{-2} \text{ jours}^{-1} = 9,9 \cdot 10^{-7} \text{ s}^{-1},$$

$$N = \frac{m}{M} N_A = \frac{1}{131} 6,023.10^{23} = 4,63.10^{21} \text{ noyaux}$$

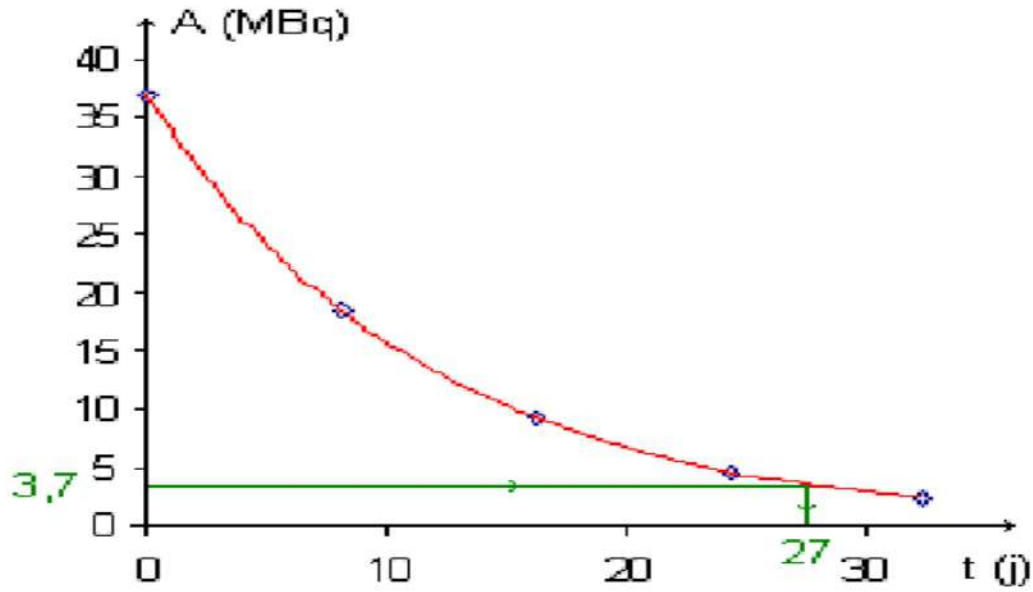
$$A = \lambda N = 9,9 \cdot 10^{-7} \times 4,63.10^{21} = 4,55.10^{15} \text{ d.p.s}$$

3. $A_0 = \lambda N_0 \Rightarrow N_0 = \frac{m_0}{M} N_A = \frac{A_0}{\lambda} = \frac{37.10^6}{9,9 \cdot 10^{-7}} = 3,74.10^{13} \text{ noyaux}$

$$N_0 = \frac{m_0}{M} N_A \Rightarrow m_0 = \frac{N_0}{N_A} M = \frac{3,74.10^{13}}{6,023.10^{23}} \times 131 = 8,1 \cdot 10^{-9} \text{ g}$$

4. Pour tracer la courbe on prend quelques points :

t	0	$t_{1/2}$	$2t_{1/2}$	$3t_{1/2}$	$4t_{1/2}$	$5t_{1/2}$
A	A_0	$A_0/2$	$A_0/4$	$A_0/8$	$A_0/16$	$A_0/32$



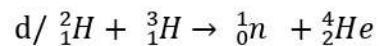
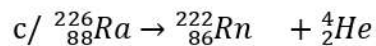
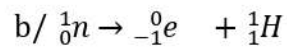
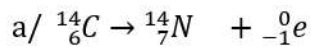
D'après le graphique :

$$\frac{A_0}{8} > \frac{A_0}{10} > \frac{A_0}{16} \Rightarrow 3t_{\frac{1}{2}} > t > 4t_{\frac{1}{2}} \text{ pour } A = \frac{A_0}{10} = 3,710^6 \text{ Bq} \Rightarrow t = 27 \text{ Jours.}$$

On peut confirmer le résultat : $A = A_0 e^{-\lambda t} \Rightarrow t = -\frac{\ln \frac{A}{A_0}}{\lambda} = \frac{\ln 10}{8,56 \cdot 10^{-2}} = 26,9 \text{ Jours}$

Exercice 9 :

1-



2- a/ Détermination de la constante radioactive λ :

$$A = \frac{100 - 80}{100} A_0 = \frac{2}{10} A_0$$

$$A = A_0 e^{-\lambda t} \quad \ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t \quad \text{d'où } \lambda = -\frac{\ln \frac{A}{A_0}}{t} \quad \lambda = \frac{\ln 5}{256} = 6,29 \cdot 10^{-3} \text{ mn}^{-1}$$

b/ La période $T = \frac{\ln 2}{\lambda} \quad T = \frac{0,693}{6,29 \cdot 10^{-3}} = 110,18 \text{ mn}$

I. Modèle de Bohr :

Bohr, proposa en 1913 un modèle de l'atome qui explique les propriétés chimiques des éléments.

I-1.Bases de la mécanique quantique :

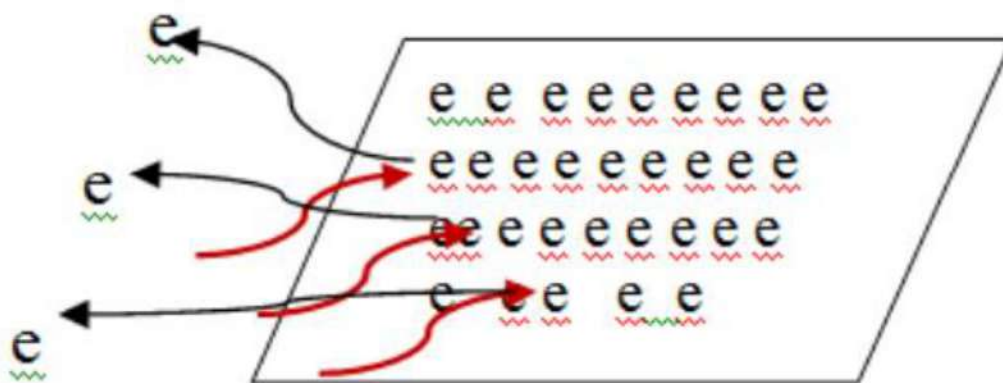
I-2-Théorie de Planck :

A la suite de l'étude de rayonnement du corps noir, Planck émit l'hypothèse selon laquelle l'énergie lumineuse absorbée ou émise ne peut prendre que des valeurs discrètes ou discontinues, multiple d'une valeur unitaire. Appelé : quanta d'énergie

$$\Delta E = h\nu \text{ tel que : } h : \text{ la constante de Planck } \nu : \text{ Fréquence}$$

I-3-Effet photoélectrique :

On envoi un rayonnement de lumière à la plaque métallique l'expérience menée par Hertz a montrés qu'une surface métallique frappée par un rayonnement émet des électrons.



La loi d'Einstein régissent ce phénomène est : $h\nu$ (l'énergie du rayonnement incident) $h\nu = h\nu_0 + E_c$. (Gain d'énergie $h\nu$) photon): $E_c = \frac{1}{2} mv^2$; $h\nu = h\nu_0 + E_c$; E_c : énergie cinétique de l'électron arraché. $h\nu_0$: L'énergie de seuil ; l'énergie minimale pour qu'il ait extraction d'électron ; ν_0 : Fréquence de seuil et dépend de la nature du métal.

$h\nu > h\nu_0$: La condition d'extraction d'é de la surface du métal. L'expérience montre que plus l'intensité du rayonnement est élevée, plus le nombre d'électrons arrachés de la surface métallique est grand. La lumière serait constituée de corpusculaires (grains) d'énergie $h\nu$, ces corpusculaires sont appelés : photons.

I-4-Spectre optique de l'hydrogène :

Sous l'effet des décharges électriques l'hydrogène devient incandescent (émet de la lumière). Cette lumière traverse un prisme qui la décompose en radiations

monochromatique de longueur d'onde unique. Sur un écran constitué d'une plaque photo ; nous obtenons un spectre de raies.

Les différentes séries de raies observées sont : Série de Balmer (visible) Série de Lyman (ultra violet), Série de Paschen, Brackett et Pfund (infrarouge)

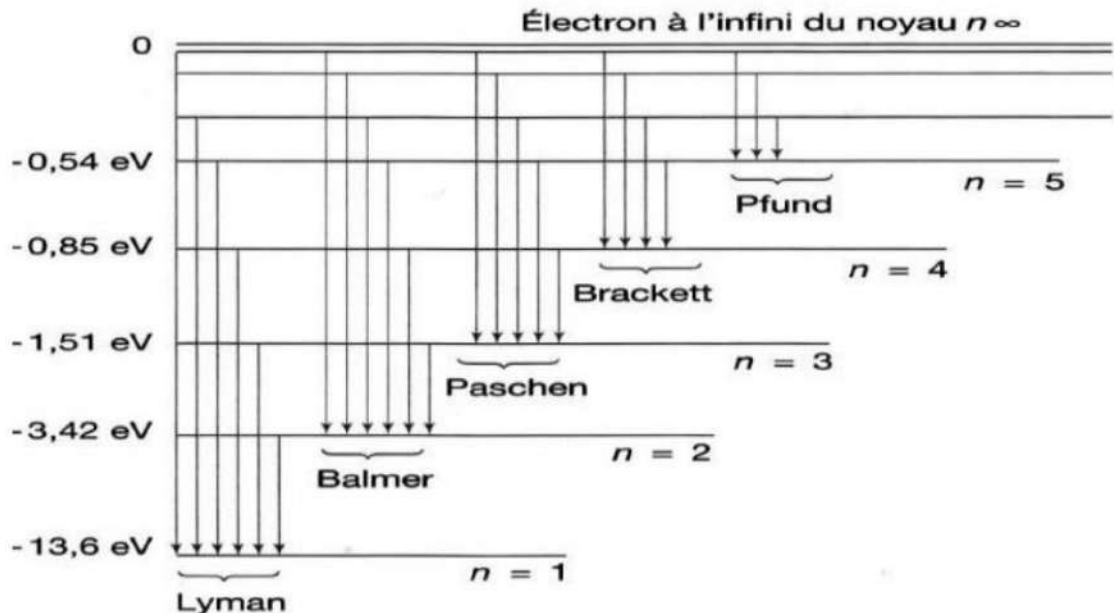


Figure 1. Diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène

I-5-Les postulats de Bohr :

Les premiers modèles proposés pour la distribution des électrons autour du noyau sont inspirés du système solaire.

BOHR a posé des postulats :

- 1) L'électron tourne autour du noyau selon des orbites circulaires, appliquons les lois de la physique classique :

La force centrifuge mv^2/r la force centripète : $-Ke^2/r^2$

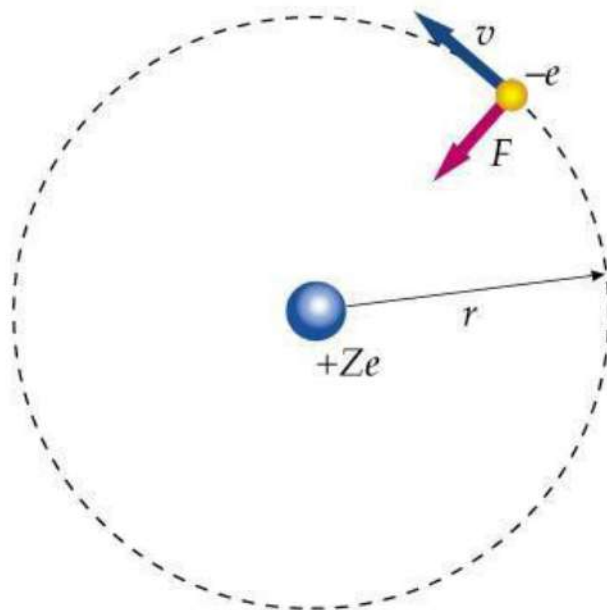
A l'équilibre la somme des forces est égale à zéro.

$$mv^2/r + (-Ke^2/r^2) = 0 \quad mv^2/r = Ke^2/r^2$$

On peut généraliser et appliquer sur l'hydrogénoïde.

Hydrogénoïde : est un ion monoatomique qu'un seul électron. Il a alors une structure semblable à celle de l'hydrogène, hormis la charge de son noyau Ze où Z est le numéro atomique de l'élément chimique et e la charge élémentaire. C'est donc un atome auquel on a arraché tous les électrons sauf un.

Un hydrogénoïde est de la forme ${}_Z X^{+(Z-1)}$



$$F = \frac{kZe^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

$$mv^2 = KZe^2/r$$

On peut calculer l'énergie totale de l'électron sur l'orbite :

$$E_T = E_C + E_P \quad E_C = mv^2/2 \quad E_P = -KZe^2/r$$

$E_T = KZe^2/2r - KZe^2/r$ $E_T = -KZe^2/2r$ Selon cette relation toutes les valeurs de l'énergie sont possibles $r = 0$ ($E = \infty$), $r = \infty$ ($E = 0$) ce qui est en contradiction avec les observations précédentes. Pour pallier cette contradiction, BOHR a posé un nouveau postulat.

- 2) Quand un mobile de masse m fait un mouvement périodique, le travail de la quantité de mouvement est obligatoirement égale à multiple de la constante de Planck.

$$mv \cdot (2\pi r) = nh \quad mvr = nh/2\pi \quad n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

Ce principe fait rentrer des restrictions quantiques car les orbites permises sont qui vérifie la relation précédente.

$$V = nh/2\pi mr \quad v^2 = n^2 \cdot h^2 / 4\pi^2 m^2 r^2$$

$$\text{Remplaçons } v^2 \text{ dans } m \cdot v^2 / r = KZe^2 / r^2 \quad r = n^2 h^2 / 4\pi^2 ZKme^2$$

$$K = 9 \cdot 10^9 \text{ N.m} \quad m = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg} \quad e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ c} \quad h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ j.s}$$

$$r = 0,53 \, n^2 / Z \, (\text{\AA})$$

Selon cette relation, le rayon des orbites permis pour l'électron dans l'atome d'hydrogène ou dans les hydrénoïdes est exprimé par le nombre quantique n .

On remplace la valeur de r dans la relation $E = -KZe^2/2r$.

$$E = -2\pi^2 Z^2 K^2 m e^4 / n^2 h^2 \quad E = -13,6 \, Z^2 / n^2 \, \text{ev}$$

ΔE : c'est l'énergie nécessaire pour que l'électron fait un saut elle est égale à la différence entre l'état final et l'état initial.

$$\Delta E = E_2 - E_1 \quad \Delta E = 2\pi^2 Z^2 K^2 m e^4 (1/n_1^2 - 1/n_2^2) / h^2$$

$$\Delta E = h\nu \quad \bar{\nu} = \nu/c \quad \Delta E = h.c.\bar{\nu} \quad \bar{\nu} = \Delta E/hc$$

$$\bar{\nu} = 2\pi^2 Z^2 K^2 m e^4 (1/n_1^2 - 1/n_2^2) / h^3 c$$

On compare cette relation avec celle de Rydberg.

$$\bar{\nu} = R_H (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

$$R_H = 2\pi^2 Z^2 K^2 m e^4 / h^3 c$$

$$K = 9.10^9 \, \text{N.m}^2.\text{c}^{-2} \quad m = 9,1.10^{-31} \, \text{Kg} \quad e = 1,6.10^{-19} \, \text{c}$$

$$C = 3.10^8 \, \text{m/s} \quad h = 6,62.10^{-34} \, \text{j.s}$$

$$R_H = 2,21.10^{-18} \, \text{j}$$

$$R_H = 109678 \, \text{cm}^{-1}$$

$$R_H = 13,6 \, \text{ev.}$$

Donc on a introduit un nombre quantique n qui définit le niveau d'énergie de l'électron, n est appelé le nombre quantique principal.

TD N°4 : L'atome de Bohr :

Exercice 1 :

Une lumière polychromatique comprenant 3 radiations ($\lambda_1 = 450 \text{ nm}$; $\lambda_2 = 610 \text{ nm}$; $\lambda_3 = 750 \text{ nm}$) irradie un échantillon de potassium, contenu dans une ampoule. L'énergie d'ionisation vaut 2,14 eV.

1. Quelle (s) radiation (s) donne (nt) lieu à l'effet photoélectrique ?
2. Dans le cas où il y'aurait un effet photoélectrique, quelle est la vitesse des électrons expulsés du métal.

Exercice 2 :

En utilisant le modèle de Bohr appliqué à l'hydrogénoïde He^+ ($Z=2$),

- 1- Déterminer :
 - a. Son énergie à l'état fondamental
 - b. Sa longueur d'onde minimale et sa longueur d'onde maximale.
- 2- Une des raies limites de cet hydrogénoïde se situe vers 2045.45 Å. A quelle série appartient cette raie ?

Exercice 3 :

- 1-Calculer l'énergie nécessaire pour exciter l'électron de l'hydrogénoïde Li^{+2} de l'état fondamental au troisième état excité.
- 2-Quelle est la longueur d'onde exprimée en (Å) de la raie qui correspond à cette transition ?
- 3- Quelle est l'ordre de cette raie et à quelle série appartient-elle? $h=6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$
 $R_H = 1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$, $c=3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$,

Exercice 4 :

- 1 - Calculer, en utilisant le modèle de Bohr, le rayon de la deuxième orbite, la vitesse de l'électron, l'énergie cinétique, l'énergie potentielle et l'énergie totale de l'atome d'H?
- 2- Calculer les mêmes grandeurs de question précédente pour l'hydrogénoïde Be^{3+} ($Z=4$) ?
- 3- Calculer la longueur d'onde, du photon émis, pour faire passer du niveau O au niveau M.
- 4-Calculer la longueur d'onde associée à l'électron se trouvant sur le 1^{er} état excité.
 $m_e = 9.1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$, $k=9 \cdot 10^9 \text{ (S.I.)}$, $R_H=1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$, $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Exercice 5 :

Calculer la longueur d'onde associée à chacune des espèces suivantes:

- a- Un neutron qui se déplace à une vitesse égale à 5% de la vitesse de la lumière.
- b- Une balle de 147 g lancée à 163,3 km/h. On donne : $m_n = 1,76 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$ $c=3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$
- c- L'électron de l'atome d'hydrogène dans son état fondamental. ($m_e = 9.1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$)

Est-ce qu'on peut attribuer une onde à chaque corps au cours de son déplacement. Conclusion

Exercice 6 :

On considère le déplacement de trois différents corps :

- Un électron se déplaçant avec une vitesse $3 \cdot 10^7 \pm 1 \text{ m.s}^{-1}$ ($m_e = 9.1 \times 10^{-31} \text{ kg}$)
- Un camion se déplaçant à $50 \pm 1 \text{ (km.h}^{-1}\text{)}$ et de masse $m = 500 \text{ kg}$.
- a- Calculer l'incertitude sur la position de chaque corps, à un instant donné. Conclusion

Exercice 7 :

La longueur d'onde de De Broglie associée aux électrons animés par un microscope électronique est $\lambda = 0,4 \text{ \AA}$. Calculer :

- a- La vitesse de ces électrons. b- Leur énergie cinétique en J et en eV.
- c- La différence de potentiel nécessaire pour le fonctionnement du microscope.

Solutions des exercices:

Exercice 1:

Le travail de sortie ou travail d'extraction, W , est la valeur minimale de l'énergie nécessaire à la photoémission d'un électron depuis une surface de métal donné ($W = \Delta E_{ion}$).

Les électrons ne sont émis que si la fréquence de la lumière est suffisamment élevée et dépasse une fréquence limite appelée **fréquence seuil**. Cette fréquence seuil dépend du matériau et est directement liée à l'énergie de liaison des électrons qui peuvent être émis :

$$\Delta E_{ion} = 2,14 \text{ eV} = 3,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$W = h\nu_0 = \Delta E_{ion} \Rightarrow \nu_0 = \frac{\Delta E}{h} = \frac{3,42 \cdot 10^{-19}}{6,62 \cdot 10^{-34}} = 0,517 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Trois quanta d'énergie ($h\nu_1, h\nu_2, h\nu_3$) sont transmis complètement à l'échantillon de potassium. Le quantum qui permet d'arracher l'électron au métal vérifie la condition suivante :

$$h\nu \geq W$$

L'énergie transmise est supérieure ou égale au travail d'extraction d'électron W . Ce qui permet d'écrire : $h\nu \geq h\nu_0 \Rightarrow \nu \geq \nu_0$

c-à-d : la fréquence de rayonnement incident est supérieure $\geq$ seuil de l'effet photoélectrique ν_0 .

$$\nu_1 = \frac{c}{\lambda_1} = \frac{3 \cdot 10^8}{450 \cdot 10^{-9}} = 0,667 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} > \nu_0,$$

$$\nu_2 = \frac{c}{\lambda_2} = \frac{3 \cdot 10^8}{610 \cdot 10^{-9}} = 0,492 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} < \nu_0$$

$$\nu_3 = \frac{c}{\lambda_3} = \frac{3 \cdot 10^8}{750 \cdot 10^{-9}} = 0,4 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} < \nu_0$$

La fréquence $\nu_1 >$ à la fréquence seuil ν_0 : il y a effet photoélectrique et circulation d'un courant électrique.

La fréquence ν_2 et $\nu_3 <$ à la fréquence seuil ν_0 : il n'y a pas d'effet photoélectrique.

- 1- Travail d'extraction d'électron : $W = \Delta E = h\nu_0 = 2,14 \text{ eV} = 3,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
- 2- $E_C = h\nu_3 - W \Rightarrow E_C = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 0,667 \cdot 10^{15} - 3,42 \cdot 10^{-19} = (4,42 - 3,42) \cdot 10^{-19} \text{ J} = 10^{-19} \text{ J}$
- 3- $E_C = \frac{1}{2} mV^2 \Rightarrow V = \sqrt{\frac{2E_C}{m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 10^{-19}}{9,1 \cdot 10^{-31}}} = 4,7 \cdot 10^5 \text{ m.s}^{-1}$

Exercice 2 :

- 1- Selon le modèle de Bohr l'énergie d'un hydrogéoïde (à l'état fondamental $n=1$) est donnée par:

$$E_n = \frac{E_0 Z^2}{n^2} = -\frac{13,6 \times 2}{1^2} = 27,2 \text{ eV} \quad E_0 = -21,72 \cdot 10^{-19} \text{ joules} = -13,6 \text{ eV}$$

La plus petite longueur d'onde correspond à la plus grande énergie c'est à dire à la transition $n_1=1 \rightarrow n_2=\infty$:

D'après la relation de Balmer généralisée : $\frac{1}{\lambda_{min}} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = R_H Z^2 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty} \right) = R_H Z^2$

$$\lambda_{min} = \frac{1}{R_H Z^2} = \frac{1}{1,1 \cdot 10^7 \times 2^2} = 227,27 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 227,27 \text{ Å}$$

La longueur d'onde maximale correspond à la transition $n_1=1 \rightarrow n_2=2$:

$$\frac{1}{\lambda_{max}} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = R_H Z^2 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = \frac{3R_H Z^2}{4}$$

$$\lambda_{max} = \frac{4}{3R_H Z^2} = \frac{4}{3 \times 1,1 \cdot 10^7 \times 2^2} = 303,03 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 303,03 \text{ Å}$$

La longueur d'onde de la raie limite de cette série est : $\lambda = 2045,45 \text{ Å}$. La transition correspondante est ($n_1 = ? \rightarrow n_2 = \infty$).

$$\frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{\infty} \right) = \frac{R_H Z^2}{n_1^2}$$

$$\lambda = \frac{n_1^2}{R_H Z^2} \Rightarrow n_1 = \sqrt{\lambda R_H Z^2} = \sqrt{2045,45 \cdot 10^{-10} \times 1,1 \cdot 10^7 \times 2^2} = 3$$

La raie ($n_1 = 3 \rightarrow n_2 = \infty$) est la raie limite de la série de **Paschen**

Exercice 3 :

- 1- L'électron de ce hydrogéoïde passe de l'état fondamental au troisième état excité

$\Rightarrow$ La transition est : $n_1=1 \rightarrow n_2=4$

Calcul de l'énergie : $\Delta E = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$

La relation de Balmer généralisée : $\frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ $R_H = 1,1 \cdot 10^5 \text{ cm}^{-1} = 1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

$$\Delta E = hc R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\Delta E = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8 \times 1,1 \cdot 10^7 \times 3^2 \times \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 184,33 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 115,20 \text{ eV}$$

2- La longueur d'onde qui correspond à la transition $n=1 \rightarrow n=4$ est :

$$\lambda = h\nu = h \frac{c}{\Delta E} = 6,62 \cdot 10^{-34} \times \frac{3 \cdot 10^8}{184,33 \cdot 10^{-19}} = 107,74 \cdot 10^{-10} \text{ m} \quad \lambda = 107,74 \text{ Å}$$

3- La raie qui correspond à la transition $n=1 \rightarrow n=4$ est la **troisième raie** de la **série de Lyman**.

Exercice 4 :

Selon le modèle de Bohr le rayon de l'atome d'hydrogène est donné par:

$$r_n = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 k e^2 m} = 0,53 n^2 (\text{Å})$$

	Hydrogène H		Be ³⁺ (Z=4)	
	expression	A.N	expression	A.N
Rayon de la deuxième orbite (n=2) (Å)	$r_n = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 k e^2 m} = 0,53 n^2$	$r_2 = 0,53 \times 2^2 = 2,12$	$r_n = 0,53 \frac{n^2}{Z}$	$r_2 = 0,53$
Vitesse (m.s ⁻¹)	$V_n = \frac{2\pi K e^2}{nh} = \frac{2,18 \cdot 10^6}{n}$	$V_2 = 1,09 \cdot 10^6$	$V_n = 2,18 \cdot 10^6 \frac{Z}{n}$	$V_2 = 4,36 \cdot 10^6$
Energie E _p (eV)	$E_p = -\frac{4\pi^2 k^2 e^4 m}{n^2 h^2} = -\frac{43,5 \cdot 10^{-19}}{n^2} \text{ (J)}$	$E_p = -\frac{27,18}{2^2} = -6,8$	$E_p = -27,18 \frac{Z^2}{n^2}$	$E_p = -108,72$
Energie E _c (eV)	$E_c = \frac{2\pi^2 k^2 e^4 m}{n^2 h^2} = \frac{21,8 \cdot 10^{-19}}{n^2} \text{ (J)}$	$E_c = \frac{13,63}{2^2} = 3,4$	$E_c = 13,63 \frac{Z^2}{n^2}$	$E_c = 54,52$
Energie E _t (eV) $E_t = E_p + E_c = E_n$	$E_n = \frac{21,710^{-19}}{n^2} = -\frac{13,6}{n^2}$	$E_2 = -3,4$	$E_n = -13,6 \frac{Z^2}{n^2}$	$E_2 = -54,2$

1- La transition correspondante à O→M c-à-d $n_2=5 \rightarrow n_1=3$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2} \right) = \frac{R_H 14}{225} \Rightarrow \lambda = 14610 \text{ Å}$$

- 4- L'électron se trouve sur le 1^{er} état excité : $n=2$, $V=1,09 \cdot 10^6 \text{ m/s}$. la longueur d'onde associée à cet électron est donnée par la relation de Louis De Broglie : $\lambda = \frac{h}{mv}$

$$\lambda = \frac{h}{mv} = 6,67 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 6,67 \text{ Å}$$

Exercice 5:

- a- La vitesse du neutron :

$$\frac{5c}{100} = \frac{5 \times 3 \cdot 10^8}{100} = 1,5 \cdot 10^7 \text{ m.s}^{-1}$$

La longueur d'onde associée au proton est :

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{1,76 \cdot 10^{-27} \times 1,5 \cdot 10^7} = 2,51 \cdot 10^{-14} \text{ m} = 2,51 \cdot 10^{-4} \text{ Å}$$

Valeur tout à fait mesurable et correspond à la longueur d'onde des rayons γ .

- b- La longueur d'onde associée à la balle est :

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{147 \cdot 10^{-3} \times 45,36} = 9,93 \cdot 10^{-35} \text{ m} = 9,93 \cdot 10^{-25} \text{ Å}$$

Cette valeur est négligeable par rapport aux dimensions de la balle et même par rapport à la taille d'un noyau atomique. Elle *n'a aucun sens*.

- c- Pour l'état fondamental $n=1$:

$$V = \frac{2,18 \cdot 10^6}{n} \Rightarrow V_1 = 2,18 \cdot 10^6 \text{ m.s}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{9,1 \cdot 10^{-31} \times 2,18 \cdot 10^6} = 3,33 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 3,33 \text{ Å}$$

Valeur tout à fait mesurable et correspond à la longueur d'onde λ des Rayons X.

- d- Conclusion : A l'échelle microscopique la longueur d'onde associée et les distances qui interviennent sont ici du même ordre de grandeur donc il faudra tenir compte du caractère ondulatoire de l'électron.

Exercice 6 :

$$\Delta P \Delta x \geq \frac{h}{2\pi} = \hbar \Rightarrow \Delta x \geq \frac{h}{2\pi m \Delta V}$$

$$\Delta x \geq \frac{h}{2\pi m \Delta V} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{2 \cdot 3,14 \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \cdot 1} = 0,1158 \cdot 10^{-3} \text{ m} = 11,58 \cdot 10^{-5} \text{ Å}$$

$$\Delta x = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{2 \cdot 3,14 \times 500 \times 13,88 \times 0,28} = 0,54 \cdot 10^{-39} \text{ m} = 0,54 \cdot 10^{-29} \text{ Å}$$

L'incertitude sur la position de camion est de $0,54 \cdot 10^{-39}$ m. Ceci n'a donc aucune conséquence pratique à notre échelle.

L'électron a une incertitude sur la vitesse de 1 m/s, donc l'incertitude sur sa position est de $0,115 \cdot 10^{-3}$ m. Valeur très supérieure au rayon de Bohr ($a_0 = 0,53 \cdot 10^{-10}$ m).

Conclusion : On ne peut donc connaître simultanément la position et la quantité de mouvement d'une particule, mais on peut les mesurer séparément avec toute précision désirée. (Insuffisance du modèle de Bohr = notion de trajectoire et localisation précise d'une microparticule).

Exercice 7 :

La longueur d'onde de De Broglie associée aux électrons animés par un microscope électronique est $\lambda = 0,4 \text{ \AA}$.

$$v = \frac{h}{m\lambda} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{9,1 \cdot 10^{-31} \times 0,4 \cdot 10^{-10}} = 1,82 \cdot 10^7 \text{ m.s}^{-1}$$

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2} \times 9,1 \cdot 10^{-31} \times (1,81 \cdot 10^7)^2 = 15,07 \cdot 10^{-17} \text{ Joules} = 942 \text{ eV}$$

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = Ue \Rightarrow U = \frac{E_c}{e} = 942 \text{ Volts}$$

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = Ue \Rightarrow U = \frac{E_c}{e} = 942 \text{ Volts}$$

I. Introduction :

L'application de la mécanique ondulatoire au modèle atomique modifie la notion classique de localisation précise de l'électron. Elle est remplacée par une notion statistique, plus floue, de probabilité de présence de l'électron.

Le traitement mathématique est basé sur l'équation de Schrödinger, dont la résolution correspond à la fonction Ψ , appelée fonction d'onde. Ψ donne la probabilité de présence de l'électron, à un moment donné, dans un certain volume de l'espace, caractérisé par ses coordonnées x, y, z.

Dans la suite on ne se servira plus du terme orbite électronique, mais on se rapportera à des orbitales atomiques, représentant les régions de l'espace dans lesquelles la probabilité de présence de l'électron est maximale.

Nombres quantiques :

Le traitement mathématique du modèle de Bohr et ultérieurement du modèle atomique abordé par la mécanique ondulatoire ont nécessité l'introduction de certains valeurs, appelées **nombres quantiques**, dont les trois premiers sont des paramètres permettant la résolution de l'équation de Schrödinger.

Les quatre nombres quantiques que nous utilisons sont :

n nombre quantique principal qui caractérise les couches ou niveaux énergétiques

Il varie, par valeurs entières, de 1 à n, soit :

n	1	2	3	4	n
couche	K	L	M	N	

l nombre quantique secondaire (appelé aussi nombre quantique secondaire ou azimutal). Il caractérise les sous couches ou sous niveaux énergétiques. Il dépend de n et varie, par valeurs entières, de 0 à (n-1)

l	0	1	2	3	n-1
Sous couche	s	p	d	f	

m nombre quantique magnétique qui définit l'orientation dans l'espace. Il dépend de l et varie de -l à +l. Donc il y aura (2l+1) donc 2n+1 valeurs de m

Pour l=0, sous couche s une seule valeur de m

Pour l=1 sous couche p, on aura (2l+1)=3 valeurs de m

s nombre quantique de spin introduit pour tenir compte de la rotation de l'électron sur son propre axe, **s** nombre quantique magnétique ne prend que 2 valeurs +1/2 et -1/2

Les trois nombres quantiques, n , l et m définissent une orbitale ou case quantique qu'on représente par un carré

Les électrons sont notés sous forme de flèches orientées vers le haut ou vers le bas $+1/2 \uparrow$ et $-1/2 \downarrow$

II . Principe d'élaboration de la classification périodique :

Le tableau périodique comporte :

- Des lignes horizontales : périodes
- Des colonnes verticales : groupes chimiques

Le tableau périodique des éléments comporte 112 éléments chimiques connus. Il est constitué de 18 colonnes et de 7 lignes ou périodes. On distingue deux catégories d'éléments : les métaux et les non-métaux. Les éléments sont classés par numéro atomique Z croissant.

17 Tableau périodique des éléments																	
1 H Hydrogène 1,008																	2 He Hélium 4,003
3 Li Lithium 6,941	4 Be Béryllium 9,012											5 B Bore 10,811	6 C Carbone 12,011	7 N Azote 14,007	8 O Oxygène 15,999	9 F Fluor 16,998	10 Ne Néon 20,180
11 Na Sodium 22,990	12 Mg Magnésium 24,305											13 Al Aluminium 26,982	14 Si Silicium 28,086	15 P Phosphore 30,974	16 S Soufre 32,066	17 Cl Chlore 35,453	18 Ar Argon 39,948
19 K Potassium 39,098	20 Ca Calcium 40,078	21 Sc Scandium 44,956	22 Ti Titane 47,880	23 V Vanadium 50,942	24 Cr Chrome 51,996	25 Mn Manganèse 54,938	26 Fe Fer 55,847	27 Co Cobalt 58,933	28 Ni Nickel 58,690	29 Cu Cuivre 63,546	30 Zn Zinc 65,390	31 Ga Gallium 69,723	32 Ge Germanium 72,610	33 As Arsenic 74,922	34 Se Sélénium 78,960	35 Br Brome 79,904	36 Kr Krypton 83,800
37 Rb Rubidium 85,468	38 Sr Strontium 87,620	39 Y Yttrium 88,906	40 Zr Zirconium 91,224	41 Nb Niobium 92,906	42 Mo Molybdène 95,940	43 Tc Technetium 98,906	44 Ru Ruthénium 101,070	45 Rh Rhodium 102,906	46 Pd Palladium 106,420	47 Ag Argent 107,868	48 Cd Cadmium 112,411	49 In Indium 114,820	50 Sn Étain 118,710	51 Sb Antimoine 121,750	52 Te Tellure 127,600	53 I Iode 126,904	54 Xe Xénon 131,290
55 Cs Césium 132,905	56 Ba Baryum 137,327	57 à 71 Lanthanides	72 Hf Hafnium 178,490	73 Ta Tantale 180,948	74 W Tungstène 183,850	75 Re Rhénium 186,207	76 Os Osmium 190,200	77 Ir Iridium 192,220	78 Pt Platine 195,080	79 Au Or 196,967	80 Hg Mercure 200,590	81 Tl Thallium 204,383	82 Pb Plomb 207,200	83 Bi Bismuth 208,980	84 Po Polonium [209]	85 At Astate [210]	86 Rn Radon [220]
87 Fr Francium [223]	88 Ra Radium [226]	89 à 103 Actinides	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [277]	109 Mt Meitnérium [268]	110 Ds Darmstadtium [271]	111 Rg Roentgenium [272]	112 Cn Copernicium [285]	113 Nh Nihonium [284]	114 Fl Fleréviun [289]	115 Mc Moscovium [288]	116 Lv Livermorium [292]	117 Ts Tennessine [294]	118 Og Oganesson [294]
57 La Lanthane 138,906	58 Ce Cérium 140,115	59 Pr Praseodyme 140,908	60 Nd Néodyme 144,240	61 Pm Prométhium 146,915	62 Sm Samarium 150,360	63 Eu Europium 151,965	64 Gd Gadolinium 157,250	65 Tb Terbium 158,925	66 Dy Dysprosium 162,500	67 Ho Holmium 164,930	68 Er Erbium 167,260	69 Tm Thulium 168,934	70 Yb Ytterbium 173,040	71 Lu Lutécium 174,967			
89 Ac Actinium [227]	90 Th Thorium 232,038	91 Pa Protactinium 231,036	92 U Uranium 238,029	93 Np Neptunium [237]	94 Pu Plutonium [244]	95 Am Américium [243]	96 Cm Curium [247]	97 Bk Berkélium [247]	98 Cf Californium [251]	99 Es Einsteinium [252]	100 Fm Fermium [257]	101 Md Mendélévium [258]	102 No Nobélium [259]	103 Lr Lawrencium [262]			

III-Ordre de remplissage des niveaux d'énergie par les électrons :

III 1- Règle de Klechkowsky :

Le remplissage des couches et sous-couches est donné par la règle de Klechkowski. Il se fait par ordre $(n + l)$ croissant. Si $n+l$ est identique, la sous-couche dont le n est le plus petit sera remplie la première.

III . 2. Le principe d'exclusion de Pauli :

stipule que deux électrons ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques (n , m , l et s) égaux ce qui veut dire que les orbitales ne peuvent être occupées que par deux électrons au maximum et ils doivent différer par l'orientation de leur spin.

III . 3 . La règle de Hund :

A l'état fondamental, dans une sous-couche comportant plusieurs cases quantiques de même énergie, les électrons occupent le maximum de cases quantiques avant de s'apparier, les 24 spins des électrons non appariés étant parallèles.

III . 4 . électrons de valence :

Ce sont les électrons appartenant à la couche externe, appelé couche de valence sauf exception.

IV . Les familles chimiques :

Les éléments ayant des propriétés chimiques voisines forment une famille. Ils sont placés dans la même colonne. Leurs propriétés chimiques sont dues aux nombres d'électrons de leur couche externe.

IV . 1. La famille des alcalins :

A l'exception de l'hydrogène, les éléments de la première colonne appartiennent à la famille des alcalins.

IV. 2. La famille des halogènes :

Les éléments de la 17^e colonne (7^eème colonne de la classification simplifiée) appartiennent à la famille des halogènes.

IV.3. La famille des gaz nobles ou rares :

Les gaz rares sont peu présents dans l'atmosphère terrestre. Ce sont les éléments chimiques les plus stables. Ils sont inertes chimiquement c'est-à-dire qu'ils ne participent à aucune réaction chimique. Ils ne forment pas d'ions ni de molécules.

Pourquoi ? Leur dernière couche est saturée à 2 ou 8

Remarque :

Il est souvent commode de diviser la classification en différentes régions : les blocs s, p, d et f comme indiqué dans la classification ci-dessus. Ces blocs correspondent respectivement au remplissage des sous-couches s, p, d et f.

The diagram shows the periodic table with the following labels:

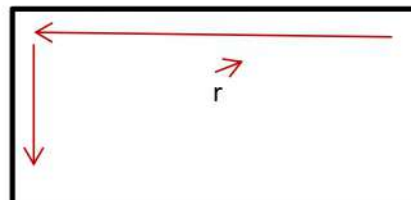
- Éléments typiques**: Groups I and II.
- Éléments principaux (s, p)**: Groups I, II, and III-VIII.
- Métaux de transition**: Groups III-VII.
- Bloc s**: Groups I and II.
- Bloc d**: Groups III-VII.
- Bloc p**: Groups III-VIII.
- Bloc f**: Lanthanides and Actinides.
- Périodes**: 1 to 7.
- Lanthanides** and **Actinides**: f-block elements.

V. Evaluation des propriétés physiques au sein de la classification périodique :

V. 1. Le rayon atomique r

Selon une colonne Z augmente, r augmente

Selon une période Z diminue, r augmente



V. 2. Energie d'ionisation. E_i

a) Définition

- Ioniser un atome, c'est lui enlever un ou plusieurs électrons

- L'énergie de première ionisation d'un atome est l'énergie nécessaire pour extraire un électron de l'atome à l'état gazeux

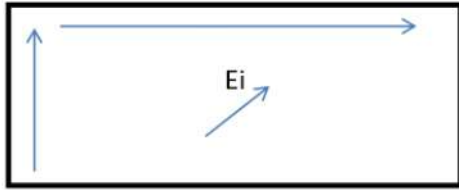


- L'énergie de deuxième ionisation



Selon une colonne Z diminue, E_i augmente

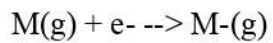
Selon une période Z augmente, E_i augmente



V.3 . Affinité électronique

a) Définition

- C'est l'énergie de la transformation : énergie libérée par l'atome neutre d'un élément quand il capte un électron.



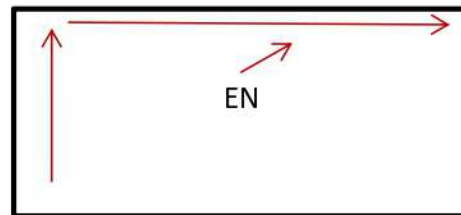
V. 4. Electronegativité EN

a) Définition :

L'électronégativité mesure la tendance d'un atome à prendre des électrons en présence d'un autre atome.

Selon une colonne Z diminue χ augmente

Selon une période Z augmente χ augmente



TD N°5 - Configuration électronique et classification périodique :

Exercice 1 :

1) Indiquer si les symboles suivants peuvent caractériser ou non une orbitale atomique si oui donné la fonction d'onde correspondante :

a) 4s b) 1p c) 3p d) 3f e) 4d

2) Déterminer les quadruplets de nombres quantiques des 5 électrons de l'atome de B ($Z = 5$).

Exercice 2 :

On donne les éléments suivants : Li ($Z=3$), Na ($Z= 11$), Al ($Z=13$), S ($Z=16$), Ar ($Z=18$), Ca ($Z=20$), Ti ($Z=22$), Br ($Z=35$).

- 1- Donner leurs structures électroniques ainsi que le remplissage des cases quantiques de leur couche de valence. Dédurre, leur position exacte dans le tableau périodique.
- 2- Quels sont les ions les plus probables formés par Li, S, Ca, Ti, Br, ? Pourquoi ces ions sont-ils les plus stables ?
- 3- En utilisant les règles de Slater, calculer la charge effective pour chaque électron de valence de l'atome de Li ainsi que l'énergie correspondante en eV.

Données : Consulter la table des constantes d'écrans

Exercice 3 :

Déterminer la configuration électronique des éléments suivants :

- 1- Un élément appartient au groupe II_B du tableau périodique et à sa 4^{ème} période.
- 2- L'étain Sn appartient à la 14^{ème} colonne et dans la 5^{ème} période du tableau périodique.
- 3- Un élément se trouve dans la 3^{ème} colonne du bloc d et dans la 4^{ème} période du tableau périodique.
- 4- Un atome qui a la sous-couche 3d à moitié remplie ?
- 5- Un atome qui a la sous-couche 3d remplie ?

Exercice 4 :

On propose différentes configurations électroniques pour l'atome de Nickel ($Z=28$) :

Parmi ces configurations : a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^0$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^8 3d^6 4s^2$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2 4p^2$

- 1) Laquelle est impossible et pourquoi ?
- 2) Quelle est celle qui représente l'atome de Nickel à l'état fondamental ? Préciser le nombre d'électrons célibataires.
- 3) Quelle est celle qui ne comporte aucun électron célibataire ?

Exercice 5 :

- 1) Classer les atomes suivants par ordre croissant de rayon atomique, énergie de première ionisation et électronégativité : $_{34}\text{Se}$, $_{38}\text{Sr}$, $_{52}\text{Te}$, $_{9}\text{F}$, $_{35}\text{Br}$ et $_{55}\text{Cs}$.
- 2) Dans chacune des paires suivantes, quel serait l'ion le plus volumineux : $\text{B}^{3+}/\text{F}^{-}$, $\text{Cs}^{+}/\text{Cl}^{-}$, $\text{O}^{2-}/\text{Te}^{2-}$?

Exercice 6 sans solution :

A) L'atome d'un élément X donné a la configuration suivante dans l'état fondamental : $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 4\text{S}^2 3\text{d}^{10} 4\text{P}^1$

- a) Quel est le numéro atomique de cet élément ?
- B) Peut-on attribuer un nombre de masse ? pourquoi ?
- c) Quel est le nombre des électrons de valence ?
- d) Quel est les valeurs des quatre nombres quantiques pour l'électron situé dans l'orbitale d'énergie le plus élevé ?
- e) Situer l'élément x dans le tableau périodique (période et groupe).

Parmi les ions suivants $_{13}\text{Al}^{+3}$, $_{21}\text{Sc}^{+3}$, et $_{29}\text{Cu}^{+}$ quel est celui qui appartient au même période que x

Solutions des exercices :

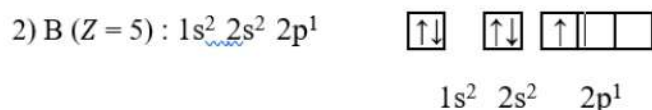
Exercice 1 :

- 1- Chaque sous couche (s, p, d et f) se compose d'une orbitale atomique ou plus. Le triplet (n,l,m) caractérise une orbitale atomique. :

	n	l	m	fonction d'onde
4s	4	0	0	$\Psi_{4,0,0}$
3p	3	1	-1, 0, +1	$\Psi_{3,1,-1}, \Psi_{3,1,0}, \Psi_{3,1,+1}$
4d	4	2	-2, -1, 0, +1, +2	$\Psi_{4,2,-2}, \Psi_{4,2,-1}, \Psi_{4,2,0}, \Psi_{4,2,+1}, \Psi_{4,2,+2}$

1p impossible $\Rightarrow n=1, l=0$: les O.A p sont caractérisés par le nombre quantique $l=1$

3f impossible $\Rightarrow n=3, l=0, 1, 2$: les O.A f sont caractérisés par le nombre quantique $l=3$



Les quadruplets de nombres quantiques (n, l, m, s) sont :

1^{er} électron 1s : (1, 0, 0, +1/2), 2^{ème} électron 1s : (1, 0, 0, -1/2),

1^{er} électron 2s : (2, 0, 0, +1/2), 2^{ème} électron 2s : (2, 0, 0, -1/2),

L'électron 2p : (2, 1, -1, +1/2),

Exercice 2:

1- Configuration électronique des atomes:

Li (Z=3): $1s^2 2s^1$.

Na (Z=11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Al (13) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

S (13) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

Ar (18) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Ca (Z=20): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

Ti (Z=22): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$.

Br (Z=35): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.

Elément	<i>4Li</i>	<i>11Na</i>	<i>13Al</i>	<i>18Ar</i>	<i>20Ca</i>	<i>22Ti</i>	<i>16S</i>	<i>35Br</i>
C. de valence	$2s^1$	$3s^1$	$3s^2 3p^1$	$3s^2 3p^6$	$4s^2$	$4s^2 3d^2$	$3s^2 3p^4$	$4s^2 4p^5$
Période	2	3	3	3	4	4	3	4
Colonne	2	1	13	18	2	4	16	17
Groupe	<i>I_A</i>	<i>I_A</i>	<i>III_A</i>	<i>VIII_A</i>	<i>II_A</i>	<i>IV_B</i>	<i>VI_A</i>	<i>VII_A</i>
Famille	Acalins	Acalins	Bore	Gaz rare	Acalino-terreux	Métal de transition	chalcogène	Halogène

$Li^+ : 1s^2 2s^0 = [He]$,

Li forme l'ion $Li^+ : 1s^2 2s^0$ en perdant un électron, il prend la structure électronique du gaz rare le plus proche He.

$Ca^{+2} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 = [Ar]$, $S^{-2} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (S accepte deux électrons)

$Br : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 = [Kr]$. (Br accepte un électron)

Les éléments du bloc d perdent facilement les deux électrons s de la dernière couche.

$Ti^{+2} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^2$.

Ils peuvent en outre perdre un ou plusieurs électrons d, de sorte qu'ils donnent souvent deux ou plusieurs ions stables.



La configuration électronique de Li est : $1s^2 2s^1$

La charge effective Z^* est donnée par : $Z^* = Z - \sigma_j = Z - \sum \sigma_{ij}$ σ_j : constante d'écran

σ_{ij} : Constante d'écran pour chaque électron i qui exerce un effet d'écran sur un électron j.

On peut écrire cette configuration sous forme de 2 groupes : $(1s^2)(2s^1)$.

L' électron 2s de la couche externe $n=2$ est écranté par :

- 2 électrons (1s) de la couche profonde $n-1$: $\sigma_{ij}=0,35$.

$$\sigma_j = \sum \sigma_{ij} = 2 \times 0,35 = 1,70$$
$$Z^* = Z - \sigma_j = 3 - 1,70 = 2,30$$

La charge effective pour chacun de l'électron 3s est : $Z^* = 2,30$

Chaque électron 3s contribue à une énergie E_i telle que : $E_1 = -13,6 \frac{Z^{*2}}{n^2} = -13,6 \frac{(2,30)^2}{2^2} = -5,75 \text{ eV}$

Un électron de la couche interne (1s) a donc comme électrons d'écran :

- 1 électron (1s) de la couche $n(1)$: $\sigma_{ij}=0,31$.

L' électron de la couche $n+1$ ne fait pas écran : $\sigma_{ij}=0$.

$$\sigma_j = \sum \sigma_{ij} = 0,31$$
$$Z^* = Z - \sigma_j = 3 - 0,31 = 2,69$$

Chaque électron (1s) contribue à une énergie E_i telle que : $E_2 = -13,6 \frac{2,69^2}{1^2} = -97,69 \text{ eV}$

L'énergie correspondante aux 3 électrons de Li est la somme de la contribution de chaque électron i telle que :

$$E_t = \sum E_i = E_1 + 2E_2 = (-5,75) + 2 \times (-97,69) = -201,13 \text{ eV}$$

La réaction d'ionisation de Li est : $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + 1\text{e}$

C'est l'électron 2s qui est éjecté. L'énergie de première ionisation est :

$$E_{ion} = -E_1 = 5,75 \text{ eV}$$

Exercice 3 :

Un élément appartient au groupe II_B du tableau périodique et à sa 4^{ème} période.

Quatrième période $\Rightarrow$ sa couche externe est caractérisée par $n=4$

Groupe II_B : La couche de valence renferme 12 électrons : $4s^2 3d^{10}$

$$X_1: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} \Rightarrow Z=30.$$

L'étain Sn appartient à la 5^{ème} période $\Rightarrow$ sa couche externe est caractérisée par $n=5$

L'étain Sn appartient à la 14^{ème} colonne $\Rightarrow$ sa couche de valence renferme 4 électrons : $5s^2 5p^2$

$$X_2: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 5s^2 5p^2 \Rightarrow Z=50.$$

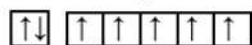
Un élément appartient à la 4^{ème} période $\Rightarrow$ sa couche externe est caractérisée par $n=4$

Cet élément appartient à la 3^{ème} colonne du bloc d $\Rightarrow$ La couche de valence renferme 5 électrons (3 dans la sous couche d et 2 dans la sous couche s) :

$$X_3: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3 \Rightarrow Z=23.$$

Un atome qui a la sous-couche 3d à moitié remplie :

Deux configurations sont possibles : X_4 possède une couche de valence $4s^2 3d^5$



$$X_4: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5 \Rightarrow Z=25$$

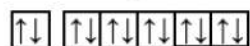
$$X_5 \text{ a une couche de valence } 4s^2 3d^4 \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{}$$

$X_5: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ configuration instable

$$X_5 : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5 \Rightarrow Z=24 \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$$

Un atome qui a la sous-couche 3d remplie ?

Deux configurations sont possibles: X_1 a une couche de valence $4s^2 3d^{10}$



$$X_1: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} \Rightarrow Z=30$$

$$X_6 \text{ possède une couche de valence } 4s^2 3d^9 \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow}$$

$X_6: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ configuration instable

$$X_6: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} \Rightarrow Z=29 \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$$

Exercice 4 :

La configuration b représente un état impossible parce que la sous couche p ne peut recevoir que 6 électrons au maximum.

La configuration c représente l'atome de Nickel à l'état fondamental :

La couche de valence du nickel est : $4s^2 3d^8$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$

Elle a 10 électrons de valences et deux électrons célibataires.

Les deux configurations a et d représentent deux états excités du nickel : la configuration (a) ne comporte aucun électron célibataire.

Exercice 5 :

- 1) Classer les atomes suivants par ordre croissant de rayon atomique, énergie de première ionisation et électronégativité : Se, Sr, Te, F, Br et Cs.

<i>Elément</i>		<i>Période</i>	<i>Colonne</i>
${}_9F$	$1s^2 2s^2 2p^5$	2	17
${}_{34}Se$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2} 3d^{10} \underline{4p^4}$	4	16
${}_{35}Br$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2} 3d^{10} \underline{4p^5}$	4	17
${}_{38}Sr$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 \underline{5s^2}$	5	2
${}_{52}Te$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$	5	16
${}_{55}Cs$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$	6	1

Dans une même période $Z \nearrow \Rightarrow EI \nearrow, EN \nearrow$ et $R_a \searrow$:

Dans une même colonne $Z \nearrow \Rightarrow EI \searrow, EN \searrow$ et $R_a \nearrow$:

F et Br appartiennent à la même colonne : $EI_F > EI_{Br}, EN_F > EN_{Br}, R_{aF} < R_{aBr}$,

Se et Te appartiennent à la même colonne : $EI_{Se} > EI_{Te}, EN_{Se} > EN_{Te}, R_{aSe} < R_{aTe}$,

Se et Br appartiennent à la même période : $EI_{Br} > EI_{Se}, EN_{Br} > EN_{Se}, R_{aBr} < R_{aSe}$,

Sr et Te appartiennent à la même période : $EI_{Te} > EI_{Sr}, EN_{Te} > EN_{Sr}, R_{aTe} < R_{aSr}$,

Lorsque le nombre de période augmente $EI \searrow, EN \searrow$ et $R_a \nearrow$

Cs a le nombre quantique n le plus élevé $\Rightarrow$ il a la valeur la plus petite d'EI et d'EN et il a le plus grand rayon.

Classement global :

Selon l'énergie d'ionisation : $EI_F > EI_{Br} > EI_{Se} > EI_{Te} > EI_{Sr} > EI_{Cs}$

Selon l'énergie l'électronégativité : $EN_F > EN_{Br} > EN_{Se} > EN_{Te} > EN_{Sr} > E_{Cs}$

Selon le rayon atomique : $R_{\text{F}} < R_{\text{Br}} < R_{\text{Se}} < R_{\text{Te}} < R_{\text{Sr}} < R_{\text{Cs}}$

- 2) Dans chacune des paires suivantes, quel serait l'ion le plus volumineux : $\text{B}^{3+}/\text{F}^{-}$, $\text{Cs}^{+}/\text{Cl}^{-}$, $\text{O}^{2-}/\text{Te}^{2-}$?

Par définition, le rayon atomique est le rayon de l'OA de valence. Il donne une estimation de la taille de l'atome.

$$R = 0,53 \frac{n^2}{Z^*}$$

La charge nucléaire effective Z_{eff} augmente de gauche à droite dans une période (on peut le vérifier par les règles de Slater). Les électrons sont plus attirés vers les noyaux et donc les rayons atomiques diminuent. Ainsi, l'augmentation de Z_{eff} se fait de manière plus irrégulière dans une colonne, du fait de l'existence de sous-couches d ou f .

e) ${}_5\text{B} : 1s^2 2s^2 2p^1$ ${}_9\text{F} : 1s^2 2s^2 2p^5$ B et F $\in$ à la même période $R_{\text{B}} > R_{\text{F}}$

-Si on arrache un électron, le rayon diminue (moins d'électrons, Z_{eff} plus grande) (pour le B on arrache 3 électrons).

-Si on ajoute un électron, le rayon augmente (plus d'électrons, Z_{eff} diminue) $\Rightarrow R_{\text{F}^{-}} > R_{\text{B}^{3+}}$.

${}_{55}\text{Cs} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$

${}_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

(${}_{55}\text{Cs}$ a beaucoup plus d'électrons que $\text{Cl} \Rightarrow Z_{\text{eff}}(\text{Cl}) > Z_{\text{eff}}(\text{Cs})$) $R_{\text{Cs}} > R_{\text{Cl}}$

Cl gagne un électron, Z_{eff} diminuée le rayon augmente. Cs perd un électron, Z_{eff} augmente, le rayon diminue $\Rightarrow R_{\text{Cl}^{-}} > R_{\text{Cs}^{+}}$

-Les rayons atomiques augmentent en descendant dans un même groupe. $\Rightarrow R_{\text{Te}} > R_{\text{O}}$.

Les deux éléments Te et O ont la même charge $\Rightarrow$ la règle précédente reste toujours valide $\Rightarrow R_{\text{Te}^{2-}} > R_{\text{O}^{2-}}$.

I. Rappel :

Les molécules existent à cause, de l'existence des forces intramoléculaires attractives, entre les atomes qu'on appelle les liaisons chimiques.

En 1916, deux classes de liaisons chimiques ont été décrites : la liaison ionique par Walther Kossel (Allemagne) et la liaison covalente par G. N. Lewis (Université de Californie). Ils se sont basés sur l'idée qu'un noyau chargé positivement est entouré d'électrons ordonnés en couches ou niveaux d'énergie concentriques. Sur chaque couche, il y a un nombre maximum d'électrons, deux dans la première, 8 dans la deuxième, 18 dans la troisième ou 8 si c'est la dernière couche, et ainsi de suite. La stabilité maximale est obtenue quand la couche externe est remplie, comme dans les gaz rares ou nobles (8 e⁻ sur la dernière couche). Avec les liaisons ioniques comme avec les liaisons covalentes, les atomes ont tendance à acquérir une configuration électronique stable.

Classés en **liaisons fortes** et **liaisons faibles**:

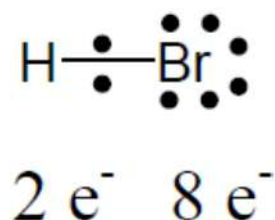
En fonction de l'énergie de liaison qui permet de mesurer « la force » de la liaison

A. Les liaisons :

I. Règle de l'octet :

Les gaz rares possèdent 8 e⁻ sur la dernière couche (sauf He qui en possède 2) ce qui leur confère une stabilité particulière. Ils ont une réactivité chimique très faible. Tous les autres éléments ne possèdent pas 8 e⁻ sur leur dernière couche, ceux-ci auront donc tendance à former des molécules de manière à atteindre la configuration électronique de type gaz rare.

EX : HBr



II. Liaisons fortes :

- énergie de dissociation pour briser des liaisons fortes: de 200 à 500 kJ.mol⁻¹

- 3 types limites de liaisons fortes:

- liaison covalente
- liaison ionique
- liaison métallique

II . 3.La liaison ionique :

1.Liaison covalente :

Formule de Lewis :

Une liaison covalente peut être décrite, comme la mise en commun d'une paire d'électrons par deux atomes. Les atomes forment des liaisons pour acquérir la configuration électronique des gaz rares (règle de l'octet).

II . 2. Liaison dative :

Dans ce type de liaison on a un atome donneur et un atome accepteur.

II . 3.La liaison ionique :

Cette liaison résulte d'un transfert d'électron(s).

Moment dipolaire :

On calcule le moment dipolaire théorique ou ionique, c.a.d le moment dipolaire qu'aurait la liaison si elle était ionique avec la même distance entre les atomes par la relation

$\mu = q.d$ (ou q est la charge et d la distances entre les atomes) , ou μ est mesuré en Coulomb.m (C.m) ou en Debye adaptée au grandeurs atomiques : $1D=3.336.10^{-30}$ C.m

III . 4.Liaison métallique :

- s'établit entre atomes d'électronégativités faibles et possédant peu d'électrons sur leur couche externe (1, 2 ou 3 électrons)
 - mise en commun d'électrons non pas sur 2 atomes mais sur un nombre illimité d'atomes: phénomène de délocalisation des électrons dans tout l'échantillon
- les atomes métalliques perdent, dans l'établissement de la liaison, l'influence sur leurs électrons externes: ils deviennent donc des ions positifs dont les positions, si le métal est solide, sont fixes les unes par rapport aux autres.

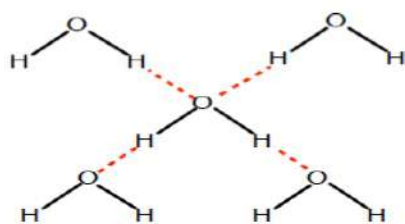
IV . Liaisons faibles :

- ont des énergies de dissociation inférieure à 50 kJ.mol^{-1}
- sont dues à des forces de cohésion qui s'exercent entre des atomes incapables de former des liaisons de valence ou entre des molécules où les possibilités de liaisons fortes sont déjà saturées.

IV . 1 . Liaison hydrogène :

- Se produit lorsqu'un atome électronégatif (avec un ou plusieurs doublets libres) se trouve à proximité d'un atome d'hydrogène lié de façon covalente à un autre atome électronégatif.
- dirigée dans l'espace.

- liaisons H intramoléculaires et intermoléculaires.



IV . 2 . Liaisons de van der Waals :

- en général très faibles
- proviennent de l'attraction entre dipôles électriques permanents (pour les molécules polaires) ou induits dans les atomes ou molécules
- non dirigées dans l'espace
- énergie proportionnelle à $-C_{ste}/r^6$

V . L'électronégativité :

Elle est définie comme la tendance relative d'un atome à attirer à lui les électrons d'une liaison. Plus la différence d'électronégativité est forte entre deux atomes, plus la liaison est dite polarisée. Les éléments le plus électronégatifs se trouvent dans le coin supérieur droit du tableau périodique (F, O, N, Cl) et les électropositifs se trouvent à gauche de celui-ci.

Représentation de Lewis :

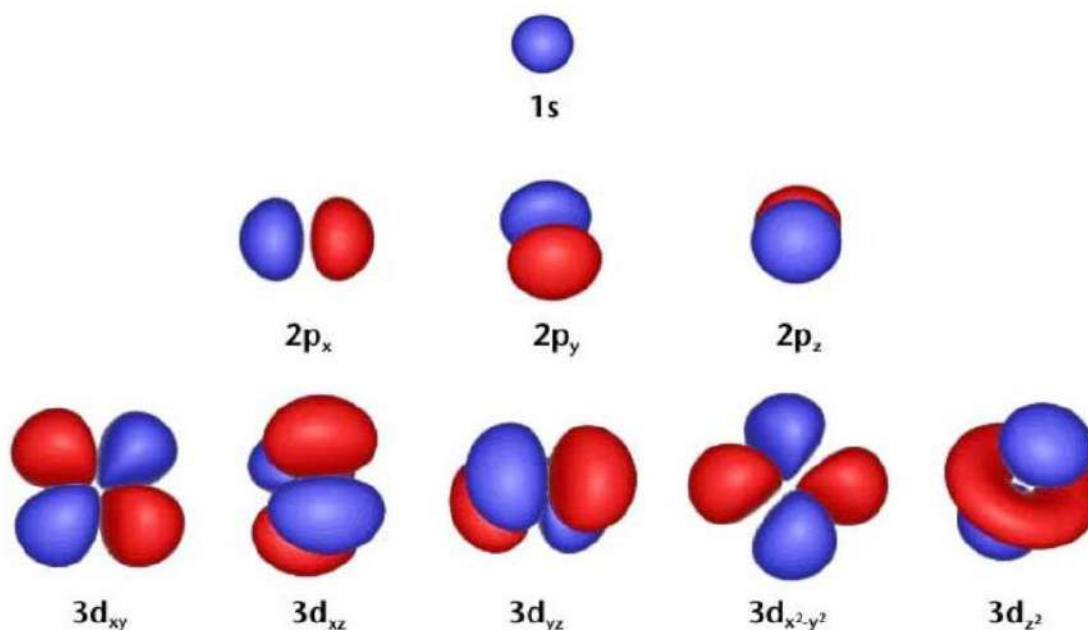
- 1-Lewis représente les structures en tenant compte de la Règle de l'Octet .Chaque atome doit être entouré d'un octet (8 e)
- 2- l'atome centrale est l'atome qui fait toutes les liaisons : on le représente en grils ,ou souligné
- 3- On fait la distribution électronique pour chaque atome
- 4-On représente la couche extérieure par des cases quantiques
- 5-Chaque e célibataire est représenté par un point
- 6- Chaque doublet d'e est représenté par un tiret
- 7- Certains atomes doivent subir un état d'excitation et d'autre un réarrangement électronique.

B-L 'état hybridé :

B.I – Le modèle des orbitales atomiques hybrides :

B.I. 1. Orbitales atomiques :

Dans un atome isolé, les orbitales atomiques utilisées pour décrire les états électroniques possèdent des symétries particulières (s, p, d, f). Ces symétries reflètent la symétrie sphérique de l'atome.



B.I .2.Orbitales atomiques hybrides :

Dans une molécule, le nuage électronique autour de l'atome s'adapte à son environnement et diffère de celui de l'atome isolé. Les orbitales atomiques se déforment. Le modèle des orbitales hybrides (ou modèle des liaisons de valence), permet de décrire les liaisons covalentes et les paires libres d'une molécule à l'aide d'orbitales atomiques "déformées" : les orbitales atomiques hybrides.

Les orbitales atomiques hybrides sont construites à partir du mélange des orbitales atomiques de l'atome isolé. Mathématiquement, le mélange de 2 OA s'écrit comme une combinaison linéaire : $\text{hybride} = C_1.OA1 + C_2.OA2$

❖ L'hybridation sp :

L'hybridation sp met en jeu le mélange d'une OA s et d'une OA p. La combinaison de ces deux OA donne lieu à deux hybrides sp orientées à 180° l'une de l'autre :

$$sp = c_1 \times s + c_2 \times p$$

$$sp = c_2 \times s - c_1 \times p$$



Schéma de l'hybride sp :

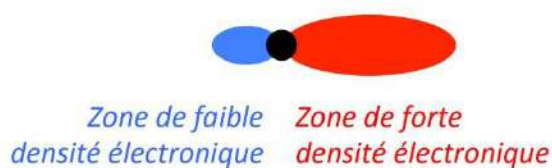
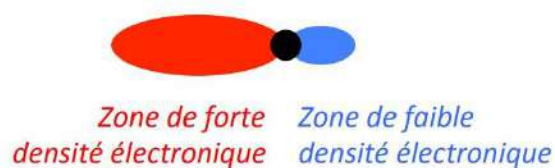
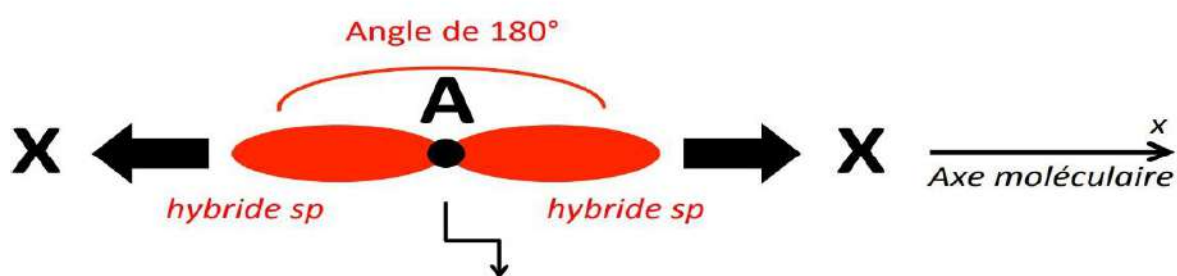


Schéma de l'hybride sp :



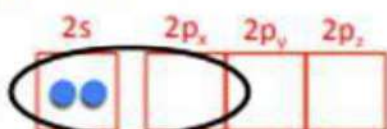
L'hybridation sp intervient dans les molécules de type dont la figure de réplulsion est linéaire.



L'état d'hybridation de l'atome A est de type sp

Exemple : la molécule BeH_2

Be [isolé] : $2s^2$



mélange $s + p$
→ 2 hybrides sp

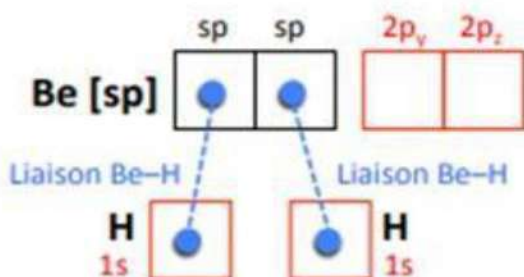
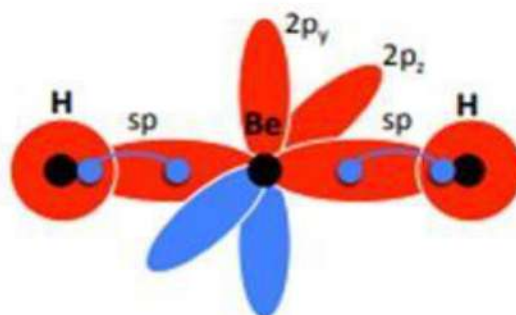


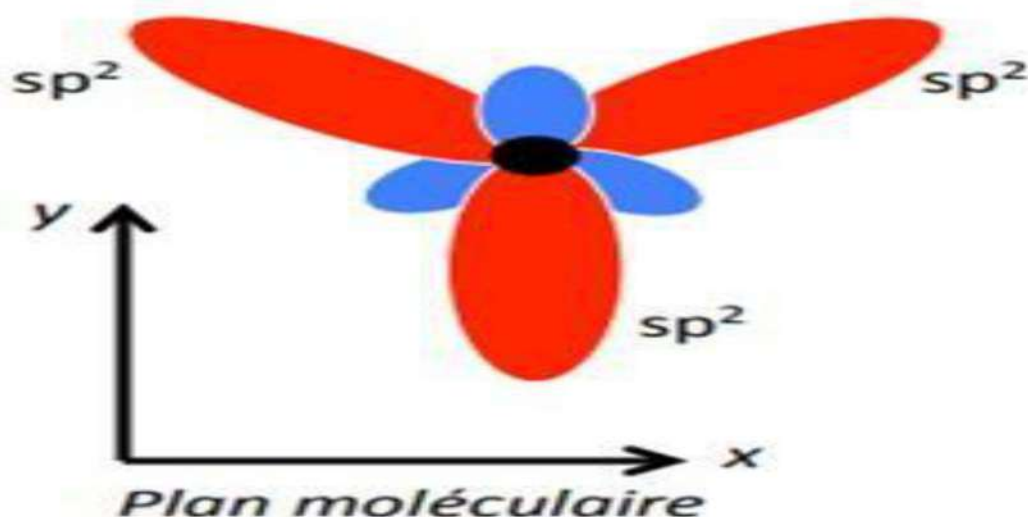
Schéma orbitalaire



Les OA $2p_y$ et $2p_z$ ne s'hybrident pas.
Elles gardent la même forme que dans l'atome isolé.

❖ L'hybridation sp^2 :

L'hybridation sp^2 met en jeu le mélange d'une OA s et de deux OA p . La combinaison de ces trois OA donne lieu à trois hybrides sp^2 orientées à 120° l'une de l'autre



Exemple : la molécule BH_3

B [isolé] : $2s^2 2p^1$



mélange $s + p + p$
 $\rightarrow$ 3 hybrides sp^2

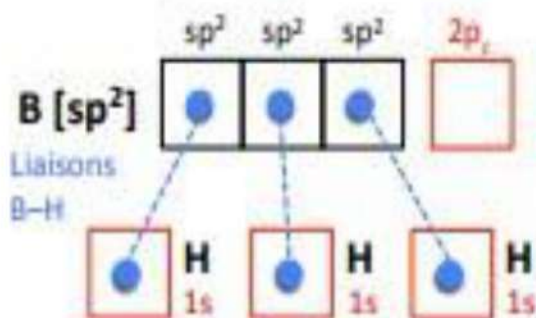
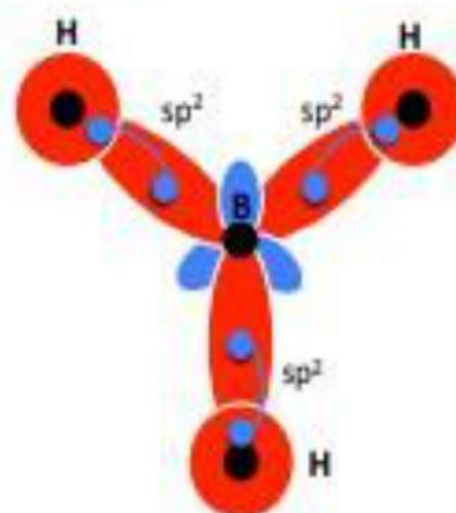


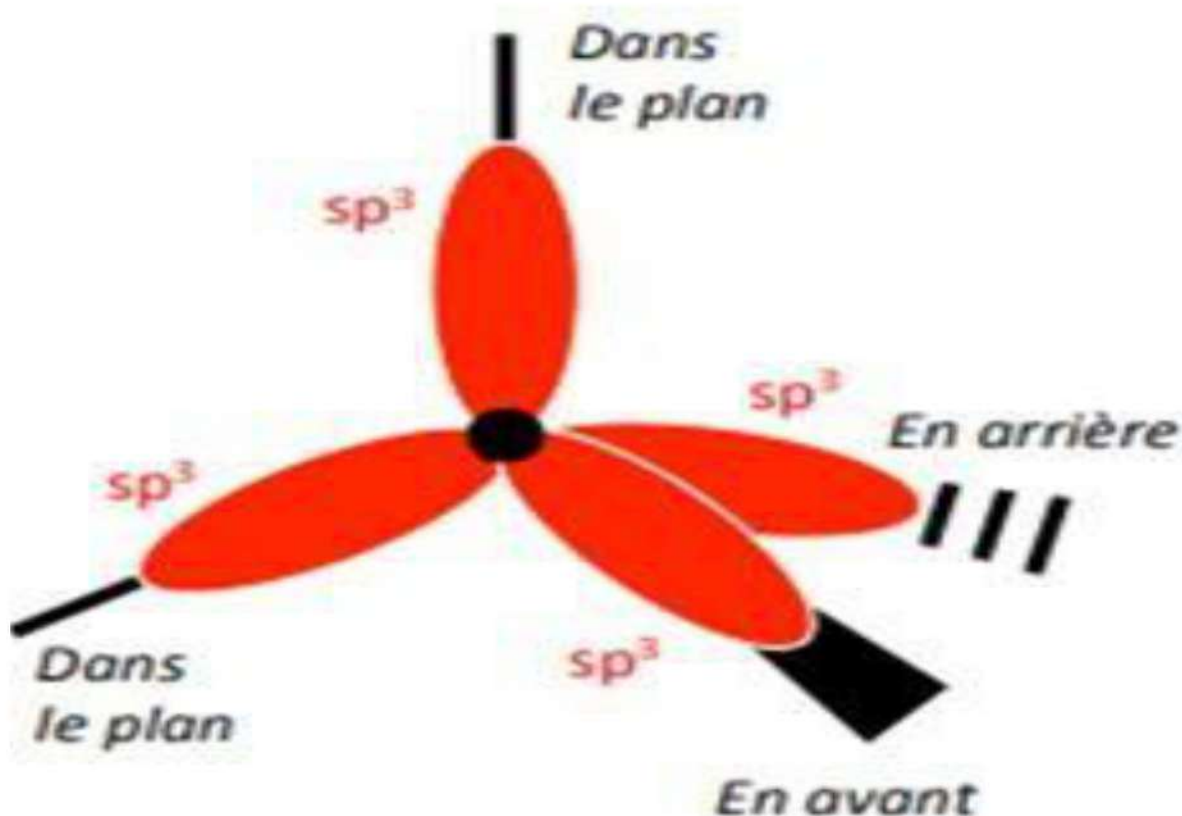
Schéma orbitalaire



L'OA $2p_z$ (perpendiculaire au plan moléculaire) ne s'hybride pas. Elle garde la même forme que dans l'atome isolé.

❖ L'hybridation sp^3 :

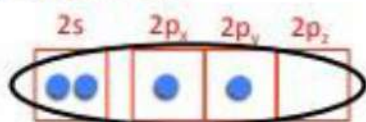
L'hybridation sp^3 met en jeu le mélange d'une OA s et de trois OA p. La combinaison de ces quatre OA donne lieu à quatre hybrides sp^3 orientées à $109,5^\circ$ l'une de l'autre :



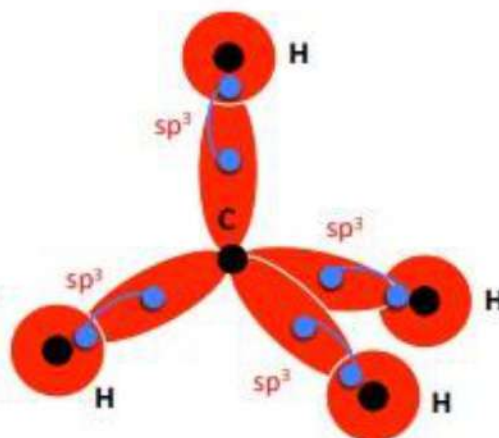
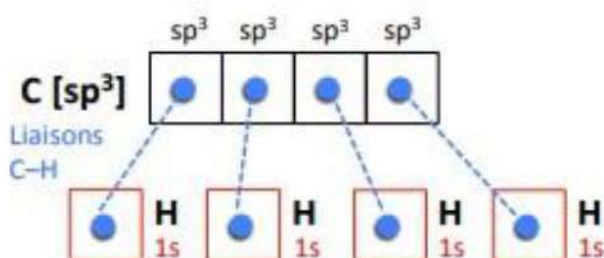
Exemple : la molécule CH_4

Schéma orbitalaire

C [isolé] : $2s^2 2p^2$

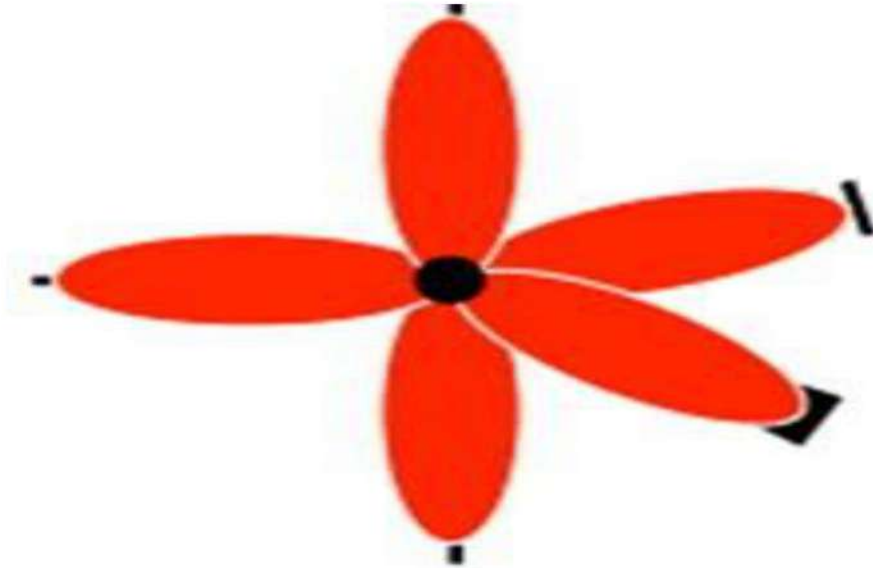


mélange $s + p + p + p$
 $\rightarrow$ 4 hybrides sp^3



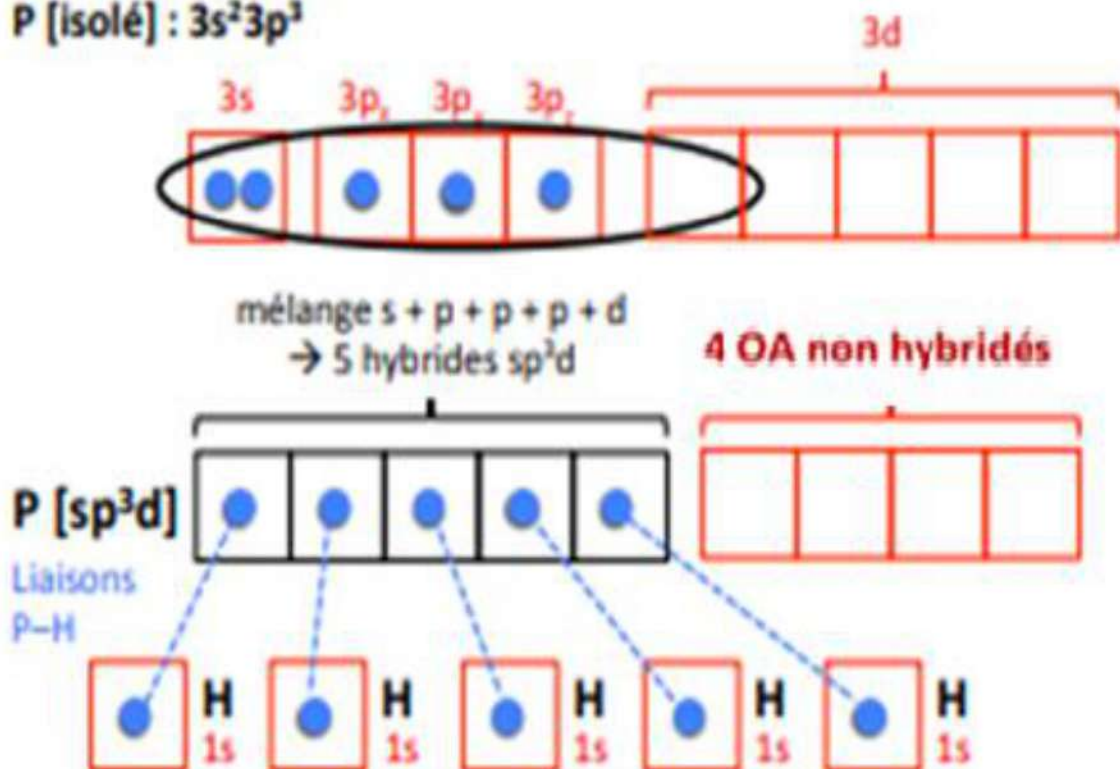
❖ L'hybridation sp^3d :

A partir de la couche M, les OA de type d peuvent participer à l'établissement des liaisons covalentes (hypervalence). L'hybridation sp^3d met en jeu le mélange d'une OA s, de trois OA p et d'une OA d. La combinaison de ces cinq OA donne lieu à cinq hybrides sp^3d .



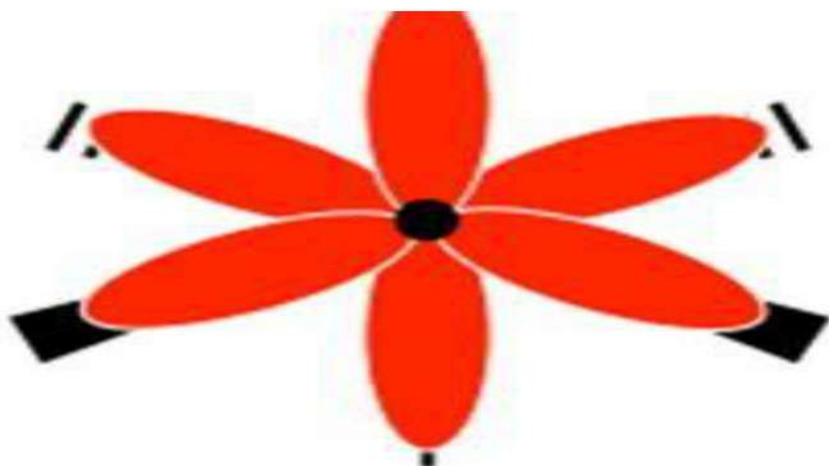
Exemple : la molécule PH_3

P [isolé] : $3s^2 3p^3$



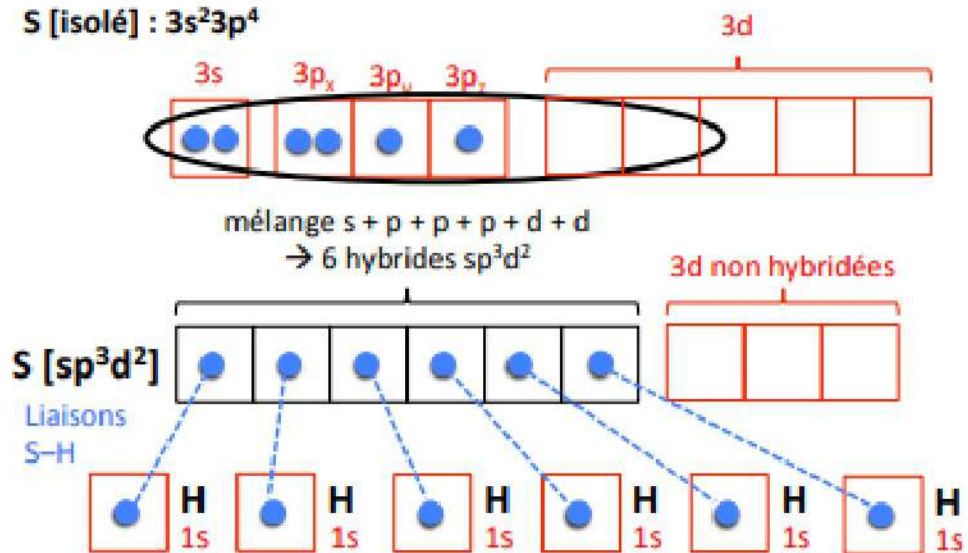
❖ **L'hybridation sp^3d^2 :**

L'hybridation sp^3d^2 met en jeu le mélange d'une OA s, de trois OA p et de deux OA d. La combinaison de ces six OA donne lieu à six hybrides sp^3d^2 .



Exemple : la molécule SH_6

S [isolé] : $3s^2 3p^4$



C. GEOMETRIE DES MOLECULES :

C.I . Principe de la Méthode de Gillespie (V.S.E.P.R) :

Cette méthode mise au point par Gillespie permet de prévoir très simplement la forme géométrique des molécules à partir de leur schéma de Lewis moléculaire.

L'hypothèse de Gillespie est que, un atome ayant une symétrie sensiblement sphérique, les doublets présents sur la couche de valence vont devoir se répartir à la surface d'une sphère. les doublets électroniques étant chargés négativement se repoussent et vont se placer de manière à être le plus éloigné possible les uns des autres. On obtient ainsi une figure de répulsion différente selon le nombre des doublets présents.

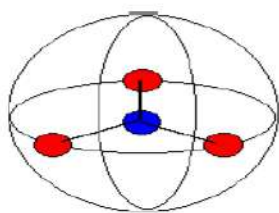
Deux doublets vont se placer aux deux extrémités d'un diamètre de la sphère. La figure de répulsion est un segment de droite.

Trois doublets vont se placer sur un plan équatorial de la sphère, dans des directions correspondant à celles d'un triangle équilatéral à 120° les unes des autres.

Quatre doublets vont se placer sur la surface de la sphère, dans des directions correspondant à celles d'un tétraèdre à $109,5^\circ$ les unes des autres.

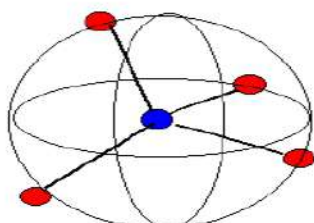
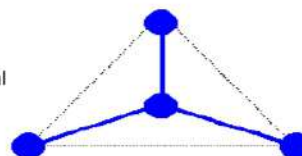
Cinq doublets vont se placer sur la surface de la sphère, dans des directions correspondant à celles d'un bi-pyramide à base triangulaire. Les trois premiers se plaçant à 120° les uns des autres sur un plan équatorial, les deux autres venant se placer de part et d'autre de ce plan.

Six doublets vont se placer sur la surface de la sphère, dans des directions correspondant à celles d'une bi-pyramide à base carrée ou octaèdre, les quatre premiers se plaçant aux sommets d'un carré dans un plan équatorial, les deux autres venant se placer de part et d'autre de ce plan.



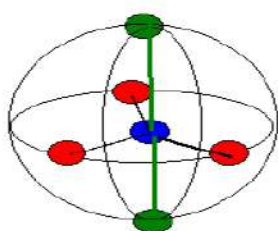
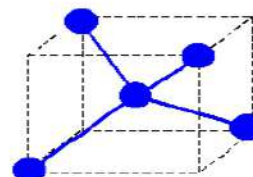
3 doublets

Figure de répulsion : Triangle équilatéral
3 angles de 120°
Figure plane
Tous les sommets sont équivalents



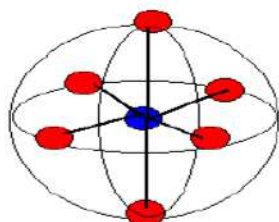
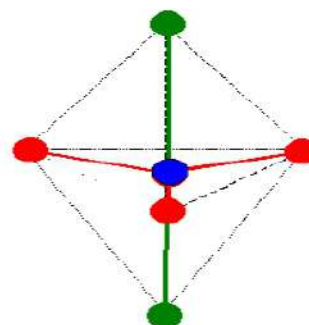
4 doublets

Figure de répulsion : Tétraèdre
Angles de $109^\circ 27'$
Figure inscrite dans un cube
Tous les sommets sont équivalents



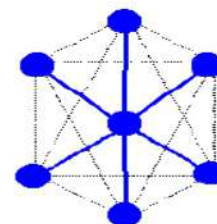
5 doublets

Figure de répulsion : bi-pyramide à base triangulaire
Angles de 120° et de 90°
Les sommets ne sont pas équivalents :
Sommets de type équatorial
Sommets de type axial



6 doublets

Figure de répulsion : Octaèdre
Angles de 90°
Tous les sommets sont équivalents



La méthode V.S.E.P.R consiste donc à déterminer la position relative des doublets entourant l'atome central, ces doublets pourront être de deux sortes : doublets participant à une liaison avec un autre atome. Ces doublets de liaison seront désignés par la lettre X doublets libres ne participant pas à une liaison avec un autre atome. Ces doublets libres seront désignés par la lettre E.

Ces deux types de doublets participeront à la figure de répulsion et détermineront la géométrie moléculaire. L'orientation relative des doublets de liaison fixera les directions de ces liaisons et donc la géométrie de la molécule.

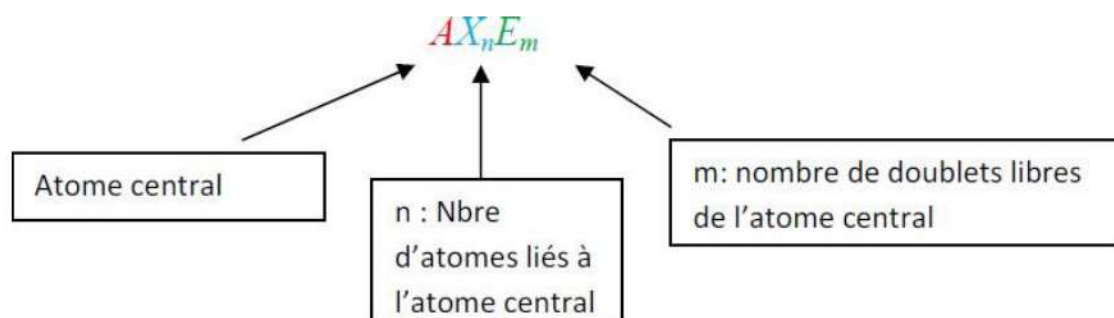
C.II . Détermination de la géométrie moléculaire :

Le premier travail consiste à trouver le schéma de LEWIS afin de connaître le nombre de doublets entourant l'atome central et par la même la figure de répulsion correspondante et donc la géométrie moléculaire.

Chapitre 6: Liaisons chimiques et géométrie des molécules

Nous allons distinguer plusieurs types moléculaires conduisant à des géométries différentes, selon le nombre total de doublets entourant l'atome central.

Un type moléculaire sera décrit par le symbolisme suivant : AX_nE_m



$n+m$: représente le nombre total de directions à prendre en compte et détermine la forme de base de la molécule autour de A.

Le type moléculaire AX_nE_m permet de donner la figure de répulsion.

$P=n+m$	Type moléculaire	Géométrie particulière	angles	exemples	Figures de répulsion
2 <i>droite</i>	AX_2	<i>linéaire</i>	180°	$BeCl_2$	$X-A-X$
	AXE	<i>Linéaire</i>	180°		$E-A-X$
3 <i>Triangle équilatéral</i>	AX_3	<i>Triangle</i>	120°	BF_3	
	AX_2E	<i>Coudée</i>	$<120^\circ$	SO_2	
	AXE_2	<i>linéaire</i>	180°		

Chapitre 6: Liaisons chimiques et géométrie des molécules

4 tétraèdre	AX_4	Tétraèdre	$109,5^\circ$	CH_4	
	AX_3E	Pyramide triangulaire	$<109,5^\circ$	NH_3	
	AX_2E_2	Coudée Forme en V	$<109,5^\circ$	H_2O	
	AXE_3	linéaire	180°		
5 Bipyramide triangle	AX_5	Bipyramides triangulaires	120° et 90°	PCl_5	
	AX_4E	papillon	$<120^\circ$ et $>90^\circ$	SF_4	
	AX_3E_2	Forme en T	$<90^\circ$	BrF_3	
	AX_2E_3	Linéaire			
6 octaèdre	AX_6	Octaèdre	90°	SF_6	
	AX_5E	Pyramide à base carrée	$>90^\circ$	BrF_5	
	AX_4E_2	Carrée	90°	X_2F_4	
	AX_3E_3	Forme en T	90°		
	AX_2E_4	Linéaire	180°		

TD N°6-Liaisons chimiques et géométrie des molécules :

Exercice 1 : Structure de Lewis/ Hybridation / V.S.E.P.R :

Soient les espèces chimiques suivantes :



a/ Donner la structure de Lewis pour chaque espèce.

b/ Donner selon la théorie V.S.E.P.R (Gillespie) l'état d'hybridation de l'atome central et la géométrie de chaque espèce.

Données : $Z(\text{N}) = 7$, $Z(\text{Be}) = 4$, $Z(\text{O}) = 8$, $Z(\text{Cl}) = 17$, $Z(\text{C}) = 6$, $Z(\text{B}) = 5$, $Z(\text{S}) = 16$.

Exercice 2:Hybridation qui fait intervenir les O.A d :

Les molécules et ions suivants n'obéissent pas à la règle de l'octet : PCl_5 , BrF_5 , SeF_6 .

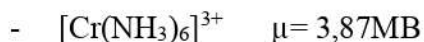
Pour chacune des ces molécules indiquer :

Le type d'hybridation de l'atome central.

La géométrie de la molécule et la figure de répulsion des paires d'électrons autour de l'atome central.

Exercice 3 : Hybridation dans les complexes :

Quel est le type d'hybridation de l'ion complexe suivant :



Donner la géométrie de chaque complexe

On donne : ${}_{24}\text{Cr}$; ${}_{28}\text{Ni}$; ${}_7\text{N}$; ${}_6\text{C}$; ${}_1\text{H}$.

Exercice 4 sans solution:

Le moment dipolaire mesuré de la molécule HCl est 1,08 D et la distance interatomique $\text{H}-\text{Cl}$ est de 127nm.

1- Calculer la valeur des charges partielles δ localisées sur H et sur Cl ?

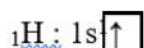
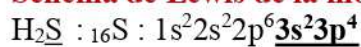
2- Calculer le pourcentage de caractère ionique (CI) de la liaison HCl ?

On donne la charge d'un électron $e = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$.

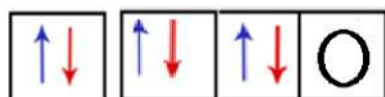
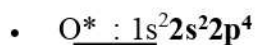
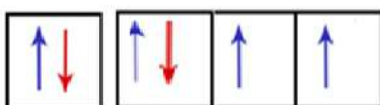
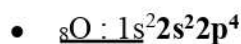
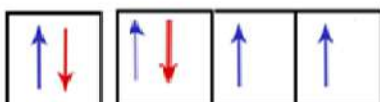
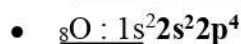
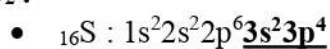
Solutions des exercices :

Exercice 1 :

Schéma de Lewis de la molécule H_2S

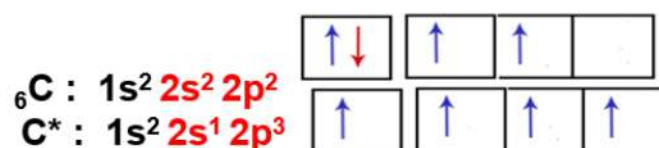


SO_2 :



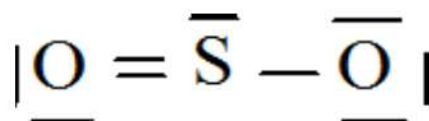
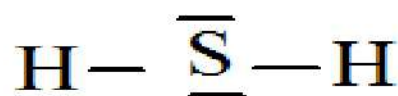
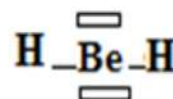
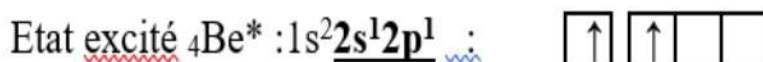
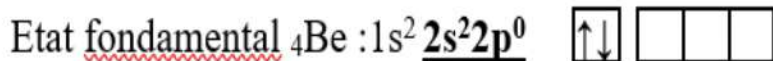
L'un des deux oxygènes passe à l'état excité

HCN :



Une liaison covalente simple. Une liaison triple.

BeH_2 :

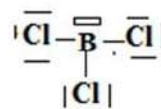


Chapitre 6: Liaisons chimiques et géométrie des molécules

BCl₃:

Etat fondamental ${}_5\text{B} : 1s^2 \underline{2s^2 2p^1}$: ↑↓ ↑

un é célibataires



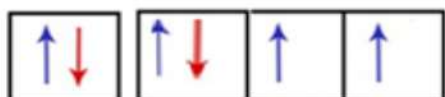
Etat excité ${}_5\text{B}^* : 1s^2 \underline{2s^1 2p^2}$: ↑ ↑ ↑

3 é célibataires = 3 liaisons

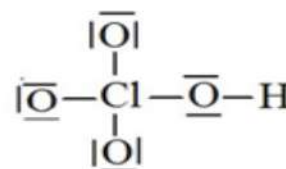
Schéma de Lewis de la molécule HClO₄:

${}_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^5}$ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑

${}_8\text{O} : 1s^2 \underline{2s^2 2p^4}$



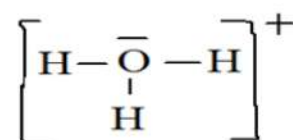
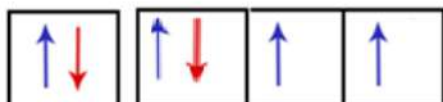
O* : $1s^2 \underline{2s^2 2p^4}$



(3 atomes O passent à l'état excité avec trois doublets)

H₃O⁺:

${}_8\text{O} : 1s^2 \underline{2s^2 2p^4}$



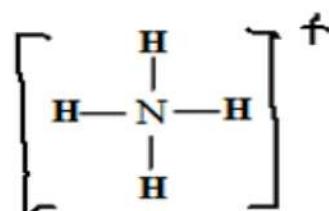
H : $1s^1$ ↑ H⁺ : $1s^0$

H est moins électronégatif que O, il perd un électron

NH₄⁺:

N : $1s^2 \underline{2s^2 2p^3}$ ↑↓ ↑ ↑ ↑

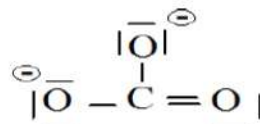
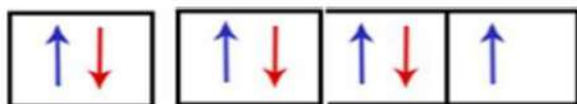
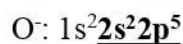
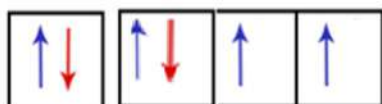
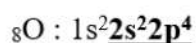
H : $1s^1$ ↑ H⁺ : $1s^0$



CO₃⁻²:

${}_6\text{C} : 1s^2 \underline{2s^2 2p^2}$ ↑↓ ↑ ↑
 $\text{C}^* : 1s^2 \underline{2s^1 2p^3}$ ↑ ↑ ↑ ↑

Chapitre 6: Liaisons chimiques et géométrie des molécules



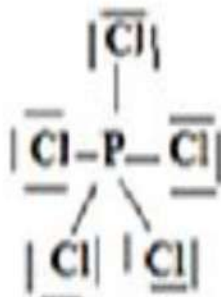
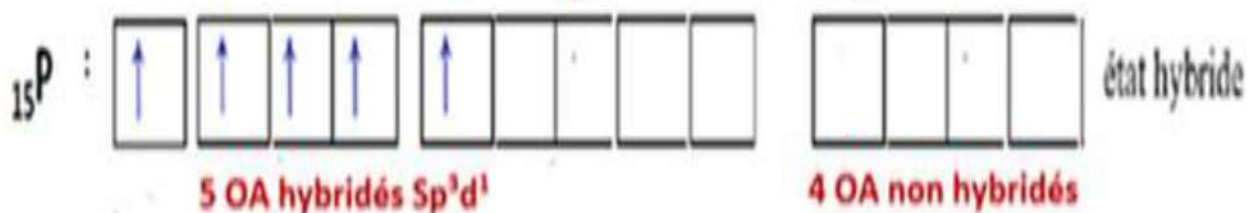
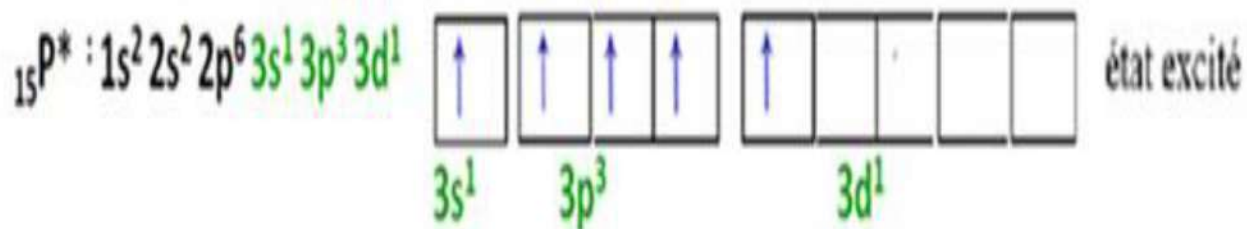
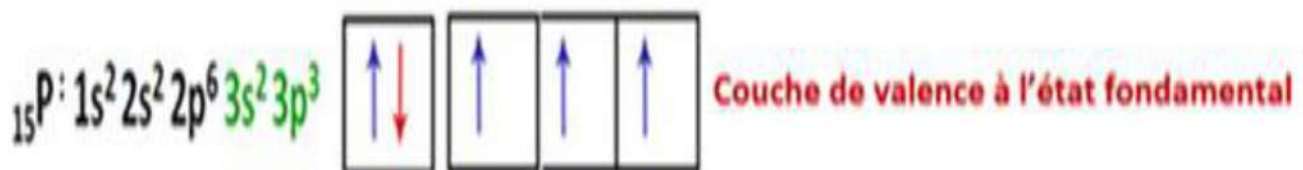
O est plus EN que C, il accepte un électron :

Pour déterminer la géométrie d'une molécule, selon le modèle de Gillespie, il suffit de calculer la somme $m+n$ et de déterminer le type moléculaire AX_mE_n .

Les structures de Lewis des molécules sont données dans l'exercice 1 :

Molécule	$\Sigma m+n$	Type	Figure de répulsion	Géométrie	Hybridation
H_2S	2	AX_2	Linéaire	Linéaire	sp
SO_2	3	AX_2E	Triangulaire plane	Forme de V	sp^2
HCN	2	AX_2	Linéaire	Linéaire	sp
BeH_2	2	AX_2	Linéaire	Linéaire	sp
BCl_3	3	AX_3	Triangulaire plane	Triangulaire plane	sp^2
HClO_4	4	AX_4	Tétraédrique	Tétraédrique	sp^3
H_3O^+	4	AX_3E_1	Tétraédrique	pyramide déformée	sp^3
NH_4^+	4	AX_4	Tétraédrique	Tétraédrique	sp^3
CO_3^{2-}	6	AX_3	Triangulaire plane	Triangulaire plane	sp^2

Exercice 2 :



structure de Lewis

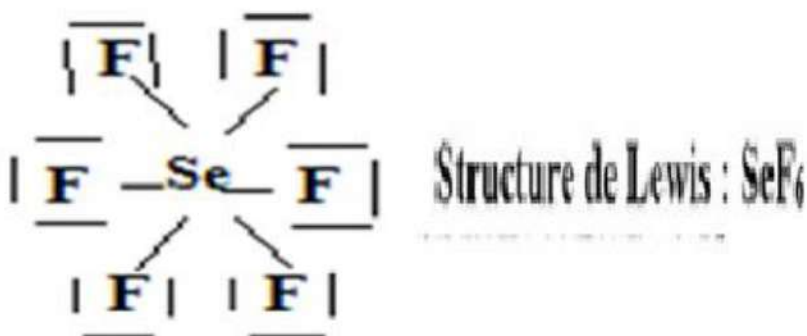
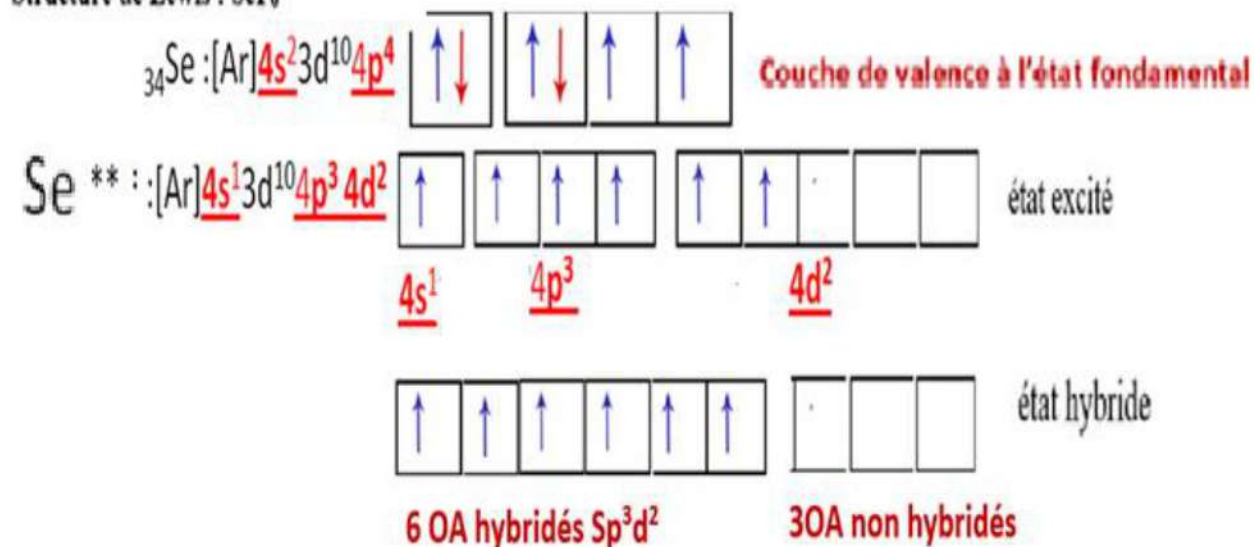
Hybridation et géométrie : PCl_5

Type moléculaire (V.S.E.P.R): AX_5

Hybridation : sp^3d

Géométrie : Bipyramide à base triangulaire

Structure de Lewis : SeF_6

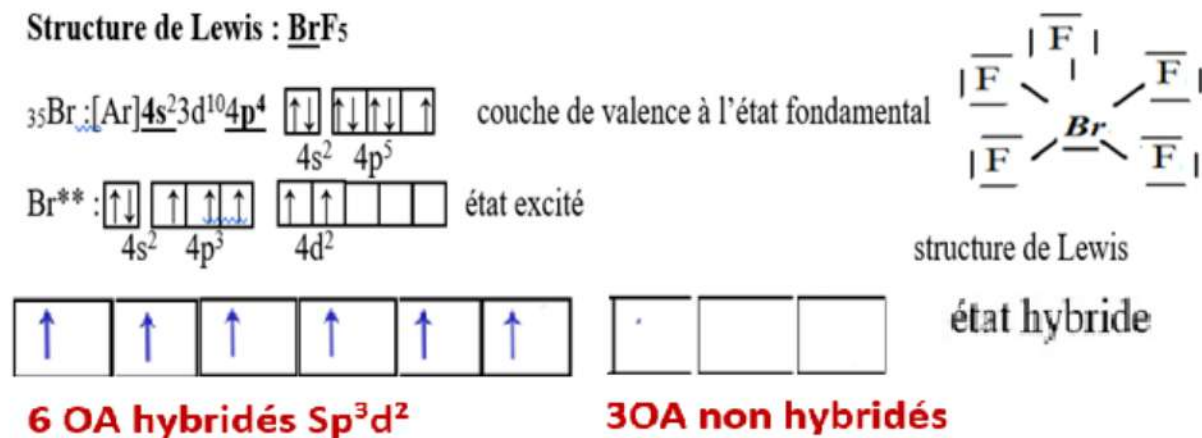


Hybridation et géométrie : SeF_6

Type moléculaire (V.S.E.P.R): AX_6

Hybridation : sp^3d^2 Géométrie : Octaèdre
(Bipyramide à base carrée)

Structure de Lewis : BrF_5



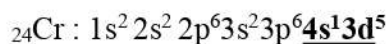
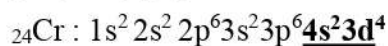
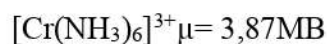
Hybridation et géométrie : BrF_5

Type moléculaire (V.S.E.P.R): AX_5E

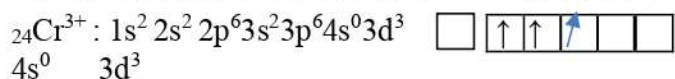
Hybridation : sp^3d^2 Géométrie : pyramide à base carrée

Exercice 3:

Hybridation et géométrie du complexe :



Calcul du degré d'oxydation D.O. 'x' de Cr : $x + 6 \times 0 = +3 \Rightarrow x = +3$

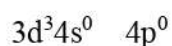


Détermination du nombre d'électrons célibataires dans le complexe :

$$\mu = \sqrt{n(n+2)} = 3,87 \Rightarrow n^2 + 2n - 15 = 0 \Rightarrow \sqrt{\Delta} = \sqrt{4 + 4 \times 1 \times 15} = 8$$

$$n_1 = -5 < 0 \text{ rejetée}; n_2 = 3 \text{ électrons célibataires}$$

Le chrome garde ces trois électrons célibataires :



Type d'hybridation : d^2sp^3

Géométrie : Bipyramide à base carrée (Octaèdre)

Références bibliographiques

1. <https://webphysique.fr/mole>
2. [https://www.Study Smarter.fr...chimie/concentration-chimie](https://www.StudySmarter.fr...chimie/concentration-chimie)
3. <https://energie-nucleaire.net/.../lois-de-la-chimie/conservation-masse>
4. [https://Staff.uni-batna2.dz/sites/default/files/taharchaouch.fichier .PDF](https://Staff.uni-batna2.dz/sites/default/files/taharchaouch.fichier.PDF)
5. L'atome et la molécule ; Pierre Miscovitz. Alger : OPU.1982, /ISSN/EAN S4/68506879
6. www.nouvelle-aquitaine.developpement-durable.gouv.fr/IMG/pdf/edl-unites-rad
7. [https://elearning.univ-msila.dz/moodle/pluginfile.php/59799... · Fichier PDF](https://elearning.univ-msila.dz/moodle/pluginfile.php/59799...)
8. Cours de chimie médecine 2015-2016. Pr. Legseir Belgacem. ATOME DE BOHR.
9. Epreuves de chimie corrigées tronc-commun TCBM&TCSN , M.Mouzali et R.Ouzane, Alger :OPU.1992.
10. [https://finedecine.univ-setif.dz/ProgrammeCours/1ère.chimi... · Fichier PDF](https://finedecine.univ-setif.dz/ProgrammeCours/1ère.chimi...)
11. Chimie Générale. Pr. Yasmina Ouennough.PDF
12. Les séries de TD pour les étudiants de sciences et techniques -université Badji Mokhtar Annaba entre les années 2016 et 2020