

République Algérienne Démocratique et Populaire
Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique
Université AbouBakr Belkaid – Tlemcen –
Faculté de Technologie,
Département de Génie Electrique et Electronique
Filière Génie Industriel Productique



Structure de la matière
Cours et exercices corrigés
(Chimie 1 en Génie Industriel GI 113)



Présenté par
Dr. MEROUFEL Bahia
2022/2023

Liste des figures

Figure I.1. Etat de la matière	06
Figure I.2. Matière à des températures différentes.....	06
Figure I.3. Changements d'état de la matière.....	07
Figure I.4. Structure de l'atome	08
Figure I.5. Molécule d'eau H ₂ O.....	08
Figure I.6. Classification de la matière	11
Figure I.7. Soluté, solvant et Solution	12
Figure I.8. Dilution	13
Figure I.9. Solutions : Insaturée, saturée et sursaturée.....	13
Figure I.10. Sérum physiologique.....	15
Figure II.1. Constituants de la matière	25
Figure II.2. Expérience de Faraday-Electrolyse de l'eau.....	25
Figure II.3. Tube de Crookes	26
Figure II.4. Expérience de J.J.Thomson	27
Figure II.5. Expérience de Millikan.....	27
Figure II.6: Expérience de Rutherford.....	28
Figure II.7. Représentation d'un atome.....	29
Figure II.8. Modèle planétaire de Rutherford (structure de l'atome)	30
Figure II.9. Représentation symbolique des trois isotopes de l'hydrogène.....	32
Figure II.10. Schéma du principe de spectromètre de Bainbridge.....	33
Figure II.11. Spectre de masse du Néon.....	34
Figure II.12. Représentation d'un défaut de masse.....	34
Figure II.13. Représentation de l'obtention d'une énergie de liaison.....	35
Figure II.14. Courbe d'Aston.....	37
Figure II.15. Diagramme de stabilité des isotopes.....	37
Figure III.1. Plaque photographique d'Henri Becquerel.....	44
Figure III.2. Influence d'un champ électrique sur la trajectoire des particules radioactives.....	45
Figure III.3. Représentation d'une radioactivité γ	47
Figure III.4 : Fission nucléaire.....	48
Figure III.5. Fusion nucléaire.....	49
Figure III.6. Evolution statistique du nombre $N=f(t)$	51
Figure III.7. Centrale nucléaire pour production de l'électricité.....	53
Figure III.8. Protection contre le rayonnement radioactif.....	55
Figure IV.1. Onde électromagnétique ou lumineuse.....	60
Figure IV.2. Caractérisation d'une onde.....	61
Figure IV.3. Spectre électromagnétique.....	61
Figure IV. 4. Illustration de différents rayonnements.....	62
Figure IV. 5. Illustration des couleurs sur un spectre électromagnétique.....	62
Figure IV. 6. Effet photoélectrique.....	63
Figure IV. 7. Exemples de l'effet photoélectrique.....	64
Figure IV. 8. Spectre continu	65
Figure IV. 9. Spectre d'émission d'hydrogène.....	66
Figure IV. 10. Séries de raies du spectre d'atome d'hydrogène.....	67

Figure IV. 11. Valeurs n_1 et n_2 pour les séries de raies.....	67
Figure IV. 12. Illustration d'une transition par une raie spectrale	68
Figure IV. 13. Orbites de Bohr.....	70
Figure IV. 14. Absorption et émission	71
Figure IV. 15. Energie d'ionisation E_i de l'atome d'hydrogène.....	72
Figure IV. 16. Représentation tridimensionnelle des fonctions d'onde	75
Figure IV. 17. Représentation de l'atome avec les couches principales.....	77
Figure IV. 18. Mouvements de l'électron sur lui-même.....	78
Figure IV. 19. Représentation des orbitales atomiques.....	80
Figure IV. 20. Niveaux énergétiques dégénérés des O.A.....	80
Figure IV. 21. Niveaux énergétiques des O.A d'un atome polyélectronique.....	81
Figure IV. 22. Règle de Klechkowski.....	82
Figure IV. 23. Exemples sur la Règle de Hund.....	83
Figure V.1. Tableau périodique de D. Mendeleïev en 1869.....	90
Figure V.2. Différents blocs du tableau périodique.....	91
Figure V.3. Différentes périodes du tableau périodique.....	91
Figure V.4. Configuration des éléments des sous-groupes A et B.....	92
Figure V.5. Grandes familles du tableau périodique.....	93
Figure V.6. Métaux et non métaux.....	95
Figure V.7. Sens d'augmentation du rayon atomique.....	96
Figure V.8. Distance internucléaire.....	97
Figure V.9. Sens d'augmentation d'EI.....	98
Figure V.10. Sens d'augmentation d'Electronégativité.....	98
Figure VI.1. HCl en représentation du Lewis	110
Figure VI.2. Application de la règle de l'octet pour F_2	110
Figure VI.3. Moment dipolaire.....	113
Figure VI.4. Moment dipolaire total.....	114
Figure VI.5. Valeurs d'électronégativité de quelques éléments importants.....	115
Figure VI.6. liaison métallique.....	115
Figure VI.7. Interactions dipôle-dipôle.....	116
Figure VI.8. Liaison hydrogène entre les molécules d'eau.....	117
Figure VI.9. Effet de la liaison hydrogène sur la température d'ébullition.....	118
Figure VI.10. Interactions dipôle-dipôle induit.....	119
Figure VI.11. Dispersion ou force de London.....	120
Figure VI.12. Notation VSEPR.....	121
Figure VI.13. Géométrie selon Gillespie.....	123
Figure VI.14. Hybridation sp^3	127
Figure VI.15. Hybridation sp^2	128
Figure VI.16. Hybridation sp	129

Liste des tableaux

Tableau II.1. Exemples de constituants des éléments.....	31
Tableau II.2. Stabilité des nucléides et la parité des deux nombres Z et N	38
Tableau II.3. Exemples d'éléments chimiques stables.....	38
Tableau VI.1. Liaisons ionique et taille des molécules NaCl et MgO	112
Tableau VI.2. Géométrie de base selon la somme $m+n$	122
Tableau VI.3. Quelques exemples de géométries des molécules.....	124
Tableau VI.4. Lien de l'hybridation avec la VSEPR.....	129

Table des Matières

Avant-propos.....	01
Syllabus du module.....	03
Chapitre I : Notions Fondamentales	05
1. Introduction.....	05
2. Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière.....	05
2.1. Définition de la matière.....	05
2.2. Etat de la matière.....	05
3. Changements d'état de la matière.....	06
3.1. Changement physique	07
3.2. Changement chimique.....	07
4. Notions d'atome, molécule, mole et nombre d'Avogadro.....	08
4.1. Atome.....	08
4.2. Molécule.....	08
4.3. Mole et Nombre d'Avogadro.....	09
5. Notions d'unité de masse atomique, de masse molaire atomique et moléculaire et de volume molaire.....	09
5.1. Unité de masse atomique.....	09
I.5.2. Masse Molaire Atomique.....	09
5.3. Masse Molaire Moléculaire.....	10
5.4. Volume Molaire.....	10
6. Loi de conservation de la masse (Lavoisier) en réaction chimique.....	10
7. Aspect qualitatif de la matière	11
7.1. Corps purs, mélange homogène et hétérogène.....	11
7.2. Solutions, soluté, solvant, solution aqueuse, dilution et saturation.....	12
8. Aspect quantitatif de la matière	13
Exercices.....	18
Solution des exercices.....	21
Chapitre II : Principaux constituants de la matière.....	25
1. Introduction.....	25
2. Mise en évidence des constituants de la matière.....	25
2.1. Electron.....	25
2.2. Noyau et ses composants.....	28
2.2.1. Mise en évidence : Expérience de Rutherford (1911-1919).....	28
2.2.2. Constitution du noyau atomique.....	29
2.2.3. Modèle planétaire de Rutherford.....	29
3. Détermination des masses atomiques et de l'abondance isotopique.....	31
3.1 Atomes et leur Masses atomiques.....	31
3.2. Spectromètre de masse : Spectrographe de Bainbridge.....	33
4. Energie de liaison et de cohésion des noyaux.....	34
4.1. Défaut de masse.....	34
4.2. Energie de liaison.....	35
4.3. Energie de cohésion.....	36
5. Stabilité des noyaux.....	36

5.1. Energie de liaison par nucléon : courbe d'Aston.....	36
5.2. Stabilité et nombre de nucléons.....	37
5.3. Isotopes stables et instables.....	38
5.4. Nombres magiques.....	38
Exercices	39
Solution des exercices	41
Chapitre III : Radioactivité – Réactions nucléaires.....	44
1. Introduction.....	44
2. Radioactivité Naturelle.....	44
2.1. Rayonnement α	45
2.2. Rayonnement β	47
2.3. Rayonnement γ	47
3. Radioactivité artificielle et Réactions nucléaires.....	48
3.1. Fission nucléaire.....	48
3.2. Fusion nucléaire.....	48
3.3. Transmutations nucléaires.....	49
4. Cinétique de la désintégration radioactive.....	49
5. Applications de la radioactivité.....	52
5.1. Production de l'énergie.....	52
5.2. Traceurs en chimie, biologie et médecine.....	53
5.3. Datation des pièces archéologiques.....	54
6. Dangers de la radioactivité.....	54
Exercices	56
Solution des exercices	58
Chapitre IV : Structure électronique de l'atome.....	60
1. Introduction	60
2. Aspect ondulatoire de la lumière.....	60
2.1. Propriétés ondulatoires de la lumière (onde électromagnétique)	61
3. Aspect corpusculaire de la lumière	62
4. Interaction entre la lumière et la matière.....	65
4.1. Spectre de l'atome D'hydrogène.....	65
5. Modèle atomique de Bohr (1913)	68
5.1. Description (cas de l'atome d'hydrogène).....	68
5.2. Aspect quantitatif de l'atome de Bohr.....	69
5.2.1. Rayon de l'orbite.....	69
5.2.2. Energie totale du système.....	69
5.3. Absorption et émission d'énergie.....	70
5.4. Energie d'ionisation.....	72
5.5. Ions hydrogénoïdes.....	72
5.6. Insuffisance du modèle de Bohr.....	73
6. Atome d'hydrogène en mécanique ondulatoire (ou mécanique quantique).....	73
6.1. Notions de la mécanique ondulatoire quantique	73
6.1.1. Dualité onde - corpuscule : Postulat de De Broglie	73
6.1.2. Principe d'incertitude d'Heisenberg.....	73
6.1.3. Notion de la probabilité de présence.....	74
6.2. Equation de SCHRÖDINGER pour l'atome d'hydrogène	74
6.3. Orbitales atomiques	75

7. Nombres quantiques	76
7.1. Nombre quantique principal n.....	76
7.2. Nombre quantique secondaire ou azimutal.....	77
7.3. Nombre quantique magnétique m ou m_l	78
7.4. Nombre quantique de spin s ou m_s	78
8.1. Forme des orbitales atomiques (O.A).....	79
8.2. Energie des orbitales Atomiques.....	80
9. Atome polyélectronique	80
10. Configuration électronique de l'atome.....	81
Exercices	85
Solution des exercices	87
Chapitre V : Classification périodique des éléments.....	90
1. Introduction.....	90
2. Classification périodique de D. Mendeleïev	90
3. Classification périodique moderne.....	91
3.1. Familles d'éléments.....	93
3.2. Métaux et non métaux.....	94
4. Evolution et périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments.....	95
4.1. Rayon Atomique.....	95
4.2. Energie d'ionisation (EI).....	97
4.3. Electronégativité.....	98
4.4. Echelle de Mulliken.....	99
4.5. Charge effective (<i>Règles de Slater</i>).....	99
Exercices	102
Solution des exercices	104
Chapitre VI : Liaisons chimiques.....	109
1. Introduction.....	109
2. Liaisons fortes.....	109
2.1. Liaison covalente.....	109
2.1.1. Définition.....	109
2.1.2. Types de des liaisons covalentes.....	111
2.2. Liaison ionique.....	111
2.2.1. Concept du moment dipolaire μ	112
2.2.2. Différence d'électronégativité et liaison ionique.....	114
2.2.3. Caractère ionique partiel d'une liaison.....	115
2.3. Liaison métallique.....	115
3. Liaisons faibles	115
3.1. Interactions dipôle-dipôle ou Force de Keesom.....	116
3.2. Interactions dipôle-dipôle induit ou force de Debye.....	119
3.3. Dispersion ou force de London.....	120
4. Géométrie des molécules : théorie de Gillespie ou VSEPR.....	120
4.1. Suppositions de VSEPR.....	121
4.2. Notation de VSEPR.....	121
4.3. Détermination de la géométrie.....	122
5. Liaison chimique dans le modèle quantique.....	126
5.1. Hybridation sp^3	126

5.2. Hybridation sp^2	127
5.3. Hybridation sp	128
5.4. Lien avec la VSEPR.....	129
Exercices	130
Solution des exercices	132
Références bibliographiques	139

Avant-propos

Ce polycopié a été élaboré pour les étudiants de la première année L1 **Génie Industriel**. C'est un module de chimie du 1er semestre nommé « **Structure de la matière** » de code **GI113** ; il peut également être destiné pour d'autres étudiants de Sciences et Technologies (ST) et Sciences de la Matière (SM) en première année d'études supérieures de licence en Chimie physique, Génie civil, Génie électrique, Métallurgie, Mécanique, Génie biomédical... etc.

Il sera également utile aux chercheurs en laboratoire de recherche fondamentale ou appliquée confrontés à des questions de structure de la matière au cours de leurs travaux.

Le programme proposé reprend quelques notions déjà abordées dans le secondaire. Le but est de formaliser ces notions essentielles en montrant que la chimie est susceptible de déductions logiques et rigoureuses.

L'étudiant doit être capable de décrire la constitution de la matière à travers l'identification de ses composants et symboliser les atomes en utilisant les particules élémentaires constitutives et quantifier la matière. Aussi, il doit être capable d'utiliser les règles de remplissage électronique pour localiser la position des éléments chimiques dans une classification périodique et distinguer leurs propriétés périodiques. Après, l'étudiant doit être capable d'assembler les atomes dans un édifice moléculaire et de voir la molécule dans l'espace avec une géométrie adéquate.

Le module est divisé en six chapitres :

- **Chapitre 1** : l'étudiant doit connaître les notions fondamentales de la structure de la matière, une présentation des différents types de transformations, de concentrations et de solutions.
- **Chapitre 2** : Il est consacré à l'étude des principaux constituants de la matière : Mise en évidence avec certaines expériences, telles que celles de J.J. Thomson et de Rutherford...
- **Chapitre 3** : Il est consacré à la radioactivité et les types de réactions nucléaires.
- **Chapitre 4** : L'étude de la structure électronique de l'atome est abordée dans ce chapitre, de la notion de la probabilité de présence aux différentes règles de construction de la structure électronique de l'atome et la classification périodique des éléments.

- **Chapitre 5** : Il concerne la classification périodique de D. Mendeleïev et l'évolution et la périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments.
- **Chapitre 6** : Il est consacré à l'étude des différents types de liaisons, de la géométrie des molécules avec la théorie de VSEPR et de la liaison chimique dans le modèle quantique en introduisant le concept de l'hybridation et donner son lien avec la théorie de VSEPR.

Ces chapitres doivent être complétés dans cet ordre spécifique.

Ce cours est présenté selon le socle commun de domaine Sciences et Technologies (page 3 et 4) ; il est renforcé avec des exemples d'application afin d'aider l'étudiant à mieux assimiler les nouvelles notions pour mener à bien ses séances de travaux dirigés et par la suite son examen.

Chaque chapitre est suivi par une série d'exercices. Une solution des exercices est établie à la fin de chaque chapitre.

Nous espérons que cet ouvrage, fruit des travaux que nous avons menés depuis de nombreuses années à la faculté de Technologie de l'université Abou Baker Belkaid de Tlemcen, sera d'une grande utilité pour les étudiants des premières années et leur permettra d'acquérir des bases solides en chimie.

Dr. MEROUFEL Bahia
Maître de conférences A

Semestre : 1

Unité d'enseignement : UEF 1.1

Matière 3 : Structure de la matière

VHS : 67h30 (Cours : 3h00, TD: 1h30)

Crédits : 6

Coefficient : 3

Connaissances préalables recommandées

Notions de base de mathématique et de Chimie générale.

Contenu de la matière :

Chapitre 1 : Notions fondamentales (2 Semaines)

Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière, changements d'états de la matière, notions d'atome, molécule, mole et nombre d'Avogadro, unité de masse atomique, masse molaire atomique et moléculaire, volume molaire, Loi pondérale : Conservation de la masse (Lavoisier), réaction chimique, Aspect qualitatif de la matière, Aspect quantitatif de la matière.

Chapitre 2 : Principaux constituants de la matière (3 Semaines)

Introduction : Expérience de Faraday : relation entre la matière et l'électricité, Mise en évidence des constituants de la matière et donc de l'atome et, quelques propriétés physiques (masse et charge), Modèle planétaire de Rutherford, Présentation et caractéristiques de l'atome (Symbole, numéro atomique Z, numéro de masse A, nombre de proton, neutrons et électron), Isotopie et abondance relative des différents isotopes, Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique et de la masse moyenne d'un atome : Spectrométrie de masse : spectrographe de Bainbridge, Energie de liaison et de cohésion des noyaux, Stabilité des noyaux.

Chapitre 3 : Radioactivité – Réactions nucléaires (2 Semaines)

Radioactivité naturelle (rayonnements α , β et γ), Radioactivité artificielle et les réactions nucléaires, Cinétique de la désintégration radioactive, Applications de la radioactivité.

Chapitre 4 : Structure électronique de l'atome (2 Semaines)

Dualité onde-corpuscule, Interaction entre la lumière et la matière, Modèle atomique de Bohr : atome d'hydrogène, L'atome d'hydrogène en mécanique ondulatoire, Atomes poly électroniques en mécanique ondulatoire.

Chapitre 5 : Classification périodique des éléments (3 Semaines)

Classification périodique de D. Mendeleïev, Classification périodique moderne, Evolution et périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments, Calcul des rayons (atomique et ionique), les énergies d'ionisation successives, affinité électronique et l'électronégativité (échelle de Mulliken) par les règles de Slater.

Chapitre 6 : Liaisons chimiques (3 Semaines)

La liaison covalente dans la théorie de Lewis, La Liaison covalente polarisée, moment dipolaire et caractère ionique partielle de la liaison, Géométrie des molécules : théorie de Gillespie ou VSEPR, La liaison chimique dans le modèle quantique.

Mode d'évaluation :

Contrôle continu : 40% ; Examen : 60%.

CHAPITRE I : NOTIONS FONDAMENTALES

1. Introduction

Les physiciens et les chimistes étudient les propriétés de la matière. Leurs domaines respectifs ne sont pas réservés, ils appartiennent à un même domaine scientifique appelé Sciences Physicochimiques.

En secondaire au Lycée, l'enseignant de Physique et Chimie est le même ; mais puisque les domaines de connaissances en sciences physiques et sciences chimiques croient de manière exponentielle, l'enseignement supérieur a été amené à distinguer des enseignants chercheurs en Physique et des enseignants chercheurs en Chimie sans qu'il y ait une frontière réelle, tangible entre eux.

Traditionnellement, les premières notions (Notions Fondamentales) d'atomistique, de liaisons et d'édifices entre les atomes font partie des leçons de Chimie, nommées sciences de la matière.

2. Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière

2.1. Définition de la matière

La matière est tout ce qui possède une masse et qui occupe un volume dans l'espace. On appelle masse le résultat d'une pesée. Elle se mesure en grammes et ses multiples. Elle est liée aux éléments qui composent tout échantillon de matière. Contrairement au volume (espace occupé par la matière), elle est indépendante des transformations que subit la matière (tassement du sable, congélation, etc.).

2.2. Etat de la matière

De manière classique, il existe trois états de la matière qui sont :

- **Etat solide** : possède un volume et une forme définis. •
- **Etat liquide** : possède un volume définis mais aucune forme précise, il prend la forme de son contenant
- **Etat gazeux** : n'a ni volume ni forme définis, il prend le volume et la forme de son contenant.

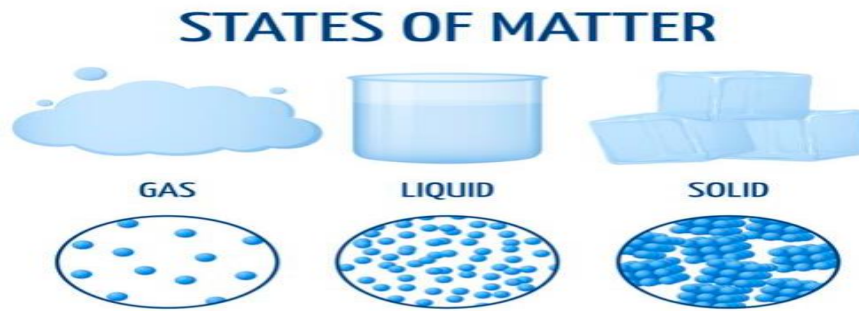


Figure I.1 : Etat de la matière

L'état dans lequel se trouve la matière dépend de la matière en question mais également de la **température** et de la **pression**.



Figure I.2 : Matière à des températures différentes.

Diverses propriétés de la matière diffèrent selon l'état : degré de cohésion, densité, structure cristalline, indice de réfraction...

Ces propriétés se traduisent par des « comportements » différents, décrits par les lois de la physique : malléabilité, ductilité, viscosité, loi des gaz parfaits...

3. Changements d'état de la matière

Le passage d'un état à un autre est nommé changement d'état de la matière. Les changements d'état sont des changements physiques importants qui se produisent à des températures qui sont caractéristiques de la substance.

Exemple :

- Température de fusion de l'eau : 0 °C
- Température de fusion du fer : 1538 °C

3.1. Changement physique

Un changement physique est une transformation qui ne change pas la nature d'une substance, il implique simplement un changement dans son état, sa forme ou ses dimensions physiques.

Chaque changement d'état physique porte un nom spécifique :

- Lorsqu'un solide devient liquide, on parle de *fusion* ;
- Lorsqu'un liquide devient solide, on parle de *solidification* ;
- Lorsqu'un liquide devient gaz, on parle de *vaporisation* ;
- Lorsqu'un gaz devient liquide, on parle de *liquéfaction* ;
- Lorsqu'un gaz devient solide, on parle de *condensation* ;
- Lorsqu'un solide devient gaz, on parle de *sublimation*.

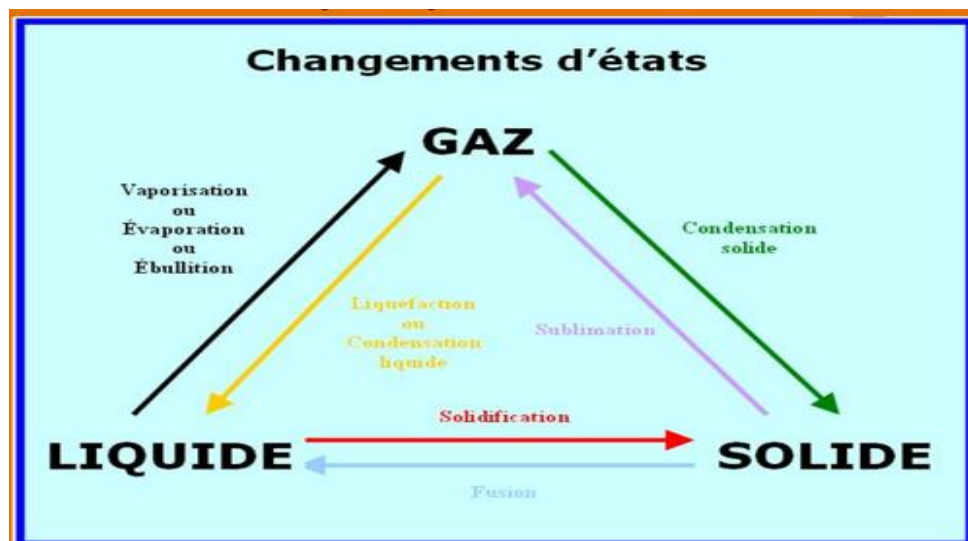


Figure I.3 : Changements d'état de la matière

3.2. Changement chimique

Un changement chimique est une transformation qui change la nature d'une substance au moyen d'une réaction chimique.

Exemple :

Corrosion : le fer donne la rouille.

Combustion : le bois brûle pour donner de la cendre et des gaz.

On peut reconnaître un changement chimique avec certains indices :

- Formation d'un gaz

- Formation d'un précipité
- Changement de couleur
- Production de l'énergie se forme de lumière et de chaleur.

4. Notions d'atome, molécule, mole et nombre d'Avogadro

4.1. Atome

La matière qui nous entoure est constituée d'atomes. Un atome est la plus petite partie d'un élément qui puisse exister. Il est constitué d'un noyau autour duquel des électrons sont en mouvement. Le noyau a un diamètre infiniment petit $\approx 10^{-14}$ m. Il est constitué de nucléons (protons et les neutrons) et concentre la quasi-totalité de la masse de l'atome.

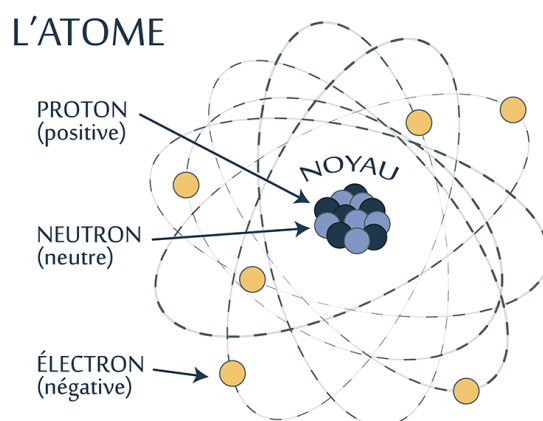


Figure I.4 : Structure de l'atome

4.2. Molécule

Les atomes s'associent pour donner des molécules ; donc une molécule est un assemblage d'atomes liés entre eux. Pour connaître les différents atomes et leur nombre dans une molécule, on utilise une formule. Exemple : la molécule d'eau H_2O (2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène).

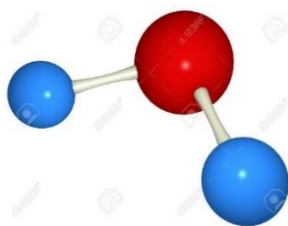


Figure I.5 : Molécule d'eau H_2O

4.3. Mole et Nombre d'Avogadro

La *mole* est l'unité de mesure de la quantité de matière.

Chaque mole contient un nombre identique de particules, ce nombre est appelé le *nombre d'Avogadro* (du physicien *Amedeo Avogadro*).

Ce nombre est noté N_A dont la valeur est $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$ Particules.

1mole (d'atomes, ions, molécules....) = $6,023 \times 10^{23}$ (atomes, ions, molécules....)

La *quantité de matière* d'une espèce chimique (eau, Carbone, ...) représente le nombre de mole de cette espèce. Elle se note : n . Elle s'exprime en mole de symbole : *mol*.

La quantité de matière n est proportionnelle au nombre de molécules N contenus dans un corps. $N = n \times N_A$ ou $n = N/N_A$

La masse et la quantité de matière sont proportionnelles ; par exemple : 2 moles d'eau sont deux fois plus lourdes qu'une mole d'eau.

Si m est la masse d'un corps pur alors la quantité de matière qu'il contient sera :

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

5. Notions d'unité de masse atomique, de masse molaire atomique et moléculaire et de volume molaire

5.1. Unité de masse atomique

Les masses des particules (électron, proton, neutron...) ne sont pas du tout à notre échelle, on utilise donc une unité de masse différente au Kg mais mieux adaptée aux grandeurs mesurées, c'est l'u.m.a notée aussi : u

$$1 \text{ u.m.a} = 1/12 M_C = 1/N_A = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ Kg}$$

M_C : masse molaire de carbone

I.5.2. Masse Molaire Atomique

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes d'un élément X donné.

On la note, en général $M(X)$ ou M_X . Elle s'exprime en **g/mol**.

Exemples : dans la classification périodique des éléments :

$$M(C) = 12,0 \text{ g/mol}$$

$$M(O) = 16,0 \text{ g/mol}$$

$$M(H) = 1,0 \text{ g/mol}$$

$$M(S) = 32,1 \text{ g/mol}$$

5.3. Masse Molaire Moléculaire

La masse molaire moléculaire d'un corps pur donné est la masse d'une mole de molécule de ce corps. On la note **M** et on l'exprime en **g/mol**.

On la détermine en utilisant les masses molaires atomiques des atomes constituant les molécules de ce corps.

Exemple : la masse molaire moléculaire de l'eau

$$\begin{aligned} M(\text{H}_2\text{O}) &= 2M(\text{H})+M(\text{O}) \\ &= 2 \times 1,0 + 16,0 \\ &= 18,0 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

5.4. Volume Molaire

Le **volume molaire** d'une substance est le volume occupé par **une mole** de cette substance. Le volume molaire peut être déterminé pour toute substance dans toutes les phases (gaz, liquide, solide), noté **V_m**

$$n = V/V_m \quad \rightarrow \quad V_m = V/n$$

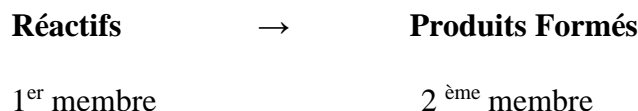
Pour un **gaz parfait** dans les conditions normales de température et de pression (CNTP), une mole de molécules de gaz occupe toujours le même volume :

$$V_m = RT/P = 22,4 \text{ L/mol}$$

6. Loi de conservation de la masse (Lavoisier) en réaction chimique

« *Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme* » (Lavoisier 1743-1794)

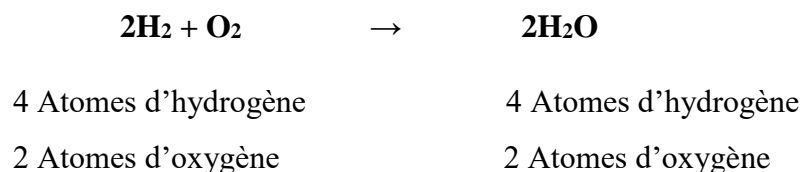
Dans une réaction chimique, on peut écrire une équation qui montre le bilan d'une réaction chimique :



Cette équation bilan obéit à deux lois :

- Dans une réaction chimique, les éléments se conservent.
- Dans une réaction chimique, la masse des réactifs disparus est égale à la masse des produits formés (Loi de Lavoisier).

Exemple :



7. Aspect qualitatif de la matière

7.1. Corps purs, mélange homogène et hétérogène

La matière peut être classée dans deux catégories : corps purs et mélanges. Voir figure I.6.

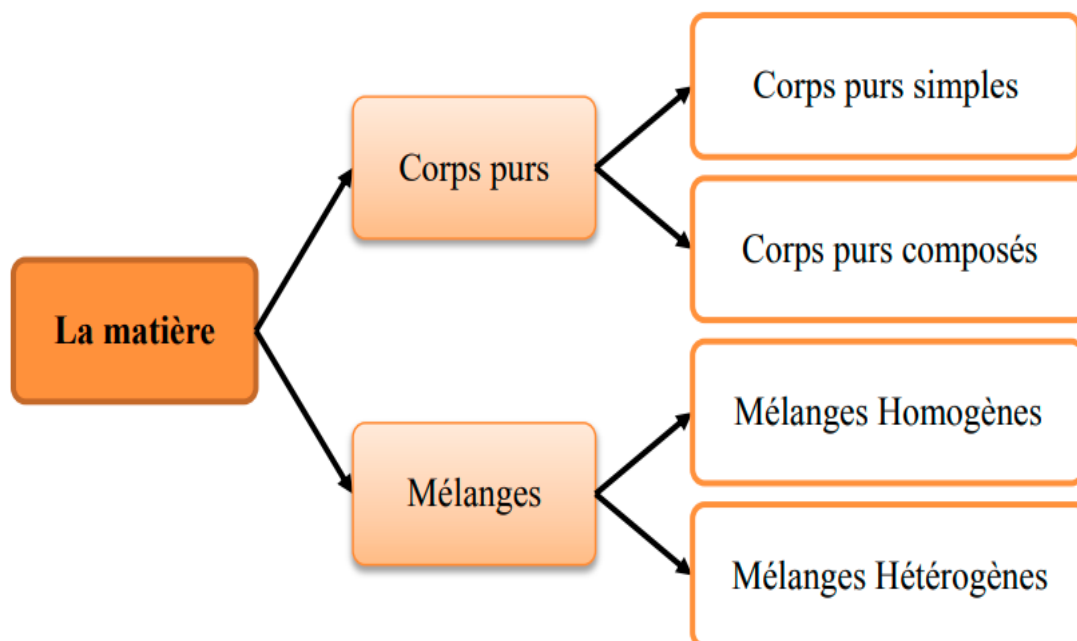


Figure I.6 : Classification de la matière

- **Un corps pur** est un corps constitué d'une seule sorte d'entité chimique (atome, ion ou molécule). Un corps pur est soit un élément (corps pur simple ex : Cu, Fe, H₂, O₂...) soit un composé (constitué de plusieurs éléments exemple : l'eau pure H₂O)
- **Un mélange** est un corps constitué de plusieurs sortes d'entités chimiques mélangé ensemble. Les mélanges sont soit homogènes ou hétérogènes :

a. Mélange Homogène : On ne distingue pas ses constituants à l'œil nu. Ex : eau sucrée, alliage métallique (Al + Cu)...

b. Mélange Hétérogène : Possède deux ou plusieurs phases distinctes. On peut distinguer ses constituants à l'œil nu. Ex : Vinaigrette, jus de tomate....

7.2. Solutions, soluté, solvant, solution aqueuse, dilution et saturation

• Solution

Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs constituants. En phase liquide, gazeuse, ou solide).

• Solvant

Un solvant est toute substance liquide qui a le pouvoir de dissoudre d'autres substances.

• Soluté

Un soluté est une espèce chimique (moléculaire ou ionique) dissoute dans un solvant. Le solvant est toujours en quantité très supérieure au(x) soluté(s).

• Solution aqueuse

Le mélange homogène (solvant + soluté) est appelé solution aqueuse si le solvant est l'eau.

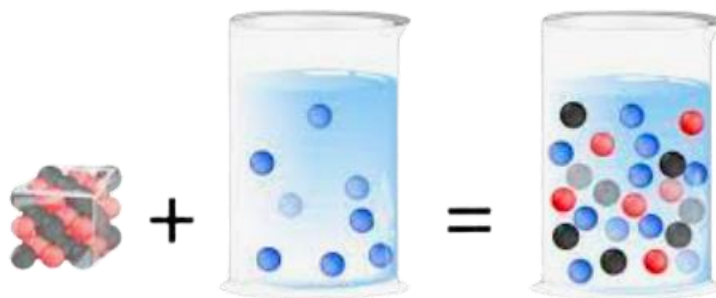


Figure I.7 : Soluté, solvant et Solution

• La dilution

La dilution est un procédé consistant à obtenir une solution finale de concentration inférieure à celle de départ, soit par ajout de solvant, soit par prélèvement d'une partie de la solution et en complétant avec du solvant pour garder le même volume. La dilution se caractérise par son taux de dilution. Cette notion présuppose que le corps dilué soit soluble dans le solvant utilisé.

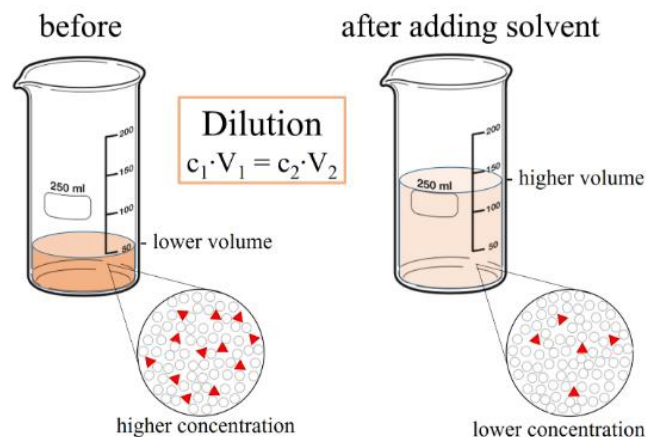


Figure I.8 : Dilution

• Saturation

La solution est saturée lorsque le soluté introduit dans un solvant ne peut plus se dissoudre. La formation d'un précipité indique la sursaturation.

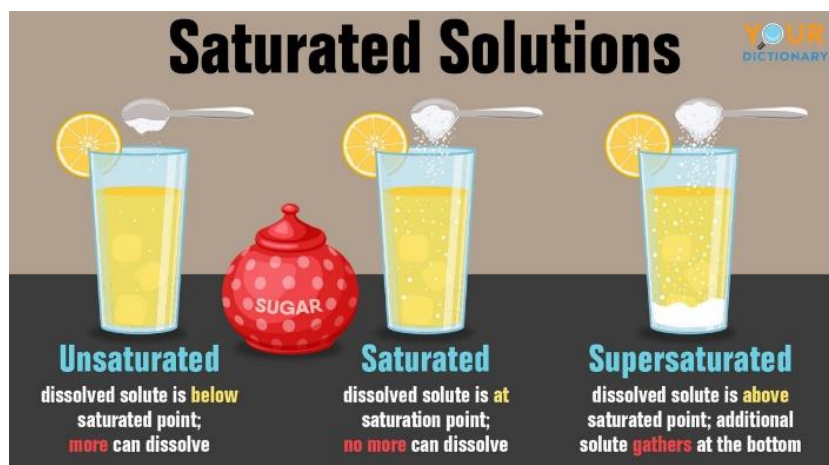


Figure I.9 : Solutions : Insaturée, saturée et sursaturée

8. Aspect quantitatif de la matière

Certaines grandeurs en chimie physique ont un aspect qualitatif de la matière telles que : la masse volumique, la densité, les différents types de concentrations....

• Masse volumique :

Elle exprime la masse d'un certain volume de solution sous certaines conditions de température et de pression. Elle est notée ρ et son unité est le g/L.

•Densité**❖ Densité des solides et des liquides par rapport à l'eau**

La densité relative (d) est le rapport entre la masse volumique d'une substance et la masse volumique d'un corps de référence, pour les solides et les liquides, le corps de référence est l'eau pure dont la masse volumique est de 1 Kg/litre. La densité d'un liquide ou d'un solide est le rapport de la masse volumique de ce liquide ou de ce solide par la masse volumique de l'eau. $d = \rho / \rho_{\text{eau}}$

❖ Densité des gaz par rapport à l'air

La densité d'un gaz par rapport à l'air est égale au quotient de la masse m d'un volume v de gaz par la masse m_{air} du même volume d'air (corps de référence), m et m_{air} étant mesurées dans les mêmes conditions de température et de pression. $d = \text{masse du gaz} / \text{masse de l'air} = \rho \cdot V / \rho_{\text{air}} \cdot V \quad d = \rho / \rho_{\text{air}}$

Si le volume considéré est le volume molaire, alors $m = M$ (masse molaire), sachant que la masse volumique de l'air sec est égale à 1,293 g/L

$$m_{\text{air}} = \rho_{\text{air}} \cdot V_{\text{mol}} = 1,293 \times 22,4 = 29 \text{ g}$$

Donc : $d = \text{masse de gaz} / \text{masse de l'air} = d = M/29$. La densité n'a pas d'unité

• Fraction molaire

La fraction molaire (X_i) indique le rapport entre le nombre de moles et le nombre total de mole de la solution. Dans une solution, on a : $\sum X_i = 1$ (La somme des fractions molaires de toutes les composantes de la solution est toujours égale à 1.

• Pourcentage %:

- ❖ Le pourcentage massique % d'une solution indique la masse de substance pour 100g de solution. Il s'agit d'une comparaison poids-poids.
- ❖ Le pourcentage volumique % d'une solution indique le volume de substance pour 100 L de solution. Il s'agit d'une comparaison volume-volume.

• Concentration Molaire :

La concentration molaire, ou molarité d'une espèce chimique en solution est la quantité de matière de cette espèce présente dans un litre de solution. Son symbole est C_n , et son unité est mole par litre (mole.L⁻¹).

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

Remarque :

- ❖ Une solution est dite molaire pour un soluté donné lorsque $C_n = 1 \text{ mol.L}^{-1}$
- ❖ Elle est dite décimolaire lorsque $C_n = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- ❖ Elle est dite millimolaire lorsque $C_n = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

• Concentration Massique

La concentration massique, ou *teneur* est la masse en gramme de soluté par litre de solution. Son symbole est C_m , et son unité est le gramme par litre (g.L^{-1}). Elle peut être nommée masse volumique (densité massique) partielle d'un composant de la solution.

$$C_m = \frac{m}{V}$$

Une relation lie la Concentration molaire et la concentration massique : $C_m = C_n \times M$

Ceci peut être démontré simplement :
$$C_m = \frac{m}{V} = \frac{n \times M}{V} = \frac{n}{V} \times M = C_n \times M$$

Remarque :

Lorsque les substances sont présentes sous forme de trace dans une solution, il est courant d'utiliser les notions Parties par million = ppm = 1 mg/L ;

Parties par billion = ppb = n g/L et Parties par trillion = ppt = 1 ng/L

Exemple

Un sérum physiologique est une solution composée d'eau stérile (eau traitée dans un autoclave) et de chlorure de sodium. C'est un liquide isotonique du sang. Cette solution est utilisée pour nettoyer le nez, les oreilles ou les yeux des bébés notamment, mais aussi en solutions de réhydratation injectables en perfusion intraveineuse pour des patients déshydratés ne pouvant boire. Le sérum physiologique à 0,9% (en masse) est une solution de chlorure de sodium qui a une concentration massique de $9,00 \text{ g.L}^{-1}$.
Question : quel est la masse de chlorure de sodium contenu dans un petit flacon de 5 mL ?

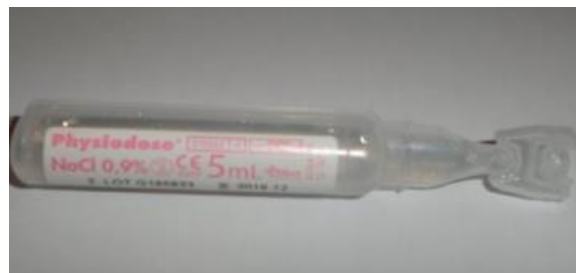


Figure I.10 : Sérum physiologique

Solution

$$C_m = \frac{m}{V} \quad \Leftrightarrow \quad m = C_m \times V$$

$$A.N : \quad m = 9 \times 5 \cdot 10^{-3} \text{ (L)} = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ g} = 45 \text{ mg}$$

Donc la masse de NaCl contenue dans 5 mL de la solution égale à 45 mg.

• Molalité

La molalité correspond à la quantité de soluté contenue dans 1000 grammes de solvant.

La molalité s'exprime en moles par kilogramme (mol/kg). La molalité se note m , à ne pas confondre avec l'abréviation de la masse : m

$$m = \frac{\text{mole}_{\text{soluté}}}{\text{masse}_{\text{solvant}}}$$

• Normalité

Un normal est un équivalent gramme d'un soluté par litre de solution. La définition d'un équivalent gramme varie selon le type de réaction chimique.

$$N = \frac{eq \cdot g}{V}$$

Relation entre N : Normalité et C_n : Molarité :

$$N = C_n \times \text{valence}(Z)$$

L'équivalent gramme est une notion qu'on applique aux réactions acido-basiques et redox. Dans chaque cas, l'équivalent gramme se définit, respectivement, comme suit :

$$\text{Réactions acido-basiques : } eq - g = \frac{\text{mole}}{\text{valence}}$$

$$\text{Réactions Redox : } eq - g = \frac{\text{mole}}{n_{\text{electrons}}}$$

Signification de Z, Exemples :

a) Dans le cas d'un acide : Z est le nombre de protons H^+ mis en jeu.

HCl ($Z=1$); H₂SO₄ ($Z=2$); H₃PO₄ ($Z=3$).

b) Dans le cas d'une base : Z est le nombre des ions OH^- mis en jeu, ex :

NaOH (Z=1) ; Ca(OH)₂ (Z=2),

c) Dans le cas des sels : Z est le nombre de cations métalliques multiplié par la valence de ce métal.

Na₂SO₄ (Z=2 × (+1) =2) (2Na⁺; SO₄²⁻); Meq (Na₂SO₄) = M(Na₂SO₄)/2

d) Dans le cas des réactions d'oxydo-réduction ; Z est le nombre d'électrons cédés ou captés, ex :



• Degré.

La concentration en degré notée **D ou** (°) est définie comme la masse de soluté pur dans 100g de solution. On la rencontre souvent sur les bouteilles de l'eau de javel ou de vinaigre.

Exemple : Degré d'acidité du vinaigre

Le vinaigre est une solution d'acide éthanoïque dans l'eau. Son degré d'acidité représente le pourcentage massique d'acide contenu dans la solution. On lit sur l'étiquette du vinaigre étudié « vinaigre 5° ou 5D. Quelle est sa molarité ?

Solution :

Le **degré d'acidité** D ou (°) d'un vinaigre est défini comme la masse d'**acide** acétique ou éthanoïque pur (5g) contenu dans 100g de vinaigre.

La masse volumique du vinaigre étant peu différente de celle de l'eau, un litre de vinaigre à 5° contient donc environ 50 g d'acide éthanoïque, ce qui représente une concentration d'environ 0,83 mol/L, ($M_{CH_3COOH}=60$ g/mol).

Exercices sur les notions fondamentales

Exercice 01

1-Classifier les systèmes suivants en deux catégories : corps purs et mélanges.

H₂O, eau-huile, N₂, eau-alcool, air, O₃, eau de mer, lait, NaOH, pétrole, huile-vinaigre,

H₂SO₄, CO₂, S, Cu, Fe, HCl.

2- Parmi les corps pur indiquer ceux qui sont atomiques, moléculaires et composés

3- Indiquer les systèmes hétérogènes.

Exercice 02

Lequel des échantillons suivants contiennent le plus de fer ? 0.2 moles de Fe₂(SO₄)₃, 20g de fer, 0.3 atome-gramme de fer 2.5x10²³ atomes de fer

Données : M_{Fe}=56g.mol⁻¹ M_S =32g.mol⁻¹

Nombre d'Avogadro N =6,023. 10²³

Exercice 03

Un échantillon d'oxyde de cuivre CuO a une masse m = 1,59 g. Combien y a-t-il de moles et de molécules de CuO et d'atomes de Cu et de O dans cet échantillon ?

M_{Cu}= 63,54g.mol⁻¹ ; M_O = 16g.mol⁻¹

Exercice 04

On dissout complètement 1g de NaCl dans 90 ml d'eau dont la masse volumique est de 0.998 g/ml. On obtient une solution aqueuse de Chlorure de Sodium de 90ml.

1- Quel est le pourcentage massique en NaCl de cette solution.

2- Quelle est la fraction molaire de NaCl de cette solution.

3- Quelle est la molalité de NaCl.

4- Quelle est la concentration molaire de NaCl.

M(Na) :23g/mole ; M(Cl) : 35.5g/mole

Exercice 05

L'éthanol est un alcool de densité égale à 0,789. Un litre L'alcool utilisé comme antiseptique local contient 12 mL d'éthanol pur.

1- Rechercher la formule chimique de l'éthanol.

2- En déduire sa masse molaire.

- 3- Quelle est la masse volumique de l'éthanol ?
- 4- Calculer la quantité de matière d'éthanol dans une bouteille de 75 cL.

Exercice 06

- 1- Déterminer la masse volumique de l'éther sachant qu'un demi-litre d'éther pèse 358 g
- 2- Sachant que la masse volumique du mercure vaut 13,55 g/ml. Calculer en kg la masse de 1,1 litre de ce métal.

Exercice 07

Les solutions de soude sont très couramment utilisées au laboratoire de chimie. La soude NaOH se présente sous forme de pastilles blanches. On veut préparer, pour une séance de TP, $V = 500$ mL d'une solution de concentration molaire $C = 1,0$ mol.L⁻¹.

1. Calculer la masse de soude solide nécessaire à la préparation de cette solution.
2. Décrire le mode opératoire en précisant le matériel utilisé.
3. Pour son expérience, un élève doit utiliser $v = 10$ mL d'une solution de concentration $c = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹. Calculer le facteur de dilution entre ces deux solutions.
4. L'élève commence par diluer la solution initiale d'un facteur 20. La plus petite pipette dont il dispose a une capacité de 5 mL. Quel volume de solution va-t-il préparer ?
5. Quelle est la concentration de la solution intermédiaire ainsi préparée ?
6. Quel doit être le facteur de la seconde dilution ?

Données : $M(\text{NaOH}) = 40$ g.mol⁻¹

Exercice 08

On dispose d'un flacon commercial de la solution HCl ($p = \text{HCL}$ 36 % de pureté;

$d = 1,18$; $M = 36,46$ g/mol

Quelle est la concentration molaire de la solution HCl commerciale ?

Exercice 09

Calculer la normalité d'une solution de H₂SO₄ à 60,65 % poids/poids dont la masse volumique vaut 1,51 g/ml.

Combien d'équivalents-grammes de H₂SO₄ sont-ils présents dans 160 ml de cette solution ?

($M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98,076$ u.m.a)

Exercice 10

Calculer la molarité, la normalité et la molalité d'une solution aqueuse à 12 % poids/poids de KOH dont la masse vaut 1,1 g/ml. ($M_{\text{KOH}} = 56,109 \text{ u.m.a}$)

Exercice 11

Calculer les pourcentages théoriques poids/poids de C, H et O dans la molécule d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

($M_{\text{A}_\text{C}} = 12,0111 \text{ u.m.a}$; $M_{\text{A}_\text{H}} = 1,008 \text{ u.m.a}$; $M_{\text{A}_\text{O}} = 15,999 \text{ u.m.a}$)

Solution des exercices

Exercice 01

1. a. corps purs : H_2O , N_2 , O_3 , NaOH , H_2SO_4 , CO_2 , S , Cu , Fe , HCl .
 b. Mélanges : eau-huile, eau-alcool, air, eau de mer, lait, pétrole, huile-vinaigre.
2. Corps purs atomiques: S , Cu , Fe .
 Corps purs moléculaires: N_2 , O_3 .
 Corps purs composés : H_2O , NaOH , H_2SO_4 , CO_2 , HCl .
- 3- Les systèmes hétérogènes : eau-huile, huile-vinaigre.

Exercice 02

Rappel : Dans une mole, il y a N particules (atomes ou molécules)

- 0.2 moles de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ correspond à 0,4 moles d'atomes (ou atome-gramme) de fer.
- 20g de fer correspond à $n = m/M_{\text{Fe}} = 20/56 = 0,357$ moles d'atomes de fer, 0.3 Atome-gramme de fer ou 0,3mole d'atomes de fer.
- 2.5×10^{23} atomes de fer correspond à $n = \text{nombre d'atomes} / N = 0,415$ moles d'atomes de fer

C'est ce dernier échantillon qui contient le plus de fer.

Exercice 03

Nombre de mole de CuO : $n = m/M_{\text{CuO}} = 1,59 / (63,54 + 16) = 0,01999$ moles

Nombre de molécules de CuO = $(m/M_{\text{CuO}}) \cdot N = 0,12 \cdot 10^{23}$ molécules

Nombre d'atomes de Cu = nombre d'atomes de O = $(m/M_{\text{CuO}}) \cdot N = 0,12 \times 10^{23}$ atomes

Exercice 04

On dissout complètement 1g de NaCl dans 90 ml d'eau H_2O dont la masse volumique est de 0.998 g/ml .On obtient une solution aqueuse de Chlorure de Sodium de 90ml.

1-Quel est le pourcentage massique en NaCl de cette solution.

- $\% \text{NaCl} = m \text{NaCl} / (m \text{NaCl} + m \text{H}_2\text{O}) \times 100$
- $m \text{H}_2\text{O} = \rho \text{H}_2\text{O} \times V_{\text{H}_2\text{O}} = 0.998 \times 90 = 89.82 \text{ g}$
- $\% \text{NaCl} = 1 / (1 + 89.82) \times 100 = 1.1 \%$

2- Quelle est la fraction molaire de NaCl de cette solution.

- % NaCl (molaire) = $n \text{ NaCl} / (n \text{ NaCl} + n \text{ H}_2\text{O}) \times 100$
- $n \text{ NaCl} = m \text{ NaCl} / M \text{ NaCl} = 1 / (23+35.5) = 0.017 \text{ mol}$
- $n \text{ H}_2\text{O} = m \text{ H}_2\text{O} / M \text{ H}_2\text{O} = 89.82/18 = 4.99 \text{ mol}$
- % NaCl (molaire) = $0.017 / (0.017 + 4.99) \times 100 = 0.34\%$

3-Quelle est la molalité de NaCl.

- Molalité = $n \text{ NaCl} / m \text{ H}_2\text{O}$
- Molalité = $0.017 / 89.82 \times 10^{-3} = 0.19 \text{ mol/kg H}_2\text{O}$

4-Quelle est la concentration molaire de NaCl.

- $C_n = n \text{ NaCl} / V \text{ H}_2\text{O}$
- $C_n = 0.017 / 90 \times 10^{-3} = 0.188 \text{ mol/l}$

➤

$M(\text{Na}) : 23 \text{ g/mole} ; M(\text{Cl}) : 35.5 \text{ g/mole}$

Exercice 05

1- La formule chimique de l'éthanol est $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ formule brute)

2- $M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 12 + 6 \times 1,0 + 16 = 46,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

3- La densité de l'éthanol est égale à 0,789 donc sa masse volumique est égale à 0,789 g/mL ou encore 789 g/L.

4- L'éthanol est un liquide donc on peut utiliser la relation $n = V \rho / M = 0,205 \text{ mol}$ dans 1L, on peut trouver n dans 0,75 L. $n = 0,154 \text{ mol}$

Exercice 06

1- Masse volumique $\rho = m/v = 358 \text{ g}/500 \text{ ml} = 0716 \text{ g/L}$

2- Masse $m = \rho v = 13,56 \text{ g/mL} \times 1100 \text{ ml} = 14905 \text{ g} = 14,905 \text{ kg}$

Exercice 07

1. $m(\text{NaOH}) = C.V.M(\text{NaOH})$ A.N. : $m = 1,0 \times 0,5 \times 40 = 20 \text{ g}$
2. Voir TP
3. Facteur de dilution $F = C/c$ A.N. : $F = 1,0/1,0.10^{-2} = 100$
4. S'il prélève un volume de solution mère de 5 mL, il va préparer $V' = 5 \times 20 = 100 \text{ mL}$
5. La solution ainsi préparée est 20 fois moins concentrée soit $C' = C/20 = 5,0.10^{-2} \text{ mol/L}$

6. Le facteur de la seconde dilution doit être de 5 car $20(1^{\circ}\text{dilution}) \times 5(2^{\circ}\text{dilution}) = 100$
ainsi $c = C'/5 = 5,0 \cdot 10^{-2}/5 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Exercice 08

$$d = 1,18$$

1L de sol = 1000 mL (pèse) \Rightarrow 1180g de sol \Rightarrow mg d'HCl pure

36% ça veut dire : 100g de sol \Rightarrow 36g d'HCl pure

Donc $m = 1180 \cdot 36/100 \Rightarrow m = 424,8 \text{ g}$

$M = m/n \Rightarrow n = m/M \Rightarrow n = 424,8/36,46 \Rightarrow n = 11,65 \text{ mol}$

11,65 mole est la quantité de matière d'HCl pure calculer par la masse qui se trouve dans 1180g de sol et cette dernière est équivaux d'un litre de solution $\Rightarrow C = 11,65 \text{ mol/L}$.

Exercice 09

100 g de solution contiennent 60,65 g de H_2SO_4

1 g de solution \rightarrow 60,65 g/100 de H_2SO_4

1L = 1510 g de solution $\rightarrow (60,65 \times 1510)\text{g}/100$ de $\text{H}_2\text{SO}_4 = 915,82 \text{ g}$ de H_2SO_4 .

Nombre d'équivalents-grammes présents par litre de solution : $915,82 \text{ g}/(98,076/2\text{g}/\text{equiv-g}) = 18,68\text{N}$.

Dans 160 ml de cette solution, il y a : $V \times N =$ nombre d'équiv-g, soit :

$$0,160 \text{ L} \times 18,68 \text{ equiv-g/L} = 2,99 \text{ equiv-g de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Exercice 10

100 g de solution contiennent 12 g de KOH

1 g de solution \rightarrow 12 g/100 de KOH

1L = 1100 g de solution $\rightarrow (12 \times 1100)\text{g}/100$ de KOH = 132 g de KOH

D'où le nombre de moles $n = m/M = 132 \text{ g}/56,109 \text{ g/mol} = 2,35 \text{ moles}$.

Il y a donc 2,35 moles de KOH dans 1 L de solution.

Molarité : $M = n/v \text{ (L)} = 2,35 \text{ moles}/1\text{L} = 2,35 \text{ M}$

Normalité : $N =$ nombre d'équiv-g/v(L) = 2,35 N

Molalité : $m = n/\text{kg de solvant} = 2,35 \text{ moles} / (1,1 - 0,132) \text{ kg de solvant} = 2,43 \text{ m}$

Exercice 11

Par mole d'éthanol, il y a :

$$2 \text{ at-g de C} \times 12,011 \text{ g/at-g} = 24,022 \text{ g de C}$$

$$6 \text{ at-g de H} \times 1,008 \text{ g/at-g} = 6,048 \text{ g de H}$$

$$1 \text{ at-g de O} \times 15,999 \text{ g/at-g} = 15,999 \text{ g de O}$$

$$\text{D'où la masse molaire d'éthanol} = 2MA_C + 6MA_H + MA_O = 46,069 \text{ g}$$

Par 100 g d'éthanol, il y a :

$$24,022 \text{ g}/46,069\text{g} \times 100 = 52,14 \text{ \% de C}$$

$$6,048 \text{ g}/46,069\text{g} \times 100 = 13,13 \text{ \% de H}$$

$$15,999 \text{ g}/46,069\text{g} \times 100 = 34,73 \text{ \% de O}$$

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

1. Introduction

La matière qui nous entoure est composée d'atomes. Ces atomes n'existent pas souvent à l'état libre mais s'associent avec d'autres atomes pour former des molécules. On distingue : les molécules monoatomiques (He, Ne, Ar,...) qui sont à l'état gazeux, diatomiques (H_2 , O_2 , NaCl,..) et polyatomiques (H_2O , H_2SO_4 ,...). Si les atomes formant la molécule sont identiques, la substance est un corps dit simple (O_3 , N_2), et si ces atomes sont différents, la substance est un corps dit composé (CH_4 , PCl_3).

Les atomes diffèrent par leurs structures et leurs masses, et sont constitués de trois espèces de particules : les protons chargés positivement, les neutrons neutres et les électrons chargés négativement. Les protons et les neutrons, forment le noyau central autour duquel gravitent des électrons. Ces particules sont indiscernables à l'œil nu.

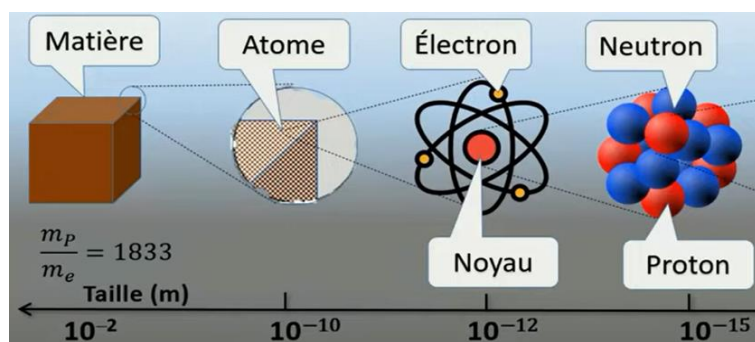


Figure II.1 : Constituants de la matière

Les expériences de Faraday en 1833 sur l'électrolyse, suggèrent une relation entre la matière et l'électricité.

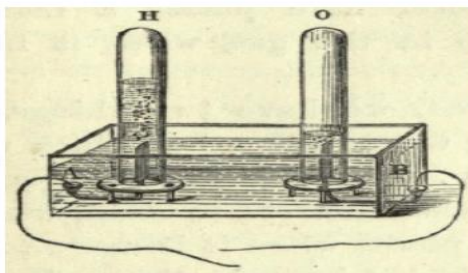


Figure II.2 : Expérience de Faraday-Electrolyse de l'eau

(Faraday, On the Various Forces of Matter, 1860)

Il en résulte deux lois :

- a) La masse d'un élément qui apparaît à une électrode est proportionnelle à la quantité d'électricité mise en jeu.
- b) Si q est la quantité d'électricité liée à l'apparition d'un atome d'hydrogène, q , $2q$, $3q$, ..., nq sont les quantités d'électricité associées respectivement aux atomes qui se combinent à 1, 2, 3, ..., n atomes d'hydrogène. Nombres entiers, électricité décomposée en particules élémentaires contenues dans les atomes.

Donc les lois de l'électrolyse ont constitué un atout majeur pour la théorie atomique tout au long du XIX^e siècle jusqu'à la mise en évidence de l'électron vers la fin du siècle.

2. Mise en évidence des constituants de la matière

2.1. Electron

a. Expérience de Crookes (1879) et caractéristique des rayonnements cathodiques

Cette expérience est réalisée dans un tube à décharge représenté sur la figure ci-dessous. La pression du gaz (air, hélium, néonetc) dans le tube est réduite à 10^{-6} atm. Lorsqu'on établit une forte différence de potentiel (ddp) environ 1000 volts par cm entre les deux électrodes métalliques placées aux extrémités d'une ampoule de verre contenant de gaz. Le gaz reste obscur mais le verre de l'ampoule devient fluorescent à l'opposé de l'électrode négative (la cathode). En effet cette fluorescence observée est due à l'impact sur le verre d'un rayons (rayonnement) invisible, issus de la cathode d'où son nom rayonnement cathodique, CROOKS considère que ce rayonnement provoque la fluorescence du verre. Ces rayons cathodiques sont déviés par un champ électrique vers le pôle positif, ce qui indique que les particules constituant ces rayons sont chargées négativement. En 1891, Stoney a donné le nom de l'électron aux particules constituant les rayons cathodiques.

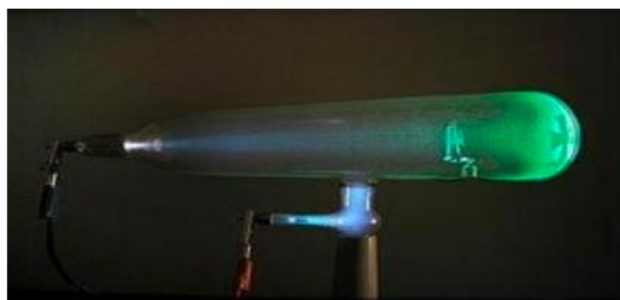


Figure II.3 : Tube de Crookes

- b. Expérience de J.J.Thomson (1895) :** Détermination du rapport $|e|/m$ J.J Thomson entreprend une étude quantitative des rayons cathodiques il a pu déterminer la valeur du rapport charge/masse des particules issues de la cathode, la valeur de ce rapport ne dépend pas du matériau de la cathode ni du gaz résiduel dans le tube cathodique.

$$|e|/ m = 1,759.10^{11} \text{ Coulombs/Kg}$$

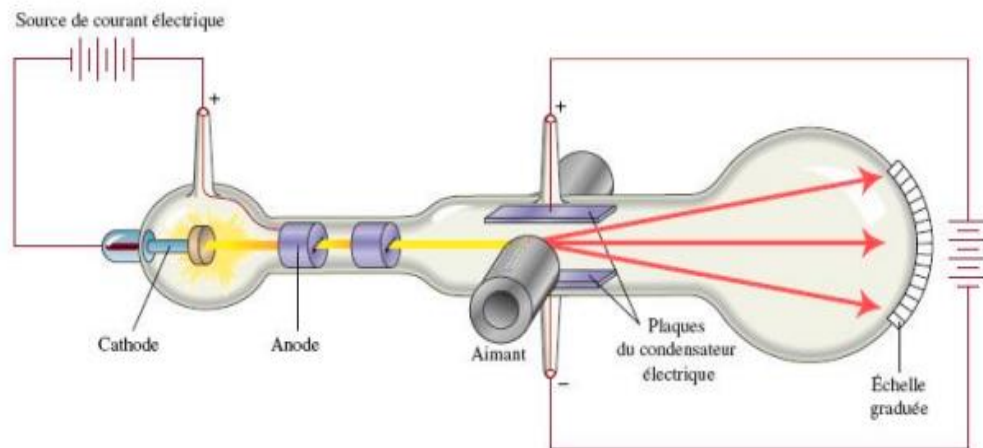


Figure II. 4 : Expérience de J.J.Thomson

- c. Expérience de Millikan (1908)**

Détermination de la charge $|e|$ de l'électron et déduction de sa masse Quelques années plus tard, Robert Millikan a pu déterminer la valeur de la charge de l'électron, en étudiant les mouvements d'une gouttelette d'huile électrisée entre les plaques d'un condensateur horizontal.

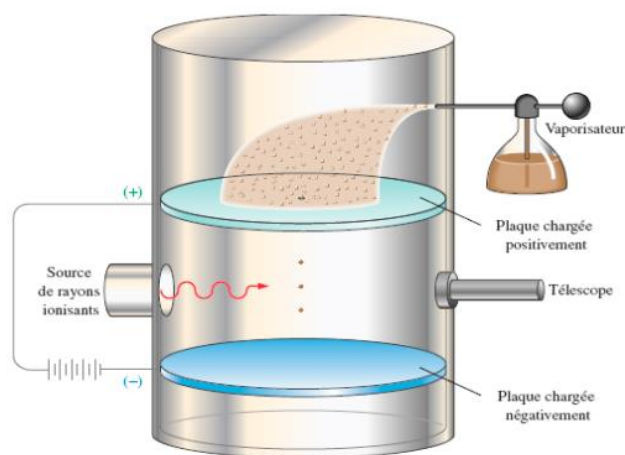


Figure II.5 : Expérience de Millikan

La valeur absolue de cette charge électrique représente la plus petite charge électrique que puisse porter une particule c'est la charge élémentaire de l'électron. Toute charge électrique ne peut être, en valeur absolue, qu'un multiple entier de celle de l'électron, aucune charge plus petite n'a été trouvée jusqu'à présent (c'est la charge élémentaire). $|e|$ est identifiée à la valeur absolue de la charge de l'électron qui est négative : $|e| = 1,60217733 \cdot 10^{-19}$ C (coulombs). La charge de l'électron ($e = -1,602 \times 10^{-19}$ coulomb).

Millikan a également pu déterminer la masse de l'électron à l'aide des résultats de l'expérience de Thompson. $m_e = 9,109 \times 10^{-31}$ kg

2.2. Noyau et ses composants

2.2.1. Mise en évidence : Expérience de Rutherford (1911-1919)

L'expérience consiste à bombarder une très mince feuille de métal (Or) par le rayonnement constitué de noyaux d'Helium (He^{2+}).

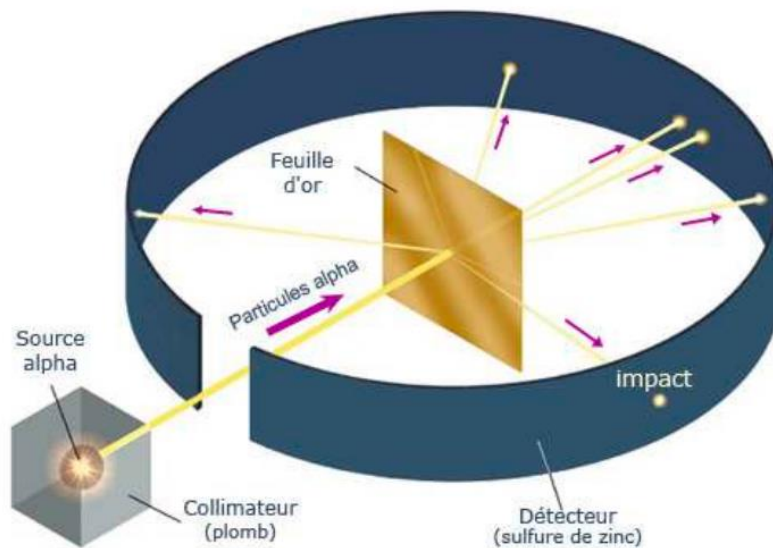


Figure II.6 : Expérience de Rutherford

Interprétation

Bombardant de très fines feuilles d'or par des particules alpha, Hans Geiger et Ernest Marsden, alors étudiants de Rutherford, observèrent qu'une fraction minime (1 sur 8000) de ces particules étaient défléchies à grand angle comme si elles rebondissaient sur un obstacle massif. Les impacts étaient observés dans l'obscurité au microscope sur un écran de sulfure de zinc scintillant. Rutherford en conclut que l'atome contenait un cœur massif (qu'il nommera noyau), cette charge électrique positive, capable de repousser les particules alphas elles-mêmes chargées positivement. De cette expérience

résulte les conséquences suivantes : L'atome est presque vide de matière. Les charges positives de l'atome sont concentrées dans un volume sphérique de rayon inférieur à celui de l'atome.

2.2.2. Constitution du noyau atomique

Le noyau est de diamètre de l'ordre de 10^{-4} Å. Il est formé de particules élémentaires stables appelées nucléons, qui peuvent se présenter sous deux formes à l'état libre, le neutron et le proton.

Les protons sont chargés positivement : $q_p = +e = 1,602 \times 10^{-19}$ C

La masse du proton : $m_p = 1,673 \times 10^{-27}$ kg $\approx 1836 m_e$

Les neutrons sont de charge nulle, leur masse est : $m_n = 1,675 \times 10^{-27}$ kg.

Toute la masse de l'atome est concentrée dans le noyau.

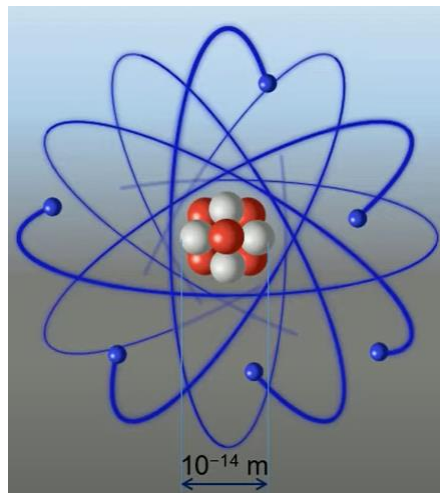


Figure II.7 : Représentation d'un atome

2.2.3. Modèle planétaire de Rutherford

Avec ces trois particules fondamentales : électron, proton et neutron on peut construire un nouveau modèle de l'atome le modèle de Rutherford.

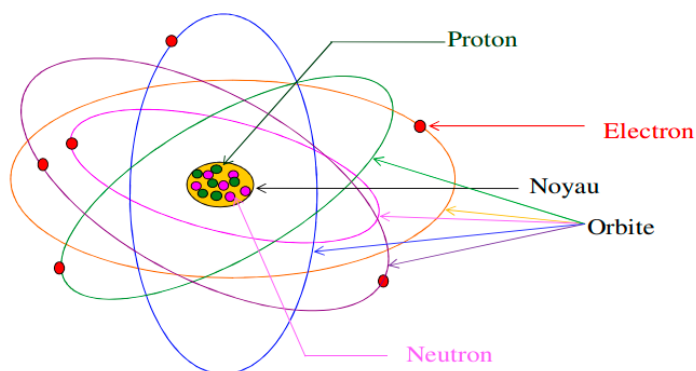
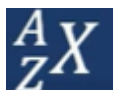


Figure II.8 : Modèle planétaire de Rutherford (structure de l'atome)

Dans ce modèle l'atome est constitué d'un noyau chargé positivement dans lequel est concentré presque toute sa masse il ressemble au soleil, il contient des neutrons en nombre N et des protons en nombre Z , sa charge totale vaut : $+Ze$ le nombre Z est appelé numéro atomique, et la somme $Z+N = A$ est le nombre de masse de l'atome. Alors que les électrons (les planètes) gravitent autour du noyau formant ainsi un nuage électrique. Un atome contient un noyau situé en son centre, et des électrons qui tournent autour. Le noyau contient des nucléons (protons+ neutrons).

L'élément X est représenté comme suit :



Donc, nous aurons : Dans un atome neutre le numéro atomique ' Z ' désigne le nombre d'électron e^- .

Remarque :

- Si l'élément est ionisé (chargé), le nombre d'électron est différent du nombre de proton.
- Si l'élément est un anion (charge négative) : nous devons additionner le nombre de charge au nombre de proton.
- Si l'élément est un cation (charge positive) : nous devons soustraire le nombre de charge au nombre de proton.

Exemples :

Tableau II.1 : Exemples de constituants des éléments

Eléments	A	Z = P	e ⁻	n
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	35	17	17	18
${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$	35	17	18	18
${}^{27}_{13}\text{Al}$	27	13	13	14
${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$	27	13	10	14

3. Détermination des masses atomiques et de l'abondance isotopique

3.1 Atomes et leur Masses atomiques

Il existe deux types d'atomes : les atomes non isotopiques et les isotopes.

a. Atome non isotopique

La masse atomique est égale à la somme des masses des constituants de l'atome :

$$m_a = Z \times m_{e^-} + m_N$$

Z : numéro atomique ou nombre de charge, il désigne le nombre de proton.

m_{e^-} : masse de l'électron

m_N : masse de noyau $m_N = Z \times m_p + n \times m_n$

m_p : masse de proton

n : nombre de neutron m_n : masse de neutron

b. Isotopes et abondance relative

Ce sont des atomes de même numéro atomique Z et de nombre de masse A différent.

Un élément peut avoir un ou plusieurs isotopes.

Il n'est pas possible de les séparer par des réactions chimiques, par contre cela peut être réalisé en utilisant des techniques physiques notamment la spectroscopie de masse.

Exemples

- L'hydrogène naturel est constitué de trois isotopes représentés ci-dessous.

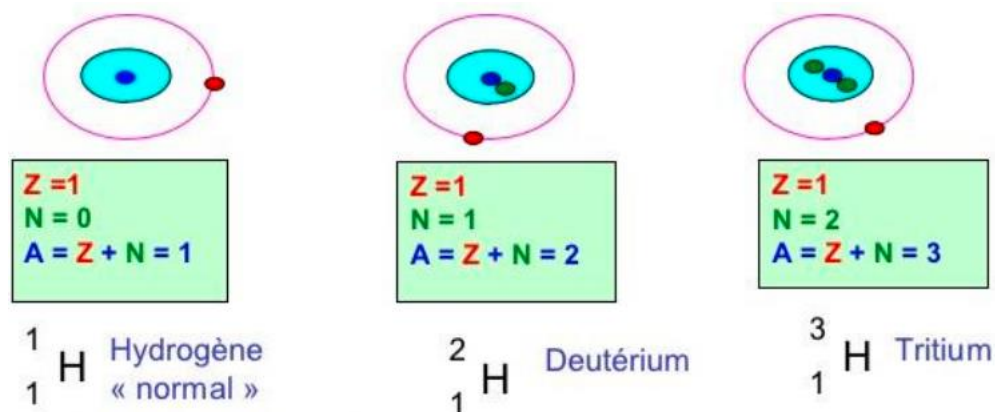


Figure II.9 : Représentation symbolique des trois isotopes de l'hydrogène

- Le carbone présente trois isotopes ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$ contenant respectivement 6, 7 et 8 neutrons, l'abondance dans la nature : 98,9 %, 1,09%, <0,01%.

Dans le cas général, un élément possède un ou plusieurs isotopes ; donc la masse atomique sera la somme des proportions relatives à chaque isotope, on parle de *masse atomique relative*.

$$m = \sum (x_i \cdot m_i) \text{ u.m.a}$$

$$\text{de même la masse molaire sera : } M = \sum (x_i \cdot M_i) \text{ (g/mole)}$$

La masse atomique tiendra compte de sa composition, elle est donnée par l'équation suivante : $m_a = \sum \alpha_i \times m_i / \sum \alpha_i$

α_i : abondance isotopique ou pourcentage

m_i : masse atomique des isotopes

3.2. Spectromètre de masse : Spectrographe de Bainbridge

Les masses atomiques des isotopes et leurs abondances sont déterminées à l'aide du spectromètre de masse. Ce dispositif est maintenant utilisé pour élucider la structure d'une substance en l'introduisant directement dans l'appareil. Pour déterminer la masse d'un atome, la méthode la plus pratique consiste à mesurer le rapport q/m de l'atome ionisé, q étant la charge de l'ion, et m sa masse, les appareils employés sont des spectromètres de masses, ils mesurent le rapport q/m , il existe plusieurs types de spectromètre parmi eux : le spectromètre de Bainbridge. Ce spectromètre comprend la source d'ionisation le filtre de vitesse l'analyseur et le détecteur d'ions.

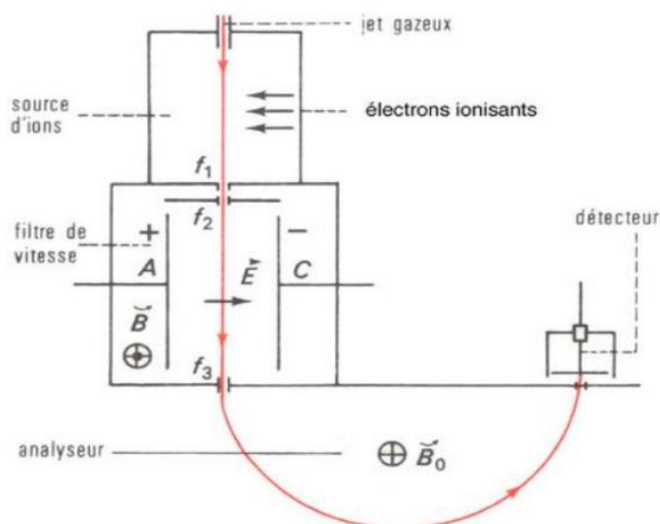


Figure II.10 : Schéma du principe de spectromètre de Bainbridge

a. Source d'ions :

Un jet d'électron émis par un filament chauffé ionise positivement les atomes d'un gaz.

b. Filtre de vitesse :

Reçoit les ions animés de vitesses différentes. Ces derniers sont soumis à l'action simultanée d'un champ électrique et d'un champ magnétique orthogonaux.

Le faisceau ionique sortant du filtre de vitesse est donc monocinétique.

c. Analyseur :

Dans cette partie de l'appareil, un ion de masse m est soumis à un champ magnétique constant d'induction B dirigé perpendiculairement à sa trajectoire. L'ion est alors dévié suivant un cercle.

d- Détecteur :

L'ion dévié impressionne une plaque photographique.

Le détecteur collecte les ions et amplifie le signal, puis un ensemble informatique transforme les informations reçue en spectre de masse. Exemple (Figure II.11).

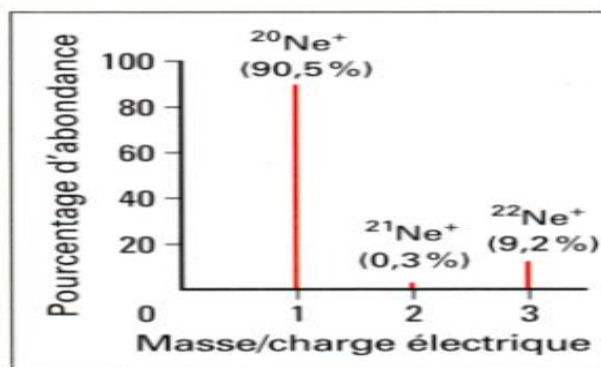


Figure II.11 : Spectre de masse du Néon

4. Energie de liaison et de cohésion des noyaux

4.1. Défaut de masse

La formation d'un noyau à partir de ses nucléons séparés s'accompagne d'une perte de masse Δm encore appelée défaut de masse.

Le défaut de masse Δm est toujours positif. Son expression est :

$$\Delta m = (Z \cdot m_p + (A-Z) \cdot m_n) - m_{\text{noyau}}$$

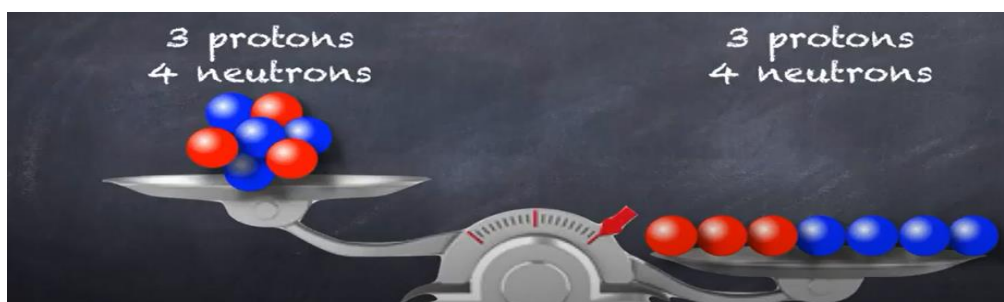


Figure II.12 : Représentation d'un défaut de masse

Exemple :

Déterminer la perte de masse lors de la formation du noyau d'uranium $^{235}_{92}\text{U}$ à partir de ses nucléons.

Données : $m_p = 1,00728$ u.m.a ; $m_n = 1,00866$ u.m.a, $m_U = 234,9942$ u.m.a.

Solution :

Le noyau de l'uranium $^{235}_{92}\text{U}$ est formé de 92 protons et 143 neutrons.



$$\Delta m = (2 \cdot 1,00728 + 2 \cdot 1,00866) - 4,0026$$

$$\Delta m = 0,03038 \text{ u.m.a.}$$

4.2. Energie de liaison

Selon Einstein, la perte de masse se transforme en énergie permettant de maintenir la cohésion des nucléons dans le noyau. $\Delta E = \Delta m C^2$

L'énergie de liaison est l'énergie nécessaire à la dissociation d'un noyau en particules nucléons.

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

Δm : Défaut de masse du noyau (en kg)

C : Célérité ou vitesse de la lumière dans le vide (m/s)

Cette énergie est positive puisqu'elle est reçue par le système considéré (noyau).

E_L : Energie de liaison du noyau (en J, eV ou MeV)

L'eV est l'énergie acquise par un électron soumis à une différence de potentiel (dpp) de 1V sur 1 m.

$$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV}$$

La masse de 1u.m.a ($1,66056 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$) correspond à une énergie $931,49 \cdot 10^6 \text{ eV} = 931,49 \text{ MeV}$.

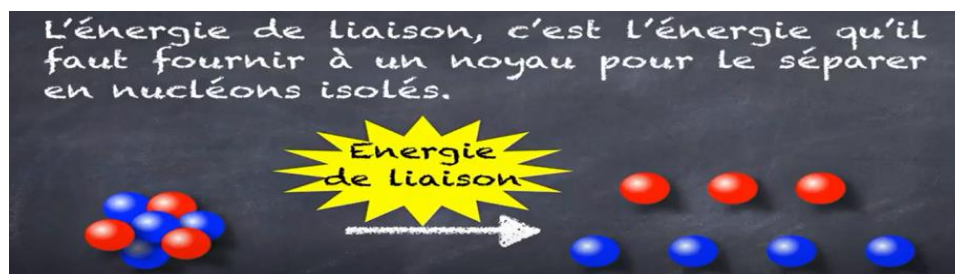


Figure II.13 : Représentation de l'obtention d'une énergie de liaison

Exemple :

La masse du noyau d'hélium ${}^4_2\text{He}$ vaut 4,0026 u. Sachant que les masses du proton et du neutron valent : $m_n = 1,0086 \text{ u}$; $m_p = 1,0073 \text{ u}$.

Calculer le défaut de masse et l'énergie de liaison (en J et en MeV) du noyau d'Hélium.

Solution :

Le défaut de masse du noyau de ${}^4_2\text{He}$ et l'énergie correspondante en MeV :

- Le défaut de masse Δm

$$\Delta m = (Z \cdot m_p + N \cdot m_n) - ({}^4_2\text{He})$$

$$\Delta m = (2 \times 1,0073 + 2 \times 1,0086) - 4,0026$$

$$\Delta m = 0,0292 \text{ u}$$

• L'énergie correspondante en MeV

On peut passer de l'u.m.a au MeV en multipliant l'u.m.a. par 933,75

$$\text{Doù } \Delta E = 0,0292 \times 933,75 = 27,2655 \text{ MeV}$$

Sinon on convertit, on calcule l'énergie selon la formule $\Delta E = \Delta m \times c^2$ Avec, Δm en [Kg] et c en [$\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$]

$$\Delta E = \Delta m \times c^2 = 0,0292 \times 1,66 \times 10^{-27} \times (3 \times 10^8)^2 = \mathbf{0,4368 \times 10^{-11} \text{ J}}$$

$$\Delta E = 0,4368 \times 10^{-11} \text{ J} = 0,4368 \times 10^{-11} \cdot 1,6 \times 10^{-13} = 0,273 \cdot 10^2 = 27,3 \text{ MeV}$$

4.3. Energie de cohésion

L'énergie de cohésion est l'énergie nécessaire à la destruction d'un noyau. Cette énergie est négative et on peut écrire : $E_L = -E$

5. Stabilité des noyaux

5.1. Energie de liaison par nucléon : courbe d'Aston

La courbe d'Aston permet de comparer la stabilité de différents noyaux atomiques.

Les noyaux légers vont évoluer par fusion, alors que les noyaux lourds vont évoluer par fission.

La stabilité d'un noyau est d'autant plus élevée que l'énergie de liaison par nucléon est grande. On l'exprime en MeV/ nucléon. Elle est voisine de 8 MeV/nucléon pour la plupart des noyaux stables.

Exemples :

Pour l'uranium ${}^{238}\text{U}$: $E_L/A = 7,57 \text{ MeV/ nucléon}$.

Pour le Fer ${}^{56}\text{Fe}$: $E_L/A = 8,79 \text{ MeV/ nucléon}$.

Le ${}^{56}\text{Fe}$ est plus stable que ${}^{238}\text{U}$.

La courbe d'Aston ci-dessous montre la variation de $E_L/\text{nucléon}(A)$ en fonction de nombre A du nucléon

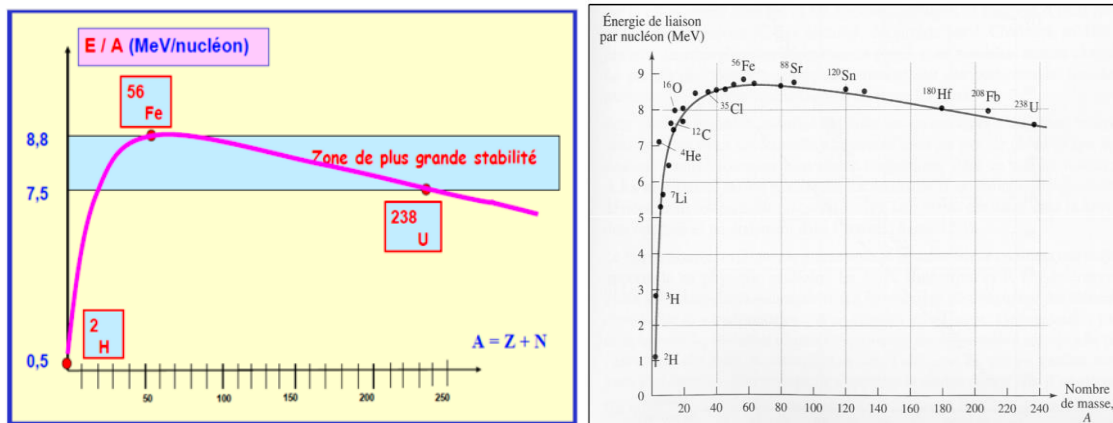


Figure II.14 : Courbe d'Aston

5.2. Stabilité et nombre de nucléons

Le diagramme ci-dessous représente la variation du nombre de masse A en fonction du numéro atomique Z dans les noyaux.

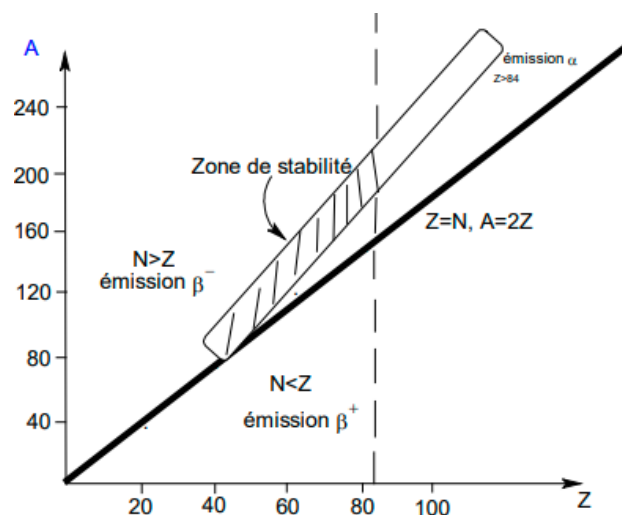


Figure II.15 Diagramme de stabilité des isotopes

- En principe les noyaux stables entourent la courbe de près tandis que les noyaux radioactifs s'en écartent davantage.
- Les noyaux ont tendance à se rapprocher de la courbe de stabilité par l'émission de rayonnements radioactifs.
- Entre $1 \leq Z \leq 20$ tous les noyaux sont stables avec $Z \approx N$.
- Entre $20 \leq Z \leq 84$ les noyaux sont peu stables $N > Z$, il faut plus de neutrons pour compenser la répulsion électrostatique du proton.
- Tous les noyaux pour les quels $Z \geq 84$ les noyaux sont très instables ils sont radioactifs (émission α).

5.3. Isotopes stables et instables

Il existe 331 isotopes naturels dont 279 sont instables, et le reste sont radioactifs, l'expérience a montré que la stabilité des nucléides est liée à la parité des deux nombres Z et N ou à l'un des deux, le tableau II.2 représente les isotopes naturels stables.

Tableau II.2 : Stabilité des nucléides et la parité des deux nombres Z et N

Nombre de masse A	Nombre de proton Z	Nombre du nucléide
Pair	Pair	168
	Impair	4*
Impair	Pair	57
	Impair	50

4* : ${}^2_1\text{H}$, ${}^6_3\text{Li}$, ${}^{10}_5\text{B}$, ${}^{14}_7\text{N}$

5.4. Nombres magiques

Les noyaux qui possèdent 2, 8, 20, 50, 82 et 126 protons ou neutrons sont particulièrement stables, et le nucléide correspondant est abondant dans la nature. Ces nombres sont appelés nombres magiques. Quelques exemples sont présentés sur le Tableau II.3

Tableau II.3 : Exemples d'éléments chimiques stables

Nucléide	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{40}_{20}\text{Ca}$	${}^{208}_{82}\text{Pb}$
Numéro atomique Z	8	20	82
Nombre de neutrons N	8	20	126

Exercices sur les constituants de la matière

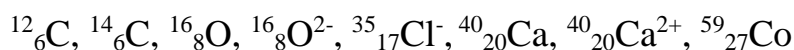
Exercice 01

Les masses du proton, du neutron et de l'électron sont respectivement de $1,6723842 \times 10^{-24}$ g, $1,6746887 \times 10^{-24}$ g et $9,109534 \times 10^{-28}$ g.

1. Définir l'unité de masse atomique (u.m.a). Donner sa valeur en g avec les mêmes chiffres significatifs que les masses des particules du même ordre de grandeur.
2. Calculer en u.m.a. et à 10^{-4} près, les masses du proton, du neutron et de l'électron.
3. Calculer d'après la relation d'Einstein (équivalence masse-énergie), le contenu énergétique d'une u.m.a exprimé en MeV.

Exercice 02

Quel est le nombre de protons, de neutrons et d'électrons qui participent à la composition des structures suivantes :



Exercice 03

Le fer naturel $^{56}_{26}\text{Fe}$ est constitué de quatre isotopes stables (n°1 à n°4) dont les abondances naturelles sont indiquées ci-dessous :

Isotope	n°1	n°2	n°3	n°4
Masse atomique (u)	53,9399	55,9349	56,9350	57,9330
Abondance (%)	5,84	91,75	2,12	0,28

1. Donner la constitution de chacun de ces isotopes.
2. Trouver la masse moyenne naturelle du fer.
3. Calculer le défaut de masse en (u) du noyau $^{56}_{26}\text{Fe}$
4. Calculer le défaut de masse en (u) du noyau $^{56}_{26}\text{Fe}$ en J et en MeV.

Données : $m_n = 1,0086$ u, $m_p = 1,0073$ u, $c = 3.10^8$ m.s⁻¹.

Exercice 04

L'élément silicium naturel Si (Z=14) est un mélange de trois isotopes stables : $^{28}_{14}\text{Si}$, $^{29}_{14}\text{Si}$ et $^{30}_{14}\text{Si}$. L'abondance naturelle de l'isotope le plus abondant est de 92,23%.

La masse molaire atomique du silicium naturel est de 28,085 g.mol⁻¹.

1. Quel est l'isotope du silicium le plus abondant ?
2. Calculer l'abondance naturelle des deux autres isotopes

Exercice 05

La masse atomique de $^{56}_{26}\text{Fe}$ est de 55,9388 u, de $^{235}_{92}\text{U}$ est de 235,0706 u et celle de ^2_1H est de 2,0142 u.

- 1) Pour chaque noyau, calculer l'énergie de liaison par nucléon en MeV.
- 2) Classer ces noyaux du plus stable au moins stable.

Données :

$m_p = 1,0076 \text{ u}$; $m_n = 1,0089 \text{ u}$; $m(^2_1\text{H}) = 2,0142 \text{ u}$; $m(^3_1\text{H}) = 3,0247 \text{ u}$;
 $m(^4_2\text{He}) = 4,0015 \text{ u}$.

Solution des exercices

Exercice 01

Définition de l'unité de masse atomique : L'unité de masse atomique (u.m.a) est le douzième de la masse d'un atome de l'isotope de carbone $^{12}_6\text{C}$ (de masse molaire 12 g/mol)

La masse d'un atome de carbone est égale à :

$$12 \text{ g/N Avec N (nombre d'Avogadro)} = 6.023 \cdot 10^{23}$$

$$1 \text{ u.m.a} = 1/12 \times (12/\text{N}) = 1/\text{N} = 1,66030217 \times 10^{-24} \text{ g.}$$

2. Valeur en u.m.a. des masses du proton, du neutron et de l'électron :

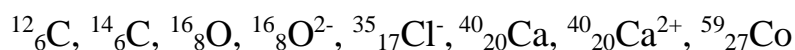
$$m_p = 1,007277 \text{ u.m.a.}$$

$$m_n = 1,008665 \text{ u.m.a.}$$

$$m_e = 0,000549 \text{ u.m.a.}$$

Exercice 02

La composition des atomes :



	Z Nombre de proton	A Numéro atomique	N (A-Z)	Nombre d'électron	charge
$^{12}_6\text{C}$	6	12	6	6	0
$^{14}_6\text{C}$	6	14	8	6	0
$^{16}_8\text{O}$	8	16	8	8	0
$^{16}_8\text{O}^{2-}$	8	16	8	10	-2
$^{35}_{17}\text{Cl}^-$	17	35	18	18	-1
$^{40}_{20}\text{Ca}$	20	40	20	20	0
$^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$	20	40	20	18	+2
$^{59}_{27}\text{Co}$	27	59	32	27	0

Exercice 03

1. La constitution des 4 isotopes :

	Nombre de masse A	Protons Z	Nombre d'électron	Neutron
Isotope 1	54	26	26	28
Isotope 2	56			30
Isotope 3	57			31
Isotope 4	58			32

2. La masse moyenne (\bar{M}) naturelle du fer :

$$\Rightarrow \bar{M} = \frac{M_1 \times 1\% + M_2 \times 2\% + M_3 \times 3\% + M_4 \times 4\%}{100\%}$$

$$\bar{M} = \frac{53,93 \times 5,84\% + 55,9349 \times 91,75\% + 56,925 \times 2,12\% + 57,933 \times 0,28\%}{100\%}$$

$$\bar{M} = 55,8396 \text{ g/mol}$$

3. Le défaut de masse du noyau ${}^{56}_{26}\text{Fe}$ en uma :

$$\Delta m = (Z \cdot m_p + N \cdot m_n) - ({}^{56}_{26}\text{Fe})$$

$$\Delta m = (26 \times 1,0073 + 30 \times 1,0086) - 55,9349$$

$$\Delta m = 0,5129 \text{ u}$$

4. Calcul de l'énergie de liaison par nucléon E_l/A de ${}^{56}_{26}\text{Fe}$:

$$E_l = \Delta m \cdot c^2 ; E_l = 0,5129 \times 1,66 \cdot 10^{-27} \times (3 \cdot 10^8)^2 = 7,6627 \cdot 10^{-11} \text{ J}$$

$$E_l/A = 7,6627 \cdot 10^{-11} / 56 = 0,1368 \times 10^{-11} \text{ J/nucléon}$$

$$E_l/A = 0,1368 \times 10^{-11} / 1,6 \times 10^{-19} = 0,0855 \times 10^8 \text{ eV} = 8,55 \text{ MeV/nucléon}$$

Exercice 04

1. La masse d'un atome de silicium Si : $m = M_{\text{Si}}/N = (28,085/N)$

La masse molaire du silicium est : $M_{\text{Si}} = 28,085 \text{ g.mol}^{-1} = (28,085/N) \cdot N = 28,085 \text{ u.m.a.}$

$M \approx 28 \Rightarrow$ L'isotope 28 est le plus abondant.

2. Appelons X l'abondance de l'isotope 29 et Y celle de l'isotope 30.

Assimilons, fautes de données, masse atomique et nombre de masse pour les trois isotopes.

$$28,085 = 28 \times 0,9223 + 29 X + 30 Y$$

$$2,2606 = 29 X + 30 Y$$

$$0,9223 + X + Y = 1$$

$$0,0777 = X + Y$$

$$Y = 0,0777 - X$$

$$29 X + 30 (0,0777 - X) = 2,2606$$

$$X = 0,0704 = 7,04\% \quad \text{et} \quad Y = 0,0073 = 0,73\%$$

Exercice 05

1. Calcul de l'énergie de liaison par nucléon :

$$E_{\text{liaison}} = |\Delta m| \cdot c^2$$

$$\Delta m = (m \text{ (noyau)} - m \text{ (nucléons)})$$

a) Fer

$$\Delta m = 55,9388 - (26 \times 1,0076 + 30 \times 1,0089) = -0,5258 \text{ u} = -0,8728 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$E_{\text{liaison}}(\text{Fe}) = |-0,8728 \times 10^{-27}| \times (3 \times 10^8)^2 = 7,855 \times 10^{-11} \text{ J} = 4,909 \times 10^8 \text{ eV} = 490,9 \text{ MeV}$$

$$\text{Energie de liaison par nucléon de Fe : } E(\text{Fe}) = E_{\text{liaison}} / A$$

$$E(\text{Fe}) = 490,9 / 56 = 8,76 \text{ MeV / nucléon}$$

b) Uranium

$$\Delta m = 235,0706 - (92 \times 1,0076 + 143 \times 1,0089) = -1,9013 \text{ u} = -3,1561 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$E_{\text{liaison}}(\text{U}) = |-3,1561 \times 10^{-27}| \times (3 \times 10^8)^2 = 28,405 \times 10^{-11} \text{ J} = 1775,33 \text{ MeV}$$

$$E(\text{U}) = 1775,33 / 235 = 7,55 \text{ MeV / nucléon}$$

c) Deutérium ${}^2_1\text{H}$ ou D

$$\Delta m = 2,0142 - (1,0076 + 1,0089) = -0,00234 \text{ u} = -0,00388 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$E_{\text{liaison}}({}^2_1\text{H}) = |0,00388 \times 10^{-27}| \times (3 \times 10^8)^2 = 0,0349 \times 10^{-11} \text{ J} = 2,18 \text{ MeV}$$

$$E({}^2_1\text{H}) = 2,18 / 2 = 1,09 \text{ MeV / nucléon}$$

2) $E(\text{Fe}) > E(\text{U}) > E({}^2_1\text{H})$, ce résultat indique que le noyau de l'atome de Fer 56 est plus stable que l'uranium et le deutérium.

CHAPITRE III : RADIOACTIVITE – REACTIONS NUCLEAIRES

1. Introduction

La radioactivité n'a pas été inventée par l'homme. C'est un phénomène naturel qui a été découvert à la fin du XIX siècle. en 1896, le physicien français Henri Becquerel cherchait à savoir si les rayons qu'émettaient les sels fluorescents d'uranium étaient les mêmes que les rayons X découverts en 1895 par Wilhelm Roentgen, physicien allemand. Il pensait que les sels d'uranium, après avoir été excités par la lumière, émettaient ces rayons X. Quelle ne fut pas sa surprise lorsqu'à Paris, en mars 1896, il découvrit que le film photographique avait été impressionné sans avoir été exposé à la lumière du soleil !



Figure III.1. Plaque photographique d'Henri Becquerel

Il en conclut que l'uranium émettait spontanément et sans s'épuiser des rayonnements invisibles, différents des rayons X. Le phénomène découvert est appelé radioactivité (du latin radius : rayon).

Marie Curie, en 1898 découvrit que certains minéraux d'uranium émettaient plus de rayonnements que l'uranium lui-même. En juillet 1898, aidée par son mari, elle découvre le polonium et, en décembre de la même année, le radium.

Marie curie montre que les noyaux de tous ces éléments émettent des particules énergétiques et un rayonnement appelé Radioactivité.

La radioactivité n'est pas spécifique à l'uranium c'est une propriété des atomes. Elle résulte de l'instabilité des noyaux de certains éléments chimiques. On distingue deux types : *naturelle et artificielle*.

2. Radioactivité Naturelle

Elle est découverte en 1898 par Henri Becquerel. C'est la propriété d'un noyau atomique instable de se transformer spontanément en noyaux d'une autre espèce chimique, avec émission de rayonnement et de particules.

Les protons et les neutrons sont collés les uns aux autres grâce à une force de cohésion appelée « interaction nucléaire », qui est généralement suffisante pour les maintenir ensemble. On dit alors que le noyau est « **stable** ».

Certains noyaux contiennent trop de particules ou renferment trop d'énergie de sorte que la force de cohésion n'est plus suffisante pour maintenir les neutrons et les protons ensemble. Ils se transforment spontanément avec émission de particules et sans intervention extérieure. Les noyaux sont alors « **instables** ». Les nucléides instables sont dits « **radioactifs** ».

Ce déséquilibre de forces internes du noyau entraîne l'émission de rayonnement ionisant. **E. Rutherford** a identifié trois types de rayonnement **α** , **β** et **γ** .

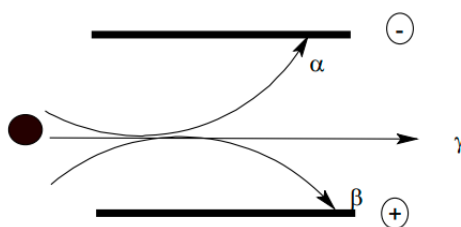
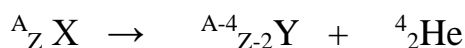


Figure III.2 : Influence d'un champ électrique sur la trajectoire des particules radioactives

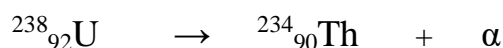
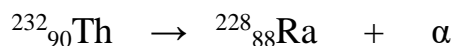
2.1. Rayonnement α

Ce sont des noyaux d'hélium ou hélion ${}^4_2\text{He}^{2+}$ (notation ${}^4_2\alpha$ ou α) émis essentiellement par des noyaux lourds ($Z > 83$) lors de leurs transformations en noyaux plus petits.

L'équation nucléaire générale est la suivante :



Exemple



Le noyau d'hélium est également appelé rayonnement alpha par abus de langage. Ce rayonnement n'est pas très dangereux car quelques millimètres de papier sont suffisants pour le stopper. Cette radioactivité ne concerne que les noyaux lourds, dont le numéro atomique est en général supérieur à 74 (tungstène). Le noyau le plus lourd concerné par cette radioactivité est l'uranium 238.

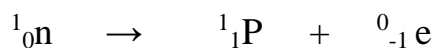
2.2. Rayonnement β

Il existe deux types de radioactivité bêta : β^- et β^+

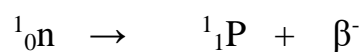
- **Rayonnement β^-**

Lorsque le rapport N/Z est trop élevé, un neutron a tendance à se transformer en proton, il donne naissance à une particule qui a les mêmes caractéristiques que l'électron appelée β^- : négaton.

Neutron \rightarrow **Proton** + **Electron**



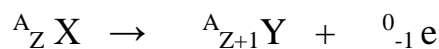
ou



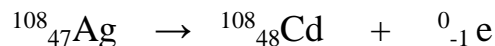
L'électron ne pouvant exister à l'intérieur d'un noyau est alors émis (éjecté)

L'équation nucléaire est :

Elément X \rightarrow **Elément Y** + **électron**



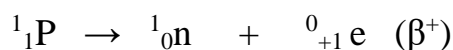
Exemple



Elles sont plus pénétrantes mais moins ionisantes que les particules α . Elles pénètrent la peau sur une épaisseur de quelques millimètres. Elles sont dangereuses pour la peau.

- **b. Rayonnement β^+**

Les noyaux avec trop de protons (ou trop peu de neutrons, donc situés à droite de la courbe de stabilité) émettent un positron qui provient de la décomposition d'un proton en un positron, un neutron et un neutrino électronique



C'est un rayonnement caractéristique des éléments légers.

Exemple



Un positon est une particule antimatière qui a les mêmes propriétés qu'un électron mais avec une charge électrique positive (+).

Lorsqu'un électron rencontre un positon ils vont se détruire et émettent un rayonnement à une très grande énergie.

2.3. Rayonnement γ

Rayonnement électromagnétique de très haute énergie de même nature que la lumière (c'est le photon). Lors de ce type de radioactivité, il n'y a pas d'émission de particules ou de désintégrations à proprement parler.



En général lorsqu'un noyau est formé lors d'une désintégration α ou β , il n'atteint pas immédiatement son état fondamental, il se trouve dans un état excité. Le passage de l'état excité à l'état fondamental libère un photon γ ou une cascade de photons de grande énergie.

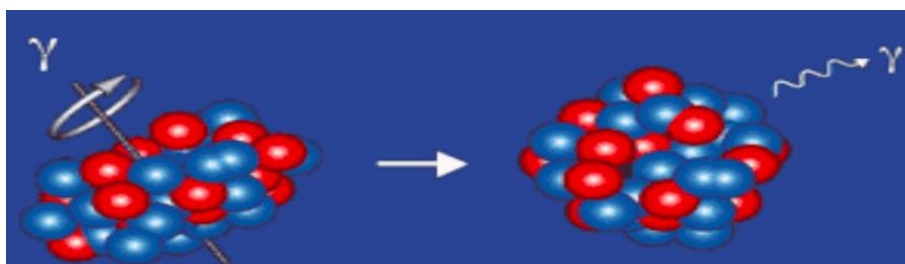
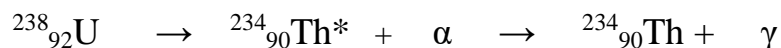


Figure III.3 : Représentation d'une radioactivité γ

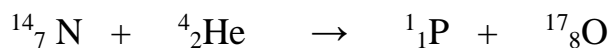
Exemple**3. Radioactivité artificielle et Réactions nucléaires**

Il s'agit de la radioactivité provoquée sur certains noyaux à la suite d'une intervention humaine. On en aperçoit trois types :

- a- Fission nucléaire
- b- Fusion nucléaire
- c- Transmutations

3.1. Fission nucléaire

Les premiers noyaux radioactifs artificiels ont été obtenus par Rutherford en 1919 en bombardant des atomes d'azote avec des particules α qui conduit à la formation de nouveaux noyaux :



Les atomes de nombre de masse A très élevés, lorsqu'ils sont bombardés par des neutrons peuvent subir une cassure conduisant à des atomes plus légers et à régénérer les neutrons.

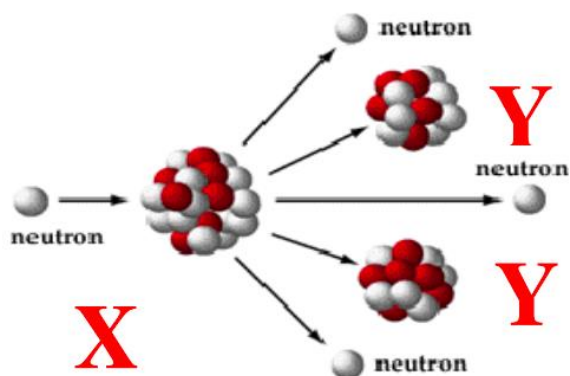
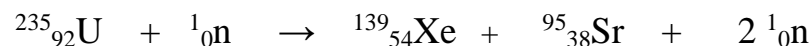


Figure III.4 : Fission nucléaire

Exemples**3.2. Fusion nucléaire**

C'est la réunion de deux noyaux légers en un noyau plus lourds avec un dégagement d'une quantité considérable d'énergie.

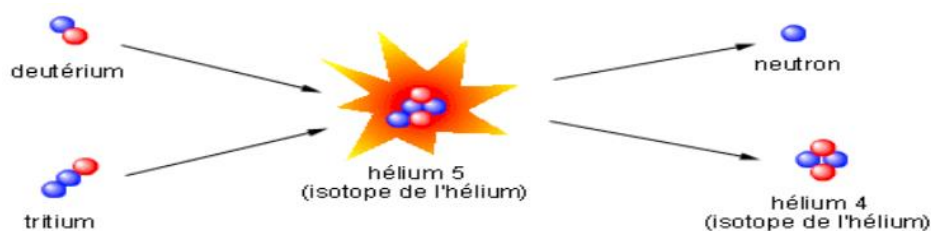
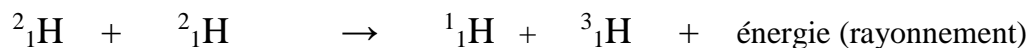
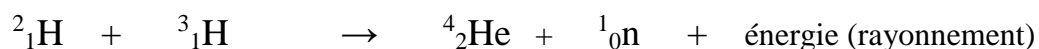


Figure III.5 : Fusion nucléaire

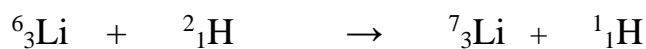
Parmi les réactions de fusions connues citons :

**3.3. Transmutations nucléaires**

Ces réactions produisent des nucléides de nombre de masse égal ou très voisin de celui du nucléide qui a servi de cible, les nucléides formés sont stables ou radioactifs.

Exemple

Notation abrégée de cette réaction : ${}^{14}\text{N} (\alpha, \text{P}) {}^{17}\text{O}$



Notation abrégée de cette réaction : ${}^6\text{Li} (\text{d}, \text{P}) {}^7\text{Li}$



Notation abrégée de cette réaction : ${}^{23}\text{Na} (\text{P}, \text{n}) {}^{23}\text{Mg}$

4. Cinétique de la désintégration radioactive

La désintégration radioactive est un phénomène aléatoire : chaque désintégration est un événement indépendant et on ne peut pas prévoir à quel moment un noyau donné va subir une désintégration. Lorsqu'un noyau se désintègre, il est transformé en un autre nucléide, qui peut être radioactif ou non. La désintégration d'un nucléide est indépendante des conditions physiques (température, pression, ...) dans lequel il se trouve et de son état chimique (libre ou combiné en molécules).

Loi décroissance radioactive

Cette loi s'applique aussi bien aux nucléides radioactifs naturels qu'aux nucléides radioactifs artificiels. Dans un échantillon donné, le nombre d'atomes radioactifs varie avec le temps. La désintégration radioactive ne dépend ni de la pression ni de la température ni des combinaisons chimiques dans lesquelles les atomes radioactifs sont impliqués.

Le but est de déterminer l'évolution statistique du nombre N de nucléides radioactifs présents dans un échantillon. Il s'agit d'établir l'équation mathématique de la diminution de N en fonction du temps t (voir figure III.6).

La décomposition d'un élément radioactif peut être très rapide, quelques milliseconde ou extrêmement longue plusieurs ou milliers d'années. Cette décomposition est définie par la loi de vitesse d'une réaction du premier ordre.



à $t=0$ N_0 0 (pas de désintégration à $t=0$)

à $t \neq 0$ N (nombre de particules restantes après un temps t donné)

$N_0 - N$ (désintégrés au bout d'un temps t donné)

à l'instant $t+dt$, il n'y en a plus que $N+dN < N$ avec $(dN < 0)$.

dN est le nombre de noyaux qui se désintègrent dans l'intervalle de temps dt . Il est d'autant plus grand que :

- le nombre N de noyaux radioactifs présents est plus grand.
- la durée dt de l'intervalle de temps est plus grande.

$$dN/dt = -\lambda N \quad (\text{Loi de vitesse})$$

- λ est la **constante de désintégration** ; ses unités : s^{-1} , min^{-1} , h^{-1} , jour^{-1} , ...

Elle représente la probabilité de désintégration par seconde. $\lambda > 0$

On a donc l'équation différentielle suivante : $dN/N = -\lambda dt$

Afin de résoudre cette équation différentielle, on cherche la primitive à gauche et à droite du signe d'égalité $\int dN/N = -\lambda \int dt$ On obtient : $\ln N = -\lambda t + C$

La constante d'intégration C s'obtient à l'aide de la condition initiale. On obtient :

$$C = \ln N_0$$

$$\text{Finalement : } \ln N(t) - \ln N_0 = -\lambda t \Leftrightarrow \ln (N(t)/N_0) = -\lambda t \Leftrightarrow \mathbf{N(t) = N_0 e^{-\lambda t}}$$

Cette loi peut être écrite sous une autre forme en fonction de la masse de l'élément radioactif étudié puisque :

Dans 1 mole de l'élément on a N_A le nombre d'Avogadro

$$1 \text{ mol} \rightarrow N_A$$

$$n \text{ (mol de l'élément (m/M))} \rightarrow N$$

Donc $m/M = 1 \text{ mol} \times N/N_A$ donc $N = m \cdot N_A/M$ et de la même façon $N_0 = m_0 \cdot N_A/M$

On remplace N et N_0 par sa formule il en résulte que : $m \cdot N_A/M = (m_0 \cdot N_A/M) \cdot e^{-\lambda t}$ donc

$$\mathbf{m = m_0 e^{-\lambda t}} \quad \text{ou} \quad \mathbf{n = n_0 \cdot e^{-\lambda t}}$$

n : nombre de mole de l'élément.

m : la masse de l'élément radioactif à l'instant $t \neq 0$

m_0 : la masse de l'élément radioactif à l'instant $t=0$

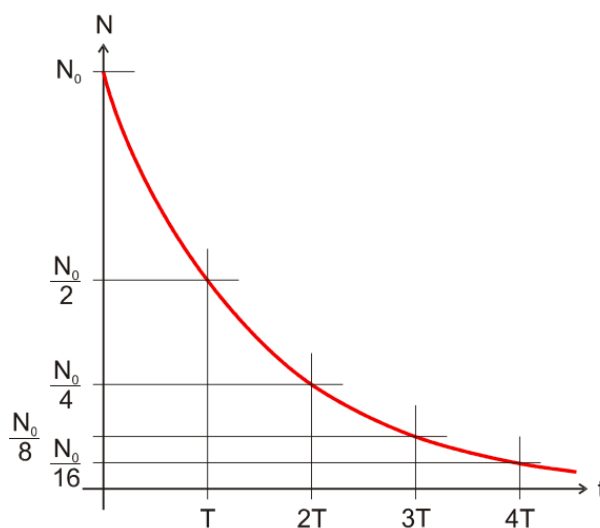


Figure III.6 : Evolution statistique du nombre $N=f(t)$

- **Période radioactive (T) ou temps de demi-vie ($t_{1/2}$)** : On caractérise généralement un élément radioactif par sa période (T) ou temps de demi-vie : le temps pour lequel $N = N_0/2$

Sa relation avec λ est comme suit :

À $t = T$, on a $N(T) = N_0/2$, donc : $N(T) = N_0 = N e^{-\lambda T}$ Cette relation fournit :

$$T = \ln 2 / \lambda \quad \text{ou} \quad \lambda = \ln 2 / T$$

La demi-vie des noyaux radioactifs peut s'étendre de fractions de secondes jusqu'à des milliards d'années. Elle est caractéristique d'un nucléide particulier.

Exemples de quelques demi-vies :

$$^{226}_{88}\text{Ra} : T = 1590 \text{ a (années)}$$

$$^{238}_{92}\text{U} : T = 4,5 \cdot 10^9 \text{ a}$$

$$^{222}_{86}\text{Rn} : T = 3,825 \text{ d (jours)}$$

$$^{40}_{19}\text{K} : T = 1,3 \cdot 10 \text{ a}$$

$$\text{Neutron (instable)} : T = 702 \text{ s}$$

$$\text{Proton (stable)} : T \text{ est infini}$$

- **Activité** : C'est une vitesse de désintégration notée : A. Elle représente le nombre de noyaux d'un élément radioactif qui se désintègre par unité du temps et pour une masse donnée. C'est aussi le nombre de particules ou de photons émis par unité de temps.

$$A = - dN/dt = \lambda N$$

Unité de l'activité : désintégration par second dps ou par minute dpm ou par heure dph.

Le becquerel Bq : **1 Bq = 1. désintégration.s⁻¹ (dps)**

Le curie Ci : **1 Ci = 3,7.10¹⁰ dps (Bq)**

$$A = \lambda N \text{ est l'activité à l'instant } t \neq 0 \quad N = A/\lambda$$

$$A_0 = \lambda N_0 \text{ l'activité à l'instant } t=0 \text{ d'où } N_0 = A_0/\lambda$$

La loi de désintégration peut être donnée par la relation suivante : $N = N_0 e^{-\lambda t}$

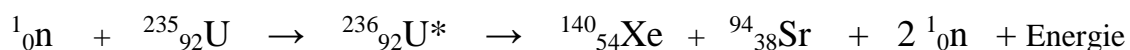
$$\text{On remplace } N \text{ et } N_0 \quad A/\lambda = A_0/\lambda \cdot e^{-\lambda t} \quad \text{d'où} \quad \mathbf{A = A_0 e^{-\lambda t}}$$

5. Applications de la radioactivité

Les domaines d'applications de la radioactivité sont nombreux et très vastes :

5.1. Production de l'énergie :

La radioactivité, surtout la fission nucléaire est très utilisée pour la production de l'énergie qui est utilisé dans les centrales nucléaires (pour le meilleur) et les bombes atomiques (pour le pire).



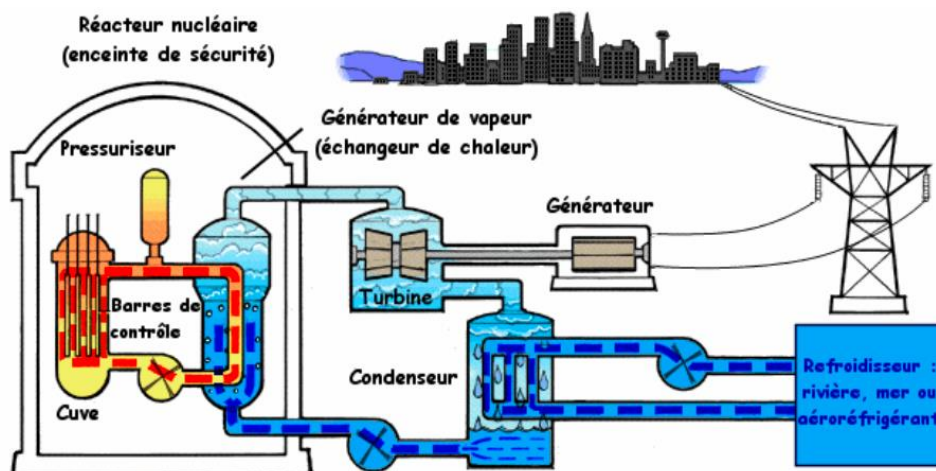
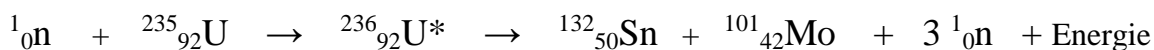


Figure III.7 : Centrale nucléaire pour production de l'électricité.

En plus de l'application des radioéléments en arme nucléaire et dans la production d'énergie telle que l'électricité. Nous trouvons d'autres applications à la radioactivité qui sont nombreuses, nous pouvons citer quelques-unes dans différents domaines.

5.2. Traceurs en chimie, biologie et médecine

En biologie :

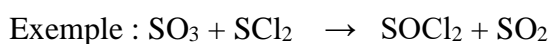
Dans les réactions biochimiques les plantes absorbent le gaz carbonique CO_2 et l'eau H_2O et rejettent l'oxygène O_2 , la question posée l'oxygène vient-il de l'eau ou du CO_2 ???

Pour savoir, on emploie la technique en marquant le dioxyde de carbone CO_2 par l'oxygène ^{18}O , on constate que l'oxygène rejeté par les plantes n'est pas marquée, on conclut que l'oxygène provient donc de l'eau et non pas du CO_2 .

En chimie :

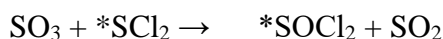
- Détermination des structures moléculaires ;
- Mécanismes des réactions ;
- Etude des phénomènes d'absorption et de diffusion ;
- Contrôle de l'efficacité des méthodes de séparation et de purification ;
- Mesures de la solubilité de corps réputés insolubles ;

En introduisant dans une molécule à la place d'un atome déterminé (^{12}C , ^1H ,...) l'isotope (^{13}C , ^2H , ...), ces isotopes peuvent être suivis grâce à leur rayonnement.



Dans cette réaction le soufre du dioxyde SO_2 provient-il de SO_3 ou de SCl_2 ?

Pour le savoir on emploie la technique de traceur, à l'aide de soufre radioactif ^{35}S .



Le mécanisme principal consiste en un transfert d'oxygène de SO_3 à SCl_2

En médecine :

La curiethérapie, comme son nom l'indique été inventée par Marie Curie. Elle est utilisée dans le cas de cancers, en particuliers gynécologiques, urologiques, ORL, ou bien dans le cas de tumeurs cérébrales. Les tumeurs sont ainsi détruites par les rayonnements ionisants créés par le matériel radioactif utilisé. Les sources radioactives utilisées sont introduites lors de la curiethérapie sont : Le Césium 137 L'Iridium192, L'Iode 125.

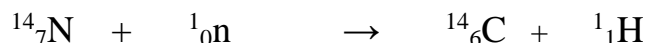
Ces trois éléments délivrent en effet des doses radioactives élevées. Cette méthode permet d'irradier la tumeur en protégeant au maximum les organes voisins et dans certains cas d'éviter les traitements chirurgicaux. Le traitement terminé, les sources radioactives sont retirées du patient. Pour les petites tumeurs, la curiethérapie est efficace à 80 voire 90%.

On emploie des radioéléments comme traceurs, pour suivre le chemin de circulation dans le corps et les endroits où il se concentre. On peut suivre l'absorption de l'iode ^{131}I , sa concentration dans la glande thyroïde et même son élimination, le ^{131}I diminue l'hyperactivité de la thyroïde et permet ainsi le traitement des goîtres exophtalmiques. On les emploie aussi en radiographie.

Le rayonnement γ est employé dans la stérilisation de matériel médical et conservation des aliments, en plus de son utilisation pour la préservation des objets archéologique.

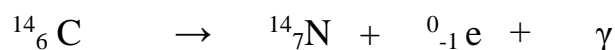
5.3. Datation des pièces archéologiques :

L'utilisation du ^{14}C radioactif permet de déterminer l'âge des pièces archéologiques. En effet le ^{14}C est produit de manière continue dans l'atmosphère par l'action des neutrons provenant des rayons cosmiques sur l'azote ^{14}N suivant la réaction :



Le ^{14}C s'oxyde en CO_2 il est ensuite absorbé par les plantes par photosynthèse. La concentration dans les plantes vivantes est maintenue constante, mais quand la plante meurt la concentration en ^{14}C décroît (elle diminue) à cause de la désintégration, l'activité de ^{14}C est **15,3** désintégration par minute et par un gramme de C.

La période de désintégration est **5730 ans**.



Exemple

On a prélevé des échantillons de charbon de bois provenant d'une mine. Le taux de désintégration obtenu est de 9,65 dpm.g⁻¹

Quelle est la datation de ce site minier.

$$A = A_0 e^{-\lambda t} \Leftrightarrow t = - (T/\ln 2) \cdot \ln A/A_0$$

$$t = - 5730 (\text{ans})/\ln 2 \cdot \ln 9,65(\text{dpm})/15,3 (\text{dpm}) = 3810 \text{ ans}$$

6. Dangers de la radioactivité

Le rayonnement nucléaire est un rayonnement ionisant il est assez énergétique pour arracher les électrons des atomes, en effet quand une particule nucléaire à travers un rayonnement traverse une substance (la chair) elle entre en collision avec des électrons et ionise ainsi les atomes qu'elles rencontrent. Elle détruit les molécules organiques : tissus, ces effets sont :

Effets pathologiques : lésions, production de cancers et leucémies

Effet génétique : modification des gènes.

De même chaque rayonnement a ces caractéristiques :

- rayonnements α : peu pénétrants stoppés par la peau, très dangereuses en cas d'ingestion.
- rayonnements β : plus pénétrants (1 cm dans la chair) stoppés par interaction avec les noyaux
- rayonnements γ : très pénétrants ils traversent le corps humain.

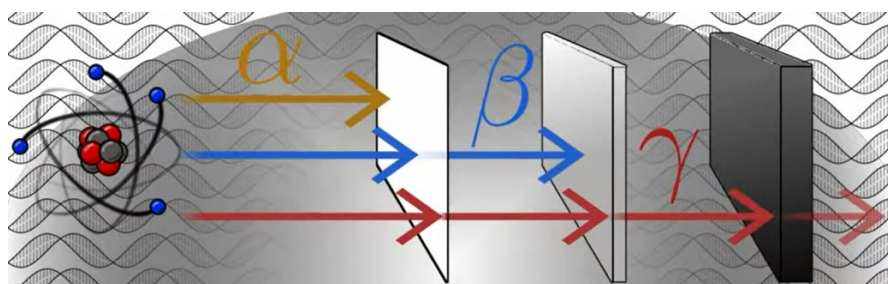
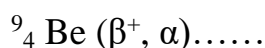
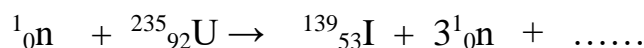
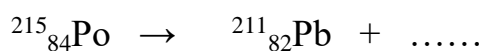
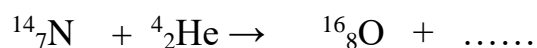
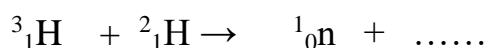
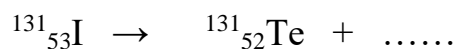


Figure III.8 : Protection contre le rayonnement radioactif

Exercices sur la radioactivité et les réactions nucléaires

Exercice 01

Compléter les réactions nucléaires suivantes. Pour chaque équation, indiquer le type de réaction dont il s'agit :



Exercice 02

L'élément gallium Ga ($Z=31$) possède deux isotopes stables ${}^{69}\text{Ga}$ et ${}^{71}\text{Ga}$.

1. Déterminer les valeurs approximatives de leurs abondances naturelles sachant que la masse molaire atomique du gallium est de $69,72 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
2. Pourquoi le résultat n'est-il qu'approximatif ?
3. Il existe trois isotopes radioactifs du gallium ${}^{66}\text{Ga}$, ${}^{72}\text{Ga}$, et ${}^{73}\text{Ga}$. Prévoir pour chacun son type de radioactivité et écrire la réaction correspondante.

Exercice 03

On utilise du phosphore ${}^{32}\text{P}$ comme traceur radioactif dans la détection de certaines tumeurs. Cet élément est un émetteur β^- de période 14,2 j. Des préparations cellulaires marquées au ${}^{32}\text{P}$ ont une activité de 1,6 mCi. Calculer la durée d'utilisation de ces préparations, sachant qu'elles sont jetées lorsque leur activité n'est plus que de 10 μCi . (On rappelle que $1 \text{ Ci} = 37 \text{ GBq}$.)

Exercice 04

1. Par radioactivité naturelle, le radium se transforme en gaz inerte et en radon. Une désintégration de 35,38% de radium a lieu tous les 1000 ans.
 - a) Déterminer la constante radioactive de cette transformation et la période T.
 - b) Quelle est la masse du radium dont l'activité est de 1Ci ?
2. Quelle est l'activité, exprimée en curie d'une source radioactive constituée par 500 mg de Strontium (${}^{90}\text{Sr}$) si sa période est de 28 ans.

- a) Que devient cette activité un an plus tard.
- b) Au bout de combien de temps cette activité est réduite de 10%.

Solution des exercices

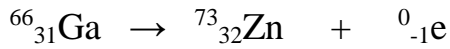
Exercice 01

$^{131}_{53}\text{I} \rightarrow ^{131}_{52}\text{Te} + ^0_1\text{e}$	Une désintégration β^+
$^{124}_{53}\text{I} \rightarrow ^{124}_{54}\text{Xe} + \beta^+$	Une désintégration β^-
$^3_1\text{H} + ^2_1\text{H} \rightarrow ^1_0\text{n} + ^4_2\text{He}$	Une réaction de fusion
$^{14}_7\text{N} + ^4_2\text{He} \rightarrow ^{16}_8\text{O} + ^2_1\text{H}$	Une réaction de transmutation
$^{215}_{84}\text{Po} \rightarrow ^{211}_{82}\text{Pb} + ^4_2\text{He}$	Une désintégration α
$^1_0\text{n} + ^{235}_{92}\text{U} \rightarrow ^{139}_{53}\text{I} + 3^1_0\text{n} + ^{94}_{39}\text{Y}$	Une réaction de fission
$^9_4\text{Be} (\beta^+, \alpha)$	Une réaction de transmutation

Exercice 02

1. Les deux isotopes de gallium Ga ($Z=31$) sont notés (1) pour ^{69}Ga et (2) pour ^{71}Ga .
 $M = X_1 M_1 + X_2 M_2$ avec $M_1 = A_1 = 69$ et $M_2 = A_2 = 71$
 On a $69,72 = 69 X_1 + 71 X_2$ avec $X_1 + X_2 = 1$ $69,72 = 69 X_1 + 71 (1 - X_1)$ $X_1 = 0,64$ et $X_2 = 0,36$
 Donc : 64 % de ^{69}Ga et 36 % de ^{71}Ga
2. L'élément naturel est composé de plusieurs isotopes en proportion différente. Sa masse molaire étant la somme de ces proportions molaires, elle ne peut être un nombre entier. Elle n'est donc pas strictement égale au nombre de masse car ce dernier est un nombre entier pour chaque isotope (voir exercice précédent).
3. ^{66}Ga : 31 protons et 35 neutrons - Isotope stable
 Par comparaison avec les isotopes stables, on constate que cet isotope présente un défaut de neutrons. Pour se stabiliser, il cherchera à transformer un proton en neutron, il émettra donc de l'électricité positive, c'est un émetteur β^+
 $^{66}_{31}\text{Ga} \rightarrow ^{66}_{30}\text{Zn} + ^0_1\text{e}$
- ^{72}Ga : 31 protons et 41 neutrons - Isotope Instable. Par comparaison avec les isotopes stables, on constate que cet isotope présente un excès de neutrons. Pour se stabiliser il cherchera à transformer un neutron en proton, il émettra donc de l'électricité négative, c'est un émetteur β^- .
- ^{73}Ga : 31 protons et 42 neutrons - Isotope Instable. Par comparaison avec les isotopes

stables, on constate que cet isotope présente un excès de neutrons. Pour se stabiliser il cherchera à transformer un neutron en proton, il émettra donc de l'électricité négative, c'est un émetteur β^- .



Exercice 03

- $\lambda = \ln 2 / T = \ln 2 / 10 = 0,0693 \text{ s}^{-1}$
- $A = 2 \cdot 10^7 \text{ dps}$: (vitesse de désintégration) $1 \text{ dps} = 1 \text{ Bq}$
(1 particule alpha émise correspond à 1 noyau de la substance désintégré)
- $N_0 = A_0 / \lambda = 2 \cdot 10^7 / 0,0693 = 2,89 \cdot 10^8 \text{ noyaux}$
- Après 30 s c'est-à-dire 3 périodes, il restera $N = N_0 / (2)^3 = 3,61 \cdot 10^7 \text{ noyaux}$
- $A = \lambda \cdot N = 0,250173 \cdot 10^7 \text{ Bq} = 2501,73 \text{ kBq}$

Exercice 04

${}^{226}_{88}\text{Ra}$ Radium et ${}^{222}_{86}\text{Rn}$ Radan

Une désintégration de 35,38 %

$$100 - 35,38 = 64,62$$

$$N_t = N_0 e^{-\lambda t},$$

N_t : nombre de noyaux restant,

N_0 : nombre de noyaux initial

$N_0 - N_t$: nombre de noyaux désintégrés = 35,38 %

$$\ln N_0 / N_t = -\lambda t$$

$$a) \lambda = 1/t \ln N_0 / N_t = 1/1000 \ln 100/64,62 = 0,436 \times 10^{-3} \text{ ans}$$

La période $T = \ln 2 / \lambda = \ln 2 / 0,436 \times 10^{-3} = 1589,8 \text{ ans}$.

b) Masse du radium ${}^{226}_{88}\text{Ra}$

$$A_0 = \lambda N_0$$

$$1 \text{ Ci} = 3,7 \times 10^{10} \text{ dps}$$

$$\lambda N = 3,7 \times 10^{10} \text{ dps},$$

$$N = 3,7 \times 10^{10} / \lambda$$

$$226 \text{ g de Ra} \rightarrow N \text{ noyaux} \quad m = 226 N / N'$$

$$M \rightarrow N'$$

$$m = 3,7 \times 10^{10} / \lambda \times 223 / N' = 1 \text{ g}$$

$$2) \lambda = \ln 2 / T = \ln 2 / 28 = 2,47 \times 10^{-2} \text{ an}^{-1}$$

$$N' = m / M \times N = 0,5 / 90 \times 6,023 \times 10^{23} = 3,34 \times 10^{21} \text{ noyaux}$$

$$A_0 = \lambda N_0 = 3,34 \times 10^{21} \times 2,47 \times 10^{-2} = 8,26 \times 10^{19} \text{ dp ans}$$

$$A = 2,26 \times 10^{12} \text{ dps} = 71 \text{ Ci}$$

a) Un an plus tard $A = A_0 \cdot e^{-\lambda t} = 71 \times e^{-2,47 \cdot 10^{-2}(1)} = 69,4 \text{ Ci}$

b) Une réduction de 10 % de l'activité initiale

$$A = 0,9 \times A_0, 0,9 \times A_0 = A_0 \times e^{-\lambda t} \Rightarrow 0,9 = e^{-\lambda t}$$

$$T = -\ln 0,9 / \lambda = 4,7 \text{ ans.}$$

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

1. Introduction

En excitant suffisamment (électriquement ou thermiquement) des éléments ou leurs sels (composés ioniques), ils émettent de la lumière (visible ou non) qui seront analysée par un spectroscope, d'où il nous donne toujours un spectre de raies monochromatiques discrètes (et en plus, éventuellement, un spectre continu). Les raies sont caractéristiques des atomes ou ions monoatomiques. En réalité, ce spectre continu est constitué de raies fines très serrées que les spectroscopes modernes arrivent à séparer grâce à leur meilleure résolution. Ce chapitre nous permet de mieux connaître ces spectres.

2. Aspect ondulatoire de la lumière

Certains phénomènes optiques comme : la diffraction, la diffusion...., les interférences ne peuvent être interprétées que si l'on attribue à la lumière un aspect ondulatoire. Ces ondes électromagnétiques ou lumineuses se propagent dans l'espace à une vitesse constante de l'ordre de 3.10^8 m/s.

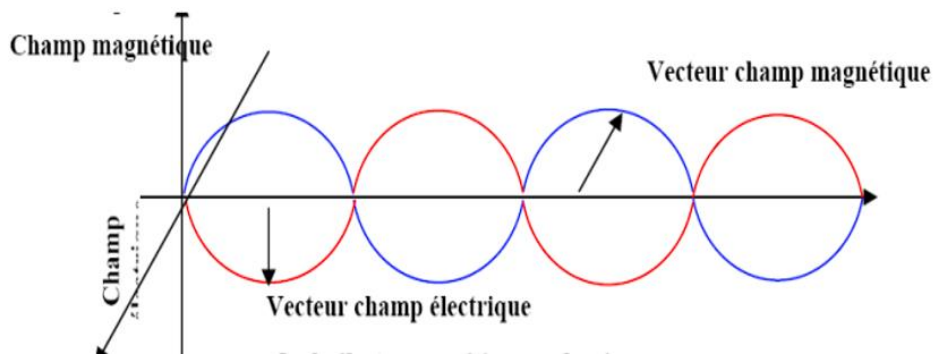


Figure IV.1 : Onde électromagnétique ou lumineuse

Chacune de ces ondes est caractérisée par sa longueur ou sa fréquence avec :

$$v = c / \lambda$$

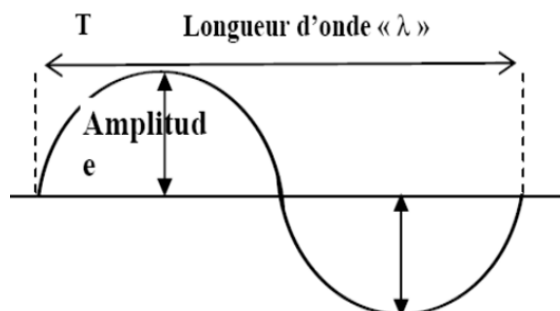


Figure IV.2 : Caractérisation d'une onde

2.1. Propriétés ondulatoires de la lumière (onde électromagnétique)

Les rayons lumineux sont caractérisés par la propagation d'une onde électromagnétique à la vitesse de la lumière ($c = 3.10^8$ m/s).

Cette onde est caractérisée par sa longueur d'onde λ ou par son nombre d'onde σ :

$$\lambda = 1/\sigma = c/\nu$$

ν : la fréquence ; c : la célérité ou vitesse de la lumière ($c = 3.10^8$ m/s)

Le spectre électromagnétique se compose de l'ensemble des ondes électromagnétiques. Dans cet ensemble, la fréquence peut prendre toutes les valeurs d'une façon continue.

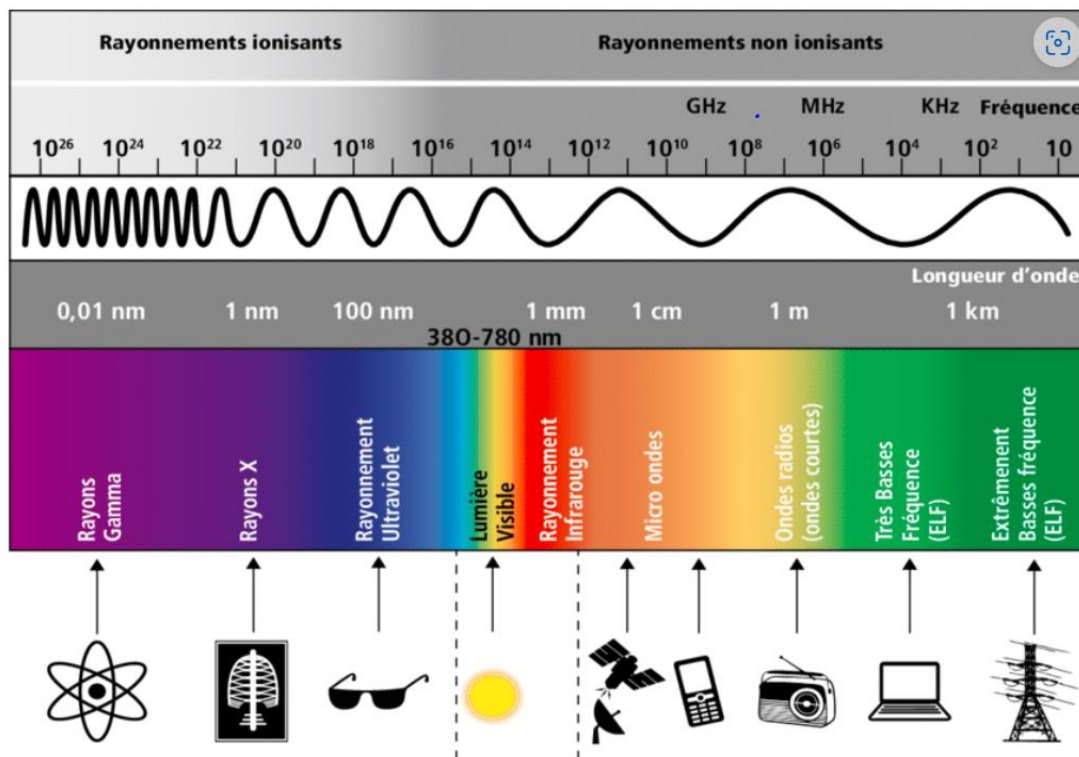


Figure IV.3 : Spectre électromagnétique

Nous sommes faces aux différents rayonnements durant notre quotidien, nous présentons quelques exemples sur la figure IV. 4.

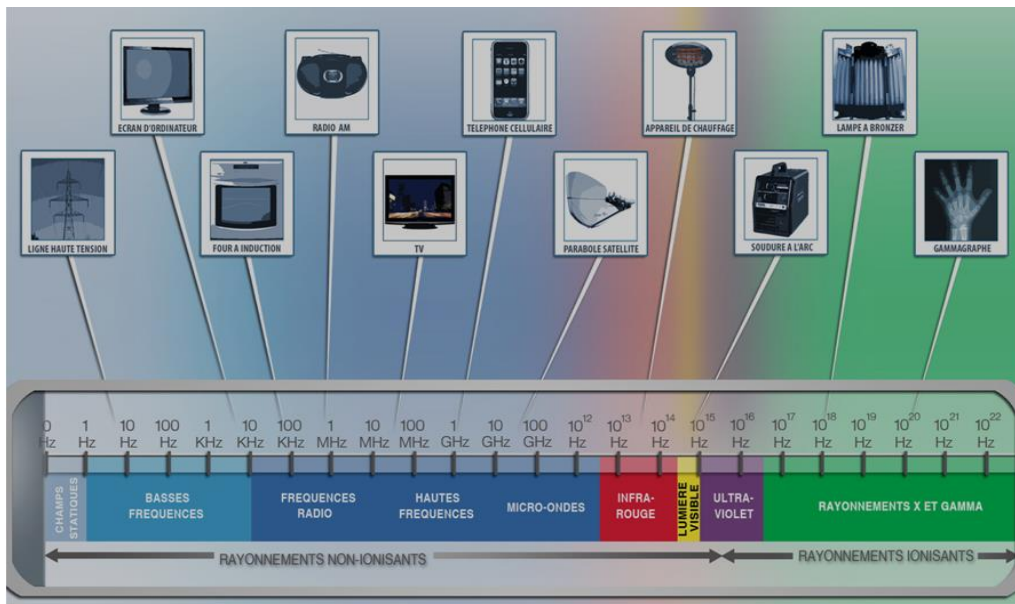


Figure IV. 4. Illustration de différents rayonnements

La couleur de la lumière dépend de sa fréquence ou de sa longueur d'onde ; une radiation de grande longueur d'onde a une fréquence moins élevée qu'une radiation de courte longueur d'onde.

Exemple :

Quelle est la longueur d'onde de la lumière orange de fréquence $4,8 \times 10^{14}$ Hz ?

Réponse : 620 nm

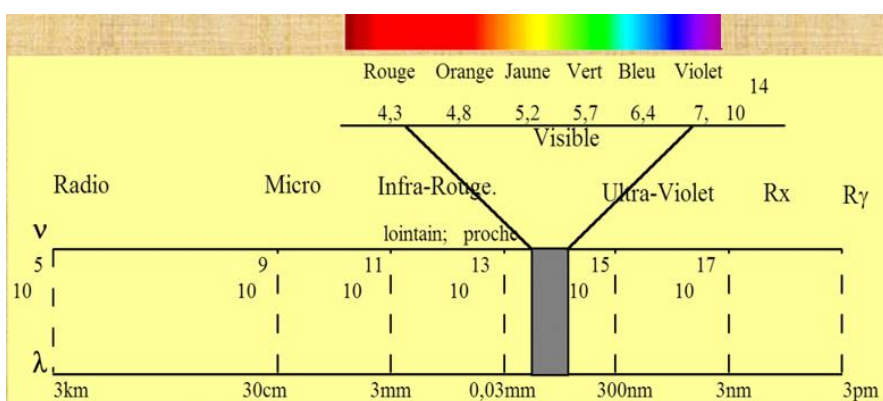


Figure IV. 5. Illustration des couleurs sur un spectre électromagnétique

3. Aspect corpusculaire de la lumière

Le modèle corpusculaire du rayonnement électromagnétique est mieux adapté aux rayonnements de hautes fréquences : on considère qu'un faisceau est constitué de

photons, des particules sans masse qui se déplacent à la vitesse de la lumière. Chaque photon transporte une quantité d'énergie E proportionnelle à la fréquence de l'onde $E = h \nu$, où h est la constante de Planck ($h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s)

La lumière blanche est un ensemble d'onde (soit de couleur) émis par le soleil. Ces couleurs passent du rouge au violet. à chaque couleur correspond une énergie, une fréquence et donc une longueur d'onde.

L'aspect corpusculaire d'un rayonnement lumineux peut être considéré comme un ensemble de particules transportant chacun un quantum (quanta) d'énergie appelées photons, dont la valeur est proportionnelle à la fréquence qui lui est associée.

$$E = h \nu = h c / \lambda$$

Le modèle corpusculaire de la lumière complète le modèle ondulatoire. Il a été introduit par *Planck* et *Einstein* pour interpréter le rayonnement du corps noir et l'effet photoélectrique (1900 et 1906).

Effet photoélectrique

Cet effet a été découvert par le physicien allemand Hertz vers 1885. On irradie par une lumière monochromatique, de fréquence croissante, une plaque métallique reliée à un électromètre à cadran déchargé à l'instant initial. L'électromètre commence à se charger au-delà d'une fréquence ν_0 . Les deux branches de l'électromètre s'écartent, signe de la présence d'électricité.

Lorsque on éclaire une plaque métallique et qu'on procède à un balayage en fréquence pour la lumière on obtient une émission d'électrons à partir d'une fréquence de seuil ν_0 qui est caractéristique du métal utilisé. C'est Albert Einstein qui a apporté cette explication à l'expérience d'Hertz.

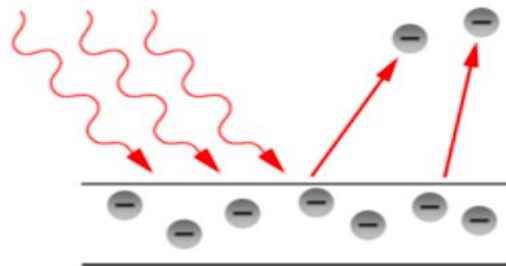


Figure IV. 6. Effet photoélectrique

Explication de l'effet photoélectrique (Einstein 1905)

Si le photon est une particule, il entre en collision avec les électrons dans le métal. Si son énergie est suffisamment forte pour surpasser l'énergie de liaison de l'électron, celui-ci sera arraché (effet de seuil). Comme l'énergie du photon dépend de sa fréquence d'après la formule de Planck, il est normal que l'énergie cinétique de l'électron arraché augmente avec la fréquence. On obtient l'équation simple pour l'énergie cinétique de l'électron : $E_{\text{cinétique}} = h\nu - E_{\text{extraction}}$

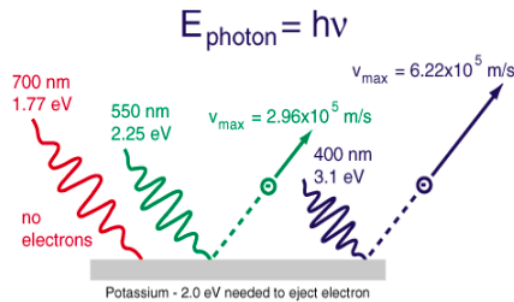


Figure IV. 7. Exemples de l'effet photoélectrique

Exercice d'application

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 (énergie nécessaire à arracher un électron de l'atome de potassium)

1. Établir la relation $E \text{ (eV)} = 1241 / \lambda \text{ (nm)}$
2. Quelles radiations donnent lieu à l'effet photoélectrique
3. Quelle est la vitesse des électrons expulsés du métal Masse de l'électron $9,1 \cdot 10^{-31} \text{kg}$

Solution

1-Énergie du photon $E = h\nu = hc/\lambda$, $E(\text{J}) = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8 / \lambda$

$1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{J}$ et $1\text{nm} = 10^{-9} \text{m}$ **$E \text{ (eV)} = 1241 / \lambda \text{ (nm)}$**

2- Utiliser la relation précédente pour calculer l'énergie à chaque photon :

$$E_1 = 1241/450 = 2,76 \text{ eV} ; E_2 = 2,03 \text{ eV} ; E_3 = 1,65 \text{ eV}$$

Seule la radiation λ_1 est suffisamment énergétique.

3- L'électron arraché de l'atome emporte : $2,76 - 2,14 = 0,62 \text{ eV}$ sous forme d'énergie cinétique $\frac{1}{2}mv^2 = 0,62 \times 1,6 \cdot 10^{-19} = 10^{-19} \text{J}$; $v^2 = 10^{-19} / 0,5 \times 9,31 \cdot 10^{-31}$

D'où $v = 4,7 \cdot 10^5 \text{ m/s}$

4. Interaction entre la lumière et la matière

Lorsqu'une source d'énergie lumineuse vient frapper un objet, celui-ci va renvoyer un rayonnement à une certaine longueur d'onde et apparaîtra par conséquent d'une couleur précise en fonction des mécanismes d'émission, de réflexion, d'absorption et de transmission.

4.1. Spectre de l'atome D'hydrogène

Plusieurs expériences réalisées au début du 20ème siècle avaient fourni des renseignements clé sur l'atome (expériences de Thomson et Rutherford...).

Il existe une autre expérience importante qui étudie l'émission de lumière par des atomes d'hydrogène excités. Pour bien maîtriser la signification du spectre d'émission de l'hydrogène, il faut d'abord comprendre ce qu'est le spectre continu.

- a- Spectre continu** : Il résulte du passage de la lumière blanche à travers un prisme. Un tel spectre est formé de toutes les longueurs d'onde de la lumière visible (ex : arc-en-ciel).

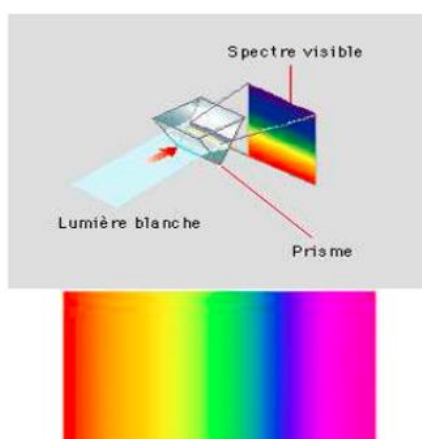


Figure IV. 8. Spectre continu

b- Spectre discontinu ou spectre de raies

Quand on soumet de l'hydrogène gazeux à une décharge électrique de forte intensité, il émet quelques raies, à travers un prisme qui sélectionne les radiations monochromatiques (de même fréquence, même longueur d'onde), chacune de ces raies correspondant à une longueur d'onde déterminée. Le spectre obtenu sur la plaque photo est un spectre constitué de raies très fines de couleurs variées séparées par de large espace sombres.

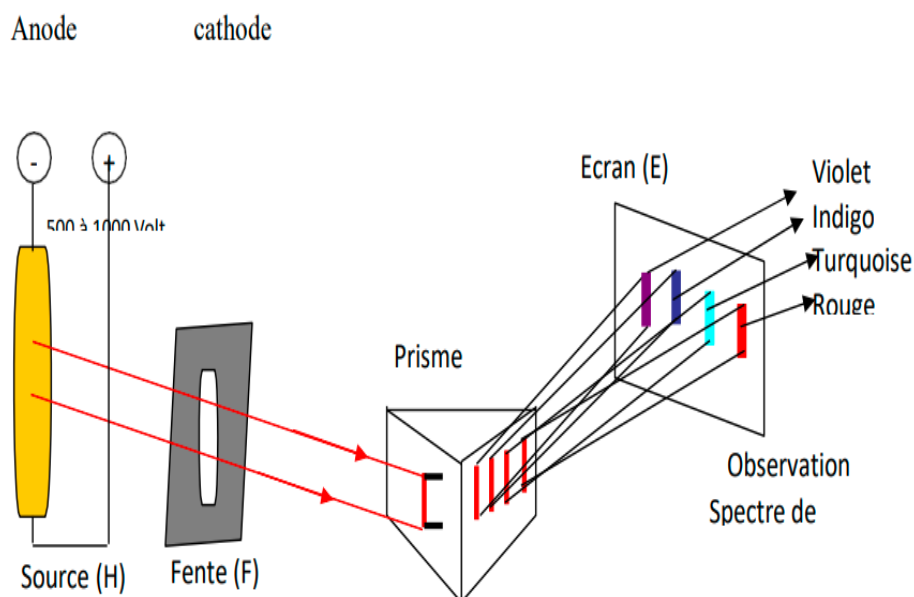


Figure IV. 9. Spectre d'émission d'hydrogène

On appelle spectre de raies, un spectre d'émission semblable à celui de l'hydrogène.

L'électron de l'atome d'hydrogène ne peut occuper que certains niveaux d'énergie, c'est-à-dire que l'énergie de l'atome d'hydrogène est **quantifiée**, ce qui est en accord avec le postulat de Planck.

Dans un atome d'hydrogène, quand l'électron passe d'un niveau d'énergie supérieur à un niveau inférieur, il émet une lumière d'une longueur d'onde déterminée, qu'on peut calculer à l'aide de l'équation de Planck :

$$\Delta E = h\nu = hc/\lambda \quad \Delta E : \text{variation d'énergie}$$

ν : fréquence de la lumière émise

λ : longueur d'onde de la lumière émise

Raison pour laquelle un atome n'émette que certaines fréquences particulières et non toutes les fréquences possibles.

Les raies se classent en séries dans divers domaines de longueurs d'onde.

Ces spectres ont été découverts par Lyman(UV), Balmer (Vis), Paschen, Brackett, Pfund(IR).

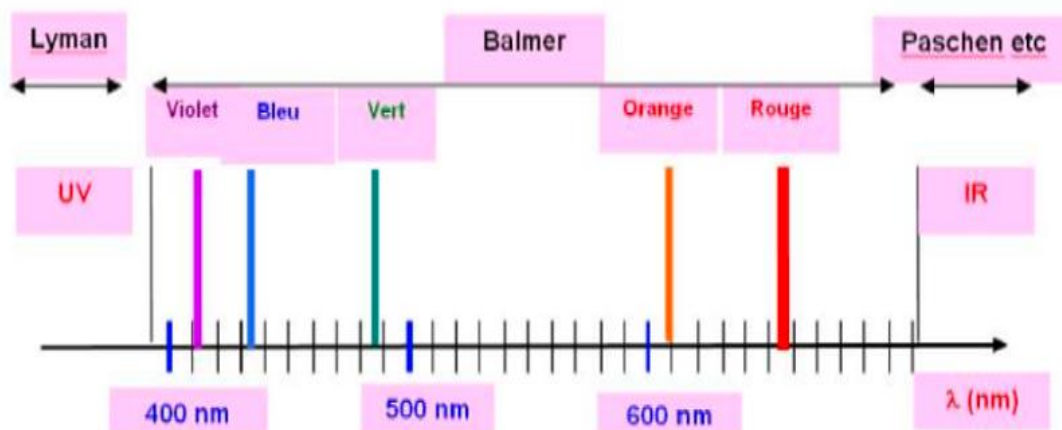


Figure IV. 10. Séries de raies du spectre d'atome d'hydrogène

Exemples Raie rouge: $\lambda = 656 \text{ nm}$; Raie bleu : $\lambda = 486 \text{ nm}$

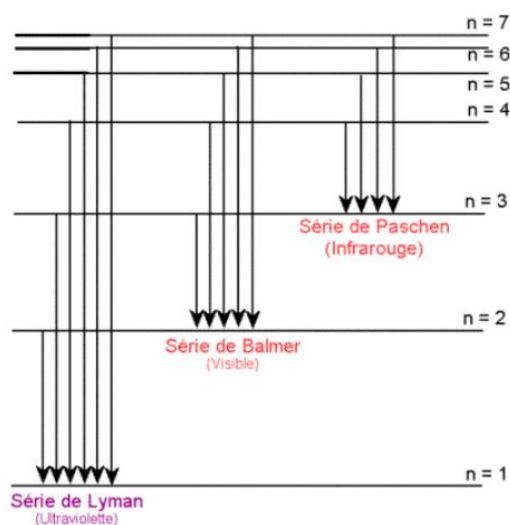
Les longueurs d'onde des raies principales satisfont à la formule de **Rydberg** :

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

R_H : constante de Rydberg pour l'hydrogène, trouvée expérimentalement

$$R_H = 1,09677 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

n_1 et n_2 : nombres entiers prenant pour chaque série les valeurs suivantes :



n_1	n_2	série
1	2, 3, 4, etc....	Lyman
2	3, 4, 5, etc.....	Balmer
3	4, 5, 6, etc.	Paschen

Figure IV. 11. Valeurs n_1 et n_2 pour les séries de raies

Exercice d'application

1-Quelle est l'énergie libérée par un atome d'hydrogène initialement à l'état $n = 4$, lorsqu'il se désexcite selon la série de Balmer ? (à exprimer en eV en en J) R_H : constante de Rydberg = $109677,6 \text{ cm}^{-1}$

2-Quelle est alors la longueur d'onde de la lumière émise ? (à exprimer en m, μm , \AA)

5. Modèle atomique de Bohr (1913)

Bohr a repris le modèle de Rutherford mais il s'est basé aussi sur l'interprétation du spectre de l'hydrogène (spectre de raies discontinu). Ce modèle repose sur la théorie des quantas (Planck) selon laquelle l'échange entre l'énergie et la matière et le rayonnement ne s'effectue par des quantités bien finies.

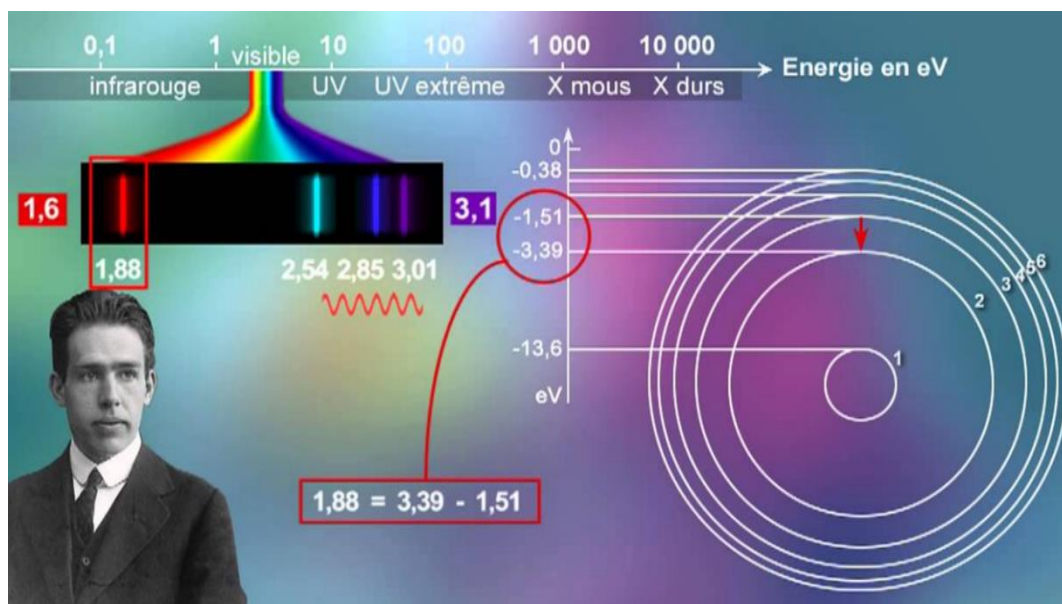


Figure IV. 12. Illustration d'une transition par une raie spectrale

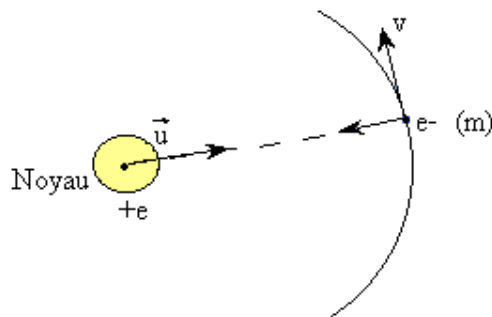
Ce modèle ne s'applique qu'aux édifices atomiques simples ne possédant qu'un seul électron qu'on appelle hydrogénoïde, tels que : H, He^+ , Li^{2+} ...etc

5.1. Description (cas de l'atome d'hydrogène)

Pour remédier aux insuffisances de modèle de Rutherford, Bohr propose quatre hypothèses :

- Dans l'atome, le noyau est immobile alors que l'électron de masse m se déplace autour du noyau selon une orbite circulaire de rayon r .

- L'électron ne peut se trouver que sur des orbites privilégiées sans émettre de l'énergie ; on les appelle "*orbites stationnaires*".
- Lorsqu'un électron passe d'un niveau à un autre il émet ou absorbe de l'énergie : $\Delta E = h \cdot \nu$
- Le moment cinétique de l'électron ne peut prendre que des valeurs entières (quantification du moment cinétique) : $mvr = n \cdot h/2\pi$
h : constante de Planck et n : entier naturel.



5.2. Aspect quantitatif de l'atome de Bohr

Le système est stable par les deux forces \vec{F}_a et \vec{F}_c :

- Force d'attraction : $\left| \vec{F}_a \right| = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$
- Force centrifuge : $\left| \vec{F}_c \right| = \frac{mv^2}{r}$

Le système est en équilibre si : $\left| \vec{F}_a \right| = \left| \vec{F}_c \right|$ c.à.d $mv^2 = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$ (1)

5.2.1. Rayon de l'orbite :

On sait que : $mvr = n \cdot h/2\pi$

$$\text{Donc } mv^2 = n^2 h^2 / 4\pi^2 m r^2 \quad (2)$$

5.2.2. Energie totale du système :

$E_T = E_c + E_p$ E_c : énergie cinétique ($E_c = mv^2/2$) et E_p : énergie potentielle, elle est due à l'attraction du noyau ($E_p = F_a \cdot dr = - e^2/4\pi\epsilon_0 r$)

$$\text{Donc } E_T = \frac{-e^2}{8\pi\epsilon_0 r} \quad (3)$$

$$(1) \text{ et } (2) \text{ donnent : } r = \varepsilon_0 h^2 n^2 / \pi m e^2 \quad (4)$$

C'est le rayon de l'orbite où circule l'électron ; il est quantifié.

$$\text{Si on remplace (4) dans (3), on obtient : } E_T = -m e^4 / 8 \varepsilon_0^2 h^2 n^2 \quad (5)$$

L'énergie totale d'un électron est donc discrète ou quantifiée.

- Pour $n=1$ (état fondamental : l'électron occupe l'orbite de rayon r_1 et d'énergie E_1)

$$r_1 = 5,29 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 0,529 \text{ \AA} \quad (1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m})$$

$$E_1 = -21,78 \cdot 10^{-19} \text{ J} = -13,6 \text{ eV} \quad (1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J})$$

- Pour $n=2$ (Premier état excité), $r_2 = 4r_1 = 2,116 \text{ \AA}$ et $E_2 = E_1/4 = -3,4 \text{ eV}$
- Pour $n=3$ (Deuxième état excité), $r_3 = 9r_1 = 4,761 \text{ \AA}$ et $E_3 = -1,51 \text{ eV}$

La plus importante équation découlant du modèle de Bohr est celle exprimant les niveaux d'énergie de l'électron dans l'atome d'hydrogène :

$$E_n = -2,178 \cdot 10^{-18} (Z^2 / n^2) \text{ [J]}$$

$$E_n = -13,6 (Z^2 / n^2) \text{ [eV]}$$

n est un entier (plus n est grand, plus le rayon de l'orbite est grand) et Z est la charge effective du noyau.

Le signe négatif signifie simplement que l'énergie de l'électron est plus faible à proximité du noyau qu'à une distance infinie ($n = \infty$), où, en l'absence de toute interaction, l'énergie est nulle.

5.3. Absorption et émission d'énergie

Un électron ne peut absorber ou libérer de l'énergie c.à.d rayonné qu'en passant d'un niveau (orbite) à un autre.

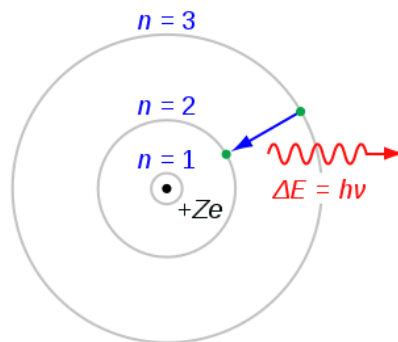


Figure IV. 13 : Orbites de Bohr

La quantité d'énergie absorbée ou émise est égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux (relation de Planck) :

$$\Delta E = [E_f - E_i] = h\nu$$

E_f : état final,

E_i : état initial,

h : constante de Planck,

ν : fréquence de radiation.

Absorption : Lorsqu'un électron passe d'un niveau n (orbites de rayon r_n) à un niveau p ($p > n$) supérieur (orbite de rayon r_p), il absorbe une radiation de fréquence ν_{p-n} .

Emission : Lorsqu'un électron passe d'un niveau p à un niveau n ($p > n$), il émet une radiation de fréquence ν_{p-n} .

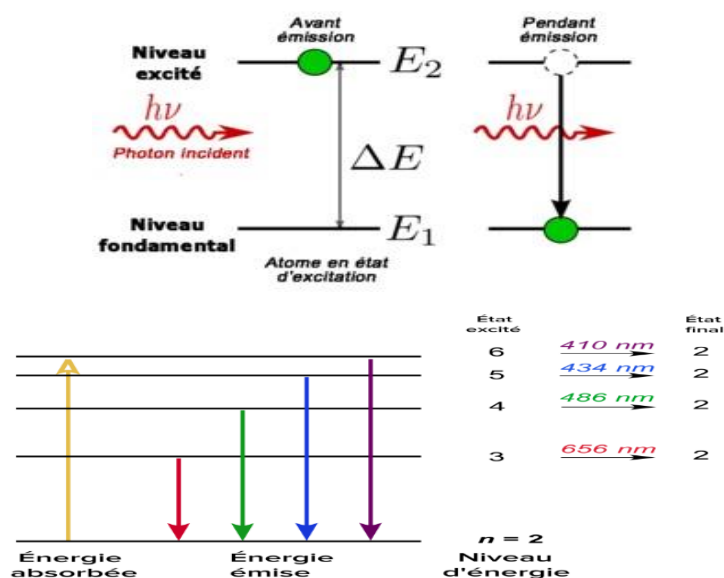


Figure IV. 14 : Absorption et émission

Exercice d'application

Quelle est la longueur d'onde émise lorsqu'un électron passe du niveau initial $n_i = 3$ au niveau final $n_f = 2$?

Solution

$$E_n = -13,6 (Z^2 / n^2)$$

$$E_2 = -3,40 \text{ eV} \quad \text{et} \quad E_3 = -1,51 \text{ eV}$$

$$\Delta E = E_2 - E_3$$

$$\Delta E = -1,89 \text{ eV}$$

$$\text{Conversion en Joule : } \Delta E = -3,02 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Remarque : $\Delta E < 0$; il s'agit bien d'une émission d'énergie.

$$\text{D'après la relation de Planck-Einstein : } \Delta E = \frac{h.c}{\lambda} \text{ soit } \lambda = \frac{h.c}{\Delta E}$$

$$\lambda = 657 \text{ nm}$$

5.4. Energie d'ionisation

L'énergie d'ionisation E_i est l'énergie nécessaire pour faire passer l'électron de l'état fondamental vers l'infini. Ce Phénomène correspond à l'arrachement de l'électron de l'atome c'est-à-dire envoyé l'électron sur le niveau d'énergie $E = 0$.

Exemple : L'énergie d'ionisation E_i de l'atome d'hydrogène est :

$$E_i = E_\infty - E_1 = 13,6 \text{ eV} \text{ Pour l'atome d'hydrogène. Avec } E_\infty = 0$$

Remarque : L'énergie d'excitation de l'atome d'hydrogène est l'énergie nécessaire pour faire passer l'électron de l'orbite n_1 à n_2 ($n_1 < n_2$).

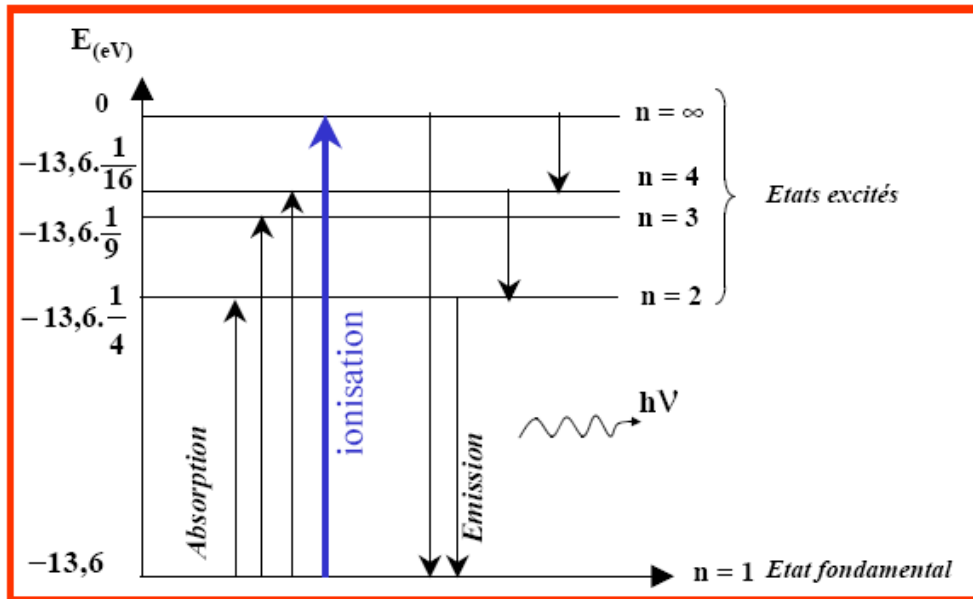


Figure IV. 15 : Energie d'ionisation E_i de l'atome d'hydrogène

5.5. Ions hydrogénoïdes

Les ions hydrogénoïdes sont des cations qui possèdent un seul électron et Z protons.

Exemple : He^+ , Li^{2+} ,

$$\text{Leurs énergie totale s'écrit : } E_T = Z^2/n^2 \cdot (-me^4 / 8\varepsilon_0^2 h^2) \Rightarrow E_T = E_1 \cdot Z^2/n^2$$

Le rayon d'une orbite de rang n d'un ion hydrogénoïde est :

$$r = n^2/Z \cdot (\epsilon_0 h^2 / \pi m e^2) \text{ ou encore } r = r_1 \times \frac{n^2}{Z}$$

Avec $r_1 = 0,529 \text{ \AA}$ étant le rayon de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental.

Pour les hydrogénoïdes, la longueur d'onde est exprimée par la relation :

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

avec $R_H = m e^4 / 8 \epsilon_0^2 h^3 c$, appelé constante de Rydberg

Cette relation permet de calculer les différentes longueurs d'onde. En général, on trouve plusieurs séries de spectre selon l'état où se trouve l'électron.

5.6. Insuffisance du modèle de Bohr

Malgré l'arbitraire de ses deux hypothèses de quantification, le modèle de Bohr connu à l'époque un grand succès, car lui seul permettait de calculer la constante de Rydberg et de retrouver les raies d'émission des hydrogénoïdes. Par ailleurs, ce modèle, ainsi que l'intervention de la constante de Planck dans d'autres explications théoriques, prépara les savants à accepter l'idée que les conceptions de la physique classique ne suffisaient pas à la compréhension des phénomènes microscopiques.

6. Atome d'hydrogène en mécanique ondulatoire (ou mécanique quantique)

6.1. Notions de la mécanique ondulatoire quantique

6.1.1. Dualité onde - corpuscule : Postulat de De Broglie

A toute particule (corpuscule) de masse m et de vitesse v est associée une onde de longueur d'onde λ .

On applique ainsi à la matière (exemple : un électron), le caractère combiné d'onde et de particule. La relation de De Broglie s'écrit : $\lambda = h/mv$

λ : longueur d'onde ; h : constante de Planck; mv : quantité de mouvement

6.1.2. Principe d'incertitude d'Heisenberg

Il est impossible de définir avec précision à la fois la position et la vitesse d'une particule. Cela se traduit par la relation : $\Delta x \cdot \Delta p_x \geq h/2\pi$

Δx : incertitude sur la position

$\Delta p_x = m\Delta v$: incertitude sur la quantité de mouvement.

Selon ce principe, on ne peut donc pas connaître avec précision la trajectoire de l'électron autour du noyau. Par conséquent, on ne peut pas supposer que l'électron décrit une orbite bien définie comme le fait le modèle de Bohr.

Exercice d'application :

Un électron se déplace rectilignement. Sachant que sa position peut être connue à 1 Å près, quelle est l'incertitude sur la vitesse ?

Solution :

$$\Delta x = 1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}, \quad m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}, \quad \Delta V \geq h / 2\pi \cdot m \Delta x$$

Application numérique :

$\Delta V \geq 6,625 \cdot 10^{-34} / 2\pi \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \cdot 10^{-10} \Leftrightarrow \Delta V \geq 1,16 \cdot 10^6 \text{ m/s}$ l'incertitude sur la vitesse de l'électron est énorme, donc si on mesure la position de l'électron à 1 Å près (c'est la précision), on commet une grande erreur sur la mesure de la vitesse est vice-versa. De même si on a une très grande imprécision sur la position de l'électron par rapport au noyau on passe alors de la notion de trajectoire à la notion de domaine de probabilité de présence que l'on appelle orbitale l'orbitale atomique).

6.1.3. Notion de la probabilité de présence

En mécanique classique (conception de Bohr), l'étude du mouvement d'un électron consiste à rechercher sa trajectoire avec précision, par contre en mécanique quantique on parle de la probabilité de trouver l'électron en un certain point de l'espace. Cette délocalisation dans l'espace est donnée par une fonction des coordonnées de l'électron appelée fonction d'onde Ψ . La probabilité de présence est :

$$dP = \Psi(x,y,z,t)^2 dV$$

La fonction d'onde Ψ doit satisfaire une certaine condition de normalisation :

$$P = \int \Psi^2 dV = 1$$

On dit que la fonction d'onde est normée.

6.2. Equation de SCHRÖDINGER pour l'atome d'hydrogène

On appelle orbitales atomiques, les fonctions d'ondes des électrons atomiques. En 1926, Schrödinger a montré que la fonction d'onde et l'énergie E sont solution d'une équation aux dérivées partielles du second ordre. L'équation de Schrödinger s'écrit :

$$\mathbf{H}\Psi = E\Psi$$

$H = (-\hbar^2 / 8\pi^2 m) \Delta + V$; est appelé opérateur Hamiltonien d'hydrogène

$\Delta = \partial^2 / \partial x^2 + \partial^2 / \partial y^2 + \partial^2 / \partial z^2$; est le Laplacien ; m : masse de l'électron ; V : Opérateur énergie potentiel ; E : énergie totale de l'électron, appelée valeur propre ; Ψ : fonction d'onde appelée fonction propre.

Cette équation est le principe fondamental de la mécanique quantique.

La résolution de cette équation conduit aux différentes valeurs de E et Ψ :

$$E_n = -m_e^4 / 8\epsilon_0^2 \hbar^2 n^2$$

C'est la même expression que celle trouvée par Bohr. Il existe de nombreuses solutions à cette équation : chaque solution est une fonction d'onde Ψ caractérisée par une valeur propre particulière E.

6.3. Orbitales atomiques

La représentation tridimensionnelle des fonctions d'onde correspond aux orbitales atomiques.

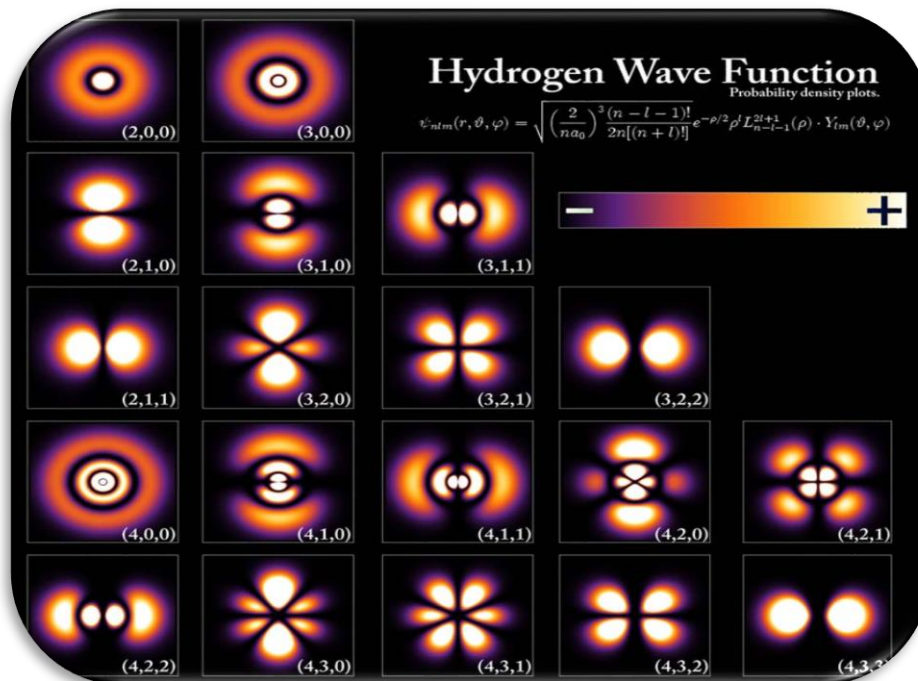


Figure IV. 16 : Représentation tridimensionnelle des fonctions d'onde correspond aux orbitales atomiques de l'hydrogène.

Les orbitales atomiques sont des expressions mathématiques tridimensionnelles qui décrivent l'emplacement le plus probable d'un électron dans un atome.

Une orbitale n'est pas une orbite de Bohr car n ne sait pas comment se déplace l'électron dans l'orbitale puisque la fonction d'onde ne fournit aucune précision sur la trajectoire de l'électron.

Considérons par exemple l'orbitale 1s : c'est un nuage électronique sphérique dont la densité diminue lorsque la distance au noyau augmente.

Il existe de nombreux types d'orbitales atomiques, mais les quatre orbitales les plus pertinentes pour la chimie actuelle sont les orbitales s, p, d et f. Les formes et les orientations de ces orbitales atomiques sont toutes différentes.

La forme et la taille de toute orbitale atomique sont déterminées à partir de leurs nombres quantiques. Le nombre quantique principal (n) détermine la taille de l'orbitale atomique et le nombre quantique azimutal (l) détermine la forme de l'orbitale atomique. Le nombre quantique magnétique (m) détermine l'orientation de l'orbitale atomique.

7. Nombres quantiques :

Le caractère ondulatoire de l'électron se décrit par une **fonction d'onde ψ** obtenue à partir de l'équation de **Schrödinger** : $\mathbf{H} \psi = \mathbf{E} \psi$

Le comportement de l'électron de l'atome d'hydrogène se décrit au moyen de 4 nombres quantiques : **n, l, m, s** .

Ces nombres quantiques ont pour rôle de :

- Identifier l'orbitale
- Donner des informations sur les propriétés de l'électron qui occupe une orbitale donnée.

n est le nombre quantique principal. Il fixe l'énergie.

l est le nombre quantique secondaire ou azimutal.

m est le nombre quantique magnétique.

s est le nombre quantique de spin. Il décrit une caractéristique intrinsèque de l'électron.

7.1. Nombre quantique principal n :

Le nombre quantique principal, noté n avec $n = 1, 2, \dots$, détermine le niveau principal d'énergie E_n de l'atome et définit les couches énergétiques. C'est un entier strictement positif (donc non nul).

On appelle niveau (ou couche) l'ensemble des électrons correspondants à une valeur de n :

- Le niveau K correspond à $n=1$
- Le niveau L correspond à $n=2$
- Le niveau M correspond à $n=3$

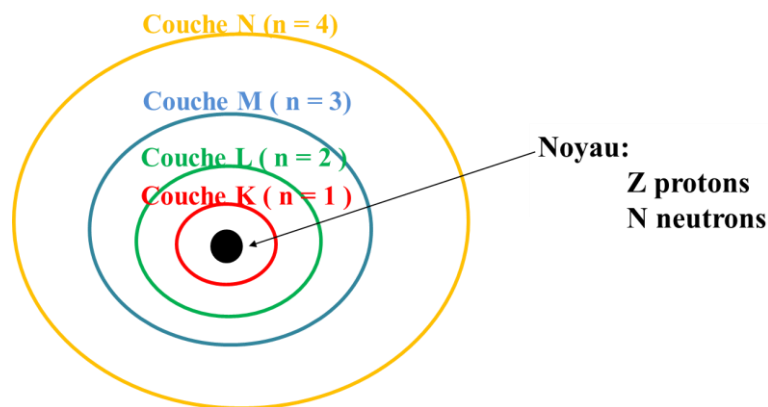


Figure IV. 17 : Représentation de l'atome avec les couches principales

Un niveau n peut contenir jusqu'à $2n^2$ électrons :

- Pour le niveau $n=1$, le nombre maximum d'électrons est de **2**
- Pour le niveau $n=2$, le nombre maximum d'électrons est de **8**
- Pour le niveau $n=3$, le nombre maximum d'électrons est de **18**
- Pour le niveau $n=4$, le nombre maximum d'électrons est de **32**

Et ainsi de suite, toujours en suivant la même règle...

7.2. Nombre quantique secondaire ou azimutal :

Le nombre quantique secondaire, noté ℓ (lettre L minuscule (ℓ)), définit la notion de sous-couches. Il peut prendre n valeurs, de **0** à $n-1$, et détermine la géométrie des orbitales atomiques de sorte que la lettre attribuée à la sous-couche et à l'orbitale est la même.

$$0 \leq \ell \leq n - 1$$


Valeur de ℓ	0	1	2	3	4	5
Symbole de la sous couche	S	p	d	f	g	h

7.3. Nombre quantique magnétique m ou m_l :

Ce troisième nombre quantique, définit le nombre d'orientation prises par le moment cinétique de l'électron en présence d'un champ magnétique extérieur. Il s'agit d'un nombre entier qui peut être nul.

Sa valeur est fonction de celle du nombre quantique secondaire l. Soit 2l + 1 valeurs différentes

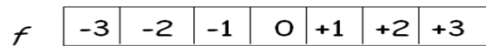
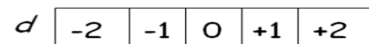
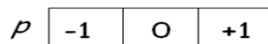
$$-l \leq m \leq +l$$

Pour symboliser graphiquement ce nombre quantique, on utilise un rectangle qui peut être associée à 0, 1 ou 2 électrons. 

On représentera autant de rectangles qu'il y a de valeurs possibles de m.

Exemples :

$$m_l = -l \text{ à } +l$$



7.4. Nombre quantique de spin s ou m_s

Ce quatrième nombre quantique caractérise le mouvement de l'électron sur lui-même et peut prendre deux valeurs différentes.

$$s = \pm 1/2$$

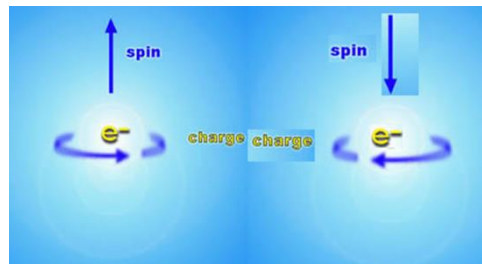
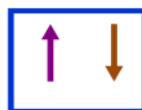


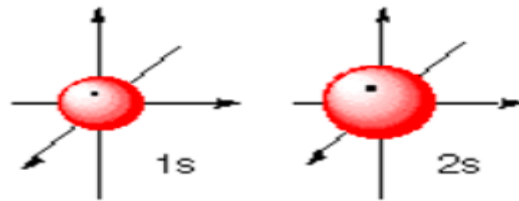
Figure IV. 18 : Mouvements de l'électron sur lui-même

L'habitude veut que l'électron de spin + 1/2 (↑) soit placé à gauche et l'électron de spin -1/2 (↓) à droite.

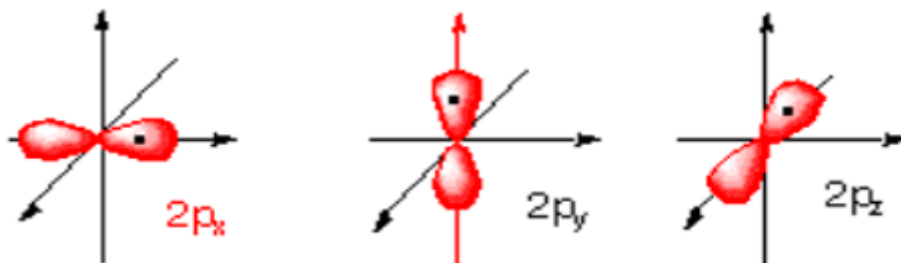


8.1. Forme des orbitales atomiques (O.A)

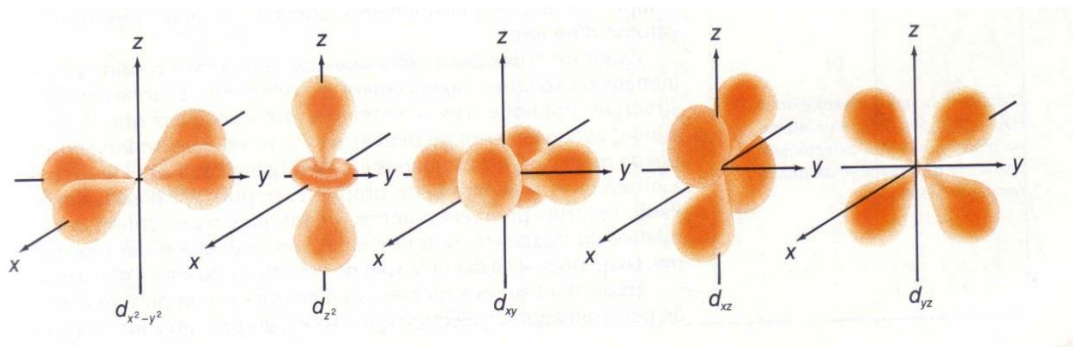
Orbitales s : Ce sont des sphères dont le volume augmente avec la valeur de n



Orbitales p : elles sont constituées de deux lobes séparés par une zone de probabilité nulle appelée nœud. Elles sont identifiées en fonction de l'axe du système de coordonnées (x, y, z) selon lequel l'orbitale est orientée.



Orbitales d : on trouve ces orbitales à partir de $n = 3$ ($l = 2$). Il y a 5 formes d'orbitales 3d



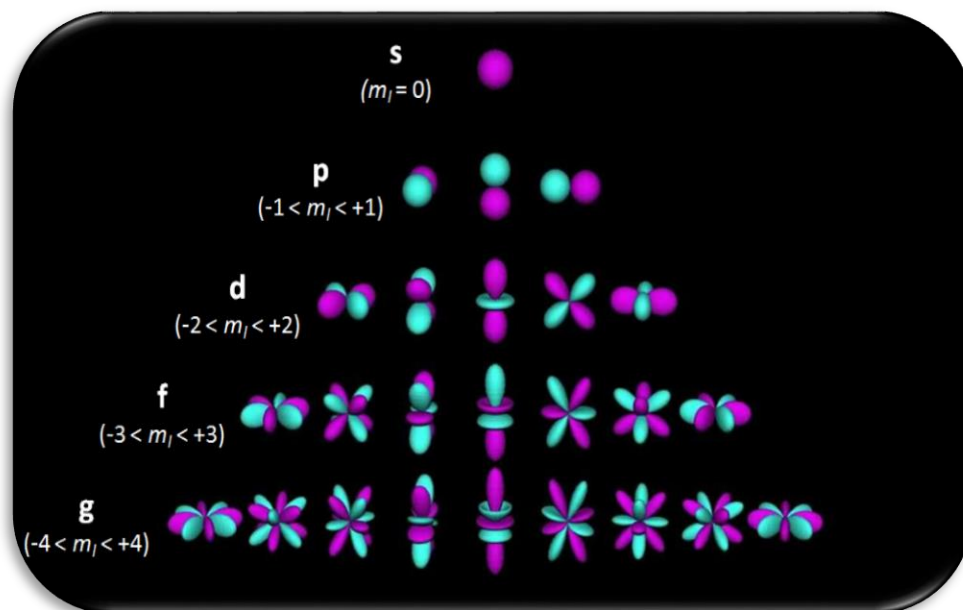


Figure IV. 19 : Représentation des orbitales atomiques

8.2. Energie des orbitales Atomiques

L'énergie d'une orbitale donnée est fonction de sa valeur de n . Donc, toutes les orbitales qui ont la même valeur de n possèdent la même énergie : on parle de **dégénérescence**.

Les valeurs propres de l'équation de Schrödinger forment un ensemble de niveaux d'énergie discrets E_n qui ne dépendent que du nombre quantique principal n (nombre entier qui varie de 1 à l'infini) : $E_n = -13,6 (Z^2 / n^2)$ [eV]

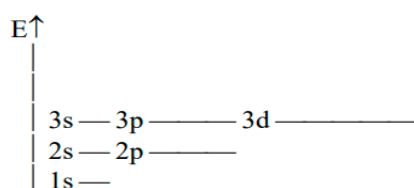


Figure IV. 20 : Niveaux énergétiques dégénérés des O.A.

9. Atome polyélectronique

Dans l'atome d'hydrogène, où il n'y a pas de répulsions interélectroniques, toutes les orbitales d'une même couche ont la même énergie. Exemple : l'orbitale 2s et l'orbitale 2p ont la même énergie. Les orbitales 3s, 3p et 3d ont la même énergie.

Dans le cas d'un atome poly électronique, chaque électron est soumis à l'attraction du noyau mais aussi à des forces de répulsion dues aux autres électrons du cortège. La résolution rigoureuse de l'équation de Schrödinger dans ce cas n'est pas possible, il faut donc faire appel à des méthodes d'approximation.

L'approximation de Slater, consiste à remplacer pour chaque électron le numéro atomique (z) par z effectif (z_{eff}).

Dans les atomes polyélectroniques, à cause des répulsions interélectroniques, les orbitales ont une énergie qui varie selon l'ordre : $E_{ns} < E_{np} < E_{nd} < E_{nf}$

Exemple : pour la couche $n = 3$ $E_{3s} < E_{3p} < E_{3d}$

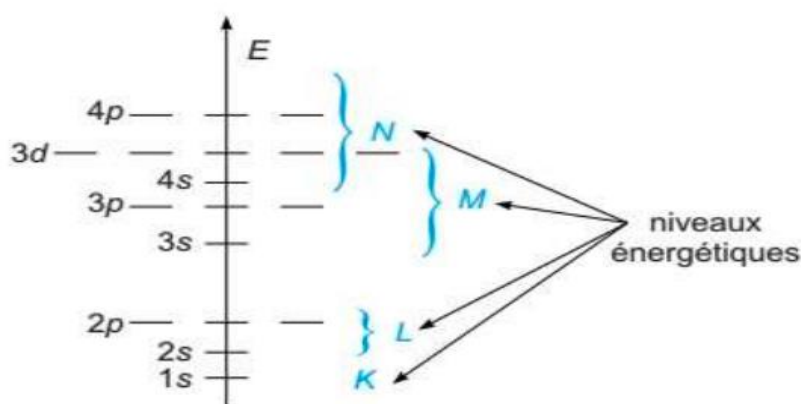


Figure IV. 21 : Niveaux énergétiques des O.A d'un atome polyélectronique.

10. Configuration électronique de l'atome

L'organisation générale en niveau d'énergie est la même pour tous les atomes.

On cherche à placer Z électrons (atome neutre) sur les différents niveaux, c'est ce qu'on appelle : **Écriture de la configuration électronique.**

La configuration électronique d'un atome est la répartition de Z électrons de l'atome dans un état fondamental sur les orbitales atomiques.

Ce remplissage des orbitales atomiques s'effectue à l'aide des trois règles suivantes :

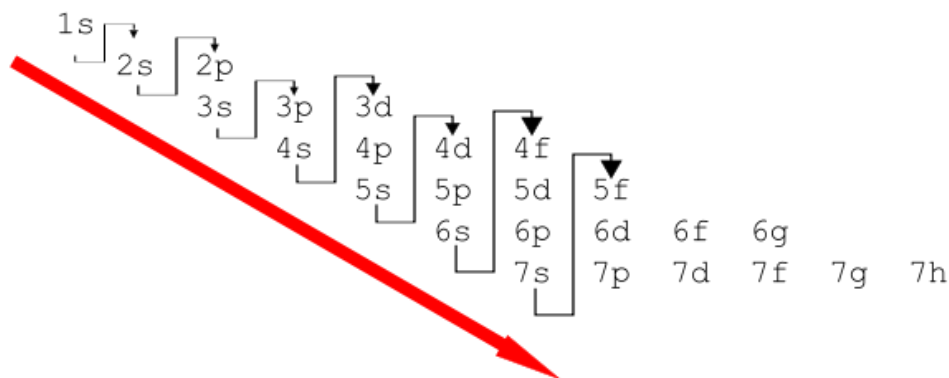
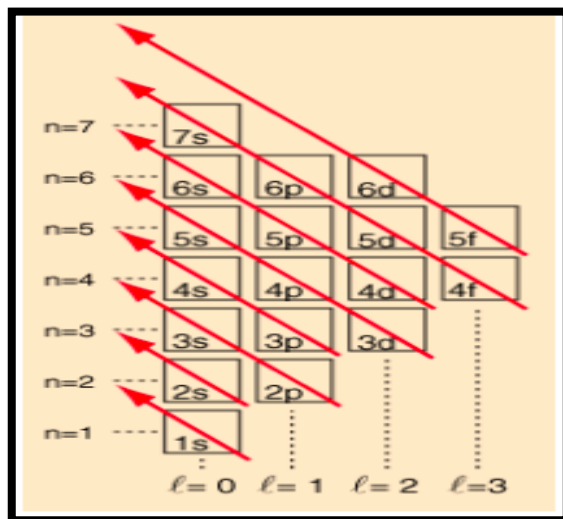
- Règle de **KLECHKOWSKY.**
- Règle de **PAULI.**
- Règle de **HUND.**

On répartit le nombre d'électrons de façon à ce que l'atome ait l'énergie la plus basse possible à l'état fondamental. On « remplit » donc les orbitales en respectant le principe de Pauli, en commençant par les énergies les plus basses, de proche en proche (règle de

Klechkowski), jusqu'à épuisement des électrons. L'énergie de l'atome est la somme des énergies hydrogénoïdes des électrons individuels.

- **Règle de Klechkowski (ordre de remplissage)**

Empiriquement, on constate que le remplissage des orbitales s'effectue dans l'ordre suivant :

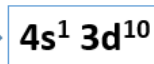
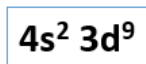
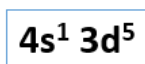
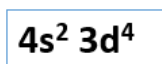


1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p...

Figure IV. 22 : Règle de Klechkowski

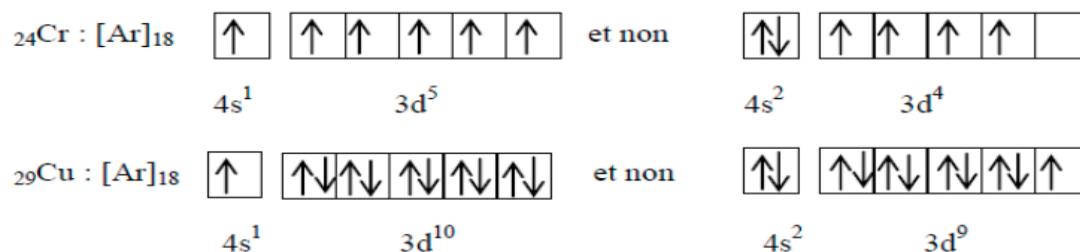
On classe toutes les orbitales atomiques (O.A) par ordre d'énergie croissante : l'énergie augmente avec $n + l$ et si deux sous niveau ont la même valeur, elle augmente avec n ; c.à.d $\rightarrow (n + l) \uparrow \Rightarrow E \uparrow$ et pour des niveaux ayant le même $(n + l)$: $n \uparrow \Rightarrow E \uparrow$.

En fait, il y a beaucoup d'atomes qui font exception à cette règle ; par ordre de Z croissant : Cr, Cu, Nb, Mo, Ru....



- Groupe du Chrome ($Z = 24$)
- Groupe du Cuivre ($Z = 29$)

Ces exceptions correspondent au demi-remplissage et au remplissage complet de la couche 3d. Elles s'expliquent par le faible écart énergétique entre les orbitales 4s et 3d.



• Règle de Hund

Lorsque les électrons peuvent occuper des orbitales de même énergie de différentes manières distinctes, l'état de plus basse énergie est celui où le plus grand nombre de spins sont parallèles. Lorsqu'une sous couche n'est pas complète, les électrons occupent le maximum d'orbitales avec des spins de même sens.

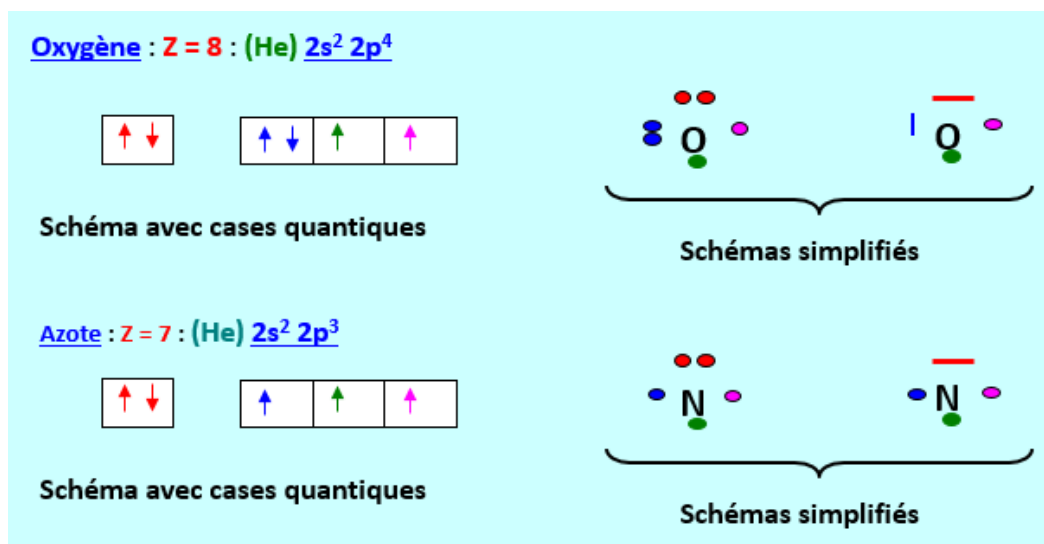


Figure IV. 23 : Exemples sur la Règle de Hund

- **Principe d'exclusion de Pauli**

1^{er} énoncé : Deux électrons du même atome ne peuvent avoir leurs quatre nombres quantiques identiques.

2^{ème} énoncé : Une orbitale atomique ne peut contenir au maximum que deux électrons.



La configuration électronique d'un atome est la liste de toutes les orbitales occupées avec le nombre d'électrons qu'elles contiennent. Pour attribuer une configuration à un élément de numéro atomique Z , on procède de la façon suivante :

Etape 1 : placez les électrons, l'un après l'autre dans les orbitales selon la règle de Klechkowski. Ne jamais mettre plus de deux électrons dans la même orbitale (Principe de Pauli)

Etape 2 : s'il y a plus d'une orbitale dans une sous-couche, placez les électrons, avec des spins parallèles, dans des orbitales différentes au lieu d'apparier deux électrons dans l'une d'entre elles (règle de Hund).

Les électrons de la couche la plus externe (la plus grande valeur de n) sont appelés **électrons de valence** (ou électrons périphériques) En général, seul les électrons de valence peuvent être cédés lors des réactions chimiques, parce que les **électrons de cœur**, qui sont les électrons des couches internes, sont trop fortement liés.

Exercices sur la structure de la matière

Exercice 01

Le Strontium peut être caractérisé par la coloration rouge vif qu'il donne à la flamme. Cette coloration est due à la présence dans son spectre de deux raies visibles à 605 nm et 461 nm. L'une est jaune-orangée et l'autre bleue.

- 1) Attribuer sa couleur à chacune des raies
- 2) Calculer l'énergie et la fréquence des photons correspondants

Exercice 02

Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation :

$$E_n = - 13,6 / n^2 \text{ (en eV).}$$

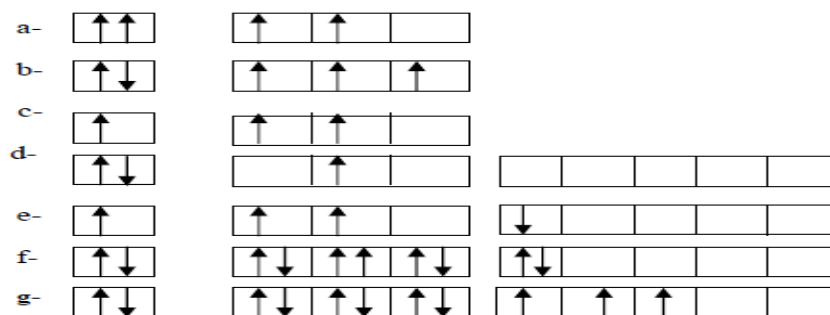
1. Calculer les valeurs correspondant aux 4 niveaux d'énergie les plus bas.
2. Placer les niveaux sur le diagramme ci-contre.
3. Quel est le niveau fondamental ?
4. On considère la transition du niveau 3 vers le niveau 2.
 - a. Représenter cette transition sur un diagramme.
S'agit-il d'une radiation émise ou absorbée ?
 - b. Calculer la longueur d'onde correspondant à cette transition.
 - c. A quel domaine de la lumière appartient la radiation correspondante ?
5. L'atome absorbe un photon de longueur d'onde $\lambda = 121,7\text{nm}$.
 - a. Quelle transition entraîne cette absorption ?
 - b. Représenter cette transition sur le diagramme.

Données : $h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J.s}$, $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

1eV correspond à $1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$, 1nm correspond à 10^{-9} m

Exercice 03

Parmi les structures électroniques suivantes, quelles sont celles qui ne respectent pas les règles de remplissages. Expliquer.

**Exercice 04**

1) Les séries suivantes de valeurs pour les nombres quantiques caractérisant un électron sont-ils possibles ou non ? Justifier votre réponse.

a- $n = 2, l = 0, m = 0$

b- $n = 2, l = 1, m = -1$

c- $n = 2, l = 2, m = 0$

d- $n = 4, l = 1, m = -2$

2) On donne les structures électroniques de la dernière couche de deux éléments X et Y. Quelles sont celles qui ne respectent pas les règles de Klechkowski. Expliquer.

a- X : $n s^2 (n-1) d^2$

b- Y : $n s^2 (n-1) d^9$

Exercice 05

Etablir les configurations électroniques complètes des édifices atomiques suivants :

Na ($Z=11$), O ($Z=8$), Mg ($Z=12$), K^+ ($Z=19$), N^+ ($Z=7$), F^- ($Z=9$)

Solution des exercices

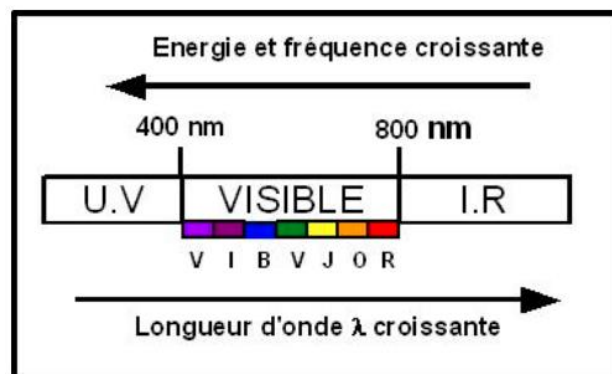
Exercice 01

Le domaine du visible s'étale approximativement de 400 nm à 800 nm.

L'ordre des couleurs est celui bien connu de l'arc-en-ciel : VIBVJOR soit Violet - Indigo - Bleu - Vert - Jaune - Orange - Rouge.

Le violet correspond aux hautes énergies, aux hautes fréquences et aux faibles longueurs d'onde. Inversement, le rouge correspond aux faibles énergies, aux faibles fréquences et aux grandes longueurs d'onde.

Il est donc facile d'attribuer sa couleur à chaque raie par simple comparaison.



$$\nu = c / \lambda$$

$$E = h\nu = h c / \lambda$$

$$\text{Raie 1 : } \lambda_1 = 605 \text{ nm}$$

$$\nu_1 = 3 \cdot 10^8 / 605 \cdot 10^{-9} = 4,96 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$E_1 = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 4,96 \cdot 10^{14} = 3,28 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Couleur jaune orangée (longueur d'onde élevée fréquence et énergie faibles)

$$\text{Raie 2 : } \lambda_2 = 461 \text{ nm}$$

$$\nu_2 = 3 \cdot 10^8 / 461 \cdot 10^{-9} = 6,51 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$E_2 = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 6,51 \cdot 10^{14} = 4,31 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Couleur bleue (longueur d'onde faible fréquence et énergie élevées)

Exercice 02

1. Calculer les valeurs correspondant aux 4 niveaux d'énergie les plus bas.

$$E_1 = -13,6 \text{ eV} ; E_2 = -3,40 \text{ eV} ; E_3 = -1,51 \text{ eV} ; E_4 = -0,85 \text{ eV}$$

2. Placer les niveaux sur le diagramme ci-contre.

3. Quel est le niveau fondamental ?

Niveau fondamental : E_1

4. On considère la transition du niveau 3 vers le niveau 2.

a. Représenter cette transition sur le diagramme. S'agit-il d'une radiation émise ou absorbée ? Radiation émise.

b. Calculer la longueur d'onde correspondant à cette transition.

$$\Delta E = E_2 - E_3$$

$$\text{A.N. } \Delta E = -1,89 \text{ eV}$$

Conversion en Joule : $\Delta E = -3,02 \times 10^{-19} \text{ J}$

$\Delta E < 0$; il s'agit bien d'une émission d'énergie.

D'après la relation de Planck-Einstein : $\Delta E = \frac{h.c}{\lambda}$ soit $\lambda = \frac{h.c}{\Delta E}$

$$\lambda = 657 \text{ nm}$$

c. A quel domaine de la lumière appartient la radiation correspondante ?

Il s'agit d'une radiation rouge du domaine du visible.

5. L'atome absorbe un photon de longueur d'onde $\lambda = 121,7 \text{ nm}$.

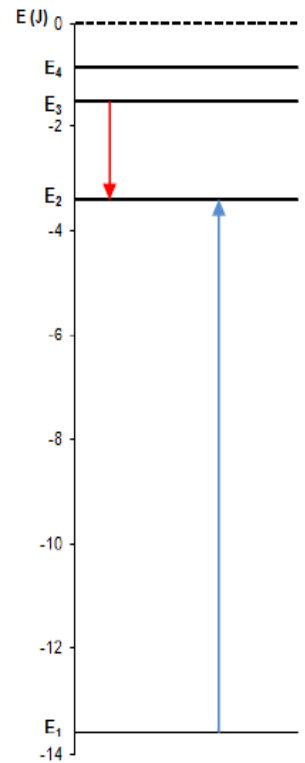
a. Quelle transition entraîne cette absorption ? Calcul de l'énergie correspondante :

$$\Delta E = \frac{h.c}{\lambda} \text{ Soit } \Delta E = 10,2 \text{ eV}$$

La seule transition possible donnant cette énergie est du niveau 1 vers le niveau 2 :

$$\Delta E = -3,40 + 13,6 = 10,2 \text{ eV.}$$

b. Représenter cette transition sur le diagramme.

**Exercice 03**

Les structures électroniques qui ne respectent pas les règles de remplissages sont :

- a- Orbitale s, une case deux électrons parallèles (anti Pauli)
- c- Orbitale s, un électron au lieu de deux électrons (anti Klechkowski)
- d- Orbitale p, la 1^{ère} case vide et 2^{ème} rempli (anti Klechkowski)
- e- Orbitale s, p et d, (anti Klechkowski)
- f- Orbitale d, (anti Hund)

Exercice 04

1)

a- $n = 2, l = 0, m = 0$ oui ($0 \leq l \leq n - 1$ et $-l \leq m \leq l$)b- $n = 2, l = 1, m = -1$ oui ($0 \leq l \leq n - 1$ et $-l \leq m \leq l$)c- $n = 2, l = 2, m = 0$ non ($0 \leq l \leq n - 1$)d- $n = 4, l = 1, m = -2$ non ($-l \leq m \leq l$)

2)

a- n'est pas correcte les ϵ de la couche $(n-1) d^2$ sont plus près du noyau que celle de la couche $n s^2$ b- n'est pas correcte les ϵ de la couche $(n-1) d^9$ sont plus près du noyau que celle de la couche $n s^2$ et en plus la couche S empreinte un ϵ à la couche d et sa devient $(n-1) d^{10} n s^1$ **Exercice 05**

Etablir les configurations électroniques complètes des édifices atomiques suivants :

	Atome neutre	Ion
Na (Z=11)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
O (Z=8)	$1s^2 2s^2 2p^4$	
Mg (Z=12)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	
K^+ (Z=19)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$4s^1 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
N^+ (Z=7)	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^2$
F (Z=9)	$1s^2 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6$

3. Classification périodique moderne

La classification de Mendeleïev rangeait les éléments dans l'ordre croissant de leurs masses atomiques, alors qu'en réalité un élément est défini par son numéro atomique Z et non par sa masse atomique, qui peut varier par suite de l'existence d'isotopes. La classification moderne est basée sur l'ordre croissant de Z .

Le tableau périodique est composé de quatre blocs.

Bloc s

H	
Li	Be
Na	Mg
K	Ca
Rb	Sr
Cs	Ba
Fr	Ra

Bloc d

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Y	Sr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
Ac									

Bloc p

					He
B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
In	Sb	Te	Te	I	Xe
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Bloc f

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Em	Md	No	Lr

Figure V.2. Différents blocs du tableau périodique

Le tableau périodique est réparti en :

Périodes (Lignes) : La période correspond à une couche électronique identifiée par son nombre quantique principal noté (n). Il y a **sept** couches électroniques connues à l'état fondamental, donc **sept** périodes.

					Nbre d'e-
1 ^{ère} période ($n = 1$)	1s				2
2 ^{ème} période ($n = 2$)	2s			2p	8
3 ^{ème} période ($n = 3$)	3s			3p	8
4 ^{ème} période ($n = 4$)	4s		3d	4p	18
5 ^{ème} période ($n = 5$)	5s		4d	5p	18
6 ^{ème} période ($n = 6$)	6s	4f	5d	6p	32
7 ^{ème} période ($n = 7$)	7s	5f	6d	7p	32

Figure V.3. Différentes périodes du tableau périodique

Groupes (Les colonnes) : Il y' a dix-huit groupes dont

Huit en sous-groupe A

Dix en sous-groupe B

Les éléments de la même famille ont le même nombre d'électrons de valence, le numéro de famille correspond au nombre d'électrons de valence.

Cas de l'Hélium : Bien qu'appartenant au bloc s ($1s^2$), celui-ci est placé dans le bloc p (groupe des gaz rares).

Sous-groupe A :

Les huit familles sont dites principales numérotées de I_A jusqu'à $VIII_A$, représentées par deux blocs s et p.

Un élément appartient au sous-groupe A, si les électrons de valence sont répartis dans la sous couche (ns^x), ($ns^x np^y$) ou $ns^x (n-1)d^{10} np^y$. Avec x et y différents à 0

Sous-groupe B :

Famille situées entre II_A et III_A , représentées par le bloc d (éléments de transition) - un élément appartient au sous-groupe B, si ses électrons de valence sont répartis dans la couche $ns^2 (n-1) d^x np^0$ avec x allant de 1 à 10 ou encore,

$ns (n-2) f (n-1)d np^0$. (La sous couche f apparait à partir de $n=6$).

Le schéma suivants donne une idée sur les deux sous-groupes A et B.

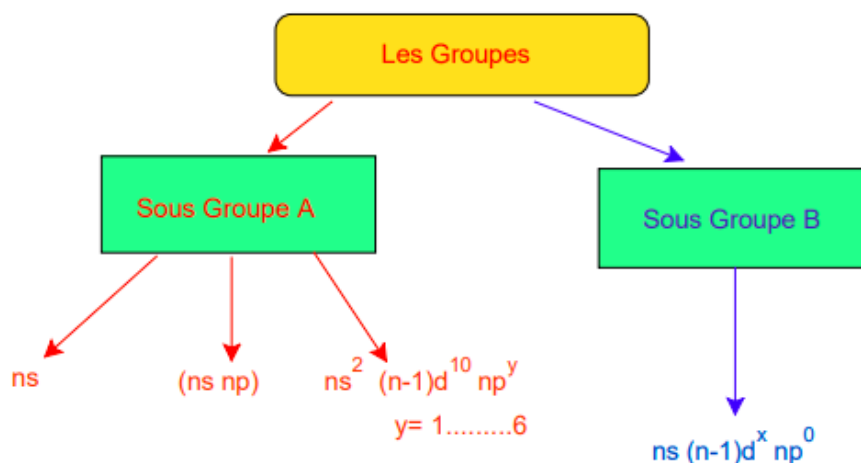


Figure V.4 : Configuration des éléments des sous-groupes A et B

Exemples

Trouver la période le groupe et le sous-groupe des éléments suivants :

${}_{28}\text{Ni}$, ${}_{30}\text{Zn}$, ${}_{53}\text{I}$ et ${}_{79}\text{Au}$

${}_{28}\text{Ni}$: ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^8 4p^0$. Le nickel appartient à la quatrième période le groupe VIII, sous-groupe B, colonne 10.

${}_{30}\text{Zn}$: ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}4p^0$. Le zinc appartient à la quatrième période. Pour le groupe (si on dépasse le nombre 10, on compte à partir de 1 donc il est en II, sous-groupe B, qui est la colonne 12.

${}_{53}\text{I}$: ${}_{36}[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10}5p^5$. L'iode appartient à la cinquième période, groupe VII, sous-groupe A et non pas le B pourquoi ??? Parce que la sous couche d est totalement remplie.

${}_{79}\text{Au}$: ${}_{54}[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14}5d^9 6p^0$. Cette configuration est instable donc ${}_{54}[\text{Xe}] 4f^{14}5d^{10} 6s^1 6p^0$. L'or appartient à la sixième période, groupe I, sous-groupe B, colonne 11.

3.1. Familles d'éléments

Certaines familles ont reçues des noms particuliers à connaître. Famille = Colonne (ou groupe).

The diagram shows the periodic table with a central box labeled "Grandes Familles du Tableau Périodique". Handwritten labels in French point to various groups:

- Alcalins** (Group 1)
- Alcalino-terreux** (Group 2)
- Métaux de transition** (Groups 3-10)
- Terreux** (Groups 11-12)
- Carbonides** (Group 13)
- Azotides** (Group 14)
- Sulfurides** (Group 15)
- Halogènes** (Group 17)
- Gases rares** (Group 18)

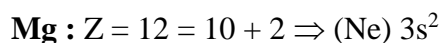
Figure V.5 : Grandes familles du tableau périodique

- **Les métaux alcalins** (1ère colonne) : Li, Na, K.... Configuration électronique ns^1 avec $n=2,3,\dots$. L'électron unique de la couche de valence peut être perdu facilement, selon la réaction d'ionisation : $X \rightarrow X^+ + e^-$ et l'ion obtenu X^+ est très stable car isoélectronique du gaz rare précédent et l'énergie d'ionisation E_i nécessaire pour arracher cet électron est très faible.
- **Les alcalinos-terreux** (2ème colonne) : Mg, Ca Configuration électronique ns^2 avec $n=2,3,\dots$. Les 2 électrons de la couche de valence peuvent être perdus facilement, selon la réaction : $X \rightarrow X^{2+} + 2e^-$ et l'ion obtenu X^{2+} est très stable car isoélectronique du gaz rare précédent.
- **Les éléments de transition** (colonne de 3 à 11), ce sont des éléments qui possèdent les orbitales (d) incomplètement remplies.
- **Les chalcogènes** (colonne avant les halogènes) appelés aussi les sulfurides : O, S Configuration électronique $ns^2 np^4$ avec $n=2,3,\dots$. Il leur manque deux électrons pour avoir une couche de valence complète. Ils peuvent donc facilement capter deux électrons, selon la réaction : $X + 2e^- \rightarrow X^{2-}$
- **Les halogènes** (avant dernière colonne) : F, Cl, Br, I Configuration électronique $ns^2 np^5$ avec $n=2,3,\dots$. Il leur manque un électron pour avoir une couche de valence complète. Ils peuvent donc facilement capter un électron, selon la réaction : $X + e^- \rightarrow X^-$. Leur affinité électronique est donc élevée.
- **Les gaz rares** (dernière colonne) : He, Ne, Ar, ... Configuration électronique $ns^2 np^6$ avec $n=1,2,\dots$. Ces éléments sont très stables (couche s et p complètes, règle de l'octet), chimiquement inertes.
- **Les terres rares**, les éléments possèdent les orbitales (f) en cours de remplissage, en effet les orbitales qui correspondent au remplissage de l'orbitale 4f on les appelle **les Lanthanides** 6ème période $57 \leq Z \leq 71$, ceux qui correspondent au remplissage de l'orbitale 5f sont appelés **les Actinides** 7ème périodes $89 \leq Z \leq 103$.

3.2. Métaux et non métaux

Règle de Sanderson : Un élément est métallique si le nombre d'électron de sa couche de n le plus élevé est inférieur ou égal au numéro de sa période. (Sauf H et Ge)

Exemples :



- Sur une colonne : si Z augmente alors r_a augmente.

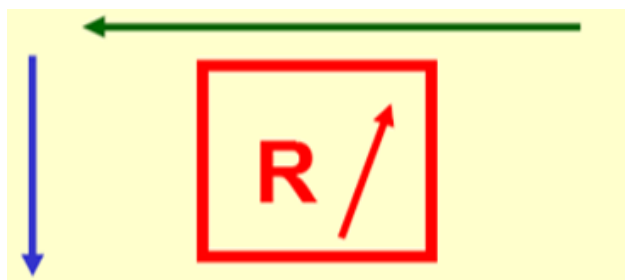


Figure V.7. Sens d'augmentation du rayon atomique

Explication

- Lorsque, dans une période, on évolue de gauche à droite, la charge nucléaire augmente de sorte que l'attraction nucléaire augmente elle aussi. Il s'ensuit que les rayons atomiques des éléments diminuent dans une période, de gauche à droite.
- Lorsqu'on descend dans une colonne, la charge nucléaire augmente, de sorte que l'attraction nucléaire augmente elle aussi. Dès lors, on s'attend à ce que les rayons atomiques diminuent. Cela n'est pas le cas, puisque les électrons les plus externes se font abriter dans de couches nouvelles ce qui génère un effet qui l'emporte sur l'attraction nucléaire. Il s'ensuit alors que les rayons atomiques des éléments augmentent dans une colonne, de haut en bas.

Rayon ionique r_i

D'une manière générale :

- Les cations sont plus petits que leurs atomes parents : $r_i(\text{cation}) < r_a$
- Les anions sont plus gros que leurs atomes parents : $r_i(\text{anion}) > r_a$
- Pour les ions ayant la même configuration électronique (S^{2-} , Cl^- , K^+ , Ca^{2+} , Ti^{4+} ,...). si Z augmente ; r_i diminue
- A charges égales, le rayon ionique varie dans le même sens que le rayon atomique : si Z augmente alors r_i diminue.

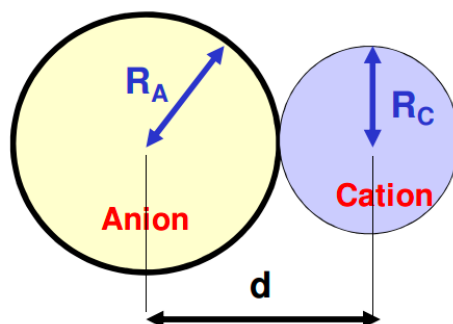


Figure V.8 : Distance internucléaire

Si on exprime le rapport R_a / R_c , on aura : $R_a/R_c = (k \times (n_a^2 / Z_{\text{eff}a})) / (k \times (n_c^2 / Z_{\text{eff}c}))$

$$\Rightarrow R_a/R_c = k \times n_a^2 / Z_{\text{eff}a} \times k \times n_c^2 / Z_{\text{eff}c} \Rightarrow$$

$$R_a/R_c = n_a^2 / n_c^2 \times Z_{\text{eff}c} / Z_{\text{eff}a}$$

$$\text{On pose : } K = n_a^2 / n_c^2 \times Z_{\text{eff}c} / Z_{\text{eff}a} \Rightarrow R_a = K \times R_c$$

Dans un solide ionique, Pauling a fait l'hypothèse de deux ions sphériques en contact, la distance internucléaire dans le cristal est alors simplement la somme des deux rayons ioniques

$$d = R_a + R_c$$

$$d : \text{distance internucléaire} \Rightarrow d = K \times R_c + R_c \Rightarrow d = R_c \times (k + 1) \Rightarrow R_c = d / (k + 1)$$

$$\text{et } R_c = k \times d / (k + 1)$$

Remarque :

Pour les ions ayant la même configuration électronique : si Z_{eff} augmente ; r_i diminue
A charges égales, le rayon ionique varie dans le même sens que le rayon atomique : si Z_{eff} augmente alors r_i diminue.

Nous parlerons sur le $Z_{\text{eff}c}$ en détail ultérieurement, vers la fin de ce chapitre.

4.2. Energie d'ionisation (EI)

C'est l'énergie qu'il faut fournir pour arracher un électron à un atome (ou à un ion) dans l'état fondamental et à l'état gazeux.

Energie d'ionisation varie en sens inverse du rayon atomique :

- Sur une même période : si Z augmente alors E.I augmente.
- Sur un même groupe : si Z augmente alors E.I diminue.



Figure V.9. Sens d'augmentation d'EI

Explication

Lorsque, dans une période, on évolue de gauche à droite, le nombre d'électrons les plus externes augmente. Dès lors, l'attraction nucléaire vis-à-vis de ces électrons augmente elle aussi. Or plus cette attraction est élevée, moins facilement on arrache un de ces électrons. Il s'ensuit alors que, l'énergie de première ionisation augmente dans une période, de gauche à droite. Lorsqu'on descend dans une colonne, l'électron à extraire est de plus en plus éloigné par rapport au noyau de l'atome. Dès lors, l'attraction nucléaire vis-à-vis de cet électron diminue. Or, plus cette attraction n'est faible, plus facilement on arrache l'électron. Il s'ensuit alors que, l'énergie de première ionisation diminue dans une colonne, de haut en bas.

4.3. Electronégativité ou affinité électronique

C'est le pouvoir d'attirer un électron par un élément. Un élément qui perd facilement un ou plusieurs électrons est dit électropositif.

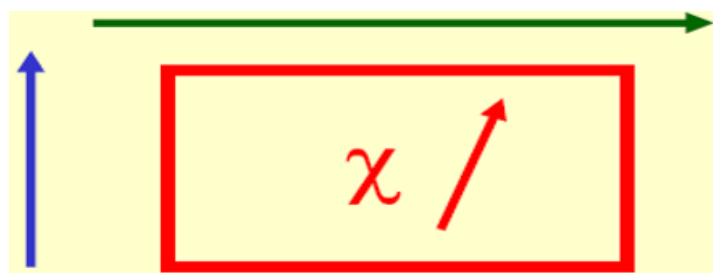


Figure V.10. Sens d'augmentation d'Electronégativité.

L'électronégativité varie comme l'énergie d'ionisation en sens inverse du rayon atomique.

Plus l'affinité électronique est grande plus la capture d'un électron par l'atome dégage de l'énergie et plus cette capture est stable. Une affinité électronique négative signifie au contraire qu'il faut fournir de l'énergie à l'atome pour lui arracher un électron.

4.4. Echelle de Mulliken

Originellement, Mulliken avait défini l'électronégativité comme étant la moyenne entre l'énergie de première ionisation et l'électroaffinité de l'élément. Un atome très électronégatif attire fortement les électrons, il sera donc difficile de lui en arracher un (E.I. élevée) et inversement facile de lui en rajouter un (E.A élevée).

$$X_m = \frac{1}{2} (EI_1 - E_A)$$

Dans cette échelle, la différence d'électronégativité entre deux éléments est évaluée par la formule :

$$(\Delta X)^2 = E_{AB} - (E_{AA} - E_{BB})^{1/2}$$

E_{AB} , E_{AA} et E_{BB} sont les énergies des liaisons A-B, A-A et B-B exprimée en eV.

L'élément de référence est le Fluor auquel Pauling a attribué une électronégativité de $X_F = 4$

4.5. Charge effective :

Pour un atome polyélectronique, l'électron périphérique (par exemple) est attiré par le noyau (Z), mais repoussé par tous les électrons internes (pas de la même façon). C'est ce qu'on appelle un effet écran. Cette électron (e_j) est attiré non pas par la charge Z du noyau, mais par une charge effective Z^* dont le calcul tient compte des répulsions des électrons internes selon la règle de Slater suivante :

$$Z^* = Z - \sum \sigma \quad \text{Avec : } \sigma = \text{constante d'écran.}$$

Slater a énoncé les règles qui permettent d'exprimer ces effets d'écran entre électrons.

Règles de Slater :

- Ecrire la configuration électronique de l'élément en utilisant les groupes suivants et dans l'ordre suivant :

[1s] ; [2s , 2p] ; [3s , 3p] [3d] ; [4s , 4p] [4d] [4f] ; [5s , 5p] [5d] ; [5f]..

- Valeurs des constantes d'écran :
 - a. Électrons du même groupe : $\sigma = 0,35$ (sauf pour 1s ou $\sigma = 0,3$)
 - b. Electron d'un groupe plus externe : situé à droite du groupe étudié : $\sigma = 0$
 - c. Electrons d'un groupe plus interne : situé à gauche du groupe étudié, deux cas à distinguer :

- L'électron étudié appartient à un groupe [ns ; np]

*Les électrons du groupe immédiatement inférieur (n-1) ont un effet d'écran de $\sigma = 0,85$

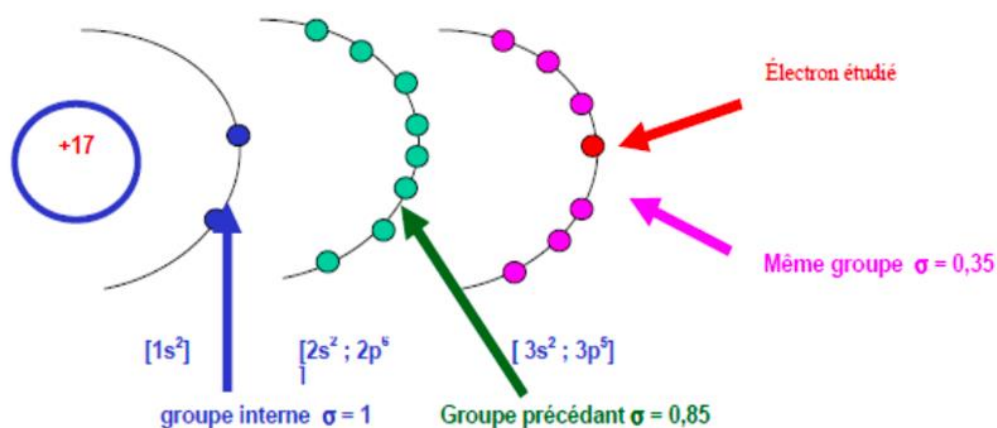
* Les électrons des groupes plus internes (n-2) ; (n-3) etc.... ont un effet d'écran $\sigma = 1$

- L'électron étudié appartient à un groupe [n d] ou [n f]

Les électrons de tous les groupes plus internes (n-1) (n-2) ; (n-3) etc.... ont un effet d'écran $\sigma = 1$

Exemple 1

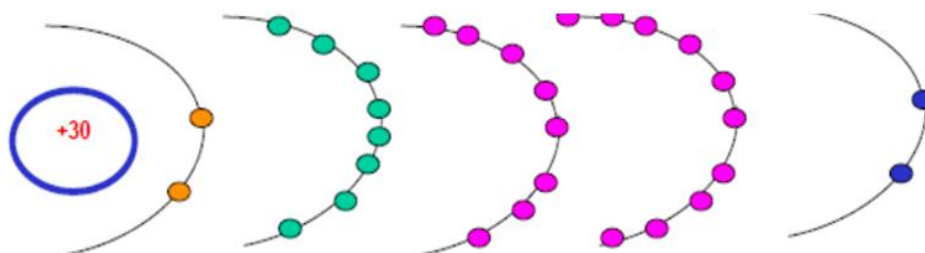
Cl : Z = 17 : [1s²] ; [2s² ; 2p⁶] ; [3s² ; 3p⁵] :



$$Z^* = 17 - (6 \times 0,35) - (8 \times 0,85) - (2 \times 1) = 6,1$$

Exemple 2

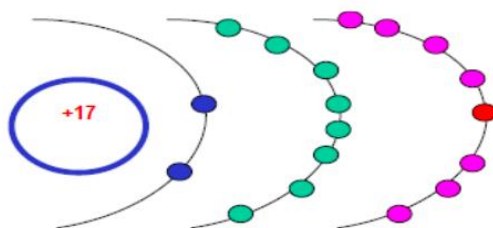
Zn : Z = 30 : [1s²] ; [2s² ; 2p⁶] ; [3s² ; 3p⁶] ; [3d¹⁰] ; [4s²]



$$Z^*_{4s} = 30 - (1 \times 0,35) - (18 \times 0,85) - (8 \times 1) - (2 \times 1) = 4,35$$

$$Z^*_{3d} = 30 - (9 \times 0,35) - (8 \times 1) - (8 \times 1) - (2 \times 1) = 8,85$$

$$Z^*_{3s \ 3p} = 30 - (7 \times 0,35) - (8 \times 0,85) - (2 \times 1) = 18,75$$

Exemple 3Calcul de Z^* pour les ions : Cl^- 

$$Z^* = 17 - (7 \times 0.35) - (8 \times 0.85) - (2 \times 1) = 5.75$$

Exercices sur la classification périodique des éléments

Exercice 01

Soient les atomes suivants :

N ($Z=7$), K ($Z=19$), Sc ($Z=21$), Cr ($Z=24$), Mn ($Z=25$), Fe ($Z=26$), Cu ($Z=29$), Zn ($Z=30$), Ag ($Z=47$), Au ($Z=79$)

1. Donner les configurations électroniques des atomes. Présenter les électrons de valence pour chaque atome. En déduire le nombre d'électrons de valence.
2. Situer ces atomes dans la classification périodique et les grouper si possible par famille ou par période.
3. Le césium (Cs) appartient à la même famille que le potassium (K) et à la même période que l'or (Au). Donner sa configuration électronique et son numéro atomique.

Exercice 02

On considère deux éléments de la quatrième période dont la structure électronique externe comporte trois électrons célibataires.

1. Ecrire les structures électroniques complètes de chacun de ces éléments et déterminer leur numéro atomique.
2. En justifiant votre réponse, déterminer le numéro atomique et donner la configuration électronique de l'élément situé dans la même période que le fer ($Z = 26$) et appartenant à la même famille que le carbone ($Z = 6$).

Exercice 03

- 1) Donner la position des éléments suivants dans le tableau périodique : ${}_{7}\text{N}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{21}\text{Sc}$, ${}_{24}\text{Cr}$, ${}_{26}\text{Fe}$, ${}_{29}\text{Cu}$, ${}_{30}\text{Zn}$, ${}_{47}\text{Ag}$
- 2) Le césium (Sb) appartient à la même famille que l'azote (${}_{7}\text{N}$) et à la même période que l'argent (${}_{47}\text{Ag}$). Donner sa configuration électronique et son numéro atomique Z .
- 3) Déterminer l'énergie de la première ionisation de l'azote (${}_{7}\text{N}$).

Exercice 04

Soit les atomes suivants : C(6), P(15), V(23), Cr(24), Co(27) et Zn(30).

- 1) Donner la localisation de ces éléments dans le tableau périodique (indiquer le groupe et la période), précisez les électrons de cœur et les électrons de valence, ainsi que le nombre d'électrons célibataires.

2) Classer ces éléments par ordre croissant pour les éléments appartenant à la même période, puis au même groupe par rapport à leurs :

- a) L'Energie d'ionisation
- b) Le rayon
- c) L'électronégativité

Exercice 05

1) Etablissez la configuration électronique des éléments suivants :

${}_{28}\text{Ni}$, ${}_{18}\text{Ar}$, ${}_{14}\text{Si}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{46}\text{Pb}$

2) Calculer le Z_{effectif} de chaque élément.

3) Calculer pour chaque élément le rayon d'orbite de l'électron qui se trouve sur la dernière couche

4) Calculer en (eV) puis en joule, pour chaque élément l'énergie de l'électron qui se trouve sur la dernière couche.

Solution des exercices

Exercice 01

Nous allons écrire pour chaque élément, sa structure électronique selon la règle de Klechkowski et selon la disposition spatiale, et donner le nombre d'électrons de valence.

Règle de Klechkowski	Disposition spatiale	Nombre d'électrons
N (7): $1s^2 2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^3$	5
K (19): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	[Ar] $4s^1$	1
Sc (21): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	[Ar] $3d^1 4s^2$	3
Cr (24): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$	[Ar] $3d^5 4s^1$	6
Mn (25): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$	[Ar] $3d^5 4s^2$	7
Fe (26): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	[Ar] $3d^6 4s^2$	8
Cu (29): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	[Ar] $3d^{10} 4s^1$	11
Zn (30): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	[Ar] $3d^{10} 4s^2$	2
Ag (47): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1 4d^{10}$	[Kr] $4d^{10} 5s^1$	11
Au (79): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$ $6s^1 4f^{14} 5d^{10}$	[Xe] $5d^{10} 6s^1$	11

Remarque :

Dans le cas du chrome Cr ($Z=24$), la structure de la couche de valence doit être selon la règle de Klechkowski : $4s^2 3d^4$. Cette structure est instable.

La structure la plus stable est donc $4s^1 3d^5$.

La structure électronique de la sous couche 3d est à demi remplie.

Dans le cas du cuivre Cu ($Z=29$), la structure de la couche de valence doit être selon la règle de Klechkowski : $4s^2 3d^9$. Cette structure est instable.

La structure la plus stable est donc $4s^1 3d^{10}$.

La structure électronique de la sous couche 3d est totalement remplie. «Les orbitales d à demi remplies ou totalement remplies sont plus stables»

2. Un seul élément appartient à la période $n=2$: N ($Z=7$) (groupe VA)

- Les éléments qui appartiennent à la période $n=4$ sont : K (groupe IA), Sc (groupe IIIB), Cr (groupe VIB), Mn (groupe VIIB), Fe (groupe VIIIB), Cu (groupe IB), Zn (groupe IIB)
- Les éléments qui appartiennent à la famille IB sont : Cu (4^{ème} période) Ag (5^{ème} période), Au (6^{ème} période)
- Les éléments qui appartiennent à la famille de métaux de transition (leur couche de valence est de type $(n-1)d^y ns^x$ où $1 \leq x \leq 2$ et $1 \leq y \leq 10$) sont: Sc (groupe IIIB), Cr (groupe VIB), Mn (groupe VIIB), Fe (groupe VIIIB), Cu (groupe IB), Zn (groupe IIB)

3. Cs: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14}$

Selon la règle de Klechkowski.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 6s^1$

Selon la disposition spatiale.

La structure électronique de l'atome de césium est : $[Xe] 6s^1$ et son numéro atomique est égal à 55 ($Z=55$).

Exercice 02

1. Les deux éléments sont le vanadium et l'arsenic.

Le vanadium **V** : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ d'après la règle de Klechkowski

: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ d'après la disposition spatiale

Le numéro atomique est : **Z = 23**

Remarque : En ne respectant pas la règle de Klechkowski, la structure serait la suivante : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$. Cette structure est inexacte.

Il faudra donc respecter la règle de Klechkowski pour avoir la structure électronique existante. Cela peut s'expliquer qu'avant remplissage, le niveau de l'orbitale 4s est légèrement inférieur que celui des orbitales atomiques 3d, et qu'après remplissage, ce niveau 4s devient supérieur au niveau 3d.

L'arsenic **As** : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ d'après la règle de Klechkowski

: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ d'après la disposition spatiale

Le numéro atomique est **Z = 33**

2- Structure électronique du fer Fe ($Z=26$) : $[Ar] 3d^6 4s^2$; Le fer appartient à la 4^{ème} période **n= 4**

Structure électronique du carbone C ($Z=6$) $1s^2 2s^2 2p^2$

Le carbone appartient à la famille de structure électronique de couche de valence de type $ns^2 np^2$.

Donc la structure électronique du germanium est : **Ge [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^2$**

Exercice 03

1) Localisation :

Elément	Structure électronique	Période	Groupe	Electron de cœur	Electron de valence	Electron célibataire
${}_6\text{C}$	$1S^2 2S^2 2P^2$	2	IV _A	$1S^2$	$2S^2 2P^2$	2 e-
${}_{15}\text{P}$	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^3$	3	V _A	$1S^2 2S^2 2P^6$	$3S^2 3P^3$	3 e-
${}_{23}\text{V}$	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 3d^3 4S^2$	4	V _B	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$	$3d^3 4S^2$	3 e-
${}_{24}\text{Cr}$	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 3d^5 4S^1$	4	VI _B	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$	$3d^5 4S^1$	6 e-
${}_{27}\text{Co}$	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 3d^7 4S^2$	4	VIII _B	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$	$3d^7 4S^2$	3 e-
${}_{30}\text{Zn}$	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 3d^{10} 4S^2$	4	II _B	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$	$3d^{10} 4S^2$	0 e-
${}_{32}\text{Ge}$	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10} 4P^2$	4	I _A	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$	$4S^2 3d^{10} 4P^2$	2 e-

2) Classement :

Dans une colonne : (de haut en bas)

Quand Z augmente : le rayon atomique (ra) augmente

Energie d'ionisation et électronégativité diminuent

Dans une période : (de gauche à droite)

Quand Z augmente : le rayon atomique (ra) diminue

Energie d'ionisation (EI) et électronégativité augmentent

a) Energie d'ionisation : $EI(\text{V}) < EI(\text{Cr}) < EI(\text{Co}) < EI(\text{Zn}) < EI(\text{Ge})$ (par rapport à la même période) $EI(\text{Ge}) < EI(\text{C})$ (par rapport à la même colonne)

b) rayon atomique : $ra(\text{Ge}) < ra(\text{Zn}) < ra(\text{Co}) < ra(\text{Cr}) < ra(\text{V})$ (par rapport à la même période) $ra(\text{C}) < ra(\text{Ge})$ (par rapport à la même colonne)

c) L'électronégativité : $\text{V} < \text{Cr} < \text{Co} < \text{Zn} < \text{Ge}$ (par rapport à la même période)

$\text{Ge} < \text{C}$ (par rapport à la même colonne)

Exercice 04

1) la position des éléments suivants dans le tableau suivant :

Elément	Structure électronique	Période	Groupe
${}_{7}\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	2	V _A
${}_{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	3	VII _A
${}_{21}\text{Sc}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	4	III _B
${}_{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$	4	VI _B
${}_{26}\text{Fe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	4	VIII _B
${}_{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	4	I _B
${}_{30}\text{Zn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	4	II _B
${}_{47}\text{Ag}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$	5	I _B

2) configuration électronique et son numéro atomique Z du Sb :

- le Sb appartient à la même famille que le ${}_{7}\text{N}$ c.à.d. que le Sb appartient à la famille VA (sa configuration électronique termine par np^3)

- le Sb appartient à la même période que le ${}_{47}\text{Ag}$ c.à.d. que le Sb appartient à la période 5 ($n = 5$)

Sb : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$ (période 5 et groupe VA)

Avec $Z = 51$ (nombre atomique)

3) l'énergie de la première ionisation du Carbone (${}_{7}\text{N}$) :



$$PI_1 = |E_{\text{N}^+} - E_{\text{N}}|$$

$$E_{\text{N}^+} = 2 E_{1s} + 4 E'_{2s2p}$$

$$E_{\text{N}} = 2 E_{1s} + 5 E_{2s2p}$$

$${}_{7}\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$$

$$Z_{\text{eff}} = 7 - (4 \times 0.35) + 2 \times 0.85 = 3.9$$

$${}_{7}\text{N}^+: 1s^2 2s^2 2p^2$$

$$Z'_{\text{eff}} = 7 - (3 \times 0.35) + 2 \times 0.85 = 4.25$$

$$PI_1 = |E_{1s} + 4E'_{2s2p} - (2E_{1s} + 5E_{2s2p})|$$

$$PI_1 = |4E'_{2s2p} - 5E_{2s2p}| \Leftrightarrow$$

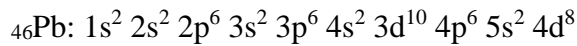
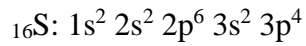
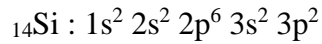
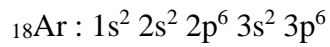
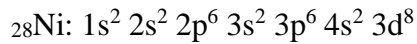
$$PI_1 = 4 [(-13,6) \times Z'^2_{\text{eff}}/n^2] - 5 [(-13,6) \times Z^2_{\text{eff}}/n^2]$$

AN:

$$PI_1 = 12,93 \text{ eV}$$

Exercice 05

1)



2)

${}_{28}\text{Ni}: Z_{\text{eff}} = 28 - (1 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 8 \times 0,85 + 8 \times 1 + 2 \times 1) \quad Z_{\text{eff}} = 4,05$

${}_{18}\text{Ar}: Z_{\text{eff}} = 18 - (7 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 2 \times 1) \quad Z_{\text{eff}} = 6,75$

${}_{14}\text{Si}: Z_{\text{eff}} = 14 - (3 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 2 \times 1) \quad Z_{\text{eff}} = 4,15$

${}_{16}\text{S}: Z_{\text{eff}} = 16 - (5 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 2 \times 1) \quad Z_{\text{eff}} = 5,45$

${}_{46}\text{Pb}: Z_{\text{eff}} = 46 - (1 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 8 \times 0,85 + 28 \times 1) \quad Z_{\text{eff}} = 4,05$

3) $r_a = 0,53 \times (n^2 / Z_{\text{eff}}) \quad (\text{Å})$

${}_{28}\text{Ni}: n=4 \quad Z_{\text{eff}} = 4,05 \quad r_a = 2,09 \text{ Å}$

${}_{18}\text{Ar}: n=3 \quad Z_{\text{eff}} = 6,75 \quad r_a = 0,706 \text{ Å}$

${}_{14}\text{Si}: n=3 \quad Z_{\text{eff}} = 4,15 \quad r_a = 1,15 \text{ Å}$

${}_{16}\text{S}: n=3 \quad Z_{\text{eff}} = 5,45 \quad r_a = 0,875 \text{ Å}$

${}_{46}\text{Pb}: n=5 \quad Z_{\text{eff}} = 4,05 \quad r_a = 3,27 \text{ Å}$

4) $E_n = -13,6 \times (Z_{\text{eff}}^2 / n^2) \quad [\text{eV}]$

$1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$

$\bullet {}_{28}\text{Ni}: n=4 \quad Z_{\text{eff}} = 4,05 \quad E_n = -13,94 \text{ eV} \quad E_n = -22,3 \times 10^{-19} \text{ J}$

$\bullet {}_{18}\text{Ar}: n=3 \quad Z_{\text{eff}} = 6,75 \quad E_n = -68,85 \text{ eV} \quad E_n = -110,16 \times 10^{-19} \text{ J}$

$\bullet {}_{14}\text{Si}: n=3 \quad Z_{\text{eff}} = 4,15 \quad E_n = -26,02 \text{ eV} \quad E_n = -41,64 \times 10^{-19} \text{ J}$

$\bullet {}_{16}\text{S}: n=3 \quad Z_{\text{eff}} = 5,45 \quad E_n = -44,88 \text{ eV} \quad E_n = -71,8 \times 10^{-19} \text{ J}$

CHAPITRE VI : LIAISONS CHIMIQUES

1. Introduction

L'entité la plus importante pour un chimiste est la molécule : il s'agit d'un édifice constitué d'atomes liés entre eux par des liaisons chimiques.

Le nombre d'atomes différents disponibles pour former des molécules est relativement limité, environ une centaine, et ils sont ordonnés dans la classification périodique élaborée par Mendeleïev. Malgré ce nombre limité d'atomes, on connaît actuellement plusieurs centaines de millions de molécules (naturelles ou synthétiques) constituées de plusieurs d'atomes.

Les liaisons chimiques sont des attractions entre atomes, ions ou molécules qui permettent la formation de composés chimiques.

La liaison peut résulter de la force d'attraction électrostatique entre ions chargés de manière opposée, comme dans les liaisons ioniques, ou par le partage d'électrons, comme dans les liaisons covalentes.

La force des liaisons chimiques varie considérablement. Il existe des "liaisons fortes" et des "liaisons faibles".

2. Liaisons fortes

Pour briser les liaisons fortes, il faut fournir des énergies de dissociation de l'ordre de 200 à 500 kJ par mole de liaison diatomique (soit environ 50 à 100 kcal par mole ou environ 2 à 5 eV par liaison). On distingue trois types limites de liaisons fortes :

- 1- La liaison covalente.
- 2- La liaison ionique
- 3- La liaison métallique

2.1. Liaison covalente

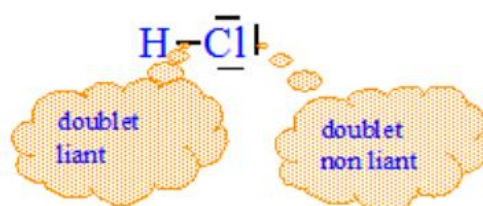
2.1.1. Définition

En chimie, une liaison covalente est une liaison chimique dans laquelle chacun des atomes liés met en commun un électron d'une de ses couches externes afin de former un doublet d'électrons liant les deux atomes. C'est une des forces qui produit l'attraction mutuelle entre atomes.

Selon **Lewis**, une liaison covalente entre deux atomes résulte de la mise en commun d'une paire d'électrons.

Seuls les électrons de valence d'un atome, c'est-à-dire les électrons en excès par rapport à la configuration du gaz rare qui précède l'élément, peuvent être impliqués dans la formation des liaisons. Pour les éléments des trois premières périodes il s'agit des électrons de la couche externe.

Seuls les électrons externes sont représentés. Un doublet d'électrons est symbolisé par un petit trait

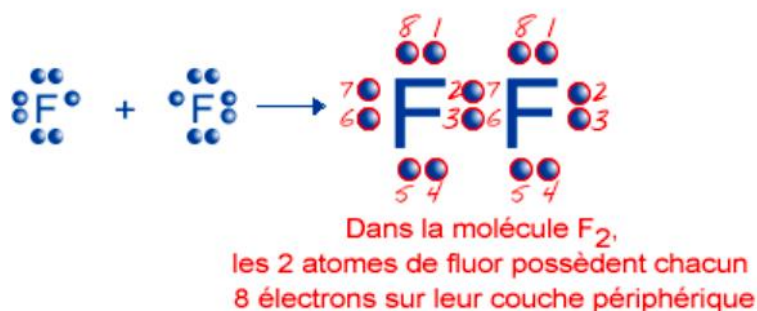


FigureVI.1. HCl en représentation du Lewis

Règle de l'octet

Règle empirique selon laquelle, dans une molécule organique, chaque atome doit être entouré de 8 électrons (en LEWIS). Cette règle est souvent prise en défaut. D'une façon plus générale, les atomes ont tendance à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche en fixant ou cédant des électrons.

Sachez qu'il existe des exceptions à la règle de l'octet. Certains atomes peuvent posséder plus de 8 électrons sur leur couche périphérique et d'autres atomes moins de 8 électrons exemple H₂.



FigureVI.2. Application de la règle de l'octet pour F₂

2.1.2. Types de des liaisons covalentes

Dans une liaison covalente, chacun des deux atomes liés met en commun un ou plusieurs d'électrons de ses couches externes, on distingue trois types de liaisons covalentes.

a. Liaison covalente apolaire ou non polaire

Si la différence d'électronégativité entre ces deux atomes est nulle ou inférieur à 0.4

Exemple :

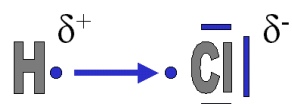
Selon la Représentation de Lewis H_2 se représente par $H : H$ ou $H-H$

Chaque atome H possède un électron, qu'il met en commun avec l'autre atome, pour former un doublet liant. Chaque atome H est ainsi entouré de $1+1 = 2$ électrons de valence.

b. Liaison covalente polaire

Une liaison covalente est polaire, si la différence des électronégativités des deux atomes formant la liaison n'est pas nulle. L'atome le plus électronégatif d'une liaison polaire attire plutôt vers lui les électrons de la liaison covalente.

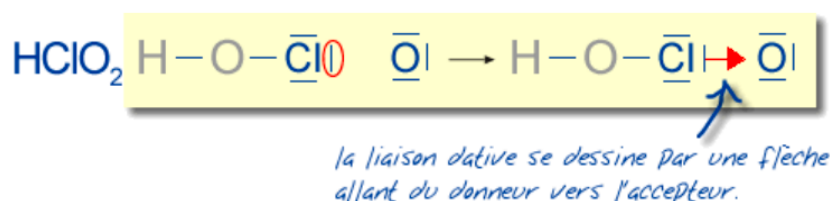
Exemple :



c. Liaison covalente dative

Résulte de la mise en commun d'une paire d'électrons (covalente) entre 2 atomes d'électronégativité différente. L'atome le plus moins électronégatif donne une paire d'électrons (dative).

Exemple :



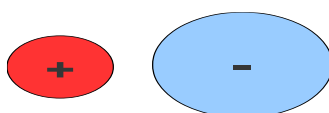
2.2. Liaison ionique

Les liaisons ioniques se forment entre ions de signes contraires. Ces liaisons mettent en jeu la force électrostatique classique.

Des liaisons ioniques se formeront entre atomes qui donneront facilement des ions positifs (énergie d'ionisation faible) et négatifs (grande affinité électronique). Voir l'exemple de NaCl et MgO sur le tableau VI.1.

Tableau VI.1. Liaisons ionique et taille des molécules NaCl et MgO

ion	Na ⁺	Cl ⁻	O ²⁻	Mg ²⁺
Taille (pm)	102	181	140	72
Énergie (kJ.mol ⁻¹)	NaCl		MgO	
	786		3850	



- L'interaction augmente avec la valeur de la charge électrique et diminue avec la taille des ions, qui conditionne la distance entre eux.
- La température de fusion de NaCl est 800°C. Celle de MgO est 2800°C.

2.2.1. Concept du moment dipolaire μ

a. Définition

On appelle dipôle, le système formé de deux charges égales mais de signe opposé séparées par une distance d . Un dipôle est caractérisé par son moment dipolaire électrique μ tel que :

$$\|\vec{\mu}\| = q \cdot d = \mu$$

μ s'exprime en Coulomb. Mètre (C.m). Cette grandeur s'exprime aussi souvent en Debye :

$$1 \text{ Debye} = 1 \text{ D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$$

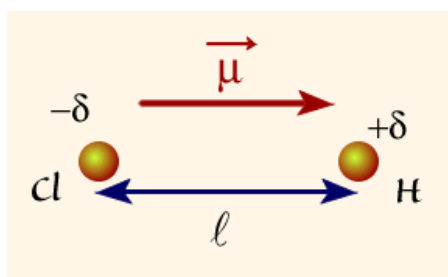
Le moment dipolaire est une grandeur qui se mesure expérimentalement. *L'existence d'un moment dipolaire dans une molécule a son origine dans la différence*

d'électronégativité entre atomes. Nous avons vu que la densité électronique est plus élevée au voisinage de l'atome le plus électronégatif. Ceci entraîne une dissymétrie dans la répartition des électrons de liaison. *On dit que la molécule est polaire* car le barycentre des charges positives n'est plus confondu avec le barycentre des charges négatives. La molécule est donc assimilable à un dipôle.

La molécule H—Cl possède un moment dipolaire électrique non nul. En phase gazeuse on mesure expérimentalement $\mu = 1.08$ Debye pour cette molécule.

Par convention, le vecteur moment dipolaire expérimental est orienté de la charge négative vers la charge positive (Cette convention peut être inversée dans certains livres de chimie).

Les notations $+\delta$ et $-\delta$ représentent des charges partielles ; c'est, bien sûr, l'atome le plus électronégatif qui porte la charge partielle négative.



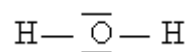
FigureVI.3. Moment dipolaire

b. Moments de liaison

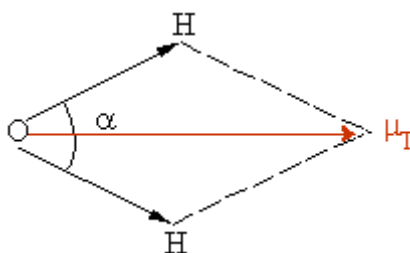
Pour les molécules qui possèdent plus de deux atomes, on peut, lorsqu'il n'est pas nul, mesurer un moment dipolaire expérimental. Cette grandeur est la mesure du moment dipolaire global de cette molécule. Les chimistes ont été amenés à définir des moments *dipolaires de liaison*, en considérant que le moment dipolaire total d'une molécule peut être calculé avec une bonne approximation comme la *somme vectorielle de moments de liaisons*. *Les valeurs de ces moments dipolaires de liaisons sont assimilées au moment dipolaire d'une molécule diatomique.* Nous indiquons ci-dessous les valeurs de quelques moments de liaison.

Applications :

- considérons la molécule d'eau : H_2O . La structure de Lewis de cette molécule est la suivante.



Cette molécule possède un moment dipolaire non nul. On a : $\mu_{\text{exp}} = 1,84$ Debyes. Ce résultat nous donne une information sur la géométrie de cette molécule. La molécule d'eau n'est pas linéaire, l'angle $\widehat{\text{H}\text{O}\text{H}}$ est différent de 180° car, si cette molécule était linéaire, son moment dipolaire serait nul. Calculons la valeur de l'angle $\widehat{\text{H}\text{O}\text{H}}$.



FigureVI.4. Moment dipolaire total

Soit α la valeur de l'angle $\widehat{\text{H}\text{O}\text{H}}$.

Le moment dipolaire total peut se calculer à partir du moment de liaison μ_{OH} (voir tableau ci-dessus).

On peut écrire :

$$\mu_{\text{T}} = 2 \mu_{\text{OH}} \cdot \cos(\alpha / 2) = 2 \times 1,51 \cdot \cos(\alpha / 2) = 1,84 \text{ Debyes} \quad \text{d'où } \alpha \approx 105^\circ$$

2.2.2. Différence d'électronégativité et liaison ionique

Par convention, nous pouvons connaître la nature de la liaison par un simple calcul de différence d'électronégativité des atomes formant cette liaison.

$\Delta\chi$: Différence d'électronégativité $\Delta\chi = |\chi_2 - \chi_1|$

- $\Delta\chi \leq 0.4$ \Rightarrow Liaison covalente non polaire
- $0.4 < \Delta\chi < 1.7$ \Rightarrow Liaison covalente polaire
- $\Delta\chi \geq 1.7$ \Rightarrow Liaison ionique

H						
2.1						
Li		B	C	N	O	F
1.0		2.0	2.5	3.0	3.5	4
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.3	1.6	1.9	2.1	2.5	3.2
K						Br
0.8						3.0
						I
						2.5

FigureVI.5. Valeurs d'électronégativité de quelques éléments importants

2.2.3. Caractère ionique partiel d'une liaison

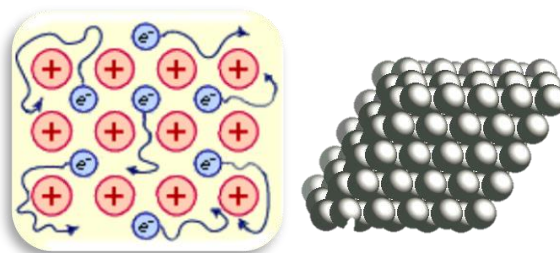
$$(\%i) = 100 \times \mu_{\text{exp}} / \mu_{\text{th}}$$

(%i) : pourcentage de caractère ionique d'une liaison

2.3. Liaison métallique

Une liaison métallique concerne un très grand nombre d'atomes (plusieurs millions). Ces atomes mettent en commun un ou plusieurs électrons, appelés « électrons libres ». La liaison métallique s'établit entre des atomes d'électronégativités faibles et possédantes peu d'électrons sur leur couche externe, mais elle ne peut se former que s'il y a un nombre suffisamment grand de tels atomes. C'est pourquoi on ne l'observe guère que dans certains solides ou liquides.

- Dans un métal, certains électrons sont délocalisés et n'appartiennent à aucun atome.
- Les conséquences sont :
 - ✓ Une grande cohésion, donc température de fusion élevée
 - ✓ Une bonne conductivité thermique et électrique



FigureVI.6. liaison métallique

3. Liaisons faibles

Les liaisons faibles ont des énergies de dissociation allant d'environ 1 à 40 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, en tout cas moins de 50 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Ces liaisons sont dues à des forces de cohésion qui s'exercent entre atomes incapables de former des liaisons de valence ou entre molécules où les possibilités de liaisons fortes sont déjà saturées.

Les liaisons de **Van der Waals (VdW)** sont des interactions de faible intensité entre atomes, molécules, ou une molécule et un cristal. Elles sont dues aux interactions entre les moments dipolaires électriques des deux atomes mis en jeu. Aucun électron n'est mis en commun entre les deux atomes.

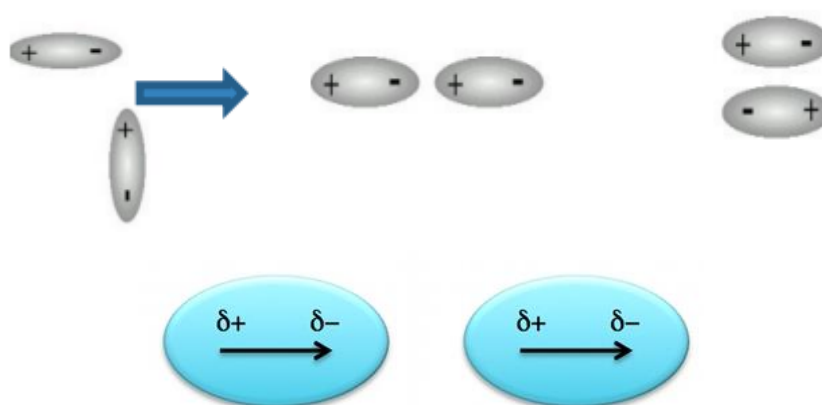
Les forces de Van der Waals (VdW) ont différentes origines et peuvent être décomposées en trois termes différents qui correspondent à des interactions électriques différentes entre atomes et/ou molécules.

Il y a 3 types de forces de Van der Waals :

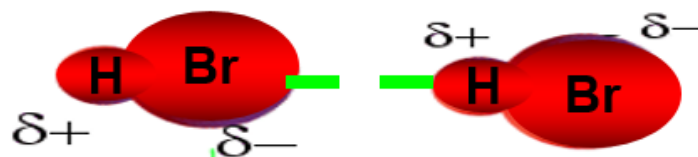
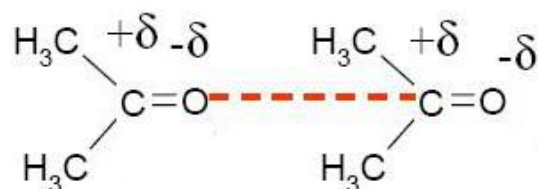
- 1) **Dipôle-dipôle** ou Force de Keesom
- 2) **Dipôle-dipôle induit** ou force de Debye
- 3) **Dispersion** ou force de London

3.1. Interactions dipôle-dipôle ou Force de Keesom

Les molécules polaires modifient mutuellement leurs orientations et tendent à aligner leurs dipôles. Les molécules polaires sont alignées de façon à ce que la $\delta+$ ainsi que la $\delta-$ soient agencées (attraction électrostatique).

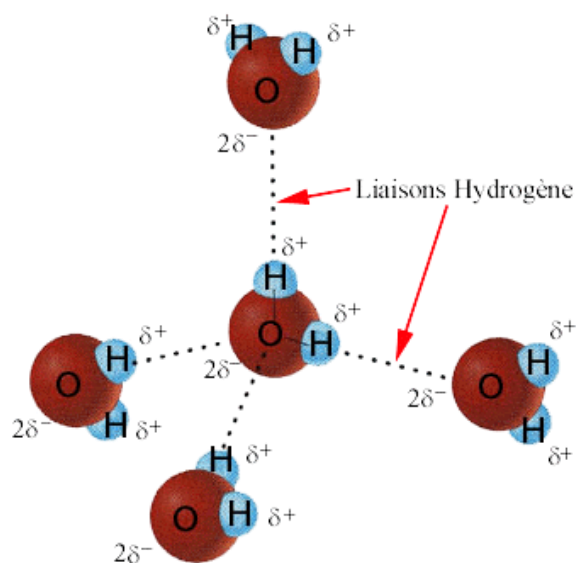


FigureVI.7. Interactions dipôle-dipôle

Exemple 1: HBr**Exemple 2 : Acétone.****➤ Liaisons hydrogènes**

Elles sont des interactions de type **dipôle-dipôle** entre un atome hydrogène et un atome possédant un doublet électronique non liant. Il faut que l'atome d'hydrogène soit lié à un atome suffisamment électro-négatif (O, N, halogène).

Cette liaison joue un grand rôle dans le cas de l'eau.



FigureVI.8. Liaison hydrogène entre les molécules d'eau

➤ **Conséquences de l'existence de liaisons hydrogène**

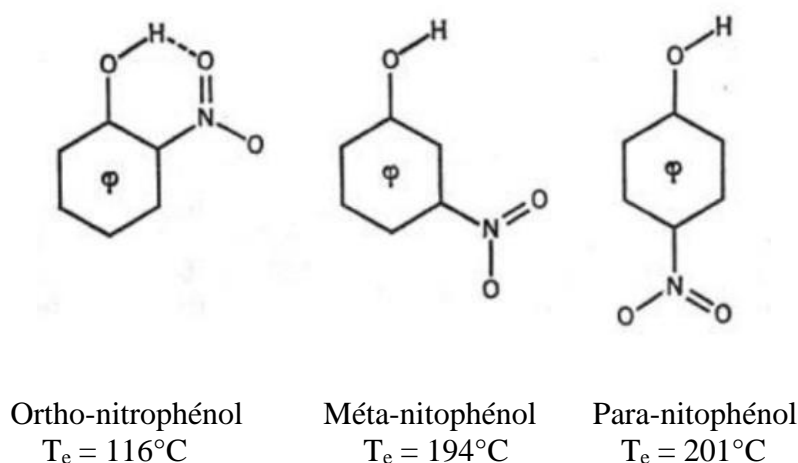
a) Constantes physiques

La liaison hydrogène étant plus forte que la liaison de Van Der Waals, la cohésion des édifices la faisant intervenir de manière intermoléculaire est plus importante. Températures de fusion et d'ébullition des composés présentant des liaisons hydrogène intermoléculaires : elles présentent une nette augmentation par rapport à l'évolution liée aux seules liaisons de Van Der Waals.

Exemple : l'eau fait exception dans l'évolution des températures de changement de phase des hydrures de la famille de l'oxygène (en l'absence de liaisons hydrogène, la température de fusion de l'eau serait $\theta_f \approx -100^\circ\text{C}$).

Les températures de fusion et d'ébullition des composés présentant des liaisons hydrogène intramoléculaires présentent une diminution par rapport à l'évolution liée aux seules liaisons de Van Der Waals.

En effet, la formation d'une liaison hydrogène au sein de la molécule entraîne une diminution des interactions électrostatiques vers l'extérieur et donne donc des molécules plus isolées les unes des autres : il faut alors moins d'énergie pour les séparer.



FigureVI.9. Effet de la liaison hydrogène sur la température d'ébullition

b) Solubilité

- L'eau et les molécules organiques sont généralement peu ou pas miscibles (cf. interactions de Van Der Waals).
- Possibilité de former des liaisons hydrogène intermoléculaires entre les composés à dissoudre et le solvant, ce qui explique l'existence de certains

composés organiques hydrophiles (et leur absence de solubilité dans les solvants non polaires)

- La présence de liaisons hydrogène intramoléculaires entraîne une diminution de la solubilité dans les solvants polaires.

c) Existence de certains édifices, propriétés chimiques

Liaisons hydrogène : permettent de stabiliser les géométries d'un grand nombre de structures. Modification de certaines propriétés chimiques.

Exemple : Variations des pK_a des acides hydroxybenzoïques liées à la stabilisation de la base conjuguée.

d) Autres conséquences et applications

Elles sont très nombreuses et variées : stabilité des nœuds de lacets, existence des frottements solides, action des lessives et savons, application des peintures, mouillabilité des surfaces (plumes de canard), etc.

3.2. Interactions dipôle-dipôle induit ou force de Debye

Les molécules polaires possèdent des dipôles permanents qui peuvent, en modifiant la répartition des charges, créer des dipôles (appelés dipôles induits) dans des molécules initialement apolaires mais polarisables (la polarisabilité augmentant avec la taille du nuage électronique).

Donc, un dipôle peut induire (causer) l'apparition d'un dipôle temporaire dans une molécule non-polaire. Les molécules s'alignent ensuite pour agencer les charges partielles.

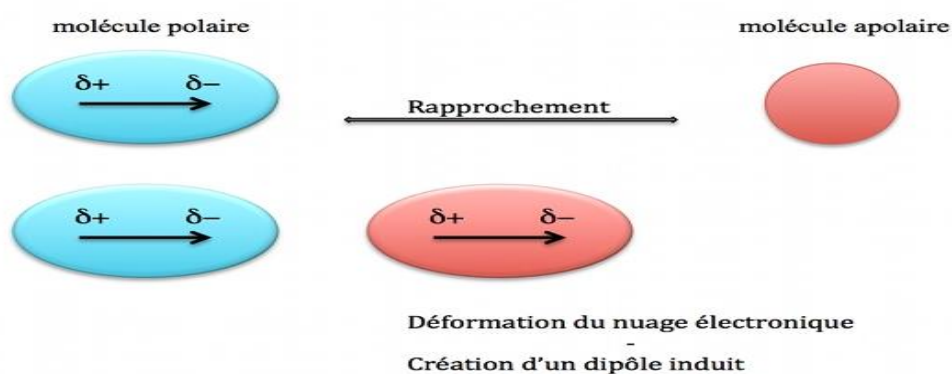


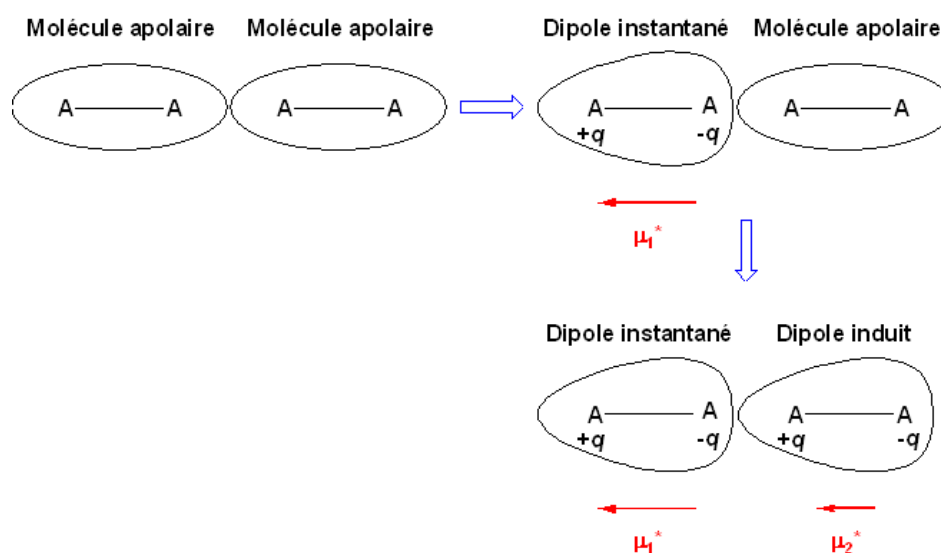
Figure VI.10. Interactions dipôle-dipôle induit

3.3. Dispersion ou force de London

Les électrons sont en perpétuel mouvement autour des noyaux des atomes des molécules, ce qui fait qu'une molécule même apolaire présente à tout instant un moment dipolaire non nul (appelé dipôle instantané). Cependant, la valeur et l'orientation dans le temps de ces dipôles étant aléatoires, le moment dipolaire total d'une molécule apolaire est en moyenne nul.

Chaque dipôle instantané est en interaction avec les dipôles instantanés voisins, et polarise de plus instantanément ces molécules voisines en créant des dipôles instantanés induits.

Un dipôle temporaire se forme à l'intérieur d'une molécule non-polaire ; ce qui cause la formation d'un dipôle temporaire à partir d'une autre molécule non-polaire.



FigureVI.11. Dispersion ou force de London

Les forces de dispersion sont la seule attraction intermoléculaire qui se produit entre molécules non-polaires.

4. Géométrie des molécules : théorie de Gillespie ou VSEPR

En 1957, le chimiste canadien R.J Gillespie a développé la théorie appelée VSEPR (Valence Shell Electron Paire Repulsion) ou Répulsion Électronique des Paires de Valence.

4.1. Suppositions de VSEPR

La méthode VSEPR est fondée sur un certain nombre de suppositions, notamment concernant la nature des liaisons entre atomes :

- Les atomes dans une molécule sont liés par des paires d'électrons.
- Deux atomes peuvent être liés par plus d'une paire d'électrons. On parle alors de liaisons multiples.
- Certains atomes peuvent aussi posséder des paires d'électrons qui ne sont pas impliqués dans une liaison. On parle de doublets non liants.
- Les électrons composant ces doublets liants ou non liants exercent les uns sur les autres des forces électriques répulsives. Les doublets sont donc disposés autour de chaque atome de façon à minimiser les valeurs de ces forces.
- Les doublets non liants occupent plus de place que les doublets liants.
- Les liaisons multiples prennent plus de place que les liaisons simples.

4.2. Notation de VSEPR

Les molécules simples, dont la géométrie est facilement définissable grâce à la méthode VSEPR sont de la forme : $\mathbf{AX}_n\mathbf{E}_m$ déterminée à partir de la structure de Lewis d'une molécule.

On note l'atome central de la molécule étudié **A**. Le nombre de doublets liants, c'est-à-dire le nombre de paires d'électrons liant l'atome central **A** aux autres atomes **X** de la molécule sera noté **n**.

Remarque : En ce qui concerne la géométrie de la molécule une liaison multiple est assimilable à une liaison simple c'est à dire que **n** est plus simplement égal au nombre d'atomes liés à **A**.

Les doublets non liants, c'est-à-dire les paires d'électrons appartenant à l'atome central **A** et n'étant pas impliqués dans des liaisons seront notés **E**. Le nombre de doublets non liants sera noté **m**.



FigureVI.12. Notation VSEPR




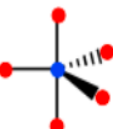
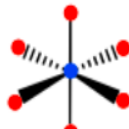
4.3. Détermination de la géométrie

La notation AX_nE_m permet de déterminer la géométrie d'une molécule. Les géométries moléculaires sont nommées selon les positions atomiques seulement et non la disposition des électrons.

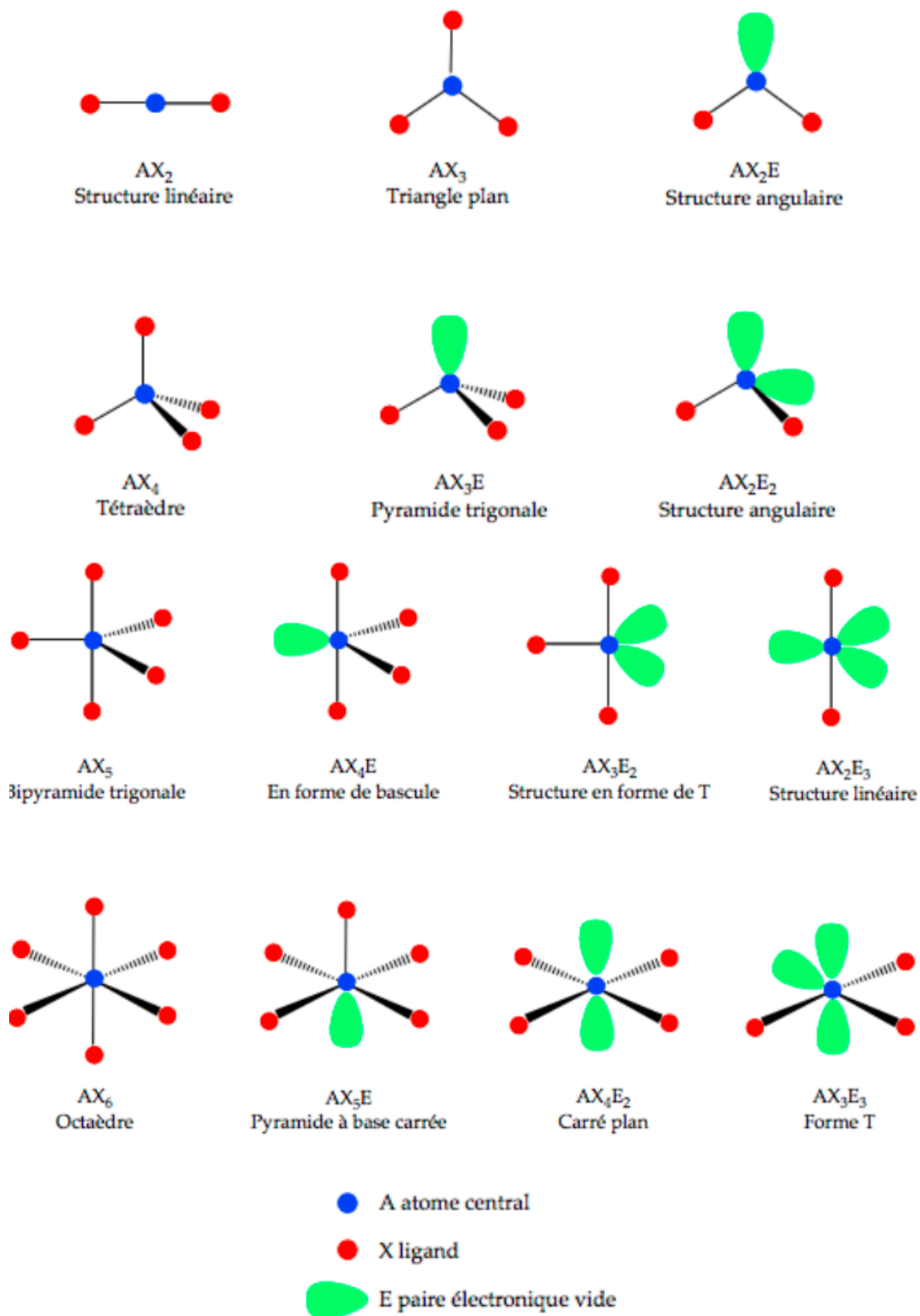
Par exemple, la description de AX_2E_2 comme molécule coudée signifie que les trois atomes AX_2 ne sont pas dans une ligne droite, même les doublets libres aident à déterminer la géométrie.

La formule du composé est donc AX_nE_m et sa géométrie va dépendre des $(m+n)$ paires électroniques.

Tableau VI.2. Géométrie de base selon la somme $m+n$

$m + n$	Géométries de base	
2	Linéaire	
3	Triangulaire plane	
4	Tétraédrique	
5	Bipyramide trigonale	
6	Octaédrique	

Les géométries les plus utilisées sont les suivantes :



FigureVI.13. Géométrie selon Gillespie

Le tableau suivant donne quelques exemples de géométries de molécules.

Tableau VI.3. Quelques exemples de géométries des molécules

Nombre de doublets	Arrangement	Type de molécule	Géométrie	Exemple
2	Linéaire	AX ₂	Linéaire	BeH ₂
3	Triangulaire	AX ₃ AX ₂ E	Triangle équilatéral Forme en V (Angle < 120°)	BF ₃
4	Tétraèdre	AX ₄ AX ₃ E AX ₂ E ₂	Tétraèdre Pyramide trigonale (Angle < 109° 28') Forme en V (Angle < 109° 28')	CH ₄ NH ₃ H ₂ O
5	Bipyramide trigonale	AX ₅ AX ₄ E AX ₃ E ₂ AX ₂ E ₃	Bipyramide trigonale Tétraèdre irrégulier Molécule en T Linéaire	PCl ₅ SF ₄ ClF ₃ XeF ₄
6	Octaèdre	AX ₆ AX ₅ E AX ₄ E ₂	Octaèdre Pyramide à base carrée Plan carré	SF ₆ IF ₅ Xe F ₄

La méthode VSPER apporte rapidement des renseignements sur la géométrie spatiale des molécules, confirmés par les analyses de structure aux rayons X.

Exemples d'applications

Donner la géométrie des molécules suivantes : MgF₂, AlCl₃, H₂O, CH₄ et PCl₅

Solutions :

- **MgF₂**

F (Z = 9) : 1s² 2s² 2p⁵

Mg (Z = 12) : 1s² 2s² 2p⁶ 3s²

$$(m+n) = \frac{1}{2}(2+2-0) + \frac{1}{2}(0-0) = 4/2 = 2 \quad n=2 \Rightarrow m=0$$

Remarque : les deux électrons de valence (3s²) assurent deux liaisons simples avec 2 atomes de fluor. Il n'y a pas de doublets libres.

Donc la molécule MgF_2 est de **type AX_2 linéaire** : F-Mg-F

- **AlCl_3**

Cl ($Z = 17$) : $(\text{Ne}) 3s^2 3p^5$

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

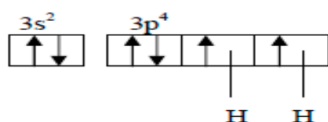
$$(m+n) = \frac{1}{2}(3+3-0) + \frac{1}{2}(0-0) = 6/2 = 3 \quad n=3 \Rightarrow m=0$$

Remarque : les trois électrons de valence ($3s^2 3p^1$) assurent trois liaisons simples avec trois atomes de chlore. Il n'y a pas de doublets libres. Donc la molécule AlCl_3 est de **type AX_3 plane**.

- **H_2O**

O ($Z = 8$) : $1s^2 2s^2 2p^4$

$$(m+n) = \frac{1}{2}(6+2-0) + \frac{1}{2}(0-0) = 8/2 = 4 \quad n=2 \Rightarrow m=2$$



Six électrons de valence assurent deux liaisons simples avec deux hydrogènes. Il reste deux doublets libres. Donc la molécule est de type AX_2E_2 , structure angulaire de forme en V.

- **CH_4**

C ($Z = 6$) : $1s^2 2s^2 2p^2$

$$(m+n) = \frac{1}{2}(4+4-0) + \frac{1}{2}(0-0) = 8/2 = 4 \quad n=4 \Rightarrow m=0$$

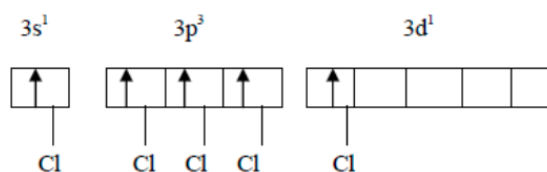
Remarque : les quatre électrons de valence ($2s^2 2p^2$) assurent quatre liaisons simples avec 4 atomes d'hydrogène. Il n'y a pas de doublets libres. Donc la molécule CH_4 est de **type AX_4 de forme tétraédrique**.

- **PCl_5**

P ($Z = 15$) : $(\text{Ne}) 3s^2 3p^3 3d^0$

$$(m+n) = \frac{1}{2}(5+5-0) + \frac{1}{2}(0-0) = 10/2 = 5 \quad n=5 \Rightarrow m=0$$

P^* (état excité)



Cinq électrons de valence assurent cinq liaisons simples avec 5 atomes de chlore. Il n'y a pas de doublets libres. Donc la molécule PCl_5 est de **type AX₅ de forme bipyramide trigonale**.

5. Liaison chimique dans le modèle quantique : Hybridation des orbitale atomique (OA)

En chimie, l'utilisation des orbitales atomiques normales ne permet pas d'expliquer les formes géométriques différentes de molécules faisant intervenir des orbitales atomiques identiques. Pour cela, on fait appel à la notion d'hybridation des orbitales atomiques. L'hybridation est la formation d'orbitales hybrides équivalentes par combinaison linéaire d'orbitales atomiques (s et p) ou (s, p et d) d'un même atome, on peut avoir ce phénomène après excitation de l'électron. Elle consiste en le mélange d'orbitales d'un atome de manière à former de nouvelles orbitales hybrides qui permettent de mieux décrire qualitativement les liaisons entre atomes. Les orbitales hybrides résultantes sont très utiles pour expliquer la forme des orbitales moléculaires des molécules. La théorie d'hybridation permet d'expliquer la géométrie de certaines molécules. Elle donne aussi les valeurs des angles que font entre elles les directions des liaisons dans une molécule polyatomique.

L'hybridation des orbitales atomiques fait partie intégrante de la théorie VSEPR.

5.1. Hybridation sp^3

La théorie de l'hybridation permet d'expliquer la molécule de CH_4 . L'atome de carbone est le centre de la molécule de CH_4 . L'atome de carbone possède 4 orbitales de valence ($2s$, $2p_x$, $2p_y$ et la $2p_z$). Avant d'engager des liaisons avec les atomes d'hydrogène, l'atome de carbone va hybrider ses orbitales de valence.

Il vous est demandé d'être imaginatif. Imaginer (vue de l'esprit) que vous mettez dans un « mixer particulier » les orbitales de valence du carbone ($2s$, $2p_x$, $2p_y$ et la $2p_z$), puis, vous appuyer sur le bouton « marche ». Après 5 minutes de marche, l'orbitale $2s$ s'est mélangée avec les 3 orbitales $2p$. Etant donné qu'on a mis au départ 4 orbitales atomiques, il en sortira 4 nouvelles orbitales hybrides sp^3 .

L'atome de carbone est maintenant entouré de quatre orbitales sp^3 identiques. Ces orbitales sp^3 ont toutes la même énergie. Il est aisé de comprendre que les quatre liaisons C-H auront la même énergie, ce que n'expliquait pas la théorie de LEWIS.

Exemple : la molécule de méthane CH₄

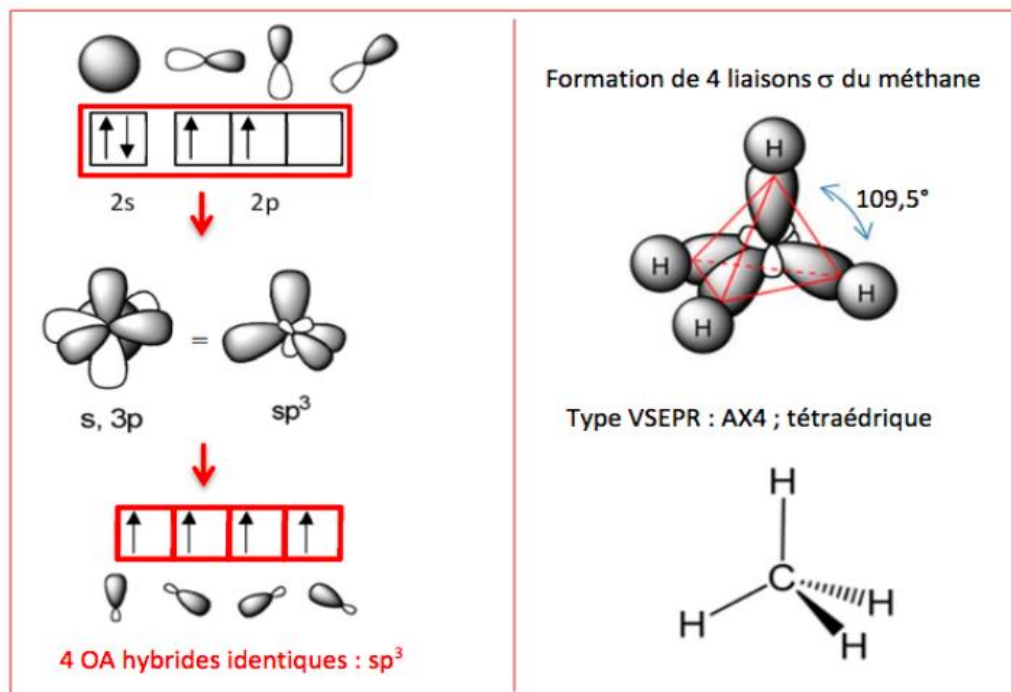


Figure VI.14. Hybridation sp^3

Les orbitales sp^3 forment un tétraèdre régulier.

5.2. Hybridation sp^2

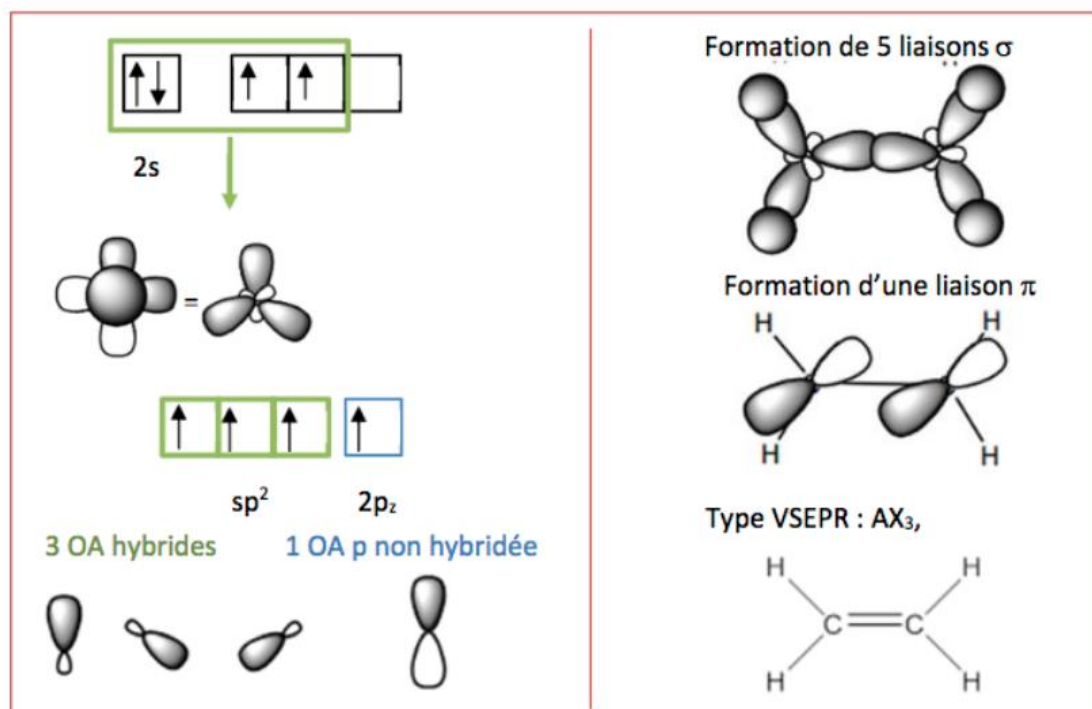
Elle résulte de la combinaison linéaire d'une orbitale s avec 2 orbitales p d'un même atome. Pour décrire une molécule trigonale telle que BH₃ ; l'autre orbitale p est inchangée et sera à l'origine de la liaison π de l'éthylène.

Exemple : la molécule d'éthylène C₂H₄

La double liaison entre les carbones est constituée d'une liaison σ et d'une liaison π . Chaque carbone est entouré de 3 atomes (2H et 1C). Une liaison C-H est également une liaison σ .

Pour expliquer la molécule d'éthylène, on va hybrider 3 orbitales atomiques de chaque atome de carbone (2s, 2p_x et la 2p_z). La 2p_y ne participe pas à l'hybridation.

L'hybridation de ces 3 orbitales atomiques donnera naissance à 3 orbitales sp^2 , (une orbitale s et 2 orbitales p). Chaque carbone sera entouré de 3 orbitales hybrides sp^2 .

FigureVI.15. Hybridation sp^2

Les liaisons σ de la molécule vont être :

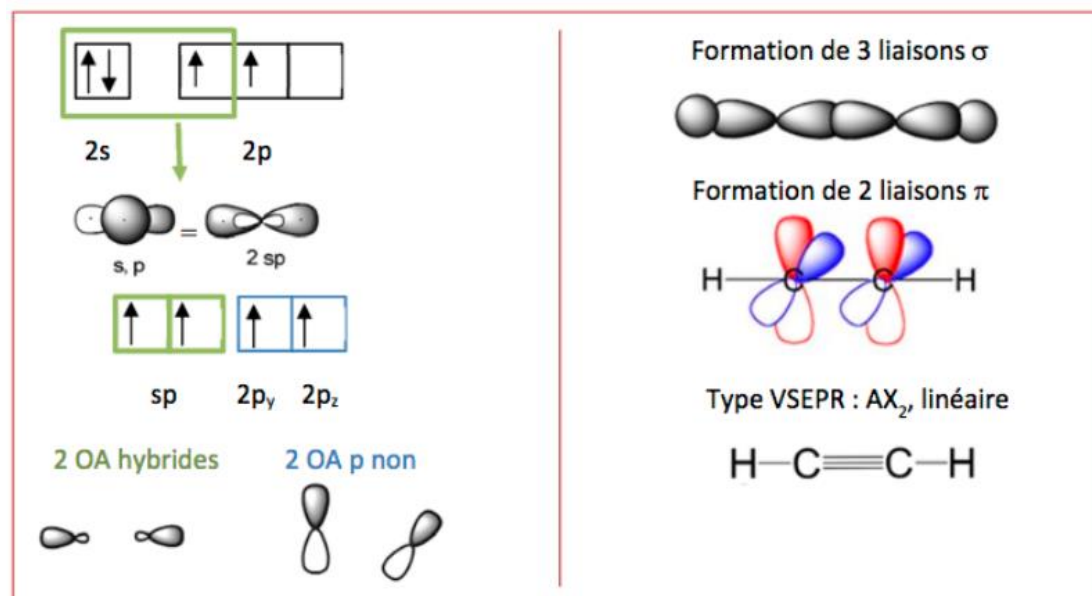
- Combinaison sp^2 du C avec $1s$ de H
- Combinaison sp^2 du C avec $1s$ de H
- Combinaison sp^2 du C avec sp^2 de l'autre carbone
- L'orbitale $2p_y$ de chaque carbone n'a pas participé à l'hybridation.
- Ces 2 orbitales vont se combiner pour former la liaison π .

5.3 Hybridation sp

Lorsque le carbone est dans l'état d'hybridation sp , deux orbitales p pures sont accompagnées de deux orbitales hybridées sp équivalentes et formées à partir de l'orbitale s et de la troisième orbitale p de la couche 2 du carbone.

Exemple : C_2H_2

- Les axes des deux orbitales sp sont colinéaires.
- Les axes des deux orbitales p pures sont perpendiculaires entre eux et à l'axe commun des orbitales hybridées sp .

Figure VI.16. Hybridation sp

Le carbone ainsi hybridé, forme deux liaisons σ et deux liaisons π ce qui conduit dans $HC \equiv CH$ (2 carbones hybridés sp liés) à une triple liaison (soit six électrons).

Cette forte concentration d'électrons a pour conséquence, comme pour les doubles liaisons, l'attaque des entités chimiques pauvres en électrons, dont H^+ et les carbocations (groupes dont un carbone porte une charge positive).

5.4. Lien avec la VSEPR

Le tableau ci-dessous donne le lien des différentes formes des orbitales hybridées avec la théorie VSEPR.

Tableau VI.4. Lien de l'hybridation avec la VSEPR

Orbitales Hybridées	AX_mE_n $m+n$	Figure de répulsion	Type de liaison	Liaison
sp^3	4	Tétraédrique	Simple	σ
sp^2	3	triangulaire	Double	$\sigma + \pi$
sp^1	2	linéaire	Triple	$\sigma + \pi + \pi$

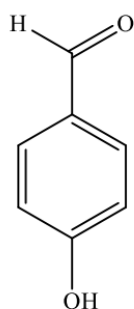
Exercices sur les liaisons chimiques

Exercice 01

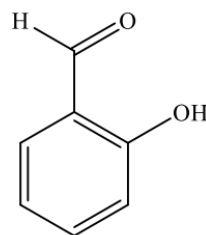
- 1) Représenter à l'aide de diagramme de Lewis dans les molécules et les ions moléculaires suivants : HCN, HClO₄, NO₂⁺, ClO⁻
- 2) La molécule HF possède un moment dipolaire $\mu = 1,83$ Debye et une longueur de liaison $d = 0,92 \text{ \AA}$. Calculer le pourcentage ionique de cette liaison.

Exercice 02

1. Quels sont parmi les liquides suivants ceux dont les molécules sont liées par liaison hydrogène ? Diéthyl-éther ; méthanol ; benzène ; acide éthanoïque. Représenter quelques molécules associées.
2. Comment interpréter la différence de température normale de fusion (T_f) des composés I et II.



I (+116 °C)



II (-7°C)

Exercice 03

Classer par température normale d'ébullition ($T^{\circ}\text{eb.}$) en justifiant votre réponse les composés suivants :

- a) Propane, butane et pentane
- b) Propane, 1-chloro propane, propan-1-ol
- c) 1,2 difluoro éthène cis et trans.

Exercice 04

Dans la molécule d'eau, l'angle $\text{H}\hat{\text{O}}\text{H}$ a pour valeur expérimentale 105° .

1. Calculer le moment dipolaire de cette molécule, en considérant qu'il est égal à la somme vectorielle des moments dipolaires des deux liaisons O-H.
2. Calculer le pourcentage ionique de la liaison O-H dans H₂O.

On donne $\mu(\text{O-H}) = 1,51\text{D}$ et $d(\text{O-H}) = 0,96 \text{ \AA}$.

Exercice 05

1. Donner la notation de Lewis des molécules et ions suivants :

H_2 ; Cl_2 ; H_2O ; H_3O^+ ; NH_3 ; NH_4^+ ; CH_4 ; C_2H_6 ; SF_4 ; SF_6 ; PCl_3 ; PCl_5 ; NCl_3

2. Quels sont parmi ces composés ceux qui ne respectent pas la règle de l'Octet ?

3. En se basant sur les structures électroniques des atomes de soufre et de phosphore, expliquer la formation des molécules SF_6 et PCl_5 .

4. Prévoyez les différentes valences possibles du phosphore. Les deux chlorures PCl_3 et PCl_5 existent. Expliquer pourquoi on ne connaît que le composé NCl_3 alors que le composé NCl_5 n'existe pas.

5. Donner la géométrie des molécules suivantes grâce à la méthode VSEPR : H_2O , CH_4 , SF_4 , SF_6 , PCl_3 et PCl_5 .

Exercice 06

On considère la molécule organique suivante : $CH_3-CO-CH=CH-CN$

1. Donner la forme développée de cette molécule en précisant les valeurs des angles de liaisons.

2. Préciser les états d'hybridation des atomes de carbone.

3. Préciser les atomes qui se trouvent dans le même plan.

Exercice 07

Les molécules CCl_4 , BCl_3 et BeH_2 ne sont pas polaires.


Que peut-on déduire qu'en à leur forme géométrique.


Quel est l'état d'hybridation des atomes C, B et Be dans ces trois composés ?

Solution des exercices

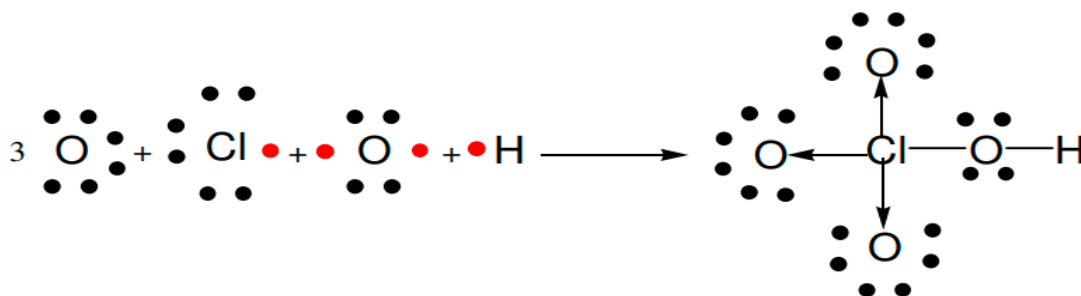
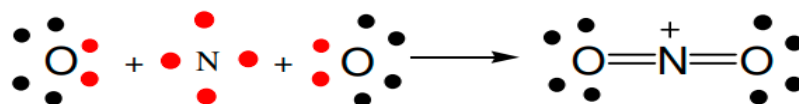
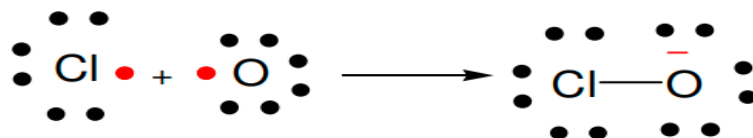
Exercice 01

HCN

${}^7\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$  5 électrons de valence : 1 doublet et 3 électrons célibataires

${}^1\text{H} : 1s^1$ 

${}^6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$ 

HClO₄NO₂⁺ClO⁻

2) Pourcentage de caractère ionique :

$$\text{Cl} = 100 \times (\mu_{\text{AB}})_{\text{exp}} / (\mu_{\text{AB}})_{\text{ion}} \Rightarrow \text{Cl} = 100 \times (\mu_{\text{AB}})_{\text{exp}} / e^- \times d$$

A.N.

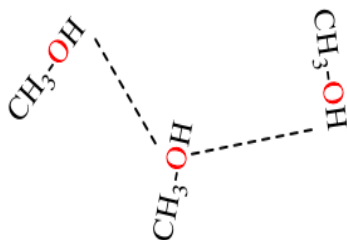
$$\text{Cl} = 41.35\%$$

Exercice 02

1.

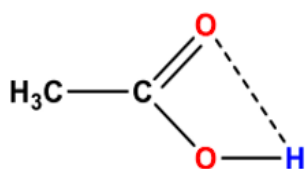
Diéthyl-éther $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$: pas de liaison hydrogène entre ces molécules.

Méthanol $\text{CH}_3\text{-OH}$: ces molécules peuvent être liées par des liaisons hydrogènes.

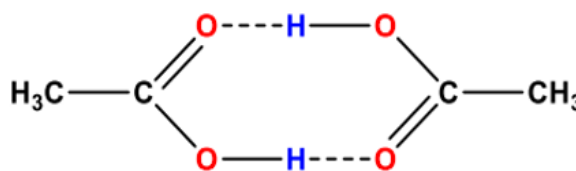


Benzène C_6H_6 : pas de liaison hydrogène entre ces molécules.

Acide éthanoïque CH_3COOH : ces molécules peuvent être liées par des liaisons hydrogènes

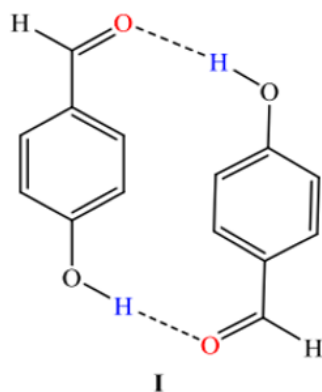


Liaison hydrogène intramoléculaire



Liaison hydrogène intermoléculaire

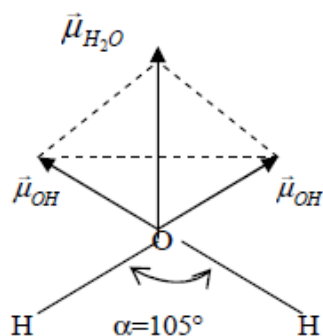
2. La différence de température normale de fusion (T_f) dans les composés I et II est due au type de la liaison hydrogène qui s'établit dans chaque système moléculaire.



Le composé I engendre des liaisons hydrogène intermoléculaires ce qui augmente sa température de fusion ($T_f = +116\text{ °C}$).

Exercice 04

1. Moment dipolaire de la molécule H₂O :



L'oxygène étant plus électronégatif que l'hydrogène, la liaison O-H est polarisée.

Il existe donc un moment dipolaire $\vec{\mu}_{OH}$ ayant pour direction chaque liaison O-H, le sens étant par convention dirigé des charges positives vers les charges négatives.

En faisant la somme des deux vecteurs $\vec{\mu}_{OH}$, on obtient le moment dipolaire $\vec{\mu}_{H_2O}$ de la molécule qui est dirigé suivant la bissectrice de l'angle HÔH.

$$\vec{\mu}_{H_2O} = 2 \vec{\mu}_{OH}$$

$$\mu_{H_2O} = 2 \mu_{OH} \cdot \cos\left(\frac{\alpha}{2}\right) = 2 \cdot 1,51 \cos\left(\frac{105}{2}\right) = 1,84 \text{ Debye}$$

2. Pourcentage ionique de la liaison O-H dans H₂O.

Le pourcentage ionique = (μ expérimental / μ théorique) . 100%

Le moment dipolaire théorique : $\mu = \delta \cdot e \cdot d$, 4,8 (en Debye) avec $\delta = 1$

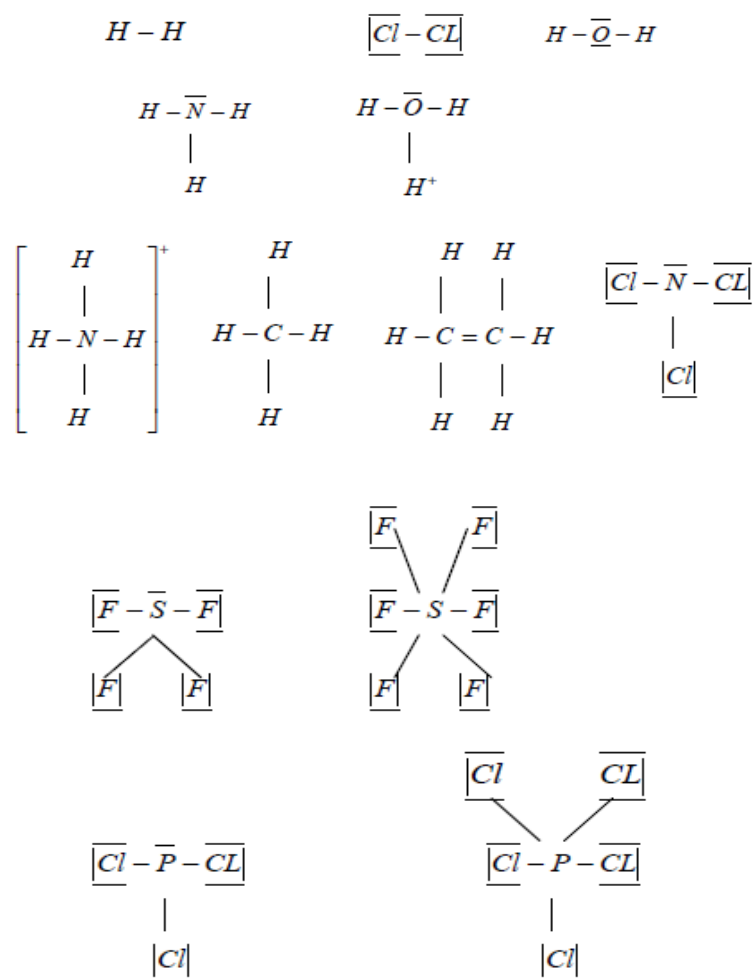
$$\mu \text{ O-H} = 1,51 \text{ D et } d \text{ O-H} = 0,96 \text{ \AA.}$$

$$\% \text{ ionique} = [1,51 / (1 \cdot 0,96 \cdot 4,8)] \cdot 100 = 32,8$$

La liaison est de 33% ionique.

Exercice 05

1. Notation de Lewis des molécules et ions suivants :



2. Règle de l'Octet : Les atomes caractérisés par $Z > 4$ tendent à posséder 8 électrons sur leur couche périphérique afin d'acquérir un état stable.

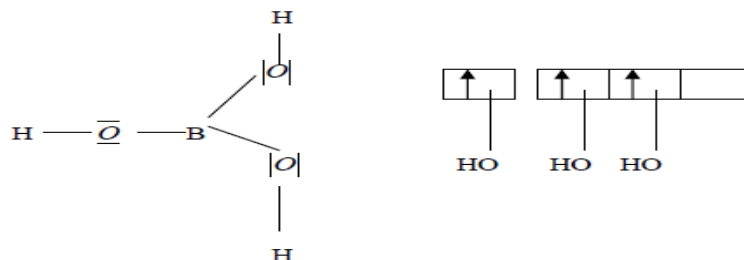
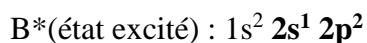
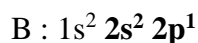
Limite du modèle de l'octet

- ✓ La règle de l'octet ne s'applique strictement qu'aux atomes C, N, O et F de la 2^{ème} période du tableau périodique.
- ✓ Ces atomes ne peuvent posséder que huit électrons au maximum sur leur couche périphérique (couche de valence).
- ✓ Par contre, un atome peut posséder :
 - ❖ soit moins de huit électrons autour de lui : c'est le cas du bore

Exemple : H_3BO_3

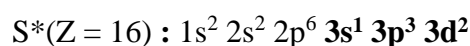
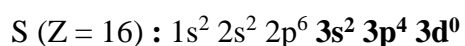
- ❖ soit plus que huit électrons sur sa couche M (troisième période) : c'est le cas du phosphore.

Exemple : PCl_5

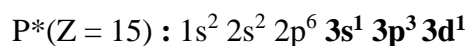
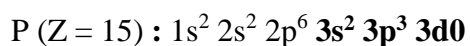


Les composés qui ne respectent pas la règle de l'Octet sont : **SF₄** ; **SF₆** ; **PCl₅**

3. Formation des molécules **SF₆** et **PCl₅**.



6 électrons célibataires



5 électrons célibataires

Le soufre et le phosphore sont des atomes de la 3e période. Ils peuvent donc loger plus de 8 électrons en utilisant les orbitales atomiques 3d.

4. Dans l'azote et le phosphore, les électrons externes sont au nombre de 5 dont 3 électrons célibataires ; d'où l'existence de NCl₃ et de PCl₃.

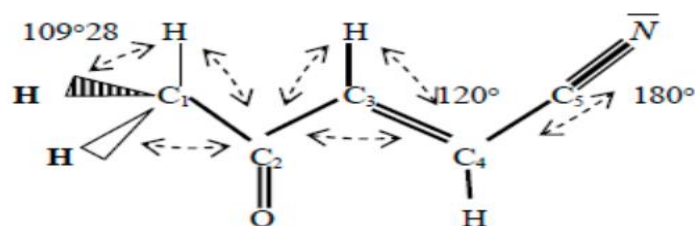
La formation de PCl₅ fait intervenir 5 électrons célibataires qui se répartissent dans les sous couches 3s, 3p et 3d. Par contre, dans la couche externe de l'azote (n = 2 ; couche L) la sous couche d n'existe pas.

5. Le tableau ci-dessous donne la géométrie des molécules SF₄, SF₆, PCl₃ et PCl₅ déduite de la notation de Lewis (question 1)

Molécule	Notation AX _n E _m	Géométrie
H ₂ O	AX ₂ E ₂	structure angulaire de forme en V
CH ₄	AX ₄	Tétraèdre
SF ₄	AX ₄ E	Tétraèdre irrégulier
SF ₆	AX ₆	Octaèdre
PCl ₃	AX ₃ E	Pyramide trigonale
PCl ₅	AX ₅	Bipyramide trigonale

Exercice 06

1. Forme développée de la molécule $\text{CH}_3\text{-CO-CH}=\text{CH-CN}$



2. Le carbone C_1 est hybridé en sp^3 . Les carbones C_2 , C_3 , et C_4 sont hybridés en sp^2 . Le carbone C_5 est hybridé en sp^3 .

Tous les atomes se trouvent dans le même plan (de la feuille) sauf les deux hydrogènes en caractère gras du groupement CH_3 .

Exercice 07

Les molécules CCl_4 , BCl_3 et BeCl_2 ne sont pas polaires. Les atomes de chlore sont donc disposés de manière symétrique par rapport à l'atome central (l'atome central occupe le barycentre de la figure géométrique) et les différentes interactions entre les atomes de chlore doivent être minimales. L'état d'hybridation des atomes de carbone, de bore et de béryllium dans les molécules CCl_4 , BCl_3 et BeCl_2

C sp^3 ; quatre orbitales atomiques hybridées sp^3 forment quatre liaisons simples(s) avec quatre atomes de chlore.

B sp^2 ; trois orbitales atomiques hybridées sp^2 forment trois liaisons simples(s) avec trois atomes de chlore.

Be sp ; deux orbitales atomiques hybridées sp forment deux liaisons simples(s) avec deux atomes de chlore.

D'où CCl_4 tétraédrique, BCl_3 trigonale plane et BeCl_2 linéaire.

Références

1. Jean, Structure électronique des molécules : de l'atome aux molécules simples, 3^e édition, Dunod, 2003.
2. R Ouahes, B. Devallez. Chimie Générale, édition OPU, 2016.
3. S. Meziane, Livre Chimie générale structure de la matière, Editions Berti, Algerie, 2010.
4. E. Bardez, Chimie Générale, Cours et exercices corrigés, Dunod, paris, 2009.
5. Donald Allan McQuarrie, Chimie générale, 3e éd., 2012.
6. Livre Chimie Le Minimum à Savoir Jacques LE COARER.
7. S.S. Zumdhal & coll., Chimie Générale, De Boeck Université.
8. R. Salghi, L. Bazzi, A. Belhachemi, Cours d'atomistique, Univertité Ibn Zohr, Ecole Nationale des Sciences Appliquées ENSA Agadir, 2013.
9. Frère Benjamin, Marique Pierre-Xavier, Rapport De Laboratoire De Physique, Experience De Thomson.
10. MEYER C., Structure et liaisons chimiques, Ellipses, Paris, 1986.
11. W. Masterton, C. Hurley, Chemistry: Principles and Reactions Relié, 8 th Edition, 2016.
12. Bernard Valeur, *Structures moléculaires*, Paris, Techniques Ingénieur, 2004.
13. R. Chang, Chimie générale, 3e édition, 2009.
14. J. Mesplede et J.L. Queyrel Ed. Bréal. Précis de chimie (cours, exercices résolus), 1996.
15. Paul Arnaud Ed. Dunod. Cours de chimie physique, 1993.
16. M. Guymont, Structure de la matière, Belin Coll., 2003.
17. LISSILLOUR R., Chimie théorique, Dunod, Paris, 2001.
18. J. Drillat, L. Torrès, J.Layole, M. Vallino Ed. Armand Colin. Structure de la matière, 1990.
19. Sargent-Welch Scientifique Canada Limitée, *Tableau périodique des éléments*, London, Ontario, 1992.
20. Les cours de Paul Arnaud, Exercices résolus de Chimie générale, 4e édition, 2016.
21. F. Vassaux, La chimie en IUT et BTS.

22. G. Devore, Chimie générale : T1, étude des structures, Coll. Vuibert, 1980.
23. M. Karapetiantz, Constitution de la matière, Ed. Mir, 1980.
24. SLATER J.C., Quantum Theory of Atomic Structure, vol. I et II, McGraw-Hill, New York, 1960.
25. A. Casalot & A. Durupthy, Chimie inorganique cours 2ème cycle, Hachette.
26. Inaki de Aguire, Marie Anne Van de Wiel. Introduction à la chimie générale
Tome I
27. RIVAIL J.L., Éléments de chimie quantique, EDP Sciences/CNRS éditions, 1999.
28. R. Mauduit, E. Wenner, Chimie générale en 30 fiches (Express BTS), Éditeur Dunod, 2008.
29. CHABANEL M., Liaisons chimiques et spectroscopie, Ellipses, Paris, 1991.
30. Livre EXPRESS Chimie générale Richard MAUDUIT
31. FAYARD M., Structure électronique des atomes et des molécules simples, Hermann, Paris, 1969.
32. Cours chimie Structure de la matière Atomes, liaisons chimiques et cristallographie Michel GUYMONT.
33. Les cours de CNED Physique-Chimie GuyLe Parc, Philippe Briand.
34. Quantum Theory of Molecules and Solids, vol. I, McGraw-Hill, New York, 1963. Chemistry principals and reactions Masterton | Hurley
35. MINKINE V., SIMKINE B. ET MINAEV R., Théorie de la structure moléculaire, Mir, Moscou, 1982.
36. JEAN Y. ET VOLATRON F, Les Orbitales moléculaires en chimie, McGraw-Hill, Paris, 1991.
37. Atomistique Liaison Chimique, 1ère édition, Bruxelles : De Boeck Université, 1999.
38. C.E. M. Fouzia, R. Kniazeva, N. Albina, Exercices corrigés de structure de la matière et de liaisons chimiques.
39. Zenasni A.M et Meroufel B. Atomistique et Chimie Organique Cours et Exercices Corrigés, 2019.
40. R. Ouahès, B. Devallez, Chimie générale, 4 ème édition corrigée Broché – 21, paris, France. Pierre, 1997.

41. Support de cours Chimie générale, Faculté de Médecine, Professeur Antoine GEDEON, Professeur Ariel de KOZAK. Université Pierre-et-Marie-Curie
42. F. B. Bouaifel, N. Bezzi, Livre Chimie Générale : structure de la matière - Cours et exercices corrigés, éditions-ellipses, Références sciences : 4 mai 2021
43. C. Comnenellis, K.W. Friedli Claude, A. S. Migirdicyan, Livre Exercices de chimie générale. Presse Polytechnique et Universitaire Romande. Lausanne, Suisse, 2010.
44. F. Addouni, Constitution de l'atome - liaisons chimiques. Edition O.P.U, 2016.
45. F. Cherkaoui El-Moursli, A. Rhalib Kniazeva, K. Nabih, Exercices corrigés de structure de la matière et de liaisons chimiques, isesco, 2016.
46. I. Bonnamour, J. S. Filhol, F. Lemoigno, N. Perol, J.Y. Winum et al, Mémo visuel de chimie générale, Dunod, 2019.