

PLAN DU COURS de L1PCSM

Semestre I

Chapitre I Structure de l'atome

Chapitre II Stabilité des isotopes et radioactivité

Chapitre III Théorie classique de l'atome – Modèle de Bohr.

Chapitre IV Notions de base de mécanique quantique

Semestre II

Chapitre 1 L'atome d'hydrogène et les hydrogénoïdes en mécanique quantique.

Chapitre 2 Atomes polyélectroniques

Chapitre 3 Classification périodique

Chapitre 4 Liaisons chimiques

L'atomistique est l'étude de la structure interne de l'atome et des échanges d'énergies en son sein, c'est l'étude descriptive de l'atome. Elle consiste en l'étude de la composition de l'atome ainsi que de leurs propriétés.

BIBLIOGRAPHIE

- Cours et Exercices de Chimie Physique *L1* M. GUENE, M. L ; A.A DIAGNE

- *Précis de chimie (cours, exercices résolus)* J. Mesplede et J.L. Queyrel Ed. Bréal

- *Structure de la matière* J. Drillat, L. Torrès, J.Layole, M. Vallino Ed. Armand Colin

- *Cours de chimie physique*, Paul Arnaud Ed. Dunod

- *Cours et Exercices Corrigés*, Paul Arnaud Ed. Dunod

- *Chimie Générale*, R Ouahes, B. Devallez

- *Introduction à la chimie générale Tome I Atomistique Liaison Chimique* Inaki de Aguire, Marie Anne Van de Wiel

- *Chimie Tout-en-un PCSI* B. Fosset, J.-B. Baudin, F. Lahitete, V. Prevost (Dunod)

- *Chimie Physique - Cours et applications* P. Arnaud, F. Rouguérol, G. Chambaud, R. Lissillour (Dunod)

- *Structure électronique des molécules* Y. Jean, F. Volatron (Dunod)

Etc...

Cours disponible sur : www.facebook.com/groups/L1PCSM/
[www. http://maguenefst.e-monsite.com/](http://maguenefst.e-monsite.com/)

CHAPITRE I : STRUCTURE DE L'ATOME

Introduction

La notion d'atome existe depuis très longtemps surtout en Grèce Antique et signifie « atomos » c'est-à-dire « indivisible ». Cette théorie atomique n'était pas, cependant, basée sur des observations expérimentales ou scientifiques mais sur l'intuition. Sa conception moderne scientifique n'est apparue qu'au début du 19^e siècle. Ainsi de nombreuses expériences scientifiques ont permis de connaître les propriétés de l'atome et de ses constituants. Plusieurs représentations sont proposées.

Il apparaît que l'atome est un constituant universel de la matière.

I.1 : Composants de l'atome

L'atome n'est pas une particule fondamentale c'est-à-dire qu'il a une structure interne et est donc constitué de particules : électrons, protons et neutrons.

1.1.1 : L'électron

L'électron est un constituant universel de la matière. On le retrouve dans toute matière. C'est une particule chargée négativement. Son existence a été prédite en 1874 par le physicien Anglais George Stoney et prouvée expérimentalement en 1897 par Thomson par la détermination du rapport (e/m_e) où e est la valeur absolue de la charge de l'électron et m_e sa masse.

Thomson a pu déterminer expérimentalement le rapport dit charge massique de l'électron $e/m_e = 1,7589 \cdot 10^{11} \text{ kg/C}$ et Millikan, en 1908, la valeur de la charge élémentaire e ce qui a conduit à la déduction de la masse de l'électron m_e .

Masse de l'électron : $m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ - Charge de l'électron : $-e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

1.1.2 : Le noyau

La matière est électriquement neutre et contient des particules chargées négativement, ceci pousse à se poser certaines questions. Comment se manifeste la partie positive ?

Dans la matière les charges positives sont concentrées dans un volume réduit : *le noyau*. Ce noyau contient des particules nucléaires : *les nucléons* (protons et neutrons).

La mise en évidence expérimentale du noyau (1909) et du proton (1918) a été faite par le physicien E. Rutherford (Expériences de Rutherford) et celle du neutron par Chadwick (1932).

Ces expériences ont permis la détermination des masses et des charges des nucléons.

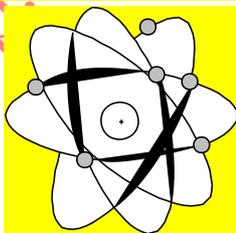
Masse du proton : $m_p = 1,672622 \times 10^{-27} \text{ kg}$ soit 1836,15 m_e

Masse du neutron : $m_n = 1,67493 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ soit 1838,68 m_e

Charge du proton : $q_p = e = +1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ - Charge du neutron : $q_n = 0$

a) Modèle atomique de Rutherford

Après la découverte des électrons et du noyau. Rutherford propose alors un modèle atomique planétaire c'est-à-dire un modèle dans lequel :



- La quasi-totalité de la masse est concentrée dans une petite région, chargée positivement, le noyau central. Les électrons négatifs gravitent autour du noyau comme les planètes autour du soleil.

- Ce modèle explique bien la nature lacunaire de la matière mais est en contradiction avec la théorie électromagnétique de Maxwell. « Ce modèle n'est pas ainsi tout à fait exact ».

b) Constituants des nucléons.

Un nucléon est un *baryon* c'est-à-dire une particule composite formée de trois quarks. Les quarks ne peuvent être isolés ou observés directement. Tout ce que l'on connaît des quarks provient

de l'observation des *hadrons* qui sont des particules composites constituées de différents types de quarks.

- Il existe 6 types de quarks les quarks up (u), down (d), étrange (s), charmé (c) beau (b) et top (t). Leurs masses ne sont pas connues avec précision mais leurs charges sont des multiples fractionnaires de la charge élémentaire.

- Quarks naturels

Quark	u (up)	d (down)	s (strange)
Charge	$+\frac{2}{3}e$	$-\frac{1}{3}e$	$-\frac{1}{3}e$

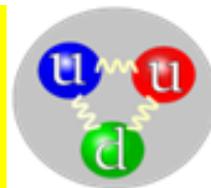
- Quarks artificiels

Quarks	c charmé	b beau	t top
Charges	$+\frac{2}{3}e$	$-\frac{1}{3}e$	$+\frac{2}{3}e$

- Les protons sont constitués de 2 quarks up et d'

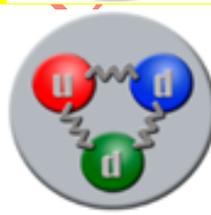
La charge du proton est donc :

$$q_p = +\frac{2}{3}e + \frac{2}{3}e - \frac{1}{3}e = +e$$



Les neutrons sont constitués de 2 quarks down et d'1 quark up (udd). Sa charge vaut

$$q_n = +\frac{2}{3}e - \frac{1}{3}e - \frac{1}{3}e = 0$$



Le rayon des quarks est environ 1000 fois plus petit que celui du proton.

Les quarks sont liés entre eux par des interactions fortes qui compensent les forces répulsives existant entre les protons chargés positivement ce qui permet aux noyaux atomiques de rester stables. Les quarks sont des particules fondamentales.

Application 1 : Un noyau compte 26 quarks up et 28 quarks down. Trouver le nombre de nucléons.

I.2 : Caractéristiques de l'atome

La masse de l'atome est quasiment concentrée au niveau d'un volume très petit : le noyau (dimension de l'ordre de 10^{-15} m). Les neutrons ont des charges nulles donc le nombre de protons détermine la charge du noyau. L'atome est globalement neutre comme l'est la matière. L'univers renferme exactement le même nombre d'électrons que de protons.

L'atome est symboliquement représenté par :



- X symbole de l'élément chimique

- A nombre de masse ou nombre de nucléons

- Z nombre de charge ou de protons ou numéro atomique (ou nombre d'électrons)

Le nombre de neutrons N s'obtient par la relation $A = Z + N$

L'atome est parfois représenté par A_ZX

Pour les ions, on place en haut et à droite de X la charge :



n est le nombre d'électrons en plus (n+) ou en moins (n-) sur l'atome neutre

Application 2 : Pour chacun des atomes et ions suivants, donner (sous la forme d'un tableau), les nombres de masse, d'électrons, de protons, de neutrons et la charge : ${}^{14}_6C$; ${}^{35}_{17}Cl^{2-}$; ${}^{23}_{11}Na$; ${}^{27}_{13}Al^{3+}$.

Réponse Composition des éléments :

	Nombre de masse	Nombre d'électrons	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Charge portée
${}^{14}_6C$					
${}^{35}_{17}Cl^{2-}$					
${}^{23}_{11}Na$					
${}^{27}_{13}Al^{3+}$					

I.2.1 : Élément chimiques – Nucléides – Isotopes

* Un élément chimique est l'ensemble des atomes qui ont le même numéro atomique Z. Chaque valeur du nombre de charge Z définit un élément chimique. (Exemple : $Z=8 \rightarrow$ élément Oxygène).

* Un nucléide est l'ensemble des atomes ayant le même noyau c'est-à-dire contenant le même nombre de protons Z et le même nombre de neutrons N. Il est caractérisé par le couple (A, Z).

Exemple : ${}^{12}_6C$ et ${}^{14}_6C$ sont 2 nucléides différents d'un même élément chimique le carbone ${}_6C$.

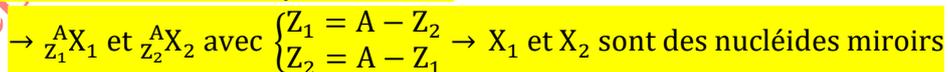
Il existe différents types de nucléides

Isobares : Des nucléides ayant le même nombre de masse (A) et des numéros atomiques (Z) différents sont dits isobares.

Deux nucléides isobares appartiennent toujours à 2 éléments chimiques différents : ${}^{14}_6C$ et ${}^{14}_7N$.

Isotones : On appelle isotones, deux nucléides de deux éléments différents, ayant le même nombre de neutrons : ${}^{35}_{15}P$ et ${}^{37}_{17}Cl$

Miroirs : Des isobares tels que le nombre de protons de l'un est égal au nombre de neutrons de l'autre et inversement sont dits noyaux miroirs.



Exemples : ${}^{13}_7N$ et ${}^{13}_6C$ sont des miroirs.

Isomères : Deux noyaux ayant le même nombre de masse A même numéro atomique Z mais différents par leur niveau d'énergie sont dits isomères.

Ils sont différenciés par la notation * : A_ZX_1 et ${}^A_ZX_1^*$



* **Isotopes :** On appelle isotopes, deux nucléides ayant le même nombre de protons et des nombres de masse (donc des nombres de neutrons) différents

Exemple : ${}^{12}_6C$; ${}^{13}_6C$ et ${}^{14}_6C$ - ${}^{35}_{17}Cl$ et ${}^{37}_{17}Cl$

Remarques : Certains éléments n'ont qu'un seul isotope naturel (${}^9\text{Be}$, ${}^9\text{F}$; ${}_{11}\text{Na}$; ${}_{13}\text{Al}$, ${}_{15}\text{P}$, ${}_{79}\text{Au}$...).

Application 3 Parmi les noyaux suivants indiquer les isotopes, les isobares, les isotones et les nucléides miroirs s'il y a lieu : ${}^4_2\text{He}$; ${}^{51}_{23}\text{V}$; ${}^{40}_{19}\text{K}$; ${}^{52}_{24}\text{Cr}$, ${}^3_1\text{H}$, ${}^{14}_6\text{C}$, ${}^{40}_{18}\text{Ar}$, ${}^3_2\text{He}$, ${}^{12}_6\text{C}$

Isotopes	
Isobares	
Isotones	
Miroirs	

I.2.2 : Unité de quantité de matière : la mole

La petitesse de la dimension des particules (atomes, molécules..) a entraîné la nécessité de définir des unités adaptées à l'échelle humaine.

Ainsi, pour obtenir des quantités de matière mesurables avec les techniques modernes, une unité relative à la matière a été adoptée : *la mole*.

Définition : La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires (atomes, molécules, ions ...) qu'il y a d'atomes dans 12 g de ${}^{12}_6\text{C}$.

Le nombre d'entités élémentaires dans la mole est le nombre d'Avogadro :

$$N_A = 6,02214076 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Selon L'UIPAC (Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée 2017) la mole est la quantité de matière contenant exactement $6,02214076 \cdot 10^{23}$ entités élémentaires/mol.

1) Unités de l'infiniment petit : u.m.a – eV

Des unités de mesure adaptées à l'infiniment petit ont aussi été définies : *l'unité de masse atomique* (u.m.a ou u) pour la quantité de matière et *l'électron-volt* (eV) pour l'énergie.

- *Unité de masse atomique (uma)*

Définition : L'u.m.a équivaut au douzième de la masse d'un atome de carbone 12.

$$1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{12} \frac{12}{N_A} = \frac{1}{N_A} (g) = \frac{10^{-3}}{N_A} (kg) = 1,6605387 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Application 4 : Exprimer les masses de l'électron, du proton et du neutron en uma

Réponses :

$$\text{Electron: } m_e(\text{uma}) = \frac{m_e(g)}{1 \text{ uma}(g)} = \frac{9,10938 \cdot 10^{-28}}{1,6605387 \cdot 10^{-24}} \quad m_e(\text{uma}) = 5,485 \cdot 10^{-4} \text{ uma}$$

$$\text{Proton: } m_p(\text{uma}) = \frac{1,672622 \cdot 10^{-24}}{1,6605387 \cdot 10^{-24}} \quad m_p = 1,007277 \text{ uma}$$

$$\text{Neutron: } m_n(\text{uma}) = \frac{1,67493 \cdot 10^{-24}}{1,6605387 \cdot 10^{-24}} \quad \rightarrow m_n = 1,008666 \text{ uma}$$

Dans cette unité, la masse du proton est de 1,0073 u.m.a, celle du neutron de 1,0086 u.m.a et celle de l'électron 0,000548 u.m.a.

- *Électron – volt (eV)*

Le joule n'étant pas adapté à l'échelle atomique (puisque très grande), on utilise l'électron-volt comme unité d'énergie en physique des particules.

Définition : L'électron-volt (eV) est l'énergie acquise par un électron soumis à un potentiel électrique de 1V

$$E_c = e \cdot U = 1,602 \cdot 10^{-19} \times 1 = 1,602 \cdot 10^{-19} J = 1 \text{ eV}$$

Les multiples de eV sont : le kiloélectronvolt (keV) : $1 \text{ keV} = 10^3 \text{ eV}$, le mégaélectron-volt (MeV) $1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV}$ et le gigaélectron-volt (GeV) $1 \text{ GeV} = 10^9 \text{ eV}$

Application 5 : Calculer en eV, MeV et joule l'énergie acquise par l'ion Al^{3+} accéléré par une ddp de 10^4 V .

Réponse : L'énergie est acquise sous forme cinétique, c'est-à-dire : $E = qU$

$$\text{A.N } E = 3 \times e \times 10000 = 3 \cdot 10^4 \text{ eV} \rightarrow E = 3 \cdot 10^{-2} \text{ MeV}$$

$$E = 1,602 \cdot 10^{-19} \times 3 \cdot 10^4 = 4,806 \cdot 10^{-15} \text{ J}$$

2) : Masse atomique et masse molaire atomique

a) Masse atomique

La masse atomique d'un élément ou masse d'un atome de cet élément peut être définie de deux façons différentes

i) Par rapport au noyau

La masse de l'atome neutre m_{at} équivaut à :

$$m_{at} = m_{noy.} + Z \cdot m_e = Z \cdot m_p + (A - Z) \cdot m_n + Z \cdot m_e$$

On sait que : $m_e \ll m_p$ ou m_n

D'où

$$m_{at} \approx m_{noy.}$$

N.B : Sauf indications contraires, on peut négliger la masse des électrons devant celle du noyau.

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes c'est à dire la masse de N atomes.

Application 6 : Calculer les masses nucléaire et atomique de $^{13}_6\text{C}$ Conclure. En déduire la masse d'une mole de cet élément (en gramme).

Réponse :

$$m_{noy.} = Z \cdot m_p + (A - Z) \cdot m_n$$

$$m_{noy.} = 6 \times 1,007276 + (13 - 6) \times 1,008667 = 13,104331 \text{ uma}$$

$$m_{at} = m_{noy.} + Z m_e = Z m_p + (A - Z) m_n + Z m_e$$

$$m_{at} = 6 \times 1,007276 + 7 \times 1,008667 + 6 \times 5,485 \cdot 10^{-4} = 13,107616 \text{ uma}$$

$$m_{at} \approx m_{noy.}$$

ii) Par rapport à ses isotopes

La masse atomique est la masse de l'atome à l'état naturel, en prenant en compte l'abondance relative de tous ses isotopes.

Elle se calcule en prenant la moyenne des masses atomiques des isotopes constituant l'élément pondérés par leur abondance relative c'est à dire :

$$m_{at} = \sum_i x_i M_i$$

Par définition

- x_i est la proportion en nombre d'atomes de l'isotope i dans le mélange naturel :

$$0 \leq x_i \leq 1 \rightarrow \sum_i x_i = 1$$

- x_i est le pourcentage en nombre d'atomes de l'isotope i dans le mélange naturel :

$$0 \leq x_i \leq 100\% \rightarrow \sum_i x_i = 100\%$$

Application 6 : L'uranium naturel contient 3 isotopes dont la masse atomique et les pourcentages isotopiques sont donnés dans le tableau suivant :

${}^{238}_{92}\text{U}$	238,03 u	99,27 %
${}^{235}_{92}\text{U}$	235,04 u	0,72 %
${}^{234}_{92}\text{U}$	234,04 u	0,01 %

Calculer la masse molaire atomique du potassium naturel déduire la masse d'une mole de potassium.

Réponses :

$$M = 238,008$$

Application 7 : Le cuivre naturel ($Z=29$) est composé de deux isotopes stables de masses atomiques respectives 62,929 et 64,927. Sachant que la masse molaire du mélange isotopique naturel est de 63,540, quelle est l'abondance des deux isotopes stables du cuivre.

Réponse : On sait que : $\begin{cases} \bar{m}_{\text{at}} = \sum_i x_i m_i \\ 1 = \sum_i x_i \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} m_1 x_1 + m_2 x_2 = \bar{m}_{\text{at}} \\ x_1 + x_2 = 1 \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} x_2 = \frac{\bar{m}_{\text{at}} - m_1}{m_2 - m_1} \\ x_1 = 1 - x_2 \end{cases}$

AN:

$$x_2 = 0,44196 \text{ ou } 44,196\% \text{ et } x_1 = 1 - 0,4419 = 0,55804 \text{ ou } 55,804\%$$

b) Masse molaire atomique :

La masse atomique molaire est la masse d'une mole d'atomes

Application 8 : Calculer la masse molaire atomique du carbone 13 (${}^{13}_6\text{C}$) (en gramme).

La masse d'une mole de carbone 13 :

$$M = N \times m_{\text{at}} =$$

$$M = 13,1076 \text{ g/mol}$$

N.B la masse molaire atomique (en g) et la masse atomique (en uma) s'expriment numériquement par le même nombre :

Preuve :

Soient M_X et m_X la masse molaire et la masse d'un atome d'un élément X quelconque. On a :

Soit $M = X \text{ g/mol}$ la masse molaire atomique d'un élément chimique

La masse d'un atome de cet élément est :

$$m_{\text{at}} = \frac{X}{N} \text{ or } 1 \text{ uma} = \frac{1}{N} \Rightarrow m_{\text{at}} = X \cdot \left(\frac{1}{N}\right) = X \text{ uma}$$

Si $M = X \text{ g/mol}$ alors $m = \frac{X}{N} \text{ (g) or } \frac{1}{N} = 1 \text{ uma} \Rightarrow m = X \text{ uma}$.

I.3 Isotopies et Spectrographies de masse

a) Isotopie

Si le nombre de protons est le même pour tous les atomes d'un même élément, il n'en est pas toujours de même pour le nombre de neutrons N . On parle d'isotopes (iso = même ; topos = lieu). Les isotopes occupent la même position dans le tableau périodique. Leur mise en évidence a été faite en 1912 par J.J. Thomson en étudiant les trajectoires d'ions dans un tube à décharge.

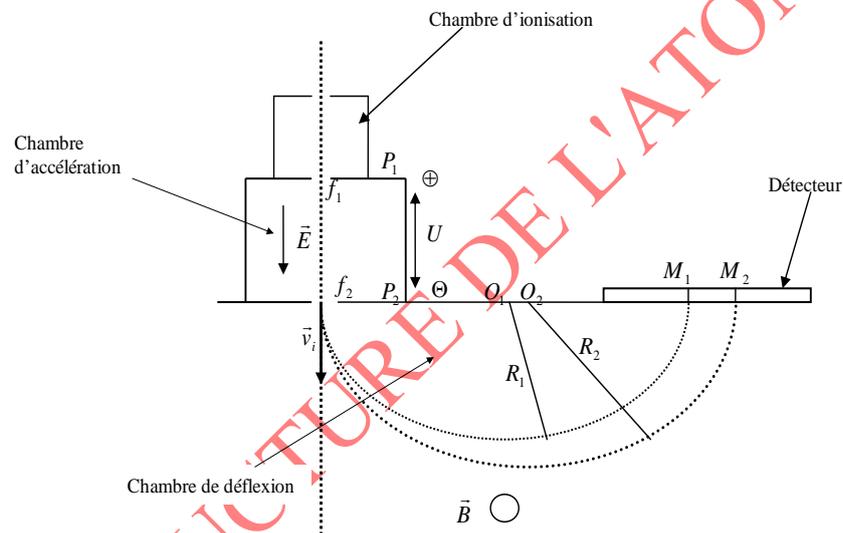
L'isotopie est la caractéristique des noyaux ayant le même numéro atomique et des nombres de neutrons différents.

b) Spectrographie de masse

Le principe de spectrographie de masse est d'amener à l'état d'ions par une décharge électrique l'élément à étudier. Les ions formés porteurs tous d'une même charge q , accélérés par une différence de potentiel élevée traversent un champ électrique et /ou un champ magnétique. Ils sont ensuite déviés et viennent frapper une plaque photographique sur laquelle ils laissent des taches. Le dispositif est conçu de telle sorte que les déviations ne dépendent que de l'inertie des ions c'est-à-dire de leur masse et de leur charge électrique. Il existe différents types de spectrographes de masse.

La spectrographie est donc une technique de mesure permettant de séparer les isotopes d'un élément.

Un spectrographe de masse comprend toujours 4 parties : la source d'ions, l'accélérateur, l'analyseur et le détecteur.



Dans la chambre de déflexion, les ions décrivent une trajectoire circulaire telle que :

$$q_i v_i B = \frac{m_i v_i^2}{R_i} \Rightarrow R_i = \frac{m_i v_i}{q_i B}$$