

Chimie Atomistique

L'atomistique est une section d'une des 3 branches de la chimie : la Chimie Physique. C'est une partie de la chimie consacrée à 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 consistant à comprendre sa composition et ses propriétés.

Le cours d'Atomistique de la Licence 1 Chimie Physique et Sciences de la Nature (L1PCSM) de la Faculté et Techniques de l'UCAD de Dakar s'articule autour de 8 chapitres répartis exactement entre les semestres 1 et 2.

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 : Théorie quantique de l'atome – Notions de base

Semestre II

Chapitre 1 : Hydrogène et hydrogénoïdes en mécanique quantique.

Chapitre 2 : Atomes polyélectroniques

Chapitre 3 : Classification périodique

Chapitre 4 : Liaisons chimiques

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/)

www.youtube.com/@MAGUENE_FST_UCAD

CHAPITRE I STRUCTURE ET COMPOSITION DE L'ATOME

Introduction

La matière est constituée de « grains », extrêmement petits, ce sont les atomes. Un atome constitue la plus petite quantité de matière d'un corps. Au-delà de cette entité, nous avons des particules qui sont communes à tous les atomes. C'est pourquoi, les Grecs l'ont, par intuition, appelé « atome » qui vient du mot grec « atomos » signifiant indivisible.

Les travaux scientifiques de la fin 19^{ème} siècle et du début du 20^{ème} siècle ont permis de connaître les principales propriétés de l'atome comme sa représentation, sa composition, sa stabilité ...et montré qu'il est un composant universel de la matière. L'atome n'est pas une particule fondamentale car ayant une structure interne et constitué d'autres particules.

I.1 Constituants de l'atome

Du point de vue électrique l'atome est neutre c'est-à-dire sa charge électrique globale est nulle même s'il est constitué de particules chargées. En effet, l'atome comporte une partie centrale chargée positivement, le noyau. Ce noyau est formé de protons (particules positives) et de neutrons (particules neutres). Ces particules nucléaires sont appelés *nucléons*.

La charge d'un noyau est donnée par la charge totale de ses protons. C'est dans le noyau que se concentre la presque quasi-totalité de la masse de l'atome (environ 99,97 % de la masse l'atome se trouvent dans le noyau).

Autour de la partie centrale, sur la périphérie, se trouve un nuage de particules chargées négativement, les électrons. La charge totale des électrons est égale en valeur absolue à celle du noyau ce qui justifie la neutralité électrique de l'atome.

i) Caractéristiques des constituants de l'atome

Le proton et l'électron portent des charges opposées mais égales en valeur absolue. Cette charge, en valeur absolue, représente la plus petite charge pouvant exister à l'état libre. Toute charge électrique est ainsi un multiple entier de la charge dite élémentaire c'est-à-dire :

$$\forall q \text{ charge électrique } \exists n \in \mathbb{Z} / q = n.e \text{ avec } e = 1,602176.10^{-19}C$$

Le proton, le neutron et l'électron sont des particules massiques. Ce sont des constituants universels de la matière. L'électron est une particule fondamentale.

La masse du proton est égale à $m_p = 1,67262.10^{-27}kg$ et équivaut à environ 1836,15 fois la masse d'un électron. Le neutron est légèrement plus pesant que le proton, sa masse est de $m_n = 1,67493.10^{-27} kg$ soit 1836,68 fois la masse de l'électron.

La masse de l'électron est extrêmement faible, elle est égale à $m_e = 9,10953.10^{-31}kg$.

La matière est dite lacunaire car constituée essentiellement de vide. La distance entre le noyau et le nuage électronique est extrêmement élevée par rapport aux dimensions de l'atome.

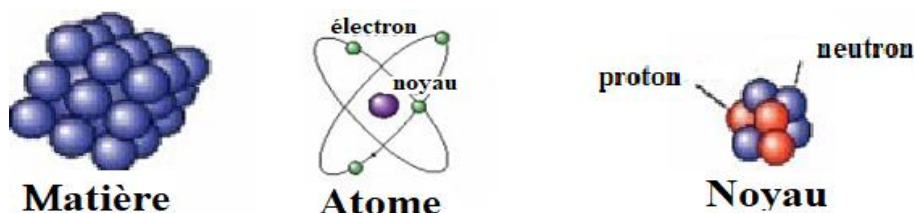


Figure I.1 : L'atome et ses constituants

La neutralité de l'atome vient du fait que le nombre de protons est égal au nombre d'électrons.

Application 1 : La charge d'un noyau X est égale à $1,442.10^{-18}C$, son nombre de neutrons est égal à 10. Donner le nombre de protons et de nucléons

Réponse :

ii) Les quarks

Le nucléon n'est pas une particule fondamentale car il est constitué d'autres particules : les quarks qui sont eux des particules fondamentales de la matière observable. Le nucléon est un *baryon* c'est-à-dire une particule composite formée de trois quarks. Les quarks ne peuvent être isolés ou observés directement.

Il existe six sortes de quarks. Trois sont des particules naturelles : le quark up (u), le quark down (d), le quark étrange (s). Les 3 autres sont artificiels : le quark charmé (c), le quark beau (b) et le quark top (t).

Les masses des quarks ne sont pas connues avec précision mais ils ont tous des charges qui sont des multiples fractionnaires de la charge élémentaire e .

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

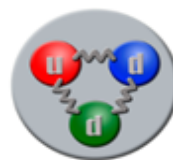
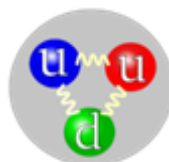
Quark artificiel	c (charmé)	b (beau)	t (top)
Charge	$+\frac{2}{3}e$	$-\frac{1}{3}e$	$-\frac{1}{3}e$

- Les protons sont constitués de 2 quarks up et d'un quark down (u.u.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'un quark up (udd). Sa charge est

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



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.

Le quark est une particule quasi ponctuelle. Son rayon est inférieur à 10^{-19} m.

Application 2 : Un noyau compte 51 quarks (up + down). Le nombre de quarks down est supérieur d'une unité à celui des quarks up. Trouver le nombre de masse et de protons.

I.2 Modèles atomiques

Pour comprendre les propriétés de l'atome, il est nécessaire d'élaborer un modèle pour expliquer les différents phénomènes et en prévoir les conséquences. Ce modèle est soumis à l'expérience. Les résultats issus de ces expériences permettent de confirmer, d'infirmer ou d'améliorer le modèle.

L'histoire de l'atome a connu plusieurs modèles tels que les modèles de J.J. Thomson (chapitre 1), Rutherford (chapitre 1), Bohr (chapitre 2), modèle quantique (chapitre 4).

Aucun modèle ne permet d'expliquer toutes les propriétés de l'atome mais il faut juste connaître les limites du modèle.

i) Modèle de J.J Thomson

Le modèle atomique de J.J Thomson représente l'atome sous la forme d'une sphère remplie d'une matière chargée positivement dans laquelle s'incrustent les électrons de telle sorte que l'ensemble est électriquement neutre.

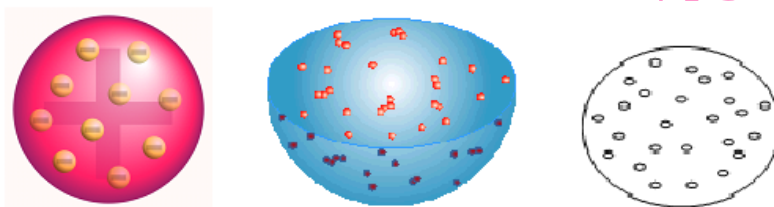


Figure I.2 Modèle dit de « pudding » de J.J. Thomson

Ce modèle se montre rapidement inexact après la découverte du noyau atomique.

ii) Modèle de Rutherford

Pour interpréter la nature lacunaire de l'atome, on ne peut prendre le modèle d'un atome compact. Rutherford et Perrin proposent un autre modèle dans lequel les électrons tournent autour du noyau de la même manière que les planètes autour du soleil. Ce modèle est ainsi dit planétaire.

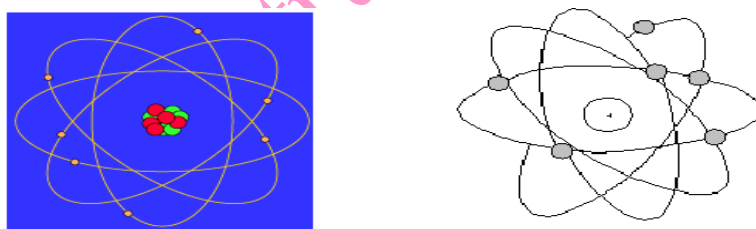
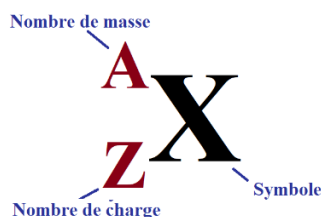


Figure I.3 Modèle planétaire de Rutherford

Le noyau exerce sur les électrons une force d'attraction électrostatique. Les électrons sont ainsi animés d'un mouvement de rotation uniforme avec une accélération centripète constante. Bien que pouvant expliquer la nature lacunaire de la matière, ce modèle n'est pas tout à fait exact car en contradiction avec la théorie électromagnétique de Maxwell (voir chapitre 3).

I.3 Représentation de l'atome

Chaque atome possède une représentation spécifique qui permet de mettre en évidence ses différents constituants. Elle donne directement la charge du noyau, le nombre de protons, le nombre d'électrons. L'atome est symboliquement représenté par :



- X symbole chimique de l'élément.
- A nombre de masse de l'élément, il détermine le nombre de nucléons
- Z nombre de charge, il donne la charge du noyau et correspond au nombre de protons.

L'atome est globalement neutre comme l'est la matière. L'univers renferme exactement le même nombre d'électrons que de protons.

Le nombre de protons Z détermine l'élément chimique. Un élément chimique est l'ensemble des atomes ayant le même nombre de charge Z

Exemples : 8O ; 6C ; ${}^{26}Fe$

N.B : Z est aussi appelé numéro atomique car il donne la position de l'élément dans le tableau périodique.

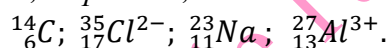
Le nombre de neutrons N s'obtient par la relation $A = Z + N$

On représente des fois un atome par AX puisqu'il existe une bijection entre X et Z

Pour les ions, on place en haut et à droite de X la charge : ${}^AX^{n+}$ ou ${}^AX^{n-}$

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

Application 3 : 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 :



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.4 Les différentes caractéristiques de l'atome

Le noyau atomique n'est pas le même d'un élément à un autre élément et des fois pour le même élément on a des nombres de neutrons différents. En fonction des valeurs relatives des nombres de protons et de neutrons, il y a différents types de noyaux.

1) Nucléide

C'est l'ensemble des atomes ayant le même nombre de protons et le même nombre de neutrons c'est-à-dire l'ensemble des atomes ayant des noyaux identiques.

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

2) Types de nucléides

Tous les nucléides peuvent être regroupés selon le nombre de protons, de neutrons et/ou de leurs états d'énergie nucléaire.

Isotopes : On appelle isotopes, deux nucléides ayant le même nombre de protons et des nombres de masse (donc des nombres de neutrons) différents. Deux isotopes appartiennent toujours au même élément chimique.

Exemple : L'élément chimique hydrogène ($Z = 1$) a 3 isotopes naturels, le protium (1H), le deutérium (2H) et le tritium (3H).

Isobares : Des nucléides de même nombre de masse (A) avec des nombres de charge (Z) différents sont dits isobares. Deux isobares correspondent toujours à 2 éléments chimiques différents : *Exemples* : 3_1H et 3_2He ; $^{14}_6C$ et $^{14}_7N$

Isotones : Ce sont deux nucléides qui possèdent un nombre de neutrons identiques mais des nombres de protons différents. Deux isotones sont toujours 2 éléments chimiques différents.

Exemples : $^{14}_6C$ et $^{15}_7N$.

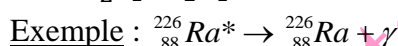
Miroirs : Des isobares tels que le nombre de protons de l'un est égal au nombre de neutrons de l'autre et inversement sont dits noyaux miroirs.

$$\rightarrow {}^A_{Z_1}X_1 \text{ et } {}^A_{Z_2}X_2 \text{ avec } \begin{cases} Z_1 = A - Z_2 \\ Z_2 = A - Z_1 \end{cases} \rightarrow X_1 \text{ et } X_2 \text{ sont des nucléides miroirs}$$

Exemples : $^{13}_7N$ et $^{13}_6C$.

N.B : Deux nucléides miroirs correspondent toujours à 2 isobares.

Isomères : Ce sont des nucléides avec un nombre de charge et un nombre de masse égaux (ce qui en fait par définition le même isotope ou le même noyau) mais des états d'énergie différents. Ils sont différenciés par la notation * : A_ZX_1 et ${}^A_ZX_1^*$



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

Application 4 : Parmi les noyaux suivants indiquer les isotopes, les isobares, les isotones et les nucléides miroirs s'il y a lieu : $^{13}_6C$; $^{13}_7N$; $^{14}_6C$; 3_2He ; $^{14}_7N$; 3_2He

Isotopes	
Isobares	
Isotones	
Miroirs	

I.5 Unités de mesure atomique

i) *la mole* : Les éléments chimiques ont des masses extrêmement petites. Pour obtenir des quantités de matières mesurables avec les techniques actuelles, il a fallu définir une unité qui regroupe un grand nombre de particules identiques pour tous les corps : la mole

Définition : La mole est la quantité de matière d'un système contenant exactement $6,02214076 \cdot 10^{23}$ entités élémentaires. (UIPAC : Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée 2017).

Le nombre $N_A = 6,02214076 \cdot 10^{23} \cdot mol^{-1}$ est le nombre d'Avogadro

Exemples : Dans 12 g de ^{12}C ou dans 16 g de ^{16}O , il y a exactement N_A atomes.

ii) *Unité de masse atomique (u ou uma)*

Les masses des atomes étant très très petites, une unité de masse adaptée à l'infiniment petit a été adoptée : l'unité de masse atomique qui n'est pas une unité du système internationale mais son usage est accepté.

Par définition l'unité de masse atomique est égale au douzième de la masse d'un atome de carbone 12

$$1 \text{ u. m. a} = \frac{1}{12} \cdot \frac{M(^{12}\text{C})}{\text{g}} = \frac{1}{12} \cdot \frac{12 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,6605 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Application 5 : Exprimer les masses de l'électron, du proton et du neutron en uma

iii) Électron-volt (eV)

L'unité d'énergie utilisée dans l'infiniment petit est l'électron-volt qui sert à exprimer des énergies de valeur très faible.

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

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

Les multiples de eV sont : 1 keV = 10^3 eV - 1 MeV = 10^6 eV - 1 GeV = 10^9 eV

Application 6 : Calculer en eV, MeV et en joule l'énergie acquise par l'ion O^{2-} accéléré par une ddp de 10^5 V.

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

I.6 Masse atomique et masse molaire

a) La *masse atomique* est la masse d'un atome. Elle se détermine de deux façons différentes.

Par rapport au noyau

La masse de l'atome neutre équivaut à la somme des masses de ses constituants (protons, neutrons et électrons):

$$m_{\text{at}} = Z \cdot m_p + N \cdot m_n + Z \cdot m_e = m_{\text{noy.}} + Z \cdot m_e$$

On sait que : $m_e \ll m_n$ ou m_p d'où

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

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

Application 6 : Calculer les masses nucléaire et atomique de $^{17}_8\text{O}$ Conclure.

Réponse :

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

$$m_{\text{noy.}} =$$

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

$$m_{\text{at}} =$$

$$\frac{m_{\text{noy.}}}{m_{\text{at}}} \times 100 = 99,974 \Rightarrow m_{\text{noy.}} = 0,9997 \cdot m_{\text{at}} \Rightarrow m_{\text{at}} \approx m_{\text{noy.}}$$

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. En fait, c'est une masse atomique moyenne.

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

$$m_{\text{at}} = \sum_i x_i m_i$$

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 7 : Le potassium naturel contient 3 isotopes dont la masse atomique et l'abondance isotopiques sont les suivantes : ($^{39}_{19}\text{K}$; 38,964 ; 93,258 %) – ($^{40}_{19}\text{K}$; 39,964 u; 0,012 %) et ($^{41}_{19}\text{K}$, 40,962 u; 6,730 %).

Calculer la masse molaire atomique du potassium naturel.

Application 8 : Le cuivre naturel ($Z=29$) est composé de deux isotopes stables de masses atomiques respectives 62,929 et 64,927 uma. Sachant que la masse atomique moyenne du mélange isotopique naturel est de 63,540. Donner les nombre de masse des 2 isotopes et calculer leurs abondances isotopiques.

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

b) La *masse molaire atomique* est la masse d'une mole d'atomes c'est à dire la masse de \mathcal{N} atomes. Elle est souvent exprimé en grammes par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

$$M_{\text{at}} = \mathcal{N} \cdot m_{\text{at}}$$

Application 9 : Calculer les masses molaires atomique de $^{17}_8\text{O}$ et du potassium naturel $^{39}_{19}\text{K}$.
Conclure

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.

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

La masse d'un atome de cet élément est :

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

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

Application 10: 1) Connaissant les masses molaires atomiques, donner les masses atomiques et les nombres de masse de F et Au : $M(\text{F}) = 18,998 \text{ g/mol}$; $M(\text{Au}) = 196,966 \text{ g/mol}$

2) Donner les masses molaires atomiques sans faire de calculs des atomes suivants:
 $m_{\text{U}} = 234,995 \text{ uma}$; $m_{\text{Na}} = 10,995 \text{ uma}$

I.6 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.

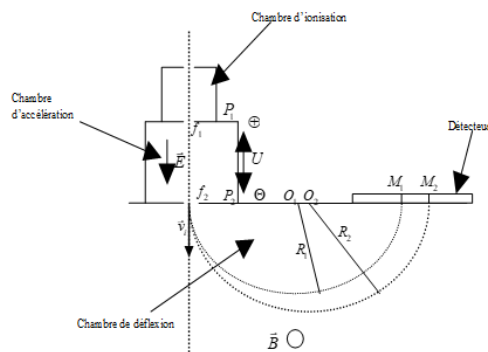
b) Spectrographie de masse

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 :

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