

Atomistique

1. L'ELECTRON 2

1.1. INTRODUCTION	2
1.2. MODELES ATOMIQUES	2
1.2.1. MODELE DE RUTHERFORD.....	2
1.2.2. MODELE DE BOHR-SOMMERFELD.....	2
1.3. FORCES EN JEU.....	3
1.3.1. ENERGIE POTENTIELLE ELECTROSTATIQUE DE L'ELECTRON.....	3
1.3.2. ENERGIES DE L' ATOME	4
1.3.3. RAYON DE L' ATOME	5
1.4. MODELE QUANTIQUE MODERNE.....	5
1.4.1. PRINCIPE D' INDETERMINATION D' HEISENBERG	5
1.4.2. ORBITALES	5
1.4.3. NOMBRES QUANTIQUES	6
1.5. CONFIGURATION ELECTRONIQUE D'UN ATOME	6
1.5.1. NOTATION DES ELECTRONS	6
1.5.2. CONSTRUCTION DU TABLEAU DE MENDELEEV	7
1.6. ECHANGES D'ENERGIE AU NIVEAU DU CORTEGE ELECTRONIQUE	8
1.6.1. ABSORPTION RESONNANTE.....	8
1.6.2. DESEXCITATION ELECTROMAGNETIQUE SPONTANEE (X).....	8
1.6.3. DESEXCITATION ELECTROMAGNETIQUE INDUITE (EFFET LASER)	9
1.6.4. DESEXCITATION NON RADIANTE (EMISSION DE L' ELECTRON AUGER)	10

2. LE NOYAU 11

2.1. CONSTITUTION.....	11
2.1.1. NEUTRON	11
2.1.2. PROTON	11
2.1.3. NOMENCLATURE	11
2.2. PARAMETRES NUCLEAIRES.....	13
2.2.1. CARACTERISTIQUES	13
2.2.2. FORCES EN JEU	13
2.2.3. STABILITE DES NOYAUX	14

1. L'électron

1.1. Introduction

L'électron est une particule fondamentale, ponctuelle, insécable (Lepton)

- symbole ${}_{-1}^0e$ ou e^{-}
- charge électrique $-e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C
- masse au repos $= 5,4 \cdot 10^{-4}$ uma ou $0,511$ MeV/c²
- moment magnétique (spin) $= \frac{1}{2}$ (Fermion)

Le cortège électronique est responsable des propriétés chimiques de l'élément.

1.2. Modèles atomiques

1.2.1. Modèle de Rutherford

Après avoir découvert l'électron, Thomson suggéra de considérer l'atome comme une balle, chargée d'électricité positive et fourrée d'électrons.

Pour expliquer les collisions avec la matière, qui montraient que l'atome était fait essentiellement de vide, Rutherford proposa un modèle planétaire avec une partie centrale très dense (de l'ordre de 10^{-15} m de rayon) et chargée positivement (le noyau) entourée d'un nuage peu épais et plus étendu (d'environ 10^{-10} m de rayon), de charge négative (atmosphère électronique).

Selon ce modèle, l'électron décrit un mouvement circulaire uniforme autour du noyau sous l'influence de l'attraction coulombienne. Or, d'après la physique classique, ceci fait de l'atome un dipôle rayonnant, c'est-à-dire que l'électron devrait perdre de l'énergie par rayonnement électromagnétique et finir par s'écraser sur le noyau.

1.2.2. Modèle de Bohr-Sommerfeld

Selon l'hypothèse de Bohr (modifiée par Sommerfeld pour tenir compte des orbites elliptiques), contrairement aux planètes, qui peuvent circuler à n'importe quelle distance de leur étoile, les électrons ne peuvent graviter que sur des orbites particulières, stables. En s'appuyant sur la théorie des quanta (ch. 1), Bohr postule que seuls sont permis certains états de mouvements cinétiques de l'électron (et donc certaines énergies de liaison avec le noyau) tels que la circonférence des orbites

stationnaires vaut un nombre entier de fois la longueur d'onde associée (longueur d'onde de de Broglie) :

$$2\pi \cdot r = \frac{n \cdot h}{p} = n \cdot \lambda \quad (1)$$

avec : r , rayon de l'orbite stable

n , Nombre Quantique Principal, numéro de l'orbite, entier positif non nul

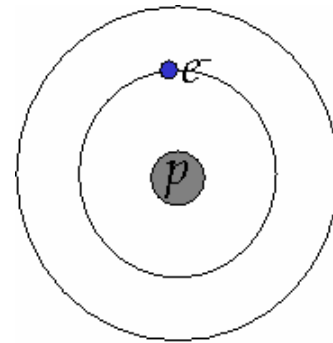
Comme le moment angulaire orbital L vaut :

$$L = p \cdot r$$

nous avons :

$$L = n \cdot \frac{h}{2\pi} = n \cdot \bar{h}$$

\bar{h} , constante de Planck "réduite"



Modèle de Bohr

Ainsi, chaque orbite est caractérisée par une certaine valeur d'énergie, d'autant plus grande que l'orbite est plus loin du noyau. A l'état fondamental les électrons se trouvent sur l'orbite fondamentale, ou de niveau 1 ($n=1$). Les orbites intermédiaires n'existent pas puisqu'elles exigeraient une quantité fractionnée d'énergie.

Le processus d'absorption ou d'émission d'énergie avec l'extérieur n'est alors possible que lorsque l'électron change d'orbite : cet échange s'effectue de façon discontinue sous forme de photons d'énergie ($h\nu$).

1.3. Forces en jeu

1.3.1. Energie potentielle électrostatique de l'électron

Sur l'électron, agissent deux forces :

- Force centrifuge (mouvement de l'électron)

$$F_o = \frac{m_0 v^2}{r}$$

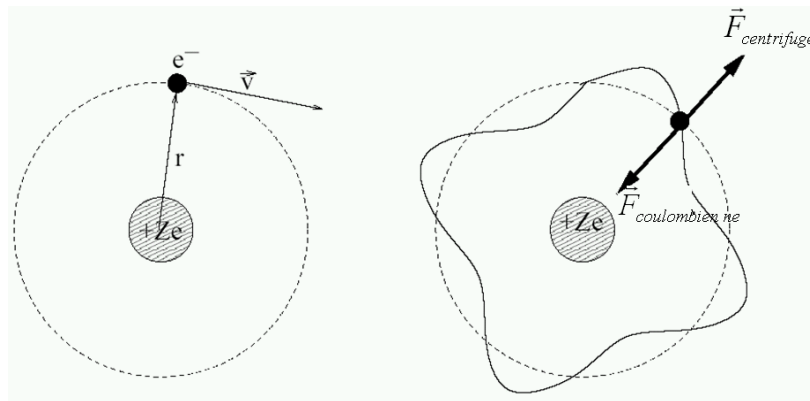
- Force d'attraction coulombienne (interaction électrostatique entre noyau et électron)

$$F_C = \frac{1}{4\pi \cdot \epsilon_0} \cdot \frac{Ze \cdot e}{r^2}$$

avec : ϵ_0 , permittivité du vide

e , charge de l'électron ($1,6 \cdot 10^{-19}$ C)

Z , numéro atomique (nombre de charges positives dans le noyau)



L'énergie potentielle électrostatique de l'électron à une distance r du noyau E_P est alors l'énergie qu'il faut lui fournir pour l'amener à ∞ :

$$E_P = -\frac{1}{4\pi \cdot \epsilon_0} \cdot \frac{Ze \cdot e}{r} = -k \frac{Ze^2}{r}$$

N.B. Ne pas confondre l'énergie potentielle de l'électron (négative), plus basse sur l'orbite fondamentale, la plus proche du noyau (comme un pendule est stable en position verticale) et l'énergie de liaison de l'électron pour une orbite donnée (coulombienne : énergie nécessaire à la libération de l'électron), qui diminue lorsqu'on s'éloigne du noyau (électrons moins liés).

1.3.2. Energies de l'atome

L'énergie mécanique de chaque orbite E_m est donnée par :

$$E_m = -k \frac{Z \cdot e^2}{2r}$$

Chaque orbite permise correspond à un état d'énergie de l'atome E_n , avec :

$$E_n = -\frac{K}{n^2}$$

L'espacement des niveaux d'énergie s'amenuise au fur et à mesure que n croît.

L'énergie la plus négative, correspondant à la liaison électron-noyau la plus forte (niveau fondamental, $n = 1$, $E = E_1$) est dite énergie de Rydberg (énergie qu'il faut fournir à l'atome d'hydrogène pour lui arracher son électron) : $E_1 \approx -13,6eV$

1.3.3. Rayon de l'atome

$$r = \frac{n^2 \cdot \bar{h}^2}{k \cdot m_0 \cdot Z \cdot e^2}$$

Dans le cas de l'hydrogène ($Z=1$, $n=1$), nous avons le rayon de Bohr (≈ 53 pm).

1.4. *Modèle quantique moderne*

1.4.1. Principe d'indétermination d'Heisenberg

Un corps est caractérisé par sa masse, sa position dans l'espace et sa vitesse. D'après le déterminisme de la mécanique classique, à partir de ces données initiales il est possible de prévoir le comportement ultérieur du corps c'est-à-dire la trajectoire dans l'espace et dans le temps. Heisenberg a montré que dans le monde sub-atomique, il est impossible de déterminer simultanément la position dans l'espace **et** la quantité de mouvement d'une particule. En effet, la mesure précise de l'une entraîne une imprécision sur l'autre, le produit des deux indéterminations étant limité par la constante de Planck (limitation de principe, non liée à une imperfection des systèmes de mesure) :

$$\Delta(x,y,p) \cdot \Delta p \geq h$$

1.4.2. Orbitales

Une orbite doit être parfaitement définie à chaque instant, en position et vitesse. D'après le principe d'Heisenberg on ne peut pas de connaître les deux à la fois, avec une grande précision. Il s'ensuit que dans le modèle moderne de l'atome, les électrons sont situés dans des volumes dont la densité représente la probabilité de présence de l'électron : ce sont les orbitales. Sur une orbitale, la position de l'électron peut être bien connue, mais alors sa vitesse l'est moins, ou réciproquement.

Le modèle classique de l'orbite de Bohr n'est donc plus valable mais il garde, en première approximation, des propriétés didactiques séduisantes.

1.4.3. Nombres quantiques

Chaque électron atomique est caractérisé par les 4 nombres quantiques suivants :

Nombre quantique principal n : caractérise le niveau d'énergie (la taille de l'orbitale). On associe une "couche" électronique à chaque valeur de n :

- si $n = 1$ couche K
- si $n = 2$ couche L
- si $n = 3$ couche M
- si $n = 4$ couche N

Nombre quantique azimutal l : caractérise la forme de l'orbitale (la sous-couche). Avec le précédent, il est en rapport avec la distribution probable des électrons dans l'orbitale. Il vaut $l = 0, \dots, n-1$ par valeurs entières, soit n valeurs.

Pour les différentes valeurs de l , les électrons sont appelés :

- si $l = 0$ électron s (sharp)
- si $l = 1$ électron p (principal)
- si $l = 2$ électron d (diffus)
- si $l = 3$ électron f (et ainsi de suite par ordre alphabétique)

Nombre quantique magnétique m : caractérise l'orientation de l'atome dans le champ magnétique créé par l'électron et correspond au moment cinétique (sens de rotation de l'électron autour du noyau).

Il vaut : $m = -l, \dots, 0, \dots, +l$ par valeurs entières, soit $(2l + 1)$ valeurs

Nombre quantique de spin s : correspond à la rotation de l'électron sur lui-même.

Il vaut $s = \pm \frac{1}{2}$

1.5. Configuration électronique d'un atome

1.5.1. Notation des électrons

Sur chaque couche de nombre quantique principal n ne peuvent pas graviter plus de $2n^2$ électrons (règle de Stoner).

Les électrons sont notés ainsi : nl^e

avec n : nombre quantique principal

l : symbole du nombre quantique azimutal l

e : nombre d'électrons

niveau	n	l	m	s	états
K	n = 1	l = 0	m = 0	s = $\pm \frac{1}{2}$	1s ²
L	n = 2	l = 0	m = 0	s = $\pm \frac{1}{2}$	2s ²
		l = 1	m = 0, ± 1	s = $\pm \frac{1}{2}$	2p ⁶
M	n = 3	l = 0	m = 0	s = $\pm \frac{1}{2}$	3s ²
		l = 1	m = 0, ± 1	s = $\pm \frac{1}{2}$	3p ⁶
		l = 2	m = 0, $\pm 1, \pm 2$	s = $\pm \frac{1}{2}$	3d ¹⁰
N	n = 4	l = 0	m = 0	s = $\pm \frac{1}{2}$	4s ²
		l = 1	m = 0, ± 1	s = $\pm \frac{1}{2}$	4p ⁶
		l = 2	m = 0, $\pm 1, \pm 2, \pm 3$	s = $\pm \frac{1}{2}$	4d ¹⁰
		l = 3	m = 0, $\pm 1, \pm 2, \pm 3, \pm 4$	s = $\pm \frac{1}{2}$	4f ¹⁴

1.5.2. Construction du tableau de Mendeleev

Le principe d'exclusion de Pauli affirme que deux électrons dans un même système ne peuvent pas se trouver dans le même état, c'est-à-dire avoir simultanément le même type de mouvement (les quatre nombres quantiques égaux). Le corollaire de ce principe est que l'on peut établir la configuration des atomes des différents éléments en considérant les valeurs successives que peuvent prendre les nombres quantiques des électrons. Ainsi, pour construire la classification périodique de Mendeleev, on remplit progressivement les couches électroniques par ordre d'énergie croissante (en partant de K)

Structure électronique des 10 premiers éléments

ELEMENT	1s	2s	2p
H	[↑]		
He GAZ RARE	[↑↓]		
Li	[↑↓]	[↑]	[] [] []
Be	[↑↓]	[↑↓]	[] [] []
B	[↑↓]	[↑↓]	[↑] [] []
C	[↑↓]	[↑↓]	[↑] [↑] []
N	[↑↓]	[↑↓]	[↑] [↑] [↑]
O	[↑↓]	[↑↓]	[↑↓] [↑] [↑]
F	[↑↓]	[↑↓]	[↑↓] [↑↓] [↑]
Ne GAZ RARE	[↑↓]	[↑↓]	[↑↓] [↑↓] [↑↓]

1.6. Echanges d'énergie au niveau du cortège électronique

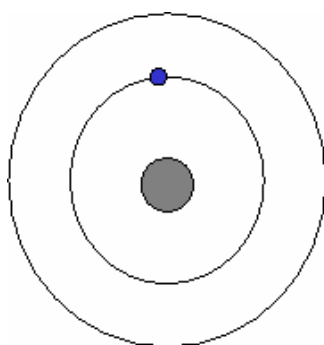
Au niveau de l'atome, les échanges d'énergies peuvent comporter :

- une excitation, lorsqu'il y a gain d'énergie (absorption)
- une émission, lorsqu'il y a perte d'énergie (désexcitation)

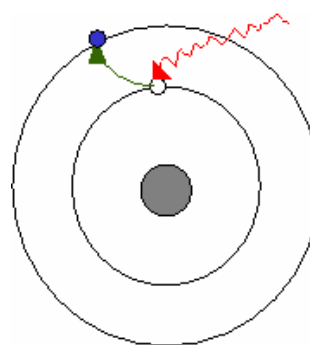
1.6.1. Absorption résonnante

Un électron se trouve normalement sur l'orbite fondamentale. Il peut passer sur une autre orbite plus éloignée (d'énergie potentielle supérieure), à condition qu'on lui fournisse l'énergie qui correspond à la différence d'énergie entre les deux niveaux. Cette énergie peut lui être communiquée par des chocs avec d'autres atomes, par un champ électrique, ou bien par un photon exciteur d'énergie E_p égale à la différence d'énergie entre les niveaux n et m :

$$E_p = h \cdot \nu = \Delta E = E_m - E_n = \frac{-E_0}{m^2} - \frac{-E_0}{n^2} = E_0 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$



Modèle de Bohr



photon exciteur

Le photon exciteur est ainsi absorbé (origine des raies d'absorption).

1.6.2. Désexcitation électromagnétique spontanée (X)

Un électron excité a tendance à retomber vers une orbite interne, plus stable, sans aucune sollicitation externe apparente. Pour assurer la conservation de l'énergie, il émet un photon (dit X) d'énergie égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux. Ce retour à l'énergie fondamentale, phénomène inverse de l'absorption, est à l'origine des raies d'émission et se fait en un temps très court (10^{-16} s)

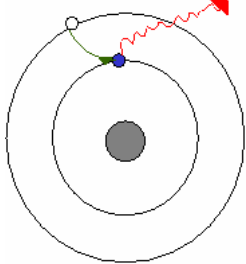
Lorsqu'un atome est fortement excité, l'électron passe sur une orbite haute en sautant les orbites intermédiaires. Pour se désexciter, il a alors la possibilité de retomber sur toute orbite de niveau inférieur, jusqu'à revenir au niveau de base. Il va

donc effectuer une cascade en émettant à chaque saut un photon de longueur d'onde correspondante à la différence d'énergie entre les deux niveaux.

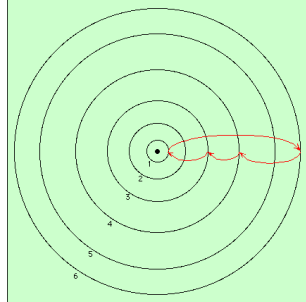
On observera alors autant de raies d'émission qu'il y a de niveaux dans la cascade.

Si l'électron retombe directement sur le niveau d'où il provient, on parle de fluorescence de résonance.

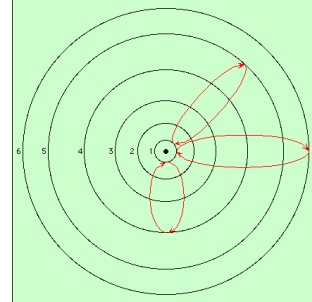
Emission spontanée X



Emission en cascade



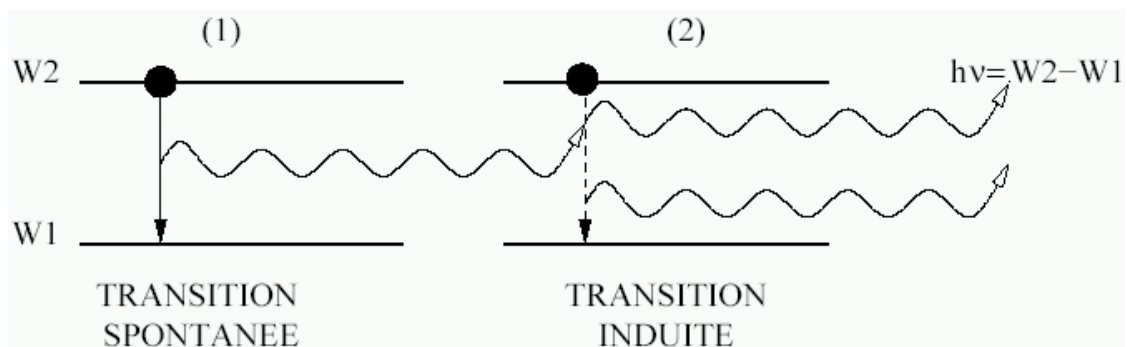
Fluorescence de résonance



1.6.3. Désexcitation électromagnétique induite (effet Laser)

Dans un milieu qui contient un grand nombre d'atomes dans un état excité, lorsqu'il y a une émission (transition) spontanée, le photon émis va passer près d'un deuxième atome déjà excité. Son électron retourne au niveau d'énergie plus bas par transition induite (ou stimulée) en émettant deux photons, en phase avec le précédent et de même énergie (égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux), etc.

Le résultat final est une amplification de l'onde électromagnétique par le milieu avec émission d'un grand nombre de photons de même énergie et en phase, qui additionnent leurs champs électriques et magnétiques : c'est l'effet Laser.



Le photon (1) entraîne la desexcitation de l'électron (2) avec émission de deux photons de même énergie et en phase avec le photon (1)

N.B. les sources rayonnantes usuelles, si intenses, peuvent fournir beaucoup de photons mais dans le désordre, car portés par une multitude d'ondes différentes.

1.6.4. Désexcitation non radiante (émission de l'électron Auger)

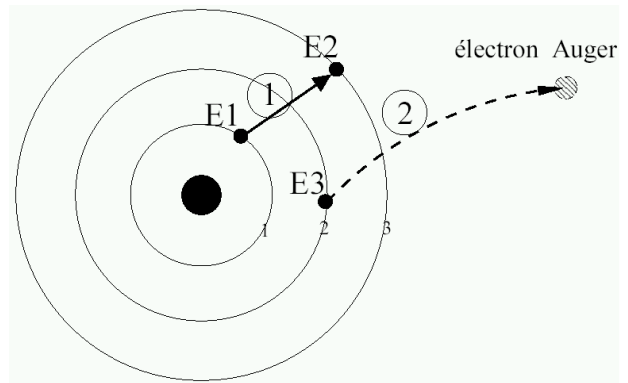
Lorsque l'excédent d'énergie absorbée par l'atome lors du passage d'un électron d'une couche électronique à une autre plus externe est transféré directement (sans émission X) à un électron du cortège, celui-ci (dit électron Auger) est éjecté de l'atome : il s'agit d'un processus d'auto-ionisation de l'atome.

L'énergie du photon exciteur ($E_2 - E_1$) se partage entre :

- énergie nécessaire pour libérer l'électron éjecté (énergie de liaison E_3)
- énergie cinétique (vitesse avec laquelle l'électron Auger quitte l'atome, E_c)

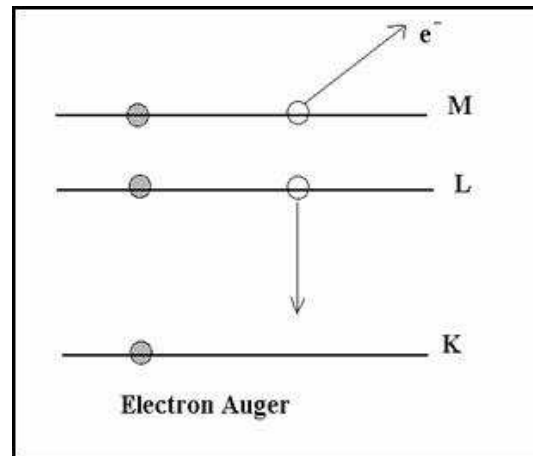
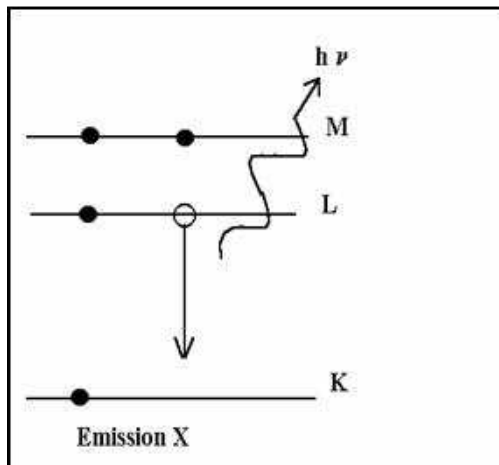
$$E_2 - E_1 = h\nu = E_c + E_3$$

Emission de l'électron Auger.



Il y a compétition entre émission X et l'effet Auger : l'effet Auger est prédominant pour les éléments légers alors que l'émission X prédomine pour les éléments lourds.

Modes de désexcitation de l'atome



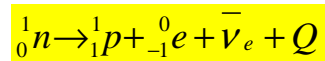
2. Le noyau

2.1. Constitution

Le noyau est constitué de particules (Fermions) qui, à l'état libre, se présentent sous deux formes (neutrons et protons), de moment magnétique $\frac{1}{2}$:

2.1.1. Neutron

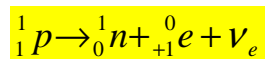
- symbole 1_0n ou n
- charge électrique nulle
- masse au repos 1,00867 uma
- radioactif à l'état libre (T = 12 min)



avec : $\bar{\nu}_e$: anti-neutrino électronique
Q = 0,76 MeV

2.1.2. Proton

- symbole 1_1p ou p ou 1_1H (noyau d'hydrogène, H^+)
- charge électrique $+e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C
- masse au repos 1,00728 uma (un peu moins massif que le neutron)
- stable, mais peut se transformer en n dans certaines réactions nucléaires



avec : ν_e : neutrino électronique
 ${}^0_{+1}e = e^+$ (positon ou positron)

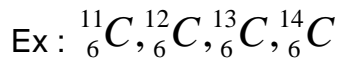
2.1.3. Nomenclature

Un noyau atomique d'espèce donnée s'appelle un nuclide, A_ZX avec :

- Z, numéro atomique (nombre de protons) ou nombre de charge (nombre d'électrons)
- A, nombre de masse (nombre de nucléons)
- N, nombre de neutrons (N = A - Z)

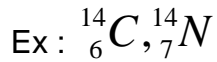
Les isotopes

Atomes dont les noyaux ont mêmes Z (même cortèges électroniques donc mêmes propriétés chimiques, c'est-à-dire mêmes éléments chimiques) mais A différents.



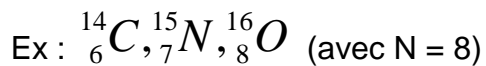
Les isobares

Atomes dont les noyaux ont mêmes A, mais Z différents.



Les isotones

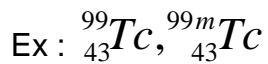
Atomes dont les noyaux ont le même nombre de neutrons (peu utilisé).



Les isomères

Atomes dont les noyaux ont mêmes Z et A, mais qui existent à des états d'excitation nucléaire différents.

état fondamental	${}^A\text{X}$
états excités	${}^A\text{X}^*$
états métastables	${}^{\text{Am}}\text{X}$



2.2. Paramètres nucléaires

2.2.1. Caractéristiques

Charge électrique

Charge = + Ze (Z égal au nombre de protons)

Spin

- Noyaux avec A pair : $I = 1, 2, \dots$ entier (cas particulier : A et Z pairs $\Rightarrow I = 0$)
- Noyaux avec A impair : $I = \frac{1}{2}, \dots, 5/2$ demi-entier

Moment magnétique nucléaire

Résulte de la rotation de particules chargées dans le noyau.

$$\vec{\mu} = \gamma \cdot \vec{I}$$

γ : rapport magnétogyrique (ou gyromagnétique), caractéristique du noyau

2.2.2. Forces en jeu

Electromagnétiques

- forces répulsives entre les protons, attractives entre les électrons et le noyau
- de portée infinie
- non saturables : elles tendent à faire éclater les noyaux (plus Z augmente et plus les forces électromagnétiques sont grandes) :

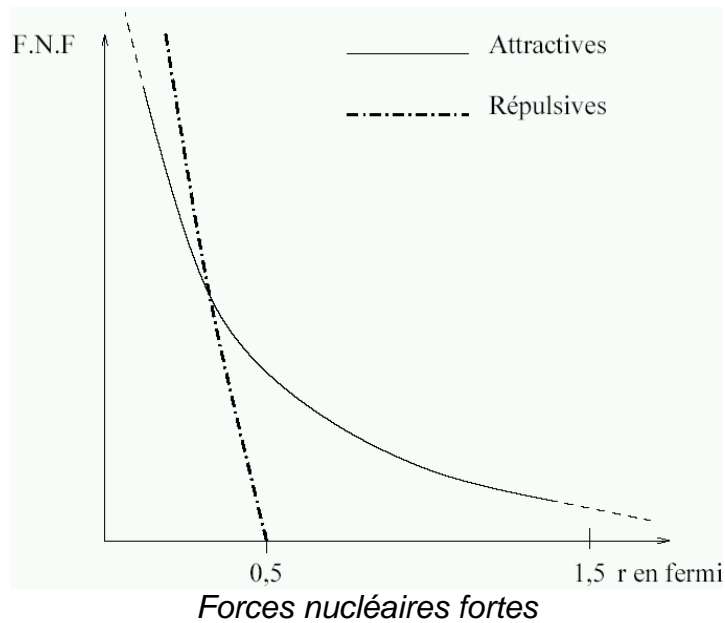
Forces nucléaires fortes (assurent la cohésion du noyau)

Forces attractives

- s'exercent entre tous les nucléons (liaisons des nucléons)
- très intenses (100 fois supérieures aux forces électromagnétiques) :
permettent une masse volumique très importante des nucléons ($2 \cdot 10^{14}$ g/cm³)
- de rayon d'action très court : $r = 1 \cdot 10^{-15}$ m (1 fermi)
- saturables : ne peuvent équilibrer la force électromagnétique que jusqu'à une certaine limite (en nature il n'y a pas d'atomes très lourds)

Forces répulsives

- résistent à l'effondrement du noyau sous l'effet des forces attractives.
- de rayon d'action encore plus court : $r = 0,5$ fermi



2.2.3. Stabilité des noyaux

Energie de liaison du noyau

Energie qu'il faut fournir pour séparer tous les nucléons :

$$E_i + E_l = E_n \quad (1)$$

avec E_i : énergie interne du noyau

E_l : énergie de liaison

E_n : énergie des nucléons dispersés

Défaut de masse

D'après $E = M \cdot c^2$, l'équation (1) donne :

$$M \cdot c^2 + E_l = (N \cdot m_n + Z \cdot m_p) c^2$$

donc

$$E_l = (N \cdot m_n + Z \cdot m_p) c^2 - M \cdot c^2$$

La différence des masses s'appelle défaut de masse Δm .

$$E_l = \Delta m \cdot c^2$$

N.B. on exprime généralement E_l en énergie moyenne par nucléon :

$$\bar{E}_l = \frac{E_l}{A} \approx 7 \text{ à } 8 \text{ MeV (l'énergie d'une réaction nucléaire est très supérieure à}$$

celle d'une réaction chimique)

Condition de stabilité du noyau

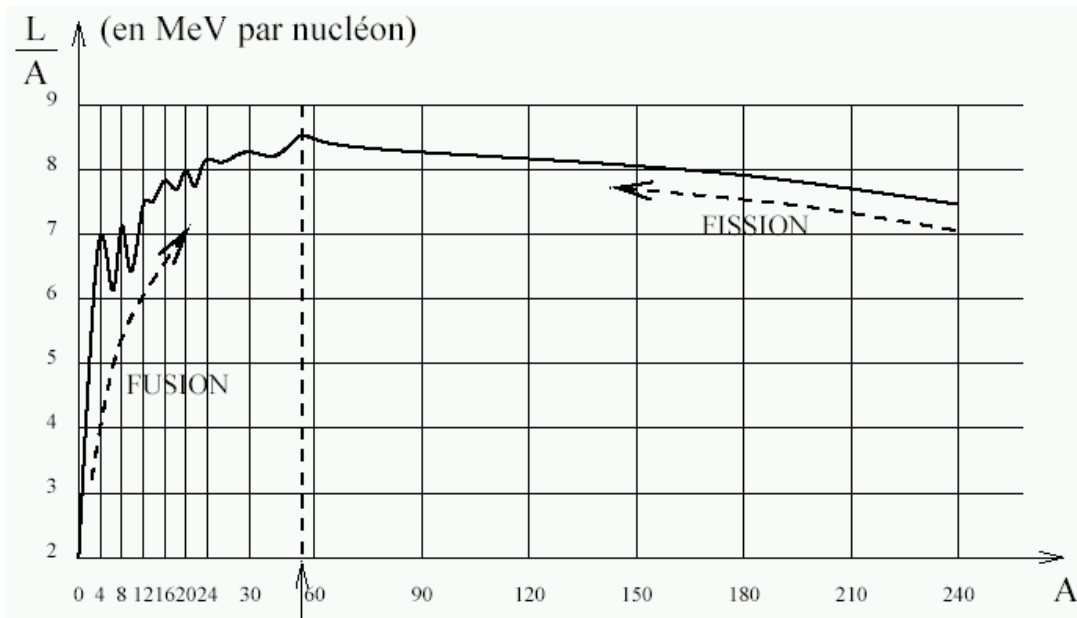
La masse du noyau stable est inférieure à la somme des masses de ses constituants (la masse ne se conserve pas, mais l'énergie totale se conserve). L'énergie de liaison par nucléon est positive et d'autant plus grande que le noyau est stable

Fission et fusion nucléaires

La fission et la fusion libèrent de l'énergie, car dans les deux cas $\frac{E_l}{A}$ augmente.

Exemples de réactions nucléaires fournissant de l'énergie :

- Fusion des noyaux légers (étoiles, bombes H)
- Fission des noyaux lourds (centrales nucléaires, bombes A)



Le ${}^{56}_{26}\text{Fe}$, (26 protons et 30 neutrons) est le noyau le plus stable