

Physique atomique et nucléaire

1. Structure d'un atome

Il y a 2500 ans, Democrite (philosophe grec), ayant observé l'usure des marches d'un temple, proposa que toute matière était constituée de particules si petites qu'elles ne pouvaient être dissociées en d'autres particules plus petites encore. Il leur donna le nom d'atomes, du grec *atomos*, qui signifie « que l'on ne peut diviser ».

Toute matière est composée de particules élémentaires et tous les corps, vivants ou inertes, sont également formés de la réunion de ces particules. Trois de ces particules fondamentales sont particulièrement importantes en raison de leur présence dans de nombreux phénomènes courants : Les **électrons**, les **protons** et les **neutrons**. Ces trois particules sont réunies dans des structures bien définies appelées atomes. Les protons et les neutrons sont rassemblés dans la région centrale de l'atome appelée **noyau**, autour duquel gravitent les électrons. Les composants du noyau (protons, neutrons) sont appelés **nucléons**.

La lettre N représente le nombre de neutrons dans le noyau. Le numéro atomique Z, égal au nombre de proton dans le noyau, est caractéristique de chaque élément. Les éléments naturels ont des numéros atomiques allant de $Z = 1$ (hydrogène) à $Z = 92$ (uranium), alors que les éléments dont les numéros atomiques dépassent 92 (jusqu'à $Z = 110$ actuellement) sont obtenus par des moyens artificiels et n'ont qu'une brève durée de vie¹. Le nombre de masse $A = N + Z$ est le nombre total de nucléon dans un noyau. N'importe quel élément du tableau périodique peut donc s'écrire de la façon suivante :



où X est le symbole chimique de l'élément (${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{14}_7\text{N}$, ...). Dans certains cas, on ne donne pas l'indice Z, puisque l'élément est identifié de manière univoque par son symbole chimique (oxygène 16, carbone 12, azote 14).

2. Masses des particules élémentaires

Les protons et les neutrons ont une masse quasiment égale, environ 2000 fois plus grande que celle des électrons.

Masse du neutron	:	$m_n = 1,675 \times 10^{-27}$ kg
Masse du proton	:	$m_p = 1,672 \times 10^{-27}$ kg
Masse de l'électron	:	$m_e = 0,911 \times 10^{-30}$ kg

En raison de la faible masse des électrons, 99,9% de la masse totale d'un atome se retrouve concentrée dans le noyau.

¹ Certains éléments de numéro atomique inférieur à 92 sont également obtenus par des moyens artificiels, comme le technétium ($Z=43$) ou le prométhium ($Z=63$).

Calculons l'énergie de liaison dans le cas du noyau d'hélium. Nous avons trouvé un défaut de masse valant

$$\Delta m = 0,049 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

ce qui correspond à une énergie de liaison de

$$E = \Delta m \times c^2 = 0,049 \times 10^{-27} \times (3 \times 10^8)^2 = 4,41 \times 10^{-12} \text{ Joule}$$

Ceci représente l'énergie qui a été libérée lors de la formation d'un noyau d'hélium.

Appelons **E'** l'énergie libérée lors de la formation de 1 mole de noyaux d'hélium (environ 4 grammes d'hélium).

$$E' = N_A \times E = 6,02 \times 10^{23} \times 4,41 \times 10^{-12} = 2,65 \times 10^{12} \text{ J}$$

donc

$$E' = 2,65 \times 10^{12} \text{ J}$$

C'est une énergie considérable qui permettrait théoriquement de chauffer **8'000 tonnes d'eau** de 20° à 100° avec seulement 4 grammes d'hélium !

11. Energie de liaison par nucléon

Comparons l'énergie de liaison d'un noyau de calcium avec celle d'un noyau d'uranium :

$$\text{Energie de liaison d'un noyau de calcium } ({}_{20}^{40}\text{Ca}) : E = 5,592 \times 10^{-11} \text{ J}$$

$$\text{Energie de liaison d'un noyau d'uranium } ({}_{92}^{235}\text{U}) : E = 28,905 \times 10^{-11} \text{ J}$$

L'énergie de liaison d'un noyau d'uranium est plus grande que celle d'un noyau de calcium. Cette comparaison pourrait nous faire penser (à tort !) que l'uranium est plus stable que le calcium. Or, nous savons que le calcium est stable, alors que l'uranium est radioactif. Le problème vient du fait que nous avons comparé des noyaux qui ne possèdent pas le même nombre de nucléons. Pour avoir une idée plus précise de la stabilité des noyaux, calculons l'énergie moyenne avec laquelle un nucléon est retenu dans le noyau ou **énergie de liaison par nucléon** :

$$\text{Pour le calcium} : \frac{E}{A} = \frac{5,592 \cdot 10^{-11}}{40} \cong 1,39 \cdot 10^{-12} \text{ J}$$

$$\text{Pour l'uranium} : \frac{E}{A} = \frac{28,905 \cdot 10^{-11}}{235} \cong 1,23 \cdot 10^{-12} \text{ J}$$

où A représente le nombre de nucléons de chaque noyau.

En comparant ces deux valeurs, on peut remarquer qu'une partie de la masse semble avoir disparu lors de la formation du noyau. Cette quantité de masse "perdue" est appelée **défaut de masse Δm** . Par définition, on a

$$\Delta m = \text{masse initiale (nucléons séparés)} - \text{masse finale (noyau formé)}$$

Pour le lithium, le défaut de masse vaut :

$$\Delta m = 1,172 \times 10^{-26} - 1,165 \times 10^{-26} = 6,944 \times 10^{-29} \text{ kg}$$

Cette quantité de masse peut paraître très petite, mais si on la compare à la masse initiale, on peut remarquer que :

$$\frac{\Delta m}{3m_p + 4m_n} = \frac{6,944 \times 10^{-29}}{1,172 \times 10^{-26}} \cong 6 \times 10^{-3}$$

ce qui signifie qu'environ **6 ‰** de la masse initiale a été "perdue".

Cependant, il existe en physique une loi de conservation qui stipule que " Dans l'univers, rien ne se crée, rien ne se détruit, tout se transforme " (conservation de l'énergie).

La masse perdue ne s'est donc pas volatilisée, mais a été transformée en **énergie**.

10. Energie de liaison

Lorsque le noyau (ou l'atome) s'est formé, une certaine quantité d'énergie a été libérée. A l'inverse, il faudrait apporter cette même quantité d'énergie au noyau pour le séparer complètement en ses différents constituants.

Cette énergie est appelée **énergie de liaison** du noyau.

D'après la célèbre équation d'Einstein, l'énergie de liaison E vaut :

$$E = \Delta m \times c^2$$

où Δm est le défaut de masse (en kg) et c la vitesse de la lumière dans le vide avec $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$ (300'000 kilomètres par seconde !)

L'unité dans laquelle on mesure une énergie est le **Joule** (symbole J).

Ordre de grandeur de la masse volumique du noyau

Considérons un noyau d'uranium 238 : ${}_{92}^{238}\text{U}$

Le rayon du noyau est de l'ordre de 5×10^{-15} m, ce qui correspond à un volume d'environ $5,23 \times 10^{-43} \text{ m}^3$. Sa masse vaut quant à elle 238,05 u, c'est-à-dire $3,95 \times 10^{-25}$ kg. La masse volumique du noyau d'uranium 238 est donc donnée par

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{3,95 \times 10^{-25}}{5,23 \times 10^{-43}} \cong 75 \times 10^{16} \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

Une balle de ping-pong remplie de noyaux d'uranium pèserait environ 20 milliards de tonnes !

Cette masse volumique est beaucoup plus grande que n'importe quelle matière existante sur terre (75 suivi de 16 zéros !). A titre de comparaison, la masse volumique du Plomb est seulement de $11'300 \text{ kg/m}^3$...

Cohésion nucléaire

Dans le noyau, les protons et les neutrons sont réunis dans un espace extrêmement petit. Comme les protons sont chargés positivement, ils exercent les uns sur les autres des forces électriques de répulsion (les protons se repoussent entre eux). Or, nous savons que les noyaux sont généralement stables. Par conséquent, des forces plus fortes que les forces électriques doivent exister pour permettre aux noyaux de ne pas se désintégrer.

Ces forces **attractives** qui maintiennent non seulement les protons, mais également les neutrons entre eux sont appelées **forces nucléaires**. Les forces nucléaires sont très intenses, mais n'agissent que sur une très petite distance (de l'ordre de 2×10^{-15} m). Au-delà de cette distance, l'intensité des forces nucléaires décroît très rapidement.

9. Défaut de masse

L'expérience montre que la masse d'un noyau stable est toujours **inférieure** à la somme des masses de ses constituants (nucléons).

A titre d'exemple, considérons un noyau de lithium 7, composé de trois protons et de quatre neutrons. Sachant que le proton et le neutron ont une masse respective de $1,672 \times 10^{-27}$ kg et $1,675 \times 10^{-27}$ kg, le noyau devrait donc avoir une masse de :

$$\begin{array}{r} 3 \times 1,672 \times 10^{-27} \quad \text{kg} \\ 4 \times 1,675 \times 10^{-27} \quad \text{kg} \\ \hline 1,172 \times 10^{-26} \quad \text{kg} \end{array}$$

Or, selon le Formulaires et Tables, le noyau de lithium 7 a une masse atomique de 7,016 u, c'est-à-dire de $1,165 \times 10^{-26}$ kg (car $1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-27}$ kg)

7. Deux unités pratiques : l'unité de masse atomique et la mole

Lorsqu'on parle d'atome, les masses sont si petites qu'il est préférable d'introduire une nouvelle unité de mesure des masses : **l'unité de masse atomique u**.

Par définition, la masse d'un atome neutre de carbone 12 est *exactement* égale à 12u. L'unité de masse atomique u vaut donc :

$$1 \text{ u} = 1,66054 \times 10^{-27} \text{ kg} \cong 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

De plus, les faibles masses des atomes impliquent que quelques grammes de matière contiennent des millions de milliards de milliards d'atomes. Il est par conséquent nécessaire d'introduire un nombre représentant un ensemble suffisamment grand d'atomes (de ions ou de particules). La **mole** (mol) est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 0,012 kilogrammes de carbone 12.

Une mole est composée de $6,022 \times 10^{23}$ entités élémentaires (atomes, ions ou molécules) d'une substance quelconque. Ce nombre est appelé **nombre d'Avogadro** et noté N_A . On a donc

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

A l'aide de cette nouvelle définition, on a l'équivalence : $1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg} = \frac{1 \text{ g}}{N_A}$

On peut en conclure que 1 unité de masse atomique est équivalente à 1gramme par mole. Cette relation est très utile, puisqu'elle nous permet de trouver rapidement la masse en gramme d'une mole de n'importe quelle matière à l'aide du tableau périodique.

Exemple : Pour le Fer de masse atomique 56 u, la relation ci-dessus nous permet de savoir que **une mole de Fer 56 (de masse atomique moyenne 56 u) a une masse de 56 g**, résultat facile à retrouver et valable également pour tous les éléments du TP. Une mole d'uranium 235 a une masse de 235 g, une mole de Clore 35 a une masse de 35 g et ainsi de suite ...

8. Masse volumique d'un noyau

Il est bien connu que pour un même **volume**, la **masse** d'un objet dépend de la matière dont il est constitué (1 cm³ de fer pèse plus lourd que 1 cm³ d'eau).

La quantité de matière contenue par unité de volume est appelée **masse volumique** (symbole ρ) et donnée par la relation suivante :

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

où m représente la masse du corps et V son volume. Dans le système international (SI), l'unité de masse est le kg, et l'unité de volume le m³. La masse volumique se mesure donc en **kg/m³**.

L'élément le plus simple est l'hydrogène : son noyau est constitué d'un seul proton autour duquel gravite un unique électron. Les jeunes étoiles sont principalement constituées d'hydrogène. Elles naissent suite à « l'effondrement » de gigantesques nuages d'hydrogène qui se concentrent sous l'effet de la gravitation. En raison de la température et de la pression dans le cœur du nuage, des réactions nucléaires se produisent et la protoétoile commence à briller.

L'hydrogène représente 90 % de la masse *observable* de l'Univers. Assez étrangement, l'Univers observable (matière ordinaire connue : protons, neutrons, électrons) représente seulement 4% de la masse totale de l'Univers. 23 % est constitué de matière noire inconnue, et 73 % d'une énergie sombre dont on cherche encore aujourd'hui l'origine.

Le deuxième élément est l'hélium, formé (comme tous les éléments jusqu'au fer) dans le cœur même des étoiles lors de la fusion de noyaux d'hydrogène.

Vous trouverez un tableau périodique à la dernière page du formulaires et tables. La masse atomique indiquée sous chaque élément représente la masse moyenne de l'atome compte tenu de l'abondance relative de chacun de ses isotopes.

6. Isotopes

Deux éléments sont isotopes l'un de l'autre s'il ne diffèrent que par leur nombre de neutrons.

L'hydrogène possède deux isotopes, le deutérium et le tritium :

Hydrogène :	${}^1_1\text{H}$	(99,985 %)	stable
Deutérium :	${}^2_1\text{H}$	(0,015 %)	stable
Tritium :	${}^3_1\text{H}$	(à l'état de traces)	instable

Autre exemple d'isotope :

Carbone	${}^{12}_6\text{C}$	(98,89 %)	stable
	${}^{13}_6\text{C}$	(1,11 %)	stable
	${}^{14}_6\text{C}$	(à l'état de traces)	radioactif

Le carbone 14 est utilisé pour la datation des fossiles végétaux et animaux (voir exemple d'application de l'émission β^-).

A l'état naturel, on connaît quelques 300 isotopes stables pour une centaine d'éléments. Les réactions nucléaires ont permis de découvrir plus de 1300 nouveaux isotopes, et ce n'est pas fini ...

3. Charges des particules élémentaires

Les constituants des atomes ne se différencient pas uniquement par leur masse ; ils possèdent également une **charge électrique**.

La charge du proton est *exactement* égale à la charge de l'électron, mais de signe opposé, tandis que les neutrons ont une charge nulle.

En général, les atomes possèdent une charge électrique totale nulle, c'est-à-dire que le nombre de protons est exactement égal au nombre d'électrons. Par conséquent, la matière, constituée d'atomes, est en général neutre (sans charge électrique totale).

La charge portée par le proton est appelée quantum de charge ou **charge élémentaire**, notée e , avec

$$e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ Coulomb}$$

L'unité de charge électrique est le Coulomb (symbole C).

Le proton porte donc une charge élémentaire positive $+e$, tandis que l'électron porte une charge élémentaire négative $-e$. Comme son nom l'indique, le neutron est neutre.

- Charge du proton : $q_p = +e = +1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
- Charge de l'électron : $q_e = -e = -1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$

La charge d'un noyau est donc exclusivement portée par les protons qu'il contient.

4. Principe de conservation de la charge

La somme algébrique des charges de l'Univers est constante. Lorsqu'une particule de charge $+e$ (antiparticule de l'électron) est créée, une particule de charge $-e$ est créée simultanément. Lorsqu'une particule de charge $+e$ disparaît, une particule de charge $-e$ disparaît également. La charge totale de l'univers reste donc constante.

Remarque : il peut paraître étrange de parler d'électron de charge positive ou de proton négatif, mais en réalité, chaque particule possède son antiparticule, de charge électrique opposée. L'ensemble de ces antiparticules constitue ce que l'on appelle *l'antimatière*.

Une des grandes questions de la physique actuelle est de comprendre pourquoi notre Univers est constitué de matière, puisque les lois de conservations de la charge impliquent un équilibre exact entre matière et antimatière, donc pas d'Univers du tout !

5. Tableau périodique des éléments (Formulaires et Tables, CRM)

Suivant le nombre de protons contenus dans le noyau, les atomes ont des caractéristiques différentes. En fait, c'est ce nombre de protons qui détermine si l'on est en présence d'un atome d'or, de carbone ou de toute autre matière.

Nous pouvons remarquer que l'énergie de liaison *par nucléon* du calcium est plus grande que celle de l'uranium ; par conséquent, le calcium est plus stable que l'uranium.

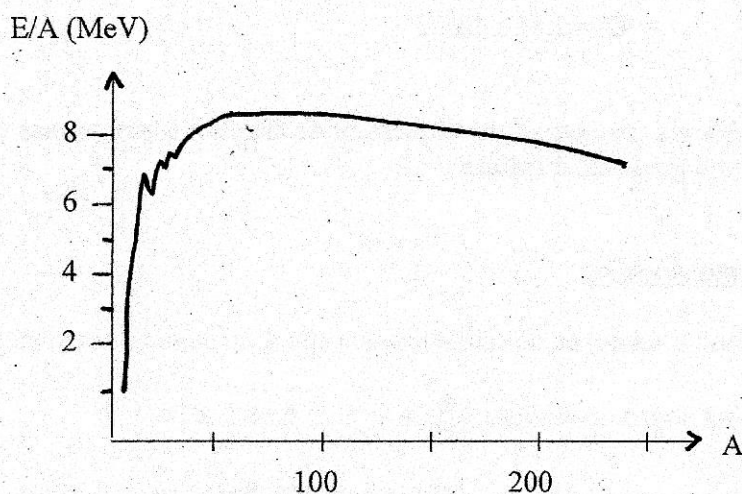
Remarque

Dans la pratique, les énergies sont généralement exprimées en MeV (mégaélectron-volt).

Par définition, l'électron-volt est l'énergie cinétique qu'acquiert un électron initialement au repos, lorsqu'il est accéléré par une tension égale à un volt. On a donc :

$$1 \text{ MeV} = 1,6 \times 10^{-13} \text{ J}$$

Sur un graphique, on peut représenter la courbe donnant les énergies de liaison par nucléon en fonction du nombre de nucléon A :



Commentaires sur cette courbe

- Le rapport E/A est approximativement constant, environ 8 MeV, pour $A \geq 12$. Ceci est une conséquence directe de la saturation des forces nucléaires. En effet, si un nucléon était attiré par tous les autres nucléons, l'énergie de liaison par nucléon serait proportionnelle à A . Le fait que les nucléons n'interagissent qu'avec quelques voisins montre que **les forces nucléaires sont à courte portée**.
- E/A est maximal dans la région du fer (^{56}Fe). Remarquez que le fer (avec le silicium) est l'élément le plus abondant dans la nature pour $A \geq 20$.
- Le maximum dans la région $A \cong 60$ a une autre conséquence importante : la **fission** et la **fusion**, donc la possibilité de produire de l'énergie nucléaire. Du côté droit de la courbe, la fission d'un noyau lourd avec par exemple $A = 240$ en deux fragments de $A \cong 120$ libère de l'énergie. Du côté gauche, la fusion de deux noyaux légers libère également de l'énergie.