

PREMIERE PARTIES : LES ATOMES

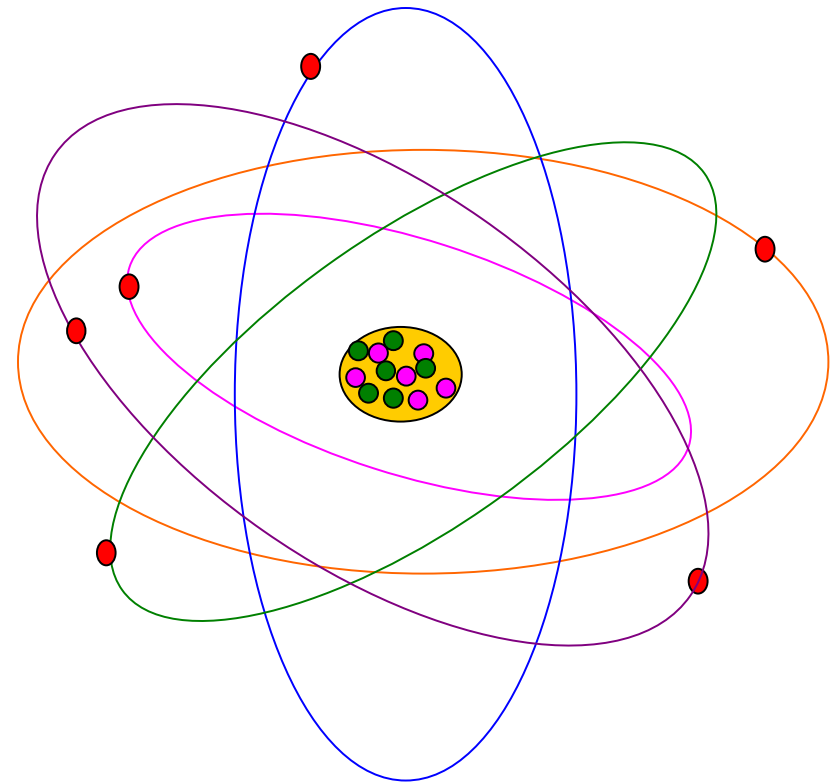
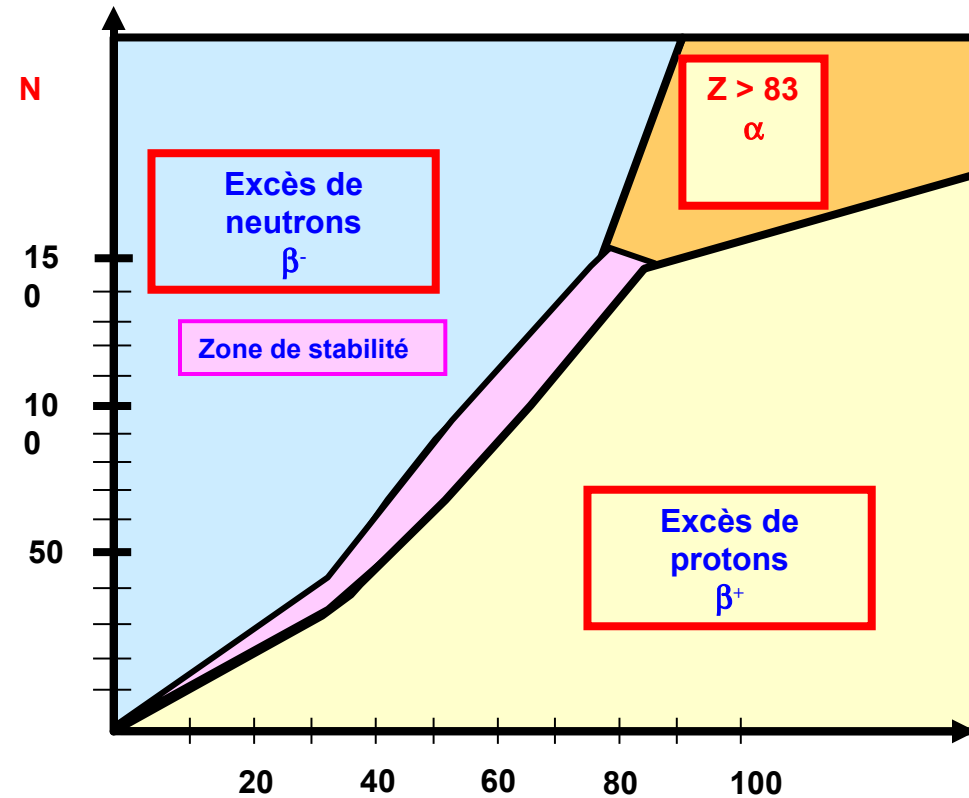
Chapitre 1 : Structure de la matière



Cette page est mise à disposition sous un [contrat Creative Commons](#).

Vous pouvez l'utiliser à des fins pédagogiques et NON COMMERCIALES, sous certaines réserves dont la citation obligatoire du nom de son auteur et l'adresse <http://www2.univ-reunion/~briere> de son site d'origine pour que vos étudiants puissent y accéder. Merci par avance de respecter ces consignes. Voir contrat...

Chapitre 1



QUELQUES NOTIONS SUR LA STRUCTURE DE LA MATIERE

Les particules élémentaires

Trois particules élémentaires de très petites dimensions composent toute la matière de l'Univers, avec ces trois briques fondamentales on peut « construire » tous les éléments qui existent.

Ces particules fondamentales ont été découvertes entre 1875 et 1910, ce sont :

Le Proton, le Neutron et l'Electron.

Quelques propriétés physiques

Particule	symbole	Masse	Charge électrique
Proton	p^+	$1,6724 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$1,60219 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Neutron	n^0	$1,6747 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	
Electron	e^-	$9,110 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	$-1,60219 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

On voit que le proton et le neutron ont des masses sensiblement identiques :

$$m_p = m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg.}$$

L'électron est une particule beaucoup plus légère, sa masse est approximativement 2000 fois plus faible que celle du proton ou du neutron ($m_p/m_e = 1833$).

Atome (du grec *atomos*, “indivisible”), particule, constituant essentiel de la matière caractéristique d'un élément chimique. L'étymologie grecque du mot “atome” souligne le caractère indivisible de cette “particule fondamentale”, qui était considérée comme indestructible.

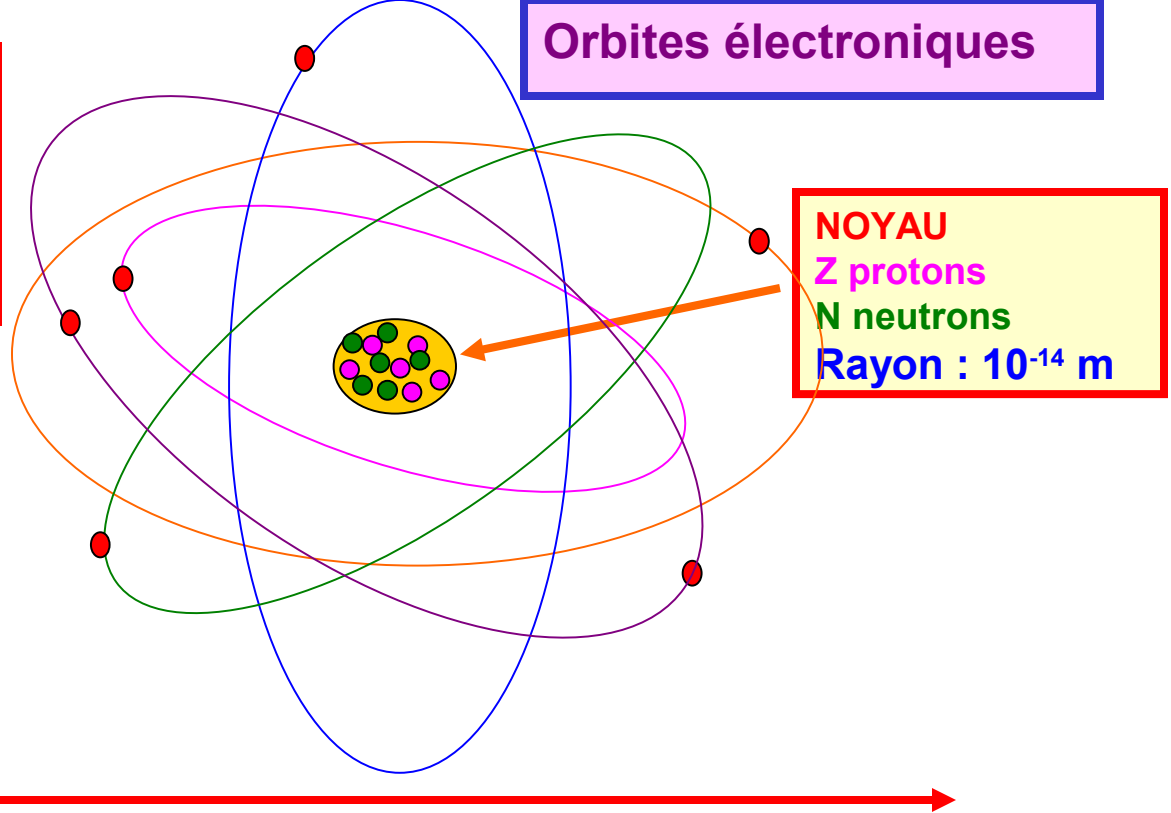
En réalité l'atome n'est pas indivisible puisque comme nous venons de le voir, il est constitué des particules fondamentales Protons, Neutrons et Electrons.

Cette définition reste toutefois valable car s'il est possible de détruire un atome d'un élément quelconque pour obtenir les particules élémentaires qui le composent, l'élément lui-même est détruit au cours de cette opération.

Nous considérerons l'atome comme la plus petite particule d'un élément déterminé qui puisse exister.

Cortège électronique
Z électrons gravitant
autour du noyau
(pour un atome neutre)

Orbites électroniques



Diamètre de l'atome : $2 \cdot 10^{-10}$ m

Représentation symbolique d'un atome (modèle planétaire)

Si l'échelle était respectée la taille de l'atome, de l'ordre de grandeur de l'Angström (10^{-10} m) devrait être 10000 fois plus grande que celle du noyau (10^{-14} m).

La Mole : unité de quantité de matière

La taille minuscule des atomes et leur masse extrêmement faible fait qu'il y a toujours un nombre énorme d'atomes dans le moindre échantillon de matière.

On a donc défini une unité de quantité de matière plus facile d'utilisation : **la mole**.

La mole est définie comme le nombre d'atome de carbone 12 contenu dans 12 g de carbone 12.

En pratique ce nombre \square est appelé nombre d'Avogadro et vaut environ $6,022 \cdot 10^{23}$.

Une mole d'atome correspond à $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes, une mole d'électrons correspond à $6,022 \cdot 10^{23}$ électrons. etc.

La Masse des atomes

Normalement la masse d'un atome devrait pouvoir se calculer simplement en faisant la somme des masses de ces divers constituants.

$$m_{\text{atome}} = Z m_{\text{proton}} + N m_{\text{neutron}} + Z m_{\text{électron}}$$
$$m_a = Z m_p + N m_n + Z m_e$$

La masse des électrons est très faible par rapport à celle des neutrons ou des protons, nous pourrions donc la négliger.

$$m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$m_a \approx 1,67 \cdot 10^{-27} (Z + N) \approx 1,67 \cdot 10^{-27} A$$

$$A = Z + N = \text{Nombre de Masse}$$

L'atome étant très petit on préfère utiliser la masse molaire atomique qui correspond bien sur à la masse d'une mole d'atome (soit 6.02×10^{23} fois la masse de l'atome).

A l'origine les chimistes ne connaissaient pas la masse réelle des atomes, ils avaient donc défini une échelle relative des masses molaires atomiques en comparant la masse des divers éléments entre eux en ayant choisi comme référence le carbone à qui ils avaient attribué arbitrairement une masse molaire atomique de 12 g.

L'unité de masse atomique :

Cette unité de masse adaptée à l'étude des objets microscopique est définie comme étant le douzième de la masse de l'atome de carbone.

Une mole de carbone pesant par convention 12 g et correspondant à N atomes de carbone, un atome de carbone pèse donc $12 / N$ g et l'unité de masse atomique vaut donc $1 / N$ g.

Il y a donc une correspondance directe entre la masse d'un atome en u.m.a et sa masse molaire en g.

Dire qu'un atome à une masse de M u.m.a est équivalent à dire que sa masse molaire atomique est de M g.mol⁻¹.

$$1 \text{ u.m.a} = 1 / N \text{ g} = 1 / 6,022 \cdot 10^{23} \approx 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g} \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Comme nous l'avons vu plus haut la masse du proton (ou celle du neutron) est justement pratiquement égale à cette masse de $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

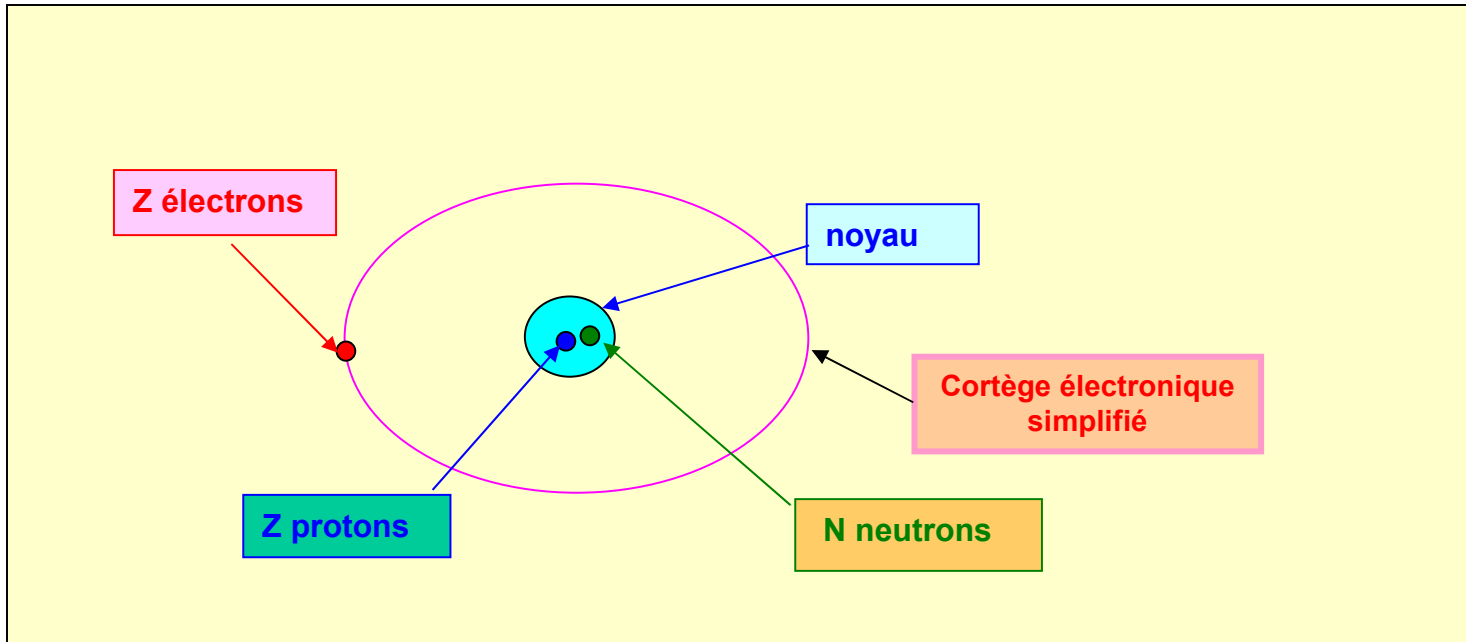
$$m_p \approx m_n \approx 1 \text{ u.m.a}$$

et comme : $m_a \approx 1,67 \cdot 10^{-27} (Z + N) \approx 1,67 \cdot 10^{-27} A$

La masse de l'atome exprimée en u.m.a ou sa masse molaire exprimée en g sont pratiquement égales à son nombre de masse $A = Z + N$.

Dans la plupart des situations courantes en chimie cette approximation sera valable et pourra donc être utilisée si on n'a pas besoin d'une précision extrême.

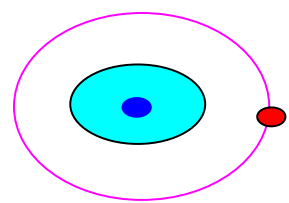
Construction des divers atomes :



Un élément chimique est caractérisé par le **nombre Z de protons** contenu dans son noyau, selon le **nombre N de neutrons** présents, il existe plusieurs **isotopes** de cet élément.

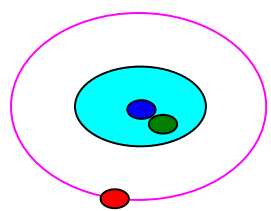
Pour l'atome neutre (à l'exclusion des ions) Z électrons vont graviter autour du noyau. Nous étudierons plus loin la façon dont ces électrons s'organisent dans le cortège électronique.

Représentation symbolique des trois isotopes de l'élément Hydrogène



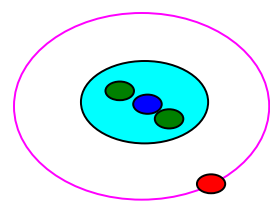
$Z = 1$
 $N = 0$
 $A = Z + N = 1$

^1_1H Hydrogène
« normal »



$Z = 1$
 $N = 1$
 $A = Z + N = 2$

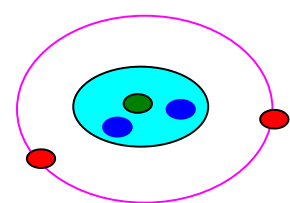
^2_1H Deutérium



$Z = 1$
 $N = 2$
 $A = Z + N = 3$

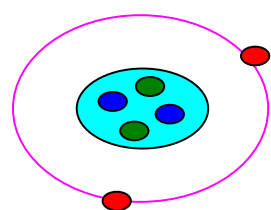
^3_1H Tritium

Représentation symbolique des trois isotopes de l'élément Hélium



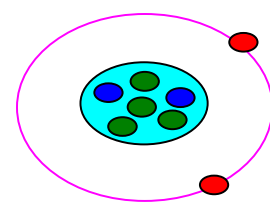
$Z = 2$
 $N = 1$
 $A = Z + N = 3$

^3_2He



$Z = 2$
 $N = 2$
 $A = Z + N = 4$

^4_2He

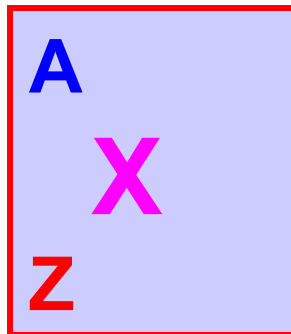


$Z = 2$
 $N = 4$
 $A = Z + N = 6$

^6_2He

Un édifice atomique est représenté par un symbole chimique **X** composé de une ou deux lettres, à gauche de ce symbole, on place en indice le numéro atomique **Z** de l'élément (**nombre de protons**) Dans le cas d'un ion la charge de celui-ci sera précisée en exposant à droite du symbole X.

Le symbole **X** seul désigne l'élément en général, si on veut désigner un isotope particulier on précisera la composition exacte du noyau en indiquant le nombre **N** de neutrons présents. Dans la pratique ce n'est toutefois pas **N** qui est indiqué mais la somme $A = Z + N$ appelée **Nombre de Masse**. A est placé en exposant et à gauche du symbole chimique.



L'abondance relative des différents isotopes

Nous venons de voir qu'un même atome pouvait correspondre à divers isotopes qui ne diffèrent entre eux que par le nombre de neutrons présents dans le noyau. On pourrait donc a priori imaginer une infinité d'isotopes différents pour chaque élément.

Dans la pratique ce nombre d'isotopes est limité à seulement quelques-uns. D'autre part, pour la plupart des atomes, un seul des isotopes stables est présent en quantité appréciable dans la nature les autres isotopes étant seulement présents à l'état de traces.

On désigne par **abondance naturelle** le pourcentage en nombre d'atomes de chacun des isotopes présents dans le mélange naturel. Cette abondance est équivalente à la fraction molaire de chaque isotope stable.

Cette abondance naturelle a pu être mesurée et on la trouve dans des tables.

On admet que l'abondance naturelle de chacun des isotopes est toujours la même quelle que soit la provenance de l'échantillon étudié.

Ainsi le carbone présente deux isotopes stables naturels : appelés couramment Carbone 12 et Carbone 13.

Leurs abondances naturelles sont les suivantes :

Nombre de Masse	12	13
Abondance	98,9 %	1,1%

Ces abondances seront supposées (et on peut le vérifier) identiques quelle que soit la provenance du Carbone étudié qu'il s'agisse du charbon extrait dans une mine de Pologne, d'un diamant extrait du sol sud-africain ou de charbon de bois fabriqué dans les hauts de La Réunion.

Masse Molaire de l'élément :

Comme un élément est constitué d'un mélange de divers isotopes et que les proportions de ces divers isotopes sont constantes on va pouvoir définir pour chaque élément une masse molaire moyenne qui tiendra compte de sa composition.

$$M = \sum x_i M_i$$

x_i désignant l'abondance naturelle de l'isotope i de masse molaire M_i .

Soit dans l'exemple du Carbone :

$$M_C = 0,9889 * M(^{12}\text{C}) + 0,011 * (M^{13}\text{C})$$

Si on n'a pas besoin d'une extrême précision on pourra assimiler les masses molaires de chacun des isotopes à leur nombre de masse.

$$M_C = 0,9889 * 12 + 0,011 * 13 = 12,02 \text{ g mol}^{-1}$$

Isotopes radioactifs instables

Pour certains éléments, il existe d'autre part des isotopes naturels ou artificiels **instables** appelés **radioactifs**.

En raison de leur instabilité leur abondance varie au cours du temps et n'est donc jamais précisée.

Ainsi deux isotopes radioactifs du carbone existent :
le Carbone 14 (6 protons, 8 neutrons) et le Carbone 11 (6 protons, 5 neutrons).

Cela nous amène à discuter de la stabilité des atomes et particulièrement de celle de leur noyau.

La stabilité des divers isotopes :

La radioactivité

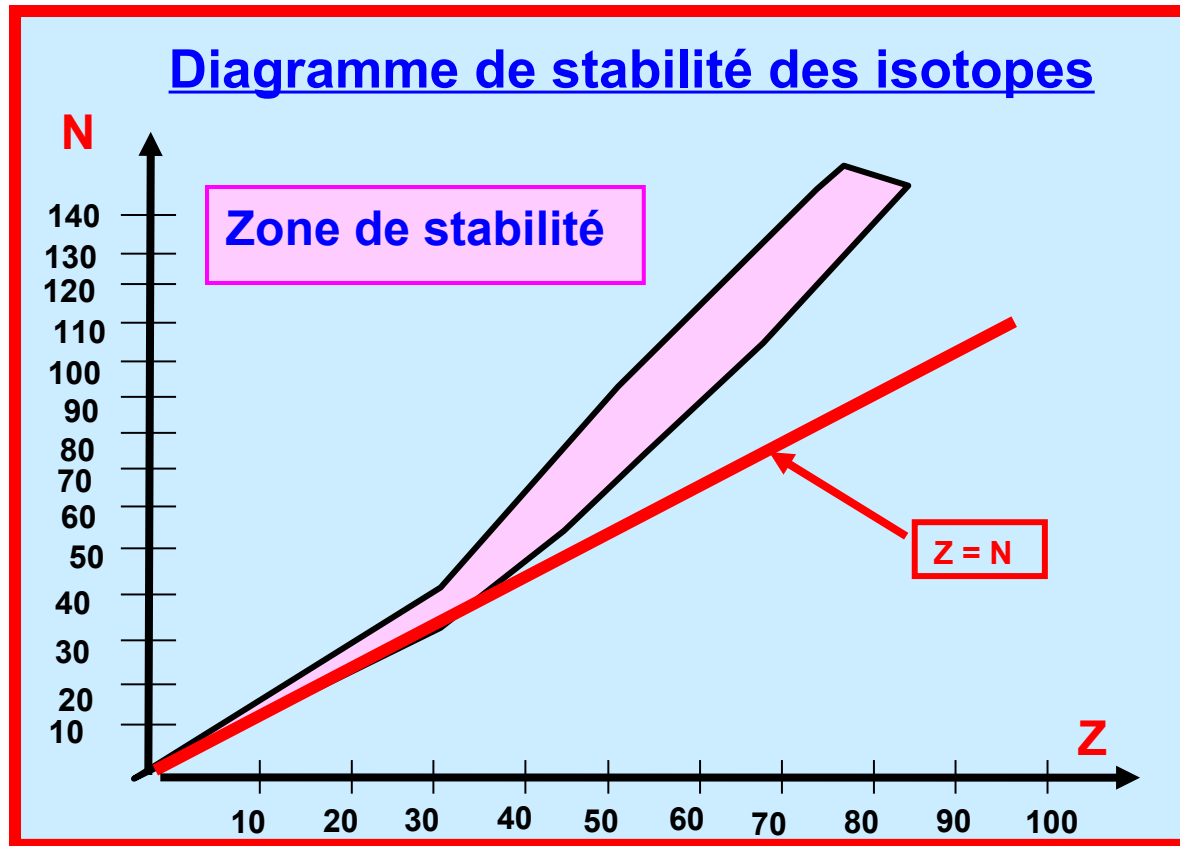
Nous n'entrerons pas ici dans le détail mais nous énoncerons simplement les principaux résultats concernant cette branche importante de la physique.

Parmi la centaine d'éléments connus seul les 83 premiers (à l'exception du Technétium ($Z=43$) et du Prométhium ($Z=61$)) possèdent au moins un isotope stable.

A partir du Polonium ($Z=84$) il n'existe plus de nucléides stables, ils sont tous radioactifs.

Pour les premiers éléments de $Z < 30$ on constate que les isotopes stables contiennent un nombre de neutrons sensiblement égal à celui des protons. $Z = N$.

Au delà de $Z = 30$ les isotopes stables contiennent un nombre de neutrons plus élevé que celui des protons : $N > Z$.



On peut expliquer simplement ce fait en considérant que les protons chargés positivement se **repoussent, l'ajout de neutrons stabilise les nucléides par un effet de "dilution" des charges positives qui en étant plus éloignées les unes des autres auront tendance à moins se repousser.**

Plus le nombre de protons augmente et plus le nombre de neutrons devra augmenter pour que le nucléide soit stable.

Si le nombre de protons devient trop élevé ($Z > 84$) cet effet de « dilution des charges » devient inefficace et il n'existe plus de noyaux stables.

Notons que le fait que les noyaux des atomes soient **stables** implique obligatoirement l'existence de **forces** d'intensité plus grandes que celle de la **force électrostatique de Coulomb** qui, si elle était seule, détruirait le noyau.

Ces forces sont nommées **forces nucléaires** et sont au nombre de deux la **force nucléaire forte** et la **force nucléaire faible** que nous n'étudierons pas en détail ici.

Le rapport entre le nombre de proton et le nombre de neutron est le facteur principal qui va fixer la stabilité ou l'instabilité d'un nucléide donné.

Il existe trois formes de radioactivité différentes :

Radioactivité β^-

Cette forme de radioactivité concerne les isotopes instables qui possèdent un excès de neutrons et sont donc situés au dessus de la zone de stabilité.

De tels noyaux chercheront à se stabiliser en augmentant **Z** et en diminuant **N**.

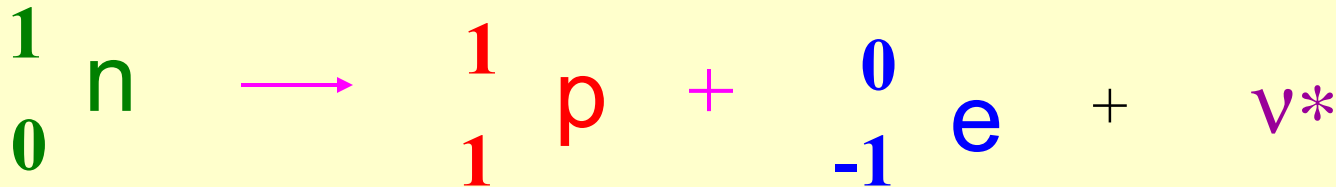
On peut considérer que pour de tels nucléïdes un neutron se transforme en proton, la charge positive du noyau va donc augmenter, ce qui n'est possible qu'a la condition qu'une charge négative équivalente soit ejectée du noyau.

Cette charge négative correspond au départ d'un électron du noyau.

(il se forme également une particule élémentaire appelée anti-neutrino $\bar{\nu}$)

La réaction de transformation du neutron en proton s'écrit donc :

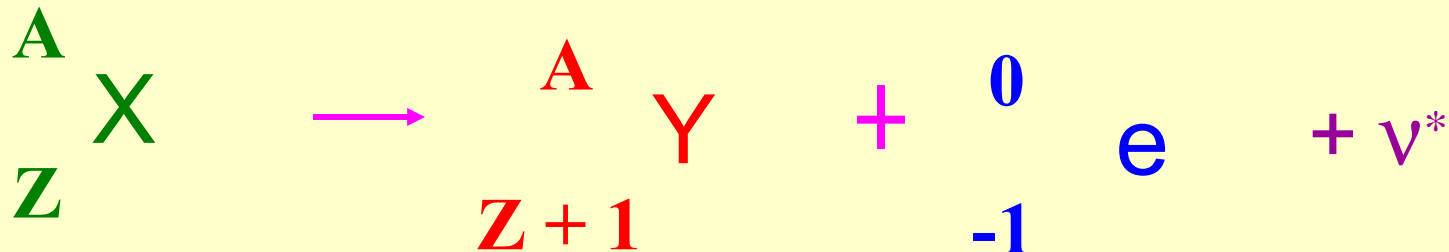
neutron \rightarrow proton + électron + anti-neutrino



Au cours de cette réaction, le nombre de protons varie et on transforme donc un élément en un autre, il s'agit d'une **transmutation**.

Au cours de ces réactions les éléments ne sont pas conservés, en revanche la somme des nombres de masse et la somme des numéros atomiques se conservent.

Elément X \rightarrow Elément Y + électron + anti-neutrino



Radioactivité β^+

Il s'agit en quelque sorte du phénomène "inverse" du précédant.

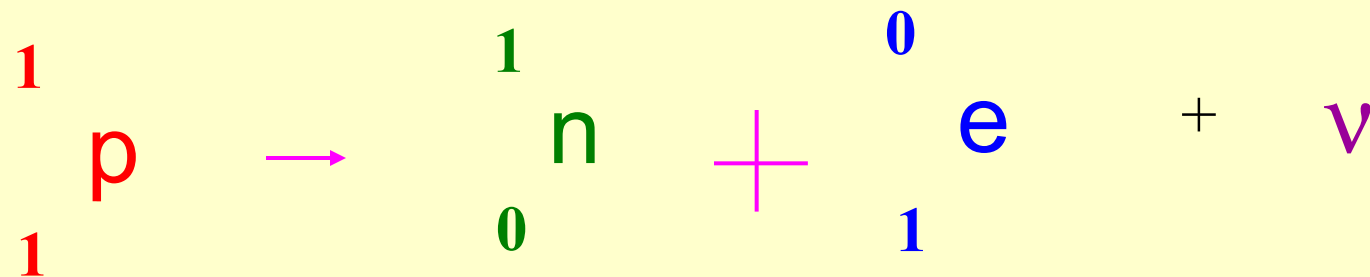
Cette forme de radioactivité concerne les isotopes instables qui possèdent un excès de protons et sont donc situés au dessous de la zone de stabilité.

De tel noyaux chercheront à se stabiliser en augmentant N et en diminuant Z.

On peut considérer que pour de tels nucléïdes un proton se transforme en neutron. Simultanément un positron est éjecté du noyau.(il se forme également un neutrino ν)

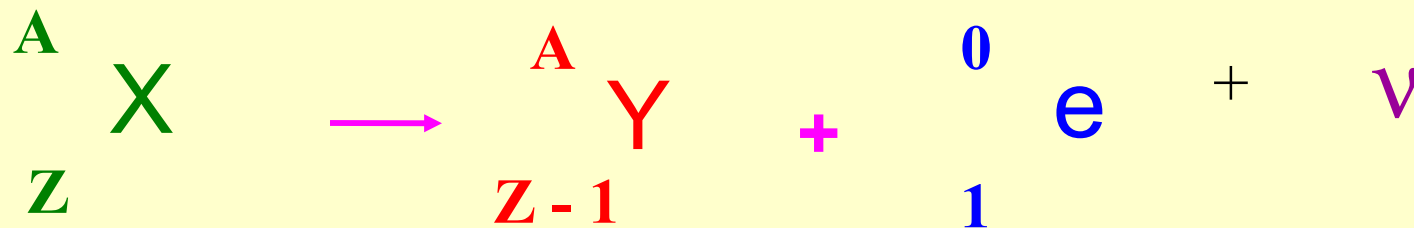
Le positron est l'anti-particule de l'électron, il possède une même masse mais une charge opposée à celui-ci.

proton \rightarrow **neutron** + **positron** + **neutrino**



Au cours de cette réaction, le nombre de protons varie et on transforme donc un élément en un autre, il s'agit ici aussi d'une **transmutation**.

Elément X \rightarrow **Elément Y** + **positron** + **neutrino**



Radioactivité α

Cette forme de radioactivité concerne essentiellement les éléments "lourds" de numéro atomique $Z > 83$.

Ici, le nombre des protons et celui des neutrons sont modifiés simultanément par émission de particules α (noyaux d'Hélium 4).

Elément X \rightarrow Elément Y + particule α

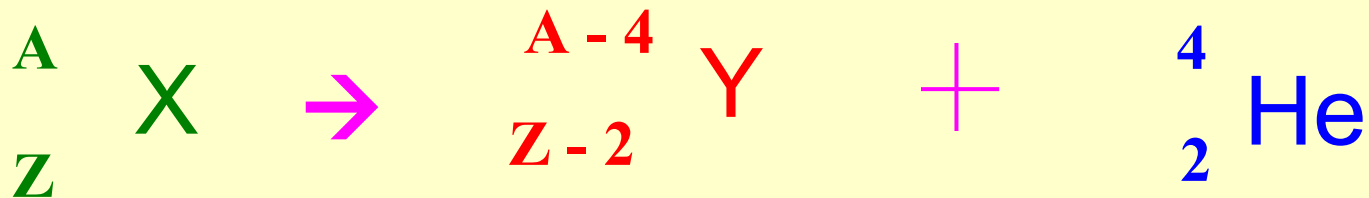
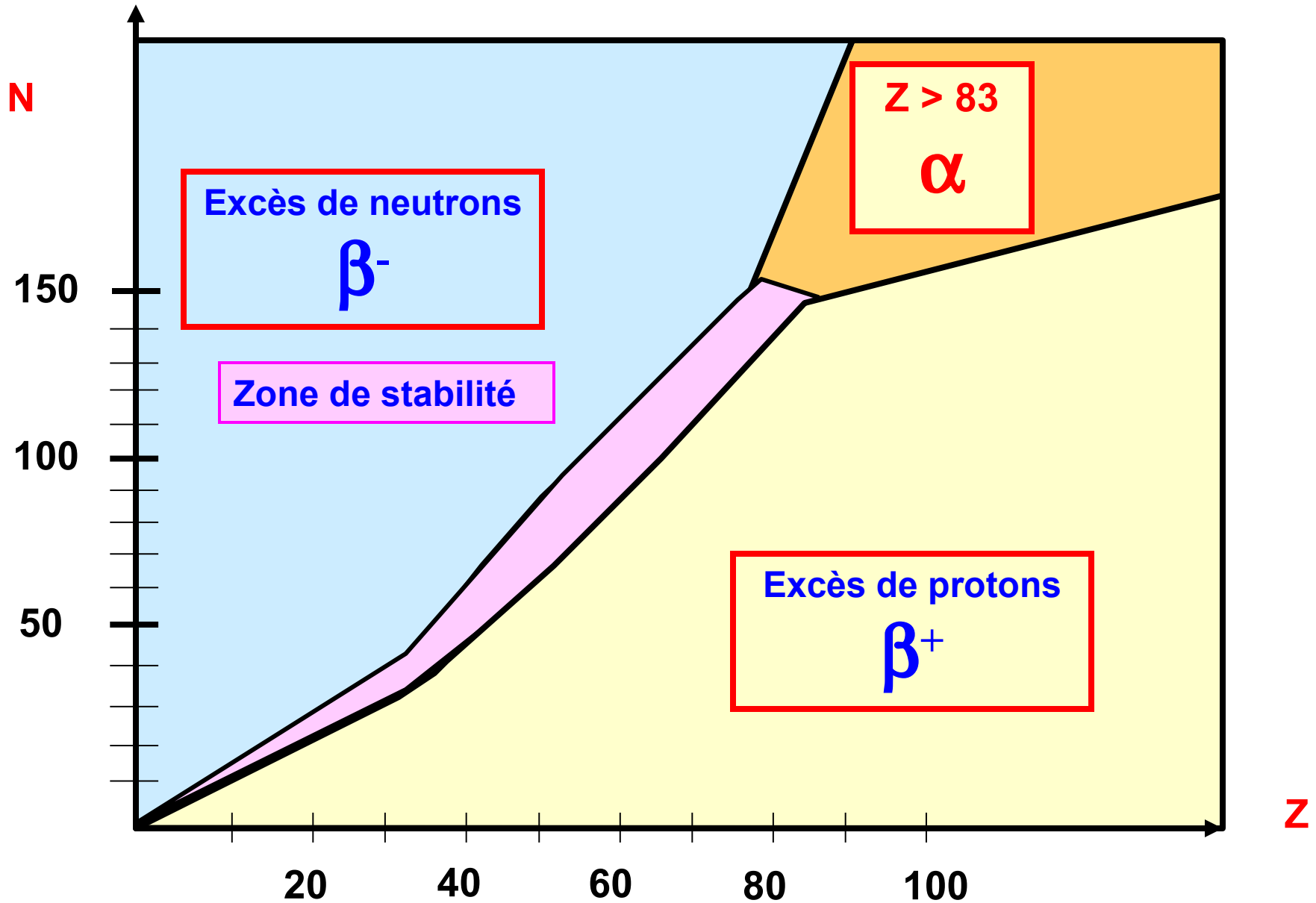


Diagramme de stabilité des isotopes



Prévision « a priori » du type de radioactivité d'un isotope instable

Il suffit de comparer le nucléide instable avec un nucléide stable du même élément. Pour se stabiliser, l'isotope instable va chercher à se rapprocher de la structure de l'isotope stable.

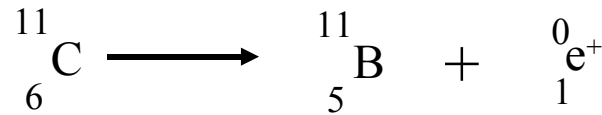
Exemple du carbone ($Z = 6$)

Isotopes stables : ^{12}C : 6 protons et 6 neutrons et ^{13}C : 6 protons et 7 neutrons

Isotope instable : ^{11}C : 6 protons et 5 neutrons

Pour « ressembler » à ^{12}C il lui faudrait un neutron supplémentaire

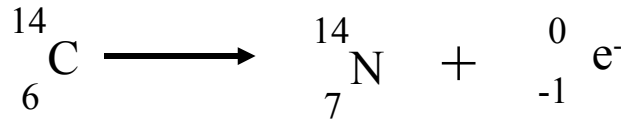
Un proton va donc se transformer en neutron et le noyau va expulser une charge positive : émetteur β^+



Isotope instable : ^{14}C : 6 protons et 8 neutrons

Pour « ressembler » à ^{13}C il lui faudrait un neutron de moins

Un neutron va donc se transformer en proton et le noyau va expulser une charge négative : émetteur β^-



Energie de cohésion des noyaux - Energie Nucléaire

Nous avons signalé précédemment l'existence des **forces nucléaires** (forte et faible) qui s'opposant à la **force de Coulomb** étaient responsables de la **stabilité** (ou de la **cohésion**) du noyau.

A ces forces sont associée une énergie appelée **énergie de cohésion** (ou parfois **énergie de liaison**) du noyau.

Le noyau est plus stable que ses éléments (protons et neutrons) séparés, lors de la formation du noyau, il y a donc **libération d'énergie**.

D'après la relation d'Einstein d'équivalence

Masse - Energie

$$E = m C^2$$

à cette énergie correspond une masse.

En d'autre termes lors de la formation du noyau à partir de ces éléments séparés une partie de la masse des particules est transformée en énergie.

La masse du noyau est toujours inférieure à la somme des masses de ces constituants, Il y a une perte de masse Δm qui se transforme en énergie avec

$$E = \Delta m C^2$$

Pour détruire le noyau, il faudra fournir une énergie équivalente.

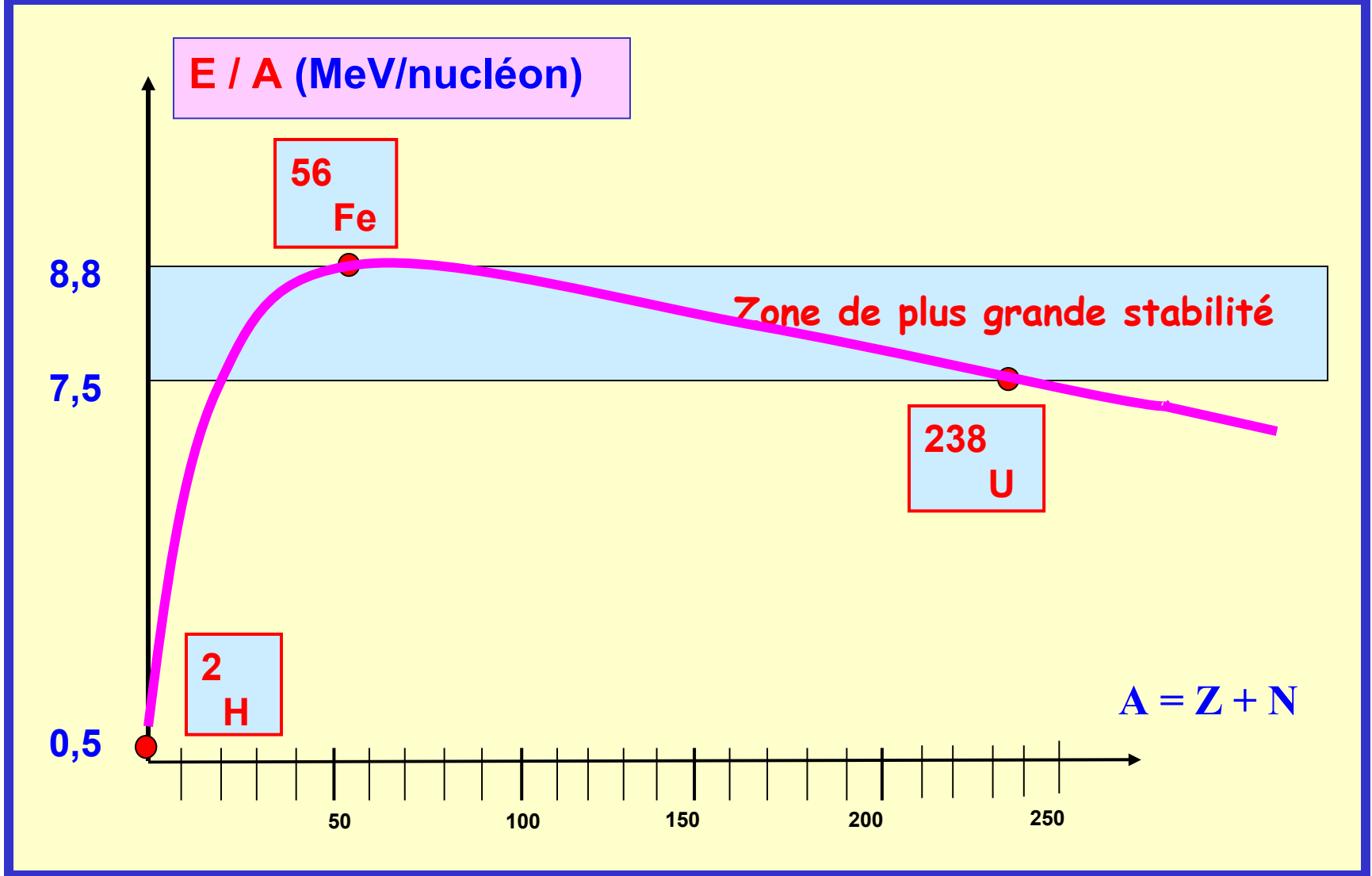
Un noyau sera d'autant plus stable que son énergie de cohésion sera grande.

Cette énergie de cohésion est de l'ordre du MeV/nucléon
(1 MeV = 10^6 eV = $1,6 \cdot 10^{-13}$ J).

On peut porter sur un diagramme appelé **courbe d'Aston** la représentation graphique de cette énergie moyenne de cohésion en fonction du nombre A de nucléons.

Courbe d'Aston : On porte l'énergie moyenne de cohésion par nucléon E/A en fonction de A

La courbe obtenue présente un maximum vers $A = 60$, les atomes correspondant étant les atomes les plus stables qui existent.



Courbe d'Aston

La pente de la courbe d'Aston est très importante pour la zone des atomes "légers" de $A < 15$.
Du côté des atomes "lourds" de $A > 15$ cette pente est beaucoup plus douce.

Les atomes dont l'énergie moyenne de liaison par nucléon est faible (de $E / A < 7,5 \text{ MeV / nucléon}$) vont chercher à se stabiliser et à se rapprocher de la zone de stabilité maximale vers $A = 60$.

Deux processus différents sont possibles :

« Atomes légers »

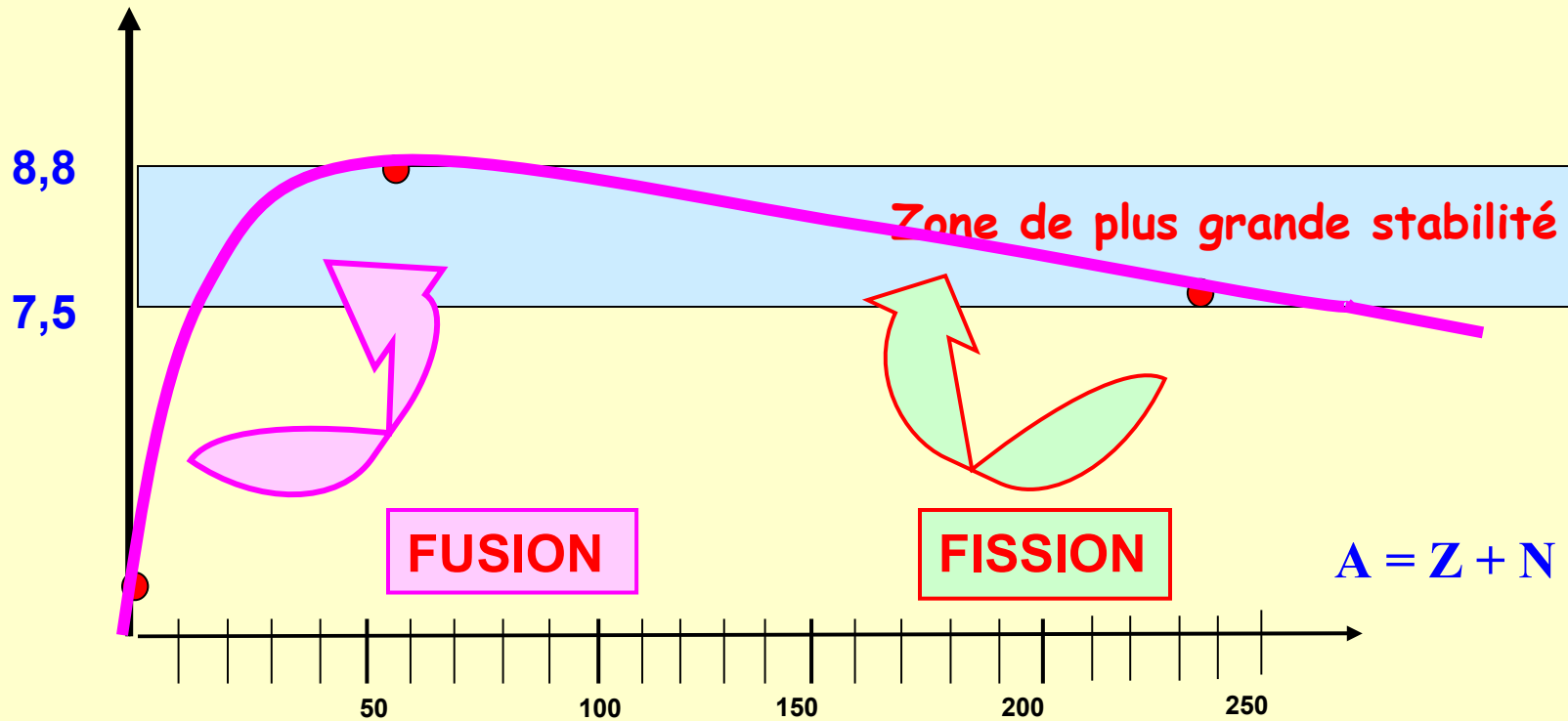
FUSION

« Atomes lourds »

FISSION

E / A (MeV/nucléon)

Courbe d'Aston



Stabilisation des « atomes légers » = **FUSION**

Stabilisation des « atomes lourds » = **FISSION**

La fission nucléaire:

Les atomes de nombre de masse très élevés, lorsque ils sont bombardés par des neutrons peuvent subir une cassure conduisant a des atomes plus légers et a des neutrons.

Les neutrons émis peuvent à leur tour provoquer la fission d'atomes voisins, on à une réaction en chaîne explosive.

Lors du processus il se produit une perte de masse et un important dégagement d'énergie.

Cette réaction n'est toutefois possible que si la masse de l'échantillon utilisé est supérieure à une masse appelée **masse critique**.

Ce type de réaction en chaîne quand il n'est pas contrôlé est à la base de la bombe atomique (**Bombe A**).

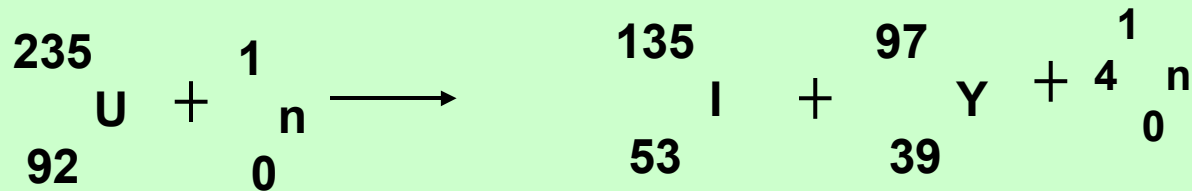
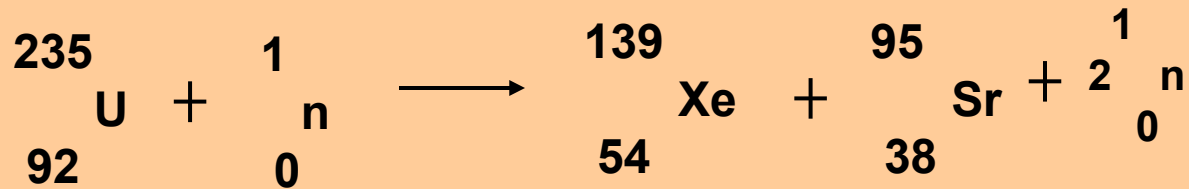
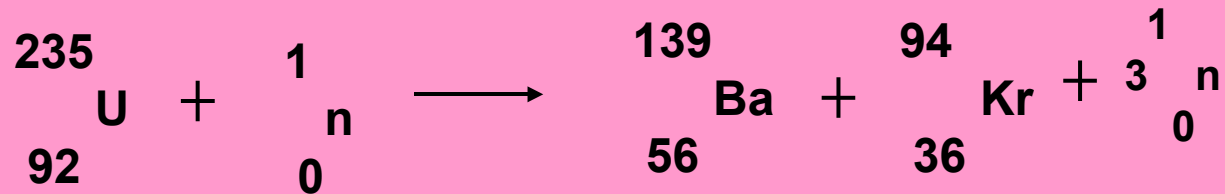
On peut néanmoins contrôler le processus pour obtenir une libération d'énergie régulière, on a alors une centrale nucléaire.

L'énergie libérée par ce type de réaction est énorme de l'ordre de 200 Mev /atome ($2 \cdot 10^{13}$ J / mole).

La fission de **1 g** d'Uranium 238 libère ainsi autant d'énergie que la combustion de **3 tonnes** de charbon.

Ce qui explique que, malgré tous les problèmes inhérents à cette technique (déchets etc), les centrales nucléaires aient été développées et soient encore largement utilisées.

Exemples de réactions de fission :



La Fusion nucléaire

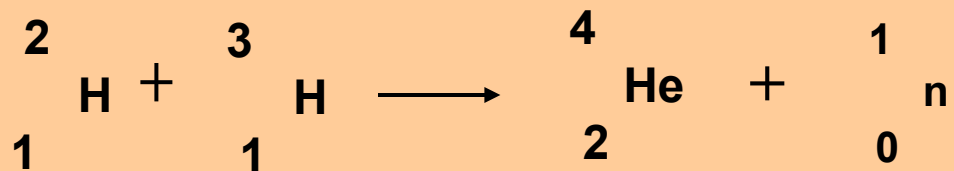
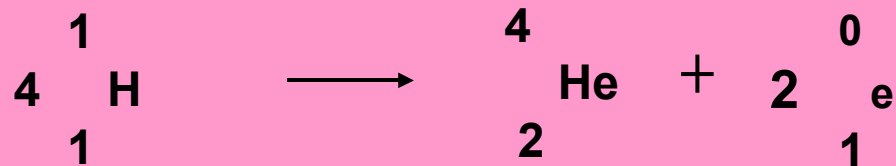
Les atomes légers vont chercher à se stabiliser par réaction de fusion. Au cours de ce type de réactions, deux noyaux légers vont fusionner pour donner un atome plus lourd et diverses particules.

Au cours de ce processus il va y avoir perte de masse et important dégagement d'énergie.

Cette sorte de réaction est à l'origine de l'énergie des étoiles. C'est aussi la réaction utilisée dans les bombe H.

En raison de la forte pente de la courbe d'Aston pour les atomes légers ce processus est encore plus énergétique que la fission. Des recherches sont toujours menées pour domestiquer cette énergie mais on est encore loin d'une utilisation pacifique de la fusion nucléaire.

Exemples de réactions de fusion :



CONCLUSION

Au cours de ce premier chapitre nous avons rappelé les notions essentielles concernant la structure de la matière.

La matière est constitué d'atomes.

Nous nous sommes intéressés plus particulièrement au noyau contenant des protons et des neutrons.

Lors des chapitres suivants nous nous intéresserons au cortège électronique des atomes qui est à la base de la réactivité chimique des éléments.