

L' ATOME

D^r CHAKOURI M.

Plan

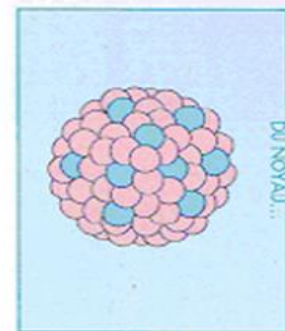
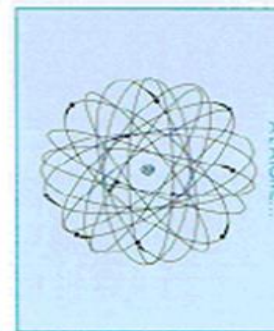
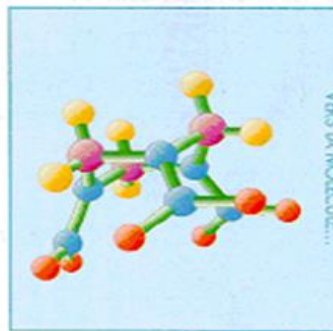
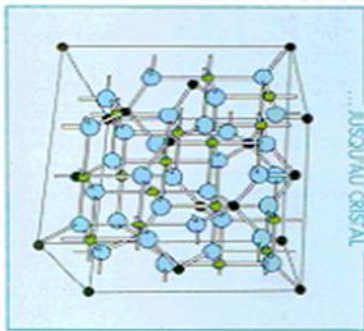
- INTRODUCTION
- DÉFINITION
- STRUCTURE GENERALE DE L'ATOME
- NOYAU
- FORCES NUCLEAIRE
- ELECTRON PERIPHERIQUE
- MODELE ATOMIQUE
- NOMENCLATURE DES ATOMES
- CONCLUSION

OBJECTIFS

- Identifier les différents constituants de l'atome.
- Utiliser les atomes dans le tableau périodique des éléments.
- Pratiquer la conversion $\text{kg} / \text{u.m.a} / \text{MeV}$.
- Calculer les masses atomiques et nucléaires.
- Utiliser la nomenclature d'un atome.
- Définir un isotope, isobare, isotone, isomère.

INTRODUCTION

- L'atomistique : discipline du 20^{ème} siècle, passage du stade philosophique au stade de la physique et de la chimie.
- La matière quelque soit son états, est constituée de molécules, elles même formées d'atomes liés entre eux.

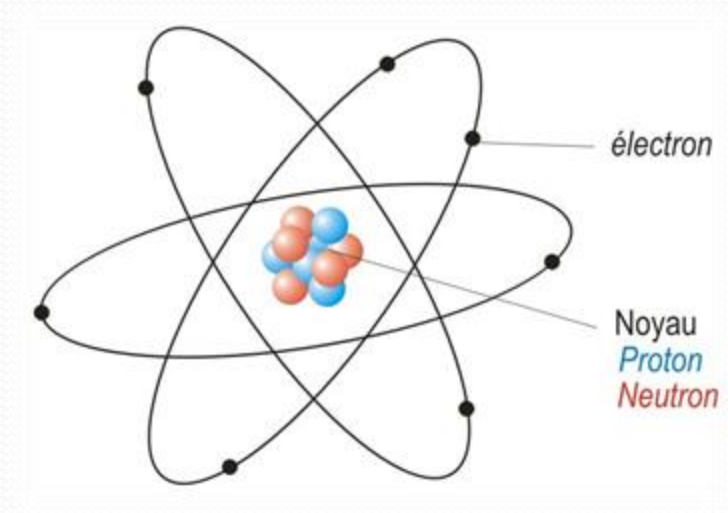


DEFINITION

Constituant élémentaire de la matière.

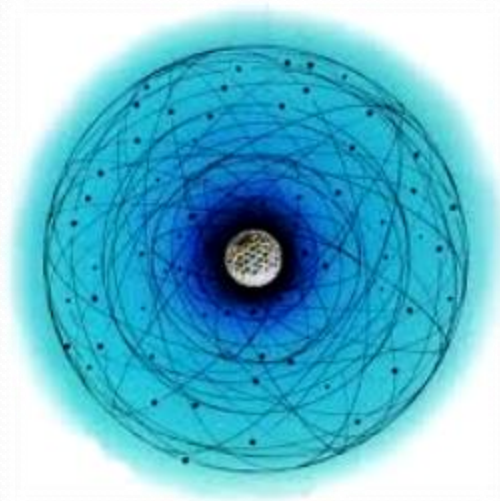
Indivisible.

Capable de se combiner ou se lier avec d'autres atomes



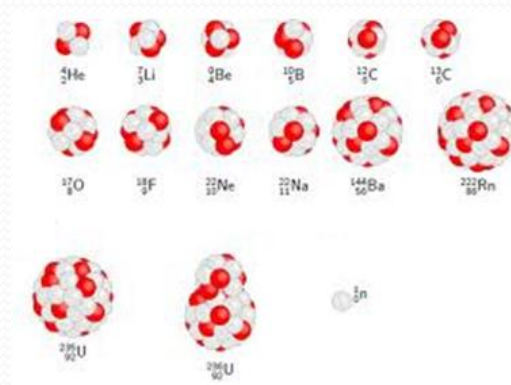
STRUCTURE GENERALE

- L'atome, a son état fondamental, est stable et électriquement **neutre**:
 - Noyau central très dense et très petit (10^{-15} m),
 - Nuage électronique, ces électrons sont en mouvement autours du noyau.



NOYAU

- Le rayon d'un noyau mesure dans les environs de 10^{-15} m. (femtomètre)
- Constitué de deux type de particules (proton et neutron) appelés nucléons dont le nombre diffère d'un atome à un autre.

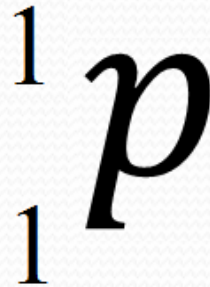


- Le nombre de NUCLÉONS = A

PROTON

Particule nucléaire stable

- charge positive $q = + 1,6 \cdot 10^{-19}$ Coulombs
- masse $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27}$ Kg.

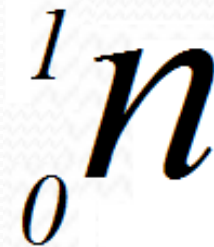


- Le nombre de PROTONS = Z

NEUTRON

Particule

- charge nulle
- masse $m_n = 1,68 \cdot 10^{-27}$ Kg.



- Le nombre de NEUTRONS = N

CONVERSION

- les masses à l'échelle atomique sont exprimées en *u.m.a* (unité de masse atomique) ou par leur équivalent énergétique en électron volt (eV).
- $1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{12}$ de la masse de l'atome de carbone
- $1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = \frac{12 \times 10^{-3}}{6,023 \times 10^{23}}$

$$1 \text{ u.m.a} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg.}$$

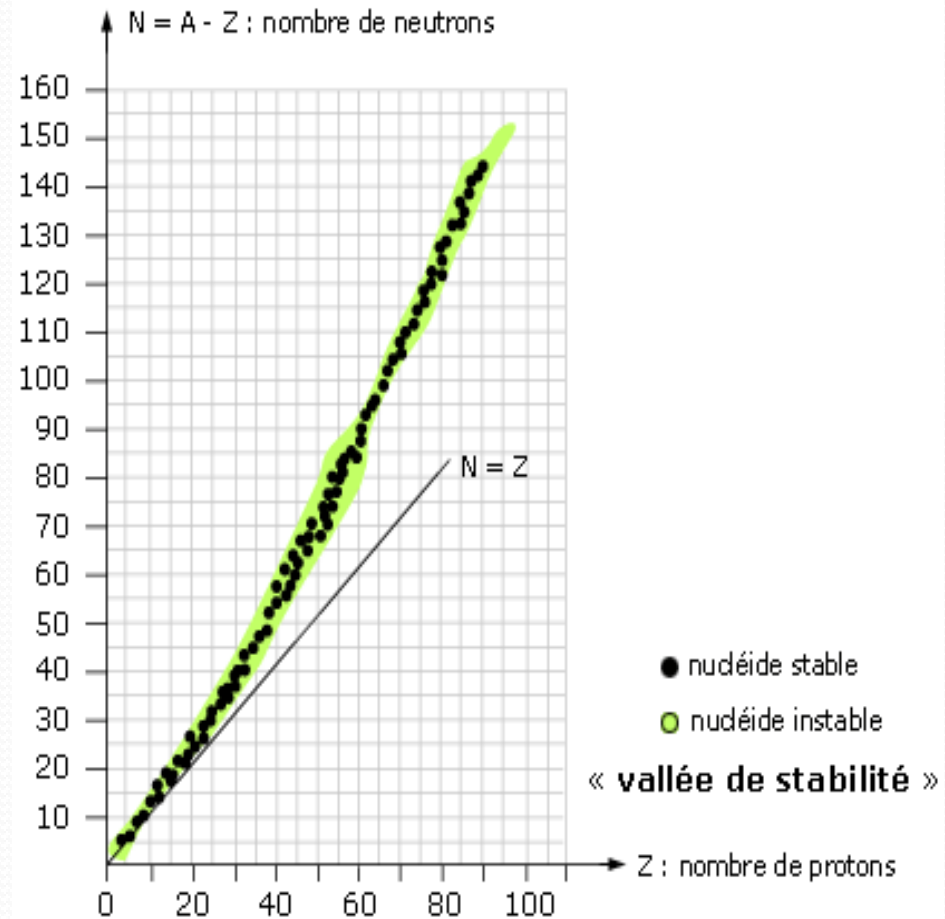
$$1 \text{ u.m.a} = 931 \times 10^6 \text{ eV} = 931 \text{ MeV}$$

Tableau des conversions

Particule	Kg (10^{-27})	u.m.a	MeV
Proton	1,67	1,007	938
neutron	1,68	1,008	939

STABILITÉ DU NOYAU

- les noyaux de faible poids atomique suivent la bissectrice,
- le nuage des atomes dévie du côté de prédominance neutronique ($N > Z$) mais restent stable)



FORCES NUCLÉAIRES

- Du fait de l'existence au sein du noyau de nucléons en nombres différents, chargés ou de charge nulle, plusieurs forces sont mises en jeu :
 - ❖ *Les forces coulombiennes répulsives*
 - ❖ *Les forces nucléaires attractives*

FORCES REPULSIVES

- *les forces répulsives coulombiennes* qui s'opèrent entre les protons positifs du noyau, ont un grand rayon d'action.
- Interaction Proton – Proton (P-P)



FORCES ATTRACTIVES

- *Les forces nucléaires attractives* sont des forces qui s'opèrent entre un nucléon et les autres nucléons dans son voisinage immédiat, (P-N, N-N).

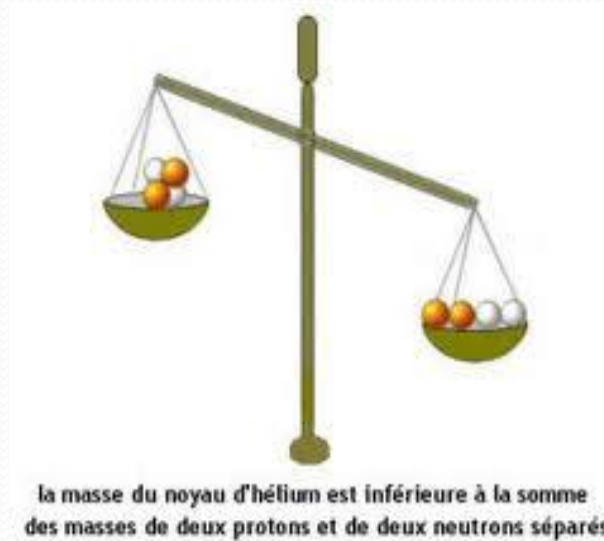


FORCES NUCLÉAIRES

La force résultante

- Remportée par les forces nucléaires attractives qui sont de très grandes intensités par rapport aux forces répulsives, et assurent donc la cohésion et la stabilité du noyau.

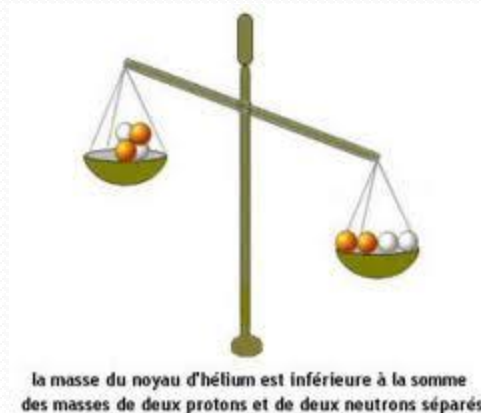
DÉFAUT DE MASSE



$$\Delta m = \sum m_{\text{nucléons}} - m_{\text{noyau}} = [Z.m_p + (A - Z).m_n] - m_{\text{noyau}}$$

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

DÉFAUT DE MASSE

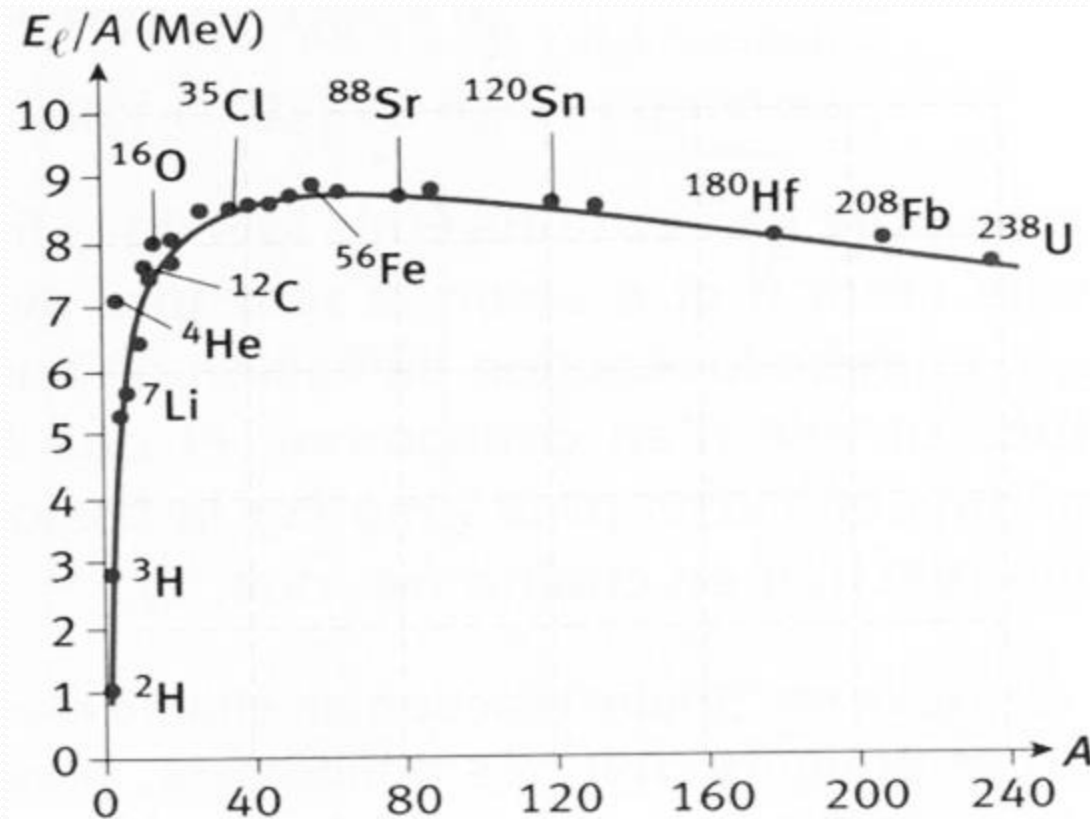


Exemple: Noyau d'hélium ${}^4_2\text{He}$

- $M = 4,003 \text{ u}$
- $2m_p + 2m_n = 4,03 \text{ u}$

$$\Delta M = 0,027 \text{ u.m.a} = 25,13 \text{ MeV}$$

ENERGIE DE LIAISON NUCLEAIRE



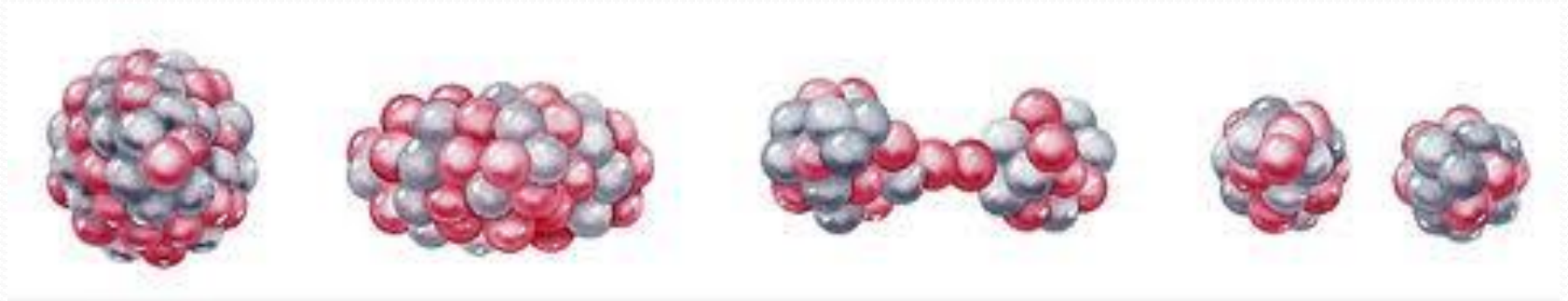
NOMBRES MAGIQUES

- En physique nucléaire, un nombre magique est un nombre de protons ou de neutrons pour lequel un noyau atomique est particulièrement stable ;
- Les sept nombres magiques (Z ou A) vérifiés expérimentalement sont : 2 , 8 , 20 , 28 , 50 , 82 , 126 .

MODELE NUCLEAIRE

Modèle en goutte liquide:

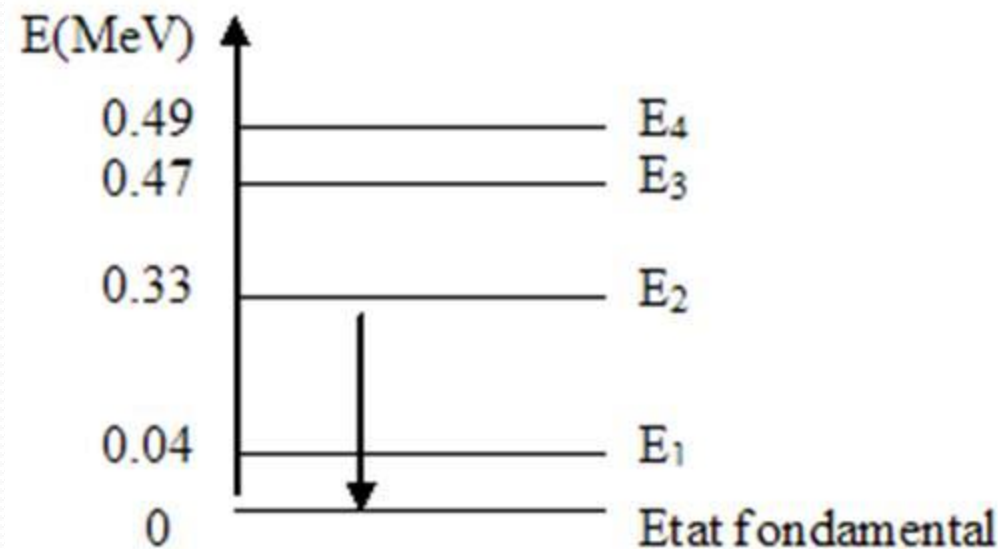
- Où les nucléons gardent leur propriétés
- Explique la fission nucléaire et les émission de particules à partir du noyau



MODELE NUCLEAIRE

Modèle en couche

- Les nucléons sont disposé sur des niveaux d'énergies
- Explique l'émission de REM du noyau

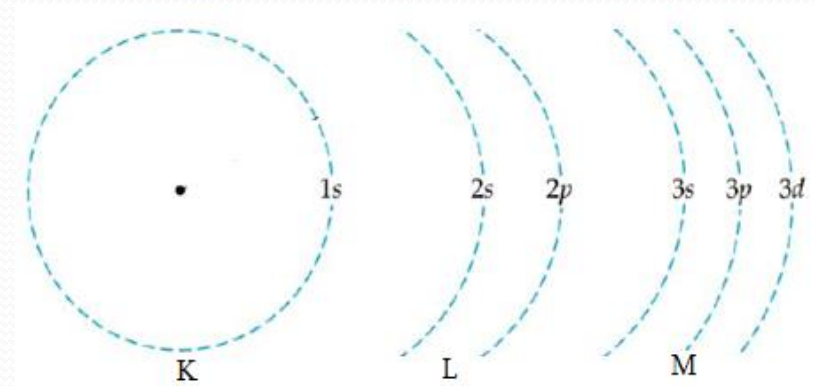


ELECTRON PERIPHERIQUE

- L'électron est une particule stable, de charge négative $q = - 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Cb}$ et de masse $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$.
- Dans l'atome, l'électroneutralité est assurée par l'égalité du nombre de protons du noyau et d'électrons périphériques.
- Ex : l'atome oxygène comporte noyau se composant de 8 protons et 8 neutrons ($A = 16$ et $Z = 8$), il est entouré par 8 électrons gravitant autour du noyau.

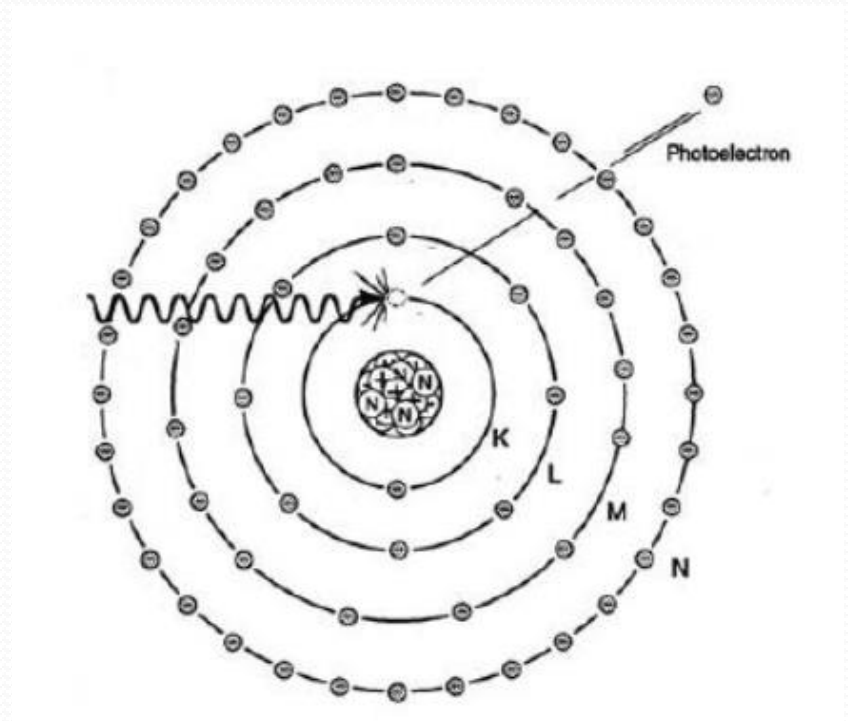
ENERGIE DE LIAISON (électron)

- Les électrons qui tournent autour du noyau gravitent à des distances finies, ces électrons n'échappent pas du domaine atomique et reste liés à leur trajectoire grâce à une énergie dite « énergie de liaison ».



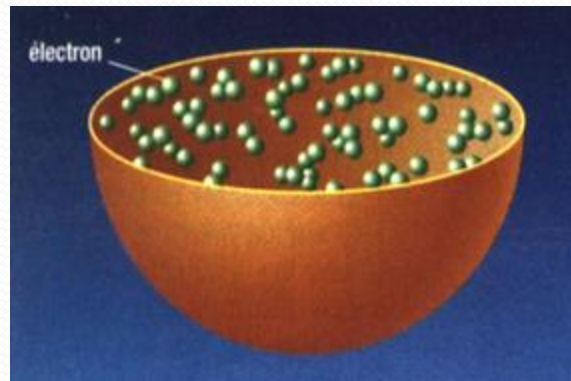
ENERGIE DE LIAISON (électron)

- Les électrons les plus liés à l'atome sont les plus proches du noyau plus on s'éloigne plus cette énergie de liaison est faible,
- Il est facilement arraché à l'édifice atomique (13.6 eV)

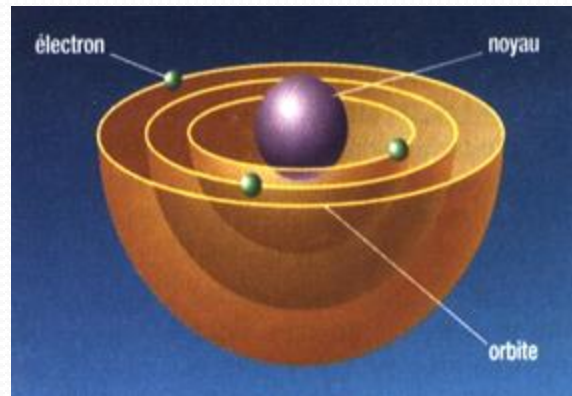


LES MODELES ATOMIQUES

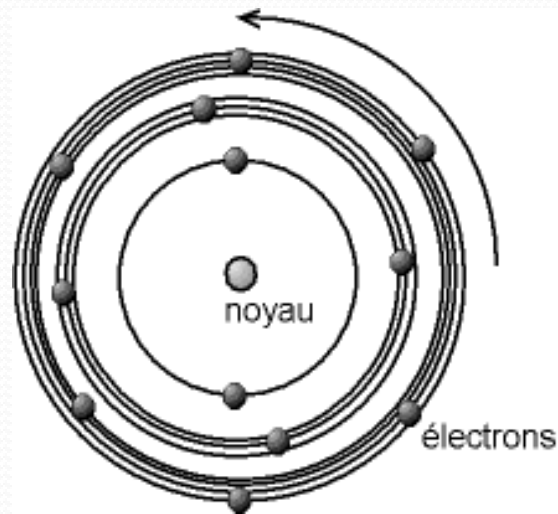
- 1887, THOMSON découvre l'électron et lui donne son nom, il imagine alors l'atome comme un cake au raisin où les électrons négatifs sont éparpillés dans une matière positive afin de neutraliser l'atome.



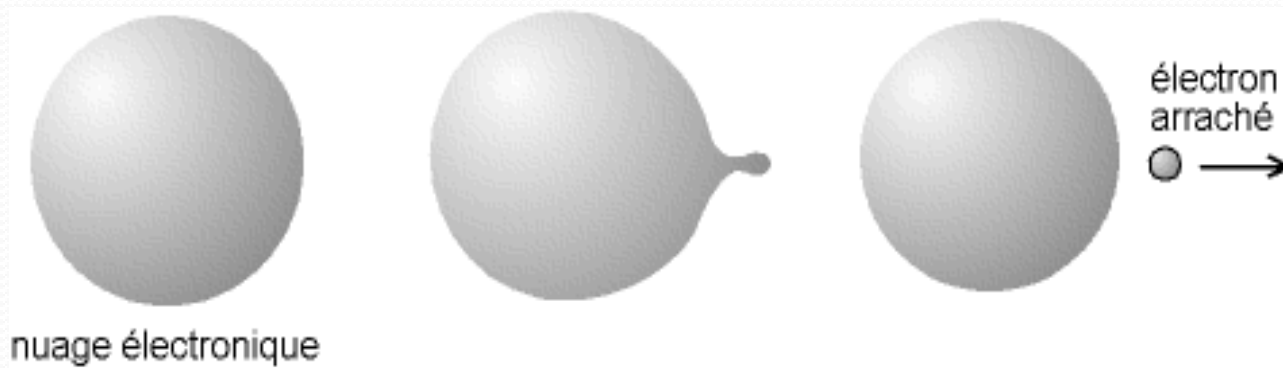
- 1911, RUTHERFORD introduit le modèle du système solaire, avec un noyau central (neutron et proton) et des électrons qui orbitent autour de lui.



- 1913, BOHR révolutionne l'atome par son modèle à niveau d'énergie comptant un nombre fixe d'électron, ces travaux furent repris par EINSTEIN qui introduit le modèle quantique de l'atome.



- Et en finalité c'est SCHRÖDINGER qui donne le modèle où l'électron se trouve dans un nuage (orbitale), avec impossibilité de savoir avec précision où se trouve cet électron.



NOMENCLATURE

- L'ensemble des atomes sont connus et répertoriés par les scientifiques, ils sont représentés selon le mode.



- **A** : est le nombre de masse (nombre de nucléon dans le noyau).
- **Z** : est le nombre de charge (nombre de proton dans le noyau), ou aussi Numéro atomique

NOMENCLATURE

- $N = A - Z$: est le nombre de neutron dans le noyau.
- Ex: Pour le ${}^{27}_{13}\text{Al}$: $N = 27 - 13 = 14$ neutrons

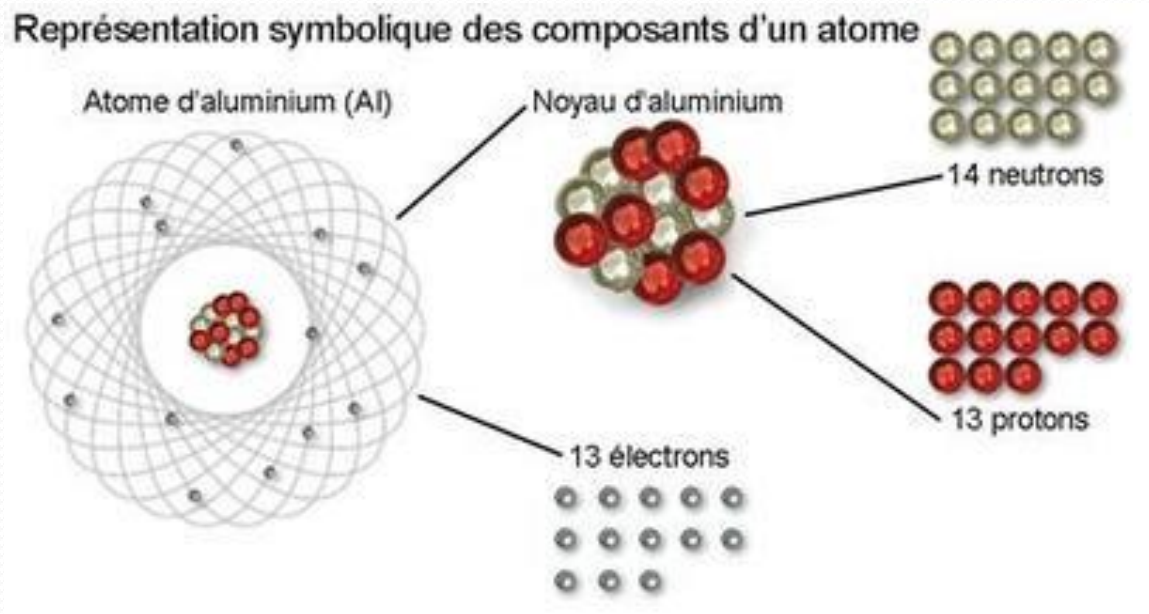


TABLEAU DE MENDELEIEV

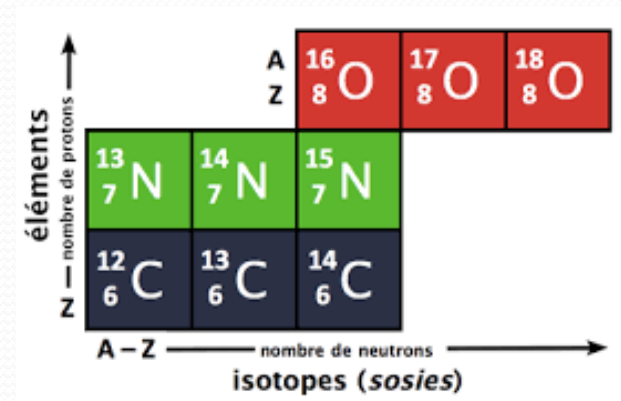
TABLEAU DE MENDELEIEV

Tableau périodique simplifié des éléments

1 H 1 Hydrogène	Nombre de masse → 12 Numéro atomique → 6 12 C 6 Carbone Symbole chimique ← C						4 He 2 Hélium
7 Li 3 Lithium	9 Be 4 Béryllium	11 B 5 Bore	12 C 6 Carbone	14 N 7 Azote	16 O 8 Oxygène	19 F 9 Fluor	20 Ne 10 Néon
23 Na 11 Sodium	24 Mg 12 Magnésium	27 Al 13 Aluminium	28 Si 14 Silicium	31 P 15 Phosphore	32 S 16 Soufre	35 Cl 17 Chlore	40 Ar 18 Argon
39 K 19 Potassium	40 Ca 20 Calcium	...					

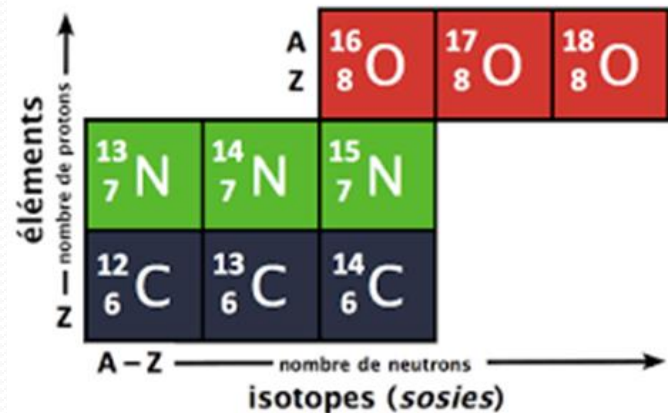
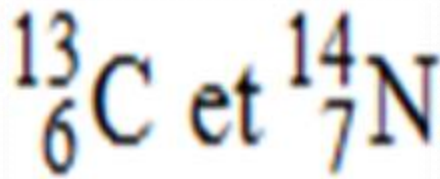
ISOTOPE

- Les isotopes sont des atomes ayant le même nombre de protons (même numéro atomique Z) mais un nombre de neutrons différent.
- Donc Z identique, N et A différents



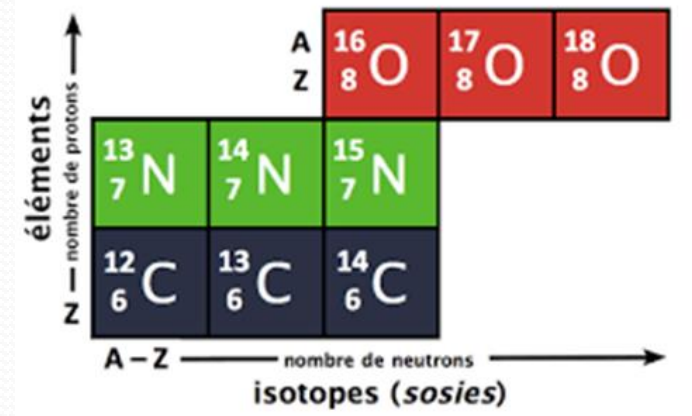
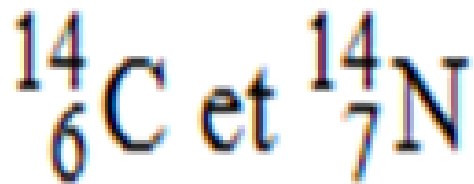
ISOTONE

- Les isotones sont des atomes ayant le même nombre de neutrons (même N)
- Donc N identique, Z et A différents



ISOBARE

- Les isobares sont des atomes ayant le même nombre de nucléons (même A)
- Donc A identique, N et Z différents



ISOMERE

- Les isomère sont des atomes ayant le même nombre de protons (même Z), même nombre de neutron (même N), et même nombre de nucléons (même A) mais ils diffèrent par leurs énergie.

^{99m}Tc

^{99}Tc

CONCLUSION

Les connaissances acquises grâce à l'étude de l'atome ont permis de développer un grand nombre de sciences, et c'est sûrement les sciences médicales qui ont été les plus intéressantes (biochimie, médecine nucléaire, radiologie...).