

Programme du S1

I- ATOMISTIQUE

CARACTÉRISTIQUES DE L'ATOME

CORTEGE ELECTRONIQUE DES ATOMES

CLASSIFICATION PERIODIQUE DES
ÉLEMENTS

II- LA LIAISON CHIMIQUE

III- LES EFFETS ELECTRONIQUES

IV- LA NOMENCLATURE DES MOLECULES ORGANIQUES

V- STEREOCHIMIE

Programme du S2

I- LA CINÉTIQUE DES RÉACTIONS CHIMIQUES

II- LES ÉQUILIBRES CHIMIQUES

III- LA THERMOCHEMIE

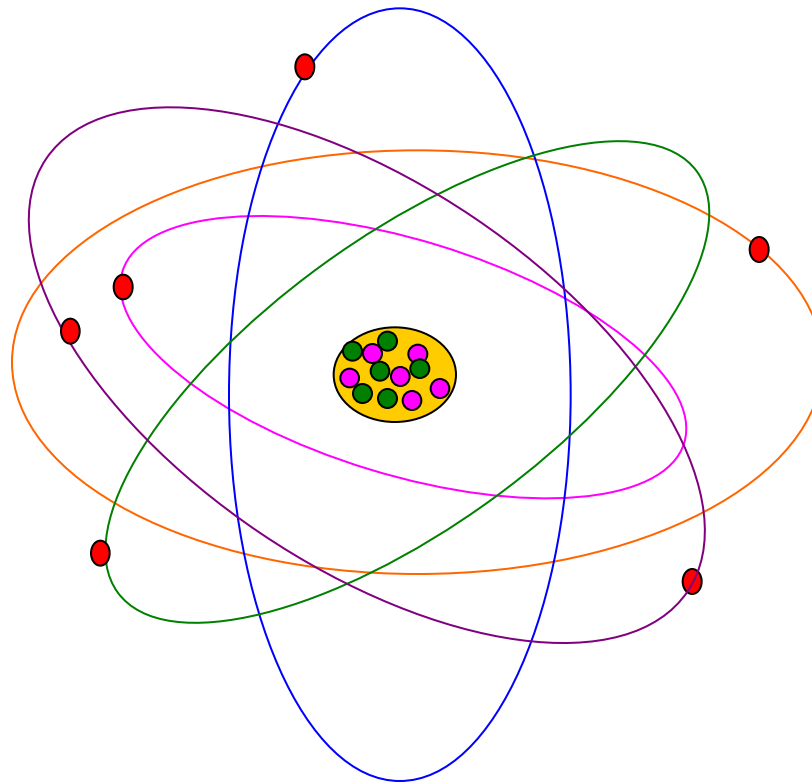
IV- LES ÉQUILIBRES IONIQUES

V- LA SOLUBILITÉ

VI- LES RÉACTIONS D'OXYDO-REDUCTION

Chapitre 1

NOTIONS SUR LA STRUCTURE DE LA MATIERE

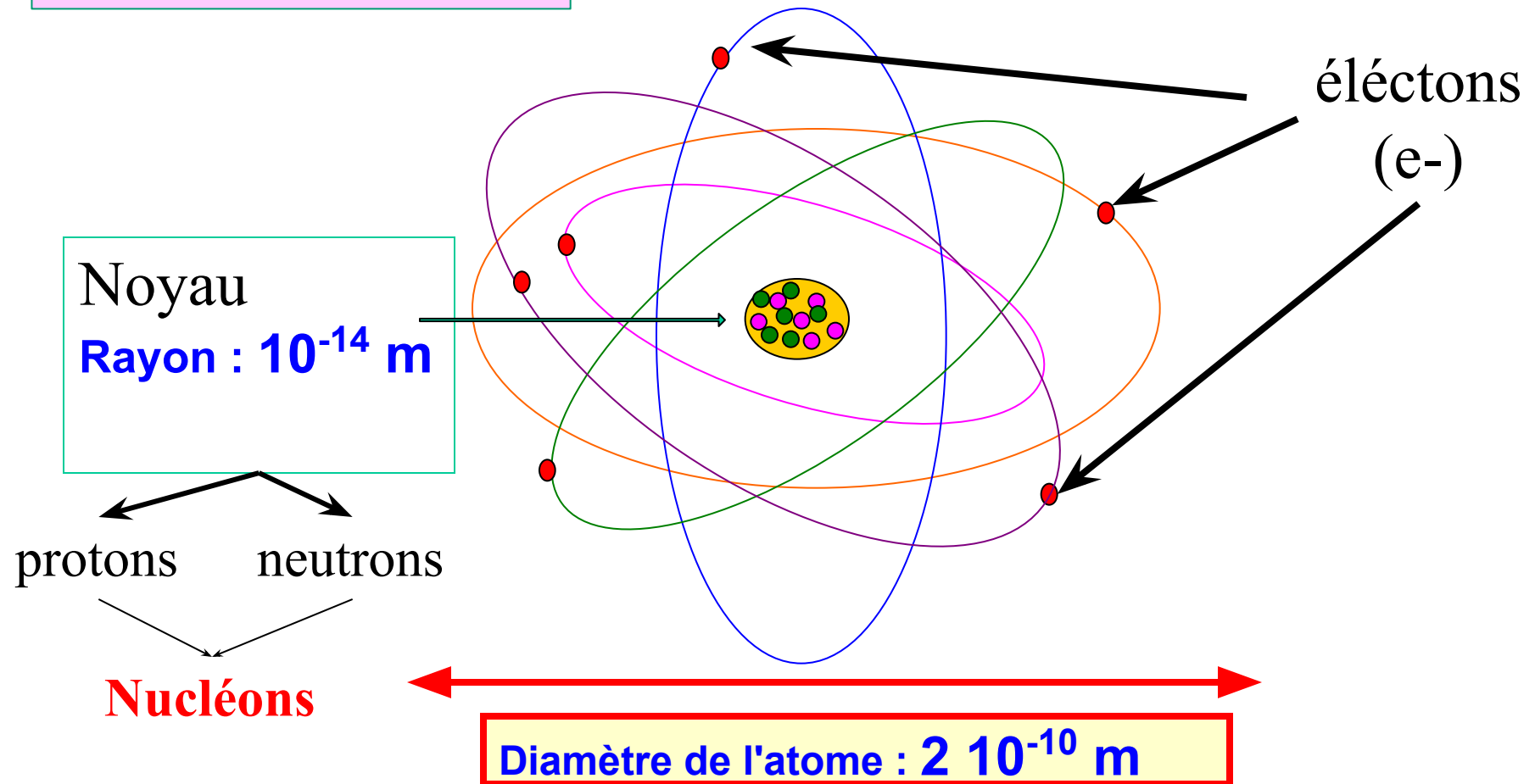


L'ATOME

Définition

Atome : constituant essentiel de la matière d'un élément chimique.
L'atome est la plus petite particule d'un élément qui puisse exister.

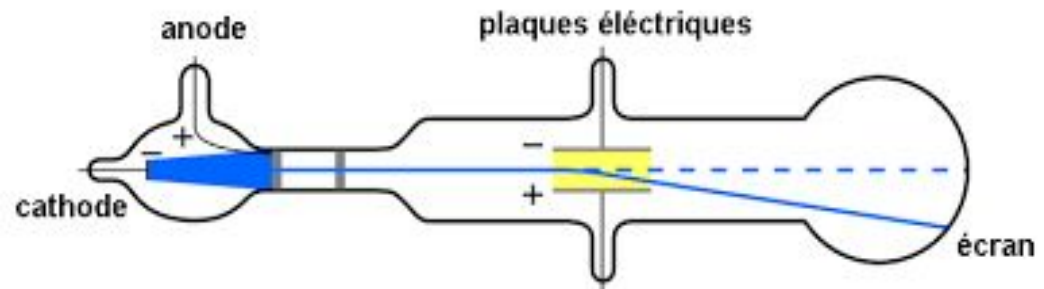
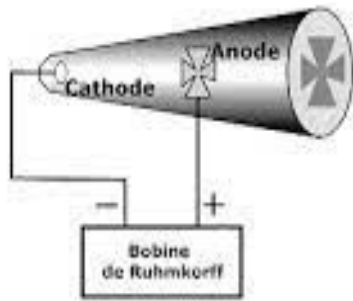
Particules élémentaires



Découverte de l'électron et du noyau

Les électrons (1879-1909):

Découverts suite aux expériences de Crookes (1879), de J.J. Thomson (1895) et de Mullikan (1909). Tubes cathodiques a décharge électrique

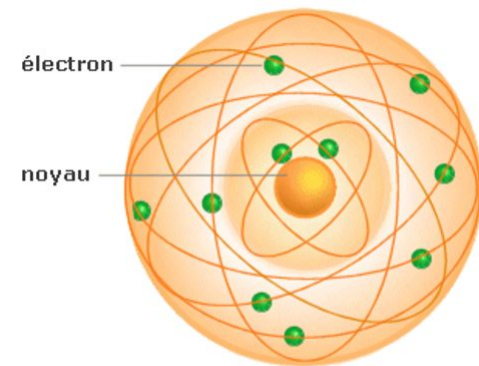
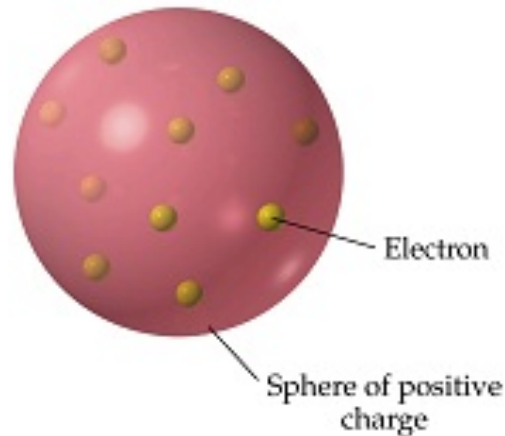


Le tube de Crooks est le 1er tube a décharge électrique, il contient 2 électrodes de metal et lorsqu'une forte tension électrique est appliquée il y a production d'une lueur fluorescente concentrée a l'extrémité du tube ce qui explique que les rayons émis par la cathode se déplacent en ligne droite et sont donc composés de particules.

L'expérience de J.J.Thomson est le résultat de plusieurs expériences sur les rayons cathodiques, dans ce cas les rayons émis ont été déviés par la charge électrique ce qui prouve qu'ils sont chargés négativement.

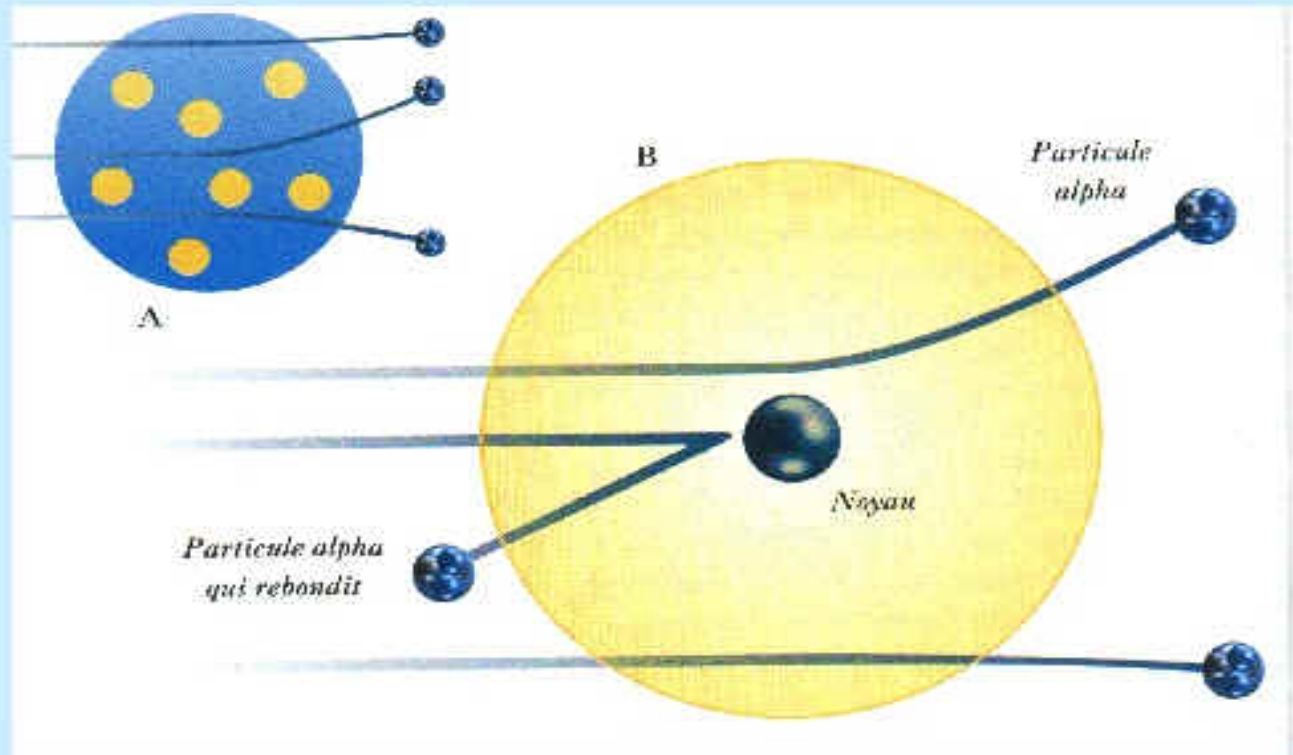
Le noyau : découvert par Rutherford en 1911

Tous les physiciens ne savaient pas que les charges négatives pouvaient se séparer du rayon émis, Rutherford développe l'idée par son expérience sur une feuille en or et propose la théorie que l'atome était composé d'un noyau chargé positivement autour duquel gravitent des particules minuscules négatives : les électrons



Modèle de Rutherford

L'expérience de Rutherford 1911



Il existe au centre de l'atome un noyau chargé positivement

Les particules élémentaires

Quelques propriétés physiques

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

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

La masse de l'électron est approximativement 2000 fois plus faible que celle du proton ou du neutron ($m_p/m_e = 1833$).

Représentation symbolique d'un nucléide

Nombre de masse

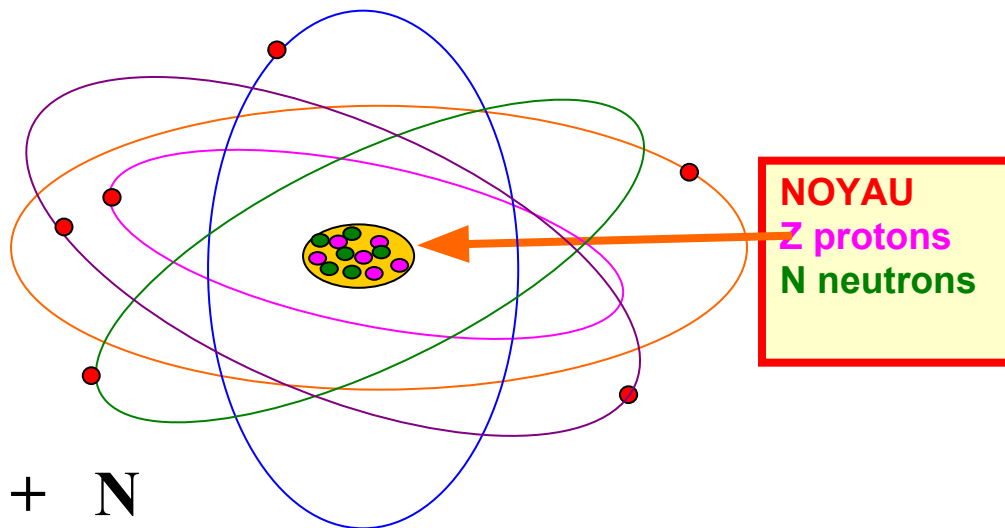
A

X

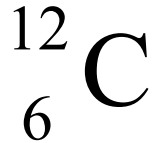
Numéro atomique
= nombre de proton

Z

$$A = \text{protons} + \text{neutrons} = Z + N$$



Quelques exemples



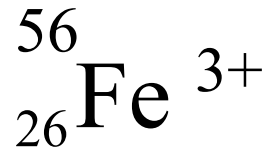
$$\begin{aligned}P &= Z = 6 \\N &= 12 - 6 = 6 \\e^- &= 6\end{aligned}$$

Pour un atome neutre X :
nombre d' e^- = Z



$$\begin{aligned}P &= Z = 17 \\N &= 35 - 17 = 18 \\e^- &= 17 + 1 = 18\end{aligned}$$

Pour un ion chargé négatif X^{-m}
nombre d' e^- = Z + m



$$\begin{aligned}P &= Z = 26 \\N &= 56 - 26 = 30 \\e^- &= 23\end{aligned}$$

Pour un ion chargé positif X^{+m}
nombre d' e^- = Z - m

La Masse des atomes

La masse d'un atome est la somme des masses de ses 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 négligeable par rapport à celle des neutrons ou des protons

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

$$m_a \approx m_p (Z + N) \approx 1,67 \cdot 10^{-24} A \text{ (g)}$$

La mole : unité de quantité de matière

La mole est définie comme étant le nombre d'atomes de carbone 12 (^{12}C) contenu dans 12 g de carbone.

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

$$\text{Mole} = 6,022 \cdot 10^{23}$$

La masse molaire atomique

$$M = N_A m_a$$

L'unité de masse atomique (u.m.a) :

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_A atomes de carbone, un atome de carbone pèse donc $12 / N_A$ g et l'unité de masse atomique vaut donc $1 / N_A$ g.

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

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

$$m_a \approx m_p \cdot (Z + N) \approx 1 \cdot A \text{ (u.m.a)} = A \cdot (1 / 1 \text{ u.m.a}) \text{ g}$$

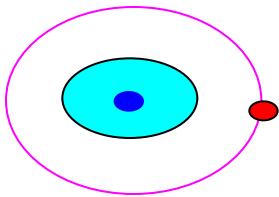
$$M = 1 \text{ mol} \cdot m_a = 1 \text{ mol} \cdot A \cdot (1 / 1 \text{ u.m.a}) = A \text{ (g)}$$

La masse de l'atome exprimée en u.m.a ou sa masse molaire exprimée en g sont algébriquement égales à son nombre de masse A

Les isotopes

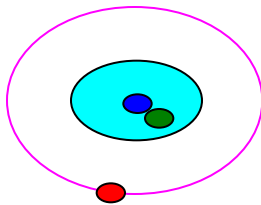
Un élément chimique est caractérisé par le **nombre Z de protons** contenu dans son noyau, selon le **nombre N de neutrons** présents, il existe plusieurs **isotopes** de cet élément.

trois isotopes de l'élément Hydrogène



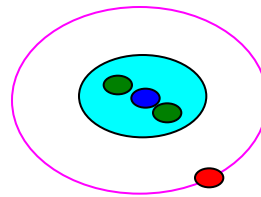
$Z = 1$
 $N = 0$
 $A = Z + N = 1$

^1_1H Hydrogène
« normal »



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

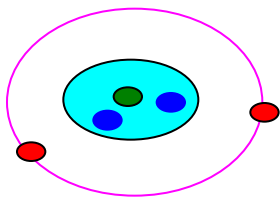
^2_1H Deutérium



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

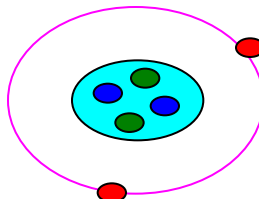
^3_1H Tritium

des trois isotopes de l'élément Hélium



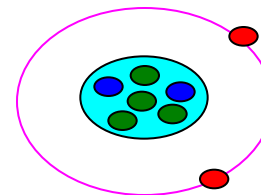
$Z = 2$
 $N = 1$
 $A = Z + N = 3$

^3_2He



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

^4_2He



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

^6_2He 18

L'abondance relative des différents isotopes

On désigne par abondance naturelle le pourcentage en nombre d'atomes de chacun des isotopes présents dans un mélange naturel.

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

Leurs abondances naturelles sont les suivantes :

Nombre de Masse	12	13
Abondance	98,89 %	1,1%

Masse moyenne de l'élément naturel se calcule par :

$$M = \sum x_i M_i$$

$$\sum x_i = 1$$

Ou bien

$$M \times 100 = \sum x_i M_i$$

$$\sum x_i = 100$$

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

Soit dans l'exemple du Carbone :

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

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