

## Un peu d'histoire :

origine du mot « **atome** » : philosophes grecs (400 av J.C.)

*Atome = a-tomos = insécable*

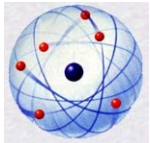
XVII<sup>ème</sup> et XVIII<sup>ème</sup> siècles : premières théories atomiques, les atomes s'associent en molécules (Lavoisier, Dalton, ...)



1869 : Mendeleïev introduit le tableau périodique des éléments (classement en fonction de la masse atomique).



1897 : découverte de l'électron  
premier modèle subatomique (Thomson).

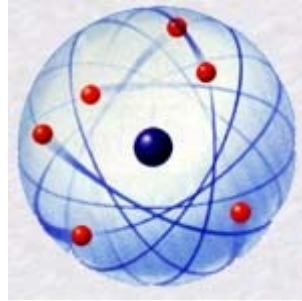


1912 : découverte du noyau  
Modèle de Rutherford (modèle planétaire).

➔ Découverte de la physique quantique (Bohr, Sommerfeld,...)

# Chap. I : Structure de l'atome

modèle de l'atome : 1 noyau + 1 cortège électronique



<u>Noyau</u> :	$Z$ protons	+	$N$ neutrons	➔	$A$ nucléons
	chargé $+e$ ( $+e = 1,60219 \times 10^{-19}$ C)		neutre		
	diamètre $\sim 10^{-14}$ m		diamètre $\sim 10^{-14}$ m		
	$m_p = 1,6727 \times 10^{-27}$ kg		$m_n = 1,6750 \times 10^{-27}$ kg		

La cohésion du noyau  $\Leftrightarrow$  forces nucléaires fortes (très courte portée)  
beaucoup plus fortes que les interactions électrostatiques et gravitationnelles

## Cortège électronique : $Z$ électrons

chargé $-e$ ( $-e = -1,60219 \times 10^{-19}$ C)	} Gravitent à environ $1 \text{ \AA}$ ( $10^{-10}$ m) du noyau
diamètre $\sim 10^{-18}$ m	
$m_e = 9,1091 \times 10^{-31}$ kg	

1 atome  $X \Leftrightarrow {}^A_Z X$

$A = Z + N$        $A$  : nombre de masse  
                          $Z$  : numéro atomique

Exemple :  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  ou  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$

- \* L'atome est électriquement neutre
- \* Quasiment toute la masse est concentrée dans le noyau
- \* La matière *c'est beaucoup de vide*

!!! atome  $\neq$  élément chimique !!!

1 atome est caractérisé par 1 couple  $\{Z, A\}$

1 élément chimique est caractérisé par  $Z$  uniquement

 Son symbole est  ${}_Z X$  ou  $X$  (ex :  ${}_6\text{C}$  ou  $\text{C}$ )

## Chap. I : Structure de l'atome

Atomes isobares : deux atomes de même  $A$ , mais avec un nombre de protons et de neutrons différents  $\Rightarrow Z$  différents.

Ces atomes correspondent à 2 éléments différents.

Atomes isotopes : deux atomes de même  $Z$  mais un nombre de neutrons différents  $\Rightarrow A$  différents.

Ils correspondent au même élément chimique.

Rem : 118 éléments chimiques connus (90 naturels). À chaque élément peut être associé un grand nombre d'atomes isotopes : 1500 nucléides (300 naturels).

iii La masse d'un atome est trop faible et son diamètre trop petit pour que l'on puisse les comptabiliser un à un !!!

Unité de quantité de matière : la **mole**

(Symbole : **mol**)

# Chap. I : Structure de l'atome

**La mole :** quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone  $^{12}_6\text{C}$ , c'est à dire  $6,02205 \times 10^{23}$  atomes.  $\mathcal{N}_A$  (nombre d'Avogadro) =  $6,02205 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

**Unité de masse atomique (u.m.a.) :**

1/12 de la masse d'un atome de carbone.  $1 \text{ u.m.a.} = 1,66057 \times 10^{-27} \text{ kg}$ .

**Élément :** mélange d'isotopes ( $i$ ) dont les proportions (abondances naturelles isotopiques) restent constantes

abondance naturelle isotopique ( $x_i$ ) = pourcentage massique de l'isotope ( $i$ ) dans l'élément naturel, avec  $\sum_i x_i = 1$

Masse molaire de l'élément  $M$

$$M = \sum_i x_i M_i$$

$M_i$  : masse molaire de l'isotope  $i$

$$x_{^{35}_{17}\text{Cl}} + x_{^{37}_{17}\text{Cl}} = 1 \quad \text{et} \quad M_{^{17}\text{Cl}} = M_{\text{Cl}} = x_{^{35}_{17}\text{Cl}} \times M_{^{35}_{17}\text{Cl}} + x_{^{37}_{17}\text{Cl}} \times M_{^{37}_{17}\text{Cl}}$$