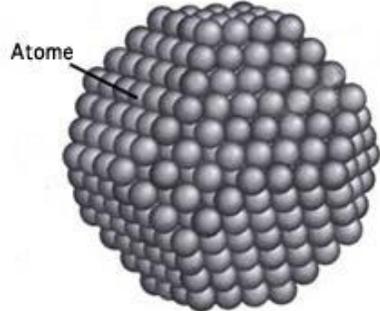




Module:
Chimie 1 : Atomistique & Liaisons chimiques

Cours d'atomistique

MATIERE



ATOME

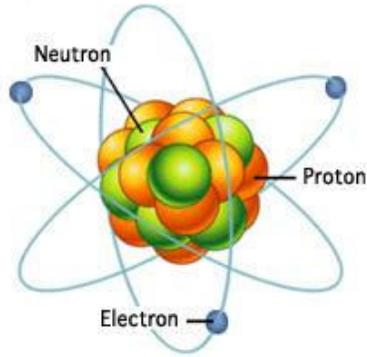


Tableau périodique des éléments

1	2	3-10										11	12	13	14	15	16	17	18										
IA	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18												
hydrogène 1 H 1,00794	beryllium 4 Be 9,012182	[Lanthanides 57-71]										aluminium 13 Al 26,9815386	silicium 14 Si 28,0855	phosphore 15 P 30,973762	soufre 16 S 32,066	chlore 17 Cl 35,4527	argon 18 Ar 39,948												
lithium 3 Li 6,941	sodium 11 Na 22,98976928	scandium 21 Sc 44,955912	titane 22 Ti 47,867	vanadium 23 V 50,9415	chrome 24 Cr 51,9961	manganèse 25 Mn 54,938045	fer 26 Fe 55,845	cobalt 27 Co 58,933195	nickel 28 Ni 58,6934	cuivre 29 Cu 63,546	zinc 30 Zn 65,39	gallium 31 Ga 69,723	germanium 32 Ge 72,61	arsenic 33 As 74,92160	sélénium 34 Se 78,96	brome 35 Br 79,904	krypton 36 Kr 83,80												
potassium 19 K 39,0983	calcium 20 Ca 40,078	yttrium 39 Y 88,90585	zirconium 40 Zr 91,224	niobium 41 Nb 92,90638	molybdène 42 Mo 95,94	technétium 43 Tc 97,9072	ruthénium 44 Ru 101,07	rhodium 45 Rh 102,90550	paladium 46 Pd 106,42	argent 47 Ag 107,8662	cadmium 48 Cd 112,411	indium 49 In 114,818	étain 50 Sn 118,710	antimoine 51 Sb 121,760	tellure 52 Te 127,60	iode 53 I 126,90447	xénon 54 Xe 131,29												
caesium 55 Cs 132,9054519	barium 56 Ba 137,327	[Actinides 89-103]										mercure 80 Hg 200,59	thallium 81 Tl 204,3833	plomb 82 Pb 207,2	bismuth 83 Bi 208,98040	polonium 84 Po [209]	astate 85 At [209]	radon 86 Rn [222,0176]											
francium 87 Fr [223,0197]	radium 88 Ra [226,0254]	thulane 57 La 138,90547	cerium 58 Ce 140,116	praseodyme 59 Pr 140,90765	niobium 60 Nd 144,242	prométhium 61 Pm [144,91271]	samarium 62 Sm 150,36	europium 63 Eu 151,964	gadolinium 64 Gd 157,25	terbium 65 Tb 158,92535	erbium 66 Er 167,259	thulium 67 Tm 168,93421	ytterbium 68 Yb 173,04	lutécium 69 Lu 174,967	actinium 89 Ac [227,02771]	thorium 90 Th 232,03806	protactinium 91 Pa 231,03688	uranium 92 U 238,02891	neptunium 93 Np [237,04821]	plutonium 94 Pu [244,08421]	américium 95 Am [243,06131]	curium 96 Cm [247,07031]	berkelium 97 Bk [247,07031]	californium 98 Cf [251,07961]	éinsteinium 99 Es [252,08301]	fermium 100 Fm [257,09511]	mendelevium 101 Md [258,09841]	nobelium 102 No [259,10131]	lawrencium 103 Lr [262,11011]

Plan de cours

I. Chapitre I: Structure des atomes

1. Structures de l'atome
2. Numéro atomique
3. Nombre de masse
4. Isotopes
5. Masse atomique

II. Chapitre II: Modèle classique de l'atome

1. Modèle de Rutherford
2. Modèle de Bohr
3. Spectre atomique d'émission

III. Chapitre III: Modèle quantique de l'atome

1. Equation de Schrödinger (Résolution) : nombres quantiques
2. Configuration électronique d'un atome:
 - a. Principe de Pauli
 - b. Règle de Hund
 - c. Règle de Klechkowski

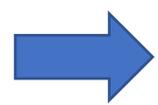
IV. Chapitre IV: Tableau périodique des éléments chimiques

1. Classification
2. Périodes
3. Groupes
4. Familles
5. Énergie d'ionisation
6. Affinité électronique
7. Électronégativité.

Chapitre I: Structure des atomes

L'objectif : Comprendre de quoi est composée la matière.

Physiquement, la matière se trouve sous trois états : solide, liquide, gaz. Or tout l'univers physique, y compris les organismes vivants, est constitué de matière .Celle-ci est caractérisée par sa masse et son énergie qui mesure sa capacité à produire du travail.



La matière est formée à partir de grains élémentaires appelés **ATOMES** qui diffèrent par leurs structures et leurs masses.

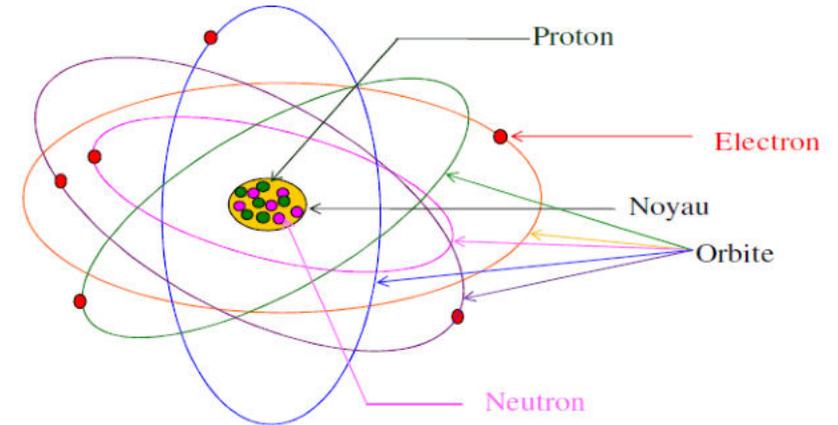
Exemples:

Hydrogène : **H** ; Oxygène : **O** ; Carbone : **C**

1. Structure des atomes

Qu'est-ce qu'un atome?

- Plus petit constituant de la matière.
- ➔ • L'entité fondamentale de la matière.
- L'atome constituant d'un noyau et d'électrons.



Les particules élémentaires de l'atome

Particule	Symbole	Masse	Charge
Électron	e^-	$9,11 \cdot 10^{-31}$ Kg	$-1,602 \cdot 10^{-19}$ C
Proton	p	$1,673 \cdot 10^{-27}$ Kg	$+1,602 \cdot 10^{-19}$ C
Neutron	n	$1,675 \cdot 10^{-27}$ Kg	0

Noyau (les nucléons) {

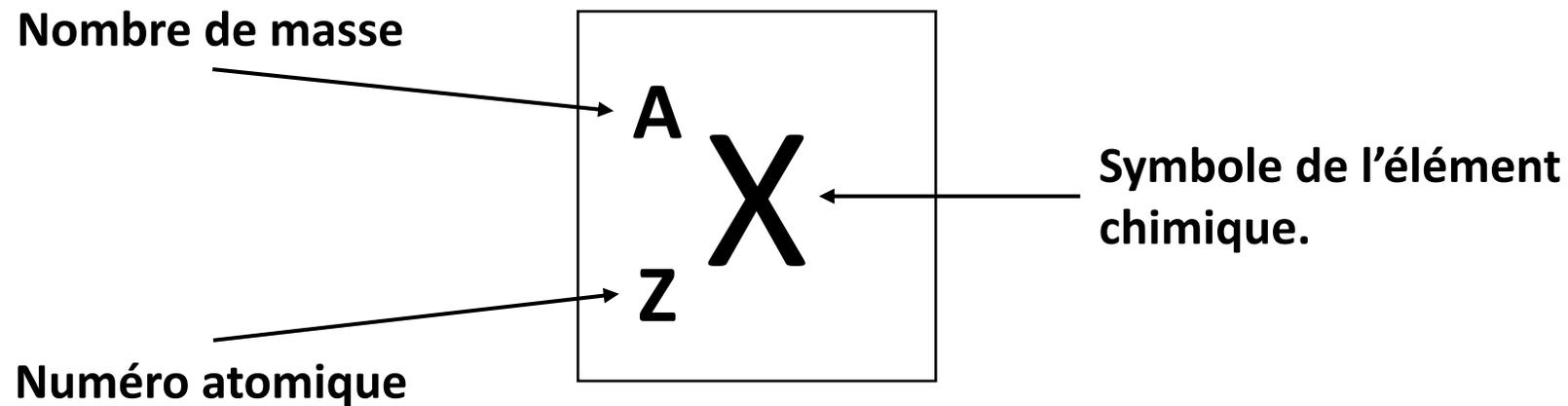
$$m(p) \approx m(n) = 1836 m(e)$$

La masse d'électron est négligeable devant la masse du proton et du neutron

1. Structure des atomes

Identification des atomes

L'identité d'un atome et ses propriétés sont données par le nombre de particules qu'il contient. Ce qui distingue certains éléments chimiques des autres est le nombre de protons (Noyau).



Carte d'identité d'un élément

2. Numéro atomique

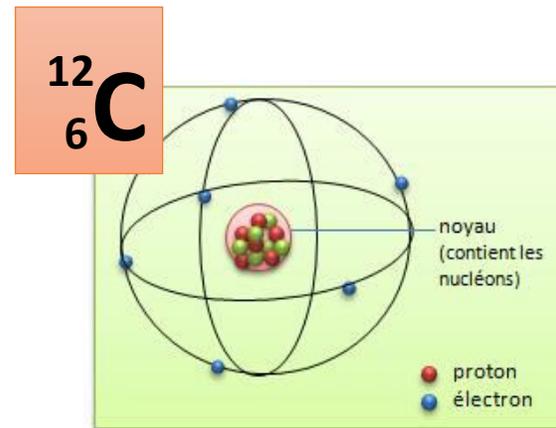
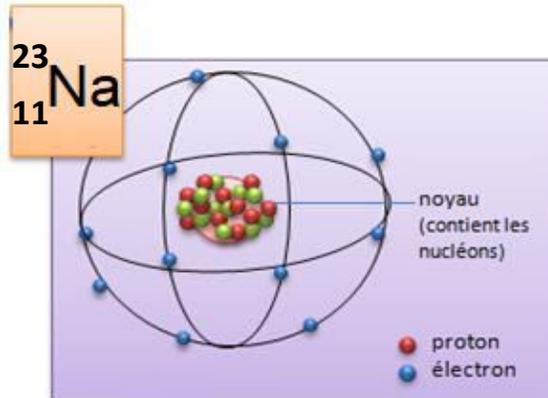
Définition: Le **nombre atomique** est ce qui permet de différencier les atomes entre eux, il est égal au nombre d'**électrons** ou de **protons** contenus dans cet atome.

Pour un élément neutre (atome):

$$Z = n(p^+) = n(e^-)$$

Numéro atomique Nombre de protons Nombre d'électrons

Exemples:

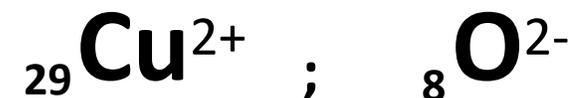
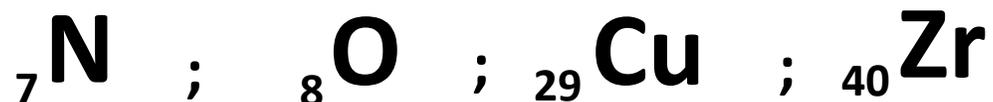


Cas exceptionnel:

Pour un élément chargé (ion):

$$Z = n(p^+) \neq n(e^-)$$

Numéro atomique Nombre de protons Nombre d'électrons



3. Nombre de masse

Le nombre de masse de l'atome (A) désigne le nombre de nucléons, soit la somme du nombre de protons et du nombre de neutrons.

$$A = Z + N$$

Nombre de masse

$Z = \Sigma$ protons

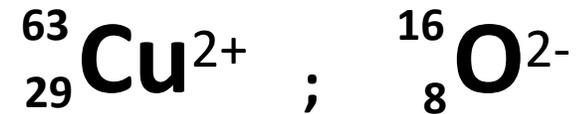
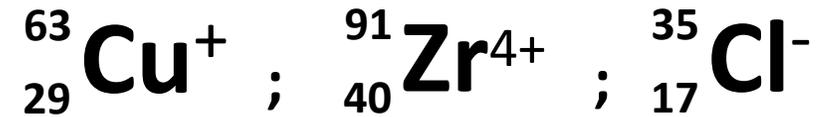
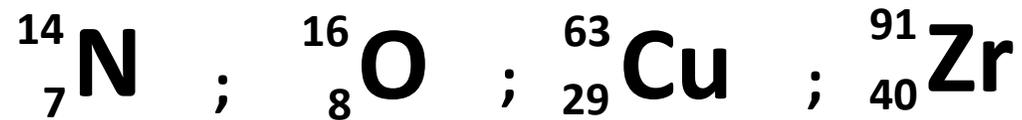
$N = \Sigma$ neutrons

Exemples:



Application

Déterminer le nombre de protons, neutrons et d'électrons des éléments suivants:



L'élément	Nbre de protons	Nbre de neutrons	Nbre d'électrons

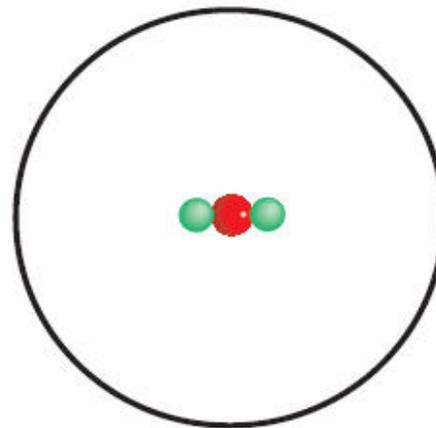
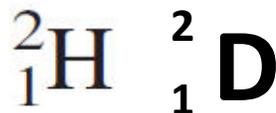
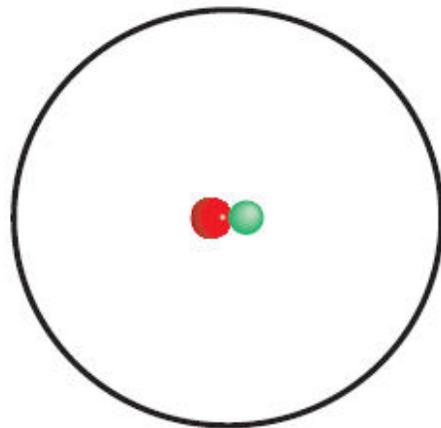
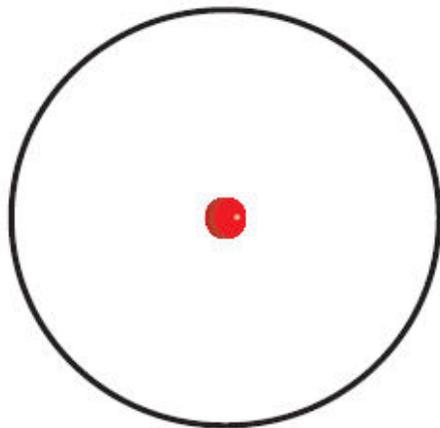
4. Isotopes

Définition: On appelle **isotopes** des atomes qui ont le même **numéro atomique Z**, mais des **nombre de nucléons A** différents.

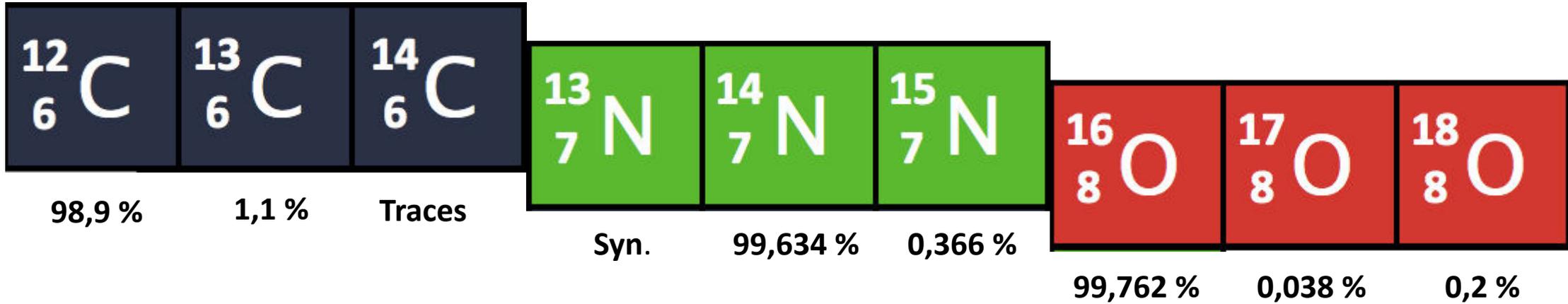
Il existe 1200 isotopes dont 300 stables.

Les isotopes ont des propriétés chimiques identiques et des propriétés physiques différentes.

Ils se distinguent par une masse différente mais surtout une stabilité différente qui confère à certains isotopes un caractère radioactif.



Exemples :



$^{234}_{92}\text{U}$: 0,0055 %
 $^{235}_{92}\text{U}$: 0,7202 %
 $^{238}_{92}\text{U}$: 99,2742 %

$^{63}_{29}\text{Cu}$: 69,17 %
 $^{64}_{29}\text{Cu}$: Traces $^{67}_{29}\text{Cu}$: Traces
 $^{65}_{29}\text{Cu}$: 30,83 %

- Exercice 1:

Le numéro atomique du fer est $Z = 26$ et son nombre de neutrons varie de 28 à 32 .

Ecrire sous la forme ${}^A_Z X$ tous les représentants de cet élément.

- Exercice 2:

L'isotope le plus abondant du chlore s'écrit ${}^{35}_{17} \text{Cl}$

L'autre isotope a un nombre de neutrons égal à 20.

Ecrire la structure de cet isotope.

5. Masse atomique

Les masses s'expriment par le même nombre mais avec des unités différentes selon que l'on se trouve **à l'échelle des moles** ou **à l'échelle des particules**. Pour les particules on utilise l'unité de masse atomique (u.m.a) alors qu'on utilise le gramme (g) pour les moles (ce qui donne des g.mol⁻¹).

Définition de l'unité de masse atomique : $1 \text{ u. m. a} = \frac{m(^{12}\text{C})}{12}$

Une mole d'atome de l'isotope de ¹²C vaut très précisément 12 g

La masse d'un atome de Carbone est donnée par

$$m(\text{C}) = \frac{12}{N} \text{ grammes avec } N=6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \text{ (} N: \text{ Nombre d'Avogadro)}$$

$$\text{Donc } 1 \text{ u. m. a} = \frac{1}{N} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Il existe deux types d'atomes : les atomes non isotopiques et les isotopes.

- **Atome non isotopique**

La masse atomique est égale à la somme des masses des constituants de l'atome :

$$m_a = Z \times m_p + Z \times m_e + N \times m_n$$

$$m(p) = 1,673.10^{-27} \text{ kg} = 1,0073 \text{ u.m.a}$$

$$m(n) = 1,675.10^{-27} \text{ kg} = 1,0087 \text{ u.m.a}$$

$$m(e) = 9,11.10^{-31} \text{ kg} = 0,548.10^{-3} \text{ u.m.a}$$

La masse d'électron est négligeable devant la masse de proton et de neutron , donc:

$$m_a = Z \times m_p + N \times m_n = 1,671 \cdot 10^{-27} (Z + N)$$

Z: numéro atomique
N: nombre de neutrons
A: nombre de masse

$$m_a = 1,671 \cdot 10^{-27} \cdot A \text{ Kg}$$

- **Masse atomique relative (atome isotopique)**

Dans le cas général, un élément possède un ou plusieurs isotopes ; donc la masse atomique sera la somme des proportions relatives à chaque isotope.

$$M(x) = \frac{\sum(M_i \times x_i)}{100} \quad 0 \leq x_i \leq 100$$

$$M(x) = \sum(M_i \times x_i) \quad 0 \leq x_i \leq 1$$

L'unité de la masse relative est en : g/mol ou u.m.a

Exemple

Le carbone présente deux isotopes stables de masse 12 u.m.a et 13 u.m.a. L'abondance de ce dernier est de 1,1 %. Calculer la masse atomique.