

COURS N°2-1 DE CHIMIE 1 (ST-SM)

“STRUCTURE DE L’ATOME”

II.1. CONSTITUTION DE L’ATOME

II.1.1. LE PARTICULES ELEMENTAIRES

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’électron, par :

- Crookes (électron) ; rayon cathodique ou tube à décharge
- Goldstein (proton) ; atome + énergie électrique → ion (+) + e⁻ ; exp : Ne → Ne⁺ (formation d’ion positif) + e⁻
- Rutherford (réalisation d’une première expérience nucléaire) : $^{14}_7\text{N} + ^4_2\text{He} \rightarrow ^{17}_8\text{O} + ^1_1\text{H}$ (découverte du proton)
- Chadwick (neutron) ; en bombardant le Béryllium par des particules α, il constata l’apparition d’un rayonnement pénétrant neutre (neutron).

II.1.1.1. quelques propriétés physiques

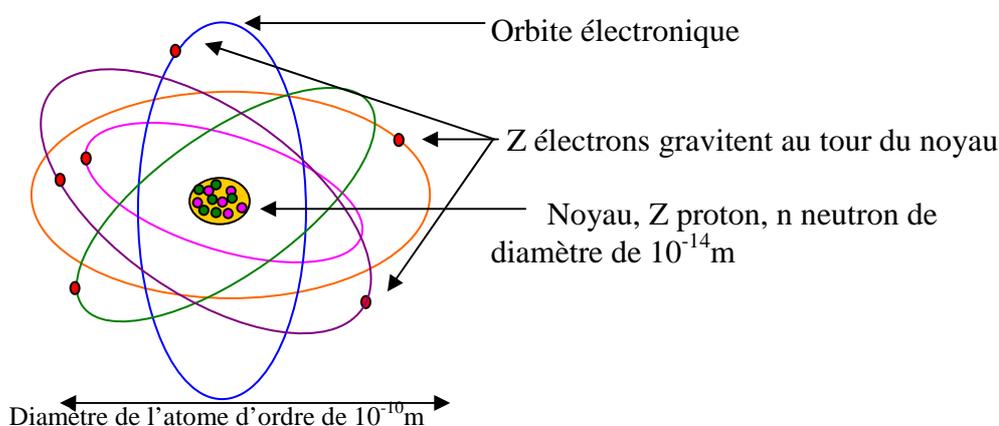
Particule	Symbole	Masse (Kg)	Charge électrique (C)
Proton	P ⁺	1.6724 10 ⁻²⁷	1.60219 10 ⁻¹⁹
Neutron	n ^o	1.6747 10 ⁻²⁷	
Electron	e ⁻	9.11 10 ⁻³¹	- 1.60219 10 ⁻¹⁹

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 de neutron ($\frac{m_p}{m_e} = 1833$).

II.1.2. REPRESENTATION SYMBOLIQUE D’UN ATOME « MODELE PLANETAIRE »



II.1.3. 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 : $m_a = Z * m_p + N * m_n + Z * m_e$, la masse des électrons est très faible par rapport à celle des neutrons ou des protons, nous pourrions donc la négliger.

$m_p = m_n = 1.67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \Rightarrow m_a = Z * m_p + N * m_n \Rightarrow m_a = 1.67 \cdot 10^{-27} (Z + N) \Rightarrow m_a = 1.67 \cdot 10^{-27} A$, avec $Z+N=A$ (nombre de masse).

II.1.4. UNITE DE MASSE ATOMIQUE (U.M.A)

Cette unité de masse adaptée à l’étude des objets microscopiques est définie comme étant le douzième de la masse de l’atome de carbone (¹²C).

Une mole de carbone pesant par convention 12g et correspondant à N atomes de carbone 12. Alors la masse d’un atome peut être déduite de la manière suivante :

$$1 \text{ mole} \xrightarrow{\text{pèse}} 12 \text{ g} \xrightarrow{\text{contient}} 6.023 \cdot 10^{23} \text{ atomes } (N)$$

$$m_{\text{atome } ^{12}\text{C}} \rightarrow 1 \text{ atome} \quad \Rightarrow \quad m_{\text{atome } ^{12}\text{C}} = \frac{12}{N} \text{ g}$$

Donc, un atome de carbone 12 pèse $\frac{12}{N} \text{ g}$ et l'unité de masse atomique vaut $\frac{1}{12} * \frac{12}{N} \text{ g} = \frac{1}{N} \text{ g}$

Il y a donc une correspondance directe entre la masse d'un atome en u.m.a et sa masse molaire en g. $1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{N} \text{ g} = \frac{1}{6.023 \cdot 10^{23}} \text{ g} = 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1.66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$. Comme nous venons de le voir, la masse du proton (ou celle du neutron)

est justement pratiquement égale à cette masse de $1.67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

Donc $m_p = m_n = 1 \text{ u.m.a}$ et comme : $m_a = 1.67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} (Z+N) = 1.67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} A = A \text{ u.m.a}$.

On conclut que, 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.

Exp : Pour un atome l'unité de masse est l'u.m.a.

Pour une mole d'atomes l'unité de masse est le g. \Rightarrow On donne : $^{16}(\approx 15.994)\text{O}$

La masse d'un atome d'oxygène égale à 15.994 u.m.a ou bien la masse d'une mole d'atome d'oxygène est égale à 15.994 g.

II.2. LE NOYAU

L'existence de particules positives parallèlement à l'existence d'électrons est nécessaire, la matière étant électriquement neutre.

Le noyau a un diamètre infiniment petit d'ordre de 10^{-14} m . Il est constitué de nucléons : les protons et les neutrons. Le noyau concentre la quasi-totalité de la masse de l'atome.

a. Présentation du noyau

a.1. Numéro atomique Z ou nombre de charge (nombre de protons)

Le numéro atomique Z est le nombre de protons. Z désigne également le nombre d'électrons qui entourent le noyau. La charge du noyau est $+Ze$ et la charge total d'électrons est $-Ze$. A chaque numéro atomique correspond un élément.

a.2. Nombre de masse

Le nombre de masse A est le nombre de nucléons, soit la somme du nombre de protons et du nombre de neutrons.

Les deux nombres A et Z sont des nombres entiers, ils caractérisent un atome ou son noyau. Une espèce donnée de noyau s'appelle un nuclide ou un nucléide ; un nucléide est donc par définition un noyau avec une masse et une charge déterminée.

Exp : déterminer le nombre de neutrons du l'atome d'oxygène : $^{16}_8\text{O}$. $\Rightarrow N = A - Z \Rightarrow N = 8$.

II.2.1. ISOTOPIE

Des atomes peuvent avoir un même numéro atomique Z et des nombres de masse A différents, on dit qu'ils sont des isotopes d'un même élément.

Exp : $^{35}_{17}\text{Cl}$, $^{37}_{17}\text{Cl}$; $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$; ^1_1H (hydrogène normal : $A=1$, $Z=1$, $N=0$), ^2_1H (deutérium, $Z=1$, $A=2$, $N=1$), ^3_1H (tritium, $Z=1$, $A=3$, $N=2$).

II.2.1.1. Abondance relative des différents isotopes

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

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

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 quelque soit la provenance de l'échantillon étudié.

II.2.1.2. 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 : $M_{\text{moy}} = \sum_1^n X_i * M_i$, avec : X_i : désignant l'abondance naturelle de l'isotope i de masse molaire M_i .

Exp $X_{12_c} = 0.9889$ et $M_{12_c} = 12$, $X_{13_c} = 0.011$ et $M_{13_c} = 13 \Rightarrow M_{\text{moy}} = 0.9889 * 12 + 0.011 * 13 = 12.02 \text{ g mol}^{-1}$. Ou bien :

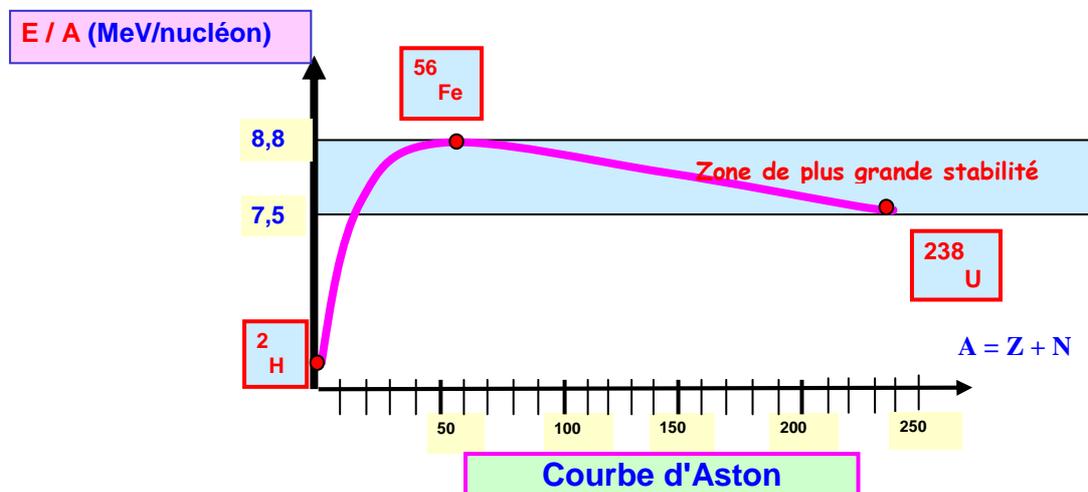
$$\frac{12 * 98.89 + 13 * 1.1}{100} = 12.02 \text{ g mol}^{-1}$$

II.2.2. ENERGIE DE LIAISON ET DE COHESION DES NOYAUX

II.2.2.1. Energie de liaison (E) : Energie nécessaire à la formation d'un noyau quelconque à partir de ces nucléons (P+N). La formation du noyau est décrite par la réaction suivante : $Z + N \rightarrow {}^A_Z X + (E < 0)$. La formation d'un noyau nécessite, en général, une énergie négative.

II.2.2.2. Energie de cohésion (B) : Energie nécessaire à la destruction d'un noyau en ces constituants (N+P) selon la réaction : ${}^A_Z X + B \rightarrow Z + N$, cette énergie est positive et on peut écrire : $B = -E$.

II.2.2.2.1. Energie de cohésion par nucléon : Si nous divisons l'énergie de cohésion d'un noyau par le nombre de nucléons ($A=N+Z$), nous obtenons l'énergie de cohésion par nucléon. En générale l'énergie de cohésion par nucléon est inférieure à 8.9 Mev quelque soit l'élément considéré. 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.



Cette énergie de cohésion est de l'ordre du MeV/nucéon ($1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-13} \text{ J}$). La courbe obtenue présente un maximum vers $A = 60$, les atomes correspondant étant les atomes les plus stables qui existent. 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 $Z > 15$ cette pente est beaucoup plus douce. Les atomes dont l'énergie de liaison moyenne est faible (de $E / Z < 7,5 \text{ MeV / nucléon}$) vont chercher à se stabiliser et à se rapprocher de la zone de stabilité maximale vers $Z = 60$. Deux processus différents sont possibles : (atomes légers : fusion et atomes lourds : fission).

II.2.2.2.2. Théorie de la relativité (Equation d'EINSTEIN) : Les notions de masse et d'énergie restent toujours en adéquation : disparition de masse \Rightarrow ajout d'énergie et disparition d'énergie \Rightarrow ajout de masse. D'où : $E = m * C^2$; (C : célérité ou la vitesse de la lumière, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$).

Remarque : 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 : $E = \Delta m * C^2$.

- Lorsque l'on crée un noyau, Δm est négative, $\Delta m = \text{disparition de masse} = \text{défaut de masse}$.
 $\Delta m = m_{\text{noyau}} - (Z * m_{\text{proton}} + N * m_{\text{neutron}}) < 0$. ; On parle alors de l'énergie de liaison.
- Lorsque l'on décompose (détruit) le noyau en ces nucléons, Δm est positive, $\Delta m = (Z * m_{\text{proton}} + N * m_{\text{neutron}}) - m_{\text{noyau}} > 0$, On parle alors de l'énergie de cohésion.

II.2.2.3. Définition de l'électron volt : L'électron volt (eV) est l'énergie acquise par un électron accéléré par une différence de potentiel (d.d.p) de 1 volt. D'où : $1 \text{ eV} = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ Coulomb (c)} * 1 \text{ Volt (V)} = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ joule (J)}$.

II.2.2.4. Energie d'un u.m.a (1 u.m.a)

$$E = \Delta m * C^2, \Delta m = 1 \text{ u.m.a} = 1.66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \Rightarrow E = 1.66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} * (3 \cdot 10^8 \text{ m/s})^2 \Rightarrow E = 14.94 \cdot 10^{-11} \text{ J}$$

$$1 \text{ eV} = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ J} \Rightarrow E = (14.94 \cdot 10^{-11}) / (1.6 \cdot 10^{-19}) = 933 \cdot 10^6 \text{ eV} \Rightarrow \boxed{E = 933 \text{ MeV}}$$

D'ou : 1u.m.a. $\xrightarrow{\text{représente}}$ 933 MeV.

Exercice :

1- Déterminer le nombre de protons, neutrons et d'électrons du noyau de deutérium.

2-Déterminer l'énergie de cohésion du noyau de deutérium par MeV/noyau, par MeV/mole d'atome et par MeV/nucléon. On donne : $m_n=1.008665$ u.m.a, $m_p=1.007277$ u.m.a et $m_{\text{noyau}}= 2.014102$ u.m.a

Solution :

1- Deutérium (${}^2_1\text{H}$: $Z=1$, $A=2 \Rightarrow N=A-Z = 2-1 =1$).

2- $E = \Delta m * C^2 \Rightarrow \Delta m = (Z*m_{\text{proton}}+N*m_{\text{neutron}}) - m_{\text{noyau}} \Rightarrow E = [(Z*m_{\text{proton}}+N*m_{\text{neutron}}) - m_{\text{noyau}}] * C^2$

- Par (MeV/atome (noyau))

$E = [(1.007277+1.008665)-2.014102]*9 \cdot 10^{16}$ u.m.a $m^2/s^2 = 0.00184 * 1.66 \cdot 10^{-27}$ kg $*9 \cdot 10^{16}$ $m^2/s^2 = 2.75 \cdot 10^{-13}$ j/noyau = $(2.75 \cdot 10^{-13})/(1.6 \cdot 10^{-19}) = 1.72 \cdot 10^6$ eV = 1.72 MeV/noyau.

- Par (MeV/mole d'atome)

$E = [(1.007277+1.008665)-2.014102]*9 \cdot 10^{16}$ u.m.a $m^2/s^2 = 0.00184*10^{-3}$ g/mole $*9 \cdot 10^{16}$ $m^2/s^2 = 16.56 \cdot 10^{10}$ j/mole = $(16.56 \cdot 10^{10})/(1.6 \cdot 10^{-19}) = 10.35 \cdot 10^{29}$ eV = $10.35 \cdot 10^{23}$ MeV/mole d'atome.

- Vérification

1 atome $\xrightarrow{\text{correspond}}$ 1.72 MeV / atome

$6.023 \cdot 10^{23} \xrightarrow{\text{correspond}}$ E $\Rightarrow E = 6.023 \cdot 10^{23} * 1.72 = 10.35 \cdot 10^{23}$ MeV / mol

- Par (MeV/nucléon)

$$E_{\text{nucléon}} = \frac{E_{\text{noyau}}}{A} = \frac{1.72}{2} = 0.86 \text{ MeV / nucléon}$$

II.2.3. STABILITE DU NOYAU

L'atome est constitué principalement, d'après Rutherford, de vide et toute sa masse est concentrée dans un volume infiniment petit « noyau ».

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. 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. 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.