Matière 1 :

CHIMIE GENERALE ET ORGANIQUE

(Code F111, 6 Crédits, Coefficient 3)

Objectifs de l'enseignement :

Cette matière vise à donner l'étudiant des bases élémentaires de chimie,

VHG 67h30 heures (22,5 heures cours, 22,5 heures TD et 22,5 heures TP) + 60 heures travail complémentaire personnel Contenu de la matière

Chargé de cours:

Mr. DOUINAT Oukacha

Cours N°1:

Généralités sur la chimie

. Définition de la chimie :

- La chimie c'est une science expérimentale qui s'intéresse à la composition de la matière et de leur transformation (soit physiques ou chimiques).
- **Définition de la matière :**
- La matière c'est un assemblage d'atomes ou de molécules.
- La matière peut se présenter soit: à l'état solide, liquide, gaz ou plasma.

- **Exemple 1 :**
- L'eau (H_2O) c'est une matière constituée de molécules de dioxygène (O_2) et de molécules de dihydrogène (H_2) suivant la réaction:

  - $½\ O_2 + H_2 \rightarrow H_2O$.

- **Exemple 2 :**
- Une plaque d'un métal de fer (Fe) est constituée seulement des atomes de fer.

L'atome

- **Définitions d'un atome:**
- L'atome est l'élément fondamental qui constitue la matière.
- Les atomes sont des particules extrêmement petites car leur dimension est de l'ordre du **dixième de nanomètre soit 10^{-10} m.**
- **$1\ nm = 10^{-9}\ m$**
- L'atome possède une masse (m_a) et occupe un volume dans l'espace (r_a).
- **m_a :** masse atomique.
- **r_a :** le rayon atomique.

- **Unités de mesure de la masse d'un atome :**
- La masse d'un atome peut être mesurée soit par : Kg , g , ou par l'**u.m.a** (u).
- u.m.a : unité de masse atomique.
- **Définition de L'u.m.a :**
- L'u.m.a c'est une unité convenable pour mesurer la masse d'un atome à l'échelle atomique.
- L'u.m.a est un douzième (1/12) de la masse de l'isotope de l'atome carbone 12 (${}^{12}_{6}C$)

$$1\ \text{u.m.a} = \frac{1}{12}\, m_a\left({}^{12}_{6}C\right)$$

Calcul la valeur de L'u.m.a en g et en Kg

- $1\ \text{u.m.a} = \frac{1}{12}\, m_a\left({}^{12}_{6}C\right)$ ……(1)

- La masse molaire de ^{12}C : **M(^{12}C)=12g/mol**.
- Cette écriture signifie que :
- **1mol (^{12}C) → 12 g**……(2)
- Et d'autre part on sait que :
- **1mol ()→ $\mathcal{N}_a$ atomes de (^{12}C)**……(3)
- $\mathcal{N}_a$: est le nombre d'Avogadro= 6,023 x10^{23} mol $^{-1}$.
- A partir de (2) et de (3) on trouve :
- $\mathcal{N}_a$ atomes de (^{12}C) → 12 g
- 1 atome de (^{12}C) → **ma (^{12}C)?**
- Donc : ma (^{12}C)= (12/ $\mathcal{N}_a$) en g……(4)
- On remplace (4) dans (1) on trouve :
- 1 u.m.a = (1/12)m_a (^{12}C)
- 1 u.m.a = (1/12).(12/x $\mathcal{N}_a$) en g
- 1 u.m.a = (1/ $\mathcal{N}_a$) g c.d.à: 1g= $\mathcal{N}_a$ u.m.a
  - **1 u.m.a = =1,66x10^{-24} g = 1,66x10^{-27} Kg.**

La molécule :

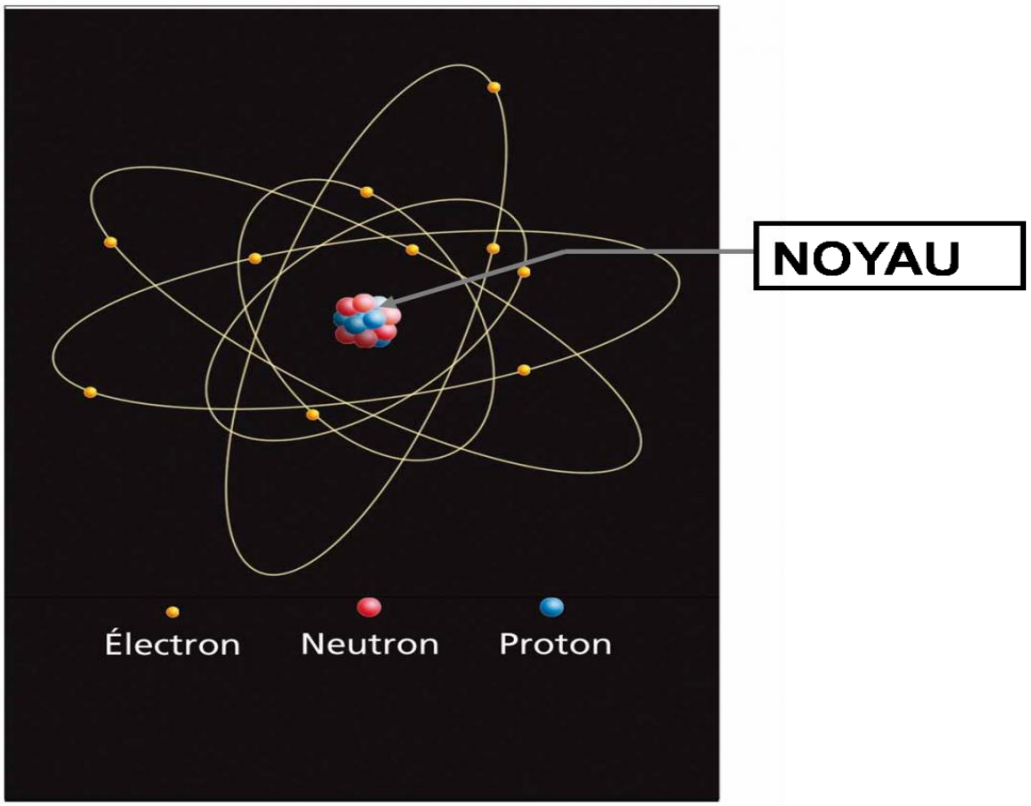
- **La molécule:**
- Est la plus petite partie de la matière pouvant exister à l'état libre,
- Elle comprend deux ou plusieurs atomes (di ou polyatomique).
- Si les atomes qui forment la molécule sont :
- **Identiques**, la substance est **un corps simple** (H_2, O_2, O_3)
- **Différents**, la substance est **un corps composé** (CO_2, H_2O_2,NaOH)

Nombre d'Avogadro (Na)

- C'est le nombre d'atomes réels contenus dans une mole (**1 mole)** de l'isotope du carbone 12
- Na =6,022 10^{23} mol^{-1}
- .

Les constituants de l'atome

- Un atome est constitué d'un **noyau** autour duquel tournent des **électrons**.



Les électrons (é)

- Chaque électron porte une seule charge négative (é).
  - **é = -1,6 x10^{-19} C**

c:**coulomb**

- Ils ont une masse très faible (négligeable).
  - **$m_{é}$=9,109 x10^{-31} Kg.**
- • Ils sont tous identiques.
  - Ils forment le nuage électronique.
  - Ils donnent sa taille à l'atome.

Le noyau

- **Le noyau c**ontient des particules appelées **nucléons** (**protons et neutrons)**:
- **Les protons**: sont des particules possèdent une masse et portent une **charge positive**.
  - $m_p=1,67252 \times 10^{-27}$ Kg.
  - $Q_p = +1,6 \times 10^{-19}$ C
- **Les neutrons**, sont des particules **électriquement neutres possédant une masse.**
- $m_n=1,67482 \times 10^{-27}$ Kg.
- $Q_n = 0$ C
- Le noyau contient presque toute la masse de l'atome.
- **L'atome est électriquement neutre :**
- le nombre de charges positives du noyau est donc égal au nombre de charges négatives des électrons.

Notation symbolique, informations sur la composition de l'atome

$${}^{A}_{Z}X$$

- On y fait figurer :
- **X** : Symbole de l'élément chimique correspondant ;
- **Z** : **Numéro atomique** de l'atome, il correspond au nombre de protons ;
- **A** : **Nombre de masse**, c'est le nombre de nucléons du noyau, c'est à dire le nombre de protons et de neutrons.
- Un tel atome contient dans son noyau **Z protons** et (**A-Z) neutrons**.
- Son nuage électronique est composé de **Z électrons** puisqu'il est électriquement **neutre**.

- **Remarques:**
- La charge du noyau= +Z.e
- La charge totale des électrons= -Z.e
- La masse d'un atome= masse de noyau+masse des électrons.
- Masse de neutrons=N.m_n=(A-Z) .m_n
- Masse de protons= Z.mp
- Masse des électrons= Z.mé
- m_{noyau}= (A-Z)m_n+Z.m_p
- m_{Atome}= (A-Z)m_n+Z.m_p +Z.$m_é$

Isotopes

- **Définition:**
- Un grand nombre d'éléments chimiques existent à l'état naturel sous forme d'un mélange d'isotopes
- Les isotopes d'un même élément chimique sont des atomes possédant - **le même numéro atomique (Z)** mais
- -Un **nombre de masse différent (A).**
- Les isotopes occupe la même place dans le tableau périodique.
- Ils ont des propriétés physiques et chimiques très voisins.
- **La masse atomique moyenne:**
- C'est la moyenne des masse isotopiques par leur abondance relative.
- Mi: masse atomique de l'isotope (i).
- ai: Abondance relative de l'isotope (i).

$$M = \sum a_i M_i \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots (1)$$

$$\sum a_i = 100\% = 1 \ldots\ldots\ldots (2)$$

Exemple

Element : ${}^{A}_{Z}X$	Nombre de masse : A	Abandance relative (%)
${}^{A}_{3}Li$	6 7	7,52 92,48
${}^{A}_{8}O$	16 17 18	99,76 0,04 0,20
${}^{A}_{17}Cl$	35 37	75,40 24,60

Calculer la masse moyenne de l'oxygène:

$$M = \sum a_i M_i \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots (1)$$

$$\sum a_i = 100\% = 1 \ldots\ldots\ldots (2)$$

$M_{moy}(O)=0,9976x16+0,0004x17+0,0020x18$

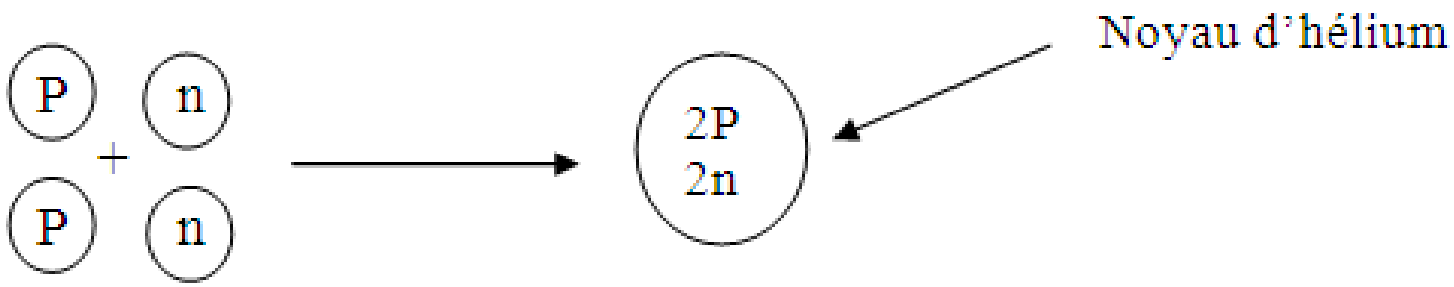
$\sum a_i=0,9976+0,0004+0,0020$

$M_{moy}(O)= 16,0044$ u.m.a

$\sum a_i=1.$

Stabilité et cohésion de noyau

- La masse d'un noyau est toujours inférieur à la somme des masses des nucléons (Protons et neutrons) qui le composent.
- ***Exemple:***
- Considérons la formation d'un noyau d'hélium (^4_2He)à partir de ses nucléons:



$$2\,{}^1_1P + 2\,{}^1_0n \longrightarrow {}^4_2He$$

Calcul le défaut de masse (Δm)

- La réaction nucléaire s'accompagne d'une **perte de masse** (Δm) , encore appelée **Défaut de masse**.
- Le Défaut de masse est la différence entre la masse des nucléons et la masse de noyau formé exprimé en Kg.
- ***Exemple:***
- Calculer le défaut de masse au cours de formation de noyau d'hélium ($^{4}_{2}He$).
- ***Données:***
- m_a(He)=4,001503 uma; m_p=1,67252 x10^{-27} Kg; m_n=1,67482 x10^{-27} Kg
- 1 uma= 1,6606x10^{-27} Kg.
- **Solution:**
- $\Delta m = m_{nucléons} - m_{\text{noyau formé}}$
- $\Delta m = [m_{2n}+m_{2p}] - m_{\text{noyau formé}}$
- $\Delta m = [2(1,67482x10^{-27}) + 2(1,67252x^{10-27})] - 4,001503x1,6606x10^{-27}$
- $\Delta m = 0,0472982x\ x10^{-27}$ Kg

Energie de liaison par nucléon

- **Définition:**
- **L'énergie de liaison E_L** d'un noyau est l'énergie qu'il faut fournir au repos pour dissocier ses nucléons.
- **Equivalent énergétique du défaut de masse** est donnée par la relation d'INSTEIN:
  - **$\Delta E_L = \Delta m . C^2$**
- C: la célérité (vitesse) de la lumière dans le vide = $3x\ 10^8$ m/s.
- **Exemple:**
- Dans le cas de formation de noyau d'hélium on a trouvé
- $\Delta m = 0{,}0472982x\ x10^{-27}$ Kg
- $\Delta E_L = (0{,}0472982x\ x10^{-27}).\ (3x\ 10^8)^2$
- $\Delta E_L = 0{,}4256838 \times 10^{-11}$ Joul

Energie moyenne de liaison par nucléon

- **L' énergie moyenne de liaison par nucléon** s'obtient en divisant l'énergie de liaison(ΔE_L) par le nombre des nucléons.

$$\Delta E_m = \frac{\Delta E_L}{A}$$

- La stabilité des nucléides (noyuax des atomes) est d'autant plus élevée que l'énergie de liaison par nucléon est plus grande.

Unité de l'énergie

- Le Joule est mal adapté pour mesurer l'énergie à l'échelle atomique, il est plus convient d'utiliser 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.
- 1 é.V= charge de l'électron x différence de potentiel.
- 1 é.V= 1,6 $x10^{-19}$ **C x 1V**
- 1 é.V= 1,6 $x10^{-19}$ **Joule**.
- 1MéV= 10^{6} éV.
- ***Exemple:***
- $\Delta E_L = 0,4256838 \times 10^{-11}$ **Joul : (Energie de liaison de noyau d'hélium)**
- $\Delta E_L = 0,26605238 .10^{8}$ **eV** = 26,605238 MéV
- $\mathbf{\Delta E_m = \Delta E_L / A}$
- $\Delta E_m = 26,605238 / 4$
- $\Delta E_m = 6,651$ **MéV/nucléon**.

Merci

pour votre attention