

**UNIVERSITE CONSTANTINE 3**  
**FACULTE DE MEDECINE**  
**DEPARTEMENT DE CHIRURGIE DENTAIRE**

**COURS DE CHIMIE**

# **ATOMISTIQUE**

**Proprietes chimiques des éléments**

**1<sup>ère</sup> ANNEE**

**2015/2016**

**Elaboré par : Mme G – MERABET - ATMANI**

## CHAPITRE I :

### STRUCTURE DE LA MATIERE

#### 1- Généralités sur la matière :

La matière est formée à partir de grains élémentaires, ce sont les atomes. L'atome est une quantité de matière infiniment petite de masse égale à environ  $10^{-27}$  Kg et de dimensions de quelques angströms ( $\text{A}^\circ$ )

$$1 \text{ A}^\circ = 10^{-10} \text{ m} = 10^{-8} \text{ cm}$$

Exemple :

la dimensions

Les atomes se lient entre eux par des liaisons pour donner des molécules.

Exemple :  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CH}_4$

La matière se trouve sous trois états : solide, liquide et gaz. L'état le plus ordonné est l'état solide et l'état le plus désordonné est l'état de gaz.

Glace - l'eau - vapeur d'eau  
Solide - liquide - Gaz

#### 2- Les mélanges et les corps purs :

A- les mélanges : un mélange est formé de molécules non identiques.

Exemple : خليط

مختلص

Il existe deux types de mélange : homogène et hétérogène

1- Le mélange homogène : on est en présence d'une seule phase.

Exemple : l'eau de la mer

2- Le mélange hétérogène : on est en présence de plusieurs phases.

Exemple : mélange de l'eau et de l'huile

B- les corps purs : un corps pur est formé de molécules identiques. Exemple : le gaz oxygène  $\text{O}_2$ . Il existe deux types de corps purs : simple et composé.

1- le corps pur simple : les atomes de la molécules sont identiques.

Exemple : l'ozone  $\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ....., Fe, Cu.....

2- le corps pur composé : les atomes de la molécule sont différents.

Exemple : le dioxyde de Carbone  $\text{CO}_2$

**Application :** Donner les mélanges et les corps purs des éléments suivants : le fer, H<sub>2</sub>, eau+sel, solution de HCl, le sable, H<sub>2</sub>O, Zn

les mélanges :  
 - eau + sel  
 - HCl  
 - H<sub>2</sub>O

les corps purs :  
 - fer  
 - H<sub>2</sub>  
 - sable  
 - Zn

### 3- Le nombre d'Avogadro et la notion de la mole :

a- Le nombre d'Avogadro N : c'est le nombre de molécules de gaz qui sont contenues dans un volume de 22,4l sous les conditions normales de température et de pression (t = 0°C et P=1 atm). Ce nombre noté N est égal à :

عديزيلا الحارفي ديم 22,41P

$$N = 6,023 \cdot 10^{23}$$

b- La notion de la mole : la mole est la quantité de matière d'un système qui contient N (le nombre d'Avogadro) entités élémentaires (molécules, atomes ou ions) on pose :

$$1 \text{ mole} = N \text{ (molécules ou atomes)}$$

Exemple : 1 mole de Carbone →

1 mole de H<sub>2</sub>O →

c- La masse moléculaire et la masse atomique : la masse moléculaire est égale à la masse d'une mole de molécules et la masse atomique est égale à la masse d'une mole d'atomes.

Masse moléculaire = masse d'une <sup>mole de</sup> molécules = N molécules  
 Masse atomique = masse d'une mole d'atomes = N atomes

Exemple : 1 mole de NH<sub>3</sub> →

1 mole de Carbone →

### 4- L'unité de masse atomique (uma) : les masses des atomes étant infiniment petites, on utilise une nouvelle unité de mesure pour la masse c'est l'uma.

Définition : l'unité de masse atomique l'uma représente le 1/12<sup>ème</sup> de la masse du carbone 12.  $uma = \frac{C}{12}$

1 mole de carbone →

1 uma = C/12  
 x = 1 mol  
 y = 12/C

On pose alors :  $1 \text{ uma} = 1/N \cdot g = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

On a 1 mole de Fe  $\rightarrow$

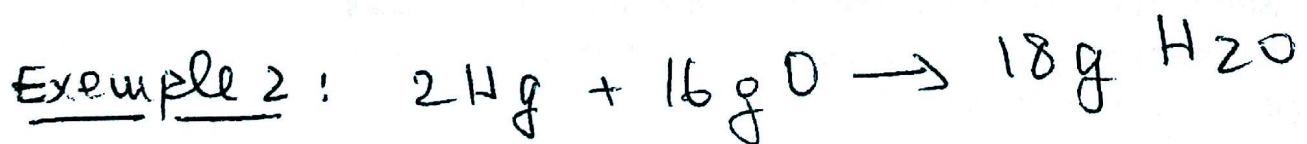
1 mole de H<sub>2</sub>O  $\rightarrow$

Conclusion : la masse d'une molécule (ou atome) exprimée en uma et la masse d'une mole de molécule (ou d'atomes) en grammes sont numériquement égales.

5- Equilibrage des équations chimiques : deux règles de base pour équilibrer les réactions chimiques :

1. Equilibrage des masses : le nombre de chaque atome des deux côtés de la réaction doit être égal.
2. Equilibrage des charges : la charge nette des deux côtés de la réaction doit être égale.

Exemple : Equilibrer les réactions suivantes :



## CHAPITRE II :

### LA STRUCTURE DE L'ATOME

#### I. Les constituants de l'atome

L'atome est la plus petite particule neutre qui garde les propriétés de l'élément. L'atome est composé de particules qui sont : les protons, les neutrons et les électrons

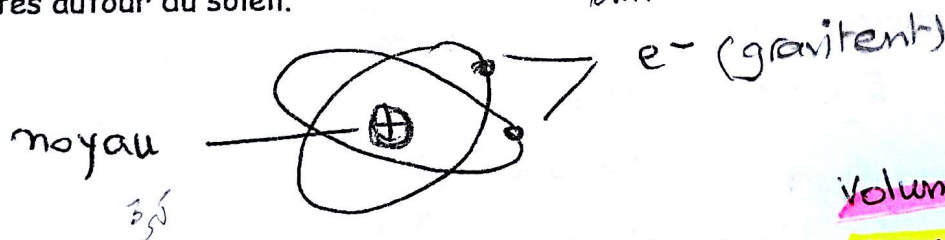
- a- L'électron : c'est la particule fondamentale de l'électricité, il possède une charge négative et il représente la plus petite charge trouvée jusqu'à présent.  $1,66 \cdot 10^{-19} C$
- b- Le proton : c'est une particule chargée positivement et elle se trouve dans le noyau
- c- Le neutron : c'est une particule qui a une charge nulle et elle se trouve dans le noyau

	Proton	Neutron	Electron
Charge (coulombs)	$Q = 1.602 \cdot 10^{-19}$	$Q = 0$	$Q = -1.602 \cdot 10^{-19}$
Masse (Kg)	$M = 1.6725 \cdot 10^{-27}$	$M = 1.6748 \cdot 10^{-27}$	$M = 9.1 \cdot 10^{-31}$
Masse (uma)	$M = 1.007278$	$M = 1.008665$	$M = 5.5 \cdot 10^{-4}$

**Remarque :** la masse de l'électron est négligeable par rapport à la masse du proton et du neutron.

$$e \ll (P, N)$$

- d- Le noyau : il a été découvert grâce à l'expérience de Rutherford. Il a déduit que toute la masse de l'atome est concentrée dans une région chargée positivement c'est : le noyau central. Les électrons négatifs gravitent autour du noyau comme les planètes autour du soleil.



- Le noyau est sphérique son volume sera calculé par la relation :  $V = \frac{4}{3} \pi R^3$
- Le rayon de l'atome est 10000 fois plus grand que le rayon du noyau  $R_a = 10^4 R_n$

$$R_a > R_n$$

atome lacunaire = vide

En conclusion :

- 1- L'atome est presque vide de matière et puisqu'il est le principale composant de la matière, donc la matière possède une structure lacunaire. = vide
- 2- L'atome est composé d'électrons et d'un noyau qui contient les protons et les neutrons qu'on appelle : les nucléons.
- 3- Un atome est caractérisé par deux nombres entiers différents de zéro notés : A et Z

L'atome sera représenté comme suit :



$$Z = P = \bar{e} = 6$$

de charge

Le numéro atomique Z : il correspond au nombre de protons de l'élément et aussi au nombre des électrons car l'atome est neutre

$$Z = \text{nombre de protons}^{(P)} = \text{nombre des électrons}^{(e)} \quad Z = P = \bar{e}$$

Le nombre de masse A : il correspond à la somme des nombres de protons et des nombres de neutrons

$$A = \text{nombre de protons} + \text{nombre de neutrons}$$

$$A = Z + N$$

(Z) atomique  
(A) masse

Les nombres A, Z, et N caractérisent un atome ou son noyau

Exemple :

$${}_{8}^{16}\text{O} \quad Z = \bar{e} = P = 8, \quad N = A - Z = 16 - 8 = 8$$

$${}_{11}^{23}\text{Na} \quad Z = 11, \quad N = 23 - 11 = 12$$

$${}_{83}^{209}\text{Bi} \quad Z = 83, \quad N = 209 - 83 = 126$$

II- Les isotopes : même élément ( $Z = Z$ )

a- Définition : Les isotopes sont des atomes qui possèdent le même numéro atomique Z et des nombres de masses A différents, donc des nombres de neutrons différents.

Exemple : Hydrogène  ${}_{1}^1\text{H}$  (A et N différent)

Deutérium  ${}_{1}^2\text{H}$

Tritium  ${}_{1}^3\text{H}$

Les isotopes de l'oxygène :  ${}_{8}^{15}\text{O}$  -  ${}_{8}^{16}\text{O}$  -  ${}_{8}^{17}\text{O}$

Les isotopes du carbone :  ${}_{6}^{12}\text{C}$  -  ${}_{6}^{13}\text{C}$  -  ${}_{6}^{14}\text{C}$

La plupart des éléments existant à l'état naturel sous forme d'un mélange d'isotopes, dont l'abondance (%) de chacun est différent dans la nature, on définit alors :

(P)

b- La masse moyenne d'un atome : ( $\bar{M}$ )

Elle est notée  $\bar{M}$  et représente la moyenne des masses isotopiques pondérées par leurs abondances (%) relatives.

موزونتين

$$M = \frac{\sum_{i=1}^n X_i m_i}{100}$$

$$\bar{M} = \frac{\sum_{i=1}^n X_i \cdot m_i}{100}$$

$X_i$  = % de l'isotope  
 $M_i$  = masse de l'isotope  
 $\sum X_i = 100$

**Application :** le magnésium Mg se présente comme un mélange trois isotopes  $^{24}\text{Mg}$ ,  $^{25}\text{Mg}$  et  $^{26}\text{Mg}$  dans les pourcentages respectifs : 78,60%, 10,11% et 11,29%. Trouver la masse moyenne de Mg

**Solution :**

$$\bar{M} = x_1 \cdot m_1 + x_2 \cdot m_2 + x_3 \cdot m_3 / 100$$

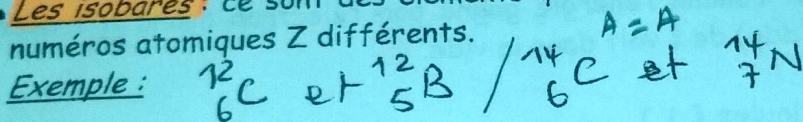
$$= 78,60 \times 24 + 10,11 \times 25 + 11,29 \times 26 / 100$$

$$\bar{M} = 24,32 \text{ g}$$

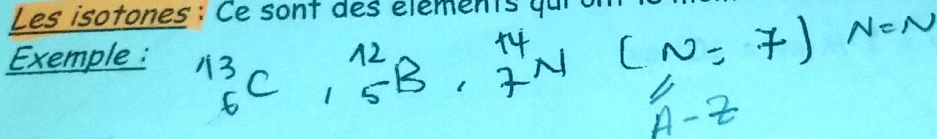
**Remarque :** \*

isotopes - isobares - isotones  
 même élément - diffère

\* **Les isobares :** ce sont des éléments qui ont le même nombre de masse A et des numéros atomiques Z différents.



**Les isotones :** Ce sont des éléments qui ont le même nombre de neutrons



### III- Etude du noyau atomique :

Le noyau est très condensé, il comporte des particules neutres et d'autres positives. Les interactions entre ces nucléons sont très faibles ce qui explique la stabilité des charges positives dans le noyau

a- **Le rayon :** du noyau

$$R = R_0 A^{1/3}$$

$$R = R_0 (A)^{1/3}$$

A = le nombre de masse (n'a pas d'unité)

$$R_0 = \sqrt{2} \text{ fermis} = 1,414 \cdot 10^{-15} \text{ mètres}$$

(m), f

Cette relation est valable pour tous les noyaux

**Exemple :**  $^{14}_7\text{N}$

$$R = R_0 A^{1/3} = 1,414 \cdot 10^{-15} (14)^{1/3}$$

$$R = 3,40 \cdot 10^{-15} \text{ m} = 3,4 \cdot 10^{-7} \text{ A}^0$$

$$1 \text{ A}^0 = 10^{-10} \text{ m}$$

### b- Le défaut de masse ( $\Delta m$ ) et l'énergie de liaison ( $\Delta E$ ):

La formation d'un noyau s'accompagne toujours d'une perte de masse appelée le défaut de masse et notée ( $\Delta m$ )

$\Delta m$  = la masse théorique - la masse réelle ou expérimentale

$$\Delta m = [Z m_p + (A-Z) m_n] - [\text{la masse expérimentale}]$$

$\Delta m > 0$   $m_p$ : masse du proton  
 $m_n$ : masse du neutron  
المقياس - pas par l'homme

Cette perte de masse se transforme spontanément en énergie, cette énergie est alors absorbée par les nucléons (les protons et les neutrons) du noyau. Cette énergie s'appelle l'énergie de liaison ou de cohésion du noyau, elle est donnée par la relation de EINSTEIN qui relie la masse et l'énergie [équivalence masse - énergie]

$$\Delta E = \Delta m c^2$$

$c$  = la célérité ou la vitesse de la lumière =  $3 \cdot 10^8$  mètres / s

#### Remarque :

On définit l'électron volt comme l'énergie gagnée par l'électron quand il traverse une différence de potentiel (ddp) de 1 volt dans le vide.

mesure d'énergie  $1 \text{ ev} = 1.6 \cdot 10^{-19}$  joules (j)

1 méga ev = 1 M ev =  $10^6$  ev

#### c- la stabilité du noyau :

Elle est caractérisée par l'énergie de liaison par nucléons notée ( $a$ ) et donnée par la relation :

$$a = \frac{\Delta E}{A} = \frac{\text{Energie de liaison du noyau}}{\text{nombre de masse}} \quad (\text{Mev/nucléons})$$

Remarque : la stabilité du noyau est d'autant plus grande que  $a$  est grande.  $a \uparrow = \text{stab} \uparrow$

Exemple : on calcule l'énergie mise en jeu pour une variation de masse de 1 uma.

Données :  $1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$   $1 \text{ ev} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Solution :  $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$  /  $\Delta m = 1 \text{ uma}$

COURS DE CHIMIE  
1<sup>ère</sup> ANNEE DE CHIRURGIE DENTAIRE

$$\Delta E = 1,66 \cdot 10^{-27} (3 \cdot 10^8)^2 = \dots$$

$$= 14,94 \cdot 10^{-11} \text{ (joules)}$$

$$\text{Donc : } 1 \text{ uma} = 14,94 \cdot 10^{-11} \text{ J}$$

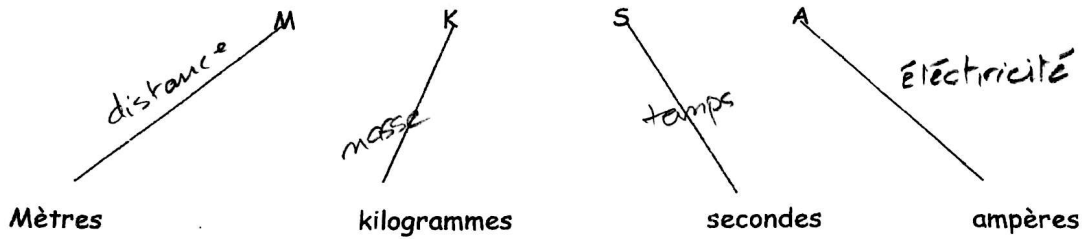


$$\Delta E = 4,94 \cdot 10^{-19} / 1,602 \cdot 10^{-19} = 931 \cdot 10^6 \text{ eV} = 931 \text{ MeV}$$

$$1 \text{ uma} = 931 \text{ MeV}$$

**REMARQUE IMPORTANTE :**  $\Delta E (\text{J}) = \Delta m (\text{kg}) \cdot c^2 = \Delta m (\text{uma}) \times 14,94 \cdot 10^{-11}$   
 $\Delta E (\text{MeV}) = \Delta m (\text{uma}) \times 931$   
 Il existe deux grands systèmes internationaux de mesures

**Système I :** SI \* SA

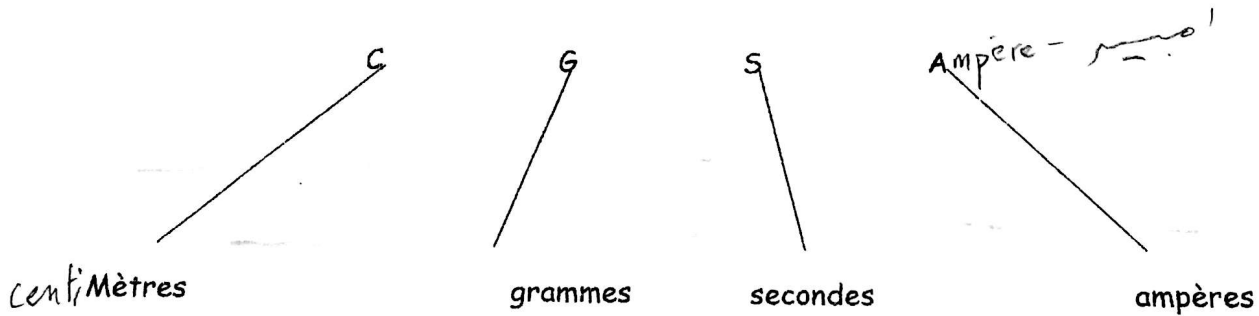


L'énergie est en joules

$$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ joules}$$

E (J)

**Système II :** SII C TSA



L'énergie est en erg

$$1 \text{ erg} = 10^7 \text{ joules}$$

On rappelle que :  $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$   
 $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ mètres}$

$$1 \text{ calorie} = 1 \text{ cal} = 4,18 \text{ joules}$$

## CHAPITRE III

### STRUCTURE ELECTRONIQUE DES ELEMENTS

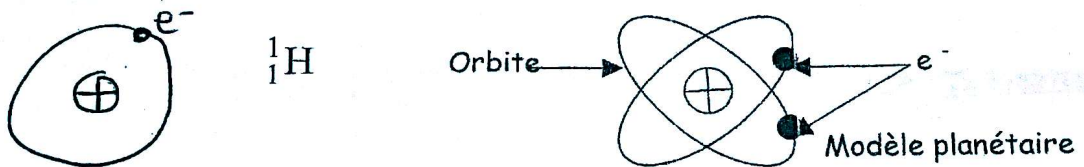
**Rappel :** On sait maintenant qu'un atome de nombre de charge  $Z$  est formé d'un noyau consistant en masse qui contient  $Z$  protons et  $(A-Z)$  neutrons et de  $Z e^-$  qui assurent la neutralité de l'atome. Comment se situent les  $e^-$  par rapport à ce noyau ?

#### I. Introduction aux premiers modèles atomiques :

**1. Le modèle de THOMSON :** l'atome est une sphère remplie de matière positive, dans laquelle se trouvent les  $e^-$  pour permettre la neutralité de l'atome. Ce modèle est totalement inexact, car il ne prend pas en considération l'existence du noyau et du vide qui existe dans la matière.

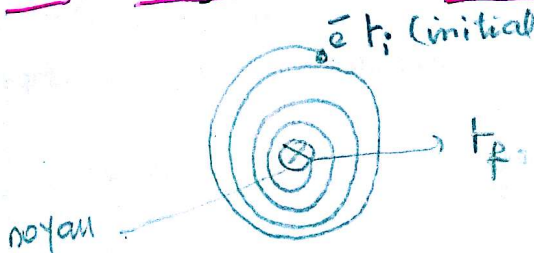


**2. Le modèle de RUTHERFORD :** il a trouvé que toute la masse de l'atome est concentrée dans une région chargée positivement c'est le noyau et les  $e^-$  tournent autour du noyau comme les planètes autour du soleil (modèle planétaire). L'atome d'hydrogène sera représenté :

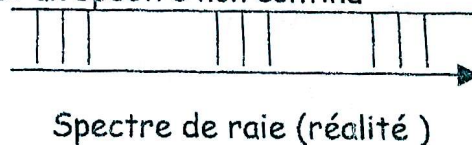
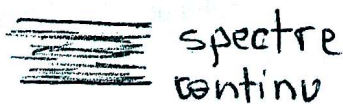


#### Faiblesses du modèle de Rutherford :

- a) selon la théorie de l'électromagnétisme, en tournant autour du noyau, l' $e^-$  émet des ondes électromagnétiques  $\Rightarrow$  que son énergie diminue, son rayon orbitaire diminue et finalement l' $e^-$  tombera à un moment donné sur le noyau.
- b) l' $e^-$  émet une énergie d'une manière continue, donc le spectre sera continu.



- Or les résultats expérimentaux montrent que :
  - L'atome existe et ne se détruit pas de lui-même
  - Le spectre d'émission de tout corps est un spectre non continu



Pour enlever les faiblesses du modèle de Rutherford Bohr a introduit son modèle.

**II. Le modèle de BOHR :** Bohr a complété le modèle de Rutherford en enlevant les faiblesses

A/ pour éviter que l'e<sup>-</sup> ne diffuse de l'énergie et ne tombe sur le noyau, il a fixé une énergie constante de l'e<sup>-</sup> sur une orbite donnée

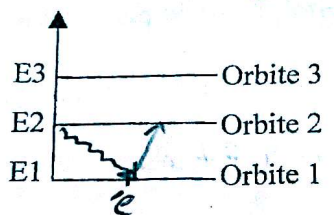
B/ pour expliquer le spectre non continu, il a introduit la notion de niveaux bien déterminés d'énergie.

**1- Les postulats de Bohr :**

**Définition :** Postulat = 1<sup>er</sup> principe indémontrable dont l'admission est nécessaire à l'établissement d'une démonstration.

**1<sup>ère</sup> postulat :** il existe des orbites de gravitation pour l'e<sup>-</sup>. Ces orbites forment un ensemble discontinu

L'énergie d'un e<sup>-</sup> sur une orbite donnée est constante (pas de rayonnement émis)



**2<sup>ème</sup> Postulat :** l'e<sup>-</sup> peut passer d'une orbite d'énergie E<sub>i</sub> (i = initiale) à une orbite d'énergie E<sub>f</sub> (f = finale) par absorption ou émission d'une quantité d'énergie telle que :

donner son énergie  $\Delta E = |E_f - E_i| = h\nu$

$\Delta E$  = quantité d'énergie = photon électromagnétique = rayonnement électromagnétique

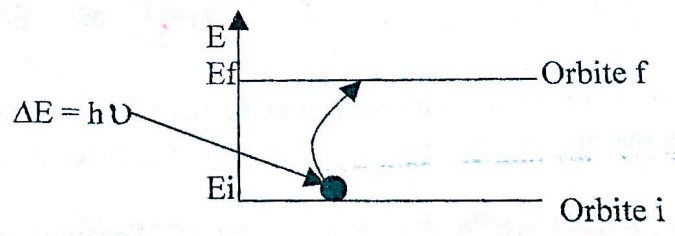
h = constante de Planck

$h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$  de l'énergie

$\nu = \text{fréquence} = \frac{c}{\lambda}$

c = célérité =  $3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$

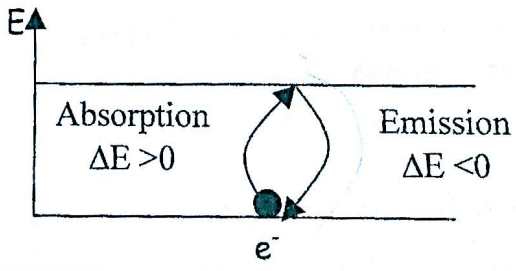
$\lambda$  = longueur d'onde (400, nm)



**Deux cas peuvent se présenter :**

A- l'absorption :  $\Delta E = E_f - E_i$   
 $\Delta E_{ab} = h\nu > 0$

B- l'émission :  $\Delta E = E_f - E_i$   
 $\Delta E_{emi} = h\nu < 0$



une absorption est toujours suivie d'une émission car on recherche toujours l'état stable.

**3<sup>ème</sup> Postulat :** Les seules orbites possibles sont telles que le produit de la quantité de mouvement ( $mv$ ) par le rayon ( $r$ ) de l'orbite soit un multiple entier de la constante de Planck  $h$ .

masse de  $e^-$   $m$  vitesse de  $e^-$  sur l'orbite  $v$   $r_n = \frac{nh}{2\pi mv}$  quantification du moment cinétique  
 $n$  est un entier  $> 0$  il désigne l'orbite.  $n \in \mathbb{N}^*$

## 2- Les résultats des Postulats de Bohr

**a- Le rayon de Bohr :** la relation générale du rayon pour une orbite  $n$  est :

$$r_n = r_0 n^2$$

$r_n$  = rayon de l'orbite  $n$   
 $n$  = désigne l'orbite

$r_0$  = le rayon de Bohr =  $0,53 \text{ \AA}$   
 $r_0 = 0,53 \cdot 10^{-10} \text{ m}$

**Remarque :**  $n=1$  c'est l'état fondamental, l'état le plus stable et qui possède l'énergie la plus faible.

**Exemple :** l'orbite 02  $r_2 = r_0 (2)^2 = 0,53 (2)^2 = 2,12 \text{ \AA}$

l'orbite 03  $r_3 = 4,77 \text{ \AA}$

01 :  $0,53 \text{ \AA}$

**b- L'énergie de l'orbite ( $E_n$ ) = l'énergie de l' $e^-$  sur l'orbite :**

$$E_n = \frac{E_1}{n^2}$$

où  $E_1 = -13,6 \text{ eV}$

$$E_1 = \frac{-13,6}{(1)^2} = -13,6 \text{ eV}$$

$$E_2 = \frac{-13,6}{(2)^2} = -3,4 \text{ eV}$$

selon a et b on remarque que le rayon et l'énergie sont quantifiés  $n$  est appelé le nombre quantique principale il désigne l'orbite et  $n \in \mathbb{N}^*$

**c- La vitesse de l' $e^-$  sur l'orbite :** du 3<sup>ème</sup> Postulat on a :

$$m v_n r_n = \frac{nh}{2\pi}$$

$$v_n = \frac{nh}{2\pi m r_n}$$

$v_n$  = vitesse de l' $e^-$  sur l'orbite

$m$  = masse de l' $e^-$

$r_n$  = le rayon de l'orbite  $n$

$$v_1 = \frac{h}{2\pi m r_1}$$

$$v_1 = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{2\pi \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \cdot 0,53 \cdot 10^{-10}}$$

$$= \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{2\pi \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \cdot 0,53 \cdot 10^{-10}}$$

**d- La formule de Balmer :** du 2<sup>ème</sup> postulat on a :

$$\Delta E = |E_{n_2} - E_{n_1}| = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = hc\bar{\nu}$$

ou  $\lambda$  = longueur d'onde,  $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda}$  = nombre d'onde

$\nu$  = fréquence. Si  $n_2 > n_1$  on aura la relation de Balmer

$$v_1 = 2,18 \cdot 10^6 \text{ m/s}$$

TD n°1

Exercice n°1 :

1- Indiquer parmi les composés suivants les mélanges des corps purs :

Diamant – solution de HCl – le cuivre – l'air – CO<sub>2</sub> – l'ozone (O<sub>3</sub>) – Cl<sub>2</sub> – le lait – l'eau minérale.

2- Pourquoi a-t-on défini le numéro atomique d'un élément par le nombre de protons et non par le nombre des électrons.

Exercice n°2 :

1- Un échantillon d'oxyde de cuivre CuO a une masse  $m = 1,59\text{g}$

Combien y a-t-il de moles et de molécules de CuO et d'atomes de Cu et de O dans cet échantillon ?

$M_{\text{Cu}} = 63,54\text{g}$  ;  $M_{\text{O}} = 16\text{g}$  (masse molaire)  
 $n = \frac{m}{M}$

2- Soit l'atome de calcium qui a une masse atomique de 40 g, donner la masse de cet atome en gramme et en uma.

3- Donner le nombre de protons, d'électrons et de neutrons pour :  ${}_{20}\text{Ca}$  ;  ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$  et  ${}_{17}\text{Cl}$  ;  ${}_{17}\text{Cl}^-$

4- Calculer pour le noyau  ${}^{24}\text{Mg}$  : sa masse en Kg, son volume en  $\text{m}^3$  et sa masse volumique en  $\text{Kg}/\text{m}^3$

Exercice n°3 :

Soit le noyau de l'azote  ${}^{14}_7\text{N}$ , calculer en uma la masse théorique de ce noyau. Comparer la à sa valeur réelle de 14,00751 uma. Calculer l'énergie de cohésion de ce noyau en joules et en MeV.

Données :  $m_p = 1,007277\text{ uma}$  ;  $m_n = 1,008665\text{ uma}$

Exercice n°4 :

L'élément silicium naturel Si (Z=14) est un mélange de trois isotopes stables :  ${}^{28}\text{Si}$ ,  ${}^{29}\text{Si}$  et  ${}^{30}\text{Si}$ .

L'abondance naturelle de l'isotope le plus abondant est 92,23%. La masse molaire atomique du silicium naturel est de 28,085g

1- Quel est l'isotope le plus abondant ?

2- Calculer l'abondance naturelle des deux autres isotopes.