CHAPITRE I :
STRUCTURE DE LA MATIERE

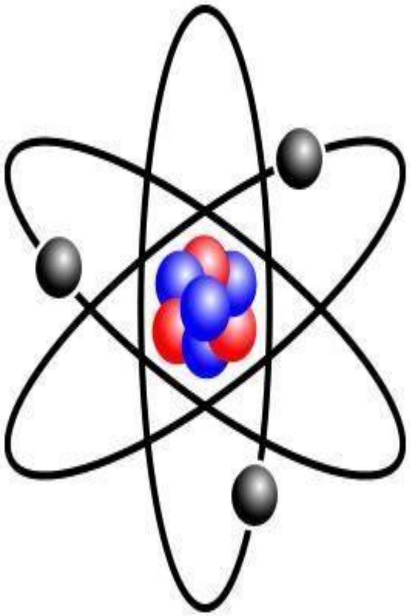
CONSTITUTION DE L'ATOME

1. Structure de l'atome.

- Le noyau et les électrons.

- Les atomes sont constitués d'un noyau très dense, chargé positivement, entouré d'électrons (charge électrique négative).

- Le noyau est constitué de deux types de particules (protons et neutrons) appelées **nucléons**.



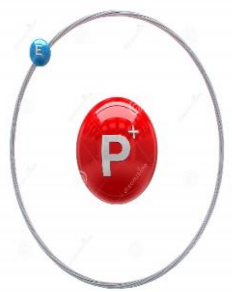
	Charge électrique	Masse
Noyau: Proton :	$q = +1,602.10^{-19}$ C	$m_p = 1,6726.10^{-27}$ kg $= 1836\ m_e$
Noyau: Neutron :	0	$m_n = 1,6749.10^{-27}$ kg $= 1839\ m_e$
Electron :	$q = -1,602.10^{-19}$ C	$m_e = 9,1094.10^{-31}$ kg

- Un **nucléide** est une espèce atomique symbolisée par : ${}^{A}_{Z}\mathbf{X}$

Il est défini par : $\begin{cases} Z : \text{numéro atomique} \Rightarrow \text{nombre de protons} \\ A : \text{nombre de masse} \Rightarrow \text{nombre de nucléons} \end{cases}$

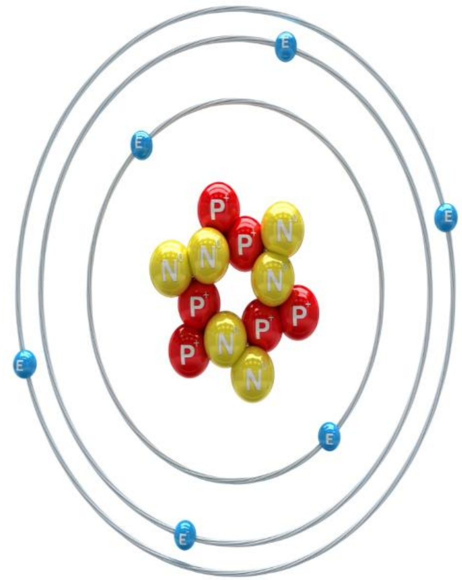
$\boxed{\mathbf{A = Z + N}}$

D'où le nombre de neutrons : $\mathbf{N = A - Z}$



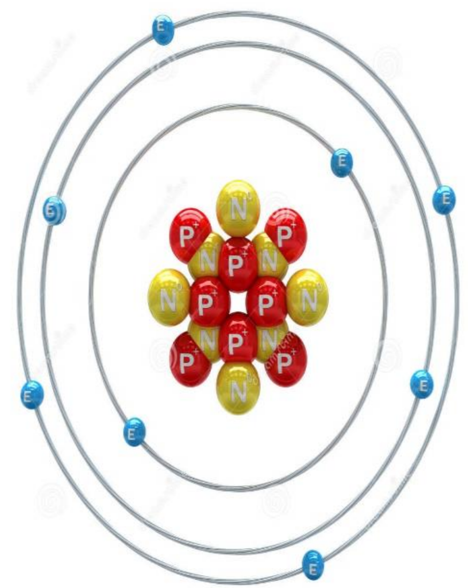
${}^{1}_{1}\mathrm{H}$

1 électron
1 proton



${}^{12}_{6}\mathrm{C}$

6 électrons
6 protons
6 neutrons



${}^{16}_{8}\mathrm{O}$

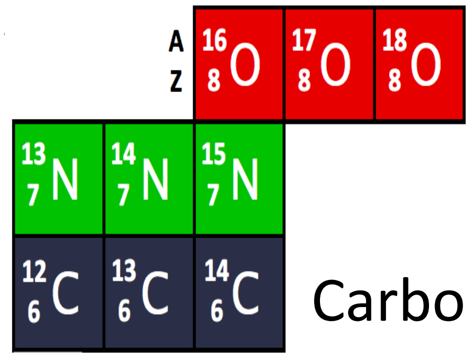
8 électrons
8 protons
8 neutrons

Remarque :

Les isotopes d'un élément sont des nucléides ayant le même numéro atomique Z, mais des nombres de masse A différents. Ces éléments portent le même nom.

Oxygène

Nitrogène



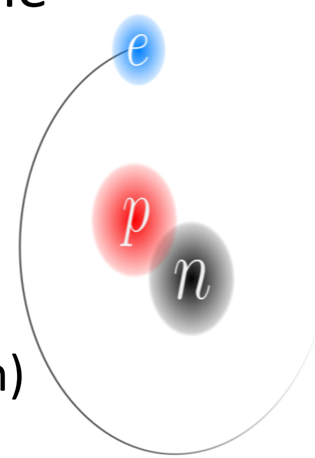
Carbone

Remarque : sauf dans le cas de l'hydrogène.

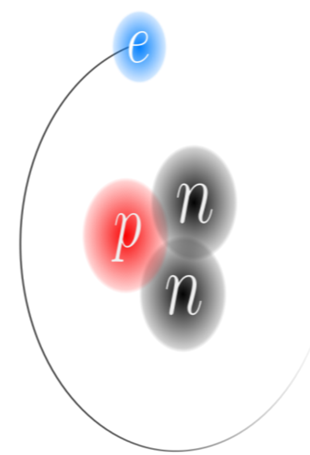
$^{1}_{1}H$: Hydrogène (1é, 1p)

$^{2}_{1}H$: Deutérium (1é, 1p, et 1n)

$^{3}_{1}H$: Tritium (1é, 1p, et 2n)



$^{2}_{1}H$
Deuterium



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

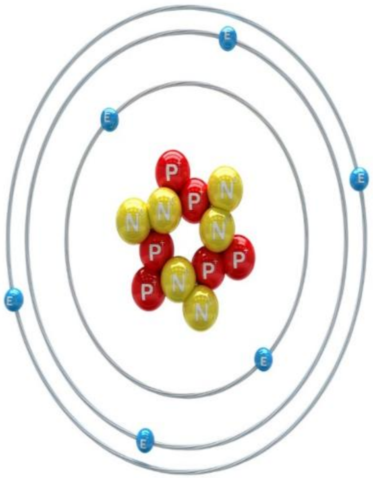
La masse des atomes (masse atomique)

- La masse d'un atome est la somme des masses de ses divers constituants (*Kg* où *u.m.a*)

$$M_{\text{atome}} = \sum M_{\text{proton}} + \sum M_{\text{neutron}} + \sum M_{\text{électron}}$$

Remarque : $M_{\text{électron}} << M_{\text{neutron}}$ ou M_{proton}, nous pourrons donc la négliger.

$^{12}_{6}C$



6 électrons
6 protons
6 neutrons

- Atome de carbone (référence): m = 6 (9,1094 . 10^{-31} + 1,6726 . 10^{-27} + 1,6749 . 10^{-27})

elle pèse 1,99625 .10^{-26}*Kg* correspond à 12 *u.m.a*

donc 1 *u.m.a* = (1,99625 .10^{-26})/12 = 1,66054 . 10^{-27} *Kg*.

- L'atome étant très petite on préfère utiliser la masse molaire qui correspond à la masse d'une mole d'atomes.

Nombre d'Avogadro N_A:

Atome de carbone pris comme référence M= 12 *g/mole*

1 mole pèse 12 .10^{-3}*Kg et un atome de carbone pèse*

1,99625 .10^{-26}*Kg,*

combien d'atome y a-t-il ?

6,023 . 10^{23}

La masse molaire

- C'est la masse d'une mole d'un élément X (le poids de 6,023 . 10^{23} atome).
- La masse molaire d'une molécule vaut la somme des masses molaire des atomes qui la constitue.

Exemple : H_2O on a **2** atomes d'Hydrogène et **1** atome d'Oxygène

Masse molaire de H_2O = 1(**2**)+16=18 *g/mole.*

En générale:

La masse molaire atomique d'un élément est déterminée en tenant Compte l'abondance naturelle des isotopes de cet élément.

C'est une masse molaire moyenne qui tiendra compte de sa composition

$$M = \sum x_i M_i /100$$

Avec : x_i désignant l'abondance naturelle de l'isotope i de masse molaire M_i.

Exemple :

Le Magnésium existe dans la nature sous forme de trois isotopes.

$^{24}_{12}Mg$: 78,6% , $^{25}_{12}Mg$: 10,1% , $^{26}_{12}Mg$: 11,3%

Déterminer une valeur approchée de la masse molaire atomique du Magnésium naturel ?

$$M = \sum x_i M_i /100$$

$$M_{Mg} = [(11,3 x 26) + (10,1 x 25) + (78,6 x 24)]/100 = 24,33 g/mol .$$

Antoine Lavoisier
Fondateur de la chimie moderne

1743 -*1794*

premières expériences chimiques

matière change d'état dans une réaction chimique,

masse totale des réactifs et des produits reste inchangée

Loi de conservation de masse

Exemple

- ***La masse totale des réactifs et des produits reste identique du début jusqu'à la fin de la réaction.***

- ***Il brûla du phosphore et du soufre dans l'air, et montra que les produits pesaient plus que les réactifs de départ.***

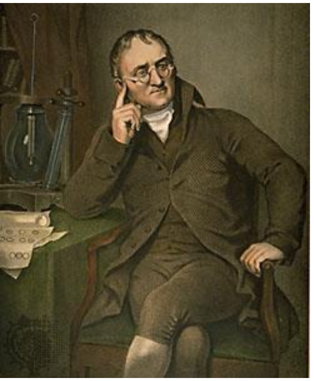
- ***Néanmoins, le poids gagné était perdu par l'air.***

«Rien ne se perd, rien ne se crée»…

1754-1826

Loi de Proust

(loi des proportions définies)

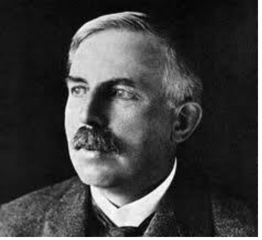


1766-1844

Loi de Dalton

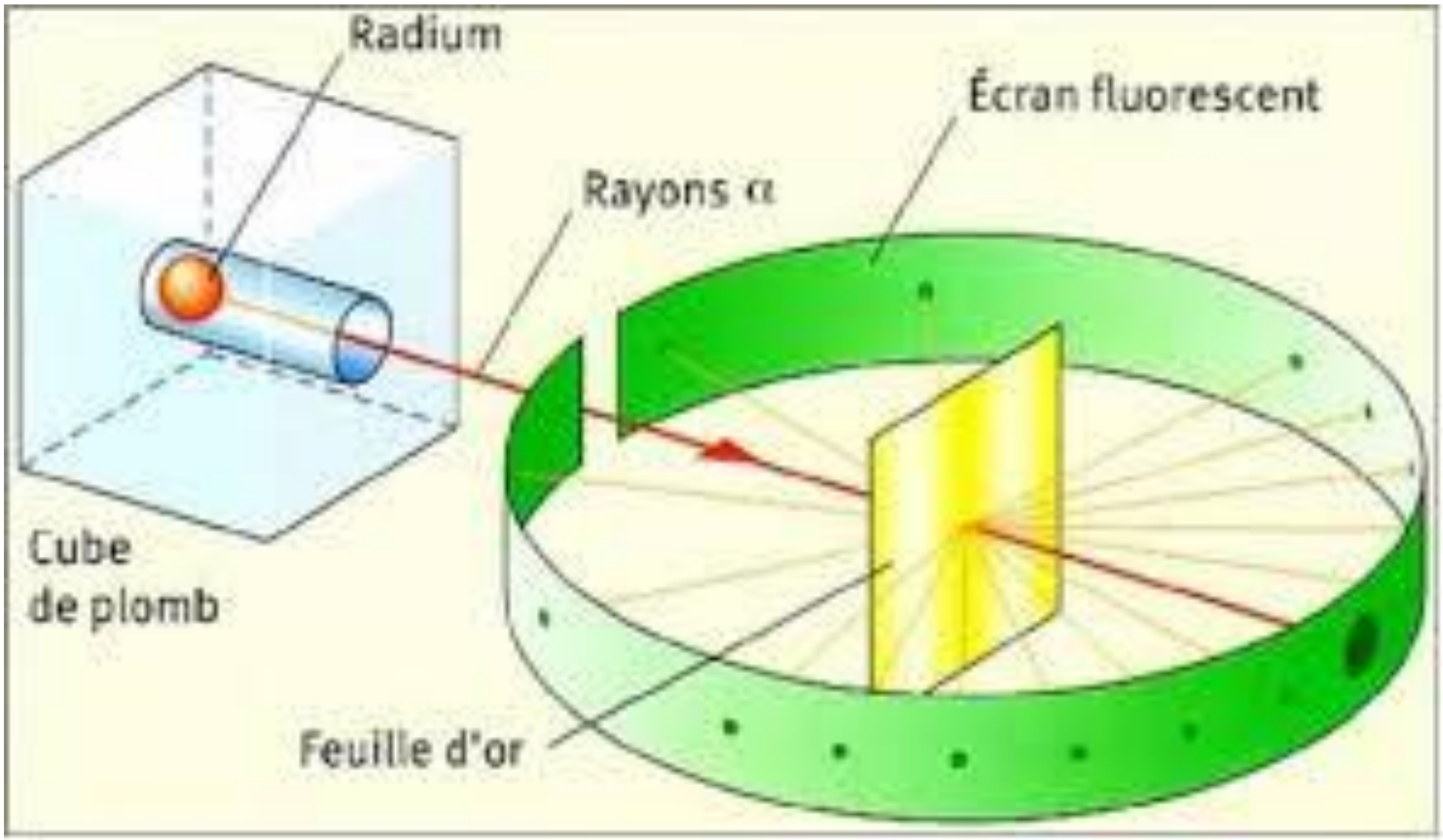
(loi des proportions multiples)

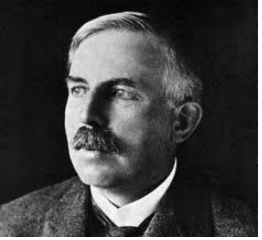
la base de la **stœchiométrie** en chimie



Rutherford

1871_1937





1871_1937

Rutherford

m (masse)

v (vitesse)

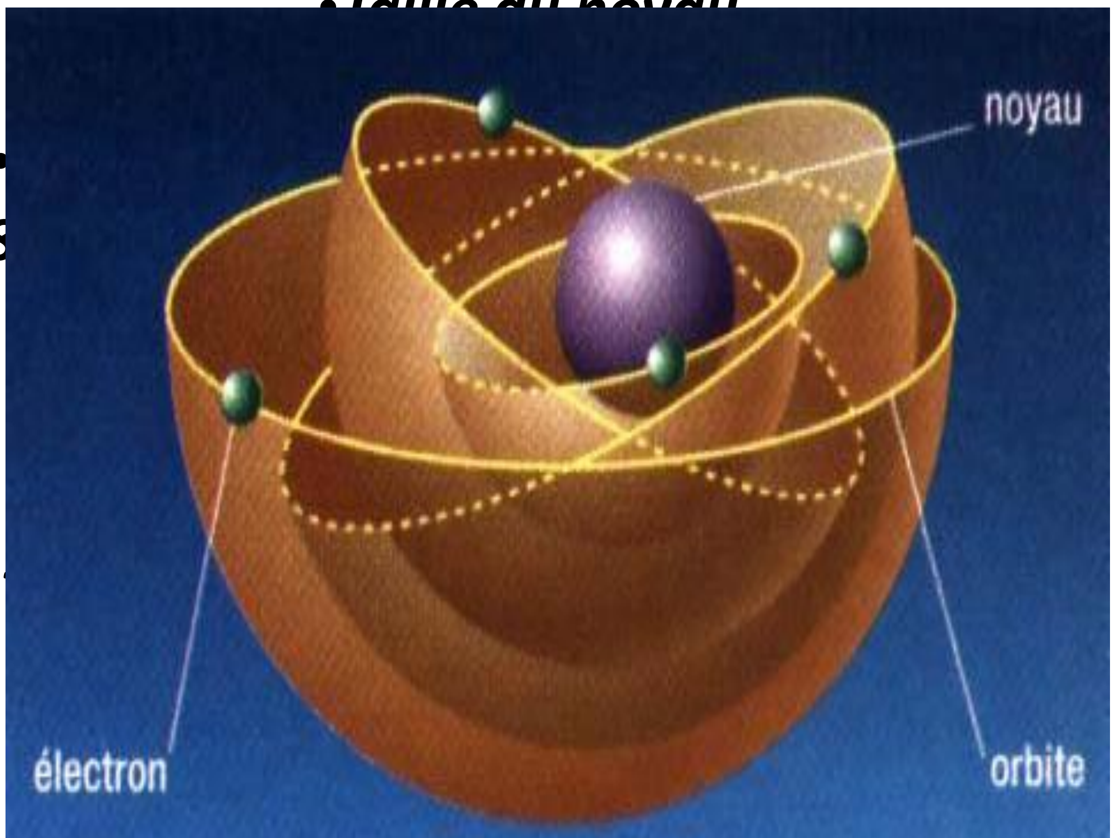
z et **Z** (Charge des particules)

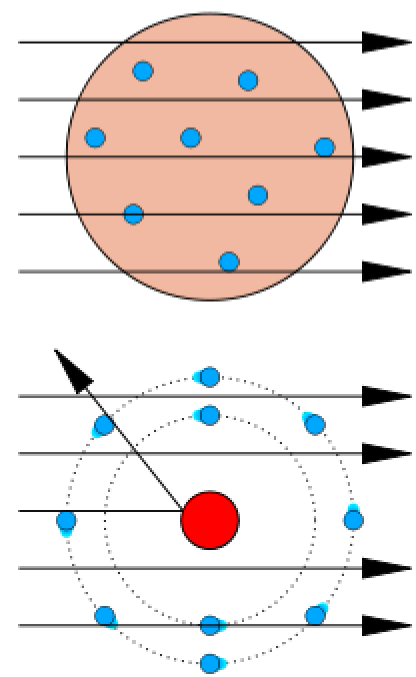
α (noyaux d'hélium, He^{2+})

r (le rayon du noyau= 10^{-12}cm)

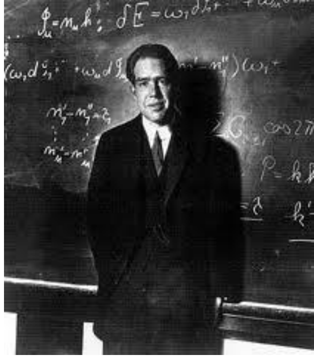
e(charge de l'électron)

•Taille du noyau





Structure de l'atome de *Bohr*
(Hydrogéne et hydrogénoide)



1885-1962

La théorie de Bohr (1ère hypothèse)permet de décrire la structure interne de l'**atome**(noyau centrale chargé positivement autour duquel gravite des éléments chargés nég...ivem...

mn ≈ m...

Mass... (Kg)		***... 10^{-31}***
C... (coulom...		***...02. 10^{-19}***

La masse, et donc la matière sont concentrées dans le noyau

2. Modèle de Bohr. Cas de l'atome H.

2.1. Objectif.

- Répartition des électrons autour du noyau
- Détermination de l'énergie.

2.2. Energie dans un état stationnaire donné.

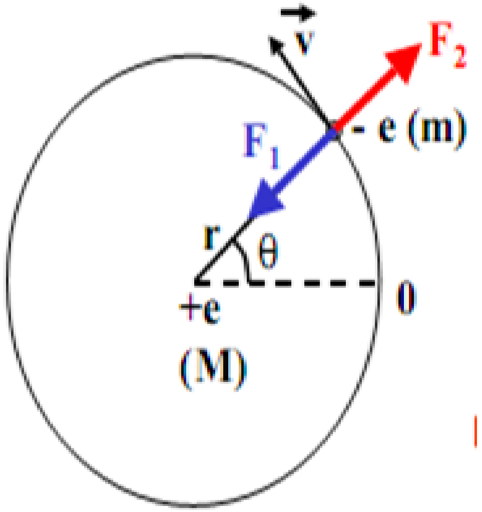
- l'électron décrit une orbite circulaire centrée sur le noyau immobile.
- l'électron est soumis à la force d'attraction coulombienne F1

$$\boxed{F_1 = \frac{1}{4\pi\varepsilon_o}\,\frac{e^2}{r^2}}$$

$\varepsilon_0 = 8{,}85\ 10^{-12}\ C^2 N^{-1}\ m^{-2}$ (permittivité du vide) ; r = rayon de l'orbite

- l’électron est soumis à la force centrifuge F2

- F_2= m.**a =m.v² / r**



- A l'équilibre F1=F2

$$\Rightarrow \boxed{\frac{1}{4\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{r^2}=\frac{mv^2}{r}} \Rightarrow \boxed{r=\frac{1}{4\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{mv^2}} \quad (1)$$

$$\boxed{\text{Energie totale} = \text{Energie potentielle} + \text{Energie cinétique}}$$

Energie potentielle : $$E_p = -\frac{1}{4\pi\varepsilon_o}\frac{e^2}{r}$$

Energie cinétique : $$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}\left(\frac{1}{4\pi\varepsilon_o}\frac{e^2}{r}\right)$$

$$\boxed{\text{Energie totale : } E = -\frac{1}{2}\left(\frac{1}{4\pi\varepsilon_o}\frac{e^2}{r}\right)} \quad \textbf{(2)}$$

2.3. Hypothèses de Bohr.

1) L’électron ne peut se situer que sur certaines orbites bien précises ou **permises**, de telle sorte que **son énergie reste constante**.

2) Lorsque l’électron absorbe ou émet de l’énergie, il change d’orbite ou de **niveau d’énergie**.

- Orbites permises **orbites stationnaires**

$2\pi r = n \lambda$ (n= 1, 2, 3…)

-**Louis de Broglie** : à toute particule en mouvement (de masse m et de vitesse v) on associe une radiation de longueur d'onde :

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad (3)$$

h: constante de Planck

h = 6,627.10^{-34} J.s

On a alors : $2\pi r = \frac{nh}{mv}$; soit $v = \frac{nh}{2\pi mr}$

- En remplaçant v par sa valeur dans l'équation (1).

$$\boxed{r = \frac{1}{4\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{mv^2}}$$

- On détermine le rayon des orbit $\boxed{r_n = n^2 \frac{\varepsilon_0 h^2}{\pi m e^2}}$

- $r_1 = 5{,}3.10^{-11}$ m = 0,53 A°

$$\boxed{r_n = n^2\ 5{,}3.10^{-11}\,\mathrm{m} = n^2\ 0{,}53\ \text{Å}}$$

L'énergie correspondante (2)

$$\text{Energie totale : } E = -\frac{1}{2}\left(\frac{1}{4\pi\varepsilon_o}\frac{e^2}{r}\right) \quad \textbf{(2)}$$

$$r_n = n^2\,\frac{\varepsilon_o\,h^2}{\pi\,m\,e^2}$$

$$\boxed{E_n = -\frac{1}{n^2}\frac{me^4}{8\,\varepsilon_0^2 h^2} = -\frac{1}{n^2}.13{,}6\,(eV)}$$

$$(1\ eV = 1{,}6.10^{-19}\ J)$$

Exercice d'application

- On applique la théorie de Bohr à l'orbital circulaire, décrite par l'électron autour du noyau de l'atome d'hydrogène, qui est caractérisée par la valeur n=1. déterminer:
- 1. le rayon de la première orbite en (A°)
- 2. la vitesse de l'électron pour l'état fondamental de l'atome d'hydrogène.
- 3. les énergies qui correspondent aux trois premiers niveaux (en eV)
- Données:1eV= 1,6 10^{-19} J ; h = 6,627.10^{-34} J.s ; e = 1,6.10^{-19} C ; c=3. 10^{8} m/s ;

  m_e = 9,1.10^{-31} kg ; K= $1/4\pi\varepsilon_0$=9.10^{9} (MKSA), Z (H)= 1

- **2.4. Transition entre niveaux électroniques.**

D’après la seconde hypothèse de Bohr, le passage d’un e^- d’une orbite définie par n_1 à une orbite définie par n_2, se fait par <u>un échange d’un quantum d’énergie :</u>

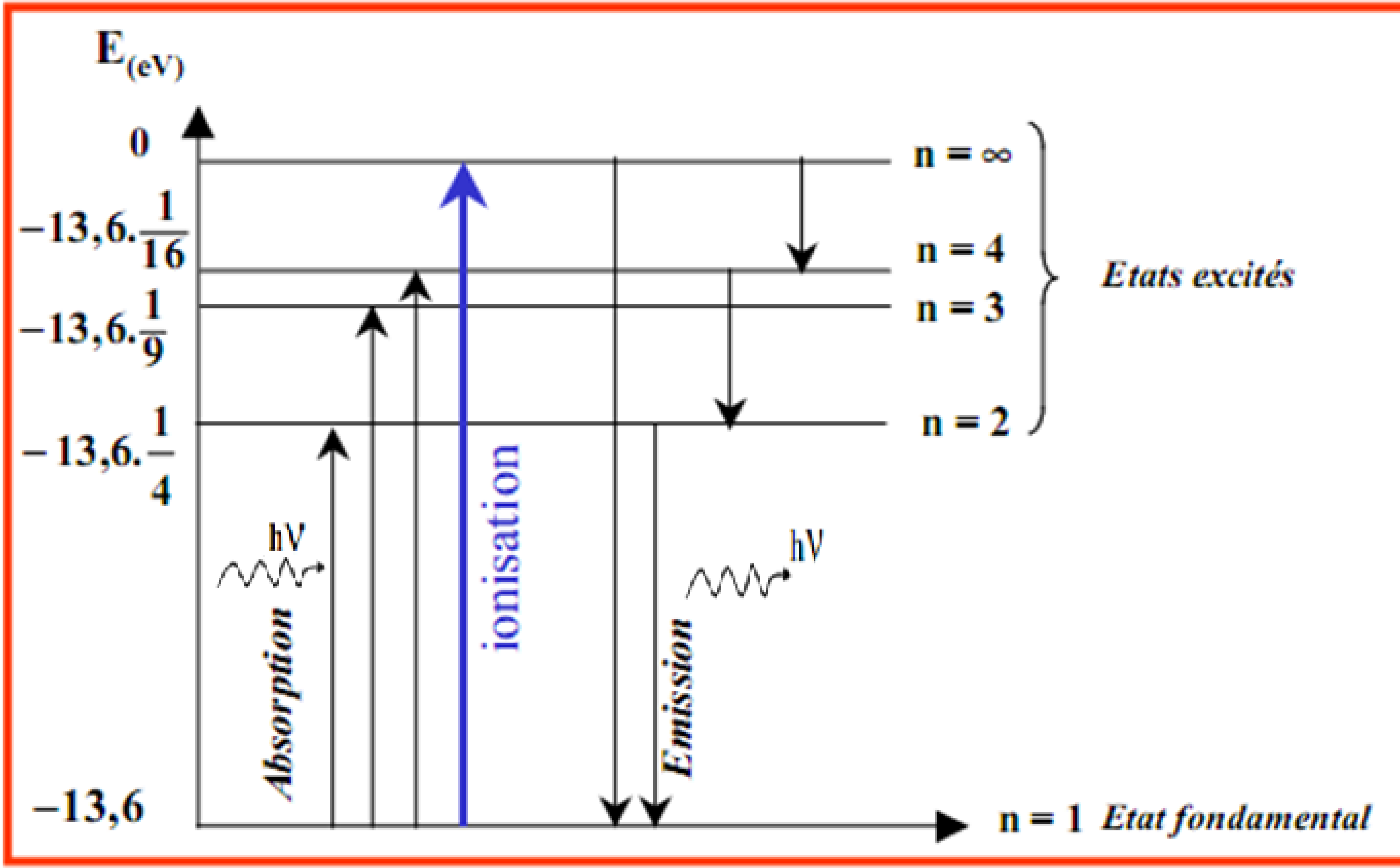
$$\boxed{|\Delta E| = h\nu = h\frac{c}{\lambda}}$$

h : constante de Planck; $h = 6,626.10^{-34}$ J.s

ν : fréquence de la radiation.

λ : longueur d’onde.

c : vitesse de la lumière; $c = 3.10^{8}$ m.s^{-1}



E(eV)
0
−13,6.1/16
−13,6.1/9
−13,6.1/4
−13,6
n = ∞
n = 4
n = 3
n = 2
n = 1
Etats excités
Etat fondamental
ionisation
Absorption
Emission
hν
hν

Pour l'atome H : $E_1 = -13,6$ (eV)

$$\boxed{E_n = -\frac{1}{n^2}\frac{me^4}{8\,\varepsilon_0^2 h^2} = -13,6\,\frac{1}{n^2}\ (\text{eV})}$$

L'écart d'énergie entre deux niveaux n_i et n_f s'écrit :

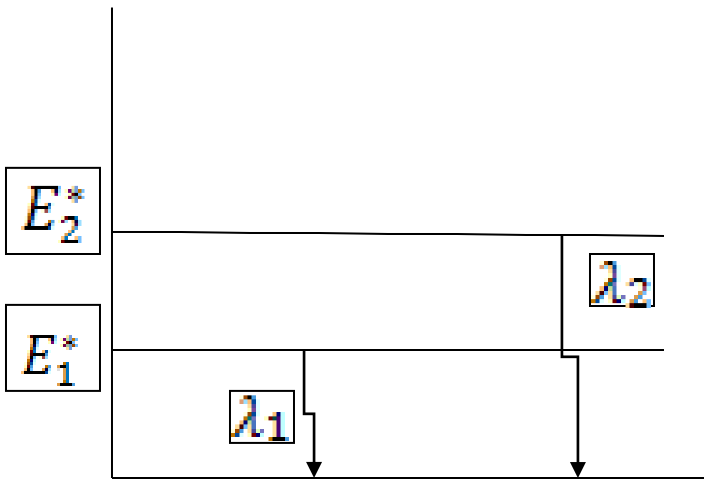
$$\boxed{|\Delta E| = h\nu = |E_f - E_i| = 13,6\left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right)\ (\text{en eV})}$$

Remarque :

Quand n=1, l'atome est à l'état fondamental (E.F)

Quand $n > 1$ l'atome est à l'état excité (instable)

Etat excité (E^*) par suite d'un apport extérieur (d'énergie), la durée de vie est très courte, donc il revient à son état stable : radiation émise



Une radiation d'émission: C'est l'énergie correspondant à la transition d'un électron de n' à n (avec n'>n)

$$h\nu = h\frac{c}{\lambda} = E_{n'} - E_n = 13{,}6 \times 1{,}6\ 10^{-19} \left[\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2}\right]$$

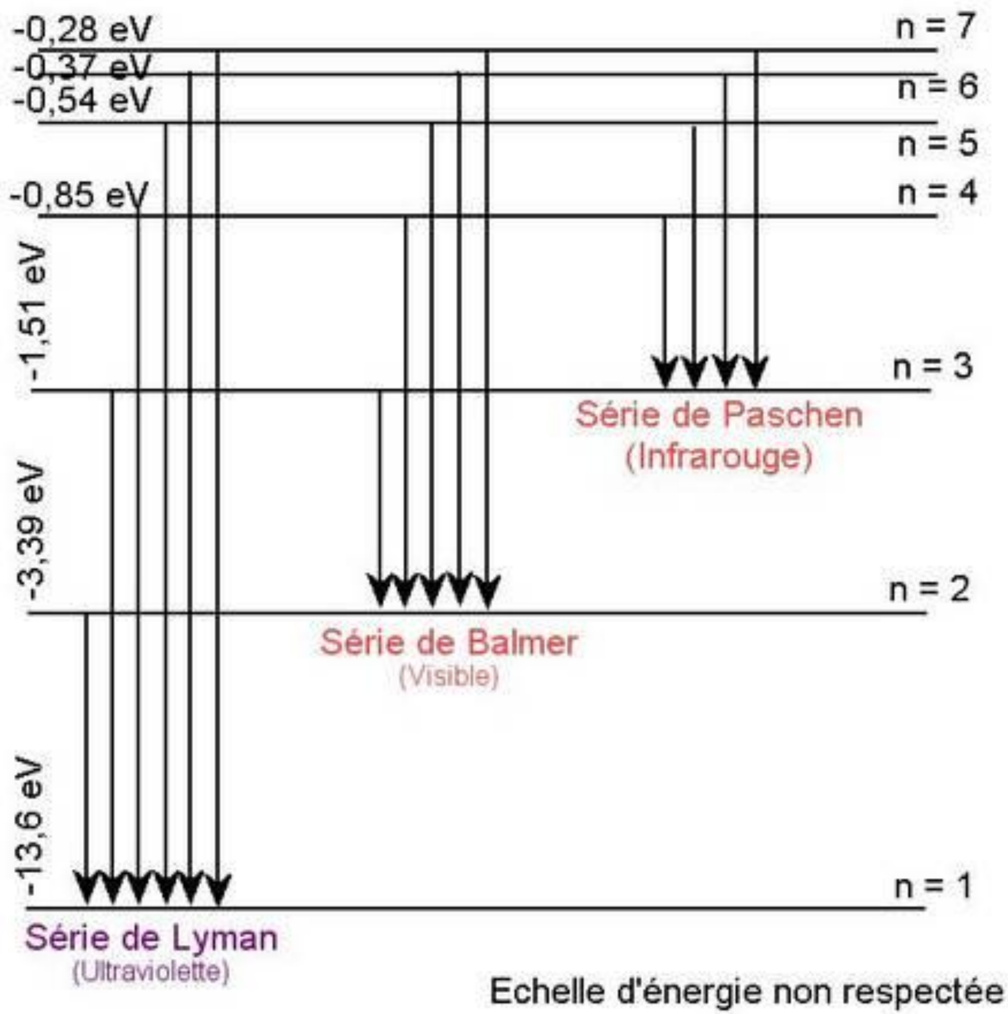
$$\frac{1}{\lambda} = \frac{13{,}6 \times 1{,}6\ 10^{-19}}{h\ C}\left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2}\right)$$

Formule générale de Ritz
«Relation de Balmer »

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2}\right]$$

R_H : Constante de RYDBERG

R_H = 1 ,0967776. $10^7 m^{-1}$



-0,28 eV
-0,37 eV
-0,54 eV
-0,85 eV
-1,51 eV
-3,39 eV
-13,6 eV
n = 7
n = 6
n = 5
n = 4
n = 3
n = 2
n = 1
Série de Paschen
(Infrarouge)
Série de Balmer
(Visible)
Série de Lyman
(Ultraviolette)
Echelle d'énergie non respectée

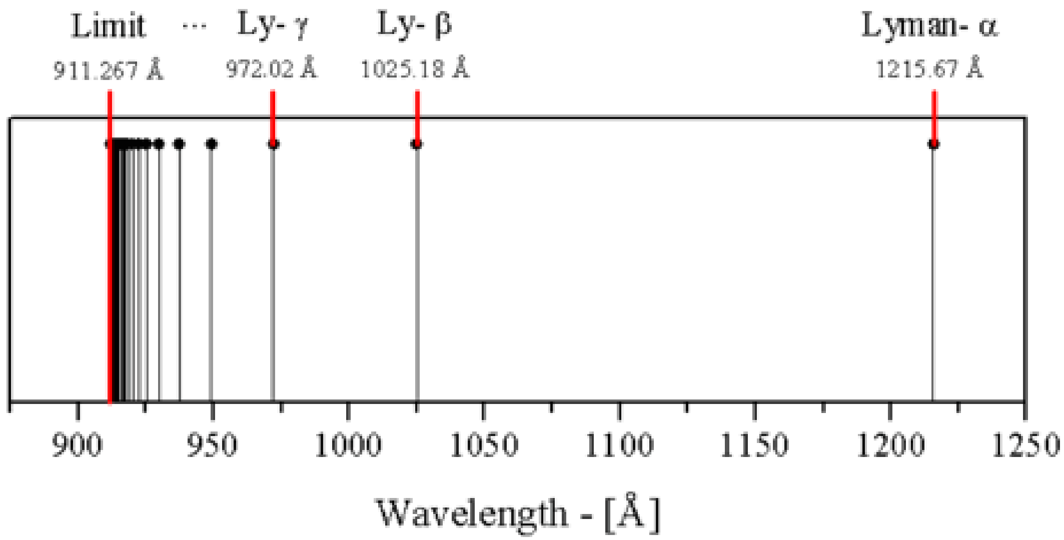
n = 1, n’ = 2,3,,, : série de LYMAN : UV

n = 2, n’ = 3,4,,, : série de BALMER : VISIBLE

n = 3, n’ = 4,5,,,: série de PASCHEN : IR PROCHE

n = 4, n’ = 5,6,,, :série de BRACKETT : IR MOYEN

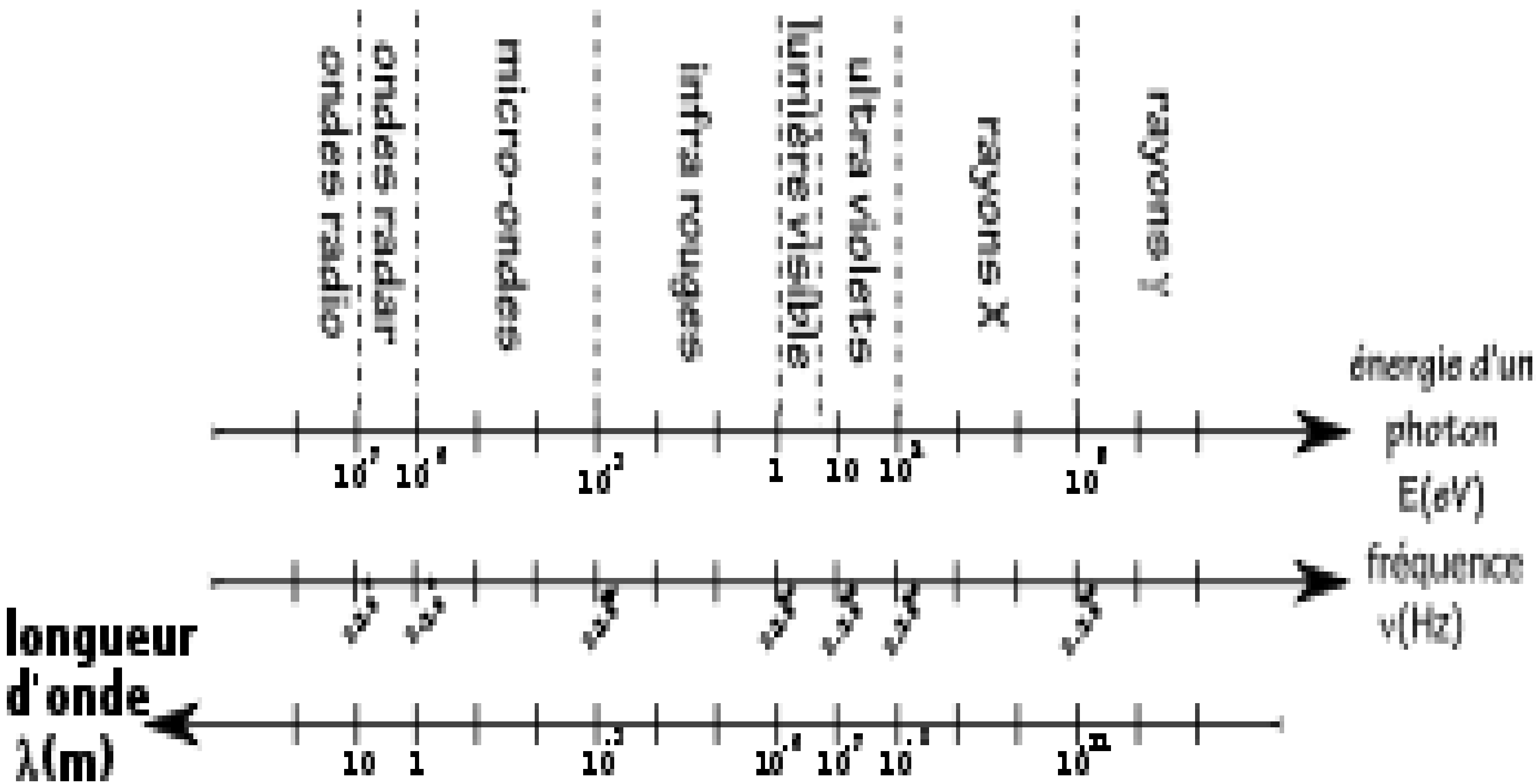
n = 5, n’ = 6,7,,,: série de PFUND : IR LOINTAIN



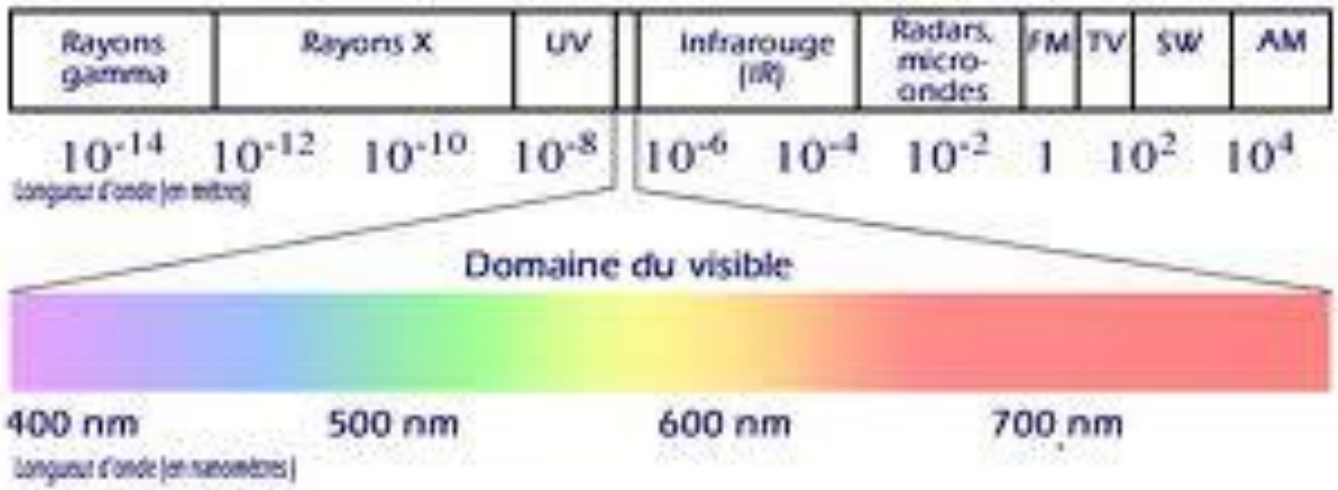
Limit
911.267 Å
···
Ly- γ
972.02 Å
Ly- β
1025.18 Å
Lyman- α
1215.67 Å
900
950
1000
1050
1100
1150
1200
1250
Wavelength - [Å]

Transition		longueur d'onde (nm)
2-1	:	121,5
3-1	:	102,5
4-1	:	97,2
5-1	:	94,9
6-1	:	93,7
7-1	:	93,0
8-1	:	92,6
9-1	:	92,3
10-1	:	92,1
11-1	:	91,9

Limite : 91,15 nm



ondes radio
ondes radar
micro-ondes
infra rouges
lumière visible
ultra violets
rayons X
rayons γ
énergie d'un photon E(eV)
1
10
fréquence ν(Hz)
longueur d'onde λ(m)
10
1


Rayons gamma
Rayons X
UV
Infrarouge (IR)
Radars, micro-ondes
FM
TV
SW
AM
10-14 10-12 10-10 10-8 10-6 10-4 10-2 1 10² 10⁴
Longueur d'onde (en mètres)
Domaine du visible
400 nm
500 nm
600 nm
700 nm
Longueur d'onde (en nanomètres)

Exercice d'application

La première raie de la série de Balmer dans le spectre de l'atome d'hydrogène a pour longueur d'onde λ = 6562,8 Å , déterminée à 1/10 d'Angström près.

Déduire la constante de Rhydberg en cm^{-1}.

Energie des états stationnaires :

Pour l'HYDROGENE

$$E_n = \frac{-13{,}6}{n^2}$$

$$E_1 = -13{,}6ev$$

$$E_2 = -3{,}45ev$$

$$E_4 = -0{,}85ev$$

$$E_\infty = 0$$

un HYDROGENOIDE

est un ion constitué par un noyau porteur de Z charge positive, autour du quelle gravite un seul é.

$$_{2}He \longrightarrow He^{+} \qquad\qquad _{3}Li \longrightarrow Li^{+2}$$

La force d'attraction sera $F_a = KZ\frac{e^2}{r^2}$

Au lieu de $F_a = K\frac{e^2}{r^2}$ dans le cas de l'hydrogène

Pour un HYDROGENOIDE

$$r_n = \frac{n^2 . 0,53}{Z} \text{ Å}$$

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2} Z^2$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2}\right)$$

Pour un polyélectronique

L’électron est le responsable de l’émission du spectre optique de raies, il est séparé du noyau par des é, il existe un effet d’écran de la part de cet é vis-à-vis l’é optique. C’est l’effet de Zeeman: la force d’attraction du noyau sera plus faible au lieu d’être

$$F_a = KZ\frac{e^2}{r^2}$$

Elle sera

$$F_a = K\frac{(Z-\sigma)}{r^2}e^2$$

σ : constante d’écran dépond de **n** (règle de SLATER)

$$Z^* = (Z - \sigma)$$

$$E_n = \frac{-13{,}6}{n^2} Z^{*2}$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H Z^{*2} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2}\right)$$

$$r_n = \frac{n^2 . 0{,}53}{Z^*} \text{ Å}$$

Détermination de la constante d’écran

Pour un électron de niveau n la constante σ est la somme des contributions suivantes :
0, pour les électrons d'énergie supérieure à celle de l'électron considéré.
0,35 en général pour tous les électrons du groupe d'orbitales ayant la même valeur de n.
0,85 pour les électrons s ou p et 1 pour les autres électrons d, f.. pour le niveau (n - 1).
1 pour tous les électrons des niveaux (n - 2) et inférieurs.

électron j/électron i	1s	2s 2p	3s 3p	3d	4s 4p	4d
1s	0,30					
2s 2p	0,85	0,35				
3s 3p	1	0,85	0,35			
3d	1	1	1	0,35		
4s 4p	1	1	0,85	0,85	0,35	
4d	1	1	1	1	1	0,35

NB : On voit que, avec l'approximation de Slater, on considère que les électrons s et p d'un même niveau ont la même énergie (puisqu'ils subissent les mêmes constantes d'écran). Ceci, comme on l'a vu auparavant n'est pas vrai dans des modèles plus élaborés.

Exemple du chlore

Le chlore (Cl) dispose de Z=17 électrons, et possède la configuration électronique : **$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^5$**.

On étudie dans cet exemple un électron de valence (c'est-à-dire appartenant à la dernière couche électronique, ici **$3s^2$ $3p^5$**) :

Ainsi, la charge effective pour un électron de la sous-couche 3s ou 3p sera

$$Z^* = Z - \sigma$$

avec une constante d'écran due aux 6 autres électrons sur la même couche 3s/3p, 8 électrons sur la couche 2s/2p et aux 2 électrons de la couche 1s, soit :

$$\sigma = 6 * \sigma_{3s,3p} + 8 * \sigma_{2s,2p} + 2 * \sigma_{1s} = 6 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 2 \times 1 = 10,9$$

ce qui donne une charge effective de :

$Z^* = 17 - 10,9 = 6,1$

n: est le nombre quantique principal, il définit les niveaux énergétiques (couches)

Théorie de Bohr est insuffisante

Insuffisance du modèle de BOHR.

BOHR ne considère que des orbites circulaires définies par un nombre quantique « n ». Or, lorsqu' on place l'atome d'hydrogène dans un champ extérieur (électrique ou magnétique), on observe des déplacements, ou même des nouvelles raies, non prévisibles par la théorie de BOHR (effets STARK et ZEEMAN).

•SOMMERFELD interpréta ce nouveau phénomène en définissant pour chaque valeur de « n », un ensemble d'orbites elliptiques ; il introduisit ainsi, pour repérer l'état énergétique de l'électron dans l'atome, des nombres quantiques supplémentaires, l et m.

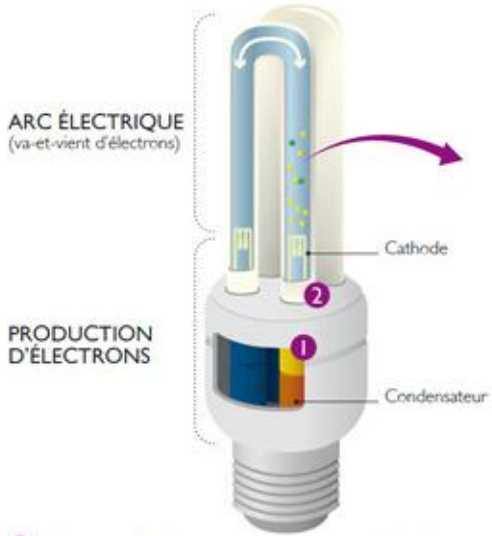
•La théorie de BOHR, même complétée par celle de SOMMERFELD, ne parvient pas à interpréter les spectres des atomes lourds. Ce modèle est maintenant dépassé mais permet de retrouver par le calcul certaines relations très utiles.

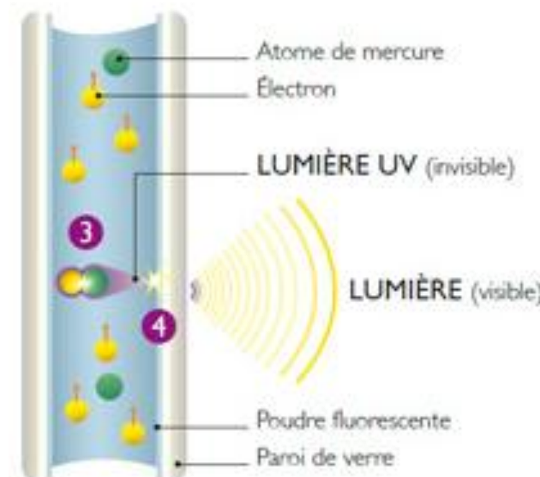
Application du modèle de Bohr : Les ampoules à décharges

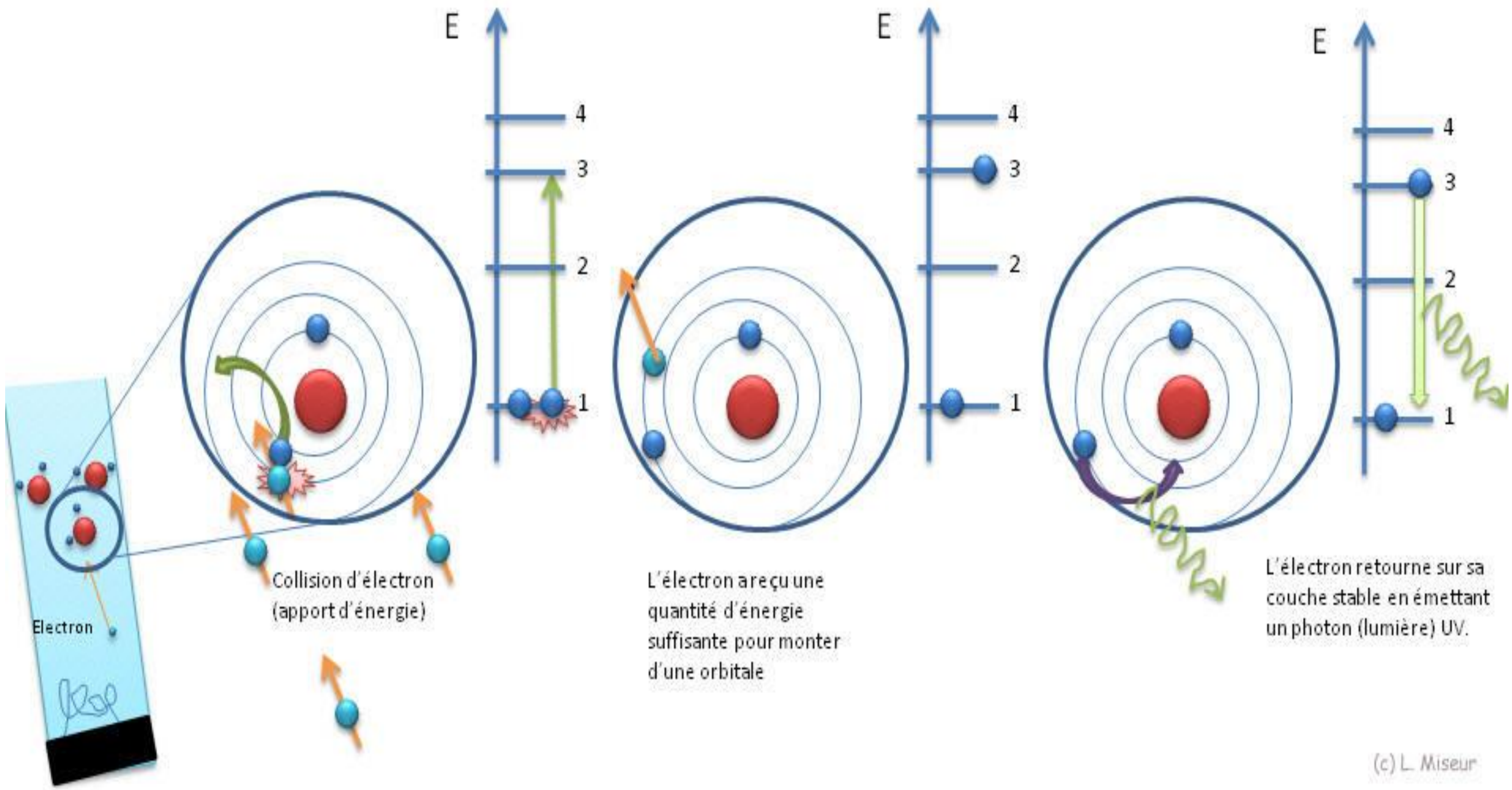
Ampoules « économiques » fluo compactes

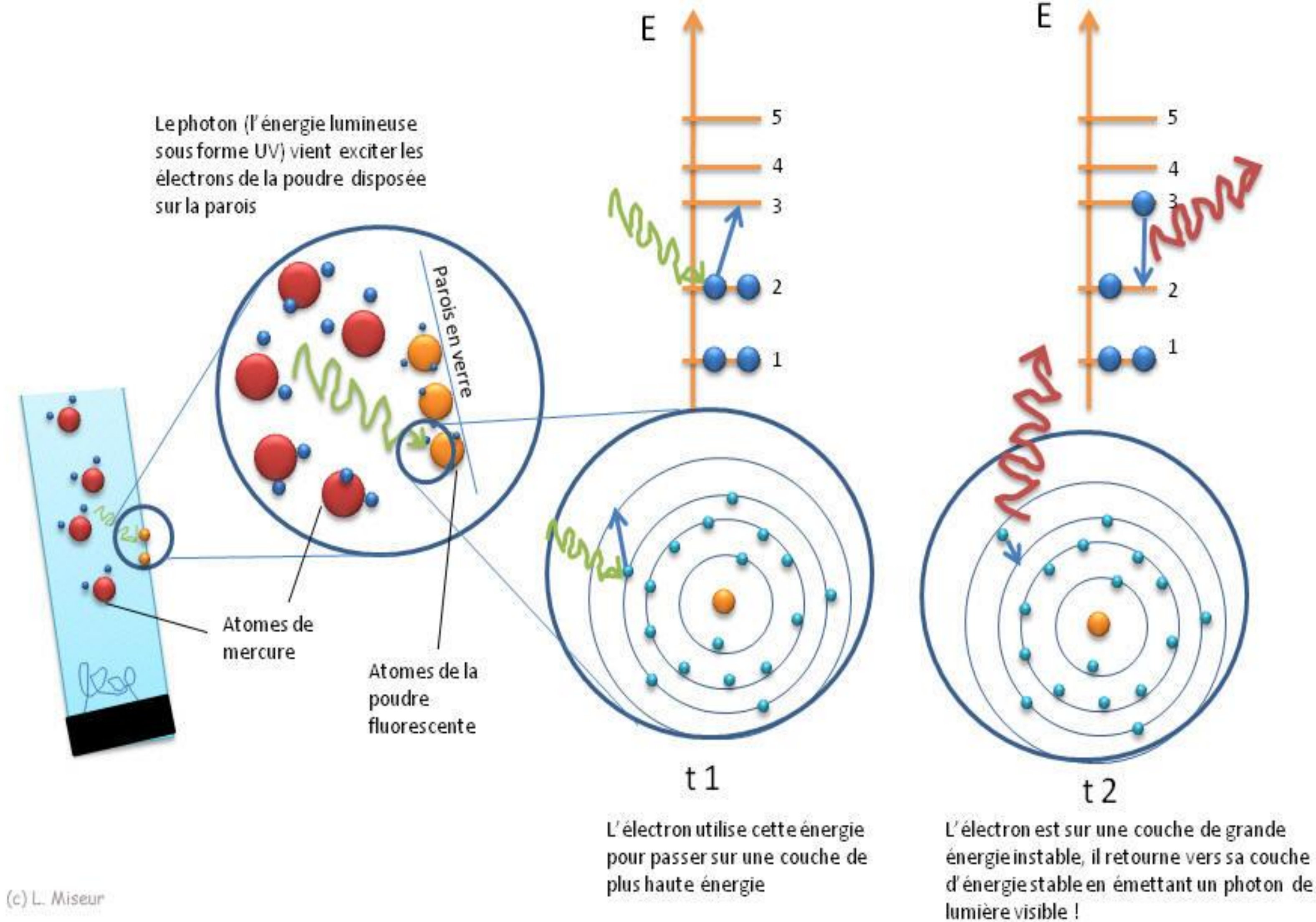
Composition chimique : mélange gazeux de mercure et d'argon.

(L'argon ne joue aucun rôle dans la réaction).






E
4
3
2
1
E
4
3
2
1
E
4
3
2
1
Electron
Collision d'électron
(apport d'énergie)
L'électron a reçu une
quantité d'énergie
suffisante pour monter
d'une orbitale
L'électron retourne sur sa
couche stable en émettant
un photon (lumière) UV.
(c) L. Miseur



Le photon (l'énergie lumineuse sous forme UV) vient exciter les électrons de la poudre disposée sur la parois
Parois en verre
Atomes de mercure
Atomes de la poudre fluorescente
E
5
4
3
2
1
E
5
4
3
2
1
t 1
L'électron utilise cette énergie pour passer sur une couche de plus haute énergie
t 2
L'électron est sur une couche de grande énergie instable, il retourne vers sa couche d'énergie stable en émettant un photon de lumière visible !
(c) L. Miseur

L’atome de SOMMERFELD

SOMMERFELD a définit pour chaque valeur de n, un ensemble d’orbites elliptiques, il a introduit deux nombres quantiques:

l, m

Théorie quantique de rayonnement (Planck et Einstein):

La lumière se propage comme une onde sinusoïdale.

L’application de la mécanique ondulatoire: au modèle atomique modifie la notion classique de la localisation précise de l’é, elle est remplacé par une notion statistique de probabilité de présence de l’é.

Le traitement mathématique est basé sur la résolution de l’équation de SCHRODINGER, qui correspond à une fonction ψ, appelée fonction d’onde ou orbitale occupée par l’é en coordonnés cartésiènnes: x,y,z

$$\frac{d^2\psi}{dX^2}+\frac{d^2\psi}{dY^2}+\frac{d^2\psi}{dZ^2}+\frac{8\pi me}{h^2}(E-V)Q=0$$

$$\psi : l'amplitude de\ la\ fonction\ d'onde(x,y,z)$$

$$E = E_t\ de\ l'électron$$

$$V = Energie\ potentielle$$

$$E_n=-\frac{1}{n^2}\frac{2\pi^2K^2me\,e^4}{h^2}$$

Permet la quantification de l’énergie

Q1 L'ion $^{31}_{15}P^{3-}$ **possède**

a - 15 protons, 15 électrons et 16neutrons

b- 15 protons, 18 électrons et 16neutrons

c - 15 protons, 15 neutrons et 16 électrons

d - une masse atomique de 31

e - un numéro atomique de 18

Q2 Parmi les représentations suivantes, quelles sont celles qui caractérisent des isotopes? Les noyaux atomiques contenant respectivement:

l) 20 protons et 20 neutrons

2) 21 protons et l 9 neutrons

3) 18 protons et 22 neutrons

4) 20 protons et 22 neutrons

5) 21 protons et 20 neutrons

a- 1, 2,3

b- 1, 5

c- Il n'y a pas d'isotopes représentés

d- 3,4

e- l, 4 et 2, 5

Q3 Parmi ces affirmations concernant les isotopes et du chlore, lesquelles sont correctes ?

a- L’isotope possède 17 protons.

b- L’isotope possède 35 neutrons.

C- Les deux isotopes ont le même nombre de protons.

d- Les deux isotopes ont le même nombre de neutrons.

e- Les deux isotopes n’ont pas les mêmes propriétés chimiques.

.

Q4 Parmi ces affirmations concernant l'atome d'hydrogène, lesquelles sont correctes ?

a- L'atome d'hydrogène contient deux électrons.

b- Le spectre d'émission de l'hydrogène est un spectre de raie ne comportant que quelques radiations de longueur d'onde particulière.

c- L'énergie des niveaux de l'atome d'hydrogène est donnée par .. $E_n \frac{-13.6}{n^2}$

d- L'atome d'hydrogène possède une infinité de niveaux d'énergie discrets.

Q5 le premier rayon pour l'atome d'hydrogène et

0.53 A°

2.12 10^{-10} m

4.77 A°

8.48 10^{-10} m

13.25 A°

Q6 Si l'électron de l'atome d'hydrogène est excité au niveau n=5 combien de raies peuvent-elles être émises lors du retour à l'état fondamentale ?

6

7

8

9

10

Q7 L'énergie de la première ionisation de l'atome d'hélium est 24,6 eV. Quelle est l'énergie du niveau fondamental ?

-24 ,6 ev

-13,6 ev

13.6ev

39.36 10^{-19} j

-1,6 10^{-19} j

Q8 Un atome d'hélium se trouve dans un état excité. Un de ses électrons se trouve alors au niveau d'énergie égale à-21,4 eV. Quelle est la longueur d'onde de la radiation émise quand cet électron retombe au niveau fondamental ? L'énergie de la première ionisation de est -24,6 eV.

a-3.8 10^{-10} m
b- 3.8 10^{-7} m
c- 388 nm
d- 1200 nm
e-370 nm

Concernant le modèle de Bohr

- Soit un électron dans son état fondamental, son énergie E = ………….sa force d'attraction avec son noyau égale à …………….
- Pour libérer un électron, il faut une énergie E= ……………… , la force d'attraction dans ce cas est égale à ………
- L'excitation d'un électron correspond à une ……………….d'énergie, l'électron sera donc dans un état ………. stable.

Concernant les séries d'émission :

- La série de *Brakett* correspond à n_1 = ...
- n_1 = 2 désigne la série de …… ……
- La première raie de la série de Brakett correspond à la transition :

  n_2= …… n_1= …..
- La Raie limite de la série de Paschen correspond à la transition :

n_2= ….. n_1= …….

- Un atome d'hydrogène initialement à l'état fondamental absorbe une quantité d'énergie de 12,75 eV? A quel niveau se trouve l’électron
- ………………………………………………………….

- **Soit l’hydrogénoïde Li^{2+}, Quelle est l’énergie de la troisième ionisation de Lithium (justifier)**
- **……………………………………………………………………………………**

…………………

- **Soit l'hydrogénoïde Be^{3+}, quelle est le photon (l'énergie) susceptible de provoquer la transition de son électron du deuxième niveau excité au troisième niveau excité ? (Justifier**)
- ………………………………………………………………………
………………………………………………

- Soit l’ion Li^{2+}, Une transition entre les niveaux d’énergie n=4 à n=1, donne une longueur d’onde de raie égale à :
- ………………………………………………….

- L'énergie de première ionisation de l'atome d'hélium est (on donne $Z^* = 1,7$) :
- ……………………………………………….

Q1. L’énergie d’ionisation d’un ion hydrogénoide est égale 217,6 ev. Son numéro atomique serait :

a. 2

b.3

c.4

d.5

e. 6

Q2. La longueur d'onde d'une des raies limites d'émission de cet hydrogénoide 512 Å. Trouvez la transition correspondante.

∞ ----------- 1

∞ ----------- 2

∞ ------------ 3

∞ ------------- 4

∞ ------------ 5

Q3. La longueur d'onde de la première raie de cette série est égale à

4687 Å

3675 Å

2688 Å

2050 Å

1168 Å