Table des Matières

Chapitre I - Structure des atomes

Chapitre I – Structure des atomes

1. Structure de l'atome

L'atome est le constituant de base de la matière. Il est constitué principalement d'un noyau formé de nucléons (protons et neutrons) entourés des électrons. Les caractéristiques de ses particules sont données dans le tableau suivant.

Tableau : Principales caractéristiques de l'électron, du proton et du neutron

Particule	Symbole	Charge en C	Masse en Kg	Masse en u.m.a
Electron	e^-	$-e = -1,602\ 10^{-19}$	$m_e = 9,102\ 10^{-31}$	$m_e = 0.000548$
Proton	H^+ ou ^1_1H	$+e = +1,602\ 10^{-19}$	$m_p = 1,6724\ 10^{-27}$	$m_p = 1,00728$
Neutron	^1_0n	$q = 0$	$m_n = 1,6747\ 10^{-27}$	$m_n = 1,00867$

Symbole de l'atome : $^A_Z X$

A : nombre de masse ($A = Z + N$).

Z : numéro atomique (nombre de protons d'un atome).

N : nombre de neutrons du noyau ($N = A - Z$).

L'atome est électriquement neutre : Un atome contenant Z protons (charges +) contiendra donc Z électrons (charges -).

2. Notion du mole

Une mole d'atome contient environ $6,023.\ 10^{23}$ atomes. Ce nombre est appelé nombre d'Avogadro. On peut dire que 1 mole de molécules ou 1 mole d'ions contient respectivement $6,023.\ 10^{23}$ de molécules ou $6,023.\ 10^{23}$ d'ions.

3. Unité de masse atomique (u.m.a.)

C'est une unité de masse qu'on utilise pour les atomes étant donné que la masse de ces derniers est très faible, de l'ordre de 10^{-24} et 10^{-27} Kg.

L'unité de masse atomique est le douzième (1/12) de la masse d'un atome de Carbone $^{12}_{6}C$ → $\quad 1\ u.m.a. = \frac{1}{12} \times m\,(^{12}_{6}C)$

La masse molaire du Carbone est de 12g/mol, c'est à dire que, 1 mole (6,02 10^{23} atomes) pèse 12 g.

$$m(^{12}_{6}C) = \frac{12}{N_{Avogadro}} \text{ grammes}$$

$$1\ u.m.a. = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_{Avogadro}}$$

$$\rightarrow \quad \boxed{1\ \mathbf{u.m.a.} = \frac{1}{N_A}\,(\mathbf{g})}$$

avec N_A : Nombre d'Avogadro = 6,023 . 10^{23} atomes de Carbone par mole

→ **1 u.m.a. = 1,6606. 10^{-24} (g)**

4. Les isotopes & Abondance relative

Les isotopes sont des atomes d'un même élément X qui contiennent un nombre identique de protons **(même Z)** mais un nombre différent de neutrons **(A différents)**. Ces atomes ont des propriétés chimiques presque identiques.

Quelques exemples :

$^{1}_{1}H,\ ^{2}_{1}H,\ ^{3}_{1}H \quad ; \quad ^{12}_{6}C,\ ^{13}_{6}C,\ ^{14}_{6}C \quad ; \quad ^{16}_{8}O,\ ^{17}_{8}O,\ ^{18}_{8}O$

L'abondance relative est le pourcentage de chaque isotope dans un échantillon naturel donné.

Pour calculer **la masse molaire atomique moyenne (M)** d'un élément X ayant plusieurs isotopes, on utilise la formule suivante :

M_i : masse atomique de l'isotope i

a_i : abondance relative de l'isotope i

$$M = \frac{\sum a_i M_i}{100}$$

5. Energie de liaison (Energie de cohésion du noyau) et Défaut de masse

L'énergie de liaison d'un noyau atomique est l'énergie que les protons et les neutrons doivent céder (libérer) pour former un noyau, ou encore, c'est l'énergie qu'il faut fournir au noyau pour le dissocier en ses constituants (nucléons).

L'énergie de liaison ou de cohésion de noyau :

$$\Delta \mathbf{E} = \Delta \mathbf{m} \,.\, \mathbf{C}^2$$

Joule ← ΔE

Δm → Défaut de masse en Kg

C^2 → Vitesse de lumière en m/s

NB : Attention aux unités !

1 eV = 1,602. 10^{-19} J

Le défaut de masse (Δm)

Le défaut de masse est la différence entre la somme des masses de tous les nucléons d'un noyau (masses des Z protons + masse des (A-Z) neutrons) et la masse de ce même noyau.

$$\boxed{\Delta m = [Z\, m_p + (A-Z)\, m_n] - M_{noyau}}$$

Masse d'un proton

Masse d'un neutron

Masse du noyau

La masse du noyau formé est toujours inférieur à la masse de ses constituants isolés (neutrons et protons). La disparition de la matière est compensée par une libération d'énergie au cours de la formation du noyau.

Série 1 : QCM – Tester votre compréhension

1. Combien y a-t-il de protons dans un atome de $^{36}_{17}Cl$

- A- 36 protons
- B- 17 protons
- C- 19 protons
- D- 53 protons

2. Dans un atome de $^{12}_{6}C$, il y a

- A- 6 protons, 6 neutrons, 6 électrons
- B- 6 électrons, 12 protons
- C- 12 neutrons, 6 protons
- D- 12 nucléons

3. La composition de l'ion $^{56}_{26}Fe^{3+}$ est

- A- 26 protons, 30 neutrons, 26 électrons
- B- 26 protons, 82 neutrons, 26 électrons
- C- 26 protons, 30 neutrons, 23 électrons
- D- 26 protons, 26 neutrons, 82 électrons

4. La composition de l'ion $^{32}_{16}S^{2-}$ est

- A- 16 protons, 16 neutrons, 14 électrons
- B- 16 protons, 16 neutrons, 16 électrons
- C- 16 protons, 14 neutrons, 16 électrons
- D- 16 protons, 16 neutrons, 18 électrons

5. Quelle est la charge d'un ion comportant 13 protons, 10 électrons et 15 neutrons

- A- la charge de cet ion est de +3
- B- la charge de cet ion est de -3
- C- la charge de cet ion est de +2
- D- la charge de cet ion est de -2

6. Dans un morceau de l'aluminium (masse molaire de Al = 26,89 $g.mol^{-1}$) qui pèse 1 g, il y a

- A- 10^{22} atomes
- B- 0,5023 . 10^{22} atomes
- C- 0,8301 . 10^{22} atomes
- D- 2,23 . 10^{22} atomes

7. Quelle est la masse, en u.m.a. d'un noyau de Phosphore $^{31}_{15}P$

A- 10, 344 u.m.a.
B- 31, 247 u.m.a.
C- 61, 001 u.m.a.
D- 81, 411 u.m.a.

8. Sachant que la masse atomique moyenne du chlore est de 35,453 g.mol^{-1}. Les abondances relatives moyennes de ses deux isotopes ^{35}Cl et ^{37}Cl, de masses molaires respectives 34,9689 g.mol^{-1} et 36,9659 g.mol^{-1} est de :

A- ^{35}Cl (24,24 %) et ^{37}Cl (75,76 %)
B- ^{35}Cl (19,24 %) et ^{37}Cl (80,76 %)
C- ^{35}Cl (29,24 %) et ^{37}Cl (70,76 %)
D- ^{35}Cl (39,24 %) et ^{37}Cl (60,76 %)

9. Le défaut de masse de l'atome $^{56}_{26}Fe$ est de :

(Donnée : la masse du noyau de Fer vaut 55,934 u.m.a.)

A- 0,51538 u.m.a.
B- 0,03050 u.m.a.
C- 1,660. 10^{-27} kg
D- 8,5568 10^{-28} Kg

10. Etant donné que la masse du noyau $^{4}_{2}He$ est de 4,0024 u.m.a, l'énergie de cohésion de ce noyau est de l'ordre de

A- 7,51 MeV
B- 17,51 MeV
C- 27,51 MeV
D- 37,51 MeV

11. Le magnésium à l'état naturel contient trois isotopes : ^{24}Mg, ^{25}Mg et ^{26}Mg dont les masses molaires (g.mol^{-1}) sont respectivement 23,985 ; 24,986 ; 25,982 et les pourcentages 78,99 ; 10,00 et 11,01. La masse molaire moyenne du magnésium naturel est de :

A- 20,304 g.mol^{-1}
B- 21,304 g.mol^{-1}
C- 23,304 g.mol^{-1}
D- 24,304 g.mol^{-1}

Solution des exercices de la série 1

1. Réponse B

$^{A=36}_{Z=17}Cl$

Z est le numéro atomique = nombre de protons = nombre des électrons (atome neutre)

A est le nombre de masse = nombre de protons + nombre de neutrons

Z = 17 => **17 protons**

2. Réponse A et D

$^{A=12}_{Z=6}C$

Z = 6 => **6 protons donc 6 électrons** (atome neutre)

N (Neutrons) = A-Z = 6 => **6 neutrons**

Nucléons = Protons + Neutrons => **12 nucléons** (constituants du noyau)

3. Réponse C

$^{A=56}_{Z=26}Fe^{3+}$

Z= 26 => **26 protons** (mais ne contient pas 26 e-, car on note la présence d'une charge de 3+, cette dernière signifie que l'atome de Fer a perdu 3 e-)

L'atome de Fer neutre contient 26 électrons, il a perdu 3 électrons pour être chargé Fe^{3+}. Pour l'ion Fe^{3+}, il regroupe 26-3 = **23 électrons.**

N = A-Z = 56-26 = 30 => **30 neutrons**

4. Réponse D

$^{A=32}_{Z=16}S^{2-}$

Z= 16 => **16 protons**

$N = 32-16 = 16$ => **16 neutrons**

L'atome de soufre neutre S, contient 16 électrons, il a gagné 2 électrons pour être chargé S^{2-}

L'ion sulfure S^{2-} contient 16+2 = **18 électrons**

5. Réponse A

13 protons (13 charges positives) et 10 électrons (10 charges négatives)

Total = +13-10 = +3

On peut écrire l'ion sou forme de : X^{3+}

6. Réponse B

$m(Al) = 1g$ => $n = \dfrac{\text{masse (g)}}{\text{Masse Molaire (g.mol}^{-1})}$

$n = \dfrac{1}{26.89} = 0{,}037$ mol

1 mole contient $N_{Avogadro}$ atomes

Ce morceau de fer contient 0,037 x 6,023 10^{23} atomes d'aluminium, soit **2,23 10^{22} atomes d'aluminium.**

7. Réponse B

m (noyau) = 15 x m_p + 16 x m_n

m_p : masse d'un proton = 1,00728 u.m.a.

m_n : masse d'un neutron = 1,00867 u.m.a.

m(noyau) = 15 x 1,00728 + 16 x 1,00867 = **31,247 u.m.a.**

8. Réponse A

La masse atomique moyenne du Chlore est : $M = \dfrac{a_1M_1 + a_2M_2}{100}$

a_1 et M_1 : abondance relative et masse molaire de l'isotope ^{35}Cl

a_2 et M_2 : abondance relative et masse molaire de l'isotope ^{37}Cl

$$\begin{cases} M = \dfrac{a_1M_1 + a_2M_2}{100} \\ a_1 + a_2 = 100 \end{cases} \Rightarrow \text{2 équations avec 2 inconnus}$$

=> $a_1 = 100 - a_2$

$M = \dfrac{(100-a_2)M_1 + a_2M_2}{100}$ => $100\,M = 100\,M_1 - a_2\,M_1 + a_2\,M_2$

=> $100\,(M-M_1) = a_2\,(M_2-M_1)$

=> $a_2 = \dfrac{100\,(M-M_1)}{M_2 - M_1}$

=> **a_2 = 24,24 %**

=> **a_1 = 75,76 %**

10. Réponse C

Calcul de l'énergie de cohésion du noyau ^4_2He

Le défaut de masse est :

$\Delta m = [Z\,m_p + (A-Z)m_n] - M_{noyau}$

$= [2 \times 1{,}00728 + 2 \times 1{,}00867] - 4{;}0024$

Δm = 0,0295 u.m.a. ; (1 u.m.a. = $\dfrac{1}{N_{Avogadro}}$ g)

$\Delta m = 0{,}0259 \times \frac{1}{N_{Avogadro}} = 4{,}3002\ 10^{-26}\ g = 4{,}8978.\ 10^{-29}\ Kg$

$\mathbf{\Delta E = -\Delta m . C^2}$

$= -4{,}8978.\ 10^{-29} \times (3.10^8)^2$

$= -4{,}4081.\ 10^{-12}\ J$

$(1\ eV = 1{,}602.\ 10^{-19}\ J)$

$\Delta E = -4{,}4081.\ 10^{-12} / 1{,}602.\ 10^{-19}$

$\Delta E = -27{,}51\ 10^6\ eV$

$\mathbf{\Delta E = -27{,}51\ MeV}$

On rappelle que cette énergie est négative car le système la libère au milieu extérieur.

11. Réponse D

La masse molaire moyenne du Magnésium naturel : $M = \frac{\sum a_i M_i}{100}$

$M = \frac{(23{,}985 \times 78{,}99) + (24{,}986 \times 10{,}00) + (25{,}982 \times 11{,}01)}{100}$

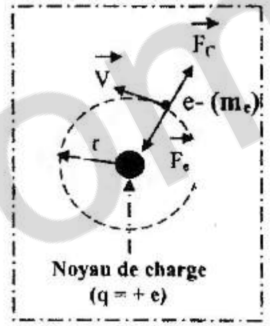
$\mathbf{M = 24{,}304\ g.mol^{-1}}$

Chapitre II - Les Modèles classiques de l'atome

- Modèle Planétaire de Rutherford
- Modèle de Bohr

Chapitre II - Les Modèles classiques de l'atome

1. Modèle Planétaire de Rutherford



Ce modèle est basé sur l'existence au sein de l'atome, d'un noyau dans lequel est pratiquement concentrée toute la masse de l'atome et autour duquel gravitent des électrons.

La stabilité mécanique résulte de la compensation des forces d'attractions $\vec{F_e}$ par les forces centrifuges $\vec{F_c}$ dues à la rotation des électrons autour du noyau.

$\left|\vec{F_e}\right|$: Force d'attraction exercée par le noyau : $\left|\vec{F_e}\right| = k\,\dfrac{|q|\,|q'|}{r^2}$

$$\left|\vec{F_e}\right| = k\,\frac{e^2}{r^2} \quad \text{avec} \quad k = \frac{1}{4\pi\varepsilon_0} \quad \rightarrow \quad \left|\vec{F_e}\right| = \frac{e^2}{4\pi\varepsilon_0 r^2}$$

$\left|\vec{F_c}\right|$: Force centrifuge due au mouvement circulaire de l'e^- :

$$\left|\vec{F_c}\right| = \frac{m_e\, v^2}{r}$$

Le système est en équilibre si : $\left|\vec{F_e}\right| = \left|\vec{F_c}\right|$ **c.à.d** $m_e v^2 r = \dfrac{e^2}{4\pi\varepsilon_0}$

On déduit : $v^2 = \dfrac{e^2}{4\pi\varepsilon_0\, m r}$

L'Energie totale du système : E_T = Ec + Ep

E_c : Energie cinétique ($E_c = \dfrac{1}{2} m_e\, V^2$)

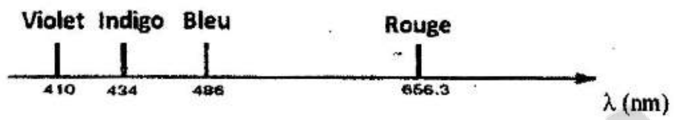
E_p : Energie potentielle = $-\int_r^{\infty} \left| \overrightarrow{F_e} \right| dr$

→ $\boxed{E_T = -\frac{1}{2} K \frac{e^2}{r}}$ (voir le raisonnement à l'exercice 1, série N°2)

Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

- **Expérience de Geissler**

L'hydrogène sous faible pression dans le tube de Geissler, émet une lumière, cette dernière est analysée par un prisme qui la décompose en plusieurs radiations monochromatiques suivantes :



Le spectre d'émission de l'Hydrogène présente d'autres séries de raie de part et d'autre du domaine visible :

Formule de Rydberg-Ritz :

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H\left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2}\right) \quad ; \quad n' > n$$

$\bar{\nu}$: Nombre d'onde

λ : Longueur d'onde

R_H : Cte de Rydberg pour l'H (109677,7 cm^{-1})

n > 1 ; série de Lyman (UV)

n > 2 ; série de Balmer (Visible)

n > 3 ; série de Paschen (IR)

n > 4 ; série de Brackett (IR)

n > 5 ; série de PFEUND (IR)

2. Modèle de Bohr

Le physicien Niels Bohr a imaginé un modèle planétaire d'atome inspiré par la théorie des quanta (la plus petite mesure indivisible de l'énergie).

- Postulat mécanique

L'électron gravitent autour du noyau sur des orbites privilégiées appelées **orbites stationnaires**. L'énergie d'un électron sur une orbite stationnaire est constante.

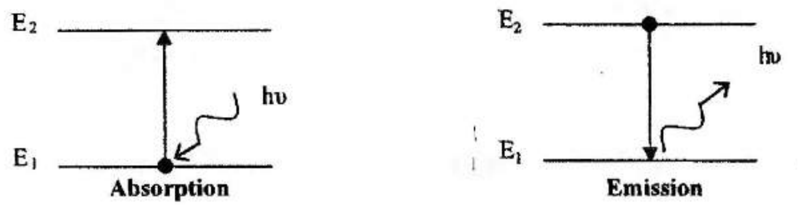
- Postulat optique

Lorsque l'électron passe d'une orbite stationnaire à une autre, il émet ou absorbe un quantum d'énergie rayonnante appelé photon **hν**

$\Delta E = |E_2 - E_1| = h\nu.$

Avec : **h** : Cte de planck = 6,625. 10^{-34} J.s

ν : Fréquence du rayonnement émis ou absorbé.



Application à l'atome d'hydrogène

$r_n = 0{,}529 \cdot n^2$ (Å) Rayons des orbites stationnaires

$V_n = 2{,}16 \cdot 10^6 \cdot \frac{1}{n}$ $(m.s^{-1})$ Vitesse de l'e- sur chaque orbite stationnaire

$E_n = -13{,}64 \cdot \frac{1}{n^2}$ (eV) Energie correspondante à chaque orbite stationnaire

Application aux ions hydrogénoïdes

Les ions hydrogénoïdes sont des éléments chimiques qui ne possèdent qu'**un seul e-**, tout ayant un **$Z > 1$**.

Exp : $He^+(Z = 2)$, $Li^{2+}(Z = 3)$, $Be^{3+}(Z = 4)$, $B^{4+}(Z = 5)$, $C^{5+}(Z=6)$.

$r_n = 0{,}529 \cdot \frac{n^2}{Z}$ (Å) Rayons de l'orbite n

$V_n = 2{,}16 \cdot 10^6 \cdot \frac{Z}{n}$ $(m.s^{-1})$ Vitesse de l'e- sur l'orbite n

$E_n = -13{,}64 \cdot \frac{Z^2}{n^2}$ (eV) Energie de l'orbite n

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2}\right) \quad ; \quad n' > n$$

$$R_{Hydrogénoïde} = Z^2 R_{Hydrogène}$$

Série 2 – Ennoncé des Exercices –

Exercice I

Dans le modèle atomique de Rutherford appliqué à un ion hydrogénoïde constitué d'un noyau de charge (+Ze) et d'un électron de charge (–e) et de masse (m), qui décrit une orbite circulaire de rayon (r) autour du noyau.

1) Exprimer la vitesse de l'électron en fonction de Z, e, ε_0, r et m.
2) Exprimer l'énergie cinétique E_c, l'énergie potentielle E_p et l'énergie totale E_T de cet électron.
3) Etablir l'expression du rayon de l'orbite de rang n (r_n) et de l'énergie (E_n) en fonction du nombre quantique n.
4) Calculer le rayon de la 1ère orbite de Bohr dans le cas de l'atome d'hydrogène ainsi que celui de la quatrième orbite.
5) Calculer en eV les énergies des quatre premiers niveaux : E_1, E_2, E_3, E_4 de l'atome d'hydrogène.
6) Quelle est la quantité d'énergie que doit absorber un atome d'hydrogène pour passer de l'état fondamental à l'état excité ? quelle est la longueur d'onde correspondante à cette énergie ?
7) Quelle est l'énergie nécessaire pour arracher complètement l'électron de l'hydrogène ?

Exercice II

Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène montre la présence de quatre radiations de la série de Balmer de longueur d'onde λ de 6563 Å, 4661 Å, 4340 Å, 4102 Å.

1) Déterminer pour chaque longueur d'onde les transitions correspondantes.

2) Représenter le diagramme énergétique du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène correspondant aux mêmes transitions de la question (1), et en précisant les valeurs d'énergie (en eV) de chaque niveau énergétique.
3) L'atome d'hydrogène, dans son état fondamental, absorbe 1 photon de longueur d'onde $\lambda = 850$ Å

a- Montrer que l'électron est arraché.

b- Calculer en eV son énergie cinétique (Ec). En déduire la vitesse de cet électron.

Exercice III

Soit un proton de masse m = 1,67 10^{-24}g, possédant l'énergie cinétique Ec=1000 eV.

Et un ballon qui pèse 200 g, est lancé avec une vitesse de 100 m/s.

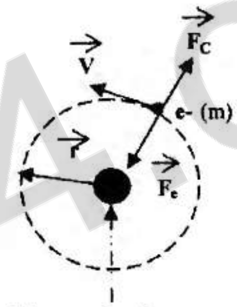
1) Calculer la longueur d'onde de Louis De Broglie associée à ce proton et à ce ballon.
2) Discuter les résultats.

Données : $m_{électron} = 9{,}1\ 10^{-31}$ kg ; $h = 6{,}625\ 10^{-34}$ J.s ; $e = 1{,}6\ 10^{-19}$ C ; $\varepsilon_0 = \frac{1}{36\pi}10^{9}$; 1 eV = $1{,}6.10^{-19}$ J ; C = 3.10^{8} m.s^{-1} ; R_H : 109 677,7 cm^{-1}

Solution des Exercices de la Série 2

Exercice I

1) Considérant le modèle circulaire (figure ci-dessous) : la force électrostatique est centrale, et le mouvement circulaire uniforme.



Noyau de charge
(q = +Z e)

$\vec{F}_c$: Force centrifuge due au mouvement circulaire de l'e$^-$

$$\left|\vec{F}_c\right| = \frac{m\,v^2}{r}$$

$\vec{F}_e$: Force d'attraction exercée par le noyau.

$$\left|\vec{F}_e\right| = k\,\frac{|q|\,|q'|}{r^2} = k\,\frac{Ze^2}{r^2} \qquad \text{avec} \qquad k = \frac{1}{4\pi\varepsilon_0}$$

$$\left|\vec{Fe}\right| = \frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_0 r^2}$$

Le système est en équilibre si : $\left|\vec{F}_e\right| = \left|\vec{F}_c\right|$ c.à.d $mv^2r = \dfrac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_0}$

On déduit : $\boxed{v^2 = \dfrac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_0\, m\, r}}$ (1)

2) L'Energie totale du système : $E_T = E_c + E_p$

E_c : Energie cinétique ($E_c = \frac{1}{2} m V^2$)

D'après (1) : $E_c = \dfrac{Ze^2}{8\pi\varepsilon_0 r}$

E_p : Energie potentielle, elle est due à l'attraction du noyau

$$E_p = -\int_r^{\infty} \left|\vec{F_e}\right| dr = -\int_r^{\infty} k\frac{Ze^2}{r^2}dr = -k\,Ze^2\int_r^{\infty}\frac{1}{r^2}dr = -k\,Ze^2\left[-\frac{1}{r}\right]_r^{\infty}$$

$$E_p = -k\,Ze^2\left[0+\frac{1}{r}\right]$$

$$E_p = -k\frac{Ze^2}{r} = -\frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_0 r}$$

$$E_T = \frac{Ze^2}{8\pi\varepsilon_0 r} - \frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_0 r}$$

Donc : $\boxed{E_T = -\dfrac{Ze^2}{8\pi\varepsilon_0 r}}$ (2)

3) Expression du rayon de l'orbite de rang n (r_n) et de l'énergie (E_n) en fonction du nombre quantique n.

Le moment cinétique : $\sigma = m\,Vr = n\dfrac{h}{2\pi} \rightarrow \quad V^2 = \dfrac{n^2h^2}{4\pi^2m^2r^2}$

D'après (1), nous obtenons :

$$\rightarrow \quad r_n = \frac{\varepsilon_0\, h^2}{\pi\, m\, e^2}\,\frac{n^2}{Z}$$

$\mathbf{r_n = 0{,}53\ 10^{-10}}.\ \dfrac{n^2}{Z}$ (m)

$\mathbf{r_n = 0{,}53}.\ \dfrac{n^2}{Z}$ (Å)

D'après (2), l'expression de l'énergie E_n en fonction de n :

$$E_T = E_n = -\frac{Ze^2}{8\pi\varepsilon_0 r_n}$$

$$\rightarrow \quad \boxed{E_n = -\frac{m\,e^4}{8\,\varepsilon_0^{\,2}h^2}\,\frac{Z^2}{n^2}}$$

$$\mathbf{E_n = -2{,}175\ 10^{-18}}\ .\ \frac{Z^2}{n^2} \quad \textbf{(J)}$$

$$\mathbf{E_n = -13{,}6}\ .\ \frac{Z^2}{n^2} \quad \textbf{(eV)}$$

4) Rayon de la 1ère orbite de l'atome d'hydrogène : Z = 1 ; n = 1

$$\mathbf{r_1 = 0{,}53}.\ \frac{1^2}{1} = 0{,}53\ \text{Å}$$

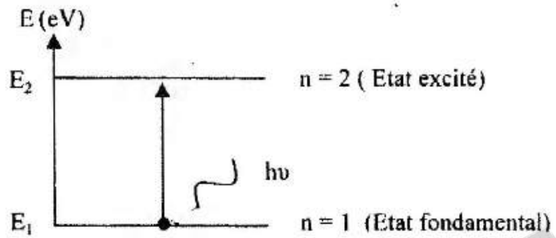
$$\mathbf{r_4 = 0{,}53}.\ \frac{4^2}{1} = 8{,}48\ \text{Å}$$

5) $E_1\,(n=1) = -13{,}64 \cdot \frac{1^2}{1^2} = \mathbf{-13{,}64\ eV}$ (Etat fondamental)

$$E_2\,(n=2) = -13{,}64 \cdot \frac{1^2}{2^2} = \mathbf{-3{,}41\ eV}$$
$$E_3\,(n=3) = -13{,}64 \cdot \frac{1^2}{3^2} = \mathbf{-1{,}51\ eV}$$
$$E_4\,(n=4) = -13{,}64 \cdot \frac{1^2}{4^2} = \mathbf{-0{,}85\ eV}$$

(Etat Excité)

6)



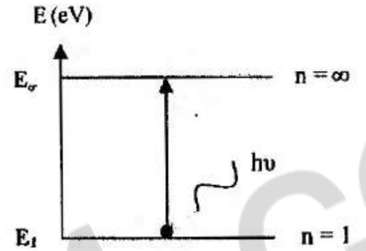
Absorption

$\Delta E = E_2 - E_1 = -3{,}41 + 13{,}64 = 10{,}23$ eV est la plus petite énergie que doit absorber un atome d'hydrogène pour passer de l'état fondamental à l'état excité.

$$\Delta E = h\upsilon = h.\ \frac{C}{\lambda}$$

$$\lambda = \frac{h.C}{\Delta E} = \frac{6{,}625.10^{-34} \times 3.10^{8}}{10{,}2 \times 1{,}6.10^{-19}} = 1{,}217\ 10^{-7}\ \text{m} = \mathbf{1217\ \text{Å}}$$

7) **Il s'agit de l'énergie d'ionisation (I), l'électron passe du niveau E_1 à E_∞**



$I = \Delta E = E_\infty - E_1 = 0 + 13{,}64 = \mathbf{13{,}64\ eV}$

Remarque : $\mathbf{I = -E_1}$

Exercice II

1) Détermination des transitions correspondantes à chaque longueur d'onde λ : 6563 Å, 4661 Å, 4340 Å et 4102 Å pour l'atome d'hydrogène :

On applique la formule de RITZ : $1/\lambda = R_H\,(1/n^2 - 1/n'^2)$; n'>n

n=2 => Série de Balmer => $\frac{1}{\lambda R_H} = \frac{1}{4} - \frac{1}{n'^2}$

$$\Rightarrow n' = \sqrt{\frac{1}{\frac{1}{4} - \frac{1}{\lambda R_H}}}$$

Application numérique :

λ = 6563 Å	=>	λ = 6563. 10^{-10} m	=>	**n= 2 ; n'= 3**
λ = 4661 Å	=>	λ = 4661. 10^{-10} m	=>	**n= 2 ; n'= 4**
λ = 4340 Å	=>	λ = 4340. 10^{-10} m	=>	**n= 2 ; n'= 5**
λ = 4102 Å	=>	λ = 4102. 10^{-10} m	=>	**n= 2 ; n'= 6**

2) **Représentation du diagramme énergétique du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène correspondant aux mêmes transitions de la question (1) :**

$$E_n = -13,64 \ \frac{1}{n^2} \ (eV)$$

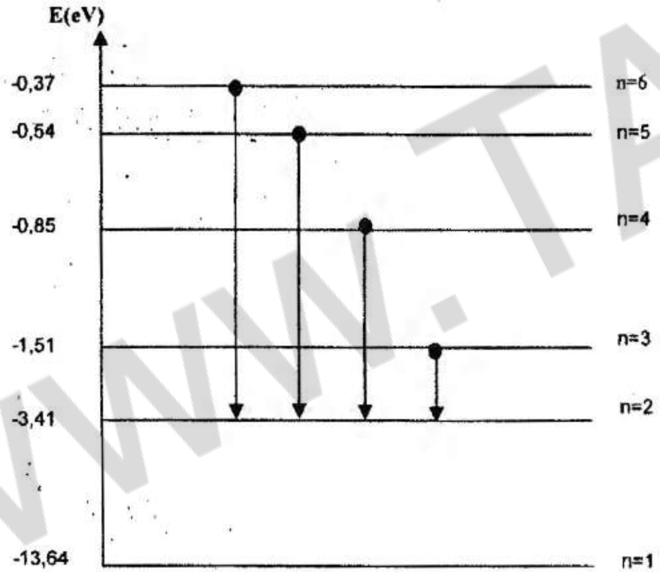
$$E_n = -13,64 \ \frac{1}{2^2} = -3,41 \ eV$$

$$E_n = -13,64 \ \frac{1}{3^2} = -1,51 \ eV$$

$$E_n = -13,64 \ \frac{1}{4^2} = -0,85 \ eV$$

$$E_n = -13,64 \ \frac{1}{5^2} = -0,54 \ eV$$

$$E_n = -13,64 \ \frac{1}{6^2} = -0,37 \ eV$$



3) **L'atome d'hydrogène, dans son état fondamental, absorbe 1 photon de longueur d'onde $\lambda = 850$ Å**

a- Montrer que l'électron est arraché.

$$\Delta E = h\frac{C}{\lambda} = 6,625.\ 10^{-34} \ \frac{3.10^{8}}{850.10^{-10}} = 2,33.\ 10^{-18} \ J$$

$\Delta E = 14,61$ eV

L'électron ne peut être arraché que lorsque l'énergie apportée soit supérieure ou égale à $-E_I$ (Energie d'ionisation), càd, à 13,64 eV. Le photon de longueur d'onde 850 Å apporte une énergie de 14,61 eV supérieure à l'énergie d'ionisation de l'hydrogène => **l'électron est alors arraché.**

b- Energie cinétique, Ec (eV) et Vitesse de cet électron.

$$E = E_0 + E_C$$

E_0 : Energie nécessaire pour arracher l'e-

E_c : Energie cinétique

$E_c = E - E_0 = 14,61 - 13,64$

$$E_c = 0,97 \ eV$$

$E_c = ½\ mV^2 \qquad => V = \sqrt{\frac{2.E_c}{m}}$

A.N. => $V = \frac{2 \times 0,97 \times 1,610^{-19}}{9,1.10^{-31}}$

$$V = 3,41.\ 10^{-19} \ m/s$$

Exercice III

1) On applique la loi de BROGLIE : $\lambda = \frac{h}{m\,.V}$

Pour l'électron : m = 1,67. 10^{-24} g ; Ec = 1000 eV

On détermine la vitesse de l'électron :

$$E_c = \frac{1}{2} m V^2 \quad \rightarrow \quad V = \sqrt{\frac{2E_c}{m}}$$

A.N. : $$V = \sqrt{\frac{2.1000 \times 1{,}6\ 10^{-19}}{1{,}67\ 10^{-27}}} = 437{,}74 \text{ Km/s}$$

$$\lambda = \frac{h}{m.V}$$

A.N.: $$\lambda_e = \frac{6{,}625.10^{-34}}{1{,}67 10^{-27} \times 437{,}74.10^3}$$

$$\lambda_e = 9{,}06\ 10^{-13} \text{ m} = 9{,}06\ 10^{-3} \text{ Å}$$

$$\mathbf{\lambda_e = 0{,}0906 \text{ Å}}$$

Pour le ballon : m = 200 g ; V = 100 m/s

$$\lambda_a = \frac{6{,}625.10^{-34}}{200.10^{-3}.100} = 3{,}31\ 10^{-35} \text{ m}$$

$$\mathbf{\lambda_{ballon} = 3{,}31.\ 10^{-25} \text{ Å}}$$

2) On ne peut pas mesurer λ_{ballon} expérimentalement. On ne tiendra compte que de l'aspect matière du ballon, l'aspect ondulatoire est négligeable.
Par contre, pour l'électron, on peut mesurer λ_e expérimentalement.

Nous pouvons conclure que l'aspect ondulatoire est négligeable à l'échelle macroscopique, et à l'échelle microscopique c'est l'aspect corpusculaire qui est négligeable. On a recours ainsi à la mécanique quantique qui a fait entrer dans la physique, **la dualité : Onde-Corpuscule**, sujet du chapitre III.

Chapitre III - Le Modèle quantique

- Equation de Schrödinger
- Modèle de Slater
- Configuration électronique des atomes

Chapitre III - Le Modèle quantique

1. Dualité onde - corpuscule : Postulat de De Broglie

Les corpuscules matériels peuvent avoir un aspect ondulatoire.

La relation de De Broglie permet de lier l'aspect corpuscule à l'aspect ondulatoire:

$$\lambda = h/mv$$

λ : longueur d'onde ;

h : constante de Planck ;

mv : quantité de mouvement.

2. Equation de Schrödinger

En mécanique classique (conception de Bohr), l'étude du mouvement d'un électron consiste à rechercher sa trajectoire avec précision, par contre en mécanique quantique on parle de la ***probabilité*** de trouver l'électron ***en un certain point de l'espace***. Cette délocalisation dans l'espace est donnée par une fonction des coordonnées de l'électron appelée ***fonction d'onde Ψ***.

La probabilité de présence de l'électron est : $dP = [\Psi_{(x,y,z,t)}]^2\ dV$

La densité électronique ou densité de probabilité est : $[\Psi]^2 = \Psi.\Psi^*$ (Ψ^* : conjugué de Ψ)

Condition de normalisation : $V \to \infty$ $\quad \rightarrow \int_{espace} |\psi|^2\, dV = 1$

Equation de Schrödinger : $\hat{H}\Psi = E\Psi$

$\hat{H}$: l'opérateur Hamiltonien

E étant l'énergie totale de l'e-

Pour la fonction d'onde Ψ (orbitale atomique), elle fait intervenir quatre nombres appelés "***nombres quantiques***" qui caractérisent l'état d'un électron. Ces quatre nombres sont : ***n, l, m_l*** et ***m_s***.

3. Nombres quantiques

n : nombre quantique principal qui définit le niveau d'énergie ($n \geq 1$)

l : nombre quantique secondaire ou orbital définit le moment cinétique orbital de l'e- par rapport au noyau et détermine la forme des orbitales. $0 \leq l \leq n-1$

m_l : nombre quantique magnétique qui définit le nombre d'orientations prises par le moment cinétique de l'e- en présence d'un champ magnétique extérieur. $-l \leq m_l \leq +l$ (m_l détermine le nombre d'orbitales)

m_s ou s : nombre quantique de spin, lié au moment cinétique de l'e- en rotation autour de lui même, $m_s = +\frac{1}{2}$ et $m_s = -\frac{1}{2}$

4. Orbitales atomiques (OA)

Une OA peut être schématisée par un nuage électronique où la probabilité de trouver l'électron est importante (95%).

Orbitale S **Orbitale p** **Orbitale d**

5. Atomes pluriélectroniques

a. Modèle de Slater

Le modèle de Slater présente les effets de répulsion entre les électrons, ce qui influence le potentiel du noyau. Les e- internes perturbent ou écrantent l'interaction entre le noyau et les e- externes. On attribue alors au noyau un **numéro atomique effectif noté Z*** inférieur à Z.

Le calcul de Z*est donné par la formule suivante :

$$\boxed{Z_i^* = Z - \sum_j \sigma_j}$$

Z_i^* : numéro atomique effectif ou charge effective.

Z : numéro atomique

σ : Cte d'écran

$$\boxed{E_i\,(eV) = -\,13{,}64\,\frac{Z_i^{*2}}{n^2}}$$

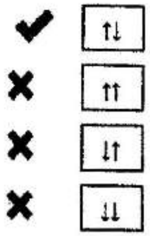
Selon Slater, les électrons sont regroupés de la manière suivante : **(1s) (2s2p) (3s3p) (3d) (4s4p) (5s5p) ; etc.**

b. Structure électronique des atomes

Règles de remplissage

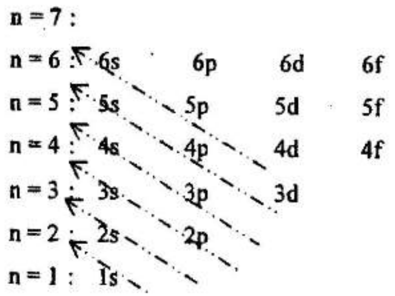
Principe d'exclusion de Pauli

Dans une même OA, deux électrons doivent différer par leur nombre de spin : m_S. Une OA ne peut contenir au maximum que deux électrons avec des spins opposés.



Règle de Klechkowski

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p…

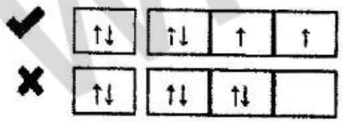


Ordre de remplissage des orbitales atomiques

Règle de Hund

Les électrons se placent d'abord à raison de un par orbitale et ne s'apparient en doublets que si les orbitales sont à moitié remplies.

Exemple :



Série 3 – Ennoncé des Exercices –

Exercice I

La fonction d'onde de l'hydrogène $\Psi_{1s} = C e^{\frac{-r}{a_0}}$, a_0 : rayon de Bohr.

1) Quelle est la signification physique de Ψ^2.
2) Donner l'expression de la probabilité de présence de l'électron à l'intérieur du volume compris entre deux sphères de rayon r et r + dr.
3) Donner les valeurs des nombres quantiques et les orbitales atomiques des quatre premiers niveaux énergétiques de l'atome d'hydrogène.

Exercice II

1) Donner la configuration électronique sous forme développée et sous forme simplifiée (en fonction du gaz rare) des éléments suivants : $_7N$; $_{10}Ne$; $_{16}S$; $_{19}K^+$; $_{20}Ca$; $_{24}Cr$; $_{26}Fe$; $_{26}Fe^{2+}$
2) Donner les cases quantiques de la couche externe et déduire le nombre d'électron de valence de chaque élément.
3) Parmi les éléments de la question 1, quels sont ceux qui présentent des électrons célibataires à l'état fondamental.

Exercice III

1) En utilisant la méthode de Slater, déterminer la charge effective nucléaire Z^*, ainsi que l'énergie totale de l'atome de lithium ($_3Li$) en eV.
2) Calculer l'énergie totale de l'ion (Li^+) en eV.
3) En déduire le potentiel d'ionisation (PI) de l'atome de lithium.

On donne les constantes d'écran: $\sigma_{1s/1s} = 0,30$; $\sigma_{1s/2s2p} = 0,85$

Solution des Exercices de la Série 3

Exercice I

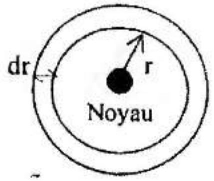
1) a_0 rayon de Bohr (pour n = 1, a_0 = 0,53 Å)

Ψ (x,y,z,t) est une fonction d'onde ou une orbitale associée à un électron.

$|\Psi|^2 = \Psi\ \Psi^*$ détermine la probabilité de présence de l'électron de l'atome d'hydrogène, à l'instant t, dans un élément de volume dV.

Ψ^* étant le conjugué de Ψ.

2)



$dP = |\Psi|^2 dV$

Le volume de la sphère $\rightarrow V = \frac{4}{3}\pi r^3 \quad \rightarrow \quad dV = 4\pi . r^2 dr$

$$\boxed{dP = C^2 . e^{\frac{-2r}{a_0}} . 4\ \pi . r^2 dr}$$

C'est une constante qui peut être déterminée en utilisant la condition de normalisation de la fonction Ψ_{1s}

3) Définissons les nombres quantiques :

n : nombre quantique principal qui définit le niveau d'énergie ($n \geq 1$)

ℓ : nombre quantique secondaire ou orbital définit le moment cinétique orbital de l'e- par rapport au noyau et détermine la forme des orbitales.
$0 \leq \ell \leq n-1$

m_ℓ : nombre quantique magnétique qui définit le nombre d'orientations prises par le moment cinétique de l'e- en présence d'un champ magnétique extérieur. $-\ell \leq m_l \leq +\ell$ (m_ℓ détermine le nombre d'orbitales)

m_s ou s : nombre quantique de spin, lié au moment cinétique de l'e- en rotation autour de lui même, $m_s = +\frac{1}{2}$ et $m_s = -\frac{1}{2}$

	l	m_l	Orbitales	m_s
Niveau n = 1	0	0	1s □	± ½
Niveau n = 2	0	0	2s □	± ½
	1	-1, 0, 1	2p □□□ $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$	± ½, ± ½, ± ½
Niveau n = 3	0	0	3s □	± ½
	1	-1, 0, 1	3p □□□	± ½, ± ½, ± ½
	2	-2, -1, 0, 1, 2	3d □□□□□ $3d_{xy}$ $3d_{xz}$ $3d_{yz}$ $3d_{z^2}$ $3d_{x^2-y^2}$	5 (± ½)
Niveau n = 4	0	0	4s □	± ½
	1	-1, 0, 1	4p □□□	± ½, ± ½, ± ½
	2	-2, -1, 0, 1, 2	4d □□□□□	5 (± ½)
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	4f □□□□□□□	7 (± ½)

Exercice II

1) Selon la règle de Klechkowski, on peut écrire les structures suivantes :

	Structure électronique développée	**Structure électronique en fonction du gaz rare**
$_7N$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	[He] $2s^2\ 2p^3$
$_{10}Ne$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	[He] $2s^2\ 2p^6$ ou bien [Ne]

$_{16}S$	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4$	$[Ne]\,3s^2\,3p^4$
$_{19}K^+$	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^0$	$[Ar]$ ou $[Ne]\,3s^2\,3p^6$
$_{20}Ca$	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2$	$[Ar]\,4s^2$
$_{24}Cr$	[illegible] $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p\,4s\,3d$ [illegible]	$[Ar]\,4s^2\,3d^4$ (structure instable) → $[Ar]\,3d^5$ $4s^1$ [illegible] (La sous couche 3d est à moitié remplie donc 3d est plus stable que 4s)
$_{26}Fe$	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^6$	$[Ar]\,4s^2\,3d^6$
$_{26}Fe^{2+}$	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^0\,3d^6$	$[Ar]\,3d^6$

Rq. : La configuration électronique du chrome est une exception de la règle de Klechkowski.

2) Case quantique de la couche externe et nombre d'électron de valence

Le nombre d'e- de valence = nombre d' e- de la couche externe + nombre d'e- de la sous-couche incomplète.

$_7N$: $[He]\,2s^2\,2p^3$	↑↓ | ↑ | ↑ | ↑	5
$_{10}Ne$: $[He]\,2s^2\,2p^6$	↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓	8 (0 valence)
$_{16}S$: $[Ne]\,3s^2\,3p^4$	↑↓ | ↑↓ | ↑ | ↑	6

$_{19}K^+$: $[Ar]$ ou $[Ne]\,3s^2\,3p^6$	↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓	8
$_{20}Ca$: $[Ar]\,4s^2$	↑↓	2
$_{24}Cr$: $[Ar]\,3d^5\,4s^1$	↑ | ↑ | ↑ | ↑ | ↑ | ↑	6 (nv 3d non saturé)
$_{26}Fe$: $[Ar]\,3d^6\,4s^2$	↑↓ | ↑↓ | ↑ | ↑ | ↑ | ↑	8 (nv 3d non saturé)
$_{26}Fe^{2+}$: $[Ar]\,3d^6$	↑↓ | ↑ | ↑ | ↑ | ↑	6

3) Les éléments qui présentement des électrons célibataires sont :

$_7N$:	$[He]\,2s^2\,2p^3$	(3 e- célibataires)
$_{16}S$:	$[Ne]\,3s^2\,3p^4$	(2 e- célibataires)
$_{24}Cr$:	$[Ar]\,3d^5\,4s^1$	(6 e- célibataires)
$_{26}Fe$:	$[Ar]\,3d^6\,4s^2$	(4 e- célibataires)
$_{26}Fe^{2+}$:	$[Ar]\,3d^6$	(4 e- célibataires)

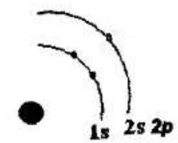
Exercice III

1) la charge effective nucléaire Z^* est donnée par la formule suivante :

$$Z_i^* = Z - \sum_j \sigma_j$$

$\sigma_{j/i}$: constante d'écran (effet de l'e- j sur l'e- i)

$_3Li$: $1s^2\,2s^1$



$Z_{1s}^* = Z - (1.\ \sigma_{1s/1s}) = 3 - (1 \times 0{,}30) = \mathbf{2{,}7}$

$Z_{2s}^* = Z - (2.\ \sigma_{1s/2s}) = 3 - (2 \times 0{,}85) = \mathbf{1{,}3}$

$_3Li : 1s^2\ 2s^1$

$E_{Li} = 2\ E_{1S} + 1E_{2s2p}$

- **Calcul de E_{1s}**

$$E_{1s} = -13{,}64\ \frac{(Z_{1s}*)^2}{n^2}\ (eV)$$

$$E_{1s} = -13{,}64\ \frac{(2{,}7)^2}{1^2} = \mathbf{-\ 99{,}43\ eV}$$

- **Calcul de E_{2s2p}**

$$E_{2s\,2p} = -13{,}64\ \frac{(Z_{2s2p}*)^2}{n^2}\ (eV) \qquad (2)$$

$$E_{2s\,2p} = -13{,}64\ \frac{(1{,}3)^2}{2^2} = \mathbf{-\ 5{,}76\ eV}$$

$E_{Li} = 2\ E_{1S} + 1\ E_{2s2p} = 2 \times (-99{,}43) + 1 \times (-\ 5{,}76)$

$E_{Li} = -\ 204{,}62\ eV$

1) Energie totale de ($_3Li^+$)

$_3Li^+ : 1s^2\ 2s^0$

$E_{Li+} = 2\ E_{1S} = 2 \times (-\ 99{,}43)$

$E_{Li}^+ = -\ 198{,}86\ eV$

2) Potentiel d'ionisation (PI)

$Li \rightarrow Li^+ + 1e^-$

$PI = E_{Li}^+ - E_{Li}$

$PI = E_{Li}^+ - E_{Li} = -\ 198{,}86 + 204{,}62$

$PI(Li) = 5{,}76\ eV$

Remaque :

$PI = 2\ E_{1S} - 2\ E_{1S} - E_{2s2p} = -\ E_{2s2p}$

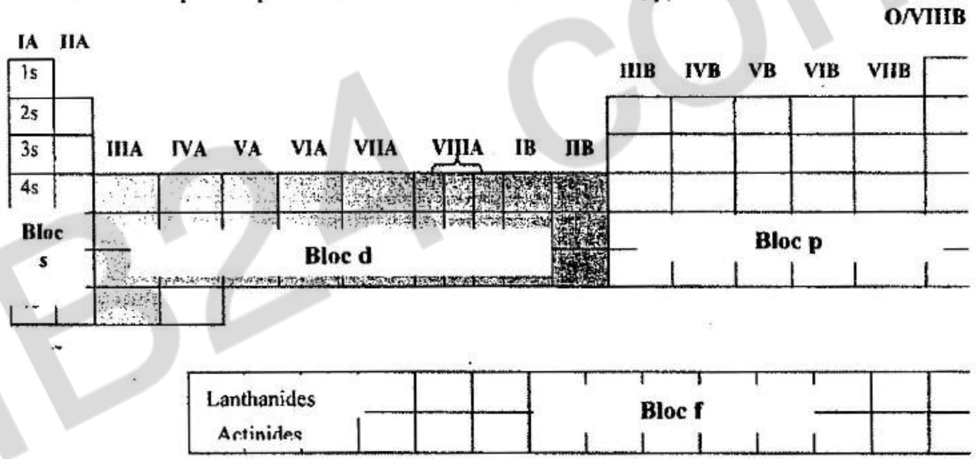
$PI = 5{,}76\ eV$

On peut calculer uniquement E_{2s2p}

Chapitre IV - Tableau périodique des éléments chimiques

Chapitre IV – Tableau périodique des éléments

Les éléments chimiques sont classés par ordre croissant de Z **dans un tableau appelé tableau périodique: il comprend 7 lignes (période) et 18 colonnes.** Les éléments d'une **même colonne** forment une **famille,** et présentent des propriétés chimiques voisines.
Le tableau périodique moderne est sous forme de bloc : s, p, d et f



Bloc s

Groupe IA : métaux alcalins : Li, Na, K, Rb, Cs, Fr (configuration externe **ns^1**)
Groupe IIA : alcalino-terreux : Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra (configuration externe **ns^2**)

Bloc p

Groupe IIIB : famille d'aluminium (ou famille du bore) : B, Al, Ga, In, Tl (configuration externe **$ns^2\,np^1$**)
Groupe VIB : famille des chalcogènes : 0, S, Se, Te (configuration externe **$ns^2\,np^4$**)
Groupe VIIB : famille des halogènes : F, Cl, Br, I, At (configuration externe **$ns^2\,np^5$**)
Groupe O ou VIIIB : famille des gaz rares : He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn (configuration externe **$ns^2\,np^6$** (structure externe saturée à 8 électrons => ils sont très stables)

Bloc d

Métaux de transition (configuration externe **$(n\text{-}1)d^x\,ns^2$** ; $1 \le x \le 10$)

Bloc f

Famille des lanthanides (configuration externe **$4f^x\,6s^2$** ; $1 \le x \le 14$)
Famille des actinides (configuration externe **$5f^x\,7s^2$** ; $1 \le x \le 14$)

Propriétés des élements du TP

a. Rayon atomique : r_A

Le rayon atomique est estimé à partir du rayon de covalence, il représente la moitié de la distance qui sépare les noyaux de deux atomes identiques liés par une liaison covalente simple.

b. Potentiel ou énergie d'ionisation : PI

Le potentiel d'ionisation représente l'énergie nécessaire pour arracher un électron à un atome à l'état gazeux.

c. Affinité électronique : AE

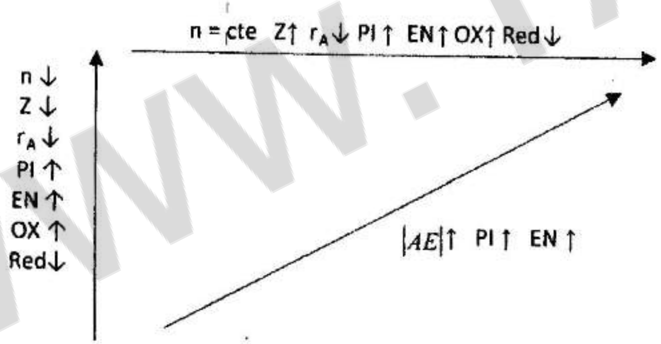
L'affinité électronique est l'énergie libérée par la réaction de capture d'un e- par un atome à l'état gazeux.

d. Electronégativité : EN

L'électronégativité représente la capacité d'un atome à attirer vers lui le doublet d'électron de la liaison supposée covalente.

$$EN = \frac{1}{2}(PI + AE)$$

Evolution des Propriétés des élements du TP



Série 4 – Ennoncé des Exercices –

Exercice I

1) Calculer l'énergie d'ionisation de l'atome du Fluore $_9F$ en eV.

2) Calculer les potentiels de $1^{ère}$ ionisation de $_{11}Na$ et $_{17}Cl$.

Quelle conclusion peut-on tirer des résultats numériques trouvés ?

Les valeurs des constantes d'écran σ sont données dans le tableau suivant :

	e_j \ e_i	Groupe de Slater 1s	Groupe de Slater 2s 2p
Groupe de Slater	1s	0,30	
	2s 2p	0,85	0,35

Exercice II

1. Compléter le Tableau suivant :

Eléments	Configuration électronique en fonction du gaz rare	Bloc d'appartenance
F (Z = 9)		
Al (Z = 13)		
K (Z = 19)		
Cu (Z = 29)		
Br (Z = 35)		

2. Parmi les éléments du tableau précédent, quels sont ceux qui appartiennent à la même période et ceux qui appartiennent à la même famille ?

3. Classer les éléments du tableau précédent par ordre croissant de rayon atomique, en justifiant votre réponse.

4. Classer ces éléments du tableau précédent par ordre croissant d'électronégativité, en justifiant votre réponse.

Exercice III

On considère deux éléments ${}^{A_1}_{Z_1}X_1$ et ${}^{A_2}_{Z_1}X_2$ appartenant au même élément chimique X. ce dernier est situé à la $2^{ème}$ période du tableau périodique et appartient au groupe VIB, la famille des Chalcogènes.

1) Quel est le nombre d'électrons que possèdent les atomes de l'élément X sur leur couche externe.
2) Ecrire la formule électronique des atomes de l'élément X.
3) Quel est le nombre total d'électrons que possèdent les atomes de l'élément X ? en déduire le nom de l'élément X.
4) Donner la constitution des atomes X_1 et X_2, sachant que : $A_1 = 16$ et $A_2 = 17$. Comment appelle-t-on le rapport qui existe entre ces deux atomes.

Solution des Exercices de la Série 4

Exercice I

1) Le potentiel d'ionisation ou l'énergie d'ionisation représente l'énergie nécessaire pour arracher un e- au Fluore.

$$F \xrightarrow{PI} F^+ + 1e^-$$

$PI = E_F^+ - E_F$

${}_9F : 1s^2\,2s^2\,2p^5$ ➔ $E_F = 2\,E_{1S} + 7\,E_{2s2p}$

${}_9F^+ : 1s^2\,2s^2\,2p^4$ ➔ $E_F^+ = 2\,E_{1S} + 6\,E'_{2s2p}$

E_F ?

- **Calcul de E_{1s}**

$$E_{1s} = -13{,}64\,\frac{(Z_{1s}*)^2}{n^2}\ (\text{eV}) \qquad (1)$$

Détermination de Z_{1s}^*

$$Z_{1s}^* = Z - (1.\,\sigma_{1s/1s}) = 9 - (1 \times 0{,}30) = 8{,}7$$

D'après (1): $E_{1s} = -13{,}64\,\dfrac{(8{,}7)^2}{1^2} = -1032{,}41$ eV

- **Calcul de E_{2s2p}**

$$E_{2s\,2p} = -13{,}64\,\frac{(Z_{2s2p}*)^2}{n^2}\ (\text{eV}) \qquad (2)$$

Détermination de Z_{2s2p}^*

$$Z_{2s2p}^* = Z - (2 \times \sigma_{1s/2s2p} + 6 \times \sigma_{2s2p/2s2p}) = 9 - (2 \times 0{,}85 + 6 \times 0{,}35\,) = 5{,}2$$

D'après (2): $E_{2s\,2p} = -13{,}64\,\dfrac{(5{,}2)^2}{2^2} = -\,92{,}20$ eV

$E_F = 2\,E_{1S} + 7\,E_{2s2p} = 2 \times (-1032{,}41) + 7 \times (-\,92{,}20) = -\,2710{,}22$ eV

E_F^+ ?

- **Calcul de E_{1S} (même raisonnement que pour E_F)**
- **Calcul de E'_{2s2p}**

$$E'_{2s\,2p} = -13{,}64\ \frac{(Z_{2s\,2p}^*)^2}{n^2}\ (\text{eV}) \qquad (2')$$

Détermination de Z_{2s2p}^*

$Z_{2s2p}^* = Z - (2 \times \sigma_{1s/2s2p} + 5 \times \sigma_{2s2p/2s2p}) = 9 - (2 \times 0{,}85 + 5 \times 0{,}35) = 5{,}55$

D'après (2'): $E'_{2s\,2p} = -13{,}64\ \dfrac{(5{,}55)^2}{2^2} = -105{,}03$ eV

$E_F^+ = 2\ E_{1S} + 6\ E'_{2s\,2p} = 2 \times (-1032{,}41) + 6 \times (-105{,}03) =$ **-2695, 04 eV**

PI (F) $= E_F^+ - E_F = -2695{,}04 + 2710{,}22 =$ **15,18 eV**

2) Les potentiels de la 1ère ionisation de $_{11}$Na et $_{17}$Cl (en eV)

$$Na \xrightarrow{PI_{(Na)}} Na^+ + 1e^-$$

$_{11}$**Na** : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ $\qquad$ $_{11}$**Na$^+$** : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$$Cl \xrightarrow{PI_{(Cl)}} Cl^+ + 1e^-$$

$_{17}$**Cl** : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ $\qquad$ $_{17}$**Cl$^+$**: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

$PI_{(Na)} = E_{Na}^+ - E_{Na}$

$PI_{(Cl)} = E_{Cl}^+ - E_{Cl}$

Calcul de $PI_{(Na)}$

$E_{Na} = 2\ E_{1S} + 8\ E_{2s2p} + E_{3s}$

$E_{Na+} = 2\ E_{1S} + 8\ E_{2s2p}$

$\rightarrow PI_{(Na)} = 2\ E_{1S} + 8\ E_{2s2p} - 2\ E_{1S} - 8\ E_{2s2p} - E_{3s}$

$\rightarrow PI_{(Na)} = -\ E_{3s3p}$

E_{3s} ?

$$E_{3s} = -13{,}64\ \frac{(Z_{3s}^*)^2}{n^2}\ (\text{eV})$$

$Z_{3s}^* = Z - (2 \times \sigma_{1s/3s} + 8 \times \sigma_{2s2p/3s} + 0 \times \sigma_{3s/3s}) = 11 - (2 \times 1 + 8 \times 0{,}85) = 2{,}2$

E_{3s} $= -13{,}64\ \dfrac{(2{,}2)^2}{3^2} =$ **- 7,33 eV**

PI (Na) = - E_{3s} = 7,33 eV

Calcul de $PI_{(Cl)}$

$E_{Cl}^+ = 2\ E_{1S} + 8\ E_{2s\,2p} + 6\ E_{3s\,3p}$

$E_{Cl} = 2\ E_{1S} + 8\ E_{2s\,2p} + 7\ E'_{3s\,3p}$

$\rightarrow PI_{(Cl)} = E_{Cl}^+ - E_{Cl} = 2\ \cancel{E_{1S}} + 8\ \cancel{E_{2s\,2p}} + 6\ E_{3s\,3p} - \cancel{2E_{1S}} - \cancel{8E_{2s\,2p}} - 7\ E'_{3s\,3p}$

$\rightarrow$ **$PI_{(Cl)} = 6\ E_{3s\,3p}\ (Cl^+) - 7\ E'_{3s\,3p}\ (Cl)$**

$E'_{3s\,3p}$ (Cl)

$$E'_{3s3p} = -13{,}64\ \frac{(Z_{3s3p}^*)^2}{n^2}\ (\text{eV})$$

$Z_{3s3p}^* = Z - (2 \times \sigma_{1s/3s3p} + 8 \times \sigma_{2s2p/3s3p} + 6 \times \sigma_{3s3p/3s3p}) = 17 - (2\times1 + 8\times0{,}85 + 6 \times 0{,}35) = 6{,}1$

$E'_{3s\,3p}$ $= -13{,}64\ \dfrac{(6{,}1)^2}{3^2} =$ **- 56,39 eV**

$E_{3s\,3p}$? (Cl^+)

$Z_{3s3p}^* = Z - (2 \times \sigma_{1s/3s3p} + 8 \times \sigma_{2s2p/3s3p} + 5 \times \sigma_{3s3p/3s3p}) = 17 - (2\times1 + 8\times0{,}85 + 5\times0{,}35) = 6{,}45$

$$E_{3s3p} = -13{,}64\ \frac{(6{,}45)^2}{3^2} = -63{,}05\ eV$$

$$PI_{(Cl)} = 6\,(-63{,}05) - 7\,(-56{,}39)$$

$$PI\ (Cl) = 16{,}43\ eV$$

Conclusion : On remarque que : PI ($_{11}Na$) < PI ($_{17}Cl$), le Sodium fait partie de la famille des alcalins facilement ionisables.

Le Chlore fait partie de la famille des halogènes difficilement inonisables (Elément électronégatif), libère difficilement un e-, mais il est par contre capable d'accepter un e- facilement (grande affinité électronique).

Exercice II

Eléments	Configuration électronique en fonction du gaz rare	Bloc d'appartenance
F (Z = 9)	**[He] $2s^2\ 2p^5$**	p
Al (Z = 13)	[Ne] $3s^2\ 3p^1$	p
K (Z = 19)	**[Ar] $4s^1$**	s
Cu (Z = 29)	**[Ar] $3d^{10}\ 4s^1$**	d
Br (Z = 35)	**[Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$**	p

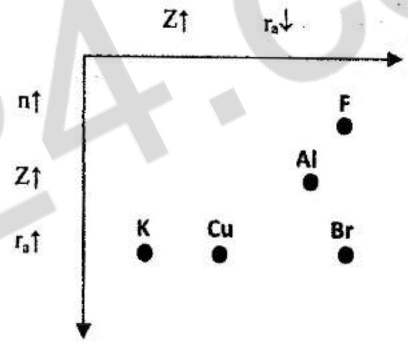
Parmi les éléments du tableau précédent,

- K, Cu et Br appartiennent à la même période ($4^{ème}$ période)

- F et Br appartiennent à la même famille, des halogènes (même nombre d'électron de valence)

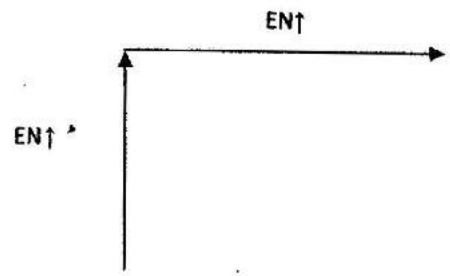
Classement des éléments du tableau précédent par ordre croissant de rayon atomique :

$$r_a(F) < r_a\ (Al) < r_a\ (Br) < r_a\ (Cu) < r_a\ (K)$$



Classement des éléments du tableau précédent par ordre croissant d'électronégativité :

$$EN(K) < EN(Cu) < EN(Al) < EN(Br)^* < EN(F)$$



*: Etant donné que le brome appartient à la famille des halogènes qui a tendance à attirer les électrons, son électronégativité est supérieur à celle de l'aluminium.

Exercice III

1) Le nombre d'électrons que possèdent les atomes de l'élément X sur leur couche externe est **6 e- (groupe VI B)**.

2) X appartient au **bloc p** qui est caractérisé par une structure externe **ns^2 np^x**

$\rightarrow$ [Gaz rare] ns^2 np^x

Sachant que X appartient à la 2ème période $\rightarrow$ n = 2 et contient 6 e- de valence

$\rightarrow$ [He] ns^2 np^4

3) L'élément X contient 8 e- $\rightarrow$ Z = 8, Il s'agit de l'**Oxygène**.

4) Atome X_1 : **8** protons ; 16 - 8 = **8** neutrons ; **8** électrons

Atome X_2 : **8** protons ; 17 – 8 = **9** neutrons ; **8** électrons

Ces deux atomes ont le même numéro atomique (même nombre de protons) mais nombres de masse différents (nombre de neutrons différents). Ces deux atomes sont des **isotopes de l'oxygène :** $^{16}_{8}O$ et $^{17}_{8}O$

Chapitre V - Constituants du noyau et radioactivité

- Radioactivité naturelle
- Radioactivité artificielle
- Applications

Chapitre V - Constituants du noyau et Radioactivité

Dans ce chapitre, toutes les réactions nucléaires se font au niveau du noyau, les charges ne seront pas représentées sur les atomes.

1. Radioactivité naturelle

Pour qu'un élément $^{A}_{Z}X$ manifeste une radioactivité naturelle, il faut que: $\frac{A-Z}{Z} \geq 1,5$. On peut dire alors que le **noyau est radioactif.**

Un noyau radioactif (noyau père) est un noyau instable, il peut subir une désintégration (destruction) aboutissant à la formation d'un nouveau noyau (noyau fils) en émettant une particule (**α ou β- ou β+**) et fréquemment l'émission d'un rayonnement électromagnétique noté γ.

a. Les différents modes de désintégration

Lors d'une désintégration nucléaire, il y a conservation du nombre de charge Z et du nombre de nucléons A (**Lois de Soddy ou loi de conservation**) :

Désintégration Alpha (α) ou ($^{4}_{2}He$) $^{A}_{Z}X \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2}Y + {}^{4}_{2}He$ $\quad {}^{238}_{92}U \rightarrow {}^{234}_{90}Th + {}^{4}_{2}He$

Désintégration Bêta (β^-) ou ($^{0}_{-1}e$) $^{A}_{Z}X \rightarrow {}^{A}_{Z+1}Y + {}^{0}_{-1}e$ $\quad {}^{131}_{53}I \rightarrow {}^{131}_{54}Xe + \beta^-$

Désintégration Bêta (β^+) ou ($^{0}_{1}e$) $^{A}_{Z}X \rightarrow {}^{A}_{Z-1}Y + {}^{0}_{1}e$ $\quad {}^{18}_{9}F \rightarrow {}^{18}_{8}O + \beta^+$

Désintégration Gamma (γ) $\quad {}^{A}_{Z}X^* \rightarrow {}^{A}_{Z}X + \gamma$ $\quad {}^{222}_{86}Rn^* \rightarrow {}^{222}_{86}Rn + \gamma$

b. Loi de décroissance radioactive

$$\mathbf{n = n_0 e^{-\lambda t}}$$

n : Nombre d'atomes présents à l'instant t

n_0 : Nombre d'atomes présents à l'instant t = 0 λ : Constante radioactive.

- La Période T ou Durée de demi-vie

T est le temps au bout duquel la moitié des atomes initialement présents se sont désintégrés.

$$T = \frac{Ln\,2}{\lambda} = \frac{0{,}693}{\lambda}$$

Un radioélément (Une substance radioactive) est caractérisé par deux grandeurs :

λ et T.

2. Radioactivité artificielle

Fission nucléaire	**Fusion nucléaire**
C'est une réaction nucléaire qui consiste à **casser un noyau lourd** en deux noyaux plus stables par bombardement avec des neutrons. (Réactions en chaîne). Cette réaction nucléaire se traduit par l'émission de neutrons et un dégagement très important d'énergie.	C'est une réaction qui consiste à **assembler deux noyaux atomiques légers** pour former **un noyau plus lourd, plus stable**, avec un dégagement important d'énergie.
Exemple : $^{235}_{92}U + ^{1}_{0}n \rightarrow ^{93}_{36}Kr + ^{140}_{56}Ba + 3(^{1}_{0}n) + E$	Exemple : $^{2}_{1}H + ^{3}_{1}H \rightarrow ^{4}_{2}He + ^{1}_{0}n + E$

3. Applications

La radioactivité a de nombreuses applications dans le domaine médical et dans la datation des roches et des vestiges archéologiques et préhistoriques (os, anciens matériels, ...).

Série 5 – Ennoncé des Exercices –

Exercice I

Soient les réactions nucléaires suivantes :

a) $^{14}_{7}N + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{17}_{8}O +$ ....

b) $^{7}_{4}Be \rightarrow ^{7}_{3}Li +$ ....

c) $^{6}_{3}Li +$ .... $\rightarrow 2\,^{4}_{2}He +$ ....

d) $^{63}_{29}Cu + ^{1}_{1}H \rightarrow ^{63}_{30}Zn +$ ....

e) $^{31}_{14}Si \rightarrow ^{31}_{15}P +$ ....

f) $^{2}_{1}H + ^{3}_{1}H \rightarrow ^{1}_{0}n +$ ....

1) Compléter les équations de ces réactions nucléaires.

2) Préciser la nature de ces réactions.

Exercice II

On considère les éléments suivants : $^{24}_{11}Na$, $^{60}_{27}Co$, $^{99}_{42}Mo$, $^{210}_{83}Bi$, $^{110}_{47}Ag$, $^{238}_{92}U$

Lors de la désintégration du noyau du premier élément, $^{24}_{11}Na$ sodium, il se forme un noyau de magnésium $^{24}_{12}Mg$ et une autre particule. On donne la période T ($^{24}_{11}Na$) = 15 heures.

1) Parmi ces éléments, Quels sont ceux qui peuvent manifester une radioactivité naturelle.

2) Définir la période T et établir la relation entre T et la constante de radioactivité λ

3) Ecrire l'équation de désintégration du noyau de sodium 24 et préciser le type de radioactivité présenté.

4) Calculer le pourcentage d'atomes de $^{24}_{11}Na$ qui sont restés intacts après 2 jours.

Solution des Exercices de la Série 5

Exercice I

Lois de conservation de Soddy : Pour équilibrer les équations, il faut que :

- La somme des nombres de masse soient égales
- Les sommes des numéros atomiques et/ou des nombres de charges soient égales.

Réactions nucléaires	Nature des réactions nucléaires
a) $^{14}_{7}N + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{17}_{8}O + ^{1}_{1}H$	**Désintégration** de l'azote 14 par bonbardement α ($^{4}_{2}He$), avec émission de proton $^{1}_{1}H$ ou $^{1}_{1}p$.
b) $^{7}_{4}Be \rightarrow ^{7}_{3}Li + ^{0}_{+1}e$	**Désintégration spontanée** du béryllium avec émission de positions (β^+)
c) $^{6}_{3}Li + ^{2}_{1}H \rightarrow 2\,^{4}_{2}He$	**Fission** du lithium par bombardement des noyaux de deutérium
d) $^{63}_{29}Cu + ^{1}_{1}H \rightarrow ^{63}_{30}Zn + ^{1}_{0}n$	**Désintégration** du cuivre par bombardement avec de proton et émission de neutron
e) $^{31}_{14}Si \rightarrow ^{31}_{15}P + ^{0}_{-1}e$	**Désintégration spontanée** du silicium avec émission d'électron (β^-)
f) $^{2}_{1}H + ^{3}_{1}H \rightarrow ^{1}_{0}n + ^{4}_{2}He$	**Fusion** de deutérium et du tritium

Exercice II

1) Un élément est susceptible de manifester une radioactivité naturelle s'il vérifie la relation : $\frac{A-Z}{Z} \geq 1,5$

	$^{24}_{11}Na$	$^{60}_{27}Co$	$^{99}_{42}Mo$	$^{210}_{83}Bi$	$^{110}_{47}Ag$	$^{238}_{92}U$
A	24	60	99	210	110	238
Z	11	27	42	83	47	92
$\frac{A-Z}{Z}$	1,18	1,22	1,35	**1,53**	1,34	**1,58**

Les éléments susceptibles de manifester une radioactivité naturelle sont : $^{210}_{83}Bi$ et $^{238}_{92}U$

2) La période T ou durée de demi-vie d'un radioélément est le temps au bout duquel la moitié des atomes initialement présents se sont désintégrés.

Loi de décroissance radioactive : $N = N_0\, e^{-\lambda t}$ (1)

N : Nombre d'atomes présents à l'instant t

N_0 : Nombre d'atomes présents à l'instant t = 0

Sachant que $T = t_{1/2} \rightarrow$ si t = T alors $N = \frac{N_0}{2}$

D'après (1) : $\frac{\cancel{N_0}}{2} = \cancel{N_0}\, e^{-\lambda T}$

$\rightarrow e^{-\lambda T} = \frac{1}{2}$

$$\rightarrow \ln e^{-\lambda T} = \ln \frac{1}{2}$$

$$\rightarrow -\lambda T = \ln \frac{1}{2}$$

$$\rightarrow \boxed{T = \frac{Ln2}{\lambda}}$$

3) Il s'agit d'une désintégration Bêta (β^-) (libération d'un électron)

$${}^{24}_{11}Na \rightarrow {}^{24}_{12}Mg + {}^{0}_{-1}e$$

4) $N = N_0\, e^{-\lambda t} \rightarrow \frac{N}{N_0} = e^{-\lambda T} \rightarrow \frac{N}{N_0} = e^{-\ln 2/T \times t}$

$T = 15$ heures ; $t = 2 \times 24$ heures

$$\frac{N}{N_0} = e^{-(\ln 2/15) \times 2 \times 24}$$

$$\rightarrow \frac{N}{N_0} = 0{,}108 \quad \textbf{(10,8 \%)}$$