Contrôle : Session de rattrapage

Elément : Atomistique

Filière SMP & SMC/Module CG1

Durée 1H30

I- *Atome d'hydrogène : Fiabilité du Modèle de Bohr*

Le spectre de l'atome d'hydrogène est composé de plusieurs séries. On se limitera aux deux premières, nommées respectivement série de Lyman et de Balmer.

1. Sans faire de calcul, donner l'expression de l'énergie (En) de l'électron de l'atome d'hydrogène en fonction de n.
2. Quelle est l'expression générale (relation de Ritz) donnant le nombre d'onde et la longueur d'onde d'une raie de $n_i \rightarrow n_j$?
3. Quelle est en eV, la plus petite quantité d'énergie que l'électron de l'atome d'hydrogène doit absorber pour :
   - i- Passer au premier état excité ?
   - ii- Passer du premier état excité à l'état ionisé ?
4. Les raies de chaque série sont encadrées par deux raies nommées λ_a pour la limite inférieure et λ_b pour la limite supérieure.
   - i. A quoi correspondent ces deux raies ?
   - ii. Comparer quantitativement l'énergie des photons de ces deux radiations.
5. Calculer λ_a et λ_b pour les deux séries de Lyman et de Balmer.
6. Sachant que dans le spectre expérimental d'émission de l'atome d'hydrogène, on relève deux raies limites λ_1=911,2Å et λ_2=6565,1Å. Attribuer chacune de ces 2 raies aux séries correspondantes. Conclure.

Donnée : R_H= 109677,76 cm^{-1}

II. atomes à plusieurs électrons et propriétés

On considère deux éléments X et Y de la quatrième période de la classification périodique dont la couche de valence comporte cinq électrons avec trois célibataires.

1. Représenter par les cases quantiques les configurations électroniques possibles de X et de Y à l'état fondamental. Déterminer leurs numéros atomiques.
2. Sachant que Y possède le numéro atomique le plus petit, déterminer à quel groupe appartient ces éléments.
3. Donner la configuration électronique du gaz rare le plus proche de X et en déduire, la charge que doit porter X pour qu'il soit iso-électronique (même nombre d'électrons) avec ce gaz rare.
4. L'élément Y peut donner deux cations Y^{2+} et Y^{5+} en perdant respectivement 2 et 5 de ses électrons de valence
   - i) Ecrire les configurations électroniques de ces cations
   - ii) En justifiant votre réponse, déterminer l'ion le plus stable.
5. Les valeurs 0.92, 1.08, et 1.39 correspondent aux rayons atomiques (en Å) des éléments suivants N (Z=7), X(Z ?) et P (Z=15). Attribuer pour chaque atome la valeur de son rayon atomique.
6. Classer qualitativement par énergie d'ionisation (EI) décroissante les éléments Ca (Z=20), Ti (Z=22) X(Z ?), Y (Z ?).

Correction

I. Atome d'hydrogène : Fiabilité du Modèle de Bohr

1. Expression de l'énergie de l'électron selon Bohr :

0.5

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

2. Relation de Ritz

1

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^3 C}\left(\frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2}\right) = R_H\left(\frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2}\right)$$

3. Energie absorbée

i. Premier état excité

1

Ceci correspond la transition du niveau fondamental vers le niveau n = 2

$$\Delta E = E_2 - E_1 = -13{,}6\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{1^2}\right) = 13{,}6\left(\frac{3}{4}\right) = \mathbf{10{,}2\ eV}$$

ii. Premier état excité à l'état ionisé

1

Il s'agit de l'ionisation à partir du deuxième niveau soit :

$$\Delta E' = E_\infty - E_2 = -13{,}6\left(\frac{1}{\infty} - \frac{1}{2^2}\right) = 13{,}6\left(\frac{1}{4}\right) = \mathbf{3{,}4\ eV}$$

4. Raies qui encadrent une série

0.5

i- Les raies qui encadrent une série s'appellent des raies limites

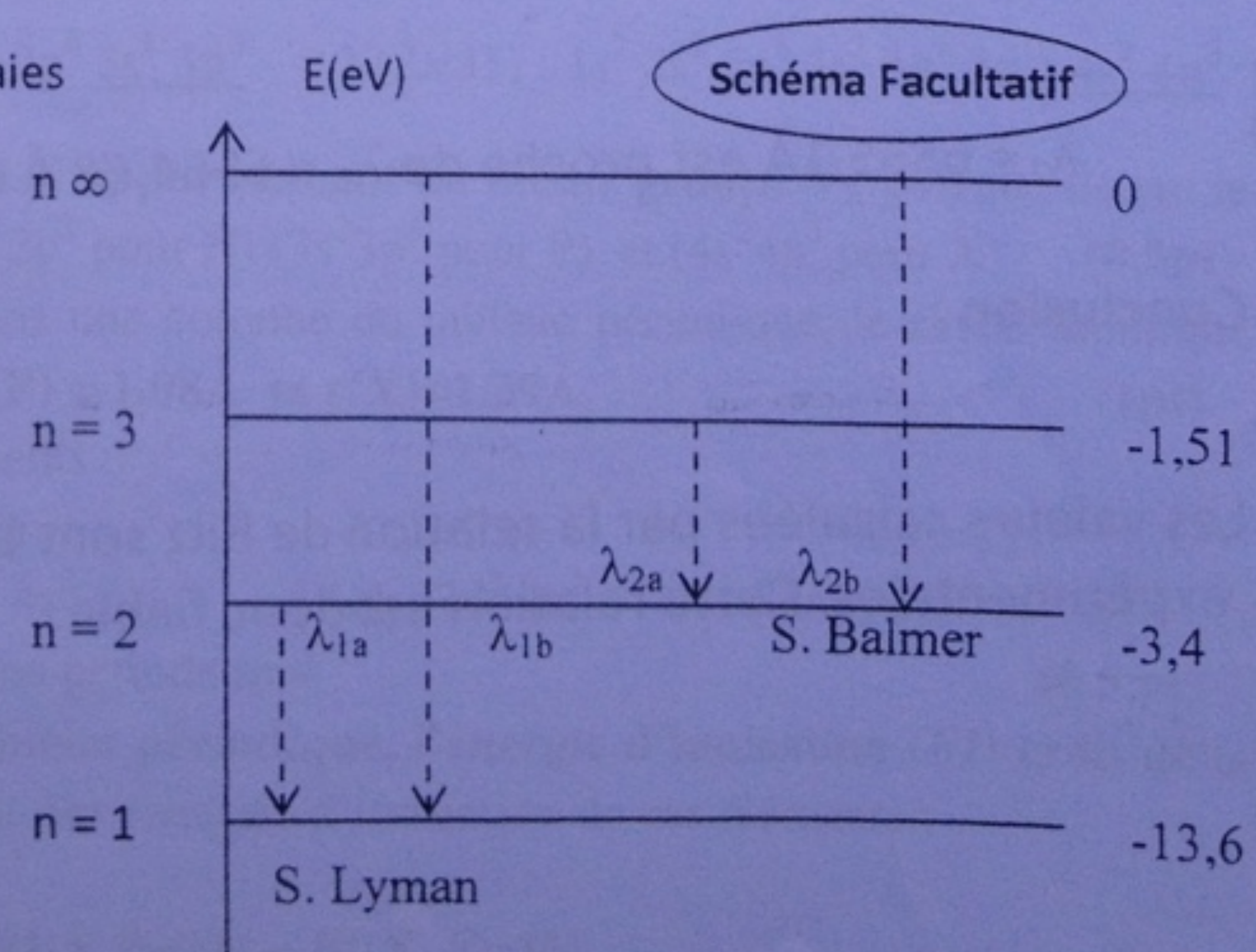
ii- Comparaison des énergies des raies

* Pour la série de Lyman par exemple, la première raie limite correspond à :
$\Delta E_1 = |E_2 - E_1| = \mathbf{10{,}2eV}$

*La deuxième raie limite correspond à :
$\Delta E_2 = |E_\infty - E_1| = 13{,}6eV$

0.5

$\Rightarrow \quad \mathbf{\Delta E_2 > \Delta E_1}$



5. Calcul des raies limites pour les séries de Lyman et de Balmer.

a. Série de Lyman

$$\frac{1}{\lambda} = R_H\left(\frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2}\right)$$

$$\frac{1}{\lambda_{1a}} = R_H\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2}\right) = 109677,76\ (\frac{4-1}{2^2}) = 82258,32\ cm^{-1}$$

1

$$\boxed{\lambda_{1a} = 1215,68\ Å}$$

$$\frac{1}{\lambda_{1b}} = R_H\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty}\right) = 109677,76\ cm^{-1}$$

1

$$\boxed{\lambda_{1b} = 911,76\ Å}$$

b. Série de Balmer

$$\frac{1}{\lambda_{2a}} = R_H\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right) = 109677,76\ (\frac{9-4}{36}) = 15233,02\ cm^{-1}$$

1

$$\boxed{\lambda_{2a} = 6564,68\ Å}$$

$$\frac{1}{\lambda_{2b}} = R_H\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{\infty}\right) = 27419,44\ cm^{-1}$$

1

$$\boxed{\lambda_{2b} = 3647,04\ Å}$$

6. Attribution des longueurs d'onde aux séries

0.5 $\lambda_1 = 911,2$Å est proche de $\lambda_b = 911,76$ Å de la série de Lyman

0.5 $\lambda_2 = 6565,1$Å est proche de $\lambda_a = 6564,68$ Å de la série de Balmer.

Conclusion :

0.5 Les valeurs calculées par la relation de Ritz sont bien en accord avec les valeurs expérimentales. Cette relation est donc fiable.

II. Atomes à plusieurs électrons et propriétés (10 pts)

1/ les éléments X et Y vérifient les conditions suivantes : Ils appartiennent à la 4ème période
⇨ n=4. Leurs couches de valence comportent cinq électrons avec 3 célibataires
⇨ des couches de valence de structures :

↑↓	↑ ↑ ↑ _ _	ou	↑↓	↑ ↑ ↑
$4s^2$	$3d^3$		$4s^2$	$4p^3$

Les configurations de X et Y à l'état fondamental sont donc (d'après KLECHKOWSKI) :

- Configuration (1) de numéro atomique Z=23 (Vanadium, V ; facultatif) **(1.5pts)**

↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑ _ _
1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d

- Configuration (2) de numéro atomique Z=33 (Arsenic, As ; facultatif) **(1.5pts)**

↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑ ↑ ↑
1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p

Ou bien

↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑
1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p

2/ D'après les orbitales atomiques (sous couches) de la couche de valence

Y (Z=23) appartient au groupe V_B **(0,5pt)**

X (Z=33) appartient au groupe V_A **(0.5pt)**

3/ le gaz rare le plus proche de X aura comme structure de valence : $\underline{4s^2\,4p^6}$

Sa configuration électronique est donc :

$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^{10}\,\underline{4s^2\,4p^6}$ **ou** $[Ar]_{18}\,3d^{10}\,4s^2\,4p^6$ **soit Z = 36** **(0.5pt)**

L'atome doit capter 3e$^-$ pour qu'il soit iso-électronique à ce gaz rare, soit X^{3-} **(0.5pt)**

4/ i) Y (Z= 23) , $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,/\underline{3d^3\,4s^2}$

Y^{2+} (Z= 23), $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,/3d^3$ **(0.5pt)**

Y^{5+} (Z= 23), $1s^2\,2s^2\,2p^6\,/3s^2\,3p^6$ **(0.5pt)**

ii) Y^{5+} possède la configuration d'un gaz rare : c'est le plus stable. **(1 pt)**

5/ Configuration électronique des éléments:

N(Z=7) : $1s^2\,\underline{2s^2\,2p^3}$; P (Z=15) : $1s^2\,2s^2\,2p^6\,\underline{3s^2\,3p^3}$; X(Z=33) : $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^{10}\,\underline{4s^2\,4p^3}$

On peut facilement remarquer que **N, P et X appartiennent au même groupe V_A** puisque ils ont le même nombre d'électrons de valence ($2s^22p^3$ pour N) ($3s^23p^3$ pour P) et ($4s^24p^3$ pour X) **(0.5pt)**

<u>Attribution des rayons atomiques</u> : Dans une colonne du tableau périodique, le rayon atomique croit du haut vers le bas : **r(N) =0.92Å, r(P) = 1.08Å et r(X)=1.39Å,** **(1pt)**

6/ La configuration électronique des éléments :

Ca (Z=20)	Ti(Z=22)	Y(Z=23)	X(Z=33)
$[Ar]_{18}\,4s^2$	$[Ar]_{18}\,3d^2\,4s^2$	$[Ar]_{18}\,3d^3\,4s^2$	$[Ar]_{18}\,3d^{10}\,4s^2\,4p^3$

Ces éléments appartiennent donc à la même période n=4 **(0.5 pt)**

Généralement, dans une période du tableau périodique, l'énergie d'ionisation (*EI*) croit de la gauche vers la droite. D'où le classement des énergies d'ionisation de ces éléments :

$$EI(\text{Ca, Z=20}) < EI(\text{Ti}) < EI(\text{Y,Z=23}) < EI(\text{X, Z=33})$$ **(1pt)**

****

Filières SMC & SMP

Module: Chimie Générale 1

Contrôle de l'élément 1 : Atome

****

On considère les atomes A, B, C, D, E et F dont les noyaux ont la composition suivante :

Atomes	A	B	C	D	E	F
Nombre de protons	7	7	9	15	17	17
Nombre de neutrons	7	8	10	16	18	20

I-1. Donner les nombres de masse et les symboles chimiques correspondants.
I-2. Y a-t-il des isotopes parmi ces atomes ? Si oui lesquels ?
I-3. Déterminer les abondances relatives des atomes A, B, C, D, E et F.
Données : Masses atomiques molaires moyennes en g/mole : 14.0067 ;18.9984 ; 30.9738 ; 35.4530.
II-1. Indiquer les ions hydrogénoides que l'on peut former à partir des atomes A, B, C, D, E et F.
II-2.a) En appliquant le modèle de Bohr aux ions hydrogénoides, donner, sans démonstration, les expressions : **(i)** Du rayon r_n de Bohr, en fonction de a_0, d'une orbite de rang n ; **(ii)** Du moment cinétique orbitale dans un état n ; **(iii)** De l'énergie E_n, en fonction de E_0, de l'électron sur un niveau n. ($a_0 = 0.53Å$ est le rayon de Bohr et $E_0 = -13.6eV$ est l'énergie de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental).

II-2.b) Calculer le rayon r_1 de la première orbite de l'ion hydrogénoïde de A. Comparer cette valeur à celles de l'atome d'hydrogène a_0. Conclure.

II-2.c) Calculer la vitesse $\mathbf{V_1}$ de l'électron sur la première orbite. Comparer $\mathbf{V_1}$ à la vitesse de la lumière $C=3.10^8 m/s$ et conclure.

II-2.d) Calculer la longueur d'onde, de ***De Broglie*** λ_a, associée à : **(i)** L'électron de l'ion hydrogénoide de A à l'état fondamental ; **(ii)** Une bille de masse m=1g et de vitesse $\mathbf{V=V_1}$.
II-2.e) Comparer les valeurs de λ_a des deux systèmes et conclure.

II-3.a) La première raie de la série de ***Paschen*** du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène a une longueur d'onde λ=18750.8Å. A quelle transition correspond cette raie ?
II-3.b) Calculer la longueur d'onde du rayonnement correspondant à la même transition dans le cas de l'ion hydrogénoide de A.
III-1. Donner les configurations électroniques des éléments chimiques A, C, D et E dans leur état fondamental. Indiquer pour chacun de ces éléments, le nombre d'électrons de cœur et le nombre d'électrons de valence. Préciser ceux qui sont du même groupe et ceux qui sont de la même période.
III-2.a) Représenter par les cases quantiques, la couche de valence de ces éléments.
III-2.b) Parmi ces éléments, deux peuvent avoir plusieurs états de valence, lesquels ? Donner ces valences en justifiant votre réponse.
III-3.a) Classer par ordre de rayon croissant en justifiant votre réponse A, C, D et E puis C, C^- et C^+.
III-3.b) Calculer dans l'échelle de Mulliken l'électronégativité des atomes A, C, D et E. Quel est l'élément le plus électronégatif ?
III-3.c) Comment varie l'électronégativité par rapport au rayon atomique dans une période, et dans une colonne de la table de classification périodique?

Données : $h = 6,626.10^{-34}$ J.s ; $m_e = 9,109.10^{-31}$ kg ; 1eV = $1,602.10^{-19}$J.

	A	C	D	E
Energie d'ionisation $E.I_1$ (eV)	14.529	17.418	10.484	13.014
Affinité électronique AE (eV)	0.050	3.45	0.75	3.61

Corrigé de l'élément Atome
par Pr. A. EL Hammadi

75

I-1. Nombre de masse (A=Z+N) et symbole chimique des atomes (3x0,25)

Atomes	A	B	C	D	E	F
Nombre de protons = Z	7	7	9	15	17	17
Nombre de neutrons=N	7	8	10	16	18	20
Nombre de masse=A	**14**	**15**	**19**	**31**	**35**	**37**
Symbole chimique $^{A}_{Z}X$	$^{14}_{7}N$	$^{15}_{7}N$	$^{19}_{9}F$	$^{31}_{15}P$	$^{35}_{17}Cl$	$^{37}_{17}Cl$
Abondances relatives (%)	**99.33**	**0.67**	**100**	**100**	**77.2**	**22.8**

Les symboles peuvent être identifiés en utilisant la nomenclature suivante:
Période 2 : [LiBeBCNOFNe] ; Periode 3 : [NaMgAlSiPSClAr]

0,5 pt **I-2. Oui, il y a deux couples d' isotopes :** ($^{14}_{7}N$, $^{15}_{7}N$) et ($^{35}_{17}Cl$, $^{37}_{17}Cl$) (2x0,25)

1,75 **I-3. Abondances relatives des nucléides :**

- Les atomes $^{19}_{9}F$ et $^{31}_{15}P$ ne présentent pas d'isotopes, leurs abondance est donc de 100%.
- Comme la masse d'un nucléide est presque égale à son nombre de masse $M \approx A$ ⇨ Les masses atomiques en $g.mol^{-1}$ de $^{19}_{9}F$ et $^{31}_{15}P$ sont respectivement égales à 18.9984 et 30.9738.
- Pour les couples d'isotopes ($^{14}_{7}N$, $^{15}_{7}N$) et ($^{35}_{17}Cl$, $^{37}_{17}Cl$), leurs masses moyennes sont respectivement 14.0067 et 35.453. Les abondances s'obtiennent à partir des formules suivantes :

$$\left.\begin{aligned} M_{moy} &= \frac{A_1 \times P_1 + A_2 \times P_2}{P_1 + P_2} \\ P_1 + P_2 &= 100 \Rightarrow P_2 = 100 - P_1 \end{aligned}\right\} \Rightarrow 100 M_{moy} = A_1 \times P_1 + A_2 \times (100 - P_1)$$

(6x0,25 + 0,25 pt)

$$d'où \quad P_1 = \frac{100(M_{moy} - A_2)}{(A_1 - A_2)} \quad et \quad P_2 = 100 - P_1$$

➢ ($^{14}_{7}N$, $^{15}_{7}N$) : A_1=14, A_2= 15, M_{moy}=14.0067g.mol^{-1}

$$P_1 = \frac{100(14.0067 - 15)}{(14 - 15)} = 99.33\% \quad et \quad P_2 = 100 - 99.33 = 0.67\%$$

➢ ($^{35}_{17}Cl$, $^{37}_{17}Cl$) : A_1=35, A_2= 37, M_{moy}=35.453g.mol^{-1}

$$P_1 = \frac{100(35.453 - 37)}{(35 - 37)} = 77.2\% \quad et \quad P_2 = 100 - 77.2 = 22.8\%$$

1 pt **II-1.** Hydrogénoide = ion à un seul électron .
Les hydrogénoides que l'on peut former à partir des atomes A, B, C, D, E et F sont respectivement :

$^{14}_{7}N^{6+}$ $\quad$ $^{15}_{7}N^{6+}$ $\quad$ $^{19}_{9}F^{8+}$ $\quad$ $^{31}_{15}P^{14+}$ $\quad$ $^{35}_{17}Cl^{16+}$ $\quad$ $^{37}_{17}Cl^{16+}$

1,5 pt **II-2.a) D'après le modèle de Bohr, on a les expressions suivantes :**

(i) Rayon d'une orbite ; $r_n = \frac{n^2}{Z} a_0$; **(ii) Moment cinétique :** $|\vec{\ell}| = r\, m_e V = n \frac{h}{2\pi}$;

(3x0,5 pt)

(iii) Energie d'un niveau n : $E_n = \frac{Z^2}{n^2} E_0$

1 **II-2.b) Pour l'ion $^{14}_{7}N^{6+}$, Z=7, n=1 ⇨** $r_1 = \frac{1}{7} a_0$ $\quad d'où \quad a_0 = 7r_1$ $(2 \times 0{,}25\,pt)$

r_1 est 7 fois plus faible que a_0 car la charge du noyau de l'ion $^{14}_{7}N^{6+}$ égale à +7e, est 7 fois plus grande que celle de l'atome d'hydrogène (Z=1).

1 **II-2.c) Calculons la vitesse de l'électron lié au noyau de l'ion $^{14}_{7}N^{6+}$ à l'état fondamental :**
⇨ n=1. Pour ce faire, on utilise l'expression du moment cinétique :

$$r_1 m_e V_1 = \frac{h}{2\pi} \Rightarrow V_1 = \frac{7h}{2\pi m_e a_0} = \frac{7 \times 6.626 \times 10^{-34}}{2\pi \times 6.102 \times 10^{-31} \times 0.529 \times 10^{-10}} = 0.152983 \times 10^8\, m/s$$

$$\frac{V_1}{c} = \frac{0.152983}{3} = 5.1 \times 10^{-2} \quad soit \quad V_1 << c \text{ (système non relativiste)}$$ $(2 \times 0{,}25\,pt)$

1 **II-2.d) Longueur d'onde associée de De Broglie :** $\lambda = \frac{h}{mV}$ (1)

(i) L'ion $^{14}_{7}N^{6+}$ à l'état fondamental : $r_1 m_e V_1 = \frac{h}{2\pi} \Rightarrow m_e V_1 = \frac{h}{2\pi \times r_1}$ **(2)** $(0{,}5\,pt)$

En combinant (1) et (2), on montre que
$$\begin{cases} \lambda_a(e^-) = \frac{h}{m_e V_1} = \frac{h}{h} \times 2\pi \times r_1 = 2\pi \times r_1 \\ \lambda_a(e^-) = 2\pi \times \frac{a_0}{7} = 0.4755\text{Å} \in \text{domaine Rx} \end{cases}$$

(ii) La bille de masse m=1g=10^{-3}kg et de vitesse V=V_1

$$V_1 = \frac{7h}{2\pi m_e a_0} \quad \Rightarrow \lambda_a(bille) = \frac{h}{mV_1} = \frac{h}{7h} \times 2\pi \times m_e \times a_0$$ $(0{,}5\,pt)$

$$= \frac{2\pi \times m_e \times a_0}{7 \times 10^{-3}} = 4.3 \times 10^{-38}\, m <<< 1\text{Å}$$

1 **II-2.e) Comparaison des résultats :** $\lambda_a(e^-)$ est de l'ordre de grandeur des rayons atomiques, donc mesurable alors que $\lambda_1(bille) \to 0$ est non mesurable. $(0{,}25\,pt)$

Conclusion : A l'échelle microscopique la matière présente les deux aspects ondulatoire et corpusculaire (Relation de De Broglie est applicable). Par contre à l'échelle macroscopique, le caractère ondulatoire est négligeable ou difficile à mettre en évidence (Relation de De Broglie n'est pas applicable dans ce cas de système). $(0{,}25\,pt)$

1 **II-3.a)** Transition de la première raie de la série de Paschen du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène:

Réponse 1 : Série de Pschen ⇨ n_f=3 et n_i=4, 5, 6, 7, ………………..
D'où la 1ère raie d'émission est n_i=4→n_f=3

Réponse 2 : Calculs à partir de l'équation suivante :

$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6.626\times10^{-34}\times3\times10^{8}}{18750.8\times10^{-10}\times1.602\times10^{-19}} = 0.661eV$$

Dans le cas de l'atome d'hydrogène, cette différence correspond à E_4-E_3=-0.85-(-1.51)=0.66eV

D'où la transition n=4 → n=3

II-3.b) Soit $\lambda(H) = 18750.8$Å la longueur d'onde du rayonnement associée à la transition n=4 à n=3 et $\lambda(N^{6+})$ celle correspondante à la même transition dans le cas de N^{6+}

$$\Delta E_{4\to3}(H) = E_3 - E_4 = E_0\left(\frac{1}{9}-\frac{1}{16}\right) = \frac{7E_0}{9\times16} = \frac{hc}{\lambda(H)} \quad (1)$$

$$\Delta E_{4\to3}(N^{6+}) = E_3 - E_4 = Z^2E_0\left(\frac{1}{9}-\frac{1}{16}\right) = \frac{7Z^2E_0}{9\times16} = \frac{hc}{\lambda(N^{6+})} \quad (2)$$

$$\frac{(1)}{(2)} \Rightarrow \frac{\lambda(N^{6+})}{\lambda(H)} = \frac{1}{Z^2}$$

$$\text{D'où } \lambda(N^{6+}) = \frac{\lambda(H)}{Z^2} = \frac{18750.8}{49} = 382.67\text{Å}$$

III-1.

Configuration électronique	Nombre d'électrons de cœur	Nombre d'électrons de valence	Groupe	Période
N(Z=7) $1s^2 2s^2 2p^3$	2	5	V_A	2
F(Z=9) $1s^2 2s^2 2p^5$	2	7	VII_A	2
P(Z=15) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	10	5	V_A	3
P(Z=17) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	10	7	VII_A	3

Même période : (N et F) appartiennent à la période 2 et (P et Cl) appartiennent à la période 3

Même groupe : (N et P) appartiennent au groupe V_A et (F et Cl) appartiennent au groupe VII_A. (2×0,25pt)

III-2.a) Représentation par des cases quantiques de la couche de valence des éléments N, F, P et Cl

N : 2s [↑↓] 2p [↑|↑|↑]   F : 2s [↑↓] 2p [↑↓|↑↓|↑]

P : 3s [↑↓] 3p [↑|↑|↑]   Cl : 3s [↑↓] 3p [↑↓|↑↓|↑]

(4×0,25pt)

III-2.b) Les deux éléments pouvant avoir plusieurs états de valence sont P et Cl car ils présentent une sous couche 3d dans leurs couche de valence ce qui n'est pas le cas pour N et F.

Etats excités de P et Cl et les valences correspondantes :

P* 3s [↑] 3p [↑|↑|↑] 3d [↑| | | |]
Valence =5 (2×0,25)

Cl* 3s [↑↓] 3p [↑↓|↑|↑] 3d [↑| | | |]
Valence=3 (2×0,25)

Cl* 3s [↑↓] 3p [↑|↑|↑] 3d [↑|↑| | |]
Valence=5 (")

Cl* 3s [↑] 3p [↑|↑|↑] 3d [↑|↑|↑| |]
Valence=7 (")

2pt

III-3.a)

- Dans une période, le rayon diminue quand Z augmente ⇨ r(F) < r(N) et r(Cl) < r(P)
- Dans un groupe, le rayon augmente quand le nombre de couches augmente ⇨ r(F) < r(Cl)

et r(N) < r(P). D'où le classement : **r(F) < r(N) < r(Cl < r(P)** (1pt)

- L'arrachement d'un électron à l'atome neutre $_9F$ (9 protons=9 électrons), conduit à la formation d'un cation chargé $_9F^+$ de (9-1) électrons. Ces 8 électrons subiront une attraction plus forte sous l'effet de la charge nucléaire +9e, ce qui conduit à un rayon ionique du cation $_9F^+$ plus petit que celui de l'atome neutre ⇨ $\mathbf{r(_9F^+) < r(_9F)}$
- Par contre l'addition d'un électron au cortège électronique de l'atome $_9F$ conduit à la formation d'un anion $_9F^-$ de (9+1) électrons. La densité électronique autour du noyau a augmenté, ce qui conduit à une augmentation du rayon ionique ⇨ $\mathbf{r(_9F) < r(_9F^-)}$. **D'où le classement** :

$$\mathbf{r(_9F^+) < r(_9F) < r(_9F^-)}$$ (1pt)

2pt

III-3.b) Calculer dans l'échelle de Mulliken l'électronégativité des atomes A, C, D et E. Quel est l'élément le plus électronégatif ?

Electronégativité selon Mulliken : $\chi^{(M)} = \dfrac{(EI_1 + |AE|)}{2}$ (0,5pt)

	$_7N$	$_9F$	$_{15}P$	$_{17}Cl$
Energie d'ionisation $E.I_1$ (eV)	14.529	17.418	10.484	13.014
Affinité électronique AE (eV)	0.050	3.45	0.75	3.61
Electronégativité $X^{(M)}$ (eV)	**7,29**	**10,43**	**5,62**	**8,31**

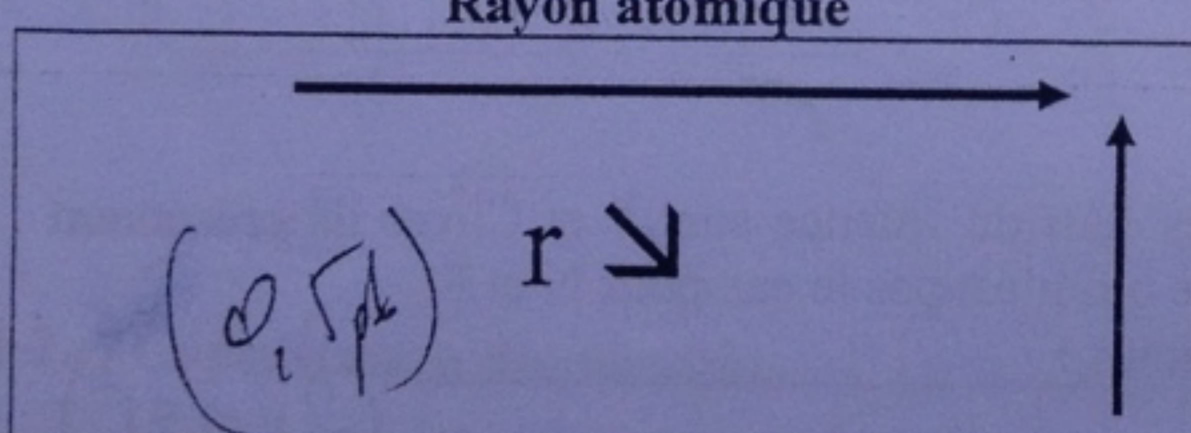
(4×0,25pt)

L'élément le plus électronégatif est l'atome de Fluor $_9F$. (0,5pt)

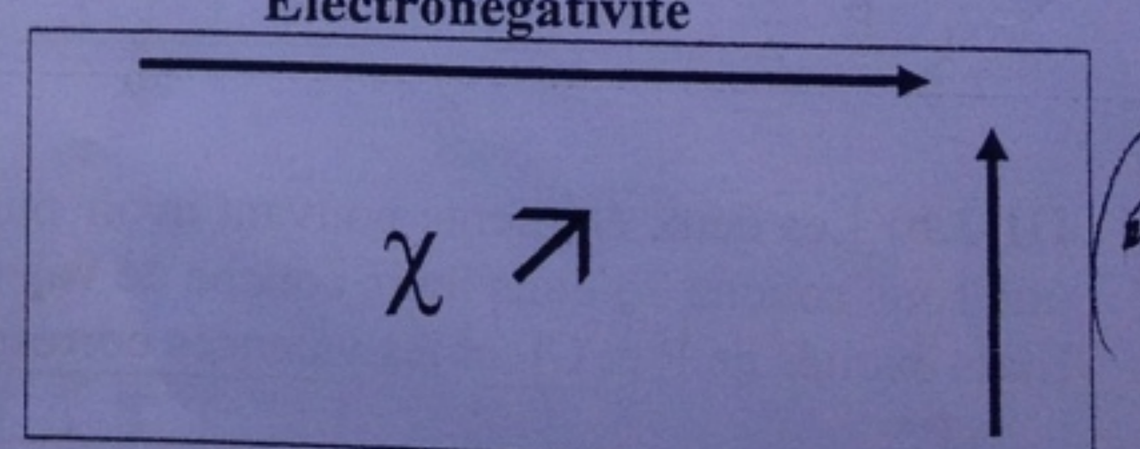
1,5pt

III-3.c) Le sens de variation dans une période et dans un groupe de la table de classification périodique :

Rayon atomique



Electronégativité



Dans la table de classification périodique, l'électronégativité varie en sens inverse par rapport au rayon atomique.

(0,5pt)