

Section: MP1

Date: 02 Novembre 2018

Durée: 1H

EXERCICE 1

Identifier les propositions correctes et corriger éventuellement les fausses propositions.

- 1) L'énergie de l'électron dans l'atome d'hydrogène ne dépend que du nombre quantique principal.
- 2) Les orbitales atomiques de type « p » sont de symétrie sphérique.
- 3) L'orbitale $3P_x$ correspond à $\Psi_{3,2,0}$.
- 4) Dans ${}_3\text{Li}^{2+}$, l'énergie des orbitales atomiques ne dépend que du nombre quantique principal n.
- 5) Pour un atome polyélectronique, les deux orbitales $\Psi_{3,1,1}$ et $\Psi_{3,2,1}$ ont la même énergie.
- 6) Le rayon des orbitales atomiques diminue lorsque le nombre quantique principal augmente.
- 7) L'orbitale atomique $\Psi_{4,0,0}$ a la symétrie sphérique.
- 8) L'orbitale atomique $\Psi_{3,2,3}$ est une orbitale de type d.
- 9) En émettant un photon, un atome retourne toujours à l'état fondamental.
- 10) L'énergie d'ionisation de ${}_2\text{He}^+$ est deux fois plus grande que celle de l'atome d'hydrogène.

EXERCICE 2

Les électrons de valence d'un élément chimique X sont caractérisés par les quadruplets (n,l,m,s) suivants :

$(2,0,0,+1/2)$; $(2,0,0,-1/2)$; $(2,1,-1,+1/2)$; $(2,1,0,+1/2)$; $(2,1,1,+1/2)$

1) a) Déterminer la configuration électronique de valence de X. et donner la position de cet élément dans le tableau périodique.

b) Ecrire la configuration électronique de cet élément puis déduire son numéro atomique.

c) Identifier X et donner son comportement magnétique. Citer un autre élément appartenant à la même famille de l'élément X.

2) En utilisant la théorie classique de Bohr, calculer l'énergie de 7^{ième} ionisation de cet élément.

3) Une onde électromagnétique de longueur d'onde λ est utilisée pour exciter l'électron de l'ion hydrogéoïde de l'élément X de l'état fondamental au 3^{ième} niveau excité.

- a) Calculer en Å la longueur d'onde λ utilisée.
b) Déterminer le nombre de raies (sans faire de calcul) pouvant être émises lors du retour de l'électron de son état excité à l'état fondamental ? (faire un schéma).

On donne : $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; $1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$.

Eléments : ${}_4\text{Be}$; ${}_6\text{C}$; ${}_7\text{N}$; ${}_{13}\text{Al}$; ${}_{15}\text{P}$; ${}_{18}\text{Ar}$

EXERCICE 3

- 1) Donner la configuration électronique des éléments suivants : ${}_{12}\text{Mg}$ et ${}_{13}\text{Al}$. Représenter par des cases quantiques les électrons de valence.
- 2) Pourquoi est-il plus facile d'arracher un électron 3p de Al qu'un électron 3s de Mg ?
- 3) Les énergies de 1^{ère} ionisation de ${}_{15}\text{P}$ et ${}_{16}\text{S}$ sont respectivement : 10,49 et 10,36 (eV). Commenter ce résultat.
- 4) On donne dans le désordre les énergies de 1^{ère} ionisation EI_1 (eV) des éléments de la 3^{ème} période.

7,65 ; 5,99 ; 8,15 ; 5,14 ; 15,74 ; 12,97 ; 10,36 ; 10,49

Attribuer, tout en justifiant, à chaque élément l'énergie correspondante.

- 5) a) Définir l'électronégativité et dire comment évolue cette grandeur dans le tableau périodique.

b) Classer ces éléments par ordre décroissant de l'électronégativité.

On donne : les éléments de la 3^{ème} période :

Na(Z=11); Mg(Z=12); Al(Z=13); Si(Z=14); P(Z=15); S(Z=16); Cl(Z= 17); Ar(Z=18)

Bon travail