



ANNEE UNIVERSITAIRE: 2015/2016
DEVOIR DE CONTROLE N°1
CYCLE PREPARATOIRE



Section: MP1
Epreuve: Chimie générale
Date: 5 Novembre 2015



Durée: 1 heure

EXERCICE N°1

I/ On se propose d'étudier le système monoélectronique : ion hydrogénoïde : ${}_Z\text{X}^{(Z-1)+}$

1/ Rappeler la formule donnant l'énergie totale de l'électron en fonction de E_0 , du numéro atomique Z et du nombre quantique principal n .

2/ Etablir l'expression du nombre d'onde ($\frac{1}{\lambda}$) relatif à la transition électronique (n_1, n_2) avec ($n_1 < n_2$), en fonction de E_0, Z, h, C et des nombres quantiques (n_1, n_2).

II/ On se propose de déterminer le symbole d'un ion hydrogénoïde. ${}_Z\text{X}^{(Z-1)+}$

1/ / Donner l'expression permettant de calculer le rayon de l'orbite de rang n , en fonction de a_0, Z et n .

2/ Le rayon de l'orbite de l'électron lorsque ce dernier est placé au 2^{ème} niveau excité est égal à 1,59 Å.

- Déterminer le numéro atomique Z de cet ion et donner son symbole.
- Déduire la valeur de la vitesse de cet électron sur cette orbite.

On donne : $a_0 = 0.53 \text{ Å}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$; $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $E_0 = 13,6 \text{ eV}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Z	3	4	5
Elément	Li	Be	B

EXERCICE N°2

1/ Donner la configuration électronique des éléments suivants : ${}_{12}\text{Mg}$ et ${}_{13}\text{Al}$

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 à chaque élément l'énergie correspondante.

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)

EXERCICE N°3

1/ Les numéros atomiques du carbone C et l'oxygène O sont respectivement 6 et 8.

- Déterminer le groupe et la période de chacun de ces éléments.
- Quel est l'élément le plus électronégatif ? Justifier votre réponse.

2/ Le carbone et l'oxygène peuvent s'associer pour former les édifices covalents suivants : le monoxyde de carbone **CO**, le dioxyde de carbone **CO₂** et l'ion carbonate **CO₃²⁻**. On étudie ces espèces dans le cadre de la théorie de Lewis.

- Donner la structure de Lewis la plus stable pour chaque édifice
- Vérifier la règle de l'octet.
- La localisation des charges est-elle en accord avec les électronégativités de l'oxygène et du carbone ?

3/ Montrer que l'ion **CO₃²⁻** présente trois liaisons C-O équivalentes.

4/ Classer, par ordre décroissant de longueur de liaison d(C-O), les espèces étudiées (CO₂, CO₃²⁻, CO).