

Module : Chimie 1 (1<sup>ère</sup> année)

Le 19 Janvier 2016

**Épreuve Finale (durée : 2 heures)**

**Partie A : Éléments métalliques (10 points)**

On considère les éléments chimiques suivants: aluminium ( $_{13}\text{Al}$ ), zinc ( $_{30}\text{Zn}$ ) et argent ( $_{47}\text{Ag}$ ).

1- Pour chacun de ces métaux, donner :

- a- La structure électronique à l'état fondamental.
- b- La période ainsi que le groupe (chiffres et lettres).
- c- Le caractère magnétique.
- d- La valeur du rayon atomique selon le modèle de Slater. En déduire le classement théorique par ordre croissant de l'électronégativité ( $\chi$ ) de ces métaux.

2- En réalité, l'électronégativité de ces éléments varie en sens inverse de ce classement. Commenter cette évolution.

3- Après avoir effectué les calculs de Slater relatifs aux énergies de première ionisation ( $E_{i1}$ ), un étudiant a écrit sur sa copie d'examen :  $E_{i1}(\text{Zn}) < E_{i1}(\text{Ag}) < E_{i1}(\text{Al})$ .

Reprendre ces calculs et donner votre avis sur ce classement.

**Utiliser la relation :  $E_{i1}(\text{Ag}) / E_{i1}(\text{Zn}) = 3/4$ .**

**Données :**

$$E_n = - E_H Z^{*2} / n^{*2} \quad (E_H = 13,6 \text{ eV}) ; \quad r_n = n^{*2} a_0 / Z^* \quad (a_0 = 0,53 \text{ \AA}).$$

Orbitales atomiques (Slater) : (1s) (2s=2p) (3s=3p) (3d) (4s=4p) (4d) (4f) (5s=5p)...

Constantes d'écrans de Slater :

Type d'électron	Électron de même groupe	Électron de groupes (n-1)	Électron de groupes (<n-1)
(1s)	0,30		
(ns, np)	0,35	0,85	1,00
(nd), (nf)	0,35	1,00	1,00

Le n effectif ( $n^*$ ) de Slater :

n	1	2	3	4	5	6
$n^*$	1	2	3	3,7	4	4,2

### **Partie B : Éléments non métalliques (7 points)**

À l'état fondamental, les éléments soufre ( $_{16}\text{S}$ ), chlore ( $_{17}\text{Cl}$ ) et argon ( $_{18}\text{Ar}$ ) présentent les configurations électroniques respectives suivantes:  $[\text{Ne}]3s^23p^4$ ,  $[\text{Ne}]3s^23p^5$  et  $[\text{Ne}]3s^23p^6$ .

- Mis à part le fait qu'ils soient tous non métalliques, citer l'une des caractéristiques commune à ces éléments.
- Les atomes de soufre et de chlore peuvent se combiner pour former trois chlorures de soufre.  
Pour chacune de ces trois molécules, préciser :
  - La structure de Lewis.
  - La formule V.S.E.P.R.
  - L'arrangement des paires électroniques ainsi que la géométrie.
- L'une de ces molécules présente la même géométrie que celle du composé  $\text{OCl}_2$ ;  $Z(\text{O}) = 8$ .
  - De quelle molécule s'agit-il ?
  - Déterminer son angle de liaison, sachant que le rapport entre le moment dipolaire de la liaison S-Cl et celui de cette molécule est de  $4/5$ .
  - Comparer cet angle avec celui du composé  $\text{OCl}_2$ .
- Dans certaines conditions, le soufre moléculaire peut se présenter sous forme de  $\text{S}_2$ .  
Pour cette molécule :
  - Représenter le diagramme énergétique des orbitales moléculaires (diagramme non corrélé).
  - Établir la configuration électronique à l'état fondamental.
  - Indiquer le caractère magnétique. Ce résultat était-il prévu par la théorie de Lewis ?
  - Déterminer le nombre de liaisons (OL).
  - Comment varie ce nombre par rapport à la longueur de liaison (d) ?
- En utilisant le diagramme énergétique précédent, montrer que la combinaison  $\text{Ar}_2$  n'est pas envisageable.

### **Partie C : Éléments métalliques et éléments non métalliques (3 points)**

Soient les composés suivants:  $\text{ZnS}$ ,  $\text{AgCl}$  et  $\text{AlCl}_3$ .

- Le sulfure de zinc  $\text{ZnS}$  est un composé ionique. Identifier ses ions.
- Le chlorure d'argent  $\text{AgCl}$  est un sel très peu soluble dans l'eau.  
À quelles familles chimiques appartiennent les atomes Ag et Cl?
- Le trichlorure d'aluminium  $\text{AlCl}_3$  est très utilisé dans l'industrie chimique.
  - Écrire la structure de Lewis de ce composé.
  - Indiquer l'état d'hybridation de Al ainsi que la géométrie de  $\text{AlCl}_3$ .
  - Montrer que cette molécule est apolaire.
  - Ce chlorure peut donner naissance à un autre composé de formule  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$  dans lequel tous les atomes sont hybridés  $sp^3$ . Proposer la représentation de Lewis correspondante.