

Module : Chimie 1 (1^{ère} 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 :

- La structure électronique à l'état fondamental.
- La période ainsi que le groupe (chiffres et lettres).
- Le caractère magnétique.
- La valeur du rayon atomique selon le modèle de Slater. En déduire le classement théorique par ordre croissant de l'électronégativité (χ) 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 $[\text{Ne}]3s^23p^6$.

- 1- Mis à part le fait qu'ils soient tous non métalliques, citer l'une des caractéristiques commune à ces éléments.
- 2- Les atomes de soufre et de chlore peuvent se combiner pour former trois chlorures de soufre.
Pour chacune de ces trois molécules, préciser :
 - a- La structure de Lewis.
 - b- La formule V.S.E.P.R.
 - c- L'arrangement des paires électroniques ainsi que la géométrie.
- 3- L'une de ces molécules présente la même géométrie que celle du composé OCl_2 ; $Z(\text{O}) = 8$.
 - a- De quelle molécule s'agit-il ?
 - b- 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 $4/5$.
 - c- Comparer cet angle avec celui du composé OCl_2 .
- 4- Dans certaines conditions, le soufre moléculaire peut se présenter sous forme de S_2 .
Pour cette molécule :
 - a- Représenter le diagramme énergétique des orbitales moléculaires (diagramme non corrélé).
 - b- Établir la configuration électronique à l'état fondamental.
 - c- Indiquer le caractère magnétique. Ce résultat était-il prévu par la théorie de Lewis ?
 - d- Déterminer le nombre de liaisons (OL).
 - e- Comment varie ce nombre par rapport à la longueur de liaison (d) ?
- 5- En utilisant le diagramme énergétique précédent, montrer que la combinaison Ar_2 n'est pas envisageable.

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

Soient les composés suivants: ZnS , AgCl et AlCl_3 .

- 1- Le sulfure de zinc ZnS est un composé ionique. Identifier ses ions.
- 2- Le chlorure d'argent AgCl est un sel très peu soluble dans l'eau.
À quelles familles chimiques appartiennent les atomes Ag et Cl?
- 3- Le trichlorure d'aluminium AlCl_3 est très utilisé dans l'industrie chimique.
 - a- Écrire la structure de Lewis de ce composé.
 - b- Indiquer l'état d'hybridation de Al ainsi que la géométrie de AlCl_3 .
 - c- Montrer que cette molécule est apolaire.
 - d- Ce chlorure peut donner naissance à un autre composé de formule Al_2Cl_6 dans lequel tous les atomes sont hybridés sp^3 . Proposer la représentation de Lewis correspondante.