

Date limite d'envoi du devoir 1 : **25 février 2011**

Tout devoir envoyé hors délai ne sera pas corrigé

Devoir 1 :

ATOMISTIQUE – CLASSIFICATION PERIODIQUE

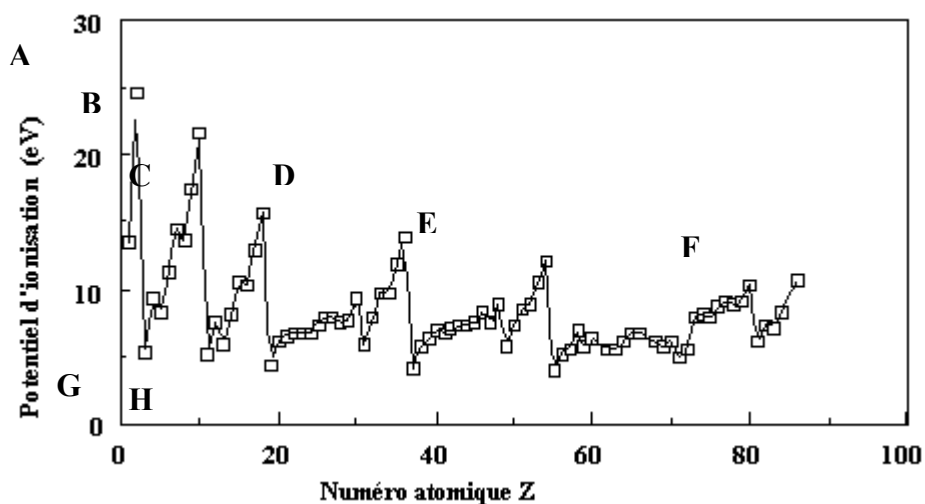
Exercice 1

Le soufre est un élément de numéro atomique égal à 16. Cet élément possède 4 isotopes stables qui ont respectivement 16, 17, 18 et 20 neutrons et dont les proportions sont respectivement : 95,00%, 0,78%, 4,20% et 0,02 %.

- 1) Indiquez les formules des 4 isotopes correspondants sous la forme A_ZX
- 2) En prenant comme valeur de la masse molaire d'un élément son nombre de masse, calculez la masse molaire atomique moyenne du soufre
- 3) Ecrire la configuration électronique du soufre (${}^{32}_{16}S$) dans son état fondamental.
Représenter son niveau de valence dans le symbolisme des cases quantiques. Préciser les valeurs des nombres quantiques des électrons de ce niveau de valence.
- 4) Situez le soufre dans la classification périodique. Justifiez.

Exercice 2

- 1) Définir l'énergie d'ionisation $E_{i,n}$ d'un élément
- 2) Indiquez quels sont les éléments qui se positionnent en **A**, **B**, **C**, **D**, **E** et **F**. Justifiez votre réponse en expliquant comment $E_{i,n}$ varie avec le numéro atomique Z dans une même période et dans une même colonne de la classification périodique.
- 3) Précisez à quelle famille chimique **A**, **B**, **C**, **D**, **E** et **F** appartiennent. Citez quelques propriétés de cette famille.
- 4) Expliquez la chute brutale observée sur le graphe entre **B** et **G**.
- 5) Justifiez l'augmentation du nombre d'éléments entre (**G** et **C**), et entre (**H** et **D**).



Source : http://wwwens.uqac.ca/chimie/Physique_atom/cadres/Cadre_chap_8.htm

6) On donne les valeurs expérimentales (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) des énergies de première ionisation $E_{i,1}$ des éléments de la 2^{ème} période :

Li ($Z = 3$) : 520

Be ($Z = 4$) : 899

B ($Z = 5$) : 800

C ($Z = 6$) : 1086

N ($Z = 7$) : 1402

O ($Z = 8$) : 1314

F ($Z = 9$) : 1678

Ne ($Z = 10$) : 2084

a) Tracez grossièrement la courbe $E_{i,1} = f(Z)$

b) Quelle est la tendance générale d'évolution de $E_{i,1}$ en fonction de Z ? Justifier cette tendance. Justifier les anomalies éventuelles par comparaison des configurations électroniques des atomes et des ions.

Exercice 3

On considère l'ion hydrogénoïde inconnu A^{x+} .

Les énergies de son état fondamental et de ses 2 premiers niveaux excités sont les suivantes :

$$E_{n=1} = -217,6 \text{ eV} \quad E_{n=2} = -54,4 \text{ eV} \quad E_{n=3} = -24,2 \text{ eV}$$

1) En déduire la nature (numéro atomique et charge) de l'ion A^{x+}

2) Calculez la longueur d'onde absorbée lors d'une transition entre les niveaux $n_i = 2$ et $n_f = 3$.

Date limite d'envoi du devoir 1 : **25 février 2011**

Tout devoir envoyé hors délai ne sera pas corrigé

- 3) Représentez le diagramme des niveaux d'énergie de A^{x+} , précisez par des flèches les transitions correspondant à une excitation, une ionisation et une émission.

Données : $R_y = 13,6 \text{ eV}$; $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

MODELE DE LEWIS ET VSEPR

Exercice 4

On considère les composés suivants : H_2O , ClF_3 , CF_3Cl , TeF_5^- , XeF_2 , avec l'atome central souligné.

- 1) Donnez une représentation de chaque composé en utilisant le formalisme de Lewis. Détaillez pour chaque atome le nombre d'électrons de valence en jeux.
- 2) En utilisant la théorie de la VSEPR, représentez chaque composé dans le symbolisme AX_mE_n . Déterminez pour chaque système sa géométrie et faites un dessin en perspective (remplir le tableau de résultats fourni).
- 3) Précisez si les composés en question ont un moment dipolaire. S'il y en a un, le représentez sur la vue en perspective, en tenant compte de l'électronégativité (remplir le tableau de résultats fourni).

Composé	Type VSEPR AX_mE_n	Vue en perspective	Angles théorique	Moment dipolaire
H_2O				☐ Oui ☐ Non
ClF_3				☐ Oui ☐ Non

Date limite d'envoi du devoir 1 : **25 février 2011**

Tout devoir envoyé hors délai ne sera pas corrigé

<u>C</u> F ₃ Cl				☐ Oui ☐ Non
<u>Te</u> F ₅ ⁻				☐ Oui ☐ Non
<u>Xe</u> F ₂				☐ Oui ☐ Non

Exercice 5

On considère les ions moléculaires suivant : NO_3^- , NO_2^+ et NO_2^- :

- 1) Donnez une représentation de ces ions moléculaires en utilisant le formalisme de Lewis. Si nécessaire, précisez les formes mésomères limites des structures de Lewis obtenues.
- 2) En utilisant la théorie de la VSEPR, représentez ces 3 ions en utilisant le symbolisme AX_mE_n . Déterminez pour chaque composé la géométrie et faites un dessin en perspective.
- 3) Sachant que le moment dipolaire partiel moyen de liaison $\mu_{\text{N-O}}$ est de 0,15 D
 - a) Calculez et dessinez le moment dipolaire global de l'ion NO_3^-
 - b) Calculez et dessinez le moment dipolaire global de l'ion NO_2^+
 - c) Calculez et dessinez le moment dipolaire global de l'ion NO_2^-

On prendra pour les 3 cas les angles de la forme VSEPR limite.

Elément	H	C	N	O	F	Cl	Te	Xe
Z	1	6	7	8	9	17	52	54