

Filière SMPC
Module de Chimie Générale 1
1^{er} contrôle (durée 2 heures)

- Toute réponse doit être justifiée.
- L'utilisation du téléphone portable est strictement interdite.
- Barème : I (a point), II (b pts), III (c pts), IV (d pts)

Problème 1

Les abondances naturelles des trois isotopes de l'oxygène sont $X(^{16}\text{O}) = 99,75 \%$, $Y(^{17}\text{O}) = 0,05 \%$ et $Z(^{18}\text{O}) = 0,2 \%$.

1- Sachant que la masse de l'isotope ^{16}O est de $M(^{16}\text{O}) = 15,9950 \text{ g/mol}$ et que la masse de l'oxygène naturel est $15,9995 \text{ g/mol}$, calculer les masses des deux isotopes (^{17}O et ^{18}O).

2- Calculer l'énergie de cohésion de $^{16}_8\text{O}$.

Données : $m_p = 1,67252 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $m_n = 1,674482 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$, $N = 6,022 \cdot 10^{23}$, $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

Problème 2

Soit l'hydrogénoïde $^4\text{Be}^{3+}$.

- 1- Rappeler les deux principaux postulats de Bohr.
- 2- Expliquer la quantification du moment cinétique de l'électron sur l'orbite de Bohr.
- 3- Cet hydrogénoïde se trouve dans un état excité dont l'énergie est $E_n = -13.6 \text{ eV}$, quel est le niveau n correspondant à cet état ?
- 4- Calculer le rayon de l'orbite correspondant à ce niveau n .
- 5- En déduire la vitesse de l'électron.
- 6- Calculer en joule, l'énergie de ionisation de cet hydrogénoïde à partir de ce niveau.
- 7- Calculer la longueur d'onde λ de la radiation qui accompagne le retour de l'électron du niveau n au niveau fondamental.
- 8- En utilisant le tableau des fréquences du spectre lumineux suivant, dire à quel domaine spectral appartient cette raie ?

Rayons gamma	Rayons X	Ultra violet	Visible	Infra rouges	Micro ondes	Ondes radio

$3 \cdot 10^{21}$ $3 \cdot 10^{18}$ $3 \cdot 10^{16}$ $3 \cdot 10^{15}$ $3 \cdot 10^{12}$ $3 \cdot 10^9$ $3 \cdot 10^6$ $3 \cdot 10^3 \text{ V (s}^{-1}\text{)}$

Données : $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$, $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$, $1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$, $a_0 = 0,53 \text{ Å}$,

$m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$, $1\text{Å} = 10^{-10} \text{ m}$.

Problème 3

Pour le Bore **B** ($Z=5$) et le Gallium Ga ($Z=31$).

1- Donner la configuration électronique de chaque atome dans son état fondamental et préciser la couche de valence.

2. A quel bloc, période et colonne appartiennent ces deux éléments ?

3. Lequel des deux éléments pourrait avoir un caractère métallique ?

4. Pour l'atome Ga et à l'aide de la représentation des cases quantiques, préciser les valeurs des quatre nombres quantiques qui les caractérisent et écrire les états

Ψ_{n,l,m_l,m_s} pour chacun de ses électrons.

5. Pour le Bore ${}_5\text{B}$, calculer la charge ressentie par un électron de valence.

Données :

σ_{ij}	1s	2s2p
1s	0,31	
2s2p	0,85	0,35

Problème 4

L'Affinité Electronique et l'Energie de première Ionisation des éléments de la deuxième période du tableau périodique sont rassemblées dans le tableau suivant :

	${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
AE (eV)	0,62	0,00	0,28	1,26	0,00	1,46	3,40	0,00
EI ₁ (eV)	5,4	9,3	8,3	11,3	14,5	13,6	17,4	21,6

1- Donner les configurations électroniques des atomes ${}_5\text{B}$, ${}_7\text{N}$, ${}_{10}\text{Ne}$ et ${}_{11}\text{Na}$.

2- Pourquoi les deux atomes B et N ne suivent pas la variation normale de l'énergie de première ionisation qui augmente de gauche à droite dans leur période ?

3- Pourquoi les affinités électroniques de Be et N sont-elles nulles ?

4- Sachant que $\text{EI}_1({}_{11}\text{Na}) = 5,1 \text{ eV}$, expliquer la grande différence d'énergie d'ionisation entre Na et Ne.