

*- Constitution et cohésion au sein des atomes -*Données pour l'ensemble des exercices :

- Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; - Constante de Planck : $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

- Masse d'un nucléon : $m_{\text{nucléon}} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; - Conversion : $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

- Domaines des ondes électromagnétiques dans le vide :

Rayons γ	Rayons X	Ultraviolets	Visible	Infrarouges	Micro-ondes	Ondes radio	λ
10 pm	10 nm	400 nm	800 nm	1 mm	1 m		

Exercice 01

Des atomes d'hydrogène sont excités à partir de l'état fondamental par un rayonnement de fréquence $\nu = 3,08 \cdot 10^9 \text{ MHz}$.

1) A quel domaine du spectre électromagnétique appartient ce rayonnement (le calcul peut se faire sans calculatrice) ?

2) Quel est le niveau n de l'état obtenu après absorption du rayonnement ? On rappelle que l'énergie E_n du niveau n de l'atome d'hydrogène est donnée en eV par la formule :

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2}$$

3) Calculer les longueurs d'onde des différentes radiations que peuvent émettre ces atomes lorsqu'ils se désexcitent à partir du niveau n obtenu.

Exercice 02

1) Ecrire les configurations électroniques dans leur état fondamental des atomes de béryllium ($Z_{\text{Be}} = 4$), de fluor ($Z_{\text{F}} = 9$), d'aluminium ($Z_{\text{Al}} = 13$), de soufre ($Z_{\text{S}} = 16$), de chlore ($Z_{\text{Cl}} = 17$) et de scandium ($Z_{\text{Sc}} = 21$).

2) Combien d'électrons de valence ont ces atomes ?

3) Lesquels de ces éléments font partie de la même famille ?

Exercice 03

Données : gaz nobles : ${}^2\text{He}$, ${}^{10}\text{Ne}$, ${}^{18}\text{Ar}$, ${}^{36}\text{Kr}$, ${}^{54}\text{Xe}$, ${}^{86}\text{Rn}$

1) Déterminer l'ion monoatomique le plus stable issu des atomes de béryllium ($Z_{\text{Be}} = 4$), de fluor ($Z_{\text{F}} = 9$), d'aluminium ($Z_{\text{Al}} = 13$), de soufre ($Z_{\text{S}} = 16$) et de chlore ($Z_{\text{Cl}} = 17$).

2) Un atome possédant autant de protons que de neutrons gagne 3 électrons et forme un ion monoatomique stable isoélectronique du néon. Calculer la masse de cet atome.

3) Établir la configuration électronique de l'ion ${}^{12}\text{Mg}^{3+}$. Pourquoi cet ion ne peut-il pas exister en pratique ?

Exercice 04

Il existe cinq isotopes connus du nickel, dont on rassemble les abondances naturelles dans le tableau suivant (en pourcentage de noyaux rencontrés).

D'autre part, le noyau de l'élément nickel a une charge électrique valant $Q = 4,48 \cdot 10^{-18} \text{ C}$.

1) Donner le nombre de protons et le nombre de neutrons dans le noyau de chaque isotope.

2) A l'aide d'un exemple, montrer que la masse molaire d'un isotope (exprimée en g.mol^{-1}) est presque numériquement égale à son nombre de masse (**Information à retenir !**).

3) A l'aide de cette approximation, en déduire la masse molaire du nickel naturel.

4) Donner la configuration électronique d'un atome de nickel dans son état fondamental.

5) Les électrons appartenant à une sous-couche « ns » sont moins liés au noyau que les électrons d'une sous-couche « (n-1)d », ces deux sous-couches étant caractérisées par une énergie proche. En déduire la configuration électronique de l'ion Ni^{2+} qui est le plus courant pour cet élément.

Isotope	Abondance (%)
${}^{58}\text{Ni}$	68,1
${}^{60}\text{Ni}$	26,2
${}^{61}\text{Ni}$	1,1
${}^{62}\text{Ni}$	3,6
${}^{64}\text{Ni}$	0,9

Exercice 05 (à faire sans classification périodique, sauf pour vérifier !)

Le manganèse, de symbole Mn, est l'élément chimique de numéro atomique 25. Son nom provient de Magnesia, une partie de la province grecque de Thessalie, dont dérive également le mot grec pour aimant, magnès. Le mot manganèse est l'abréviation de manganesium, l'ancien nom pour l'élément. Ce nom découle des propriétés magnétiques de la pyrolusite (MnO_2), un minéral qui était déjà connu dans l'Antiquité.

1) Donner la configuration électronique du manganèse.

2) Localiser le manganèse dans la classification périodique (période, colonne et bloc). Justifier.

3) Les deux éléments situés en dessous du manganèse sont le technétium (Tc) puis le rhénium (Re). Donner la configuration électronique de valence et le numéro atomique du technétium et du rhénium.

Exercice 06 (à faire sans classification périodique, sauf pour vérifier !)

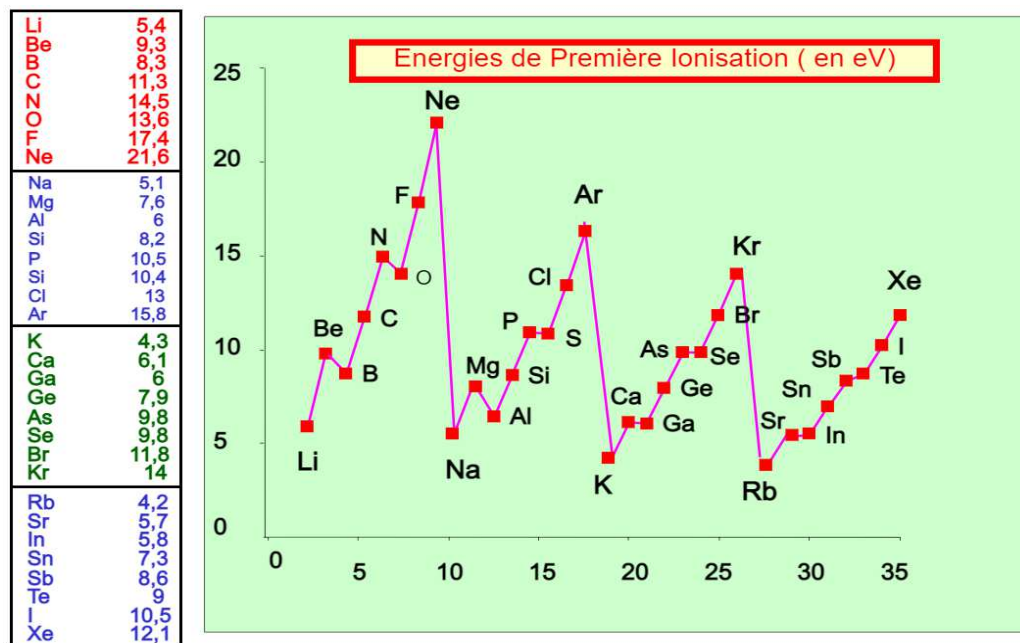
Considéré jadis comme absolument toxique et indésirable, le sélénium est un exemple-type de «nouvel» oligo-élément essentiel. Cet élément, certes, l'un des plus toxiques qu'on connaisse au-dessus de certaines concentrations joue néanmoins aux doses convenables un rôle physiologique de première importance. Le sélénium a été découvert en 1817 par le chimiste suédois Jöns Jakob Berzelius (1779-1848). Berzelius et son collègue Johann Gottlieb Gahn (1745-1818) étudiaient des méthodes de production de l'acide sulfurique dans des chambres de plomb. Dans le fond de ces chambres, ils obtenaient des dépôts très odorants lorsque chauffés au chalumeau. En premier lieu, ils pensèrent qu'il s'agissait de tellure (découvert en 1783), mais une analyse plus minutieuse démontra que non. Comme le tellure tire son nom de la Terre (Tellus en latin), Berzelius nomma ce nouvel élément Sélénium, en référence à la Lune.

Cet élément est dans la 4^{ème} période et la colonne 16 de la classification périodique.

- 1) Déterminer la configuration électronique et le numéro atomique du sélénium. Quelles sont ses orbitales atomiques de valence ?
- 2) Déterminer la configuration électronique et le numéro atomique de l'élément en tête de la colonne du sélénium. Comment se nomme cet élément ?
- 3) Le tellure (symbole Te) a pour numéro atomique $Z = 52$. Comment peut s'expliquer très simplement la confusion initiale de Berzelius entre le sélénium découvert et le tellure ?
- 4) Le trioxyde de sélénium est une molécule possédant des liaisons Se-O. Lequel de ces atomes porte une charge partielle positive δ^+ ?

✎ Exercice 07

Le document ci-dessous indique en électronvolt les valeurs des énergies de 1^{ère} ionisation de différents éléments chimiques du tableau périodique et révèle une certaine périodicité dans l'évolution observée.



1) a. Comment évolue globalement l'énergie de 1^{ère} ionisation dans une période ? Quel(s) facteur(s) caractéristique(s) des atomes peu(ven)t expliquer cette évolution ?

b. Dans une période, quel élément chimique est toujours caractérisé par la plus faible énergie de 1^{ère} ionisation ? Proposer une explication en indiquant ce qu'il y a de stabilisant ou de déstabilisant lors de l'ionisation de cet élément.

c. Dans une période, quel élément chimique est toujours caractérisé par la plus forte énergie de 1^{ère} ionisation ? Proposer une explication en indiquant ce qu'il y a de stabilisant ou de déstabilisant lors de l'ionisation de cet élément.

d. Dans la période du lithium, on constate que le bore et l'oxygène ont une énergie de 1^{ère} ionisation anormalement basse. Proposer une explication sachant qu'une sous-couche électronique saturée ou exactement à moitié remplie est stabilisante.

2) Comment évolue l'énergie de 1^{ère} ionisation dans une colonne ? Quel(s) facteur(s) caractéristique(s) des atomes peu(ven)t expliquer cette évolution ?

Le document ci-dessous indique les valeurs des **énergies de n-ième ionisation** de différents éléments chimiques du tableau périodique. C'est l'énergie qu'il faut fournir à l'ion $X^{(n-1)+}$ à l'état gazeux et dans son état fondamental pour lui arracher un électron.

Energies (en kJ.mol ⁻¹)	1 ^{ère} ionisation	2 ^{ème} ionisation	3 ^{ème} ionisation	4 ^{ème} ionisation
Lithium (Z = 3)	520,2	7298,1	11815,0	
Béryllium (Z = 4)	899,5	1757,1	14848,7	21006,6
Bore (Z = 5)	800,6	2427,1	3659,7	25025,8

3) a. L'énergie de 1^{ère} ionisation du graphique précédent était fournie en eV pour un atome. Convertir cette énergie en kJ.mol⁻¹ et comparer à la valeur annoncée dans le tableau ci-dessus.

b. Pourquoi ne peut-on pas définir d'énergie de 4^{ème} ionisation pour le lithium ?

c. Justifier qu'à partir d'un certain rang, l'énergie de n-ième ionisation d'un élément chimique devienne très importante.