

Approfondissement

Vers des entités plus stables : ions et molécules

Pour aller plus loin : taille des ions, ionisation, isomères, bilan d'énergie

5 exercices · niveau ●●● · durée conseillée : 2 h · calculatrice autorisée

★ À RETENIR — Ce que l'on travaille dans cette feuille

- Justifier les règles du duet et de l'octet à l'aide de données (taille des ions, énergie d'ionisation) ; exploiter l'électroneutralité dans des cas moins simples.
- Établir des schémas de Lewis d'isomères ; utiliser les énergies de liaison pour estimer l'énergie libérée par une combustion. Les exercices « hors programme » fournissent toutes les informations utiles.

Exercice 1 Taille des ions (hors programme — pour aller plus loin)



■ **DONNÉES** Numéros atomiques : O (8) • F (9) • Ne (10) • Na (11) • Mg (12) • Al (13) • Cl (17) • Ar (18) • K (19) • $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$

La figure 1 donne le rayon de cinq ions monoatomiques dans les cristaux.

- Écrire la formule de chacun de ces ions à partir de la position de l'élément dans le tableau périodique, puis montrer qu'ils possèdent tous le même nombre d'électrons et la même configuration électronique.
- Pour chaque ion, donner le nombre de protons du noyau. Décrire l'évolution du rayon et proposer une explication.
- Le rayon de l'atome de sodium vaut 186 pm. Pourquoi l'ion sodium est-il beaucoup plus petit que l'atome ?
- L'ion chlorure et l'ion potassium ont-ils le même nombre d'électrons ? Lequel est le plus gros ? Justifier.

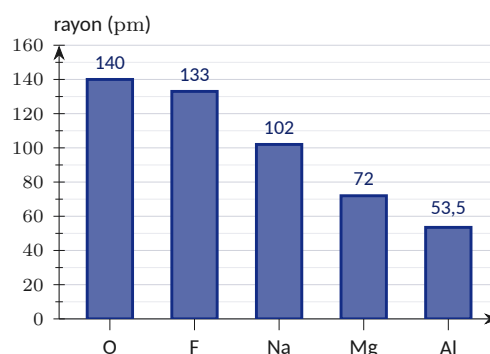


Figure 1 — Rayon de l'ion monoatomique formé par chaque élément

Exercice 2 Pourquoi Na^+ et pas Na^{2+} ? (hors programme)



L'énergie d'ionisation est l'énergie à fournir pour arracher un électron à un atome ou à un ion. Le tableau donne les énergies nécessaires pour arracher successivement le 1^{er}, le 2^e, le 3^e puis le 4^e électron.

Énergie (eV)	1 ^{er} électron	2 ^e électron	3 ^e électron	4 ^e électron
sodium Na	5,14	47,3	71,6	98,9
magnésium Mg	7,65	15,0	80,1	109
aluminium Al	5,99	18,8	28,4	120

■ **DONNÉES** Numéros atomiques : Ne (10) • Na (11) • Mg (12) • Al (13) • l'électronvolt, unité d'énergie : $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$

- 2.1** Écrire la configuration électronique de l'atome de sodium. De quelle couche provient le premier électron arraché ? le deuxième ?
- 2.2** Comparer les deux premières énergies d'ionisation du sodium. Expliquer alors pourquoi on n'observe que l'ion Na^+ .
- 2.3** Repérer, pour le magnésium puis pour l'aluminium, le « saut » d'énergie. Retrouver ainsi la charge des ions Mg^{2+} et Al^{3+} , en lien avec la règle de l'octet.
- 2.4** Convertir en joules l'énergie nécessaire pour former un ion sodium à partir d'un atome de sodium.

Exercice 3 L'électroneutralité dans les minéraux



■ **DONNÉES** Numéros atomiques : H (1) • He (2) • Li (3) • O (8) • F (9) • Na (11) • Mg (12) • Al (13)

- 3.1** La cryolithe Na_3AlF_6 , utilisée dans la production de l'aluminium, et le spinelle MgAl_2O_4 , pierre précieuse rouge, sont des solides ioniques que l'on peut décrire comme formés d'ions monoatomiques. Prévoir la charge de chaque ion et vérifier l'électroneutralité de ces deux minéraux.
- 3.2** La magnétite Fe_3O_4 , minéral de fer aimanté, contient des ions oxyde, des ions fer(II) Fe^{2+} et des ions fer(III) Fe^{3+} . Déterminer le nombre d'ions de chaque sorte dans l'entité Fe_3O_4 .
- 3.3** L'hydruure de lithium LiH est un solide ionique qui contient l'ion lithium. Quelle est la charge de l'autre ion ? Combien d'électrons possède-t-il ? Montrer qu'il respecte la règle du duet.

Exercice 4 Isomères (hors programme — pour aller plus loin)



Des molécules qui ont la même formule brute mais des enchaînements d'atomes différents sont appelées **isomères**. Elles ont des propriétés différentes.

■ **DONNÉES** Numéros atomiques : H (1) • C (6) • O (8)

- 4.1** Établir les schémas de Lewis des deux isomères de formule brute $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$: l'un contient une liaison C-C, l'autre non. L'un d'eux est l'éthanol, présent dans les gels hydroalcooliques.
- 4.2** Établir les formules développées des trois isomères de formule brute $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.
- 4.3** Montrer qu'aucun schéma respectant les règles du duet et de l'octet ne peut être dessiné pour CH_3 ou C_2H_5 , et qu'il n'en existe qu'un seul pour C_2H_6 .

Exercice 5 Bilan d'énergie (hors programme — pour aller plus loin)



Lors d'une transformation chimique, des liaisons sont rompues puis de nouvelles liaisons se forment : la rupture d'une liaison demande de l'énergie, sa formation en libère autant. On donne les énergies de liaison, en 10^{-19} J :

C-H	O=O	C=O	O-H	N-N	N-H	N≡N
6,89	8,27	13,4	7,69	2,71	6,49	15,7

■ **DONNÉES** Masse d'un nucléon $m_{\text{nucléon}} \approx 1,67 \times 10^{-27}$ kg • numéros atomiques : H (1) • C (6) • N (7) • O (8)

- 5.1** Combustion du méthane : $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Dénombrer les liaisons rompues et les liaisons formées (utiliser les schémas de Lewis). Calculer l'énergie à fournir pour rompre toutes les liaisons des réactifs, puis l'énergie libérée par la formation des liaisons des produits. Montrer que la combustion d'une molécule de méthane libère environ $1,35 \times 10^{-18}$ J.
- 5.2** Calculer la masse d'une molécule de méthane (noyaux $^{12}_6\text{C}$ et ^1_1H), puis le nombre de molécules dans 1,0 g de méthane. En déduire l'énergie libérée par la combustion d'un gramme de méthane (valeur mesurée : environ 50 kJ).
- 5.3** L'hydrazine N_2H_4 (schéma : $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$) sert de carburant pour les petits moteurs des satellites ; elle s'y décompose, en particulier en diazote et en dihydrogène. Comparer l'énergie de la liaison $\text{N}\equiv\text{N}$ à trois fois celle de la liaison $\text{N}-\text{N}$. Pourquoi les molécules riches en liaisons $\text{N}-\text{N}$ libèrent-elles beaucoup d'énergie en formant du diazote ?