

La classification périodique des éléments.

ex 1

H Z = 1							He Z = 2
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

- 1) Quel est le nom des éléments chimiques écrit en caractère gras ?
- 2) Donner le numéro atomique Z de tous les éléments chimiques (à compléter dans le tableau)
- 3) Donner la formule électronique de chaque élément (à compléter dans le tableau).
- 4) Enoncer les 3 lois de la construction de la classification périodique des éléments actuels.

ex 2(4,5 pts) Utilisation de la classification périodique des éléments.

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

1. Donner le nom et le symbole des deux premiers éléments de la 6^{ème} colonne (tableau simplifié).
2. Combien d'électrons externes possèdent-ils ?
3. Combien de liaisons covalentes peuvent-ils réaliser ?
4. Donner le nom et la formule des ions qu'ils peuvent former.
5. A quelle colonne appartient l'élément carbone ?
6. Quelles molécules peut-on former à partir d'un seul atome de carbone et de deux atomes de la question 4.

ex 3.(5 pts) Formule électronique de quelques ions.

1. Soient les ions monoatomiques suivants : ion magnésium, ion fluorure, ion bore et ion soufre. Ecrire la formule électronique, dans l'état fondamental, de chaque atome correspondant puis en déduire la formule électronique de chaque ion sachant que la règle "du duet ou de l'octet" d'électrons est vérifiée.
Données : Mg(Z=12), F(Z=9), B(Z=5) et S(Z=16).

2. Ecrire alors la formule brute du fluorure de magnésium et du sulfure de bore.

Correction

ex 1 Lois de construction.

1) 2) 3)

H Hydrogène (K) ¹							He Hélium (K) ²
Li Lithium (K) ² (L) ¹	Be Beryllium (K) ² (L) ²	B Bore (K) ² (L) ³	C Carbone (K) ² (L) ⁴	N Azote (K) ² (L) ⁵	O Oxygène (K) ² (L) ⁶	F Fluor (K) ² (L) ⁷	Ne Néon (K) ² (L) ⁸
Na Sodium (K) ² (L) ⁸ (M) ¹	Mg Magnésium (K) ² (L) ⁸ (M) ²	Al Aluminium (K) ² (L) ⁸ (M) ³	Si Silicium (K) ² (L) ⁸ (M) ⁴	P Phosphore (K) ² (L) ⁸ (M) ⁵	S Soufre (K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	Cl Chlore (K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	Ar Argon (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

4) Les éléments sont classés dans l'ordre numérique croissant de leur numéro atomique. **1 point**

Les éléments ayant une même structure électronique externe sont placés dans une même colonne. **1 point**

On commence une nouvelle ligne du tableau chaque fois que l'on commence à remplir une nouvelle couche électronique. **1 point**

ex 2(4,5 pts) Utilisation de la classification périodique des éléments.

1. Il y a l'élément oxygène de symbole O et l'élément soufre de symbole S.

0,25 + 0,25 points

2. Ils appartiennent à la 16^{ème} colonne de la classification donc ils possèdent, chacun, 6 électrons sur leur couche électronique externe. **0,25 points**

3. Pour obtenir une structure électronique externe complète (règle de l'octet d'électrons), il leur faut acquérir deux électrons. Il doivent alors réaliser deux liaisons de covalence. **0,25 + 0,25 points**

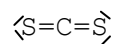
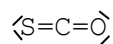
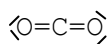
4. Pour la même raison que ci-dessus, chaque atome doit gagner deux électrons. **0,25 points**

On obtient l'ion oxygène O²⁻ et l'ion sulfure S²⁻. **(0,25 + 0,25) × 2 = 1 point**

5. L'élément carbone se trouve dans la 14^{ème} colonne de la classification.

0,25 points

6. L'élément carbone possède 4 électrons sur sa couche électronique externe. Pour obtenir une structure électronique externe complète (règle de l'octet d'électrons), il peut donc réaliser 4 liaisons de covalence. **0,25 points**
Chaque atome de soufre ou d'oxygène réalise 2 liaisons de covalence. On peut envisager les molécules suivantes : CO₂ ou CS₂ ou SCO.



0,25 × 3 = 0,75 point

ex 2 (5 pts) Formule électronique de quelques ions.

2.1. ${}_{12}\text{Mg} : (\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^2$; ${}_{9}\text{F} : (\text{K})^2(\text{L})^7$; ${}_{5}\text{B} : (\text{K})^2(\text{L})^3$; ${}_{16}\text{S} : (\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^6$.

0,25×4=1 point

On obtient pour chaque ion une structure électronique externe en duet ou en octet d'électrons. **0,5 points**

L'atome de magnésium perd deux électrons pour former l'ion Mg²⁺.

L'atome de fluor gagne 1 électron pour former l'ion fluorure F⁻.

L'atome de bore perd 3 électrons pour former l'ion bore B³⁺.

L'atome de soufre gagne 2 électrons pour former l'ion sulfure S²⁻.

0,25×4=1 point

${}_{12}\text{Mg}^{2+} : (\text{K})^2(\text{L})^8$; ${}_{9}\text{F}^{-} : (\text{K})^2(\text{L})^8$; ${}_{5}\text{B}^{3+} : (\text{K})^2$; ${}_{16}\text{S}^{2-} : (\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^8$.

0,25×4=1 point

2.2.

Le fluorure de magnésium et le sulfure de bore sont électriquement neutres. **0,5 points**

On en déduit : MgF₂ pour le fluorure de magnésium et B₂S₃ pour le sulfure de bore. **0,5×2=1 point**