

Corrigé de la série N°2 Atomistique et liaisons chimiques

Exercice 1:

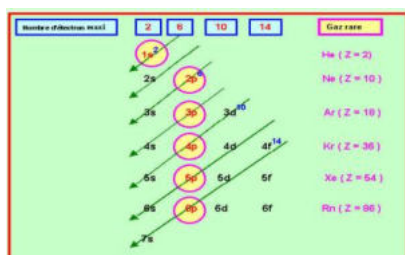
- 1) La configuration électronique des atomes ou ions suivants dans leur état fondamental.
 - F(Z=9) : $1s^2 \underline{2s^2 2p^5}$ (C.V, n=2)
 - O (Z=8) : $1s^2 \underline{2s^2 2p^4}$ (C.V, n=2)
 - Al^{3+} (Z=13) : configuration électronique de **Al** ($1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^1}$) et pour **Al^{3+}** ($1s^2 2s^2 2p^6$)
 - Cl^- (Z=17) : configuration électronique de **Cl** ($1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^5}$) et pour **Cl^-** ($1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^6}$).
 - K (Z=19) : ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^1}$)

Fe (Z=26) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2 3d^6} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{3d^6 4s^2}$, quatre électrons célibataires (les cinq « premiers » électrons occupent toutes les OA 3d, le sixième s'apparie avec l'un d'eux, et il en reste quatre célibataires)

- 2) L'atome d'un élément X a pour représentation de Lewis dans l'état fondamental **$1\dot{x}$**
 - a) La représentation de Lewis se fait pour la couche de valence de type (ns np), pour notre atome **$1\dot{x}$** la configuration de la couche de valence **$ns^2 np^1$** (un doublet de S et un électron célibataire de p).
Total : 3 électrons de la couche de Valence
 - b) Sachant que leur nombre quantique principal est 2,
 Donc la configuration de la couche de valence est **$2s^2 2p^1$** et la configuration complète de X est **$1S^2 2S^2 2P^1$**
 Le numéro atomique de X (Z=5)
 - c) Identification de X: le nom c'est le Bore et le symbole c'est B

Exercice 2 :

- 1) Configuration électronique de Calcium (Z=20) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- 2) Représentation de cette configuration à l'aide du cœur correspondant à un gaz noble
 Rappel : La classification périodique reproduit fidèlement la **règle de Klechkowski**.



Calcium (Ca) : Z = 20 = 18 + 2 \rightarrow (Ar) $4s^2$

Exercice 3 :

La configuration électronique des atomes et ions suivants dans leur état fondamental et en déduire la représentation de Lewis correspondante.

- 1- S^{2-} ($Z=16$) ; La configuration électronique complète de S (soufre) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ et celle de S^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$,

La couche de valence de S^{2-} est $3s^2 3p^6$, L'ion sulfure possède donc un total de $2 + 6 = 8$ électrons de valence. Donc la configuration de Lewis de la couche de valence ;



- Ca ($Z=20$) ; la configuration électronique complète de calcium (Ca) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

La couche de valence de Ca est $4s^2$ ($n=4$), l'atome Ca possède 2 électrons sur la couche de valence, donc la configuration de Lewis de la couche de valence :

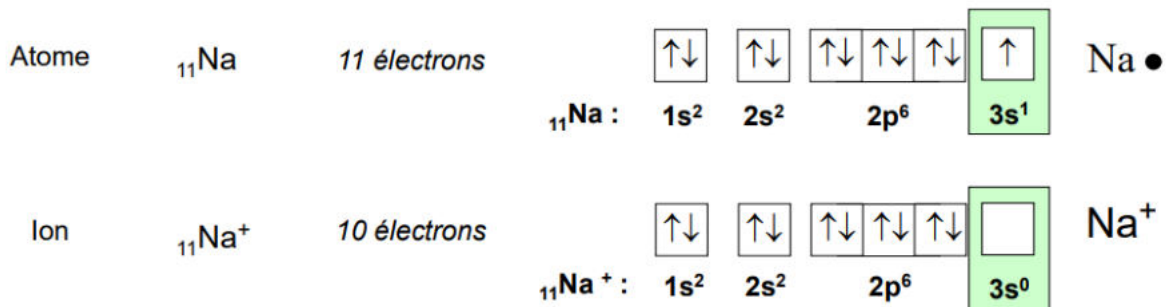


- Be ($Z=4$) ; la configuration électronique complète de (Be) : $1s^2 2s^2$, la couche de valence de l'atome Be est $2s^2$ ($n=2$), deux électrons sur la couche de valence, donc la configuration de Lewis de la couche de valence :



- Na^+ ($Z=11$) ; la configuration électronique complète de (Na) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ et celle de l'ion Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$

La couche de valence de Na^+ : $3s^0$



Exercice 4 :

- 1) Considérons un électron caractérisé par une fonction d'onde 4f.

- a) Les nombres quantiques qui lui sont imposés et leurs valeurs

4f pour une orbitale associée à $n=4$ et $l=3$, m prend des valeurs entre -3 et +3

(4,3, -3), (4,3, -2), (4,3, -1) ; (4,3, 0), (4,3, +1), (4,3, +2), (4,3, +3)

- b) Quels sont les nombres quantiques qui ne sont pas fixés et quelles valeurs peuvent-ils prendre

Si $n=4$ alors l prend des valeurs 0, 1, 2, 3

- $n=4, l=0, m=0$ (4, 0, 0)

$$-n=4, l=1, m = \begin{cases} -1 & (4, 1, -1) \\ 0 & (4, 1, 0) \\ +1 & (4, 1, +1) \end{cases}$$

$$-n=4, l=2, m = \begin{cases} -2 & (4, 2, -2) \\ -1 & (4, 2, -1) \\ 0 & (4, 2, 0) \\ +1 & (4, 2, +1) \\ +2 & (4, 2, +2) \end{cases}$$

2) A un nombre quantique secondaire $l = 2$

a) le nom de la sous-couche associée

Si $l=2$ alors sous-couche d

b) Quelle est la valeur minimale du nombre quantique principal qui peut être associé à $l = 2$

On a l prend des valeurs de 0 jusqu'à $n-1$

Si $l = 2$ donc $n = 3$

c) les valeurs des nombres quantiques magnétiques qui peuvent être associés à $l = 2$

$l=2$ donc m prend des valeurs -2, -1, 0, 1, 2.

d) la population électronique maximale envisageable dans une sous-couche $l = 2$ est 10 e.

Exercice 5:

Quels sont les éléments de la 4ème période qui possèdent dans leur état fondamental :

1) 2 électrons célibataires ? Donner sous forme d'un tableau les nombres quantiques de ces électrons.

En général, la période donc $n=4$ et l prend des valeurs de 0 jusqu'à $4-1=3$

Nombre quantique principal (n)	Nombre quantique secondaire (l)	Nombre quantique azimal (m)
n=4	0	0
	1	-1, 0, +1
	2	-2, -1, 0, +1, +2
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

Et s'il possède deux électrons célibataires, les possibilités de configurations à deux électrons célibataires sont :

p^2 = colonne 14

p^4 = colonne 16

d^2 = colonne 4

d^8 = colonne 10

2) Quels sont ceux qui en possèdent 3 ?

P^3 = colonne 15

d^3 = colonne 5

d^7 = colonne 9

3) Quels sont ceux qui en possèdent 5.

d^5 = colonne 7 (vu que 5 électrons célibataires ne sont que sur d)

Exercice 6 :

Un élément du tableau périodique possède 28 électrons dans les couches K, L, M plus deux électrons dans une sous couche s et quatre dans une sous couche p

1) écrire sa configuration électronique complète avec le formalisme des cases quantiques

La configuration électronique complète : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ donc, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$

Il faudra donc respecter la règle de Klechkowski pour avoir la structure électronique existante. Cela peut s'expliquer qu'avant remplissage, le niveau de l'orbitale 4s est légèrement inférieur à celui des orbitales atomiques 3d, et qu'après remplissage, ce niveau (4s) devient supérieur au niveau 3d. Pour les éléments de transition, les électrons de valence occupent la dernière couche et la sous couche d en cours de remplissage.

2) Quel est la valeur de son spin, son type de magnétisme ?

Pour cet élément, il y a 8 électrons de valence (de type s et de type d) 3d et deux sont célibataires chacun avec un spin + (1/2)

Les électrons de la couche 3d correspond à $n = 3, l = 2, m = -2, -1, 0, 1, 2$ et

$$m_s = 2 * (+1/2) = 1$$

3) A quelle colonne du tableau périodique cet élément appartient-il ?

4) Appartient à la colonne 10 (les éléments de transition), il s'agit du Nickel

5) A quel type d'ion peut-il conduire par perte ou gain d'électrons ?

La structure électronique des derniers niveaux d'énergie de l'atome de nickel $(3d)^8(4s)^2$ permet la formation d'ions Ni^{2+} par perte des deux électrons $(4s)^2$

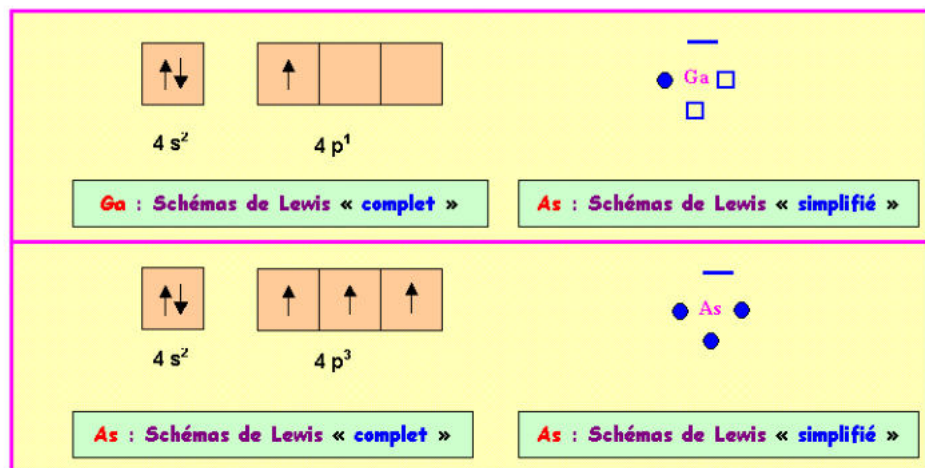
Exercice 7 :

1) Donner la configuration électronique de deux éléments Gallium (Z = 31) et Arsenic (Z = 33).

Ga Z = 31 : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$ ou (Ar) $3d^{10} 4s^2 4p^1$ ou $K^2 L^8 M^{18} N^3$

As Z = 33 : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ ou (Ar) $3d^{10} 4s^2 4p^3$ ou $K^2 L^8 M^{18} N^5$

2) Représenter leur schéma de Lewis.



3) Pour ces deux éléments donner sa position (Ligne et Colonne) dans la classification périodique ?

Ga : Ligne 4 - Colonne 13

As : Ligne 4 - Colonne 15

4) Quel est cet élément Ga ou As ? (justifier simplement votre réponse)

L'élément en question doit être dans la même colonne que celle de l'Aluminium.

Al : Z = 13 : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ (colonne 13)

il s'agit donc du Gallium.

5) Rappeler les 2 critères chimiques qui permettent de caractériser les métaux et les non métaux ?

Les métaux donnent des cations et leurs oxydes sont basiques.
Les non métaux (ou métalloïdes) donnent des anions et leurs oxydes sont basiques.

- 6) La règle dite de Sanderson permet, elle aussi, de déterminer si un élément est métallique ou non. Par utilisation de cette règle dire entre Ga et As qui est métallique et qui ne l'est pas.

Ga $Z = 31$: (Ar) $3d^{10} 4s^2 4p^1$: 3 électrons et période 4 → Métal

As $Z = 33$: (Ar) $3d^{10} 4s^2 4p^3$: 5 électrons et période 4 → Non Métal

Le composé $MgGa_2O_4$ peut émettre dans certaines conditions de la lumière verte s'il est excité par des U.V.

- 7) En supposant que le composé $MgGa_2O_4$ est de nature ionique et que les ions sont les plus stables des éléments concernés

- a) Magnésium Mg ($Z=12$)

La configuration de Mg : (Ne) $3s^2$ cherche à ressembler à Ne en perdant deux électrons à Mg^{2+}

- b) Oxygène O ($Z=8$)

La configuration de O : (He) $2s^2 2p^4$ cherche à ressembler à Ne en gagnant deux électrons à O^{2-}

- 8) $MgGa_2O_4$ étant électriquement neutre, en déduire la charge de l'ion du gallium Ga présent dans ce composé

$-Mg^{2+}$: 2 charges positives

$-4O^{2-}$: 8 charges négatives

Soit $8 - 2 = 6$ charges négatives pour MgO_4

Il faut donc compenser par 6 charges positives pour obtenir l'électro neutralité de l'édifice $MgGa_2O_4$

Ces 6 charges correspondent à deux ion du Gallium, soit l'ion Ga^{3+}

- 9) Votre résultat est-il en accord avec vos réponses aux questions 5 et 6 ?

L'ion du Gallium est un cation ce qui montre que Ga est un métal, la règle de Sanderson prévoit également cela, il n'y a donc pas de contradictions

- 10) A partir du schéma de Lewis du **gallium justifier** la formation de cet ion. Ga perd facilement ses 3 électrons de valence $4s^2 4p^1$ pour donner Ga^{3+}

- 11) D'après la règle de l'octet, quel est l'ion le plus stable du Gallium ?

Pour ressembler au gaz rare précédent dans la classification périodique Ga donne Ga^{3+} . Remarque : En fait Ga^{3+} n'est pas vraiment identique au gaz rare précédent puisque il possède 10 électrons de type 3d, mais ce groupe 3d10 étant complet Ga^{3+} est tout de même très stable comme un gaz rare