

**Corrigé de la série N°4, Structure de la Matière
Classification périodique des éléments chimiques**

Exercice 1 :

1. Les valeurs possibles pour le nombre quantique secondaire l si n=4

Si $n=4$ $0 \leq l \leq n-1$ donc $0 \leq l \leq 3$

Valeurs possibles de l :

$l = 0, 1, 2, 3$ il y a donc quatre valeurs de l.

$l=0$ (sous couche s), $l=1$ (sous couche p), $l=2$ (sous couche d), $l=3$ (sous couche f).

2. Combien d'électrons y'a-t-il au maximum sur une couche de nombre quantique n=2, et n=3

Pour n=2 : $0 \leq l \leq n-1$ donc $0 \leq l \leq 1$ donc $l = 0$ et 1

$l=0$ $m=0$ 1 orbitale s 

$l=1$ $m = -1, 0, +1$ 3 orbitales p 

Soit au total 4 OA pouvant contenir au maximum huit (8) électrons.

Pour n=3 : $0 \leq l \leq n-1$ donc $0 \leq l \leq 2$ donc $l = 0, 1$ et 2

$l=0$ $m=0$ 1 orbitale s 

$l=1$ $m = -1, 0, +1$ 3 orbitales p 

$l=2$ $m = -2, -1, 0, +1, +2$ 5 orbitales p 

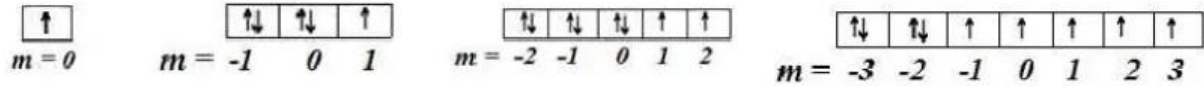
Soit au total 9 OA pour $n=3$ la couche peut contenir au maximum 18 électrons

3. a et c. Les valeurs des nombres quantiques (n, l, m, s) caractérisant les orbitales atomiques suivantes : $5s^1$, $7p^5$, $3d^8$, $4p^3$ et $6f^9$ et le nombre des électrons dans chaque OA

	n	l	m	Nombre des électrons
$5s^1$	5	0	0	1
$7p^5$	7	1	-1, 0, 1	5
$3d^8$	3	2	-2, -1, 0, 1, 2	8
$4p^3$	4	1	-1, 0, 1	3
$6f^9$	6	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	9

Remarque : Pour la valeur de spin s , selon l'orientation de la flèche : haut spin ($1/2$) et bas spin ($-1/2$).

b. Les cases quantiques correspondantes :



Exercice2 :

1. Parmi le quadruplet de nombres quantiques (n, l, m, s) ci-dessous, ceux qui représentent l'état quantique d'un électron dans un atome et le symbole de l'orbitale atomique correspondante.

Ceux qui représentent l'état quantique d'un électron dans un atome :

$(3, 2, 1, +1/2) \rightarrow n=3, l=2, m=1, s=+1/2$ **Orbitale correspondante 3d**

$(5, 3, -2, +1/2) \rightarrow n=5, l=3, m=-2, s=+1/2$ **Orbitale correspondante 5f**

$(2, 1, -1, -1/2) \rightarrow n=2, l=1, m=-1, s=-1/2$ **Orbitale correspondante 2p**

Les autres cas sont impossibles et non-existants

$(2, 2, 2, +1/2) \rightarrow n=2, l=2, m=2, s=+1/2$

$l=0,1$

$(4, 0, -1, -1/2) \rightarrow n=4, l=0, m=-1, s=-1/2$

$m=0$

$(1, 0, 0, -1) \rightarrow n=1, l=0, m=0, s=-1$

$\text{Le spin est toujours } s = \pm 1/2$

3. Les états excités, celles qui correspondent à un état fondamental et celles qui sont impossibles :

a. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow$ Etat fondamental

b. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 \rightarrow$ Etat excité

c. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3f^1 \rightarrow$ Etat non existant (impossible)

d. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5 \rightarrow$ Etat fondamental (cas exceptionnel)

Exercice 3 :

1°/ La configuration électronique à l'état fondamental de chacun des éléments sous la forme simple et sous la forme abrégée (structure de cœur).

2°/ Situer les différents éléments dans la classification périodique en donnant la période, le groupe, le sous-groupe, la colonne, le bloc ainsi que la famille.

Configuration électronique simple et abrégée (Structure de cœur)	Période	Colonne	Groupe Sous-groupe	Bloc	Famille
$_{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6/3s^1$ $_{11}\text{Na} : [\text{Ne}] 3s^1$	3	1	I _A	s	Alcalin
$_{13}\text{Al} : 1s^2 2s^2 2p^6/3s^2 3p^1$ $_{13}\text{Al} : [\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	3	13	III _A	p	Famille du Bore
$_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6/3s^2 3p^5$ $_{17}\text{Cl} : [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	3	17	VII _A	p	Halogènes
$_{22}\text{Ti} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6/4s^2 3d^2$ $_{22}\text{Ti} : [\text{Ar}] /4s^2 3d^2$	4	4	IV _B	d	Métaux de transition
$_{26}\text{Fe} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6/4s^2 3d^6$ $_{26}\text{Fe} : [\text{Ar}] 4s^2 3d^6$	4	8	VIII _B	d	Métaux de transition
$_{29}\text{Cu} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6/3d^{10} 4s^1$ $_{29}\text{Cu} : [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$	4	11	I _B	d	Métaux de transition
$_{35}\text{Br} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6/3d^{10} 4s^2 4p^5$ $_{35}\text{Br} : [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$	4	17	VII _A	p	Halogènes
$_{37}\text{Rb} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6/4s^2 3d^{10} 4p^6/5s^1$ $_{37}\text{Rb} : [\text{Kr}] /5s^1$	5	1	I _A	s	Alcalins
$_{40}\text{Zr} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6/4s^2 3d^{10} 4p^6/5s^2 4d^2$ $_{40}\text{Zr} : [\text{Kr}] /5s^2 4d^2$	5	4	IV _B	d	Métaux de transition

3°/ L'ion le plus stable :

Configuration électronique	L'ion le plus stable	Justification
$_{11}\text{Na} : [\text{Ne}] 3s^1 \rightarrow [\text{Ne}] 3s^0$	Na^+	Configuration d'un gaz rare [Ne]
$_{13}\text{Al} : [\text{Ne}] 3s^2 3p^1 \rightarrow [\text{Ne}] 3s^0$	Al^{3+}	Configuration d'un gaz rare [Ne]
$_{17}\text{Cl} : [\text{Ne}] 3s^2 3p^5 \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	Cl^-	Configuration d'un gaz rare [Ar]
$_{22}\text{Ti} : [\text{Ar}] / 3d^2 4s^2 \rightarrow [\text{Ar}] 4s^0$	Ti^{4+}	Configuration d'un gaz rare [Ar]
$_{26}\text{Fe} : [\text{Ar}] 3d^6 4s^2 \rightarrow [\text{Ar}] 3d^5 4s^0$	Fe^{3+}	$3d^5$ stable
$_{29}\text{Cu} : [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1 \rightarrow [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^0$	Cu^+	$3d^{10}$ stable
$_{35}\text{Br} : [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5 \rightarrow [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$	Br^-	Configuration d'un gaz rare [Kr]
$_{37}\text{Rb} : [\text{Kr}] / 5s^1 \rightarrow [\text{Kr}] 5s^0$	Rb^+	Configuration d'un gaz rare [Kr]
$_{40}\text{Zr} : [\text{Kr}] / 5s^2 4d^2 \rightarrow [\text{Kr}] 5s^0 4d^0$	Zr^{4+}	Configuration d'un gaz rare [Kr]

4°/ Classer les éléments $_{17}\text{Cl}$, $_{22}\text{Ti}$, $_{26}\text{Fe}$, $_{29}\text{Cu}$, $_{35}\text{Br}$, $_{37}\text{Rb}$, $_{40}\text{Zr}$ par ordre décroissant de rayon atomique et d'énergie d'ionisation.

Le rayon atomique :

- Dans une même période : Z augmente le rayon atomique diminue
- Dans un même groupe : Z augmente et le rayon atomique augmente

Ti, Fe, Cu et Br appartiennent à la période 4 : $r(_{22}\text{Ti}) > r(_{26}\text{Fe}) > r(_{29}\text{Cu}) > r(_{35}\text{Br})$

Cl et Br appartiennent au même groupe VII_A : $r(_{35}\text{Br}) > r(_{17}\text{Cl})$

Ti et Zr appartiennent au même groupe IV_B : $r(_{40}\text{Zr}) > r(_{22}\text{Ti})$

Rb et Zr appartiennent à la même période 5 : $r(_{37}\text{Rb}) > r(_{40}\text{Zr})$

D'où l'ordre final :

$r(\text{Rb}) > r(\text{Zr}) > r(\text{Ti}) > r(\text{Fe}) > r(\text{Cu}) > r(\text{Br}) > r(\text{Cl})$

L'énergie d'ionisation

Dans une même période : Z augmente l'énergie d'ionisation augmente

Dans un même groupe : Z augmente l'énergie d'ionisation diminue

$E_i(\text{Cl}) > E_i(\text{Br}) > E_i(\text{Cu}) > E_i(\text{Fe}) > E_i(\text{Ti}) > E_i(\text{Zr}) > E_i(\text{Rb})$

Exercice4 :

1. Soit un atome avec un numéro atomique Z ($20 < Z < 30$) et 2 électrons célibataires dans sa configuration électronique fondamentale. Les configurations électroniques possibles :

zX avec Z ($20 < Z < 30$) et 2 électrons célibataires

${}_{22}X_1 : [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^2$

↑	↑			
---	---	--	--	--

 période : 4 Groupe : IV_B

${}_{28}X_2 : [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^8$

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
----	----	----	----	---	---

 période : 4 Groupe : VIII_B

2. Identification de cet élément sachant qu'il appartient à la famille du palladium et à la période du chrome.

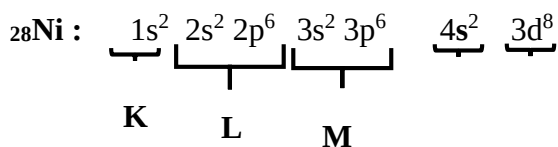
La Période de chrome (${}_{24}\text{Cr}$) : 4

Le Groupe de Palladium (${}_{46}\text{Pd}$) : VIII_B

Donc c'est le ${}_{28}X_2 \rightarrow$ c'est le Nickel (${}_{28}\text{Ni}$)

3. L'expression de l'énergie électronique totale de cet atome :

$$E_T = \sum_{i=1}^n n_i E_i \quad \text{avec } n \text{ nombres des électrons et } E_i = -13.6 \frac{Z^{*2}}{n^{*2}} (\text{eV})$$



$$E_T = 2E_{1s} + 8E_{2s\ 2p} + 8E_{3s\ 3p} + 2E_{4s} + 8E_{3d}$$

4. Calculer l'énergie électronique des couches K et L :

Couche K (1s):

$$E_{1s} = -13,6 (Z^*/n^*)^2 \rightarrow \text{Règle de Slater}$$

$$n^*=n=1 \text{ et } Z^*=Z-\sigma=28-(1\times 0,3)=27,7$$

$$E_{1s} = -13,6 (27,7/1)^2 = -10435,144 \text{ eV}$$

Couche L (2s 2p):

$$E_{2s \ 2p} = -13,6 (Z^*/n^*)^2 \quad \text{Avec } n^*=n=2 \text{ et } Z^* = Z - \sigma = 28 - (7 \times 0,35 + 2 \times 0,85) = 23,85$$

$$E_{2s \ 2p} = -13,6 (23,85/2)^2 = -1933,99 \text{ eV}$$

5. Calculer l'énergie de la deuxième ionisation de Ni :

Cette énergie correspond à l'énergie qu'on doit fournir à l'atome pour lui arracher 2 électrons

$${}_{28}\text{Ni} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$$

$${}_{28}\text{Ni}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^8$$

$${}_{28}\text{Ni}^{+2} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^8$$

$$E_{i2} = E_T(X^{+2}) - E_T(X^+) = E_T(\text{Ni}^{+2}) - E_T(\text{Ni}^+)$$

$$E_T(\text{Ni}^+) = 2E_{1s} + 8E_{2s \ 2p} + 8E_{3s \ 3p} + 2E_{4s} + 8E_{3d}$$

$$E_T(\text{Ni}^{+2}) = 2E_{1s} + 8E_{2s \ 2p} + 8E_{3s \ 3p} + 8E_{3d}$$

$$E_{i2} = -E_{4s}$$

$$\text{Selon Slater } E_{4s} = -13,6 (Z^*/n^*)^2 \quad \text{Avec } n^*=3,7 \text{ car } n=4$$

$$Z^* = Z - \sigma = 28 - (0 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 8 \times 1 + 2 \times 1) = 4,4$$

$$Z^* = 4,4 \rightarrow E_{4s} = -13,6 (4,4/3,7)^2 = -19,23 \text{ eV}$$

$$E_{i2} = -E_{4s} = +19,23 \text{ eV}$$

6. En déduire le rayon atomique de cet atome dans le modèle de Slater (rayon de la couche externe) :

$$R = a_0 \frac{n^2}{Z^*} \quad \text{avec } a_0 = 0,53 \text{ \AA}$$

$$n=4 \implies n^* = 3,7 \text{ (on prend la deuxième couche)}$$

$$Z^* = Z - \sigma = 28 - (1 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 8 \times 1 + 2 \times 1) = 4,05$$

$$R = 0,53[(3,7)^2 / 4,05] = 1,791 \text{ \AA}$$

Exercice5 :

Soient les éléments et ions suivants : ${}^2\text{He}$; ${}^3\text{Li}$; ${}^5\text{B}$; ${}^{19}\text{K}^+$; ${}^{26}\text{Fe}$; ${}^{30}\text{Zn}$; ${}^{34}\text{Se}$.

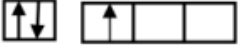
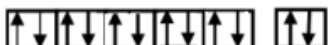
1. La configuration électronique à l'état fondamental, représenter la couche de valence de chaque élément par les cases quantiques et préciser le caractère magnétique de chacun d'eux

Caractère magnétique

- Un élément ou composé est paramagnétique s'il possède des électrons dont les spins ne sont pas appariés, c'est-à-dire des e- célibataires ; il est attiré par un champ magnétique. - Un élément ou composé est diamagnétique si tous les électrons sont appariés, il est repoussé par un champ magnétique.

Couche de valence

La couche de valence (couche externe) d'un atome est sa dernière couche électronique partiellement ou totalement remplie. Elle est caractérisée par le nombre quantique principal (n) le plus élevé.

Configuration électronique	couche de valence	cases quantiques	caractère magnétique
${}_2\text{He} : 1s^2$	$1s^2$		Diamagnétique
${}_3\text{Li} : 1s^2 2s^1$	$2s^1$		Paramagnétique
${}_5\text{B} : 1s^2 2s^2 2p^1$	$2s^2 2p^1$		Paramagnétique
${}_{19}\text{K}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3s^2 3p^6$		Diamagnétique
${}_{26}\text{Fe} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	$4s^2 3d^6$		Paramagnétique
${}_{30}\text{Zn} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	$3d^{10} 4s^2$		Diamagnétique
${}_{30}\text{Se} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$	$4s^2 4p^4$		Paramagnétique

2. Calcul de la charge nucléaire effective (Z^*) relative à l'électron de la dernière orbitale de He, Li ; B ; Zn et Se.

$$Z^* = Z - \sum \sigma_i$$

$${}_2\text{He} \rightarrow Z^*_{1s} = 2 - (0,31 \times 1) = \mathbf{1,69}$$

$${}_3 \rightarrow Z^*_{2s} = 3 - [(0,35 \times 0) + (0,85 \times 2)] = \mathbf{1,3}$$

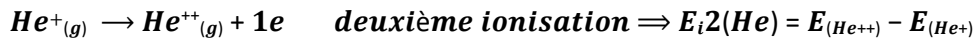
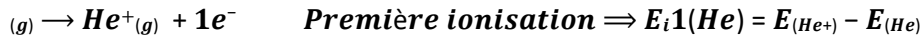
$${}_5\text{B} \rightarrow Z^*_{2s2p} = 5 - [(0,35 \times 2) + (0,85 \times 2)] = \mathbf{2,6}$$

$${}_{30}\text{Zn} \rightarrow Z^*_{4s} = 30 - [(0,35 \times 1) + (0,85 \times 18) + (1 \times 10)] = \mathbf{4,35}$$

$${}_{34}\text{Se} \rightarrow Z^*_{4s4p} = 34 - [(0,35 \times 5) + (0,85 \times 18) + (1 \times 10)] = \mathbf{6,95}$$

3. Calculer les énergies de 1^{ère} et 2^{ème} ionisation de l'Hélium :

L'énergie d'ionisation est l'énergie minimale qu'il faut fournir pour arracher un électron à un atome (ou un ion). Elle est positive.



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

$$_2He : 1s^2 \rightarrow E_{(He)} = 2E_{1s} = 2 \cdot \left(-13,6 \cdot \frac{Z_{1s}^{*2}}{1^2} \right) \Rightarrow E_{(He)} = 2 \cdot (-13,6) (1,69)^2 = -77,686 \text{ eV}$$

$$_2He^+ : 1s^1 \rightarrow \text{ion Hydrognoide} \rightarrow E_n = -13,6 \cdot \frac{Z^2}{n^2} \Rightarrow E_{(He^+)} = E_{1s} = \left(-13,6 \cdot \frac{2^2}{1^2} \right) = -54,4 \text{ eV}$$

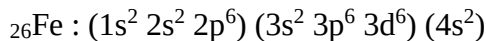
$$_2He^{++} : 1s^0 \rightarrow \text{pas d'électrons} \Rightarrow E_{1s} = 0$$

$$E_{i1}(He) = E_{(He^+)} - E_{(He)} = -54,4 - (-77,686) \Rightarrow E_{i1}(He) = 23,286 \text{ eV}$$

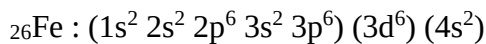
$$E_{i2}(He) = E_{(He^{++})} - E_{(He^+)} = 0 - (-54,4) \Rightarrow E_{i2}(He) = 54,4 \text{ eV}$$

A

4. Calculer Z^* de l'électron 4s du fer. Comparer la stabilité d'un électron de la sous-couche 3d avec celle d'un électron de la sous-couche 4s.



$$Z^*_{4s} = 26 - [(0,35 \times 1) + (0,85 \times 14) + (1 \times 10)] \Rightarrow Z^*_{4s} = 3,75$$



$$Z^*_{3d} = 26 - [(0,35 \times 5) + (1 \times 18)] \Rightarrow Z^*_{3d} = 6,25$$

La stabilité d'un électron de la sous-couche 3d avec celle d'un électron de la sous-couche 4s.

$$E_{4s} = -13,6 (Z^{*2}_{4s} / n^{*2}) = -13,6 (3,75)^2 / (3,7)^2 \Rightarrow E_{4s} = -13,97 \text{ eV}$$

$$E_{3d} = -13,6 (Z^{*2}_{3d} / n^{*2}) = -13,6 (6,25)^2 / (3)^2 \Rightarrow E_{3d} = -59,03 \text{ eV}$$

$|E_{3d}| > |E_{4s}|$ donc il est plus facile d'extraire les électrons de la sous-couche 4s que de la 3d où ils sont retenus ($Z^*_{4s} < Z^*_{3d}$), d'abord parce que c'est la dernière couche, la plus externe (le plus grand n), puis la 3d a une énergie supérieure à la 4s. Les électrons sur la 3d sont plus stables dans l'état fondamental de Fe.

Exercice6 :

1°/ et 2°/

Configuration électronique simple	Z	Nombre d'électrons de valence	Nombre d'électrons de coeur	L'ion le plus stable	Famille
A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6/4s^2$ (Ca)	20	2	18	$A^{2+} = Ca^{2+}$	Alcalino-terreux
B : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6/5s^2$ (Sr)	38	2	36	$B^{2+} = Sr^{2+}$	Alcalino-terreux
C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6/ 3d^{10} 4s^2$ (Zn)	30	12	18	$C^{2+} = Zn^{2+}$	Métaux de transition
D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6/ 4s^2 3d^3$ (V)	23	5	18	$D^{5+} = V^{5+}$	Métaux de transition
E : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 /5s^1$ (Rb)	37	1	36	$E^+ = Rb^+$	Alcalins
F : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} /4s^2 4p^5$ (Br)	35	17	18	$F^- = Br^-$	Halogènes
G : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}/4s^2 4p^6$ (Kr)	36	18	18	Stable	Gaz rares

3°/ L'ion le plus stable avec justification :

A: $[Ar] /4s^2$

$A^{2+} = [18Ar]$ gaz rare

A perd 2 é : (**A = $A^{2+} + 2é$**)

B : $[Kr] /5s^2$

$B^{2+} = [36Kr]$ gaz rare

B perd 2 é : (**B = $B^{2+} + 2é$**)

C: $[Ar] / 3d^{10} 4s^2$

$C^{2+} = [18Ar] 3d^{10}$: 3d10 stable

C perd 2 é : (**C = $C^{2+} + 2é$**)

D: $[Ar] / 4s^2 3d^3$

$D^{5+} = [18Ar]$ gaz rare

D perd 5 é : (**D = $D^{5+} + 5é$**)

E : $[Kr] /5s^1$

$E^+ = [36Kr]$ gaz rare

E perd 1 é : (**E = $E^+ + 1é$**)

F : $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^5$

$F^- = [36Kr]$ gaz rare

F gagne 1 é : (**F + 1é = F^-**)

G: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ **G :** [36Kr]

Pas d'ions Gaz rare stable

4°/ Les valeurs des rayons atomiques et les énergies d'ionisation de chaque élément :

Eléments	E (₃₇ Rb)	B (₃₈ Sr)	A (₂₀ Ca)	D (₂₃ V)	C (₃₀ Zn)	F (₃₅ Br)
Rayons (Å)	2,48	1,91	1,74	1,25	1,22	1,17
Electronégativité	0,89	0,99	1,04	1,45	1,66	2,74

Pour le rayon atomique

Même période : *Z augmente de rayon diminue*

Même groupe : *Z augmente le rayon augmente*

A, C, D, F : même période 4 : $r_{(20A)} > r_{(23D)} > r_{(30C)} > r_{(35F)}$

B et E même période : $r_{(37E)} > r_{(38B)}$

A et B même groupe : $r_{(38B)} > r_{(20A)}$

Donc : $r_{(37E)} > r_{(38B)} > r_{(20A)} > r_{(23D)} > r_{(30C)} > r_{(35F)}$

Pour l'électronégativité

Même période : *Z augmente (en) augmente*

Même groupe : *Z augmente (en) diminue*

$E_{(35F)} > E_{(30C)} > E_{(23D)} > E_{(20A)} > E_{(38B)} > E_{(36E)}$