

Corrigé Série de TD n° 04:

EXERCICE 1 :

1. La structure électronique de chaque élément selon la règle de Klechkowski, et le nombre d'électrons de valence.

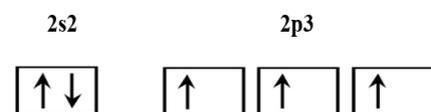
La règle de Klechkowski

N. d'électrons

N (7) : $1s^2 / \underline{2s^2 2p^3}$	5
K (19) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / \underline{4s^1}$	1
Sc (21) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / \underline{4s^2 3d^1}$	3
Cr (24) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / \underline{4s^1 3d^5}$	6
Mn (25) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / \underline{4s^2 3d^5}$	7
Fe (26) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / \underline{4s^2 3d^6}$	8
Cu (29) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / \underline{4s^1 3d^{10}}$	11
Zn (30) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / \underline{4s^2 3d^{10}}$	2
Ag (47) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 / \underline{5s^1 4d^{10}}$	11
Au (79) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^{10} / \underline{6s^1 5d^{10}}$	11

Exemple: N (7) : $1s^2 2s^2 2p^3$

Représentation de la couche de valence à l'aide des cases quantiques :



Remarque :

Dans le cas du chrome Cr (Z=24), la structure de la couche de valence doit être selon la règle de Klechkowski : $4s^2 3d^4$. Cette structure est instable. La structure la plus stable est donc $4s^1 3d^5$.

La structure électronique de la sous couche 3d est à demi remplie. Dans le cas du cuivre Cu (Z=29), la structure de la couche de valence doit être selon la règle de Klechkowski : $4s^2 3d^9$. Cette structure est instable. La structure la plus stable est donc $4s^1 3d^{10}$. La structure électronique de la sous couche 3d est **totalelement remplie**. «**Les orbitales d à demi remplies ou totalelement remplies sont plus stables**».

2. Un seul élément appartient à la période n=2 : N (Z=7) (groupe V_A)

- Les éléments qui appartiennent à la période n=4 sont : K (groupe I_A), Sc (groupe III_B), Cr (groupe VI_B), Mn (groupe VII_B), Fe (groupe VIII_B), Cu (groupe I_B), Zn (groupe II_B)

- Les éléments qui appartiennent à la famille I_B sont : Cu (4^{ème} période), Ag (5^{ème} période), Au (6^{ème} période)

- Les éléments qui appartiennent à la famille de métaux de transition (leur couche de valence est de type **(n-1)d^y ns^x** où $1 \leq x \leq 2$. et $1 \leq y \leq 10$) sont:

Sc (groupe III_B), Cr (groupe VI_B), Mn (groupe VII_B), Fe (groupe VIII_B), Cu (groupe I_B), Zn (groupe II_B).

EXERCICE 2 :

I) Rayon atomique :

Dans une colonne du tableau périodique, quand le numéro de la période(n) augmente, le rayon atomique croit.

Dans une période, n est constant, Z augmente. L'effet d'écran variant peu, les électrons ont tendance à être plus attiré par le noyau et par conséquent le rayon diminue.

L'énergie d'ionisation : c'est l'énergie nécessaire qu'il faut fournir à un atome dans son état fondamental (première ionisation) ou à un ion (deuxième ou troisième ionisation) pour lui arracher un électron.

Elle diminue quand le rayon atomique augmente et elle augmente quand le rayon diminue.

L'affinité électronique : c'est l'énergie mise en jeu (libérée dans de nombreux cas) lors de la capture d'un électron par un atome pour former un anion.

L'électronégativité : c'est la tendance d'un atome à attirer les électrons de la liaison. Elle varie dans le même sens que l'énergie d'ionisation.

II)

1. Dans une période du tableau périodique, le nombre de couche(n) est constant, Z augmente, l'effet d'écran varie peu, les électrons ont tendance à être plus attiré par le noyau et par conséquent le rayon diminue et l'énergie d'ionisation croit de la gauche vers la droite.

$I(\text{He}) > I(\text{H})$ et $I(\text{F}) > \dots > \dots > I(\text{Li})$

Dans une même colonne (ou groupe) du tableau périodique, quand le numéro de la période (n) augmente, le rayon atomique croit et l'énergie d'ionisation diminue du haut vers le bas.

Nous avons donc :

$I(\text{Li}) > I(\text{Na}) > I(\text{K})$

2. Le rayon atomique augmente dans un même groupe du haut vers le bas et dans une même période de la droite vers la gauche.

EXERCICE 3 :

1) Configuration :

Eléments	Structure électronique	Période	Groupe	Electron de cœur	Electron de valence	Electron célibataire
₆ C	1S ² 2S ² 2P ²	2	IV A	1S ²	2S ² 2P ²	2 e-
₁₅ P	1S ² 2S ² 2P ⁶ 3S ² 3P ³	3	V A	1S ² 2S ² 2P ⁶	3S ² 3P ³	3 e-
₂₃ V	1S ² 2S ² 2P ⁶ 3S ² 3P ⁶ 3d ³ 4S ²	4	V B	1S ² 2S ² 2P ⁶ 3S ² 3P ⁶	3d ³ 4S ²	3 e-
₂₄ Cr	1S ² 2S ² 2P ⁶ 3S ² 3P ⁶ 3d ⁵ 4S ¹	4	VI B	1S ² 2S ² 2P ⁶ 3S ² 3P ⁶	3d ⁵ 4S ¹	6 e-
₂₇ Co	1S ² 2S ² 2P ⁶ 3S ² 3P ⁶ 3d ⁷ 4S ²	4	VIII B	1S ² 2S ² 2P ⁶ 3S ² 3P ⁶	3d ⁷ 4S ²	3 e-
₃₀ Zn	1S ² 2S ² 2P ⁶ 3S ² 3P ⁶ 3d ¹⁰ 4S ²	4	II B	1S ² 2S ² 2P ⁶ 3S ² 3P ⁶	3d ¹⁰ 4S ²	0 e-
₃₂ Ge	1S ² 2S ² 2P ⁶ 3S ² 3P ⁶ 4S ² 3d ¹⁰ 4P ²	4	IVA	1S ² 2S ² 2P ⁶ 3S ² 3P ⁶	4S ² 3d ¹⁰ 4P ²	2e-

2) Classement :

Dans une colonne : (de haut en bas) Quand Z augmente : le rayon atomique (r_a) augmente Energie d'ionisation et électronégativité diminuent Dans une période : (de gauche à droite) Quand Z augmente : le rayon atomique (r_a) diminue Energie d'ionisation (EI) et électronégativité augmentent

a) Energie d'ionisation :

E_I (V) < E_I (Cr) < E_I (Co) < E_I (Zn) < E_I (Ge) (par rapport à la même période) E_I (Ge) < E_I (C) (par rapport à la même colonne)

b) Rayon atomique :

r_a (Ge) < r_a (Zn) < r_a (Co) < r_a (Cr) < r_a (V) (par rapport à la même période) r_a (C) < r_a (Ge) (par rapport à la même colonne)

c) L'électronégativité :

χ (V) < χ (Cr) < χ (Co) < χ (Zn) < χ (Ge) (par rapport à la même période)

χ (Ge) < χ (C) (par rapport à la même colonne).

EXERCICE 4 :

I) Dans une même colonne du tableau périodique, le numéro de la couche de valence augmente du haut vers le bas.

Par conséquent, l'attraction entre l'électron périphérique et le noyau devient de plus en plus faible et le rayon atomique augmente du sodium au rubidium. **rNa < rK < rRb**

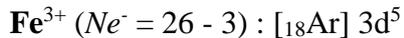
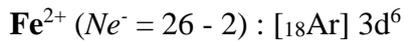
- C (Z=6), N (Z=7), O (Z=8) :

Ces atomes appartiennent à la même période. Le numéro de la couche de valence est toujours le même, mais le numéro atomique (Z) augmente du carbone vers l'oxygène.

La force d'attraction est de plus en plus importante, et par conséquent le rayon diminue du carbone vers l'oxygène. **rC > rN > rO**

- Les structures électroniques de Fe, Fe²⁺ et Fe³⁺ sont :

Fe (Z=26) : [18Ar] 3d⁶ 4s²



Pour ces trois éléments, le nombre de protons est constant, le nombre d'électrons diminue. Cela entraîne une diminution de l'effet d'écran exercé par les électrons les uns par rapport aux autres.

Par conséquent, l'attraction augmente et le rayon diminue : $r_{\text{Fe}} > r_{\text{Fe}^{2+}} > r_{\text{Fe}^{3+}}$

- $\text{Cl}^- (Z=17+1)$, $\text{Ar} (Z=18)$, $\text{Ca}^{2+} (Z=20-2)$.

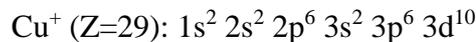
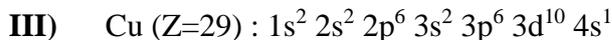
Ces trois éléments ont la même structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Ils sont iso-électroniques (même nombre d'électrons).

L'attraction devient ainsi plus importante quand le numéro atomique (Z) augmente, donc le rayon diminue : $r_{\text{Cl}^-} > r_{\text{Ar}} > r_{\text{Ca}^{2+}}$

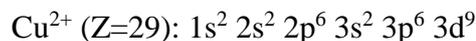
II) Les ions Na^+ , Mg^{2+} et Al^{3+} ont la structure du Néon : $1s^2 2s^2 2p^6$. Ils sont iso-électroniques.

Le nombre d'électrons étant constant, l'attraction devient plus importante quand le numéro atomique (Z) augmente, entraînant une diminution du rayon.

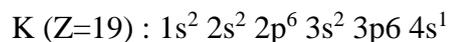
Puisque $Z(\text{Al}) > Z(\text{Mg}) > Z(\text{Na})$, nous avons : $r_{\text{Na}^+} > r_{\text{Mg}^{2+}} > r_{\text{Al}^{3+}}$



L'électron de la dernière couche est arraché.



Le cation Cu^{2+} existe. La sous couche **3d**, bien qu'elle soit saturée, perd un électron. Ceci est caractéristique des éléments de transition, qui sont capables de perdre les électrons de la dernière couche, ainsi que certains électrons de la sous couche d en cours de remplissage.



Le potassium ne peut perdre qu'un seul électron pour avoir la structure stable du gaz rare le plus proche (l'argon Ar).

EXERCICE 5 :

Les structures électroniques, le numéro atomique Z et l'ion le plus stable :

Configuration électronique	Z	L'ion le plus stable
A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / 4s^2 3d^6$ (Fe)	26	Fe ³⁺ (d ⁵ stable)
B: $1s^2 2s^2 2p^6 / 3s^1$ (Na)	11	Na ⁺ (gaz rare)
C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / 4s^2$ (Ca)	20	Ca ²⁺ (gaz rare)
D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / 4s^2 3d^{10} 4p^6 / 4d^{10} 5s^2 5p^5$ (I)	53	I ⁻ (gaz rare)
E: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / 3d^{10} 4s^2 4p^6$ gaz rare (Kr)	36	Stable (gaz rare)
F: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / 3d^5 4s^2$ (Mn)	25	Mn ²⁺ (d ⁵ stable)
G: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / 3d^{10} 4s^2 4p^4$ (Se)	34	Se ²⁻ (gaz rare)

EXERCICE 6 :

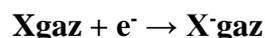
1.

- **X4** est l'élément le plus électronégatif du tableau périodique donc c'est le Fluor **F**.
- **X3** appartient au même groupe que **X4** c.à.d au groupe **VIIA (ns² np⁵)** et à la 3^{ème} période (**n=3**) donc sa couche externe s'écrit sous la forme **3s²3p⁵** c'est le chlore **Cl**.
- **X2** n'est pas un gaz rare, il se situe sur la même diagonale que **X3** et sur la même ligne que **X4**, c'est l'oxygène O (**Z=8**).
- **X1** a un électron de moins que **X2** (**Z=7**) c'est l'azote **N**.

2. Les principales caractéristiques des halogènes : ils sont particulièrement électronégatifs, sont chimiquement très réactifs, leur réactivité décroît lorsque leur numéro atomique augmente. À 0 °C et à pression atmosphérique, les corps simples de cette famille sont formés de molécules diatomiques. Leur état standard est gazeux pour le difluor F₂ et le dichlore Cl₂, liquide pour le dibrome Br₂, et solide pour le di-iodure I₂. Dans la mesure où leur couche de valence contient sept électrons, ils forment facilement des anions, appelés halogénures : fluorure F⁻, chlorure Cl⁻, bromure Br⁻ et iodure I⁻. À l'exception du fluorure d'hydrogène (acide fluorhydrique) HF, leurs composés avec l'hydrogène sont tous des acides forts.

3.

a) **Affinité électronique (AE)** : C'est l'énergie libérée par ou à apporter pour la réaction de capture d'un électron par un atome pris à l'état gazeux dans son état fondamental.



Cette énergie peut être positive ou négative.

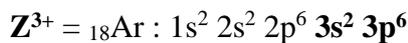
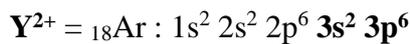
b) La plus grande affinité électronique est celle de l'atome de chlore, qui en captant un électron forme l'anion chlorure et fournit dans cette réaction **349 kJ/mol** à l'environnement. En revanche dans le cas du fluor la première affinité électronique est inférieure à la valeur prévue **328 kJ/mol**. Ceci s'explique par la petite taille des orbitales 2p de cet élément qui fait en sorte que les électrons, très rapprochés les uns des autres, subissent d'importantes forces de répulsion entre eux. Dans les autres halogènes, les orbitales sont plus grandes et par conséquent, les répulsions sont moins fortes.

EXERCICE 7 :

1)

Configuration électronique	Période	Groupe
X : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ (14 Si)	3	IV
Y : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (16 S)	3	VI
Z : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ (15 P)	3	V

2) Ion le plus stable :



3) Z possède 3 électrons célibataires :

Le 1^{er} e⁻ : **n = 3 ; l = 1, m = -1 et s = +1/2**

Le 2^{ème} e⁻ : **n = 3 ; l = 0, m = 0 et s = +1/2**

Le 3^{ème} e⁻ : **n = 3 ; l = 1, m = +1 et s = +1/2**

4) Les atomes X, Y et Z appartiennent à la même période, lorsque le numéro atomique augmente, l'électronégativité augmente : $\chi (14\text{X}) < \chi (15\text{Z}) < \chi (16\text{Y})$

X= (Si) est le plus électronégatif.