

---

**TD de chimie générale (Atomistique)**

**Série 4**

**Exercice 1 :**

1- Calculer la charge nucléaire efficace  $Z^*$ :

- Pour un électron 4s de Cuivre ; Cu ( $Z = 29$ )

$Z^* = Z - \delta$  avec  $\delta$  est la constante d'écran

La configuration électronique du cuivre est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

La configuration électronique plus stable du cuivre est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

L'électron 4s du cuivre subit un écran de 2 électrons de la couche 1,

de 8 électrons de la couche 2,

de 18 électrons de la couche 3.

Donc

$$\delta = (18 \times 0,85) + (8 \times 1) + (2 \times 1) = 25,3$$

$$\text{Donc } Z^*_{4s} = Z - \delta = 29 - 25,3 = 3,7$$

- Pour un électron 4p de Sélénium ; Se ( $Z = 34$ ).

La configuration électronique du sélénium est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

L'électron 4p de Sélénium subit un écran de 2 électrons de la couche 1,

de 8 électrons de la couche 2,

de 18 électrons de la couche 3,

de 5 électrons de la couche 4.

On calcule la constante d'écran  $\delta$  :

$$\delta = (5 \times 0,35) + (18 \times 0,85) + (8 \times 1) + (2 \times 1) = 27,05$$

$$\text{Donc, } Z^*_{4p} = Z - \delta = 34 - 27,05 = 6,95$$

2- Calculer l'énergie des orbitales 4s de Cuivre et 4p de Sélénium

$$E_n = -13,6 \times (Z^{*2} / n^{*2})$$

On a :

<b>n</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>
<b>n*</b>	1	2	3	3,7	4	4,2

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

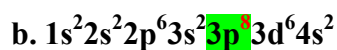
$$E_{4p} = -13,6 \times (Z^{*2} / n^{*2}) = -13,6 \times ((6,95)^2 / (3,7)^2) = -47,98 \text{ eV}$$

## Exercice 2 :

Les configurations électroniques proposées :

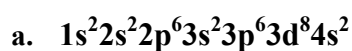
- a.**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$       **b.**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^8 3d^6 4s^2$       **c.**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^0$

1- La configuration électronique qui est impossible est :

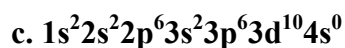


L'orbitale atomique p ne peut contenir au maximum que 6 électrons, ici on remarque 8 électrons dans cet OA

2- La configuration électronique qui représente l'atome de Ni dans son état fondamental est :



3- La configuration électronique qui ne comporte pas d'électrons célibataires est :



### Exercice 3 :

L'élément	Configuration électronique		Colonne	Période	Groupe
	de cœur	de valence			
S (Z = 16)	$1s^2 2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^4$	16	3	VI <sub>A</sub>
Fe (Z = 26)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$4s^2 3d^6$	8	4	VIII <sub>B</sub>
O (Z = 8)	$1s^2$	$2s^2 2p^4$	16	2	VI <sub>A</sub>
Ca, Ca <sup>2+</sup> (Z = 20)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$4s^2$	2	4	II <sub>A</sub>
Zn (Z = 30)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$4s^2 3d^{10}$	12	4	II <sub>B</sub>
Br, Br <sup>-</sup> (Z = 35)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2 4p^5$ $4s^2 4p^6$	17	4	VII <sub>A</sub>
Cu (Z = 29)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$4s^1 3d^{10}$	11	4	I <sub>B</sub>
Se (Z = 34)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2 4p^4$	16	4	VI <sub>A</sub>

3- Les éléments appartenant à la même période sont : Fe, Ca, Zn, Se, Br et le Cu

Dans une même période, quand Z augmente, l'énergie d'attraction augmente et donc l'énergie d'ionisation (EI) augmente.

**Explication :** Lorsque, dans une période, on évolue de gauche à droite, le nombre d'électrons les plus externes augmente. Dès lors, l'attraction nucléaire vis-à-vis de ces électrons augmente elle aussi. Or plus cette attraction est élevée, moins facilement on arrache un de ces électrons. Il s'ensuit alors que, l'énergie de première ionisation augmente dans une période, de gauche à droite.

Lorsqu'on descend dans une colonne, l'électron à extraire est de plus en plus éloigné par rapport au noyau de l'atome. Dès lors, l'attraction nucléaire vis-à-vis de cet électron diminue. Or, plus cette attraction est faible, plus facilement on arrache l'électron. Il s'ensuit alors que, l'énergie de première ionisation diminue dans une colonne, de haut en bas.

$$EI_{Ca} < EI_{Fe} < EI_{Cu} < EI_{Zn} < EI_{Se} < EI_{Br}$$

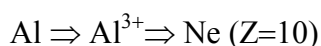
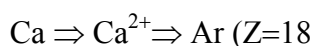
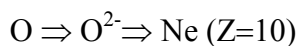
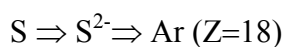
4- Les éléments appartenant à la même colonne sont ; S, Se, O

L'électronégativité augmente en traversant une période de gauche à droite et diminue en descendant un groupe du tableau périodique.

$$E_N(Se) < E_N(S) < E_N(O)$$

L'élément dont l'énergie d'ionisation est la plus élevée est l'oxygène

5- l'ion stable est celui qui a la même configuration électronique du gaz rare le plus proche



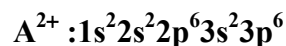
#### Exercice 4 :

A, B, C, D et E sont 5 éléments d'une même période n, on détermine leurs configurations électroniques externe sachant que :

1- L'ion  $A^{2+}$  a la même configuration électronique que le gaz rare de la 3<sup>ème</sup> période.

Le gaz rare de la 3<sup>ème</sup> période a pour configuration électronique externe  $3s^2 3p^6$

Donc A a pour configuration électronique :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ , quand il perd les deux électrons de la 4eme couche, sa configuration électronique devient :



La configuration électronique externe de A est  $4s^2$ , il fait partie de la famille des alcalinoterreux, il s'agit du calcium ; Ca (Z= 20)

2- B est un élément de transition possédant 6 électrons célibataires

La configuration électronique externe des éléments de transition est de type  $ns^2(n-1)d^x$ , on doit alors déterminer x pour que cet élément possède 6 électrons célibataires.

B appartient à la même période que A donc n =4

Alors B a pour configuration électronique externe  $4s^1 3d^5$

Donc la configuration électronique de l'élément B est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

La configuration stable est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ , il s'agit du chrome ; Cr (Z=24).

3-  $C^{2+}$  a pour configuration externe  $(n-1)d^{10}$

C a pour configuration électronique :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

Quand C perd deux électrons de l'orbitale atomique 4s, sa configuration électronique devient :

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ , il s'agit du Zinc ; Zn(Z=30).

4- D appartient au même groupe de l'azote, N(Z=7)  $1s^2 2s^2 2p^3$

On sait que l'azote appartient au groupe  $V_A$  (5 électrons de valence),

L'élément D a 5 électrons dans la couche externe et appartient à la période 4, donc sa configuration électronique externe est  $4s^2 4p^3$ ,

La configuration électronique est  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ ,

Il s'agit donc de l'arsenic ; As (Z=33).

5- E est l'élément le plus électronégatif de la période n, E a pour configuration électronique externe  $4s^2 4p^5$

Donc la configuration électronique de l'élément E est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Il s'agit du Brome ; Br (Z=35).

### Exercice 5 :

A a moins de 18 électrons et possède 2 électrons célibataires.

1- Les configurations électroniques possibles :

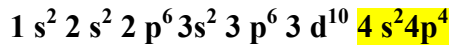
a.  $1s^2 2s^2 2p^2$

b.  $1s^2 2s^2 2p^4$

c.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

d.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

2- Le sélénium (Z= 34) a pour configuration électronique:



Le sélénium appartient au groupe  $VI_A$  ( 6 électrons de valence)

L'élément A appartient au même groupe que le sélénium, donc sa configuration électronique externe est de type  $ns^2 np^4$

L'élément A appartient à la période du Na ( $Z= 11$ )

La configuration électronique du sodium est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Donc le Na appartient à la 3ème période  $\Rightarrow n = 3$

**D'où la configuration électronique de A est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$**

$\Rightarrow$  Il s'agit de l'élément du soufre S ( $Z= 16$ )

3- Dans une période, quand  $Z$  augmente, le rayon atomique diminue et l'énergie d'ionisation augmente

- Un élément de rayon atomique plus élevé que A doit avoir un  $Z < 16$

**Par exemple: Al (  $Z = 13$  )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$**

- Un élément d'énergie d'ionisation plus élevé que A doit avoir un  $Z > 16$

**Par exemple: Cl (  $Z = 17$  )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$**