

Exercice 07 :

1- Les états quantiques de l'é et l'orbitale correspondante

$(3, 2, 1, +1/2) \longrightarrow n=3, l=2, m=1, s= +1/2$

L'orbitale correspondante 3d

$(5, 3, -2, +1/2) \longrightarrow n=5, l=3, m= -2, s= +1/2$

L'orbitale correspondante 5f

$(2, 1, -1, -1/2) \longrightarrow n=2, l=1, m= -1, s= -1/2$

L'orbitale correspondante 2p

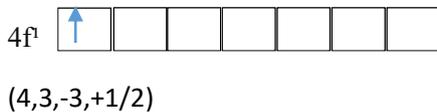
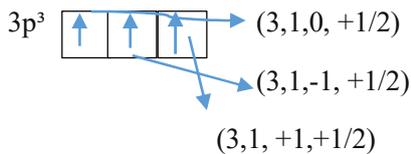
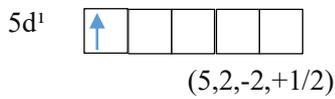
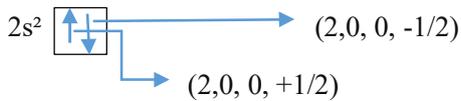
Les autres états sont impossibles ou non existants

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

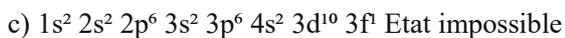
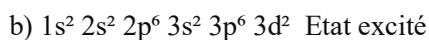
$(4, 0, -1, -1/2) \longrightarrow n=4, l=0, m=-1, s= -1/2$

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

2- Les états quantiques des électrons :



3- Les états excités, impossibles et fondamentaux



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

Exercice 8 :

1- Combien d'électrons, au maximum, peuvent contenir les orbitales atomiques s, p et d ? Justifier.

Une orbitale (de n, l et m donnés) peut contenir au maximum 2 électrons (les deux électrons possèdent alors un spin  $m_s$  différent, cf. principe d'exclusion de Pauli). S'il s'agit des sous-couches, la sous-couche s contient 2 électrons, la sous-couche p, 6 électrons, la d, 10 électrons.

2- Rappeler les règles de Klechkowski, Hund et Pauli :

- Règle de Klechkowski

Les sous-couches se remplissent par ordre croissant des valeurs de  $n+l$ . Pour 2 valeurs égales, c'est la sous-couche de plus petit n qui est remplie la première.

- Règle de Hund

L'état d'énergie le plus stable est celui où l'on trouve le maximum d'e-non appariés (célibataires) pour une sous-couche donnée (alignement des spins).

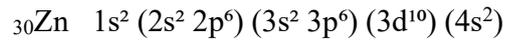
- Principe de Pauli

Dans un atome, deux électrons diffèrent par au moins un nombre quantique.

3- Donner la configuration électronique à l'état fondamental pour :  ${}_1\text{H}$  ;  ${}_4\text{Be}$  ;  ${}_7\text{N}$  ;  ${}_8\text{O}$  ;  ${}_{14}\text{Si}$  ;  ${}_{16}\text{S}$  ;  ${}_{13}\text{Al}$  ;  ${}_{26}\text{Fe}$  ;  ${}_{30}\text{Zn}$ ,  ${}_{19}\text{K}^+$ ,  ${}_{8}\text{O}^{2-}$

		Nombre d'électrons			
		célibataires	cœur	valence	
${}_1\text{H}$	$1s^1$		1	0	1
${}_4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$		0	2	2
${}_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$		3	2	5
${}_8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$		2	2	6
${}_{13}\text{Al}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$		1	10	3
${}_{14}\text{Si}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$		2	10	4
${}_{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$		2	10	6
${}_{26}\text{Fe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$		4	18	8
${}_{30}\text{Zn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$		0	28	2
${}_{19}\text{K}^+$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$		0	10	8
${}_{8}\text{O}^{2-}$	$1s^2 2s^2 2p^6$				

4- Calculer la charge nucléaire effective :



$$Z^* = Z - \sum \sigma_{ij}$$

$$Z_{4s}^* = Z - [1(0,35) + 10(0,85) + 8(0,85) + 8(1) + 2(1)] = 4,35$$

$$Z_{3d}^* = Z - [9(0,35) + 8(1) + 8(1) + 2(1)] = 8,85$$

2. En cas d'ionisation  $Z_{4s}^* < Z_{3d}^*$

Les électrons sur l'orbitale 4s subissent un effet de d'écran plus important que les électrons de l'orbitale 3d. La force qui les retient est donc plus faible que celle des électrons de l'orbitale 3d ; ceci explique pourquoi, en cas d'ionisation, les électrons 4s partent avant les électrons 3d.