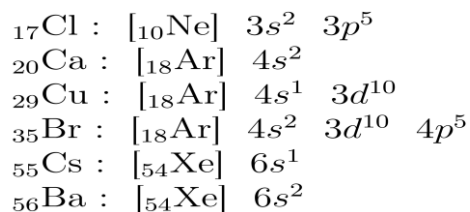


Exercice 1 :

Soient les atomes suivants : Chlore ($_{17}\text{Cl}$), Calcium ($_{20}\text{Ca}$), Cuivre ($_{29}\text{Cu}$), Brome ($_{35}\text{Br}$), Césium ($_{55}\text{Cs}$) et Baryum ($_{56}\text{Ba}$).

1. Configuration électronique à l'état fondamental de chacun des atomes cités :



2. La période, la colonne, le bloc, le sous-groupe, le groupe et la nature (la famille chimique) de ces atomes :

	Cl	Ca	Cu	Br	Cs	Ba
période	3	4	4	4	6	6
colonne	17	2	11	17	1	2
bloc	p	s	d	p	s	s
sous-groupe	A	A	B	A	A	A
groupe	VII_A	II_A	I_B	VII_A	I_A	II_A
famille chimique	halogène (non métal)	métal alcalino-terreux	métal de transition	halogène (non métal)	métal alcalin	métal alcalino-terreux

3. Dans le tableau périodique des éléments, le rayon atomique (R) diminue suivant une même ligne (période) en allant de gauche vers la droite.

Suivant une même colonne (même groupe), R augmente en allant du haut vers le bas.

L'énergie d'ionisation (E_i) varie inversement avec R.

Classement des atomes cités, par ordre croissant du rayon atomique (R)

	colonne 1	colonne 2	colonne 11	colonne 17
ligne 3				Cl
ligne 4		Ca	Cu	Br
ligne 6	Cs	Ba		

Ordre croissant de R

$\text{Cl} < \text{Br} ; \text{Br} < \text{Cu} < \text{Ca} ; \text{Ca} < \text{Ba} ; \text{Ba} < \text{Cs}$

Donc : $\text{Cl} < \text{Br} < \text{Cu} < \text{Ca} < \text{Ba} < \text{Cs}$

Ordre croissant de E_i

$\text{Cs} < \text{Ba} < \text{Ca} < \text{Cu} < \text{Br} < \text{Cl}$

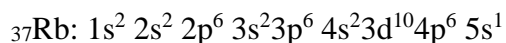
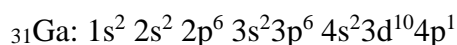
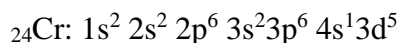
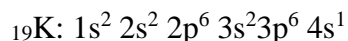
Solution de la série 3

4. Représentation des électrons de valence du Calcium (${}_{20}\text{Ca}$) dans des cases quantiques et détermination des valeurs des quatre nombres quantiques : n , l , m et s de ces électrons.

$$\begin{array}{rcl}
 & & 4s \\
 & & \uparrow \downarrow \\
 n = & 4 & 4 \\
 l = & 0 & 0 \\
 m = & 0 & 0 \\
 s = & +\frac{1}{2} & -\frac{1}{2}
 \end{array}$$

Exercice 2 :


1/ la configuration électronique des éléments :




2/ le Tableau

Element	Période	Groupe	Bloc	colonne
${}_{19}\text{K}$	4	I _A	s	1
${}_{24}\text{Cr}$	4	VI _B	d	6
${}_{31}\text{Ga}$	4	III _A	p	13
${}_{37}\text{Rb}$	5	I _A	s	1

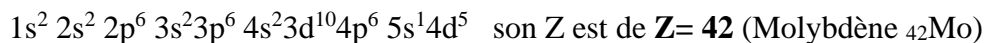
3/ les nombres quantiques caractéristiques des électrons de valence des éléments ${}_{19}\text{K}$ et ${}_{55}\text{Cs}$:

Pour ${}_{19}\text{K}$ la couche de valence est de $4s^1$  les nombres quantiques pour cet électron de valence sont : $n = 4$ $l = 0$ $m = 0$ $s = +1/2$.

Pour ${}_{55}\text{Cs}$ la configuration électronique est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$.

La couche de valence de cet élément est $6s^1$  les nombres quantiques pour cet électron de valence sont : $n = 6$ $l = 0$ $m = 0$ $s = +1/2$.

4/ Un élément X appartient à la période du ${}_{37}\text{Rb}$ (c'est à dire $n = 5$) et au groupe de ${}_{24}\text{Cr}$ (groupe VI_B) donc la configuration électronique de cet élément est de :



Exercice 3 :

- Le numéro atomique de Ge : ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^2$ donc $Z = 32$.
- La position du Ge dans le tableau périodique : période $n=4$, groupe IV_A bloc p et colonne 14.
- Les électrons de valence : la couche de valence est de $4s^2 4p^2$ alors le nombre d'électrons de valence est **4é**.

4. Les nombres quantiques des électrons de valence (**deux électrons de la sous couche s et deux électrons célibataires de la sous couche p**) sont :

1^{er} électron de la sous couche 4s : $n=4, l=0, m=0$ et $s=+1/2$

2^{ième} électron de la sous couche 4s : $n=4, l=0, m=0$ et $s=-1/2$.

1^{er} électron de la sous couche 4p : $n=4, l=1, m=-1$ et $s=+1/2$.

2^{ième} électron de la sous couche 4s : $n=4, l=1, m=0$ et $s=+1/2$.

5. La configuration électronique de Si est de : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ donc ($Z=14$).

Exercice 4:

1. La configuration électronique de A, B et C :

A groupe I_A et période $n=3$ donc sa configuration est de : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ($Z=11, {}_{11}\text{Na}$).

B groupe I_A et période $n=4$ donc sa configuration est de : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ($Z=19, {}_{19}\text{K}$).

C groupe I_A et période $n=3$ donc sa configuration est de : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ($Z=17, {}_{17}\text{Cl}$).

2. Prédiction de l'ion le plus stable susceptible de se former :

Pour Na l'ion le plus stable est le Na^+ .

Pour K l'ion le plus stable est le K^+ .

Pour Cl l'ion le plus stable est le Cl^- .

3. Attribution du rayon atomique et énergie d'ionisation pour chaque élément :

Dans le tableau périodique des éléments, le rayon atomique (R) diminue suivant une même ligne (période) en allant de gauche vers la droite.

Suivant une même colonne, R diminue en allant du bas vers le haut.

L'énergie d'ionisation (E_i) varie inversement avec R.

$R_K > R_{Na} > R_{Cl}$ Donc $R_K = 1,87 \text{ \AA}$, $R_{Na} = 1,33 \text{ \AA}$ et $R_{Cl} = 0,95 \text{ \AA}$.

Pour l'énergie d'ionisation elle varie dans le sens contraire au rayon atomique

$E_{iK} < E_{iNa} < E_{iCl}$ Donc $E_{iCl} = 300 \text{ kCal/mol}$, $E_{iNa} = 119 \text{ kCal/mol}$ et $E_{iK} = 100 \text{ kCal/mol}$

II. Le numéro atomique de chacun des éléments :

D appartient au groupe VIIA et a la période 2 alors sa configuration électronique est de :

$1s^2 2s^2 2p^5$ donc $a/2 = 9$ alors $a=18$.

Par conséquent le numéro atomique de D est de $Z=9$, $1s^2 2s^2 2p^5$

Le numéro atomique de E est de $Z=16$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Le numéro atomique de F est de $Z=17$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Solution de la série 3

Le numéro atomique de G est de $Z=18$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

L'élément le plus électronégatif:

L'élément G n'a pas d'électronégativité (c'est un gaz rare)

Dans le tableau périodique des éléments, l'électronégativité augmente suivant une même ligne (période) en allant de gauche vers la droite.

Suivant une même colonne (même groupe), l'électronégativité augmente en allant du haut vers le bas. $\chi_E < \chi_F < \chi_D$