

Série N°4 d'Atomistique

Exercice I

- 1) Calculer l'énergie d'ionisation de l'atome du Fluore ${}_9\text{F}$ en eV.
- 2) Calculer les potentiels de 1^{ère} ionisation de ${}_{11}\text{Na}$ et ${}_{17}\text{Cl}$.

Quelle conclusion peut-on tirer des résultats numériques trouvés ?

Les valeurs des constantes d'écran σ sont données dans le tableau suivant :

		Groupe de Slater	
		e_i	e_j
Groupe de Slater	e_i	1s	2s 2p
		0,30	
	1s	0,85	0,35
	2s 2p		

Exercice II

On considère les éléments suivants : ${}_9\text{A}$, ${}_{11}\text{B}$, ${}_{13}\text{C}$, ${}_{17}\text{D}$, ${}_{20}\text{E}$, ${}_{24}\text{F}$, et ${}_{36}\text{G}$

- 1) Indiquer pour chaque élément : la période, le nom du groupe ou famille, la structure externe et le bloc d'appartenance.
- 2) Quels sont ceux qui possèdent des propriétés analogues ?
- 3) Classer ces éléments par ordre d'électronégativité croissante.
- 4) Comparer les rayons atomiques (r_A) de ces éléments.

Exercice III

On considère deux éléments ${}_{Z_1}^{A_1}\text{X}_1$ et ${}_{Z_1}^{A_2}\text{X}_2$ appartenant au même élément chimique X. ce dernier est situé à la 2^{ème} ligne du tableau périodique et appartient à la famille VIB, la famille des Chalcogènes.

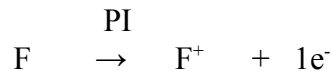
- 1) Quel est le nombre d'électrons que possèdent les atomes de l'élément X sur leur couche externe.
- 2) Ecrire la formule électronique des atomes de l'élément X.
- 3) Quel est le nombre total d'électrons que possèdent les atomes de l'élément X ? en déduire le nom de l'élément X.

- 4) Donner la constitution des atomes X_1 et X_2 , sachant que : $A_1 = 16$ et $A_2 = 17$. Comment appelle-t-on le rapport qui existe entre ces deux atomes.

Corrigé de la Série N°4 d'Atomistique

Exercice I

1) Le potentiel d'ionisation ou l'énergie d'ionisation représente l'énergie nécessaire pour arracher un e^- au Fluore.



$$\text{PI} = E_{\text{F}^+} - E_{\text{F}}$$

$$\begin{aligned} {}_9\text{F} : 1s^2 2s^2 2p^5 & \quad \square \quad E_{\text{F}} = 2 E_{1s} + 7 E_{2s2p} \\ {}_9\text{F}^+ : 1s^2 2s^2 2p^4 & \quad \square \quad E_{\text{F}^+} = 2 E_{1s} + 6 E_{2s2p} \end{aligned}$$

$E_{\text{F}} ?$

- Calcul de E_{1s}

$$E_{1s} = -13,64 \frac{(Z_{1s}^*)^2}{n^2} \quad (\text{eV}) \quad (1)$$

Détermination de Z_{1s}^*

$$Z_{1s}^* = Z - (1 \cdot \sigma_{1s/1s}) = 9 - (1 \times 0,30) = 8,7$$

$$\text{D'après (1): } E_{1s} = -13,64 \frac{(8,7)^2}{1^2} = -1032,41 \text{ eV}$$

- Calcul de E_{2s2p}

$$E_{2s2p} = -13,64 \frac{(Z_{2s2p}^*)^2}{n^2} \quad (\text{eV}) \quad (2)$$

Détermination de Z_{2s2p}^*

$$Z_{2s2p}^* = Z - (2 \times \sigma_{1s/2s2p} + 6 \times \sigma_{2s2p/2s2p}) = 9 - (2 \times 0,85 + 6 \times 0,35) = 5,2$$

$$\text{D'après (2): } E_{2s2p} = -13,64 \frac{(5,2)^2}{2^2} = -92,20 \text{ eV}$$

$$E_{\text{F}} = 2 E_{1s} + 7 E_{2s2p} = 2 \times (-1032,41) + 7 \times (-92,20) = -2710,22 \text{ eV}$$

$E_{\text{F}^+} ?$

- Calcul de E_{1s} (même raisonnement que pour E_{F})

- Calcul de E'_{2s2p}

$$E'_{2s2p} = -13,64 \frac{(Z_{2s2p}^*)^2}{n^2} \quad (\text{eV})$$

(2')

Détermination de Z_{2s2p}^*

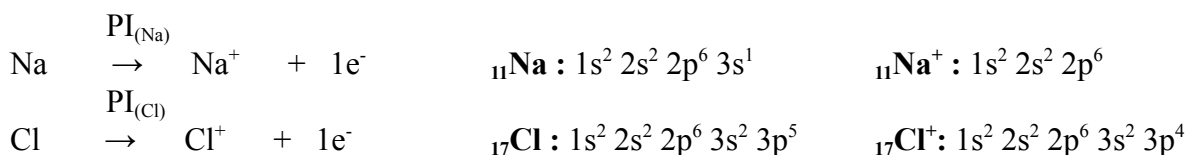
$$Z_{2s2p}^* = Z - (2 \times \sigma_{1s/2s2p} + 5 \times \sigma_{2s2p/2s2p}) = 9 - (2 \times 0,85 + 5 \times 0,35) = 5,55$$

$$\text{D'après (2') : } E'_{2s2p} = -13,64 \frac{(5,55)^2}{2^2} = -105,03 \text{ eV}$$

$$E_{F^+} = 2 E_{1s} + 6 E'_{2s2p} = 2 \times (-1032,41) + 6 \times (-105,03) = -2695,04 \text{ eV}$$

$$PI(F) = E_{F^+} - E_F = -2695,04 + 2710,22 = \underline{\underline{15,18 \text{ eV}}}$$

2) Les potentiels de la 1^{ère} ionisation de $_{11}\text{Na}$ et $_{17}\text{Cl}$ (en eV)



$$PI_{(\text{Na})} = E_{\text{Na}^+} - E_{\text{Na}}$$

$$PI_{(\text{Cl})} = E_{\text{Cl}^+} - E_{\text{Cl}}$$

Calcul de $PI_{(\text{Na})}$

$$E_{\text{Na}} = 2 E_{1s} + 8 E_{2s2p} + 1 E_{3s}$$

$$E_{\text{Na}^+} = 2 E_{1s} + 8 E_{2s2p}$$

$$\rightarrow PI_{(\text{Na})} = 2 E_{1s} + 8 E_{2s2p} - 2 E_{1s} - 8 E_{2s2p} - 1 E_{3s}$$

$$\rightarrow PI_{(\text{Na})} = -1 E_{3s}$$

$E_{3s} ?$

$$E_{3s} = -13,64 \frac{(Z_{3s}^*)^2}{n^2} \quad (\text{eV})$$

$$Z_{3s}^* = Z - (2 \times \sigma_{1s/3s} + 8 \times \sigma_{2s2p/3s} + 0 \times \sigma_{3s/3s}) = 11 - (2 \times 1 + 8 \times 0,85 + 0 \times 0,35) = 2,2$$

$$E_{3s} = -13,64 \frac{(2,2)^2}{3^2} = -7,33 \text{ eV}$$

$$\underline{\underline{PI(\text{Na}) = -1 E_{3s} = 7,33 \text{ eV}}}$$

Calcul de $PI_{(\text{Cl})}$

$$E_{\text{Cl}^+} = 2 E_{1s} + 8 E_{2s2p} + 6 E_{3s3p}$$

$$E_{\text{Cl}} = 2 E_{1s} + 8 E_{2s2p} + 7 E'_{3s3p}$$

$$\rightarrow \text{PI}_{(\text{Cl})} = E_{\text{Cl}}^+ - E_{\text{Cl}} = 2 E_{1s} + 8 E_{2s, 2p} + 6 E_{3s, 3p} - 2 E_{1s} - 8 E_{2s, 2p} - 7 E'_{3s, 3p}$$

$$\rightarrow \text{PI}_{(\text{Cl})} = 6 E_{3s, 3p} (\text{Cl}^+) - 7 E'_{3s, 3p} (\text{Cl})$$

$$E'_{3s, 3p} (\text{Cl})$$

$$E'_{3s, 3p} = -13,64 \frac{(Z_{3s, 3p}^*)^2}{n^2} \text{ (eV)}$$

$$Z_{3s, 3p}^* = Z - (2 \times \sigma_{1s/3s, 3p} + 8 \times \sigma_{2s, 2p/3s, 3p} + 6 \times \sigma_{3s, 3p/3s, 3p}) = 17 - (2 \times 1 + 8 \times 0,85 + 6 \times 0,35) = 6,1$$

$$E'_{3s, 3p} = -13,64 \frac{(6,1)^2}{3^2} = -56,39 \text{ eV}$$

$$E_{3s, 3p} ? (\text{Cl}^+)$$

$$Z_{3s, 3p}^* = Z - (2 \times \sigma_{1s/3s, 3p} + 8 \times \sigma_{2s, 2p/3s, 3p} + 5 \times \sigma_{3s, 3p/3s, 3p}) = 17 - (2 \times 1 + 8 \times 0,85 + 5 \times 0,35) = 6,45$$

$$E_{3s, 3p} = -13,64 \frac{(6,45)^2}{3^2} = -63,05 \text{ eV}$$

$$\rightarrow \text{PI}_{(\text{Cl})} = 6 (-63,05) - 7 (-56,39)$$

$$\text{PI} (\text{Cl}) = 16,43 \text{ eV}$$

Conclusion :

On remarque que : $\text{PI} ({}_{11}\text{Na}) < \text{PI} ({}_{17}\text{Cl})$, le Sodium fait partie de la famille des alcalino-terreux facilement ionisables.

Le Chlore fait partie de la famille des halogènes difficilement ionisables (Elément électronégatif), libère difficilement un e^- , mais il est par contre capable d'accepter un e^- facilement (grande affinité électronique).

Exercice II

1)

	Configuration électronique	Période	Nom du groupe ou famille	Structure externe	Bloc
${}_9\text{A}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$2^e (n = 2)$	Groupe VIIB ($2s^2 2p^5$), famille des Halogènes	$ns^2 np^5$	p
${}_{11}\text{B}$	$[\text{Ne}] 3s^1$	$3^e (n = 3)$	Groupe IA ($3s^1$) Famille des métaux alcalins	ns^1	s
${}_{13}\text{C}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	$3^e (n = 3)$	Groupe III B ($3s^2 3p^1$)	$ns^2 np^1$	p

$_{17}\text{D}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$3^{\text{e}} (n = 3)$	Groupe VII B ($3s^2 3p^5$) Famille des Halogènes	$ns^2 np^5$	p
$_{20}\text{E}$	$[\text{Ar}] 4s^2$	$4^{\text{e}} (n = 4)$	Groupe II A ($4s^2$) Famille des métaux alcalino-terreux	ns^2	s
$_{24}\text{F}$	$[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$ (stabilité du sous niveau d, à moitié rempli)	$4^{\text{e}} (n = 4)$	Groupe VIA ($4s^1 3d^5$) Famille des métaux de transition	$ns^2 (n-1)d^x$ $3d^5 4s^1$ (Exception Klechkowski)	d
$_{36}\text{G}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$4^{\text{e}} (n = 4)$	Groupe VIII B ou 0 ($4s^2 4p^6$) Famille des gaz rares	$ns^2 np^6$	p

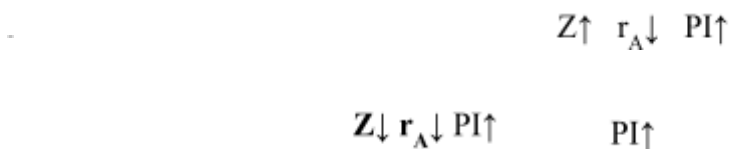
2) **A** et **D** présentent des propriétés analogues puisqu'ils appartiennent à la même famille.

3) **E < F < G < B < C < D < A**

(A est l'élément le plus électronégatif)

Dans la classification périodique, l'électronégativité croît de bas en haut dans une colonne et de gauche à droite dans une période.

4) **A < D < C < B < G < F < E** (Ordre croissant de r_A)



Exercice III

1) Le nombre d'électrons que possèdent les atomes de l'élément X sur leur couche externe est **6 e- (famille VI B).**

2) X appartient au **bloc p** qui est caractérisé par une structure externe **$ns^2 np^x$**

Sachant que X appartient à la 2^{ème} période $\rightarrow n = 2$ et contient 6 e- de valence

$\rightarrow [\text{He}] 2s^2 2p^4$

3) L'élément X contient 8 e- $\rightarrow Z = 8$, Il s'agit de l'**Oxygène**.

4) Atome X_1 : 8 protons ; $16 - 8 = 8$ neutrons ; 8 électrons

Atome X_2 : 8 protons ; $17 - 8 = 9$ neutrons ; 8 électrons

Ces deux atomes ont le même numéro atomique (même nombre de protons) mais un nombre de masse différent (nombre de neutrons différents). Ces deux atomes sont des **isotopes de**

l'oxygène : $^{16}_8\text{O}$ et $^{17}_8\text{O}$