

Série №4 d'Atomistique

Exercice I

- 1) Calculer l'énergie d'ionisation de l'atome du Fluore ${}_{9}F$ en eV.
- 2) Calculer les potentiels de 1^{ère} ionisation de ${}_{11}Na$ et ${}_{17}Cl$.

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

Exercice II

On considère les éléments suivants : ${}_{9}A$, ${}_{11}B$, ${}_{13}C$, ${}_{17}D$, ${}_{20}E$, ${}_{24}F$, et ${}_{36}G$

- 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 ${}_{Z_1}^{A_1}X_1$ et ${}_{Z_2}^{A_2}X_2$ 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.



$$\text{PI} = E_F^+ - E_F$$

$${}_9\text{F} : 1s^2 2s^2 2p^5 \quad \square \quad E_F = 2 E_{1s} + 7 E_{2s2p}$$

$${}_9\text{F}^+ : 1s^2 2s^2 2p^4 \quad \square \quad E_F^+ = 2 E_{1s} + 6 E_{2s2p}$$

E_F ?

- **Calcul de E_{1s}**

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

(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}**

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

(2)

Détermination de Z_{2s2p}^*

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

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

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

E_F^+ ?

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

- **Calcul de E'_{2s2p}**

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

(2')

Détermination de Z_{2s2p}^*

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

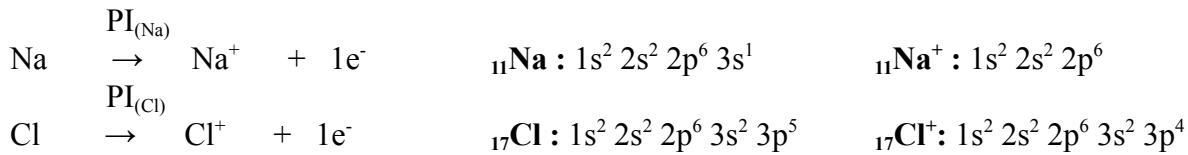
$$\frac{(5,55)^2}{2^2}$$

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

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

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

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



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

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

Calcul de $\text{PI}_{(\text{Na})}$

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

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

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

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

$$E_{3s} ?$$

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

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

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

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

Calcul de $\text{PI}_{(\text{Cl})}$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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 inionisables (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 A	[He] 2s ² 2p ⁵	2 ^e (n = 2)	Groupe VII B (2s ² 2p ⁵), famille des Halogènes	ns ² np ⁵	p
₁₁ B	[Ne] 3s ¹	3 ^e (n = 3)	Groupe IA (3s ¹) Famille des métaux alcalins	ns ¹	s
₁₃ C	[Ne] 3s ² 3p ¹	3 ^e (n = 3)	Groupe III B (3s ² 3p ¹)	ns ² np ¹	p

₁₇ D	[Ne] 3s ² 3p ⁵	3 ^e (n = 3)	Groupe VII B (3s ² 3p ⁵) Famille des Halogènes	ns ² np ⁵	p
₂₀ E	[Ar] 4s ²	4 ^e (n = 4)	Groupe II A (4s ²) Famille des métaux alcalino-terreux	ns ²	s
₂₄ F	[Ar] 3d ⁵ 4s ¹ (stabilité du sous niveau d, à moitié rempli)	4 ^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 G	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	4 ^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)

$$Z \uparrow \quad r_A \downarrow \quad PI \uparrow$$

$$Z \downarrow \quad r_A \downarrow \quad PI \uparrow \quad \quad \quad PI \uparrow$$

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 **ns² np^x**

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

$$\rightarrow [He] 2s^2 2p^4$$

3) L'élément X contient 8 e- → 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 $^{17}_8\text{O}$