

Évolution des propriétés atomiques dans la classification périodique des éléments (Correction)

I. Energie d'ionisation

1) Première ionisation

b) Analyse selon une ligne

- ☞ A l'aide de la banque de données, compléter le tableau ci-dessous correspondant aux atomes de la seconde période.

Atomes	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
EI_1 (kJ/mol)	520,2	899,5	800,6	1087	1402	1314	1681	2081

- ☞ Quelle est l'évolution de l'énergie de première ionisation au sein d'une ligne ?

L'énergie d'ionisation a tendance à augmenter de gauche à droite au sein d'une ligne.

c) Analyse selon une colonne

- ☞ A l'aide de la banque de données, compléter le tableau ci-dessous correspondant aux atomes de la seconde période.

Atomes	EI_1 (kJ/mol)
F	1681
Cl	1251
Br	1140
I	1008
At	887,7

- ☞ Quelle est l'évolution de l'énergie de première ionisation au sein d'une colonne ?

L'énergie d'ionisation augmente de bas en haut au sein d'une colonne.

2) Autres ionisations

b) Evolution

- ☞ A l'aide de la banque de données, compléter le tableau ci-dessous correspondant à l'atome de carbone (en kJ/mol).

EI_1	EI_2	EI_3	EI_4	EI_5
1087	2353	4621	6223	37831

- ☞ Expliquer l'évolution des énergies d'ionisation successives pour cet atome

Pour un atome, ces énergies d'ionisation sont toujours positives et augmentent rapidement car les électrons arrachés sont de plus en plus liés au noyau.

3) Applications

- a) L'énergie de première ionisation, notée EI_1 , est l'énergie minimale qu'il faut fournir à l'atome gazeux dans son état fondamental pour lui arracher un électron.

b) $EI_1 = 21,5 \times 1,6 \times 10^{-19} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ J.mol}^{-1} = 2,1 \times 10^3 \text{ kJ.mol}^{-1}$

c) $EI_1 > 0$ donc $E(\text{Ne}^+) > E(\text{Ne})$: le cation obtenu (Ne^+) est moins stable que l'atome initial (Ne).

d) Le néon possède une configuration électronique saturée qui lui assure une grande stabilité (gaz noble). Il perd donc difficilement un électron (EI_1 élevée).

II. Affinité électronique

1) Energie d'attachement électronique

On constate que ces énergies d'attachement électronique successives (E_{atti} avec $i > 1$) sont toujours positives.

☞ Proposer une explication.

Ces énergies d'attachement électronique successives (E_{atti} avec $i > 1$) sont toujours positives (réactions endothermiques) par suite de la répulsion coulombienne entre l'anion et l'électron que l'on veut lui attacher.

2) Affinité électronique

L'évolution de l'affinité électronique est plus difficile à interpréter que celle de l'énergie d'ionisation. On peut cependant remarquer que les halogènes (17^{ème} colonne) sont les atomes qui fixent le plus facilement un électron supplémentaire (A.E. > 0 élevée) pour donner des ions halogénures (F^- , Cl^- , Br^- , I^-). Par contre les gaz nobles (18^{ème} colonne) et les alcalino-terreux (2^{ème} colonne) fixent difficilement un nouvel électron (A.E. < 0 faible).

☞ Proposer une explication.

Les halogènes fixent facilement un électron car ils obtiennent ainsi la configuration électronique saturée stable du gaz noble qui suit. Par contre les gaz nobles et les alcalino-terreux possèdent une configuration électronique saturée stable et de ce fait fixent difficilement un électron.

3) Applications

a) L'énergie de premier attachement électronique, notée E_{att1} , est l'énergie mise en jeu lors de la capture d'un électron par un atome gazeux. L'affinité électronique, notée A.E., vérifie $A.E. = -E_{att1}$ et traduit la capacité d'un atome à fixer un électron.

b) $E_{att1} = -A.E = -\frac{3,5 \times 10^2 \times 10^3}{1,6 \times 10^{-19} \times 6,02 \times 10^{23}} = -3,6 \text{ eV}$

c) $E_{att1} < 0$ donc $E(\text{Cl}^-) < E(\text{Cl})$: l'anion obtenu (Cl^-) est plus stable que l'atome initial (Cl).

d) Le chlore fixe facilement un électron ($E_{att1} < 0$ soit A.E. > 0 élevée) car l'anion obtenu possède la configuration électronique saturée stable du gaz noble qui suit.

III. Électronégativité

4) Applications

- **Électronégativité de Mulliken de l'oxygène**

a) L'électronégativité, notée χ , est une grandeur sans dimension qui traduit la capacité d'un atome à attirer vers lui le doublet d'électrons qui le lie à un autre atome. L'électronégativité de Mulliken est

définie par : $\chi = k_M \left(\frac{EI_1 + A.E.}{2} \right)$

b) $E_{att1} = -A.E = EI_1 - 2\chi = 13,6 - 2 \times 7,54 = -1,48 eV$

$$E_{att1} = -1,48 \times 1,6 \times 10^{-19} \times 6,02 \times 10^{23} J.mol^{-1} = -1,43 \times 10^2 kJ.mol^{-1}$$

c) $\chi = k_M \left(\frac{EI_1 + A.E.}{2} \right)$ et $\chi' = k'_M \left(\frac{EI_1 + A.E.}{2} \right)$ d'où $k'_M = k_M \frac{\chi'}{\chi}$ soit $k'_M = \frac{3,44}{7,54} = 0,46 eV^{-1}$.

- **Évolution de l'électronégativité**

a)

Atomes	$EI_1 (kJ / mol)$	$EI_1 (eV)$	$A.E. (kJ / mol)$	$A.E. (eV)$
Na	496	5,2	52,9	0,55
Cl	1251	13	349	3,6

b) Le sodium est un alcalin et le chlore est un halogène.

c) D'après la formule de Mulliken $\chi = k_M \left(\frac{EI_1 + A.E.}{2} \right)$ il vient : $\chi(Na) = 2,9$ et $\chi(Cl) = 8,3$.

d) $\chi(Cl) > \chi(Na)$: le chlore est plus électronégatif que le sodium.

e) Le sodium possède l'électronégativité la plus faible traduisant sa facilité à céder un électron (EI_1 faible) et sa difficulté à en capter (A.E. faible) : c'est donc l'atome au caractère réducteur le plus marqué.