

Exercice 1 :

Soit les quatre éléments Na, Mg, O et P.

1. Lequel a le plus grand rayon atomique ?
2. Lequel a l'affinité électronique la plus négative ?
3. Classez ces éléments par ordre croissant d'énergie de première ionisation. En déduire le même classement pour leur électronégativité.

Exercice 2 :

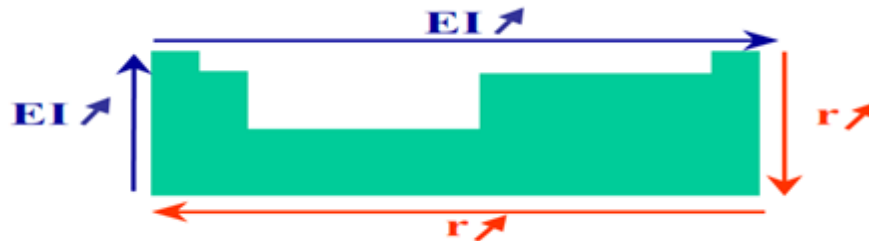
On donne les énergies d'ionisation des atomes suivants :

H	He	Li	Be	C	F	Na	K	
Z	1	2	3	4	6	9	11	19
E(e.V)	13,53	22,46	5,36	9,28	11,21	17,34	5,12	4,32

1. Comment expliquer l'évolution des premières énergies d'ionisation de H à He, de Li à F et entre Li, Na, K.
2. En déduire le sens de variation des rayons atomiques lorsque le nombre de protons (Z augmente.)

Solution :

Exercice 1 :



Selon le schéma :

- 1- Na possède le rayon atomique le plus grand
- 2- O est d'affinité électronique la plus négative
- 3- Classement par ordre croissant d'énergie de première ionisation : $\text{Na} < \text{Ag} < \text{P} < \text{O}$
 E_{i1} et $E.N$ varient dans le même sens

Exercice 2 :

1. Dans une période du tableau périodique, le nombre de couche(n) est constant, Z augmente, l'effet d'écran varie peu, les électrons ont tendance à être plus attirés par le noyau et par conséquent le rayon diminue et l'énergie d'ionisation croît de la gauche vers la droite.

$$I(\text{He}) > I(\text{H}) \quad \text{et} \quad I(\text{F}) > \dots > \dots > I(\text{Li})$$

Dans une même colonne (ou groupe) du tableau périodique, quand le numéro de la période (n) augmente, le rayon atomique croît et l'énergie d'ionisation diminue du haut vers le bas.

Nous avons donc :

$$I(\text{Li}) > I(\text{Na}) > I(\text{K})$$

2. Le rayon atomique augmente dans un même groupe du haut vers le bas et dans une même période de la droite vers la gauche (voir exercice V.8)