

Corrigé exercice 8

ATTRIBUTION D'ÉNERGIES DE PREMIÈRE ET DE DEUXIÈME IONISATION

1) On commence par **écrire la configuration électronique** des éléments proposés et par en déduire leur localisation dans le tableau périodique.

On trouve :

- deux métaux alcalins (colonne 1) : Li : $1s^2 2s^1$ et Na : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;
- un métal alcalino-terreux (colonne 2) : Ca : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$;
- un non-métal intermédiaire (dans la colonne 13, la première du bloc p) : B : $1s^2 2s^2 2p^1$;
- un halogène (colonne 17) : F : $1s^2 2s^2 2p^5$;
- un gaz noble (colonne 18) : Ne : $1s^2 2s^2 2p^6$.

On sait que l'énergie de première ionisation augmente de gauche à droite dans le tableau périodique, et que l'écart est très important entre les premières et les dernières colonnes.

Par conséquent, on peut attribuer les couples (5,14 ; 47,29), (5,39 ; 75,62) et (6,11 ; 11,87) aux alcalins et alcalino-terreux (colonnes 1 et 2), et les couples (17,42 ; 34,98) et (21,51 ; 41,07) aux halogènes ou gaz rares (colonnes 17 et 18).

Les alcalins ne possèdent qu'un électron de valence ; ils doivent donc posséder une énergie de deuxième ionisation très élevée par rapport à la première.

Le calcium possède, lui, deux électrons de valence, l'écart entre les deux premières énergies d'ionisation doit être donc beaucoup moins important que pour les alcalins : d'où :

Ca : (6,11 ; 11,87)

Pour trancher entre les deux alcalins, on sait que **l'énergie d'ionisation diminue quand on descend dans une colonne**, donc :

Li : (5,39 ; 75,62) et Na : (5,14 ; 47,29)

Rappel : pour l'interpréter (ce n'était pas demandé), on rappellerait que $Z(\text{Na}) = Z(\text{Li}) + 8$, mais que ceci est compensé par le fait que le sodium a 8 électrons de cœur de plus que le lithium. La charge ressentie par l'électron de valence est donc peu différente dans les deux cas. Par contre, le nombre quantique principal de la couche de valence est plus élevé pour le sodium, d'où un électron de valence plus éloigné du noyau, plus facile à arracher.

$E_i(\text{F}) < E_i(\text{Ne})$ car il y a **augmentation de l'énergie d'ionisation de gauche à droite dans une ligne**.

Rappel : la charge nucléaire Z augmente de gauche à droite dans une ligne alors que les électrons de cœur qui la masquent sont les mêmes. La charge ressentie par les électrons de valence est donc de plus en plus forte.

Donc F : (17,42 ; 34,98) et Ne : (21,51 ; 41,07)

Il reste le bore, B : (8,30 ; 25,15)

Remarque : la deuxième ionisation du bore semble particulièrement élevée par rapport à la première. Ce n'est pas une vraie rupture comme dans le cas des alcalins, mais c'est une conséquence du fait que le deuxième électron ôté provient de l'orbitale $2s$ alors que le premier provenait de $2p$.

2) Parmi les éléments de la liste précédente, les métaux sont très facilement ionisables en cations :

- les métaux **alcalins**, Li et Na, possédant **un unique électron de valence** et une énergie d'ionisation relativement faible, donc donnant facilement les ions $\boxed{\text{Li}^+}$ et $\boxed{\text{Na}^+}$.
- un métal **alcalino-terreux**, Ca, possédant **deux électrons de valence** et des énergies de première et deuxième ionisation assez faibles, donc donnant facilement l'ion $\boxed{\text{Ca}^{2+}}$.

Le bore possède trois électrons de valence, on peut donc envisager de former facilement l'ion $\boxed{\text{B}^{3+}}$.

Le fluor et le néon ont, quant à eux, une très forte énergie d'ionisation ; ils ne donnent pas couramment de cations.

Par contre, le fluor a une relativement forte affinité électronique car c'est un halogène. Il donne donc facilement l'anion F^- en complétant sa couche de valence pour acquérir la configuration électronique du néon. Ce dernier étant un gaz noble, sa configuration électronique est particulièrement stable : il ne donne ni anion ni cation.