

Exercices 5

Exercice 5.1

- Comment évoluent les rayons atomiques, le long d'une période du tableau périodique ?
- Et dans un groupe ?
- Pour un même noyau atomique, que devient le rayon si un électron est enlevé ? Et si un électron est ajouté ? Pourquoi ?
- Sans chercher leurs rayons, classer les atomes suivants par ordre croissant de rayons atomiques : Se, Sr, Te, F, Br et Cs.
- Indiquez lequel est le plus grand dans chaque couple suivant : B/F, Cs/Cl, O/Te, B^{3+}/F^- , Cs^+/Cl^- , O^{2-}/Te^{2-} ?

Solution:

- Comme la charge nucléaire effective Z_{eff} grandit de gauche à droite dans une période (on peut le vérifier par les règles de Slater) les électrons sont plus attirés vers les noyaux et donc les rayons atomiques diminuent.
- Les rayons atomiques grandissent en descendant un groupe.
- Si on enlève un électron, le rayon diminue (moins d'électrons, Z_{eff} plus grande). Si on ajoute un électron, le rayon augmente (plus d'électrons, Z_{eff} diminuée).
- Avec les règles a) et b) on trouve :
 $F(2, 17) < Br(4, 17) < Se(4, 16) < Te(5, 16) < Sr(5, 2) < Cs(6, 1)$
- $B > F$ (règle a)
 $Cs > Cl$ (Cs a beaucoup plus d'électrons, puisqu'il est dans une période plus basse du tableau périodique)
 $Te > O$ (règle b)
 $F^- > B^{3+}$ (règle a et c)
 $Cl^- > Cs^+$ (règle c pour chaque atome ; $r(Cs^+) = 170$ pm et $r(Cl^-) = 181$ pm)
 $Te^{2-} > O^{2-}$ (la règle b est valide tant que les atomes ont la même charge).

Exercice 5.2

La taille de l'anion Cl^- est-elle plus proche de la taille du cation Li^+ , Na^+ ou K^+ ? Pourquoi ?

Solution:

En prenant un électron supplémentaire, le chlore aura le même nombre d'électrons que l'argon, ce qui est aussi le cas du potassium lorsqu'il perd un électron. Cl^- est donc plus proche de la taille du cation K^+ .

Exercice 5.3

Sans chercher les valeurs numériques, classez les atomes suivants par ordre croissant de leur première énergie de ionisation: Se, Sr, Te, F, Br and Cs.

Solution:

Les tendances pour les premières énergies d'ionisations sont l'inverse des tendances pour les rayons atomiques. La raison est purement électrostatique : un rayon plus grand signifie que l'électron le plus haut en énergie est plus éloigné du noyau. La force électrostatique qui le retient est donc plus faible que pour un électron dans un atome plus petit. Donc on trouve :
 $Cs(6, 1) < Sr(5, 2) < Te(5, 16) < Se(4, 16) < Br(4, 17) < F(2, 17)$

Exercice 5.4

Doit-on fournir de l'énergie à un atome de soufre en phase gazeuse pour qu'il capte un électron ? Et pour qu'il en capte un deuxième ?

Solution:

Les tendances Selon le tableau des affinités électroniques, la formation de l'anion monochargé S^- dégage de l'énergie puisque son affinité électronique est positive.

Par contre, l' E_a du soufre pour la formation de l'anion dichargé vaut -532 kJ/mol (négative). Donc le soufre libère de l'énergie lorsqu'il capte son premier électron, mais il faut lui fournir de l'énergie pour qu'il en capte un deuxième.

Exercice 5.5

Quels sont les ions les plus probables formés par Li, Br, Ca, Ti ? Pourquoi ces ions sont-ils les plus probables ?

Solution:

Les ions les plus probables sont ici ceux qui ont la configuration électronique du gaz noble le plus proche, donc : Li^+ ([He]) ; Br^- ([Kr]) ; Ca^{2+} ([Ar]) ; Ti^{4+} ([Ar])

Exercice 5.6

Quelle charge les atomes d'aluminium, de soufre et d'iode possèdent-ils de préférence ?

Solution:

Ces atomes cherchent à gagner ou perdre des électrons de manière à satisfaire la règle de l'octet. Ainsi l'aluminium tend à perdre trois électrons, le soufre à en gagner deux et l'iode à en gagner un. Les charges les plus probables sont donc : Al^{3+} , S^{2-} et I^- .

Exercice 5.7

Combien de liaisons les atomes de sodium, magnésium, carbone et chlore forment-ils de préférence ?

Solution:

- la couche de valence du sodium est $3s^1 \Rightarrow$ préfère 1 liaison.
- la couche de valence du magnésium est $3s^2 \Rightarrow$ peut adopter une configuration $3s^1 3p^1$ possédant 2 électrons célibataires \Rightarrow peut former 2 orbitales sp \Rightarrow préfère 2 liaisons.
- la couche de valence du carbone est $2s^2 2p^2 \Rightarrow$ peut adopter une configuration $2s^1 2p^3$ possédant 4 électrons célibataires \Rightarrow peut former 4 orbitales $sp^3 \Rightarrow$ préfère 4 liaisons.
- la couche de valence du chlore est $3s^2 3p^5 \Rightarrow$ 1 électron célibataire \Rightarrow préfère former 1 liaison.

Exercice 5.8

Parmi les deux formules de Lewis de OF_2 (ou bien F_2O) suivantes, laquelle est la plus probable ?



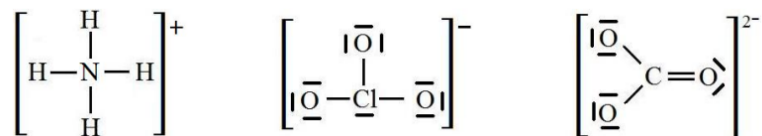
Solution:



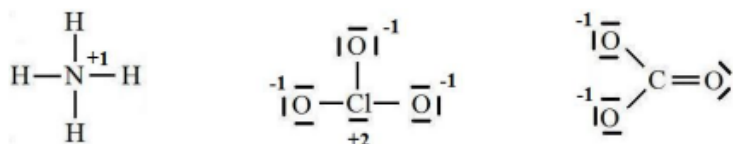
La première structure est privilégiée, puisque la somme des valeurs absolues des charges formelles est minimale.

Exercice 5.9

Indiquez les charges formelles des atomes des structures ioniques suivantes:



Solution:



On n'a pas indiqué de charge lorsque celle-ci est nulle.

Exercice 5.10

Comparez les magnitudes des énergies réticulaires des paires de composés ioniques suivantes en utilisant les symboles '>' ou '<'.

- CaO BaO
- NaI NaCl
- LiF MgO

Solution:

L'énergie de réseau (U) augmente à mesure que les rayons ioniques diminuent. L'énergie de réseau est également influencée par les charges des ions impliqués ; un produit plus élevé des charges entraîne une énergie de réseau plus élevée.

- $U(\text{CaO}) > U(\text{BaO})$, parce que $r_{\text{Ca}^{2+}} < r_{\text{Ba}^{2+}}$
- $U(\text{NaI}) < U(\text{NaCl})$, parce que $r_{\text{I}^-} > r_{\text{Cl}^-}$
- $U(\text{LiF}) < U(\text{MgO})$, parce que $Z_{\text{Li}^+} \cdot Z_{\text{F}^-} < Z_{\text{Mg}^{2+}} \cdot Z_{\text{O}^{2-}}$

Exercice 5.11

Classez les composés ioniques suivants NaCl, NaI, MgO, BaO a) par ordre croissant d'énergie réticulaire b) par ordre croissant de point de fusion.

Solution:

À mesure que l'énergie de réseau augmente, le point de fusion des cristaux ioniques augmente également. Par conséquent, ces deux propriétés augmentent dans l'ordre suivant : NaI < NaCl < BaO < MgO.