

A. CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE (/4,5)

- Composition de l'atome de sodium : ${}^{23}_{11}\text{F}$

$$\left\{ \begin{array}{l} p : 11 \\ n : 12 \\ e^- : 11 \end{array} \right.$$
- Configuration électronique du sodium : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- L'ion sodium est obtenu à partir de l'atome de fluor lorsque celui-ci perd un électron.
 - L'ion sodium possède 10 électrons : $1s^2 2s^2 2p^6$
L'ion sodium a la configuration électronique d'un gaz noble (le néon) avec huit électrons externes.
 - L'ion fluorure a pour formule Na^+ . C'est un cation.

B. ÉTUDE DU SILICIUM (/6)

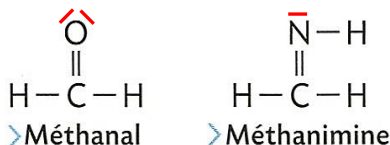
- Structure électronique du silicium Si ($Z=14$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
Le silicium possède 4 électrons de valence (ceux de la dernière couche $n^{\circ}3$).
- Un solide ionique étant électriquement neutre, deux ions oxyde O^{2-} apportent 4 charges négatives. Pour assurer l'électroneutralité l'ion silicium doit porter 4 charges positives : Si^{4+} .
- Structure électronique de l'atome de magnésium Mg ($Z=12$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- Le magnésium perd 2 électrons pour former le cation stable Mg^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6$. Cet ion a la structure électronique du néon (gaz noble le plus proche) et possède un octet d'électron sur sa couche externe.
- Un solide ionique étant électriquement neutre, deux ions magnésium Mg^{2+} apportent 4 charges positives. Pour assurer l'électroneutralité l'ion magnésium doit porter 4 charges négatives : Si^{4-} .
- L'atome de silicium a un comportement "surprenant" car selon l'ion auquel il est associé, il peut former un cation ou un anion.

C. FORMULE DE L'ION SULFURE (/4)

- Structure électronique du soufre S ($Z=16$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Le soufre possède 6 électrons de valence (ceux de la dernière couche $n^{\circ}3$).
- La dernière couche électronique remplie est la $n^{\circ}3$: le soufre appartient à la 3^{ème} ligne.
Le soufre possède 6 électrons de valence : il appartient à la colonne $n^{\circ}6$ de la classification simplifiée ($n^{\circ}16$ de la classification complète avec les métaux de transition).
- Pour donner une entité stable, l'atome de soufre peut gagner 2 électrons afin d'acquérir une structure électronique avec 8 électrons externes comme le gaz noble le plus proche (argon : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) : c'est la règle de l'octet.
Il se forme l'anion S^{2-} .
- L'oxygène est juste au-dessus du soufre dans la classification périodique.

D. ÉNERGIE DE LIAISON DOUBLE (/5,5)

- Schémas de Lewis : les atomes autres que l'hydrogène sont entourés de 4 doublets.
Il faut donc ajouter des doublets non-liants sur les atomes d'oxygène et d'azote.



- L'énergie d'atomisation est l'énergie à fournir pour rompre toutes les liaisons d'une molécule et obtenir des atomes.
 - Pour atomiser le méthanal, il faut rompre 2 liaisons C-H et une liaison C=O.
 $E(\text{méthanal}) = 2 \times E(\text{C-H}) + E(\text{C=O})$ donc : $E(\text{C=O}) = E(\text{méthanal}) - 2 \times E(\text{C-H}) = 2,61 \cdot 10^{-18} - 2 \times 6,86 \cdot 10^{-19} = \underline{1,24 \cdot 10^{-18} \text{J}}$
 L'énergie de la liaison C=O vaut $1,24 \cdot 10^{-18} \text{J}$.
 - Pour atomiser la méthanimine, il faut rompre 2 liaisons C-H, une liaison C=N et une liaison N-H.
 $E(\text{méthanimine}) = 2 \times E(\text{C-H}) + E(\text{C=N}) + E(\text{N-H})$
 donc : $E(\text{C=N}) = E(\text{méthanimine}) - 2 \times E(\text{C-H}) - E(\text{N-H}) = 2,60 \cdot 10^{-18} - 2 \times 6,86 \cdot 10^{-19} - 6,50 \cdot 10^{-19} = \underline{5,78 \cdot 10^{-19} \text{J}}$
 L'énergie de la liaison C=N vaut $5,78 \cdot 10^{-19} \text{J}$.
 - L'énergie de la liaison C=O est environ deux fois plus grande que celle de la liaison C=N : la liaison C=O est donc plus stable (plus solide) que la liaison C=N.