

**A. CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE (/4,5)**

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

$$\left\{ \begin{array}{l} p : 11 \\ n : 12 \\ e^- : 11 \end{array} \right.$$
- Configuration électronique du sodium :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- L'ion sodium est obtenu à partir de l'atome de sodium 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 sodium a pour formule  $\text{Na}^+$ . C'est un cation.

**B. ÉTUDE DU SILICIUM (/6)**

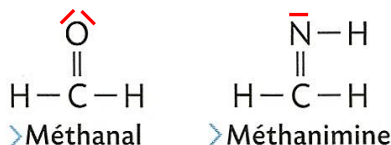
- Structure électronique du silicium Si ( $Z=14$ ) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$   
Le silicium possède 4 électrons de valence (ceux de la dernière couche  $n^{\circ}3$ ).
- Un solide ionique étant électriquement neutre, deux ions oxyde  $\text{O}^{2-}$  apportent 4 charges négatives. Pour assurer l'électroneutralité l'ion silicium doit porter 4 charges positives :  $\text{Si}^{4+}$ .
- 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  $\text{Mg}^{2+}$  :  $1s^2 2s^2 2p^6$ . 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  $\text{Mg}^{2+}$  apportent 4 charges positives. Pour assurer l'électroneutralité l'ion magnésium doit porter 4 charges négatives :  $\text{Si}^{4-}$ .
- 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<sup>ème</sup> 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  $\text{S}^{2-}$ .
- 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 méthanamine, il faut rompre 2 liaisons C-H, une liaison C=N et une liaison N-H.  
 $E(\text{méthanamine}) = 2 \times E(\text{C-H}) + E(\text{C=N}) + E(\text{N-H})$   
 donc :  $E(\text{C=N}) = E(\text{méthanamine}) - 2 \times E(\text{C-H}) - E(\text{N-H}) = 2,60 \cdot 10^{-18} - 2 \times 6,86 \cdot 10^{-19} - 6,50 \cdot 10^{-19} = \underline{5,78 \cdot 10^{-19} \text{J}}$   
 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.