

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

1. Composition de l'atome de sodium :  $_{11}^{23}\text{F}$   $\begin{cases} \text{p:11} \\ \text{n:12} \\ \text{e}^-:11 \end{cases}$

2. Configuration électronique du sodium :  $1s^22s^22p^63s^1$   
 3. L'ion sodium est obtenu à partir de l'atome de fluor lorsque celui-ci perd un électron.  
 a. L'ion sodium possède 10 électrons :  $1s^22s^22p^6$   
 L'ion sodium a la configuration électronique d'un gaz noble (le néon) avec huit électrons externes.  
 b. L'ion fluorure a pour formule  $\text{Na}^+$ . C'est un cation.

**B. ÉTUDE DU SILICIUM ( /6)**

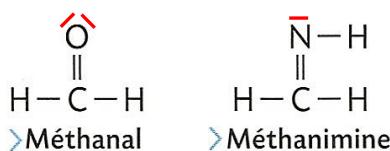
1. Structure électronique du silicium Si ( $Z=14$ ) :  $1s^22s^22p^63s^23p^2$   
 Le silicium possède 4 électrons de valence (ceux de la dernière couche n°3).  
 2. Un solide ionique étant électriquement neutre, deux ions oxyde  $\text{O}^{2-}$  apportent 4 charges négatives. Pour assurer l'électroneutralité l'ion silicium doit porter 4 charges positives :  $\text{Si}^{4+}$ .  
 3. Structure électronique de l'atome de magnésium Mg ( $Z=12$ ) :  $1s^22s^22p^63s^2$   
 4. Le magnésium perd 2 électrons pour former le cation stable  $\text{Mg}^{2+}$  :  $1s^22s^22p^6$ . Cet ion a la structure électronique du néon (gaz noble le plus proche) et possède un octet d'électron sur sa couche externe.  
 5. 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 :  $\text{Si}^{4-}$ .  
 6. 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)**

1. Structure électronique du soufre S ( $Z=16$ ) :  $1s^22s^22p^63s^23p^4$   
 Le soufre possède 6 électrons de valence (ceux de la dernière couche n°3).  
 2. La dernière couche électronique remplie est la n°3 : le soufre appartient à la 3<sup>ème</sup> ligne.  
 Le soufre possède 6 électrons de valence : il appartient à la colonne n°6 de la classification simplifiée (n°16 de la classification complète avec les métaux de transition).  
 3. 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 :  $1s^22s^22p^63s^23p^6$ ) : c'est la règle de l'octet.  
 Il se forme l'anion  $\text{S}^{2-}$ .  
 4. L'oxygène est juste au-dessus du soufre dans la classification périodique.

**D. ÉNERGIE DE LIAISON DOUBLE ( /5,5)**

1. 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.



2. L'énergie d'atomisation est l'énergie à fournir pour rompre toutes les liaisons d'une molécule et obtenir des atomes.
- a. • 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 :  $E(\text{C=O}) = E(\text{méthanal}) - 2 \times E(\text{C-H}) = 2,61 \cdot 10^{-18} - 2 \times 6,86 \cdot 10^{-19} = 1,24 \cdot 10^{-18} \text{ J}$   
 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 :  $E(\text{C=N}) = E(\text{méthanamine}) - 2 \times E(\text{C-H}) - E(\text{N-H}) = 2,60 \cdot 10^{-18} - 2 \times 6,86 \cdot 10^{-19} - 6,50 \cdot 10^{-19} = 5,78 \cdot 10^{-19} \text{ J}$   
 L'énergie de la liaison C=N vaut  $5,78 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ .
- b. 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.