

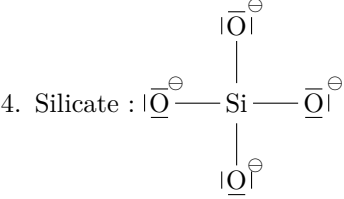
TD8 : Molécules et solvants – corrigé

Exercice 1 : FORMULES DE LEWIS

1. H^+ configuration $1s^0$: $\overline{\text{H}}^{\oplus}$
2. O configuration $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow 2$ célibataires, 2 paires : $\cdot \overline{\text{O}} \cdot$
3. C configuration $1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow 2$ célibataires, 1 paire, 1 orbitale vacante : $\overline{\text{C}} \cdot$, habituellement : $\cdot \dot{\text{C}} \cdot$
4. N^- configuration $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow 2$ célibataires, 2 paires : $\cdot \overline{\text{N}} \cdot^{\ominus}$

Exercice 2 : LES SILICATES

1. Configuration $_{14}\text{Si} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 \rightarrow \overline{\text{Si}} \cdot$
2. $\cdot \overline{\text{O}} \cdot$
3. $N = \underbrace{4}_{\text{Si}} + \underbrace{6 \times 4}_{\text{O}_4} + \underbrace{4}_{4-} = 32$ électrons de valence. Il faut donc placer 16 doublets.



Exercice 3 : COMBUSTION DU CARBONE

1. $\text{C} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}$
 $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
La réaction de formation de monoxyde de carbone est incomplète car elle se produit dans un milieu pauvre en dioxygène.
2. $\text{CO} : \text{O}^{\oplus} \equiv \text{C}^{\ominus}$
 $\text{CO}_2 : \text{O} = \text{C} = \text{O}$

Exercice 4 : OXYDES D'AZOTE

- $\text{NO}_2 : \text{O} = \dot{\text{N}} = \text{O}$ (On ne peut pas satisfaire la règle de l'octet)
- $\text{NO}_2^- : \text{O}^{\ominus} - \text{N} = \text{O}$
- $\text{NO}_3^- : \text{O}^{\ominus} - \text{N}^{\oplus} = \text{O}^{\ominus}$
- $\text{NO}_2^+ : \text{O} = \text{N}^{\oplus} = \text{O}$

Donner la représentation de Lewis de toutes ces molécules à base d'azote.

Exercice 5 : TEMPÉRATURES DE TRANSITION DE PHASE

1. Les composés hydrogénés de la colonne 14 (CH_4 , SiH_4 , ...) ont une géométrie tétraédrique, ces molécules ne sont donc pas polaires contrairement aux composés de la colonne 17 (HF , HCl , ...). À période identique les composés de ces deux colonnes ont des masses molaires similaires et donc des polarisabilités similaires. La présence d'interactions de type Debye et Keesom dans les halogénures explique leur température d'ébullition plus élevée.
2. Lorsqu'on passe de HCl à HI , la masse molaire et donc la polarisabilité des molécules augmente. On augmente alors les interactions de type London entre les molécules et donc leur température d'ébullition.
3. Le fluorure d'hydrogène HF peut en plus former des liaisons hydrogène qui augmentent considérablement sa température d'ébullition.

Exercice 6 : EXTRACTION PAR SOLVANT

1. L'eau et l'éthanol sont protiques. L'eau, l'éthanol, l'éther et le chloroforme sont polaires. Le cyclohexane est apolaire.
2. L'éthanol est miscible avec l'eau car il est très polaire et peut former des liaisons hydrogène avec les molécules d'eau.
3. Le solvant le plus adapté est l'éther car il n'est pas miscible avec l'eau et dissout fortement le diiode. Expérimentalement, il faut introduire dans une ampoule à décanter la solution aqueuse de diiode, une petite quantité d'éther et agiter. On laisse ensuite l'éther et l'eau se séparer et on retire la phase aqueuse qui se trouvera au fond de l'ampoule (la densité de l'éther est inférieure à celle de l'eau).

Exercice 7 : EXTRACTION PAR SOLVANT

Les groupements OH de l'hexane-2,4-diol sont suffisamment proches l'un de l'autre pour former une liaison hydrogène interne à la molécule, ce qui réduit les interactions par liaisons hydrogène avec les autres molécules. Les groupements OH de l'hexane-2,6-diol sont trop éloignés pour former une liaison hydrogène.

On retiendra qu'une liaison hydrogène est environ deux fois plus grande qu'une liaison covalente, il faut donc que les groupes OH soient éloignés de moins de deux liaisons covalentes pour former une liaison interne.