Exercice 1 : Le chlore

7 points

1) Dans l'écriture ${}^{A}_{Z}\mathrm{X}$, Z est le nombre de protons et A le nombre de nucléons. Pour ${}^{35}_{17}\mathrm{C}\ell$: $Z = 17$ et $A = 35$.

Le noyau contient donc $\boxed{17 \text{ protons}}$ et $A - Z = 35 - 17 = \boxed{18 \text{ neutrons}}$.

2) La masse des électrons est très petite devant celle des nucléons (environ $2\,000$ fois plus faible) : la masse de l'atome est pratiquement concentrée dans son noyau.

$$m_{\text{atome}} \approx A \times m_{\text{nucléon}} = 35 \times 1{,}67 \times 10^{-27}\,\text{kg} = 5{,}845 \times 10^{-26}\,\text{kg}$$

$$\boxed{m_{\text{atome}} \approx 5{,}85 \times 10^{-26}\,\text{kg}}$$

3) La couche de valence est la dernière couche occupée, ici la couche $n = 3$: $3s^2\,3p^5$. L'atome de chlore possède $2 + 5 = \boxed{7 \text{ électrons de valence}}$.

4)

- La dernière couche occupée est la couche 3 : le chlore est dans la $\boxed{3^{\text{e}} \text{ ligne (période)}}$.
- Sa sous-couche de valence 3p contient 5 électrons. Les colonnes 13 à 18 correspondent à 1 à 6 électrons dans la sous-couche p : le chlore est dans la $\boxed{17^{\text{e}} \text{ colonne}}$ (famille des halogènes).

5) Un atome est environ $100\,000$ fois (10^5 fois) plus grand que son noyau : entre le noyau et les électrons, c'est essentiellement du vide (structure lacunaire).

$$r_{\text{atome}} \approx 10^5 \times r_{\text{noyau}} = 10^5 \times 1{,}0 \times 10^{-15}\,\text{m} = 1{,}0 \times 10^{-10}\,\text{m}$$

L'ordre de grandeur du rayon de l'atome de chlore est $\boxed{10^{-10}\,\text{m}}$ (soit $0{,}1\,\text{nm}$).

Exercice 2 : L'oxygène

8 points

1) L'atome d'oxygène ($Z = 8$) est électriquement neutre : il possède 8 électrons, que l'on répartit dans l'ordre 1s, 2s, 2p.

$$\boxed{\text{O} : 1s^2\,2s^2\,2p^4}$$

2) La couche de valence ($n = 2$) contient $2 + 4 = 6$ électrons. Le gaz noble le plus proche est le néon ($1s^2\,2s^2\,2p^6$) : en **captant 2 électrons**, l'atome d'oxygène obtient une couche de valence complète, comme le néon. Il compte alors 10 électrons pour 8 protons, d'où une charge $-2e$: l'ion oxyde a pour formule $\boxed{\text{O}^{2-}}$.

3) L'oxyde de sodium est un solide ionique : il est électriquement neutre. Un ion oxyde O^{2-} porte deux charges négatives ; il faut donc deux ions sodium Na^+, qui portent chacun une charge positive, pour les compenser :

$$2 \times (+e) + 1 \times (-2e) = 0 \quad \Longrightarrow \quad \boxed{\text{Na}_2\text{O}}$$

4) Dans le schéma de Lewis, chaque atome d'oxygène participe à une liaison double (2 doublets liants) et porte 2 doublets non liants : il est entouré de $2 + 2 = 4$ doublets, soit 8 électrons.

Chaque atome d'oxygène est entouré de 8 électrons (4 doublets), comme le néon, gaz noble stable : il respecte la **règle de l'octet**. C'est ce qui rend la molécule de dioxygène **stable**.

5) Le soufre est dans la 3e ligne : sa couche de valence est la couche 3. Il est dans la 16e colonne : sa sous-couche 3p contient 4 électrons. Sa configuration est donc $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ ($Z = 16$), avec 6 électrons de valence, comme l'oxygène qui est dans la même colonne. Il manque 2 électrons pour atteindre la configuration de l'argon. Le soufre peut donc former :

- un **ion** en captant 2 électrons : l'ion sulfure $\boxed{S^{2-}}$ (présent dans des solides ioniques, comme Na_2S) ;
- des **molécules**, en mettant en commun 2 de ses électrons : l'atome de soufre établit alors $\boxed{2 \text{ liaisons covalentes}}$ et porte 2 doublets non liants (exemple : le sulfure d'hydrogène H_2S).

Exercice 3 : Le dioxyde de soufre

5 points

1) Une molécule SO_2 est formée d'un atome de soufre et de deux atomes d'oxygène. Sa masse est la somme des masses de ses atomes :

$$m(SO_2) = m(\text{soufre}) + 2 \times m(\text{oxygène}) = 5{,}34 \times 10^{-23}\,\text{g} + 2 \times 2{,}67 \times 10^{-23}\,\text{g} = 1{,}068 \times 10^{-22}\,\text{g}$$

$$\boxed{m(SO_2) \approx 1{,}07 \times 10^{-22}\,\text{g}}$$

2) Un mètre cube d'air contient une masse $m = 2{,}0\,\mu\text{g} = 2{,}0 \times 10^{-6}\,\text{g}$ de dioxyde de soufre. Le nombre de molécules est le quotient de cette masse par la masse d'une molécule (on garde la valeur non arrondie de la question 1) :

$$N = \frac{m}{m(SO_2)} = \frac{2{,}0 \times 10^{-6}\,\text{g}}{1{,}068 \times 10^{-22}\,\text{g}} = 1{,}87 \times 10^{16}$$

$$\boxed{N \approx 1{,}9 \times 10^{16} \text{ molécules}}$$

Ce nombre est considérable, alors que la masse correspondante est infime : les molécules sont extrêmement légères.

3) Une mole contient N_A entités. La quantité de matière est donc (valeur non arrondie de N) :

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{1{,}87 \times 10^{16}}{6{,}02 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}} = 3{,}11 \times 10^{-8}\,\text{mol}$$

$$\boxed{n \approx 3{,}1 \times 10^{-8}\,\text{mol}}$$

Remarque : avec la valeur arrondie $N = 1{,}9 \times 10^{16}$, on trouverait $3{,}2 \times 10^{-8}\,\text{mol}$; les deux réponses sont acceptées, l'écart ne vient que de l'arrondi intermédiaire.