## Exercice 1 : Dimensions d'un atome et ion formé

**8 points**

**1)** On compare les deux longueurs en les exprimant dans la même unité : $1\,\text{mm} = 1 \times 10^{-3}\,\text{m}$.

$$\frac{L_{\text{terrain}}}{d_{\text{épingle}}} = \frac{100\,\text{m}}{1 \times 10^{-3}\,\text{m}} = \boxed{10^5}$$

Le terrain de football est environ **cent mille fois plus grand** que la tête d'épingle : l'atome est environ $10^5$ fois plus grand que son noyau.

**2)** On écrit le rayon en notation scientifique : $r = 88 \times 10^{-12}\,\text{m} = 8{,}8 \times 10^{-11}\,\text{m}$.

Comme $8{,}8 > 5$, on arrondit à la puissance de dix supérieure : l'ordre de grandeur du rayon de l'atome de soufre est $\boxed{10^{-10}\,\text{m}}$.

**3)** D'après la question 1, le noyau est environ $10^5$ fois plus petit que l'atome :

$$r_{\text{noyau}} \approx \frac{r_{\text{atome}}}{10^5} = \frac{10^{-10}\,\text{m}}{10^5} = \boxed{10^{-15}\,\text{m}}$$

**4)** **a.** Le numéro atomique du soufre est $Z = 16$ : l'atome, électriquement neutre, possède 16 électrons.

$$\boxed{\text{S} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4}$$

**b.** La couche de valence (couche 3) contient $2 + 4 = 6$ électrons. Pour être stable, l'atome tend à acquérir la configuration électronique du gaz noble le plus proche, l'argon, dont la couche de valence est complète ($3s^2\ 3p^6$). Il lui suffit de **gagner 2 électrons**. Il porte alors deux charges négatives en excès : l'ion formé est $\boxed{\text{S}^{2-}}$ (ion sulfure).

**c.** L'ion $\text{S}^{2-}$ porte une charge négative : c'est un **anion**.

**d.** Le noyau contient $Z = 16$ protons, chacun portant la charge $e$ :

$$Q_{\text{noyau}} = Z \times e = 16 \times 1{,}6 \times 10^{-19}\,\text{C} = 2{,}56 \times 10^{-18}\,\text{C} \approx \boxed{2{,}6 \times 10^{-18}\,\text{C}}$$

Comme $2{,}6 < 5$, l'ordre de grandeur de cette charge est $\boxed{10^{-18}\,\text{C}}$.

*Remarque* : l'atome, lui, est électriquement neutre (16 protons et 16 électrons) : sa charge totale est nulle.

## Exercice 2 : Les solides ioniques

**7 points**

**1)** Un solide ionique est un assemblage ordonné de **cations** et d'**anions**, maintenus par des interactions électriques. Il est **électriquement neutre** : sa formule indique les proportions des ions qui assurent cette neutralité.

**2)** Chaque ion oxyde $\text{O}^{2-}$ porte la charge $-2e$. Le solide étant neutre, la charge des ions fer com-

pense celle des ions oxyde.

- FeO : un ion fer pour un ion oxyde. L'ion fer porte donc la charge $+2e$ : c'est l'ion $\boxed{\mathrm{Fe}^{2+}}$.
- $Fe_2O_3$ : trois ions oxyde portent la charge $3 \times (-2e) = -6e$, compensée par deux ions fer. Chaque ion fer porte donc la charge $\dfrac{+6e}{2} = +3e$ : c'est l'ion $\boxed{\mathrm{Fe}^{3+}}$.

**3)** Le magnésium est dans la **2e colonne** et la **3e période** : $Z = 12$, de configuration électronique $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$. Il possède 2 électrons de valence. En les **perdant**, il acquiert la configuration électronique du néon, gaz noble le plus proche : l'ion formé est $\boxed{\mathrm{Mg}^{2+}}$.

**4)** **a.** Le composé $MgX_2$ est électriquement neutre : la charge $+2e$ de l'ion $Mg^{2+}$ est compensée par deux ions de l'élément X. Chacun porte donc la charge $-e$ : c'est un ion $X^-$.

L'atome X gagne donc un seul électron pour acquérir la configuration d'un gaz noble : il possède 7 électrons de valence et se trouve dans la **colonne 17**. Situé dans la **troisième période**, c'est le **chlore** $C\ell$. L'ion est $C\ell^-$ et la formule du E511 est $\boxed{MgC\ell_2}$.

**b.** $MgC\ell_2$ est le **chlorure de magnésium**.

## Exercice 3 : Molécule

**5 points**

**1)** La molécule contient un atome de carbone, deux atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène : $\boxed{CH_2O}$.

**2)** L'oxygène ($Z = 8$) a pour configuration électronique $1s^2\,2s^2\,2p^4$ : il possède 6 électrons de valence. Il lui manque **2 électrons** pour acquérir la configuration du néon (règle de l'octet). Chaque liaison covalente lui apporte un électron supplémentaire : l'atome d'oxygène établit donc $\boxed{2 \text{ liaisons covalentes}}$ (et porte 2 doublets non liants).

**3)** On vérifie la règle du duet pour H et de l'octet pour C et O.

- **Proposition 1** : chaque H est engagé dans 1 liaison (duet) ; C est engagé dans 4 liaisons, soit 4 doublets (octet) ; O est engagé dans une liaison double et porte 2 doublets non liants, soit 4 doublets (octet). Tout est respecté.
- **Proposition 2** : le carbone porte en plus un doublet non liant. Il serait entouré de 5 doublets (10 électrons) : la règle de l'octet n'est pas respectée. Le carbone, qui a 4 électrons de valence, établit 4 liaisons et ne porte aucun doublet non liant.

Le schéma de Lewis correct est celui de la **proposition 1**.

**4)** Une liaison est d'autant plus stable que l'énergie nécessaire pour la rompre, l'énergie de liaison, est grande. Comme $E_{\text{liaison}}(\text{C–H}) = 413\,\text{kJ·mol}^{-1} > E_{\text{liaison}}(\text{N–H}) = 391\,\text{kJ·mol}^{-1}$, la liaison **C–H est la plus stable**.