

## EXERCICE 1

### I) L'atome et le corps simple

Le manganèse dans le tableau périodique

Le manganèse est un élément de la 4<sup>ème</sup> période de la classification périodique. Il fait partie de la colonne n°7 dans la numérotation officielle à 18 colonnes.

- 1) Nommer et énoncer la règle permettant de connaître l'ordre de remplissage des orbitales atomiques lorsqu'on écrit la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental.
- 2) En utilisant de préférence les carreaux de votre copie, représenter un tableau périodique vierge. Bien mettre en évidence les blocs s, p et d, faisant partie de la numérotation en 18 colonnes, en indiquant précisément à quels numéros de colonne correspond chaque bloc. Placer le manganèse dans votre tableau.
- 3) En utilisant la règle énoncée au 1), montrer que le bloc d ne contient des éléments qu'à partir de la 4<sup>ème</sup> période.
- 4) Dédire de la position du manganèse dans le tableau périodique la configuration électronique de cet atome dans son état fondamental. En déduire le numéro atomique du manganèse.
- 5) La masse molaire du manganèse est  $M = 54,94 \text{ g/mol}$ . Il existe un unique isotope naturel du manganèse. Donner la composition du noyau d'un atome de manganèse.
- 6) Quels sont les électrons de valence du manganèse ?
- 7) Combien le manganèse possède-t-il d'électrons célibataires ? Énoncer la règle utilisée pour répondre à cette question.
- 8) Quelles sont les valeurs possibles pour les nombres quantiques magnétique  $m_l$  et  $m_s$  de spin pour les électrons célibataires du manganèse ?
- 9) Sur le tableau périodique dessiné à la question 2, situer approximativement la frontière entre métaux et non-métaux. En déduire si le manganèse est un métal ou un non métal.
- 10) Donner les principales propriétés des métaux.
- 11) La première ionisation du manganèse conduit à l'ion  $\text{Mn}^+$ . Donner sa configuration électronique dans son état fondamental.
- 12) Rappeler la définition de l'énergie de première ionisation d'un élément, que l'on notera  $E_{i1}$ .
- 13) Écrire l'ion permanganate  $\text{MnO}_4^-$  selon la méthode de Lewis. Le numéro de O étant 8.
- 14) Déterminer la géométrie de cet ion selon la méthode VSEPR.

## EXERCICE 2

• **Données :** Numéros atomiques : pour l'oxygène  $Z = 8$  et pour le soufre  $Z = 16$

1) Indiquer la configuration électronique de l'atome d'oxygène ainsi que de l'atome de soufre dans leur état fondamental.

2) Positionner ces deux éléments (ligne et colonne) dans la classification périodique des éléments à 18 colonnes. On justifiera soigneusement la réponse.

• **Données :** Énergie de première ionisation :

- de l'oxygène :  $\mathcal{E}_{i,1}(O) = 1,31 \text{ M.J.mol}^{-1}$

- du soufre :  $\mathcal{E}_{i,1}(O) = 1,00 \text{ M.J.mol}^{-1}$

3) Écrire l'équation de la réaction définissant la première ionisation d'un élément.

4) Justifier la différence de première ionisation entre l'oxygène et le soufre.

• On considère les composés suivants : dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$ , trioxyde de soufre  $\text{SO}_3$ , dichlorure de thionyle  $\text{SOCl}_2$  et ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$ .

Dans chacune de ces espèces l'atome de soufre est l'atome central et aucune de ces molécules ne comporte de liaison  $O - O$ .

5) Donner la représentation de Lewis (en cas d'existence de plusieurs mésomères, on ne précisera que le plus stable) pour chacun de ces quatre composés. On indiquera les charges formelles, les doublets liants et les doublets non liants éventuels.

6) Pour chaque composé, donner la formule VSEPR ( $\text{AX}_n\text{E}_m$ ). En utilisant ce modèle VSEPR, prévoir les géométries pour chaque composé. Dessiner chaque composé.

7) Pour  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$  et  $\text{SO}_4^{2-}$ , indiquer la valeur de l'angle  $O - S - O$  parmi les valeurs suivantes :  $90^\circ$  ;  $107^\circ$  ;  $109,5^\circ$  ;  $119,5^\circ$  ;  $120^\circ$  ;  $125^\circ$ .