

Exercices 2

Vers des entités plus stables : ions et molécules

Application : ions et molécules de la vie quotidienne

5 exercices · niveau ●●○ · durée conseillée : 2 h · calculatrice autorisée

★ À RETENIR — Ce qu'il faut savoir faire à la fin de la feuille

- Justifier la charge d'un ion par la règle de l'octet ; écrire ou contrôler la formule d'un solide ionique.
- Établir un schéma de Lewis ; relier l'énergie d'une liaison à la stabilité d'une molécule.

Exercice 1 Le sel de cuisine

●●○

Le sel de cuisine est essentiellement du chlorure de sodium, un solide ionique formé d'ions sodium et d'ions chlorure.

■ DONNÉES — Extrait du tableau périodique

	col. 1	col. 2	col. 13	col. 14	col. 15	col. 16	col. 17	col. 18
1	1 H							2 He
2	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca						

Numéro atomique Z en haut à gauche de chaque case ; période à gauche. Cette figure est utilisée dans les cinq exercices de la feuille.

Figure 1 — Extrait du tableau périodique

- Écrire la configuration électronique des atomes de sodium et de chlore. Combien d'électrons de valence chacun possède-t-il ?
- Expliquer, à l'aide de la règle de l'octet, pourquoi l'atome de sodium perd un électron alors que l'atome de chlore en gagne un. Écrire la formule et la configuration électronique des deux ions obtenus.
- Justifier la formule NaCl du chlorure de sodium.
- Le sel « iodé » contient en plus un peu d'iodure de potassium, formé à partir des éléments iode (colonne 17, période 5) et potassium. Prévoir la charge de l'ion iodure et de l'ion potassium, puis écrire la formule de l'iodure de potassium.

Exercice 2 Le fluor du dentifrice

●●○

La plupart des dentifrices contiennent des ions fluorure, apportés par du fluorure de sodium ou du monofluorophosphate de sodium. Ces ions renforcent l'émail des dents : une partie de l'hydroxyapatite $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$ qui le constitue est transformée en fluoroapatite $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$, qui résiste mieux aux acides.

■ DONNÉES Tableau périodique : figure 1 de l'exercice 1

- Écrire la configuration électronique de l'atome de fluor. En déduire la formule de l'ion fluorure. À quel gaz noble ressemble-t-il ?
- Écrire la formule du fluorure de sodium, puis celle de la fluorine, minéral constitué d'ions calcium et d'ions fluorure.
- L'ion phosphate a pour formule PO_4^{3-} . Vérifier que la fluoroapatite est électriquement neutre. Quel ion de l'hydroxyapatite l'ion fluorure a-t-il remplacé ? Pourquoi ce remplacement conserve-t-il l'électroneutralité ?

- 2.4 Le monofluorophosphate de sodium est constitué d'ions sodium et d'ions monofluorophosphate PO_3F^{2-} . Écrire sa formule.

Exercice 3 Les ions d'une eau minérale

■ **DONNÉES** Tableau périodique : figure 1 de l'exercice 1

- 3.1 Relever les ions monoatomiques de l'étiquette (figure 2). Pour chacun, repérer la colonne de l'élément dans le tableau périodique et vérifier que la charge de l'ion est bien celle que l'on peut prévoir.
- 3.2 Justifier que le calcium et le magnésium forment des ions de même charge.
- 3.3 Quels ions de l'étiquette ont le même nombre d'électrons que l'atome d'argon ? Ont-ils le même nombre de protons ?
- 3.4 Pourquoi la position des éléments dans le tableau ne permet-elle pas de prévoir directement la charge des ions hydrogéné-carbonate et sulfate ?

Minéralisation ($\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$)	
Calcium Ca^{2+}	94
Magnésium Mg^{2+}	19
Sodium Na^+	8,0
Potassium K^+	2,5
Hydrogénocarbonates HCO_3^-	330
Sulfates SO_4^{2-}	45
Chlorures Cl^-	12
Fluorures F^-	0,4

Figure 2 — Étiquette d'une eau minérale

Exercice 4 L'azote de l'air, un gaz très stable

L'air contient environ 78 % de diazote N_2 et 21 % de dioxygène O_2 . Le diazote réagit très difficilement : c'est pourquoi on l'utilise pour remplir les sachets de chips, afin de protéger leur contenu de l'oxydation.

■ **DONNÉES** Tableau périodique : figure 1 de l'exercice 1 • énergies de liaison, en 10^{-19} J : N-N 2,71 ; N=N 6,94 ; N≡N 15,7 ; O=O 8,27

- 4.1 Combien de liaisons covalentes un atome d'azote doit-il former pour respecter la règle de l'octet ? et un atome d'oxygène ? Justifier à l'aide des configurations électroniques.
- 4.2 Dans chacune des molécules N_2 et O_2 , les deux atomes sont liés par une liaison multiple. Établir les schémas de Lewis de ces deux molécules, puis vérifier l'octet de chaque atome.
- 4.3 À l'aide des données, comparer la solidité des liaisons N-N, N=N et N≡N. Laquelle des deux molécules N_2 et O_2 est la plus difficile à « casser » ?
- 4.4 Expliquer pourquoi le diazote protège les chips mieux que l'air. Lors d'un orage, un éclair permet toutefois au diazote de réagir avec le dioxygène : proposer une explication.

Exercice 5 Le gaz de ville

Le gaz naturel distribué dans les villes est constitué principalement de méthane CH_4 , avec un peu d'éthane C_2H_6 . Leur combustion dans le dioxygène produit du dioxyde de carbone CO_2 et de l'eau H_2O .

■ **DONNÉES** Tableau périodique : figure 1 de l'exercice 1 • énergies de liaison, en 10^{-19} J : C-H 6,89 ; O-H 7,69 ; C=O 13,4 ; O=O 8,27

- 5.1 Établir les schémas de Lewis du méthane et de l'éthane. Pourquoi l'atome de carbone ne porte-t-il aucun doublet non liant ?
- 5.2 Établir le schéma de Lewis de l'eau, puis celui du dioxyde de carbone, sachant que l'atome de carbone y est lié à chaque atome d'oxygène par une liaison double.
- 5.3 Lors de la combustion, les liaisons C-H et O=O sont rompues, des liaisons C=O et O-H sont formées. En comparant leurs énergies, expliquer pourquoi le dioxyde de carbone est une molécule très stable.
- 5.4 Le gaz naturel est inodore : pour détecter les fuites, on lui ajoute un odorisant, par exemple l'éthanethiol (figure 3). Écrire sa formule brute. Compter ses doublets liants et non liants, puis vérifier l'octet de l'atome de soufre. Pourquoi le soufre forme-t-il autant de liaisons que l'oxygène ?

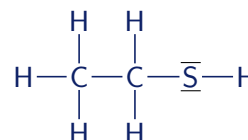


Figure 3 — Schéma de Lewis de l'éthanethiol