

Exercice 1

- La créatinine a pour formule brute $C_4H_7N_3O$. Les atomes présents sont les 4 carbones (C), les 7 hydrogènes (H), les 3 azotes (N) et l'oxygène (O).
- La molécule de cholestérol contient 27 carbones (C), 46 hydrogènes (H) et 1 oxygène (O). Sa formule brute est donc $C_{27}H_{46}O$

Exercice 2

Les symboles erronés et leur correction sont :

Mg doit s'écrire Mg na doit s'écrire Na CO doit s'écrire Co f doit s'écrire F

Exercice 3

1. D'après l'écriture symbolique, $Z = 86$ et $A = 220$.

Le noyau du radon a donc 86 protons et $A - Z = 220 - 86 = 134$ neutrons.

2. La masse du noyau est donc $A \times m_{nu} = 220 \times 1,67 \times 10^{-27} = 3,6740 \times 10^{-25}$ kg

3. La masse de l'atome correspond à la masse du noyau plus la masse des électrons.

Donc $m_{atome} = 3,67 \times 10^{-25} + 86 \times 9,11 \times 10^{-31} = 3,6748 \times 10^{-25}$ kg

4. La masse de l'atome est quasiment égale à la masse du noyau. On peut donc en conclure que la masse des électrons est négligeable.

Exercice 4

1. La charge du noyau vient de la somme des charges des protons. Donc il y a $n_p = \frac{1,44 \times 10^{-18}}{1,6 \times 10^{-19}} = 9$ protons

2. L'atome de fluor est électriquement neutre, il possède donc autant d'électrons que de protons :
 $n_e = 9$ électrons.

3. Le nombre de masse $A = 19 =$ protons + neutrons, il y a donc $19 - 9 = 10$ neutrons.

4. a) L'atome de fluor contient 19 nucléons, donc $m_{atome} = 19 \times 1,7 \times 10^{-27} = 3,2 \times 10^{-26}$ kg

b) La masse des électrons étant négligeable, on peut dire que la masse de l'atome est approximativement la même que la masse du noyau.

Exercice 5

Le numéro atomique donne le nombre de protons, et donc le nombre d'électrons, de l'atome.

Symbol	Z	Structure élec.	Symbol	Z	Structure élec.
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$			

Exercice 6

La notation symbolique de l'atome est de la forme ${}^A_Z X$ où Z correspond au nombre de protons, et donc aussi au nombre d'électron (puisque l'atome est électriquement neutre). On a donc :

Azote : $Z = 7$ $1s^2 2s^2 2p^3$ Magnésium : $Z = 12$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Silicium : $Z = 14$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ Soufre : $Z = 16$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Exercice 7

1. a. La quatrième ligne correspond à la quatrième couche électronique, donc la couche de niveau 4.

b. L'atome est dans la deuxième colonne, il possède donc 2 électrons sur sa couche externe, la couche 4s.

2. a. Immédiatement avant le calcium se trouve un atome de la première colonne – il possédera donc 1 électron sur sa couche externe.

b. Les éléments de la première colonne font partis de la famille des métaux alcalins.

3. a. Juste au-dessus du calcium, on trouve un atome donc la couche externe est de niveau 3 et qui possède le même nombre d'électron sur sa couche externe que le calcium, c'est-à-dire 2. Sa structure électronique est donc $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

b. Cet élément possède donc 12 électrons. Puisqu'un atome est électriquement neutre, il possédera autant de protons que d'électrons, et son numéro atomique sera donc $Z = 12$.

c. Le symbole du magnésium est Mg.

Exercice 8

1. Pour l'élément X_1 , on lit directement dans la classification. L'élément X_2 a $Z = 2$, donc sa structure électronique est $1s^2$ – 1^{ère} période, 2^{ème} colonne. L'élément X_3 a pour structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, donc 4^{ème} période, 2^{ème} colonne. L'élément X_4 est décalé de 3 colonnes par rapport aux gaz nobles, ce qui signifie que l'atome doit gagner 3 électrons pour devenir stable – c'est un élément de la 15^{ème} colonne. En cherchant dans la classification, on trouve :

	période	colonne	Nom	Z	Structure
X_1	3	1	Sodium (Na)	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
X_2	1	2	Hélium (He)	2	$1s^2$
X_3	4	2	Calcium (Ca)	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
X_4	2	15	Azote (N)	7	$1s^2 2s^2 2p^3$

2. L'hélium est l'élément présent dans le Soleil, qui se dit *helios* en grec – on peut supposer que le nom hélium vient donc du nom du Soleil.

Exercice 9

- a) L'hélium est un gaz noble, sa couche externe est complète, il ne peut donc pas établir de liaison covalente.
 b) Le carbone a 4 électrons sur sa couche externe, il lui en faut 4 de plus pour se rapprocher du néon (règle de l'octet). Il peut donc établir 4 liaisons covalentes.
 c) Le fluor a 7 électrons sur sa couche externe, il lui en faut 1 de plus pour se rapprocher du néon (règle de l'octet). Il peut donc établir 1 liaison covalente.
 d) Le néon est un gaz noble, sa couche externe est complète, il ne peut donc pas établir de liaison covalente.
 e) Le silicium a 4 électrons sur sa couche externe, il lui en faut 4 de plus pour se rapprocher de l'argon (règle de l'octet). Il peut donc établir 4 liaisons covalentes.
 f) L'argon est un gaz noble, sa couche externe est complète, il ne peut donc pas établir de liaison covalente.

Exercice 10

Tout d'abord, déterminons le nombre d'électron de valence de chaque atome présent.

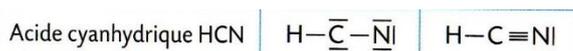
H : $Z = 1$, $1s^1$ → manque 1 e⁻ pour duet → 1 liaison, pas de doublet non-liant (pas de e⁻ restant)

C : $Z = 6$, $1s^2 2s^2 2p^2$ → manque 4 e⁻ pour octet → 4 liaisons, pas de doublet non-liant (pas de e⁻ restant)

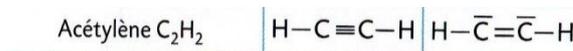
N : $Z = 7$, $1s^2 2s^2 2p^3$ → manque 3 e⁻ pour octet → 3 liaisons, 2 e⁻ restant donc 1 doublet non-liant

O : $Z = 8$, $1s^2 2s^2 2p^4$ → manque 2 e⁻ pour octet → 2 liaisons, 4 e⁻ restant donc 2 doublets non-liants

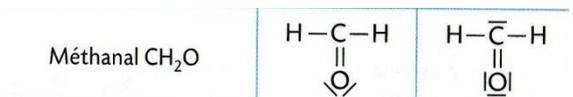
Regardons maintenant les propositions :



- La proposition 1 comporte des doublets non-liants sur le carbone, et plus d'un doublet non-liant sur l'azote – ce n'est pas possible. La proposition 2 est donc la bonne.



- La proposition 2 comporte des doublets non-liants sur le carbone – ce n'est pas possible. La proposition 1 est donc la bonne.



- La proposition 2 comporte des doublets non-liants sur le carbone et plus de deux doublets non-liants sur l'oxygène – ce n'est pas possible. La proposition 1 est donc la bonne.

Exercice 11

1.a. Le carbone et l'hydrogène peuvent établir les liaisons suivantes :

H : $Z = 1$, $1s^1$ → manque 1 e⁻ pour duet → 1 liaison

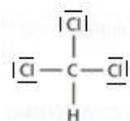
C : $Z = 6$, $1s^2 2s^2 2p^2$ → manque 4 e⁻ pour octet → 4 liaisons

b. Le chlore, $Z = 17$, a pour structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, il a donc 7 e⁻ de valence.

c. D'après la règle de l'octet, il lui manque 1 e⁻ pour se rapprocher du gaz noble suivant (argon). Le chlore fait alors une liaison covalente.

Les autres électrons de la couche externe du chlore sont au nombre de 6 (7 total – 1 e⁻ liant), il possède donc $6/2 = 3$ doublets non-liants.

d. Il faut rajouter les doublets non-liants :



2.a. Pour le chlorure d'hydrogène : $H-\bar{a}|$

Pour l'oxygène, on a : O : $Z = 8$, $1s^2 2s^2 2p^4$ → octet → 2 e⁻ de valence (2 liaisons) et 2 doublets non-liants.

Donc pour le dioxygène : $\langle \text{O}=\text{O} \rangle$

b. Il faut remarquer qu'il manque une liaison covalente au carbone (4 liaisons) et à l'oxygène (2 liaisons). On en rajoute donc une. Ensuite, on peut compléter avec les doublets non-liants (3 pour chaque Cl et 2 pour O).



Exercice 12

1) et 2)

Les cations sont chargés positivement car ils perdent des électrons. Les anions sont chargés négativement car ils gagnent des électrons.

Ion	Type	# électrons
Ca^{2+}	cation	$20 - 2 = 18$
Na^+	cation	$11 - 1 = 10$
Mg^{2+}	cation	$12 - 2 = 10$
K^+	cation	$19 - 1 = 18$
Cl^-	anion	$17 + 1 = 18$

Exercice 13

1. Pour être dans la configuration la plus stable, l'atome de potassium devient un ion en perdant 1 électron de la couche 4s. L'ion potassium a donc pour structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

2. L'atome de calcium a $Z = 20$ protons donc 20 électrons. L'ion Ca^{2+} a perdu 2 électrons, il en a donc 18 et sa structure électronique est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

3. Ces deux ions ont la même structure électronique.

Exercice 14

1. Dans la classification, l'iode est dans l'avant dernière colonne, il lui manque donc 1 électron pour être stable. L'ion iodure a donc pour formule I^- .

2. L'atome d'aluminium a $Z = 13$ protons, donc 13 électrons. Sa structure électronique est donc $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ et, pour devenir stable, il perdra 3 électrons et deviendra l'ion Al^{3+} .

3. Un solide ionique est électriquement neutre : il possède autant de charges positives que de charges négatives. L'ion aluminium ayant 3 charges positives, il faut 3 charges négatives pour compenser, donc 3 ions iodures.

4. Le chlore est dans l'avant dernière colonne et donne l'ion Cl^- , qui possède comme l'ion iodure 1 charge négative. Le chlorure d'aluminium aura donc pour formule AlCl_3 .

5. Le soufre a $Z = 16$ protons, donc 16 électrons. Sa structure électronique est donc $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ et, pour devenir stable, il gagnera 2 électrons et deviendra l'ion S^{2-} .

L'ion sulfure possède 2 charges négatives et l'ion aluminium 3 charges positives. Le plus petit multipliant commun, pour assurer la neutralité électrique, est 6, donc 3 ions sulfures pour 2 ions aluminium.

Le sulfure d'aluminium aura donc pour formule Al_2S_3 .

Exercice 15

1. La quantité de matière est reliée au nombre d'entité (ici d'atomes) par :

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{7,4 \times 10^{21}}{6,02 \times 10^{23}} = 1,23 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

2. Le nombre d'atomes est relié à la quantité de matière par :

$$N = N_A \times n = 6,02 \times 10^{23} \times 1,3 \times 10^{-2} = 7,8 \times 10^{21} \text{ atomes}$$

Exercice 16

Quantité de matière

On utilise la relation entre nombre d'entité et quantité de matière : $n = \frac{N}{N_A}$

$$\text{a. } n = \frac{6,02 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} = 1 \text{ mol}$$

$$\text{b. } n = \frac{3,01 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} = 0,5 \text{ mol}$$

$$\text{c. } n = \frac{4,1 \times 10^{21}}{6,02 \times 10^{23}} = 6,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Nombre d'entités

On utilise la relation entre quantité de matière et nombre d'entité : $N = N_A \times n$

$$\text{a. } N = 6,02 \times 10^{23} \times 4,5 = 2,7 \times 10^{24} \text{ entités}$$

$$\text{b. } N = 6,02 \times 10^{23} \times 4,5 \times 10^{-3} = 2,7 \times 10^{21} \text{ entités}$$

$$\text{c. } N = 6,02 \times 10^{23} \times 4,5 \times 10^{-6} = 2,7 \times 10^{18} \text{ entités}$$

Exercice 17

1. On utilise la relation entre quantité de matière et nombre d'entité (ici, le nombre de molécules) :

$$N = N_A \times n = 6,02 \times 10^{23} \times 13 \times 10^{-3} = 7,8 \times 10^{21} \text{ molécules}$$

2. Chaque molécule possède 2 atomes d'azote, il y a donc $2 \times N = 2 \times 7,8 \times 10^{21} = 1,56 \times 10^{22}$ atomes d'azote.