

QCM p75

1. A ;
2. B ;
3. C
4. C ;
5. B et C ;
6. A, B et C ;
7. C ;
8. C
9. A ;
10. B ;
11. A et C ;
12. A

Ex 4 p. 78

1. Réponse a
2. - réponse b : la sous-couche s contient au maximum 2 électrons
 - réponse c : la sous-couche p contient au maximum 6 électrons
 - réponse d : il manque la sous-couche 2s

Ex 5 p. 78

Un atome est électriquement neutre (nombre de protons = nombre d'électrons). Le nombre Z donne donc le nombre d'électrons.

- a. $Z(\text{O}) = 2 + 2 + 4 = 8$
- b. $Z(\text{Na}) = 2 + 2 + 6 + 1 = 11$

Ex 6 p. 78

1. Les électrons de valence sont ceux qui occupent la couche électronique de nombre n le plus élevé.
2. - Oxygène $2 + 4 = 6$ électrons de valence
 - Néon $2 + 6 = 8$ électrons de valence
 - Phosphore $2 + 3 = 5$ électrons de valence.

Ex 7 p. 78

- Na : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- N : $1s^2 2s^2 2p^3$
- Si : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

Ex 8 p. 78

- soufre S : colonne 16, donc 6 électrons de valence ;
- bore B : colonne 13, donc 3 électrons de valence.

Ex 9 p. 78

Les éléments dont les atomes ont trois électrons de valence appartiennent à la colonne 13. Il s'agit des éléments de symbole B et Al.

Ex 10 p. 79

La configuration électronique se termine en $2p^3$ donc l'élément appartient à la troisième colonne du bloc p donc à la colonne 15 du tableau périodique et le nombre

n le plus élevé est 2 donc l'élément appartient à la deuxième période.

Ex 11 p. 79

1. L'élément fluor appartient à la deuxième période donc le nombre n maximal des couches électroniques vaut $n = 2$.

La proposition c est impossible.

Il appartient à la 17^e colonne, il a donc 7 électrons de valence.

La configuration électronique d'un atome de fluor est donc b.

2. Puisque la configuration se termine en $2p^5$, le fluor appartient au bloc p.

Ex 12 p. 79

1. a. Les éléments appartenant à une même famille ont le même nombre d'électrons de valence :
 - Famille 1 : a, e et g
 - Famille 2 : b et f
 - Famille 3 : c et h.
- b. Les éléments appartenant à une même période ont des électrons qui occupent des couches de nombre n le plus élevé identique :

Ex 13 p. 79

1. a. Un atome de lithium a un électron de valence.
- b. L'élément sodium est en-dessous de l'élément lithium dans le tableau périodique. Un atome de sodium a autant d'électrons de valence qu'un atome de sodium soit 1 électron.
2. a. Le nombre n maximal des couches électroniques dans la configuration électronique du lithium est $n = 2$, le lithium appartient donc à la deuxième période. Le carbone est sur la même ligne que le lithium soit la deuxième période.
- b. Le carbone est séparé du lithium par deux éléments. Il a donc trois électrons de valence de plus. Sa configuration électronique est donc : $1s^2 2s^2 2p^2$.

Ex 14 p. 79

1. Un atome d'hélium a 2 électrons de valence, un atome de néon a 8 électrons de valence et un d'argon a 8 électrons de valence. Chacun de ses éléments appartient à la colonne 18.
2. Ces atomes sont stables car leur couche électronique de valence est en duet ou en octet, elle est saturée. Il s'agit de gaz nobles.

Ex 15 p. 79

Les atomes stables sont ceux qui ont la configuration électronique externe identique à celle d'un gaz noble. Les atomes stables sont ceux qui ont pour symbole : He et Ne

Ex 16 p. 79

Pour atteindre la structure électronique du néon, un atome d'aluminium doit perdre trois électrons. Il forme alors un ion Al^{3+} .

Pour atteindre la structure électronique du néon, un atome d'oxygène doit gagner deux électrons. Il forme alors un ion O^{2-} .

Ex 17 p. 79

Un atome de soufre forme l'ion monoatomique stable S^{2-} .

Il gagne donc deux électrons pour atteindre la configuration électronique externe d'un gaz noble.

Son élément appartient donc à la colonne 16.

Ex 18 p. 79

1. Si un atome de carbone forme l'ion C^{4-} , c'est qu'il a gagné 4 électrons pour atteindre la configuration électronique du néon qui possède 8 électrons de valence. Un atome de carbone a donc 4 électrons de valence. L'élément carbone appartient donc à la colonne 14.
2. Un atome de carbone peut aussi perdre 4 électrons pour atteindre la même configuration électronique qu'un atome d'hélium. Il peut donc aussi former l'ion C^{4+} .

Ex 19 p. 80

1. Pour atteindre la configuration électronique externe du gaz noble néon Ne, un atome d'hydrogène gagne un électron et forme l'ion H^- .
2. L'ion H^+ ne possède pas d'électron. Son noyau est composé d'un unique proton d'où l'appellation de « proton » pour cet ion.

Ex 20 p. 80

- Ion sodium Na^+ ;
- ion potassium K^+ ;
- ion calcium Ca^{2+} ;
- ion magnésium Mg^{2+} ;
- ion chlorure Cl^- ;
- ion fluorure F^- .

Ex 21 p. 80

- Ion magnésium (Mg^{2+}) ;
- ion chlorure (Cl^-) ;
- ion sodium (Na^+) ;
- ion calcium (Ca^{2+}).

Ex 22 p. 80

- Méthanal : proposition 1. La proposition 2 n'est pas possible car l'atome de carbone serait entouré de 10 électrons et n'aurait pas la configuration électronique d'un gaz noble.
- Acétylène : proposition 2. La proposition 1 n'est pas possible car chaque atome d'hydrogène serait entouré de 4 électrons et n'aurait pas la configuration électronique d'un gaz noble

Ex 23 p. 80

- L'atome d'hydrogène est entouré de deux électrons (1 doublet liant) ;
- l'atome d'oxygène est entouré de huit électrons (2 doublets liants et 2 doublets non liants) ;
- l'atome de chlore est entouré de 8 électrons (1 doublet liant et 3 doublets non liants).

Dans la molécule, chaque atome a la même configuration électronique de valence que celle d'un gaz noble.

Ex 25 p. 80

Chaque atome d'hydrogène doit être entouré de deux électrons et les autres atomes de huit électrons. On ajoute à chaque atome autant de doublets non liants nécessaires pour respecter la règle.

Ex 29 p. 81

1. Comme un atome d'oxygène O a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^4$, l'élément oxygène est placé :
 - à la 2^e période car le nombre n le plus élevé dans sa configuration électronique est $n = 2$;
 - à la 16^e colonne car un atome d'oxygène a 6 électrons de valence.
2. a. Un atome perd ou gagne des électrons pour atteindre la structure électronique du gaz noble le plus proche.
b. Pour atteindre la structure électronique du néon, l'oxygène forme l'ion O^{2-} .
3. Le sel ionique BaO est électriquement neutre donc le baryum forme l'ion Ba^{2+} .
4. Un atome de baryum perd deux électrons pour atteindre la structure électronique du gaz noble le plus proche, l'élément baryum appartient à la deuxième colonne du tableau périodique.

Ex 30 p. 81

1. Les gaz nobles occupent la 18^e colonne du tableau périodique.
2. Hélium, néon et argon.
3. La couche électronique de valence des gaz nobles est pleine. On dit qu'elle est saturée.

4. Les gaz nobles sont très peu réactifs d'où la dénomination gaz noble.
5. Les gaz nobles sont très peu présents dans l'atmosphère terrestre d'où leur appellation de gaz rares.

Ex 32 p. 81

- 1.
2. La première période du tableau périodique concerne le remplissage de la sous-couche 1s qui ne peut contenir au maximum que deux électrons. Il n'y a donc que deux éléments.
3. Na^+ : ion sodium ; F^- : ion fluorure.

Ex 34 p. 82

1. Comme un atome de soufre S a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, l'élément soufre S est placé : • à la 3^e période car le nombre n le plus élevé dans sa configuration électronique est $n = 3$; • à la 16^e colonne car il a 6 électrons de valence.
2. L'élément soufre S est dans la même colonne que l'oxygène O. Ses propriétés sont similaires.
3. Dans les molécules, les éléments d'une même famille chimique (même colonne) possèdent le même nombre de liaisons covalentes.
4. Ainsi, le schéma de Lewis de la molécule d'éthylmercaptopan doit ressembler à celui de l'éthanol en remplaçant l'atome d'oxygène par un atome de soufre.

Ex 35 p. 83

1. Les atomes d'oxygène, de carbone et d'azote doivent être entourés de 8 électrons pour obtenir la configuration électronique de valence du néon. L'hydrogène doit être entouré de deux électrons. Il faut donc compléter l'atome d'oxygène par 2 doublets non liants et l'atome d'azote N doit être complété par 1 doublet non liant.

Ex 39 p. 84

1. Un atome de silicium a $2 + 2 = 4$ électrons de valence.
2. Un atome de silicium possède 4 électrons de valence, donc l'élément silicium appartient à la 14^e colonne. Le nombre n le plus élevé dans sa configuration électronique est $n = 3$, l'élément silicium appartient à la 3^e période.
3. a. L'ion oxyde a pour formule O^{2-} .
b. Pour assurer la neutralité de la silice, l'ion a pour formule Si^{4+} .
4. a. D'après sa place dans la classification périodique, l'ion magnésium admet pour formule chimique Mg^{2+} .
b. Pour assurer la neutralité de SiMg_2 , l'ion silicium a pour formule chimique Si^{4-} .

5. a. Un atome de silicium a un comportement étonnant car il peut former soit un cation Si^{4+} , soit un anion Si^{4-} .
b. Cette particularité s'explique par le fait que l'élément silicium est aussi proche du gaz noble qui le précède (le néon Ne) que de celui qui le suit (l'argon Ar).
6. L'élément carbone C appartenant à la même colonne que le silicium aura un comportement similaire.