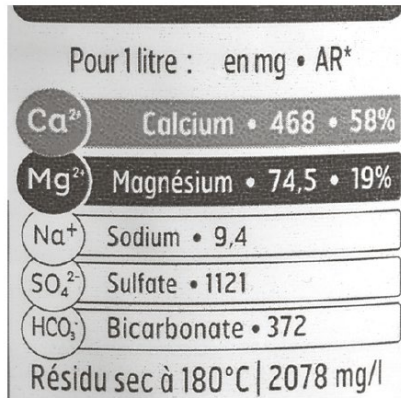


-QCM-

- 1 C. 2 C. 3 B.
 4 B. 5 B. 6 C.
 7 C. 8 B. 9 B.
 10 B. 11 C.

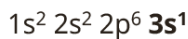
14 1. D'après l'étiquette :



- les cations sont les ions calcium Ca^{2+} , magnésium Mg^{2+} , sodium Na^+ ;
 - aucun anion monoatomique n'apparaît sur l'étiquette.

2. Les ions calcium Ca^{2+} et les ions magnésium Mg^{2+} sont dans la même colonne car ils ont la même charge.

15 1. La forte réactivité du sodium est due à sa couche de valence qui n'est pas pleine :



2. L'atome de sodium Na doit perdre un électron pour avoir la configuration électronique du gaz noble le plus proche, le néon.

La formule de l'ion sodium est Na^+ , sa configuration électronique est :



3. La matière étant électriquement neutre, pour compenser les charges négatives de l'ion oxyde O^{2-} , il faut dans le solide ionique Na_2O deux fois plus d'ions sodium Na^+ que d'ions oxyde O^{2-} .

17 Le tableau périodique simplifié est représenté ci-dessous.

1 1 H Hydrogène							4 2 He Hélium
7 3 Li Lithium	9 4 Be Béryllium	11 5 B Bore	12 6 C Carbone	14 7 N Azote	16 8 O Oxygène	19 9 F Fluor	20 10 Ne Néon
23 11 Na Sodium	24 12 Mg Magnésium	27 13 Al Aluminium	28 14 Si Silicium	31 15 P Phosphore	32 16 S Soufre	35 17 Cl Chlore	40 18 Ar Argon

1. Dans quelle colonne les gaz nobles se trouvent-ils ?
 2. Déterminer la formule des ions formés à partir du fluor F, du soufre S et du lithium Li. Justifier la réponse.

Corrigé :

1. Les gaz nobles se trouvent dans la dernière colonne de droite : He, Ne et Ar.

2. Pour avoir la même configuration électronique que le gaz noble le plus proche dans le tableau périodique, les atomes doivent gagner / ou perdre 1 électron ou plusieurs électrons, ils formeront des ions de type X^- , X^{2-} , ... / ou X^+ , X^{2+} , ...

• Le fluor F : cet atome doit gagner 1 électron pour avoir la même configuration électronique que le gaz noble qui suit dans le tableau périodique, c'est-à-dire le néon, donc il formera l'ion fluorure F^- .

• Le soufre S : cet atome doit gagner 2 électrons pour avoir la même configuration électronique que le gaz noble qui suit dans le tableau périodique, c'est-à-dire l'argon, donc il formera l'ion sulfure S^{2-} .

• Le lithium Li : cet atome doit perdre 1 électron pour avoir la même configuration électronique que le gaz noble qui le précède dans le tableau périodique, c'est-à-dire l'hélium, donc il formera l'ion lithium Li^+ .

18

Tableau 1 :

Formule de l'atome	Al	Be	O
Configuration électronique	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^4$
Perd / Gagne des électrons	perd	perd	gagne
Nombre d'électrons perdus / gagnés	3	2	2
Formule de l'ion	Al^{3+}	Be^{2+}	O^{2-}
Cation / Anion	cation	cation	anion

Tableau 2 :

Atome	Configuration électronique	Configuration électronique du gaz noble qui suit	Liaisons de valence	Électrons non engagés	Doublets non liants
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$	$8 - 4 = 4$	$4 - 4 = 0$	0
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$	$8 - 5 = 3$	$5 - 3 = 2$	$\frac{2}{2} = 1$
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$	$8 - 6 = 2$	$6 - 2 = 4$	$\frac{4}{2} = 2$
H	$1s^1$	He $1s^2$	$2 - 1 = 1$	$1 - 1 = 0$	0

23 1. Formule brute de l'acide acétylsalicylique : $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$

Formule brute du paracétamol : $\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2$

2. Tous les électrons de valence des atomes de la molécule ne sont pas représentés car il manque les doublets non liants dans les modèles moléculaires.

3. Pour justifier le schéma de Lewis de chaque molécule, il faut déterminer à partir de la configuration électronique, le nombre de doublets liants et non liants pour chacun des atomes de la molécule, puis comparer ces nombres avec ceux déduits des schémas de Lewis.

Tableau 1 :

Atome	Configuration électronique	Gaz noble qui suit dans le tableau périodique	Doublets liants	Électrons non engagés	Doublets non liants
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	Ne	$8 - 4 = 4$	$4 - 4 = 0$	$\frac{0}{2} = 0$
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	Ne	$8 - 5 = 3$	$5 - 3 = 2$	$\frac{2}{2} = 1$
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	Ne	$8 - 6 = 2$	$6 - 2 = 4$	$\frac{4}{2} = 2$
H	$1s^1$	He	$2 - 1 = 1$	$1 - 1 = 0$	$\frac{0}{2} = 0$

Les configurations électroniques des gaz nobles :

- néon **Ne** $1s^2 2s^2 2p^6$

- hélium **He** $1s^2$

Grâce aux configurations électroniques :

- le carbone C possède 4 doublets liants et 0 doublet non liant ;

- l'azote N possède 3 doublets liants et 1 doublet non liant ;

- l'oxygène O possède 2 doublets liants et 2 doublets non liants ;

- l'hydrogène H possède 1 doublet liant et 0 doublet non liant.

Chaque atome possède bien le nombre de doublets liants et non liants déduit des schémas de Lewis fournis.

24 1. L'atome d'hydrogène H de configuration électronique $1s^1$ établit 1 liaison de valence.

L'atome de chlore Cl de configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ établit 1 liaison de valence.

2. Pour l'atome d'hydrogène, pas de doublets non liants.

Pour l'atome de chlore Cl, il reste 6 électrons de valence non engagés qui forment 3 doublets non liants.

Tableau 2 :

Atome	Configuration électronique	Configuration électronique du gaz noble qui suit	Liaisons de valence	Électrons non engagés	Doublets non liants
H	$1s^1$	He $1s^2$	$2 - 1 = 1$	$1 - 1 = 0$	0
Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$8 - 7 = 1$	$7 - 1 = 6$	$\frac{6}{2} = 3$

3. D'après le schéma de Lewis, l'atome d'hydrogène possède 1 doublet liant et 0 doublet non liant, et l'atome de chlore 1 doublet liant et 3 doublets non liants, donc il y a bien concordance entre le schéma de Lewis et les informations déduites des configurations électroniques des atomes.

25 Les nombres de doublets liants et non liants des atomes de carbone, d'azote, d'oxygène et d'hydrogène sont donnés dans le tableau ci-après.

Molécule	Schéma fourni	Explication	Schéma corrigé
CO ₂		Le schéma fourni est faux car : - l'atome d'oxygène possède 2 doublets liants et 2 doublets non liants.	
NH ₃		Le schéma fourni est faux car : - l'atome d'hydrogène forme 1 doublet liant ; - l'atome d'azote possède 3 doublets liants et 1 doublet non liant.	
HCN		Le schéma fourni est faux car : - l'atome d'hydrogène forme 1 doublet liant ; - l'atome de carbone a 4 doublets liants ; - l'atome d'azote possède 3 doublets liants et 1 doublet non liant.	
CH ₂ O		Le schéma fourni est faux car : - l'atome d'hydrogène forme 1 doublet liant ; - l'atome de carbone a 4 doublets liants ; - l'atome d'oxygène possède 2 doublets liants et 2 doublets non liants.	

Atome	Configuration électronique	Configuration électronique du gaz noble qui suit	Liaisons de valence	Électrons non engagés	Doublets non liants
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$	$8 - 4 = 4$	$4 - 4 = 0$	0
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$	$8 - 5 = 3$	$5 - 3 = 2$	$\frac{2}{2} = 1$
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$	$8 - 6 = 2$	$6 - 2 = 4$	$\frac{4}{2} = 2$
H	$1s^1$	He $1s^2$	$2 - 1 = 1$	$1 - 1 = 0$	0

31 1. Comme les ions bromure sont chargés négativement (ce sont des anions), alors les ions zinc sont chargés positivement (ce sont des cations).

2. Le nombre N d'ions d'une espèce chimique est le quotient de la masse de l'ion par la masse de l'atome :

$$N = \frac{m_{\text{ion}}}{m_{\text{atome}}}$$

• Nombre N d'ions bromure dans un litre de solution :

$$N = \frac{27,9}{1,33 \times 10^{-22}} = 2,10 \times 10^{23} \text{ ions bromure}$$

• Nombre N' d'ions zinc dans un litre de solution :

$$N' = \frac{11,4}{1,09 \times 10^{-22}} = 1,05 \times 10^{23} \text{ ions zinc}$$

3. Une solution étant électriquement neutre, le quotient du nombre d'anions par le nombre de cations donne la proportion entre les deux types d'ions :

$\frac{2,10 \times 10^{23}}{1,05 \times 10^{23}} = 2,00$. Il y a deux fois plus d'ions bromure Br^- que d'ions zinc, donc la formule de l'ion zinc est Zn^{2+} .

34 1. Dans le tableau périodique, l'atome de soufre se trouve deux colonnes avant le gaz noble, l'argon, il formera donc l'ion S^{2-} .

1 1 H Hydrogène							4 2 He Hélium
7 3 Li Lithium	9 4 Be Béryllium	11 5 B Bore	12 6 C Carbone	14 7 N Azote	16 8 O Oxygène	19 9 F Fluor	20 10 Ne Néon
23 11 Na Sodium	24 12 Mg Magnésium	27 13 Al Aluminium	28 14 Si Silicium	31 15 P Phosphore	32 16 S Soufre	35 17 Cl Chlore	40 18 Ar Argon

2. À partir des configurations électroniques :

- l'atome d'hydrogène H possède 1 doublet liant et 0 doublet non liant ;
- l'atome de soufre S possède 2 doublets liants et 2 doublets non liants.

Atome	Configuration électronique	Gaz noble qui suit dans le tableau périodique	Doublets liants	Électrons non engagés	Doublets non liants
H	$1s^1$	He	$2 - 1 = 1$	$1 - 1 = 0$	$\frac{0}{2} = 0$
S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Ar	$8 - 6 = 2$	$6 - 2 = 4$	$\frac{4}{2} = 2$

3. La formule du sulfure d'hydrogène est H_2S car l'atome de soufre possède 2 doublets liants alors que l'atome d'hydrogène n'en possède qu'un. Il faut donc deux fois plus d'atomes d'hydrogène que de soufre.

4. D'après le schéma de Lewis :

- l'atome de soufre possède 2 doublets liants et 2 doublets non liants ;
- l'atome d'hydrogène possède 1 doublet liant et 0 doublet non liant ;

donc il y a bien concordance entre le schéma de Lewis et les informations déduites des configurations électroniques des atomes.

35 1. Les différents sels sont : NaCl , KCl et MgCl_2 . Donc, on doit déterminer la formule des ions sodium, chlorure, potassium et magnésium.

- L'atome de sodium Na se trouve une colonne après le néon (gaz noble), il formera donc l'ion Na^+ .
- L'atome de chlore Cl se trouve une colonne avant l'argon (gaz noble), il formera donc l'ion Cl^- .
- L'atome de potassium K se trouve une colonne après l'argon (gaz noble), il formera donc l'ion K^+ .
- L'atome de magnésium Mg se trouve deux colonnes après le néon (gaz noble), il formera donc l'ion Mg^{2+} .

2. a. Le nombre N d'ions d'une espèce chimique est le quotient de la masse de l'ion par la masse de l'atome :

$$N = \frac{m_{\text{ion}}}{m_{\text{atome}}}$$

• Nombre N d'ions sodium Na^+ dans la solution :

$$N = \frac{9,83}{3,82 \times 10^{-23}} = 2,57 \times 10^{23} \text{ ions}$$

• Nombre N d'ions chlorure Cl^- dans la solution :

$$N = \frac{16,83}{5,89 \times 10^{-23}} = 2,86 \times 10^{23} \text{ ions}$$

• Nombre N d'ions potassium K^+ dans la solution :

$$N = \frac{0,90}{6,49 \times 10^{-23}} = 1,39 \times 10^{22} \text{ ions}$$

• Nombre N d'ions magnésium Mg^{2+} dans la solution :

$$N = \frac{0,30}{4,04 \times 10^{-23}} = 7,43 \times 10^{21} \text{ ions}$$

b. On compte les charges positives (cations) et les charges négatives (anions) :

- somme des charges des cations
 $= 2,57 \times 10^{23} + 1,39 \times 10^{22} + 2 \times 7,43 \times 10^{21}$
 $= 2,86 \times 10^{23}$ charges positives
- somme des charges des anions
 $= 2,86 \times 10^{23}$ charges négatives

Il y a autant de charges positives que de charges négatives, l'électroneutralité de la solution analysée est bien vérifiée.

38 1. Les configurations électroniques des atomes de carbone, d'oxygène et d'hydrogène sont fournies dans l'exercice 21.

Voir tableau 1, en bas de page.

L'atome de carbone possède 4 doublets liants et 0 doublet non liant.

L'atome d'oxygène possède 2 doublets liants et 2 doublets non liants.

L'atome d'hydrogène possède 1 doublet liant et 0 doublet non liant.

Il y a bien concordance entre le schéma de Lewis et les informations déduites des configurations électroniques des atomes.

2. Pour libérer l'ion hydrogène H^+ , lié à l'oxygène, il faut rompre la liaison $O-H$, donc il faut fournir $7,69 \times 10^{-19} J$.

3. L'ion formé est alors l'ion hydrogène H^+ et il reste $C_2H_3O_2^-$.

39 1. Le carbone forme 4 liaisons pour acquérir la configuration électronique du néon ($1s^2 2s^2 2p^6$).

Il n'y a pas de doublet non liant.

L'hydrogène forme 1 liaison pour acquérir la configuration électronique de l'hélium ($1s^2$). Il n'y a pas de doublet non liant.

Atome	Configuration électronique	Gaz noble qui suit dans le tableau périodique	Doublets liants	Électrons non engagés	Doublets non liants
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	Ne	$8 - 4 = 4$	$4 - 4 = 0$	$\frac{0}{2} = 0$
H	$1s^1$	He	$2 - 1 = 1$	$1 - 1 = 0$	$\frac{0}{2} = 0$

2. La masse $m_{\text{molécule}}$ de la molécule C_nH_{2n+2} en fonction de n et de la masse des atomes m_C et m_H est :

$$m_{\text{molécule}} = n \times m_C + (2n + 2) \times m_H$$

3. $m_{\text{molécule}} = 9,62 \times 10^{-23} g$ donc :

$$9,62 \times 10^{-23} = n \times 1,99 \times 10^{-23} + (2n + 2) \times 1,66 \times 10^{-24}$$

$$9,62 \times 10^{-23} = [n \times 1,99 + (2n + 2) \times 0,166] \times 10^{-23}$$

$$9,62 = n \times 1,99 + (2n + 2) \times 0,166$$

$$n \times (1,99 + 0,166 \times 2) + 2 \times 0,166 = 9,62$$

$$n \times (2,322) = 9,62 - 0,332$$

$$2,322 n = 9,288$$

$n = 4$, la formule brute de la molécule est donc C_4H_{10} .

4. D'après le schéma de Lewis :

- l'atome d'hydrogène possède 1 doublet liant et 0 doublet non liant ;

- l'atome de carbone possède 4 doublets liants et 0 doublet non liant ;

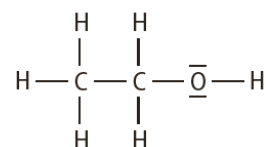
donc il y a bien concordance entre le schéma de Lewis et les informations déduites des configurations électroniques des atomes.

40 > Démarche avancée

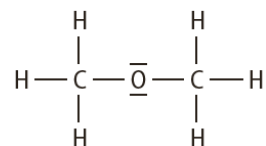
On recherche tout d'abord le nombre de doublets liants et non liants établis par chacun des atomes présents dans la molécule grâce aux configurations électroniques des atomes.

Atome	Configuration électronique	Gaz noble qui suit dans le tableau périodique	Doublets liants	Électrons non engagés	Doublets non liants
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	Ne	$8 - 4 = 4$	$4 - 4 = 0$	$\frac{0}{2} = 0$
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	Ne	$8 - 6 = 2$	$6 - 2 = 4$	$\frac{4}{2} = 2$
H	$1s^1$	He	$2 - 1 = 1$	$1 - 1 = 0$	$\frac{0}{2} = 0$

D'après l'énoncé, l'éthanol C_2H_6O (présent dans les alcools) comporte une liaison $O-H$, donc le schéma de Lewis de l'éthanol est :



Le schéma de Lewis du méthoxyméthane C_2H_6O est :



> Démarche élémentaire

1. Grâce aux configurations électroniques :

- le carbone C possède 4 doublets liants et 0 doublet non liant ;

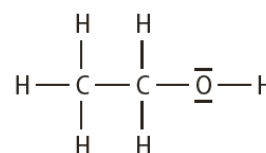
- l'oxygène O possède 2 doublets liants et 2 doublets non liants ;

- l'hydrogène H possède 1 doublet liant et 0 doublet non liant.

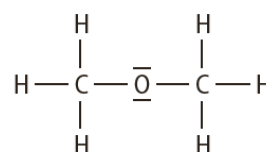
- l'oxygène O possède 2 doublets liants et 2 doublets non liants ;

- l'hydrogène H possède 1 doublet liant et 0 doublet non liant.

Atome	Configuration électronique	Gaz noble qui suit dans le tableau périodique	Doublets liants	Électrons non engagés	Doublets non liants
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	Ne	$8 - 4 = 4$	$4 - 4 = 0$	$\frac{0}{2} = 0$
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	Ne	$8 - 6 = 2$	$6 - 2 = 4$	$\frac{4}{2} = 2$
H	$1s^1$	He	$2 - 1 = 1$	$1 - 1 = 0$	$\frac{0}{2} = 0$



Le schéma de Lewis du méthoxyméthane C_2H_6O est donc :



D'après les schémas de Lewis :

- l'atome d'hydrogène possède 1 doublet liant et 0 doublet non liant ;
 - l'atome de carbone possède 4 doublets liants et 0 doublet non liant ;
 - l'atome d'oxygène possède 2 doublets liants et 2 doublets non liants ;
- donc il y a bien concordance entre les schémas de Lewis et les informations déduites des configurations électroniques des atomes.
-

40

1. L'atome de calcium se situe dans la 4^e ligne (couche de valence $n = 4$) et dans la 2^e colonne (2 électrons de valence).
 2. L'atome de calcium possède 2 électrons de valence.
 3. Pour former un ion stable, l'atome perd ses 2 électrons de valence et forme un ion Ca^{2+} ayant la même configuration électronique stable que le gaz noble de numéro atomique le plus proche.
 4. La chaux ayant pour formule CaO , les deux charges positives d'un ion calcium doivent être compensées par les charges négatives d'un seul ion oxyde, qui porte donc deux charges négatives : O^{2-} .
 5. L'atome d'oxygène formant un ion O^{2-} est susceptible de gagner 2 électrons sur sa couche de valence : il se situe donc dans la 16^e colonne.
-

43

1. Le sévoflurane a pour formule brute : $\text{C}_4\text{H}_7\text{F}_7\text{O}$
2. Il faut ajouter 3 doublets non liants sur chaque atome de fluor et deux doublets non liants sur l'atome d'oxygène. Ainsi chaque atome (à l'exception de l'hydrogène qui ne s'entoure que de deux électrons), s'entoure de 8 électrons de valence comme le gaz noble de numéro atomique le plus proche.