

6 Dénombrer les électrons de valence

CORRIGÉ

| Restituer ses connaissances.

Les configurations électroniques à l'état fondamental de trois atomes sont données ci-dessous :

a Oxygène : $1s^2 2s^2 2p^4$

b Néon : $1s^2 2s^2 2p^6$

c Phosphore : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

1. Définir ce qu'est un électron de valence.
2. Dénombrer les électrons de valence de chaque atome.

7 Reconnaître les électrons de valence

| Mobiliser ses connaissances.

- Associer à chaque atome sa configuration électronique à l'état fondamental sachant que les atomes d'azote N, de sodium Na et de silicium Si ont respectivement 5, 1 et 4 électrons de valence.

N • • $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Na • • $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

Si • • $1s^2 2s^2 2p^3$



Dénombrer les électrons de valence à l'aide du tableau périodique

| Rédiger une explication.

- À l'aide du tableau périodique simplifié ci-dessous, dénombrer les électrons de valence d'un atome de soufre S et d'un atome de bore B.

| | | | | | | | |
|----|----|----|----|---|---|----|----|
| 1 | | | | | | | 18 |
| H | | | | | | | He |
| Li | Be | B | C | N | O | F | Ne |
| Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl | Ar |

9 Identifier des éléments

| Mobiliser ses connaissances.

- À l'aide du tableau périodique simplifié de l'exercice 8, déterminer le (ou les) symbole(s) du (ou des) élément(s) dont les atomes ont 3 électrons de valence.

10

CORRIGÉ

Placer un élément dans le tableau périodique

| Utiliser un modèle.

L'atome d'azote N a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^3$.

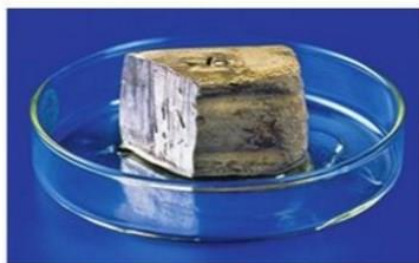
- Préciser le bloc et la place (période et colonne) de l'élément azote dans le tableau périodique. Justifier la réponse.

Utiliser le réflexe 1

13 Lire verticalement le tableau périodique

| Mobiliser ses connaissances.

Dans le tableau périodique, l'élément sodium Na se situe juste en dessous de l'élément lithium Li. L'élément carbone C se situe à la même période que le lithium et deux éléments les séparent.



> Sodium métallique

1. a. Dénombrer les électrons de valence d'un atome de lithium.

b. En déduire le nombre d'électrons de valence de l'atome de sodium.

2. a. Déterminer la période des éléments carbone C et lithium Li.

b. Écrire la configuration électronique à l'état fondamental d'un atome de carbone.

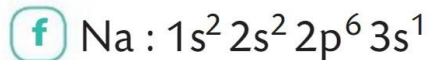
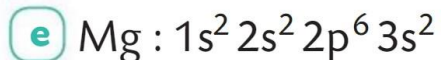
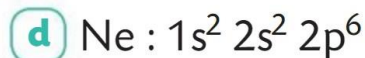
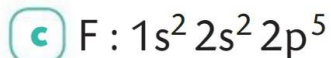
Donnée

La configuration électronique à l'état fondamental d'un atome de lithium est $1s^2 2s^1$.

15 Identifier des atomes stables

| Mobiliser ses connaissances.

- Identifier les atomes stables parmi ceux dont les configurations électroniques sont données ci-dessous. Justifier.



16 Prévoir la charge d'un ion

CORRIGÉ

| Mobiliser ses connaissances.

Certaines variétés de corindon sont des pierres précieuses. Elles sont, pour la plupart, composées d'ions monoatomiques issus d'atomes d'aluminium Al et d'oxygène O .



> Corindon

L'élément aluminium est situé dans la 13^e colonne du tableau périodique et l'élément oxygène dans la 16^e.

- Déterminer les formules chimiques des ions monoatomiques stables que forment les atomes d'aluminium et d'oxygène.

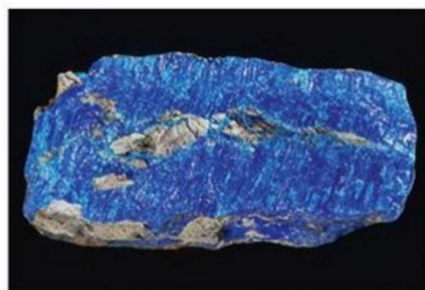
Utiliser le réflexe 2

17 Utiliser la charge d'un ion

| Exploiter des informations.

La chalcantite est un minéral qui contient des ions sulfure S^{2-} .

- Déterminer, en justifiant, le numéro de la colonne à laquelle appartient l'élément soufre S.

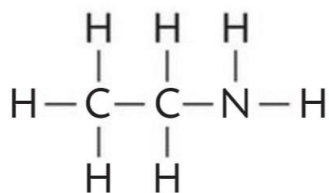


> Chalcantite

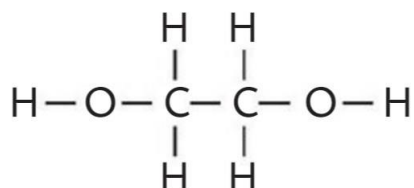
25 Prévoir le nombre de doublets non liants

| Mobiliser ses connaissances.

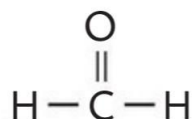
Des schémas de Lewis incomplets de différentes molécules sont présentés ci-dessous.



> Éthanamine



> Éthan-1,2-diol



> Méthanal

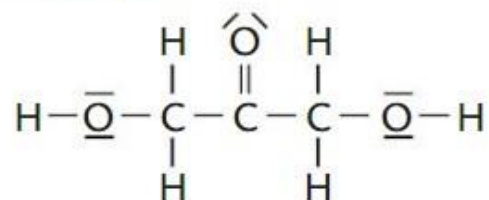
- Recopier ces schémas de Lewis incomplets, puis les compléter en ajoutant un (ou des) doublet(s) non liant(s). Justifier.

28 Connaître les critères de réussite

Un bronzage artificiel

| Mobiliser ses connaissances.

La dihydroxyacétone (ou DHA) est utilisée dans la formulation des autobronzants. Elle donne un hâle brun par réaction photochimique.



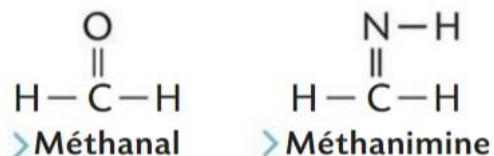
> Schéma de Lewis de la molécule de DHA

1. Recopier le schéma de Lewis et indiquer le nombre total d'électrons qui entourent chaque atome.
2. Vérifier que tous les atomes sont stables.

35 Énergie de liaison double

| Faire preuve d'esprit critique ; effectuer des calculs.

Voici deux schémas de Lewis incomplets de molécules contenant des liaisons doubles.



1. Recopier les schémas de Lewis incomplets, puis les compléter en ajoutant un (ou des) doublet(s) non liant(s), sachant que chaque atome vérifie la règle de stabilité.
2. L'énergie d'atomisation est l'énergie à fournir pour rompre toutes les liaisons d'une molécule et obtenir des atomes.
 - a. Calculer les énergies de liaison des liaisons C=O et C=N.
 - b. En déduire, parmi les doubles liaisons C=O et C=N, celle qui est la plus stable.

Données

- $E_{\text{liaison}}(\text{C}-\text{H}) = 413 \text{ USI}$.
- $E_{\text{liaison}}(\text{N}-\text{H}) = 391 \text{ USI}$.
- $E_{\text{atomisation}}(\text{méthanal}) = 1\,567 \text{ USI}$.
- $E_{\text{atomisation}}(\text{méthanimine}) = 1\,564 \text{ USI}$.



30 min

Étude du silicium

Faire preuve d'esprit critique ; prendre conscience des limites d'un modèle.

L'élément silicium est présent dans la silice SiO_2 et est également un constituant du siliciure de magnésium SiMg_2 . On fait l'hypothèse que la silice SiO_2 et le siliciure de magnésium SiMg_2 sont formés d'ions monoatomiques.

1. Dénombrer les électrons de valence du silicium.

2. Déterminer la position de l'élément silicium dans le tableau périodique.

Utiliser le réflexe 1

3. a. Écrire la formule chimique de l'ion oxyde. Justifier.

Utiliser le réflexe 2

b. En déduire la formule chimique de l'ion silicium dans la silice SiO_2 .

4. a. Écrire la formule chimique de l'ion magnésium.

b. En déduire la charge électrique de l'ion silicium dans le siliciure de magnésium SiMg_2 .

5. a. Pourquoi dit-on que l'atome de silicium a un comportement « surprenant » ?

b. Justifier cette particularité par sa position dans le tableau périodique.

6. En utilisant le tableau périodique, citer un autre élément dont l'atome présente un comportement similaire.

Données

- Place de l'oxygène dans le tableau périodique : 2^e période et 16^e colonne.
- Si ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$).

39 DS (30 minutes) Étude du silicium

- 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 le cours, 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.



Fumée du tabac

Extraire et exploiter l'information ; utiliser un modèle pour expliquer.

L'inhalation involontaire de la fumée dégagée par un fumeur est dangereuse pour la santé. En effet, la fumée de tabac contient de l'acide cyanhydrique HCN métabolisé par l'organisme en ion thiocyanate SCN^- qui, en milieu acide, donne l'acide thiocyanhydrique de formule brute HSCN.

1. Pour chaque schéma de Lewis ci-dessous, dresser un tableau recensant pour chaque atome de la molécule le nombre de doublets liants, de doublets non liants et d'électrons qui entourent l'atome.

| Proposition 1 | Proposition 2 |
|---|---|
| $\text{H}-\overline{\text{N}}=\text{C}=\overline{\text{S}}$ | $\text{I}\text{N}\equiv\text{C}-\overline{\text{S}}-\text{H}$ |

2. Ces atomes respectent-ils la règle de stabilité ?

Utiliser le réflexe 3

3. a. Pour chacune des propositions, calculer l'énergie nécessaire pour rompre toutes les liaisons de la molécule.

b. Comparer la stabilité des deux molécules.

4. Ces deux représentations correspondent à des molécules qui existent. Il est d'usage de dire que la molécule la moins présente est celle dans laquelle les atomes de carbone et de soufre partagent 4 électrons. Cette affirmation confirme-t-elle la réponse de la question 3. b. ?

Données

| | N-H | S-H | C=N | C≡N | C-S | C=S |
|--------------------------|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| Énergie de liaison (USI) | 390 | 364 | 615 | 890 | 272 | 430 |

1.

| Proposition 1 | | | | |
|--------------------------------------|---|---|---|---|
| Atome | H | N | C | S |
| Nombre de doublets liants | 1 | 3 | 4 | 2 |
| Nombre de doublets non liants | 0 | 1 | 0 | 2 |
| Nombre d'électrons entourant l'atome | 2 | 8 | 8 | 8 |

| Proposition 2 | | | | |
|--------------------------------------|---|---|---|---|
| Atome | N | C | S | H |
| Nombre de doublets liants | 3 | 4 | 2 | 1 |
| Nombre de doublets non liants | 1 | 0 | 2 | 0 |
| Nombre d'électrons entourant l'atome | 8 | 8 | 8 | 2 |

2. Pour les deux propositions, chaque atome d'hydrogène est entouré de deux électrons et possède la configuration électronique de l'hélium, les autres atomes sont entourés de 8 électrons et possèdent la configuration électronique du gaz noble qui suit leur élément dans le tableau périodique.

3. a.

| Proposition 1 |
|--|
| $E_1 = E_{\text{liaison}}(\text{N-H}) + E_{\text{liaison}}(\text{N=C}) + E_{\text{liaison}}(\text{C=S}) = 390 + 615 + 430$ <p style="text-align: center;">Soit $E_1 = \underline{1\,435 \text{ USI}}$</p> |
| Proposition 2 |
| $E_2 = E_{\text{liaison}}(\text{N}\equiv\text{C}) + E_{\text{liaison}}(\text{C-S}) + E_{\text{liaison}}(\text{S-H}) = 890 + 272 + 364$ <p style="text-align: center;">Soit $E_2 = \underline{1\,526 \text{ USI}}$</p> |

b. $E_2 > E_1$ donc la molécule représentée par la proposition 2 est la plus stable.

4. Dans la proposition 1, les atomes de carbone et de soufre sont doublement liés et partagent 4 électrons. Dans la proposition 2, les atomes de carbone et de soufre sont simplement liés et partagent 2 électrons. La molécule la moins présente est la proposition 1.

La molécule la plus stable (proposition 2) est aussi celle qui est la plus présente.