

5 Déterminer un numéro atomique

| Rédiger une explication.

- Déterminer, en justifiant la réponse, le numéro atomique des atomes dont les configurations électroniques à l'état fondamental sont :

a. Oxygène O : $1s^2 2s^2 2p^4$.b. Sodium Na : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.**9 Identifier des éléments**

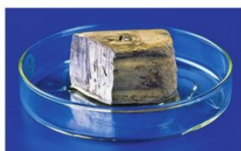
| Mobiliser ses connaissances.

- 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.

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

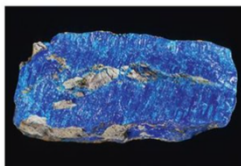
La configuration électronique à l'état fondamental d'un atome de lithium est $1s^2 2s^1$.

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

21 Nommer un ion

| Restituer ses connaissances.

Les ions monoatomiques entrent dans la composition de nombreux médicaments ou compléments alimentaires.

ArkOcéan Ampoule contenant des ions Mg^{2+} et Cl^- Nebusal 7 % Dosette contenant des ions Na^+ et Cl^- Calciforte Ampoule contenant des ions Ca^{2+} et Cl^-

- Nommer les différents ions présents dans la composition de ces médicaments.

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	•	•	$1s^2 2s^2 2p^3$

11 Identifier un élément à partir de sa position dans le tableau périodique

| Mobiliser ses connaissances.

L'élément fluor se localise dans le tableau périodique à la 2^e période et la 17^e colonne.

1. Parmi les configurations électroniques suivantes, préciser celle qui correspond à un atome de fluor :

a $1s^2 2s^2 2p^4$ b $1s^2 2s^2 2p^5$ c $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

2. Donner le bloc dans lequel se trouve l'élément fluor.

15 Identifier des atomes stables

| Mobiliser ses connaissances.

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

a He : $1s^2$	b Li : $1s^2 2s^1$
c F : $1s^2 2s^2 2p^5$	d Ne : $1s^2 2s^2 2p^6$
e Mg : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	f Na : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

19 Expliquer la charge des ions de l'élément hydrogène

| Utiliser un modèle pour expliquer.

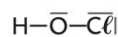
La configuration électronique à l'état fondamental de l'atome d'hydrogène est : $1s^1$.

1. Donner, en la justifiant, la formule de l'ion monoatomique stable formé par l'atome d'hydrogène.
2. L'ion hydrogène H^+ est également un ion stable. Il est communément appelé proton. Proposer une explication.

23 Justifier un schéma de Lewis

| Utiliser un modèle pour expliquer.

L'acide hypochloreux est utilisé en tant qu'agent nettoyant de la peau. Le schéma de Lewis de sa molécule est :

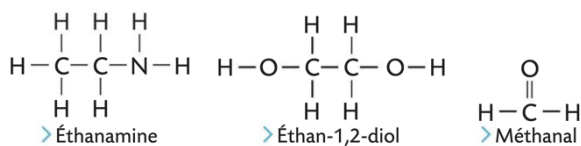


- Justifier ce schéma de Lewis.

25 Prévoir le nombre de doublets non liants

Mobiliser ses connaissances.

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



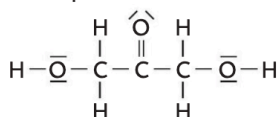
- Recopier ces schémas de Lewis incomplets, puis les compléter en ajoutant un (ou des) doublet(s) non liant(s). Justifier.

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

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

b. En déduire la formule chimique de l'ion oxyde issu de l'atome d'oxygène.

3. Déterminer la charge électrique de l'ion baryum.

4. En déduire le numéro de la colonne du tableau périodique à laquelle appartient l'élément baryum Ba.

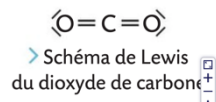
27 Calculer une énergie de liaison

Restituer ses connaissances.

- Calculer l'énergie (en USI) nécessaire pour rompre toutes les liaisons de la molécule de dioxyde de carbone CO_2 .

Données

	C-O	C=O
E_{liaison} (USI)	351	730



29 À chacun son rythme

À propos de l'oxyde de baryum

Exploiter des informations ; rédiger une explication.

Commencer par résoudre l'énoncé compact. En cas de difficultés, passer à l'énoncé détaillé.

L'oxyde de baryum BaO est utilisé en tant qu'additif dans la synthèse de verre Crown. Ce type de verre permet d'optimiser les systèmes optiques comme les télescopes.



Données

- Configuration électronique d'un atome d'oxygène O : $1s^2 2s^2 2p^4$.
- L'oxyde de baryum BaO contient des ions monoatomiques issus des atomes des éléments oxygène O et baryum Ba.

Énoncé compact

- Déterminer à quelle colonne du tableau périodique appartient l'élément baryum Ba.

Énoncé détaillé

- Déterminer le numéro de la colonne à laquelle appartient l'élément oxygène O dans le tableau périodique.
- a. Énoncer la règle de stabilité.

30 Les gaz nobles

Formuler une hypothèse.

L'atmosphère terrestre contient en faible quantité des gaz nobles. Pourtant, ils sont très abondants dans l'Univers (environ 20 % des éléments).



- Indiquer la position des gaz nobles dans le tableau périodique.
- Citer les trois premiers éléments de cette famille.
- Quelle particularité présente la couche de valence des gaz nobles ?
- Les gaz nobles ont été découverts tardivement. D'ailleurs, ils n'apparaissent pas dans le tableau établi par D. MENDELEËV en 1869. Proposer une hypothèse à l'appellation « gaz nobles ».
- Proposer une explication à l'appellation « gaz rares » donnée aussi à cette famille.

34 À chacun son rythme

L'odeur du gaz de ville

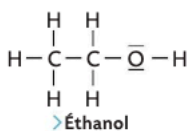
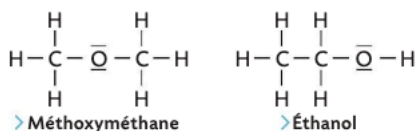
Procéder à des analogies ; utiliser un modèle pour expliquer.

Commencer par résoudre l'énoncé compact. En cas de difficultés, passer à l'énoncé détaillé.

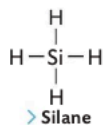
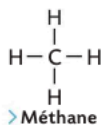
Le méthane utilisé comme « gaz de ville » est un combustible incolore et inodore. Pour des raisons de sécurité, il est odorisé à l'aide d'une espèce chimique, l'éthylmercaptop, dont la formule brute est C_2H_6S . Lors d'une fuite de gaz, l'odeur soufrée de l'éthylmercaptop est rapidement perçue.



A Schémas de Lewis de molécules contenant l'élément oxygène O



B Schémas de Lewis de molécules contenant des éléments d'une même famille (carbone et silicium)



Énoncé compact

Proposer un schéma de Lewis de la molécule d'éthylmercaptop.

Énoncé détaillé

- Déterminer la place de l'élément soufre S dans le tableau périodique.
- Comparer cette place avec celle de l'oxygène O et conclure.
- À l'aide des schémas du document B, déterminer les analogies existant entre les schémas de Lewis de molécules contenant des éléments d'une même famille.
- Proposer un schéma de Lewis de la molécule d'éthylmercaptop.

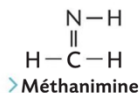
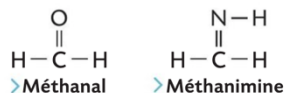
Données

- L'élément O se trouve à la 2^e période et 16^e colonne du tableau périodique.
- S ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$)

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.



- 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.
- L'énergie d'atomisation est l'énergie à fournir pour rompre toutes les liaisons d'une molécule et obtenir des atomes.
 - Calculer les énergies de liaison des liaisons $\text{C}=\text{O}$ et $\text{C}=\text{N}$.
 - En déduire, parmi les doubles liaisons $\text{C}=\text{O}$ et $\text{C}=\text{N}$, celle qui est la plus stable.

Données

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

36 Exercice à caractère expérimental

Familles chimiques

Élaborer un protocole ; restituer ses connaissances.

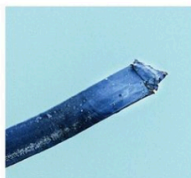
Les premiers flashes de photographie utilisaient de la poudre de magnésium.

A Combustion du magnésium



➤ Combustion du ruban de magnésium

➤ Résidu de la combustion



COMPLÉMENT SCIENTIFIQUE

- Au contact d'une flamme, le calcium Ca brûle et forme un solide blanc.
- Lorsqu'on place un morceau de calcium métallique dans l'eau, un dégagement de dihydrogène H_2 a lieu.
- Lors de l'ajout d'une solution d'hydroxyde de sodium dans une solution contenant des ions calcium, un précipité blanc se forme.
- L'ajout d'une solution d'hydroxyde de sodium à une solution de chlorure de magnésium donne un précipité blanc.

1. Écrire la formule chimique des ions calcium et magnésium.
2. Les photographies A ont été prises lors de la combustion du magnésium dans l'air. Noter les observations sous forme de discours narratif (Fiche 9 p. 304).
3. a. Schématiser un dispositif permettant de vérifier la réactivité du magnésium métallique avec l'eau et de recueillir le gaz H_2 produit.

38 Résolution de problème

➔ Fiche 1 p. 296

Alléger un smartphone

Construire les étapes d'une résolution de problème.

Depuis quelques années, un constructeur de smartphone a fait le choix d'intégrer du lithium Li dans la coque de son téléphone en utilisant un alliage* lithium/aluminium.

* Alliage : matériau composé de deux éléments métalliques.

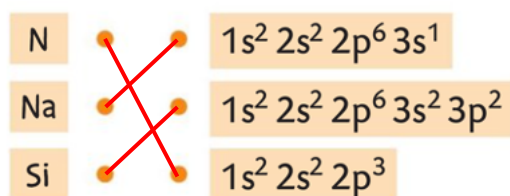
- Déterminer la perte en masse d'une coque de téléphone en aluminium si on substitue 10 % en volume d'aluminium par du lithium.

Données

- Coque du smartphone : largeur = 7,7 cm ; longueur = 16,1 cm ; épaisseur = 0,2 cm.
- Masses volumiques : $\rho_{\text{lithium}} = 0,53 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$; $\rho_{\text{aluminium}} = 2,70 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Exercice 5 p.78

- Oxygène : $Z = 6$ car la configuration électronique de cet atome comprend 6 électrons au total ($2 + 2 + 2$)
- Sodium : $Z = 11$ car la configuration électronique de cet atome comprend 11 électrons au total ($2 + 2 + 6 + 1$)

Exercice 7 p.78**Exercice 9 p.78**

Symboles des éléments ayant 3 électrons de valence : B et Al

Exercice 11 p.79

- Fluor F : Colonne 17 $\Leftrightarrow$ 7 électrons de valence, dernière sous-couche : p. Période 2 : dernière couche 2.
Configuration correspondante : b
- Le fluor se situe dans le bloc p car il possède 7 électrons de valence : 2 dans la sous-couche s, le reste (5) dans la sous-couche p.

Exercice 13 p.79

- Atome de lithium : 1 électron de valence
 - Atome de sodium : 1 électron de valence (car même colonne que le lithium)
- Li, période 2, donc Carbone, période 2 aussi
 - Deux éléments séparent le carbone du lithium, donc le carbone possède 3 électrons de plus que le lithium dans sa configuration électronique.
C : $1s^2 2s^2 2p^2$

Exercice 15 p.79

- He stable car respecte la règle du duet (2 électrons de valence)
- Li instable car 1 électron de valence
- F instable car 7 électrons de valence
- Ne stable car respecte la règle de l'octet (8 électrons de valence)
- Mg instable car 2 électrons de valence
- Na instable car 1 électron de valence

Exercice 17 p.79

L'ion sulfure possède 2 électrons en excès pour se rapprocher de la configuration électronique des gaz rares situés dans la colonne 18 (configuration terminant en s^2p^6)

Pour obtenir la colonne de l'atome de soufre, il suffit de retirer ces 2 électrons (La configuration devient s^2p^4). Le soufre se situe donc dans la colonne $6 + 10 = 16$.

Exercice 19 p.80

1. Pour devenir stable, l'atome d'hydrogène doit respecter la règle du duet, en s'entourant de 2 électrons. Il doit donc gagner 1 électron ce qui lui confère une charge négative. Sa formule chimique devient donc H^-
2. L'ion hydrogène H^+ est appelé proton car il n'est composé que d'un proton, sans électrons ni neutrons.

Exercice 21 p.80

Mg^{2+} : ion magnésium

Na^+ : ion sodium

Ca^{2+} : ion calcium

Cl^- : ion chlorure

Exercice 23 p.80

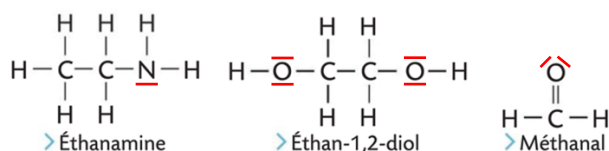
L'hydrogène possède 2 électrons provenant de la liaison covalente avec l'oxygène. Il respecte la règle du duet et est stable

L'oxygène possède 4 électrons provenant des liaisons covalentes avec l'hydrogène et avec le chlore et 4 électrons provenant des 2 doublets non liants. Il respecte la règle de l'octet et est donc stable.

Le chlore possède 6 électrons provenant de ses 3 doublets non liants et 2 électrons provenant de la liaison covalente avec l'oxygène. Il respecte la règle de l'octet et est stable.

Comme tous les atomes sont stables, la molécule est stable et le schéma de Lewis correct.

Exercice 25 p.80



L'azote possède 5 électrons de valence donc un doublet non liant

L'oxygène possède 6 électrons de valence donc 2 doublets non liants

Dans les molécules suivantes, les atomes d'oxygènes et d'azote respectent la règle de l'octet en s'entourant de 8 électrons.

Éthanamine : 6 électrons provenant des liaisons covalentes, 2 électrons provenant du doublet non liant.

Éthan-1,2-diol : 4 électrons provenant des liaisons covalentes, 4 électrons provenant des doublets non liants.

Méthanal : 4 électrons provenant de la double liaison covalente, 4 électrons provenant des doublets non liants.

Exercice 27 p.80

Il y a deux liaisons C=O donc $E_{\text{liaison } CO_2} = 2 \times E_{C=O} = 2 \times 730 = 1460 \text{ USI}$

Exercice 28 p.81

1. H : 2 électrons
O : 8 électrons
C : 8 électrons
2. L'hydrogène respecte la règle du duet, l'oxygène et le carbone respectent la règle de l'octet. Tous les atomes sont stables donc la molécule est stable.

Exercice 29 p.81

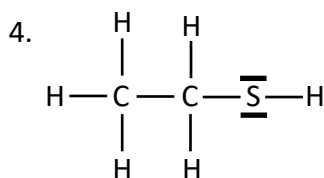
L'atome d'oxygène possède 6 électrons de valence. L'ion oxyde stable a donc 2 électrons en excès. La formule chimique de l'ion oxyde est donc O^{2-} . L'oxyde de baryum a pour formule BaO, ce qui indique que la charge portée par le baryum est 2+. La formule chimique de l'ion baryum est donc Ba^{2+} . Cela signifie que l'ion baryum stable a perdu 2 électrons pour se rapprocher de la configuration électronique du gaz noble le plus proche. L'atome de baryum appartient donc à la colonne 2 du tableau périodique des éléments.

Exercice 30 p.81

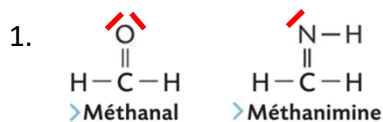
1. Les gaz nobles se trouvent dans la colonne 18 du tableau périodique des éléments
2. Les trois premiers éléments de cette famille sont l'hélium He, le néon Ne, et l'argon Ar.
3. La couche de valence des gaz nobles est saturée : elle possède 8 électrons qui est le maximum admissible par les sous-couches s + p.
4. L'appellation gaz nobles provient du fait que ces gaz sont très peu réactifs. Ils ne s'associent pas à d'autres atomes et restent sous forme de corps purs.
5. On appelle aussi cette famille gaz rares car ces gaz sont très peu présents sur Terre.

Exercice 34 p.82

1. L'élément soufre se situe sur la 3^{ème} période et dans la 16^{ème} colonne.
2. L'oxygène se situe dans la même colonne que le soufre. Les deux éléments ont le même nombre d'électrons de valence.
3. Deux éléments chimiques ayant le même nombre d'électrons de valence possèdent le même nombre d'électrons libres et de doublets non liants



Exercice 35 p.83

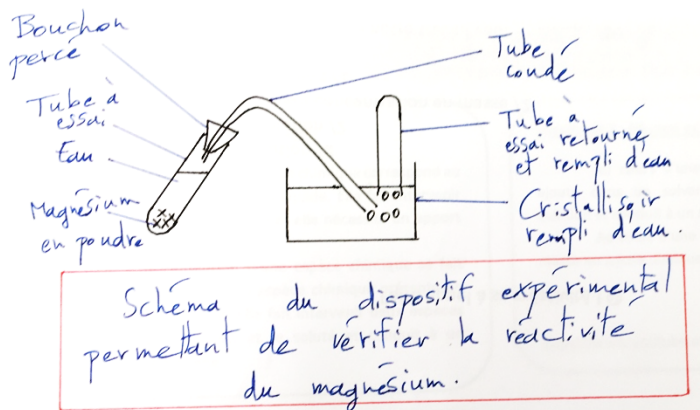


2. a. $E_{\text{atomisation}}(\text{méthanal}) = 2 \times E_{\text{liaison}}(\text{C}-\text{H}) + E_{\text{liaison}}(\text{C}=\text{O})$
 $\rightarrow E_{\text{liaison}}(\text{C}=\text{O}) = E_{\text{atomisation}}(\text{méthanal}) - 2 \times E_{\text{liaison}}(\text{C}-\text{H})$
 $\rightarrow E_{\text{liaison}}(\text{C}=\text{O}) = 1567 - 2 \times 413 = 741 \text{ USI}$
 $E_{\text{atomisation}}(\text{méthanimine}) = 2 \times E_{\text{liaison}}(\text{C}-\text{H}) + E_{\text{liaison}}(\text{C}=\text{N}) + E_{\text{liaison}}(\text{N}-\text{H})$
 $\rightarrow E_{\text{liaison}}(\text{C}=\text{N}) = E_{\text{atomisation}}(\text{méthanimine}) - 2 \times E_{\text{liaison}}(\text{C}-\text{H}) - E_{\text{liaison}}(\text{N}-\text{H})$
 $\rightarrow E_{\text{liaison}}(\text{C}=\text{N}) = 1564 - 2 \times 413 - 391 = 347 \text{ USI}$

b. La liaison la plus stable est la liaison $\text{C}=\text{O}$ qui est plus difficile à rompre.

Exercice 36 p.83

- Calcium : Ca^{2+} , Magnésium : Mg^{2+}
- Lors de la combustion du ruban de magnésium on observe une vive lumière et le dégagement d'un solide blanc en suspension dans l'air. Après la combustion, il reste un solide noir.
- a.



b. Protocole d'identification du gaz formé :

- Placer une allumette à proximité du tube à essai contenant le gaz formé
- Si l'on entend une petite détonation, le gaz est du dihydrogène

- Les éléments Calcium et Magnésium ont les mêmes propriétés chimiques. Ils sont de la même famille et appartiennent donc à la même colonne.

Exercice 38 p.83

Volume de la coque du smartphone :

$$V_{coque} = L \times l \times e = 16,1 \times 7,7 \times 0,2 = 24,8 \text{ cm}^3$$

Masse de la coque du téléphone sans lithium (uniquement de l'aluminium) :

$$m_{aluminium} = \rho_{aluminium} \times V_{coque} = 2,70 \times 24,8 = 67,0 \text{ g}$$

Masse des 10 % de lithium la nouvelle coque $\rightarrow m_{Li\ 10} = \rho_{lithium} \times V_{Li\ 10} = 0,53 \times 2,48 = 1,31 \text{ g}$

Masse des 90 % d'aluminium restant dans la nouvelle coque $\rightarrow m_{Al\ 90} = \rho_{aluminium} \times V_{Al\ 90} = 2,70 \times 22,3 = 60,2 \text{ g}$

Masse totale de la nouvelle coque : $m_{Li\ 10} + m_{Al\ 90} = 1,31 + 60,2 = 61,5 \text{ g}$

Réduction de masse : $\Delta m = 67,0 - 61,5 = 5,5 \text{ g}$

En substituant 10% de lithium dans sa nouvelle coque, le fabricant va faire perdre 5,5 g à la coque du téléphone.