

# Thème : Constitution de la matière de l'échelle macroscopique à l'échelle microscopique

## Chapitre : Vers des entités plus stables

### Objectifs :

- Déterminer le nombre d'électrons de valence d'un atome à partir de sa configuration électronique ou de sa position dans le tableau périodique.
- Déterminer la position d'un élément dans le tableau périodique à partir de la configuration électronique de l'atome correspondant.
- À partir du tableau périodique, identifier des éléments ayant des propriétés chimiques communes et identifier la famille des gaz nobles.
- Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique.
- Nommer les ions :  $H^+$ ,  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Cl^-$ ,  $F^-$  ; écrire leur formule à partir de leur nom.
- Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité par rapport aux atomes isolés ( $Z \leq 18$ ).
- Associer l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.

### Sommaire

1. Cours	3	devenus nobles ?	8
1.1 La configuration électronique d'un atome	3		
1.2 Le tableau périodique des éléments . . .	3	4. Activité 3 : Déterminer la charge des ions monoatomiques.	9
1.3 Les entités stables chimiquement . . . .	4		
2. Activité 1 : Place d'un élément dans le tableau périodique	6	5. Activité 4 : Les molécules : des entités stables	10
3. Activité 2 : Pourquoi les gaz rares sont-ils		6. Exercices	11

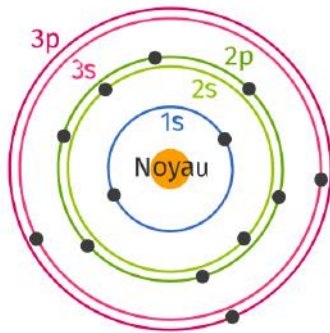


# 1. Cours

## 1.1 La configuration électronique d'un atome

Comment sont répartis les  $Z$  électrons d'un atome ?

.....



À partir de la représentation de la configuration électronique de l'aluminium ( $Z = 13$ ), **en déduire** le nombre d'électrons pouvant être contenu dans :

- la couche 1 : .....
- la couche 2 : .....
- la sous-couche s : .....
- la sous-couche p : .....

Qu'appelle-t-on **électrons de valence** ?

.....  
 .....

**Remarque :** Les électrons de valence d'un atome sont responsables de sa réactivité chimique.

## 1.2 Le tableau périodique des éléments.

Qui a élaborer le **tableau périodique des éléments** ? Comment est dimensionné ce tableau ?

.....  
 .....

Comment sont rangés les éléments de ce tableau ?

.....  
 .....

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	H																	He
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

Ligne = période

Colonne = famille

À partir de la figure ci-après, **compléter** les phrases suivantes :

- Les atomes des éléments qui appartiennent à une même colonne possèdent .....

.....

- Les éléments d'une même colonne ont des propriétés chimiques communes et constituent .....

.....

— Les éléments de la colonne 18 constituent la famille .....

**2<sup>e</sup> période** : remplissage de la couche électronique  $n = 2$ , soit les sous-couches  $2s$  (2 électrons max.) et  $2p$  (6 électrons max.), donc 8 électrons au maximum  $\Rightarrow$  8 éléments

**1<sup>re</sup> période** : remplissage de la couche électronique  $n = 1$ , soit la seule sous-couche  $1s$  qui contient au maximum 2 électrons  $\Rightarrow$  2 éléments

1							18
H $1s^1$	2	13	14	15	16	17	He $1s^2$
Li $\dots 2s^1$	Be $\dots 2s^2$	B $\dots 2s^2 2p^1$	C $\dots 2s^2 2p^2$	N $\dots 2s^2 2p^3$	O $\dots 2s^2 2p^4$	F $\dots 2s^2 2p^5$	Ne $\dots 2s^2 2p^6$
Na $\dots 3s^1$	Mg $\dots 3s^2$	Al $\dots 3s^2 3p^1$	Si $\dots 3s^2 3p^2$	P $\dots 3s^2 3p^3$	S $\dots 3s^2 3p^4$	Cl $\dots 3s^2 3p^5$	Ar $\dots 3s^2 3p^6$

À quoi correspondent les périodes ?

.....

### 1.3 Les entités stables chimiquement

#### Règle de stabilité

Quels sont les éléments les plus stables ? Pourquoi ?

.....

.....

Énoncer la règle de stabilité :

.....

.....

**Remarque** : Pour obtenir une configuration électronique stable, les atomes forment des **ions** ou des **molécules**.

#### Formulation d'ions monoatomiques

Comment les atomes obtiennent la même configuration électronique celle du gaz noble le plus proche ?

.....

À partir de l'exemple pour l'aluminium et pour le soufre, **compléter** dans le tableau la charge de chacun des ions afin de former des ions monoatomiques stables.

1							18
H	2	13	14	15	16	17	He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

$-1e^-$     $-1e^-$     $-1e^-$     $+1e^-$     $+1e^-$

1							18
H	2	13	15	16	17		
Li	Be	B	N	O	F		
Na	Mg	Al <sup>3+</sup>	P	S <sup>2-</sup>	Cl		

### Formation des molécules

Le **schéma de Lewis** d'une molécule est une modélisation de l'enchaînement des atomes dans la molécule :

- .....
- .....
- .....

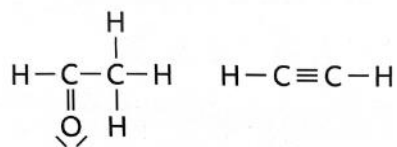
Indiquer le/les **doublets liant(s)** et **non liant(s)** :



Qu'appelle-t-on **liaisons covalentes** ?

- .....
- .....

À partir de l'exemple ci-contre, **représenter** les électrons autour de chacun des atomes pour les deux molécules suivantes :



**Exemple :** Schéma de Lewis de la molécule de méthanol.

**se représente aussi**

**Atome H :** entouré de  $2e^-$   
 $\Rightarrow$  configuration électronique de valence de l'hélium He :  $1s^2$

**Atome O :** entouré de  $8e^-$   
 $\Rightarrow$  configuration électronique de valence du néon Ne :  $2s^2 2p^6$

L'**énergie de liaison** d'une liaison covalente A-B correspond à l'**énergie** nécessaire **pour rompre** la liaison et reformer les atomes isolés A et B.



## 2. Activité 1 : Place d'un élément dans le tableau périodique

### Objectif :

- Déterminer le nombre d'électrons de valence d'un atome à partir de sa configuration électronique ou de sa position dans le tableau périodique.
- Déterminer la position d'un élément dans le tableau périodique à partir de la configuration électronique de l'atome correspondant.

Le tableau périodique contient de nombreuses informations sur tous les éléments chimiques connus dans l'Univers.

### Comment déterminer la position d'un élément dans le tableau périodique ?

Le tableau périodique des éléments tel que nous le connaissons aujourd'hui a connu des ajustements. Initialement établi en 1869 par le chimiste russe Dmitri MENDELEÏEV autour des propriétés chimiques des éléments, il est organisé en fonction de leur configuration électronique.

Le tableau simplifié présenté ci-dessous regroupe les 3 premières lignes du tableau périodique, soit les 18 premiers éléments.

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

FIGURE 1 – Tableau périodique

Symbole	Numéro atomique Z	Configuration électronique
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$
Be	4	$1s^2 2s^2$
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
H	1	$1s^1$
He	2	$1s^2$
Li	3	$1s^2 2s^1$
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

FIGURE 2 – Configurations électroniques à l'état fondamental.

Les électrons d'un atome se répartissent en couches électroniques (notées  $n = 1, 2, 3$ , etc.), elles-mêmes composées de sous-couches (notées s, p, d, etc.). La configuration électronique d'un atome décrit la répartition de ses électrons sur les différentes sous-couches.

**Règles de remplissage**

Couche	Sous-couche
$n = 1$	$1s$
$n = 2$	$2s \rightarrow 2p$
$n = 3$	$3s \rightarrow 3p \dots 3d$

Lorsqu'une sous-couche est pleine, remplir la suivante si nécessaire.

**Exemple :**  
 Atome de soufre S ( $Z = 16$ )  
 Configuration électronique :  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$   
 6 électrons de valence

**Nombre maximal d'électrons par sous-couche**

s	p
2	6

**Électrons de valence**  
 Électrons des sous-couches de numéro  $n$  le plus grand.

FIGURE 3 – Complément scientifique.

1. **Compléter** le tableau suivant, en écrivant la configuration électronique de chaque atome dans la case électronique correspondant à son élément.

1 H							18 He
2 Li	2 Be	13 B	14 C	15 N	16 O	17 F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

2. **Indiquer** le point commun des configurations électroniques des atomes des éléments appartenant à une même ligne, puis de ceux appartenant à une même colonne.

3. **Déterminer** la place, puis le symbole de l'élément dont l'atome a pour configuration électronique :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ .

4. L'élément oxygène O a pour numéro atomique  $Z = 8$ . **Déterminer** la configuration électronique d'un atome d'oxygène.

5. **Justifier** la place de l'élément O dans le tableau périodique du document.

**Bilan : Rédiger** une règle permettant de déterminer la position d'un élément dans le tableau périodique à partir de sa configuration électronique.

### 3. Activité 2 : Pourquoi les gaz rares sont-ils devenus nobles ?

**Objectif :**

- À partir du tableau périodique, identifier des éléments ayant des propriétés chimiques communes et identifier la famille des gaz nobles.

Les gaz nobles, autrefois appelés gaz rares, sont les éléments chimiques de la dernière colonne du tableau périodique (groupe 18). Ils sont chimiquement peu réactifs et cette inertie chimique est mise à profit dans de nombreuses applications, en particuliers dans le domaine de l'éclairage.

**Quelle propriété atomistique confère cette inertie chimique aux gaz nobles ?**

Il existe à l'état naturel six gaz nobles : l'hélium He, le néon Ne, l'argon Ar, le krypton Kr, le xénon Xe et le radon Ra. Ces gaz ont la particularité d'être très peu réactifs, on dit qu'ils sont stables. On les a longtemps nommés gaz inertes avant que l'on ne découvre quelques composés du xénon et du krypton.

L'argon est le gaz noble le plus présent dans notre atmosphère (0,93 %), c'est le troisième gaz entrant dans la composition de notre atmosphère. Aussi l'appellation de gaz rares autrefois courante est-elle peu appropriée !

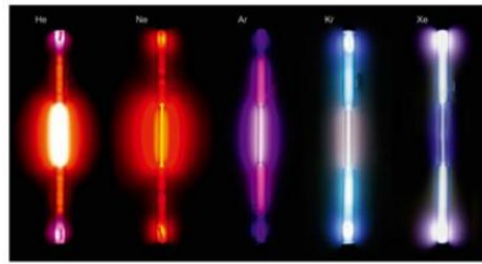


FIGURE 1 – Présentation des gaz nobles.

													18	
													4	He
													2	Hélium
													4,0	
													10	Ne
													20,2	Néon
													18	Ar
													40,0	Argon
													84	Kr
													83,8	Krypton

Colonnes 13 à 18 du tableau périodique des éléments.

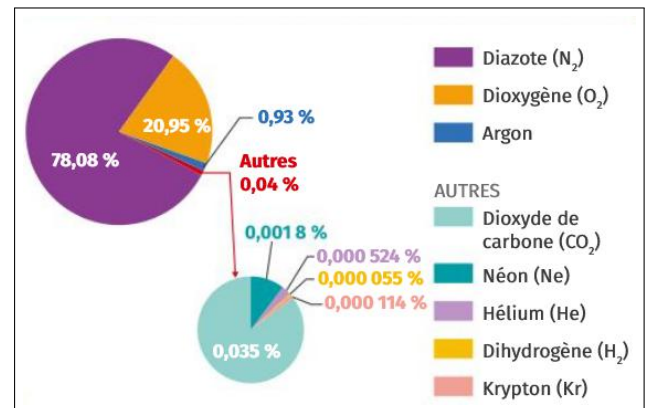


FIGURE 3 – Répartition des gaz dans l'atmosphère.

FIGURE 2 – Les gaz nobles dans le tableau périodique

1. À partir des figures 1 et 2, **indiquer** les numéros atomiques des trois premiers gaz nobles.
2. À partir de la figure 2, **établir** et **comparer** la structure électronique des trois gaz nobles ci-dessus.
3. À partir de l'ensemble des figures, **expliquer** les raisons pour lesquelles les appellations de gaz inerte et gaz rare ont été progressivement abandonnées au profit de gaz noble.

**Bilan :** Quelle particularité électronique des gaz nobles pourrait expliquer leur très faible réactivité chimique ?



## 4. Activité 3 : Déterminer la charge des ions monoatomiques.

### Objectif :

- Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique.
- Nommer les ions :  $H^+$ ,  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Cl^-$ ,  $F^-$  ; écrire leur formule à partir de leur nom.

Certains ions sont positifs, comme l'ion calcium  $Ca^{2+}$ , l'ion sodium  $Na^+$ , alors que d'autres sont négatifs, comme l'ion chlorure  $Cl^-$ . Certains portent une charge positive, d'autres deux. Mais d'autres encore portent une ou deux charges négatives, voire plus !

### Comment expliquer la charge portée par ces ions monoatomiques ?

Ce tableau permet de déterminer les ions monoatomiques issus de trois atomes différents.

Élément chimique	Li	F	Al
Z	3	9	13
Structure électronique de l'atome	$1s^2 2s^1$		
Formule de l'ion monoatomique stable			$Al^{3+}$
Structure électronique de l'ion monoatomique stable	$1s^2$		
Ion isoélectronique du gaz noble		Ne	

FIGURE 1 – Trois éléments chimiques et leurs ions monoatomiques.

Expérimentalement, on peut mettre en évidence dans des solutions ioniques de nombreux ions comme :

- l'ion hydrogène  $H^+$ , l'ion sodium  $Na^+$ , l'ion potassium  $K^+$ , l'ion calcium  $Ca^{2+}$ , l'ion magnésium  $Mg^{2+}$  ;
- mais aussi l'ion fluorure  $F^-$  et l'ion chlorure  $Cl^-$ .

FIGURE 2 – Les ions monoatomiques à connaître !

Dans le tableau périodique, les lignes portent le nom de période et les colonnes le nom de groupe.

Comme les groupes 3 à 12 n'apparaissent qu'à la 4<sup>e</sup> période, on peut utiliser une représentation condensée du tableau pour étudier les trois premières périodes.

FIGURE 3 – Le tableau périodique réduit.

**Isoélectronique** : deux espèces chimiques sont isoélectroniques si elles possèdent le même nombre d'électrons.

FIGURE 4 – Vocabulaire.

1. **Compléter** la ligne 3 du tableau de la figure 1 pour les trois atomes.
2. Pour l'atome de lithium Li, **déduire** la formule de l'ion formé de la structure électronique de l'ion proposé (figure 1 ligne 5). **Retrouver** avec la figure 3 le gaz noble dont cet ion est isoélectronique et **compléter** la ligne 6 du tableau de la figure 1.
3. **Compléter** l'ensemble du tableau en justifiant les réponses.
4. **Justifier** les formules des ions monoatomiques de la figure 2 en reprenant la méthodologie proposée dans le tableau de la figure 1.

**Bilan** : **Proposer** l'énoncé d'une règle qui permettrait de déduire simplement la structure électronique des ions monoatomiques.

## 5. Activité 4 : Les molécules : des entités stables

### Objectif :

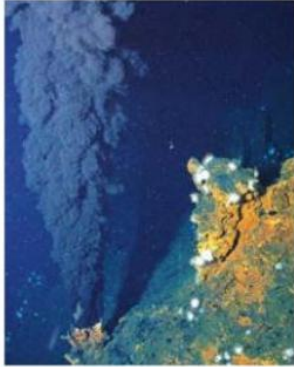
- Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité par rapport aux atomes isolés ( $Z \leq 18$ ).

Les fonds marins regorgent d'incroyables ressources. Même dans des conditions difficiles, les atomes s'assemblent sous forme de molécules.

Comment les atomes peuvent-ils acquérir une stabilité en formant des molécules ?

Les atomes, pour gagner en stabilité, s'associent pour former des molécules qui sont présentes partout, de l'espace aux fonds océaniques.

Dans les fonds marins, l'absence de lumière empêche la photosynthèse. La production de matière organique se fait grâce à des bactéries qui utilisent du sulfure d'hydrogène  $H_2S$ , de l'ammoniac  $NH_3$ , du dioxyde de carbone  $CO_2$ , etc.



> Fumeur noir présent dans les fonds marins

FIGURE 1 – Vie des grands fonds marins.

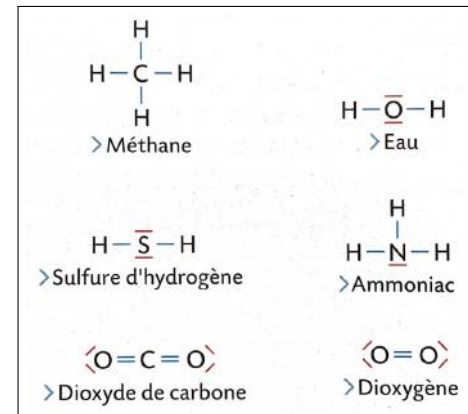


FIGURE 3 – Schémas de Lewis de molécules présentes dans les fonds marins.

Les gaz nobles sont stables énergétiquement. Ils réagissent très rarement avec d'autres éléments.

Gaz noble	Configuration électronique
Hélium	$1s^2$
Néon	$1s^2 2s^2 2p^6$
Argon	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

FIGURE 2 – Gaz nobles.

Le glucose est un sucre qui peut être produit dans les fonds marins. C'est une source d'énergie chimique.

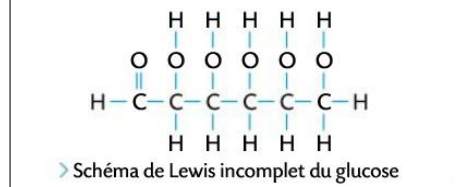


FIGURE 4 – Le glucose.

- Le schéma de Lewis permet de modéliser l'enchaînement des atomes dans la molécule, ainsi que les électrons des couches de valence regroupés par paire.
- Chaque doublet (liant ou non liant) est représenté par un tiret.

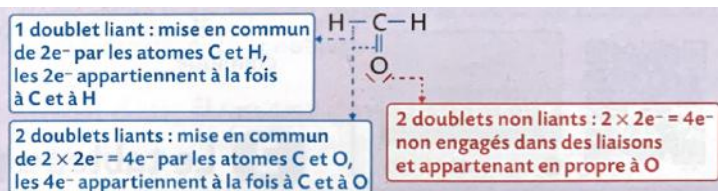


FIGURE 5 – Complément scientifique.

1. À l'aide de la figure 2, **dénombrer** les électrons de valence des atomes de chaque gaz noble.
2. **Déterminer**, pour chacune des molécules de la figure 3, le nombre d'électrons de valence entourant chaque atome.
3. **Recopier**, puis **compléter** le schéma de Lewis du glucose (figure 4).

**Bilan :** Proposer un critère de stabilité pour les atomes formant une molécule et établir une règle.

## 6. Exercices

### Exercice 1

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.

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

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 du baryum Ba.

### Exercice 2

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

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

### Exercice 3

L'acide cyanhydride HCN est une substance toxique que l'on trouve dans certains noyaux (pêche, prune, etc.) ou dans les amandes amères. Deux schémas sont données ci-dessous.

Proposition 1	Proposition 2
$\text{H}-\bar{\text{C}}-\bar{\text{N}}\text{I}$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}\text{I}$

1. Pour les deux propositions, **vérifier** que tous les atomes respectent la règle de stabilité.
2. L'élément azote se trouve à la 2e période et 15e colonne du tableau périodique. **Dénombrer** les électrons de valence.
3. À l'aide du complément à la fin de l'énoncé, **déterminer** le nombre d'électrons qui appartiennent « en propre » à l'atome d'azote dans chacune des propositions.
4. **En déduire** le schéma de Lewis correspondant à l'acide cyanhydride HCN.

**COMPLÉMENT SCIENTIFIQUE**

- Nombre d'électrons « en propre » d'un atome dans un schéma de Lewis

Doublet liant : un seul électron appartient « en propre » à l'atome

Doublet non liant : 2 électrons appartiennent « en propre » à l'atome

• Si le nombre d'électrons de valence d'un atome diffère du nombre d'électrons « en propre », alors l'atome porte une charge.

## Exercice 4

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'éthylmercaptan, dont la formule brute est  $C_2H_6S$ . Lors d'une fuite de gaz l'odeur soufrée de l'éthylmercaptan est rapidement perçue.



FIGURE 1 – Schémas de Lewis de molécules contenant l'élément oxygène O.

FIGURE 2 – Schémas de Lewis de molécules contenant des éléments d'une même famille (carbone et silicium).

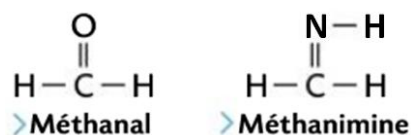
1. **Déterminer** la place de l'élément soufre S dans le tableau périodique.
2. **Comparer** cette place avec celle de l'oxygène O et conclure.
3. À l'aide des schémas de la figure 2, **déterminer** les analogies existant entre les schémas de Lewis de molécules contenant des éléments d'une même famille.
4. **Proposer** un schéma de Lewis de la molécule d'éthylmercaptan.

**Données :** — L'élément O se trouve à la 2e période et 16e colonne du tableau périodique.

—  $S(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4)$

## Exercice 5

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 :**  $E_{liaison}(C-H) = 413 \text{ USI}$  ;  $E_{liaison}(N-H) = 391 \text{ USI}$  ;  $E_{atomisation}(\text{méthanal}) = 1567 \text{ USI}$  ;  $E_{atomisation}(\text{méthanimine}) = 1564 \text{ USI}$  ;

## 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.

**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 :  $\rho_{lithium} = 0,53 \text{ g.cm}^{-3}$  ;  $\rho_{aluminium} = 2,70 \text{ g.cm}^{-3}$ .