

# 1 Stabilisation des atomes par formation d'ions

## ► Les gaz nobles

Les **gaz nobles** sont situés dans la dernière colonne du tableau périodique. Ce sont des gaz **monoatomiques** chimiquement **inertes** : ils ne présentent aucune réactivité avec d'autres atomes ou molécules.

On dénombre six gaz nobles : l'Hélium de symbole He (FIG. 1), le Néon Ne, l'Argon Ar, le Krypton Kr, le Xénon Xe et le Radon Rn.

La **stabilité** et l'inertie chimique des gaz nobles sont dues à leur **configuration électronique**.

### EXEMPLE

L'hélium a deux électrons sur la couche de valence, le néon et l'argon en ont huit (FIG. 2).

## ► Quel ion stable peut donner un atome ?

Un atome n'est pas toujours stable. Pour le devenir, il peut perdre ou gagner un ou plusieurs électrons afin d'acquérir la **configuration électronique du gaz noble le plus proche** dans le tableau périodique.

L'atome forme alors un ion monoatomique.

Si un atome gagne un ou plusieurs électrons, il devient un ion négatif, appelé **anion**. S'il perd un ou plusieurs électrons, il devient un ion positif, appelé **cation** (FIG. 3).

### EXEMPLES

La configuration électronique du fluor est  $1s^2 2s^2 2p^5$ . Pour compléter sa couche de valence et avoir la même configuration électronique que le néon, le fluor doit gagner un électron. Il formera donc l'ion fluorure de formule  $F^-$ .

Quant au magnésium dont la configuration électronique est  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ , il doit perdre deux électrons. Il formera l'ion magnésium de formule  $Mg^{2+}$ .

L'ion formé par un atome **découle de sa position** dans le tableau périodique.

### EXEMPLE

L'atome d'oxygène se trouve deux colonnes avant le néon, il formera donc l'ion  $O^{2-}$ .

Tous les atomes se trouvant dans cette colonne du tableau périodique suivent cette règle et forment un ion stable ayant une charge  $q = -2e$ .

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



FIG. 1 Le ballon sonde est rempli à l'hélium, un gaz plus léger que l'air et inerte chimiquement.

Atome	Symbole	Configuration électronique et nombre d'électrons sur la couche de valence
Hélium	He	$1s^2$
Néon	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$
Argon	Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

FIG. 2 Configuration électronique de quelques gaz nobles.

Nom de l'ion	Formule	Type d'ion
Ion chlorure	$Cl^-$	Anion
Ion fluorure	$F^-$	
Ion hydrogène	$H^+$	Cation
Ion sodium	$Na^+$	
Ion potassium	$K^+$	
Ion calcium	$Ca^{2+}$	
Ion magnésium	$Mg^{2+}$	

FIG. 3 Quelques exemples d'ions.

## ► Électroneutralité de la matière

La **matière** qui nous entoure est toujours **électriquement neutre**, ce qui implique qu'un corps contenant des ions est toujours composé de cations et d'anions dont les charges se compensent. C'est cette neutralité qui permet de **prévoir la proportion** des cations et des anions.

### EXEMPLE

Le chlorure de sodium NaCl solide contient autant d'ions chlorure  $\text{Cl}^-$  que d'ions sodium  $\text{Na}^+$  car chaque ion porte une seule charge.

Dans la solution aqueuse de chlorure de magnésium  $\text{MgCl}_2$ , il y a deux fois plus d'ions chlorure  $\text{Cl}^-$  que d'ions magnésium  $\text{Mg}^{2+}$  car il faut deux ions chlorure pour compenser la charge d'un ion magnésium (FIG. 4).

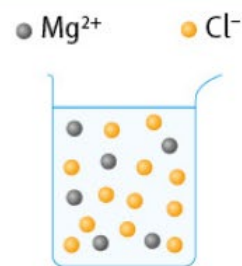


FIG. 4 Schématisation du chlorure de magnésium en solution.

## 2 Stabilisation des atomes par formation de molécules

### ► La liaison de valence

Afin d'acquérir la configuration électronique des gaz nobles, les atomes peuvent aussi former des molécules.

Dans une **molécule**, les atomes sont liés par des **liaisons de valence**.

Une liaison de valence est formée entre deux atomes par la **mise en commun** d'une paire ou de plusieurs paires d'**électrons**.

Chaque atome acquiert ainsi la configuration électronique du gaz noble qui le suit dans le tableau périodique (FIG. 5).

### EXEMPLE

La configuration électronique du carbone C est  $1s^2 2s^2 2p^2$  (4 électrons de valence) et celle du gaz noble qui le suit dans le tableau périodique, le néon Ne, est  $1s^2 2s^2 2p^6$  (8 électrons de valence). Le carbone établit alors  $8 - 4 = 4$  liaisons de valence (FIG. 5).

Entre deux atomes peuvent se former deux ou trois liaisons de valence. On parle alors de liaisons double ou triple.

### ► Les doublets non liants

Les **électrons** de la couche de valence **non engagés** dans des liaisons se rassemblent par paires pour former des **doublets non liants** (FIG. 6).

### EXEMPLE

L'atome d'oxygène a 6 électrons de valence dont 2 sont engagés dans des liaisons (FIG. 5). Il reste alors  $6 - 2 = 4$  électrons qui formeront 2 doublets non liants (FIG. 6).

### ► Le modèle de Lewis

Les électrons de valence jouent un rôle essentiel dans les propriétés chimiques des molécules, en conditionnant, par exemple, leur géométrie et leur réactivité.

Configuration électronique de l'atome	Gaz noble qui suit l'atome*	Liaisons de valence
C $1s^2 2s^2 2p^2$	Ne	$8 - 4 = 4$
N $1s^2 2s^2 2p^3$	Ne	$8 - 5 = 3$
O $1s^2 2s^2 2p^4$	Ne	$8 - 6 = 2$
Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Ar	$8 - 7 = 1$
H $1s^1$	He	$2 - 1 = 1$

FIG. 5 Nombre de liaisons de valence de quelques atomes.

(Ne  $1s^2 2s^2 2p^6$  ; Ar  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  ; He  $1s^2$ )

\* dans le tableau périodique.

	Électrons de valence	Liaisons de valence	Électrons non engagés	Doublets non liants
C	4	4	$4 - 4 = 0$	0
N	5	3	$5 - 3 = 2$	1
O	6	2	$6 - 2 = 4$	2
Cl	7	1	$7 - 1 = 6$	3
H	1	1	$1 - 1 = 0$	0

FIG. 6 Nombre de doublets non liants de quelques atomes.



Dans le **schéma de Lewis** d'une molécule, tous les doublets sont représentés par des tirets.

Les **doublets liants** entre les atomes modélisent les liaisons de valence.

Les **doublets non liants** autour des atomes modélisent les électrons non engagés dans des liaisons.

Molécule	Formule brute	Schéma de Lewis
Eau	H <sub>2</sub> O	H— $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}$ —H
Chlorure d'hydrogène	HCl	H— $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}$
Dihydrogène	H <sub>2</sub>	H—H
Diazote	N <sub>2</sub>	N≡N
Dioxyde de carbone	CO <sub>2</sub>	⟨O=C=O⟩

### 3 Caractéristiques des molécules

#### ► Masse d'une molécule

La **masse** d'une molécule peut être calculée à partir de sa **formule brute** et de la masse des atomes qui la composent.

##### EXEMPLE

La masse d'une molécule d'eau H<sub>2</sub>O est égale à la somme de la masse de deux atomes d'hydrogène et de la masse d'un atome d'oxygène.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times m_{\text{H}} + 1 \times m_{\text{O}} = 2 \times 1,7 \times 10^{-27} + 2,7 \times 10^{-26} = 3,0 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

La masse d'un électron est environ deux mille fois plus faible que celle d'un nucléon. La perte ou le gain d'électrons a donc une influence négligeable sur la masse des ions comparée à celle des atomes.

Masse (en kg)	
électrons	nucléons
$9,1 \times 10^{-31}$	$1,7 \times 10^{-27}$

##### EXEMPLE

$$m({}^{35}_{17}\text{Cl}) = 35 \times m_{\text{nu}} + 17 \times m_{\text{e}} = 35 \times 1,7 \times 10^{-27} + 17 \times 9,1 \times 10^{-31} = 6,0 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

L'ion Cl<sup>-</sup> est un anion, il a donc gagné **un** électron.

$$m({}^{35}_{17}\text{Cl}^-) = 35 \times m_{\text{nu}} + 18 \times m_{\text{e}} = 35 \times 1,7 \times 10^{-27} + 18 \times 9,1 \times 10^{-31} = 6,0 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

La masse d'un ion chlorure est égale à la masse d'un atome de chlore.

#### ► Énergie de liaison

Une molécule est plus stable que les atomes qui la forment pris séparément. Il faut fournir de l'énergie pour la dissocier.

L'**énergie de liaison** entre deux atomes est l'énergie nécessaire pour **rompre** cette liaison (FIG. 7). L'énergie est exprimée en joule (J).

##### EXEMPLE

L'énergie à fournir pour dissocier une molécule de dioxyde de carbone ⟨O=C=O⟩ correspond à l'énergie nécessaire à la rupture de deux liaisons C=O.

#### VOCABULAIRE

► **Formule brute** : écriture la plus compacte décrivant la composition d'une entité chimique.

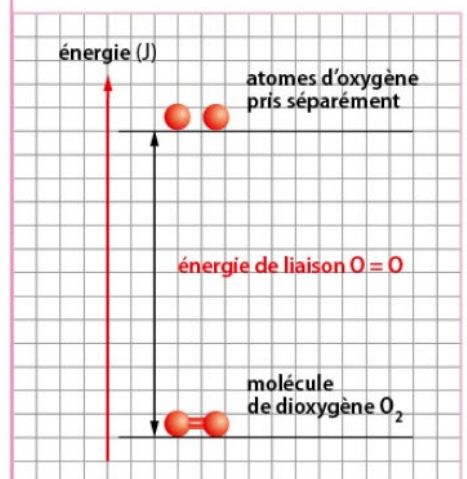


FIG. 7 Énergie de la liaison  $\text{O}=\text{O}$  dans la molécule de dioxygène O<sub>2</sub>.

## 1 Stabilisation des atomes par formation d'ions

Les **gaz nobles** sont situés dans la dernière colonne du tableau périodique. Leur configuration électronique leur confère une grande **stabilité**.

Les atomes autres que les gaz nobles se stabilisent en gagnant ou perdant des électrons afin d'acquérir la **configuration électronique du gaz noble** le plus proche dans le tableau périodique.

L'oxygène, par exemple, **gagne** deux électrons pour acquérir la configuration électronique du néon et forme l'ion  $O^{2-}$ .

Le magnésium, par exemple, **perd** deux électrons pour acquérir la configuration électronique du néon et forme l'ion  $Mg^{2+}$ .

1 H 1s <sup>1</sup>							4 2 He 1s <sup>2</sup>
7 3 Li 1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>	9 4 Be 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>	11 5 B 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	12 6 C 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	14 7 N 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	16 8 O 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	19 9 F 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	20 10 Ne 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
23 11 Na 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup>	24 12 Mg 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup>	27 13 Al 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	28 14 Si 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	31 15 P 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	32 16 S 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	35 17 Cl 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	40 18 Ar 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>

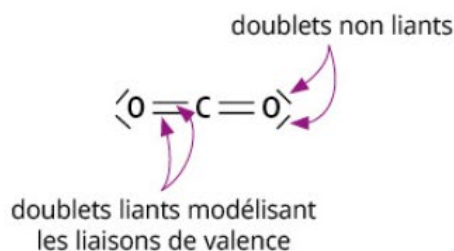
gaz nobles

## 2 Stabilisation des atomes par formation de molécules

Afin d'acquérir la configuration électronique des gaz nobles, les atomes mettent en commun des paires d'électrons et forment des **liaisons de valence** appelées aussi **doublets liants**.

Les électrons de la couche de valence non engagés dans des liaisons se rassemblent par paires pour former des **doublets non liants**.

Dans le **schéma de Lewis** d'une molécule, tous les doublets sont représentés par des tirets.



Quelques **ions courants**

Ion négatif = **anion**

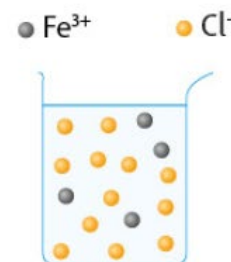
Ion positif = **cation**

Chlorure	Cl <sup>-</sup>
Fluorure	F <sup>-</sup>
Sodium	Na <sup>+</sup>
Potassium	K <sup>+</sup>

Hydrogène	H <sup>+</sup>
Calcium	Ca <sup>2+</sup>
Magnésium	Mg <sup>2+</sup>

La matière est **électriquement neutre** : il y a autant de charges positives que de charges négatives dans une solution ionique ou dans un solide ionique.

Dans cet exemple de solution de chlorure de fer, il y a 3 fois plus d'ions Cl<sup>-</sup> que d'ions Fe<sup>3+</sup>.



## 3 Caractéristiques des molécules

Une molécule est plus stable que les atomes qui la forment pris séparément.

L'**énergie de liaison** entre deux atomes est l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison. L'énergie est exprimée en joule (J).

On calcule la masse d'une molécule à partir de sa **formule brute** et de la masse des atomes qui la composent.

