



## CHAPITRE 1

# CONCEPTS GÉNÉRAUX

### Objectifs :

- Savoir décrire la composition d'un atome à partir de son écriture conventionnelle
- Etre capable d'établir l'organisation d'un nuage électronique
- Comprendre l'organisation du tableau périodique
- Utiliser le bon terme parmi atome, ion, molécule
- Faire la différence entre un composé ionique type sel de cuisine et un composé moléculaire type sucre.
- Déterminer le caractère polaire ou non polaire d'une molécule.

Il s'agit de comprendre « de quoi et comment » la matière est faite. Nous allons donc commencer par définir l'atome, la « brique » élémentaire de la matière. Mais dans la nature les atomes se rencontrent rarement à l'état isolé. Ils tendent à s'assembler pour former des édifices polyatomiques :

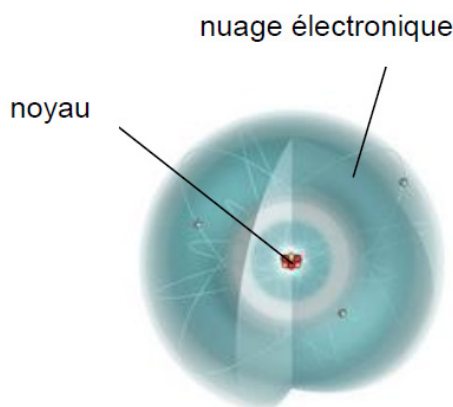
- des molécules constituées de deux ou plusieurs milliers d'atomes comme les protéines ou l'ADN. Une molécule constituée d'un seul type d'atome est un corps simple comme  $O_2$ . Une molécule constituée de plusieurs types d'atomes est un corps composé comme  $H_2O$ .
- des assemblages d'ions dans des composés ioniques comme le sel de cuisine  $NaCl$ .

# ATOME ET ÉLÉMENT CHIMIQUE

## 1 L'ATOME

Un atome est constitué :

- d'un noyau contenant les nucléons : **neutrons** et **protons**
- d'**électrons** composant le nuage électronique.



Représentation du nuage électronique de l'atome de Lithium - © Yuvanoë/CEA

Les électrons en nombre égal à celui des protons sont dispersés autour du noyau et constituent le nuage électronique. Les électrons n'ont pas de trajectoire précise mais une probabilité de présence dans une région de l'espace autour du noyau.

ATOME	PARTICULE	SYMBOLE	CHARGE	MASSE
NUAGE ÉLECTRONIQUE	<b>Électron</b>	<b>e<sup>-</sup></b>	$\ominus q_e = -e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_e = 9,01 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
NOYAU	<b>Proton</b>	<b>p</b>	$\oplus q_p = e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
	<b>Neutron</b>	<b>n</b>	$q_n = 0$	$m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

L'électron est chargé négativement, le proton est chargé positivement et le neutron est neutre.  $e$  est appelée charge élémentaire.

Compte tenu des dimensions du noyau ( $10^{-15} \text{ m}$ ) comparées à celles de l'atome ( $10^{-10} \text{ m}$ ), on peut dire que l'atome est surtout constitué de vide.

## À RETENIR

Un atome est représenté par un symbole :  $\begin{matrix} A \\ Z \\ X \end{matrix}$

**Z : numéro atomique : nombre de protons** de l'atome

A : nombre de masse = nombre de nucléons

= **nombre de protons** + **nombre de neutrons**

X : symbole chimique de l'atome (nom de l'élément chimique)

donc le nombre de **neutrons est  $N = A - Z$**

Un atome est électriquement neutre : il possède autant de protons que d'électrons autour. Cependant un atome peut perdre ou gagner un ou plusieurs électrons, il n'est alors plus neutre et devient un ion.

**Exemples :**

- Composition de l'atome de sodium :  ${}^{23}_{11}\text{Na}$  :

**Z = 11** donc l'atome de sodium possède 11 protons dans son noyau

A = 23 donc 23 nucléons.

Donc **23 - 11 = 12 neutrons** dans le noyau

${}^{23}_{11}\text{Na}$  : possède **11 électrons**.

- Composition de l'atome de chlore :  ${}^{36}_{17}\text{Cl}$   $\begin{cases} A = 36 \\ Z = 17 \end{cases}$

noyau : 17 protons et  $36 - 17 = 19$  neutrons

nuage électronique : 17 électrons

**2 L'ÉLÉMENT CHIMIQUE****Isotopes**

## DÉFINITION

- > Deux atomes avec le même numéro atomique Z mais avec un nombre de masse A différent sont deux isotopes.
- > Deux isotopes ont donc le même nombre de protons (donc d'électrons) mais pas le même nombre de neutrons.

**Exemple :**

le carbone 12 ( $^{12}_6\text{C}$ ) et le carbone 14 ( $^{14}_6\text{C}$ ) sont deux isotopes.

6 protons et 6 électrons	6 protons et 6 électrons
$12 - 6 = 6$ neutrons	$14 - 6 = 8$ neutrons

Le symbole C est lié au nombre de protons  $Z = 6$  et définit l'élément chimique carbone.

---

## Elément chimique

---

**Définition :** Un élément chimique est défini par la valeur du numéro atomique  $Z$  et possède un symbole et (on le verra plus tard) une masse atomique.

**Exemple :**

$Z = 8$  définit l'élément oxygène O

$Z = 7$  définit l'élément azote N

Les éléments chimiques sont classés dans le tableau périodique par ordre croissant du nombre  $Z$ .

Ainsi, si deux atomes ou deux ions ont le même numéro atomique  $Z$ , ils appartiennent au même élément chimique.

En reprenant l'exemple précédent du carbone, le carbone 12 ( $^{12}_6\text{C}$ ) et le carbone 14 ( $^{14}_6\text{C}$ ) sont deux isotopes donc deux atomes différents mais il s'agit du même élément chimique. Ils ne diffèrent que par leur nombre de neutrons. Pour un chimiste le nombre de neutrons n'a pas d'importance, seul compte le numéro atomique  $Z$  car ce nombre correspond aussi au nombre d'électrons. Les propriétés chimiques d'un atome sont seulement dues aux électrons du nuage électronique.

## 3 GRANDEURS FONDAMENTALES

---

### La mole

---

Etant donné la taille et la masse des atomes, il est plus facile de les manipuler en grand nombre ce qui a conduit à la notion de mole.

**Définition :** une mole de « quelque chose » contient exactement  $N_A = 6,02 \times 10^{23}$  de ce quelque chose.

**Exemple :**

2,00 mol de glucose contiennent  $2,00 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 1,20 \times 10^{23}$  molécules de glucose.

$N_A$  est le nombre d'Avogadro ; historiquement il est défini par rapport au carbone 12, il correspond au nombre d'atomes de carbone  $^{12}_6\text{C}$  contenus dans 12 g.

## La masse molaire atomique

**DÉFINITION**

La masse molaire atomique  $M$  d'un élément  $X$  est la masse d'une mole d'atomes de cet élément, les proportions des différents isotopes étant celles que l'on rencontre à l'état naturel.

**Unité :  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Elle est indiquée dans le tableau périodique.**

**Exemple :**

Pour le chlore  $M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

On connaît deux isotopes :  $^{37}_{17}\text{Cl}$  présent à 24,2% de masse molaire  $M = 36,97 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Et  $^{35}_{17}\text{Cl}$  : 75,8% ;  $M = 34,97 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

En tenant compte des proportions de chaque isotopes on retrouve la masse molaire indiquée dans le tableau périodique :  $M(\text{Cl}) = 0,242 \times 36,97 + 0,758 \times 34,97 = 35,45 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$


## 4 ORGANISATION DU NUAGE ÉLECTRONIQUE

Les  $Z$  électrons d'un atome se répartissent en couches électroniques (notées  $n = 1, 2, 3, \dots$  et repérées par les lettres  $K, L, M, \dots$ ) elles-mêmes composées d'une ou plusieurs sous-couches (notées  $s, p, d, \dots$ ). La couche  $K$  ( $n = 1$ ) est la couche la plus proche du noyau

Chaque sous-couche contient un nombre limité d'électrons :

- Une sous-couche **s** contient au maximum **2** électrons.
- Une sous-couche **p** contient au maximum **6** électrons.
- Une sous-couche **d** contient au maximum **10** électrons.

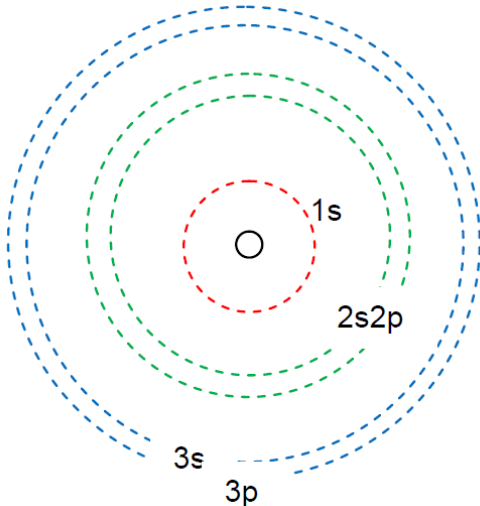
Donner la configuration électronique d'un atome à l'état fondamental c'est décrire la répartition de ses électrons sur les différentes sous-couches. Le nombre de sous-couches dépend du numéro de la couche : par exemple la couche K ( $n = 1$ ) ne contient qu'une seule sous-couche notée 1s.

**À RETENIR** 

**Règles de remplissage :** les électrons se répartissent dans les sous-couches selon un ordre bien déterminé ; une fois qu'une sous-couche est remplie on passe à la suivante :

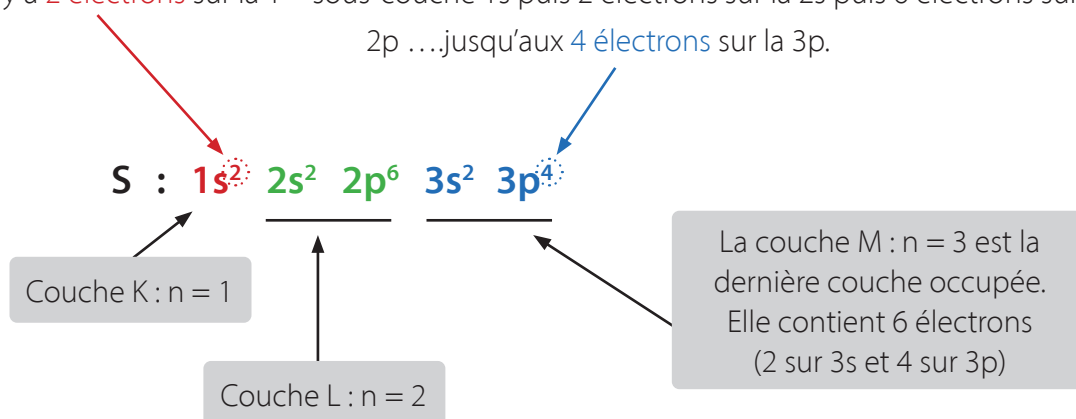
Couche	Sous-couche
<b>K : <math>n = 1</math></b>	<b>1s</b>
<b>L : <math>n = 2</math></b>	<b>2s</b> → <b>2p</b>
<b>M : <math>n = 3</math></b>	<b>3s</b> → <b>3p</b> → <b>3d</b>
<b>N : <math>n = 4</math></b>	<b>4s ...</b>

(la sous-couche 4s se remplit avant la 3d car elle possède une énergie plus basse)



**Exemple :** Configuration électronique du soufre S :  $Z = 16$  donc 16 électrons à répartir.

Il y a 2 électrons sur la 1<sup>ère</sup> sous-couche 1s puis 2 électrons sur la 2s puis 6 électrons sur la 2p ... jusqu'aux 4 électrons sur la 3p.



**DÉFINITION**

Pour  $Z \leq 18$ , les **électrons de valence** sont les électrons qui occupent la dernière couche électronique de nombre  $n$  le plus élevé. Ce sont ceux qui sont le moins liés au noyau ; ils sont responsables des propriétés chimiques de l'atome.

Dans l'exemple précédent du soufre, il y a 6 électrons de valence sur la couche  $n = 3$ .

# LE TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

Le **tableau périodique** est un outil indispensable en chimie ; il contient les données spécifiques à chacun des éléments chimiques : numéro atomique Z ; masse molaire. Son organisation permet de prédire les propriétés physico-chimiques des éléments. Actuellement les éléments sont classés par numéro atomique Z croissant. (Une première classification les rangeait par masse atomique croissante); Les lignes horizontales sont appelées **périodes**, elles sont numérotées de 1 à 7. Une nouvelle ligne est utilisée à chaque fois que l'on change de couche (nouvelle valeur de n).

**Tableau périodique des éléments chimiques**

Groupe → I A	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Période ↓	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII	IX	X	XI	XII	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1	2																

La structure du tableau périodique traduit l'ordre de remplissage des couches et sous-couches électroniques.

Deux atomes appartiennent à la 1<sup>ère</sup> ligne, H et He :

**Atome d'hydrogène** : H :  $Z = 1 : 1s^1$

**Atome d'hélium** : He :  $Z = 2 : 1s^2$  (He se trouve dans la dernière colonne car la couche  $n = 1$  est remplie)

La première couche étant remplie avec les 2 électrons, on passe à la ligne suivante pour le lithium Li et les suivants :

**Atome de lithium** : Li :  $Z = 3 : 1s^2 2s^1$

**Atome de béryllium** : Be :  $Z = 4 : 1s^2 2s^2$

**Atome de bore** : B :  $Z = 5 : 1s^2 2s^2 2p^1$

etc

H $1s^1$																				He $1s^2$
Li $2s^1$	Be $2s^2$					B $2s^2 2p^1$	C $2s^2 2p^2$	N $2s^2 2p^3$	O $2s^2 2p^4$	F $2s^2 2p^5$	Ne $2s^2 2p^6$									
Na $3s^1$	Mg $3s^2$					Al $3s^2 3p^1$	Si $3s^2 3p^2$	P $3s^2 3p^3$	S $3s^2 3p^4$	Cl $3s^2 3p^5$	Ar $3s^2 3p^6$									
K $4s^1$	Ca $4s^2$																			
Bloc s		Bloc d					Bloc p													

On retrouve le soufre avec ses 16 électrons :

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Il se trouve sur la 3<sup>ème</sup> période du tableau et sur la 4<sup>e</sup> colonne du bloc p (la sous-couche  $3p$  a 4 électrons).

**Remarque** : dans ce tableau, seule la dernière couche est détaillée pour chaque atome. Dans la suite du cours nous nous intéresserons qu'aux atomes des 4 premières lignes jusqu'au calcium Ca.

- On définit plusieurs blocs dans la classification périodique :
  - les 2 premières colonnes correspondent au bloc s : les sous-couches s seront les dernières remplies.
  - les 10 suivantes au bloc d : remplissage des sous-couches d
  - les 6 colonnes à droite au bloc p : remplissage des sous-couches p

- Les atomes des éléments chimiques d'une même colonne possèdent le même nombre d'électrons de valence. Ils possèdent des propriétés chimiques similaires.

**Exemples :** atome d'oxygène O :  $1s^2 2s^2 2p^4$  : 6 électrons de valence

atome de soufre S :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  : 6 électrons de valence

- Les éléments de la dernière colonne sont appelés **des gaz rares ou nobles** : hélium, néon, argon... ils possèdent tous 8 électrons sur leur dernière couche à l'exception de l'hélium qui en possède 2 ; leurs sous-couches sont « pleines » d'électrons, cela leur confère une grande stabilité chimique. Ils ne participent à aucune réaction chimique.

He :  $1s^2$  : 2 électrons de valence

Ne : Z = 10 :  $1s^2 2s^2 2p^6$  : 8 électrons de valence

Ar : Z = 18 :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  : 8 électrons de valence

Voir exercice 1, 2, 3

DÉFINITION

> **Règle de stabilité :** Pour être stable, lors de transformations chimiques, les atomes vont chercher à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche dans la classification périodique ; ils chercheront à avoir soit 2 électrons soit 8 électrons sur la dernière couche. C'est la **règle du duet ou de l'octet**. Ils forment alors des ions ou des molécules.

## LES IONS MONOATOMIQUES ET LE SOLIDE IONIQUE

### 1 FORMATION D'UN ION MONOATOMIQUE

DÉFINITION

> **Un ion** est une entité chimique chargée positivement ou négativement qui possède un nombre d'électrons différents du nombre de protons dans le noyau. Les ions chargés positivement sont les cations ; ce sont des atomes qui ont perdu un ou plusieurs électrons. Les ions chargés négativement sont les anions, ils ont gagnés un ou plusieurs électrons.

Pour obtenir la configuration du **gaz rare le plus proche** dans la classification les atomes perdent ou gagnent un ou plusieurs électrons et forment des ions monoatomiques.

H 1s <sup>1</sup>								He 1s <sup>2</sup>
Li 2s <sup>1</sup>	Be 2s <sup>2</sup>		B 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	C 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	N 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	O 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	F 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	Ne 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
Na 3s <sup>1</sup>	Mg 3s <sup>2</sup>		Al 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	Si 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	P 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	S 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	Cl 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	Ar 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>

- Un atome de lithium  ${}^7_3\text{Li}$  ( $1s^2 2s^1$ ) va perdre l'électron de la couche 2s pour obtenir la configuration électronique de l'hélium. L'atome a donc un proton + supplémentaire par rapport au nombre d'électrons, il forme l'ion  $\text{Li}^+$  :  $1s^2$
- Un atome de bore B perdra 3 électrons :  $\text{B}^{3+}$  ; le gaz rare le plus proche est l'hélium.
- Un atome d'azote N a 5 électrons sur la couche de valence et gagne 3 électrons pour avoir une couche saturée à 8 électrons (plus facile que de perdre 5 électrons) ; il devient  $\text{N}^{3-}$  (l'ion a 3 électrons supplémentaires par rapport à l'atome).
- Un atome d'oxygène O gagne 2 électrons pour ressembler au néon :  $\text{O}^{2-}$
- Un atome de fluor gagne 1 électron :  $\text{F}^-$  (ion fluorure)
- Un atome de magnésium Mg perd 2 électrons pour ressembler au néon :  $\text{Mg}^{2+}$  (ion magnésium)
- Un atome de chlore Cl gagne 1 électron pour ressembler à l'argon :  $\text{Cl}^-$  (ion chlorure)

**Remarque :** il n'existe pas d'ions carbone ni silicium.

À RETENIR

Nom et formule d'ions monoatomiques courants :

NOM	Baryum	Magnésium	Potassium	Sodium	Chlorure	Fluorure	Oxyde
SYMBOLE	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{K}^+$	$\text{Na}^+$	$\text{Cl}^-$	$\text{F}^-$	$\text{O}^{2-}$

## 2 LE SOLIDE IONIQUE

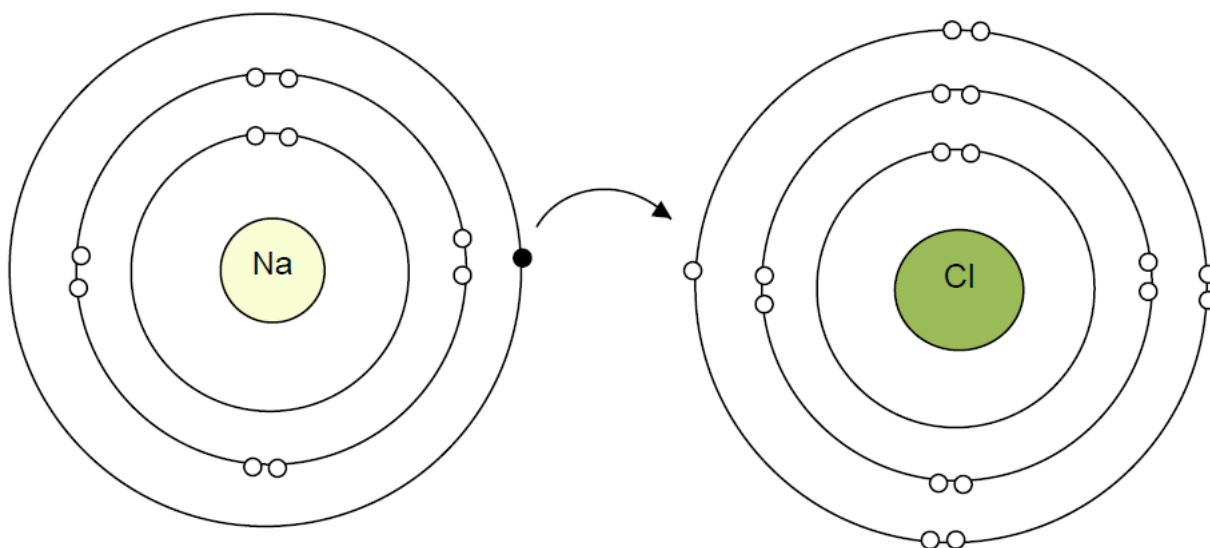
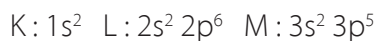
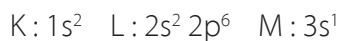
DÉFINITION

> **Un solide ionique** se forme lorsqu'un ion positif (cation) se lie avec un ion négatif (anion). On parle de liaison ionique car il y a eu un transfert d'électrons d'un atome à un autre. Le solide ionique est électriquement neutre, le nombre total de charges positives doit être égal au nombre total de charges négatives.

Ainsi la formule du chlorure de sodium (sel de cuisine) est  $\text{NaCl}$  et ne peut être  $\text{Na}_2\text{Cl}$  ou  $\text{NaCl}^2$  ou autre chose. Il est constitué d'ions sodium  $\text{Na}^+$  et d'ions chlorure  $\text{Cl}^-$  régulièrement disposés dans l'espace.

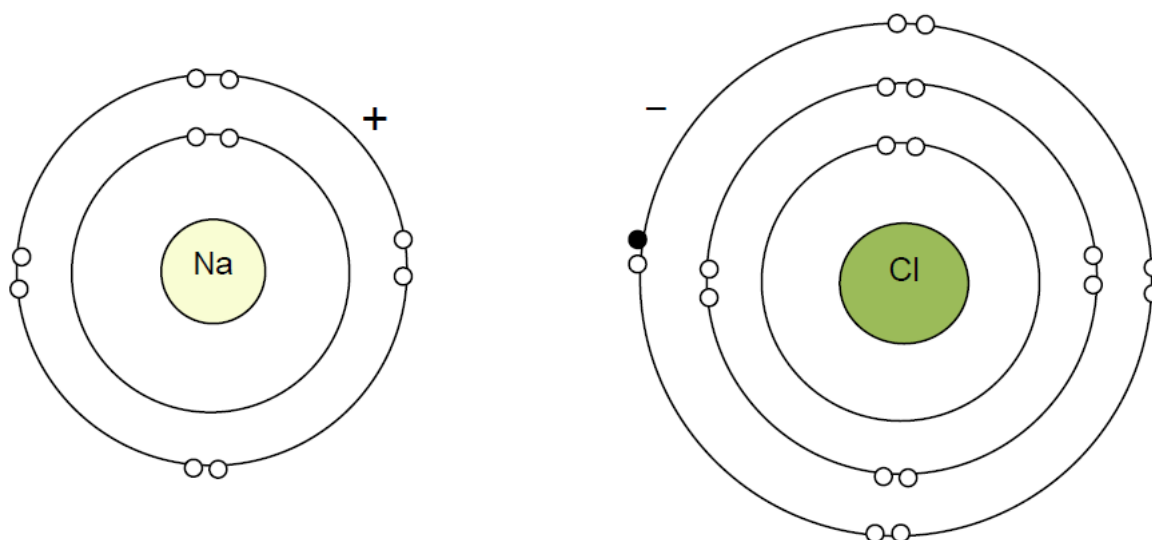
NaCl est la formule chimique qui indique qu'il y a autant de sodium que de chlore dans le composé. Dans l'écriture de la formule, le cation est écrit en premier. Dans le nom, c'est l'anion qui est nommé en premier.

**Formation du solide ionique :** L'atome de sodium Na cède l'électron de la couche de valence (M) à l'atome de chlore :

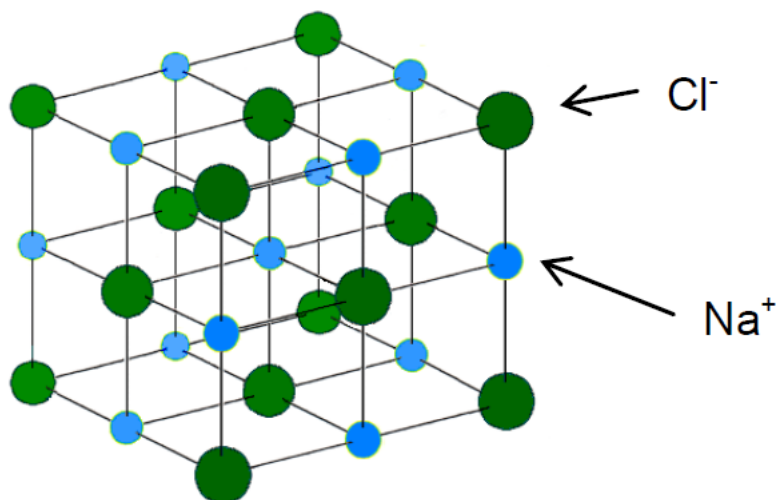


Représentations simplifiées des couches électroniques, les sous-couches ne sont pas différenciées.

Il y a formation de l'ion  $\text{Na}^+$  et de l'ion  $\text{Cl}^-$  qui ont des couches stables « pleines » :



A l'état solide les ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  s'attirent et forment un cristal ionique :



Source : [wikipedia.org/chlorure de sodium/](http://wikipedia.org/chlorure de sodium/)

Autres exemples de solides ioniques :

- Le fluorure de calcium a pour formule  $\text{CaF}_2$  : la charge de l'ion  $\text{Ca}^{2+}$  équilibre la charge de **2** ions  $\text{F}^-$ .
- L'oxyde de magnésium a pour formule  $\text{MgO}$  ; il est constitué d'autant de  $\text{Mg}^{2+}$  que de  $\text{O}^{2-}$ .

Lorsque les solides ioniques sont solubles dans l'eau, il y a dispersion des ions qui s'entourent alors de molécules d'eau. (voir le chapitre 5)

**Voir exercice 4**

## LA LIAISON COVALENTE ET LA FORMATION DES MOLÉCULES

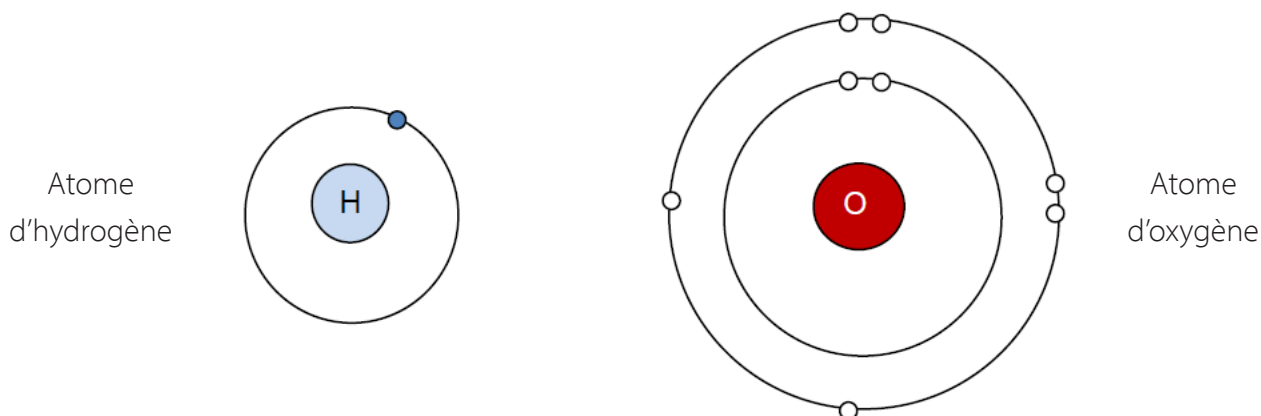
### 1 LA LIAISON COVALENTE

#### DÉFINITION

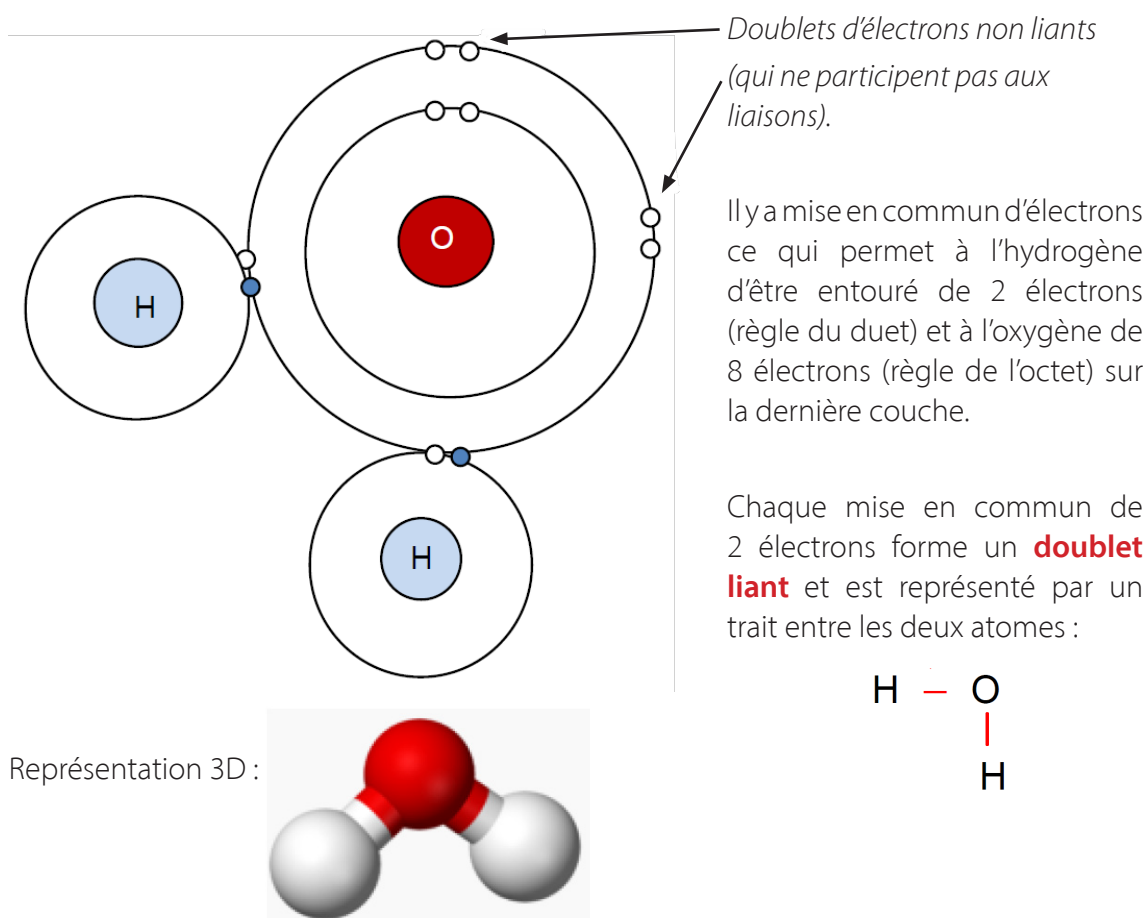
> On parle de **liaison covalente** lorsqu'aucun des deux atomes qui participent à la liaison ne transfère d'électrons à l'autre atome. Il y a seulement partage ou mise en commun d'électrons. L'ensemble forme une **molécule**.

Exemple avec la molécule d'eau :

L'hydrogène possède un électron ; il lui manque un électron pour être stable. L'atome d'oxygène en possède 8 dont seulement **6 sur la dernière couche ; il lui manque 2 électrons sur cette couche pour être stable et il cherchera à se lier 2 fois.**



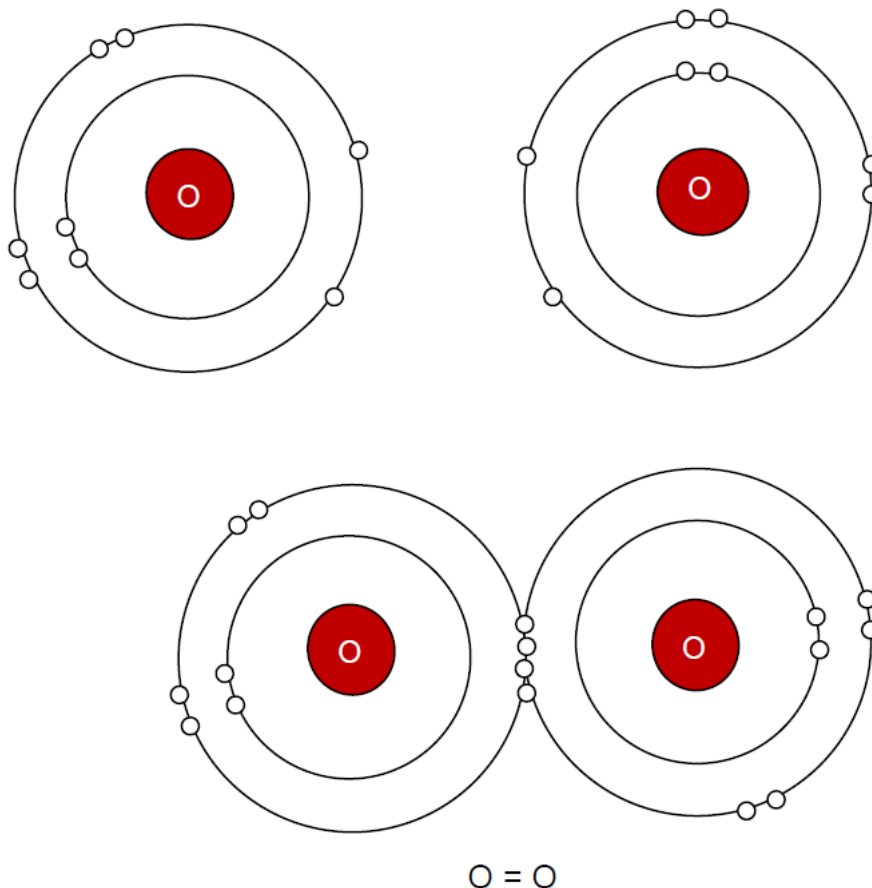
La molécule d'eau est constituée de 2 atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène.



Formule : **H<sub>2</sub>O** : 2 atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène.

**Remarque :** c'est la présence des 2 paires d'électrons dits non liants restants autour de l'atome d'oxygène qui donne la forme coudée à la molécule d'eau.

**Cas d'une liaison double :** cas de la molécule de dioxygène  $O_2$  : deux atomes d'oxygène partagent 2 paires d'électrons : on représente alors la molécule par  $O=O$ .



On vérifie bien que chaque oxygène a 8 électrons sur la dernière couche.

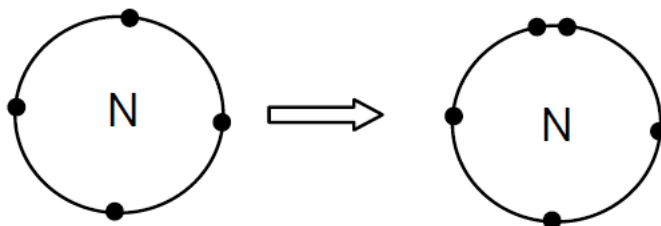
Ainsi comme dit précédemment, ce sont les électrons présents sur la dernière couche (les électrons de valence) et plus particulièrement **les électrons célibataires** qui participent aux liaisons chimiques : l'atome d'hydrogène peut former une liaison simple (a un seul électron à partager) ; l'atome d'oxygène peut former 2 liaisons simples ou une double (a 2 électrons célibataires).

Il est donc primordial de connaître la disposition des électrons sur cette couche de valence. Dans ce cours nous nous intéresserons qu'aux atomes indispensables au vivant : H, O, C et N.

Pour dessiner cette couche de valence, les électrons sont assemblés par paire à partir de 4 électrons :

**Exemple :** Atome d'azote : N :  $Z = 7$  (7 électrons à placer)

Configuration électronique :  $1s^2 2s^2 2p^3$  donc 5 électrons sur la dernière couche.



On commence par placer 4 électrons puis on forme des paires. L'atome d'azote a donc 3 électrons célibataires, il se liera 3 fois. Il possède aussi un doublet d'électrons non liants.

**Remarque :** on peut se demander pourquoi certains atomes partagent des électrons et forment des molécules tandis que d'autres en perdent ou en gagnent et forment des solides ioniques. Autrement dit, dans quelles conditions se forment une liaison ionique ou une liaison covalente ?

<b>DÉFINITION</b>	<p>&gt; <b>Une liaison ionique</b> se fait entre un atome dit métallique (dans la partie gauche du tableau) qui aura tendance à céder facilement un ou plusieurs électrons, et un atome non métallique (dans la partie droite du tableau périodique) : <math>\text{NaCl}</math> ; <math>\text{CaF}_2</math> ; <math>\text{MgO}</math></p>
-------------------	---

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H	non-métaux																He
2	Li	Be	métaux										B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	<u>Cl</u>	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
			* lanthanides	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
			** actinides	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

**DÉFINITION**

> **Une liaison covalente** se fait entre atomes non métalliques : le glucose est une molécule formée d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, tous non métalliques donc liés par des liaisons covalentes :  $C_6H_{12}O_6$

Application à la chimie du carbone, élément essentiel dans les molécules biologiques :

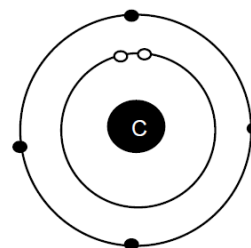
L'atome de carbone :  $Z = 6$  donc 6 électrons à placer.

Configuration électronique :  $1s^2 2s^2 2p^2$

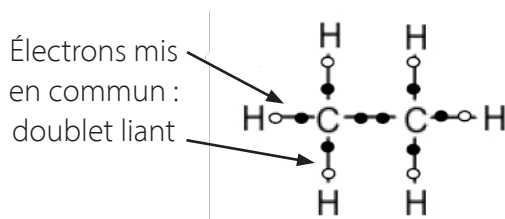
**4 électrons** sur la dernière couche

→ Manque 4 électrons pour être stable

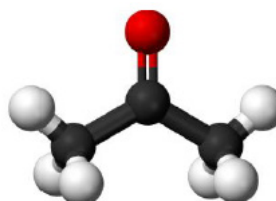
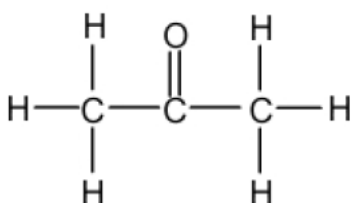
→ Se lie 4 fois



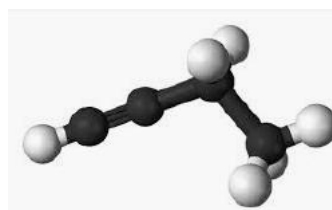
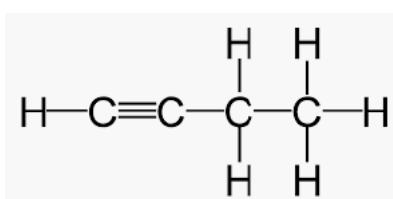
- Formation de 4 liaisons simples comme dans la molécule :



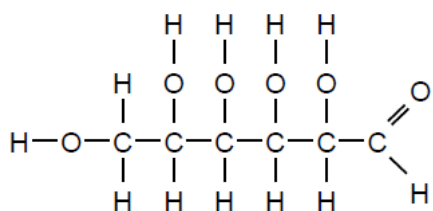
- Formation de 2 liaisons simples et une liaison double pour le carbone central :



- Formation de 1 liaison simple et une liaison triple :



- Vérification avec le glucose :



L'oxygène se lie 2 fois, le carbone 4 fois et l'hydrogène 1 fois.

## 2 LES DIFFÉRENTES FAÇONS DE REPRÉSENTER UNE MOLÉCULE

### DÉFINITION

La **formule brute** est la représentation la plus simple d'une molécule. On y trouve le symbole et le nombre de chaque atome présent dans la molécule. Le chiffre 1 n'est jamais écrit. Les symboles chimiques sont notés par ordre alphabétique en général ; s'il s'agit d'une molécule avec un atome central, le symbole de cet atome est noté en premier comme dans l'exemple  $\text{NH}_3$  (l'atome d'azote N est entouré de 3 atomes d'hydrogène).

### Exemples :

- $\text{H}_2\text{O}$  : la molécule est constituée de **2** atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène.
- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  : la molécule de glucose contient **6** atomes de carbones, **12** atomes d'hydrogène et **6** atomes d'oxygène.

La formule brute est très utile pour calculer la **masse molaire moléculaire** : masse d'une mole de la molécule. Elle est égale à la **somme des masses molaires atomiques** des éléments constituant la molécule.

- *Données* : masses molaires atomiques en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  : C : 12,0 ; H : 1,0 ; O : 16,0 ; N : 14,0 (Valeurs données dans le tableau périodique)

- *Masse molaire moléculaire du glucose de formule brute  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$*  :

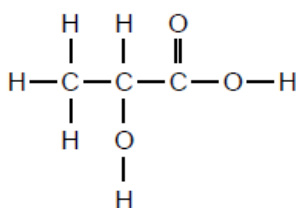
$$M(\text{glucose}) = 6 \times M(\text{C}) + 12 \times M(\text{H}) + 6 \times M(\text{O}) = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 \\ = 180,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

- *Masse molaire de l'urée de formule brute  $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$*  :

$$M(\text{urée}) = 1 \times M(\text{C}) + 4 \times M(\text{H}) + 2 \times M(\text{N}) + 1 \times M(\text{O}) = 12,0 + 4 \times 1,0 + 2 \times 14,0 + 16,0 \\ = 60,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

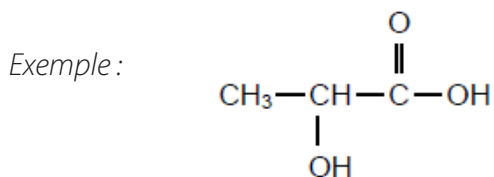
La **formule développée** : toutes les liaisons covalentes entre les atomes constituant la molécule sont schématisées.

Exemple :



(formule brute : on compte le nombre de C, H et O :  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ )

**La formule semi-développée** : on ne schématise pas les liaisons covalentes avec les atomes d'hydrogène:



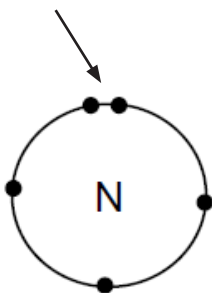
**Le modèle moléculaire** : représentation en 3D de la molécule

Code couleur :      hydrogène H      Oxygène O      Azote N      Carbone C

Exemple avec la molécule d'ammoniac :



**Remarque** : c'est la présence du doublet non liant sur l'atome d'azote qui donne la forme pyramidale à la molécule.



Voir exercice 5, 6, 7, 8, 9

### 3 LES MOLÉCULES POLAIRES ET APOLAIRES

Lorsque deux atomes **identiques** établissent une liaison covalente, le doublet liant est partagé de façon égale et se trouve à égale distance des deux noyaux. Mais lorsque les atomes sont différents, le partage peut ne plus être équitable. Certains atomes attirent les électrons plus que d'autres : on dit qu'ils sont plus électronégatifs.

#### Electronégativité d'un atome

**Définition** : l'électronégativité d'un atome est une grandeur sans unité qui traduit l'aptitu-

de de l'atome à attirer les électrons qui participent à une liaison chimique.

Une échelle d'électronégativité a été établie en 1932 par L.Pauling :

H 2,2								
Li 1,0	Be 1,6			B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,3			Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2

*Extrait du tableau périodique*

Comme on peut le voir, chaque atome présente une électronégativité différente, plus celle-ci est élevée plus l'atome attire à lui les électrons. Le fluor est l'élément le plus électronégatif du tableau périodique.

## Liaison polarisée

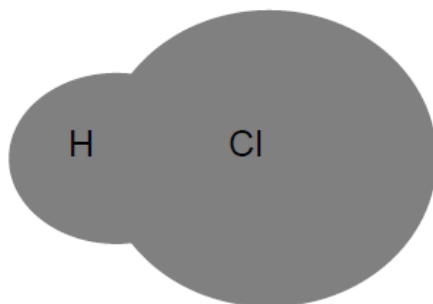
**Définition :** une liaison covalente est dite polarisée si les deux atomes qui participent à la liaison ont des électronégativités différentes.

On considère que la différence d'électronégativité doit être supérieure à 0,4 pour être significative. Ainsi une liaison C-H n'est pas considérée polarisée car la différence d'électronégativité n'est que de  $2,6 - 2,2 = 0,4$ .

**Conséquence :** lorsque l'un des atomes est très électronégatif, il attire le doublet liant.

### Exemples :

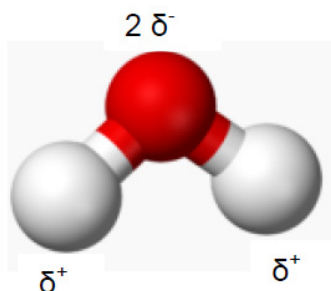
- dans la molécule de HCl, la différence d'électronégativité est :  $3,2 - 2,2 = 1$ , la liaison est polarisée et le nuage électronique est déformé, le chlore attire les électrons :



Une charge dite **partielle négative notée  $\delta^-$**  apparaît alors sur l'atome de chlore alors qu'une charge **partielle positive  $\delta^+$**  apparaît sur l'atome d'hydrogène.

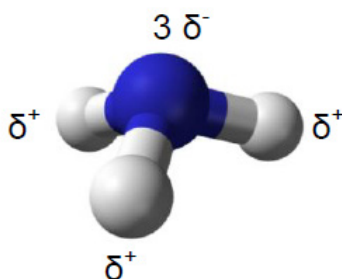


- dans la molécule d'eau : H O H la différence d'électronégativité entre l'atome d'oxygène et l'atome d'hydrogène est :  $3,4 - 2,2 = 1,2$  ; la liaison O-H est polarisée, l'atome d'oxygène attire les électrons de la liaison :

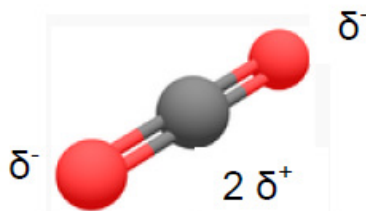


*2 δ⁻ car l'atome d'oxygène participe à 2 liaisons.*

- dans la molécule d'ammoniac NH<sub>3</sub>, de la même manière les liaisons N-H sont polarisées, N attire les électrons :



- dans la molécule de CO<sub>2</sub>, les liaisons C=O sont polarisées :



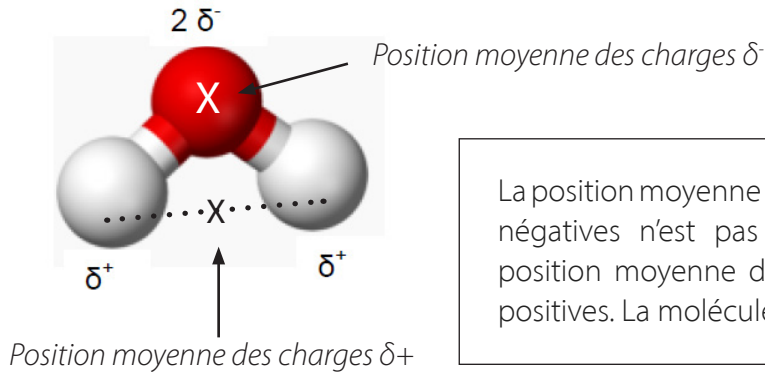
## Molécules polaires et apolaires

### DÉFINITION

Une molécule est **polaire** si elle possède des **liaisons polarisées** et si la position moyenne des charges partielles négatives n'est pas confondue avec la position moyenne des charges partielles positives.

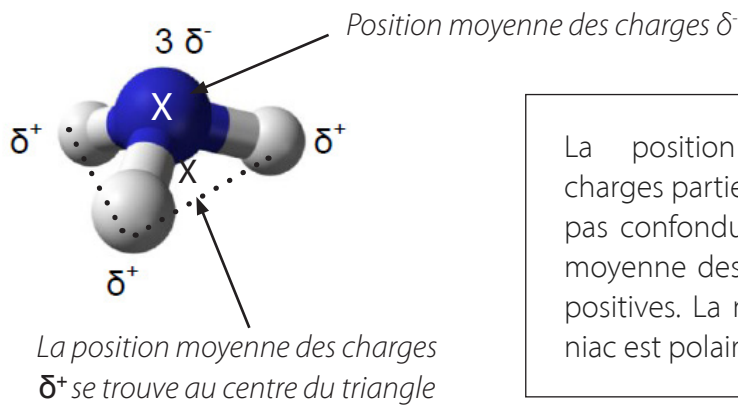
Pour les molécules ne comportant que 2 atomes comme HCl, si la différence d'électronégativité est suffisante, la molécule est polaire. Pour les autres molécules, tout dépend de la géométrie de la molécule :

- **Molécule d'eau** : la molécule d'eau a une géométrie coudée au niveau de l'atome d'oxygène du fait de la présence des 2 doublets non-liant autour de l'atome.



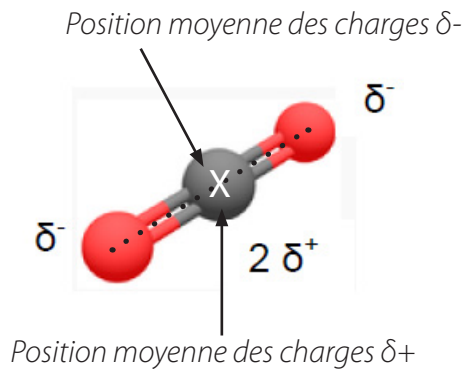
La position moyenne des charges partielles négatives n'est pas confondue avec la position moyenne des charges partielles positives. La molécule d'eau est polaire.

• Molécule d'ammoniac



La position moyenne des charges partielles négatives n'est pas confondue avec la position moyenne des charges partielles positives. La molécule d'ammoniac est polaire.

• Molécule de CO<sub>2</sub>



La position moyenne des charges partielles négatives est confondue avec la position moyenne des charges partielles positives. La molécule de CO<sub>2</sub> est apolaire.

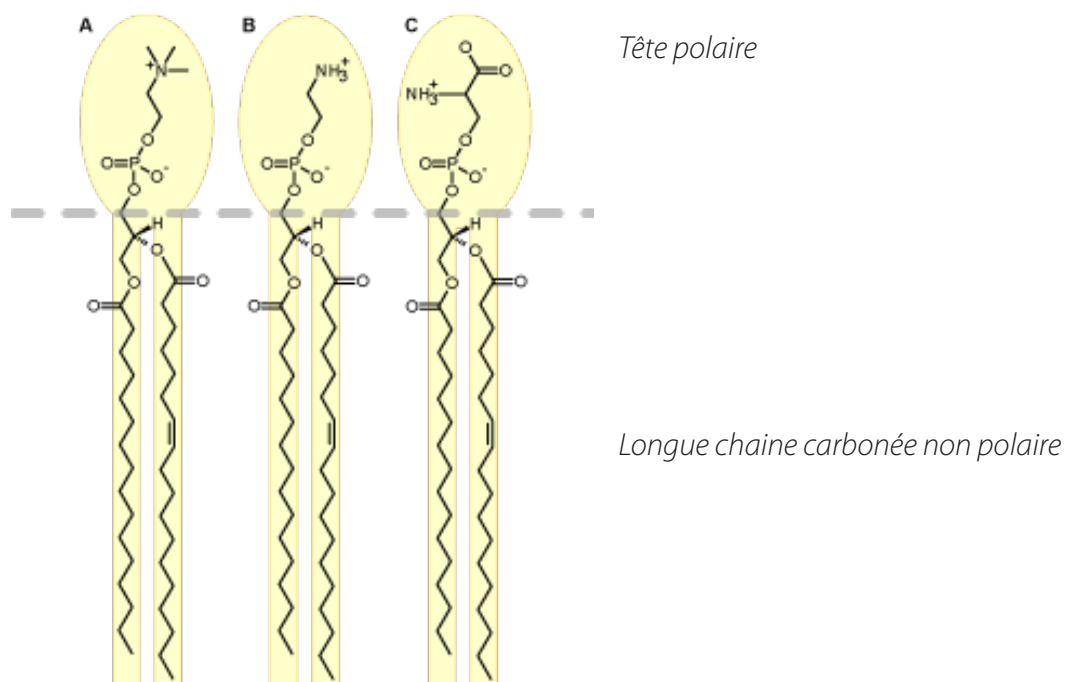
## CONCLUSION

Pour savoir si une molécule est polaire, on regarde si la répartition des charges est symétrique ou pas ; les molécules dont les charges se répartissent de façon asymétriques comme l'eau sont polaires.

En biologie les molécules portant des atomes électronégatifs comme O, N et parfois S

sont souvent polaires ; à l'inverse les molécules qui ne comportent que des carbones ou des hydrogènes sont apolaires. La présence de liaisons polarisées dans certaines grosses molécules en font des molécules très réactives ; à l'inverse les cires ou les graisses, molécules non polaires sont inertes.

D'autres molécules peuvent avoir des portions polaires et des portions apolaires, comme les phosphoglycérides principaux constituants des membranes plasmiques :



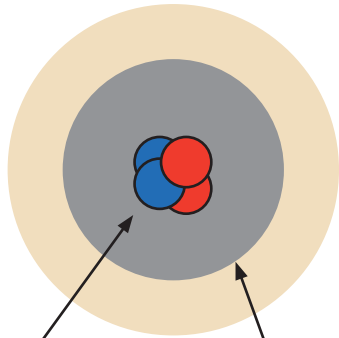
Source : Lipide — Wikipédia (wikipedia.org)

Deux molécules polaires interagissent entre elles : les zones positives d'une molécule seront attirées par les zones négatives de l'autre molécule.

De la même manière deux molécules apolaires interagissent entre elles. (voir chapitre 2)

# SYNTHÈSE

## L'atome



Noyau {  $Z$  protons  
 $A-Z$  neutrons

Nuage électronique :  $Z$  électrons

Symbole de l'atome :

$$\begin{matrix} A & X \\ Z & \end{matrix}$$

$Z$  : numéro atomique  
 $A$  : nombre de masse

**Configuration électronique :** répartir les électrons sur les couches et sous-couches :

atome de soufre

Nombre d'électrons dans la sous-couche

S :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Symbole de la sous-couche

4 électrons sur la dernière sous-couche p : S se trouve sur la 4e colonne du bloc p

**Règles de stabilité :** avoir une couche de valence saturée

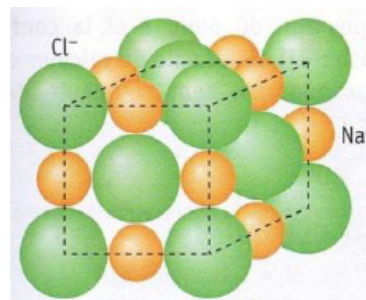
- à 2 électrons : règle du duet pour l'atome d'hydrogène
- à 8 électrons : règle de l'octet

Couche de valence : 6 électrons

$n = 3$  : S se trouve sur la 3<sup>ème</sup> ligne du tableau

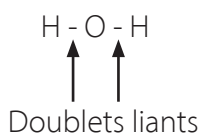
**Ion monoatomique :** atome ayant perdu ou gagné un ou plusieurs électrons pour ressembler au gaz rare le plus proche dans le tableau périodique.

**Solide ionique :** composé chimique constitué d'ions positifs et négatifs régulièrement disposés dans l'espace.



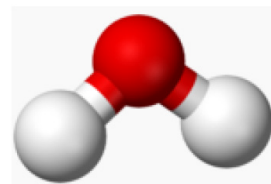
$NaCl(s)$

**Molécule** : espèce chimique neutre constituée d'atomes liés par une liaison covalente. Chaque atome partage au moins un électron avec son voisin.

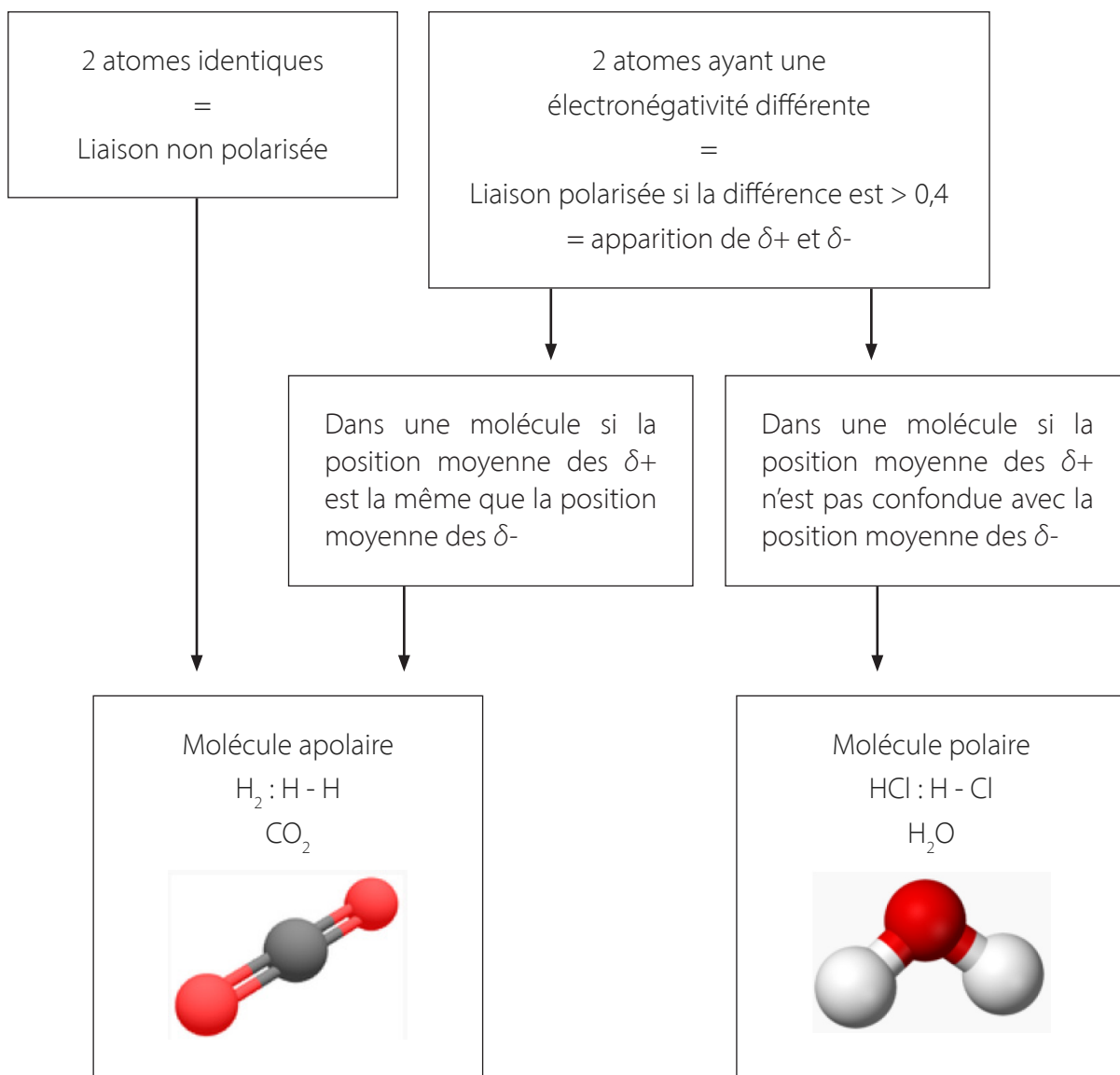


Formule brute :  $H_2O$

Modèle moléculaire



**Electronégativité d'un atome** : nombre qui traduit l'attraction de cet atome pour les électrons. Plus elle est élevée plus l'atome attire les électrons.





## Entraînez-vous !

Corrigés en fin d'ouvrage

### QCM

**1** Les atomes des éléments de la famille des gaz nobles ont une couche de valence ...

- Incomplète
- Saturée
- Complète

**2** L'atome d'oxygène ( $Z = 8$ ) possède ...

- 6 électrons de valence
- 4 électrons de valence
- 2 électrons de valence

**3** Dans un atome le nombre de masse représente le nombre de ...

- Nucléons
- Protons
- Électrons

**4** Les isotopes d'un même élément ont ...

- Un nombre de masse  $A$  identique
- Un numéro atomique  $Z$  identique
- Un nombre de nucléons identique

**5** Les atomes  ${}^{56}_{26}\text{Fe}$  et  ${}^{56}_{25}\text{Mn}$  ont ...

- Le même numéro atomique
- Le même nombre de nucléons
- Le même nombre de protons

**6** L'atome de magnésium est  ${}^{25}_{12}\text{Mg}$ .

- Le nombre de neutrons est 13
- Le nombre d'électrons est 12
- Le nombre d'électrons est 12