

# Chap 9 : STRUCTURE DES ENTITÉS CHIMIQUES

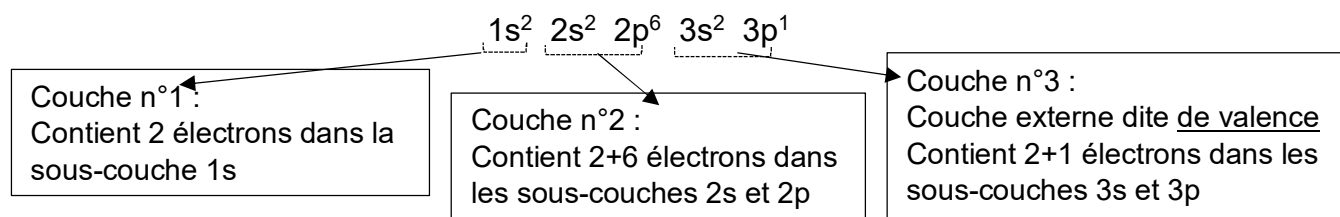
## 1. Rappels et compléments de seconde

### 1.1. La structure électronique des atomes

Un atome  ${}^A_ZX$  étant ....., il possède autant de ..... que de ..... Le cortège électronique d'un atome comporte ..... électrons

Les électrons d'un atome ou d'un ion monoatomique se répartissent dans des couches électroniques, repérées par un nombre entier (1, 2, 3 ..) et parfois divisées en sous-couches (notées s, p, d et f). La dernière couche occupée est nommée la **couche de valence**.

Exemple : l'aluminium  ${}^{27}_{13}Al$  comporte ..... électrons. Sa structure électronique s'écrit :



Le remplissage des couches se fait selon l'ordre suivant : (à votre programme on s'arrête à 4s

~~1s~~  
~~2s 2p~~  
~~3s 3p 3d~~  
~~4s 4p 4d 4f~~  
~~5s 5p 5d 5f ...~~  
~~6s 6p 6d ... ..~~

#### Règles de remplissage : (règles de Klechkowski)

##### A savoir :

Les sous-couches de type **s** accueillent 2 électrons au maximum

Les sous-couches de type **p** accueillent 6 électrons au maximum

##### Hors programme :

Les sous-couches de type **d** accueillent 10 électrons au maximum

Les sous-couches de type **f** accueillent 14 électrons au maximum

Résumé dans la vidéo (lien sur ENT) <https://youtu.be/iDNyt-rcGWY>

#### Entrainement :

Notation de l'atome	Nombre total d'électrons	Structure électronique	Couche de valence	Nombre total d'électrons de valence
${}^4_2He$				
${}^{12}_6C$				
${}^{14}_7N$				
${}^{23}_{11}Na$				
${}^{35}_{17}Cl$				

**A la maison**, vous pouvez rechercher toutes les structures électroniques de  $Z = 1$  (hydrogène H) à  $Z = 20$  (le calcium Ca)

L'intérêt de cette notation est son lien avec les blocs de la classification périodique.  
Vérifier que la dernière sous-couche informe sur la position dans la classification périodique.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Couche 1 :	H																	He	
Couche 2 :	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Couche 3 :	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
Couche 4 :	K	Ca																Br	Kr
																		I	Xe
																		At	Rn
	1	2	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	1	2	3	4	5	6	
	bloc s		bloc d										bloc p						

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
La														
Ac														
	bloc f													

## 1.2. Schéma de Lewis des atomes et des ions monoatomiques

Une fois la structure électronique établie, la chimie s'intéresse aux électrons de valence qui sont ceux qui sont mis en jeu lors de réactions chimiques. Les électrons internes, bien que présents, ne sont pas touchés lors des transformations chimiques.

On représente les électrons de valence sur un schéma nommé le **schéma (ou représentation ou structure) de Lewis**. Dans cette représentation on place le symbole de l'élément chimique au centre et on représente les électrons de valence autour de la façon suivante :

Un électron seul, dit **électron célibataire**, est représenté par un point : •

Une paire d'électrons, appelée **doublet d'électrons**, est représenté par un tiret : –

On admet que

- Jusqu'à 4 électrons de valence, l'atome est entouré d'électrons célibataires
- Au-delà, les électrons supplémentaires s'apparient aux électrons célibataires pour former des doublets

Exemple : Schéma de Lewis d'un atome d'azote  ${}^{14}_{7}\text{N}$

Structure électronique :

Nombre d'électrons de valence :

Schéma de Lewis :

Entraînement :

Nom de l'entité	Notation symbolique	Formule chimique	Nombre total d'électrons	Structure électronique	Nombre d'électrons de valence	Schéma de Lewis
Atome de carbone	${}^{12}_{6}\text{C}$	C				
Atome d'oxygène	${}^{16}_{8}\text{O}$	O				
Atome de sodium	${}^{23}_{11}\text{Na}$	Na				
Atome d'argon	${}^{40}_{18}\text{Ar}$	Ar				

## Stabilisation des atomes par formation d'ions monoatomiques

Rappel : Règle de stabilité dite : **règle de l'octet ou du duet**

**Vu en seconde :** Stabilisation par formation d'ion monoatomique

Prévoir les ions formés par les atomes suivants :

- Élément fluor :
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- Élément calcium :
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- Cas particulier de l'élément hydrogène

**Exercice à la maison** si vous avez besoin de faire d'autres exemples :

Rechercher les ions stables des éléments suivants :

- Élément oxygène :
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- Élément chlore :
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- Élément sodium :
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- Élément aluminium :

## 2. Schéma de Lewis des molécules et des ions polyatomiques

### 2.1. Formation des molécules : doublets liants et non liants, schéma de Lewis

La règle de stabilité des atomes s'applique également à la formation des molécules.

Pour se stabiliser un atome peut s'associer à d'autres atomes pour former des molécules ou des ions polyatomiques qui vont le stabiliser en obéissant à la règle du duet ou de l'octet.

Dans une molécule ou un ion polyatomique, les différents atomes sont liés entre eux par des liaisons covalentes. Une liaison covalente est un doublet d'électrons commun aux deux atomes liés. Chaque atome met dans la liaison un de ses électrons de valence. Cette mise en commun d'électrons permet d'augmenter le nombre d'électrons présents dans la couche de valence de chacun d'entre eux.

Exemple de la molécule de dihydrogène H<sub>2</sub>.

Schéma de Lewis de deux atomes d'hydrogène (instables)

H • et H • sont deux atomes d'hydrogène instables comportant chacun un électron de valence

Molécule de dihydrogène H<sub>2</sub> (stable)

En s'associant ainsi : H • • H , ils mettent en commun leurs deux électrons.

Chacun est maintenant entouré d'un duet d'électron dans sa couche de valence, structure stable. Les deux électrons de la liaison forment un doublet liant.

La molécule de dihydrogène s'écrit ainsi : H – H .

Molécule d'eau H<sub>2</sub>O

Schéma de Lewis des atomes présents dans une molécule d'eau :

Association stable de ces atomes

Schéma de Lewis de la molécule d'eau :

Vocabulaire à retenir :

- **Une liaison covalente** simple est formée par la mise en commun de deux électrons issus des électrons de valence de chacun des atomes liés. Ces électrons forment un **doublet liant**.
- Les électrons de valence de l'atome non impliqués dans les liaisons covalentes sont associés deux par deux et se nomment des **doublets non liants**.

**A vous :** Recherchez les schémas de Lewis des molécules stables suivantes :

NH <sub>3</sub>	CH <sub>4</sub>	CH <sub>4</sub> O
-----------------	-----------------	-------------------

### Molécule de dioxygène O<sub>2</sub> :

Schéma de Lewis des atomes présents dans une molécule de dioxygène :

Association stable de ces atomes

Schéma de Lewis de la molécule de dioxygène :

**A retenir :** Les atomes impliqués dans une liaison peuvent également mettre chacun en commun 2 ou 3 électrons. On observe alors une **liaison double** notée = ou une **liaison triple** notée ≡

**A vous :** Recherchez les schémas de Lewis des molécules stables suivantes :

N <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>

**Remarques :** pour chaque schéma de Lewis étudié on observe que

- Un H est toujours simplement lié à son voisin (un seul doublet liant) ce qui lui permet d'être entouré de 2 électrons et d'ainsi obéir à la règle du duet.
- Tous les autres atomes sont entourés de 4 doublets (liants ou non liants) soit 8 électrons : un octet d'électrons, ils obéissent ainsi à la règle de l'octet.
- Un atome donné est toujours entouré du même nombre de doublets liants c'est sa valence :

**Valence** de H : ..... de C : ..... de O : ..... de N : .....

**Cas particulier :** les lacunes électroniques.

Il existe quelques molécules pour lesquelles la règle de l'octet n'est pas vérifiée mais elles existent tout de même. Il peut alors y avoir moins de 8 électrons autour de l'atome.

Pour représenter ce déficit d'électron par rapport à la règle de stabilité, on dessine un petit rectangle appelé lacune électronique. Chaque rectangle représente un déficit de deux électrons.

**Exemple :** Molécule BH<sub>3</sub>

Schéma de Lewis des atomes présents dans une molécule BH<sub>3</sub>: (atomes :  ${}^1_1\text{H}$  et  ${}^{11}_5\text{B}$  )

Association de ces atomes

Schéma de Lewis de la molécule BH<sub>3</sub> :

## 2.2. Schéma de Lewis de quelques ions polyatomiques

Au sein des ions polyatomiques, les atomes sont également liés entre eux par des liaisons covalentes. Mais le nombre total d'électrons de l'entité est différent du nombre total de protons des noyaux ce qui en fait une espèce chimique chargée.

Exemple : l'ion hydroxyde  $\text{HO}^-$

Si on associe un atome H et un atome O, on ne peut pas former une espèce chimique stable

Mais, en ajoutant un électron à l'ensemble, on forme une entité qui respecte les règles de l'octet et du duet :

2.3. A vous : Recherchez les schémas de Lewis des ions suivants :

$\text{ClO}^-$	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{NH}_4^+$
----------------	------------------------	-----------------

Ex 10 (corrigé), 15 p 92 – 93

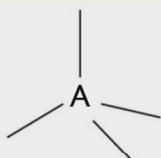
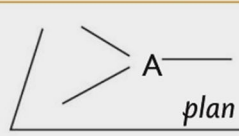
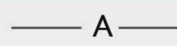
## 3. Géométrie des molécules et des ions

### 3.1. Principe général

On appelle géométrie d'une molécule l'organisation spatiale, en 3D, des atomes qui la constituent. Cette géométrie n'est pas due au hasard, elle est liée à son schéma de Lewis.

**Règle à retenir** : Autour d'un atome central, les "groupes d'électrons" (c'est-à-dire les liaisons (simples ou multiples) et les doublets non liants) tendent à se placer le plus loin possible les uns des autres.

Document page 86 du manuel :

Nombre de liaisons (simples ou doubles) + nombre de doublets non liants	Répartition des doublets d'électrons autour de l'atome A	Géométrie de la molécule autour de l'atome central A
4		<ul style="list-style-type: none"><li>• <b>Tétraédrique</b> si A est lié à 4 atomes.</li><li>• <b>Pyramide à base triangulaire</b> si A est lié à 3 atomes et possède 1 doublet non liant.</li><li>• <b>Coudée</b> si A est lié à 2 atomes et possède 2 doublets non liants.</li></ul>
3		<ul style="list-style-type: none"><li>• <b>Triangulaire</b> si A est lié à 3 atomes.</li><li>• <b>Coudée</b> si A est lié à 2 atomes et possède 1 doublet non liant.</li></ul>
2		<ul style="list-style-type: none"><li>• <b>Linéaire</b>.</li></ul>

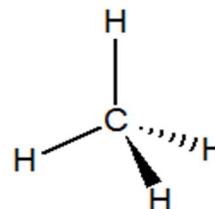
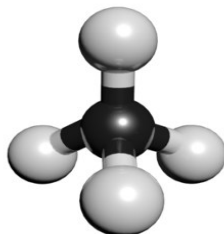
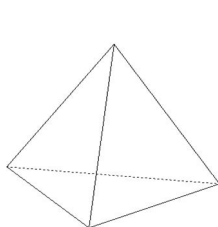
### 3.2. Exemples

➤ Le méthane  $\text{CH}_4$  Schéma de Lewis :

Autour de l'atome C il y a ..... "groupes d'électrons", c'est la **situation ①** du tableau précédent.

Les groupes d'électrons autour du C pointent dans 4 directions différentes, faisant des angles de  $109^\circ$  les uns avec les autres.

Au bout de chaque groupe d'électrons il y a un H. Ces 4 H forment un tétraèdre, le C est au centre de ce tétraèdre, on dit que le méthane a **une structure tétraédrique**.

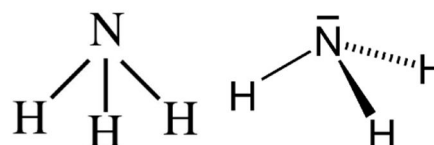
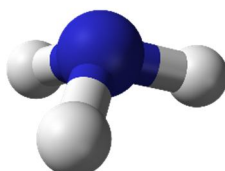
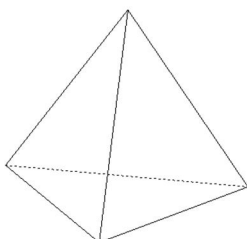


➤ L'ammoniac  $\text{NH}_3$  Schéma de Lewis :

Autour de l'atome N il y a ..... "groupes d'électrons" (..... liaisons et ..... doublet non liant), c'est toujours la **situation ①** du tableau précédent.

Les groupes d'électrons autour de N pointent dans 4 directions différentes, faisant des angles de  $109^\circ$  les uns avec les autres.

Un de ces doublets d'électrons est non liant, il n'aboutit pas à un atome. Or ce sont les atomes qu'on détecte lors de l'observation des molécules. Les doublets d'électrons non liants sont "invisibles" bien que présents, ils occupent de la place sans être détectés.



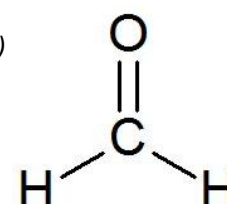
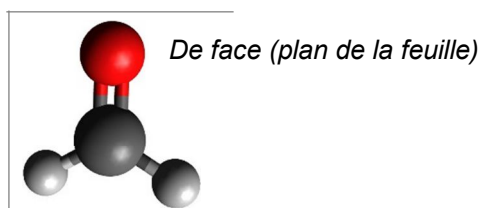
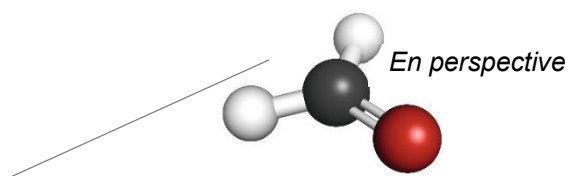
La géométrie autour de N est tétraédrique, mais **la géométrie de la molécule  $\text{NH}_3$  est pyramidale** car les atomes (N et les 3H forment une pyramide à base triangle)

Remarque : en réalité, les doublets non liants prennent un peu plus de place que les liants, les angles entre les liaisons N – H font  $107^\circ$

➤ Le méthanal  $\text{COH}_2$  Schéma de Lewis de  $\text{COH}_2$  :

La molécule comporte le même nombre d'atomes que la précédente mais a une géométrie différente. Autour de C il y a ..... "groupes d'électrons" (..... liaisons et ..... doublets non liants). On est dans la situation ② du tableau.

La répulsion de ces 3 groupes d'électrons les place à  $120^\circ$  les uns des autres, dans le même plan. On dessine la molécule en perspective ou de face, dans le plan de la feuille



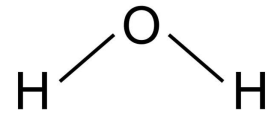
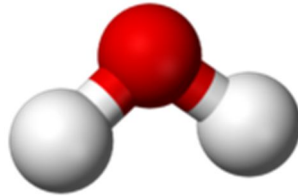
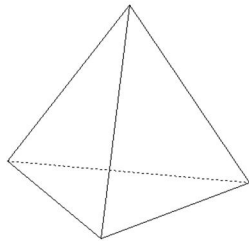
La géométrie de cette molécule s'appelle **triangulaire plane ou trigonale**

➤ L'eau H<sub>2</sub>O Schéma de Lewis :

Autour de l'atome O il y a ..... "groupes d'électrons" (..... liaisons et ..... doublets non liants), c'est la **situation** ..... du tableau précédent.

Les groupes d'électrons autour de O pointent dans 4 directions différentes, faisant en théorie des angles de 109° les uns avec les autres.

Cette fois-ci ..... doublets non liants sont "invisibles" mais présents.



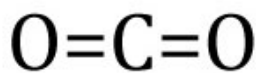
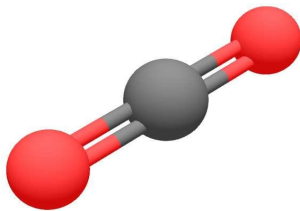
La molécule d'eau est une molécule coudée (angles proches de 109° ; 104,5° en réalité)

➤ Le dioxyde de carbone CO<sub>2</sub> Schéma de Lewis :

La molécule comporte le même nombre d'atomes que la précédente mais a une géométrie différente.

Autour de l'atome C il y a ..... "groupes d'électrons" (..... liaisons et ..... doublets non liants), c'est la **situation** ..... du tableau précédent.

Les 2 groupes d'électrons autour de C se repoussent et pointent dans 2 directions diamétralement opposées, faisant des angles de 180°.



Le dioxyde de carbone CO<sub>2</sub> est une **molécule linéaire**

Ex 17, 19, 25 et 28 p 93 à 95

## 4. Polarité des molécules et des ions

### 4.1. Polarisation d'une liaison covalente

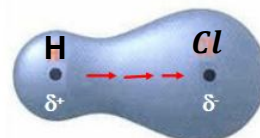
On a vu qu'une liaison covalente est la mise en commun de deux électrons, qui sont en mouvement entre les deux atomes liés. Mais la répartition de ces électrons est-elle toujours symétrique ?

Exemples de répartition des électrons du doublet liant pour deux molécules différentes

Molécule H<sub>2</sub> : H – H



Molécule HCl : H – Cl



Dans la deuxième molécule les électrons sont préférentiellement positionnés vers l'atome de ..... On dit que le chlore est plus **ÉLECTRONÉGATIF** que l'hydrogène.

Dans la molécule H-Cl, l'atome de chlore possède un léger ..... d'électrons et l'atome d'hydrogène un léger ..... d'électrons.

Dans la molécule H-Cl, le chlore possède une petite charge ..... (inférieure à l'unité) notée .... et l'hydrogène possède une petite charge ..... notée .....

La molécule reste globalement neutre mais la liaison covalente est **polarisée**.



## Échelle d'électronégativité de Pauling.

Pour chiffrer l'aptitude à attirer les électrons, on a établi une échelle d'électronégativité en attribuant à chaque atome une valeur d'électronégativité notée  $\chi$  allant de 0 à 4.

$\chi = 4$  indique une grande électronégativité c'est-à-dire une grande aptitude à attirer les électrons de la liaison covalente.

- Comment évolue l'électronégativité le long d'une période (= ligne) de la classification périodique ?
- Comment évolue l'électronégativité le long d'une famille (= colonne) de la classification périodique ?

**E** Échelle de Pauling des électronégativités Doc p 87

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	

## Polarisation des liaisons

Une liaison est polarisée si les atomes qui la constituent ont des électronégativités différentes. Toutefois, si l'écart est faible ( $\leq 0,4$ ) la polarisation de la liaison est négligeable.

On représente la polarisation d'une liaison en indiquant la position des charges partielles positives et négatives.

Application : Indiquer la polarisation des liaisons suivantes :

O – H	C = O	C – H	C – Cl	N – H
-------	-------	-------	--------	-------

### 4.2. Polarité des molécules

Posséder des liaisons polarisées n'implique pas forcément une polarité de la molécule.

Étudier la polarité des liaisons de ces deux molécules et proposer des hypothèses permettant d'expliquer que la molécule d'eau est polaire alors que la molécule de dioxyde de carbone est apolaire.

Eau : H<sub>2</sub>O molécule polaire



Dioxyde de carbone : CO<sub>2</sub> molécule apolaire



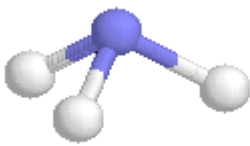
À retenir : **Une molécule est polaire si** (2 conditions)

-

- Et si

**Application :** Pour les molécules suivantes indiquer s'il s'agit de molécules polaires ou apolaires

L'ammoniac :  $\text{NH}_3$



Le méthane  $\text{CH}_4$

$\text{BF}_3$



L'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

**Ex 21, 29 et 31 p 93 à 96**

**Remarque importante :** la polarité d'une molécule joue un grand rôle dans ses propriétés physiques, notamment dans la solubilité ou la miscibilité :

Des molécules de polarités équivalentes interfèrent bien entre elles et se mélangent facilement alors que des molécules de polarités éloignées ne se mélangent pas.

Conséquence : l'eau polaire dissout très bien les espèces chargées (solides ioniques) et les espèces polaires (eau-éthanol miscibles en toutes proportions) mais ne dissout pas les espèces apolaires (les hydrocarbures apolaires ne se mélangent pas à l'eau)