

## Chapitre 11 : Structure et propriétés des molécules et des ions

### Cours

#### A. La configuration électronique et ses applications

##### 1. Couches et sous couches

Comme les électrons sont beaucoup plus légers que les noyaux, la rencontre entre atomes se fera par échange d'électrons. Il est donc naturel de se poser la question : Comment sont répartis les électrons autour de leur noyau?

-Les électrons sont répartis en couches notées  $n = 1, 2, 3$  etc ; Ces dernières sont divisées en sous couches notées s, p, d etc. Pour les trois premières couches, les sous couches autorisées sont :

Couche N°	Sous couches
1	s
2	s - p
3	s- p-d

-Les sous couches s et p peuvent accueillir respectivement 2 et 6 électrons. La sous couche d ne sera pas utilisée car les atomes au programme ont un numéro atomique inférieur à 20.

Sous couche	s	p
Nombre maximum d'électrons	2	6

-La répartition des électrons se fait en remplissant les couches et sous couches inférieures en premier. L'ordre de remplissage des couches est  $1 \rightarrow 2 \rightarrow 3 \dots$  l'ordre de remplissage des sous couches est  $s \rightarrow p \rightarrow d \dots$

Donnons la répartition des électrons pour les 20 premiers éléments du tableau périodique.

Atome	Z	Configuration électronique
H	1	$1s^1$
He	2	$1s^2$
Li	3	$1s^2 2s^1$
Be	4	$1s^2 2s^2$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

-Chaque électron possède une énergie associée à la sous couche ou il se trouve. Ci-dessous une graduation des énergies. Pour se faire une image de la réalité, on peut considérer les couches et sous couches comme étant des trajectoires circulaires autour du noyau. Le rayon du cercle augmente avec l'énergie.

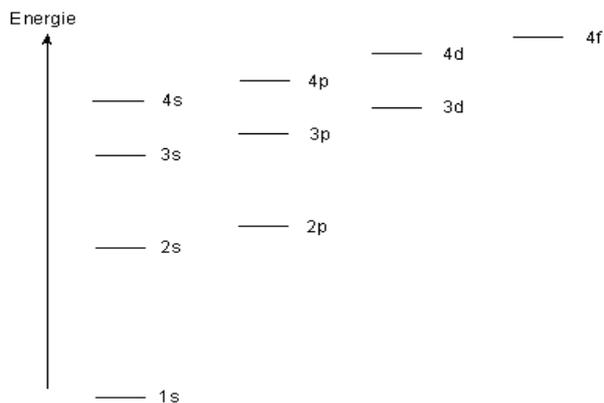


Figure 1

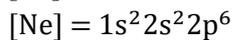
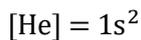
### Information

Savoir établir la configuration électronique d'un atome de numéro atomique Z supérieur à 20 n'est pas au programme du lycée !

## 2. Classification et configuration électronique

-Dans la classification périodique actuelle, les éléments sont répartis par numéro atomique  $Z$  croissant de gauche à droite et de haut en bas. On s'arrange pour que les éléments qui ont mêmes propriétés chimiques soient dans la même colonne.

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



-Les différentes lignes du tableau sont appelées périodes qui correspondent aux couches électroniques :

$$1^\circ \text{ période : } n_{\text{maximal}} = 1$$

$$2^\circ \text{ période : } n_{\text{maximal}} = 2$$

$$3^\circ \text{ période : } n_{\text{maximal}} = 3$$

etc.

-Les électrons de la dernière couche (correspondant à  $n_{\text{maximal}}$ ) sont appelés électrons de valence. Ces électrons sont les seuls concernés par les transformations chimiques.

### Application

Déterminer la position de l'élément chimique (dans la classification périodique) dont les atomes ont pour configuration électronique  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ .

#### 1° version

Le  $n_{\text{maximal}}$  de la configuration est égal à 3 donc l'élément est situé sur la troisième période (ligne).

Le nombre d'électrons de valence est égal à 5 ( $2+3$ ) donc l'élément se situe sur la 15° colonne.

La consultation du tableau périodique montre qu'il s'agit du phosphore P.

#### 2° version

Le nombre d'électrons est égal à  $2+2+6+2+3 = 15$ . L'atome étant neutre, il possède autant de protons, soit  $Z = 15$ . La consultation du tableau périodique montre qu'il s'agit du phosphore P.

### 3. Electrons de valence et familles d'éléments

-Une famille chimique est constituée d'éléments qui ont des propriétés chimiques similaires. Par constitution même du tableau, les colonnes correspondent aux familles chimiques qui sont donc au nombre de 18.

-Le lien famille ↔ colonne possède une exception notoire : l'hydrogène ne fait partie d'aucune famille.

Une des raisons est qu'il forme aussi bien l'ion hydrogène  $H^+$  que l'ion hydrure  $H^-$ .

-Quatre familles ont reçu un nom particulier :

Alcalins : Li, Na, K, Rb, Cs et Fr (1<sup>o</sup> colonne hormis l'hydrogène)

Alcalino-terreux : Be, Mg, Ca, Sr, Ba et Ra (2<sup>o</sup> colonne)

Halogènes : F, Cl, Br, I et At (17<sup>o</sup> colonne)

Gaz rares : He, Ne, Ar, Kr, Xe et Rn (18<sup>o</sup> colonne)

-Les éléments d'une colonne ont des propriétés chimiques similaires car ils ont même nombre d'électrons de valence.

-Pour la famille des gaz rares il faut dire que la couche périphérique ( $n_{\text{maximal}}$ ) est saturée (2 électrons pour l'hélium et 8 électrons pour les autres)

### 4. Règles de stabilité

Les gaz rares ou nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe et Rn) sont les éléments de la 18<sup>o</sup> colonne du tableau périodique. Ils ne figuraient pas dans le tableau primitif de Mendeleïev(1869) car ils ont été découverts vers la fin du 19<sup>o</sup> siècle. En effet ils sont incolores, inodores et ne réagissent pas.

Par conséquent :

-Ils ne forment pas d'ions,

-Ils ne forment pas de molécules.

La stabilité des gaz rares s'explique par la saturation de leur dernière couche :

-2 électrons (duet) sur la couche  $n = 1$  pour l'hélium He,

-8 électrons (octet) sur les couches  $n = 2$  et  $3$  pour Ne et Ar (C'est encore 8 pour les autres gaz rares).

#### Enoncé de la règle de stabilité

Au cours des transformations chimiques, les atomes tendent à obtenir la même configuration électronique que celle d'un gaz noble, c'est-à-dire une configuration électronique de valence en duet ou en octet.

Pour être plus stables les atomes feront des ions ou des molécules.

### 5. Ions monoatomiques

Un atome n'est pas toujours stable. Pour le devenir, il peut gagner ou perdre 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.

### Application

Quels sont les ions formés par le fluor et le magnésium ?

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 donc l'ion magnésium de formule  $Mg^{2+}$ .

Ci-dessous les ions formés par les éléments des trois premières lignes du tableau.

$H^+$						
$Li^+$	$Be^{2+}$	$B^{3+}$		$N^{3-}$	$O^{2-}$	$F^-$
$Na^+$	$Mg^{2+}$	$Al^{3+}$		$P^{3-}$	$S^{2-}$	$Cl^-$

### **6. Schéma de Lewis d'un atome ou d'un ion monoatomique**

Le schéma de Lewis d'un atome permet de représenter la structure électronique externe d'un atome (voir figure 2):

- Le noyau et les électrons des couches internes sont représentés par le symbole de l'élément.
- Les électrons de valence sont représentés par des points s'ils sont célibataires ou par un tiret s'ils forment un doublet.
- Pour un nombre d'électrons inférieur à 4, l'atome est entouré d'électrons célibataires.
- Au-delà de 4 électrons de valence, les électrons supplémentaires s'ajoutent aux électrons célibataires pour former des doublets.

colonnes périodes	1	2	13	14	15	16	17	18
	1	2	3	4	5	6	7	8
1	$\cdot$ <b>H</b>							<b>He</b>
2	$\cdot$ <b>Li</b>	$\cdot$ <b>Be</b> $\cdot$	$\cdot$ <b>B</b> $\cdot$	$\cdot$ <b>C</b> $\cdot$	$\cdot$ <b>N</b> $\cdot$	$\cdot$ <b>O</b> $\cdot$	$\cdot$ <b>F</b> $\cdot$	$\cdot$ <b>Ne</b>
3	$\cdot$ <b>Na</b>	$\cdot$ <b>Mg</b> $\cdot$	$\cdot$ <b>Al</b> $\cdot$	$\cdot$ <b>Si</b> $\cdot$	$\cdot$ <b>P</b> $\cdot$	$\cdot$ <b>S</b> $\cdot$	$\cdot$ <b>Cl</b> $\cdot$	$\cdot$ <b>Ar</b>

Figure 2

Sur la figure 3 ci-dessous le schéma de Lewis de l'ion oxyde  $O^{2-}$ . La règle de l'octet est bien vérifiée grâce aux 2 électrons supplémentaires.

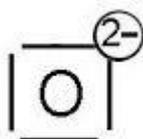


Figure 3

## B. Molécules

### 1. Modèle de Lewis de la liaison chimique

Considérons le chlorure d'hydrogène HCl. Il s'agit d'un composé moléculaire représenté dans le tableau ci-dessous (Figure 4).

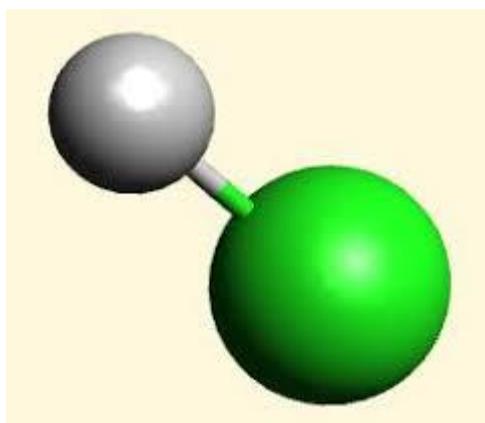


Figure 4

Rappelons la configuration électronique de ces deux atomes ainsi que la configuration électronique des atomes de gaz rare le plus proche :

H :  $1s^1$  He :  $1s^2$ ,

Cl :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  Ar :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

Pour que les atomes d'hydrogène H et de Chlore Cl deviennent stables ils doivent gagner chacun un électron ( $1s^1 \rightarrow 1s^2$  pour H et  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  pour Cl). La liaison chimique entre les deux atomes sera faite de 2 électrons de valence (1 provenant de H et 1 provenant de Cl) ; Ces deux électrons vont pouvoir tourner autour des 2 atomes (voir la figure 5).

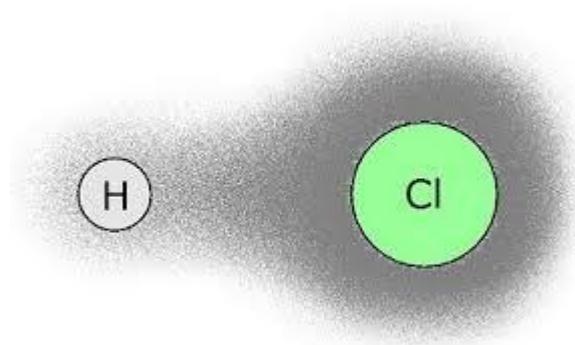


Figure 5

Pour représenter la molécule simplement on met le symbole des deux atomes séparés par un trait représentant la liaison (voir la figure 6). Le tiret représente les 2 électrons participant à la liaison : On parle de doublet liant.



Figure 6

### Remarques

- La liaison chimique est aussi appelée liaison covalente. Cette appellation se comprend car il y a mise en commun d'électrons de valence.
- Les électrons de valence qui ne participent pas à la liaison tournent autour de leur atome d'origine.

### Application

Quelle molécule va former le fluorure d'hydrogène HF ?

Comme le chlore, le fluor fait partie de la famille des halogènes (17<sup>e</sup> colonne). Il suffit de remplacer Cl par F sur la figure 8 : On obtient H — F.

## 2. Schéma de Lewis d'une molécule

Sur la figure 7 ci-dessous le schéma de Lewis de la molécule de chlorure d'hydrogène HCl.



Figure 7

On reconnaît la représentation habituelle avec les symboles H et Cl ainsi que le doublet liant. On voit aussi 3 tirets autour du symbole du chlore ; Ces derniers correspondent à des doublets non-liants.

Les électrons de valence du chlore qui ne participent pas aux liaisons, soit  $(7-1)=6$  électrons se regroupent par 2 pour former des doublets non-liants. Les 3 doublets non-liants du chlore tournent seulement autour de l'atome de chlore.

#### Remarque

L'intérêt de mettre les doublets non-liants est double :

- Il permet de compter les électrons de valence de la molécule,
- Vérifier que l'atome possède une structure électronique de gaz rare.

Ci-dessous un tableau vous donnant le nombre de liaisons et le nombre de doublets non-liants faits par quelques atomes.

Symbole	H	C	N	O	F
Nombre de liaisons	1	4	3	2	1
Nombre de doublets non-liants	0	0	1	2	3

#### Application

Quel est le schéma de Lewis de la molécule de difluor  $F_2$  ?

La molécule contient deux atomes de fluor F dont la configuration électronique est  $1s^2 2s^2 2p^5$ .

Pour acquérir la configuration électronique stable du néon Ne, à savoir  $1s^2 2s^2 2p^6$ , l'atome F doit gagner un électron en faisant une liaison covalente. Parmi ses 7 électrons de valence  $(2+5)$ , il va en engager 1 dans la liaison et les 6 restants vont se regrouper par 2 pour faire des doublets non-liants.



Figure 8

### 3. Prédiction du nombre de doublets

Atome	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence	Nombre de doublets liants	Nombre de doublets non-liants
H : Z = 1	$1s^1$	1	$2 - 1 = 1$	$(1 - 1)/2 = 0$
C : Z = 6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	$8 - 4 = 4$	$(4 - 4)/2 = 0$
O : Z = 8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	$8 - 6 = 2$	$(6 - 2)/2 = 2$
N : Z = 7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	$8 - 5 = 3$	$(5 - 3)/2 = 1$
Cl : Z = 17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7	$8 - 7 = 1$	$(7 - 1)/2 = 3$

#### Remarques

- le nombre de doublets liants (liaisons) est aussi égal au nombre d'électrons que met l'atome dans ses liaisons covalentes avec ses voisins car la liaison est une mise en commun d'un électron de valence (périphérique) avec l'atome voisin.
- Le nombre d'électrons dans les doublets non-liants est égale au nombre d'électrons de valence moins le nombre d'électrons « partis » dans les liaisons. En divisant par deux on obtient le nombre de doublets non-liants.
- Seul l'atome d'hydrogène est concerné par la règle du duet (2 électrons sur la couche 1). Il doit acquérir la configuration électronique de l'hélium.
- Les autres atomes sont concernés par la règle de l'octet (8 électrons sur la couche de valence qui n'est pas la couche 1). Il doit acquérir la configuration électronique du gaz rare le plus proche dans le tableau périodique.

### 4. Schéma de Lewis d'un ion polyatomique

Prenons le seul exemple de l'ion ammonium  $NH_4^+$  (figure 9). L'atome d'azote possède 5 électrons de valence et l'atome d'hydrogène en possède 1 seul. L'ion ammonium possède donc  $5 + 4 \cdot 1 = 9$  électrons périphériques répartis dans les 4 doublets liants.

On place la charge positive sur l'atome d'azote car :

- dans une liaison covalente un des 2 électrons appartient à l'atome en propre,
- l'atome d'azote est entouré de 4 doublets liants.

L'atome d'azote (dans l'ion) est donc entouré de 4 électrons alors que l'atome seul il est entouré de 5 électrons.

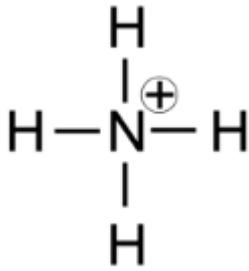


Figure 9

### 5. Lacune électronique

La règle de l'octet n'est pas toujours vérifiée (très rarement en fait) ; On signale cet état de fait en mettant un rectangle symbolisant l'absence d'un doublet (voir figure 10).

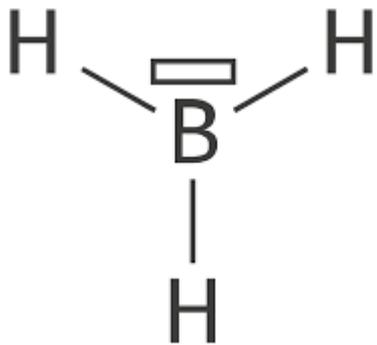


Figure 10

## C. Géométrie des molécules et des ions polyatomiques

### 1. Introduction

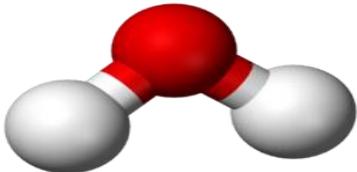
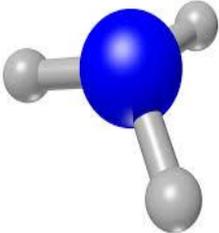
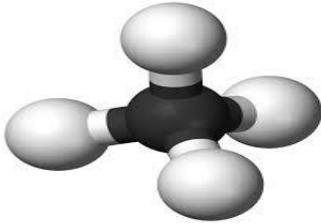
Eau	Ammoniac	Méthane
		

Figure 11

Sur la figure (figure 11) ci-dessus sont représentés les modèles moléculaires éclatés des molécules d'eau  $H_2O$ , ammoniac  $NH_3$  et de méthane  $CH_4$ . On constate que les angles entre les liaisons sont identiques (environ  $104^\circ$ ).

Les doublets de liaison sont constitués de 2 électrons de charge électrique individuelle identique. Comme les charges de même signe se repoussent, on comprend que la géométrie de la molécule de méthane est le résultat de la répulsion des quatre doublets liants situés autour de l'atome de carbone C. Mais pourquoi les angles entre les liaisons sont identiques pour les deux autres molécules ? La figure 12 suivante va nous permettre de comprendre.

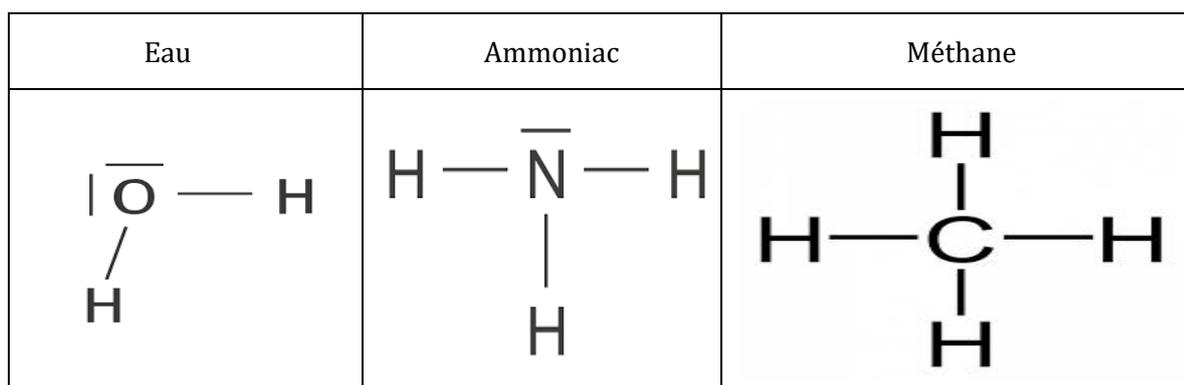


Figure 12

Dans le cas de l'ammoniac (au centre) le doublet non-liant participe aux répulsions avec les trois doublets liants.

Dans le cas de l'eau (à gauche) les deux doublets non-liants participent aux répulsions avec les deux doublets liants.

La géométrie d'une molécule s'explique par la répulsion des doublets (liants et non-liants).

## 2. Les différentes géométries

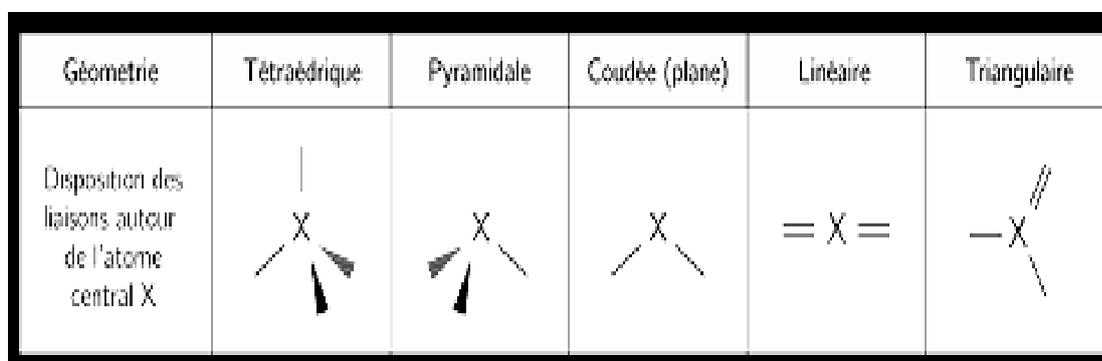
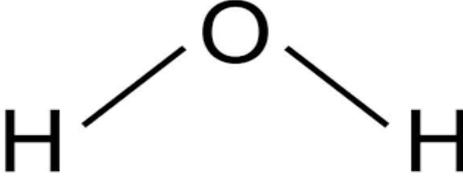
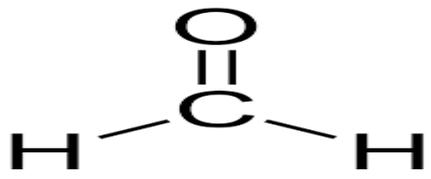
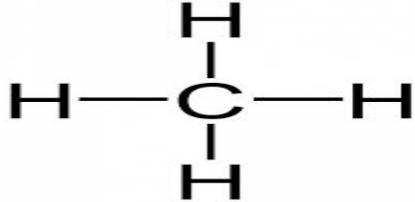
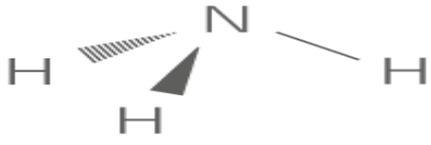


Figure 13

Voici un exemple pour chaque géométrie possible.

Nom	Molécule	Géométrie
dioxyde de carbone	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	linéaire
eau		coudée (plane)
formol		triangulaire plane
méthane		tétraédrique
ammoniac		pyramidale

Remarque

Les considérations de ce paragraphe permettent d'expliquer la géométrie d'ions polyatomiques assez simples tels que  $\text{NH}_4^+$  et  $\text{HO}^-$ .

## D. Polarité des molécules

### 1. Electronégativité des atomes

1 H 2,1																	2 He -
3 Li 1,0	4 Be 1,5											5 B 1,9	6 C 2,5	7 N 3,0	8 O 3,5	9 F 4,0	10 Ne -
11 Na 0,9	12 Mg 1,2											13 Al 1,5	14 Si 1,8	15 P 2,1	16 S 2,5	17 Cl 3	18 Ar -
19 K 0,8	20 Ca 1,0	21 Sc 1,3	22 Ti 1,5	23 V 1,6	24 Cr 1,6	25 Mn 1,5	26 Fe 1,8	27 Co 1,8	28 Ni 1,8	29 Cu 1,9	30 Zn 1,5	31 Ga 1,6	32 Ge 1,8	33 As 2,0	34 Se 2,4	35 Br 2,8	36 Kr -
37 Rb 0,8	38 Sr 1,0	39 Y 1,2	40 Zr 1,4	41 Nb 1,6	42 Mo 1,8	43 Tc 1,9	44 Ru 2,2	45 Rh 2,2	46 Pd 2,2	47 Ag 1,7	48 Cd 1,4	49 In 1,7	50 Sn 1,8	51 Sb 1,9	52 Te 2,1	53 I 2,5	54 Xe -
55 Cs 0,7	56 Ba 0,9	57-71 1,1-1,2	72 Hf 1,3	73 Ta 1,5	74 W 1,7	75 Re 1,9	76 Os 2,2	77 Ir 2,2	78 Pt 2,2	79 Au 2,4	80 Hg 1,9	81 Tl 1,8	82 Pb 1,8	83 Bi 1,8	84 Po 2,0	85 At 2,2	86 Rn -
87 Fr 0,7	88 Ra 0,9	89 Ac 1,1	90 Th 1,3	91 Pa 1,5	92 U 1,7	93-103 Np-Lr 1,3											

Figure 14

Sur la figure ci-dessus (figure 14) on voit un tableau des électronégativités des atomes. Dans chaque case on indique :

- Le numéro atomique Z dans la partie supérieure,
- La formule chimique de l'élément au centre,
- L'électronégativité dans la partie inférieure.

L'électronégativité est une grandeur sans dimension (pas d'unité), notée  $\chi$ , dont la valeur est comprise entre 0,7 et 4,0. Cette grandeur traduit l'aptitude des atomes pour attirer des électrons : plus la valeur est grande et plus l'atome :

- Aura tendance à former des anions (ions négatifs),
- Attirera vers lui les doublets de liaison.

#### Remarque

L'électronégativité n'est pas définie pour les gaz rares (18<sup>e</sup> colonne) car ils sont inertes chimiquement :

- Ils ne forment pas d'ions,
- Ils ne forment pas de molécules,
- Ils ont la configuration électronique en duet (He) ou en octet (Ne, Ar ...).

## 2. Polarité des liaisons covalentes

Soit deux atomes A et B reliés par une liaison covalente (doublet liant).

-Si les deux atomes ont une électronégativité différente (par exemple  $\chi(A) > \chi(B)$ ) alors le doublet d'électrons de liaison sera davantage attiré par A, par conséquent le doublet se situera en moyenne (dans le temps) plus près de A. La liaison est dite polarisée car l'atome A possède une charge négative et l'atome possède une charge positive (l'ensemble restant neutre).

-Si les deux atomes ont même électronégativité ( $\chi(A) = \chi(B)$ ) alors le doublet d'électrons de liaison se situera en moyenne (dans le temps) au milieu. La liaison n'est pas polarisée.

### Application

La liaison covalente entre un atome de carbone et un atome de fluor est-elle polarisée ?

La consultation du tableau des électronégativités (figure 11) donne  $\chi(C) = 2,5$  et  $\chi(F) = 4,0$ . Sachant que  $\chi(F) > \chi(C)$  alors le doublet de liaison se rapproche de l'atome de fluor. En moyenne l'atome de fluor porte une charge électrique négative notée  $\delta^-$  et l'atome de carbone porte une charge électrique positive notée  $\delta^+$  (voir figure 15). La liaison est donc polarisée.

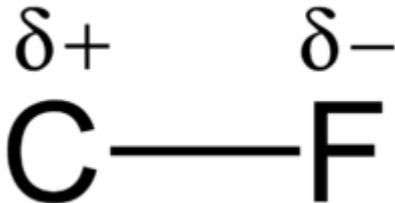


Figure 15

### Remarque

Si la différence d'électronégativité est inférieure à 0,4 la liaison est faiblement polarisée ( $\delta$  petit). Dans les applications elle sera considérée comme non polaire (apolaire).

## 3. Molécules polaires et apolaires

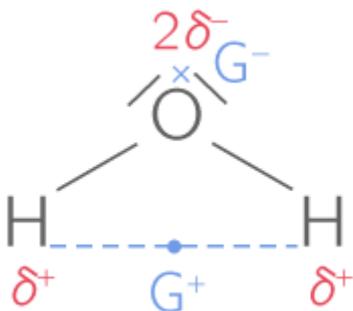


Figure 16

Ci-dessus (figure 16) la représentation de Lewis de la molécule d'eau. A l'aide du tableau des électronégativités : on obtient  $\chi(\text{H}) = 2,1$  et  $\chi(\text{O}) = 3,5$ .

Sachant que  $\chi(\text{O}) > \chi(\text{H})$  l'atome d'hydrogène portera la charge  $\delta+$  et l'atome d'oxygène portera la charge  $\delta-$ . En tenant compte des deux liaisons H-O le centre des charges positives  $G+$  se situe au milieu des deux atomes d'hydrogène alors que le centre des charges négatives  $G-$  se situe sur l'atome d'oxygène. La molécule est polaire car  $G+$  et  $G-$  sont distincts.

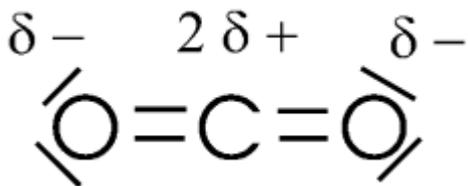


Figure 17

Ci-dessus (figure 17) la représentation de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone. A l'aide du tableau des électronégativités : on obtient  $\chi(\text{C}) = 2,5$  et  $\chi(\text{O}) = 3,5$ . Sachant que  $\chi(\text{O}) > \chi(\text{C})$  l'atome de carbone portera la charge  $\delta+$  et l'atome d'oxygène portera la charge  $\delta-$ . En tenant compte des deux liaisons C=O le centre des charges positives  $G+$  se situe sur l'atome de carbone et le centre des charges négatives se situera au milieu des deux atomes d'oxygène. Les deux centres sont confondus donc la molécule est apolaire.

#### Application

La molécule d'ammoniac  $\text{NH}_3$  (figure 18) est-elle polaire ?

#### Données

$$\chi(\text{H}) = 2,1 \quad \chi(\text{N}) = 3,0$$

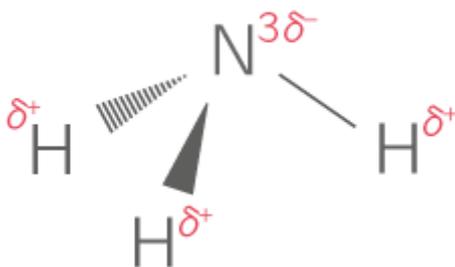


Figure 18

Sachant que  $\chi(\text{N}) > \chi(\text{H})$  la polarisation de chaque liaison H-N permet d'affecter aux atomes H et N les charges respectives  $\delta+$  et  $\delta-$ . Par superposition l'atome d'azote N portera la charge  $3 \delta-$ .

Par conséquent :

- Le centre  $G^-$  des charges négatives se situe l'atome d'azote,
- Le centre  $G^+$  des charges positives se situe au centre du triangle (base de la pyramide) formé par les trois atomes d'hydrogène.

La molécule est polaire car  $G^+ \neq G^-$ .

### Enigme

Un mince filet d'eau vertical est dévié par une baguette chargée électriquement ( voir figure 19).

Pourriez- vous expliquer le phénomène ?

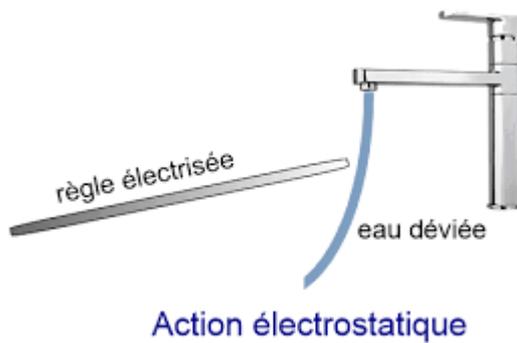


Figure 19

### Exercices

N°	15	page	93
N°	16	page	93
N°	19	page	93
N°	20	page	93
N°	25	page	94
N°	26	page	94
N°	31	page	95
N°	32	page	95
N°	34	page	96
N°	36	page	96