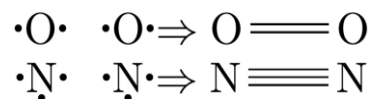


Il existe des liaisons simples constituées d'un seul doublet liant, des liaisons doubles constituées de deux doublets liants et enfin des liaisons triples constituées de trois doublets liants. Par exemple pour le dioxygène O_2 ou encore le diazote N_2 .



Pour décrire de manière approfondie la liaison covalente, il faut faire appel à la mécanique quantique. Le modèle de Lewis a l'avantage d'être simple et de constituer un outil pratique pour les molécules courantes, mais il ne peut décrire correctement toutes les situations.

I. 3. Règles de stabilité

Les **règles du duet et de l'octet** sont les suivantes :

Les éléments chimiques tendent à former des édifices chimiques (molécules ou ions) dans lesquels ils sont entourés de :

- * 2 électrons de valence (1 doublet) pour les atomes tels que $Z \leq 4$,
- * 8 électrons (4 doublets) pour les éléments tels que $5 \leq Z \leq 20$,

afin de **saturer leur couche de valence** et **gagner en stabilité**.

Les éléments de la famille des gaz nobles (colonne 18 du tableau périodique) sont très stables et peu réactifs, ils ne forment pas de molécules. Cette stabilité est due à la saturation de leur couche de valence.

Les composés monoatomiques stables sont nombreux dans la nature : par exemple l'argon Ar , les ions chlorures Cl^- , les ions sodium Na^+ , les ions calcium Ca^{2+} . Le nombre d'électrons de valence de ces atomes ou ions sont les suivantes :

- * Ar ($Z=18$) : sixième colonne du bloc p avec 8 électrons de valence ;
- * Cl^- ($Z=17$) : cinquième colonne du bloc p +1 électron donc sixième colonne du bloc p avec 8 électrons de valence ;
- * Na^+ ($Z=11$) : première colonne du bloc s -1 électron donc sixième colonne du bloc p de la ligne précédente avec 8 électrons de valence ;
- * Ca^{2+} ($Z=20$) : deuxième colonne du bloc s -2 électrons donc sixième colonne du bloc p de la ligne précédente avec 8 électrons de valence.

On note que pour les deux derniers exemples, la couche de valence n'est plus la même entre l'élément neutre et l'ion formé. La configuration électronique de la couche de valence de Na est $3s^1$, alors que celle de Na^+ est $2s^2 2p^6$.

Tous ces composés possèdent 8 électrons de valence. Cet ensemble s'appelle un **octet**. Ce nombre huit correspond en fait à la saturation de la couche de valence de l'atome dans le cas des périodes 2 et 3.

Prenons enfin un dernier exemple. Considérons les molécules formées d'un atome X et d'atome d'hydrogène H. Ces molécules ont la formule brute suivante : XH_n . Le nombre n correspond au nombre d'électrons manquants pour saturer la couche de valence.

Colonne	17	16	15	14
Nombre d'électrons de valence	7	6	5	4
Nombre d'électrons manquants	1	2	3	4
Nombre de liaisons formées	1	2	3	4
Molécule	XH	XH_2	XH_3	XH_4

I. 4. Énergie et longueur d'une liaison covalente

On appelle **énergie de liaison** l'énergie à fournir à une quantité de matière précisée (en général une mole) pour casser la liaison existant entre deux atomes ou groupement d'atomes dans une molécule. Toutes les espèces sont en phase gazeuse.

La transformation chimique associée est notée :

$$AB_{(g)} = A_{(g)} + B_{(g)}$$

où A et B représentent des atomes ou des groupements d'atomes.

L'énergie de la liaison entre les groupements AB est notée D_{AB} et est généralement exprimée en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Le tableau ci-dessous indique quelques énergies de liaison dans des molécules diatomiques simples.

Liaison	H_2	O_2	N_2	F_2	Cl_2	HF	HCl	HBr
$D_{AB} (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	432	494	942	155	240	565	428	362

Il est important de retenir l'ordre de grandeur de l'énergie de liaison entre deux atomes : **quelques centaines de $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$** avec des variations notables.

Les tableaux ci-dessous indiquent quelques longueurs de liaison entre atomes liés dans diverses molécules.

Liaison	H_2	O_2	N_2	F_2	Cl_2	HF	HCl	HBr
$d_{XY} (pm)$	75	121	110	142	199	92	127	141

Liaison NN	$H_2N - NH_2$	$HN = NH$	$N \equiv N$
$d_{NN} (pm)$	145	125	110

Liaison CC	$H_3C - CH_3$	$H_2C = CH_2$	$HC \equiv CH$
$d_{CC} (pm)$	154	134	120

Il est important de retenir l'ordre de grandeur de la longueur des liaisons intramoléculaires : $1 \text{ \AA}$, avec $1 \text{ \AA} = 10^{-10} m = 0,1 nm$. $\text{\AA}$ est l'abréviation de ångström ; le ö est prononcé « eu ».

Une liaison double étant plus courte qu'une liaison simple et une liaison triple plus courte qu'une double.

II. Schéma de Lewis d'une molécule

II. 1. Convention de représentation, cas des atomes

Le **schéma de Lewis** ou **représentation de Lewis** consiste à représenter la répartition des électrons de valence au sein d'un édifice chimique (atome, ions, molécules).

- * Un **électron célibataire** sur sa couche de valence est représenté par : $\cdot X$
- * Les électrons appariés sur sa couche de valence (**doublet non liant**) sont représentés par : $|X$ (trait à plat contre l'atome)
- * Les électrons appariés dans une liaison (doublet liant) sont représentés par : $X - X$
- * Un couple d'électrons manquants dans la couche de valence d'un atome est représenté par : $\llcorner X$ c'est une **lacune électronique**. Elle signale qu'un autre atome peut mettre en commun son doublet non liant avec le premier atome pour former une liaison.

On donne ci-après les schémas de Lewis d'atomes neutres seuls.

Élément chimique X	F, Cl, Br, I	O, S, Se, Te	N, P, As, Sb	C, Si, Ge, Sn
Nombre d'électrons de valence de X	7	6	5	4
Formule de Lewis de l'atome	$\cdot \underline{\overline{X}} $	$\cdot \underline{\overline{X}} \cdot$	$\cdot \underline{\overline{X}} \cdot$	$\cdot \underline{\overline{X}} \cdot$

Élément chimique X	H, Li, Na, K, Rb	Be, Mg, Ca, Sr	B, Al, Ga, In
Nombre d'électrons de valence de X	1	2	3
Formule de Lewis de l'atome	$X \cdot$	$\cdot X \cdot$	$\cdot \underline{\overline{X}} \cdot$

On ajoute que lorsqu'un élément du groupe 1 perd un électron, on ajoute une lacune électronique pour représenter la possibilité d'une formation d'une liaison par la mise en commun d'un doublet non liant d'un autre atome. Par exemple :



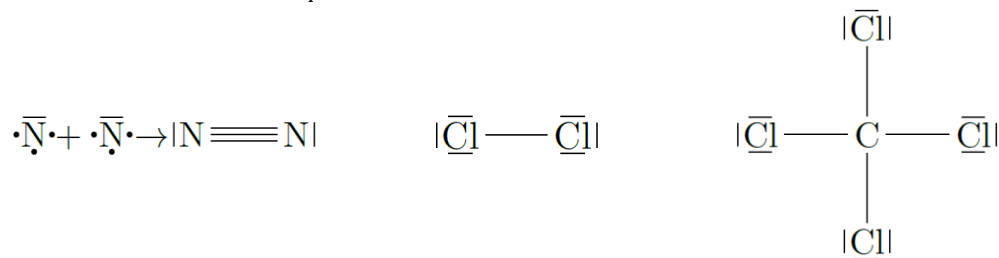
II. 2. Détermination du schéma de Lewis d'une molécule

Pour déterminer la formule de Lewis d'une molécule, il faut appliquer la règle de l'octet ou du duet afin de donner 8 ou 2 électrons de valences dans l'entourage de chaque atome constituant la molécule.

La première possibilité de formation d'une liaison covalente est le cas où deux atomes A et B apportent chacun un électron à la liaison chimique :



C'est par exemple le cas du diazote N_2 , du dichlore Cl_2 et du tétrachlorométhane CCl_4 :



La deuxième possibilité de formation d'une liaison covalente est le cas où un atome A dispose d'une paire électronique libre qu'il partage avec un atome ayant une lacune électronique :



Dans ce cas, il apparaît alors une charge formelle sur chaque atome, due au fait que le doublet est apporté par un seul atome. Les charges électroniques ne sont donc plus compensées par la charge du noyau. Si les atomes possédaient déjà une charge formelle, la charge formelle supplémentaire est ajoutée.

Déterminer la charge formelle d'un atome revient à compter le nombre d'électrons attribués à un atome, et de comparer ce nombre au nombre d'électrons de valence de l'élément. Si l'atome a des électrons en trop par rapport à son nombre d'électrons de valence, il aura une ou plusieurs charges formelles négatives ; s'il en a pas assez, il aura une ou plusieurs charges formelles positives.

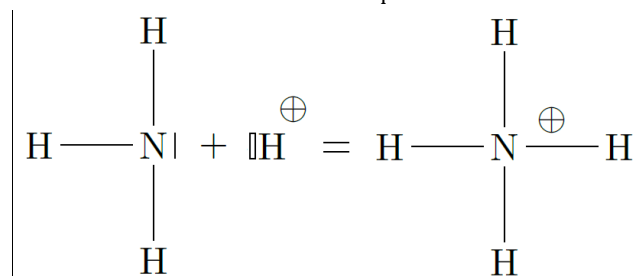
Plus précisément, pour déterminer les charges formelles d'une formule de Lewis il faut :

- * Compter les électrons célibataires et les électrons des doublets non liants de l'atome étudié,
- * Ajouter au décompte un électron par doublet liant associé à l'atome,
- * En déduire le nombre N d'électrons attribués à l'atome,
- * Comparer N au nombre d'électrons de valence N_v de l'élément neutre et calculer la charge formelle CF :

$$CF = N_v - N$$

Si $N > N_v$, la charge formelle est positive. Si $N < N_v$, la charge formelle est négative.

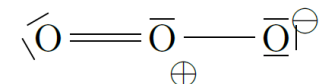
Étudions la formation de l'ion ammonium NH_4^+ :



L'atome d'azote apporte un électron à l'ion H^+ via son doublet non-liant, ainsi l'azote « perd » un électron et se retrouve avec une charge positive :

$$CF = 5 - 4 = +1$$

Calculons les charges partielles de la molécule d'ozone O_3 :

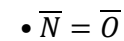


L'atome d'oxygène possède $N_v = 6$ électrons de valence. L'atome de gauche a deux doublets non liants et liants, soit $N = 6$ électrons. Il a donc $CF = 6 - 6 = 0$ charge formelle.

L'atome central a un doublet non liant et trois liants, soit $N = 5$ électrons. Il a donc $CF = 6 - 5 = +1$ charge formelle.

L'atome de droite a trois doublets non liants et un liant, soit $N = 7$ électrons. Il a donc $CF = 6 - 7 = -1$ charge formelle.

Pour le monoxyde d'azote NO ci-après, les deux atomes n'ont pas de charge formelle.



II. 3. Représentation de Lewis de molécules

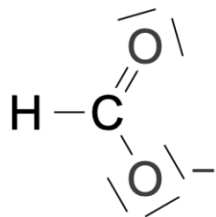
La détermination de la formule de Lewis d'une molécule à partir de celle des atomes est adaptée pour les édifices simples. Cependant il existe des cas où il peut exister plusieurs représentations de Lewis possibles. Il convient alors d'identifier la forme la plus probable c'est-à-dire celle représentant l'état le plus stable soit le plus bas en énergie.

Prenons l'exemple de l'ion méthanoate HCO_2^-

Comptons le nombre d'électrons de cette molécule, en comptant la charge formelle : $1 + 6 + 2 \times 8 + 1 = 24$. Il y a donc 12 doublets dans cette molécule.

Les molécules qui vous seront demandées sont soit des molécules organiques vues au lycée, soit des molécules simples comportant un atome central. Pour choisir l'atome central, on prend l'élément pouvant faire le plus de liaisons chimiques. Dans l'exemple, il s'agit de l'atome de carbone.

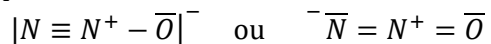
Pour respecter les règles du duet et de l'octet il n'y a qu'une possibilité :



Prenons à présent l'exemple du protoxyde d'azote N_2O , un gaz hilarant dont l'usage répété provoque des troubles neurologiques graves.

Il y a $2 \times 5 + 6 = 16$ électrons, soit 8 doublets. L'atome central est un atome d'azote.

Il y a deux possibilités qui respectent la règle de l'octet, tout en n'ayant que des charges formelles simples.



Comme l'oxygène est plus électronégatif que l'azote, la représentation de gauche est la plus stable.

Les étapes pour déterminer la formule de Lewis la plus probable d'un édifice sont les suivantes :

- * Déterminer le nombre d'électrons de valence des atomes constitutifs de l'édifice moléculaire.
- * Déterminer le nombre d'électrons à répartir sur l'édifice

$$N = \sum_{i=1}^n N_{v_i} - q$$

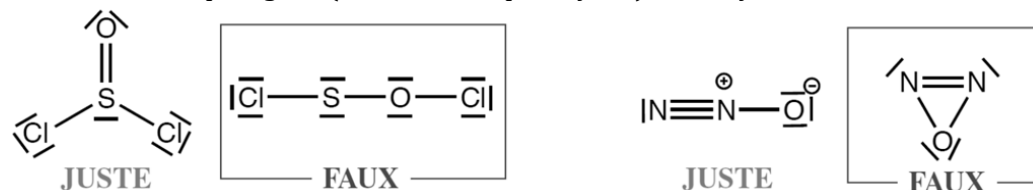
où N_{v_i} est le nombre d'électrons de valence de l'atome i constituant l'édifice et q la charge de l'édifice ($q > 0$ pour un cation, $q < 0$ pour un anion).

- * Déterminer le nombre de doublets N_D à répartir sur l'édifice :
 - si N est pair, il faudra répartir $N_D = \frac{N}{2}$ doublets.
 - si N est impair, il faudra répartir $N_D = \frac{N-1}{2}$ doublets et un électron célibataire.
- * Identifier l'atome central comme étant l'atome qui peut former le plus de liaisons. Placer les autres atomes autour.
- * Répartir les doublets de façon à faire :
 - respecter la règle de l'octet et du duet.
 - apparaître le moins possible de charges formelles.

- répartir les charges formelles en fonction des électronégativités des atomes si possible.

Enfin on peut vérifier que la somme des charges formelles coïncide avec la charge de l'édifice.

Lorsqu'un énoncé demande « la » structure de Lewis d'une molécule, seule la forme réelle la plus représentative est attendue. Sauf contre-indication de l'énoncé, il faut éviter les molécules à longues chaînes (sauf les chaînes carbonées), les liaisons O-O trop fragiles (sauf dans les peroxydes) et les cycles :



L'instabilité des molécules à petits cycles est due à la géométrie des doublets que nous verrons par la suite.

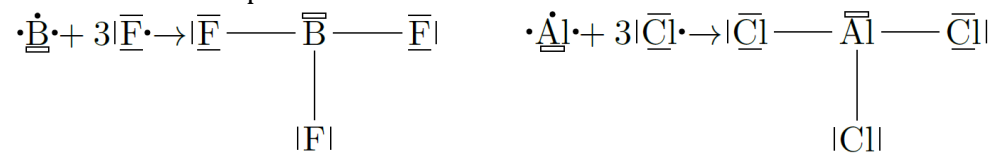
II. 4. Limites du modèle de Lewis

De nombreuses exceptions existent à la règle de l'octet.

Comme on l'a vu les atomes ne possédant qu'un, deux ou trois électrons de valence possèdent des lacunes électroniques. Dans ces cas la règle de l'octet ne peut pas être respectée.

Certains éléments du groupe 13 (B, Al, Ga,...) disposent de trois électrons externes. Ils ne peuvent alors former au maximum que de trois liaisons covalentes.

On représente ci-dessous les exemples du trifluorure de bore et de trichlorure d'aluminium en exemples :

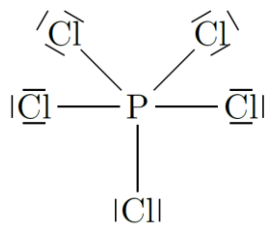
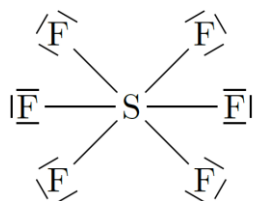


Attention, une erreur fréquente est d'oublier la lacune électronique.

Dans une entité donnée, un atome est **hypervalent** s'il possède plus de doublets autour de lui que ne le prévoit la règle de l'octet.

Les éléments **à partir de la 3^e période** du tableau périodique peuvent s'entourer d'un nombre de doublets supérieur à 4.

Par exemple, dans l'hexafluorure de soufre SF_6 , le soufre forme six liaisons, il met donc en commun ses six électrons de valence et possède alors six doublets autour de lui au lieu de quatre. Quant au pentachlorure de phosphore PCl_5 , le phosphore forme 5 liaisons, il met donc en commun ses 5 électrons de valence et possède alors 5 doublets liants autour de lui.

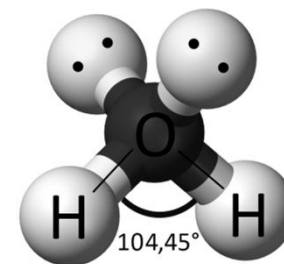


III. Géométrie des molécules

Les doublets d'électrons, qu'ils soient liants ou non liants, se repoussent car sont chargés négativement : **la géométrie la plus stable de la molécule est celle pour laquelle les doublets sont les plus éloignés les uns des autres afin de minimiser l'énergie coulombienne entre doublets.**



Ci-avant on représente les nuages électroniques des quatre doublets non liants du néon. Comme quatre ballons de baudruche attachés, ils se repoussent et forment une géométrie en forme de tétraèdre.



Dans la molécule d'eau, les nuages électroniques des doublets liants et des doublets non liants se repoussent. L'ensemble des doublets adopte une géométrie tétraédrique, et ainsi les atomes ont une géométrie dite coudée.

La méthode VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion) prédit la géométrie des molécules : les paires d'électrons de valence se localisent ou se positionnent dans des positions qui minimisent les répulsions électroniques.

En pratique, à partir de la formule de Lewis d'une molécule, on cherche la géométrie optimale autour d'un atome lié à n atomes et porteur de p doublets non liants E . La notation VSEPR autour d'atome est AX_nE_p .

Tous les doublets sont à prendre en compte car ils vont influencer la géométrie autour de l'atome central :

- * la somme des atomes liés et des doublets non liants ($n+p$) définit la figure de répulsion autour de l'atome central
- * la **géométrie** est déterminée par la **position des atomes** et non par la position des doublets.

Nous présentons dans le tableau suivant quelques géométries simples de molécules courantes.

Molécule Structure de Lewis	CO ₂	BH ₃	NO ₂ ⁻
	<O=C=O>	$\text{H}-\text{B}-\text{H}$ H	$\text{<O=N-O}^{\ominus}$
Notation VSEPR	AX ₂	AX ₃	AX ₂ E ₁
Figure de répulsion	X—A—X	X—A—X X	E X—A—X
Géométrie	Linéaire	Trigonale plane	Coudée
Représentation spatiale	<O=C=O>	$\text{H}-\text{B}-\text{H}$ H	$\text{<O=N-O}^{\ominus}$

Lorsque la géométrie de la molécule ne peut pas être représentée seulement dans le plan du schéma, on la représente en trois dimensions. Les doublets qui sortent vers l'avant du plan du schéma sont représentés par un triangle pointu rempli. Les doublets qui sortent vers l'arrière du schéma ont une représentation similaire mais hachurée. Pour la représentation avec des hachures, il est recommandé de la tracer en partant du côté le plus large.

Molécule Structure de Lewis	H ₂ O	NH ₃	CH ₄
	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	$\text{H}-\text{N}-\text{H}$ H	$\text{H}-\text{C}-\text{H}$ H
Notation VSEPR	AX ₂ E ₂	AX ₃ E ₁	AX ₄
Figure de répulsion	E X—A—X X	E X—A—X X	X X—A—X X
Géométrie	Coudée	Pyramide à base triangulaire	Tétraédrique
Représentation spatiale	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	$\text{H}-\text{N}-\text{H}$ H	$\text{H}-\text{C}-\text{H}$ H

Les **noms des géométries** sont à **savoir par cœur**. Pour justifier une géométrie, on peut soit utiliser la notation VSEPR, soit indiquer le nombre de doublets liants et non liants. Par exemple : « L'atome a deux doublets liants et deux doublets non liants, sa géométrie est donc coudée. »

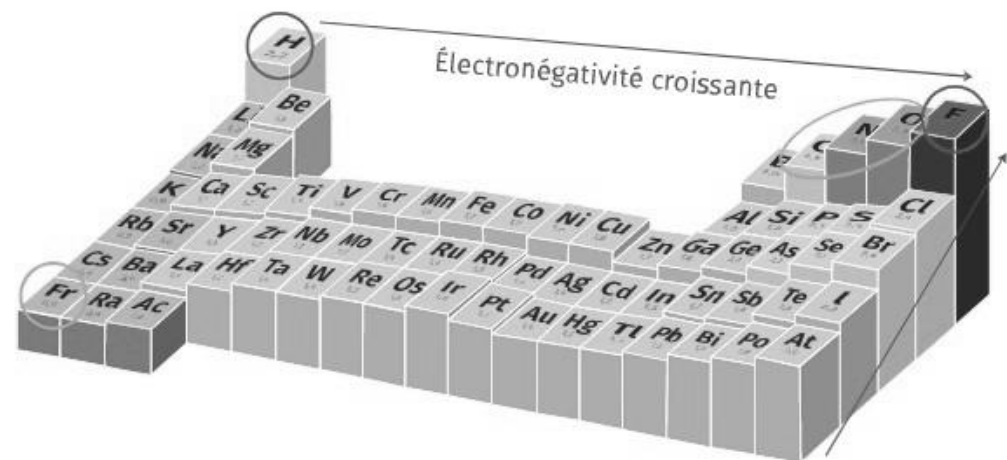
IV. Polarité des molécules

IV. 1. Électronégativité

L'**électronégativité** χ d'un élément est un critère traduisant l'**aptitude de cet élément à attirer à lui les électrons qui l'entourent**.

Quantitativement, l'électronégativité est décrite par un nombre χ sans dimension. On rappelle que la lettre grecque chi χ est placée sur une ligne comme un p. Plusieurs définitions sont possibles pour χ , généralement compris entre 1 et 5.

Parmi les différentes échelles d'électronégativité qui existent, on peut trouver l'échelle de Mulliken ou l'échelle de Pauling. Elles n'adoptent pas la même méthode de détermination de l'électronégativité, mais présentent des valeurs similaires.



H 2,2																	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,4	F 4,0
Li 1,0	Be 1,6																				
Na 0,9	Mg 1,3															Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2	
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,4	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,7	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,6	Br 3,0					
Basse												Moyenne				Élevée					

Au sein d'une période (ligne), un élément est d'autant plus électronégatif que son numéro atomique Z est élevé, c'est-à-dire qu'il se trouve sur la droite du tableau périodique.

Au sein d'une famille (colonne), un élément est d'autant plus électronégatif que son numéro atomique est petit, c'est-à-dire qu'il se trouve en haut de la colonne correspondante.

IV. 2. Charges partielles

Considérons une molécule $A - B$ sans charge formelle. Si l'atome A est plus électronégatif que l'atome B, alors les électrons de la liaison sont plus attirés par A et la liaison se polarise par apparition d'un déséquilibre de charges.

La molécule est alors notée $^{\delta-}A - B^{\delta+}$ tel que :

- * la charge partielle δ^- représente l'excès de charges négatives de l'atome A et vaut $-q = -\delta e$;
- * la charge partielle δ^+ représente le défaut de charges négatives de l'atome B et vaut $+q = \delta e$.

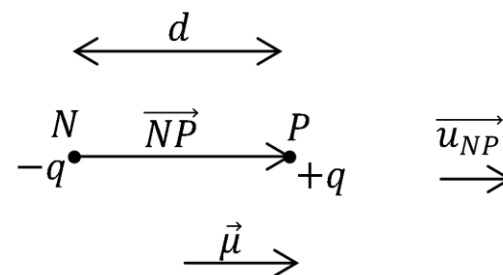
Dans le cas d'une liaison simple, la charge partielle q est comprise entre 0 et e .

On note que la notion de « charge » en chimie peut renvoyer à deux grandeurs différentes. La première est la charge en coulomb comme en physique. La deuxième est la proportion de charge élémentaire, autrement dit en unité de charge élémentaire, qui est alors sans dimension. Lorsqu'une charge est

demandée, il faudra adapter sa réponse au contexte. Par exemple, s'il est demandé de « représenter une charge » on utilisera la grandeur adimensionnée, et s'il est demandé de « calculer la charge partielle », on utilisera la charge en coulomb.

Si un atome est impliqué dans plusieurs liaisons polarisées, on trouve sa charge partielle en additionnant les charges partielles associées à chaque liaison.

IV. 3. Moment dipolaire d'une liaison



Deux charges ponctuelles $-q$ et $+q$, avec $q > 0$, placées en N et P distants de d tel que $\overrightarrow{NP} = d \overrightarrow{u_{NP}}$, constituent un **dipôle électrostatique**, caractérisé par un **moment dipolaire** $\vec{\mu}$ (lettre grecque mu) tel que :

$$\vec{\mu} = q \overrightarrow{NP} = q d \overrightarrow{u_{NP}}$$

L'unité du moment dipolaire (coulomb mètre C.m) n'est pas adaptée au cas des liaisons intramoléculaires. L'unité usuelle est le **debye (D)** telle que :

$$1 D = 3,33.10^{-30} C.m$$

Cette unité est prononcée « deubaille ». En physique, on note plutôt $\vec{p}$ un moment dipolaire électrique, et $\vec{\mu}$ pour un dipôle magnétique.

Dans le cas d'une liaison polarisée, on a $q = \delta e$. Pour une liaison simple, la charge partielle δ prend également le nom de taux d'ionicité.

Étudions le cas des halogénures d'hydrogène pour lesquels nous avons calculé le taux d'ionicité à partir des données de longueurs de liaison et de moments dipolaires.

Nature de la liaison	$H - F$	$H - Cl$	$H - Br$	$H - I$
Moment dipolaire	1,86 D	1,11 D	0,827 D	0,448 D
Charge partielle positive	0,41	0,18	0,12	0,06
Différence d'électronégativité $\Delta\chi$	1,78	0,96	0,76	0,46

Nous remarquons que plus la différence d'électronégativité $\Delta\chi$ est élevée, plus la liaison est polarisée (plus les électrons de la liaison sont attirés par l'atome le plus électronégatif). Un taux d'ionité nul correspond au cas d'une liaison homonucléaire. Un taux d'ionité égal à 1 correspond au cas où l'atome le plus électronégatif a récupéré l'électron de l'atome le moins électronégatif. Dans ce cas, il se forme deux ions A^- et B^+ . Une liaison de type $A - B$ est un cas intermédiaire et, en fonction de la valeur de $\Delta\chi$, différents modèles sont proposés, en gardant à l'esprit que les valeurs ne sont qu'indicatives :

- * la liaison est faiblement polarisée pour $\Delta\chi < 0,4$
- * la liaison est polarisée pour $0,4 < \Delta\chi < 2$
- * la liaison est ionique pour $\Delta\chi > 2$

Ainsi, une liaison $C - H$ pour laquelle $\Delta\chi = 0,35$ est simplement dite covalente alors que dans un cristal de chlorure de sodium, la liaison $NaCl$ pour laquelle $\Delta\chi = 2,2$ est considérée comme ionique.

Il n'est pas demandé de retenir ces valeurs ou de les utiliser comme justification.

IV. 4. Moment dipolaire d'une molécule

Le **moment dipolaire** $\vec{\mu}$ d'une molécule comportant n liaisons est égal à la somme vectorielle des moments dipolaires $\vec{\mu}_i$ de chaque liaison i :

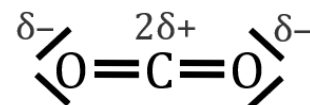
$$\vec{\mu} = \sum_{i=1}^n \vec{\mu}_i$$

Si $\vec{\mu} \neq \vec{0}$, la molécule possède un **moment dipolaire permanent** et est **polaire**. Au contraire, si $\vec{\mu} = \vec{0}$, la molécule est **apolaire**.

Pour montrer que la molécule est polaire ou apolaire ou montrer l'existence d'un moment dipolaire permanent, on peut étudier le barycentre des charges positives et celui des charges négatives. S'ils sont confondus, la molécule est apolaire. S'ils sont séparés, il existe un moment dipolaire permanent dans le sens du barycentre des charges négatives vers le barycentre des charges positives, et la molécule est polaire.

Le caractère polaire d'une molécule dépend donc du caractère polarisé des liaisons mais aussi de la géométrie de la molécule.

Prenons l'exemple du dioxyde de carbone. L'oxygène est plus électronégatif que le carbone $\chi(O) > \chi(C)$.



Comme les charges formelles positives $\delta+$ sur le carbone sont les mêmes pour les deux liaisons, on note simplement $2\delta+$ sur le carbone.

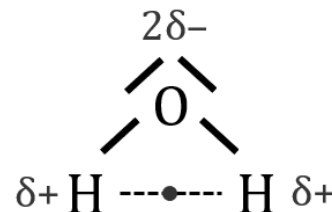
Additionnons les moments dipolaires des deux liaisons :

$$\vec{\mu}_{H_2O} = \vec{\mu}_{OC,1} + \vec{\mu}_{OC,2}$$

On a donc $\vec{\mu}_{H_2O} = \vec{0}$, la molécule n'a pas de moment dipolaire permanent, elle est apolaire.

On précise que pour ce raisonnement avec la somme des moments, il n'est pas obligatoire de représenter les charges partielles, mais il faut tout de même indiquer quel atome est plus électronégatif.

Le barycentre des charges positives est simplement au centre du carbone. D'après le schéma, le barycentre des charges négatives est également au centre du carbone. Ainsi la molécule est apolaire.

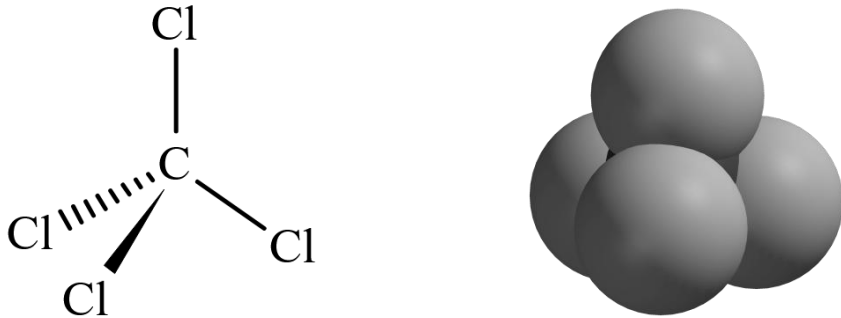


On a :

Ainsi $\vec{\mu}_{H_2O} \neq \vec{0}$, la molécule d'eau possède un moment dipolaire permanent, elle est polaire.

Le barycentre des charges positives, représenté par le point sur le schéma, est distinct de l'unique charge négative. La molécule est donc polaire.

On ne superposera pas un schéma de molécule et un schéma d'addition de moments pour ne pas que la représentation soit surchargée.



Pour le tétrachlorométhane, dont la géométrie est tétraédrique, on utilise la propriété que l'atome central est au niveau du barycentre des sommets du tétraèdre, là où sont présent les atomes de chlore.

Le barycentre des charges partielles négatives δ^- est donc confondu avec l'unique charge positive $4\delta^+$. La molécule est donc apolaire.

Aussi, un barycentre est tel que :

$$\overrightarrow{CCl_{(1)}} + \overrightarrow{CCl_{(2)}} + \overrightarrow{CCl_{(3)}} + \overrightarrow{CCl_{(4)}} = \vec{0}$$

En inversant l'ensemble des vecteurs et en multipliant par la charge $q = \delta e$ associée à une liaison, on obtient :

$$\delta e \overrightarrow{Cl_{(1)}C} + \delta e \overrightarrow{Cl_{(2)}C} + \delta e \overrightarrow{Cl_{(3)}C} + \delta e \overrightarrow{Cl_{(4)}C} = \vec{0}$$

Soit :

$$\overrightarrow{\mu_{ClC,1}} + \overrightarrow{\mu_{ClC,2}} + \overrightarrow{\mu_{ClC,3}} + \overrightarrow{\mu_{ClC,4}} = \vec{0}$$

On en déduit donc $\overrightarrow{\mu_{CCl_4}} = \vec{0}$, la molécule est apolaire.

Nous verrons dans un autre chapitre qu'en fonction de son environnement, une molécule apolaire peut être influencée et ainsi présenter un dipôle induit.