

CHAPITRE 5 : DE LA STRUCTURE A LA POLARITE D'UNE ENTITE

Cours

I- Schema de Lewis d'un atome, d'une molecule

Schema de Lewis d'un atome Les elements chimiques essayent toujours d'obtenir la structure electronique du gaz noble le plus proche dans le tableau periodique afin de se stabiliser. Pour ce faire, ils disposent de deux moyens : soit en formant des ions (positifs en cedant des electrons, ou negatifs en gagnant), ou en formant des molecules (en partageant ces electrons celibataires avec un autre atome).

La structure electronique d'un atome permet de determiner le nombre d'electrons presents sur la derniere couche electronique d'un atome. Ces electrons dits "*de valence*", seront susceptibles de former des liaisons chimiques.

Exemple : Representation electronique de l'hydrogene 1s¹.

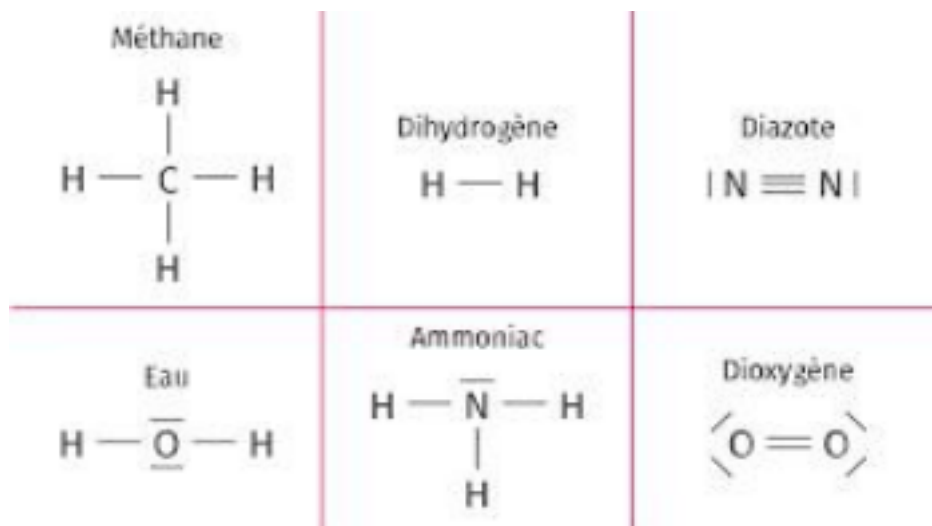
:

L'atome d'hydrogene n'a qu'un seul electron sur sa couche peripherique, donc un electron de valence susceptible de creer une liaison covalente.

Le s
Le p

	colonnes periodes ↓	1 1	2 2	13 3	14 4	15 5	16 6	17 7	18 8
K	1	H [•]							He
L	2	Li [•]	Be ^{••}	•B•	•C•	N •	O •	F •	Ne
M	3	Na [•]	Mg ^{••}	•Al•	•Si•	P •	S •	Cl •	Ar
Voici N	4	K [•]	Ca ^{••}						

Le nombre de liaison covalente possible pour un element chimique est determine par son nombre d'electrons celibataires. Par exemple, les elements de l'avant-derniere colonne ont 1 electron celibataire : dans les molecules, ils feront donc 1 liaison covalente simple.



Schema de Lewis d'un ion monoatomique

Un **ion monoatomique** est un ion provenant d'un seul atome . Il s'agit d'un atome ayant réussi a atteindre la structure electronique du gaz noble le plus proche de lui en gagnant ou en perdant un ou plusieurs electrons.






Exemple: Comme les autres elements, l'hydrogene peut obtenir la structure electronique du gaz noble le plus proche: l'hélium. Il lui faut alors gagner un electron et devenir l'ion hydruure H^- de formule Lewis: $|\text{H}^-|$. Cependant il peut aussi perdre son seulelectron pour devenir l'ion H^+ . C'est alors une exception dans les ions monoatomiques puisqu 'il n'a pas la structure electronique d'un gaz noble.

Schema de Lewis d'un ion polyatomique

Certaines structures polyatomiques sont chargees electriquement (NH_4^+ , H_3O^+ , ...): ce sont des ions polyatomiques. Cette charge electrique ne change ni les regles de construction du schema de Lewis, ni celles de leur geometrie. Une charge positive d'un ion polyatomique vient la plupart du temps du fait qu'un des atomes se met a partager les deux electrons d'un de ses doublets non liants pour en faire un doublet liant supplementaire. Dans le cas de l'ammonium (NH_4^+), l'atome d' azote n'a plus de doublet non liant car il l'utilise pour faire une 4e liaison covalente.

GEOMETRIE DES ENTITES CHIMIQUES

La geometrie des entites chimiques est expliquee par le fait que les electrons sont tous charges negativement et donc se repoussent entre eux. La geometrie de la molecule ou de l'ion polyatomique depend du nombre de liaisons covalentes et du nombre de doublet non liant portes par l'atome central. On resume les differentes geometries possibles (au lycee) dans le talbeau ci-dessous.

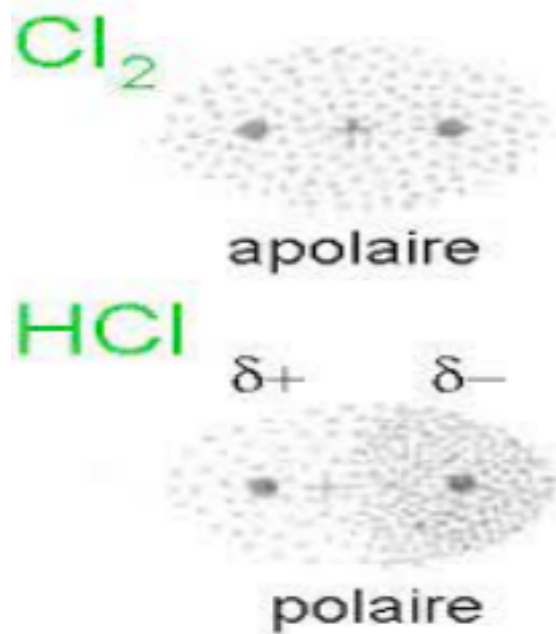
Structures à 2 liaisons covalentes (digonales)	
Si l'atome central n'a aucun doublet non liant	Si l'atome central possède deux doublets non liants
	
Géométrie linéaire	Géométrie coudée
Exemples : CO_2 , HCN	Exemples : H_2O
Structures à 3 liaisons covalentes (trigonales)	
Si l'atome central n'a aucun doublet non liant	Si l'atome central possède un seul doublet non liant
	
Géométrie triangulaire	Géométrie pyramidale
Exemples : BF_3 , AlCl_3	Exemples : NH_3 , H_3O^+
Structures à 4 liaisons covalentes (tétraogonales)	
Si l'atome central n'a aucun doublet non liant	
	
Géométrie tétraédrique	
Exemples : CH_4 , NH_4^+ , SiCl_4	

Electronegativité, polarisation et polarité d'une liaison

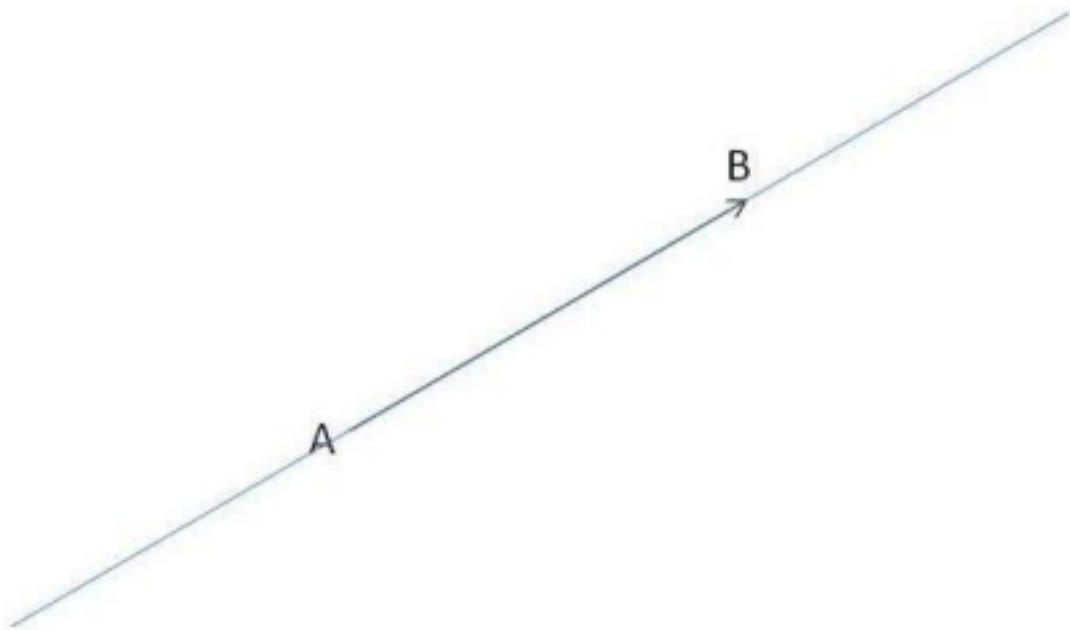
~ L'electronegativite est la tendance d'un atome a attirer les electrons d'un autre atome, ou encore attirer a lui les doublets d'electrons d'une liaison dans laquelle il est engage. C'est un nombre sans unite qui varie en fonction des atomes.

1	0.7  3.98																18	
1	H 2.20															He		
2	Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
3	Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
4	K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr
5	Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 2.10	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe
6	Cs 0.79	Ba 0.89	La 1.10	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup			
Lanthanides				Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm	Sm 1.17	Eu 1.20	Gd 1.20	Tb	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb	Lu 1.0	
Actinides				Th 1.3	Pa 1.5	U 1.7	Np 1.3	Pu 1.3	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

~ Les atomes lies par une liaison covalente partagent des doublets d'electrons. Lorsque l'un des ces atomes est plus electronegatif, il attire le doublet liant vers lui, alors la repartition des charges n'est plus symetrique entre eux. Cette dysimetrie provoque l'apparition de charges partielles negative sur l'atome le plus electronegatif, et positive sur l'autre atome. La difference d'electronegativite des elements dans une liaison a pour consequence de polariser la liaison.



~ Une molécule est dite polaire lorsqu'elle possède une localisation moyenne des charges positives différentes de celle des charges négatives. C'est le cas si elle possède au moins une liaison polarisée; si les charges partielles positives d'une part et négative d'autre part ne se retrouvent pas en moyenne au même endroit. Dans le cas contraire, la molécule est dite apolaire. ~ Cette différence d'électronégativité est représentée par un vecteur. Il s'agit là d'une grandeur mathématique, sur lequel on peut faire des calculs. Il est caractérisé par un sens, une direction et une norme. Il peut représenter une force, une vitesse, etc. Il est graphiquement représenté par une flèche allant de l'origine du vecteur à ses coordonnées. La polarité et ses conséquences influent sur un bon nombre de caractéristiques physiques comme le point de fusion d'un métal, le point d'ébullition de l'eau, ou la solubilité de certaines substances.



La différence d'électronégativité entre les deux atomes de la liaison est représentée par un vecteur pointant vers l'élément le moins électronégatif.

Ainsi, on a : -Direction du vecteur : le long de la liaison

-Sens du vecteur : vers l'élément le moins électronégatif

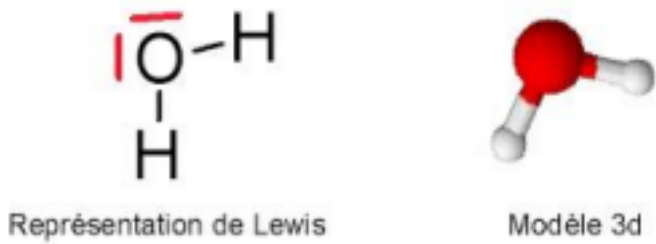
-Longueur/norme du vecteur : proportionnelle à la différence d'électronégativité.

Il est alors évident de conclure que si dans une molécule diatomique la liaison est polaire, alors la molécule est aussi polaire. Mais qu'en est-il des molécules polyatomiques (plus que deux atomes) ?

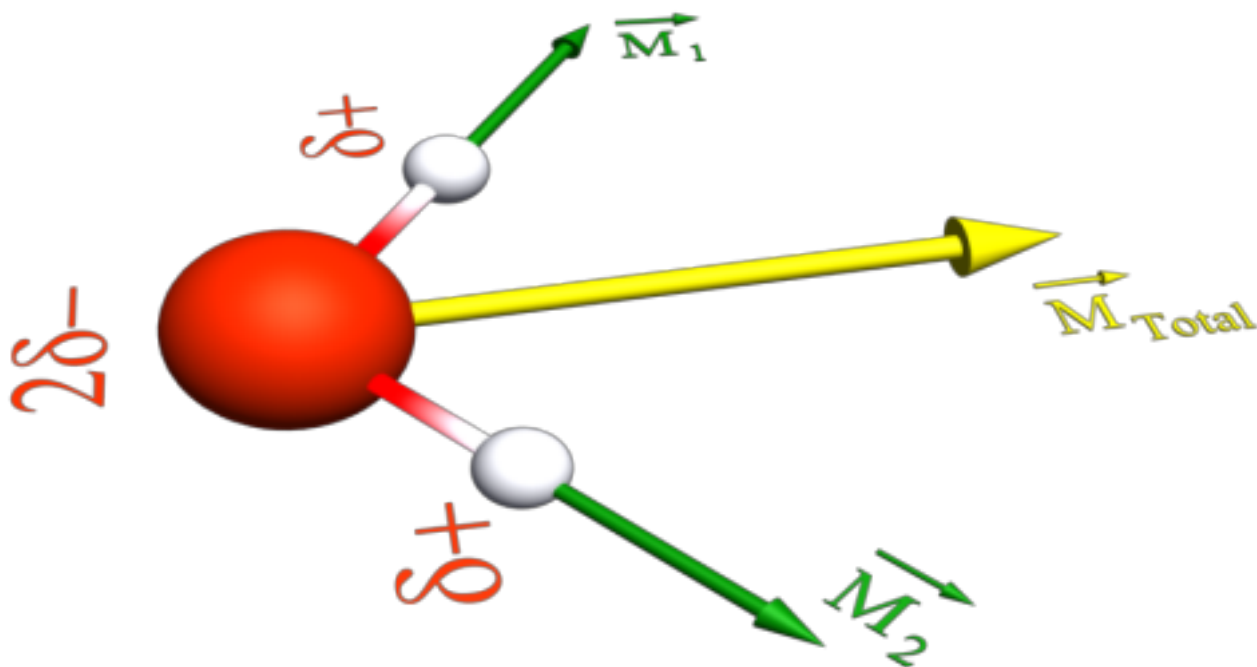
La polarité de ces molécules est déterminée suite à l'addition des vecteurs représentant les liaisons polaires. Autrement dit, il faut faire le schéma de Lewis de ces molécules ainsi que leur géométrie, et ensuite schématiser les liaisons polaires par des vecteurs adéquats. La somme de ces vecteurs déterminera la polarité ou non de la molécule polyatomique en question.

Exemple de la molecule d'eau.

Etape 1: Faire le schema Lewis et la geometrie de la molecule



Etape 2: Schematiser les liaisons polaires par des vecteurs adequats



La polarite des molécules leur permet alors de participer dans des interactions électrostatiques avec d'autres molécules polaires, ou avec d'autres entités charges. il est ainsi le cas de l'eau, qui étant une molécule polaire, constitue un bon solvant pour certaines substances ioniques, ou polaires, ou peut facilement se mélanger avec d'autres substances polaires. L'huile étant faiblement polarises, ne peut ainsi former un mélange homogène avec l'eau.