

Chapitre 1 : Le Tableau Périodique

1. Principe de la classification périodique

Le tableau périodique des éléments, également appelé table de Mendeleïev ou classification périodique des éléments (CPE), représente tous l'ensemble des éléments chimiques. Son invention est attribuée au chimiste russe [Dimitri Ivanovitch Mendeleïev](#), qui construisit en 1869 une table différente de celle qu'on utilise aujourd'hui mais similaire dans son principe (Fig.1). Le grand intérêt de cette table était de proposer une classification des éléments connus à l'époque sur la base de la périodicité de leurs propriétés chimiques. Cette classification servait également à identifier les éléments inconnus qui restaient à découvrir et même de pouvoir prédire leurs propriétés.



Mendeleïev
(1834-1907)

I	II	III	IV	V
			Ti=50	Zr=90
			V=51	Nb=94
			Cr=52	Mo=96
			Mn=55	Rh=104,4
			Fe=56	Ru=104,4
			Ni=Co=59	Pd=106,6
			Cu=63,4	Ag=108
H=1	Be=9,4	Mg=24	Zn=65,2	Cd=112
	B=11	Al=27,4	?=68	Ur=116
	C=12	Si=28	?=70	Sb=118
	N=14	P=31	As=75	Sn=122
	O=16	S=32	Se=79,4	Te=128?
	F=19	Cl=35,5	Br=80	I=127
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4	Cs=133
		Ca=40	Sr=87,6	Ba=137
		?=45	Ce=92	
		?Er=56	La=94	
		?Yt=60	Di=95	
		?In=75,6	Th=118?	

Fig.1: Table de Mendeleïev établie en 1869

Le tableau de Mendeleïev fut établit afin de classer les éléments de la façon suivante:

-]) Des rangées horizontales dans le tableau périodique forment les périodes.
-]) Les électrons des éléments occupants une même période sont distribués sur un même nombre de couches électroniques, nombre donné par le nombre de périodes.
-]) Dans une même période, les éléments sont disposés de gauche à droite selon l'ordre croissant de leur numéro atomique Z.

Les colonnes verticales, quant à elles, forment des groupes ou des familles, et sont au nombre de 18. Les éléments appartenant à une même famille ont en commun certaines caractéristiques, c'est donc dire que les propriétés **chimiques semblables reviennent périodiquement**, d'où le nom de tableau de classification périodique. Cela n'est dû au fait que les éléments d'un même groupe possèdent tous le même nombre d'électrons dans leur niveau de plus haute énergie (encore appelé couche de valence).

-]) On regroupe dans une même ligne (période) les éléments dont la couche de valence est caractérisée par la même valeur de n (couches K, L, M, N...), et par colonne (famille ou groupe) les éléments dont la configuration électronique de la couche de valence est semblable (à n près)
-]) On divise ainsi le tableau périodique en blocs correspondant au type de la dernière sous-couche de valence occupée. La classification périodique fait apparaître 4 blocs correspondant respectivement au remplissage des sous-couches s, p, d et f (Fig.2).

Tableau périodique des éléments

Le tableau périodique des éléments est divisé en plusieurs zones colorées et groupées :

- Alcalino-terreux** (en bleu) : Groupe 1 (IA) et Groupe 2 (IIB).
- Gaz rares** (en bleu) : Groupe 18 (VIII).
- Alcalins** (en bleu) : Groupe 1 (IA).
- Lanthunides** (en bleu) : Groupe 3 (IIIA).
- Actinides** (en bleu) : Groupe 58 (VIIIA).
- Métaux** (en bleu) : Groupe 3 à 12 (IIIB à IIB) et les éléments de transition (B, C, N, O, F, Ne, Al, Si, P, S, Cl, Ar, In, Sn, Sb, Te, I, Xe, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn).
- Métalloïdes** (en vert) : Groupe 13 à 17 (IIIA à VIIA) et les éléments de transition (B, C, N, O, F, Ne, Al, Si, P, S, Cl, Ar, In, Sn, Sb, Te, I, Xe, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn).
- Non-métaux** (en rose) : Groupe 18 (VIII) et les éléments de transition (B, C, N, O, F, Ne, Al, Si, P, S, Cl, Ar, In, Sn, Sb, Te, I, Xe, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn).

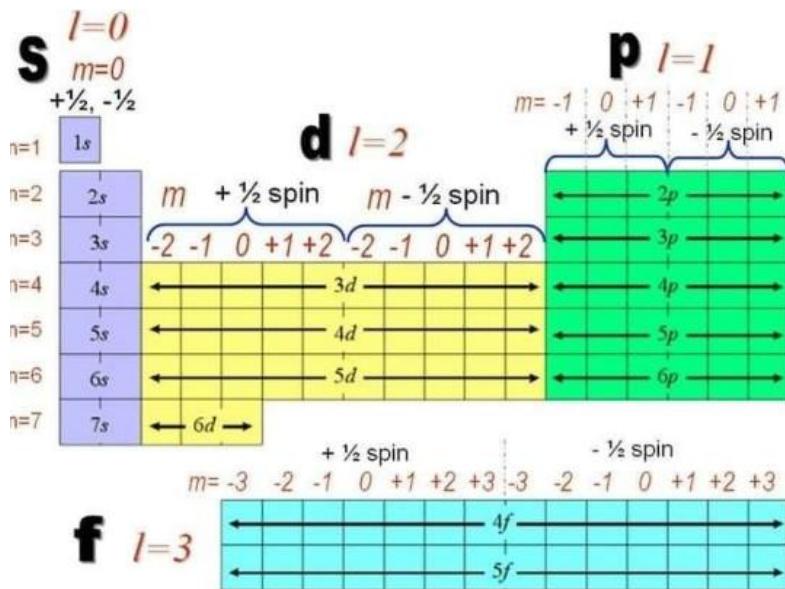


Fig.2 Représentation des différents blocs du tableau périodique

1.1.1 Structure du tableau périodique

Le tableau périodique est constituée de 7 lignes appelées périodes et de 18 colonnes appelées familles ou groupes (bloc f à part pour ne pas avoir une classification de 32 colonnes) (Fig. 2).

Groupes: Les éléments d'une même colonne font partie d'un même groupe ou famille chimique. Les éléments d'un même groupe possèdent des propriétés chimiques similaires parce que leurs configurations électroniques se terminent de la même façon.

Périodes: Les rangées horizontales du tableau périodique constituent les périodes. Il y a sept périodes contenant respectivement 2, 8, 8, 18, 18, 32 éléments et, pour la septième période, une possibilité de 32 éléments (la septième période étant incomplète).

1.1.2. Les familles d'éléments

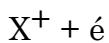
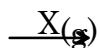
- Les alcalins (colonne 1) : ns^1
- Les alcalino-terreux (colonne 2) : ns^2
- Les halogènes (colonne 17) : $ns^2 np^5$
- Les chalcogènes (colonne 16) : $ns^2 np^4$
- Les gaz rares (ou inertes ou nobles) (colonne 18) : $ns^2 np^6$
- Les éléments de transition (colonnes 3 à 12) : $ns^2 (n-1)d^x$ avec $1 \leq x \leq 10$ et $n \geq 4$

- Les éléments de transition interne ou profonde : $ns2 (n-1)d^1 (n-2)f^y$ avec $1 \leq y \leq 14$ et $n \geq 6$ 4f
- (terres rares ou lanthanides) ; 5f (actinides)

1.2. Propriétés périodiques

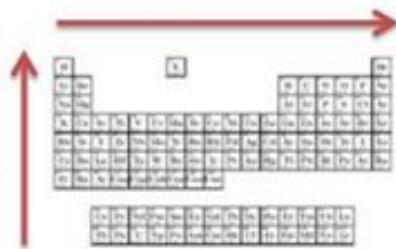
1.2.1 Énergie d'ionisation

L'énergie de première ionisation d'un atome X est l'énergie nécessaire pour **arracher** un électron de cet atome pris isolément à l'état gazeux et former un ion positif note E_i .



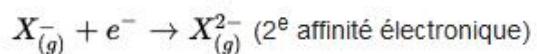
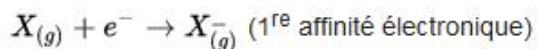
À l'intérieur d'une *période* : L'énergie d'ionisation augmente du groupe IA au groupe VIII à cause de l'augmentation de la charge du noyau.

À l'intérieur d'un *groupe* : L'énergie d'ionisation diminue de $n=1$ à $n=7$.



1.2.2 Affinité électronique

On définit l'affinité électronique parfois notée AE, d'un atome X comme étant l'énergie dégagée lorsque cet atome, pris isolément à l'état gazeux, capte un électron pour devenir un ion de charge -1.



1.2.3 Rayon atomique

La taille des atomes est mesurée par la valeur de leur rayon, définit la moitié de la distance qui sépare les noyaux de deux atomes identiques dans une molécule

(la distance entre les deux noyaux correspond à la longueur de liaison). Ce rayon atomique est aussi appelé rayon de covalence.

- Les ions n'ont pas la même taille que les atomes dont ils dérivent, les anions aient un rayon ionique plus grand et les cations plus petits.

À l'intérieur d'un groupe: Le rayon atomique augmente au fur et à mesure que le numéro atomique augmente.

- Dans le cas des rayons ioniques, le cation est toujours plus petit que l'atome correspondant. Le fait d'enlever un électron diminue la répulsion électronique ce qui entraîne une compression du nuage électronique. Pour un même élément, plus la charge positive est grande, plus le rayon ionique est petit.

Exemple:

Cu:0,122nm Cu⁺:0,096nm Cu²⁺:0,072nm

1.2.4 Électronégativité

L'électronégativité, notée χ , traduit la capacité d'un élément à attirer les électrons lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre élément.

- À l'intérieur d'une période: L'électronégativité augmente du groupe IA au groupe VIIA,
- À l'intérieur d'un groupe: L'électronégativité diminue de $n=1$ à $n=7$

Il existe plusieurs définitions et par conséquent plusieurs échelles. Dans la définition de pauling la différence de l'électronégativité entre les éléments A et B a pour expression:

1.3. Théorie classique

Tous atomes tendent à acquérir l'état de stabilité maximale par des liaisons chimiques avec d'autres atomes. Cette liaison est formée à cause de la force électrostatique d'attraction entre les électrons de valence des atomes pour donner une molécule stable, tout en respectant la règle de l'octet.

1.3.1. Règle du duet et de l'octet

La couche de valence d'un atome est sa dernière couche électronique partiellement ou totalement remplie. Elle est caractérisée par le nombre quantique principal n le plus élevé. Les éléments du bloc s et p ($Z>4$) ont une tendance à former des liaisons pour avoir huit électrons dans leurs couches de valence, ce qui leur donne la même configuration électronique qu'un gaz rare qui présente une grande stabilité, pour cette raison les atomes échangent les électrons entre eux pour former des molécules.

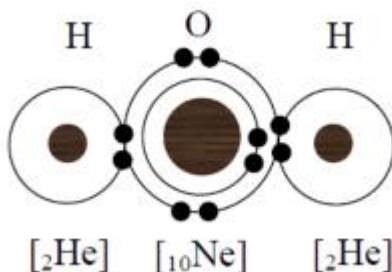


Fig.1.3 La règle de l'octet

Dans la représentation de la molécule d'eau, il est clair que chaque atome a une structure d'un gaz rare \Rightarrow l'oxygène respecte la règle de l'octet (le mot octet signifie 8), sauf pour l'hydrogène H ($Z=1$) $\Rightarrow H$ cherche à s'entourer de 2 électrons (configuration celle de He ; est un duet (le mot duet signifie 2) \Rightarrow c'est la règle de duet.

-]/ D'après la règle du **duet** un atome ou un ion est stable si sa couche externe est K et comporte deux électrons.
-]/ D'après la règle de l'**octet** un atome ou un ion est stable si sa couche externe L ou M comporte 8 électrons.

1.3.2 Représentation de Lewis

Gilbert Newton Lewis a imaginé une méthode très pratique pour décrire un atome : on écrit le symbole chimique de l'élément et on l'entoure par les électrons de la couche de valence, les électrons célibataires sont représentés par des points et les paires d'électrons par des traits (plus rarement par deux points). Les traits peuvent être localisés sur un atome (doublet libre ou non liant) ou entre les atomes (doublet liant, liaison covalente).

Notant que les cases vides sont aussi pris en considération et représenté par des petits carrés.

- L'atome central est toujours l'électron le moins électronégatif (sauf l'hydrogène).
- On distribue les électrons de valence sur les quatre coins de l'atome central
- puis des paires d'électrons si le nombre dépasse 4.
- Une ou plusieurs liaisons peuvent être formées (simple, double ou triple)

Exemple

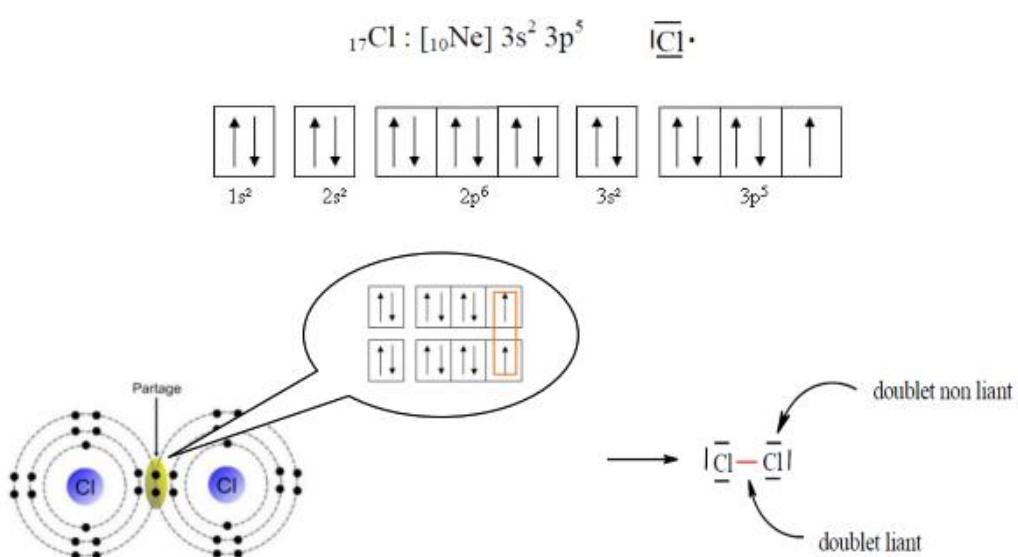


Fig.1.4 : représentation de Lewis
du Cl_2

1.4. La liaison chimique

Dans l'univers, les atomes comme tous les corps tendent à acquérir un état de stabilité maximale. Ils acquièrent cette stabilité par formation de liaisons chimiques avec d'autres atomes. L'énergie d'une molécule est inférieure à la somme des énergies de ces atomes isolés. Ces liaisons se forment par l'intermédiaire des électrons de valence. Leur nature dépend de l'électronégativité.

A. La liaison covalente

La liaison covalente entre 2 atomes A et B non métalliques est la mise en commun de deux électrons. Les atomes ont généralement tendance à prendre la configuration électronique externe d'un gaz rare (2 ou 8 électrons de valence). Chaque atome fournit un électron de valence. On distingue 3 types de liaisons covalentes :

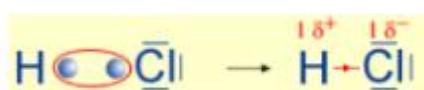
Liaison covalente parfaite: signifie qu'il s'agit d'une mise en commun de **2 électrons célibataires** et parfaite entre 2 atomes de **même électronégativité**.

Exemple : Cl_2



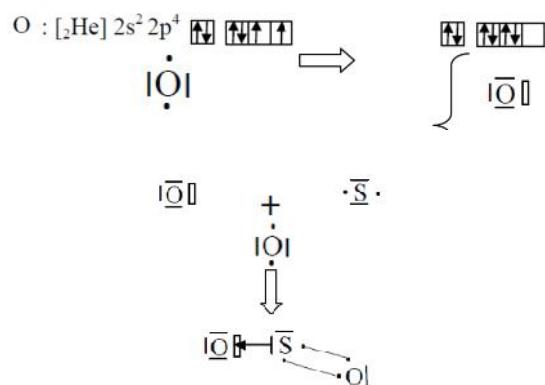
Liaisons covalentes polaires : Résulte de la mise en commun de **2 électrons célibataires** (covalente) entre 2 atomes **d'électronégativités différentes** (polarisée).

Exemple : HCl



Liaisons covalente de coordination ou datives : Résulte de la mise en commun d'une paire d'électrons (covalente) entre 2 atomes d'**électronégativité différente**. L'atome le plus moins électronégatif donne une paire d'électrons (dative), donc un atome donne un doublet et l'autre une case vide. L'interaction entre le doublet de l'atome central et la case vide de l'atome le plus électronégatif (le plus souvent est l'oxygène) forme une liaison dative (le mot dative ça vient du verbe « donner »).

Exemple : SO₂

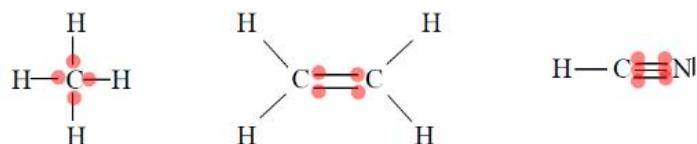


- L'oxygène doit coupler 2 électrons célibataires pour vider une case.
- Formation des liaisons covalentes entre le S et le 1^{er} O puis la liaison dative avec le 2^{ème} O.

Liaison simple, double et triple

Les liaisons doubles et triples (liaison) peuvent aussi se former en plus de la liaison simple (liaison) si les atomes possèdent plus qu'un électron célibataire.

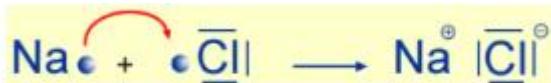
Exemple



B) Liaison ionique

Résulte de l'attraction électrostatique entre ions de signes contraire (cations et ions). En général, la liaison ionique s'établit entre les atomes métalliques donneurs d'électrons des familles *IA*, *IIA* et *IIIA* et les atomes non métalliques accepteurs d'électron des familles *VIA* et *VII*.

Exemple : NaCl



C) Liaison métallique

La liaison métallique concerne des atomes possédant un faible nombre d'électrons sur la couche externe, situation rencontrée dans le cas des métaux. Ces électrons sont faiblement liés au noyau et ils peuvent facilement en être arrachés. Les atomes sont alors transformés en ions positifs. Les électrons arrachés aux atomes sont mis en commun entre tous ces atomes. Ils constituent un « nuage » électronique qui assure la cohésion de l'ensemble. C'est la raison pour laquelle, un métal est capable de transporter de l'énergie électrique.

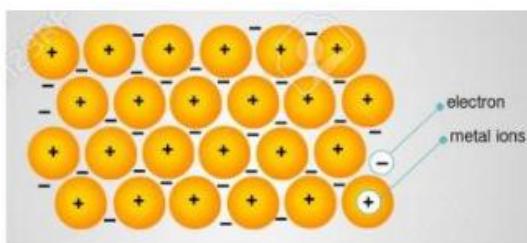


Fig.1. 5 Représentation schématique de la liaison métallique

1.4.1 Les liaisons chimiques faibles

Les liaisons faibles sont des interactions électrostatiques (attraction de charges opposées) entre les molécules voisines (et non plus entre les atomes). Elles agissent donc à des distances plus longues et sont de ce fait plus faibles que les liaisons covalentes. On décrit ici les liaisons hydrogène et les interactions de Van der Waals.

A. La liaison hydrogène

Il s'agit d'une liaison intermoléculaire entre molécules identiques d'un corps pur ou entre molécules différentes d'un mélange. Elle correspond à une interaction globalement attractive entre un atome d'hydrogène portant une forte charge partielle positive et un autre atome très électronégatif.

B. La liaison de Van der Waals

Les forces de Van der Waals sont responsables de **liaisons intermoléculaires**. Elles sont bien plus faibles que celles qui assurent la cohésion d'une molécule, d'un solide ionique ou d'un métal. Les forces de Van der Waals sont représentées par une expression variant en $1/r^6$ (r étant la distance entre deux molécules). Leurs influences s'étendent donc sur de très courtes distances (3-8 Å) et rendent compte de la cohésion de la grande majorité des liquides.

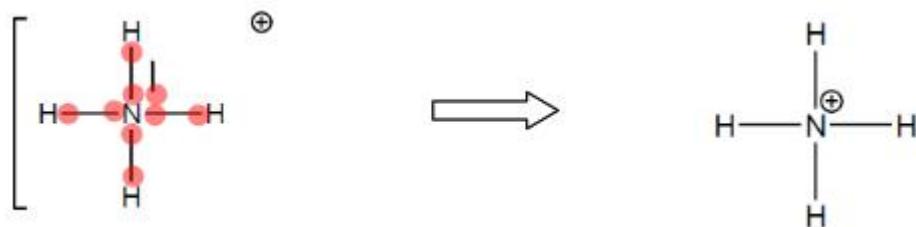
La charge formelle

En générale, on calcule la charge formelle pour chaque atome de la molécule.

$$\boxed{\text{Charge formelle} = \left(\frac{\text{Nombre total d'électrons}}{\text{de valence de l'atome}} \right) - \left(\frac{\text{Nombre totale d'é non partagé}}{\text{d'é partagés}} \right) - \left(\frac{1}{2} \frac{\text{Nombre totale d'é partagés}}{\text{d'é partagés}} \right)}$$

Exemple

La molécule (ammonium) est cation :



La charge formelle de H = $1 - 0 - 1/2(2) = 0$ donc la charge sur les H est nul

La charge formelle de N = $5 - 0 - 1/2(8) = +1$, l'azote prend la charge +1

1.4.2. Polarisation des liaisons covalentes

➤ *Le moment dipolaire μ*

Le moment dipolaire électrique μ est due principalement à la différence d'électronégativité entre deux atomes (l'atome le plus électronégatif a une densité électronique plus importante).

$$q = \delta e \quad \text{avec } 0 < q < e \text{ et } 0 < \delta < 1$$

μ : moment dipolaire électrique s'exprime en Debye (D) ou Coulomb Mètre (C.m) (1 D = $3,33 \cdot 10^{-30}$ C.m) ;

d : distance qui sépare les deux charges.

q : c'est la charge de l'électron en Coulomb ;

Ω : représente le caractère ionique de la liaison.

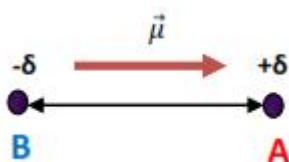


Fig.1.6. Représentation schématique le déplacement du moment dipolaire

- Le système est formé de deux charges partielles portées par les deux atomes, elles sont égales avec un signe opposé (les notations q^- et q^+ peuvent être remplacées par $-de$ et $+de$) séparées par une distance d .
- L'orientation du vecteur moment dipolaire est toujours de la charge négative vers la charge positive.
- Si la valeur du moment dipolaire est nul, la molécule est dite apolaire; dans le cas contraire la molécule est polaire.
- Le moment dipolaire totale $\vec{\mu}_{total}$ d'une molécule poly-atomique est la somme vectorielle des moments dipolaires des liaisons constituant la molécule c'est à dire c'est la résultante des vecteurs des moments dipolaires de chacune des liaisons qui est représenté par la relation suivante :

$$\vec{\mu}_{total} = \mu_i \times \cos \frac{\alpha}{2}$$

1.4.3. Caractère ionique d'une liaison

$$\delta_{liaison} = \frac{\mu_{experimentale}}{\mu_{théorique}} = \frac{\delta e \times d}{e \times d} \quad et \quad \% \delta_{liaison} = \delta_{liaison} \times 100$$

Remarque: Le pourcentage ionique exprime à quel point la liaison a de l'ionicité, pour cela le moment dipolaire est comparé au moment dipolaire théorique ou la liaison est purement ionique ($q=e=1,6 \cdot 10^{-19} C$).

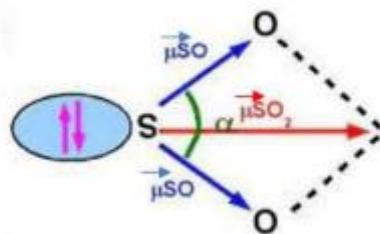
La liaison est purement covalente : $\Omega=0$

La liaison covalente est polarisée : $0 \leq \Omega \leq 1$

La liaison covalente est ionique : $\Omega=1$

Exemple : Le moment dipolaire expérimental de la molécule dioxyde de soufre SO_2 est $5,39 \cdot 10^{-30} C \cdot m$ la longueur de la liaison est de $1,431 \text{ \AA}$ et l'angle α de la liaison est de 119° .

- Calculer le moment dipolaire de la liaison
- Quelle est la nature de la liaison S-O.



Le moment dipolaire total de la molécule est la somme des moments dipolaires vectorielles des liaisons.

$$\overrightarrow{\mu_{SO_2}} = \overrightarrow{\mu_{SO}} + \overrightarrow{\mu_{SO}}$$

$$\mu_{SO_2} = \mu_{SO}^2 + \mu_{SO}^2 + 2\mu_{SO}\mu_{SO} \cos \alpha$$

$$2\mu_{SO}^2 (1 + \cos \alpha) = 4\mu_{SO}^2 \cos^2 \frac{\alpha}{2}$$

$$2\mu_{SO} \cos \frac{\alpha}{2} \Rightarrow \mu_{SO} = \frac{\mu_{SO_2}}{2 \cos \frac{\alpha}{2}} = 5,3 \times 10^{-30} C \cdot m$$

Pour déterminer la nature de la liaison, il faut calculer la charge portée par chaque atome et d'en déduire le pourcentage ionique :

$$\mu_{SO} = \delta e \times d \Rightarrow \delta = \frac{\mu_{SO}}{e \times d} = \frac{5,3 \times 10^{-30}}{1,6 \times 10^{-19} \times 1,43 \times 10^{-10}} = 0,23$$

$$CI = \delta \times 100 = 23\%$$

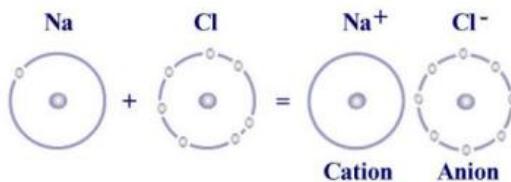
La liaison est partiellement ionique à 23%

1.5. Liaison ionique

Liaison ionique c'est carrément un transfert d'électron entre les atomes; ce passage est due à la grande différence d'électronégativité entre eux (dans une liaison ionique, la différence dépasse la valeur 1,7).

Exemple

La molécule de NaCl



1.6. La théorie V.S.E.P.R

La méthode VSEPR signifie en anglais (Valence Shell Electron Pair Repulsion) et en français "Répulsion des Paires Electroniques de la Couche de Valence" est une méthode simple qui permet de prévoir la géométrie des molécules polyatomiques. Elle était développée par Niels Gillespie. La méthode VSEPR est fondée sur un certain nombre de suppositions, notamment concernant la nature des liaisons entre atomes :

- Les atomes dans une molécule sont liés par des paires d'électrons; ou même plus lorsqu'ont parle des liaisons multiples (double ou triple).

- Certains atomes peuvent aussi posséder des paires d'électrons qui ne sont pas impliqués dans une liaison. C'est ce qu'on appelle : les doublets non liants
- Les doublets non liants occupent plus de place que les doublets liants ;
- Les liaisons multiples prennent plus de place que les liaisons simples.

Remarque

Les électrons composant ces doublets liants ou non liants exercent les uns sur les autres des forces électriques répulsives, donc ces doublets de la couche externe de l'atome central se repoussent entre eux, alors la géométrie du composé sera de telle façon que ces doublets soient le plus loin possible les uns des autres.

1.7. Géométries des molécules

La géométrie des molécules est trouvé suivant la somme $n+m$ de la formule AX_nEm : où le « A » représente l'atome central qui est lié elle même à « n » atomes X et qui possède « m » doublets libres (ou non liants).

Exemple 1

Le méthane « CH_4 » est composé d'un atome central de carbone ($Z=6$) entouré de 4 atomes d'hydrogène ($Z=1$).

- ✓ Le carbone possède 4 électrons célibataires qui lui permettent de former 4 liaisons avec 4 hydrogènes.
- ✓ L'hydrogène, possède un électron célibataire, et peuvent former une liaison.

Selon la théorie de Gillespie, on a donc :

Le carbone qui est l'atome central engage 4 liaisons avec 4 atomes d'hydrogène $\Rightarrow m = 4$, et ne possède pas de doubles non liants $\Rightarrow n = 0$.



Donc la géométrie de la molécule de méthane est de type AX_4 et la molécule est un tétraèdre avec des angles de 109° .

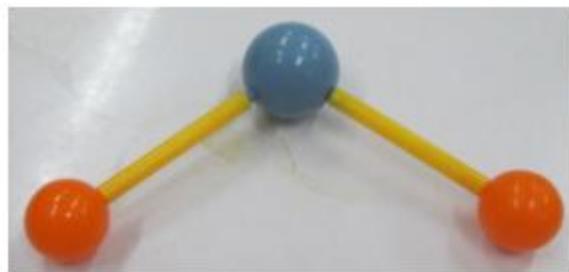
Exemple 2

L'eau « H_2O » est formée d'un atome d'oxygène ($Z=8$) et de deux atomes d'hydrogène ($Z=1$).

- ✓ L'atome d'oxygène possède deux électrons célibataires et peut former 2 liaisons, il possède aussi deux doublets non liants.

- ✓ Les hydrogènes peuvent former une liaison chacun.

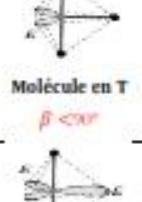
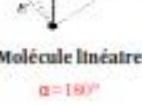
L'atome d'oxygène engage 2 liaisons avec 2 atomes d'hydrogène $\Rightarrow n=2$, et possède 2 doublets non liants $\Rightarrow m=2$.

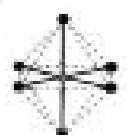
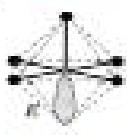


La géométrie de l'eau est de type AX_2E_2 et la molécule est coudé formé en V avec des angles de 104° .(voir tableau ci-dessous).

Tableau 1.1. Des géométries selon Gillespie

Nombre de doublets ($n + m$)	Figure de répartition	Type de molécule AX_nEm	Hybridation De l'atome central	Nombre de liaisons	Forme des molécules	Exemples
2	Droite	AX_2	SP	2	 Molécule linéaire $\alpha = 180^\circ$	$\text{BeCl}_2; \text{CO}_2; \text{HCN}$
3	Triangle équilatéral	AX_3	SP^2	3	 Triangle plan $\alpha = 120^\circ$	$\text{BF}_3; \text{AlCl}_3; \text{OCH}_2$
		AX_2E	SP^2	2	 Molécule coudée (en V) $\alpha < 120^\circ$	$\text{SO}_2; \text{SnCl}_2$
4	Tétraèdre	AX_4	SP^3	4	 Tétraèdre régulier $\alpha = 109^\circ$	$\text{CH}_4; \text{NH}_4^+; \text{POCl}_3$

		AX ₃ E	SP ³	3	 <p>Pyramide à base triangulaire $\alpha < 119^\circ$</p>	NH ₃ ; H ₃ O ⁺ ; PF ₃
		AX ₂ E ₂	SP ³	2	 <p>Molécule coulée (en V) $\alpha = 104^\circ$</p>	H ₂ O; H ₂ S
5	Bipyramide trigonale	AX ₅	SP ³ d	5	 <p>Bipyramide à base triangulaire $\alpha = 120^\circ, \beta = 90^\circ$</p>	PCl ₅
		AX ₄ E	SP ³ d	4	 <p>Tétrâtre déformé $\alpha < 120^\circ, \beta < 90^\circ$</p>	TeCl ₄ ; SF ₆
		AX ₃ E ₂	SP ³ d	3	 <p>Molécule en T $\beta < 90^\circ$</p>	ICl ₃ ; ClF ₃
		AX ₂ E ₃	SP ³ d	2	 <p>Molécule linéaire $\alpha = 180^\circ$</p>	XeF ₂

		AX_6	SP^3d^2	6	 Octaèdre régulier $\alpha = 90^\circ$	SF_6
6	Octaèdre	AX_5E	SP^3d^2	5	 Pyramide à base carrée $\alpha < 90^\circ$	$BrF_3; IO_3$
		AX_4E_2	SP^3d^2	4	 Carré plan $\alpha = 90^\circ$	$XeCl_4$

1.7.1 Facteurs qui influencent la géométrie moléculaire

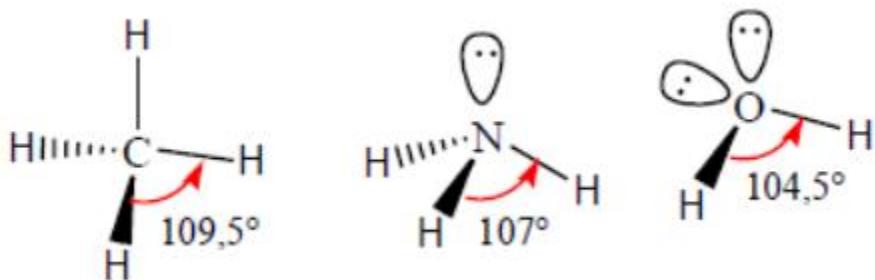
La géométrie des molécules peut être influencée par quelques facteurs :

a) Influence de la nature des doublets

La présence de doublet non-liant, entraîne une diminution des angles. Plus le nombre de doublets non liants augmentes, plus la répulsion entre eux augmente, ce qui entraîne la diminution des angles de la forme géométrique considérée, donc il s'ensuit une déformation de la structure.

Exemple :

La présence des deux doublets libres dans la molécule de H_2O engendre une fermeture de la liaison, cela est moins prononcé dans la molécule NH_3 ou l'existence d'un seul doublet libre.



1.7.2 Influence des liaisons doubles

La liaison double qui correspond à deux doublets ou quatre électrons, la charge étant plus importante, donc la répulsion sera automatiquement plus élevée ; ce qui va modifier les angles de la figure de répulsions.

1. 8. Diagramme énergétique des orbitales moléculaires

Magnétisme

- Si tous les électrons sont appariés la molécule est « diamagnétique ».
- S'il reste des électrons célibataires, elle est « paramagnétique ».

I.8.1. Les molécules polyatomiques : Hybridations SP, SP₂, SP₃

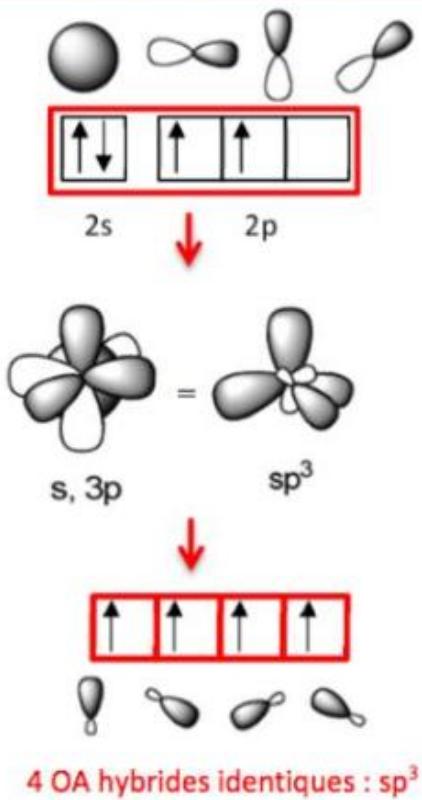
La notion d'hybridation des orbitales atomiques permet d'expliquer la forme des orbitales moléculaires des molécules, notant que le type d'hybridation dépend de la nature des orbitales atomiques mélangées.

L'hybridation est la combinaison des orbitales atomiques d'un atome appartenant à la même couche électronique de manière à former d'autre orbitales atomiques. Identiques pour décrire la liaison entre atome et déterminer la géométrie de la molécule.

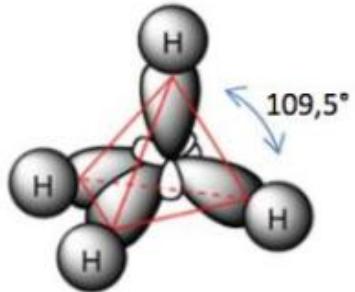
Hybridations SP₃

C'est la combinaison d'une orbitale atomique de type « s » avec trois orbitales « p » d'un même atome.

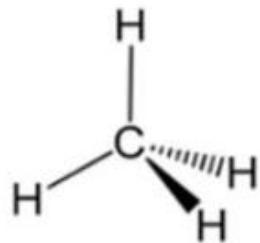
Exemple : La molécule CH₄



Formation de 4 liaisons σ du méthane



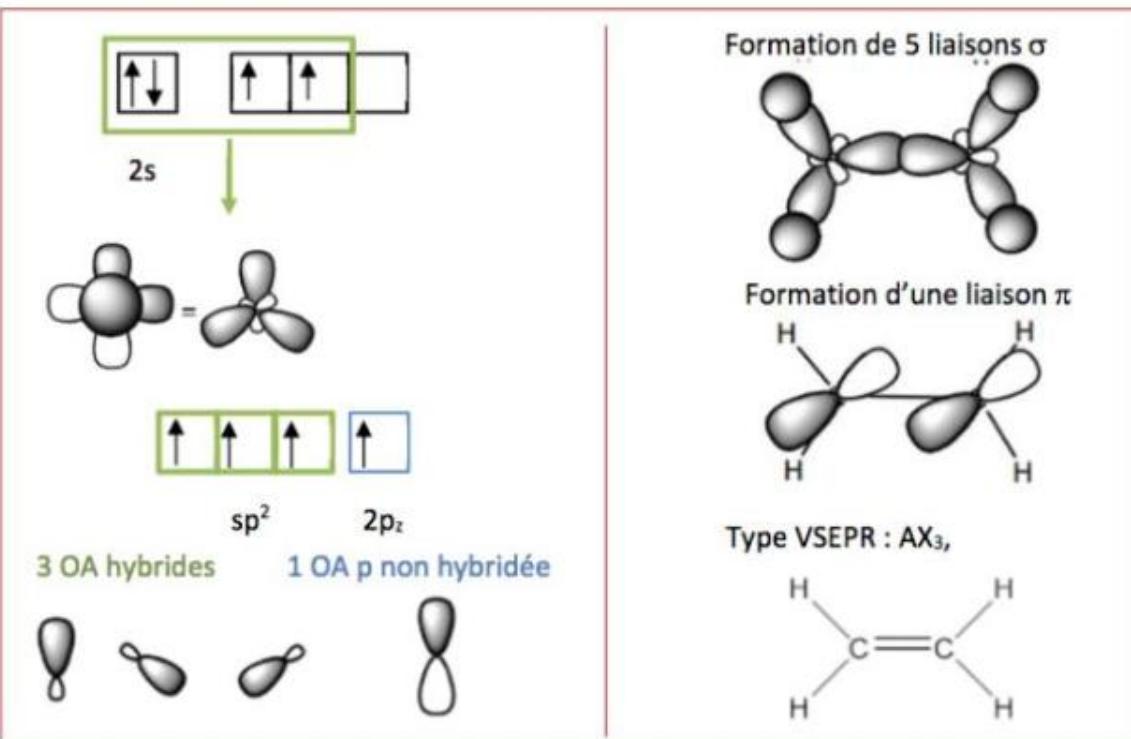
Type VSEPR : AX4 ; tétraédrique



Hybridations SP^2

C'est la combinaison d'une orbitale atomique de type « s » et deux orbitales « p » d'un même atome d'où l'appellation « sp^2 ».

Exemple : la molécule C2H4



Hybridations SP

Mélange d'une orbitale atomique de type « s » et une autre de type « p ». Exemple : la molécule C₂H₂

