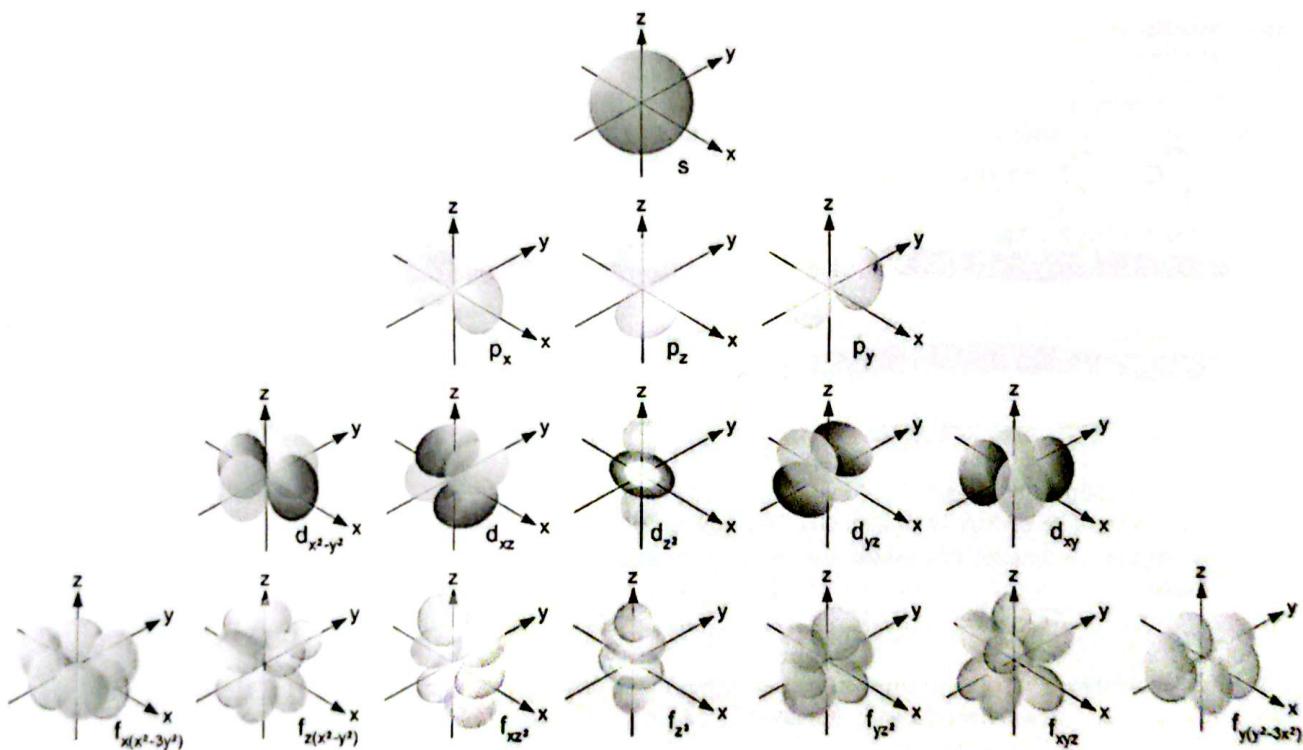


Constitution de la matièreCM1 Atomes et molécules. Classification périodique.

I L'élément chimique .....	2
1.) L'atome .....	2
2.) Notion d'élément chimique .....	2
II Configuration électronique d'un atome .....	2
1.) Les nombres quantiques .....	2
2.) Structure de la classification périodique .....	2
3.) Familles chimiques .....	4
III La liaison covalente .....	5
1.) Définition. Notation de Lewis .....	5
2.) Electronégativité : .....	6
3.) Liaisons multiples .....	6
4.) Nombre de liaisons formées .....	7
5.) Exceptions à la règle de l'octet .....	7
6.) Méthode pour trouver la formule de Lewis la plus probable .....	8
IV Géométrie des molécules .....	10
1.) Principe de la théorie VSEPR ( Gillespie 1957 ) .....	10
2.) Exemples : .....	10
3.) Polarité des molécules .....	12



<https://lementarium.fr/>

<https://www.rsc.org/periodic-table>

<https://www.elementschimiques.fr/?fr>

La classification périodique est proposée en 1869 pour 63 éléments par Mendeleïev qui :

- classe les éléments par masse atomique croissante.
  - place dans une même colonne les éléments de propriétés chimiques voisines (6 colonnes).
  - laisse quelques cases vides prédisant les propriétés chimiques d'éléments découverts par la suite.
- Actuellement 118 éléments chimiques, dont 92 naturels.

## I L'élément chimique

### 1.) L'atome

Un atome est une entité électriquement neutre constituée d'un noyau chargé positivement et d'électrons chargés négativement, en mouvement autour du noyau.

Le noyau est constitué d'un assemblage de nucléons :

- les protons chargés positivement.
- les neutrons qui ne sont pas chargés.

Données : Charge élémentaire  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Proton	$q_p = +e$	$m_p \approx m_n \approx 10^{-27} \text{ kg.}$
Neutron	$q_n = 0$	$r_p \approx r_n \approx 10^{-15} \text{ m.}$
Electron	$q_e = -e$	$m_e \ll m_p (m_e \approx 10^{-30} \text{ kg.})$

Le noyau comporte A nucléons = Z protons + N neutrons

A est le nombre de masse du noyau (entier positif). La masse du noyau est  $m \approx A \cdot m_n$  où  $m_n$  est la masse d'un neutron.

Z est le numéro atomique du noyau (entier positif) ou nombre de charges. La charge du noyau est  $Q = Z \cdot e$ , où  $e$  est la charge élémentaire.

L'atome (neutre) possède également Z électrons (taille de l'atome  $\approx 10^{-10} \text{ m}$ ).

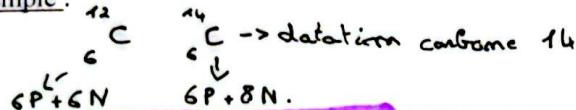
### 2.) Notion d'élément chimique

Un élément chimique est caractérisé par son numéro atomique Z. Tous les représentants d'un élément chimique ont le même nombre de protons dans le noyau.

Le noyau de l'atome est noté  ${}_Z^A X$  où X est le symbole de l'élément chimique.

Des atomes ayant même Z et des A différents sont des isotopes. Ils correspondent au même élément.

Exemple :



Propriété : Au cours d'une réaction chimique, les différents éléments chimiques se conservent.

La masse molaire (en  $\text{g.mol}^{-1}$ ) est la masse d'une mole d'atomes considérés. On l'obtient en faisant la moyenne des masses molaires des différents isotopes naturels, pondérés par leur abondance naturelle  $x_i$  :  $M = \sum_{\text{isotopes}} x_i M_i$

en pourcentage.

## II Configuration électronique d'un atome

### 1.) Les nombres quantiques

Ils permettent de décrire l'état d'un électron dans un atome.

On appelle niveau ou couche l'ensemble des états électroniques correspondant à une valeur du nombre quantique principal  $n \in \mathbb{N}^*$  :

n	1	2	3	4	5	6	7
(Niveau)	K	L	M	N			

Chaque niveau comporte n sous-niveaux ou sous-couches caractérisés par le nombre quantique secondaire  $l \in \mathbb{N}$

$0 \leq l \leq n - 1$	Nomenclature	$l = 0$	$l = 1$	$l = 2$	$l = 3$
	Sous-niveaux	s	p	d	f

Nombre maximal d'électrons par sous couche :  $s^2 p^6 d^{10} f^{14}$ .

### 2.) Structure de la classification périodique

Les éléments sont rangés de gauche à droite par ordre croissant de numéro atomique Z (nombre de protons).

7 lignes, appelées périodes (numérotées de haut en bas)

18 colonnes (ou familles chimiques) (numérotées de gauche à droite)

Z augmente d'une unité lorsque l'on passe d'une case à l'autre sur une ligne. Chaque ligne se termine par un gaz rare (ou gaz noble).

L'ordre de remplissage des couches électroniques permet d'obtenir la configuration électronique de l'atome à l'état fondamental (c'est-à-dire de plus bas niveau d'énergie).

### Règle de Klechkowski

$l$	0(s)	1(p)	2(d)	3(f)
n = 1	1s			
2	2s	2p		
3	3s	3p	3d	
4	4s	4p	4d	4f
5	5s	5p	5d	5f
6	6s	6p	6d	
7	7s	7p		

1s  
2s 2p  
3s 3p  
4s 3d 4p  
5s 4d 5p  
6s 4f 5d 6p  
7s 5g 6d 7p

1. On change de ligne (ou de période) lorsqu'on passe de ns à (n+1)s : on a donc 7 lignes.

2. On place sur une même colonne les éléments ayant **même configuration électronique externe** (c'est-à-dire même configuration dans le niveau occupé de n le plus grand) : on a 18 colonnes, les éléments nf étant placés en dehors du tableau.

1ère ligne :  $1s^2$  / 2ème ligne :  $2s^2 2p^6$  / 3ème ligne :  $3s^2 3p^6$  / 4ème ligne :  $4s^2 3d^{10} 4p^6$  / 5ème ligne :  $5s^2 4d^{10} 5p^6$  / 6ème ligne :  $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$  / 7ème ligne :  $7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$

On appelle **électrons de valence** ceux de la couche de n le plus grand et éventuellement des sous-couches partiellement remplies de n plus petit. On appelle **électrons de cœur** tous les autres électrons.

Exemple : Donner le nombre d'électrons de valence, ainsi que sa configuration électronique à partir de leur place dans la classification. Vérifier le numéro atomique.

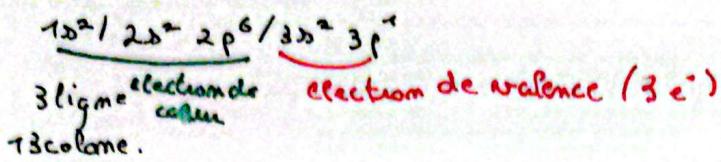
- Mg, 3ème ligne, 2ème colonne : (Magnésium)

$1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2$   
électrons de cœur.      couche de valence (2 e<sup>-</sup> de valence)  
 $Z = 12$       atome Mg =  $12 e^-$

- Br 4ème ligne, 17ème colonne. (Brôme)

$1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 / 4s^2 3d^{10} 4p^5$   
électrons de cœur.      couche de valence (7 e<sup>-</sup>)  
 $Z = 35$       atome Br =  $35 e^-$

- Placer Al Z=13



20  
8

### 3.) Familles chimiques

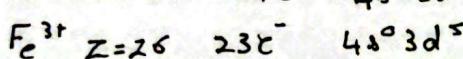
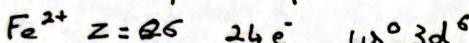
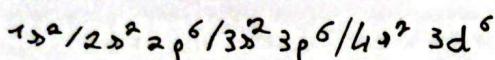
Les propriétés chimiques d'un atome sont liées aux électrons de valence.

Tous les atomes veulent acquérir la structure du gaz rare le plus proche dans la classification.

- gain d'électron : par formation de liaison covalente ou d'anions
- perte d'électron par formation de cations.

Remarque : Lors de la formation d'un cation, ce sont les électrons de la couche de n le plus élevé qui partent en premier.

ex: Fe Z=26



Métaux : Tendance à perdre des électrons pour former des cations (ions > 0). Solides cristallins. Atomes bons conducteurs électriques et thermiques. 80 % de la classification.

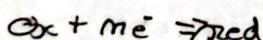
La conductivité électrique diminue avec la température.

Métaux : tendance à être des réducteur



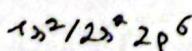
Non-métaux : Tendance à gagner des électrons pour former des anions (ions < 0). Mauvais conducteurs électriques. La conductivité augmente avec la température. 20 % de la classification.

non métal : tendance à être des oxydant.



Gaz rares (ou nobles) : 18ème colonne. Gaz monoatomiques dans les Conditions Normales de Température et de Pression. Grande inertie chimique. Atomes très stables, car leur couche externe est saturée.

Ex: Neom Z=10 il se sont en mp<sup>6</sup>



Bloc s : 2 premières colonnes. Les corps simples correspondants sont des métaux (sauf H), facilement oxydables : ils perdent facilement des électrons, pour acquérir la structure du gaz rare qui précède dans la classification.

Alcalins : première colonne (sauf H). Métaux très mous, très réducteurs. Cèdent facilement un électron. Réagissent avec l'eau et le dioxygène.

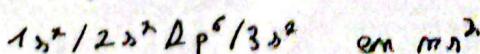
Ex: Sodium Z=11



Alcalino-terreux : deuxième colonne. Perdent deux électrons.

Ex: Magnesium

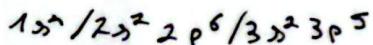
Z=12



Bloc p : 6 dernières colonnes. Plutôt oxydants pour les non métaux (en haut à droite), gagnent des électrons pour acquérir la structure du gaz rare qui suit dans la classification. Les corps simples correspondants sont très variés : métaux ou non métaux, gaz rares.

Halogènes : 17<sup>ème</sup> colonne. Bons oxydants, gagnent facilement des électrons pour former des ions, ou des molécules diatomiques.

Ex : Cl  $Z=17$  ils sont en mp<sup>5</sup>



Bloc d 10 colonnes Métaux de transition

Les corps simples correspondants sont des métaux durs, résistants mécaniquement, de température de fusion élevée. Les solutions contenant les ions sont souvent colorées.

Ex : Cu, Fe

Lanthanides et actinides

Bloc f Métaux de transition. Peu d'évolution sur une ligne.

RQ : Tomes rares : Sc, Y et Ce et lanthanides

### III La liaison covalente

#### 1.) Définition. Notation de Lewis

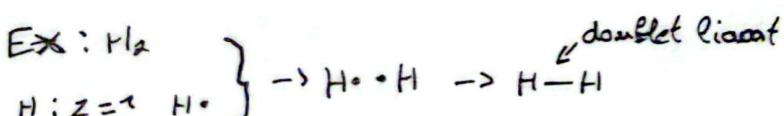
Liaison covalente : Mise en commun de deux électrons entre deux atomes, chaque atome fournissant à la liaison un électron de valence. Les 2 électrons participant à la liaison covalente s'appellent doublet liant (DL).

Les électrons de valence ne participant pas aux liaisons s'appellent électrons non liants. Regroupés deux à deux, ils forment des doublets non liants (DNL).

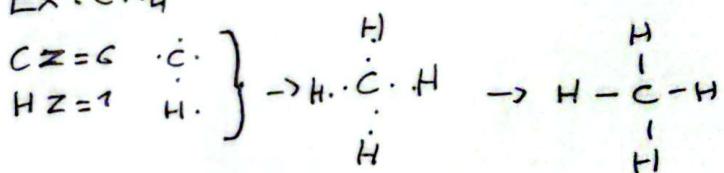
Remarque : Liaison dative : Liaison pour laquelle les deux électrons de la liaison sont apportés par le même atome.

Structure de Lewis d'une molécule : Schéma représentant l'ensemble des doublets liants et non liants (représentés par des tirets). Ne donne aucune indication sur la géométrie spatiale des molécules.

Valence d'un élément dans une molécule : Nombre de liaisons covalentes qu'il forme.



Ex : CH<sub>4</sub>



est tétravalent

### 2.) Electronégativité :

Grandeur sans dimension, notée  $\chi$ , qui traduit l'aptitude d'un atome A à attirer vers lui le doublet électronique qui l'associe à un autre atome B (liaison covalente). Donne l'aptitude d'un atome à garder ses électrons.

$$A-B \quad \chi_A > \chi_B \rightarrow A : B,$$

	1											18					
1	<sup>1</sup> H											<sup>2</sup> He					
	$\chi_M: 2,21$ $\chi_P: 2,20$											3,0 -					
2	<sup>3</sup> Li <sup>4</sup> Be																
	0,84 0,98	1,40 1,57															
3	<sup>11</sup> Na <sup>12</sup> Mg																
	0,74 0,93	1,17 1,31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12					
4	<sup>19</sup> K <sup>20</sup> Ca	<sup>21</sup> Sc <sup>22</sup> Ti <sup>23</sup> V <sup>24</sup> Cr <sup>25</sup> Mn <sup>26</sup> Fe <sup>27</sup> Co <sup>28</sup> Ni <sup>29</sup> Cu <sup>30</sup> Zn	<sup>31</sup> Ga <sup>32</sup> Ge <sup>33</sup> As <sup>34</sup> Se <sup>35</sup> Br <sup>36</sup> Kr														
	0,77 0,82	0,99 1,00	1,36 1,54	1,63	1,66	1,55	1,83	1,88	1,91	1,36 1,90	1,49 1,65	1,82 1,81	2,50 2,01	1,59 2,18	2,18 2,55	2,62 2,96	-
5	<sup>37</sup> Rb <sup>38</sup> Sr	<sup>39</sup> Y <sup>40</sup> Zr <sup>41</sup> Nb <sup>42</sup> Mo <sup>43</sup> Tc <sup>44</sup> Ru <sup>45</sup> Rh <sup>46</sup> Pd <sup>47</sup> Ag <sup>48</sup> Cd <sup>49</sup> In	<sup>50</sup> Sn <sup>51</sup> Sb <sup>52</sup> Te <sup>53</sup> I <sup>54</sup> Xe														
	0,50 0,82	0,85 0,95	1,22 1,33	1,64	2,16	1,92	2,18	2,28	2,20	1,93	1,69	1,57 1,78	2,44 1,80	1,46 2,05	2,08 2,09	2,52 2,66	-
6	<sup>55</sup> Cs <sup>56</sup> Ba	<sup>57</sup> La <sup>72</sup> Hf <sup>73</sup> Ta <sup>74</sup> W <sup>75</sup> Re <sup>76</sup> Os <sup>77</sup> Ir <sup>78</sup> Pt <sup>79</sup> Au <sup>80</sup> Hg <sup>81</sup> Tl <sup>82</sup> Pb <sup>83</sup> Bi <sup>84</sup> Po <sup>85</sup> At <sup>86</sup> Rn															
	0,79 0,89	1,10 1,29	1,50	2,26	1,94	2,18	2,20	2,28	2,54	2,00	1,62	1,87	2,02 2,0	2,2	-	-	
7	<sup>87</sup> Fr <sup>88</sup> Ra <sup>89</sup> Ac																
	0,7 0,9	1,1 1,1															

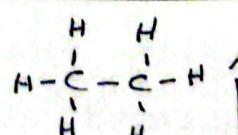
### 3.) Liaisons multiples

Plusieurs paires d'électrons peuvent être mises en commun entre deux atomes d'un édifice polyatomique : 2 paires donnent une liaison double, 3 paires une liaison triple.

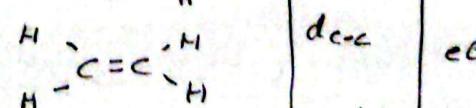
Plus le nombre de paires est important, plus les atomes sont fortement liés.

Energie de liaison : Energie à fournir à la molécule gazeuse pour la dissocier en atomes gazeux.  
 $A-B_{(g)} \rightarrow A_{(g)} + B_{(g)}$   $E_{\text{liaison}} > 0$  Réaction endothermique : reçoit de l'énergie

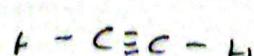
Ethane : distance entre deux carbones  $d_{\text{C-C}} = 154 \text{ pm}$   
Energie de liaison  $E_{\text{liaison}} = 346 \text{ kJ.mol}^{-1}$



Ethène :  $d_{\text{C-C}} = 134 \text{ pm}$   $E_{\text{liaison}} = 623 \text{ kJ.mol}^{-1}$



Ethyne :  $d_{\text{C-C}} = 120 \text{ pm}$   $E_{\text{liaison}} = 834 \text{ kJ.mol}^{-1}$



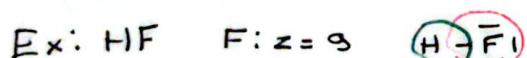
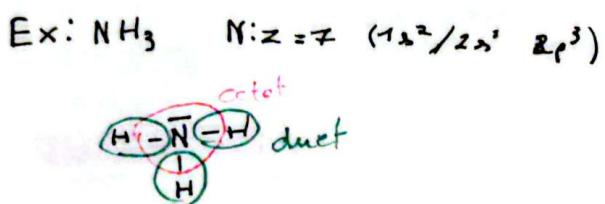
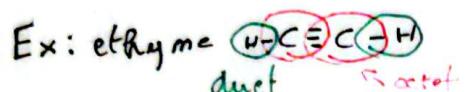
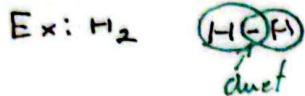
#### 4.) Nombre de liaisons formées

Par mise en commun d'électrons, les atomes d'une molécule vont s'associer de façon à ce que chacun d'eux acquière la configuration électronique du gaz rare qui le suit dans la classification périodique.

Règle du duet : H s'associe de façon à être entouré d'un doublet d'électrons, il vérifie la règle du duet.

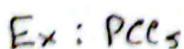
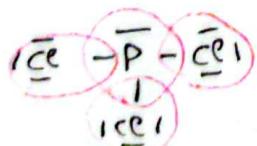
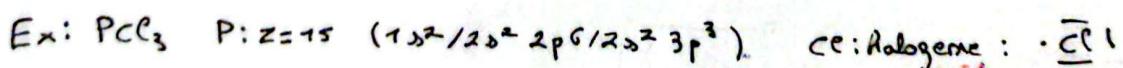
Règle de l'octet : Pour les lignes  $n = 2$  et  $n = 3$  de la classification (et pour les blocs s et p des lignes suivantes), l'atome s'associe souvent de façon à être entouré en général de 4 doublets (8 électrons) et vérifie l'octet.

Se rappeler que les éléments dans le coin en haut à droite de la classification respectent en général l'octet :  
C N O F Cl

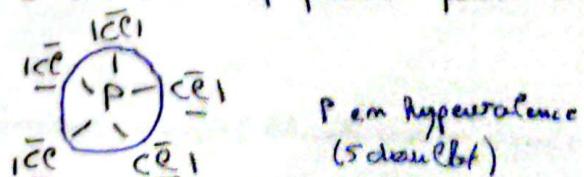


#### 5.) Exceptions à la règle de l'octet

a) Hypervalence : Concerne les éléments uniquement à partir de la troisième période (troisième ligne) grâce aux sous-couches d.



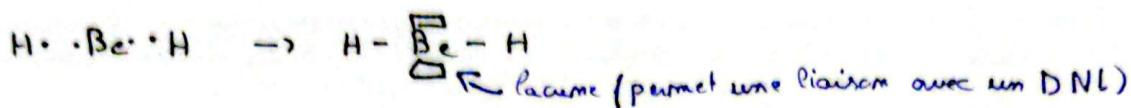
(des e<sup>-</sup> de 3s ou 3p peuvent passer sur la 3d)



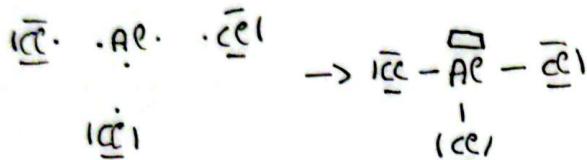
P en Hypervalence  
(5 doublets)

b) Lacune électronique : Représente le doublet manquant pour que l'élément vérifie la règle de l'octet ou du duet.

Ex:  $\text{BeH}_2$     $\text{Be}: z=4 (1s^2/2s^2)$



Ex:  $\text{AlCCl}_3$     $\text{Al}: z=13 (1s^2/2s^2 2p^6/3s^2 3p^1)$



**Remarque : Mésométrie :** Certaines molécules seront décrites par plusieurs formules de Lewis, appelées formules mésomères. Ces formules n'ont aucune réalité. Il n'y a qu'une seule structure expérimentale.  
En réalité, les liaisons sont délocalisées, c'est-à-dire communes à un groupement d'atomes.

#### 6.) Méthode pour trouver la formule de Lewis

1. Disposer les atomes entourés de leurs électrons de valence autour d'un atome central (souvent le moins électronégatif, si celui-ci n'est pas précisé). Si la structure est globalement chargée, ajouter ou enlever le nombre d'électrons correspondants sur l'élément le plus ou le moins électronégatif.
2. Relier les électrons pour former des liaisons entre les atomes, puis des doublets non liants (de façon à ce que les atomes respectent l'octet (pour  $n \leq 2$ ) ou l'hypervalence (pour  $n \geq 3$ ).
3. Calculer et placer les charges formelles et les lacunes électroniques.

En résumé, pour trouver la formule de Lewis la plus probable, il faut :

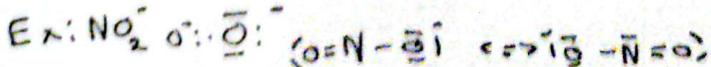
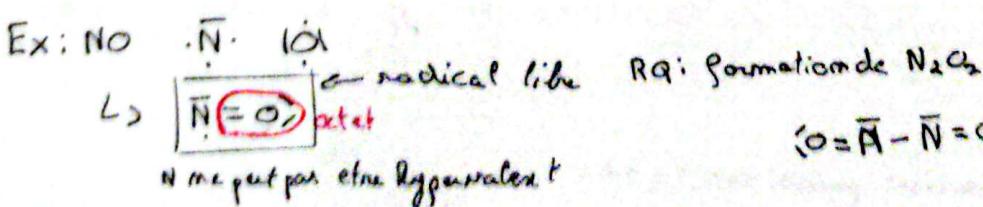
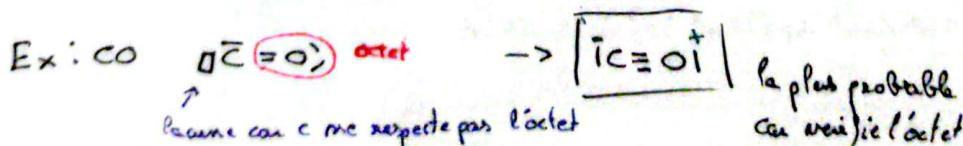
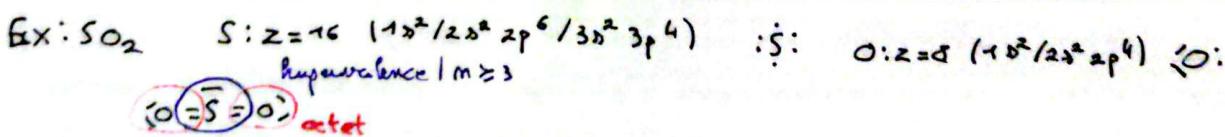
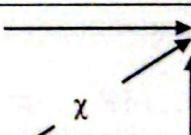
1 Respect de l'octet : coin en haut à droite de la classification : C N O F Cl

2 Hypervalence à partir de  $n \geq 3$ .

3 Moins de charges formelles.

4 Charges en accord avec l'électronégativité  $\chi$ .

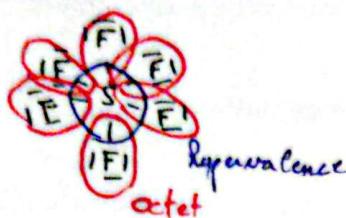
5 Pas de molécule cyclique à moins de 6 atomes.



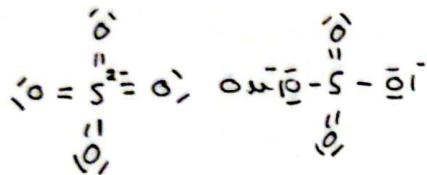
Chaque liaison est intermédiaire entre une simple et une double : 2 formes mésomériques

Ex:  $SF_6$  :S:  $|F| \leftarrow$  Halogène

9



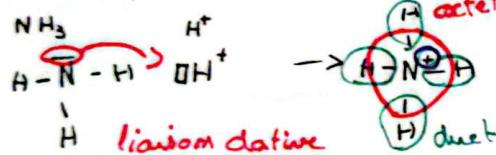
Ex:  $SO_4^{2-}$  :S:<sup>2-</sup>



$r_s < r_o$  charge S plus proche que O  
(+ plusieurs formes mesomériques)

Si on manque radioactive 20, on peut vérifier que chaque liaison S-O a la même énergie.

Ex:  $NH_4^+$



car N met en commun un doublet non liéant.

#### IV Géométrie des molécules

##### 1.) Principe de la théorie VSEPR ( Gillespie 1957 )

Valence Shell Electron Paire Repulsion ou répulsion des paires électroniques des couches de valence.

On considère une molécule construite autour d'un atome central A.

- Tous les doublets liants X et non liants E de la couche externe de valence de l'atome A se trouvent statistiquement à la même distance du noyau, comme s'ils se plaçaient à la surface d'une sphère dont le noyau occuperait le centre.
- Ces doublets se repoussent entre eux.

La géométrie de la molécule sera celle pour laquelle son énergie est minimale, c'est-à-dire les répulsions entre doublets minimales, donc les distances entre doublets maximales.

La molécule est notée  $AX_mE_n$  m : nombre de groupements auquel est lié l'atome central.

n : nombre de doublets non liants ou d'électrons célibataires.

- les doublets non liants sont plus encombrants qu'un doublet liant, ce qui modifie les angles.

Répulsion DNL - DNL > DNL-DL > DL-DL

- les électrons célibataires comptent comme une paire d'électrons, mais sont moins encombrants qu'un DNL ou qu'un DL.

- les liaisons multiples sont assimilées à des liaisons simples mais sont plus volumineuses.

- les lacunes électroniques ne prennent pas de place.

##### 2.) Exemples :

$$m + n = 2$$

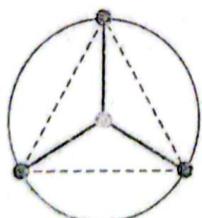


$BeH_2$  : Lewis :  $H-Be-H$

-VSEPR :  $H-Be-H$  linéaire

$AX_2E_0$  : l'édifice est linéaire ;  $BeH_2$ ,  $CO_2$ ,  $HCl$ , ...

$$m + n = 3$$
 : Doublets d'électrons pointant vers les sommets d'un triangle.



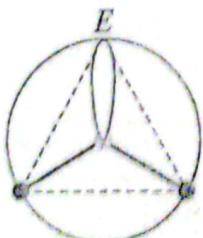
$AlCl_3$  : Lewis :  $Cl-Al-Cl$

VSEPR :  $\begin{matrix} & Cl \\ & | \\ Al & / \backslash \\ & | \\ Cl & \end{matrix}$

triangulaire  
ou trigonale plane

$AX_3E_0$  : l'édifice triangulaire ;

$AlCl_3$ ,  $NO_3^-$ ,  $SO_3$ , ...



$SO_2$  : Lewis :  $(O=S=O)$

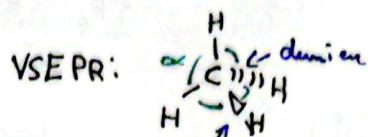
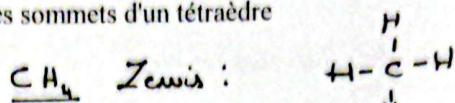
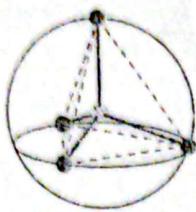
VSEPR :  $\begin{matrix} & S \\ & | \\ O & \swarrow \searrow \\ & | \\ O & \end{matrix}$

$\nwarrow \leftarrow DNL$   
coudé

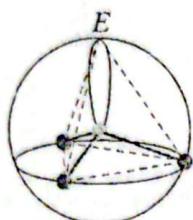
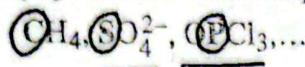
$AX_2E_1$  : édifice coudé ;

$SnCl_2$ ,  $O_3^-$ ,  $SO_2$ , ...

m+n=4 : doublet d'électrons pointant vers les sommets d'un tétraèdre

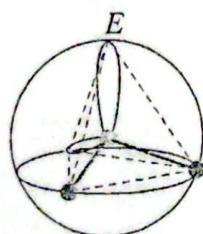
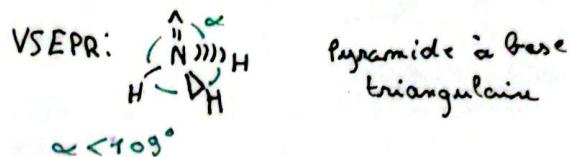
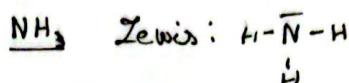


$AX_4E_0$  : édifice tétraédrique ;

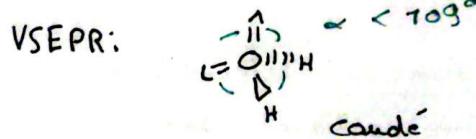
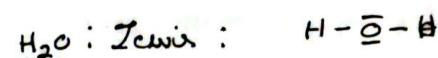
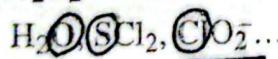


$AX_3E_1$  : édifice pyramidal

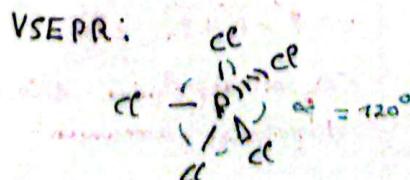
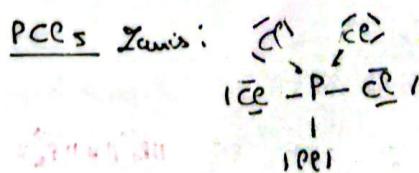
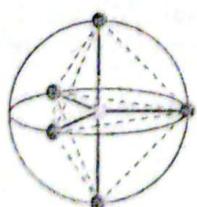
à base triangulaire ;



$AX_2E_2$  : édifice coudé ;



■  $m = 5$  : doublets d'électrons pointant vers les sommets d'une bipyramide à base triangulaire



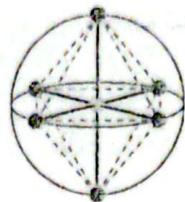
Bipyramide à base triangulaire.

$AX_5E_0$  : édifice bipyramidal

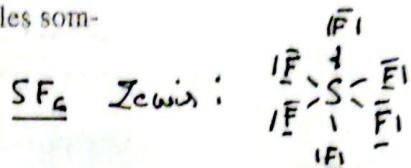
à base triangulaire



**m = 6** : doublets d'électrons pointant vers les sommets d'un octaèdre



$AX_6E_0$  : édifice octaédrique ;  
 $\text{SF}_6, \text{PCl}_6, \text{PF}_5\text{O}, \dots$



VSEPR :



### 3.) Polarité des molécules

Si les atomes liés par une liaison covalente ont une différence d'électronégativité suffisante, la liaison est dite polarisée : l'atome le plus électronégatif porte une charge partielle négative  $\delta^-$  et l'autre une charge partielle positive  $\delta^+$

Remarque : On considère parfois que la différence d'électronégativité doit être supérieure à 0,4.

Une molécule est polaire si le barycentre des charges positives P(+q) n'est pas confondu avec le barycentre des charges négatives N(-q). Elle possède alors un moment dipolaire permanent.

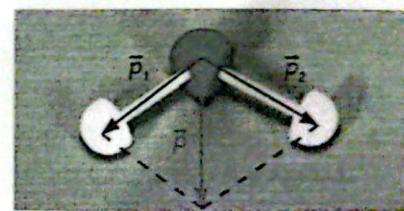
Le moment dipolaire permanent est noté  $\vec{p}$  ou  $\vec{\mu}$  est défini par  $\vec{p} = q\vec{NP}$   
 Pour l'eau,  $p = 1,86 \text{ D}$ .

Unité : le Debye 1D  $\approx \frac{1}{3} 10^{-29} \text{ C.m}$

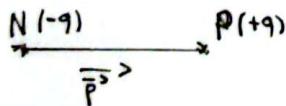
$$\vec{p}: \text{C.m} \quad \begin{matrix} \nearrow & \nearrow \\ C & m \\ \searrow & \searrow \end{matrix} \quad (\text{coulomb})$$

Moment dipolaire d'une molécule (ou d'ions)

$= \sum$  moment dipolaire de chaque liaison.

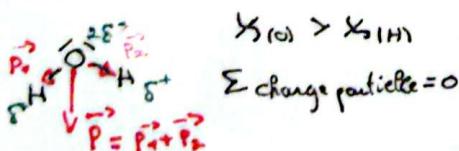


$\vec{P}$ :



Ex:  $\text{H}_2\text{O}$

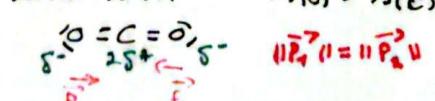
Méthode Lewis, VSEPR



$\Rightarrow \text{H}_2\text{O}$  est polaire

Ex:  $\text{CO}_2$

Lewis VSEPR



$$\Rightarrow \vec{p} = \vec{p}_1 + \vec{p}_2 = \vec{0}$$



$\text{CO}_2$  est apolaire elle ne possède pas de moment dipolaire permanent

Structure de la classification périodique

Bloc s

2 colonnes

n  
1 Z=1 H

$1s^2$

2

$2s^2$

3

$3s^2$

4

$4s^2$

5

$5s^2$

6

$6s^2$

7

$7s^2$

Alcalins

Alcalino-terreux

Bloc d

10 colonnes

Métaux

Métaux  
de  
transition

$3d^1$

$4d^1$

57 La

$5d^1$

89 Ac

$6d^1$

Bloc f : 14 colonnes

Métaux de transition

Bloc p

6 colonnes

Non métaux

2 He

$1s^2$

$2p^1$

Si

$3p^1$

Ge

$4p^1$

As

$5p^1$

Te

$6p^1$

Az

$7p^1$

Métaux intermédiaires

Halogènes  
Gaz nobles

Lanthanides

58

$4f^1$

71

Actinides

90

$5g^1$

103