

Résumé de cours Constitution de la matière CM1 Atomes et molécules. Classification périodique.

Le noyau de l'atome est noté A_ZX où X est le symbole de l'élément chimique.

Le noyau comporte A nucléons = Z protons + N neutrons

I Configuration électronique d'un atome

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

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

1ère ligne :	n=1	1s ²		
2ème ligne :	n=2	2s ²		2p ⁶
3ème ligne :	n=3	3s ²		3p ⁶
4ème ligne :	n=4	4s ²	3d ¹⁰	4p ⁶
5ème ligne :	n=5	5s ²	4d ¹⁰	5p ⁶
6ème ligne :	n=6	6s ² (4f ¹⁴)	5d ¹⁰	6p ⁶
7ème ligne :	n=7	7s ² (5f ¹⁴)	6d ¹⁰	7p ⁶

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

Les propriétés chimiques d'un élément sont uniquement liées à la configuration électronique de la couche 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.

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

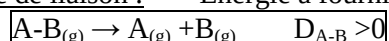
- Halogènes 17^{ème} colonne. Bons oxydants, gagnent facilement des électrons pour former des ions, ou des molécules diatomiques.

- Gaz rares (ou nobles) 18ème colonne Gaz monoatomiques dans les CNTP ; Grande inertie chimique. Atomes très stables, car leur couche externe est saturée.

II Structure de Lewis d'une molécule :

Electronégativité χ Grandeur sans dimension, 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.

Energie de liaison : Energie à fournir à la molécule gazeuse pour la dissocier en atomes gazeux.



Propriété : 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.

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 de 4 doublets.

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

Exceptions à la règle de l'octet

a) Hypervalence : Concerne les éléments uniquement à partir de la troisième période (à cause des orbitales d)

b) Lacune électronique : représente le doublet manquant.

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

Méthode pour trouver la formule de Lewis la plus probable

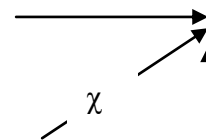
1. Disposer les atomes entourés de leurs électrons de valence autour d'un atome central (souvent le moins électronégatif, si celui-ci n'est pas précisé). Si la structure est globalement chargée, ajouter ou enlever le nombre d'électrons correspondants sur l'élément le plus ou le moins électronégatif.

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 choisir la formule de Lewis, 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 χ .



III Géométrie des molécules : Principe de la théorie VSEPR

La géométrie de la molécule sera celle pour laquelle les distances entre les doublets sont maximales.

La molécule est notée AX_mE_n

A atome central

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.

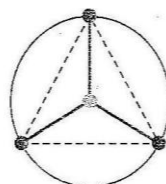
- les lacunes électroniques ne prennent pas de place (!)

$m + n = 2$

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

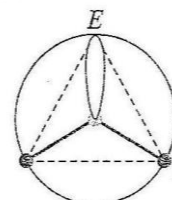


AX_2E_0 : l'édifice est linéaire ; BeH_2 , CO_2 , HCN , ...



AX_3E_0 : l'édifice triangulaire ;

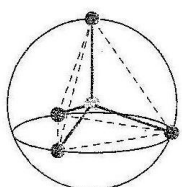
AlCl_3 , NO_3^- , SO_3 , ...



AX_2E_1 : édifice coudé ;

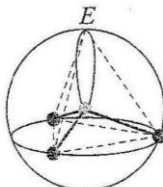
SnCl_2 , O_3 , SO_2 , ...

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



AX_4E_0 : édifice tétraédrique ;

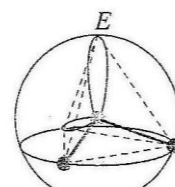
CH_4 , SO_4^{2-} , PCl_3 , ...



AX_3E_1 : édifice pyramidal

à base triangulaire ;

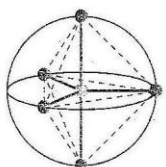
NH_3 , PF_3 , ...



AX_2E_2 : édifice coudé ;

H_2O , SCl_2 , CO_2 , ...

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

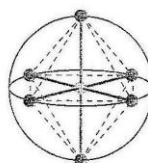


AX_5E_0 : édifice bipyramidal

à base triangulaire

PCl_5 , SOF_4 , ...

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



AX_6E_0 : édifice octaédrique ;

SF_6 , PCl_6^- , UF_5O , ...

Une molécule est polaire si le barycentre des charges positives $P(+q)$ n'est pas confondu avec le barycentre des charges négatives $N(-q)$. Moment dipolaire permanent $\vec{p} = q\vec{NP}$