

STRUCTURE DES ÉDIFICES ATOMIQUES

I - Rappels de seconde

1 - Le cortège électronique de l'atome

Autour du noyau, les électrons sont répartis en couches électroniques, elles-mêmes découpées en sous couches.

Chaque couche est caractérisée par un nombre $n > 0$ et chaque sous couche par un nombre $n \geq l \geq 0$ tel que $l=0$ sous couche s ; $l=1$ sous couche p ; $l=2$ sous couche d...

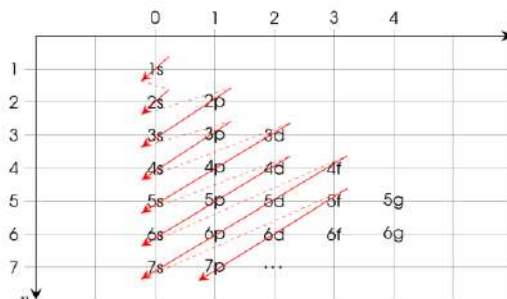
n	l	Sous couche(s)
1	0	1s
2	0 ; 1	2s et 2p
3	0 ; 1 ; 2	3s et 3p (et 3d inutile au lycée)

Les électrons remplissent les couches et les sous couches en suivant les règles :

- une couche n peut contenir $2n^2$ électrons
- une sous couche s peut contenir au maximum 2 électrons
- une sous couche p peut contenir au maximum 6 électrons

2 - La configuration électronique

La **configuration électronique** d'un atome est la répartition de ses électrons sur les couches et les sous couches. Le remplissage des couches suit la règle de Klechkowski :



La dernière couche occupée est appelée **couche externe** ou **couche de valence**. Elle contient les électrons qui sont mis en jeu lors des réactions chimiques. Les autres couches sont appelées couches internes.

3 - Vers des entités chimiquement stables

a) Règles de stabilité

Dans les entités qu'ils forment, ions ou molécules, les atomes adoptent la configuration électronique externe du gaz noble le plus proche d'eux.

b) Cas des ions monoatomiques

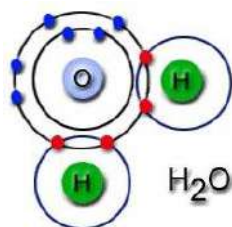
Pour respecter les règles de stabilité, ces atomes peuvent gagner ou perdre un ou plusieurs électrons.

Ils obtiennent ainsi la configuration électronique du gaz rare le plus proche et une couche externe saturée (c'est à dire remplie).

c) Modèle de Lewis

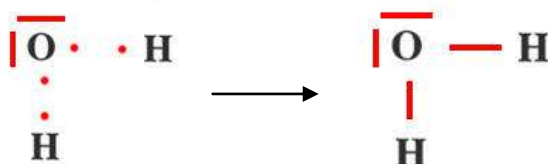
Lors de la formation des molécules, les atomes mettent en commun chacun un électron externe pour former un **doublet liant** appelé **liaison covalente**.

Les électrons externes qui ne participent pas à la liaison covalente restent attachés à leurs atomes respectifs et forment des **doublets non liants**.



La **représentation de Lewis** schématise la structure externe d'une molécule :

- Le noyau et les couches internes sont représentés par le symbole de l'élément.
- Les électrons de la couche externe entourent le symbole. Ils sont représentés par un tiret quand ils sont en doublet.



Remarques :

- Une liaison covalente peut être simple, double ou triple.
- Dans la représentation de Lewis d'une molécule, chaque atome doit donc être entouré de 1 ou 4 doublets pour satisfaire à la règle du duet ou à celle de l'octet.

Exercices de révision : n° 1 à 12 p.87

II - Représentation de Lewis des ions

Exemple :

Le sodium, $Z = 11$, a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Sa représentation de Lewis est donc $\text{Na}\bullet$. Il va perdre un électron pour adopter la configuration électronique du gaz rare le plus proche, c'est à dire le néon. Sa couche de valence devient alors la couche 2 avec 4 doublets non liants.


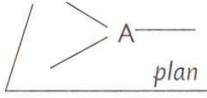

Pour les ions polyatomiques, on considère qu'ils sont formés à partir d'un groupe d'atomes:

- si le doublet non liant d'un atome devient un doublet liant, l'élément porte une charge positive.
- si un doublet liant d'un atome devient un doublet non liant, l'élément porte une charge négative.

Exemples : ion oxonium H_3O^+ et ion hydroxyde OH^-

III - La géométrie des édifices atomiques

La géométrie d'une molécule ou d'un ion polyatomique est celle dans laquelle **les doublets d'électrons externes**, liants et non liants, de chaque atome **s'écartent le plus possible les uns des autres**.

Nombre de liaisons (simples ou doubles) + nombre de doublets non liants	Répartition des doublets d'électrons autour de l'atome A	Géométrie de la molécule autour de l'atome central A
4		<ul style="list-style-type: none">• Tétraédrique si A est lié à 4 atomes.• Pyramide à base triangulaire si A est lié à 3 atomes et possède 1 doublet non liant.• Coudée si A est lié à 2 atomes et possède 2 doublets non liants.
3		<ul style="list-style-type: none">• Triangulaire si A est lié à 3 atomes.• Coudée si A est lié à 2 atomes et possède 1 doublet non liant.
2		<ul style="list-style-type: none">• Linéaire.

Nom	Méthane	Ammoniac	Eau	Méthanol	Dioxyde de carbone
Formule	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	CH ₂ O	CO ₂
Schéma de Lewis					
Modèle					
Géométrie	Tétraédrique	Pyramidale à base triangulaire	Coudée	Triangulaire	Linéaire

IV - La polarité des molécules

1 - L'électronégativité

L'**électronégativité** est une grandeur qui traduit la capacité d'un atome A à attirer vers lui le doublet d'électrons qui le lie à un atome B. Elle est notée χ (khi) et est sans unité.

Electronégativités des éléments selon l'échelle de Pauling

1 H 2,1																	2 He -
3 Li 1,0	4 Be 1,5											5 B 1,9	6 C 2,5	7 N 3,0	8 O 3,5	9 F 4,0	10 Ne -
11 Na 0,9	12 Mg 1,2											13 Al 1,5	14 Si 1,8	15 P 2,1	16 S 2,5	17 Cl 3	18 Ar -
19 K 0,8	20 Ca 1,0	21 Sc 1,3	22 Ti 1,5	23 V 1,6	24 Cr 1,6	25 Mn 1,5	26 Fe 1,8	27 Co 1,8	28 Ni 1,8	29 Cu 1,9	30 Zn 1,5	31 Ga 1,6	32 Ge 1,8	33 As 2,0	34 Se 2,4	35 Br 2,8	36 Kr -
37 Rb 0,8	38 Sr 1,0	39 Y 1,2	40 Zr 1,4	41 Nb 1,6	42 Mo 1,8	43 Tc 1,9	44 Ru 2,2	45 Rh 2,2	46 Pd 2,2	47 Ag 1,7	48 Cd 1,4	49 In 1,7	50 Sn 1,8	51 Sb 1,9	52 Te 2,1	53 I 2,5	54 Xe -
55 Cs 0,7	56 Ba 0,9	57-71 1,1-1,2	72 Hf 1,3	73 Ta 1,5	74 W 1,7	75 Re 1,9	76 Os 2,2	77 Ir 2,2	78 Pt 2,2	79 Au 2,4	80 Hg 1,9	81 Tl 1,8	82 Pb 1,8	83 Bi 1,8	84 Po 2,0	85 At 2,2	86 Rn -
87 Fr 0,7	88 Ra 0,9	89 Ac 1,1	90 Th 1,3	91 Pa 1,5	92 U 1,7	93-103 Np-Lr 1,3											

Remarque : On considère que la liaison C-H n'est pas polarisée.

2 - Polarité d'une molécule

Une molécule est **polaire** si les positions moyennes des charges partielles +q et -q ne sont pas confondues. Dans le cas contraire, elle est apolaire.
Exemples : molécules CO₂ et H₂O.

Exercices : p 99 n° 30, 31, 34, 37, 38, 46, 55, 56, 67