

Atomes et molécules

I - Atomes

- **Composition** : atome = Z protons + $(A - Z)$ neutrons + Z électrons
 - ▷ A = nombre de masse ; Z = numéro atomique ;
 - ▷ Même Z et A différent = isotopes.
- **Configuration électronique** :
 - ▷ remplissage progressif des sous-couches dans l'ordre « $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \dots$ » ;
 - ▷ électrons de valence = ceux de la couche n le plus grand ; électrons de cœur = les autres ;
 - ▷ seuls les électrons de valence interviennent dans la formation d'ions ou de liaisons.
- **Tableau périodique des éléments** : deux premières lignes à connaître.
 - ▷ même ligne = même couche en cours de remplissage ;
 - ▷ même colonne = sous-couche de même type en cours de remplissage avec le même nombre d'électrons
 $\Rightarrow$ même nombre d'électrons de valence = même famille chimique ;
 - ▷ découpage en blocs s, p, d du tableau périodique selon la sous-couche en cours de remplissage.

II - Structure des molécules

- **Liaison covalente** = doublet liant = mise en commun de deux électrons de valence.
 - ▷ point de vue des configurations : les deux électrons appartiennent aux deux atomes à la fois ;
 - ▷ point de vue de la charge : un électron rattaché à chaque atome $\leadsto$ charge formelle éventuelle.
- **Règles de stabilité** :

	2 ^e ligne	3 ^e ligne
Octet : 8 électrons	Systématique	Très souvent
Lacune : < 8 électrons	Rare mais possible	Rare mais possible
Hypervalence : > 8 électrons	Impossible	Assez souvent

- **Méthode de construction des schémas de Lewis** : l'atome central est souvent le premier nommé dans la molécule.
- ❶ **Compter** le nombre total d'électrons de valence de la molécule ou de l'ion (sans oublier sa charge) et en déduire le nombre de doublets.
- ❷ **Tenter l'intuition!** Ça suffit souvent ☺
- ❸ **Si l'intuition ne suffit pas ...**
 - Représenter le squelette de la molécule, c'est-à-dire les atomes périphériques liés à l'atome central par une liaison simple.
 - $\rightarrow$ si l'atome central vérifie déjà la règle de l'octet, lier les atomes d'hydrogène aux atomes périphériques, sinon les lier en première approche à l'atome central.
 - Compléter le schéma en plaçant provisoirement les doublets restants en tant que doublets non-liants, d'abord sur les atomes périphériques puis s'il en reste sur l'atome central.
 - $\rightarrow$ s'il manque des doublets pour que les atomes périphériques vérifient la règle de l'octet, déplacer un hydrogène « en rang 2 » en le liant à un atome périphérique plutôt que l'atome central.

(c) Si l'atome central ne compte pas assez de doublets pour respecter la règle de l'octet, former une liaison double en transformant un doublet non-liant d'un atome périphérique en doublet liant avec l'atome central.

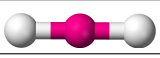
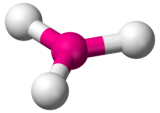
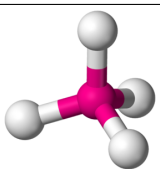
④ **Compter les charges formelles**, différence entre le nombre d'électrons de valence de l'atome et le nombre d'électrons dont il voit la charge dans la molécule (2 pour un doublet non-liant, 1 pour un doublet liant), et éventuellement les faire disparaître en créant des liaisons doubles (très fréquent si hypervalence possible).

⑤ **L'étape la plus importante : TOUT VÉRIFIER!**

- Le nombre total de doublets dans la molécule doit être égal à celui calculé initialement !
- L'hydrogène doit respecter la règle du duet, les atomes de la deuxième période celle de l'octet, ceux de la troisième période peuvent être hypervalents ;
- Il ne doit en général pas rester d'électron non-apparié dans la molécule, et au maximum un seul (radical) ;
- La somme des charges formelles doit être égale à la charge totale.

• **Géométrie des molécules** : fixée par la répulsion entre doublets, incluant les doublets non-liants.

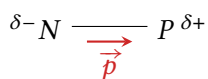
▷ notation AX_nE_p pour un atome A lié à n autres atomes et possédant p doublets non-liants.

	$p = 0$	$p = 1$	$p = 2$
 $n + p = 2$	AX_2 : linéaire	AXE : linéaire	
 $n + p = 3$	AX_3 : trigonale plane	AX_2E : coudée	AXE_2 : linéaire
 $n + p = 4$	AX_4 : tétraèdre	AX_3E : pyramide à base triangulaire	AX_2E_2 : coudée

III - Polarité

• **Électronégativité** = capacité d'un élément à attirer à lui les électrons.

▷ augmente de gauche à droite et de bas en haut du tableau périodique.



• **Polarisation d'une liaison** : charges partielles $\pm \delta e$ si électronégativités différentes.

↪ moment dipolaire $\vec{p} = \delta e \overrightarrow{NP}$ avec $[p] = C \cdot m = D$ où 1 Debye = $3,33 \cdot 10^{-30} C \cdot m$.

• **Moment dipolaire d'une molécule** = somme des moments dipolaires des liaisons.

↪ molécule polaire (resp. apolaire) possède (resp. ne possède pas) un moment dipolaire permanent.

• **Polarisabilité d'une molécule** = capacité du nuage électronique à se déformer par interaction avec d'autres charges, créant un moment dipolaire induit.

▷ polarisabilité d'autant plus élevée que la molécule est volumineuse.

IV - Interactions intermoléculaires

• **Liaisons de van der Waals** = liaisons faibles entre molécules, à l'origine de la cohésion des liquides et des solides.

- ▷ dues à des forces attractives entre dipôles (induits et/ou permanents) ;
- ▷ d'autant plus intenses que les molécules sont polaires et polarisables.

• **Liaisons hydrogène** = cas particulier d'une liaison de van der Waals très forte

- ▷ entre un atome d'hydrogène d'une liaison O–H ou N–H et un doublet non-liant d'un atome N, O ou F.
- ▷ notation : en traits pointillés ;
- ▷ espèce protique ou protogène = possède un H qui peut former des liaisons hydrogène.

• **Températures de changement d'état** d'autant plus élevées que les interactions intermoléculaires sont fortes.

• **Critères de solubilité** (états physiques différents p.ex. solide et liquide) **et miscibilité** (même état physique p.ex. deux liquides) : qui se ressemble s'assemble !

- ▷ apolaire avec apolaire, protique avec protique, etc.
- ▷ un solide ionique n'est soluble que dans des solvants polaires.