

# 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  
 $\implies$  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  $\rightsquigarrow$  charge formelle éventuelle.
- **Règles de stabilité** :

	2 <sup>e</sup> ligne	3 <sup>e</sup> ligne
Octet : 8 électrons	Systematique	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 atome potentiellement hypervalent)
- 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.

### 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.
- $\delta^- N \xrightarrow{\vec{p}} P \delta^+$  • **Polarisation d'une liaison** : charges partielles  $\pm \delta e$  si électronégativités différentes.  
 $\leadsto$  moment dipolaire  $\vec{p} = \delta e \vec{NP}$  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.
    - $\leadsto$  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 élevés 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.