

I Schémas de Lewis

On détaille la méthode pour le premier cas seulement.

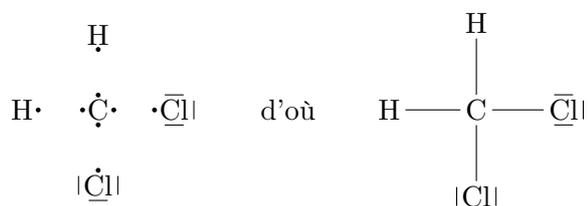
1 - Dichlorométhane CH_2Cl_2

- Nombre d'électrons de valence :

- H : 1 ($\times 2$),
- C : 4,
- Cl : 7 ($\times 2$)

Total : 20 électrons, donc 10 doublets.

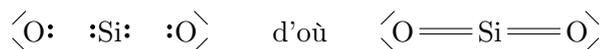
- On dispose les atomes et on propose une structure :



- Vérifications :

- il y a bien 10 doublets,
- H respectent le duet,
- C respectent l'octet,
- pas de contrainte pour Cl.

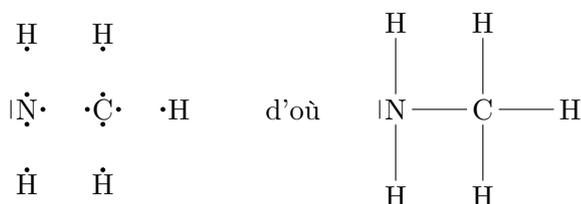
2 - Silice SiO_2



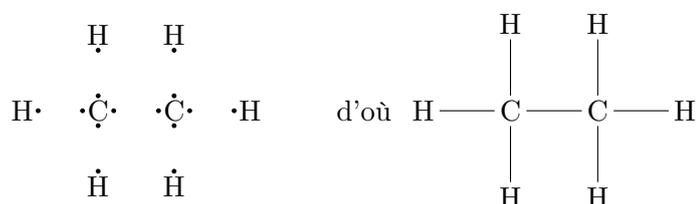
3 - Dioxygène O_2 et diazote N_2



4 - Méthylamine CH_3NH_2



5 - Ethane C_2H_6



6 - Ethène C₂H₄



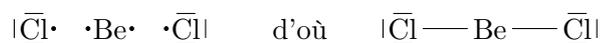
7 - Méthanal H₂CO



8 - Ion oxonium H₃O⁺



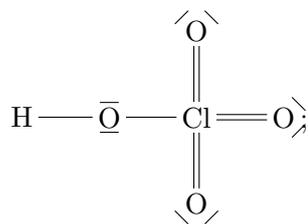
9 - BeCl₂



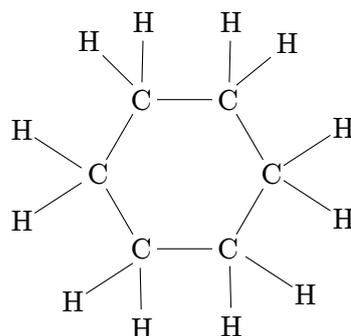
II Schémas de Lewis : cas moins simples

1 - Ion CH₃⁻

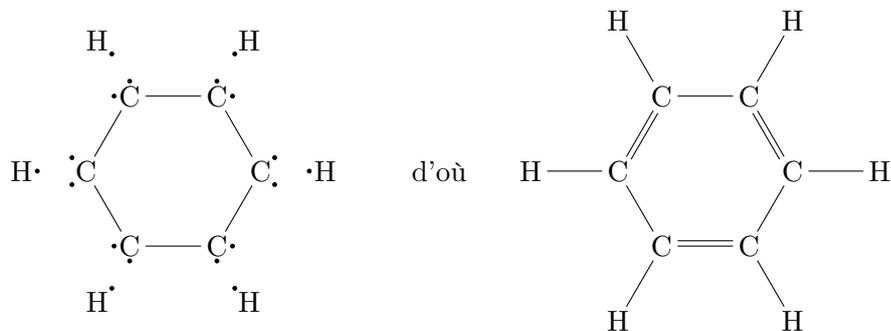
2 - HClO₄ (l'atome de chlore est hypervalent)



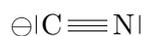
3 - Cyclohexane C₆H₁₂ (molécule cyclique)



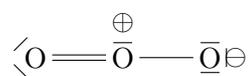
4 - Benzène C₆H₆ (molécule cyclique)



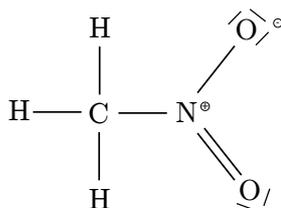
5 - Ion cyanure CN⁻



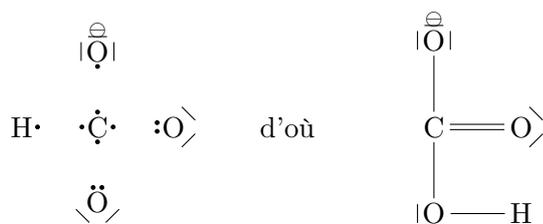
6 - Ozone O₃



7 - CH₃NO₂



8 - Ion hydrogénécarbonate HCO₃⁻



III Autour du moment dipolaire _____ [●●○]

Correction – TD – Relations entre structure des molécules et propriétés macroscopiques

I Températures de changement d'état

- 1 - Les composés hydrogénés de la colonne 17 (HF, HCl, HBr et HI) ont un moment dipolaire non nul, car il y a une différence d'électronégativité importante entre H et l'autre atome (qui est un halogène). La cohésion entre molécules se fait donc par interactions de Van der Waals entre dipôles permanents.
D'un autre côté, les molécules CH₄, SiH₄, GeH₄ et SnH₄ sont apolaires, donc la cohésion se fait par interactions de Van der Waals entre dipôles induits, souvent moins forte que celle entre dipôles permanents.
C'est pourquoi la température d'ébullition de ces derniers est plus basse.
- 2 - La polarisabilité augmente du fait de la taille croissante des atomes (F < Cl < Br < I), donc la force des interactions de Van der Waals également.
(On remarque que le moment dipolaire doit aussi diminuer lorsqu'on va de HF à HI, ce qui diminue la force des interactions dipôle permanent - dipôle permanent. C'est apparemment le premier effet qui domine.)
- 3 - Présence de liaisons hydrogènes pour HF, absentes dans les autres cas car H n'est pas lié à un atome suffisamment électronégatif.

II Solvants

- 1 - Eau solvant polaire protique, donc dissout bien les espèces chimiques ioniques et/ou polaires et/ou formant des liaisons H.
CO₂ n'est rien de tout ça, et donc peu soluble (certes son O peut recevoir une liaison H, mais pour être protique il faut posséder un H lié à un atome électronégatif comme N, O ou F, ce qui n'est pas le cas ici).
SO₂ est polaire, donc mieux soluble.
NH₃ est polaire, et susceptible d'établir des liaisons H grâce à son H lié à N électronégatif (c'est un H^{δ+}). Il est donc très soluble dans l'eau.
- 2 - L'éthanol est protique (existence d'un H^{δ+}, celui lié à O) et polaire tout comme l'eau, donc bien miscible.
L'anniline est probablement polaire, et c'est un solvant protique, donc en partie miscible.
Le benzène n'est pas polaire, ni protique, donc non miscible à l'eau.