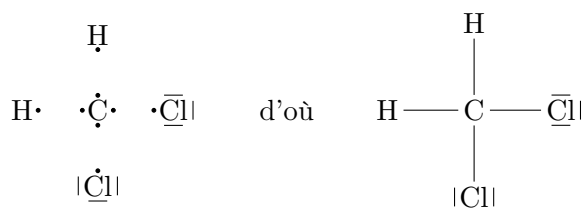


## I Schémas de Lewis

On détaille la méthode pour le premier cas seulement.

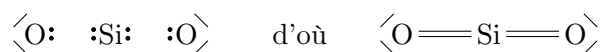
### 1 - Dichlorométhane $\text{CH}_2\text{Cl}_2$

- 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 :

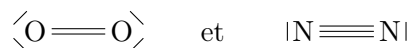


- Vérifications :
  - il y a bien 10 doublets,
  - H respectent le duet,
  - C respectent l'octet,
  - pas de contrainte pour Cl.

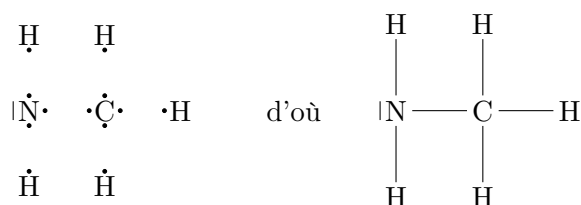
### 2 - Silice $\text{SiO}_2$



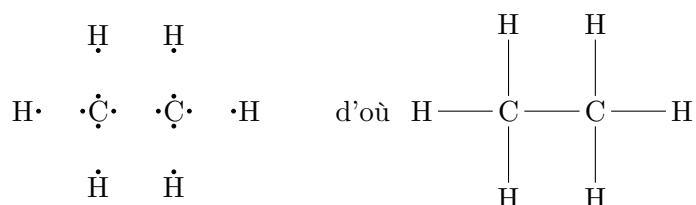
### 3 - Dioxygène $\text{O}_2$ et diazote $\text{N}_2$



### 4 - Méthylamine $\text{CH}_3\text{NH}_2$



### 5 - Ethane $\text{C}_2\text{H}_6$



## 6 - Ethène C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>



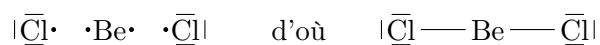
## 7 - Méthanal H<sub>2</sub>CO



## 8 - Ion oxonium H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>



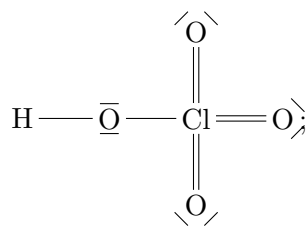
## 9 - BeCl<sub>2</sub>



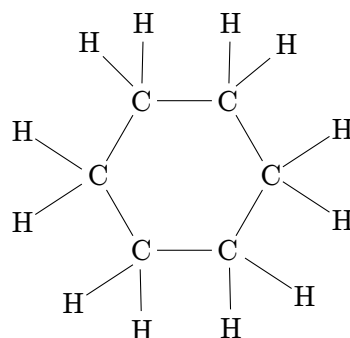
## II Schémas de Lewis : cas moins simples

### 1 - Ion CH<sub>3</sub><sup>-</sup>

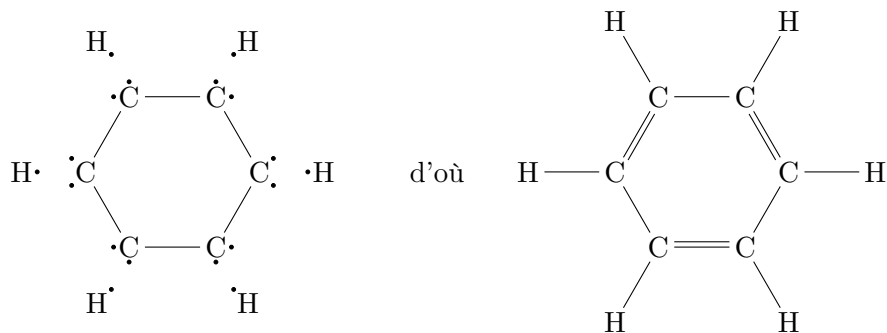
### 2 - HClO<sub>4</sub> (l'atome de chlore est hypervalent)



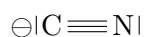
### 3 - Cyclohexane C<sub>6</sub>H<sub>12</sub> (molécule cyclique)



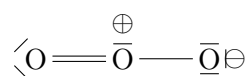
4 - Benzène C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> (molécule cyclique)



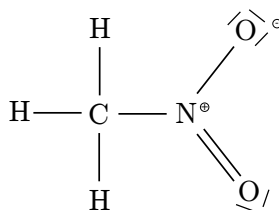
5 - Ion cyanure CN<sup>-</sup>



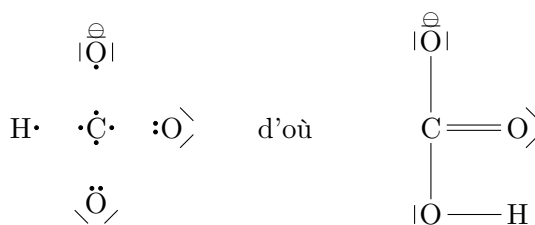
6 - Ozone O<sub>3</sub>



7 - CH<sub>3</sub>NO<sub>2</sub>

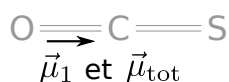


8 - Ion hydrogénocarbonate HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>

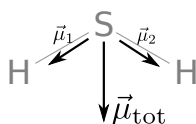


### III Moments dipolaires

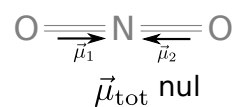
OCS



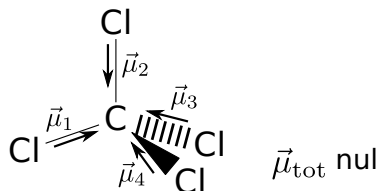
H<sub>2</sub>S



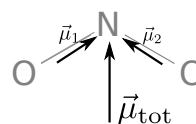
NO<sub>2</sub><sup>+</sup>



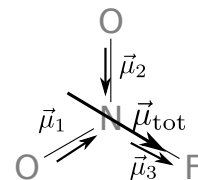
CCl<sub>4</sub>



NO<sub>2</sub><sup>-</sup>



NO<sub>2</sub>F



## IV Températures de changement d'état

- 1 - Par symétrie, le moment dipolaire de la molécule  $\text{CH}_4$  est nul.
- 2 - La géométrie et le moment dipolaire de  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{GeH}_4$  et  $\text{SnH}_4$  seront les mêmes que pour  $\text{CH}_4$ .
- 3 - Les composés hydrogénés de la colonne 17 ( $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  et  $\text{HI}$ ) 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  $\text{CH}_4$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{GeH}_4$  et  $\text{SnH}_4$  sont apolaires, donc la cohésion se fait par interactions de Van der Waals entre dipôles induits, moins forte que celle entre dipôles permanents.  
C'est pourquoi la température d'ébullition de ces derniers est plus basse.
- 4 - La polarisabilité augmente du fait de la taille croissante des atomes ( $\text{F} < \text{Cl} < \text{Br} < \text{I}$ ), donc la force des interactions de Van der Waals également.  
On remarque que le moment dipolaire doit aussi diminuer lorsqu'on va de  $\text{HF}$  à  $\text{HI}$ , ce qui diminue la force des interactions dipôle permanent - dipôle permanent. C'est apparemment le premier effet qui domine.
- 5 - Présence de liaisons hydrogènes pour  $\text{HF}$ , absentes dans les autres cas car H n'est pas lié à un atome suffisamment électronégatif.

## V Solvants

- 1 - Eau solvant polaire protique, donc dissout bien les espèces chimiques ioniques et/ou polaires et/ou formant des liaisons H.  
 $\text{CO}_2$  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).  
 $\text{SO}_2$  est polaire, donc mieux soluble.  
 $\text{NH}_3$  est polaire, et susceptible d'établir des liaisons H grâce à son H lié à N électronégatif (c'est un  $\text{H}^{\delta+}$ ). Il est donc très soluble dans l'eau.
- 2 - L'éthanol est protique (existence d'un  $\text{H}^{\delta+}$ , 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.