

## FICHE DE COURS

## Structure des molécules

Schéma de Lewis, géométrie des entités et polarité

## 1. Schéma de Lewis

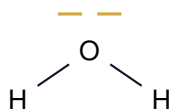
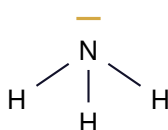
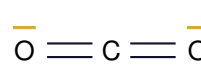
Le **schéma de Lewis** d'une entité représente les électrons de **valence** (ceux de la dernière couche) sous forme :

- de **doublets liants** (un tiret entre deux atomes) : deux électrons **partagés** ;
- de **doublets non liants** (un tiret porté par un seul atome) : deux électrons **propres** à l'atome.

## Établir un schéma de Lewis :

1. déterminer le nombre d'électrons de valence de chaque atome à partir de sa **colonne** dans le tableau périodique ;
2. compter le nombre total d'électrons de valence de l'entité, en **ajoutant** un électron par charge négative et en **retranchant** un électron par charge positive ;
3. diviser par 2 : on obtient le nombre total de **doublets** à placer ;
4. former les liaisons de sorte que chaque atome respecte la règle du **duet** (H : 2 électrons) ou de l'**octet** (8 électrons) ;
5. compléter avec les doublets non liants restants.

| Atome                | H | C | N | O | Cl |
|----------------------|---|---|---|---|----|
| Électrons de valence | 1 | 4 | 5 | 6 | 7  |
| Nombre de liaisons   | 1 | 4 | 3 | 2 | 1  |
| Doublets non liants  | 0 | 0 | 1 | 2 | 3  |

H<sub>2</sub>O — 2 doublets non liantsNH<sub>3</sub> — 1 doublet non liantCO<sub>2</sub> — 2 doubles liaisons

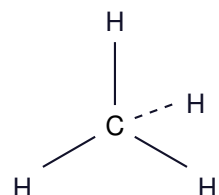
Un atome présente une **lacune électronique** (notée par un rectangle vide) lorsqu'il ne respecte **pas** la règle de l'octet, faute d'électrons disponibles. C'est le cas du bore dans BH<sub>3</sub> ou de l'aluminium dans AlCl<sub>3</sub>. Ces entités sont très réactives, car la lacune peut accueillir un doublet.

## 2. Géométrie des entités

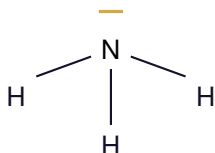
Les doublets d'électrons de l'atome central, **liants comme non liants**, se repoussent et s'écartent le plus possible les uns des autres. La géométrie se déduit du **nombre total de doublets** portés par l'atome central :

- **2 directions** : entité **linéaire** ( $180^\circ$ ) ;
- **3 directions** : entité **triangulaire plane** ( $120^\circ$ ) ;
- **4 directions** : entité **tétraédrique** ( $\approx 109^\circ$ ).

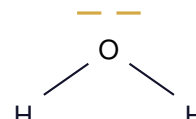
Attention : la forme *décrite* ne tient compte que des **atomes**, pas des doublets non liants.



CH<sub>4</sub> : 4 doublets liants  
**tétraédrique**



NH<sub>3</sub> : 3 liants + 1 non liant  
**pyramidale**

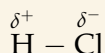


H<sub>2</sub>O : 2 liants + 2 non liants  
**coudée**

### 3. Électronégativité et polarité d'une liaison

L'**électronégativité**  $\chi$  d'un atome mesure sa tendance à **attirer vers lui** les électrons d'une liaison covalente. Dans le tableau périodique, elle **augmente** de la gauche vers la droite sur une période, et **diminue** du haut vers le bas dans une colonne.

Une liaison A–B est **polarisée** si les deux atomes ont des électronégativités **différentes** : l'atome le plus électronégatif porte une charge partielle  $\delta^-$ , l'autre  $\delta^+$ .



Si  $\chi_A = \chi_B$  (liaison entre atomes identiques, comme dans H<sub>2</sub> ou Cl<sub>2</sub>), la liaison est **apolaire**.

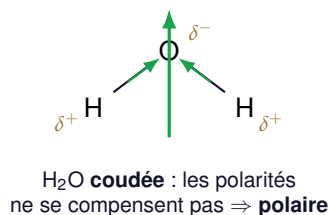
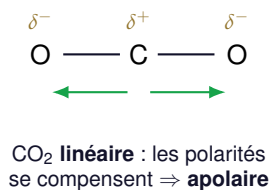
Électronégativités utiles :  $\chi(\text{H}) = 2,2$  ;  $\chi(\text{C}) = 2,6$  ;  $\chi(\text{N}) = 3,0$  ;  $\chi(\text{O}) = 3,4$  ;  $\chi(\text{Cl}) = 3,2$  ;  $\chi(\text{F}) = 4,0$ .

Plus l'**écart** d'électronégativité est grand, plus la liaison est polarisée.

### 4. Polarité d'une entité moléculaire

Une molécule est **polaire** si elle possède des liaisons polarisées **et** si les barycentres des charges  $\delta^+$  et  $\delta^-$  ne **coïncident pas**. La démarche :

1. les liaisons sont-elles polarisées ? Si non, la molécule est apolaire.
2. si oui, quelle est la **géométrie** de la molécule ?
3. les polarités se **compensent-elles** par symétrie ?



**Exemple :** Le tétrachlorométhane CCl<sub>4</sub> possède quatre liaisons C–Cl nettement polarisées ( $\Delta\chi = 0,6$ ). Pourtant, la molécule étant **tétraédrique** et parfaitement symétrique, les quatre polarités se compensent : CCl<sub>4</sub> est apolaire . C'est pourquoi c'est un bon solvant des espèces apolaires.

**Lewis :** compter les électrons de valence, diviser par 2, respecter duet et octet.

**Géométrie :** elle dépend du nombre total de doublets (liants *et* non liants) autour de l'atome central ; on la nomme d'après la position des **atomes** seulement.

**Liaison polarisée :** électronégativités différentes ⇒  $\delta^+$  et  $\delta^-$ .

**Molécule polaire :** liaisons polarisées **et** géométrie qui ne les compense pas.