# De la structure à la polarité d'une entité

Fiche méthode

(Physique-chimie spécialité première · Constitution et transformations de la matière · De la structure à la polarité d'une entité)

## La démarche, de la formule à la polarité

**1. Je compte.** Électrons de valence (colonne du tableau), moins la charge pour un ion ; doublets = total ÷ 2.

**2. Je dessine le schéma de Lewis.** Liaisons (H 1, C 4, N 3, O 2, halogène 1), liaisons multiples si besoin, doublets non liants ; je vérifie duet, octet, total ; lacune s'il manque 2 électrons.

**3. J'en déduis la géométrie.** Directions = atomes liés + doublets non liants ; forme nommée d'après les atomes.

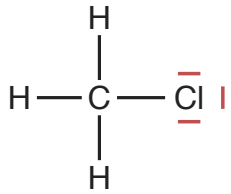
**4. Je conclus sur la polarité.** $\Delta\chi$ de chaque liaison ($\geq 0{,}4$ : polarisée), charges $\delta$, puis G+ et G− confondus ou non.

**Le réflexe** — Chaque étape s'appuie sur la précédente : un schéma de Lewis faux donne une géométrie fausse, donc une polarité fausse.

## Cas 1 · Établir le schéma de Lewis d'une molécule

**Réflexe** — total des électrons de valence ÷ 2 = doublets ; liaisons d'abord, doublets non liants ensuite ; je vérifie duet, octet et total.

**Exemple.** Schéma de Lewis du chlorométhane $CH_3Cl$ (C : colonne 14 ; Cl : colonne 17).



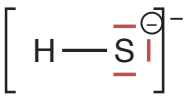
$4 + 3 \times 1 + 7 = 14$ électrons, soit **7 doublets**. C au centre : 3 liaisons C–H et 1 liaison C–Cl (4 doublets liants) ; il reste 3 doublets non liants, sur Cl. Contrôle : $4 + 3 = 7$ ; Cl entouré de $2 + 6 = 8$.

**Attention** — H et les halogènes sont en bout de chaîne : ils ne forment qu'une liaison.

## Cas 2 · Schéma d'un ion, lacune

**Réflexe** — électrons à placer = somme des électrons de valence − charge ; crochets et charge ; charge d'un atome = électrons de valence − liaisons − 2 × doublets non liants.

**Exemple.** Schéma de Lewis de l'ion hydrogénosulfure $HS^-$ (S : colonne 16).



$6 + 1 + 1 = 8$ électrons, soit **4 doublets** : 1 liaison S–H et 3 doublets non liants sur S. Charge de S : $6 - 1 - 2 \times 3 = \mathbf{-1}$.

**Attention** — pour un cation, on RETIRE des électrons ; une lacune est une place vide, pas un doublet.

## Cas 3 · Prévoir la géométrie

**Réflexe** — directions = atomes liés + doublets non liants ; 2 linéaire, 3 triangulaire plane, 4 tétraédrique ; je nomme

d'après les atomes.

**Exemple.** Géométrie du dichlorométhane $CH_2Cl_2$ (carbone central).

$4 + 2 \times 1 + 2 \times 7 = 20$ électrons, soit 10 doublets : 4 liaisons autour de C, 3 doublets non liants sur chaque Cl ($4 + 6 = 10$). Autour de C : **4 directions**, aucun doublet non liant : molécule **tétraédrique**, angles voisins de $109{,}5^\circ$.

**Attention** — une liaison double compte pour une seule direction ; 4 directions dont 1 doublet non liant : pyramidale.

## Cas 4 · Liaison polarisée ou non

**Réflexe** — $\Delta\chi$ = grand $\chi$ − petit $\chi$ ; $\Delta\chi \geq 0{,}4$ : polarisée, $\delta-$ sur le plus électronégatif.

**Exemple.** Les liaisons Se–H et Si–O sont-elles polarisées ? ($\chi(\text{H}) = 2{,}20$ ; $\chi(\text{Se}) = 2{,}55$ ; $\chi(\text{Si}) = 1{,}90$ ; $\chi(\text{O}) = 3{,}44$)

Se–H : $\Delta\chi = 2{,}55 - 2{,}20 = 0{,}35 < 0{,}4$ : **non polarisée**. Si–O : $\Delta\chi = 3{,}44 - 1{,}90 = 1{,}54 \geq 0{,}4$ : **polarisée**, $\text{Si}^{\delta+}$–$\text{O}^{\delta-}$.

**Attention** — $\delta-$ va toujours sur l'atome le PLUS électronégatif.

## Cas 5 · Molécule polaire ou apolaire

**Réflexe** — liaisons polarisées ? géométrie ? charges $\delta$ ? G+ et G− confondus → apolaire, distincts → polaire.

**Exemple.** Le tétrachlorure de silicium $SiCl_4$ est-il polaire ? ($\chi(\text{Si}) = 1{,}90$ ; $\chi(\text{Cl}) = 3{,}16$)

$\Delta\chi = 3{,}16 - 1{,}90 = 1{,}26$ : 4 liaisons polarisées, $\text{Si}^{\delta+}$, $\text{Cl}^{\delta-}$. 4 directions, aucun doublet non liant : tétraédrique. G− est au centre du tétraèdre des 4 Cl, c'est-à-dire sur Si, où est G+ : $SiCl_4$ est **apolaire**.

**Attention** — des liaisons polarisées ne suffisent pas : c'est la géométrie qui décide.

### Les pièges

- Oublier les doublets non liants des halogènes (3 chacun) ou de l'oxygène (2).
- Ajouter des électrons pour un cation : $NH_4^+$ a $5 + 4 - 1 = 8$ électrons de valence.
- Compter une liaison double pour deux directions dans la géométrie.
- Dire « tétraédrique » pour $NH_3$ : avec un doublet non liant, la forme est pyramidale.
- Mettre $\delta-$ sur l'atome le moins électronégatif.
- Conclure « molécule polaire » dès qu'une liaison est polarisée, sans regarder la symétrie.

*Ce document est la propriété intellectuelle de Ben, professeur particulier (benprofparticulier.fr), protégée par le Code de la propriété intellectuelle (art. L. 111-1 et L. 122-4). Il est mis à disposition pour un usage personnel de révision. Toute reproduction, diffusion, mise en ligne ou revente, totale ou partielle, sans autorisation écrite est interdite et constitue une contrefaçon (art. L. 335-2).*