

Exercices 1

Structure des entités : Lewis, géométrie, polarité

Les bases : schémas de Lewis, géométrie des molécules, polarité

6 exercices · niveau ●○○ · durée conseillée : 1 h 30 · calculatrice autorisée

★ À RETENIR — Ce qu'il faut savoir faire à la fin de la feuille

- Établir le schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion (liaisons multiples, lacune, charge formelle).
- Prévoir la géométrie autour d'un atome central et la représenter (Cram) ; déterminer le caractère polarisé d'une liaison et le caractère polaire d'une molécule.

■ RAPPEL — L'essentiel du chapitre

- Duet, octet** : dans la plupart des entités stables, H est entouré de 2 électrons ; C, N, O, F, P, S, Cl de 8 électrons.
- Schéma de Lewis** d'une entité de charge z : $n_e = \sum(\text{électrons de valence}) - z$ électrons, soit $n_e/2$ doublets **liants** (trait entre deux atomes) ou **non liants** (trait sur un atome). Une **lacune** (rectangle vide) est un doublet manquant pour l'octet ou le duet.
- Charge formelle** d'un atome : $q = v - (\text{électrons non liants} + \text{nombre de liaisons})$, où v est le nombre d'électrons de valence de l'atome isolé (il « possède » un électron par liaison). La somme des charges formelles vaut z .
- Géométrie** : les doublets autour d'un atome central se repoussent au maximum (une liaison multiple compte pour une direction). 4 directions : tétraédrique ($109,5^\circ$), pyramidale ou coudée s'il y a 1 ou 2 doublets non liants ; 3 directions : triangulaire plane ; 2 directions : linéaire.
- Liaison A-B **polarisée** si $|\chi(A) - \chi(B)| \geq 0,4$: le plus électronégatif porte δ^- . Molécule **polaire** si les centres des charges partielles positives et négatives ne coïncident pas.

Exercice 1 Électrons de valence

●○○

1.1 Recopier et compléter le tableau à l'aide des numéros atomiques de la figure 1.

Atome	H	C	N	O	F	P	S	Cl
Configuration électronique								
Électrons de valence								
Électrons manquants								

1.2 En déduire le nombre de liaisons covalentes qu'établit chacun de ces atomes lorsqu'il ne porte pas de charge, et son nombre de doublets non liants.

1.3 Quel ion monoatomique stable forment les atomes F, S et Mg ? Représenter le schéma de Lewis de l'ion chlorure Cl^- .

col. 1	col. 2	col. 13	col. 14	col. 15	col. 16	col. 17	col. 18
1 H 2,20							2 He —
3 Li 0,98	4 Be 1,57	5 B 2,04	6 C 2,55	7 N 3,04	8 O 3,44	9 F 3,98	10 Ne —
11 Na 0,93	12 Mg 1,31	13 Al 1,61	14 Si 1,90	15 P 2,19	16 S 2,58	17 Cl 3,16	18 Ar —

↑ χ augmente

→ χ augmente

Figure 1 — Extrait du tableau périodique : numéro atomique, symbole, électronégativité χ (échelle de Pauling)

Exercice 2 Établir un schéma de Lewis pas à pas

●○○

Pour chaque molécule : ① calculer le nombre d'électrons de valence et de doublets ; ② relier les atomes par des liaisons simples (quand la molécule a un atome central, il est écrit en premier dans la formule, sauf dans H_2O et H_2S) ; ③ placer les autres doublets en non liants, pour respecter duet et octet. Molécules : dichlore Cl_2 ; chlorure d'hydrogène HCl ; eau H_2O ; sulfure d'hydrogène H_2S ; ammoniac NH_3 ; phosphine PH_3 ; méthane CH_4 ; trichlorométhane CHCl_3 .

Exercice 3 Des liaisons multiples

●●○

- 3.1 Calculer le nombre de doublets de la molécule de dioxygène O_2 . Montrer qu'une liaison simple entre les deux atomes ne permet pas de respecter l'octet, puis établir le schéma de Lewis de O_2 .
- 3.2 Établir de même le schéma de Lewis du diazote N_2 , du dioxyde de carbone CO_2 (enchaînement $\text{O}-\text{C}-\text{O}$), du cyanure d'hydrogène HCN (enchaînement $\text{H}-\text{C}-\text{N}$), de l'éthyne C_2H_2 (enchaînement $\text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H}$) et du méthanal H_2CO (atome central C).

Exercice 4 Charges formelles et lacune : une méthode guidée

●●○

- 4.1 Pour chaque atome d'oxygène de la figure 2, déterminer le nombre d'électrons qui lui appartiennent, puis sa charge formelle.
- 4.2 Montrer que les atomes d'hydrogène et de carbone ont une charge formelle nulle. Recopier les trois schémas en ajoutant les charges formelles, et vérifier que leur somme est égale à la charge de l'ion.

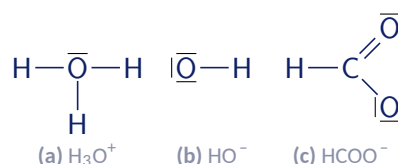


Figure 2 — Ions oxonium (a), hydroxyde (b) et méthanoate (c), charges formelles non représentées

- 4.3 L'ion hydrogène H^+ n'a plus d'électron : représenter son schéma de Lewis, avec sa lacune électronique et sa charge. Cet ion se lie à l'atome d'azote de l'ammoniac NH_3 grâce au doublet non liant de ce dernier. Établir le schéma de Lewis de l'ion ammonium NH_4^+ et déterminer la charge formelle de l'atome d'azote.

Exercice 5 Géométrie et représentation de Cram

●○○

- 5.1 Recopier et compléter le tableau à l'aide des schémas de Lewis établis dans les exercices 2 et 3.

Molécule	CH_4	PH_3	H_2S	CO_2	HCN	H_2CO
Atomes liés à l'atome central						
Doublets non liants de l'atome central						
Géométrie autour de l'atome central						

- 5.2 Dans la représentation de Cram de la figure 3, que signifient un trait simple, un triangle plein et un triangle hachuré ? Pourquoi les angles de ces molécules ne sont-ils pas de 90° ?
- 5.3 Représenter en Cram la molécule de trichlorométhane CHCl_3 (exercice 2), sans ses doublets non liants.

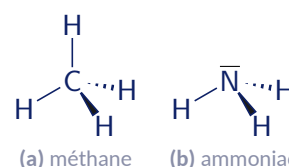


Figure 3 — Représentations de Cram

Exercice 6 Liaisons polarisées, molécules polaires

●●○

- 6.1 Pour chacune des liaisons suivantes, calculer l'écart d'électronégativité (valeurs de la figure 1), indiquer si la liaison est polarisée et, si oui, placer les charges partielles δ^+ et δ^- .
 $\text{H}-\text{F}$; $\text{C}-\text{H}$; $\text{O}-\text{H}$; $\text{C}-\text{Cl}$; $\text{N}-\text{H}$; $\text{C}-\text{C}$; $\text{C}=\text{O}$; $\text{P}-\text{H}$; $\text{B}-\text{F}$; $\text{C}-\text{N}$.
- 6.2 Pour chacune des molécules HCl , H_2O , CO_2 , CH_4 , NH_3 et CCl_4 , indiquer les liaisons polarisées et la géométrie, puis conclure sur le caractère polaire ou apolaire de la molécule en raisonnant sur la position des centres des charges partielles.