

Université Constantine 1 — Faculté des Sciences Exactes

Département de Chimie

Module : Structure de la Matière (Chimie I) | L1 Chimie | 2025/2026

Travaux Dirigés N° 6

Liaison chimique, géométrie moléculaire et polarité

Enseignante : Dr. ZERDOUM Radia

Données numériques (valables pour l'ensemble du TD) $1 \text{ D} = 3,336 \times 10^{-30} \text{ C}\cdot\text{m}$; $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$; $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$.

Électronégativités (échelle de Pauling) : H = 2,2 ; C = 2,6 ; N = 3,0 ; O = 3,4 ; F = 4,0 ; Na = 0,9 ; Cl = 3,2.

Critères : $\Delta\chi > 1,7 \rightarrow$ liaison ionique ; $0,4 < \Delta\chi < 1,7 \rightarrow$ covalente polaire ; $\Delta\chi < 0,4 \rightarrow$ covalente apolaire.**Exercice 1 — Structures de Lewis de molécules simples**

Construire la structure de Lewis détaillée de chacune des molécules suivantes. Indiquer les doublets liants et non liants, puis vérifier la règle de l'octet.

1. Eau H_2O | 2. Méthane CH_4 | 3. Ammoniac NH_3
4. Dioxyde de carbone CO_2 | 5. Diazote N_2 | 6. Cyanure d'hydrogène HCN

Exercice 2 — Structures à octet étendu ou incomplet

Pour chaque espèce, indiquer si la règle de l'octet est respectée, étendue ou incomplète. Justifier la réponse.

1. Trichlorure de bore BCl_3 | 2. Pentachlorure de phosphore PCl_5
3. Hexafluorure de soufre SF_6 | 4. Monoxyde d'azote NO

Exercice 3 — Mésonérie et résonance

Écrire les formes mésomères principales des espèces suivantes, puis préciser la liaison effective entre les atomes (ordre de liaison moyen).

1. Ozone O_3 | 2. Ion carbonate CO_3^{2-} | 3. Ion nitrate NO_3^- | 4. Dioxyde de soufre SO_2

Exercice 4 — Charges formelles

Pour les espèces suivantes, déterminer les charges formelles portées par chaque atome et vérifier que leur somme correspond bien à la charge globale de l'espèce.

1. Ion ammonium NH_4^+ | 2. Ion hydroxyde OH^- | 3. Monoxyde de carbone CO

Rappel : $CF = (\text{nombre d'électrons de valence}) - (\text{électrons non liants}) - \frac{1}{2} \times (\text{électrons partagés})$.

Exercice 5 — Notation AX_nE_m et géométrie

Pour les molécules suivantes, déterminer la notation AX_nE_m , la géométrie de répartition électronique, la géométrie moléculaire réelle et l'angle de liaison approximatif.

Molécule	AX_nE_m	Géométrie électronique	Géométrie moléculaire	Angle
$BeCl_2$				
BF_3				
CH_4				
NH_3				
H_2O				
PCl_5				
SF_6				
SF_4				
XeF_4				
CO_2				

Exercice 6 — Tableau récapitulatif des géométries

Compléter le tableau de synthèse des géométries VSEPR, puis donner un exemple de molécule pour chaque case renseignée.

$n + m$	AX_n	AX_nE	AX_nE_2	AX_nE_3
2	Linéaire (180°)	—	—	—
3	Trigonale plane (120°)	Coudée	—	—
4	Tétraédrique ($109,5^\circ$)	Pyramide trigonale	Coudée	—
5	Bipyramide trigonale	Tétraèdre déformé	Forme en T	Linéaire
6	Octaédrique (90°)	Pyramide à base carrée	Plan carré	Forme en T

Exercice 7 — Polarité des liaisons

Pour chaque liaison, calculer $\Delta\chi$ puis conclure sur son caractère ionique, covalent polaire ou covalent apolaire.

Liaison	χ atome 1	χ atome 2	$\Delta\chi$	Nature de la liaison
H — H	2,2	2,2		
H — Cl	2,2	3,2		
C — H	2,6	2,2		
C — O	2,6	3,4		
Na — Cl	0,9	3,2		
O — H	3,4	2,2		

Exercice 8 — Polarité moléculaire : analyse vectorielle

Pour chaque molécule, indiquer la géométrie, représenter les moments dipolaires de liaison, puis conclure — avec justification — si la molécule est polaire ou apolaire.

1. H_2O ($\mu = 1,85$ D) | 2. CO_2 ($\mu = 0$ D) | 3. NH_3 ($\mu = 1,47$ D)
 4. CCl_4 ($\mu = 0$ D) | 5. CH_2Cl_2 | 6. BF_3

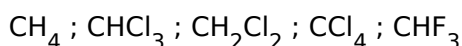
Exercice 9 — Calcul de moment dipolaire

Pour la molécule HCl, on mesure expérimentalement $\mu = 1,03 \text{ D}$ et une distance internucléaire $d(\text{H}-\text{Cl}) = 1,275 \text{ \AA}$.

1. Calculer le moment dipolaire correspondant à une liaison purement ionique.
2. En déduire le pourcentage ionique de la liaison H—Cl.
3. Commenter le résultat au regard de la différence d'électronégativité.

Exercice 10 — Classement par polarité

Classer les molécules suivantes par moment dipolaire croissant, de la plus apolaire à la plus polaire, en justifiant le classement :



Exercice 11 — Classification des liaisons

Pour chacune des substances suivantes, indiquer la nature de la liaison principale (covalente, ionique ou métallique) :

- Diamant (C) | • Sel de table (NaCl) | • Cuivre métallique (Cu)
- Quartz (SiO_2) | • Sulfate de cuivre (CuSO_4) | • Diazote (N_2)

Exercice 12 — Liaisons hydrogène et propriétés physiques

Expliquer pourquoi :

1. l'eau H_2O possède une température d'ébullition anormalement élevée ($100 \text{ }^\circ\text{C}$) comparée à celle de H_2S ($-60 \text{ }^\circ\text{C}$), bien que H_2S soit plus lourd ;
2. l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ est miscible à l'eau, contrairement à l'éthane C_2H_6 ;
3. la double hélice de l'ADN est stabilisée par des liaisons hydrogène entre paires de bases.

Exercice 13 — Synthèse du semestre : la molécule NH_3

Pour la molécule d'ammoniac, retracer l'ensemble du parcours du semestre :

1. Écrire la structure de Lewis.
2. Déterminer la notation AX_nE_m et la géométrie moléculaire.
3. Indiquer si la molécule est polaire ou apolaire, et justifier.
4. Identifier les interactions intermoléculaires présentes dans l'ammoniac liquide.
5. Faire le lien avec les notions des TD précédents : configuration électronique de l'azote, électronégativité, position dans le tableau périodique.