

Lewis et polarité

Exercices de sciences physiques - niveau 1re

Ces 20 exercices couvrent le **schéma de Lewis**, la géométrie des molécules, l'électronégativité et la **polarité**. Numéros atomiques : H 1 ; C 6 ; N 7 ; O 8 ; F 9 ; Na 11 ; Mg 12 ; Cl 17. Électronégativités (Pauling) : H 2,20 ; C 2,55 ; N 3,04 ; O 3,44 ; F 3,98 ; Cl 3,16 ; S 2,58 ; Br 2,96 ; I 2,66. Une liaison est polarisée si $\Delta\chi \geq 0,4$.

Cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices sur le schéma de Lewis et la polarité

Exercice 1 : Vrai ou faux ?

Dire si chaque affirmation est vraie ou fausse, en justifiant.

1. Un doublet non liant appartient à un seul atome.
2. Un atome de carbone forme en général quatre liaisons covalentes.
3. La molécule de CO_2 est polaire parce qu'elle contient des liaisons polarisées.
4. L'électronégativité augmente de gauche à droite dans une période.
5. Dans le schéma de Lewis de l'eau, l'oxygène porte deux doublets liants et deux doublets non liants.

Exercice 2 : Électrons de valence et liaisons

Pour les atomes H ($Z = 1$), C ($Z = 6$), N ($Z = 7$), O ($Z = 8$), F ($Z = 9$) et Cl ($Z = 17$) :

1. Écrire la structure électronique.
2. Donner le nombre d'électrons de valence.
3. En déduire le nombre de liaisons covalentes que chaque atome forme pour respecter le duet ou l'octet.

Exercice 3 : Des ions stables

Justifier la formation des ions Na^+ ($Z = 11$), Mg^{2+} ($Z = 12$), O^{2-} ($Z = 8$) et Cl^- ($Z = 17$) en écrivant la structure électronique de chaque atome et de chaque ion, et en citant le gaz noble dont la structure est atteinte.

Exercice 4 : Molécules diatomiques

Établir le schéma de Lewis de H_2 , Cl_2 , HCl et F_2 en indiquant, pour chacune, le nombre total d'électrons de valence, le nombre de doublets, de doublets liants et de doublets non liants.

Exercice 5 : Eau et ammoniac

Établir le schéma de Lewis de H_2O et de NH_3 en détaillant le décompte des électrons de valence.

Exercice 6 : Le méthanal

Le méthanal (ou formaldéhyde) a pour formule CH_2O , C étant l'atome central.

1. Calculer le nombre total d'électrons de valence et de doublets.
2. Proposer son schéma de Lewis (une liaison double est nécessaire).
3. Vérifier que chaque atome respecte la règle du duet ou de l'octet.

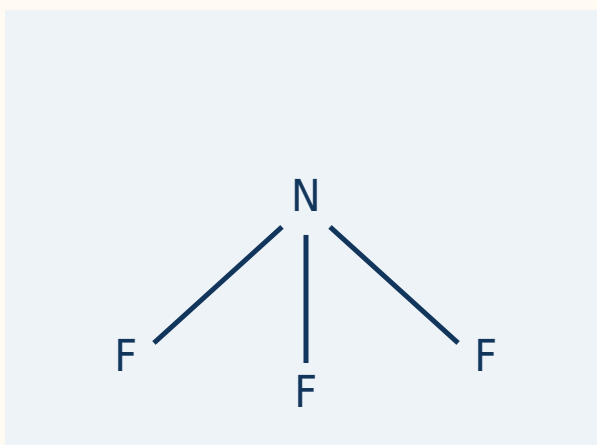
Exercice 7 : Liaisons multiples

Établir le schéma de Lewis de N_2 , de HCN ($H-C-N$) et de C_2H_4 (éthène, chaque C lié à deux H et à l'autre C). Préciser la nature des liaisons (simple, double, triple).

Exercice 8 : Ions polyatomiques

Établir le schéma de Lewis de l'ion ammonium NH_4^+ , de l'ion hydroxyde HO^- et de l'ion oxonium H_3O^+ . Donner la géométrie de NH_4^+ et de H_3O^+ .

Exercice 9 : Compléter un schéma



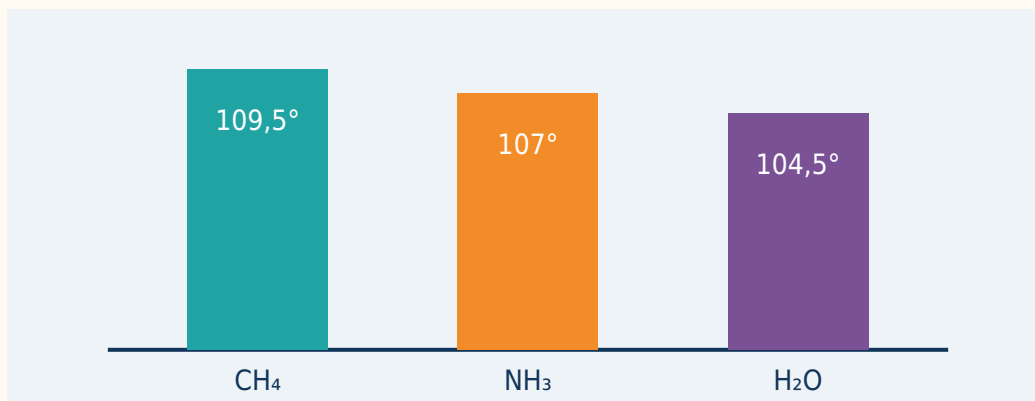
Squelette de la molécule NF_3 : seules les liaisons sont tracées.

1. Calculer le nombre total d'électrons de valence de NF_3 et le nombre de doublets.
2. Combien de doublets non liants faut-il ajouter ? Les placer sur chaque atome.
3. Quelle est la géométrie de la molécule ?

Exercice 10 : Prévoir une géométrie

Pour CH_4 , NH_3 , H_2O , CO_2 et CH_2O , déterminer le nombre de directions de doublets autour de l'atome central, puis donner la géométrie et la valeur approchée de l'angle.

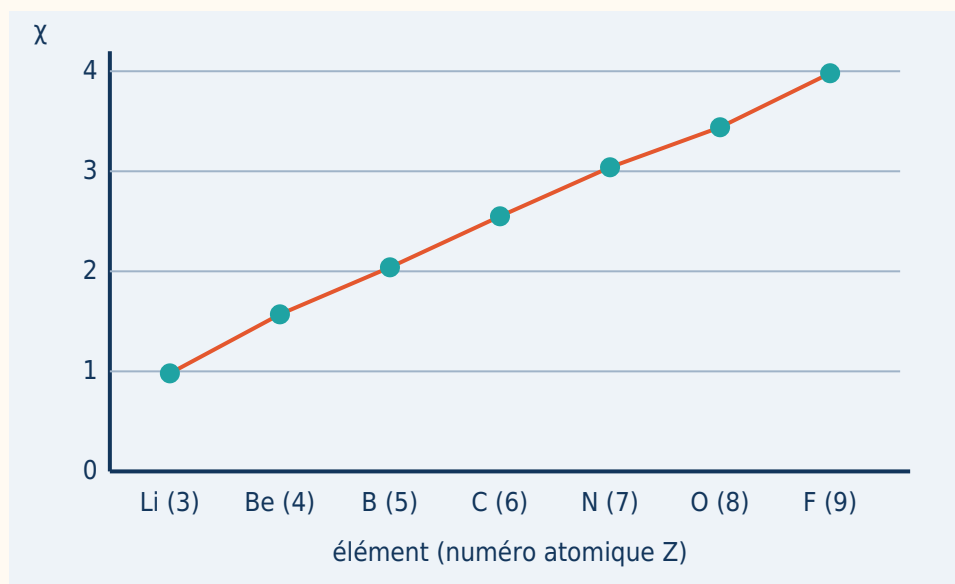
Exercice 11 : Pourquoi $104,5^\circ$?



Angle entre deux liaisons pour trois molécules dont l'atome central porte 4 doublets.

1. Pour chacune des trois molécules, donner le nombre de doublets liants et de doublets non liants de l'atome central.
2. Quelle relation observe-t-on entre le nombre de doublets non liants et l'angle ?
3. Proposer une explication à partir de la répulsion entre doublets.

Exercice 12 : Évolution de l'électronégativité



Électronégativité de Pauling pour la deuxième période.

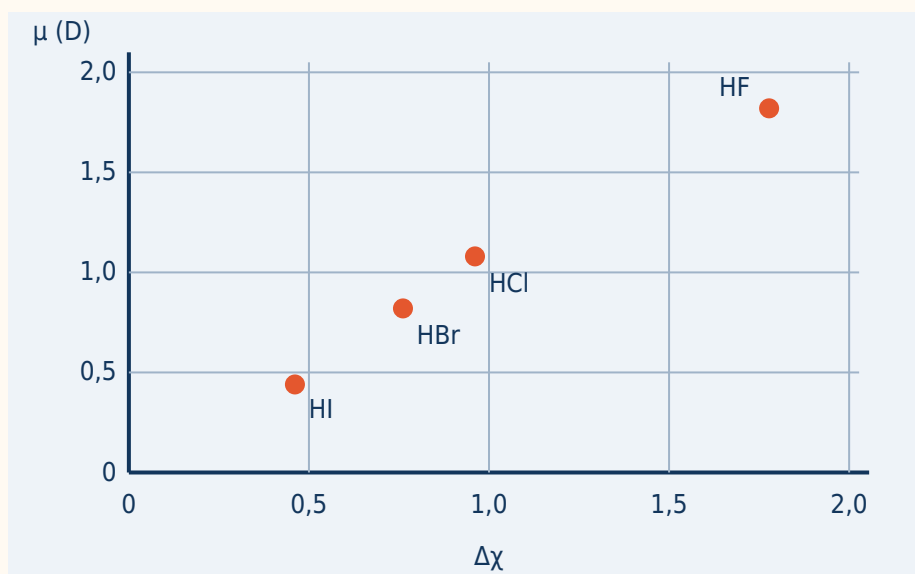
1. Décrire l'évolution de χ de Li à F.
2. Dans la colonne des halogènes, χ vaut 3,98 (F), 3,16 (Cl), 2,96 (Br) et 2,66 (I).
Comment évolue-t-elle quand Z augmente dans la colonne ?
3. Classer par électronégativité croissante N, O, F, Cl et Na ($\chi(\text{Na}) = 0,93$).

Exercice 13 : Liaisons polarisées

Pour chacune des liaisons C-H, O-H, C-O, C-Cl, N-H et C-C :

1. Calculer l'écart d'électronégativité $\Delta\chi$.
2. Dire si la liaison est polarisée.
3. Si elle l'est, indiquer l'atome qui porte δ^- et celui qui porte δ^+ .

Exercice 14 : Moment dipolaire et électronégativité



Moment dipolaire μ (en debye, D) des molécules HX en fonction de l'écart d'électronégativité $\Delta\chi$ entre X et H.

1. Calculer $\Delta\chi$ pour HF, HCl, HBr et HI à l'aide des valeurs de l'énoncé ($\chi(\text{F}) = 3,98$; $\chi(\text{Cl}) = 3,16$; $\chi(\text{Br}) = 2,96$; $\chi(\text{I}) = 2,66$; $\chi(\text{H}) = 2,20$) et vérifier la position des points.
2. Décrire la tendance du graphique.
3. Calculer le rapport $\mu \div \Delta\chi$ pour HF, puis estimer le moment dipolaire d'une liaison H-X fictive telle que $\Delta\chi = 1,2$.

Exercice 15 : Polaire ou apolaire ?

Pour CO_2 , H_2O , CH_4 , NH_3 , CCl_4 , CH_3Cl et HCl, indiquer si la molécule est polaire ou apolaire en justifiant par la géométrie et les liaisons.

Exercice 16 : Le filet d'eau dévié

On approche une règle en plastique frottée d'un mince filet d'eau qui s'écoule d'un robinet : le filet est nettement attiré par la règle. Avec un filet de cyclohexane C_6H_{12} (liquide dont les molécules sont apolaires), le filet n'est pas dévié.

1. Expliquer la déviation du filet d'eau en faisant intervenir la polarité de la molécule.
2. La règle frottée peut être chargée positivement ou négativement : le filet d'eau est attiré dans les deux cas. Pourquoi ?

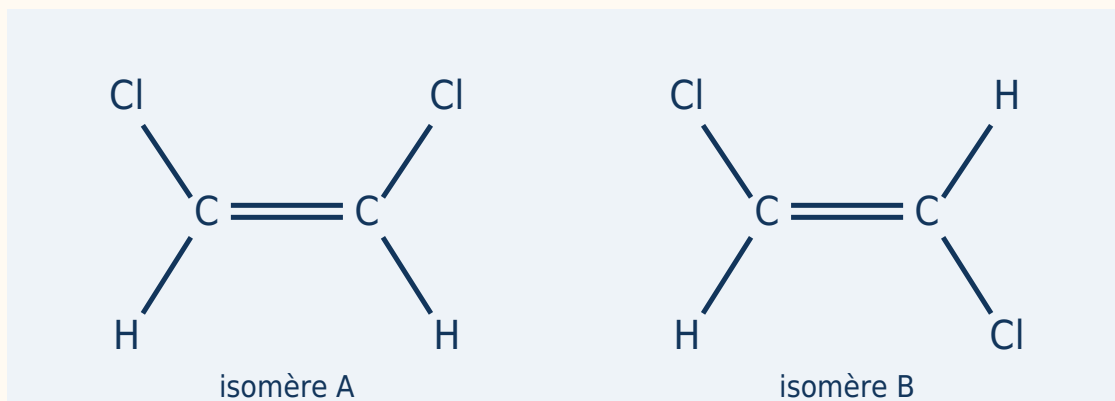
3. Prévoir ce qui se passe pour l'éthanol C_2H_5OH et pour le tétrachlorométhane CCl_4 .

Exercice 17 : Dérivés chlorés du méthane

Considérons CCl_4 , $CHCl_3$ et CH_2Cl_2 .

1. Établir le schéma de Lewis de CH_2Cl_2 .
2. Quelle est la géométrie commune de ces trois molécules ?
3. Lesquelles sont polaires ? Justifier.

Exercice 18 : Deux isomères du dichloroéthène



Les deux isomères de formule $C_2H_2Cl_2$: tous les atomes sont dans le même plan.

1. Calculer le nombre d'électrons de valence de $C_2H_2Cl_2$ et vérifier la cohérence du schéma (doublets liants, doublets non liants).
2. Les moments dipolaires mesurés sont 1,9 D pour l'un des isomères et 0 D pour l'autre. Attribuer chaque valeur à A ou B en justifiant par les vecteurs des liaisons C-Cl.

Exercice 19 : L'éthanol

L'éthanol a pour formule semi-développée CH_3-CH_2-OH .

1. Établir son schéma de Lewis complet.
2. Donner la géométrie autour de chacun des trois atomes C, C et O.
3. Repérer les liaisons polarisées et dire si la molécule est polaire.

Exercice 20 : Problème ouvert — CO_2 et COS

Un élève affirme : « Le dioxyde de carbone $O=C=O$ est apolaire, donc le sulfure de carbonyle $O=C=S$, qui a la même forme, est apolaire aussi. » Discuter cette affirmation en établissant le schéma de Lewis de COS (C central), sa géométrie et la polarité de ses liaisons, avec $\chi(S) = 2,58$ et $\chi(O) = 3,44$.