

Structure des entités

LE PROGRAMME

2. De la structure des entités aux propriétés physiques de la matière

Cette partie poursuit la modélisation microscopique de la matière et illustre la démarche de modélisation consistant à rendre compte de certaines propriétés macroscopiques des espèces chimiques grâce à la structure et aux propriétés des entités à l'échelle microscopique. L'écriture des schémas de Lewis est désormais exigible et conduit à prévoir la géométrie des entités qui, associée au concept d'électronégativité, permet de déterminer leur caractère polaire ou non polaire.

Le constat d'une cohésion à l'échelle macroscopique des liquides et des solides est l'occasion d'introduire, au niveau microscopique, le concept

d'interaction entre entités, notamment l'interaction par pont hydrogène. Les différents types d'interaction sont ensuite réinvestis pour rendre compte d'opérations courantes au laboratoire de chimie : dissolution d'un composé solide ionique ou moléculaire dans un solvant et extraction liquide-liquide d'une espèce chimique.

Notions abordées en seconde

Tableau périodique, analyse de configuration électronique, électrons de valence, stabilité des gaz nobles, ions monoatomiques, modèle de la liaison covalente, lecture de schémas de Lewis de molécules, solution, solutés, solvant, concentration maximale d'un soluté (solubilité).

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
Schéma de Lewis d'une molécule, d'un ion mono ou polyatomique. Lacune électronique.	Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques, à partir du tableau périodique : O ₂ , H ₂ , N ₂ , H ₂ O, CO ₂ , NH ₃ , CH ₄ , HCl, H ⁺ , H ₃ O ⁺ , Na ⁺ , NH ₄ ⁺ , Cl ⁻ , OH ⁻ , O ²⁻ .
Géométrie des entités.	Interpréter la géométrie d'une entité à partir de son schéma de Lewis. <i>Utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels de représentation moléculaire pour visualiser la géométrie d'une entité.</i>
Électronégativité des atomes, évolution dans le tableau périodique. Polarisation d'une liaison covalente, polarité d'une entité moléculaire.	Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes. Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.

POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

p. 62

SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis en classe de 2^{nde} la notion de famille chimique qui confère aux éléments des propriétés chimiques communes.

Dans la situation proposée, il s'agit de rappeler pourquoi les éléments d'une même famille chimique ont des propriétés chimiques communes, et de rappeler quels éléments correspondent à la famille des gaz nobles.

› Exemple de réponse attendue

Les éléments appartenant à une même famille chimique se trouvent sur une même colonne du tableau périodique. Ils ont le même nombre d'électrons de valence, ce qui leur donne des propriétés chimiques communes.

La famille des gaz nobles est celle qui regroupe les éléments de la **dernière colonne du tableau** périodique, c'est donc celle des éléments He, Ne et Ar.

› En classe de 1^{re} spécialité

Dans une approche spiralaire de l'enseignement de la physique-chimie, cette approche sera retravaillée dans l'**activité 1** qui traite du schéma de Lewis. Pour l'établir, il faut se référer au tableau

périodique et comparer le nombre d'électrons de valence de chaque atome à celui du gaz noble le plus proche afin de savoir le nombre de doublets liants et non liants qu'il établira dans une molécule, ou le nombre d'électrons qu'il perdra ou gagnera en se transformant en ion.

SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis depuis le cycle 4 et en classe de 2nde, la notion de configuration électronique, et le fait que celle-ci permet de déterminer le nombre d'électrons de valence, ou la position de l'élément dans le tableau périodique. Elle permet également de déterminer l'ion que cet atome pourra former en perdant ou gagnant le nombre d'électrons qui lui permettra d'acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche. Dans la situation proposée, il s'agit de déterminer le nom et la formule d'ions formés à partir des atomes de fluor et de magnésium.

› Exemple de réponse attendue

L'atome de fluor possède sept électrons de valence. Pour gagner en stabilité chimique, il tend à acquérir la structure électronique du gaz noble néon qui possède huit électrons de valence. Il peut donc gagner un électron et se transformer en **ion fluorure** de formule F^- .

Le magnésium possède deux électrons de valence sur la couche 3. Pour gagner en stabilité chimique, il tend à acquérir la structure électronique du gaz noble néon qui possède huit électrons sur la couche 2. Il peut donc perdre deux électrons et se transformer en **ion magnésium** de formule Mg^{2+} .

› En classe de 1^{re} spécialité

Dans une approche spiralaire de l'enseignement de la physique-chimie, cette approche sera retravaillée dans l'**activité 1** qui traite du schéma de Lewis. Pour l'établir, il faut se référer au tableau périodique et comparer le nombre d'électrons de valence de chaque atome à celui du gaz noble le plus proche afin de savoir le nombre de doublets liants et non liants qu'il établira dans une molécule, ou le nombre d'électrons qu'il perdra ou gagnera en se transformant en ion.

SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis depuis le cycle 4 et en classe de 2nde, la notion de molécule et la lecture des schémas de Lewis avec notamment la notion de doublet liant et non liant. Dans la situation proposée, il s'agit d'analyser le schéma de Lewis de la molécule d'ammoniac pour en déduire la stabilité de l'entité par rapport aux atomes isolés.

› Exemple de réponse attendue

L'atome d'hydrogène qui se trouve dans la première colonne du tableau périodique possède un seul électron de valence. Il tend à acquérir la structure électronique stable de l'hélium qui possède deux électrons de valence. Pour ce faire, il met en commun son électron de valence avec un autre atome, ici, l'azote. Le doublet d'électrons liant devient ainsi partagé entre les deux atomes liés, et l'hydrogène acquiert ainsi une structure électronique stable.

L'atome d'azote se trouve dans la troisième colonne avant les gaz nobles. Il possède cinq électrons de valence et tend à acquérir la structure électronique du gaz noble néon, qui en possède huit. Il met donc trois de ses électrons de valence en commun avec d'autres atomes, ici, avec trois atomes d'hydrogène. Les trois liaisons de valence formées, ou doublets liants, sont partagés entre les atomes liés. L'atome d'azote acquiert ainsi une structure électronique stable.

Les deux électrons de valence restants à l'azote, et non partagés, s'apparient en un doublet non liant autour de l'atome d'azote.

› En classe de 1^{re} spécialité

Dans une approche spiralaire de l'enseignement de la physique-chimie, cette approche sera retravaillée dans l'**activité 1** qui traite du schéma de Lewis. Les élèves y apprennent à établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions. Elle sera réinvestie dans l'**activité 2** qui traite de la géométrie des entités, où on voit que la géométrie d'une molécule dépend directement de son schéma de Lewis.

Cette notion sera également réinvestie dans l'**activité 3** qui traite de l'électronégativité et de la polarisation des liaisons. On y apprend que la liaison covalente n'est pas toujours équitablement répartie entre les atomes liés.

ACTIVITÉS

p. 64 ■ **ACTIVITÉ 1**

Schéma de Lewis

Commentaires pédagogiques

Les élèves ont appris en classe de 2nde à déterminer le nombre d'électrons de valence d'un atome, ainsi que la charge d'ions monoatomiques courants, à partir du tableau périodique. Ils ont également appris à décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule faisant intervenir des doublets liants et non liants, pour justifier la stabilisation de cette entité par rapport aux atomes isolés.

Cette activité permet d'apprendre à établir le schéma de Lewis de molécules ou d'ions mono ou

polyatomiques à partir du tableau périodique. On y réinvestit la notion de doublets liants et non liants, de charge électrique, et on y découvre la notion de lacune électronique.

■ Animation

(→ disponible par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

► Atomes, ions et molécules

■ p. 64

Animation permettant de visualiser la manière dont un atome peut gagner en stabilité en se liant à d'autres atomes au sein d'un édifice moléculaire, ou en se transformant en ion.

► Exploitation et analyse

1. a. L'atome d'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a un seul électron de valence.

L'atome d'oxygène se trouve dans la deuxième colonne avant celle des gaz nobles, il possède six électrons de valence.

L'atome d'aluminium se trouve dans la cinquième colonne avant celle des gaz nobles, il possède trois électrons de valence.

L'atome de chlore se trouve dans l'avant dernière colonne du tableau périodique, il possède sept électrons de valence.

b. Il manque à l'oxygène deux électrons remplir sa couche 2, il peut donc gagner deux électrons et devenir O^{2-} , ou bien participer à deux liaisons covalentes en mettant en commun deux de ses électrons de valence (structure électronique du gaz noble néon dans les deux cas).

Le chlore a sept électrons de valence, il peut gagner un électron et devenir Cl^- , ou mettre un de ses électrons de valence en commun dans une liaison covalente (structure du gaz noble argon dans les deux cas).

c. Cl^- : L'atome de chlore possède sept électrons de valence. Afin d'acquiescer la structure stable d'un gaz noble, il peut gagner un électron, et devenir l'ion Cl^- qui possède huit électrons de valence. Cet ion présente donc un excès de un électron par rapport à l'atome. Ces huit électrons se regroupent par deux pour former quatre doublets non liants représentés par des tirets autour du symbole de l'élément. La charge de l'ion (une charge négative) est écrite sur le schéma de Lewis.

H_3O^+ : L'atome d'hydrogène possède un électron de valence. L'atome d'oxygène possède six électrons de valence. Dans l'ion H_3O^+ , l'oxygène met en commun un électron avec chacun des trois atomes d'hydrogène pour former trois liaisons covalentes. Chaque atome d'hydrogène est donc entouré de deux électrons et possède la structure stable de l'hélium.

D'après le schéma de Lewis, l'oxygène est entouré de huit électrons, et a la structure stable du néon.

Un des doublets non liants de l'oxygène s'est transformé ici en doublet liant. L'élément oxygène présente donc un défaut d'un électron par rapport à sa structure neutre, il porte donc une charge positive, celle de l'ion oxonium.

$AlCl_3$: Dans cette molécule, chaque atome de chlore participe à une liaison covalente, ils sont chacun entourés de huit électrons, ils ont toutes leurs couches électroniques remplies, et acquiescent ainsi la structure stable de l'argon.

L'atome d'aluminium possède trois électrons de valence. Dans cette molécule, l'aluminium met en commun chacun de ses trois électrons de valence dans une liaison covalente. L'aluminium est donc entouré de six électrons. Sa couche électronique 3 n'est pas remplie, il présente donc une lacune électronique représentée par un rectangle vide.

2. a. HCl : l'atome d'hydrogène forme une liaison covalente. L'atome de chlore possède sept électrons de valence (cf. 1. a.), il peut former une liaison covalente en mettant en commun un de ses électrons de valence. Il lui reste alors six électrons non partagés, qui s'apparient en trois doublets non liants.



b. H^+ : l'ion hydrogène ne possède aucun électron. Il présente une charge positive. Il présente une lacune électronique : sa couche électronique 1 pouvant contenir deux électrons est vide.



c. HO^- : l'hydrogène forme une liaison covalente. L'oxygène met en commun un de ses six électrons de valence en commun dans cette liaison. L'oxygène porte une charge négative, il possède donc un électron en plus que dans le cas neutre. Il est donc entouré de sept électrons au lieu de 6. Il participe donc à une liaison covalente et est entouré de six électrons qui s'apparient en trois doublets non liants.



► Synthèse

3. Molécules

À partir de la position des atomes dans le tableau périodique, on détermine le nombre de liaisons covalentes à établir pour acquiescer la structure stable du gaz noble le plus proche. Celles-ci sont établies en mettant en commun certains des électrons de valence. Les électrons de valence restants éventuels s'apparient en doublets non liants.

Ions monoatomiques

À partir de la position des atomes dans le tableau périodique, on détermine le nombre d'électrons à gagner ou à perdre pour atteindre la structure stable du gaz noble le plus proche. On comptabilise les électrons de valence et on répartit les doublets non liants ou les lacunes électroniques le cas échéant. La charge de l'ion est inscrite, cerclée, à côté du symbole de l'élément.

Ions polyatomiques

On raisonne de la même manière que pour les molécules, puis on répartit les liaisons covalentes nécessaires pour former l'entité. On répartit ensuite les doublets non liants éventuels. On compare au nombre de doublets liants et non liants établis par l'atome quand il est neutre, et on détermine ainsi la charge éventuelle de l'élément dans la structure.

p. 65 ■ **ACTIVITÉ 2**

Géométrie des molécules

Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Les élèves ont appris au travers de l'activité 1 à établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques faisant intervenir des doublets non liants et/ou des lacunes électroniques. L'élève a tendance à penser que les atomes se disposent dans l'espace comme dans le schéma de Lewis.

Cette activité permet d'aborder la géométrie des entités, et plus particulièrement ici, de molécules simples, mettant en jeu quatre doublets d'électrons autour d'un atome central.

L'élève est invité en fin d'activité à vérifier les réponses proposées en utilisant un logiciel de représentation moléculaire ou une application pour smartphone. On peut également faire travailler les élèves avec des modèles moléculaires solides pour une visualisation plus concrète.

■ Animation

(→ disponible par l'application *Bordas Flashpage*, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

► Loi de Coulomb

■ p. 65

Animation permettant de visualiser l'effet de différents paramètres sur l'interaction entre charges électriques : signe des charges, valeur des charges, distance entre les charges. L'intérêt de cette animation est de faire prendre conscience à l'élève que les doublets d'électrons, tous chargés négativement, se repoussent.

► Pistes de résolution

1. Avec la pâte à modeler et les pics en bois, l'élève établit ce qu'il pense être la représentation spatiale du méthane, de l'ammoniac, et de l'eau.
2. La loi de Coulomb précise la loi de répulsion électrique entre entités chargées de même signe ou de signes contraires. Or, les doublets d'électrons sont tous chargés négativement. Il y a donc répulsion électrique entre tous les doublets d'une molécule.
3. a. Les ballons de baudruche occupent un grand volume dans l'espace. En les attachant les uns aux autres, ils se repoussent au maximum pour trouver leur place. Il en est de même pour les doublets d'électrons d'une molécule.
b. En attachant quatre ballons de baudruche, on visualise la répartition spatiale des doublets d'électrons dans une molécule possédant un atome central entouré de quatre doublets, liants ou non liants. Les quatre doublets d'électrons s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome central occupe le centre.
c. L'élève revient sur les représentations proposées en 1., et les corrige le cas échéant.
4. Le logiciel de représentation moléculaire permet de visualiser la position des doublets liants autour de l'atome central et de vérifier les représentations proposées.

Le méthane	L'ammoniac	L'eau
		

► Conclusion

5. La molécule de méthane a une forme tétraédrique. La molécule d'ammoniac est pyramidale. La molécule d'eau est coudée.

p. 66 ■ **ACTIVITÉ 3**

Polarisation d'une liaison covalente

Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Les élèves ont appris en classe de 2^{nde} qu'une liaison covalente résulte de la mise en commun de deux électrons par deux atomes.

Cette activité vise à faire prendre conscience que les atomes ne sont pas tous équivalents vis-à-vis des électrons d'une liaison covalente.

On y présente la notion d'électronégativité, de polarisation d'une liaison covalente, de liaison polaire ou apolaire, et de charges partielles.

■ Animation

(→ disponible par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

► Tableau périodique des éléments

■ p. 65

Animation présentant un tableau périodique interactif, donnant, entre autres, la valeur de l'électronégativité des atomes.

► Exploitation et analyse

1. a. L'électronégativité augmente quand on se déplace sur une même ligne vers la droite et dans une même colonne vers le haut.

b. Les halogènes ont leur couche de valence presque remplie, il ne leur manque qu'un électron pour acquérir la structure électronique du gaz noble qui les suit. Ils ont donc une grande tendance à attirer cet électron qui leur manque. Les alcalins, eux, n'ont qu'un seul électron sur leur couche de valence, ils auront plutôt tendance à perdre cet électron pour acquérir la structure électronique du gaz noble qui les précède. Ils ont donc une très faible tendance à attirer les électrons.

c. Les gaz nobles hélium, néon et argon ont leur couche de valence pleine. Ils n'attirent pas du tout les électrons et n'ont donc pas de valeur d'électronégativité.

2. a. La différence entre les valeurs d'électronégativité des atomes C et H est de $2,55 - 2,20 = 0,35$.

La différence entre les valeurs d'électronégativité des atomes C et N est de $3,04 - 2,55 = 0,49$.

La limite entre les liaisons polaires et les liaisons apolaires se situe donc entre ces deux valeurs.

Si la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés est inférieure à 0,4, la liaison est apolaire, et si cette différence est supérieure à 0,4, la liaison est polaire.

b. Les liaisons C—C et C—H sont apolaires car la différence d'électronégativité entre les deux atomes est inférieure à 0,4. Donc le nuage électronique de la liaison covalente est équitablement réparti entre les deux atomes de la liaison.

Pour la liaison C—O, la différence entre les électronégativités des deux atomes liés est $3,44 - 2,55 = 0,89 > 0,4$. Cette liaison est donc polaire, avec l'atome d'oxygène plus électronégatif que l'atome de carbone.

Pour la liaison C—Mg, la différence entre les électronégativités des deux atomes liés est $2,55 - 1,31 = 1,24 > 0,4$. Cette liaison est donc polaire, avec l'atome de carbone plus électronégatif que l'atome de magnésium.

c. Les liaisons C—C et C—H sont apolaires, il n'y a donc pas de charges partielles. On les représente ainsi :



Dans la liaison C—O, l'atome d'oxygène est plus électronégatif que l'atome de carbone, l'atome d'oxygène porte une charge partielle négative δ^- et l'atome de carbone porte une charge partielle positive δ^+ .



Dans la liaison C—Mg, l'atome de carbone est plus électronégatif que l'atome de magnésium, l'atome de carbone porte une charge partielle négative δ^- et l'atome de magnésium porte une charge partielle positive δ^+ .



► Synthèse

3. Une liaison polaire est une liaison covalente entre deux atomes d'électronégativités suffisamment différentes. La liaison sera considérée comme polaire si la différence entre les électronégativités des deux atomes liés est supérieure à 0,4. Le nuage électronique de la liaison covalente est alors délocalisé vers l'atome le plus électronégatif. L'atome le plus électronégatif porte une charge partielle négative notée δ^- , et l'autre porte une charge partielle δ^+ . Ces charges partielles sont représentées sur le schéma de la liaison covalente, à côté des atomes concernés.

p. 67 ■ ACTIVITÉ 4

Polarité des molécules

Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

Les élèves ont appris au travers de l'activité 2 comment établir la géométrie d'une molécule. Ils ont vu dans l'activité 3 que la répartition des électrons d'une liaison covalente n'est pas toujours équitable, qu'une liaison covalente peut être polaire et faire apparaître des charges partielles sur les atomes liés.

Cette activité permet de réinvestir ces deux notions de géométrie des molécules et de polarité des liaisons de manière conjuguée, en étudiant la polarité des liaisons présentes dans une entité moléculaire et de conclure quant à la polarité d'une molécule. On y introduit la notion de barycentre des charges partielles.

L'élève est invité à utiliser des modèles moléculaires solides afin de visualiser la localisation des barycentres des charges partielles positives et négatives sur une représentation 3D des molécules. On peut également utiliser un logiciel de représentation moléculaire ou une application pour smartphone pour les élèves un peu plus à l'aise avec la

visualisation en 3D et n'ayant pas besoin de modèle matériel.

Nota : dans cette activité, le dichlorométhane est présenté comme une molécule polaire car les barycentres des charges partielles positives et négatives ne coïncident pas. En pratique, le dichlorométhane, très peu polaire, est utilisé comme solvant apolaire.

›Coups de pouce

1. Comment qualifier les liaisons C—H ; C—Cl ; C—O ; O—H ? Justifier.

2. Indiquer les charges partielles éventuelles sur les liaisons précédentes.

3. En vous aidant des modèles moléculaires, que dire, le cas échéant, de la position des barycentres des charges partielles positives et négatives dans les molécules de formule CH_4 , CO_2 , CCl_4 , CH_2Cl_2 , CH_2O et H_2O ?

›Réponses aux coups de pouce

1. Avec les valeurs données dans le doc. 2, on calcule la différence d'électronégativité entre les différents atomes pour les liaisons décrites ci-dessous. C—H : $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$. Cette liaison est donc apolaire.

C—Cl : $\Delta\chi = 3,16 - 2,55 = 0,61 > 0,4$. Cette liaison est donc polaire.

C—O : $\Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89 > 0,4$. Cette liaison est donc polaire.

O—H : $\Delta\chi = 3,44 - 2,20 = 1,24 > 0,4$. Cette liaison est donc polaire.

2. Dans la liaison C—Cl, l'atome de chlore est plus électronégatif que l'atome de carbone, donc Cl porte une charge partielle δ^- et C, une charge partielle δ^+ .

Dans la liaison C—O, c'est O qui porte une charge partielle δ^- , et C qui porte une charge partielle δ^+ .

Dans la liaison O—H, c'est O qui porte une charge partielle δ^- , et H qui porte une charge partielle δ^+ .

3. Dans la molécule de formule CH_4 , toutes les liaisons sont apolaires. Cette molécule est apolaire.

Dans la molécule de formule CO_2 , les deux liaisons doubles sont polaires, chaque atome d'oxygène porte une charge partielle δ^- , et l'atome de carbone porte donc une charge partielle $2\delta^+$. Or, cette molécule est linéaire, donc les barycentres des charges partielles positives et négatives sont confondus au niveau de l'atome de carbone. Cette molécule est apolaire.

Dans la molécule de formule CCl_4 , les quatre liaisons C—Cl sont polaires, chaque atome de chlore porte une charge partielle δ^- , et l'atome de carbone porte donc une charge partielle $4\delta^+$. Or, cette molécule forme un tétraèdre dont l'atome de carbone

occupe le centre. Les barycentres des charges partielles négatives et des charges partielles positives sont donc confondus au niveau de l'atome de carbone. Cette molécule est apolaire.

Dans la molécule de formule CH_2Cl_2 , les deux liaisons C—H sont apolaires, et les deux liaisons C—Cl sont polaires, chaque atome de chlore portant une charge partielle δ^- , et l'atome de carbone portant donc une charge partielle $2\delta^+$. Cette molécule est tétraédrique et le barycentre des charges partielles négatives ne coïncide pas avec le barycentre des charges partielles positives. Cette molécule est polaire.

Remarque : dans cette molécule, les deux barycentres sont très peu décalés (la liaison C—Cl étant peu polaire) et le moment dipolaire résultant est très faible. Cette molécule est donc très peu polaire. En pratique, on l'utilise comme solvant apolaire.

Dans la molécule de formule CH_2O , toutes les liaisons C—H sont apolaires, et la liaison C=O est polaire, l'atome d'oxygène porte une charge partielle δ^- , et l'atome de carbone porte une charge partielle δ^+ . C'est la seule liaison polaire de la molécule, les barycentres des charges partielles négatives et positives ne coïncident pas. Cette molécule est polaire.

Dans la molécule de formule H_2O , les deux liaisons O—H sont polaires, les atomes d'hydrogène portent une charge partielle δ^+ et l'atome d'oxygène porte donc une charge partielle $2\delta^-$. Cette molécule est coudée, et le barycentre des charges partielles positives ne coïncide pas avec le barycentre des charges partielles négatives. Cette molécule est polaire.

›Réponse à la problématique

On constate que les molécules constituées uniquement de liaisons apolaires, ou dont les barycentres des charges partielles positives et négatives coïncident, sont apolaires (molécules de formule CH_4 , CO_2 et CCl_4).

Les molécules dont les barycentres des charges partielles positives et négatives ne coïncident pas sont polaires (molécules de formule CH_2Cl_2 , CH_2O et H_2O).

Une molécule est donc polaire si elle est constituée de liaisons polaires (mettant en jeu des atomes d'électronégativités suffisamment différentes) et si le barycentre des charges partielles négatives ne coïncide pas avec le barycentre des charges partielles positives. Si la molécule est constituée de liaisons toutes apolaires ou si la forme de la molécule est telle que le barycentre des charges partielles positives coïncide avec le barycentre des charges partielles négatives, alors la molécule est apolaire.

EXERCICES

Vérifier l'essentiel

■ p. 72

- 1 A. 2 A et C. 3 C.
 4 C. 5 B et C. 6 B.
 7 B. 8 A. 9 A et C.

Acquérir les notions

> Schéma de Lewis

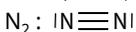
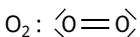
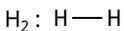
■ p. 73

10 1. a. L'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. Il lui manque un électron pour acquérir la structure de l'hélium qui possède deux électrons de valence. Il établit donc une liaison covalente.

L'oxygène, qui se trouve deux colonnes avant celle des gaz nobles a six électrons de valence, il lui en manque deux pour atteindre la structure stable du néon qui en possède huit. Il établit donc deux liaisons covalentes. Il lui reste alors quatre électrons de valence non engagés dans des liaisons, qui s'apparient en deux doublets non liants.

L'azote, qui se trouve trois colonnes avant celle des gaz nobles a cinq électrons de valence. Il lui en manque trois pour atteindre la structure stable du néon. Il établit donc trois liaisons covalentes, et il lui reste alors deux électrons de valence non engagés dans des liaisons, qui s'apparient en un doublet non liant.

b. On établit donc les schémas de Lewis.

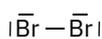


c. Dans H_2 , il y a une liaison simple, dans O_2 , une liaison double, et dans N_2 , une liaison triple.

2. a. Le chlore se trouve dans l'avant dernière colonne du tableau périodique. Il possède donc sept électrons de valence. Il lui manque un électron pour acquérir la structure stable de l'argon qui possède huit électrons de valence, il forme donc une liaison covalente, et il lui reste six électrons non engagés dans des liaisons, qui s'apparient en trois doublets non liants. Le schéma de Lewis de Cl_2 est donc :



b. Dans la classification périodique, le brome se situe dans la même colonne que le chlore. Ces deux atomes ont donc le même nombre d'électrons de valence. La représentation de Lewis du dibrome est donc analogue à celle du dichlore :



11 1. L'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'hélium qui possède deux électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente.

Le carbone, l'oxygène et l'azote se trouvent tous trois sur la deuxième ligne du tableau périodique, ils tendent à acquérir la structure du néon qui comporte huit électrons de valence.

Le carbone, qui se trouve quatre colonnes avant celle des gaz nobles, a quatre électrons de valence, il forme donc quatre liaisons covalentes, et n'est entouré d'aucun doublet non liant.

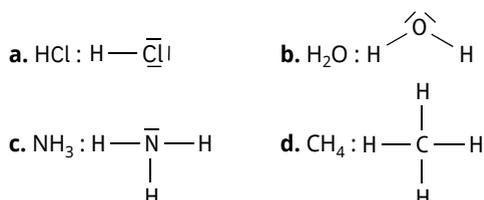
L'oxygène, qui se trouve deux colonnes avant celle des gaz nobles, a six électrons de valence, il forme donc deux liaisons covalentes, et est entouré de deux doublets non liants (les quatre électrons de valence restants qui s'apparient en deux doublets). L'azote, qui se trouve trois colonnes avant celle des gaz nobles, a cinq électrons de valence, il forme donc trois liaisons covalentes, et est entouré d'un doublet non liant (les deux électrons de valence restants qui s'apparient en un doublet).

Le chlore, qui est dans l'avant-dernière colonne, possède sept électrons de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'argon qui possède huit électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente, et est entouré de trois doublets non liants (les six électrons de valence restants qui s'apparient en trois doublets).

On peut regrouper les résultats dans le tableau ci-dessous :

Atome	Doublets	
	liants	non liants
H	1	0
C	4	0
O	2	2
N	3	1
Cl	1	3

2. On établit les schémas de Lewis :



12 1. L'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'hélium qui possède deux électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente.

Le carbone, l'oxygène et l'azote se trouvent tous trois sur la deuxième ligne du tableau périodique, ils tendent à acquérir la structure du néon qui comporte huit électrons de valence.

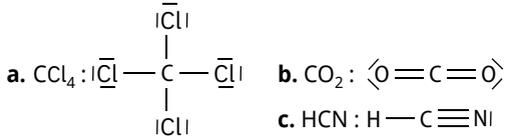
Le carbone, qui se trouve quatre colonnes avant celle des gaz nobles, a quatre électrons de valence, il forme donc quatre liaisons covalentes, et n'est entouré d'aucun doublet non liant.

L'oxygène, qui se trouve deux colonnes avant celle des gaz nobles, a six électrons de valence, il forme donc deux liaisons covalentes, et est entouré de deux doublets non liants (les quatre électrons de valence restants qui s'apparient en deux doublets).

L'azote, qui se trouve trois colonnes avant celle des gaz nobles, a cinq électrons de valence, il forme donc trois liaisons covalentes, et est entouré d'un doublet non liant (les deux électrons de valence restants qui s'apparient en un doublet).

Le chlore, qui est dans l'avant-dernière colonne, possède sept électrons de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'argon qui possède huit électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente, et est entouré de trois doublets non liants (les six électrons de valence restants qui s'apparient en trois doublets).

2. On détermine donc les schémas de Lewis :



3. Dans CCl_4 , le carbone est entouré de quatre liaisons simples. Dans CO_2 , le carbone est entouré de deux liaisons doubles. Dans HCN , le carbone est entouré d'une liaison simple, et d'une liaison triple.

13 1. a. L'atome d'hydrogène se trouve sur la première ligne du tableau périodique. La seule couche électronique existante est la couche 1 qui comporte au maximum deux électrons.

b. L'atome d'hydrogène se trouve dans la première colonne, il possède un seul électron de valence. L'ion hydrogène ne possède donc aucun électron. La couche 1 de l'hydrogène est vide. Cet ion aura donc une lacune électronique.

c. Le schéma de Lewis de l'ion hydrogène est donc : H^{\oplus} .

2. a. L'atome de sodium est sur la troisième ligne du tableau périodique. Les couches occupées pour cet atome sont les couches 1, 2 et 3.

b. L'atome de sodium se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. L'ion sodium Na^+ ne possède donc aucun électron sur la couche 3. Or cette couche peut comporter jusqu'à huit électrons. Cet ion comportera donc quatre lacunes électroniques.

c. Le schéma de Lewis de l'ion sodium est donc :



14 1. a. L'atome de chlore, qui est dans l'avant-dernière colonne du tableau périodique, possède sept électrons de valence. L'ion chlorure Cl^- possède donc huit électrons de valence, un de plus que l'atome de chlore. Ces huit électrons s'apparient en quatre doublets non liants. L'ion Cl^- possède une charge négative.



b. L'atome d'oxygène se trouve deux colonnes avant celle des gaz nobles. Il possède donc six électrons de valence. L'ion oxygène possède donc huit électrons de valence, deux de plus que l'atome d'oxygène. Ces huit électrons s'apparient en quatre doublets non liants. L'ion O^{2-} possède deux charges négatives.



2. Le brome est dans la même colonne que le chlore dans le tableau périodique. Il a donc le même nombre d'électrons de valence et l'ion bromure a le même schéma de Lewis que l'ion chlorure.



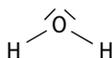
Le soufre est dans la même colonne du tableau périodique que l'oxygène. L'ion sulfure aura donc, pour les mêmes raisons qu'évoquées précédemment, le même schéma de Lewis que l'ion oxygène.



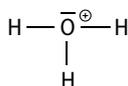
15 1. L'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. Il lui manque un électron pour acquérir la structure stable de l'hélium. Il forme donc une liaison covalente.

L'atome d'oxygène se trouve deux colonnes avant celle des gaz nobles. Il possède donc six électrons de valence. Il lui manque deux électrons pour acquérir la structure stable du néon. Il forme donc deux liaisons covalentes, et il lui reste 4 électrons non engagés dans des liaisons, qui s'apparient en deux doublets non liants.

Le schéma de la molécule d'eau est donc :



2. a. Dans l'ion oxonium, un des doublets non liants de l'oxygène devient un doublet liant entre l'oxygène et un atome d'hydrogène. L'oxygène porte donc une charge positive, celle de l'ion H_3O^+ . Le schéma de la molécule de l'ion oxonium est donc :



b. Dans l'ion hydroxyde, un des doublets liants de l'oxygène devient non liant, l'oxygène devient donc porteur d'une charge négative, celle de l'ion HO^- . Le schéma de la molécule de l'ion hydroxyde est donc :



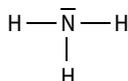
16 1. L'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'hélium qui possède deux électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente.

L'azote, qui se trouve trois colonnes avant celle des gaz nobles, a cinq électrons de valence, il forme donc trois liaisons covalentes, et est entouré d'un doublet non liant (les deux électrons de valence restants qui s'apparient en un doublet).

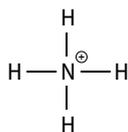
Le schéma de Lewis du diazote est donc :



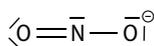
Le schéma de Lewis de l'ammoniac est donc :



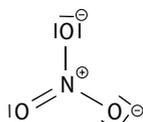
2. Le schéma de Lewis de l'ion ammonium est :



Le schéma de Lewis de l'ion nitrite est :



Le schéma de Lewis de l'ion nitrate est :



Dans l'ion ammonium, un des doublets non liants de l'atome d'azote devient un doublet liant entre

l'azote et un atome d'hydrogène. L'élément azote porte donc une charge positive, celle de l'ion NH_4^+ .

Dans l'ion nitrite, un des doublets liants de l'atome d'oxygène devient non liant. L'oxygène devient donc porteur d'une charge négative, celle de l'ion nitrite.

Dans l'ion nitrate, deux des atomes d'oxygène voient un de leurs doublets liants transformés en doublet non liant. Ces deux atomes d'oxygène deviennent porteurs d'une charge négative. Le doublet non liant de l'atome d'azote devient un doublet liant. L'azote porte donc une charge positive. Au total, l'ion porte une charge négative.

› Géométrie des entités

17 La molécule de méthane a une forme tétraédrique.

La molécule d'ammoniac a une forme pyramidale.

La molécule d'eau est plane et coudée.

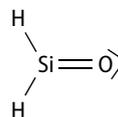
La molécule de dioxyde de carbone est plane et linéaire.

La molécule de méthanal est plane et triangulaire.

18 1. D'après les différentes vues de la molécule, on peut dire qu'elle est plane et triangulaire.

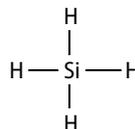
2. Le silicium se trouve sous le carbone dans le tableau périodique. Comme l'atome de carbone, le silicium établit donc quatre liaisons covalentes. L'atome d'oxygène participe à deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants. L'atome d'hydrogène participe à une liaison covalente.

Le schéma de Lewis de la molécule de formule SiH_2O est donc :



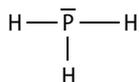
Dans cette molécule, il y a trois liaisons, une double et deux simples. Ces liaisons s'éloignent au maximum les unes des autres. La molécule est donc plane triangulaire.

19 1. a. Le silicium est sous le carbone dans le tableau périodique. Comme l'atome de carbone, le silicium établit donc quatre liaisons covalentes. Le schéma de Lewis de la molécule de silane est donc :

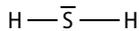


b. Le phosphore est sous l'azote dans le tableau périodique. Comme l'atome d'azote, le phosphore établit donc trois liaisons covalentes et est entouré

d'un doublet non liant. Le schéma de Lewis de la molécule de phosphane est donc :



c. Le soufre est sous l'oxygène dans le tableau périodique. Comme l'atome d'oxygène, le silicium établit donc deux liaisons covalentes et est entouré de deux doublets non liants. Le schéma de Lewis de la molécule de sulfure d'hydrogène est donc :



2. a. Dans ces trois molécules, quand on compte les liaisons simples et les doublets non liants, il y en a quatre au total. Les doublets s'éloignent au maximum les uns des autres et s'orientent donc vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome de silicium (respectivement l'atome de phosphore et l'atome de soufre) occupe le centre.

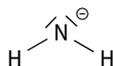
b. La molécule de silane a donc une forme tétraédrique, la molécule de phosphane est pyramidale et la molécule de sulfure d'hydrogène est coudée.

3. À l'aide d'un logiciel de représentation moléculaire, on visualise ces trois molécules.

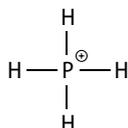


20 1. D'après la représentation des ions, on voit que l'ion NH_2^- est coudé, l'ion PH_4^+ est tétraédrique et l'ion CH_3^- est pyramidal.

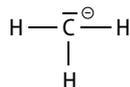
2. Dans l'ion NH_2^- , la charge négative est portée par l'élément azote dont un des doublets liants s'est transformé en doublet non liant. Le schéma de Lewis de cet ion est :



Dans l'ion PH_4^+ , la charge positive est portée par l'élément phosphore dont un des doublets non liants s'est transformé en doublet liant. Le schéma de Lewis de cet ion est :



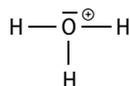
Dans l'ion CH_3^- , la charge négative est portée par l'élément carbone dont un des doublets liants s'est transformé en doublet non liant. Le schéma de Lewis de cet ion est :



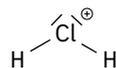
Dans ces trois entités, quand on comptabilise les liaisons et les doublets non liants, il y en a quatre au total. Les doublets, liants et non liants, s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre.

L'ion PH_4^+ a donc une forme tétraédrique, l'ion CH_3^- a une forme pyramidale et l'ion NH_2^- est plan et coudé.

21 1. a. L'atome d'oxygène participe à deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants. Dans l'ion H_3O^+ , la charge positive est portée par l'élément oxygène dont l'un des doublets non liants s'est transformé en doublet liant. Le schéma de Lewis de cet ion est :



b. L'atome de chlore participe à une liaison covalente et possède trois doublets non liants. Dans l'ion ClH_2^+ , la charge positive est portée par l'élément chlore dont l'un des doublets non liants s'est transformé en doublet liant. Le schéma de Lewis de cet ion est :



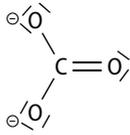
2. a. Dans ces deux entités, les liaisons et doublets non liants sont au nombre de quatre. Les doublets d'électrons s'éloignent au maximum les uns des autres s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre.

b. L'ion H_3O^+ a donc une forme pyramidale. L'ion ClH_2^+ a une forme plane coudée.

3. On vérifie ces réponses avec un logiciel de représentation moléculaire :



22 1. L'atome de carbone participe à quatre liaisons covalentes. L'atome d'oxygène participe à deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants. Un des doublets liants de l'oxygène peut se transformer en doublet non liant auquel cas l'élément oxygène porte une charge négative. Ce phénomène se produit avec deux des trois éléments oxygène de cette entité, ce qui confère une charge « 2^- » à cet ion. Le schéma de Lewis de l'ion carbonate est :



2. Cet ion comporte trois liaisons, une double et deux simples. Ces liaisons s'éloignent au maximum ce qui donne à l'ion une forme plane et triangulaire.

3. On vérifie cette réponse avec un logiciel de représentation moléculaire :



> Polarité des molécules

23 1. L'électronégativité est une valeur traduisant la tendance d'un atome à attirer les électrons.

2. L'électronégativité augmente quand on se déplace de bas en haut dans une colonne, et de gauche à droite, sur une ligne.

3. L'élément le plus électronégatif est le fluor, qui se situe en haut à droite du tableau périodique.

24 1. a. La liaison C—C est apolaire car les deux atomes liés sont identiques.

b. La différence d'électronégativité entre les deux atomes liés vaut $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35$.

$\Delta\chi < 0,4$, donc la liaison C—H est apolaire.

c. On calcule la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés : $\Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89$.

Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$. Donc la liaison C—O est polaire.

d. On calcule la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés : $\Delta\chi = 3,16 - 2,55 = 0,61$.

Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$. Donc la liaison C—Cl est polaire.

e. On calcule la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés : $\Delta\chi = 3,04 - 2,55 = 0,49$.

Ainsi, $\Delta\chi$ est légèrement supérieur à 0,4. Donc la liaison C—N est légèrement polaire.

f. On calcule la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés : $\Delta\chi = 3,16 - 2,20 = 0,96$.

Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$. Donc la liaison H—Cl est polaire.

2. • Dans la liaison C—O, O est plus électronégatif que C, O porte la charge partielle δ^- .



• Dans la liaison C—Cl, Cl est plus électronégatif que C, Cl porte la charge partielle δ^- .



• Dans la liaison C—N, N est plus électronégatif que C, N porte la charge partielle δ^- .



• Dans la liaison H—Cl, Cl est plus électronégatif que H, Cl porte la charge partielle δ^- .



25 1. • Dans la molécule O_2 , les deux atomes liés sont identiques, la liaison O—O est donc apolaire et la molécule O_2 est apolaire.

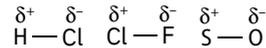
• Dans la molécule HCl, la liaison entre les deux atomes est polaire. En effet, on calcule la différence d'électronégativité $\Delta\chi = 3,16 - 2,20 = 0,96$ et $0,4 < 0,96 < 1,7$. Cl étant plus électronégatif que H, Cl porte une charge partielle δ^- et H une charge partielle δ^+ .

Dans cette molécule, le barycentre des charges partielles positives est centré au niveau de l'atome d'hydrogène, et le barycentre des charges partielles négatives est centré au niveau de l'atome de chlore. Les deux barycentres étant distincts, la molécule HCl est polaire.

• Pour la molécule ClF : On calcule la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés : $\Delta\chi = 3,98 - 3,16 = 0,82$ et $0,4 < 0,82 < 1,7$. Donc la liaison Cl—F est polarisée. F étant plus électronégatif que Cl, F porte une charge partielle δ^- et Cl une charge partielle δ^+ . Les barycentres des charges partielles positives et négatives étant distincts, la molécule ClF est polaire.

• Pour la molécule SO : On calcule la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés : $\Delta\chi = 3,44 - 2,58 = 0,86$ et $0,4 < 0,86 < 1,7$. Donc la liaison S—O est polarisée. O étant plus électronégatif que S, O porte une charge partielle δ^- et S une charge partielle δ^+ . Les barycentres des charges partielles positives et négatives étant distincts, la molécule SO est polaire.

2. On peut représenter les charges partielles sur les liaisons polaires :



26 1. a. Dans ces trois molécules, on trouve les liaisons suivantes : C—H, N—H et O—H.

b. On calcule la différence entre les électronégativités des atomes liés :

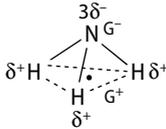
• Liaison C—H : $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35$. $\Delta\chi < 0,4$, donc la liaison C—H est apolaire.

• Liaison N—H : $\Delta\chi = 3,04 - 2,20 = 0,84$. Et $0,4 < 0,84 < 1,7$, donc la liaison N—H est polaire.

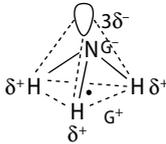
• Liaison O—H : $\Delta\chi = 3,44 - 2,20 = 1,24$. Et $0,4 < 1,24 < 1,7$, donc la liaison O—H est polaire.

2. **a.** • Dans la liaison N—H, N est plus électronégatif que H, c'est donc N qui porte une charge partielle δ^- et H, une charge partielle δ^+ . Dans la molécule

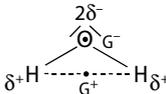
NH_3 , chaque atome H porte une charge partielle δ^+ , donc l'atome N porte une charge partielle $3\delta^-$.



Ou bien, en représentant le doublet non liant qui rentre dans le tétraèdre :



• Dans la liaison O—H, O est plus électronégatif que H, c'est donc O qui porte une charge partielle δ^- et H, une charge partielle δ^+ . Dans la molécule H_2O , chaque atome H porte une charge partielle δ^+ , donc l'atome O porte une charge partielle $2\delta^-$.



b. • Dans la molécule NH_3 , le barycentre des charges partielles négatives se situe au niveau de l'atome N, et le barycentre des charges partielles positives se trouve à équidistance des trois atomes d'hydrogène (voir figure précédente).

• Dans la molécule H_2O , le barycentre des charges partielles négatives se situe au niveau de l'atome O, et le barycentre des charges partielles positives se trouve à équidistance des deux atomes d'hydrogène (voir figure précédente).

c. • Dans la molécule CH_4 , aucune liaison n'est polaire. Donc cette molécule est apolaire.

• Dans la molécule NH_3 , les barycentres G^+ et G^- sont distincts, cette molécule est donc polaire.

• Dans la molécule H_2O , les barycentres G^+ et G^- sont distincts, cette molécule est donc polaire.

27 1. a. On calcule les différences d'électronégativité entre les atomes liés.

Liaison H—Cl : $\Delta\chi = 3,16 - 2,20 = 0,96$.

Liaison C—Cl : $\Delta\chi = 3,16 - 2,55 = 0,61$.

Liaison C—O : $\Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89$.

Dans ces trois cas, on trouve une différence d'électronégativité comprise entre 0,4 et 1,7. Ces trois liaisons sont donc polaires.

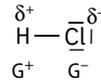
b. La liaison C—H est apolaire.

En effet, $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$.

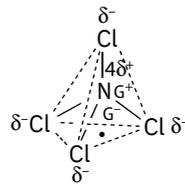
2. a. et b. c.

• Dans la molécule HCl, Cl porte une charge partielle δ^- et H une charge partielle δ^+ . Le barycentre des charges partielles positives est centré au niveau de

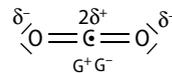
l'atome d'hydrogène, et le barycentre des charges partielles négatives est centré au niveau de l'atome de chlore. Les deux barycentres étant distincts, la molécule HCl est polaire.



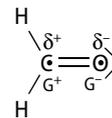
• Dans la molécule CCl_4 , chaque Cl porte une charge partielle δ^- et C une charge partielle $4\delta^+$. Le barycentre des charges partielles positives est centré au niveau de l'atome de carbone, et le barycentre des charges partielles négatives est équidistant des quatre atomes de chlore, c'est-à-dire au niveau de l'atome de carbone car la molécule a une géométrie tétraédrique. Les deux barycentres étant confondus, la molécule CCl_4 est apolaire.



• Dans la molécule CO_2 , chaque O porte une charge partielle δ^- et C une charge partielle $2\delta^+$. Le barycentre des charges partielles positives est centré au niveau de l'atome de carbone, et le barycentre des charges partielles négatives est équidistant des deux atomes d'oxygène, c'est-à-dire au niveau de l'atome de carbone car la molécule est linéaire. Les deux barycentres étant confondus, la molécule CO_2 est apolaire.



• Dans la molécule CH_2O , les liaisons C—H sont apolaires. Seule la liaison C=O est polaire, O portant une charge partielle δ^- et C une charge partielle δ^+ . Le barycentre des charges partielles positives est centré au niveau de l'atome de carbone, et le barycentre des charges partielles négatives est centré au niveau de l'atome d'oxygène. Les deux barycentres étant distincts, la molécule CH_2O est polaire.



28 1. a. Dans ces trois molécules, on trouve les liaisons suivantes : C—H, C—O et O—H.

b. La liaison C—H est apolaire.

En effet, $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$.

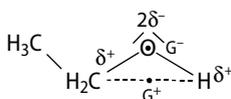
Liaison C—O : $\Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89$. Et $0,4 < 0,89 < 1,7$, donc la liaison C—O est polaire.

Liaison O—H : $\Delta\chi = 3,44 - 2,20 = 1,24$. Et $0,4 < 1,24 < 1,7$, donc la liaison O—H est polaire.

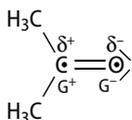
2. a. b. et c.

- Dans la molécule de cyclohexane, il n'y a que des liaisons apolaires, donc le cyclohexane est un solvant apolaire.

- Dans la molécule d'éthanol, l'atome C et l'atome H portent chacun une charge partielle δ^+ et O une charge partielle $2\delta^-$. Le barycentre des charges partielles négatives est centré au niveau de l'atome d'oxygène, et le barycentre des charges partielles positives est équidistant des deux atomes C et H. Les deux barycentres étant distincts, l'éthanol est un solvant polaire.



- Dans la molécule d'acétone, l'atome C porte une charge partielle δ^+ et O une charge partielle δ^- . Le barycentre des charges partielles négatives est centré au niveau de l'atome d'oxygène, et le barycentre des charges partielles positives au niveau de l'atome de carbone. Les deux barycentres étant distincts, l'acétone est un solvant polaire.



Exercices similaires aux exercices résolus

■ p. 76 et 77

30 1. et 2. Les atomes présents dans la molécule sont C, H, O et N.

L'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'hélium qui possède deux électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente.

Le carbone, l'oxygène et l'azote se trouvent tous trois sur la deuxième ligne du tableau périodique, ils tendent à acquérir la structure du néon qui comporte huit électrons de valence.

Le carbone, qui se trouve quatre colonnes avant celle des gaz nobles, a quatre électrons de valence, il forme donc quatre liaisons covalentes, et n'est entouré d'aucun doublet non liant.

L'oxygène, qui se trouve deux colonnes avant celle des gaz nobles, a six électrons de valence, il forme donc deux liaisons covalentes, et est entouré de deux doublets non liants (les quatre électrons de valence restants qui s'apparient en deux doublets).

L'azote, qui se trouve trois colonnes avant celle des gaz nobles, a cinq électrons de valence, il forme donc trois liaisons covalentes, et est entouré d'un doublet non liant (les deux électrons de valence restants qui s'apparient en un doublet).

On peut regrouper les résultats dans le tableau ci-contre :

Atome	Doublets	
	liants	non liants
H	1	0
C	4	0
O	2	2
N	3	1

3. Schéma de Lewis de l'α-alanine :

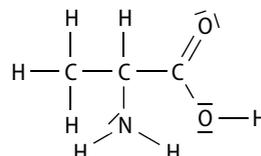
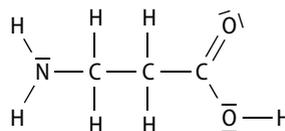


Schéma de Lewis de la β-alanine :

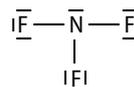


32 1. et 2. Les atomes présents dans la molécule sont N et F. L'azote et le fluor se trouvent sur la deuxième ligne du tableau périodique, ils tendent tous deux à acquérir la structure stable du néon qui comporte huit électrons de valence.

L'azote, qui se trouve trois colonnes avant celle des gaz nobles, a cinq électrons de valence, il forme donc trois liaisons covalentes, et est entouré d'un doublet non liant (les deux électrons de valence restants qui s'apparient en un doublet).

Le fluor, qui est dans l'avant-dernière colonne, possède sept électrons de valence. Il tend à acquérir la structure stable du néon qui possède huit électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente, et est entouré de trois doublets non liants (les six électrons de valence restants qui s'apparient en trois doublets).

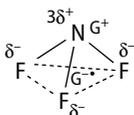
Le schéma de Lewis de la molécule NF_3 est donc :



Les doublets liants et non liants autour de l'atome d'azote sont au nombre de quatre. Les doublets s'orientent donc vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome d'azote occupe le centre. La molécule est donc pyramidale.

3. a. b. et c. On calcule la différence d'électronégativité entre les atomes N et F :

$\Delta\chi = \chi_F - \chi_N = 3,98 - 3,04 = 0,94$. Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$. Donc la liaison N—F est polaire. Chaque atome de fluor porte une charge partielle δ^- et l'atome d'azote porte une charge partielle $3\delta^+$. Le barycentre des charges partielles positives G^+ se trouve au niveau de l'atome d'azote, et le barycentre des charges partielles négatives G^- est équidistant des trois atomes de fluor.

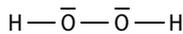


G^+ et G^- étant distants, cette molécule est polaire.

Croiser les notions ■ p. 78

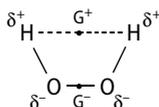
33 1. L'atome d'oxygène établit deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants. L'atome d'hydrogène établit une liaison covalente.

Le schéma de Lewis de l'eau oxygénée est donc :



2. On compte les liaisons et les doublets non liants autour de chaque atome d'oxygène, ils sont au nombre de quatre. Par répulsion électrostatique, les doublets s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome d'oxygène occupe le centre. Au niveau de chaque atome d'oxygène, la molécule est donc plane coudée.

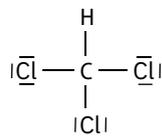
3. La liaison O—O est apolaire car reliant deux atomes identiques. Pour la liaison O—H, on calcule : $\Delta\chi = 3,44 - 2,20 = 1,24$. Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$. La liaison O—H est polaire. Chaque atome d'oxygène porte une charge partielle δ^- et chaque atome d'hydrogène porte une charge partielle δ^+ . Le barycentre des charges partielles négatives se trouve à mi-distance entre les deux atomes d'oxygène, et le barycentre des charges partielles positives, à mi-distance entre les deux atomes d'hydrogène. D'après la représentation spatiale fournie, ces deux barycentres ne coïncident pas, la molécule d'eau oxygénée est donc polaire.



34 > Démarche avancée

On commence par établir le schéma de Lewis de la molécule :

On sait que l'atome de carbone établit quatre liaisons covalentes, que l'hydrogène établit une liaison covalente, et que le chlore établit une liaison covalente et est entouré de trois doublets non liants. Le schéma de Lewis du chloroforme est donc :



Ensuite, on détermine la géométrie de la molécule :

Le carbone est entouré de quatre liaisons qui s'éloignent au maximum, ce qui confère à cette molécule une forme tétraédrique.

On étudie enfin la polarité des liaisons et la position des barycentres des charges partielles positives et négatives :

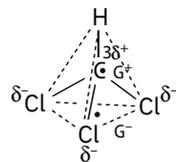
La liaison C—H est apolaire.

En effet, $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$.

La liaison C—Cl est polaire.

En effet, $\Delta\chi = 3,16 - 2,55 = 0,61$. Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$. Dans cette liaison, l'atome Cl porte une charge partielle négative, et l'atome C une charge partielle positive.

Au total, dans la molécule de chloroforme, chaque atome de chlore porte une charge partielle δ^- , et l'atome de carbone porte une charge partielle $3\delta^+$. On détermine la position des barycentres G^+ et G^- sur un schéma représentant la molécule dans sa géométrie réelle : Les barycentres G^+ et G^- étant distincts, la molécule de chloroforme est polaire.



> Démarche élémentaire

1. a. L'hydrogène se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il a donc un seul électron de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'hélium qui possède deux électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente.

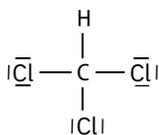
Le carbone, l'oxygène et l'azote se trouvent tous trois sur la deuxième ligne du tableau périodique, ils tendent à acquérir la structure du néon qui comporte huit électrons de valence.

Le carbone, qui se trouve quatre colonnes avant celle des gaz nobles, a quatre électrons de valence,

il forme donc quatre liaisons covalentes, et n'est entouré d'aucun doublet non liant.

Le chlore, qui est dans l'avant-dernière colonne, possède sept électrons de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'argon qui possède huit électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente, et est entouré de trois doublets non liants (les six électrons de valence restants qui s'apparient en trois doublets).

b. Le schéma de Lewis du chloroforme est donc :



2. L'atome de carbone est entouré de quatre liaisons simples. Ces quatre liaisons s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome de carbone occupe le centre.

3. a. La liaison C—H est apolaire.

En effet, $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$.

Pour la liaison C—Cl, on calcule :

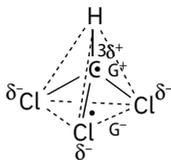
$\Delta\chi = 3,16 - 2,55 = 0,61$. Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$.

Donc la liaison C—Cl est polaire.

L'atome Cl est plus électronégatif que C, donc chaque atome de chlore porte une charge partielle δ^- , et le carbone, une charge partielle $3\delta^+$.

b. Le barycentre de charges partielles positives G^+ se trouve au niveau de l'atome de carbone. Et le barycentre des charges partielles négatives G^- est équidistant des trois atomes de chlore, donc dans le plan des trois atomes de chlore qui ne contient pas l'atome de carbone.

c. G^+ et G^- étant distincts, la molécule de chloroforme est polaire.



35 Traduction de l'énoncé :

Le phosgène, de formule COCl_2 , est un gaz toxique qui a été utilisé comme arme chimique notamment pendant la Première Guerre mondiale.

1. Traduire ce qu'indique ce poster préventif américain datant de la Seconde Guerre mondiale.

2. Établir le schéma de Lewis du phosgène.

3. a. Établir la géométrie de la molécule de phosgène. Justifier.

b. Vérifier la réponse précédente à l'aide d'un logiciel de représentation moléculaire ou d'une application pour smartphone.

1. Traduction de l'affiche :

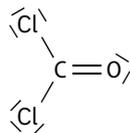
« Sent comme du foin moisi ou du maïs vert ; irrite les poumons ; provoque une sensation d'étourdissement accrue ; gaz incolore »

2. Le carbone et l'oxygène se trouvent tous trois sur la deuxième ligne du tableau périodique, ils tendent à acquérir la structure électronique du néon qui comporte huit électrons de valence.

Le carbone, qui se trouve quatre colonnes avant celle des gaz nobles, a quatre électrons de valence, il forme donc quatre liaisons covalentes, et n'est entouré d'aucun doublet non liant.

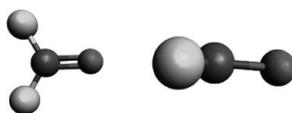
L'oxygène, qui se trouve deux colonnes avant celle des gaz nobles, a six électrons de valence, il forme donc deux liaisons covalentes, et est entouré de deux doublets non liants (les quatre électrons de valence restants qui s'apparient en deux doublets). Le chlore, qui est dans l'avant-dernière colonne, possède sept électrons de valence. Il tend à acquérir la structure stable de l'argon qui possède huit électrons de valence. Il forme donc une liaison covalente, et est entouré de trois doublets non liants (les six électrons de valence restants qui s'apparient en trois doublets).

Le schéma de Lewis du phosgène est donc :

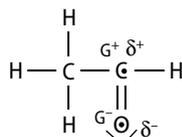


3. a. L'atome de carbone est entouré de trois liaisons : une double et deux simples. Par répulsion électrostatique, ces trois liaisons s'orientent dans un plan, avec un angle d'environ 120° entre elles. La molécule est donc plane et triangulaire.

b. Avec un logiciel de représentation moléculaire, on représente le phosgène, et on vérifie que la molécule est plane et triangulaire.

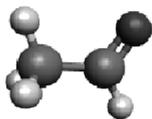


36 **1.** Chaque atome de carbone établit quatre liaisons covalentes. L'atome d'oxygène établit deux liaisons covalentes et est entouré de deux doublets non liants, et chaque atome d'hydrogène établit une liaison covalente. Le schéma de Lewis de l'éthanal est donc :



2. a. L'atome de carbone qui porte les trois atomes d'hydrogène est entouré de quatre liaisons simples. Il a donc une géométrie tétraédrique, chaque liaison pointant vers un sommet du tétraèdre, et l'atome de carbone en occupant le centre. L'atome de carbone qui porte l'atome d'oxygène est entouré de trois liaisons : une double et deux simples. Ces trois liaisons s'orientent dans un plan, à environ 120° les unes des autres. À ce niveau, la molécule est donc plane triangulaire.

b. On vérifie avec un logiciel de représentation moléculaire :

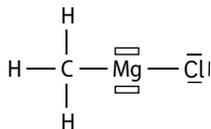


3. Les liaisons C—H sont apolaires. En effet, $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$.

Pour la liaison C—O, on calcule $\Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89$. Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$. La liaison C—O est donc polaire. L'atome d'oxygène porte la charge partielle négative δ^- , et l'atome de carbone qui porte l'atome d'oxygène porte une charge partielle positive δ^+ . Dans la molécule d'éthanal, les barycentres G^+ et G^- sont distincts. L'éthanal est une molécule polaire (cf. 1.).

37 1. Le carbone établit quatre liaisons covalentes, l'hydrogène établit une liaison covalente, et le chlore établit une liaison covalente et est entouré de trois doublets non liants.

L'atome de magnésium est dans la deuxième colonne du tableau périodique. Il possède deux électrons de valence, qu'il met en commun dans deux liaisons covalentes. Il lui manquera donc deux doublets par rapport à la structure du gaz noble argon. Il présente donc deux lacunes électroniques. Le schéma de Lewis du chlorure de méthylmagnésium est donc :



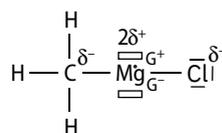
2. L'atome de carbone est entouré de quatre liaisons, il occupe le centre d'un tétraèdre, et les quatre liaisons s'orientent vers ses sommets. Le magnésium est entouré de deux liaisons simples. Ces deux liaisons s'éloignent au maximum par répulsion électrostatique. À ce niveau, la molécule est linéaire.

3. Les liaisons C—H sont apolaires. En effet, $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$.

Étudions la liaison Mg—C : on calcule $\Delta\chi = 2,55 - 1,31 = 1,24$. Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$. La

liaison Mg—C est donc polaire. L'atome de carbone porte la charge partielle négative δ^- , et l'atome de magnésium porte une charge partielle positive δ^+ . Étudions la liaison Mg—Cl : on calcule $\Delta\chi = 3,16 - 1,31 = 1,85$. Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 2$. La liaison Mg—Cl est donc polaire. L'atome de chlore porte la charge partielle négative δ^- , et l'atome de magnésium porte une charge partielle positive δ^+ . Au total, l'atome de magnésium porte une charge partielle positive $2\delta^+$.

Le barycentre des charges partielles positives se trouve donc au niveau de l'atome de magnésium, et le barycentre des charges partielles négatives se trouve à mi-distance entre les atomes de carbone et de chlore, soit au niveau de l'atome de magnésium également.



On représente les charges partielles et leurs barycentres sur le schéma de Lewis. Les barycentres des charges partielles positives et négatives étant confondus, cette molécule est apolaire.

38 1. Les pictogrammes indiquent que ce produit est inflammable, toxique, et dangereux pour l'environnement.

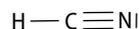
Les phrases de danger indiquées ont la signification suivante :

- H224 : liquide et vapeurs extrêmement inflammables ;
- H300 : mortel en cas d'ingestion ;
- H310 : mortel par contact cutané ;
- H330 : mortel par inhalation ;
- H410 : très toxique pour les organismes aquatiques, entraîne des effets néfastes à long terme.

2. a. On peut supposer que l'étiquette du flacon reçu par Sherlock Holmes portait le mot « Poison ».

b. L'expéditeur de cette fiole avait l'intention de se suicider. Sherlock Holmes lui avait suggéré de ne pas attenter à sa vie.

3. L'atome de carbone établit quatre doublets liants, l'atome d'hydrogène établit un doublet liant, et l'atome d'azote établit trois doublets liants, et est entouré d'un doublet non liant. Le schéma de Lewis du cyanure d'hydrogène est donc :



4. L'atome de carbone est entouré de deux liaisons : une simple et une triple. Ces deux liaisons s'éloignent au maximum l'une de l'autre, la molécule de cyanure d'hydrogène est donc linéaire.

5. La liaison H—C est apolaire. En effet, $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$.

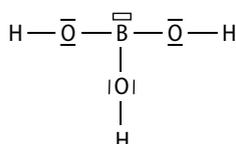
Pour la liaison C—N, on calcule $\Delta\chi = 3,04 - 2,55 = 0,49$. Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$. La liaison C—N est donc polaire.

La molécule HCN porte une seule liaison polaire, cette molécule est donc polaire.

39 1. L'atome de bore est dans la troisième colonne du tableau périodique, il possède donc trois électrons de valence. Il peut mettre ses trois électrons de valence en commun dans des liaisons covalentes. Il lui manquera alors un doublet par rapport au gaz noble qui le suit, le néon. Il présente donc une lacune électronique.

L'oxygène établit deux liaisons covalentes et est entouré de deux doublets non liants. L'hydrogène établit une liaison covalente.

Le schéma de Lewis de l'acide borique est donc :



2. L'atome de bore est entouré de trois liaisons. Par répulsion électronique, ces trois doublets s'orientent dans un plan, le plus éloigné possible les uns des autres. Autour de l'atome de bore, la molécule est donc plane, triangulaire, avec un angle de 120° entre les liaisons. Chaque atome d'oxygène est entouré de deux liaisons covalentes et de deux doublets non liants. Ces quatre doublets s'éloignent au maximum et s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'oxygène occupe le centre. Autour de chaque atome d'oxygène, la molécule est plane coudée. (Hors programme) La forme la plus stable de la molécule est celle où tous les atomes d'hydrogène sont dans la même plan que l'atome de bore. Ainsi, la molécule d'acide borique est plane.



3. On calcule la différence d'électronégativité entre les atomes.

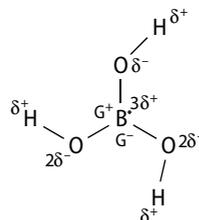
Pour la liaison B—O : $\Delta\chi = 3,44 - 2,04 = 1,40$. Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$. La liaison B—O est polaire, l'oxygène étant plus électronégatif que le bore.

Pour la liaison O—H : $\Delta\chi = 3,44 - 2,20 = 1,24$. Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$. La liaison O—H est polaire, l'oxygène étant plus électronégatif que l'hydrogène.

Ainsi, chaque atome d'hydrogène porte une charge partielle δ^+ , chaque atome d'oxygène porte une charge partielle $2\delta^-$ (l'une provenant de la liaison

O—H, l'autre, de la liaison B—O), et l'atome de bore porte une charge partielle $3\delta^+$.

La molécule étant à symétrie circulaire, les barycentres des charges partielles positives et négatives se trouvent au centre de la molécule, c'est-à-dire au niveau de l'atome de bore. La molécule d'acide borique est donc apolaire.



40 1. a. Le magnésium se trouve sur la troisième ligne et dans la deuxième colonne du tableau périodique. Il a donc deux électrons de valence sur la couche 3. Cette couche comporte au maximum huit électrons.

L'ion magnésium Mg^{2+} possède deux électrons de moins que l'atome de magnésium, et la couche 3 du magnésium est vide. Cet ion comportera donc quatre lacunes électroniques.

Le schéma de Lewis de l'ion magnésium est donc :



b. Le sodium se trouve sur la troisième ligne et dans la première colonne du tableau périodique. Il a donc un seul électron de valence sur la couche 3. Cette couche comporte au maximum huit électrons. L'ion sodium Na^+ possède un électron de moins que l'atome de sodium, et la couche 3 du sodium est vide. Cet ion comportera donc quatre lacunes électroniques.

Le schéma de Lewis de l'ion sodium est donc :



c. L'atome de chlore est dans l'avant dernière colonne du tableau périodique, il a sept électrons de valence. L'ion chlorure Cl^- possède donc huit électrons de valence, un de plus que l'atome de chlore. Ces 8 électrons s'apparient en quatre doublets non liants. L'ion Cl^- possède une charge négative. La représentation de Lewis de l'ion chlorure est donc :



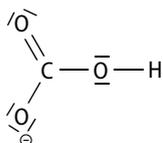
d. L'atome de fluor est dans l'avant dernière colonne du tableau périodique, il possède sept électrons de valence. L'ion fluorure F^- possède donc huit électrons de valence, un de plus que l'atome de fluor. Ces huit électrons s'apparient en quatre doublets

non liants. L'ion F^- possède une charge négative. La représentation de Lewis de l'ion fluorure est donc :



e. L'atome de carbone participe à quatre liaisons covalentes. L'atome d'oxygène participe à deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants. L'atome d'hydrogène participe à une liaison covalente. Dans l'ion HCO_3^- , un doublet liant de l'oxygène est transformé en doublet non liant, ce qui confère une charge négative à l'élément oxygène. C'est la charge de l'ion.

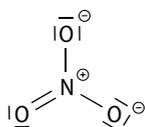
Le schéma de Lewis de l'ion hydrogénocarbonate est :



f. L'atome d'azote établit trois liaisons covalentes et possède un doublet non liant. Chaque atome d'oxygène établit deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants.

Dans l'ion nitrate, le doublet non liant de l'azote est transformé en doublet liant, l'azote porte donc une charge positive. Sur deux des éléments oxygène, un doublet liant est transformé en doublet non liant. Ces deux éléments oxygène portent donc chacun une charge négative. Au total, l'édifice polyatomique porte une charge négative.

Le schéma de Lewis de l'ion nitrate est :



2. a. Dans ces deux entités, l'atome central est entouré de trois liaisons : une double et deux simples. Ces trois liaisons s'éloignent au maximum, et ces deux entités sont planes et triangulaires. Dans l'ion hydrogénocarbonate, au niveau de l'atome d'oxygène qui porte un atome d'hydrogène, la molécule est plane coude.

b. On vérifie avec un logiciel de représentation moléculaire.

L'ion hydrogénocarbonate a pour représentation :



L'ion nitrate a pour représentation :



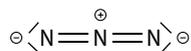
3. a. Dans l'ion sulfate, l'atome de soufre est entouré de quatre liaisons : deux doubles, et deux simples. Ces quatre liaisons s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome de soufre occupe le centre.

b. On vérifie la géométrie des molécules à l'aide d'un logiciel de représentation moléculaire :



41 1. a. L'atome d'azote établit trois liaisons covalentes et comporte un doublet non liant. Dans l'ion azoture, trois atomes d'azote sont liés. Sur l'élément azote du milieu, le doublet non liant se transforme en doublet liant, il porte donc une charge positive. Sur les deux éléments azote des extrémités, un des doublets liants se transforme en doublet non liant ; ces deux éléments azote sont donc porteurs d'une charge négative. Au total, l'édifice polyatomique comporte une charge négative.

Le schéma de Lewis de l'ion azoture est le suivant :

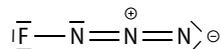


b. L'élément azote central est entouré de deux liaisons doubles. Par répulsion électrostatique, ces liaisons s'éloignent au maximum, et l'ion azoture est plan et linéaire.

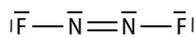
2. Pour l'azoture de fluor, on peut reprendre le schéma de Lewis établi précédemment, avec un doublet non liant d'un des deux éléments azote extrêmes qui devient liant avec l'atome de fluor.

L'atome de fluor, comme l'atome de chlore, établit une liaison covalente et comporte trois doublets non liants.

Le schéma de Lewis de l'azoture de fluor est le suivant :



3. a. D'après ce qui a été écrit précédemment, on établit le schéma de Lewis du difluorure de diazote :

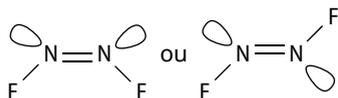


b. Autour de chaque atome d'azote, les liaisons et les doublets non liants sont au nombre de trois : une liaison simple, une liaison double et un doublet

non liant. Par répulsion électrostatique, les liaisons et le doublet s'orientent dans un plan, espacés d'un angle d'environ 120° les uns des autres. La molécule est donc coude au niveau de chaque atome d'azote.

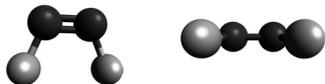
Remarque : en réalité, l'angle entre la simple liaison et la double liaison vaut $111,4^\circ$ car le doublet non liant occupe beaucoup plus d'espace qu'un doublet liant.

Les deux atomes de fluor peuvent se trouver soit du même côté de la double liaison $N=N$, soit de part et d'autre :

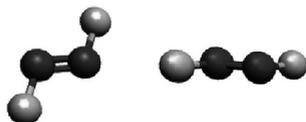


c. On vérifie avec un logiciel de représentation moléculaire que la molécule est bien plane, et coude au niveau de chaque atome d'azote.

Première configuration :



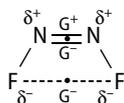
Deuxième configuration :



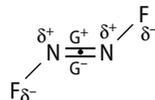
d. La liaison $N=N$ est apolaire car reliant deux atomes identiques.

Pour la liaison $N-F$, on calcule : $\Delta\chi = 3,98 - 3,04 = 0,94$. Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$. La liaison $N-F$ est donc polaire. Le fluor est plus électronégatif que l'azote, donc chaque atome de fluor porte une charge partielle δ^- , et chaque atome d'azote porte une charge partielle δ^+ .

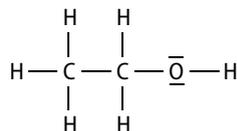
Dans le cas où les deux atomes de fluor sont du même côté de la double liaison, le barycentre des charges partielles positives se trouve entre les deux atomes d'azote, et le barycentre des charges partielles négatives est équidistant des deux atomes de fluor, donc distinct du barycentre des charges partielles positives. Cette molécule est polaire.



Dans le cas où les deux atomes de fluor sont de part et d'autre de la double liaison, les barycentres des charges partielles positives et négatives sont confondus entre les deux atomes d'azote, donc la molécule est apolaire.



42 1. a. L'atome de carbone établit quatre liaisons covalentes, l'atome d'oxygène établit deux liaisons covalentes et est entouré de deux doublets non liants, et l'atome d'oxygène établit une liaison covalente. Le schéma de Lewis de l'éthanol est donc :



b. Les deux atomes de carbone sont entourés de quatre liaisons simples. Au niveau des atomes de carbone, la géométrie est tétraédrique. L'atome d'oxygène, lui, est entouré de deux liaisons simples et de deux doublets non liants qui s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre. Au niveau de l'atome d'oxygène, la molécule est plane coude.

c. La liaison $C-C$ est apolaire car liant deux atomes identiques. Les liaisons $C-H$ sont apolaires.

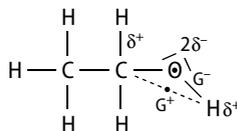
En effet, $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35 < 0,4$.

Pour la liaison $C-O$, on calcule $\Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89$. Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$. La liaison $C-O$ est donc polaire. L'atome d'oxygène porte la charge partielle négative δ^- , et l'atome de carbone qui porte l'atome d'oxygène porte une charge partielle positive δ^+ .

Pour la liaison $O-H$, on calcule $\Delta\chi = 3,44 - 2,20 = 1,24$. Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$. La liaison $O-H$ est donc polaire. L'atome d'oxygène porte la charge partielle négative δ^- , et l'atome de d'hydrogène porte une charge partielle positive δ^+ .

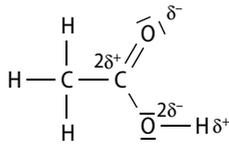
Au total, l'atome d'oxygène porte une charge partielle $2\delta^-$.

Au niveau de l'atome d'oxygène, la molécule est plane coude, donc le barycentre des charges partielles positives (équidistant des atomes C et H liés à l'oxygène) et négatives (au niveau de l'atome d'oxygène) ne coïncident pas. La molécule d'éthanol est donc polaire.



2. a et c. Dans l'acide éthanoïque, l'atome de carbone établit une liaison double avec un premier atome d'oxygène, et une liaison simple avec un deuxième.

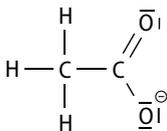
Le schéma de Lewis de l'acide éthanoïque est :



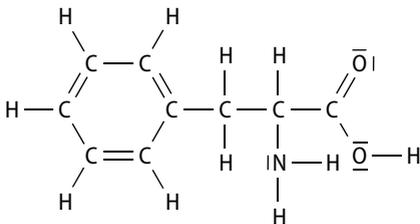
Comme expliqué en 1. c., les liaisons C—C et C—H sont apolaires, et les liaisons C—O et O—H sont polaires. Avec l'atome d'oxygène plus électronégatif que l'atome de carbone, et que l'atome d'hydrogène. Les charges partielles se répartissent donc comme sur le schéma ci-dessus.

b. L'atome de carbone portant les trois atomes d'hydrogène est entouré de quatre liaisons simples, à ce niveau-là, la molécule est tétraédrique. L'atome de carbone portant les deux atomes d'oxygène est entouré de trois liaisons : une double et deux simples. Au niveau de cet atome, la molécule est plane triangulaire. L'atome d'oxygène portant l'atome d'hydrogène est entouré de deux liaisons simples et de deux doublets non liants. Ces quatre doublets d'électrons s'orientent vers le sommet d'un tétraèdre, donc au niveau de cet atome d'oxygène, la molécule apparaît plane coudée.

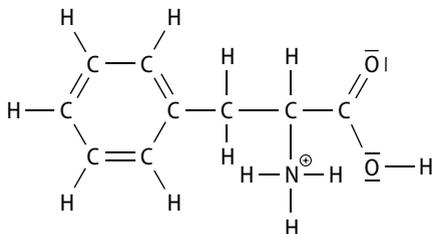
3. Dans l'ion éthanoate, l'atome d'oxygène qui portait un atome d'hydrogène devient porteur d'un doublet non liant supplémentaire, il est donc chargé négativement. Le schéma de Lewis est donc :



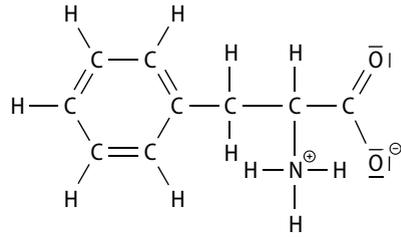
43 1. Le schéma de Lewis de la phénylalanine est :



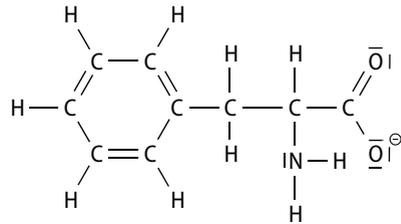
2. a. • Pour $\text{pH} < 2,6$, le schéma de Lewis de la phénylalanine est :



• Pour $2,6 < \text{pH} < 9,2$, le schéma de Lewis de la phénylalanine est :



• Pour $\text{pH} > 9,2$, le schéma de Lewis de la phénylalanine est :



b. Pour $2,6 < \text{pH} < 9,2$, la phénylalanine présente une charge positive portée par l'atome d'azote, et une charge négative portée par l'atome d'oxygène, qui ne lui est pas directement lié. C'est le zwitterion de la phénylalanine.

3. • Pour $\text{pH} < 2,6$, l'atome d'azote est entouré de quatre liaisons simples. Ces quatre liaisons s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome d'azote occupe le centre. À cet endroit, la molécule est tétraédrique.

L'atome de carbone en bout de chaîne est entouré de trois liaisons : deux liaisons simples et une double. Ces trois liaisons s'éloignent au maximum, et à cet endroit, la molécule est plane et triangulaire.

• Pour $2,6 < \text{pH} < 9,2$, au niveau de l'atome d'azote, la réponse est la même que dans le cas précédent : à cet endroit, la molécule est tétraédrique.

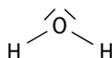
Pour ce qui est de l'atome de carbone en bout de chaîne, la réponse est la même que précédemment, la liaison simple C—OH étant remplacée par une autre liaison simple C—O⁻.

• Pour $\text{pH} > 9,2$, l'atome d'azote est entouré de quatre doublets d'électrons : trois doublets liants, et un doublet non liant. Ces quatre doublets s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome d'azote occupe le centre. La forme visible prise par la molécule est pyramidale.

Et pour le carbone en bout de chaîne, la molécule est triangulaire plane, comme précédemment.

44 Afin d'acquérir la structure stable du gaz noble le plus proche, l'oxygène établit deux liaisons covalentes, et il est entouré de deux doublets non liants. L'atome d'hydrogène, lui, établit une liaison covalente.

Le schéma de Lewis de la molécule d'eau est donc :



L'atome d'oxygène est entouré de deux doublets liants et de deux doublets non liants. Les liaisons et les doublets non liants, comptés simultanément sont au nombre de quatre. Par répulsion électrostatique, ces doublets d'électrons s'éloignent au maximum les uns des autres et s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome d'oxygène occupe le centre. La molécule d'eau apparaît donc plane et coudée.

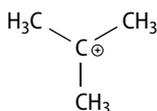
45 Chaque atome de carbone de la longue chaîne carbonée est entouré de quatre liaisons simples. Il se trouve donc au centre d'un tétraèdre, les quatre liaisons pointant chacune vers un de ses sommets. La chaîne carbonée ne peut donc pas être linéaire, mais en forme de ligne brisée.

■ Acquérir des compétences ■ p. 81

46 Analyse

1. a. Le carbocation impliqué dans la synthèse du 1,1-diméthyléthanol a pour formule $(\text{H}_3\text{C})_3\text{C}^+$.

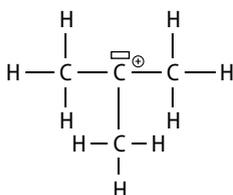
On peut également répondre en donnant la formule de l'entité telle qu'elle apparaît dans les équations chimiques du doc. 2 :



b. D'après le doc. 2, le carbocation est formé dans l'étape 1 puis réagit très rapidement dans l'étape 2. C'est donc une espèce dont la disparition est rapide, elle est donc instable.

2. a. Chaque atome d'hydrogène forme une liaison covalente simple. Les atomes de carbone périphériques forment quatre liaisons covalentes simples : trois avec des atomes d'hydrogène, et une avec l'atome de carbone central. L'atome de carbone central forme ici trois liaisons covalentes au lieu de quatre, il est donc chargé positivement. De plus, il lui manque un doublet d'électrons pour atteindre la structure stable du néon, il comporte donc une lacune électronique.

Le schéma de Lewis du carbocation étudié est donc :



b. Dans le carbocation, le carbone porteur de la charge positive comporte une lacune électronique.

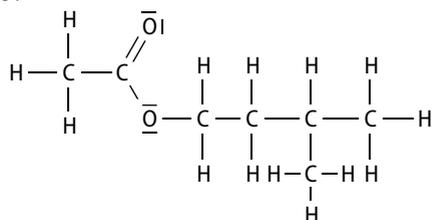
► Synthèse

Le schéma de Lewis du carbocation indique que le carbone porteur de la charge comporte une lacune électronique et qu'il participe à trois liaisons simples. La lacune électronique confère au carbocation une grande instabilité et donc une grande réactivité. Ceci est confirmé par le fait qu'il disparaît très rapidement après sa formation.

Le carbone chargé est entouré de trois liaisons simples, qui, par répulsion électrostatique, s'éloignent au maximum les uns des autres. Au niveau de l'atome de carbone central, cette entité est donc plane et triangulaire avec un angle de 120° entre les liaisons.

47 1. Le carbone établit quatre liaisons covalentes, et est entouré d'aucun doublet non liant. L'hydrogène établit une liaison covalente. L'oxygène établit deux liaisons covalentes, et est entouré de deux doublets non liants.

Le schéma de Lewis de l'éthanoate d'isoamyle est donc :



2. a. Les atomes de carbone entourés d'au moins un atome d'hydrogène sont tous entourés de quatre liaisons covalentes simples. Autour de chacun de ces atomes de carbone : ces quatre doublets s'éloignent au maximum, ils s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome de carbone occupe le centre. Au niveau de ces atomes de carbone, la molécule est tétraédrique.

b. L'atome de carbone lié aux deux atomes d'oxygène est entouré de trois liaisons : deux liaisons simples, et une double. Ces trois liaisons, s'éloignant au maximum, confère à la molécule une géométrie plane et triangulaire à cet endroit.

c. L'atome d'oxygène en milieu de chaîne est entouré de deux liaisons simples et deux doublets non liants. À cet endroit, la molécule est plane coudée.

3. On vérifie les réponses à la question précédente :



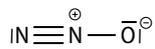
4. Les liaisons C—C sont apolaires car les deux atomes liés sont identiques. Pour la liaison C—H, la différence d'électronégativités entre les atomes liés vaut : $\Delta\chi = 2,55 - 2,20 = 0,35$. $\Delta\chi < 0,4$, donc la liaison C—H est apolaire. Pour les liaisons C—O, on a : $\Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89$, qui est compris entre 0,4 et 1,7. Les liaisons C—O sont donc polaires, les atomes de carbone portant une charge partielle positive, et les atomes d'oxygène, une charge partielle négative. Au total, le carbone portant les deux oxygènes porte une charge partielle $2\delta^+$, et l'oxygène lié à deux carbones porte une charge partielle $2\delta^-$. On repère les barycentres des charges partielles positives et négatives sur l'image obtenue avec le logiciel. Ces deux barycentres étant distincts, la molécule d'éthanoate d'isoamyle est polaire.

48 > Démarche experte

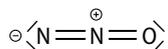
Schémas de Lewis

L'oxygène établit deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants. L'azote établit trois liaisons covalentes et possède un doublet non liant. Avec cette configuration des éléments, on ne peut pas proposer de schéma de Lewis satisfaisant pour le protoxyde d'azote. Il faut donc envisager une entité comportant des charges qui s'annulent.

On peut proposer une entité avec un des atomes d'azote qui porte une charge positive et l'atome d'oxygène qui porte une charge négative. L'entité est alors globalement neutre. Dans cette situation, l'azote porteur de la charge positive établit quatre liaisons covalentes, et l'atome d'oxygène établit une liaison covalente et est entouré de trois doublets non liants. Le schéma de Lewis correspondant est le suivant :



On peut proposer une deuxième entité où un des atomes d'azote porte une charge positive, et l'autre atome d'azote porte une charge négative. L'entité est alors globalement neutre. L'azote porteur de la charge positive établit quatre liaisons covalentes, et l'azote porteur de la charge négative établit deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants. Le schéma de Lewis correspondant est :



Géométrie de l'entité

Dans ces deux entités l'azote central est entouré de deux liaisons : une triple et une simple dans le premier cas, et deux liaisons doubles dans le deuxième cas. Ces deux liaisons s'éloignant au maximum par répulsion électrostatique, l'entité est linéaire, dans les deux cas.

> Démarche avancée

1. a. L'atome d'azote établit trois liaisons covalentes et possède un doublet non liant.

Lorsqu'il est chargé positivement, le doublet non liant est devenu liant. L'azote est alors entouré de quatre doublets liants, et aucun doublet non liant. Lorsqu'il est chargé négativement, un des trois doublets liants est devenu non liant. L'azote est donc entouré de deux doublets liants et de deux doublets non liants.

b. L'atome d'oxygène est entouré de deux doublets liants et de deux doublets non liants. Lorsqu'il est chargé négativement, un des doublets liants est devenu non liant, l'oxygène est alors entouré de trois doublets non liants, et d'un doublet liant.

c. Voici deux schémas de Lewis du protoxyde d'azote :



2. Dans les deux schémas de Lewis proposés, l'azote central est entouré de deux liaisons : une liaison simple et une liaison triple dans le premier cas, deux liaisons doubles dans le deuxième cas. Cette entité est donc linéaire.

49 Schéma de Lewis de la molécule

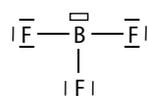
L'atome de bore est dans la troisième colonne du tableau périodique, il possède trois électrons de valence. Le fluor est dans l'avant dernière colonne du tableau périodique, il possède sept électrons de valence.

Le bore et le fluor qui se trouvent sur la même ligne du tableau périodique tendent à acquérir la structure électronique stable du néon qui possède huit électrons de valence.

Le bore établit trois liaisons covalentes, et il lui manque un doublet. Il présente donc une lacune électronique.

Le fluor, lui, établit une liaison covalente, et il lui reste six électrons qui s'apparient en trois doublets non liants.

Le schéma de Lewis de cette molécule est donc :



Géométrie de la molécule

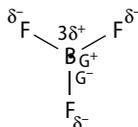
Le bore est entouré de trois doublets liants, qui, par répulsion électrostatique s'orientent dans un plan suivant les trois sommets d'un triangle équilatéral. La molécule est donc plane, triangulaire.

Polarité de la molécule

On calcule la différence d'électronégativité entre les atomes :

$\Delta\chi = 3,98 - 2,04 = 1,94$. Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 2$. Donc la liaison B—F est polaire.

Chaque atome de fluor porte une charge partielle négative δ^- , et l'atome de bore porte une charge partielle positive $3\delta^+$.

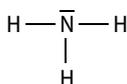


D'après la géométrie de la molécule, les barycentres des charges partielles positives et négatives sont confondus au niveau de l'atome de bore, donc la molécule BF₃ est apolaire.

50 Étudions la molécule d'ammoniac NH₃.

Schéma de Lewis de la molécule

L'atome d'azote établit trois liaisons covalentes et possède un doublet non liant. Chaque atome d'hydrogène établit une liaison covalente. Le schéma de Lewis de l'ammoniac est donc :



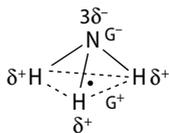
Géométrie de la molécule

Autour de l'atome d'azote, les liaisons et doublets non liants sont au nombre de quatre. Ces doublets s'éloignant au maximum par répulsion électrostatique, ils s'orientent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'azote occupe le centre.

L'ammoniac a donc une forme pyramidale.

Polarité de la molécule

Pour la liaison N—H, on a : $\Delta\chi = 3,04 - 2,20 = 0,84$. Et $0,4 < 0,84 < 1,7$, donc la liaison N—H est polaire. Chaque atome d'hydrogène porte une charge partielle positive δ^+ , et l'atome d'azote porte une charge partielle négative $3\delta^-$.



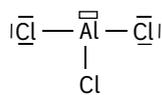
D'après la géométrie de la molécule, les barycentres des charges partielles positives et négatives sont distincts donc la molécule d'ammoniac est polaire.

Étudions à présent la molécule de trichlorure d'aluminium.

Schéma de Lewis de la molécule

L'aluminium est dans la troisième colonne du tableau périodique. Il possède donc trois électrons de valence. Il met en commun ces trois électrons dans des liaisons covalentes, et il lui manque

un doublet d'électrons par rapport au gaz noble argon. Il présente donc une lacune électronique. Les atomes de chlore établissent chacun une liaison covalente et sont entourés chacun de trois doublets non liants. Le schéma de Lewis du trichlorure d'aluminium est donc :

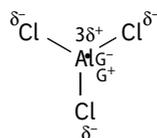


Géométrie de la molécule

L'atome d'aluminium est entouré de trois liaisons covalentes, et aucun doublet non liant. Ces trois doublets s'éloignent au maximum par répulsion électrostatique, et s'orientent, dans un plan, à 120° les uns des autres. Cette molécule est donc plane et triangulaire.

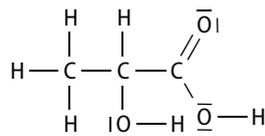
Polarité de la molécule

Pour la liaison Al—Cl, on a : $\Delta\chi = 3,16 - 1,61 = 1,55$. Et $0,4 < 1,55 < 1,7$, donc la liaison Al—Cl est polaire. Chaque atome de chlore porte une charge partielle négative δ^- , et l'atome d'aluminium porte une charge partielle positive $3\delta^+$.



D'après la géométrie de la molécule, les barycentres des charges partielles positives et négatives sont confondus au niveau de l'atome d'aluminium, donc la molécule de trichlorure d'aluminium est apolaire.

51 1. a. Dans la représentation fournie, il manque les doublets non liants des atomes d'oxygène. Chaque atome d'oxygène est entouré de deux doublets non liants. Il faut également développer les liaisons C—H. Le schéma de Lewis de l'acide lactique est donc :



2. Avec un logiciel de représentation moléculaire, on représente la molécule d'acide lactique :



3. a. En faisant tourner la molécule avec le logiciel, on constate qu'au niveau de l'atome de carbone du groupe COOH, la molécule est plane et triangulaire.

b. Au niveau des deux atomes d'oxygène des groupes OH, la molécule est plane coudée.

c. Au niveau de l'atome de carbone du milieu de la molécule, la molécule est tétraédrique.

4. D'après le schéma de Lewis établi, l'atome de carbone du groupe COOH est entouré de trois liaisons : une double et deux simples. Par répulsion électrostatique, ces trois liaisons s'orientent dans

un plan, à environ 120° les unes des autres, en formant un triangle.

Chaque atome d'oxygène d'un groupe OH est entouré de deux liaisons covalentes et de deux doublets non liants. Ces quatre doublets pointent vers les sommets d'un tétraèdre dont l'atome d'oxygène occupe le centre. Le groupe d'atomes C—O—H est donc plan et coudé.

L'atome de carbone du milieu de la molécule est entouré de quatre liaisons simples. À ce niveau, la molécule est donc tétraédrique.