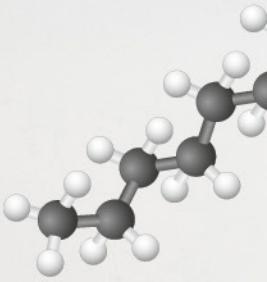


Avant d'aborder le chapitre EN AUTONOMIE

LES ACQUIS INDISPENSABLES

- Les électrons d'un atome se répartissent en **couches électroniques** de niveau d'énergie croissant. La **configuration électronique** rend compte de cette répartition.
- Les **électrons de valence** sont les électrons situés sur la couche électronique externe.
- La position d'un élément dans le **tableau périodique** est liée à sa **configuration électronique**. Elle permet de connaître le nombre de ses **électrons de valence**.
- Les éléments d'une même colonne dans le tableau périodique appartiennent à une même **famille chimique** et ont des propriétés chimiques semblables.
- Les éléments de la dernière colonne du tableau périodique sont les **gaz nobles**. Ils présentent une grande **stabilité chimique**.
- Pour gagner en stabilité chimique, un atome peut se transformer en **ion**. Il peut aussi participer à des liaisons de valence avec d'autres atomes au sein d'une **molécule**.
- Le **schéma de Lewis** d'une molécule permet de justifier la stabilisation d'une entité.



POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

Pour chaque situation, rédiger une réponse qui explique en quelques lignes le raisonnement. → Vérifiez vos réponses en flashant la page ou sur le site lycee.editions-bordas.fr

SITUATION 1

Voici un extrait du tableau périodique :

H								He
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar

Pourquoi les éléments d'une même famille chimique ont-ils des propriétés chimiques communes ? Quelle partie du tableau correspond aux gaz nobles ?

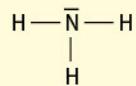
SITUATION 2

Les configurations électroniques des atomes de fluor F et de magnésium Mg sont : F : $1s^2 2s^2 2p^5$ et Mg : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

Donner le nom et la formule des ions associés.

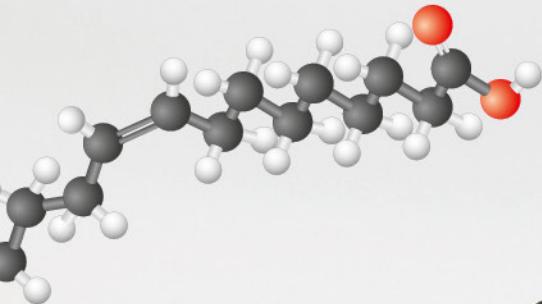
SITUATION 3

L'ammoniac, de formule NH_3 , a pour schéma de Lewis :



En analysant ce schéma, expliquer en quoi cette molécule est plus stable chimiquement que les atomes d'azote et d'hydrogène pris séparément.





Le chocolat contient des acides gras dont l'acide oléique. Comment expliquer que les atomes de carbone ne soient pas alignés, mais forment une ligne brisée ?

EXERCICE 45

NOTIONS ET CONTENUS

- ▶ Schéma de Lewis des molécules et des ions.
- ▶ Lacune électronique.
- ▶ Géométrie des entités chimiques.
- ▶ Électronégativité des atomes et évolution dans le tableau périodique.
- ▶ Polarisation d'une liaison covalente et polarité d'une molécule.

CAPACITÉS EXPÉRIMENTALES

- ▶ Utiliser des logiciels de représentation moléculaire
→ ACTIVITÉ 2
- ▶ Utiliser des modèles moléculaires → ACTIVITÉ 4

1. ACTIVITÉ DE DÉCOUVERTE

CLASSE INVERSÉE

COMPÉTENCES :

(APP) Rechercher et organiser l'information

(COM) Utiliser un vocabulaire adapté

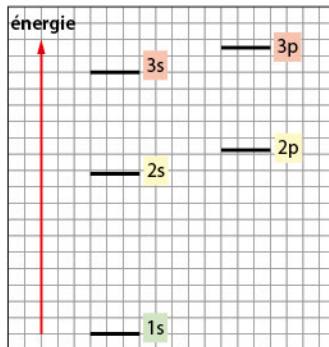
Schéma de Lewis

Comment la position des éléments chimiques dans le tableau périodique permet-elle d'établir le schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion ?

DOC 1 Configuration électronique et électrons de valence

La **configuration électronique** décrit la manière dont les électrons d'un atome se répartissent sur des niveaux d'énergie. Ils remplissent progressivement des couches A, de la moins énergétique à la plus énergétique B.

Couche électronique	Sous-couche	Nombre maximal d'électrons
3	3p	6
	3s	2
2	2p	6
	2s	2
A	1s	2



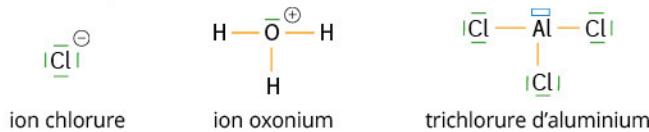
La configuration électronique du carbone C, qui possède 6 électrons, est $1s^2 2s^2 2p^2$. Sa couche externe, de niveau 2, comporte quatre **électrons de valence**.

DOC 3 Schéma de Lewis

Le schéma de Lewis est une représentation schématique plane. Il rend compte de la **répartition des électrons de valence** dans les molécules ou les ions.

Sur ce schéma figurent :

- les **doublets d'électrons non liants** — ;
- les **doublets d'électrons liants** — — ;
- les **lacunes électroniques** (doublets d'électrons manquants) ☐ ☐ ;
- la **charge** des ions.



DOC 2 Stabilité et gaz noble

La couche externe des gaz nobles contient 2 ou 8 électrons, ce qui leur apporte de la stabilité :

- **l'hélium** He possède 2 électrons ; sa configuration électronique est $1s^2$; sa couche 1 contient 2 électrons ;
- **le néon** Ne possède 10 électrons ; sa configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^6$; sa couche 2 contient 8 électrons ;
- **l'argon** Ar possède 18 électrons ; sa configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; sa couche 3 contient 8 électrons.

Pour des raisons de stabilité, un atome tend à acquérir la structure électronique du gaz noble qui est le plus proche de lui dans le tableau périodique.

Pour acquérir cette structure, l'atome peut soit se transformer en **ion**, soit établir des liaisons de valence au sein d'une **molécule**.

L'animation ci-dessous explique la manière dont un atome acquiert de la stabilité.

EXPLOITATION ET ANALYSE

1 a. Déterminer le nombre d'électrons de valence des atomes H, O, Al, et Cl (tableau périodique en rabat de couverture).

b. Donner les possibilités pour les atomes O et Cl de gagner en stabilité au niveau électronique.

c. Interpréter les schémas de Lewis du doc. 3 en utilisant les termes suivants : *électrons de valence* ; *structure stable* ; *excès/défaut d'électrons* ; *charge* ; *lacune électronique*.

2 Déterminer le schéma de Lewis :

- a. de la molécule HCl ; b. de l'ion monoatomique H⁺ ; c. de l'ion polyatomique HO⁻.

SYNTHÈSE

3 Expliquer comment élaborer le schéma de Lewis d'une entité chimique.

Je réussis si...

► Je sais déterminer le nombre d'électrons de valence d'un atome.

► Je sais comparer la structure électronique d'un atome à celle du gaz noble le plus proche.

► Je sais déterminer la charge d'un ion.

2. DÉMARCHE D'INVESTIGATION

TP

COMPÉTENCE :

(AN/RAT) Faire des prévisions à l'aide d'un modèle

Géométrie des molécules

SITUATION-PROBLÈME

Le méthane a pour formule CH₄, l'ammoniac, NH₃, et l'eau, H₂O.

Quelle est la forme de ces trois molécules dans l'espace ?



HYPOTHÈSE Proposer une hypothèse en la justifiant.

DOC 1 Modélisation



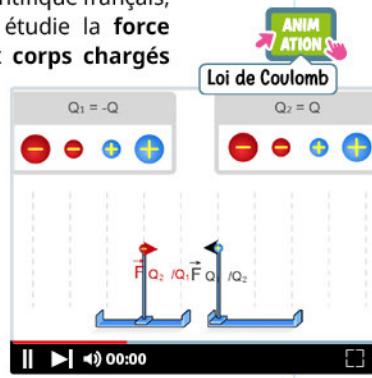
En s'aidant du schéma de Lewis, on peut positionner les **doublots d'électrons** de valence (allumettes) autour d'un atome (boule de pâte à modeler).

DOC 3 Interactions entre charges électriques

À la fin du XVIII^e siècle, un scientifique français, Charles-Augustin Coulomb, étudie la **force électrostatique** entre **deux corps chargés électriquement**.

Il établit que des particules chargées de signes opposés s'attirent, et que des particules chargées de même signe se repoussent.

Voici une animation pour visualiser l'interaction entre charges électriques.



PISTES DE RÉSOLUTION

- À l'aide du matériel présenté dans le doc. 1, proposer une représentation des molécules de méthane, d'ammoniac et d'eau.
- En quoi la loi de Coulomb est-elle utile pour répondre au problème posé ?
- a. En quoi la représentation des doublots d'électrons par des ballons de baudruche est-elle judicieuse ?
b. À l'aide du matériel indiqué doc. 2, visualiser comment s'orientent quatre doublots entourant un atome central.
c. Corriger alors, le cas échéant, les représentations proposées en réponse à la question 1.
- Vérifier l'exactitude des représentations en utilisant un logiciel de représentation moléculaire (doc. 4).

DOC 2 Autre modélisation

Un **doublet d'électrons** de valence peut aussi être modélisé par un ballon de baudruche.

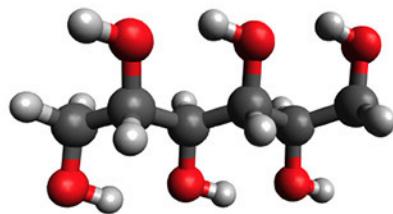


VOCABULAIRE

- Doublet d'électrons : assemblage de deux électrons, qui peut être liant ou non liant.
- Tétrraèdre : pyramide à base triangulaire.

DOC 4 Représentation moléculaire

On peut utiliser un logiciel ou une application pour smartphone pour visualiser une molécule en 3D (**FICHES PRATIQUE ET MÉTHODE** ➔ p. 365 et 414).



CONCLUSION

- Attribuer à chacune des trois molécules étudiées une forme géométrique parmi les suivantes : coudée - tétraédrique - pyramidale.

Je réussis si...

- Je sais établir le schéma de Lewis d'une molécule.
- Je sais expliquer l'interaction entre doublets.
- Je sais utiliser un logiciel de représentation moléculaire.

Polarisation d'une liaison covalente

Comment expliquer la répartition des électrons engagés dans une liaison covalente ?

DOC 1 Modèle de la liaison covalente

Lorsque deux atomes mettent en commun deux électrons de valence, on dit qu'il existe une « **liaison covalente** » ou encore un « **doublet liant** » entre ces atomes.

Chaque atome engagé dans une liaison covalente lui « fournit » un électron.

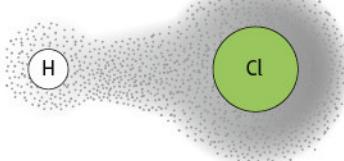
DOC 3 Conséquence de la polarisation d'une liaison covalente

Une **liaison polarisée** (ou polaire) est une liaison covalente entre deux atomes qui possèdent des **valeurs d'électronégativités suffisamment différentes**.

Dans ce cas, l'atome dont la valeur d'électronégativité est la plus grande **attire les électrons** engagés dans la liaison covalente.

On dit que les électrons ont « une plus grande **probabilité de présence** à proximité de l'atome le plus électronégatif ».

Si on marquait les positions du doublet d'électrons entre un atome d'hydrogène et un atome de chlore, on obtiendrait le schéma suivant :



Les électrons de la liaison covalente sont plus souvent à proximité de l'atome de chlore que de celui d'hydrogène.

DOC 2 Electronégativité

L'**electronégativité** est une grandeur sans dimension qui traduit la tendance d'un atome à attirer les électrons.

Un scientifique américain du xixe siècle, Linus Carl Pauling, a établi une **échelle d'électronégativité**.

Les valeurs d'électronégativité dans « l'échelle de Pauling » s'étendent de **0,70** à **3,98**. Plus la valeur d'électronégativité d'un atome est grande, plus sa tendance à attirer les électrons est forte.

H 2,20								He -
Li 0,98	Be 1,57		B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne -
Na 0,93	Mg 1,31		Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar -

L'animation ci-contre donne la valeur de l'électronégativité des éléments.

VOCABULAIRE

► **Liaison apolaire** : liaison non polaire.

► **Modèle** : représentation simplifiée.

Tableau périodique des éléments

ANIMATION

DOC 4 Charges partielles d'une liaison polarisée

Les deux atomes engagés dans une **liaison polarisée** présentent des **charges électriques partielles**.

L'atome le plus électronégatif présente un excès de charges électriques négatives. Cette

charge partielle négative est notée δ^- .

L'atome le moins électronégatif porte une **charge partielle positive**, qui est notée δ^+ .



EXPLOITATION ET ANALYSE

1 a. Comment évolue l'électronégativité des atomes dans le tableau périodique ?

b. Expliquer la raison pour laquelle les **halogènes** sont plus électronégatifs que les **alcalins**.

c. Pourquoi les gaz nobles hélium, néon et argon n'ont-ils pas de valeur d'électronégativité ?

2 a. Sachant que la liaison C—H est apolaire et que la liaison C—N est polaire, proposer une définition quantitative de la liaison polaire.

b. Les liaisons C—C, C—H, C—O et C—Mg sont-elles polaires ou apolaires ? Justifier.

c. Représenter ces liaisons.

SYNTHESE

3 Expliquer ce qu'est une liaison polaire et comment la représenter.

Je réussis si...

- Je connais le modèle de la liaison covalente.
- Je sais expliquer la notion d'électronégativité.
- Je sais expliquer la notion de charges partielles.

4. TÂCHE COMPLEXE

TP

COMPÉTENCE :

(COM) Utiliser un vocabulaire adapté et choisir des modèles de représentations appropriées

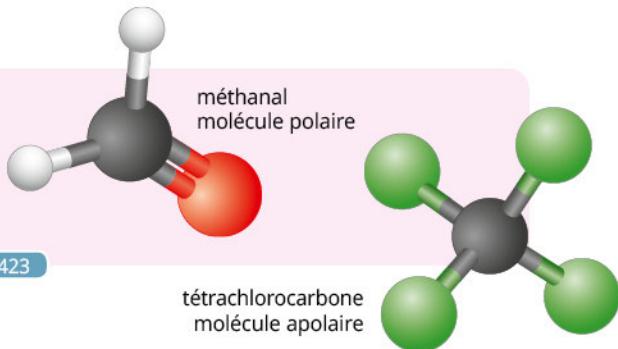
Polarité des molécules

LE PROBLÈME À RÉSOUTRE

Le caractère polaire ou apolaire d'une molécule influe notamment sur sa solubilité dans différents solvants.

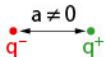
Comment expliquer que certaines molécules soient polaires, et d'autres, apolaires ?

COUP DE POUCE ➔ P. 423



DOC 1 Dipôle électrostatique

Un **dipôle électrostatique** est l'assemblage de **deux charges électriques**, l'une positive, l'autre négative, séparées d'une distance a non nulle.



Lors de l'étude d'un **système** composé de **plusieurs charges positives et négatives**, on peut se ramener au cas du dipôle électrostatique en considérant le barycentre des charges positives d'un côté, et le barycentre des charges négatives de l'autre.

DOC 3 Polarité d'une liaison

Lorsqu'une liaison covalente est polaire, l'atome le plus électronégatif porte une **charge partielle négative**, notée δ^- , et l'autre, une **charge partielle positive**, notée δ^+ .



DOC 5 Modèles moléculaires solides

Des modèles moléculaires solides permettent de visualiser la géométrie des molécules.



DOC 2 Différences d'électronégativités

Lorsque la **différence d'électronégativité** entre deux atomes est **inférieure à 0,4**, une **liaison covalente** formée par ces deux atomes est **apolaire**.

Lorsque la **différence d'électronégativité** entre deux atomes est **supérieure à 0,4**, une **liaison covalente** formée par ces deux atomes est **polaire**.

Les **valeurs d'électronégativité** des atomes des trois premières lignes du tableau périodique sont :

H 2,20	Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	He -	Ne -

VOCABULAIRE

- **Barycentre** : point équidistant de tous les points d'un ensemble considéré.
- **Électronégativité** : traduit la tendance d'un atome à attirer les électrons.
- **Liaison polaire** : liaison qui met en jeu deux atomes d'électronégativités suffisamment différentes.

DOC 4 Données sur quelques molécules

Nom	Formule	Polaire	Apolaire
méthane	CH ₄		✗
dioxyde de carbone	CO ₂		✗
tétrachlorométhane	CCl ₄		✗
dichlorométhane	CH ₂ Cl ₂	✗	
méthanal	CH ₂ O	✗	
eau	H ₂ O	✗	

Je réussis si...

- Je sais reconnaître une liaison polaire.
- Je sais localiser les barycentres des charges partielles positives et négatives dans une molécule.



1 Schéma de Lewis

Sur le **schéma de Lewis** figurent tous les **doublets d'électrons de valence**, liants et non liants, d'une entité chimique.

1	2		3	4	5	6	7	2 ou 8
H								He
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar

La position d'un atome dans le tableau périodique permet de connaître son **nombre d'électrons de valence**.

EXEMPLE L'atome de chlore Cl se situe dans l'avant-dernière colonne du tableau périodique, il possède donc sept électrons de valence.

Hormis les gaz nobles, qui sont stables, tous les autres atomes s'assemblent en molécules en formant des liaisons covalentes, ou se transforment en ions, afin d'acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche (FIG. 1).

Schéma de Lewis d'une molécule

Dans une molécule, chaque atome met en commun des électrons de valence avec des atomes voisins. Il forme ainsi des **liaisons covalentes**, appelées aussi « **doublets liants** » (FIG. 2 et FIG. 3 A).

Les électrons de valence qui ne sont pas engagés dans une liaison covalente s'apparent pour former des **doublets non liants** (FIG. 2 et FIG. 3 B).

EXEMPLE L'atome d'oxygène forme deux liaisons covalentes pour atteindre la configuration électronique du néon. Il lui reste : 6 électrons de valence – 2 électrons engagés dans une liaison covalente = 4 électrons non engagés dans une liaison. Ces quatre électrons forment deux doublets non liants d'électrons (FIG. 3 B). Il peut aussi se former des **liaisons doubles** (FIG. 3 C) ou **triples**.

Schéma de Lewis d'un ion

Un ion monoatomique est formé à partir d'un atome. Un ion polyatomique est formé à partir d'un groupe d'atomes.

Le schéma de Lewis d'un ion s'établit de la même manière que pour une molécule, mais on précise la **charge de l'ion**.

EXEMPLE L'ion chlorure Cl^- possède huit électrons de valence, un de plus que l'atome de chlore. Il porte une charge négative, notée \ominus (FIG. 4 A).

Si le doublet non liant d'un atome devient un doublet liant, l'élément porte alors une **charge positive**. C'est la charge de l'ion.

EXEMPLE Dans l'ion oxonium H_3O^+ , un des doublets non liants de l'oxygène s'est transformé en doublet liant. L'élément oxygène porte donc une charge positive, celle de H_3O^+ (FIG. 4 B).

Si le doublet liant d'un atome devient un doublet non liant, l'élément porte une **charge négative**. C'est la charge de l'ion.

EXEMPLE Dans l'ion hydroxyde HO^- , un des doublets liants de l'oxygène s'est transformé en doublet non liant. L'élément oxygène porte donc une charge négative, celle de HO^- (FIG. 4 C).

FIG. 1 Nombre d'**électrons de valence** des atomes selon leur position dans le tableau périodique.

Vocabulaire

- **Doublet liant** : doublet d'électrons partagé entre deux atomes.
- **Doublet non liant** : doublet d'électrons non engagés dans une liaison.

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

FIG. 2 Nombre de doublets de quelques atomes usuels.

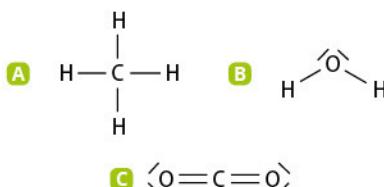


FIG. 3 Schémas de Lewis des molécules de méthane CH_4 **A**, d'eau H_2O **B** et de dioxyde de carbone CO_2 **C**.

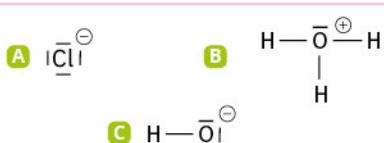


FIG. 4 Schémas de Lewis des ions chlorure Cl^- **A**, oxonium H_3O^+ **B** et hydroxyde HO^- **C**.



► Lacune électronique

Une **lacune électronique** correspond à l'absence d'un doublet d'électrons. On la représente par un **rectangle vide** à côté du symbole de l'élément.

EXEMPLE Dans la molécule de trichlorure d'aluminium AlCl_3 , il manque un doublet d'électrons à l'atome d'aluminium. Il présente ainsi une lacune électronique (FIG. 5 A). Dans l'ion hydrogène H^+ , il manque un doublet liant à l'atome d'hydrogène. Il présente ainsi une lacune électronique (FIG. 5 B).

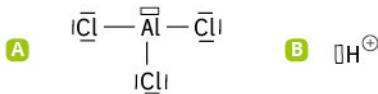


FIG. 5 Schémas de Lewis du trichlorure d'aluminium AlCl_3 A et de l'ion hydrogène H^+ B.

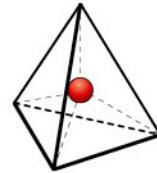


FIG. 6 L'atome occupe le centre d'un tétraèdre.

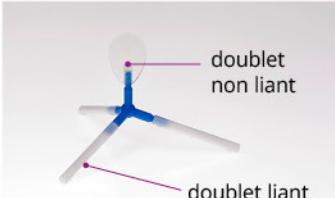
VOCABULAIRE

► **Tétraèdre** : pyramide à base triangulaire. On dit qu'un tétraèdre est régulier lorsque tous ses côtés sont égaux.

2 Géométrie des entités

Les doublets d'électrons, liants ou non, se repoussent. Ils se positionnent dans l'espace de sorte qu'ils soient **le plus éloignés possible les uns des autres**.

Pour déterminer la **géométrie d'une entité** qui ne possède que des liaisons covalentes simples, on comptabilise ces liaisons et les doublets non liants. Si un atome est entouré de quatre doublets d'électrons, liants ou non, il occupe le centre d'un tétraèdre. Chaque doublet pointe vers un des sommets du tétraèdre (FIG. 6).

Entité	Schéma de Lewis	Répartition spatiale des doublets	Modélisation de l'entité	Forme de l'entité
CH_4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$			tétrédrique, avec un angle de 109° entre les liaisons
NH_3	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\bar{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	 doublet non liant doublet liant		pyramidale, avec un angle d'environ 109° entre les liaisons
NH_4^+	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}^+-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$			tétrédrique, avec un angle de 109° entre les liaisons
H_2O	$\begin{array}{c} \text{O}^- \\ \\ \text{H}-\text{O}-\text{H} \end{array}$			coudée, avec un angle d'environ 109° entre les liaisons



Lorsqu'une molécule possède une **liaison covalente double** ou **triple**, du point de vue de la géométrie de la molécule, tout se passe comme s'il s'agissait d'un seul doublet d'électrons.

- EXEMPLE**
- Le dioxyde de carbone, de formule brute CO_2 , possède deux liaisons doubles. La molécule est **plane**, et **linéaire** avec un angle de 180° entre les liaisons (FIG. 7).
 - Le méthanal, de formule brute CH_2O , possède une liaison double et deux liaisons simples. La molécule est **plane**, et **triangulaire** avec un angle d'environ 120° entre les liaisons (FIG. 8).

POUR VISUALISER



Une animation pour visualiser des molécules en trois dimensions.

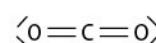


FIG. 7 Schéma de Lewis du dioxyde de carbone et sa représentation 3D.

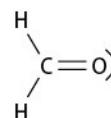


FIG. 8 Schéma de Lewis du méthanal et sa représentation 3D.

H 2,20								He -
Li 0,98	Be 1,57		B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne -
Na 0,93	Mg 1,31		Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar -

FIG. 9 Électronégativité de quelques éléments.

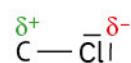


FIG. 10 La liaison C—Cl est covalente polaire.



FIG. 11 Liaison ionique entre l'ion sodium et l'ion chlorure.

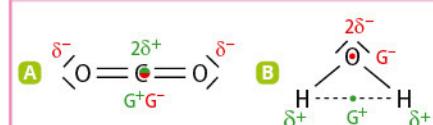


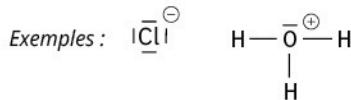
FIG. 12 A CO_2 est une molécule apolaire.
B H_2O est une molécule polaire.

1 Schéma de Lewis

Sur le schéma de Lewis figurent les **doublets liants** et les **doublets non liants** d'une entité chimique.

Dans une molécule, les atomes mettent en commun certains de leurs électrons de valence pour acquérir la **structure stable du gaz noble le plus proche**.

Sur le schéma de Lewis d'un ion, la charge est notée, cerclée, à côté du symbole de l'élément qui la porte.



Un **ion monoatomique** est constitué d'un seul élément.

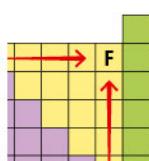
Un **ion polyatomique** est un ion formé à partir d'un groupe d'atomes.

Un élément à qui il manque un doublet d'électrons présente une **lacune électronique**. Elle est représentée par un rectangle vide sur le schéma de Lewis.



3 Polarité des molécules

L'**électronégativité** χ traduit la tendance d'un atome à attirer les électrons.



Elle augmente quand on se déplace vers la droite sur une même ligne, ou vers le haut dans une même colonne du tableau périodique.

Le fluor est l'élément le plus électronegatif.

Le type de liaison entre deux atomes dépend de leur **différence d'électronégativité** $\Delta\chi$.

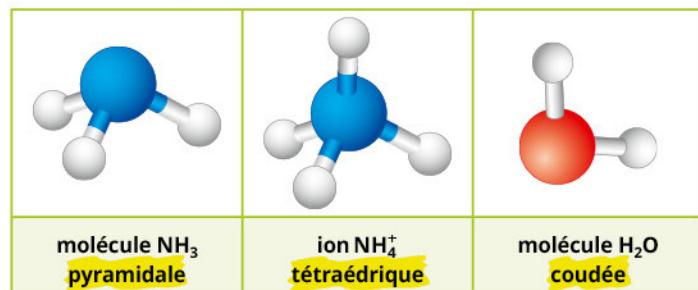
- si $\Delta\chi \leq 0,4$, la liaison est **covalente apolaire**.



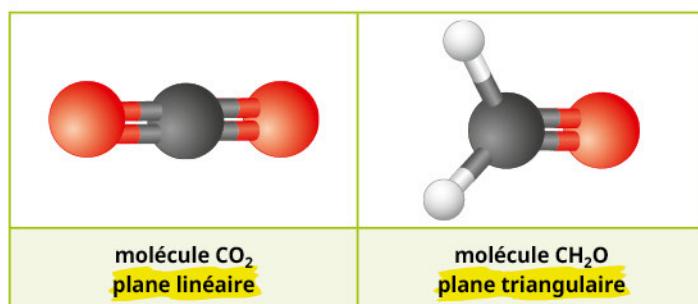
2 Géométrie des entités

Les doublets d'électrons sont tous chargés négativement. Ils se repoussent au maximum.

Dans une entité ne comportant que des liaisons simples, si autour d'un atome les liaisons et les doublets non liants sont au nombre de quatre, l'atome occupe le centre d'un **tétraèdre**, et les doublets pointent chacun vers un des sommets.



Du point de vue de la géométrie de la molécule, une **liaison multiple** se comporte comme une liaison simple.



si $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ à 2, la liaison est **covalente polaire** (ou **polarisée**).

Exemple :



si $\Delta\chi > 1,7$ à 2, la liaison est **ionique**.

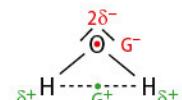
Exemple :



Une **molécule** est **polaire** si les **barycentres** des charges partielles positives et des charges partielles négatives ne coïncident pas.

Sinon, elle est **apolaire**.

La molécule d'eau est polaire :



Vérifier l'essentiel EN AUTONOMIE

Pour chaque question, choisir la ou les bonnes réponses. ➔ SOLUTIONS EN PAGE 423



- DONNÉE**
- Le tableau périodique avec les valeurs d'électronégativité est donné en rabat de couverture.

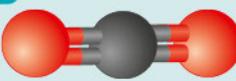
1 Schéma de Lewis

	A	B	C
1 Dans l' ion $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}^{\oplus}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ l'élément azote :	a la structure électronique d'un gaz noble.	possède une lacune électronique.	possède un électron de plus que l'atome N.
2 Dans l' ion hydrure IH^{\ominus} l'élément hydrogène :	a la structure électronique d'un gaz noble.	possède une lacune électronique.	possède un doublet non liant.
3 Le schéma de Lewis de la molécule d'ammoniac NH_3 est :	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\overline{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\bar{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$

2 Géométrie des entités

	A	B	C
4 Dans une molécule, les liaisons covalentes et les doublets non liants se positionnent :	de manière aléatoire.	tous dans la même direction.	éloignés au maximum les uns des autres.
5 Dans la molécule NH_3 :	l'azote est entouré de trois doublets d'électrons.	l'azote occupe le centre d'un tétraèdre.	la molécule a une forme pyramidale.
6 Dans la molécule H_2O :	l'oxygène est entouré de deux doublets d'électrons.	l'oxygène occupe le centre d'un tétraèdre.	la molécule est linéaire.

3 Polarité des molécules

	A	B	C
7 L' électronégativité :	traduit la facilité d'un élément à perdre un électron.	du chlore est plus élevée que celle du brome.	est la même pour les éléments d'une même ligne du tableau périodique.
8 On étudie la liaison $\text{C}=\text{O}$.	O porte une charge partielle δ^- .	Cette liaison est apolaire.	C porte une charge partielle δ^+ .
9 	Les liaisons covalentes de cette molécule sont polaires.	Cette molécule est polaire.	Les barycentres des charges partielles positives G+ et négatives G- coïncident.

Acquérir les notions

1 Schéma de Lewis

Notions du programme

Schéma de Lewis d'une molécule, d'un ion mono- ou polyatomique
Lacune électronique

► EXERCICES 10 à 16

Ce qu'on attend de moi

- Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono- ou polyatomiques à partir du tableau périodique.

DONNÉE

- Le tableau périodique est en rabat de couverture.

10 Deux atomes identiques dans une molécule

- En comparant leur position à celle des gaz nobles dans le tableau périodique, déterminer le nombre d'électrons de valence, puis le nombre de doublets liants et non liants éventuels entourant les atomes H, O et N. Justifier.
- Établir le schéma de Lewis des molécules de formule H_2 , O_2 et N_2 .
- Preciser la nature de leurs liaisons.
- Établir le schéma de Lewis de la molécule de dichlore Cl_2 .
- En déduire celui du dibrome Br_2 .

11 Molécules comportant des atomes d'hydrogène

- Donner le nombre de doublets liants et non liants entourant chacun des atomes H, C, O, N et Cl. Justifier.
- Établir le schéma de Lewis des molécules de formule :
 - a. HCl ; b. H_2O ; c. NH_3 ; d. CH_4 .

12 Un atome aux multiples liaisons

- Quel est le nombre de doublets liants et non liants entourant les atomes H, C, O, N et Cl ? Justifier
- Établir le schéma de Lewis des molécules suivantes :
 - a. tétrachlorométhane CCl_4 ;
 - b. dioxyde de carbone CO_2 ;
 - c. cyanure d'hydrogène HCN .
- Qualifier les liaisons qui entourent le carbone dans chacune des trois molécules étudiées.

13 Ions monoatomiques

- Dans quelle couche électronique se situe(nt) le(s) électron(s) de valence de l'atome d'hydrogène ?
- Combien d'électrons de valence possède l'ion hydrogène H^+ ? Qu'aura de particulier cet ion ?
- Donner le schéma de Lewis de l'ion hydrogène.
- Répondre aux mêmes questions pour le sodium Na et son ion associé Na^+ .

14 Ions monoatomiques et tableau périodique

- En s'aidant du tableau périodique, établir le schéma de Lewis de l'ion chlorure Cl^- .
- Même question pour l'ion oxygène O^{2-} .
- À partir de la position des atomes dans le tableau périodique et des questions précédentes, déterminer le schéma de Lewis de l'ion bromure Br^- et de l'ion sulfure S^{2-} .

15 Ions dérivés de l'eau

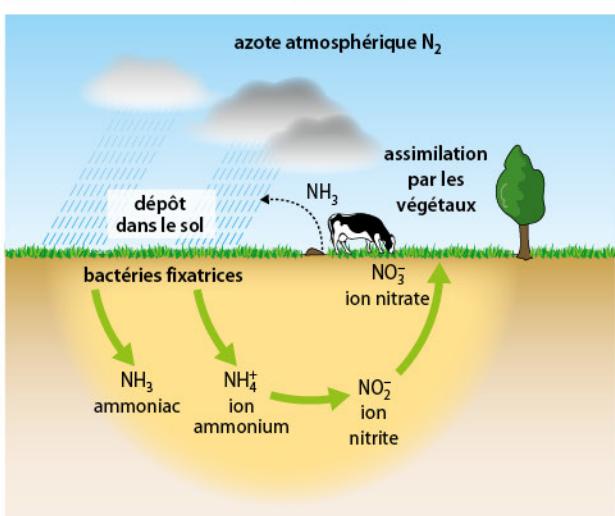
En solution aqueuse, une molécule d'eau H_2O peut capturer un ion hydrogène et se transformer en ion oxonium H_3O^+ . Elle peut également perdre un ion hydrogène et se transformer en ion hydroxyde HO^- .

Les quantités relatives de ces ions indiquent si la solution est acide ou basique.

- Établir le schéma de Lewis de la molécule d'eau H_2O .
- Établir le schéma de Lewis de l'ion oxonium H_3O^+ , en justifiant sa charge.
- Même question pour l'ion hydroxyde.



16 L'azote et le vivant



L'azote N est un élément essentiel pour tous les êtres vivants. Il est nécessaire à la synthèse des acides aminés, et donc des protéines. Dans l'atmosphère, il est présent sous forme de diazote N_2 , qui est non assimilable par les plantes et les animaux.

Certaines bactéries transforment ce diazote en ion ammonium NH_4^+ , ou en ammoniac NH_3 . D'autres bactéries transforment l'ion ammonium en ion nitrite NO_2^- , puis en ion nitrate NO_3^- . C'est sous cette dernière forme que l'azote est le plus assimilable par les végétaux.

- Établir le schéma de Lewis des molécules de diazote et d'ammoniac.
- Établir le schéma de Lewis des ions ammonium, nitrite et nitrate, en justifiant leurs charges respectives.

2 Géométrie des entités

Notions du programme

Géométrie des entités chimiques

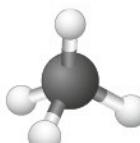
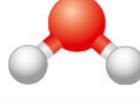
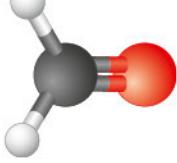
► EXERCICES 17 à 22

Ce qu'on attend de moi

- Interpréter la géométrie d'une entité chimique à partir de son schéma de Lewis.
- Utiliser un logiciel de représentation moléculaire.

17 Représentation 3D de molécules

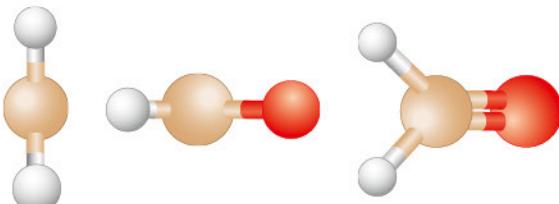
Voici la représentation 3D de plusieurs molécules :

Nom de la molécule et sa formule	Représentation 3D	Adjectifs proposés
méthane <chem>CH4</chem>		• pyramidale
ammoniac <chem>NH3</chem>		• linéaire
eau <chem>H2O</chem>		• plane
dioxyde de carbone <chem>CO2</chem>		• coudée
méthanal <chem>CH2O</chem>		• triangulaire • tétraédrique

Associer à chacune de ces molécules le ou les adjectifs permettant de qualifier leur géométrie.

18 Portrait-robot d'une molécule

Un des produits de la combustion du silane, de formule brute SiH4, est la molécule de formule brute SiH2O. Voici des vues de cette molécule, suivant trois plans orthogonaux :



1. Parmi les adjectifs suivants, choisir ceux qui permettent de décrire la géométrie de cette molécule : *linéaire ; tétraédrique ; triangulaire ; pyramidale ; coudée ; plane*.

2. Interpréter la géométrie de cette molécule à partir de son schéma de Lewis.

19 Géométrie des molécules

1. Établir le schéma de Lewis des molécules suivantes :

- silane SiH4 ;
- phosphane PH3 ;
- sulfure d'hydrogène H2S.

2. a. Comment se positionnent les doublets d'électrons dans ces molécules ? Justifier.

b. Déterminer la forme géométrique des trois molécules.

3. À l'aide d'un logiciel de représentation moléculaire ou d'une application pour smartphone, vérifier la réponse à la question 2. b.

20 Interprétation de la géométrie d'ions

Voici la représentation 3D de trois ions polyatomiques :

amidure <chem>NH2^-</chem>	phosphonium <chem>PH4^+</chem>	méthanide <chem>CH3^-</chem>
		

1. Caractériser la forme géométrique de ces trois entités.

2. Interpréter leurs géométries à partir de leurs schémas de Lewis.

21 Ions polyatomiques

1. Établir le schéma de Lewis des ions polyatomiques suivants :

- oxonium H3O^+ ;
- chloranium ClH2^+.

2. a. Comment se répartissent les doublets d'électrons dans ces deux entités ? Justifier.

b. Déterminer la forme de ces deux entités.

3. À l'aide d'un logiciel de représentation moléculaire ou d'une application pour smartphone, vérifier la réponse à la question 2. b.

22 Nettoyant écologique

Le carbonate de sodium est un nettoyant écologique composé de cristaux, qui contient l'ion carbonate, de formule brute CO3^2-.

1. Établir le schéma de Lewis de cet ion.

2. À partir de la réponse à la question 1, déterminer sa géométrie. Justifier.

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

3 Polarité des molécules

Notions du programme

Électronégativité des atomes, évolution dans le tableau périodique
Polarisation d'une liaison covalente

► EXERCICES 23 et 24

Polarité d'une entité moléculaire

► EXERCICES 25 à 28

Ce qu'on attend de moi

- 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.

1. a. Recenser les liaisons covalentes présentes dans ces trois molécules.

b. Quelles sont les liaisons polaires et les liaisons apolaires ? Justifier.

2. En s'inspirant de la **FIGURE 6** p. 69 du cours, reproduire chaque molécule, puis pour chacune :

- Représenter les charges partielles, le cas échéant.
- Localiser alors le barycentre des charges partielles positives, et celui des charges partielles négatives.
- À partir des résultats obtenus à la question précédente, indiquer si chacune des molécules est polaire ou apolaire.

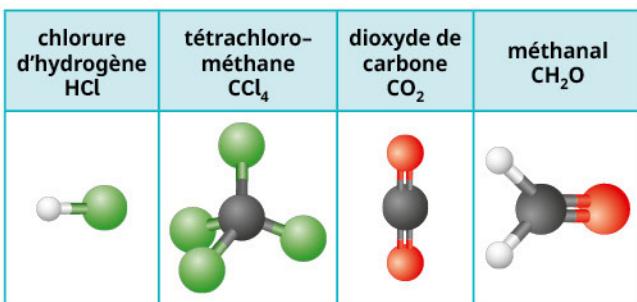
27 Molécules comportant des liaisons polaires

1. a. Expliquer pourquoi les liaisons covalentes suivantes sont polaires :

a. H—Cl ; b. C—Cl ; c. C—O.

b. Que dire de la liaison C—H ? Justifier.

2. a. En s'inspirant de la **FIGURE 6** p. 69 du cours, reproduire chaque molécule représentée ci-dessous :

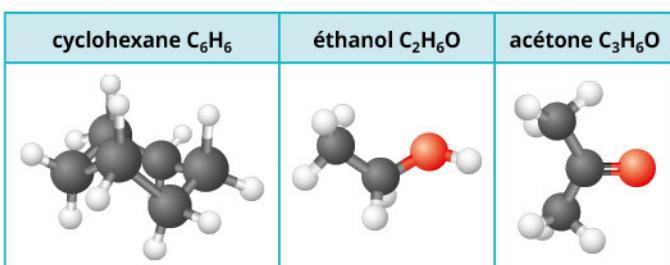


b. Déterminer ensuite la position du barycentre des charges partielles positives, et celui des charges partielles négatives.

c. À partir des résultats obtenus à la question précédente, indiquer si chacune des molécules est polaire ou apolaire.

28 Solvant polaire ou apolaire ?

Voici la représentation 3D de quelques solvants organiques :



1. a. Recenser les liaisons covalentes présentes dans ces trois molécules.

b. Parmi ces liaisons, lesquelles sont polaires ? Lesquelles sont apolaires ? Justifier.

2. En s'inspirant éventuellement de la **FIGURE 6** p. 69 du cours, reproduire chaque molécule, puis pour chacune :

- Représenter les charges partielles, le cas échéant.
- Localiser alors le barycentre des charges partielles positives, et celui des charges partielles négatives.
- À partir des résultats obtenus à la question précédente, indiquer si chacune des molécules est polaire ou apolaire.

DONNÉE

► Électronégativités en rabat de couverture.

23 Électronégativité et tableau périodique

- Qu'est-ce que l'électronégativité d'un atome ?
- Comment évolue l'électronégativité des atomes quand on se déplace sur une ligne ou dans une colonne du tableau périodique ?
- Quel est l'élément le plus électronégatif ?

24 Liaisons polaires ou apolaires

- Parmi les liaisons covalentes ci-dessous, lesquelles sont polaires ? Lesquelles sont apolaires ? Justifier en calculant si besoin la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés.
- C—C ; b. C—H ; c. C—O ; d. C—Cl ; e. C—N ; f. H—Cl.
- Dans le cas des liaisons polaires, représenter la charge partielle positive et la charge partielle négative.

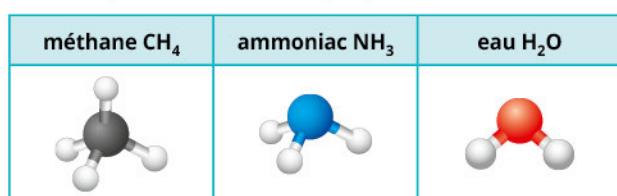
25 Polarité de molécules diatomiques

On considère les molécules diatomiques suivantes :

- dioxygène O₂ ; b. chlorure d'hydrogène HCl ;
- monofluorure de chlore ClF ; d. monoxyde de soufre SO.
- Parmi ces molécules, lesquelles sont polaires ? Lesquelles sont apolaires ? Justifier.
- Dans le cas des molécules polaires, représenter les deux atomes liés, ainsi que leurs charges partielles.

26 Molécule polaire ou apolaire ?

Voici la représentation 3D de quelques molécules :



Exercice résolu EN AUTONOMIE

29 Schéma de Lewis de la glycine

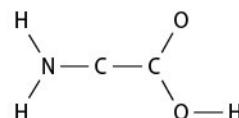
La glycine est un acide aminé, de formule brute C₂H₅O₂N. Cet acide aminé sert à la synthèse de certaines protéines, dont le collagène, qui entre dans la composition de la peau. Elle assure la cohésion et la résistance de cette dernière.

Donnée : le tableau périodique se trouve en rabat de couverture.

1. **Déterminer** le nombre d'électrons de valence de chacun des atomes présents dans cette molécule.

2. **Déterminer** le nombre de liaisons covalentes qu'établit chaque atome, et **en déduire** le nombre de doublets non liants qui l'entourent.

3. Une partie de l'enchaînement des atomes étant donnée dans la représentation ci-contre, **établir** le schéma de Lewis de la glycine.



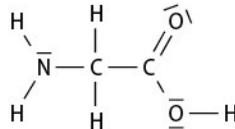
EXEMPLE DE RÉDACTION

1. Les atomes présents dans la molécule sont le carbone C, l'hydrogène H, l'oxygène O et l'azote N.

L'atome d'**hydrogène** se trouve dans la première colonne du tableau périodique, il possède donc **un seul électron de valence**. L'atome de **carbone**, qui se trouve quatre colonnes avant celle des gaz nobles, possède **quatre électrons de valence**. L'atome d'**azote**, se trouvant trois colonnes avant les gaz nobles, possède **cinq électrons de valence**. L'atome d'**oxygène**, se trouvant deux colonnes avant eux, possède **six électrons de valence**.

2. L'hydrogène tend à acquérir la structure stable de l'hélium, qui possède deux électrons de valence. Il participe à **une liaison covalente** en mettant en commun son unique électron de valence. Le carbone, l'azote et l'oxygène tendent à acquérir la structure stable du néon, qui possède huit électrons de valence. Le carbone met donc ses quatre électrons de valence en commun dans **quatre liaisons covalentes**. De même, l'azote établit **trois liaisons covalentes**; il lui reste donc deux électrons de valence, qui s'apparentent en **un doublet non liant**. Enfin, l'oxygène établit **deux liaisons covalentes**; il lui reste donc quatre électrons de valence, qui s'apparentent en **deux doublets non liants**.

3. On complète la représentation avec les atomes manquants, les doublets non liants et la double liaison entre C et O :



LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

- La **formule brute** de la molécule indique sa composition.
- La **position d'un atome dans le tableau périodique** permet de connaître le nombre de ses électrons de valence.

LES QUESTIONS À LA LOUPE

► **Déterminer** : mettre en œuvre une stratégie pour trouver un résultat.

► **En déduire** : intégrer le résultat précédent pour répondre.

► **Établir** : mettre en œuvre un raisonnement pour trouver un résultat.

QUELQUES CONSEILS

2. Comparer la position des atomes dans le tableau périodique à celle du gaz noble le plus proche afin de déterminer le nombre de liaisons covalentes établies, puis d'en déduire le nombre de doublets non liants.

EXERCICE SIMILAIRE

30 Schéma de Lewis de l'alanine

L'alanine est un acide aminé, dont la forme « β » est disponible en pharmacie sous forme de comprimés. Il sert à augmenter le taux de sucre dans le sang des sportifs par exemple.

Sa formule brute est C₃H₇O₂N. Il comporte un groupe d'atomes CO₂H, où l'un des atomes d'oxygène est lié à l'atome de carbone par une liaison double, et un groupe d'atomes NH₂.

Un acide aminé est dit « α » si le groupe NH₂ est porté par le carbone voisin de celui du groupe CO₂H, et il est dit « β » si un atome de carbone sépare celui qui porte le groupe CO₂H de celui qui porte le groupe NH₂.

Donnée : le tableau périodique se trouve en rabat de couverture.

1. Déterminer le nombre d'électrons de valence des atomes présents dans cette molécule.

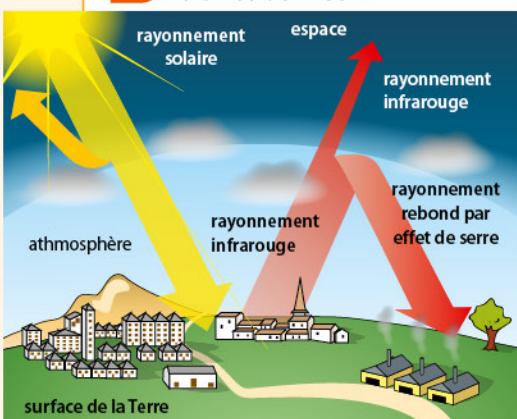
2. Déterminer le nombre de liaisons covalentes qu'établit chaque atome, et le nombre de doublets non liants qui l'entourent.

3. Établir le schéma de Lewis de l' α -alanine et celui de la β -alanine.



Exercice résolu EN AUTONOMIE

31 Polarité du fréon



Le fréon, ou tétrafluorométhane, a pour formule brute CF_4 . Ce gaz synthétique présent dans l'atmosphère terrestre contribue fortement à l'effet de serre.

Données : le tableau périodique avec les valeurs d'électronégativité des atomes se trouve en rabat V de couverture.

LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

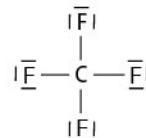
- La **formule brute** permet d'identifier les atomes présents dans la molécule.
- La position d'un atome dans le **tableau périodique** peut être comparée à celle du gaz noble le plus proche.
- L'**électronégativité** des atomes permet de savoir si une liaison est polarisée.

1. Établir le schéma de Lewis du fréon.
2. Déterminer la géométrie de cette molécule.

3. a. Cette molécule comporte-t-elle des liaisons polaires ? Justifier.
- b. En s'inspirant de la **FIGURE 6** p. 69 du cours, représenter la molécule de fréon et ses charges partielles éventuelles, ainsi que leurs barycentres.
- c. Que dire de la polarité de cette molécule ? Justifier.

EXEMPLE DE RÉDACTION

1. Les atomes présents dans la molécule sont le carbone C et le fluor F. Le carbone se trouve quatre colonnes avant celle des gaz nobles ; il a donc quatre électrons de valence. Le fluor, qui est dans l'avant-dernière colonne, possède sept électrons de valence. Pour acquérir la structure stable du néon, qui possède huit électrons de valence, le carbone met ses quatre électrons de valence en commun dans **quatre liaisons covalentes**. De même, le fluor établit **une liaison covalente**. Il lui reste six électrons de valence, qui s'apparient en **trois doublets non liants**. Le schéma de Lewis du fréon est donc :



2. L'atome de carbone est entouré de quatre doublets liants. La répulsion électrostatique entre ces doublets d'électrons confère à cette molécule une **géométrie tétraédrique**.

3. a. La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone et de fluor est :

$$\Delta\chi = \chi(\text{F}) - \chi(\text{C}) = 3,98 - 2,55 = 1,43$$

Ainsi, $0,4 < \Delta\chi < 1,7$.

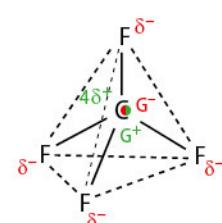
On en conclut que la **liaison covalente C—F est polaire**.

- b. Chaque atome de **fluor** porte une **charge partielle δ^-** et l'atome de **carbone** porte une **charge partielle $4\delta^+$** . Le **barycentre** des charges partielles positives G^+ se trouve au niveau de l'**atome de carbone**, et le **barycentre** des charges partielles négatives G^- se trouve à équidistance des quatre atomes de fluor, soit au niveau de l'**atome de carbone**.

- c. Les barycentres G^+ et G^- coïncident, donc la **molécule de fréon est apolaire**.

QUELQUES CONSEILS

1. Placer au centre l'atome qui forme le plus grand nombre de doublets liants.
2. Considérer la répulsion maximale des doublets d'électrons.



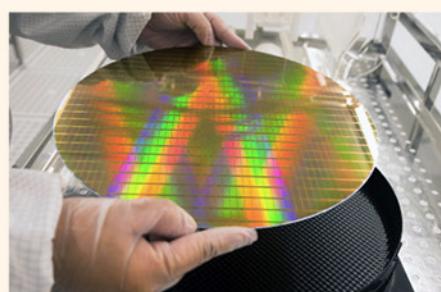
EXERCICE SIMILAIRE

32 Polarité du trifluorure d'azote

Le trifluorure d'azote, de formule brute NF_3 , est un gaz toxique utilisé comme graveur chimique en microélectronique.

1. Établir le schéma de Lewis du trifluorure d'azote.
 2. Déterminer la géométrie de cette molécule.
3. a. Cette molécule comporte-t-elle des liaisons polaires ? Justifier.
 - b. En s'inspirant de la **FIGURE 6** p. 69 du cours, représenter la molécule de trifluorure d'azote et ses charges partielles éventuelles, ainsi que leurs barycentres.
 - c. Que dire de la polarité de cette molécule ? Justifier.

Données : le tableau périodique et les valeurs d'électronégativité des atomes se trouvent en rabat V de couverture.



Croiser les notions

**DONNÉES**

- Tableau périodique et électronégativités en rabat de couverture.

33 Eau oxygénée



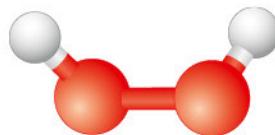
Le peroxyde d'hydrogène, ou eau oxygénée, a pour formule chimique H_2O_2 . Il est utilisé en cosmétique pour ses propriétés blanchissantes, ou vendu comme antiseptique.

1. Établir le schéma de Lewis de l'eau oxygénée.

2. Quelle est la géométrie de la molécule d'eau oxygénée au niveau de chaque atome d'oxygène ? Justifier à partir de la position prise par les doublets d'électrons de valence.

3. La représentation spatiale de l'eau oxygénée est :

La molécule d'eau oxygénée est-elle polaire ? Justifier à l'aide d'un schéma, en positionnant les barycentres des charges partielles négatives et positives.



34 Chloroforme DÉMARCHES DIFFÉRENCIÉES

Découvert en 1831, le chloroforme, de formule brute $CHCl_3$, était utilisé au XIX^e siècle comme anesthésiant pendant des opérations. Il est remplacé aujourd'hui par des produits moins toxiques.

DÉMARCHE AVANCÉE

La molécule de chloroforme est-elle polaire ?

**DÉMARCHE ÉLÉMENTAIRE**

1. a. Déterminer le nombre de liaisons covalentes et de doublets non liants éventuels entourant chaque atome de la molécule.

b. Établir le schéma de Lewis du chloroforme.

2. En s'aidant éventuellement d'un logiciel de représentation moléculaire, déterminer la géométrie de cette molécule.

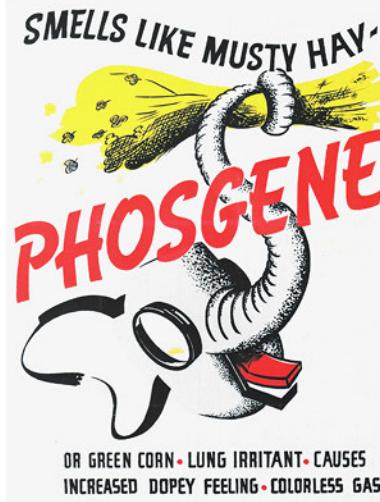
3. a. Étudier la polarité de chaque liaison, et préciser les charges partielles éventuelles portées par chaque atome.

b. Localiser le barycentre des charges partielles positives, et celui des charges partielles négatives.

c. En déduire si la molécule de chloroforme est polaire ou apolaire.

35 Phosgène

Phosgène, de la formule $COCl_2$, est un毒气 that was used as a chemical weapon particularly during the First World War.



1. Traduire ce que ce poster préventif américain montre de l'après-guerre montrant.

2. Déterminer la structure de Lewis du phosgène.

3. a. Déterminer 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.

36 Fermentation d'un yaourt

Lors de la fermentation d'un yaourt, les bactéries lactiques absorbent le sucre du lait et produisent, entre autres molécules, de l'acétaldéhyde, ou éthanal, à l'odeur fruitée. L'éthanal a pour formule brute C_2H_4O .



1. Établir le schéma de Lewis de l'éthanal.

2. a. Déterminer la géométrie de la molécule au niveau de chaque atome de carbone. Justifier.

b. Vérifier avec un logiciel de représentation moléculaire ou une application pour smartphone.

3. L'éthanal est-il une molécule polaire ? Justifier et représenter les charges partielles sur le schéma de Lewis.

37 Intermédiaire de synthèse

Le chlorure de méthylmagnésium, de formule brute CH_3MgCl , est un intermédiaire de synthèse courant en chimie organique.

1. Sachant que les trois atomes d'hydrogène sont portés par l'atome de carbone, établir le schéma de Lewis de cette molécule. Détaillez le raisonnement suivi pour y parvenir.

2. Établir la géométrie de la molécule. Justifier.

3. Le chlorure de méthylmagnésium est-il une molécule polaire ? Justifier et représenter les charges partielles sur le schéma précédent, ainsi que les barycentres de celles-ci.

EXERCICES

NIVEAU 1

NIVEAU 2

NIVEAU 3

NIVEAU 4

42 Vinaigre

L'éthanol, de formule brute C_2H_6O , rentre dans la composition des boissons alcoolisées, comme le vin ou le cidre.

En présence de dioxygène, il se transforme en acide éthanoïque, de formule brute $C_2H_4O_2$.

En solution aqueuse, l'acide éthanoïque se transforme partiellement en ion éthanoate, de formule brute CH_3COO^- .

1. a. Établir le schéma de Lewis de l'éthanol. Déttailler le raisonnement suivi pour y parvenir.

b. Préciser la géométrie de cette molécule au niveau des deux atomes de carbone, puis au niveau de l'atome d'oxygène. Justifier.

c. L'éthanol est-il une molécule polaire ? Justifier en déterminant les charges partielles positives et négatives, et en les représentant sur un schéma adapté, ainsi que les barycentres de ces dernières.

2. a. Sachant que les deux atomes d'oxygène sont portés par le même atome de carbone, établir le schéma de Lewis de l'acide éthanoïque.

b. Préciser la géométrie de cette molécule.

c. Représenter les charges partielles sur le schéma de Lewis.

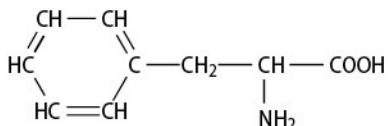
3. Établir le schéma de Lewis de l'ion éthanoate.



43 Phénylalanine

La phénylalanine est un acide aminé essentiel : il doit être apporté par l'alimentation, car l'organisme est incapable de le synthétiser.

La formule de la phénylalanine est :



1. Sachant que les deux atomes d'oxygène sont portés par le même atome de carbone en bout de chaîne, établir le schéma de Lewis de la phénylalanine.

2. Cet acide aminé peut changer de forme en fonction du pH du milieu dans lequel il se trouve.

• Si : $pH < 2,6$; le groupe NH_2 est sous la forme NH_3^+ , et le groupe $COOH$ est inchangé.

• Si : $2,6 < pH < 9,2$; le groupe NH_2 est sous la forme NH_3^+ , et le groupe $COOH$ est sous la forme COO^- .

• Si : $pH > 9,2$; le groupe NH_2 est inchangé, et le groupe $COOH$ est sous la forme COO^- .

a. Établir le schéma de Lewis de la phénylalanine dans ces trois domaines de pH.

b. Un zwittérion est une entité chimique globalement neutre. Cependant, elle présente deux charges électriques opposées portées par des atomes non adjacents.

Laquelle des trois formes précédentes correspond au zwittérion de la phénylalanine, et dans quel domaine de pH existe-t-il ?

3. Préciser la géométrie de la molécule au niveau de l'atome d'azote et de l'atome de carbone du groupe $COOH$, dans les trois formes de la molécule.

À L'ORAL

44 Molécule d'eau

Préparer un exposé oral permettant d'expliquer la représentation de la molécule d'eau dans l'animation suivante :

Durant cet exposé de quelques minutes, penser à utiliser les mots clés suivants :

- structure stable d'un gaz noble ;
- schéma de Lewis ;
- doublets liants/non liants ;
- répulsion électrostatique ;
- tétraèdre ;
- plane coudée.

Ce court exposé devra pouvoir être réalisé sans note écrite.

45 RETOUR SUR LA PAGE D'OUVERTURE

Le chocolat contient des acides gras, dont l'acide oléique.



Préparer un exposé oral permettant d'expliquer que les atomes de carbone ne sont pas alignés, mais forment une ligne brisée.

Acquérir des compétences

46 Le carbocation ANALYSE ET SYNTHÈSE DE DOCUMENTS

APP Extraire l'information utile de supports variés

Le carbocation est une espèce réactionnelle importante en synthèse organique.

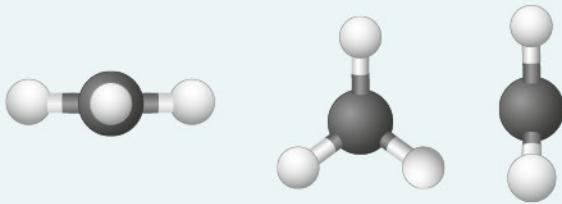
DOC 1 Carbocation

Un carbocation est un composé organique, dont l'un des atomes de carbone est chargé positivement.

Les carbocations sont des intermédiaires réactionnels, et des entités chimiques très instables.

DOC 3 Représentation dans l'espace

Voici trois vues du carbocation le plus simple, de formule brute CH_3^+ , selon trois directions orthogonales :

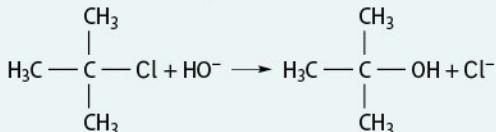


ANALYSE

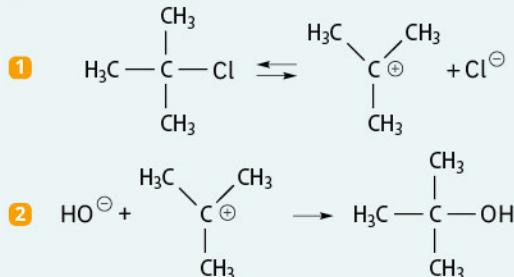
- Donner la formule chimique du carbocation impliqué dans la synthèse du 1,1-diméthyléthanol ?
- Comment voit-on que le carbocation est une espèce instable ?
- Établir le schéma de Lewis du carbocation intervenant dans la synthèse du 1,1-diméthyléthanol.
- Qu'y a-t-il de particulier sur le carbone porteur de la charge ?

DOC 2 Synthèse d'un alcool

La synthèse du 1,1-diméthyléthanol peut se faire selon la réaction d'équation :



Au niveau moléculaire, cette réaction se décompose en deux étapes :



La deuxième étape est très rapide.

Donnée : tableau périodique en rabat VI de couverture.

SYNTHÈSE

Expliquer l'instabilité du carbocation, ainsi que sa géométrie.

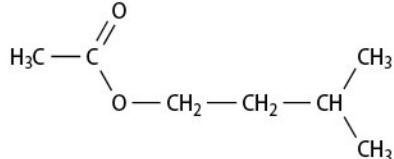
47 L'éthanoate d'isoamyle DÉMARCHE EXPÉIMENTALE

AN/RAI Faire des prévisions à l'aide d'un modèle

RÉA Mettre en œuvre un protocole

L'éthanoate d'isoamyle est une espèce liquide à température ambiante ayant une forte odeur de banane. On peut synthétiser cette molécule en laboratoire. Sa formule est :

Donnée : tableau périodique avec électronégativités en rabat V de couverture.



- Établir le schéma de Lewis de l'éthanoate d'isoamyle.
- Prévoir, en justifiant, la géométrie de la molécule au niveau :
 - des atomes de carbone liés à au moins un atome d'hydrogène ;
 - de l'atome de carbone lié à deux atomes d'oxygène ;
 - de l'atome d'oxygène en milieu de chaîne.
- À l'aide d'un logiciel de représentation moléculaire ou d'une application pour smartphone, vérifier les réponses à la question 3.
- En utilisant, par exemple, la représentation établie à la question 3, étudier la polarité de la molécule d'éthanoate d'isoamyle.



48 Le protoxyde d'azote DÉMARCHE DIFFÉRENCIÉES**AN/RAT** Proposer une stratégie de résolution

Le protoxyde d'azote, également appelé gaz hilarant, a pour formule brute N_2O . Ce gaz incolore est vendu dans les commerces. Il fournit de la pression dans les siphons à crème chantilly.

Il est également utilisé dans le milieu médical comme anesthésiant. Son usage doit être contrôlé et exceptionnel, car une trop forte dose ou un usage régulier peuvent entraîner une faiblesse musculaire, des troubles du rythme cardiaque ou des pertes de mémoire.

Donnée : tableau périodique en rabat VI de couverture.

DÉMARCHE EXPERTE

Proposer deux schémas de Lewis du protoxyde d'azote. Prévoir sa géométrie.

**DÉMARCHE AVANCÉE**

1. a. Quel est le nombre de liaisons covalentes et de doublets liants qui entourent l'élément azote lorsqu'il est chargé positivement ? Lorsqu'il est chargé négativement ?
 - b. Même question pour l'élément oxygène lorsqu'il est chargé négativement.
 - c. Proposer alors deux schémas de Lewis du protoxyde d'azote.
2. Prévoir la géométrie de cette entité.

49 Le trifluorure de bore TÂCHE COMPLEXE**RÉA** Mettre en œuvre les étapes d'une démarche

Le trifluorure de bore de formule BF_3 est un gaz toxique et incolore. Il est utilisé notamment comme intermédiaire de synthèse en chimie industrielle.

Donnée : tableau périodique avec électronégativités en rabat V de couverture.

LE PROBLÈME À RÉSOUUDRE

La molécule de trifluorure de bore est-elle polaire ? Justifier.

50 Ammoniac et trichlorure d'aluminium TÂCHE COMPLEXE**COM** Présenter une démarche de manière argumentée, synthétique et cohérente

Considérons deux molécules comportant un atome entouré de trois liaisons covalentes simples : l'ammoniac, de formule NH_3 , et le trichlorure d'aluminium, de formule $AlCl_3$.

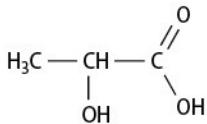
Donnée : tableau périodique avec électronégativités en rabat V de couverture.

LE PROBLÈME À RÉSOUUDRE

Comment expliquer que l'une de ces deux molécules soit polaire, et l'autre apolaire ? Justifier.

51 L'acide lactique DÉMARCHE EXPÉRIMENTALE ECE**RÉA** Mettre en œuvre un protocole**VAL** Confronter un modèle à des résultats expérimentaux

L'acide lactique est un acide organique produit par l'organisme lors d'un effort musculaire intense. Il a pour formule :



Donnée : tableau périodique en rabat VI de couverture.

1. Établir le schéma de Lewis de l'acide lactique.
2. À l'aide d'un logiciel de représentation moléculaire ou d'une application pour smartphone, représenter la molécule d'acide lactique.

3. En utilisant la représentation établie et les fonctionnalités du logiciel, déterminer la géométrie de la molécule au niveau :

- a. de l'atome de carbone du groupe d'atomes $COOH$;
 - b. des deux atomes d'oxygène des deux différents groupes OH ;
 - c. de l'atome de carbone du milieu de la molécule, portant un atome d'hydrogène et le groupe OH .
4. Interpréter ces résultats à partir du schéma de Lewis établi.



DES PISTES POUR L'ORAL TERMINAL

Un projet sur l'isométrie dans le monde du vivant permet de réinvestir des notions diverses de chimie (schéma de Lewis, liaison double, représentation spatiale des molécules, etc.), mais aussi de pharmacologie, de sciences de la vie et de géologie.

UNE SITUATION À L'ORIGINE DE MON PROJET

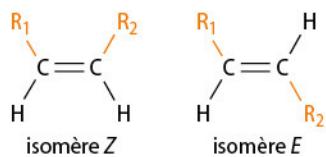
Les fleurs de jasmin contiennent une molécule odorante : la (Z)-jasmone. Lorsqu'on synthétise cette espèce en laboratoire, il se forme simultanément de la (E)-jasmone, qui n'a pas exactement la même odeur.



DES DOCUMENTS POUR M'AIDER À L'ORIENTER

Isomérie Z/E

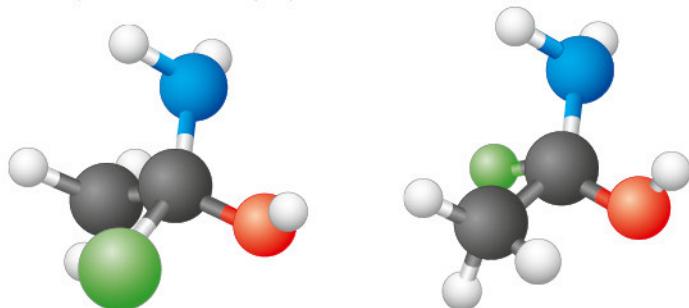
Les molécules présentant une double liaison carbone-carbone, de la forme $R_1-CH=CH-R_2$, existent sous deux formes différentes, appelées des isomères. L'isomère est dit « Z » si les groupements R_1 et R_2 se placent du même côté de la double liaison. Il est dit « E » si les groupements R_1 et R_2 se situent de part et d'autre de la double liaison.



Énantiomères et diastéréoisomères

Deux molécules ayant le même schéma de Lewis mais des agencements spatiaux différents sont des **stéréoisomères**.

Deux molécules stéréoisomères images l'une de l'autre dans un miroir plan mais non superposables sont dites **énantiomères** :



Si elles ne sont ni images l'une de l'autre dans un miroir plan, ni superposables, elles sont dites **diastéréoisomères**.

Deux isomères Z/E sont diastéréoisomères.

DES PISTES DE RECHERCHE À EXPLORER

Comment représenter des molécules en 3D sur papier ?

Y a-t-il libre rotation autour d'une liaison double ?

Quelles différences physico-chimiques existe-t-il entre des isomères Z/E ? entre des énantiomères ?

Énantioméries des récepteurs biologiques

Énantioméries et activité optique

Synthèse de médicaments adaptés aux récepteurs biologiques

Quelle importance l'isométrie Z/E a-t-elle dans le monde du vivant ?

Les molécules énantiomères dans le monde du vivant

Le vocabulaire scientifique à utiliser

- schéma de Lewis
- liaison simple
- liaison double
- représentation spatiale des molécules