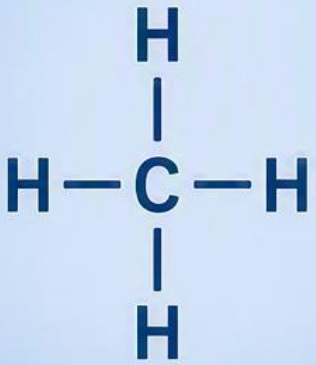
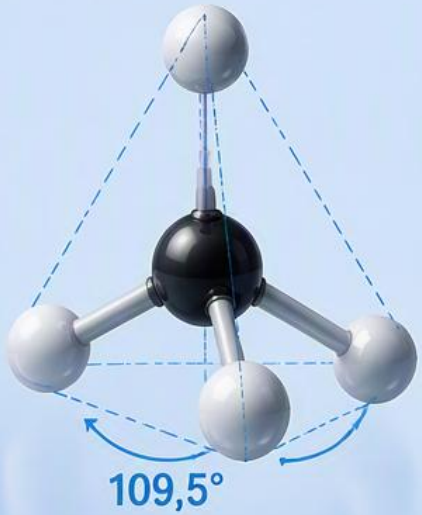
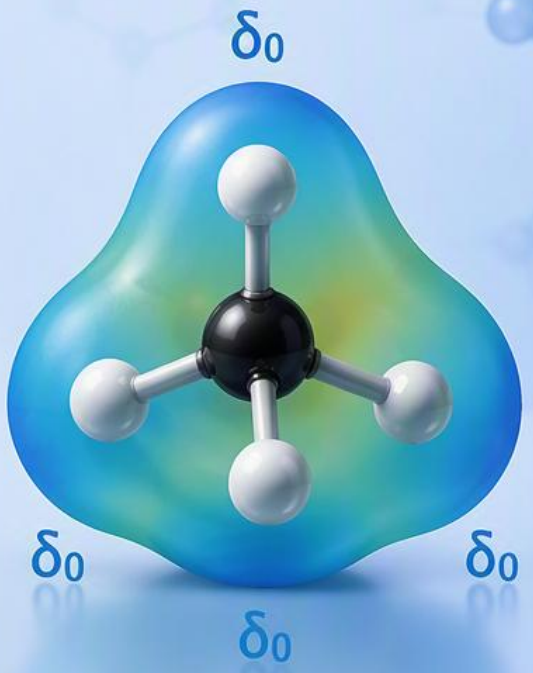
La liaison chimique :

Structure de Lewis • Géométrie moléculaire (VSEPR) • Polarité









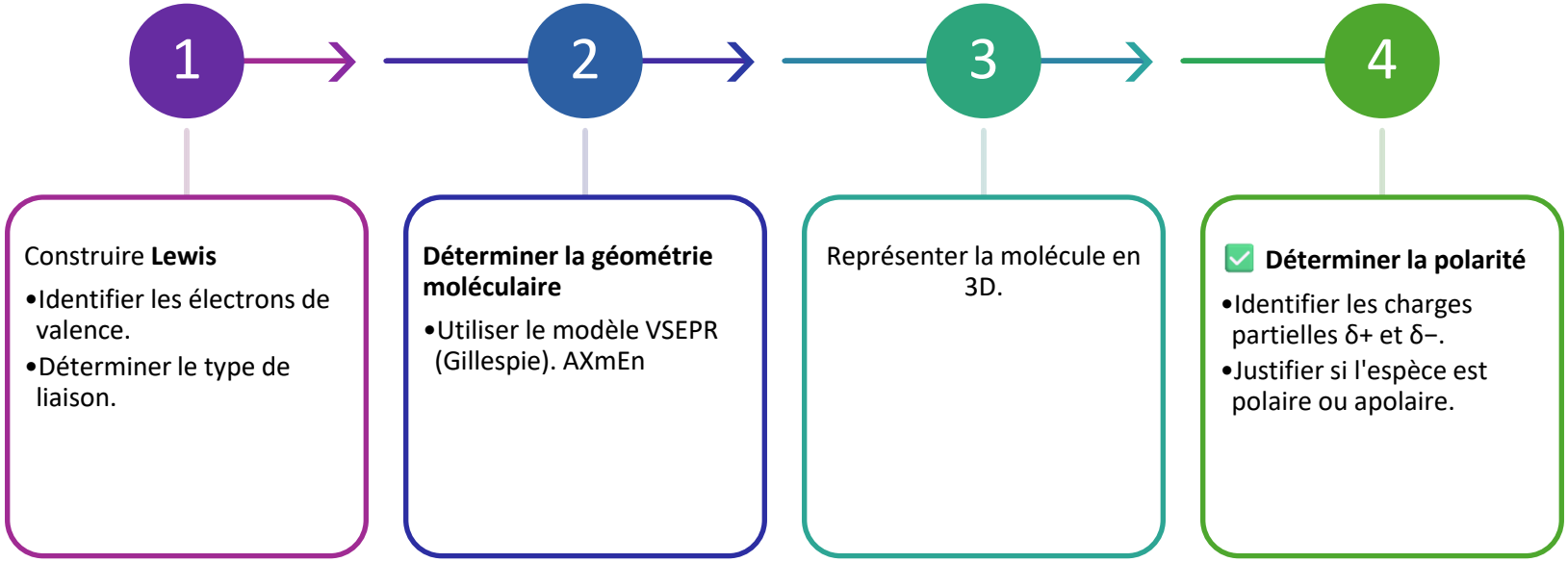
Pourquoi ?

❓ **Pourquoi l'eau dissout-elle le glucose mais pas l'huile ?**

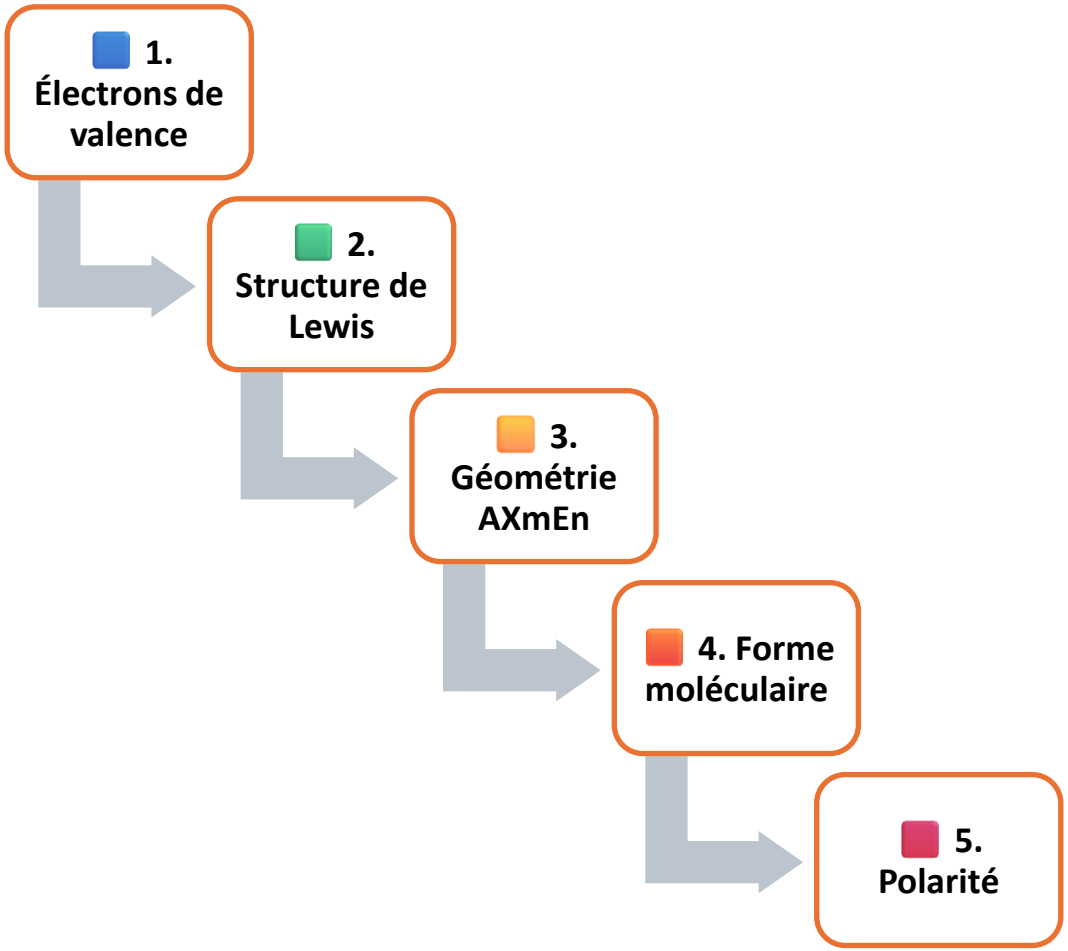
❓ **Pourquoi une membrane cellulaire laisse-t-elle passer certaines molécules et pas d'autres ?**

❓ **Pourquoi certains médicaments pénètrent-ils dans les cellules alors que d'autres n'y parviennent pas ?**

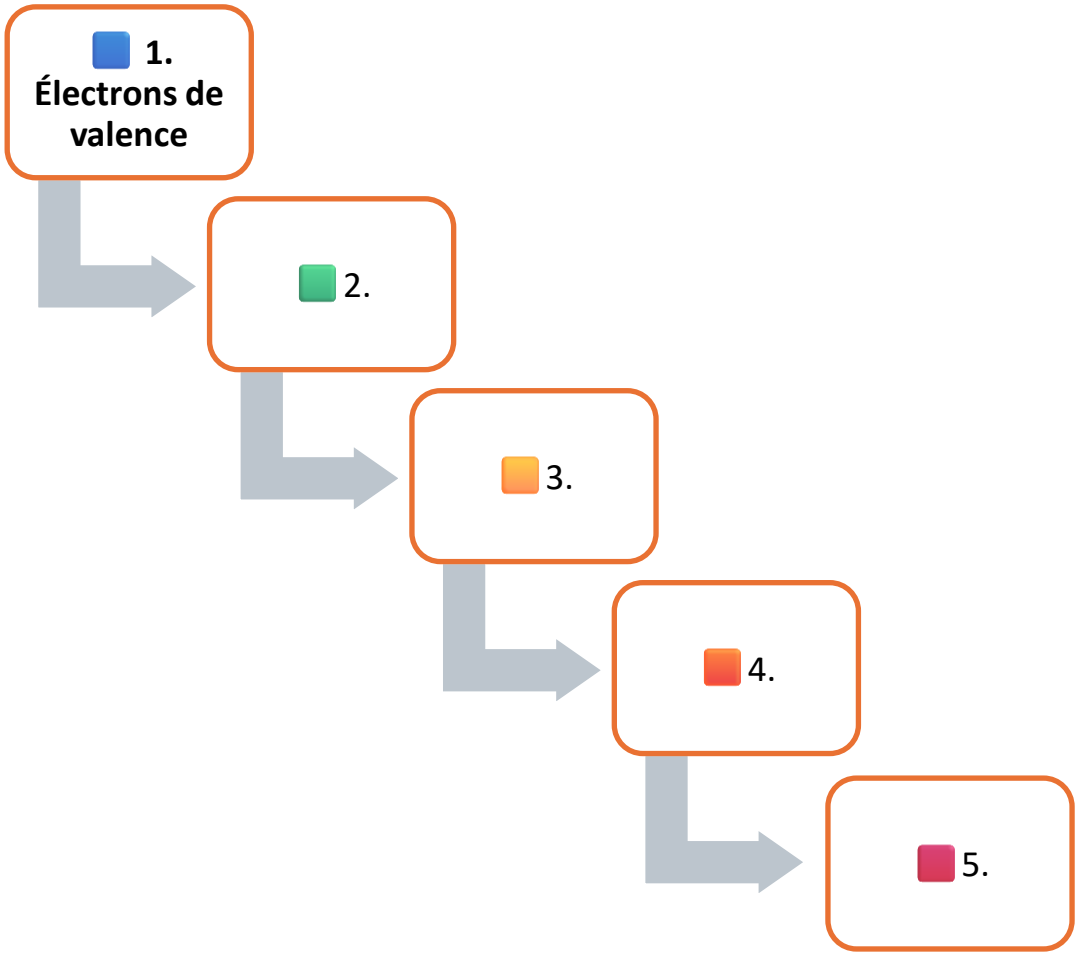
Objectifs du chapitre



Comment résoudre n'importe quel exercice de ce chapitre ?

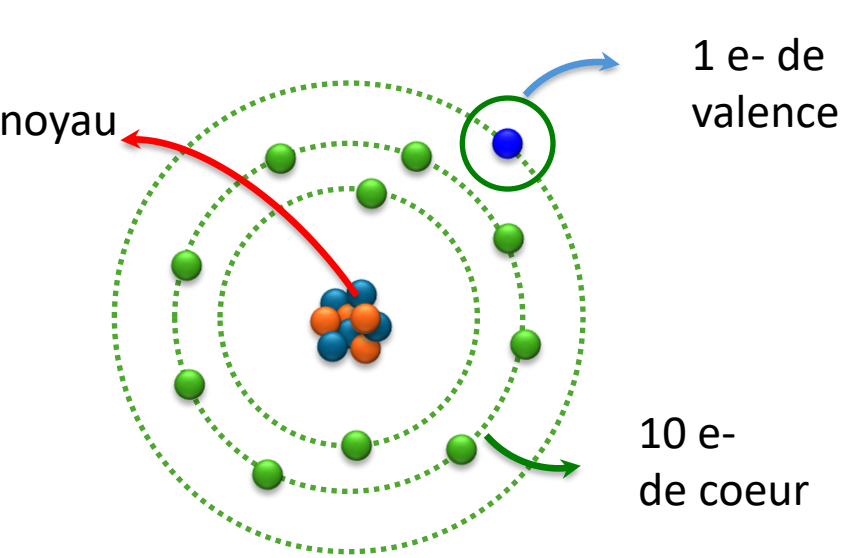


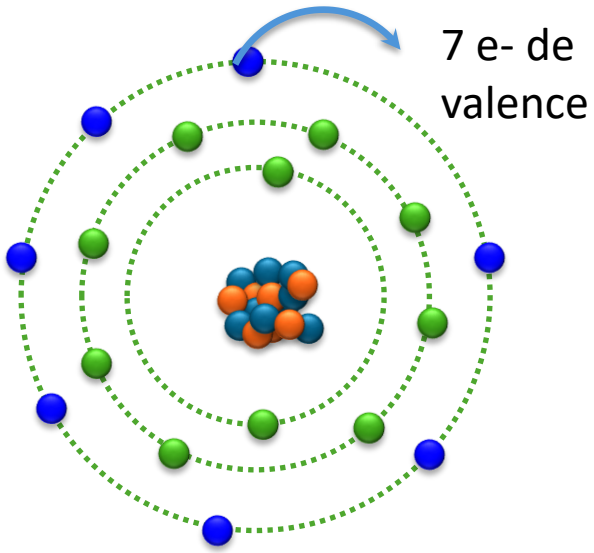
Comment résoudre n'importe quel exercice de ce chapitre ?



Atome = noyau ($p^+ + n^0$) + électrons e^-

$^{23}_{11}Na$ $^{35}_{17}Cl$





La représentation de Lewis

Les électrons de valence

Électrons de valence

- Les points représentent les électrons de valence.

- **Ce sont les é**lectrons les plus éloignés du noyau

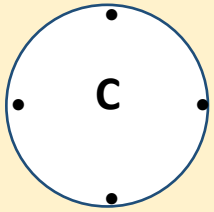
.

- Ils participent à la formation des liaisons chimiques.

Exemple : le carbone

Carbone (C)
Groupe 14 (IVA)

4 électrons de valence

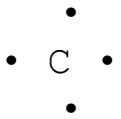
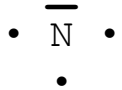


À RETENIR

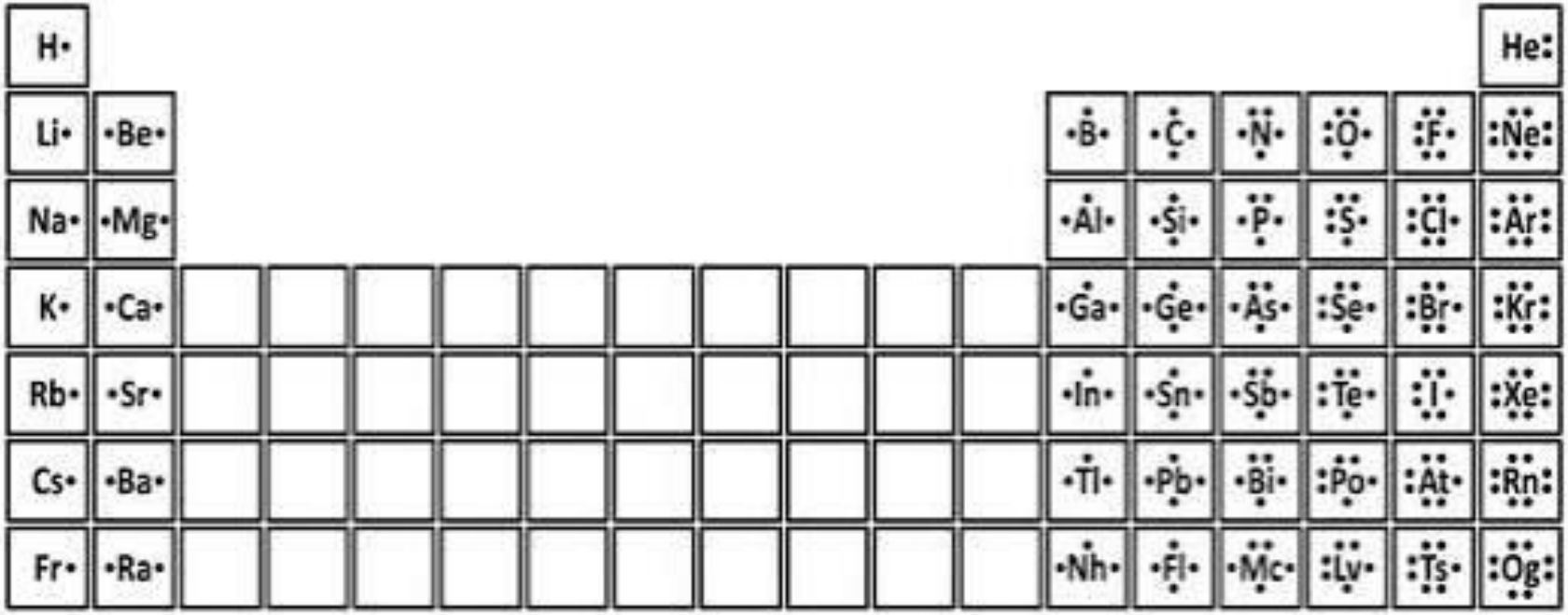
•• = une paire d'électrons

— = représentation simplifiée de la paire

Représentations de Lewis essentielles

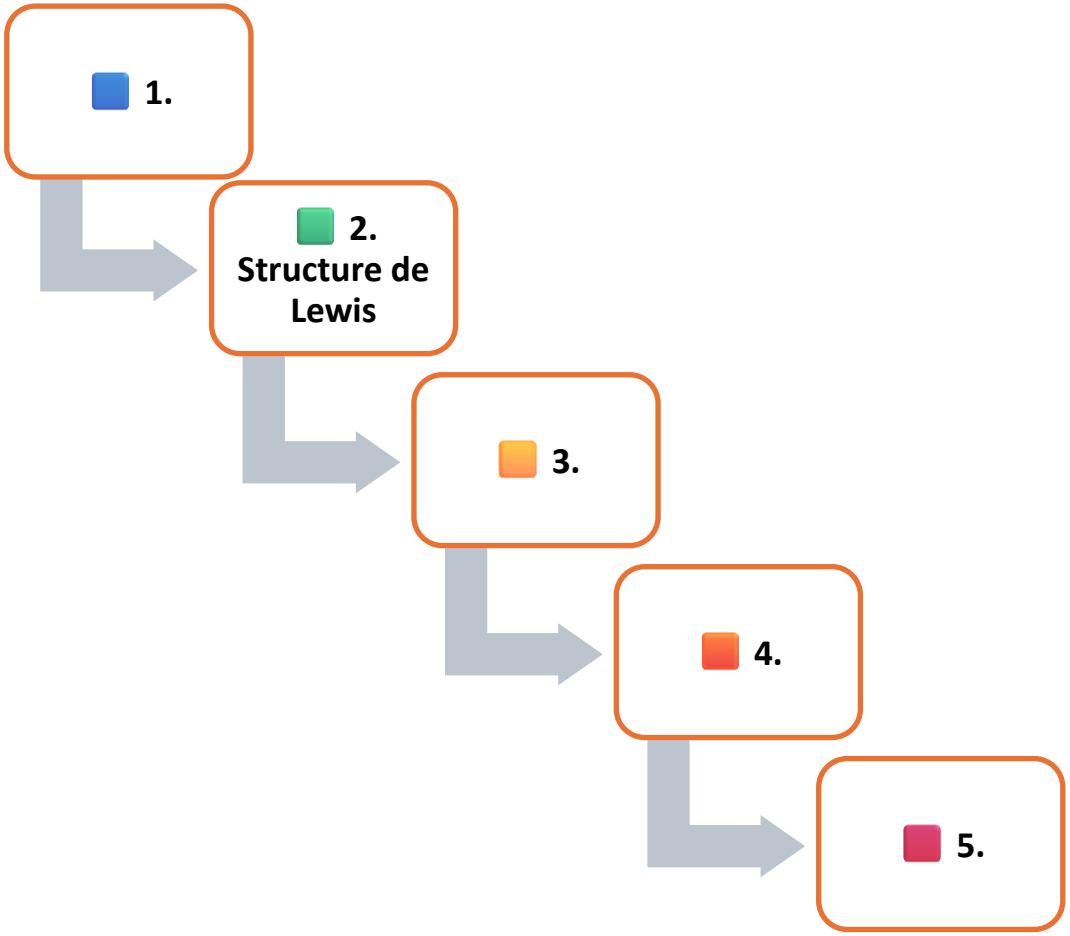
H	C	N	O	Cl
				

Donne la structure de lewis des atomes
de Na, Li, K



shutterstock.com · 2602479951

Comment résoudre n'importe quel exercice de ce chapitre ?



Pourquoi les atomes forment ils des liaisons?

- Les électrons non appariés(•) correspondent généralement à une situation **instable**

- À l'exception des **gaz nobles (qui ont 8 e- de valence)**, les autres atomes ont tendance à former des liaisons avec d'autres atomes.

LIAISON CHIMIQUE = STABILISATION

Comment les atomes forment ils des liaisons?

La règle de l'octet
Les atomes tendent à acquérir la configuration électronique des **gaz nobles** :
🎯 **8 électrons de valence** (4 doublets électroniques)

Exception: H qui fait un duet (2 électrons).

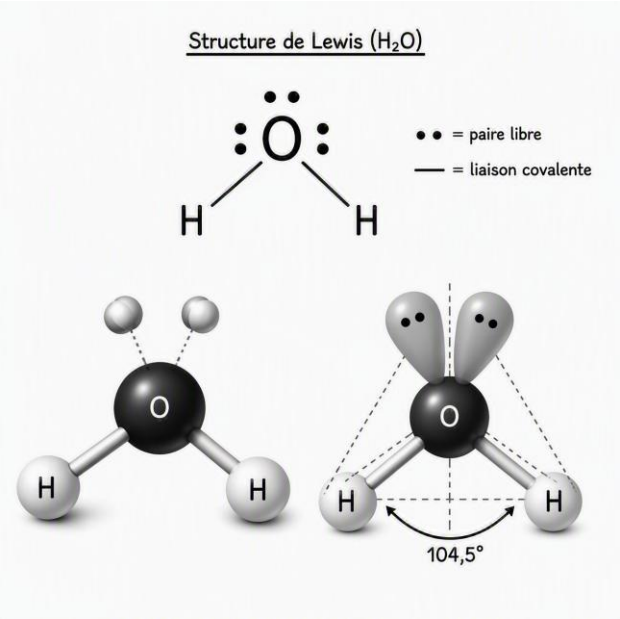
Ils y parviennent en :

- ❑ **partageant** des électrons (liaison covalente)
- ❑ **cédant ou captant** des électrons (liaison ionique)

⚠️ **L'octet est une règle utile, mais elle comporte de nombreuses exceptions.**

Structure de Lewis

Représentation des électrons de valence et des liaisons chimiques



La structure de Lewis permet de :

✓ représenter les électrons de valence

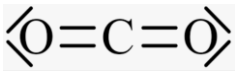
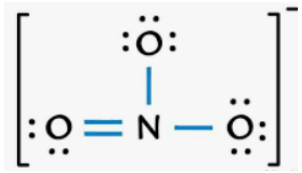
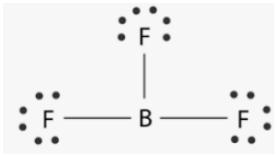
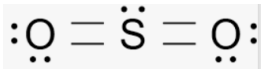
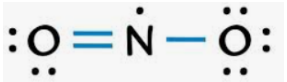
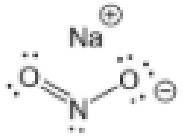
✓ identifier les liaisons chimiques

✓ localiser les doublets non liants

À retenir : La structure de Lewis constitue le point de départ pour déterminer la géométrie et la polarité d'une espèce chimique.

Exercices sur la règle de l'octet

- Les représentations suivantes respectent-elles la règle de l'octet?
- Justifier.

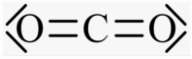
MÉTHODE

1. Identifier l'atome central.
2. Compter les électrons autour de lui.
3. Vérifier la présence de 8 électrons (ou une exception).

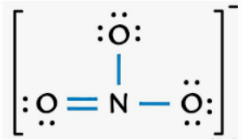
Résolution des exercices sur la règle de l'octet (8 électrons)

CO_2

oui

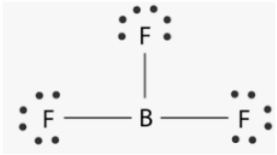


NO_3^-



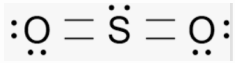
oui

BF_3



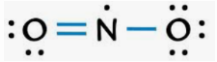
Non 3 doublets donc 6 électrons pas 8

SO_2



Non. 5 doublets

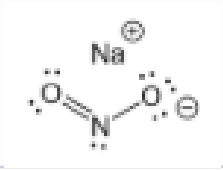
NO_2^-



Non 3 doublets et 1 électron donc 7 électrons pas 8

$NaNO_2$

oui



Transfert d'électrons célibataires

Mise en commun d'électrons célibataires

Comment réaliser l'octet

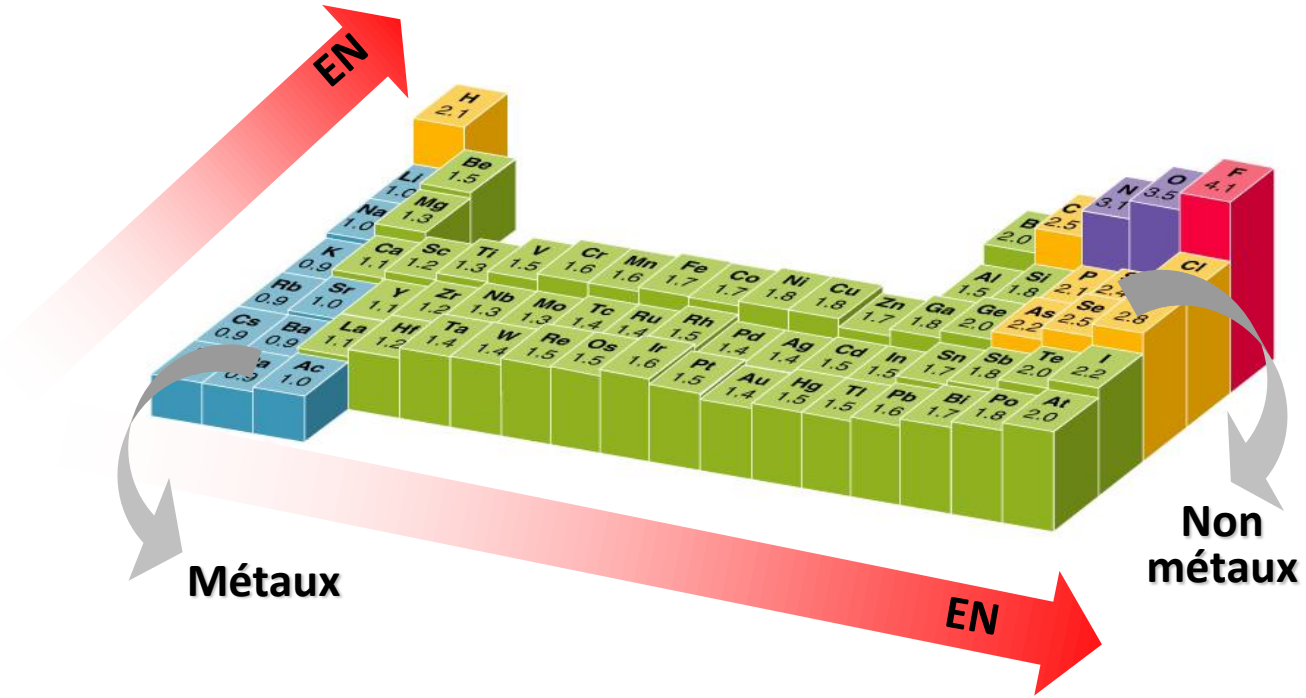


Mise en commun de doublet électronique (2 électrons) vu plus tard

Types de liaisons

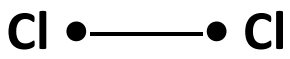
La différence de polarité, un rapport de force entre atome d'une liaison

L'électronégativité donne une indication de capacité d'un atome à attirer des électrons



De la liaison covalente à la liaison ionique

Étape 1 : Liaison covalente parfaite (Cl_2)



ΔEN = 0
Partage égal des électrons

Quand ΔEN augmente

Étape 2 : Liaison covalente polarisée (HCl)

$$H^{\delta+} \bullet \rightarrow \bullet\ Cl^{\delta-}$$

ΔEN = 0,9

- Partage inégal
- Petite partie de charhe + sur H et – sur Cl
- Les électrons restent partagés

Quand ΔEN devient très grande

Étape 3 : Liaison ionique (NaCl)

Na . → Cl

Na^+ Cl^-

ΔEN = 2,1

- Transfert d'electron
- Charge entire + sur Na et – sur Cl
- Plus de partage

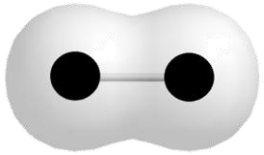
ΔEN augmente ▶

Cl_2	HCl	NaCl
Partage égal	Partage inégal	Transfert d'électron

⚠ Une liaison covalente polarisée n'est PAS une liaison ionique.

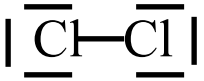
Bilan : Liaisons normales formées à partir d'électrons célibataires

Liaison covalente parfaite



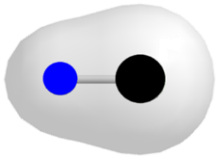
mise en commun d'e-

Structure de Lewis

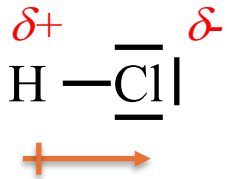


ΔEN = 0

liaison covalente polarisée

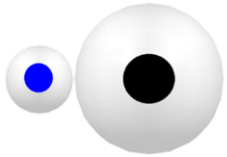


mise en commun d'e-



ΔEN = 0,9 < 1,7

liaison ionique



transfert d'e-



ΔEN = 3,0-0,9 = 2,1 > 1,7

Exercices identifier le type de liaison

Quel type de liaison normale s'établit dans ?

➔ H_2

➔ O_2

➔ NH_3

➔ CH_3Cl (entre C et H, entre C et Cl)

➔ $BaCl_2$

➔ $BaCO_3$

Exercices identifier le type de liaison

La même démarche s'applique à tous les exemples : calculer ΔEN puis comparer à 1,7

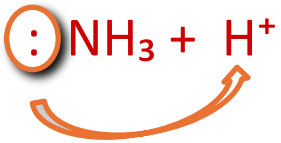
H_2	O_2	NH_3	CH_3Cl	$BaCl_2$	$BaCO_3$:
$\Delta\varepsilon=0$	$\Delta\varepsilon=0$	$0<\Delta\varepsilon=0,9<1,7$	entre C et H • $\Delta\varepsilon_{C-H}=0,4$ • liaisons covalentes polarisées	$\Delta\varepsilon=2,1>1,7$	liaison ionique entre Ba^{2+} CO_3^{2-}
liaison covalente parfaite	liaison covalente parfaite	liaison covalente polarisée	entre C et Cl • $\Delta\varepsilon_{C-Cl}=0,5$ • liaisons covalentes polarisées	liaison ionique (Ba^{2+}et $2Cl^-$)	liaisons covalentes polarisées entre C et O ($\Delta\varepsilon=1<1,7$)

Comment réaliser l'octet



Mise en commun de doublet électronique
(2 électrons)

Les deux électrons de la liaison sont fournis par le même atome.

$NH_3 + H^+$  NH_4^+

✓ N fournit le doublet
✓ H^+ accepte le doublet
✓ Liaison covalente dative

⚠ Après sa formation, cette liaison se comporte comme une liaison covalente normale.

Etudions des exemples courants

Espèce	Donneur	Accepteur
NH_4^+	N	H+
H_3O^+	O	H+
SO_2	S	O

Pour reconnaître une liaison dative :
1. Chercher un doublet libre
2. Chercher un accepteur électronique
3. Vérifier que les 2 e^- proviennent du même atome

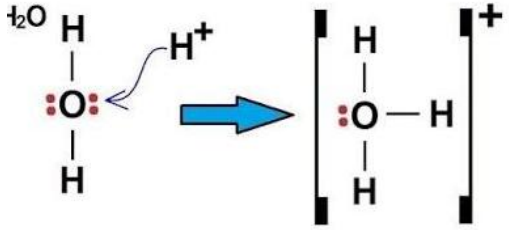
Liaison dative

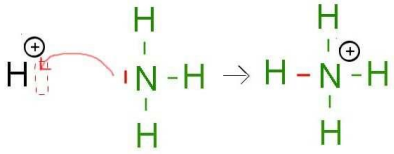
2 électrons viennent du même atome

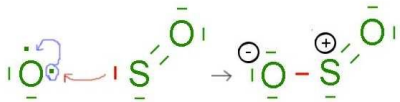
NH_4^+

H_3O^+

SO_2

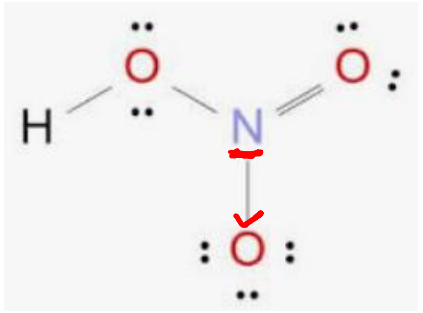


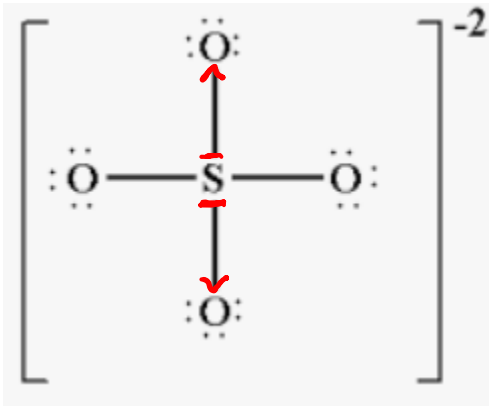


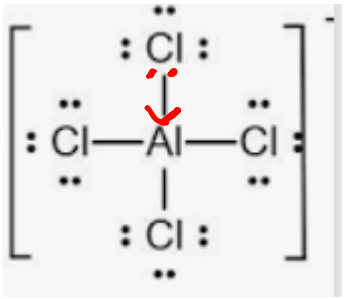


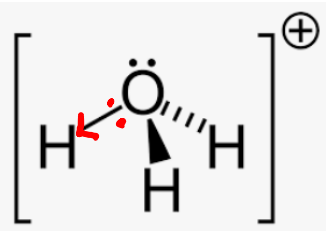
Exemples (liaisons datives)

HNO_3, SO_4^{2-}, $AlCl_4^-$, H_3O^+

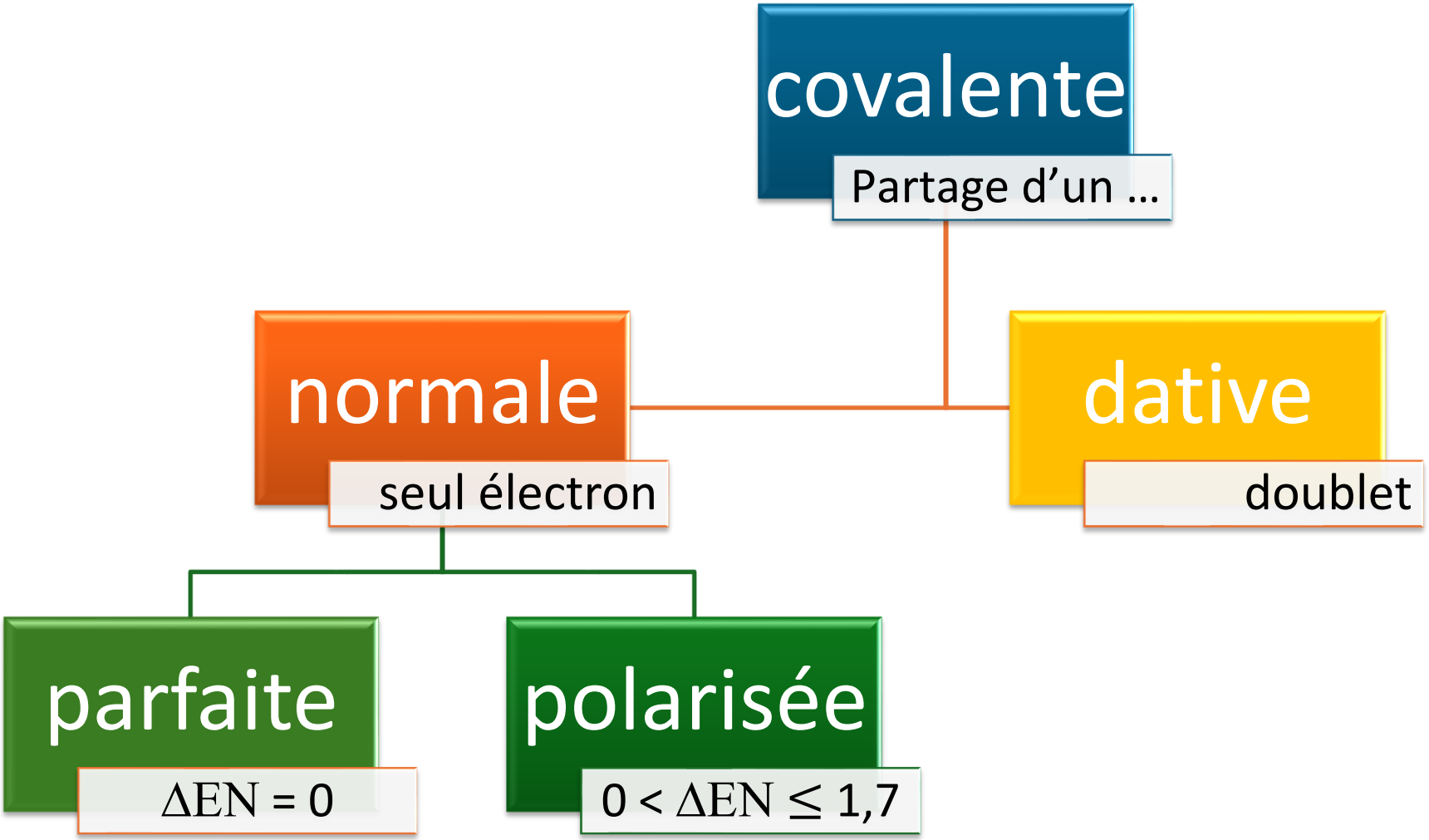








Types de liaisons covalentes

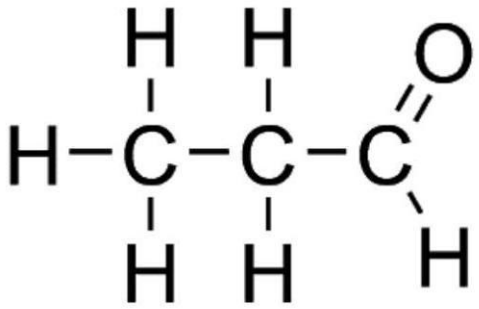


Lien entre N.O. et structure de Lewis

le propanal (C_3H_6O)

→ *N.O.(C) = -(6x1 + (-2))/3 = -* ***4/3*** … impossible car pas nombre entier !

→ *N.O. = -(nbr élect. de l'at. dans la molécule – nbr élect. l'at. neutre)*



N.O.(**O**) = -(**8**-6) = -II

N.O.(H) = -(**0**-1) = +I

N.O.(C) = -(**7**-4) = -III

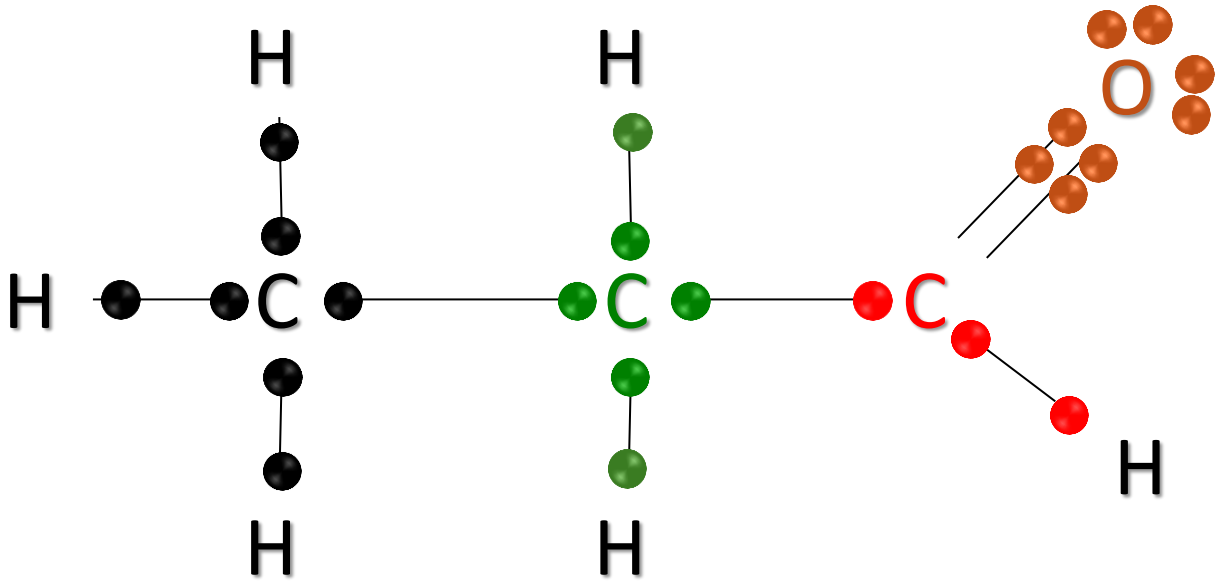
N.O.(C) = -(**6**-4) = -II

N.O.(C) = -(**3**-4) = +I

Tous les carbones ne sont pas équivalents !

Lien entre N.O. et structure de Lewis

le propanal (C_3H_6O)



N.O.(**O**) = -(**8**-6) = -II

N.O.(**H**) = -(**0**-1) = +I

N.O.(**C**) = -(**7**-4) = -III

N.O.(**C**) = -(**6**-4) = -II

N.O.(**C**) = -(**3**-4) = +I

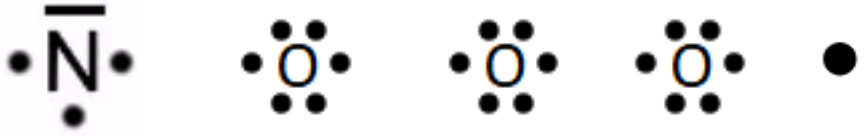
Tous les carbones ne sont pas équivalents !

Comment établir la structure de Lewis ?

NO_3^-

1. Dénombrer le nbr total d'e- de valence (EV)
   - Si ion+, retirer autant d'e- que de charges +
   - Si ion-, ajouter autant d'e- que de charges -

EV: 1*5 + 3*6 + 1 = 24 -> 12 doublets



Remarque: ΔEN = 3,5 – 3,0 = 0,5 ≤ 1,7 -> liaisons N-O sont *covalentes polarisées*

NO_3^- (12 doublets)

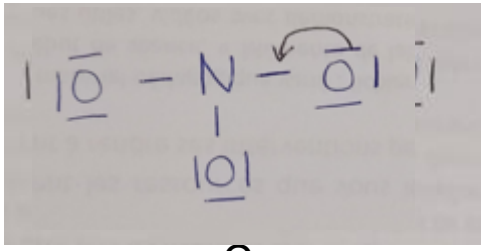
2. Construire le squelette de l'espèce comme suit:
   - Atome central = celui de plus faible EN
     (sauf H, toujours en périphérie)
   - Forme compacte et symétrique
   - Atome de C interne -> toujours 4 doublets liants

O N O

O

NO_3^- (12 doublets)

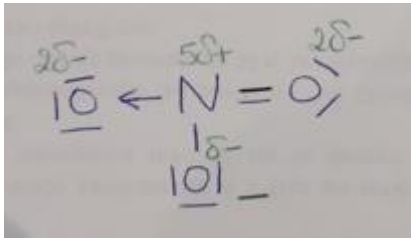
3. Relier les atomes avec un seul doublet électronique et placer les doublets restants en complétant d'abord l'octet (ou le duet) pour les atomes périphériques puis pour l'atome central



NO_3^-

4. Placer les incréments de charge, δ+ et δ–,

au-dessus des atomes en fonction de la polarité des liaisons covalentes et les charges unitaires, + ou -, le cas échéant



3 liaisons covalentes normales polarisées
1 liaison covalente dative semi-polaire

Points d'attention pour réaliser les exercices

1.Il ne faut pas associer directement 2 atomes d'O (sauf dans le cas rare des peroxydes).

2.Lorsqu'une molécule doit être constituée avec, entre autres, des atomes d'O et des atomes d'H, il faut faire le maximum d'associations −O−H (cf. oxacides HM'O).

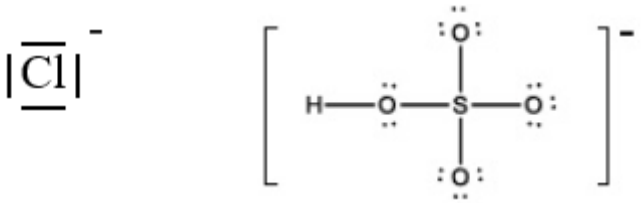
3.Lorsqu'une « molécule » comporte un ou des atome(s) métallique(s) et donc une ou des liaison(s) ionique(s)

- il faut d'abord dissocier le sel en ses cation et anion.

Ex: KCl -> K^+ Cl^- et $NaHSO_4$ -> Na^+ HSO_4^-

- Ensuite, on représente la structure de Lewis du cation et de l'anion.

Ex: K^+ et Na^+

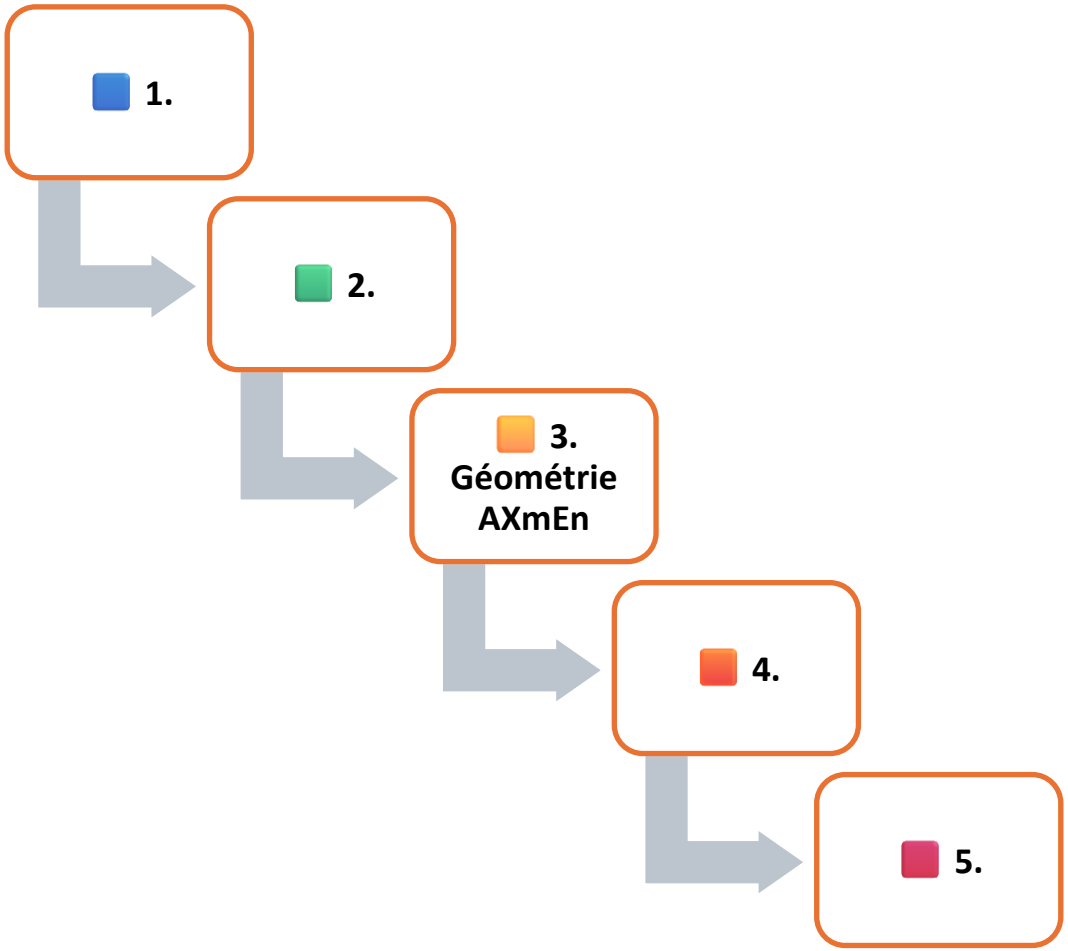


Exercices sur la structure de Lewis

- Notes de cours page 70
  - En classe: 1-10-12
  - En autonomie: 2-11

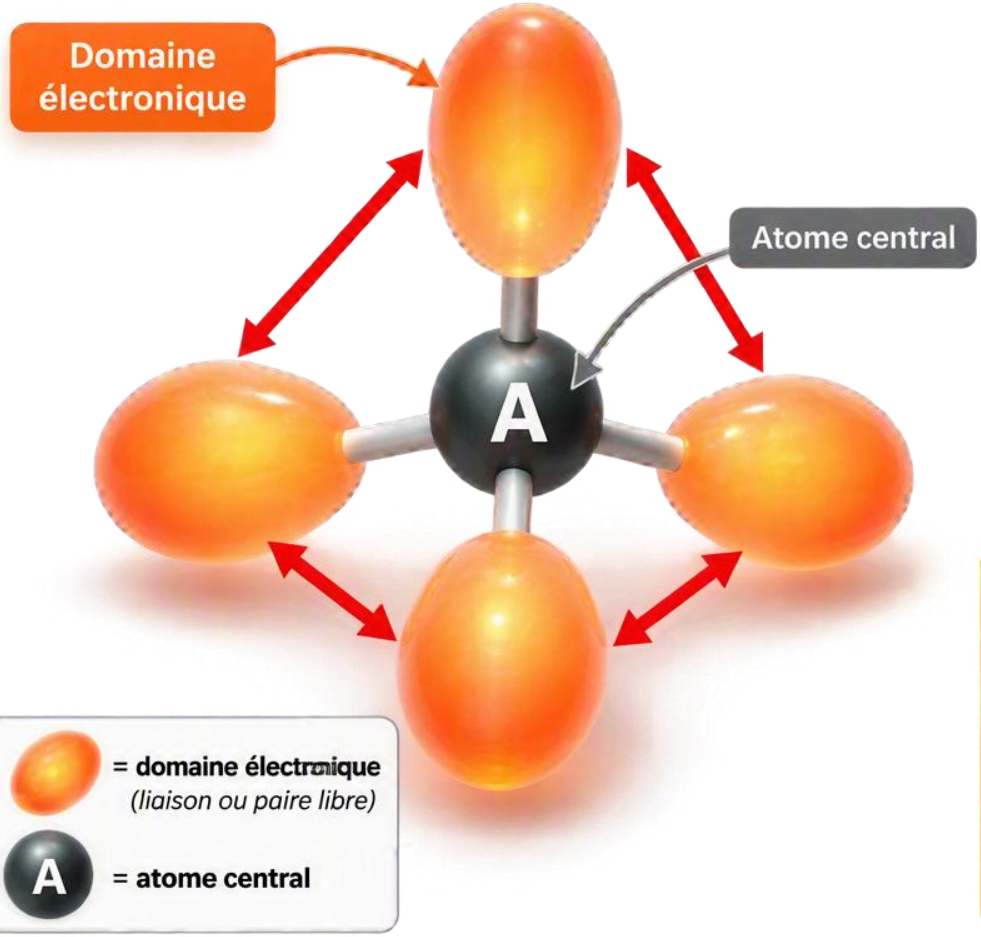
! A ce stade, on se contente de représenter la structure de Lewis (2D) et de déterminer le nombre et le type de liaisons. On déterminera la structure 3D et la polarité par la suite.

Comment résoudre n'importe quel exercice de ce chapitre ?



Géométrie moléculaire : modèle **VSEPR** (Gillespie)

- **VSEPR** = *Valence-Shell Electron-Pair Repulsion*



POSTULAT

Les domaines électroniques autour de l'atome central se disposent de façon à **minimiser leurs répulsions mutuelles.**

→ Les domaines électroniques adoptent la disposition qui **maximise leur éloignement mutuel.**

À retenir

Force des répulsions :

Paire libre – paire libre > **Paire libre – liaison** > **Liaison – liaison**

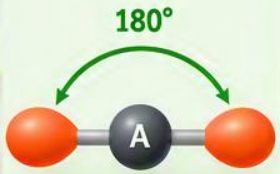
- Les **liaisons multiples** sont généralement plus répulsives qu'une liaison simple.

Géométrie moléculaire : modèle VSEPR (Gillespie)

Géométries de base : 2, 3 et 4 domaines électroniques

2 domaines électroniques

Linéaire

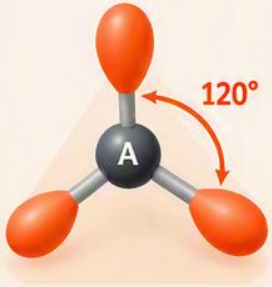


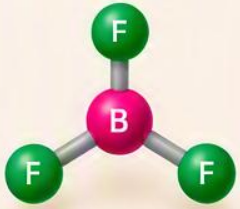


$BeCl_2$

3 domaines électroniques

Trigonale plane

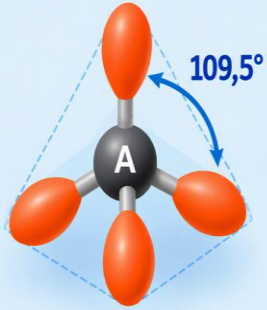


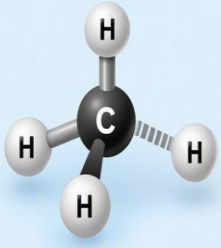


BF_3

4 domaines électroniques

Tétraédrique





CH_4

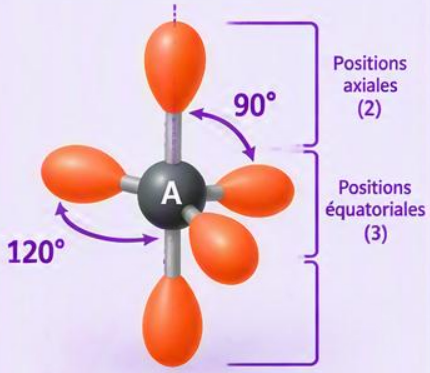
À retenir — Plus les domaines électroniques sont nombreux, plus ils se disposent dans l'espace pour **maximiser leur éloignement mutuel.**

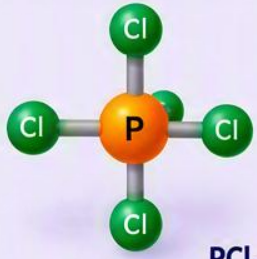
Géométrie moléculaire : modèle VSEPR (Gillespie)

Géométries de base : 5 et 6 domaines électroniques

5 domaines électroniques

Bipyramide trigonale

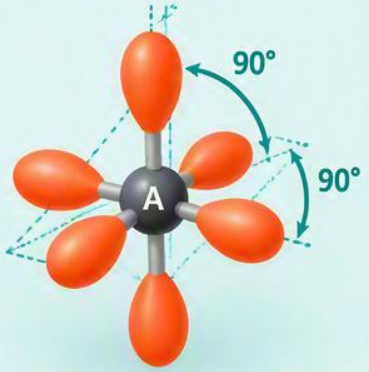




PCl_5

6 domaines électroniques

Octaédrique



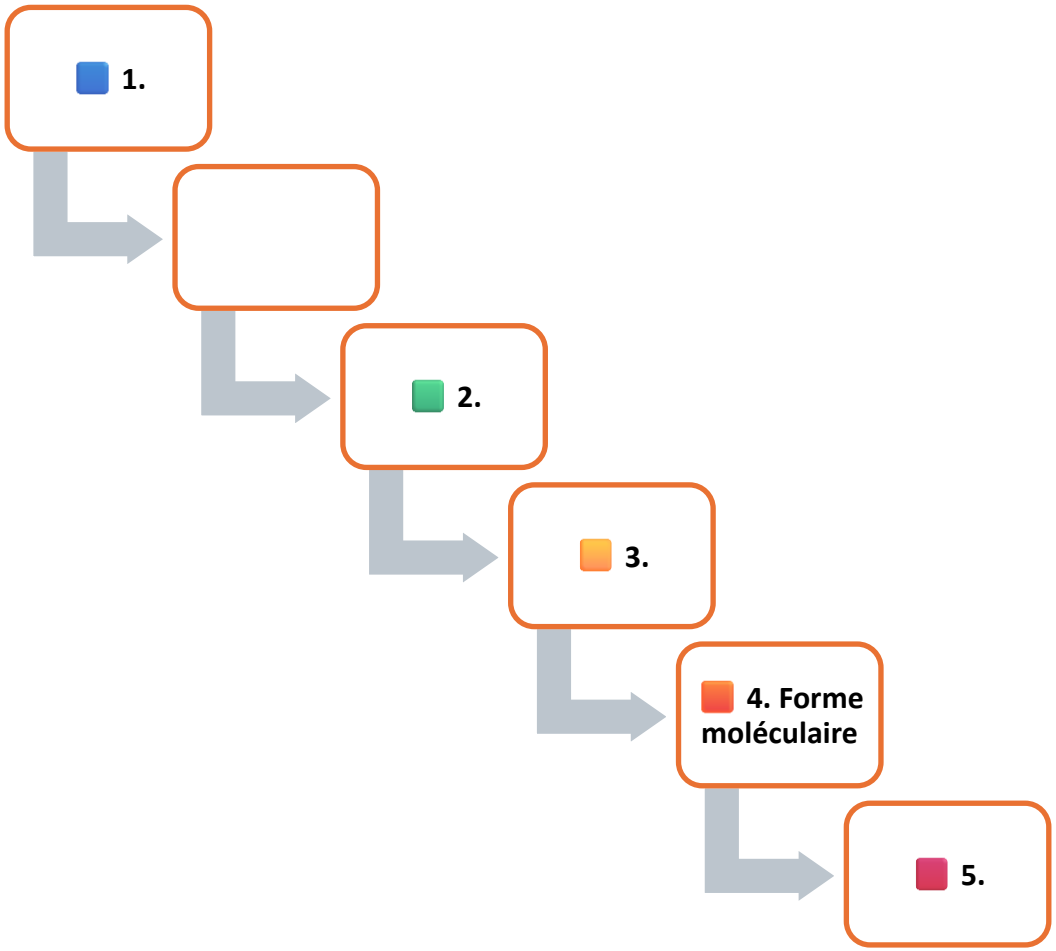


SF_6

Angles principaux

- **Bipyramide trigonale :** 90° et 120°
- **Octaédrique :** 90°

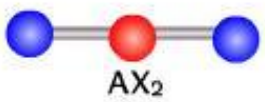
Comment résoudre n'importe quel exercice de ce chapitre ?



Systèmes AX_mE_n : Géométrie 3D

A = atome central
X = atome lié à A
E = paire libre sur A

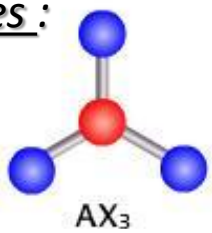
2 domaines électroniques :



AX_2
Linéaire

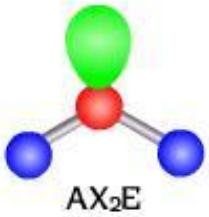
Ex: CO_2

3 domaines électroniques :



AX_3
Triangulaire

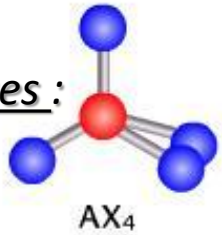
Ex: BF_3



AX_2E
Coudée

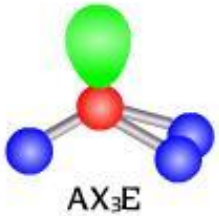
Ex: SO_2

4 domaines électroniques :



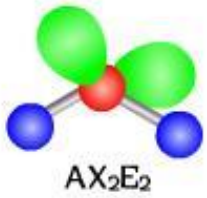
AX_4
Tétraédrique

Ex: CH_4



AX_3E
Pyramidale triangulaire

Ex: NH_3



AX_2E_2
V ou triangle

Ex: H_2O

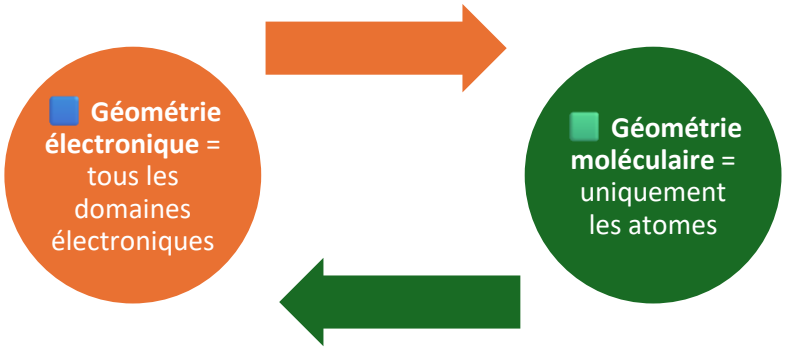
Configuration

⇕

forme

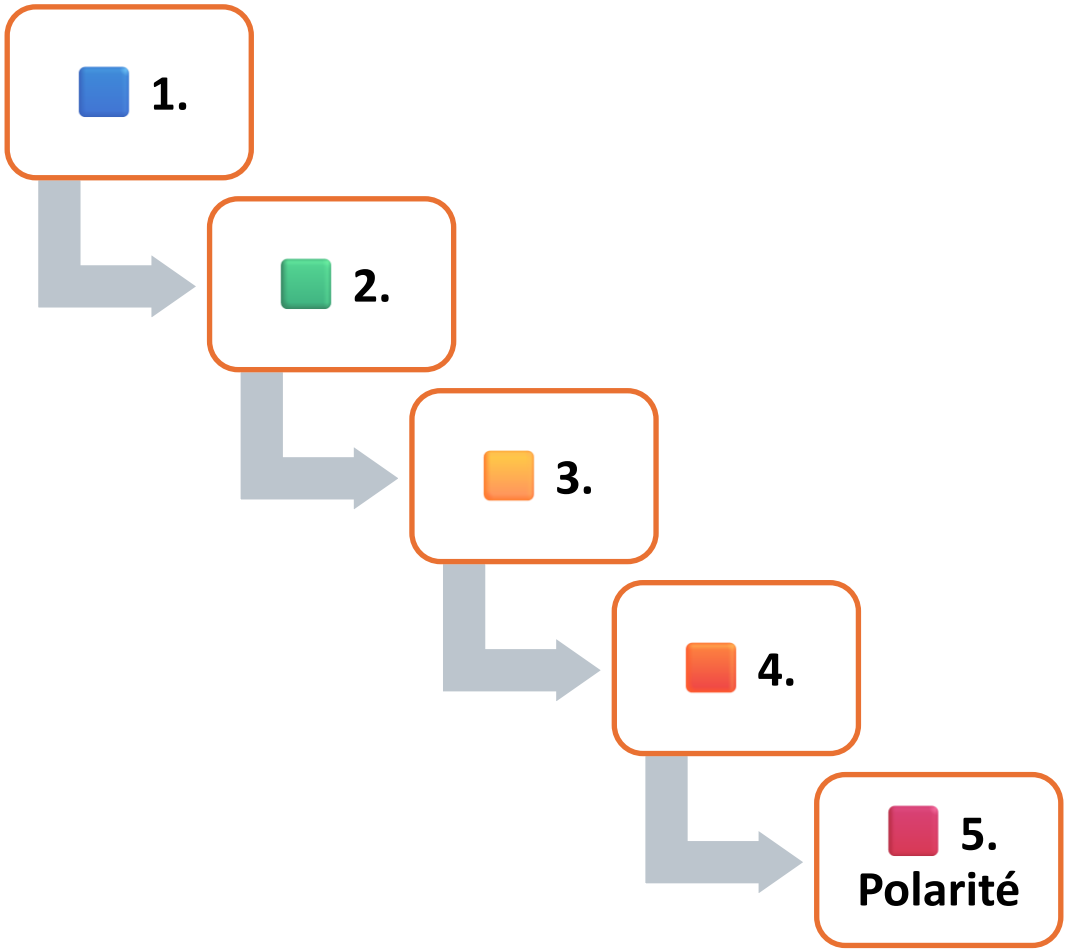
Systèmes AX_mE_n : Géométrie 3D

Système	Exemple	Géométrie électronique	Géométrie moléculaire
AX_2	CO_2	Linéaire	Linéaire
AX_3	BF_3	Trigonale plane	Trigonale plane
AX_2E	SO_2	Trigonale plane	Coudée
AX_4	CH_4	Tétraédrique	Tétraédrique
AX_3E	NH_3	Tétraédrique	Pyramidale
AX_2E_2	H_2O	Tétraédrique	Triangle

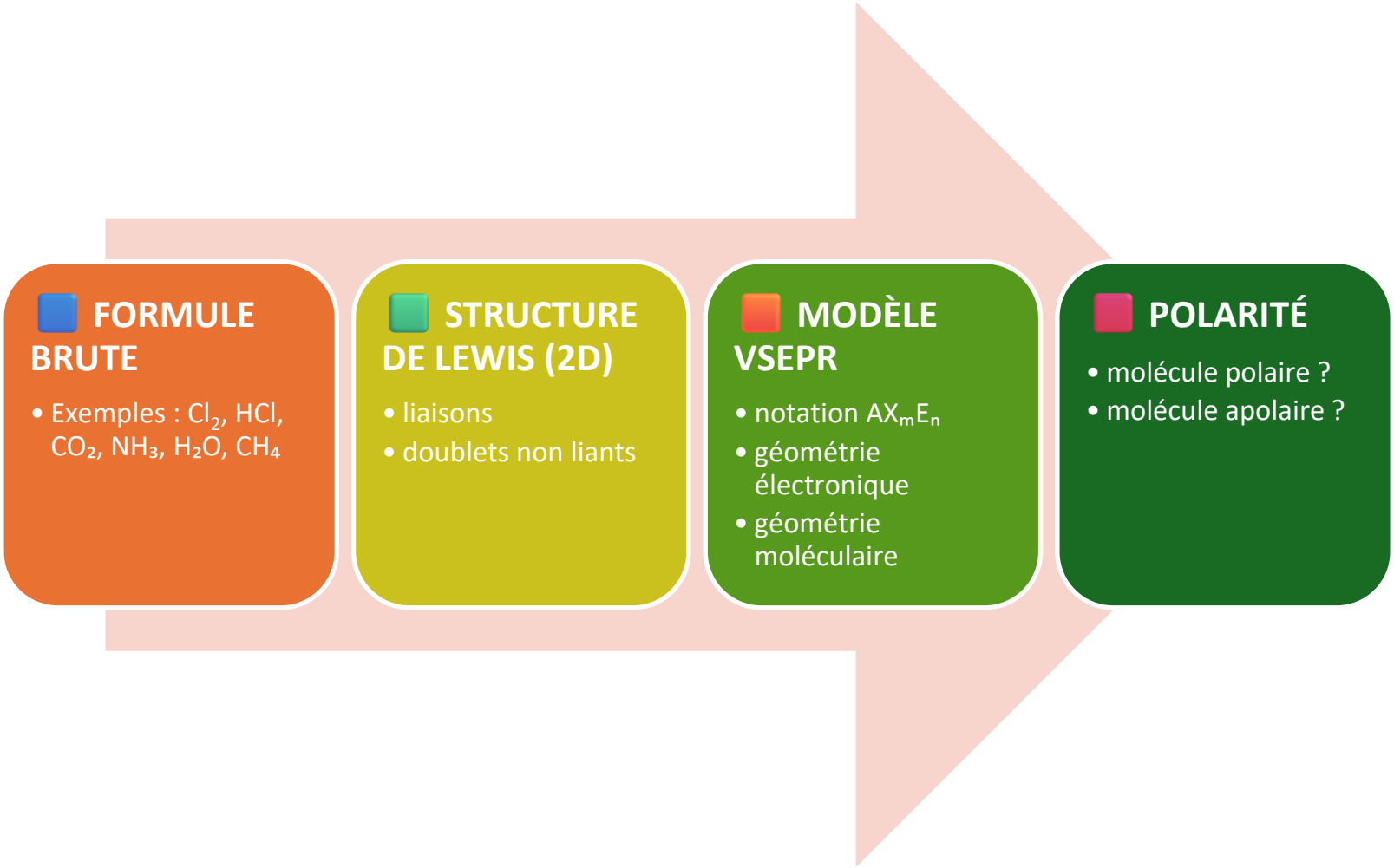


les paires libres E modifient la **forme moléculaire**.

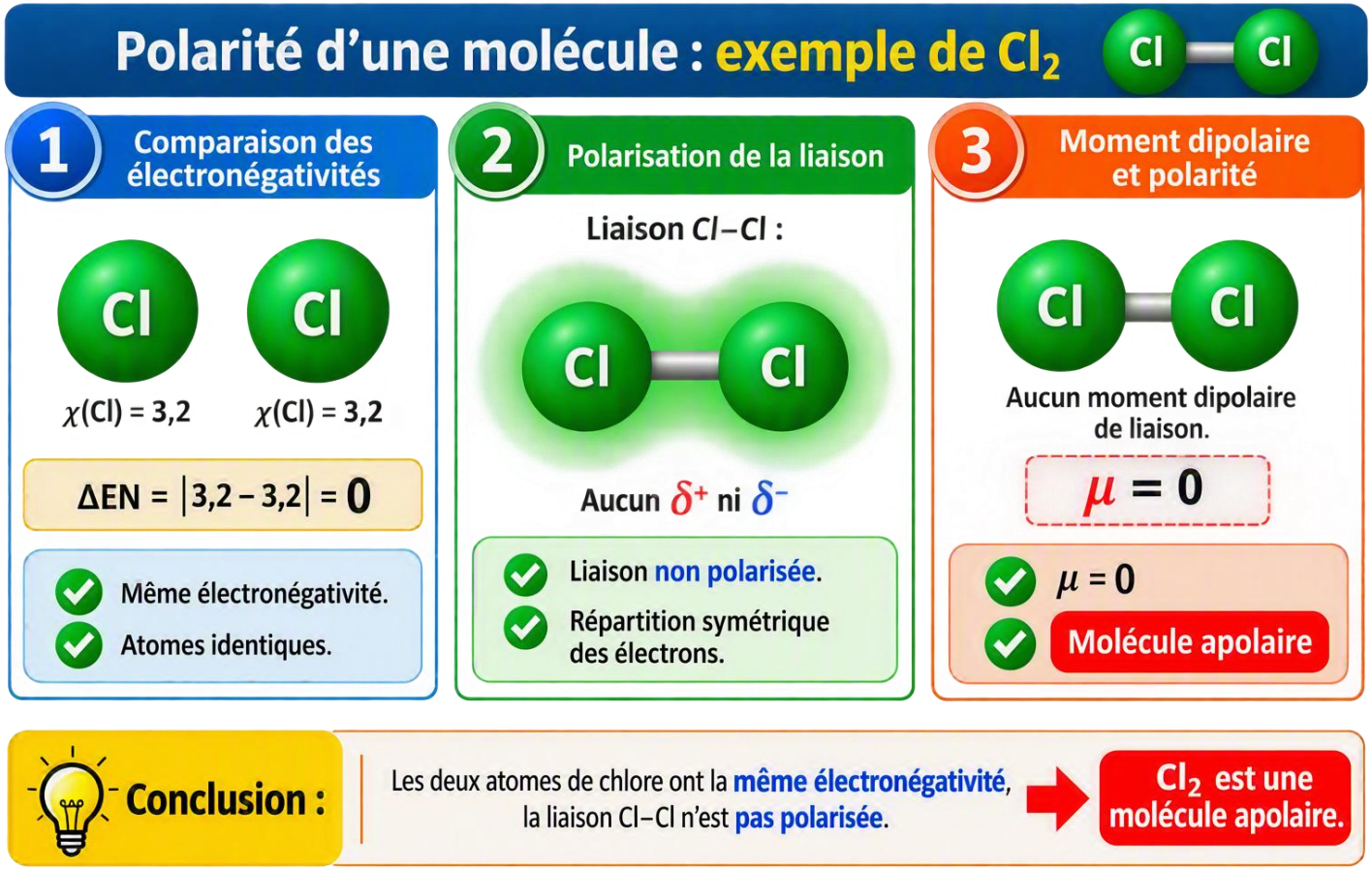
Comment résoudre n'importe quel exercice de ce chapitre ?



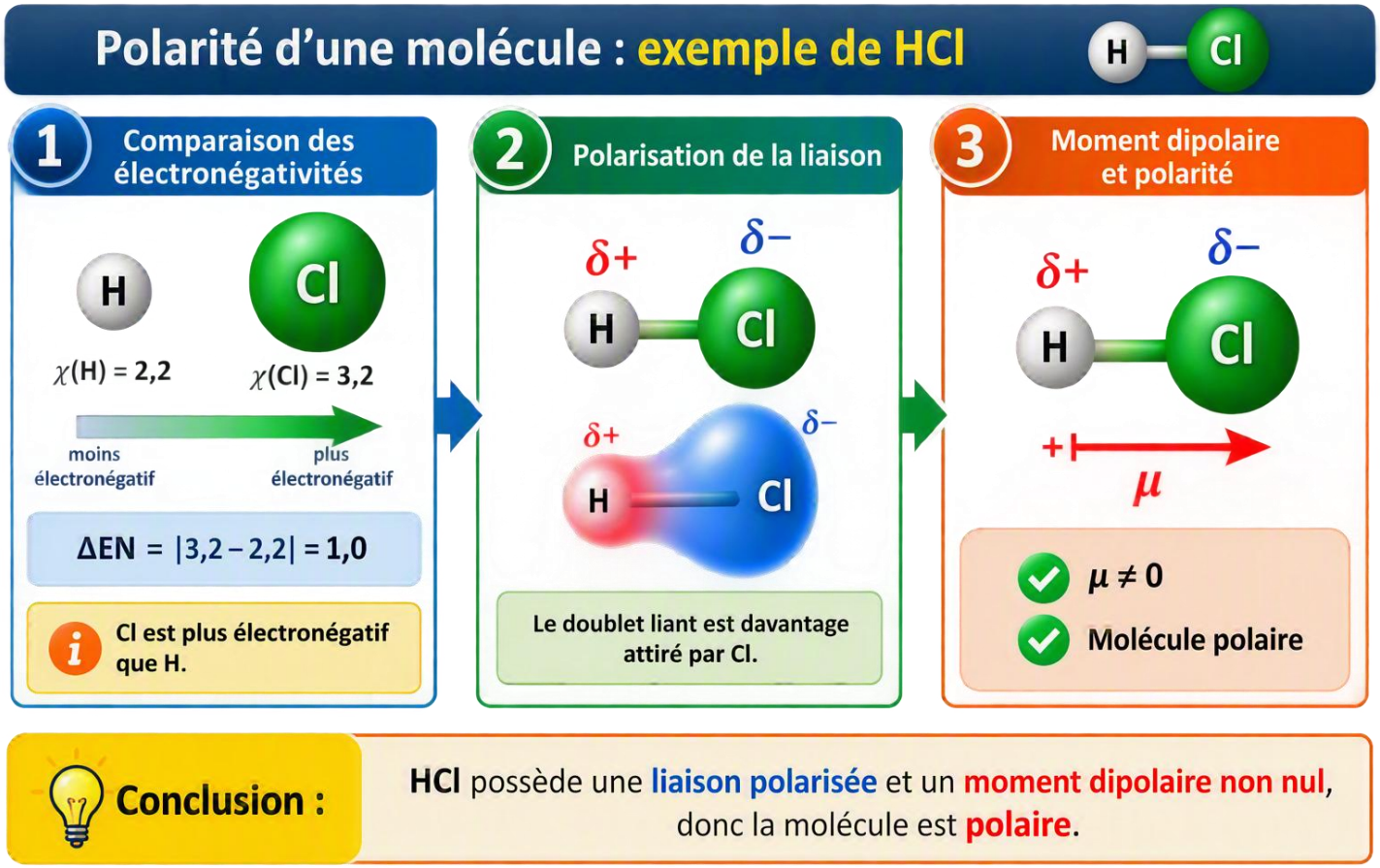
De la formule à la polarité



Comment savoir si une molécule est polaire ?



Comment savoir si une molécule est polaire ?



Comment savoir si une molécule est polaire ?

Polarité d'une molécule : exemple de CH_4

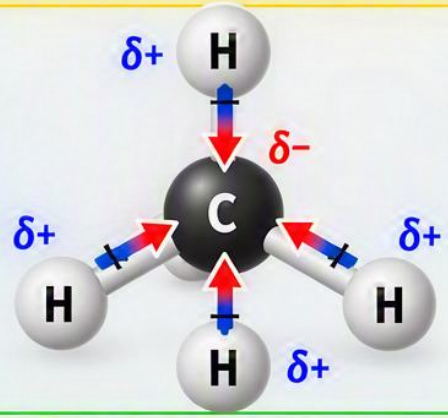


1 Les liaisons C-H sont faiblement polaires

Électronégativités (χ) :

H χ(H) = 2,1 — C χ(C) = 2,5

$\Delta EN = |2,5 - 2,1| = 0,4 \neq 0$

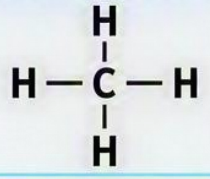


Liaisons **faiblement polarisées.**

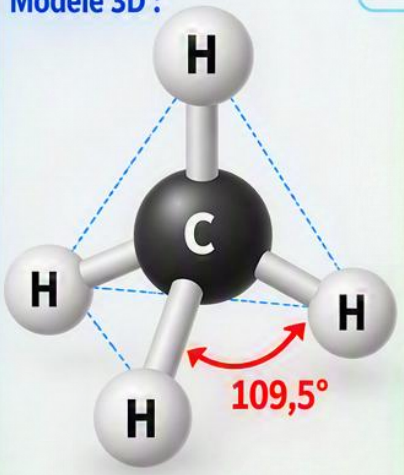
2 Géométrie de la molécule

Notation VSEPR : AX_4

Structure de Lewis :



Modèle 3D :



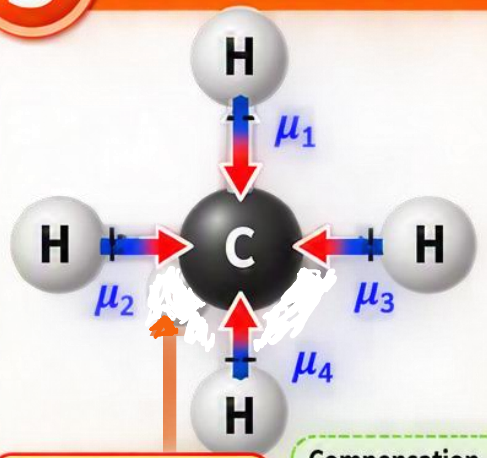
Géométries :

Électronique : Tétraédrique

Moléculaire : Tétraédrique

Structure parfaitement **symétrique.**

3 Moment dipolaire résultant



$\mu = 0$

Compensation parfaite des moments dipolaires.

Les moments dipolaires se compensent.

$\mu = 0$

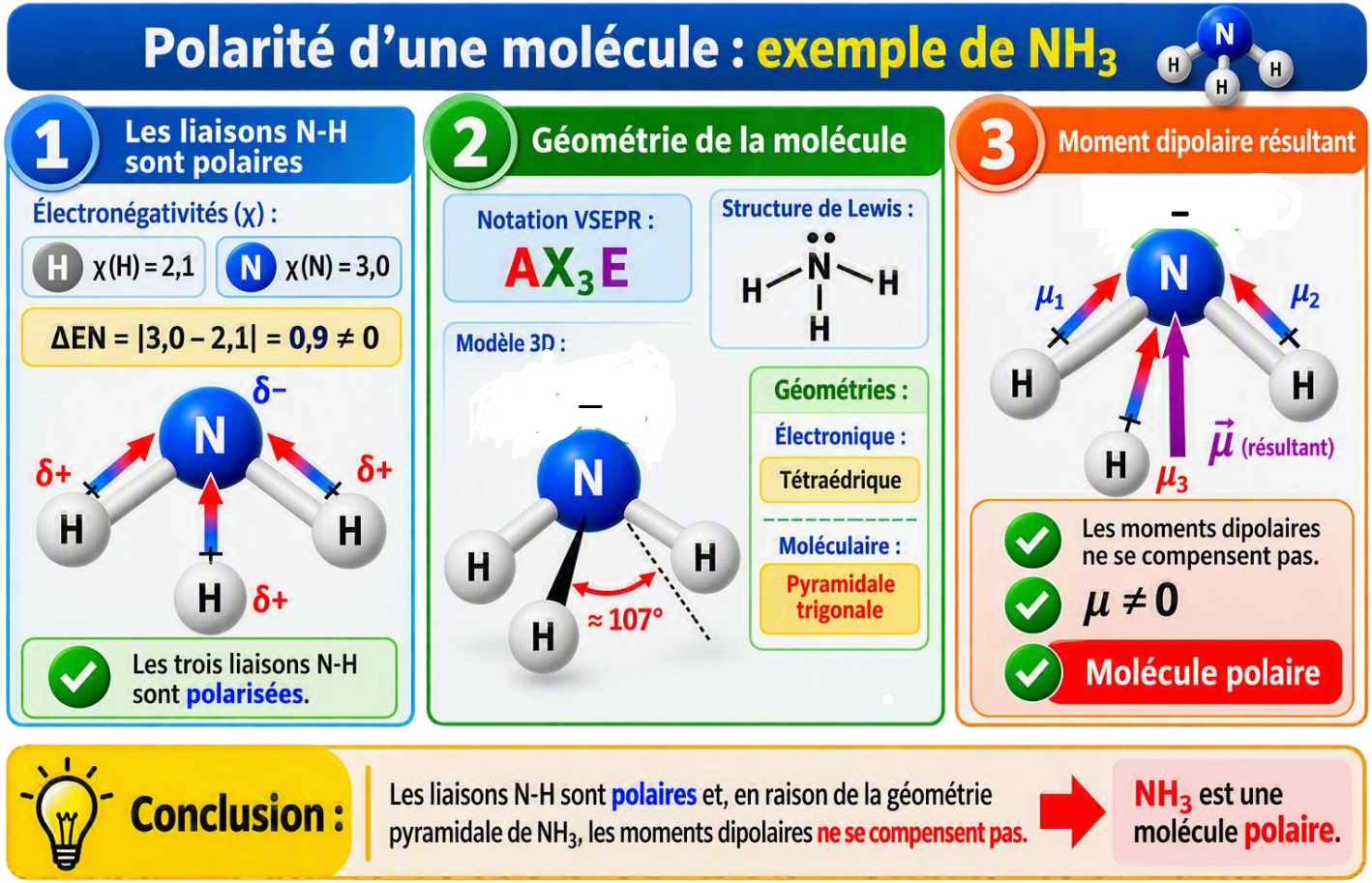
Molécule apolaire

Conclusion :

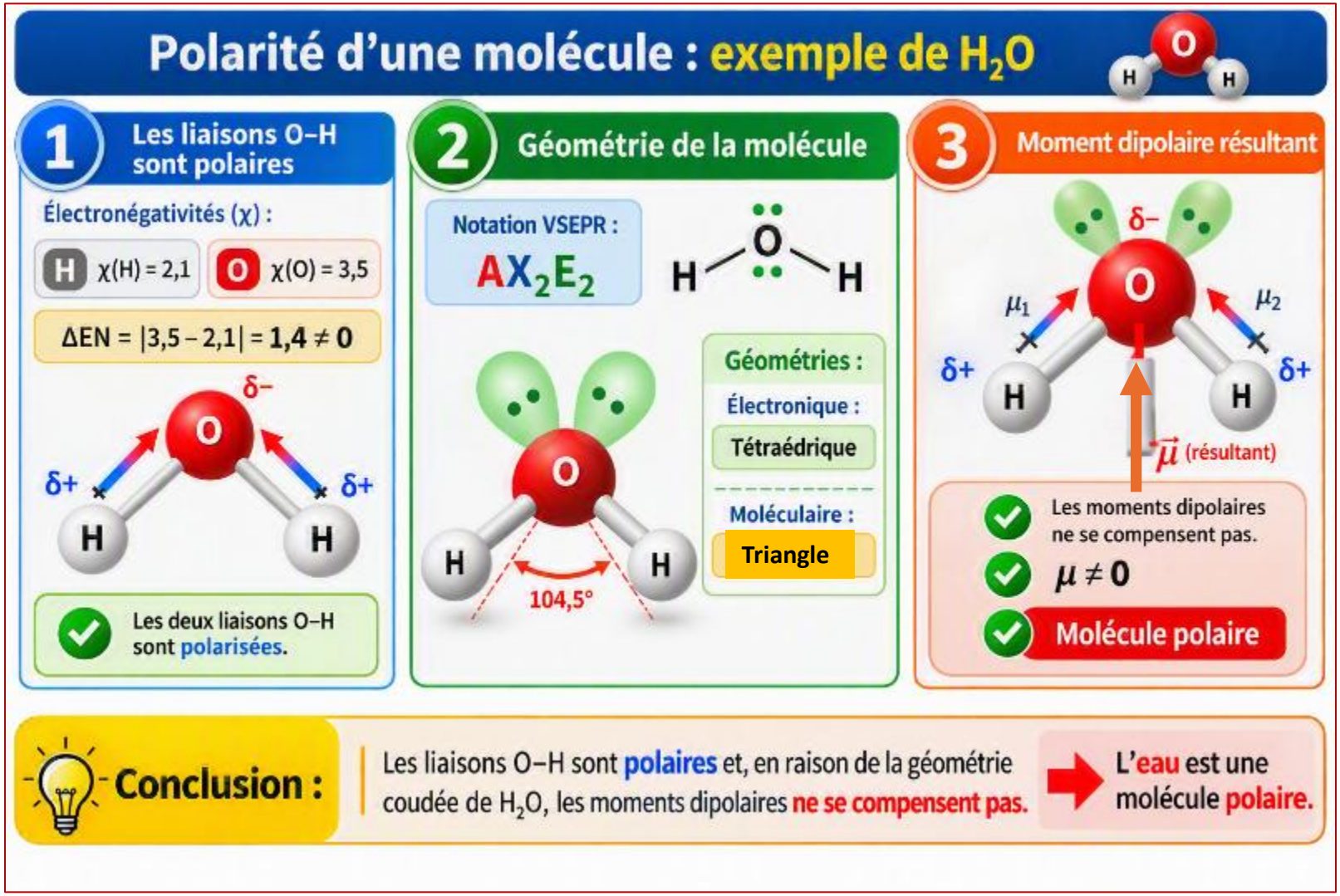
Les liaisons C-H sont **faiblement polaires** et, en raison de la géométrie parfaitement symétrique de CH_4, les moments dipolaires **se compensent totalement.**

CH_4 est une molécule **apolaire.**

Comment savoir si une molécule est polaire ?



Comment savoir si une molécule est polaire ?



Comment savoir si une molécule est polaire ?

Polarité d'une molécule : exemple de CO_2

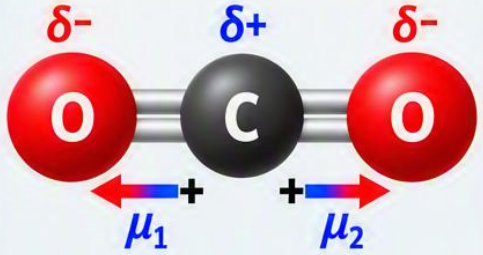


1 Les liaisons C=O sont polaires

Électronégativités (χ) :

- C : χ(C) = 2,5
- O : χ(O) = 3,5

$\Delta EN = |3,5 - 2,5| = 1,0 \neq 0$

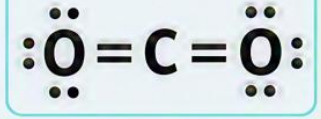


Les liaisons C=O sont **polarisées**.

2 Géométrie de la molécule

Notation VSEPR : AX_2

Structure de Lewis :



Modèle 3D :

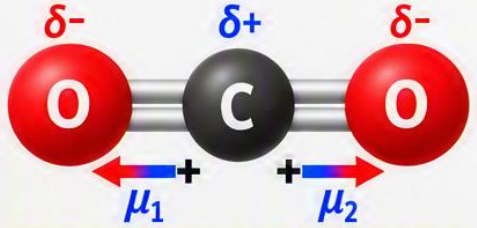


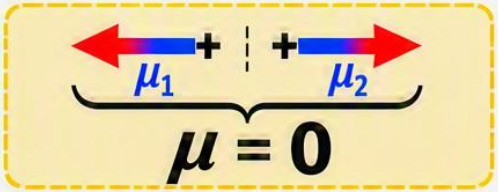
Géométries :

Électronique :	Moléculaire :
Linéaire	Linéaire

Structure **linéaire**.

3 Moment dipolaire résultant





- Les moments dipolaires se compensent.
- $\mu = 0$
- **Molécule apolaire**

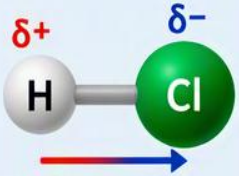
Conclusion :

Les liaisons C=O sont **polaires** mais la géométrie linéaire entraine une **compensation parfaite** des moments dipolaires.

→ CO_2 est une molécule **apolaire**.

Polariité d'une molécule : une question de forme !

1. Rappel : qu'est-ce qu'une liaison polaire ?



La liaison H–Cl est polaire :
les électrons sont attirés vers l'atome le plus électronégatif (ici Cl).

i Une liaison est polaire si les deux atomes ont des électronégativités différentes.

2. Comment savoir si une molécule est polaire ?

1 **Les liaisons sont-elles polaires ?**
- Non → molécule apolaire
- Oui → étape 2

2 **La forme de la molécule est-elle symétrique ?**
- Oui → les attractions se compensent → molécule apolaire
- Non → les attractions ne se compensent pas → molécule polaire

3. Exemples

CO_2 : molécule apolaire

Linéaire (180°)

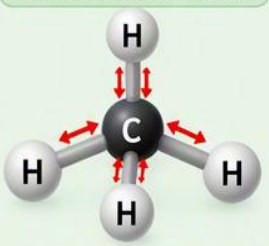


Les deux liaisons **C–O** sont polaires et attirent les électrons vers les oxygènes. Elles sont opposées et de même intensité : elles se **compensent.**

✓ **Molécule apolaire ($\mu = 0$)**

CH_4 : molécule apolaire

Tétraédrique (109,5°)

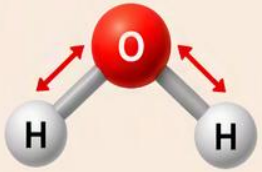


Les liaisons C–H sont faiblement polaires (vers le carbone), mais elles sont disposées symétriquement dans l'espace : elles se **compensent.**

✓ **Molécule apolaire ($\mu = 0$)**

H_2O : molécule polaire

Coudée (104,5°)

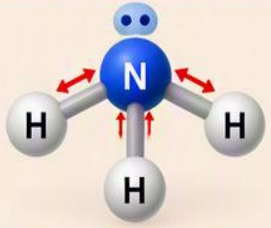


Les liaisons O–H sont polaires et attirent les électrons vers l'oxygène.
Comme la molécule est triangle les attractions ne se compensent pas.

✓ **Molécule polaire ($\mu \neq 0$)**

NH_3 : molécule polaire

Pyramidale trigonale (107°)



Les liaisons N–H sont polaires et attirent les électrons vers l'azote.
La forme pyramidale empêche une **compensation** complète.

✓ **Molécule polaire ($\mu \neq 0$)**

À retenir

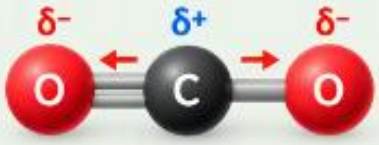
- Une molécule peut contenir des liaisons polaires et être malgré tout apolaire si sa géométrie est suffisamment symétrique.
- La polarité d'une molécule dépend à la fois de la polarité de ses liaisons et de sa forme.

Polarité des molécules et conséquences : exemples et importance

1. Une liaison polaire ne signifie pas forcément que la molécule est polaire !

Une molécule peut contenir des liaisons polaires et être apolaire si sa géométrie est suffisamment symétrique pour que les attractions se compensent.

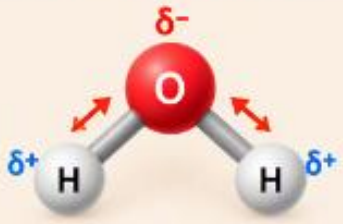
CO_2 : liaisons polaires mais molécule apolaire



Les deux liaisons C–O sont polaires, mais elles sont opposées et se compensent dans cette molécule linéaire.

Molécule apolaire

H_2O : liaisons polaires et molécule polaire



Les deux liaisons O–H sont polaires, mais la forme Triangle empêche leur compensation.

Molécule polaire

2. La polarité influence la solubilité

Le principe général est : « **le semblable dissout le semblable** ».
Les substances polaires se dissolvent bien dans des solvants polaires, et les substances apolaires se dissolvent bien dans des solvants apolaires.

Exemple d'une substance polaire : sel de table (NaCl)

NaCl dans l'eau (solvant polaire)



Se dissout (très soluble)

Les interactions entre les molécules d'eau et les ions stabilisent la dissolution.

Exemple d'une substance apolaire : huile

Huile dans l'eau (solvant polaire)



Ne se dissout pas (non soluble)

L'huile est apolaire et n'interagit pas favorablement avec les molécules d'eau polaires.

À retenir

- Une liaison polaire ne signifie pas forcément que la molécule est polaire.
- La polarité d'une molécule dépend à la fois de la polarité de ses liaisons et de sa géométrie.
- La polarité influence de nombreuses propriétés, notamment la solubilité :
  les substances polaires se dissolvent dans des solvants polaires, et les substances apolaires se dissolvent dans des solvants apolaires (« le semblable dissout le semblable »).

Dernières astuces pour la polarité

Deux cas particuliers: le composé est d'office **polaire**

S'il présente une/des **liaison(s) ionique(s)** (DEN >1,7). C'est le cas des sels MM'-MM'O et des hydrogénosels MHM'-MHM'O

Si c'est un **ion** (ex: NH_4^+, NO_2^-, etc)

Exercices sur la géométrie 3D et la polarité

- Notes de cours page 70
  - En classe: 10-12
  - En autonomie: 2-11

Précédemment, vous avez établi la structure de Lewis (2D) et déterminé le nombre et le type de liaisons.

Il s'agit maintenant de déterminer la structure 3D et la polarité. Dans chaque cas, donnez le nom et le type (AXmEn) de la géométrie.