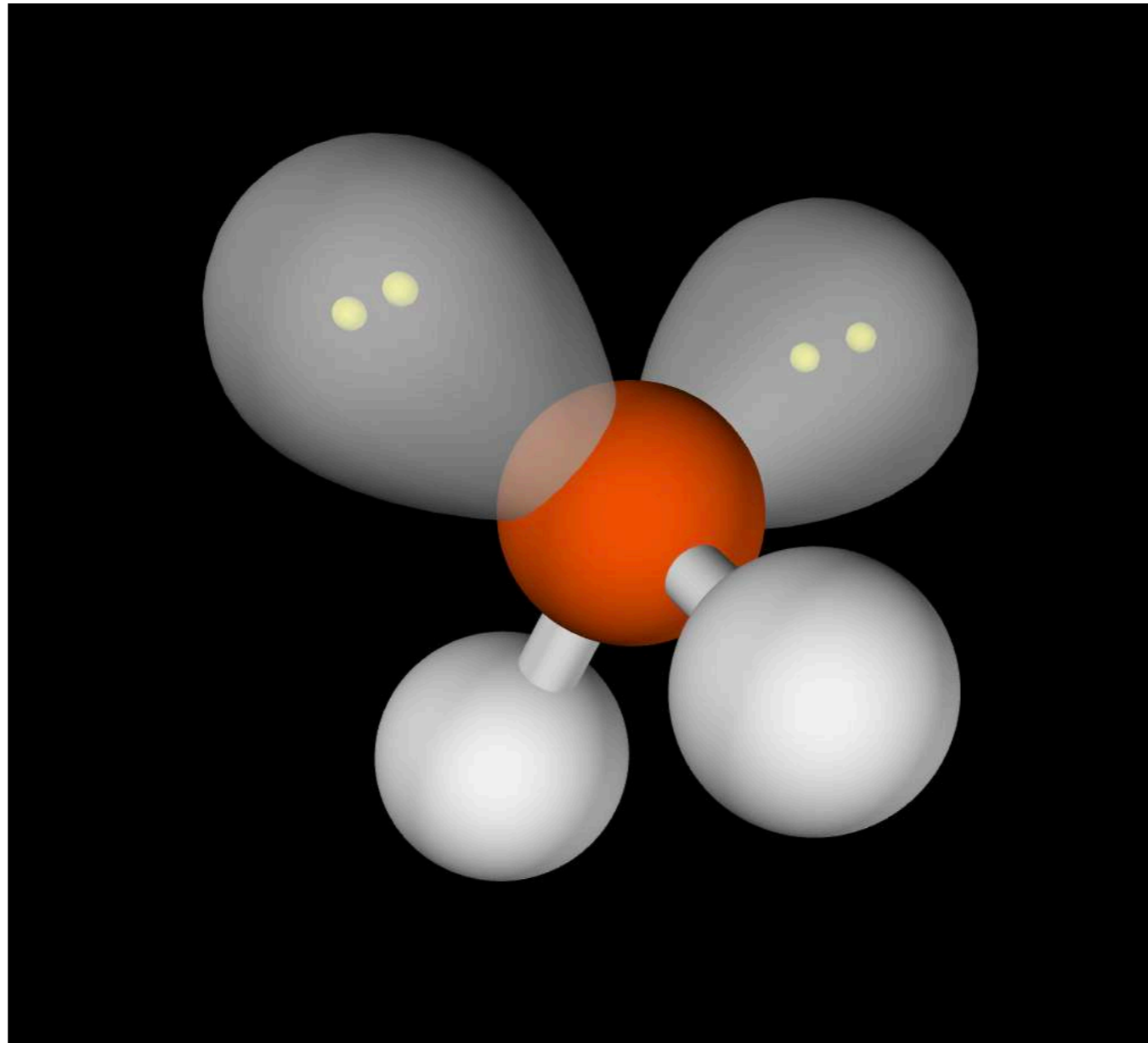


Thème 1 : Constitution et transformation de la matière

Chapitre 9 : De la structure à la polarité d'une molécule

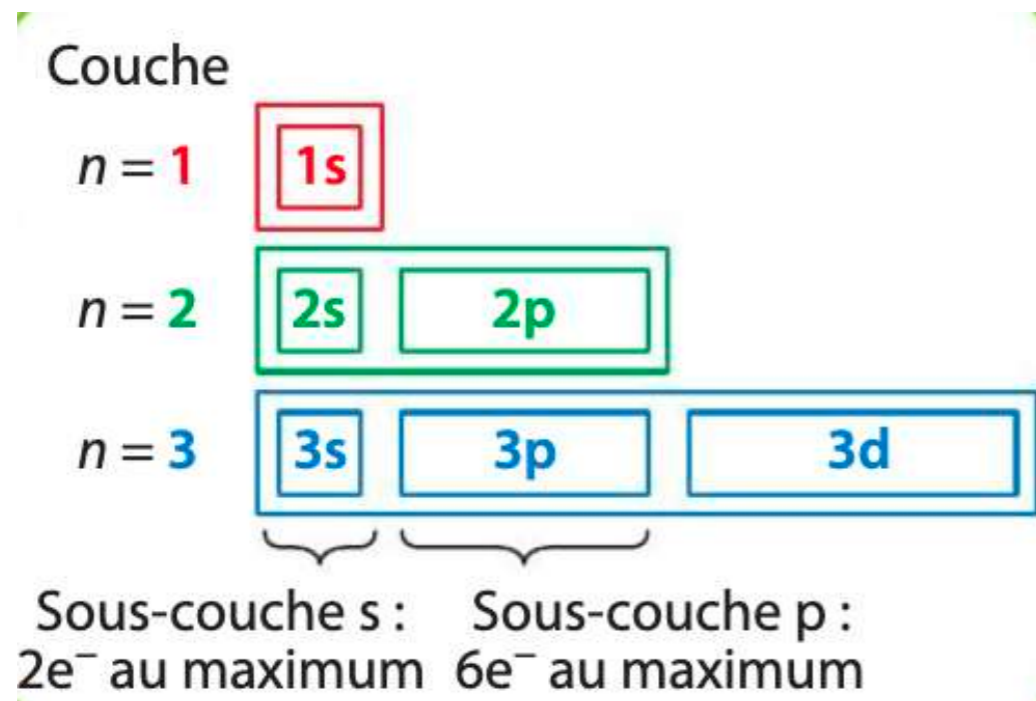


I. Schéma de Lewis

Le schéma de **Lewis** permet de rendre compte de la **stabilité** de structures.

1. Stabilité des gaz nobles

- ▶ Les électrons se répartissent selon des **couches** électroniques (nombres entiers **n**), et des **sous-couches** (lettres s, p, d).
- ▶ Dernière couche : couche de valence ou couche externe.
- ▶ Rappel :



Sous-couches remplies
dans l'ordre :



► Les **gaz nobles**, présent dans la **dernière colonne** du tableau périodique, sont **stables**. Cela est dû à leur configuration électronique.

He (Z=2) : $1s^2$ 2 électrons de valence

Ne (Z=10) : $1s^2 2s^2 2p^6$
Ar (Z=18) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ **]** 8 électrons de valence

► Tous les autres atomes vont essayer d'obtenir la **même configuration** électronique stable. Pour cela il y a 2 façons :

- former des **ions** simples (en gagnant ou perdant des électrons)
- former des **molécules** (en mettant en commun des électrons de valence célibataires avec un autre atome).

2. Schéma de Lewis d'un atome et d'un ion monoatomique

- Le schéma de Lewis d'un atome permet de représenter la structure électronique externe d'un atome.
- Pour l'écrire :
 - on écrit le symbole de l'élément.
 - on place des points (●) autour du symbole qui représentent les électrons de valence célibataires et/ou un tiret (–) s'ils forment un doublet non liant.

Remarque : jusqu'à 4 électrons de valence, ils sont tous célibataires. Au delà, les électrons supplémentaires s'appareillent avec un célibataire pour former des doublets non liants -DNL- (qui ne feront pas de liaisons).

- Pour les ions, c'est la même méthode.

Exemple : Chlore ($Z=17$)

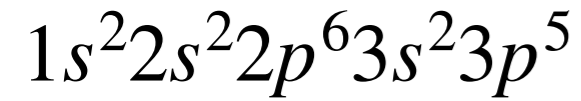


Schéma de Lewis de l'atome de Chlore : $|\overline{Cl} \cdot$

Il a 7 électrons de valence. Pour être stable, il doit gagner un électron et donc former l'ion Cl^-

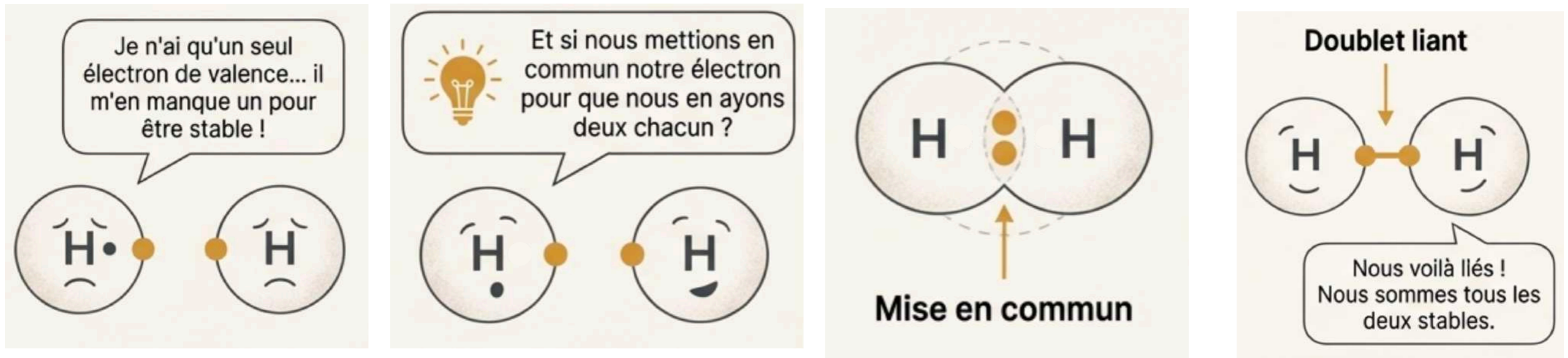
Structure électronique de l'ion : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (la même que l'Argon)

Schéma de Lewis : $|\overline{Cl}|^{\ominus}$

On entoure la charge pour ne pas la confondre avec un doublet.

3. Schéma de Lewis d'une molécule

Exemple : Voici l'histoire de 2 atomes d'Hydrogène



L'Union Fait la Force : La Naissance de la Liaison Covalente

*En partageant leurs électrons célibataires, les atomes atteignent ensemble la **stabilité** qu'ils ne peuvent trouver seuls. Cette mise en commun est la **liaison covalente**.*

- Les atomes peuvent mettre en commun leur(s) électron(s) **célibataire**(s) avec d'autre(s) atome(s). Cette mise en commun donne naissance à une **liaison**. C'est une liaison électronique dite **covalente**.
- Une liaison covalente est symbolisée par un trait (—).
- En engageant des liaisons, les atomes cherchent à s'entourer d'un duet (H) ou d'un octet d'électrons sur leur couche externe et donc satisfaire aux règles de stabilité.
- On peut savoir combien de liaisons doit effectuer un atome pour satisfaire les règles de stabilité.

Nombre de liaisons typiques					
Atome	H	C	N	O	Cl
Liaisons	1	4	3	2	1

Faire une liaison \Leftrightarrow Gagner un électron

Atome	H	C	N	O
Z	1	6	7	8
Structure électronique	$1s^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^4$
Nombre d'électrons de valence	1	4	5	6
Schéma de Lewis	H•	• •C• •	• •N• •	• •O• •
Nombre de DNL	0	0	1	2
Nombre de liaisons possibles	1	4	3	2

Cas du chlore Cl : $Z=17$ $\left[\overline{\text{Cl}} \right] \cdot$

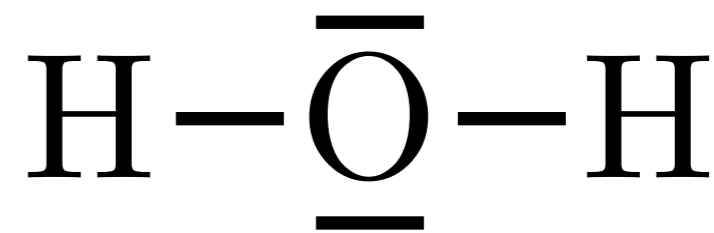
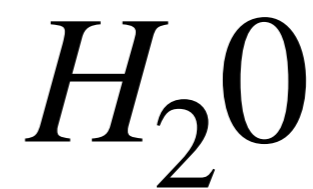
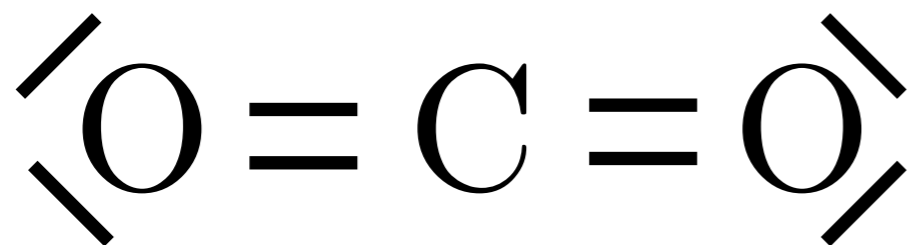
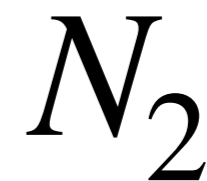
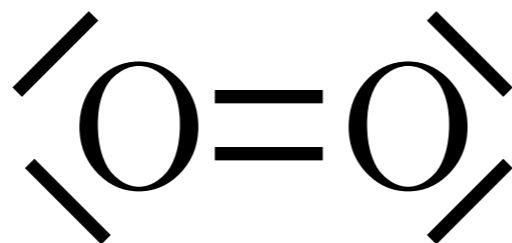
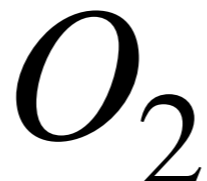
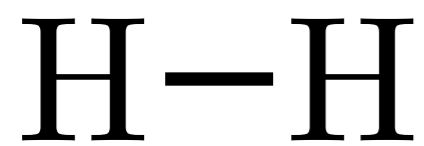
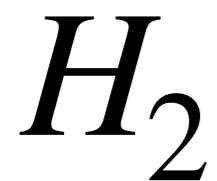
Il lui manque 1 électron pour avoir un octet, il peut donc établir 1 liaison et aura 3 DNL.

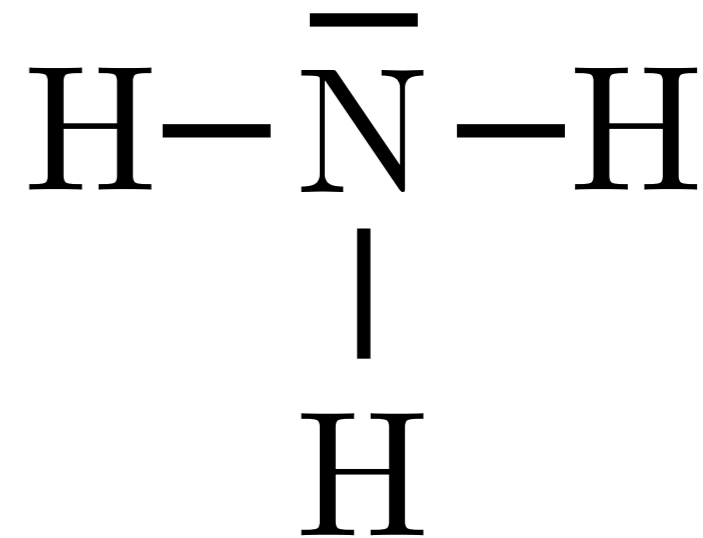
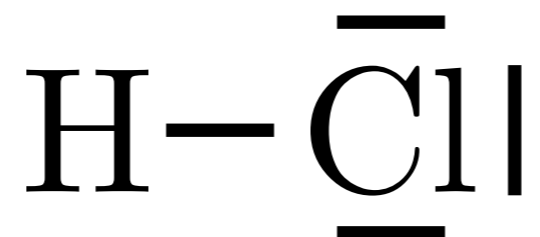
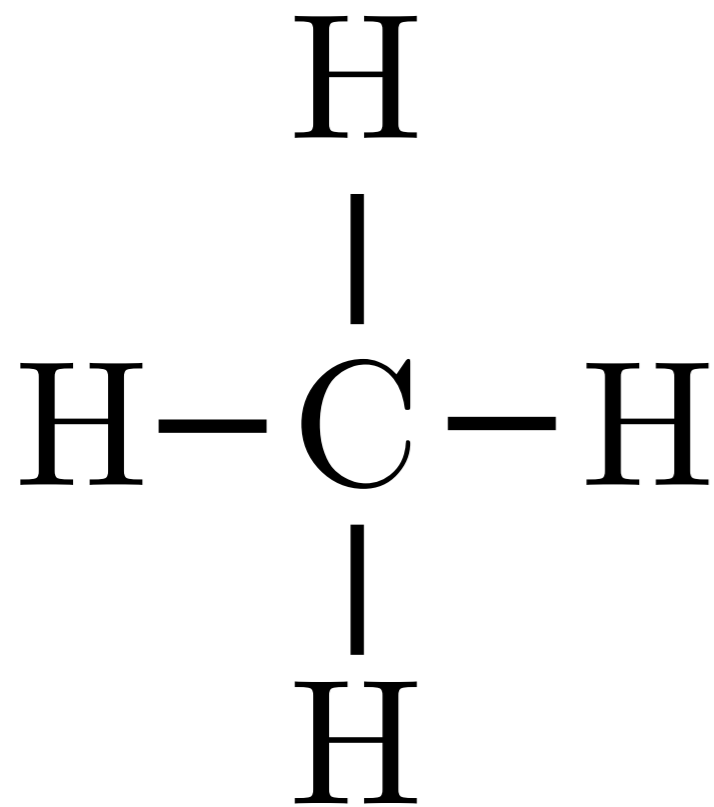
- En assemblant les schémas de Lewis des atomes, on peut écrire le schéma de Lewis d'une molécule et donc **vérifier** sa **stabilité**.
- Un atome est toujours entouré de 4 doublets (liants ou non liants) (2 pour H)

Votre programme OFFICIEL :



Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
A) De la structure à la polarité d'une entité	
Schéma de Lewis d'une molécule, d'un ion mono ou polyatomique. Lacune électronique.	Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques, à partir du tableau périodique : O_2 , H_2 , N_2 , H_2O , CO_2 , NH_3 , CH_4 , HCl , H^+ , H_3O^+ , Na^+ , NH_4^+ , Cl^- , OH^- , O^{2-} .





4. Schéma de Lewis d'un ion polyatomique

- Un atome engagé dans un ion porte une charge formelle s'il n'est pas entouré du même nombre d'électrons de valence qu'à l'état isolé (seul).
- La charge est entourée.

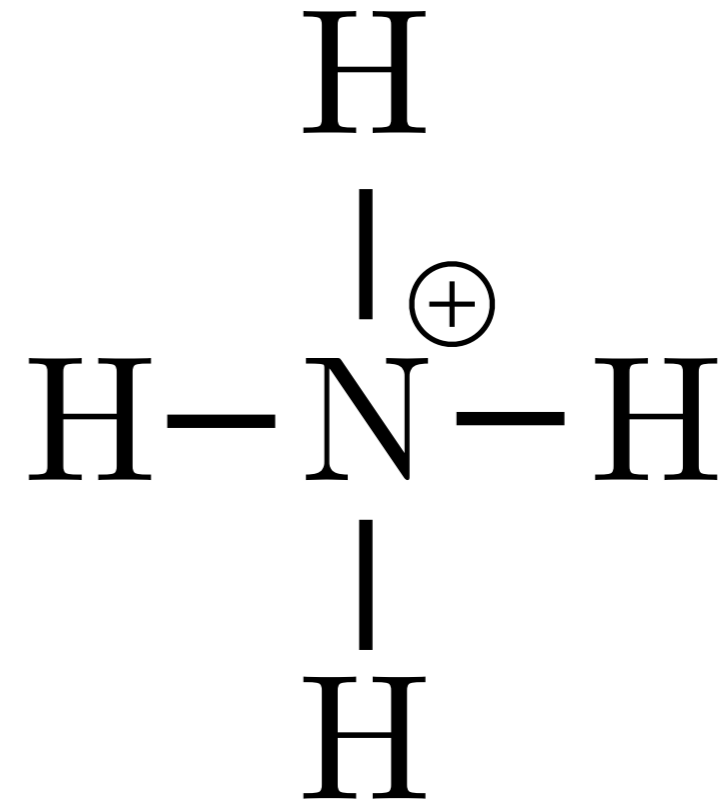
Exemple : l'ion ammonium NH_4^+

N isolé : 5 électrons de valence

N dans NH_4^+ : 4 électrons de valence

$$\Rightarrow 5 - 4 = 1$$

\Rightarrow N porte une charge $+$



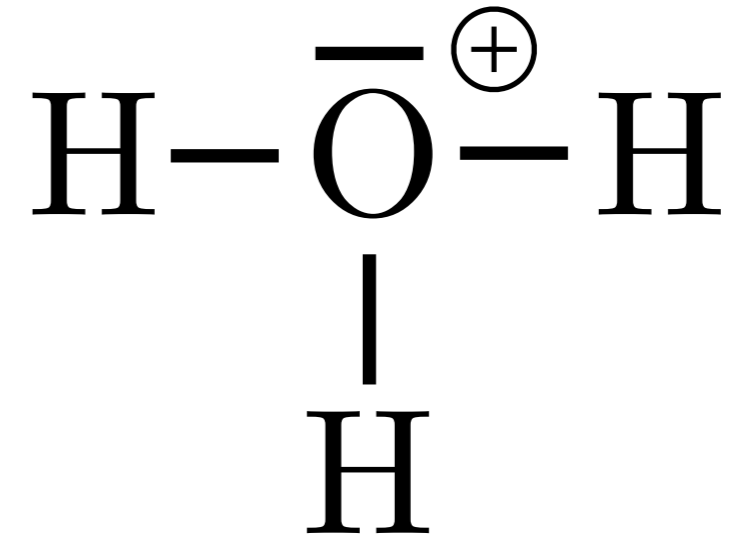
- l'ion hydronium H_3O^+

O isolé : 6 électrons de valence

O dans H_3O^+ : 5 électrons de valence

$$\Rightarrow 6 - 5 = 1$$

\Rightarrow O porte une charge $+$

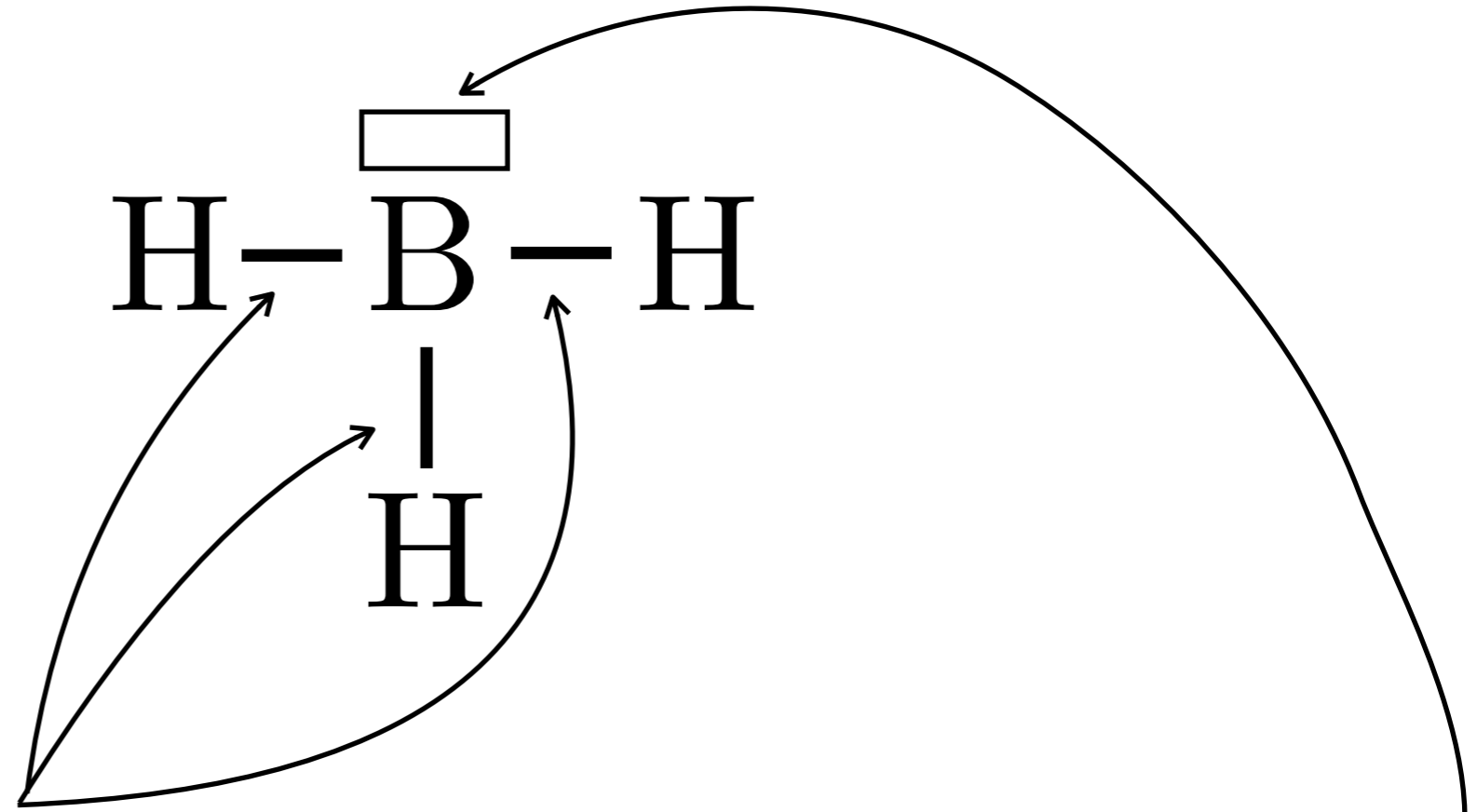


5. Lacune électronique

- Une lacune correspond à deux électrons en moins par rapport aux règles de stabilité. On la représente par une case rectangulaire.

Exemple : Bore ($Z=5$) $1s^2 2s^2 2p^1 \Rightarrow 3$ électrons de valence célibataires
 $\Rightarrow 3$ liaisons.

Molécule de Borane : BH_3



Le Bore est entouré de 3 doublets donc 6 électrons. Il lui manque un doublet pour être entouré de 8 \Rightarrow 1 lacune

En résumé :

Le schéma de Lewis est une représentation en **deux dimensions** qui montre comment les électrons de valence sont répartis dans une molécule ou un ion. Il permet de visualiser :

- Les doublets liants : les paires d'électrons qui forment les liaisons covalentes.
- Les doublets non liants : les paires d'électrons de valence qui n'appartiennent qu'à un seul atome.

C'est le point de départ indispensable pour prédire la forme tridimensionnelle de la molécule.

Méthode : Construire le schéma de Lewis de l'ammoniac (NH₃)

Étape A : Dénumbrer les électrons de valence.

Azote (N) : 5 e⁻

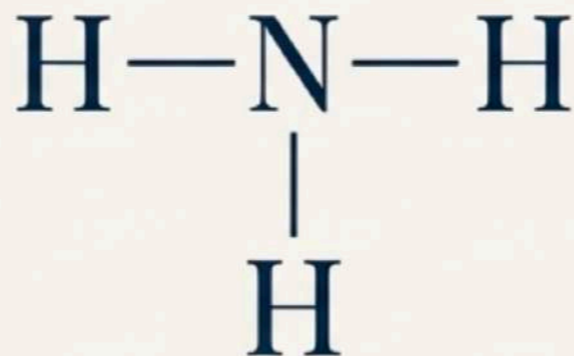
Hydrogène (H) : 1 e⁻ x 3 = 3 e⁻

Total : 8 électrons de valence,
soit **4 doublets.**



4 doublets

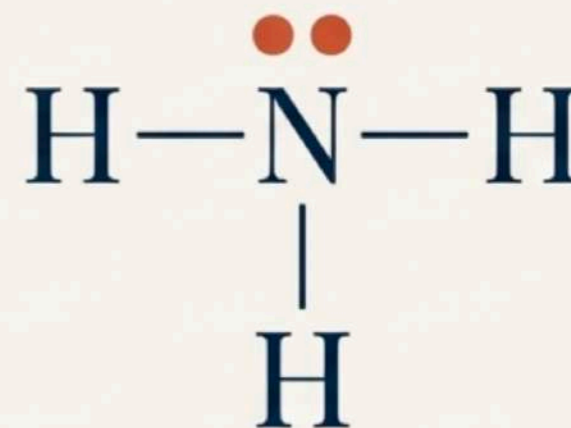
Étape B : Placer l'atome central et former les liaisons simples.



*3 doublets liants
utilisés.*



Étape C : Placer les doublets restants sur les atomes.



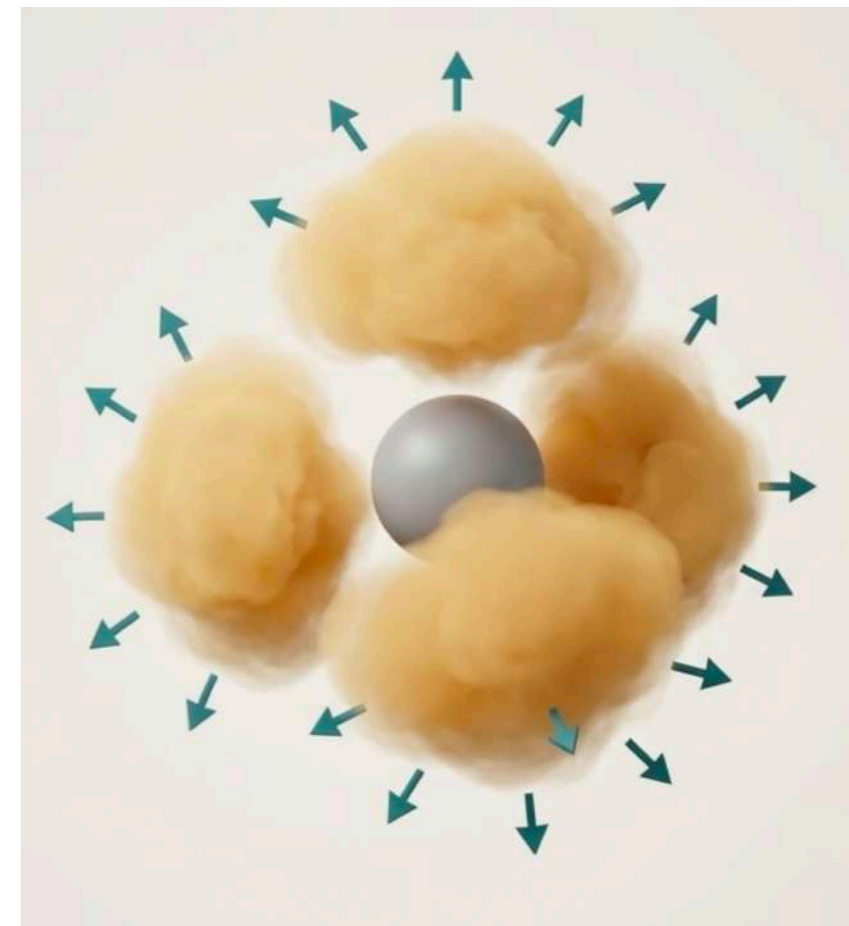
*1 doublet non liant ajouté
sur l'azote.*



Vérification: L'azote est entouré de 8 électrons (octet respecté). Chaque hydrogène est entouré de 2 électrons (**duet respecté**). **Le schéma est correct.** ✓

II. De la page (2D) à l'espace (3D).

- Les électrons sont négatifs \Rightarrow ils ont tendances à se repousser.
- Autour d'un atome (central), les doublets (liants ou non), s'organisent dans l'espace pour être le plus éloignés possible les uns des autres (minimiser les forces de répulsions électroniques).
- Cela donne différentes géométries.
- Dans le cas d'une entité (molécule ou ion) à 2 atomes, la géométrie est forcément **linéaire**.
- Il y a trois autres formes à retenir : **tétraédrique**, **pyramidale à base triangulaire** et **coudée**.

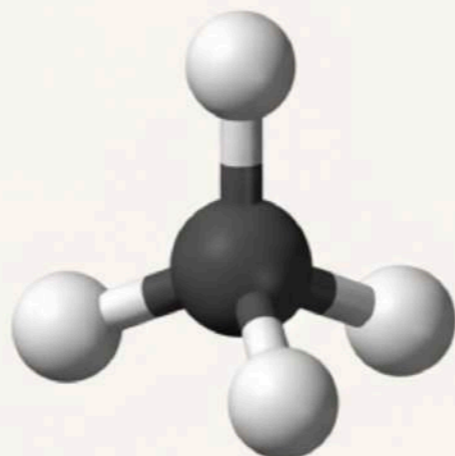


Exemples de géométries moléculaires courantes

Méthane (CH₄)

4 doublets liants / 0 non liant

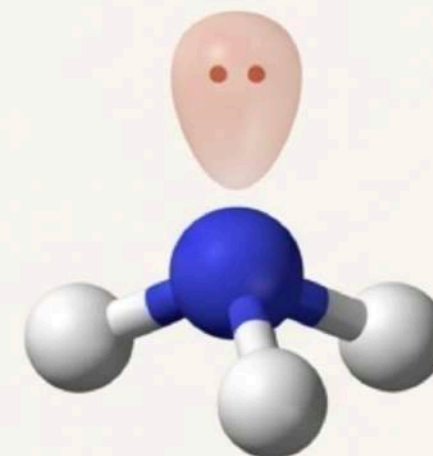
**Géométrie :
Tétraédrique**



Ammoniac (NH₃)

3 doublets liants / 1 non liant

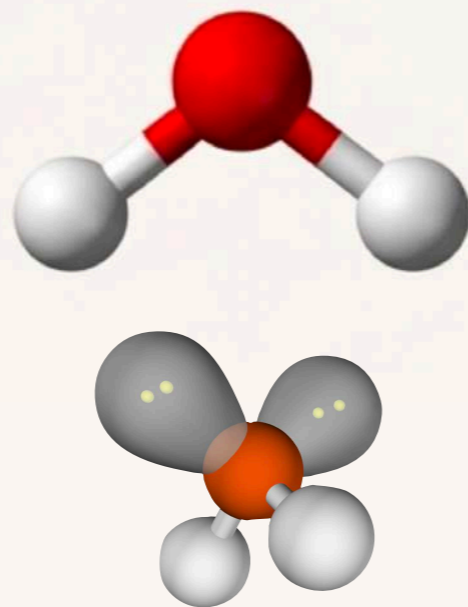
**Géométrie : Pyramidale
à base triangulaire**



Eau (H₂O)

2 doublets liants / 2 non liants

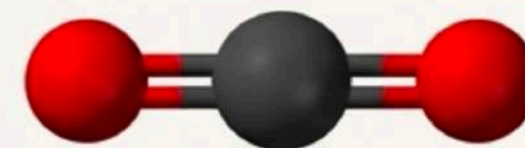
**Géométrie : Coudée
(ou en V)**



Dioxyde de carbone (CO₂)

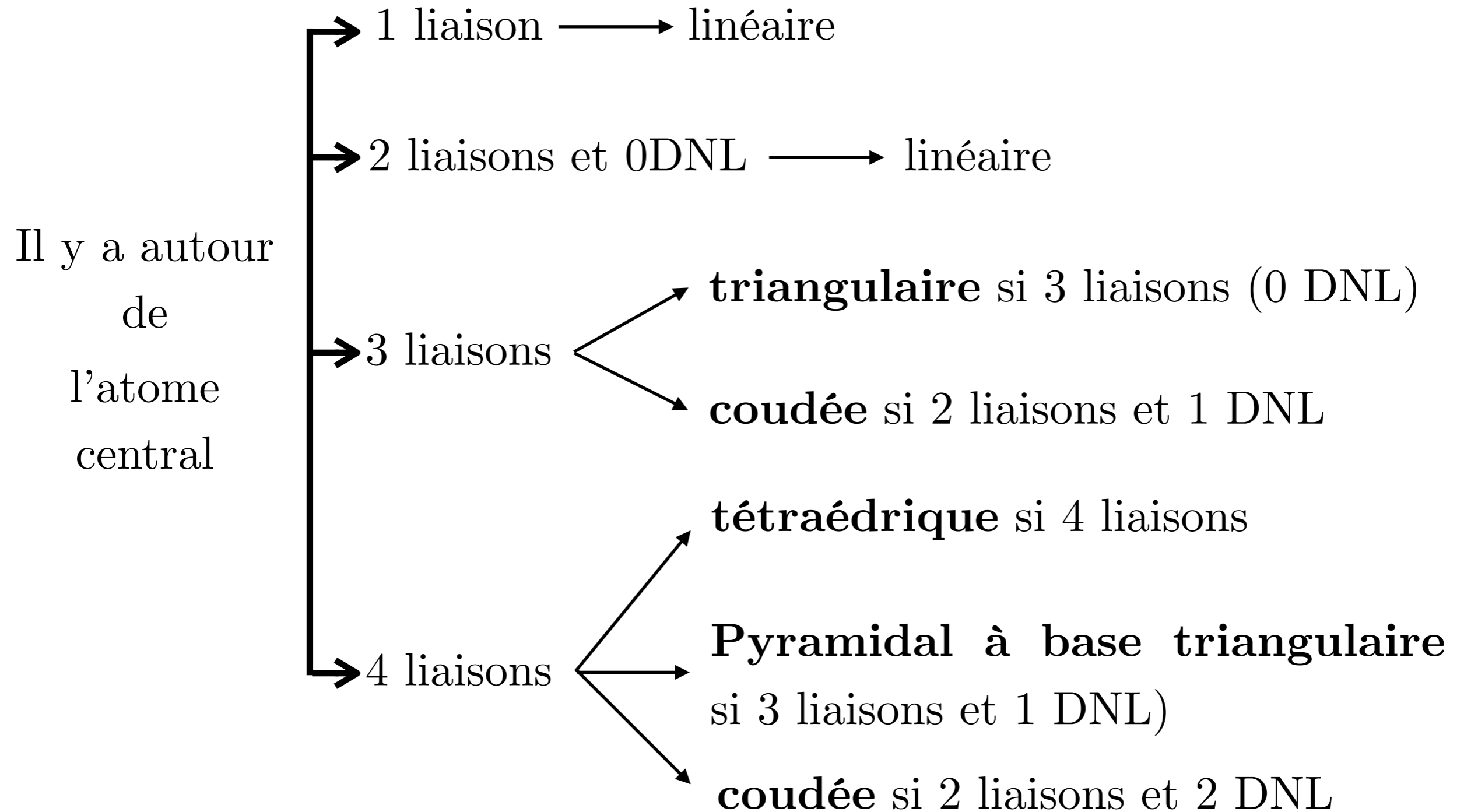
2 doubles liaisons /
0 non liant sur C

Géométrie : Linéaire



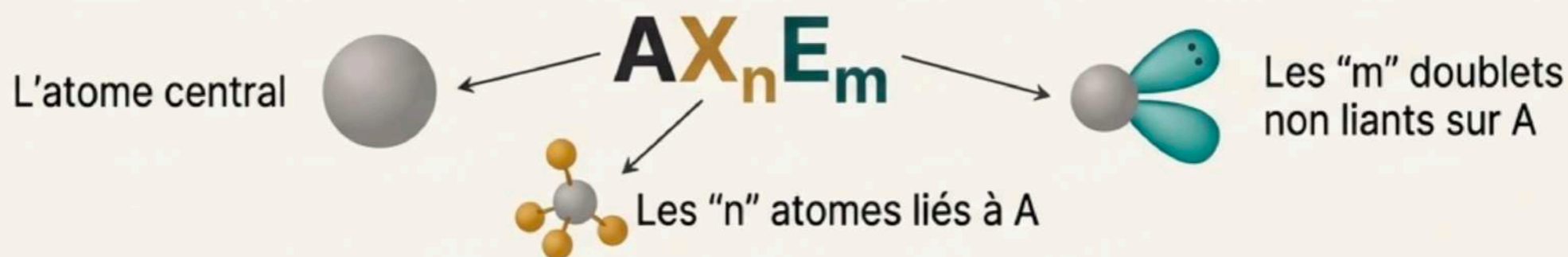
Méthode 1 : Pour déterminer la géométrie on compte le nombre de liaisons autour de l'atome central et ses éventuels DNL.

Important : une double ou triple liaison **compte** comme **une seule** liaison.



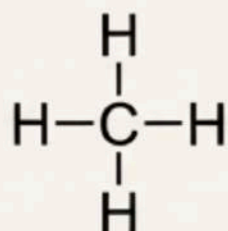
Décoder la Forme : La Notation VSEPR (AX_nE_m)

Une formule simple, AX_nE_m , permet de classer n'importe quelle molécule et de prédire sa géométrie directement à partir de son schéma de Lewis.



Comment déterminer le type VSEPR ?

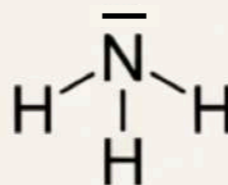
Méthane (CH_4)



A = C, 4 atomes H liés ($n=4$),
0 doublet non liant sur C ($m=0$).

Type : AX_4

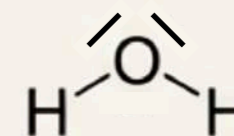
Ammoniac (NH_3)



A = N, 3 atomes H liés ($n=3$),
1 doublet non liant sur N ($m=1$).

Type : AX_3E_1

Eau (H_2O)

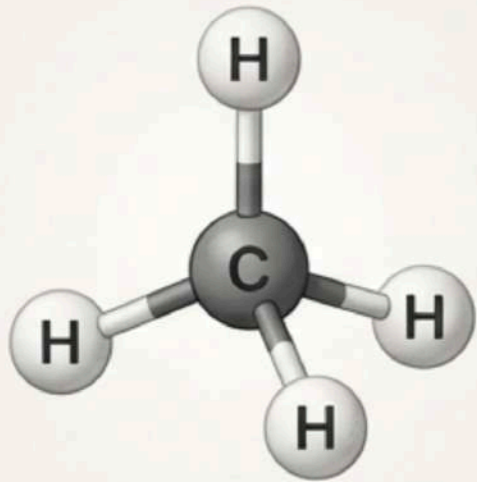


A = O, 2 atomes H liés ($n=2$),
2 doublets non liants sur O ($m=2$).

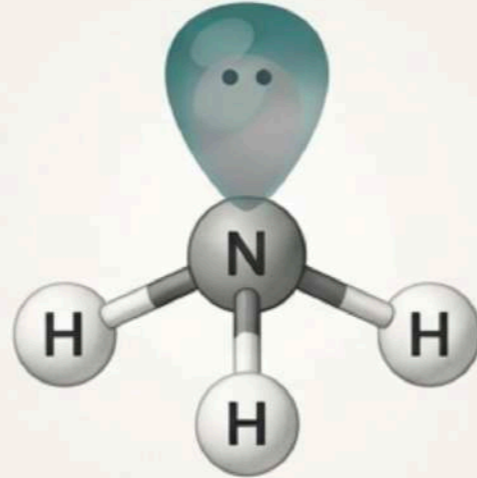
Type : AX_2E_2

Les Quatre Géométries Fondamentales à Connaître

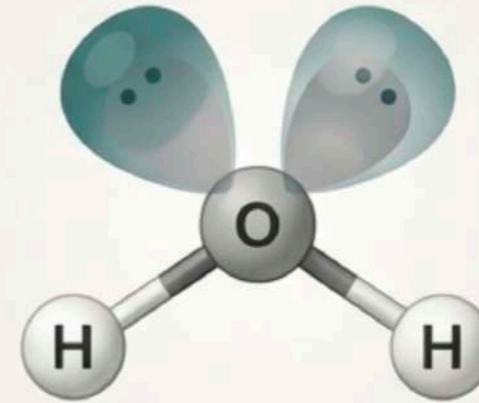
La notation VSEPR conduit à des géométries moléculaires spécifiques et prévisibles.



Tétraédrique | AX_4 |
Méthane (CH_4)



**Pyramidale à base
triangulaire** | AX_3E_1 |
Ammoniac (NH_3)

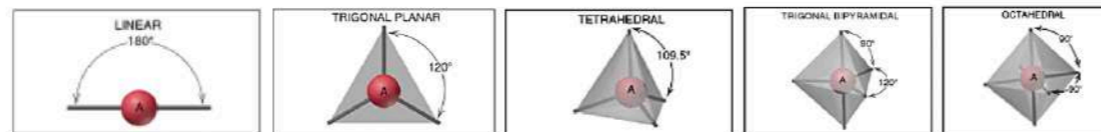
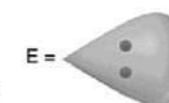



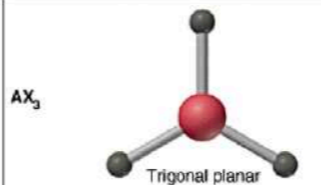
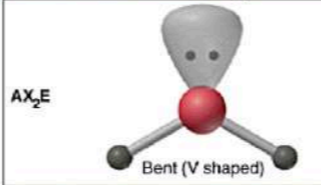
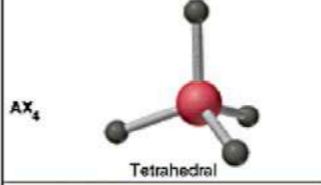
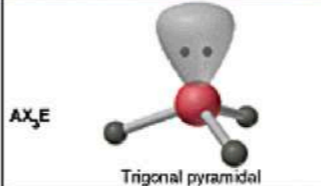
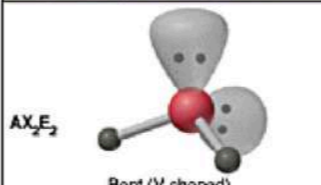
Coudée | AX_2E_2 |
Eau (H_2O)



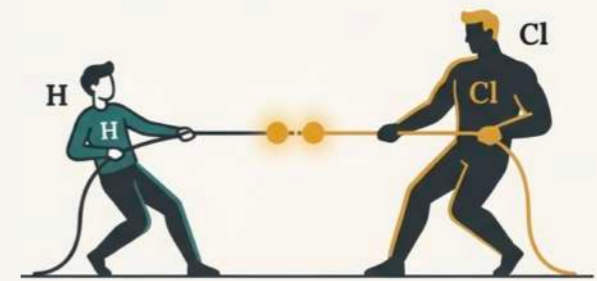
Linéaire | AX_2 |
Dioxyde de carbone
(CO_2)

Méthode VSEPR



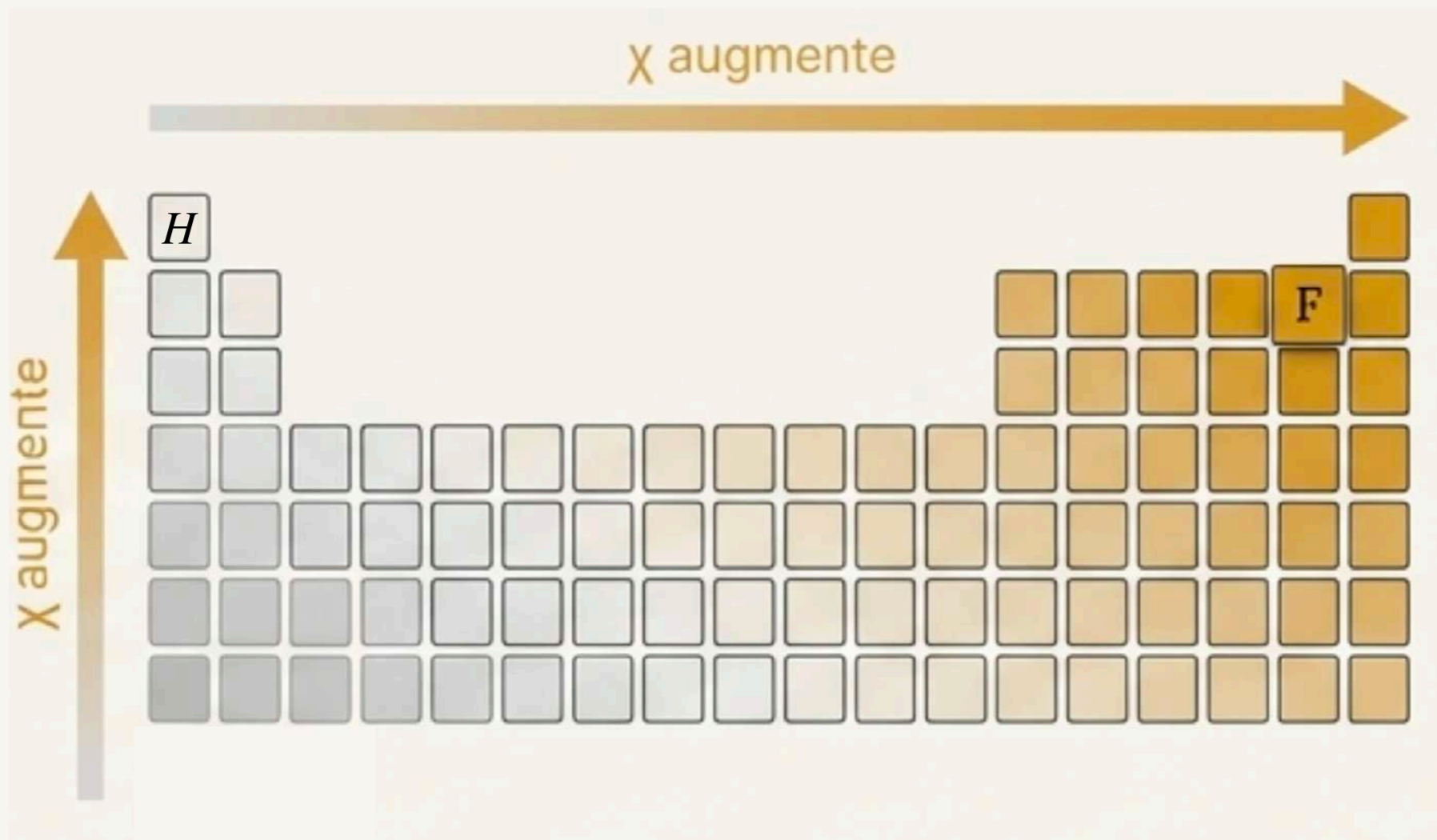
Nb de liaisons (X)	Nb de paires non liantes (E)	Arrangement	Géométrie de la molécule	Angle	Dénomination
2	0	AX_2	 Examples: CS_2 , HCN, BeF_2	$\alpha = 180^\circ$	Linéaire
3	0	AX_3	 Examples: SO_3 , BF_3 , NO_3^- , CO_3^{2-}	$\alpha = 120^\circ$	Triangulaire
2	1	AX_2E_1	 Examples: SO_2 , O_3 , $PbCl_2$, $SnBr_2$	$\alpha < 120^\circ$	Coudée ou Forme en V
4	0	AX_4	 Examples: CH_4 , $SiCl_4$, SO_4^{2-} , ClO_4^-	$\alpha = 109,5^\circ$	Tétraédrique
3	1	AX_3E_1	 Examples: NH_3 , PF_3 , ClO_3^- , H_3O^+	$\alpha < 109.5^\circ$	Pyramide trigonale
2	2	AX_2E_2	 Examples: H_2O , OF_2 , SCl_2	$\alpha < 109,5^\circ$	Coudée ou Forme en V

III. Polarité des molécules



1. Electronégativité

- L'électronégativité est une grandeur qui mesure la capacité d'un atome à tirer les électrons engagés dans une liaison chimique. Elle est notée χ et est sans unité.
- Plus l'atome est électronégatif et plus les électrons sont attirés vers lui.

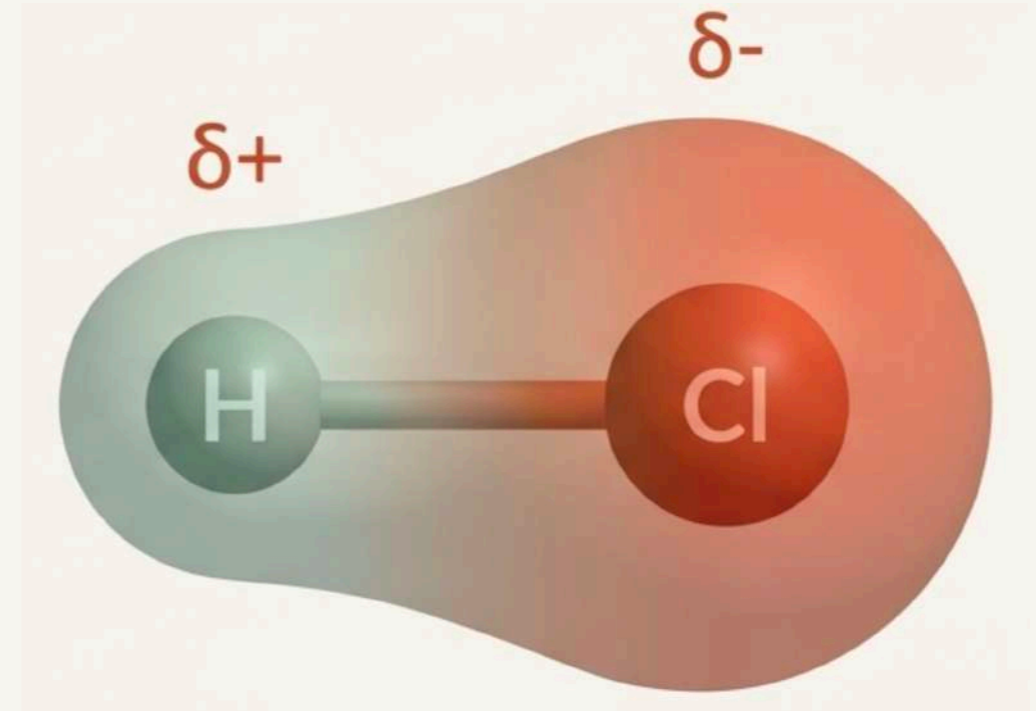


2. Polarisation des liaisons

- Une différence d'électronégativité $\Delta\chi$ entre deux atomes crée une liaison polarisée, avec un pôle partiel positif (δ^+) et un pôle partiel négatif (δ^-).

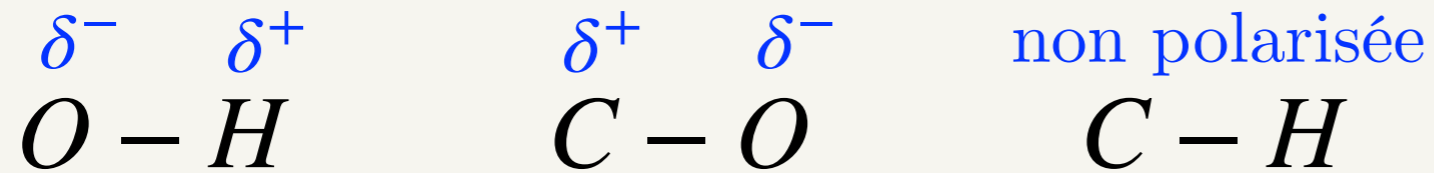
Exemple : la liaison H-Cl

- $\chi(\text{Cl}) > \chi(\text{H})$
- Le chlore attire plus fortement les électrons de la liaison.
- La liaison est polarisée.



- Si $\Delta\chi \leq 0,4$ alors la liaison est peu (pas) polarisée.

Exemples :



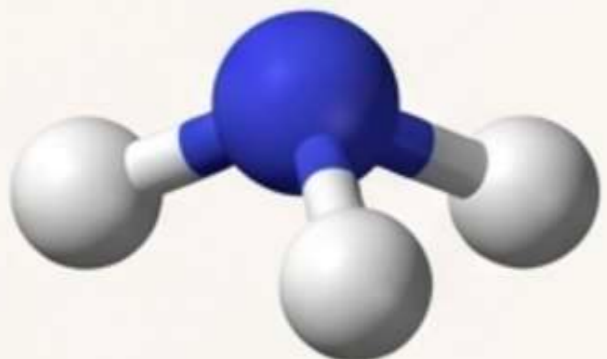
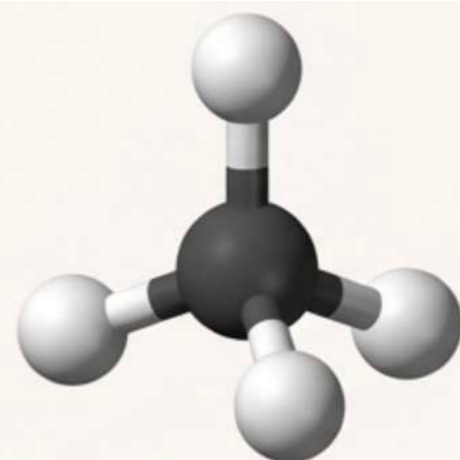
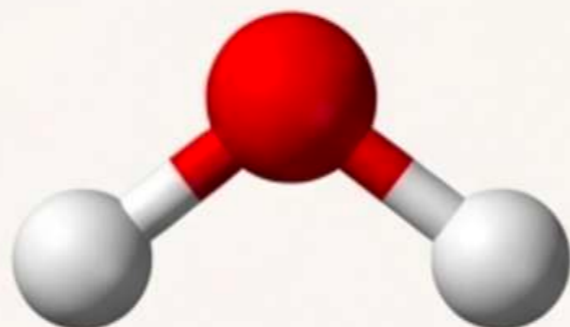
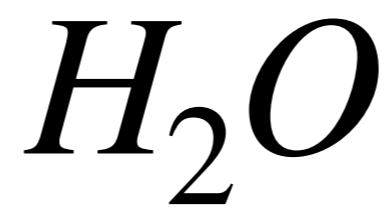
H 2,2						
Li 1,0	Be 1,6	B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2

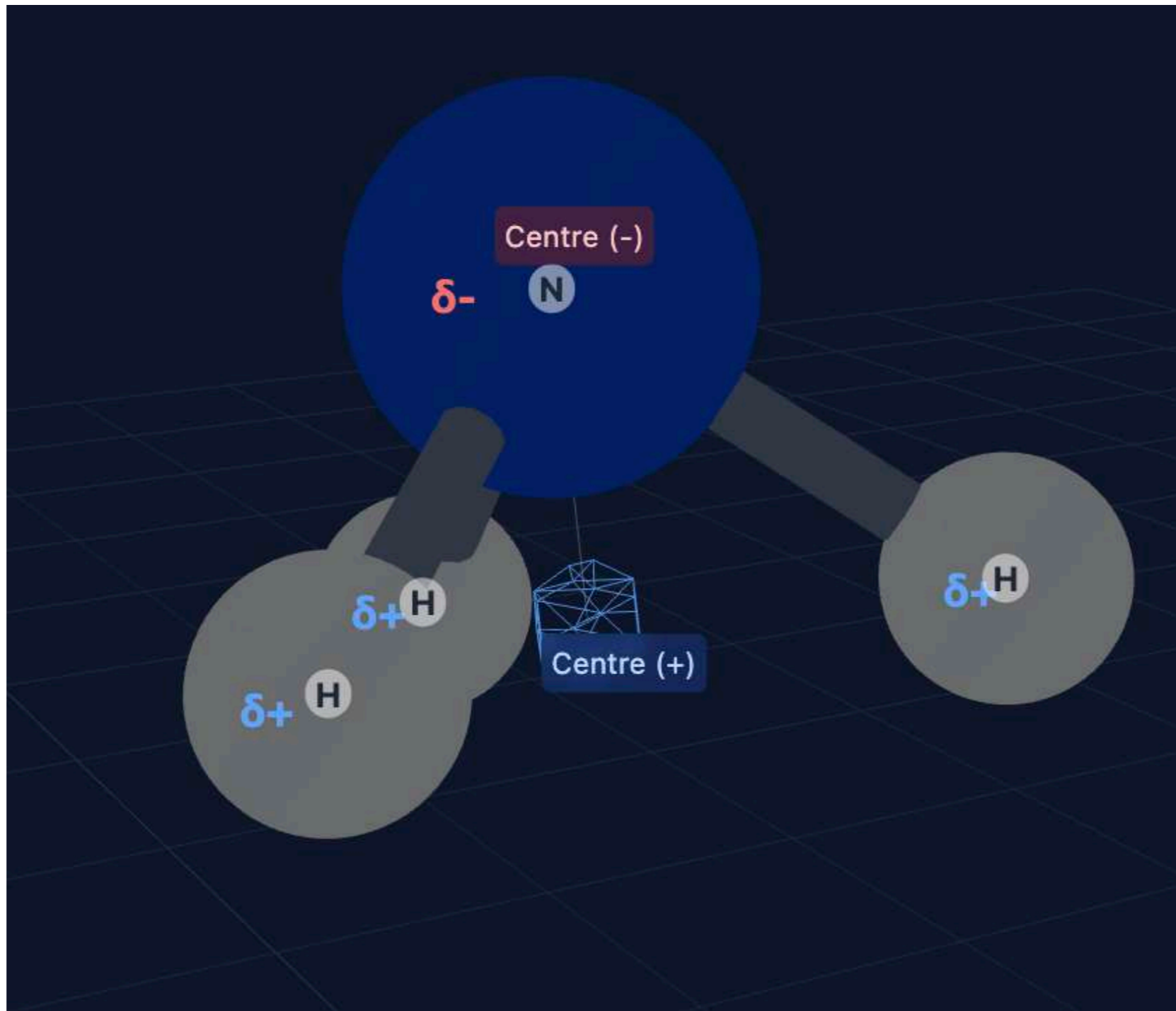
3. Polarité des molécules

- Une molécule est polaire si :
 - elle possède des liaisons polarisées

ET

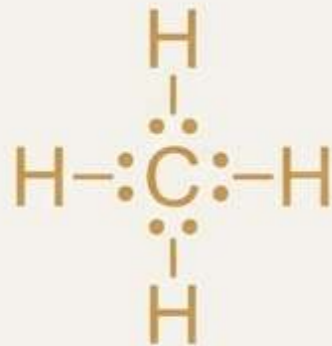
 - le centre des charges positives n'est pas confondu avec le centre des charges négatives.
- Une molécule est apolaire dans le cas inverse.
- La géométrie de la molécule a un impact sur sa polarité





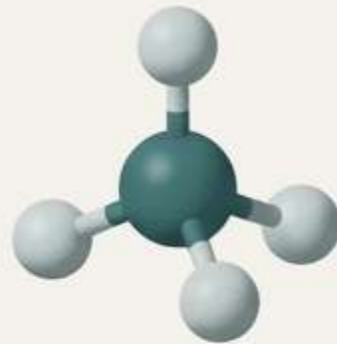
Synthèse : Ce Qu'il Faut Retenir

La quête de stabilité des atomes engendre des structures, qui dictent des géométries, qui déterminent des polarités.



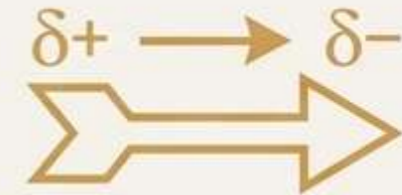
Structure (Lewis)

- Déterminer le nombre d'électrons de valence.
- Établir le schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion (ex: O₂, H₂O, CO₂, NH₃, CH₄, NH₄⁺).
- Identifier une lacune électronique.



Forme (VSEPR)

- Utiliser la notation AX_nE_m pour interpréter la géométrie d'une entité (tétraédrique, pyramidale, coudée, linéaire).



Polarité ("Personnalité")

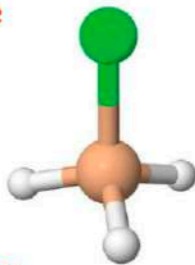
- Déterminer la polarité d'une liaison avec l'électronégativité ($\Delta\chi > 0,4$).
- Justifier la polarité d'une molécule en analysant ses liaisons ET sa géométrie.

16 Nommer une figure géométrique

Utiliser ses connaissances.

- Nommer la géométrie de la molécule de chlorosilane SiH_3Cl .

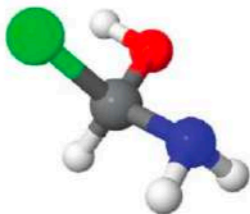
Utiliser le réflexe 3



17 Associer un nom à une géométrie

Utiliser ses connaissances.

- Associer les géométries pyramidale à base triangulaire, tétraédrique et coudée aux atomes de la molécule d'aminochlorométhanol.



Données

- $\text{H}(\circ)$; $\text{C}(\bullet)$; $\text{N}(\bullet)$; $\text{O}(\bullet)$; $\text{Cl}(\bullet)$.

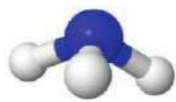
20 Prévoir la polarité d'une molécule

Utiliser un modèle pour prévoir.

- Parmi les deux molécules dont les modèles sont fournis, laquelle est une molécule polaire ? Justifier.



> Borane BH_3



> Ammoniac NH_3

Utiliser le réflexe 4

Données

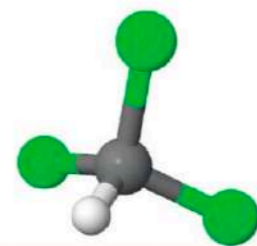
- $\chi(\text{H}) = 2,2$; $\chi(\text{B}) = 2,0$ et $\chi(\text{N}) = 3,0$.

21 Justifier la polarité d'une molécule

Utiliser un modèle pour prévoir.

Le modèle de la molécule de trichlorométhane est donné ci-contre.

- Justifier que cette molécule est polaire.



Données

- $\chi(\text{H}) = 2,2$; $\chi(\text{C}) = 2,6$ et $\chi(\text{Cl}) = 3,2$.

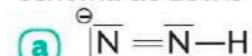
24 Des dérivés de l'hydrazine

Proposer un modèle ; utiliser un modèle.

L'hydrazine est utilisée comme carburant de fusée. Sa molécule est formée uniquement de quatre atomes d'hydrogène et de deux atomes d'azote. La molécule de diazène a deux atomes d'hydrogène en moins.

1. Établir les schémas de Lewis des deux molécules.

2. Les ions diazenide **a** et diazenylium **b** ont pour schéma de Lewis :



Justifier les charges portées par l'atome d'azote dans chaque ion.

Données

- $\text{H}(1s^1)$; $\text{N}(1s^2 2s^2 2p^3)$.



29 À chacun son rythme

Le méthoxyméthane

Proposer et utiliser un modèle ; rédiger une explication.

Commencer par résoudre l'énoncé compact. En cas de difficultés, passer à l'énoncé détaillé.

Le méthoxyméthane $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ est un gaz incolore utilisé pour traiter les verrues dans les fluides cryogéniques. Dans sa molécule, l'atome d'oxygène est fixé à deux atomes de carbone.

Données

- $\text{H}(1s^1)$; $\chi(\text{H}) = 2,2$.
- $\text{C}(1s^2 2s^2 2p^2)$; $\chi(\text{C}) = 2,6$.
- $\text{O}(1s^2 2s^2 2p^4)$; $\chi(\text{O}) = 3,4$.
- On considère que les liaisons C-H de cette molécule ne sont pas polarisées.

Énoncé compact

- La molécule de méthoxyméthane est-elle polaire ?

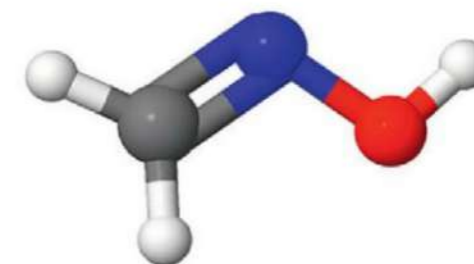


25 À chacun son rythme

Un précurseur du nylon

Utiliser un modèle pour expliquer ; rédiger une explication.

Commencer par résoudre l'énoncé compact. En cas de difficultés, passer à l'énoncé détaillé.



L'oxime est un intermédiaire de synthèse du nylon. Le modèle de sa molécule est reproduit ci-dessus.

Données

- $\text{H}(\circ)$; $\text{C}(\bullet)$; $\text{N}(\bullet)$; $\text{O}(\bullet)$.
- $\text{H}(1s^1)$; $\text{C}(1s^2 2s^2 2p^2)$; $\text{N}(1s^2 2s^2 2p^3)$; $\text{O}(1s^2 2s^2 2p^4)$.

Énoncé compact

- Justifier la géométrie de cette molécule autour des atomes de carbone C, d'azote N et d'oxygène O.

Énoncé détaillé

- Déterminer le nombre d'électrons de valence des atomes d'hydrogène, de carbone, d'azote et d'oxygène.
- Établir le schéma de Lewis de chaque atome.
- Assembler les schémas de Lewis des atomes afin d'obtenir le schéma de Lewis de la molécule d'oxime.
- Pour chacun des atomes C, N et O, déterminer le nombre d'atomes et de doublets non liants entourant chacun d'eux.
- Utiliser le résultat de la question précédente pour justifier la géométrie de la molécule autour de ces atomes.

37 Des molécules hypervalentes

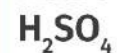
✓ APP : Extraire l'information utile

L'acide sulfurique est une espèce chimique dite hypervalente.

- À l'aide des documents, proposer une formule de Lewis pour cette molécule.

Doc. 1 Étiquette d'une bouteille d'acide sulfurique

Acide sulfurique (> 15 %)



DANGER

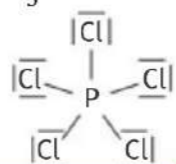
H314 (1A) : Provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves



Doc. 2 Entité chimique hypervalente

Une entité chimique est dite hypervalente si elle comporte un atome entouré de plus de huit électrons, cet atome ne respecte alors pas la règle de l'octet. L'ion triiodure I_3^- , l'ion phosphate PO_4^{3-} ou encore le pentachlorure de phosphore PCl_5 sont des entités chimiques hypervalentes.

Voici, par exemple, la représentation de Lewis du pentachlorure de phosphore :



Doc. 3 Un terme contesté

Ronald J. Gillespie, célèbre chimiste canadien, spécialiste de géométrie moléculaire, a contesté le terme hypervalent dans un article intitulé « *The octet rule and hypervalence: two misunderstood concepts* ». Il y indique qu'il n'y a pas de différence fondamentale entre des composés hypervalents et des composés non hypervalents et il propose d'abandonner ce terme.

Données

• Numéros atomiques des atomes :

H (Z = 1) ; C (Z = 6) ; O (Z = 8) ; S (Z = 16).

36

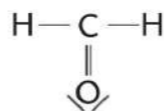
20 min

CORRIGE

Une solution aqueuse

Proposer un modèle ; utiliser un modèle pour prévoir.

Le méthanal est très soluble dans l'eau. Les solutions aqueuses de méthanal sont utilisées comme désinfectant dans les pédiluves pour animaux.



> Schéma de Lewis d'une molécule de méthanal



1. Déterminer la géométrie de la molécule de méthanal autour de l'atome de carbone.

Utiliser le réflexe 3

2. Quel est l'état physique du méthanal à température ambiante ? Justifier.

3. Sachant qu'une molécule polaire est généralement soluble dans l'eau, expliquer pourquoi on peut obtenir des solutions aqueuses de méthanal.

Utiliser le réflexe 4

Données

- T_{fus} (méthanal) : -92°C .
- $T_{\text{éb}}$ (méthanal) : $-19,5^\circ\text{C}$.
- $\chi(\text{H}) = 2,2$; $\chi(\text{C}) = 2,6$; $\chi(\text{O}) = 3,4$.

Utiliser un modèle pour prévoir

Question 3 réussie ?



S'entraîner encore

→ ex. 20



Relever un autre défi

→ ex. 30