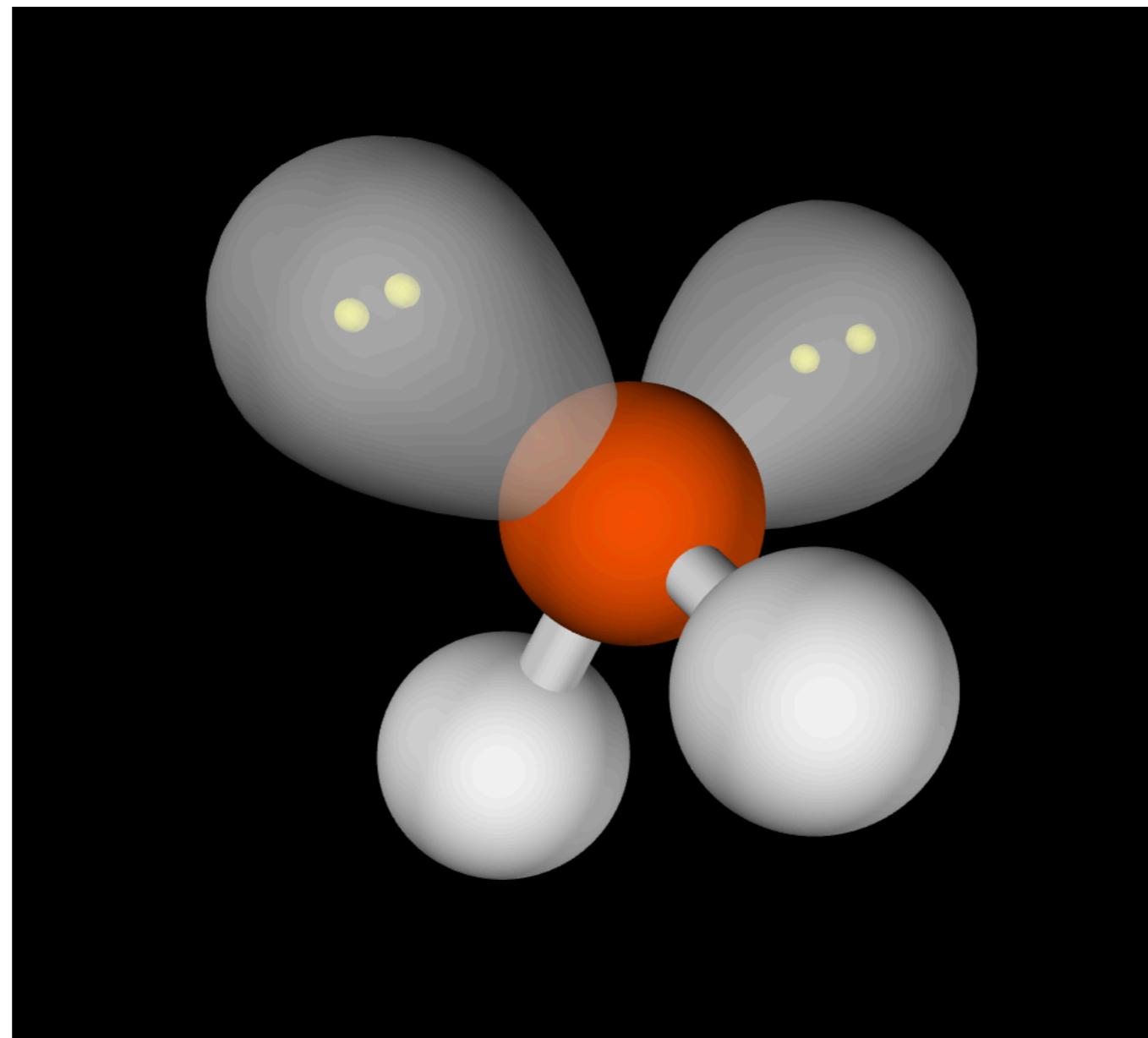


Thème 1 : Constitution et transformation de la matière

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

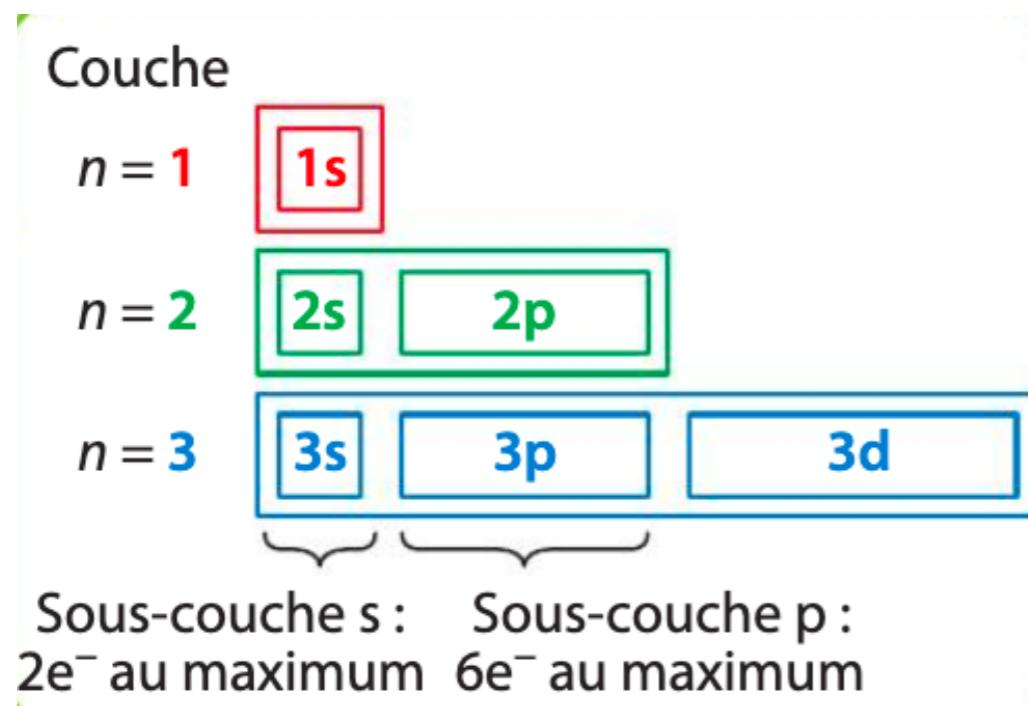


I. Schéma de Lewis

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 :

1s → 2s → 2p → 3s → 3p

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

- 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 ($Z=17$)

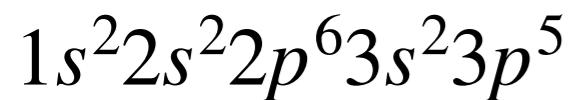


Schéma de Lewis de l'atome de Chlore : $|\overline{\text{Cl}} \cdot$

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)

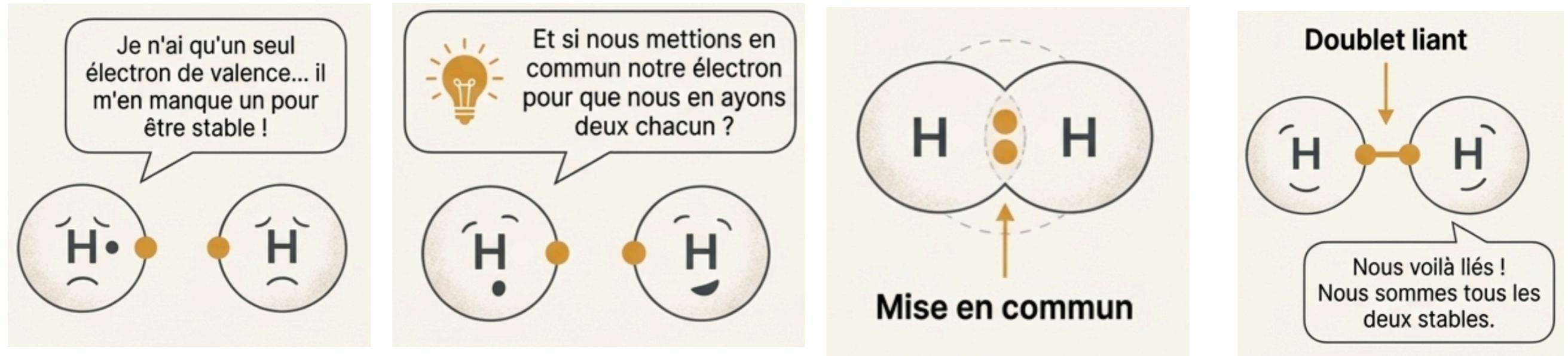
Schéma de Lewis :



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 | **Cl** .

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 ₂ O, CO ₂ , NH ₃ , CH ₄ , HCl, H ⁺ , H ₃ O ⁺ , Na ⁺ , NH ₄ ⁺ , Cl ⁻ , OH ⁻ , O ²⁻ .

H_2

O_2

N_2

H-H

$\langle\text{O}=\text{O}\rangle$

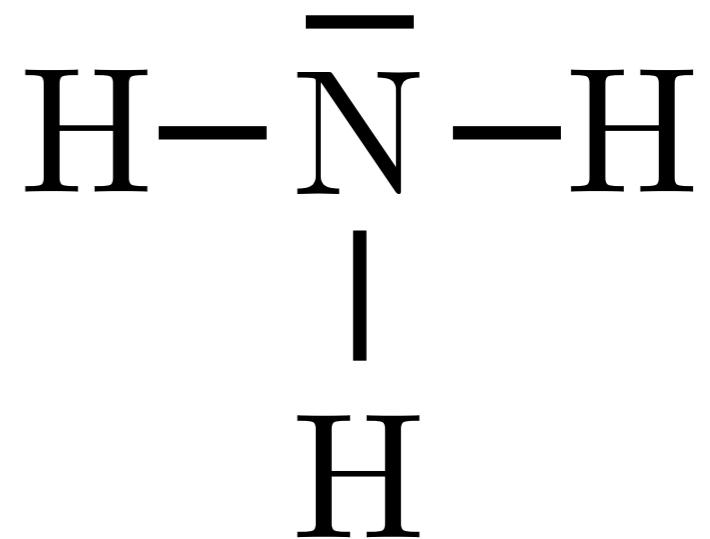
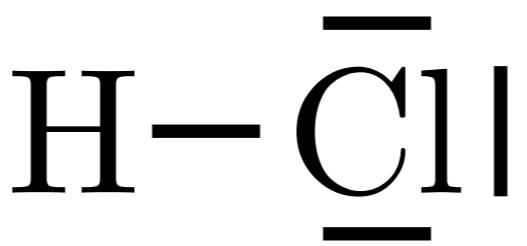
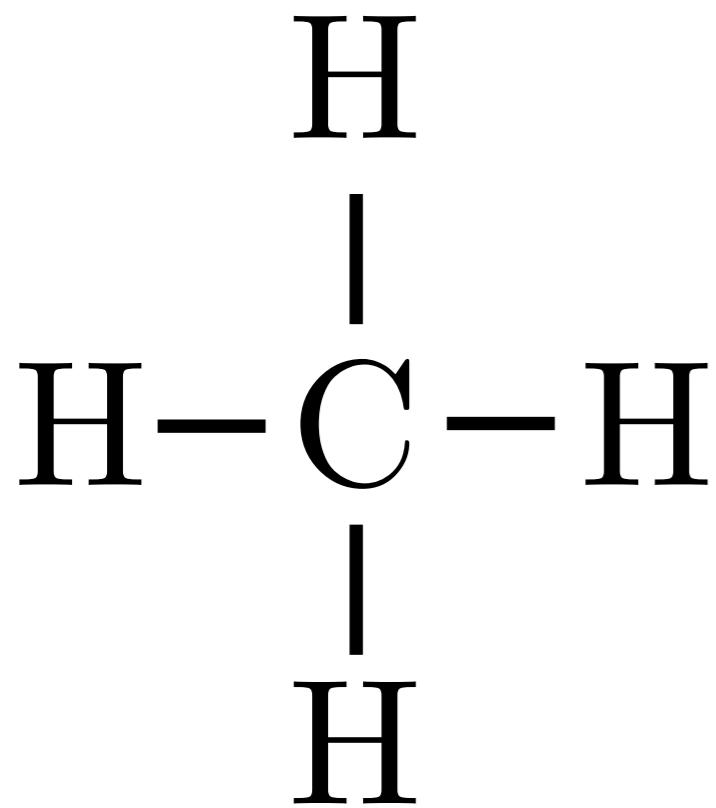
|N≡N|

CO_2

H_2O

$\langle\text{O}=\text{C}=\text{O}\rangle$

H-— $\overline{\text{O}}$ -H

CH_4 HCl NH_3 

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^+

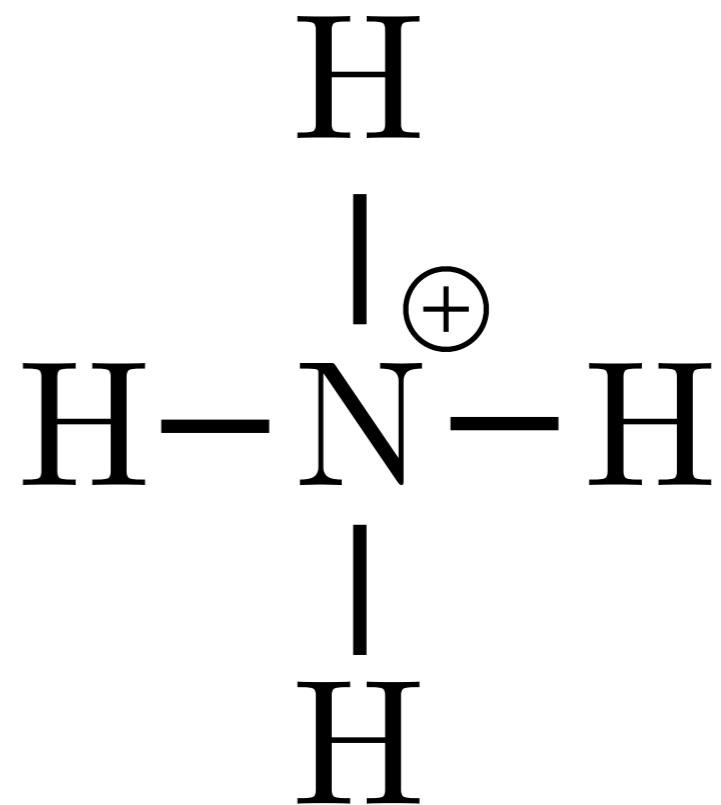
N isolé : 5 électrons de valence

N dans NH_4^+ : 4 électrons de valence

$$\Rightarrow 5 - 4 = 1$$

\Rightarrow N porte une charge

+



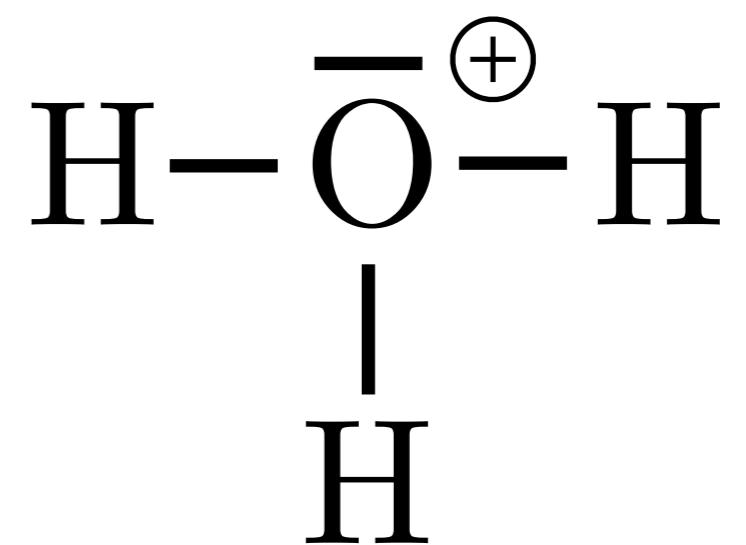
- l'ion hydronium H_3O^+

O isolé : 6 électrons de valence

O dans H_3O^+ : 5 électrons de valence

$$\Rightarrow 6 - 5 = 1$$

\Rightarrow O porte une charge +

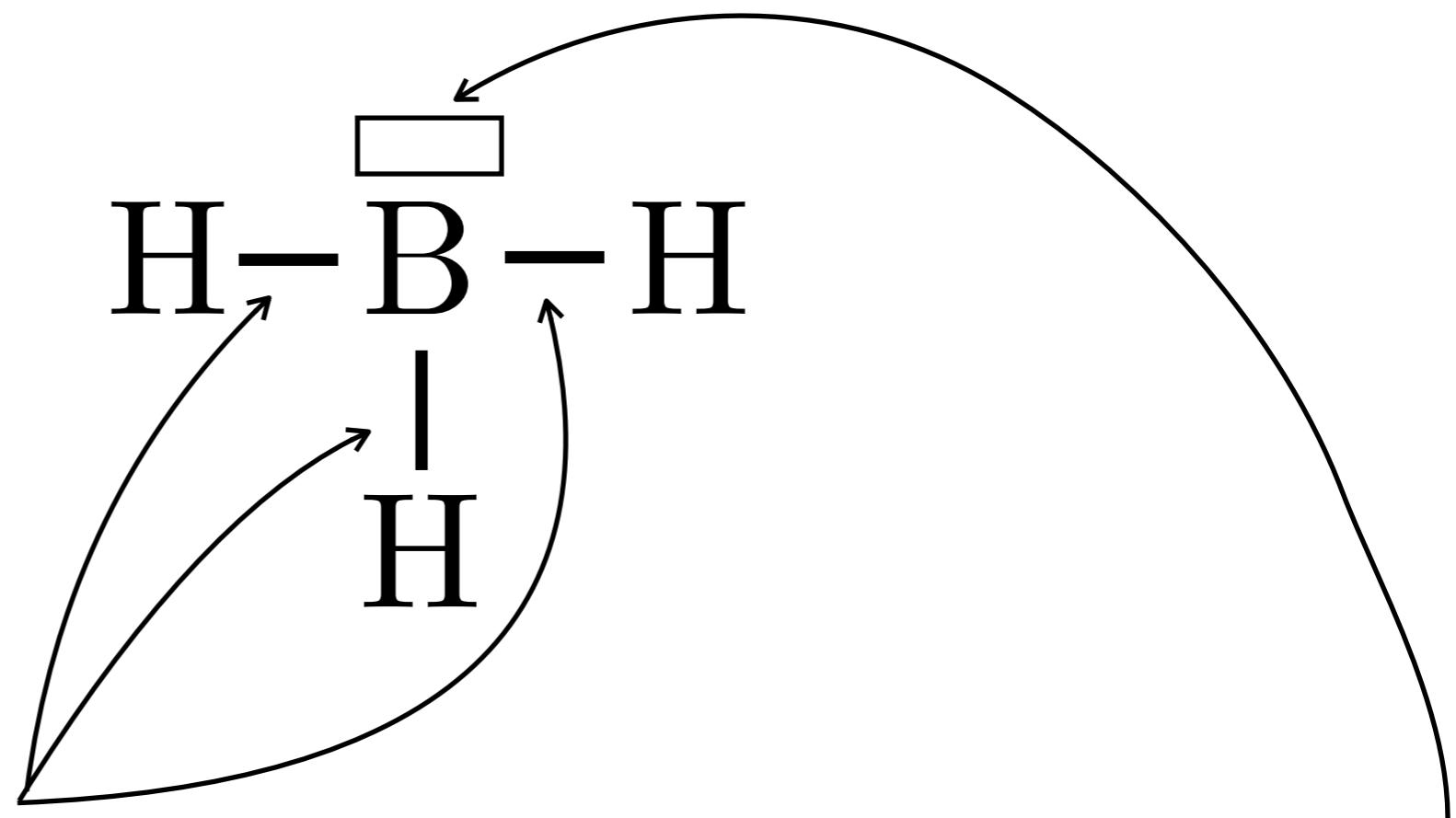


5. Lacune électronique

- 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 (NH_3)

Étape A : Dénombrer les électrons de valence.

Azote (N) : 5 e⁻

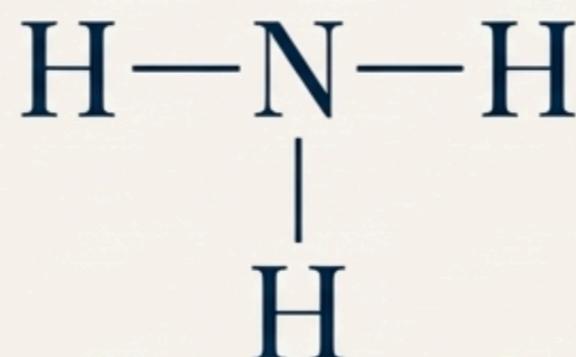
Hydrogène (H) : 1 e⁻ × 3 = 3 e⁻

Total : 8 électrons de valence,
soit 4 doublets.

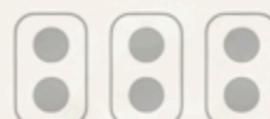


4 doublets

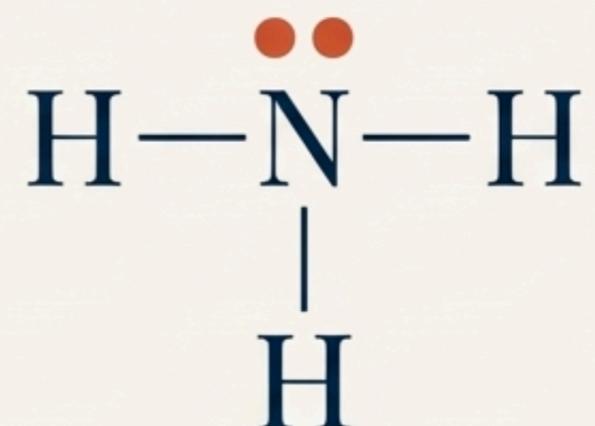
Étape B : Placer l'atome central et former les liaisons simples.



3 doublets liants utilisés.



Étape C : Placer les doublets restants sur les atomes.



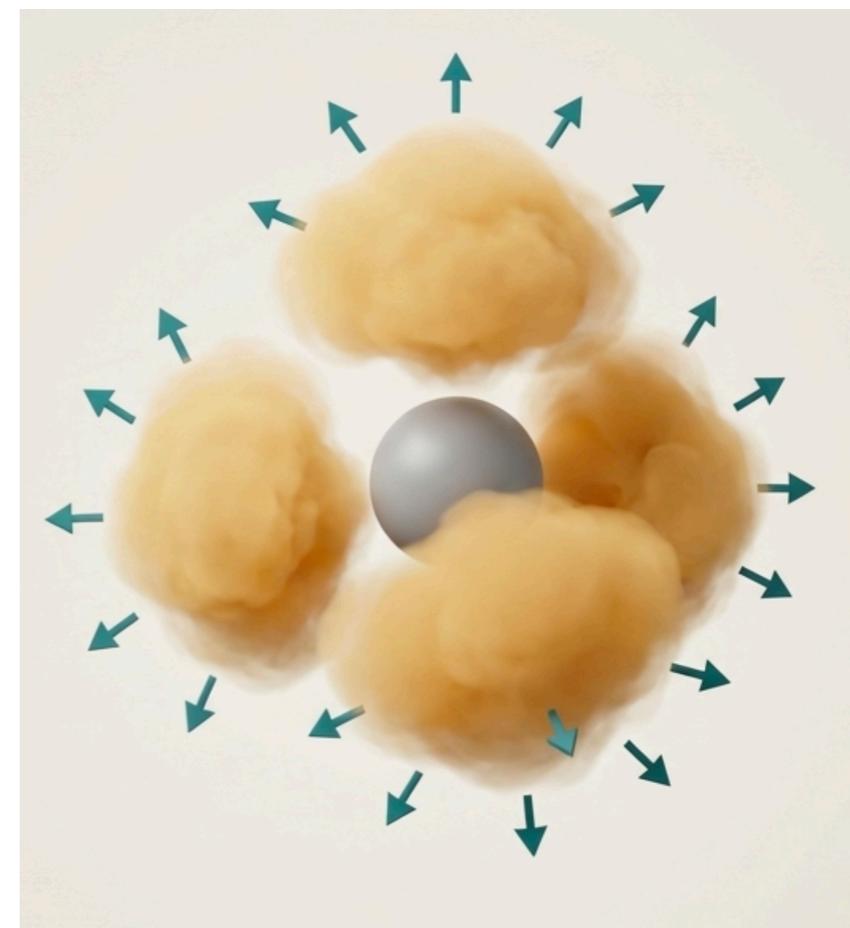
1 doublet non liant ajouté sur l'azote.



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**.

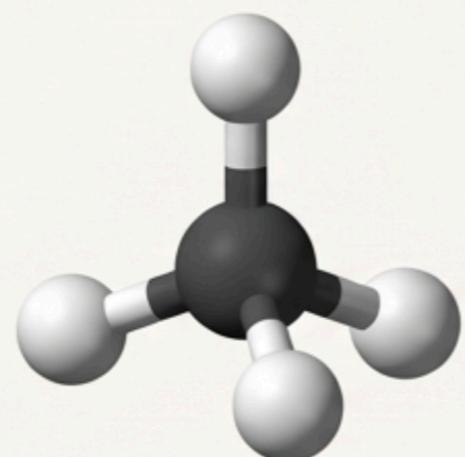


Exemples de géométries moléculaires courantes

Méthane (CH_4)

4 doublets liants / 0 non liant

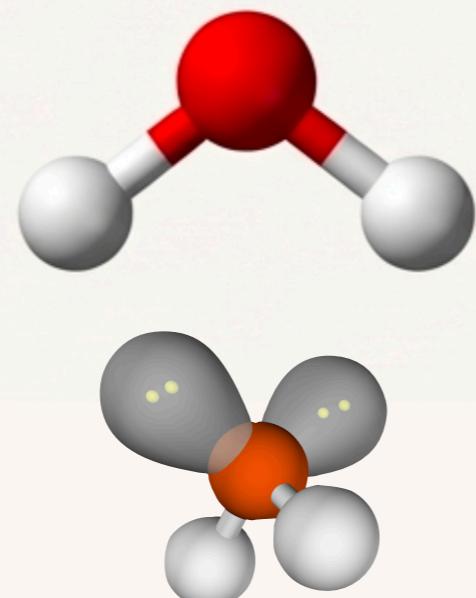
Géométrie :
Tétraédrique



Eau (H_2O)

2 doublets liants / 2 non liants

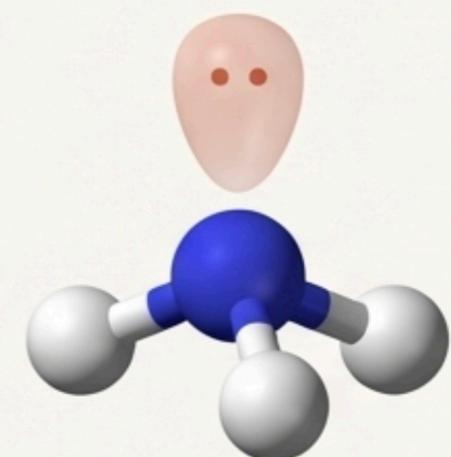
Géométrie : Coudée
(ou en V)



Ammoniac (NH_3)

3 doublets liants / 1 non liant

Géométrie : Pyramidale
à base trigonale



Dioxyde de carbone (CO_2)

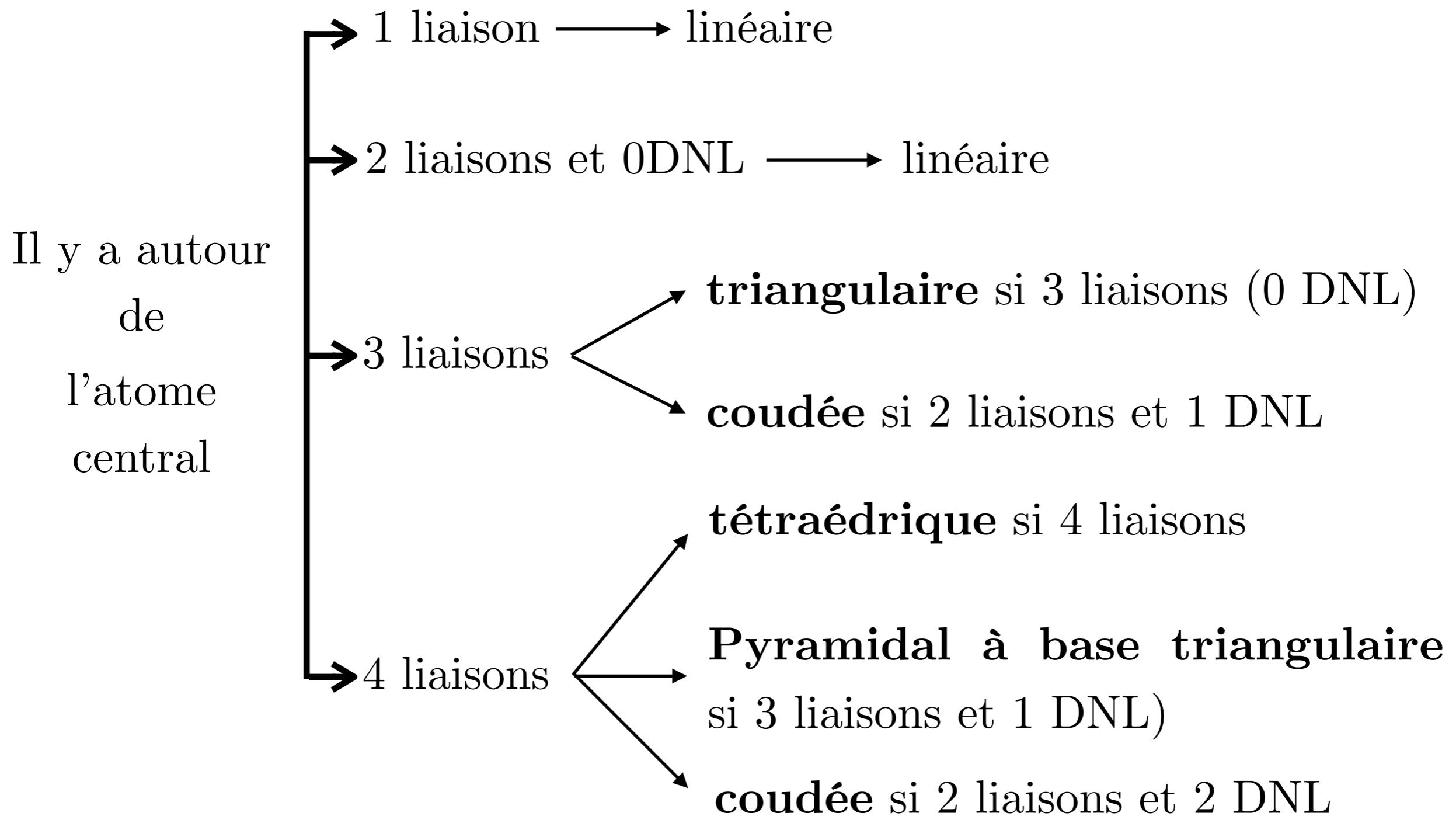
2 doubles liaisons /
0 non liant sur C

Géométrie : Linéaire



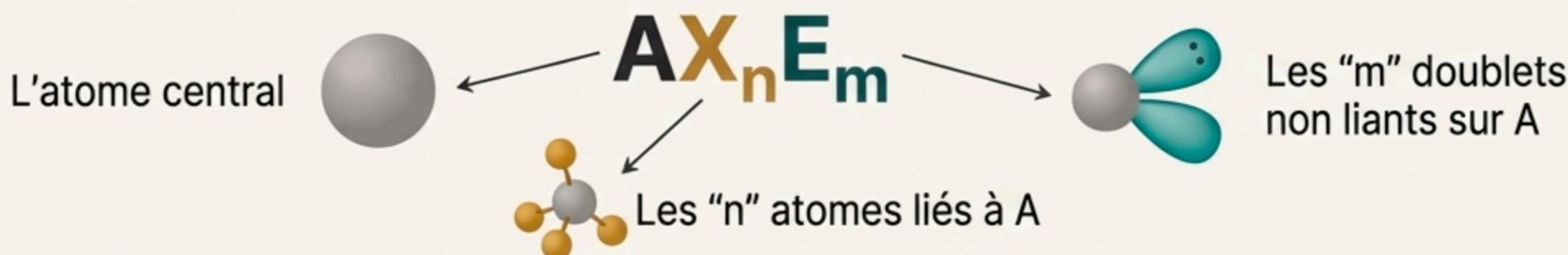
Méthode 1 : Pour déterminer la géométrie on compte le nombre de liaisons autour de l'atome central et ses éventuels DNL.

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



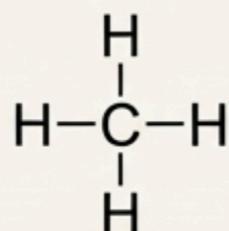
Décoder la Forme : La Notation VSEPR (AX_nE_m)

Une formule simple, AX_nEm , 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 ?

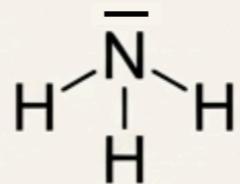
Méthane (CH₄)



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

Type : AX₄

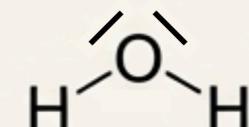
Ammoniac (NH₃)



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

Type : AX₃E₁

Eau (H₂O)

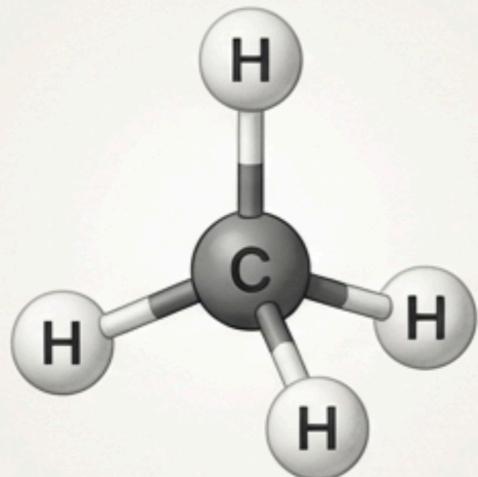


A = O, 2 atomes H liés (n=2),
2 doublets non liants sur O (m=2).

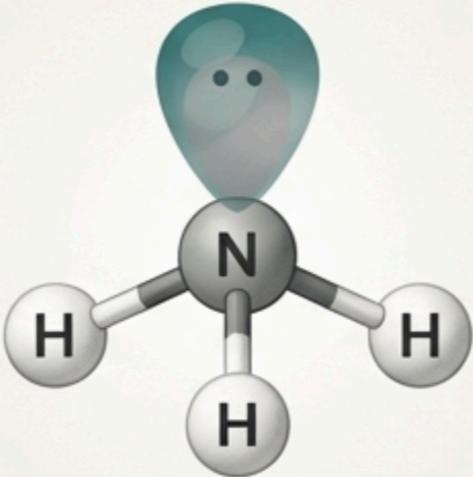
Type : AX₂E₂

Les Quatre Géométries Fondamentales à Connaître

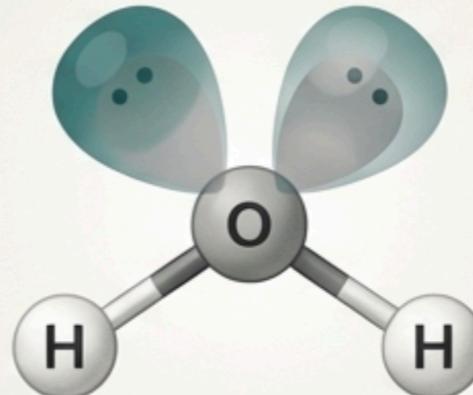
La notation VSEPR conduit à des géométries moléculaires spécifiques et prévisibles.



Tétraédrique | AX_4 |
Méthane (CH_4)



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

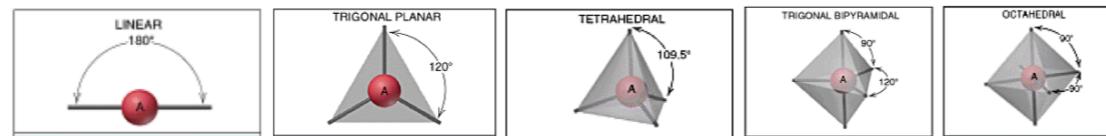
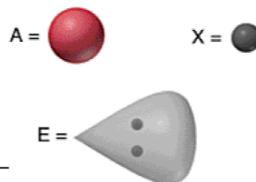


Coudée | AX_2E_2 |
Eau (H_2O)



Linéaire | AX_2 |
Dioxyde de carbone
(CO_2)

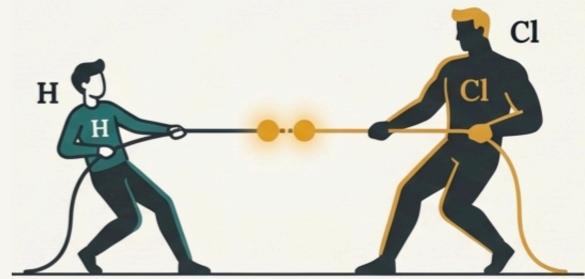
Méthode VSEPR



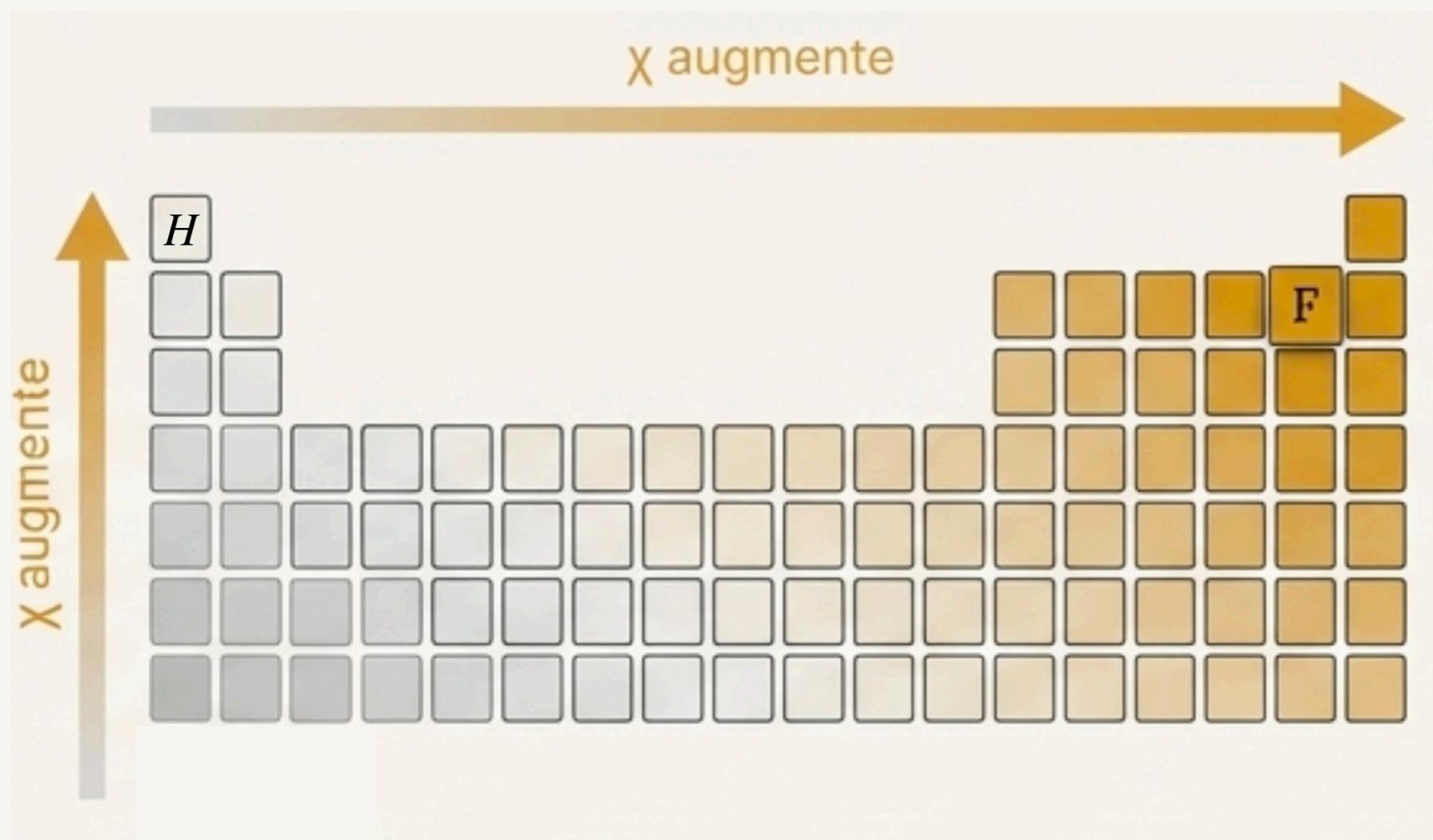
Nb de liaisons (X)	Nb de paires non liantes (E)	Arrangement	Géométrie de la molécule	Angle	Dénomination
2	0	AX_2	 Examples: CS_2 , HCN , BeF_2	$\alpha = 180^\circ$	Linéaire
3	0	AX_3	 Examples: SO_3 , BF_3 , NO_3^- , CO_3^{2-}	$\alpha = 120^\circ$	Triangulaire
2	1	AX_2E_1	 Examples: SO_2 , O_3 , $PbCl_2$, $SnBr_2$	$\alpha < 120^\circ$	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.

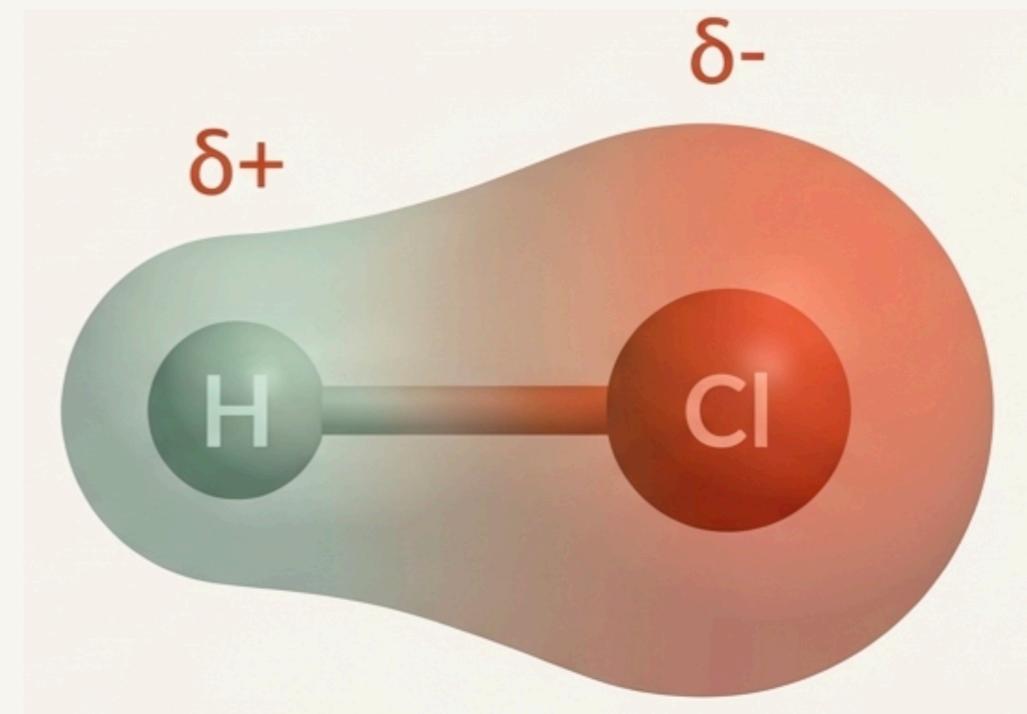


2. Polarisation des liaisons

- 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^-).

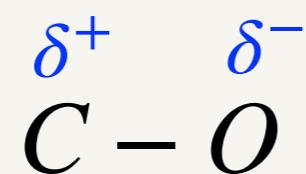
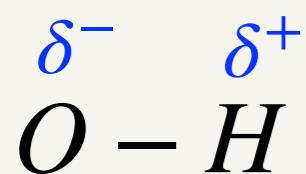
Exemple : la liaison H-Cl

- $\chi(\text{Cl}) > \chi(\text{H})$
- 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 :

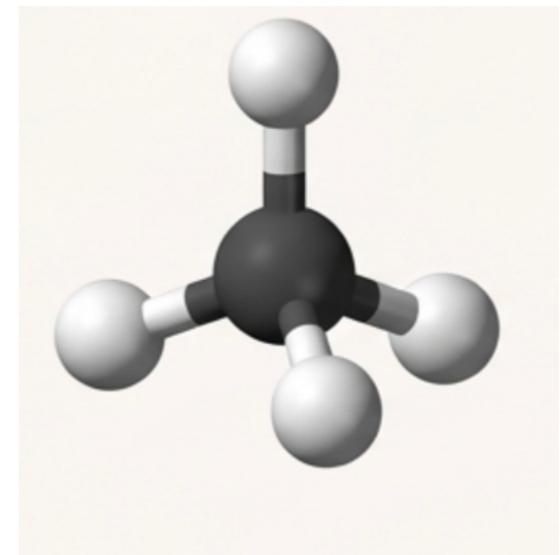
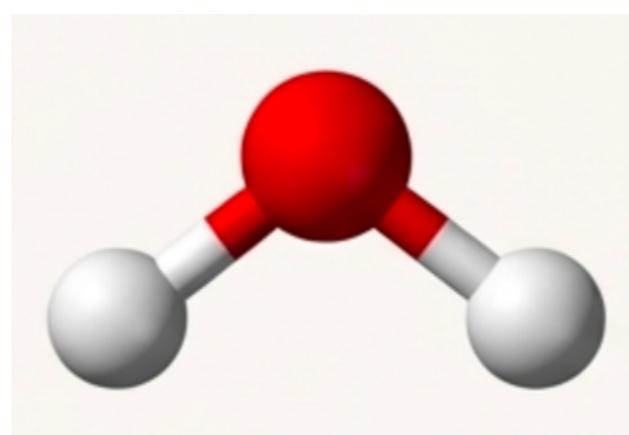
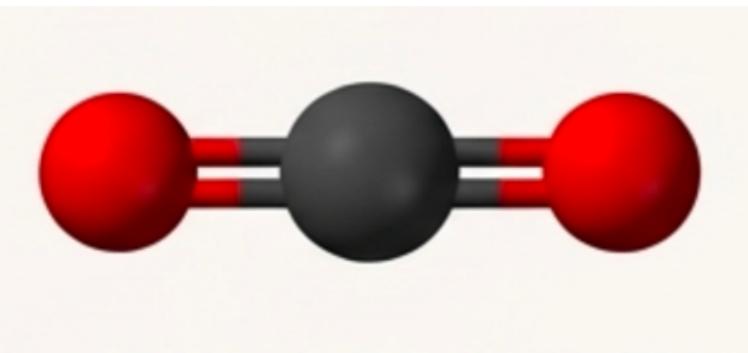
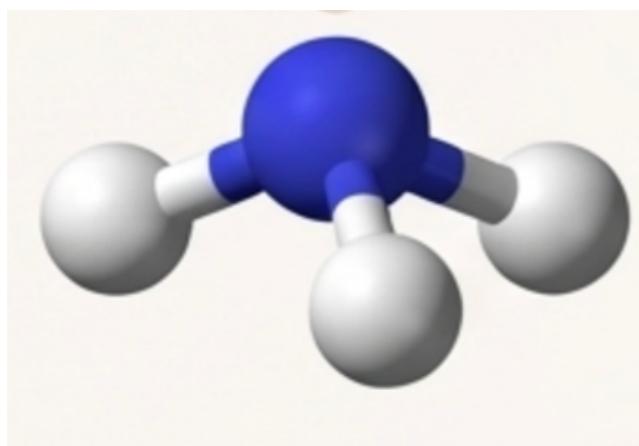


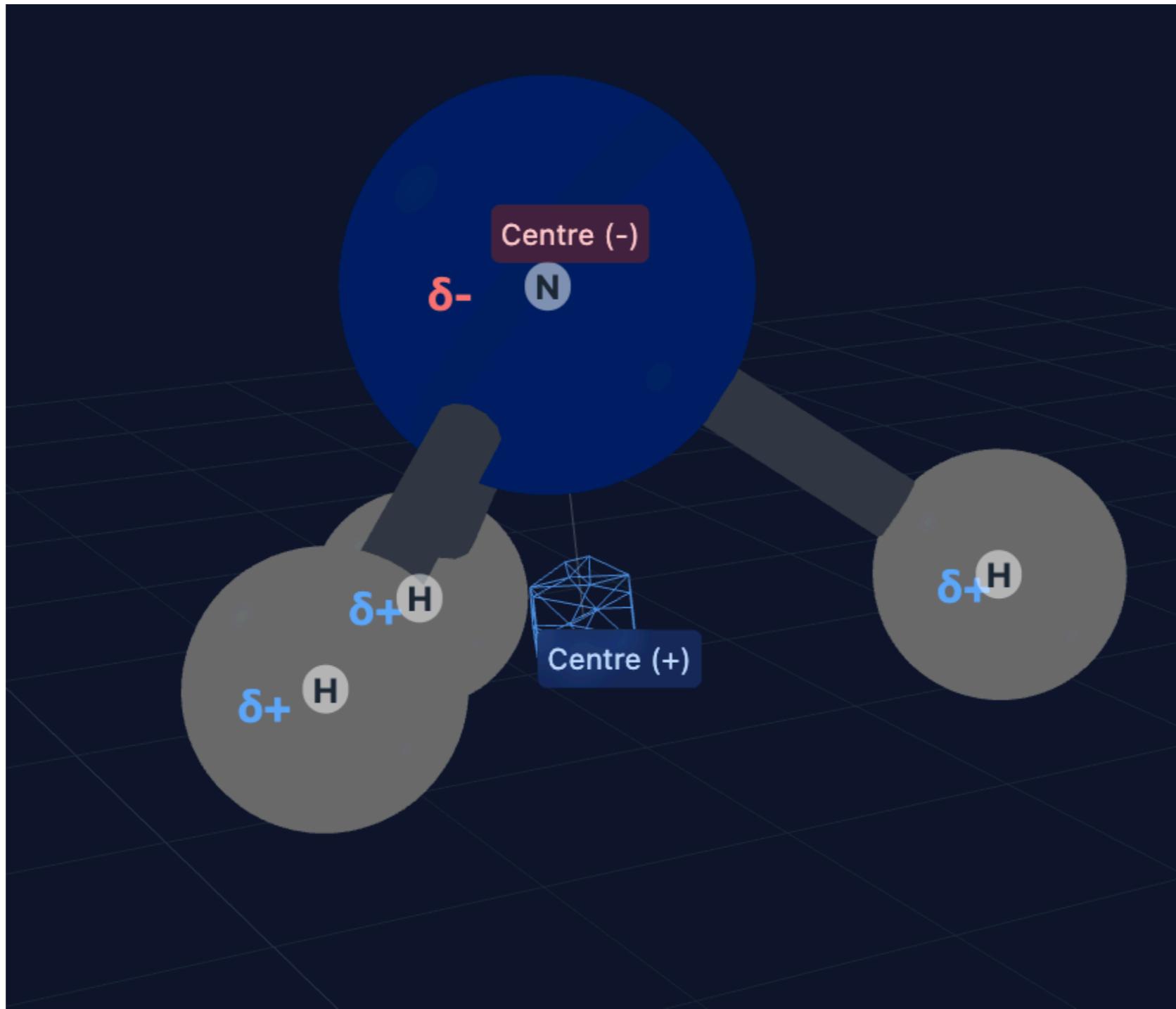
non polarisée
 $C - H$

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

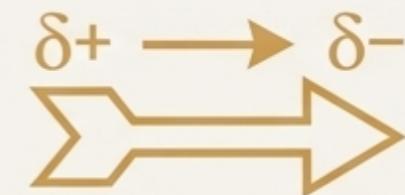
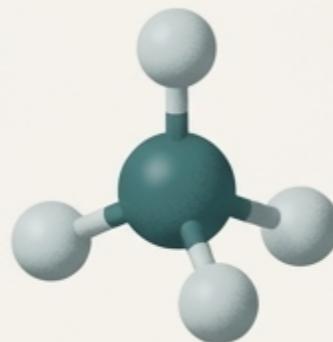
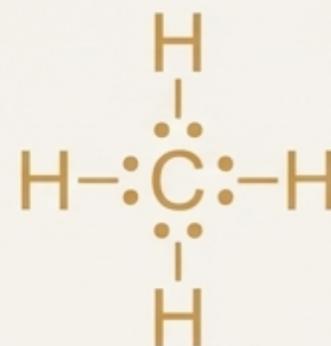
- Une molécule est polaire si :
 - elle possède des liaisons polarisées
 - ET**
 - le centre des charges positives n'est pas confondu avec le centre des charges négatives.
- Une molécule est apolaire dans le cas inverse.
- La géométrie de la molécule a un impact sur sa polarité

CO_2 H_2O CH_4  NH_3 



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: O_2 , H_2O , CO_2 , NH_3 , CH_4 , NH_4^+).
- 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.