

I- Quelques rappels de seconde...

DON'T

FORGET

Les électrons d'un atome se répartissent dans des couches électroniques et des sous couches (notées s, p, d) : $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p, \dots$

Couche			
n = 1	1s		
n = 2	2s	2p	
n = 3	3s	3p	3d, ...
	2 électrons maximum dans la sous-couche s	6 électrons maximum dans la sous-couche s	

La couche électronique externe

est la couche la plus éloignée du noyau contenant des électrons, on l'appelle **couche de valence n**.

Exemples : L'atome de carbone C (Z = 6). Configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^2$.

L'atome d'oxygène O (Z = 8). Configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^4$.

Les atomes des trois premières lignes du tableau tendent à obtenir la configuration du gaz noble le plus proche. Pour cela, ils vont former des ions ou des molécules de telle sorte que leur dernière couche n soit saturée à deux électrons si $n = 1$ (duet) ou à huit électrons (octet) si $1 < n \leq 3$.

Pour former des molécules, ils vont former des doublets liants (mise en commun de deux électrons par deux atomes) et des doublets non liants (paires d'électrons non engagés dans des liaisons).

Symbole de l'atome et Numéro atomique Z	Structure électronique	Nombre d'électrons manquant à l'atome pour avoir la configuration du gaz noble qui suit.	Nombre de liaisons (doublets liants) formées	Nombre d'électrons engagés dans des doublets liants	Nombre d'électrons restant sur la couche externe de l'atome	Nombre de doublets non liants
C (Z = 6)	$1s^2 2s^2 2p^2$	$8 - 4 = 4$	4	4	$4 - 4 = 0$	0
O (Z = 8)	$1s^2 2s^2 2p^4$	$8 - 6 = 2$	2	2	$6 - 2 = 4$	$4/2 = 2$
F (Z = 9)	$1s^2 2s^2 2p^5$	$8 - 7 = 1$	1	1	$7 - 1 = 6$	$6/2 = 3$

II- La structure des molécules et de ions : Schéma de Lewis

1- Schéma de Lewis d'un atome ou d'un ion monoatomique

Le schéma de Lewis d'un atome permet de représenter la structure électronique externe d'un atome. Sur le schéma de Lewis figurent :

- Le symbole de l'atome.
- Les électrons de valences sont représentés par des points (•) s'ils sont célibataires ou par un tiret s'ils forment un doublet (liant ou non).

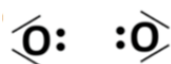
Atome	Nombre de liaisons covalentes	Nombre de doublets non liants	Structure de Lewis
H	1	0	H•
C	4	0	•C•
O	2	2	:O: ou •O•
N	3	1	•N•
Cl	1	3	Cl•

Exemples : Pour les atomes :

Exemples : Pour les ions :

L'atome d'oxygène: $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$ L'ion oxyde $1s^2 2s^2 2p^6$

Il gagne 2 électrons



2- Schéma de Lewis d'une molécule

Le schéma de Lewis d'une molécule s'obtient en assemblant les schémas de Lewis des atomes.

- Une liaison covalente (ou doublet liant) correspond à la mise en commun de deux électrons de la couche externe par et entre deux atomes, chacun fournissant un électron.

Elle se schématise par un trait:



Attention : Les électrons mis en commun par deux atomes sont considérés comme appartenant à ces deux atomes.

- Une liaison covalente double (mise en commun de 4 électrons) est représentée par 2 traits (C = C) et une liaison covalente triple (mise en commun de 6 électrons) par 3 traits (C ≡ C).
- Les électrons de la couche externe de l'atome non engagés dans une liaison se regroupent deux par deux en doublets non liants (ou doublets libres) localisés autour de l'atome.

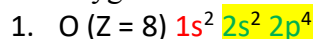
- Dans la représentation de Lewis, la règle du « duet » doit être satisfaite pour chaque atome d'hydrogène et la règle de l'octet doit être satisfaite pour tous les autres atomes.

Méthode :

- ① Écrire la structure électronique de chaque atome ;
- ② En déduire le nombre d'électrons de la couche externe pour chacun ;
- ③ Trouver le **nombre de liaisons** covalentes que chaque atome doit établir pour satisfaire à la règle de l'octet (ou du « duet ») : il correspond au **nombre d'électrons que chaque atome doit acquérir pour respecter la règle** ;
- ④ Représenter TOUS les atomes avec des points qui symbolisent leurs électrons externes ;
- ⑤ Placer les liaisons covalentes de façon à ce que chaque atome respecte ce nombre.
- ⑥ Remplacer les électrons non liés par des traits, en les associant par paires.

Exemple :

Pour le dioxygène : O₂



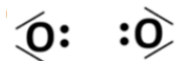
2. Il a 6 électrons sur la couche externe.

3. Il va respecter la règle de l'octet et chercher à avoir 8 électrons sur sa couche de valence. Il doit acquérir 2 électrons. (Il formera deux doublets liants. Il lui restera sur sa couche de valence 6 – 2 soit 4 électrons qui formeront 2 doublets non liants)

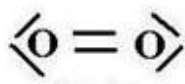
4.



5.

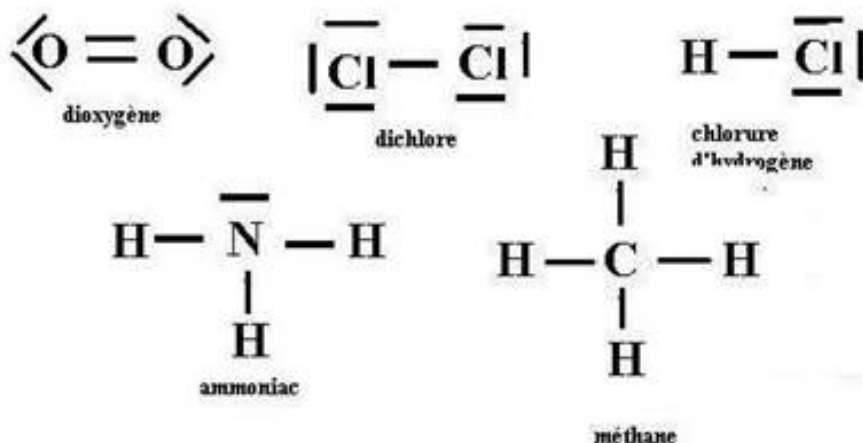


6.



Exemples : A vous de jouer pour retrouver les schémas de Lewis de ces molécules et de celles mentionnées dans le PDT.

formules de Lewis de quelques molécules



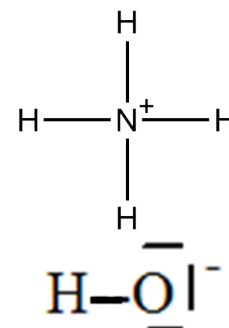
3- Schéma de Lewis d'un ion polyatomique

Un atome engagé dans un ion porte une charge formelle s'il n'est pas entouré du même nombre d'électron qu'à l'état isolé.

Exemples :

- ☑ Azote N (Z = 7) : $1s^2 2s^2 2p^3$. Il a 5 électrons de valence.

Dans l'ion ammonium NH_4^+ , l'atome d'azote ne possède que 4 électrons « en propre », on lui attribue une charge formelle positive, figurée par le signe +.



- ☑ Oxygène O (Z = 8) $1s^2 2s^2 2p^4$. Il a 6 électrons de valence.

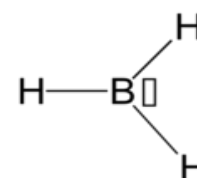
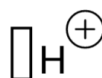
Dans l'ion hydroxyde HO^- , l'atome d'oxygène ne possède que 7 électrons « en propre », on lui attribue une charge formelle négative, figurée par le signe -.

4- Lacune électronique

Une lacune électronique indique un déficit de deux électrons par rapport aux règles de stabilité. Elle est représentée par une case rectangulaire dans le schéma de Lewis.

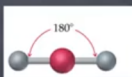
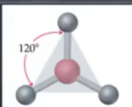
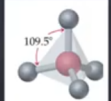
Exemples :

- ☑ Dans le borane BH_3 , le bore B (Z = 5) $1s^2 2s^2 2p^1$ ne forme de que 3 liaisons covalentes. Il lui manque un doublet d'électrons pour s'entourer de 8 électrons. Il porte donc une lacune électronique.
- ☑ Il en de même pour l'ion hydrogène H^+ .

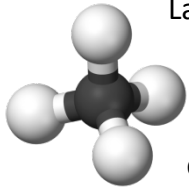
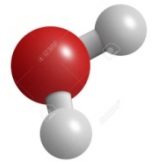


III- La géométrie des molécules ou des ions polyatomiques

Les doublets d'électrons liants ou non liants se repoussent. Ils se positionnent dans l'espace de sorte qu'ils soient les plus éloignés possibles.

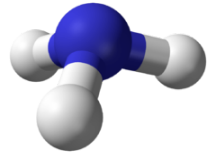
Nombre de groupes de doublets d'électrons indépendants	Arrangement de ces doublets	Nom de la géométrie
2	Arrangement linéaire 	linéaire
3	Arrangement triangulaire 	triangulaire OU coudée
4	Arrangement tétraédrique 	tétraédrique OU pyramidale OU coudée

Exemples : La molécule d'eau H₂O aura une géométrie coudée autour de l'atome d'oxygène (4 groupes de doublets d'électrons indépendants dont 2 doublets non liants).



La molécule de méthane CH₄ aura une géométrie tétraédrique autour de l'atome de carbone (4 groupes de doublets d'électrons indépendants).

La molécule d'ammoniac NH₃ aura une géométrie tétraédrique autour de l'atome d'azote (4 groupes de doublets d'électrons indépendants dont 1 doublet non liant).



IV- La polarité des molécules

Electronégativité de PAULING de quelques éléments

H	2,2												
Li	0,97	Be	1,57	B	2,04	C	2,55	N	3,04	O	3,44	F	3,98
Na	0,93	Mg	1,23	Al	1,61	Si	1,90	P	2,19	S	2,58	Cl	3,16
K	0,91	Ca	1,32	Ga	1,81	Ge	2,01	As	2,18	Se	2,55	Br	2,96
Rb	0,89	Sr	0,95	In	1,78	Sn	1,96	Sb	2,05	I	2,66		

1- L'électronégativité χ

L'électronégativité est une grandeur sans unité qui traduit de la capacité d'un atome à attirer vers lui le doublet d'électrons qui le lie à un autre atome. Elle est notée χ (lue khi).

2- La polarité d'une liaison

La liaison covalence entre deux atomes est polarisée si ces deux atomes ont des électronégativités différentes.

L'atome le plus électronégatif possède un excès d'électrons,

représenté par une charge partielle négative δ^- . A l'inverse l'atome le moins électronégatif présente un défaut d'électrons représenté par une charge partielle positive δ^+ .

	Position des atomes et des électrons de la liaison	Notation
Dihydrogène	H H	H - H
Chlorure d'hydrogène	H Cl	δ^- H - Cl δ^+

Remarque : Ici, le rectangle vert représente la liaison covalente et les points rouges représentent les électrons mis en commun par les deux atomes.

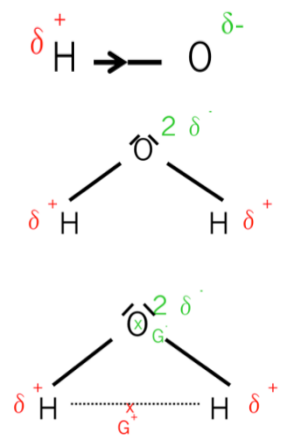
3- La polarité d'une molécule

Une **molécule est polaire** si :

- Les **liaisons qui la composent sont polarisées**.
- Les **positions moyennes des charges partielles positives et négatives ne sont pas confondues**.

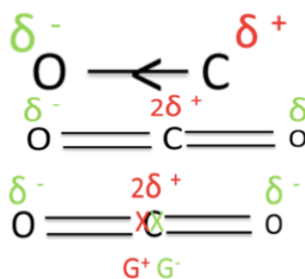
Exemple : Déterminons la polarité de la molécule d'eau :

- ✓ La molécule d'eau H₂O est de géométrie coudée. L'atome d'oxygène est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène. Chaque liaison O-H est polarisée.
- ✓ Chaque atome d'hydrogène est porteur d'une charge partielle positive δ^+ , et l'atome d'oxygène est porteur de la charge partielle négative $2\delta^-$.
- ✓ Les centres géométriques G⁻ et G⁺ ne coïncident pas. La molécule est donc polaire.



Une **molécule est apolaire** (non polaire) **dans le cas contraire**.

Exemple : Déterminons la polarité du dioxyde de carbone. Le CO₂ a une géométrie linéaire.



L'atome d'oxygène est plus électronégatif que l'atome de carbone. Chaque liaison O-C est polarisée.

L'atome de carbone est porteur de la charge partielle positive $2\delta^+$, et δ^+ chaque atome d'oxygène est porteur d'une charge partielle négative δ^- . Les centres géométriques G⁻ et G⁺ coïncident. La molécule est donc apolaire.