



Cours

« De la structure à la polarité d'une entité »

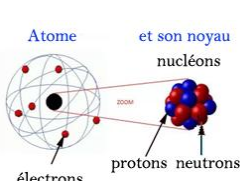
Les compétences à acquérir...

- Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques, à partir du tableau périodique : O₂, H₂, N₂, H₂O, CO₂, NH₃, CH₄, HCl, H⁺, H₃O⁺, Na⁺, NH₄⁺, Cl⁻, HO⁻, O²⁻.
- Interpréter la géométrie d'une entité à partir de son schéma de Lewis.
- Utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels de représentation moléculaire pour visualiser la géométrie d'une entité.
- Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes.
- Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.



I- Introduction / Rappels sur le noyau et les électrons d'un atome :

1- Composition d'un atome



Atome et son noyau nucléons

électrons, protons, neutrons

Un atome est constitué d'un noyau chargé positivement entouré d'électrons chargés négativement :

- C'est un édifice de forme sphérique et électriquement neutre (la charge du noyau compense la charge des électrons)
- L'atome est essentiellement constitué de vide

Les particules qui constituent le noyau de l'atome sont appelées les **nucléons** ($n_{\text{nucléons}}$) qui sont :

- soit des **protons** n_{protons} **chargés positivement**
- soit des **neutrons** n_{neutron} **électriquement neutres**

Symbole du noyau de l'atome

$$\begin{matrix} A \\ Z \\ X \end{matrix}$$

A est le nombre de masse : $n_{\text{nucléons}} = A$
Z est le numéro atomique : $n_{\text{protons}} = Z$
 $n_{\text{neutrons}} = A - Z$

L'atome étant électriquement neutre, il y a autant de protons que d'électrons : $n_{\text{électrons}} = Z = n_{\text{protons}}$

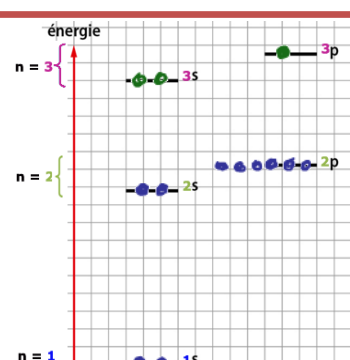
2- Comment les électrons se répartissent-ils autour du noyau ?

a- Répartition des électrons autour du noyau de l'atome:

L'atome étant électriquement neutre $n_{\text{électrons}} = n_{\text{protons}} = Z$

Les Z électrons d'un atome se répartissent en **couche...électronique** notée par la lettre n = 1, 2, 3, ... par énergie croissante en s'éloignant du noyau. Les couches peuvent accueillir **2.n²** électrons et sont composées d'une ou plusieurs **sous-couches** notées ...s, p, ...

- la sous couche s contient au maximum **2** électrons
- la sous couche p contient au maximum **6** électrons



b- Configuration électronique d'un atome :

La **configuration électronique** d'un atome à l'état fondamental décrit la répartition de ses électrons sur en précisant le **numéro de la couche n** suivi **du nom de la sous couche s ou p** puis du **nombre d'électrons** dans cette sous-couche.

Exemple : La configuration électronique de l'aluminium (Z= 13) s'écrit : *il y a 13 e⁻ à placer*
 $[Al] 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Remarque : Une configuration électronique est notée [X]

Exercice :

Elément	l'azote N : Z= 11	le chlore Cl : Z=17	le béryllium Be : Z= 4
Structure électronique	$[Na] 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[Ar] 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$[Be] 1s^2 2s^2$

c- Les électrons de valence :

Les électrons appartenant à la **dernière couche** sont appelés **électrons de valence**. Nous verrons par la suite que ces électrons de valence jouent un rôle important dans la composition de la matière.

Exemples :

La structure électronique	[Al]	[Ne]	[Cl]	[Be]
dernière couche	3	3	3	2
Nombre d'électrons de valence	2 + 1 = 3	1	2 + 5 = 7	2

II- Représentation de Lewis d'une molécule :

1- La classification périodique des éléments et électrons de valence d'un élément :

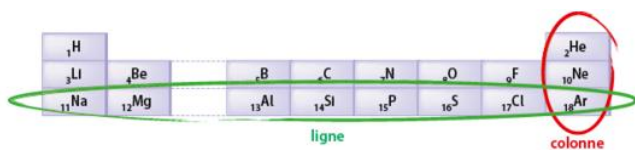
Le chimiste Dimitri MENDELEÏEV entreprit de classer les éléments dans un tableau en vue de souligner et de prédire leurs propriétés chimiques. Ce tableau a été ajusté au cours du temps.

Le tableau actuel est formé de **7 lignes** appelées **périodes** et de **18 colonnes** nommées **familles**.

Quelles sont les règles de constructions de cette classification périodique simplifiée ne comportant que les 18 premiers éléments ?

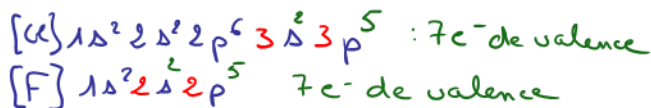
- Dans le tableau périodique les éléments sont rangés par numéro atomique Z **croissant**...

Plaçons les 4 éléments étudiés précédemment :
Conclusion



- Les lignes correspondent aux **couche**s...
-
- Les numéros des colonnes correspondent **électrons de valence**... des atomes.

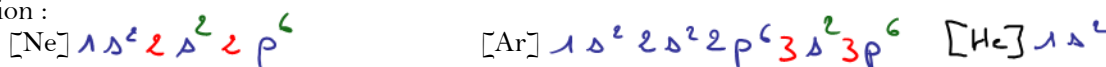
Comparons le nombre d'électrons de valence de l'élément fluor Z=9 avec le nombre d'électrons de valence du chlore :



Les atomes de fluor F et Cl sont sur la "7ème" colonne. Ils possèdent donc le même nombre d'électrons de valence 7.

Une exception : L'hélium Z=2 possède ... électrons de valence mais le Néon Ne et l'argon Ar, **d'après leur position dans la classification**, possèdent, tous les deux, ... électrons de valence.

Vérification :



Les éléments de la dernière colonne (He : hélium, Ne : Néon et Ar : argon) constituent la famille des **gaz nobles**. Ce sont les seuls éléments qui sont **stables** à l'état naturel et qui ne réagissent pas.

Cela veut dire que leur configuration électronique leur procure une **stabilité**.

Tous les éléments d'une même colonne possèdent des propriétés chimiques **et physiques** et constituent une même **famille**.....

2- Recherche d'une stabilité des éléments :

Seuls les gaz nobles sont stables, **tous les autres atomes ne le sont pas**.

Ils vont chercher une « stabilité » en :

- s'associant avec d'autres atomes en créant des **liaisons covalentes** afin de gagner des électrons
- ou en se transformant en ions en **perdant ou gagnant** des électrons

de façon à acquérir **la configuration électronique du gaz noble le plus proche**.

Une **liaison covalente** est la mise en commun de 2 électrons de valence. **A chaque liaison covalente créée, l'atome gagne un électron.**

Exemple : L'atome de chlore va [Ne] 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵

- soit gagner un électron : Cl ⁻	
- soit créer une liaison covalente	Cl - (Atome)

3- Représentation de Lewis ou schéma de Lewis

a- d'un atome et d'une molécule

Dans le cas d'un atome : la représentation de Lewis consiste à écrire le symbole de l'élément entouré de ses électrons de valence :

- soit sous forme de point(s) représentant l' ou les électron(s) célibataire
- soit sous forme d'un ou plusieurs trait(s) ou aucun représentant le ou les doublet(s) d'électrons non-liant des électrons de valence de l'atome.

Méthode : Après avoir écrit la configuration électronique ou/et déterminé le nombre d'électrons de valence de l'atome :

- jusqu'à 4 électrons de valence les électrons sont célibataires et sont représentés par des points autour du symbole de l'atome
- puis chaque électron de valence supplémentaire s'associe avec 1 des 4 précédents pour former un doublet non liant et est représenté par un trait

Dans le cas d'une molécule : la représentation de Lewis consiste à écrire le symbole des éléments présents ainsi que :

- Les doublets liants (liaisons covalentes) par des traits
- tous les doublets non-liants pour chaque atome

Méthode : - Placer les différents atomes constituant la molécule. Généralement celui qui a le plus besoin d'électrons au centre.

- Les relier par des traits (doublets liants ou liaisons covalentes)

Exercice : Quelle est le schéma de Lewis du trichlorure de phosphore PCl_3 ?

Schéma de Lewis des 2 atomes	Schéma de Lewis de la molécule	Justification
$\cdot \underline{\text{P}} \cdot$ $\cdot \underline{\text{Cl}} \cdot$	$\begin{array}{c} \underline{\text{Cl}} - \underline{\text{P}} - \underline{\text{Cl}} \\ \\ \underline{\text{Cl}} \end{array}$	de chlore possède 7 électrons de valence $\cdot \underline{\text{Cl}} \cdot$: 3 doublets non liants et 1 doublet liant $\text{P} (Z=15)$ donc $[\text{P}] 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ $\cdot \text{P} \cdot$ 5 électrons de valence

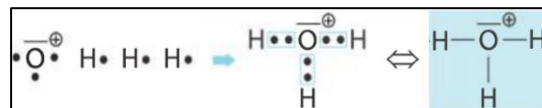
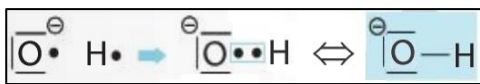
b- d'un ion :

Le schéma de Lewis d'un ion monoatomique tels que l'ion chlorure est le suivant :



Pour établir les schémas de Lewis d'ions polyatomiques comme les ions hydroxyde HO^- , oxonium H_3O^+ ou ammonium NH_4^+ , on peut appliquer la méthode suivante :

- Selon la charge de l'ion, on ajoute ou on retire des électrons à l'un des atomes et on indique sa charge ;
- On relie les électrons célibataires pour former les liaisons covalentes en respectant les règles de stabilité



→ Exercice : $[\text{Al}] 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

$[\text{F}] 1s^2 2s^2 2p^5$

Schéma de Lewis de l'ion aluminium	Schéma de Lewis de l'ion fluorure	Justification
$\underline{\text{Al}}^{3+}$	$\underline{\text{F}}^-$	• Al 3 électrons de valence et en perd 3 $[\text{Al}^{3+}] 1s^2 2s^2 2p^6$ 8e-de valence • F 7 électrons de valence. Il en gagne 1. $[\text{F}^-] 1s^2 2s^2 2p^6$ 8e-de valence

4- Lacune électronique :

Un acide de Lewis est une entité chimique possédant une lacune électronique, la rendant susceptible d'accepter un doublet d'électrons. Cette lacune est représentée dans le modèle de Lewis par un rectangle vide.

Ion H^+	Borane	Bromure de méthyle magnésium
$\boxed{\text{H}^+}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{B} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$	$\text{H}_3\text{C} - \text{Mg} - \text{Br}$

III. Géométrie des molécules simples :

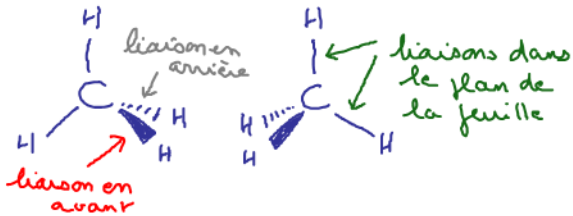
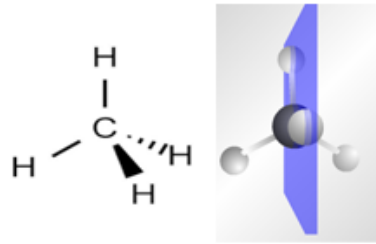
1- Représentation dans l'espace d'une molécule :

C'est la représentation dans un plan d'une molécule qui se développe dans l'espace (dans les 3 dimensions). Plusieurs conventions permettent de représenter une molécule dans l'espace, dont la représentation de Cram (1953).

La représentation de Cram fait appel à la perspective pour visualiser les molécules dans l'espace.

Règles de la représentation de CRAM :

- Les liaisons dans le plan de la feuille sont symbolisées par un **trait** —
- Les liaisons en avant du plan sont symbolisées par un triangle plein ▲
- Les liaisons arrière du plan sont symbolisées par un triangle en hachuré ▨



2- Influence des doublets liants et non liants dans la géométrie des molécules :

Autour d'un atome, les doublets liants (2 électrons chargés *mégalement*.....) et non liants (2 électrons chargés *mégalement*.....) adoptent des positions qui leur permettent d'être **éloignés au maximum les uns des autres**.

- Remarques :
- Des charges de mêmes signes se *repoussent*.....
 - Les 4 liaisons du méthane CH₄ se repoussent les unes des autres

Géométrie

4 doublets liants 0 doublet non liant	3 doublets liants 1 doublet non liant	2 doublets liants 2 doublets non liants
Forme <i>tétraédrique</i> ..	Forme <i>pyramidale</i> ..	Forme <i>courbée</i>

Molécule	Représentation de Lewis	Doublet de l'atome central	Répartition des doublets dans l'espace	Modèle spatial	Forme de la molécule
Méthane CH ₄		4 doublets liants 0 doublet non liant			Molécule <i>tétraédrique</i>
Ammoniac NH ₃		3 doublets liants 1 doublet non liant			Molécule <i>pyramidale</i>

N (Z=7) [N] 1s²2s²2p³ ⇒ 5 électrons de valence ⇒ Représentation de LEWIS de N
 $\cdot \ddot{N} \cdot$

O (Z=8) [O] 1s²2s²2p⁴ ⇒ 6 électrons de valence ⇒ Représentation de LEWIS de O
 $\cdot \ddot{O} \cdot$

Eau H ₂ O		2 doublets liants et deux doublets non liants			Molécule Coudée
Méthanal CH ₂ O		3 doublets liants (dont 1 double) 0 doublet non liant			Molécule plane triangulaire
Éthène C ₂ H ₄		/			Molécule plane
Dioxyde de Carbone CO ₂		C: 2 doubles liaisons			Molécule linéaire

III- Qu'est-ce qu'une molécule polaire ?

1. Electronégativité des atomes :

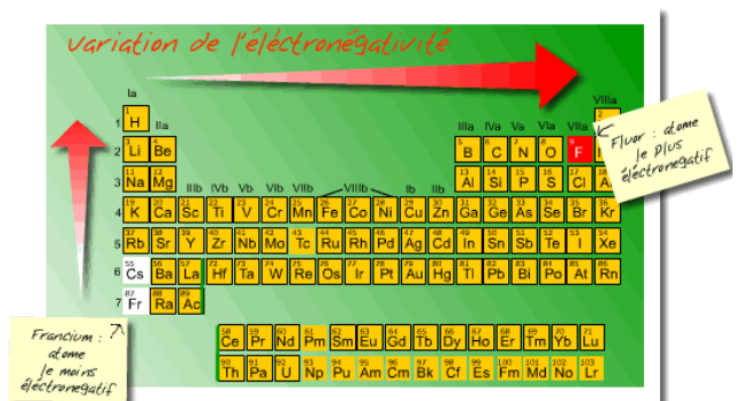
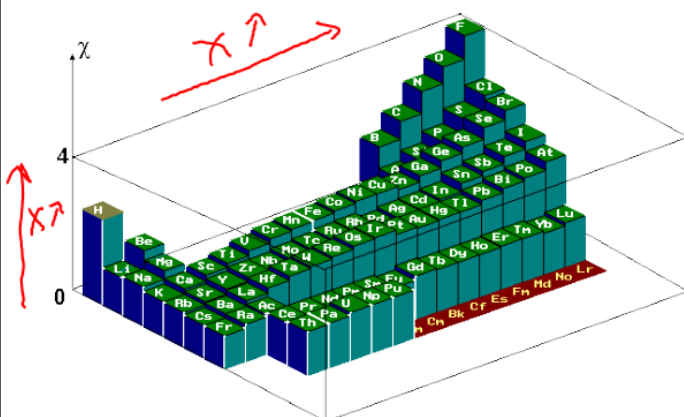
L'électronégativité d'un élément chimique est... sa capacité à attirer le doublet d'électrons d'une liaison covalente.

Elle est représentée par la lettre χ khi.

Plus un atome est électronégatif plus il attire le doublet liant d'électrons.

Remarques :

- Dans la classification périodique des éléments, les éléments les plus électronégatifs se trouvent en haut et à droite (sauf les gaz rares) et les moins électronégatifs (soit les plus électropositifs) à gauche.
- C'est le fluor **F** qui a l'électronégativité la plus élevée. $\chi(\text{F.}) = 3,98$ (sans unité)

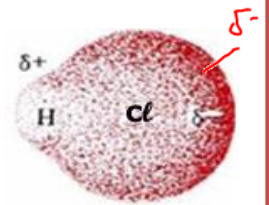


2. liaison polarisée :

Lorsqu'il s'établit une liaison covalente entre deux atomes d'électronégativité assez différente, on dit que la liaison est **polarisée**..... :

▪ l'atome le plus électronégatif porte une charge électrique partielle négative notée : δ^-

▪ l'autre atome porte une charge électrique partielle positive notée : δ^+



On distingue ainsi trois cas possible selon la position des électrons dans la liaison :

- si les atomes liés ont des électronégativités assez différentes (la différence d'électronégativité des atomes est $\Delta\chi > 0,4$), alors la liaison est dite **polarisée**.....

Exemple : liaison H - Cl

$$\Delta\chi = \chi(\text{Cl}) - \chi(\text{H}) = 3,16 - 2,2 = 0,94 > 0,4$$

la liaison est polarisée



- si les atomes liés sont identiques ou ont des électronégativités peu différentes (la différence d'électronégativité des atomes est $\Delta\chi \leq 0,4$), la liaison est dite **non polarisée**.....

Exemple : liaison H - C

$$\Delta\chi = \chi(\text{C}) - \chi(\text{H}) = 2,55 - 2,2 = 0,35 < 0,4$$

la liaison est non polarisée



- si la différence d'électronégativité des atomes est $\Delta\chi > 1,7$ alors il n'y a pas de liaison on est dans le cas d'un ion

Exemple : liaison H - F

$$\chi(\text{F}) - \chi(\text{H}) = 3,98 - 2,2 = 1,78$$



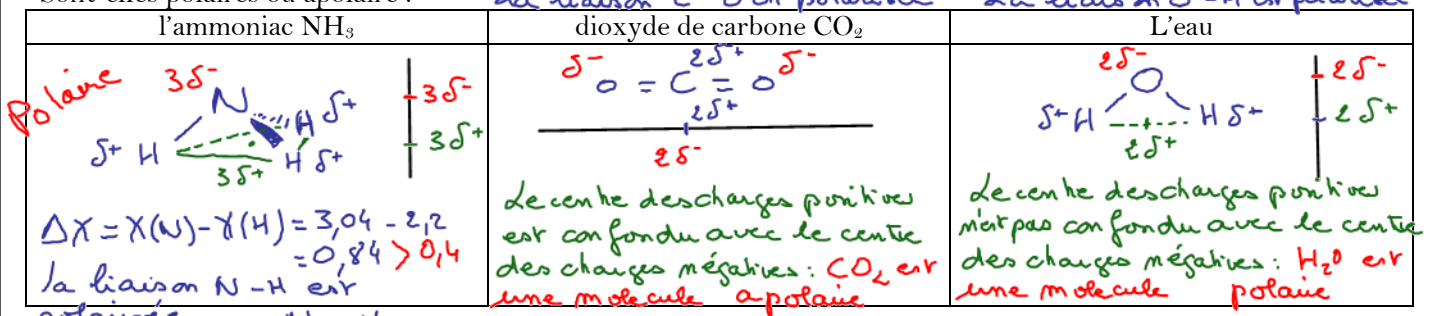
3. Molécule polaire :

On dit qu'une molécule est **polaire**..... lorsque le centre géométrique des charges partielles négatives est différent du centre géométrique des charges électriques partielles positives.

Si le centre géométrique des charges partielles négatives se confond avec le centre géométrique des charges électriques partielles positives alors la molécule est **apolaire**.....

Lorsqu'une molécule contient une ou plusieurs liaisons polarisées, la molécule peut-être polaire ou apolaire. Cela dépend de sa **géométrie**.....

Exemples : Dessinez les trois molécules suivantes dans la représentation de Cram : l'eau, le dioxyde de carbone et l'ammoniac NH₃. Sont-elles polaires ou apolaires ?



H 2,2																	He
Li 0,98	Be 1,57															Ne	
Na 0,93	Mg 1,31															Ar	
K 0,82	Ca 1	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,9	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr
Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,6	Mo 2,16	Tc 2,1	Ru 2,2	Rh 2,28	Pd 2,2	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66	Xe 2,6
Cs 0,79	Ba 0,89	*	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2	At 2,2	Rn
Fr 0,7	Ra 0,9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo
*	La 1,1	Ce 1,12	Pr 1,13	Nd 1,14	Pm	Sm 1,17	Eu	Gd 1,2	Tb	Dy 1,22	Ho 1,23	Er 1,24	Tm 1,25	Yb	Lu 1		
**	Ac 1,1	Th 1,3	Pa 1,5	U 1,7	Np 1,3	Pu 1,3	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Conclusion : Pour NH₃, le centre des charges positives n'est pas confondu avec les charges négatives : La molécule NH₃ est une molécule polaire

"C'est le secret de la vie!"