

Atomistique

Appréhender les premières notions

Journée du Lycéen 2026

**Tutorat Santé Brestois
2025-2026**

Tous droits réservés Tutorat Santé Brestois © Toute diffusion et reproduction, totale ou partielle, de ce document est interdite.



tutoratsantebrestois



Tutorat Santé Brestois



contact@tutoratbrest.fr



www.tutoratbrest.fr

Petit message d'avertissement avant de commencer :

Nous vous rappelons que ce diaporama, réalisé par des étudiants, est une aide et **non un support de cours officiel** et ne peut donc pas être considéré comme un ouvrage de référence lors de l'examen de PASS ou de L.AS.

Il se base sur le cours de l'année précédente qui peut être amené à être modifié dans sa forme et son contenu au bon vouloir du professeur.

Sommaire

1. Composition de l'atome

- A. Particules élémentaires
- B. Définitions

2. Modèle quantique de l'atome monoélectronique

- A. Modèle de Bohr
- B. Modèle ondulatoire
 - I. Fonctions d'ondes
 - II. Équation de Schrödinger
 - III. Formes des OA

3. Atomes polyélectroniques

- A. Approximations
- B. OA de l'atome polyélectronique
- C. Règles de remplissage
 - I. Règle de Hund
 - II. Règle de Klechkowski
- D. Configuration électronique

4. Propriétés périodiques

- A. Tableau périodique
- B. Énergies des orbitales de valence, d'ionisation et électronégativité



COMPOSITION DE L'ATOME



Compositions de l'atome - Définitions

Rappels des bases scientifiques du lycée :

Particule élémentaire	Charge élémentaire (= $ 1,62 \cdot 10^{-19} $ C)	Masse (en g)
Proton	+	$1,6723 \cdot 10^{-24}$
Neutron		$1,6747 \cdot 10^{-24}$
Electron	-	$9,108 \cdot 10^{-28}$



Compositions de l'atome - Définitions

- **ISOTOPES** : Atomes du même élément (= même nombre de protons) mais se distinguant par un nombre de neutrons différents. Ils peuvent être stables ou non.
⇒ Propriétés chimiques identiques, mais physiques différentes.

- **NUCLÉIDE** : Combinaisons possibles de Z et A pour un atome A_ZX .

- **ÉNERGIE NUCLÉAIRE (ou défaut de masse)** : Permet la cohésion du noyau malgré les charges positives des protons qui se repoussent donc les uns des autres.

- **UNITÉ ATOMIQUE ou DALTON** : correspond à $1/12^{\text{ème}}$ de la masse atomique de ${}^{12}\text{C}$
 $1 \text{ Da} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$

éléments ↑ nombre de protons Z	A		
	Z		
	16 8 O	17 8 O	18 8 O
	13 7 N	14 7 N	15 7 N
	12 6 C	13 6 C	14 6 C
A - Z ——— nombre de neutrons ———→ isotopes (sosies)			



Compositions de l'atome - Définitions

MASSE MOLAIRE ATOMIQUE ISOTOPIQUE A_m : Masse d'une mole d'un isotope de l'élément X.

$$A(^{14}\text{C}) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$A(^{12}\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$$

MASSE MOLAIRE ATOMIQUE MOYENNE $M(X)$: Masse moyenne d'une mole d'un élément en prenant en compte sa répartition isotopique naturelle.

Répartition isotopique du Carbone : $^{12}\text{C} = 98,93 \%$ $^{13}\text{C} = 1,07 \%$ $^{14}\text{C} = \text{Traces}$

MASSE MOLAIRE MOLÉCULAIRE MOYENNE M_m : Masse moyenne d'une mole de molécules (on la calcule en faisant la somme des masses molaires atomiques moyennes de chacun des molécules).

$$M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_6) = 6 \times M(\text{H}) + 2 \times M(\text{C})$$

$$\Leftrightarrow M(\text{C}_2\text{H}_6) = 30 \text{ g.mol}^{-1}$$



Compositions de l'atome - Définitions

Deux premières périodes du tableau à savoir !

1	¹ H 1 hydrogène 1,0							⁴ He 2 hélium 4,0
2	⁷ Li 3 lithium 6,9	⁹ Be 4 béryllium 9,0	¹¹ B 5 bore 10,8	¹² C 6 carbone 12,0	¹⁴ N 7 azote 14,0	¹⁶ O 8 oxygène 16,0	¹⁹ F 9 fluor 19,0	²⁰ Ne 10 néon 20,2

Plein de moyens mnémotechniques :

Lili Bécha Bien Chez Notre Oncle Ferdinand-Nestor



MODÈLES QUANTIQUES DE L'ATOME MONOÉLECTRONIQUE



Atome monoélectronique - Modèle de Bohr

Le rayonnement monochromatique correspond à un flux de particules, les **photons**. L'atome ne peut échanger de l'énergie avec la matière que par quanta d'énergie !

$$E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

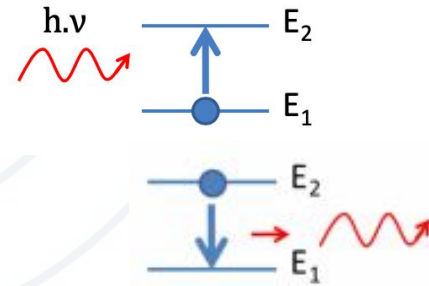
E : énergie
 h : constante de planck
 c : célérité

λ : longueur
d'onde ν :
fréquence

$h \cdot \nu$: correspond à **1 quantum d'énergie**

Un électron passe d'un niveau E_1 à un niveau supérieur d'énergie E_2 en **absorbant un photon d'énergie $h\nu$** .

A contrario, il redescend d'un niveau E_2 à un niveau E_1 en **émettant un même photon d'énergie $h\nu$** .



Atome monoélectronique - Modèle de Bohr

- Les électrons sont placés sur des orbitales atomiques bien définies et le noyau est considéré comme immobile au centre de l'atome.
- A l'**état fondamental** E_F , les électrons sont situées sur **l'orbitale la plus basse en énergie** afin d'être le plus stable possible.



LIMITE DU MODÈLE DE BOHR : Principe d'incertitude d'Heisenberg

Pour une particule de masse faible, comme un électron par exemple, il est **impossible** de déterminer **simultanément** et avec précision sa **vitesse** et sa **position**.

Atome monoélectronique - Modèle ondulatoire

Fonctions d'ondes :

Une fonction d'onde $\Psi(x,y,z,t)$ décrit la **position** d'un électron sur son orbite à un **instant t**.

- Pour simplifier, une fonction d'onde indépendante du temps (onde dite stationnaire) est utilisée. Cela permet d'intégrer le principe d'incertitude d'Heisenberg au modèle.

**Seul le carré de la fonction d'onde a un sens physique :
La probabilité de présence de l'électron.**



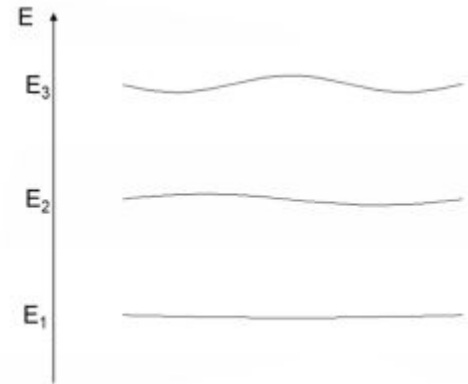
Atome monoélectronique - Modèle ondulatoire

Équation de Schrödinger :

L'équation de Schrödinger **permet de relier les caractéristiques corpusculaires et ondulatoires** de l'électron au sein de l'atome.

Sa résolution conduit à un ensemble de solutions (ensemble de fonctions d'onde) appelées **fonctions propres ou orbitales atomiques (OA)**.

Chaque fonction propre, ou OA, a une énergie : c'est la valeur propre. Si plusieurs OA ont la même valeur propre, elles sont dites **dégénérées**.



Analogie avec la corde vibrante

Atome monoélectronique - Modèle ondulatoire

Chaque **OA** est décrite par une suite de **3 nombres quantiques (n,m,l)** correspondant aux solutions de **l'équation de Schrödinger**.

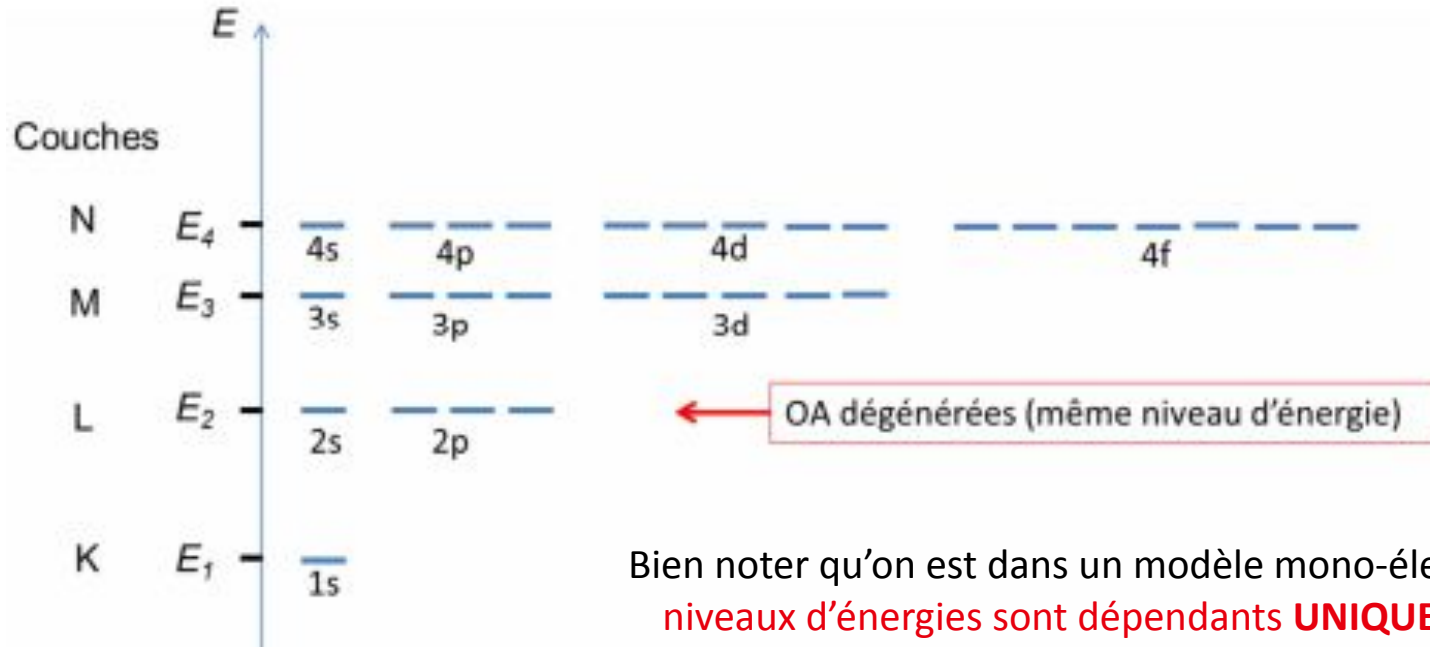
A l'inverse, **l'électron** est caractérisé par **4 nombre quantique (n,m,l,s)**. Le "s" correspond au spin et est lié à la rotation de l'électron.

Couche	n	l	m	E_n	$\Psi_{n,l,m}$	O.A.
K	1	0	0	E_1	$\Psi_{1,0,0}$	1s
L	2	0	0	E_2	$\Psi_{2,0,0}$	2s
	2	1	-1		$\Psi_{2,1,-1}$	2p
	2	1	0		$\Psi_{2,1,0}$	2p
	2	1	1		$\Psi_{2,1,1}$	2p
M	3	0	0	E_3	$\Psi_{3,0,0}$	3s
	3	1	-1		$\Psi_{3,1,-1}$	3p
	3	1	0		$\Psi_{3,1,0}$	3p
	3	1	1		$\Psi_{3,1,1}$	3p
	3	2	-2		$\Psi_{3,2,-2}$	3d
	3	2	-1		$\Psi_{3,2,-1}$	3d
	3	2	0		$\Psi_{3,2,0}$	3d
	3	2	1		$\Psi_{3,2,1}$	3d
	3	2	2		$\Psi_{3,2,2}$	3d

l	0	1	2	3
lettre	s	p	d	f

Atome monoélectronique - Modèle ondulatoire

Équation de Schrödinger :



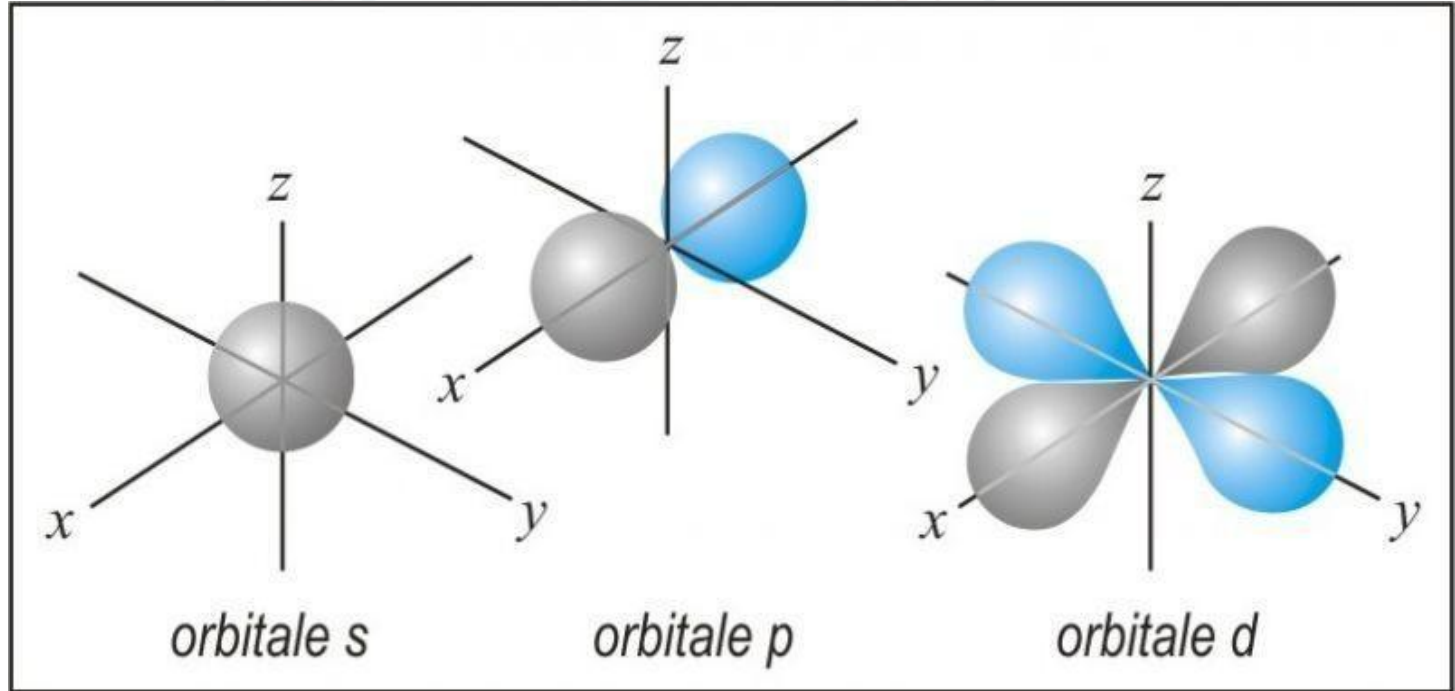
Bien noter qu'on est dans un modèle mono-électronique, les niveaux d'énergies sont dépendants **UNIQUEMENT** de n .

Atome monoélectronique - Modèle ondulatoire

Formes des OA :

s = sphérique

p = évolue dans un
plan nodal



ATOME POLYÉLECTRONIQUE

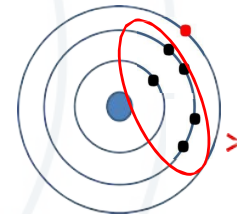


Atome polyélectronique - Approximations

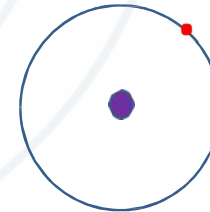
- Pour les atomes **monoélectroniques**, la résolution de l'équation de Schrödinger se faisait **sans approximation**, ce qui est impossible pour l'atome polyélectronique.

On utilise alors **l'approximation monoélectronique ou orbitale**.

- On considère les électrons mobiles les uns après les autres.
On définit ainsi une **constante d'écran** et un **noyau fictif**.



Ces électrons forment un écran entre l'électron rouge, mobile et le noyau.



On définit un noyau fictif de N° atomique Z^* tel que

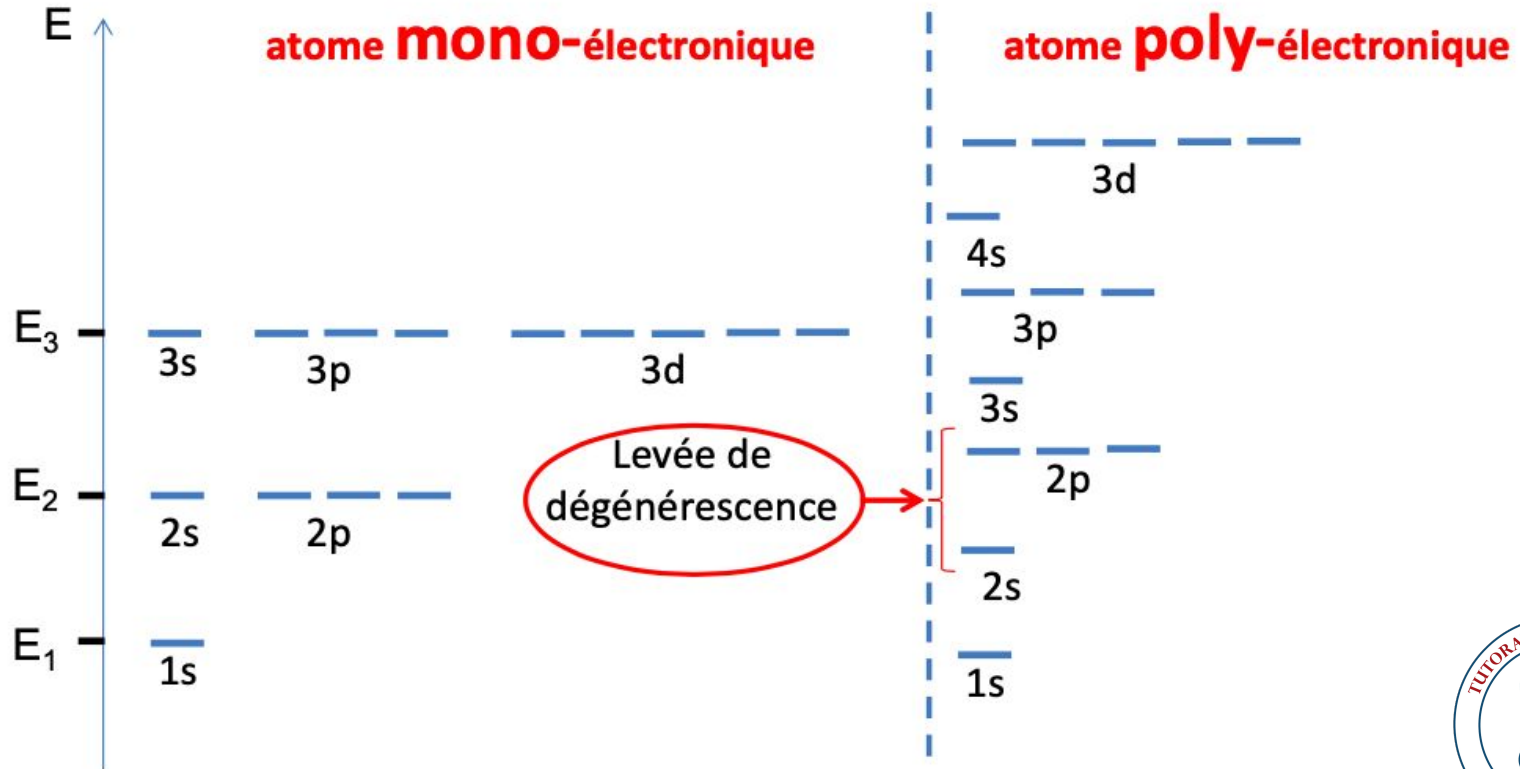
$$Z^* = Z - \sigma$$



Constante d'écran

Remarque : Dans l'atome polyélectronique, l'énergie des OA dépendra de **n** et de **l**. La forme des OA est conservée.

Atome polyélectronique - OA



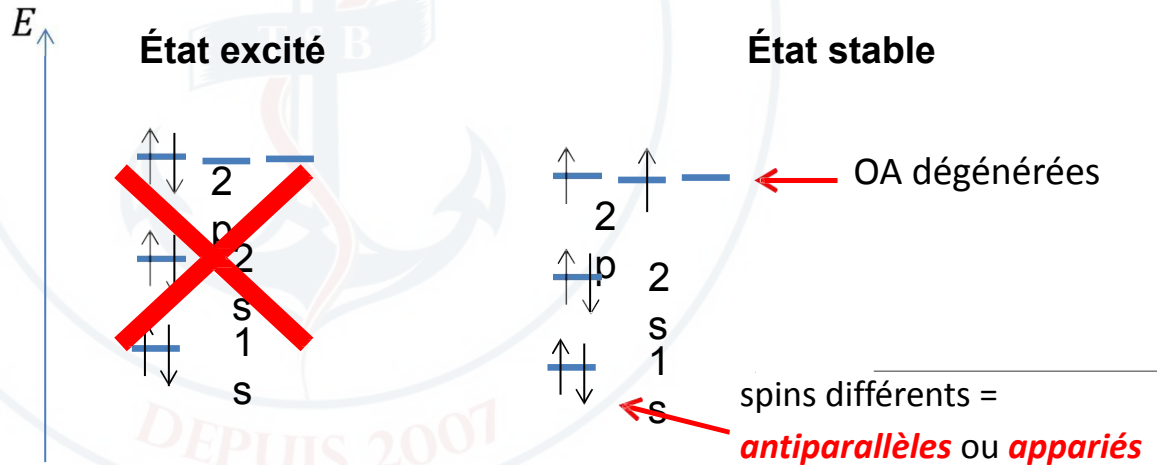
Atome polyélectronique - Remplissage

Principe de stabilité : A l' E_F (État Fondamental), l'état le plus stable, il y a remplissage par **ordre croissant des OA** (énergies données par la règle de Klechkowski).

→ 1 OA peut accueillir **2 électrons de spins différents** car les électrons ne peuvent pas avoir 4 nombres quantiques identiques (n, l, m et s) = principe d'exclusion de Pauli.

Règle de Hund :

Pour les OA dégénérées, la configuration électronique la plus stable est celle où les électrons de même spin occupent le maximum d'OA.



Atome polyélectronique - Remplissage

Règle de Klechkowski :

- Elle donne l'ordre croissant d'énergie des OA.
- A l'état fondamental, on classe par **(n + l) croissant**.
- Si égalité entre **(n + l)**, on remplit par **n croissant**.

Moyen mnémotechnique :

		<i>l</i>			
		0	1	2	3
<i>n</i>	1	1s			
	2	2s	2p		
	3	3s	3p	3d	
	4	4s	4p	4d	4f
	5	5s	5p	5d	5f
	6	6s	6p	6d	6f

Atome polyélectronique - Configuration électronique

Exercice : Faire les configurations électroniques des atomes suivants

$_{16}\text{S}$



$_{30}\text{Zn}$



$_{38}\text{r}$



	l			
	0	1	2	3
1	1s			
2	2s	2p		
3	3s	3p	3d	
4	4s	4p	4d	4f
5	5s	5p	5d	5f
6	6s	6p	6d	6f



PROPRIÉTÉS PÉRIODIQUES



Propriétés périodiques - Familles tableau

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 1.00794																	2 He 4.0026
2	3 Li 6.941	4 Be 9.01218																
3	11 Na 22.9898	12 Mg 24.305																
4	19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.9332	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.63	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
5	37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.96	43 Tc [98]	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.6	53 I 126.904	54 Xe 131.293
6	55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57-71	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.217	78 Pt 195.084	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po [210]	85 At [210]	86 Rn [222]
7	87 Fr [223]	88 Ra [226]	89-103	104 Rf [267]	105 Db [268]	106 Sg [269]	107 Bh [270]	108 Hs [269]	109 Mt [278]	110 Ds [281]	111 Rg [281]	112 Cn [285]	113 Uut [286]	114 Fl [289]	115 Uup [288]	116 Lv [293]	117 Uus [294]	118 Uuo [294]

Propriétés périodiques - Familles

Alcalins (ex : Li)	1 ^{ère} colonne (sauf H !!) → réducteurs
	<u>Configuration électronique</u> : ns^1
Alcalino-terreux (ex : Be)	2 ^{ème} colonne → réducteurs
	<u>Configuration électronique</u> : ns^2
Halogènes (ex : F)	17 ^{ème} colonne → oxydants
	<u>Configuration électronique</u> : ns^2np^5
Gaz rares (ex : He, Ne)	18 ^{ème} colonne → peu réactifs
	<u>Configuration électronique</u> : ns^2np^6 (sauf ${}_2\text{He} : ns^2$)

Propriétés périodiques - Familles

Pourquoi certaines familles ont-elles un caractère réducteur ou oxydant?

C'est pour avoir une couche électronique externe complète comme les gaz rares et ainsi se **STABILISER**.

Exemple Li ($Z = 3$):



Configuration électronique Li : $1s^2 2s^1 \longrightarrow$ Oxydation du Li $\longrightarrow$ Configuration électronique Li^+ : $1s^2$

Moyen mnémotechnique :

- **Oxydant** rime avec “**méchant**” $\Rightarrow$ cherche à **capter** des électrons.
- **Réducteur** rime avec “**bon coeur**” $\Rightarrow$ cherche à **donner** des électrons.

Propriétés périodiques - Evolution de l'énergie des OA

${}^1_1\text{H}$ 1s -13,6								${}^2_2\text{He}$ 1s -39 eV
${}^3_3\text{Li}$ 2s -6 eV	${}^4_4\text{Be}$ 2s -13 eV	${}^5_5\text{B}$ 2p -23 eV	${}^6_6\text{C}$ 2p -36 eV	${}^7_7\text{N}$ 2p -52 eV	${}^8_8\text{O}$ 2p -70 eV	${}^9_9\text{F}$ 2p -92 eV	${}^{10}_{10}\text{Ne}$ 2p -116 eV	
${}^{11}_{11}\text{Na}$ 3s -7 eV	${}^{12}_{12}\text{Mg}$ 3s -12 eV	${}^{13}_{13}\text{Al}$ 3p -18 eV	${}^{14}_{14}\text{Si}$ 3p -26 eV	${}^{15}_{15}\text{P}$ 3p -35 eV	${}^{16}_{16}\text{S}$ 3p -45 eV	${}^{17}_{17}\text{Cl}$ 3p -56 eV	${}^{18}_{18}\text{Ar}$ 3p -69 eV	
${}^{19}_{19}\text{K}$ 4s -4 eV	${}^{20}_{20}\text{Ca}$ 4s -7 eV	${}^{31}_{31}\text{Ga}$ 4p -21 eV	${}^{32}_{32}\text{Ge}$ 4p -27 eV	${}^{33}_{33}\text{As}$ 4p -34 eV	${}^{34}_{34}\text{Se}$ 4p -41 eV	${}^{35}_{35}\text{Br}$ 4p -49 eV	${}^{36}_{36}\text{Kr}$ 4p -58 eV	

Évolution de l'énergie des OA de valence

- **Evolution de l'énergie des OA de valence** : Elle représente l'attractivité du noyau pour son électrons le plus distant. + l'énergie ↗, + l'attraction des électrons par le noyau ↘. Ainsi, on arrachera plus facilement un électrons pour avoir un K^+ que pour avoir un F^+ .

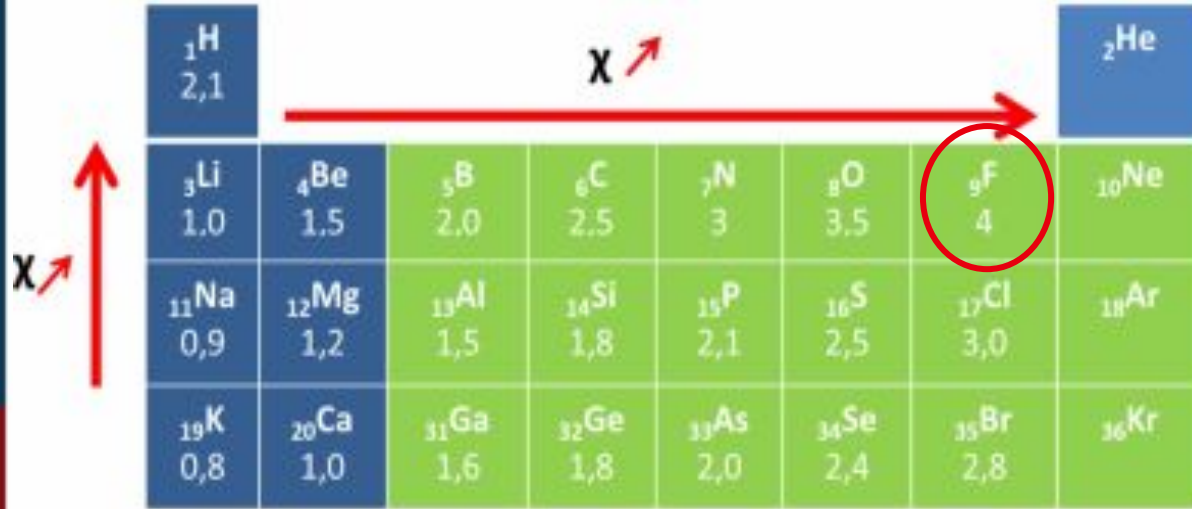
Propriétés périodiques - Evolution énergies

^1_1H 13,6							^2_2He 24,6 eV
^3_3Li 5,4 eV	^4_4Be 9,3 eV	^5_5B 8,3 eV	^6_6C 11,3 eV	^7_7N 14,5 eV	^8_8O 13,6 eV	^9_9F 17,4 eV	$^{10}_{10}\text{Ne}$ 21,6 eV
$^{11}_{11}\text{Na}$ 5,1 eV	$^{12}_{12}\text{Mg}$ 7,6 eV	$^{13}_{13}\text{Al}$ 6,0 eV	$^{14}_{14}\text{Si}$ 8,2 eV	$^{15}_{15}\text{P}$ 10,5 eV	$^{16}_{16}\text{S}$ 10,4 eV	$^{17}_{17}\text{Cl}$ 13,0 eV	$^{18}_{18}\text{Ar}$ 15,8 eV
$^{19}_{19}\text{K}$ 4,2 eV	$^{20}_{20}\text{Ca}$ 6,1 eV	$^{31}_{31}\text{Ga}$ 6,0 eV	$^{32}_{32}\text{Ge}$ 7,9 eV	$^{33}_{33}\text{As}$ 9,8 eV	$^{34}_{34}\text{Se}$ 9,8 eV	$^{35}_{35}\text{Br}$ 11,8 eV	$^{36}_{36}\text{Kr}$ 14,0 eV

Évolution de
l'énergie d'ionisation

- **Énergie d'ionisation** = Représente la facilité/ difficulté pour former le premier cation de l'élément (K^+ pour K). Plus l'énergie d'ionisation est élevée, plus il est difficile de former ce premier cation.

Propriétés périodiques - Evolution énergies



${}^1_1\text{H}$ 2,1							${}^2_2\text{He}$
${}^3_3\text{Li}$ 1,0	${}^4_4\text{Be}$ 1,5	${}^5_5\text{B}$ 2,0	${}^6_6\text{C}$ 2,5	${}^7_7\text{N}$ 3	${}^8_8\text{O}$ 3,5	${}^9_9\text{F}$ 4	${}^{10}_{10}\text{Ne}$
${}^{11}_{11}\text{Na}$ 0,9	${}^{12}_{12}\text{Mg}$ 1,2	${}^{13}_{13}\text{Al}$ 1,5	${}^{14}_{14}\text{Si}$ 1,8	${}^{15}_{15}\text{P}$ 2,1	${}^{16}_{16}\text{S}$ 2,5	${}^{17}_{17}\text{Cl}$ 3,0	${}^{18}_{18}\text{Ar}$
${}^{19}_{19}\text{K}$ 0,8	${}^{20}_{20}\text{Ca}$ 1,0	${}^{31}_{31}\text{Ga}$ 1,6	${}^{32}_{32}\text{Ge}$ 1,8	${}^{33}_{33}\text{As}$ 2,0	${}^{34}_{34}\text{Se}$ 2,4	${}^{35}_{35}\text{Br}$ 2,8	${}^{36}_{36}\text{Kr}$

Electronegativité de Pauling en $\text{eV}^{1/2}$

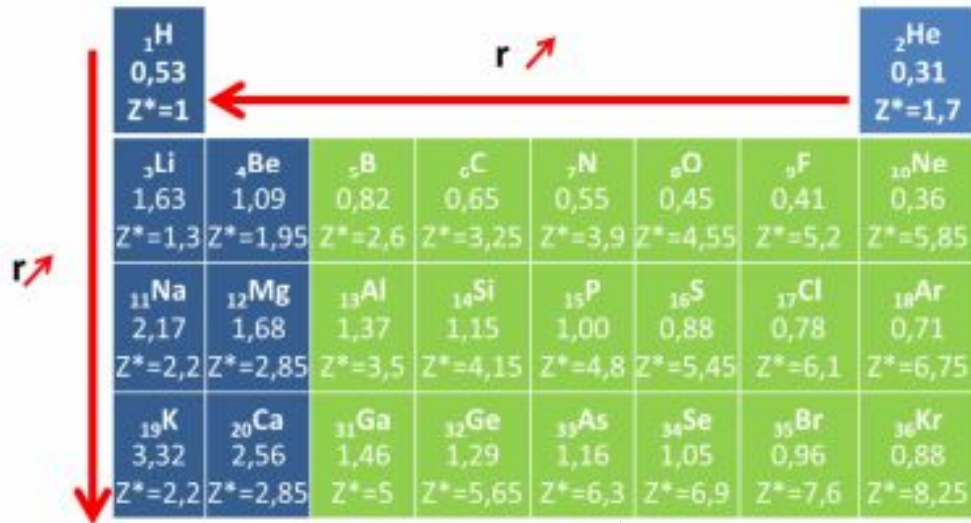
Évolution de
l'électronégativité

- **Electronegativité** = capacité d'un atome à attirer les e^- de ses liaisons.
F est l'élément le plus électronégatif +++

Propriétés périodiques - Evolution énergies

Définitions

- **Rayon atomique** = rayon de l'OA de valence.
- **Rayon ionique** = rayon anion > neutre > cation.



${}^1_1\text{H}$ 0,53 $Z^*=1$	$r \nearrow$						${}^2_2\text{He}$ 0,31 $Z^*=1,7$
${}^3_3\text{Li}$ 1,63 $Z^*=1,3$	${}^4_4\text{Be}$ 1,09 $Z^*=1,95$	${}^5_5\text{B}$ 0,82 $Z^*=2,6$	${}^6_6\text{C}$ 0,65 $Z^*=3,25$	${}^7_7\text{N}$ 0,55 $Z^*=3,9$	${}^8_8\text{O}$ 0,45 $Z^*=4,55$	${}^9_9\text{F}$ 0,41 $Z^*=5,2$	${}^{10}_{10}\text{Ne}$ 0,36 $Z^*=5,85$
${}^{11}_{11}\text{Na}$ 2,17 $Z^*=2,2$	${}^{12}_{12}\text{Mg}$ 1,68 $Z^*=2,85$	${}^{13}_{13}\text{Al}$ 1,37 $Z^*=3,5$	${}^{14}_{14}\text{Si}$ 1,15 $Z^*=4,15$	${}^{15}_{15}\text{P}$ 1,00 $Z^*=4,8$	${}^{16}_{16}\text{S}$ 0,88 $Z^*=5,45$	${}^{17}_{17}\text{Cl}$ 0,78 $Z^*=6,1$	${}^{18}_{18}\text{Ar}$ 0,71 $Z^*=6,75$
${}^{19}_{19}\text{K}$ 3,32 $Z^*=2,2$	${}^{20}_{20}\text{Ca}$ 2,56 $Z^*=2,85$	${}^{31}_{31}\text{Ga}$ 1,46 $Z^*=5$	${}^{32}_{32}\text{Ge}$ 1,29 $Z^*=5,65$	${}^{33}_{33}\text{As}$ 1,16 $Z^*=6,3$	${}^{34}_{34}\text{Se}$ 1,05 $Z^*=6,9$	${}^{35}_{35}\text{Br}$ 0,96 $Z^*=7,6$	${}^{36}_{36}\text{Kr}$ 0,88 $Z^*=8,25$

QCM 1 - À propos de la composition de l'atome, cochez la (les) proposition(s) exacte(s) :

- A) Il existe trois particules élémentaires : les électrons, les protons et les nucléons.
- B) Les particules élémentaires sont situées dans le noyau.
- C) Un atome se caractérise par son nombre de protons.
- D) A l'état fondamental, les orbitales atomiques se remplissent par ordre croissant d'énergie pour les atome polyélectroniques.
- E) Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM 1 - À propos de la composition de l'atome, cochez la (les) proposition(s) exacte(s) :

A) Il existe trois particules élémentaires : les électrons, les protons et les nucléons.

FAUX.

TSB

*Les trois particules élémentaires sont les **électrons, les protons et les neutrons**.
Les nucléons regroupent les neutrons et les protons.*



QCM 1 - À propos de la composition de l'atome, cochez la (les) proposition(s) exacte(s) :

- A) Il existe trois particules élémentaires : les électrons, les protons et les nucléons.
- B) Les particules élémentaires sont situées dans le noyau.
- C) Un atome se caractérise par son nombre de protons.
- D) A l'état fondamental, les orbitales atomiques se remplissent dans l'ordre croissant pour les atome polyélectroniques.
- E) Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM 1 - À propos de la composition de l'atome, cochez la (les) proposition(s) exacte(s) :

B) Les particules élémentaires sont situées dans le noyau.

FAUX.

TSB

Les électrons ne sont pas dans le noyau, ils "gravitent" autour. Par contre, les nucléons sont dans le noyau.

DEPUIS 2007

QCM 1 - À propos de la composition de l'atome, cochez la (les) proposition(s) exacte(s) :

- A) Il existe trois particules élémentaires : les électrons, les protons et les nucléons.
- B) Les particules élémentaires sont situées dans le noyau.
- C) Un atome se caractérise par son nombre de protons.
- D) A l'état fondamental, les orbitales atomiques se remplissent dans l'ordre croissant pour les atome polyélectroniques.
- E) Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM 1 - À propos de la composition de l'atome, cochez la (les) proposition(s) exacte(s) :

C) Un atome se caractérise par son nombre de protons.

VRAI.
TSB

*De même, un atome se caractérise par son nombre d'électrons car **nb d'électrons = nb de protons.***

QCM 1 - À propos de la composition de l'atome, cochez la (les) proposition(s) exacte(s) :

- A) Il existe trois particules élémentaires : les électrons, les protons et les nucléons.
- B) Les particules élémentaires sont situées dans le noyau.
- C) Un atome se caractérise par son nombre de protons.
- D) A l'état fondamental, les orbitales atomiques se remplissent dans l'ordre croissant pour les atome polyélectroniques.
- E) Toutes les propositions précédentes sont fausses.

QCM 1 - À propos de la composition de l'atome, cochez la (les) proposition(s) exacte(s) :

D) A l'état fondamental, les orbitales atomiques se remplissent par ordre croissant d'énergie pour les atome polyélectroniques.

VRAI.
TSB

VRAI. Il s'agit de la **règle de Klechkowski**. A l'état fondamental, on classe par **($n + l$) croissant**. S'il y a une égalité entre **($n + l$)**, on remplit par **n croissant**.

DEPUIS 2007

C'est fini <3

BON COURAGE À TOUS



Sommaire

V. Molécules

- I. Différentes liaisons existantes
- II. Représentation de Lewis
- III. Degrés d'oxydation et valence des éléments
- IV. Théorie VSEPR
- V. Quelques rappels



MOLÉCULES



Molécules - Liaisons existantes

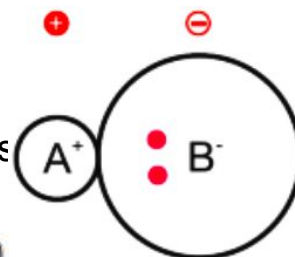
Liaisons fortes

Liaisons covalentes : partage d' e^- de valence entre 2 atomes.



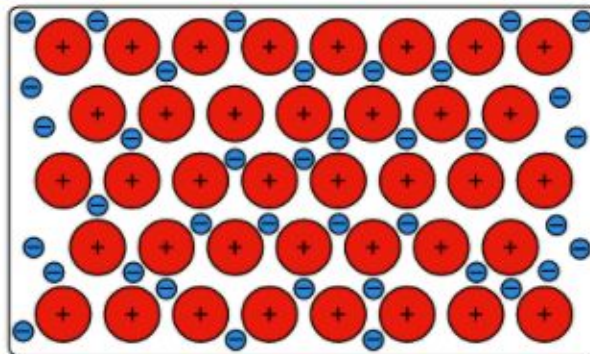
Liaison covalente

Liaisons ioniques : interactions coulombiennes entre deux ions de charges opposées



Liaison ionique

Liaisons métalliques : Noyaux chargés + qui "baignent" dans une "mer" d'électrons
Nécessite d'avoir une multitude d'atomes.

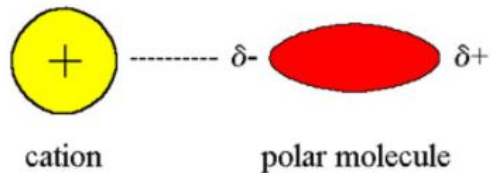
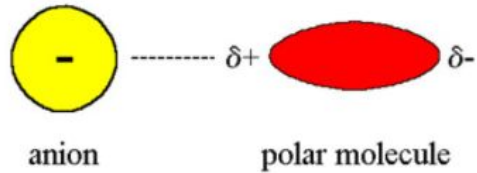


Liaisons métalliques

Molécules - Liaisons existantes

Liaisons faibles

Interactions ion-dipôle



Interactions de Van der Waals :

Interactions dipôle-dipôle + forces de London

Attraction



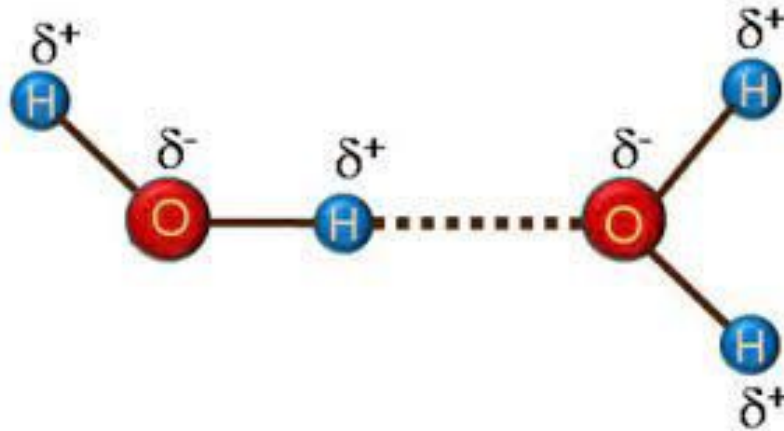
Repulsion



Molécules - Liaisons existantes

Liaisons faibles

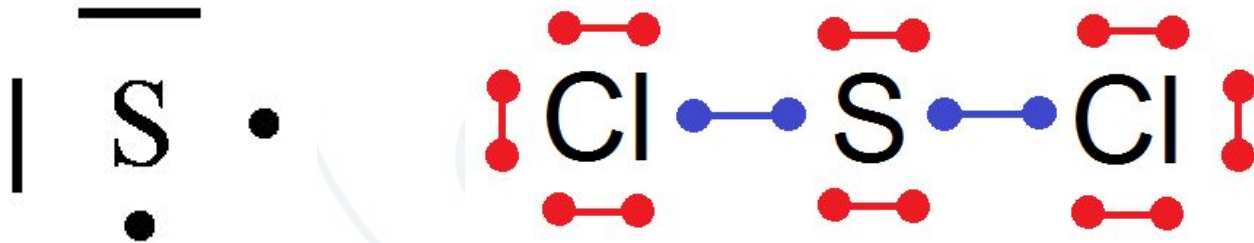
Liaisons hydrogènes : cas particulier de l'interaction dipôle-dipôle dans laquelle la liaison polarisée est principalement O-H ou N-H. C'est la + forte des interactions faibles.



Molécules - Représentation de Lewis

Consiste à faire figurer le (ou les) atome(s) et ses/leurs e- de valence.

- **Règle du duet** : l'atome cherche à s'entourer de 2 e- pour compléter sa couche de valence.
- **Règle de l'octet** : l'atome cherche à s'entourer de 8 e- pour compléter sa couche de valence.



Rq : Il est impossible d'avoir + de 2 et 8 électrons de valence pour la 1^{ère} et la 2^{ème} période, contrairement à la 3^{ème} et aux suivantes.

Molécules - Représentation de Lewis

Etapes :

1. Faire la Σ des e^- de valence en tenant compte de la charge de la molécule.
2. Placer l'atome le - électronégatif au centre.
3. Placer les e^- de valence restant.
4. Vérifier le respect de la règle de l'octet pour les atomes de la 2^{ème} période.
5. Déterminer les charges formelles* et proposer la structure avec le moins de charges formelles.

**Charge formelle = nb e^- de valence – nb e^- appartenant à l'élément*

Molécules - Représentation de Lewis

1) Faire la Σ des e- de valence en tenant compte de la charge de la molécule.

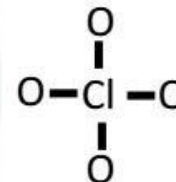
ClO_4^- (ion perchlorate)

$$\begin{array}{rcl}
 {}_8\text{O} & 1s^2 2s^2 2p^4 & *4 \quad 24 \text{ e}^- \\
 {}_{17}\text{Cl} & 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 & 7 \text{ e}^- \\
 1 \text{ charge -} & & 1 \text{ e}^- \\
 \hline
 & & 32 \text{ électrons}
 \end{array}$$

2) Placer l'atome le - électronégatif au centre.

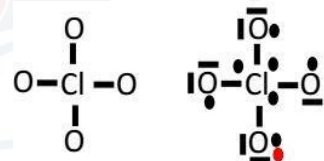
ClO_4^- 32 électrons

$\chi(\text{O}) = 3,5$
 $\chi(\text{Cl}) = 3,0 \rightarrow$ Atome central



- 4e- du Cl sont utilisés pour former les 4 liaisons Cl-O
- 1e- de chaque O pour former les 4 liaisons Cl-O

3) Placer les e- de valence restant.

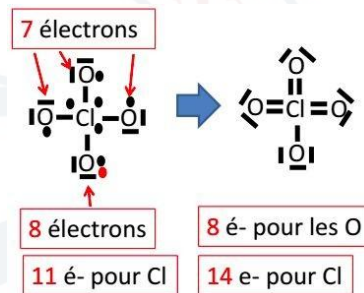


On ajoute un e- en rouge à cause de la charge négative du ClO_4^-

Molécules - Représentation de Lewis

4) Vérifier le respect de la règle de l'octet pour les atomes de la 2^{ème} période.

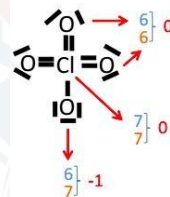
Ces 3 O ne respectent pas la règle de l'octet car liés à seulement 7e-.



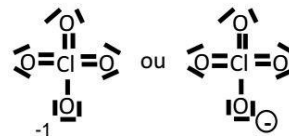
La règle de l'octet est respectée par tous les atomes.
(Cl est lié à 14 e- mais ce n'est pas grave car il appartient à la 3^{ème} période).

5) Déterminer les charges formelles et proposer la structure avec le moins de charges formelles.

ClO_4^- 32 électrons

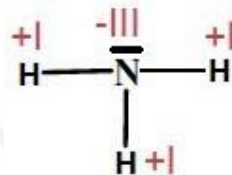


Notations



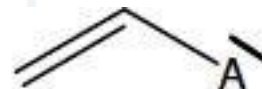
Molécules - Degré d'oxydation et valence

- Nb d'oxydation** : charge formelle de l'atome en attribuant tous les e^- de liaison à l'atome le + électronégatif.

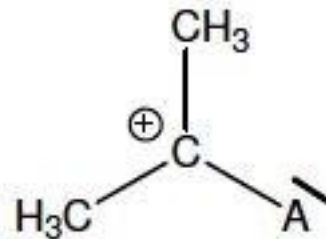


$$\chi(N) > \chi(H)$$

- Valence** : nombre de liaisons que peut former un élément (au-delà de la 2^{ème} période, un élément peut avoir plusieurs valences possibles).
Ci-dessus, l'atome d'azote (N) a une valence de 3.



- Système conjugué** : doublet non-liant séparé par **une** simple liaison d'une double liaison ou d'une lacune électronique la présence d'un système conjugué permet la délocalisation des charges formelles sur plusieurs atomes.



Molécules - Théorie VSEPR

Géométrie VSEPR = géométrie la plus stable des molécules ou des ions possédant un atome central.

Notation **A**X_{**m**}E_{**n**} avec :

- **A** = l'atome central
- **m** = le nombre d'atomes liés à A
- **n** = le nombre de doublets libres portés par A



Molécules - Théorie VSEPR

m + n	m	n	géométrie	angle
2	2	0	linéaire	180°
3	3	0	triangulaire	120°
3	2	1	coudée ou en V	120°
4	4	0	tétraédrique	109,5°
4	3	1	pyramide à base triangulaire	109,5°
4	2	2	coudée	109,5°
5	5	0	bipyramide trigonale	90° et 120°
5	4	1	bascule	90° et 120°
5	3	2	en T	90°
5	2	3	linéaire	180°
6	6	0	hexagonale	90°
6	5	1	pyramide	90°
6	4	2	carré	90°

Retenir que le CO_2 (AX_2E_0) a une géométrie linéaire et que l' H_2O (AX_2E_2) a une géométrie coudée

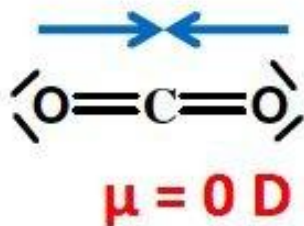


Molécules - Quelques rappels

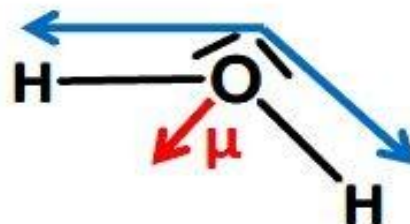
Polarité des molécules

Une différence d'électronégativité des éléments entraîne une **répartition inégale** des électrons et l'apparition de **charges partielles**. Le **moment dipolaire** de la liaison est caractérisé par un vecteur.

molécules apolaires



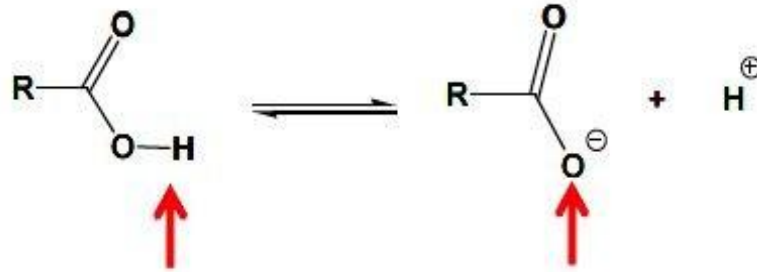
molécules polaires



Molécules - Quelques rappels

Acides et bases

- Selon Brönsted : l'acide cède un H^+ / la base accepte un H^+

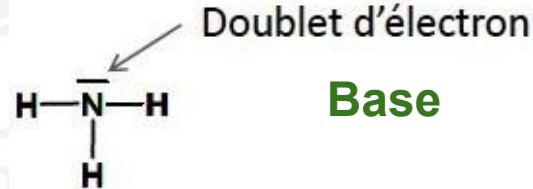
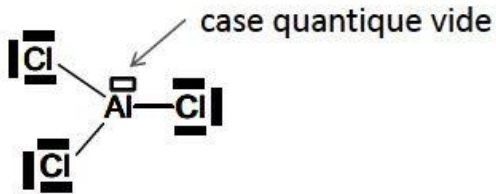


Acide de Brönsted

Base de Brönsted

- Selon Lewis : l'**acide** accepte un doublet d' e^- / la **base** donne un doublet d' e^-

Acide



Base

