

Introduction à la Chimie

Spoiler : il y a beaucoup de pages, ok, mais il y a plein d'explications ultra-détaillées pour que vous compreniez bien, ça ira très vite ensuite la révision de cette fiche vous verrez !

INTRO (DE L'INTRO) :

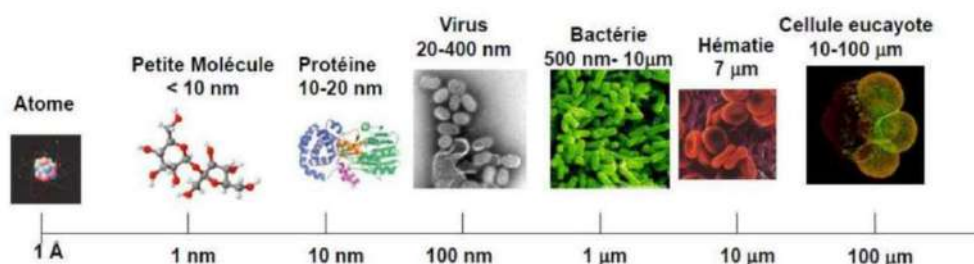
Définition : Science de la constitution des **divers corps**, de leur **transformation** et de leurs **propriétés**.

Ainsi, la chimie s'intéresse à

- ☞ la constitution/structure de la matière
- ☞ sa propriété
- ☞ et sa réactivité

Les **molécules** sont en bas de l'échelle de l'étude des structures, car elles sont de l'ordre du **nanomètre** (\neq globule rouge ou cellules eucaryotes qui sont de l'ordre de 10 à 100 μm). Tandis que l'échelle de l'**atome** est l'**Angström** (une des échelles les plus petites).

La chimie peut être répartie en différentes disciplines :



CHIMIE
THÉORIQUE

CHIMIE
PHYSIQUE

CHIMIE
INORGANIQUE

CHIMIE
ORGANIQUE

BIOCHIMIE

comprendre le fonctionnement des molécules avec des modèles mathématiques

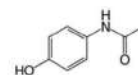
tout ce qui est mécanique

chimie des métaux, ne concerne pas le carbone

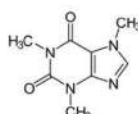
à l'interface avec la biologie

La **chimie** travaille en étroite collaboration avec de nombreuses autres disciplines : **physique, biologie, médecine, etc...** et les découvertes de chimie ou les nouvelles avancées alimentent toutes ces disciplines.

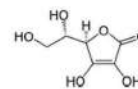
La **chimie organique** cherche vraiment à comprendre les molécules du vivant, les biomolécules (dont l'étude des ARN), les médicaments, mais s'utilise aussi dans la police scientifique, pour comprendre les systèmes complexes (comme les écosystèmes), mais aussi pour les matériaux, ou encore les arômes et parfums.



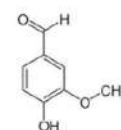
Paracétamol
Antalgique/antipyrétique
Un des médicaments le plus vendu au monde



Caféine



Vitamine C



Vaniline
Arôme le plus fabriqué monde

Si on regarde les structures biologiques qui nous composent, les **protéines** sont composées de **séquences peptidiques**, elles-mêmes composées **d'acides aminés** qui sont des petites molécules

organiques (*coucou la bioch*). De la même façon, les chromosomes, structure essentielle à la vie, sont composés d'ADN, lui-même composé de petites bases qui sont des molécules organiques.

- On est capable aujourd'hui de faire des acides aminés modifiés pour les introduire dans la structure peptidique pour donner des nouvelles propriétés aux protéines.
- On est aussi capable pour le faire pour les bases composant l'ADN.

Afin de mieux comprendre cela, il est essentiel de **représenter** correctement une molécule.

Mais pour représenter correctement une molécule, il est important de connaître **sa structure, sa géométrie** (*en particulier celle de l'atome de carbone*), et **les règles** spécifiques à chaque mode de représentation pour mieux appréhender par la suite la structure et la propriété de ces molécules.

A. STRUCTURE DE L'ATOME

Les éléments qui constituent le tableau périodique que vous avez déjà rencontré sont caractérisés par deux nombres principaux :

Nombre de masse



Numéro atomique

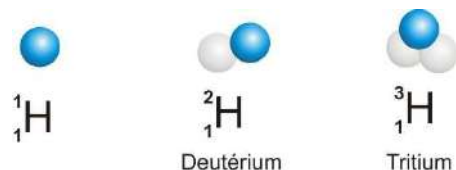
- **Le numéro atomique Z** : correspond au nombre de **protons** + permet de classer les éléments dans le tableau périodique et qui définit l'élément.
 +++ : Z correspond aussi généralement au nombre **d'électrons** (sauf chez les ions)

- **Le nombre de masse A**, qui est la somme du numéro atomique Z (*et donc du nombre de protons*) et du nombre de **neutrons** (noté N) → **A = Z + N**

🔔 **Point tut'** : En gros dans un atome tu sais que les électrons c'est hyper léger, donc la masse provient essentiellement du noyau. Le noyau est constitué de neutrons N et de protons Z. Donc vu que la **masse = masse du noyau**, le nombre de masse A c'est = la masse des protons Z + la masse des neutrons N.

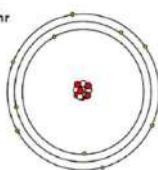
🔔 **Point tut'** : Pour te souvenir que le A est en haut et que le Z en bas, tu te dis que le A est en haut/au début de l'alphabet, et le Z en bas/à la fin de l'alphabet.

♥ **Isotope** : élément avec le même numéro atomique Z. *ex* →



Pseudo-modèle de Bohr

- Neutron n
- Proton p
- * Electron e



Masse du neutron = $1,6747 \cdot 10^{-27}$ kg

Masse du proton = $1,6726 \cdot 10^{-27}$ kg

Masse de l'électron = $9,1094 \cdot 10^{-31}$ kg

Charge proton/électron = $\pm 1,602 \cdot 10^{-19}$ C

Dans une représentation très simplifiée d'un atome, ici **le pseudo-modèle de Bohr**, on voit qu'un atome est constitué d'un noyau, lui-même constitué de neutrons et de protons, autour duquel vont graviter les électrons (*ils sont représentés dans des orbites circulaires mais c'est très très simplifié*). Il est basé seulement sur de la **mécanique classique**.

Au regard de la masse de l'atome, les **électrons** ne représentent presque rien : ils sont **1800 fois plus légers** que les protons ou les neutrons.

L'atome est constitué à **99.9% de vide**. Les électrons (*négatifs*) et les protons (*positifs*) sont des éléments chargés, de charges opposées.

Avec la **mécanique quantique**, on a pu intégrer la notion de probabilité de présence aux modèles, comme **le modèle ondulatoire de Schrödinger** qui définit l'électron par :

- ✓ Son énergie
- ✓ Sa probabilité de présence dans l'espace

Ces électrons vont être définis par une combinaison de **4 nombres quantiques : n, l, m et s** :

Valeurs entières	Nombre quantique	Défini...			Valeurs
	n <i>Nombre quantique principal</i>	Couche	La Période	Energie	$n = 1, 2, 3...$
	l <i>nombre quantique secondaire</i>	Sous-couche	Le Type d'orbitale	Forme	$0 \leq l \leq n - 1$
	m <i>Nombre quantique magnétique</i>	Case quantique	L'Orbitale	Direction	$-l \leq m \leq +l$
	s <i>nombre quantique de spin</i>	Spin	Le Sens de rotation	X	$\pm 1/2$ (valeurs non-entières !)

☞ Ça c'est méga important les loulous ! On apprend bien les types de nombres quantiques et ensuite on va vous expliquer comment les utiliser (encore plus important !!!)

Comme on l'a vu, un électron est défini par une combinaison de 4 nombres quantiques : n, l, m et s.

- Ainsi, pour **n = 1**, nous n'avons qu'une possibilité : **l = 0** et **m = 0** et **s = +1/2 ou -1/2**
- En revanche, pour **n = 2** par exemple, **l** peut prendre la valeur **0** ou la valeur **1**, et donc **m** pourra prendre trois valeurs : **-1, 0 et 1**.
- Et ainsi de suite ...

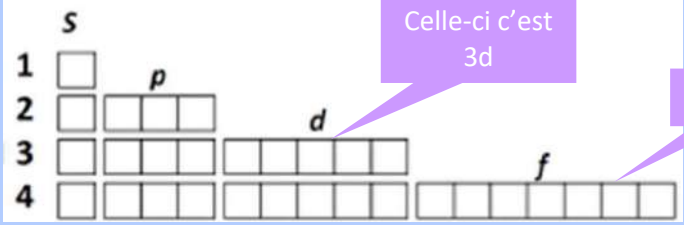
Remarque : les petits carrés c'est des « cases quantiques » c'est la que les électrons se mettent soit seuls, soit par paire !

	l =	0	1	2	3
	m =	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
K	n = 1	<input type="checkbox"/>			
L	n = 2	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>		
M	n = 3	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
N	n = 4	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
		s	p	d	f

Type d'orbitales

Nous allons donc pouvoir caractériser chaque électron de l'atome grâce à ces nombres

♥ **Orbitale atomique** : zone dans laquelle on a une probabilité de présence des électrons qui est non nulle

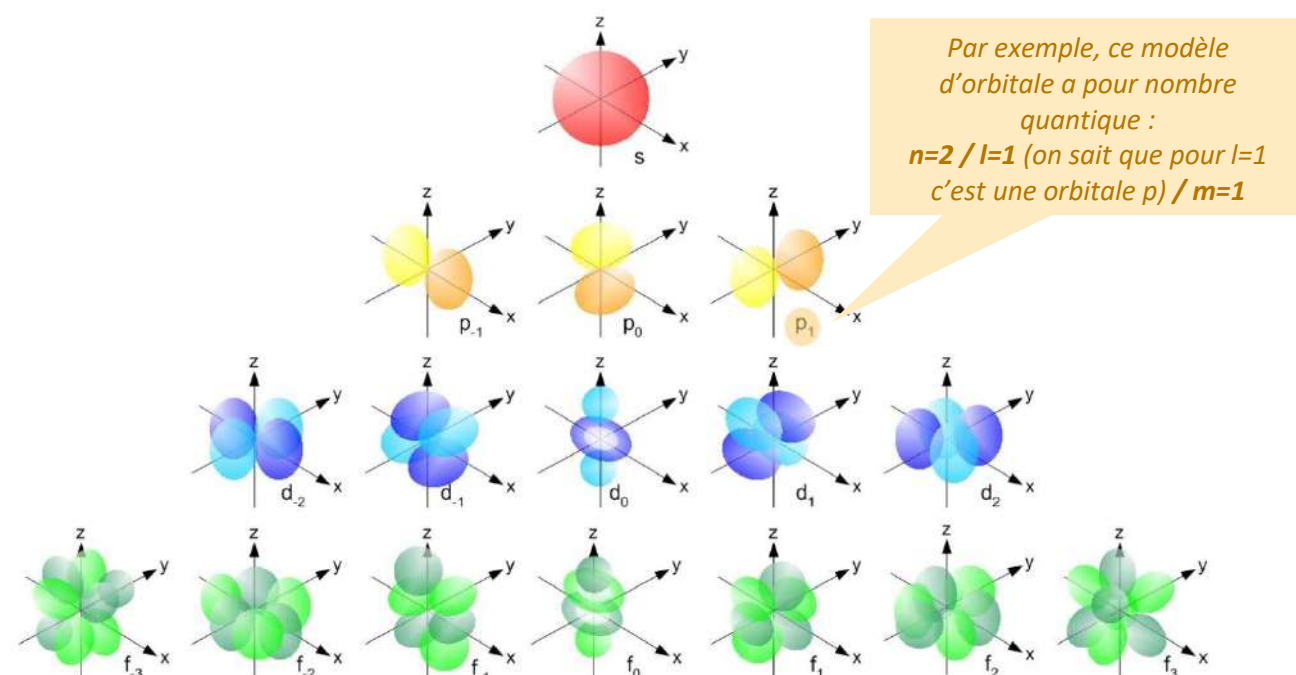


Point tut' : comment nommer une orbitale ? C'est simple ! D'abord on précise la valeur de n, puis on précise le type de l'orbitale (s, p, d ...)

Les différents nombres quantiques vont permettre de définir des **orbitales atomiques** dans lesquelles se retrouvent les électrons. **La forme** et la **direction** des orbitales permet de minimiser les répulsions entre les électrons de même énergie et de même signe. Ainsi, les électrons ne gravitent pas autour du noyau de façon circulaire mais se retrouvent dans une surface avec des formes différentes et le plus éloignés possible les uns des autres pour minimiser les interactions mais quand même assez proche pour assurer la **cohésion**.

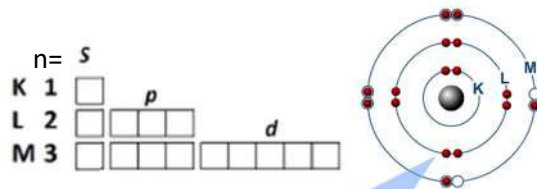
(Par exemple l'orbitale 1s est sphérique alors que les orbitales p ou d ne le sont pas, ce sont des principes que nous reverrons par la suite).

🔗 Alors en-dessous vous avez des espèces de sphères, ces sphères ce sont les orbitales, celles-ci sont comme des ballons d'anniversaires, et dans ces ballons vous imaginez une mouche qui vole (votre électron) (oui mon exemple est bizarre mais c'est pour bien visualiser mdr). Ainsi, plus vous aurez d'électrons (un numéro atomique Z grand), plus vous aurez de ballons (orbitales).



🔗 En vrai si vous avez du mal à visualiser ce n'est pas trop grave, le plus important c'est d'établir la structure électronique de notre atome (on voit ça après t'inquiète 😊)

Ce qui va nous intéresser en chimie, c'est la couche de valence (*la couche la plus externe de l'atome*) car c'est celle qui va interagir avec les autres atomes (**≠des couches de cœur** qui ne réagissent pas et présentent moins d'intérêt en chimie organique).



B. COMMENT APPRÉHENDER LA STRUCTURE ÉLECTRONIQUE DE CES ATOMES ?

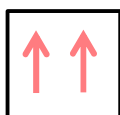
Elle obéit à quelques règles essentielles : ++++

Principe d'exclusion de Pauli

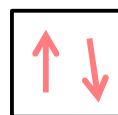
« Dans un atome, deux électrons ne peuvent posséder les **quatre** mêmes nombres quantiques »

Cela signifie que les électrons (*représentés par les flèches*) vont se répartir dans l'ensemble des cases mais ils vont aussi se disposer de telle sorte à ce qu'ils n'aient pas tous les mêmes nombres.

- *Par exemple, dans une case quantique, deux électrons ne peuvent pas être dans le même sens : on a une flèche simple croche vers le haut et une vers le bas, ce qui correspond au spin (si elle pointe vers le haut >> spin +1/2, sinon -1/2)*



NON 😞



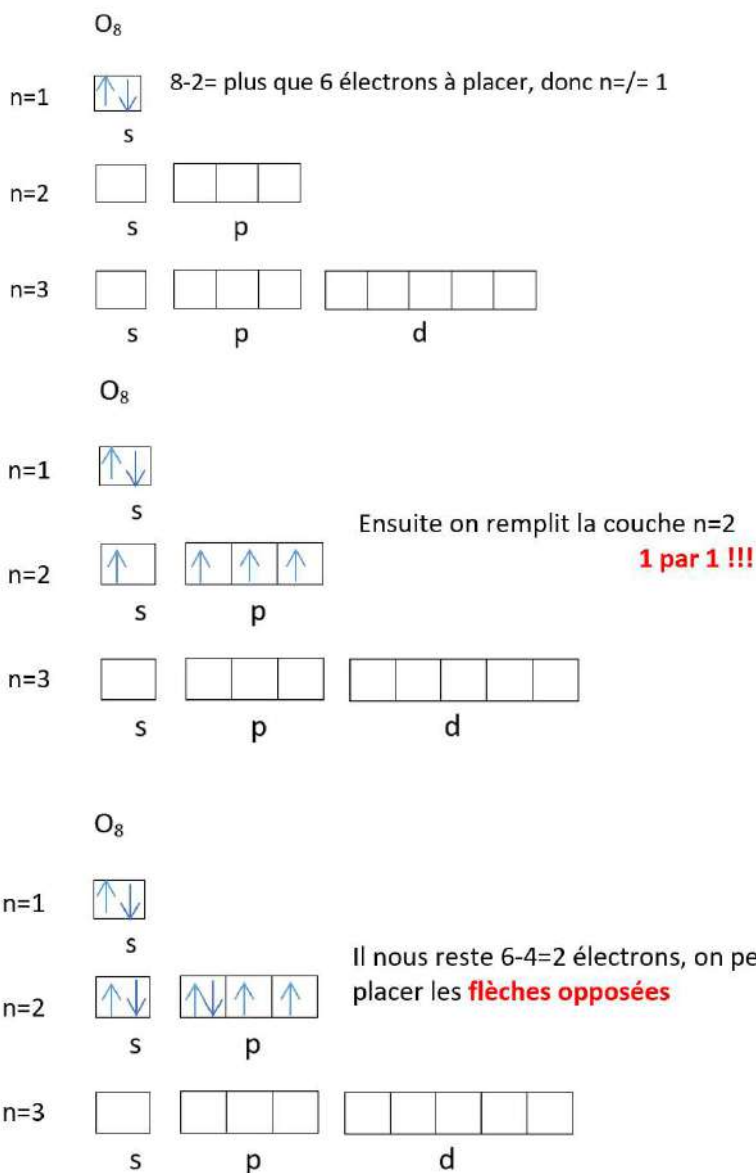
OUI 😊

Règle de **Hund**

« Les électrons se placent à raison de **un par case** quantique avant de s'apparier en doublet »

Donc d'abord tu remplis toutes tes cases quantiques avec une flèche (électron), et s'il te reste des électrons c'est à ce moment là que tu les apparies

Exemple : Pour l'oxygène ...



→ Ainsi on en conclut que n=2, et qu'on a 2 électrons célibataires

🔔 **Mémo bizarre bis** : « Les flèches on les mets **HUND** (une) par **HUND** (une) dans les cases »

Remplissage des orbitales selon
Klechkowski
($n + l$ minimal)

☹ « Ok, mais dans quel ordre je remplis mes orbitales ? »

Si l'on regarde la structuration et la disposition des orbitales, nous allons voir que pour disposer les électrons en fonction du **niveau du tableau périodique** ($n = 1, 2, 3, 4, 5, 6$ et 7 , voir le tableau périodique à la page suivante), et des **types d'orbitales** rencontrés (s, p, d et f), nous allons devoir respecter les règles de Pauli et Hund.

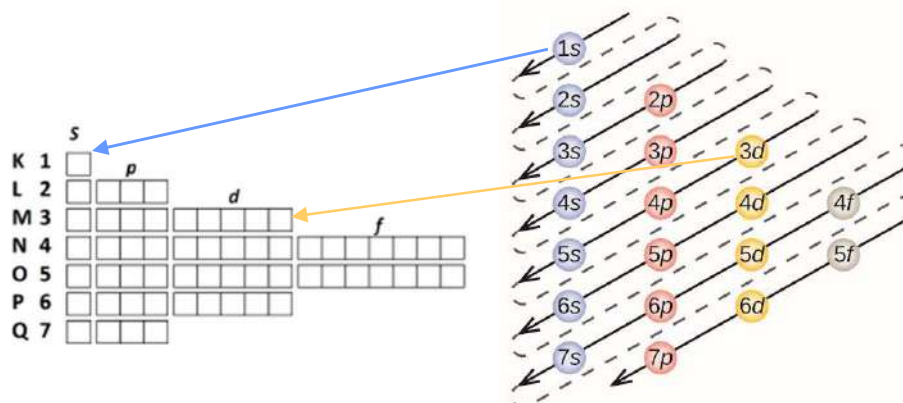
Mais aussi suivre ce mode de remplissage où l'on cherche toujours à avoir le **$n + l$ minimal**, on remplira toujours l'orbitale $1s$ d'abord, suivie de l'orbitale $2s$, puis $2p$, $3s$, $3p$, $4s$, $3d$, $4p$, $5s$, etc...

Pourquoi $n+l$ minimal ? Car il faut que la somme de la valeur de n et de l soit la plus petite possible, c'est pour ça que les couches ne se remplissent pas linéairement.

🔗 Alors, cette partie elle tombe souvent en QCMs, il va falloir donner la configuration électronique de l'atome en question, mais parfois celui-ci a beaucoup d'électrons, donc je te fais une petite explication bien détaillée à la fin 😊

En attendant il faut que tu connaisses l'ordre particulier de remplissage :

- 1- Soit, tu apprends par cœur : **$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s$ etc...**
- 2- Soit, tu fais ce petit schéma : et tu suis les flèches c'est beaucoup plus simple !!



Lorsqu'on reprend le tableau périodique, on s'aperçoit que les éléments sont rangés par

- ✓ Leur numéro atomique (Z qui va conditionner la valeur de n)
- ✓ Leur structure électronique.

On peut donc distinguer un bloc s , un bloc p , un bloc d et un bloc f (nos fameuses orbitales) qui correspondent au remplissage des couches électroniques de ces éléments. Cette structure électronique des éléments va être aussi responsable des propriétés des atomes et va permettre de les classer par familles, qui ont la même structure externe, qui implique des propriétés de réactivités similaires.

Par exemple : la famille des **alcalino-terreux** qui vont partager la même structure électronique sur leur couche de valence, idem pour les **alcalins**, et ainsi de suite.

La couche de valence est donc essentielle pour comprendre les **propriétés** et la **réactivité** des atomes.

Les sept périodes du tableau périodique des éléments

alloprof

♀ Et voici le même tableau mais avec les différents blocs :

■ Bloc s
 ■ Bloc d
 ■ Bloc p
 ■ Bloc f

C. QU'EST-CE QUE LA CHIMIE ORGANIQUE ?

Cette notion a été introduite dans les années 1690 par Nicolas Lémery qui était le pharmacien du roi Louis XVI, qui a introduit une différenciation entre substances organiques et minérales. *(franchement on s'en fiche un peu mdr)*

♥ **Définition** : La chimie organique était celle des composés issus **d'organismes vivants**, par différenciation avec des structures *inorganiques* ou *minérales* issues de la matière inerte et des métaux.

Petit à petit, cette définition s'est affinée et on s'est aperçu que les **composés organiques** (=issus du monde vivant) contenaient tous des atomes de **carbone** (d'où son autre nom de chimie du carbone), ainsi que les atomes d'hydrogène (**H**), d'azote (**N**) d'oxygène (**O**), de phosphore (**P**) et de soufre (**S**) en proportions importantes.

Mémo : CHONPS (vous retenir le mot c'est facile)

Tous ces atomes composent **98%** de la masse totale de **tout organisme vivant**. C'est pourquoi lorsqu'on parle de chimie organique, on parle très souvent de la chimie du carbone (et toute sa réactivité) ou de la chimie des composés du carbone d'origine naturelle ou de synthèse. Ce carbone est à la base de beaucoup de choses, comme nous allons le voir avec la nomenclature.

Li	Be																	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg																	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr						
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe						
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Ra						
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uuh	Uus	Uuo							

■ composent 98% de la masse totale de tout organisme vivant

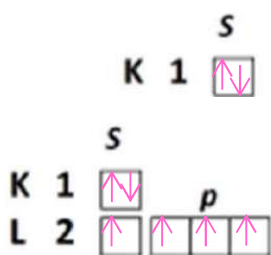
D. QUELQUES EXEMPLES POUR ÉTABLIR LA CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE

Exemple 1 : L'azote

- 1) Première étape, on regarde **le numéro atomique Z** (aka, le nombre de protons = au nombre d'électrons)
Ici, **Z=7 électrons** à mettre dans nos cases.

- 2)** Ensuite on va chercher à ranger les électrons par couche :

On commence avec $n=1$, on peut placer nos 2 électrons dans l'orbitale $1s$, il nous reste alors 5 électrons à caser.

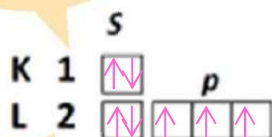


D'après la **régle de Pauli**, on ne peut pas avoir les 4 mêmes nombres quantiques, on inverse alors les spin des électrons (d'où la flèche opposée)

Ensuite on passe à la **deuxième orbitale**, d'après la **règle de Klechkowski** après la 1s, on a la **2s**, puis la 2p.

Donc on remplit avec nos électrons **d'abord célibataires**, puis on forme les couples (règle de Hund)

Cœur



valence

Là on est bien, on a mis tous nos électrons, on peut alors établir que la configuration électronique de l'azote : **1s², 2s², 2p³**

3 électrons dans l'orbitale **2p**

Bonus : si vous voulez représenter une molécule en représentation de **Lewis**, vous devez prendre les cases de la dernière couche (la couche de Valence). Les cases quantiques avec 2 électrons sont représentées par des **traits**, tandis que celles avec un seul électrons 1 seul **point**.

Exemple :



🔗 **Remarque :** les électrons de la **couche de Valence** sont ceux de la couche la plus éloignée du noyau (ici la couche $n=2$ ou la couche L). Ainsi sur notre couche de valence on a 5 électrons, tandis que la couche de cœur (mémo : cœur, car les couche(s) sont les plus proches du noyau, le cœur de l'atome) $n=1$ contient que 2 électrons.

Exemple 2 : L'oxygène



On procède de la même manière :

- On a déjà **Z=8**, il faut donc placer **8 électrons** dans nos cases quantiques
- On sait que la première couche **1s** ne peut accueillir que **2 électrons**, ça tombe bien on en a 8 ! Donc, on range déjà ceux-là, on a déjà le début de notre configuration électronique : **1s²** (car dans la couche 1s on a 2 électrons, mais vous aviez compris vu que vous êtes des dieux)
- Ainsi, il nous reste **8-2 = 6 électrons** à placer, encore une fois ça tombe bien, car sur la deuxième couche, $n=2$, on a une orbitale **s** capable d'accueillir 2 électrons, et 1 orbitale **p** capable d'en accueillir 6 (3 cases de 2 électrons).
- Donc, comme vu précédemment, on remplit les cases une par une avant de former nos paires d'électrons (les petites flèches on se rappelle).

Voici le résultat :



Wow comme c'est « BOOOO » !

Donc comment lire ceci ?

On décrit simplement chaque orbitales :

- ↪ 2 électrons dans la **1s** → **1s²**
- ↪ 2 électrons dans la **2s** → **2s²**
- ↪ 4 électrons dans la **2p** (qui n'est donc pas complète) → **2p⁴**

Résultat on obtient pour l'oxygène : **1s², 2s², 2p⁴**

On remarque aussi que la couche de valence, la plus éloignée, celle susceptible d'interagir n'est pas complète, notre atome n'est pas totalement stable, en effet la couche $n=2$ (de valence du coup si t'as suivi) peut en théorie accueillir dans son orbitale 2p, 6 électrons, il en manque donc 2.

Exemple 3 : Le soufre

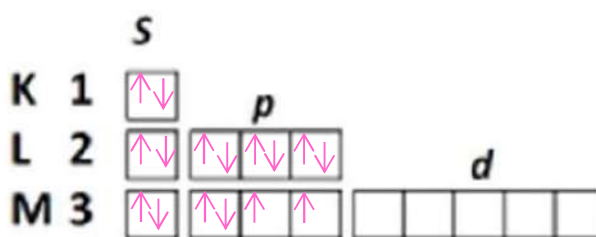
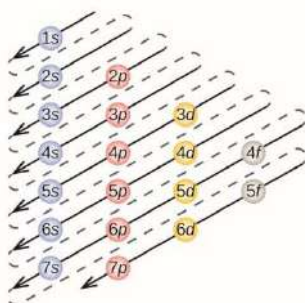


En vrai, essayez tout seul avant de regarder la correction, je crois en vous !

Et rebelotte (je détaille moins ici mais si vous avez des questions → forum)

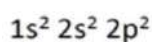
$Z = 16$ électrons à placer

On se rappelle l'ordre des couches : 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d etc...

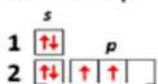


😊 Donc on remplit : 1s2, 2s2, 2p6, 3s2, 3p4

E. STRUCTURE DU CARBONE $^{12}_6\text{C}$



Son numéro atomique $Z = 6$.



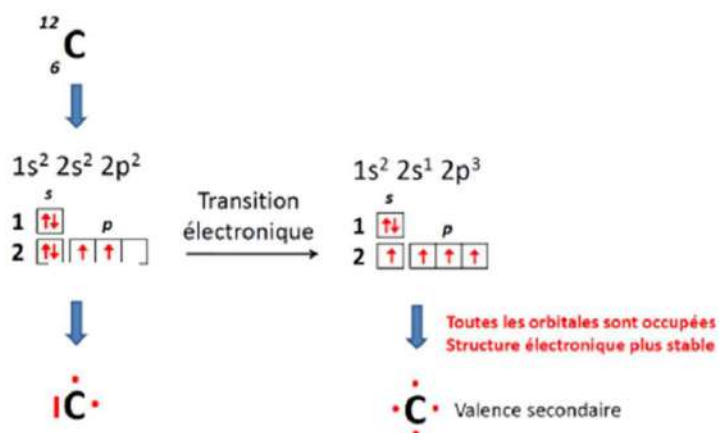
Cela correspond donc à une structure **1s2 2s2 2p2**, et donc on aurait un modèle de Lewis avec un doublet non liant formé par les deux électrons de l'orbitale 2s, et deux électrons seuls dans l'orbitale 2p.



Sur la représentation de Lewis à gauche, les électrons appariés sont représentés par un trait (**un doublet non liant**) et deux célibataires par des points aussi appelés **radicaux**. On appelle ça la **valence primaire** ou **fondamentale** du carbone.

Cependant, les observations faites sur le carbone étaient en désaccord avec cette structure-là car l'atome de carbone fait 4 liaisons.

Pour l'expliquer, c'est simple : dans le cas du carbone, on observe un **effet de transition électronique** qui va faire en sorte que tous les électrons de la **couche 2** vont se répartir seul à



seul sur l'ensemble des orbitales afin de rendre les deux électrons de la 2s disponibles.

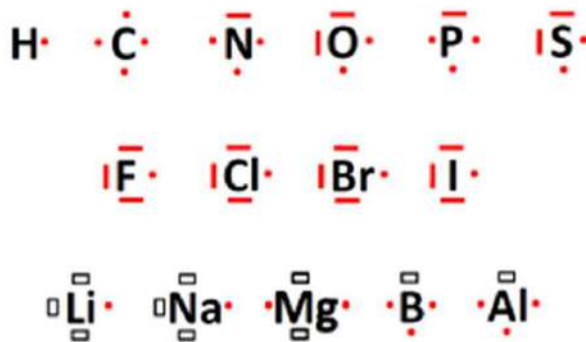
On aura donc un seul électron dans la couche 2s et 3 électrons non appariés dans la couche 2p.
Toutes les cases seront occupées pour avoir une structure plus stable !

ATTENTION : ceci NE s'observe **PAS** qu'avec le carbone.



On parle de **valence secondaire**, mais c'est l'état le plus courant du carbone. Sur la représentation de **Lewis**, utilisé par les chimistes organiciens, on ne représente **que les électrons de la couche de valence**. Les cases vides correspondent aux cases quantiques vides.

→ Quelques atomes à connaître !!!



→ Enfin reprenez aussi les différentes catégories (alcalins, halogènes etc...) du tableau périodique 😊

Tableau périodique des éléments chimiques

1 H Hydrogène																	2 He Hélium
3 Li Lithium	4 Be Béryllium																
11 Na Sodium	12 Mg Magnésium																
19 K Potassium	20 Ca Calcium	21 Sc Scandium	22 Ti Titane	23 V Vanadium	24 Cr Chrome	25 Mn Manganèse	26 Fe Fer	27 Co Cobalt	28 Ni Nickel	29 Cu Cuivre	30 Zn Zinc	31 Ga Gallium	32 Ge Germanium	33 As Arsenic	34 Se Sélénium	35 Br Brome	36 Kr Krypton
37 Rb Rubidium	38 Sr Strontium	39 Y Yttrium	40 Zr Zirconium	41 Nb Niobium	42 Mo Molybdène	43 Tc Technétium	44 Ru Ruthénium	45 Rh Rhodium	46 Pd Palladium	47 Ag Argent	48 Cd Cadmium	49 In Indium	50 Sn Étain	51 Sb Antimoine	52 Te Tellure	53 I Iode	54 Xe Xénon
55 Cs Césium	56 Ba Baryum	57-71 Lanthanides	72 Hf Hafnium	73 Ta Tantale	74 W Tungstène	75 Re Rhenium	76 Os Osmium	77 Ir Iridium	78 Pt Platine	79 Au Or	80 Hg Mercure	81 Tl Thallium	82 Pb Plomb	83 Bi Bismuth	84 Po Polonium	85 At Astate	86 Rn Radon
87 Fr Francium	88 Ra Radium	89-103 Actinides	104 Rf Rutherfordium	105 Db Dubnium	106 Sg Seaborgium	107 Bh Bohrium	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerium	110 Ds Darmstadtium	111 Rg Roentgenium	112 Cn Copernicium	113 Nh Nihonium	114 Fl Flerovium	115 Mc Moscovium	116 Lv Livermorium	117 Ts Tennessé	118 Og Oganesson
57 La Lanthane	58 Ce Cérium	59 Pr Praseodyme	60 Nd Néodyme	61 Pm Prométhium	62 Sm Samarium	63 Eu Europium	64 Gd Gadolinium	65 Tb Terbium	66 Dy Dysprosium	67 Ho Holmium	68 Er Erbium	69 Tm Thulium	70 Yb Ytterbium	71 Lu Lutécium			
89 Ac Actinium	90 Th Thorium	91 Pa Protactinium	92 U Uranium	93 Np Neptunium	94 Pu Plutonium	95 Am Américium	96 Cm Curium	97 Bk Berkélium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendelevium	102 No Nobélium	103 Lr Lawrencium			
Alcalins		Alcalino-terreux		Lanthanides			Actinides			Métaux de transition		Métaux pauvres					
Métalloïdes		Autres non-métaux		Halogènes			Gaz nobles		Non classés								

Eux on s'en fiche

Bonus: Etablir la configuration électronique d'un atome

🔔 Petit tableau récap pour aller plus vite en QCMs pour trouver la configuration électronique, et aussi + facilement :

Déjà le tableau de base sur les capacités d'accueil d'électrons en fonctions des orbitales :

Orbitale	Nombre d'électrons maximum
s	2
p	6
d	10
f	14

Une fois que vous avez compris ça c'est facile, on a presque seulement à respecter l'ordre et à remplir au fur et à mesure avec nos électrons :

Orbitale	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d
Electrons	2	2	6	2	6	2	10	6	2	10

Et là imaginons que votre atome possède 29 électrons, vous remplissez en suivant l'ordre du tableau jusqu'à arriver à 29 électrons : (vous faites la somme en-dessous, ça fait 29)

Orbitale	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d
Electrons	2	2	6	2	6	2	9			

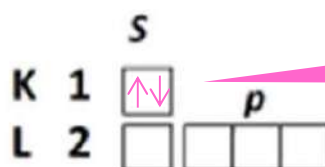
Sa configuration électronique sera alors : 1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁶, 4s², 3d⁹

Pour se simplifier la tâche on peut utiliser les Gaz nobles.

→ Mais Cam, c'est quoi un gaz noble ?

Un **gaz noble** c'est un gaz qui aura sa dernière couche (de valence) **remplie** d'électrons.

Ex : L'hélium He :



Ici, la couche de valence c'est n=1, et elle contient son maximum d'électrons

Les gaz nobles sont des atomes stables, pour simplifier l'écriture on peut les utiliser :

Par exemple, on sait que l'**oxygène** à cette configuration : **1s², 2s², 2p⁴**

Or on sait que l'atome de configuration électronique **1s²** est un gaz noble, c'est l'**Hélium** !

On peut donc le remplacer → ${}_8\text{O} : [\text{He}], 2s^2, 2p^4$

Bon, ça paraît pas beaucoup + simple là mais on peut utiliser d'autres **gaz nobles**.

Les sept périodes du tableau périodique des éléments

Numéro de la période

alloprof

Tableau des Gaz noble et de la couche qu'ils remplacent :

${}_2\text{He}$	${}_{10}\text{Ne}$	${}_{18}\text{Ar}$	${}_{36}\text{Kr}$	${}_{54}\text{Xe}$	${}_{86}\text{Rn}$
n=1	n=2	n=3	n=4	n=5	n=6

Vous allez surtout utiliser l'**He**, le **Ne** et l'**Ar**, voici un exemple où c'est plutôt utile :

${}_{17}\text{Cl} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$ et on a ${}_{10}\text{Ne} : 1s^2, 2s^2, 2p^6$

On remplace alors → ${}_{17}\text{Cl} : [{}_{10}\text{Ne}], 3s^2, 3p^5$

Ça évite les configuration à rallonge complètement illisibles mdr

Les dédicacessss :

Omg, c'est les premières dédis de ma vie, j'en rêvais en P1 !

D'abord dédi à la meilleure marraine, **Clara**, qui m'a supporté toute l'année, merci infiniment < 3

A ma maman sans qui je n'aurais certainement pas réussi, elle a vraiment été un énorme soutien pour moi cette année.

A ma coéquipière de P1, la meilleure de toute, tu vas tout déchirer Nélia je crois fort en toi !!!

A mes copines : Ambrine, Mélissa, Manon !

Au tutorat (j'y crois pas, je fais partie du tutorat, je suis trop émue, c'était vraiment mon ancre pendant cette P1), je vous aime déjà l'équipe !

Aux meilleurs vieux Colinfarctus et Alombre, et mon co-tut Axone !

Et à llo aussi !

Et SURTOUT à vous les P1, cette année elle va être vraiment hors du commun, mais ça vaut vraiment la peine, faites ça pour vous, c'est normal d'être perdu au début, mais vous allez vite comprendre comment ça marche, comment vous fonctionner, et ça va bien se passer, oubliez pas, on est là pour vous !

Bon j'en oublie certainement pleins, mais ça viendra sur les prochaines fiches hihi :)