

# UE 1

## Cours de Chimie



**57-59 rue Victor Schœlcher**  
**86000 POITIERS**  
**Tel : 0549607669**  
**[ipeco.poitiers@orange.fr](mailto:ipeco.poitiers@orange.fr)**

Bonjour à tous,

L'UE1 est divisée en trois grandes parties :

- Chimie Générale et Chimie Organique,
- Biochimie et Bioénergétique,
- Biologie Moléculaire.

Vous trouverez, dans cette partie d'UE1 une approche du cours d'Atomistique du Professeur RABOUAN qui sera votre enseignante en septembre.

Après avoir appris et compris le cours, vous pourrez vous tester à l'aide de 20 QCM (pages 23 à 26) dont la correction est proposée pages 27 à 31.

Vous devez apprendre et faire les QCM plusieurs fois pendant le mois d'août. Il faut consolider l'apprentissage.

Vous trouverez ensuite un cahier d'exercices que vous devrez effectuer sans l'aide du cours. Faites le la première fois au crayon de papier pour pouvoir gommer. Nous corrigerons ces QCM dès la première séance, à partir du 26 août.

Bon travail et bonnes vacances studieuses !

Dr. E. Guélou  
Docteur en Chimie Appliquée

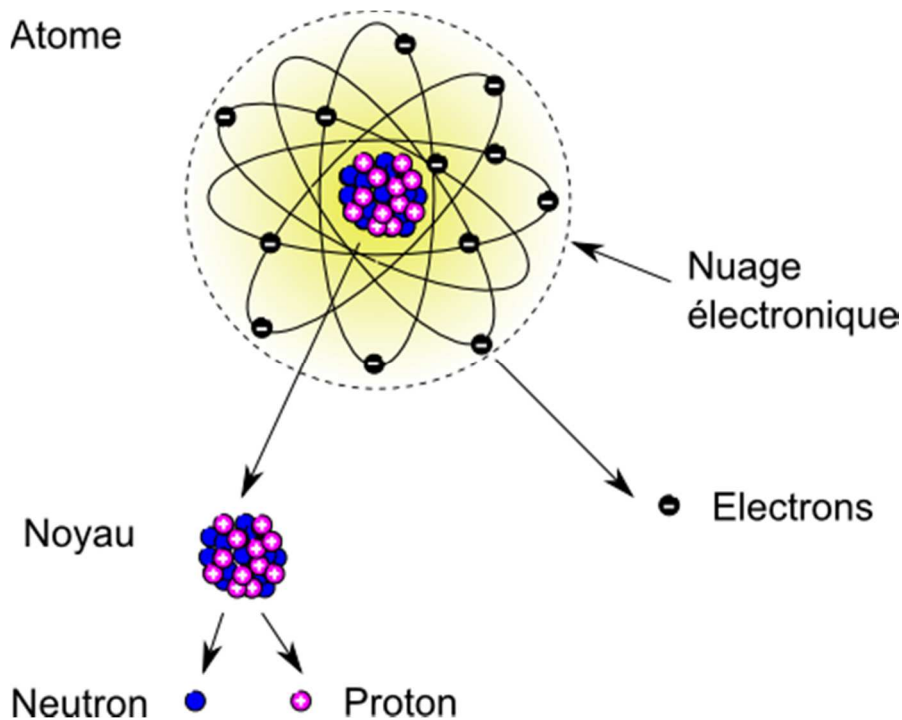
## ATOMISTIQUE

### CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

#### 1. Atomes et particules constitutives

##### 1.1. Le modèle atomique

Toute matière est constituée d’atomes, eux-mêmes formés de particules subatomiques (plus petites que l’atome) : un noyau et des électrons gravitants autour de ce noyau. On modélise, selon le modèle planaire, l’atome de la façon suivante :



L’atome est, par définition, électriquement neutre. Les électrons sont chargés négativement. Le noyau, quant à lui, est constitué de protons (chargé positivement) et de neutrons (sans charge électrique : neutre).

Par conséquent, pour respecter la neutralité de l’atome, il doit y avoir autant de protons dans le noyau que d’électrons gravitant autour du noyau.

##### 1.2. L’électron :

L’électron, noté  $e^-$ , est la première particule subatomique mise en évidence. Cette découverte a été effectuée en 1897 par Joseph THOMSON (prix Nobel de physique en 1906) en étudiant les rayons cathodiques. Les caractéristiques physiques de l’électron sont :

- sa charge électrique négative :

$$q_{e^-} = -e = -1,602 \cdot 10^{-19} C$$

- sa masse :

$$m_{e^-} = 9,109 \cdot 10^{-31} kg$$

$$m_{e^-} = 0,00055 \text{ uma}$$

### 1.3. Les particules du noyau :

Le noyau de l'atome a été mis en évidence en 1911 par Ernest RUTHERFORD (prix Nobel de chimie en 1908). Le noyau de l'atome est constitué de proton(s) et très souvent de neutron(s).

Les caractéristiques physiques du proton sont :

- sa charge électrique positive :

$$q_p = +e = +1,602 \cdot 10^{-19} C$$

- sa masse :

$$m_p = 1,6724 \cdot 10^{-27} kg$$

$$m_p = 1,00728 uma$$

Les caractéristiques physiques du neutron sont :

- son absence de charge électrique :

$$q_n = 0 C$$

- sa masse :

$$m_n = 1,6747 \cdot 10^{-27} kg$$

$$m_n = 1,00866 uma$$

Le proton et le neutron ont donc une masse proche (environ 1 uma, voir paragraphe 1.7.2.), 1800 fois plus importante que la masse de l'électron.

*Protons et neutrons sont eux-mêmes constitués de 3 particules subatomiques : les Quarks (Up et Down).*

### 1.4. Le noyau :

On représente le noyau d'un atome par le symbole :



**X** représente l'élément chimique. Il est composé d'une ou deux lettres ; dont la première en majuscule et la seconde en minuscule (Voir tableau périodique en annexe).

**Z** représente le numéro atomique du noyau. Il correspond au nombre de protons qu'il contient.

**A** représente le nombre de masse du noyau. Cela correspond au nombre de nucléons du noyau.

Un atome est **électriquement neutre**. Sa charge électrique globale est nulle ( $q_{atome} = 0 C$ ). Dans un atome, il y a donc autant de protons que d'électrons ; donc **Z** représente aussi le nombre d'électrons de l'atome.

On définit **N** le nombre de neutrons du noyau ; il correspond à la différence entre le nombre de nucléons et le nombre de protons on a alors :  $N = A - Z$ .

Pour l'atome d'hydrogène, sa représentation est :  ${}^1_1\text{H}$ . L'atome d'hydrogène est constitué d'1 nucléon et d'1 proton ; par conséquent il n'y a aucun neutron ( $1-1 = 0$ ). 1 seul électron gravite autour du noyau.

### 1.5. L'isotopie

**Un isotope** (appelé aussi nucléide) correspond à l'ensemble des atomes dont le noyau comporte le même nombre de protons **Z** et le même nombre de neutrons **N**, c'est-à-dire le même nombre de masse **A**.

Prenons l'exemple de l'hydrogène :

- tous les atomes de l'univers constitués d'un unique proton sont l'isotope hydrogène  ${}^1_1\text{H}$  ;
- tous les atomes de l'univers constitués d'un proton et d'un neutron sont l'isotope hydrogène  ${}^2_1\text{H}$  ;
- tous les atomes de l'univers constitués d'un proton et de deux neutrons sont l'isotope hydrogène  ${}^3_1\text{H}$ .

**Des isotopes** (des nucléides) sont des atomes ayant le même numéro atomique **Z**, mais des nombres de nucléons **A** différents. Ils diffèrent donc par leur nombre de neutrons **N**. Ils portent le même nom et possède le même symbole **X** ; la seule exception concerne l'hydrogène dont les isotopes portent des noms consacrés (voir paragraphe 1.6. ci-dessous).

Par conséquent, l'élément Hydrogène  ${}_1\text{H}$  est constitué de trois isotopes :

- l'isotope hydrogène  ${}^1_1\text{H}$ , constitué d'un unique proton (**Z** = 1, **A** = 1, d'où **N** = 0)
- l'isotope hydrogène  ${}^2_1\text{H}$ , constitué d'un proton et d'un neutron (**Z** = 1, **A** = 2, d'où **N** = 1)
- l'isotope hydrogène  ${}^3_1\text{H}$ , constitué d'un proton et de deux neutrons (**Z** = 1, **A** = 3, d'où **N** = 2)

Il existe environ 300 isotopes naturels dans l'Univers.

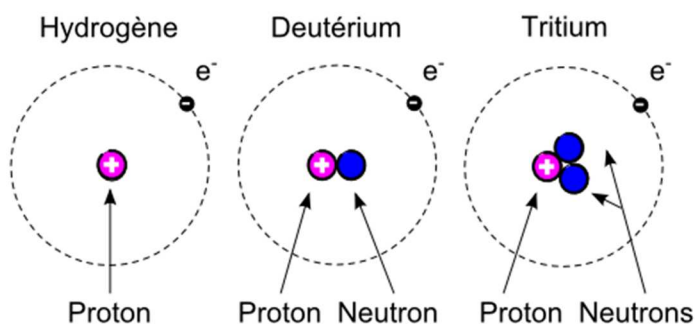
**Un isotope : atomes avec même Z et même A. Des isotopes : atomes avec même Z mais A différents.**

### 1.6. L'élément chimique

Un élément chimique correspond à l'ensemble des atomes et des ions ayant le même numéro atomique **Z** (même nombre de protons), même s'ils ont un nombre de masse **A** différent (nombre de neutrons **N** différents).

Un élément chimique correspond à l'ensemble de ses isotopes. Généralement, l'élément chimique ne porte qu'un seul nom et ne possède qu'un seul symbole **X**. L'exception étant l'élément chimique Hydrogène qui est composé de 3 isotopes :

- l'isotope hydrogène ( ${}^1_1\text{H}$ ), appelé Hydrogène H,
- l'isotope hydrogène ( ${}^2_1\text{H}$ ), appelé Deutérium de symbole D,
- l'isotope hydrogène ( ${}^3_1\text{H}$ ), appelé Tritium de symbole T.



Les éléments naturels sont presque toujours des mélanges d'isotopes.

Autre exemple : l'élément chimique Oxygène O est constitué de 3 isotopes stables :  ${}^{16}_8\text{O}$  ;  ${}^{17}_8\text{O}$  ;  ${}^{18}_8\text{O}$ .

## 1.7. La masse atomique

### 1.7.1. La masse atomique physique

La masse d'un atome ne représente rien. Il n'est constitué que de quelques protons et neutrons dont la masse avoisine les  $10^{-27}$  kg : la masse d'un atome varie donc de quelques unités à quelques centaines de  $10^{-27}$  kg.

Pour le carbone 12 ( $^{12}\text{C}$ ), la masse de l'atome est d'environ  $20 \cdot 10^{-27}$  kg.

Cette notion de masse atomique physique n'a pas de signification en chimie car le chimiste manipule des masses du milligramme (laboratoire) à la tonne (industrie).

### 1.7.2. La masse atomique relative

La masse atomique relative est la masse d'un élément chimique, exprimée comme étant le multiple d'une masse élémentaire de référence (celui d'un nucléon).

La masse élémentaire de référence, appelée unité de masse atomique (uma), est définie comme le douzième de la masse de l'atome de carbone 12 ( $^{12}\text{C}$ ) constitué de 12 nucléons. Par conséquent la masse de nucléon est égale à 1 uma.

Pour le carbone 12 ( $^{12}\text{C}$ ), la masse de l'atome est de 12 uma. C'est l'atome de référence conventionnel. Pour calculer une masse atomique relative, on peut l'estimer grâce aux nombres de nucléons de l'atome.

### 1.7.3. La masse atomique de l'élément naturel

Un élément naturel est composé d'un ou de plusieurs isotopes. Par conséquent, la masse correspond à la masse moyenne d'un élément chimique, c'est-à-dire la masse de chaque isotope compte-tenu de l'abondance naturelle.

Pour l'élément Carbone, constitué majoritairement de 98,9% de  $^{12}\text{C}$  et de 1,1% de  $^{13}\text{C}$ , la masse est de 12,011 uma.

## 1.8. La composition centésimale

La composition centésimale d'un composé chimique est le pourcentage, en masse, de chacun des éléments chimiques qu'il contient.

Connaissant la formule chimique d'un composé (exemple  $\text{C}_x\text{H}_y$ ), on peut définir sa composition centésimale :

$$\% \text{ C} = \frac{x \times M_{\text{C}}}{M_{\text{C}_x\text{H}_y}} \times 100$$

$$\% \text{ H} = \frac{y \times M_{\text{H}}}{M_{\text{C}_x\text{H}_y}} \times 100$$

Exemple : la composition centésimale de l'eau H<sub>2</sub>O est :

$$\% \text{ H} = \frac{2 \times M_{\text{H}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \times 100 = \frac{2 \times 1}{2 \times 1 + 16} \times 100 = 11,1$$

$$\% \text{ O} = \frac{M_{\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \times 100 = \frac{16}{2 \times 1 + 16} \times 100 = 88,9$$

*Attention, lors de l'épreuve d'UE1, la calculatrice est interdite !*

Connaissant la composition centésimale (% C et % H) et la masse molaire du composé (M<sub>C<sub>x</sub>H<sub>y</sub></sub>), on peut en déduire sa formule chimique :

$$x = \frac{\% \text{ C} \times M_{\text{C}_x\text{H}_y}}{M_{\text{C}} \times 100}$$

$$y = \frac{\% \text{ H} \times M_{\text{C}_x\text{H}_y}}{M_{\text{H}} \times 100}$$

Exemple : la molécule d'ammoniac est composée de 82,44% d'azote N et de 17,6% d'hydrogène ; sa masse molaire est de 17 u.m.a. Quelle est sa formule chimique ?

$$x = \frac{\% \text{ N} \times M_{\text{N}_x\text{H}_y}}{M_{\text{N}} \times 100} = \frac{82,44 \times 17}{14 \times 100} = 1$$

$$y = \frac{\% \text{ H} \times M_{\text{C}_x\text{H}_y}}{M_{\text{H}} \times 100} = \frac{17,6 \times 17}{1 \times 100} = 3$$

La formule chimique de l'ammoniac est NH<sub>3</sub>.

## 2. Atome et mécanique quantique

### 2.1. Dualité onde-corpuscule

La lumière est composée de photons. Ces photons possèdent un aspect ondulatoire et un aspect corpusculaire : c'est la dualité onde-corpuscule défini par De Broglie en 1924 : « à toute particule en mouvement, on associe une radiation de longueur d'onde  $\lambda$  », selon la formule suivante :

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

avec  $h$  : constante de Planck ;  $m$  : masse de la particule ;  $v$  : la vitesse de la particule.

Il est défini que les radiations électromagnétiques ainsi que la matière peuvent, selon les conditions expérimentales, présenter des propriétés tantôt ondulatoires, tantôt corpusculaires. Tout dépend de ce que l'on souhaite observer. Cependant, si la particule est de grande taille, l'aspect corpusculaire prédomine ; l'aspect ondulatoire n'est plus quantifiable.

Les électrons se comportent comme des photons, ils peuvent être considérés soit comme une particule soit comme une onde. Pour localiser la position de l'électron autour du noyau, on va devoir utiliser l'équation de Schrödinger.

### 2.2. Equation de Schrödinger

En mécanique classique, à partir de la 2<sup>ème</sup> loi de Newton, on peut déterminer la vitesse et la position des objets, en tenant compte des conditions initiales.

En physique quantique, Il est impossible de connaître simultanément avec précision, la vitesse et la position d'une particule à un instant donné (c'est le principe d'incertitude d'Heisenberg). On substitue donc, à la localisation précise, la notion statistique de présence ( $dP$ ) dans un volume ( $dV$ ) autour d'un point M de coordonnées  $(x,y,z)$ .

$$\frac{dP}{dV} = |\Psi|^2$$

Il faut résoudre l'équation différentielle de Schrödinger (**ne pas apprendre**) :

$$\frac{d^2\Psi}{dx^2} + \frac{d^2\Psi}{dy^2} + \frac{d^2\Psi}{dz^2} + \frac{8\pi^2m}{h^2} \times (E - V) \times \Psi = 0$$

Les **fonctions d'ondes  $\Psi$** , qui sont solutions de l'équation de Schrödinger, sont liées à la probabilité de présence de l'électron (99% de chance de trouver l'électron dans une zone de l'espace donnée). Ces fonctions d'ondes correspondent à une certaine quantité d'énergie de l'électron.

Les **fonctions d'ondes  $\Psi$**  sont appelée aussi Orbitale Atomique (OA). Pour décrire l'électron, 3 nombres quantiques ( $n, \ell, m$ ) sont introduits comme paramètres lors de la recherche des fonctions d'onde. Les fonctions d'ondes s'écrivent :  $\Psi_{n,\ell,m}$ .

Ces 3 nombres quantiques ( $n, \ell, m$ ) définissent une orbitale donnée ; Ce sont des entiers, interdépendants :

- Le nombre quantique  $n$  est le nombre quantique principal. C'est un entier strictement positif. Il est lié aux valeurs possibles de l'énergie qui est discontinue (quantifiée). L'énergie prend des valeurs discrètes et on parle de niveaux d'énergie correspondants aux différentes valeurs de  $n$ . Chaque valeur de  $n$  définit une couche électronique d'autant plus volumineuse que  $n$  est grand. Il y a  $2n^2$  électrons par couche.

$$n \geq 1$$



- Le nombre quantique  $\ell$  est le nombre quantique secondaire (ou azimutal). Sa valeur est un entier positif compris entre 0 et  $n - 1$ . Il détermine la géométrie de l’espace où l’électron se déplace ; on parle aussi de forme de l’orbitale. Chaque valeur de  $\ell$  définit une sous couche. Il y a  $n$  sous couches.

$$0 \leq \ell \leq n - 1$$

- Le nombre quantique  $m$  est le nombre quantique magnétique. Sa valeur est un entier compris entre  $-\ell$  et  $+\ell$ . Chaque valeur de  $m$  définit une case quantique ; c’est-à-dire l’orientation spatiale de l’orbitale. Il y a  $2\ell + 1$  cases quantiques.

$$-\ell \leq m \leq +\ell$$

A ces 3 nombres quantiques principaux, on rajoute un 4<sup>ème</sup> nombre quantique :

- Le nombre quantique  $m_s$  est le nombre quantique magnétique de spin. Il est lié aux 2 positions possibles, appelées spin s, que peut prendre l’électron dans sa case quantique. Sa valeur est donc soit  $+\frac{1}{2}$ , soit  $-\frac{1}{2}$ .

Exemples de nombres quantiques :

principal $n$	nombre quantique		Fonction d’onde $\Psi_{n,\ell,m}$	Orbitale Atomique correspondante	
	secondaire $\ell$	magnétique $m$			
1	0	0	$\Psi_{1,0,0}$	1s	
2	0	0	$\Psi_{2,0,0}$	2s	
		1	-1		$\Psi_{2,1,-1}$
			0		$\Psi_{2,1,0}$
+1	$\Psi_{2,1,1}$				
3	0	0	$\Psi_{3,0,0}$	3s	
		1	-1		$\Psi_{3,1,-1}$
			0		$\Psi_{3,1,0}$
	+1	$\Psi_{3,1,1}$			
	2	2	-2	$\Psi_{3,2,-2}$	3d
			-1	$\Psi_{3,2,-1}$	
			0	$\Psi_{3,2,0}$	
			+1	$\Psi_{3,2,1}$	
			+2	$\Psi_{3,2,2}$	
4	0	0	$\Psi_{4,0,0}$	4s	
		1	-1		$\Psi_{4,1,-1}$
			0		$\Psi_{4,1,0}$
	+1	$\Psi_{4,1,1}$			
	2	2	-2	$\Psi_{4,2,-2}$	4d
			-1	$\Psi_{4,2,-1}$	
			0	$\Psi_{4,2,0}$	
			+1	$\Psi_{4,2,1}$	
			+2	$\Psi_{4,2,2}$	
	3	3	-3	$\Psi_{4,3,-3}$	4f
			-2	$\Psi_{4,3,-2}$	
			-1	$\Psi_{4,3,-1}$	
			0	$\Psi_{4,3,0}$	
			+1	$\Psi_{4,3,1}$	
+2			$\Psi_{4,3,2}$		
+3			$\Psi_{4,3,3}$		

Les électrons sont donc positionnés sur des niveaux d'énergie bien définis ( $n = 1, 2, 3, 4\dots$ ).

Au lycée, au lieu de parler de niveaux d'énergie ( $n = 1, 2, 3, 4\dots$ ), on parle de couches (K, L, M, N...)

D'après le tableau précédent, chaque niveau d'énergie ( $n = 1, 2, 3, 4\dots$ ) peut se subdiviser en sous-couche (ou orbitale atomique) possédant une géométrie propre, définie par le nombre quantique  $\ell$  :

- Pour  $\ell = 0$ , on dit que la fonction d'onde  $\Psi$  décrit un électron dans l'état  $s$ , et on parle d'orbitale  $1s, 2s\dots$  en fonction de la valeur de  $n$ .
- Pour  $\ell = 1$ , on dit que la fonction d'onde  $\Psi$  décrit un électron dans l'état  $p\dots$
- Pour  $\ell = 2$ , on dit que la fonction d'onde  $\Psi$  décrit un électron dans l'état  $d\dots$
- Pour  $\ell = 3$ , on dit que la fonction d'onde  $\Psi$  décrit un électron dans l'état  $f\dots$

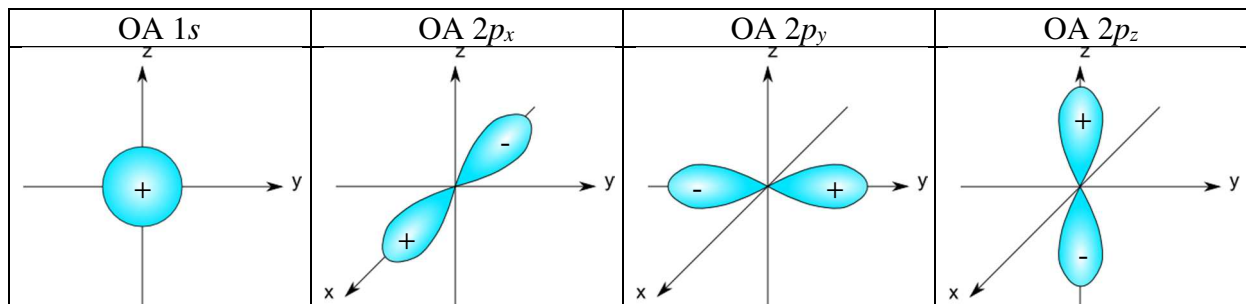
Les orbitales  $s$  ont une forme sphérique.

Les orbitales  $p$  sont en forme d'haltères (deux ellipsoïdes partageant un point de tangence au niveau du noyau atomique : le point O centre du repère orthonormé). Les deux ellipsoïdes résultants de la fonction d'onde sont différentes en signe (+ et -), on dit qu'elles sont anti-symétriques. Pour les différencier sur un schéma, on place dans chaque lobe le signe (voir ci-dessous).

Les orbitales atomiques  $d$  ne seront pas étudiées en cours.

Le nombre quantique magnétique  $m$  ne modifie pas le niveau d'énergie de l'orbitale, mais précise son orientation spatiale (selon  $x, y$  ou  $z$ ).

Les formes ci-dessous représentent la probabilité de présence de l'électron dans son orbitale atomique.



Pour les orbitales  $p$ , on définit que la probabilité de présence est nulle dans le plan perpendiculaire à l'orbitale : on l'appelle le plan nodal.

Par exemple, pour l'orbitale  $2p_x$ , le plan nodal est  $(yOz)$ .

### 3. Atome et configuration électronique

Les électrons se répartissent de façon indiscernable dans le nuage électronique d’un atome. Seule leur organisation globale a un sens.

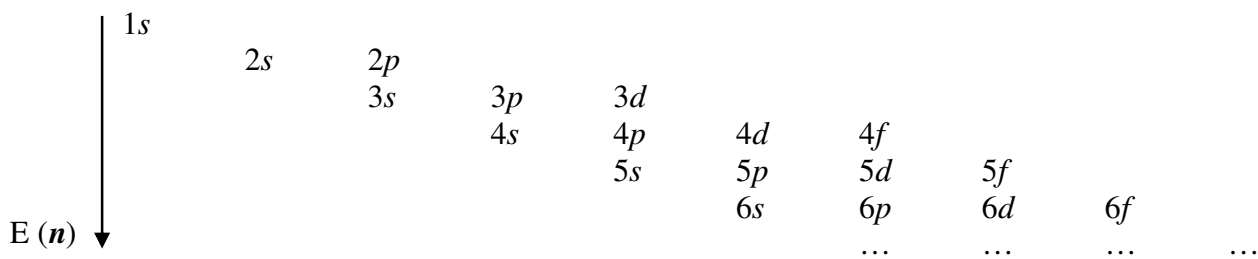
On appelle configuration électronique, ou structure électronique d’un atome (ou d’un ion), la répartition des électrons dans les diverses couches et sous-couches de l’atome à l’état fondamental (les différentes orbitales atomiques définies par  $n, \ell, m$ ).

#### 3.1. Principe de stabilité

Un système adopte spontanément l’état dans lequel son énergie totale est minimale. C’est son état le plus stable appelé aussi **état fondamental** de l’atome. Cette configuration obéit à plusieurs règles :

#### 3.2. Règle de Klechkowski

Les électrons remplissent les orbitales atomiques par ordre croissant d’énergie, c’est-à-dire en suivant l’ordre croissant de  $(n + \ell)$ . Pour 2 valeurs identiques de  $(n + \ell)$ , on remplit d’abord la sous couche de plus petit  $n$ . On obtient le schéma suivant :



On retrouve l’ordre de remplissage des orbitales atomiques en parcourant successivement les colonnes du haut vers le bas. L’ordre de remplissage est donc : 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p...

#### 3.3. Principe d’exclusion de Pauli

Dans son état fondamental, 2 électrons d’un même atome ne peuvent être décrits par le même ensemble  $(n, \ell, m, m_s)$ , autrement dit, ils ne peuvent avoir leurs 4 nombres quantiques égaux. Comme il n’y a que 2 valeurs possibles pour  $m_s$  et qu’une case quantique est définie par  $(n, \ell, m)$ , on remarque qu’il ne peut y avoir que 2 électrons par case.

#### 3.4. Règle de Hund

A l’état fondamental, en présence de plusieurs orbitales atomiques OA libres équivalentes, les électrons se placent toujours de façon à en occuper le plus grand nombre possible.

On remplit les cases quantiques (2 électrons maximum par case) de telle sorte qu’il y ait le maximum d’électrons célibataires avec un spin parallèle ( $m_s = +\frac{1}{2}$ ), avant de les regrouper par paire avec un spin antiparallèle ( $m_s = -\frac{1}{2}$ ). Les électrons deviennent alors appariés : un électron est de spin  $+\frac{1}{2}$ , l’autre de spin  $-\frac{1}{2}$ .

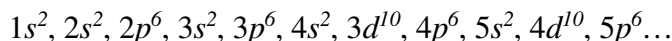
Le nombre maximal d’électrons pour chaque couche est égal à  $2n^2$ .

Par conséquent, une orbitale atomique  $s$  peut contenir 2 électrons, une orbitale  $p$  : 6 (2 électrons par direction ( $p_x, p_y, p_z$ )) ; une orbitale  $d$  : 10 et une orbitale  $f$  : 14 électrons.

Le tableau ci-dessous résume le nombre d'électrons qui peuvent être mis dans les orbitales :

$n$	$\ell$	$m$	OA	Nombre d'électrons par		
				sous-couche	couche	
1	0	0	$1s$	2	$1s^2$	2
2	0	0	$2s$	2	$2s^2$	8
	1	-1 ; 0 ; +1	$2p$	6	$2p^6$	
3	0	0	$3s$	2	$3s^2$	18
	1	-1 ; 0 ; +1	$3p$	6	$3p^6$	
	2	-2 ; -1 ; 0 ; +1 ; +2	$3d$	10	$3d^{10}$	
4	0	0	$4s$	2	$4s^2$	32
	1	-1 ; 0 ; +1	$4p$	6	$4p^6$	
	2	-2 ; -1 ; 0 ; +1 ; +2	$4d$	10	$4d^{10}$	
	3	-2 ; -1 ; 0 ; +1 ; +2 ; +3	$4f$	14	$4f^{14}$	

Ainsi en combinant toutes ces règles, on obtient l'ordre de remplissage suivant :



### 3.5. Electrons de valence

Les électrons de valence sont les électrons de la couche de valence ; ce sont eux qui interviennent dans les liaisons chimiques.

La couche de valence (ou couche périphérique) d'un atome est sa dernière couche électronique partiellement ou totalement remplie. C'est la couche électronique la plus externe. Elle est caractérisée par le nombre quantique principal  $n$  le plus élevé.

Dans le cas d'atome en  $ns^x$ , il y a  $x$  électrons de valence (1 ou 2). Pour un élément en  $ns^x, np^y$ , il y a  $x+y$  électrons de valence (3 à 8).

*Pour un élément en  $ns^x, (n-1)d^y$ , il y a de 1 à 7 électrons de valence sauf si  $d$  est saturée, ce sont des cas particuliers. **Ne pas retenir, c'est juste pour info...***

Ce sont les électrons célibataires de cette couche de valence qui permettent de créer des liaisons chimiques.

### 3.6. Exception aux règles (ne pas apprendre)

Il existe des exceptions aux règles de remplissage pour les colonnes 6 et 11, correspondant respectivement aux colonnes du chrome Cr et du cuivre Cu.

Au lieu d'écrire, pour le chrome, une structure électronique en  $4s^2, 3d^4$  on écrit  $4s^1, 3d^5$ . De même, pour le cuivre, au lieu de  $4s^2, 3d^9$  on écrit  $4s^1, 3d^{10}$ . Il existe d'autres exceptions pour le bloc  $f$ .

### 3.7. Ordre de départ des électrons

Lorsqu’un atome est soumis à une certaine énergie, il peut former des ions (cations). Les électrons partent dans l’ordre décroissant de leur énergie, sauf pour les éléments du bloc *d*.

Dans le cas d’atome en  $ns^x$ , ce sont les  $x$  électrons du niveau  $n$  qui peuvent être arrachés au noyau pour former un ion.

Pour un élément en  $ns^x, np^y$ , ce sont les  $y$  électrons du niveau  $n$  qui peuvent être arrachés au noyau pour former un ion.

Pour un élément en  $ns^x, (n-1)d^y$ , ce sont les  $x$  électrons, puis les  $y$  électrons qui peuvent être arrachés au noyau pour former un ion.

### 3.8. Exemples

Pour l’oxygène  $^{16}_8\text{O}$ , il y a 8 électrons à répartir. La structure électronique est :  $1s^2, 2s^2, 2p^4$ . Cette écriture ne permet pas de savoir la répartition des électrons dans les cases quantiques.

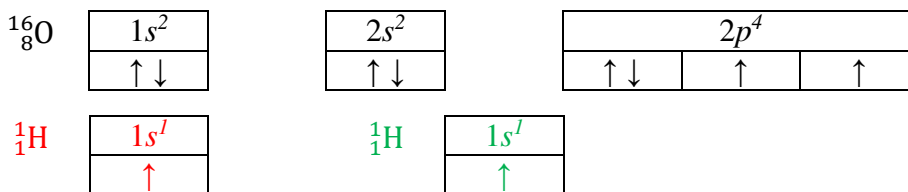
La représentation des cases quantiques est la suivante :



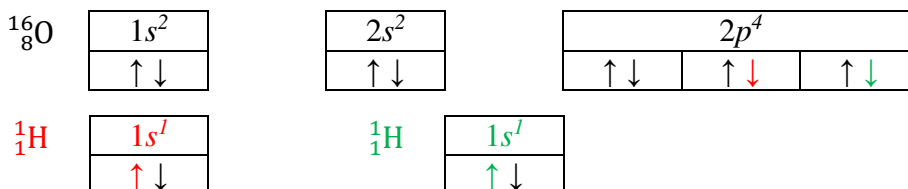
Avec cette représentation, on se rend compte qu’il existe 2 électrons célibataires sur la couche de valence de l’oxygène (dernière couche non complète accessible).

L’oxygène sera donc capable de capter 2 électrons pour saturer sa couche externe et ainsi avoir une structure électronique complète : celle du gaz rare qui le suit le Néon Ne. C’est ce qu’il se passe lorsqu’il se lie à 2 atomes d’hydrogène pour former de l’eau  $\text{H}_2\text{O}$ .

Chaque atome pris à l’état fondamental :



Après recombinaison (échange d’électron entre les atomes pour créer une liaison chimique) :

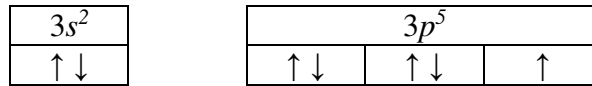


Après l’échange d’électron(s), l’oxygène est en configuration  $1s^2, 2s^2, 2p^6$  (configuration électronique du gaz rare qui le suit : le néon Ne) et les 2 atomes d’hydrogènes sont en configuration  $1s^2$  (configuration électronique du gaz rare qui le suit : l’hélium He). La création de liaison chimique a permis à chaque atome de se stabiliser.

Pour le chlore  ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ , il y a 17 électrons à répartir. La structure électronique est :  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$ . On se rend compte que plus l’élément possède d’électrons, plus la structure électronique est longue à écrire.

Pour simplifier, on utilise le nom de l’élément le plus stable (gaz rare) qui possède une structure électronique commune, écrite entre crochet, et on complète avec les électrons de valence. La structure électronique du chlore devient :  $[\text{Ne}] 3s^2, 3p^5$ .

La représentation des cases quantiques de valence du chlore est la suivante :



Sur la couche externe de valence, il y a 1 électron célibataire. Le chlore pourra capter un électron pour saturer sa couche externe, il deviendra l’ion chlorure  $\text{Cl}^-$ .

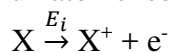
Pour le sodium  ${}_{11}^{23}\text{Na}$ , il y a 11 électrons à répartir. La structure électronique est :  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$  ou  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Le sodium possède donc 1 seul électron (célibataire) sur sa couche de valence.

Pour être stable, il doit donc soit perdre 1 électron, soit gagner 7 électrons. La solution de plus faible énergie est de perdre 1 électron ; le sodium deviendra un cation  $\text{Na}^+$  de même structure électronique que le néon Ne.



#### 4.1. Energie de première ionisation $E_i$

L’énergie de première ionisation, ou potentiel de première ionisation, notée  $E_i$ , représente l’énergie minimale à fournir pour arracher un électron à un atome isolé.



Cette énergie varie en fonction de la place de l’élément dans le tableau (en fonction du numéro atomique  $Z$ ). Il augmente du bas vers le haut dans une colonne et de gauche à droite dans une ligne. C’est tout à fait logique, il est plus difficile d’arracher un électron à un élément qui en possède beaucoup sur sa couche externe qu’à un élément qui n’en possède qu’un seul.

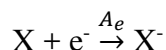
Les éléments de la colonne 18 possédant tous leurs électrons sur leur couche externe sont appelés gaz rare (ou gaz noble), ils sont extrêmement stable. Il faut donc fournir énormément d’énergie pour arracher un électron et rendre incomplète la couche externe de l’atome.

	1																	18
I	H	2											13	14	15	16	17	He
II	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
III	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
IV	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
V	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
VI	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
VII	Fr	Ra	Ac															
			VIII	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			IX	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

De la même façon, on peut définir une énergie de seconde, troisième, quatrième... ionisation. Ces énergies sont toujours supérieures à celle de première ionisation.

#### 4.2. Affinité électronique $A_E$

L’affinité électronique  $A_E$  d’un atome est l’aptitude à capter des électrons (à devenir un anion). Plus l’affinité électronique est grande, plus la capture d’un électron par l’atome dégage de l’énergie et plus l’ion négatif résultant est stable.



Elle augmente du bas vers le haut dans une colonne et de gauche à droite dans une ligne.

	1																	18
I	H	2											13	14	15	16	17	He
II	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
III	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
IV	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
V	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
VI	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
VII	Fr	Ra	Ac															
			VIII	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			IX	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Les atomes qui ont une grande énergie d’ionisation  $E_i$  (qui ne laissent pas partir facilement leurs électrons), sont ceux qui capteront facilement un électron pour être stable. Par conséquent, la colonne 18 n’est pas comptabilisée.



### 4.3. Electronégativité $E_N$ (ou $\chi$ )

Lorsque deux atomes mettent en commun chacun un électron de leur couche électronique externe, il en résulte une liaison covalente entre ces deux atomes.

Cependant les atomes engagés dans une liaison covalente n'ont pas la même tendance à attirer les électrons de la liaison. Cette tendance est appelée électronégativité ( $E_N$ ). Plus un atome est électronégatif, plus il aura tendance à attirer les électrons de la liaison covalente dans laquelle il est engagé. C'est la façon dont sont calculées les électronégativité selon Pauling (à partir des énergies de liaisons).

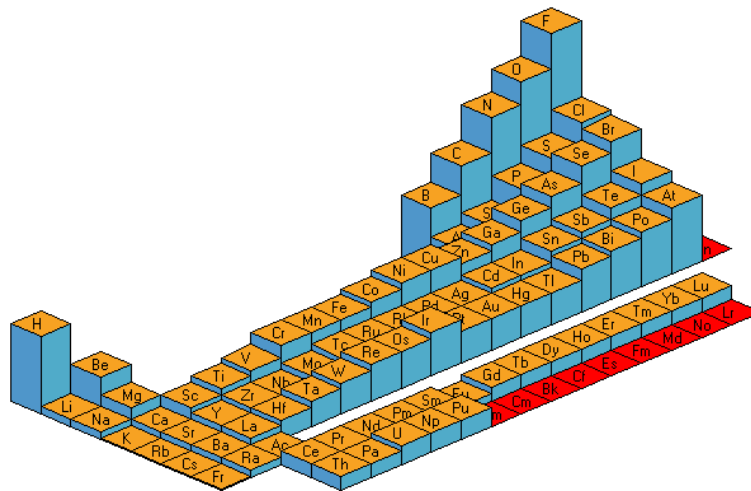
On peut aussi calculer l'électronégativité de la façon suivante (selon Mulliken) :

$$E_N = \frac{E_i + A_e}{2}$$

Comme précédemment, il y a une relation entre l'électronégativité d'un élément et sa place dans la classification périodique. L'électronégativité des éléments augmente de gauche à droite dans une ligne et de bas en haut dans une colonne.

	1																	18						
I	H	2																	He					
II	Li	Be																	B	C	N	O	F	Ne
III	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12							Al	Si	P	S	Cl	Ar
IV	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn							Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
V	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd							In	Sn	Sb	Te	I	Xe
VI	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg							Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
VII	Fr	Ra	Ac																					
VIII				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu							
IX				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr							

La représentation en 3D est plus parlante :



Le fluor F, en haut à gauche du tableau périodique, est l'atome le plus électronégatif ( $E_N = 4$  ou  $\chi_F = 4$ ). A contrario, le francium Fr, en bas à droite, est l'atome le moins électronégatif ( $E_N = 0,7$  ou  $\chi_F = 0,7$ ).

Les gaz nobles (rares), situés dans la 18<sup>ème</sup> colonne, ne sont pas électronégatifs !

## 5. Atome et représentation de Lewis

Les propriétés chimiques des atomes sont déterminées par les électrons externes, qui sont sensibles aux perturbations extérieures. On distingue donc les électrons occupant les O.A. d’énergies les plus basses (électrons de cœur) de ceux occupant les O.A. d’énergie les plus hautes (électrons externes ou de valences). Ces électrons de valences sont ceux dont le nombre quantique principal est le plus grand ou qui appartiennent à des sous-couches en cours de remplissage.

Le principe de Lewis est le suivant :

- Le noyau et les orbitales de cœur sont représentés par le symbole de l’élément.
- Autour du symbole de l’élément, sont indiquées les orbitales de valence : elles sont figurées par un tiret si elles sont occupées par un doublet d’électrons. Elles sont représentées par un point si elles ne contiennent qu’un seul électron (dit électron célibataire). Elles ne sont pas figurées si elles sont inoccupées.

Exemple : Atome d’azote ayant une configuration de valence :  $2s^2 2p^3$        $\cdot \bar{\text{N}} \cdot$

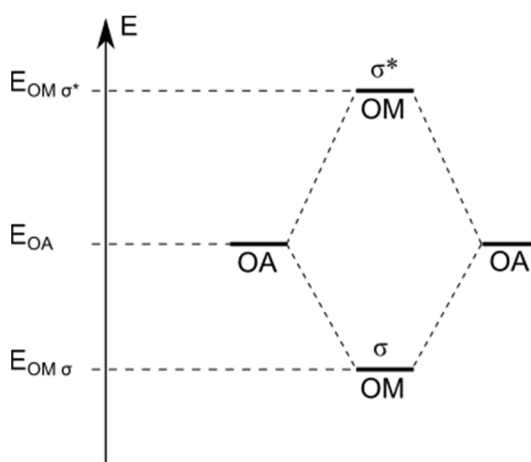
Atome d’aluminium ayant une configuration de valence :  $3s^2 3p^1$        $|\text{Al}| \cdot$

## 6. La liaison chimique (théorie LCAO) *suite de la page 3*

Pour rendre compte de la formation de la liaison chimique, il faut décrire la molécule par une nouvelle fonction d’onde  $\Psi$  qui sera une combinaison linéaire des orbitales atomiques **OA** (CLOA en français, LCAO en anglais).

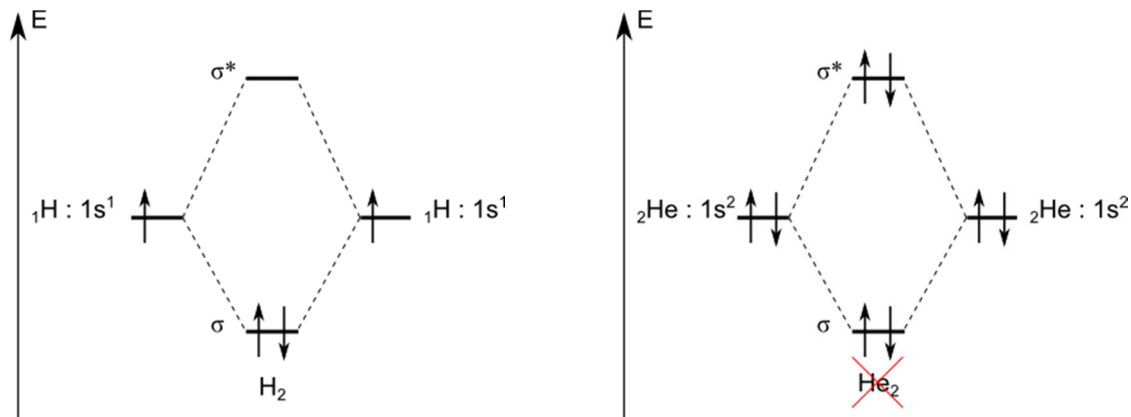
Dans une molécule, l’orbitale atomique de chaque électron va se délocaliser partiellement ou totalement sur la molécule et c’est cette nouvelle orbitale qui porte le nom d’orbitale moléculaire **OM**.

La combinaison de 2 orbitales atomiques OA conduit à la formation de 2 orbitales moléculaires OM ; l’une a une énergie inférieure à celles de départ (orbitale liante  $\sigma$ ), l’autre possède une énergie supérieure à celles de départ (orbitale anti-liante  $\sigma^*$ ).



En premier, il faut placer le nombre d’électron (correspondant à la couche externe de l’atome) sur les orbitales atomiques. Ensuite, en respectant les règles de **Pauli** et **Hund** (3.2 et 3.3 page 4), on complète les orbitales moléculaires en commençant par la plus basse.

Essayons de voir si des molécules de dimères d’hydrogène et d’hélium peuvent exister. En respectant les règles édictées précédemment, on obtient les graphiques de niveau d’énergie suivants :



On remarque que pour la molécule d’H<sub>2</sub>, seule l’orbitale moléculaire liante est occupée, cela signifie que l’hydrogène peut exister sous forme de dihydrogène H<sub>2</sub> car la mise en commun des électrons de chaque hydrogène permet de créer une liaison sigma  $\sigma$ .

Concernant le diagramme LCAO du He<sub>2</sub>, les 2 orbitales moléculaires sont occupées (liante et anti-liante). Cela signifie que l’hélium ne peut se lier à un autre atome d’hélium et exister sous forme de dihélium He<sub>2</sub>. En effet, les électrons résultant de la mise en commun des électrons de chaque hélium viennent saturer l’orbitale moléculaire anti-liante : la liaison est impossible. L’hélium est un gaz rare, il n’existe qu’à l’état monoatomique.

Pour qu’une molécule soit stable, il faut avoir un bilan énergétique liant !

Pour savoir si une molécule existe, on peut aussi calculer l’indice de liaison I.L (appelé aussi ordre de liaison O.L). Il correspond à la moitié de la différence des électrons se trouvant en position liante ou anti-liante :

$$I.L = \frac{1}{2} \cdot (e_{liants}^- - e_{non\ liants}^-)$$

Les molécules ne peuvent exister si l’indice de liaison est nul : I.L = 0 (O.L = 0).

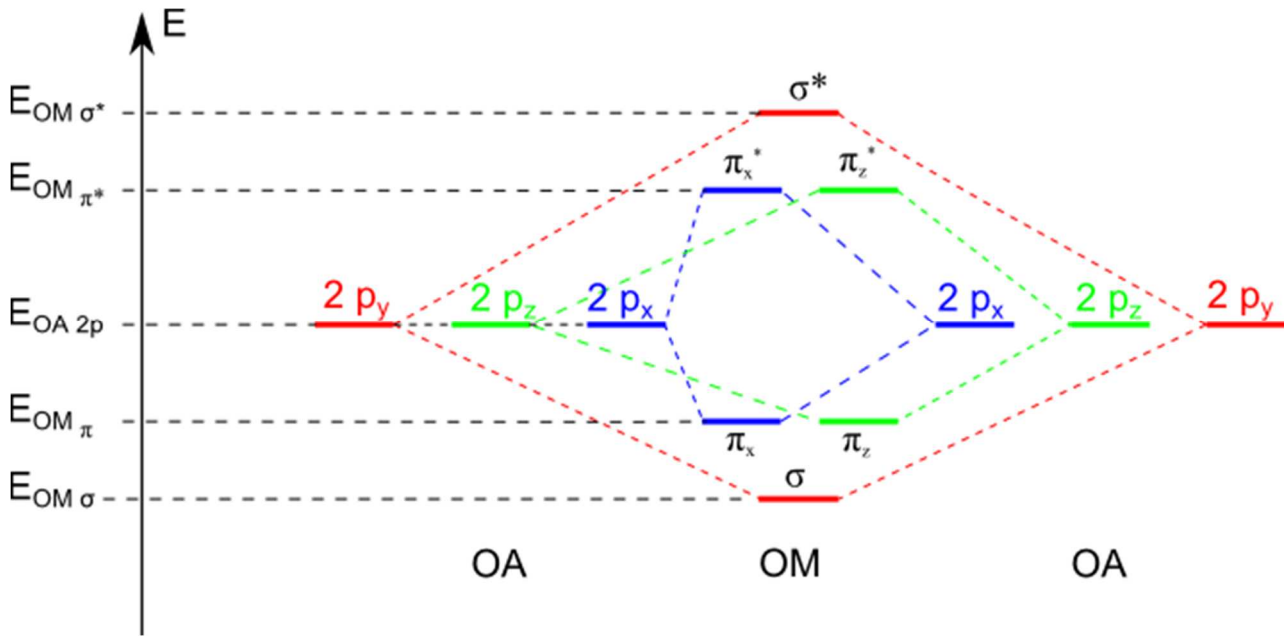
Exemple pour H<sub>2</sub> et He<sub>2</sub> :

$$I.L_{H_2} = \frac{1}{2} \cdot (2 - 0) = 1$$

$$I.L_{He_2} = \frac{1}{2} \cdot (2 - 2) = 0$$

Cela confirme les résultats obtenus à l’aide des graphiques d’énergie.

Il faut conduire le même raisonnement pour les orbitales atomiques  $2p$ . Il y a au maximum 6 électrons dans chaque orbitale ( $2p^6$ ), répartis dans 3 directions :  $2p_x$ ,  $2p_y$ ,  $2p_z$ .



En partant de 2 fois 3 Orbitales Atomiques (OA), on aboutit à la formation de 6 Orbitales Moléculaires (OM).

**Il y a toujours autant d'orbitales moléculaires formées qu'il y avait d'orbitales atomiques au départ.**

Il est aussi possible de combiner des orbitales atomiques  $s$  et  $p$  (ou  $s$  et  $d$  ; ou  $p$  et  $d$ ) d'énergies voisines pour former des molécules complexes telles  $\text{CH}_4$ ,  $\text{AgI}$ ...

Lorsque 2 orbitales atomiques OA forment deux orbitales moléculaires OM, on parle de **recouvrement**. Il en existe de 2 types :

- un recouvrement axial (selon l'axe  $y$ ) qui conduit à la formation de liaison  $\sigma$ ,
- un recouvrement latéral (selon les axes  $x$  et  $z$ ) qui conduit à la formation de liaison(s)  $\pi$ .

Cette représentation permet également de prédire si une molécule est dia ou paramagnétique :

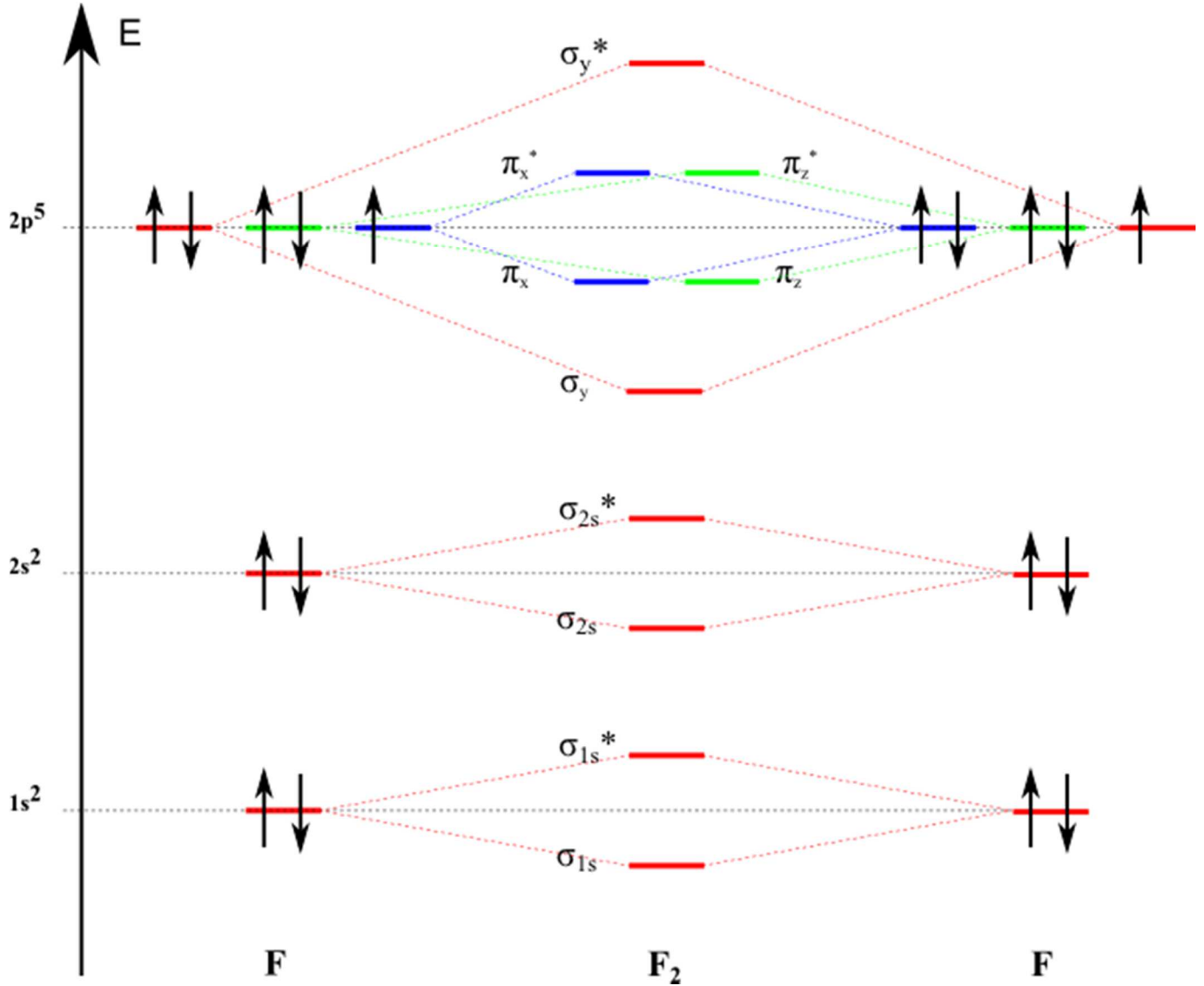
- Dans une molécule diamagnétique, tous les électrons sont appariés. Il n'y a pas d'électrons célibataires.
- Dans une molécule paramagnétique, il existe des électrons célibataires. Par convention, ils sont orientés de même spin (spins parallèles), générant alors un moment magnétique permanent.

Attention, pour les atomes de numéro atomique  $Z$  inférieur ou égale à 7 (tous les atomes avant l'oxygène), il y a une inversion des niveaux d'énergie des orbitales moléculaires  $\sigma$  liante et  $\pi$  liante. Le reste du diagramme reste identique.

Exemple : Cas du difluor  $F_2$ .

Le fluor possède une configuration électronique  $1s^2, 2s^2, 2p^5$ . On place aux différents niveaux d’énergie les électrons constituant les différentes OA. Pour un atome de fluor, on en dénombre 5. Cela veut dire que si l’on souhaite combiner 2 atomes de fluor, on va former  $2 \times 5 = 10$  OM.

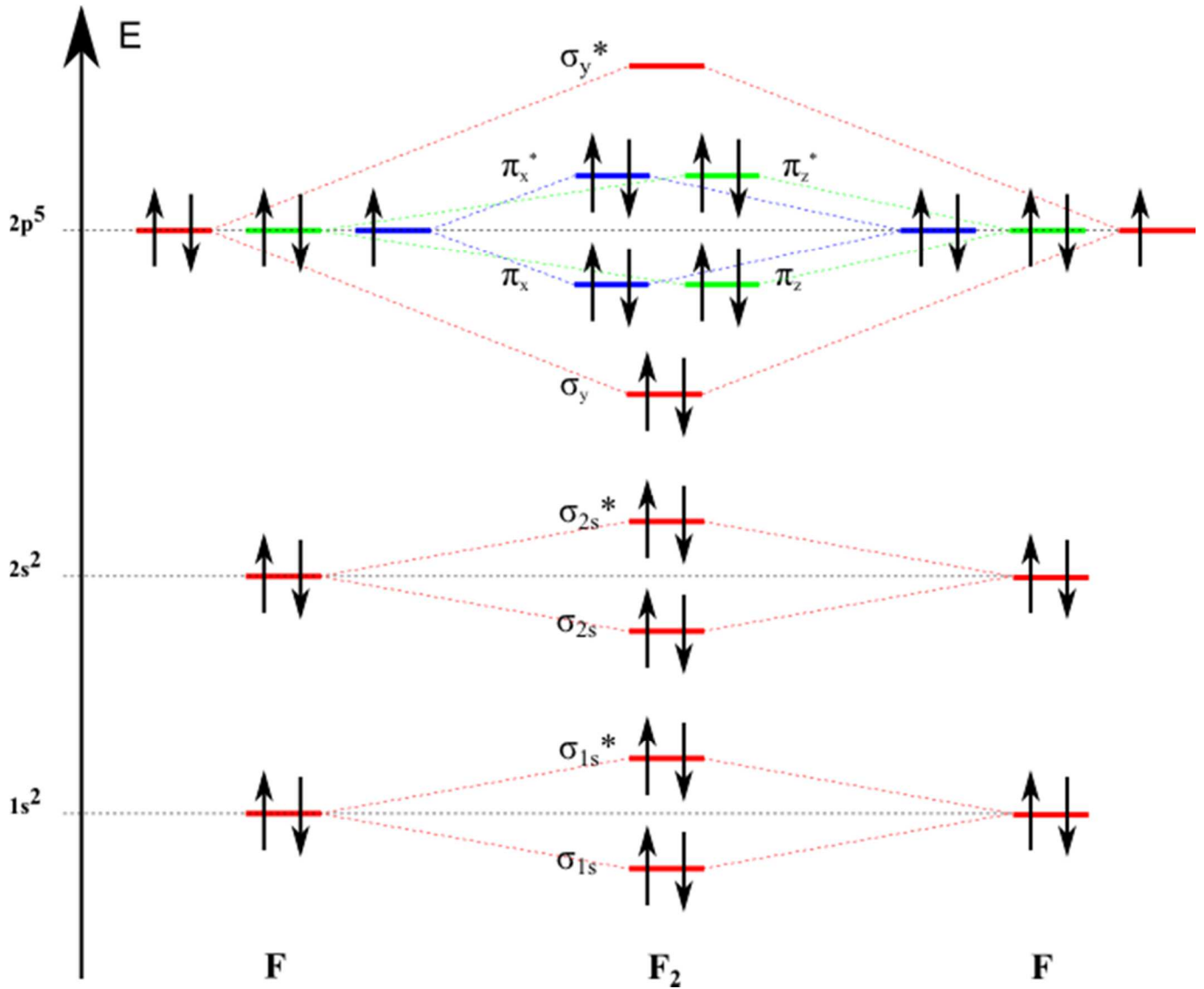
On obtient le graphique page suivante :



Il ne reste plus qu'à positionner les électrons ( $2 \times 9 = 18$ ) sur les orbitales moléculaires en respectant les règles de Hund et Pauli.

*Entrainez-vous à les placer sur le graphique ci-dessus et vérifiez ensuite...*

On obtient alors le graphique page suivante :

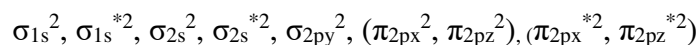


Tous les électrons étant placés, on observe que  $\sigma_{1s}^*$ ,  $\sigma_{2s}^*$ ,  $\pi_x^*$  et  $\pi_z^*$  sont occupées totalement. Seule reste libre  $\sigma_y^*$  ! On pourra donc créer une liaison sigma  $\sigma$  entre les 2 atomes de fluor pour créer du difluor  $F_2$ .

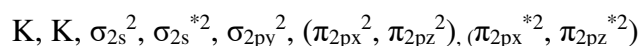
La molécule est diamagnétique car elle ne possède pas d'électrons célibataires sur ses orbitales moléculaires.

Les orbitales  $\sigma_{1s}$ ,  $\sigma_{1s}^*$  sont appelées orbitales moléculaires de cœur car elles sont non liantes, elles sont saturées. Les orbitales restantes sont appelées périphériques, et ce sont elles qui servent à créer des liaisons chimiques entre les atomes.

Pour écrire la configuration électronique de cette molécule de difluor, on écrit les orbitales moléculaires formées à partir du bas et on place en exposant le nombre d'électrons contenus dans l'orbitale moléculaire. On place entre parenthèses les orbitales de même niveau d'énergie :



Pour signifier que les orbitales  $\sigma_{1s}$  sont saturées, on peut remplacer par la couche K :



## 7. Quelques QCM d'entraînements :

**QCM 1 :** (cocher la réponse correcte)

- A. Le noyau d'un atome est une sphère constituée de proton(s), de neutron(s) et d'électron(s)
- B. Le noyau d'un atome n'est pas chargé électriquement
- C. Le noyau d'un atome est chargé négativement
- D. Le noyau d'un atome est chargé positivement
- E. Le noyau d'un atome peut être chargé positivement

**QCM 2 :** (cocher la réponse correcte)

- A. Le noyau d'un atome comporte à minima un proton
- B. Le noyau d'un atome comporte à minima un nuage électronique
- C. Le noyau d'un atome comporte à minima un neutron
- D. Le noyau d'un atome comporte à minima un électron
- E. Le noyau d'un atome comporte à minima un photon

**QCM 3 :** (cocher la réponse correcte)

Dans la représentation symbolique du noyau d'un atome :  ${}^A_ZX$ , où X est le symbole de l'atome :

- A. Il y a A protons
- B. Il y a A quarks
- C. Il y a N neutrons
- D. Il y a N nucléons
- E. Il y a Z électrons

**QCM 4 :** (cocher la ou les réponses correctes)

Pour l'atome de Béryllium suivant :  ${}^9_4\text{Be}$ , sa composition est :

- A. 4 nucléons
- B. 4 électrons
- C. 5 neutrons
- D. 9 protons
- E. 13 nucléons

**QCM 5 :** (cocher la ou les réponses correctes)

Tous les isotopes du Béryllium possèdent :

- A. 4 protons
- B. 5 nucléons
- C. 5 neutrons
- D. 9 électrons
- E. 13 nucléons

**QCM 6 :** (cocher la réponse correcte)

Pour l'atome suivant :  ${}^9_4\text{Be}$ , l'état fondamental est :

- A.  $1s^2, 2s^2$
- B.  $1s^2, 2p^2$
- C.  $1s^2, 2s^2, 2p^5$
- D.  $1s^2, 2p^6, 3d^1$
- E.  $1s^2, 2s^2, 3s^2, 2p^3$

**QCM 7 :** (cocher la réponse correcte)

Pour l'atome suivant :  ${}_{15}^{31}\text{P}$ , l'état fondamental est :

- A.  $1s^2, 2p^6, 3d^7$
- B.  $1s^2, 1p^6, 1d^{10}, 1f^3$
- C.  $1s^2, 2p^6, 3d^{10}, 4f^3$
- D.  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$
- E.  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^1$

**QCM 8 :** (cocher la ou les réponses correctes)

Parmi les propositions suivantes, le(s) isotope(s) possible(s) du silicium  ${}_{14}^{28}\text{Si}$  est(sont) :

- A.  ${}_{13}^{27}\text{Si}$
- B.  ${}_{13}^{28}\text{Si}$
- C.  ${}_{14}^{29}\text{Si}$
- D.  ${}_{14}^{30}\text{Si}$
- E.  ${}_{15}^{28}\text{Si}$

**QCM 9 :** (cocher les réponses correctes)

Concernant l'atome de silicium  ${}_{14}^{28}\text{Si}$  :

- A. Son noyau possède autant de protons que d'électrons
- B. Son noyau possède autant de protons que de neutrons
- C. Il possède 2 doublets non-liants sur sa couche externe
- D. Il possède 1 doublet non-liant et 2 électrons célibataires sur sa couche externe
- E. Il possède 4 électrons célibataires sur sa couche externe

**QCM 10 :** (cocher la réponse correcte)

Concernant l'atome d'aluminium  ${}_{13}^{27}\text{Al}$  :

- A. C'est un métal alcalin
- B. C'est un métal alcalino-terreux
- C. C'est un métal pauvre
- D. C'est un métal de transition
- E. Ce n'est pas un métal

**QCM 11 :** (cocher la ou les réponses correctes)

Soit l'élément chimique de configuration  $1s^2, 2s^2, 2p^4$

- A. Il possède 4 électrons de valence
- B. Il se situe sur la 2<sup>ème</sup> ligne
- C. Il se situe dans la 4<sup>ème</sup> colonne
- D. C'est un métal alcalino-terreux
- E. C'est l'élément le plus électronégatif du tableau périodique

**QCM 12 :** (cocher la ou les réponses correctes)

- A. Un métal alcalin ne possède qu'un seul électron sur sa couche externe
- B. Un élément gazeux est obligatoirement un gaz rare
- C. Un métal alcalin forme facilement un cation
- D. Un gaz rare forme facilement un cation
- E. Les gaz rares sont très électronégatifs



**QCM 13:** (cocher la ou les réponses correctes)

Les nombres quantiques de l'élément fluor sont :

- A.  $\ell = 2$
- B.  $m = 2$
- C.  $n = 2$
- D.  $o = 2$
- E.  $p = 2$

**QCM 14:** (cocher la ou les réponses correctes)

Pour l'atome suivant :  $^{15}_7\text{N}$  :

- A. Sa masse atomique physique est de 15 uma
- B. Sa masse atomique relative est de 15 uma
- C. Sa masse atomique naturelle est de 15 uma
- D. Sa masse molaire atomique est de 14 uma
- E. Aucune réponse.

**QCM 15:** (cocher la ou les réponses correctes)

En chimie, l'élément azote  $^{15}_7\text{N}$  :

- A. peut gagner un électron pour devenir l'ion  $^{15}_7\text{N}^-$
- B. peut perdre un électron pour devenir l'ion  $^{15}_7\text{N}^+$
- C. peut perdre un proton pour devenir l'élément  $^{15}_6\text{C}$
- D. peut gagner un proton pour devenir l'élément  $^{15}_8\text{O}$
- E. peut perdre un neutron pour devenir l'élément  $^{14}_7\text{N}$

**QCM 16:** (cocher la ou les réponses correctes)

Soit l'élément de configuration :  $[\text{Rn}] 7s^2, 5f^4$ .

- A. Il appartient au bloc  $s$
- B. Il appartient au bloc  $f$
- C. Sa couche de valence est caractérisée par le nombre quantique  $n = 7$
- D. Sa couche de valence est caractérisée par le nombre quantique  $n = 5$
- E. Il appartient à la 7<sup>ème</sup> ligne du tableau périodique

**QCM 17:** (cocher la ou les réponses correctes)

Pour les atomes suivants :  $^{121}_{51}\text{Sb}$  et  $^{79}_{34}\text{Se}$  ; après avoir écrit les configurations électroniques des atomes, sans regarder le tableau périodique, répondez aux questions suivantes :

- A. Ils appartiennent à la même colonne
- B. Ils appartiennent à la même ligne
- C. Ils possèdent les mêmes propriétés physiques
- D. Leurs couches externes sont  $n s^2, n p^1$  à l'état fondamental
- E. Aucune réponse

**QCM 18 :** (cocher la bonne réponse) **QCM à faire sans calculatrice**

Connaissant les masses atomiques relatives ( $M_C = 12 \text{ uma}$  ;  $M_{Cl} = 35,5 \text{ uma}$ ), déterminer la composition centésimale du tétrachlorure de méthyle  $\text{CCl}_4$  :

- A. 1% C ; 4% Cl
- B. 7,8% C ; 92,2% Cl
- C. 12% C ; 35,5% Cl
- D. 12% C ; 142% Cl
- E. 20% C ; 80% Cl

**QCM 19 :** (cocher la ou les réponses correctes)

Lors d'une liaison entre deux atomes de fluor, selon la théorie LCAO :

- A. Il y a recouvrement axial de 2 orbitales atomiques  $p_x$  pour former une liaison  $\sigma$
- B. Il y a recouvrement latéral de 2 orbitales atomiques  $p_y$  pour former une liaison  $\pi$
- C. Il y a mise en commun de 10 orbitales atomiques, chaque atome de fluor en fournissant 5
- D. Il y a formation de 10 orbitales moléculaires au total
- E. La configuration s'écrit :  $\sigma_{1s}^2, \sigma_{1s}^{*2}, \sigma_{2s}^2, \sigma_{2s}^{*2}, \sigma_{2p_y}^2, (\pi_{2p_x}^2, \pi_{2p_z}^2), (\pi_{2p_x}^{*2}, \pi_{2p_z}^{*2})$

**QCM 20 :** (cocher les réponses correctes)

Lors d'une liaison entre deux atomes de fluor, selon la théorie LCAO :

- A. La molécule de difluor est diamagnétique
- B. La molécule de difluor est paramagnétique
- C. Toutes les orbitales moléculaires liantes sont saturées
- D. Toutes les orbitales moléculaires anti-liantes sont saturées
- E. L'indice de liaison est :  $I.L = 1$

## 8. Réponses aux QCM d'entraînements :

### QCM 1 : (cocher la réponse correcte) **D**

- A. Le noyau d'un atome est une sphère constituée de proton(s), de neutron(s) et d'électron(s) **pas d'électron dans le noyau !**
- B. Le noyau d'un atome n'est pas chargé électriquement
- C. Le noyau d'un atome est chargé négativement
- D. Le noyau d'un atome est chargé positivement**
- E. Le noyau d'un atome peut être chargé positivement

### QCM 2 : (cocher la réponse correcte) **A**

- A. Le noyau d'un atome comporte à minima un proton**
- B. Le noyau d'un atome comporte à minima un nuage électronique **pas d'électron dans le noyau !**
- C. Le noyau d'un atome comporte à minima un neutron **l'hydrogène ne contient pas de neutron dans son noyau**
- D. Le noyau d'un atome comporte à minima un électron **pas d'électron dans le noyau !**
- E. Le noyau d'un atome comporte à minima un photon

### QCM 3 : (cocher la réponse correcte) **C**

Dans la représentation symbolique du noyau d'un atome :  ${}^A_ZX$ , où X est le symbole de l'atome :

- A. Il y a A protons **Z protons, A nucléons**
- B. Il y a A quarks
- C. Il y a N neutrons  $N = A - Z$  neutrons**
- D. Il y a N nucléons **Z proton, A nucléons**
- E. Il y a Z électrons **pas d'électron dans le noyau ! mais sinon, il y a Z électrons dans l'atome. La consigne ici permettait de ne pas cocher cette réponse.**

### QCM 4 : (cocher la ou les réponses correctes) **B C**

Pour l'atome de Béryllium suivant :  ${}^9_4\text{Be}$ , sa composition est :

- A. 4 nucléons **A = 9 nucléons**
- B. 4 électrons  $Z = 4$  électrons. Ici on coche car c'est écrit pour l'atome (pas pour le noyau cf QCM3)**
- C. 5 neutrons  $N = A - Z = 9 - 4 = 5$  neutrons**
- D. 9 protons **Z = 4 protons**
- E. 13 nucléons **A = 9 nucléons**

### QCM 5 : (cocher la ou les réponses correctes) **A**

Tous les isotopes du Béryllium possèdent : **le même nombre de protons (4), mais un nombre de neutrons différents (4, 5 ou 6.) et donc un nombre de nucléons différents (8, 9 ou 10...).**

- A. 4 protons**
- B. 5 nucléons
- C. 5 neutrons
- D. 9 électrons
- E. 13 nucléons

**QCM 6 :** (cocher la réponse correcte) **A**

Pour l'atome suivant :  ${}^9_4\text{Be}$ , l'état fondamental est : **le Béryllium ne contient que 4 protons ( $Z = 4$ ). On sature la couche 1s avec 2 électrons, puis on passe à la couche 2s**

- A.  $1s^2, 2s^2$
- B.  $1s^2, 2p^2$  **La couche 2p ne peut être remplie avant la 2s**
- C.  $1s^2, 2s^2, 2p^5$
- D.  $1s^2, 2p^6, 3d^1$
- E.  $1s^2, 2s^2, 3s^2, 2p^3$

**QCM 7 :** (cocher la réponse correcte) **D**

Pour l'atome suivant :  ${}^{31}_{15}\text{P}$ , l'état fondamental est : **le Phosphore ne contient que 15 protons ( $Z = 15$ ). On sature la couche 1s avec 2 électrons, puis on passe à la couche 2s que l'on sature avec 2 électrons, puis la 2p avec 6 électrons, puis la 3s avec 2 électrons et enfin la 3p avec les 3 électrons restants.**

- A.  $1s^2, 2p^6, 3d^7$
- B.  $1s^2, 1p^6, 1d^{10}, 1f^3$
- C.  $1s^2, 2p^6, 3d^{10}, 4f^3$
- D.  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$**
- E.  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^1$

**QCM 8 :** (cocher la ou les réponses correctes) **C D**

Parmi les propositions suivantes, le(s) isotope(s) possible(s) du silicium  ${}^{28}_{14}\text{Si}$  est(sont) : **isotopes signifie même nombre de protons mais un nombre différents de neutrons (et donc nucléons)**

- A.  ${}^{27}_{13}\text{Si}$
- B.  ${}^{28}_{13}\text{Si}$
- C.  ${}^{29}_{14}\text{Si}$**
- D.  ${}^{30}_{14}\text{Si}$**
- E.  ${}^{28}_{15}\text{Si}$

**QCM 9 :** (cocher les réponses correctes) **B E**

Concernant l'atome de silicium  ${}^{28}_{14}\text{Si}$  :

- A. Son noyau possède autant de protons que d'électrons
- B. Son noyau possède autant de protons que de neutrons. Il y en a 14 de chaque**
- C. Il possède 2 doublets non-liants sur sa couche externe
- D. Il possède 1 doublet non-liant et 2 électrons célibataires sur sa couche externe
- E. Il possède 4 électrons célibataires sur sa couche externe. Sa configuration électronique est  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^2$ , donc sa couche externe, c'est celle de niveau 3 où il y a  $2 + 2 = 4$  électrons**

**QCM 10 :** (cocher la réponse correcte) **C**

Concernant l'atome d'aluminium  ${}^{27}_{13}\text{Al}$  :

- A. C'est un métal alcalin
- B. C'est un métal alcalino-terreux
- C. C'est un métal pauvre**
- D. C'est un métal de transition
- E. Ce n'est pas un métal

**QCM 11 :** (cocher la ou les réponses correctes) **B**

Soit l'élément chimique de configuration  $1s^2, 2s^2, 2p^4$

- A. Il possède 4 électrons de valence **Couche de valence = couche externe (niveau 2), il y a donc  $2 + 4 = 6$  électrons**
- B. Il se situe sur la 2<sup>ème</sup> ligne**
- C. Il se situe dans la 16<sup>ème</sup> colonne
- D. C'est un métal alcalino-terreux **c'est un non-métal**
- E. C'est l'élément le plus électronégatif du tableau périodique **Faux, c'est le fluor F l'élément le plus électronégatif.**

**QCM 12 :** (cocher la ou les réponses correctes) **A C**

- A. Un métal alcalin ne possède qu'un seul électron sur sa couche externe**
- B. Un élément gazeux est obligatoirement un gaz rare **Faux : H, N et O, entre autres, sont des gaz.**
- C. Un métal alcalin forme facilement un cation**
- D. Un gaz rare forme facilement un cation **Faux, leur configuration électronique saturée les rend extrêmement stable**
- E. Les gaz rares **ne** sont pas électronégatifs

**QCM 13:** (cocher la ou les réponses correctes) **C**

Les nombres quantiques de l'élément fluor sont : **Sa configuration électronique est  $1s^2, 2s^2, 2p^5$ , donc  $n = 2, l = 1, m = -1, 0$  ou  $+1$**

- A.  $l = 2$
- B.  $m = 2$
- C.  $n = 2$**
- D.  $o = 2$  **n'existe pas**
- E.  $p = 2$  **n'existe pas**

**QCM 14 :** (cocher la ou les réponses correctes) **B**

Pour l'atome suivant :  ${}^{15}_7\text{N}$  :

- A. Sa masse atomique physique est de 15 uma **en  $10^{-27}$  kg**
- B. Sa masse atomique relative est de 15 uma. Cela correspond au nombre de nucléons présents**
- C. Sa masse atomique naturelle est de 15 uma **fonction de l'abondance naturelle (14,007 uma)**
- D. Sa masse molaire atomique est de 14 uma **en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$**
- E. Aucune réponse.

**QCM 15 :** (cocher la ou les réponses correctes) **A B**

En chimie **(les seuls échanges autorisés sont des échanges d'électrons ! l'échange de proton ou de neutron concerne la radioactivité Biophysique)**, l'élément azote  ${}^{15}_7\text{N}$  :

- A. peut gagner un électron pour devenir l'ion  ${}^{15}_7\text{N}^-$ .**
- B. peut perdre un électron pour devenir l'ion  ${}^{15}_7\text{N}^+$ .**
- C. peut perdre un proton pour devenir l'élément  ${}^{15}_6\text{C}$ .
- D. peut gagner un proton pour devenir l'élément  ${}^{15}_8\text{O}$ .
- E. peut perdre un neutron pour devenir l'élément  ${}^{14}_7\text{N}$ .

**QCM 16 :** (cocher la ou les réponses correctes) **B D E**

Soit l'élément de configuration :  $[Rn] 7s^2, 5f^4$ .

- A. Il appartient au bloc *s*
- B. Il appartient au bloc *f*. dernière sous-couche non remplie
- C. Sa couche de valence est caractérisée par le nombre quantique  $n = 5$
- D. Sa couche de valence est caractérisée par le nombre quantique  $n = 7$ . C'est le nombre quantique  $n$  le plus élevé.
- E. Il appartient à la 7<sup>ème</sup> ligne du tableau périodique

**QCM 17 :** (cocher la ou les réponses correctes) **E**

Pour les atomes suivants :  $^{121}_{51}\text{Sb}$  et  $^{79}_{34}\text{Se}$  ; après avoir écrit les configurations électroniques des atomes, sans regarder le tableau périodique, répondez aux questions suivantes :

L'antimoine Sb :  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 5s^2, 5p^3$

Le Sélénium Se :  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^4$

- A. Ils appartiennent à la même colonne. Faux, Sb est en  $p^3$  et Se en  $p^4$
- B. Ils appartiennent à la même ligne. Faux, Sb est en  $n = 5$  et Se en  $n = 4$
- C. Ils possèdent les mêmes propriétés physiques. Pas même colonne
- D. Leurs couches externes sont  $n s^2, n p^3$  à l'état fondamental. Faux, Sb est en  $p^3$  et Se en  $p^4$
- E. Aucune réponse.

**QCM 18 :** (cocher la bonne réponse) **B**

Connaissant les masses atomiques relatives ( $M_C = 12 \text{ uma}$  ;  $M_{Cl} = 35,5 \text{ uma}$ ), déterminer la composition centésimale du tétrachlorure de méthyle  $\text{CCl}_4$  :

$$\% C = \frac{M_C}{M_{\text{CCl}_4}} \times 100 = \frac{12}{12 + 4 \times 35,5} \times 100 = \frac{1200}{154} = 7,79$$

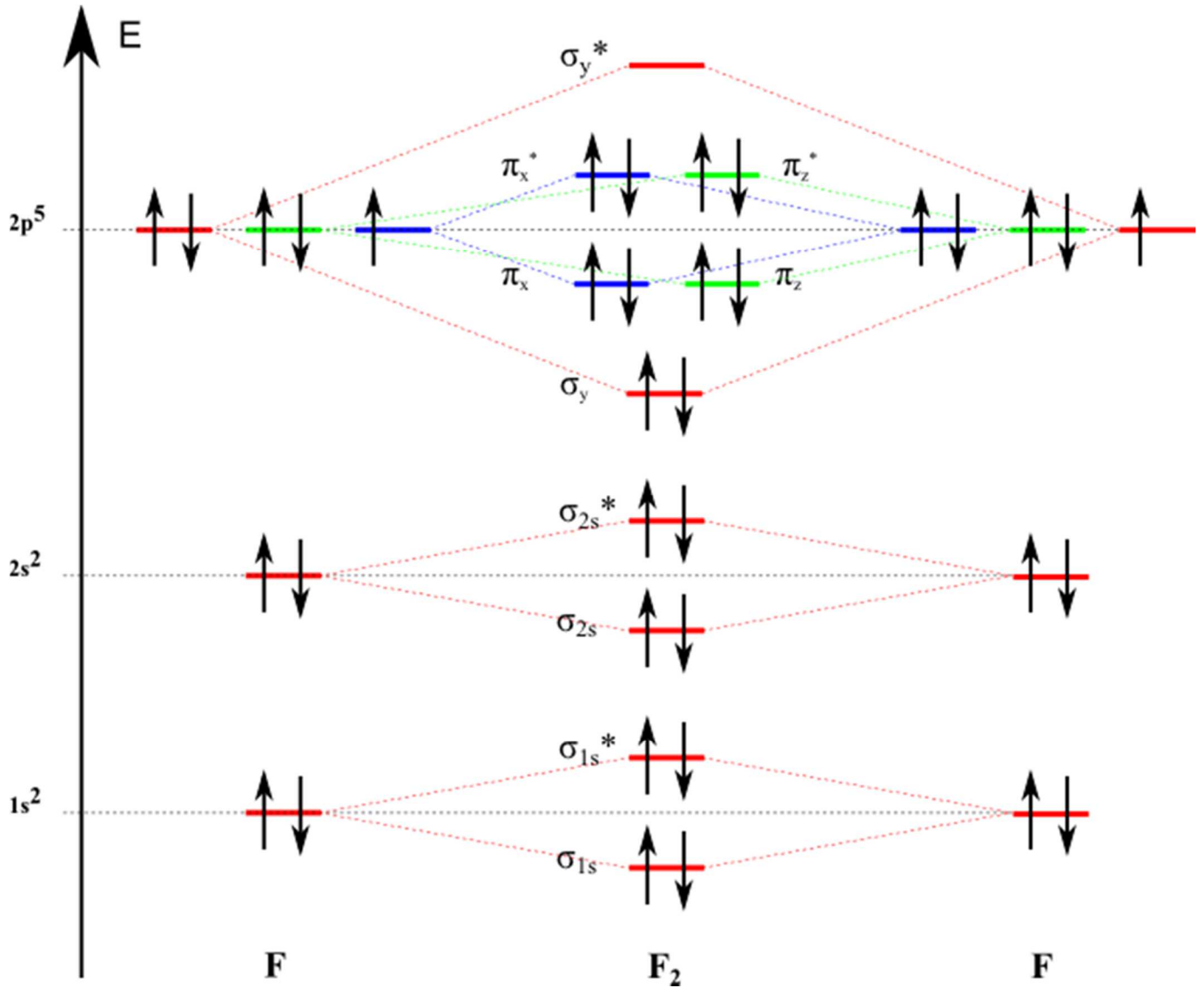
$$\% Cl = \frac{M_{Cl}}{M_{\text{CCl}_4}} \times 100 = \frac{4 \times 35,5}{12 + 4 \times 35,5} \times 100 = \frac{14200}{154} = 92,21$$

- A. 1% C ; 4% Cl
- B. 7,8% C ; 92,2% Cl
- C. 12% C ; 35,5% Cl
- D. 12% C ; 142% Cl
- E. 20% C ; 80% Cl

**QCM 19 :** (cocher la ou les réponses correctes) **C D E**

Lors d'une liaison entre deux atomes de fluor, selon la théorie LCAO : voir page suivante

- A. Il y a recouvrement axial de 2 orbitales atomiques  $p_y$  pour former une liaison  $\sigma$ .
- B. Il y a recouvrement latéral de 2 orbitales atomiques  $p_y$  pour former une liaison  $\pi$ . Pas d'orbitales moléculaires  $\pi$  ici.
- C. Il y a mise en commun de 10 orbitales atomiques, chaque atome de fluor en fournissant 5.
- D. Il y a formation de 10 orbitales moléculaires au total. Y compris la  $\sigma_{2p_y}^*$  qui n'est pas remplie. Elle est créée par la théorie.
- E. La configuration s'écrit :  $\sigma_{1s}^2, \sigma_{1s}^{*2}, \sigma_{2s}^2, \sigma_{2s}^{*2}, \sigma_{2p_y}^2, (\pi_{2p_x}^2, \pi_{2p_z}^2), (\pi_{2p_x}^{*2}, \pi_{2p_z}^{*2})$ .



**QCM 20 :** (cocher les réponses correctes) **A C E**

Lors d'une liaison entre deux atomes de fluor, selon la théorie LCAO :

- A. La molécule de difluor est diamagnétique. Il n'y a pas d'électrons célibataires.
- B. La molécule de difluor est paramagnétique.
- C. Toutes les orbitales moléculaires liantes sont saturées.
- D. Toutes les orbitales moléculaires anti-liantes sont saturées. **Non, la  $\sigma_{2p_y}^*$  n'est pas occupée.**
- E. L'indice de liaison est :  $I.L = \frac{1}{2} \times (6 - 4) = 1$ .