

# Structure électronique des atomes et classification périodique des éléments

## I Généralités : Atomes, isotopes, éléments chimiques :

### 1) Structure d'un atome et ordres de grandeur :

Un atome est constitué d'un noyau central entouré d'un nuage électronique.

Le noyau est lui-même composé de protons, de charge positive  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} C$  et de neutrons, de charge nulle. La cohésion du noyau est assurée par l'interaction forte, qui permet au noyau d'être stable malgré la répulsion électrique entre les protons. Les protons et les neutrons ont approximativement la même masse :  $m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} kg$ .

Les électrons ont une charge négative qui est l'opposé de la charge du proton, soit  $-1,6 \cdot 10^{-19} C$ . Ils ont une masse très faible :  $m_e \approx 9,1 \cdot 10^{-31} kg$ , qui est négligeable devant la masse des nucléons (protons et neutrons), ce qui fait que la masse de l'atome entier est à peu près égale à la masse du noyau seul. Les électrons sont attirés par le noyau (chargé positivement) grâce à l'interaction électrostatique (interaction de Coulomb).

L'ordre de grandeur de la taille d'un atome est l'Angström :  $1 \text{ \AA} = 10^{-10} m$ , tandis que l'ordre de grandeur de la taille du noyau est le femtomètre (ou « Fermi ») :  $10^{-15} m$ . Pour mettre cela en perspective, on peut dire que si l'atome avait la taille d'un stade de football, le noyau aurait à peu près la taille du ballon. Ainsi, la matière est constituée essentiellement de vide (comme l'a montré l'expérience de Rutherford en 1909).

Le nombre de protons de l'atome s'appelle le numéro atomique et se note  $Z$ , tandis que le nombre total de nucléons (protons + neutrons) s'appelle le nombre de masse et se note  $A$ .

Un atome  $X$  de numéro atomique  $Z$  et de nombre de masse  $A$  se note :  ${}^A_Z X$ . Par exemple  ${}^{12}_6 C$  représente un atome de carbone possédant 6 protons et 12 nucléons (et donc  $12 - 6 = 6$  neutrons).

Un atome est électriquement neutre, il a donc autant d'électrons que de protons. S'il vient à gagner ou perdre des électrons, cela devient un ion (cation s'il est chargé positivement et anion s'il est chargé négativement).

Le nombre de protons ou numéro atomique  $Z$  caractérise un élément chimique : par exemple les atomes  ${}^{54}_{26} Fe$ ,  ${}^{56}_{26} Fe$  et les ions  $Fe^{2+}$  et  $Fe^{3+}$  correspondent tous à l'élément fer. En effet, ils ont tous 26 protons (même s'ils n'ont pas tous le même nombre d'électrons ou de neutrons).

### 2) Isotopes, abondance isotopique, stabilité :

Définition : Deux isotopes sont deux atomes qui ont le même nombre de protons (et correspondent donc au même élément chimique) mais pas le même nombre de neutrons. Autrement dit, deux isotopes ont le même numéro atomique  $Z$  mais pas le même nombre de masse  $A$ .

Exemple : les isotopes du carbone :

${}^{12}_6 C$  (le plus abondant),  ${}^{13}_6 C$ ,  ${}^{14}_6 C$  (radioactif, utilisé pour faire des datations)

Abondance isotopique : En général, dans plusieurs échantillons d'un même élément, on retrouve toujours à peu près les mêmes proportions des divers isotopes (indépendamment des lieux d'où viennent les échantillons). Ces proportions à peu près constantes s'appellent les abondances isotopiques naturelles. Par exemple, pour le Plomb, on a :

Isotope	Abondance Naturelle (%)
${}^{204}Pb$	1,4
${}^{206}Pb$	24,1
${}^{207}Pb$	22,1
${}^{208}Pb$	52,4

Remarque : pour les éléments légers ( $Z$  petit), un des isotopes est souvent très majoritaire (par exemple :  $^{12}_6\text{C}$  : 99%) mais ce n'est plus vrai pour les éléments lourds (ex :  $^{79}_{35}\text{Br}$  : 50,6%).

Stabilité : Certains isotopes sont instables : ils ont tendance à se désintégrer pour donner de plus petits noyaux (et libérer, au passage, de l'énergie sous forme de rayonnement) : c'est la radioactivité. On parle alors de « radioisotopes ». Citons, entre autres, le carbone 14, utilisé pour les datations, et l'uranium 235 utilisé dans les centrales nucléaires.

Certains éléments n'ont aucun isotope stable. C'est le cas, notamment du Technétium  $_{43}\text{Tc}$  et du prométhium  $_{61}\text{Pm}$ .

### **3) Mole, masse molaire :**

On a déjà vu que dans tout échantillon macroscopique (c'est à dire visible à l'œil nu) de matière, il y a un extrêmement grand nombre atome (de l'ordre, au moins, de  $10^{23}$ ).

Ainsi, on a décidé, plutôt que de compter les atomes « un par un », de les regrouper en « paquets » de  $6,02 \cdot 10^{23}$  éléments. Un tel « paquet » s'appelle une mole et le nombre d'entités élémentaires dans une mole s'appelle le nombre d'Avogadro :  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ . Précisément, ce nombre a été choisi car il correspond au nombre d'atomes contenus dans un échantillon de 12 grammes de  $^{12}\text{C}$ .

Un des intérêt de ce choix précis pour le nombre d'Avogadro est qu'une mole de protons (ou de neutrons, puisque les deux ont quasiment la même masse) pèse 1 gramme :  $m_p \approx m_n \approx 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Ainsi, la masse d'un atome (qui correspond à la masse de son noyau puisque la masse des électrons est négligeable) s'assimile (en g/mol) à son nombre de nucléons, c'est à dire à son « nombre de masse »  $A$  (qui est donc bien nommé !)

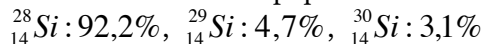
Par exemple, pour l'hydrogène (constitué de 1 proton et 1 électron) :  $m_H = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Pour l'hélium (constitué de 2 protons, 2 neutrons et 2 électrons) :  $m_{\text{He}} = 4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Pour les atomes pouvant exister sous plusieurs formes isotopiques différentes, la masse molaire correspond à la moyenne sur les différents isotopes, pondérée par les pourcentages isotopiques.

Par exemple, pour le chlore, il existe essentiellement deux isotopes : le chlore 35, présent à 75% et le chlore 37, présent à 25%. La masse molaire du chlore est donc :  $M_{\text{Cl}} = \frac{75}{100} 35 + \frac{25}{100} 37 = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

#### Exercice :

Le silicium existe à l'état naturel sous les trois formes isotopiques suivantes :



Calculez la masse molaire atomique de l'élément Si :

Les particules qui sont échangées ou partagées par les atomes lors des réactions chimiques sont les électrons. On va donc s'intéresser maintenant plus particulièrement aux nuages d'électrons des atomes, c'est à dire à la configuration électronique des atomes, et tenter de caractériser l'état des différents électrons dans un atome. Bien sûr, pour décrire correctement ces électrons, on doit se placer dans le cadre de la physique quantique.

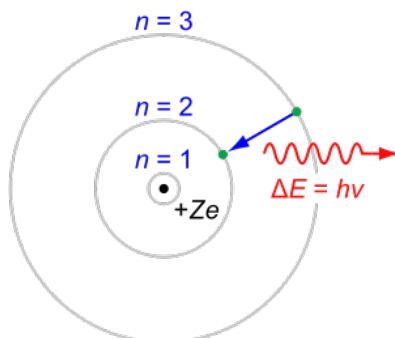
On va commencer notre étude par l'atome le plus simple : l'hydrogène, qui ne possède qu'un seul électron. En fait, c'est le seul atome pour lequel les équations de la mécanique quantique sont résolubles mathématiquement. Pour tous les autres atomes, dits « polyélectroniques » (car ils ont plusieurs électrons), on est obligé de faire des simplifications ou de résoudre les équations numériquement (i.e. par ordinateur) car la situation est trop compliquée.

## II Les états électroniques de l'atome d'hydrogène : orbitales atomiques et nombres quantiques :

### 1) Du modèle de Bohr à la notion « d'orbitale atomique » :

L'atome d'hydrogène est constitué d'un proton et d'un électron. Notre but dans ce chapitre est de décrire les différents états possibles de l'électron.

Historiquement, dans le célèbre « modèle de Bohr » de l'atome d'hydrogène (1913) on pensait que l'électron « tournait » autour du proton selon une « orbite » circulaire. Seules certaines orbites (de rayons plus ou moins grands) étaient possibles et l'atome émettait ou absorbait un photon lorsque l'électron passait d'une orbite à l'autre. On parle du « modèle planétaire » de l'atome car la situation fait penser à la Terre tournant selon une orbite circulaire autour du Soleil.



*Modèle de Bohr de l'atome d'hydrogène*

Malheureusement, malgré le fait que ce modèle permette d'expliquer de nombreux résultats expérimentaux, les physiciens se sont rendu compte qu'il n'était pas vraiment satisfaisant et présentait des contradictions. En fait, le problème vient du fait que le modèle de Bohr traite essentiellement l'électron avec les outils de la physique classique (lois de Newton...), alors qu'à cette échelle, seule une description quantique peut donner des résultats satisfaisants.

On a vu qu'en mécanique quantique, les électrons sont décrits par des « fonctions d'ondes » complexes  $\psi(x,y,z)$  telles que  $dP = |\psi(x,y,z)|^2 dV$  représente la probabilité de rencontrer l'électron dans un petit volume  $dV$  autour du point M de coordonnées  $(x,y,z)$ .

Ainsi, dans la description quantique, l'état de l'électron correspondra à un « nuage de probabilités » : on ne peut pas dire précisément où est l'électron mais on peut visualiser les zones de l'espace où il a une plus grande probabilité de se trouver.

Pour déterminer la fonction d'onde de l'électron de l'atome d'hydrogène, on doit résoudre « l'équation de Schrödinger » pour cette atome. La résolution de cette équation est possible mais trop compliquée pour ce cours. On va juste donner les résultats principaux :

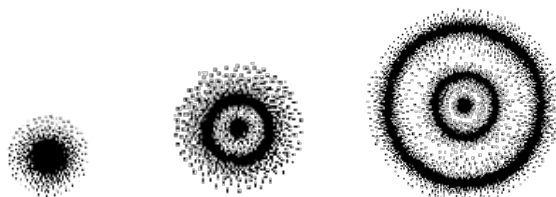
-> la fonction d'onde de l'électron est décrite par trois nombres entiers, appelés « nombres quantiques » et notés  $n$ ,  $l$  et  $m_l$ . Ainsi les différentes fonctions d'onde possibles seront notées  $\psi_{n,l,m_l}$ . Ces fonctions d'onde s'appellent des « orbitales atomiques » (le nom « orbitales » est une référence à l'ancien modèle de Bohr puisque ces « orbitales » quantiques remplacent les « orbites » circulaires du modèle de Bohr). Etudions plus précisément ces orbitales atomiques, et l'influence de ces « nombres quantiques » sur l'état de l'électron.

### 2) Les quatre nombres quantiques :

#### a) Le nombre quantique principal n :

C'est un nombre entier strictement positif :  $n = 1, 2, 3, 4, \dots$

Il caractérise la « taille » de l'orbitale atomique. En d'autres termes, plus  $n$  est grand, plus il y a de probabilité que l'électron soit loin du noyau.



*Nuages de probabilités correspondant à  $n = 1, 2$  et  $3$  (ou, plus précisément, aux fonctions d'onde  $\psi_{1,0,0}$ ,  $\psi_{2,0,0}$  et  $\psi_{3,0,0}$  (les zones sombres sont celles où la probabilité de rencontrer l'électron est maximale)*

De plus, la valeur de  $n$  caractérise une « couche électronique ». On a attribué des lettres aux premières couches :

$n = 1$  : couche K

$n = 2$  : couche L

$n = 3$  : couche M

etc... (ordre alphabétique)

#### b) Le nombre quantique secondaire $l$ :

Pour une valeur de  $n$  donnée,  $l$  est un entier qui peut varier entre 0 et  $n-1$  (soit  $n$  valeurs possibles).

La valeur de  $l$  caractérise la « forme » de la fonction d'onde (alors que  $n$  caractérisait plutôt sa taille) :

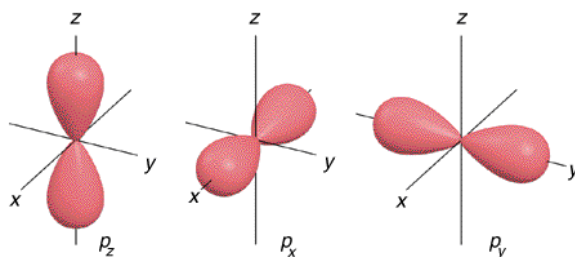
De plus, pour une valeur de  $n$  donnée (donc pour une couche donnée), la valeur de  $l$  caractérise la sous-couche électronique. On a aussi donné des lettres aux différentes sous-couches possibles :

$l =$	0	1	2	3	4 ...
sous - couche	s	p	d	f	g

#### c) Le nombre quantique magnétique $m_l$ :

Il prend des valeurs entre  $-l$  et  $+l$  (inclus) par saut de 1 :  $[-l \leq m_l \leq l]$  (soit  $2l + 1$  valeurs possibles).

Ce nombre quantique caractérise plutôt l'orientation de l'orbitale atomique :



Trois orbitales  $p$  ( $l=1$ ) correspondant aux trois valeurs de  $m_l$  possibles ( $-1, 0$  ou  $1$ ) : elles ont la même forme mais sont orientées différemment.

#### e) Notion de spin et nombre quantique magnétique de spin $m_s$ :

Initialement, on pensait que l'état d'un électron était parfaitement caractérisé par la donnée de ses trois nombres quantiques  $n, l$  et  $m_l$  (c'est à dire par la connaissance de son orbitale atomique).

Cependant, grâce à certaines expériences (notamment des expériences où l'on soumet des électrons à un champ magnétique), on a remarqué que deux électrons possédant les mêmes nombres quantiques  $n, l$  et  $m_l$  peuvent parfois se comporter différemment.

Pour rendre compte de cela, Wolfgang Pauli a eu l'idée, en 1924, d'introduire un quatrième nombre quantique  $m_s$ , appelé « nombre quantique de spin ».

La notion de spin peut être comprise classiquement (même si l'image est fautive en réalité) en pensant que non seulement l'électron « tourne autour du noyau », mais il « tourne aussi autour de lui-même » comme une toupie (« to spin » en anglais signifie « tourner sur soi-même »).

Pour un électron, il n'y a que deux valeurs possibles pour  $m_s$  :  $m_s = \pm \frac{1}{2}$

**Conclusion :** L'état d'un électron dans un atome est parfaitement déterminé par la donnée de ses quatre nombres quantiques :

Remarque : Allure de quelques orbitales atomiques :

Selon la valeur des nombres quantiques  $n$ ,  $l$  et  $m_l$ , la densité de probabilité de présence de l'électron autour du noyau n'aura pas du tout la même forme.

Voici l'allure de quelques orbitales atomiques :

- Orbitale  $\Psi_{1,0,0}$  ( $n = 1, l = 0, m = 0$ ) : c'est l'orbitale de plus basse énergie, c'est à dire l'état fondamental de l'électron. La probabilité de présence de l'électron a l'allure suivante (les zones sombres sont les zones où la probabilité de rencontrer l'électron est élevée):



On voit qu'elle est à symétrie sphérique (on a autant de chance de rencontrer l'électron quelque soit l'angle auquel on regarde) et que la distance moyenne entre l'électron et le noyau est d'environ 53 pm.

- L'orbitale  $\Psi_{2,0,0}$  ( $n = 2, l = 0, m = 0$ ) a l'allure suivante :



La probabilité est toujours à symétrie sphérique mais, cette fois-ci, en moyenne, l'électron est plus éloigné du noyau.

- L'orbitale  $\Psi_{2,1,0}$  ( $n = 2, l = 1, m = 0$ ), a l'allure suivante :



On voit qu'elle n'est pas à symétrie sphérique. La probabilité de rencontrer l'électron n'est pas la même dans les différentes directions de l'espace.

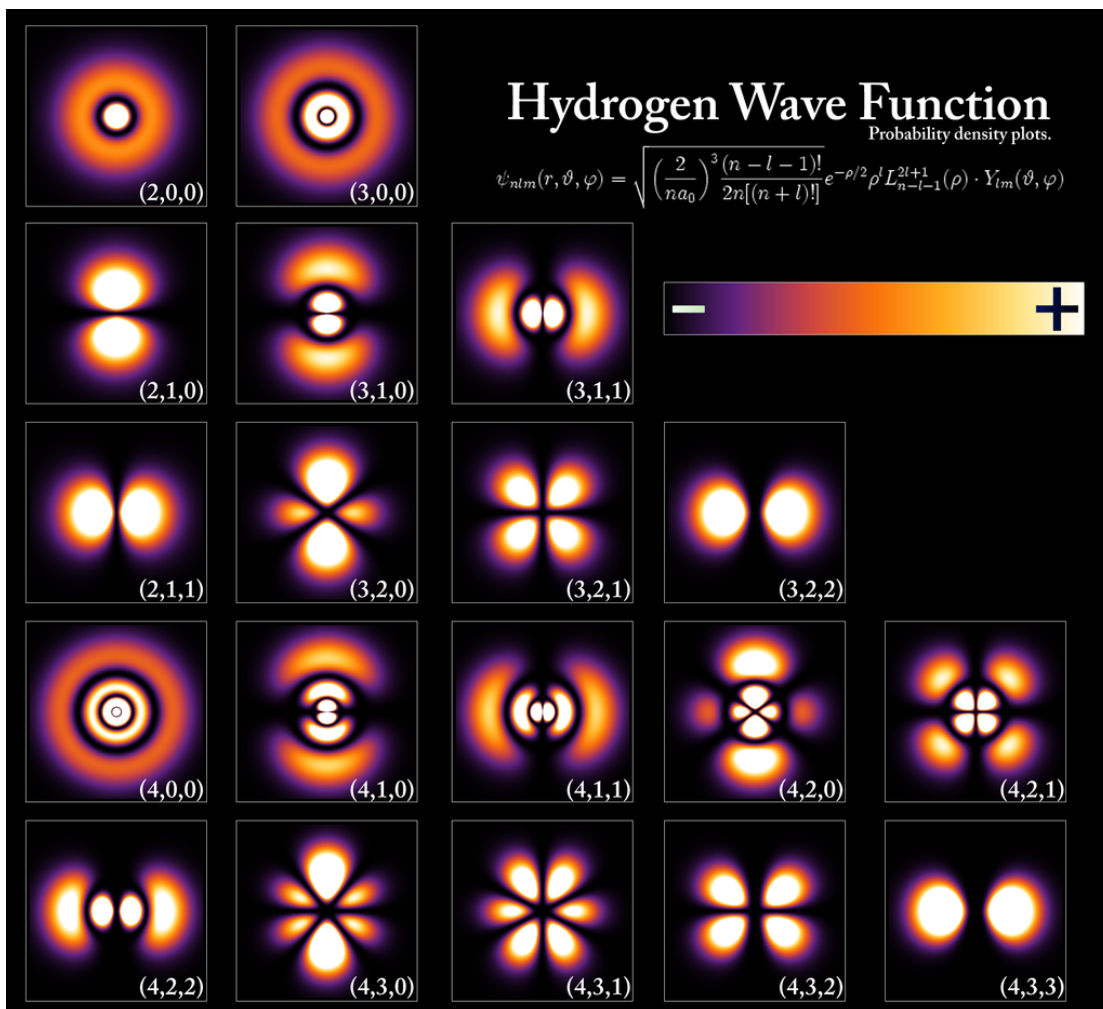


Tableau montrant l'allure du nuage de probabilité de l'électron pour quelques orbitales (les zones claires correspondent à des probabilités de présence élevées). En haut à droite se trouve la formule mathématique de ces orbitales, écrite en coordonnées sphériques.

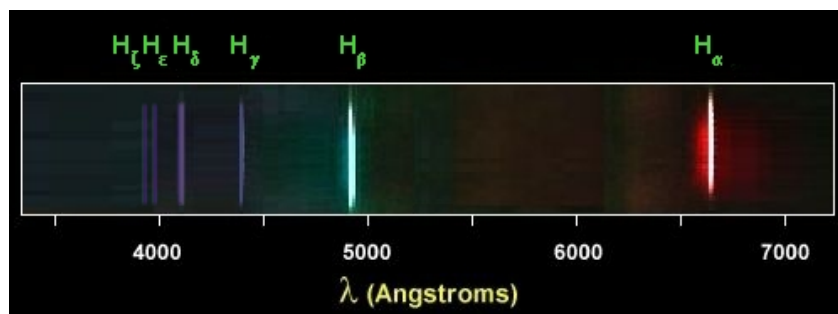
Questions : Dénombrement d'états quantiques :

- 1) Combien y a-t-il d'états quantiques différents dans une sous-couche s ( $l = 0$ )?
  
- 2) Même question pour une sous-couche p ( $l = 1$ ) ?
  
- 3) Sous-couche d ( $l = 2$ ) ?
  
- 4) Sous-couche f ( $l = 3$ ) ?
  
- 5) Combien y a-t-il d'états quantiques différents dans une couche n donnée ?

### 3) Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène :

L'énergie associée aux différentes orbitales atomiques ne dépend en fait, pour l'atome d'hydrogène, que du nombre quantique principal  $n$ . On a la formule :

$$E_n = \frac{-13,6 \text{ eV}}{n^2} \quad (\text{on rappelle que } 1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J})$$



*Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène, dans le domaine visible (on voit aussi, par fluorescence, deux raies ultraviolettes)*

**Question :** Retrouver les longueurs d'ondes apparaissant dans ce spectre à partir de la formule donnant l'énergie des états d'un atome d'hydrogène (en fonction du nombre quantique principal  $n$ ).

### III Configuration électronique des atomes et des ions dans leur état fondamental :

On va s'intéresser maintenant aux atomes polyélectroniques, c'est à dire « qui ont plusieurs électrons » (soit, en pratique, tous les atomes à part l'hydrogène).

Considérons un atome de numéro atomique  $Z$ . Il a  $Z$  protons et donc  $Z$  électrons. Notre but va être de déterminer dans quel état quantique ( $n, l, m_l, m_s$ ) est chacun de ces  $Z$  électrons quand l'atome est dans son état fondamental (qui est, on le rappelle, l'état de plus basse énergie, et donc l'état dans lequel sera l'atome si on ne le perturbe pas).

On va voir que trois règles vont nous permettre de résoudre ce problème : la règle de Klechkowski, le principe de Pauli et la règle de Hund.

#### **1) Règle de Klechkowski :**

Cette règle permet d'ordonner les différents états quantiques ( $n, l, m_l, m_s$ ) par énergie croissante.

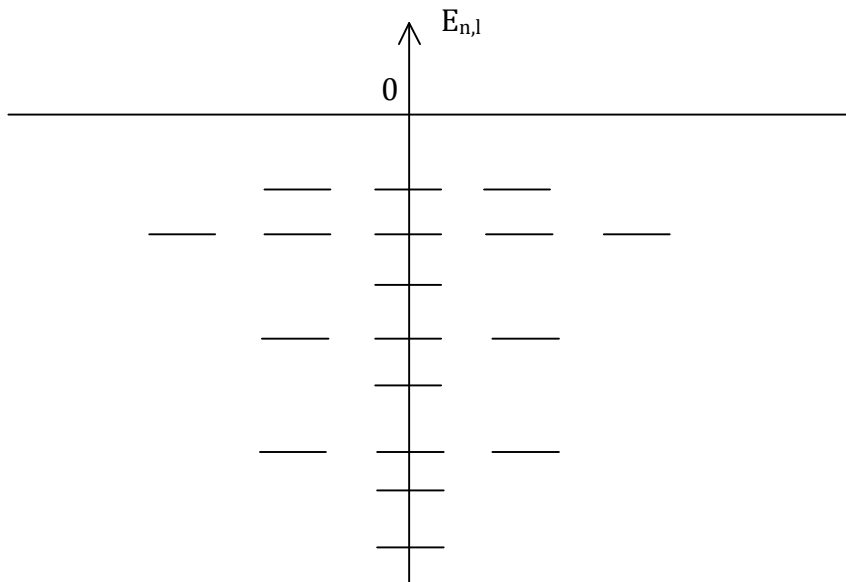
On a déjà vu que, pour l'atome d'hydrogène, l'énergie des états quantiques ne dépend que du nombre quantique principal  $n$  (selon la formule  $E_n = \frac{-13,6 eV}{n^2}$ ).

Pour les atomes polyélectroniques, la situation est un peu plus compliquée car l'énergie dépend à la fois de  $n$  et de  $l$  selon la règle suivante :

$E_{n,l}$  est une fonction croissante de  $n + l$ , et, pour deux valeurs identiques de  $n + l$ , une fonction croissante de  $n$ .

Il existe une manière schématique très pratique d'appliquer cette règle, et donc de classer les différentes orbitales par ordre d'énergie croissante :

On peut donc réaliser le diagramme énergétique suivant, où chaque trait représente une orbitale atomique, c'est à dire une valeur du triplet ( $n, l, m_l$ ), et peut donc contenir deux états quantiques : un de spin  $m_s = +1/2$  et un de spin  $m_s = -1/2$  :





Remarque : On voit donc que deux états qui correspondent aux mêmes valeurs de  $n$  et  $l$ , mais à des valeurs différentes de  $m_l$  et  $m_s$  auront la même énergie. On dit que de tels états sont « dégénérés ».

Maintenant que l'on sait classer les états par ordre d'énergie croissante, reste à savoir comment les remplir. Ceci est l'objet des règles de Pauli et de Hund.

## **2) Principe d'exclusion de Pauli :**

Il a été énoncé par Wolfgang Pauli en 1925 :

Il est impossible que deux électrons d'un même atome soient dans le même état quantique (i.e. possèdent quatre nombres quantiques identiques).

Ainsi, si on représente un triplet  $n, l, m_l$  (orbitale) par une « case quantique »  $\square$ , celle-ci peut contenir :

- soit un électron célibataire :  $\square \uparrow$

- soit deux électrons de spins antiparallèles :  $\square \uparrow \downarrow$  (un « doublet »)

mais jamais plus de deux électrons et jamais deux électrons de spins parallèles.

Remarque : Fermions et Bosons : Pour ceux qui s'intéressent à la classification des particules, des particules qui vérifient le principe de Pauli (et donc ne peuvent pas coexister dans le même état quantique), s'appellent des « fermions » (en l'honneur du physicien italien Enrico Fermi). C'est le cas, notamment, des électrons, protons, neutrons. En fait, les fermions sont toutes les particules qui ont des spins demi-entiers (comme les électrons, qui ont un spin de  $\pm 1/2$ ).

Au contraire, les particules de spin entier s'appellent des bosons (en l'honneur du physicien indien Satyendranath Bose), et ne vérifient pas le principe de Pauli : elles préfèrent s'accumuler toutes dans le même état quantique. C'est le cas, par exemple, des photons.

## **3) Principe de remplissage : règle de Hund :**

On a maintenant presque tous les éléments pour déterminer la configuration électronique des atomes dans leur état fondamental : on remplit les états par ordre d'énergie croissante, en sachant que l'on peut mettre au maximum un électron par état (soit deux électrons de spins antiparallèles par triplet  $n, l, m_l$ ).

Il reste à savoir quoi faire quand on rencontre des états d'énergie dégénérés, c'est à dire, par exemple, si on a deux électrons à répartir dans 4 états qui ont tous la même énergie.

Dans ce cas, la règle de Hund stipule que les électrons se répartissent de façon à occuper le plus d'orbitales atomiques différentes, en ayant tous des spins parallèles.

### **Exemples :**

Mettons à présent ces règles en application pour déterminer les configurations électroniques de quelques atomes courants :

- Néon  ${}_{10}\text{Ne}$  :

- Sodium  $_{11}\text{Na}$  :

Remarque importante : Paramagnétisme :

Un matériau est dit « paramagnétique » s'il peut être attiré par un aimant. En pratique, un matériau sera paramagnétique s'il possède un ou plusieurs célibataires. Un matériau qui, au contraire, n'a que des électrons appariés, ne pourra pas être attiré par un aimant.

Grace à l'exemple ci-dessus, on voit que le sodium est paramagnétique mais pas le néon.

#### **4) Electrons de valence et de cœur ; structure de Lewis :**

En pratique, comme on peut s'en douter, les électrons qui sont le plus susceptibles de participer à des réactions chimiques, c'est à dire d'être échangés entre deux atomes ou bien mis en commun pour former des liaisons covalentes, sont les électrons les plus externes, c'est à dire ceux qui sont les plus éloignés du noyau.

Les propriétés chimiques d'un élément dépendent donc essentiellement des électrons de sa couche externe. On appelle cette couche la « couche de valence ».

Ainsi, les électrons de valence correspondent à ceux de la couche de  $n$  le plus grand. On leur adjoint aussi ceux d'une sous-couche  $n - 1$  si elle n'est que partiellement remplie.

Au contraire, les électrons « de cœur » correspondent aux sous-couches saturées de  $n$  inférieur à celui de la couche de valence. Ils sont plus fortement liés au noyau que les électrons de valence et ne participent pas aux réactions chimiques.

Exercice : Donner la configuration électronique de l'azote  $_{7}\text{N}$  et du fer  $_{26}\text{Fe}$  et préciser, pour chacun, les électrons de cœur et les électrons de valence.

### Représentation de Lewis :

Il s'agit d'une représentation visuelle de la structure de la couche de valence d'un atome. On ne représente donc que les électrons de valence. On les note par des points s'ils sont célibataires et par des tirets s'ils sont appariés.

Comme on le verra dans le chapitre suivant, ces représentations symboliques sont très pratiques pour déterminer la structure des molécules.

### Exemples : Déterminer la représentation de Lewis :

- du carbone C ( $Z = 6$ ) :

- de l'azote N ( $Z = 7$ ) :

- de l'oxygène O ( $Z = 8$ ) :

### **5) Configuration électronique des ions :**

On écrit d'abord la configuration électronique de l'atome correspondant, en prenant bien soin de corriger l'écriture au final (c'est à dire, par exemple, d'écrire 3d avant 4s, car les électrons  $n = 3$  sont plus proches du noyau que les  $n = 4$ ), puis on ajoute (pour les anions) ou on enlève (pour les cations) le nombre d'électrons nécessaires.

### Exemples :

-  $\text{Mg}^{2+}$  (Mg :  $Z = 12$ )

-  $\text{Cl}^-$  (Cl :  $Z = 17$ )

- Fe<sup>2+</sup> (Fe : Z = 26)

## **IV La classification périodique des éléments :**

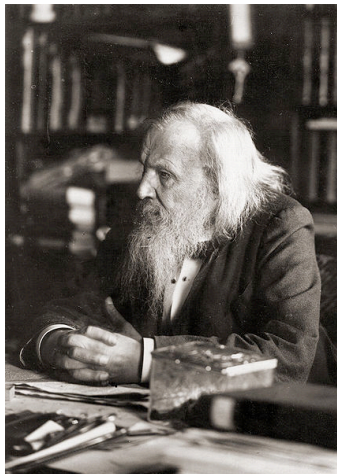
### **1) Bref historique et présentation générale :**

La classification périodique est un outil indispensable aux chimistes. Elle contient tous les éléments connus sur Terre et permet de prédire rapidement, en fonction de leur position dans le tableau, leurs principales propriétés chimiques.

Cette classification (quasiment sous sa forme actuelle) a été mise au point par le chimiste russe Dimitri Mendeleïev en 1869 en classant les 63 éléments connus alors par masse atomique croissante et en laissant des espaces vides pour faire en sorte que les atomes d'une même colonne aient des propriétés chimiques similaires.

Son tableau n'était pas le premier essai, de nombreux chimistes depuis Lavoisier ayant déjà tenté de classer les éléments dans un tableau qui rendrait compte des propriétés communes de certains éléments.

Le succès du tableau de Mendeleïev provient de son caractère prédictif. A l'époque, Mendeleïev avait été contraint de laisser des cases vides pour des éléments qui n'avaient pas encore été découverts (mais dont il avait prédit l'existence, grâce à son tableau). Quand ces éléments ont finalement été découverts, on a pu deviner leur réactivité grâce au tableau de Mendeleïev (ce fut le cas, notamment, du Gallium, découvert en 1875).



*Dimitri Mendeleïev*

La classification actuelle est composée de 92 éléments naturels (de l'hydrogène à l'uranium) et d'une vingtaine d'éléments artificiels (californium, lawrencium ...) dits « transuraniens ».

Vous pouvez consulter des bases de données sur internet pour tout savoir sur les propriétés et utilisations industrielles de chaque élément : <http://www.webelements.com> (pour des vidéos, voir [periodicvideos.com](http://periodicvideos.com))

La classification actuelle comporte 18 colonnes.

Les atomes sont rangés par numéro atomique croissant sur 18 colonnes, en laissant des cases vides de façon que les atomes ayant des propriétés chimiques similaires se retrouvent sur la même colonne.

## 2) Le caractère métallique :

H <sub>2g</sub>																					He
Li	Be											B <sub>s</sub>	C <sub>s</sub>	N <sub>2g</sub>	O <sub>2g</sub>	F <sub>2g</sub>				Ne <sub>g</sub>	
Na	Mg											Al	Si <sub>s</sub>	P <sub>4s</sub>	S <sub>8s</sub>	Cl <sub>2g</sub>				Ar <sub>g</sub>	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As <sub>s</sub>	Se <sub>s</sub>	Br <sub>2l</sub>				Kr <sub>g</sub>	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te <sub>s</sub>	I <sub>2s</sub>				Xe <sub>g</sub>	

Métaux

80 % des éléments de la classification sont des métaux. Les caractéristiques d'un métal sont les suivantes :

- ce sont des solides cristallins dans les conditions habituelles de température et de pression (sauf le \_\_\_\_\_, qui est liquide à température ambiante).

-

-

-

-

Les 20% des éléments restants (les « non métaux ») se rencontrent, dans les conditions normales de température et de pression, à l'état :

- solide : Bore B, Carbone C, Phosphore P<sub>4</sub>, Soufre S<sub>8</sub>, Iode I<sub>2</sub>).

- liquide : uniquement de Brome Br<sub>2</sub>

- gazeux : Azote N<sub>2</sub>, Oxygène O<sub>2</sub>, Néon Ne, Argon Ar, Krypton Kr, Xénon Xe.

## 3) Périodes et familles à connaître :

Une ligne de la classification s'appelle une « période » tandis qu'une colonne s'appelle une « famille ».

Le programme de MPSI stipule que vous devez connaître les deux premières périodes, qui contiennent les éléments les plus courants : H et He pour la première période, et Li (Lithium), Be (Beryllium), B (Bore), C (Carbone), N (Azote), O (Oxygène), F (Fluor) et Ne (Néon) pour la deuxième (à eux seuls, C, H, N et O forment une grande partie des molécules nécessaires à la vie sur Terre).

Les familles dont vous devez connaître le nom sont :

- les alcalins (première colonne) : ce sont des métaux mous, réducteurs très puissants (ils ont tendance à perdre un électron pour donner Li<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>...). Ils réagissent très violemment avec l'eau.

- les alcalino-terreux (deuxième colonne) : ce sont aussi des métaux très réducteurs, mais un peu moins puissants que les alcalins. Ils ont tendance à perdre deux électrons (Ca<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>...).

- les halogènes (avant dernière ou 17<sup>ème</sup> colonne) : ce sont des oxydants très puissants, qui ont tendance à gagner un électron (F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, ...). A l'état pur, ils se combinent par deux (pour donner des « dihalogènes »). Le difluor F<sub>2</sub> et le dichlore Cl<sub>2</sub> sont des gaz aux conditions ambiantes, tandis que le dibrome Br<sub>2</sub> est un liquide et le diiode I<sub>2</sub> est un solide.

- les « gaz nobles » ou « gaz rares » (dernière ou 18<sup>ème</sup> colonne) : ce sont des gaz inertes (Hélium, Néon, Argon...). Ils ne réagissent avec aucune autre espèce chimique ! Ils ne donnent donc pas de molécules ou d'ions.

- Même si vous n'avez pas à la connaître, citons la colonne 14, qui contient l'élément essentiel à toute forme de vie sur terre : le carbone C (qui est tellement important que la moitié environ de la chimie est consacrée à l'étude des molécules à base de carbone : c'est la « chimie organique ») et le silicium Si, qui est la base de l'électronique (ordinateurs, téléphones ...) et qui est présent en très grande quantité sur terre puisque le sable (et le verre) sont constitués de silice (ou dioxyde de silicium  $\text{SiO}_2$ ).

#### **4) Interprétation de la classification périodique grâce aux configurations électroniques des atomes :**

Bien sûr, quand Mendeleïev a construit la classification, on n'avait aucune idée de l'existence des électrons, et Mendeleïev s'est donc basé sur les propriétés chimiques des éléments pour construire son tableau, et pas sur leurs configurations électroniques.

Maintenant, avec tout ce qu'on vient de voir sur les configurations électroniques des atomes, on peut mieux comprendre la structure de ce tableau.

a) Analyse horizontale (lignes ou « périodes »):

b) Analyse verticale (colonnes ou « familles ») :

c) Structure en « blocs » :

On décompose souvent la classification périodique en 4 blocs : le bloc s, le bloc p, le bloc d et le bloc f.

- Le **bloc s** correspond aux atomes dont la couche de valence est en  $(ns)^1$  ou  $(ns)^2$  (où n est le numéro de la couche, donc de la ligne de la classification) : il s'agit des 2 premières colonnes.

- Le **bloc p** correspond aux atomes dont la couche de valence se termine en  $(np)^1, (np)^2, \dots, (np)^6$  : il s'agit des 6 dernières colonnes.

On remarque que le nombre d'électrons de valence correspond au chiffre des unités du numéro de la colonne.

Exemple :  ${}_6C$  : 4 électrons de valence -> colonne 14

- Le **bloc d** correspond aux structures en  $d^1, \dots, d^{10}$ . Ces éléments n'apparaissent qu'à partir de la quatrième ligne (car, d'après la règle de Kleschkowski, les orbitales 3d sont remplies après les 4s).

Par définition, on appelle **métal de transition** tout élément qui possède une sous-couche d partiellement remplie (ce qui correspond donc au bloc d).

- Le **bloc f** correspond au remplissage d'une sous couche f. Ces sous-couches (qui correspondent à  $l = 3$ ) peuvent contenir jusqu'à 14 électrons.

Ce bloc est généralement 'sorti' du tableau pour plus de clarté.

colonne \ ligne	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>	d <sup>1</sup>	d <sup>2</sup>	d <sup>3</sup>	d <sup>4</sup>	d <sup>5</sup>	d <sup>6</sup>	d <sup>7</sup>	d <sup>8</sup>	d <sup>9</sup>	d <sup>10</sup>	p <sup>1</sup>	p <sup>2</sup>	p <sup>3</sup>	p <sup>4</sup>	p <sup>5</sup>	p <sup>6</sup>
n = 1																		
n = 2																		
n = 3	<b>Bloc s</b>												<b>Bloc p</b>					
n = 4			<b>Bloc d</b>															
n = 5			<b>(métaux de transition)</b>															
.....																		

**5) Notion d'électronégativité et caractère oxydant ou réducteur :**

L'électronégativité est une caractéristique essentielle des éléments chimiques qui caractérise (très vite dit) à quel point ils « aiment » les électrons.

Plus précisément, l'électronégativité (notée par la lettre grecque  $\chi$ ) caractérise la capacité d'un élément à attirer vers lui les électrons mis en commun lors de la formation d'une liaison covalente avec un autre élément :

