

## - Constitution et cohésion au sein des atomes -

| Notions et contenus   | Capacités exigibles  |
|---|--|
| <b>Modélisation quantique de l'atome</b><br>- Constitution de l'atome.<br>- Spectres de raies atomiques et quantification des niveaux d'énergie électroniques.<br>- Notion d'orbitale atomique : probabilité de présence des électrons, allures des orbitales atomiques s et p. | - Relier longueur d'onde d'émission ou d'absorption et diagramme de niveaux d'énergie électroniques.<br>- Citer les ordres de grandeur des énergies d'ionisation et des distances caractéristiques dans l'atome.   |
| - Classification périodique et configuration électronique : électrons de cœur, électrons de valence.  | - Etablir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental à partir de son numéro atomique, pour les trois premières périodes. En déduire la configuration électronique des ions monoatomiques usuels.<br>- Etablir la configuration électronique de valence d'un atome à partir du tableau périodique (bloc f exclu). |
| - Lien entre propriétés atomiques et tableau périodique : électronégativité, polarisabilité.  | - Comparer les électronégativités et les polarisabilités de deux atomes à partir des positions des éléments associés dans le tableau périodique.   |

Dès l'Antiquité, les philosophes grecs se sont interrogés sur la constitution de la matière : *Thalès de Millet* et *Empédocle* énoncèrent la théorie des 4 éléments selon laquelle tous les corps sont formés exclusivement de 4 éléments : l'eau, la terre, le feu et l'air. Quatre siècles avant JC, *Démocrite* émit l'idée que la matière était en réalité constituée de petites particules indivisibles appelées atomes (« atomos » signifie insécable en grec). Malheureusement, la faible notoriété de *Démocrite* comparée à celle d'*Aristote* qui était partisan de la théorie des 4 éléments mit à mal la théorie de *Démocrite*.

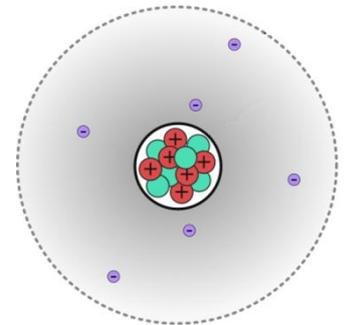
Pendant plus de 2 millénaires, ce fut donc la théorie des 4 éléments qui était admise et reconnue. Il faudra attendre le 19<sup>ème</sup> siècle et les travaux expérimentaux de *Dalton*, père de la théorie atomiste, pour prouver que la théorie des 4 éléments était fautive et que la matière était constituée d'atomes. Et c'est finalement le 20<sup>ème</sup> siècle qui a été riche en découvertes décisives (comme celle de l'électron par *Thomson*) et qui a vu naître d'autres modèles de l'atome, comme ceux établis par *Rutherford* (modèle planétaire), *Bohr* (différentes couches possibles pour les électrons) ou *Schrödinger* (modèle quantique).

Le but de ce chapitre est de comprendre comment on peut désormais décrire au mieux l'atome.

## I- Structure de la matière

Un atome est constitué d'un **noyau central sphérique** composé de particules appelées nucléons (les protons et les neutrons) autour duquel gravite(nt) un (ou plusieurs) électron(s) : on parle de **nuage électronique**. Les caractéristiques principales des protons, neutrons et électrons sont rappelées ci-dessous.

| Particule | Masse (en kg) | Charge (en C) |
|-----------|---------------|---------------|
| Proton    |               |               |
| Neutron   |               |               |
| Electron  |               |               |



Les électrons sont des **particules élémentaires** car non dissociables en plus petites particules, ce qui n'est pas le cas des nucléons qui sont décomposables en **quarks**.

Ordres de grandeurs supplémentaires à connaître :

→ Taille du noyau atomique : \_\_\_\_\_

→ Taille de l'atome : \_\_\_\_\_

### 1) Le noyau atomique

Le noyau atomique est symboliquement représenté par la notation  $\begin{matrix} A \\ Z \\ X \end{matrix}$ .

Exemple : Un noyau de chlore peut par exemple s'écrire  ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ .

♦ Z :

♦ A :

♦ Comment obtenir le nombre de neutrons ?

♦ X :

• On trouve naturellement des noyaux atomiques possédant le **même nombre de protons**, mais un **nombre de neutrons différent** : ces noyaux sont dits \_\_\_\_\_ et correspondent au même élément chimique.

☞ - Un noyau isotope du chlore possède 2 neutrons de plus que le noyau  $^{35}_{17}\text{Cl}$ . Quel est son symbole ?

On trouve dans les tables des données d'abondance isotopique : elles précisent les pourcentages des isotopes d'un élément donné tels qu'ils sont à l'état naturel.

| Elément   | Isotopes stables      | Abondance naturelle moyenne |
|-----------|-----------------------|-----------------------------|
| Hydrogène | $^1_1\text{H}$        | 99,984 %                    |
|           | $^2_1\text{H}$        | 0,016 %                     |
| Carbone   | $^{12}_6\text{C}$     | 98,89 %                     |
|           | $^{13}_6\text{C}$     | 1,11 %                      |
| Magnésium | $^{24}_{12}\text{Mg}$ | 79 %                        |
|           | $^{25}_{12}\text{Mg}$ | 10 %                        |
|           | $^{26}_{12}\text{Mg}$ | 11 %                        |

## 2) Le nuage électronique

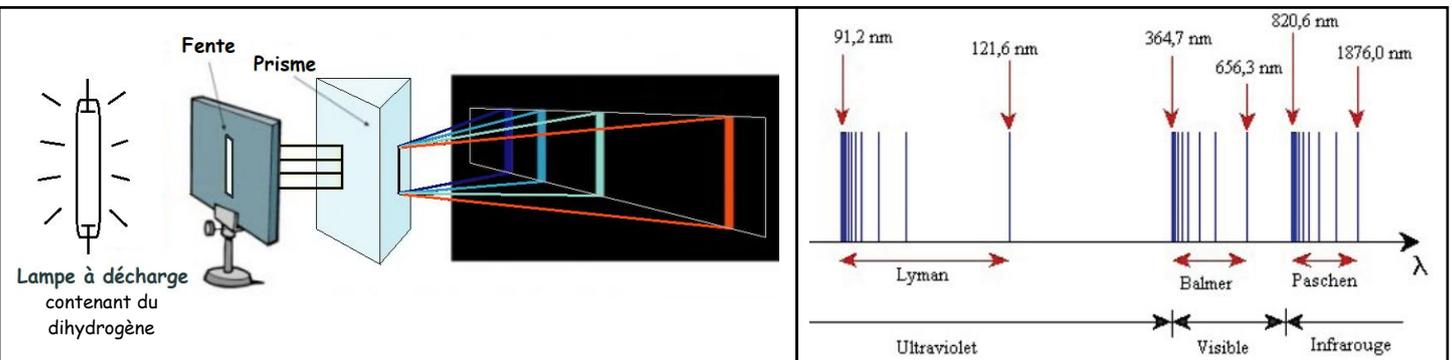
☞ - Si on ne négligeait pas leur masse par rapport à celle des nucléons, quelle serait (en pourcentage) la contribution des électrons à la masse d'un atome de chlore dont le noyau se note  $^{35}_{17}\text{Cl}$  ?

## II- L'apport des spectres de raies atomiques

### 1) Les spectres de raies d'émission

#### a/ Observations :

On applique une tension élevée (quelques centaines de volts) entre deux électrodes situées aux extrémités d'un tube de verre contenant du dihydrogène sous faible pression (environ 1,5 mbar) : ces conditions extrêmes provoquent la dissociation de certaines molécules de dihydrogène en atomes d'hydrogène ainsi que l'excitation des atomes formés. Ces derniers ne gardent que très peu de temps cet excédent d'énergie et ils la libèrent sous forme de radiations électromagnétiques : le rayonnement émis est constitué d'une série de raies de longueurs d'ondes différentes et constitue le **spectre de raies d'émission de l'atome d'hydrogène**.



• Observation :

• Postulat de Niels Bohr (1913) et conséquence :

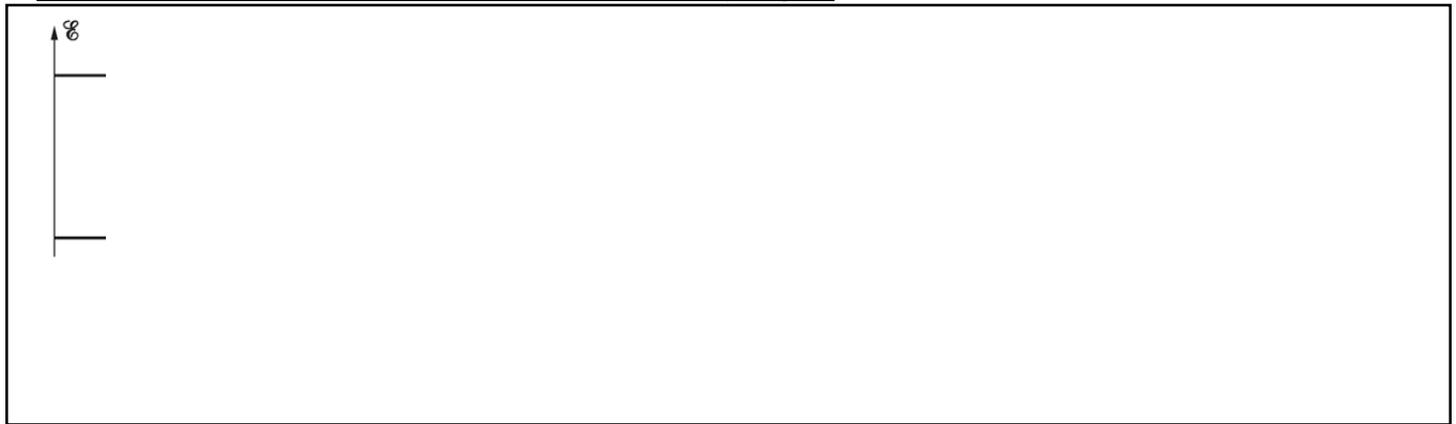
**b/ Les niveaux d'énergie électroniques :**



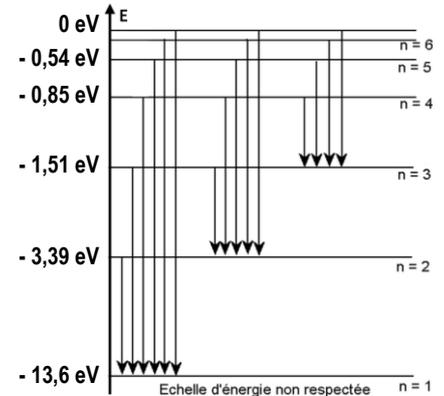
Par exemple, pour l'atome d'hydrogène, Niels Bohr a montré que l'énergie des différents niveaux électroniques possibles ne pouvait prendre que les valeurs données par la relation :  $E_n = -13,6 / n^2$  où  $n$  est un entier positif et  $E_n$  étant exprimée en eV ( $1 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ ). Pour les 6 premiers niveaux électroniques, on obtient les résultats ci-dessous :

| $n$           | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 |   |
|---------------|---|---|---|---|---|---|---|
| $E_n$ (en eV) |   |   |   |   |   |   | 0 |

**Interprétation du spectre de raies d'émission de l'atome d'hydrogène**

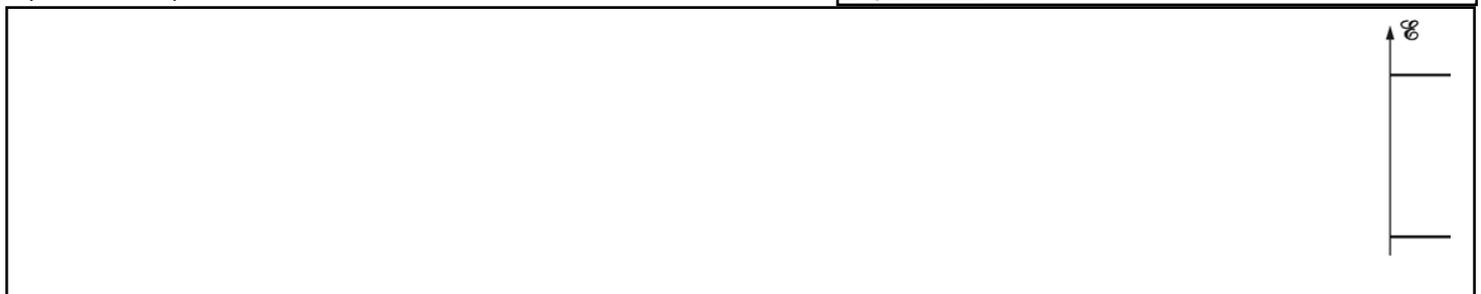
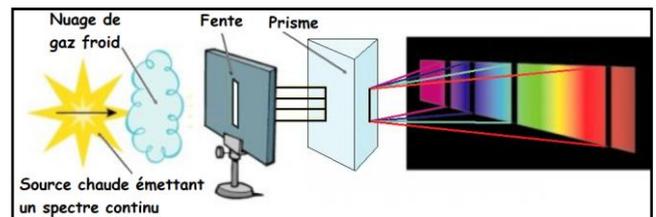


Repérer qualitativement les séries de Lyman, Balmer et Paschen sur le spectre de raies d'émission de l'hydrogène. Puis retrouver la valeur de la plus grande longueur d'onde de la série de Lyman.



**2) Les spectres de raies d'absorption**

Pour observer le spectre de raies d'absorption d'un élément, on soumet un échantillon contenant des atomes de cet élément à l'état gazeux à un rayonnement incident constitué par un spectre continu contenant toutes les longueurs d'onde du domaine visible. On analyse alors le rayonnement après sa traversée dans l'échantillon.



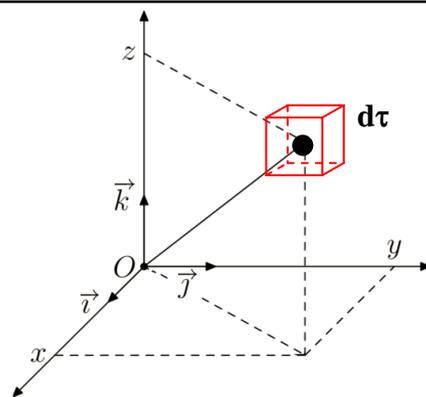
### III- Notion d'orbitale atomique :

#### 1) Une autre façon de décrire le comportement d'un électron ...

Le postulat de Bohr, associé au modèle planétaire de l'atome de Rutherford, permet d'expliquer l'allure des spectres de raies d'émission de l'atome d'hydrogène : l'électron ne peut prendre que certaines valeurs d'énergies, associées à des positions (orbites) particulières autour du noyau. Mais ce modèle devient totalement insuffisant pour interpréter les spectres de raies d'émission des autres atomes qui sont dits polyélectroniques du fait qu'ils possèdent plusieurs électrons !

De plus, cette image d'un électron évoluant en orbite plus ou moins éloignée du noyau est en contradiction avec le **principe d'incertitude énoncé par Heisenberg en 1927**. Selon ce principe, il est impossible de connaître simultanément ET la position ET l'énergie d'une particule de manière précise : la connaissance précise de l'une entraîne une incertitude sur l'autre. Une nouvelle façon de décrire les électrons est ainsi née pour y remédier : **la mécanique quantique**.

#### Application de la mécanique quantique aux électrons :



La fonction d'onde décrivant le comportement des électrons autour d'un atome est aussi appelée **orbitale atomique (OA)**. Elle fait référence à la notion d'orbite, mais pour autant, comme expliqué précédemment, elle ne donnera pas d'indication précise sur la position de l'électron autour du noyau mais seulement une probabilité de le trouver à tel ou tel endroit. En revanche, l'énergie associée à cette orbitale atomique sera connue de façon précise : le principe d'Heisenberg est ainsi vérifié ...

#### 2) Les différentes orbitales atomiques possibles :

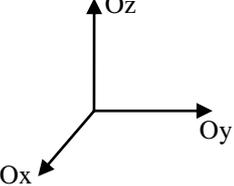
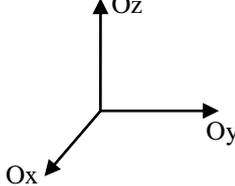
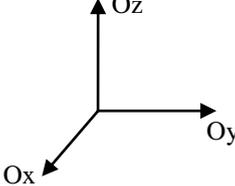
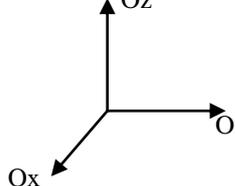
L'expression mathématique d'une orbitale atomique est souvent très complexe ; par exemple, la plus simple d'entre elles s'écrit :

$$\psi(x, y, z) = \left( \frac{\pi \times m_{\text{électron}} \times e^2}{\epsilon_0 \times h^2} \right)^{3/2} \times 2 \times e^{-\frac{(x^2+y^2+z^2) \times \pi \times m_{\text{électron}} \times e^2}{\epsilon_0 \times h^2}}$$

Pour simplifier leur écriture, **on note les orbitales atomiques en associant un CHIFFRE et une LETTRE** : on constate alors qu'il existe **4 catégories d'orbitales atomiques** notées « ns », « np », « nd » et « nf » avec :

#### Le chiffre n :

#### La lettre s, p, d ou f :

|  |   |  |   |
|--|---|--|---|
| <p>Orbitale de type « s »</p>  <p>(sphère centrée sur le noyau)</p> | <p>Orbitale de type « p<sub>x</sub> »</p>  <p>(deux sous-volumes de symétrie cylindrique le long d'une direction particulière)</p> | <p>Orbitale de type « p<sub>y</sub> »</p>  | <p>Orbitale de type « p<sub>z</sub> »</p>  |
|--|---|--|---|

☛ Les différentes associations « chiffre » / « lettre » possibles :

On montre que toutes les associations ne sont pas possibles ; en particulier :

- les orbitales de type « s » existent \_\_\_\_\_ ;
- les orbitales de type « p » n'existent qu'à partir de la couche \_\_\_\_\_ ;
- les orbitales de type « d » n'existent qu'à partir de la couche \_\_\_\_\_ ;
- les orbitales de type « f » n'existent qu'à partir de la couche \_\_\_\_\_ ;

Ainsi, les seules OA qui existent sont celles mentionnées dans le tableau ci-contre.

|    |    |    |    |
|----|----|----|----|
| 1s | 1p | 1d | 1f |
| 2s | 2p | 2d | 2f |
| 3s | 3p | 3d | 3f |
| 4s | 4p | 4d | 4f |
| 5s | 5p | 5d | 5f |
| 6s | 6p | 6d | 6f |
| 7s | 7p | 7d | 7f |

☛ Nombre maximum d'électrons présents dans les sous-couches « ns », « np », « nd » et « nf » :

On montre qu'une OA ne peut contenir que \_\_\_\_\_. Mais comme pour une valeur de « n » donnée, il existe **1 orbitale « ns »**, **3 orbitales « np »**, **5 orbitales « nd »** et **7 orbitales « nf »**, on en déduit le nombre maximum d'électrons possibles dans chaque sous-couche :

|                              |                              |                              |                            |
|------------------------------|------------------------------|------------------------------|----------------------------|
| Sous-couche « ns » : _____ ; | Sous-couche « np » : _____ ; | Sous-couche « nd » : _____ ; | Sous-couche « nf » : _____ |
|------------------------------|------------------------------|------------------------------|----------------------------|

☛ Ordre énergétique des orbitales atomiques :

Les orbitales atomiques sont données par ordre croissant d'énergie si on suit le trajet indiqué par les flèches tracées sur le tableau ci-dessus : \_\_\_\_\_



*Dans un atome donné, si plusieurs orbitales atomiques sont caractérisées par le même chiffre et par la même lettre, elles ont la même valeur d'énergie ; on dit qu'elles sont **DEGENERÉES**. C'est par exemple le cas des 3 OA de type « 2p », ou bien des 5 OA de type « 4d », des 7 OA de type « 6f », ...*

### 3) Configuration électronique d'un atome :

#### a/ Règles de remplissage des OA :

Établir la configuration électronique d'un atome consiste à indiquer la répartition des électrons dans les différentes orbitales atomiques 1s, 2s, 2p, 3s, ... le nombre d'électrons étant noté en exposant (*exemple* : 1s<sup>2</sup> signifie que 2 électrons occupent l'orbitale 1s). On se limitera à écrire la **configuration électronique d'un atome dans son état fondamental**.

☞ - Application : Ecrire la configuration électronique des atomes ci-dessous dans leur état fondamental :

|             | Configuration électronique fondamentale | Nombre d'e <sup>-</sup> de valence | Nombre d'e <sup>-</sup> de cœur |
|-------------|---|------------------------------------|---------------------------------|
| H (Z = 1)   |   |                                    |                                 |
| He (Z = 2)  |   |                                    |                                 |
| Li (Z = 3)  |   |                                    |                                 |
| B (Z = 5)   |   |                                    |                                 |
| O (Z = 8)   |   |                                    |                                 |
| Ne (Z = 10) |   |                                    |                                 |
| Mg (Z = 12) |   |                                    |                                 |
| P (Z = 15)  |   |                                    |                                 |
| Ar (Z = 18) |   |                                    |                                 |

#### b/ Electrons de cœur et de valence :

Les propriétés chimiques des atomes sont déterminées par les électrons situés loin du noyau et donc peu liés à celui-ci : ces électrons, sensibles aux perturbations extérieures, sont appelés **électrons de VALENCE**.

Par opposition, **tous les autres électrons sont qualifiés d'électrons de COEUR** (ou électrons internes) et sont peu engagés dans la réactivité chimique car fortement liés au noyau.

☞ - Application : Compléter les deux dernières colonnes du tableau précédent.

#### 4) Configuration électronique d'un ion monoatomique :

Tous les éléments chimiques ne sont pas stables sous forme d'atomes ; ils peuvent alors perdre ou gagner un ou plusieurs électrons pour former respectivement des cations et des anions :

• Cas des CATIONS :

• Cas des ANIONS :

➤ - Application : Ecrire la configuration électronique des ions  $\text{Li}^+$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  et  $\text{P}^{3-}$ .

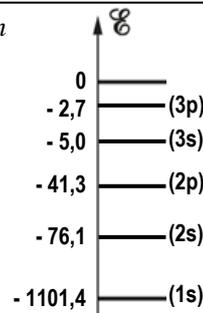


Que constate-t-on ?

➤ Vocabulaire : ENERGIE DE 1<sup>ère</sup> IONISATION d'un atome

Ordre de grandeur :

➤ - Exemple : On donne ci-contre les énergies (en eV) des orbitales atomiques du sodium (Z= 11). Donner un ordre de grandeur de l'énergie de 1<sup>ère</sup> ionisation de cet atome.



On définit de façon similaire l'énergie de n-ième ionisation d'un atome X comme l'énergie qu'il faut fournir à l'ion  $X^{(n-1)+}$  à l'état gazeux et dans son état fondamental pour lui arracher un électron.

#### 5) Lien avec le tableau périodique

La classification périodique des éléments est une base de données indispensable au chimiste. Celle-ci a bien évolué depuis le premier tableau publié en 1869 par le chimiste russe Dimitri MENDELEIEV (1834-1907) : les lignes de son tableau étaient les colonnes du tableau actuel, on est passé de 63 éléments chimiques connus à l'époque à 118 aujourd'hui ... Depuis plus de 150 ans, cette classification n'a jamais été remise en cause et surtout pas par l'avènement de la chimie quantique qui a précisément justifié sa forme actuelle.

|                          |                                     | CLASSIFICATION PERIODIQUE ACTUELLE                  |   |   |   |  |   |   |  |  |   |  |  |  |   |   |   |   |   |  |   |  |
|--------------------------|-------------------------------------|---|---|---|---|--|---|---|--|--|---|--|--|--|---|---|---|---|---|--|---|--|
| 1 <sup>ère</sup> Période | Hydrogène<br>1H<br>1s <sup>1</sup>  |   |   |   |   |  |   |   |  |  |   |  |  |  |   |   |   | Hélium<br>2He<br>1s <sup>2</sup>                      |   |  |   |  |
| 2 <sup>ème</sup> Période | Lithium<br>3Li<br>2s <sup>1</sup>   | Béryllium<br>4Be<br>2s <sup>2</sup>                 | Chaque case de ce tableau présente dans l'ordre :<br>- le nom de l'élément chimique ;<br>- le symbole de l'élément chimique précédé de son numéro atomique ;<br>- la configuration électronique de valence théorique de chaque atome dans son état fondamental (la configuration électronique réelle des atomes marqués d'un astérisque * est en réalité un peu différente de celle indiquée dans ce tableau) |   |   |  |   |   |  |  |   |  |  |  |   |   | Bore<br>5B<br>2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>         | Carbone<br>6C<br>2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>      | Azote<br>7N<br>2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>      | Oxygène<br>8O<br>2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup> | Fluor<br>9F<br>2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>    | Néon<br>10Ne<br>2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>  |
| 3 <sup>ème</sup> Période | Sodium<br>11Na<br>3s <sup>1</sup>   | Magnésium<br>12Mg<br>3s <sup>2</sup>                |   |   |   |  |   |   |  |  |   |  |  |  |   |   | Aluminium<br>13Al<br>3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>  | Silicium<br>14Si<br>3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>   | Phosphore<br>15P<br>3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup> | Soufre<br>16S<br>3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup> | Chlore<br>17Cl<br>3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup> | Argon<br>18Ar<br>3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> |
| 4 <sup>ème</sup> Période | Potassium<br>19K<br>4s <sup>1</sup> | Calcium<br>20Ca<br>4s <sup>2</sup>                  | Scandium<br>21Sc<br>4s <sup>2</sup> 3d <sup>1</sup>   | Titane<br>22Ti<br>4s <sup>2</sup> 3d <sup>2</sup>         | Vanadium<br>23V<br>4s <sup>2</sup> 3d <sup>3</sup>  | Chrome<br>24Cr*<br>4s <sup>2</sup> 3d <sup>4</sup>     | Manganèse<br>25Mn<br>4s <sup>2</sup> 3d <sup>5</sup>  | Fer<br>26Fe<br>4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>        | Cobalt<br>27Co<br>4s <sup>2</sup> 3d <sup>7</sup>      | Nickel<br>28Ni<br>4s <sup>2</sup> 3d <sup>8</sup>        | Cuivre<br>29Cu*<br>4s <sup>2</sup> 3d <sup>9</sup>      | Zinc<br>30Zn<br>4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup>         | Gallium<br>31Ga<br>4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>   | Germanium<br>32Ge<br>4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>     | Arsenic<br>33As<br>4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>    | Sélénium<br>34Se<br>4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>     | Brome<br>35Br<br>4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>      | Krypton<br>36Kr<br>4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>    |   |  |   |  |
| 5 <sup>ème</sup> Période | Rubidium<br>37Rb<br>5s <sup>1</sup> | Strontium<br>38Sr<br>5s <sup>2</sup>                | Yttrium<br>39Y<br>5s <sup>2</sup> 4d <sup>1</sup>   | Zirconium<br>40Zr<br>5s <sup>2</sup> 4d <sup>2</sup>      | Niobium<br>41Nb*<br>5s <sup>2</sup> 4d <sup>3</sup> | Molybdène<br>42Mo*<br>5s <sup>2</sup> 4d <sup>4</sup>  | Technétium<br>43Tc<br>5s <sup>2</sup> 4d <sup>5</sup> | Ruthénium<br>44Ru*<br>5s <sup>2</sup> 4d <sup>6</sup> | Rhodium<br>45Rh*<br>5s <sup>2</sup> 4d <sup>7</sup>    | Palladium<br>46Pd*<br>5s <sup>2</sup> 4d <sup>8</sup>    | Argent<br>47Ag*<br>5s <sup>2</sup> 4d <sup>9</sup>      | Cadmium<br>48Cd<br>5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup>      | Indium<br>49In<br>5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup>    | Etain<br>50Sn<br>5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>         | Antimoine<br>51Sb<br>5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>  | Tellure<br>52Te<br>5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup>      | Iode<br>53I<br>5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>        | Xénon<br>54Xe<br>5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>      |   |  |   |  |
| 6 <sup>ème</sup> Période | Césium<br>55Cs<br>6s <sup>1</sup>   | Baryum<br>56Ba<br>6s <sup>2</sup>                   | Lutétium<br>71Lu<br>6s <sup>2</sup> 5d <sup>1</sup>   | Hafnium<br>72Hf<br>6s <sup>2</sup> 5d <sup>2</sup>        | Tantale<br>73Ta<br>6s <sup>2</sup> 5d <sup>3</sup>  | Tungstène<br>74W<br>6s <sup>2</sup> 5d <sup>4</sup>    | Rhénium<br>75Re<br>6s <sup>2</sup> 5d <sup>5</sup>    | Osmium<br>76Os<br>6s <sup>2</sup> 5d <sup>6</sup>     | Iridium<br>77Ir<br>6s <sup>2</sup> 5d <sup>7</sup>     | Platine<br>78Pt*<br>6s <sup>2</sup> 5d <sup>8</sup>      | Or<br>79Au*<br>6s <sup>2</sup> 5d <sup>9</sup>          | Mercur<br>80Hg<br>6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup>       | Thallium<br>81Tl<br>6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup>  | Plomb<br>82Pb<br>6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>         | Bismuth<br>83Bi<br>6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>    | Polonium<br>84Po<br>6s <sup>2</sup> 6p <sup>4</sup>     | Astato<br>85At<br>6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup>     | Radon<br>86Rn<br>6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>      |   |  |   |  |
| 7 <sup>ème</sup> Période | Franium<br>87Fr<br>7s <sup>1</sup>  | Radium<br>88Ra<br>7s <sup>2</sup>                   | Lawrencium<br>103Lw<br>7s <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup>  | Rutherfordium<br>104Rf<br>7s <sup>2</sup> 6d <sup>2</sup> | Dubnium<br>105Db<br>7s <sup>2</sup> 6d <sup>3</sup> | Seaborgium<br>106Sg<br>7s <sup>2</sup> 6d <sup>4</sup> | Bohrium<br>107Bh<br>7s <sup>2</sup> 6d <sup>5</sup>   | Hassium<br>108Hs<br>7s <sup>2</sup> 6d <sup>6</sup>   | Méitnerium<br>109Mt<br>7s <sup>2</sup> 6d <sup>7</sup> | Darmstadtium<br>110Ds<br>7s <sup>2</sup> 6d <sup>8</sup> | Roentgenium<br>111Rg<br>7s <sup>2</sup> 6d <sup>9</sup> | Copernicium<br>112Cn<br>7s <sup>2</sup> 6d <sup>10</sup> | Niobium<br>113Nh<br>7s <sup>2</sup> 7p <sup>1</sup>  | Flerovium<br>114Fl<br>7s <sup>2</sup> 7p <sup>2</sup>    | Moscovium<br>115Mc<br>7s <sup>2</sup> 7p <sup>3</sup> | Livermorium<br>116Lv<br>7s <sup>2</sup> 7p <sup>4</sup> | Tennessee<br>117Ts<br>7s <sup>2</sup> 7p <sup>5</sup> | Oganesson<br>118Og<br>7s <sup>2</sup> 7p <sup>6</sup> |   |  |   |  |
|                          |                                     | Lanthane<br>57La<br>6s <sup>2</sup> 4f <sup>1</sup> | Cérium<br>58Ce<br>6s <sup>2</sup> 4f <sup>2</sup>   | Praséodyme<br>59Pr<br>6s <sup>2</sup> 4f <sup>3</sup>     | Néodyme<br>60Nd<br>6s <sup>2</sup> 4f <sup>4</sup>  | Prométhium<br>61Pm<br>6s <sup>2</sup> 4f <sup>5</sup>  | Samarium<br>62Sm<br>6s <sup>2</sup> 4f <sup>6</sup>   | Europium<br>63Eu<br>6s <sup>2</sup> 4f <sup>7</sup>   | Gadolinium<br>64Gd<br>6s <sup>2</sup> 4f <sup>8</sup>  | Terbium<br>65Tb<br>6s <sup>2</sup> 4f <sup>9</sup>       | Dysprosium<br>66Dy<br>6s <sup>2</sup> 4f <sup>10</sup>  | Holmium<br>67Ho<br>6s <sup>2</sup> 4f <sup>11</sup>      | Erbium<br>68Er<br>6s <sup>2</sup> 4f <sup>12</sup>   | Thulium<br>69Tm<br>6s <sup>2</sup> 4f <sup>13</sup>      | Ytterbium<br>70Yb<br>6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> |   |   |   |   |  |   |  |
|                          |                                     | Actinium<br>89Ac<br>7s <sup>2</sup> 5f <sup>1</sup> | Thorium<br>90Th<br>7s <sup>2</sup> 5f <sup>2</sup>  | Protactinium<br>91Pa<br>7s <sup>2</sup> 5f <sup>3</sup>   | Uranium<br>92U<br>7s <sup>2</sup> 5f <sup>4</sup>   | Neptunium<br>93Np<br>7s <sup>2</sup> 5f <sup>5</sup>   | Plutonium<br>94Pu<br>7s <sup>2</sup> 5f <sup>6</sup>  | Américium<br>95Am<br>7s <sup>2</sup> 5f <sup>7</sup>  | Curium<br>96Cm<br>7s <sup>2</sup> 5f <sup>8</sup>      | Berkélium<br>97Bk<br>7s <sup>2</sup> 5f <sup>9</sup>     | Californium<br>98Cf<br>7s <sup>2</sup> 5f <sup>10</sup> | Einsteinium<br>99Es<br>7s <sup>2</sup> 5f <sup>11</sup>  | Fermium<br>100Fm<br>7s <sup>2</sup> 5f <sup>12</sup> | Mendélévium<br>101Md<br>7s <sup>2</sup> 5f <sup>13</sup> | Nobelium<br>102No<br>7s <sup>2</sup> 5f <sup>14</sup> |   |   |   |   |  |   |  |

## a/ Principe de construction :

## b/ Lien avec la configuration électronique de valence :

On appelle **CONFIGURATION ELECTRONIQUE DE VALENCE** la *configuration électronique des OA portant les électrons de valence*. Par exemple, l'atome de phosphore dont la configuration électronique dans l'état fondamental est  $[P] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  a comme configuration électronique de valence  $3s^2 3p^3$ .

Il est alors remarquable que la classification périodique des éléments fait apparaître une *correspondance directe et systématique entre la place d'un élément chimique et l'ordre de remplissage théorique de ses niveaux électroniques* ! On peut pour cela décomposer la classification périodique en blocs.

### • Le bloc s :

☞ - Exemple : Le strontium

### • Le bloc p :

☞ - Exemple : Le bismuth

### • Le bloc d :

☞ - Exemple : Le fer

• **Le bloc f (hors-programme)** : ce bloc est situé entre le bloc s et le bloc d. Pour des questions de lisibilité, il est reporté en bas du tableau, à part des autres blocs. On y observe le *remplissage progressif d'une sous-couche f*.

Un élément chimique appartenant à la  $n$ -ième période et à la  $x$ -ième colonne de ce bloc a une configuration électronique de valence théorique du type  $ns^2 (n-2) f^x$ . Les éléments de la première des séries de ce bloc sont appelés les lanthanides (ou terres rares) et les éléments de la seconde des séries de ce bloc sont appelés les actinides (éléments radioactifs dont la plupart ne sont pas rencontrés à l'état naturel).

## c/ Evolution de quelques propriétés atomiques :

### Le rayon atomique

On peut assimiler le **rayon atomique** au rayon de \_\_\_\_\_ (celle de nombre quantique principal le plus grand) : ce rayon représente la distance la plus probable entre le noyau et les électrons de valence.

| EVOLUTION DU RAYON ATOMIQUE (en pm) |          |        |          |          |          |          |         |          |
|-------------------------------------|----------|--------|----------|----------|----------|----------|---------|----------|
| H (53)                              |          |        |          |          |          |          | He (31) |          |
| Li (163)                            | Be (109) |        | B (82)   | C (65)   | N (55)   | O (47)   | F (41)  | Ne (36)  |
| Na (217)                            | Mg (168) |        | Al (137) | Si (115) | P (100)  | S (88)   | Cl (78) | Ar (71)  |
| K (332)                             | Ca (256) | Bloc d | Ga (146) | Ge (129) | As (116) | Se (105) | Br (96) | Kr (88)  |
| Rb (386)                            | Sr (300) |        | In (171) | Sn (151) | Sb (135) | Te (122) | I (112) | Xe (103) |

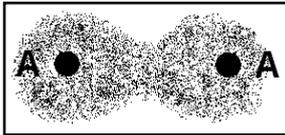
• Evolution dans une COLONNE :

• Evolution dans une PERIODE :

## L'électronégativité

☛ Définition :

Autrement dit, si un atome **A** est lié chimiquement à un autre atome **B**, les électrons de liaison sont drainés vers le plus électronégatif des deux atomes, avec pour conséquence un supplément de charges négatives sur l'atome le plus électronégatif et un déficit égal sur l'autre atome. Cela implique une plus grande probabilité de présence des électrons sur l'atome le plus électronégatif que sur l'autre : la liaison est dite **polarisée**.



Il existe de nombreuses échelles d'électronégativité, chacune désignée par le nom de son auteur : échelle de Pauling, échelle d'Allred et Rochow, échelle de Mulliken ... Toutes conduisent à des résultats sensiblement identiques.

### ELECTRONEGATIVITE DE PAULING

|            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |         |
|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|---------|
| H<br>2,20  |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            | He<br>-    |         |
| Li<br>0,98 | Be<br>1,57 |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            | B<br>2,04  | C<br>2,55  | N<br>3,04  | O<br>3,44  | F<br>3,98  | Ne<br>- |
| Na<br>0,93 | Mg<br>1,31 |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            | Al<br>1,61 | Si<br>1,93 | P<br>2,19  | S<br>2,58  | Cl<br>3,16 | Ar<br>- |
| K<br>0,82  | Ca<br>1,00 | Sc<br>1,36 | Ti<br>1,54 | V<br>1,63  | Cr<br>1,66 | Mn<br>1,55 | Fe<br>1,83 | Co<br>1,88 | Ni<br>1,91 | Cu<br>1,90 | Zn<br>1,65 | Ga<br>1,81 | Ge<br>2,01 | As<br>2,18 | Se<br>2,55 | Br<br>2,96 | Kr<br>- |
| Rb<br>0,82 | Sr<br>0,95 | Y<br>1,22  | Zr<br>1,33 | Nb<br>1,64 | Mo<br>2,16 | Tc<br>1,92 | Ru<br>2,18 | Rh<br>2,28 | Pd<br>2,20 | Ag<br>1,93 | Cd<br>1,69 | In<br>1,78 | Sn<br>1,80 | Sb<br>2,05 | Te<br>2,09 | I<br>2,66  | Xe<br>- |
| Cs<br>0,79 | Ba<br>0,89 | La<br>1,10 | Hf<br>1,29 | Ta<br>1,50 | W<br>2,26  | Re<br>1,94 | Os<br>2,18 | Ir<br>2,20 | Pt<br>2,28 | Au<br>2,54 | Hg<br>2,00 | Tl<br>1,62 | Pb<br>1,87 | Bi<br>2,02 | Po<br>2,00 | At<br>2,20 | Rn<br>- |
| Fr<br>0,70 | Ra<br>0,90 |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |            |         |

☛ Evolution :

## Polarisabilité

☛ Définition :

### POLARISABILITE DE QUELQUES ATOMES ( $\times 10^{40} \text{ C}^2 \cdot \text{m}^2 \cdot \text{J}^{-1}$ )

|           |         |        |          |           |         |           |          |        |
|-----------|---------|--------|----------|-----------|---------|-----------|----------|--------|
| H (-)     |         |        |          |           |         | He (-)    |          |        |
| Li (13,6) | Be (10) |        |          |           |         | Ne (0,15) |          |        |
| Na (30)   | Mg (-)  |        |          |           |         | Ar (1,7)  |          |        |
| K (37,8)  | Ca (-)  | Bloc d | B (-)    | C (1,7)   | N (-)   | O (0,8)   | F (-)    | Kr (-) |
|           |         |        | Al (9,8) | Si (6,12) | P (3,9) | S (-)     | Cl (2,7) |        |
|           |         |        | Ga (-)   | Ge (-)    | As (-)  | Se (-)    | Br (-)   |        |

☛ Evolution :