

# Architecture de la matière

## Chapitre 1 : Atomes et classification périodique

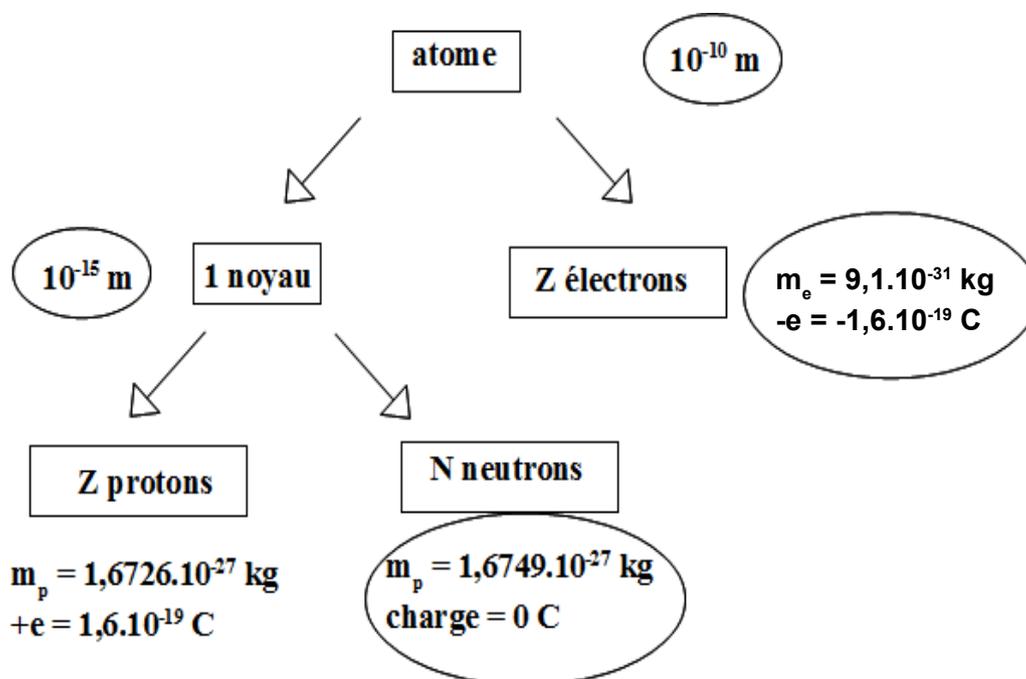
Savoir	Savoir faire
Atome : constitution, tailles, charges	
Abondance isotopique	Calcul de la masse molaire moyenne
Les nombres quantiques $n$ , $l$ , $m_l$ et le spin $m_s$	Déterminer une orbitale atomique à partir des nombres quantiques
Principe de Pauli, règle de Klechkowski et règle de Hund	Écrire une configuration électronique pour un atome ou un ion
Électrons de cœur et de valence	Repérer les électrons de cœur et de valence dans une configuration électronique
Structure de la classification périodique : méthode, période (ligne), colonne et blocs	Déterminer une configuration électronique à partir de la position d'un atome et inversement
Électronégativité et rayon atomique	Justifier l'évolution de ces propriétés dans la classification périodique

## Introduction

La compréhension des réactions chimiques nécessite de connaître la structure de la matière. Le composant de base de la matière étant l'atome, nous allons en étudier sa structure et en particulier la répartition des électrons au sein de l'atome.

## I) L'atome

### 1) Constitution d'un atome



### 2) Autour de Z

Le nombre de protons  $Z$  va servir à définir précisément les atomes étudiés. L'atome est désigné par un symbole comportant une ou deux lettres.

On appelle **élément chimique** l'ensemble des atomes comportant le même nombre de protons.

Exemples :

### 3) Les isotopes

On appelle **isotopes** les nucléides partageant le même nombre de protons (caractéristique de cet élément), mais ayant un **nombre de neutrons différent**.

Exemple :

On définit l'**abondance isotopique** comme la proportion de chaque isotope d'un même élément dans un échantillon naturel.

On peut alors calculer la masse molaire moyenne d'un élément en connaissant l'abondance de chacun de ses isotopes

**Exemple :**

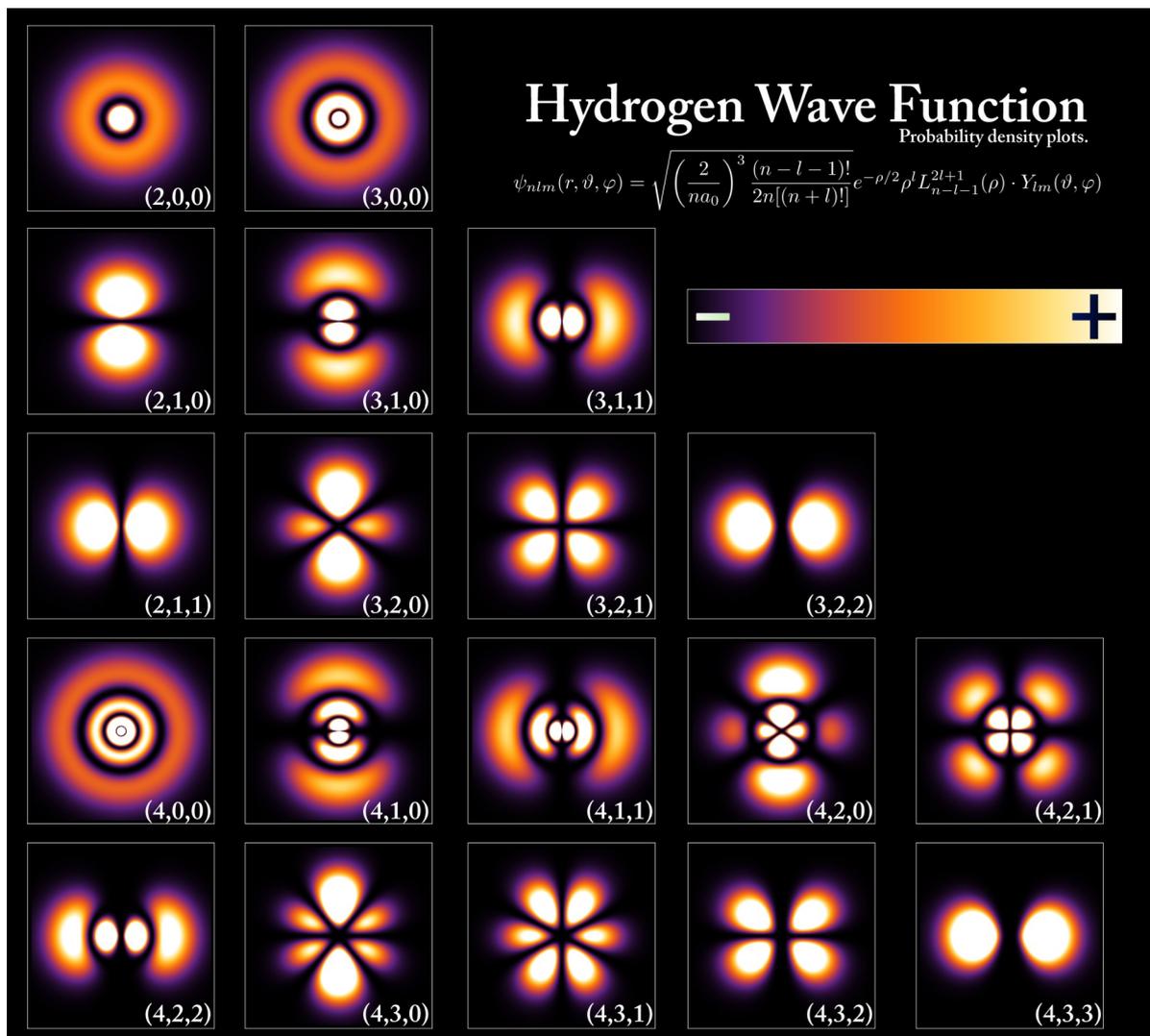
	$^{12}\text{C}$	$^{13}\text{C}$	$^{14}\text{C}$
<b>stabilité</b>	stable	stable	radioactif
<b>abondance naturelle</b>	0.989	0.011	$< 10^{-12}$

## **II ) Description quantique des atomes**

### **1 ) Mécanique quantique**

La mécanique classique ne peut s'appliquer aux particules comme les électrons → **il est impossible de localiser avec précision le position de l'électron autour du noyau.**

On traite alors la particule comme une onde, dont l'expression du carré du module aura une signification physique : elle donnera la **densité de probabilité de présence.**



## 2) Les nombres quantiques

Les nombres quantiques sont des ensembles de nombres définissant l'état quantique d'un électron. On les retrouve dans les expressions des fonctions d'onde (ou orbitales atomiques) définissant la « position » de l'électron autour du noyau. Ce sont des nombres entiers ou demi-entiers, de sorte que les grandeurs observables correspondantes sont quantifiées

### a) Le nombre quantique principal n

Le nombre quantique principal **n** est un entier strictement positif. Il est utilisé notamment dans l'expression des niveaux d'énergie électroniques de l'atome d'hydrogène :

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2} (eV)$$

### Conversion :

$$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

## Diagramme d'énergie électronique de l'atome H :

### ***b ) Nombre quantique secondaire (ou azimutal) l***

Le nombre quantique secondaire décrit le moment angulaire orbital de chaque électron.

*Remarque* : le moment angulaire (ou moment cinétique) est une grandeur vectorielle utilisée pour décrire l'état général de rotation d'un système physique.

Il va définir la forme des orbitales atomiques. **Il prend des valeurs entières positives, comprises entre 0 et n-1.**

On fait en général correspondre à chaque valeur de l une lettre :

Valeur de l	0	1	2	3
Lettre associée	s (sharp)	p (principal)	d (diffuse)	f (fundamental)

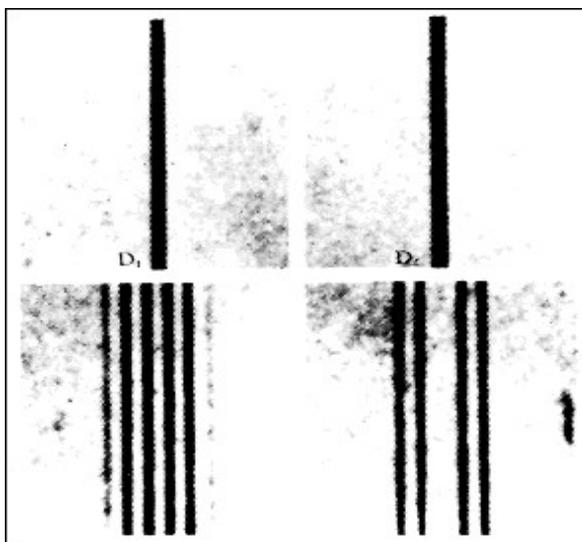
**c) Nombre quantique magnétique  $m_l$**

Le nombre quantique magnétique, noté  $m_l$ , correspond à la projection du moment angulaire orbital de l'électron sur un axe. Il peut prendre des **valeurs entières comprises entre -l et +l**.

Ce terme provient de l'effet Zeeman :



Pieter Zeeman  
Prix Nobel de Physique 1902



**d) Exemples d'orbitales atomiques**

On va utiliser les trois nombres quantiques vus précédemment :

Nombres quantiques	n	l	$m_l$
Valeurs	Entiers non nuls	Entre 0 et n-1	Entre -l et +l

On pourra ainsi identifier les différentes orbitales atomiques en les nommant avec les nombres quantiques n et l (le nombre quantique  $m_l$  sert lui à les dénombrer) :

**orbitale : n « lettre associée à l »**

Exemple : 4s, 3d, 2p, 1s, etc....

**Pour n = 1 :**

**Pour  $n = 2$  :**

**Pour  $n = 3$  :**

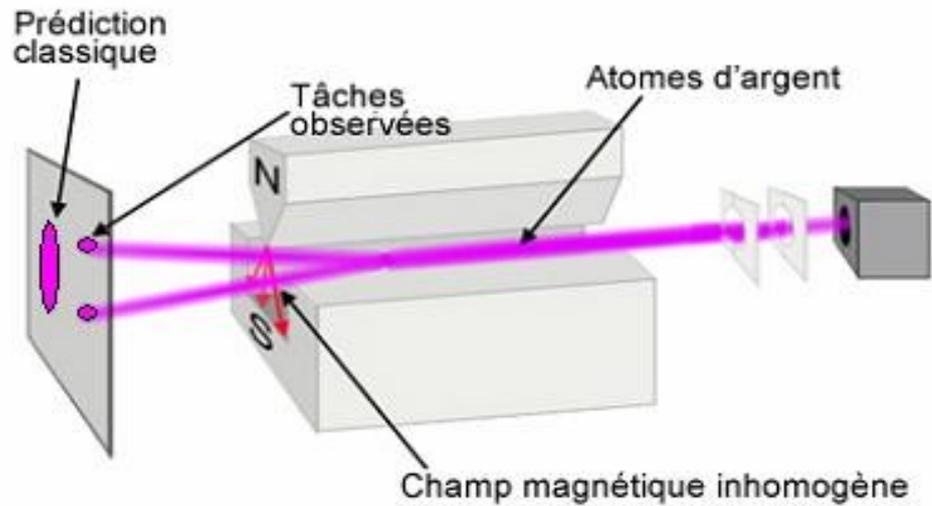
	s ( $\ell = 0$ )	p ( $\ell = 1$ )			d ( $\ell = 2$ )					f ( $\ell = 3$ )									
	$m = 0$	$m = 0$	$m = \pm 1$	$m = \pm 1$	$m = 0$	$m = \pm 1$	$m = \pm 1$	$m = \pm 2$	$m = 0$	$m = \pm 1$	$m = \pm 1$	$m = \pm 2$	$m = \pm 2$	$m = \pm 3$					
	s	$p_z$	$p_x$	$p_y$	$d_{z^2}$	$d_{xz}$	$d_{yz}$	$d_{xy}$	$d_{x^2-y^2}$	$f_{z^3}$	$f_{xz^2}$	$f_{yz^2}$	$f_{xyz}$	$f_z(x^2-y^2)$	$f_x(x^2-3y^2)$	$f_y(3x^2-y^2)$			
$n = 1$																			
$n = 2$																			
$n = 3$																			
$n = 4$																			
$n = 5$																			
$n = 6$																			
$n = 7$																			

### 3 ) Le spin $m_s$

Ce nombre a été introduit pour expliquer certaines propriétés des atomes que ne pouvaient expliquer les 3 autres nombres quantiques.

Le spin caractérise le moment cinétique intrinsèque de l'électron. Le nombre de spin  $m_s$  correspond à la projection du spin sur un axe et peut prendre deux valeurs :  $+1/2$  ou  $-1/2$ .

Expérience de Stern et Gerlach (1922) :



<https://youtu.be/8wS4IOz>

Les atomes d'argent possèdent un électron dans l'orbitale 5s.

#### 4) Comment établir une configuration électronique ?

##### Le principe de Pauli

Dans un atome, deux électrons ne peuvent avoir leurs quatre nombres quantiques identiques.

Conséquence → Une OA ne peut comporter que deux électrons au maximum.

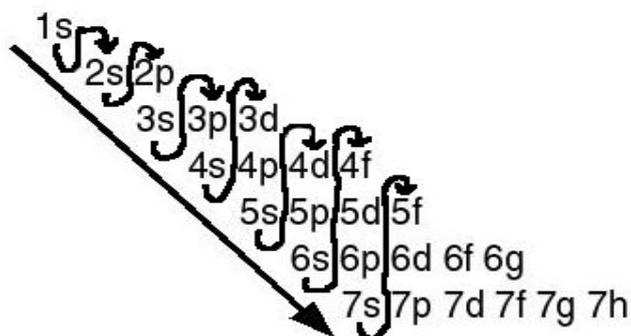
*Exemple :*

- Orbitale 1s :
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- Orbitale 2p :

##### La règle de Klechkowski

Les OA se remplissent dans l'ordre croissant de  $n + l$  et, en cas d'égalité, par ordre croissant de  $n$ .

*Tracé du diagramme  $n = f(l)$  :*



**Configuration électronique** : il s'agit de la répartition des électrons au sein d'un atome. Elle est indiquée en notant l'atome concerné entre crochets. On remplit les orbitales en suivant la règle de Klechkowski. On fait bien attention à respecter le principe de Pauli en plaçant au maximum :

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

*Exemples :*

- Atome  ${}_1\text{H}$  :
- Atome  ${}_6\text{C}$  :
- Atome  ${}_{13}\text{Al}$  :
- Atome  ${}_{23}\text{V}$  :
- Atome  ${}_{37}\text{Rb}$  :

**Attention** : il existe des exceptions à la règle de remplissage des orbitales. En effet les orbitales atomiques complètement ou à demi-remplies présentent une stabilité particulière.

*Exemples :*

- Atome  ${}_{24}\text{Cr}$  :
- Atome  ${}_{29}\text{Cu}$  :

### **La règle de Hund**

Lorsque plusieurs OA de même énergie sont disponibles, les électrons occupent d'abord le maximum d'OA avec leurs spins parallèles avant de s'apparier.

On représente alors les OA par des traits (ou des cases) et les électrons par des flèches (vers le haut ou le bas).

*Exemples :*

- Atome  ${}_7\text{N}$  :
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- Atome  ${}_{22}\text{Ti}$  :

### **5 ) Les électrons de cœur et de valence**

Les **électrons de valence** sont ceux dont le nombre quantique principal est le plus élevé ou ceux qui appartiennent à des orbitales en cours de remplissage.

Les autres électrons sont alors appelés **électrons de cœur**.

*Exemples :*

- Atome  ${}_2\text{He}$  :
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- Atome  ${}_8\text{O}$  :
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- Atome  ${}_{14}\text{Si}$  :
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- Atome  ${}_{26}\text{Fe}$  :
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- Atome  ${}_{30}\text{Zn}$  :

## 6) Configurations électroniques des ions

On commence par étudier la configuration électronique de l'atome avant de rajouter des électrons dans le cas d'un anion ou d'en enlever dans le cas d'un cation.

Dans le cas d'un cation, on commence par enlever les électrons de valence de nombre quantique principal le plus élevé.

Exemples :

- Ion chlorure  ${}_{17}\text{Cl}^-$  :
- Ion sodium  ${}_{11}\text{Na}^+$  :

## III) Comment sont classés les atomes ?

### 1) Le tableau historique de Mendeleïev

Il a classé les éléments par masse atomique croissante et par propriétés physico-chimiques semblables.

ОБЗОР ИЗДАНИЙ «ОСНОВ ХИМИИ» Д. Н. МЕНДЕЛЕЕВА XIX

Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве.

(Таблица, помещенная в начале I части «Основ химии» в первом издании.)

				Ti = 50	Zr = 90	? = 180
				V = 51	Nb = 94	Ta = 182
				Cr = 52	Mo = 96	W = 196
				Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
				Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni =	Ce = 59	Pd = 106,6	Os = 199
				Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
				Zn = 65,2	Cd = 112	
				? = 68	Ur = 116	Au = 197?
				? = 70	Sn = 118	
				As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
				Se = 79,4	Te = 128?	
				Br = 80	J = 127	
				Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
				Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
				Ce = 92		
				La = 94		
				Di = 95		
				Th = 118?		
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24				
	B = 11	Al = 27,4				
	C = 12	Si = 28				
	N = 14	P = 31				
	O = 16	S = 32				
	F = 19	Cl = 35,5				
Li = 7	Na = 23	K = 39				
		Ca = 40				
		? = 45				
		? Er = 56				
		? Yt = 60				
		? In = 75,6				

- ? = 45 :
- Te = 128 ? :



### 3 ) Structure de la classification périodique

#### Les blocs

On retrouve **4 blocs** dans la classification périodique correspondant aux différentes orbitales atomiques s, p, d et f.

	1	2	Classification périodique (vue par bloc)				3	4	5	6	7	8
1												
2	Bloc s								Bloc p			
3												
4												
5												
6												
7			4f	Bloc d								
			5f									
			Bloc f				Lanthanides (14 éléments 4f)					
							Actinides (14 éléments 5f)					

#### Les familles

Les **familles** correspondent aux différentes colonnes de classification périodique. Les éléments appartenant à la même colonne ont tous la même structure électronique de valence. Ils auront ainsi les mêmes propriétés physico-chimiques.

Quelques familles sont particulièrement importantes :

- La famille des **alcalins** constituée des éléments de la première colonne à l'exception de l'hydrogène. Ils sont de configuration électronique de valence  $ns^1$ . Il s'agit de métaux particulièrement réducteurs.
- La famille des **alcalino-terreux** constituée des éléments de la seconde colonne. Ils sont de configuration électronique de valence  $ns^2$ . Il s'agit de métaux réducteurs et oxophiles.
- La famille des **halogènes** constituée des éléments de la dix-septième colonne. Ils sont de configuration électronique de valence  $np^5$ . Ils sont particulièrement oxydants.
- La famille des **gaz nobles (rares)** constituée des éléments de la dix-huitième colonne. Ils sont de configuration électronique de valence  $np^6$ . Ils sont inertes chimiquement.

#### Les périodes

Les **périodes** correspondent aux différentes lignes de la classification périodique.

Le programme demande d'apprendre les trois premières lignes...d'où les phrases suivantes :

- 1ère ligne : H – He
- 2ème ligne : Lili Beaucoup But Chez Notre Oncle Fernand Nestor
- 3ème ligne : Napoléon Mangea Allégrement Six Poulets Sans Claquer d'Argent.

## IV ) Périodicité des propriétés atomiques

### 1 ) Electronégativité

**Définition** : L'électronégativité notée  $\chi$  est une grandeur définie arbitrairement et qui cherche à traduire qualitativement la capacité d'un élément à attirer les électrons.

Plusieurs échelles d'électronégativité existent :

- celle de **Mulliken** basée sur les propriétés atomiques,
- celle de **Pauling** est basée sur les énergies de liaison.

Pauling (*italics*) and Mulliken electronegativities

<b>H</b>								<b>He</b>
<i>2.20</i>								
3.06								
<b>Li</b>	<b>Be</b>	<b>B</b>	<b>C</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>F</b>		<b>Ne</b>
<i>0.98</i>	<i>1.57</i>	<i>2.04</i>	<i>2.55</i>	<i>3.04</i>	<i>3.44</i>	<i>3.98</i>		
1.28	1.99	1.83	2.67	3.08	3.22	4.43		4.60
<b>Na</b>	<b>Mg</b>	<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>	<b>S</b>	<b>Cl</b>		<b>Ar</b>
<i>0.93</i>	<i>1.31</i>	<i>1.61</i>	<i>1.90</i>	<i>2.19</i>	<i>2.58</i>	<i>3.16</i>		
1.21	1.63	1.37	2.03	2.39	2.65	3.54		3.36
<b>K</b>	<b>Ca</b>	<b>Ga</b>	<b>Ge</b>	<b>As</b>	<b>Se</b>	<b>Br</b>		<b>Kr</b>
<i>0.82</i>	<i>1.00</i>	<i>1.81</i>	<i>2.01</i>	<i>2.18</i>	<i>2.55</i>	<i>2.96</i>		<i>3.0</i>
1.03	1.30	1.34	1.95	2.26	2.51	3.24		2.98
<b>Rb</b>	<b>Sr</b>	<b>In</b>	<b>Sn</b>	<b>Sb</b>	<b>Te</b>	<b>I</b>		<b>Xe</b>
<i>0.82</i>	<i>0.95</i>	<i>1.78</i>	<i>1.96</i>	<i>2.05</i>	<i>2.10</i>	<i>2.66</i>		<i>2.6</i>
0.99	1.21	1.30	1.83	2.06	2.34	2.88		2.59
<b>Cs</b>	<b>Ba</b>	<b>Tl</b>	<b>Pb</b>	<b>Bi</b>				
<i>0.79</i>	<i>0.89</i>	<i>2.04</i>	<i>2.33</i>	<i>2.02</i>				

## 2) Rayons atomiques

On appelle **rayon atomique** le rayon de l'orbitale atomique de valence la plus externe.

