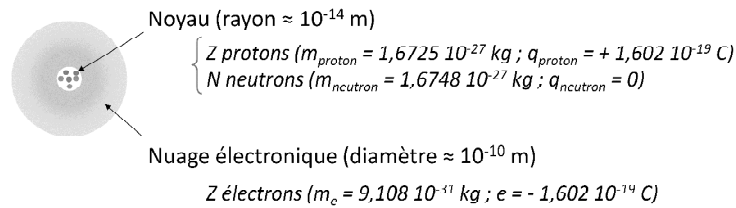


# Chapitre I – Structure des atomes

## Notions de cours

### I.1) L'ATOME

#### Structure



$${}^A_Z X \quad \left\{ \begin{array}{l} A : \text{nombre de masse} = \text{nombre de nucléons} = Z + N \\ Z : \text{numéro atomique} = \text{nombre de protons} \end{array} \right.$$

**Élément** : un élément X est l'ensemble des atomes et des ions qui ont le même numéro atomique Z.

**Atome** : un atome est une entité neutre définie par une valeur de Z et de A..

**Isotopes** : atomes qui ne diffèrent que par le nombre de neutrons.

**Masses atomiques** : échelle relative des masses = *unité de masse atomique* (notée u).  $1 \text{ u} = 1/12$  masse d'un atome  ${}^{12}_6\text{C} \Rightarrow$  la masse d'un atome de  ${}^{12}_6\text{C}$  est de 12 u.

**Mole et nombre d'Avogadro  $N_A$**  : *une mole* = quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires (atomes, ions, molécules, ...) qu'il y a d'atomes de  ${}^{12}_6\text{C}$  dans 12 g de  ${}^{12}_6\text{C}$ . Une mole d'atomes contient  $N_A$  atomes ( $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ).

**Masses atomiques des éléments naturels** : la masse d'une mole d'atome naturel =  $\sum$  (masses d'une mole de chaque isotope  $\times$  son abondance isotopique).

## I.2) LES ELECTRONS

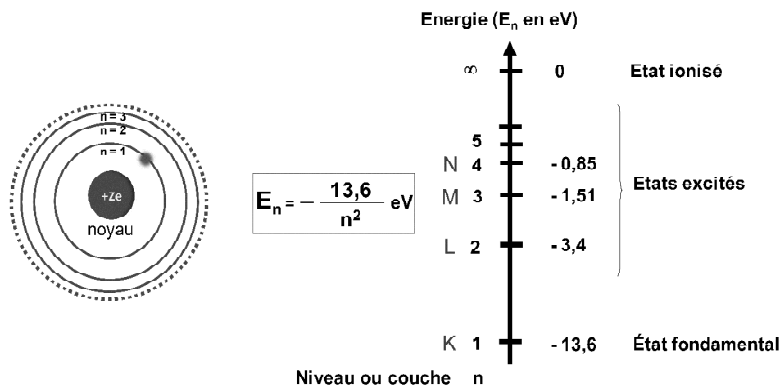
### I.2.1) Dualité onde-particule (hypothèse de Max Planck)

Les échanges d'énergie entre la matière et les ondes électromagnétiques sont quantifiés.

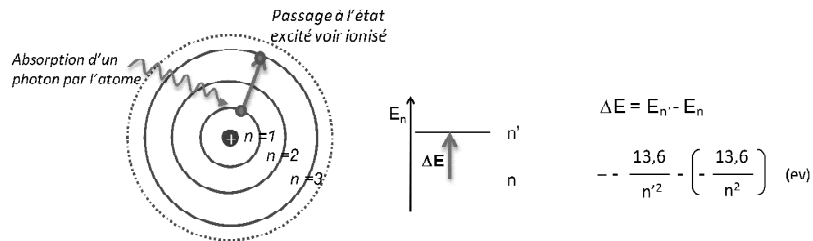
$$E = h\nu$$

↑ Fréquence du rayonnement (Hz)  
 ↓ Constante de Planck ( $6,62 \times 10^{-34}$  J.s)  
 ← Energie du quantum

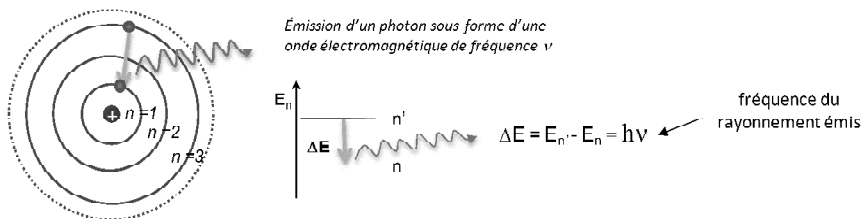
### I.2.2) Modèle de Bohr (atome et ions à 1 électron)



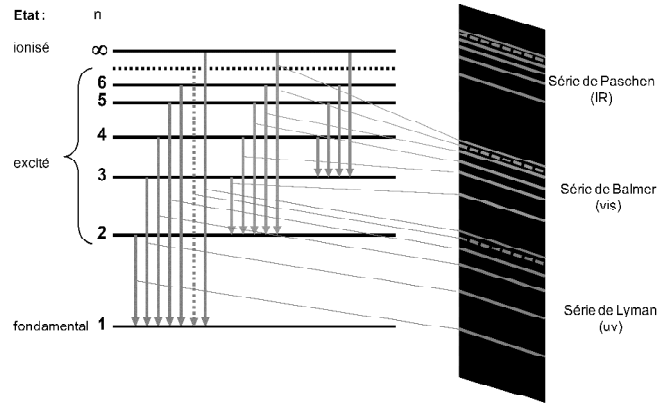
### Absorption d'énergie



### Emission d'énergie



### Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène



### I.2.3) Fonction d'onde – équation de Schrödinger – nombres quantiques

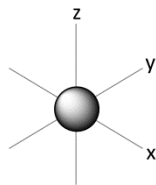
Equation de Schrödinger :  $H \Psi = E \Psi$ .

Les orbitales sont définies par les trois nombres quantiques  $n$ ,  $l$  et  $m$  (nombres entiers) :

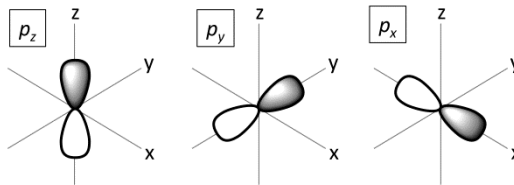
- **$n$  : nombre quantique principal ( $n=1, 2, 3, \dots, \infty$ ).**  
Il définit la couche électronique et le niveau énergétique.
- **$l$  : nombre quantique secondaire ( $0 \leq l \leq n-1$ )**  
Il définit la forme de l'orbitale.
- **$m$  : nombre quantique magnétique ( $-l \leq m \leq +l$ )**  
Il décrit l'orientation de l'orbitale atomique dans l'espace.

### I.2.4) Les orbitales atomiques

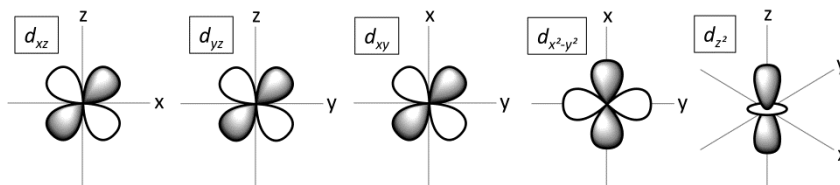
Si  $l = 0$ , orbitales s



Si  $l = 1$ , orbitales p



Si  $l = 2$ , orbitales d



Valeur de n $n > 0$	Valeur(s) de l $0 \leq l \leq (n - 1)$	Valeur(s) de m $-l \leq m \leq +l$	Nombre d'OA et appellation	Nombre total d'OA
1	0	0	1 orbitale 1s	1
2	0	0	1 orbitale 2s	4
	1	-1, 0, 1	3 orbitales 2p	
3	0	0	1 orbitale 3s	9
	1	-1, 0, 1	3 orbitales 3p	
	2	-2, -1, 0, 1, 2	5 orbitales 3d	
4	0	0	1 orbitale 4s	16
	1	-1, 0, 1	3 orbitales 4p	
	2	-2, -1, 0, 1, 2	5 orbitales 4d	
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7 orbitales 4f	

Chaque OA est représentée par une case quantique :  $\square$

n = 1	l = 0	m = 0	$\square$	sous-couche 1s	couche n = 1
n = 2	l = 0	m = 0	$\square$	sous-couche 2s	couche n = 2
	l = 1	m = -1, 0, +1	$\square \square \square$	sous-couche 2p	
n = 3	l = 0	m = 0	$\square$	sous-couche 3s	couche n = 3
	l = 1	m = -1, 0, +1	$\square \square \square$	sous-couche 3p	
	l = 2	m = -2, -1, 0, +1, +2	$\square \square \square \square \square$	sous-couche 3d	
n = 4	l = 0	m = 0	$\square$	sous-couche 4s	couche n = 4
	l = 1	m = -1, 0, +1	$\square \square \square$	sous-couche 4p	
	l = 2	m = -2, -1, 0, +1, +2	$\square \square \square \square \square$	sous-couche 4d	
	l = 3	m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$\square \square \square \square \square \square \square$	Sous-couche 4f	

- Une OA (ou une case quantique) peut contenir au maximum 2 électrons.
- Le principe d'exclusion de Pauli : deux électrons d'un même atome ne peuvent avoir les mêmes nombres quantiques.

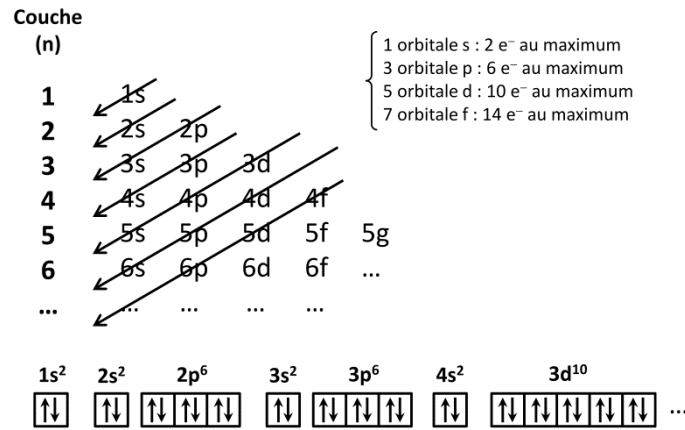
$\Rightarrow$  nécessité d'introduire d'un 4<sup>e</sup> nombre quantique :

le nombre quantique de spin,  $s = +\frac{1}{2}$  ou  $-\frac{1}{2}$ .

### I.2.5) Configuration électronique d'un élément à l'état fondamental

#### Etape 1

Respecter l'ordre de remplissage selon la règle de Klechkowski (règle mnémotechnique).

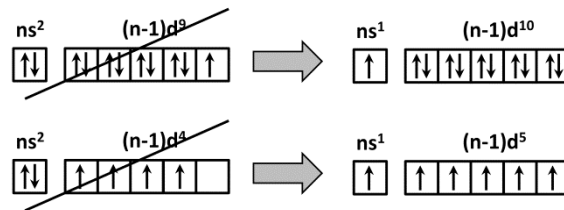
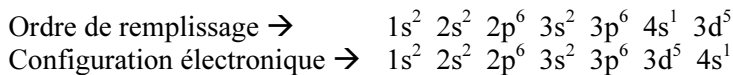
**Étape 2**

Respecter :

- 2 électrons au maximum par orbitale (donc par case quantique).
- La règle de Hund = maximum d'électrons de la même sous-couche avec des spins parallèles.
- Le principe d'exclusion de Pauli qui stipule que 2 électrons ne peuvent être décrits par les 4 mêmes nombres quantiques.

**Étape 3**

Corriger les anomalies de remplissage des sous-couches 3d et 4d :

**Étape 4**Réécrire les couches et sous-couches dans l'ordre d'énergie croissante. Par exemple pour le chrome (<sub>24</sub>Cr) :**Définition : couche électronique externe**

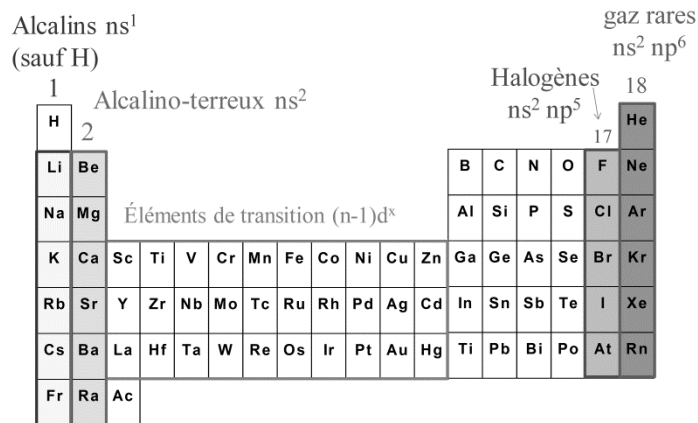
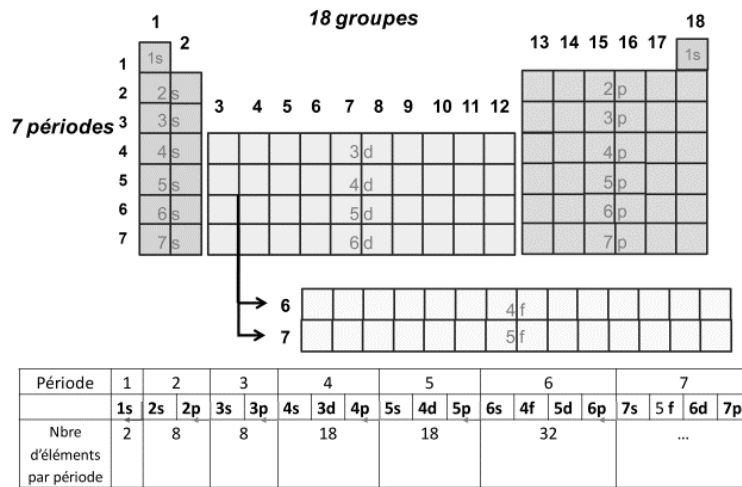
C'est la couche électronique de plus grande valeur de n.

**Définition : couche de valence**

C'est la couche électronique de plus grande valeur de n, sauf pour les éléments de transition qui ont leur sous-couche d en cours de remplissage. Dans ce cas, le nombre d'électrons de valence inclut les e<sup>-</sup> d et les e<sup>-</sup> s de la couche supérieure.  
 Par exemple pour le chrome (<sub>24</sub>Cr) : couche externe 4s, couche de valence 3d, 4s.

### I.3) LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

#### I.3.1) Le tableau périodique



#### I.3.2) Variation de quelques propriétés des éléments

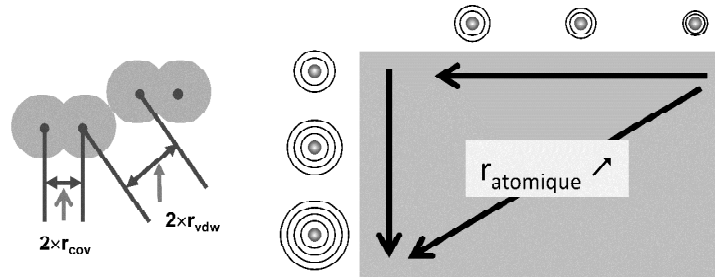
##### I.3.2.a) Le rayon atomique

Rayon atomique « vrai » : il ne peut pas être mesuré de façon exacte (car on ne sait pas précisément où sont situés les électrons) ; il peut être estimé par calcul.

Rayon atomique covalent : la moitié de la distance séparant les noyaux de deux atomes d'un même élément liés par une liaison de covalence simple.

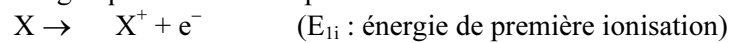
Rayon atomique de Van der Waals : la moitié de la distance minimale à laquelle peuvent s'approcher deux atomes d'un élément lorsqu'ils ne se lient pas.

**Rayon ionique** : la moitié de la distance entre un cation et un anion voisins dans un cristal ionique.

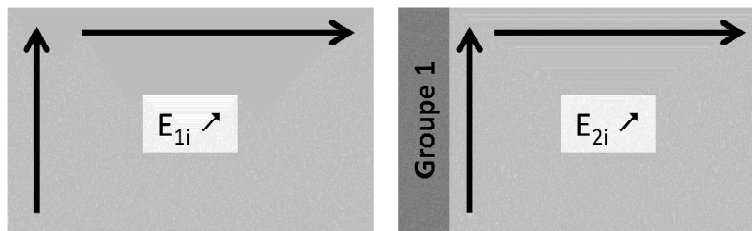
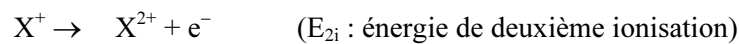


### ***1.3.2.b) L'énergie d'ionisation***

C'est l'énergie qu'il faut fournir pour arracher un électron.

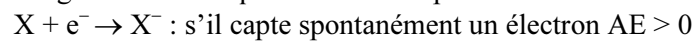


L'énergie de deuxième ionisation est l'énergie à fournir pour arracher un deuxième électron. Dans une période, l'énergie de deuxième ionisation la plus élevée est pour l'élément du groupe 1.



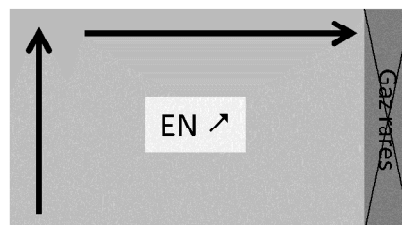
### ***1.3.2.c) L'affinité électronique (AE)***

C'est l'énergie libérée lorsqu'un élément capte un électron.



### ***1.3.2.d) L'électronégativité (EN)***

C'est la tendance d'un élément à attirer à lui les électrons de la liaison.



## QCM d'entraînement

### QCM 1

Au sujet de l'atome :

- A. Le nombre de masse d'un atome est égal à  $Z+N$ .
- B. La masse d'un proton et celle d'un neutron sont exactement les mêmes.
- C. Les charges électriques du proton et de l'électron ont la même valeur absolue.
- D. D'une façon générale, le rapport entre la taille d'un atome et celle de son noyau est de l'ordre de 100.
- E. Un élément est caractérisé par son nombre de masse  $A$ .

### QCM 2

Parmi les propositions suivantes, lesquelles sont exactes ?

- A. Chaque valeur de  $Z$  définit un élément.
- B. La charge du neutron est comme celle du proton égale à  $1,602 \cdot 10^{-19}C$ .
- C. La masse des électrons au sein de l'atome est aussi importante que celle du noyau.
- D. Les isotopes d'un même élément sont des nucléides ayant une même valeur de  $Z$  mais des valeurs de  $A$  différentes.
- E. Un anion est un atome qui a perdu un ou plusieurs électron(s).

### QCM 3

Parmi les propositions suivantes, lesquelles sont exactes ?

- A. Le carbone naturel a une masse atomique de 12 u.
- B. La masse d'un atome est retrouvée essentiellement au niveau de son noyau.
- C. Les nucléons représentent l'ensemble des protons et électrons d'un atome.
- D. Il n'existe pas d'élément dont le nombre de masse est égal au numéro atomique.
- E. Deux isotopes ne diffèrent uniquement que par leur nombre de protons.

### QCM 4

Les informations concernant 3 atomes sont données dans le tableau suivant :

Atome	Numéro atomique	Nombre de masse
A	1	1
B	1	2
C	1	3

- A. Ces trois atomes correspondent au même élément.
- B. Ce sont des isotopes d'un même élément.