

## Lumière et atome

### I. La lumière

- La lumière est un rayonnement **électromagnétique**
- Sa célérité (= vitesse), notée  $c$ , équivaut à  $3.10^8$  dans le vide
- Elle possède une **dualité onde/ particule** avec un caractère :
  - Ondulatoire
  - Corpusculaire ( particule)

#### a) Caractère ondulatoire

- La lumière est associée à une longueur d'onde ( $\lambda$ ) et une fréquence ( $\nu$ )

$$\lambda = c / \nu \quad c = 3.10^8$$

#### b) Caractère corpusculaire

- La lumière est composée de particules appelées **photons** qui transportent une quantité d'énergie appelé « **quantum** »
- Quantité d'énergie transportée par un photon :

$$E \text{ (J)} = h \cdot \nu = h \cdot c / \lambda$$

$h$  = constante de Planck =  $6,62.10^{-34}$ J.s

$\lambda$  en mètre

- **Astuce** :  $h \cdot c = 20.10^{-26}$

## II. Interaction rayonnement- matière

- L'énergie d'un électron est négative et discontinue (varie) mais quantifiée (on peut la calculer).
- Le niveau  $n = 1$  est appelé fondamental
- Le niveau  $n = 2$  est le premier niveau excité
- Le niveau  $n = \infty$  est le niveau ionisé

### a) Energie des électrons (hydrogénoïdes/ non hydrogénoïdes)

- Hydrogénoïde : ion avec un seul électron : ( ${}_5\text{B}^{4+}$ ,  $\text{He}^+$ )

- Pour chaque niveau ( $n$ ), on utilise la formule suivante :

$$E \text{ (J)} = - \frac{R_{h.c.h.} \cdot Z^2}{n^2}$$

(Cette formule ne sert pas pour les calculs, rappelez-vous du moins)

- En convertissant l'énergie en eV ( +++):

$$E \text{ (eV)} = - \frac{13,6 \cdot Z^2}{n^2} \quad \text{et} \quad 1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

- ✓ Les hydrogénoïdes ont un seul électron, il se trouve forcément sur la premier niveau  $n = 1$ . Du coup  $n^2 = 1^2 = 1$ , donc la formule est  $-13,6 \cdot Z^2$ . Pour les atomes qui possèdent plusieurs électrons, il est important de savoir sur quel niveau  $n$  se trouve l'électron pour calculer son énergie.

## b) Absorption / excitation

- L'électron peut passer à un niveau énergétique plus élevé en absorbant un photon d'énergie quantifiée : **excitation électronique**
- L'énergie du photon doit être la **différence exacte** entre deux « n » de l'électron. Dans le cas contraire le photon, n'est pas absorbé par l'électron.
- La transition électronique ( différence d'énergie ) entre deux niveaux s'exprime par ( +++ ) :

$$\Delta E_{n \rightarrow n'} = E_{n'} - E_n = 13,6 \cdot Z^2 \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right)$$

La différence d'énergie pour passer à un niveau supérieur est donc celle du **photon absorbée (  $E_{h\nu}$  )**.

## c) Emission / désexcitation

- L'électron va avoir tendance à minimiser son énergie en retournant à son niveau fondamental : **désexcitation électronique**

- L'électron perd ( cède) donc de l'énergie sous la forme de photon qui n'est rien d'autre que de la lumière : **émission lumineuse**

-

d) Ionisation :

- Si l'  $E(\text{photon}) > E(\text{électron})$  : l'électron est éjecté de l'atome avec une énergie cinétique correspondant à la différence entre l'énergie du photon et l'énergie de l'électron qui possède initialement :

$$E_c = E_{hv} - | E_{\text{électron}} |$$

### III. Structure de l'atome : les électrons

a) **Dualité onde / particule** de l'électron

- Dans l'atome : **onde** avec une énergie et des variations d'énergie quantifiées
- Hors de l'atome : **Particule** avec un énergie variable

b) Les 4 nombres quantiques

- Tous les atomes (sauf l'hydrogène) possèdent plusieurs électrons dans leur état fondamental

- Pour distinguer les électrons des autres dans un même atome, on utilise les **4 nombres quantiques**
- Les électrons **ne** peuvent donc **pas** posséder **4 nombres quantiques** identiques ( sinon impossible de les distinguer):  
Règle d'exclusion de Pauli

- Voici les 4 nombres quantiques :

- $n$  : Nombre quantique principal
  - : donne le niveau d'énergie = couche principal
  - : **entier**  $n \geq 1$  ,  $n = 1$  = niveau fondamental  
 $n = 2$  = premier niveau excité
- $l$  : Nombre quantique secondaire / azimutal
  - : donne le sous niveau d'énergie = sous couche
  - : détermine **la forme** de l'espace où se situe l'électron
    - Si  $l = 0$  : Orbital de **type s**
    - Si  $l = 1$  : Orbital de **type p**
    - Si  $l = 2$  : Orbital de **type d**
    - Si  $l = 3$  : Orbital de **type f**
  - : **entier** ,  $0 \leq l \leq n-1$  ( **il n'est donc pas négatif** )
- $m$  : Nombre quantique magnétique
  - : donne la Direction dans l'espace de l'électron (ou de l'OA)
  - : **entier** ,  $-l \leq m \leq +l$

- $s$  : Nombre quantique de spin / spin
  - : donne les propriétés magnétiques de l'électron
  - : donne la rotation de l'électron
  - : valeur =  $+1/2$  ou  $-1/2$  ( ce n'est pas un entier)

### c) La configuration électronique

- Au lycée :  $(K)^2 (L)^8 (M)^8$
- En Paces : **diagramme de Klechkowski**
  - s s p s p s d p s d p s f d p s f d p s
  - 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s  
5f 6d 7p
- Chaque lettre ( f , d , p , s ) correspond à **une orbitale** atomique c'est-à-dire une zone de l'espace où se situe l'électron
- Le chiffre devant l'orbitale atomique indique **le nombre d'orbitale** de chaque type : ( Les orbitales p commencent à 2 , les d commencent à 3 et les f à 4 ). Il représente aussi **n (nb quantique principal)**

### d) Le nombre d'électron dans les orbitales

- Comme au lycée, l'**exposant** représente le nb d'**électrons** :
  - Dans une orbitale s : 2 électrons maxi
  - Dans une orbitale p : 6 électrons maxi
  - Dans une orbitale d : 10 électrons maxi
  - Dans une orbitale f : 14 électrons maxi

Ex :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$

### e) Les exceptions

- Après avoir suivi l'ordre du diagramme de **Klechkowski** :  
Si les orbitales sont et **seulement** pleines, il faut les remettre dans l'ordre croissant
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$
  - Les orbitales  $3d^{10}$  et  $4d^{10}$  (10 électrons chacune) sont pleines mais sont situées respectivement après une orbitale  $4s^2$  et  $5s^2$  : on les remet dans l'ordre croissant.
- Les OA d et f remplies à **50 %** ou **100 %** possèdent une stabilité particulière
  - Jamais d'OA de type  $4s^2 3d^4$  et  $4s^2 3d^9$ 
    - ✓ Toujours  $4s^1 3d^5$  et  $4s^1 3d^{10}$
  - Jamais d'OA de type  $6s^2 4f^6$  et  $6s^2 4f^{13}$ 
    - ✓ Toujours  $6s^1 4f^7$  et  $6s^1 4f^{14}$
  - L'orbitale  $3d^5$  et  $4f^7$  sont donc remplies à **50 %**
  - Les orbitales  $3d^{10}$  et  $4f^{14}$  sont donc remplies à **100%**

### III. Les anions et les cations

- Anions: **Rajout** d'1 ou plusieurs électrons sur l'orbitale la **plus éloignée**
  - Ex: [ C ]  $1s^2 2s^2 2p^2$                       [ C<sup>-</sup> ]  $1s^2 2s^2 2p^3$
- Cations: **Retire** un ou plusieurs électrons sur l'orbitale la **plus éloignée**
  - [ Ca ]  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
  - [ Ca<sup>+</sup> ]  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- Exemple à comprendre :
  - [ <sub>24</sub>Cr ]  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$  : L'orbitale la plus éloignée: **4s<sup>1</sup>**
  - [ <sub>24</sub>Cr<sup>+</sup> ]  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$

### IV. Couche de cœur et de valence

- 2 types d'électrons :
  - **Valence** : électrons avec le n le plus élevés et tout ceux qui se situent à droite (externe)
  - **Cœur** : le reste des électrons (interne)
- Ex : Calcium :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ 
  - n le + élevé =4 et à droite il y a rien
  - ✓ 2 électrons de valence et 18 de cœur
- Ex : [ <sub>26</sub>Fe ] :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ 
  - n le + élevé =4 et à droite (3d<sup>6</sup>)
  - ✓ 8 électrons de valence et 18 de cœur

## V. Raccourci d'écriture

- On peut remplacer les **électrons de cœur** par le **gaz noble** avec un nombre d'électron **le plus proche et inférieur** à l'atome recherché
- Les atomes de la colonne des gaz rares possèdent 2, 10, 18, 36, 54 électrons
- Ex :  $[_{20}\text{Ca}]$  possède 20 électrons
  - Les **électrons de cœur** du calcium sont remplacés par l'argon  $[_{18}\text{Ar}]$  : le calcium a **18 électrons de cœur**
  - $20 - 18 = 2$  **électrons de valence**

Remarque : on dit que le calcium a un cœur Argon

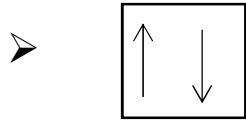
- Comment connaître la configuration électronique du calcium après  $[_{18}\text{Ar}]$  sans refaire tout le diagramme de **Klechkowski** ?
  - $_{18}\text{Ar}$  est le **troisième** atome de la colonne des gaz noble.
  - Vous **rajoutez +1** à **trois = 4**, et vous recommencer tj par une orbitale **s**
    - ✓  $[_{18}\text{Ar}] 4s^2$

## VI. Propriété magnétique des atomes

- Atome **paramagnétique**: Possède **un ou plusieurs** électrons **de valence** célibataires
- Atome diamagnétique: Possède **aucun** électron célibataire

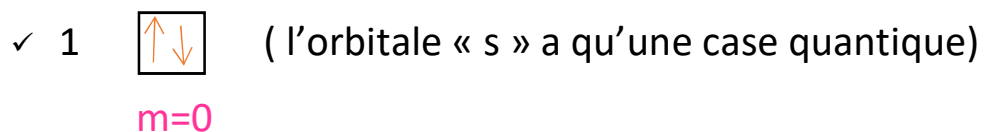
## A) Les cases quantiques

- Chaque orbitale (s, d, p, f) se représente par une ou plusieurs cases quantiques:
- Chaque case quantique contient au **maximum 2 électrons**. Ces électrons sont représentés par des flèches :

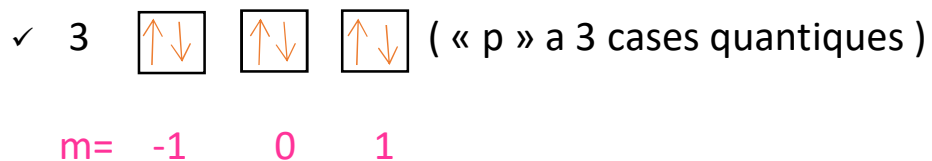


- La direction des flèches renseigne sur le spin de l'électron (+1/2 : flèche vers le haut, -1/2: flèche vers le bas)
- Chaque case est associée à un nombre quantique magnétique (m)

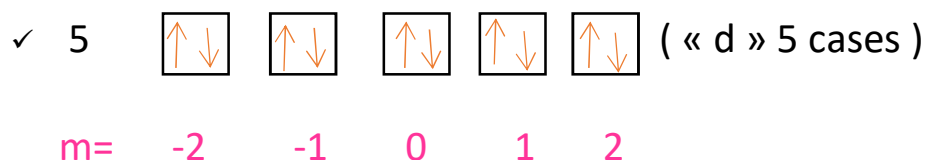
- L'orbital s contient **2 é maxi**



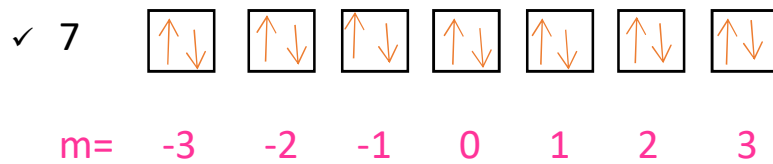
- L'orbital p contient **6 é maxi**




- L'orbital d contient **10 é maxi**



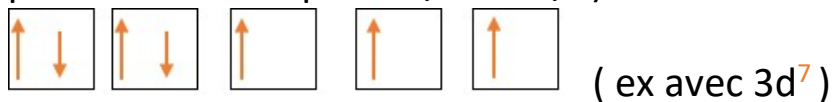
- L'orbital f contient **14 é maxi**



## B) Le remplissage des cases quantiques

- Vous devez mettre un électron dans chaque case en partant de la gauche : 

- Ensuite vous repartez de la gauche pour mettre le deuxième électron avec la flèche dans le **sens inverse** ( pour avoir les 2 spins  $+1/2$  et  $-1/2$  ) :



- C'est la **règle de Hund**

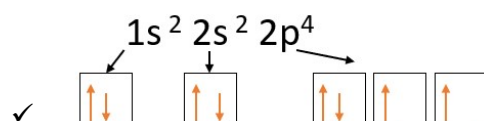
## C) Lien propriété magnétique et case quantique

- Ex :  ${}_8\text{O}$  est-il paramagnétique ou diamagnétique ?

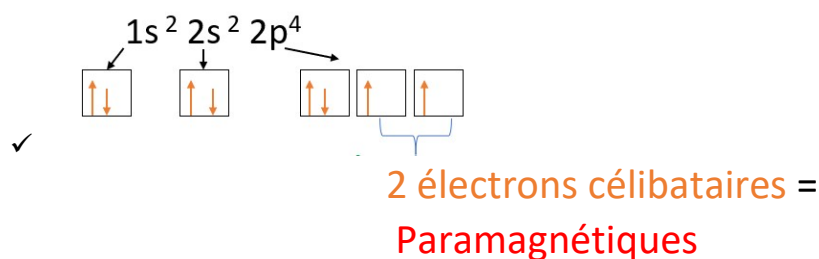
1) Ecrire la configuration électronique :



2) Représentez les cases quantiques associées aux orbitales :

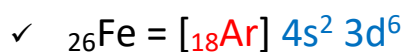


3) Observer si il y a des électrons célibataires dans les cases quantiques



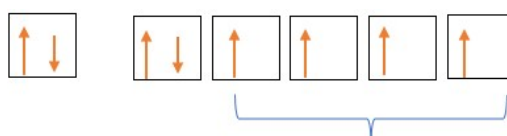
• Ex :  ${}_{26}\text{Fe}$  est-il paramagnétique ou diamagnétique ?

1) Ecrire la configuration simplifiée du  ${}_{26}\text{Fe}$



✓ On utilise la configuration simplifiée car seuls les électrons de valence nous intéressent pour savoir si c'est diamagnétique ou paramagnétique (les électrons de cœur sont forcément 2 par case quantique)

2) Représentez les cases quantiques des orbitales de valence :



4 électrons célibataires =  
Paramagnétique

## Le tableau périodique

- **Attachement électronique** : énergie nécessaire pour gagner des électrons
  - **fort attachement** électronique = **gagne** facilement des e-
- **Energie de ionisation** : énergie nécessaire pour perdre des électrons
  - **faible énergie** d'ionisation = l'électron sera facilement envoyer hors de l'atome = **perd** facilement des e-

Remarque : si faible énergie de ionisation= faible attachement électronique

### I. Les alcalins

- 1<sup>ère</sup> colonne du tableau sauf l'hydrogène
- Valence de type  $ns^1$  avec  $n \geq 2$
- Faible énergie d'ionisation
- Faible attachement électronique → Deviens facilement des mono-cations ( $Na^+$ ) et retourne donc dans la colonne des gaz rares qui sont les plus stables car leurs orbitales sont toutes pleines.
- Moyen mémo :
  - ✓ **H**omme **L**ibre **Na**ît **K**elquefois **R**obuste, c'est le **C**asen en **F**rance. Lithium, Sodium, Potassium, Rubidium, Césium, Frandum
  - ✓ **H**eureux dans le **L**it de **N**atacha, **K**routchev **R**abaissa **C**onstamment son **F**roc

## II. Alcalino-Terreux

- 2<sup>ème</sup> colonne
- Valence de type  $ns^2$  avec  $n \geq 2$
- 1<sup>er</sup> énergie de ionisation élevée mais 2<sup>ème</sup> faible
  - ✓ 1<sup>er</sup> électron de  $ns^2$  difficile à enlever, le deuxième électron est facile à enlever
- Faible attachement électronique → facilement di-cation ( $Mg^{2+}$ )
- Moyen mémo :
  - ✓ **Bebert Mangeait du Canard Sur un Bateau Rapide.**  
Béryllium, Magnésium, Calcium, Strontium, Baryum, Radium
  - ✓ **Beryl Mangea du Caca Sérieux Ba Rara**

## III. Métaux de transition

- 4<sup>ème</sup>, 5<sup>ème</sup>, 6<sup>ème</sup> colonne
- Valence de type  $(n+1)s^2 nd^x$
- Plutôt tendance à perdre des électrons pour devenir des cations

## IV. Halogènes

- Avant dernière colonne
- Valence de type  $ns^2 np^5$  avec  $n \geq 2$
- Fort attachement électronique et se trouve donc dans la colonne des gaz nobles → facilement mono-anion ( $Cl^-$ )
- Moyen mémo :
  - ✓ **Florentin Claqua Brutalement Irène Aterre.**  
Fluor, Chlore, Brome, Iode, Astate

## V. Gaz rares ou gaz nobles

- Dernière colonne
- Valence de type  $ns^2 np^6$  avec  $n \geq 1$
- Ni un grand attachement électronique, ni une faible énergie d'ionisation → couche de valence totalement remplie.
- Moyen mémo :
  - ✓ **Hercule Négligea d'Arracher le Korsage de Xéna et Ronfla Fluor, Chlore, Brome, Iode, Astate**

nom d'élément (gas, liquide ou solide à 0°C et 101,3kPa)  
 numéro atomique  
 symbole chimique  
 masse atomique relative [ou celle de l'isotope le plus stable] [ ICAAW "Atomic Weights 2013" + rev. 2015 ]

Hydrogène 1 H 1,00795																	Helium 2 He 4,002602	
Lithium 3 Li 6,939	Béryllium 4 Be 9,0121831											Bore 5 B 10,811	Carbone 6 C 12,0106	Azote 7 N 14,006432	Oxygène 8 O 15,9994	Fluor 9 F 18,99840316	Neon 10 Ne 20,1797 (6)	
Sodium 11 Na 22,98976928	Magnésium 12 Mg 24,305	III A 3	IV A 4	V A 5	VI A 6	VII A 7	VIII 8 9 10			I B 11	II B 12	Aluminium 13 Al 26,9815385	Silicium 14 Si 28,085 (1)	Phosphore 15 P 30,97376200	Soufre 16 S 32,067	Chlore 17 Cl 35,453	Argon 18 Ar 39,948 (1)	
Potassium 19 K 39,0983 (1)	Calcium 20 Ca 40,078 (4)	Scandium 21 Sc 44,955908 (6)	Titane 22 Ti 47,867 (1)	Vanadium 23 V 50,9415 (1)	Chrome 24 Cr 51,9961 (6)	Manganèse 25 Mn 54,938044	Fer 26 Fe 55,845 (2)	Cobalt 27 Co 58,933194	Nickel 28 Ni 58,6934(4)	Cuivre 29 Cu 63,546 (3)	Zinc 30 Zn 65,38 (2)	Gallium 31 Ga 69,723 (1)	Germanium 32 Ge 72,630 (8)	Arsenic 33 As 74,921595	Sélénium 34 Se 78,971 (8)	Brome 35 Br 79,904	Krypton 36 Kr 83,798 (2)	
Rubidium 37 Rb 85,4678 (3)	Strontium 38 Sr 87,62 (1)	Yttrium 39 Y 88,90584	Zirconium 40 Zr 91,224 (2)	Niobium 41 Nb 92,90637	Molybdène 42 Mo 95,95 (1)	Tchnetium 43 Tc [88]	Ruthénium 44 Ru 101,07 (2)	Rhodium 45 Rh 102,90550	Palladium 46 Pd 106,42 (1)	Argent 47 Ag 107,8682 (2)	Cadmium 48 Cd 112,414 (4)	Indium 49 In 114,818 (1)	Étain 50 Sn 118,710 (7)	Antimoine 51 Sb 121,760 (1)	Tellure 52 Te 127,60 (3)	Iode 53 I 126,90447	Xénon 54 Xe 131,29 (8)	
Césium 55 Cs 132,905452	Baryum 56 Ba 137,327 (7)	Lanthanides 57-71		Hafnium 72 Hf 178,49 (2)	Tantale 73 Ta 180,94788	Tungstène 74 W 183,84 (1)	Rhénium 75 Re 186,207 (1)	Osmium 76 Os 190,23 (3)	Iridium 77 Ir 192,222 (5)	Platine 78 Pt 195,084 (6)	Or 79 Au 196,966569	Mercure 80 Hg 200,592 (3)	Thallium 81 Tl 204,3835	Ploomb 82 Pb 207,2 (1)	Bismuth 83 Bi 208,98040	Polonium 84 Po [209]	Astato 85 At [210]	Radien 86 Rn [222]
Francium 87 Fr [223]	Radium 88 Ra [226]	Actinides 89-103		Rutherfordium 104 Rf [261]	Dubnium 105 Db [268]	Seaborgium 106 Sg [269]	Bérium 107 Bh [270]	Hassium 108 Hs [277]	Meitnerium 109 Mt [278]	Darmstadtium 110 Ds [281]	Roentgenium 111 Rg [282]	Copernicium 112 Cn [285]	Nihonium 113 Nh [286]	Flerovium 114 Fl [289]	Moscovium 115 Mc [289]	Livermorium 116 Lv [293]	Tennessee 117 Ts [294]	Oganesson 118 Og [294]

Voilà pour ce premier chapitre , il paraît long mais il y a pas mal d'exemple en réalité.

Essayer de vous entrainer un maximum sur les formules (J'ai mis les annatuts dans le centre de téléchargement) pour créer des automatismes.

Apprenez votre tableau périodique en colonne s'il vous plaît et pas en ligne. Tous les atomes d'une même colonne ont la même valence, le même nombre de dnl. Donc si vous savez dans quelle colonne appartient un atome vous connaissez déjà sa valence sans même faire la configuration électronique.

Dédicace à Emma : c'est elle qui m'a donnée le mémo avec béryl qui mange du Caca. Vous inquiétez pas, elle est pas chelou.

Dédicace à la physique. J'aime pas leur matière mais elles sont bon délire surtout Amandine un peu saoul.