

Interactions rayonnement/matière

I - La lumière

→ La lumière est un **rayonnement électromagnétique**.

Sa célérité/vitesse, notée c , équivaut à 3.10^8 m.s^{-1} dans le vide.

Elle possède une dualité onde/ particule avec un caractère :

- Ondulatoire
- Corpusculaire (particule)

1) Caractère ondulatoire

→ La lumière est associée à une longueur d'onde λ et une fréquence ν :

$$\lambda = c / \nu$$

avec $c = 3.10^8$

2) Caractère corpusculaire

→ La lumière est composée de particules appelées **photons** qui transportent une quantité d'énergie appelé « quantum »

→ La quantité d'énergie transportée par un photon équivaut à :

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

Avec $h = \text{constante de Planck} = 6,62.10^{-34} \text{ J.s}$ et λ en mètre



Astuce calcul à apprendre par cœur pour gagner du temps :

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
- Les niveaux avec $n = +\infty$ est le niveau ionisé

1) Energie des électrons (hydrogénoïdes/non-hydrogénoïdes)

→ Les hydrogénoïdes sont des ions avec **un seul électron**.

Ex : $5B^{4+}$, He^+ mais aussi H (exception car ce n'est pas un ion)

→ La formule générale pour calculer l'énergie (en Joules) est la suivante :

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

→ En pratique et pour les calculs, on utilisera la formule équivalente en eV :

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

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

→ Pour les hydrogénoïdes, on se retrouve donc avec $n=1$ (puisque ils ne possèdent qu'un seul électron).

La formule devient donc par simplification $E(\text{eV}) = -13,6.Z^2$.

2) Absorption/Excitation

→ L'électron peut passer à un niveau énergétique plus élevé en absorbant un photon d'énergie quantifiée : c'est l'**excitation électronique**.

→ L'énergie du photon doit être égale à la différence d'énergie 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 (+++) :

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

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

3) 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**.

4) Ionisation

Si l' E (photon) $>$ E (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

1) Dualité onde / particule de l'électron

→ Dans l'atome : on parlera d'onde avec une énergie et des variations d'énergie quantifiées

→ Hors de l'atome : on parlera de particule avec une énergie variable continue



Quand on parle d'énergie continue on veut dire qu'elle peut prendre toutes les valeurs possibles dans l'intervalle $]-\infty ; +\infty[$ (cc les maths)

\neq d'une énergie quantifiées qui ne peut donc prendre que certaines valeurs

2) Les 4 nombres quantiques

→ Afin de caractériser les électrons et de les distinguer les uns les autres dans un même atome, on utilise **4 nombres quantiques**.

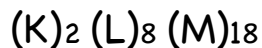
→ Règle d'exclusion de Pauli : Les électrons **ne** peuvent **pas** posséder **4 nombres quantiques** identiques

Les 4 nombres quantiques sont donc :

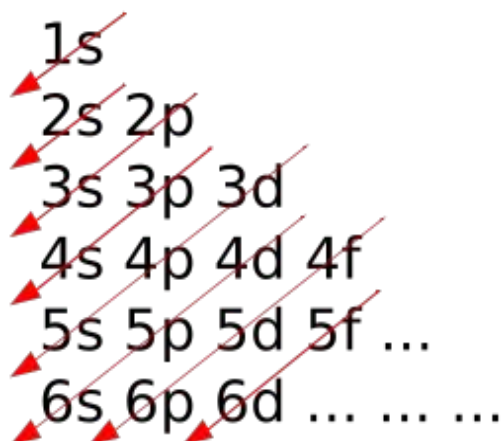
- « n » le nombre quantique principal : donne le niveau d'énergie (couche principale)
→ c'est un entier tel que $n \geq 1$ (puisque $n=1$ correspond à la couche donc fondamentale)
- « l » : le nombre quantique secondaire / azimutal : donne le sous-niveau d'énergie = la sous-couche
→ détermine la forme de l'espace où se situe l'électron
→ Si $l=0$, on a une orbital de type s
Si $l=1$, on a une orbital de type p
Si $l=2$, on a une orbital de type d
Si $l=3$, on a une orbital de type f

3) La configuration électronique

→ Au lycée (oui ça date), on a avait vu la disposition suivante :



Ici on va retrouver exactement la même chose mais sous une autre forme grâce au diagramme de Klechkowski :



Chaque lettre (s, p, d, f) 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.

Il représente aussi n le nombre quantique principal.

Dans une orbitale s, on pourra placer 2 e⁻ maximum.

Dans une orbitale p, on pourra placer 6 e⁻ maximum.

Dans une orbitale d, on pourra placer 10 e⁻ maximum.

Dans une orbitale f, on pourra placer 14 e⁻ maximum.

Ex Iode 53 : 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁵

4) 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 **$4d_{10}$** ($10e^-$ chacune) sont pleines mais sont situées respectivement après une orbitale **$4s^2$** et **$5s^2$**

→ **Cations** : on retire un ou plusieurs électrons sur l'orbitale la plus éloignée

Ex Ca : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Ca⁺ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Exemple à comprendre :

[^{24}Cr] $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

L'orbitale la plus éloignée est $4s^1$ donc on enlèvera cet e^- afin de former la cation.

[$^{24}\text{Cr}^+$] $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$

IV - Couche de cœur et de valence

- 2 types d'électrons :

→ Ceux de **Valence** : électrons avec le n le plus élevés et tout ceux qui se situent à droite (externe)

→ Ceux de **Cœur** : le reste des électrons (interne)

Ex : [^{26}Fe] : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

→ n le + élevé = 4

→ 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 respectivement 2 [He], 10 [Ne], 18 [Ar], 36 [Kr], 54 [Xe], 86 [Rn] électrons

→ Ex : [20Ca] possède 20 électrons

Les **électrons de cœurs** du calcium sont remplacés par l'argon [18Ar] : le calcium a 18 électrons de cœur

$20 - 18 = 2$ électrons de valence

On dit que le calcium a un cœur Argon

Cela nous donne donc : [18Ar] 4s²

Tableau périodique des éléments

Légende :

- états d'oxydation (pour les métaux de transition)
- 1^{re} énergie d'ionisation (en kJ/mol)
- électronégativité (Pauling)
- configuration électronique
- électrons par niveau d'énergie
- nom de l'élément (gaz, liquide ou solide à 0°C et 101,3 kPa)
- numéro atomique
- symbole chimique
- masse atomique relative (ou celle de l'isotope le plus stable)
- [C.I.A.W. "Atomic Weights 2013" + rev. 2015]

Blocs du tableau périodique :

- Métaux :** Alcalins, Alcalino-terreux, Lanthanides, Actinides, Métaux de transition, Métaux pauvres, Métalloïdes.
- Non métaux :** Autres non-métaux, Halogènes, Gaz nobles.
- Origine :** primordial, désintégration d'autres éléments, synthétique.

Astuce : pour savoir sur quel ns² on commence l'écriture après avoir écrit le gaz rare de cœur il suffit de regarder où on se situe sur le tableau

Après He on se retrouve sur la deuxième ligne donc 2s²

Après Ne on se retrouve sur la troisième ligne donc 3s²

Après Ar on se retrouve sur la quatrième ligne donc 4s²

Après Kr on se retrouve sur la deuxième ligne donc 5s²

! Attention à ne pas oublier les exceptions de stabilité !

VI - Propriété magnétique des atomes

→ **Atome paramagnétique** : possède **un ou plusieurs** électrons de valence célibataires



Pour savoir cela il faut utiliser le diagramme de Klechkowski et placer les e^- dans les cases mais rassurez-vous on voit ça juste après !

→ **Atome diamagnétique** : ne possède aucun électron célibataire
ex : tous les gaz rares

1) 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 pour la flèche vers le haut et -1/2 pour la flèche vers le bas)

Chaque case est associée à un nombre quantique magnétique (m).

L'orbital « s » contient **2 e^- maxi** :



m=0

→ **1 case**

L'orbital « p » contient **6 e^- maxi** :



m=-1



m=0



m=+1

→ **2 cases**

L'orbital « d » contient **10 e^- maxi** :



m=-2



m=-1



m=0



m=+1



m=+2

→ **3 cases**

L'orbital f contient **14 e^- maxi** :

→ **4 cases**



m=-3



m=-2



m=-1



m=0



m=+1



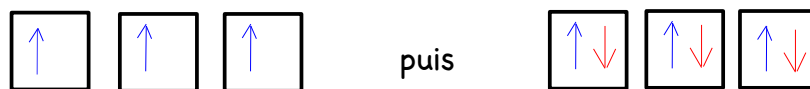
m=+2



m=+3

2) Le remplissage des cases quantiques

→ Il faut mettre un électron dans chaque case en partant de puis de la gauche pour mettre le deuxième électron avec la flèche dans le sens inverse (pour avoir les 2 spins $+1/2$ et $-1/2$)



→ La règle de Hund permet le remplissage des électrons.

→ Tout cela vaut pour les exercices mais dans la réalité les électrons peuvent se placer aléatoirement

3) Lien propriété magnétique et case quantique

→ En réalisant le placement des e^- dans les cases quantiques, on pourra définir si l'atome est diamagnétique (lorsqu'il n'y a pas d' e^- libre et donc que les cases sont pleines comme pour les gaz rares) ou à l'inverse paramagnétique.

Dédis :

- évidemment à Badredin et Alexis pour tous nos 115 (Arrabiata tu connais) pendant ces deux années de Paces et à Omar et ses brownies
- à Marie et Rael bien sûr
- à mes co-tuts Cycloéthane et Victorganique (incroyable cette team chimie)
- aux vieux Adrien, Lisa, Tristan et Tad
- aux chefs-tuts parce que je sais pas comment ils gèrent tout ça
- à mon incroyable parrain Sacha qui va m'apprendre à devenir pro en pins (trop bien)
- à tous les tuteurs
- à Kathline qui m'a suggéré les sous-titres en couleurs merci et couraaaaage lâche rien !
- à tous ceux qui détestent lire les dédis en fin de cours mais qui le font quand même (donc à Marina)
- à Marie et Rael bien sûr parce que c'est les plus beaux