

ATOMISTIQUE – PARTIE 1



I. Rappels du lycée

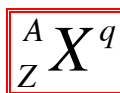
A. Structure d'un atome

L'atome contient 3 types de particules : les protons ($q = +1$), les neutrons ($q = 0$) qui sont des nucléons, et les électrons ($q = -1$).

Les protons et les neutrons forment un noyau autour duquel gravitent les électrons.

B. Notation

Chaque élément (= atome) est noté de la façon suivante :



- ☞ X : élément considéré
- ☞ Z : nombre de protons = numéro atomique = nombre d'électrons (si c'est pas un ion)
- ☞ N : nombre de neutrons
- ☞ A : nombre de nucléons = nombre de masse = Z + N
- ☞ q : nombre de charges (uniquement pour les ions, car nombre de protons différent du nombre d'électrons)

II. La lumière

- Caractère ondulatoire de la lumière :

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

avec : - λ : sa longueur d'onde, en m
 - c : sa célérité (vitesse dans le vide) = $3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$
 - ν : sa fréquence, en s^{-1} (= Hz)

- Caractère particulaire de la lumière : le photon

$$E = h \cdot \nu \quad \text{avec } h : \text{constante de Planck} = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s (ou J.Hz}^{-1}\text{)}$$

Des deux équations précédentes, on peut écrire :

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda} \Rightarrow E(\text{eV}) = \frac{1240}{\lambda(\text{nm})}$$

Remarque : **1 eV** : énergie acquise par électron accéléré sous une différence de potentiel de 1V

La lumière se comporte donc à la fois comme une onde et une particule, c'est ce qu'on appelle la **« dualité onde/particule »**.

III. Interaction rayonnement-matière

A. L'électron dans l'atome

1. Les hydrogénoïdes

Les **hydrogénoïdes** sont des atomes ou ions qui ne possèdent qu'un seul électron.

L'énergie de cette électron, en plus d'être **négative**, est **discontinue** (varie par paliers). On parle d'**énergie quantifiée**.

Cette énergie (en eV) est calculée par :
$$E_n = -\frac{13,6 \cdot Z^2}{n^2}$$

avec : - Z : le numéro atomique de l'atome
 - n : le niveau énergétique sur lequel se trouve l'électron

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

Remarque : au lycée on parle des couches K, L, M... mais cette notation est une simplification. La couche K correspond à « n = 1 », la couche L à « n = 2 », la couche M à « n = 3 »...

Si l'électron est dans son état fondamental, il est au niveau n = 1.
 S'il est au 1^{er} niveau excité, il est au niveau n = 2.

On a donc :

$$\begin{aligned} E_1 &= -13,6 \cdot Z^2 \\ E_2 &= -3,4 \cdot Z^2 \\ E_3 &= -1,5 \cdot Z^2 \\ E_4 &= -0,9 \cdot Z^2 \end{aligned}$$

B. Interaction électron / onde électromagnétique

1. Absorption

Si l'électron absorbe un photon, l'électron change de niveau énergétique et on parle alors d'**excitation électronique**.

Mais pour cela, **il faut absolument que l'énergie du photon corresponde à l'atteinte d'un niveau quantifié**, sinon il n'est pas absorbé.

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

L'électron peut absorber un photon d'énergie supérieure à son énergie de liaison à l'atome. Dans ce cas là, l'énergie de l'électron devient positive et il y a **ionisation**.



2. Emission

L'électron cherche toujours à avoir le niveau énergétique le plus bas possible. Donc quand un électron est excité, il va chercher à se désexciter et redescendant à son niveau fondamental, on parle de désexcitation électronique.

L'électron va donc émettre un photon pour perdre cette énergie :

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

Attention : il peut y avoir plusieurs photons émis, car l'électron peut redescendre par paliers !!

IV. Description de l'électron

A. Orbitale atomique

L'OA représente à la fois la **valeur énergétique** et la **zone spatiale** associée à l'électron.

1. Le nombre quantique principal « n »

Il détermine le niveau énergétique dans lequel évolue l'électron. Lorsque « **n = 1** », l'électron se trouve dans son état fondamental. « n » peut prendre des valeurs entières jusqu'à l'infini.

2. Le nombre quantique de spin « s »

L'électron possède une **propriété magnétique**. Il peut « tourner » dans 2 sens différents :

- spin positif : $s = +\frac{1}{2}$
- spin négatif : $s = -\frac{1}{2}$

3. Le nombre quantique secondaire « l »

Pour un niveau d'énergie « n », il existe plusieurs « sous paliers » quantifiés. C'est « sous paliers » sont caractérisés par la valeur du nombre quantique secondaire « l ».

$$0 \leq l \leq (n - 1)$$

La **valeur de « l »** décrit la forme de la zone spatiale dans laquelle la probabilité de trouver l'électron n'est pas nulle. Cette zone est appelée **orbitale atomique (OA)** :

- ☞ si « l = 0 » → OA de **type « s »** (rien à voir avec le nombre quantique de spin), forme de sphère.
- ☞ si « l = 1 » → OA de **type « p »**, forme de pelote.
- ☞ si « l = 2 » → OA de **type « d »**.
- ☞ si « l = 3 » → OA de **type « f »**... (possibilité d'aller plus loin, mais pas au programme PACES)

Le tutorat est gratuit. Toute reproduction ou vente sont interdites

4. Le nombre quantique magnétique « m »

La **valeur de « m »** (ou « m_l ») définit la direction dans laquelle est dirigée l'OA.

$$-l \leq m \leq +l$$

- ☞ si « l = 0 », alors « **m = 0** » (pas de direction dans une sphère).
- ☞ si « l = 1 », alors il y a **3 valeurs de m possibles (-1, 0 ou +1)**, il y a donc 3 directions possibles (plans x, y et z) qui sont les OA p_x / p_y / p_z de même énergie. Comme ces OA ont la même énergie, elles sont dites **dégénérées**.
- ☞ si « l = 2 », alors il y a **5 valeurs de m possibles (-2, -1, 0, +1, +2)**. On parlera d'OA de type d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2} qui sont également **dégénérées** entre elles.

B. Cas quantiques

Une case quantique représente un **jeu unique de valeur pour « n, l et m »**. La flèche représente l'électron, et son sens indique le signe du spin.

Une case quantique contient au maximum 2 électrons de spin opposés.



: case quantique avec un électron possédant un spin positif (= flèche vers le haut)



: 6 électrons dans 3 cases quantiques dégénérées

1. Principe d'exclusion de Pauli

Deux électrons ne peuvent pas être dans le même état quantique, c'est à dire qu'ils ne peuvent pas avoir les mêmes valeurs de n, l, m et s. Donc sur une OA (ou case quantique), il peut y avoir 2 électrons maximum, chacun avec un spin différent. Donc :

- ☞ pour **l = 0** (OA « s ») → 1 case quantique avec **2 électrons maximum**.
- ☞ pour **l = 1** (OA « p ») → 3 cases quantiques avec **6 électrons maximum**.
- ☞ pour **l = 2** (OA « d ») → 5 cases quantiques avec **10 électrons maximum**.
- ☞ pour **l = 3** (OA « f ») → 7 cases quantiques avec **14 électrons maximum**.

C. Notation des orbitales atomiques

La notation des OA se fait en précisant les valeurs de n, l et m, selon la forme :

« **valeur de n – symbole associé à l – direction associée à m** »

L'OA correspondant à n = 3, l = 2 et m = -1 sera notée : $3d_{-1}$