

Atomistique, Chap1: Description quantique d'un électron

***** *Nul ne peut savoir simultanément où il est et où il va...* *****

Rappels sur la composition d'un atome : nombres A et Z, ordres de grandeurs, masse molaire
A-Quantification de l'énergie dans les atomes

Lampe spectrale, spectre de raies, interprétation. Condition d'absorption ou d'émission. Cas de l'hydrogène

B- Ondes et particules, présentation historique

La lumière : modèles ondulatoire et corpusculaire, spectre électromagnétique

Dualité onde/corpuscule

Principe d'Heisenberg : nécessité de perturber pour observer

Insuffisance du modèle planétaire

C- Théorie quantique

Fonction d'onde, probabilité de présence

Densité électronique, normalisation. Etat diffus d'un électron

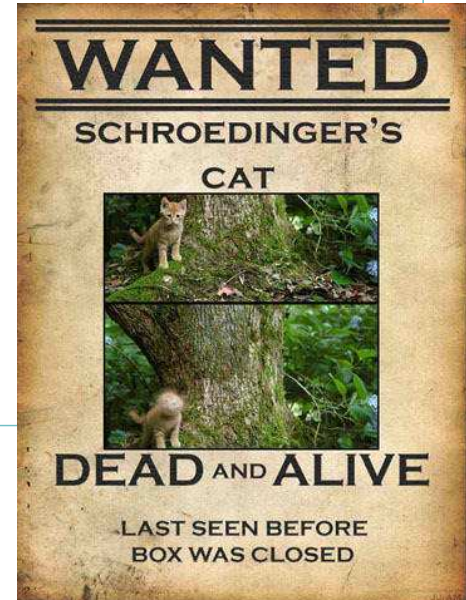
Nombres quantiques n, l, m et m_s

D- Représentation géométrique

Décomposition de la fonction d'onde, partie radiale et partie angulaire

Convention de représentation

Représentation des orbitales s et p



Rappel sur la composition atomique

1- Description des atomes

Un atome **X** est constitué d'un **noyau** et d'un **cortège d'électrons**.

□ Le noyau est lui-même constitué de **nucléons** : **Z protons** et **N neutrons**.

Un proton a une masse $m_p = 1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ et une charge $+e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Un neutron a une masse très voisine $m_n \approx m_p = 1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ et une charge nulle.

($m_n \approx m_p$ est l'unité de masse atomique, notée u.m.a.)

Détail des masses	proton :	$m_p = 1,672\,62 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
	neutron :	$m_n = 1,674\,92 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Z est le **numéro atomique**. Il donne la nature chimique de **X** (si **Z = 6**, **X** est le carbone **C**)

La somme **A = Z + N** est le **nombre de masse** (nombre de nucléons).

On note conventionnellement l'atome $\begin{smallmatrix} A \\ Z \end{smallmatrix} X$ ou simplement $A X$

□ Le cortège électronique est un nombre variable d'électrons selon que l'atome est neutre ou chargé.

Un électron a une masse $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ et une charge $-e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

L'atome neutre contient **Z** électrons, le cation **X⁺** en contient (**Z-1**), l'anion **X⁻** en contient (**Z+1**) etc...

2- Isotopie

On appelle **isotopes** des **noyaux** de même **Z** qui n'ont pas le même nombre de nucléons.
Isotopes de l'hydrogène : ^1H (le plus courant), ^2H (deutérium, stable) et ^3H (tritium, radioactif)

Isotopes de l'uranium : ^{238}U (le plus abondant naturellement), ^{235}U (isotope fissile)

Isotope de l'oxygène : ^{16}O (le plus courant, 99,8%), ^{18}O (0,2%) et ^{17}O (très rare)

Attention : l'isotopie ne concerne **que le noyau**, ne pas dire que deux « atomes » sont isotopes ! La présence d'isotope ne modifie pas les propriétés chimiques d'un composé mais change ses propriétés physiques.

Ex : la vaporisation de l'eau contenant l'isotope ^{18}O est plus difficile car il est plus lourd. La vapeur d'eau en équilibre avec l'eau liquide contient une moindre proportion de ^{18}O .

3- Masse molaire atomique

Définition de la mole : une mole contient $6,02 \cdot 10^{23}$ unités (c'est un arrondi). C'est le nombre d'Avogadro,

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \text{ (= par mol)}$$

- Si l'élément n'a pas d'isotope (ou peu), la **masse molaire** (= masse d'une mole) est simplement le nombre **A** en **g.mol⁻¹** (Sauf si énoncé avec des valeurs très précises !)

*Ex 1 : la masse molaire du sodium ^{23}Na est **23 g.mol⁻¹***

3

- Si l'élément possède des isotopes naturels, la masse molaire est une moyenne.

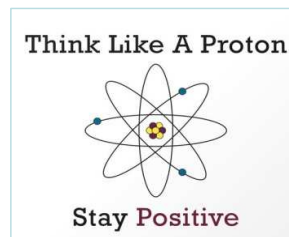
Ex 2 : Le chlore contient naturellement 75% de ^{35}Cl et 25% de ^{37}Cl . Sa masse molaire est donc :

$$M(\text{Cl}) = 0,75 \times 35 + 0,25 \times 37 = 35,5 \text{ g/mol}$$

*Ex 3 : Le carbone contient 1% de ^{13}C , environ 99% de ^{12}C et une proportion infinitésimale du célèbre ^{14}C . Sa masse molaire est **$M(\text{C}) = 12,01 \text{ g/mol}$***

4- Echelle et remarques fondamentales

- Le **diamètre d'un atome est de l'ordre de 10^{-10} m** (= échelle atomique)
- Dans cet atome, le **noyau a un diamètre de l'ordre de 10^{-15} m** (Si l'atome mesurait 1 km, le noyau ne mesurerait que 1 cm! La matière, c'est donc surtout... du vide!)
- La **masse des électrons est négligeable**, de l'ordre de 0,1 % de la masse de l'atome.



- **La masse de l'atome est concentrée au noyau**, on considère donc, en chimie, que le mouvement de quelques électrons ne change pas la masse, la masse est conservée.

- **Le volume de l'atome est celui des électrons**, il dépend fortement du nombre et de l'état des électrons (un e-, c'est « gros », très extensible et très léger)

La **chimie** est **l'étude des processus qui impliquent certains électrons** (périphériques) de l'atome. La **physique nucléaire** étudie les **processus au sein des noyaux**.

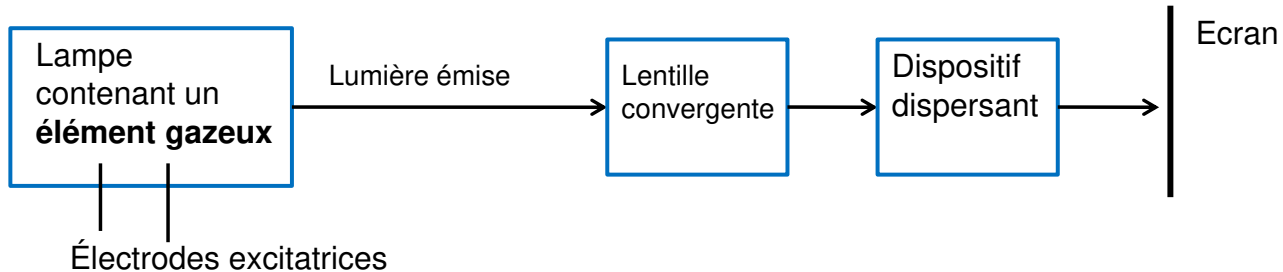
4

A- Quantification de l'énergie dans un atome

1- Lampe spectrale et spectre d'émission d'un élément chimique

Obtention d'un spectre d'émission

Principe : un élément chimique sous forme de gaz à faible pression reçoit de l'énergie via deux électrodes. Il émet alors de la lumière. Cette lumière est condensée vers un diaphragme, traverse une lentille convergente puis un élément dispersant (ex : un prisme) qui sépare les différentes longueurs d'onde. On observe le spectre sur un écran. Le montage complet sera vu en TP d'optique



Rappel : le spectre de la lumière « blanche » est continu.

Observation : il apparaît sur l'écran un **spectre de raies, discontinu**. Seules certaines longueurs d'onde sont émises par l'élément. Des radiations sont aussi émises dans l'**U.V.** ou l'**I.R.** (mais il faut alors un autre instrument que l'œil pour les détecter !)

Le spectre d'émission est caractéristique de l'élément chimique, c'est sa « signature » 5

2- Interprétation

L'énergie apportée par les électrodes est communiquée aux électrons de l'élément et leur permet d'atteindre des états de plus haute énergie. Dans ce cas les électrons sont dits **excités**. L'état excité est instable, les électrons vont spontanément regagner leur état de plus basse énergie (**état fondamental**).



Si l'énergie des électrons pouvait varier de façon continue, on obtiendrait un spectre continu. Les raies observées montrent

qu'il existe des **niveaux discrets d'énergie**. L'énergie perdue par un électron n'est pas quelconque, elle correspond obligatoirement à un écart d'énergie ΔE entre deux niveaux

Schéma de l'absorption-émission d'énergie :

- Si ΔE est faible (entre deux niveaux voisins), l'énergie est émise sous forme de chaleur.
- Dès que ΔE est assez grand, l'émission devient radiative : **les électrons émettent alors des photons dont l'énergie est exactement égale à ΔE** , ceux observés sur le spectre.

L'énergie d'un photon est donnée par :

$$E_{\text{photon}} = h\nu$$

Avec $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$, la **constante de Planck** et ν la fréquence de la radiation.

Condition d'émission radiative :

3- Exemple de l'hydrogène

H est l'élément le plus simple, avec un seul électron, il a été beaucoup étudié.

Convention : l'énergie est nulle pour l'atome totalement ionisé : $H^+ + e^-$ ($n \rightarrow \infty$)

➤ Pour **H**, l'énergie de dépend que de **n** (admis), l'énergie d'une **O.A** est en **eV** :

$$E_n = -\frac{13.6}{n^2}$$

L'état fondamental est pour **n=1**

➤ Ecart d'énergie pour l'**absorption** entre les niveaux **n₁** et **n₂** ou l'**émission** entre les niveaux **n₂** et **n₁** (avec **n₂ > n₁**) en **eV** :

$$\Delta E_{n_1, n_2} = E_{n_2} - E_{n_1} = 13.6 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

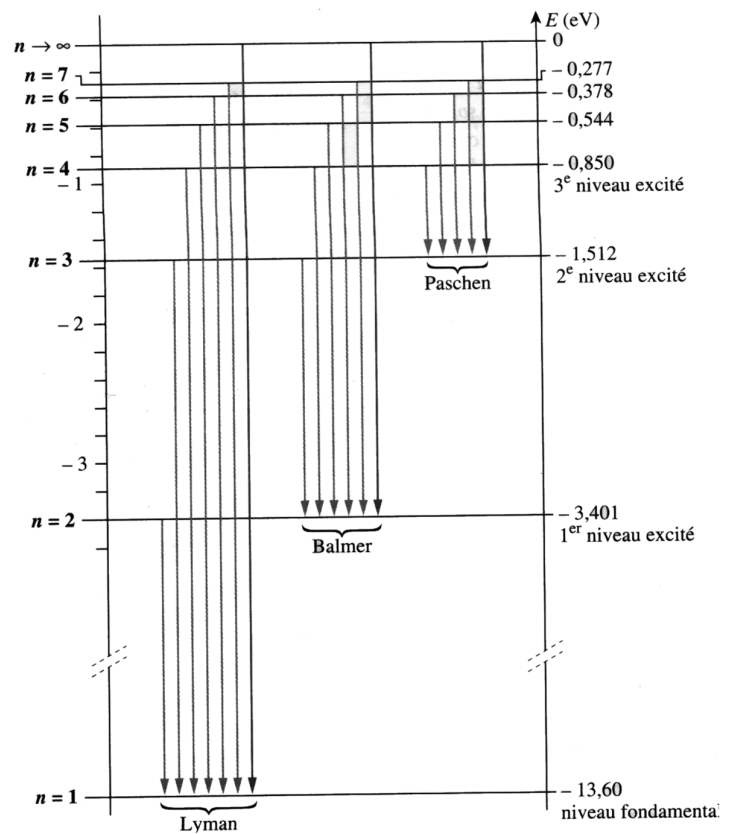


Diagramme énergétique et transitions d'absorption de l'hydrogène

7

B- Onde et particule, présentation historique

1- Qu'est ce que la matière?

Les électrons sont d'authentiques particules de matière, de masse parfaitement connue. En 1927, Davisson et Germer ont mené une expérience désormais célèbre. Ils ont bombardé une cible de nickel cristallin par un faisceau parallèle d'électrons « lents », à la vitesse de 4 000 km/s. La structure d'un cristal présente des motifs très réguliers, des fentes microscopiques que doivent traverser les électrons incidents. Et ils ont observé.... une figure de diffraction !

Conclusion qui s'impose : les électrons ont donc un comportement ondulatoire.

Dans cette expérience, on peut même déterminer la longueur d'onde associée à la figure de diffraction car il existe une relation entre la largeur des « fentes » et l'angle de diffraction

2- Généralisation : dualité onde-corpuscule

L'expérience précédente a en fait permis de confirmer l'hypothèse précédemment formulée par Louis de Broglie en 1924 : la matière comme la lumière a une double caractéristique, à la fois onde et particule.

A toute onde est associée une particule et à toute particule est associée une onde.

Reste à caractériser l'onde en question pour une particule matérielle.

Pour une particule de masse **m** et de vitesse **v**, on peut utiliser la vitesse et la quantité de mouvement **p** = **m.v** caractériser l'onde :

- Le sens de propagation de l'onde est donnée par le vecteur **v**
- La célérité de l'onde est la norme de la vitesse, **v**
- La longueur d'onde est donnée par $\lambda = \frac{h}{p}$

Commentaire :

8

3- Principe d'incertitude d'Heisenberg (1927)

Introduction : nécessité de perturber pour mesurer.

En mécanique, pour « connaître » un objet parfaitement, il faut connaître sa position et au choix sa vitesse ou son impulsion. La position d'un point **M** dans l'espace est donnée par 3 coordonnées **M**(x, y, z).

L'impulsion **p** est un vecteur, il faut aussi 3 coordonnées pour la connaître : **p** $\begin{vmatrix} p_x \\ p_y \\ p_z \end{vmatrix}$

Principe qualitatif d'Heisenberg

Il est impossible de connaître simultanément la position et l'impulsion d'une particule. Plus on connaît précisément l'une de ces grandeurs, moins on connaît précisément l'autre

Quantitatif : inégalité d'Heisenberg. On peut **majorer le produit des incertitudes** (sur la position et sur l'impulsion)

Choisissons un axe, par exemple Ox. En notant **u_x** l'incertitude sur **x** et **u_{px}** l'incertitude sur **p_x**, on peut écrire l'inégalité suivante :

$$u_x \cdot u_{px} \geq \frac{h}{2\pi}$$

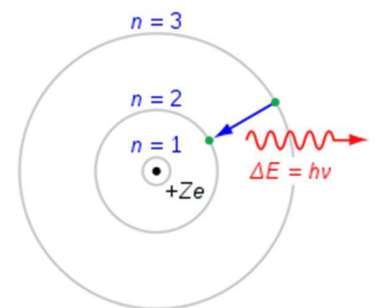
Cas unidimensionnel, plus simple : si une particule de masse **m** est située à l'abscisse **x** et se déplace l'axe Ox à la vitesse **V**, (incertitude sur **x**). (incertitude sur **mV**) $\geq \frac{h}{2\pi}$

9

■ Illustration avec la diffraction

4- Insuffisance du modèle de Bohr (1913)

Le modèle de Bohr fait partie des modèles dit « planétaires » de l'atome : le noyau est au centre et les électrons tournent autour en orbite (de manière analogue au mouvement des planètes autour du Soleil). Il se justifie par une analogie certaine entre l'expression de la force de gravitation et l'expression de la force électrostatique. Dans le modèle de Bohr, les rayons des orbites sont en plus quantifiées



Ce modèle explique très bien le spectre d'émission de l'hydrogène. Il explique aussi très bien les spectres des ions hydrogénoïdes, qui ne contiennent qu'un seul électron : He⁺, Li²⁺, Be³⁺, etc... Problème : à partir de deux électrons, ça ne marche plus...

Effectivement, avec le principe d'Heisenberg, **la notion même de trajectoire n'a plus aucun sens**, on ne peut donc pas parler « d'orbite » pour un électron!! Il faut donc un modèle plus évolué, c'est la mécanique quantique, basé sur des probabilités

Que garder des modèles planétaires?

- Ca reste un joli modèle qui permet de bien « débiter » dans la description des atomes.
- En mécanique quantique, les électrons occupent des états appelés « Orbitales Atomiques », dont le nom vient directement des « orbites » de Borh.
- Borh a aussi déterminé une constante importante, appelée **rayon de l'atome de Borh**, $a_0 = 5,29 \cdot 10^{-11} \text{ m}$. C'est le rayon de l'orbite électronique du niveau fondamentale de l'hydrogène. En clair, c'est le rayon de l'atome d'hydrogène. Ce rayon est utilisé comme unité en mécanique quantique (*bien plus adapté que le mètre*)

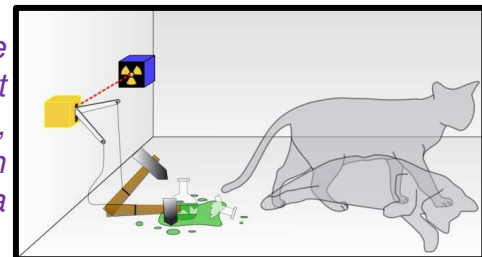
La mécanique quantique est basée sur des notions totalement contraire à l'intuition générale, c'est ce qui la rend difficile à admettre. Même pour des scientifiques célèbres ! Pour la petite histoire, Einstein lui-même a refusé un temps d'admettre les théories quantiques probabilistes, qui heurtaient ses convictions religieuses. Il aurait dit « Dieu ne joue pas aux dés », ce à quoi Bohr aurait répondu : « Mais qui êtes-vous, Albert Einstein, pour dire à Dieu ce qu'il doit faire ? »

11

C- Théorie quantique de l'atome

1- Introduction culturelle

*Schrödinger pose l'équation fondamentale de la mécanique quantique en 1927. Il propose en 1935 une illustration simple qui permet d'introduire l'approche probabiliste. Dans cette expérience de pensée, on imagine un chat enfermé dans une boîte opaque, munie d'un dispositif aléatoire de mise à mort du chat. On ne peut connaître **que** la probabilité que le dispositif soit déclenché. Dans quel état est le chat?*



On peut noter p_v la probabilité que le chat soit mort et p_m celle du chat vivant

Ces probabilités dépendent-elles du temps?

Approche classique :

Approche quantique :

Quelle approche permet la meilleure connaissance du chat?

A l'échelle microscopique, une particule est de façon analogue contenue dans une « boîte noire ». D'après le principe d'incertitude, on ne peut pas savoir où elle est ni où elle va. En revanche, on peut dans certains cas, connaître sa probabilité de présence dans une zone donnée. C'est même la seule information disponible sur la particule.

12

2- Notion de fonction d'onde

Considérons maintenant un électron. Comment le décrire?

Admis :

Toutes les informations accessibles sur un électron sont contenues dans une seule fonction appelée **fonction d'onde** Ψ . Cette fonction est définie en tout point de l'espace : $\Psi(x,y,z)$

C'est la solution mathématique d'une équation différentielle du second degré (l'équation de Schrödinger, hors programme) qui traduit un bilan énergétique. En toute rigueur, la fonction d'onde dépend aussi du temps (fonction de 4 variables!) mais on se limite à des fonctions stationnaires, où le temps n'intervient pas.

En notant :

$M(x,y,z)$ un point de l'espace (repère cartésien centré sur le noyau)
 $dV=dx.dy.dz$ le volume élémentaire centré sur M

La probabilité de présence dP de l'électron au voisinage du point M est donnée par :

$$dP = \Psi(x,y,z)^2 \cdot dx \cdot dy \cdot dz = \Psi(x,y,z)^2 \cdot dV$$

Seul Ψ^2 a effectivement un sens physique : c'est la densité de probabilité de présence ou **densité électronique** au point considéré.

13

Condition de normalisation

Pour un e^- décrit par Ψ **la probabilité de présence dans la totalité de l'espace est égale à un**. C'est aussi la somme des probabilités élémentaires. Mathématiquement, c'est donc une intégrale calculée en faisant varier la position sur tout l'espace.

Ceci s'écrit :

$$\int_{\text{espace}} dP = 1 \quad \text{ou} \quad \iiint_{\text{espace}} |\Psi|^2 dV = 1 \quad \text{ou} \quad \int_{x=-\infty}^{x=+\infty} \int_{y=-\infty}^{y=+\infty} \int_{z=-\infty}^{z=+\infty} |\Psi|^2 dx \cdot dy \cdot dz = 1$$

Une telle intégrale est dite **intégrale triple**. C'est une succession de trois intégrales « emboîtées ». (rem : ici, c'est même des intégrales limites, aux bornes infinies)

On dit que la fonction d'onde est **normalisée**.

On constate à ce stade que les coordonnées cartésiennes sont très mal adaptées à l'étude des atomes. En particulier, la distance r entre un point et le noyau a un intérêt physique évident mais s'exprime de façon compliquée avec (x, y, z) . Les coordonnées utilisées en pratique pour la descriptions sont les coordonnées sphériques.

On renonce ici à l'étude mathématique des fonctions d'onde...

14

3- Nombres quantiques d'une orbitale atomique (à apprendre par cœur)

Les électrons occupent des **Orbitales Atomiques (O.A.)** définies grâce à des nombres appelés **nombres quantiques**. Chaque O.A. est directement associée à une fonction d'onde Ψ

a) Nombre quantique principal n

n est entier, positif, non nul ($n = 1, 2, 3 \dots$). En pratique, $1 \leq n \leq 7$

Chaque nouvelle ligne du tableau correspond au remplissage électronique d'une couche n de niveau supérieur (passage de n à $n+1$)

n définit une couche :	$n=1$	$\rightarrow$	couche K
	$n=2$	$\rightarrow$	couche L
	$n=3$	$\rightarrow$	couche M
	etc...		

b) Nombre quantique secondaire (ou azimuthal) ℓ

A n fixé, ℓ est un entier positif ou nul tel que $0 \leq \ell \leq n-1$

ℓ peut prendre n valeurs

Exemple : si $n = 2$, ℓ peut prendre les 2 valeurs : 0 ou 1

ℓ définit la sous couche :	$\ell = 0$	$\rightarrow$	sous couche de type « s »
	$\ell = 1$	$\rightarrow$	sous couche de type « p »
	$\ell = 2$	$\rightarrow$	sous couche de type « d »
	$\ell = 3$	$\rightarrow$	sous couche de type « f »

15

c) Nombre magnétique m (ou m_ℓ)

A ℓ (et donc aussi n) fixé, m est un entier tel que $-\ell \leq m \leq +\ell$.

m peut prendre $(2\ell + 1)$ valeurs

Exemple : si $\ell = 2$, m peut prendre les 5 valeurs : -2, -1, 0, 1 ou 2. Le nombre n est alors forcément supérieur ou égal à 3.

➤ Un **triplet de nombres quantiques (n, ℓ, m) définit une O.A.** Dans un atome, les **O.A.** sont toutes définies (la définition est mathématique) mais ne contiennent pas forcément d'électron.

➤ **Une O.A. est soit occupée soit vide.**

d) Calcul du nombre N d'O.A. correspondant à une valeur donnée de n

$$N = \sum_{l=0}^{n-1} (2l + 1) = 2 \sum_{l=0}^{n-1} l + \sum_{l=0}^{n-1} 1 = 2 \left(\frac{n(n-1)}{2} \right) + n = n^2$$

16

4- Liste et nomenclature des O.A.

n	l	m	nom	nombre
1				
2				
3				
4				

Une O.A. est parfois appelée « case quantique ».

Représentation :  ou 

17

5- Propriétés

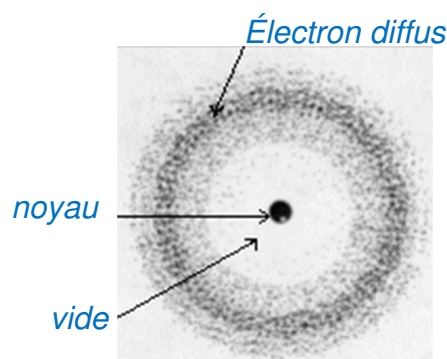
- On identifie à Ψ (fonction mathématique) une **Orbitale Atomique** (objet physique). Ψ est donc associée à triplet (n, l, m) pour chaque atome, on peut la noter $\Psi_{n,l,m}$ pour préciser la nature de l'OA
- Si un électron est effectivement décrit par Ψ , on dit que l'OA est occupée, sinon, elle est vide.
- Les fonctions Ψ et $-\Psi$ décrivent le même état (car elles ont le même carré).

A retenir :

- **Un électron n'a ni position, ni trajectoire** (ou s'il en a, elles sont non accessibles)
- Un électron est **diffus** dans l'espace, il forme un « nuage électronique » à lui tout seul.



Voici à quoi « ressemble » l'atome H à l'état fondamental dans ce modèle. On peut observer un rayon privilégié où l'électron est plus dense : c'est à la distance a_0 du noyau. On retrouve ainsi le rayon de l'atome H donné par Bohr. A l'échelle de l'atome, l'électron est donc très volumineux

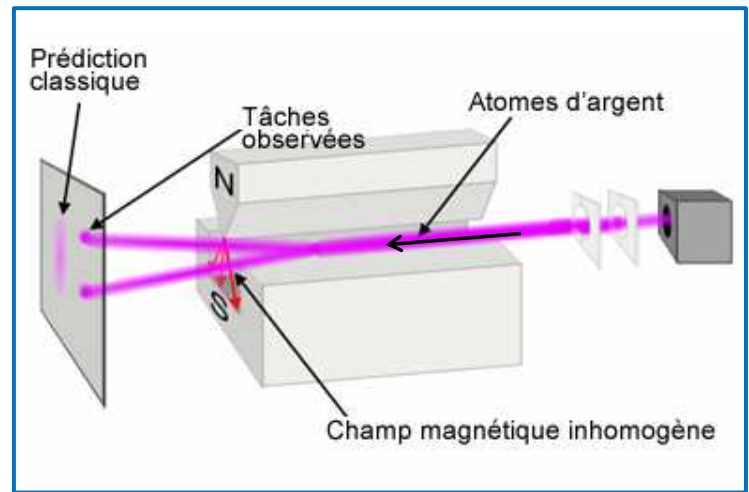


*Remarque : L'équation de Schrödinger n'a de solutions exactes que dans le cas des atomes à un seul électron : hydrogène et cations **hydrogénoïdes** (He^+ , Li^{2+} , C^{5+} ...). A partir de deux électrons, on doit en fait se contenter de solutions approchées, les seules disponibles.*

6- Spin électronique

Expérience de Stern et Gerlach

En 1922, Stern et Gerlach envoient un jet d'atomes d'argent (neutres) à travers un dispositif pourvu d'un champ magnétique inhomogène (= pas le même partout). Ces atomes sont déviés par le champ magnétique et projetés sur un écran. A la surprise des physiciens, ils observent deux tâches symétriques, alors qu'ils attendaient une seule tâche allongée, prévue par la mécanique classique.

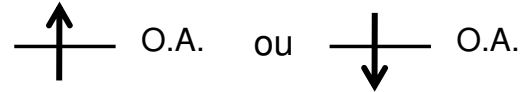


Conclusion : ce comportement est dû à l'un des électrons de l'argent qui est « célibataire », c'est-à-dire seul dans son **O.A.** Sur l'ensemble des atomes, on observe deux comportements opposés ce qui signifie qu'il y a deux types d'électrons célibataires sur cette **O.A.** Pour les décrire, il faut donc un quatrième nombre quantique, qui ne peut prendre que deux valeurs opposées. On définit **m_s , le nombre quantique magnétique de spin**, souvent appelé « spin » tout court (vient de « to spin » = tourner)

$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ ou } m_s = -\frac{1}{2}$$

(le sens est sans importance)

schéma :



D'où
Mais

une **O.A.** = **trois nombres**, triplet (n, ℓ, m)

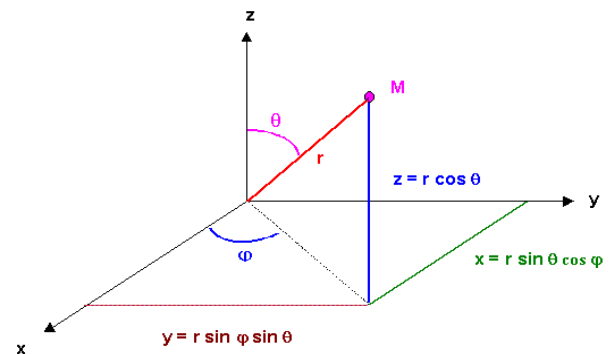
un **électron** = **quatre nombres**, quadruplet (n, ℓ, m, m_s)

19

D- Représentation géométrique

1- Décomposition de la fonction d'onde

On choisit en les **coordonnées sphériques** $M(r, \theta, \varphi)$ car elles sont bien adaptées à la symétrie du problème. L'origine du repère est au noyau.



La fonction d'onde $\Psi_{n,l,m}$ se décompose alors en un produit de deux fonctions (plus simples) :

$$\Psi_{n,l,m}(r, \theta, \varphi) = R_{n,l}(r) \cdot Y_{l,m}(\theta, \varphi)$$

$R(r)$ est la **partie radiale**, elle ne dépend pas du nombre quantique m . Elle donne la « taille » de l'O.A. **$Y(\theta, \varphi)$** est la **partie angulaire**, elle ne dépend pas de n . Elle donne la « forme » de l'O.A.

On en déduit deux probabilités de présence électronique:

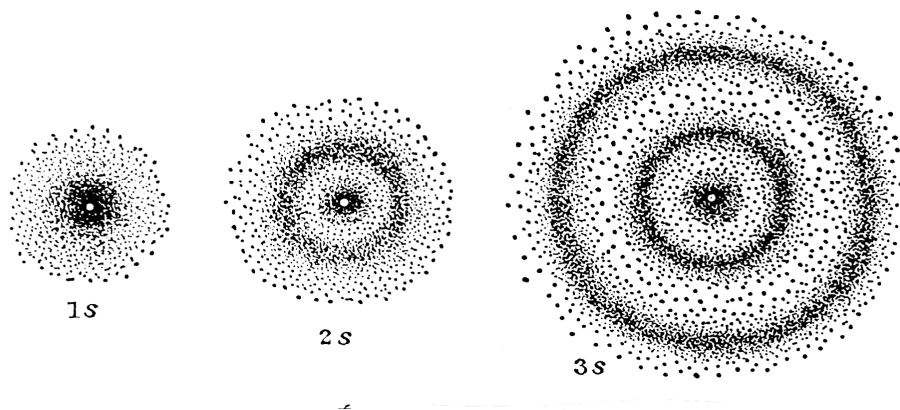
- Probabilité élémentaire de présence entre r et $r+dr$ (ou à la distance r du noyau)
 $dPr = r^2 \cdot R^2(r) \cdot dr$

On pose **$D(r) = r^2 \cdot R^2(r)$** , la **densité électronique radiale** : $dPr = D(r) \cdot dr$

- Enfin, **$Y^2(\theta, \varphi)$** est la **densité électronique angulaire** qui donne la probabilité élémentaire de présence dans **la direction donnée par (θ, φ)**

20

Une représentation plus intuitive du caractère diffus d'un électron, avec le nom des O.A. :



- La partie radiale donne la « taille » de l'OA. La taille augmente avec n .
- La densité électronique est nulle au noyau (l'e⁻ ne peut être confondu avec le noyau) et à l'infini (l'OA « s'évanouit » si r augmente)

Rem : On peut déterminer des valeurs privilégiées de r qui correspondent à un maximum de densité électronique. Pour l'hydrogène, les valeurs de ces rayons sont logiquement les mêmes que les rayons des orbites du modèle de Bohr.

21

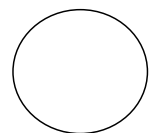
2- Convention de représentation

On représente des surfaces d'isodensité électronique : dans chaque direction donnée par un couple de coordonnées (θ, ϕ) , on reporte un vecteur de norme proportionnelle à $Y(\theta, \phi)^2$. Les points forment des surfaces fermées (= **lobes**, en 3D). On dessine des coupes avec à l'intérieur le signe correspondant de $Y(\theta, \phi)$.

Cette représentation donne la « forme » de l'OA. (on peut inverser tous les signes sans changer d'OA)

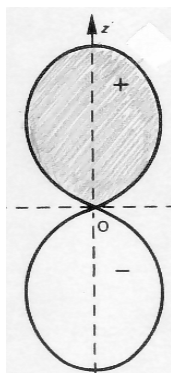
3- Orbitale de type « s » (= « sphérique »)

C'est une sphère, centrée sur le noyau O, signe + (ou -, c'est équivalent !)

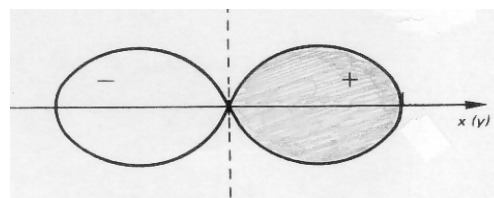


4- Trois orbitales de type « p » (= « pointue »)

orbitale p_z :



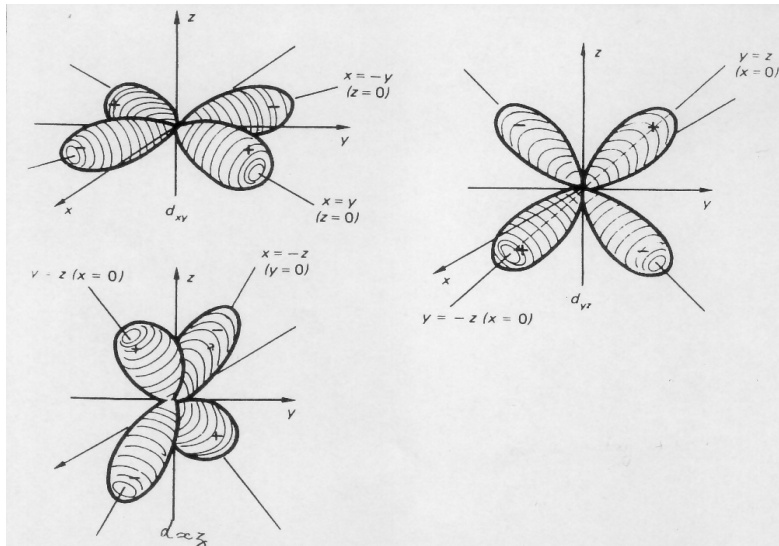
orbitale p_x (ou p_y) :



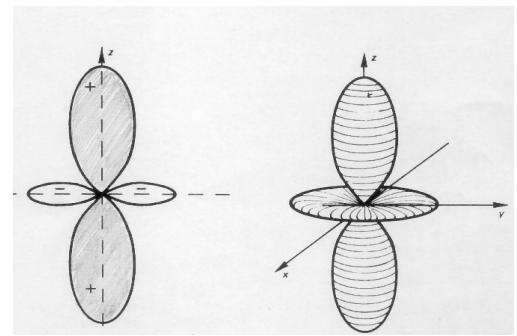
22

Une OA de type **p** possède une symétrie de révolution autour d'un axe privilégié

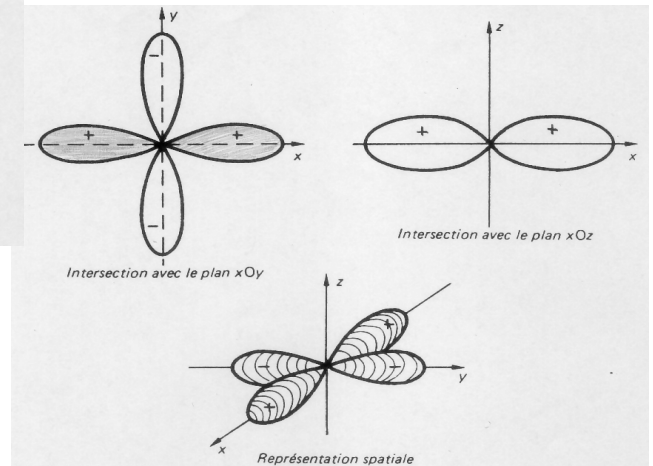
5- Culturel : cinq orbitales de type *d*



3 orbitales analogues : **dxy**, **dyz** et **dzx**



Orbitale **dz^2** : coupe selon xOz (ou yOz) et représentation spatiale



Orbitale **dx^2-y^2**

23



Heisenberg roule excessivement vite sur l'autoroute. Il se fait arrêter par un policier :
 « - Est-ce que vous avez une idée de la vitesse à laquelle vous rouliez monsieur ?
 - Non, mais je sais parfaitement où j'étais ! »



24