

Corrigé exercice 4

NOMBRES QUANTIQUES

1) $(2,2,2, +\frac{1}{2})$ est impossible car on aurait $\ell = n = 2$, or le nombre quantique azimutal doit vérifier $0 \leq \ell \leq n - 1$.

$(4,0, -1, -\frac{1}{2})$ est impossible car on aurait $m_\ell < -\ell$ alors que le nombre quantique magnétique est tel que $-\ell \leq m_\ell \leq \ell$.

Tous les autres quadruplets vérifient les conditions sur les nombres quantiques (n entier > 0 ; $0 \leq \ell \leq n - 1$; $-\ell \leq m_\ell \leq \ell$ et $m_s = \pm \frac{1}{2}$), donc peuvent bien décrire l'électron dans un atome.

On nomme l'orbitale à partir du tableau de nomenclature :

$\ell = 0$	orbitale s
$\ell = 1$	orbitale p
$\ell = 2$	orbitale d
$\ell = 3$	orbitale f
$\ell = 4$	orbitale g

$(3,2,1, +\frac{1}{2})$ est un électron d'une orbitale 3d ;
 $(5,3, -2, +\frac{1}{2})$ est un électron d'une orbitale 5f ;
 $(8,4, -4, -\frac{1}{2})$ est un électron d'une orbitale 8g.

2)

a) Faux

$0 \leq \ell \leq n - 1$, la valeur maximale que peut prendre ℓ au niveau $n = 4$ est donc de 3.

b) Vrai

Une orbitale d est une orbitale de nombre quantique azimutal $\ell = 2$.

De telles OA existent au niveau $n = 4$ car $\ell \leq n - 1$.

La valeur $m_\ell = 2$ est bien possible car $-\ell \leq m_\ell \leq +\ell$.

c) Faux

L'électron **peut** se trouver dans une orbitale d (4d en l'occurrence) mais **ne s'y trouve pas nécessairement**. Il peut aussi se trouver dans une orbitale 4f qui correspond à $\ell = 3$ (donc vérifiant bien $\ell \leq n - 1$) et admettant bien $m_\ell = 2$ parmi les valeurs possibles du nombre quantique magnétique ($-\ell \leq m_\ell \leq +\ell$).

d) Faux

Pour une orbitale p, $\ell = 1$. Les seules valeurs possibles pour m_ℓ sont donc $-1, 0$ ou $+1$. Il est donc impossible d'avoir $m_\ell = 2$ dans une OA de type p.

e) Vrai

Les deux valeurs $m_s = \pm \frac{1}{2}$ sont a priori possibles dans chaque orbitale atomique. S'il y a un autre électron dans l'OA, alors cet autre électron a un nombre quantique $m_s = +\frac{1}{2}$ (principe de Pauli).