
Chapitre 1

Atomes : nombres quantiques et configurations électroniques



QCM & Petits exercices

Exercice 1 : vrai ou faux ?

Soit un atome inconnu, X.

On considère un électron de cet atome, dans un état quantique défini par les nombres $n = 4$ et $m_l = 2$.

Les affirmations suivantes sont-elles vraies ? Justifier vos réponses.

- Cet électron peut se trouver dans une orbitale d.
VRAI. C'est possible car une orbitale « d » est une orbitale pour laquelle le nombre quantique secondaire l vaut 2. Cette valeur est cohérente avec la valeur de n ET avec la valeur de m_l , qui vaut 2 ici.
- Cet électron se trouve nécessairement dans une orbitale d.
FAUX. Il peut s'agir de toute orbitale pour laquelle $n \geq 3$.
- Cet électron peut se trouver dans une des trois orbitales 4p.
FAUX. En effet, si c'est une orbitale « p », alors obligatoirement $l = 1$, ce qui possible MAIS dans ce cas, on ne pourrait pas avoir $m_l = 4$.
- Cet électron peut faire partie d'une configuration excitée de X.
VRAI. Pourquoi pas.
- Cet électron peut présenter un nombre quantique de spin $m_s = -\frac{1}{2}$.
VRAI. Ce nombre de spin peut valoir $\frac{1}{2}$ ou $-\frac{1}{2}$ et n'a rien à voir avec les valeurs de n , l ou m_l .

- f) Cet électron peut posséder un nombre quantique secondaire $l = 5$.
FAUX. Car n est obligatoirement plus petit ou égal à 3.

Exercice 2 : états quantiques permis et interdits

Parmi les ensembles de nombres quantiques suivants, préciser ceux qui correspondent à des états « interdits » ; le cas échéant, préciser ce qui ne va pas.

- $n = 2 \quad l = 1 \quad m_l = -1$
 $n = 1 \quad l = 1 \quad m_l = 0$ $l = 0$ car $l < n$ et $n = 1$ ici donc $l = 0$ obligatoirement
 $n = 8 \quad l = 7 \quad m_l = -6$
 $n = 1 \quad l = 0 \quad m_l = 2$ $m_l = 0$ est la seule valeur possible lorsque $l = 0$.

Exercice 3 : orbitales possibles ou impossibles ?

Lesquelles de ces notations d'orbitales sont incorrectes ?

- $1s$ $7d$ $9s$ $3f$ $4f$ $2d$
- $3f$ impossible car orbitale « f » signifie que $l = 3$ donc n est forcément plus égale ou supérieur à 4.
 - $2d$ impossible car $n = 2$ implique que $l = 0$ ou 1 uniquement.

Exercice 4 : décompte d'orbitales atomiques

Dans un atome, combien d'orbitales peuvent être dites :

$$5p_x^{(1)} : 1 \qquad 3d : 5 \qquad n = 4 : 16$$

Exercice 5 : décompte d'électrons

Dans un atome, quel est le nombre maximal d'électrons qui peuvent prendre les nombres quantiques suivants :

- a) $n = 4$: 32 b) $n = 5$ et $m_l = +1$: 3 c) $n = 5$ et $m_s = +\frac{1}{2}$: 25 d) $n = 2$ et $l = 1$: 6
e) $n = 2$, $l = 1$, $m_l = -1$ et $m_s = -\frac{1}{2}$: 1 f) $n = 0$, $l = 0$, $m_l = 0$: aucun !

Exercice 6 : vrai ou faux ?

Les affirmations suivantes sont-elles vraies ou fausses ?

- a- Si $l = 1$, l'électron occupe une orbitale de type « nd » vrai: faux:
Electron d donc $l = 2$.
- b- Si $n = 2$, m_l peut être égal à -1 vrai: faux:
- c- Pour un électron « d », m_l peut prendre la valeur 3 vrai: faux:

Pour un électron d, $l = 2$ et donc m_l peut prendre la valeur maximale $m_l = 2$.

d- Si $l = 2$, la sous-couche correspondante peut recevoir au plus 10 électrons **vrai** : **faux** :
 $l = 2$: il y a 5 orbitales atomiques pour la sous-couche correspondante ; chaque OA peut recevoir 2, donc l'affirmation est vraie.

e- Le nombre n d'un électron d'une sous-couche f peut être égal à 3 **vrai** : **faux** :
 sous couche f donc $l = 3$ donc nécessairement : $n \geq 4$.

Exercice 7 : principe d'exclusion de Pauli

Parmi les configurations électroniques suivantes, quelles sont celles qui sont exclues parce qu'elles ne respectent pas le principe d'exclusion de Pauli ?

Configuration électronique	Possible	Exclue !	Justification
$1s^2 2s^2 2p^7$			$2p^6$ max.
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$			
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{12}$			$3d^{10}$ max.
$1s^2 2s^2 3s^3$			$3s^2$ max.

Exercice 8 : états quantiques

Pour un atome, la série des nombres quantiques $n = 3 ; l = 1 ; m_l = 1 \dots$

- ...décrit un électron dans une orbitale atomique 3d ? **NON** car si $l = 1$: électron « p »
- ...décrit un électron dans une orbitale atomique 3p ? **OUI** car si $l = 1$: électron « p » et $m_l = -1$ possible
- ...peut s'appliquer à 4 électrons ? **NON** car si on connaît le triplet, seul 2 électrons peuvent être décrit par lui et alors ils seront dans deux états de spin opposés.

Exercice 9 : choix multiples

Parmi les ensembles suivants $\{ n ; l ; m_l ; m_s \}$, lesquels peuvent décrire un électron dans un atome ? Donner alors le symbole (ns, np,...) de l'OA dans laquelle se trouve cet électron.

- $\{ 2 ; 2 ; 1 ; +1/2 \}$: **NON** car $l < n$ donc « 2/2 » pour les premiers nombres est impossibles
- $\{ 2 ; 2 ; -1 ; +1/2 \}$: **NON** car $l < n$ donc « 2/2 » pour les premiers nombres est impossibles
- $\{ 4 ; 0 ; -1 ; +1/2 \}$: **NON** car si $l = 0$, m_l ne peut prendre que la valeur 0
- $\{ 3 ; 1 ; 0 ; -1/2 \}$: **OUI** et c'est un électron 3p

Exercice 10 : Configurations électroniques de l'élément de carbone

Voici 8 configurations de l'élément carbone (vous lirez les notations $2p_x$, $2p_y$ et $2p_z$ comme décrivant les OA $2p_{-1}$, $2p_0$ et $2p_1$).

Il y a parmi celles-ci :

- 2 configurations qui peuvent décrire toutes les deux l'atome de carbone dans son état fondamental : **b) et g)** car la règle de Hund est vérifiée et il y a donc 3 possibilités d'occupation des 3 OA $2p$ par 2 électrons (2 sont donc décrites ici).
- 1 configuration de l'atome de carbone qui est interdite ; **c'est la d)** car les 2 électrons $2s$ ont les 4 mêmes nombres quantiques et ça c'est impossible d'après le Principe d'exclusion de Pauli.
- 3 configurations qui représentent des états excités de l'atome de carbone ; **ce sont les configurations a) ; et e).**
- 1 configuration de l'ion C^+ , vous préciserez si c'est une configuration fondamentale ou excitée ; **c'est la f)** car il y a 5 électrons au total.
- 1 configuration de l'ion C^- , vous préciserez si c'est une configuration fondamentale ou excitée ; **c'est la c)** car il y a 7 électrons au total.

	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z
a)	↑↓	↑	↑	↓	↓
b)	↑↓	↑↓	↑	↑	
c)	↑	↑↓	↑↓	↑	↓
d)	↑↓	↑↑	↑	↑	
e)	↑↓	↑↓	↑↓		
f)	↑	↑	↑↓	↑	
g)	↑↓	↑↓	↑		↑
h)	↑↓	↑	↑	↑	↑