

# Chapitre 1

## Structure et propriétés de l'atome - Classification périodique des éléments

### ► Résumé du cours

#### Structures nucléaire et atomique

L'atome est formé d'un noyau et d'un cortège d'électrons.

Le noyau contient des protons et des neutrons appelés nucléons : ces particules représentent la quasi-totalité de la masse de l'atome.

**Caractéristiques des particules constitutives de l'atome**

Particules	Masse (kg)	Charge (C)
Electron $e^-$	$9,109 \times 10^{-31}$	$- 1,602 \times 10^{-19}$
Proton $p$	$1,672 \times 10^{-27}$	$1,602 \times 10^{-19}$
Neutron $n$	$1,674 \times 10^{-27}$	0

\* la masse d'un nucléon (proton ou neutron) est environ 2000 fois plus grande que celle d'un électron.

\* pour les particules constitutives de l'atome on utilise comme unité, l'unité de masse atomique, telle que  $1 \text{ u (u.m.a)} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$  (1 u.m.a correspond au  $1/12^{\text{ème}}$  de la masse d'un atome de  $^{12}\text{C}$ ).

**On représente chaque atome par la notation  $^{\text{A}}_{\text{Z}}\text{X}$**  dans laquelle X est le symbole chimique de l'atome, A est son nombre de nucléons et Z son nombre de protons.

A est appelé le nombre de masse, et Z le numéro atomique.

La notation  $^{\text{A}}_{\text{Z}}\text{X}$  définit un nucléide ; on appelle isotopes d'un élément, les nucléides qui ont le même numéro atomique Z, et des nombres de masse A différents.

#### Nombres quantiques et orbitales atomiques

En physique quantique, on substitue à la localisation précise de l'électron la notion statistique de probabilité de présence. Les fonctions d'onde, solutions de l'équation de Schrödinger, sont appelées orbitales atomiques : elles sont liées à la probabilité de présence de l'électron dans un volume de l'espace autour du noyau et sont notées  $\psi_{n, \ell, m_{\ell}}$  :

$n$  : nombre quantique principal (entier positif). Chaque valeur de  $n$  correspond à un niveau d'énergie et définit une couche électronique. Il y a 7 couches électroniques connues, à l'état fondamental. La couche externe est aussi appelée « couche de valence ».

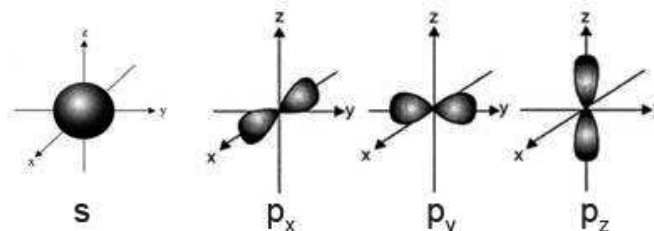
$\ell$  : nombre quantique orbitalaire ou secondaire tel que  $0 \leq \ell \leq n - 1$ . Chaque valeur de  $\ell$  définit une sous-couche, et détermine la géométrie de l'espace dans lequel l'électron se déplace. Quand  $\ell = 0, 1, 2$  ou  $3$ , on dit que la fonction  $\psi$  décrit respectivement un électron dans les états  $s, p, d$  ou  $f$ .

Si  $\ell = 0$ , on parlera d'orbitales atomiques  $1s, 2s \dots$  en fonction de la valeur de  $n$ . Si  $\ell = 1$ , on parlera d'orbitales atomiques  $2p, 3p, \dots$  en fonction de la valeur de  $n$ .

$m_{\ell}$  : nombre quantique magnétique tel que  $-\ell \leq m_{\ell} \leq +\ell$ . Chaque valeur de  $m_{\ell}$  définit une orientation dans l'espace de l'orbitale atomique. Il y a donc  $(2\ell + 1)$  valeurs de  $m_{\ell}$  pour chaque type d'orbitale atomique, en fonction de la valeur de  $\ell$ .

Les électrons de l'atome sont répartis dans les différentes orbitales atomiques. Un électron peut être considéré comme une particule sphérique tournant sur elle-même ; il possède de ce fait un moment magnétique  $s$ , appelé spin, auquel est associé un quatrième nombre quantique  $m_s$ .

### Représentation schématique des orbitales atomiques $ns$ et $np$



$m_s$  : nombre quantique magnétique de spin, tel que  $m_s = +/- \frac{1}{2}$ . Il est lié aux deux rotations possibles de l'électron par rapport à un champ magnétique.

### Nombres quantiques et répartition des électrons dans les couches et les orbitales atomiques des atomes

$n$	Couche	$\ell$	Orbitale atomique	$m_\ell$ ( $2\ell + 1$ ) valeurs	Nombre maximum d'e <sup>-</sup> par sous couche	Nombre maximum d'e <sup>-</sup> par couche $2n^2$
1	K	0	1s	0	2	2
2	L	0	2s	0	2	8
		1	2p	-1; 0; +1	6	
3	M	0	3s	0	2	18
		1	3p	-1; 0; +1	6	
		2	3d	-2; -1; 0; +1; +2	10	
4	N	0	4s	0	2	32
		1	4p	-1; 0; +1	6	
		2	4d	-2; -1; 0; +1; +2	10	
		3	4f	( $2\ell + 1$ )	14	

### Niveaux énergétiques et structures électroniques

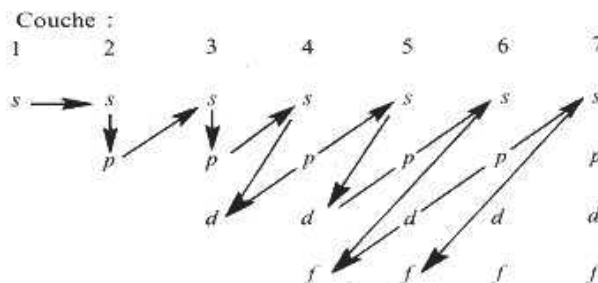
Les électrons d'un atome ou d'un ion donné vont occuper les orbitales atomiques définies par  $n$ ,  $\ell$  et  $m_\ell$ .

La configuration ou la structure électronique d'un atome, obtenue à l'état fondamental (configuration la plus stable, de plus basse énergie) obéit aux règles suivantes :

- Règle de Klechkowsky :

Elle s'appuie sur des observations expérimentales et donne l'ordre des énergies croissantes des orbitales atomiques.

#### Règle de Klechkowski



\*exceptions à la règle de Klechkowsky : les sous-couches de valence  $ns^2 (n-1)d^4$  ou  $ns^2(n-1)d^9$  sont en réalité du type  $ns^1(n-1)d^5$  ou  $ns^1(n-1)d^{10}$ , suite à la stabilité particulière des sous-couches  $d$ , demi-saturées ou saturées.

- Principe d'exclusion de Pauli :

A l'état fondamental, 2 électrons d'un même atome ne peuvent être décrits par le même ensemble de nombre quantique ( $n, \ell, m_\ell, m_s$ ). Il ne peut donc y avoir au maximum que 2 électrons par case quantique.

- Règle de Hund :

Les électrons occupent un maximum d'orbitales atomiques définies par le nombre quantique  $\ell$  avec des spins parallèles avant de les compléter par un deuxième électron de spin opposé. Exemple :



- Configuration électronique d'un atome:

Exemple :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$

Ou :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$  ou encore : [Kr]  $5s^2 4d^{10}$

## La classification périodique : description

La classification périodique des éléments (CPE) ou tableau périodique regroupe tous les éléments classés par numéro atomique ( $Z$ ) croissant en respectant l'ordre de remplissage électronique des orbitales atomiques. La CPE est constituée :

- de **7 lignes** ou périodes dans lesquelles le numéro atomique des éléments augmente de gauche à droite. Les périodes sont numérotées de  $n = 1$  à  $n = 7$  ou notées couches K, L, M...

- de **18 colonnes** ou familles qui regroupent des éléments possédant une même structure électronique pour leur couche externe.

Le tableau périodique est divisé en bloc : « s », « p », « d » et « f ».

Les **alcalins** (colonne 1), **couche externe en «  $ns^1$  »** pourront donner des ions positifs (ou cations) monovalents de structure iso-électronique au gaz rare de la période précédente.

Les **alcalino-terreux** (colonne 2), **couche externe en «  $ns^2$  »** donneront des ions positifs (ou cations) divalents.

Les **halogènes** (colonne 17), **couche externe en «  $ns^2 np^5$  »** donneront des anions monovalents iso-électroniques au gaz rare de la période précédente.

Les **gaz rares ou inertes** de la colonne 18 possèdent une couche électronique externe saturée en «  $ns^2 np^6$  » et sont donc peu réactifs.

Les éléments du bloc « d » dont la structure électronique externe est en «  $(n-1)d^x ns^2$  » avec  $n > 3$  et  $x \leq 10$  sont appelés **éléments de transition**.

Les éléments peuvent également être classés en fonction de leurs propriétés physiques et chimiques. On distingue :

- les **métaux**, solides dans les conditions normales et conducteurs, se situent à gauche dans la CPE et ont tendance à donner des cations,

- les **non-métaux**, isolants, se situent plutôt à droite et en haut dans la CPE et ont tendance à donner des anions.

Certains éléments dit « **semi-métaux** » (Si, Ge, ...) se situent dans la zone de transition entre les deux familles.

Le caractère métallique augmente lorsque l'on se déplace de droite à gauche dans une période et de haut en bas dans un groupe.

**CLASSIFICATION PERIODIQUE**

<b>1 Bloc s</b>		<b>Bloc d</b>										<b>Bloc p</b>						18																																																					
1	H <small>Hydrogène</small>	2	He <small>Hélium</small>	3	Li <small>Lithium</small>	4	Be <small>Béryllium</small>	5	B <small>Bore</small>	6	C <small>Carbone</small>	7	N <small>Azote</small>	8	O <small>Oxygène</small>	9	F <small>Fluor</small>	10	Ne <small>Neon</small>	11	Na <small>Sodium</small>	12	Mg <small>Magnésium</small>	13	Al <small>Aluminium</small>	14	Si <small>Silicium</small>	15	P <small>Phosphore</small>	16	S <small>Soufre</small>	17	Cl <small>Chlore</small>	18	Ar <small>Argon</small>																																				
4	K <small>Potassium</small>	5	Ca <small>Calcium</small>	6	Sc <small>Scandium</small>	7	Ti <small>Titane</small>	8	V <small>Vanadium</small>	9	Cr <small>Chrome</small>	10	Mn <small>Manganèse</small>	11	Fe <small>Fer</small>	12	Co <small>Cobalt</small>	13	Ni <small>Nickel</small>	14	Cu <small>Cuivre</small>	15	Zn <small>Zinc</small>	16	Ga <small>Gallium</small>	17	Ge <small>Germanium</small>	18	As <small>Arsenic</small>	19	Se <small>Sélénium</small>	20	Br <small>Brome</small>	21	Kr <small>Krypton</small>	22	Rb <small>Rubidium</small>	23	Sr <small>Strontium</small>	24	Y <small>Yttrium</small>	25	Zr <small>Zirconium</small>	26	Nb <small>Niobium</small>	27	Mo <small>Molibdène</small>	28	Tc <small>Technétium</small>	29	Ru <small>Ruthénium</small>	30	Rh <small>Rhodium</small>	31	Pd <small>Palladium</small>	32	Ag <small>Argent</small>	33	Cd <small>Cadmium</small>	34	In <small>Indium</small>	35	Sn <small>Étain</small>	36	Sb <small>Antimoine</small>	37	Te <small>Tellure</small>	38	I <small>Iode</small>	39	Xe <small>Xénon</small>
6	Cs <small>Césium</small>	7	Ba <small>Baryum</small>	8	La <small>Lanthane</small>	9	Hf <small>Hafnium</small>	10	Ta <small>Tungstène</small>	11	W <small>Tungstène</small>	12	Re <small>Réhenium</small>	13	Os <small>Osmium</small>	14	Ir <small>Iridium</small>	15	Pt <small>Platine</small>	16	Au <small>Or</small>	17	Hg <small>Mercure</small>	18	Tl <small>Thallium</small>	19	Pb <small>Plomb</small>	20	Bi <small>Bismuth</small>	21	Po <small>Polonium</small>	22	At <small>Astatoïde</small>	23	Rn <small>Radon</small>	24	Fr <small>Francium</small>	25	Ra <small>Radium</small>	26	Ac <small>Actinoïde</small>	27	Th <small>Thorium</small>	28	Pa <small>Protactinium</small>	29	U <small>Uranium</small>	30	Np <small>Neptunium</small>	31	Pu <small>Plutonium</small>	32	Am <small>Ameéricium</small>	33	Cm <small>Curium</small>	34	Bk <small>Berkélium</small>	35	Cf <small>Californium</small>	36	Es <small>Einsteinium</small>	37	Fm <small>Fermium</small>	38	Md <small>Mendelevium</small>	39	No <small>Nobelium</small>	40	Lw <small>Livermorium</small>		

<b>Bloc f</b>	
La <small>Lanthane</small>	Lu <small>Lutétium</small>
Ce <small>Cérite</small>	Yb <small>Ytterbium</small>
Pr <small>Praseodyme</small>	Er <small>Erbium</small>
Nd <small>Néodyme</small>	Hf <small>Hafnium</small>
Pm <small>Prométhée</small>	Tm <small>Thulium</small>
Sm <small>Samarium</small>	Dy <small>Dysprosium</small>
Eu <small>Eurélium</small>	Pd <small>Palladium</small>
Gd <small>Gadolinium</small>	Cd <small>Cadmium</small>
Tb <small>Terbium</small>	Pt <small>Platine</small>
Dy <small>Dysprosium</small>	Au <small>Or</small>
Ho <small>Holmium</small>	Hg <small>Mercure</small>
Er <small>Erbium</small>	Tl <small>Thallium</small>
Tm <small>Thulium</small>	Pb <small>Plomb</small>
Yb <small>Ytterbium</small>	Bi <small>Bismuth</small>
Lu <small>Lutétium</small>	Po <small>Polonium</small>
	At <small>Astatoïde</small>
	Rn <small>Radon</small>

Alcalin	Alcalino Terreux	Métaux de transition	Gaz rares	Halogènes	Lanthanides	Actinides	Elts non transitionnels
---------	------------------	----------------------	-----------	-----------	-------------	-----------	-------------------------

## Evolution des propriétés dans le tableau périodique

### - Rayon atomique

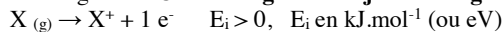
Le rayon atomique correspond à la moitié de la distance séparant les noyaux de 2 atomes identiques liés par liaison covalente simple. Il augmente lorsque l'on descend dans un groupe, et diminue de gauche à droite sur une période.

### - Rayon ionique

Les rayons des cations sont plus petits que ceux des atomes correspondants **en raison de l'augmentation de l'attraction du noyau vis-à-vis des électrons restants**. Inversement, les rayons des anions sont plus grands.

### - Energie (ou potentiel) d'ionisation

L'énergie de 1<sup>ère</sup> ionisation est l'énergie nécessaire pour arracher un électron périphérique à un atome neutre et à l'état gazeux. **Cette énergie est toujours de signe positif.**

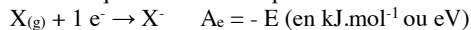


Elle diminue lorsque l'on descend dans un groupe et de droite à gauche dans une période.

Remarque : au cours de l'ionisation, ce sont toujours les électrons de la couche ayant le « n » le plus grand qui sont arrachés.

### - Affinité électronique

L'affinité électronique caractérise l'aptitude d'un atome neutre et gazeux à former un anion :



L'affinité électronique varie globalement comme l'énergie d'ionisation.

### - Electronegativité

L'électronégativité ( $\chi$ ) mesure l'aptitude d'un atome chimiquement lié à attirer à lui les électrons de liaison. Il existe plusieurs échelles d'électronégativité (Mulliken, Pauling) qui conduisent toutes au même classement. L'électronégativité augmente le long d'une période de gauche à droite, et de bas en haut dans une colonne.

La différence d'électronégativité entre les 2 éléments participant à une liaison donne une indication sur le caractère ionique (si  $\chi_A - \chi_B > 2$ ) ou covalent ( $\chi_A - \chi_B \approx 0$ ) de cette liaison.

### - Caractère oxydo-réducteur

Le caractère oxydant d'un élément est lié à sa tendance à capter des électrons. Le pouvoir oxydant évolue de manière similaire à celle de l'électronégativité dans la CP. **Les halogènes, électronégatifs, seront des oxydants puissants alors que les alcalins, électropositifs, auront un fort pouvoir réducteur.**

## ► Structures nucléaire et atomique

1. Indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
  - a. Le nombre de masse d'un atome représente son nombre de nucléons.
  - b. Les isotopes du même élément ont des nombres différents d'électrons, de protons et de neutrons.
  - c. Le noyau d'un anion est chargé positivement.
  - d. Le numéro atomique d'un atome représente son nombre de nucléons.
  - e. Dans un atome neutre, le nombre d'électrons est toujours égal au nombre de nucléons.
  
2. Indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
  - a. Les masses du proton et du neutron sont du même ordre de grandeur.
  - b. Les électrons font partie des nucléons.
  - c. La charge du proton est égale en valeur absolue à la charge de l'électron.
  - d. Tous les isotopes d'un même élément ont le même nombre de masse.
  - e. Un cation est un atome qui a perdu un (ou plusieurs) électron(s).
  
3. Indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
  - a. Les masses du proton et du neutron sont sensiblement égales à l'unité de masse atomique (u.m.a).
  - b. Le neutron possède une masse nulle.
  - c. Les isotopes du même élément sont des nucléides qui ont des numéros atomiques et des nombres de masse différents.
  - d. La masse d'un ion est pratiquement égale à la masse de l'atome correspondant.
  - e. La masse de l'électron est environ 2000 fois plus faible que celle d'un nucléon.
  
4. Soit l'atome de cobalt  $^{63}_{27}\text{Co}$ . Indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
  - a. Il est constitué de 27 neutrons, 36 protons, 36 électrons.
  - b. Il est constitué de 63 nucléons, 27 protons, 27 électrons.
  - c. Il est constitué de 27 neutrons, 63 nucléons, 36 électrons.
  - d. Il est constitué de 36 neutrons, 63 nucléons, 27 protons.
  - e. Il est constitué de 27 nucléons, 36 protons, 36 électrons.
  
5. Soit l'atome de sodium  $^{23}_{11}\text{Na}$ . Indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
  - a. Le nombre 23 représente la somme : nombre de protons + nombre d'électrons.
  - b. Le nombre 11 représente le nombre de nucléons.
  - c. La masse de l'atome de Na est essentiellement due à la masse des neutrons.
  - d. La masse de l'atome est quasiment concentrée au niveau du noyau.
  - e. Le noyau de l'ion  $\text{Na}^+$  contient 12 protons.
  
6. Soient les atomes ci-dessous, I, II, III et IV, dans leur état fondamental. Indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).

	I	II	III	IV
Nombre de protons	21	22	22	20
Nombre de masse	47	47	49	47

- a. Les atomes I, II et IV sont 3 isotopes du même élément.
- b. Les atomes II et III sont 2 isotopes du même élément.
- c. Les atomes III et IV ont le même nombre de neutrons.
- d. Les atomes I et IV ont les mêmes propriétés chimiques.
- e. Les atomes II et III ont le même nombre d'électrons.

## ► Nombres quantiques et orbitales atomiques

7. Parmi les propositions suivantes relatives aux relations entre les deux premiers nombres quantiques, indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
- $0 \leq \ell \leq n+1$
  - $\ell \geq n-1$
  - $0 \leq \ell \leq n-1$
  - $\ell \leq n+1$
  - $-n \leq \ell \leq +n$
8. Parmi les triplets suivants relatifs aux nombres quantiques  $(n, \ell, m_\ell)$ , indiquez celui (ou ceux) qui définit (ssent) un état électronique correct.
- $(3, 1, 0)$
  - $(2, 2, -1)$
  - $(2, -1, 0)$
  - $(1, 3, 0)$
  - $(2, 1, -2)$
9. Parmi les combinaisons suivantes relatives aux nombres quantiques caractérisant un électron, quelle est celle qui caractérise l'électron de la couche externe du sodium  ${}_{11}\text{Na}$ .
- $n = 2 \quad \ell = 0 \quad m_\ell = 0 \quad m_s = +1/2$
  - $n = 3 \quad \ell = 1 \quad m_\ell = 1 \quad m_s = +1/2$
  - $n = 3 \quad \ell = 0 \quad m_\ell = 0 \quad m_s = +1/2$
  - $n = 3 \quad \ell = 1 \quad m_\ell = 0 \quad m_s = +1/2$
  - $n = 3 \quad \ell = 1 \quad m_\ell = 0 \quad m_s = -1/2$
10. Indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
- Le nombre quantique secondaire  $\ell$  peut prendre la valeur zéro.
  - Trois nombres quantiques sont suffisants pour caractériser un électron.
  - Une orbitale atomique de type  $4f$  est caractérisée par le nombre quantique secondaire  $\ell = 4$ .
  - La couche électronique caractérisée par  $n = 2$  peut contenir 18 électrons.
  - Le nombre maximal d'électrons que peut contenir une sous-couche de type «  $d$  » est 10.
11. Indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
- Les orbitales atomiques  $p_x, p_y$  et  $p_z$ , sont équivalentes en énergie.
  - Il existe 14 orbitales atomiques «  $f$  » possibles pour une couche définie par le nombre quantique principal  $n = 4$ .
  - Une orbitale atomique  $ns$  est saturée quand elle contient un doublet électronique.
  - Une orbitale atomique est totalement définie par 3 nombres quantiques.
  - Une orbitale atomique de type «  $s$  » représente la densité de probabilité de présence de l'électron dans une sphère.
12. Indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
- L'ensemble de nombres quantiques :  $n = 4, \ell = 1, m_\ell = 0$ , définit une orbitale atomique  $4p$ .
  - Le nombre maximum d'électrons par couche est  $2n^2$ .
  - Dans une sous-couche de type «  $d$  », le nombre quantique magnétique prend 5 valeurs.
  - Une sous-couche de type «  $p$  » peut contenir 10 électrons.
  - Il existe  $2n^2$  orbitales atomiques sur la couche caractérisée par le nombre quantique principal  $n$ .

- 13.** Indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
- Le nombre quantique principal  $n$  peut prendre la valeur zéro.
  - Si deux électrons occupent la même orbitale atomique, les nombres quantiques  $n$ ,  $\ell$  et  $m_\ell$  les caractérisant sont identiques.
  - Une sous-couche de type «  $p$  » est toujours définie par un nombre quantique secondaire  $\ell = 1$ .
  - La sous-couche correspondant au nombre quantique secondaire  $\ell = 2$  peut recevoir plus de 10 électrons.
  - Il existe  $n^2$  orbitales atomiques sur la couche caractérisée par le nombre quantique principal  $n$ .
- 14.** Indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
- Deux électrons d'un même atome peuvent avoir 3 nombres quantiques identiques.
  - Les orbitales atomiques «  $np$  » contiennent au maximum 6 électrons.
  - Dans un même atome, deux électrons de même spin sont obligatoirement sur des orbitales atomiques différentes.
  - Dans un même atome, un ensemble de quatre nombres quantiques définit un seul électron.
  - Un électron peut se trouver dans une orbitale atomique définie par la fonction  $\Psi_{2,1,0}$ .
- 15.** Soit la couche définie par le nombre quantique principal  $n = 4$ . Indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
- Il existe seulement 3 types différents d'orbitales atomiques sur cette couche.
  - Toutes les orbitales atomiques de cette couche ont la même énergie.
  - Sur cette couche, le nombre quantique secondaire  $\ell$  peut prendre 4 valeurs différentes.
  - Cette couche peut contenir au maximum 32 électrons.
  - Sur la sous-couche caractérisée par  $\ell = 2$ , il existe 7 orbitales atomiques.
- 16.** A propos du modèle quantique de l'atome, indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
- Une orbitale atomique, caractérisée par l'ensemble des nombres quantiques suivants :  $n = 1$ ,  $\ell = 0$ ,  $m_\ell = 0$ , est une orbitale de forme sphérique.
  - La sous-couche  $4f$  peut comporter au maximum 14 électrons.
  - Le nombre quantique secondaire décrit la forme de l'orbitale.
  - Les orbitales atomiques de type «  $d$  » existent quelque soit le niveau  $n$ .
  - L'ensemble des nombres quantiques suivants peut caractériser un électron situé dans une orbitale atomique de type «  $f$  » :  $n = 4$ ,  $\ell = 3$ ,  $m_\ell = -2$ ,  $m_s = +\frac{1}{2}$ .
- 17.** Parmi les propositions suivantes relatives au nombre d'électrons par couche, sous-couche ou orbitale, indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
- Le nombre maximum d'électrons par couche est  $2n^2$ .
  - Le nombre maximum d'électrons contenus dans les orbitales atomiques  $3d$  est 6 électrons.
  - Le nombre maximum d'électrons contenus dans la couche  $M (n = 3)$  est 18.
  - Le nombre maximum d'électrons par sous-couche est  $2(2\ell + 1)$ .
  - Une orbitale atomique peut ne contenir qu'un seul électron.
- 18.** Soit l'orbitale atomique  $3p_x$ . Indiquer la (ou les) proposition (s) exacte (s).
- Elle est caractérisée par le nombre quantique secondaire  $\ell = 2$ .
  - Sa géométrie est sphérique.
  - Elle est caractérisée par le nombre quantique principal  $n = 2$ .
  - Elle possède une orientation bien déterminée dans l'espace.
  - C'est l'une des 9 orbitales atomiques caractérisées par le nombre quantique  $n = 3$ .