

# 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  ${}^A_Z\text{X}$  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  ${}^A_Z\text{X}$  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 et sont notées  $\psi_{n, \ell, m\ell}$  :

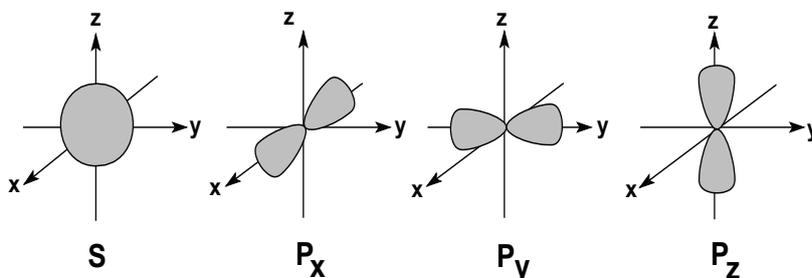
$n$  : nombre quantique principal (entier positif). Chaque valeur de  $n$  correspond à un niveau d'énergie et définit une couche électronique. Il y a 7 couches électroniques connues, à l'état fondamental. La couche externe est aussi appelée « couche de valence ».

$\ell$  : nombre quantique orbital 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  $n$ .

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



$m_\ell$  : 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  $m_s$ .

$m_s$  : nombre quantique magnétique de spin, tel que  $m_s = \pm 1/2$ . 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

$n$	Couches	$\ell$	Orbitales atomiques	$m_\ell$ ( $2\ell + 1$ ) 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  $m_\ell$ .

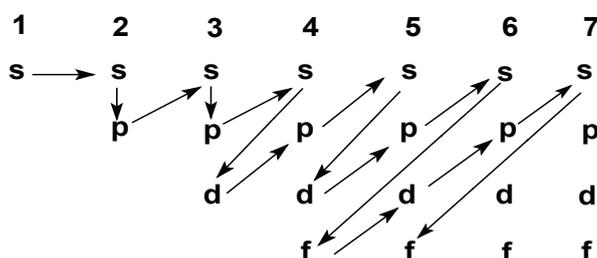
La configuration ou la structure électronique d'un atome, obtenue à l'état fondamental (configuration la plus stable, de plus basse énergie) obéit aux règles suivantes :

- Règle de Klechkowsky :

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

#### Règle de Klechkowski

Couche :



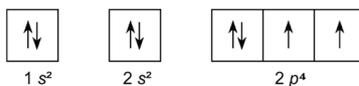
\*exceptions à la règle de Klechkowsky : les sous-couches de valence  $ns^2 (n-1)d^4$  ou  $ns^2 (n-1)d^9$  sont en réalité du type  $ns^1 (n-1)d^5$  ou  $ns^1 (n-1)d^{10}$ , suite à la stabilité particulière des sous-couches  $d$ , demi-saturées ou saturées.

- 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  $\ell$  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 :  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2$

## 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-électronique au gaz rare de la période.

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.

## 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.

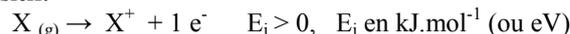


### - Rayon ionique

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 partent.

### - Affinité électronique

L'affinité électronique caractérise l'aptitude d'un atome neutre et gazeux à former un anion :  $X_{(g)} + 1 e^- \rightarrow X^-$   $A_e = -E$  (en kJ.mol<sup>-1</sup> ou eV)

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

### - Electronégativité

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, électro-négatifs, seront des oxydants puissants alors que les alcalins, électro-positifs, 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  ${}_{27}^{63}\text{Co}$ . Indiquer la proposition exacte.
  - 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  ${}_{11}^{23}\text{Na}$ . Indiquer la proposition exacte.
  - 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).
- a.  $0 \leq \ell \leq n+1$   
 b.  $\ell \geq n-1$   
 c.  $0 \leq \ell \leq n-1$   
 d.  $\ell \leq n+1$   
 e.  $-n \leq \ell \leq +n$
8. Parmi les triplets suivants relatifs aux nombres quantiques  $(n, \ell, m_\ell)$ , indiquez celui qui définit un état électronique correct.
- a. (3, 1, 0)  
 b. (2, 2, -1)  
 c. (2, -1, 0)  
 d. (1, 3, 0)  
 e. (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  ${}_{11}\text{Na}$ .
- a.  $n = 2$     $\ell = 0$     $m_\ell = 0$     $m_s = +1/2$   
 b.  $n = 3$     $\ell = 1$     $m_\ell = 1$     $m_s = +1/2$   
 c.  $n = 3$     $\ell = 0$     $m_\ell = 0$     $m_s = +1/2$