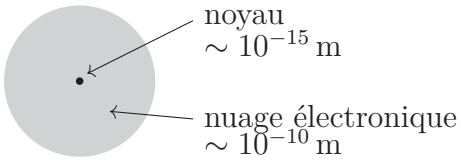
Classification périodique des éléments

I Notion d'élément chimique

1 Composition d'un atome

Un atome est constitué d'un noyau minuscule renfermant A nucléons (Z protons et $N = A - Z$ neutrons) entouré d'un cortège de Z électrons.



constituant	proton	neutron	électron
masse	$1,007\,u$	$1,009\,u$	$5,5.10^{-4}\,u$
charge	e	0	$-e$

Les masses des protons et des neutrons sont proches de l'unité de masse atomique unifiée u définie telle que $N_A u = 1\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ exactement, soit $u \approx 1{,}66.10^{-27}$ kg.
Ces masses sont largement supérieures à celle de l'électron, ainsi la masse de l'atome est **principalement localisée dans son noyau** avec $m(\text{atome}) \simeq A \times u$.
La masse d'une mole d'atomes identiques, qui est la masse molaire, vaut alors $M \simeq A\,\text{g}\,\text{mol}^{-1}$.
C'est pourquoi on nomme A le **nombre de masse du noyau**.

Les neutrons étant neutres, la charge du noyau vaut $q = Ze$. Z est nommé **nombre de charge** du noyau.
De plus, les électrons ont une charge opposée aux protons donc un atome est un **édifice neutre**, ce qui lui confère une certaine stabilité.

2 Numéro atomique

En chimie, les interactions entre atomes sont de nature électromagnétique et dues aux électrons les plus éloignés du noyau central. Ainsi, ce qui caractérise chimiquement un atome est le nombre d'électrons qu'il renferme, qui est déterminé par le nombre de charge Z du noyau.

L'ensemble des entités chimiques de même nombre de charge Z est nommé élément chimique. On donne à chacun un nom et un symbole, et on les classe en fonction de Z, que l'on nomme aussi numéro atomique de l'élément.

3 Ions

Un ion est un atome qui a gagné ou perdu des électrons dans son nuage électronique. Le nombre de protons étant inchangé, un ion appartient au même élément chimique que l'atome dont il est issu.

Le symbole d'un ion est celui de l'élément chimique avec en exposant sa charge exprimée en unités de e.

Exemple Cu^{2+} est un ion de cuivre de charge $+2e$, qui est un atome de cuivre ayant perdu deux électrons.

4 Isotopes

Au sein d'un élément chimique, il existe des entités ayant des nombres de neutrons différents. On nomme isotope d'un élément une entité ayant un nombre de masse A donné.
Ainsi un élément possède en général plusieurs isotopes.
Remarque : certains isotopes sont instables, ils ont tendance à se décomposer (se désintégrer) en une autre entité plus stable en émettant une particule ou un rayonnement. On dit que ces isotopes sont radioactifs.

Exemple le carbone C possède trois isotopes naturels : C-12, C-13, C-14 (c'est-à-dire avec $A = 12$, 13 et 14).
C-14 est radioactif : on utilise cette propriété pour dater des échantillons de matière organique.

À l'état naturel, les isotopes constituant un élément sont en proportions fixes : on parle d'**abondance isotopique**.
La masse molaire atomique est la valeur moyenne des masses molaires des isotopes, pondérée par leur abondance.

Exemple Le chlore Cl est constitué de 76 % de Cl-35 et de 24 % de Cl-37.
Sa masse molaire vaut : $M(\text{Cl}) = \frac{76}{100}\text{M}(\text{Cl}-35) + \frac{24}{100}\text{M}(\text{Cl}-37) \approx \frac{76}{100} \times 35 + \frac{24}{100} \times 37 = 35{,}5\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

II Configuration électronique

1 Nombres quantiques

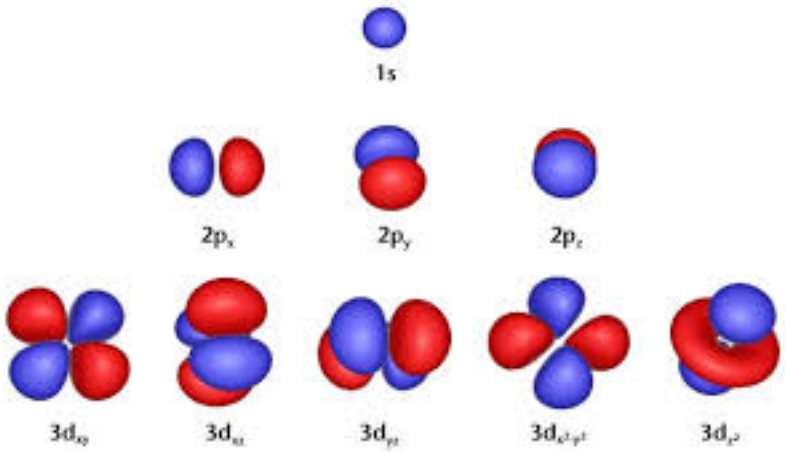
Dans un atome (ou un ion), les électrons occupent des **orbitales atomiques** (OA) qui déterminent leur probabilité de présence dans le nuage électronique.
Il est besoin de 3 nombres entiers pour caractériser une orbitale atomique :

- le **nombre quantique principal** $n \in \mathbb{N}^*$: il caractérise la distance de l'électron au noyau. n désigne la **couche** dans laquelle se trouve l'orbitale.
- le **nombre quantique orbital** $\ell \in [\![0, (n-1)]\!]$: il caractérise la symétrie de la fonction d'onde. ℓ désigne la **sous-couche** dans laquelle l'orbitale se trouve. On utilise une lettre : s pour $\ell = 0$, p pour $\ell = 1$, d pour $\ell = 2$, f pour $\ell = 3$ puis par ordre alphabétique.

  Les sous-couches dans les couches successives sont donc :
  couche 1 : 1s, couche 2 : 2s 2p, couche 3 : 3s 3p 3d, etc...

- le **nombre quantique magnétique** $m \in [\![-\ell, \ell]\!]$: il caractérise la rotation de l'électron autour d'un axe donné.

  Dans une sous-couche ℓ, on trouve donc $2\ell + 1$ orbitales : 1 pour s, 3 pour p, 5 pour d, 7 pour f, etc.

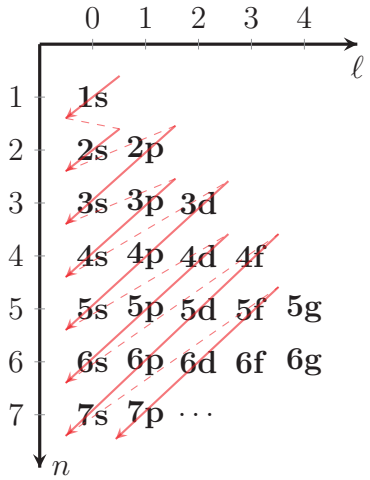


En plus de l'orbitale dans laquelle il se trouve qui caractérise sa répartition dans l'espace, chaque électron possède un nombre quantique supplémentaire, le **spin** m_s qui caractérise les propriétés magnétiques intrinsèques de l'électron. Il ne prend que deux valeurs ($\pm 1/2$) que l'on désigne souvent par *up* ($\uparrow$) et *down* ($\downarrow$).

2 Remplissage des orbitales

Principe d'exclusion de Pauli : dans une même entité microscopique, il ne peut exister 2 électrons avec les mêmes nombres quantiques. En prenant en compte le spin, ceci signifie que chaque orbitale peut contenir au plus 2 électrons, donc chaque sous-couche au plus $2(2\ell + 1)$ électrons : 2 pour s, 6 pour p, 10 pour d, 14 pour f, etc.

Dans l'**état fondamental** d'un atome, les électrons remplissent les orbitales de sorte à minimiser l'énergie totale de l'atome.
Règle de Klechkovski : l'énergie croît avec $n + \ell$ et avec n en cas d'égalité. Ainsi, on remplit les sous-couches dans l'ordre suivant :



3 Couche de valence

On nomme **électrons de valence** les électrons des couches de plus grand n et des sous-couches en cours de remplissage. Les autres électrons sont les **électrons de cœur**.
Les sous-couches auxquelles appartiennent les électrons de valence d'un atome forment sa **couche de valence**. C'est la couche externe de l'atome, susceptible d'interagir chimiquement avec les autres atomes. Elle peut se remplir ou se vider.

Exemple Un atome de fer ($Z = 26$) a pour configuration électronique :

$$[\mathrm{Fe}] = 1\mathrm{s}^2\,2\mathrm{s}^2\,2\mathrm{p}^6\,3\mathrm{s}^2\,3\mathrm{p}^6\,\underbrace{4s^2\,3d^6}_{\text{couche de valence}}$$

III Architecture de la classification périodique

1 Principe de construction

En ordonnant les éléments par numéro atomique croissant, les propriétés physico-chimiques évoluent progressivement puis subissent une discontinuité. Après la discontinuité leurs propriétés évoluent de façon similaire à la série précédente, etc. On a ainsi **périodicité des propriétés des éléments**. Ceci est dû à la périodicité du remplissage des couches éléctroniques.

On met en évidence cette périodicité par la structure en lignes et colonnes du tableau périodique. Chaque ligne (ou **période**) correspond au remplissage d'une **nouvelle couche**. Sur une même colonne se retrouvent des atomes ayant le **même nombre d'électrons de valence**, donc des propriétés similaires : ils forment une famille (ou un **groupe**).

Exemples de groupes à connaître :

- colonne 1 (sans H) : métaux alcalins
- colonne 2 : métaux alcalino-terreux
- colonne 16 : chalcogènes
- colonne 17 : halogènes
- colonne 18 : gaz nobles

Remarque

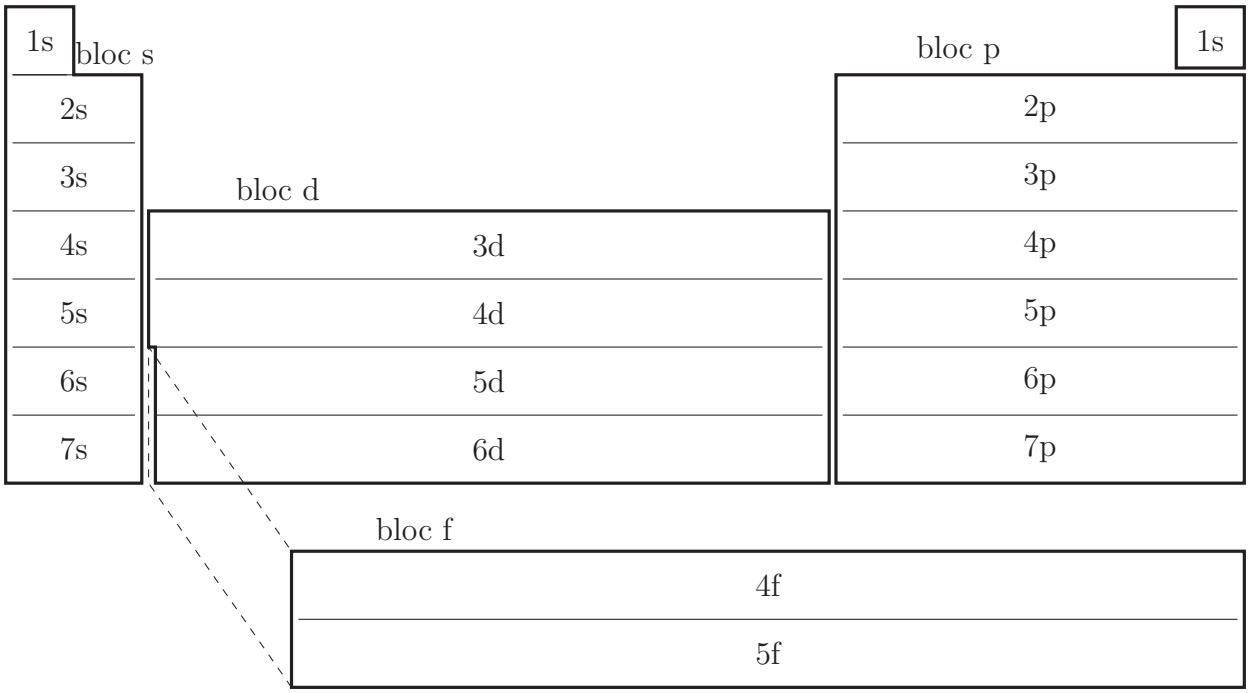
Remarque : la configuration des atomes des éléments de la période n commence toujours par un remplissage correspondant au gaz noble de la période précédente. Ainsi on remplace souvent le début de la configuration par le symbole du gaz noble entre crochets.

Exemple Un atome de fer a pour configuration électronique simplifiée $[\mathrm{Fe}] = [\mathrm{Ar}]\,4\mathrm{s}^2\,3\mathrm{d}^6$.

2 Structure en blocs

La structure du tableau est alors formée de blocs correspondant aux dernières OA remplies :

- bloc s : colonnes 1-2 (plus l'hélium qui est déporté dans la dernière colonne car c'est un gaz noble). La couche de valence est formée de la sous-couche ns
- bloc p : colonnes 13-18. La couche de valence est formée des sous-couches $ns\,np$
- bloc d : colonnes 3-12. Ce sont les **éléments de transition**. La couche de valence est formée des sous-couches $ns\,(n-1)$d
- bloc f : placée en-dessous par souci de compacité. La couche de valence est formée des sous-couches $ns\,(n-2)$f



3 Classification

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La–Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac–Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Exercices

A Abondance isotopique de l' argent

L'élément argent Ag ($Z = 47$) a pour masse molaire $M = 107{,}87\,\mathrm{g \cdot mol^{-1}}$. Il existe à l'état naturel sous forme d'un mélange de 2 isotopes : ^{107}Ag (de masse atomique $106,90\,u$) et ^{109}Ag (de masse atomique $108,90\,u$). Déterminer l'abondance isotopique de ces isotopes.

B Configurations électroniques

Donner la configuration électronique des entités suivantes. Préciser quels sont les électrons de valence.

1. atome de lithium $_{3}$Li
2. atome d'azote $_{15}$P
3. brome $_{34}$Se
4. ion magnésium $_{12}Mg^{2+}$
5. ion chrome (III) $_{24}Cr^{3+}$
6. ion iodure $_{53}I^{-}$

C Utilisation de la classification

1. Identifier la position (période, groupe) de l'élément argent Ag.
2. En **déduire** sa configuration électronique dans son état atomique fondamental.
3. En réalité, il n'a qu'un seul électron de valence de type s. Corriger sa configuration électronique.
4. Quelle est la configuration électronique de l'ion argent Ag^{+} ?