

Chapitre STR 06

Structure électronique des atomes

Sommaire

I. Description probabiliste de l'électron

- I.1. Fonction d'onde de l'atome d'hydrogène
- I.2. Nombres quantiques
- I.3. Quantification de l'énergie et du rayon
- I.4. Retour sur la spectroscopie UV-Visible
- I.5. Cas des atomes polyélectroniques : charge effective
- I.6. Allure des orbitales atomiques
- I.7. Evolution de grandeurs atomiques

II. Configurations électroniques

- II.1. Configuration électronique d'un atome
- II.2. Configuration électronique d'un ion
- II.3. Electrons de cœur et de valence

III. Classification périodique des éléments

- III.1. Construction historique
 - III.2. Organisation par blocs
 - III.3. Lien position / configuration
-

Objectifs du chapitre :

- Connaître l'origine des notations $1s$ $2s$...
- Etablir un lien entre la notation précédente et la répartition spatiale des électrons.
- Etablir une correspondance entre configuration électronique et tableau périodique.

I. Description probabiliste de l'électron

Les structures de Lewis sont agréables à utiliser pour le chimiste, notamment en chimie organique, car les électrons sont représentés de manière simple, un trait symbolisant un doublet d'électrons. Néanmoins cela suppose une vision localisée des électrons dans une molécule.

Un premier niveau de raffinement consiste à utiliser plusieurs structures de Lewis que l'on moyenne pour traduire la délocalisation possible des électrons, c'est la théorie de la mésomérie étudiée dans le chapitre STR 01.

Une manière plus complète de décrire la structure des électrons dans une molécule consiste à utiliser les résultats de la mécanique quantique, dont les équations sont adaptées pour décrire la matière à cette échelle.

I.1. Fonction d'onde de l'atome d'hydrogène

Un résultat important de mécanique quantique, abordé dans l'enseignement de physique est l'inégalité de Heisenberg, qui implique qu'il n'est pas possible de connaître simultanément la position et la vitesse (ou la quantité de mouvement) d'un électron. Dès lors la notion de trajectoire d'un électron n'existe pas.

Les modèles qui considèrent une vision du comportement de l'électron en terme de trajectoires autour d'un noyau (modèle de Bohr), à la manière d'un astre gravitant autour d'un autre, sont donc inexacts. Ils ont une importante historique, mais ne permettent pas de faire de prévision de la réactivité des molécules.

Le comportement de l'électron dans un atome (ou une molécule) va être décrite à l'aide d'une **fonction d'onde**, qui quantifie la probabilité de présence de l'électron dans une région de l'espace. Pour un électron dans un atome, cette fonction d'onde est appelée **orbitale atomique** abrégée OA (pour une molécule, orbitale moléculaire, OM).



A retenir

En notant ψ la fonction d'onde, la densité de probabilité de présence en un point s'obtient par la valeur $|\psi|^2$.

La densité de charge en un point est la somme des densités de probabilité de présence de tous les électrons, multipliée par la charge de l'électron.

Pour obtenir cette fonction d'onde, qui est une fonction au sens mathématique du terme, il est nécessaire de résoudre une équation appelée équation de Schrödinger, dont la formulation est hors programme de cet enseignement. Chaque atome est décrit par sa propre équation de Schrödinger, qui tient compte des attractions et répulsions électrostatiques.

I.2. Nombres quantiques

Un résultat important de la résolution de l'équation de Schrödinger pour l'atome d'hydrogène est qu'elle fait apparaître un certain nombre de paramètres dont les valeurs sont quantifiées, c'est-à-dire qu'elles ne peuvent pas varier librement.

♥ A retenir

Un électron dans un atome est décrit par 4 paramètres appelés **nombres quantiques** :

- le **nombre quantique principal**, noté n , est un entier positif non nul.
- le **nombre quantique secondaire**, noté ℓ , prend les valeurs entières entre 0 et $n - 1$.
- le **nombre quantique magnétique orbital**, noté m_ℓ , prend les valeurs entières entre $-\ell$ (compris) et $+\ell$ (compris).
- le **nombre quantique magnétique de spin**, noté m_s , ne prend que deux valeurs : $-\frac{1}{2}$ et $+\frac{1}{2}$.

Application 1 Etablir toutes les valeurs possibles pour ℓ et m_ℓ pour $n = 1, n = 2, n = 3, n = 4$.

♥ A retenir

Le nombre quantique principal définit la **couche** de l'électron.

Tous les électrons de même nombre quantique principal appartiennent à la même couche.

♥ A retenir

Le couple $(n; \ell)$ définit la **sous-couche** de l'électron. La valeur du nombre quantique secondaire ℓ est symbolisée par une lettre : s pour $\ell = 0$; p pour $\ell = 1$, d pour $\ell = 2$ et f pour $\ell = 3$.

Tous les électrons de même couple $(n; \ell)$ appartiennent à la même sous-couche. La sous-couche correspondant à $n = 2$ et $\ell = 1$ est notée $2p$.

♥ A retenir

Le triplet $(n; \ell; m_\ell)$ définit l'**orbitale atomique** occupée par l'électron.

Tous les électrons de même triplet $(n; \ell; m_\ell)$ appartiennent à la même orbitale atomique.

Application 2 Combien les sous-couches suivantes contiennent-elles d'orbitales atomiques ?
 $1s; 2s; 2p; 3p; 3d$

Application 3 Si la valeur écrite en indice représente m_ℓ , quelles orbitales atomiques sont possibles et quelles orbitales atomiques sont impossibles ?
 $1s_0; 2p_2; 3p_2; 3p_{-1}; 2d_0; 3d_{-2}$ et $4s_0$.

♥ A retenir

Le quadruplet $(n; \ell; m_\ell; m_s)$ définit complètement un électron dans un atome. Deux électrons dans un atome ne peuvent pas être décrits par le même quadruplet^a.

^a. Règle appelée principe d'exclusion de Pauli, du nom du physicien Wolfgang Pauli, Prix Nobel de Physique 1945, 1900-1958.

Application 4 Combien d'électrons est-il possible de placer dans une orbitale atomique donnée ? Dans une sous-couche de type p ? Dans une sous-couche de type d ?

Une sous-couche de nombre quantique magnétique orbital ℓ contient $2\ell + 1$ orbitales atomiques, qui peuvent chacune décrire 2 électrons (correspondant à $m_s = +\frac{1}{2}$ et $m_s = -\frac{1}{2}$). Ainsi une sous-couche s décrit au plus 2 électrons, une sous-couche p 6 électrons et une sous-couche d 10 électrons.

I.3. Quantification de l'énergie et du rayon

Dans le cas de l'atome d'hydrogène et des ions hydrogénoïdes, c'est-à-dire ne contenant qu'un seul électron, l'équation de Schrödinger peut être résolue exactement. Dans ce cas on dispose de relations exprimant l'énergie et le rayon d'une orbitale atomique.

Application 5 Citer 3 ions hydrogénoïdes.

♥ A retenir

La résolution de l'équation de Schrödinger fournit une expression pour l'énergie associée à chaque orbitale atomique d'un hydrogénoïde :

$$E_n = -\frac{13,6 Z^2}{n^2} \quad (\text{en eV})$$

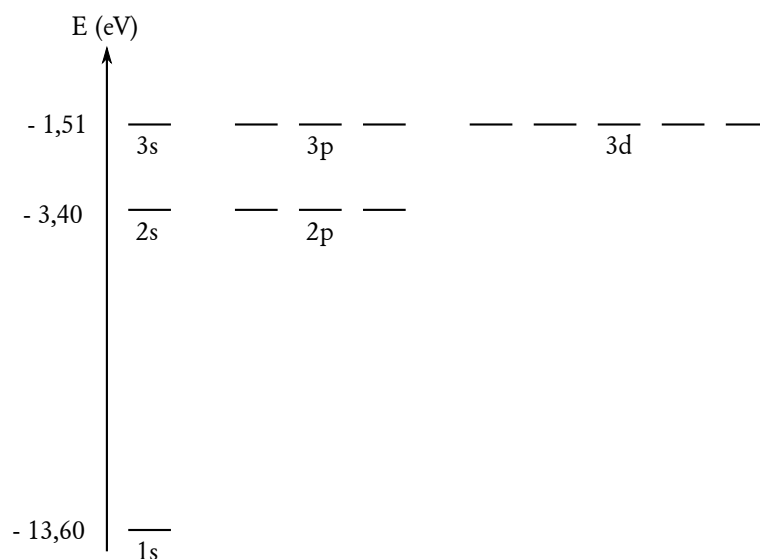
- L'électron-Volt (eV) est une unité plus pratique que le Joule pour quantifier l'énergie des électrons, qui sont de l'ordre de grandeur de l'électron-Volt. Un électron-Volt représente l'énergie acquise par un électron soumis à une tension égale à 1 V :

$$1 \text{ eV} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$$

- L'état de référence $E = 0 \text{ eV}$ correspond à une distance infinie entre l'électron et le noyau, sans énergie cinétique. L'interaction entre l'électron et le noyau est stabilisante, donc la valeur de l'énergie E_n est négative.
- E_n augmente quand n augmente : un électron $2s$ possède une énergie supérieure à celle d'un électron $1s$. La réactivité chimique sera conditionnée par les électrons d'énergie la plus élevée, soit ceux des couches de plus grand nombre quantique principal.
- Pour un hydrogénoïde, les orbitales atomiques d'une même couche possèdent la même valeur du nombre quantique principal n , donc la même énergie. Elles sont alors dites **dégénérées**.

Application 6 Calculer l'énergie associée à $n = 3$ pour l'ion Li^{2+} .

Il est alors possible de construire le diagramme d'énergie électronique pour l'atome d'hydrogène, tracé en figure suivante.



Application 7 En quoi le diagramme pour l'ion He^+ serait-il différent ?

Le **rayon** d'une orbitale atomique est la distance du noyau pour laquelle la probabilité de trouver l'électron est maximale.

♥ A retenir

Le rayon d'une orbitale atomique d'un hydrogénoïde vaut :

$$r = \frac{n^2}{Z} a_0 \quad \text{avec } a_0 = 52,9 \text{ pm rayon de Bohr}$$

- Le rayon dépend fortement du nombre quantique principal n : une orbitale $2s$ est dite plus **diffuse** qu'une orbitale $1s$, qui inversement est dite plus **contractée**.
- Tous les orbitales de même nombre quantique principal ont le même rayon. Cela correspond d'une certaine manière à la vision en couches successives d'électrons du modèle de Bohr.
- Lorsque la charge du noyau augmente, l'électron est plus attiré par celui-ci, donc le rayon diminue : il est ainsi divisé par deux en passant de l'hydrogène H à l'ion hélium He^+ .
- Pour $n \rightarrow \infty$ on retrouve la situation de référence utilisée pour les énergies : l'électron et le noyau n'interagissent plus.

Application 8 Calculer le rayon de l'orbitale $3s$ de l'ion Be^{3+} .

I.4. Retour sur la spectroscopie UV-Visible

La quantification des niveaux d'énergie électronique dans l'atome d'hydrogène se traduit de manière expérimentale par l'existence d'un spectre de raies. En effet, un photon ne peut être émis (ou absorbé, selon la situation expérimentale étudiée) que si son énergie est égale à la différence entre deux niveaux d'énergie électronique de l'atome d'hydrogène.

♥ A retenir

Condition de résonance :

Un photon ne peut être absorbé ou émis que si son énergie $E_{\text{photon}} = h\nu$ est égale à la différence d'énergie électronique entre un niveau peuplé et un niveau vacant de l'espèce considérée :

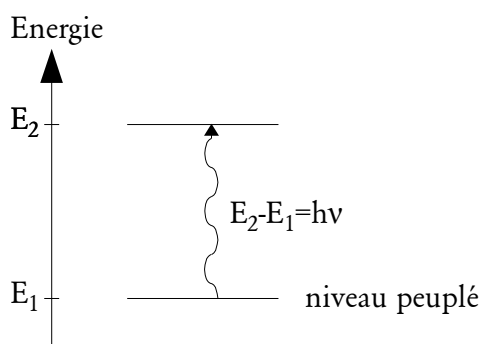
$$E_{\text{photon}} = h\nu = \Delta E_{\text{électronique}} = E_{n'} - E_n$$

h est la constante de Planck, $h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

⚠ Attention !

Il s'agit d'une égalité entre une énergie, celle du photon, et une différence d'énergies, électroniques. En particulier ce n'est PAS une égalité entre l'énergie d'un photon et l'énergie d'un niveau électronique.

Par exemple, en considérant le niveau $n = 1$ peuplé, l'absorption d'un photon d'énergie $h\nu = E_2 - E_1$ permettra le transfert de l'électron du niveau $n = 1$ vers le niveau $n = 2$.



Application 9 Prévoir les 3 longueurs d'ondes les plus élevées pour les transitions par absorption au départ de $n = 2$.

Donnée : Célérité de la lumière $c = 2,998 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

I.5. Cas des atomes polyélectroniques : charge effective

Lorsqu'il y a plusieurs électrons dans une entité, l'équation de Schrödinger ne peut plus être résolue exactement.

💡 Complément

Cela provient d'un terme de répulsion faisant intervenir la distance entre électrons, qui fait perdre la symétrie sphérique de la résolution numérique.

Il est alors nécessaire d'introduire des approximations pour disposer de solutions approchées. Comme le problème vient de la prise en compte de la répulsion entre électrons à chaque instant, une idée élégante a été de moyenniser cette répulsion, en introduisant un effet d'**écranage** du noyau : on considère qu'au lieu d'interagir avec le noyau de charge $Z+$ et un certain nombre d'électrons, l'électron considéré interagit avec un noyau de charge Z^+ avec $Z^* < Z$, puisque les électrons entre le noyau et celui étudié "masquent" une partie de la charge positive du noyau.

♥ A retenir

Pour obtenir les orbitales atomiques d'entités polyélectroniques, on tient compte des répulsions entre électrons de manière indirecte, en diminuant la charge du noyau prise en compte dans l'attraction électron-noyau. Cette charge fictive est appelée charge effective.

💡 Complément

Un moyen de calculer cette charge effective s'appelle méthode de Slater^a.

a. J.C. Slater, physicien et chimiste américain, 1900-1976

Quelques remarques :

- Ce traitement séparé des différents électrons est appelé l'approximation monoélectronique ou approximation orbitale.
- Sur une ligne donnée de la classification périodique, la charge effective Z^* ressentie par les électrons de valence croît avec Z .
- La charge effective augmente en descendant une colonne dans la classification périodique.
- Le rayon d'une orbitale atomique diminue lorsque la charge effective augmente.
- L'énergie d'une orbitale atomique diminue lorsque la charge effective augmente.

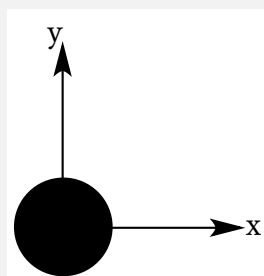
I.6. Allure des orbitales atomiques

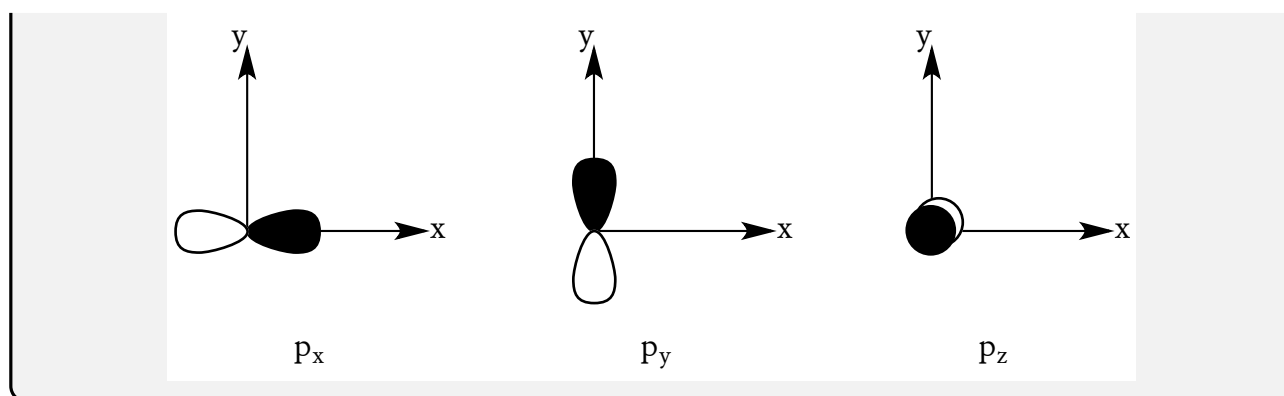
Un objectif principal dans le fait de pouvoir calculer la densité électronique est de prévoir des propriétés de structure et de réactivité des entités. Afin d'avoir une meilleure compréhension des résultats, il est pertinent de disposer d'une représentation graphique des orbitales atomiques.

Représenter la densité de probabilité de présence est difficile, car il s'agit d'une fonction à trois variables (les coordonnées de l'espace), donc à 4 dimensions. On préfère tracer le contour tel qu'il y a 95 % (ou 99 %) de chances que l'électron soit à l'intérieur.

♥ A retenir

Les représentations schématiques des orbitales s et p sont les suivantes :



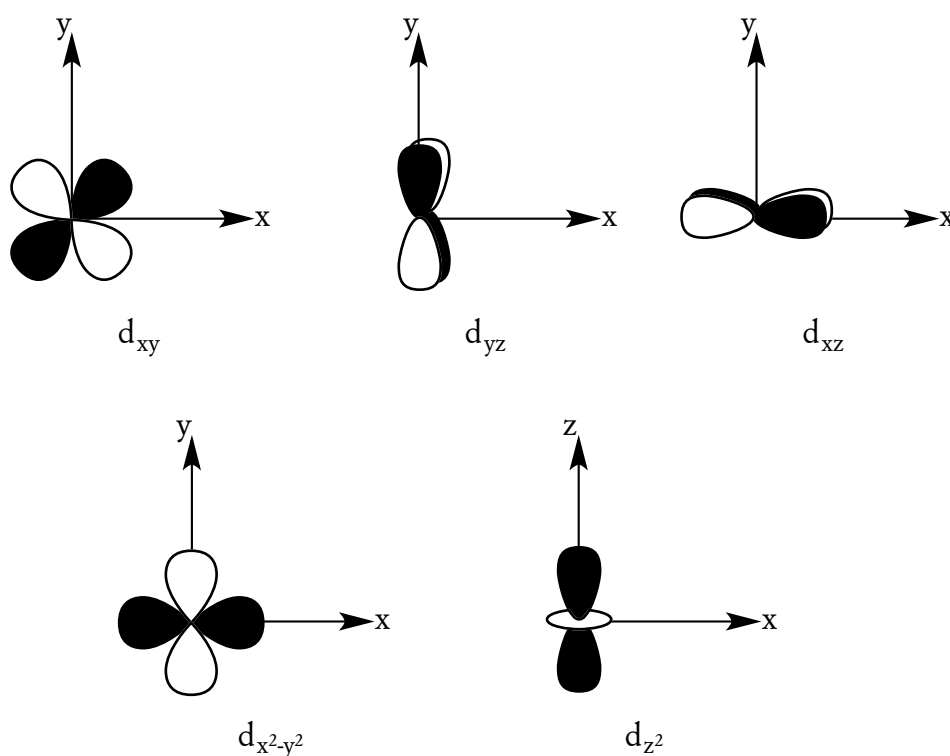


Quelques remarques :

- La forme de la représentation graphique est liée à la valeur du nombre quantique secondaire ℓ : toutes les orbitales de type s ($\ell = 0$) sont représentées par des cercles, toutes les orbitales de type p ($\ell = 1$) par une forme en 8 avec un lobe hachuré.
- Les 3 orbitales p ont la même forme, mais chacune possède une direction privilégiée, selon des orthogonaux, d'où leurs noms.
- Plus la valeur du nombre quantique principal n est élevée, plus le rayon d'une orbitale sera élevé, plus la représentation conventionnelle sera étendue.

💡 Complément

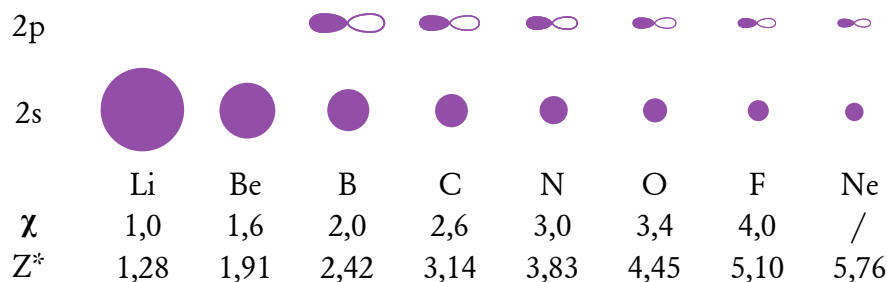
A titre informatif, l'allure pour les orbitales d . Plus la valeur du nombre quantique secondaire ℓ augmente, plus les représentations sont évoluées !



Application 10 Sans regarder les schémas précédents, dessiner la représentation schématique des orbitales s et p .

I.7. Evolution de grandeurs atomiques

L'étendue des orbitales atomiques est liée à la capacité du noyau à attirer les électrons décrits par cette orbitale, et aux répulsions entre électrons. Une orbitale donnée ($2s$ par exemple) est donc d'autant plus contractée que la charge effective ressentie est élevée, mais aussi que l'atome est électro-négatif. La figure suivante illustre l'évolution des rayons des orbitales atomiques $2s$ et $2p$ pour les éléments de la seconde période.



💡 Complément

Il existe plusieurs échelles d'électronégativité, la plus connue est celle de Pauling^a, basée sur les énergies de liaison, mais celle d'Allred^b et Rochow^c, par exemple, est liée à la charge effective.

^a. Linus Pauling, physicien et chimiste américain, 1901-1994, Prix Nobel de Chimie 1954, Prix Nobel de la Paix 1962.

^b. Albert Allred, chimiste américain, 1931-

^c. Eugene Rochow, chimiste américain, 1909-2002.

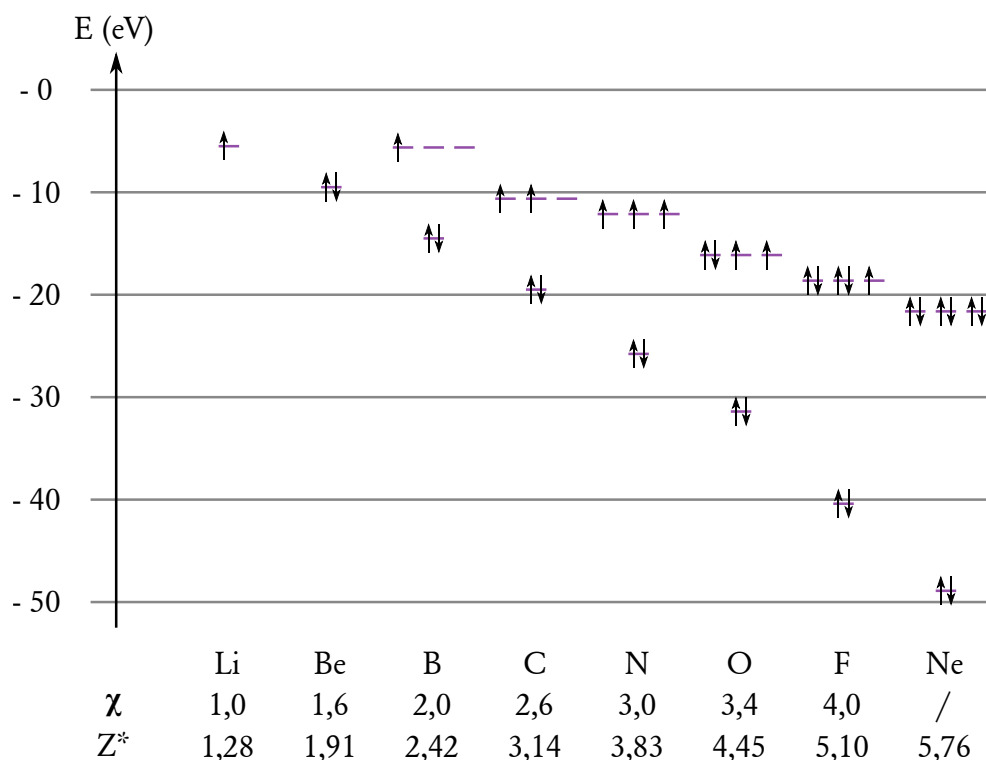
Un raisonnement analogue peut être effectué pour l'évolution de l'énergie des orbitales atomiques en fonction des électronégativités.

Application 11 Prévoir le sens de variation de l'énergie d'une orbitale atomique $2p$ en fonction de l'électronégativité de l'élément.

♥ A retenir

Au sein d'une période, plus un élément est électro-négatif, plus ses orbitales atomiques sont basses en énergie.

En outre l'écart énergétique entre orbitales atomiques $2s$ et $2p$ augmente au fur et à mesure que l'électronégativité augmente. La figure suivante illustre cette tendance pour les orbitales $2s$ et $2p$ des éléments de la seconde période.



Enfin, le concept de polarisabilité d'un atome introduite dans le chapitre STR 02 peut également être mis en relation avec les orbitales atomiques. La polarisabilité quantifie la capacité du nuage électronique à se déformer sous l'action d'un champ électrique externe.

Application 12 Préciser dans le cadre de l'étude de quelle(s) interaction(s) intervient le concept de polarisabilité.

♥ A retenir

Plus le rayon associé aux orbitales de valence d'un atome est élevé, plus cet atome est polarisable.

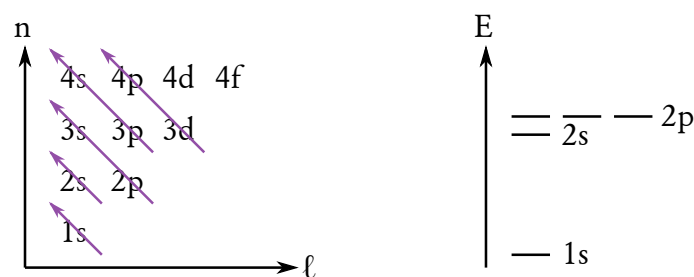
En effet, un rayon plus important indique une moindre interaction électron-noyau, donc une faculté plus importante pour la densité électronique de se déformer.

II. Configurations électroniques

II.1. Configuration électronique d'un atome

La résolution de l'équation de Schrödinger (de manière exacte pour l'hydrogène et les hydrogénéoïdes, de manière approchée pour les autres atomes) permet de connaître l'expression des orbitales atomiques et de leurs énergies. Cette résolution s'effectue sans savoir si ces orbitales seront peuplées ou non.

Il est donc possible de disposer d'un diagramme énergétique pour les orbitales atomiques à peupler dans un second temps. Celui de l'atome d'hydrogène a été tracé en page 5. Pour un atome quelconque on observe une **levée de dégénérescence** des orbitales atomiques d'une même couche : les sous-couches $2s$ et $2p$ possèdent la même énergie pour l'atome d'hydrogène, ce n'est plus le cas pour un atome quelconque. Les orbitales atomiques d'une même sous-couche restent néanmoins dégénérées. Un moyen mnémotechnique pour connaître l'ordre de remplissage des sous-couches est fourni en partie gauche de la figure suivante.



💡 Complément

Cette représentation est en fait la traduction graphique d'une règle empirique usuellement appelée règle de Klechkowski^a (ou règle de Madelung^b pour les anglo-saxons).

a. Vsevolod Klechkowski, chimiste russe, 1900-1972.

b. Erwin Madelung, physicien allemand, 1881-1972

Les orbitales sont peuplées par ordre croissant d'énergie¹ pour conduire à la **configuration électronique à l'état fondamental de l'atome**. Chaque OA peut accueillir deux électrons.

♥ A retenir

Pour obtenir la configuration électronique à l'état fondamental d'un atome, peupler les sous-couches dans l'ordre $1s\ 2s\ 2p\ 3s\ 3p\ 4s\ 3d\ 4p$, en plaçant au maximum 2 électrons par sous-couche s , 6 par sous-couche p et 10 pour la sous-couche d .

Application 13 Ecrire les configurations électroniques à l'état fondamental du fluor et du fer ($Z = 26$).

💡 Complément

Il existe des exceptions à cette règle de remplissage (chrome et cuivre par exemple). Cela provient de l'approximation orbitale / monoélectronique qui fait obtenir l'énergie des orbitales sans savoir si elles seront peuplées ou non. Or en toute rigueur l'énergie des orbitales atomiques varie selon qu'elles soient peuplées ou non.

Il est possible d'effectuer directement le remplissage sur le diagramme énergétique. Chaque orbitale atomique est représentée par un trait horizontal. Pour symboliser les deux électrons qui la peuple, on utilise des flèches verticales : une flèche, dite "spin", vers le haut (pour $m_s = +\frac{1}{2}$) et une flèche vers le bas (pour $m_s = -\frac{1}{2}$).

Application 14 Proposer un remplissage sur un diagramme énergétique pour le carbone.

♥ A retenir

La répartition électronique à privilégier au sein d'un niveau d'énergie donné est celle où le maximum d'électrons sont de spin haut.^a

a. Application de la règle de Hund, du nom de Friedrich Hund, physicien allemand, 1896-1997.

1. Principe général appelé "Aufbau" du terme allemand signifiant "Construction".

Application 15 Sélectionner la figure de l'application précédente qui correspond au remplissage le plus favorable.

La connaissance du remplissage électronique explicite dans les sous-couches permet de dénombrer les électrons appariés (une flèche vers le haut et une flèche vers le bas sur la même orbitale atomique) et ceux non appariés (une flèche seule). Cette distinction est notamment utile pour prévoir les propriétés magnétiques des espèces.

Application 16 Indiquer si l'atome de carbone possède ou non des électrons non appariés, et combien le cas échéant.

II.2. Configuration électronique d'un ion

Pour obtenir la configuration électronique à l'état fondamental d'un ion (monoatomique), la méthode diffère selon qu'il s'agisse d'un anion ou d'un cation.

A retenir

Pour obtenir la configuration électronique à l'état fondamental d'un anion, poursuivre le remplissage électronique de l'atome neutre en ajoutant le nombre d'électrons correspondant à la charge.

Application 17 Ecrire la configuration électronique à l'état fondamental de l'ion F^- .

A retenir

Pour obtenir la configuration électronique à l'état fondamental d'un cation, écrire la configuration pour l'atome neutre, puis retirer le nombre d'électrons correspondant à la charge, en commençant par la sous-couche de plus grand nombre quantique principal.

Application 18 Ecrire la configuration électronique à l'état fondamental de l'ion Fe^{2+} .

II.3. Electrons de cœur et de valence

Le chimiste distingue deux catégories d'électrons, car il souhaite se focaliser seulement sur ceux qui pourraient entraîner de la réactivité, appelés électrons de valence (qui sont ceux représentés sur une structure de Lewis).

A retenir

Les électrons de valence sont ceux qui occupent les orbitales atomiques de valence, à savoir :

- ceux de la couche remplie de plus grande nombre quantique principal.
- ceux de la sous-couche en cours de remplissage si elle n'appartient pas à la couche précédente.

Les autres électrons sont dits électrons de cœur.

 **Remarque**


La nature des orbitales de valence n'est pas modifiée lors de la formation d'un ion.

Application 19 Dénombrer les électrons de valence pour les entités des applications du paragraphe précédent.

III. Classification périodique des éléments

III.1. Construction historique

La classification actuelle repose sur le constat par Mendeleïev² d'une certaine périodicité dans le comportement des éléments chimiques (stœchiométrie lors de la formation d'oxyde par exemple), lorsqu'ils sont rangés par ordre croissant de masse molaire. Cela conduit à la notion de **famille**, qui correspond à une colonne dans la disposition moderne.

 **A retenir**

- Les éléments de la première colonne forment la famille des métaux alcalins.
- Les éléments de la deuxième colonne forment la famille des métaux alcalino-terreux.
- Les éléments de la dix-septième colonne forment la famille des halogènes.
- Les éléments de la dix-huitième colonne forment la famille des gaz nobles.

Application 20 Indiquer à quelles familles appartiennent les éléments suivants : lithium, magnésium, chlore.

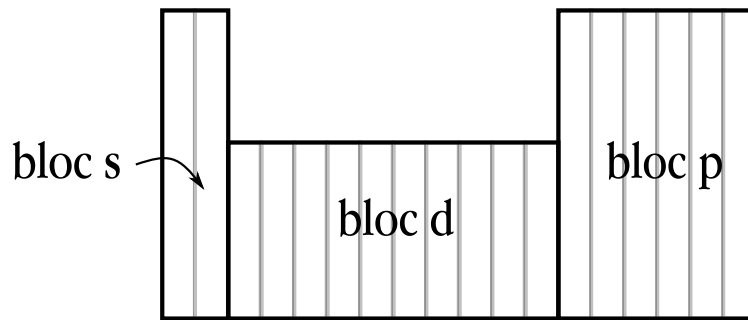
III.2. Organisation par blocs

La similitude de comportement entre éléments provient de celle de la fin de leurs configurations électroniques. Ainsi, tous les éléments de la famille des métaux alcalins possèdent une configuration électronique à l'état fondamental qui termine en ns^1 . Ils ont donc tendance à former le cation de type M^+ pour obtenir une configuration électronique à couches complètes. De ce fait ils sont réducteurs d'un couple $M^+_{(aq)}/M_{(s)}$.

De même les métaux alcalino-terreux possèdent une configuration électronique à l'état fondamental terminant en ns^2 , et forment des cations M^{2+} . Ces deux familles forment le bloc s de la classification périodique des éléments, puisque les configurations de leurs éléments terminent avec des sous-couches de type s .

Il est également possible de définir de la même manière le bloc p et le bloc d (puis le bloc f , mais ce ne sera pas abordé dans ce cours). Le bloc d est entre le bloc s et le bloc p du fait de l'ordre de remplissage des orbitales atomiques $4s\ 3d\ 4p$. L'allure générale du tableau périodique est donc celle obtenue à la figure suivante.

2. Dmitri Mendeleïev, chimiste russe, 1834-1907.



Application 21 Indiquer l'élément qui n'est pas positionné dans la logique de cette organisation, et justifier.

III.3. Lien position / configuration

La position dans la classification périodique et la configuration électronique à l'état fondamental sont intimement liées. Il est donc possible de connaître la fin de la configuration électronique à partir de la position dans la classification périodique, et réciproquement de prévoir la position à partir de la configuration. La fin de la configuration est précisée dans la figure suivante pour les 4 premières périodes.

$1s^1$	$1s^2$																	$1s^2$
$2s^1$	$2s^2$											$2p^1$	$2p^2$	$2p^3$	$2p^4$	$2p^5$	$2p^6$	
$3s^1$	$3s^2$											$3p^1$	$3p^2$	$3p^3$	$3p^4$	$3p^5$	$3p^6$	
$4s^1$	$4s^2$	$3d^1$	$3d^2$	$3d^3$	$3d^4$	$3d^5$	$3d^6$	$3d^7$	$3d^8$	$3d^9$	$3d^{10}$	$4p^1$	$4p^2$	$4p^3$	$4p^4$	$4p^5$	$4p^6$	

Remarque

Cette figure tient compte du positionnement de l'hélium, mais elle ne prend pas en compte les exceptions à la règle de remplissage de Klechkowski.

Attention !

Le numéro de colonne ne correspond pas toujours au nombre d'électrons de valence !

Application 22

1. Prévoir la position de l'élément de configuration électronique à l'état fondamental : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.
2. Donner la configuration électronique de l'élément à la quatrième ligne et troisième colonne.

Corrections

Application 1 Valeurs possibles des nombres quantiques :

n	ℓ	m_ℓ	n	ℓ	m_ℓ	
1	0	0	4	0	0	
2	0	0		1	-1	
	1	-1		0	+1	
		0		1	-2	
3	0	0		2	-1	
	1	-1			0	+1
		0		+1	+2	
		+1		3	-3	
	-2	-2				
	0	-1				
					0	0
					+1	+1
+2					+2	
+3			+3			

Application 2 $1s$: 1 orbitale atomique ; $2s$: 1 orbitale atomique ; $2p$: 3 orbitales atomiques (correspondant à $m_\ell = -1$, $m_\ell = 0$ et $m_\ell = +1$) ; $3p$: 3 orbitales atomiques ; $3d$: 5 OA.

Application 3 Possibles : $1s_0$; $3p_{-1}$; $3d_{-2}$ et $4s_0$.

Impossibles : $2p_2$ ($\ell = 1$, $m_\ell = 2$) ; $3p_2$ ($\ell = 1$, $m_\ell = 2$) ; $2d_0$ ($n = 2$, $\ell = 2$).

Application 4 Comme m_ℓ admet deux valeurs il est possible de placer deux électrons par orbitale atomique, donc 6 électrons dans une sous-couche de type p et 10 dans une de type d .

Application 5 He^+ ; Li^{2+} ; Be^{3+} .

Application 6 $E_3 = -\frac{13,6 \times 3^2}{3^2} = -13,6 \text{ eV}$

Application 7 La répartition des niveaux d'énergie (dégénérescence) serait identique, mais les valeurs d'énergies seraient différentes : $-54,4 \text{ eV}$; $-13,6 \text{ eV}$; $-6,0 \text{ eV}$.

Application 8

$$r = \frac{3^2 \times 52,9}{4} = 119,0 \text{ pm}$$

Application 9 D'après la relation $E_{\text{photon}} = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$, une longueur d'onde élevée correspond à une énergie faible.

On en déduit que les 3 transitions étudiées correspondent aux plus petits écarts énergétiques, donc $n = 2$ vers $n = 3$, $n = 2$ vers $n = 4$ et $n = 2$ vers $n = 5$.

$$\lambda_{2 \rightarrow 3} = \frac{hc}{E_3 - E_2} = \frac{6,626 \times 10^{-34} \times 2,998 \times 10^8}{1,602 \times 10^{-19} \times \left(-\frac{13,6}{3^2} - \left(-\frac{13,6}{2^2}\right)\right)} = 6,565 \times 10^{-7} \text{ m} = 656,5 \text{ nm}$$

$$\lambda_{2 \rightarrow 4} = \frac{hc}{E_4 - E_2} = \frac{6,626 \times 10^{-34} \times 2,998 \times 10^8}{1,602 \times 10^{-19} \times \left(-\frac{13,6}{4^2} - \left(-\frac{13,6}{2^2}\right)\right)} = 4,863 \times 10^{-7} \text{ m} = 486,3 \text{ nm}$$

$$\lambda_{2 \rightarrow 5} = \frac{hc}{E_5 - E_2} = \frac{6,626 \times 10^{-34} \times 2,998 \times 10^8}{1,602 \times 10^{-19} \times \left(-\frac{13,6}{5^2} - \left(-\frac{13,6}{2^2}\right)\right)} = 4,342 \times 10^{-7} \text{ m} = 434,2 \text{ nm}$$

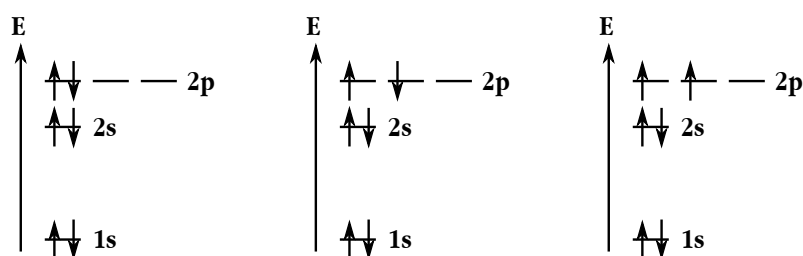
Application 10 Vérifier avec le cadre "A retenir" au-dessus de l'application !

Application 11 Plus un élément est électronégatif, plus il a tendance à attirer à lui la densité électronique. L'interaction électron-noyau est plus importante, ce qui conduit à une stabilisation donc une diminution d'énergie.

Application 12 La polarisabilité est prise en compte dans les interactions de Debye (dipôle permanent - dipôle instantané) et de London (dipôles instantanés).

Application 13 Fluor : $1s^2 2s^2 2p^5$; Fer $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Application 14 Trois possibilités émergent pour la manière de peupler le niveau $2p$:



Application 15 Il s'agit de celle de droite.

Application 16 L'atome de carbone possède deux électrons non appariés (sous-couche $2p$).

Application 17 $1s^2 2s^2 2p^6$

Application 18 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^6$

Application 19

F	$2s^2 2p^5$	7 électrons
Fe	$4s^2 3d^6$	8 électrons
C	$2s^2 2p^2$	4 électrons
F ⁻	$2s^2 2p^6$	8 électrons
Fe ²⁺	$4s^0 3d^6$	6 électrons

Application 20 Li : métal alcalin ; Mg : métal alcalino-terreux ; Cl : halogène.

Application 21

L'hélium devrait être en haut de la deuxième colonne (alcalino-terreux) alors qu'il est en haut de la dix-huitième (gaz nobles). Cela provient du fait que la couche $n = 1$ est complète avec la configuration $1s^2$ seulement, car il n'y a pas de sous-couches $1p$. L'hélium est la structure à couches complètes pour $n = 1$, comme le sont les autres gaz nobles pour les autres valeurs de nombre quantique principal n .

Application 22

1. Troisième ligne, troisième colonne du bloc p soit quinzième colonne.
2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$.