

Modèle quantique de l'atome et Classification périodique

Plan du chapitre

I. Modèle quantique de l'atome

I.1. Nombres quantiques

I.2. Nomenclature d'une Orbitale Atomique (OA)

I.3. Nombre quantique de spin

II. Configuration électronique à l'état fondamental

II.1. Règles de remplissage des orbitales atomiques

II.2. Electrons de coeur et électrons de valence

II.3. Structures électroniques des ions

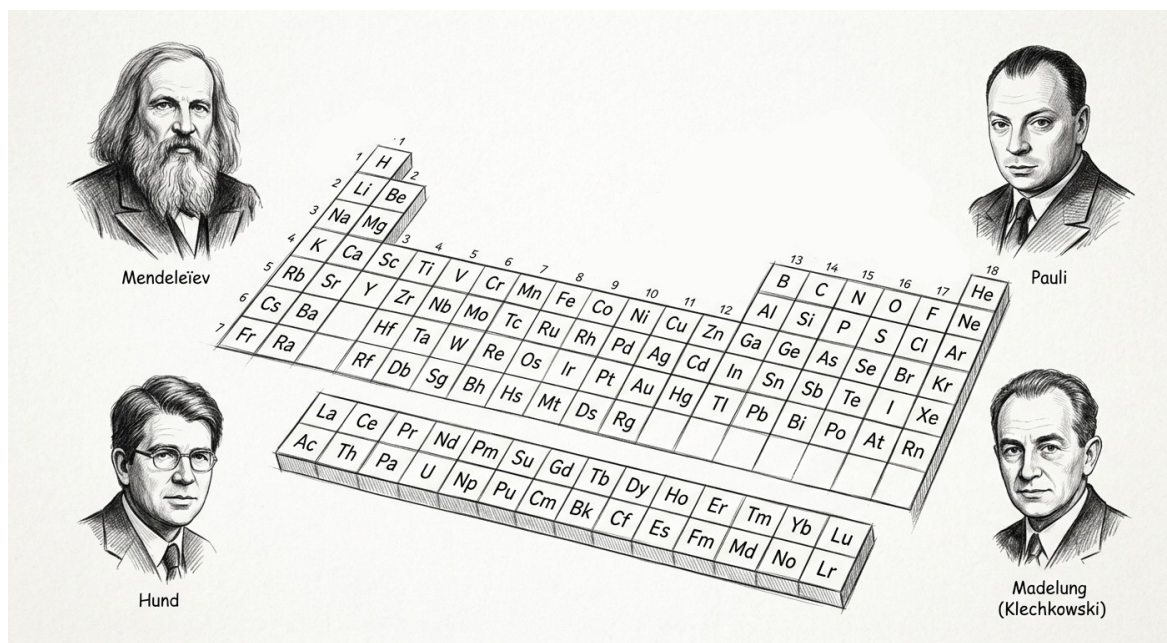
III. Architecture de la classification périodique

III.1. Structure de Mendeleïev

III.2. Structure en blocs

III.3. Familles et périodes

III.4. Evolution de quelques propriétés de l'atome



Les modélisations de l'atome proposées successivement par Thompson, Rutherford puis Bohr ne répondaient pas aux avancées de la mécanique quantique. Suite aux travaux de Schrödinger introduisant la fonction d'onde, Max Born interpréta cette dernière comme une amplitude de probabilité de présence d'une particule. Cette approche fut confortée par Werner Heisenberg lorsqu'il publia en 1927 ces fameuses « inégalités » ou « principe d'incertitude » : une particule ne peut être décrite, en termes d'impulsion et de position, avec la même précision : elle n'a qu'une probabilité seulement d'être dans une zone de l'espace d'autant plus large que la précision sur son impulsion est importante.

I. Modèle Quantique De L'atome

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. Au sein d'un atome, les électrons sont répartis dans de petites portions de l'espace appelées orbitales atomiques ou encore cases quantiques. Chaque orbitale atomique est décrite par quatre nombres appelés nombres quantiques

I.1. Nombres Quantiques

♥ Nombre quantique principal

Le nombre quantique principal n définit la **couche** électronique dans laquelle se trouve l'électron.

Tous les électrons de même nombre quantique principal appartiennent à la même couche. La couche de $n = 1$ est la plus proche du noyau et plus n augmente, plus l'on s'éloigne du noyau.

♥ Nombre quantique secondaire ou azimutal

Le nombre quantique secondaire définit la **sous-couche** électronique dans laquelle se trouve l'électron.

l	0	1	2	3	...
Sous-couche		-			...

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

Pour la sous-couche électronique (n, l) , il existe $2l + 1$ orbitales atomiques d'orientations différentes, de **même énergie**. On dit qu'il y a **dégénérescence** du niveau électronique (n, l) .

♥ Nombre quantique magnétique

Le nombre quantique magnétique m_l , précise l'orbitale atomique dans laquelle se trouve l'électron.

Tous les électrons de même triplet $(n; l; m_l)$ appartiennent à la même orbitale atomique.

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

I.2. Nomenclature D'une Orbitale Atomique (OA)

♥ Nomenclature d'une OA

Une OA est nommée en fonction de ses nombres quantiques. Il s'agit d'une combinaison chiffre-lettre-chiffre correspondant au triplet (n, ℓ, m_ℓ) .

L'OA $(2,1,1)$ est ainsi nommée $2p_1$.

Remarques :

Pour les OA des sous-couches s, il n'existe qu'une possibilité de m_ℓ ($m_\ell = 0$): en pratique on se contente de la notation ns.

Chaque triplet (n, ℓ, m_ℓ) désigne donc une OA ou case quantique que l'on représente en fonction des besoins par une case $\square$ ou un trait horizontal —

Application 2 Combien les sous-couches suivantes contiennent-elles d'orbitales atomiques ?

$1s$; $2s$; $2p$; $3p$; $3d$

Application 3 Nommer les orbitales correspondantes. $(3,0,0)$, $(3,1,0)$, $(3,1,1)$, $(3,1,1)$, $(3,2,0)$, $(3,2,1)$, $(3,2, -1)$, $(3,2,2)$, $(3,2,-2)$

Application 4 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 $4s_0$.

I.3. Nombre Quantique De Spin

L'expérience de Stern et Gerlach (1922) a montré qu'un quatrième nombre quantique est nécessaire pour décrire un électron.

♥ Nombre quantique magnétique de spin

Le nombre quantique magnétique de spin m_s est lié au **spin** S de la particule étudiée. Pour l'électron, $S = 1/2$, m_s ne peut donc prendre que 2 valeurs.

Les électrons de spin $+1/2$ sont dits de spin up et notés par une flèche vers le haut



Les électrons de spin $-1/2$ sont dits de spin down et notés par une flèche vers le bas



Application 5 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 ?

Maintenant que nous savons décrire les orbitales atomiques, voyons comment les électrons se répartissent dans ces dernières

II. Configuration Électronique À L'état Fondamental

Établir la configuration électronique d'un atome ou d'un ion monoatomique consiste à indiquer la **répartition des électrons dans les différentes sous-couches électroniques** décrites par les nombres quantiques n et l . Le remplissage des orbitales atomiques doit respecter certaines règles.

II.1. Règles De Remplissage Des Orbitales Atomiques

♥ Principe d'exclusion de Pauli

Deux électrons d'un même atome ne peuvent pas être décrits par le même quadruplet de nombres quantiques (n, ℓ, m_ℓ, m_s) .

En conséquence, si deux électrons sont décrits par la même orbitale atomique (n, ℓ, m_ℓ) , alors leurs nombres quantiques magnétiques de spin m_s sont nécessairement différents, et valent respectivement $1/2$ et $-1/2$. Une orbitale atomique ne peut donc pas contenir plus de deux électrons.



Application 6 : compléter le tableau suivant ♥

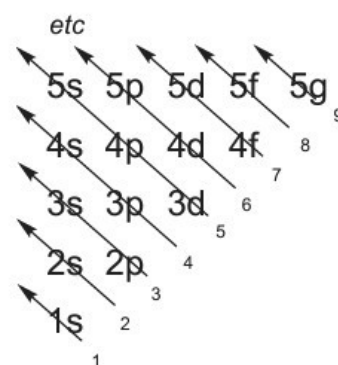
	ns	np	nd	nf
Nombre d'OA				
Nombre maximum d'électrons				

La **configuration électronique fondamentale** d'un atome est sa configuration de plus basse énergie. Elle est obtenue en suivant la règle de Klechkowski.

♥ Règle de Klechkowski

Les sous-couches sont remplies par valeurs de $n+l$ croissantes. Pour deux valeurs égales de $n+l$, on commence par remplir les sous-couches de n le plus petit.

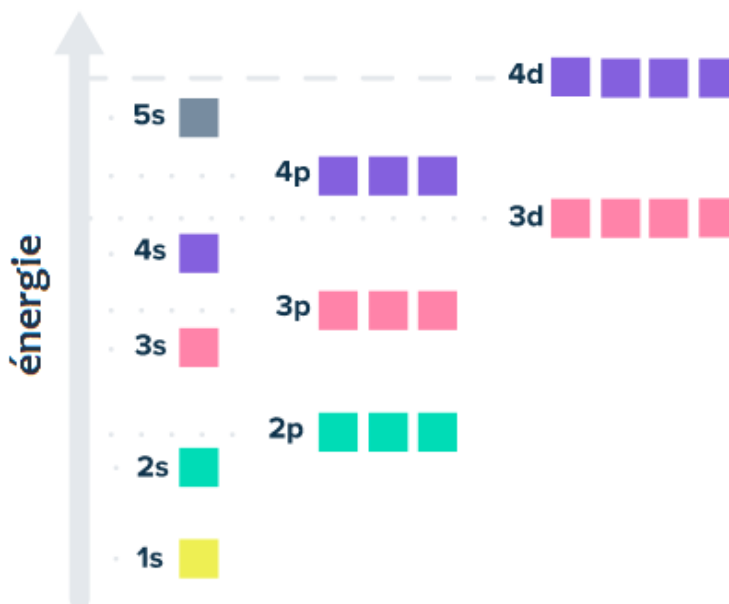
L'ordre de remplissage est donc le suivant: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f... Un moyen mnémotechnique simple pour le retrouver est d'utiliser la représentation suivante :



Aucune distinction n'est faite entre les OA qui appartiennent à une même sous-couche. Cela vient du fait que les OA de même n , même ℓ mais de m_ℓ différent ont même énergie:

♥ Les OA d'une même sous-couche ont toutes même énergie on dit qu'elles sont **dégénérées**.

La règle de Klechkowski permet de tracer l'allure **qualitative** des diagrammes énergétiques des OA, c'est-à-dire de représenter les OA par ordre d'énergie croissant. Par exemple, pour un atome polyélectronique :



Remarques:

Pour l'atome d'hydrogène l'ordre énergétique n'est pas le même (Cf CM2). La règle de Klechkowski reste cependant valable car le niveau 1s est le plus faible en énergie et il n'y a qu'un électron à placer.

En tenant compte du nombre maximal d'électrons que l'on peut mettre par sous-couche électronique en suivant le principe de Pauli (2 pour s, 6 pour p, 10 pour d etc...), on peut trouver la configuration électronique fondamentale d'un atome polyélectronique.

Al (13 électrons): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Application 7 Écrire les configurations électroniques à l'état fondamental du fluor ($Z=9$), du titane ($Z=22$), du fer ($Z=26$) et du carbone ($Z=6$).

La règle de Klechkowski est une règle empirique, il existe donc des **exceptions** à cette règle.

♥ **Exceptions à la règle de Klechkowski**

Les sous-couches p, d ou f remplies ou à **moitié remplies** confèrent une stabilité particulière aux atomes, ce qui peut changer l'ordre de remplissage des dernières sous-couches.

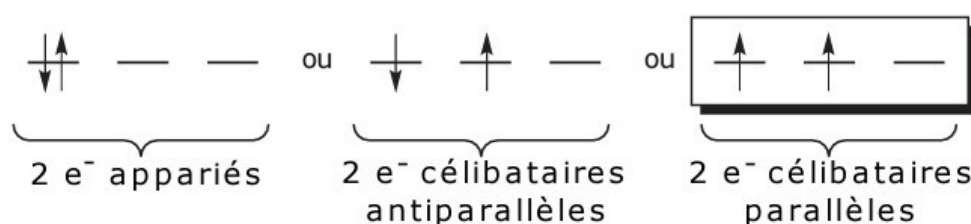
Cr (24 électrons) devrait avoir la configuration $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$, mais sa configuration réelle est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$, car la sous-couche 3d est 1/2 remplie.

Application 8 Écrire les configurations électroniques à l'état fondamental du cuivre ($Z=29$), de l'argent ($Z=47$), qui présente des exceptions à la règle de Klechkowski

Pour établir le diagramme énergétique d'un atome polyélectronique en précisant le remplissage des orbitales atomiques avec le nombre magnétique de spin m_s de chaque électron, il faut suivre la règle de Hund.

♥ Règle de Hund

Dans une même sous-couche (orbitales dégénérées), la configuration électronique fondamentale est obtenue en maximisant la valeur absolue du **nombre magnétique de spin total**.



La configuration la plus stable est donc celle qui présente le plus grand nombre d'électrons non appariés (célibataires) parallèles dans la dernière sous-couche remplie.

Application 9 Proposer un remplissage sur un diagramme énergétique pour le carbone et le fer.

Application 10 Indiquer si les atomes de carbone et de fer possèdent ou non des électrons non appariés, et combien le cas échéant.

♥ Caractère magnétique

La règle de Hund permet de prévoir le caractère magnétique des espèces :

- Si une entité chimique possède un ou plusieurs électrons célibataires, elle est dite **paramagnétique**.
- Si tous les électrons sont appariés, elle est dite **diamagnétique**.

II.2. Electrons De Coeur Et Électrons De Valence

Les propriétés chimiques des atomes sont uniquement dues aux électrons des sous-couches les plus externes, qui sont les moins retenus par le noyau, appelés **électrons de valence**. Les autres électrons sont appelés **électrons de cœur**, ils sont plus proches du noyau et donc plus retenus.

♥ Électrons de valence

Les électrons de valence sont les électrons de nombre quantique n le plus élevé et les électrons qui appartiennent à des sous-couches incomplètes de n inférieur.

Les autres électrons sont appelés électrons de cœur.

Application 11 Donner la configuration électronique des atomes correspondants aux éléments suivants. Identifier les électrons de cœur et de valence et préciser s'ils sont diamagnétiques ou paramagnétiques.

${}_6\text{C}$, ${}_{24}\text{Cr}$, ${}_{9}\text{F}$, ${}_{1}\text{H}$



Aller plus loin

A l'aide de la configuration électronique et de la définition des électrons de valence, on peut retrouver la structure de Lewis des atomes. Par exemple, pour le carbone ${}_6\text{C}$, l'azote ${}_7\text{N}$, l'oxygène ${}_8\text{O}$ et le bore ${}_5\text{B}$:

On peut également retrouver leurs valences, c'est-à-dire le nombre de liaisons covalentes qu'ils sont capables d'effectuer :

Pour le carbone, il est possible de faire passer un électron de l'OA 2s sur une OA 2p vide afin d'augmenter sa valence, c'est ce qu'on appelle une promotion de valence :

Si dans l'atome isolé la promotion de valence ne se fait pas (car elle coûte de l'énergie puisque l'OA 2s est plus basse que l'OA 2p), elle a lieu lorsque l'atome s'associe car elle lui permet d'effectuer 4 liaisons et ainsi de vérifier l'octet.

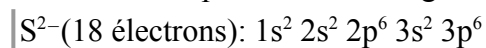
On peut noter au passage qu'une promotion de valence n'est possible que si le transfert d'électron a lieu entre deux orbitales de la même couche.

Cela permet d'expliquer pourquoi les atomes de la deuxième ligne de la classification périodique ne peuvent pas être hypervalents. Par exemple pour l'atome d'oxygène : Il n'y a pas d'OA 2p vide et la sous-couche 2d n'existe pas : il n'y a donc aucune promotion de valence possible et celle-ci est limitée à 2 !

Il en va de même pour l'hélium puisque la sous-couche 1p n'existe pas !

II.3. Structures Électroniques Des Ions

On peut également utiliser la règle de Klechkowski pour déterminer la configuration électronique des **anions monoatomiques**. Il faut poursuivre le remplissage électronique de l'atome neutre en ajoutant le nombre d'électrons correspondant à la charge.



Pour les **cations monoatomiques**, il faut commencer par établir la configuration électronique de l'atome, puis on retire des électrons dans les sous-couches de n le plus grand puis l le plus grand.



Application 12 Écrire les configurations électroniques à l'état fondamental des ions F^- et Fe^{2+} .

III. Architecture De La Classification Périodique

III.1. Structure De Mendeleiev

La classification périodique des éléments a été établie par Mendeleiev en 1869. Celui-ci a positionné les éléments par masse croissante, et mis les éléments dont les propriétés physico-chimiques sont similaires les uns en dessous des autres. Elle permet de prédire les propriétés d'un élément en fonction de sa position dans le tableau.

♥ Principe de construction de la classification périodique des éléments

Les éléments sont classés en ligne par numéro atomique Z croissant, en mettant dans une même colonne les éléments ayant la **même configuration électronique de valence** à l'état fondamental.

Une **colonne** regroupe des éléments qui possèdent la même configuration électronique de valence et donc la même réactivité chimique. Elles sont généralement notées en chiffres romains. La **ligne** n regroupe des éléments dont la couche externe n est peuplée par des électrons de valence.

Le fer (Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$) appartient à la période $n=4$ et à la famille ayant pour configuration électronique de valence $ns^2(n-1)d^6$.

Application 13

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.

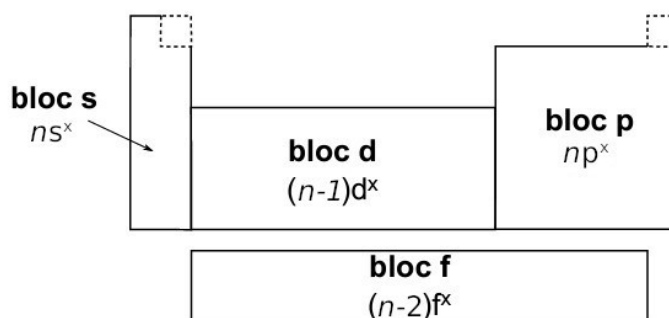
	1e ⁻ valence	2e ⁻ valence	3e ⁻ valence	4e ⁻ valence	5e ⁻ valence	6e ⁻ valence	7e ⁻ valence	8e ⁻ valence	9e ⁻ valence	10e ⁻ valence	11e ⁻ valence	2e ⁻ valence	3e ⁻ valence	4e ⁻ valence	5e ⁻ valence	6e ⁻ valence	7e ⁻ valence	8e ⁻ valence
n = 1	H																	He
n = 2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
n = 3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
n = 4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
n = 5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
n = 6	Cs	Ba	* Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
n = 7	Fr	Ra	* Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

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

3e ⁻ valence	4e ⁻ valence	5e ⁻ valence	6e ⁻ valence	7e ⁻ valence	8e ⁻ valence	9e ⁻ valence	10e ⁻ valence	11e ⁻ valence	12e ⁻ valence	13e ⁻ valence	14e ⁻ valence	15e ⁻ valence	2e ⁻ valence
-------------------------	-------------------------	-------------------------	-------------------------	-------------------------	-------------------------	-------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	-------------------------

III.2. Structure En Blocs

Le bloc dans lequel se trouve un élément indique quelle est la sous-couche la plus haute en énergie occupée par des électrons.



Application 14 Indiquer l'élément qui n'est pas positionné dans la logique de cette organisation, et justifier.

III.3. Familles Et Périodes

On appelle :

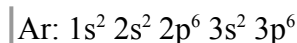
Famille une **colonne** de la classification périodique.

Période une **ligne** de la classification périodique.

Certaines familles du tableau périodique ont des propriétés très caractéristiques, et ont historiquement été nommées suivant ces propriétés :

Gaz nobles (XVIII^{ème} colonne)

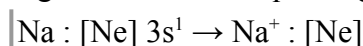
Les gaz nobles sont des éléments de configuration électronique de valence $ns^2 np^6$. Ils sont très peu réactifs, car toutes leurs sous-couches électroniques sont complètes.



Remarque: Pour simplifier l'écriture de la configuration électronique d'un atome ou d'un ion, celle-ci est parfois abrégée à l'aide de la configuration électronique du gaz noble qui précède l'élément. Ex, Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ est abrégé par $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$.

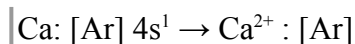
Alcalins (I^{ère} colonne)

Les alcalins sont des éléments de configuration électronique de valence ns^1 . Ce sont des réducteurs: ils ont tendance à réagir de manière à perdre un électron, pour former des cations mono-chargés qui ont la configuration électronique du gaz noble qui les précède.



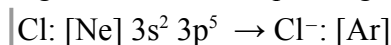
Alcalino-terreux (II^e colonne)

Les alcalino-terreux sont des éléments de configuration électronique de valence ns^2 . Ce sont des réducteurs : ils ont tendance à réagir de manière à perdre deux électrons. pour former des cations di-chargés qui ont la configuration électronique du gaz noble qui les précède.



Halogènes (XVII^e colonne)

Les halogènes sont des éléments de configuration électronique de valence $ns^2 np^5$. Ce sont des oxydants: ils ont tendance à réagir de manière à gagner un électron, pour former des anions mono-chargés qui ont la configuration électronique du gaz noble qui les suit.



Application 15 Indiquer à quelles familles appartiennent les éléments suivants : lithium, magnésium, chlore.

Application 16

Pourquoi le bore ${}_5\text{B}$ et l'aluminium ${}_{13}\text{Al}$ ont-ils des propriétés chimiques analogues?

Le germanium appartient à la famille du carbone mais est situé deux lignes en dessous. En déduire sa configuration électronique ainsi que son numéro atomique.

III.4. Evolution De Quelques Propriétés De L'atome

Rayon atomique, rayon ionique

♥ Rayon atomique

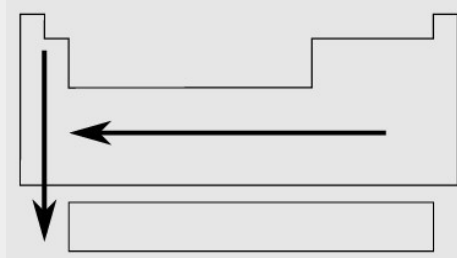
Le **rayon atomique** est défini comme la distance la plus probable entre les **électrons de valence** de l'atome et son **noyau**. Il est d'autant plus grand que la couche de valence est diffuse (n grand).

De gauche à droite dans une ligne de la classification périodique, la charge du noyau augmente et le nombre d'électrons de valence aussi. La force de coulomb entre le noyau et les électrons de valence augmente avec Z , les électrons sont de plus en plus attirés par le noyau, donc le rayon atomique diminue. Il y a une **contraction du nuage électronique**.

De haut en bas dans une colonne, n augmente et le nombre d'électrons de valence « reste » le même. L'effet d'écran des électrons de coeur diminue l'influence du noyau sur les électrons de valence : le rayon atomique augmente.

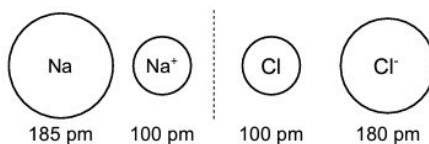
♥ Évolution du rayon atomique dans la classification périodique

Le rayon atomique **augmente de droite à gauche** dans une période **et de haut en bas** dans une colonne.



Un cation possède un ou plusieurs électrons de moins que l'atome. L'écrantage est diminué, $Z^*_{\text{cation}} > Z^*_{\text{atome}}$. Le **rayon d'un cation** est donc plus **petit** que celui de l'atome.

Un anion possède un ou plusieurs électrons de plus que l'atome. L'écrantage est augmenté, $Z^*_{\text{anion}} < Z^*_{\text{atome}}$. Le **rayon d'un anion** est donc plus **grand** que celui de l'atome.



Polarisabilité

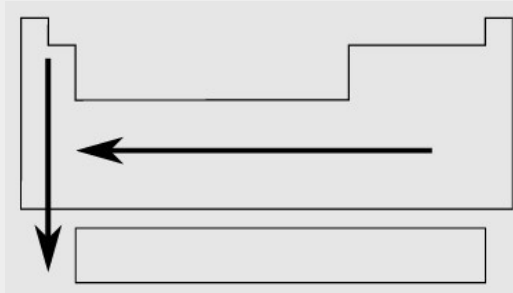
♥ Polarisabilité

La **polarisabilité** d'un atome est la capacité du nuage électronique de cet atome à se déformer sous l'effet d'un champ électrique.

Plus le nuage électronique est diffus, plus il se déforme facilement, et donc plus l'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. La polarisabilité augmente donc avec le rayon atomique.

♥ Évolution de la polarisabilité dans la classification périodique

La polarisabilité **augmente de droite à gauche** dans une période et **de haut en bas** dans une colonne.



Application 17 Préciser dans le cadre de l'étude de quelle(s) interaction(s) intervient le concept de polarisabilité.

Électronégativité

♥ Électronégativité

L'**électronégativité** χ d'un atome est la capacité de cet atome à attirer vers lui les électrons qui le lient à un autre atome.

Plusieurs échelles d'électronégativité existent: l'**échelle relative de Pauling** fixe la valeur de 4 à l'atome le plus électronégatif, le **fluor**.

Plus le nuage électronique est diffus et moins l'atome peut attirer à lui les électrons qui le lient à un autre atome: l'électronégativité varie donc à l'inverse du rayon atomique.

♥ Évolution de l'électronégativité dans la classification périodique

L'électronégativité **augmente de gauche à droite** dans une période et **de bas en haut** dans une colonne.



Remarque : Les métaux alcalins sont très peu électronégatifs : ils ont tendance à céder un électron et sont donc réducteurs. Les halogènes sont très électronégatifs : ils ont tendance à gagner un électron et sont donc oxydants.

Corrigé des applications

Application 1

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

Application 7 1s : 1 orbitale atomique ; 2s : 1 orbitale atomique ; 2p : 3 orbitales atomiques (correspondant à $m_l = -1$, $m_l = 0$ et $m_l = +1$) ; 3p : 3 orbitales atomiques ; 3d : 5 OA.

Application 8 Possibles : $1s_0$; $3p_{-1}$; $3d_{-2}$ et $4s_0$.

Impossibles : $2p_2$ ($l = 1$, $m_l = 2$) ; $3p_2$ ($l = 1$, $m_l = 2$) ; $2d_0$ ($n = 2$, $l = 2$).

Application 9 Fluor : $1s^2 2s^2 2p^5$; Al : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Ti : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$; Fer $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

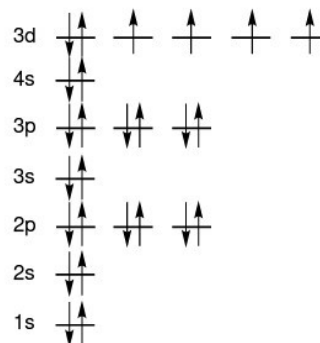
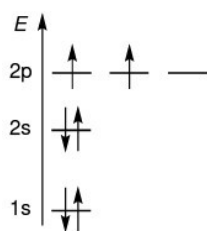
Application 10 $1s^2 2s^2 2p^6$

Application 11 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^6$

Application 12

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 13



Application 14 ${}_6\text{C}$: 2 électrons non appariés ${}_{26}\text{Fe}$: 4 électrons non appariés

Application 15

1. 3^e ligne, 3^e colonne du bloc p soit 15^e colonne.
2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$.

Application 16 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 17 Li : métal alcalin ; Mg : métal alcalino-terreux ; Cl : halogène.

Application 18 La polarisabilité est prise en compte dans les interactions de Debye (dipôle permanent - dipôle instantané) et de London (dipôles instantanés).

Application 19 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.