

Tableau périodique des éléments

Sommaire

I Niveaux d'énergie d'un électron dans un atome	2
I/A Nombres quantiques et orbitales atomiques – HP	2
I/B Configuration électronique – HP	4
I/C Électrons de cœur et de valence	5
II Tableau périodique	7
II/A Construction	7
II/B Blocs	7
II/C Analyse par période	9
II/D Analyse par famille	10
II/E Représentation de LEWIS des atomes	11

Capacités exigibles

- Déterminer, pour les éléments des blocs s et p, le nombre d'électrons de valence d'un atome à partir de la position de l'élément dans le tableau périodique.

L'essentiel

Définitions

- AM1.1 : Orbitale atomique 2
- AM1.2 : Couches et sous-couches 2
- AM1.3 : Nombre quantique de spin 3
- AM1.4 : Niveaux d'énergie dans un atome 4
- AM1.5 : Cases quantiques 5
- AM1.6 : Vocabulaire des OA 5
- AM1.7 : Électrons de cœur et de valence 6
- AM1.8 : Construction du tableau 7
- AM1.9 : Blocs du tableau 7
- AM1.10 : Période du tableau périodique 9
- AM1.11 : Famille du tableau périodique 10
- AM1.12 : Familles à connaître 10
- AM1.13 : Représentation de LEWIS 11

Propriétés

- AM1.1 : Nombre d'OA par sous-couche 2
- AM1.2 : Principe de PAULI 3
- AM1.3 : Nombre d'é. par sous-couche 3
- AM1.4 : Règle de KLECHKOWSKI 4
- AM1.5 : Règle de HUND 5
- AM1.6 : Valence à partir de la position 9
- AM1.7 : Éléments de même période 9
- AM1.8 : Élément d'une même famille 10

Applications

- AM1.1 : Configurations électroniques 4
- AM1.2 : Repérage dans le tableau 7
- AM1.3 : Position dans la classification 8
- AM1.4 : Cases quantiques et LEWIS 11

Remarques

- AM1.1 : Lettres spectroscopiques 2
- AM1.2 : HUND et exceptions 5
- AM1.3 : Construction du tableau 7

Exemples

- AM1.1 : Représenta^o en cases quantiques 5
- AM1.2 : Électrons de cœur et de valence 6
- AM1.3 : Stabilité du bloc p 6

Points importants

- AM1.1 : Critère de stabilité 6
- AM1.2 : Blocs, valence et colonnes 8
- AM1.3 : Moyen mnémotechnique pour les 2 premières périodes 9
- AM1.4 : Représentations à retenir 12

I Niveaux d'énergie d'un électron dans un atome

Ces notions ne font plus partie explicite du programme depuis la réforme ; les questions de khôlles ne sauraient porter sur ces notions précises, mais leur compréhension est un atout pour comprendre plutôt que retenir.

I/A Nombres quantiques et orbitales atomiques – HP

I/A) 1 Orbitales atomiques

Les électrons sont des objets intrinsèquement quantiques : ce ne sont pas des points matériels avec une position et une vitesse bien définies, mais sont représentés par une fonction donnant la **probabilité** de les situer dans l'espace. Cette fonction s'appelle **fonction d'onde**.

Définition AM1.1 : Orbitale atomique

Une **orbitale atomique** est une **fonction d'onde** pouvant décrire un électron dans un atome. Elle est décrite par trois **nombres quantiques** :

- ◇ $n \in \mathbb{N}^*$ le **nombre quantique principal** ;
- ◇ $\ell \in \mathbb{N}$ le **nombre quantique secondaire**, tel que $0 \leq \ell \leq n - 1$
- ◇ $m_\ell \in \mathbb{Z}$ le **nombre quantique magnétique**, tel que $-\ell \leq m_\ell \leq +\ell$

Remarque AM1.1 : Lettres spectroscopiques

Par convention et pour des raisons historiques, les valeurs de ℓ sont représentées par une lettre. Théoriquement, ces nombres pourraient aller à l'infini, dans la pratique on se limitera à la connaissance des 4 premières (après vient g et la suite de l'alphabet).

TABLEAU AM1.1 – Lettre spectroscopique

ℓ	0	1	2	3
lettre	s	p	d	f

I/A) 2 Couches et sous-couches

La construction du cortège électronique d'un atome se fait par couches, comme un oignon, lesquelles se découpent en sous-couches.

Définition AM1.2 : Couches et sous-couches

Toutes les orbitales de **même n** forment une **couche électronique**.
Toutes les orbitales de **même n et ℓ** forment une **sous-couche électronique**.

Propriété AM1.1 : Nombre d'OA par sous-couche

Pour une sous-couche (n, ℓ) , on compte $2\ell + 1$ OA

Démonstration AM1.1 : Nombre d'OA par sous-couche

- ◇ $n = 1 \Rightarrow \ell = 0$ et $m_\ell = 0$: il y a donc une seule sous-couche de nombre quantique principal égal à 1, et c'est la sous-couche $[1s]$. Cette sous-couche n'a qu'une seule OA puisqu'une seule valeur de m_ℓ .
- ◇ $n = 2 \Rightarrow \ell = 0$ (donc $m_\ell = 0$) et $\ell = 1$ (donc $m_\ell = -1, 0$ ou 1). Il y a donc deux sous-couches

dans la couche de nombre quantique principal égal à 2, la sous-couche $2s$ et la sous-couche $2p$. La première, comme précédemment, ne peut contenir qu'une OA, la seconde a trois OA possibles (3 valeurs de m_ℓ)

◇ n quelconque : il y a n sous-couches par couche, et $2\ell + 1$ OA dans une sous-couche (n, ℓ) .

I/A) 3 Nombre quantique de spin et exclusion

Un électron se place donc dans une orbitale atomique, mais il est décrit par un dernier nombre quantique qui termine sa caractérisation :

Définition AM1.3 : Nombre quantique de spin

Un électron possède une propriété quantique intrinsèque appelée **spin**, et quantifiée par le **nombre quantique de spin** noté m_s , totalement indépendant des autres, tel que

$$m_s = \pm 1/2$$

Ainsi, l'état quantique d'un électron dans un atome est entièrement décrit par la donnée de son **orbitale** et de son **spin**, soit par les quatre nombres quantiques :

$$\left(\underbrace{n, \ell, m_\ell}_{\text{OA}}, \underbrace{m_s}_{\text{spin}} \right)$$

À cette description s'ajoute une limitation dans les possibilités de nombres quantiques pour décrire un électron, appelé principe de PAULI :

Propriété AM1.2 : Principe de PAULI

Deux électrons ne peuvent être dans le même état quantique, c'est-à-dire que **deux électrons ne peuvent avoir le même jeu de nombres quantiques** (n, ℓ, m_ℓ, m_s) .

Propriété AM1.3 : Nombre d'é. par sous-couche

Pour une sous-couche (n, ℓ) , on compte $4\ell + 2$ électrons

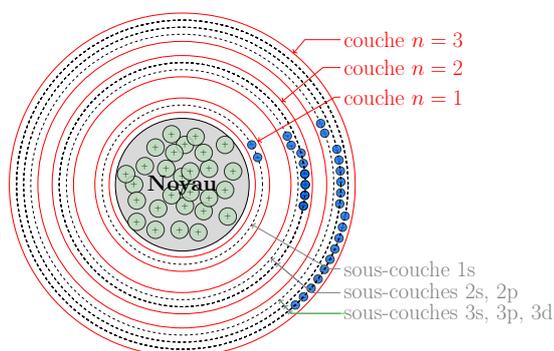


FIGURE AM1.1 – Répartition OA.

TABLEAU AM1.2 – Nombre maximal d'électron dans une sous-couche.

ℓ	0	1	2	3	4
Lettre	s	p	d	f	g
Nb. é. max	2	6	10	14	18

Démonstration AM1.2 : Nombre d'é. par sous-couche

◇ $n = 1 \Rightarrow \ell = 0$ et $m_\ell = 0$: une seule sous-couche, $1s$ avec une seule OA, donc que **2 électrons** : on note cette configuration $1s^2$.

- ◇ $n = 2 \Rightarrow \ell = 0$ et $\ell = 1$ donc deux sous-couches, $2s$ et $2p$. Une OA dans la première donc 2 électrons, 3 OA dans la seconde donc 6 électrons : noté $2s^2 2p^6$.
- ◇ n quelconque : il y a n sous-couches par couche, $2\ell + 1$ OA dans une sous-couche (n, ℓ) , et donc $4\ell + 2$ électrons dans une sous-couche.

I/B Configuration électronique – HP

I/B)1 Niveaux d'énergie

On sait donc où peuvent se placer les électrons dans un atome, et on comprend que plus il y a d'électrons plus on doit utiliser de couches différentes : mais comment se fait ce remplissage ? Le critère se base sur un autre paramètre, celui du niveau d'énergie :

Définition AM1.4 : Niveaux d'énergie dans un atome

L'énergie d'un électron dans un atome ne dépend **que de n et ℓ** , mais ~~pas de m_ℓ ou m_s~~ , donc **ne dépend que de la sous-couche et pas de l'OA**.

De plus, **l'énergie augmente avec $n + \ell$** .

♥ Propriété AM1.4 : Règle de KLECHKOWSKI

Les électrons d'un atome remplissent les différentes sous-couches à énergie croissante, donc $n + \ell$ croissant, et pour deux valeurs égales de $n + \ell$, se fait à n croissant.

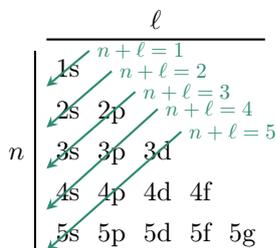


FIGURE AM1.2 –
Triangle de KLECHKOWSKI

On utilise alors une figure appelée le **triangle de KLECHKOWSKI** où on place les sous-couches dans un graphique avec ℓ en abscisse et n en ordonnée : le remplissage suit la ligne verte de haut en bas en diagonale.

Ainsi, on remarque (mais il **faut savoir retrouver**) l'ordre de remplissage suivant :

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p...

Voir [ce site](#) pour une animation interactive.

Application AM1.1 : Configurations électroniques

Donner la configuration électronique de l'hydrogène ($Z = 1$), du carbone ($Z = 6$), du phosphore ($Z = 15$), du fer ($Z = 26$) et du plomb ($Z = 82$).

◇ [H] : $1s^1$

◇ [C] : $1s^2 2s^2 2p^2$

◇ [P] : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

◇ [Fe] : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

I/B)2 Supplément : règle de HUND et cases quantiques

La règle de PAULI, donnant le nombre maximal d'électrons dans une OA, et la règle de KLECHKOWSKI, indiquant comment se construit le cortège électronique d'un atome, ne permet pas de rendre

compte de tous les phénomènes observés. Notamment, si l'énergie individuelle d'un électron ne dépend en effet pas de l'OA, il reste qu'ils peuvent avoir un effet de groupe, ce que traduit la règle de HUND :

Propriété AM1.5 : Règle de HUND

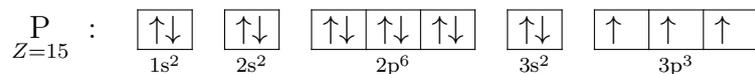
Lors du remplissage des sous-couches, l'état le plus stable est celui où il y a un maximum de spin égaux (parallèles).

Définition AM1.5 : Cases quantiques

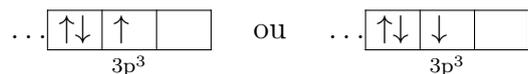
Pour représenter le remplissage électronique, on peut symboliser les OA par des cases « quantiques », représentant le nombre d'électrons dans chacune d'elle. Un électron est alors représenté par une flèche, vers le haut (\uparrow) pour $m_s = +1/2$ et vers le bas (\downarrow) sinon. Les sous-couches contenant plusieurs OA sont représentées avec des cases collées les unes aux autres.

Exemple AM1.1 : Représenta° en cases quantiques

Par exemple, pour le phosphore de $Z = 15$ et de configuration $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$:



L'ordre des électrons dans la sous-couche 3p est obtenu par la règle de HUND : on aurait en effet pu avoir



Cependant, $\boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$ est tout à fait équivalent à $\boxed{\downarrow} \boxed{\downarrow} \boxed{\downarrow}$: il n'y a pas de discrimination sur la valeur des spins, juste sur leur parallélisme.

♥ Définition AM1.6 : Vocabulaire des OA

- ◇ Deux électrons dans une même OA forment un **doublet**, on dit qu'ils sont **appariés**.
- ◇ Un électron seul dans une OA est dit **célibataire**.
- ◇ Une OA vide est dite **vacante**.

Remarque AM1.2 : HUND et exceptions

La règle de HUND peut parfois générer des exceptions à la règle de KLECHKOWSKI, mais la connaissance de ces exceptions est hors programme.

I/C Électrons de cœur et de valence

I/C)1 Définition

Les électrons des couches basses en énergie sont stables, très attirés par le noyau et peu influencés par l'environnement de l'atome. Les électrons situés sur l'**extérieur** sont en revanche **moins liés** au noyau **plus sensibles à l'environnement** de l'atome : ce sont eux qui sont **à l'origine des propriétés chimiques** de l'atome et susceptibles de former des liaisons chimiques ou former des ions. Leur caractéristique particulière amène à nom particulier :

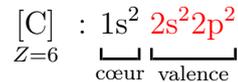
♥ Définition AM1.7 : Électrons de cœur et de valence

Les électrons de **valence** sont les **électrons de la dernière couche** occupée, ainsi que les **sous-couches partiellement remplies**. Ils sont responsables de la **réactivité chimique** d'un élément. Les électrons de cœur sont tous les autres.

Pour $Z \leq 18$, on retiendra que les électrons de valence sont ceux sur la couche de plus grand n .

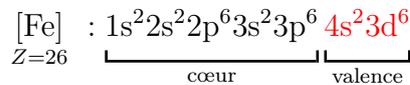
Exemple AM1.2 : Électrons de cœur et de valence

◇ Pour le carbone :



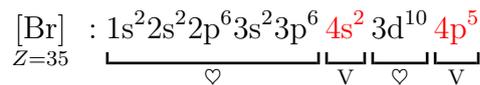
La dernière couche occupée est $n = 2$, donc on compte les sous-couches 2s et 2p. La sous-couche partiellement remplie 2p est déjà comptée dans la plus grande couche. On compte donc $2 + 2 = 4$ électrons de valence.

◇ Pour le fer :



La dernière couche occupée est $n = 4$, on compte donc la sous-couche 4s. La sous-couche partiellement remplie est la 3d. On a donc $2 + 6 = 8$ électrons de valence.

◇ Pour le brome :



La dernière couche occupée est $n = 4$, on compte donc les sous-couches 4s et 4p. La sous-couche 4p partiellement remplie est déjà comptabilisée, la 3d étant pleine. On a donc $2 + 5 = 7$ électrons de valence.

I/C) 2 Stabilité et ions

Important AM1.1 : Critère de stabilité

Les édifices les plus stables sont ceux dont la couche de valence se termine par une sous-couche **p totalement remplie**.

On le reverra par la suite, ces éléments sont ceux des gaz rares.

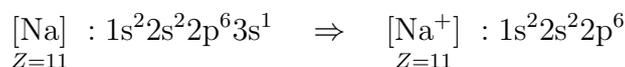
Exemple AM1.3 : Stabilité du bloc p

◇ Fluor :



En rajoutant un électron, la sous-couche 2p sera saturée, et on obtient la configuration électronique du néon. Le fluor sera donc susceptible de facilement former l'ion F^- .

◇ Sodium :



En enlevant l'électron sur 3s, on obtient ici encore la configuration électronique du néon. On formera donc l'ion Na^+ .

Les cas avec des sous-couches 3d sont plus complexes à prévoir.

II Tableau périodique

La première classification a été proposée par Dmitri MENDELEÏEV en 1869. Le génie de MENDELEÏEV a été de faire primer les propriétés physico-chimiques sur le classement par masse croissante. Il a ainsi inversé la place de certains éléments pour maintenir l'unité des propriétés parmi les colonnes, et pensé à laisser des places vides. Cela a permis de prédire les propriétés de certains éléments pas encore connus à l'époque... et donc de les découvrir !

À ce jour, 118 éléments sont connus dont 94 sont naturels. Seuls 80 d'entre eux sont stables, les autres se désintègrent spontanément (et plus ou moins rapidement) par radioactivité. Un tableau périodique interactif est disponible en ligne¹.

II/A Construction

La construction du tableau repose sur la configuration électronique :

♥ Définition AM1.8 : Construction du tableau

Dans le tableau périodique, les éléments chimiques sont rangés par **numéro atomique Z croissant**, et de telle sorte à ce que les **atomes de même configuration de valence** soient **dans la même colonne**.

Remarque AM1.3 : Construction du tableau

Une seule exception : l'hélium, de configuration électronique $1s^2$, est dans la colonne p^6 avec tous les éléments ayant une couche externe complète.

Par conséquent, en passant d'une ligne à une autre on augmente le nombre quantique principal d'une unité. Corollairement, les éléments d'une **même ligne** ont le **même nombre quantique principal**.

Application AM1.2 : Repérage dans le tableau

L'azote a pour numéro atomique $Z_N = 7$. Écrire sa configuration électronique. Dans le tableau périodique, il se trouve à droite du carbone, et au-dessus du phosphore. En déduire leur numéro atomique et leur configuration.

- ◇ [N] : $1s^2 2s^2 2p^3$.
- ◇ C à gauche de N $\Rightarrow Z_C = Z_N - 1 = 6$, d'où [C] : $1s^2 2s^2 2p^2$.
- ◇ P en-dessous de N donc on augmente le nombre quantique principal de la configuration externe de N par 1 pour passer de $2s^2$ à $3s^2$. On en déduit la configuration complète en remplissant dans l'ordre : [P] : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ et on compte $Z_P = 15$.

II/B Blocs

♥ Définition AM1.9 : Blocs du tableau

Un **bloc** du tableau périodique est l'ensemble des **éléments de même sous-couche non-complètement remplie**.

Ils correspondent visuellement aux décrochages dans la structure du tableau, cf. Figure AM1.3.

1. <https://ptable.com/>

II/D Analyse par famille

Définition AM1.11 : Famille du tableau périodique

On appelle **famille** une **colonne** de la classification.

♥ Propriété AM1.8 : Élément d'une même famille

Conformément au mode de construction de MENDELEÏEV, les éléments d'une même famille ont des propriétés chimiques semblables : ces propriétés sont déterminées par la configuration de valence. Ainsi,

Tous les éléments d'une **même famille** ont la **même** configuration de **valence**, mais des configurations de **cœur différentes**.

♥ Définition AM1.12 : Familles à connaître

Gaz nobles

- ◇ Il s'agit de la colonne la plus à droite du tableau périodique : hélium, néon, argon, krypton, xénon, radon.
- ◇ Les gaz nobles se caractérisent par une sous-couche externe complètement remplie, ce qui leur confère une très grande stabilité.
- ◇ Ils sont donc quasiment inertes chimiquement : ils ne participent à aucune transformation.
- ◇ Par échanges d'électrons, les éléments tendent à se **rapprocher de la configuration électronique du gaz noble le plus proche**.

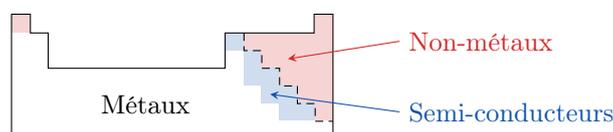
Halogènes

- ◇ Il s'agit de l'avant-dernière colonne du tableau périodique : fluor, chlore, brome, iode, astate.
- ◇ Leur configuration de valence est en np^5 , il ne leur manque donc qu'un électron pour en avoir le même nombre que le gaz noble qui les suit et saturer leur couche de valence.
- ◇ En particulier, ils ont des facilités à former des **anions** chargés une fois (F^- , Cl^- , Br^- , I^-), donc sont des oxydants forts.

Métaux

Ce n'est pas une famille à proprement parler, puisqu'ils ne correspondent pas à une colonne en particulier.

- ◇ Les métaux sont des solides aux conditions usuelles de température et de pression (sauf le mercure).
- ◇ Ils sont définis par le fait que ce sont de **bons conducteurs électriques**, susceptibles de fournir des électrons à la conduction car retiennent peu leurs électrons.
- ◇ Entre métaux et non-métaux, il y a les semi-conducteurs.



Métaux alcalins

- ◇ Il s'agit de la colonne la plus à gauche du tableau périodique, dont l'hydrogène est souvent mis à part : lithium, sodium, potassium, rubidium, césium.
- ◇ Leur configuration de valence est en ns^1 , ils ont donc simplement un électron de plus par rapport au gaz noble qui les précède.
- ◇ Ils ont donc des facilités à former des cations chargés une fois (Li^+ , Na^+ , K^+), et sont des réducteurs forts.

Métaux alcalino-terreux

- ◇ C'est la deuxième colonne : béryllium, magnésium, calcium, strontium, baryum et radium.
- ◇ Leur configuration de valence est en ns^2 , et ont donc 2 électrons de plus que le gaz noble les précédant.
- ◇ Ils forment des cations chargés deux fois (Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+}) et sont des réducteurs forts.

II/E Représentation de LEWIS des atomes

Rappelons encore une fois que les électrons de valence correspondent aux électrons situés dans la dernière couche occupée de l'atome. Ils forment donc sa partie extérieure, et sont ceux qui peuvent interagir avec les atomes voisins.

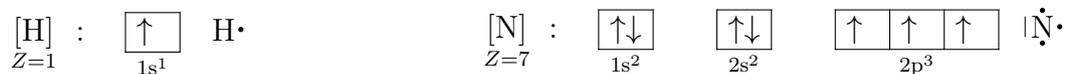
Définition AM1.13 : Représentation de LEWIS

Dans la représentation de LEWIS, on représente les électrons de valence :

- ◇ Par un tiret pour un doublet d'électrons (OA pleine) ;
- ◇ Par un point pour un électron célibataire (OA un seul électron) ;
- ◇ Par un rectangle pour une OA vide.

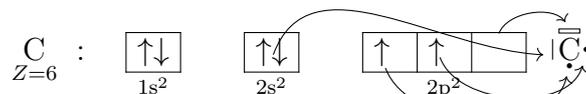
Application AM1.4 : Cases quantiques et LEWIS

C'est ici que la règle de HUND joue un rôle, puisqu'on voit qu'avec 6 électrons de valence on n'obtient **pas** 6 électrons célibataires.

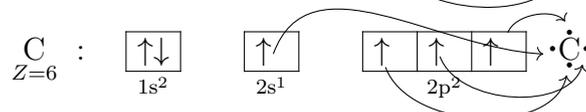


Notamment, le carbone n'a pas de lacune dans sa configuration de LEWIS usuelle :

On n'a pas



mais



Important AM1.4 : Représentations à retenir

D'une manière générale et ce pour $Z \leq 18$, on peut retenir qu'on organise les électrons de valence autour des 4 « côtés » d'un élément, électron par électron, en commençant par une paire

TABLEAU AM1.5 – Schémas de LEWIS des blocs *s* et *p*.

Colonne	Bloc s		Bloc p					
	1	2	13	14	15	16	17	18
Nb. é. valence	1	2	3	4	5	6	7	8
Schéma	X·	X	X·	·Ẋ·	·Ẋ	·Ẋ	Ẋ	Ẋ

On retiendra notamment les représentations de LEWIS des atomes d'hydrogène, de carbone, d'azote, d'oxygène et de fluor :

