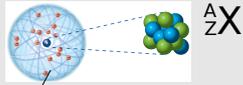


Structure des atomes, classification périodique

I Description des atomes

1 - Atomes et éléments

- élément chimique
- isotope
- ion



2 - Vers le macroscopique

- espèce chimique
 - constituant physico-chimique
 - corps pur
 - simple
 - composé
- (micro) → (macro)

II Description du nuage électronique

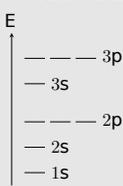
1 - Une vieille énigme : les spectres de raies



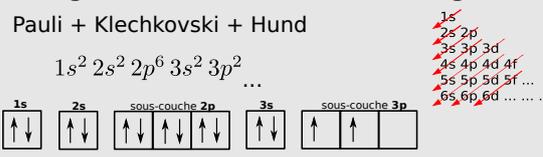
2 - Une description quantique de l'état d'un électron

orbitale atomique = case $\uparrow\downarrow$ = 3 nombres n, l, m_l
 Ψ_{n,l,m_l} \uparrow 2 places car 2 spins (m_s)

3 - Niveaux d'énergie



4 - Règles d'établissement de la configuration



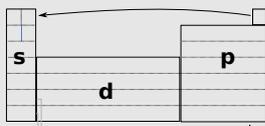
5 - Électrons de cœur et de valence

représentation de Lewis $\cdot \bar{N} \cdot$

6 - Configuration électronique des ions

III La classification périodique des éléments

1 - Structure du tableau en lien avec la configuration électronique



2 - Périodes remplissage de la couche n

3 - Familles remarquables

- gaz nobles
- halogènes
- alcalins
- et propriétés communes

IV Électronégativité

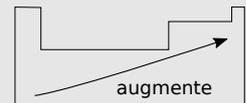
1 - Rappels sur l'oxydoréduction $Ox + ne^- = Red$

3 - Lien avec le caractère oxydant ou réducteur

- oxydant = électronégatif

2 - Définitions de l'électronégativité et évolution

- capacité à attirer les électrons



Ce qu'il faut connaître

_____ (cours : I)

►₁ De quoi un atome est-il composé ?

Partant d'un atome, que faut-il lui faire gagner ou perdre pour (i) obtenir un ion, (ii) obtenir un isotope, (iii) obtenir un autre élément ?

►₂ Quel est l'ordre de grandeur de la taille d'un atome ?

►₃ Donner un exemple de corps pur simple, un exemple de corps pur composé, et un exemple n'étant pas un corps pur.

_____ (cours : II)

►₄ Quelle est la relation entre la fréquence d'un photon émis ou absorbé par un atome, et les niveaux d'énergie E_2 et E_1 occupé par l'électron changeant d'état ?

►₅ Énoncer les règles de Pauli, de Klechkowski et de Hund.

_____ (cours : III)

►₆ (*important*) Dessiner schématiquement la classification périodique et faire apparaître les différents blocs : bloc s, bloc p et bloc d. Qu'ont en commun les éléments d'une même colonne ? Le long d'une ligne, comment évolue la configuration de valence des éléments ?

- ▶₇ Énumérer les éléments des deux premières lignes de la classification. Énumérer les 4 premiers gaz nobles, et les 4 premiers halogènes.
- ▶₈ La classification étant donnée, situer les halogènes, ainsi que les métaux et les non métaux.
 _____ (cours : IV)
- ▶₉ Comment l'électronégativité est-elle définie qualitativement (avec des mots, sans équation ni formule) ?
 Comment varie-t-elle dans le tableau périodique ?

Ce qu'il faut savoir faire _____

- _____ (cours : I)
- ▶₁₀ Donner la composition d'un atome. → **EC1**
- ▶₁₁ Déterminer une masse molaire moyenne étant données les abondances isotopiques. → **TD**
 _____ (cours : II)
- ▶₁₂ Déterminer la longueur d'onde d'une radiation émise ou absorbée à partir de la donnée des énergies électroniques.
 → **EC2**
- ▶₁₃ Établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental (rq :les exceptions à la règle de Klechkovski ne sont pas au programme). → **EC3**
- ▶₁₄ Déterminer les électrons de cœur et de valence ; en déduire la représentation de Lewis d'un atome. → **EC4 q1**
- ▶₁₅ Déterminer la configuration électronique d'un ion monoatomique. → **TD**
- ▶₁₆ Prévoir les ions monoatomiques stables formés à partir d'un élément. → **EC4 q3**
 _____ (cours : III)
- ▶₁₇ Prédire les propriétés d'un élément si l'on connaît celles d'autres éléments dans la même colonne de la classification. (elles sont similaires) → **EC5**
 _____ (cours : IV)
- ▶₁₈ Relier le caractère oxydant ou réducteur d'un corps simple à l'électronégativité de l'élément. → **EC5**

Exercices de cours _____

Exercice C1 – Donner la composition d'un atome

On considère un atome de phosphore ($Z = 15$), et en particulier l'isotope ^{31}P . Donner sa composition (nombres de neutrons, protons et électrons).

Exercice C2 – Déterminer la longueur d'onde d'une radiation émise ou absorbée à partir de la donnée des énergies électroniques

La théorie quantique permet de montrer que les niveaux d'énergie de l'électron de l'atome d'hydrogène sont donnés par la formule $E = -\frac{E_0}{n^2}$ avec $E_0 = 13,6\text{ eV}$ et $n = 1, 2, 3, \dots$. On a donc $E_1 = -13,6\text{ eV}$, $E_2 = -3,40\text{ eV}$, $E_3 = -1,51\text{ eV}$, $E_4 = -0,85\text{ eV}$, etc.

- 1 - Représenter les trois premiers niveaux sur un diagramme énergétique (E en ordonné).

Expérimentalement, le spectre de l'atome d'hydrogène possède dans le visible des raies à 656 nm, 486 nm, 434 nm, etc.

- 2 - Montrer que la transition du niveau $n = 3$ vers $n = 2$ permet de retrouver une de ces valeurs de longueur d'onde. De même avec la transition du niveau $n = 4$ vers $n = 2$.

On donne $h = 6,63 \times 10^{-34}\text{ J}\cdot\text{s}$, $1\text{ eV} = 1,602 \times 10^{-19}\text{ J}$, $c = 3,0 \times 10^8\text{ m/s}$.

Exercice C3 – Établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental

- 1 - Donner la configuration électronique du chlore ($Z = 17$).
- 2 - Faire un diagramme énergétique (E en ordonnée) des différents niveaux, et les remplir (flèche en haut pour un spin $+1/2$, en bas pour $-1/2$).
- 3 - Donner la configuration électronique du brome ($Z = 35$).

Exercice C4 – Électrons de cœur et de valence → représentation de Lewis d'un atome, ions monoatomiques stables

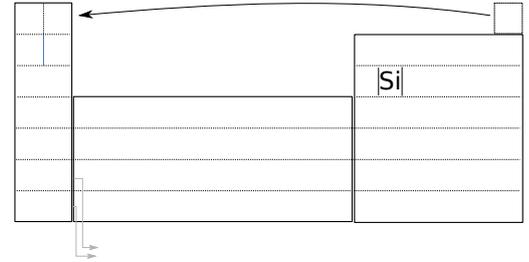
On donne les configurations électroniques suivantes :

lithium : $1s^2 2s^1$, fluor : $1s^2 2s^2 2p^5$, néon : $1s^2 2s^2 2p^6$, galium : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$.

- 1 - Donner les électrons de cœur et de valence de chacun.
- 2 - Dans le cas du lithium, du fluor et du néon, en déduire le schéma de Lewis correspondant.
- 3 - Dans le cas du lithium et du fluor, en déduire les ions monoatomiques stables qui se forment.

Exercice C5 – Classification périodique

On donne ci-contre l'allure de la classification périodique, et la position du silicium.



- 1 - Indiquer les blocs s, p et d.
- 2 - En déduire la configuration électronique du silicium.
- 3 - Le plomb est dans la même colonne que le silicium, mais trois lignes au dessous. Quelle est sa configuration de valence ?
- 4 - Qui du plomb ou du silicium est le plus électronégatif ?

Cours

I – Description des atomes

1 – Atomes et éléments

Structure d'un atome

Un atome est constitué d'un **noyau** chargé positivement et d'un **nuage électronique** chargé négativement.

On le note ${}^A_Z X$ avec X le symbole de l'élément (H, He, Na, ...), A le nombre de nucléons (protons+neutrons), et Z le nombre de protons. Il y a donc $A - Z$ neutrons.

Enfin, l'atome étant neutre, il y a aussi Z électrons.

A est appelé **nombre de masse**, et Z le **numéro atomique**.

	Électron	Proton	Neutron
masse	$9,1094 \times 10^{-31}$ kg	$1,6726 \times 10^{-27}$ kg	$1,6749 \times 10^{-27}$ kg
charge électrique	$q = -e = -1,6022 \times 10^{-19}$ C	$q = +e = 1,6022 \times 10^{-19}$ C	0

e est la charge élémentaire, c'est une constante fondamentale de la nature : $e = 1,6022 \times 10^{-19}$ C.

Élément chimique

- C'est le nom donné à tous les atomes ou ions qui possèdent le même nombre Z de protons.

→ Un élément est donc **défini par son numéro atomique Z**.

Exemple :

L'élément chimique cuivre est présent dans :

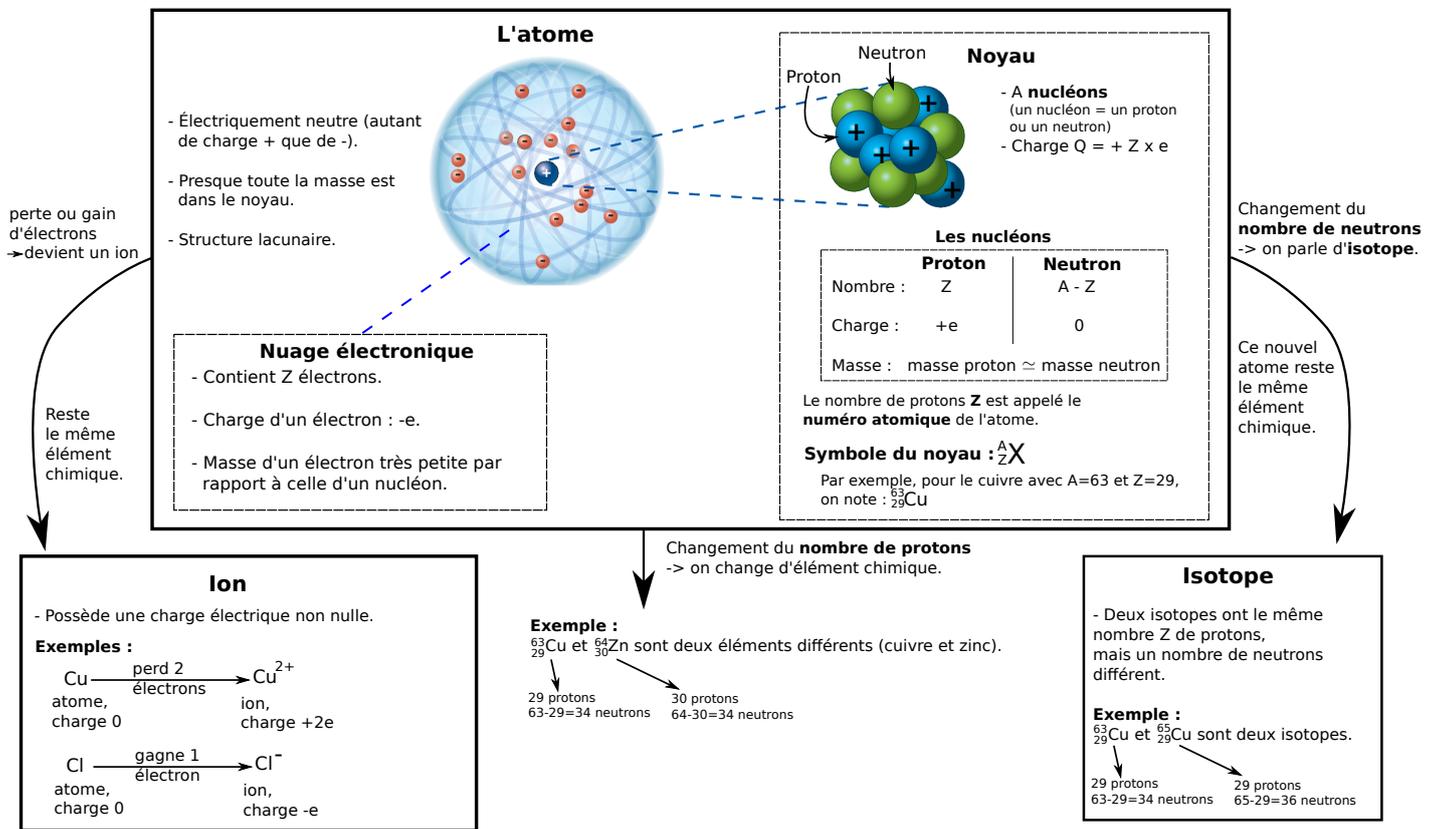
- le cuivre solide $Cu_{(s)}$
- l'ion cuivrique Cu^{2+}
- l'hydroxyde de cuivre $Cu(OH)_{2(s)}$
- l'ion cuivreux Cu^+
- etc...

À chaque fois Z=29 protons.
Peu importe le nombre de neutrons ou d'électrons.

Tous les éléments sont regroupés dans la classification périodique

Ordres de grandeur

À retenir, en ordre de grandeur :



→₁ EC1

Isotopes et stabilité

Tous les isotopes ne sont pas stables, et beaucoup se désintègrent rapidement.

Ceux qui sont stables sont présents en certaines proportions dans la nature. On parle d'abondance isotopique pour désigner ces proportions.

La masse molaire d'un élément est alors la masse molaire moyenne des isotopes stables, pondérée par les abondances.

Exemple avec l'élément carbone :

isotope	${}^{10}_6\text{C}$	${}^{11}_6\text{C}$	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{13}_6\text{C}$	${}^{14}_6\text{C}$	${}^{15}_6\text{C}$
temps de demi-vie	19,29 s	20,36 min	stable, abondance 98,93%	stable, abondance 1,07%	5700 ans	2,45 s
Masse molaire	10,0169 g/mol	11,0114 g/mol	12,0000 g/mol	13,0034 g/mol	14,0032 g/mol	15,0106 g/mol

→₂ Quelle est la masse molaire moyenne de l'élément carbone ?

Désintégration

Les isotopes instables se désintègrent via des **réactions nucléaires**, dans lesquelles le noyau change de composition. Exemple de la désintégration du carbone 14 : ${}^{14}_6\text{C} \rightarrow {}^{14}_7\text{N} + e^- + \bar{\nu}_e$. Il y a libération d'énergie. $\bar{\nu}_e$ désigne un anti-neutrino, particule fondamentale, libéré lors de ce type de désintégration.

Pour rappel, le **temps de demi-vie** est le temps au bout duquel un échantillon de N atomes radioactifs passe à une population N/2.

2 – Vers le macroscopique : structures formées par assemblage d'atomes

Quelques définitions :

- **Une espèce chimique** est un grand nombre – de l'ordre de la mole – d'entités chimiques identiques. C'est l'analogie macroscopique de l'entité chimique.

Une espèce chimique peut exister sous différents états. Par exemple l'espèce chimique H₂O existe sous forme vapeur, liquide, et solide (avec éventuellement différentes variétés allotropiques).

↪₃ Exemples :

► Un corps pur est un corps constitué par la répétition d'une seule espèce chimique.

↪₄ Exemples :

↪ Contre-exemples :

– Dans le cas d'un corps pur simple, l'entité ne contient qu'un seul type d'élément chimique.

↪₅ Exemples :

– Dans le cas contraire on parle de corps pur composé.

↪₆ Exemples :

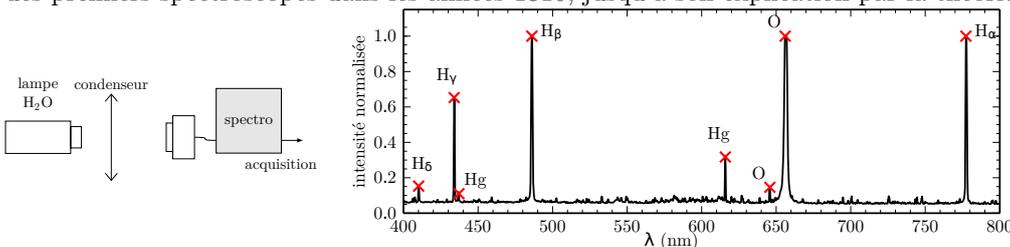
II – Description du nuage électronique

1 – Une vieille énigme : les spectres de raies

Un gaz d'atomes excités (par des décharges électriques dans une lampe spectrale par exemple) émet un spectre qui n'est pas continu, mais comporte certaines raies.

Ce sont les mêmes raies que l'on retrouve dans le spectre d'absorption d'un gaz (raies sombres dans le spectre d'une lumière blanche ayant traversée un gaz).

Cette émission ou absorption de lumière à des longueurs d'onde bien précises est restée une grande énigme depuis l'invention des premiers spectroscopes dans les années 1810, jusqu'à son explication par la théorie quantique vers 1920.

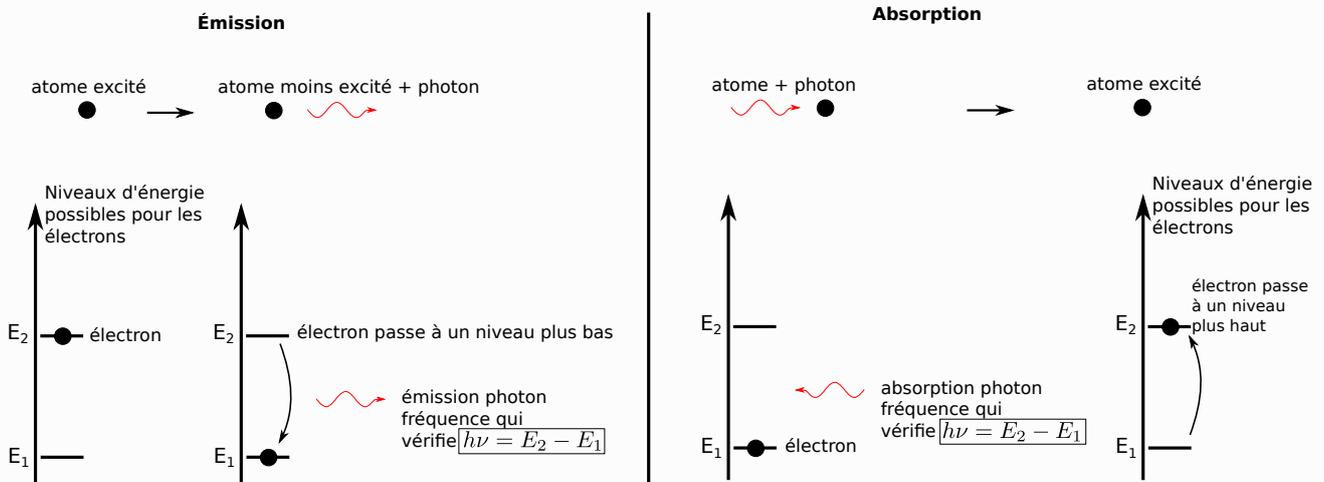


Raies d'émission et d'absorption d'un gaz d'hydrogène. Capture d'écran de la page http://www.ostralo.net/3_animations/swf/spectres_abs_em.swf

L'explication fait appel à plusieurs éléments, énoncés notamment par Bohr dans les années 1910 :

Quantification de l'énergie des électrons et lien avec la lumière

- Les électrons d'un atome ne peuvent occuper que des états d'énergie bien définie, E_1, E_2, \dots
- Un photon est émis lors du passage d'un électron d'un niveau à un autre. La fréquence du photon est telle que l'énergie de l'électron est transmise au photon : $h\nu = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}}$.



Exemple de l'atome d'hydrogène

↪₇ Quelle est la composition de cet atome ?

~>8 Pourquoi, en vous aidant des résultats du chapitre précédent, peut-on prédire que l'énergie de l'électron de l'atome H doit être quantifiée ?

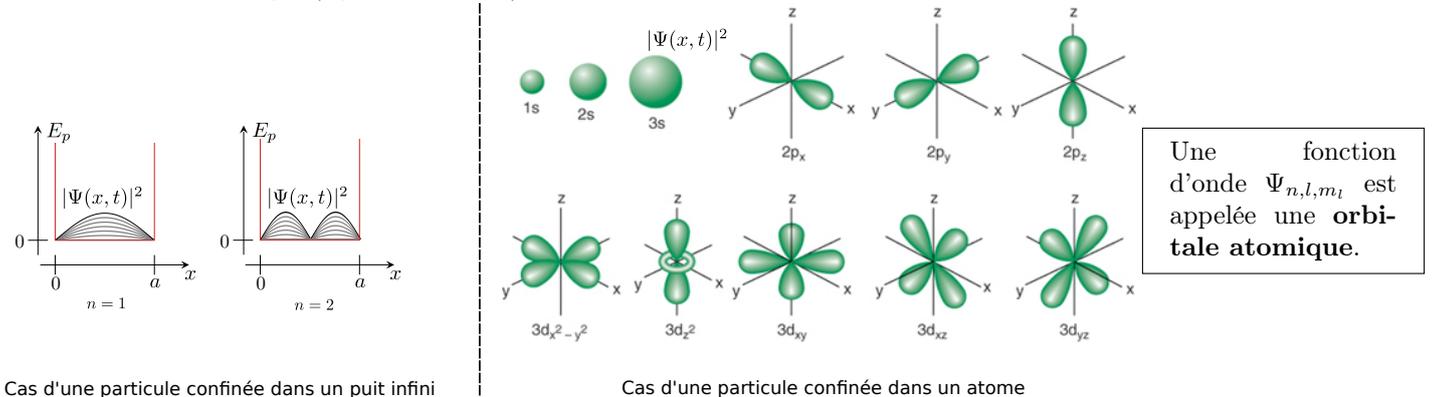
La résolution de l'équation de Schrödinger permet de montrer que les niveaux d'énergie de cet électron s'écrivent : $E_n = -\frac{E_0}{n^2}$, avec $E_0 = 13,6 \text{ eV}$ et $n \in \mathbb{N}^*$.

~>9 Voir avec l'**EC2** que ceci permet bien de retrouver les mesures expérimentales des longueurs d'onde du spectre de H. C'est donc un succès pour la description quantique de l'atome ! Passons ensuite à d'autres atomes que H.

2 – Une description quantique de l'état d'un électron

Le cas d'un atome autre que celui de l'hydrogène est plus complexe, car il y a plusieurs électrons qui interagissent entre eux. On peut alors montrer que la quantification de l'énergie fait appel non pas à un nombre (n), mais à **quatre nombres quantiques**, notés n , l , m_l et m_s .

Un électron confiné dans un atome est décrit par sa fonction d'onde Ψ . On obtient les solutions possibles en résolvant l'équation de Schrödinger (figure ci-dessous).



Cas d'une particule confinée dans un puit infini

Cas d'une particule confinée dans un atome

Détaillons les valeurs possibles des quatre nombres quantiques :

► n est le **nombre quantique principal**.

Valeurs possibles : $n = 1, 2, 3, 4, \dots$

Toutes les orbitales ayant même n forment une **couche**.

► l est le **nombre quantique secondaire**.

Valeurs possibles : l entier avec $0 \leq l \leq n - 1$.

On représente chaque l par une lettre (notation héritée de la spectroscopie) :

l	0	1	2	3
notation	s	p	d	f

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

~>10 Quelles sont les valeurs de l possibles pour $n = 1$? et $n = 2$?

► m_l est le **nombre quantique magnétique**.

Valeurs possibles : m_l entier avec $-l \leq m_l \leq +l$.

~>11 Quelles sont les valeurs de m_l possibles pour $l = 0$? $l = 1$? et $l = 2$?

⇒ Un triplet (n, l, m_l) correspond à une **orbitale atomique** Ψ_{n,l,m_l} , aussi appelée **case quantique**.

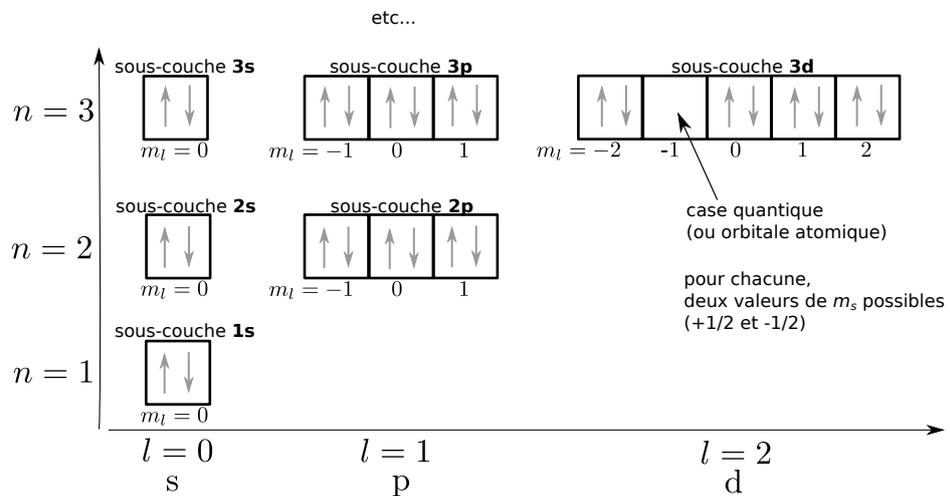
Dans chaque case quantique il y a deux états possibles, selon la valeur du quatrième nombre quantique m_s (règle de Pauli).

► m_s est le **nombre quantique magnétique de spin**.

Valeurs possibles : $+1/2$ et $-1/2$.

Un exemple de case quantique : $\begin{matrix} \text{case} \\ \left| \begin{matrix} n = 2 \\ l = 0 \\ m_l = 0 \end{matrix} \right. \end{matrix} \begin{matrix} \uparrow \\ \downarrow \end{matrix}$

Le spin d'un électron est une notion purement quantique, qui peut être imagée en disant qu'il s'agit du moment cinétique de l'électron tournant sur lui-même. Il peut prendre deux valeurs : $+\hbar/2$ si $m_s = 1/2$ (on parle de spin up), et $-\hbar/2$ si $m_s = -1/2$ (on parle de spin down).



En résumé, on a la situation ci-contre :

Remarque : On nomme les sous-couches 1s, 2s, etc. Par exemple 2s signifie que $n = 2$ et que $l = 0$ (lettre s).

→₁₂ Combien d'états y a-t-il pour une sous-couche s? et une sous-couche l? et une sous-couche d? et une sous-couche f? Ces chiffres sont à retenir pour s, p et d.

3 – Niveaux d'énergie

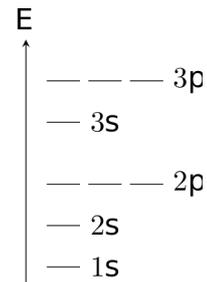
Le point clé est l'énergie de chaque orbitale atomique ou case quantique.

L'énergie d'un électron dans un atome isolé ne dépend que de n et de l : $E_{n,l}$.

Ci-contre un exemple de diagramme donnant les niveaux d'énergie des différentes sous-couches.

Lorsque plusieurs orbitales ont la même énergie, on dit que ce niveau d'énergie est dégénéré. C'est le cas ici car l'énergie ne dépend pas de m_l ou de m_s .

Exemples de diagrammes réels : voir site classe.



4 – Règles d'établissement de la configuration électronique

Il y a trois règles de remplissage des états électroniques. Elles sont déduites du formalisme quantique, et nous nous contentons de les admettre et de constater qu'elles permettent d'expliquer de nombreux faits expérimentaux.

Elles sont valables pour un atome **neutre** dans son **état fondamental** (les énergies occupées sont les plus basses possibles).

Règle 1 : principe d'exclusion de Pauli

Deux électrons ne peuvent pas être dans le même état quantique (donc ne peuvent pas avoir le même quadruplet (n, l, m_l, m_s)).

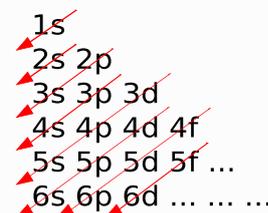
Conséquence : il est possible de placer deux électrons par case quantique (n, l, m_l) (correspondant à $m_s = \pm 1/2$).

Règle 2 : règle de Klechkowski

Le remplissage des sous-couches d'un atome à l'état fondamental se fait :

- à $n + l$ croissant,
- et lorsque $n + l$ est constant, à n croissant.

Sous forme graphique, ceci revient à suivre les flèches ci-contre.



Règle 3 : règle de Hund

Dans une sous-couche (n, l), les électrons occupent un maximum d'états avec des spins parallèles.

Remarque : Il y a des exceptions à la règle de Klechkovski, lors du remplissage des sous-couches d et f. Il n'est pas demandé de les connaître.

Bilan

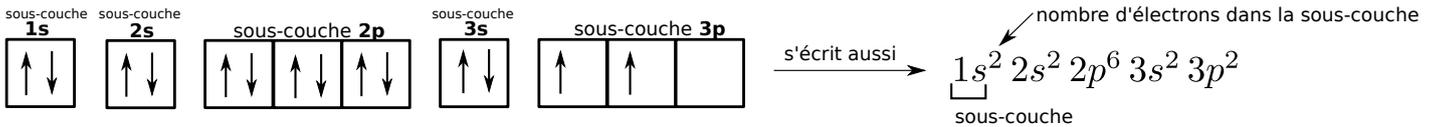
Suivre le triangle de Klechkovski, placer 2 électrons par sous-couche s, 6 par sous-couche p, 10 par sous-couche d, jusqu'à avoir placé tous les électrons.

On utilise Hund seulement si on veut la répartition dans la dernière sous-couche non remplie.

Exemples

→₁₃ Écrivons la structure électronique du silicium Si ($Z = 14$).

14 électrons à placer. On utilise le diagramme de Klechkovski pour connaître l'ordre des niveaux, et on s'arrête une fois qu'il y a de la place pour les 14 électrons :



Remplir de même le diagramme énergétique du 3.

→₁₄ **EC3**

5 – Électron de cœur et de valence, représentation de Lewis

a/ Électrons de cœur et de valence

On sépare les électrons d'un atome en deux catégories :

- ▶ **Les électrons de valence :** situés en périphérie du nuage électronique, loin du noyau, ce sont eux qui participent aux propriétés chimiques de l'élément.
- ▶ **Les électrons de cœur :** situés proche du noyau, ils n'ont pas d'influence sur les propriétés chimiques.

Électrons de cœur et de valence

Les électrons de valence sont :

- ceux de la couche de n le plus grand (n_{\max}),
- et ceux des sous-couches ($n_{\max} - 1$)d *non pleines* (s'il y en a).

(Dans les électrons de valence, il y a aussi ceux des sous-couches ($n_{\max} - 2$)f non pleines s'il y en a, mais ce n'est pas trop à votre programme.)

→₁₅ Exemples à compléter :

Silicium : configuration en $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

Oxygène : $1s^2 2s^2 2p^4$

Nickel : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$.

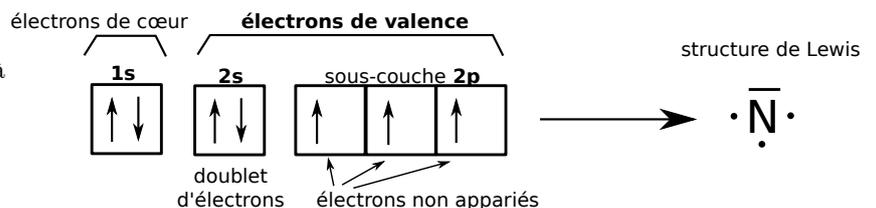
Brome : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.

→₁₆ Autres exemples cf **EC4** question 1.

b/ Schéma de Lewis, doublet et électrons non appariés

On construit le schéma de Lewis d'un atome à partir de sa configuration électronique.

Exemple de l'azote ($Z = 7$) ci-contre.



→₁₇ Faire les exemples de **EC4** question 2.

Remarque : Cette correspondance n'est pas toujours parfaite. Par exemple la structure de Lewis du carbone est plutôt $\cdot \dot{C} \cdot$; alors que l'écriture de la configuration électronique fait apparaître un doublet et deux électrons non appariés.

6 – Configuration électronique des ions

La configuration électronique d'un ion s'obtient à partir de celle de l'atome neutre correspondant.

a/ Cas des anions

Un anion s'obtient en ajoutant des électrons en suivant la règle de Klechkovski.

→₁₈ Exemple : oxygène (O, $Z = 8$) : $1s^2 2s^2 2p^4$. Configuration de l'ion O^{2-} ?

b/ Cas des cations

Il faut alors retirer des électrons de la configuration électronique de l'atome.

Pour savoir dans quel ordre, on écrit la configuration donnée par Klechkovski, puis on la réarrange dans l'ordre des n croissants. Puis on retire les électrons en partant de la fin.

→₁₉ Exemples :

Sodium (Na, $Z = 11$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Configuration de l'ion Na^+ ?

Fer (Fe, $Z = 26$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. Configuration des ions Fe^{2+} et Fe^{3+} ?

c/ Ions les plus stables

Ions les plus stables

Les atomes tendent à former des ions où la couche de valence est saturée.

⇔ Les atomes tendent à former des ions dont la configuration électronique est celle du gaz noble le plus proche.

Exemples :

→₂₀ Quels sont les ions les plus stables formés par le sodium, et l'oxygène ?

→₂₁ Autres exemples cf **EC4** question 3.

(Rq : Il y a aussi un gain de stabilité lorsqu'on a une sous-couche d pleine, par exemple ion Ga^+ et pas Ga^{5-} .)

III – La classification périodique des éléments

La première classification a été proposée par Dmitri Mendeleïev en 1869. On connaissait alors 63 éléments. Mendeleïev les a groupés par masse croissante, et surtout de sorte que ceux avec des propriétés chimiques ou physiques similaires soient les uns au dessus des autres.

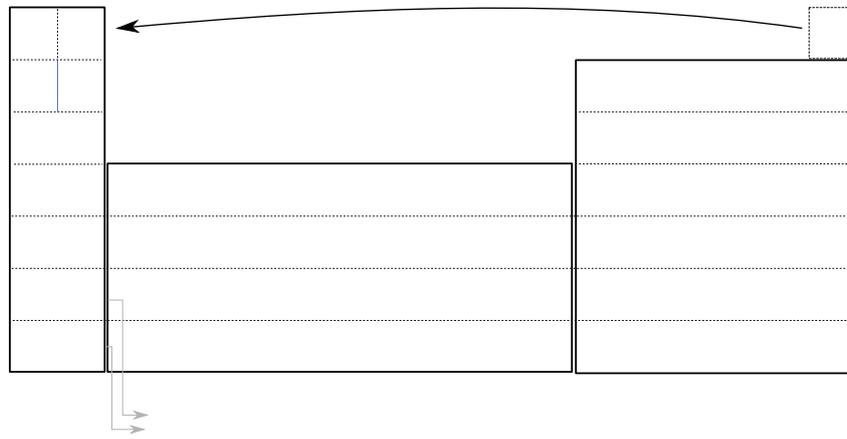
Il n'a pas respecté partout le classement par masse croissante, afin de respecter le critère de similitude des propriétés dans une même colonne : et en effet, la classification d'aujourd'hui n'est pas par masse croissante mais par nombre atomique croissant. Et il a laissé vide certains emplacements, ce qui a mené à la découverte de nouveaux éléments.

1 – Structure du tableau en lien avec la configuration électronique

Construction et propriétés à retenir

- Les éléments sont rangés par numéro atomique Z croissant.
- Dans une même colonne (aussi appelée une **famille**), la configuration des électrons de valence est la même.
- Dans une ligne (appelée aussi une **période**), la configuration de cœur est la même, et la couche externe de plus grand n est la même et devient pleine en fin de ligne, pour les gaz nobles.

→₂₂ On a donc une structure en bloc, à compléter ci-dessous :



→₂₃ On donne la configuration électronique du chlore : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Quel est l'ion le plus stable qu'il forme? Le brome est dans la même colonne. Quelle est sa configuration de valence? Quel est l'ion le plus stable qu'il forme?

2 – Périodes

Une période est une ligne de la classification.

Il faut retenir les éléments des deux premières périodes :

- H et He
- Li, Be, B, C, N, O, F, Ne. Moyen mnémotechnique : **Lili Berce Boris Chez Notre Oncle Ferdinand Nestor**.

La troisième n'est pas à connaître par cœur, mais il existe aussi des phrases comme **Napoléon Mangea Allègrement Six Poulets Sans Claquer d'Argent**.

3 – Familles remarquables

Une famille est une colonne, et ses éléments possèdent des propriétés similaires (car ils ont même configuration de valence).

a/ Les gaz nobles : colonne la plus à droite : Helium, Néon, Argon, Krypton, Xénon, Radon (noms à connaître).

→₂₄ Pour la ligne n , leur sous-couche de valence est en

- Leur sous-couche externe est donc saturée. Ils ne participent donc pas aux réactions chimiques : on dit qu'ils sont inertes.

b/ Les halogènes : avant dernière colonne : Fluor, Chlore, Brome, Iode, ... (noms à connaître).

→₂₅ Pour la ligne n , leur sous-couche de valence est en

Conséquences : ils captent facilement un électron, donc :

- Ils tendent à former des ions
- Ce sont de bons oxydants (ils captent un électron, cf partie suivante).
- Nous verrons dans le prochain chapitre qu'ils gagnent un électron en s'associant avec un atome possédant un électron célibataire, pour former par exemple F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , etc.

c/ Les alcalins : première colonne (sauf H) : Lithium (Li), Sodium (Na), Potassium (K), ...

→₂₆ Pour la ligne n , leur sous-couche de valence est en

Conséquences : ils perdent facilement un électron, donc :

- Ils tendent à former des ions
- Ce sont de bons réducteurs (ils cèdent un électron, cf partie suivante).

d/ Les alcalino-terreux : deuxième colonne. Configuration de valence en ns^2 .

e/ Les métaux : ne sont pas une famille car ils sont sur plusieurs colonnes (cf classification jointe).

Ils sont caractérisées par des propriétés communes : éclat, pouvoir réflecteur, bon conducteur électrique et thermique.

IV – Électronégativité

1 – Rappels sur l'oxydoréduction

