

Constitution et cohésion de la matière – Chapitre 1 : Modélisation quantique de l'atome

I. Structure des atomes et du noyau atomique

1. Constitution de l'atome
2. Différence entre atome et élément chimique – notion d'isotope (hors programme mais notions utiles en SVT)

II. Introduction à la mécanique quantique

1. Interaction lumière – matière
2. Quantification des niveaux d'énergie des atomes
3. Évolution du modèle de l'atome (à titre informatif)
4. Fondement de la mécanique quantique (à titre informatif)
5. Fonction d'onde décrivant un électron dans un atome : orbitale atomique

III. Description quantique d'un électron au sein d'un atome

1. Notion de couches et de sous-couches électroniques
2. Représentation géométrique des orbitales s et p

IV. Configuration électronique fondamentale d'un atome

1. Notion de configuration électronique et de configuration électronique fondamentale
2. Règles pour obtenir la configuration électronique fondamentale
3. Energie de première ionisation

V. Configuration électronique fondamentale et classification périodique

1. Histoire de la classification périodique
2. Principe de construction de la classification périodique actuelle
3. Electrons de cœur/valence, familles et blocs de la classification périodique
4. Ions monoatomiques usuels : règle de stabilité des ions
5. Évolution de quelques propriétés dans la classification

Extrait du programme de seconde

Notions	Capacités exigibles
<p>Le noyau de l'atome, siège de sa masse et de son identité</p> <p>Numéro atomique, nombre de masse, écriture conventionnelle : A_ZX ou AZ. Élément chimique</p> <p>Masse et charge électrique d'un électron, d'un proton et d'un neutron, charge électrique élémentaire, neutralité de l'atome</p>	<p>Citer l'ordre de grandeur de la valeur de la taille d'un atome. Comparer la taille et la masse d'un atome et de son noyau.</p> <p>Établir l'écriture conventionnelle d'un noyau à partir de sa composition et inversement.</p> <p>Capacités mathématiques : effectuer le quotient de deux grandeurs pour les comparer. Utiliser les opérations sur les puissances de 10. Exprimer les valeurs des grandeurs en écriture scientifique.</p>
<p>Le cortège électronique de l'atome définit ses propriétés chimiques</p> <p>Configuration électronique (1s, 2s, 2p, 3s, 3p) d'un atome à l'état fondamental et position dans le tableau périodique (blocs s et p).</p> <p>Électrons de valence.</p> <p>Familles chimiques.</p>	<p>Déterminer la position de l'élément dans le tableau périodique à partir de la donnée de la configuration électronique de l'atome à l'état fondamental.</p> <p>Déterminer les électrons de valence d'un atome ($Z \leq 18$) à partir de sa configuration électronique à l'état fondamental ou de sa position dans le tableau périodique.</p> <p>Associer la notion de famille chimique à l'existence de propriétés communes et identifier la famille des gaz nobles.</p>
<p>Vers des entités plus stables chimiquement</p> <p>Stabilité chimique des gaz nobles et configurations électroniques associées.</p> <p>Ions monoatomiques.</p>	<p>Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble.</p> <p>Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique.</p> <p>Nommer les ions : H^+, Na^+, K^+, Ca^{2+}, Mg^{2+}, Cl^-, F^- ; écrire leur formule à partir de leur nom</p>

Extrait du programme de spécialité de Première

Notions

Capacités exigibles

De la structure à la polarité d'une entité

Électronégativité des atomes, évolution dans le tableau périodique.

Modèles ondulatoire et corpusculaire de la lumière

Relation entre longueur d'onde, célérité de la lumière et fréquence.

Le photon. Énergie d'un photon.

Description qualitative de l'interaction lumière-matière : absorption et émission.

Quantification des niveaux d'énergie des atomes.

Utiliser l'expression donnant l'énergie d'un photon. Exploiter un diagramme de niveaux d'énergie en utilisant les relations $\lambda = \frac{c}{\nu}$ et $\Delta E = h\nu$.

Extrait du programme de BCPST 1

Notions

Capacités exigibles

Constitution de l'atome

Spectre de raies atomiques et quantification des niveaux énergétiques électroniques

Notion d'orbitale atomique : probabilité de présence des électrons, allures des orbitales atomiques *s* et *p*

Classification périodique et configuration électronique : électrons de cœur, électrons de valence.

Lien entre propriétés atomiques et tableau périodique : électronégativité, polarisabilité.

Relier longueurs d'onde d'émission ou d'absorption et diagramme de niveaux d'énergie électroniques.

Citer les ordres de grandeur des énergies d'ionisation et des distances caractéristiques dans l'atome.

Etablir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental à partir de son numéro atomique, pour les trois premières périodes. En déduire la configuration électronique des ions monoatomiques usuels.

Etablir la configuration électronique de valence d'un atome à partir du tableau périodique (bloc *f* exclu)

Comparer les électronégativités et les polarisabilités de deux atomes à partir des positions des éléments associés dans le tableau périodique

Ce qu'il faut retenir de ce chapitre

Savoirs

Savoir-faire

Constitution de l'atome, numéro atomique, nombre de masse, Symbole de l'atome. Définitions : élément chimique, isotope.

Lien entre l'énergie de la lumière absorbée et la différence d'énergie des niveaux énergétique d'un atome (quantum d'énergie)

Signification physique de la fonction d'onde, probabilité de présence de l'électron

Notions de couches et de sous-couches électroniques

Représentations usuelles des OA *s* ou *p* (savoir qu'elles représentent des surfaces d'isodensité).

Energie de première ionisation

Relation entre la structure de la classification périodique et les configurations électroniques des éléments.

Forme en bloc de la classification périodique, familles d'éléments.

Définition et évolution de l'électronégativité, de la polarisabilité

Savoir calculer la longueur d'onde émise ou absorbée en fonction de la différence d'énergie des niveaux mis en jeu.

Citer des distances caractéristiques dans l'atome.

Etablir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental à partir de son numéro atomique, pour les quatre premières périodes. En déduire la configuration électronique des ions monoatomiques usuels.

Savoir déterminer l'énergie de première ionisation connaissant les énergies des orbitales atomiques d'un atome. Citer les ordres de grandeur des énergies d'ionisation

Etablir la configuration électronique de valence d'un atome à partir du tableau périodique (bloc *f* exclu)

Comparer les électronégativités et les polarisabilités de deux atomes à partir des positions des éléments associés dans le tableau périodique

Ordres de grandeur à connaître

Rayon d'un noyau : $r_{\text{noyau}} \approx 10^{-15} \text{ m}$

Distance entre le noyau et la position moyenne des électrons (rayon d'un atome) : $r_{\text{atome}} \approx 10^{-10} \text{ m}$

Energie d'ionisation des atomes : pour un atome : 10 eV, pour une mole d'atome : $1000 \text{ kJ. mol}^{-1}$

Liens internet intéressants

Tableau périodique interactif (mine d'information sur les éléments chimiques) : <https://ptable.com/>

Notions hors programme pour ceux qui veulent aller plus loin :

Vidéo de vulgarisation sur l'expérience historique d'interférences d'électrons :

<https://www.youtube.com/watch?v=khtB1z1RyDk>

(C'est évidemment un peu simplifié (par exemple sur la fin quand on "observe" les électrons qui "changent leur comportements" il faut plutôt comprendre que quand on effectue des mesures cela perturbe le système et les électrons perdent leur aspect ondulatoire))

Le chat de Schrödinger expliqué par Sheldon dans « The big bang theory » :

<https://www.youtube.com/watch?v=qIRuCgbFEGQ>

L'étrange réalité du monde quantique : <https://www.youtube.com/watch?v=Vt2pK9sVpRc>

Introduction

La découverte de la structure de l'atome au début du XX^e siècle a marqué une grande étape dans l'avancée des connaissances. Cependant, de nombreux phénomènes mis en évidence et demeurant sans interprétation, tels que les spectres d'émission des atomes, ont conduit les physiciens et chimistes du XX^e siècle à abandonner le modèle classique de la mécanique newtonienne et à introduire un nouveau modèle : la mécanique quantique qui se révèle indispensable pour décrire les phénomènes qui se produisent à l'échelle submicroscopique (au niveau des noyaux atomiques, des atomes, des molécules...)

Elle a permis une interprétation et une compréhension nouvelles de la classification périodique établie de manière empirique par le chimiste russe D. Mendeleïev à la fin du XIX^e siècle grâce à l'étude des propriétés physico-chimiques des éléments.

Ce chapitre vous donnera une première approche très qualitative de l'utilisation de la mécanique quantique pour décrire la structure électronique des atomes.

I. Structure des atomes et du noyau atomique

1. Constitution de l'atome

a. Les trois particules élémentaires

Proton	Neutron	Électron	
$m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$m_e = 9,1095 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	$e = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C} :$ charge élémentaire
$q_p = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C} = e$	$q_n = 0 \text{ C}$	$q_e = -1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C} = -e$	

Les valeurs numériques ne sont pas à retenir, mais il faut retenir que les électrons sont des particules de masse beaucoup plus faible que celle des protons et des neutrons.

b. Composition d'un atome

Dans un modèle simpliste, l'atome peut être visualisé comme un noyau sphérique central, chargé positivement, autour duquel se déplace un cortège électronique.

Composition d'un atome et symbole

Un atome est composé d'un **noyau contenant des nucléons (protons et neutrons) et d'électrons**. Le symbole ${}^A_Z X$ décrit un atome avec :

- X : symbole de l'élément chimique auquel appartient l'atome considéré,
- A : nombre de masse égal au nombre de nucléons contenus dans le noyau
- Z : numéro atomique ou nombre de charges égal au nombre de protons contenus dans le noyau

Z définit l'élément chimique auquel appartient l'atome considéré.

Le noyau d'un atome est donc constitué de Z protons et de $N = A - Z$ neutrons. Pour un atome globalement neutre, il y a autant de protons que d'électrons : donc pour un atome, Z correspond également au nombre d'électrons.

Un atome possède une structure dite **lacunaire** : sa masse est concentrée dans son noyau de très petit rayon ($r_{\text{noyau}} \approx 10^{-15} \text{ m}$), les électrons se déplacent autour du noyau, à « grande » distance ($r_{\text{atome}} \approx 10^{-10} \text{ m}$).

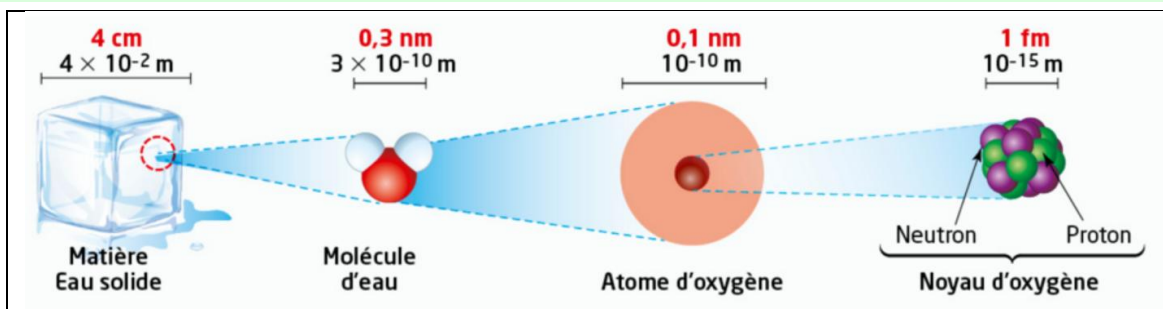


Figure 1 : différentes échelles dans la matière



Exercice d'application 1

2. Différence entre atome et élément chimique – notion d'isotope (hors programme mais utile en SVT)

Élément chimique :

L'élément chimique est défini par le nombre de protons Z présents dans le noyau.

Atomes isotopes

Deux atomes ayant même nombre de protons (Z), mais des nombres de neutrons différents, correspondent à un même élément chimique. Ils sont dits isotopes l'un de l'autre.

A l'heure actuelle on connaît 118 éléments chimiques dont 92 sont naturels (${}^1_1\text{H}, \dots, {}^{92}_{92}\text{U}$). Comme à chaque élément peut être associé un grand nombre d'atomes isotopes, il existe pour ces éléments environ 1 500 nucléides connus dont 300 environ sont présents dans la nature, les autres étant créés artificiellement par des réactions nucléaires et ayant des durées de vie très courtes.



Dans la nature, la plupart des noyaux d'atomes sont stables, c'est-à-dire qu'ils restent indéfiniment identiques à eux-mêmes. Les autres isotopes sont instables car ils possèdent trop de protons ou de neutrons ou trop des deux. Pour revenir vers un état stable, ils sont obligés de se transformer. Ils expulsent alors de l'énergie – provenant de la modification du noyau – sous forme de rayonnements : c'est le phénomène de radioactivité.

Ce phénomène est très utile pour procéder à une datation absolue d'un événement, d'un objet, d'une couche géologique, d'un niveau archéologique.

Il existe de nombreuses techniques de datation, en voici deux, exposées ci-dessous.

Datation au carbone 14 : Le carbone 14 est un isotope radioactif du carbone. Sa période radioactive, temps au bout duquel la moitié de ces atomes s'est désintégrée en azote 14, est de 5 730 ans. Se formant dans la haute atmosphère de la Terre, il existe 1 atome de carbone 14 pour 1 000 milliards de carbone 12 (isotope non radioactif). Comme tout isotope du carbone, le carbone 14 se combine avec l'oxygène de notre atmosphère pour former alors du CO_2 (dioxyde de carbone). Ce CO_2 est assimilé par les organismes vivants tout au long de leur vie : respiration, alimentation... En mourant, ils n'en assimilent plus. **La quantité de carbone 14 assimilé diminue alors au cours du temps de façon exponentielle tandis que celle de carbone 12 reste constante.**

La datation repose sur la comparaison du rapport entre les quantités de carbone 12 et de carbone 14 contenues dans un échantillon avec celui d'un échantillon standard de référence. On déduit de cette comparaison « l'âge carbone 14 » de l'échantillon qu'on cherche à dater. Cet « âge carbone 14 » est ensuite traduit en âge réel (ou « âge calendaire »), en le comparant à une courbe-étalon, réalisée par les chercheurs à force de nombreuses mesures complémentaires. On peut ainsi en déduire l'âge de l'objet étudié et remonter jusqu'à 50 000 ans environ (au-delà, la technique n'est pas assez précise).

Datation K/Ar : La méthode potassium-argon (K-Ar) est une méthode de datation isotopique mise au point en 1948 par Aldrich et Nier. Elle peut couvrir la quasi totalité des âges géologiques avec une bonne précision. Elle repose sur la mesure de la quantité d'argon (${}^{40}\text{Ar}$) et de potassium 40 (${}^{40}\text{K}$) présente dans un échantillon de roche provenant de la solidification d'un magma entièrement dégazé. Elle permet de dater les minéraux des roches métamorphiques et des roches volcaniques.

Le potassium K (de numéro atomique $Z=19$) possède 3 isotopes naturels : ${}^{39}\text{K}$ (93,2581 %), ${}^{40}\text{K}$ (0,001167%) et ${}^{41}\text{K}$ (6,7302 %). Les roches volcaniques contiennent l'isotope 40 du potassium qui est radioactif et se désintègre selon deux voies :

- 88 % des noyaux de potassium 40 se transforment en ${}^{40}\text{Ca}$ (calcium 40) : ${}^{40}_{19}\text{K} \rightarrow {}^{40}_{20}\text{Ca} + {}^{-1}_0\text{e}^{-}$

C'est une désintégration radioactive de type β^- qui libère des électrons. La période radioactive $T = 1,40$ Ga.

- 12 % des noyaux de potassium 40 se transforment en ${}^{40}\text{Ar}$ (argon) par capture d'une partie des électrons ainsi produits (on parle de radioactivité par capture électronique, libérant un rayonnement électromagnétique de type γ) : ${}^{40}_{19}\text{K} + {}^{-1}_0\text{e}^{-} \rightarrow {}^{40}_{18}\text{Ar} + {}^0_0\gamma$

La période radioactive $T = 11,9$ Ga (milliards d'années).

L'argon est un gaz qui est en général retenu par les roches. Lors d'une éruption, la roche perd l'argon 40 : on parle de "dégazage." A la date de l'éruption, la lave ne contient donc plus d'argon. **Au cours du temps l'argon 40, produit par la désintégration radioactive du potassium 40, va donc s'accumuler à nouveau dans la roche tandis que le potassium 40 disparaît peu à peu.** Pour appliquer cette méthode, on fait donc l'hypothèse que la roche analysée ne contenait pas d'argon au moment de sa formation.

Les minéraux sont alors datés en mesurant les concentrations de ${}^{40}\text{K}$ et de ${}^{40}\text{Ar}$ accumulés. Le dosage de ${}^{40}\text{K}$ et de ${}^{40}\text{Ar}$ nécessite l'emploi de techniques raffinées de spectrométrie de masse mises en œuvre dans des laboratoires spécialisés.

Sources :

<https://www.cea.fr/comprendre/Pages/radioactivite/radioactivite.aspx?Type=Chapitre&numero=1>

<https://www.cea.fr/comprendre/Pages/radioactivite/essentiel-sur-la-datation-au-carbone-14.aspx>

<http://acces.ens-lyon.fr/acces/thematiques/limites/Temps/datation-isotopique/enseigner/datation-k-ar>

https://fr.wikipedia.org/wiki/Datation_par_le_potassium-argon

II. Introduction à la mécanique quantique

1. Interaction lumière – matière

En 1900, que Max Planck postule que les échanges d'énergie entre la matière et une lumière monochromatique de fréquence ν ne se font que par quantités finies d'énergie (« paquets » d'énergie) appelées quanta d'énergie ou photon.

Loi de Planck-Einstein : quantum d'énergie ou photon

Remarque :

Les descriptions ondulatoire et corpusculaire de la lumière seront revues dans le chapitre dédié en physique

On considère une particule pouvant exister dans deux niveaux d'énergie E_1 et E_2 , avec $E_1 < E_2$. E_1 est appelé **niveau fondamental**, E_2 constitue un **niveau excité**.

La particule, initialement dans son niveau fondamental E_1 , peut passer dans le niveau excité E_2 en absorbant un rayonnement électromagnétique de longueur d'onde notée $\lambda_{1,2}$.

La particule, initialement dans son niveau excité E_2 , peut revenir à son niveau fondamental E_1 en émettant un rayonnement électromagnétique de longueur d'onde notée $\lambda_{1,2}$.



Exercice d'application 2

2. Quantification des niveaux d'énergie des atomes

Dans l'infiniment petit toutes les valeurs de l'énergie ne peuvent être prises. On parle alors de quantification des niveaux énergétiques.

Cette quantification peut être mise en évidence grâce à l'obtention des spectres d'émission d'un atome par une lampe spectrale (ou l'observation des spectres d'émission naturels des étoiles par exemple). Une lampe spectrale contient un gaz, d'un élément chimique spécifique, subissant une décharge électrique sous une faible pression.

Prenons l'exemple de l'atome d'hydrogène. Pour obtenir son spectre d'émission, du dihydrogène (H_2) gazeux à basse pression subit une décharge électrique qui dissocie ses molécules en atomes d'hydrogène H **excités**. L'état énergétique élevé de ces atomes est éphémère et leur **désexcitation** permet l'**émission** d'une onde polychromatique dont le spectre est constitué de **raies** de longueurs d'onde bien **précises**.

Remarque : lorsqu'un gaz à basse pression et à basse température est traversé par de la lumière blanche (de spectre continu), le spectre de la lumière transmise est constitué de raies noires se détachant sur le fond coloré du spectre de la lumière blanche : c'est un spectre de raies d'absorption. Les longueurs d'onde absorbées sont identiques aux longueurs d'onde émises lors du spectre d'émission.

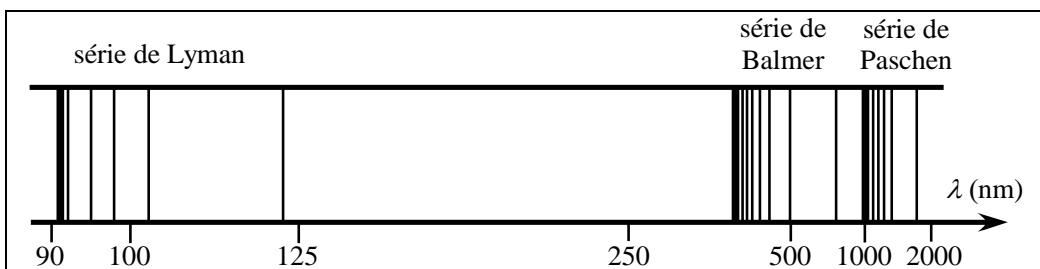


Figure 2 : Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

À retenir :

On observe que seules certaines longueurs d'onde sont émises : on parle de **spectre de raies** ou de spectre discontinu.

Niels Bohr en 1913 postule que chaque radiation monochromatique du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène est liée à la désexcitation entre deux **niveaux d'énergie discrets**, d'un électron appartenant au nuage électronique : **l'énergie de l'électron dans l'atome est quantifiée**.

Chaque atome d'un **élément chimique** donné possède un **spectre de raies** qui lui est **propre**, propriété fondamentale utilisée pour la reconnaissance des éléments chimiques en spectrométrie d'émission et d'absorption atomique.

Voici par exemple le diagramme énergétique représentant les différents niveaux d'énergie accessible pour l'électron unique de l'atome d'hydrogène. La formule utilisée pour calculer chaque énergie est issue du modèle quantique de l'atome ($E_n = -13,6 \text{ eV}/n^2$ avec n un entier strictement positif) et n'est pas à connaître.

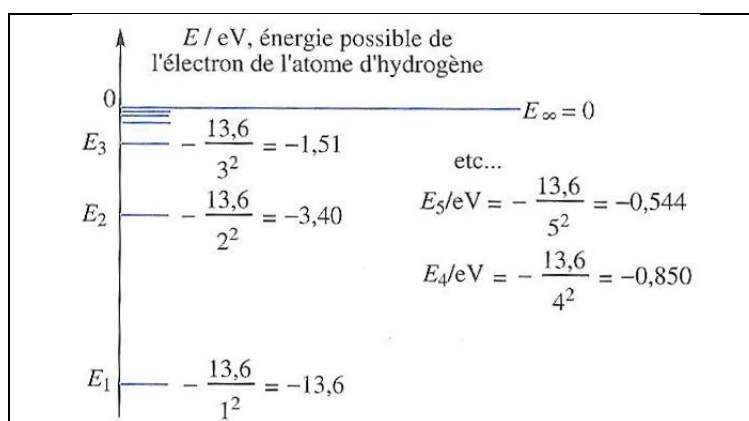


Figure 3 : Niveaux d'énergie possibles de l'e⁻ de l'atome d'H

Vocabulaire : les valeurs de longueur d'onde obtenues sont dites discrètes, par opposition aux valeurs continues.

Remarque : dans le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène, les raies apparaissent par groupes, portant le nom du physicien qui les a découvertes.

Au sein d'une même série les raies se rapprochent quand la longueur d'onde diminue et semblent tendre vers une raie limite. Les spectroscopistes ont trouvé une règle empirique, appelée la relation de Ritz, donnant l'énergie de l'onde émise :

$$E/\text{eV} = 13,6 \times \left(\frac{1}{p^2} - \frac{1}{q^2} \right)$$

Avec p et q des entiers non nuls et $q > p$

Selon la valeur de p on retrouve les séries de raies précédentes : $p = 1$, série de Lyman ; $p = 2$, série de Balmer ; $p = 3$, série de Paschen

**Exercice d'application 2****3. Évolution du modèle de l'atome (à titre informatif)**

Si la notion d'atome a été philosophiquement élaborée dans l'antiquité (Démocrite), il a fallu attendre le XXe siècle pour qu'elle soit reconnue par la majeure partie de la communauté scientifique. En 1901, J. Perrin propose un modèle planétaire de l'atome : il imagine un noyau chargé positivement, autour duquel gravitent une multitude de petites particules chargées négativement, de manière à ce que l'ensemble soit électriquement neutre.

En 1903 J.-J. Thomson propose un modèle globulaire : l'atome serait une boule d'électricité positive à l'intérieure de laquelle sont dispersés les électrons (le pudding aux pruneaux).

En 1911, l'expérience de déviation du faisceau de particules α de E. Rutherford met en évidence le caractère lacunaire de l'atome, rejetant ainsi le modèle de Thomson. Il modifie alors le modèle planétaire de Perrin en proposant des orbites circulaires pour les électrons.

En 1913, N. Bohr, pour expliquer le spectre de raies d'émission de l'atome d'hydrogène, introduit alors de manière arbitraire que le rayon des orbites est quantifiée selon la relation : $R_n = n^2 a_0$

Avec n est un entier naturel non nul, et $a_0 = 53 \text{ pm}$ le rayon de Bohr

Ce modèle rend très bien compte des émissions observées : l'énergie mécanique d'une particule sur une orbite est inversement proportionnelle au rayon de l'orbite, c'est-à-dire : $E_n = e_0/n^2$

Où e_0 est une constante homogène à une énergie. Le passage d'une particule sur une orbite de rayon $R_n = n^2 a_0$ à une orbite de rayon $R_p = p^2 a_0$ s'accompagne d'une variation d'énergie $\Delta E = e_0 \left(\frac{1}{p^2} - \frac{1}{n^2} \right)$. On retrouve la loi empirique des spectroscopistes. Bien que le modèle donne de bons résultats, rien ne permet d'expliquer l'origine de l'apparition de nombre entiers dans le rayon des orbites. Le modèle de la mécanique quantique a permis de lever cette incompréhension, tout en permettant de modéliser bien d'autres phénomènes.

4. Fondements de la mécanique quantique (à titre d'informatif)

À l'échelle de l'atome, les micro-objets ne sont plus soumis aux lois de la mécanique classique, mais à celles de la mécanique quantique, fondées sur plusieurs notions.

Notions fondant la mécanique quantique :

- Principe d'incertitude :

L'évolution de la compréhension de l'infiniment petit a amené Heisenberg à énoncer le principe d'incertitude qui stipule qu'il est impossible de connaître simultanément la position d'une particule et son énergie de manière précise.

- Fonction d'onde :

Une particule, en particulier un électron, sera donc décrit par une valeur d'énergie (énergie que l'on peut déterminer expérimentalement à l'aide des spectres de raies), mais il sera impossible de décrire précisément sa trajectoire.

Il sera donc décrit par une fonction, appelée **fonction d'onde** : fonction mathématique permettant de connaître sa **probabilité de présence dans une zone de l'espace**.

- Dualité onde-corpuscule :

En physique classique, la notion d'onde et de corpuscule sont deux concepts distincts.

- Un corpuscule est un « petit grain » de matière localisée, sa vitesse et sa trajectoire peuvent être connues.
- Une onde n'est pas localisée et possède une étendue spatiale, on ne peut pas parler de trajectoire à proprement parler. Elle ne transporte pas de matière mais de l'énergie à une certaine vitesse.

La lumière a déjà été décrite comme étant à la fois une onde et constitués de corpuscules (les photons). On parle de dualité onde – corpuscule.

En 1924, L. De Broglie étend cette notion à toute particule en mouvement, en particulier les électrons.

Certaines expériences permettent d'observer un comportement corpusculaire des électrons, d'autres expériences permettent d'observer un comportement ondulatoire. On utilise donc deux modèles distincts en fonction de ce que l'on souhaite décrire, mais la réalité est sûrement plus complexe.

Une expérience permet de mettre en évidence cette dualité : l'expérience de la double fente de Feynman, expliquée sur la vidéo suivante :

<http://www.youtube.com/watch?v=7f14cVCpvDc>

Remarque :

Le principe d'incertitude s'énonce de la manière suivante :

si un système de masse m se trouve à position x , avec une incertitude Δx et possède une vitesse v , avec une incertitude Δv , alors les deux incertitudes sont reliées par l'inégalité :

$$m\Delta x\Delta v \geq \frac{h}{2\pi}$$

Cette incertitude sur la position et la vitesse est intrinsèque. Cela signifie que si l'on connaît la position d'un objet avec une incertitude nulle alors l'incertitude sur la vitesse de cet objet est infinie. Cela signifie que même si on arrive à s'affranchir des incertitudes dues aux techniques de mesures il resterait toujours une incertitude due à la physique.

Ce principe est lié à la masse de l'objet concerné. Ainsi la conséquence est différente selon que l'on étudie un objet de taille macroscopique ou un objet de taille microscopique.

Par exemple si l'on veut estimer la position d'un grain de poussière à 10% près par rapport à sa taille, l'incertitude sur la vitesse serait de l'ordre de grandeur de $10^{-10} \text{ m.s}^{-1}$, donc négligeable par rapport aux incertitudes dues au matériel de mesure.

Si l'on effectue le même calcul pour un électron de l'atome d'hydrogène, on obtient une incertitude sur la vitesse de l'ordre de 10^7 m.s^{-1} (quasiment le même ordre de grandeur que celui de la vitesse de la lumière). Ainsi la vitesse de l'électron et donc son énergie ne peut pas être connue si on connaît sa position.

5. Fonction d'onde décrivant un électron dans un atome : orbitale atomique

À un électron dans un atome, on associe une **fonction d'onde** (appelée **orbitale atomique OA**), notée $\Psi(x, y, z)$, qui dépend des coordonnées spatiales de l'électron. Elle n'a pas de sens physique mais contient toutes les informations concernant l'électron.

- Lien entre fonction d'onde et énergie de l'électron

Cette fonction d'onde est associée à l'**énergie totale** de l'électron (énergie potentielle d'interaction de l'électron avec le noyau et les autres électrons et énergie cinétique lié à son mouvement) grâce à une équation, appelée **équation de Schrödinger**, dont elle est solution.

L'équation de Schrödinger n'est pas à votre programme.

- Lien entre fonction d'onde et probabilité de présence de l'électron

Si la fonction d'onde Ψ n'a pas de sens physique en revanche $|\Psi|^2$ représente la densité de probabilité de présence de l'électron (c'est-à-dire la probabilité de présence de l'électron par unité de volume, une sorte de probabilité volumique).

La probabilité de présence de l'électron autour du point $M(x, y, z)$ dans un petit volume dV vaut : $|\Psi|^2 dV$. Il faut ensuite intégrer pour connaître la probabilité dans une zone d'espace non élémentaire.

- Lien entre fonction d'onde et quantification de l'énergie de l'électron

L'expression mathématique de la fonction d'onde fait apparaître des nombres quantifiés (qui ne peuvent prendre que certaines valeurs). (hors programme)



On ne dira donc plus pour les électrons qu'ils « gravitent » autour du noyau, ni qu'ils sont sur une orbite. On parlera de **densité électronique** ou de **nuage électronique**.

III. Description quantique d'un électron appartenant à un atome

Dans le cadre du modèle de la mécanique quantique un électron appartenant à un atome va être décrit par une fonction d'onde appelée **orbitale atomique** qui permettra d'obtenir toutes les informations nécessaires sur l'électron, en particulier **son énergie** (via l'équation de Schrödinger) et la **zone de l'espace dans laquelle il a le plus de probabilité de se situer**.

1. Notions de couches et sous-couches électroniques

La résolution de l'équation de Schrödinger fait apparaître un classement en couche et sous-couche (liée à des nombres dits quantiques qui ne peuvent prendre que certaines valeurs), des orbitales pouvant décrire un électron.

a. Couches

Cette distance la plus probable est appelé **rayon orbitaire**.

b. Sous-couches

A partir de la lettre *f* les sous-couches sont nommées dans l'ordre alphabétique

Le type de sous-couche à laquelle appartient l'orbitale atomique décrivant l'électron renseigne sur **la zone de l'espace dans laquelle l'électron a le plus de probabilité de se situer**. Chaque sous-couche est associée à une **symétrie particulière** (cf. 2.).

Couche n°				
1				
2				
3				
4				

Sous-couches présentes pour les quatre premières couches électroniques

c. Notation utilisée pour nommer une orbitale atomique

Lorsqu'il y a plusieurs orbitales associées à une même couche et une même sous-couche, on les distingue en précisant des indications supplémentaires en indice (cf. paragraphe 2. pour les orbitales des sous-couche *s* et *p*, pour les autres c'est hors programme).

2. Représentation géométrique des orbitales appartenant aux sous-couches s et p

On représente de manière simplifiée les orbitales atomiques en dessinant la forme des surfaces d'isodensité, surface délimitant un volume à l'intérieur duquel la probabilité de trouver l'électron vaut une valeur fixée. Le type de sous-couche est associé aux directions de l'espace selon lesquelles il est le plus probable de trouver l'électron.

Propriétés géométriques des OA s et p

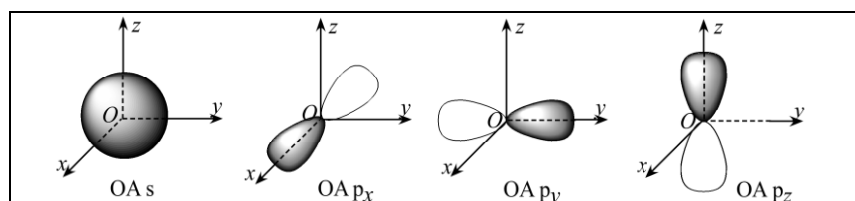


Figure 4 : Représentation des orbitales atomiques

Les OA de type p possèdent un lobe noirci tandis que l'autre est laissé incolore, cette convention indique que le signe de la fonction d'onde s'inverse en passant d'un lobe à l'autre, cette information est utile lors de la formation des orbitales moléculaires pour modéliser les liaisons chimiques.

IV. Configuration électronique fondamentale d'un atome

1. Notion de configuration électronique et de configuration électronique fondamentale

a. Configurations électroniques et énergie de l'atome

Donner la configuration électronique d'un atome c'est indiquer pour chaque électron, l'orbitale atomique qui le décrit.

Il existe une infinité de configurations électroniques pour un atome, chacune lui conférant une énergie différente.

La configuration électronique associée à l'énergie de l'atome la plus basse est nommée **configuration électronique fondamentale**, l'atome étant ainsi dans **son état le plus stable**.

b. Ecriture d'une configuration électronique

On indique successivement entre parenthèse le nom des orbitales « occupées » par les électrons en précisant uniquement le numéro de la couche et le type de sous-couche et en mettant en exposant le nombre d'électrons décrits par ces orbitales.

Exemples de configuration électronique de l'atome d'oxygène ($Z = 8$) dans différents états énergétiques :



Toutes les répartitions ne sont pas possibles, certaines sont interdites : différentes règles issues du modèle quantique doivent être respectées (règles qui ne seront pas toutes détaillées dans ce chapitre).

2. Règles pour obtenir la configuration électronique fondamentale

Nombre d'électrons par sous-couche :

Une orbitale atomique peut être « occupée » par 0, 1 ou 2 électrons au maximum. Ainsi :

Ordre de remplissage :

Pour obtenir la configuration électronique la plus stable on remplit au maximum les sous-couches les plus basses en énergie. Ainsi on **sature chaque sous-couche** avec son nombre maximal d'électrons avant de remplir la sous-couche suivante jusqu'à avoir placé tous les électrons

L'ordre énergétique des sous-couches est donnée par une règle hors programme (la règle de Klechkowski), nous retiendrons uniquement que l'ordre énergétique se retrouve par la lecture « diagonale » de ce tableau à double entrée :



Exercice d'application 3

3. Énergie de première ionisation

Définition : énergie de première ionisation

L'énergie d'ionisation E_i est l'énergie qu'il faut fournir pour arracher l'électron le plus haut en énergie à l'attraction du noyau, lorsque l'atome est dans son état fondamental. Ainsi on forme un cation portant une charge positive :

En première approximation, l'énergie de première ionisation correspond donc à la différence d'énergie entre la dernière sous-couche occupée et l'énergie du dernier niveau possible (énergie fixée par convention à zéro)

Unités et ordres de grandeur

Cette énergie peut être donnée :

Nous retiendrons les ordres de grandeur suivant :



Exercice d'application 4

V. Configuration électronique fondamentale et la classification périodique

1. Histoire de la classification périodique (à titre informatif)

a. Avant Mendeleïev (avant 1869)

L'inventaire des différents éléments chimiques connus a de tous temps paru nécessaire aux chimistes. Ainsi, en 1787, A. L. de Lavoisier, A. Fourcroy, L.-B. Guyton et C.-L. Berthollet dressèrent la liste des trente-trois éléments chimiques connus à leur époque, mais ils n'établirent pas de classement.

A la suite des travaux sur l'électrolyse de H. Davy (découvreur du sodium et du potassium en 1807, du calcium et du strontium en 1808), J.B. Döbereiner, en 1817, imagina le concept de triades basé sur des analogies de propriétés physico-chimiques : alcalino-terreux (Ca, Sr, Ba) d'abord, alcalins (Li, Na, K) et halogènes (Cl, Br, I) ensuite. Cette notion de triade a conduit au concept de familles chimiques et à la notion de périodicité dans les propriétés chimiques des éléments.

En 1858, S. Cannizzaro propose une toute nouvelle notion : la masse atomique. C'est grâce à cette notion que A. Béruyer de Chancourtois en 1862, tente un classement des éléments : il dispose les éléments sur le long d'une hélice s'enroulant autour d'un cylindre dans l'ordre de leur masse atomique et de façon à ce que les membres d'une même famille se trouvent sur la même génératrice (figure 18).

En 1865, J. Newlands proposa une nouvelle classification en rangeant, toujours par masse atomique croissante, les éléments par famille au sein de sept groupes. Le premier terme de chaque groupe étant à chaque fois l'un des éléments les plus légers connus à l'époque (H, Li, Ce, B, C, N et O). Chaque élément d'un groupe avait les propriétés voisines des éléments situés sept cases avant et sept cases plus loin : d'où l'appellation de « loi des octaves » qu'il choisit. C'est un premier pas vers la classification de Mendeleïev telle que nous la connaissons.

b. La classification de Mendeleïev (1869)

D. Mendeleïev souhaite classer les éléments en fonction de leurs propriétés physico-chimiques. Il les classe tout d'abord par ordre croissant de masse atomique car cela correspond bien à l'évolution des propriétés au sein des éléments.

En les classant par ordre de masse atomique croissante, leurs propriétés se modifient régulièrement d'un terme à l'autre pour subir à un moment donné une modification brusque. Il introduit ainsi la notion de période (qui correspond à une ligne de la classification). Chaque période débute par un métal alcalin et se termine par un halogène (en effet à l'époque les gaz nobles ne sont pas encore connus). Ainsi les éléments possédant les mêmes propriétés et donc appartenant à la même famille sont situés sur la même colonne.

Mais sa démarche est surtout originale à travers plusieurs points particuliers :

- Pour garder une cohérence de l'évolution des propriétés physico-chimiques des éléments au sein de la classification, Mendeleïev inverse certains éléments malgré leur masse atomique : l'élément tellure ($M=127,6$) est placé avant l'iode ($M=126,9$)
- Il suppose des places vacantes dans la classification pour des éléments non encore découverts et prédit les propriétés de ces éléments : il suppose par exemple l'existence d'un élément de masse voisine de 71 et de propriétés analogues à celles de l'aluminium.

La validation de cette classification paraît naturelle très rapidement après la découverte de certains éléments chimiques. En 1875, par exemple, P. Le Coq De Boisbaudran découvre le gallium : élément de masse atomique de 69,7, dont les propriétés correspondaient très exactement à celles prévues par D. Mendeleïev.

La dernière colonne de la classification est ajoutée après la découverte des gaz nobles (ou gaz rares) : le premier étant l'argon en 1894 par W. Ramsay et Lord Raleigh et le dernier étant le radon en 1900 par F. E. Dorn.

c. Après Mendeleïev

L'explication rationnelle de la classification de D. Mendeleïev ne fut rendu possible que par la découverte de la charge électrique du noyau par E. Rutherford en 1910. C'est en 1913 que H. Moseley corréla le numéro atomique des éléments et leur place dans le tableau périodique. Ainsi l'iode ($Z=53$) est bien placé après le tellure ($Z=52$).

Avec l'avancée en mécanique quantique on peut maintenant corréler position dans la classification et configuration électronique des éléments.

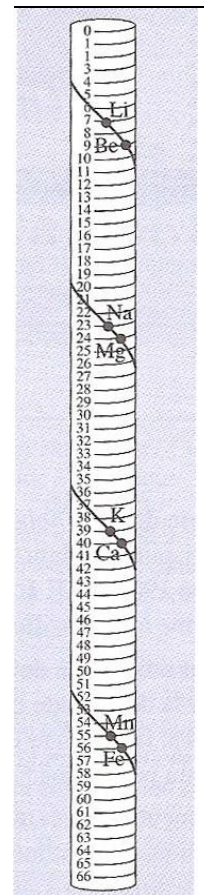


Figure 5 :
Modèle de la
vis tellurique

2. Principe de construction de la classification périodique actuelle

La classification périodique actuelle est basée sur la configuration électronique des atomes

Principes de construction

- Les éléments sont rangés de gauche à droite par ordre croissant de leur numéro atomique Z .
- À chaque fois que la configuration électronique fondamentale de l'atome correspondant à l'élément considéré fait intervenir une nouvelle couche électronique, on commence une nouvelle ligne, appelée **période**. Pour $n > 1$, la n -ième période débute avec le remplissage des électrons de valence ns et s'achève avec le remplissage de la sous-couche np

3. Electrons de cœur/valence, familles et blocs de la classification périodique

a. Electrons de cœur/valence

Définitions

Les **électrons dits « de cœur »** sont décrits par les OA les plus basses en énergie. Ils sont très influencés par le noyau, ils sont peu influencés par le milieu extérieur.

Les **électrons dits « de valence »** sont décrits par les OA les plus hautes en énergie. Ils sont moins influencés par le noyau, ils sont plus influencés par le milieu extérieur. Ce sont les électrons appartenant aux sous-couches les plus hautes en énergie.

Il sera important par la suite d'être capable de déterminer le nombre d'électrons de valence d'un atome pour pouvoir ensuite construire des molécules. Il existe des règles pour les déterminer (hors programme) mais la simple lecture de la classification périodique permettra de déterminer le nombre et le type d'électrons de valence pour un élément donné.

b. Familles et blocs du tableau périodique

Notion de famille chimique : Chaque colonne rassemble des éléments des propriétés chimiques comparables et sont dits appartenir à la même famille. Ils possèdent la même structure électronique de valence : même nombre d'électrons de valence appartenant aux mêmes types de sous-couches, seule la couche électronique change (à l'exception de l'atome d'hélium).

Notion de bloc : On définit différents blocs au sein de la classification, en fonction des OA de valence en cours de remplissage des éléments concernés.

c. Etude de la classification périodique

Nous allons analyser la classification périodique en lien avec la structure électronique de valence des éléments chimiques. Les électrons de valence seront notés en gras dans les notations des configurations électroniques.

1^{ère} période : correspond au remplissage de la couche $n^{\circ}1$ qui ne contient qu'une sous-couche s , à 2 électrons max. Il n'y a donc que deux éléments sur cette période :

Colonne 1	Colonne 18
${}_1\text{H}$	${}_2\text{He}$
$(1s)^1$	$(1s)^2$

2^{ème} période : correspond au remplissage de la couche $n^{\circ}2$ qui contient une sous-couche s et une sous-couche p à 6 électrons max. Il y a donc huit éléments sur cette période :

Colonne 1	Colonne 2	Colonne 13	Colonne 14	Colonne 15	Colonne 16	Colonne 17	Colonne 18
${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
$(1s)^2(2s)^1$	$(1s)^2(2s)^2$	$(1s)^2(2s)^2(2p)^1$	$(1s)^2(2s)^2(2p)^2$	$(1s)^2(2s)^2(2p)^3$	$(1s)^2(2s)^2(2p)^4$	$(1s)^2(2s)^2(2p)^5$	$(1s)^2(2s)^2(2p)^6$

3^{ème} période : correspond au remplissage de la couche $n^{\circ}3$ qui contient une sous-couche s et une sous-couche p à 6 électrons max. Il y a huit éléments sur cette période (dans le tableau la notation $[\text{Ne}]$ représente la configuration de cœur $(1s)^2(2s)^2(2p)^6$ des éléments de cette 3^{ème} ligne, ainsi seuls les électrons de valence sont détaillés) :

Colonne 1	Colonne 2	Colonne 13	Colonne 14	Colonne 15	Colonne 16	Colonne 17	Colonne 18
${}_{11}\text{Na}$	${}_{12}\text{Mg}$	${}_{13}\text{Al}$	${}_{14}\text{Si}$	${}_{15}\text{P}$	${}_{16}\text{S}$	${}_{17}\text{Cl}$	${}_{18}\text{Ar}$
$[\text{Ne}](3s)^1$	$[\text{Ne}](3s)^2$	$[\text{Ne}](3s)^2(3p)^1$	$[\text{Ne}](3s)^2(3p)^2$	$[\text{Ne}](3s)^2(3p)^3$	$[\text{Ne}](3s)^2(3p)^4$	$[\text{Ne}](3s)^2(3p)^5$	$[\text{Ne}](3s)^2(3p)^6$

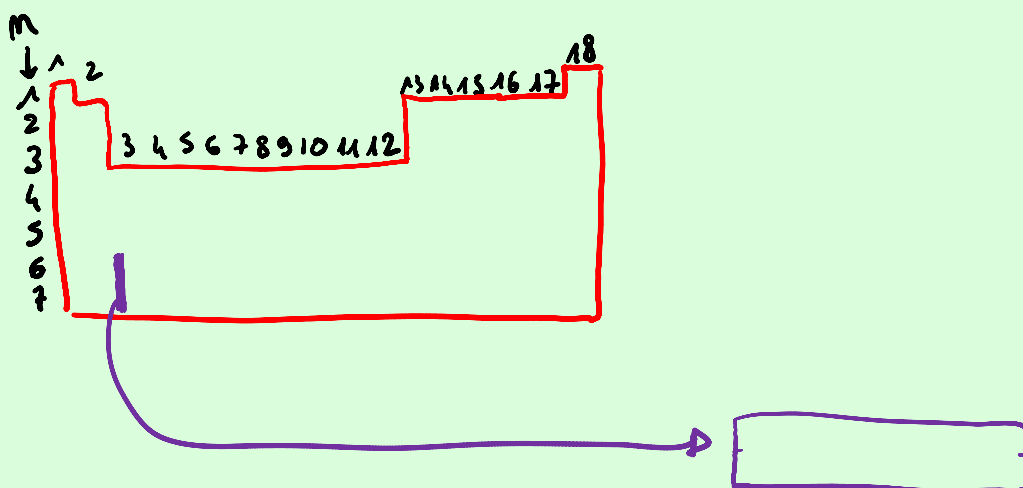


- Chaque colonne rassemble des éléments chimiques ayant des propriétés physico-chimiques similaires, ainsi l'hélium (configuration : $(1s)^2$) est situé sur la dernière colonne de la classification même si sur les périodes suivantes les structures de valence sont du type $(ns)^2(p)^6$. C'est une exception. D'où le décalage entre l'hydrogène et l'hélium au niveau de la première ligne.
- Chaque colonne devant rassembler des éléments possédants la même structure électronique de valence, il apparaît dans la classification un deuxième décalage. A partir de la 4^{ème} période on remplit la sous-couche ns puis la sous-couche $(n - 1)d$ avant de continuer à remplir la sous-couche np . Ainsi, la classification périodique fait apparaître, à partir de la 4^{ème} période, un bloc de 10 colonnes pour les éléments possédants des orbitales de valence de type d . Le même phénomène se produit concernant les OA $4f$ à la 6^{ème} période (hors programme)

A retenir :

On retiendra les configurations électroniques de valence suivantes associées à chaque colonne (à l'exception de l'hélium) :

Colonne	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Configuration de valence	$(ns)^1$	$(ns)^2$	$(ns)^2((n-1)d)^1$	$(ns)^2((n-1)d)^2$	$(ns)^2((n-1)d)^3$	$(ns)^2((n-1)d)^4$	$(ns)^2((n-1)d)^5$	$(ns)^2((n-1)d)^6$	$(ns)^2((n-1)d)^7$	$(ns)^2((n-1)d)^8$	$(ns)^2((n-1)d)^9$	$(ns)^2((n-1)d)^{10}$	$(ns)^2(np)^1$	$(ns)^2(np)^2$	$(ns)^2(np)^3$	$(ns)^2(np)^4$	$(ns)^2(np)^5$	$(ns)^2(np)^6$
Nb d'électrons de valence	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	3	4	5	6	7	8
Bloc	s	s	d	d	d	d	d	d	d	d	d	d	p	p	p	p	p	p



À connaître

Pour les prochains chapitres, il est important de connaître l'emplacement de certains éléments chimiques dans la classification périodique. Je vous demande donc d'apprendre par cœur ces listes (dans l'ordre) ci-dessous :

Période 1 : H, He

Période 2 : Li, Be, B, C, N, O, F, Ne

Période 3 : Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar

Colonne 1 : H, Li, Na, K (famille des alcalins)

Colonne 2 : Mg, Be, Ca (famille des alcalino-terreux)

Colonne 17 : F, Cl, Br, I (famille des halogènes)



Exercice d'application 5

Vous trouverez sur internet des moyens mnémotechniques (d'un goût plus ou moins raffiné !)

Tableau périodique des éléments chimiques

Groupe	I A	II A											III B	IV B	V B	VI B	VII B	0	
Période	1	2											13	14	15	16	17	18	
1	Hydrogène 1 H 1,007975																		Hélium 2 He 4,002602
2	Lithium 3 Li 6,9395	Béryllium 4 Be 9,0121831	← nom de l'élément (gaz , liquide ou solide à 0°C et 101,3 kPa) ← numéro atomique ← symbole chimique ← masse atomique relative [ou celle de l'isotope le plus stable] [CIAAW "Atomic Weights 2013" + rev. 2015]										Bore 5 B 10,8135	Carbone 6 C 12,0106	Azote 7 N 14,006855	Oxygène 8 O 15,99940	Fluor 9 F 18,99840316	Néon 10 Ne 20,1797 (6)	
3	Sodium 11 Na 22,98976928	Magnésium 12 Mg 24,3055	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII			I B	II B	Aluminium 13 Al 26,9815385	Silicium 14 Si 28,085 (1)	Phosphore 15 P 30,97376200	Soufre 16 S 32,0675	Chlore 17 Cl 35,4515	Argon 18 Ar 39,948 (1)	
4	Potassium 19 K 39,0983 (1)	Calcium 20 Ca 40,078 (4)	Scandium 21 Sc 44,955908 (5)	Titane 22 Ti 47,867 (1)	Vanadium 23 V 50,9415 (1)	Chrome 24 Cr 51,9961 (6)	Manganèse 25 Mn 54,938044	Fer 26 Fe 55,845 (2)	Cobalt 27 Co 58,933194	Nickel 28 Ni 58,6934 (4)	Cuivre 29 Cu 63,546 (3)	Zinc 30 Zn 65,38 (2)	Gallium 31 Ga 69,723 (1)	Germanium 32 Ge 72,630 (8)	Arsenic 33 As 74,921595	Sélénium 34 Se 78,971 (8)	Brome 35 Br 79,904	Krypton 36 Kr 83,798 (2)	
5	Rubidium 37 Rb 85,4678 (3)	Strontium 38 Sr 87,62 (1)	Yttrium 39 Y 88,90584	Zirconium 40 Zr 91,224 (2)	Niobium 41 Nb 92,90637	Molybdène 42 Mo 95,95 (1)	Technétium 43 Tc [98]	Ruthénium 44 Ru 101,07 (2)	Rhodium 45 Rh 102,90550	Palladium 46 Pd 106,42 (1)	Argent 47 Ag 107,8682 (2)	Cadmium 48 Cd 112,414 (4)	Indium 49 In 114,818 (1)	Étain 50 Sn 118,710 (7)	Antimoine 51 Sb 121,760 (1)	Tellure 52 Te 127,60 (3)	Iode 53 I 126,90447	Xénon 54 Xe 131,293 (6)	
6	Césium 55 Cs 132,905452	Baryum 56 Ba 137,327 (7)	Lanthanides 57-71	Hafnium 72 Hf 178,49 (2)	Tantale 73 Ta 180,94788	Tungstène 74 W 183,84 (1)	Rhénium 75 Re 186,207 (1)	Osmium 76 Os 190,23 (3)	Iridium 77 Ir 192,217 (3)	Platine 78 Pt 195,084 (9)	Or 79 Au 196,966569	Mercur 80 Hg 200,592 (3)	Thallium 81 Tl 204,3835	Plomb 82 Pb 207,2 (1)	Bismuth 83 Bi 208,98040	Polonium 84 Po [209]	Astate 85 At [210]	Radon 86 Rn [222]	
7	Françium 87 Fr [223]	Radium 88 Ra [226]	Actinides 89-103	Rutherfordium 104 Rf [267]	Dubnium 105 Db [268]	Seaborgium 106 Sg [269]	Bohrium 107 Bh [270]	Hassium 108 Hs [277]	Meitnérium 109 Mt [278]	Darmstadtium 110 Ds [281]	Roentgenium 111 Rg [282]	Copernicium 112 Cn [285]	Nihonium 113 Nh [286]	Flérovium 114 Fl [289]	Moscovium 115 Mc [289]	Livermorium 116 Lv [293]	Tennessee 117 Ts [294]	Oganesson 118 Og [294]	
			Lanthane 57 La 138,90547	Cérium 58 Ce 140,116 (1)	Praséodyme 59 Pr 140,90766	Néodyme 60 Nd 144,242 (3)	Prométhium 61 Pm [145]	Samarium 62 Sm 150,36 (2)	Europium 63 Eu 151,964 (1)	Gadolinium 64 Gd 157,25 (3)	Terbium 65 Tb 158,92535	Dysprosium 66 Dy 162,500 (1)	Holmium 67 Ho 164,93033	Erbium 68 Er 167,259 (3)	Thulium 69 Tm 168,93422	Ytterbium 70 Yb 173,045	Lutécium 71 Lu 174,9668		
			Actinium 89 Ac [227]	Thorium 90 Th 232,0377	Protactinium 91 Pa 231,03588	Uranium 92 U 238,02891	Neptunium 93 Np [237]	Plutonium 94 Pu [244]	Américium 95 Am [243]	Curium 96 Cm [247]	Berkélium 97 Bk [247]	Californium 98 Cf [251]	Einsteinium 99 Es [252]	Fermium 100 Fm [257]	Mendélévium 101 Md [258]	Nobélium 102 No [259]	Lawrencium 103 Lr [266]		

Métaux						Non métaux							
Alcalins	Alcalino-terreux	Lanthanides	Actinides	Métaux de transition	Métaux pauvres	Métalloïdes	Autres non-métaux	Halogènes	Gaz nobles	Non classés	primordial	désintégration d'autres éléments	synthétique

Tableau périodique des éléments

Groupe → I A II A O
 Période ↓ 1 2 3 4 5 6 7

états d'oxydation (valeurs les plus courantes en gras)

1^{ère} énergie d'ionisation (en kJ/mol)

électronégativité (Pauling)

configuration électronique

électrons par niveau d'énergie

nom de l'élément (**gaz**, **liquide** ou **solide** à 0°C et 101,3 kPa)

numéro atomique

symbole chimique

masse atomique relative [ou celle de l'isotope le plus stable] [CIAAW "Atomic Weights 2013" + rev. 2015]

																		III B	IV B	V B	VI B	VII B		
																		13	14	15	16	17	18	
																		Bore	Carbone	Azote	Oxygène	Fluor	Hélium	
																		5	6	7	8	9	10	
																		10,8135	12,0106	14,006855	15,99940	18,99840316	20,1797	
																		Aluminium	Silicium	Phosphore	Soufre	Chlore	Argon	
																		13	14	15	16	17	18	
																		26,9815385	28,0855	30,97376200	32,0675	35,4515	39,948	
III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII						I B	II B												
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12															
Scandium	Titane	Vanadium	Chrome	Manganèse	Fer	Cobalt	Nickel	Cuivre	Zinc	Gallium	Germanium	Arsenic	Sélénium	Brome	Krypton									
21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36									
44,955908	47,867	50,9415	51,9961	54,938044	55,845	58,933194	58,6934	63,546	65,38	69,723	72,630	74,921595	78,971	79,904	83,798									
Rubidium	Strontium	Yttrium	Zirconium	Niobium	Molybdène	Technétium	Ruthénium	Rhodium	Palladium	Argent	Cadmium	Indium	Étain	Antimoine	Tellure	Iode	Xénon							
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54							
85,4678	87,62	88,90584	91,224	92,90637	95,95	[98]	101,07	102,90550	106,42	107,8682	112,414	114,818	118,710	127,60	126,90447	126,90447	131,293							
Césium	Baryum	Lanthanides 57–71		Hafnium	Tantale	Tungstène	Rhénium	Osmium	Iridium	Platine	Or	Mercure	Thallium	Plomb	Bismuth	Polonium	Astate	Radon						
55	56			72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86						
132,905452	137,327			178,49	180,94788	183,84	186,207	190,23	192,22	195,084	196,966569	200,592	204,3835	207,2	208,98040	[209]	[210]	[210]	[222]					
Francium	Radium	Actinides 89–103		Rutherfordium	Dubnium	Seaborgium	Bohrium	Hassium	Meitnérium	Darmstadtium	Roentgenium	Copernicium	Nihonium	Flérovium	Moscovium	Livermorium	Tennessee	Oganesson						
87	88			104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118						
[223]	[226]			[267]	[268]	[269]	[270]	[277]	[278]	[281]	[282]	[285]	[286]	[289]	[289]	[293]	[294]	[294]						
<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p>Blocs du tableau périodique</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p>Lanthane</p> <p>57 La</p> <p>58 Ce</p> <p>59 Pr</p> <p>60 Nd</p> <p>61 Pm</p> <p>62 Sm</p> <p>63 Eu</p> <p>64 Gd</p> <p>65 Tb</p> <p>66 Dy</p> <p>67 Ho</p> <p>68 Er</p> <p>69 Tm</p> <p>70 Yb</p> <p>71 Lu</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p>Actinium</p> <p>89 Ac</p> <p>90 Th</p> <p>91 Pa</p> <p>92 U</p> <p>93 Np</p> <p>94 Pu</p> <p>95 Am</p> <p>96 Cm</p> <p>97 Bk</p> <p>98 Cf</p> <p>99 Es</p> <p>100 Fm</p> <p>101 Md</p> <p>102 No</p> <p>103 Lr</p> </div> </div>																								
<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p>Métaux</p> <p>Alcalins</p> <p>Alcalino-terreux</p> <p>Lanthanides</p> <p>Actinides</p> <p>Métaux de transition</p> <p>Métaux pauvres</p> <p>Métalloïdes</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p>Non métaux</p> <p>Autres non-métaux</p> <p>Halogènes</p> <p>Gaz nobles</p> <p>Non classés</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p>Origine</p> <p>primordial</p> <p>désintégration d'autres éléments</p> <p>synthétique</p> </div> </div>																								

4. Ions monoatomiques usuels : règle de stabilité des ions

Règle de stabilité des ions :

On parle de règle du duet ou de l'octet selon que le gaz noble est l'hélium ou les suivants.

Ainsi, nous retiendrons les ions monoatomiques usuels selon les familles considérées :

Familles à connaître associées aux ions usuels

- **Les alcalins** : 1^{ère} colonne (excepté H), métaux pouvant perdre facilement un électron pour former des ions de type X^+
- **Les alcalino-terreux** : 2^{ème} colonne, métaux pouvant perdre facilement deux électrons pour former des ions de type X^{2+}
- **Les halogènes** : avant-dernière colonne, éléments pouvant gagner facilement un électron pour former des ions de type X^-
- **Les gaz nobles** : dernière colonne, éléments très stables restant en grande majorité à l'état atomique

Remarque : l'atome d'hydrogène est à part, il peut former H^+ ou H^- et n'appartient à aucune famille



Exercice d'application 3

5. Évolution de quelques propriétés dans la classification

a. Électronégativité (échelle de Pauling)

C'est une notion qui est importante lorsque l'on considère des molécules et donc des liaisons entre atomes. Plusieurs scientifiques ont défini des échelles d'électronégativité en utilisant des notions différentes. À votre niveau une seule sera détaillée : l'échelle de Pauling qui est la plus utilisée par les chimistes.

Définition :

Évolution dans la classification :

La tendance est la suivante :

La figure 6 présente l'évolution de l'électronégativité des éléments chimiques en fonction de leur numéro atomique.

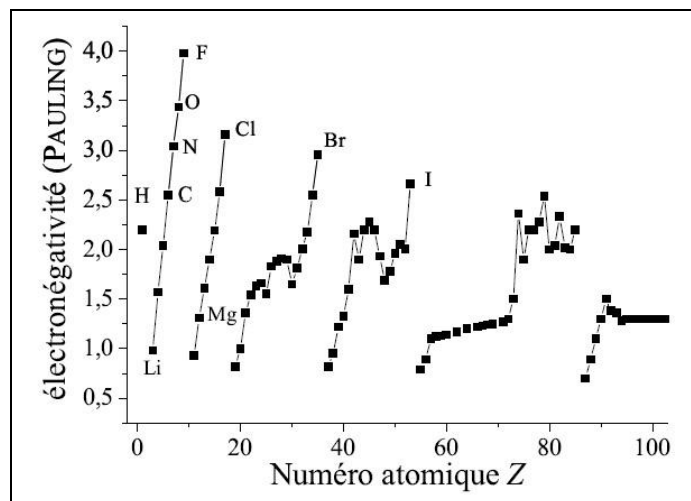


Figure 6 : Evolution de l'électronégativité en fonction de Z

L'électronégativité des gaz nobles n'est pas définie car ils n'effectuent quasiment jamais de liaison covalente. (cf. chapitre 3). Ainsi, l'élément le plus électronégatif est le fluor.

La justification de cette tendance est complexe et hors programme.

b. Polarisabilité

Définition :

Evolution :

La tendance est la suivante :

Justification qualitative :

- En descendant dans une colonne : les électrons de valence se situent sur une couche de plus en plus élevée, ils sont donc de plus en plus éloignés du noyau et sont de moins en moins attirés par lui. Ils peuvent donc être plus sensibles aux champs électriques extérieurs.
- En avançant dans une période : la couche occupée reste la même donc cela n'a pas d'effet, mais il y a de plus en plus de protons dans le noyau donc l'attraction du noyau sur les électrons est plus grande. Les électrons sont donc plus influencés par le noyau et seront moins sensibles aux champs électriques extérieurs.