

Activité 0.3 – Ordre de grandeur

Objectifs :

- ▶ Revoir la notation scientifique et le système international des unités.
- ▶ Découvrir les raisonnements rapides avec des ordres de grandeur.

Contexte : En physique on utilise des grandeurs avec des tailles très variables, c'est pour ça qu'on utilise la **notation scientifique**. En physique et dans la vie de tous les jours, on peut être amené à essayer de raisonner rapidement sur des grandeurs mal connues. Pour ça on peut utiliser les **ordres de grandeur**. Enfin, pour comparer et communiquer sur des grandeurs, il faut pouvoir les mesurer avec des unités communes, c'est l'intérêt du **système international de mesure**.

1 Notation scientifique

Document 1 – Les puissances de 10

- Écrire le nombre 10^n (avec $n = 0, 1, 2, 3, \dots$), revient à écrire "1" suivi de $n = 0, 1, 2, 3, \dots$ zéros. *Exemple* : $10^3 = 1000$
- Écrire le nombre 10^{-n} (avec $n = 1, 2, 3, \dots$), revient à écrire "0," suivi de $n - 1 = 0, 1, 2, \dots$ zéros et d'un 1. *Exemple* : $10^{-2} = 0,01$
- $10^a \times 10^b = 10^{a+b}$
- $\frac{1}{10^n} = \frac{10^{-n}}{10^{-n}} \times \frac{1}{10^n} = \frac{10^{-n}}{10^{n-n}} = \frac{10^{-n}}{10^0} = 10^{-n}$

Document 2 – La notation scientifique

La **notation scientifique** d'une quantité se présente de la façon suivante :

chiffre différent de zéro



autres chiffres



puissance de dix

unité

1 – Écrire les quantités suivantes en notation scientifique :

$$288 \text{ h} = 2,88 \times 10^2 \text{ h}$$

$$756\,864\,000 \text{ s} = 7,568\,64 \text{ s}$$

$$638 \text{ N} = 6,38 \text{ N}$$

$$0,999\,7 \text{ g/mL} = 9,997 \times 10^{-1} \text{ g/mL}$$

2 Les ordres de grandeurs

Document 3 – Définition d'un ordre de grandeur

L'ordre de grandeur d'une quantité est la puissance de 10 la plus proche de cette quantité.



- ▶ *Exemple* : L'ordre de grandeur de 60 s est 10^2 s (60 est plus proche de 100 que de 10).

2 – Donner l'ordre de grandeur des quantités suivantes :

$$3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} = 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$9,11 \times 10^{-31} \text{ kg} = 10^1 \times 10^{-31} \text{ kg} = 10^{-30} \text{ kg}$$

$$1,67 \times 10^{-27} \text{ kg} = 10^{-27} \text{ kg}$$

$$53 \times 10^{-12} \text{ m} = 10^2 \times 10^{-12} \text{ m} = 10^{-10} \text{ m}$$

3 Le système international de mesure

A – Le système international

Pour comparer des grandeurs entre elles, il faut les exprimer avec les **mêmes unités de mesures**.

Pour pouvoir communiquer facilement d'un pays à un autre, le **système international (SI)** a été développé par la Conférence Générale des Poids et Mesures (CGPM).

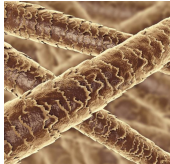
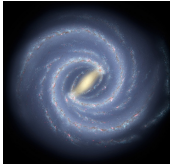
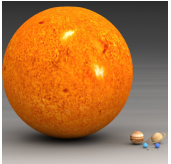


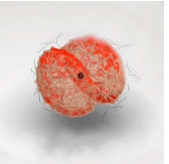
Le système international est composé de **sept unités de base**, que l'on retrouve quotidiennement. Une part importante de nos technologies modernes dépendent de la précision avec laquelle ces unités sont définies.

Grandeur	Unité	Symbole de l'unité
Masse	kilogramme	kg
Temps	seconde	s
Longueur	mètre	m
Température	kelvin	K
Quantité de matière	mole	mol
Intensité électrique	ampère	A
Intensité lumineuse	candela	cd

B – De l'échelle microscopique à l'échelle astronomique

3 – Compléter le tableau en associant à chaque objet sa longueur, puis l'ordre de grandeur de cette longueur. Pour ça, utilisez ces six longueurs (attention aux unités!) :

$$10^{20} \text{ m} \quad 0,1 \text{ nm} \quad 60 \text{ } \mu\text{m} \quad 6 \text{ mm} \quad 1\,000 \text{ km} \quad 10^{10} \text{ m}$$

Objet	Épaisseur cheveux	Voie Lactée	Système solaire	Hexagone	Fourmi	Atome
Image						
Taille	60 μm	10^{20} m	10^{10} m	1 000 km	6 mm	0,1 nm
Ordre de grandeur en mètre	10^{-5} m	10^{20} m	10^{10} m	10^6 m	10^{-2} m	10^{-10} m

TP 5.1 – Fabriquer un atome

Objectifs :

- ▶ Apprendre la composition d'un atome.
- ▶ Comprendre la différence entre ion et atome.

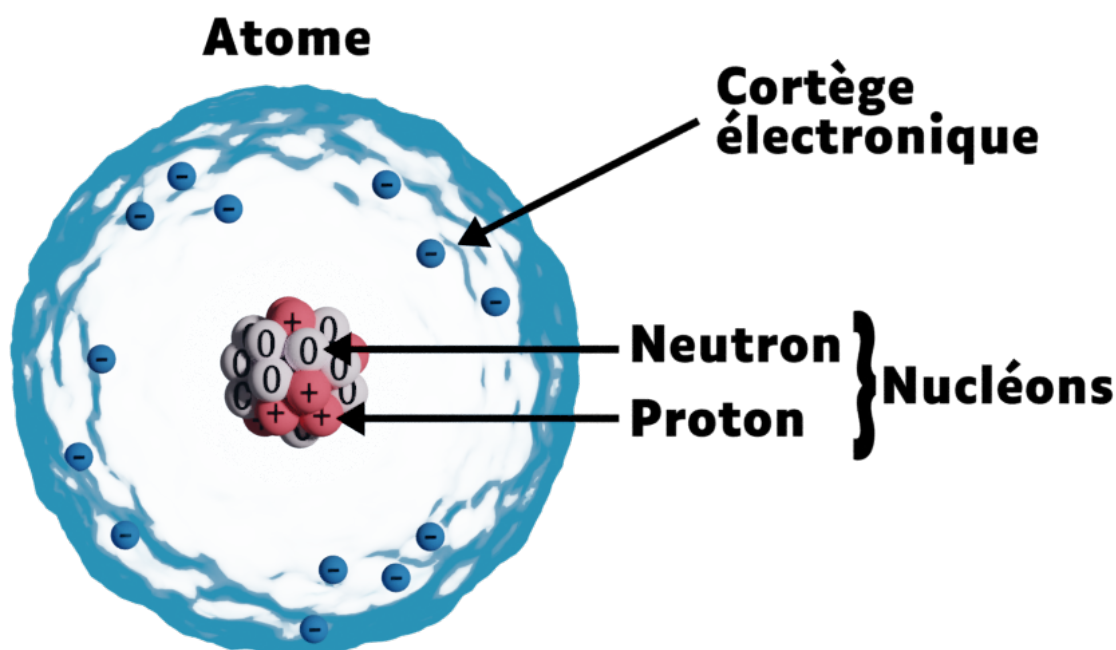
Contexte : Au cours du XIX^e siècle, la communauté scientifique considérait que l'atome était la plus petite « brique » de la matière. Au début du XX^e siècle, deux expériences vont montrer que l'atome est composé de particules plus élémentaires :



- en 1897, Thomson montre que l'on peut arracher des particules de charges négatives d'un atome ;
- en 1911, Rutherford montre que l'atome possède un noyau très petit devant la taille d'un atome, avec une charge positive.

→ Quelles entités composent les atomes ?

1 L'atome

1 – Légèrer cette représentation d'un atome en utilisant les mots proton, neutron, électron et nucléons.



  Scanner le qrcode pour accéder à l'animation.

2 – Dans l'application le cadre « symbole » indique l'élément chimique fabriqué. Que faut-il ajouter pour changer d'élément chimique ?



Il faut ajouter des protons.

Document 1 – Notation d'un élément chimique

Pour distinguer les atomes on utilise la notation A_ZX .

- X est le symbole de l'atome considéré.
- Z est le nombre de protons, appelé **numéro atomique**.
- A est le nombre de neutrons, appelé **nombre de masse**.

3 – Compléter le document 1.

4 – ${}^{23}_{11}\text{Na}$: le sodium Na possède 11 protons, 23 nucléons, 12 neutrons.

2 Les ions

5 – Vérifier que la case « Neutralité/Ionisation » est cochée. Dans quel cas un élément chimique est un atome neutre ? Comment appelle-t-on cet élément sinon ?

L'élément chimique est un atome s'il a autant d'électrons que de protons. Sinon il possède une charge électrique et c'est un ion.

6 – Que signifie le « + » de Na^+ ? Donner la composition de l'élément, c'est-à-dire son nombre de proton, neutron et électrons.

Le « + » signifie qu'il y a une charge électrique positive autour de l'ion. Le Na^+ possède le même nombre de protons et de neutrons que le sodium (11 protons et 12 neutrons), mais il n'a que 10 électrons.

7 – Que peut-on dire sur le nombre d'électrons de l'ion chlorure Cl^- et de l'ion cuivrique Cu^{2+} par rapport à leur atome respectif ?

L'ion chlorure a un électron supplémentaire par rapport à l'atome de chlore. L'ion cuivrique a deux électrons en moins par rapport à l'atome de cuivre

3 Les isotopes

8 – Vérifier que la case « Stabilité/Instabilité » est cochée. Deux atomes du même élément peuvent-ils avoir des noyaux stables avec une composition différente ?

Oui, ils peuvent avoir un nombre de neutrons différents, comme l'hélium $3\ {}^3_2\text{He}$ et $4\ {}^4_2\text{He}$.

9 – Que manque-t-il à l'élément $2\ {}^2_2\text{He}$ pour être stable ?

Il lui manque un ou deux neutrons.

Activité 5.1 – Taille d'un atome

Contexte : La matière est constituée d'objets très petits, comme les atomes. Visualiser la taille réelle d'un atome et la répartition de sa masse dans le volume qu'il occupe est une tâche difficile.

→ On va utiliser les ordres de grandeurs pour mieux appréhender les caractéristiques d'un atome, en les comparant avec des objets du quotidien.

Document 1 – Extrait de *La vie à fil tendu* de Georges Charpak (1924-2010, prix Nobel de physique 1992)

Lorsque j'entrai au laboratoire dirigé par Joliot au Collège de France, la connaissance que j'avais de la structure de la matière ne devait guère dépasser celle acquise par un lycéen de 1993 abonné à de bonnes revues de vulgarisation. Je les résume rapidement : la matière est composée de molécules, elles-mêmes constituées d'atomes, eux-mêmes constitués de noyaux entourés d'un cortège d'électrons. Les noyaux portent une charge électrique positive **qui est de même valeur et de signe opposé** à la charge des électrons qui gravitent autour du noyau.

Le noyau de l'hydrogène ne contient qu'un seul proton et un seul neutron. Le **proton porte une charge électrique positive**, c'est la charge électrique élémentaire notée « e » ; le neutron, quant à lui, **est neutre électriquement** et a sensiblement la même masse. Tous deux s'associent de façon très compacte pour constituer les noyaux qui sont au coeur des atomes peuplant notre univers. Ils s'entourent d'un cortège d'électrons **dont la charge compense exactement celle des protons**. En effet, la matière est neutre, sinon elle exploserait en raison de la répulsion qu'exercent l'une sur l'autre des charges de même signe, positif ou négatif.

Il faut avoir en tête l'échelle des dimensions. Le **diamètre d'un atome est voisin d'un centième de millièème de centimètre**. Celui d'un noyau est cent mille fois plus petit. On voit donc que presque toute la masse d'un atome est concentrée en un noyau central et que, loin sur la périphérie, se trouve un cortège qui est fait de particules de charge électrique négative, les électrons.

C'est ce cortège seul qui gouverne le contact des atomes entre eux et donc tous les phénomènes perceptibles de notre vie quotidienne.

Document 2 – Propriétés des constituants d'un atome

Pour un atome A_ZX

	Proton	Neutron	Électron
Nombre	Z	A - Z	Z
Charge	Positive $+e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s}$	0	$-e$
Masse	$1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$	$1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$	$9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$

1 — Compléter la ligne « charge » et la ligne « masse » du tableau du document 2.

2 — De quoi est constitué un atome ?

De protons, neutrons et électrons.

3 — Un éléphant d'Asie a en moyenne une masse de 4 000 kg. Quelle est l'ordre de grandeur de sa masse ?

L'ordre de grandeur de sa masse est de 1 000 kg (4000 est plus proche de 1 000 que de 10 000).

4 — Si un atome d'hydrogène avait la masse d'un éléphant, quelle serait la masse d'un électron en ordre de grandeur ? Quel animal pourrait avoir cette masse ?

Un électron est mille fois plus léger qu'un protons, donc en ordre de grandeur on aurait 1 kg, soit la masse d'un petit animal.

5 — Quelle est le diamètre d'un atome et de son noyau ? Exprimer ces distances en mètre à l'aide des puissances de 10.

Le diamètre d'un atome est de 10^{-10} m et son noyau est de 10^{-15} m, le noyau est 100 000 fois plus petit que l'atome.

6 — Si le diamètre d'un noyau était égal à la taille d'une fourmi de 1 mm, quelle serait la taille en mètre du diamètre d'un atome ?

Le diamètre d'un atome est 100 000 fois plus grand que son noyau, donc on aurait 100 000 mm = 100 m, soit la taille d'un terrain de football.
Le noyau est donc vraiment très petit !

TP 5.2 – Le modèle de l'atome

Objectifs :

- ▶ Utiliser la méthode scientifique pour comprendre l'évolution d'un modèle.

Contexte : La description de la matière a considérablement évolué au cours des 3 derniers millénaires. À partir du XIX^e siècle une série d'observations expérimentales ont permis d'affiner le modèle de l'atome.

→ **Comment la communauté scientifique a établi le modèle de l'atome moderne ?**

Document 1 – Savoirs, croyance et opinion

En science, on fait la distinction entre un **savoir**, une **croyance** et une **opinion**.

- **Un savoir** s'appuie sur des données et des faits objectifs, concrets et rationnels qui peuvent être justifiés, prouvés et qui sont validés **collectivement**. Chaque savoir peut être continuellement questionné, voire réfuté. Les savoirs sont donc en évolution perpétuelle et cherchent à décrire au mieux la réalité.
- **Une croyance** est une certitude individuelle et subjective qui peut reposer sur l'autorité ou sur la confiance, mais qui n'a pas été validée par des observations objectives. Une croyance n'est pas justifiée rationnellement et elle ne peut donc pas être réfutée. Les croyances sont donc relativement figées et évoluent peu.
- **Une opinion** repose sur de multiples fondements, plus ou moins objectifs et rationnels : des savoirs, des croyances, des informations de sources diverses, des vécus individuels ou collectifs, ou encore des données culturelles et sociales. Une opinion est personnelle, mais elle peut être débattue, exposée, confrontée, ce qui lui permet souvent d'évoluer.

Les savoirs sont des biens communs de l'humanité : ils sont très long à trouver ou à développer, mais très rapide à apprendre et à comprendre !

Document 2 – La méthode scientifique

Pour expliquer le monde dans lequel nous vivons, en science on fait appel à des **modèles**. Les modèles permettent de décrire un phénomène, ce sont donc des **image simplifiée** de la réalité. Pour valider ou améliorer la description d'un phénomène par un modèle, les scientifiques s'appuient sur la **démarche scientifique** :

1. Observation d'un phénomène. (*RCO*)
2. Formulation d'une problématique. (*APP*)
3. Proposition d'hypothèses, choix d'un modèle de description. (*ANA/RAI*)
4. Réalisation d'observations « expérimentales » pour tester les hypothèses et le modèle. (*REA*)
5. Analyse des résultats à l'aide du modèle choisi. (*VAL*)
6. Communication des observations et des résultats. (*COM*)
7. Réplication et validation collective des observations.



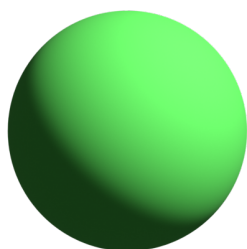
→ On change de modèle si une observation expérimentale le contredit.

Un des objectifs central de la démarche scientifique, c'est de diminuer certains biais propres à nos cerveaux.

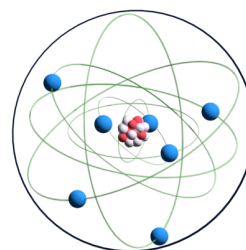
Document 3 – Quelques observations expérimentales

- **1783** : Lavoisier observe que lors d'une réaction chimique il n'y a pas de perte de matière : « Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme ». Il décompose l'eau en deux composants qu'il nomme l'oxygène et l'hydrogène. Cette observation mène au modèle de l'atome.
- **1897** : Thomson observe que l'on peut arracher des particules de charges négatives d'un atome. Il nomme ces particules **électrons**.
- **1900** : Planck observe que les échanges d'énergies entre lumière et matière sont **quantifiés**. C'est-à-dire que les échanges n'ont lieu que si la lumière a certaines énergies bien précises.
- **1911** : Rutherford observe que l'atome possède un noyau très petit devant la taille d'un atome, avec une charge positive. Il nomme les particules de charges positives composant le noyau **protons**.
- **1927** : Davisson et Germer observent que les électrons sont **délocalisés** dans un **cortège électronique**.

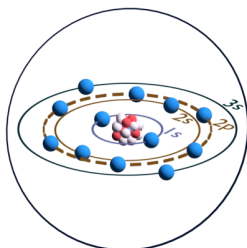
Document 4 – Quelques modèles de l'atome



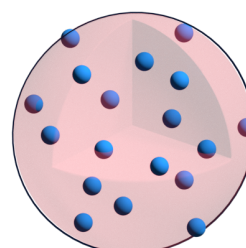
A : Sphère dure pleine et indivisible.



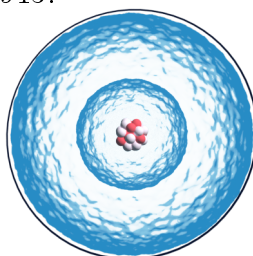
B : Noyau positif avec des électrons négatifs qui orbitent autour. Découvert en 1897.



C : Comme B, mais les orbites sont **quantifiées** à des distances bien définies et on les appelle couches, avec du vide entre deux couches. Découvert en 1913.



D : Atome neutre avec des électrons négatifs qui baignent dans un volume chargé positivement.



E : Noyau positif avec un **cortège électronique** organisé en couches appelées orbitale. Les électrons sont **délocalisés** dans ces couches : tout se passe comme si les électrons étaient à plusieurs endroits en même temps.



1 — À l'aide des documents 3 et 4, associer à chaque modèle une observation qui le contredit, si cette observation existe. Puis, réaliser une frise chronologique sur laquelle apparaît chaque modèle de l'atome, en utilisant les dates des observations expérimentales ou de découverte des modèles.

Activité 5.2 – Le cortège électronique

Objectifs :

- ▶ Comprendre la structure du cortège électronique.
- ▶ Comprendre la règle de remplissage des couches électroniques.

Contexte : Un atome est constitué d'un noyau positif entouré d'électrons négatifs, avec autant d'électrons que de protons, l'atome étant neutre.

→ **Comment les électrons s'organisent autour du noyau ?**

Document 1 – Rangement des électrons

Quand on s'appelle hydrogène et qu'on a qu'un électron, pas besoin de ranger ses affaires. Mais quand on s'appelle uranium et qu'on en a 92 autour de soi, mieux vaut mettre un peu d'ordre dans ses électrons !

C'est en 1913 que Bohr a l'idée de répartir les électrons d'un atome en différentes couches et sous-couches, en se basant sur les travaux de Planck.

Les couches électroniques sont numérotées **1, 2, 3**. Les sous-couches sont repérées par des lettres : **s** ou **p**. Les sous-couches ne peuvent contenir qu'un nombre limité d'électrons.

La **sous-couche s** ne peut contenir que **2 électrons** au maximum, alors que la **sous-couche p** ne peut contenir que **6 électrons** au maximum.

La couche qui accueille les derniers électrons s'appelle la **couche externe**, les autres couches sont appelées les **couches internes**.

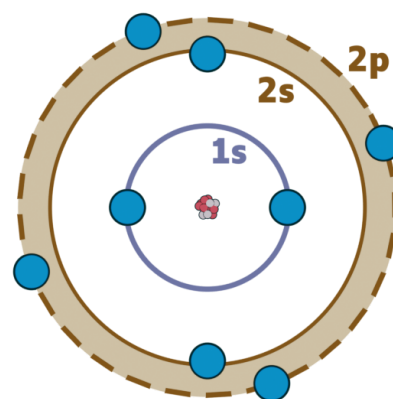


Schéma des couches et sous-couches électroniques de l'oxygène ${}_8\text{O}$

Document 2 – Remplissage des couches électroniques

Le remplissage des couches et des sous-couches se fait par ordre croissant de couches (1 puis 2 puis 3) et par ordre croissant de sous-couches (s puis p) dans une couche.

La première couche est la seule à ne pas posséder de couche p. Cette règle de remplissage s'appelle la **règle de Klechkowski**.

Pour les premières couches, l'ordre de remplissage est



On appelle **configuration électronique** le remplissage des électrons dans chaque couches et sous-couches.


Pour noter la configuration électronique, on note **chaque sous-couche qui contient des électrons** par son nom ($1s$, $2s$, $2p$, etc.), puis on note **le nombre d'électrons contenu dans la sous-couche en exposant**.

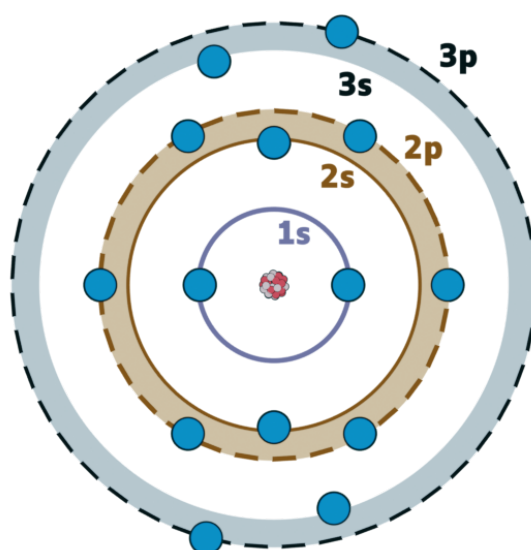
Exemple : la configuration électronique de l'atome d'oxygène ${}_8\text{O}$ est $1s^2 2s^2 2p^4$.

⚠ La somme des exposants doit être égale au nombre d'électrons de l'atome !

1 — Compléter le tableau ci-dessous pour résumer l'occupation des différentes couches électroniques

Couche	1	2		3	
Sous-couche	s	s	p	s	p
Nombre max. d'électron	2	2	6	2	6

 L'atome de silicium Si possède $Z = 14$ protons. Schématiser ci-dessous la répartition de ses électrons.



2 — Donner la configuration électronique de l'atome de silicium.

On remplit les sous couches dans l'ordre, Si : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

3 — Indiquer, en justifiant, le nom de la couche externe de cet atome de silicium, ainsi que la ou les couches internes.

La couche externe du silicium est la troisième couche, ses couches internes sont les couches 1 et 2.

4 — Reprendre les questions 2 et 3 pour l'atome de Carbone C ($Z = 6$). Quelles différences et ressemblances avec le silicium peut-on remarquer ?

C : $1s^2 2s^2 2p^2$.

La couche externe du carbone est la couche 2, sa couche interne est la couche 1. Le silicium et le carbone ont la même couche interne.

TP 5.3 – Le tableau périodique


Objectifs :


- Comprendre la construction du tableau périodique.

Contexte : Le tableau périodique des éléments, également appelé classification périodique des éléments ou simplement tableau périodique, représente tous les éléments chimiques découverts à ce jour. C'est le chimiste russe Dmitri Mendeleïev qui créa le tableau périodique moderne en 1869, en proposant de classer les éléments par numéro atomique croissant.

→ **Comment construire le tableau périodique à partir des configurations électroniques des éléments ?**

 Remplir les cartes en donnant leurs configurations électroniques et en y associant un élément.

 Séparer les éléments dont la couche externe finit par une sous-couche « s » et les éléments dont la couche externe finit par une sous-couche « p ».

 En utilisant les configurations électronique, construire le tableau périodique des éléments en formant un « bloc s » et un « bloc p », en classant les éléments par numéro atomique croissant.

1 – Une ligne du tableau s'appelle une période. Quel est le point commun entre tous les éléments d'une même période ?

Tous les atomes d'une même période ont la même couche externe, avec le même nombre d'électron sur leurs couches internes.

2 – Une colonne du tableau s'appelle une famille. Quel est le point commun entre tous les éléments d'une même famille ? (à l'exception de l'Hélium)

Tous les atomes d'une même famille ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe. Les atomes d'une même famille auront tendance à former des molécules avec le même nombre de liaisons et des ions avec le même nombre de charges.

 En cherchant en ligne sur wikipedia, compléter le document 1.

Document 1 – Familles du tableau périodique

Les colonnes du tableau périodique s'appellent des **familles**, et regroupent des éléments chimiques avec des propriétés chimiques similaires.

Quelques familles à connaître :

- Première colonne (sauf hydrogène) : les **alcalins**.
- Avant-dernière colonne : les **halogènes**.
- Dernière colonne : les **gaz nobles**.