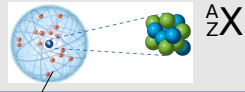


Structure des atomes, classification périodique

I Description des atomes

- élément chimique
- isotope
- ion

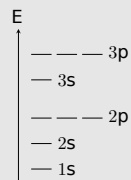


II Description du nuage électronique

1 - Structure électronique

couche n et sous-couche (s, p, d, \dots)
 max 2 max 6 électrons
 ordre de remplissage : $1s \ 2s \ 2p \ 3s \ 3p$

2 - Niveaux d'énergie



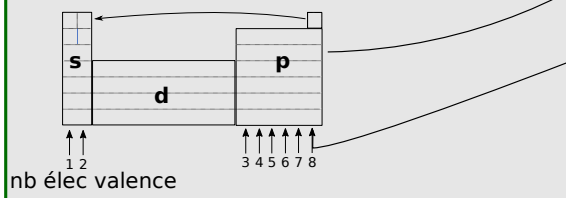
3 - Électrons de valence

pour $Z \leq 18$: ceux de n le plus grand

4 - Configuration électronique des ions et ions les plus stables

III La classification périodique des éléments

1 - Structure du tableau en lien avec la configuration électronique



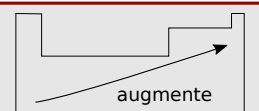
2 - Périodes remplissage de la couche n

3 - Familles remarquables

- gaz nobles
 - halogènes
 - alcalins
- et propriétés communes

IV Électronégativité

- 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 ?

_____ (cours : III)

- ₃ (*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 ?

- ₄ Énumérer les éléments des deux premières lignes de la classification. Énumérer les 3 premiers gaz nobles, et les 3 premiers halogènes.

- ₅ La classification étant donnée, situer les gaz nobles, les halogènes, les alcalins.

_____ (cours : IV)

- ₆ 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)

- ₇ Donner la composition d'un atome. →

cours

_____ (cours : II)

- ₈ Établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental (uniquement pour $Z \leq 18$). →

EC1

- ₉ Déterminer les électrons de cœur et de valence (uniquement pour $Z \leq 18$). →

EC2

- ▶₁₀ Déterminer la configuration électronique d'un ion monoatomique, et prévoir les ions monoatomiques stables formés à partir d'un élément. → EC2
 _____ (cours : III)
- ▶₁₁ Prédire les propriétés d'un élément si l'on connaît celles d'autres éléments dans la même colonne de la classification. (elles sont similaires) → EC3
- ▶₁₂ Pour les blocs s et p, déterminer le nombre d'électrons de valence d'un atome à partir de sa position dans le tableau périodique. → EC3

Exercices de cours

Exercice C1 – Établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental

Donner la configuration électronique 1/ du chlore ($Z = 17$), 2/ du béryllium ($Z = 4$), 3/ du carbone ($Z = 6$)

Exercice C2 – Électrons de cœur et de valence → ions monoatomiques stables

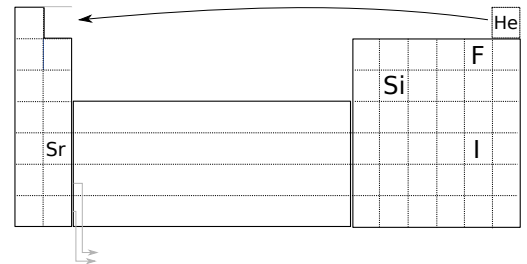
On considère les éléments suivants : lithium ($Z = 3$), béryllium ($Z = 4$), fluor ($Z = 9$), néon ($Z = 10$).

- 1 - Écrire la configuration électronique de chacun.
- 2 - Donner les électrons de cœur et de valence de chacun.
- 3 - Dans le cas du lithium et du fluor, en déduire les ions monoatomiques stables qui se forment. Que dire du néon ?

Exercice C3 – Classification périodique

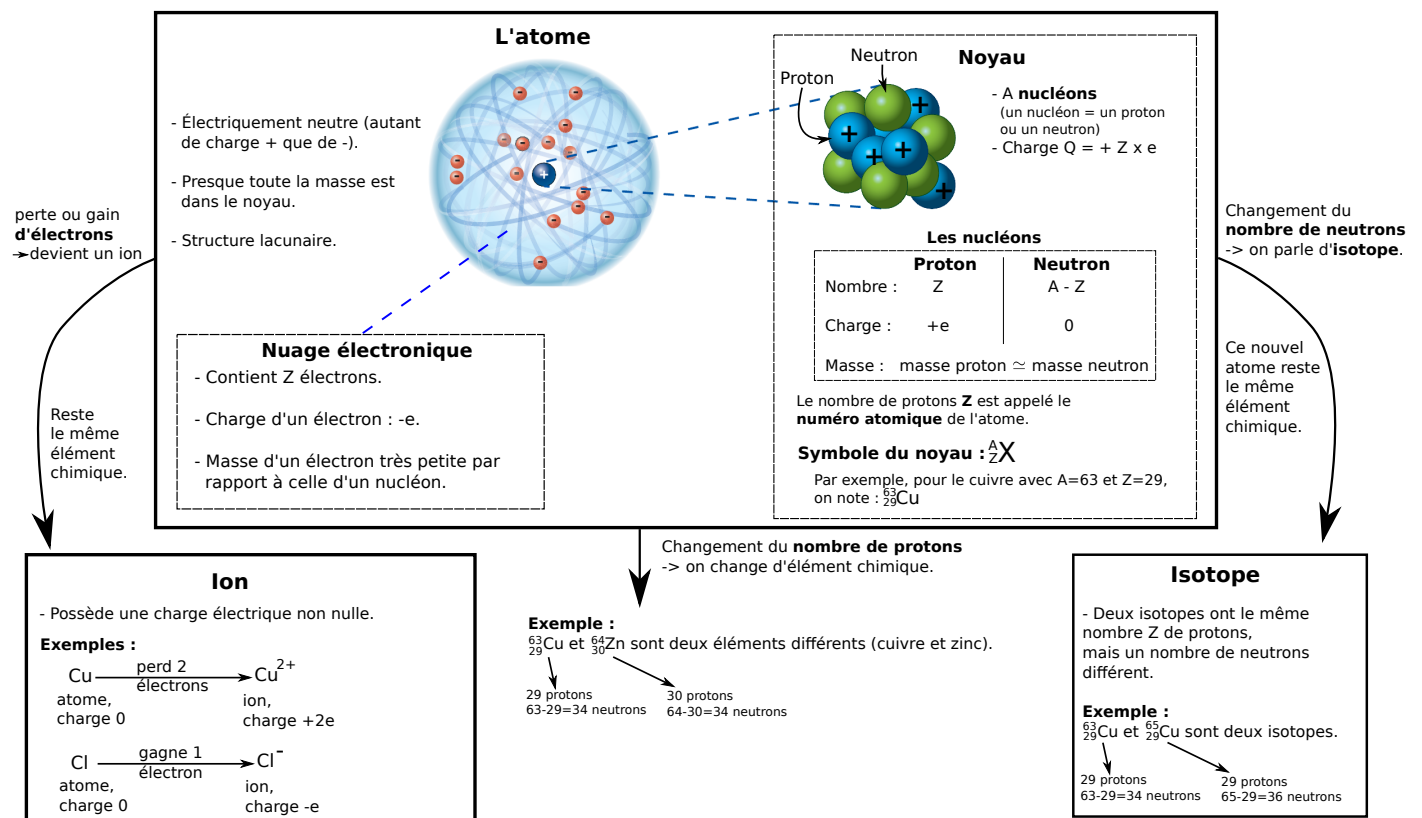
On donne ci-contre l'allure de la classification périodique.

- 1 - Indiquer les blocs s, p et d.
- 2 - En déduire la configuration électronique du silicium.
- 3 - Donner le nombre d'électrons de valence de chacun des éléments qui apparaissent dans la table ci-contre.



Cours

I – Description des atomes



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 $\text{Cu}_{(s)}$
- l'ion cuivrique Cu^{2+}
- l'hydroxyde de cuivre $\text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$
- 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 :

- Taille d'un atome : 10^{-10} m (soit un angström, $1 \text{ \AA} = 10^{-10}$ m)
- Taille d'un noyau : 10^{-15} m (soit un femtomètre, $1 \text{ fm} = 10^{-15}$ m)

	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

Le tableau ci-contre n'est pas à connaître. e est la charge élémentaire, c'est une constante fondamentale de la nature : $e = 1,6022 \times 10^{-19}$ C.

→₁ On considère un atome de phosphore ($Z = 15$), et en particulier l'isotope ^{31}P . Donner sa composition (nombres de neutrons, protons et électrons).

II – Description du nuage électronique

1 – Structure électronique

Les électrons d'un atome sont rangés sur des orbites bien particulières.

On les numérote à l'aide de deux nombres : n et l .

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

Pour un n on parle d'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

Pour un n et l donné, on parle d'une **sous-couche**.

On note une sous-couche ainsi : par exemple, $1s$ est la sous-couche $n = 1$ et $l = 0$; $2p$ est la sous-couche $n = 2$ et $l = 1$, etc...

On note le nombre d'électrons présents dans une sous-couche à l'aide d'un exposant. Par exemple s'il y a deux électrons dans la sous-couche $1s$, on note $1s^2$.

Règles pour $Z \leq 18$

- On place au plus 2 électrons par sous-couche s,
- et au plus 6 électrons par sous-couche p.
- On suit l'ordre de remplissage suivant : $1s 2s 2p 3s 3p$.

Exemple : s'il y a $Z = 12$ électrons à placer, on obtient le remplissage $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

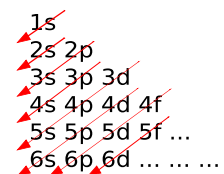
→₂ Exemples : EC1

Remarque (hors-programme) : $Z \leq 18$ correspond aux trois premières lignes de la classification périodique (jusqu'à l'argon). Et si $Z > 18$?

Si $Z > 18$ il faut alors aussi remplir les sous-couches d (qui contiennent maximum 10 électrons).

L'ordre de remplissage est : $1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s$ etc...

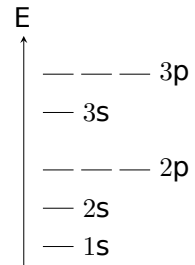
Sous forme graphique, ceci revient à suivre les flèches ci-contre.



2 – Énergie

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.

En passant d'un niveau à l'autre, les électrons émettent ou absorbent des photons, ce qui explique les spectres de raies émis ou absorbé par les gaz (formule $\Delta E = h\nu$ vue au lycée).



3 – Électron 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

Règle pour $Z \leq 18$: les électrons de valence sont ceux de la couche de n le plus grand.

→₃ Exemple : aluminium $1s^2 2s^2 2p^6 \underbrace{3s^2 3p^1}_{\text{valence}}$. Compléter de même ci-dessous :

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

Oxygène : $1s^2 2s^2 2p^4$

Bérylium : $1s^2 2s^2$

4 – Configuration électronique des ions

La configuration électronique d'un ion s'obtient à partir de celle de l'atome neutre correspondant, en ajoutant ou en enlevant des électrons (ceci fonctionne pour $Z \leq 18$).

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

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

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 (donc soit He avec $1s^2$, soit Ne avec $1s^2 2s^2 2p^6$, soit Ar avec $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$).

Exemples :

→₅ Quels sont les ions les plus stables formés par le sodium, et l'oxygène ?

Pour le cas de Na, on rappelle ici sa configuration électronique : $1s^2 \underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{couche } n=2} \underbrace{3s^1 3p^0}_{\text{couche } n=3}$

→₆ Autres exemples cf **EC2**.

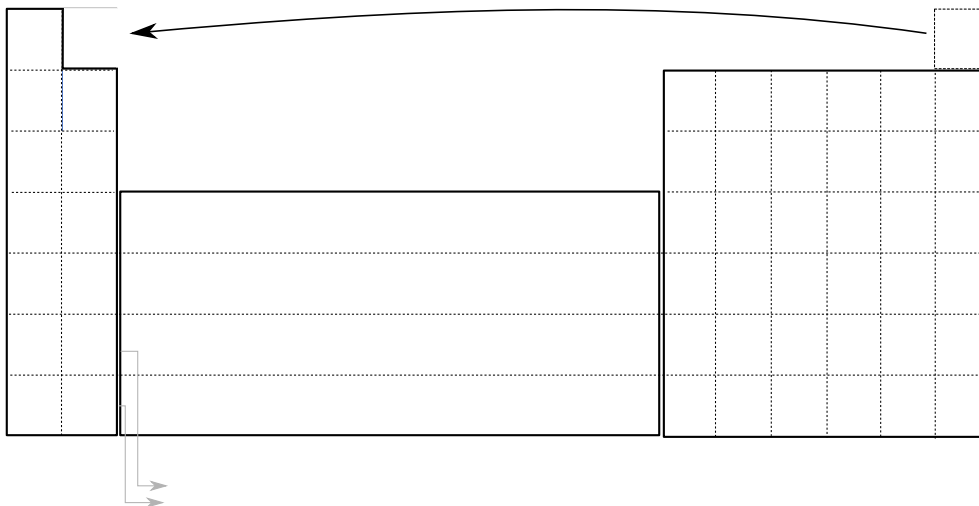
III – La classification périodique des éléments

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 couche externe de plus grand n est la même et devient pleine en fin de ligne quand on atteint le gaz noble.

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



Nombre d'électrons de valence des blocs s et p

Pour ces blocs, le nombre d'électrons de valence est obtenu en comptant les colonnes depuis la gauche, sans compter celles des blocs d et f.

→ à compléter sur la classification ci-dessus.

→ **EC3**

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).

→₁₀ Pour la ligne n , leur configuration de valence est du type

- Leur couche externe (de plus grand n) 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, ...

→₁₁ Pour la ligne n , leur configuration de valence est du type

Conséquences : ils captent facilement un électron, donc :

- Ils tendent à former des ions ...
- Ce sont de bons oxydants (ils captent un électron, cf plus tard).
- 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), ...

→₁₂ Pour la ligne n , leur configuration de valence est du type

Conséquences : ils perdent facilement un électron, donc :

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

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 caractérisés par des propriétés communes : éclat, pouvoir réflecteur, bon conducteur électrique et thermique.

→₁₃ 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 ?

IV – Électronégativité

Définition qualitative

L'électronégativité d'un élément traduit sa capacité à attirer à lui les électrons.

Il existe des définitions quantitatives. L'une d'entre elles est **l'échelle de Pauling** (sa définition n'est pas à connaître) : notée χ_p , elle va de 0,7 pour le francium à 4,0 pour le fluor.

Elle n'est pas définie pour les gaz nobles, puisqu'ils ne participent pas aux réactions chimiques.

Évolution au sein de la classification

Globalement, l'électronégativité augmente lorsqu'on se déplace vers la droite et le haut de la classification,

Elle culmine en haut à droite (gaz nobles exclus) avec le fluor.

ci-contre échelle de Pauling

H																	
2.2																	
Li	Be											B	C	N	O	F	
0.98	1.57											2.04	2.55	3.04	3.44	3.98	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	
0.93	1.31											1.81	1.9	2.19	2.58	3.16	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	
0.82	1	1.36	1.54	1.63	1.66	1.55	1.83	1.88	1.91	1.9	1.65	1.81	2.01	2.18	2.55	2.96	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
0.82	0.95	1.22	1.33	1.6	2.16	1.9	2.2	2.28	2.2	1.93	1.69	1.78	1.96	2.05	2.1	2.66	
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	
0.79	0.89	1.27	1.3	1.5	2.36	1.9	2.2	2.2	2.28	2.54	2	1.62	1.87	2.02	2	2.2	
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	
0.7	0.9	1.3															