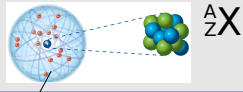


Structure des atomes, classification périodique

I Description des atomes

- élément chimique
- isotope
- ion

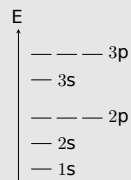


II Description du nuage électronique

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



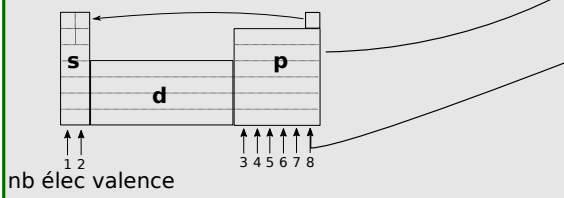
3 - Électrons de valence

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



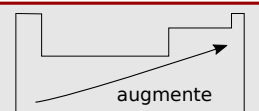
2 - Périodes remplissage de la couche n

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 ($Z = 6$)

Correction

1/ Chlore : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$,

2/ béryllium : $1s^2 2s^2$,

3/ carbone : $1s^2 2s^2 2p^2$.

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 ?

Correction

1 - lithium : $1s^2 \underbrace{2s^1}_{\text{valence}}$,

carbone : $1s^2 \underbrace{2s^2}_{\text{valence}}$,

fluor : $1s^2 \underbrace{2s^2 2p^5}_{\text{valence}}$,

néon : $1s^2 \underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{valence}}$.

2 - Cf ci-dessus.

- 3 - Lithium : pour compléter la couche 2, le plus simple est d'enlever un électron : ceci donne Li^+ .
Fluor : pour compléter la couche 2, le plus simple est d'ajouter un électron : ceci donne F^- .

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.

					He
					F
			Si		
					I
Sr					

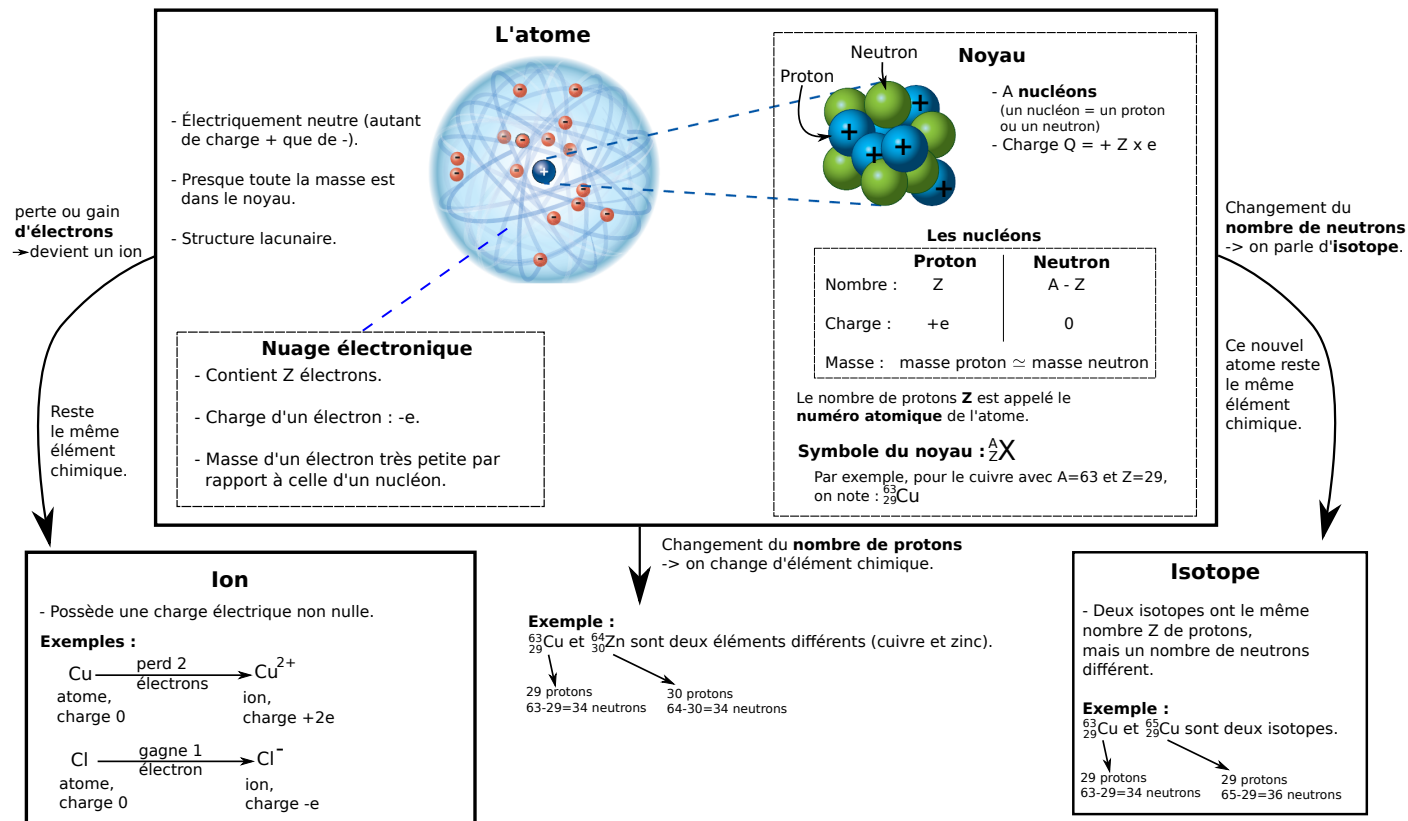
Correction

1 - Cf cours.

2 - Si est dans la ligne 3, colonne 2 du bloc p, donc se termine en $3p^2$. Sa configuration est donc $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

- 3 - Cf cours, on compte les colonnes en oubliant celles du bloc d :
2 pour Sr, 4 pour Si, 7 pour F et I. Attention pour He : 2 seulement (structure $1s^2$).

I – Description des atomes



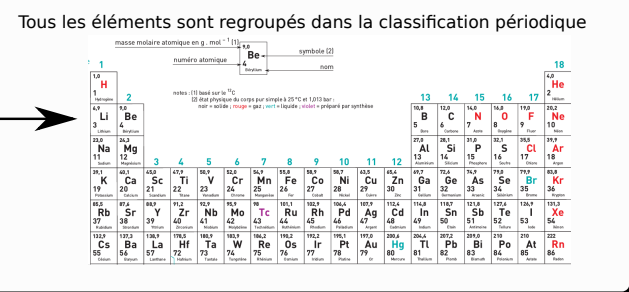
Élément chimique

- 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.



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 ${}^{31}\text{P}$. Donner sa composition (nombres de neutrons, protons et électrons).

Z = 15 protons, donc 15 électrons (l'atome est neutre) ; puis $31 - 15 = 16$ neutrons.

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

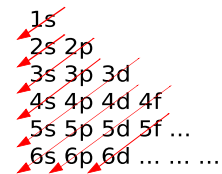
→ Exemples : EC1

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...

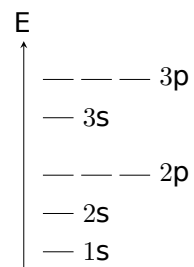
Sous forme graphique, ceci revient à suivre les flèches ci-contre.



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.

→ Exemple : aluminium $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Compléter de même ci-dessous :

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

Oxygène : $1s^2 2s^2 2p^4$

Béryllium : $1s^2 2s^2$

Réponse : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

Réponse : $1s^2 2s^2 2p^4$
 cœur valence

Réponse : $1s^2 2s^2$
 cœur valence

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-} ?
On ajoute 2 électrons, donc $1s^2 2s^2 2p^6$.

Sodium (Na, $Z = 11$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Configuration de l'ion Na^+ ?
Réponse : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$

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 : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^0$
 cœur valence

Ce sont justement les ions Na^+ et O^{2-} , car ces ions ont une couche n complète qui correspond à celle du gaz noble le plus proche.

→₆ Autres exemples cf **EC2**.

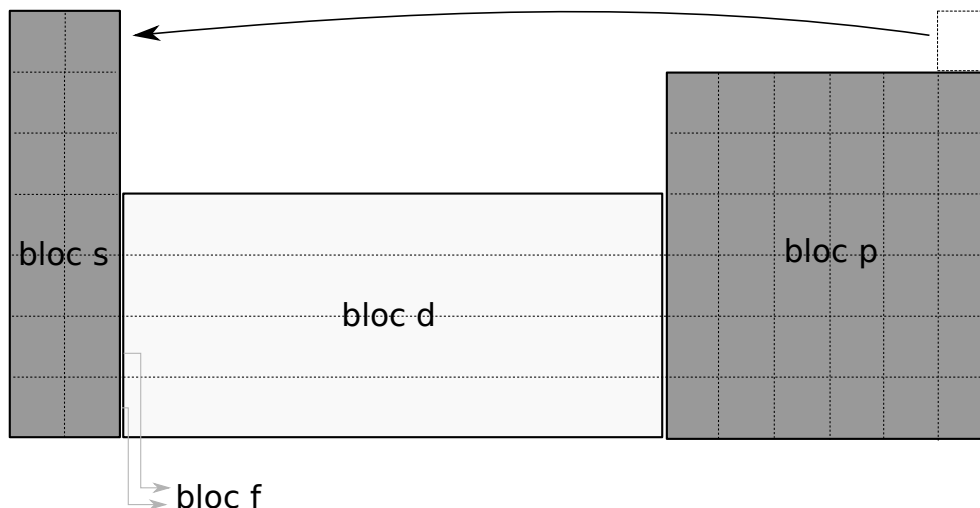
III – La classification périodique des éléments

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 : **L**ili **B**erce **B**oris **C**hez **N**otre **O**ncle **F**erdinand **N**estor.

La troisième n'est pas à connaître par cœur, mais il existe aussi des phrases comme **N**apoléon **M**angea **A**llègrement **S**ix **P**oulets **S**ans **C**laquer d'**A**rgent.

