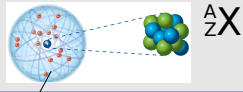


# Structure des atomes, classification périodique

## I Description des atomes

- élément chimique
- isotope
- ion

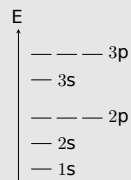


## II Description du nuage électronique

### 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



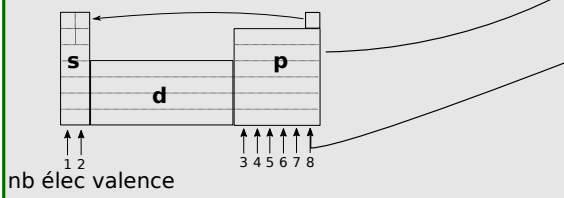
### 3 - Électrons de valence

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



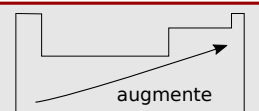
2 - Périodes    remplissage de la couche  $n$

### 3 - Familles remarquables

- gaz nobles
  - halogènes
  - alcalins
- et propriétés communes

## IV Électronégativité

- capacité à attirer les électrons



## Ce qu'il faut connaître

\_\_\_\_\_ (cours : I)

- <sub>1</sub> 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 ?

- <sub>2</sub> Quel est l'ordre de grandeur de la taille d'un atome ?

\_\_\_\_\_ (cours : III)

- <sub>3</sub> (*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 ?

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

- <sub>5</sub> La classification étant donnée, situer les gaz nobles, les halogènes, les alcalins.

\_\_\_\_\_ (cours : IV)

- <sub>6</sub> 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)

- <sub>7</sub> Donner la composition d'un atome. →

cours

\_\_\_\_\_ (cours : II)

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

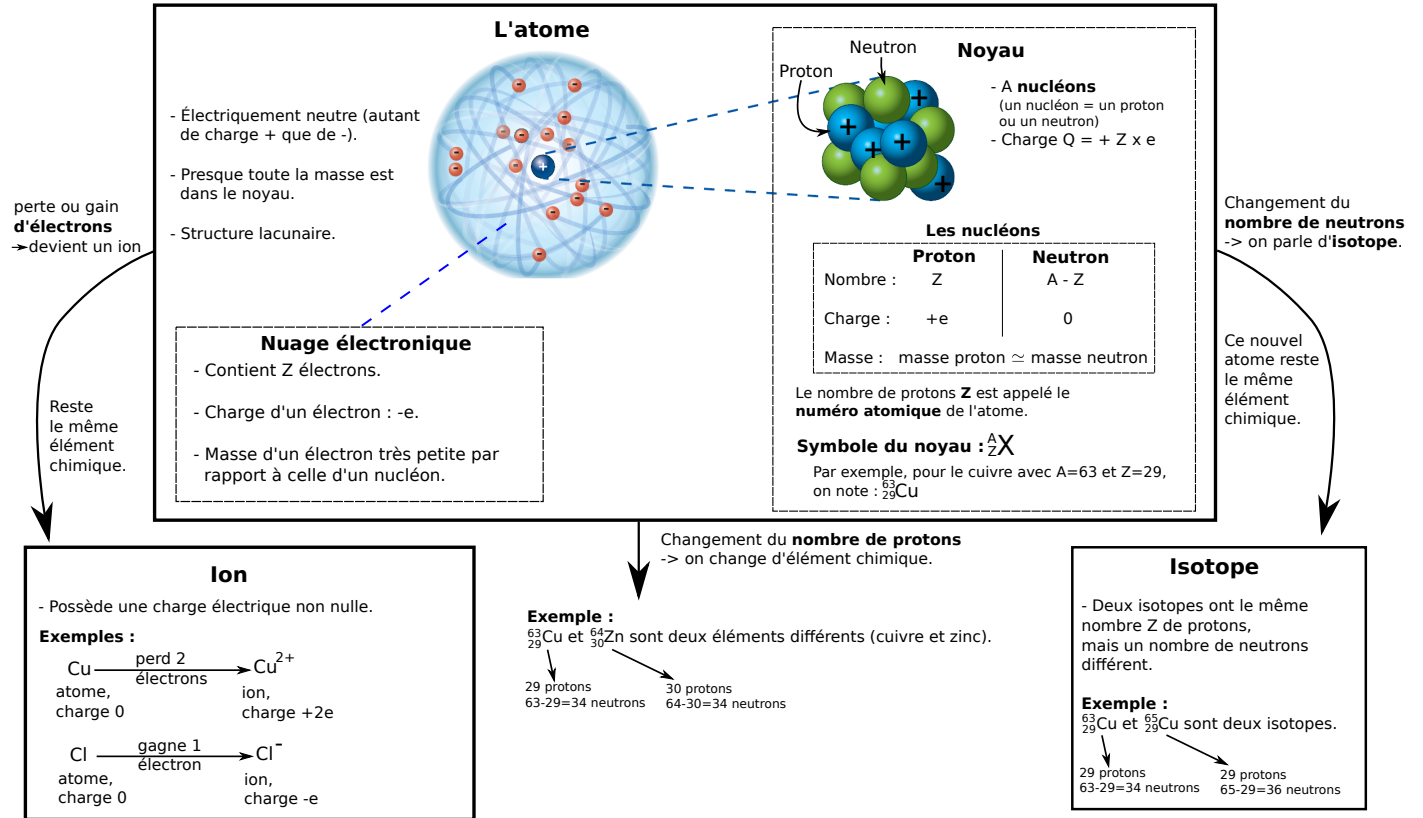
EC1

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

EC2



I – Description des atomes



Élément chimique

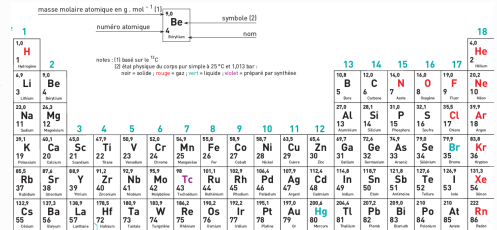
- C'est le nom donné à tous les atomes ou ions qui possèdent le même nombre Z de protons.  
 → Un élément est donc **défini par son numéro atomique Z**.

**Exemple :**

- L'élément chimique cuivre est présent dans :
- le cuivre solide  $\text{Cu}_{(s)}$
  - l'ion cuivrique  $\text{Cu}^{2+}$
  - l'hydroxyde de cuivre  $\text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$
  - l'ion cuivreux  $\text{Cu}^{+}$
  - 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.

≈<sub>1</sub> 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  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .

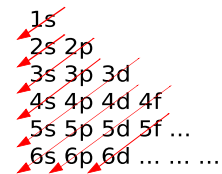
#### → Exemples : EC1

**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...

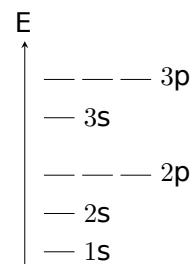
Sous forme graphique, ceci revient à suivre les flèches ci-contre.



### 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

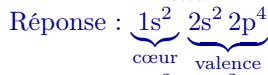
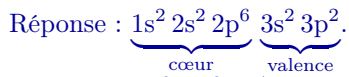
Règle pour  $Z \leq 18$  : les électrons de valence sont ceux de la couche de  $n$  le plus grand.

→ 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 :  $1s^2 2s^2 2p^4$

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  $Z \leq 18$ ).

→<sub>4</sub> 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 :

→<sub>5</sub> 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 :  $\underbrace{1s^2}_{\text{couche } n=1} \underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{couche } n=2} \underbrace{3s^1 3p^0}_{\text{couche } n=3}$

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.

→<sub>6</sub> Autres exemples cf **EC2**.

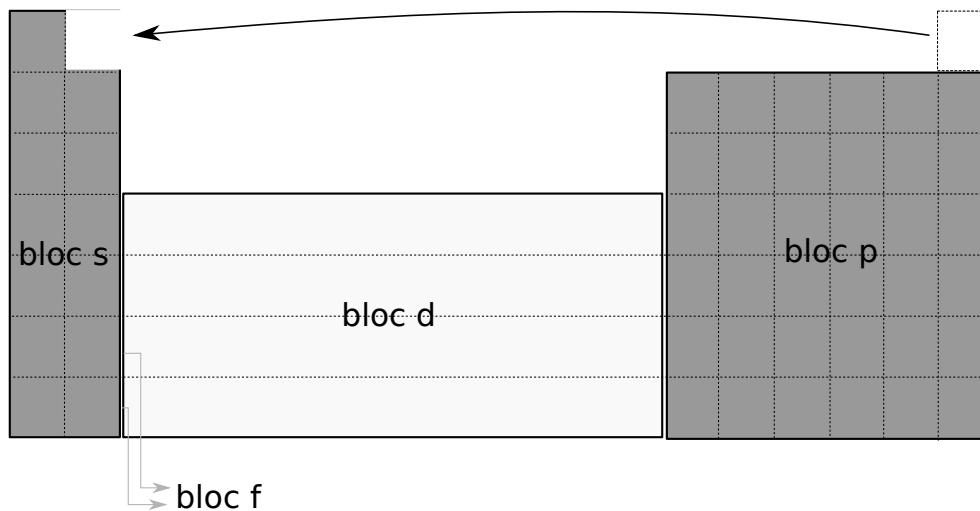
### III – La classification périodique des éléments

#### 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.

### 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).

→<sub>10</sub> Pour la ligne  $n$ , leur configuration de valence est du type  $ns^2 np^6$

- 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, ...

→<sub>11</sub> Pour la ligne  $n$ , leur configuration de valence est du type  $ns^2 np^5$

Conséquences : ils captent facilement un électron, donc :

- Ils tendent à former des ions  $X^-$
- 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), ...

→<sub>12</sub> Pour la ligne  $n$ , leur configuration de valence est du type  $ns^1$

Conséquences : ils perdent facilement un électron, donc :

- Ils tendent à former des ions  $A^+$
- 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.

→<sub>13</sub> 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  $\chi_p$ , 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 |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      | 1.61 | 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  |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |  |