

Faculté des Sciences Médicales (U.D'ALGER 1) – année universitaire 2022/2023

Département de Médecine Dentaire

# **Module de chimie générale et organique de la 1<sup>ère</sup> Médecine Dentaire**

Cours élaboré par : Pr. Adel SAADI

**CHAPITRE II (partie 2) :**

**Structure électronique**

**Tableau périodique**

## I. TABLEAU PERIODIQUE

Mendeleïev est le premier à avoir conçu un tableau de classification des éléments chimiques découverts à cette époque. Par la suite, d'autres savants ont continué les travaux de Mendeleïev en ajoutant au fur et à mesure de nouveaux éléments chimiques qu'ils soient naturels ou synthétiques. La forme actuelle du tableau revient à ... qui a classé tous les éléments chimiques selon l'ordre de numéro atomique 'Z' croissant en les regroupant par propriété chimique dans des colonnes.

La forme finale du tableau obéit généralement à l'écriture générale de la structure électronique qui est :

$$ns^x (n-2)f^y (n-1)d^z np^w$$

En appliquant les règles des nombres quantiques, on obtient le classement des éléments selon l'ordre suivant :

- **La 1<sup>ère</sup> couche (n=1)** ne contient que deux éléments de configuration électronique :

**1s<sup>1</sup>** pour l'atome **<sub>1</sub>H** et **1s<sup>2</sup>** pour l'atome **<sub>2</sub>He**,

↓ →	1	2	3 <sup>b</sup>	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 <b>H</b>																2 <b>He</b>	

- **La 2<sup>ème</sup> couche (n=2)** peut accueillir jusqu'à 8e<sup>-</sup> (**2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>**). Donc, 8 éléments chimiques peuvent être placés qui ont des configurations électroniques variant entre :

**1s<sup>2</sup>/2s<sup>1</sup>** pour l'atome **<sub>3</sub>Li** jusqu'à **1s<sup>2</sup>/2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>** pour l'atome **<sub>10</sub>Ne**,

↓ →	1	2	3 <sup>c</sup>	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 <b>H</b>																2 <b>He</b>	
2	3 <b>Li</b>	4 <b>Be</b>																
3			5 <b>B</b>	6 <b>C</b>	7 <b>N</b>	8 <b>O</b>	9 <b>F</b>	10 <b>Ne</b>										

- **La 3<sup>ème</sup> couche (n=3)** peut accueillir jusqu'à 8e<sup>-</sup> aussi (**3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>**) correspondant à 8 éléments de Z=11 à Z=18 dont les configurations électroniques sont comprises entre :

**1s<sup>2</sup>/2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>/3s<sup>1</sup>** pour l'atome **<sub>11</sub>Na** et **1s<sup>2</sup>/2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>/3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>** pour l'atome **<sub>18</sub>Ar**,

↓ →	1	2	3 <sup>v</sup>	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 <b>H</b>																2 <b>He</b>	
2	3 <b>Li</b>	4 <b>Be</b>															10 <b>Ne</b>	
3	11 <b>Na</b>	12 <b>Mg</b>															18 <b>Ar</b>	
4	19 <b>K</b>	20 <b>Ca</b>	21 <b>Sc</b>	22 <b>Ti</b>	23 <b>V</b>	24 <b>Cr</b>	25 <b>Mn</b>	26 <b>Fe</b>	27 <b>Co</b>	28 <b>Ni</b>	29 <b>Cu</b>	30 <b>Zn</b>	31 <b>Ga</b>	32 <b>Ge</b>	33 <b>As</b>	34 <b>Se</b>	35 <b>Br</b>	36 <b>Kr</b>

- **La 4<sup>ème</sup> couche (n=4)** peut accueillir jusqu'à 18e<sup>-</sup> (**4s<sup>2</sup>3d<sup>10</sup>4p<sup>6</sup>**) à cause de l'apparition de la sous-couche '**3d**' entre les sous-couches '**4s**' et '**4p**', ce qui permet d'ajouter 10 éléments supplémentaires aux 8 éléments initiaux. En total, on aura 18 éléments de Z=19 à Z=36 dont les configurations électroniques sont comprises entre :

**1s<sup>2</sup>/2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>/3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>/4s<sup>1</sup>** pour l'atome **<sub>19</sub>K** et **1s<sup>2</sup>/2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>/3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>/4s<sup>2</sup>3d<sup>10</sup>4p<sup>6</sup>** pour l'atome **<sub>36</sub>Kr**,

↓ →	1	2	3 <sup>v</sup>	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 <b>H</b>																2 <b>He</b>	
2	3 <b>Li</b>	4 <b>Be</b>															10 <b>Ne</b>	
3	11 <b>Na</b>	12 <b>Mg</b>															18 <b>Ar</b>	
4	19 <b>K</b>	20 <b>Ca</b>	21 <b>Sc</b>	22 <b>Ti</b>	23 <b>V</b>	24 <b>Cr</b>	25 <b>Mn</b>	26 <b>Fe</b>	27 <b>Co</b>	28 <b>Ni</b>	29 <b>Cu</b>	30 <b>Zn</b>	31 <b>Ga</b>	32 <b>Ge</b>	33 <b>As</b>	34 <b>Se</b>	35 <b>Br</b>	36 <b>Kr</b>

- La 5<sup>ème</sup> couche ( $n=5$ ) est identique à la couche précédente qui peut accueillir 18e<sup>-</sup> supplémentaires ( $5s^2 4d^{10} 5p^6$ ) équivalent à 18 éléments de Z=37 à Z=54 dont les configurations électroniques sont comprises entre :

...../4s<sup>2</sup>3d<sup>10</sup>4p<sup>6</sup>/5s<sup>1</sup> pour l'atome <sub>37</sub>Rb et ...../4s<sup>2</sup>3d<sup>10</sup>4p<sup>6</sup>/5s<sup>2</sup>4d<sup>10</sup>5p<sup>6</sup> pour l'atome <sub>54</sub>Xe,

	1	2	3 <sup>b</sup>	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																2 He	
2	3 Li	4 Be																
3	11 Na	12 Mg																
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe

- La 6<sup>ème</sup> couche ( $n=6$ ) voit l'apparition de la sous-couche '4f' qui peut recevoir jusqu'à 14e<sup>-</sup> supplémentaires ( $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$ ) équivalent à 32 éléments de Z=55 à Z=86 dont les configurations électroniques sont comprises entre :

...../5s<sup>2</sup>4d<sup>10</sup>5p<sup>6</sup>/6s<sup>1</sup> pour l'atome <sub>55</sub>Cs et ...../5s<sup>2</sup>4d<sup>10</sup>5p<sup>6</sup>/6s<sup>2</sup>4f<sup>14</sup>5d<sup>10</sup>6p<sup>6</sup> pour l'atome <sub>86</sub>Rn,

- La 7<sup>ème</sup> couche ( $n=7$ ) est identique à la couche 6.

6	55 Cs	56 Ba	*	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	*	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
↓																			
Lanthanides *																			
Actinides *																			
	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb					
	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No					

#### Remarque importante :

Tous les éléments de la sous-couche 'f' qui apparaissent à la 6<sup>ème</sup> et 7<sup>ème</sup> couche seront placés dans un tableau secondaire (en bas) en dehors du tableau principal à cause de leurs propriétés chimiques particulières. Ainsi :

- La 1<sup>ère</sup> ligne (en rouge) regroupe des éléments de la 6<sup>ème</sup> couche, dont la configuration électronique se termine par : /6s<sup>2</sup>4f<sup>y</sup> avec y = 1 à 14. On obtient 14 éléments de <sub>58</sub>Ce à <sub>71</sub>Lu. Cette famille d'éléments est nommée les Lanthanides,
- La 2<sup>ème</sup> ligne (en vert) regroupe des éléments de la 7<sup>ème</sup> couche, dont la configuration électronique se termine par : /7s<sup>2</sup>5f<sup>y</sup> avec y = 1 à 14. On obtient 14 éléments de <sub>90</sub>Th à <sub>103</sub>Lr. Cette famille d'éléments est nommée les Actinides,

Le tableau final construit à partir des informations données précédemment a la forme actuelle suivante :

Tableau périodique des éléments																		
Bloc s		Bloc d												Bloc p				
1	2	3 <sup>b</sup>	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
H	Be											B	C	N	O	F	He	
Li	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ne	
Na		Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
K	Ca		Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Rb	Sr		Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Cs	Ba	*		Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn		Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
Fr	Ra	**																
Lanthanides *																		
Actinides *																		
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb					
Th	Pa	U	Np	Pu		Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No					
Ac																		

La représentation la plus utilisée dans la classification des éléments dans le tableau périodique

([https://fr.wikipedia.org/wiki/Tableau\\_p%C3%A9riodique\\_des\\_%C3%A9l%C3%AAmens](https://fr.wikipedia.org/wiki/Tableau_p%C3%A9riodique_des_%C3%A9l%C3%AAmens))

### Informations supplémentaires sur le tableau périodique :

Le tableau périodique est subdivisé en 4 blocs d'éléments qui sont :

- **Bloc 'S'** qui regroupe tous les éléments dont la configuration électronique se termine par la sous-couche 's' comme .../ns<sup>1</sup> et .../ns<sup>2</sup>. C'est-à-dire : la 1<sup>ère</sup> et la 2<sup>ème</sup> colonne = bloc 'S'.
- **Bloc 'P'** regroupe tous les éléments dont la configuration électronique se termine par la sous-couche 'p' comme .../ns<sup>2</sup>np<sup>1</sup> à .../ns<sup>2</sup>np<sup>6</sup>. C'est-à-dire : de la 13<sup>ème</sup> colonne à la 18<sup>ème</sup> colonne = bloc 'P' (à l'exception de l'atome <sub>2</sub>He).
- **Bloc 'D'** qui est situé entre les blocs 'S' et 'P' (comme dans l'écriture de la configuration électronique), sont tous les éléments dont la configuration électronique se termine par la sous-couche 'd' comme .../ns<sup>2</sup>(n-1)d<sup>1</sup> à .../ns<sup>2</sup>(n-1)d<sup>10</sup>. C'est-à-dire : la 3<sup>ème</sup> colonne à la 12<sup>ème</sup> colonne = bloc 'D'.
- **Bloc 'F'** c'est tous les éléments du tableau secondaire qui est constitué des deux familles : Lanthanides et Actinides.

Le tableau périodique est aussi constitué de familles d'éléments chimiques qui ont des propriétés chimiques semblables. Parmi elles, on peut citer :

- **La famille des Alcalins** : c'est la 1<sup>ère</sup> colonne = groupe I<sub>A</sub> **sauf l'atome H** (configuration se termine par .../ns<sup>1</sup>), **Attention : l'atome d'hydrogène n'est pas un alcalin.**
- **La famille des Alcalino-terreux** : c'est la 2<sup>ème</sup> colonne = groupe II<sub>A</sub> (configuration se termine par .../ns<sup>2</sup>),
- **La famille des Halogènes** : c'est la 17<sup>ème</sup> colonne = groupe VII<sub>A</sub> (configuration se termine par .../ns<sup>2</sup>...np<sup>5</sup>),
- **La famille des Gaz-rares** : c'est la 18<sup>ème</sup> colonne = groupe VIII<sub>A</sub> (configuration se termine par .../ns<sup>2</sup>...np<sup>6</sup>) y compris l'atome <sub>2</sub>He. **Les gaz-rares sont connus comme étant des éléments qui ont une configuration électronique saturée,**
- **La famille des éléments de transition (semi-conducteurs)** : c'est généralement tout le bloc 'D' à l'exception des éléments dont la sous-couche 'd' n'est pas saturée (n'est pas pleine).

## II. DETERMINATION DE LA POSITION DES ELEMENTS DANS LE TABLEAU PERIODIQUE :

La connaissance de la **position d'un élément chimique** dans le tableau périodique passe obligatoirement par la **détermination de sa configuration (structure) électronique**. Beaucoup d'informations pourraient être déduites à partir de la configuration électronique, on peut citer :

- ❖ **La colonne d'appartenance de cet élément dans le tableau périodique (groupe),**
  - ❖ **La ligne d'appartenance de cet élément dans le tableau périodique (couche = période),**
  - ❖ **Le bloc d'appartenance de cet élément dans le tableau périodique,**
  - ❖ **La couche de valence et le nombre d'électrons de valence (les électrons de valence),**
  - ❖ **La famille de l'élément chimique,**
  - ❖ **L'ion stable de l'élément chimique,**
  - ❖ **Le nombre de liaison que peut donner cet élément en présence d'autres éléments,**
- ...etc.

### II.1. Groupe de l'élément :

Le tableau périodique est constitué de colonnes numérotées de 1 à 18 (à la verticale). Ces colonnes regroupent des éléments ayant des propriétés chimiques semblables c'est-à-dire une **couche de valence semblable**.

Les **18 colonnes** sont divisées en **deux groupes numérotés par des chiffres romains de I à VIII**. Chaque groupes est indexé par une **lettre alphabétique A** ou **B** appelée **sous-groupe**. On obtient :

**Des groupes de I à VIII de sous-groupe A (8 colonnes) = 8 groupes de sous-groupe A,**  
**Des groupes de I à VIII de sous-groupes B (10 colonnes) = 8 groupes de sous-groupes B,**

### Comment déterminer le sous-groupe ?

- ✓ Lorsque la structure électronique d'un élément chimique **se termine** par les sous-couches 's' ou 'p', on dit qu'il appartient au sous-groupe '**A**',
- ✓ Lorsque la structure électronique d'un élément chimique **se termine** par les sous-couches 'd' ou 'f', on dit qu'il appartient au sous-groupe '**B**',

Chaque colonne du tableau périodique est un groupe à l'exception des colonnes 8, 9 et 10 qui sont réunis pour représenter un seul groupe appelé groupe des triades selon le tableau suivant :

Famille	<i>Alcalins</i>	<i>Alcalino-terreux</i>						<b>Les triades</b>								<i>Halogènes</i>	<i>Gaz-rares</i>	
N° de la colonne	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Groupe/sous-groupe	I <sub>A</sub>	I <sub>A</sub>	III <sub>B</sub>	IV <sub>B</sub>	V <sub>B</sub>	VI <sub>B</sub>	VII <sub>B</sub>	VIII <sub>B</sub>			I <sub>B</sub>	II <sub>B</sub>	III <sub>A</sub>	IV <sub>A</sub>	V <sub>A</sub>	VI <sub>A</sub>	VII <sub>A</sub>	VIII <sub>A</sub>
Les éléments de transition																		

### Comment déterminer le groupe d'un élément ?

**Le groupe d'un élément** est déterminé grâce **aux électrons présents dans la couche de valence**.

Une **couche de valence** c'est la dernière couche dans l'écriture de la configuration électronique délimitée par un dernier slash. Les **électrons de valence** c'est la somme de tous les électrons qui occupent la couche de valence (**à l'exception de la sous-couche 'd' saturée qui ne sera pas comptabilisée**). Prenons un exemple :

${}_7\text{N} : 1s^2/2s^22p^3$ , en rouge après le slash c'est la couche de valence. Le nombre d'électrons de cette couche de valence est de 5, donc on a 5 électrons de valence qui représente le groupe de l'élément 'V'. de plus, la configuration électronique **se termine** par '2p' d'où l'azote  ${}_7\text{N}$  appartient au groupe '**V<sub>A</sub>**'.

${}_{26}\text{Fe} : 1s^2/2s^22p^6/3s^23p^6/4s^23d^6$ , en rouge après **le dernier slash** c'est la couche de valence. Le nombre d'électrons de cette couche de valence est de 8, donc on a 8 électrons de valence qui représente le groupe de l'élément 'VIII'. de plus, la configuration électronique **se termine** par '3d' d'où l'azote  ${}_{26}\text{Fe}$  appartient au groupe '**VIII<sub>B</sub>**'.

**Des exceptions dans la détermination du groupe (comme le groupe des triades) seront examinées en TD.**

### II.2. Période de l'élément :

La période d'un élément chimique représente la ligne d'appartenance de cet élément dans le tableau périodique (horizontale). Elle déterminée à partir de la configuration électronique en identifiant l'indice de la couche 'n' le plus élevé (ou prendre l'indice 'n' de la couche de valence). Exemple :

${}_7\text{N} : 1s^2/2s^22p^3$ , l'indice 'n' de la couche le plus élevé c'est '2'.

La période (ligne) de l'atome  ${}_7\text{N}$  est **2 (2<sup>ème</sup> période)**.

${}_{26}\text{Fe} : 1s^2/2s^22p^6/3s^23p^6/4s^23d^6$ , l'indice 'n' de la couche le plus élevé c'est '4'.

La période (ligne) de l'atome  ${}_{26}\text{Fe}$  est **4 (4<sup>ème</sup> période)**.

Maintenant si vous croisez le groupe et la période de ces éléments dans le tableau périodique, vous aurez leurs positions.

### II.3. Bloc de l'élément :

Il suffit de lire la dernière sous-couche de la configuration et vous aurez le bloc. Exemple :

- L'azote appartient au bloc 'P' car sa configuration électronique se termine par la sous-couche 'p' ;
- Le fer appartient au bloc 'D' car sa configuration électronique se termine par la sous-couche 'd' ;

## III. PROPRIETES DES ELEMENTS DANS LE TABLEAU PERIODIQUE

Les éléments chimiques appartenant à la même période ou au même groupe peuvent subir une étude comparative de certains de leurs propriétés, les plus citées sont : le rayon atomique, l'électronégativité et l'énergie d'ionisation.

### III.1. Rayon atomique $R_a$ d'un élément chimique :

C'est la distance qui sépare le noyau d'un atome de sa couche de valence (dernière couche 'n'), ce qui représente la taille de l'élément :

- ❖ Pour les éléments d'un même groupe (même colonne), le nombre d'électrons de valence est identique mais le nombre de couche 'n' augmente si on se déplace du haut vers le bas dans le tableau périodique. Par exemple :



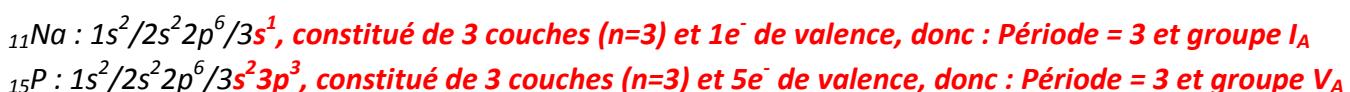
D'où les atomes  ${}_{\text{7}}\text{N}$  et  ${}_{\text{15}}\text{P}$  appartiennent à la même colonne (même groupe) mais 'n' augmente. On obtient :

$$R_a(\text{N}) < R_a(\text{P})$$

- ❖ Pour les éléments de la même période (même ligne), le nombre d'électrons de valence varie et le nombre de couche 'n' est identique. Si on se déplace de gauche vers la droite dans le tableau périodique, on remarquera que le nombre d'électrons de valence augmente (charge négative) et le numéro atomique 'Z' augmente aussi (les protons qui sont positifs). Sachant qu'une attraction est créée entre le noyau (protons) et les électrons de valence, on peut dire que :

*Plus le nombre d'électrons de valence augmente (les protons augmentent aussi de gauche à droite), plus la forme d'attraction augmente. Les électrons de valence seront plus attirés vers le noyau, ce qui conduit à une diminution du rayon atomique.*

Par exemple :



D'où les atomes  $_{11}\text{Na}$  et  $_{15}\text{P}$  appartiennent à la **même ligne** (même période) mais les **électrons de valence augmente**, ce qui fait que **l'attraction augmente** conduisant à **une diminution du rayon atomique**. On obtient :

$$R_a(\text{P}) < R_a(\text{Na})$$

**En résumé :**

**Dans un groupe du haut vers le bas : on a le numéro atomique 'Z' qui augmente, le nombre de couches augmente, d'où le rayon atomique  $R_a$  augmente,** (même nombre d'électrons de valence),

**Dans une période de gauche vers la droite : on a le numéro atomique 'Z' qui augmente, le nombre de couches identique, les électrons de valences augmentent, la force d'attraction ( $e^-, z$ ) augmente, d'où le rayon atomique  $R_a$  diminue,**

### III.2. Electronégativité 'EN' d'un éléments chimique (ou $\chi$ ) :

L'électronégativité (symbole  $\chi$ ) est une grandeur physique introduite par J.J.Berzelius (1835) puis améliorée par L.Pauling. En chimie, c'est un concept qui caractérise la capacité d'un atome 'A' à attirer un ou plusieurs électrons d'un autre atome 'B' (voir même arracher) lors de la formation d'une liaison chimique (A-B).

La différence d'électronégativité ( $\Delta\chi(A-B)$ ) entre ces deux atomes détermine la nature d'une liaison chimique (à voir dans le chapitre liaisons chimiques). Dans ce cas :

- Si la différence est très faible ou nulle ( $\Delta\chi(A-B) \approx 0$ ), on parle dans ce cas d'une liaison covalente pure et elle est apolaire (non polaire),
- Si cette différence est moyenne ( $\Delta\chi(A-B) > 0$ ), on parle de liaison polaire (ou semi-polaires),
- Si cette différence est forte ( $\Delta\chi(A-B) >> 0$ ), on dit que la liaison est ionique. Dans ce cas l'électron est complètement arraché (ex :  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ).

Remarque : électropositif c'est un terme qui est l'inverse de l'électronégatif

Selon l'échelle de Pauling, l'évolution de l'électronégativité des atomes du tableau périodique obéit à un classement particulier suivant leurs positions :

- *Dans la même période de gauche vers la droite (Z croissant), l'électronégativité augmente dans le sens inverse du rayon atomique. Ce résultat est lié essentiellement à l'augmentation de la force d'attraction entre le noyau (chargé positif) et les électrons de valence (chargés négatifs), c'est cette force d'attraction (selon sa force) qui va attirer (voire arracher) l'électron d'un autre atome dont sa force d'attraction est plus faible.*

- *Dans le même groupe du haut vers le bas (Z croissant), l'électronégativité diminue dans le sens inverse du rayon atomique. Ce résultat est lié essentiellement à la diminution de la force d'attraction entre le noyau (chargé positif) et les électrons de valence (chargés négatifs) à cause de l'éloignement croissant des électrons de valence (nombre de couches augmente).*

Le croisement des deux derniers points nous conduise aux conclusions suivantes :

Le concept de l'électronégativité n'est pas appliqué sur les gaz-rares à cause de sa couche de valence saturée (ne peut pas accueillir des électrons),

Le Fluore est l'atome le plus électronégatif du tableau périodique et sa valeur est de 3,98 alors que le Francium est le moins électronégatif avec une valeur de 0,7.

Plus les atomes sont proches du Fluore et plus ils auront une valeur d'électronégativité élevée comme : F > O > Cl > N > Br >.....

### **III.3. Energie d'ionisation 'EI' d'un élément chimique (ou Pi) :**

L'énergie d'ionisation (potentiel d'ionisation) d'un atome l'énergie minimum nécessaire qu'il faut fournir à cet atome pour lui arracher un électron (préférable l' $e^-$  le plus loin du noyau) et former un cation selon la réaction suivante :  $X_{(g)} \rightarrow X_{(g)}^+ + 1e^-$  (énergie de 1<sup>ère</sup> ionisation)

La valeur de l'énergie d'ionisation d'un atome est exprimée en 'eV' ou en kJ/mol, et elle toujours positive, ce qui signifie qu'il faut fournir cette énergie pour lui arracher l'électron.

***EI(He) = 24,59 eV est la plus élevée du tableau périodique (en haut à droite du TP), c'est un gaz-rare dont sa couche de valence est saturée (les électrons sont fortement liés au noyau), l'énergie fournie est élevée. A l'inverse, EI(Fr) = 4,07 eV est la plus faible (en bas à gauche du TP) à cause du dernier électron situé à la 7<sup>ème</sup> couche (force d'attraction très faible).***

L'énergie à arracher doit provenir toujours de la couche de valence et de préférence l'électron le plus loin du noyau parce que plus la force d'attraction entre le noyau et l'électron faible et plus l'énergie fournie est faible aussi pour l'arracher. Généralement, l'électron célibataire est plus facile à arracher qu'un électron apparié.

En règle générale, l'évolution du potentiel d'ionisation des atomes du tableau périodique est le suivant :

- *Dans la même période de gauche vers la droite (Z croissant), l'énergie d'ionisation 'EI' augmente dans le sens que l'électronégativité à cause de l'augmentation de la force d'attraction entre le noyau (chargé positif) et les électrons de valence (chargés négatifs). Rendre l'électron difficile à arracher signifie qu'il faut fournir plus d'énergie.*
- *Dans le même groupe du haut vers le bas (Z croissant), l'énergie d'ionisation diminue. Ce résultat est lié essentiellement à la diminution de la force d'attraction entre le noyau (chargé positif) et les électrons de valence (chargés négatifs) à cause de l'éloignement croissant des électrons de valence (nombre de couches augmente). Donc, fournir moins d'énergie pour arracher cet électron.*

### III.4. Formation d'un ion stable d'un élément chimique

Chaque atome neutre peut capter ou libérer un ou plusieurs électrons pour se transformer en ion qui peut être cation (positif) ou anion (négatif). Cette charge positive ou négative portée sur un ion est appelée degré d'oxydation dans les réactions d'oxydo-réduction. Un élément chimique pourrait donner plusieurs degrés d'oxydation comme les éléments de transition.

Exemple : atome de Titane  $_{22}\text{Ti}$  qui peut donner des cations :  $\text{Ti}^{2+}$ ,  $\text{Ti}^{3+}$ ,  $\text{Ti}^{4+}$ ,  $\text{Ti}^{6+}$ ,

#### Qu'est ce que c'est un ion stable ?

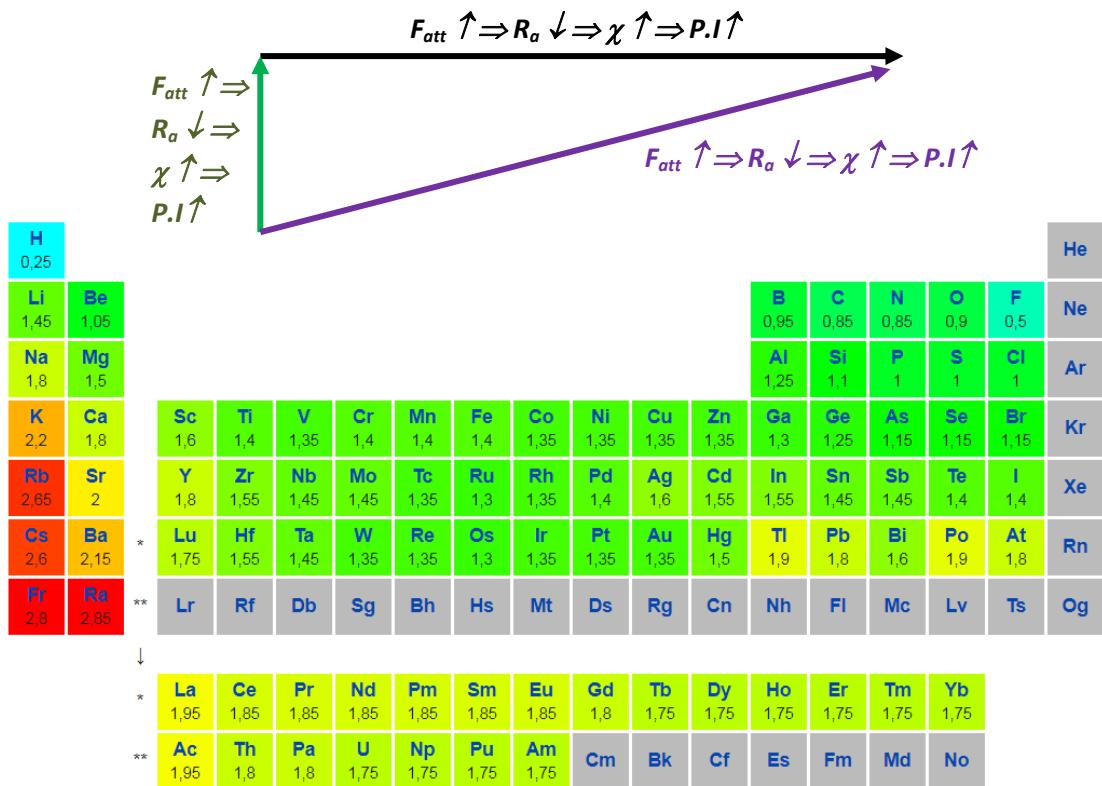
Chaque atome peut donner un ion stable parmi tous ions possibles (exemple de l'atome Ti) mais doit être en présence d'un autre atome. L'exemple de Na et Cl qui peuvent donner  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  qui sont les ions les plus stables.

On peut dire qu'un ion est stable lorsqu'en présence d'un autre atome, il va acquérir une configuration électronique (ou couche de valence) similaire à celle du gaz-rare le plus proche ( $ns^2 \dots np^6$  sauf He). Certaines familles (groupes) d'éléments du tableau périodique sont connues pour former un ion stable commun :

- ❖ *Les alcalins (groupe IA) dont la couche de valence se termine par 'ns<sup>1</sup>' ont tendance à libérer cet électron pour acquérir la structure similaire à celle du gaz-rare qui le précède, on obtient l'ion X<sup>+</sup> comme  $\text{Na}^+$ ,...*
- ❖ *Les alcalino-terreux (groupe IIA) donne l'ion X<sup>2+</sup> (libère 2 électrons de la couche de valence 'ns<sup>2</sup>') comme  $\text{Ca}^{2+}$ ,....*
- ❖ *Les halogènes (groupe VIIA) ont tendance à capturer un électron (couche de valence ns<sup>2</sup>...np<sup>5</sup>) pour acquérir la structure similaire à celle du gaz-rare qui le suit, on obtient X. comme  $\text{Cl}^-$ ,...*
- ❖ *Les chalcogènes ou groupe d'oxygène (VIA) captent deux électrons (couche de valence ns<sup>2</sup>...np<sup>4</sup>) pour donner l'ion stable X<sup>2-</sup> comme  $\text{O}^{2-}$ ,...*
- ❖ *Les éléments de transition ont tendance à perdre les électrons mais chaque élément est un cas à examiner séparément. En général, la plupart des éléments de transition ont un ion commun le plus répandu c'est X<sup>2+</sup>.*

Le classement des éléments selon l'ordre croissant et/ou décroissant de rayon atomique, de l'électronégativité ou de l'énergie d'ionisation peut être réalisé sans recourir aux valeurs qui sont dans les tableaux ci-après. Pour cela, il faut appliquer le même raisonnement donné dans l'exemple du rayon atomique :

- ⊕ *Les éléments appartenant à couche (période) ont des propriétés différentes de ceux de la couche qui la précède ou qui la suit,*
- ⊕ *Plus l'écart de groupes entre les éléments chimiques est important, plus c'est facile à les classer,*



## **Valeurs approximatives des rayons atomiques en Angström (selon J.C. Slater) des éléments du tableau périodique ([https://fr.wikipedia.org/wiki/Rayon\\_atomique](https://fr.wikipedia.org/wiki/Rayon_atomique))**

→ **Rayon atomique** décroît → **Énergie d'ionisation** s'accroît → **Électronégativité** s'accroît →

#### **Tableau périodique des éléments utilisant l'échelle d'électronégativité de Pauling**

(<https://fr.wikipedia.org/wiki/%C3%89lectron%C3%A9gativit%C3%A9>)

<b>H</b> 13,6																	<b>He</b> 24,69	
<b>Li</b> 5,39	<b>Be</b> 9,32																<b>Ne</b> 21,56	
<b>Na</b> 5,14	<b>Mg</b> 7,65																<b>Ar</b> 15,76	
<b>K</b> 4,34	<b>Ca</b> 6,11																<b>Cl</b> 12,97	
<b>Rb</b> 4,18	<b>Sr</b> 5,69																<b>In</b> 5,79	
<b>Cs</b> 3,89	<b>Ba</b> 5,21	*															<b>Sn</b> 7,34	
<b>Fr</b> 4,07	<b>Ra</b> 5,28	**															<b>Sb</b> 8,61	
			<b>Sc</b> 6,56	<b>Ti</b> 6,83	<b>V</b> 6,75	<b>Cr</b> 6,77	<b>Mn</b> 7,43	<b>Fe</b> 7,9	<b>Co</b> 7,88	<b>Ni</b> 7,64	<b>Cu</b> 7,73	<b>Zn</b> 9,39	<b>Ga</b> 6	<b>Ge</b> 7,9	<b>As</b> 9,79	<b>Se</b> 9,75	<b>Br</b> 11,81	<b>Kr</b> 14
			<b>Y</b> 6,22	<b>Zr</b> 6,63	<b>Nb</b> 6,76	<b>Mo</b> 7,09	<b>Tc</b> 7,28	<b>Ru</b> 7,36	<b>Rh</b> 7,46	<b>Pd</b> 8,34	<b>Ag</b> 7,58	<b>Cd</b> 8,99	<b>In</b> 5,79	<b>Sn</b> 7,34	<b>Sb</b> 8,61	<b>Te</b> 9,01	<b>I</b> 10,45	<b>Xe</b> 12,13
			<b>Lu</b> 5,43	<b>Hf</b> 6,83	<b>Ta</b> 7,55	<b>W</b> 7,86	<b>Re</b> 7,83	<b>Os</b> 8,44	<b>Ir</b> 8,97	<b>Pt</b> 8,96	<b>Au</b> 9,23	<b>Hg</b> 10,44	<b>Tl</b> 6,11	<b>Pb</b> 7,42	<b>Bi</b> 7,29	<b>Po</b> 8,41	<b>At</b> 9,32	<b>Rn</b> 10,75
			<b>Lr</b> 4,9	<b>Rf</b> 6	<b>Db</b>	<b>Sg</b>	<b>Bh</b>	<b>Hs</b>	<b>Mt</b>	<b>Ds</b>	<b>Rg</b>	<b>Cn</b>	<b>Nh</b>	<b>Fl</b>	<b>Mc</b>	<b>Lv</b>	<b>Ts</b>	<b>Og</b>
		*	<b>La</b> 5,58	<b>Ce</b> 5,54	<b>Pr</b> 5,47	<b>Nd</b> 5,53	<b>Pm</b> 5,58	<b>Sm</b> 5,64	<b>Eu</b> 5,67	<b>Gd</b> 6,15	<b>Tb</b> 5,86	<b>Dy</b> 5,94	<b>Ho</b> 6,02	<b>Er</b> 6,11	<b>Tm</b> 6,18	<b>Yb</b> 6,25		
		**	<b>Ac</b> 5,17	<b>Th</b> 6,31	<b>Pa</b> 5,89	<b>U</b> 6,19	<b>Np</b> 6,27	<b>Pu</b> 6,03	<b>Am</b> 5,97	<b>Cm</b> 5,99	<b>Bk</b> 6,2	<b>Cf</b> 6,28	<b>Es</b> 6,42	<b>Fm</b> 6,5	<b>Md</b> 6,58	<b>No</b> 6,65		

### Energie de première ionisation des éléments du tableau périodique

([https://fr.wikipedia.org/wiki/%C3%89nergie\\_d%27ionisation](https://fr.wikipedia.org/wiki/%C3%89nergie_d%27ionisation))