

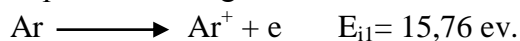
## ENQERGIE D'IONISATION :

L'**énergie d'ionisation** d'un atome est l'énergie qu'il faut fournir à un atome neutre pour arracher un électron (le moins lié) à l'état gazeux et former un ion positif. On la note  $E_i$ .

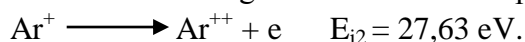
Tout atome est caractérisé par plusieurs énergies d'ionisation.

Exemple l'atome d'Argon ( $Z = 18$ )

La première énergie d'ionisation est l'énergie nécessaire pour arracher le premier électron le moins lié.



La deuxième énergie d'ionisation nous permet d'arracher un deuxième électron



$E_{i2} > E_{i1}$  car l'électron enlevé dans le deuxième cas est arraché à partir d'un ion positif.

Les valeurs de toutes les énergies d'ionisation de l'atome d'Argon sont données dans le tableau suivant :

Energies d'ionisation	
1 <sup>re</sup> : 15,759610 eV	2 <sup>e</sup> : 27,62966 eV
3 <sup>e</sup> : 40,74 eV	4 <sup>e</sup> : 59,81 eV
5 <sup>e</sup> : 75,02 eV	6 <sup>e</sup> : 91,009 eV
7 <sup>e</sup> : 124,323 eV	8 <sup>e</sup> : 143,460 eV
9 <sup>e</sup> : 422,45 eV	10 <sup>e</sup> : 478,69 eV
11 <sup>e</sup> : 538,96 eV	12 <sup>e</sup> : 618,26 eV
13 <sup>e</sup> : 686,10 eV	14 <sup>e</sup> : 755,74 eV
15 <sup>e</sup> : 854,77 eV	16 <sup>e</sup> : 918,03 eV
17 <sup>e</sup> : 4 120,8857 eV	18 <sup>e</sup> : 4 426,2296 eV

$E_{i8} = 143,46 \text{ eV}$        $E_{i9} = 422,45 \text{ eV}$       un saut d'énergie

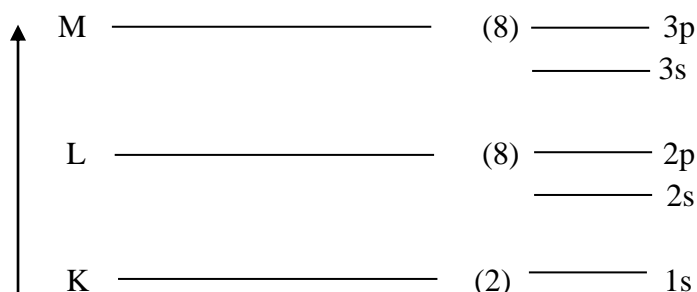
$E_{i16} = 918,03 \text{ eV}$        $E_{i17} = 4120,8 \text{ eV}$       un saut d'énergie plus important que le premier.

Donc les 18 électrons de l'Argon on peut les repartir en **trois groupes** qui contiennent 8, 8 et 2 électrons.

Le premier saut d'énergie est expliqué par : après l'enlèvement des 8 électrons du premier groupe on enlève le 9<sup>ème</sup> électron qui est plus lié et occupe un niveau plus stable.

Le deuxième saut est expliqué pareillement : après l'enlèvement des 8 électrons du deuxième groupe on enlève le 17<sup>ème</sup> électron qui nécessite une énergie plus importante (4120 eV) c'est-à-dire que les deux électrons 17<sup>ème</sup> et 18<sup>ème</sup> occupe un niveau plus stable.

D'après ces résultats on donne le diagramme des niveaux d'énergie des 18 électrons de l'argon.



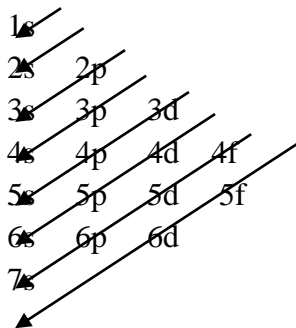
## Structure électronique des atomes poly-électroniques :

Les configurations électronique d'un atome poly-électronique est la façon dont ses  $Z$  électrons sont distribués entre les couches et les sous-couches.

### Règle de Klechkowsky :

A l'état fondamental, les électrons occupent les niveaux d'énergie les plus bas d'où une énergie minimale et donc une stabilité maximale. L'énergie des orbitales dépend de  $n$  et  $l$  c'est-à-dire le niveau d'énergie se subdivise en sous niveaux énergétiques

L'ordre de remplissage des sous-couches est donné par la règle de Klechkowsky cet ordre est le suivant :



1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s-3d, 4p, 5s-4d,

Le niveau d'énergie des orbitales augmente avec  $(n + l)$ . Si deux niveaux ont la même valeur de  $(n + l)$  le niveau le plus stable est celui qui possède  **$n$  petit.**

Ex p : l'énergie du niveau **4s** ( $n = 4, l = 0, n + l = 4$ )

L'énergie du niveau **3d** ( $n = 3, l = 2, n + l = 5$ )

L'énergie du niveau **3p** ( $n = 3, l = 1, n + l = 4$ )

Donc on remplit **4s avant 3d**, et on remplit **3p avant 4s**.

Faire l'exemple de 4f, 5p et 6s.

### Principe d'exclusion de Pauli :

Dans un atome, deux électrons ne peuvent avoir leurs quatre nombres quantiques identiques. Par exemple si  $n, l$  et  $m$  sont les mêmes, on a  **$s = +1/2$  pour l'un et  $s = -1/2$  pour l'autre.**

**Exemple :**  $1s^2$  on a deux électrons dans la couche  $n = 1$ . La sous couche est s donc  $l = 0$  et  $m = 0$  pour chaque électron donc le nombre de spin ces deux électrons ont de nombres de spin différents

1<sup>er</sup> électron :  **$n=1, l=0, m=0, s=+1/2$**

2<sup>ème</sup> électron :  **$n=1, l=0, m=0, s=-1/2$**

### Règle de Hund :

Dans la même sous-couche, les électrons occupent **le maximum d'orbitales (cases quantiques) avec des spins de même sens.**

**Exemple :**  ${}^7\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$  Faire les cases quantiques.

${}^8\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$  Faire les cases quantiques

Remarque : Le nombre maximal d'électrons dans une couche  $n$  est  **$2n^2$ .**

### Couche de valence :

Les électrons de la couche dont le nombre  $n$  est le plus grand jouent le rôle principal dans les réactions chimiques. Et en particulier à la formation des liaisons chimiques entre les atomes, on appelle cette couche : couche externe périphérique où encore **couche de valence.**

**Exemple :**  $3\text{Li} : 1s^2 2s^1$  couche de valence **2**, nombre d'électrons de valence **1**

$6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$  Couche de valence  **$n=2$** , nombre d'électrons de valence **4**

# LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

Période	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII	
1 couche K	1 H Hydrogène 1,0 G																	2 He Hélium 4,0 G	
2 couche L	3 Li Lithium 6,9	4 Be Béryllium 9,0												5 B Bore 10,8	6 C Carbone 12,0	7 N Azote 14,0 G	8 O Oxygène 16,0 G	9 F Fluor 19,0 G	10 Ne Néon 20,2 G
3 couche M	11 Na Sodium 23,0	12 Mg Magnésium 24,3											13 Al Aluminium 27,0	14 Si Silicium 28,1	15 P Phosphore 31,0	16 S Soufre 32,1	17 Cl Chlore 35,5 G	18 Ar Argon 39,9 G	
4 couche N	19 K Potassium 39,1	20 Ca Calcium 40,1	21 Sc Scandium 45,0	22 Ti Titane 47,9	23 V Vanadium 51,0	24 Cr Chrome 52,0	25 Mn Manganèse 54,9	26 Fe Fer 55,8	27 Co Cobalt 58,9	28 Ni Nickel 58,7	29 Cu Cuivre 63,5	30 Zn Zinc 65,4	31 Ga Gallium 69,7	32 Ge Germanium 72,6	33 As Arsenic 75,0	34 Se Sélénium 79,0	35 Br Brome 79,9 L	36 Kr Krypton 83,8 G	
5 couche O	37 Rb Rubidium 85,5	38 Sr Strontium 87,6	39 Y Yttrium 88,9	40 Zr Zirconium 90,9	41 Nb Niobium 92,9	42 Mo Molybdène 95,9	43 Tc Technétium 98,0	44 Ru Ruthénium 101,1	45 Rh Rhodium 102,9	46 Pd Palladium 106,4	47 Ag Argent 107,9	48 Cd Cadmium 112,4	49 In Indium 114,8	50 Sn Étain 118,7	51 Sb Antimoine 121,8	52 Te Tellure 127,6	53 I Iode 126,9 L	54 Xe Xénon 131,3 G	
6 couche P	55 Cs Césium 132,9	56 Ba Baryum 137,3	57 La Lanthane 138,9	58 Ce Cérium 140,1	59 Pr Praséodyme 140,9	60 Nd Néodyme 144,2	61 Pm Prométhium 145,0	62 Sm Samarium 150,4	63 Eu Europium 152,0	64 Gd Gadolinium 157,3	65 Tb Terbium 158,9	66 Dy Dysprosium 162,5	67 Ho Holmium 164,9	68 Er Erbium 167,3	69 Tm Thulium 168,9	70 Yb Ytterbium 173,0	71 Lu Lutécium 175,0 G		
7 couche Q	87 Fr Francium 223,0	88 Ra Radium 226,0	89 Ac Actinium 227,0	90 Th Thorium 232,0	91 Pa Protactinium 231,0	92 U Uranium 238,0	93 Np Neptunium 237,0	94 Pu Plutonium 239,0	95 Am Américium 243,0	96 Cm Curium 247,0	97 Bk Berkélium 247,0	98 Cf Californium 251,0	99 Es Einsteinium 254,0	100 Fm Fermium 257,0	101 Md Mendélévium 258,0	102 No Nobélium 259,0	103 Lw Lawrencium 262,0 G		

**Légende**

- nombre de masse de l'isotope le plus abondant = nombre de nucléons
- numéro atomique = nombre de protons
- masse molaire atomique en g.mol<sup>-1</sup>
- symbole
- nom

**Hydrogène** (orange)  
**Métaux vrais** (vert)  
**Métaux de transition** (bleu)  
**"Métalloïdes"** (jaune)  
**Non métaux** (rose)  
**Gaz rares** (gris)  
**Lanthanides** (bleu foncé)  
**Transuraniens** (rouge)  
 MENDELÉIEV-Coul. 02/12/2007

## I- Description du tableau périodique de MENDELIEFF

La configuration électronique des atomes dans l'état fondamental permet de reconstruire la table de classification périodique, c'est à dire la répartition des lignes (ou périodes) et colonnes (ou groupes) des éléments.

### 1- Les lignes ou périodes :

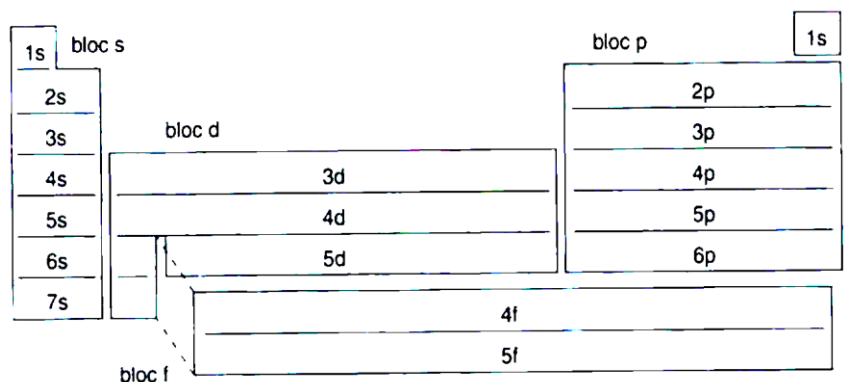
La ligne ou période correspond à une couche électronique identifiée par son nombre quantique principal noté n. Il y'a 7 couches électroniques connues à l'état fondamental, donc 7 périodes dans le tableau périodique standard numérotées de 1 à 7.

### 2- Les colonnes ou groupes

Il y'a 18 groupes ou colonnes dont : 8 en sous-groupe A et 10 en sous-groupe B.

**1- Sous-groupe A :** Les 8 familles sont dites principales numérotées de IA jusqu'à VIIIA. Et représentées par 2 blocs S et P.

**2- Sous-groupe B :** Familles situées entre IIA et IIIA. Représentées par le bloc d (éléments de transition).



Les éléments de la même famille ont le même nombre d'électrons de valence. Le numéro de la famille, correspond au nombre d'électrons de valence.

Un élément appartient à la famille **A** si ses électrons de valence sont repartis dans la sous couche (**n S**) et (**n S n P**).

Un élément appartient à la famille **B** si ses électrons de valence sont repartis dans la couche **n S (n-1) d**.

**Exemple :** **1H**  $1s^1$  **2He**  $1s^2$   
**11Na**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 = [Ne] 3s^1$  **18Ar**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

**Groupe A :** les électrons de valence sont des électrons S ou P.

Structure  $nS nP$

Groupe ou Famille	I <sub>A</sub>	II <sub>A</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>
Configuration électronique de la couche de valence	$ns^1$	$ns^2$	$ns^2np^1$	$ns^2np^2$	$ns^2np^3$	$ns^2np^4$	$ns^2np^5$	$ns^2np^6$
Nombre d'électrons de valence	1	2	3	4	5	6	7	8
	<sub>3</sub> Li	<sub>12</sub> Mg	<sub>13</sub> Al	<sub>6</sub> C	<sub>7</sub> N	<sub>8</sub> O	<sub>9</sub> F	<sub>10</sub> Ne

Les éléments du **Bloc d** ayant la sous couche d non saturée sont appelés les **métaux de transition**.

Les éléments du groupe **IB (colonne 11)** possèdent la même configuration électronique :

<sub>29</sub>Cu:  $[_{18}\text{Ar}]3d^{10}4s^1$  <sub>47</sub>Ag:  $[_{36}\text{Kr}]4d^{10}5s^1$  <sub>79</sub>Au:  $[_{54}\text{Xe}]: 4f^{14}5d^{10}6s^1$

Au lieu de  $ns^2(n-1)d^9$  pour avoir la sous couche d pleine qui est plus stable.

On obtient un tableau de 18 colonnes et 7 lignes.

I <sub>A</sub>	II <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>	VIII <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>	IV <sub>A</sub>	VII <sub>A</sub>	VIII <sub>A</sub>

Le <sub>24</sub>Cr selon KLECKOWSKY :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$  un électron de la sous couche 4s passe à la sous couche 3d pour qu'elle soit à moitié remplie par des électrons parallèles qui lui confient une stabilité. Et la structure est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

**Exemples :**

- 1- Trouver le numéro atomique d'un élément X appartenant au groupe IIA et à la période 5.
- 2- Le numéro atomique d'un élément X est Z=35. Trouver le groupe et la période de l'élément X.
- 3- 4 éléments du tableau périodique A ; B ; C et D.
  - Les deux éléments A et B appartiennent au groupe de Potassium (<sub>19</sub>K).
  - Les deux éléments C et D appartiennent au groupe de Brome (<sub>9</sub>F).
  - Les deux éléments A et C appartiennent à la période Du Phosphore (<sub>15</sub>P).
  - Les deux éléments B et D appartiennent à la période du Zirconium (<sub>40</sub>Zr).
 Trouver le numéro atomique Z de chaque élément.