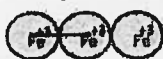


## Les Tendances Périodiques

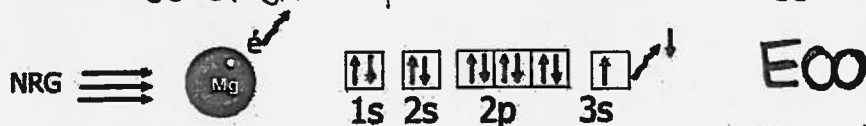
- 1) **Le rayon atomique** : C'est la moitié de la distance entre les noyaux de deux atomes adjacents.



- 2) **Le rayon ionique** : la moitié de la distance entre les noyaux de deux ions adjacents.



- 3) **L'énergie d'ionisation** : l'énergie nécessaire pour enlever l'électron le plus faiblement lié à l'atome.



- 4) **L'indice d'électronégativité** : l'habilité d'une atome dans une molécule d'attirer une paire d'électrons vers lui.



**Note:** La force électrique a une grande influence sur les tendances périodiques.

C'est la **force électrique du noyau positive** qui garde les électrons dans les orbitales. Les facteurs qui influence cette force sont;

- Le nombre de charges positives dans le noyau.
- La distance entre les protons et les électrons.
- La répulsion entre les électrons.

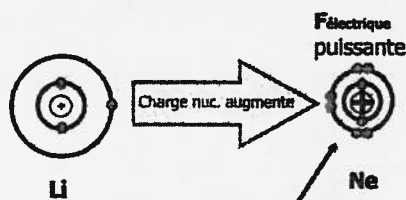
## Tendances du Rayon Atomique

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Period 1	H							He
Period 2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Period 3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Period 4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Period 5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Period 6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Fr

I) Le rayon atm. diminue de gauche à droite en traversant une période.

**Pourquoi? \***

En allant de gauche à droite dans la période la charge nucléaire augmente (il y a plus de protons ;  $p^+$ ) mais les  $e^-$  s'ajoutent au même niveau énergétique.



La charge nucléaire tire tous les  $e^-$  plus proche du noyau. L'attraction + pour - est plus importante que la répulsion entre les électrons

II) Le rayon atomique augmente en descendant une famille chimique ( $n1$  à  $n6$ ).

**Pourquoi?**

Le nombre de couches augmentent.

Donc, des  $e^-$  de valence sont plus loin du noyau avec des autres couches pour les pousser plus loin.

\* Note : Les atomes métalliques sont très gros car ils ont une force nucléaire relativement faible comparée au nombre de couches.

## II) Les tendances des Rayon Ioniques

Atomic/Ionic Radii					Atomic/Ionic Radii						
1A	2A	3A	5A	6A	7A	1A	2A	3A	5A	6A	7A
Li 1.53	Li <sup>+</sup> 0.60	B <sup>3+</sup> 0.31	N <sup>3-</sup> 1.71	O <sup>2-</sup> 1.40	F <sup>-</sup> 1.36	K 2.31	Ca <sup>2+</sup> 0.99	Al <sup>3+</sup> 0.50	As <sup>3-</sup> 1.04	Se <sup>2-</sup> 1.84	Br <sup>-</sup> 1.85
Na 1.86	Na <sup>+</sup> 0.95	Mg <sup>2+</sup> 0.65	S <sup>2-</sup> 1.84	Br <sup>-</sup> 1.14	Cl <sup>-</sup> 1.81	Rb 2.44	Cs <sup>+</sup> 1.97	Ga <sup>3+</sup> 0.62	Se <sup>2-</sup> 1.17	Te <sup>2-</sup> 1.98	I <sup>-</sup> 1.85
K 2.31	K <sup>+</sup> 1.33	Ca <sup>2+</sup> 0.99	Sn <sup>2-</sup> 1.97	Te <sup>2-</sup> 1.37	I <sup>-</sup> 2.16	Rb 2.44	Sr <sup>2+</sup> 1.13	In <sup>3+</sup> 0.81	Te <sup>2-</sup> 1.37	Tl <sup>2-</sup> 2.21	I <sup>-</sup> 2.16
Rb 2.44	Rb <sup>+</sup> 1.48	Sr <sup>2+</sup> 1.13	In <sup>3+</sup> 1.62								

$r_{\text{atomique}} > r_{\text{ionique}}$        $r_{\text{atomique}} < r_{\text{ionique}}$

### Ions métalliques

Le rayon atomique  $>$  le rayon ionique

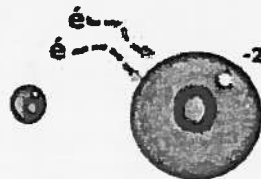
- Pourquoi?
- On enlève la couche de valence.
- Plus de protons que d'électrons.



### Ions non-métalliques

Le rayon ionique  $>$  le rayon atomique

- Pourquoi?
  - On ajoute des  $e^-$  au même niveau.
  - Plus d'électrons que de protons.
- $p < e^- \leftarrow$  répulsion

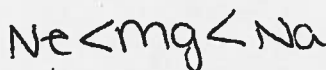


## La grandeur relative

Mettez les atomes ou ions en ordre croissant de grandeur (plus petit au plus gros).

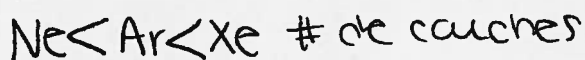
**Mg, Na, Ne**

ex: Ne est la plus petite car il a moins de couches et est au côté droite du tableau. Ceci veut dire qu'il a une charge nucléaire relativement forte. Na est le prochain. Il a le même nombre de couches que Mg mais sa charge nucléaire est plus faible.

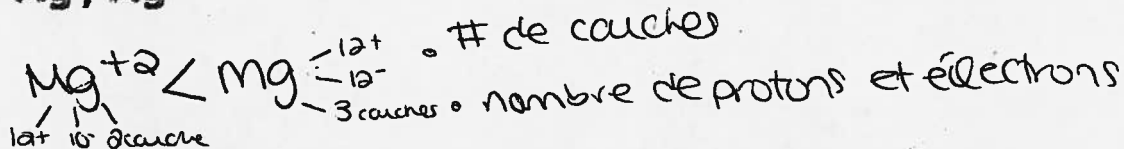


**Ar, Ne, Xe**

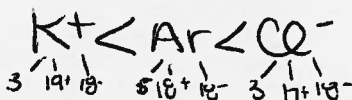
Donc, Ne, Ar, Xe



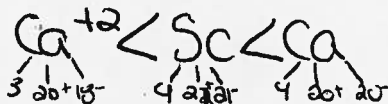
**Mg, Mg<sup>2+</sup>**



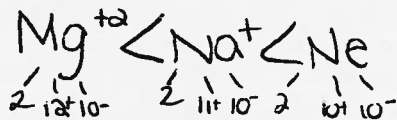
**Cl<sup>-</sup>, Ar, K<sup>+</sup>**



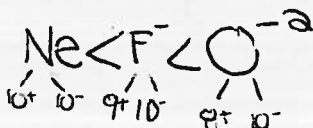
**Ca, Ca<sup>2+</sup>, Sc**



**Ne, Mg<sup>2+</sup>, Na<sup>+</sup>**



**O<sup>-2</sup>, F<sup>-</sup>, Ne**



### III) L'énergie d'ionisation

C'est l'énergie nécessaire pour enlever l'électron le plus faiblement lié à l'atome.

#### **Tendances**

- i. L'énergie d'ionisation augmente de gauche à droite  
en traversant une période.
- ii. L'énergie d'ionisation diminue en descendant une  
groupe.

#### **Pourquoi?**

##### **1. La charge nucléaire:**

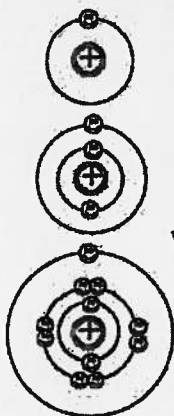
Le plus grand la charge nucléaire ( $pt$ ) dans une période, se plus fortement que les électrons sont tirés vers le noyau et l'énergie d'ionisation augmente (i) -explique.

##### **2. Le rayon atomique:**

Le plus petit le rayon atomique le plus fortement que les  $e^-$  sont attirés donc l'énergie d'ionisation augmente (i) et (ii) explique.

Be, N, Ne } difficile apprendre & ré de valence.

### 3. L'effet écran:



Éffet Écran augmente

NRG ionisation

Le plus de couches d'électrons qu'il y a, le plus de charge négative (et répulsive) qu'il y a entre le noyau et l'électron de valence. Les couches intérieures agissent comme les bloqueurs de la puissance de noyau. Le plus écran en descendant un groupe le moins d'énergie d'ionisation qu'on a besoin. (ii)

### 4. Les sous-niveaux remplis ou demi-remplis:

Les éléments qui ont une configuration avec les sous-niveaux  $1/2$  remplis sont un peu plus stables due à la règle de Hund.

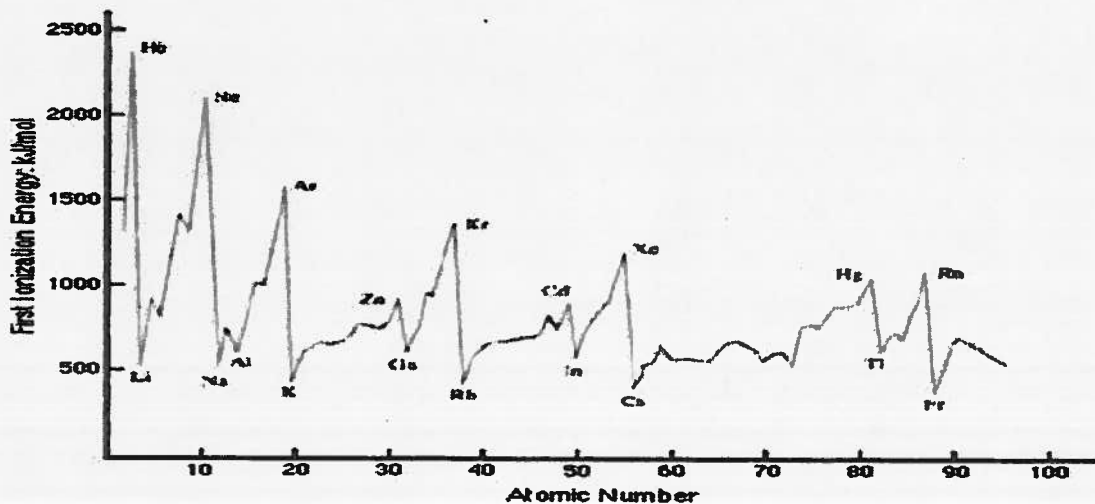
ex) N  $1s^2 2s^2 2p^3$  exception à ; N est plus haut que O

ex) Mn [Ar]  $4s^1 3d^5$  d  $1/2$  rempli

**Si un sous-niveau est rempli il est aussi très stable. Be prend plus d'énergie à ioniser que B.**

\* Be  $1s^2 2s^2$  s rempli = stable

B  $1s^2 2s^2 2p^1$  un é dans p = un peu moins stables



## (IV) Indice d'électronégativité

def'n: l'aptitude relative d'un atome dans un composé d'attirer les électrons vers lui.

- C'est basé sur l'observation de la **distribution des électrons dans un grand nombre de liaisons**. Il met en ordre la **force relative de tous les atomes** sur le tableau périodique.
- Il **augmente de gauche à droite et diminue en descendant une famille**.

BLM : Table of Electronegativities

1 H 2.20																	18 He —																												
3 Li 0.97	4 Be 1.47											13 B 2.01	14 C 2.50	15 N 3.07	16 O 3.50	17 F 4.10	19 Ne —																												
11 Na 1.01	12 Mg 1.23											13 Al 1.47	14 Si 1.74	15 P 2.08	16 S 2.44	17 Cl 2.83	19 Ar —																												
19 K 0.91	20 Ca 1.04	21 Sc 1.20	22 Ti 1.52	23 V 1.45	24 Cr 1.56	25 Mn 1.60	26 Fe 1.64	27 Co 1.70	28 Ni 1.75	29 Cu 1.75	30 Zn 1.65	31 Ga 1.82	32 Ge 2.02	33 As 2.20	34 Se 2.48	35 Br 2.74	36 Kr —																												
37 Rb 0.89	38 Sr 0.99	39 Y 1.11	40 Zr 1.22	41 Nb 1.23	42 Mo 1.30	43 Tc 1.38	44 Ru 1.42	45 Rh 1.45	46 Pd 1.85	47 Ag 1.42	48 Cd 1.46	49 In 1.49	50 Sn 1.72	51 Sb 1.82	52 Te 2.01	53 I 2.21	54 Xe —																												
55 Cs 0.86	56 Ba 0.97	57 La* 1.08	72 Hf 1.23	73 Ta 1.33	74 W 1.40	75 Re 1.46	76 Os 1.52	77 Ir 1.65	78 Pt 1.44	79 Au 1.42	80 Hg 1.44	81 Tl 1.44	82 Pb 1.55	83 Bi 1.67	84 Po 1.76	85 At 1.96	86 Rn —																												
87 Fr 0.89	88 Ra 0.97	89 Ac* 1.00	104 Rf —	105 Db —	106 Sg —	107 Bh —	108 Hs —	109 Mt —																																					
<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tbody> <tr> <td>59 Ce 1.08</td> <td>60 Pr 1.07</td> <td>61 Nd 1.07</td> <td>62 Pm 1.07</td> <td>63 Sm 1.07</td> <td>64 Eu 1.01</td> <td>65 Gd 1.11</td> <td>66 Tb 1.10</td> <td>67 Dy 1.10</td> <td>68 Ho 1.10</td> <td>69 Er 1.11</td> <td>70 Tm 1.11</td> <td>71 Yb 1.06</td> <td>72 Lu 1.14</td> </tr> <tr> <td>90 Th 1.01</td> <td>91 Pa 1.14</td> <td>92 U 1.30</td> <td>93 Np 1.29</td> <td>94 Pu 1.25</td> <td>95 Am —</td> <td>96 Cm —</td> <td>97 Bk —</td> <td>98 Cf —</td> <td>99 Es —</td> <td>100 Fm —</td> <td>101 Md —</td> <td>102 No —</td> <td>103 Lr —</td> </tr> </tbody> </table>																		59 Ce 1.08	60 Pr 1.07	61 Nd 1.07	62 Pm 1.07	63 Sm 1.07	64 Eu 1.01	65 Gd 1.11	66 Tb 1.10	67 Dy 1.10	68 Ho 1.10	69 Er 1.11	70 Tm 1.11	71 Yb 1.06	72 Lu 1.14	90 Th 1.01	91 Pa 1.14	92 U 1.30	93 Np 1.29	94 Pu 1.25	95 Am —	96 Cm —	97 Bk —	98 Cf —	99 Es —	100 Fm —	101 Md —	102 No —	103 Lr —
59 Ce 1.08	60 Pr 1.07	61 Nd 1.07	62 Pm 1.07	63 Sm 1.07	64 Eu 1.01	65 Gd 1.11	66 Tb 1.10	67 Dy 1.10	68 Ho 1.10	69 Er 1.11	70 Tm 1.11	71 Yb 1.06	72 Lu 1.14																																
90 Th 1.01	91 Pa 1.14	92 U 1.30	93 Np 1.29	94 Pu 1.25	95 Am —	96 Cm —	97 Bk —	98 Cf —	99 Es —	100 Fm —	101 Md —	102 No —	103 Lr —																																

↑ *é nég*

*↓ é nég*

On utilise la différence entre les valeurs d'électronégativité de deux éléments dans un composé pour prédire le type de liaison chimique;

### La différence d'électronégativité et la polarité de la liaison chimique

Différence d'électronégativité	Liaison prédit	Exemples
0,0 - 0,4	covalent non polaire	$O_2$ $3,5 - 3,5 = 0$
0,4 - 1,0	covalent polaire faible	<del><math>SO_2</math></del> $PCl_2$ $2,83 - 2,06 = 0,77$
1,0 - 2,0	covalent polaire forte	$CaS$ $2,44 - 1,04 = 1,4$
Plus que 2,0	ionique	<del><math>KCl</math></del> $KF$ $4,00 - 0,91 = 3,09$

Quelle liaison se forme dans les composés suivants?

- a) LiF ionique
- b) NaCl
- c)  $Cl_2$  covalent non polaire
- d) CO
- e)  $H_2O$
- f)  $TeCl_2$

① Test ?  
 comment est - ce que l'indice d'électronégativité nous aide à déterminer le type de liaison?  
 • le plus grande la différence entre les valeurs le plus polaire la liaison.

Test  
 - D à bûite  
 ↳ degré d'oxydation  
 - Tendances