

Chapitre 3: Classification périodique des éléments

Pr. Ouafa TAHIRI ALAOUI

I- Tableau périodique des éléments

La classification périodique des éléments repose sur trois règles principales :

- Les éléments sont **rangés en lignes** (périodes) par ordre croissant de numéro atomique
- On passe à la **ligne suivante** à chaque fois que le remplissage d'une **nouvelle couche électronique** commence. Il y a sept périodes au total ($n=1; 2; 3; 4; 5; 6; 7$).
- Les éléments de **même configuration électronique externe** sont placés les uns en dessous des autres selon des colonnes et constituent des **groupes ou familles** : on a 18 groupes au total.

Group**																			
Period	1 IA	2 IIA											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIII A 8A	
1	1 H 1.008	2 He 4.003																	
2	3 Li 6.941	4 Be 9.012											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180	
3	11 Na 22.990	12 Mg 24.305	13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.948	-----VIII----- 8-----		19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.88	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938		
4	19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.88	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.69	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904		
5	27 Co 58.933	28 Ni 58.69	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80	37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc 98		
6	35 Rb 85.468	36 Sr 87.62	37 Y 88.906	38 Zr 91.224	39 Nb 92.906	40 Mo 95.94	41 Tc 98	42 Ru 101.07	43 Rh 102.905	44 Pd 106.42	45 Ag 107.868	46 Cd 112.411	47 In 114.818	48 Sn 118.710	49 Sb 121.757	50 Te 127.6	51 I 126.905		
7	53 Cs 132.905	54 Ba 137.327	55 La 138.905	56 Ce 140.12	57 Pr 140.908	58 Nd 144.24	59 Pm 144.913	60 Sm 150.36	61 Eu 151.964	62 Gd 157.25	63 Tb 158.925	64 Dy 162.50	65 Ho 164.930	66 Er 167.259	67 Tm 168.930	68 Yb 173.054	69 Lu 174.967		
8	71 Fr 223	72 Ra 226	73 Ac 227	74 Th 232	75 Pa 231	76 U 238	77 Np 237	78 Pu 244	79 Am 243	80 Cm 247	81 Bk 247	82 Cf 251	83 Es 252	84 Fm 257	85 Md 288	86 No 289	87 Lr 260		
Lanthanide Series*																			
Actinide Series*																			

Group**																			
peri	Bloc s		Bloc p																18
	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H 1A	Li 2A	B 3A	C 4A	N 5A	O 6A	F 7A	VIII					Al 3A	Si 4A	P 5A	S 6A	Cl 7A	He 8A	
2	Li 1A	Be 2A	B 3A	C 4A	N 5A	O 6A	F 7A	VIII					Al 3A	Si 4A	P 5A	S 6A	Cl 7A	He 8A	
3	Na 1A	Mg 2A	Al 3A	Si 4A	P 5A	S 6A	Cl 7A	VIII					Al 3A	Si 4A	P 5A	S 6A	Cl 7A	Ar 8A	
4	K 1A	Ca 2A	Sc 3A	Ti 4A	V 5A	Cr 6A	Mn 7A	VIII					Co 3A	Ni 4A	Cu 5A	Zn 6A	Ga 7A	Kr 8A	
5	Rb 1A	Sr 2A	Y 3A	Zr 4A	Nb 5A	Mo 6A	Tc 7A	VIII					Co 3A	Ni 4A	Cu 5A	Zn 6A	Ga 7A	Kr 8A	
6	Cs 1A	Ba 2A	La 3A	Hf 4A	Ta 5A	W 6A	Re 7A	VIII					Co 3A	Ni 4A	Cu 5A	Zn 6A	Ga 7A	Kr 8A	
7	Fr 1A	Ra 2A	Ac 3A	Rf 4A	Db 5A	Sg 6A	Bh 7A	VIII					Co 3A	Ni 4A	Cu 5A	Zn 6A	Ga 7A	Kr 8A	

Group**		Block d																1B 1B 1A	
Pe	ri																		
1	IIA	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IIA	IIA																	He	IA
2	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IIA	IIA																	He	IA
3	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IIA	IIA																	He	IA
4	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IIA	IIA																	He	IA
5	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IIA	IIA																	He	IA
6	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IIA	IIA																	He	IA
7	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IIA	IIA																	He	IA
8	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IIA	IIA																	He	IA
9	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IIA	IIA																	He	IA
10	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IIA	IIA																	He	IA
11	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IIA	IIA																	He	IA
12	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IIA	IIA																	He	IA
13	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IIA	IIA																	He	IA
14	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IIA	IIA																	He	IA
15	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IIA	IIA																	He	IA
16	VIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
VIA	VIA																	He	IA
17	VIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
VIA	VIA																	He	IA
18	IA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	He	IA
IA	IA																	He	IA

Block d

Block d : Il contient tous les éléments ayant une sous couche d en cours de remplissage. Leur configuration électronique externe est de type : (n-1) dⁿ (n≥4 et 1≤n≤10). Ce sont les éléments de transition.

13	IIIA	14	IVA	15	VA	16	VIA	17	VIA	18	He
Al	Al	Si	P	S	Cl	Ar					
19	K	20	Ca	21	Sc	22	Ti	23	V	24	Cr
K	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr					
25	Mn	26	Fe	27	Co	28	Ni	29	Cu	30	Zn
Mn	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn					
31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr
Ga	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr					
39	Y	40	Zr	41	Nb	42	Mo	43	Tc	44	Ru
Y	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru					
45	Rb	46	Sr	47	Yb	48	Hf	49	Ta	50	W
Rb	Rb	Sr	Yb	Hf	Ta	W					
51	Sb	52	Te	53	I	54	Xe				
Sb	Sb	Te	I	Xe							
55	Cs	56	Ba	57	La	58	Ce	59	Pr	60	Nd
Cs	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd					
61	Eu	62	Gd	63	Tb	64	Dy	65	Ho	66	Er
Eu	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er					
67	Lu	68	Hf	69	Ta	70	W	71	Re	72	Os
Lu	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os					
73	Ir	74	Pt	75	Au	76	Hg				
Ir	Ir	Pt	Au	Hg							
77	Re	78	Pd	79	Ag	80	Cd				
Re	Re	Pd	Ag	Cd							
79	Co	80	Ni	81	Cu	82	Zn				
Co	Co	Ni	Cu	Zn							
83	Bi	84	Po	85	At	86	Rn				
Bi	Bi	Po	At	Rn							
87	Fr	88	Ra	89	Ac	90	Th	91	Pa	92	U
Fr	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U					
93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf
Np	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf					
99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr		
Es	Es	Fm	Md	No	Lr						
104	Rf	105	Db	106	Sg	107	Bh	108	Hs	109	Mt
Rf	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt					
110	Ds	111	Rg								
Ds	Ds	Rg									
112	Cn	113	Nh	114	Fl	115	Mc	116	Lv	117	Ts
Cn	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts					
118	Og										
Og											

Lanthanide Series*

Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu

Actinide Series*

Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

Group**

Period

Bloc f Il contient tous les éléments ayant une sous couche f en cours de remplissage. La configuration électronique de tous les couples de valence est $(n-2)f^{0-14} n^2 n^2$ et $n^2 \leq 14$. Il sont appelés **les terres rares**, **actinides** et forment deux séries d'éléments : **lanthanides** (n=6) et **actinides** (n=7).

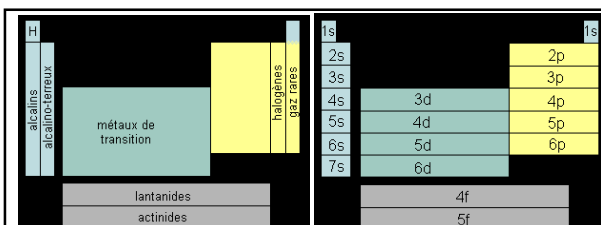
1	2											13	14	15	16	17	18	
1	IA	2A											IIIA	IVA	V	VIA	VIIA	VIII
1	100	2A											6A	5A	4A	3A	2A	1A
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca											Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe
5	Rb	Sr											Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru
6	Cs	Ba											Hf	Ta	W	Re	Os	Ir
7	Fr	Ra											Rf	Db	Sg	Bh	Ht	Rg

Lanthanide Series*

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Th	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

Actinide Series*

Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----



Groupes du tableau périodique

les groupes du T.P sont désignés par un chiffre romain représentant le nombre d'électrons de valence (à l'exception du groupe VIII) suivie d'une lettre A ou B pour préciser la nature de l'orbital contenant ces électrons:

Groupe A : les électrons de valence sont de type **s** ou **s** et **p**.
Groupe B : les électrons **d** font partie des électrons de valence

Le tableau périodique (18 colonnes, 7 périodes)

Tableau périodique des éléments

18 VIA He

2 VIIA Li

3 1.009 H

4 4.003 He

5 6.941 Li

6 9.012 Be

7 12.011 B

8 13.003 C

9 14.007 N

10 15.003 O

11 16.005 F

12 17.003 Ne

13 18.998 Na

14 22.990 Mg

15 24.305 Al

16 26.982 Si

17 28.086 P

18 30.974 S

19 32.06 Cl

20 35.45 Ar

21 39.098 K

22 39.098 Ca

23 44.956 Sc

24 47.867 Ti

25 50.942 V

26 51.996 Cr

27 54.938 Mn

28 55.845 Fe

29 58.933 Co

30 58.933 Ni

31 63.546 Cu

32 65.38 Zn

33 69.723 Ga

34 72.64 Ge

35 74.922 As

36 75.94 Se

37 78.971 Br

38 79.904 Kr

39 85.468 Rb

40 87.62 Sr

41 88.906 Y

42 91.224 Zr

43 92.906 Nb

44 95.94 Mo

45 97.907 Tc

46 101.07 Ru

47 102.905 Rh

48 106.42 Pd

49 107.86 Ag

50 108.906 Cd

51 112.414 In

52 114.818 Sn

53 127.60 I

54 127.60 Xe

55 132.905 Cs

56 137.327 Ba

57 138.905 La

58 140.908 Ce

59 143.908 Pr

60 147.908 Nd

61 150.908 Pm

62 151.908 Sm

63 157.25 Eu

64 158.908 Gd

65 162.50 Tb

66 164.930 Dy

67 167.259 Ho

68 168.930 Er

69 172.043 Tm

70 174.937 Yb

71 175.043 Lu

72 177.043 Hf

73 178.49 Ta

74 180.947 W

75 183.84 Re

76 186.209 Os

77 188.906 Ir

78 190.224 Pt

79 195.084 Au

80 197.043 Hg

81 200.598 Tl

82 204.384 Pb

83 208.980 Bi

84 209.987 Po

85 210.088 At

86 210.088 Rn

87 223.019 Fr

88 226.025 Ra

89 227.033 Ac

90 232.038 Th

91 231.036 Pa

92 238.029 U

93 237.043 Np

94 244.064 Pu

95 247.070 Am

96 251.086 Cm

97 252.083 Bk

98 256.105 Cf

99 259.108 Es

100 262.109 Fm

101 267.103 Md

102 268.103 No

103 271.103 Lr

104 272.103 Rf

105 273.103 Db

106 276.103 Sg

107 277.103 Bh

108 281.103 Hs

109 283.103 Mt

110 286.103 Ds

111 289.103 Rg

112 292.103 Uub

113 294.103 Uut

114 297.103 Uuq

115 298.103 Uup

116 299.103 Uuh

117 304.103 Uus

118 305.103 Uuo

119 309.103 Uuh

120 311.103 Uuq

121 312.103 Uub

122 315.103 Uut

123 318.103 Uuq

124 320.103 Uub

125 323.103 Uut

126 325.103 Uuq

127 327.103 Uub

128 330.103 Uut

129 332.103 Uuq

130 334.103 Uub

131 337.103 Uut

132 340.103 Uuq

133 342.103 Uub

134 345.103 Uut

135 348.103 Uuq

136 351.103 Uub

137 354.103 Uut

138 357.103 Uuq

139 360.103 Uub

140 363.103 Uut

141 366.103 Uuq

142 369.103 Uub

143 372.103 Uut

144 375.103 Uuq

145 378.103 Uub

146 381.103 Uut

147 384.103 Uuq

148 387.103 Uub

149 390.103 Uut

150 393.103 Uuq

151 396.103 Uub

152 399.103 Uut

153 402.103 Uuq

154 405.103 Uub

155 408.103 Uut

156 411.103 Uuq

157 414.103 Uub

158 417.103 Uut

159 420.103 Uuq

160 423.103 Uub

161 426.103 Uut

162 429.103 Uuq

163 432.103 Uub

164 435.103 Uut

165 438.103 Uuq

166 441.103 Uub

167 444.103 Uut

168 447.103 Uuq

169 450.103 Uub

170 453.103 Uut

171 456.103 Uuq

172 459.103 Uub

173 462.103 Uut

174 465.103 Uuq

175 468.103 Uub

176 471.103 Uut

177 474.103 Uuq

178 477.103 Uub

179 480.103 Uut

180 483.103 Uuq

181 486.103 Uub

182 489.103 Uut

183 492.103 Uuq

184 495.103 Uub

185 498.103 Uut

186 501.103 Uuq

187 504.103 Uub

188 507.103 Uut

189 510.103 Uuq

190 513.103 Uub

191 516.103 Uut

192 519.103 Uuq

193 522.103 Uub

194 525.103 Uut

195 528.103 Uuq

196 531.103 Uub

197 534.103 Uut

198 537.103 Uuq

199 540.103 Uub

200 543.103 Uut

201 546.103 Uuq

202 549.103 Uub

203 552.103 Uut

204 555.103 Uuq

205 558.103 Uub

206 561.103 Uut

207 564.103 Uuq

208 567.103 Uub

209 570.103 Uut

210 573.103 Uuq

211 576.103 Uub

212 579.103 Uut

213 582.103 Uuq

214 585.103 Uub

215 588.103 Uut

216 591.103 Uuq

217 594.103 Uub

218 597.103 Uut

219 600.103 Uuq

Les familles d'éléments

✓ Les **gaz rares** (dernière colonne) : He, Ne, Ar, ...

Configuration électronique $ns^2 np^6$ avec $n=1,2,\dots$

Notation de Lewis $\left[\overline{\text{X}} \right]$

Ces éléments sont très stables (couche s et p complètes, règle de l'octet), chimiquement inertes

- ✓ Les **métaux alcalins** (1ère colonne) : Li, Na, K....

Configuration électronique ns^1 avec $n=2,3,\dots$

Notation de Lewis $X\bullet$

L'électron unique de la couche de valence peut être perdu facilement, selon la réaction d'ionisation : $X \rightarrow X^+ + e^-$

L'ion obtenu X^+ est très stable car isoélectronique du gaz rare précédent.

L'énergie d'ionisation E_i nécessaire pour arracher cet électron est très faible

✓ Les **alcalinos-terreux** (2ème colonne) : Mg, Ca

Configuration électronique ns^2 avec $n=2,3,\dots$

Notation de Lewis

Les 2 électrons de la couche de valence peuvent être perdus facilement, selon la réaction :

$$X \rightarrow X^{2+} + 2e^-$$

L'ion obtenu X^{2+} est très stable car isoélectronique du gaz rare précédent.

Les familles d'éléments

✓ Les **halogènes** (avant dernière colonne) : F, Cl, Br, I
Configuration électronique ns^2np^5 avec $n=2,3,\dots$

Notation de Lewis $\cdot\ddot{X}\cdot$

Il leur manque un électron pour avoir une couche de valence complète. Ils peuvent donc facilement capter un électron, selon la réaction : $X + e^- \rightarrow X^-$
Leur affinité électronique est donc élevée.

✓ Les **chalcogènes** (colonne avant les halogènes) : O, S
Configuration électronique ns^2np^4 avec $n=2,3,\dots$

Notation de Lewis $\cdot\ddot{X}\cdot$

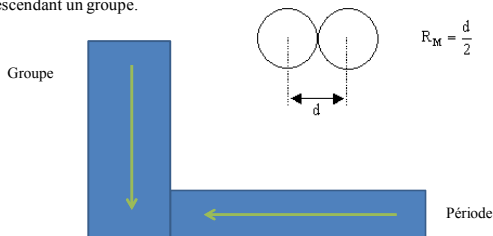
Il leur manque deux électrons pour avoir une couche de valence complète. Ils peuvent donc facilement capter deux électrons, selon la réaction : $X + 2e^- \rightarrow X^{2-}$

II-Périodicité de propriétés des éléments

Rayon atomique

Le rayon atomique R_M d'un élément est défini comme la moitié de la distance entre deux atomes voisins de cet élément pris dans les conditions standard.

R_M diminue en traversant une période de gauche à droite et augmente en descendant un groupe.

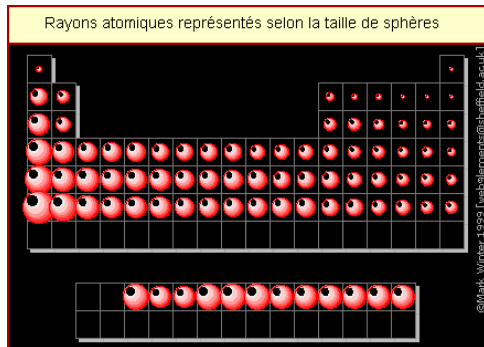


Explication

$$r = \frac{n^2}{Z_{eff}} a_0$$

Lorsque, dans une période, on évolue de gauche à droite, la charge nucléaire augmente de sorte que l'attraction nucléaire augmente elle aussi. Il s'ensuit que les rayons atomiques des éléments diminuent dans une période, de gauche à droite.

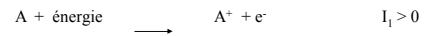
Lorsqu'on descend dans une colonne, la charge nucléaire augmente, de sorte que l'attraction nucléaire augmente elle aussi. Dès lors, on s'attend à ce que les rayons atomiques diminuent. Cela n'est pas le cas, puisque les électrons les plus externes se font abriter dans de couches nouvelles ce qui génère un effet qui l'emporte sur l'attraction nucléaire. Il s'ensuit alors que les rayons atomiques des éléments augmentent dans une colonne, de haut en bas.



Potentiel d'ionisation

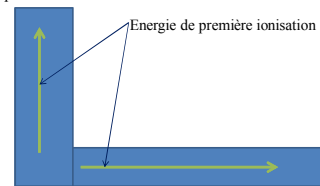
Le potentiel d'ionisation I_1 est l'énergie qu'il convient de fournir à un atome A pour lui arracher un électron.

E_i est >0 et est exprimée en eV ($1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$)

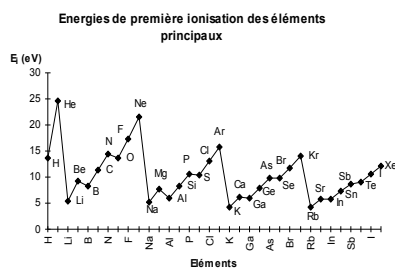


I_1 correspond au potentiel de première ionisation. Il existe, bien entendu, un potentiel de deuxième ionisation si on extrait un second électron, etc...

I_1 augmente en traversant une période de gauche à droite et diminue en descendant un groupe.



Potentiel d'ionisation



Explication:

Lorsque, dans une période, on évolue de gauche à droite, le nombre d'électrons les plus externes augmente. Dès lors, l'attraction nucléaire vis-à-vis de ces électrons augmente elle aussi. Or plus cette attraction est élevée, moins facilement on arrache un de ces électrons. Il s'ensuit alors que, l'énergie de première ionisation augmente dans une période, de gauche à droite.

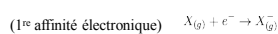
Lorsqu'on descend dans une colonne, l'électron à extraire est de plus en plus éloigné par rapport au noyau de l'atome. Dès lors, l'attraction nucléaire vis-à-vis de cet électron diminue. Or, plus cette attraction est faible, plus facilement on arrache l'électron. Il s'ensuit alors que, l'énergie de première ionisation diminue dans une colonne, de haut en bas.

Affinité électronique

L'**affinité électronique**, parfois notée AE ou A, est la quantité d'énergie dégagée suite à la capture d'un électron par un atome en phase gazeuse.

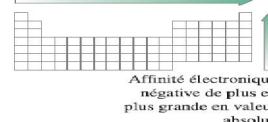
Plus l'affinité électronique est grande plus la capture d'un électron par l'atome dégage de l'énergie et plus cette capture est stable. Une affinité électronique négative signifie au contraire qu'il faut fournir de l'énergie à l'atome pour lui arracher un électron

De façon générale pour un élément X la réaction associée à l'affinité électronique est :

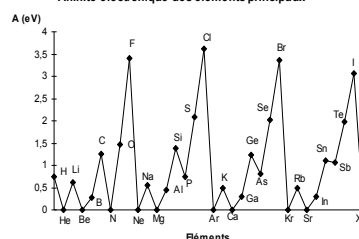


A_e est >0 et est exprimée en eV (1 eV = $1,6 \cdot 10^{-19}$ J)

L'**affinité électronique** dépend a peu près des mêmes facteurs que l'énergie d'ionisation (Z_{eff} , distance noyau-électron) : mais la symétrie sphérique est plus importante → variation plus irrégulière de gauche à droite dans une rangée



Affinité électronique des éléments principaux



Electronégativité

L'**électronégativité** χ d'un élément est la tendance que possède cet élément à attirer un électron.

Les notions de potentiel d'ionisation et d'affinité électronique sont relatives à un atome seul. Par contre, la notion d'électronégativité sera davantage utilisée par la suite car elle intervient quand l'atome se trouve associé à d'autres atomes.

Il y a plusieurs définitions de l'**électronégativité**, qui n'est pas une grandeur mesurable comme E_i et A_e : celle de Pauling, de Mulliken ou de Allred-Rochow.

La plus utilisée en chimie est celle de **Pauling** $\chi_A - \chi_B = 0.102 \sqrt{E_{A-B} - \sqrt{E_{A-A} \times E_{B-B}}}$

Mais celle de **Mulliken** a une définition simple :

$$\chi = 0,317 \frac{E_i + A_e}{2}$$

χ est d'autant plus forte que l'élément peut capturer un électron (A_e fort)
 χ est d'autant plus faible que l'élément peut libérer un électron (E_i faible)

Electronégativité

Remarques :

- 1) χ augmente en traversant une période de gauche à droite et diminue en descendant un groupe du tableau périodique.
- 2) Les éléments en bas et à gauche du tableau périodique ont tendance à céder facilement leurs électrons de valence à un partenaire lors de la formation d'une liaison chimique. On dit qu'ils sont **électropositifs**.
- 3) Les éléments en haut et à droite du tableau périodique ont tendance à capter facilement les électrons de valence d'un partenaire lors de la formation d'une liaison chimique. On dit qu'ils sont **électronégatifs**.

La **différence d'électronégativité** entre les atomes liés A et B :
 $\Delta\chi = \chi(A) - \chi(B)$ est donc une mesure directe de la distribution électronique des électrons de valence qui assurent la liaison chimique. Cette différence est le critère qui permet de classer les liaisons chimiques.

Ion le plus stable

L'ion le plus stable de chaque élément est celui possédant la structure du gaz rare le plus proche.

Exemple:

Ecrivez l'ion le plus stable des atomes suivantes:

Na ($Z=11$) ,
O ($Z=8$) ,
Sr ($Z=38$) ,
Cl ($Z=17$) ,
Li ($Z=3$)

Valence

La capacité de chaque atome à former une liaison, sa valeur est égale au nombre des électrons célibataires.

Atome monovalent	Atome divalent	Atome trivalent	Atome tétravalent
H, Li, Na, K...	Be, Mg, Ca...	B, Al...	C, Si...
F, Cl, Br, I...	O, S...	N, P...	

Propriétés magnétiques

Diamagnétisme : les atomes ou molécules ne possédant pas des électrons célibataires sont dits diamagnétique.

Paramagnétisme : les atomes ou molécules possédant des électrons célibataires sont dits paramagnétique.

Classification périodique des éléments (officielle)																	
Nombre d'électrons dans la sous-couche en remplissage :																	
	1	2															
ℓ	0		2										1				
n	Bloc s		Bloc d										Bloc p				
1	K	H											He				
2	L	Li, Be											B	C	N	O	F, Ne
3	M	Na, Mg											Al	Si	P	S	Cl, Ar
4	N	K, Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br, Kr
5	O	Rb, Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I, Xe
6	P	Cs, Ba	57 à 71		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po, At, Rn
7	Q	Fr, Ra	89 à 103		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuq	Uub	Uut	Uuq	Uuh	Uuo

Détail des lanthanides et actinides (Bloc f)															
Nombre d'électrons dans la sous-couche en remplissage :															
n	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
6	P	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb, Lu
7	Q	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No, Lr