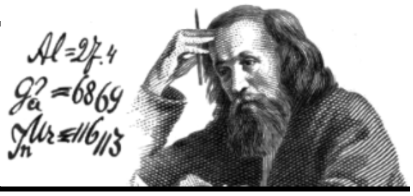
ආවර්තිතාව



කාක්ෂික හා ක්වොන්ටම් අංක

බෝර් ආකෘතිය මගින් කක්ෂයක් විස්තර කෙරෙන n නම් වූ එක් ක්වොන්ටම් අංකයක් හඳුන්වා දෙන ලදී. ක්වොන්ටම් යාන්ත්‍ර විද්‍යා ආකෘතිය, පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන සැරිසරන කාක්ෂියක් විස්තර කිරීම සඳහා ගණිතමය වශයෙන් ව්‍යුත්පන්න කරන ලද n , l හා ml නම් වූ ක්වොන්ටම් අංක තුනක් ද ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ බැමීම විස්තර කරන්නා වූ m_s නමැති තවත් ක්වොන්ටම් අංකයක් ද භාවිතයට ගනී.

1. **ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය,** n

   මෙය 1, 2, 3.... ලෙස යන ධන පූර්ණ සංඛ්‍යා දරයි. මේ ක්වොන්ටම් අංකයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝනය පරමාණුව තුළ අත්පත් කර ගන්නා වූ ප්‍රධාන ශක්ති මට්ටම (ඉලෙක්ට්‍රෝන කවචය) අර්ථ දැක්වෙයි. n හි අගය වැඩි වත් ම කාක්ෂිකය වඩ වඩා විශාල වන අතර, ඉලෙක්ට්‍රෝනය න්‍යෂ්ටියට දූරස්ථ ව ගත කරන කාලය වැඩි වෙයි.

2. **කෝණික ගම්‍යතා (හෙවත් උද්දිගංශ) ක්වොන්ටම් අංකය,** l

   එක් එක් n අගය විෂයයෙහි, මෙයට 0 සිට (n-1) දක්වා වූ පූර්ණ සංඛ්‍යාත්මක අගයන් තිබිය හැකි ය. මේ ක්වොන්ටම් අංකයෙන් කාක්ෂිකයෙහි හැඩය අර්ථ දැක්වෙයි.

3. **චුම්බක ක්වොන්ටම් අංකය,** m_l

මෙය 0 ද ඇතුළුව *-l* සිට *+l* දක්වා වූ පර්ණ සංඛ්‍යාත්මක අගයන් ගත හැකි ය. මේ ක්වොන්ටම් අංකයෙන්, අවකාශයෙහි කාක්ෂිකයේ දිශානතිය විස්තර වේ. *l* ට තිබිය හැකි අගයන් සංඛ්‍යාවෙන් උපකවචයක තිබිය හැකි කාක්ෂික සංඛ්‍යාව ප්‍රකාශ වේ.

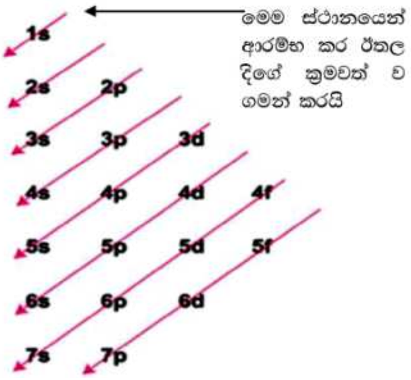
4. **භ්‍රමණ ක්වොන්ටම් අංකය,** m_s

+ ½ හා - ½ යනුවෙන් මීට අත් කර ගත හැකි අගයයන් දෙකකි. ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ භ්‍රමණය සිදු විය හැකි දෙදිශාව මින් ප්‍රකාශිත ය. භ්‍රමණය වන ආරෝපණයකට චුම්බක ක්ෂේත්‍රයක් නිපදවිය හැකි ය. එබැවින් එකිනෙකට ප්‍රතිවිරුද්ධ භ්‍රමණ විසින් ප්‍රතිවිරුද්ධ ලෙස දිශානත වූ චුම්බක ක්ෂේත්‍ර ජනනය කෙරේ.

පවුලි බහිෂ්කාර මූලධර්මය

අවුෆ්බාවු මූලධර්මය

අවුෆ්බාවු මූලධර්මයට අනුව පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම ආරම්භ වන්නේ අවම ශක්තියෙන් යුත් උපශක්ති මට්ටමෙනි. අනතුරු ව ශක්තිය ආරෝහණය වන අනුපිළිවෙළට ඉහළ ශක්ති මට්ටම්වලට ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම සිදු වේ. ('අවුෆ්බාවු' යන ජර්මන් වචනයෙහි තේරුම 'ගොඩනැඟීම' යන්නයි).



ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීමේ අනුපිළිවෙළ

හුන්ඩ්ගේ නීතිය

ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස

මූලද්‍රව්‍ය	පරමාණුක ක්‍රමාංකය	ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය
H	1	$1s^1$
He	2	$1s^2$
Li	3	$1s^2\ 2s^1$
Be	4	$1s^2\ 2s^2$
B	5	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
C	6	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
N	7	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
O	8	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
F	9	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
Ne	10	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
Na	11	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
Mg	12	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
Al	13	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
Si	14	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
P	15	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
S	16	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
Cl	17	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
Ar	18	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
K	19	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
Ca	20	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
Sc	21	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$
Ti	22	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$
V	23	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$
Cr	24	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^4$
Mn	25	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$
Fe	26	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$
Co	27	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$
Ni	28	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$

Cu	29	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^9$
Zn	30	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$
Ga	31	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$
Ge	32	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$
As	33	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$
Se	34	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$
Br	35	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$
Kr	36	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$
Rb	37	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1$
Sr	38	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$
Y	39	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^1$
Zr	40	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^2$
Nb	41	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^3$
Mo	42	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^4$
Tc	43	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^5$
Ru	44	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^6$
Rh	45	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^7$
Pd	46	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^8$
Ag	47	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^9$
Cd	48	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}$
In	49	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^1$
Sn	50	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^2$
Sb	51	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^3$
Te	52	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^4$
I	53	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$
Xe	54	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$
Cs	55	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^2\ 6s^1$
Ba	56	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^2\ 6s^2$

ආවර්තිතා වගුව ගොඩනැගීම

රසායනික මූලද්‍රව්‍ය සොයා ගැනීම ඈත අතීතයේ සිට ම නොකඩවා සිදුවන්නකි. රන් (Au) වැනි මූලද්‍රව්‍ය නිසග තත්ත්වයෙන් ස්වභාවයෙහි පවතින අතර අවුරුදු දහස් ගණනකට පෙර ඒවා සොයා ගනු ලැබ ඇත්තේ ය. එසේ වුව ද ටෙක්නීසියම් (ඔජ) වැනි තවත් සමහර මූලද්‍රව්‍ය විකිරණශීලී වන අතර නිසර්ගයෙන් ම අස්ථායී ය. ඒවා සොයා ගන්නා ලද්දේ තාක්ෂණය දියුණු වීමෙන් පසු විසි වැනි සියවසේ දී ය.

දන්නා මූලද්‍රව්‍ය සංඛ්‍යාව වැඩි වත් ම විද්‍යාඥයෝ ඒවා වර්ගීකරණය කිරීම ආරම්භ කළහ. 1869 දී රුසියාවේ දිමිත්‍රි ඉවනෝවිච් මෙන්ඩලීෆ් සහ ජර්මනියේ ලෝදර් මේයර් බොහෝ දුරට සමාන වූ වර්ගීකරණ පටිපාටි දෙකක් ප්‍රකාශයට පත් කළහ. මූලද්‍රව්‍ය ඒවායේ පරමාණුක ස්කන්ධවල ආරෝහණ පිළිවෙළ අනුව තැබූ විට සමාන භෞතික සහ රසායනික ගුණවලින් යුත් මූලද්‍රව්‍ය පුනරාවර්ති වන බව මේ ප්‍රකාශනවලින් පෙන්වා දෙන ලදී. එවක සිටි විද්‍යාඥයන්ට පරමාණුක ක්‍රමාංකය ගැන දැනුමක් නොවිණි. කෙසේ වුව ද පරමාණුක ක්‍රමාංකය පිළිබඳ සංකල්පය හඳුන්වා දීමත් සමග නූතන ආවර්තිතා වගුව ගොඩනංවනු ලැබිණි.

දිමිත්‍රි මෙන්ඩලීෆ්

ලෝදර් මේයර්

යතුර:

පරමාණුක ක්‍රමාංකය
සංකේතය
සාම්ප්‍රදායික පරමාණුක ස්කන්ධය
සම්මත පරමාණුක ස්කන්ධය

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H hydrogen 1.008 [1.0078, 1.0082]																	2 He helium 4.0026
3 Li lithium 6.94 [6.938, 6.997]	4 Be beryllium 9.0122											5 B boron 10.81 [10.806, 10.821]	6 C carbon 12.011 [12.009, 12.012]	7 N nitrogen 14.007 [14.006, 14.008]	8 O oxygen 15.999 [15.999, 16.000]	9 F fluorine 18.998	10 Ne neon 20.180
11 Na sodium 22.990	12 Mg magnesium 24.305 [24.304, 24.307]											13 Al aluminium 26.982	14 Si silicon 28.085 [28.084, 28.086]	15 P phosphorus 30.974	16 S sulfur 32.06 [32.059, 32.076]	17 Cl chlorine 35.45 [35.446, 35.457]	18 Ar argon 39.948
19 K potassium 39.098	20 Ca calcium 40.078 (4)	21 Sc scandium 44.956	22 Ti titanium 47.867	23 V vanadium 50.942	24 Cr chromium 51.996	25 Mn manganese 54.938	26 Fe iron 55.845 (2)	27 Co cobalt 58.933	28 Ni nickel 58.693	29 Cu copper 63.546 (3)	30 Zn zinc 65.38 (2)	31 Ga gallium 69.723	32 Ge germanium 72.630 (8)	33 As arsenic 74.922	34 Se selenium 78.971 (8)	35 Br bromine 79.904 [79.901, 79.907]	36 Kr krypton 83.798 (2)
37 Rb rubidium 85.468	38 Sr strontium 87.62	39 Y yttrium 88.906	40 Zr zirconium 91.224 (2)	41 Nb niobium 92.906	42 Mo molybdenum 95.95	43 Tc technetium	44 Ru ruthenium 101.07 (2)	45 Rh rhodium 102.91	46 Pd palladium 106.42	47 Ag silver 107.87	48 Cd cadmium 112.41	49 In indium 114.82	50 Sn tin 118.71	51 Sb antimony 121.76	52 Te tellurium 127.60 (3)	53 I iodine 126.90	54 Xe xenon 131.29
55 Cs caesium 132.91	56 Ba barium 137.33	57 La lanthanum 138.91	72 Hf hafnium 178.49 (2)	73 Ta tantalum 180.95	74 W tungsten 183.84	75 Re rhenium 186.21	76 Os osmium 190.23 (3)	77 Ir iridium 192.22	78 Pt platinum 195.08	79 Au gold 196.97	80 Hg mercury 200.59	81 Tl thallium 204.38 [204.38, 204.39]	82 Pb lead 207.2	83 Bi bismuth 208.98	84 Po polonium	85 At astatine	86 Rn radon
87 Fr francium	88 Ra radium	89 Ac actinium	104 Rf rutherfordium	105 Db dubnium	106 Sg seaborgium	107 Bh bohrium	108 Hs hassium	109 Mt meitnerium	110 Ds darmstadtium	111 Rg roentgenium	112 Cn copernicium	113 Nh nihonium	114 Fl flerovium	115 Mc moscovium	116 Lv livermorium	117 Ts tennessine	118 Og oganesson

58 Ce cerium 140.12	59 Pr praseodymium 140.91	60 Nd neodymium 144.24	61 Pm promethium	62 Sm samarium 150.36 (2)	63 Eu europium 151.96	64 Gd gadolinium 157.25 (3)	65 Tb terbium 158.93	66 Dy dysprosium 162.50	67 Ho holmium 164.93	68 Er erbium 167.26	69 Tm thulium 168.93	70 Yb ytterbium 173.05	71 Lu lutetium 174.97
90 Th thorium 232.04	91 Pa protactinium 231.04	92 U uranium 238.03	93 Np neptunium	94 Pu plutonium	95 Am americium	96 Cm curium	97 Bk berkelium	98 Cf californium	99 Es einsteinium	100 Fm fermium	101 Md mendelevium	102 No nobelium	103 Lr lawrencium

මූලද්‍රව්‍යවල ආවර්තිතා වගුව

මෙහි තීරු (කාණ්ඩ) අංකනය කර ඇති ආකාරය යම් තරමකට අභිමත වේ. අතීතයේ දී බහුලව භාවිත කරන ලද අංකන ක්‍රමයේ අරාබි ඉලක්කම් සහ A සහ B අක්ෂර ඇතුළත් විය. එහි දී 1A - 8A දක්වාත් 1B - 8B දක්වාත් අංක යොදා ගන්නා ලදි. මෙහි දී ෆ්ලෝරීන් (F) වලින් ආරම්භ වන කාණ්ඩය වන්නේ 7A ය.

එයට සමාන තවත් අංකන ක්‍රමයක දී A හා B යන අක්ෂර ද අරාබි ඉලක්කම් වෙනුවට රෝම ඉලක්කම් ද යොදා ගැනේ.

මේ අවුල් සහගත තත්ත්වය මගහැරවීම සඳහා ශුද්ධ හා ව්‍යවහාරික රසායන විද්‍යාව පිළිබඳ අන්තර්ජාතික සංගමය (International Union of Pure and Applied Chemistry-IUPAC) විසින් වෙනත් සම්මුතියක් යෝජනා කරනු ලැබ ඇත. ඒ අනුව, ඉහත 1.30 රූපයේ දක්වා ඇති පරිදි කාණ්ඩ 1 සිට 18 දක්වා සංඛ්‍යාවලින් අංකනය කරනු ලබනු අතර A හා B අක්ෂර භාවිතයට ගැනීමක් නො කෙරේ.

මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස ආවර්තිතා වගුවේ ඒවා දරන ස්ථානවලට අනුරූප වේ. වගුවෙහි පේළි ආවර්ත යනුවෙන් හැඳින්වෙන අතර, එක ම ආවර්තයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය ඒවායේ ඇතැම් ගුණවල නැඹුරුතා ප්‍රදර්ශනය කරයි.

වගුවෙහි තීරු හඳුන්වනුයේ කාණ්ඩ යනුවෙනි. එක ම කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය ඒවායේ අවසන් කවචයෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝනවල (සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝනවල) වින්‍යාසය අතින් සබඳතාවක් පෙන්වයි. නිදසුන් ලෙස 2 කාණ්ඩයේ සියලු මූලද්‍රව්‍යවලට ns^2 යන බහිර් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ඇති අතර 3 කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය $ns^2\ np^1$ යන බහිර් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය දරයි. එක් එක් තීරුවේ පහළට යත් ම nහි අගය වැඩි වේ.

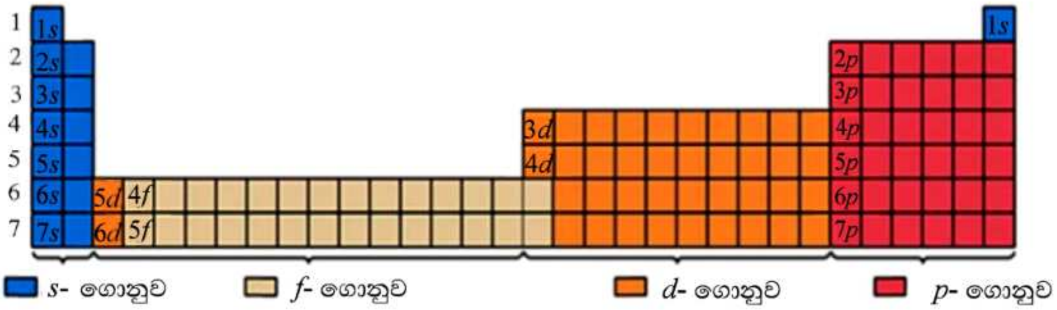
2 හා 13 කාණ්ඩවල මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස

2 කාණ්ඩය		13 කාණ්ඩය	
Be	$[He]2s^2$	B	$[He]2s^2\ 2p^1$
Mg	$[Ne]3s^2$	Al	$[Ne]3s^23p^1$
Ca	$[Ar]4s^2$	Ga	$[Ar]4s^24p^1$
Sr	$[Kr]5s^2$	In	$[Kr]5s^25p^1$
Ba	$[Xe]6s^2$	Tl	$[Xe]6s^26p^1$
Ra	$[Rn]7s^2$		

ආවර්තිතා වගුවේ එක ම කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය බොහෝ විට භෞතික හා රසායනික ගුණවල සමානතා පෙන්නුම් කරයි.

ආවර්තිතා වගුවේ ඇතැම් කාණ්ඩවල නාම

කාණ්ඩය	නාමය	මූලද්‍රව්‍ය
1	ක්ෂාර ලෝහ	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
2	ක්ෂාරීය පාංශු ලෝහ	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
16	කැල්කොජන	O, S, Se, Te, Po
17	හැලජන	F, Cl, Br, I, At
18	උච්ච වායු (විරල වායු)	Ne, Ar, Kr, Xe, Rn



වර්තිතා වගුවේ කලාප

s හා *p* කාණ්ඩවල මූලද්‍රව්‍යවල පෙන්වන ආවර්තීය නැඹුරුතා

පරමාණුවල ගුණ රැඳී පවතින්නේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය හා පරමාණුවේ බාහිර ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටිය වෙතට කොතරම් තදින් ආකර්ෂණය වී තිබේ ද යන්න මත ය. විද්‍යුත් ආරෝපණ දෙකක් අතර පවතින අන්තර්ක්‍රියාවෙහි ප්‍රබලතාව, ආරෝපණවල විශාලත්වය සහ ඒවා අතර දුර යන සාධක මත රැඳී පවතින බව කූලෝම් නියමය පෙන්වා දෙයි. එබැවින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් සහ න්‍යෂ්ටිය අතර පවත්නා ආකර්ෂණ බලය, න්‍යෂ්ටික ආරෝපණයේ විශාලත්වය සහ න්‍යෂ්ටිය හා ඉලෙක්ට්‍රෝනය අතර මධ්‍යන්‍ය දුර යන සාධක මත රැඳී පවතී. න්‍යෂ්ටික ආරෝපණයේ වැඩි වීමත් සමග මේ බලය වැඩි වන අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටියෙන් දුරස්ථ වත් ම බලය අඩු වේ.

බහු-ඉලෙක්ට්‍රෝන පරමාණුවල, එක් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනය න්‍යෂ්ටිය වෙත ආකර්ෂණය වීමට අමතරව, එක් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනය මත අනෙක් ඉලෙක්ට්‍රෝන මගින් ඇති කෙරෙන විකර්ෂණවලට ද බඳුන් වේ. මේ ඉලෙක්ට්‍රෝන-ඉලෙක්ට්‍රෝන විකර්ෂණ මගින්, න්‍යෂ්ටිය විසින් ඉලෙක්ට්‍රෝන කෙරෙහි ඇති කෙරෙන ආකර්ෂණ බලවලින් සමහරක් උදාසීන කෙරෙන බැවින්, ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් න්‍යෂ්ටියට දක්වන ආකර්ෂණය, අනෙක් ඉලෙක්ට්‍රෝන එහි නොමැති කල එය යටත් වන ආකර්ෂණයට වඩා අඩු ය.

එනම්, බහු ඉලෙක්ට්‍රෝන පරමාණුවක එක් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනය, ඇතුළත ඉලෙක්ට්‍රෝන විසින් න්‍යෂ්ටියේ බලපෑමෙන් ආවරණය කෙරේ. මේ සංසිද්ධිය ඉලෙක්ට්‍රෝනවල ආවරණ ආවරණය හෙවත් නිවාරක ආවරණය යනුවෙන් නම් කෙරේ.

එබැවින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පාත්‍ර වන ශුද්ධ ආකර්ෂණය, වෙනත් ඉලෙක්ට්‍රෝන නොමැති කල එය භාජන වන ආකර්ෂණයට වඩා අඩු ය. මෙසේ ආංශික ලෙස ආවරණය වූ න්‍යෂ්ටික ආරෝපණයකට සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය, Z_{eff} යැයි කියනු ලැබේ. සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය සැම විට ම සැබෑ න්‍යෂ්ටික ආරෝපණයට වඩා අඩු ය ($Z_{eff} < Z$).

සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් කෙරෙහි වැඩිපුර බලපවත්වන්නේ න්‍යෂ්ටියට වඩාත් සමීප වූ හර ඉලෙක්ට්‍රෝන ය. මෙහි ප්‍රතිඵලයක් ලෙස හර ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව සහ හර කවච සංඛ්‍යාව වැඩිවත් ම, නිවාරක ආවරණය වැඩි ය.

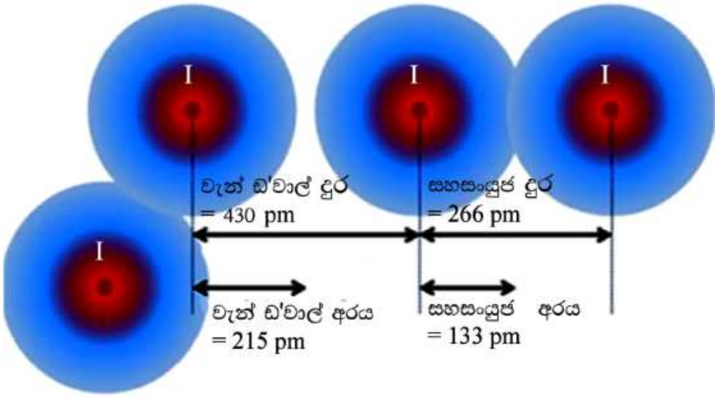
ආවර්තිතා වගුවේ ඕනෑ ම ආවර්තයක වමේ සිට දකුණට, සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වේ. ආවර්තයක් හරහා හර ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව නොවෙනස් ව පවත්නා නමුදු ප්‍රෝට්‍රෝන සංඛ්‍යාව වැඩි වේ. වැඩි වන න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය තුලනය කරමින් එකතු වන සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන විසින් ආවරණ කාර්යය සාර්ථක ව සිදු නො වේ. මේ නිසා Z_{eff} ආවර්තයක් හරහා අඛණ්ඩව වැඩි වේ.

පරමාණුවල සහ අයනවල තරම

අප බොහෝ දෙ නෙකු සිතා සිටින පරිදි පරමාණු දෘඪ ගෝලාකාර වස්තු නො වේ. ක්වොන්ටම් යාන්ත්‍රික ආකෘතියට අනුව පරමාණුවලට තියුණු මායිම් තිබිය නොහැකි ය. විවිධ තත්ත්ව යටතේ පරමාණු අතර පවත්නා දුර පදනම් කර ගනිමින් අපට පරමාණුවල තරම විවිධාකාරයෙන් අර්ථ දැක්විය හැකි ය.

වැන්ඩර්වාල් අරය

සර්වසම නිර්බන්ධිත පරමාණු දෙකක්, ඒවායේ වඩාත්ම ස්ථායී සකස් වීමේදී , එනම් ආකර්ශන බල උපරිම වන අවස්ථාවේදි ඒවායේ න්‍යෂ්ටි අතර දුරෙන් අර්ධයක් වැන්ඩර්වාල් අරය හෙවත් නිර්බන්ධිත අරය ලෙස සලකනු ලැබේ.



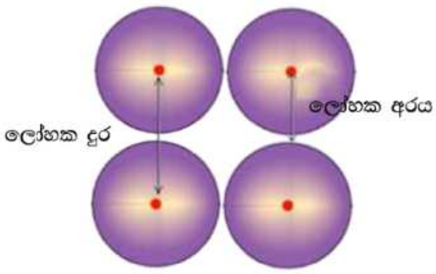
අයඩීන් (I_2) වල සහසංයුජ අරය හා වැන්ඩ්'වාල් අරය

සහසංයුජ අරය

රසායනික බන්ධනයක් යනු අණුවක ඕනෑ ම යාබද පරමාණු දෙකක් අතර ආකර්ෂණීය අන්තර්ක්‍රියාවකි. බන්ධනය වූ පරමාණු දෙකක් අතර දුර, නිර්බන්ධනීය සංඝට්ටනයක දී ඒවා අතර දුරට වඩා අඩු ය. අණුවක ඇති ඕනෑ ම පරමාණුවක බන්ධන පරමාණුක අරය, බන්ධන දිගෙන් (බන්ධනය වූ පරමාණු දෙකෙහි න්‍යෂ්ටි අතර දුරෙන්) අඩකට සමාන වේ. බන්ධන පරමාණුක අරය හෙවත් සහසංයුජ අරය, නිර්බන්ධිත පරමාණුක අරයට වඩා කුඩා ය.

ලෝහක අරය

ලෝහමය ව්‍යුහයක ඇති ලෝහ පරමාණු එකිනෙකට බන්ධනය වී ඇත්තේ ලෝහක බන්ධනවලිනි. ඝන ලෝහ මය ව්‍යුහයක, එකිනෙකට යාබද ලෝහ පරමාණු දෙකක් අතර දුරෙන් අර්ධය (න්‍යෂ්ටි දෙකක් අතර දුරෙන් අර්ධය) ලෝහක අරය නම් වේ.

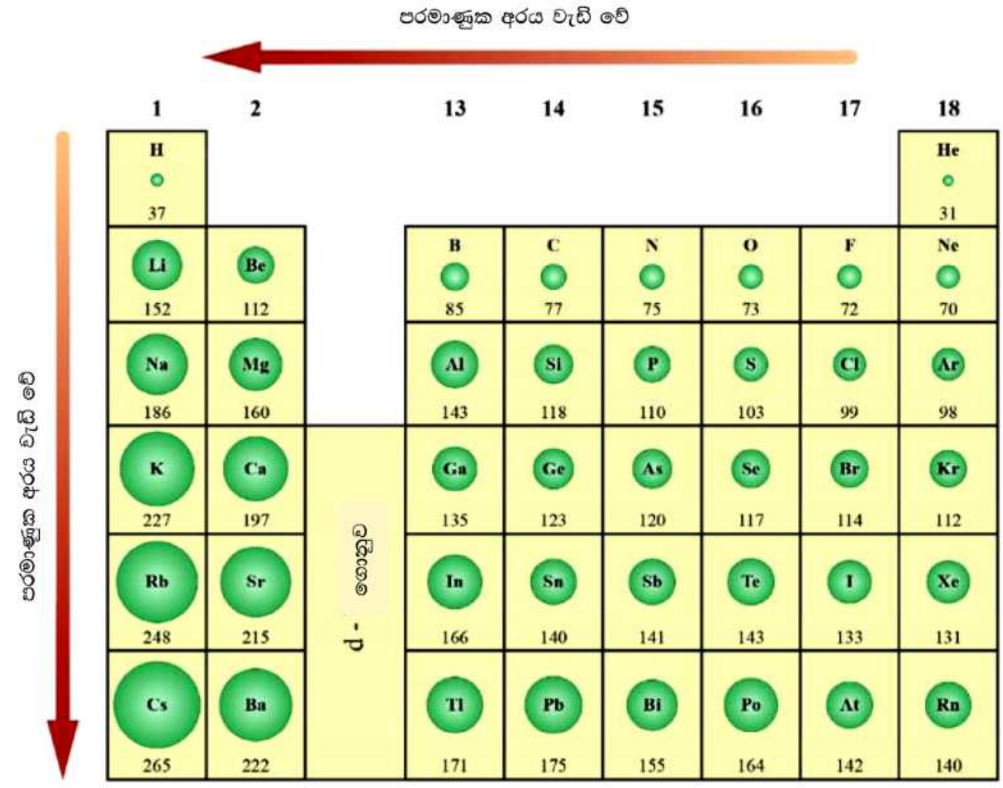


ලෝහක අරය

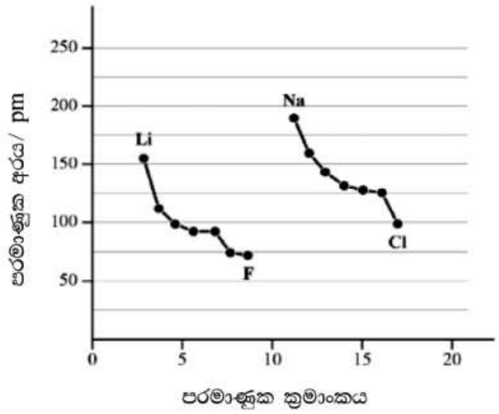
පරමාණුක අරයෙහි ආවර්තීය නැඹුරුතා

පරමාණුක තරම ආවර්තිතා වගුව තුළ සිත්ගන්නාසුලු නැඹුරුතා දෙකක් පෙන්නුම් කරයි. එක් එක් කාණ්ඩ තුළ පරමාණුක අරය ඉහළ සිට පහළට වැඩි වේ. මේ නැඹුරුව ප්‍රධාන කොට ම පිටත ඉලෙක්ට්‍රෝන් වල ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය (n) වැඩි වීමෙහි ප්‍රතිඵලයකි. තීරයක පහළට යත් ම බාහිර ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටියට බැහැරින් පැවතීමේ සම්භාවිතාව වැඩි වන හෙයින් පරමාණුක අරය වැඩි වේ.

කිසියම් ආවර්තයක් තුළ සාමාන්‍යයෙන් වමේ සිට දකුණට පරමාණුක අරය සාමාන්‍යයෙන් අඩු වීමට නැඹුරු වේ. මේ ප්‍රවණතාවට බලපාන ප්‍රධානතම සාධකය වන්නේ ආවර්තයක් හරහා සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වීමයි. වැඩි වන සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටිය වෙත ඇද ගන්නා අතර, එය පරමාණුක අරය අඩු වීමට හේතු වේ.



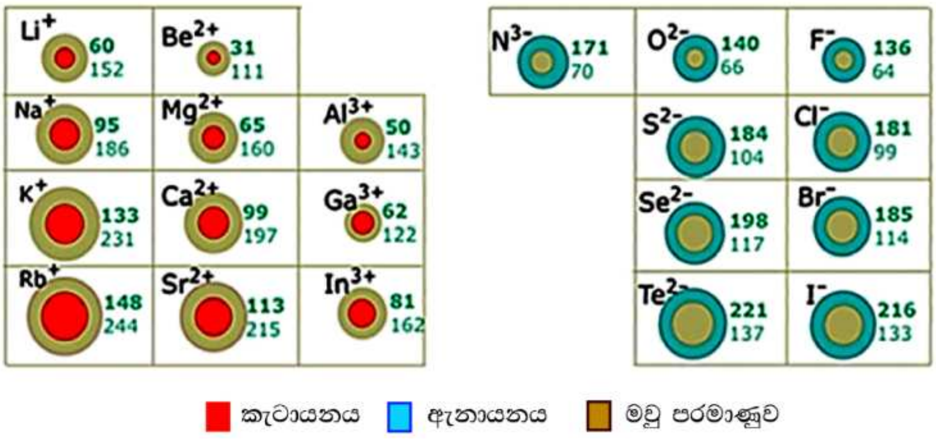
ආවර්තිතා වගුවේ පරමාණුක අරයයන්ගේ විචලන (pm වලින්)



ආවර්තිතා වගුවේ පරමාණුක අරයයන්ගේ විචලනය

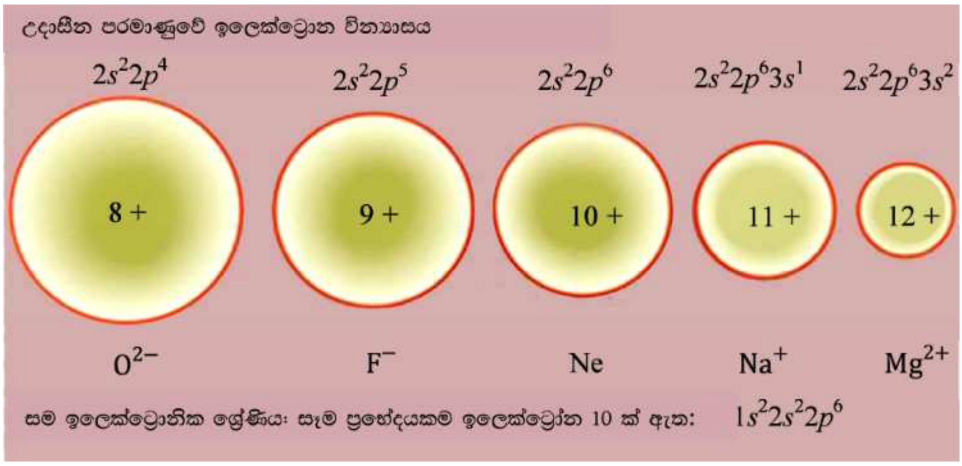
අයනික අරයෙහි ආවර්තීය නැඹුරුතා

පරමාණුවක තරම සේ ම අයනික තරම ද එහි න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය, එය දරන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව සහ සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන පවතින කාක්ෂික යන සාධක මත රැඳී පවතී. උදාසීන පරමාණුවකින් කැටායනයක් සෑදීමේ දී ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට වීම සිදු වන්නේ වඩාත් ම න්‍යෂ්ටියෙන් ඈත් වන සේ අවකාශයේ ව්‍යාප්තව ඇති පිරුණු පරමාණුක කාක්ෂිකවලිනි. තව ද කැටායනයක් සෑදීමේ දී ඉලෙක්ට්‍රෝන - ඉලෙක්ට්‍රෝන විකර්ෂණය අඩු වේ. එබැවින් ඒවායේ මවු පරමාණුවලට වඩා කැටායන තරමින් කුඩා ය.



කැටායන සහ ඇනායනවල අර pm වලින් (මවු පරමාණුවලට සංසන්දනාත්මක ව)

මෙහි විලෝමය ඇනායන සඳහා සත්‍ය වේ. ඇනායනයක් සෑදීමේ දී පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු වේ. මෙවිට ඉලෙක්ට්‍රෝන - ඉලෙක්ට්‍රෝන අතර විකර්ෂණය වැඩි වන බැවින් එය ඉලෙක්ට්‍රෝන වඩ වඩා අවකාශය තුළ පැතිරීමට හේතු වේ. එබැවින් ඇනායන මවු පරමාණුවලට වඩා විශාල ය.



සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශ්‍රේණියක අර

අයනීකරණ ශක්තිය

ආරම්භයේ දී පැහැදිලි කරන ලද ආකාරයට පරමාණුවක හෝ අයනයක අයනීකරණ ශක්තිය යනු භූමි අවස්ථාවේ ඇති හුදෙකලා වායුමය පරමාණුවකින් හෝ අයනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය අවම ශක්තියයි.

සමාන්‍යයෙන්, පළමු අයනීකරණ ශක්තිය (I_1) යනු උදාසීන වායුමය පරමාණුවකින් ඊට ලිහිල්ව ම බැඳී ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනය ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය අවම ශක්තියයි. නිදසුනක් ලෙස ලිතියම් පරමාණුවේ ප්‍රථම අයනීකරණය ශක්තිය යනු පහත දැක්වෙන ක්‍රියාවලිය සඳහා අවශ්‍ය ශක්තියයි.

$$Li(g) \longrightarrow Li^+(g) + e$$

දෙවැනි අයනීකරණ ශක්තිය යනු වායුමය ද්විසංයුජ කැටායනයක් සෑදෙන පරිදි වායුමය ඒකසංයුජ කැටායනයකින් ඊට ලිහිල්ව ම බැඳී ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීම සඳහා අවශ්‍ය ශක්තියයි. ඒ අනුව ලිතියම් පරමාණුවේ දෙවැනි අයනීකරණ ශක්තිය යනු පහත දැක්වෙන ක්‍රියාවලිය ආශ්‍රිත ශක්තියයි.

$$Li(g) \longrightarrow Li^+(g) + e$$

අනුයාත ඉලෙක්ට්‍රෝනවල ඉවත් වීමක් සමඟ දෙන ලද මූලද්‍රව්‍යයක අයනීකරණ ශක්ති ආරෝහණය වේ. ($I_1 < I_2 < I_3$) මේ ප්‍රවණතාවට හේතුව, අනුයාත ලෙස ඉවත් වන ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් සමඟ, වැඩි වන ධන ආරෝපණයෙන් යුත් අයනය විසින් ඉලෙක්ට්‍රෝනකෙරෙහි යෙදෙන අනුක්‍රමික ව වැඩි වන ඇදීම මැඩ, ඒවා ඉවත් කිරීම සඳහා වැඩි ශක්තියක් යෙදවීමට සිදු වීමයි. මෙයට අමතර ව, පිටත කවචවලින් ඉලෙක්ට්‍රෝන බැහැර කිරීමට සාපේක්ෂව, ඇතුළත කවචයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමේ දී අයනීකරණ ශක්තියෙහි අධිකතර ආරෝහණයක් සිදු වේ. මීට හේතුව ඇතුළු කවචවල ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටියට සමීප වීම කරණ කොට ගෙන ඒවා වඩාත් තදින් ඊට ආකර්ෂණය වීමයි.

අයනීකරණ ශක්තිය බොහෝ විට පරමාණු හෝ අයන මවුලයක් සලකා $kJ\ mol^{-1}$ යන ඒකකයෙන් ප්‍රකාශ කරනු ලැබේ.

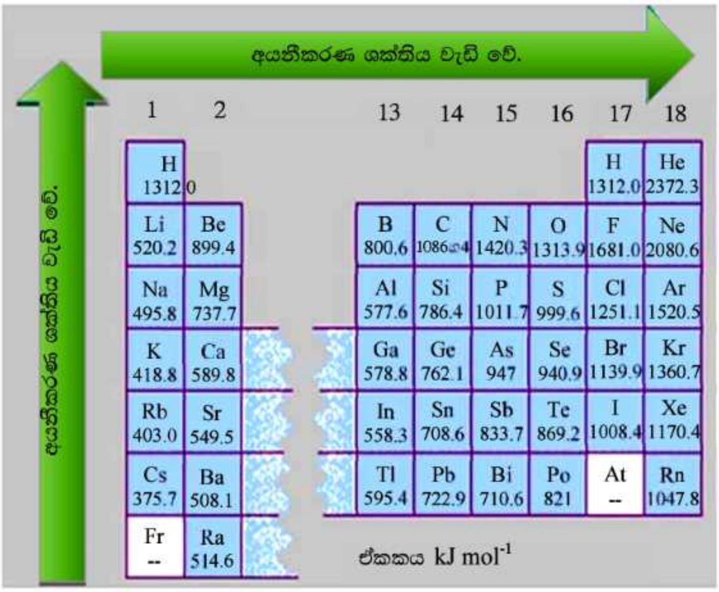
පළමු අයනීකරණ ශක්තිවල ආවර්තීය නැඹුරුතා

සාමාන්‍යයෙන් ආවර්තයක් හරහා පළමු අයනීකරණ ශක්තිය වැඩි වේ. ක්ෂාර ලෝහ ආවර්තයක අවම අයනීකරණ ශක්තිය පෙන්නුම් කරන අතර උච්ච වායුවල අයනීකරණ ශක්තිය උපරිම වේ.

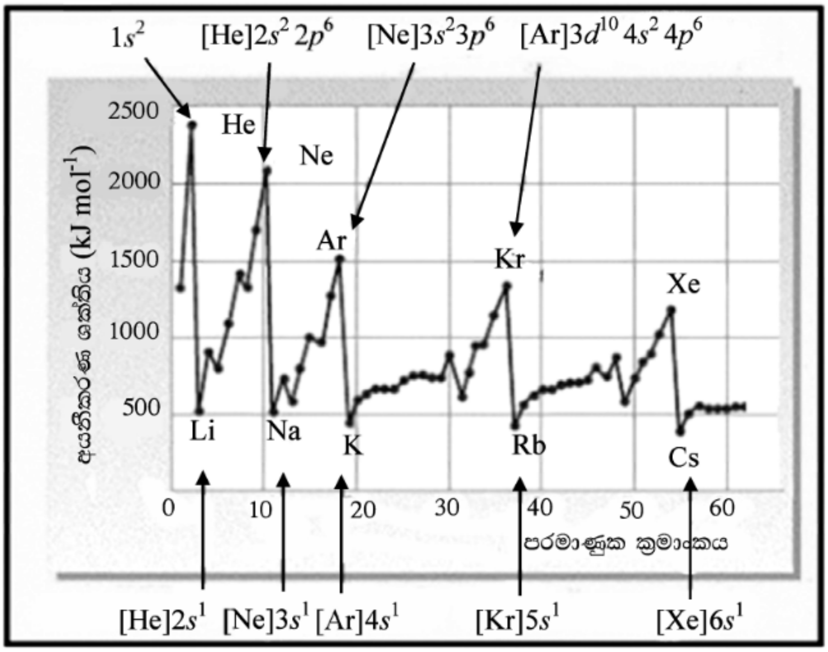
ආවර්තිතා වගුවේ කවර හෝ කාණ්ඩයක පහළට යත් ම සාමාන්‍යයෙන් පළමු අයනීකරණ ශක්තිය අඩු වෙයි. නිදසුනක් ලෙස 1 කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල (ක්ෂාර ලෝහවල) අයනීකරණ ශක්ති $Li > Na > K > Rb > Cs > Fr$ යන අනුපිළිවෙළින් අවරෝහණය වේ.

අන්තරික ලෝහ මූලද්‍රව්‍යවලට වඩා s හා p ගොනුවල මූලද්‍රව්‍යවල පළමු අයනීකරණ ශක්ති අගයයන් පුළුල් පරාසයක පිහිටයි. සාමාන්‍යයෙන් ආවර්තයක වමේ සිට දකුණට යන විට අන්තරික ලෝහවල අයනීකරණ ශක්ති වැඩි වන්නේ මඳ වශයෙනි.

අයනීකරණ ශක්ති කෙරෙහි බලපාන්නේ ද පරමාණුක තරම කෙරෙහි බලපාන සාධක ම ය. ඉලෙක්ට්‍රෝන සහිත බාහිර කවචයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය ශක්තිය, සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය සහ න්‍යෂ්ටියේ සිට ඉලෙක්ට්‍රෝනයට ඇති මධ්‍යන්‍ය දුර මත රඳා පවතී. සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වීම හා ඉලෙක්ට්‍රෝනයට ඇති දුර අඩු වීම, න්‍යෂ්ටිය හා ඉලෙක්ට්‍රෝනය අතර ආකර්ෂණ බලය වැඩි කරයි. මේ ආකර්ෂණය වැඩි වත් ම ඉලෙක්ට්‍රෝනය බැහැර කිරීම වඩ වඩා අපහසු වන අතර එය අයනීකරණ ශක්තිය වැඩි වීමට හේතු වේ.



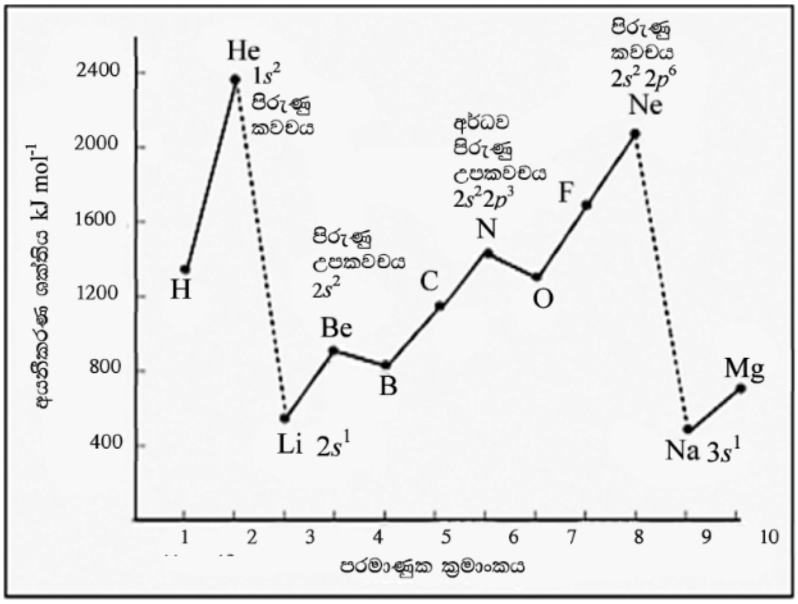
ආවර්තිතා වගුවේ ප්‍රථම අයනීකරණ ශක්තිවල නැඹුරුව



මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුක ක්‍රමාංකය සමඟ පළමු අයනීකරණ ශක්තිවල විචලනය

දෙන ලද ආවර්තයක පළමු අයනීකරණ ශක්තියේ නැඹුරුතාවල අක්‍රමවත් බව අල්ප නමුදු එම රටාවන් හොඳින් පැහැදිලි කළ හැකි ය. සාමාන්‍යයෙන් ස්ථායී වන සම්පූර්ණයෙන් පිරුණු උපකවචයකින් (උදා - 2, 12 සහ 18 කාණ්ඩ) හෝ අර්ධ වශයෙන් පිරුණු උපකවචයකින් (උදා 7 සහ 15 කාණ්ඩ) ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කිරීමට වැඩි ශක්තියක් අවශ්‍ය වේ. එබැවින් ඒවායේ අයනීකරණ ශක්තීන් අපේක්ෂිත අගයට වඩා ඉහළ වේ.

නිදසුනක් ලෙස දෙවැනි ආවර්තයෙහි ඉහළ ම පළමු අයනීකරණ ශක්තිය ඇත්තේ සම්පූර්ණයෙන් පිරුණු කවචයකින් යුත් නියොන්වලට ය. පූර්ණව පිරුණු s උපමට්ටමකින් යුත් බෙරිලියම්වල පළමු අයනීකරණ ශක්තිය අපේක්ෂිත අගයට වඩා වැඩි අතර, එය බෝරෝන්වල I_1 ද ඉක්මවා සිටී. එසේ ම අර්ධ ව පිරුණු *p* කවචයකින් යුත් නයිට්‍රජන්හි I_1, පොදු ප්‍රවණතාවට අනුව පෙරයනු ලැබූ අගයට වඩා ඉහළ වේ.



පළමු හා දෙවැනි ආවර්තවල ප්‍රථම අයනීකරණ ශක්තිවල විචලන

ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය

වායුමය පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් එක් කිරීමේ දී සිදු වන ශක්ති විපර්යාසය ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය යනුවෙන් හැඳින්වේ. බොහෝ පරමාණුවලට ඉලෙක්ට්‍රෝන එක් කිරීමේ දී ශක්තිය පිට වේ.

නිදසුනක් ලෙසල පහත ක්‍රියාවලියේ දැක්වෙන පරිදි ක්ලෝරීන් පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය -349 kJ mol^{-1} වේ. ඍණ අගය මඟින් පෙන්නුම් කරන්නේ මෙම ක්‍රියාවලියේ දී ශක්තිය විමෝචනය වන බව ය.

$$Cl(g) + e^- \rightarrow Cl^-(g) \quad \Delta E_{EG} = -349\ kJmol^{-1}$$

(ΔE_{EG} = ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්ති වෙනස)

කෙසේ වුවත් පරමාණු ස්වල්පයක් සඳහා ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්ති වෙනස ධන අගයකි. උදාහරණයක් ලෙස ගත හැක. මෙසේ සිදු වන්නේ සාපේක්ෂව ස්ථායී ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයකට (Be - s^2 හා N - p^3) ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් එකතු කිරීම තරමක් අපහසු වන බැවිනි. එහිදී ඉලෙක්ට්‍රෝන - ඉලෙක්ට්‍රෝන අතර විකර්ෂණ බල ප්‍රමුඛ සාධකය වේ.

$$N(g) + e \rightarrow N^-(g) \qquad \Delta E_{EG} = +134\ kJ\ mol^{-1}$$

$$Be(g) + e \rightarrow Be^-(g) \qquad \Delta E_{EG} = +231\ kJ\ mol^{-1}$$

ආවර්තයක් හරහා ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තියෙහි ධන අගය අඩු වන අතර කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යන විට එම අගය වඩාත් ධන වේ.

පරමාණුවක්, ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් කෙරෙහි දක්වන ආකර්ෂණය මැන ගැනීම සඳහා යොදා ගත හැකි ප්‍රමාණාත්මක භෞතික ගුණයක් ලෙස ΔE_{EG} භාවිතා කිරීම අන්තර්ජාතිකව පිළිගෙන ඇත. එය ''ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව" කෙරෙහි පහත ආකාරයට සම්බන්ධ වේ.

ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය (ΔE_{EG})= - ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව (E_A)

මෙසේ, පරමාණුක ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව, ΔE_{EG} හි අගයට කිට්ටු සම්බන්ධයක් තිබේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව අර්ථ දක්වන්නේ මුලද්‍රව්‍යයේ වායුමය ඇනායනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමේදී සිදුවන ශක්ති වෙනස වශයෙනි.

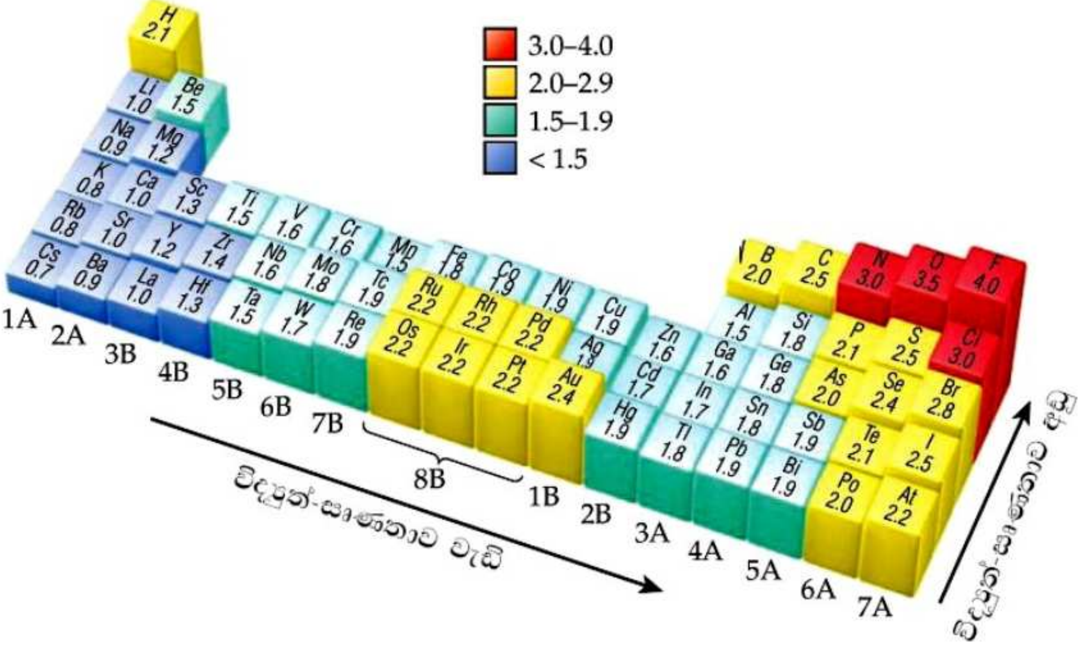
$$A^-_{(g)} \longrightarrow A_{(g)} + e; \Delta E = E_A$$

මෙම ශක්ති වෙනස, ΔE_{EG} හි අගයට විශාලත්වයෙන් සමාන වන අතර ලකුණින් ප්‍රතිවිරුධ වේ. ආවර්තයක් හරහා ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව වඩාත් ධන වන අතර කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යන එහි ධන අගය අඩු වේ.

විද්‍යුත්-සෘණතාව

විද්‍යුත්-සෘණතාව අර්ථ දක්වනු ලබන්නේ අණුවක ඇති පරමාණුවක් ඒ වෙත ඉලෙක්ට්‍රෝන ආකර්ෂණය කිරීමට ඇති හැකියාව ලෙස ය. පරමාණුවක විද්‍යුත්-සෘණතාව වැඩි වන තරමට, එහි ඉලෙක්ට්‍රෝන ආකර්ෂණය කිරීමේ හැකියාව ද වැඩි ය.

විද්‍යුත්-සෘණතාව ප්‍රකාශ කිරීමේ ප්‍රථම හා වඩාත් ම බහුල ව භාවිත කරනු ලබන පරිමාණය ඉදිරිපත් කරන ලද්දේ ඇමරිකානු ජාතික රසායන විද්‍යාඥයකු වූ ලීනස් පෝලිං (1901 - 1944) විසිනි. මෙය පෝලිං විද්‍යුත්-සෘණතා පරිමාණය ලෙස හැඳින්වේ. ආවර්තිතා වගුවේ වමේ සිට දකුණට සමාන්‍යයෙන් සිදු වන්නේ විද්‍යුත්-සෘණතාවෙහි වැඩි වීමකි. එසේ වුව ද ඇතැම් අපගමන ද වෙයි. (විශේෂයෙන් ආන්තරික ලෝහවල) පරමාණුක ක්‍රමාංකයේ වැඩි වීමත් සමඟ විද්‍යුත්-සෘණතාව අඩු වෙයිග පෝලිං පරිමාණයට අනුව උච්ච වායුවලට ඇත්තේ ඉතා අඩු, නමුත් ශූන්‍ය නොවන විද්‍යුත්-සෘණතාවකි. අණුවල, බන්ධන සාදන පරමාණු දෙකක් අතර විද්‍යුත්-සෘණතා වෙනස විසින් බන්ධනයේ අයනික හෝ සහසංයුජ ස්වභාවය නිර්ණය කෙරේ.



පෝලිං විද්‍යුත්-සෘණතා අගයයන් හා ආවර්තිතා වගුවේ නැඹුරුතා