OUSL OER

Open Educational Resources
The Open University of Sri Lanka

ආවර්තිතා වගුව සහ ආවර්තිතා වගුවේ රටා

රසායන විද්‍යා අධ්‍යනාංශය
ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලය

1. ආවර්තිතා වගුව

හැඳින්වීම

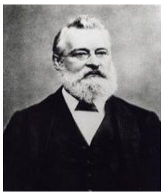
මෙම පාඩමේ දී ආවර්තිතා වගුවේ ඇති මූලද්‍රව්‍යවල වර්ගීකරණය සාකච්ඡා කරනු ලැබේ. දන්නා සංයෝග සමඟ සංසන්දනය කිරීම මගින්, නව සංයෝගවල ගුණ පුරෝකථනය කිරීම සඳහා ආවර්තිතා වගුව උපකාර වේ. සියලු ම රසායනික මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුක ක්‍රමාංකය වැඩිවන ලෙසටත්, සමාන ගුණ සහිත මූලද්‍රව්‍ය එක ම සිරස් තීරුවල අඩංගු වන ලෙසට ත් නූතන ආවර්තිතා වගුව සකස් කර ඇත. මෙම පාඩමේ දී කාණ්ඩ අංක, *s, p, d* සහ *f* ගොණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස, පරමාණුක සහ අයනික විශාලත්වයන්/අරයන්, අයනීකරණ ශක්තිය, ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවය, විද්‍යුත් ඍණතාවය, තාපාංකය, ද්‍රවාංකය වැනි භෞතික ගුණ පිළිබඳවත් ඉගෙනීමට හැකිවනු ඇත. පළමු ව ආවර්තිතා වගුවේ ඉතිහාසය සහ විකසනය පිළිබඳව කෙටියෙන් සලකා බලමු.

1.1 ආවර්තිතා වගුවේ ඉතිහාසය සහ විකසනය කෙටියෙන්

ඩොබරෙයිනර්[7]

19 වන ශත වර්ෂය මුල භාගයේ දී මූලද්‍රව්‍ය රැසක් සොයා ගත් අතර රසායන විද්‍යාඥයන් විසින් නව මූලද්‍රව්‍ය සහ හඳුනාගෙන තිබූ මූලද්‍රව්‍ය අතර සමානතා සෙවීමට උත්සාහ දැරී ය. **ඩෝබරයිනර්** (1829) සමාන ගුණ සහිත මූලද්‍රව්‍ය ත්‍රික (triads) ලෙස කාණ්ඩ කරන ලදී.

උදා : ලිතියම්, සෝඩියම්, පොටෑසියම්,
කැල්සියම්, ස්ට්‍රොන්ටියම්, බේරියම්,
ක්ලෝරීන්, බ්‍රෝමීන්, අයඩීන්


නිව්ලන්ඩ්[8]

නිව්ලන්ඩ් (1863) විසින් මූලද්‍රව්‍ය සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය වැඩිවන පිළිවෙළට සකස් කළ අතර එහි දී සෑම අට වන මූලද්‍රව්‍යයක් ම සමාන ගුණ පෙන්වන බව නිරීක්ෂණය කරන ලදී. (Octet rule)

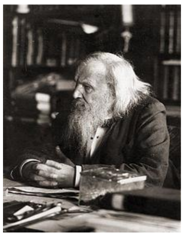
මේයර්[9]

මේවා නිව්ලන්ඩ්ගේ අෂ්ඨක (Newland’s octanes) ලෙස හැඳින්විනි. අවාසනාවට මෙන් ඔහු විසින් හඳුනා නො ගත් මූලද්‍රව්‍ය සඳහා ස්ථානයක් වෙන්කර නො තැබීම නිසා ඉහළ පරමාණුක ක්‍රමාංක සහිත මූලද්‍රව්‍යවල හඳුනා ගැනීමෙන් මෙම රටාව බිඳ වැටුනි. එම කාලයේ දී ඔහුගේ සොයා ගැනීම්වලට එතරම් සහයෝගයක් නො ලැබුණි.

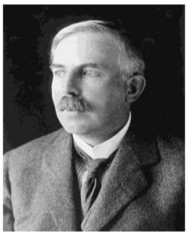
මේයර් (1869) විසින් මූලද්‍රව්‍යවල සාපේෂ පරමාණුක ක්‍රමාංකය හා ඝනත්වය අතර සම්බන්ධතාවය සොයා බලන ලදී. ඉන්පසු ඔහු විසින් සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධයට එරෙහිව පරමාණුක

ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලයීය ප්‍රකාශනය කි
2016

ධාරිතාවය (ඝනත්වයෙන් බෙදන ලද පරමාණුක මවුලයක ස්කන්ධය) ප්‍රස්ථාර ගත කරන ලදී. එම වක්‍රය මගින් ආවර්තිතා වගුවේ විචලනයන් පෙන්වන ලදී.


මෙන්ඩලීව්[10]

මෙන්ඩලීව්/මෙන්ඩලීෆ් (1869) විසින් මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ වෙනස් වීමේ රටාව ද සලකා බලමින් සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය වැඩිවන පිළිවෙළට සකස් කරන ලදී. හඳුනා නො ගත් මූලද්‍රව්‍ය සඳහා වගුවේ හිස් තැන් තැබීමේ අවශ්‍යතාවය ඔහු විසින් හඳුනා ගන්නා ලදී. වගුව මගින් හඳුනා නො ගත් මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ පුරෝකතථය කිරීමේ හැකියාව ඔහුට ලැබුණි. ගැලියම් හා ජර්මෙනියම්වල ගුණ නිවැරදිව පුරෝකතනය කිරීම මගින් ඔහුගේ වගුවේ නිවැරදිභාවය ඔප්පු විනි. එම වගුව අද අපි විසින් භාවිතා කරන ආවර්තිතා වගුවට ඉතා සමාන වේ.

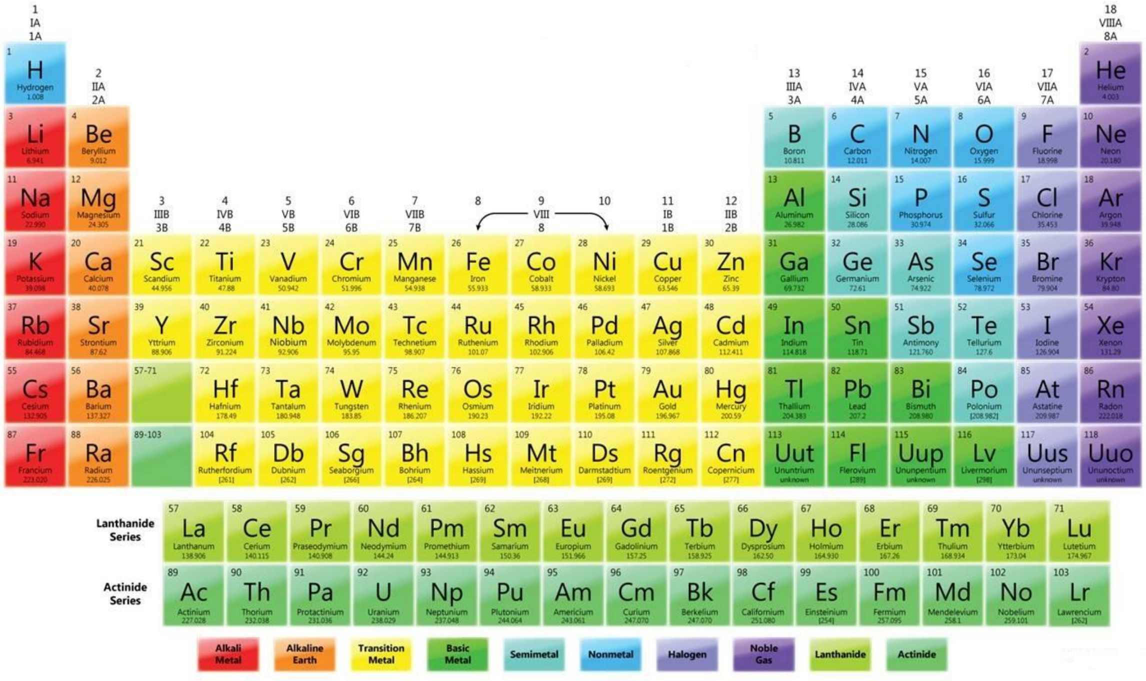

රදර්ෆර්ඩ්[11]

රදර්ෆර්ඩ් සහ **මෝස්ලි** විසින් ආවර්තිතා වගුව නවීකරණය කරන ලදී. මූලද්‍රව්‍ය ඒවායේ පරමාණුක ක්‍රමාංකය එනම්, න්‍යෂ්ටියේ අඩංගු ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව වැඩි වන පිළිවෙළට සැකසිය යුතු බව වටහා ගන්නා ලදී. නූතන ආවර්තිතා වගුවේ (1 රූපය) මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුක ක්‍රමාංකය වැඩි වන පිළිවෙළටත්, සමාන ගුණ සහිත මූලද්‍රව්‍ය එක ම සිරස් තීරුවකට එන ලෙසටත් සකස් කර ඇත. නූතන ආවර්තිතා වගුව සලකා බලමු.

මෝස්ලි[12]

1.2 නූතන ආවර්තිතා වගුව

පරමාණුක ක්‍රමාංකය එක වන හයිඩ්‍රජන් ආවර්තිතා වගුවේ පළමු මූලද්‍රව්‍යය වේ. මූලද්‍රව්‍ය සීයකට වඩා හඳුනා ගෙන ඇති අතර ඒවා පරමාණුක ක්‍රමාංකය (Z) වැඩි වන පිළිවෙළට ආවර්තිතා වගුවේ සකස් කර ඇත. පිටත සංයුජතා කවචයේ ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව මත රඳා පවතින රසායනික ගුණවලට අනුව, මූලද්‍රව්‍ය කාණ්ඩ වලට (1, 2, 3 .... 17, 18) බෙදා ඇත. ආවර්තිතා වගුවේ සිරස් තීරු (කාණ්ඩ 18 ක්) සහ තිරස් පේළි (ආවර්ත 7 ක්) ඇත. පළමු, දෙ වන, තෙ වන, හතර වන, පස් වන හා හය වන ආවර්තවල පිළිවෙළින් මූලද්‍රව්‍ය 2 ක්, 8 ක්, 8 ක්, 18 ක්, 18 ක් සහ 32 ක් අඩංගු වේ. බහුතරයක් මූලද්‍රව්‍ය ලෝහවන අතර ආවර්තිතා වගුවේ දකුණු පැත්තේ අලෝහ මූලද්‍රව්‍ය 17 ක් පමණ ඇත. ලෝහ හා අලෝහ යන ගුණ දෙ වර්ගය ම දක්වන ලෝහාලෝහ (metalloids) 7 ක් (B, Si, Ge, As, Sb, Te හා At) හඳුනා ගෙන ඇත. දැන් අපි කාණ්ඩ අංක ගැන උගනිමු.



රූපය 1 : කාණ්ඩ අංක හා ගොණු සහිත ආවර්තිතා වගුව[13]

කාණ්ඩ අංක

මෑත කාලීන ආවර්තිතා වගුවේ සිරස් තීරුවලට කාණ්ඩ අංකයක් ලබා දී ඇත. එබැවින් Li, Na, K, Rb, Cs හා Fr පළමු කාණ්ඩයට (පැරණි I හෝ IA කාණ්ඩය) අයත් වේ. Be, Mg, Ca, Sr, Ba සහ Ra දෙ වන කාණ්ඩයට (පැරණි II හෝ IIA කාණ්ඩය) අයත් වේ. Sc, Y, La සහ Ac තෙ වන කාණ්ඩයට (පැරණි IIIB කාණ්ඩය) අයත් වේ. Fe, Ru සහ Os අට වන කාණ්ඩයට (පැරණි VIIIB කාණ්ඩය) අයත් වේ. B, Al, Ga, In හා Tl දහතුන් වන කාණ්ඩයට (පැරණි III හෝ IIIA කාණ්ඩය) අයත් වේ. හැලජන් මූලද්‍රව්‍ය වන F, Cl, Br, I හා At දහ හත් වන කාණ්ඩයට (පැරණි VII හෝ VIIA කාණ්ඩය) අයත් වේ. උච්ච වායූන් වන He, Ne, Ar, Kr, Xe සහ Rn දහ අට වන කාණ්ඩයට (පැරණි 0 කාණ්ඩය) අයත් වේ.

ගොණු

s, p, d සහ *f* මට්ටම් පිරීම අනුව ආවර්තිතා වගුවේ ගොණු හතරක් සහ (*s, p, d* සහ *f*) ඇත. *s*-ගොණුව පළමු සහ දෙ වන කාණ්ඩයන්ගෙන් සමන්විත වේ. පළමු සහ දෙ වන කාණ්ඩවල මූලද්‍රව්‍ය පිළිවෙළින් ක්ෂාර ලෝහ හා ක්ෂාර පාංශු ලෝහ ලෙස හැඳින්වේ. *p*-ගොණුව සමන්විත වන්නේ 13 වන කාණ්ඩයේ සිට 18 වන කාණ්ඩය දක්වා වූ මූලද්‍රව්‍ය වලිනි. *s*-ගොණුව සහ *p*-ගොණුව අතර *d*-ගොණුව පිහිටන අතර තුන් වන කාණ්ඩයේ සිට දොළොස් වන කාණ්ඩය දක්වා වූ මූලද්‍රව්‍යවලින් එය සමන්විත වේ. *f* ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍ය 28 ක් අඩංගු වන අතර එය ලැන්තනයිඩ (58 සිට 71) හා ඇක්ටිනයිඩ (90 සිට 103) ලෙස සමාන කොටස් දෙකකට බෙදෙයි. Li, Na, K සහ Cs වලට වඩා

වෙනස් ගුණ පෙන්වන නමුත්, බොහෝ ආවර්තිතා වගුවල හයිඩ්‍රජන් Li ට ඉහළින් ස්ථානගත කර ඇත. මෙම පාඩමේ දී හයිඩ්‍රජන්වල රසායනය වෙනම සාකච්ඡා කෙරේ.

හයිඩ්‍රජන්

හයිඩ්‍රජන් ආවර්තිතා වගුවේ පළමු මූලද්‍රව්‍ය වේ. හයිඩ්‍රජන් පරමාණුව එක් ප්‍රෝටෝනයක්, න්‍යෂ්ඨියක් සහ එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් සහිත ඉතා සරළ ව්‍යුහයක් ඇත. ප්‍රෝටියම් හෝ ප්‍රෝටෝන ($H = {}^{1}_{1}H$) ඩියුටීරියම් හෝ ඩියුටෙරෝන් ($D = {}^{2}_{1}H$) සහ ට්‍රිටියම් ($T = {}^{3}_{1}H$) හයිඩ්‍රජන්හි සමස්ථානික වේ. කාමර උෂ්ණත්වයේ දී හයිඩ්‍රජන් ද්වි පරමාණුක, අවර්ණ, සන්ධයක් රහිත වායුව කි.

ඇතැම් ආවර්තිතා වගුවල හයිඩ්‍රජන් පළමු කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවලට ඉහළින් ස්ථාන ගත කර ඇතත් සමහර අවස්ථාවල දී එය දාහත් වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවලට ඉහළින් ස්ථාන ගත කරයි. හයිඩ්‍රජන් සඳහා වෙන ම ස්ථානයක් තිබීම උචිත ය.

ප්‍රශ්නය : හයිඩ්‍රජන් 17 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය සමග ස්ථානගත කිරීමට හේතු දක්වන්න.

පිළිතුර : උච්ච වායු වින්‍යාසය ($1s^2$) ලබා ගැනීමට හයිඩ්‍රජන්වලට එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් අවශ්‍ය වේ. හැලජන්වලට ද උච්ච වායු වින්‍යාසය (ns^2np^6) ලබා ගැනීමට එක ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් අවශ්‍ය වේ. හයිඩ්‍රජන් විද්‍යුත් ධන මූලද්‍රව්‍ය සමඟ හයිඩ්‍රයිඩ අයනය H^- සාදයි. හැලජන ද ඒක ඍණ ඇනායන (X^-) සාදයි. හයිඩ්‍රජන් (H_2) ද බොහෝ හැලජන (X_2) ද ද්වි පරමාණුක වායූන් වේ.

ක්‍රියාකාරකම

1. හයිඩ්‍රජන් පළමු කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය සමග ස්ථාන ගත කිරීමට හේතු දක්වන්න.

හයිඩ්‍රජන්වල ඉතා ම වැදගත් ප්‍රයෝජනය වන්නේ හේබර් ක්‍රියාවලිය මගින් ඇමෝනියා (NH_3) සංස්ලේශණයට යොදා ගැනීමයි. ෆිෂර් ට්‍රොප්ස් සංස්ලේෂණයේ දී කාබන් මොනොක්සයිඩ් (CO) මගින් මෙතිල් ඇල්කොහොල් නිපදවීමට ද එය යොදා ගනී. එළවළු තෙල් හා මේද, ආහාරයට ගත හැකි මේද (උදා: මාගරින්) බවට පරිවර්තනය කිරීමට ද හයිඩජන් ප්‍රයෝජනයට ගනී. ඇතැම් විට ලෝහ නිස්සාරණයේ දී ඔක්සිහාරකයක් ලෙසත්, ඉන්ධන (හයිඩ්‍රජන් බල ගැන්වූ කාර්) ලෙසත්, ඔක්සිහයිඩ්‍රජන් පෑස්සීමටත්, කාබනික සංයෝග නිපදවීමටත් හයිඩ්‍රජන් ප්‍රයෝජනවත් වේ.

s-ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍ය

පළමු කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය සහ දෙ වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය s-ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍ය ලෙස හැඳින්වේ.

1	2
3 Li	4 Be
11 Na	12 Mg
19 K	20 Ca
37 Rb	38 Sr
55 Cs	56 Ba
87 Fr	88 Ra

පළමු කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

පළමු කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය වලට (පැරණි I හෝ IA කාණ්ඩය) ලිතියම් (Li), සෝඩියම් (Na), පොටෑසියම් (K), රුබීඩියම් (Rb), සීසියම් (Cs) සහ ෆ්‍රැන්සියම් (Fr) අයත් වේ. මේවා ක්ෂාර ලෝහ ලෙස ද හැඳින්වෙන අතර විද්‍යුතය සහ තාපය සන්නයනය කරයි. ක්ෂාර ලෝහ ක්‍රියාකාරී වන අතර නිදහස් මූලද්‍රව්‍ය ලෙස ස්වාභාවයේ හමු නො වේ. සෝඩියම් හා පොටෑසියම් මෙම කාණ්ඩයේ අනිකුත් මූලද්‍රව්‍යවලට සාපේක්ෂව බහුල වේ. මෙම මූලද්‍රව්‍යවල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ns^1 වේ.

ලිතියම්[14]

සෝඩියම්[15]

පොටෑසියම්[16]

රුබීඩියම්[17]

සීසියම්[18]

ෆ්‍රැන්සියම්[19]

දෙ වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

දෙ වන කාණ්ඩයේ (පැරණි II හෝ IIA කාණ්ඩය) මූලද්‍රව්‍යවලට බෙරලියම් (Be), මැග්නීසියම් (Mg), කැල්සියම් (Ca), ස්ට්‍රොන්ටියම් (Sr), බේරියම් (Ba) සහ රේඩියම් (Ra) අයත් වේ. මේවා ක්ෂාර පාංශු ලෝහ ලෙස ද හැඳින්වේ. දෙ වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය ඉතා ක්‍රියාකාරී නිසා නිදහස් මූලද්‍රව්‍ය ලෙස ස්වාභාවයේ හමු නො වන අතර මේවා ප්‍රබල ඔක්සිහාරකයන් වේ. පොදු සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ns^2 වේ.

බෙරලියම්[20]

මැග්නීසියම්[21]

කැල්සියම්[22]

ස්ට්‍රොන්ටියම්[23]

බේරියම්[24]

රේඩියම්[25]

p-ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍ය

13 වන කාණ්ඩයේ සිට 18 වන කාණ්ඩය දක්වා අඩංගු වන මූලද්‍රව්‍ය *p*-ගොණුවට අයත් වේ.

13	14	15	16	17	18
					2 **He**
5 **B**	6 **C**	7 **N**	8 **O**	9 **F**	10 **Ne**
13 **Al**	14 **Si**	15 **P**	16 **S**	17 **Cl**	18 **Ar**
31 **Ga**	32 **Ge**	33 **As**	34 **Se**	35 **Br**	36 **Kr**
49 **In**	50 **Sn**	51 **Sb**	52 **Te**	53 **I**	54 **Xe**
81 **Tl**	82 **Pb**	83 **Bi**	84 **Po**	85 **At**	86 **Rn**

***p*-ගොනුව**

13 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

මෙම කොටස (පැරණි III හෝ IIIA කාණ්ඩය) බෝරෝන් (B), ඇලුමිනියම් (Al), ගැලියම් (Ga), ඉන්ඩියම් (In) සහ තැලියම් (Tl) සමන්විත වේ. බෝරෝන්, ඇතැම් ලෝහ ගුණ සහිත වූ අලෝහයක් ලෙස සැලකේ (B අර්ධ ලෝහයක්). අනෙකුත් මූලද්‍රව්‍ය ලෝහ වේ. පොදු සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ns^2np^1 ලෙස ලිවිය හැක. සියලු ම මූලද්‍රව්‍ය +3 ඔක්සිකරණ අංකය පෙන්වයි.

බෝරෝන්[26]

ඇලුමිනියම්[27]

ගැලියම්[28]

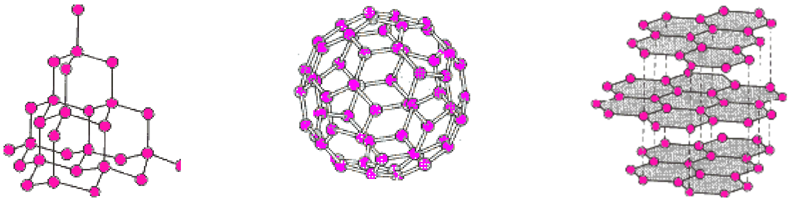
ඉන්ඩියම්[29]

තැලියම්[30]

14 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

14 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය (පැරණි IVහෝ IVA කාණ්ඩය) වලට කාබන් (C), සිලිකන් (Si), ජර්මේනියම් (Ge), ටින් (Sn) සහ ලෙඩ් (Pb) අඩංගු වේ. කාබන් අලෝහය කි. සිලිකන් සහ ජර්මේනියම් ලෝහාලෝහ වේ. ටින් සහ ලෙඩ් ලෝහ වේ. පොදු සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $ns^2 np^2$ වේ. –4 සිට +4 වූ විශාල පරාසයක ඔක්සිකරණ අවස්ථා පෙන්වයි. CH_4, දියමන්ති, CO

සහ CO_2 වල කාබන්හි ඔක්සිකරණ අංක පිළිවෙළින් –4, 0, +2, +4 වේ. මූලද්‍රව්‍ය කාබන් බහුරූපී ආකාර 3 කින් පවතී. ඒවා නම් දියමන්ති, ග්‍රැෆයිට් සහ ෆුලරීන් වේ.



(i) (ii) (iii)

රූපය 2 - කාබන්හි බහුරූපී ආකාර (i) දියමන්ති (ii) ග්‍රැෆයිට් හා (iii) ෆුලරීන්(C_{60})[31]

අඟුරු තවමත් ඉන්ධන ප්‍රභවයක් ලෙස භාවිතයට ගනී. කාබන්වල ^{12}C , ^{13}C, ^{14}C යන සමස්ථානික ඇත. ^{14}C සමස්ථානික පොසිලවල වයස නිර්ණය කිරීම වැනි පුරාවිද්‍යාත්මක කාල නිර්ණයන් සඳහා යොදා ගනී. ග්‍රැෆයිට් හොඳ ලිහිසි ද්‍රව්‍යයක් වන අතර දියමන්ති ඉතා වටිනා ද්‍රව්‍යයක් වේ. ෆුලරීන් නැනෝ තාක්ෂණයේ දී විවිධාකාරයෙන් භාවිතයට ගනී. අති පිරිසිදු සිලිකන් ඉලෙක්ට්‍රොනික කර්මාන්තවල දී ප්‍රයෝජනයට ගනී. බහුඅවයවික සිලිකන්, තෙල් සහ ඉටි ලෙස ප්‍රයෝජනයට ගනී.

කාබන්[32] **සිලිකන්**[33] **ජර්මේනියම්**[34] **ටින්**[35] **ලෙඩ්**[36]

15 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

15 වන කාණ්ඩයට නයිට්‍රජන් (N), පොස්පරස් (P), ආසනික් (As), ඇන්ටිමනී (Sb) සහ බිස්මත් (Bi) අඩංගු වේ. As හා Sb ලෝහාලෝහ වන අතර Bi වලට ප්‍රධාන කාණ්ඩ ලෝහවලට ලාක්ෂණික ගුණ ඇත. මෙම මූලද්‍රව්‍යවල පොදු සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ns^2np^3 වේ. ඒවා –3 සිට +5 දක්වා වූ ඔක්සිකරණ අංකයන් පෙන්වයි. NH_3, N_2, NF_3 හා NO_3^- වල නයිට්‍රජන්හි ඔක්සිකරණ අංක පිළිවෙළින් -3, 0 , +3 හා +5 වේ. වාතයේ 78% ක් N_2 අඩංගු වේ (පරිමාව අනුව). ද්‍රවීකෘත වාතය භාගික ආසවනයට ලක් කිරීම මගින් නයිට්‍රජන් ලබා ගනී.

නිශ්ක්‍රීය නයිට්‍රජන් වායුව, ප්‍රයෝජනවත් නයිට්‍රජන් සංයෝග බවට පත් කිරීම නයිට්‍රජන් තිර කිරීම ලෙස හඳුන්වයි. හේබර් සංස්ලේශනයේ දී N_2 හා H_2 යකඩ උත්ප්‍රේරක සහිතව 500 °C දී හා 300 atm පීඩනයක් යටතේ ප්‍රතික්‍රියා කරවීමෙන් NH_3 වානිජ ව නිපදවනු ලැබේ. නයිට්‍රික් අම්ලය නිපදවනුයේ, වාතය මගින් ඇමෝනියා ඔක්සිකරණය කිරීම මගිනි.

නයිට්‍රජන් [37] පොස්පරස් [38] ආසනික් [39] ඇන්ටිමනී [40] බිස්මත් [41]

16 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

මෙම කාණ්ඩය ඔක්සිජන් (O), සල්ෆර් (S), සෙලීනියම් (Se), ටෙලුරියම් (Te) සහ පොලෝනියම් (Po) යන මූලද්‍රව්‍යවලින් සමන්විත වේ. මෙම මූලද්‍රව්‍ය "චැල්කොජන් " ලෙස ද හැඳින්වේ. එක ම සත්‍ය ලෝහය පොලෝනියම් වේ. Te අර්ධ ලෝහය කි. ඔක්සිජන්, සල්ෆර් සහ සෙලිනියම් අලෝහ වේ. පොදු සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ns^2np^4 වන අතර ඒවාට –2 සිට +6 දක්වා පුළුල් පරාසයක ඔක්සිකරණ අංක දැක්විය හැක. H_2S, S_8 , SO_2 හා SO_3 වල සල්ෆර්හි ඔක්සිකරණ අංක පිළිවෙළින් –2, 0, +4, සහ +6 වේ. පොදුවේ ගත් කල මෙම මූලද්‍රව්‍යවල ක්‍රියාකාරීත්වය O > S > Se > Te යන පිළිවෙළට අඩු වේ. පෘථිවි වායුගෝලයේ දෙවනියට බහුලතම මූලද්‍රව්‍ය ඔක්සිජන් වන අතර ද්‍රවීකෘත වාතය භාගික ආසවනය කිරීම මගින් ඔක්සිජන් ලබා ගත හැක. ඔක්සිජන් ප්‍රභා විච්ඡේදනයට (photolysis) ලක් වීමෙන් මුක්ත ඛණ්ඩ 2 ක් ජනනය කරන අතර ඒවා වෙනත් ඔක්සිජන් අණු සමග සම්බන්ධ වීමෙන් ඕසෝන් (O_3) සෑදේ.

ඔක්සිජන් [42] සල්ෆර් [43] සෙලීනියම් [44] ටෙලුරියම් [45] පොලෝනියම් [46]

17 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

මෙම කාණ්ඩය ෆ්ලෝරීන් (F), ක්ලෝරීන් (Cl), බ්රෝමීන් (Br), අයඩීන් (I) සහ ඇස්ටටීන් (At) වලින් සමන්විත වේ. හේලයිඩ අලෝහ වන අතර, ඒවා ද්වි පරමාණුක අණු ලෙස පවතී. කාමර උෂ්ණත්වයේ දී ෆ්ලෝරීන් සහ ක්ලෝරීන් කහ කොළ පැහැති වායූන් වේ. බ්රෝමීන් රතු පැහැති දියරයක් වන අතර අයඩීන් කළු පැහැති ඝනයක් වේ. අයඩීන් ද්‍රාවන දම් පැහැති ය. ෆ්ලෝරීන් වඩාත් ම විද්‍යුත් ඍණ මූලද්‍රව්‍ය වන අතර ප්‍රබල ඔක්සිහාරකය කි. ෆ්ලෝරීන් ඉතා ක්‍රියාකාරී ය. එම නිසා බොහෝ මූලද්‍රව්‍ය සමග සංයෝග සාදයි.

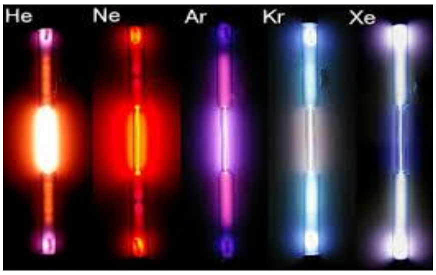
මෙම කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල පොදු ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ns^2np^5 වේ. මෙම මූලද්‍රව්‍ය ලෝහයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ලබාගෙන හෝ අලෝහයක් සමඟ ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබා ගැනීම මගින් උච්ච වායු වින්‍යාසය ලබා ගනී. එම නිසා මෙම මූලද්‍රව්‍ය −1 ඔක්සිකරණ අංකය පෙන්වයි. ක්ලෝරීන්, බ්‍රෝමීන් හා අයඩීන් ප්‍රධාන ලෙස ම ඔක්සි ඇනායන හා අන්තර් හැලජන සංයෝග ලෙස පවතින විට +1 , +3 , +5 සහ +7 ඔක්සිකරණ අංක දක්වයි. හැලජන අණුවල බන්ධන විඝටන ශක්තිය D(X-X) පහත පිළිවෙලට අඩු වේ.

$$D(Cl\text{-}Cl) > D(Br\text{-}Br) > D(F\text{-}F) \approx D(I\text{-}I)$$

ෆ්ලෝරීන් [47]   **ක්ලෝරීන්** [48]   **බ්‍රෝමීන්** [49]   **අයඩීන්** [50]

18 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

මෙම කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය සාමාන්‍යයෙන් උච්ච වායු ලෙස හැඳින්වෙන අතර හීලියම් (He), නියෝන් (Ne), ආර්ගන් (Ar), ක්‍රිප්ටන් (Kr), සෙනෝන් (Xe) සහ රේඩෝන් (Rn) මීට අයත් වේ. මේවා එතරම් රසායනික ප්‍රතික්‍රියාශීලී නො වන නිසා උච්ච වායු ලෙස හැඳින්වේ. මෙම මූලද්‍රව්‍ය වායුගෝලයේ හා පෘථිවි කබොලේ ඉතා කුඩා ප්‍රමාණවලින් හමුවන නිසා විරළ වායු ලෙස ද හැඳින්වේ. මෙම මූලද්‍රව්‍ය සියල්ල ඒක පරමාණුක, අවර්ණ, ගන්ධයක් රහිත වායූන් වේ. රේඩෝන් විකිරණශීලී ය. Ne, Ar, Kr, Xe සහ Rn වල පොදු සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ns^2np^6 වේ. (බාහිරතම කවචයේ මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව 8 කි) හීලියම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^2$ වේ. සියලුම උච්ච වායුවල සංයුජතා කවචයේ තිබිය හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව පවතින නිසා පරමාණු එකිනෙක සමඟ සම්බන්ධ නො වේ. (ද්වි පරමාණුක අණු සෑදීම සඳහා) මේවා අනෙකුත් මූලද්‍රව්‍ය සමඟ ද සීඝ්‍රයෙන් සම්බන්ධ නො වේ. මේවා නිශ්ක්‍රීය වායු ලෙස හැඳින්වීමට හේතුව එය වේ. නමුත් 1962 සිට Xe හි ෆ්ලෝරයිඩ හා ඔක්සයිඩ සොයාගෙන ඇත.



18 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය[51]

d-ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍ය **(තෙ වන කාණ්ඩයේ සිට 12 වන කාණ්ඩය දක්වා)**

d-ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍ය ලෝහ වන අතර ඒවා ආන්තරික ලෝහ නම් වේ. *d* මට්ටමට ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීමෙන් මෙම මූලද්‍රව්‍ය ලැබේ. සෑම ලෝහයක් ම ධන ආරෝපිත දැලිසක් සහ නිදහස් ඉලෙක්ට්‍රෝන තටාකයකින් සමන්විත වේ. *d*-ගොණුවේ සියලු ම මූලද්‍රව්‍ය හොඳ තාප සන්නායක හා විද්‍යුත් සන්නායක වේ.

	3	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**	**9**	**10**	**11**	**12**
3d	21 **Sc**	22 **Ti**	23 **V**	24 **Cr**	25 **Mn**	26 **Fe**	27 **Co**	28 **Ni**	29 **Cu**	30 **Zn**
4d	39 **Y**	40 **Zr**	41 **Nb**	42 **Mo**	43 **Tc**	44 **Ru**	45 **Rh**	46 **Pd**	47 **Ag**	48 **Cd**
5d	57 **La**	72 **Hf**	73 **Ta**	74 **W**	75 **Re**	76 **Os**	77 **Ir**	78 **Pt**	79 **Au**	80 **Hg**
6d	89 **Ac**	104 **Rf**	105 **Db**	106 **Sg**	107 **Bh**	108 **Hs**	109 **Mt**	110 **Ds**	111 **Rg**	112 **Cn**

බහුතරයක් *d*-ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍ය විචල්‍ය ඔක්සිකරණ අංක දක්වයි. *s*-ගොණුවේ හා *p*-ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍යවලට සාපේක්ෂව *d*-ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍යවලට, ඉහළ තාපාංක හා ද්‍රවාංක ඇත. 3*d*-ශ්‍රේණියේ තාපාංකය Sc සිට V දක්වා ක්‍රමයෙන් වැඩිවන අතර Fe සිට Zn දක්වා අඩු වේ. මෙම මූලද්‍රව්‍ය *s* සහ *p*-ගොණුවල මූලද්‍රව්‍යවලට සාපේක්ෂ ව ඉහළ ඝනත්වයක් පෙන්වයි. 3*d*-ශ්‍රේණියේ Sc සිට Cu දක්වා ඝනත්වය වැඩි වේ. *d*-ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍ය පළමු කාණ්ඩයේ ලෝහවලට වඩා විද්‍යුත් ධනතාවයෙන් අඩු ය. 3*d*-ශ්‍රේණියේ විද්‍යුත් ඍණතාවය Sc සිට Cu දක්වා මද වශයෙන් වැඩි වීමට නැඹුරු වේ. බහුතරයක් ආන්තරික ලෝහ සංකීර්ණ වර්ණවත් ය. *d* -ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍ය විචල්‍ය ඔක්සිකරණ අංක දක්වන අතර ඒවායේ ලෝහ සංකීණ උත්ප්‍රේරක ලෙස වැදගත් වේ. Zn, Cd හා Hg ආන්තරික ලෝහ ලෙස නො සැලකේ. ස්කැන්ඩියම්, $Sc^{+}(d^{2})$ හෝ $Sc^{2+}(d^{1})$ ලෙස ස්ථායී අයන නො සාදන නිසා බොහෝ පොත්වල එය ආන්තරික ලෝහයක් ලෙස නො සැලකේ.

ක්‍රියාකාරකම

2. Zn ආන්තරික ලෝහයක් ලෙස නො සැලකෙන්නේ මන් ද ?

f-ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍ය

f-ගොණුවට මූලද්‍රව්‍ය 28 ක් අඩංගුවන අතර එය ආවර්තිතා වගුවේ පහළින් දක්වයි.

මෙම මූලද්‍රව්‍ය *f*-මට්ටමට ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීමෙන් ලැබේ. (වැඩි විස්තර සඳහා පහත දක්වා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයන් බලන්න)

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**	71 **Lu**
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**	103 **Lr**

f-ගොණුවට තිරස් පේළි 2ක් ඇත. පළමු පේළියේ මූලද්‍රව්‍ය ලැන්තනයිඩ (හෝ ලැන්තනොයිඩ) ලෙස හැඳින්වෙන අතර දෙ වන පේළියේ මූලද්‍රව්‍ය ඇක්ටිනයිඩ (හෝ ඇක්ටිනොයිඩ) ලෙස හැඳින්වේ. කෙසේ නමුත් ලැන්තනයිඩ මූලද්‍රව්‍ය (ලැන්ද්නම් (La) ට පසු පරමාණුක ක්‍රමාංකය 57 සිට 71 දක්වා) 6 වන ආවතයේ La හා Hf අතර ස්ථානගත කළ යුතු ය. එලෙසින් ම ඇක්ටිනයිඩ මූලද්‍රව්‍ය (ඇක්ටිනියම් ට පසු පරමාණුක ක්‍රමාංකය 90 සිට 103 දක්වා) 7 වන ආවර්තයේ ස්ථානගත කළ යුතු ය. මූලද්‍රව්‍ය, අදාල ගොණුවලට වර්ග කිරීම සඳහා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය යොදා ගත හැක. මූලද්‍රව්‍ය වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය සැලකිල්ලට ගැනීම මගින් ඒවායේ ප්‍රතික්‍රියාශීලිත්වය ලෝහ අලෝහ ගුණ සහ අයනීකරණය ශක්තීන් පහසුවෙන් පුරෝකථනය කළ හැකි ය.

ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

විවිධ ශක්ති මට්ටම් හෝ කවච (K, L, M, N ආදී) වල ඉලෙක්ට්‍රෝන පවතී. සෑම කවචයක් ම උප කවච (*s*, *p*, *d*, *f* ආදී) වලින් සමන්ත වේ. *s*, *p*, *d* හා *f* උප කවචවල හමුවන කාක්ෂික පිළිවෙළින් 1, 3, 5, 7 වේ. කාක්ෂිකයක හමුවන උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන ගනණ 2 කි. පළමු කවච හතරෙහි කාක්ෂික බෙදී යන අයුරු 1 වගුවේ දැක්වේ.

n	කවචය	කාක්ෂිකය	මුළු කාක්ෂික ගණන
1	K	1s	1
2	L	2s $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$	4
3	M	3s $3p_x$, $3p_y$, $3p_z$ $3d_{xy}$, $3d_{yz}$, $3d_{xz}$, $3d_{x^2-y^2}$, $3d_{z^2}$	9
4	N	4s $4p_x$, $4p_y$, $4p_z$ $4d_{xy}$, $4d_{yz}$, $4d_{xz}$, $4d_{x^2-y^2}$, $4d_{z^2}$ 4f කාක්ෂික 7	16

1 වගුව - පළමු කවච හතරෙහි කාක්ෂික බෙදී යන අයුරු

ප්‍රශ්නය - ශක්ති මට්ටම්වලට ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීමේ අනුපිළිවෙළ කුමක් ද ?

පිළිතුර - 1s , 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s ආදී ලෙස

ශක්තිය සැලකූ විට 1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s......

ආවර්තිතා වගුවේ ඇති මූලද්‍රව්‍ය තවත් ආකාරයකට කොටස් හතරකට බෙදිය හැක. ඒවා නම්

1. උච්ච වායු (18 වන කාණ්ඩ)
2. නියෝජිත (Repersentative) මූලද්‍රව්‍ය (*s* සහ *p*-ගොණු)
3. ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය (*d*-ගොණුව)
4. අන්තර් ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය (*f*-ගොණුව)

ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලයීය ප්‍රකාශනය කි

2016

උච්ච වායු

මෙම මූලද්‍රව්‍ය ආවර්තිතා වගුවේ 18 වන කාණ්ඩය යටතේ වර්ගීකරණය කෙරේ. හීලියම් හි 1s කාක්ෂිකයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන 2 කි. ඒනිසා සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^2$ වේ. හීලියම් හැර අනෙක් සියලු ම මූලද්‍රව්‍ය වල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ns^2np^6 වේ. උච්ච වායුවලට පිරුණු සංයුජතා කවචයක් ඇති නිසා ඒවා නිෂ්ක්‍රීය වේ. සියල්ල ඒක පරමාණුක වායුන් වේ.

ප්‍රශ්නය- Ar සහ K වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය මොනවා ද ?

පිළිතුර - Ar හි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$ වේ. එය [Ar] ලෙස දැක්විය හැක.

K හි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^1$ වේ. එබැවින් K හි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $[Ar]4s^1$ ලෙස ලිවිය හැක.

K හි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$ = [Ar] බව සලකන්න. K^+ හා Ar වල එක ම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් පවතී. (සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික)

එලෙස ම Ca^{2+}, Sc^{3+}, P^{3-}, S^{2-} හා Cl^-, ආගන් සමඟ සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික වේ.

නියෝජිත මූලද්‍රව්‍ය

මේවා සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ns^1, ns^2, ns^2np^1, ns^2np^2, ns^2np^3, ns^2np^4 සහ ns^2np^5 වූ මූලද්‍රව්‍ය වේ. මෙම මූලද්‍රව්‍ය *s* හා *p* ගොණුවලට අයත් වේ.

ප්‍රශ්නය - P වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය කුමක් ද?

පිළිතුර - P හි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^3$ = $[Ne]3s^2\,3p^3$

P^{3-} හි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$ = [Ar] බව සලකන්න.

ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය

මෙම මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණු හෝ ස්ථාවර අයනවලට අසම්පූර්ණ ව පිරුණු *d* කවච ඇති නිසා ආන්තරික ලෝහ ලෙස හැඳින් වේ. පොදුවේ ගත් කල මේවායේ s කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක් හෝ දෙකක් ද උපාන්ත (අවසානයට පෙර) *d*-කවචයේ එකේ සිට දහය දක්වා ඉලෙක්ට්‍රෝන

සංඛ්‍යාවක් ද පවතී. *d*-ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍යවල සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $(n+1)s^2 nd^m$ හෝ $(n+1)s^1nd^m$ ලෙස ද දැක්විය හැක. මෙහි දී n= 3, 4, 5 හෝ 6 වේ. m = 1, 2, 3 …හෝ 10 වේ.

පළමු ආන්තරික ශ්‍රේණිය ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^1$ වන තුන් වන කවචයේ ස්කැන්ඩියම් Sc (පරමාණුක ක්‍රමාංකය Z = 21 කි) ගෙන් ඇරඹෙන අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}$ වන 11 වන කාණ්ඩයේ Cu (Z = 29) ගෙන් අවසාන වේ. මූලද්‍රව්‍ය ලෙස පවතින කොපර්වල පිරුණු *d*-කාක්ෂික තිබෙන නමුත්, ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^22s^22p^63s^23p^63d^9$ වන Cu^{2+} අයන සාදන බැවින් කොපර් ආන්තරික ලෝහයක් ලෙස සැලකේ. නිදහස් පරමාණු සඳහා 3*d*- සහ 4*s*-කාක්ෂිකවල ශක්තීන් ඉතා ආසන්න (3*d* > 4*s*) බව සලකන්න. ලෝහ කැටායනවල 3*d*-කාක්ෂිකය 4*s*-කාක්ෂිකවලට වඩා ඉතා ස්ථාවර වේ (3*d* < 4*s*). එනිසා 4*s* ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පළමු ව ඉවත් වේ. එබැවින් Ti^{2+} හා V^{3+} අයනවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස $[Ar]3d^2$ ලෙස ලිවිය හැක.

ප්‍රශ්නය - Cu^+ අයනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය කුමක් ද?

පිළිතුර - Cu^+ අයනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $3d^{10}$=$[Ar]3d^{10}$ වේ.

ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය

f-මට්ටමට ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීමෙන් මෙම මූලද්‍රව්‍ය ලැබේ. උදාහරණය ලෙස Ce (Z = 58) සිට Yb (Z = 70) දක්වා මූලද්‍රව්‍ය ලැබෙන්නේ 4*f* මට්ටමට ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීමෙනි. ලැන්තනයිඩ නම් වන මෙම ශ්‍රේණියේ ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම අක්‍රමවත් වන අතර වරින් වර 4*f* මට්ටමට ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරෙන අතර වරින් වර 5*d*-ශක්ති මට්ටමට ද ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරේ. මේවායේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $[Xe]4f^m5d^16s^2$ (m =1-14) ලෙස ලිවිය හැකි ය. 5*d*-මට්ටමට එලෙසින් ම ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීමෙන් ලැබෙන මූලද්‍රව්‍ය ඇක්ටිනයිඩ ලෙස හැඳින්වේ.

ප්‍රශ්නය- Ce වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය කුමක් ද?

පිළිතුර : Ce වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $[Xe]4f^15d^1 6s^2$ වේ.

නිදහස් පරමාණුවේ ශක්ති මට්ටම් පිරීමේ අනුපිළිවෙළ 6s < 5d < 4 බව සලකන්න .

ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලයීය ප්‍රකාශනය කි

2016

ක්‍රියාකාරකම

3. පහත පරමාණු /අණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලියන්න.

a) i) K ii) Kr iii) Cr iv) Fe^{2+} v) Cl^{-} vi) Si

b) පහත පරමාණු /අණුවල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලියන්න.

i) Cs^{+} ii) Ir^{3+} iii) Sr iv) Mn^{2+} v) S^{2-}

2. ආවර්තිතා වගුවේ රටා

ආවර්තිතා වගුවේ ඇති මූලද්‍රව්‍ය වර්ගීකරණය අපි උගත්තෙමු. මූලද්‍රව්‍යවල භෞතික ගුණ සමහරක් දැන් සලකා බලමු.

2.1 පරමාණු සහ අයනවල ප්‍රමාණයන්

සාමාන්‍ය උෂ්ණත්වයේ දී මූලද්‍රව්‍ය කිහිපයක් පරමාණු ලෙස පවතී. බොහෝ මූලද්‍රව්‍ය උදාසීන අණු (උදා: N_2, H_2) හෝ අයන සාදයි. පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝනයක්/ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු වීම හෝ ඉවත් වීම මගින් අයන සෑදේ. පරමාණුවක ප්‍රමාණය බාහිර ඉලෙක්ට්‍රෝනවල සඵල පරිමාව මත රාඳා පවතී. මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණුක ප්‍රමාණය වැදගත් වීමට හේතු වන්නේ තාපාංකය, ද්‍රවාංකය, අයණීකරණ ශක්තිය හා විද්‍යුත් ඍණතාවය වැනි ගුණාංග, ප්‍රමාණය මත රඳා පවතින බැවිනි. යාබද පරමාණු/ අයන දෙකක, න්‍යෂ්ඨි දෙක අතර මනින ලද දුර යොදා ගනිමින් පරමාණුවේ/අයනයේ ප්‍රමාණය නිර්ණය කළ හැක. මෙහි දී එම දුර පරමාණු/අයන දෙකෙහි අරයන්ගේ එකතුවට සමාන බව උපකල්පනය කරයි. මෙම දුර පරමාණු දෙක අතර පවතින බන්ධන වර්ගය මත රඳා පවතින නිසා අරයන් වර්ග කිහිපය කි. (පරමාණුක සහසංයුජ, අයනික, ලෝහක අරයන් යනාදී ලෙස). සෑම අරයක් ම යම් බන්ධන වර්ගයක් සඳහා ගණනය කරනු ලැබේ.

2.2 පරමාණුක අරයන්

පරමාණුවක සිට තවත් සර්ව සම පරමාණුවකට ඇති කෙටිම දුර ලෙස පරමාණුක අරය සැලකිය හැකි ය. මෙම නිර්වචනයට අනුව පරමාණු රසායනිකව බන්ධනය වී ඇති ද නැති ද යන බව සඳහන් නොවේ. එම නිසා පරමාණුක අරයන් පරමාණු/අයන අතර පවතින බන්ධන වර්ගය මත රඳා පවතී. මේ නිසා සහසංයුජ සංයෝග සඳහා අප සහසංයුජ අරය ලෙස භාවිතා කරමු. (සහසංයුජව බැඳුන පරමාණු දෙකක් අතර සමතුලිත දුර) නිදහස් ලෝහ සඳහා අප ලෝහක අරය ලෙස භාවිතා කරමු (යාබද ලෝහ පරමාණු දෙකක් අතර දුරෙන් අඩක්) අන්තර් න්‍යෂ්ඨික දුර මැනීම මගින්

පරමාණුවල අරයන් ගණනය කිරීම සඳහා පරීක්ෂණාත්මක ක්‍රම කිහිපයක් ඇත. උදා : ක්ලෝරීන් පරමාණු දෙකක් අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් හවුලේ තබා ගැනීම මගින් සෑදෙන ක්ලෝරීන් අණුවේ, Cl-Cl දුර 0.198 nm ලෙස සොයා ගෙන ඇත. මෙම දුරෙන් අඩක් (0.099 nm) ක්ලෝරීන්වල සහසංයුජ අරය වේ. දියමන්තිවල C-C බන්ධන දුර 0.154 nm ලෙස සොයාගෙන ඇති අතර තවත් බොහෝ ඇලිපැටික සංයෝගවල C-C බන්ධන දුර ද එම දුර ම බව සොයා ගෙන ඇත. එම නිසා කාබන්වල සහසංයුජ අරය 0.077 nm වේ. නිදහස් ලෝහවල සෑම පරමාණුවකට ම යාබද පරමාණු

රසක් ඇති අතර පරමාණු අතර ඇති බන්ධන ලෝහක බන්ධන නම් වේ. සාමාන්‍යයෙන් ලෝහක අරයන් සහසංයුජ අරයන්ට වඩා විශාල වේ.

ඉලෙක්ට්‍රෝන මගින් අත් කර ගන්නා ශක්ති මට්ටම් සංඛ්‍යාව ඉහළ යත්ම අයනික අරයද විශාල වේ. එම නිසා එක ම කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුක ක්‍රමාංකය වැඩි වත්ම පරමාණුක අරය ද ක්‍රමිකව වැඩි වේ. ක්ෂාර ලෝහ වල (Li සිට Cs දක්වා) පරමාණුක අරය වැඩි වීමේ සංසන්දනයක් පහත දැක්වේ.

මූලද්‍රව්‍යය	Li	Na	K	Rb	Cs
පරමාණුක අරය (nm)	0.123	0.157	0.203	0.216	0.235

ක්‍රියාකාරකම

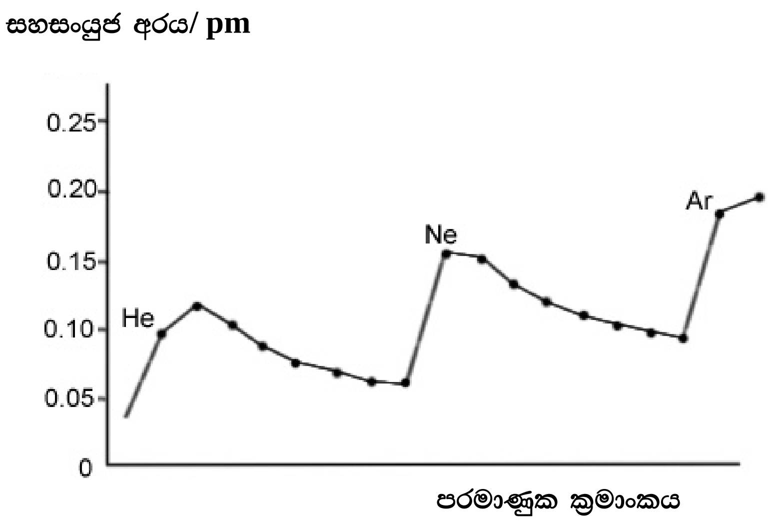
4. ක්ෂාර පාංශු ලෝහවල පරමාණුක අරයන් සංසන්දනය කරන්න.

ආවර්තිතා වගුවේ, ආවර්තයක වමේ සිට දකුණට පරමාණුක අරයන්ගේ පොදු අඩු වීමක් දැකිය හැක. මෙම අඩු වීමට ප්‍රධාන හේතුව න්‍යෂ්ඨියෙහි ධන ආරෝපණය වැඩි වීමයි. (ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව) Li සිට F දක්වා පරමාණුක ක්‍රමාංකය වැඩි වීමත් සමඟ පරමාණුක අරය අඩු වීම සංසන්දනාත්මකව පහත දැක්වේ.

මූලද්‍රව්‍යය	Li	Be	B	C	N	O	F
පරමාණුක අරය (nm)	0.123	0.106	0.088	0.077	0.074	0.073	0.064

ආවර්තයක් හරහා එක් මූලද්‍රව්‍යයක සිට ඊළඟ මූලද්‍රව්‍යයට යාමේ දී එකතු වෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන එක ම ප්‍රධාන ශක්ති මටමකට පිරේ. එමනිසා සඵල ධන ආරෝපණය ආවර්තයක් හරහා වමේ සිට දකුණට යාමේ දී වැඩි වන නමුත් මෙම ධන ආරෝපණය ආවරණ ඉලෙක්ටෝන (2.5 කොටස බලන්න) මගින් ඇතිකරන වැඩි වන ආවරණය මගින් උදාසීන නො වේ. එමනිසා බාහිර ඉලෙක්ටෝන න්‍යෂ්ටියට ආකර්ෂණය වන අතර එහි ප්‍රතිඵලය වන්නේ පරමාණුක අරය කුඩා වීමයි. එක ම ආවර්තයක ඇති අනෙකුත් මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුක අරයට වඩා උච්ච වායුවල පරමාණුක අරය විශාල විය හැකි බව සලකන්න.

හයිඩ්‍රජන් සිට පොටෑසියම් දක්වා මූලද්‍රව්‍ය වල සහසංයුජ අරයේ විචලනය 3 රූපයේ දැක්වේ.



3 රූපය: හයිඩ්‍රජන් සිට පොටෑසියම් දක්වා මූලද්‍රව්‍යවල සහසංයුජ අරයේ විචලනය

ක්‍රියාකාරකම

5. තුන් වන ආවර්තයේ මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුක අරයන් සංසන්දනය කරන්න. (Na සිට Cl දක්වා)

2.3 අයනික අරයන්

පරමාණු ඉලෙක්ටෝන ලබා ගැනිම හෝ පිට කිරීම මගින් අයන සෑදේ. ස්ඵටිකයේ ඇති අයන අතර දුර මගින් අයනවල අයනික අරය තීරණය කළ හැක. උදා: සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් ස්ඵටිකයේ අන්තර් න්‍යෂ්ඨිය දුර මගින් සෝඩියම් අයනයේ (Na^+) හා ක්ලෝරයිඩ් අයනයේ (Cl^-) අයනික අරයන් ලබා ගත හැක. X-කිරණ විවර්තනය මගින් අණුක ව්‍යුහය තීරණය කර පරමාණුක /අයනික දුරවල් පහසුවෙන් තීරණය කළ හැක.

ධන අයන (කැටායන) සෑදෙන්නේ, මූලද්‍රව්‍යක් පරමාණුවක් ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීමෙන් වන අතර ඒවා සෑම විට ම මුල් පරමාණුවට වඩා කුඩා වේ. උදා: වැනේඩියම්හි පරමාණුක අරය 0.131 nm වන අතර V^{2+}, V^{3+} හා V^{4+} අයනයන්ගේ අයනික අරයන් පිළිවෙළින් 0.088, 0.074 සහ 0.060 වේ.

ප්‍රශ්නය - ඉහත නිරීක්ෂණය පැහැදිලි කරන්න

පිළිතුර - ශුද්ධ ධන ආරෝපනය ඉහළ යත්ම පරමාණුවක හෝ අයනයක ප්‍රමාණය අඩු වේ. ධන අයනයේ ඇති ශුද්ධ ධන ආරෝපනය මගින් ඉලෙක්ටෝන න්‍යෂ්ඨිය දෙසට තදින් ආකෂණය කරයි. මෙමගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන වළාව සංකෝචනය වේ. එම නිසා ධන ආරෝපනය වැඩිවෙත්ම අයනික අරය අඩු වේ.

ක්‍රියාකාරකම

6. Li හි පරමාණුක අරය 0.123 වන අතර Li^{+} අයනයේ අරය 0.068 වේ. මෙම නිරීක්ෂණය පැහැදිලි කරන්න.

පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් එකතු වීම මගින් සෘණ ආරෝපිත අයන (ඇනායන) සෑදේ. එකතු වන ඉලෙක්ට්‍රෝනය න්‍යෂ්ටික ආරෝපනය වැඩි නො කර (න්‍යෂ්ඨියෙහි ඇති ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාවේ වෙනසක් සිදු නොවේ) ඉහළට ශක්ති මට්ටමට ඇතුළු වේ. මෙහි දී ඉලෙක්ට්‍රෝන - ඉලෙක්ට්‍රෝන විකර්ෂණය වීම හා ඉලෙක්ට්‍රෝන වළාව ප්‍රසාරණය වීම සිදු වේ. එම නිසා පරමාණුවට වඩා සෘණ ආරෝපිත අයනයේ ප්‍රමාණය වැඩි වේ. උදා: ක්ලෝරීන්හි පරමාණුක අරය 0.099 nm වන අතර Cl^{-} අයනයේ අරය 0.181 nm වේ.

ක්‍රියාකාරකම

7. අයඩින්හි පරමාණුක අරය 0.128 වන අතර I^{-} අයනයේ අරය 0.219 nm වේ. පැහැදිලි කරන්න.

2.4 ලෝහ සහ අලෝහ ගුණ

මූලද්‍රව්‍යයක් ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කර ධන ආරෝපිත අයන (කැටායන) සෑදීමට දක්වන නැඹුරුතාවය එහි ලෝහ ගුණය නම් වේ. මෙම ගුණය විද්‍යුත් ධනතාවයට සම්බන්ධ වේ. මූලද්‍රව්‍යයක් ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කර සෘණ ආරෝපිත අයන (ඇනායන) සෑදීමට දක්වන නැඹුරුතාවය එහි අලෝහ ගුණය නම් වේ. මූලද්‍රව්‍යය ලෝහ ගුණ කාණ්ඩයක පහළට යාමේ දී වැඩි වේ. උදා : කාණ්ඩයේ පහළට යාමේ දී Li සිට Cs දක්වා පරමාණුවල ප්‍රමාණය වැඩි වන අතර ලෝහ ගුණය ද වැඩි වේ. එහි ප්‍රතිඵලය ලෙස බාහිර කවචයේ ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන පහසුවෙන් ඉවත් කළ හැක. Li සිට Cs දක්වා අලෝහ ගුණය අඩු වන බව ද අපට කිව හැක.

ක්‍රියාකාරකම

8. පහත මූලද්‍රව්‍ය ලෝහ ගුණ වැඩි වන අනුපිළිවෙළට සකස් කරන්න.

   As, N, P සහ Sb

   පහත මූලද්‍රව්‍ය අලෝහ ගුණ වැඩි වන අනුපිළිවෙළට සකස් කරන්න.

   Be, Ca, Mg, Sr

ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලයීය ප්‍රකාශනය කි

2016

ආවර්තයක් හරහා වමේ සිට දකුණට මූලද්‍රව්‍යයන්ගේ ලෝහ ගුණ අඩු වන අතර අලෝහ ගුණ වැඩි වේ. මෙයට හේතු වන්නේ,

i. වමේ සිට දකුණට අයනික අරය අඩු වීම.
ii. වමේ සිට දකුණට සඵල න්‍යෂ්ක ආරෝපණය වැඩි වීම.

උදා: දෙ වන ආවර්තයේ මූලද්‍රව්‍ය අතරින් වඩාත් ම ලෝහ ගුණ දරන මූලද්‍රව්‍ය Li වන අතර වඩාත් ම අලෝහ ගුණ දරන මූලද්‍රව්‍ය F වේ. උච්ච වායුවලට ලෝහ ගුණ හෝ අලෝහ ගුණ නොමැති අතර ඒවා ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීමට හෝ ලබා ගැනීමට නැඹුරුතාවයක් නො දක්වයි.

2.5 අයනීකරණ ශක්තිය

පරමාණුවක පළමු අයනීකරණ ශක්තිය යනු වායුමය තත්වයේ ඇති පරමාණුවේ වූ ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් අපරිමිත දුරකට ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය ශක්තිය යි. මෙම ක්‍රියාවලිය පහත අයුරින් ලියනු ලැබේ.

$$M(g) \longrightarrow M^{+}(g) + e^{-}$$

අයනීකරණය බොහෝ රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල දී සිදුවන බැවින් මූලද්‍රව්‍යවල ක්‍රියාකාරී බව පුරෝකථනයට එය වැදගත් වේ.
පරමාණුවක අයනීකරණ ශක්තියට බලපාන සාධක පහත දැක්වේ.

(a) **පරමාණුක අරය:** පරමාණුක අරය වැඩි වෙත්ම අයනීකරණ ශක්තිය අඩු වේ.

(b) **සඵල න්‍යෂ්ඨික ආරෝපණය** : සඵල න්‍යෂ්ඨික ආරෝපණය වැඩිවෙත්ම, අයනීකරණ ශක්තිය වැඩි වේ.

(c) ඇතුළත ඉලෙක්ට්‍රෝන මගින් ඇති කරන ආවරණය.

පරමාණුවක න්‍යෂ්ඨිය හා බාහිරතම කවචය අතර, ඇතුළත කවච වැඩි ප්‍රමාණයක් ඇතිවිට, පිටත ඉලෙක්ට්‍රෝන පහසුවෙන් ඉවත් කළ හැකි වේ.
මෙයට හේතු වන්නේ

i. ඇතුළත කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන (ආවරණ ඉලෙක්ට්‍රෝන) මගින් පිටත ඉලෙක්ට්‍රෝන විකර්ෂණය කිරීම.
ii. ඇතුළත කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන මගින් පිටත ම වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ඨියෙන් ආවරණය කිරීම.

එම නිසා ආවරණය වැඩි වන විට (ආවරණ බලපෑම) සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණ මගින් ඇතිවන බලපෑම අඩු වේ. එම නිසා ආවරණය වැඩි වන විට අයනීකරණ ශක්තිය අඩු වේ. ආවරණ බලපෑම පහත අනුපිළිවෙළට අඩු වේ.

$$s > p > d > f$$

වායුමය තත්ත්වයේ ඇති ඒකලිත පරමාණුවකින් ලිහිල් ව බැඳුන ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය ශක්තිය " පළමු අයනීකරණ ශක්තිය" ලෙස හැඳින් වේ. දෙ වන, තෙ වන, හතර වන,.... අයනීකරණ ශක්තීන් යනු පිළිවෙළින් දෙ වන, තෙ වන, හතර වන ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කිරීමට

අවශ්‍ය ශක්තීන් වේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කිරීමට අවශ්‍යවන ශක්තිය, ඒවා පරමාණුවේ න්‍යෂ්ටියට කෙතරම් තදින් බැඳී තිබෙනවා ද යන්න මත රැඳී පවතින නිසා, සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය අඩු ම වන විට අයනීකරණ ශක්තිය අඩු ම වේ. දෙ වන අයනීකරණ ශක්තිය යනු වායුමය අවස්ථාවේ ඇති ඒක ධන අයනයකින් එක ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය ශක්තිය යි.

$$M^{+}(g) \longrightarrow M^{2+}(g) + e^{-}$$

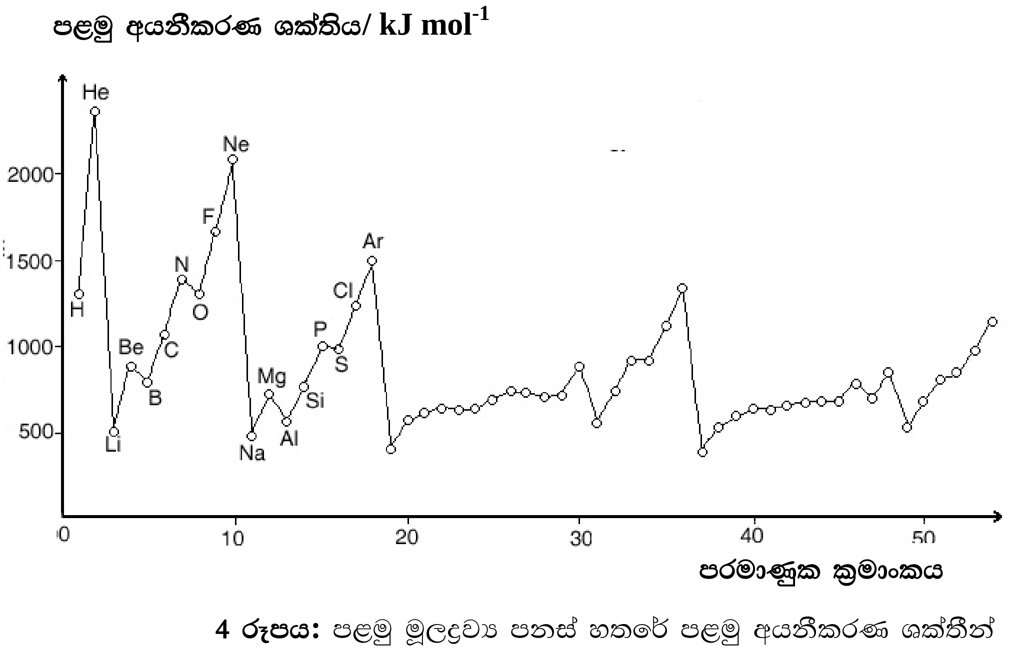
තෙ වන අයනීකරණ ශක්තිය යනු වායුමය අවස්ථාවේ ඇති ද්වි ධන අයනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය ශක්තිය යි.

$$M^{2+}(g) \longrightarrow M^{3+}(g) + e^{-}$$

ආවර්තිතා වගුවේ වමේ සිට දකුණට

i. පරමාණුක අරය අඩු වේ.
ii. සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වේ.

එම නිසා සාමාන්‍යයෙන්, අයනීකරණ ශක්තිය ආවර්තිතා වගුවේ වමේ සිට දකුණට යන විට වැඩි වේ. සියලු පිටත ම ඉලෙක්ට්‍රෝන එක ම කවචයේ පවතින නිසා ආවරණ බලපෑම ඉතා කුඩා ය. කෙසේ නමුත් මෙහි දී අනුක්‍රමිකතා කීපයක් දැකිය හැක. ඇතැම් මූලද්‍රව්‍යවල අයනීකරණ ශක්තිය ආවර්තයේ ඊළඟට ඇති මූලද්‍රව්‍යයේ අයනීකරණ ශක්තියට වඩා විශාල ය. මෙම සුළු අපගමනය, පරමාණුවල හා සෑදෙන අයනවල හා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයන් සැලකීමෙන් විස්තර කළ හැක. සම්පූර්ණයෙන් පිරුණු කවච අඩක් පිරුණු කවච හා උපකවච අමතර ස්ථායීතාවයක් පෙන්වන බව සොයා ගෙන ඇත. එමනිසා s^2, s^2p^6 (සම්පූර්ණයෙන් පිරුණු) හා s^2p^3 (අඩක් පිරුණු) වින්‍යාස සහිත මූලද්‍රව්‍ය ඉහල අයනීකරණ ශක්තීන් පෙන්වයි. තව ද සෑදෙන කැටායනට සම්පූර්ණයෙන් පිරුණු හා අඩක් පිරුණු ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයක් සහිත විට අයනීකරණ ශක්තිය අඩු බව සොයාගෙන ඇත. 4 රූපය මගින් ආවර්තිතා වගුවේ පළමු මූලද්‍රව්‍ය පනස් හතරේ පළමු අයනීකරණ ශක්තීන් දැක්වේ.



4 රූපය: පළමු මූලද්‍රව්‍ය පනස් හතරේ පළමු අයනීකරණ ශක්තීන්

ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලයීය ප්‍රකාශනය කි

2016

4 රූපයට අනුව, ආවර්තයක් දිගේ පළමු අයනීකරණ ශක්තිය අක්‍රමවත් ලෙස වැඩිවන බව පැහැදිලි ය. උදා: බෙරලියම්වල පළමු අයනීකරණ ශක්තිය බෝරෝන්වල පළමු අයනීකරණ ශක්තියට වඩා වැඩි ය.

ප්‍රශ්නය : ඔබ ඉහත නිරීක්ෂණය පැහැදිලි කරන්නේ කෙසේ ද ?

පිළිතුර : බෝරෝන්වල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $2s^22p^1$ වේ. බෙරලියම්වල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $2s^2$ වන අතර, එහි පිරුණු උප කවචයක් පවතී. එම නිසා බෙරලියම්වලින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීම බෝරෝන්වලින් ඉවත් කරනවාට වඩා අපහසු ය. බෝරෝන්වලින් එක ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමෙන් අමතර ස්ථායීතාවයක් සහිත පිරුණු උපකවචයක් ($2s^2$) සෑදේ. එම නිසා බෝරෝන්වල අයනීකරණ ශක්තිය, බෙරිලියම්වල අයනීකරණ ශක්තියට වඩා කුඩා ය.

එක ම ආවර්තයක ඇති මූලද්‍රව්‍ය හා සැසඳීමේ දී, උච්ච වායුවල පළමු අයනීකරණ ශක්තිය වඩා විශාල ය. අයනීකරණ ශක්තිය $kJ\ mol^{-1}$ හෝ eV මගින් ප්‍රකාශ කෙරේ. $1eV = 96.85\ kJ\ mol^{-1}$

කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යාමේ දී අයනීකරණ ශක්තිය අඩු වේ. කාණ්ඩයක සෑම මූලද්‍රව්‍යයකටම එක ම සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් පවතී. කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යනවිට ඇතුළත කවච මගින් සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන ආවරණය කරන නිසා (තවද විකර්ශනය කරන නිසා) සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන එතරම් තදින් බැඳී නැත. එම නිසා බාහිරත ම කවචයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කිරීම පහසු ය. එම නිසා කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යන විට පළමු අයනීකරණ ශක්තිය අඩු වේ. ක්ෂාර ලෝහවල (Li සිට Cs දක්වා) පළමු අයනීකරණ ශක්තීන්ගේ සංසන්දනයක් පහත දැක් වේ.

මූලද්‍රව්‍යය	Li	Na	K	Rb	Cs
පළමු අයනීකරණ ශක්තිය /$kJmol^{-1}$	520	513	419	400	380

ක්‍රියාකාරකම

9. මැග්නීසියම්වල පළමු අයනීකරණ ශක්තිය ඇලුමිනියම්වල පළමු අයනීකරණ ශක්තිය වඩා වැඩි ය. පහදන්න.

2.6 ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව

උදාසීන වායුමය පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු කිරීමේ දී පිටවන ශක්තිය ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව නම් වේ.

$$X(g) \; + e^{-} \longrightarrow X^{-}(g)$$

මෙය X^{-} (g) අයනයේ අයනීකරණය ආපසු හැරවීමක් ලෙස සැලකිය හැක.

$$X^{-}(g) \longrightarrow X(g) \; + e^{-}$$

ආවර්තිතා වගුවේ වමේ සිට දකුණට යන විට ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවය වැඩි වීමට (ඍණ අගය වැඩිවීම හෝ ශක්තිය නිදහස් කිරීම) කරුණු 2 ක් බලපායි.

ආවර්තයක වමේ සිට දකුණට,

i. සඵල න්‍යෂ්ඨික ආකර්ෂණය වැඩි වේ.
ii. පරමාණුවේ ප්‍රමාණය අඩු වේ.

බොහෝ මූලද්‍රව්‍යවල උදාසීන වායුමය පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු කිරීමේ දී ශක්තිය නිදහස් වන අතර එම නිසා ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවය ඍණ අගයක් ලෙස දක්වයි. නමුත් ඇතැම් මූලද්‍රව්‍යවලට ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතා අගයන් ඇත. එනම් වායුමය පරමාණුවක් සමග ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු වී අයන සෑදීමට පිටතින් ශක්තිය සැපයිය යුතු ය. දෙ වන ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවයට විශාල ශක්තිය අවශ්‍ය වේ. එයට හේතුව එම ඉලෙක්ට්‍රෝන, අයනයේ ශුද්ධ ඍණ ආරෝපනයට එරෙහිව එකතු විය යුතු වීමයි. මෙය පහත උදාහරණය මගින් පෙන්නුම් කෙරේ.

$$O(g) \; + \; e^{-} \longrightarrow O^{-}(g) \quad E = -140 \text{ kJ mol}^{-1}$$ (ශක්තිය පිටවී ඇත)

$$O^{-}(g) \; + \; e^{-} \longrightarrow O^{2-}(g) \quad E = \; +700 \text{ kJ mol}^{-1}$$ (ශක්තිය පිටවී ඇත)

ක්‍රියාකාරකම

10. ක්ලෝරීන්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවය ඍණ වන නමුත් ආගන්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවය ධන වේ. පහදන්න.

2.7 විද්‍යුත් ඍණතාවය

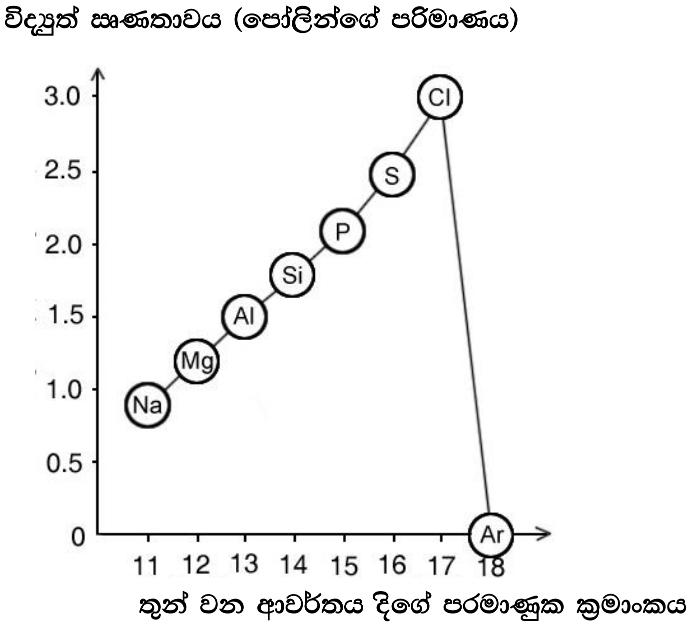
විද්‍යුත් ඍණතාවය යනු, පරමාණුවක් තවත් පරමාණුවකට හෝ පරමාණුවලට සහසංයුජව බැඳී ඇති විට පරමාණුවට ඉලෙක්ට්‍රෝන ආකර්ෂණය කර ගැනීමට ඇති නැඹුරුතාවය මනින මිනුම කි. සාමාන්‍යයෙන් කුඩා පරමාණු විශාල ඒවාට වඩා ප්‍රබල ලෙස ඉලෙක්ට්‍රෝන ආකර්ෂණය කරන අතර එම නිසා වඩාත් ඍණ වේ. අයනීකරණ ශක්තිය හා ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවය, පරමාණුවක් මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ආකර්ෂණය කරගැනීමේ නැඹුරුතාවය විස්තර කරයි. නමුත් මෙහි දී නිශ්චිත බන්ධන අවස්ථාවක් සැලකිල්ලට ගනියි. අයනීකරණ ශක්තිය හා ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවය මෙන් නොව, විද්‍යුත් ඍණතාවය කෙලින් ම මැනිය නො හැක.

මූලද්‍රව්‍යවල විද්‍යුත් ඍණතාවය ප්‍රකාශ කරන ක්‍රම කිහිපය කි. උදා : පෝලින්ගේ ක්‍රමයේ දී වඩාත් ම විද්‍යුත් ඍණ මූලද්‍රව්‍යවන ෆ්ලෝරීන් (F) ට අභිමත අගයක්වන 4.0 ලබා දී ඇත. අනෙකුත් පරමාණුවල විද්‍යුත් ඍණතාව ෆ්ලෝරීන්වල විද්‍යුත් ඍණතාවට සාපේක්ෂ අර්ථ දැක්වේ. තෝරා ගත් මූලද්‍රව්‍ය කිහිපයක විද්‍යුත් ඍණතා අගයන් පහත දැක්වේ.

මූලද්‍රව්‍ය	F	O	Cl	N	C	H	Li
විද්‍යුත් සෘණතාවය	4.0	3.5	3.0	3.0	2.5	2.1	1.0

බන්ධන වර්ගය , ද්වි ධ්‍රැව සූර්ණය හා බන්ධන ශක්තීන් පුරෝකතන කිරීම සඳහා විද්‍යුත් සෘණතාවය ප්‍රයෝජනවත් වේ. උදා : සහසංයුජ බන්ධන (පරමාණු අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබා ගැනීමෙන් ඇති වේ), සමාන විද්‍යුත් සෘණතාවයන් ඇති මූලද්‍රව්‍ය අතර ඇතිවන අතර අයනික බන්ධන (එක් පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන තවත් පරමාණුවකට ලබා දීම) ඇතිවන්නේ විශාල විද්‍යුත් සෘණතා වෙනසක් ඇති මූලද්‍රව්‍යයන් අතර ය.

s-ගොණුවේ හා *p*-ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ආවර්තයක් දිගේ, විද්‍යුත් සෘණතාවය තියුණු ලෙස වැඩි වේ. (උදා : Li සිට F දක්වා) ආවර්තයක් දිගේ සඵල න්‍යෂ්ඨික ආරෝපණය වැඩිවීම මගින් මෙය පැහැදිලි කළ හැක. (ආවර්තයක් දිගේ විද්‍යුත් සෘණතාවය විචලනය වන අයුරු දැන ගැනීමට 2.6 කොටස බලන්න) කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යාමේ දී සාමාන්‍යයෙන් විද්‍යුත් සෘණතාවය ක්‍රමයෙන් අඩු වේ. **5 රූපය** මගින් තුන්වන ආවර්තයක් දිගේ විද්‍යුත් සෘණතාවය විචලනය වීම දැක් වේ.



5 රූපය: තුන් වන ආවර්තය දිගේ විද්‍යුත් සෘණතාවය විචලනය

ක්‍රියාකාරකම

11. පහත මූලද්‍රව්‍ය විද්‍යුත් සෘණතාවය වැඩි වන අනුපිළිවෙළට සකස් කරන්න

(a) H, Li, C, N, O, F (b) Be, Mg, Ca, Ba (c) F, Cl, Br, I

2.8 ද්‍රවාංක සහ තාපාංක

ශුද්ධ ඝනයක්, එහි ශුද්ධ ද්‍රවය සමඟ සමතුලිතතාවයේ පවතින උෂ්ණත්වය ද්‍රවාංකය ලෙස අර්ථ දැක්වේ. මෙම උෂ්ණත්වය, ඝනයේ අංශු බැඳ තබන බලයන්ගේ ශක්තිය මත හා මෙම බලයන්, ද්‍රවයක් සෑදීමේ දී කොතරම් දුරට බිඳිය යුතු ද යන්න මත රඳා පවතී. පොත්වල සාමාන්‍යයෙන් දැකිය හැකි ද්‍රවාංක අගයන් වායු ගෝලීය පීඩනය යටතේ මැන ඇත.

කාණ්ඩයක් තුළ ද්‍රවාංකයන් ක්‍රමිකව වෙනස් වේ. 2 වගුවේ දැක්වෙන පරිදි, ක්ෂාරලෝහවල ද්‍රවාංකය කාණ්ඩය දිගේ පහළට වැඩි වේ. ක්ෂාර ලෝහවල පරමාණු එකිනෙක බැඳී ඇත්තේ දුර්වල ලෝහක

ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලයීය ප්‍රකාශනය කි
2016

බන්ධන වලිනි. කුඩා Li පරමාණු වඩාත් සංයුක්ත ලෙස ඝනය තුළ ඇසිරෙන අතර Li වල ලෝහක බන්ධන, විශාල Na වල ලෝහක බන්ධනවලට වඩා ප්‍රබල ය. ක්ෂාර ලෝහවල ද්‍රවාංකය කාණ්ඩය දිගේ පහළට ක්‍රමිකව අඩු වීමට හේතුව මෙය වේ. සාපේක්ෂව, හැලජන එකිනෙක හා බැඳී ඇත්තේ දුර්වල වැන්ඩවාල්ස් බල වලිනි. එම නිසා හැලජනවලට සාපේක්ෂව අඩු ද්‍රවාංක ඇත.

කෙසේ නමුත් ආවර්තයක් දිගේ එක මූලද්‍රව්‍යයක සිට තවත් මූලද්‍රව්‍යයකට යාමේ දී ව්‍යුහය අහඹු ලෙස වෙනස්වන නිසා ද්‍රවාංකය විශාල ලෙස වෙනස් විය හැක. උදාහරණ ලෙස යාබද මූලද්‍රව්‍ය වන කාබන් සහ නයිට්‍රජන් සලකා බලමු. කාබන් කාමර උෂ්ණත්වයේ දී ඝණයක් වන අතර ඉතා ඉහළ ද්‍රවාංකයක් පවතී. නමුත් නයිට්‍රජන් වායුවක්වන අතර ඉතා අඩු ද්‍රවාංකයක් ඇත.

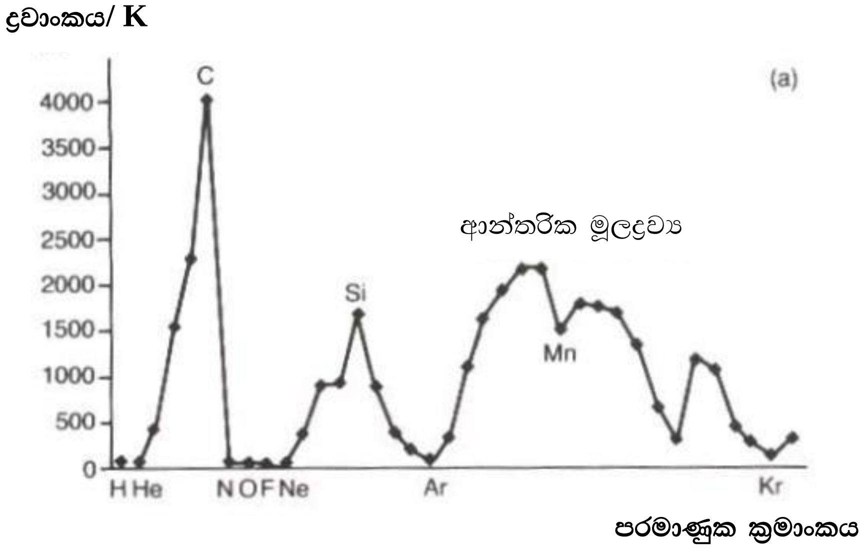
වගුව 2 පළමු හා 17වන කාණ්ඩවල මූලද්‍රව්‍යන්ගේ ද්‍රවාංක

මූලද්‍රව්‍යය	**m.p./^{o}C**	**b.p./^{o}C**
Li	181	1331
Na	98	890
K	64	766
Rb	39	701
Cs	29	685
F	-220	-188
Cl	-101	-34
Br	-7	58
I	114	183

ක්‍රියාකාරකම

12. දෙ වන හා 16 වන කාණ්ඩවල මූලද්‍රව්‍යයන්ගේ ද්‍රවාංකවල විචලනය සාකච්ඡා කරන්න.

හයිඩ්‍රජන් සිට රුබීඩියම් දක්වා වූ මූලද්‍රව්‍යවල ද්‍රවාංකයේ විචලනය 6 රූපයේ දැක් වේ.



6 රූපය : හයිඩ්‍රජන් සිට රුබීඩියම් දක්වා වූ මූලද්‍රව්‍යවල ද්‍රවාංකයේ විචලනය

තාපාංක

ආවර්තිතා වගුවේ තාපාංකවල රටා, ද්‍රවාංකවල රටාවලට සමාන වේ. (2 වගුව බලන්න) වායුමය අවස්ථාවේ දී පරමාණු අතර බන්ධන නො මැති /ඉතා සුළු ප්‍රමාණයක් පවතින අතර එම නිසා ක්‍රියාවලිය සඳහා බන්ධන සම්පූර්ණයෙන් බිඳ හෙලීම අවශ්‍ය වේ. ද්‍රව අවස්ථාවේ දී සැලකිය යුතු ලෝහක බන්ධන ප්‍රමාණයක් පවතින අතර වාෂ්පීකරණයේ දී මෙම බන්ධන බිඳ හෙලිය යුතු ය. එම නිසා වාෂ්පීකරණය සඳහා විශාල තාප ශක්තියක් සැපයීම සිදු කළ යුතු අතර තාපාංකය ඉහළ වේ. එමෙන් ම තාපාංකය හා ද්‍රවාංකය අතර විශාල වෙනසක් පවතී. N_2 හා Cl_2 වැනි අලෝහවල පවතින දුර්වල වැන්ඩවාල්ස් බන්ධන බිඳ හෙලීමට අවශ්‍ය වන්නේ කුඩා ශක්තියක් නිසා තාපාංක ද සාපේක්ෂ ව කුඩා වේ. සාපේක්ෂව C හා Si වැනි අති විශාල සහසංයුජ ව්‍යුහ සාදන අලෝහ, විශාල තාපාංක පෙන්වයි.

2.9 ඔක්සිකරණ අවස්ථා

මූලද්‍රව්‍යවල පොදු ඔක්සිකරණ අවස්ථා (අංක) සහ ඒවායේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය අතර පොදු ආවර්තීය සම්බන්ධතාවයක් පවතී. ඕනෑම නිදහස් මූලද්‍රව්‍යයක ඔක්සිකරණ අංකය බිංදුව වේ. ෆ්ලෝරීන් පෙන්වන්නේ -1 ඔක්සිකරණ අවස්ථාව පමණි.

අපි දැන් *s*-ගොණුවේ හා *p*-ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍ය සලකා බලමු. මෙම මූලද්‍රව්‍ය පෙන්වන උපරිම ධන ඔක්සිකරණ අංකය සංයුජතා කවචයේ ඇති මුළු *s* හා *p* ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවට සමාන වේ. උදාහරණ ලෙස s^2p^1 ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය සහිත 13 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවලට +3 ඉහළ ම ඔක්සිකරණ අංකය පවතී. පළමු හා දෙ වන කාණ්ඩවල මූලද්‍රව්‍ය පෙන්වන්නේ එක් ධන ඔක්සිකරණ අවස්ථාවක් පමණි. උදා: Na^+(+1) සහ Ca^{2+} (+2)

ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලයීය ප්‍රකාශනය කි
2016

ප්‍රශ්නය : ක්‍රෝමියම් හා ක්ලෝරීන්වල ඉහළ ම ඔක්සිකරණ අංක මොනවා ද?

පිළිතුර : පිළිවෙළින් +6 හා +7

Li සිට Ne දක්වා වූ මූලද්‍රව්‍ය කාණ්ඩවල පොදු ඔක්සිකරන අවස්ථා, උච්ච වායු වින්‍යාසය ලබා ගැනීමේ දී එම මූලද්‍රව්‍ය ලබා ගන්නා හෝ පිට කරන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව සමඟ සබැඳේ. ns^2np^4 සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය සහිත මූලද්‍රව්‍යයක්, අෂ්ඨක වින්‍යාසය ලබා ගැනීම සඳහා තවත් මූලද්‍රව්‍යයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් ලබා ගනු ඇත. එබැවින් ඔක්සිජන් -2 ඔක්සිකරණ අවස්ථාව පෙන්වයි. ඇලුමිනියම්හි ඔක්සයිඩයේ සූත්‍රය Al_2O_3 වන අතර බේරියම්වල ක්ලෝරයිඩයේ සූත්‍රය $BaCl_2$ වේ.

ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය වල, සාමාන්‍යයෙන් විචල්‍ය *d*-ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යා පවතින බැවින් ඒවා ඔක්සිකරණ අවස්ථා කීපයක් පෙන්වයි.

ප්‍රශ්නය : Mn හි ඔක්සයිඩවල සූත්‍ර මොනවාද ?

පිළිතුර : MnO, Mn_2O_3 , MnO_2 , MnO_3 Mn_2O_7 සහ MnO_4^- ඔක්සිකරණ අවස්ථා පිළිවෙළින් +2, +3 ,+4 , +6 , +7 හා +7 වේ.

ක්‍රියාකාරකම

13. ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය භාවිතා කර කාණ්ඩ 1, 2 සහ 16 හි පොදු ඔක්සිකරණ අංකය/අංක නිර්ණය කරන්න.

2.10 විකර්ණ සම්බන්ධතා

සැහැල්ලු මූලද්‍රව්‍යවල ස්ථානයන් සැලකීමේදී අසමානතා කිහිපයක් දැකිය හැක. උදා : දෙ වන, කාණ්ඩයේ බෙරලියම්, කාණ්ඩයේ අනෙකුත් මූලද්‍රව්‍යවලට වඩා සුළු වශයෙන් වෙනස් වේ. එය 13 කාණ්ඩයට අයත් ඇලුමිනියම්වලට බොහෝ දුරට සමාන ය. තවත් උදාහරණයක් ලෙස ලිතියම් හා මැග්නීසියම් අතර සමානතා දැක්විය හැක. මෙම මූලද්‍රව්‍යවල ඔක්සිකරණ අවස්ථා කාණ්ඩ අංකය හා ගැලපෙන නමුත්, මූලද්‍රව්‍යයේ ස්වාභාවය , ආම්ලික හා භාෂ්මික ගුණ විකර්ණ සම්බන්ධතාවයක් පෙන්වයි. මෙය විකර්ණ සම්බන්ධතාවය (diagonal relationship) නම් වේ. මෙම සම්බන්ධතාවය අයනික විභවය (අයනික ආරෝපණය හා අයනික අරය අතර අනුපාතය) මගින් විස්තර කළ හැක. මෙමගින් ඇත්තෙන් ම මනිනුයේ අයනයේ ආරෝපණ ඝනත්වය යි.

ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලයීය ප්‍රකාශනය කි

2016

Be^{2+} හි අයනික විභවය = $\frac{\text{අයනික ආරෝපණය (q)}}{\text{අයනික අරය (r)}}$

$$= \frac{2}{0.038}$$

$$= 52.6$$

Al^{3+} හි අයනික විභවය $= \frac{3}{0.052}$

$$= 57.6$$

ඉහත අයන දෙකෙහි අයනික විභවයන් සමානතා දක්වන බැවින් සජලීකරණ ශක්තිය, අම්ල භෂ්ම ගුණ සහ ද්‍රවීකරණ බලය වැනි ගුණ සමාන වීම අපේක්ෂා කළ හැක.

සාරාංශය

- ආවර්තිතා වගුව සකසා ඇත්තේ සියලු රසායනික මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුක ක්‍රමාංකය වැඩිවෙන පිළිවෙළටත්, සමාන ගුණ සහිත මූලද්‍රව්‍ය එකම සිරස් තීරුවලට එන ලෙසටත් පිළියෙල කිරීම මගිනි.
- ආවර්තිතා වගුවේ කාණ්ඩ දහ අටක් හා ආවර්ත හතක් ඇත. පළමු, දෙ වන, හතර වන, පස් වන හා හය වන ආවර්තවල පිළිවෙළින් මූලද්‍රව්‍ය 2ක්, 8ක්, 8ක්, 18ක්, 18ක් සහ 32ක් ඇත.
- *s* , *p* , *d* සහ *f* මට්ටම්වලට ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම අනුව ආවර්තිතා වගුවේ ගොණු 4 ක් ඇත. (*s* , *p* , *d* සහ *f*)
- මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණුක ප්‍රමාණය ඉතා වැදගත් ය. එයට හේතුව තාපාංකය, ද්‍රවාංකය, අයනීකරණ ශක්තිය, විද්‍යුත් ඍණතාවය වැනි ගුණ, ප්‍රමාණය මත රඳා පවතින බැවිනි.
- ඉලෙක්ට්‍රෝන මගින් අත් කරගන්නා ශක්ති මට්ටම් ප්‍රමාණය වැඩි වෙත්ම අයනික අරය ද වැඩි වේ.
- ආවර්තයක් තුළ වමේ සිට දකුණට මූලද්‍රව්‍යවල අරයන්ගේ අඩුවීමක් දැකිය හැක.
- අයනීකරණ ශක්තිය කෙරෙහි බලපාන සාධක වන්නේ පරමාණුක අරයන්, සඵල න්‍යෂ්ඨික ආරෝපණය, ආවරණය හා ඇතුළත ඉලෙක්ට්‍රෝන මගින් ඇතිකරන විකර්ෂණය වේ.
- සාමාන්‍යයෙන් ආවර්තිතා වගුවේ වමේ සිට දකුණට අයනීකරණ ශක්තිය අඩු වේ.
- ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවය යනු උදාසීන වායුමය පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ලබා දී එය ඍණ අයනයක් බවට පත් කිරීමේදී නිදහස් වන ශක්තිය යි.
- විද්‍යුත් ඍණතාවය යනු පරමාණුවක් සහ සංයුජ ව බැඳී ඇති විට එමගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ආකර්ෂණය කිරීමට දක්වන නැඹුරුතාවය දක්වන මිනුම කි. සාමාන්‍යයෙන් කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට විද්‍යුත් ඍණතාවය අඩු වේ.

අරමුණු

මෙම පාඩම අවසානයේ දී ඔබට පහත දෑ කිරීමට හැකිවිය යුතු ය.

- ආවර්තිතා වගුවේ ඉතිහාසය හා විකසනය කෙටියෙන් පැහැදිලි කිරීමට
- මූලද්‍රව්‍ය *s*, *p*, *d* හා *f* ගොණුවලට වර්ගීකරණය කිරීම සාකච්ඡා කිරීමට
- *s*, *p*, *d* හා *f* ගොණුවල මූලද්‍රව්‍යන්ගේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස ලිවීමට

ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලයීය ප්‍රකාශනය කි

2016

- මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුක ප්‍රමාණය, පරමාණුක අරය සහ අයනික අරය යන ගුණ වල ආවර්තීය රටා සාකච්ඡා කිරීමට
- මූලද්‍රව්‍යවල ලෝහක හා අලෝහක ගුණ සාකච්ඡා කිරීමට
- මූලද්‍රව්‍යවල අයනීකරණ ශක්තිය අර්ථ දැක්වීමට
- ආවර්තවල හා කාණ්ඩ වල රටා පැහැදිලි කිරීමට
- විකර්ණ සම්බන්ධතාවය පෙන්වන මූලද්‍රව්‍ය පිළිබඳව අදහස් දැක්වීමට

ක්‍රියාකාරකම්

14. විද්‍යුත් ඍණතාවය අර්ථ දක්වන්න.

15. ආවර්තිතා වගුවේ පහත දැක්වෙන අනුයාත මූලද්‍රව්‍ය යුගලයන්ගේ අයනීකරණ ශක්ති පිළිබඳ අදහස් දක්වන්න. අයනීකරණ ශක්තීන් ($kJ\ mol^{-1}$) වරහන් තුළ දක්වා ඇත.

    a) He (2372) සහ Li (520)
    b) Li (520) සහ Be (900)
    c) Be (900) සහ B (800)
    d) N (1400) සහ O(1300)

16. නයිට්‍රජන් හී පස් වන හා හය වන අයනීකරණ ශක්තීන් අතර සැලැකිය යුතු වෙනසක් ඇත. පහදන්න.

17. පරමාණුවක පළමු ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවය අර්ථ දක්වන්න.

18. ආවර්තිතා වගුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවයහි විචලනය සාකච්ඡා කරන්න.

19. Cr හි පොදු ඔක්සයිඩවල සූත්‍ර මොනවා ද?

20. වැනේඩියම්වල පොදු ක්ලෝරයිඩවල සූත්‍ර මොනවා ද?

ක්‍රියාකාරකම් සඳහා පිළිතුරු

1. හයිඩ්‍රජන් පළමු කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය සමඟ ස්ථානගත කිරීමට හේතු වන්නේ

    i. හයිඩ්‍රජන් හි පිටත කවචයේ එක ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් තිබීම.
    ii. හයිඩ්‍රජන් ඒක ධන අයන සෑදීම (H^+)
    iii. පළමු කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය ලෙස ම කැතෝඩයේ දී පිට වීම.

2. Zn ආන්තරික මූලද්‍රව්‍යයක් ලෙස නො සැලකෙන්නේ

    i. Zn වල d කවචය සම්පූර්ණයෙන්ම පිරී තිබීම (d^{10})
    ii. වර්ණවත් සංයෝග නො සෑදීම
    iii. විචල්‍ය ඔක්සිකරන අංක නො පෙන්වීම.

3.

a. K (Z = 19) = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^1}$
Kr (Z = 36) = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6}$
Cr (Z = 24) = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^1\ 3d^5}$

Fe^{2+} (Z = 26) = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{3d^6}$
Cl^- (Z = 17) = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^6}$
Si (Z = 14) = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^2}$

සැ.යු. - සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය තද පාටින් දැක්වේ.

b. සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය පහත දැක්වේ.

Cs^+ (Z = 55) = $[Kr]5s^24d^{10}5p^6$
Ir^{3+} (Z = 77) = $[Xe]4f^{14}5d^6$
Sr (Z = 38) = $[Kr]5s^2$
Mn^{2+} (Z = 25) = $[Ar]3d^5$
S^{2-} (Z = 16) = $[Ar]3s^23p^6$

4.

මූලද්‍රව්‍යය	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
පරමාණුක (nm)	0.106	0.14	0.17	0.19	0.198

Be සිට Ba දක්වා පරමාණුක ක්‍රමාංකය හා කවච ගනන වැඩි වේ. එබැවින් පරමාණුවේ ප්‍රමාණයද Be සිට Ba දක්වා වැඩි වේ.

5. Na සිට Cl දක්වා පරමාණුක අරය සාමාන්‍යයෙන් අඩුවේ. පරමාණුක ක්‍රමාංකය වැඩි වෙත්ම සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය (ධන) වැඩි වේ. එබැවින් වමේ සිට දකුණට යන විට න්‍යෂ්ටිය මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ආකර්ෂණය කිරීමද වැඩි වේ.

6. Li = $1s^2\ 2s^1$ $Li^+ = 1s^2$

ලිතියම් මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පිට කර කැටායනයක් සෑදූ පසු එහි කවච ගනන 1 දක්වා අඩු වේ. සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වේ.එහි ප්‍රතිඵලයක් ලෙස 1s ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙක න්‍යෂ්ටිය වෙත තදින් ආකර්ෂණය වීම නිසා අරය සැලකිය යුතු ලෙස අඩු වේ.

7. ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ලබාගත් පසු අයඩින්, ඍණ ආරෝපිත අයඩයිඩ් අයනය (I^-) සාදයි. එකතුවන ඉලෙක්ට්‍රෝනය පිටත උප කවචය (sp) ට ඇතුළු වන අතර එමගින් එම කවචය සම්පූර්ණයෙන් පිරේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන-ඉලෙක්ට්‍රෝන විකර්ෂණය නිසා ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ප්‍රසාරණය වේ.එබැවින් I^- අයනයේ අරය අයඩීන් පරමාණුවට වඩා විශාල ය.

8.

a. ලෝහක ගුණය N < P < As < Sb
b. අලෝහක ගුණය Sr < Ca < Mg < Be

9. $Mg = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ $Al = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$

පළමු අයනීකරණ ශක්තිය යනු වායුමය පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත්කිරීමට අවශ්‍ය වන ශක්තිය යි. Mg වල පිටත s උප කවචය සම්පූර්ණයෙන් පිරී ඇති අතර එහි ඉලෙක්ට්‍රෝන 2ක් ඇත. පිරුණු කවච/ උප කවච සහිත ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයන් නො පිරුණු කවච/ උප කවච වලට වඩා අමතර ස්ථායීතාවයක් පෙන්වන බැවින් Mg ගෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කිරීම පහසු ය. එබැවින් Mg හි පළමු අයනීකරණ ශක්තිය Al හි පළමු අයනීකරණ ශක්තියට වඩා විශාලයි.

10. $Cl = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ $Ar = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ලබා ගැනීම මඟින් Cl ට පහසුවෙන් ලබා ගත හැක. Cl වල ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවය සෘණ අගය කි.(ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් එකතු වීමේදී ශක්තිය නිදහස් වේ) ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් එක් වීමෙන් උච්ඡ වායු වින්‍යාසය වින්‍යාසය විනාශ වන නිසා Ar ට ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ලබා දීම අපහසු වේ. එබැවින් Ar(g) සමඟ ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් සම්බන්ධ කිරීම සඳහා පිටතින් ශක්තිය ලබා දිය යුතුය. එබැවින් Ar හී ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවය ධන වේ.

11. විද්‍යුත් සෘණතාවය

a) Li < H < C < N < O < F

b) Ba < Ca < Mg < Be

c) I < Br < Cl < F

12. පොදුවේ ගත් කල දෙ වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය වල ද්‍රවාංකය පරමාණුක ක්‍රමාංකය වැඩි වන විට අඩු වේ. පරමාණු එකිනෙක හා බැඳී ඇත්තේ දුර්වල ලෝහක බන්ධන වලිනි. කාණ්ඩයේ පහළට යන විට බන්ධන ශක්තිය අඩු වේ. පරමාණු ඉතා ළඟින් ඇහිරී ඇති අතර (ලෝහක බන්ධන අනෙකුත් බන්ධන වලට වඩා ප්‍රබල නිසා) Be හි ද්‍රවාංකය සැලකිය යුතු තරම් ඉහළයි. Mg හී ද්‍රවාංකය අපේක්ෂා නො කරන තරම් ඉහළ යි. Mg හි ද්‍රවාංකය අපේක්ෂා නො කරන තරම් Ca ට වඩා කුඩා ය.

16 වන කාණ්ඩයේ අඩු ම ද්‍රවාංකය ඇත්තේ ඔක්සිජන් වලටයි. පොදුවේ ගත් කල කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යන විට පරමාණුක ක්‍රමාංකය වැඩි වේ. එවිට සහසංයුජ/ අයනික බන්ධන ශක්තිය වැඩිවන අතර ද්‍රවාංකය වැඩි වේ. ඝන අවස්ථාවේදී පරමාණු එකිනෙක බැඳ තබන බලයන් ඉහළය. එබැවින් බන්ධන බැඳ තබන බලයන් ඉහළ ය. එබැවින් බන්ධන බිඳීම මඟින් ද්‍රවයක් ලබා ගැනීම දුෂ්කර ය.

13.

a) පළමු කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය
උදා : Na වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය = $1s^2\ 2s^2\ 2p^2\ 3s^1$
Na පිටත කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝනය පිට කර ස්ථායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලබා ගනී. එබැවින් පළමු කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ඔක්සිකරන අංකය සෑම විටම +1 වේ.

b) දෙ වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය
උදා : Mg වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් පිට කිරීම මගින් උච්ච වායු වින්‍යාසය ලබා ගනී. එබැවින් දෙ වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ඔක්සිකරන අංකය සෑම විට ම +2 වේ.

c) 16 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය
උදා : O වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය = $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
ඔක්සිජන්හි සංයෝග වල දී ඔක්සිජන් වල ඔක්සිකරණ අංකය සාමාන්‍යයෙන් −2 වේ. එයට හේතුව ඉලෙක්ට්‍රෝන 2 ක් ලබා ගැනීම මඟින් උච්ඡ වායු වින්‍යාසය ලබා ගැනීම යි.

$S = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
S හි ඔක්සිකරණ අංකය -2 සිට +6 දක්වා වෙනස් වේ. වඩා සුලභ ඔක්සිකරණ අංකය වන්නේ −2 , +4 හා +6 වේ. මෙයට හේතුව *d* කාක්ෂික පැවතීම ය.

14. විද්‍යුත් ඍණතාවය යනු පරමාණුවකට සහ සංයුජව බැඳී ඇති විට එමගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ආකර්ශණය කිරීමට දක්වන නැඹුරුතාවය මනිනු ලබන මිනුම කි.

15.

a) He (2372) සහ Li (520)

He හි පළමු අයනීකරණ ශක්තිය Li හි පළමු අයනීකරණ ශක්තියට වඩා විශාල වේ. මෙයට හේතුව He හි පිටත ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙක ස්ථායී පිරුණු *s* උප කවචයක පැවතීමයි. Li හි පිටත ඉලෙක්ට්‍රෝන ය පවතින්නේ අඩක් පිරුණ s කාක්ෂිකයක යි. පිරුණ *s* උප කවචයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීම අඩක් පිරුණු උප කවචයෙන් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට වඩා දුෂ්කර වේ.

b) Li (520) සහ Be (900)

Li හි පිටතම *s* උප කවචයේ එක ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඇත. Be පිටතම *s* උප කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන 2 ක් ඇත. පිරුණු *s* උප කවචයෙන් එක ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීම, අඩක් පිරුණු උප කවචයෙන් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට වඩා දුෂ්කරය. එබැවින් Be වලට Li වලට වඩා විශාල පළමු අයනීකරණ ශක්තියක් ඇත.

c) Be (900) සහ B (800)

$Be = 1s^2\ 2s^2$ $B = 1s^2\ 2s^2\ 2p^1$

Be හි පළමු අයනීකරණ ශක්තිය B හි පළමු අයනීකරණ ශක්තියට වඩා විශාල වේ. මෙයට හේතුව Be හි පිටතම ඉලෙක්ට්‍රෝන 2 ස්ථායී පිරුණු *s* උප කවචයක පැවතීමයි. B හි පිටත ම ඉලෙක්ට්‍රෝනය පවතින්නේ නො පිරුණු *p* උප කවචයෙහි ය. ස්ථායී පිරුණු *s* උප කවචයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීම දුෂ්කර බැවින් Be හි පළමු අයනීකරණ ශක්තිය B හි පළමු අයනීකරණ ශක්තියට වඩා විශාල වේ.

16. N (Z = 7) = $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

N හි පස්වන අයනීකරණ ශක්තිය යනු චතුර්සංයුජ වායුමය කැටායනයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය ශක්තිය යි. ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් වන්නේ එක ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පවතින *s* උප කවචයෙනි. (අඩක් පිරුණු උප කවචය) N හි හයවන අයනීකරණ ශක්තිය යනු වායුමය පංචසංයුජ කැටායනයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට ලබා දිය යුතු ශක්තිය යි. මෙම ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කළ යුත්තේ ඉතා ස්ථායී පිරුණු *s* උප කවචයෙ නි.

පිරුණු 1*s* උප කවචය න්‍යෂ්ටියට ඉතා දුෂ්කර ය. එබැවින් N හි 6 වන අයනීකරණ ශක්තිය සැලකිය යුතු තරම් විශාලයි.

17. උදාසීන වායුමය පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් එකතු කිරීමේ දී පිටවන ශක්ති ප්‍රමාණය.

18. ආවර්තිතා වගුවේ වමේ සිට දකුණට සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපනය වැඩිවන අතර පරමාණුවල ප්‍රමාණය අඩු වේ. එබැවින් වමේ සිට දකුණට ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවය වැඩි වේ.

19. Cr_2O_3 CrO_2 සහ CrO_3

20. VCl_2 VCl_3 සහ VCl_4

ආදර්ශ බහුවරණ ප්‍රශ්න

1. බාහිරතම කවචයේ එක ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පමණක් ඇති මූලද්‍රව්‍ය වනුයේ

1) Ca 2) C 3) P 4) Ge 5) Cu

2. ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $s^2p^6d^{10}s^1$ වන මූලද්‍රව්‍ය වනුයේ

1) Mo 2) K 3) Fe 4) Ag 5) Zn

3. Mn^{2+} අයනයේ ඇති *d*-ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන වනුයේ

1) 3 2) 4 3) 5 4) 6 5) 7

4. පහත දැක්වෙන අයන/පරමාණු අතරින් Fe^{3+} වලට සමඉලෙක්ට්‍රෝනික වනුයේ

1) Cr^{3+} 2) Cr 3) Mn^{2+} 4) Mn 5) Co^{2+}

5. Mn වල උපරිම ඔක්සිකරණ අංකය කුමක් ද ?

1) +2 2) +4 3) +5 4) +6 5) +7

6. ෆ්ලෝරීන්වල උපරිම ඔක්සිකරණ අංකය වනුයේ

1) −1 2) 0 3) +1 4) +5 5) +7

7. ක්ලෝරීන්හි උපරිම ඔක්සිකරණ අංකය වනුයේ

1) −1 2) 0 3) +1 4) +5 5) +7

8. X හි පරමාණුක ක්‍රමාංකය 17 වේ. එහි ඉහළ ම ඔක්සිකරණ තත්වය දක්වන ඔක්සයිඩය කුමක්ද ?

1) X_2O 2) XO_2 3) XO_3 4) X_2O_5 5) X_2O_7

9. පහත දැක්වෙන දෑ අතරින් කුඩා ම පරමාණුව/අයනය කුමක් ද ?

1) N^{3-} 2) O^{2-} 3) F^{-} 4) Na 5) K

10. ක්ෂාර පාංශු මූලද්‍රව්‍යයක ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය වනුයේ

1) $1s^2$ 2) ns^2np^1 3) ns^2np^6

4) $nd^{10}(n+1)s^2$ 5) ඉහත සඳහන් එකක්වත් නොවේ

11. පහත දැක්වෙන අයන/පරමාණු අතරින් Cr^{3+} වලට සමඉලෙක්ට්‍රෝනික වනුයේ

1) V^{2+} 2) Ti 3) Mn^{2+} 4) Fe^{3+} 5) B^{2+}

12. d^7s^2 ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ඇති පරමාණුව වනුයේ

1) Fe 2) Co 3) Ni 4) Cr 5) Zn

13. වර්ණවත් සංයෝග නො සාදන කැටායන වනුයේ

1) Zn^{2+} 2) Cr^{2+} 3) Mn^{2+} 4) Fe^{2+} 5) Ni^{2+}

14. පහත සඳහන් දෑ අතරින් ලෝහ-අලෝහයක් වනුයේ

1) Sb 2) Sr 3) Se 4) Ga 5) Bi

15. පහත සඳහන් දෑ අතරින් අලෝහයක් වනුයේ

1) Se 2) As 3) Pt 4) Ga 5) B

16. අඩුම පළමු අයනීකරණ ශක්තිය ඇති මූලද්‍රව්‍ය වනුයේ

1) N 2) O 3) F 4) Ni 5) He

17. මූලද්‍රව්‍යක 1 වන, 2 වන...... අයනීකරණ ශක්තීන් පිළිවෙළින් 685, 1320, 2240, 8950, 11600, 14500 kJ mol^{-1} වේ. එහි කාණ්ඩ අංකය වනුයේ

1) 3 2) 13 3) 14 4) 15 5) 16

18. හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සෑදීම වඩාත් ම හැකියාවක් ඇති සංයෝගය කුමක් ද ?

1) CH_3I 2) N_2 3) H_2 4) HF 5) CH_4

19. පහත සඳහන් දෑ අතරින් පහසුවෙන්ම එක ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පිට කරනුයේ

1) Ni 2) Na^+ 3) Mg^{2+} 4) Al^{3+} 5) O^{2-}

20. පහත සඳහන් දෑ අතරින් කුඩාම අයනික අරය ඇත්තේ කුමකට ද?

1) Al^{3+} 2) Ga^{3+} 3) Se^{2-} 4) N^{3-} 5) O^{2-}

21. X හි අඩු ම ඔක්සිකරණ අංකය −3 වේ. එහි සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය වනුයේ

1) s^2p^1 2) s^2p^3 3) d^2s^1 4) d^1s^2 5) s^2p^5

22. M හී උපරිම ඔක්සිකරණ අංකය +3 වේ. එහි සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය වනුයේ

1) s^2p^3 2) d^3s^2 3) d^2s^0 4) s^1p^2 5) d^1s^2

23. වැඩිම දෙ වන අයනීකරණ ශක්තිය පෙන්වන මූලද්‍රව්‍ය වනුයේ

1) Na 2) Mg 3) Ca 4) Be 5) Ba

24. *d*-උප මට්ටමේ එක ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පමණක් ඇති මූලද්‍රව්‍ය වනුයේ

1) Sc 2) Ti 3) V 4) Cr 5) Mn

25. ආවර්තිතා වගුව නිර්මාණය කිරීමට දායක නො වූයේ කවුරුන් ද?

1) නිව්ලන්ඩ් 2) මෙන්ඩලීෆ් 3) රදර්ෆඩ්

4) ගේ-ලුසැක් 5) මේයර්

26. ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ns^2np^5 වන මූලද්‍රව්‍යයේ කාණ්ඩ අංකය වනුයේ

1) 1 2) 5 3) 7 4) 13 5) 17

27. පරමාණුක ක්‍රමාංකය 33 වන මූලද්‍රව්‍යකාණ්ඩ අංකය වනුයේ

1) 5 2) 14 3) 15 4) 16 5) 17

28. මූලද්‍රව්‍ය ත්‍රික සංකල්පය ඉදිරිපත් කළේ කවුරුන් ද?

1) ඩෝබරයිනර් 2) නිව්ලන්ඩ් 3) රදර්ෆඩ් 4) මේයර් 5) බෝර්

29. MO_3 ඔක්සයිඩය සාදන මූලද්‍රව්‍ය වනුයේ

1) Be 2) Al 3) Se 4) Si 5) C

30. “අෂ්ටක නීතිය” ඉදිරිපත් කළේ කවුරුන් විසින් ද?

1) නිව්ලන්ඩ් 2) මේයර් 3) බෝර් 4) ඩෝල්ටන් 5) රදර්ෆඩ්

31. ඩෝබරයිනර් ත්‍රිත්වයට අයත් මූලද්‍රව්‍යවනුයේ

1) Na, K, Cs 2) Cl, Br, I 3) Mg, Ca, Sr 4) S, Se, Te 5) Be, B, C

32. හැලජන්වල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය වනුයේ

1) $(n-1)d^{10}ns^2np^5$ 2) ns^2np^5 3) $(n-1)d^{10}ns^2np^4$

4) ns^2np^4 5) ඉහත සඳහන් එකක්වත් නොවේ

33. අවසාන උප කවචයේ එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පමණක් ඇති මූලද්‍රව්‍යයේ පරමාණුක ක්‍රමාංකය වනුයේ

1) 5 2)14 3) 20 4) 25 5) 29

34. අයනික අරයන් වැඩිවන පිළිවෙළ වනුයේ

1) $Na^+ < Mg^{2+} < Ca^{2+}$ 2) $Mg^{2+} < Na^+ < Ca^{2+}$

3) $Ca^{2+} < Mg^{2+} < Na^+$ 4) $Mg^{2+} < Ca^{2+} < Na^+$

5) $Ca^{2+} < Na^+ < Mg^{2+}$

35. පහත සඳහන් දෑ අතරින් පහසුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් පිට කරන මූලද්‍රව්‍ය වනුයේ

1) Cs 2) Al 3) Ba 4) Be 5) K

36. පළමු වන අයනීකරණ ශක්තිය අඩු ම මූලද්‍රව්‍ය වනුයේ

1) K 2) Mg 3) Ca 4) Rb 5) Sr

37. දෙ වන අයනීකරණ ශක්තිය අඩු ම මූලද්‍රව්‍ය වනුයේ

1) Na 2) Mg 3) Ca 4) Be 5) Li

38. X, Y සහ Zයනු පරමාණුක ක්‍රමාංකය වැඩිවන ආකාරයකට පිහිට අනුයාත මූලද්‍රව්‍ය තුන කි. X නිශ්ක්‍රිය වායුව කි. Z සාදන සංයෝගවල සංකේත වනුයේ

1) Z^{-} 2) Z^{2-} 3) Z^{3-} 4) Z^{+} 5) Z^{2+}

39. N^{3-} වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයට සමාන වින්‍යාසයක් ඇති පරමාණුව/අයනය වනුයේ

1) Cl^{-} 2) Li^{+} 3) Ar 4) Al^{3+} 5) Be^{2+}

40. කුමන මූලද්‍රව්‍ය යුගලය විකර්ණ සම්බන්ධතාවය දක්වයි ද?

1) B, Al 2) Be, Mg 3) Li, Mg 4) C, Si 5) Be, B

41. පහත සඳහන් අයන සලකන්න.

a) Cl^{-} b) N^{3-} c) Al^{3+} d) Be^{2+}

Ne හි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයට සමාන වින්‍යාසයන් ඇති අයන වනුයේ

1) a සහ b පමණි 2) b සහ c පමණි 3) c සහ d පමණි

4) a සහ d පමණි 5) a, b සහ c

42. පහත සඳහන් මූලද්‍රව්‍ය යුගලයන් සලකන්න.

a) Be, Mg b) Li, Be c) Be, Al c) Li, Mg

මින් කුමන යුගලය විකර්ණ සම්බන්ධතාවය දක්වයි ද ?

1) a සහ b 2) b සහ c 3) c සහ d

4) a සහ d 5) a, b සහ c

43. පහත සඳහන් දෑ අතුරෙන් වැඩි ම පළමුවන අයනීකරණ ශක්තිය ඇති මූලද්‍රව්‍ය වනුයේ

1) Si 2) P 3) As 4) Ge 5) C

44. පහත සඳහන් මූලද්‍රව්‍ය අතුරෙන් විශාලත ම මූලද්‍රව්‍ය වනුයේ

1) Sr 2) Ba 3) Cs 4) Rb 5) Ge

45. ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ns^2np^4 වන මූලද්‍රව්‍යයකට තිබිය හැකි සංයුජතා කුමක් ද ?

1) 1 සහ 4 2) 2 සහ 1 3) 2 සහ 5 4) 2 සහ 6 5) 1 සහ 5

Glossary/ගැටපද විවරණය

Alkali metal : The Group 1 elements, lithium (Li), sodium (Na), potassium (K), rubidium (Rb), cesium (Cs), and francium (Fr).

ක්ෂාරලෝහ : පළමු කාණ්ඩයේ ලෝහ ලිතියම් (Li), සෝඩියම් (Na), පොටෑසියම් (K), රුබීඩියම් (Rb), සීසියම් (Cs), ෆ්‍රැන්සියම් (Fr).

Alkaline earth metal : The Group 2 elements, beryllium (Be), magnesium (Mg), calcium (Ca), strontium (Sr), barium (Ba), and radium (Ra).

ක්ෂාරපාංශු ලෝහ : දෙ වන කාණ්ඩයේ ලෝහ බෙරිලියම් (Be), මැග්නීසියම් (Mg), කැල්සියම් (Ca), ස්ට්‍රොන්ටියම් (Sr), බේරියම් (Ba), සහ රේඩියම් (Ra).

Atom : The smallest object that retains properties of an element. It is composed of electrons and a nucleus containing protons and neutrons.

පරමාණුව : මූලද්‍රව්‍යයක පවතින, තව දුරටත් බෙදා වෙන් කළ නො හැකි කුඩාම අංශුව

Block : A region of the periodic table that corresponds to the type of subshell (*s*, *p*, *d*, or *f*) being filled during the Aufbau construction of electron configurations.

ගොනුව : අවුෆ්බා ගොඩනැංවීමේ මූලධර්මයට අනුව උපකාක්ෂිකවල ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම අනුව ආවර්තිතා වගුවේ ඇති ප්‍රදේශය

Electron affinity :The amount of energy released when an electron is added to a neutral gaseous atom.

ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාවය : වායුමය උදාසීන පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ලබා දීමේ දී නිකුත් වන ශක්ති ප්‍රමාණය

Electronegativity : The tendency of an atom to attract electrons to itself when combined in a molecule.

විද්‍යුත් සෘණතාවය: අණුවක ඇති එක් පරමාණුවක් සතු, එයට බැඳී ඇති අනෙක් පරමාණුවට සාපේක්ෂව, ඉලෙක්ට්‍රෝන ඇද ගැනීමේ හැකියාව

Element : A substance consisting of only one type of atoms.

මූලද්‍රව්‍යය : එක ම ආකාරයේ පරමාණු වලින් සමන්විත ද්‍රව්‍ය

First ionization energy : The energy needed to remove an electron from an isolated, neutral gaseous atom.

පළමු අයණීකරණ ශක්තිය : නිදහස්, උදාසීන, වායුමය පරමාණුවකට බැඳී ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනය ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය ශක්තිය

Group : A vertical column on the periodic table.

කාණ්ඩය : ආවර්තිතා වගුවේ සිරස් තීරු

Halogen : Elements of Group 18. Fluorine (F), chlorine (Cl), bromine (Br), iodine (I), and astatine (At) are known at this time.

හැලජන : 18 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය ෆ්ලෝරීන් (F), ක්ලෝරීන් (Cl), බ්‍රෝමීන් (Br), අයඩීන් (I), සහ ඇස්ටටීන් (At)

Ionic radius : The radii of anions and cations in crystalline ionic compounds, as determined by consistently partitioning the center-to-center distance of ions in those compounds.

අයනික අරය : ස්ඵටිකීය අයනික සංයෝගයක ඇනායන සහ කැටායනවල කේන්ද්‍ර අතර දුර

Ionisation energy : The energy needed to remove an electron from a gaseous atom or ion.

අයනීකරණ ශක්තිය : වායුමය පරමාණුවකින් හෝ අයනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය ශක්තිය යි.

Liquefaction : The act or process of turning a gas into a liquid.

ද්‍රව කිරීම : වායුවක් ද්‍රවයක් බවට පත් කිරීමේ ක්‍රියාවලිය

Mass number : The total number of protons and neutrons in the nucleus of an atom.

ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය : පරමාණුවක න්‍යෂ්ටියේ ඇති ප්‍රෝටෝන හා නියුට්‍රෝනවල එකතුව

Metal : It is a substance that conducts heat and electricity, it is shiny and can be hammered into sheets or drawn into wire. Metals lose electrons easily to form cations.

ලෝහය : විදුලිය සහ තාපය සන්නයනය කළ හැකි, දිලිසෙන සුළු, ඇදීමේ හෝ තැලීමේ ගුණ ඇති ද්‍රව්‍යයකි. ඉතා පහසුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන නිදහස් කර කැටායන සාදයි.

Metalloid : It is a substance that exhibits properties in between to metals and non-metals.

ලෝහාලෝහ : ලෝහමය සහ අලෝහමය ගුණ අතර මැදි ඇති ද්‍රව්‍ය

Nitrogen Fixation : The process by which free nitrogen from the air is combined with other elements to form inorganic compounds.

නයිට්‍රජන් තිර කිරීම : වාතයේ පවතින නිදහස් නයිට්‍රජන් වෙනත් මූලද්‍රව්‍ය සමඟ එකතු කර අකාබනික සංයෝග සෑදීමේ ක්‍රියාවලිය යි.

Nonmetal : It is a substance that conducts heat and electricity poorly, is brittle or waxy or gaseous, and cannot be hammered into sheets or drawn into wire. Nonmetals gain electrons easily to form anions.

අලෝහ : විද්‍යුලිය සහ තාපය සන්නයනය දුර්වල, බිඳෙන සුළු හෝ වායුමය වන, ඇදීමේ හෝ තැලීමේ ගුණ නැති ද්‍රව්‍යයකි. පහසුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගෙන ඇනායන සාදයි.

Neutron : A neutral particle in the nuclus of an atom.

නියුට්‍රෝනය : පරමාණුවක න්‍යෂ්ටියේ ඇති උදාසීන අංශුව

Orbital : A region around the nucleus where there is a high probability of finding an electron.

කාක්ෂික : ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවතීමේ වැඩි සම්භාවිතාව ඇති න්‍යෂ්ටිය වටා වූ ප්‍රදේශය

Oxidation number: A number assigned to each atom to help keep track of the electrons during a redox-reaction.

ඔක්සිකරණ අංකය : රෙඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියාවක දී අදාළ වන ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රමාණය පෙන්වන ලෙස එක් එක් පරමාණුවට සතු අංකය

Paramagnetic : A substance that shows magnetic properties when placed in a magnetic field.

අනුචුම්භක : චුම්භක ක්ෂේත්‍රයක් තුළ තැබූ විට චුම්භක ලක්ෂණ පෙන්වන ද්‍රව්‍යයි.

Periodic Table : An arrangement of the elements according to increasing atomic number that shows relationships between element properties.

ආවර්තිතා වගුව : සියළුම මූලද්‍රව්‍ය ඒවායේ රසායනික ගුණාංග අනුව කාණ්ඩ ගත කර සකසන වගුව.

Periodic trend : A regular variation in element properties with increasing atomic number that is ultimately due to regular variations in atomic structure.

ආවර්තීය විචලනය : පරමාණුක ව්‍යුහයේ ක්‍රමානුකූල වෙනස් වීම නිසා පරමාණුක ක්‍රමාංකය වැඩි වීමත් සමඟ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ ක්‍රමානුකූලව වෙනස් වීම.

Period : Horizontal rows in the periodic table.

ආවර්තය : ආවර්තිතා වගුවේ තිරස් තීරු

Proton : A positively charged particle in the nucleus of an atom.

ප්‍රෝටෝනය : පරමාණුක න්‍යෂ්ටියේ ඇති ධන ආරෝපිත අංශු

Reducing agent : A substance that causes another substance to undergo reduction and that is oxidized in the process.

ඔක්සිහාරක ද්‍රව්‍ය : වෙනත් ද්‍රව්‍යයක් ඔක්සිහරණය කරවනු ලබන සහ එම ද්‍රව්‍යය ම ඔක්සිකරණය වීම සිදුවන ද්‍රව්‍යයන්

Second ionization energy: The energy needed to remove an electron from an isolated singly charged positive gaseous ion.

දෙවන අයනීකරණ ශක්තිය : ඒක ධන ආරෝපිත වායුමය අයනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය ශක්තිය

Subshell : One part of a energy level, each of which can hold different numbers of electrons.

උප කවචය : ශක්ති මට්ටමක කොටසක් වන අතර, එක් එක් උප කවචය වෙනස් ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යා දරයි.

Transition metal : An element with an incomplete d subshell.

ආන්තරික ලෝහ : අසම්පූර්ණ *d*-උපකවච සහිත මූලද්‍රව්‍ය

Valence electrons : The electrons in the outermost shell of an atom.

සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන : පරමාණුවක බාහිරතම කවචයේ ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන

ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලයීය ප්‍රකාශනය කි

2016

References

1. Inorganic Chemistry, 2nd Ed., D.F. Shriver, P. W. Atkins, C. H. Langford, 1994.

2. Basic Inorganic Chemistry, 3rd Ed., F. A. Cotton, G. Wilkinson and P. L.Gaus, 1995.

3. Concise Inorganic Chemistry, 4th Ed., J. D. Lee, 1991.

4. Principles of Bioinorganic Chemistry, S. J. Lippard and J. M. Berg, 1994.

5. Advanced chemistry, Philip Matthews, Cambridge University Press, 2000

6. A-Level Chemistry, E.N. Ramsden, Stanley Thornes, 2000

Images

7. Dobereiner:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/c/c6/Johann_Wolfgang_D%C3%B6bereiner.jpg/200px-Johann_Wolfgang_D%C3%B6bereiner.jpg

8. Newlands:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/9/90/John_Alexander_Reina_Newlands.jpg/220px-John_Alexander_Reina_Newlands.jpg

9. Meyer:

https://encrypted-tbn2.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcSywyiq_rMb_-0c0T1OB60qTiXsyjCA5ymPDvYE130bRxDj46KvaA

10. Mendeleev:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/c/c8/DIMendeleevCab.jpg/220px-DIMendeleevCab.jpg

11. Rutherford:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/6/6e/Ernest_Rutherford_LOC.jpg/250px-Ernest_Rutherford_LOC.jpg

12. Moseley:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/en/thumb/d/dd/Henry_Moseley.jpg/220px-Henry_Moseley.jpg

13. The Periodic Table with Group numbers and s, p, d and f blocks:

http://sciencenotes.org/wp-content/uploads/2014/11/ColorfulPeriodicTable.png

14. Lithium:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/a/ae/Lithium_paraffin.jpg/220px-Lithium_paraffin.jpg

15. Sodium:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/2/27/Na_%28Sodium%29.jpg/220px-Na_%28Sodium%29.jpg

16. Potassium:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/a/a4/Potassium-2.jpg/220px-Potassium-2.jpg

17.Rubidium :

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/c/c9/Rb5.JPG/220px-Rb5.JPG

18.Cesium :

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/3/3d/Cesium.jpg/220px-Cesium.jpg

19. Francium:

http://ak-hdl.buzzfed.com/static/enhanced/webdr01/2013/4/17/10/enhanced-buzz-12527-1366210293-8.jpg

20.Beryllium :

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/0/0c/Be-140g.jpg/150px-Be-140g.jpg

21. Magnesium:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/5/5c/CSIRO_ScienceImage_2893_Crystalised_magnesium.jpg/220px-CSIRO_ScienceImage_2893_Crystalised_magnesium.jpg

22. Calcium:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/9/96/Calcium_unter_Argon_Schutzgasatmosph%C3%A4re.jpg/220px-Calcium_unter_Argon_Schutzgasatmosph%C3%A4re.jpg

23.Strontium:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/4/41/Strontium_destilled_crystals.jpg/220px-Strontium_destilled_crystals.jpg

24.Barium:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/1/16/Barium_unter_Argon_Schutzgas_Atmosph%C3%A4re.jpg/220px-Barium_unter_Argon_Schutzgas_Atmosph%C3%A4re.jpg

25.Radium:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/b/bb/Radium226.jpg/220px-Radium226.jpg

26.Boron:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/1/19/Boron_R105.jpg/220px-Boron_R105.jpg

27. Aluminium:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/5/5d/Aluminium-4.jpg/220px-Aluminium-4.jpg

28. Gallium:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/9/92/Gallium_crystals.jpg/220px-Gallium_crystals.jpg

29. Indium:
https://encrypted-tbn3.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcTDG7j_sA9nmUtwlTCPDSk8SEl36n-0IEjxtBUPMNM3X8vGoEJs

30. Thallium:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/b/bb/Thallium_pieces_in_ampoule.jpg/220px-Thallium_pieces_in_ampoule.jpg

31. Allotropes of carbon; diamond, graphite and fullerene (C_{60}):

i. https://encrypted-tbn1.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcTAW_n9_FWk9sMrxE1rm4IghWHfsRfjnn-tReWuTFOqUsoqEJCp

ii. https://encrypted-tbn3.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcSz1CYI1Y7SIsYtXUhGRVtzGKCMaHEAlqU9opmJfJ0RkTo_vvUk

iii. http://www.docbrown.info/ks3chemistry/gifs/bucky.gif

32.Carbon:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/f/f0/Graphite-and-diamond-with-scale.jpg/220px-Graphite-and-diamond-with-scale.jpg

33. Silicon:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/e/e9/SiliconCroda.jpg/220px-SiliconCroda.jpg

34.Germanium:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/0/08/Polycrystalline-germanium.jpg/220px-Polycrystalline-germanium.jpg

35.Tin:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/2/2b/Sn-Alpha-Beta.jpg/220px-Sn-Alpha-Beta.jpg

36. Lead:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/e/e6/Lead_electrolytic_and_1cm3_cube.jpg/220px-Lead_electrolytic_and_1cm3_cube.jpg

37. Nitrogen**:**
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/d/d2/Liquidnitrogen.jpg/220px-Liquidnitrogen.jpg

38. Phosphorus:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/8/88/PhosphComby.jpg/220px-PhosphComby.jpg

39. Arsenic:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/7/7b/Arsen_1a.jpg/220px-Arsen_1a.jpg

40. Antimony:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/5/5c/Antimony-4.jpg/220px-Antimony-4.jpg

41. Bismuth:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/e/ef/Bismuth_crystals_and_1cm3_cube.jpg/220px-Bismuth_crystals_and_1cm3_cube.jpg

42.Oxygen: https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/1b/Liquid_Oxygen.png

43. Sulfur:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/4/44/Sulfur-sample.jpg/220px-Sulfur-sample.jpg

44.Selenium:

https://encrypted-tbn2.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcSJPJfx--D7yPIm646gMu9KT13nHl8WgQyHu2h7XgrHyX2dwB1Png

ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලයීය ප්‍රකාශනය කි

2016

45.Tellurium:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/c/c1/Tellurium2.jpg/220px-Tellurium2.jpg

46.Polonium:

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/en/thumb/6/66/Polonium.jpg/220px-Polonium.jpg

47. Fluorine:

http://t3.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcSVaZ6090GlIRKg3_PSeeR2CMD_1MerzA7AgWCi4bmgha7aGKp5Yhk3QR8

48. Chlorine:

http://t0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcRMAkQASP_egw9v-nHQ0ylAkcHcCmKtqq-YnU6s_hr5asknbVE1G6RWeuk

49.Bromine:

http://t1.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcTIFVBv8VKRC4KV4Zqjg16blNe44eHAuq83A5VFhdHDAwiUkFx7n5rwxto

50.Iodine:
http://t0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcQgsssUu3a_IZXlutAa35AKjFhILYBdpk51VHdGTPUWLF82nJfhMdQ_qF8

51. Group 18 elements

https://encrypted-tbn1.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcSAYg7BbT_5Wxj8VpckNvM38uleMe6x44L0EWyBs-UxR2EXeCnKXQ

සම්පාදක මණ්ඩලය

කර්තෘ
මහාචාර්ය කේ සරත් ඩී පෙරේරා

විෂය සංස්කරණය (ඉංග්‍රීසි පිටපත)
මහාචාර්ය සිත්ති එස් ඉක්බාල්

පරිවර්තනය
මහාචාර්ය කේ සරත් ඩී පෙරේරා
එන් සී අමරතුංග

භාෂා සංස්කරණය
නිර්මලී කනන්න්ගර

ග්‍රැෆික් නිර්මාණකරණය
අයි එම් පී එස් නවරත්න
ඉඳුනිල් ජයවීර

පරිගණක නිර්මාණකරණය
අයි එම් පී එස් නවරත්න
ඉසුරි ජයසූරිය

වෙබ් අන්තර්ගතය සංවර්ධක
ඉඳුනිල් ජයවීර
හෂිකා අබේසූරිය

පද සැකසීම
ඩී එම් ලියනගේ
අයි එම් පී එස් නවරත්න
ඉසුරි ජයසූරිය

ප්‍රථම මුද්‍රණය 2016
ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලය
නාවල, නුගේගොඩ, ශ්‍රී ලංකා.

OER පරිවර්තනය 2016

2014, ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලය (OUSL), අධ්‍යාපන තාක්ෂණ හා මාධ්‍ය මධ්‍යස්ථානය විසින් විවෘත අධ්‍යාපන සම්පතක් ලෙස නිර්මානය කර "Creative Commons Attribution-Non-Commercial-ShareAlike 3.0" බලපත්‍රය යටතේ ප්‍රකාශ කරන ලදී.

ශ්‍රී ලංකා විවෘත විශ්වවිද්‍යාලයීය ප්‍රකාශනයකි