

1. පරමාණුක ව්‍යුහය

අන්තර්ගතය

- 1.1 පදාර්ථය පිළිබඳ පරමාණුක වාදය
 - 1.1.1 කැනේඛ කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂණාත්මක නිරිස්පෘෂණ)
 - 1.1.2 පරමාණුක නායුම්පිය
 - 1.1.3 ධන කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂවලින් ලද නිරිස්පෘෂණ)
 - 1.1.4 රදුන්වූ ගේ රුහුණ් පරීක්ෂාව
 - 1.1.5 පරමාණුක කුමාංකය, සමස්ථානික හා ස්කන්ධි කුමාංකය
 - 1.1.6 පරමාණුක ස්කන්ධි
 - 1.1.7 මූල්‍යව්‍යයක මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධිය සහ සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධිය
 - 1.1.8 අයන
- 1.2 විදුත්-වුම්බක විකිරණ හා පදාර්ථයේ තරංගාකාර ගුණ
 - විදුත් - වුම්බක විකිරණ හා ඒවායේ ගුණ [ප්‍රවේශය (c), තරංග ආයාමය (λ), සංඛ්‍යාතය (u), ගක්තිය (E)]
- 1.2.1 ගක්ති ක්වොන්ට්මිකරණය
 - විදුත්-වුම්බක වර්ණාවලිය
 - $c = \nu \lambda$
 - $E = h \nu, \lambda = \frac{h}{mV}$
 - පදාර්ථයේ අංගු-තරංග (ද්වීතීය) ස්වභාවය
- 1.3 පරමාණුවල ඉලෙක්ට්‍රොනික ගක්ති මට්ටම්
 - මූල්‍යව්‍යවල අනුයාත අයනිකරණ ගක්තිවල විවෘතය
- 1.3.1 හයිඩ්‍රිජන් වර්ණාවලිය
 - ගක්ති මට්ටම්වල ඉලෙක්ට්‍රොනවල පැවැත්ම

1.3.2 කාක්ෂීකවල හැඩ

1.3.3 කාක්ෂීක හා ක්වොන්ට්මික අංකය

- ප්‍රධාන ක්වොන්ට්මික අංකය (n)
- උදෑගැං ක්වොන්ට්මික අංකය (l)
- වුම්භක ක්වොන්ට්මික අංකය (m_l)
- ප්‍රමාණ ක්වොන්ට්මික අංකය (m_s)

1.4 ඉලෙක්ට්‍රොන වින්‍යාස

1.4.1 අවුරුදුව මූලධර්මය

1.4.2 පවිල බහිජාර මූලධර්මය

1.4.3 ප්‍රන්ඩි ගේ නීතිය

1.4.4 සම්පිණ්ඩිත ඉලෙක්ට්‍රොන වින්‍යාසය

1.5 ආවර්තනා වගුව ගෞඩනැහීම

- ආවර්තනා වගුවේ දීර්ඝ ආකාරය

1.6 s හා p ගෞඩනාවල මූල්‍යව්‍ය පෙන්වන ආවර්තනා නැඹුරුතා

1.6.1 පරමාණුවල සහ අයනවල තරම

- වැන් ව්‍යාල් අරය
- සහසංයුත් අරය
- ලේඛක අරය

- පරමාණුක අරයෙහි ආවර්තනා නැඹුරුතා

- අයනවල ඉලෙක්ට්‍රොන වින්‍යාස

- අයනික අරයෙහි ආවර්තනා නැඹුරුතා

1.6.2 අයනිකරණ ගක්තිය

- පළමු අයනිකරණ ගක්තිවල ආවර්තනා නැඹුරුතා

1.6.3 ඉලෙක්ට්‍රොන ලබා ගැනීමේ ගක්තිය

1.6.4 විදුත්-සාණකාව

හැඳින්වීම

රසායන විද්‍යාව යනු පදාරථයේ ගුණ හා හැසිරීම පිළිබඳ අධ්‍යාපනයයි. පදාරථය, විශ්වය තැනී ඇති හෝතික ද්‍රව්‍යයයි. ස්කන්ධයක් සහිත ඉඩක් ගන්නා ඕනෑම දෙයක් පදාරථයක් වේ.

අප ලෝකයේ ඇති ද්‍රව්‍ය ඒවායේ ගුණවලින් බෙහෙවින් වෙනස් වන්නේ වී නමුදු සැම දෙයක් ම සැදී ඇත්තේ මූලද්‍රව්‍ය සියයක් පමණ සංඛ්‍යාවකිනි; නොඡේ නම් රසායනික වශයෙන් එකිනෙකින් වෙනස් වූ පරමාණු වර්ග සියයක පමණ සංඛ්‍යාවකිනි (මේ වන විට මූලද්‍රව්‍ය 118ක පමණ සෞයාගෙන ඇති නමුත්, වැඩි බර පරමාණුවලට ඇත්තේ කෙටි ආයු කාලයක් බැවින් ඒවා ස්වාභාවිකව නො පවතී).

1.1 පදාරථය පිළිබඳ පරමාණුකවාදය

ඇත අතිතයේ සිට ම ලෝකය සැදී ඇති මූලික සංරච්ඡණ ස්වභාවය පිළිබඳව දාරුණිකයේ සම්පේෂණයේ යෙදුණුනු. එම්පිශ්ටික්ලිස් (ක්‍රිජ්. 440) විශ්වාස කළේ සියලු දේ තැනී ඇත්තේ ගින්න, ජලය, වාතය සහ පස (ආපෝ, තේපෝ, වායෝ, පය්වි) යන මූලද්‍රව්‍ය සතරින් බවයි. හින්දුන්ගේ විශ්වාසය වූයේ ඉහත සඳහන් මූලද්‍රව්‍ය සතරින් හා අවකාශයෙන් ලෝකය නිරමිතව ඇති බවයි. කෙසේ වූව ද බිමාසුවස් (ක්‍රිජ්. 460-370) ඇතුළු තවත් ශ්‍රී දාරුණිකයේ ද්‍රව්‍යමය ලෝකය ඉතා කුඩා, අදාශය, තව දුරටත් බෙදා වෙන් කිරීමට නොහැකි අංගුවලින් සැදී ඇතැයි සි විස්තර කළ අතර, ඒවා හැඳින්වීමට 'නොබේදිය හැකි' හෙවත් 'කැඩිය නොහැකි' යන අරුණුති 'atomos' (පරමාණු) යන වදන යොදා ගත්තේ.

එහෙත් පසු කාලීනව ජ්‍යෙෂ්ඨෝටල් විසින් නොබේදිය හැකි අත්‍යන්ත කුඩා අංගු පැවතිය නොහැකි ය යන මතය සූත්‍රගත කළ අතර, බටහිර සංස්කෘතියෙහි ඇරිස්ටෝටලියානු දරුණුනය ආධිපත්‍යය දුරට ගත වර්ෂ ගණනාවක් තුළ ම පදාරථය පිළිබඳ මේ 'පරමාණුක' මතය යටපත් වී ගියේ ය.

අප පරමාණු ලෙස හඳුන්වන පදාරථයේ බේදිය නොහැකි තැනුම ඒකක සඳහා නිශ්චිත අර්ථ දැක්වීමක් ඉදිරිපත් කරන ලද්දේ 1808 දී ඉංග්‍රීසි ජාතික විද්‍යායුයකු හා පාසල් ගුරුවරයකු වූ ජෝන් බෝල්ටන් (1766-1844) විසිනි. බෝල්ටන්ගේ පරමාණුකවාදය ප්‍රධාන උපග්‍රහණ සතරක් පදනම් වී තිබේ.

1. මූලද්‍රව්‍ය සැදී ඇත්තේ 'පරමාණු' යනුවෙන් හැඳින්වෙන, අතිශයින් ම කුඩා, බේදිය නොහැකි අංගුවලිනි.
2. යම් මූලද්‍රව්‍යයක සියලු පරමාණු ස්කන්ධයෙන් හා කරමින් එකිනෙකට සමාන වන අතර යම් මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණු අන් සියලු මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුවලින් වෙනස් වේ.
3. රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවලින් එක් මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණු, තවත් මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණු බවට වෙනස් කළ නොහැකි ය. එනම් රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල දී පරමාණු මැටිමට හෝ විනාශ වීමට හාජන නො වේ.
4. වෙන් වෙන් මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණු දෙකක් හෝ වැඩි ගණනක් සරල සංඛ්‍යාත්මක අනුපාතවලින් සම්බන්ධ වීමෙන් සංයෝග ඇති වේ.

බෝල්ටන්ගේ පරමාණුක ආකෘතිය හැඳින්වෙන්නේ 'ගොල්ට් බෝල ආකෘති' යනුවති.



(a)



(b)

1.1 රුපය (a) ජේන් ඩෝල්ටන් සහ (b) ගොල් බෝල ආකෘතිය

1891 දී ජේන්ස්ටන් ජී. ස්ටෝකි (1826-1911) විසින් විද්‍යායෙහි මූලික අංශව සඳහා ‘ඉලෙක්ට්‍රොන්’ යන නම දෙන ලද නමුත් එහි පැවැත්ම පිළිබඳ කිසිදු පරීක්ෂණාත්මක සාක්ෂ්‍යයක් නො විය.

1880 මැයි භාගයේ දී විද්‍යායුයන් සම්පූර්ණයෙන් ම වාගේ වාතය රේවනය කරන ලද විදුරු නළ තුළ සිදු වන විද්‍යා විසර්ජන පිළිබඳව අධ්‍යායනය කිරීම ආරම්භ කර තිබේ. බ්‍රිතාන්‍ය ජාතික භෞතික හා රසායන විද්‍යායුයකු වූ ශ්‍රීමත් විලියම් ක්රේක්ස්ජේ (1832-1919) නිපැයුමක් වූ මේ උපකරණය ක්රේක්ස් නළය හෙවත් කැනෝබ් කිරණ නළය ලෙස හඳුන්වනු ලැබේ.



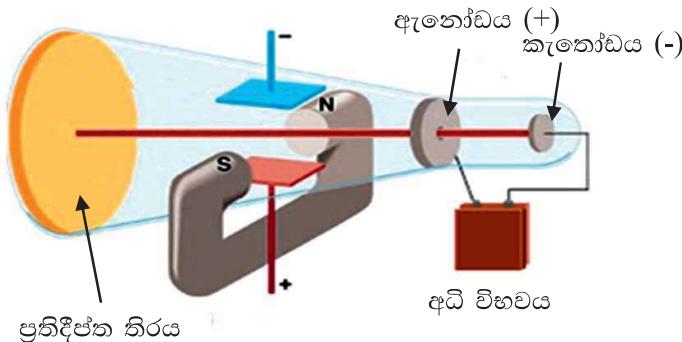
1.2 රුපය කැනෝබ් කිරණ නළය

ක්රේක්ස් හා සේස්සන් විසින් කරන ලද මේ පරීක්ෂණයෙන්, ක්රේක්ස් නළයක ඉලෙක්ට්‍රොන් දෙකට ඉහළ වොල්ටෝයා ප්‍රහවයක් සන්ධි කළ විට රත් කළ සාණ ආරෝපිත තහවුලෙන් හෙවත් කැනෝබ් යෙන් අදාශනාන කිරණ ධාරාවක් නිපදවෙන බව පෙන්නුම කෙරිණි. මේ කිරණ ඇසට නොපෙනෙන නමුත්, අඩු පිඩිනයක් යටතේ ඇති වායුවල දිලියුමක් ඇති කිරීමෙන් හා වෙනත් ඇතැම් ද්‍රව්‍යවල ප්‍රතිඵ්‍යායක් ඇති කිරීමෙන් හෙවත් ඒවායින් ආලෝකය පිට වීමට සැලැස්වීමෙන් ඒවායේ පැවැත්ම අනාවරණය කෙරිණ. කැනෝබ් යෙන් වන මෙම කිරණ ‘කැනෝබ් කිරණ’ යනුවෙන් හැඳින්විණ.

පසු ව මේ කිරණ වුම්බක කේත්තුයකින් උත්තුමයට ලක් කළ හැකි බව ද ඒවා සාණ විද්‍යා ආරෝපණයක් දරන බව ද සොයා ගන්නා ලදී. ඇතැම් විද්‍යායුයන් මේවා තරංග වියෙක්ෂණයක් ලෙස විශ්වාස කළ අතර, තවත් සමහරකු නැඹුරු වූ යේ ඒවා අංශ ලෙස සැලැකීමට ය.

කැනෝබ් කුමන ද්‍රව්‍යයකින් සැදුණු එකක් වූවත් සහ නළය තුළ ඇති වායුව කුමක් වූවත් කැනෝබ් කිරණ ස්වභාවයෙන් ඒකාකාර වන බව බ්‍රිතාන්‍ය විද්‍යායුයකු වූ ජේ.ජේ. තොමිසන් (1856-1940) විසින් නිරීක්ෂණය කරන ලදී. 1897 දී කැනෝබ් කිරණ යනු සාණ ලෙස ආරෝපිත වූ අංශ ධාරාවක් හැටියට හෙතෙම විස්තර කළේ ය. මැයි සිදුරක් ඇති ඇනෙක්ඩයක් සහිත කැනෝබ් කිරණ නළයක් යොදා ගනිමින් කරන ලද පරීක්ෂණයකින් හා ඉන් ලද ප්‍රතිඵ්‍යායකින් හා ඉන් ලද ප්‍රතිඵ්‍යායකින්

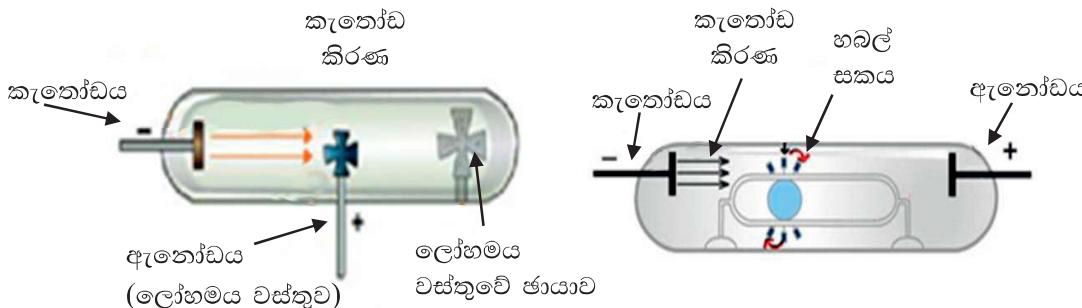
තොමිසන්ට ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ආරෝපණය හා ස්කන්ධය අතර අනුපාතය ගණනය කිරීමට හැකි වූ අතර, ඉන් ලද ප්‍රතිඵලය $1.76 \times 10^8 \text{ C g}^{-1}$ (ගෝලයට කුලෝම්) විය.



1.3 රුපය තොමිසන්ගේ කැනෝඩ කිරණ නළය

1.1.1 කැනෝඩ කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂණාත්මක නිරීක්ෂණ)

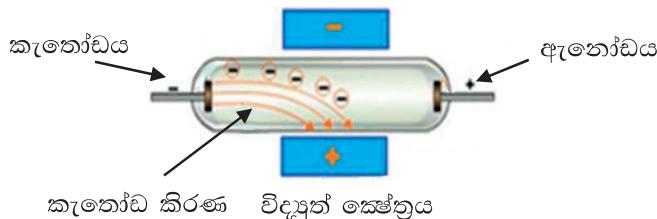
- කැනෝඩ කිරණවල පථය සරල රේඛිය වේ. විසර්පන නළයක කැනෝඩ කිරණවල පථයෙහි ලෝහමය කුරුසයක් වැනි පාරාන්ධ වස්තුවක් තැබු විට, කැනෝඩයට ප්‍රතිවිරෝධ අන්තයෙහි ඒ කුරුසයයේ ජායාවක් ඇති වේ. මෙසේ සෙවණුලි ඇති විමෙන් තහවුරු වන්නේ කැනෝඩ කිරණ සරල රේඛිය මාර්ගවල ගමන් කරන බවයි.



1.4 රුපය කැනෝඩ කිරණවල ගුණ

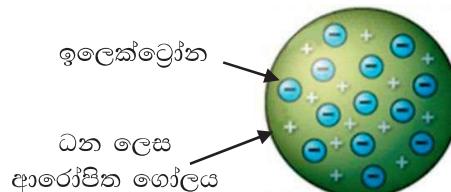
- කැනෝඩ කිරණ යනු ස්කන්ධයක් හා වාලක ගක්තියක් සහිත අංශ කදම්බයකි. විසර්පන නළයක් තුළ කැනෝඩ කිරණවල පථයෙහි සැහැල්ල හඳු සකයක් තැබු විට එහි තල කරකුවේ. මෙය ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට (කැනෝඩ කිරණ) ගමනාවක් ඇති බව දක්වන නිරීක්ෂණයක් ලෙස සැලකේ (කෙසේ වෙතත් නළය තුළ උෂ්ණත්වය ඉහළ යැම ද තලවල ප්‍රමණයට හේතුවන නිසා මේ නිගමනය ගැන සැකයක් ද පවතී).

- කැනෝබ් කිරණ සාණ ලෙස ආරෝපිත ය. කැනෝබ් කිරණ ගමන් ගන්නා පරියට විදුත් සේතුයක් යොදා කළ ඒවා දන තහවුව වෙත ආකර්ෂණය වේ. ඒවා වූමිනක සේතුවල බලපෑමට ද යටත් වේ. මෙහිදී කිරණ උත්තුමණය වන දිගාව, වෙනත් මිනැම සාණ ආරෝපිත අංශුවක් උත්තුමණය වන දිගාවම වේ. එබැවින් කැනෝබ් කිරණ සාණ ආරෝපිත බව තවදුරටත් තහවුරු වේ.



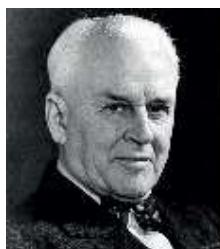
1.5 රුපය බාහිර විදුත් සේතු සමග කැනෝබ් කිරණවල අන්තර් ක්‍රියා

- කැනෝබ් කිරණවල ස්වභාවය විසර්ජන නළය තුළ ඇති වායුව අනුව හෝ කැනෝබ් සැදී ඇති ද්‍රව්‍යය අනුව හෝ වෙනස් නො වේ.
- විවිධ වායුවලින් ලැබෙන කැනෝබ් කිරණවල ආරෝපණය / ස්කන්ධය අනුපාතය (e/m අනුපාතය) හරියටම සමාන වේ.



1.6 රුපය ජේ.ජේ. තොමිසන් සහ ඔහුගේ පරමාණුක ආකෘතිය

තම අනාවරණ පදනම් කර ගනිමින් 1899 දී ජේ.ජේ. තොමිසන් පරමාණුක ව්‍යුහය පිළිබඳ 'ප්ලම් පුඩ්' ආකෘතිය ඉදිරිපත් කළේ ය. 1909 දී තම තෙල් බින්දු පරික්ෂණය පදනම් කර ගනිමින් ඉලක්ට්‍රෝනයේ ආරෝපණය $1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$ ලෙස අනාවරණය කර ගැනීමට රෝබට් මිලිකන් (1868-1953) සමත් විය. පරික්ෂණාත්මකව සෞයා ගන් ඉලක්ට්‍රෝනයේ ආරෝපණයන් තොමිසන් විසින් සෞයා ගන්නා ලද ආරෝපණය / ස්කන්ධය අනුපාතයන් සම්බන්ධ කර ගනිමින් ඉලක්ට්‍රෝනයේ ස්කන්ධය ගණනය කළ හැකිවිය.



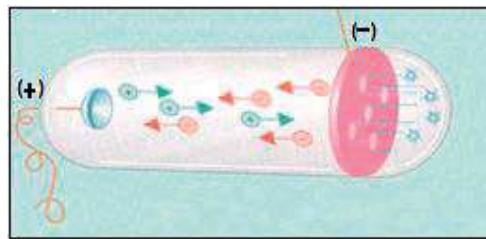
$$\text{ඉලක්ට්‍රෝනයේ ස්කන්ධය} = \frac{1.602 \times 10^{-19} \text{ C}}{1.76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9.10 \times 10^{-28} \text{ g}$$

1.7 රුපය රෝබට් මිලිකන් සහ ඉලක්ට්‍රෝනයේ ස්කන්ධය

මේ ස්කන්ධය සැහැල්පුතම පරමාණුව වන හයිටුජන් පරමාණුවේ ස්කන්ධයෙන් 1/1837කි. ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ සාර්සේකු ආරෝපණය -1 කි.

1.1.2 පරමාණුක ත්‍යාෂ්ථිය

ඡරමන් ජාතික හොඹික විද්‍යාය එයුජන් ගෝල්චිස්ටයින් පදාර්ථයේ දන ආරෝපණවල පැවැත්ම පරීක්ෂණයෙන්මක ලෙස සනාථ කළේ ය. ඔහුගේ පරීක්ෂණවල දී ඉතා අඩු පිබිනයෙන් යුත් වාතය අඩංගු සිදුරු පිහිටි කැනෙක්ඩයක් සහිත විසර්ජන තළයක් හාවිත කරන ලදී. වොල්ටී 10,000ක පමණ ඉහළ වෝල්ටීයතාවක් කැනෙක්ඩයට යෙදු විට සිදුරු සහිත කැනෙක්ඩයට පිටුපසින් මද රත් පැහැ දිලිසුමක් ඇති වන බව හෙතෙම නිරීක්ෂණය කළේ ය. නළයට ඉහළ වෝල්ටීයතාවක් යෙදු කළ එහි විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රය වාතයේ අංශ වශයෙන් ඇති අයන ත්වරණය කරයි. මේවා වායු පරමාණු සමඟ ගැටීමේ දී ඒවායින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ගැලවී ඉවත් වන හෙයින් තව තවත් දන අයන සැදේ. මේ අයන හා ඉලෙක්ට්‍රෝන තව දුරටත් වායු පරමාණු හා ගැලවීම් දන අයන සංඛ්‍යාව වැඩි කරයි. දන අයන සියල්ල සාණ කැනෙක්ඩය වෙත ආකර්ෂණය වන අතර, ඉන් සමහරක් කැනෙක්ඩයේ සිදුරු හරහා ගමන් කරයි. කැනෙක්ඩයේ සිදුරු තුළින් ගමන් කරන හෙයින් ගෝල්චිස්ටයින් විසින් මේ කිරණ නම් කරන ලද්දේ 'නාල කිරණ' යනුවෙනි. සැබුවීන් ම මේ කිරණ දන ඉලෙක්ට්‍රෝඩයෙන් හෙවත් ඇනෙක්ඩයෙන් පැන තොනගින තමුත් ඒවා කැනෙක්ඩයෙන් ඇත ඇනෙක්ඩය අසලින් උපදින හෙයින් 'ඇනෙක්ඩ කිරණ' හෙවත් 'දන කිරණ' යනුවෙන් ද හැඳින්වේ.



1.8 රුපය සිදුරු පිහිටි කැනෙක්ඩයක් සහිත කැනෙක්ඩ කිරණ නළය

1.1.3 දන කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂණවලින් ලද නිරීක්ෂණ)

- දන කිරණ සරල රේඛිය මාර්ගවල ගමන් ගන්නා අතර, ඒවායෙහි පර්‍යාගේ තබන ලද වස්තුවල ජායා ඇති කරයි.
- ඒවාට ඒවායේ පර්‍යාගේ තබන ලද හබල් සකයක් වලනය කළ හැකි ය.
- මෙම කිරණ දන ලෙස ආරෝපිත වන අතර, විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රයකට හාජන කළ විට ඒවා එහි සාණ ලෙස ආරෝපිත තහවුව වෙත උත්තුමය වේ.
- දන කිරණවල ස්වභාවය, විසර්ජන තළයේ අඩංගු වායුව මත රඳා පවතී. විවිධ වායුවලින් ඇති වන්නේ වෙනස් ස්කන්ධ සහ වෙනස් ආරෝපණවලින් යුත් අංශවලින් සමන්විත විවිධාකාර දන කිරණයි. මේ නිසා වෙන් වෙන් වායුවලින් ලැබෙන දන කිරණ අංශවල E/m අනුපාතය නියත නො වේ.

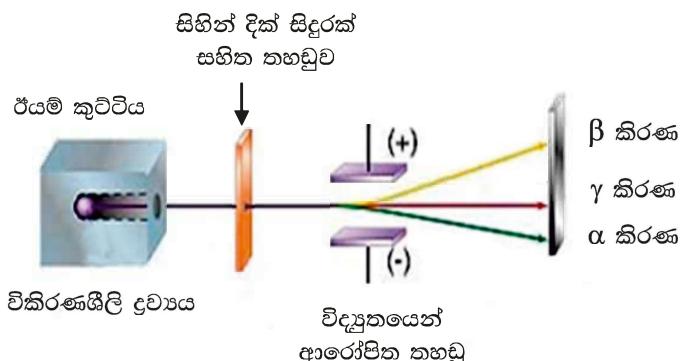
මේ 'කිරණ' වූම්බක ක්ෂේත්‍රයක දී කෙසේ උත්තුම වේ දැයි සෙවීම සඳහා 1907 දී කරන ලද අධ්‍යයනයකින් අනාවරණය වූයේ ඒවා නිර්මිත වී ඇති අංශ ස්කන්ධයෙන් එකිනෙකට වෙනස් බවයි. මේ අතරින් සැහැල්පුතම අංශ සැදෙන්නේ නළය තුළ හයිටුජන් වායුව යම් තරමක් හෝ අන්නතර්ගතව තිබෙන විට ය. ඒ අංශවල ස්කන්ධය ඉලෙක්ට්‍රෝනයක ස්කන්ධය මෙන් 1840

ගුණයක් පමණ වේ. වෙනත් දන අංශ, සැහැල්ලුම දන අංශවේ ස්කන්ධයෙහි ගුණාකාර විය. එම නිසා මෙය උප පරමාණු අංශවක් විය යුතුය. ඒවා ප්‍රෝටෝන ලෙස නම් කරන ලදී. ප්‍රෝටෝනයක සාපේශ්‍ය ස්කන්ධය එකකි. මේ අනුව ප්‍රෝටෝනයේ ස්කන්ධය $1.6 \times 10^{-24} \text{ g}$ හෝ 1.007276 u (පරමාණුක ස්කන්ධය ඒකකය) හෝ Da බෝල්ටන් (Daltons). (පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකකය, අනිතයේ දී amu ලෙස සංකේතවත් කර ඇත)

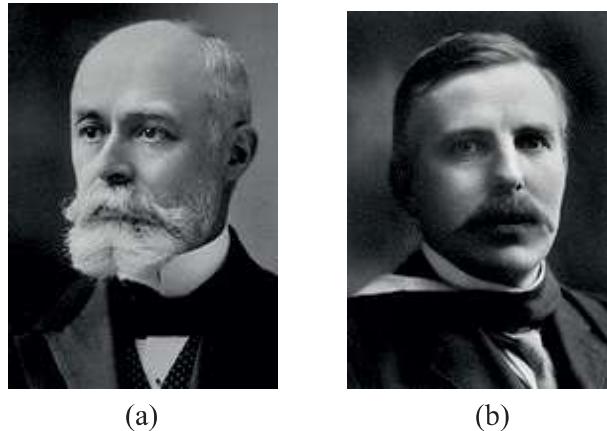
ප්‍රෝටෝනයක ආරෝපණය ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ආරෝපණයට සමාන හා ප්‍රතිච්‍රිත වේ. මේ අනුව ප්‍රෝටෝනයක තිරපේශී ආරෝපණය (දන) කුලෝම 1.6×10^{-19} කි. ඕනෑම අංශවක් විසින් දරන්නා වූ කුඩාතම දන ආරෝපණය වන මෙය ඒකක 1ක දන ආරෝපණයක් සේ සැලකේ. ප්‍රෝටෝනයක සාපේශ්‍ය ආරෝපණය +1 කි.

ප්‍රංශ ජාතික විද්‍යාංශයක වූ හෙන්රි බෙකරල් (1852-1908) විසින් 1896 දී විකිරණයිලතාව සෞයා ගැනීමෙන් ඉක්තිත් බ්‍රේතාන්‍ය ජාතික හොතික විද්‍යාය ශ්‍රීමත් අර්නස්ට් රදුරුඩ් (1871-1973) විකිරණයිලි ද්‍රව්‍යවලින් තුන් ආකාරයක විකිරණ, එනම් ඇල්ගා (α), බේවා (β) හා ගැමා (γ) කිරණ නිකුත් වන බව පෙන්වා දුන්නේ ය. මින් α සහ β විකිරණ විද්‍යාත් ශේෂුයකින් උත්තුමයට ලක් වේ.

ඇල්ගා (α) කිරණ, α අංශ යනුවෙන් හැඳින්වෙන දන ලෙස ආරෝපිත අංශවලින් සමන්වීත වන අතර, එබැවින් ඒවා දන ආරෝපිත තහඩුවකින් ඉවතට උත්තුම වේ. බේවා (β) කිරණ β අංශවලින් යුතුක්ත වන අතර, ඒවා අනන්‍යතාවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන හා සම වේ. β අංශ සාර්ථක ලෙස ආරෝපිත තහඩුවකින් ඉවතට උත්තුම වේ. විකිරණයිලි විකිරණ අතුරින් තුන් වැනි වර්ගය අධිකක්ති විකිරණ වර්ගයක් වන ගැමා (γ) කිරණයි. X කිරණ සේ ම මේවා ද ආරෝපණයකින් තොර වන අතර, බාහිර විද්‍යාත් හෝ වූම්බක ශේෂුයක බලපෑමට යටත් නො වේ.



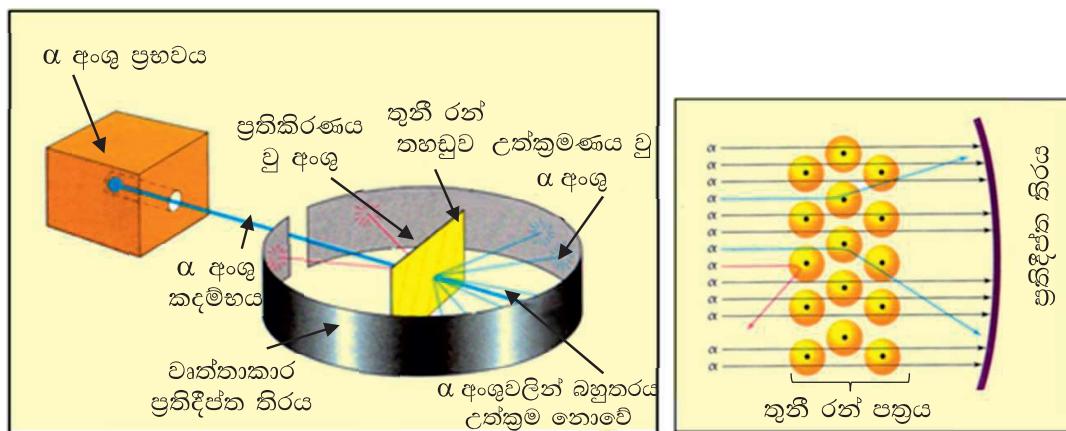
1.9 රුපය විද්‍යාත් ශේෂුයක ඇල්ගා (α), බේවා (β) සහ ගැමා (γ) කිරණවල හැසිරීම



1.10 රුපය (a) හෙන්රි බෙකරල් සහ (b) අර්තස්ට්‍රෝ රදුලරඩ් සාම්වරයා

1.1.4 රදුනරංචිගේ රන්පත් පරික්ෂාව

1908-09 අතර කාලයේ දී රඳුවරඩ් මහුගේ සහායක, ජර්මන් ජාතික හොතික විද්‍යායු ජෝජ්න්ස් භාබ්ස් විල්හෙල්ම ගයිරේගේ (1882-1945) හා එවකට උපාධි අපේක්ෂකයකු වූ ඇර්නස්ට මාස්ඩින්ගේ ද සහාය ඇතිව, විකිරණයිලි ප්‍රහවයකින් තිබුත් වන ආ අංශ, රන් අනුලු වෙනත් ලේඛවල ඉතා තුනි ලෝ පත් වෙත එල්ල කරුම්න් පරිශ්වය ගණනාවක් පැවැත්වී ය.

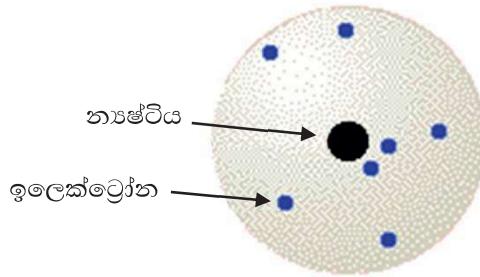


1.11 රුපය රදනර්ඩිගේ රන්පත් පරික්ෂාව

අංගුවලින් බහුතරය උත්තුමයකින් තොරව, නැතහෙත් ඉතා අල්ප උත්තුමයකින් යුත්ක්තව රන්පත විනිවිද යන බව ඔවුනු නිරීක්ෂණය කළහ. ඒ අතර අංගුවලින් කිහිපයක් පමණක් විශාල කේෂණයකින් උත්තුම වන බව හෙවත් ප්‍රකිරණයට ලක් වන බව ඔවුනු දුටහ. තවද ද, අංගුවලින් ඉතා සූජ සංඛ්‍යාවක් රන් පත්‍රයේ වැදි පොලා පැනීම නිසා ඒවා පැමිණි දිගාවට ම පරාවර්තනය විය.

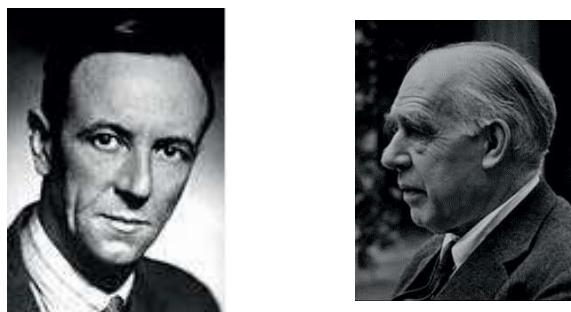
මෙ පරිස්‍යනයේ ප්‍රතිඵල පැහැදිලි කරනු වස් පරමාණුවෙන් වැඩි කොටසක් හිස් අවකාශය විය යුතු යැයි යෝජනා කරමින් රදර්කඩ් පරමාණුව සඳහා තව ආකෘතියක් ඉඩිපත් කළේ ය.

යෝජිත ව්‍යුහය, α අංගුවලින් බහුතරයක් උත්තුමයකින් තොර ව, නොඩේ නම් ඉතා අල්ප උත්තුමයක් පමණක් ඇති ව රන්පත හරහා ගමන් කිරීම පැහැදිලි කරයි. පරමාණුවෙහි දන ආරෝපණ සියල්ල එහි කේත්දයහි වූ සහ හරයක හෙවත් න්‍යාශේරියක ඒකරායි වී ඇත. ප්‍රතිරූප පරීක්ෂාවේදී α අංගුවක් න්‍යාශේරියට ආසන්නව පැමිණෙන කළේහි එය අධික විකර්ෂණ බලයකට පාතු වන අතර, එහෙයින් ම විශාල උත්තුමයකට ද ලක් වේ. තවද ද කෙළින් ම න්‍යාශේරිය එල්ලේ එන අංගුවක් අතිප්‍රබල විකර්ෂණයකට භාජන වන බැවින් එයට වලනය වන අංගුව සම්පූර්ණයෙන් ම ආපසු හරවා යැවිය හැකි ය.



1.12 රුපය රදුරුඩිගේ පරමාණුක ආකෘතිය (1911)

පසුකාලීනව, විශේෂයෙන් ම ස්කන්ධ වර්ණාවලික්ෂණය පදනම් කොට සිදු කරන ලද අධ්‍යයනවලින් පෙන්වුම් කරන ලද්දේ පරමාණුවල ස්කන්ධය, එවායේ ඇතුළත් පෞටෝනවල හා ඉලෙක්ට්‍රෝනවල ස්කන්ධයට වඩා වැඩි බවයි. එම නිසා පරමාණුවේ ස්කන්ධයට දායක වන තවත් උප අංගුවක් තිබිය යුතු වේ. 1932 දී මූත්‍රානා විද්‍යායෙකු වූ ශ්‍රීමත් ජේම්ස වැඩ්වික් (1891-1972) විසින් නිශ්චලෝෂනය සොයා ගනු ලැබේ. නිශ්චලෝෂනයේ ආරෝපණය ඉන්න (0) වන අතර, එහි ස්කන්ධය $1.6749 \times 10^{-24} \text{ g}$ හෙවත් 1.008665μ වේ.

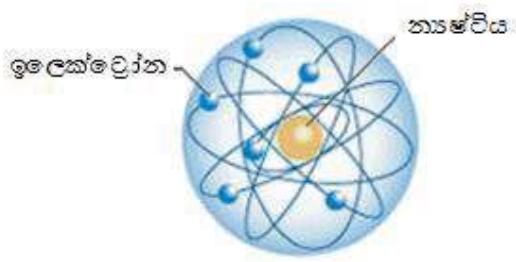


(a) (b)

1.13 රුපය (a) ශ්‍රීමත් වැඩ්වික් සහ (b) නීල්ස් බෝර්

රදුරුඩිගේ කාලයේ පටන් හොතික විද්‍යායෙන් විසින් වඩ වඩාත් පරමාණුක න්‍යාශේරිය ගැන හැදැරීම කරන ලදී. 1913 දී බෙන්මාර්ක් ජාතික හොතික විද්‍යායෙකු වූ නීල්ස් හෙන්ඩ්‍රික් කේවිඩ් බෝර් (1885-1962) එවකට දැන තිබූ අදහස් සම්පිණිතය කරමින්, හිරු වටා ග්‍රහලෝක පරින්මණය වන්නේ යම් සේ ද පරමාණුක න්‍යාශේරිය ද ඒ වටා වූ කක්ෂවල

පරිභුමණය වන ඉලක්ටෝනවලින් වට වී ඇති බව යෝජනා කළේ ය. තවද ද හේ ඉලක්ටෝන පරමාණුක කැපවල ස්ථීර ව පිහිටීමට නම් න්‍යෂේරිය හා ඉලක්ටෝන අතර පවත්නා විද්‍යුත්-ස්ථීරික බල ඉලක්ටෝනයක් මත ඇති කෙරෙන කේන්ද්‍රාපසාරි බලයට සමාන බව උපග්‍රහණය කළේ ය. වෙනත් වචනවලින් කිව හොත් ඉලක්ටෝනවලට න්‍යෂේරියේ සිට ඇති දුර නියතව පවත්වා ගනිමින් ඉලක්ටෝනවලට න්‍යෂේරිය වටා නියත වේයකින් ගමන් කිරීමට සිදු වේ. බෝර් විසින් ඉදිරිපත් කරන ලද මේ පරමාණුක ආකෘතිය රදුරුඩ්-බෝර් ආකෘතිය හෙවත් බෝර් ආකෘතිය යනුවෙන් හඳුන්වනු ලැබේ. න්‍යෂේරිය තුළ හමුවන අංගු නියුක්ලියෝන ලෙස හැඳින්වේ. එබැවින් පරමාණුවේ ප්‍රෝටෝන සහ නියුටෝන, නියුක්ලයෝනවල සංරචක වේ. නියුක්ලයෝන යනු නිශ්චිත වූ ප්‍රෝටෝන සහ නියුටෝන සංඛ්‍යාවක් ඇති පරමාණුවක න්‍යෂේරියකි. (නියුක්ලයෝන සියලුල) එමනිසා නියුක්ලයෝන යනු නියුක්ලයෝනවල සංයුත්ත අංගුන් වේ.



1.14 රුපය බෝර් ආකෘතිය

1.1.5 පරමාණුක ක්‍රමාංකය, සමස්ථානික හා ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය

රදුරුඩ්ගේ සම-සහකරුවක් වූ ඉංග්‍රීසි හොතික විද්‍යායු හෙන්රි ග්‍රැන් ජේජ්ල් (1887-1915), න්‍යෂේරියෙහි දන ආරෝපණ සංඛ්‍යාව වැඩි වන්නේ ඉලක්ටෝන ඒකක එකින් එක බව සෞයා ගත්තේ ය. එක් එක් මූලද්‍රව්‍යයේ පරමාණුවකට රේට ම ලාක්ෂණික වූ ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාවක් ඇත. කිසියම් සුවිශේෂ මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණුවක ඇති ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව එහි පරමාණුක ක්‍රමාංකය යනුවෙන් හැඳින්වේ.

$$\text{පරමාණුක ක්‍රමාංකය (Z) = ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව = පරමාණුවක ඉලක්ටෝන සංඛ්‍යාව}$$

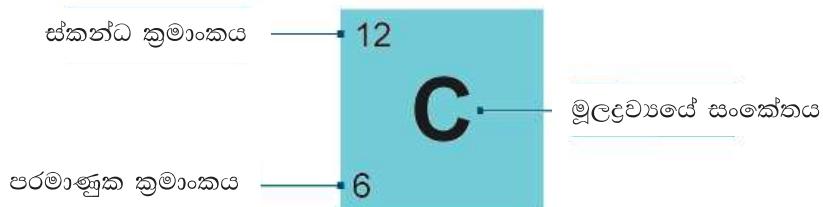
පරමාණුවක ඉදෑර විද්‍යුත් ආරෝපණයක් තොමැති හෙයින් එහි ඇතුළත් ඉලක්ටෝන සංඛ්‍යාව එම පරමාණුවේ න්‍යෂේරියෙහි අඩංගු ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාවට සමාන වේ. නිදුසුනක් ලෙස කාබන් මූලද්‍රව්‍යයේ සියලු පරමාණු ප්‍රෝටෝන හයකින් හා ඉලක්ටෝන හයකින් යුත්ත වන අතර, ඔක්සිජන්වල සියලු පරමාණුවල ප්‍රෝටෝන අවක් හා ඉලක්ටෝන අවක් අඩංගු ය. ඒ අනුව කාබන්වල පරමාණුක ක්‍රමාංකය 6 ද ඔක්සිජන්වල පරමාණුක ක්‍රමාංකය 8 ද වේ.

ල්‍යිතානාස විද්‍යායුන් වූ ජේ.ජේ. තොමැසන් සහ ග්‍රැන්ඩ්ස් විලියම් ඇස්ටන් (1877-1945) විසින් නිපදවන ලද ස්කන්ධ හේද මානය, මූල් ම වරට සමස්ථානික (නියෝග්‍රැෆ්) සෞයා ගැනීම සඳහා 1912-13 අතර කාලයේ දී ඔවුන් විසින් හාවිත කරන ලදී. දෙන ලද මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණු එවායේ අන්තර්ගත නියුටෝන සංඛ්‍යාවෙන් වෙනස් විය හැකි ය. එබැවින් එවායේ ස්කන්ධය ද

එකිනෙකින් වෙනස් විය හැකි ය. පරමාණුවක ඇති ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාවේ හා නියුටෝන සංඛ්‍යාවේ එකතුව එහි ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය නම් වේ.

$$\text{ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය (A) = ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව (Z) + නියුටෝන සංඛ්‍යාව}$$

කිසියම් පරමාණුවක් දැක්වීම සඳහා මූල්‍යවායේ සංකේතයෙහි වම් පස ඉහළ කෙළවරින් ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය ලියනු ලබන අතර, වම් පස පහළ කෙළවර වෙන් වන්නේ පරමාණුක ක්‍රමාංකය සඳහා ය. කෙසේ ව්‍යව ද රසායනික සංකේතයෙන් ද පරමාණුක ක්‍රමාංකය ගම්‍ය වන බැවින් සාමාන්‍යයෙන් එය සංකේතය සමග තො දැක්වේ.



1.15 රුපය කාබන්වල පරමාණුක සංකේත

1.1 නිදුෂුන

^{197}Au පරමාණුවක ඇති ප්‍රෝටෝන, නියුටෝන හා ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව කවරේ ඇ?

පිළිතුර:

උපුපෙළ 197 ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය ($\text{ප්‍රෝටෝන} + \text{නියුටෝන}$) වේ. ආවර්තිතා වගුවේ පෙන්නුම් කෙරෙන පරිදි රන්වල පරමාණුක ක්‍රමාංකය 79 වේ. එහෙයින් ^{197}Au පරමාණුවක ප්‍රෝටෝන 79ක්, ඉලෙක්ට්‍රෝන 79ක් හා නියුටෝන $197 - 79 = 118$ ක් ඇතුළත් ය.

සමාන පරමාණුක ක්‍රමාංකවලින් යුත් එහෙන් වෙනස් ස්කන්ධ ක්‍රමාංක සහිත (එනම් එක ම ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යා සහ වෙනස් නියුටෝන සංඛ්‍යා සහිත) පරමාණු එකිනෙකෙහි සමස්ථානික යනුවෙන් හැඳින්වේ.

නිදුෂුනක් ලෙස කාබන්වල පරමාණුවලින් බොහෝමයකට ඇත්තේ නියුටෝන ක් නමුදු ඇතැම් පරමාණුවලට රට වැඩි නියුටෝන ගණනක් ඇත. ප්‍රෝටෝන ක් හා නියුටෝන ක් ඇති කාබන් පරමාණුවල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය 12ක් වන අතර, ඒවා ^{12}C ලෙස නිරුපණය කෙරේ. එසේ ම ප්‍රෝටෝන 6ක් සහ නියුටෝන 7ක් ඇති කාබන් පරමාණුවල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය 13ක් වන අතර ඒවා ^{13}C ලෙස ද ප්‍රෝටෝන 6ක් හා නියුටෝන 8ක් ඇති කාබන් පරමාණුවල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය 14ක් වන අතර, ඒවා ^{14}C ලෙස ද පෙන්නුම් කෙරේ.

මූලද්‍රව්‍යක ස්වභාවයෙන් ස්ථාපිත වන සමස්ථානික ස්ථාපිත සමස්ථානික ලෙස ද, ස්ථාපිත නොවන සමස්ථානික විකිරණයිලි සමස්ථානික ලෙස ද හැඳින්වේ.

1.1.6 පරමාණුක ස්කන්ධ පරිමාණය

පරමාණු යනු ඉතා කුඩා පදාර්ථමය කොටස් බැවින් ඒවාට ස්කන්ධයක් ඇත. කෙසේ වුව ද මෙබදු ඉතා කුඩා ස්කන්ධ ආග්‍රිතව කටයුතු කිරීමේ දී ඒකීකරණය කරන ලද පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකකය (u) හාවිතයට ගැනීම පහසු ය.

$$1 \text{ u} \text{ හෝ } 1\text{Da} \text{ (පර amu)} = \frac{12 \text{ g}}{6.02214 \times 10^{23}} \times \frac{1}{12} = 1.66054 \times 10^{-24} \text{g}$$

$$1 \text{ u} = 1.66054 \times 10^{-24} \text{ g} \quad \text{හා} \quad 1\text{g} = 6.02214 \times 10^{23} \text{ u හෝ Da}$$

මෙහි ඒකීකරණය කරන ලද පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකකය (u), අර්ථ දක්වනු ලබන්නේ කාබන්වල රසායනික වශයෙන් නොබැඳුණු ^{12}C සමස්ථානිකයේ පරමාණුක ස්කන්ධයෙන් හරියටම 1/12 ලෙස ය. මේ ඒකකයෙන් ^1H පරමාණුවක ස්කන්ධය 1.0078 u හෝ Da වන අතර ^{16}O පරමාණුවක ස්කන්ධය 15.9949 u හෝ Da වේ.

1.1.7 මූලද්‍රව්‍යක මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය සහ සාපේශ්‍ය පරමාණුක ස්කන්ධය බොහෝ මූලද්‍රව්‍ය ස්වභාවයෙහි පවතිනුයේ සමස්ථානික මිශ්‍රණ වශයෙහි. පරමාණුවක ස්කන්ධය, සාපේශ්‍ය පරමාණුක ස්කන්ධය හෝ පරමාණුක ස්කන්ධය ලෙස ලබා දිය හැක. මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය, මූලද්‍රව්‍යයේ සමස්ථානිකවල ස්කන්ධ ඒවායේ සාපේශ්‍ය පුහුනාවලින් ගුණකර එකතු කිරීමෙන් ලබා ගත හැකි ය.

$$\text{මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය} = \sum (\text{සමස්ථානික ස්කන්ධය}) \times (\text{හානික සමස්ථානික සුලභතාව})$$

1.2 තිදුස්‍යන

ස්වාභාවිකව පවත්නා කාබන් ^{12}C , 98.93%කින් ද ^{13}C , 1.07%කින් ද නොගිනිය හැකි තරම් ^{14}C ප්‍රමාණයකින් ද සමන්විත ය. එම මූල් සමස්ථානික දෙකෙහි ස්කන්ධ පිළිවෙළින් 12 u (හරියට ම) සහ 13.00335 u වේ. මේ අනුව කාබන්වල මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය ගණනය කරන්න.

පිළිතුර:

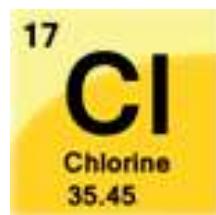
$$(0.9893 \times 12.00 \text{ u}) + (0.0107 \times 13.00335 \text{ u}) = 12.01 \text{ u}$$

පරමාණුක ස්කන්ධය, පරමාණු මට්ටලයක ස්කන්ධයක් ලෙස (g mol^{-1} ඒකකවලින්) ප්‍රකාශ කරනු ලබන කළේහි රට මූල්‍යවායේ නොහොත් පරමාණුවේ මට්ටික ස්කන්ධය යැයි කියනු ලැබේ.

$1\text{g} = 6.02214 \times 10^{23}$ එහා පරමාණු මට්ටල එකක් පරමාණු 6.02214×10^{23} බැවින් කාබන්ටල මට්ටික ස්කන්ධය 12.01 g mol^{-1} වේ.

සාපේෂම පරමාණුක ස්කන්ධය (Ar) මාන රහිත හොඳික රාජියකි. එය මූල්‍යවායක පරමාණුවල මධ්‍යක ස්කන්ධය සහ (ඒකීකරණය කරන ලද පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකකය යනුවෙන් හැඳින්වෙන) කාබන්-12 පරමාණුවේ ස්කන්ධයෙන් $1/12$ අතර අනුපාතයකි. එබැවින් කාබන්ටල සාපේෂම පරමාණුක ස්කන්ධය 12.01 වේ.

ආචාර්යීනා වගුවේ, මූල්‍යවායක සාපේෂම පරමාණුක ස්කන්ධය සාමාන්‍යයෙන් මූල්‍යවායේ සංකේතයට පහළින් දක්වනු ලැබේ.



1.1.8 අයන

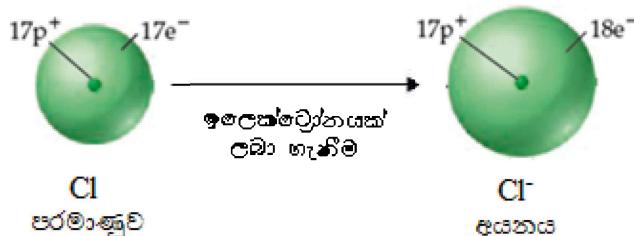
රසායනික ක්‍රියාවලියක් මගින් පරමාණුවක ත්‍යාපිත වෙනසකට හාජන නො වේ. එහෙන් ඇතැම් පරමාණුවලට පහසුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කිරීමට ද ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමට ද හැකි ය. පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් වුව හොත්, නැත හොත් රට ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු වුව හොත් සැදෙන්නේ ආරෝපිත අංශුවකි. එය අයනයක් යනුවෙන් හැඳින්වේ. ධන ආරෝපණයක් සහිත අයනයක් කුටායනයක් යනුවෙන් ද සාමාන්‍ය ආරෝපණයක් සහිත අයනයක් ඇතායනයක් යනුවෙන් ද නම් කෙරේ.

උදා: ප්‍රෝටෝන 11කින් හා ඉලෙක්ට්‍රෝන 11කින් යුත් සෝඩියම් පරමාණුවකට එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පහසුවෙන් බැහැර කළ හැකි ය. එහි ප්‍රතිථිලය වශයෙන් ඇති වන කුටායනයෙහි ඇත්තේ ප්‍රෝටෝන 11ක් සහ ඉලෙක්ට්‍රෝන 10ක්. එනම් එහි ගුද්ධ ආරෝපණය +1කි.



1.16 රුපය සෝඩියම් පරමාණුවක අයනීකරණය

උදා: පෝටෝන 17කින් හා ඉලෙක්ට්‍රෝන 17කින් යුත් ක්ලෝරීන් පරමාණුවකට රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල දී ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ලබා ගනිමින Cl^- අයනයක් නිපදවිය හැකි ය.



1.17 රුපය ක්ලෝරයිඩ් අයනය සඳීම

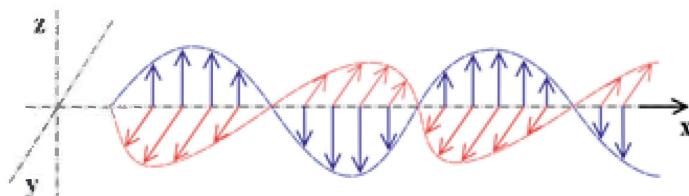
අයනයක මූල් ආරෝපණය දක්වනු ලබන්නේ පරමාණුක සංකේතයේ දකුණු පස උඩු පෙළක් ලෙස ය. එබැවින් (යකඩ පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන තුනක් ඉවත් වී සැදෙන) ගෙරික් අයනයක් මෙසේ පෙන්නුම් කෙරේ.



Na^+ හා Cl^- වැනි සරල අයනවලට අමතර ව NH_4^+ (අැමෝනියම් අයනය) හා SO_4^{2-} (සල්ගේට් අයනය) වැනි බහුපරමාණුක අයන ද වේ. අණුවල මෙන් ම මෙවායෙහි ද එකිනෙකට බැඳුණු පරමාණු අඩංගු වන නමුත් එවාට ගුද්ධ දහ හෝ ගුද්ධ සානු ආරෝපණයක් ඇත.

1.2 විද්‍යුත්-වුම්බක විකිරණ හා පදාර්ථයේ තරංගාකාර ගුණ

පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝනික ව්‍යුහය පිළිබඳව අප විසින් අවබෝධ කර ගෙන ඇති කරුණුවලින් බොහෝමයක් පැමිණ ඇත්තේ දුවන මගින් විශේෂවනය කෙරෙන, නැත හොත් අවශ්‍යාත්මකය කෙරෙන ආලෝකය විශ්ලේෂණයෙනි. විද්‍යුත්-වුම්බක විකිරණ සමන්විත වී ඇත්තේ විද්‍යුත්-වුම්බක තරංග යනු රික්තයක් තුළ ආලෝකයේ වේගයෙන් ප්‍රවාරණය වන එකිනෙක සමග සම්පාත වූ විද්‍යුත් හා වුම්බක සෙෂ්තු වේ. මේ සෙෂ්තු දෙකකි දේශීලන එකිනෙකට ලම්බක වන අතර, තරංගය ප්‍රවාරණය වන දිකාවට ද ලම්බ වේ.

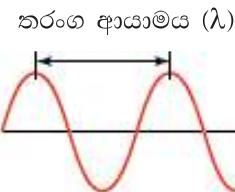


1.18 රුපය විද්‍යුත්-වුම්බක විකිරණ

අපේ ඇසින් අප දකින ආලෝකය හෙවත් දායා ආලෝකය විද්‍යුත්-වුම්බක විකිරණවල එක් ස්වරුපයකි. සියලු ආකාරයේ විද්‍යුත්-වුම්බක විකිරණ රික්තයක් තුළ දී ආලෝකයේ

වේගයෙන් (c), එනම් $2.998 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ක වේගයෙන් ගමන් ගන්නා ඇතර, තරංගාකාර ගුණවලින් යුතු ය. ඒවා තරංග ආවර්තිත වේ. මෙයින් අදහස් වන්නේ ඒවායේ ශීර්ෂවල හා නිමිනවල රටාව නියත අන්තරවල දී යළි යුතු ප්‍රතිචාර වන බව ය. යාබද ශීර්ෂ දෙකක් හෝ නිමින දෙකක් ඇතර දුර (වකුයක දුර) තරංග ආයාමය (λ) නම් වේ. තත්පරයක් තුළ යම් ලක්ෂණයක් පසු කර යන සම්පූර්ණ තරංග ආයාම සංඛ්‍යාව හෙවත් වතු සංඛ්‍යාව තරංගයේ සංඛ්‍යාතය (v) නම් වේ. සංඛ්‍යාතය ප්‍රකාශ කෙරෙනුයේ තත්පරයට වතු ලෙස හෙවත් හේට්ටිස් (Hz) යන ඒකකයෙනි. වතු ඇති බව තහවුරු වූ බැවින් හර්ටිස් ඒකකයෙන් බොහෝ විට ප්‍රකාශ වනුයේ 'තත්පරයට' යන්න හැරවෙන s^{-1} ලෙස ය. මේ අනුව,

$$c = v\lambda$$



1.19 රුපය විද්‍යුත්-වුමිනක තරංගයක්

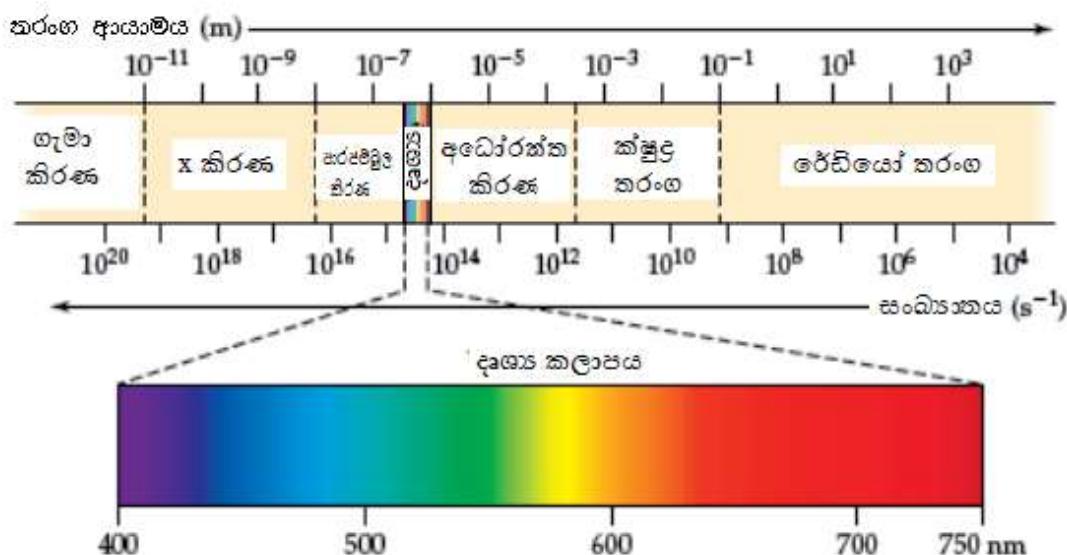
1.3 නිදසුන

පොදු ස්ථාන ආලෝකවත් කිරීමට යොදන සේවීයම් වාශ්ප පහන්වලින් නිකුත් කෙරෙන කහ ආලෝකයෙහි තරංග ආයාමය 589 nm වේ. මේ විකිරණයෙහි සංඛ්‍යාතය ගණනය කරන්න.

පිළිතුර :

$$v = \frac{c}{\lambda} = \left(\frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{589 \text{ nm}} \right) \left(\frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} \right) = 5.09 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

විවිධ වර්ගයේ විද්‍යුත්-වුමිනක විකිරණ විවිධ ගුණවලින් යුතු ය. ඒ ඒවායේ තරංග ආයාම එකිනෙකින් වෙනස් බැවිනි. විද්‍යුත්-වුමිනක විකිරණ ඒවායේ තරංග ආයාමවල ආරෝහණ පිළිවෙළ අනුව පෙළගැස්වූ විට ලැබෙන්නේ විද්‍යුත්-වුමිනක වර්ණවලියයි.



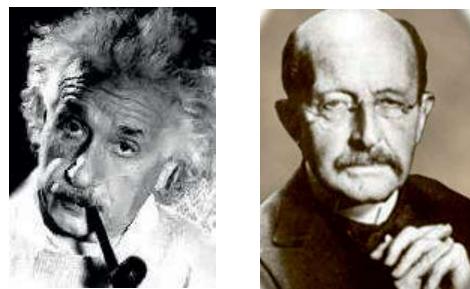
1.20 රුපය විද්‍යාත්-වූම්බක වර්ණාවලිය

1.2.1 ශක්ති ක්වොන්ටමිකරණය

1900 දී ජර්මන් ජාතික හොතික විද්‍යායුයකු වූ මැක්ස් ඒල්ජාන්ක් (1958 - 1947) ශක්තිය ක්වොන්ටමිකරණය වී ඇති බව ප්‍රකාශ කළේ ය. මින් අදහස් වන්නේ පරමාණුවලින් ශක්තිය විමෝචනය වන්නේ, නැත් හොත් අවශ්‍යාත්‍යන් වන්නේ යම් අවමයකින් යුත් විවිධ ප්‍රමාණ වගයෙන් බවයි. විද්‍යාත්-වූම්බක විකිරණ ලෙස විමෝචනය විය හැකි, නො එසේ නම් අවශ්‍යාත්‍යන් විය හැකි මේ කුඩාතම ශක්ති ප්‍රමාණවලට ඒල්ජාන්ක් විසින් දෙන ලද නම වූයේ 'නිශ්චිත ප්‍රමාණ' යන අරුතැති ක්වොන්ටම යන්නයි. ඔහු විසින් යෝජනා කරන ලද පරිදි එක් ගක්ති ක්වොන්ටමයක ශක්තිය E , විකිරණයේ සංඛ්‍යාතය එක්තරා නියතයකින් ගුණ කළ විට ලැබෙන ගුණීතයට සමාන වේ.

$$E = h\nu$$

මෙහි h යනු ඒල්ජාන්ක් නියතය ලෙස හැඳින්වෙන නියතයක් වන අතර, එහි අගය $6.626 \times 10^{-34} \text{ J s}$ (ප්‍ර්‍රලේ තත්පර) වේ.



(a)

(b)

1.21 රුපය (a) ඇල්බට අයින්ස්ට්‍යුදින් හා (b) මැක්ස් ඒල්ජාන්ක්

ප්ලාන්ක්ගේ ක්වොන්ටම්වාදය තවදුරටත් අහිවරධනය කළ ඇල්බට අයින්ස්ට්ටින් (1879-1955), 1905 දී අපෝහනය කළේ ලෝහ පාශ්චියකින් නිකුත් වන විකිරණ කුඩා ගක්ති පොදු වශයෙන් හැසිරෙන බව ය. 'ගක්ති අංශුවක' ලෙස ක්‍රිය කරන එක් පොදියක් ගෝටෝනයක් වශයෙන් හඳුන්වනු ලැබේ. එක් ගෝටෝනයක අඩංගු ගක්තිය ප්ලාන්ක් නියතය, අදාළ තරංගයේ සංඛ්‍යාතයෙන් ගුණ කිරීමෙන් ලැබේ.

$$\text{ගෝටෝනයක ගක්තිය} = E = h\nu$$

1.4 තිදුෂුන

තරංග ආයාමය 589 nm වූ තහ ආලෝකයේ ගෝටෝනයක ගක්තිය ගණනය කරන්න.

පිළිතුර :

$$v = \frac{c}{\lambda} = 5.09 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$E = h\nu = (6.626 \times 10^{-34} \text{ J s}^{-1}) \times 5.09 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} = 3.37 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\begin{aligned} \text{විකිරණය වන එක් ගෝටෝනයකින් සැපයෙන ගක්තිය} & 3.37 \times 10^{-19} \text{ J නම්, මේ ගෝටෝන} \\ \text{මුළුයකින් සැපයෙන ගක්තිය} & \\ & = (6.02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}) (3.37 \times 10^{-19} \text{ J}) \\ & = 2.03 \times 10^5 \text{ J mol}^{-1} \end{aligned}$$

හයිඩුජන් පරමාණුව සඳහා බොර් ආකෘතිය සංවර්ධනය කිරීමට පසුකාලීන ව, පරීක්ෂණාත්මක තත්ත්වවලට අනුව, විකිරණවලට තරංගාකාර ගුණ හා අංශුමය (ගෝටෝන) ගුණ තිබිය හැකි බව විද්‍යායුයෙළ තහවුරු කළහ.

ලුව් ඩී බෝර්ලි (1892 – 1987) මේ අදහස තව දුරටත් අහිවරධනය කරමින්, උචිත තත්ත්ව යටතේ දී විකිරණ ගක්තියට අංශු දාරාවක් (ගෝටෝන) ලෙස හැසිරිය හැකි බවත්, පදාර්ථයට තරංගයක ගුණ පුද්ගලනය කළ හැකි බවත් පෙන්වා දුන්නේ ය.

පරමාණුවක ත්‍යාගාච්‍රීය වටා වලනය වන ඉලෙක්ට්‍රොනයකට තරංගයක් ලෙස හැසිරිය හැකි බව ද එහින් රට තරංග ආයාමයක් තිබෙන බව ද යෝජනා කළේ ය. ඉලෙක්ට්‍රොනයක තරංග ආයාමය එහි ස්කන්දය m හා එහි ප්‍රවේශය v මත රැදී පවතින බව ද, ඔහු විසින් යෝජනා කරන ලදී.

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv}$$

මෙහි h යනු ප්ලාන්ක් නියතය වේ. මිනැම වස්තුවක් සඳහා mv යන රාකිය එහි ගම්‍යතාවය (p) යනුවෙන් හැඳින්වේ.

ඩී තෝගලි කළුපිතය සියලු පදාර්ථ විෂයයෙහි යෙදිය හැකි බැවින් හා (m) ස්කන්ධයෙන් හා (v) ප්‍රවේශයෙන් යුත් මිනැම වස්තුවකට ලාක්ෂණික පදාර්ථමය තරංගයක් බවට පත් විය තැක්කේ ය. කෙසේ වුව ද, ගොල්ගේ බෝලයක් වැනි සාමාන්‍ය ප්‍රමාණයේ වස්තුවක් ආග්‍රිත තරංග ආයාමය කෙතෙක් කුඩා ද යත් එය නිරික්ෂණය කළ නොහැකි ය. එහෙත් ස්කන්ධයෙන් ඉතා කුඩා ඉලෙක්ට්‍රොනයකට එය එසේ නො වේ.

1.3 පරමාණුවල ඉලෙක්ට්‍රොනික ශක්ති මට්ටම

පරමාණුවක හෝ අයනයක අයනීකරණ ශක්තිය යනු භෞතික අවස්ථාවේ ඇති ඒකලින වායුමය පරමාණුවකින් හෝ අයනයකින් ඉලෙක්ට්‍රොනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය අවම ශක්තියයි. අයනීකරණ ශක්තියේ විශාලත්වයෙන් ඉලෙක්ට්‍රොනයක් පිට කිරීමට කොපමණ ශක්තියක් අවශ්‍ය දැයි ප්‍රකාශ වේ. ඉලෙක්ට්‍රොනයක් බැහැර කිරීම වඩා දුෂ්කර වන් ම අයනීකරණ ශක්තිය ඉහළ යයි.

අනුයාත ලෙස ඉලෙක්ට්‍රොන බැහැර වන් ම දෙන ලද මූල්‍ය විෂය අයනීකරණ ශක්ති අනුකූලික ව වැඩි වේ. මෙසේ වන්නේ බැහැර වන ඉලෙක්ට්‍රොනයක් පාසා, ඉලෙක්ට්‍රොන ඉවත් කළ යුතු වන්නේ වැඩි දෙන ආරෝපණයක් දරන අයනයකින් වන බැවිනි. මෙහි ප්‍රතිඵලය වන්නේ ඒවා ඉවත් කිරීමට වැඩි ශක්තියක් යෙදවය යුතු වීමයි.

අභ්‍යන්තර කවචයකින් ඉලෙක්ට්‍රොනයක් බැහැර කිරීමේ දී අයනීකරණ ශක්තියේ සිදු වන තියුණු නැග්ම, ඉලෙක්ට්‍රොන විවිධ ශක්ති මට්ටම්වල පිහිටා ඇති බවට පැහැදිලි සාක්ෂාත්‍යයකි.

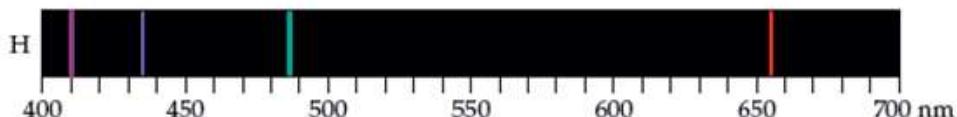
1.1 වගුව සේවීයම්වල සිට ආගන් දක්වා මූල්‍යවාවල අනුයාත අයනීකරණ ශක්ති අගයයන් (I), (kJ mol^{-1})

මූල්‍යවාය	I ₁	I ₂	I ₃	I ₄	I ₅	I ₆	I ₇
Na	496	4562					
Mg	738	1451	7733		(අභ්‍යන්තර කවචයක් ඉලෙක්ට්‍රොන)		
Al	578	1817	2745	11577			
Si	786	1577	3232	4356	16091		
P	1012	1907	2914	4964	6274	21267	
S	1000	2252	3357	4556	7004	8496	27107
Cl	1251	2298	3822	5159	6542	9362	11018
Ar	1521	2666	3931	5771	7238	8781	11995

1.3.1 හසුබුද්‍ය වර්ණවලිය

ආලොක් බල්බ සහ තාරකා ඇතුළු බොහෝ සාමාන්‍ය විකිරණ ප්‍රහව විවිධ තරංග ආයාම රාජියකින් යුත් විකිරණ නිපදවයි. එවැනි ප්‍රහවවලින් නිකුත් වන විකිරණ සංරචක තරංග ආයාමවලට වෙන් කළ විට ඇති වන්නේ වර්ණවලියකි. සියලු තරංග ආයාමවලින් අන්තර්ගත මේ වර්ණ පරාසය සන්කත වර්ණවලියක් යනුවෙන් හැඳින්වේ. සියලු විකිරණ ප්‍රහවවලින් සන්කත වර්ණවලි නිපදවීමක් සිදු නො වේ. උගින් පිඩිනයක් යටතේ ඇති විවිධ වායු අන්තර්ගත නළවලට අධික වොල්ටීයතාවක් යෙදු විට, එම වායු විවිධ වර්ණයන් යුත් ආලොක්ය විමෝචනය කරයි. නිදුසුන් ලෙස නියෝග වායුව නිකුත් කරන්නේ 'නියෝග'

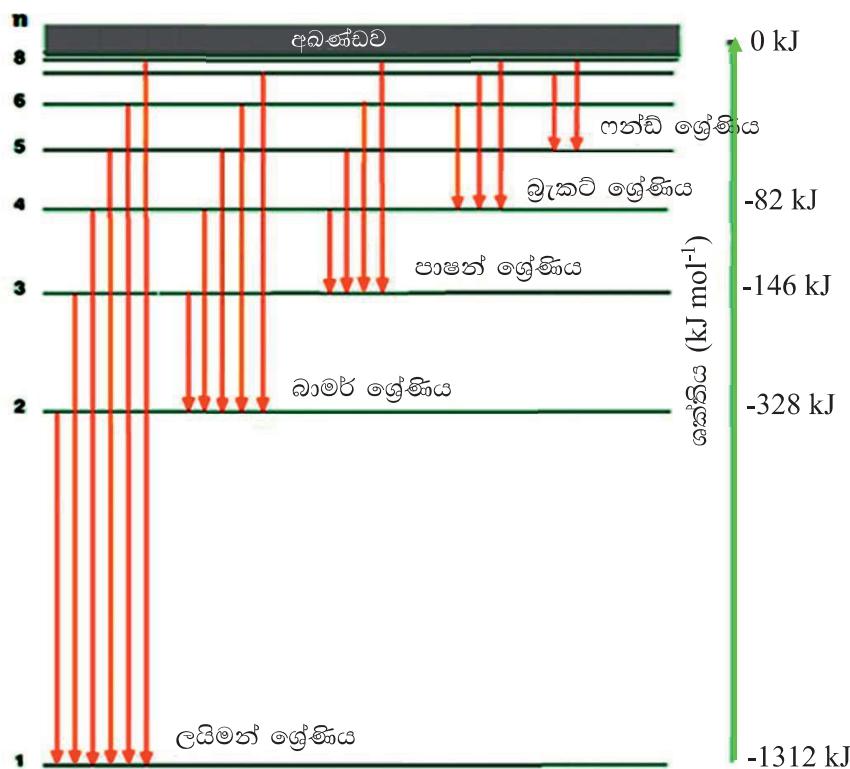
පහත්වල' අපට දැක පුරුෂ රතු-තැකිලි වර්ණයෙන් යුත් දිලිපුමයි. එවැනි නළවලින් නිකුත් වන ආලෝකය ප්‍රිස්මයක් හරහා යැවු විට ප්‍රතිඵල වගයෙන් ලැබෙන වර්ණවලියෙහි ඇත්තේ තරංග ආයාම කිහිපයක් පමණි. සූචිත්‍යෙන් තරංග ආයාම කිහිපයකට පමණක් අදාළ විකිරණවලින් යුත් වර්ණවලියකට රේඛා වර්ණවලියක් යැයි කියනු ලැබේ.



1.22 රුපය හයිඩ්‍රූන්වල රේඛා වර්ණවලිය

1800 මැද භාගයේ දී විද්‍යායෙන් විසින් හයිඩ්‍රූන්වල රේඛා වර්ණවලිය ගැඹුරින් අධ්‍යයනය කරන ලදී. එවක නිරීක්ෂණයට හසු වූයේ තරංග ආයාම සතරකින් යුත් රේඛා සතරක් පමණි. ඒවා 410 nm (දම්), 434 nm (නිල්), 486 nm (නිල්-කොල්) සහ 656 nm (රතු) යන තරංග ආයාමවලට අනුරුප විය.

ගක්තිය ක්වොන්ටිකරණය වී ඇතැයි යන ජ්ලාන්ක්ගේ අදහස හා බද්ධ වූ ගොරු පරමාණුක ආකෘතියට හයිඩ්‍රූන්වල රේඛා වර්ණවලිය පැහැදිලි කිරීමට හැකි වූයේ ය.

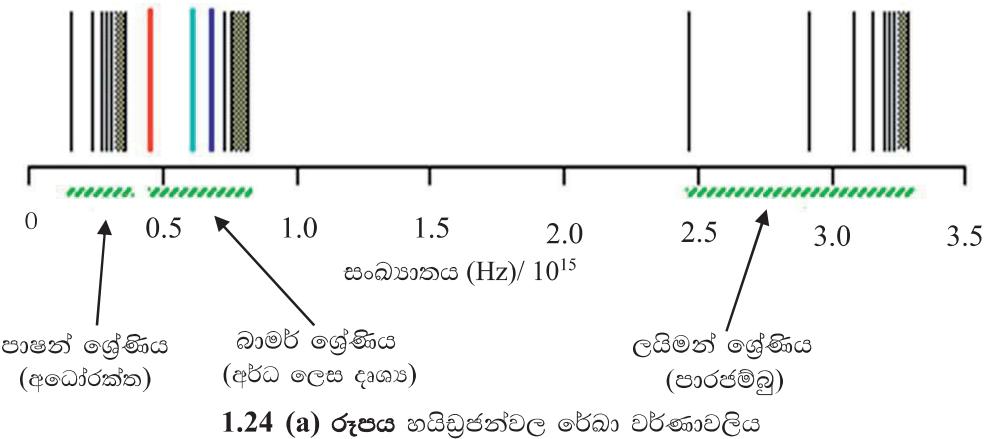


1.23 රුපය හයිඩ්‍රූන්වල සිදු විය හැකි ඉලෙක්ට්‍රොන විමෝචනය

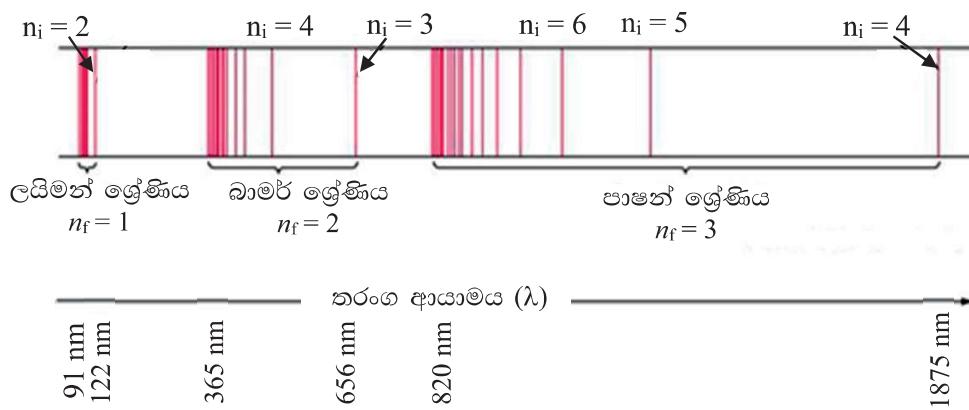
පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රොන පැවතිය හැකි එක් එක් කක්ෂයක් කිසියම් n අගයකට අනුරුප ය (න් බාමර සූචියෙහි පුරුණ සංඛ්‍යාවකි). n වැඩි වන් ම කක්ෂයේ අරය විශාල වේ. මේ අනුව

ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවතිය හැකි පළමු කක්ෂයෙහි (න්‍යෑට්‍රියට සම්පතම කක්ෂයෙහි) $n = 1$ වන අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවතිය හැකි රේග කක්ෂයෙහි (න්‍යෑට්‍රියට දෙවනුව සම්පතම කක්ෂයෙහි) $n = 2$ ඇදී වශයෙන් වේ.

විමෝචන වර්ණවලිය, විමෝචනය ආරම්භ වන ගක්ති මට්ටමේ (n_i) සිට එය අවසන් ගක්ති මට්ටමකට (n_f) ඉලෙක්ට්‍රෝන වැළෙන විට සිදු වන ගක්ති විමෝචනවල ප්‍රතිඵලයකි. එබැවින් මෙකි සංක්මණවල $E_{\text{ණෙකුනය}} = h\nu = hc/\lambda = -\Delta E = -(E_f - E_i)$ වේ. n_i වලට වඩා n_f අඩු බැවින් විමෝචනය සඳහා ΔE සාන් වේ. එනම් මෙහි දී ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් අඩු ගක්ති කක්ෂයකට පතනය වේ. මෙලෙස සිදු විය හැකි විමෝචනවල ප්‍රතිඵලය වන්නේ හයිඩුජන්වල දක්නට ලැබෙන රේඛා වර්ණවලියයි.



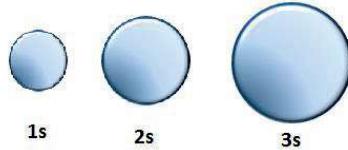
1.24 (a) රුපයෙහි සංඛ්‍යාතය සමග විවෘතනය වන වර්ණවලිය දක්වෙන අතර 1.24 (b) රුපයෙහි තරංග ආයාමය සමග විවෘතනය වන වර්ණවලිය දැක්වේ.



1.3.2 කාක්ෂිකවල හැඩි

පරමාණුවක් වඩා ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පිහිටිමේ සම්භාවනාව, එහි න්‍යෑට්‍රිය වඩා ඉලෙක්ට්‍රෝන සනන්වය ව්‍යාප්ත වී ඇති ආකාරය (කාක්ෂිකවල හැඩිය) අපට පෙන්වා දෙයි.

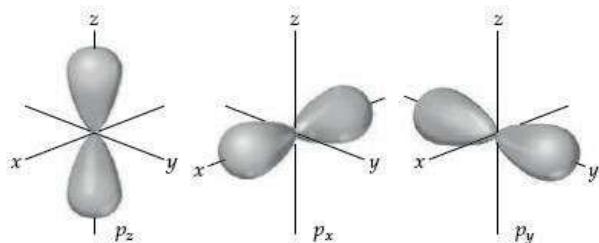
s කාක්ෂීකයක ඉලෙක්ට්‍රෝන සනත්වය ගෝලීයව සම්මිත වන අතර, න්‍යුම්ටිය වටා කේන්දුගත වී ඇත. වෙනත් වචනවලින් කිවහොත් s කාක්ෂීක හැඩයෙන් ගෝලීය ය.



1.25 රුපය s කාක්ෂීකවල හැඩය

එක් p උපකවචයක් සඳහා $m_l = 0$ ගත හැකි අයෙන් වන $-1, 0, 1$ සහ $+1$ ට අනුරුප ව කාක්ෂීක තුනක් වෙයි. s කාක්ෂීකවල මෙන් මේවායෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන සනත්වය ගෝලීය ව ව්‍යාප්ත වී නැත. ඒ වෙනුවට න්‍යුම්ටිය දෙපසින් වූ ඔබු බිම්බෙල් ආකාර පද්ධා දෙකක, ඉලෙක්ට්‍රෝන සනත්වය සාන්දුරුය වී ඇත. මේ ඔබු බිම්බෙල් ආකාර කාක්ෂීකයක් බණ්ඩිකා දෙකකින් යුත්ත වන අතර, එම බණ්ඩිකා න්‍යුම්ටිය මගින් වෙන් වී පවතී.

එක් එක් අය සඳහා වූ p කාක්ෂීක තුන එක ම තරමින් හා හැඩයෙන් යුත්ත වන අතර එකිනෙකට වෙනස් වන්නේ අවකාශීය දිගානතියයෙනි. මේවා p_x, p_y සහ p_z ලෙස නම් කිරීම සුදුසු ය. යටි අකුරින් ප්‍රකාශ වන්නේ කාක්ෂීකය දිගානත වී ඇති කාලීසියානු අස්ථයයි.



1.26 රුපය p කාක්ෂීකවල හැඩය

දෙන ලද කවචයක ඇති d කාක්ෂීක විවිධ හැඩවලින් යුත්ත වන අතර, ඒවායේ අවකාශීය දිගානති ද වෙනස් ය. f කාක්ෂීකවල හැඩ d කාක්ෂීකවල හැඩවලට ද වඩා සංකීර්ණ ය.

1.3.3 කාක්ෂීක හා ක්වොන්ටම් අංක

බෝර් ආකානිය මගින් කක්ෂයක් විස්තර කෙරෙන n නම් වූ එක් ක්වොන්ටම් අංකයක් භාඥුන්වා දෙන ලදී. ක්වොන්ටම් යාන්ත්‍ර විද්‍යා ආකානිය, පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන සැරිසරන කාක්ෂීයක් විස්තර කිරීම සඳහා ගණිතමය වශයෙන් වූත්ත්පන්න කරන ලද n, l හා m_l නම් වූ ක්වොන්ටම් අංක තුනක් ද ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ බැඳීම විස්තර කරන්නා වූ m_s නමැති තවත් ක්වොන්ටම් අංකයක් ද හාවිතයට ගනී.

1. ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය, n

මෙය 1, 2, 3... ලෙස යන දෙන පුරුණ සංඛ්‍යා දරයි. මේ ක්වොන්ටම් අංකයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝනය පරමාණුව තුළ අත්පත් කර ගන්නා වූ ප්‍රධාන ගක්ති මට්ටම (ඉලෙක්ට්‍රෝන කවචය) අර්ථ දැක්වයි. n හි අය වැඩි වන් ම කාක්ෂීකය වඩා වඩා විශාල වන අතර, ඉලෙක්ට්‍රෝනය න්‍යුම්ටියට දුරස්ථා ව ගත කරන කාලය වැඩි වෙයි.

2. කෝණික ගම්කා (හෙවත් උදෑෂීගෘහ) ක්වොන්ටම් අංකය, l

එක් එක් n අගය විෂයයෙහි, මෙයට 0 සිට $(n-1)$ දක්වා වූ පුරුණ සංඛ්‍යාත්මක අගයන් තිබිය හැකි ය. මේ ක්වොන්ටම් අංකයෙන් කාක්ෂිකයෙහි හැඩය ඇරඟ දැක්වෙයි. ඒ ඒ කාක්ෂිකයට හිමි වන 0, 1, 2, 3 යන l හි අගයවලට අනුරුප ව ඒවා s, p, d සහ f යන අක්ෂරවලින් සංකේතවත් වෙයි.

එක ම n හා l අගයන් දරන්නා වූ කාක්ෂික කුලකයක් උපකවචයක් යනුවෙන් හැඳින්වේ. එක් එක් උපකවචය සංඛ්‍යාවකින් (n හි අගය) හා l හි අගයට අනුරුපව අක්ෂරයකින් (s, p, d හෝ f) සංකේතවත් කෙරේ. නිදුසුනක් ලෙස $n=3$ හා $l=2$ වන කාක්ෂික $3d$ කාක්ෂික ලෙස හැඳින්වෙන අතර, ඒවා $3d$ උපකවචයට අයන් වේ.

3. වුම්බක ක්වොන්ටම් අංකය, m_l

මෙය 0 ද ඇතුළුව $-l$ සිට $+l$ දක්වා වූ පුරුණ සංඛ්‍යාත්මක අගයන් ගත හැකි ය. මේ ක්වොන්ටම් අංකයෙන්, අවකාශයෙහි කාක්ෂිකයේ දිගානතිය විස්තර වේ. $l=0$ තිබිය හැකි අගයන් සංඛ්‍යාවෙන් උපකවචයක තිබිය හැකි කාක්ෂික සංඛ්‍යාව ප්‍රකාශ වේ. නිදුසුන් ලෙස $l=2$ වන කළේ, m_l සඳහා තිබිය හැකි අගයන් වන්නේ 2, 1, 0, -1 සහ -2 ය. d උපකවචයට කාක්ෂික පහක් අයන් වන බව මින් ප්‍රකාශිත ය.

4. බුමණ ක්වොන්ටම් අංකය, m_s

$+ \frac{1}{2}$ හා $- \frac{1}{2}$ යනුවෙන් මිට අත් කර ගත හැකි අගයයන් දෙකකි. ඉලෙක්ට්‍රොනයේ බැමීම සිදු විය හැකි දෙදිගාව මින් ප්‍රකාශිත ය. බුමණය වන ආරෝපණයකට වුම්බක සේතුයක් නිපදවීය හැකි ය. එබැවින් එකිනෙකට ප්‍රතිවිරෝධ බුමණ විසින් ප්‍රතිවිරෝධ ලෙස දිගානත වූ වුම්බක සේතු ජනනය කෙරේ.

1.2 වගුව n, l සහ m_l අගයන් අතර සම්බන්ධතාව

n	l ට තිබිය හැකි අගයයන්	උපකවචය	m_l ට තිබිය හැකි අගයයන්	උපකවචයක අතින් කාක්ෂික සංඛ්‍යාව	කවචයක ඇතුළත් මුළු කාක්ෂික සංඛ්‍යාව
1	0	1s	0	1	1
2	0	2s	0	1	4
	1	2p	-1, 0, 1	3	
3	0	3s	0	1	9
	1	3p	-1, 0, 1	3	
	2	3d	-2, -1, 0, 1, 2	5	
4	0	4s	0	1	16
	1	4p	-1, 0, 1	3	
	2	4d	-2, -1, 0, 1, 2	5	
	3	4f	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7	

පැවතිය හැකි ක්වොන්ටම් අංකවල සීමා, පහත දැක්වෙන ඉතා වැදගත් නිරික්ෂණවලට තුළු දෙයි.

1. ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංක n වූ කවචයක් හරියට ම n උපකවච සංඛ්‍යාවක් දරයි.

එක් එක් උපකවචය l හි අගය 0 සිට ($n-1$) දක්වා වූ අගය අතුරින් කිසියම් අගයකට අනුරූප වේ. ඒ අනුව පලමු ($n=1$) කවචය $1s$ ($l=0$) යන එක ම උපකවචය ද දෙවැනි ($n=2$) කවචය $2s$ ($l=0$) හා $2p$ ($l=1$) යන උපකවච දෙක ද තුන් වැනි ($n=3$) කවචය $3s$, $3p$, $3d$ යනාදී වශයෙන් ද උපකවච තුනක් දරයි.

2. එක් එක් උපකවචය නිශ්චිත කාක්ෂික සංඛ්‍යාවක් අන්තර්ගත ය.

එක් එක් කාක්ෂිකය, m_l සඳහා ගත හැකි යම් අගයකට අනුරූප ය. දෙන ලද l අගයක් සඳහා $-l$ සහ $+l$ අතර පරාසයක පිහිටි අගයන් ($2l+1$) සංඛ්‍යාවක් ගත හැකිය. මේ අනුව එක් s ($l=0$) උපකවචයකට එක් කාක්ෂිකයක් පවතී; එක් p ($l=1$) උපකවචයකට කාක්ෂික තුනක් පවතී; එක් d ($l=2$) උපකවචයකට කාක්ෂික පහක් ආදි වශයෙන් වේ.

3. ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය n වන කවචයක ඇති මුළු කාක්ෂික සංඛ්‍යාව n^2 වේ.

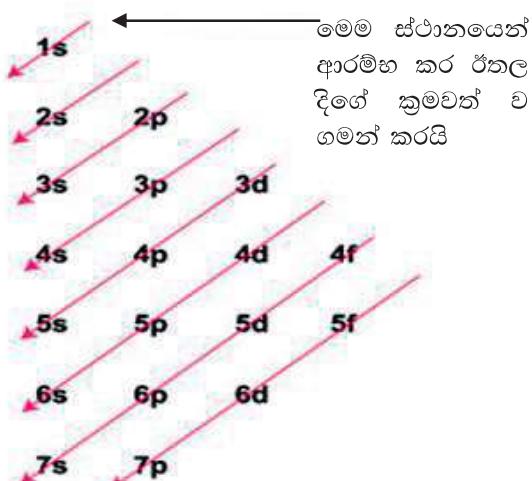
මෙහි ප්‍රතිඵලයක් වශයෙන් ඇති වන 1, 4, 9 සහ 16 යන කාක්ෂික සංඛ්‍යා ආවර්තිතා වගැවේ දක්නට ලැබෙන රාවට සම්බන්ධ ය. ආවර්තිතා වගැවේ පේලිවල ඇති 2, 8, 18 සහ 32 යන මූල්‍ය සංඛ්‍යා ඉහත සංඛ්‍යාවල දැගුණය බව අපට පෙනේ.

1.4 ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස

පරමාණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යුහය සලකා බලන කළේ, දෙන ලද n අගයකින් යුත් බහු ඉලෙක්ට්‍රෝන පරමාණුවක, l හි අගය වැඩි වත් ම කාක්ෂිකයක ගක්තිය වැඩි වේ. නිදුෂුන් ලෙස $n=3$ වන කාක්ෂිකවල ගක්තිය $3s < 3p < 3d$ යන පිළිවෙළින් ආරෝහණය වේ. ඒ අතර හයිඩුන් පරමාණුවේ සේ ම, දෙන ලද උපකවචයක සියලු කාක්ෂිකවල (ලදා $3d$ කාක්ෂික පහැළි) ගක්තිය සමාන වේ. සමාන ගක්තියෙන් යුත් කාක්ෂිකවලට පිරිහුණු කාක්ෂික යැයි කියනු ලැබේ.

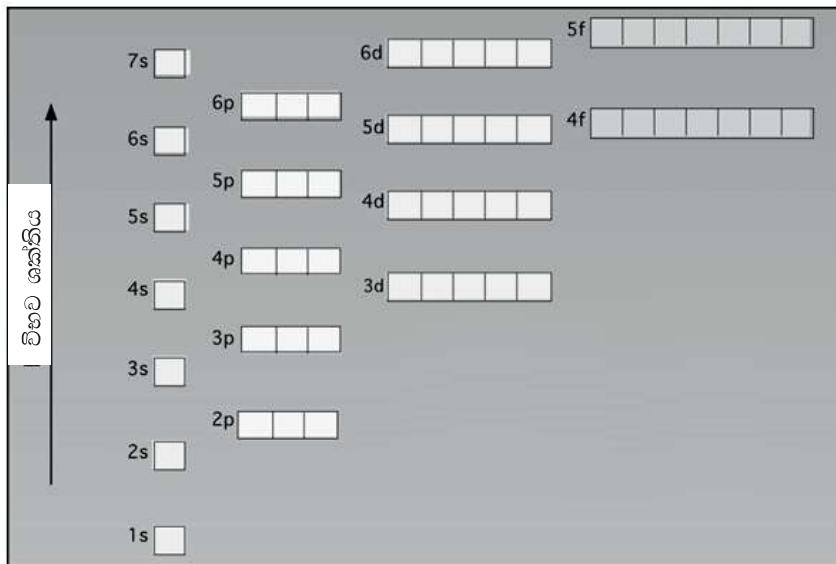
1.4.1 අවුර්ඩාවූ මූලයර්මය

අවුර්ඩාවූ මූලයර්මයට අනුව පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරිම ආරම්භ වන්නේ අවම ගක්තියෙන් යුත් උපකක්ති මට්ටමෙනි. අනතුරු ව ගක්තිය ආරෝහණය වන අනුවිලිවෙලට ඉහළ ගක්ති මට්ටම්වලට ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරිම සිදු වේ. ('අවුර්ඩාවූ' යන ජර්මන් වචනයෙහි තේරුම 'ගොඩනැගීම' යන්නයි).



1.27 රුපය ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරිමේ අනුවිලිවෙල

මේ අනුව ගක්ති මට්ටම්වල හා උප ගක්ති මට්ටම්වල සාමාන්‍ය ගක්ති ආරෝහණ අනුඩිලිවෙල පහත දැක්වෙන පරිදි වේ (1.28 රුපය).



1.28 රුපය පරමාණුවක ගක්ති මට්ටම් පිහිටි අනුඩිලිවෙල

1.4.2 පවිලි බහිජ්කාර මූලධර්මය

1925 දී චොල්ගැංග් පවිලි විසින් උපග්‍රහණය කිරීමට යොදුණු පවිලි බහිජ්කාර මූලධර්මයෙන් ප්‍රකාශ කෙරෙනුයේ යම් පරමාණුවක ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකකට එක ම ක්වොන්ටම් අංක කුලකයක් (n, l, m_l හේ m_s) පැවැතිය තොහැකි බව ය.

දෙන ලද කාක්ෂීයකට n, l, m_l සහ m_s සඳහා ස්ථාවර අගයක් වේ. එබැවින් පවිලි බහිජ්කාර මූලධර්මය තාප්ත වන පරිදි අප විසින් කාක්ෂීයකට එකකට වැඩි ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණනක් අනුළු කිරීමට අවශ්‍ය නම් එය කළ හැකි එක ම ක්‍රමය ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට එකිනෙකට වෙනස් m_s අගයන් පැවරීමයි. මෙයින් ගම්‍ය වන්නේ යම් කාක්ෂීයකට රඳවා ගත හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව දෙකක් බවත් ඒවායේ බැහුම් එකිනෙකට ප්‍රතිච්‍රිදි බවත් ය. මේ සිමා කිරීම නිසා අපට පරමාණුවක ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන, ක්වොන්ටම් අංකවලින් අංකනය කිරීමට අවකාශ ලැබේ.

මෙසේ එක් කාක්ෂීයකින් පමණක් සමන්විත s උපකවචයකට උපරිම වශයෙන් දැරිය හැකි ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව දෙකකි. කාක්ෂීක තුනකින් යුත් p උපකවචයකට උපරිම වශයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් දැරිය හැකි ය. කාක්ෂීක පහකින් යුත් d උපකවචයකට දැරිය හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව දහයකි, යනාදි වශයෙනි.

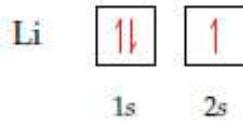
පරමාණුවක විවිධ කාක්ෂීකවල ඉලෙක්ට්‍රෝන පැනිරි ඇත්තේ ඒ ඒ කාක්ෂීකවල සාපේක්ෂ ගක්තින් අනුව හා පවිලිගේ බහිජ්කාර මූලධර්මයට අනුව ය. මේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්ති පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලෙස හැඳින්වේ. භුම් අවස්ථා යනුවෙන් හැඳින්වෙන වචන් ම ස්ථායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයයේ දී ඉලෙක්ට්‍රෝන පවතින්නේ ඒවාට තිබිය හැකි අවම ගක්ති තන්ත්වල ය.

කෙසේ ව්‍යව ද පවිලිගේ බහිජ්කාර මූලධර්මය අනුව එක් කාක්ෂිකයක තිබිය යුතු වැඩි ම ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන දෙකකි. එබැවින් ගක්තිය වැඩි වන පිළිවෙළින් කාක්ෂික පිරීම සිදු වන්නේ කාක්ෂිකයකට ඇතුළු වන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව දෙකකට නොවැඩි වන පරිදීදෙනි.

උදාහරණයක් ලෙස ඉලෙක්ට්‍රෝන තුනකින් යුත් ලිතියම් පරමාණුවෙහි, 1s කාක්ෂිකයට ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් දුරිය හැකි ය. තුන් වැනි ඉලෙක්ට්‍රෝනය එළුග අවම ගක්ති කාක්ෂිකය වන 2s කාක්ෂිකයට ගමන් කරයි.

ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම සිදු වී ඇති උපකවචයෙහි සංකේතය ලියා, එහි උඩු පෙළ ලෙස එම උපකවචයේ අඩංගු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව ලිවීමෙන් තිසියම් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයක් නිරුපණය කළ හැකි ය. නිදුසුන් ලෙස ලිතියම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^2 2s^1$ ලෙස ද සේවියම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ලෙස ද අපි උයමු.

කාක්ෂික රුපසටහන් නමින් දක්වන තවත් නිරුපණයක දී කාක්ෂිකයක් කොටුවකින් හෝ වෘත්තයකින් ද ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බාග ර්තලයකින් / පුරුණ ර්තලයකින් ද දක්වේ. ඉහළට යොමු වන අඩ් / පුරුණ ර්තලයෙන් දන භුමණ වූමිනක ක්වොන්ටම් අංකයක් ද ($m_s = + \frac{1}{2}$) පහළට යොමු වන අඩ් / පුරුණ ර්තලයෙන් සානු භුමණ වූමිනක ක්වොන්ටම් අංකයක් ද ($m_s = - \frac{1}{2}$) සංකේතවත් කෙරේ.



ප්‍රතිවිරැදුෂ්‍ය භුමණයකින් යුත් ඉලෙක්ට්‍රෝන එක ම කාක්ෂිකයේ පවතින විට ඒවා යුග්මික ව ඇතැයි කියනු ලැබේ. ප්‍රතිවිරැදුෂ්‍ය භුමණයක් සහිත හවුල්කාර ඉලෙක්ට්‍රෝනයකින් තොර ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් නිර්යුග්මක ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් යෙනුවෙන් හැඳින්වේ.

ලිතියම් පරමාණුවෙහි 1s කාක්ෂිකයෙහි ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙක යුග්මික වන අතර 2s කාක්ෂිකයෙහි ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනය නිර්යුග්මක වේ.

1.4.3 පුන්ඩි ගේ නීතිය

පිරිනුණු කාක්ෂිකවල ගක්තිය අවම වන්නේ සමාන භුමණයකින් යුත් ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව උපරිම වන විට බව පුන්ඩි ගේ නීතියෙන් ප්‍රකාශ වේ.

මින් අදහස් වන්නේ හැකි උපරිමයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන තනි තනි ව කාක්ෂිකවලට ඇතුළු වන බවත් දෙන ලද උපකවචයක ඇති සියලු තනි ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට එක ම භුමණ ක්වොන්ටම් අංකය ඇති බවත් ය. මේ ආකාරයට සකස් වී ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනවල බැමීම සමාන්තර යැයි කියනු ලැබේ.

නිදුසුන: කාබන් පරමාණුවෙහි $2p$ ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙක $2p$ කාක්ෂික තුනෙන් දෙකක් තනිව අත්පත් කර ගන්නා අතර ඒවා බැමීම අතින් සම වන අතර එකිනෙකට සමාන්තර වේ.

1.3 වගුව දෙවන සහ තුන්වන ආවර්තනයේ පිහිටි සැහැල්ල මූල්‍ය කිහිපයක ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය

මූල්‍යය	මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන	කාක්ෂික සටහන				ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය
		1s	2s	2p	3s	
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					$1s^2 2s^2 2p^3$
Ne	10					$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11					$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

1.4.4 සම්පිණීයිත ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

පරමාණුක ක්‍රමාංකය 11 වූ සේවියම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය (ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය යනුවෙන් ද හැඳින්වේ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ලෙස ලියනු ලැබේ. කෙසේ වුව ද මෙහි $2p$ උප ගක්ති මට්ටම පිරි අවසන් වීමේ දී රට අත් වන්නේ පිටත කවචය ඉලෙක්ට්‍රෝන අවකින් (අෂ්ටකය) යුත් නියෝන්වල ස්ථාපි වින්‍යාසයයි. රළුග මූල්‍ය වන සේවියම්වල දී අවර්තිතා වගුවෙහි නව පේලියක් ඇරඟී. සේවියම්වලට නියෝන්වල ස්ථාපි වින්‍යාසය ඉක්මවා එක් 3s ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඇත. එබැවින් සේවියම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය සංක්ෂිප්ත ව [Ne] $3s^1$ ලෙස ලිවිය හැකි ය.

මෙහි හතරස් වරහන් තුළ වූ සංකේතයෙන් නිරුපණය වන්නේ පරමාණුවේ උච්ච වායු භරයයි. සාමාන්‍යයෙන් මේ අභ්‍යන්තර කවචවල ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන හැඳින්වෙන්නේ හර ඉලෙක්ට්‍රෝන යනුවෙනි.

උච්ච වායු භරයට පිටතින් ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන හැඳින්වෙන්නේ බහිර-කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන හෙවත් සංයුරුතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන යනුවෙනි. බහිර-කවච ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට රසායනික බන්ධන සැදිමට සහභාගි වන ඉලෙක්ට්‍රෝන ද ඇතුළත් වන හෙයින් ඒවා සංයුරුතා ඉලෙක්ට්‍රෝන යනුවෙන් ද හඳුන්වනු ලැබේ.

මේ ආකාරයට ඉලෙක්ට්‍රෝන 15කින් යුත් පොස්පරස් $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ හෝ [Ne] $3s^2 3p^3$ ලෙස නිරුපණය කළ හැකි ය.

1.5 නිදුසුන

- (a) 14 වැනි මූලද්‍රව්‍යය වන සිලිකන්වල භූම් අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලියන්න.
- (b) භූම් අවස්ථාවේ ඇති සිලිකන් පරමාණුවක නිර්යුග්මක ඉලෙක්ට්‍රෝන කොපමෙන තිබේ ඇ?

විසඳුම

(a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ හෝ $[Ne] 3s^2 3p^2$

$1s$	$2s$	$2p$	$3s$	$3p$

(b) නිර්යුග්මක ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකකි.

අවුර්බාවු මූලධර්මයට අනුව උච්ච වායු මූලද්‍රව්‍යක් වන ආගන්වලට ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) පසුව ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම සිදු වන්නේ $3d$ කාක්ෂිකයට නොව $4s$ කාක්ෂිකයට ය. එබැවින් ආගන්වලට පසුව එන රළග මූලද්‍රව්‍යය වන පොටැසියම්වල (K) ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය වන්නේ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ හෝ $[Ar] 4s^1$ ය. ඉලෙක්ට්‍රෝන 20 ක් ඇති කැල්සියම් හි වින්‍යාසය $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ හෝ $[Ar] 4s^2$ වේ. $4s$ කාක්ෂිකය සම්පූර්ණයෙන් පිරීමෙන් ඉක්තිව (මෙය කැල්සියම් පරමාණුවෙහි සිදු වේ.) පිරෙන රළග කාක්ෂික වන්නේ $3d$ ය.

$4s$	$3d$
Mn: $[Ar] 3d^5 4s^2$ හෝ $[Ar]$	
Zn: $[Ar] 3d^{10} 4s^2$. හෝ $[Ar]$	

එක් එක් කාක්ෂිකයකට ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙක බැහින් සියලු $3d$ කාක්ෂික පිරී අවසන් වීමෙන් පසු ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම සිදු වන්නේ $4p$ කාක්ෂිකවලට ය. පරමාණුක ක්‍රමාංකය 36 වූ තවත් උච්ච වායුවක් වන ක්‍රිජ්ටොන්ටි (Kr) බාහිර ඉලෙක්ට්‍රෝන අංශකය ($4s^2 4p^6$) සම්පූර්ණ වන තුරු මෙය සිදු වෙයි.

සම්පූර්ණයෙන් පිරුණු නැතහොත් අර්ථ ලෙස පිරුණු, උප ගක්ති මට්ටම්වලින් යුත් මූලද්‍රව්‍ය වෙනත් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසවලින් යුත් මූලද්‍රව්‍යවලට සාරේක්ෂව වඩා ස්ථාපි බව පෙනෙන්නට තිබේ. එබැවින් s^2 , p^6 හා d^{10} යන අවසන් වින්‍යාස සහිත මූලද්‍රව්‍ය වඩාත් ස්ථාපි වේ.

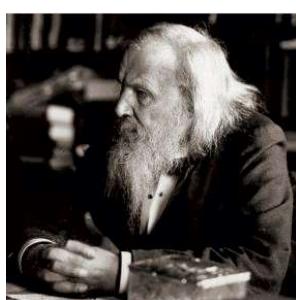
ලදා: Zn; [Ar] $3d^{10}4s^2$, Mg; [Ne] $3s^2$, Ar; [Ne] $3s^23p^6$, N; [He] $2s^22p^3$ හා Mn; [Ar] $3d^54s^2$ සාපේක්ෂව ස්ථායිතාවෙන් වැඩි වින්‍යාස වේ.

අැතැම් මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය, ඉහත සාකච්ඡා කරන ලද ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයට සම්බන්ධ නීතිවලින් අපගමනය වන බවක් දක්නට ලැබේ. නිදුසුනක් ලෙස කොළඹ (24) මූලද්‍රව්‍යයෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය අප අපේක්ෂා කරන පරිදි [Ar] $3d^44s^2$ නොව [Ar] $3d^54s^1$ යි. තවද කොපරටල (29) වින්‍යාසය [Ar] $3d^94s^2$ නොව [Ar] $3d^{10}4s^1$ යි. මේ අසාමාන්‍ය හැකිරීම ප්‍රධාන කොට ම $3d$ හා $4s$ කාක්ෂීකවල ගක්ති අතර සම්පූර්ණ ප්‍රතිඵලයකි. උපගක්ති මට්ටමක් හරියට ම අර්ථ ව පිරිමට (කොළඹම්වල මෙන්) සහ උපගක්ති මට්ටමක් සම්පූර්ණයෙන් පිරිමට ප්‍රමාණවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන තිබෙන විට (කොපරටල මෙන්) එහි ප්‍රතිඵලය වන්නේ ස්ථායිතාවෙන් සාපේක්ෂව වැඩි වින්‍යාසයකි ($3d$ කාක්ෂීක පිරෙන්නේ $4s$ වලට පසුව බව මතක තබා ගන්න). එහෙත් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස ලිඛීමේ දී බොහෝවේ පලමුව $3d$ ද පසුව $4s$ ද උයනු ලැබේ).

1.5 ආවර්තන වගුව ගොඩනැගීම

රසායනික මූලද්‍රව්‍ය සොයා ගැනීම ඇත අතිතයේ සිට ම නොකඩවා සිදුවන්නකි. රන් (Au) වැනි මූලද්‍රව්‍ය නිසාග තත්ත්වයෙන් ස්වභාවයෙහි පවතින අතර අවුරුදු දහස් ගණනාකට පෙර එවා සොයා ගනු ලැබේ ඇත්තේ ය. එසේ වුව ද වෙක්නීසියම් (Tc) වැනි තවත් සමඟ මූලද්‍රව්‍ය විකිරණයිලි වන අතර නිසර්ගයෙන් ම අස්ථායි ය. එවා සොයා ගන්නා ලද්දේ තාක්ෂණය දියුණු වීමෙන් පසු විසි වැනි සියවසේ දී ය.

දන්නා මූලද්‍රව්‍ය සංඛ්‍යාව වැඩි වත් ම විද්‍යායුයෙය් එවා වර්ගිකරණය කිරීම ආරම්භ කළහ. 1869 දී රුසියාවේ දීමිත් ඉවනොවීම් මෙන්ඩ්ලිං සහ ජර්මනියේ ලෝදර මේයර බොහෝ දුරට සමාන වූ වර්ගිකරණ පරිපාටි දෙකක් ප්‍රකාශයට පත් කළහ. මූලද්‍රව්‍ය එවායේ පරමාණුක ස්කන්ධවල ආරෝහණ පිළිවෙළ අනුව තැබූ විට සමාන හෙළික සහ රසායනික ගුණවලින් යුත් මූලද්‍රව්‍ය පුනරුවර්ති වන බව මේ ප්‍රකාශනවලින් පෙන්වා දෙන ලදී. එවක සිටි විද්‍යායුයන්ට පරමාණුක ක්‍රමාංකය ගැන දැනුමක් තොවිණි. කෙසේ වුව ද පරමාණුක ක්‍රමාංකය පිළිබඳ සංක්‍රාන්තික භූන්වා දීමත් සමග නුතන ආවර්තන වගුව ගොඩනෘතිය ලැබේණි.



(a)



(b)

1.29 රුසය (a) දීමිත් මෙන්ඩ්ලිං සහ (b) ලෝදර මේයර

1	H	hydrogen [1.0078, 1.008]
----------	----------	-----------------------------

1	2	
3	4	Be beryllium 9.0122
11	12	Mg magnesium 24.304, 24.307
19	20	Ca calcium 40.078(4)
37	38	Rb rubidium 85.468
55	56	Cs cesium 132.91
87	88	Fr francium

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Li	Be	lithium	beryllium	9.0122								B	C	N	O	F	Ne	
6.94	6.967	[6.938, 6.967]										boron	carbon	nitrogen	oxygen	fluorine	neon	
10.008	10.022											10.086, 10.021	12.011	14.007	15.989	18.988	20.180	
22.990	24.304, 24.307																	
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	Zn	Ge	As	S	F	Ne	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Ga	germanium	arsenic	sulfur	oxygen	fluorine	neon	
39.098	40.078(4)	44.956	titanium	vanadium	chromium	manganese	iron	cobalt	nickel	copper	zinc	65.38(2)	68.723	72.630(8)	72.682	78.917(8)	80.98	
39.988	40.078(4)	44.956	50.942	50.942	51.986	54.938	55.845(2)	58.933	58.683	58.546(3)	58.683							
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	Rh	Pd	Cd	In	Sb	Br	
Rb	Sr	V	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Ruthenium	Pd	Ag	Cd	ruthenium	rhodium	cadmium	indium	antimony	chlorine	
87.648	87.62	88.906	91.224(2)	92.906	95.55	101.07(2)	102.91	103.42	107.87	112.41	114.82	114.82	114.82	118.71	121.76	127.80(3)	128.90	131.29
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	Hg	Pt	Thallium	Tl	Pb	Kr	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	osmium	platinum	gold	mercury	mercury	mercury	thallium	bismuth	lead	Yttrium	
132.91	131.33	138.91	178.49(2)	180.95	183.94	186.21	190.23(3)	192.22	195.08	196.97	200.99	204.38	204.38	204.38	208.98	207.2	213.93	
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	Nh	Ds	Rg	Fl	Mc	Lanthanum	
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Hs	Mt	Ds	Ds	nihonium	roentgenium	copernicium	florium	moscovium	hassium	

യെന്റർ:

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Li	Be	lithium	beryllium	9.0122								B	C	N	O	F	Ne	
6.94	6.967	[6.938, 6.967]										boron	carbon	nitrogen	oxygen	fluorine	neon	
10.008	10.022											10.086, 10.021	12.011	14.007	15.989	18.988	20.180	
22.990	24.304, 24.307																	
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	Zn	Ge	As	S	F	Ne	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Ga	germanium	arsenic	sulfur	oxygen	fluorine	neon	
39.098	40.078(4)	44.956	titanium	vanadium	chromium	manganese	iron	cobalt	nickel	copper	zinc	65.38(2)	68.723	72.630(8)	72.682	78.917(8)	80.98	
39.988	40.078(4)	44.956	50.942	50.942	51.986	54.938	55.845(2)	58.933	58.683	58.546(3)	58.683							
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	Rh	Pd	Cd	In	Sb	Br	
Rb	Sr	V	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Ruthenium	Pd	Ag	Cd	ruthenium	rhodium	cadmium	indium	antimony	chlorine	
87.648	87.62	88.906	91.224(2)	92.906	95.55	101.07(2)	102.91	103.42	107.87	112.41	114.82	114.82	114.82	118.71	121.76	127.80(3)	128.90	131.29
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	Hg	Pt	Thallium	Tl	Pb	Kr	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	osmium	platinum	gold	mercury	mercury	mercury	thallium	bismuth	lead	Yttrium	
132.91	131.33	138.91	178.49(2)	180.95	183.94	186.21	190.23(3)	192.22	195.08	196.97	200.99	204.38	204.38	204.38	208.98	207.2	213.93	
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	Nh	Ds	Rg	Fl	Mc	Lanthanum	
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Hs	Mt	Ds	Ds	nihonium	roentgenium	copernicium	florium	moscovium	hassium	

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Li	Be	lithium	beryllium	9.0122								B	C	N	O	F	Ne	
6.94	6.967	[6.938, 6.967]										boron	carbon	nitrogen	oxygen	fluorine	neon	
10.008	10.022											10.086, 10.021	12.011	14.007	15.989	18.988	20.180	
22.990	24.304, 24.307																	
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	Zn	Ge	As	S	F	Ne	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Ga	germanium	arsenic	sulfur	oxygen	fluorine	neon	
39.098	40.078(4)	44.956	titanium	vanadium	chromium	manganese	iron	cobalt	nickel	copper	zinc	65.38(2)	68.723	72.630(8)	72.682	78.917(8)	80.98	
39.988	40.078(4)	44.956	50.942	50.942	51.986	54.938	55.845(2)	58.933	58.683	58.546(3)	58.683							
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	Rh	Pd	Cd	In	Sb	Br	
Rb	Sr	V	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Ruthenium	Pd	Ag	Cd	ruthenium	rhodium	cadmium	indium	antimony	chlorine	
87.648	87.62	88.906	91.224(2)	92.906	95.55	101.07(2)	102.91	103.42	107.87	112.41	114.82	114.82	114.82	118.71	121.76	127.80(3)	128.90	131.29
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	Hg	Pt	Thallium	Tl	Pb	Kr	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	osmium	platinum	gold	mercury	mercury	mercury	thallium	bismuth	lead	Yttrium	
132.91	131.33	138.91	178.49(2)	180.95	183.94	186.21	190.23(3)	192.22	195.08	196.97	200.99	204.38	204.38	204.38	208.98	207.2	213.93	
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	Nh	Ds	Rg	Fl	Mc	Lanthanum	
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Hs	Mt	Ds	Ds	nihonium	roentgenium	copernicium	florium	moscovium	hassium	

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Li	Be	lithium	beryllium	9.0122								B	C	N	O	F	Ne	
6.94	6.967	[6.938, 6.967]										boron	carbon	nitrogen	oxygen	fluorine	neon	
10.008	10.022											10.086, 10.021	12.011	14.007	15.989	18.988	20.180	
22.990	24.304, 24.307																	
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	Zn	Ge	As	S	F	Ne	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Ga	germanium	arsenic	sulfur	oxygen	fluorine	neon	
39.098	40.078(4)	44.956	titanium	vanadium	chromium	manganese	iron	cobalt	nickel	copper	zinc	65.38(2)	68.723	72.630(8)	72.682	78.917(8)	80.98	
39.988	40.078(4)	44.956	50.942	50.942	51.986	54.938	55.845(2)	58.933	58.683	58.546(3)	58.683							
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	Rh	Pd	Cd	In	Sb	Br	
Rb	Sr	V	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Ruthenium	Pd	Ag	Cd	ruthenium	rhodium	cadmium	indium	antimony	chlorine	
87.648	87.62	88.906	91.224(2)	92.906	95.55	101.07(2)	102.91	103.42	107.87	112.41	114.82	114.82	114.82	118.71	121.76	127.80(3)	128.90	131.29
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	Hg	Pt	Thallium	Tl	Pb	Kr	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	osmium	platinum	gold	mercury	mercury	mercury	thallium	bismuth	lead	Yttrium	
132.91	131.33	138.91	178.49(2)	180.95	183.94	186.21	190.23(3)	192.22	195.08	196.97	200.99	204.38	204.38	204.38	208.98	20		

මෙහි තීරු (කාණේඩ්) අංකනය කර ඇති ආකාරය යම් තරමකට අනිමත වේ. අනිතයේ 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 ලදී. මෙහි දී රෝල්ට්‍රින් (F) වලින් ආරම්භ වන කාණේඩය වන්නේ 7A ය.

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

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

මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්යාස ආවර්තනා වගුවේ ඒවා දරන ස්ථානවලට අනුරුප වේ. වගුවහි ජේල් ආවර්තන යනුවෙන් හඳුන්වෙන අතර, එක ම ආවර්තයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය ඒවායේ ඇතැම් ගුණවල තැයැරුණා පුද්ගලනය කරයි.

වගුවහි තීරු හඳුන්වනුයේ කාණේඩ යනුවෙනි. එක ම කාණේඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය ඒවායේ අවසන් කවචයෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝනවල (සංයුරතා ඉලෙක්ට්‍රෝනවල) වින්යාසය අතින් සඛැදතාවක් පෙන්වයි. නිදුස් ලෙස 2 කාණේඩයේ සියලු මූලද්‍රව්‍යවලට ns^2 යන බහිර ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්යාසය ඇති අතර 3 කාණේඩයේ මූලද්‍රව්‍ය ns^2np^1 යන බහිර ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්යාසය දරයි. එක් එක් තීරුවේ පහළට යන් ම nහි අගය වැඩි වේ.

1.4 වගුව 2 හා 13 කාණේඩවල මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්යාස

2 කාණේඩය		13 කාණේඩය	
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	$[Rn]7s^2$		

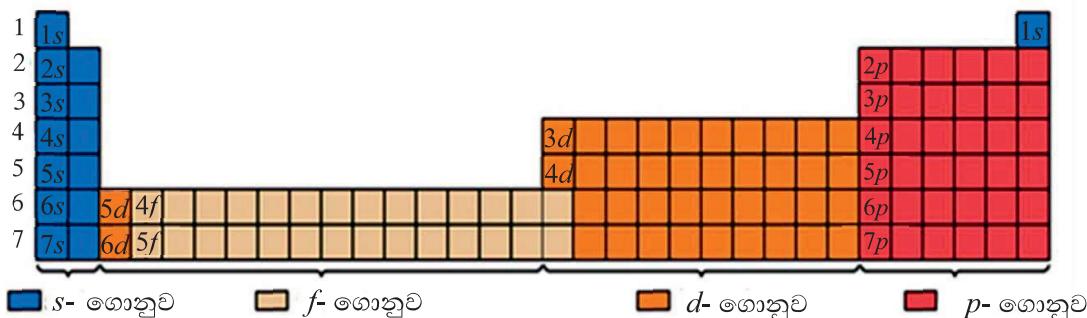
ආවර්තනා වගුවේ එක ම කාණේඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය බොහෝ විට හොඳික හා රසායනික ගුණවල සමානතා පෙන්වුම් කරයි.

1.5 වගුව ආවර්තිතා වගුවේ ඇතැම් කාණ්ඩවල නාම

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

කවචයක ඇති මුළු කාක්ෂික සංඛ්‍යාව n^2 ට සමාන බැවින් එම කාක්ෂික සංඛ්‍යා පිළිවෙළින් 1, 4, 9 සහ 16 වේ. එක් කාක්ෂිකයකට ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් රදවා ගත හැකි බැවින් ඒ ඒ කවචවල ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යා $2n^2$, එනම් 2, 8, 18, සහ 32 වේ. ආවර්තිතා වගුවේ සමස්ත ව්‍යුහය මේ ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවල පිළිබඳවකි. වගුවේ ඒ ඒ පේලිවල ඇති මූල්‍යව්‍ය සංඛ්‍යා 2, 8, 18, සහ 32 වේ.

කාක්ෂිකවල ඉලෙක්ට්‍රෝන පිළිවෙළ පදනම් කර ගනිමින් ආවර්තිතා වගුව තව දුරටත් ගොනු හතරකට බෙදිය හැකි ය.



1.31 රුපය ආවර්තිතා වගුවේ කළාප

වගුවෙහි වම් පස තීරු දෙකෙහි ඇතුළත් ක්ෂාර ලෝහ (1 කාණ්ඩය) සහ ක්ෂාරීය පාංශු ලෝහ (2 කාණ්ඩය), s සංයුෂ්‍රතා කාක්ෂික පිරෙන මූල්‍යව්‍ය වේ. මේ තීරු දෙක ආවර්තිතා වගුවෙහි s ගොනුව තනයි.

දකුණු පස කෙළවරට වන්නට පිහිටන තීරු සය (13 කාණ්ඩයේ සිට 18 කාණ්ඩය දක්වා) p ගොනුව සාදන අතර, ඒවායෙහි p සංයුෂ්‍රතා කාක්ෂිකවල පිරිම සිදු වෙයි. s හා p ගොනුවල මූල්‍යව්‍ය පොදුවේ නියෝජක මූල්‍යව්‍ය ලෙස ද ඇතැම් විට ප්‍රධාන කාණ්ඩ මූල්‍යව්‍ය ලෙස ද හැඳුන්වනු ලැබේ.

p ගොනුවට පෙරාතුව ඇති ගොනුවට තීරු දහයක් ඇතුළත් වන අතර ඒවායේ ඇතුළත් මූල්‍යව්‍ය වන්නේ අන්තරික ලෝහයි. කෙසේ වුවද මෙහි 10 වන තීරුවට අයන් මූල්‍යව්‍ය

අන්තරික ලෝහ ලෙස සලකන්නේ නැත. d සංයුරතා කාක්ෂික පිරිම සිදු වන්නේ මේ මූලධ්‍යව්‍යවල වන අතර, එහෙයින් එම කොටස d ගොනුව යනුවෙන් ද නම් කරනු ලැබේ.

s හා d ගොනු අතර ඇති තීරු 14කින් හා ඒවා දෙකකින් යුත් කොටස f' ගොනුව වේ. එහි ඇතුළත් මූලධ්‍යව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරිම සිදු වන්නේ f සංයුරතා කාක්ෂිකවලට ය (කෙසේ වුව ද මේවායෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරිම හා එනයින් ඒවායේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස සංකීරණ ය). මේ මූලධ්‍යව්‍ය හැඳින්වෙන්නේ f' ගොනුවේ ලෝහ හෙවත් ඇතුළු අන්තරික මූලධ්‍යව්‍ය යන නමිනි.

එක් එක් ගොනුවෙහි ඇති තීරු සංඛ්‍යාවෙන් එක් එක් ℓ පකවවයක පැවතිය හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව දැක්වේ. s, p, d, f සහ ℓ පකවවලට පිරිය හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යා පිළිවෙළින් 2, 6, 10 සහ 14 වේ.

1.6 s හා p ගොනුවල මූලධ්‍යව්‍ය පෙන්වන ආචර්ජිය නැඹුරුතා

පරමාණුවල ගුණ රදි පවතින්නේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය හා පරමාණුවේ බාහිර ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යාෂේරිය වෙතට කොතරම් තදින් ආකර්ෂණය වී තිබේ ද යන්න මත ය. විද්‍යුත් ආරෝපණ දෙකක් අතර පවතින අන්තර්ත්‍යාවෙහි ප්‍රබලතාව, ආරෝපණවල විශාලත්වය සහ ඒවා අතර දුර යන සාධක මත රදි පවතින බව කුලෝම් නියමය පෙන්වා දෙයි. එබැවින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් සහ න්‍යාෂේරිය අතර පවත්නා ආකර්ෂණ බලය, න්‍යාෂේරික ආරෝපණයේ විශාලත්වය සහ න්‍යාෂේරිය හා ඉලෙක්ට්‍රෝනය අතර මධ්‍යන් දුර යන සාධක මත රදි පවතී. න්‍යාෂේරික ආරෝපණයේ වැඩි විමත් සමග මේ බලය වැඩි වන අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යාෂේරියන් දුරස්ථ්‍ය වත් ම බලය අඩු වේ.

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

එනම්, බහු ඉලෙක්ට්‍රෝන පරමාණුවක එක් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනය, සෙසු ඉලෙක්ට්‍රෝන විසින් න්‍යාෂේරියේ බලපැමෙන් ආචර්ජිය කෙරේ. මේ සංයිද්ධීය ඉලෙක්ට්‍රෝනවල ආචර්ජිය ආචර්ජිය හෙවත් නිවාරක ආචර්ජිය යනුවෙන් නම් කෙරේ. මේ අනුව H පරමාණුව හැර අනෙක් සියලු පරමාණුවලට නිවාරක ආචර්ජිය බලපායි.

එබැවින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පාතු වන ගුද්ධ ආකර්ෂණය, වෙනත් ඉලෙක්ට්‍රෝන නොමැති කළ එය භාජන වන ආකර්ෂණයට වඩා අඩු ය. මෙසේ ආංශික ලෙස ආචර්ජිය වූ න්‍යාෂේරික ආරෝපණයකට ස්ථාල න්‍යාෂේරික ආරෝපණය, Z_{eff} යැයි කියනු ලැබේ. ස්ථාල න්‍යාෂේරික ආරෝපණය සැම විට ම සැබෑ න්‍යාෂේරික ආරෝපණයට වඩා අඩු ය ($Z_{eff} < Z$).

සංයුරතා ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් කෙරෙහි වැඩිපුර බලපවත්වන්නේ න්‍යාෂේරියට වඩාත් සම්පූර්ණ භර ඉලෙක්ට්‍රෝන ය. මෙහි ප්‍රතිඵ්‍යුතු න්‍යාෂේරියක් ලෙස හර ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව සහ හර කවච සංඛ්‍යාව වැඩිවත් ම, නිවාරක ආචර්ජිය වැඩි ය.

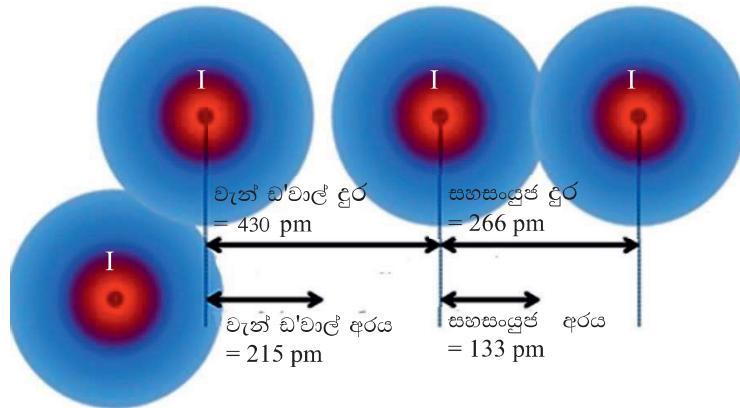
ආචර්ජිය වුවේ මිනු ම ආචර්ජියක වෙම් සිට දකුණට, ස්ථාල න්‍යාෂේරික ආරෝපණය වැඩි වේ. ආචර්ජියක් හරහා හර ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව නොවෙනස් ව පවත්නා නමුදු ප්‍රෝට්‍රෝන සංඛ්‍යාව වැඩි වේ. වැඩි වන න්‍යාෂේරික ආරෝපණය තුළනය කරමින් එකතු වන සංයුරතා ඉලෙක්ට්‍රෝන විසින් ආචර්ජිය කාර්යය සාර්ථක ව සිදු නො වේ. මේ නිසා Z_{eff} ආචර්ජියක් හරහා අඛණ්ඩව වැඩි වේ.

1.6.1 පරමාණුවල සහ අයනවල කරම

අප බොහෝ දෙනෙකු සිතා සිටින පරිදි පරමාණු දායී 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 කරම විවිධාකාරයෙන් අර්ථ දැක්විය හැකි ය.

වැන් බ'වාල්ස් අරය

සර්වසම නිර්බන්ධිත පරමාණු දෙකක්, ඒවායේ වඩාත්ම ස්ථායී සකස් වීමේ දී, එනම් ආකර්ෂණ බල උපරිම වන අවස්ථාවේ දී ඒවායේ න්‍යාෂ්ට්‍රී අතර දුරෙන් අර්ධයක් වැන් බ'වාල්ස් අරය හෙවත් නිර්බන්ධිත අරය ලෙස සලකනු ලැබේ.



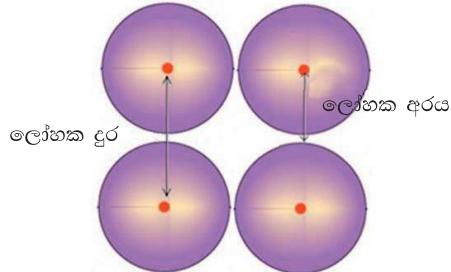
1.32 රුපය අයඩින් (I₂) වල සහසංයුෂ්පුරු අරය හා වැන් බ'වාල් අරය

සහසංයුෂ්පුරු අරය

රසායනික බන්ධනයක් යනු ඇණුවක මිනැං ම යාබද පරමාණු දෙකක් අතර ආකර්ෂණීය අන්තර්ක්‍රියාවකි. බන්ධනය වූ පරමාණු දෙකක් අතර දුර, නිර්බන්ධිතය සංස්විතනයක දී ඒවා අතර දුරට වඩා අඩු ය. ඇණුවක ඇති මිනැං ම පරමාණුවක බන්ධන පරමාණුක අරය, බන්ධන දිගෙන් (බන්ධනය වූ පරමාණු දෙකෙහි න්‍යාෂ්ටී අතර දුරෙන්) අඩිකට සමාන වේ. බන්ධන පරමාණුක අරය හෙවත් සහසංයුෂ්පුරු අරය, නිර්බන්ධිත පරමාණුක අරයට වඩා කුඩා ය.

ලෝහක අරය

ලෝහමය ව්‍යුහයක ඇති ලෝහ පරමාණු එකිනෙකට බන්ධනය වී ඇත්තේ ලෝහක බන්ධනවලිනි. සන ලෝහමය ව්‍යුහයක, එකිනෙකට යාබද ලෝහ පරමාණු දෙකක් අතර දුරෙන් අර්ධය (න්‍යාෂ්ටී දෙකක් අතර දුරෙන් අර්ධය) **ලෝහක අරය** නම් වේ.



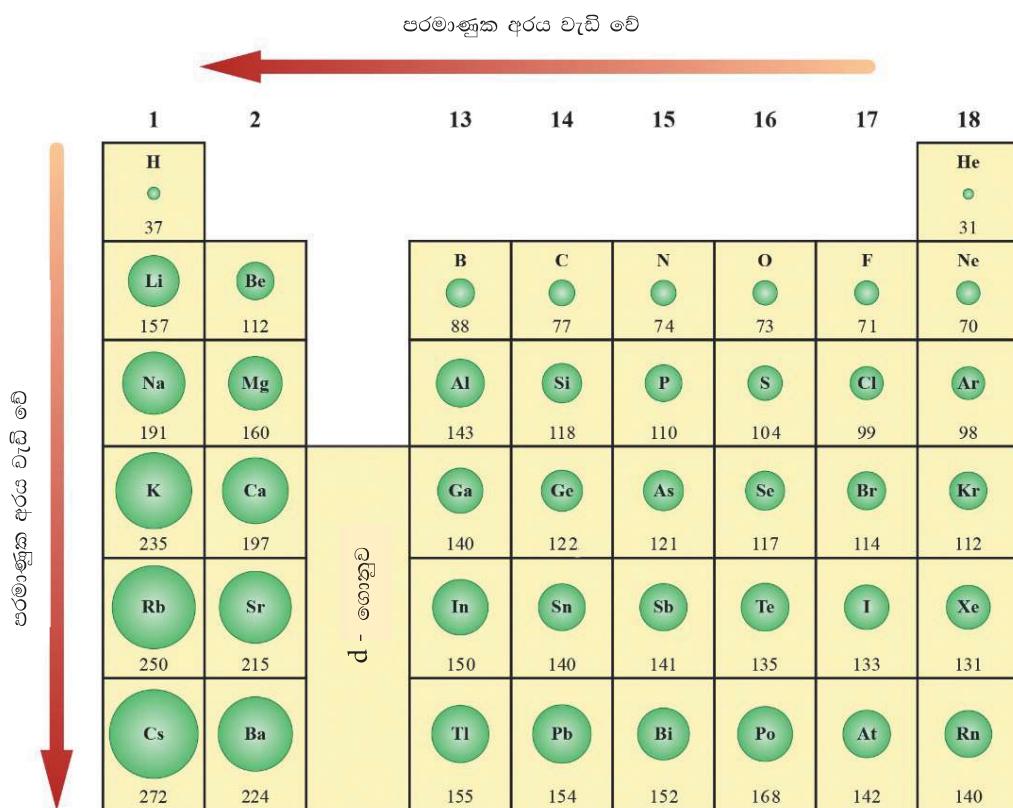
1.33 රුපය ලෝහක අරය

පරමාණුක අරයන් ආවර්තිය නැඹුරුතා

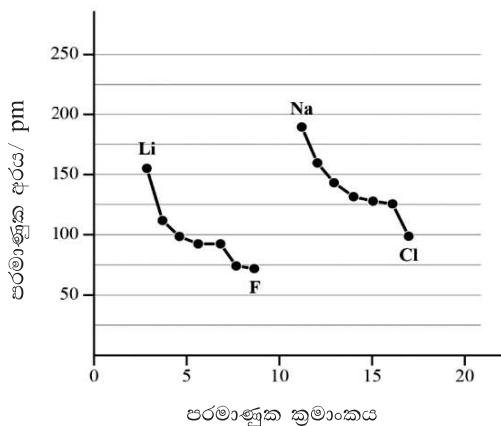
පරමාණුක තරම ආවර්තිතා වගුව තුළ සින්ගන්නාසුල නැඹුරුතා දෙකක් පෙන්වුම් කරයි.

එක් එක් කාණ්ඩ තුළ පරමාණුක අරය ඉහළ සිට පහලට වැඩි වේ. මේ නැඹුරුව ප්‍රධාන කොට ම පිටත ඉලෙක්ට්‍රෝනවල ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය (n) වැඩි වීමෙහි ප්‍රතිඵලයකි. තීරයක පහළට යන් ම බාහිර ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යුත්වීයට බැහැරින් පැවතීමේ සම්බාධිතාව වැඩි වන හෙයින් පරමාණුක අරය වැඩි වේ.

කිසියම් ආවර්තනයක් තුළ සාමාන්‍යයෙන් වමේ සිට දකුණට පරමාණුක අරය සාමාන්‍යයෙන් අඩු වීමට නැඹුරු වේ. මේ ප්‍රවණතාවට බලපාන ප්‍රධානතම සාධකය වන්නේ ආවර්තනයක් හරහා සංශීලන න්‍යුත්වීක ආරෝපණය වැඩි වීමයි. වැඩි වන සංශීලන න්‍යුත්වීක ආරෝපණය සංයුත්තා ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යුත්වීය වෙත ඇද ගන්නා අතර, එය පරමාණුක අරය අඩු වීමට හේතු වේ.



1.34 (a) රුපය ආවර්තිතා වගුවේ පරමාණුක අරයන්ගේ විවෘත (pm වලින්)

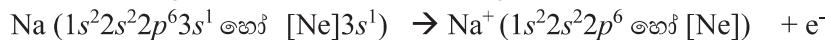


1.34 (b) රූපය ආවර්තිතා වගවේ පරමාණුක අරයයන්ගේ විවලන

අයනවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස

පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් වී කැටායනයක් සැදෙන හැම විට ම, ඉලෙක්ට්‍රෝන බැහැර වන්නේ ඉහළ ම ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකයෙන් (n) යුත් පිරි ඇති කාක්ෂිකවලිනි.

උදාහරණයක් ලෙස, සේවීයම් පරමාණුවකින් ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් වන විට බැහැර වන ඉලෙක්ට්‍රෝනය වන්නේ $3s^1$ ඉලෙක්ට්‍රෝනයයි.



දෙන ලද n අගයක් සඳහා ඉලෙක්ට්‍රෝන සහිත උපකවච එකකට වැඩි ගණනක් ඇති විට, පළමුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් වන්නේ ඉහළ ම l අගයන් යුත් කාක්ෂිකවලිනි. නිදුසුනක් ලෙස බෝරෝන් පරමාණුව $2s$ ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කිරීමට පෙර $2p$ ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කරයි.



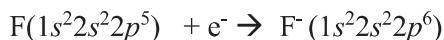
$\text{Fe} ([\text{Ar}] 3d^6 4s^2)$ පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් පිට වීමේ දී එසේ වන්නේ ඉලෙක්ට්‍රෝන $4s^2$ වලින් මිස, $4s$ වලට පසුව පිරෙන $3d$ වලින් නො මේ.



එහෙත් Fe^{3+} අයනයක් සැදීමේ දී ඉවත් වන අතිරේක ඉලෙක්ට්‍රෝනය පැමිණෙන්නේ $3d$ කාක්ෂිකයකිනි. ඒ $n = 4$ වන සියලු කාක්ෂික හිස් ව ඇති බැවිනි.

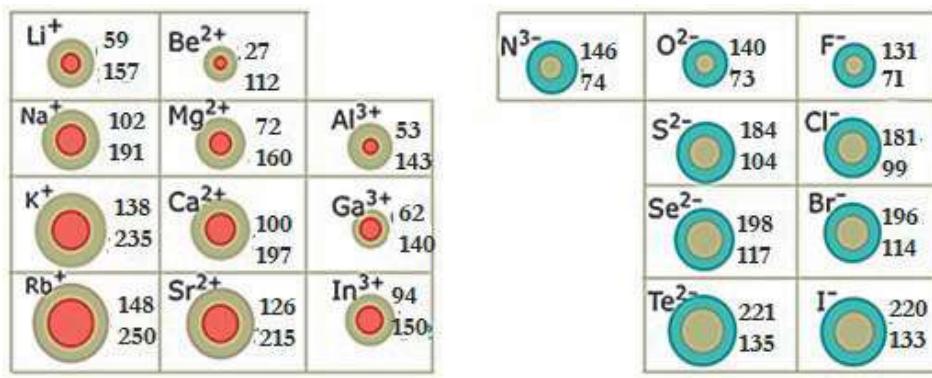


අනායනයක් සැදීමේ දී පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු වන්නේ, සංයුෂ්තතා කවචයට අයන් තිස් හේ භාශික ලෙස පිරුණු, උපරිම n අගයන් යුත් කාක්ෂිකවලට ය. නිදුසුනක් ලෙස ල්ලවෝරින් පරමාණුවෙන් F^- අයනයක් සැදීමේ දී එකතු වන ඉලෙක්ට්‍රෝනය $2p$ උපකවචයෙහි හිස්ව ඇති එක ම ස්ථානයට ගමන් කරයි.



අයතික අරයෙහි ආවර්ත්තිය නැඹුරුකා

පරමාණුවක තරම සේ ම අයතික තරම ද එහි න්‍යාෂේරික ආරෝපණය, එය දරන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව සහ සංයුර්තා ඉලෙක්ට්‍රෝන පවතින කාක්ෂීක යන සාධක මත රැඳී පවතී. උදාහිත පරමාණුවකින් කැටායනයක් සැදිමේ දී ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට වීම සිදු වන්නේ වඩාත් ම න්‍යාෂේරියෙන් ඇත් වන සේ අවකාශයේ ව්‍යාප්තව ඇති පිරුණු පරමාණුක කාක්ෂීකවලිනි. තවද කැටායනයක් සැදිමේ දී ඉලෙක්ට්‍රෝන - ඉලෙක්ට්‍රෝන විකර්ෂණය අඩු වේ. එබැවින් ජ්වායේ මුළු පරමාණුවලට වඩා කැටායන තරමින් කුඩා ය.



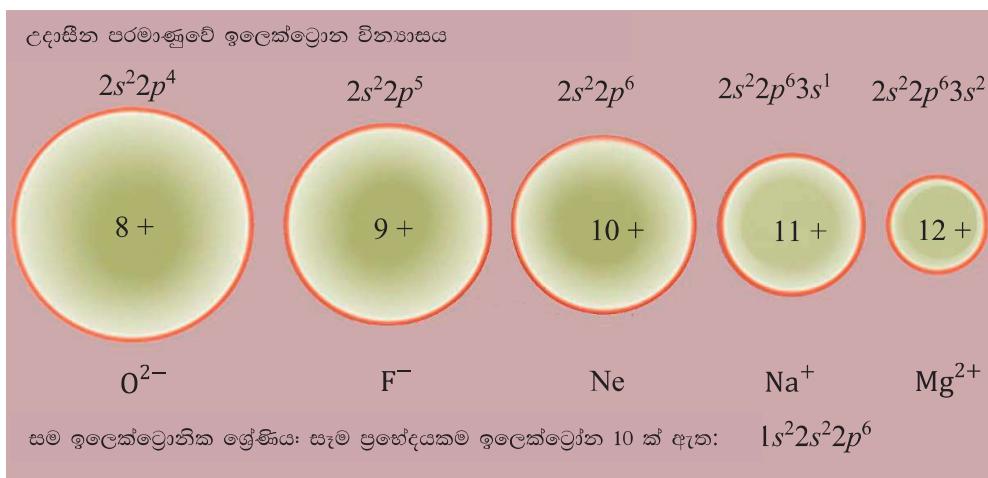
■ කැටායනය ■ ඇනායනය ■ මුළු පරමාණුව

1.35 රුපය කැටායන සහ ඇනායනවල අර pm වලින් (මුළු පරමාණුවලට සංසන්ද්‍යාත්මක ව)

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

සමාන විශාලත්වයෙන් යුත් ආරෝපණ (ධන හෝ සානු දරන අයනවල), අයතික අරය ආවර්තිතා වුවේ තීරුවල ඉහළ සිට පහළට වැඩි වේ. වෙනත් ව්‍යුහවලින් කිව හොත් අයනයක ඉලෙක්ට්‍රෝන පිටි ඇති බාහිර කවචයක ප්‍රධාන ක්වෙන්ටම් අංකය වැඩි වන් ම අයනයේ අරය වැඩි වේ.

සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශේෂීයක් යනු සමාන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් දරන විශේෂ සමූහයකි. නිදුසුන් ලෙස O^{2-} , F^- , Ne , Na^+ හා Mg^{2+} යන සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශේෂීයයි සියල්ලෙහිම මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව 10 ක් වේ. ඔහුම සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශේෂීයක පරමාණුක ක්මාංකයේ වැඩි වීමත් සමග න්‍යාෂේරික ආරෝපණයේ වැඩි වීමත් සමග ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව නියත ව පවත්නා බැවින් න්‍යාෂේරික ආරෝපණයේ වැඩි වීමත් සමග ඉලෙක්ට්‍රෝන වඩා ප්‍රබල ලෙස න්‍යාෂේරිය වෙත ආකර්ෂණය කෙරෙන බැවින් අයතික අරය අඩු වේ.



1.36 රුපය සම ඉලක්ට්‍රොනික ගේණයක අර

1.6.2 අයනීකරණ ගක්තිය

1.3 තොටස ආරම්භයේදී පැහැදිලි කරන ලද ආකාරයට පරමාණුවක හෝ අයනයක අයනීකරණ ගක්තිය යනු ලුම් අවස්ථාවේ ඇති පුදෙකලා වායුමය පරමාණුවකින් හෝ අයනයකින් ඉලෙක්ට්‍රොනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය අවම ගක්තියයි.

සමාන්‍යයෙන්, පලමු අයනිකරණ ගක්තිය (I.) යනු උදාසීන වායුමය පරමාණුවකින් රට ලිඛිල්ව ම බැඳී ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනය ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය අවම ගක්තියයි. නිදුසුනක් ලෙස ලිතියම් පරමාණුවේ ප්‍රථම අයනිකරණය ගක්තිය යනු පහත දක්වෙන ක්‍රියාවලිය සඳහා අවශ්‍ය ගක්තියයි.



දෙවැනි අයනිකරණ ගක්තිය යනු වායුමය ද්‍රව්‍යසංස්කරණ කුටායනයක් සැදෙන පරිදි වායුමය ඒකසංස්කරණ කුටායනයකින් රට ලිහිල්ව ම බැඳී ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීම සඳහා අවශ්‍ය ගක්තියයි. ඒ අනුව ලිනියම් පරමාණුවේ දෙවැනි අයනිකරණ ගක්තිය යනු පහත ක්‍රේවත් කියාවලිය ප්‍රාගින් ගන්තියයි.



අනුයාත ඉලෙක්ට්‍රොන්වල ඉවත් වීමක් සමඟ දෙන ලද මූලධ්‍රවයක අයනීකරණ ගක්ති ආරෝහණය වේ. ($I_1 < I_2 < I_3$) මේ ප්‍රවණතාවට හේතුව, අනුයාත ලෙස ඉවත් වන ඉලෙක්ට්‍රොනයක් සමඟ, වැඩි වන දහ ආරෝහණයෙන් පුත් අයනය විසින් ඉලෙක්ට්‍රොන කෙරෙහි යෙදෙන අනුතුමික ව වැඩි වන අදාළ මැඩි, ඒවා ඉවත් කිරීම සඳහා වැඩි ගක්තියක් යෙදුවීමට සිදු වීමයි. මෙයට අමතර ව, පිටත කවචවලින් ඉලෙක්ට්‍රොන බැහැර කිරීමට සාපේෂුව, ඇතුළත කවචයකින් ඉලෙක්ට්‍රොනයක් ඉවත් කිරීමේ දී අයනීකරණ ගක්තියෙහි අධිකතර ආරෝහණයක් සිදු වේ. මෙට හේතුව ඇතුළත කවචවලිල ඉලෙක්ට්‍රොන න්‍යුම්වියට සූම්ප්‍රේෂණ වීම කරණ කොට ගෙන ඒවාන් තඳින් රට ආකර්ෂණය වීමයි.

අයනිකරණ ගක්තිය බොහෝ විට පරමාණු හෝ අයන මධ්‍යයක් සලකා kJ mol^{-1} යන ඒකකයෙන් ප්‍රකාශ කරනු ලැබේ.

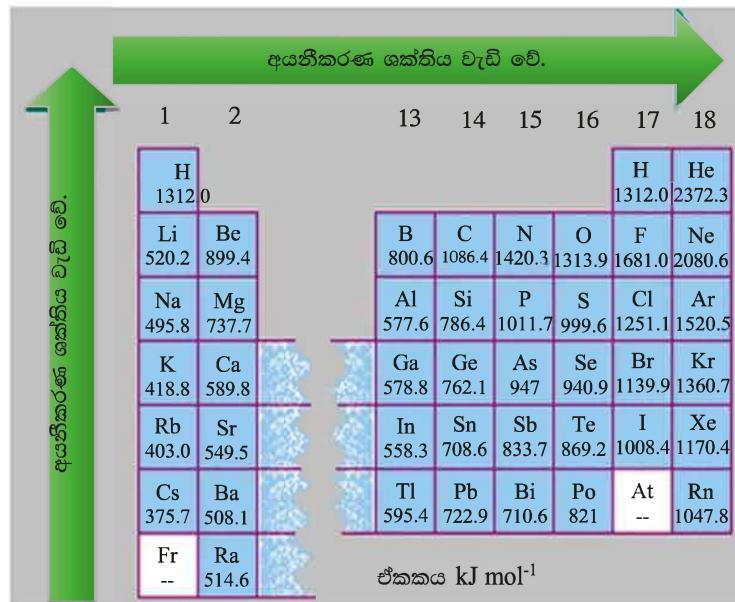
පළමු අයනීකරණ ගක්තිවල ආවර්තිය නැඹුරුතා

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

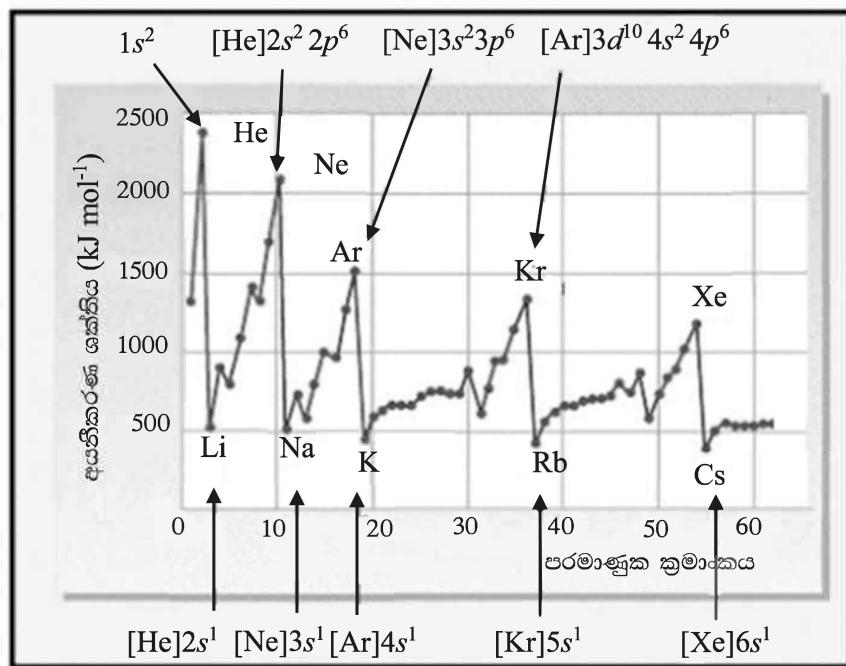
ආවර්තිතා වගුවේ කවර හෝ කාණ්ඩයක පහළට යන් ම සාමාන්‍යයෙන් පළමු අයනීකරණ ගක්තිය අඩු වේයි. නිදසුනක් ලෙස 1 කාණ්ඩයේ මූලුව්‍යවල (ක්ෂාර ලෝහවල) අයනීකරණ ගක්ති $\text{Li} > \text{Na} > \text{K} > \text{Rb} > \text{Cs} > \text{Fr}$ යන අනුපිළිවෙළින් අවරෝහණය වේ.

අන්තරික ලෝහ මූලුව්‍යවලට වඩා s හා p ගොනුවල මූලුව්‍යවල පළමු අයනීකරණ ගක්ති අගයයන් ප්‍රාථමික පරාසයක පිහිටියි. සාමාන්‍යයෙන් ආවර්තයක වමේ සිට දකුණට යන විට අන්තරික ලෝහවල අයනීකරණ ගක්ති වැඩි වන්නේ මද වශයෙනි.

අයනීකරණ ගක්ති කෙරෙහි බලපාන්නේ ද පරමාණුක තරම කෙරෙහි බලපාන සාධක ම ය. ඉලෙක්ට්‍රොන සහිත බාහිර ක්වචයකින් ඉලෙක්ට්‍රොනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය ගක්තිය, සහිල න්‍යාෂ්‍රීක ආරෝපණය සහ න්‍යාෂ්‍රීයෝ සිට ඉලෙක්ට්‍රොනයට ඇති මධ්‍යන්‍ය දුර මත රඳා පවතී. සහිල න්‍යාෂ්‍රීක ආරෝපණය වැඩි වීම හා ඉලෙක්ට්‍රොනයට ඇති දුර අඩු වීම, න්‍යාෂ්‍රීය හා ඉලෙක්ට්‍රොනය අතර ආකර්ෂණ බලය වැඩි කරයි. මේ ආකර්ෂණය වැඩි වන් ම ඉලෙක්ට්‍රොනය බැහැර කිරීම වඩා අපහසු වන අතර එය අයනීකරණ ගක්තිය වැඩි වීමට හේතු වේ.



1.37 රුපය ආවර්තිතා වගුවේ ප්‍රථම අයනීකරණ ගක්තිවල නැඹුරුව



1.38 රුපය මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුක ක්‍රමාන්කය සමග පළමු අයනීකරණ ගක්තිවල විවෘතනය

දෙන ලද ආවර්තයක පළමු අයනීකරණ ගක්තියේ තැකැරුණාවල අතුමවත් බව අල්ප නමුදු එම රටාවන් හොඳින් පැහැදිලි කළ හැකි ය. සාමාන්‍යයෙන් ස්ථායී වන සම්පූර්ණයෙන් පිරුණු උපකවචකින් (ලදා - 2, 12 සහ 18 කාණ්ඩා) හෝ අර්ධ වශයෙන් පිරුණු උපකවචකින් (ලදා 7 සහ 15 කාණ්ඩා) ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කිරීමට වැඩි ගක්තියක් අවශ්‍ය වේ. එබැවින් ඒවායේ අයනීකරණ ගක්තින් අපේක්ෂිත අගයට වඩා ඉහළ වේ.

නිදසුනක් ලෙස දෙවැනි ආවර්තයෙහි ඉහළ ම පළමු අයනීකරණ ගක්තිය ඇත්තේ සම්පූර්ණයෙන් පිරුණු කවචකින් යුත් නියෝන්වලට ය. යුරුණුව පිරුණු එවා උපමට්ටමකින් යුත් බෙරිලියම්වල පළමු අයනීකරණ ගක්තිය අපේක්ෂිත අගයට වඩා වැඩි අතර, එය බෙරිරෝන්වල I_1 ද ඉක්මවා සිටී. එසේ ම අර්ධ ව පිරුණු p කවචකින් යුත් නයිට්‍රොන්හි I_1 , පොදු ප්‍රවණතාවට අනුව පෙරයනු ලැබූ අගයට වඩා ඉහළ වේ.

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

$$\text{ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ගක්තිය} (\Delta E_{EG}) = - \text{ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව} (E_A)$$

මෙසේ, පරමාණුක ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව, ΔE_{EG} හි අගයට කිවිට සම්බන්ධයක් තිබේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව අර්ථ දක්වන්නේ මූලද්‍රව්‍යයේ වායුමය ඇතායනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමේ දී සිදුවන ගක්ති වෙනස වශයෙනි.

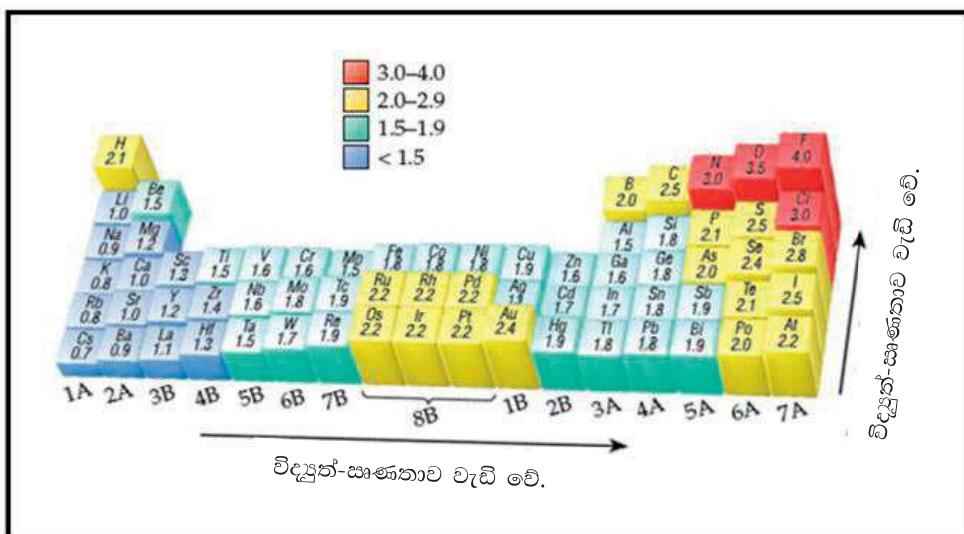


මෙම ගක්ති වෙනස, ΔE_{EG} හි අගයට විශාලත්වයෙන් සමාන වන අතර ලකුණින් ප්‍රතිච්‍රියා වේ. ආවර්තයක් හරහා ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව වඩාත් ධන වන අතර කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යන එහි ධන අගය අඩු වේ.

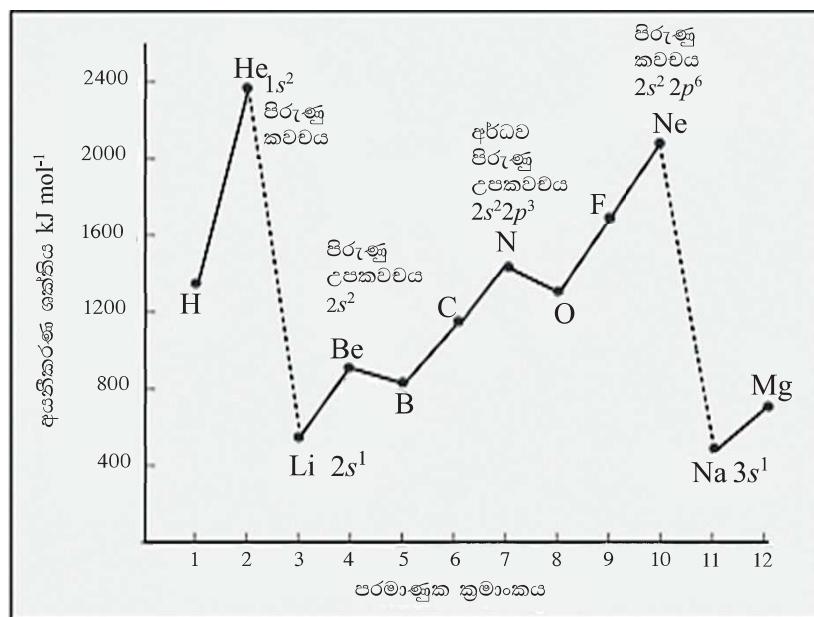
1.6.4 විද්‍යුත්-සාණනාව

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

විද්‍යුත්-සාණනාව ප්‍රකාශ කිරීමේ ප්‍රථම හා වඩාත් ම බහුල ව හාටිත කරනු ලබන පරිමාණය ඉදිරිපත් කරන ලද්දේ ඇමරිකානු ජාතික රසායන විද්‍යායුයකු වූ උනස් පෝලිං (1901 - 1944) විසිනි. මෙය පෝලිං විද්‍යුත්-සාණනා පරිමාණය ලෙස හැඳින්වේ. ආවර්තනා වගුවේ වමේ සිට දකුණට සමානායයෙන් සිදු වන්නේ විද්‍යුත්-සාණනාවහි වැඩි වීමකි. එසේ වුව ද ඇතැම් අපගමන ද වෙයි. (විශේෂයෙන් ආන්තරික ලෝහවල) පරමාණුක ක්‍රමාංකයේ වැඩි වීමන් සමග විද්‍යුත්-සාණනාව අඩු වෙයි. පෝලිං පරිමාණයට අනුව උවිව වායුවලට ඇත්තේ ඉතා අඩු, නමුත් ගුනා නොවන විද්‍යුත්-සාණනාවකි. අණුවල, බන්ධන සාදන පරමාණු දෙකක් අතර විද්‍යුත්-සාණනා වෙනස මගින් බන්ධනයේ අයනික හෝ සහසංයුත් ස්වභාවය නිර්ණය කෙරේ.



1.40 රුපය පෝලිං විද්‍යුත්-සාණනා අගයයන් හා ආවර්තනා වගුවේ නැමුරුතා

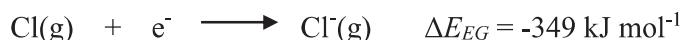


1.39 රුපය පළමු හා දෙවැනි ආවර්තනවල ප්‍රථම අයනීකරණ ගක්තිවල විවෘත

1.6.3 ඉලෙක්ට්‍රොන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය

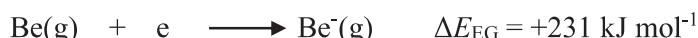
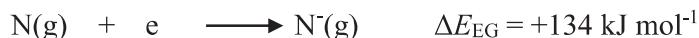
වායුමය පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රොනයක් එක් කිරීමේ දී සිදු වන ගක්ති විපර්යාසය ඉලෙක්ට්‍රොන ලබා ගැනීමේ ගක්තිය යනුවෙන් හැඳින්වේ. බොහෝ පරමාණුවලට ඉලෙක්ට්‍රොන එක් කිරීමේ දී ගක්තිය පිට වේ.

නිදුස්නක් ලෙස, පහත ක්‍රියාවලියේ දැක්වෙන පරිදි ක්ලෝරීන් පරමාණුවක ඉලෙක්ට്രෝන ලබා ගැනීමේ ගක්තිය -349 kJ mol^{-1} වේ. සාමාන්‍ය අගය මගින් පෙන්වුම් කරන්නේ මෙම ක්‍රියාවලියේ දී ගක්තිය විමෝශනය වන බව ය.



($\Delta E_{\text{EG}} = \text{ඉලෙක්ටෝන් ලබා ගැනීමේ ශක්ති$ වෙනස)

කෙසේ වුවත් පරමාණු ස්වල්පයක් සඳහා ඉලෙක්ට්‍රොන් ලබා ගැනීමේ ගක්ති වෙනස දන අයයකි. උදාහරණයක් ලෙස ගත හැක. මෙසේ සිදු වන්නේ සාපේක්ෂව ස්ථායී ඉලෙක්ට්‍රොන් වින්යාසයකට ($Be - s^2$ හා $N - p^3$) ඉලෙක්ට්‍රොනයක් එකතු කිරීම තරමක් අපහසු වන බැවති. එනිදී ඉලෙක්ට්‍රොන - ඉලෙක්ට්‍රොන අතර විකර්ෂණ බල ප්‍රමුඛ සාධකය වේ.



ඇඟරුතයක් හරහා ඉලෙක්ට්‍රොන ලබා ගැනීමේ ගක්තියෙහි දහ අගය අඩු වන අතර කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යන විට එම ඕගය වඩාත් දහ වේ.

1.6 වගුව සමිකරණවල සාරාංශය

සමිකරණවල සාරාංශය

පරමාණුක ක්‍රමාංකය (Z) = පෝටෝන ගණන = ඉලෙක්ට්‍රොන ගණන

ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය (A) = පෝටෝන ගණන (Z) + නියුට්‍රොන ගණන

$1 \text{ u} \text{ හෝ } Da = 1.66054 \times 10^{-24} \text{ g}$ හා $1 \text{ g} = 6.02214 \times 10^{23} \text{ u} \text{ හෝ } Da$

පරමාණුක ස්කන්ධය = $\Sigma = (\text{සමස්ථානික ස්කන්ධය}) \times (\text{සමස්ථානික සුලභතා භාගය)$

ආලෝකයේ ප්‍රවේශය = $c = \lambda v = 3.00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$

ගෝටෝනයක ගක්තිය = $E = h\nu$

h යනු ජේලාන්ක් නියතය වේ. එහි අගය $6.626 \times 10^{-34} \text{ J s}$