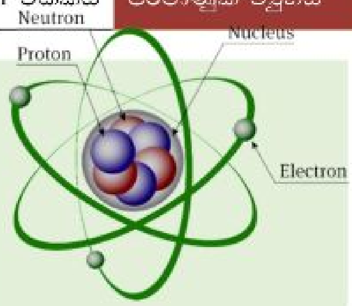


1. පරමාණුක ව්‍යුහය

අන්තර්ගතය

1.1 **පදාර්ථය පිළිබඳ පරමාණුක වාදය**

1.1.1 කැතෝඩ කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂණාත්මක නිරීක්ෂණ)

1.1.2 පරමාණුක න්‍යෂ්ටිය

1.1.3 ධන කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂණවලින් ලද නිරීක්ෂණ)

1.1.4 රදර්ෆර්ඩ්ගේ රන්පත් පරීක්ෂාව

1.1.5 පරමාණුක ක්‍රමාංකය, සමස්ථානික හා ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය

1.1.6 පරමාණුක ස්කන්ධ පරිමාණය

1.1.7 මූලද්‍රව්‍යයක මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය සහ සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය

1.1.8 අයන

1.2 **විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ හා පදාර්ථයේ තරංගාකාර ගුණ**

- විද්‍යුත් - චුම්බක විකිරණ හා ඒවායේ ගුණ [ප්‍රවේගය (c), තරංග ආයාමය (λ), සංඛ්‍යාතය (u), ශක්තිය (E)]

1.2.1 ශක්ති ක්වොන්ටම්කරණය

- විද්‍යුත්-චුම්බක වර්ණාවලිය
- $c = v\lambda$
- $E = hv,\ \lambda = \frac{h}{mV}$
- පදාර්ථයේ අංශු-තරංග (ද්විත්ව) ස්වභාවය

1.3 **පරමාණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශක්ති මට්ටම්**

- මූලද්‍රව්‍යවල අනුයාත අයනීකරණ ශක්තිවල විචලනය

1.3.1 හයිඩ්‍රජන් වර්ණාවලිය

- ශක්ති මට්ටම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝනවල පැවැත්ම

1.3.2 කාක්ෂිකවල හැඩ

1.3.3 කාක්ෂික හා ක්වොන්ටම් අංක

- ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය (n)
- උද්දිගංශ ක්වොන්ටම් අංකය (l)
- චුම්භක ක්වොන්ටම් අංකය (m_l)
- බැමුම් ක්වොන්ටම් අංකය (m_s)

1.4 **ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස**

1.4.1 අවුෆ්බාවු මූලධර්මය

1.4.2 පව්ලි බහිෂ්කාර මූලධර්මය

1.4.3 හුන්ඩ් ගේ නීතිය

1.4.4 සම්පිණ්ඩිත ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

1.5 **ආවර්තිතා වගුව ගොඩනැගීම**

- **ආවර්තිතා වගුවේ දීර්ඝ ආකාරය**

1.6 **s හා p ගොනුවල මූලද්‍රව්‍ය පෙන්වන ආවර්තීය නැඹුරුතා**

1.6.1 **පරමාණුවල සහ අයනවල තරම**

- **වැන් ඩ'වාල් අරය**
- **සහසංයුජ අරය**
- **ලෝහක අරය**
- **පරමාණුක අරයෙහි ආවර්තීය නැඹුරුතා**
- **අයනවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස**
- **අයනික අරයෙහි ආවර්තීය නැඹුරුතා**

1.6.2 **අයනීකරණ ශක්තිය**

- **පළමු අයනීකරණ ශක්තිවල ආවර්තීය නැඹුරුතා**

1.6.3 **ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය**

1.6.4 **විද්‍යුත්-සෘණතාව**

හැඳින්වීම

රසායන විද්‍යාව යනු පදාර්ථයේ ගුණ හා හැසිරීම පිළිබඳ අධ්‍යයනයයි. පදාර්ථය, විශ්වය තැනී ඇති භෞතික ද්‍රව්‍යයයි. ස්කන්ධයක් සහිත ඉඩක් ගන්නා ඕනෑ ම දෙයක් පදාර්ථයක් වේ.

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

1.1 පදාර්ථය පිළිබඳ පරමාණුකවාදය

ඈත අතීතයේ සිට ම ලෝකය සෑදී ඇති මූලික සංරචකවල ස්වභාවය පිළිබඳව දාර්ශනිකයෝ සම්පේක්ෂණයේ යෙදුණහ. **එම්පිඩෝක්ලීස් (ක්‍රි.පූ. 440)** විශ්වාස කළේ සියලු දේ තැනී ඇත්තේ ගින්න, ජලය, වාතය සහ පස (ආපෝ, තේජෝ, වායෝ, පඨවි) යන මූලද්‍රව්‍ය සතරින් බවයි. හින්දූන්ගේ විශ්වාසය වූයේ ඉහත සඳහන් මූලද්‍රව්‍ය සතරින් හා අවකාශයෙන් ලෝකය නිර්මිතව ඇති බවයි. කෙසේ වුව ද **ඩෙමොක්‍රිටස් (ක්‍රි.පූ 460-370)** ඇතුළු තවත් ග්‍රීක දාර්ශනිකයෝ ද්‍රව්‍යමය ලෝකය ඉතා කුඩා, අදෘශ්‍ය, තව දුරටත් බෙදා වෙන් කිරීමට නොහැකි අංශුවලින් සෑදී ඇතැ යි විස්තර කළ අතර, ඒවා හැඳින්වීමට 'නොබෙදිය හැකි' හෙවත් 'කැඩිය නොහැකි' යන අරුත ඇති 'atomos' (පරමාණු) යන වදන යොදා ගත්හ.

එහෙත් පසු කාලීනව **ප්ලේටෝ** හා **ඇරිස්ටෝටල්** විසින් නොබෙදිය හැකි අත්‍යන්ත කුඩා අංශු පැවතිය නොහැකි ය යන මතය සූත්‍රගත කළ අතර, බටහිර සංස්කෘතියෙහි ඇරිස්ටෝටලියානු දර්ශනය ආධිපත්‍යය දුරූ ශත වර්ෂ ගණනාවක් තුළ ම පදාර්ථය පිළිබඳ මේ 'පරමාණුක' මතය යටපත් වී ගියේ ය.

අප පරමාණු ලෙස හඳුන්වන පදාර්ථයේ බෙදිය නොහැකි තැනුම් ඒකක සඳහා නිශ්චිත අර්ථ දැක්වීමක් ඉදිරිපත් කරන ලද්දේ 1808 දී ඉංග්‍රීසි ජාතික විද්‍යාඥයකු හා පාසල් ගුරුවරයකු වූ **ජෝන් ඩෝල්ටන්** (1766-1844) විසිනි. ඩෝල්ටන්ගේ පරමාණුකවාදය ප්‍රධාන උපග්‍රහණ සතරක් පදනම් වී තිබේ.

1. මූලද්‍රව්‍ය සෑදී ඇත්තේ 'පරමාණු' යනුවෙන් හැඳින්වෙන, අතිශයින් ම කුඩා, බෙදිය නොහැකි අංශුවලිනි.
2. යම් මූලද්‍රව්‍යයක සියලු පරමාණු ස්කන්ධයෙන් හා තරමින් 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 මැවීමට හෝ විනාශ වීමට භාජන නො වේ.
4. වෙන් වෙන් මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණු දෙකක් හෝ වැඩි ගණනක් සරල සංඛ්‍යාත්මක අනුපාතවලින් සම්බන්ධ වීමෙන් සංයෝග ඇති වේ.

ඩෝල්ටන්ගේ පරමාණුක ආකෘතිය හැඳින්වෙන්නේ 'ගොල්ෆ් බෝල ආකෘතිය' යනුවෙනි.

(a) (b)

1.1 රූපය (a) ජෝන් ඩෝල්ටන් සහ (b) ගොල්ෆ් බෝල ආකෘතිය

1891 දී **ජොන්ස්ටන් ජී. ස්ටෝනි (1826-1911)** විසින් විද්‍යුතයෙහි මූලික අංශුව සඳහා 'ඉලෙක්ට්‍රෝනය' යන නම දෙන ලද නමුත් එහි පැවැත්ම පිළිබඳ කිසිදු පරීක්ෂණාත්මක සාක්ෂ්‍යයක් නො විය.

1880 මැද භාගයේ දී විද්‍යාඥයන් සම්පූර්ණයෙන් ම වාගේ වාතය රේචනය කරන ලද වීදුරු නළ තුළ සිදු වන විද්‍යුත් විසර්ජන පිළිබඳව අධ්‍යයනය කිරීම ආරම්භ කර තිබිණි. බ්‍රිතාන්‍ය ජාතික භෞතික හා රසායන විද්‍යාඥයකු වූ **ශ්‍රීමත් විලියම් ක්‍රූක්ස්ගේ (1832-1919)** නිපැයුමක් වූ මේ උපකරණය **ක්‍රූක්ස් නළය** හෙවත් **කැතෝඩ කිරණ නළය** ලෙස හඳුන්වනු ලැබිණි.

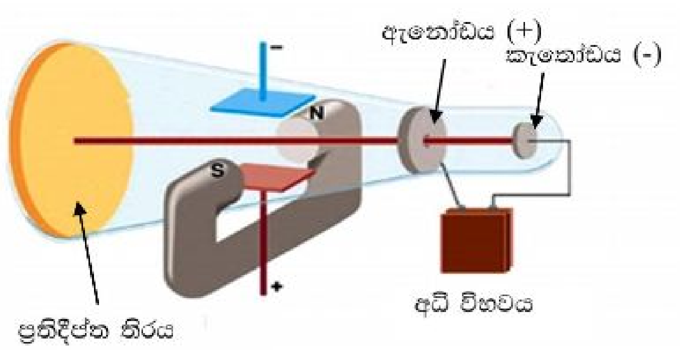
1.2 රූපය කැතෝඩ කිරණ නළය

ක්‍රූක්ස් හා සෙස්සන් විසින් කරන ලද මේ පරීක්ෂණයෙන්, ක්‍රූක්ස් නළයක ඉලෙක්ට්‍රෝඩ දෙකට ඉහළ වොල්ටීයතා ප්‍රභවයක් සන්ධි කළ විට රත් කළ ඍණ ආරෝපිත තහඩුවෙන් හෙවත් කැතෝඩයෙන් අදෘශ්‍යමාන කිරණ ධාරාවක් නිපදවෙන බව පෙන්නුම් කෙරිණි. මේ කිරණ ඇසට නොපෙනෙන නමුත්, අඩු පීඩනයක් යටතේ ඇති වායුවල දිලියුමක් ඇති කිරීමෙන් හා වෙනත් ඇතැම් ද්‍රව්‍යවල ප්‍රතිදීප්තියක් ඇති කිරීමෙන් හෙවත් ඒවායින් ආලෝකය පිට වීමට සැලැස්වීමෙන් ඒවායේ පැවැත්ම අනාවරණය කෙරිණ. කැතෝඩයෙන් නිකුත් වන මෙම කිරණ '**කැතෝඩ කිරණ**' යනුවෙන් හැඳින්විණ.

පසු ව මේ කිරණ චුම්බක ක්ෂේත්‍රයකින් උත්ක්‍රමයට ලක් කළ හැකි බව ද ඒවා ඍණ විද්‍යුත් ආරෝපණයක් දරන බව ද සොයා ගන්නා ලදි. ඇතැම් විද්‍යාඥයන් මේවා තරංග විශේෂයක් ලෙස විශ්වාස කළ අතර, තවත් සමහරකු නැඹුරු වූයේ ඒවා අංශු ලෙස සැලකීමට ය.

කැතෝඩය කුමන ද්‍රව්‍යයකින් සැදුණු එකක් වුවත් සහ නලය තුල ඇති වායුව කුමක් වුවත් කැතෝඩ කිරණ ස්වභාවයෙන් ඒකාකාර වන බව බ්‍රිතාන්‍ය විද්‍යාඥයකු වූ **ජේ.ජේ. තොම්සන් (1856-1940)** විසින් නිරීක්ෂණය කරන ලදි. 1897 දී කැතෝඩ කිරණ යනු ඍණ ලෙස ආරෝපිත වූ අංශු ධාරාවක් හැටියට හෙතෙම විස්තර කළේ ය. මැද සිදුරක් ඇති ඇනෝඩයක් සහිත කැතෝඩ කිරණ නළයක් යොදා ගනිමින් කරන ලද පරීක්ෂණයකින් හා ඉන් ලද ප්‍රතිඵලවලින්

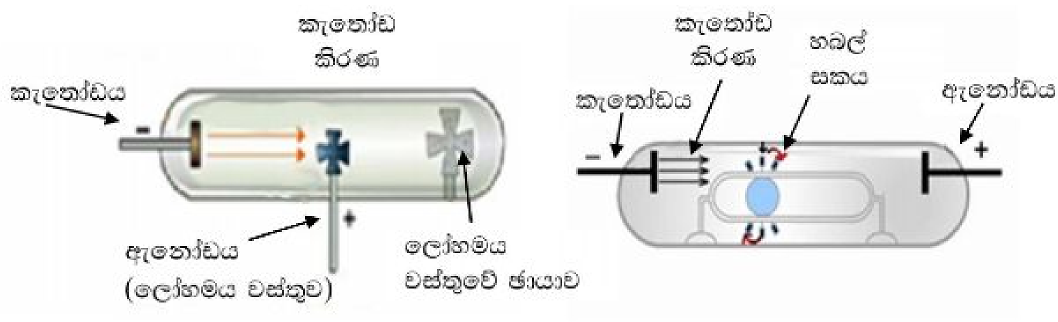
තොම්සන්ට ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ආරෝපණය හා ස්කන්ධය අතර අනුපාතය ගණනය කිරීමට හැකි වූ අතර, ඉන් ලද ප්‍රතිඵලය 1.76×10^8 C g^{-1} (ග්‍රෑමයට කූලෝම්) විය.



1.3 රූපය තොම්සන්ගේ කැතෝඩ කිරණ නලය

1.1.1 කැතෝඩ කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂණාත්මක නිරීක්ෂණ)

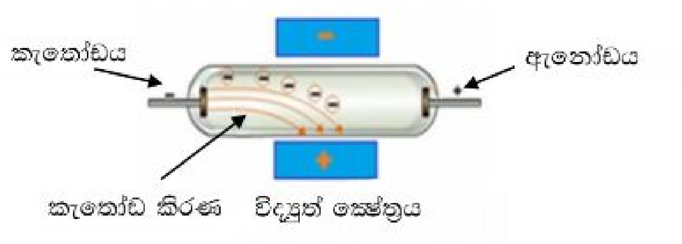
- කැතෝඩ කිරණවල පථය සරල රේඛීය වේ. විසර්ජන නළයක කැතෝඩ කිරණවල පථයෙහි ලෝහමය කුරුසයක් වැනි පාරාන්ධ වස්තුවක් තැබූ විට, කැතෝඩයට ප්‍රතිවිරුද්ධ අන්තයෙහි ඒ කුරුසයේ ඡායාවක් ඇති වේ. මෙසේ සෙවණැලි ඇති වීමෙන් තහවුරු වන්නේ කැතෝඩ කිරණ සරල රේඛීය මාර්ගවල ගමන් කරන බවයි.



1.4 රූපය කැතෝඩ කිරණවල ගුණ

- කැතෝඩ කිරණ යනු ස්කන්ධයක් හා චාලක ශක්තියක් සහිත අංශු කදම්බයකි. විසර්ජන නලයක් තුළ කැතෝඩ කිරණවල පථයෙහි සැහැල්ලු හබල් සකයක් තැබූ විට එහි තල කරකැවේ.
  මෙය ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට (කැතෝඩ කිරණ) ගම්‍යතාවක් ඇති බව දක්වන නිරීක්ෂණයක් ලෙස සැලකේ (කෙසේ වෙතත් නළය තුළ උෂ්ණත්වය ඉහළ යෑම ද තලවල භ්‍රමණයට හේතුවන නිසා මේ නිගමනය ගැන සැකයක් ද පවතී).
- කැතෝඩ කිරණ ඍණ ලෙස ආරෝපිත ය. කැතෝඩ කිරණ ගමන් ගන්නා පථයට විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රයක් යෙදූ කල ඒවා ධන තහඩුව වෙත ආකර්ෂණය වේ. ඒවා චුම්බක

ක්ෂේත්‍රවල බලපෑමට ද යටත් වේ. මෙහිදී කිරණ උත්ක්‍රමණය වන දිශාව, වෙනත් ඕනෑම ඍණ ආරෝපිත අංශුවක් උත්ක්‍රමණය වන දිශාවම වේ. එබැවින් කැතෝඩ කිරණ ඍණ ආරෝපිත බව තවදුරටත් තහවුරු වේ.

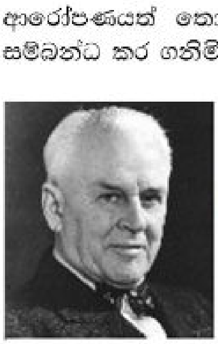


1.5 රූපය බාහිර විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍ර සමඟ කැතෝඩ කිරණවල අන්තර් ක්‍රියා

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

1.6 රූපය ජේ.ජේ. තොම්සන් සහ ඔහුගේ පරමාණුක ආකෘතිය

තම අනාවරණ පදනම් කර ගනිමින් 1899 දී **ජේ.ජේ. තොම්සන්** පරමාණුක ව්‍යුහය පිළිබඳ 'ප්ලම් පුඩිං' ආකෘතිය ඉදිරිපත් කළේ ය. 1909 දී තම තෙල් බින්දු පරීක්ෂණය පදනම් කර ගනිමින් **ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ආරෝපණය 1.602 × 10^{-19} C** ලෙස අනාවරණය කර ගැනීමට **රොබට් මිලිකන්** (1868-1953) සමත් විය. පරීක්ෂණාත්මකව සොයා ගත් ඉලෙක්ට්‍රෝනික ආරෝපණයත් තොම්සන් විසින් සොයා ගන්නා ලද ආරෝපණය/ ස්කන්ධය අනුපාතයත් සම්බන්ධ කර ගනිමින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ස්කන්ධය ගණනය කළ හැකි විය.



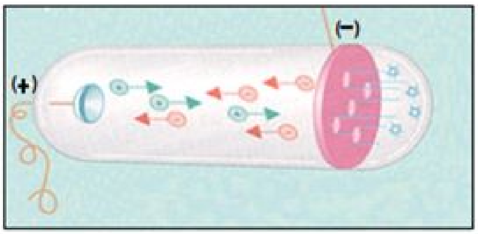
$$\textbf{ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ස්කන්ධය} = \frac{1.602 \times 10^{-19}\ \mathrm{C}}{1.76 \times 10^{8}\ \mathrm{C/g}} = 9.10 \times 10^{-28}\ \mathrm{g}$$

1.7 රූපය රොබට් මිලිකන් සහ ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ස්කන්ධය

මේ ස්කන්ධය සැහැල්ලුතම පරමාණුව වන හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවේ ස්කන්ධයෙන් 1/1837කි. **ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ සාපේක්ෂ ආරෝපණය -1 කි.**

1.1.2 පරමාණුක න්‍යෂ්ටිය

ජර්මන් ජාතික භෞතික විද්‍යාඥ **එයුජන් ගෝල්ඩ්ස්ටයින්** පදාර්ථයේ ධන ආරෝපණවල පැවැත්ම පරීක්ෂණාත්මක ලෙස සනාථ කළේ ය. ඔහුගේ පරීක්ෂණවල දී ඉතා අඩු පීඩනයෙන් යුත් වාතය අඩංගු සිදුරු පිහිටි කැතෝඩයක් සහිත විසර්ජන නළයක් භාවිත කරන ලදි. වොල්ට් 10,000ක පමණ ඉහළ වෝල්ටියතාවක් කැතෝඩයට යෙදූ විට සිදුරු සහිත කැතෝඩයට පිටුපසින් මඳ රත් පැහැ දිලිසුමක් ඇති වන බව හෙතෙම නිරීක්ෂණය කළේ ය. නළයට ඉහළ වෝල්ටියතාවක් යෙදූ කල එහි විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රය වාතයේ අල්ප වශයෙන් ඇති අයන ත්වරණය කරයි. මේවා වායු පරමාණු සමඟ ගැටීමේ දී ඒවායින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ගැලවී ඉවත් වන හෙයින් තව තවත් ධන අයන සෑදේ. මේ අයන හා ඉලෙක්ට්‍රෝන තව දුරටත් වායු පරමාණු හා ගැටෙමින් ධන අයන සංඛ්‍යාව වැඩි කරයි. ධන අයන සියල්ල සෘණ කැතෝඩය වෙත ආකර්ෂණය වන අතර, ඉන් සමහරක් කැතෝඩයේ සිදුරු හරහා ගමන් කරයි. කැතෝඩයේ සිදුරු තුළින් ගමන් කරන හෙයින් ගෝල්ඩ්ස්ටයින් විසින් මේ කිරණ නම් කරන ලද්දේ 'නාළ කිරණ' යනුවෙනි. සැබැවින් ම මේ කිරණ ධන ඉලෙක්ට්‍රෝඩයෙන් හෙවත් ඇනෝඩයෙන් පැන නොනැගින නමුත් ඒවා කැතෝඩයෙන් ඈත ඇනෝඩය අසලින් උපදින හෙයින් 'ඇනෝඩ කිරණ' හෙවත් 'ධන කිරණ' යනුවෙන් ද හැඳින්වේ.



1.8 රූපය සිදුරු පිහිටි කැතෝඩයක් සහිත කැතෝඩ කිරණ නළය

1.1.3 ධන කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂණවලින් ලද නිරීක්ෂණ)

- ධන කිරණ සරල රේඛීය මාර්ගවල ගමන් ගන්නා අතර, ඒවායෙහි පථයේ තබන ලද වස්තුවල ඡායා ඇති කරයි.
- ඒවාට ඒවායේ පථයේ තබන ලද හබල් සකයක් චලනය කළ හැකි ය.
- මෙම කිරණ ධන ලෙස ආරෝපිත වන අතර, විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රයකට භාජන කළ විට ඒවා එහි සෘණ ලෙස ආරෝපිත තහඩුව වෙත උත්ක්‍රමය වේ.
- ධන කිරණවල ස්වභාවය, විසර්ජන නළයේ අඩංගු වායුව මත රඳා පවතී. විවිධ වායුවලින් ඇති වන්නේ වෙනස් ස්කන්ධ සහ වෙනස් ආරෝපණවලින් යුත් අංශුවලින් සමන්විත විවිධාකාර ධන කිරණයි. මේ නිසා වෙන් වෙන් වායුවලින් ලැබෙන ධන කිරණ අංශුවල e/m අනුපාතය නියත නො වේ.

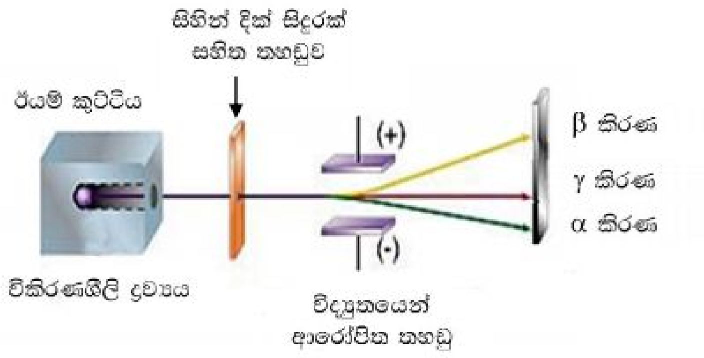
මේ 'කිරණ' චුම්බක ක්ෂේත්‍රයක දී කෙසේ උත්ක්‍රම වේ දැයි සෙවීම සඳහා 1907 දී කරන ලද අධ්‍යයනයකින් අනාවරණය වූයේ ඒවා නිර්මිත වී ඇති අංශු ස්කන්ධයෙන් එකිනෙකට වෙනස් බවයි. මේ අතරින් සැහැල්ලුතම අංශු සෑදෙන්නේ නළය තුළ හයිඩ්‍රජන් වායුව යම් තරමක් හෝ අන්තර්ගතව තිබෙන විට ය. ඒ අංශුවල ස්කන්ධය ඉලෙක්ට්‍රෝනයක ස්කන්ධය මෙන් 1840

ගුණයක් පමණ වේ. වෙනත් ධන අංශු, සැහැල්ලුම ධන අංශවේ ස්කන්ධයෙහි ගුණාකාර විය. එම නිසා මෙය උප පරමාණු අංශුවක් විය යුතුය. ඒවා ප්‍රෝටෝන ලෙස නම් කරන ලදී. ප්‍රෝටෝනයක සාපේක්ෂ ස්කන්ධය එකකි. මේ අනුව **ප්‍රෝටෝනයේ ස්කන්ධය 1.6×10^{-24} g** හෝ **1.007276 u** ^පරමාණුක ස්කන්ධය ඒකකය& හෝ **Da** ඩෝල්ටන් (Daltons). (පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකකය, අතීතයේ දී amu ලෙස සංකේතවත් කර ඇත)

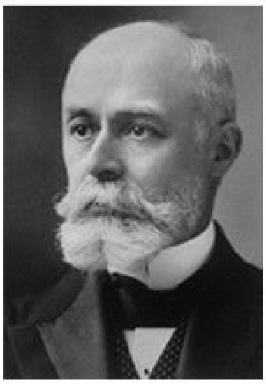
ප්‍රෝටෝනයක ආරෝපණය ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ආරෝපණයට සමාන හා ප්‍රතිවිරුද්ධ වේ. මේ අනුව ප්‍රෝටෝනයක නිරපේක්ෂ ආරෝපණය (ධන) කූලෝම් **1.6×10^{-19}**කි. ඕනෑ ම අංශුවක් විසින් දරන්නා වූ කුඩාතම ධන ආරෝපණය වන මෙය ඒකක 1ක ධන ආරෝපණයක් සේ සැලකේ. **ප්‍රෝටෝනයක සාපේක්ෂ ආරෝපණය +1 කි.**

ප්‍රංස ජාතික විද්‍යාඥයකු වූ **හෙන්රි බෙකරල් (1852-1908)** විසින් 1896 දී විකිරණශීලතාව සොයා ගැනීමෙන් ඉක්බිති බ්‍රිතාන්‍ය ජාතික භෞතික විද්‍යාඥ **ශ්‍රීමත් අර්නස්ට් රදෆර්ඩ් (1871-1973)** විකිරණශීලී ද්‍රව්‍යවලින් තුන් ආකාරයක විකිරණ, එනම් ඇල්ෆා (α), බීටා (β) හා ගැමා (γ) කිරණ නිකුත් වන බව පෙන්වා දුන්නේ ය. මින් α සහ β විකිරණ විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රයකින් උත්ක්‍රමයට ලක් වේ.

ඇල්ෆා (α) කිරණ α අංශු යනුවෙන් හැඳින්වෙන ධන ලෙස ආරෝපිත අංශුවලින් සමන්විත වන අතර, එබැවින් ඒවා ධන ආරෝපිත තහඩුවකින් ඉවතට උත්ක්‍රම වේ. **බීටා (β) කිරණ** β අංශුවලින් යුක්ත වන අතර, ඒවා අනන්‍යතාවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන හා සම වේ. **β අංශු ඍණ** ලෙස ආරෝපිත තහඩුවකින් ඉවතට උත්ක්‍රම වේ. විකිරණශීලී විකිරණ අතුරින් තුන් වැනි වර්ගය අධිශක්ති විකිරණ වර්ගයක් වන **ගැමා (γ) කිරණයි**. X කිරණ සේ ම මේවා ද ආරෝපණයකින් තොර වන අතර, බාහිර විද්‍යුත් හෝ චුම්බක ක්ෂේත්‍රයක බලපෑමට යටත් නො වේ.



1.9 රූපය විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රයක ඇල්ෆා (α), ඇල්ෆා (β) සහ ගැමා (γ) කිරණවල හැසිරීම



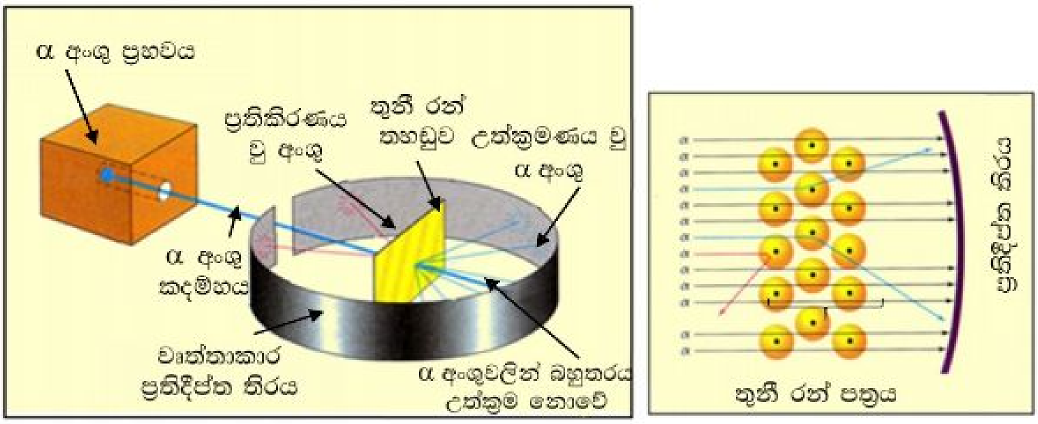
(a)

(b)

1.10 රූපය (a) හෙන්රි බෙකරල් සහ (b) අර්නස්ට් රදෆර්ඩ් සාමිවරයා

1.1.4 රදෆර්ඩ්ගේ රන්පත් පරීක්ෂාව

1908-09 අතර කාලයේ දී රදෆර්ඩ් ඔහුගේ සහායක, ජර්මන් ජාතික භෞතික විද්‍යාඥ **ජොහැන්ස් හාන්ස් විල්හෙල්ම් ගයිගර්ගේ (1882-1945)** හා එවකට උපාධි අපේක්ෂකයකු වූ **අර්නස්ට් මාස්ඩන්ගේ** ද සහාය ඇතිව, විකිරණශීලී ප්‍රභවයකින් නිකුත් වන α අංශු, රන් ඇතුළු වෙනත් ලෝහවල ඉතා තුනී ලෝ පත් වෙත එල්ල කරමින් පරීක්ෂණ ගණනාවක් පැවැත්වී ය.

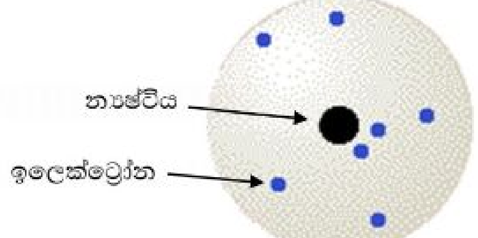


1.11 රූපය රදෆර්ඩ්ගේ රන්පත් පරීක්ෂාව

අංශුවලින් බහුතරය උත්ක්‍රමයකින් තොරව, නැතහොත් ඉතා අල්ප උත්ක්‍රමයකින් යුක්තව රන්පත විනිවිද යන බව ඔවුහු නිරීක්ෂණය කළහ. ඒ අතර අංශුවලින් කිහිපයක් පමණක් විශාල කෝණයකින් උත්ක්‍රම වන බව හෙවත් ප්‍රකිරණයට ලක් වන බව ඔවුහු දුටහ. තව ද, අංශුවලින් ඉතා සුළු සංඛ්‍යාවක් රන් පත්‍රයේ වැදී පොලා පැනීම නිසා ඒවා පැමිණි දිශාවට ම පරාවර්තනය විය.

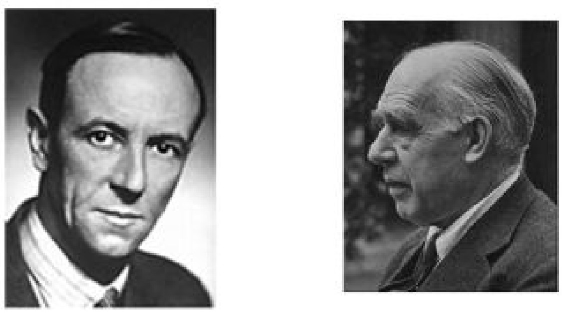
මේ පරීක්ෂණයේ ප්‍රතිඵල පැහැදිලි කරනු වස් පරමාණුවෙන් වැඩි කොටසක් හිස් අවකාශය විය යුතු යැයි යෝජනා කරමින් රදර්ෆඩ් පරමාණුව සඳහා නව ආකෘතියක් ඉදිරිපත් කළේ ය.

යෝජිත ව්‍යුහය, α අංශුවලින් බහුතරයක් උත්ක්‍රමයකින් තොර ව, නොඑසේ නම් ඉතා අල්ප උත්ක්‍රමයක් පමණක් ඇති ව රන්පත හරහා ගමන් කිරීම පැහැදිලි කරයි. පරමාණුවෙහි ධන ආරෝපණ සියල්ල එහි කේන්ද්‍රයෙහි වූ ඝන හරයක හෙවත් න්‍යෂ්ටියක ඒකරාශි වී ඇත. ප්‍රකිරණ පරීක්ෂාවේ දී α අංශුවක් න්‍යෂ්ටියට ආසන්නව පැමිණෙන කල්හි එය අධික විකර්ෂණ බලයකට පාත්‍ර වන අතර, ඒහෙයින් ම විශාල උත්ක්‍රමණයකට ද ලක් වේ. තව ද කෙළින් ම න්‍යෂ්ටිය එල්ලේ එන α අංශුවක් අතිප්‍රබල විකර්ෂණයකට භාජන වන බැවින් එයට චලනය වන අංශුව සම්පූර්ණයෙන් ම ආපසු හරවා යැවිය හැකි ය.



1.12 රූපය රදෆර්ඩ්ගේ පරමාණුක ආකෘතිය (1911)

පසුකාලීනව, විශේෂයෙන් ම ස්කන්ධ වර්ණාවලීක්ෂණය පදනම් කොට සිදු කරන ලද අධ්‍යයනවලින් පෙන්නුම් කරන ලද්දේ පරමාණුවල ස්කන්ධය, ඒවායේ ඇතුළත් ප්‍රෝටෝනවල හා ඉලෙක්ට්‍රෝනවල ස්කන්ධයට වඩා වැඩි බවයි. එම නිසා පරමාණුවේ ස්කන්ධයට දායක වන නවක් උප අංශුවක් තිබිය යුතු වේ. 1932 දී බ්‍රිතාන්‍ය විද්‍යාඥයකු වූ **ශ්‍රීමත් ජේම්ස් චැඩ්වික්** (1891-1972) විසින් **නියුට්‍රෝනය** සොයා ගනු ලැබිණි. **නියුට්‍රෝනයේ ආරෝපණය ශූන්‍ය (0)** වන අතර, එහි **ස්කන්ධය** $\mathbf{1.6749 \times 10^{-24}\ g}$ හෙවත් **1.008665 u** වේ.

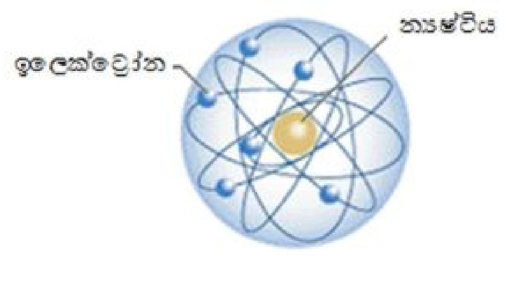


(a) (b)

1.13 රූපය (a) ජේම්ස් චැඩ්වික් සහ (b) නීල්ස් බෝර්

රදර්ෆර්ඩ්ගේ කාලයේ පටන් භෞතික විද්‍යාඥයන් විසින් වඩ වඩාත් පරමාණුක න්‍යෂ්ටිය ගැන හැදෑරීම් කරන ලදී. 1913 දී ඩෙන්මාර්ක් ජාතික භෞතික විද්‍යාඥයකු වූ **නීල්ස් හෙන්ඩ්‍රික් ඩේවිඩ් බෝර් (1885-1962)** එවකට දැන තිබූ අදහස් සම්පිණ්ඩනය කරමින්, හිරු වටා ග්‍රහලෝක පරිභ්‍රමණය වන්නේ යම් සේ ද පරමාණුක න්‍යෂ්ටිය ද ඒ වටා වූ කක්ෂවල

පරිභ්‍රමණය වන ඉලෙක්ට්‍රෝනවලින් වට වී ඇති බව යෝජනා කළේ ය. තව ද හේ ඉලෙක්ට්‍රෝන පරමාණුක කක්ෂවල ස්ථිර ව පිහිටීමට නම් න්‍යෂ්ටිය හා ඉලෙක්ට්‍රෝන අතර පවත්නා විද්‍යුත්-ස්ථිතික බල ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් මත ඇති කෙරෙන කේන්ද්‍රාපසාරී බලයට සමාන බව උපග්‍රහණය කළේ ය. වෙනත් වචනවලින් කිව හොත් ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට න්‍යෂ්ටියේ සිට ඇති දුර නියතව පවත්වා ගනිමින් ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට න්‍යෂ්ටිය වටා නියත වේගයකින් ගමන් කිරීමට සිදු වේ. බෝර් විසින් ඉදිරිපත් කරන ලද මේ පරමාණුක ආකෘතිය **රදෆර්ඩ්-බෝර් ආකෘතිය** හෙවත් **බෝර් ආකෘතිය** යනුවෙන් හඳුන්වනු ලැබේ. න්‍යෂ්ටිය තුළ හමුවන අංශු **නියුක්ලියෝන** ලෙස හැඳින්වේ. එබැවින් පරමාණුවේ ප්‍රෝටෝන සහ නියුට්‍රෝන, නියුක්ලියෝනවල සංරචක වේ. නියුක්ලයිඩයක් යනු නිශ්චිත වූ ප්‍රෝටෝන සහ නියුට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් ඇති පරමාණුවක න්‍යෂ්ටියකි. (නියුක්ලියෝන සියල්ල) එමනිසා නියුක්ලයිඩ යනු නියුක්ලියෝනවල සංයුක්ත අංශුන් වේ.



1.14 රූපය බෝර් ආකෘතිය

1.1.5 පරමාණුක ක්‍රමාංකය, සමස්ථානික හා ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය

රදර්ෆර්ඩ්ගේ සම-සහකරුවෙකු වූ ඉංග්‍රීසි භෞතික විද්‍යාඥ **හෙන්රි ග්වින් ජෙෆ්රි මෝස්ලි (1887-1915)**, න්‍යෂ්ටියෙහි ධන ආරෝපණ සංඛ්‍යාව වැඩි වන්නේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ඒකක එකින් එක බව සොයා ගත්තේ ය. එක් එක් මූලද්‍රව්‍යයේ පරමාණුවකට ඊට ම ලාක්ෂණික වූ ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාවක් ඇත. කිසියම් සුවිශේෂ මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණුවක ඇති ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව එහි **පරමාණුක ක්‍රමාංකය** යනුවෙන් හැඳින්වේ.

පරමාණුක ක්‍රමාංකය (Z) = ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව = පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව

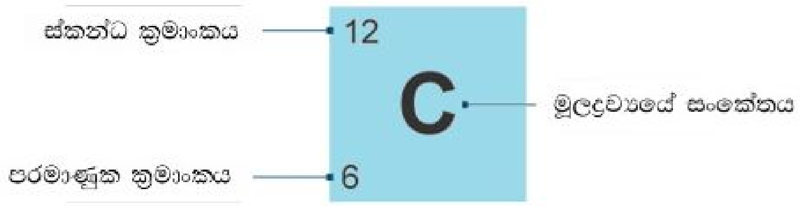
පරමාණුවක ශුද්ධ විද්‍යුත් ආරෝපණයක් නොමැති හෙයින් එහි ඇතුළත් ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව එම පරමාණුවේ න්‍යෂ්ටියෙහි අඩංගු ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාවට සමාන වේ. නිදසුනක් ලෙස කාබන් මූලද්‍රව්‍යයේ සියලු පරමාණු ප්‍රෝටෝන හයකින් හා ඉලෙක්ට්‍රෝන හයකින් යුක්ත වන අතර, ඔක්සිජන්වල සියලු පරමාණුවල ප්‍රෝටෝන අටක් හා ඉලෙක්ට්‍රෝන අටක් අඩංගු ය. ඒ අනුව කාබන්වල පරමාණුක ක්‍රමාංකය 6 ද ඔක්සිජන්වල පරමාණුක ක්‍රමාංකය 8 ද වේ.

බ්‍රිතාන්‍ය විද්‍යාඥයන් වූ **ජේ.ජේ. තොම්සන්** සහ **ෆ්‍රැන්සිස් විලියම් ඇස්ටන් (1877-1945)** විසින් නිපදවන ලද ස්කන්ධ භේද මානය, මුල් ම වරට සමස්ථානික (නියෝන්වල) සොයා ගැනීම සඳහා 1912-13 අතර කාලයේ දී ඔවුන් විසින් භාවිත කරන ලදී. දෙන ලද මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණු ඒවායේ අන්තර්ගත නියුට්‍රෝන සංඛ්‍යාවෙන් වෙනස් විය හැකි ය. එබැවින් ඒවායේ ස්කන්ධය ද

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

ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය (A) = ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව (Z) + නියුට්‍රෝන සංඛ්‍යාව

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



1.15 රූපය කාබන්වල පරමාණුක සංකේත

1.1 නිදසුන
^{197}Au පරමාණුවක ඇති ප්‍රෝටෝන, නියුට්‍රෝන හා ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව කවරේ ද?

විසඳුම:

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

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

නිදසුනක් ලෙස කාබන්වල පරමාණුවලින් බොහොමයකට ඇත්තේ නියුට්‍රෝන 6ක් නමුදු ඇතැම් පරමාණුවලට ඊට වැඩි නියුට්‍රෝන ගණනක් ඇත. ප්‍රෝටෝන 6ක් හා නියුට්‍රෝන 6ක් ඇති කාබන් පරමාණුවල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය 12ක් වන අතර, ඒවා ^{12}C ලෙස නිරූපණය කෙරේ. එසේ ම ප්‍රෝටෝන 6ක් සහ නියුට්‍රෝන 7ක් ඇති කාබන් පරමාණුවල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය 13ක් වන අතර ඒවා ^{13}C ලෙස ද ප්‍රෝටෝන 6ක් හා නියුට්‍රෝන 8ක් ඇති කාබන් පරමාණුවල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය 14ක් වන අතර, ඒවා ^{14}C ලෙස ද පෙන්නුම් කෙරේ.

මූලද්‍රව්‍යයක ස්වභාවයෙන් ස්ථායී වන සමස්ථානික **ස්ථායි සමස්ථානික** ලෙස ද, ස්ථායි නොවන සමස්ථානික **විකිරණශීලී සමස්ථානික** ලෙස ද හැඳින්වේ.

1.1.6 පරමාණුක ස්කන්ධ පරිමාණය

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

$$1\ u \text{ හෝ } 1Da \text{ (පෙර amu)} = \frac{12\,g}{6.02214\times10^{23}} \times \frac{1}{12} = 1.66054\times10^{-24} g$$

$$1\ u = 1.66054\times10^{-24}\ g \quad \text{හා} \quad 1g = 6.02214\times10^{23}\ u \text{ හෝ } Da$$

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 ^{1}H පරමාණුවක ස්කන්ධය 1.0078 u හෝ Da වන අතර ^{16}O පරමාණුවක ස්කන්ධය 15.9949 u හෝ Da වේ.

1.1.7 මූලද්‍රව්‍යයක මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය සහ සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය

බොහෝ මූලද්‍රව්‍ය ස්වභාවයෙහි පවතිනුයේ සමස්ථානික මිශ්‍රණ වශයෙනි. පරමාණුවක ස්කන්ධය, **සාපේක්ෂ පරමාණුක** ස්කන්ධය හෝ **පරමාණුක ස්කන්ධය** ලෙස ලබා දිය හැක. මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය, මූලද්‍රව්‍යයේ සමස්ථානිකවල ස්කන්ධ ඒවායේ සාපේක්ෂ සුලභතාවලින් ගුණකර එකතු කිරීමෙන් ලබා ගත හැකි ය.

මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය = Σ (සමස්ථානික ස්කන්ධය) × (භාගික සමස්ථානික සුලභතාව)

1.2 නිදසුන

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 මුල් සමස්ථානික දෙකෙහි ස්කන්ධ පිළිවෙළින් 12 u (හරියට ම) සහ 13.00335 u වේ. මේ අනුව කාබන්වල මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය ගණනය කරන්න.

විසඳුම :

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

පරමාණුක ස්කන්ධය, පරමාණු මවුලයක ස්කන්ධයක් ලෙස (g mol^{-1} ඒකකවලින්) ප්‍රකාශ කරනු ලබන කල්හි ඊට මූලද්‍රව්‍යයේ නොහොත් පරමාණුවේ **මවුලික ස්කන්ධය** යැයි කියනු ලැබේ.

1g = 6.02214 × 10^{23} u හා පරමාණු මවුල එකක් පරමාණු 6.02214 × 10^{23} බැවින් කාබන්වල මවුලික ස්කන්ධය 12.01 g mol^{-1} වේ.

සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය (A_r) මාන රහිත භෞතික රාශියකි. එය මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණුවල මධ්‍යක ස්කන්ධය සහ (ඒකීකරණය කරන ලද පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකකය යනුවෙන් හැඳින්වෙන) කාබන්-12 පරමාණුවේ ස්කන්ධයෙන් 1/12 අතර අනුපාතයකි. එබැවින් කාබන්වල සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය 12.01 වේ.

ආවර්තිතා වගුවල, මූලද්‍රව්‍යයක සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය සාමාන්‍යයෙන් මූලද්‍රව්‍යයේ සංකේතයට පහළින් දක්වනු ලැබේ.

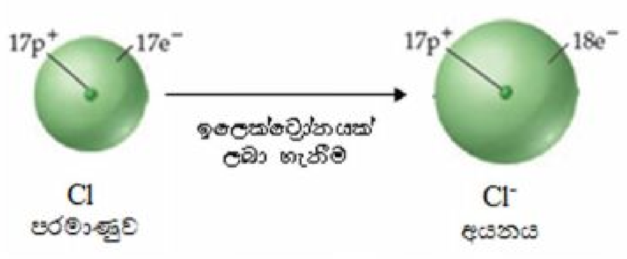
1.1.8 අයන

රසායනික ක්‍රියාවලියක් මඟින් පරමාණුවක න්‍යෂ්ටිය වෙනසකට භාජන නො වේ. එහෙත් ඇතැම් පරමාණුවලට පහසුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කිරීමට ද ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමට ද හැකි ය. පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් වුව හොත්, නැත හොත් ඊට ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු වුව හොත් සැදෙන්නේ ආරෝපිත අංශුවකි. එය **අයනයක්** යනුවෙන් හැඳින්වේ. ධන ආරෝපණයක් සහිත අයනයක් **කැටායනයක්** යනුවෙන් ද ඍණ ආරෝපණයක් සහිත අයනයක් **ඇනායනයක්** යනුවෙන් ද නම් කෙරේ.

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

1.16 රූපය සෝඩියම් පරමාණුවක අයනීකරණය

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



1.17 රූපය ක්ලෝරයිඩ් අයනය සෑදීම

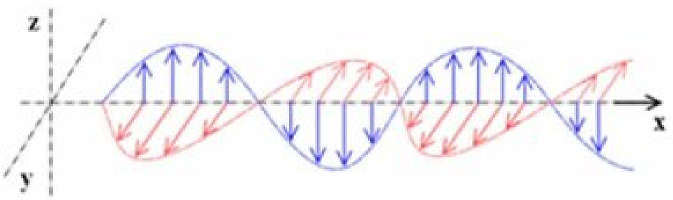
අයනයක මුළු ආරෝපණය දක්වනු ලබන්නේ පරමාණුක සංකේතයේ දකුණු පස උඩු පෙළක් ලෙස ය. එබැවින් (යකඩ පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන තුනක් ඉවත් වී සෑදෙන) ෆෙරික් අයනයක් මෙසේ පෙන්නුම් කෙරේ.

$$^{58}_{26}Fe^{3+}$$

Na^+ හා Cl^- වැනි සරල අයනවලට අමතර ව NH_4^+ (ඇමෝනියම් අයනය) හා SO_4^{2-} (සල්ෆේට් අයනය) වැනි **බහුපරමාණුක** අයන ද වේ. අණුවල මෙන් ම මේවායෙහි ද එකිනෙකට බැඳුණු පරමාණු අඩංගු වන නමුත් ඒවාට ශුද්ධ ධන හෝ ශුද්ධ සෘණ ආරෝපණයක් ඇත.

1.2 විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ හා පදාර්ථයේ තරංගාකාර ගුණ

පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝනික ව්‍යූහය පිළිබඳව අප විසින් අවබෝධ කර ගෙන ඇති කරුණුවලින් බොහොමයක් පැමිණ ඇත්තේ ද්‍රව්‍ය මගින් විමෝචනය කෙරෙන, නැත හොත් අවශෝෂණය කෙරෙන ආලෝකය විශ්ලේෂණයෙනි. විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ සමන්විත වී ඇත්තේ විද්‍යුත්-චුම්බක තරංගවලිනි. **විද්‍යුත්-චුම්බක තරංග** යනු රික්තයක් තුළ ආලෝකයේ වේගයෙන් ප්‍රචාරණය වන එකිනෙක සමඟ සම්පාත වූ විද්‍යුත් හා චුම්බක ක්ෂේත්‍ර වේ. මේ ක්ෂේත්‍ර දෙකෙහි දෝලන එකිනෙකට ලම්බක වන අතර, තරංගය ප්‍රචාරණය වන දිශාවට ද ලම්බ වේ.

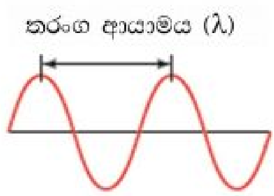


1.18 රූපය විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ

අපේ ඇසින් අප දකින ආලෝකය හෙවත් දෘශ්‍ය ආලෝකය විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණවල එක් ස්වරූපයකි. සියලු ආකාරයේ විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ රික්තකයක් තුළ දී ආලෝකයේ

වේගයෙන් (c), එනම් 2.998×10^{8} m s^{-1}ක වේගයෙන් ගමන් ගන්නා අතර, තරංගාකාර ගුණවලින් යුක්ත ය. තරංග ආවර්තිත වේ. මෙයින් අදහස් වන්නේ ඒවායේ ශීර්ෂවල හා නිම්නවල රටාව නියත අන්තරවල දී යළි යළිත් පුනරාවර්තනය වන බව ය. යාබද ශීර්ෂ දෙකක් හෝ නිම්න දෙකක් අතර දුර (චක්‍රයක දුර) **තරංග ආයාමය** (λ) නම් වේ. තත්පරයක් තුළ යම් ලක්ෂ්‍යයක් පසු කර යන සම්පූර්ණ තරංග ආයාම සංඛ්‍යාව හෙවත් චක්‍ර සංඛ්‍යාව තරංගයේ **සංඛ්‍යාතය** (ν) නම් වේ. සංඛ්‍යාතය ප්‍රකාශ කෙරෙනුයේ තත්පරයට චක්‍ර ලෙස හෙවත් **හර්ට්ස්** (Hz) යන ඒකකයෙනි. චක්‍ර ඇති බව තහවුරු වූ බැවින් හර්ට්ස් ඒකකයෙන් බොහෝ විට ප්‍රකාශ වනුයේ 'තත්පරයට' යන්න හැඟවෙන s^{-1} ලෙස ය. මේ අනුව,

$$c = \nu\lambda$$



1.19 රූපය විද්‍යුත්-චුම්බක තරංගයක්

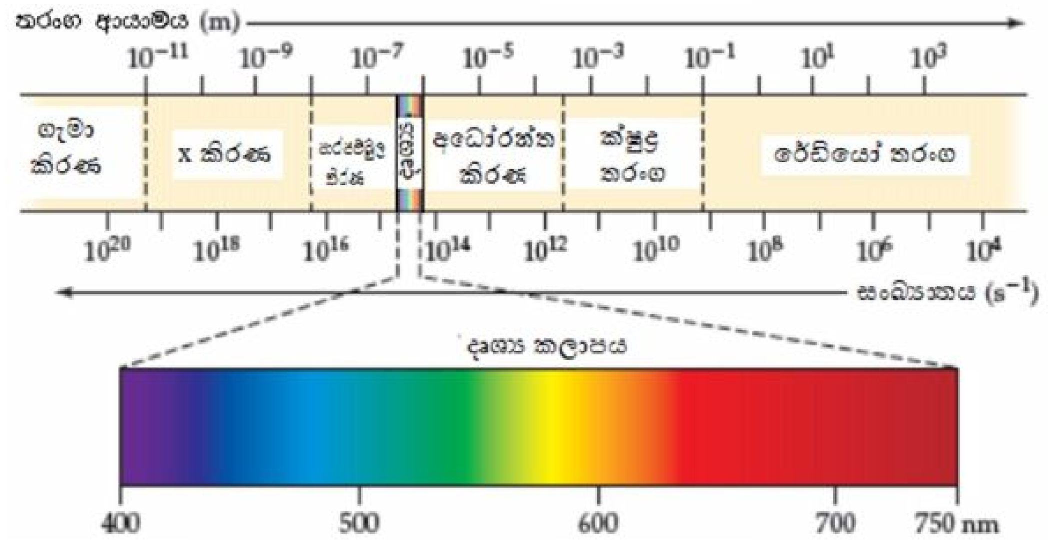
1.3 නිදසුන

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

විසඳුම :

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \left(\frac{3.00\times10^{8}\ m/s}{589\ nm}\right)\left(\frac{1\ nm}{10^{-9}\ m}\right) = 5.09\times10^{14}\ s^{-1}$$

විවිධ වර්ගයේ විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ විවිධ ගුණවලින් යුක්ත ය. ඒ ඒවායේ තරංග ආයාම එකිනෙකින් වෙනස් බැවිනි. විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ ඒවායේ තරංග ආයාමවල ආරෝහණ පිළිවෙළ අනුව පෙළගැස්වූ විට ලැබෙන්නේ **විද්‍යුත්-චුම්බක වර්ණාවලියයි.**



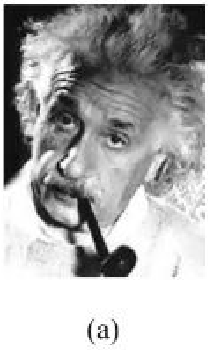
1.20 රූපය විද්‍යුත්-චුම්බක වර්ණාවලිය

1.2.1 ශක්ති ක්වොන්ටම්කරණය

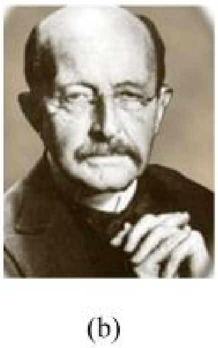
1900 දී ජර්මන් ජාතික භෞතික විද්‍යාඥයකු වූ **මැක්ස් ප්ලාන්ක් (1958 - 1947)** ශක්තිය ක්වොන්ටම්කරණය වී ඇති බව ප්‍රකාශ කළේ ය. මින් අදහස් වන්නේ පරමාණුවලින් ශක්තිය විමෝචනය වන්නේ, නැත හොත් අවශෝෂණය වන්නේ යම් අවමයකින් යුත් විවික්ත ප්‍රමාණ වශයෙන් බවයි. විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ ලෙස විමෝචනය විය හැකි, නො එසේ නම් අවශෝෂණය විය හැකි මේ කුඩාතම ශක්ති ප්‍රමාණවලට ප්ලාන්ක් විසින් දෙන ලද නම වූයේ 'නිශ්චිත ප්‍රමාණ' යන අරුත් ඇති **ක්වොන්ටම** යන්නයි. ඔහු විසින් යෝජනා කරන ලද පරිදි එක් ශක්ති ක්වොන්ටමයක ශක්තිය ***E***, විකිරණයේ සංඛ්‍යාතය එක්තරා නියතයකින් ගුණ කළ විට ලැබෙන ගුණිතයට සමාන වේ.

$$E = h\nu$$

මෙහි ***h*** යනු **ප්ලාන්ක් නියතය** ලෙස හැඳින්වෙන නියතයක් වන අතර, එහි අගය 6.626×10^{-34} J s (ජූල් තත්පර) වේ.



(a)



(b)

1.21 රූපය (a) ඇල්බට් අයින්ස්ටයින් හා (b) මැක්ස් ප්ලාන්ක්

ප්ලාන්ක්ගේ ක්වොන්ටම්වාදය තවදුරටත් අභිවර්ධනය කළ **ඇල්බට් අයින්ස්ටයින් (1879-1955),** 1905 දී අපෝහනය කළේ ලෝහ පෘෂ්ඨයකින් නිකුත් වන විකිරණ කුඩා ශක්ති පොදි වශයෙන් හැසිරෙන බව ය. 'ශක්ති අංශුවක්' ලෙස ක්‍රියා කරන එක් පොදියක් **ෆෝටෝනයක්** වශයෙන් හඳුන්වනු ලැබේ. එක් ෆෝටෝනයක අඩංගු ශක්තිය ප්ලාන්ක් නියතය, අදාළ තරංගයේ සංඛ්‍යාතයෙන් ගුණ කිරීමෙන් ලැබේ.

ෆෝටෝනයක ශක්තිය $= E = h\nu$

1.4 නිදසුන

තරංග ආයාමය 589 nm වූ කහ ආලෝකයේ ෆෝටෝනයක ශක්තිය ගණනය කරන්න.

විසඳුම:

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

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

විකිරණය වන එක් ෆෝටෝනයකින් සැපයෙන ශක්තිය 3.37×10^{-19} J නම්, මේ ෆෝටෝන මවුලයකින් සැපයෙන ශක්තිය

$= (6.02 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-}) (3.37 \times 10^{-19}\ \text{J})$

$= 2.03 \times 10^{5}\ \text{J mol}^{-1}$

හයිඩ්‍රජන් පරමාණුව සඳහා බෝර් ආකෘතිය සංවර්ධනය කිරීමට පසුකාලීන ව, පරීක්ෂණාත්මක තත්ත්වවලට අනුව, විකිරණවලට තරංගාකාර ගුණ හා අංශුමය (ෆෝටෝන) ගුණ තිබිය හැකි බව විද්‍යාඥයෝ තහවුරු කළහ.

ලුවී ඩි බ්‍රෝග්ලි (1892 – 1987) මේ අදහස තව දුරටත් අභිවර්ධනය කරමින්, උචිත තත්ත්ව යටතේ දී විකිරණ ශක්තියට අංශු ධාරාවක් (ෆෝටෝන) ලෙස හැසිරිය හැකි බවත්, පදාර්ථයට තරංගයක ගුණ ප්‍රදර්ශනය කළ හැකි බවත් පෙන්වා දුන්නේ ය.

පරමාණුවක න්‍යෂ්ටිය වටා චලනය වන ඉලෙක්ට්‍රෝනයකට තරංගයක් ලෙස හැසිරිය හැකි බව ද එනයින් ඊට තරංග ආයාමයක් තිබෙන බව ද යෝජනා කළේ ය. ඉලෙක්ට්‍රෝනයක තරංග ආයාමය එහි ස්කන්ධය m හා එහි ප්‍රවේගය v මත රඳී පවතින බව ද, ඔහු විසින් යෝජනා කරන ලදී.

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

මෙහි h යනු ප්ලාන්ක් නියතය වේ. ඕනෑම වස්තුවක් සඳහා mv යන රාශිය එහි **ගම්‍යතාවය** (p) යනුවෙන් හැඳින්වේ.

ඩී බ්‍රෝග්ලි කල්පිතය සියලු පදාර්ථ විෂයයෙහි යෙදිය හැකි බැවින් හා (m) ස්කන්ධයෙන් හා (v) ප්‍රවේගයෙන් යුත් ඕනෑම වස්තුවකට ලාක්ෂණික පදාර්ථමය තරංගයක් බවට පත් විය හැක්කේ ය. කෙසේ වුව ද, ගොල්ෆ් බෝලයක් වැනි සාමාන්‍ය ප්‍රමාණයේ වස්තුවක් ආශ්‍රිත තරංග ආයාමය කෙතෙක් කුඩා ද යත් එය නිරීක්ෂණය කළ නොහැකි ය. එහෙත් ස්කන්ධයෙන් ඉතා කුඩා ඉලෙක්ට්‍රෝනයකට එය එසේ නො වේ.

1.3 පරමාණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශක්ති මට්ටම්

පරමාණුවක හෝ අයනයක **අයනීකරණ ශක්තිය** යනු භෞම අවස්ථාවේ ඇති ඒකලිත වායුමය පරමාණුවකින් හෝ අයනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය අවම ශක්තියයි. අයනීකරණ ශක්තියේ විශාලත්වයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පිට කිරීමට කොපමණ ශක්තියක් අවශ්‍ය දැයි ප්‍රකාශ වේ. ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බැහැර කිරීම වඩ වඩා දුෂ්කර වත් ම අයනීකරණ ශක්තිය ඉහළ යයි.

අනුයාත ලෙස ඉලෙක්ට්‍රෝන බැහැර වත් ම දෙන ලද මූලද්‍රව්‍යයක අයනීකරණ ශක්ති අනුක්‍රමික ව වැඩි වේ. මෙසේ වන්නේ බැහැර වන ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පාසා, ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කල යුතු වන්නේ වැඩි ධන ආරෝපණයක් දරන අයනයකින් වන බැවිනි. මෙහි ප්‍රතිඵලය වන්නේ ඒවා ඉවත් කිරීමට වැඩි ශක්තියක් යෙදවිය යුතු වීමයි.

අභ්‍යන්තර කවචයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බැහැර කිරීමේ දී අයනීකරණ ශක්තියේ සිදු වන තියුණු නැග්ම, ඉලෙක්ට්‍රෝන විවික්ත ශක්ති මට්ටම්වල පිහිටා ඇති බවට පැහැදිලි සාක්ෂ්‍යයකි.

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

මූලද්‍රව්‍යය	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6	I_7
Na	496	4562					
Mg	738	1451	7733		(අභ්‍යන්තර කවචවල ඉලෙක්ට්‍රෝන)		
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 හයිඩ්‍රජන් වර්ණාවලිය

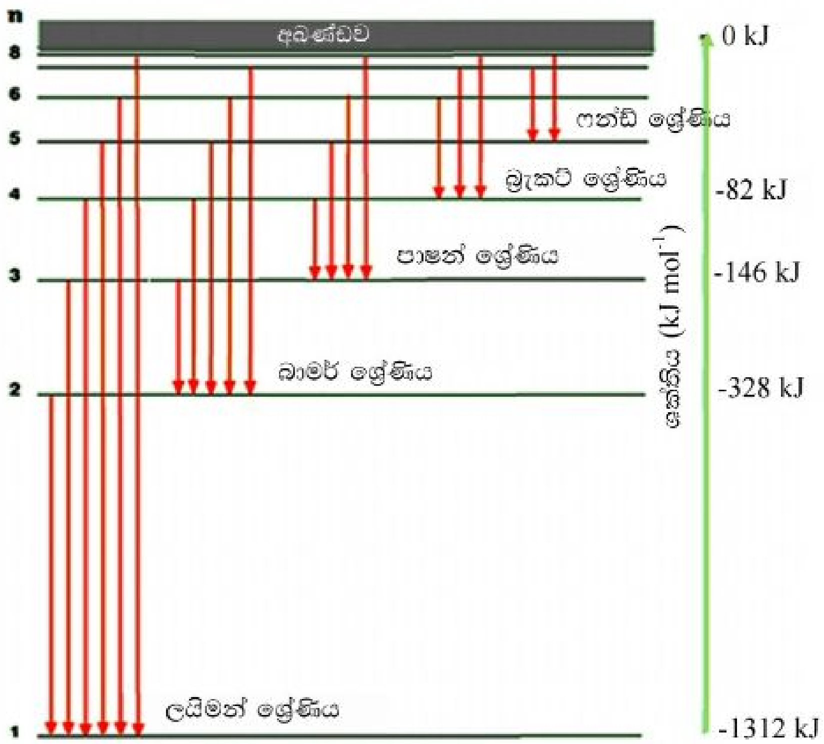
ආලෝක බල්බ සහ තාරකා ඇතුළු බොහෝ සාමාන්‍ය විකිරණ ප්‍රභව විවිධ තරංග ආයාම රාශියකින් යුත් විකිරණ නිපදවයි. එවැනි ප්‍රභවවලින් නිකුත් වන විකිරණ සංරචක තරංග ආයාමවලට වෙන් කළ විට ඇති වන්නේ **වර්ණාවලියකි.** සියලු තරංග ආයාමවලින් අන්තර්ගත මේ වර්ණ පරාසය **සන්තත වර්ණාවලියක්** යනුවෙන් හැඳින්වේ. සියලු විකිරණ ප්‍රභවවලින් සන්තත වර්ණාවලි නිපදවීමක් සිදු නො වේ. ඌනිත පීඩනයක් යටතේ ඇති විවිධ වායු අන්තර්ගත නළවලට අධික වෝල්ටීයතාවක් යෙදූ විට, එම වායු විවිධ වර්ණයෙන් යුත් ආලෝකය විමෝචනය කරයි. නිදසුන් ලෙස නියොන් වායුව නිකුත් කරන්නේ 'නියොන්

පහන්වල' අපට දක පුරුදු රතු-තැඹිලි වර්ණයෙන් යුත් දිලියුමයි. එවැනි නළවලින් නිකුත් වන ආලෝකය ප්‍රිස්මයක් හරහා යැවූ විට ප්‍රතිඵල වශයෙන් ලැබෙන වර්ණාවලියෙහි ඇත්තේ තරංග ආයාම කිහිපයක් පමණි. සුවිශේෂ තරංග ආයාම කිහිපයකට පමණක් අදාළ විකිරණවලින් යුත් වර්ණාවලියකට **රේඛා වර්ණාවලියක්** යැයි කියනු ලැබේ.

1.22 රූපය හයිඩ්‍රජන්වල රේඛා වර්ණාවලිය

1800 මැද භාගයේ දී විද්‍යාඥයන් විසින් හයිඩ්‍රජන්වල රේඛා වර්ණාවලිය ගැඹුරින් අධ්‍යයනය කරන ලදි. එවක නිරීක්ෂණයට හසු වූයේ තරංග ආයාම සතරකින් යුත් රේඛා සතරක් පමණි. ඒවා 410 nm (දම්), 434 nm (නිල්), 486 nm (නිල්-කොළ) සහ 656 nm (රතු) යන තරංග ආයාමවලට අනුරූප විය.

ශක්තිය ක්වොන්ටීකරණය වී ඇතැයි යන ප්ලාන්ක්ගේ අදහස හා බද්ධ වූ බෝර් පරමාණුක ආකෘතියට හයිඩ්‍රජන්වල රේඛා වර්ණාවලිය පැහැදිලි කිරීමට හැකි වූයේ ය.

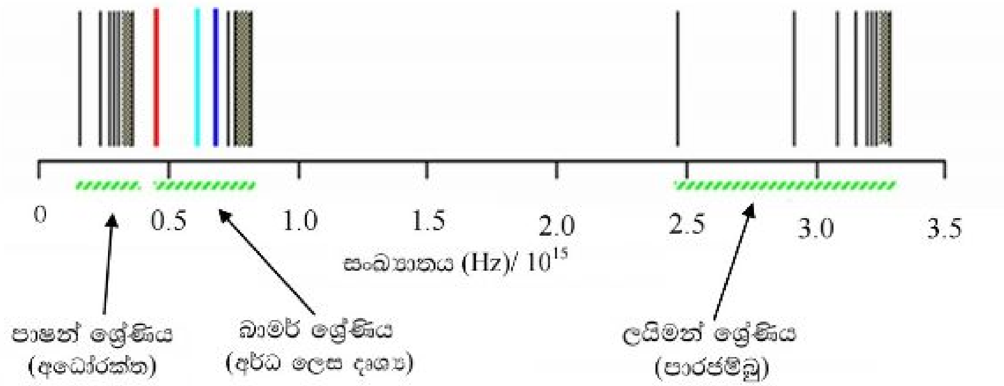


1.23 රූපය හයිඩ්‍රජන්වල සිදු විය හැකි ඉලෙක්ට්‍රෝන විමෝචනය

පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවතිය හැකි එක් එක් කක්ෂයක් කිසියම් *n* අගයකට අනුරූප ය (*n* බාමර් සූත්‍රයෙහි පූර්ණ සංඛ්‍යාවකි). *n* වැඩි වත් ම කක්ෂයේ අරය විශාල වේ. මේ අනුව

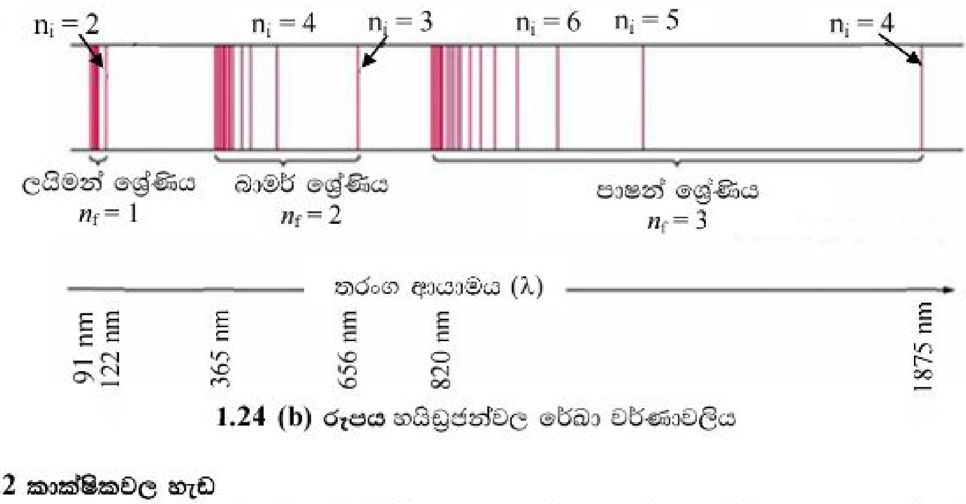
ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවතිය හැකි පළමු කක්ෂයෙහි (න්‍යෂ්ටියට සමීපතම කක්ෂයෙහි) $n = 1$ වන අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවතිය හැකි ඊළඟ කක්ෂයෙහි (න්‍යෂ්ටියට දෙවනුව සමීපතම කක්ෂයෙහි) $n = 2$ ආදි වශයෙන් වේ.

විමෝචන වර්ණාවලිය, විමෝචනය ආරම්භ වන ශක්ති මට්ටමේ (n_i) සිට එය අවසන් ශක්ති මට්ටමකට (n_f) ඉලෙක්ට්‍රෝන වැටෙන විට සිදු වන ශක්ති විමෝචනවල ප්‍රතිඵලයකි. එබැවින් මෙකී සංක්‍රමණවල $E_{\text{ෆෝටෝනය}} = h\nu = hc/\lambda = -\Delta E = -(E_f - E_i)$ වේ. n_i වලට වඩා n_f අඩු බැවින් විමෝචනය සඳහා ΔE සෘණ වේ. එනම් මෙහි දී ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් අඩු ශක්ති කක්ෂයකට පතනය වේ. මෙලෙස සිදු විය හැකි විමෝචනවල ප්‍රතිඵලය වන්නේ හයිඩ්‍රජන්වල දක්නට ලැබෙන රේඛා වර්ණාවලියයි.



1.24 (a) රූපය හයිඩ්‍රජන්වල රේඛා වර්ණාවලිය

1.24 (a) රූපයෙහි සංඛ්‍යාතය සමග විචලනය වන වර්ණාවලිය දැක්වෙන අතර 1.24 (b) රූපයෙහි තරංග ආයාමය සමග විචලනය වන වර්ණාවලිය දැක්වේ.

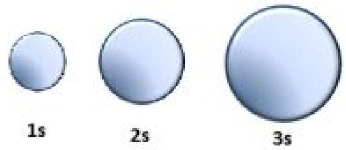


1.24 (b) රූපය හයිඩ්‍රජන්වල රේඛා වර්ණාවලිය

1.3.2 කාක්ෂිකවල හැඩ

පරමාණුවක් වටා ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පිහිටීමේ සම්භාවිතාව, එහි න්‍යෂ්ටිය වටා ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය ව්‍යාප්ත වී ඇති ආකාරය (කාක්ෂිකවල හැඩය) අපට පෙන්වා දෙයි.

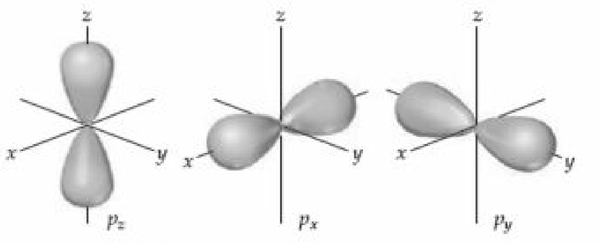
s කාක්ෂිකයක ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය ගෝලීයව සමමිතික වන අතර, න්‍යෂ්ටිය වටා කේන්ද්‍රගත වී ඇත. වෙනත් වචනවලින් කිවහොත් *s* කාක්ෂික හැඩයෙන් ගෝලීය ය.



1.25 රූපය *s* කාක්ෂිකවල හැඩය

එක් *p* උපකවචයක් සඳහා m_l ට ගත හැකි අගයන් වන -1, 0 සහ +1 ට අනුරූප ව කාක්ෂික තුනක් වෙයි. *s* කාක්ෂිකවල මෙන් මේවායෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය ගෝලීය ව ව්‍යාප්ත වී නැත. ඒ වෙනුවට න්‍යෂ්ටිය දෙපසින් වූ ඩම්බෙල් ආකාර ප්‍රදේශ දෙකක, ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය සාන්ද්‍රණය වී ඇත. මේ ඩම්බෙල් ආකාර කාක්ෂිකයක් ඛණ්ඩිකා දෙකකින් යුක්ත වන අතර, එම ඛණ්ඩිකා න්‍යෂ්ටිය මඟින් වෙන් වී පවතී.

එක් එක් අගය සඳහා වූ *p* කාක්ෂික තුන එක ම තරමින් හා හැඩයෙන් යුක්ත වන අතර එකිනෙකට වෙනස් වන්නේ අවකාශීය දිශානතියෙනි. මේවා p_x, p_y සහ p_z ලෙස නම් කිරීම සුදුසු ය. යටි අකුරින් ප්‍රකාශ වන්නේ කාක්ෂිකය දිශානත වී ඇති කාටීසියානු අක්ෂයයි.



1.26 රූපය *p* කාක්ෂිකවල හැඩය

දෙන ලද කවචයක ඇති *d* කාක්ෂික විවිධ හැඩවලින් යුක්ත වන අතර, ඒවායේ අවකාශීය දිශානති ද වෙනස් ය. *f* කාක්ෂිකවල හැඩ *d* කාක්ෂිකවල හැඩවලට ද වඩා සංකීර්ණ ය.

1.3.3 කාක්ෂික හා ක්වොන්ටම් අංක

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

1. ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය, *n*

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

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

එක් එක් n අගය විෂයයෙහි, මෙයට 0 සිට (n-1) දක්වා වූ පූර්ණ සංඛ්‍යාත්මක අගයන් තිබිය හැකි ය. මේ ක්වොන්ටම් අංකයෙන් කාක්ෂිකයෙහි හැඩය අර්ථ දක්වෙයි. ඒ ඒ කාක්ෂිකයට හිමි වන 0, 1, 2, 3 යන l හි අගයවලට අනුරූප 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 අනුරූපව අක්ෂරයකින් (s, p, d හෝ f) සංකේතවත් කෙරේ. නිදසුනක් ලෙස n=3 හා l=2 වන කාක්ෂික 3d කාක්ෂික ලෙස හැඳින්වෙන අතර, ඒවා 3d උපකවචයට අයත් වේ.

3. චුම්බක ක්වොන්ටම් අංකය, m_l

මෙය 0 ද ඇතුළුව -l සිට +l දක්වා වූ පූර්ණ සංඛ්‍යාත්මක අගයන් ගත හැකි ය. මේ ක්වොන්ටම් අංකයෙන්, අවකාශයෙහි කාක්ෂිකයේ දිශානතිය විස්තර වේ. lට තිබිය හැකි අගයන් සංඛ්‍යාවෙන් උපකවචයක තිබිය හැකි කාක්ෂික සංඛ්‍යාව ප්‍රකාශ වේ. නිදසුන් ලෙස l= 2 වන කල්හි, m_l සඳහා තිබිය හැකි අගයයන් වන්නේ 2, 1, 0, -1 සහ -2 ය. d උපකවචයට කාක්ෂික පහක් අයත් වන බව මින් ප්‍රකාශිත ය.

4. භ්‍රමණ ක්වොන්ටම් අංකය, m_s

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

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 ඇති 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	

පැවැතිය හැකි ක්වොන්ටම් අංකවල සීමා, පහත දැක්වෙන ඉතා වැදගත් නිරීක්ෂණවලට තුඩු 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 පළමු (n=1) කවචය *1s* (l = 0) යන එක ම උපකවචය ද දෙවැනි (n = 2) කවචය 2*s* (l = 0) හා *2p* (*l* = 1) යන උපකවච දෙක ද තුන් වැනි (n = 3) කවචය 3*s*, 3*p*, 3*d* යනාදී වශයෙන් ද උපකවච තුනක් දරයි.

2. එක් එක් උපකවචයක 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 ආදී වශයෙන් වේ.

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

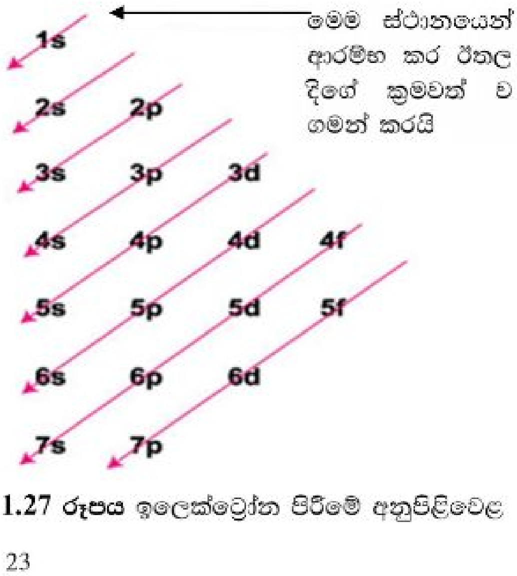
මෙහි ප්‍රතිඵලයක් වශයෙන් ඇති වන 1, 4, 9 සහ 16 යන කාක්ෂික සංඛ්‍යා ආවර්තිතා වගුවේ දක්නට ලැබෙන රටාවට සම්බන්ධ ය. ආවර්තිතා වගුවේ පේළිවල ඇති 2, 8, 18 සහ 32 යන මූලද්‍රව්‍ය සංඛ්‍යා ඉහත සංඛ්‍යාවල දෙගුණය බව අපට පෙනේ.

1.4 ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

පරමාණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යුහය සලකා බලන කල්හි, දෙන ලද *n* අගයකින් යුත් බහු ඉලෙක්ට්‍රෝන පරමාණුවක, *l*හි අගය වැඩි වත් ම කාක්ෂිකයක ශක්තිය වැඩි වේ. නිදසුන් ලෙස *n*=3 වන කාක්ෂිකවල ශක්තිය 3*s* < 3*p* <3*d* යන පිළිවෙළින් ආරෝහණය වේ. ඒ අතර හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවේ සේ ම, දෙන ලද උපකවචයක සියලු කාක්ෂිකවල (උදා. 3*d* කාක්ෂික පහේ) ශක්තිය සමාන වේ. සමාන ශක්තියෙන් යුත් කාක්ෂිකවලට **පිරිහුණු කාක්ෂික** යැයි කියනු ලැබේ.

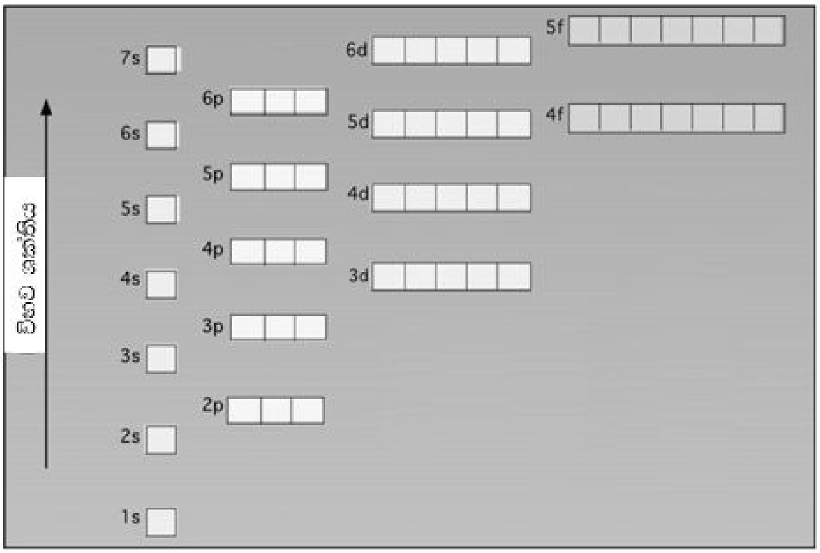
1.4.1 අවුෆ්බාවු මූලධර්මය

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



1.27 රූපය ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීමේ අනුපිළිවෙළ

මේ අනුව ශක්ති මට්ටම්වල හා උප ශක්ති මට්ටම්වල සාමාන්‍ය ශක්ති ආරෝහණ අනුපිළිවෙළ පහත දැක්වෙන පරිදි වේ (**1.28 රූපය**).



1.28 රූපය පරමාණුවක ශක්ති මට්ටම් පිහිටන අනුපිළිවෙළ

1.4.2 පව්ලි බහිෂ්කාර මූලධර්මය

1925 දී **වොල්ෆ්ගැංග් පව්ලි** විසින් ඉදිරිපත් කිරීමට යෙදුණු පව්ලි බහිෂ්කාර මූලධර්මයෙන් ප්‍රකාශ කෙරෙනුයේ යම් පරමාණුවක ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකකට එක ම ක්වොන්ටම් අංක කුලකයක් (n, l, m_l හෝ m_s) පැවැතිය නොහැකි බව ය.

දෙන ලද කාක්ෂිකයකට n, l, m_l සහ m_s සඳහා ස්ථාවර අගයක් වේ. එබැවින් පව්ලි බහිෂ්කාර මූලධර්මය තෘප්ත වන පරිදි අප විසින් කාක්ෂිකයකට එකකට වැඩි ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණනක් ඇතුළු කිරීමට අවශ්‍ය නම් එය කළ හැකි එක ම ක්‍රමය ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට එකිනෙකට වෙනස් m_s අගයයන් පැවරීමයි. මෙයින් ගම්‍ය වන්නේ යම් කාක්ෂිකයකට රඳවා ගත හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව දෙකක් බවත් ඒවායේ බැමුම් එකිනෙකට ප්‍රතිවිරුද්ධ බවත් ය. මේ සීමා කිරීම නිසා අපට පරමාණුවක ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන, ක්වොන්ටම් අංකවලින් අංකනය කිරීමට අවකාශ ලැබේ.

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

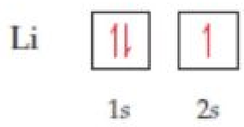
පරමාණුවක විවිධ කාක්ෂිකවල ඉලෙක්ට්‍රෝන පැතිරී ඇත්තේ ඒ ඒ කාක්ෂිකවල සාපේක්ෂ ශක්තීන් අනුව හා පව්ලිගේ බහිෂ්කාර මූලධර්මයට අනුව ය. මේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්ති පරමාණුවේ **ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය** ලෙස හැඳින්වේ. භූමි අවස්ථා යනුවෙන් හැඳින්වෙන වඩාත් ම ස්ථායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයේ දී ඉලෙක්ට්‍රෝන පවතින්නේ ඒවාට තිබිය හැකි අවම ශක්ති තත්ත්වවල ය.

කෙසේ වුව ද පව්ලිගේ බහිෂ්කාර මූලධර්මය අනුව එක් කාක්ෂිකයක තිබිය යුතු වැඩි ම ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන දෙකකි. එබැවින් ශක්තිය වැඩි වන පිළිවෙළින් කාක්ෂික පිරීම සිදු වන්නේ කාක්ෂිකයකට ඇතුළු වන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව දෙකකට නොවැඩි වන පරිද්දෙනි.

උදාහරණයක් ලෙස ඉලෙක්ට්‍රෝන තුනකින් යුත් ලිතියම් පරමාණුවෙහි, $1s$ කාක්ෂිකයට ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් දැරිය හැකි ය. තුන් වැනි ඉලෙක්ට්‍රෝනය ඊළඟ අවම ශක්ති කාක්ෂිකය වන 2s කාක්ෂිකයට ගමන් කරයි.

ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම සිදු වී ඇති උපකවචයෙහි සංකේතය ලියා, එහි උඩු පෙළ ලෙස එම උපකවචයේ අඩංගු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව ලිවීමෙන් කිසියම් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයක් නිරූපණය කළ හැකි ය. නිදසුන් ලෙස ලිතියම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^2 2s^1$ ලෙස ද සෝඩියම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^2\, 2s^2\, 2p^6\, 3s^1$ ලෙස ද අපි ලියමු.

කාක්ෂික රූපසටහන් නමින් දක්වන තවත් නිරූපණයක දී කාක්ෂිකයක් කොටුවකින් හෝ වෘත්තයකින් ද ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බාග ඊතලයකින්/ පූර්ණ ඊතලයකින් ද දැක්වේ. ඉහළට යොමු වන අඩ/ පූර්ණ ඊතලයෙන් ධන භ්‍රමණ චුම්බක ක්වොන්ටම් අංකයක් ද (m_s = + ½) පහළට යොමු වන අඩ/ පූර්ණ ඊතලයෙන් සෘණ භ්‍රමණ චුම්බක ක්වොන්ටම් අංකයක් ද (m_s = - ½) සංකේතවත් කෙරේ.



ප්‍රතිවිරුද්ධ භ්‍රමණයකින් යුත් ඉලෙක්ට්‍රෝන එක ම කාක්ෂිකයේ පවතින විට ඒවා යුග්මිත ව ඇතැයි කියනු ලැබේ. ප්‍රතිවිරුද්ධ භ්‍රමණයක් සහිත හවුල්කාර ඉලෙක්ට්‍රෝනයකින් තොර ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් නිර්යුග්මක ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් යනුවෙන් හැඳින්වේ.
ලිතියම් පරමාණුවෙහි $1s$ කාක්ෂිකයෙහි ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙක යුග්මික වන අතර $2s$ කාක්ෂිකයෙහි ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනය නිර්යුග්මක වේ.

1.4.3 හුන්ඩ් ගේ නීතිය

පිරිහුණු කාක්ෂිකවල ශක්තිය අවම වන්නේ සමාන භ්‍රමණයකින් යුත් ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව උපරිම වන විට බව **හුන්ඩ් 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 භ්‍රමණ ක්වොන්ටම් අංකය ඇති බවත් ය. මේ ආකාරයට සකස් වී ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනවල බැමීම සමාන්තර යැයි කියනු ලැබේ.

නිදසුන: 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 ආවර්තයේ පිහිටි සැහැල්ලු මූලද්‍රව්‍ය කිහිපයක ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය

මූලද්‍රව්‍යය	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 සම්පිණ්ඩිත ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

පරමාණුක ක්‍රමාංකය 11 වූ සෝඩියම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය (ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය යනුවෙන් ද හැඳින්වේ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ ලෙස ලියනු ලැබේ. කෙසේ වුව ද මෙහි $2p$ උප ශක්ති මට්ටම පිරී අවසන් වීමේ දී ඊට අත් වන්නේ පිටත කවචය ඉලෙක්ට්‍රෝන අටකින් (අෂ්ටකය) යුත් නියොන්වල ස්ථායි වින්‍යාසයයි. ඊළඟ මූලද්‍රව්‍යය වන සෝඩියම්වල දී ආවර්තිතා වගුවෙහි නව පේළියක් ඇරඹේ. සෝඩියම්වලට නියොන්වල ස්ථායී වින්‍යාසය ඉක්මවා එක් $3s$ ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඇත. එබැවින් සෝඩියම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය සංක්ෂිප්ත ව $[Ne]3s^1$ ලෙස ලිවිය හැකි ය.

මෙහි හතරැස් වරහන් තුළ වූ සංකේතයෙන් නිරූපණය වන්නේ පරමාණුවේ උච්ච වායු හරයයි. සාමාන්‍යයෙන් මේ අභ්‍යන්තර කවචවල ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන හැඳින්වෙන්නේ **හර ඉලෙක්ට්‍රෝන** යනුවෙනි.

උච්ච වායු හරයට පිටතින් ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන හැඳින්වෙන්නේ **බහිර්-කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන හෙවත් සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන** යනුවෙනි. බහිර්-කවච ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට රසායනික බන්ධන සෑදීමට සහභාගි වන ඉලෙක්ට්‍රෝන ද ඇතුළත් වන හෙයින් ඒවා **සංයුජතා 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 නිරූපණය කළ හැකි ය.

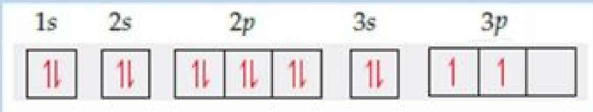
1.5 නිදසුන

(a) 14 වැනි මූලද්‍රව්‍යය වන සිලිකන්වල භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලියන්න.

(b) භූමි අවස්ථාවේ ඇති සිලිකන් පරමාණුවක නිර්යුග්මක ඉලෙක්ට්‍රෝන කොපමණ තිබේ ද?

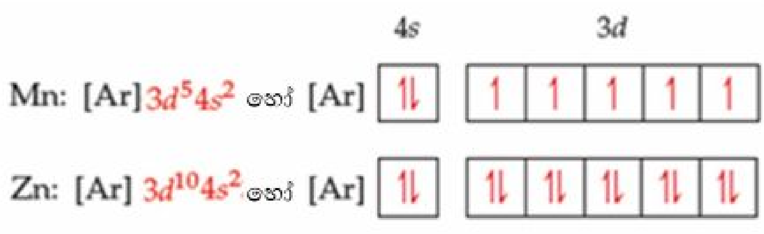
විසඳුම

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



(b) නිර්යුග්මක ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකකි.

අවුෆ්බාවු මූලධර්මයට අනුව උච්ච වායු මූලද්‍රව්‍යයක් 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 ඊළඟ මූලද්‍රව්‍යය වන පොටෑසියම්වල (K) ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය වන්නේ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ හෙවත් $[Ar]4s^1$ය. ඉලෙක්ට්‍රෝන 20 ක් ඇති කැල්සියම් හි වින්‍යාසය $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ හෝ $[Ar]4s^2$ වේ. $4s$ කාක්ෂිකය සම්පූර්ණයෙන් පිරීමෙන් ඉක්බිතිව (මෙය කැල්සියම් පරමාණුවෙහි සිදු වේ.) පිරෙන ඊළඟ කාක්ෂික වන්නේ $3d$ ය.



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

සම්පූර්ණයෙන් පිරුණු නැත හොත් අර්ධ ලෙස පිරුණු, උප ශක්ති මට්ටම්වලින් යුත් මූලද්‍රව්‍ය වෙනත් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසවලින් යුත් මූලද්‍රව්‍යවලට සාපේක්ෂව වඩා ස්ථායි බව පෙනෙන්නට තිබේ. එබැවින් s^2, p^6 හා d^{10} යන අවසන් වින්‍යාස සහිත මූලද්‍රව්‍ය වඩාත් ස්ථායි වේ.

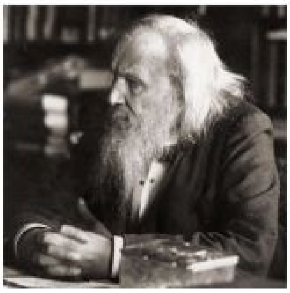
උදා: Zn; [Ar] $3d^{10}4s^2$, Mg; [Ne]$3s^2$, Ar; [Ne]$3s^23p^6$, N; [He]$2s^22p^3$ හා Mn; [Ar]$3d^54s^2$ සාපේක්ෂව ස්ථායිතාවෙන් වැඩි වින්‍යාස වේ.

ඇතැම් මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය, ඉහත සාකච්ඡා කරන ලද ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයට සම්බන්ධ නීතිවලින් අපගමනය වන බවක් දක්නට ලැබේ. නිදසුනක් ලෙස ක්‍රෝමියම් (24) මූලද්‍රව්‍යයෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය අප අපේක්ෂා කරන පරිදි [Ar] $3d^44s^2$ නොව [Ar]$3d^54s^1$ යි. තව ද කොපර්වල (29) වින්‍යාසය [Ar]$3d^94s^2$ නොව [Ar]$3d^{10}4s^1$ ය. මේ අසාමාන්‍ය හැසිරීම ප්‍රධාන කොට ම $3d$ හා $4s$ කාක්ෂිකවල ශක්ති අතර සමීප බවෙහි ප්‍රතිඵලයකි. උපශක්ති මට්ටමක් හරියට ම අර්ධ ව පිරීමට (ක්‍රෝමියම්වල මෙන්) සහ උපශක්ති මට්ටමක් සම්පූර්ණයෙන් පිරීමට ප්‍රමාණවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන තිබෙන විට (කොපර්වල මෙන්) එහි ප්‍රතිඵලය වන්නේ ස්ථායීතාවෙන් සාපේක්ෂව වැඩි වින්‍යාසයකි ($3d$ කාක්ෂික පිරෙන්නේ $4s$ වලට පසුව බව මතක තබා ගන්න). එහෙත් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස ලිවීමේ දී බොහෝවිට පළමුව $3d$ ද පසුව $4s$ ද ලියනු ලැබේ).

1.5 ආවර්තිතා වගුව ගොඩනැගීම

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

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



(a)

(b)

1.29 රූපය (a) දිමිත්‍රි මෙන්ඩලීෆ් සහ (b)ලෝදර් මේයර්

යතුර:

පරමාණුක ක්‍රමාංකය
සංකේතය
සාම්ප්‍රදායික පරමාණුක ස්කන්ධය
සම්මත පරමාණුක ස්කන්ධය

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

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

1.30 රූපය මූලද්‍රව්‍යවල ආවර්තිතා වගුව

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

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

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

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

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

1.4 වගුව 2 හා 13 කාණ්ඩවල මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස

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

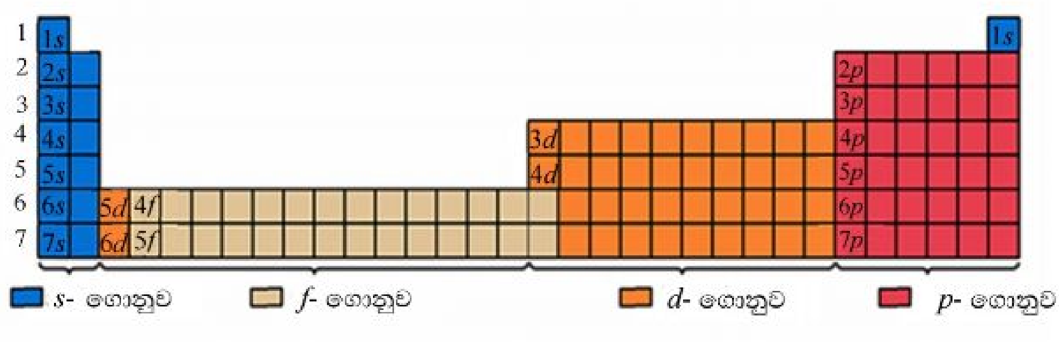
ආවර්තිතා වගුවේ එක ම කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය බොහෝ විට භෞතික හා රසායනික ගුණවල සමානතා පෙන්නුම් කරයි.

1.5 වගුව ආවර්තිතා වගුවේ ඇතැම් කාණ්ඩවල නාම

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

කවචයක ඇති මුළු කාක්ෂික සංඛ්‍යාව n^2 ට සමාන බැවින් එම කාක්ෂික සංඛ්‍යා පිළිවෙළින් 1, 4, 9 සහ 16 වේ. එක් කාක්ෂිකයකට ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් රඳවා 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 පිළිබිඹුවකි. වගුවේ ඒ ඒ පේළිවල ඇති මූලද්‍රව්‍ය සංඛ්‍යා 2, 8, 18, සහ 32 වේ.

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



1.31 රූපය ආවර්තිතා වගුවේ කලාප

වගුවෙහි වම් පස තීරු දෙකෙහි ඇතුළත් ක්ෂාර ලෝහ (1කාණ්ඩය) සහ ක්ෂාරීය පාංශු ලෝහ (2 කාණ්ඩය), *s* සංයුජතා කාක්ෂික පිරෙන මූලද්‍රව්‍ය 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* සංයුජතා කාක්ෂිකවල පිරීම සිදු වෙයි. *s* හා *p* ගොනුවල මූලද්‍රව්‍ය පොදුවේ **නියෝජක මූලද්‍රව්‍ය** ලෙස ද ඇතැම් විට **ප්‍රධාන කාණ්ඩ මූලද්‍රව්‍ය** ලෙස ද හඳුන්වනු ලැබේ.

p ගොනුවට පෙරාතුව ඇති ගොනුවට තීරු දහයක් ඇතුළත් වන අතර ඒවායේ ඇතුළත් මූලද්‍රව්‍ය වන්නේ **අන්තරික ලෝහයි.** කෙසේ වුවද සාමාන්‍යයෙන් 1 වන සහ 10 වන කාණ්ඩ

වලට අයත් මූලද්‍රව්‍ය අන්තරික ලෝහ ලෙස සලකන්නේ නැත. *d* සංයුජතා කාක්ෂික පිරීම සිදු වන්නේ මේ මූලද්‍රව්‍යවල වන අතර, එහෙයින් එම කොටස ***d* ගොනුව** යනුවෙන් ද නම් කරනු ලැබේ.

s හා *d* ගොනු අතර ඇති තීරු 14කින් හා පේළි දෙකකින් යුත් කොටස ***f* ගොනුව** වේ. එහි ඇතුළත් මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම සිදු වන්නේ *f* සංයුජතා කාක්ෂිකවලට ය (කෙසේ වුව ද මේවායෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම හා එනයින් ඒවායේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය සංකීර්ණ ය). මේ මූලද්‍රව්‍ය හැඳින්වෙන්නේ ***f* ගොනුවේ ලෝහ** හෙවත් **ඇතුළු අන්තරික මූලද්‍රව්‍ය** යන නමිනි.

එක් එක් ගොනුවෙහි ඇති තීරු සංඛ්‍යාවෙන් එක් එක් උපකවචයක පැවතිය හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව දැක්වේ. *s*, *p*, *d*, සහ *f* උපකවචවලට පිරවිය හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යා පිළිවෙළින් 2, 6, 10 සහ 14 වේ.

1.6 *s* හා *p* ගොනුවල මූලද්‍රව්‍ය පෙන්වන ආවර්තීය නැඹුරුතා

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

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

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

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

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

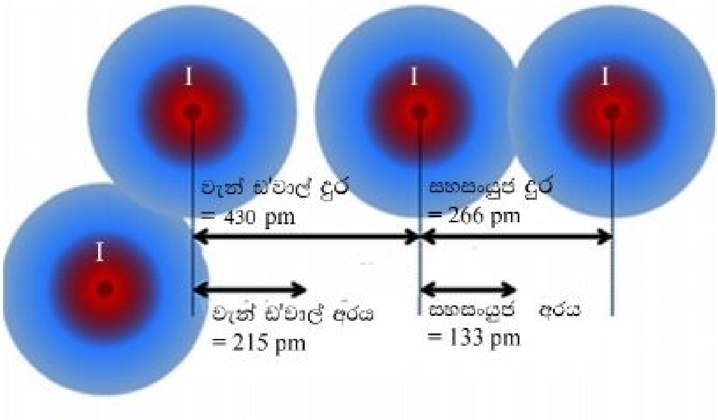
ආවර්තිතා වගුවේ ඕනෑ ම ආවර්තයක වමේ සිට දකුණට, සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වේ. ආවර්තයක් හරහා හර ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව නොවෙනස් ව පවත්නා නමුදු ප්‍රෝට්‍රෝන සංඛ්‍යාව වැඩි වේ. වැඩි වන න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය තුලනය කරමින් එකතු වන සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන විසින් ආවරණ කාර්යය සාර්ථක ව සිදු නො වේ. මේ නිසා Z_{eff} ආවර්තයක් හරහා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

1.6.1 පරමාණුවල සහ අයනවල තරම

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

වැන් ඩ'වාල් අරය

සර්වසම නිර්බන්ධිත පරමාණු දෙකක්, ඒවායේ වඩාත්ම ස්ථායී සකස් වීමේදී , එනම් ආකර්ශන බල උපරිම වන අවස්ථාවේදී ඒවායේ න්‍යෂ්ටි අතර දුරෙන් අර්ධයක් වැන් ඩ'වාල් අරය හෙවත් නිර්බන්ධිත අරය ලෙස සලකනු ලැබේ.



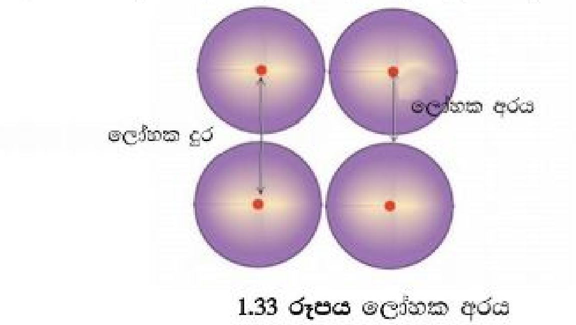
1.32 රූපය අයඩින් (I_2) වල සහසංයුජ අරය හා වැන් ඩ'වාල් අරය

සහසංයුජ අරය

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

ලෝහක අරය

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

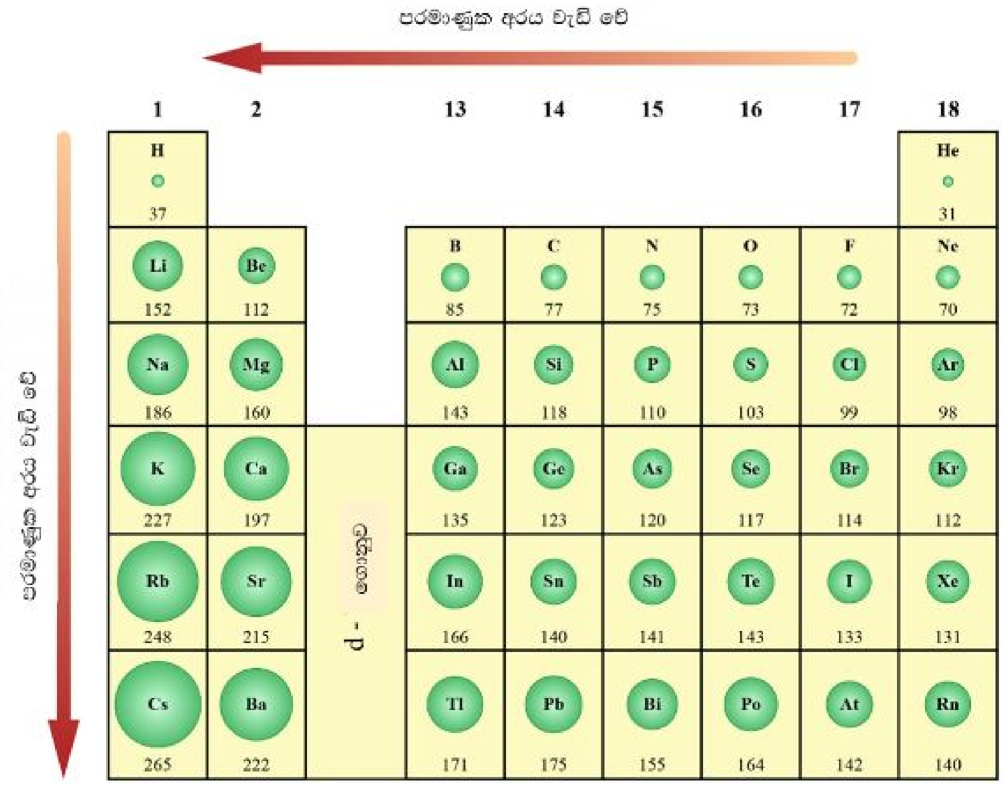


1.33 රූපය ලෝහක අරය

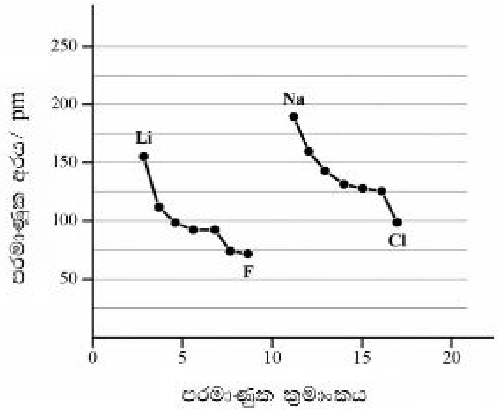
පරමාණුක අරයෙහි ආවර්තීය නැඹුරුතා

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

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



1.34 (a) රූපය ආවර්තිතා වගුවේ පරමාණුක අරයයන්ගේ විචලන (pm වලින්)



1.34 (b) රූපය ආවර්තිතා වගුවේ පරමාණුක අරයයන්ගේ විචලන

අයනවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස

පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් වී කැටායනයක් සෑදෙන හැම විට ම, ඉලෙක්ට්‍රෝන බැහැර වන්නේ ඉහළ ම ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකයෙන් (n) යුත් පිරී ඇති කාක්ෂිකවලිනි.
උදාහරණයක් ලෙස, සෝඩියම් පරමාණුවකින් ($1s^22s^22p^63s^1$) එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් වන විට බැහැර වන ඉලෙක්ට්‍රෝනය වන්නේ $3s^1$ ඉලෙක්ට්‍රෝනයයි.

$$Na\ (1s^22s^22p^63s^1 \text{ හෝ } [Ne]3s^1) \rightarrow Na^+ (1s^22s^22p^6 \text{ හෝ } [Ne]) \ + e^-$$

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

$$B\ (1s^22s^22p^1) \rightarrow B^+ (1s^22s^2) + e^-$$

$$B^+(1s^22s^2) \rightarrow B^{3+}(1s^2) + 2e^-$$

Fe ($[Ar]3d^64s^2$) පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් පිට වීමේ දී එසේ වන්නේ ඉලෙක්ට්‍රෝන $4s^2$ වලින් මිස, $4s$වලට පසුව පිරෙන $3d$ වලින් නො වේ.

$$Fe\ ([Ar]\ 3d^64s^2) \rightarrow Fe^{2+}([Ar]3d^6) + 2e^-$$

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

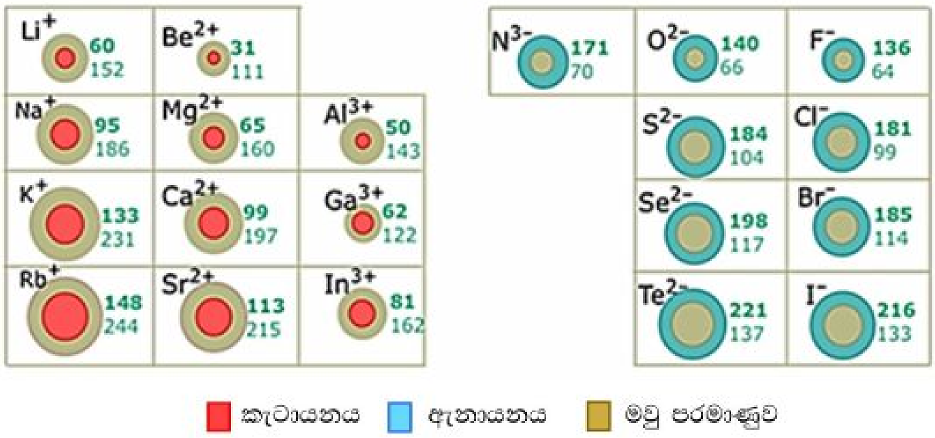
$$Fe^{2+}([Ar]3d^6) \rightarrow Fe^{3+}([Ar]3d^5) + e^-$$

ඇනායනයක් සෑදීමේ දී පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු වන්නේ, සංයුජතා කවචයට අයත් හිස් හෝ භාගික ලෙස පිරුණු, උපරිම n අගයෙන් යුත් කාක්ෂිකවලට ය. නිදසුනක් ලෙස ෆ්ලුවෝරීන් පරමාණුවෙන් F^- අයනයක් සෑදීමේ දී එකතු වන ඉලෙක්ට්‍රෝනය $2p$ උපකවචයෙහි හිස්ව ඇති එක ම ස්ථානයට ගමන් කරයි.

$$F(1s^22s^22p^5) + e^- \rightarrow F^- (1s^22s^22p^6)$$

අයනික අරයෙහි ආවර්තීය නැඹුරුතා

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

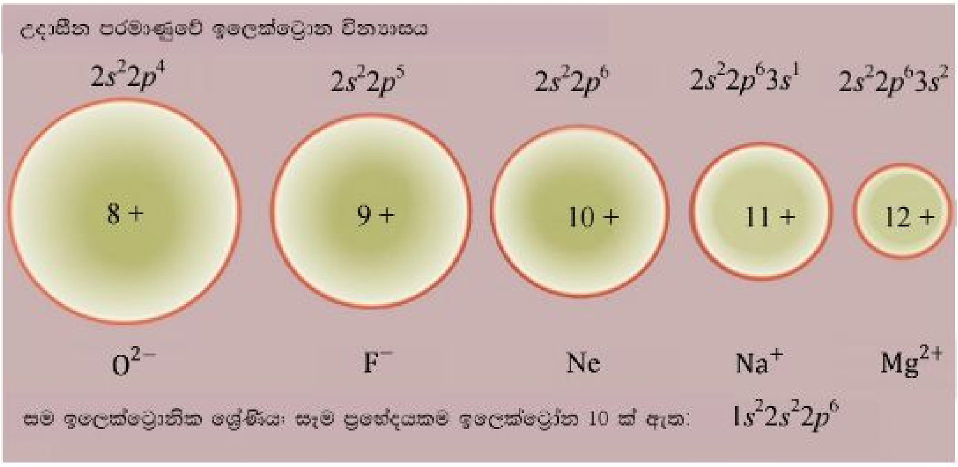


1.35 රූපය කැටායන සහ ඇනායනවල අර pm වලින් (මවු පරමාණුවලට සංසන්දනාත්මක ව)

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

සමාන විශාලත්වයෙන් යුත් ආරෝපණ (ධන හෝ ඍණ දරන අයනවල), අයනික අරය ආවර්තිතා වගුවේ තීරුවල ඉහළ සිට පහළට වැඩි වේ. වෙනත් වචනවලින් කිව හොත් අයනයක ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරී ඇති බාහිර කවචයක ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය වැඩි වත් ම අයනයේ අරය වැඩි වේ.

සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශ්‍රේණියක් යනු සමාන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් දරන විශේෂ සමූහයකි. නිදසුන් ලෙස O^{2-}, F^{-}, Ne, Na^{+}හා Mg^{2+}යන සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශ්‍රේණියෙහි සියල්ලෙහිම මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව 10 ක් වේ. ඕනෑම සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශ්‍රේණියක පරමාණුක ක්‍රමාංකයේ වැඩි වීමත් සමඟ න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වෙයි. ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව නියත ව පවත්නා බැවින් න්‍යෂ්ටික ආරෝපණයේ වැඩි වීමත් සමඟ ඉලෙක්ට්‍රෝන වඩ වඩා ප්‍රබල ලෙස න්‍යෂ්ටිය වෙත ආකර්ෂණය කෙරෙන බැවින් අයනික අරය අඩු වේ.



1.36 රූපය සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශ්‍රේණියක අර

1.6.2 අයනීකරණ ශක්තිය

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

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

$$Li(g) \rightarrow Li^{+}(g) + e^{-}$$

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

$$Li^{+}(g) \rightarrow Li^{2+}(g) + e^{-}$$

අනුයාත ඉලෙක්ට්‍රෝනවල ඉවත් වීමක් සමඟ දෙන ලද මූලද්‍රව්‍යයක අයනීකරණ ශක්ති ආරෝහණය වේ. ($I_1 < I_2 < I_3$) මේ ප්‍රවණතාවට හේතුව, අනුයාත ලෙස ඉවත් වන ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් සමඟ, වැඩි වන ධන ආරෝපණයෙන් යුත් අයනය විසින් ඉලෙක්ට්‍රෝනකෙරෙහි යෙදෙන අනුක්‍රමික ව වැඩි වන ඇදීම මැඩ, ඒවා ඉවත් කිරීම සඳහා වැඩි ශක්තියක් යෙදවීමට සිදු වීමයි. මෙයට අමතර ව, පිටත කවචවලින් ඉලෙක්ට්‍රෝන බැහැර කිරීමට සාපේක්ෂව, ඇතුළත කවචයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමේ දී අයනීකරණ ශක්තියෙහි අධිකතර ආරෝහණයක් සිදු වේ. මීට හේතුව ඇතුළු කවචවල ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටියට සමීප වීම කරණ කොට ගෙන ඒවා වඩාත් තදින් ඊට ආකර්ෂණය වීමයි.
අයනීකරණ ශක්තිය බොහෝ විට පරමාණු හෝ අයන මවුලයක් සලකා $kJ\ mol^{-1}$ යන ඒකකයෙන් ප්‍රකාශ කරනු ලැබේ.

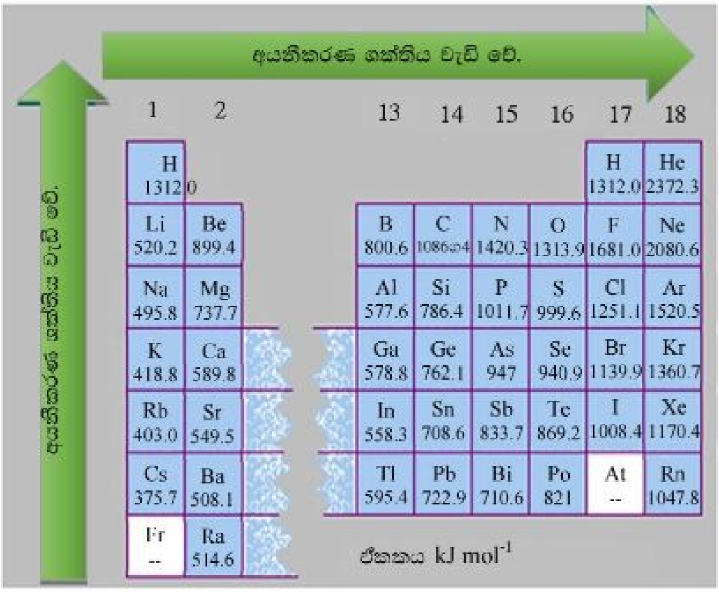
පළමු අයනීකරණ ශක්තිවල ආවර්තීය නැඹුරුතා

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

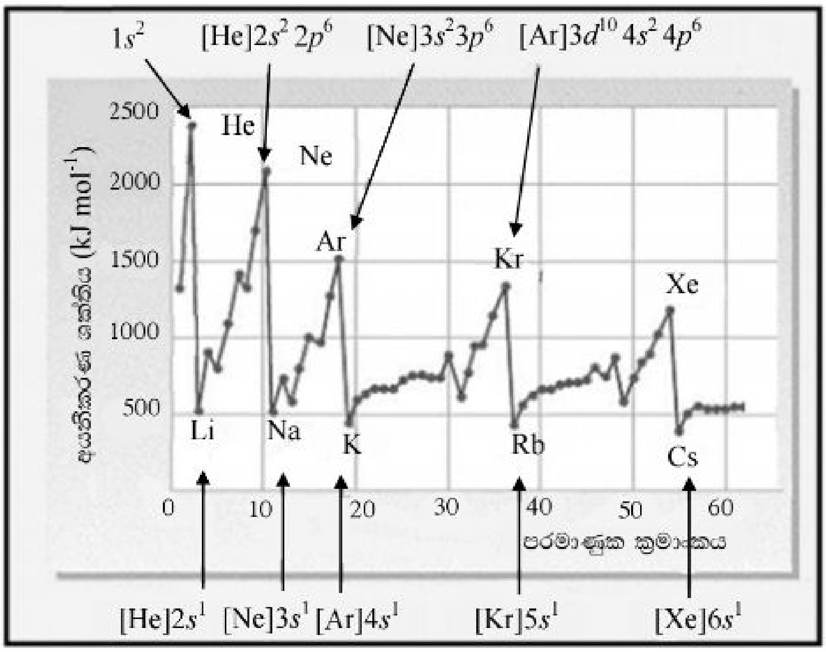
ආවර්තිතා වගුවේ කවර හෝ කාණ්ඩයක පහළට යත් ම සාමාන්‍යයෙන් පළමු අයනීකරණ ශක්තිය අඩු වෙයි. නිදසුනක් ලෙස 1 කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල (ක්ෂාර ලෝහවල) අයනීකරණ ශක්ති Li > Na > K > Rb > Cs > Fr යන අනුපිළිවෙළින් අවරෝහණය වේ.

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

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



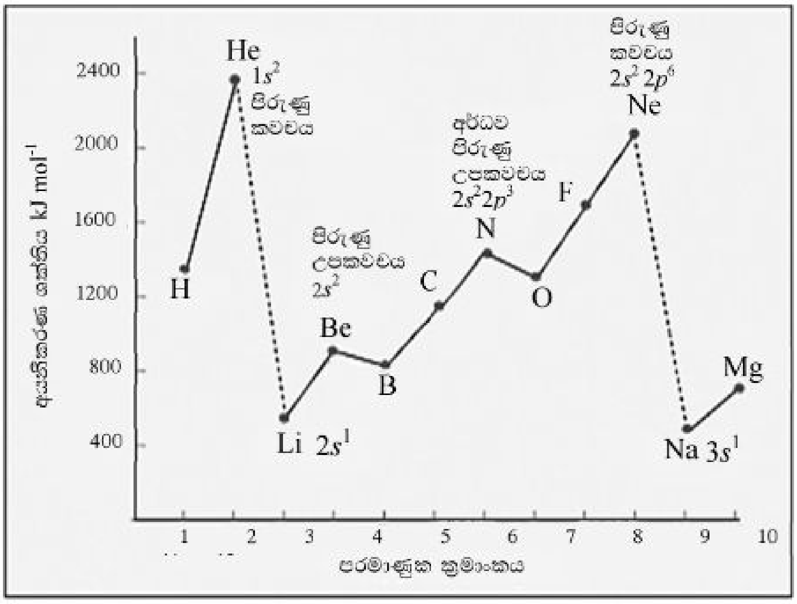
1.37 රූපය ආවර්තිතා වගුවේ ප්‍රථම අයනීකරණ ශක්තිවල නැඹුරුව



1.38 රූපය මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුක ක්‍රමාංකය සමඟ පළමු අයනීකරණ ශක්තිවල විචලනය

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

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



1.39 රූපය පළමු හා දෙවැනි ආවර්තවල ප්‍රථම අයනීකරණ ශක්තිවල විචලන

1.6.3 ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය

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

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

$$Cl(g) \quad + \quad e^- \longrightarrow Cl^-(g) \qquad \Delta E_{EG} = -349 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

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

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

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

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

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

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

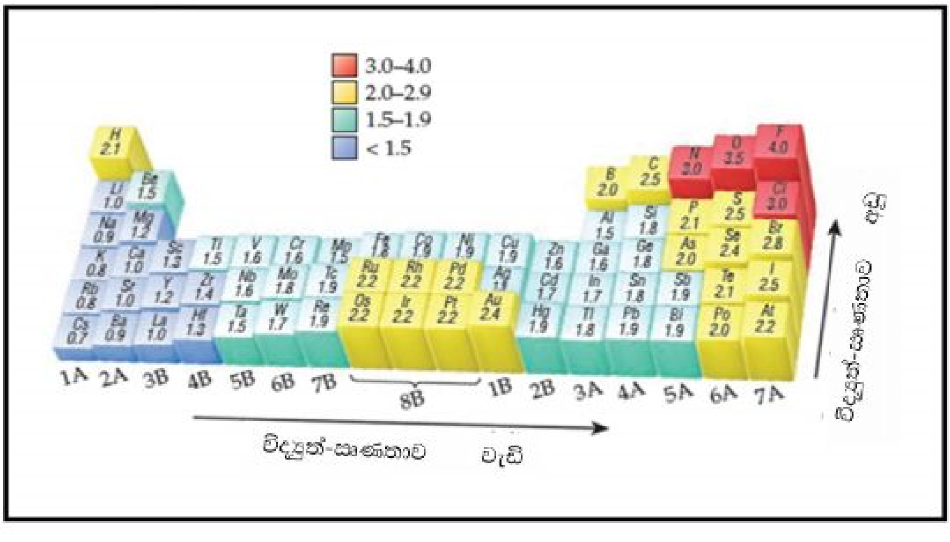
මෙසේ, පරමාණුක ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව, ΔE_{EG} හි අගයට කිට්ටු සම්බන්ධයක් තිබේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව අර්ථ දක්වන්නේ මූලද්‍රව්‍යයේ වායුමය ඇනායනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමේදී සිදුවන ශක්ති වෙනස වශයෙනි.

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

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

1.6.4 විද්‍යුත්-සෘණතාව

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



1.40 රූපය පෝලිං විද්‍යුත්-සෘණතා අගයයන් හා ආවර්තිතා වගුවේ නැඹුරුතා

1.6 **වගුව** සමීකරණ වල සාරාංශය

සමීකරණවල සාරාංශය
පරමාණුක ක්‍රමාංකය (Z) = ප්‍රෝටෝන ගණන = ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන
ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය (A) = ප්‍රෝටෝන ගණන (Z) + නියුට්‍රෝන ගණන
1 u හෝ **Da**= 1.66054×10^{-24} g හා 1 g = 6.02214×10^{23} **u** හෝ **Da**
පරමාණුක ස්කන්ධය = Σ (සමස්ථානික ස්කන්ධය) $\times$ (සමස්ථානික සුලභතා භාගය)
ආලෝකයේ ප්‍රවේගය = $c = \lambda\nu = 3.00 \times 10^{8}$ m s^{-1}
ෆෝටෝනයක ශක්තිය = $E = h\nu$ h යනු ප්ලාන්ක් නියතය වේ. එහි අගය 6.626×10^{-34} (J s)