පරමාණුක ව්‍යුහය

ඩෝල්ටන්ගේ පරමාණුක වාදය (The atomic theory)

පදාර්ථයේ හැසිරීම පිලිබඳව හැදැරීම රසායන විද්‍යාවේදී සිදුකරයි. පදාර්ථය බෙදාගෙන යාමේදී තවදුරටත් බෙදිය නොහැකි අංශුවක් ලැබෙන බව අතීත මතය විය. මෙම අංශුව පරමාණුව ලෙස නම් කලේ ඩිමෝක්‍රිටස් විසිනි.

1808 දි ජෝන් ඩෝල්ටන් විසින් පරමාණුක වාදය ඉදිරිපත් කරන ලදි. රසායන විද්‍යාවේ එවකට පැවති මුලිකම පිලිගැනිම් කිහිපයක් එමගින් පැහැදිලි කරගත හැකි විය. මෙම වාදයට බොහොකාලයක් සංශෝධන ඇතුලත් නොවී තිබූ අතර පසුව විද්‍යාවේ නව සොය ගැනිම් සමග සංශෝධන කිහිපයක් ඇතුලත් විය. එසේ වුවද පරමාණුක වාදය රසායන විද්‍යාවේ වැදගත් සංධිස්ථානයක් ලෙස පිලිගනු ලබයි.

පරමාණුක වාදයේ මුලික පිලිගැනිම් පහත පරිදි වේ.

1. පදාර්ථයේ තැනුම් ඒකකය වන්නේ තවදුරටත් බෙදා වෙන් කල නොහැකි **පරමාණුව**යි.
2. පරමාණු මැවීම විනාශ කිරීම සිදු කල නොහැක.
3. එකම මුලද්‍රව්‍යයේ පරමාණු සරව සම වන අතර වෙනස් මුලද්‍රව්‍ය වල පරමාණු ගුණ වලින් එකිනෙකට වෙනස් වේ.
4. විවිධ මුල ද්‍රව්‍යවල පරමාණු සරල පූර්ණ අනුපාත වලින් සංයෝජනය වි අණු සාදයි.

ඩෝල්ටන්ගේ පරමාණුක වාදය සඳහා සංශෝධන

1. උප පරමාණුක අණු ලෙස ඉලෙක්ට්‍රෝන නියුට්‍රෝන හා ප්‍රෝටෝන වල පැවැත්ම මැත කාලිනව සොයගෙන ඇති නිසා පරමානුව තව දුරටත් බේදිය නොහැකි අංශු ලෙස සැලකිම නිරවද්‍ය නොවේ.
2. ස්වභාවික විකිරණශිලිතාව හේතු කොටගෙන ඇතම් මුලද්‍රව්‍ය වෙනත් මුලද්‍රව්‍යවල පරමානු බවට පත් වන බව සොයගෙන ඇත. එසේම න්‍යෂ්ඨික ප්‍රතික්‍රියා වලදි ද ඇතම් මුලද්‍රව්‍ය වෙනත් මුලද්‍රව්‍යවල පරමානු බවට පත් වන බවත් අධික ශක්තියක් නිපදවෙන බවත් සොයා ගෙන ඇත. එම නිසා පරමාණු මැවිම හෝ විනාශ කිරිම කල නොහැක යන්න සත්‍ය නොවන බව පෙන්වා දි ඇත.
3. එකම මුල ද්‍රව්‍යයේ පරමාණුවල න්‍යෂ්ඨියේ එකම ප්‍රෝටෝන ගනනක් පැවතුනද වෙනස් නියුට්‍රෝන ගනනක් පැවතිම හේතුවෙන් සමස්ථානික ඇතිවේ. සමස්ථානික වල පැවැත්ම හේතු කොට ගෙන එකම මුලද්‍රව්‍යයේ පරමාණු සර්ව සම යන මතය බැහැර වන බව පෙන්වා දි ඇත.
4. විවිධ පරමාණු සරල පුර්නව සංයෝජනය වි අණු සාදයි යන්න තරමක් දුරට සත්‍ය වේ. නමුත් සුක්රෝස් වැනි අණු සැලකු විට ඉහත මතය බැහැර වන බව පෙන්වා දි ඇත.

පදාර්ථයේ විද්‍යුත් ස්වාභාවය

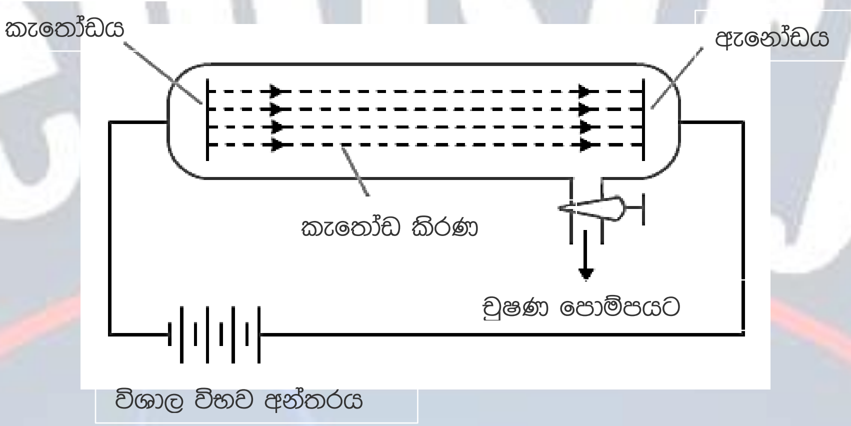
වීදුරු හෝ ප්ලාස්ටික් ඇඩු කැබැල්ලක් සේද රෙදි කඩකින් පිස දැමු විට ආරෝපනය වීම.
පදාර්ථය තුලින් විද්‍යුතය සන්නයනය වීම.
ද්‍රාවණයක් තුලින් විද්‍යුතය යැවිමෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝඩ මත පදාර්ථයේ විවිධ විපර්යාස සිදුවීම.
විද්‍යුත් කෝෂයක සිදුවන රසායනික විපර්යාස නිසා විද්‍යුත් ධාරාවක් ලබා ගත හැකි වීම.

කැතෝඩ කිරණ (Cathode ray)

රූපයේ දැක්වෙන ආකාරයේ කෘක්ස් නළයක යම්කිසි වායුවක් තබා දෙකෙලවර සවි කරන ලද ඉලෙක්ට්‍රෝඩ දෙකක් හරහා තරම් විශාල සරල ධාරා විභව අන්තරයක් යොදයි.

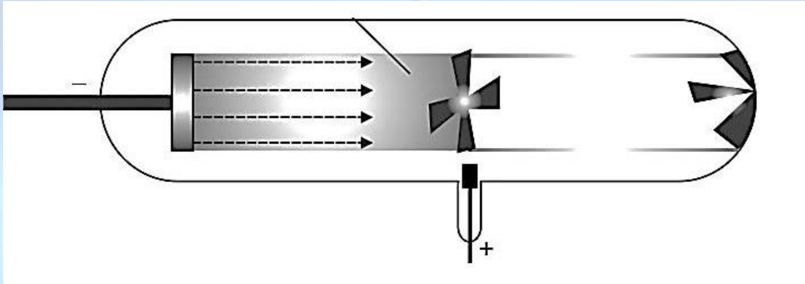
සමාන්‍ය පිඩනයේදි කිසිදු වෙනසක් සිදු නොවන අතර ක්‍රමයෙන් පිඩනය අඩු කරගෙන යාමේදි විවිධ අවස්ථා වල විවිධ දිලියුම් ඇතිවේ.

පිඩනය ඉතාමත් අඩු අගයකදි කැතෝඩයේ සෘණ අග්‍රය සිට ඇනෝඩය ධන අග්‍රය දෙසට ගමන් කරන සරල රේඛීය කිරණ විශේෂයක් ඇතිවේ. මේවා කැතෝඩ කිරණ ලෙස හැදින්වේ.

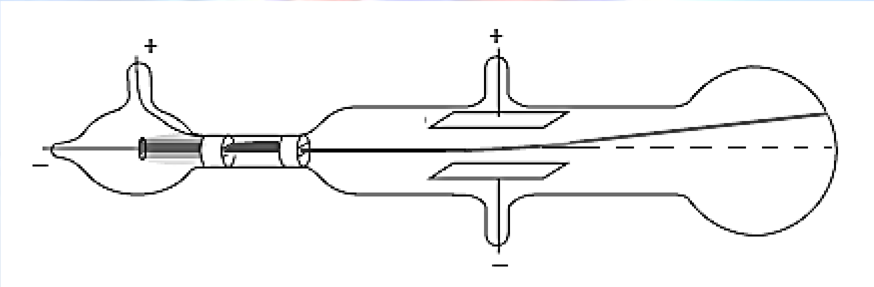


කැතෝඩ කිරණ වල ලක්ෂණ හා ගුණ

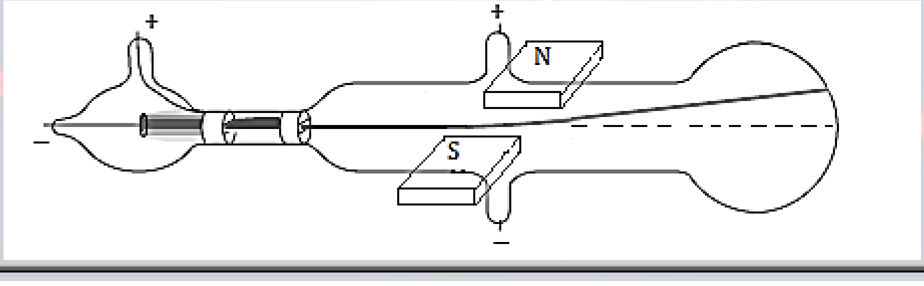
කැතෝඩ කිරණ ගමන් මාර්ගයේ තැබූ වස්තුවක පැහැදිලි ඡායාවක් වීදුරුව මත දිස් වේ.
කැතෝඩ කිරණ සරල රේඛීයව ගමන් කරන නිසාය



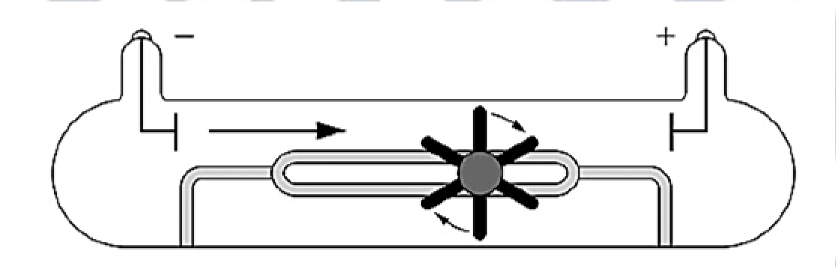
කැතෝඩ කිරණ ගමන් මාර්ගයේ විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රයක් තැබූ විට කැතෝඩ කිරණ ධන අග්‍රය දෙසට උත්ක්‍රමනය වේ.
කැතෝඩ කිරණ සෘණ ආරෝපිත වේ



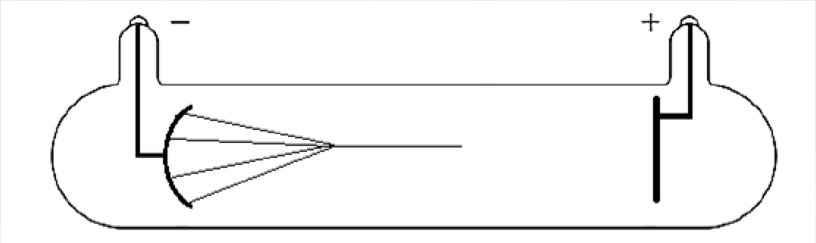
කැතෝඩ කිරණ ගමන් මාර්ගයේ චුම්භක ක්ෂේත්‍රයක් තැබූ විට කැතෝඩ කිරණ ක්ෂේත්‍රයට ලම්භක දිශාවට උත්ක්‍රමනය වේ.
කැතෝඩ කිරණ ආරෝපිත වේ



කැතෝඩ කිරණ ගමන් මාර්ගයේ කුඩා හබල් සකක් තබා කිරණ ගැටිමට සැලැස්වූ විට හබල් සක චලිතයක් දක්වයි.
කැතෝඩ කිරණ අංශු වලට ගම්‍යතාවයක් ඇත එනම් ස්කන්ධයක් පවති

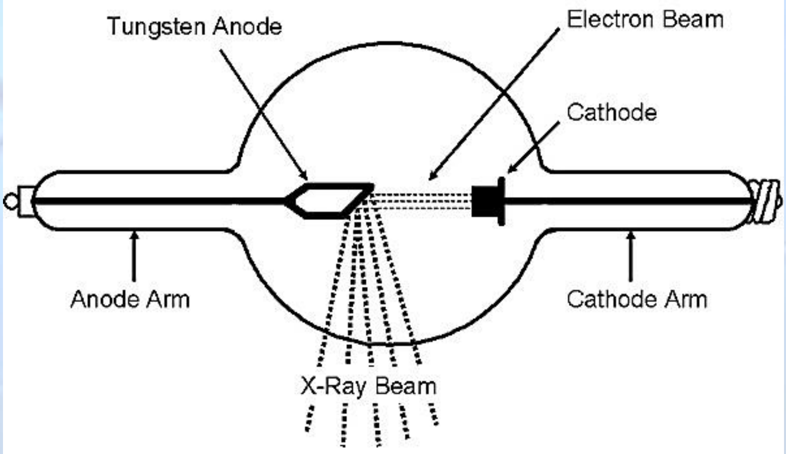


කැතෝඩ කිරණ ඇතිකිරීමේදි අවතල කැතෝඩයක් භාවිතා කල විට කිරණ එක් ලක්ෂ්‍යකදි හමුවේ.
කැතෝඩ කිරණ කැතෝඩයට ලම්භකව පිටවේ



කැතෝඩ කිරණ යම් වස්තුවක් මත ගැටුනු විට එහි උෂ්ණත්වය ඉහල යයි.

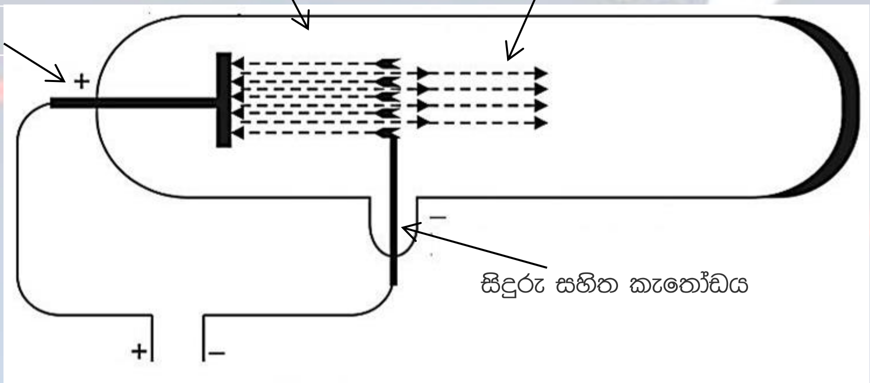
කැතෝඩ කිරණ යම් කිසි ඉලක්කයක ගැටිමට සැලැස්විමෙන් ක්ෂනිකව නැවැත්වූ කල ඉන් X කිරණ නිකුත් වේ.



කැතෝඩ කිරණ මුල්වරට සොයා ගත්තේ **ජුලියස් ප්ලකර්** විසිනි. නමුත් මෙම කිරණ සෘණ ආරොපිත අංශු වලින් සමන්විත බව සොයාගත්තේ **විලියම් කෲක්ස්** විසිනි. **ජේ ජේ තොම්සන්** විසින් මෙම අංශු වල e/m අනුපාතය සොය ගත් අතර එම අනුපාතය නලයේ ඇති වායුව හෝ කැතෝඩයේ ස්වභාවය මත රදා නොපවතින බව නිරික්ෂනය කරන ලදි. ඒ අනුව සියලු පදාර්ථ වලට පොදු මෙම අංශුව ඉලෙක්ට්‍රෝණය ලෙස නම් කරන ලදි.

ධන කිරණ (නාල කිරණ)

රූපයේ දැක්වෙන පරිදි සිදුරු සහිත කැතෝඩයකින් කැතෝඩ කිරණ ලබා ගැනීමේදි කැතොඩයට පිටුපස එනම් ඇනොඩයට විරුද්ධ පස කැතොඩයෙන් ඉවත්ට ගමන් කරන්න වු කිරණ විශේෂයක් ඇති වන බව ගෝල්ඩ්ස්ටයින් සොයාගන්නා ලදි.

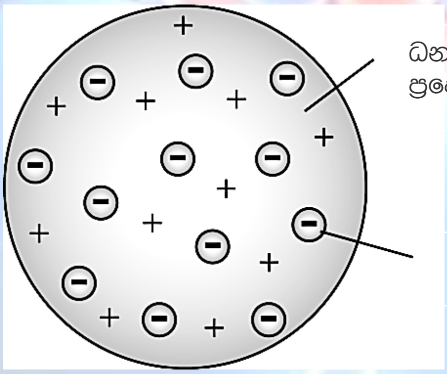


මෙම කිරණ විද්‍යුත් හා චුම්භක ක්ෂේත්‍ර වලදි කැතෝඩ කිරණ උත්ක්‍රමණය වු දිශාවල ට ප්‍රතිවිරුද්ධ දිශාවලට උත්ක්‍රමණය වේ. එනම් මේවා ධන ආරෝපිත වේ.

මෙම කිරණ වල ගුණ නලය මත ඇති වායුව මත රඳා පවති. මෙම කිරණ වල e/m අනුපාත කැතෝඩ කිරණ වල එම අගයට වඩා කුඩා වන අත ඉහලම e/m අනුපතයක් ලැබෙන්නේ නලය තුල ඇති වායුව H වන විටය.

කැතෝඩ කිරණ ඇතිවීමේදි ඉලෙක්ට්‍රෝණ ඉවත් විම නිසා ඇතිවන ධන අයන වලින් ධන කිරණ ඇතිවන බව ප්‍රකාශ කරන ලදි. මේ අනුව පරමාණුව තුල ධන ආරෝපිත අංශු ද තිබෙන බව මෙයින් තහවුරු විය. මෙම අංශු **ප්‍රෝටෝන** ලෙස නම් කරන ලදි.

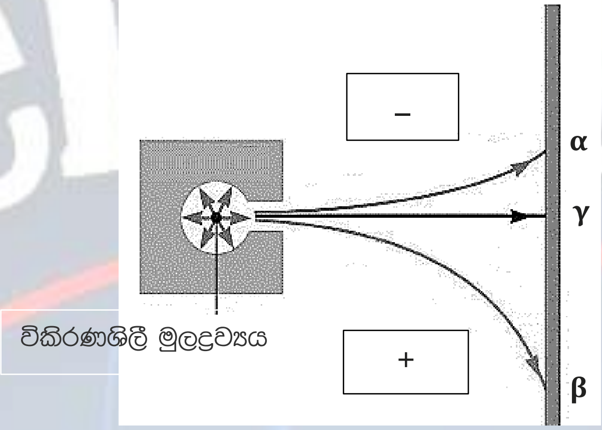
ජ්ලම් පුඩිම් ආකෘතිය



ඉලෙක්ට්‍රොණ පුඩිමක ජ්ලම් වලටත් ධන ආරෝපිත කොටස පුඩිමක අනෙක් ඝන කොටසටත් සමාන කරමින තොම්සන් විසින් ජ්ලම් පුඩිම් ආකෘතිය යෝජනා කරන ලදි. මෙහිදි ධන ආරෝපනය උදාසින විමට ප්‍රමානවත් තරම් සෘණ ආරෝපිත ඉලෙක්ට්‍රෝණ ඇති බව උපකල්පනය කරන ලදි.

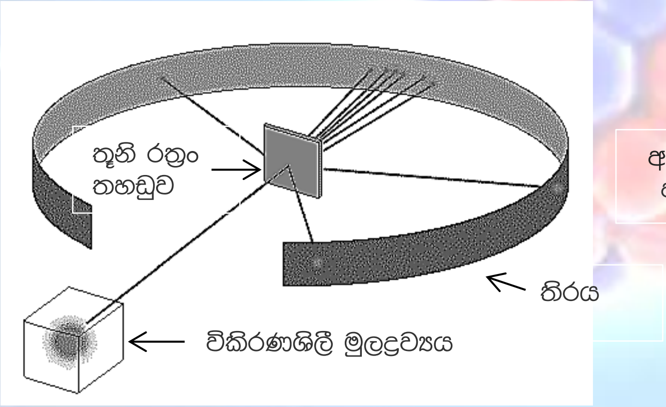
විකිරණශිලීතාවය

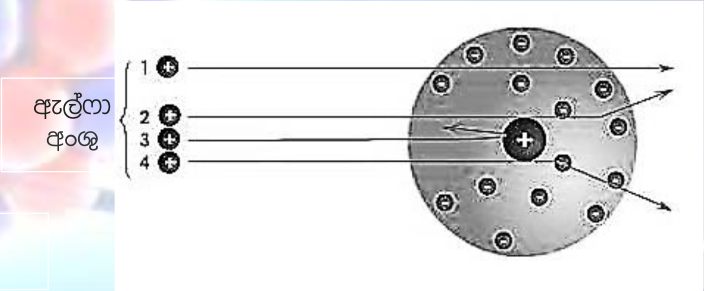
විකිරනශිලිතාවය මුලින්ම සොයා ගනු ලැබුවේ හෙන්රි බෙකරල් විසිනි. පරමාණුවේ සිදුවන ස්වයං විභාජනයක් හේතුවෙන් එකිනෙකට වෙනස් කිරණ විමෝචනය වීම මෙහිදි සිදුවේ. මෙම සංසිද්ධියේදි කිරණ වර්ග තුනක් විමෝචනය වන බව රදර්පර්ඩ් විසින් සොය ගනු ලැබු අතර ඒවා **ඇල්ෆා බීටා ගැමා** ලෙස නම් කරන ලදි.



වර්ගය	විකල්ප නම	ආරෝපණය	අයණීකාරක හැකියාව	විනිවිද යාමේ බලය	නතර කරනු ලබන ද්‍රව්‍ය
ඇල්ෆා α	හීලියම් න්‍යෂ්ටි $^{4}_{2}He$	+2	ඉහළ යි.	අඩු යි.	වාතය හෝ කඩදාසි
බීටා β	ඉලෙක්ට්‍රෝන $^{0}_{-1}e$	-1	මධ්‍යස්ථ යි.	මධ්‍යස්ථ යි.	තුනී ඇලුමිනියම් තහඩුවක්
ගැමා γ	ඉහළ ශක්තියෙන් යුත් විද්‍යුත් චුම්බක තරංග	0	නැත	ඉහළ යි.	ඝනකම් ලෙඩ් තහඩුවක්

රදර්පර්ඩ් ගේ රන්පත් පරීක්ෂාව





විකිරණශිලී ප්‍රභවයකින් නිපදවෙන α කිරණ තුනි ලෝහ තහඩුවකට වැදිමට සැලැස්විමෙන් එම අංශු තහඩුව හරහා ගමන් කිරීම රදර්පර්ඩ් ප්‍රමුඛ ගයිගර් මාස්ඩන් විසින් නිරීක්ෂණය කරන ලදි.

ලෝහ තහඩුව මත් පතිත වන α අංශු වලින් විශාල කොටසක් තහඩුව හරහා උත්ක්‍රමණයකින් තොරව ගමන් කරයි. ඉතා සුළු කොටසක් සුළු කෝණ වලින් උත්ක්‍රමණය වේ. ඊටත් වඩා සුළු කොටසක් මහා කෝණ වලින් උත්ක්‍රමණය වේ. ඉතාමත් සුළු කොටසක් ආපසු හැරි ගමන් කරයි.

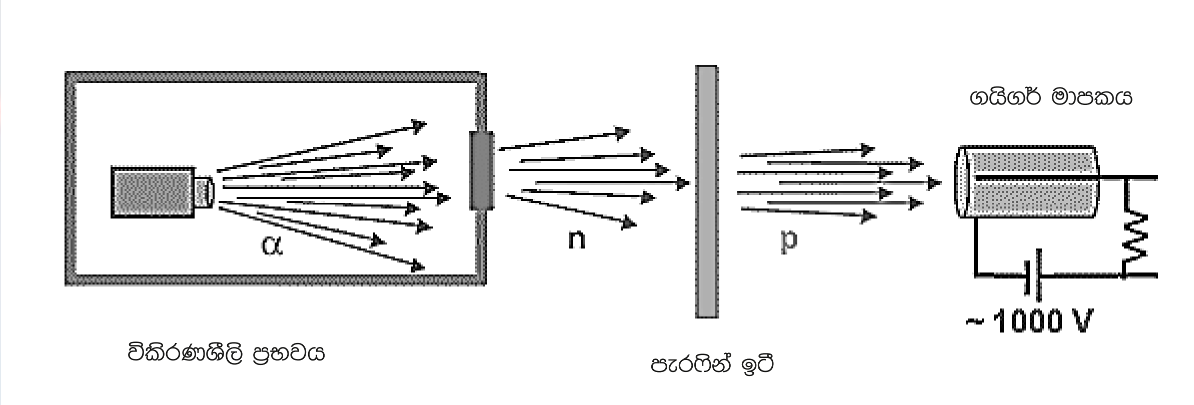
රදර්පර්ඩ් වසන කල මෙම සොයාගැනීම නිසා පලම පුඩම ආකෘතිය ඉවත් විය. ඉහත නිරීක්ෂණ මගින් පැහැදිලි කලේ පරමානුවේ ස්කන්ධයත් ධන ආරෝපනයත් කුඩා කොටසකට සාන්ද්‍ර වි න්‍යෂ්ඨියක් ලෙස කේන්ද්‍ර ගත වි ඇති බවයි.

නියුට්‍රෝනය සොයා ගැනිම

1920 දී රදර්ෆර්ඩ් විසින් නියුට්‍රෝනය තුල ස්කන්ධයක් සහිත ආරෝපනයෙන් තොර අංශුවක් ඇති බවට යෝජනා කරන ලදී.

විකිරණශීලි ප්‍රභවයකින් නිකුත් වන α කිරණ බෙරලියම් වෙතට වැදීමට සැලැස්වූ විට වඩා වැඩි ශක්තියක් ඇති කිරණ විශේෂයක් නිකුත් වන බව සොයාගන්නා ලදි. ආරම්භයේදී මෙම කිරණ γ කිරණ ලෙස සිතුවද මෙම කිරණවල සමහර ගුණ කිරණ වලට වඩා වෙනස් විය. නමුත් මෙම කිරණ විනිවිද යාමේ බලය වැඩි ආරෝපනයකින් තොර බව සොයා ගන්නා ලදී. එසේම මෙම කිරණ පැරෆින් ඉටි වලට වැදීමට සැලැස්වූ විට ප්‍රෝටෝන පිටකරන බවසොයා ගන්නා ලදී. 1932 දී චෙඩ්වික් විසින් බෙරලියම් වලින් පිට කරන විකිරනය නියුට්‍රෝනය ලෙස නම් කරන ලදී.

$$^{4}_{2}He + ^{9}_{4}Be \rightarrow ^{12}_{6}C + ^{1}_{0}n$$



පරමාණුවේ අරය දළ වශයෙන් 50 pm සිට 250 pm දක්වා පිහිටයි. න්‍යෂ්ඨියේ අරය පමණ 5x 10^{-3} pm වේ. පරමාණුවේ ස්කන්ධයට මුලුමුනින්ම දායක වන්නේ න්‍යෂ්ඨියයි.

න්‍යෂ්ඨියට ඉතා ඉහල ඝනත්වයක් ඇත .

න්‍යෂ්ඨිය ප්‍රෝටෝන නියුට්‍රෝන හා වෙනත් අංශු වලින් සැදී ඇත . මෙවා පොදුවේ නියුක්ලියෝන ලෙස හඳුන්වයි.

	ඉලෙක්ට්‍රෝනය	ප්‍රෝටෝනය	නියුට්‍රෝනය
අංශුවේ සංකේතය	$^{0}_{-1}e$, e	p, $^{1}_{1}p$	n, $^{1}_{0}n$
අංශුවේ ස්කන්ධය/kg	9.109 x 10^{-31}	1.6726 x 10^{-27}	1.6749 x 10^{-27}
අංශුවේ සාපේක්ෂ ස්කන්ධය	1/1840	1	1
අංශුවේ ආරෝපණය/C	-1.602 x 10^{-19}	1.602 x 10^{-19}	0
අංශුවේ සාපේක්ෂ අරෝපණය	-1	1	0
විස්තර	කෘක්ස් හා තොම්සන් විසින් සොයා ගන්නා ලදි	රදර්පර්ඩ් හා මාස්ඩන් විසින් සොයා ගන්නා ලදි	චැඩ්වික් විසින් සොයා ගන්නා ලදි

සමස්ථානික හා නියුක්ලයිඩ

එකම මුලද්‍රව්‍යයේ සමාන ප්‍රෝටෝන ගනනක් හා වෙනස් න්‍යුට්‍රෝන ගනනක් ඇති පරමාණු සමස්ථානික නම් වේ. එනම් සමස්ථානිකවල පරමාණු ක්‍රමංක සමාන වුවත් ස්කන්ධක්‍රමාංක වෙනස් වේ.

යම් නිශ්චිත ප්‍රෝටෝන ගනනක් හා න්‍යුට්‍රෝන ගනනක් සහිත පරමාණුවක් න්‍යෂ්ඨියක් අයනයක් හෝ අණුවක් නියුක්ලයිඩයක් ලෙස හැදින්වේ.

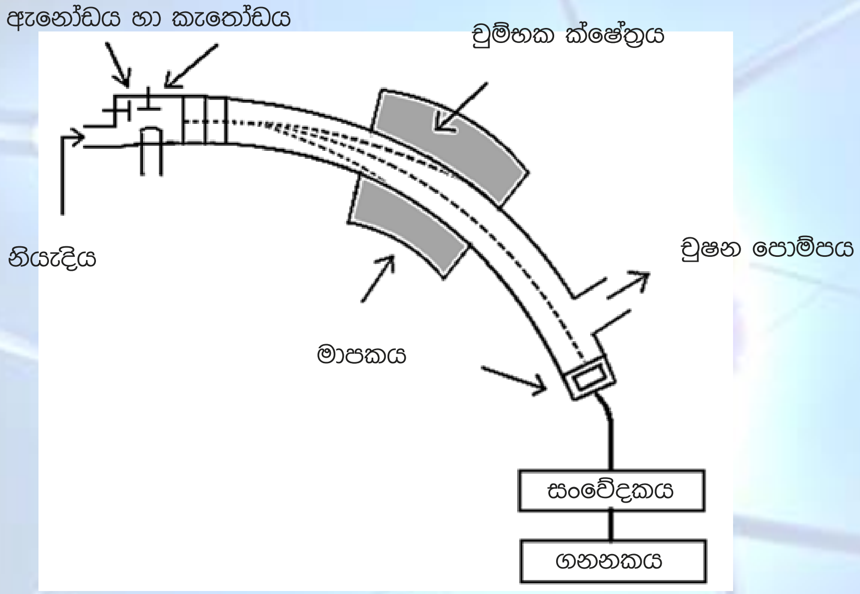
- ස්වාභාවික ව පවත්නා ස්ථායී නියුක්ලයිඩ
- ස්වාභාවික ව පවත්නා අස්ථායී නියුක්ලයිඩ
- කෘත්‍රිම විකිරණශීලී නියුක්ලයිඩ

$${}^{A}_{Z}M^{e}_{x}$$

පරමාණු ක්‍රමාංකය Z	ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය A
ආරෝපනය e	පරමාණු ගනන x

ස්කන්ධ භේද මානය (Mass spectometer)

සමස්ථානික වල පැවෙත්ම ස්කන්ධ භේද මානයකින් තහවුරු කර ගත හැක. මෙහිදී මුලද්‍රව්‍යයකට ඇති සමස්ථානික ගනනත් ඒවායේ සාපේක්ෂ සුලභතාවයත් මැන ගත හැකිය.



න්‍යෂ්ටිය වටා ඉලෙක්ට්‍රෝනික සැකැස්ම

පරමාණුව පිලිබඳ මුලික අධ්‍යන වලදි එය ධන ආරෝපිත න්‍යෂ්ඨියක් වටාපවතින සෘණ ආරෝපිත ඉලෙක්ට්‍රෝන වලින් සැදුම් ලත් පද්ධතියක් ලෙස සැලකිය හැකි බව නිර්නය කෙරුනි. නමුත් න්‍යෂ්ඨිය වටා ඉලෙක්ට්‍රෝන පවතින ආකාරය පිලිබඳව තවම සාකච්චා නොකෙරුනි. මෙම කොටසේදි එම කරුනු සාකච්චා කරමු.

කිසියම් මූලද්‍රව්‍ය පරමානුවක කොපමන ඉලෙක්ට්‍රෝන ගනනක් පවතිද යන්නත් න්‍යෂ්ඨිය වටා ඒවායේ පිහිටීමත් පිලිබඳව සාක්ෂි සපයන ප්‍රධාන ප්‍රභව දෙකකි. ඒවා නම්

1. අයනිකරණ ශක්ති.
2. පරමාණුක වර්ණාවලි.

මූලද්‍රව්‍යවල අයනිකරණ ශක්ති (Ionization energies of elements)

වායුමය තත්වයේ පවතින පරමාණු මවුලයකින් එයට ලිහිල්වම බැඳි ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන මවුලයක් ඉවත් කර වායුමය තත්වයේ පවතින ඒක ධන අයන මවුලයක් සැදිමට අවශ්‍ය ශක්තිය ප්‍රථම අයනිකරන ශක්තිය නම් වේ.

$$A_{(g)} \rightarrow A^{+}_{(g)} + e$$

වායුමය තත්වයේ පවතින ඒක ධන අයන මවුලයකින් එයට ලිහිල්වම බැඳි ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන මවුලයක් ඉවත් කර වායුමය තත්වයේ පවතින ද්වීත්ව ධන අයන මවුලයක් සැදිමට අවශ්‍ය ශක්තිය දෙවන අයනිකරන ශක්තිය නම් වේ.

$$A^{+}_{(g)} \rightarrow A^{2+}_{(g)} + e$$

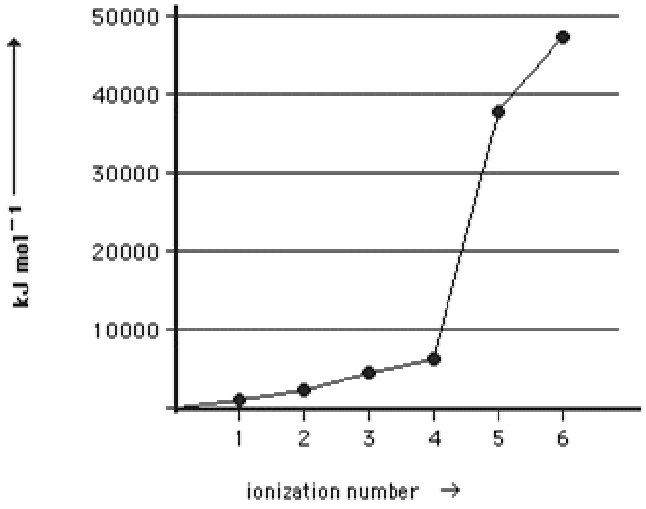
හයිඩ්‍රජන් සිට ඔක්සිජන් දක්වා වූ මූලද්‍රව්‍යවල අනුයාත අයනිකරන ශක්තින් පහත වගුවේ දක්වා ඇත. එසේම කාබන්, ඔක්සිජන් හා ෆොස්ෆරස් යන මූලද්‍රව්‍යවල අනුයාත අයනිකරන ශක්ති ප්‍රස්ථාර ද දක්වා ඇත.

	1	2	3	4	5	6	7	8
H	1312							
He	2372	5250						

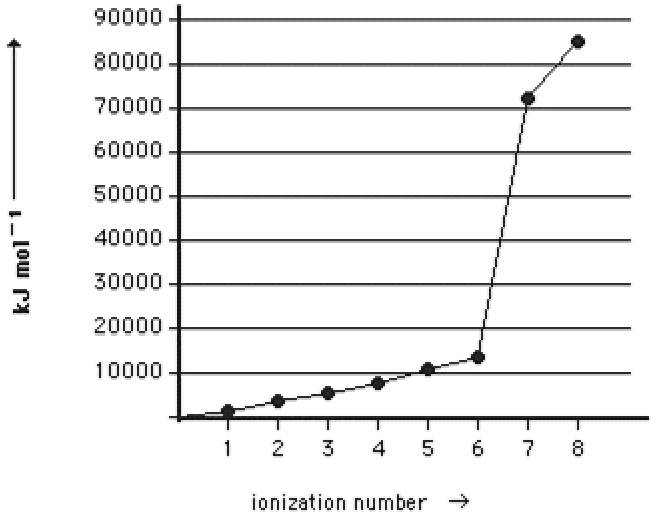
Li	520	7297	11810						
Be	899	1757	14845	21000					
B	800	2426	3659	25020	32820				
C	1086	2352	4619	6221	37820	47260			
N	1402	2855	4576	7473	9442	53250	64340		
O	1314	3388	5296	7467	10987	13320	71320	84070	

කාබන්, ඔක්සිජන් හා ෆොස්ෆරස් යන මුලද්‍රව්‍යවල අනුයාත අයනීකරණ ශක්ති ප්‍රස්තාර

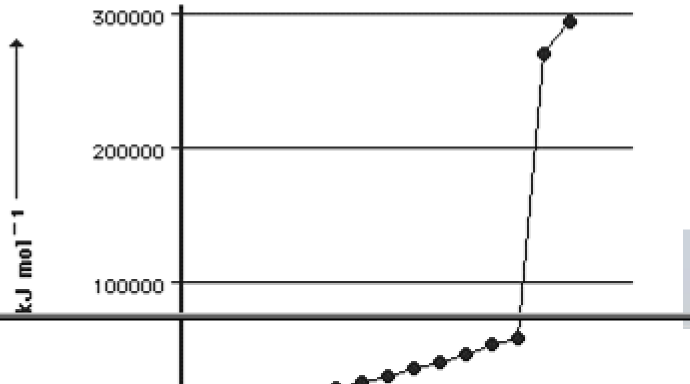
කාබන් වල අනුයාත අයනිකරන ශක්ති ප්‍රස්ථාරය මෙහි දැක්වේ. අයනිකරන ශක්ති හයක් ඇත.



ඔක්සිජන් වල අනුයාත අයනිකරන ශක්ති ප්‍රස්ථාරය මෙහි දැක්වේ. අයනිකරන ශක්ති අටක් ඇත.



ෆොස්ෆරස් වල අනුයාත අයනිකරන ශක්ති ප්‍රස්ථාරය මෙහි දැක්වේ. අයනිකරන ශක්ති පහලොවක් ඇත.



ඉහත දැක්වූ දත්ත අධ්‍යනයෙන් පහත කරුනු අනාවරනය වේ.

1. දෙන ලද පරමානුවක ඇත්තේ යම් නිශ්චිත අනුයාත අයනිකරණ ශක්ති ගනනක් පමනි.
2. සැම මුලද්‍රව්‍යකම අනුයාත අයනිකරණ ශක්ති ක්‍රමයෙන් වැඩිවේ.
3. ඕනැම මුලද්‍රව්‍යකම අනුයාත අයනිකරණ ශක්ති ක්‍රමයෙන් වැඩිවි ගොස් එක් අවස්ථාවක අනුයාත අයනිකරණ ශක්ති දෙකක් අතර සිඝ්‍ර වැඩිවිමක් පෙන්වයි.

යම් පරමානුවක නිශ්චිත අනුයාත අයනිකරණ ශක්ති ගනනක් ඇත්තේ කිසියම් පරමානුවක අනුයාත අයනිකරණ ශක්ති සංඛ්‍යාව එම පරමානුවේ පවතින මුලු ඉලක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවට සමාන විය යුතු නිසාය. මෙමගින් නිගමනය කල හැක්කේ පරමානුවක පවතින මුලු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව අයනිකරණ ශක්ති මගින් නිර්නය කල හැකි බවයි.

යම් මුලද්‍රව්‍යකම අනුයාත අයනිකරණ ශක්ති ක්‍රමයෙන් වැඩි වන්නේ පරමානුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරිමේදි ලැබෙන ධන ආරෝපනය නිසා අනෙක් ඉලෙක්ට්‍රෝන වලට පෙරට වඩා වැඩි ආකර්ශනයක් ලැබෙන නිසාය. එම නිසා නැවත ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කිරිමේදි වඩා වැඩි ශක්තියක් අවශ්‍ය වේ.

පරමානුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන ශක්ති මට්ටම් වල පවතින අතර ඒවායේ යම් නිශ්චිත ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් පවති යයි උපකල්පනය කල විට අයනිකරන ශක්ති වල පවතින සිඝ්‍ර වැඩිවිම් පහදා දිය හැක. මෙහිදි එක් ඉහල ශක්ති මට්ටමක ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන සම්පුර්නයෙන් ඉවත් වූ විට ඊලග මට්ටමේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කිරිමේදි අධික ශක්ති වෙනසක් ඇතිවිම පහදාදිය හැක.

එසේම අයනිකරණ ශක්ති දත්ත මගින් ශක්ති මට්ටමක ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝණ සංඛ්‍යාවද ලබා ගත හැක. එසේම ශක්ති මට්ටම් තව දුරටත් උප ශක්ති මට්ටම් වලට බෙදෙන බව පැහැදිලි කල හැක.

මේ අනුව අයනිකරණ ශක්ති දත්ත මගින් පහත කරුනු අනාවරනය වේ.

1. පරමානුවක ඇති මුලු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගනන.
2. එම ඉලක්ට්‍රෝන ශක්ති මට්ටම් වල පිහිටා ඇති බව.
3. ශක්ති මට්ටම් තවදුරටත් උප ශක්ති මට්ටම් වලට බෙදෙන බව.
4. ශක්ති මට්ටම් හා උප ශක්ති මට්ටම් වල ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන ගනන.

පරමාණුක වර්ණාවලි (Atomic spectrums)

ආලෝකය හා විකිරණ (විද්‍යුත් චුම්බක කිරණ)

අභ්‍යාවකාශය හරහා ශක්තිය සම්ප්‍රේෂණය වන්නේ විද්‍යුත් චුම්බක තරංග ලෙසට යි. ඒවාට විද්‍යුත් කේෂ්ත්‍රයක් හා චුම්බක කේෂ්ත්‍රයක් ඇත. එම කේෂ්ත්‍ර දෙක එකිනෙකට ලම්බ ව පිහිටයි. සියලු විද්‍යුත් චුම්බක තරංග රික්තයක දී ගමන් කරන වේගය, ආලෝකයේ වේගයට සමාන වේ ($3 \times 10^8\ ms^{-1}$).

විද්‍යුත් චුම්බක තරංගයක ප්‍රවේගය, C

$$C = f\lambda$$

λ - තරංග ආයමය

f - සංඛ්‍යාතය

විකිරණ වල තරංග ස්වාභාවය පමනක් සැලකීමෙන් එහි ගුණ පැහැදිලි කල නොහැක. මෙම විකිරණ **ෆෝටෝන** ලෙස හඳුන්වන ශක්ති පැකට් වලින් සමන්විත බව සැලකීමෙන් එහි ගුණ පැහැදිලි කල හැකි බව මැක්ස් ප්ලාන්ක් විසින් පෙන්වාදෙන ලදි.

විද්‍යුත් චුම්භක තරංග ශක්ති පැකට්ටු ධාරාවක් නම් එක් ශක්ති පැකට්ටුවක (ෆෝටෝනයක) ශක්තිය, E

$$E = hf$$

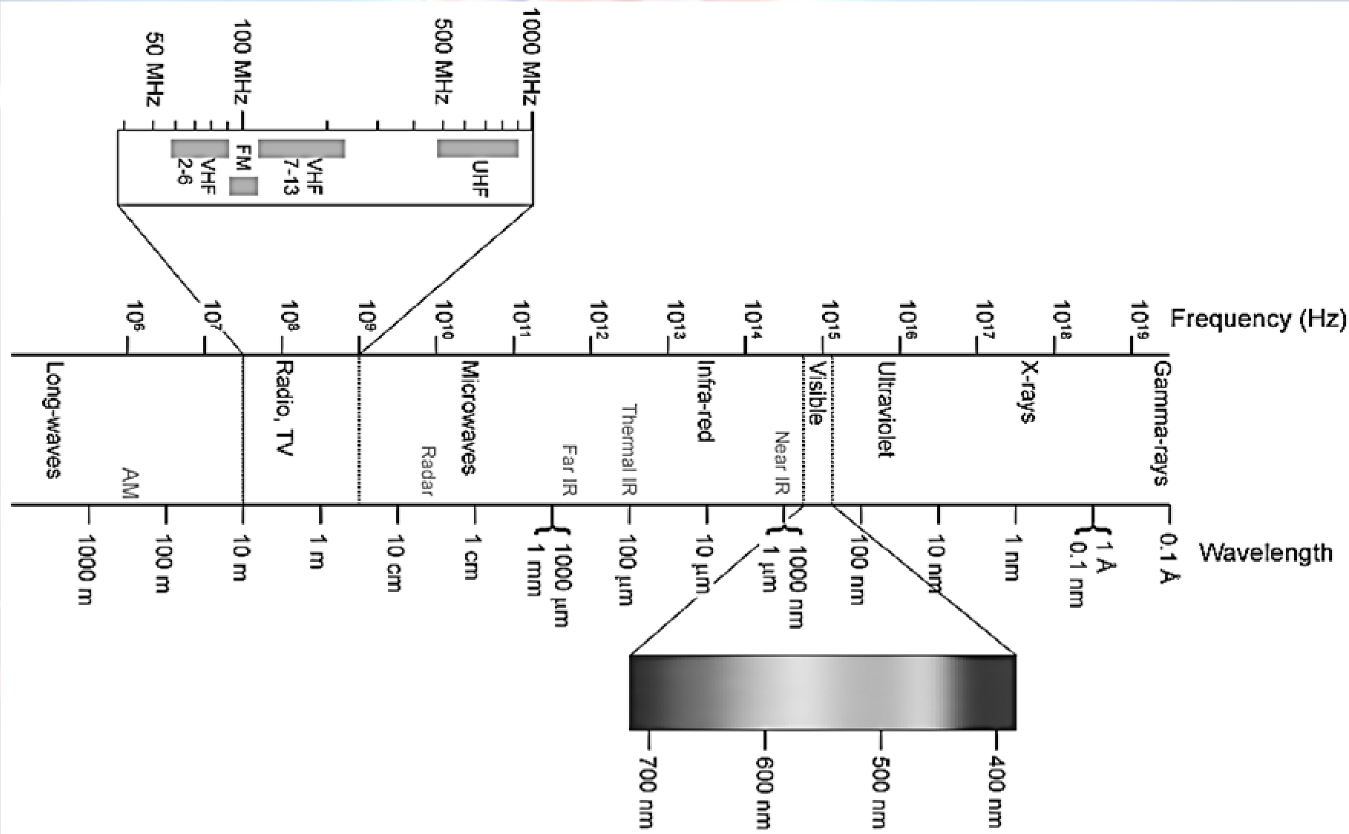
h - ප්ලාන්ක් නියතය = 6.624×10^{-34} J s

f - සංඛ්‍යාතය

මෙ මඟින්

$$E = \frac{hC}{\lambda}$$

විද්‍යුත් චුම්බක වර්ණාවලිය (Electro Magnetic spectrum)



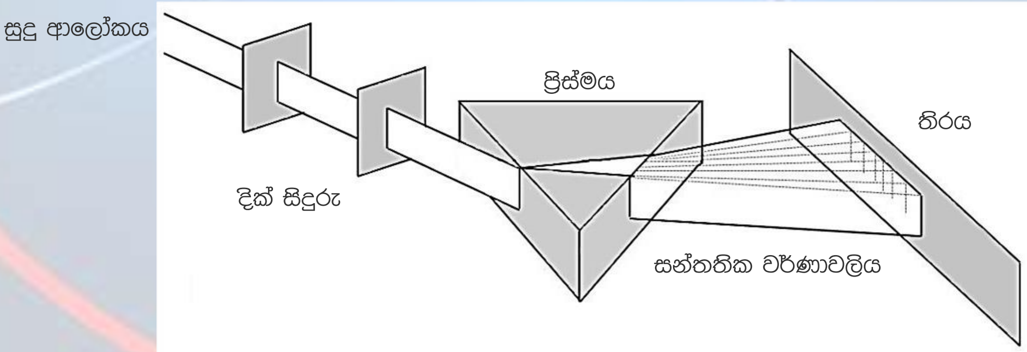
විද්‍යුත් චුම්බක වර්ණාවලියේ විවිධ පරාසවලට අයත් කිරණවල ප්‍රයෝජන

රේඩියෝ තරංග (Radio wave)	රූපවාහිනී, ගුවන් විදුලි මාධ්‍ය ඔස්සේ සන්නිවේදන කටයුතු සඳහා යෙදේ.
රේඩාර් තරංග (Radar)	ගුවන් හා නාවික පද්ධතිවල භාවිත කෙරේ.
ක්ෂුද්‍ර තරංග (Microwave)	ක්ෂුද්‍ර තරංග උඳුන්වල ක්‍රියාකාරීත්වය මෙ මඟින් සිදු වේ. ජංගම දුරකථනවල භාවිත වේ.
අධෝරක්ත තරංග (Infrared)	භෞත චිකිත්සක ප්‍රතිකාර කටයුතුවල දී යෙදේ. දුරස්ථ පාලක සංඥා නිකුත් කිරීමේ දී හා වර්ණාවලීක්ෂ ක්‍රම මඟින් කෙරෙන විශ්ලේෂණ කටයුතුවල දී භාවිත කෙරේ.
දෘශ්‍ය තරංග (Visible)	දෘෂ්ටිය, ඡායාරූප ශිල්පය මෙම පරාසයේ තරංග ඇසුරින් සිදු වේ. වර්ණාමිතික විශ්ලේෂණයේ දී යෙදේ.
පාරජම්බුල තරංග (Ultraviolet)	විෂබීජ නැසීමට, මුදල් නෝට්ටු ආදියේ යොදා ඇති රහස්‍ය සංකේත කියවීමට යෙදේ. වර්ණාවලීක්ෂ විශ්ලේෂණවල දී භාවිත කෙරේ.
X - කිරණ (X rays)	X කිරණ ඡායාරූප ගැනීම හා ස්ඵටික ආදියේ ව්‍යුහ හැදෑරීමේ දී භාවිත කෙරේ.
γ - කිරණ (Gamma rays)	පිළිකා සඳහා ප්‍රතිකාර කිරීමේ දී භාවිත කෙරේ.

පරමාණුක වර්ණාවලි හා පරමාණුක ව්‍යුහය

සන්තතික වර්ණාවලි

කිසියම් පරාසයකට අයත් සියලු තරංග ආයාමයකින් යුත් වර්ණාවලි මෙසේ හැඳින්වේ. සුදු ආලෝකය ප්‍රිස්මයක් තුළින් යවා ලබාගන්නා වර්ණාවලිය සන්තතික වර්ණාවලියකි.

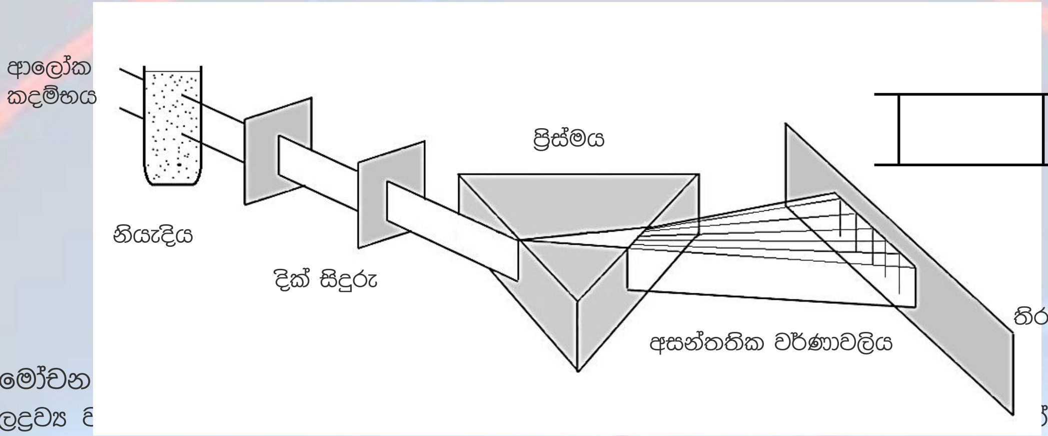


අසන්තතික වර්ණාවලි

කිසියම් පරාසයකට අයත් යම් යම් තරංග ආයාමවලින් යුත් රේඛා වලින් සැදෙන වර්ණාවලි මෙසේ හැඳින්වේ. එසේම මෙම වර්ණාවලි **රේඛා වර්ණාවලි** ලෙසද හැඳින්වේ. එක් එක් මූලද්‍රව්‍යය වලින් ලබා ගන්නා පරමාණුක වර්ණාවලි අසන්තතික වර්ණාවලිවේ.

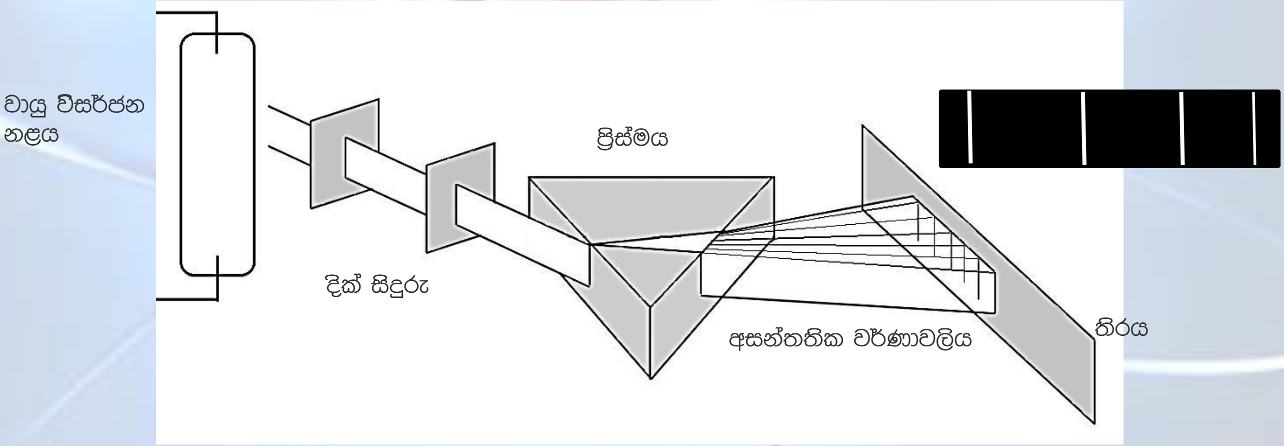
අවශෝෂණ වර්ණාවලිය

මූලද්‍රව්‍ය වාෂ්ප වලට ආලෝක කදම්භයක් වැටීමට සැලැස්වූ විට අවශෝෂනය නොවී නියැදිය හරහා පැමිනෙන විකිරණ පිට කරයි. වර්ණාවලි මානයක් භාවිතයෙන් මෙම විකිරණ විභේදනය කර ඡායාරූප පටලයකට ගත් විට පරමාණුක අවශෝෂණ වර්ණාවලි ලැබේ. අවශෝෂණ වර්ණාවල රේඛා වලින් සමන්විත අසන්තතික වර්ණාවලියක් වේ.



විමෝචන

මූලද්‍රව්‍ය වි ... ් එහි පරමාණු සැකඹුනු අවස්ථාවකට පත් කර පරමාණුවලට ශක්තිය සපයන ප්‍රභවය ඉවත් කල විට යම් නිශ්චිත තරංග ආයාම වලින් යුත් විකිරණ පිට කරයි. වර්ණාවලි මානයක් භාවිතයෙන් මෙම විකිරණ විභේදනය කර ඡායාරූප පටලයකට ගත් විට පරමාණුක විමෝචන වර්ණාවලි ලැබේ.



හයිඩ්‍රජන් විමෝචන වර්ණාවලිය

හයිඩ්‍රජන් වාෂ්ප විද්‍යුත් ක්‍රමයකින් උත්තේජනය කර එහි පරමාණු සැකඹුනු අවස්ථාවකට පත් කර පරමාණුවලට ශක්තිය සපයන ප්‍රභවය ඉවත් කල විට යම් නිශ්චිත තරංග ආයාම වලින් යුත් විකිරණ පිට කරයි. වර්ණාවලි මානයක් භාවිතයෙන් මෙම විකිරණ විභේදනය කර ඡායාරූප පටලයකට ගත් විට හයිඩ්‍රජන් විමෝචන වර්ණාවලිය ලැබේ. රේඛා වලින් සමන්විත අසන්තතික වර්ණාවලියක් වන මෙය පහත පරිදි වේ.

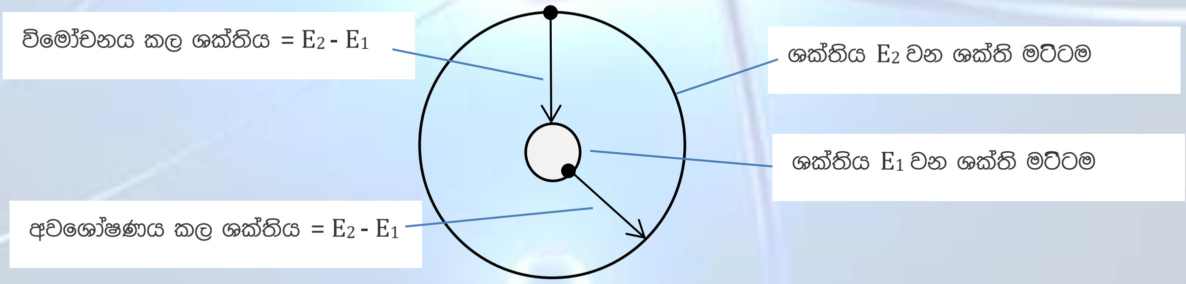
1. වර්ණාවලිය ප්‍රධාන ශ්‍රේණි පහකින් යුක්ත වන අතර මේවා ලයිමාන්, බාමර්, පාෂන්, බ්‍රැකට්, ෆන්ඩ්ස් ලෙස හැදින්වේ.
2. එක් එක් රේඛා කාණ්ඩය අධික තිව්‍රතාවයකින් යුතු රේඛාවකින් ආරම්භ වන අතර තරංග අයාමය කෙටිවන දිශාවට තිව්‍රතාවය අඩුවේ. එමෙන්ම තරංග අයාමය කෙටිවන දිශාවට රේඛාදෙකක් අතර දුරද අඩුවේ.
3. ලයිමාන් ශ්‍රේණිය පාරජම්බුල ප්‍රදේශයට අයත් වන අතර බාමර් ශ්‍රේණිය අයත් වන්නේ දෘෂ්‍ය ප්‍රදේශයටයි. අනෙකුත් ශ්‍රේණි අධෝරක්ත ප්‍රදේශයට අයත් වේ.

බෝර් ආකෘතිය (The Bohr model)

පරමාණුක වර්ණාවලි මගින් ලැබෙන තොරතුරු ආධාරයෙන් න්‍යෂ්ඨිය වටා ඉලෙක්ට්‍රෝන සැකැස්ම පිලිබඳව වැදගත් වාදයක් නිල්ස් බෝර් විසින් ඉදිරිපත් කරන ලදි. එහි මුලික පිළිගැනිම් පහත දැක්වේ.

1. හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝනය එහි න්‍යෂ්ඨිය කේන්ද්‍ර කර ගත් නිශ්චිත් වෘත්තාකාර ගමන් මාර්ග වල හෙවත් කක්ෂවල ගමන් කරයි.
2. යම් කක්ෂයක ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනයකට එම කක්ෂයට ආවේනික ශක්තියක් ඇත. ඉලෙක්ට්‍රෝනය එම කක්ෂයේ පවතින තුරු ශක්තිය අවශෝෂණයක් හෝ විමෝචනයක් සිදු නොකරයි.
3. ඉලෙක්ට්‍රෝනයකට යම් නිශ්චිත ශක්ති ප්‍රමාණයක් අවශෝෂණය කරගෙන ඊට පිටතින් ඇති කක්ෂයකට ගමන් කල හැකි අතර යම් නිශ්චිත ශක්ති ප්‍රමාණයක් විමෝචනය කර ඊට ඇතුලතින් ඇති කක්ෂයකට ගමන් කල හැක. එබඳු සංක්‍රමණයක් විමට ශක්ති මට්ටම් දෙක අතර ශක්ති වෙනසට සමාන ශක්ති ප්‍රමානයක් හුවමාරු විය යුතුය.

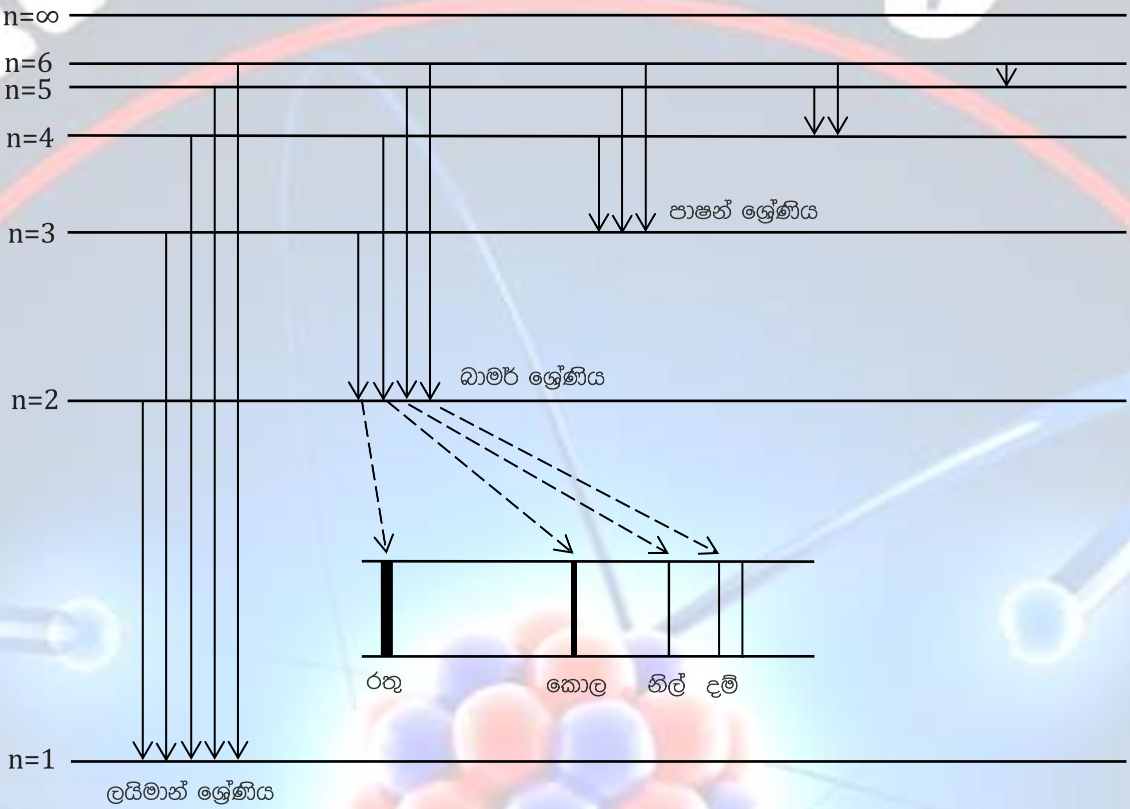
බෝර් වාදය භාවිතයෙන් හයිඩ්‍රජන් වර්ණාවලිය ඇතිවිම පහදා දිය හැක.
හයිඩ්‍රජන් වාෂ්ප විද්‍යුත් ක්‍රමයකින් උත්තේජනය කර එහි පරමාණු සැකඹුනු අවස්ථාවකට පත් කල විට හයිඩ්‍රජන්හි පළමු ශක්ති මට්ටමේ ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනය ශක්තිය අවශෝෂණය කරගෙන ඊට ඉහලින් ඇති වඩා වැඩි ශක්තියකින් යුත් ශක්ති මට්ටමකට ගමන් කරයි. පරමාණුවලට ශක්තිය සපයන ප්‍රභවය ඉවත් කල වහාම ඉලෙක්ට්‍රෝන මුල් ශක්ති මට්ටමට හෝ අඩු ශක්ති මට්ටමකට පැමිනේ. මෙහිදි ශක්ති මට්ටම් දෙක අතර ශක්ති වෙනසට සමාන ශක්තියක් පිටකරයි. මෙම ශක්තිය විමෝචනය වන්නේ විකිරණයක් වශයෙනි.



විමෝචනය වන විකිරණයේ තරංග ආයාමය , λ

$$\lambda = \frac{hC}{E_2 - E_1}$$

හයිඩ්‍රජන් වර්ණාවලිය සඳහා ඇති විවිධ අගයන් භාවිත කොට අදාල ශක්ති වෙනස ගනනය කල හැක. මෙම දත්ත භාවිතයෙන් න්‍යෂ්ඨිය වටා ඇති ශක්ති මට්ටම් සටහනක් නිර්මානය කර ගත හැක. මේ අනුව n=1 යන ශක්ති මට්ටමට ඉලෙක්ට්‍රෝන වැටීම හේතුවෙන් ලයිමාන් ශ්‍රේණියත් n=2 යන ශක්ති මට්ටමට ඉලෙක්ට්‍රෝන වැටීම හේතුවෙන් බාමර් ශ්‍රේණියත් ඇතිවන බව පැහැදිලි කර ගත හැක. එසේම පිළිවෙලින් n=3, n=4, n=5 යනාදි ශක්ති මට්ටම් වලට ඉලෙක්ට්‍රෝන වැටීම හේතුවෙන් අනෙකුත් ශ්‍රේණි ඇතිවේ.



වර්ණාවලියේ තරංග ආයාමය අඩුවන දිශාවට රේඛා සිඝ්‍රයෙන් ලංවේ. එසේ වන්නේ න්‍යෂ්ඨියේ සිට බැහැරට යාමේදි ශක්ති මට්ටම් සිඝ්‍රයෙන් ලංවන නිසාය. එසේම න්‍යෂ්ඨියේ සිට බැහැරට යාමේදි ශක්ති මට්ටම් වල ශක්තිය වැඩිවේ.
වර්ණාවලියේ තරංග ආයාමය අඩුවන දිශාවට රේඛාවල තිව්‍රතා අඩුවේ. එයට හේතුව වන්නේ ඉලෙක්ට්‍රෝන සංක්‍රමණ ලක් වන පරමාණු වලින් විශාල භාගයක් මුල් ශක්ති මට්ටම් අතර සිදුවන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංක්‍රමණ වන නිසාය.
පරමාණුක වර්ණාවලි රේඛා වලින් යුක්ත විම ඉලෙක්ට්‍රෝන ශක්ති මට්ටම් වල පැවතිම සම්බන්ධ ප්‍රභල සාක්ෂියක් වේ.

බෝර් ආකෘතියේ සීමා

බෝර් ආකෘතිය මඟින් හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවෙහි රේඛා වර්ණාවලිය විස්තර කෙරෙන අතර අනෙකුත් පරමාණුවල වර්ණාවලි විස්තර කළ හැක්කේ දළ වශයෙනි. සෘණ ආරෝපිත ඉලෙක්ට්‍රෝන ධන ආරෝපිත න්‍යෂ්ටිය මත පතිත නො වන බව උපකල්පනය කරමින් එ සේ නො වන්නේ මන් දැ යි විස්තර කිරීම බෝර් විසින් මඟ හැර ඇත. එම නිසා හුදෙක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් යනු න්‍යෂ්ටිය වටා පරිභ්‍රමණය වන කුඩා අංශුවක් ලෙස විස්තර කිරීම ගැටලු සහගත වේ.

ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ තරංගමය හා අංශුමය ස්වභාවය

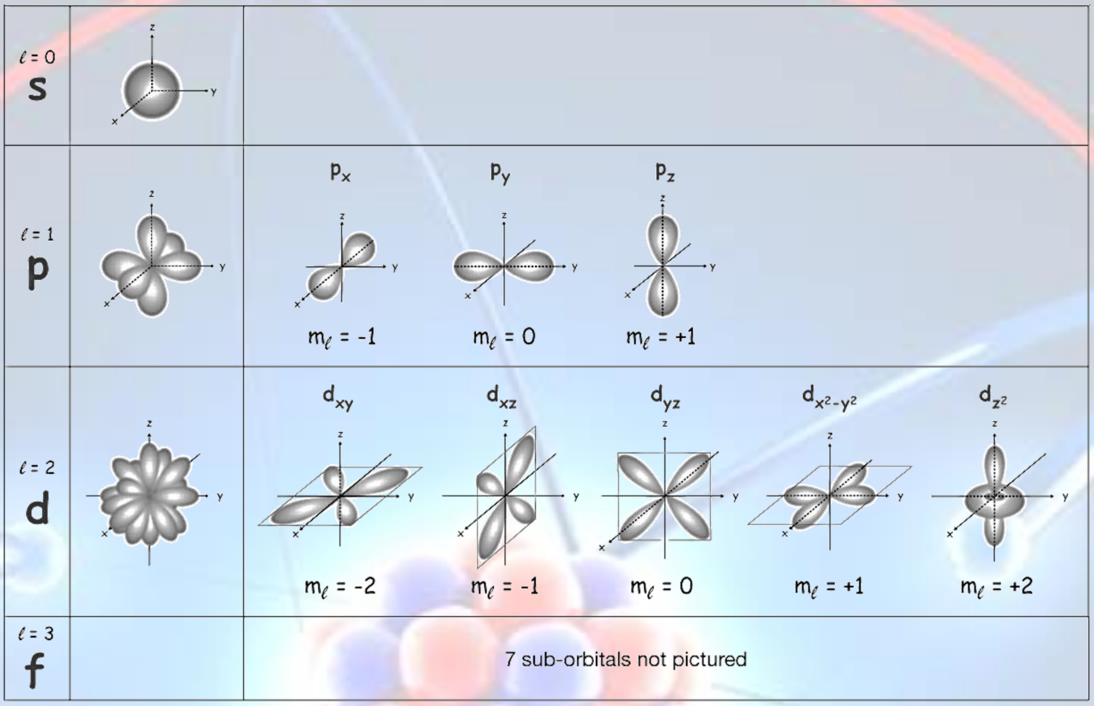
තරංගමය ගුණ	අයනික ස්ඵටිකයක් තුළින් x - කිරණ කදම්බයක් ගමන් කිරීමේදී සිදු වන ආකාරයට ම ඉලෙක්ට්‍රෝන කදම්බයක් ගමන් කිරීමේ දී ද විවර්තනයට ලක් වේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන කදම්බයක් මඟින් නිරෝධන රටා ද ඇති කෙරේ.
අංශුමය ගුණ	ඉලෙක්ට්‍රෝන කදම්බයකට කාර්ය කිරීමේ හැකියාව (ගම්‍යතාව හේතුවෙන්) ඇති අතර

	ආරෝපණයක් ද ඇත.

ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස (Electronic configuration)

ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීමේ රටාවට අදාළ පහත කරුණු හොඳින් අධ්‍යයන කරන්න.

1. ඉලෙක්ට්‍රෝන වලට ඇත්තේ ඒවා අයත් ශක්ති මට්ටමේ ශක්තියයි.
2. න්‍යෂ්ඨියේ සිට බැහැරට යාමේදී ශක්ති මට්ටම් වල ශක්තිය වැඩිවේ.
3. ප්‍රධාන ශක්ති මට්ටම් (n=1, 2, 3, ...) තවදුරටත් උප ශක්ති මට්ටම් වලට බෙදේ. මේවා **s, p, d, f** ලෙස නම් කෙරේ.



4. උප ශක්ති මට්ටම් තවදුරටත් කාක්ෂික වලට බෙදේ. ශක්ති මට්ටමක තිබිය හැකි උපරිම කාක්ෂික ගනන **n^2** වේ.
5. එසේම කාක්ෂිකයක තිබිය හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන ගනන **2** කි.

ශක්ති මට්ටම්	උප ශක්ති මට්ටම්
1	1s
2	2s 2p
3	3s 3p 3d
4	4s 4p 4d 4f
5	5s 5p 5d 5f

උප ශක්ති මට්ටම්	කාක්ෂික සංඛ්‍යාව	පැවතිය හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව
s	1	2

p	3	6
d	5	10
f	7	14

6. **හුන්ඩ් නීතිය (Hunds law)**

සමාන ශක්තියෙන් යුත් විභේදනය වූ කාක්ෂිකවල ඉලෙක්ට්‍රෝන පවතිනුයේ ඒවායේ බැමුම් සමාන්තර වන පරිදි ය. නැතහොත් වියුග්ම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව උපරිම වන පරිදි පළමු ව ඉලෙක්ට්‍රෝන බැගින් පිරී අනතුරු ව, භ්‍රමණ විරුද්ධ දිශාවට පිහිටන පරිදි යුගලනය වේ.

↑			np^1
↑	↑		np^2
↑	↑	↑	np^3
↑↓	↑	↑	np^4
↑↓	↑↓	↑	np^5
↑↓	↑↓	↑↓	np^6

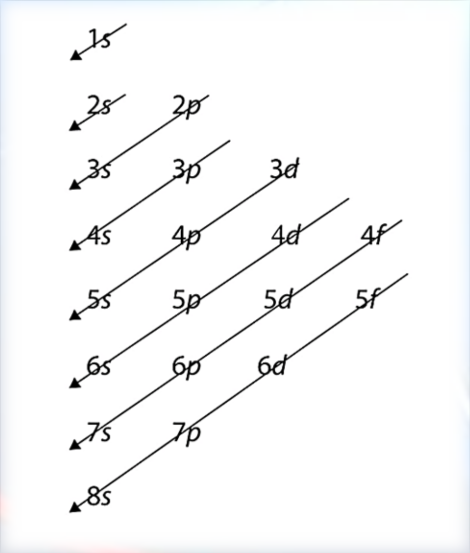
7. **පවුලී බහිෂ්කාර මූලධර්මය (Pauli exclusion principle)**

මෙම මූලධර්මයෙන් කියැවෙන්නේ යම් කාක්ෂිකයක ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකකට වඩා පැවතිය නො හැකි බව යි. (නැතහොත් පරමාණුවක යම් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක ක්වොන්ටම් අංක කුලකය එයට ම අනන්‍ය වන බව යි. එ නම් එක ම ක්වොන්ටම් අංක කුලකයක් සහිත ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් තිබිය නො හැකි බව යි.)

8. **ගොඩනැංවීමේ මූලධර්මය (Aufbau principle)**

මින් කියැවෙන්නේ කාක්ෂිකවලට ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම පවුලී බහිෂ්කාර මූලධර්මයට අනුව එ නම්, කාක්ෂිකවල ශක්ති ආරෝහණය වන අනුපිළිවෙළට සිදු වන බව යි.

උපශක්ති මට්ටම්වල ශක්ති ආරෝහණය වන අනුපිළිවෙළ



ශක්තිය ක්වොන්ටනීකරණය

- පරමාණු ශක්තිය අවශෝෂණය හෝ විමෝචනය හෝ සිදු කරන්නේ කුඩා නිශ්චිත ශක්ති ප්‍රමාණ ලෙසට ය.
- එම කුඩා ම නිශ්චිත ශක්ති ප්‍රමාණය ක්වොන්ටම් හෙවත් **ෆෝටෝන** ලෙස හැඳින්වේ.
- ප්ලාන්ක් ගේ වාදයට අනුව පදාර්ථය අවශෝෂණය කරන්නේ හෝ මුදාහරින්නේ හෝ ෆෝටෝනයේ ශක්තිය හෝ එහි පූර්ණ ගුණාකාරයක් වන ශක්ති ප්‍රමාණයකි.(h, 2 h, 3 h, ...)
- එ බැවින් ශක්තිය ක්වොන්ටනීකරණය වී ඇතැ යි සලකනු ලැබේ.

යම් පරමාණුවක පිහිටි ඉලෙක්ට්‍රෝනයක අනන්‍යතාව ඊට අදාළ ක්වොන්ටම් අංක කුලකයෙන් විස්තර කරයි.

ක්වොන්ටම් අංක

ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය (n)

ඉලෙක්ට්‍රෝනය අයත් ප්‍රධාන ශක්ති මට්ටම මෙ මඟින් නිරූපණය කෙරේ.

ශක්ති මට්ටම	n
1	1
2	2
3	3
4	4
5	5
6	6

උද්දිගංශ ක්වොන්ටම් අංකය (l)

ඉලෙක්ට්‍රෝනය අයත් උපශක්ති මට්ටම (s, p, d, f, ...) මෙ මඟින් නිරූපණය වේ.

උපශක්ති මට්ටම	l
1s	0
2s 2p	0 1
3s 3p 3d	0 1 2
4s 4p 4d 4f	0 1 2 3

තිබිය හැකි l අගයන්

$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$$

චුම්බක ක්වොන්ටම් අංකය (m_l)

යම් උපශක්ති මට්ටමක ඉලෙක්ට්‍රෝනය පවත්නා කාක්ෂිකය මෙ මඟින් නිරූපණය කෙරේ.

උපශක්ති මට්ටම	m_l
s	0
p	-1 0 1
d	-2 -1 0 1 2

තිබිය හැකි m_l අගයන්

$$m_l = -l, \dots\dots, +l$$

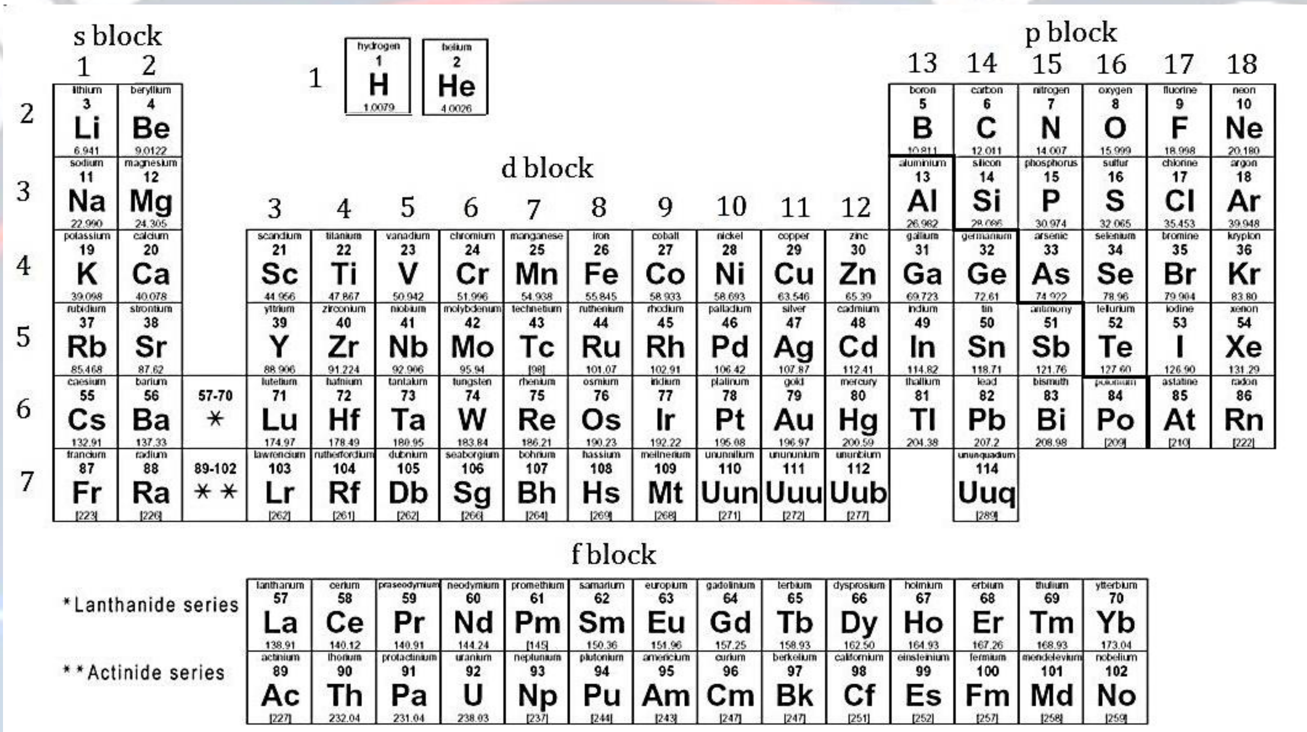
බැමුම් ක්වොන්ටම් අංකය (m_s)

යම් කාක්ෂිකයක පිහිටි ඉලෙක්ට්‍රෝනයක දිශානතිය මෙ මඟින් නිරූපණය කෙරේ.

$m_s = +\frac{1}{2}$ හෝ $m_s = -\frac{1}{2}$

මුලද්‍රව්‍යය වල ගුණවල ආවර්තිතාව හා ආවර්තිතා වගුව

ආවර්තිතා වගුව



මූලද්‍රව්‍ය වල පරමාණුක ක්‍රමාංකය/ ඉලෙක්ට්‍රොනික වින්‍යාසය පදනම් කරගෙන නවීන ආවර්තිතා වගුව සකසා තිබේ. මුද්‍රණය කිරීමේ පහසුව නිසාම දිග අඩුකර ගැනීමට f ගොණුව පසෙකින් ඇදීම සාමාන්‍ය සිරිත වේ. එසේම විශේෂ කරුණු කිහිපයක්ම මුල් කරගෙන හයිඩ්‍රජන් හා හීලියම් වෙනම තබා ඇත .

1. ඒවායේ ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරෙන කාක්ෂිකය අනුව සියලුම මූලද්‍රව්‍ය ගොණු හතරකට අයත් වේ.
   - **s ගොණුව** - තිරස් අතට මූලද්‍රව්‍ය 2 ක් පවති.
   - **p ගොණුව** - තිරස් අතට මූලද්‍රව්‍ය 6 ක් පවති.
   - **d ගොණුව** - තිරස් අතට මූලද්‍රව්‍ය 10 ක් පවති.
   - **f ගොණුව** - තිරස් අතට මූලද්‍රව්‍ය 14 ක් පවති.

2. වගුවේ තිරස් පේළි **ආවර්ත** වශයෙන්ද සිරස් පේළි **කාණ්ඩ** වශයෙන් ද හඳුන්වනු ලැබේ. s ගොණුවේ අවසාන කවචයේ (සංයුජතා කවචයේ) ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන ගනන කාණ්ඩ අංකයෙන් ලැබෙන අතර p ගොණුවේ සංයුජතා කවචයේ ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන ගනන කාණ්ඩ අංකයෙන් 10 ක් අඩු කල විට ලැබේ.

3. s ගොණුවේ හා p ගොණුවේ මූලද්‍රව්‍ය සමස්ථයක් ලෙස **නියෝජිත හෙවත් සංදර්ශක** මූලද්‍රව්‍ය ලෙස හැඳින්වේ. 1 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය **ක්ෂාර ලෝහ** ලෙසද 2 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය **ක්ෂාර පාංශු ලෝහ** ලෙසද හැඳින්වේ. එසේම 17 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය **හැලජන** වශයෙනුත් හා 18 කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය **නිශ්ක්‍රීය / විරල** වායු ලෙස හැඳින්වේ.

4. d ගොණුවේ ඇති අසම්පූර්ණ d කාක්ෂික සහිත මූලද්‍රව්‍ය **ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය** ලෙසද f ගොණුවේ ඇති අසම්පූර්ණ f කාක්ෂික සහිත මූලද්‍රව්‍ය **අන්තර් ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය** ලෙසද හැඳින්වේ.

5. ලෝහ හා අලෝහ වෙන්වන දළ සීමාව p ගොණුව හරහා තද කළු මායිමකින් දක්වා ඇත.

6. මූලද්‍රව්‍යක රසායනික හා භෞතික ගුණ එහි පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රොනික වින්‍යසය අනුව තීරනය වේ.

මූලද්‍රව්‍යය වල ගුණවල ආවර්තිතාව

ආවර්ත ඔස්සේ ඉදිරියට හා කාණ්ඩ ඔස්සේ පහළට s සහ p ගොනුවලට අයත් මූලද්‍රව්‍ය පෙන්නුම් කරන විචලන රටා

පරමාණුක අරය විචලනය

සාමාන්‍යයෙන් න්‍යෂ්ටිය හා ඉලෙක්ට්‍රෝන පවතින බාහිරතම ශක්ති මට්ටම අතර දුර පරමාණුක අරය ලෙස සලකනු ලැබේ. එහෙත් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පිහිටන ස්ථානය අවිනිශ්චිත බැවින් එහි ප්‍රතිඵලයක් ලෙස පරමාණුක අරය ප්‍රකාශ කිරීම අසීරු ය. එ බැවින් පරමාණුක අරය විවිධ ආකාරයට අර්ථ දක්වනු ලැබේ.

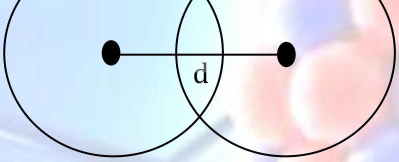
නිවාරක ආවරණය - අභ්‍යන්තර ශක්තිමට්ටම්වල පවතින ඉලෙක්ට්‍රෝන මඟින් බාහිරතම ඉලෙක්ට්‍රෝන කෙරෙහි න්‍යෂ්ටිය දක්වන ආකර්ෂණයට බාධා පමුණුවනු ලැබේ. මෙම බලපෑම නිවාරක ආවරණය නම් වේ.

සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය - න්‍යෂ්ටියේ ඇති ප්‍රෝටෝන මඟින් ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ආකර්ෂණය කෙරේ. මෙම ආකර්ෂණයේ හා නිවාරක ආවරණයේ සමස්ත බලපෑම සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය ලෙස හැඳින්වේ.

පරමාණුක අරය හා අයනීකරණය ශක්තිය කෙරෙහි නිවාරක ආවරණය බලපායි.

සහසංයුජ අරය

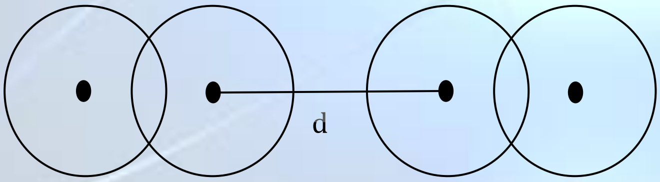
එක ම මූලද්‍රව්‍යයේ පරමාණු දෙකක් සහසංයුජ ව බැඳී ඇති විට එම පරමාණු දෙක අතර අන්තර් න්‍යෂ්ටික දුරින් හරි අඩක් එහි සහසංයුජ අරය ලෙස හැඳින්වේ.



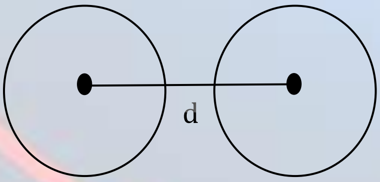
සහසංයුජ අරය = $\frac{d}{2}$

වැන් ඩ' වාල්ස් අරය

අණු දෙකක් හෝ පරමාණු දෙකක් හෝ එකිනෙකට හැකි තාක් ළඟින් පවතින විට, ආසන්නයේ පවතින න්‍යෂ්ටි දෙක අතර දුරින් හරි අඩක් වැන් ඩ' වාල්ස් අරය නම් වේ.



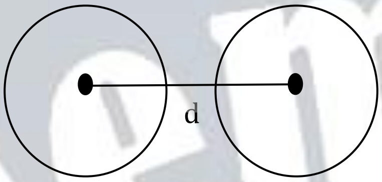
වැන් ඩ' වාල්ස් අරය = $\frac{d}{2}$



වැන් ඩ' වාල්ස් අරය = $\frac{d}{2}$

ලෝහක අරය

ලෝහක දැලිසේ ඇති යාබද කැටායන න්‍යෂ්ටි දෙකක් අතර ඇති දුරින් හරි අඩක් ලෝහක අරය වේ.



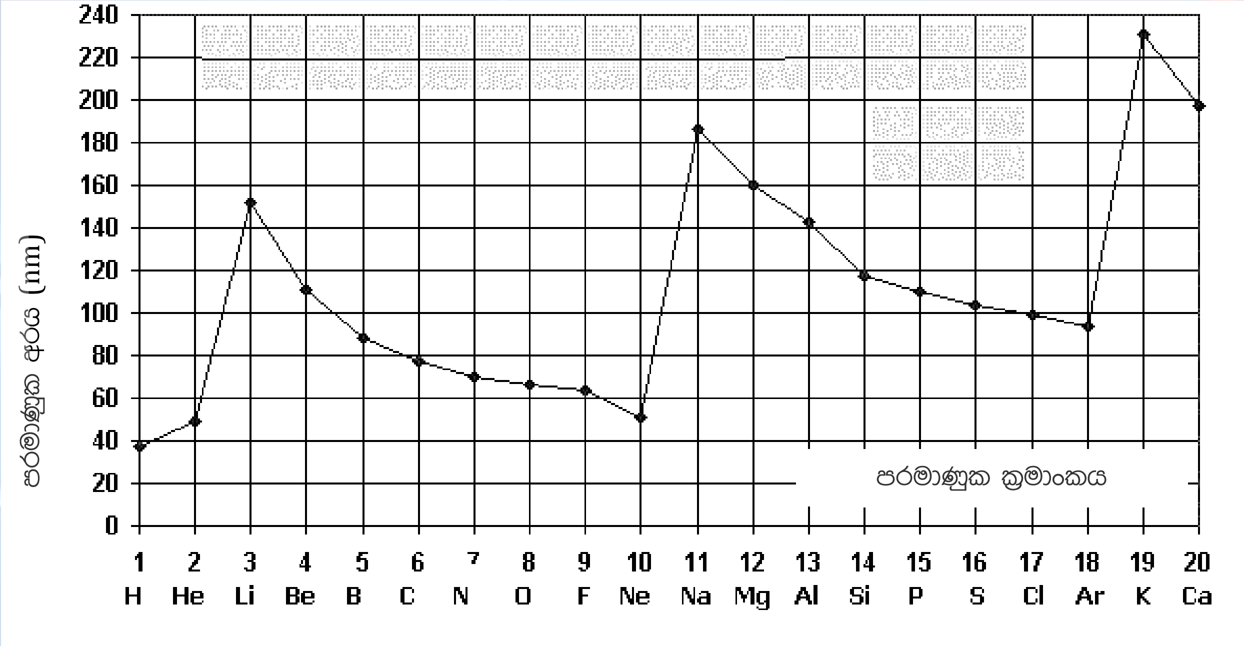
ලෝහක අරය = $\frac{d}{2}$

අයනික අරය

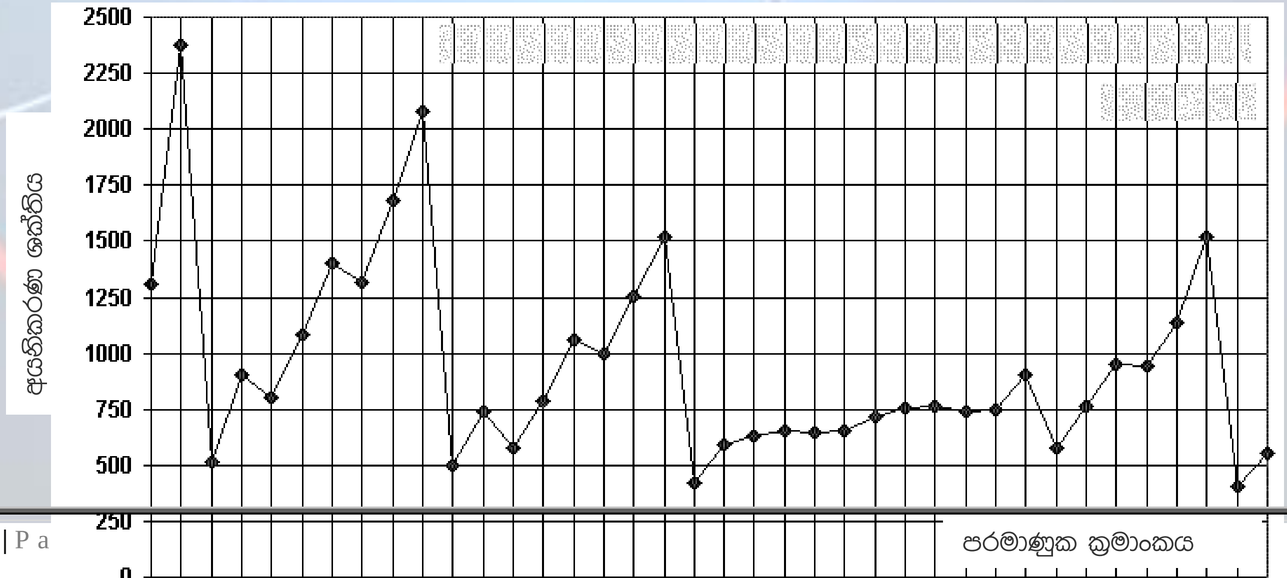
අයන ගෝලාකාර යැයි හා නිශ්චිත ප්‍රමාණයකින් යුතු යැ යි උපකල්පනය කර ඝන ස්ඵටිකයක පවතින අයනයකට පවරනු ලබන අරය අයනික අරය යි. ඝන ස්ඵටිකයක අන්තර් න්‍යෂ්ටික දුර නිර්ණය කිරීමට x - කිරණ විවර්තනය යොදා ගත හැකි ය. අන්තර් න්‍යෂ්ටික දුර අනුව අයනික අරය ගණනය කළ හැකි ය.

සාමාන්‍යයෙන් ඍණ අයනයකට එහි උදාසීන පරමාණුවකට වඩා විශාල අයනික අරයක් පවතින අතර ධන අයනයකට එහි උදාසීන පරමාණුවට වඩා කුඩා අයනික අරයක් පවතී.

පරමාණුක සහ සංයුජ අරය කාණ්ඩයේ පහළට යන විට වැඩි වන අතර එය ආවර්තයක වමේ සිට දකුණට 18 වන කාණ්ඩය දක්වා අඩු වේ.



පලමුවන අයනිකරණ ශක්ති විචලනය



ආවර්තයක් දිගේ ඉදිරියට යන විට පලමුවන අයනිකරණ ශක්ති අක්වක් විචලනයක් පෙන්වයි.
කාණ්ඩය 2 සිට 3 දක්වාත් කාණ්ඩය 15 සිට 16 දක්වාත් යාමේ දී පෙන්නුම් කෙරෙන අසාමාන්‍ය හැසිරීම s^2 අර්ධ පිරීම සහ p^3 අර්ධ පිරීම නිසා ඇති වන අමතර ස්ථායීතාව හේතු වෙයි. d^5 සහ d^{10} ඉලෙක්ට්‍රොනික වින්‍යාසය ද අමතර ස්ථායීතාවක් පෙන්නුම් කරයි.
කාන්ඩයක් දිගේ පහළට යන විට පලමුවන අයනිකරණ ශක්තීන් වැඩිවේ

කැටායන සහ ඇනායන සෑදීම

කැටායන සහ ඇනායන සෑදීම සංයුජතා කවචයේ පවතින ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව හා අයනීකරණ ශක්තිය මත තීරණය වේ.
කාණ්ඩය 1 හා 2 ට සහ 13 අයත් මූලද්‍රව්‍ය කැටායන සාදනු ලබන අතර කාණ්ඩය 15, 16 සහ 17 ට අයත් මූලද්‍රව්‍ය ඇනායන සාදයි.
කාණ්ඩය 14 ට අයත් මූලද්‍රව්‍ය සාමාන්‍යයෙන් නිදහස් M^{4+} අයන නො සාදයි. ඒවායේ පළමු වන, දෙ වන, තෙ වන හා සිව් වන අයනීකරණ ශක්තිවල එකතුව විශාල අගයක් වීම මෙයට හේතුව යි.

විද්‍යුත් සෘණතාව විචලනය

අණුවක පවතින බන්ධනයක දී ඉලෙක්ට්‍රෝන තමා දෙසට ආකර්ෂණය කර ගැනීමේ හැකියාව මූලද්‍රව්‍යයෙන් මූලද්‍රව්‍යයට වෙනස් වේ. ප්‍රමාණාත්මක ව ප්‍රකාශ කළ මෙම හැකියාව මූලද්‍රව්‍යයක විද්‍යුත් සෘණතාව ලෙස හැඳින්වේ.

විද්‍යුත් සෘණතාව විවිධ පරිමාණවලට අනුව ප්‍රකාශ කර ඇත. පෝලින් පරිමාණයට අනුව විවිධ මූලද්‍රව්‍යවල වඩාත් සුලබ ඔක්සිකරණ අවස්ථාව සඳහා විද්‍යුත් සෘණතා අගය පහත වගුවේ දැක්වේ.

1 H 2.1																	2 He
3 Li 1.0	4 Be 1.5											5 B 2.0	6 C 2.5	7 N 3.0	8 O 3.5	9 F 4.0	10 Ne
11 Na 0.9	12 Mg 1.2											13 Al 1.5	14 Si 1.8	15 P 2.1	16 S 2.5	17 Cl 3.0	18 Ar
19 K 0.8	20 Ca 1.0	21 Sc 1.3	22 Ti 1.5	23 V 1.6	24 Cr 1.6	25 Mn 1.5	26 Fe 1.8	27 Co 1.8	28 Ni 1.8	29 Cu 1.9	30 Zn 1.6	31 Ga 1.6	32 Ge 1.8	33 As 2.0	34 Se 2.4	35 Br 2.8	36 Kr
37 Rb 0.8	38 Sr 1.0	39 Y 1.2	40 Zr 1.4	41 Nb 1.6	42 Mo 1.8	43 Tc 1.9	44 Ru 2.2	45 Rh 2.2	46 Pd 2.2	47 Ag 1.9	48 Cd 1.7	49 In 1.7	50 Sn 1.8	51 Sb 1.9	52 Te 2.1	53 I 2.5	54 Xe
55 Cs	56 Ba																

පෝලින් පරිමාණයට අනුව එක් එක් මූලද්‍රව්‍යය සඳහා නිශ්චිත විද්‍යුත් සෘණතා අගයක් ප්‍රකාශ කර ඇති මුත් යම් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක විද්‍යුත් සෘණතාව එම පරමාණුවේ මුහුම්කරණය, ආරෝපණය, ඔක්සිකරණ අංකය මත වෙනස් වේ.

ඔක්සිහරණ හැකියාව/ඔක්සිකරණ හැකියාව විචලනය

ඔක්සිකරණ අවස්ථා

- මූලද්‍රව්‍යමය අවස්ථාවේ දී ඕනෑ ම මූලද්‍රව්‍යක ඔක්සිකරණ අවස්ථාව 0 ලෙස සලකනු ලබයි.
- ඔක්සිකරණ අවස්ථාව යනු මූලද්‍රව්‍යමය අවස්ථාවට සාපේක්ෂ ව සංයෝගයක දී පරමාණුවක පාලනය යටතේ පවතින ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව පිළිබඳ මිනුමකි.
- සංයෝගයකදී මූලද්‍රව්‍යයකට පැවැතිය හැකි ඉහළ ම ඔක්සිකරණ අංකය එහි සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවට සමාන වේ.
- සමහර මූලද්‍රව්‍යවලට සංයෝජිත අවස්ථාවේ දී විචල්‍ය ඔක්සිකරණ අවස්ථා තිබේ.

ආවර්තයක් ඔස්සේ ඉදිරියට කාණ්ඩය 17 දක්වා මූලද්‍රව්‍යවල ඔක්සිකරණය වීමේ හැකියාව සාමාන්‍යයෙන් අඩු වේ.

කාණ්ඩයක් ඔස්සේ පහළට ඔක්සිකරණය වීමේ හැකියාව සාමාන්‍යයෙන් වැඩි වේ.

ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව විචලනය

වායුමය මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ලබා ගෙන වායුමය ඒක සෘණ අයනයක් බවට පත් වීමේ දී සිදු වන ශක්ති විපර්යාසය මේ නමින් හැඳින්වේ.

මූලද්‍රව්‍ය	Li	Be	B	C	N	O	F
ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව	-59.6	+66	-26.7	-122	+31	-141	-318
මූලද්‍රව්‍ය	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව	-53	+67	-30	-135	-60	-200	-364

බොහෝ මූලද්‍රව්‍යවල පළමු වන ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව සෘණ අගයක් ගනියි. එයට හේතුව එකතු වූ ඉලෙක්ට්‍රෝනය න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය මඟින් ආකර්ෂණය කිරීම යි.
දෙ වන ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව සැම විට ම ධන අගයක් ගනියි. එයට හේතුව දැනටමත් සෘණ ආරෝපිත අයනයකට සෘණ ආරෝපිත ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් එකතු වී තිබීම යි.

ආවර්තයක් ඔස්සේ වමේ සිට දකුණට යාමේ දී න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වන අතර පරමාණුක අරය අඩු වේ. එ බැවින් අයනීකරණය ශක්තිය වැඩි වේ. එම නිසා ආවර්තයක් ඔස්සේ වමේ සිට දකුණට යාමේ දී කැටායන සෑදීමේ ප්‍රවණතාව අඩු වන අතර ඔක්සිහාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කිරීමේ හැකියාව ද අඩු වේ.
එසේ ම ආවර්තයක් ඔස්සේ වමේ සිට දකුණට යාමේ දී ඇනායන සෑදීමේ හැකියාව වැඩි වන අතර ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කිරීමේ හැකියාව ද වැඩි වේ.