ATOMIC STRUCTURE

(Part III)

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.

Classwork.LK

සෝඩියම්වල සිට ආගන් දක්වා මූලද්‍රව්‍යවල අනුයාත අයනීකරණ ශක්ති අගයයන්

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

හයිඩ්‍රජන් වර්ණාවලිය

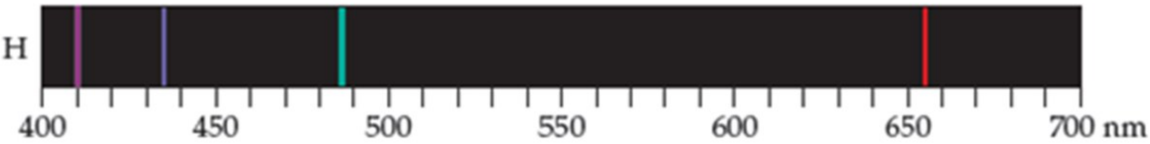
ආලෝක බල්බ සහ තාරකා ඇතුළු බොහෝ සාමාන්‍ය විකිරණ ප්‍රභව විවිධ තරංග ආයාම රාශියකින් යුත් විකිරණ නිපදවයි. එවැනි ප්‍රභවවලින් නිකුත් වන විකිරණ සංරචක තරංග ආයාමවලට වෙන් කළ විට ඇති වන්නේ වර්ණාවලියකි.

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 දැක 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

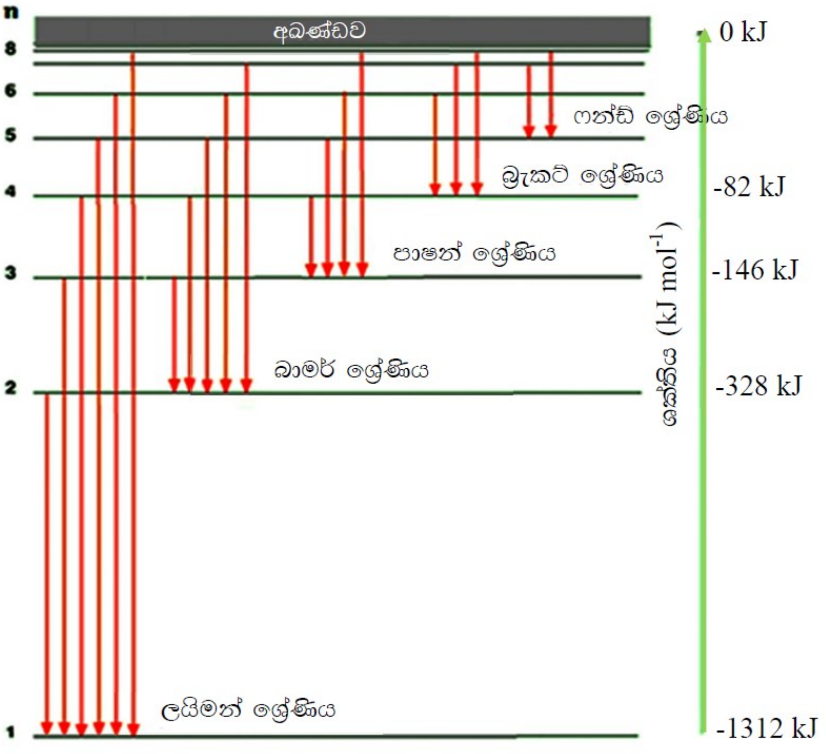
ආයාම කිහිපයකට පමණක් අදාළ විකිරණවලින් යුත් වර්ණාවලියකට රේඛා වර්ණාවලියක් යැයි කියනු ලැබේ.



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.

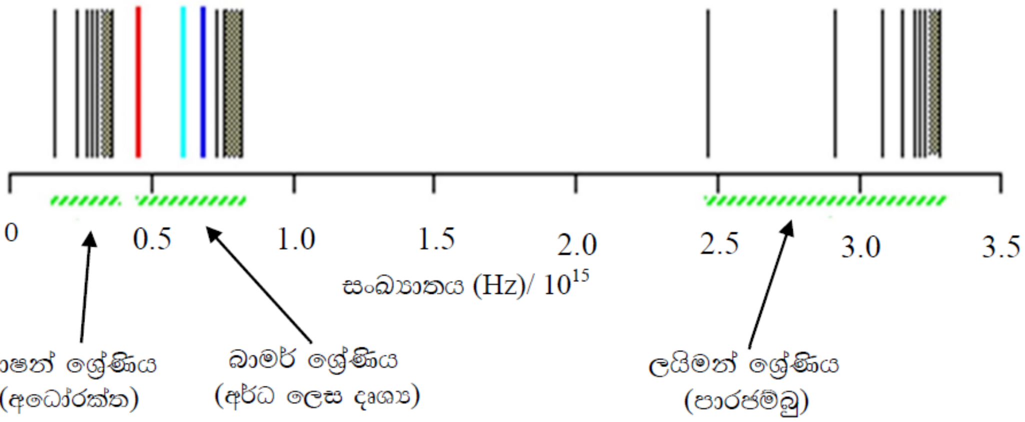
ශක්තිය ක්වොන්ටීකරණය වී ඇතැයි යන ප්ලාන්ක්ගේ අදහස හා බද්ධ වූ බෝර් පරමාණුක ආකෘතියට හයිඩ්‍රජන්වල රේඛා වර්ණාවලිය පැහැදිලි කිරීමට හැකි වූයේ ය.



හයිඩ්‍රජන්වල සිදු විය හැකි ඉලෙක්ට්‍රෝන විමෝචනය

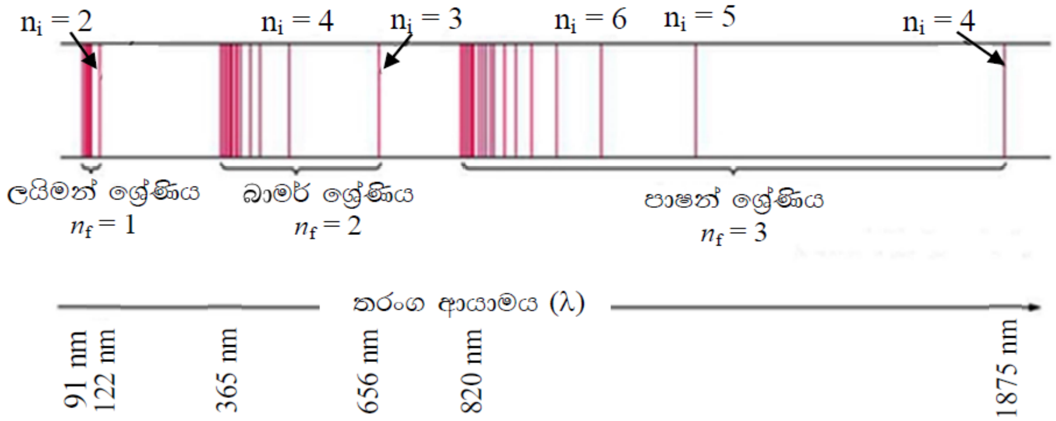
පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවතිය හැකි එක් එක් කක්ෂයක් කිසියම් n අගයකට අනුරූප ය(n බාමර් සූත්‍රයෙහි පූර්ණ සංඛ්‍යාවකි). n වැඩි වත් ම කක්ෂයේ අරය විශාල වේ. මේ අනුව ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවතිය හැකි පළමු කක්ෂයෙහි (න්‍යෂ්ටියට සමීපතම කක්ෂයෙහි) n=1 වනඅතර ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවතිය හැකි ඊළඟ කක්ෂයෙහි (න්‍යෂ්ටියට දෙවනුව සමීපතම කක්ෂයෙහි) 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
$E_{\text{ෆෝටෝනය}} = hv = hc\lambda = -\Delta E = -(E_f - E_i)$ 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.



a. හයිඩ්‍රජන්වල රේඛා වර්ණාවලිය

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

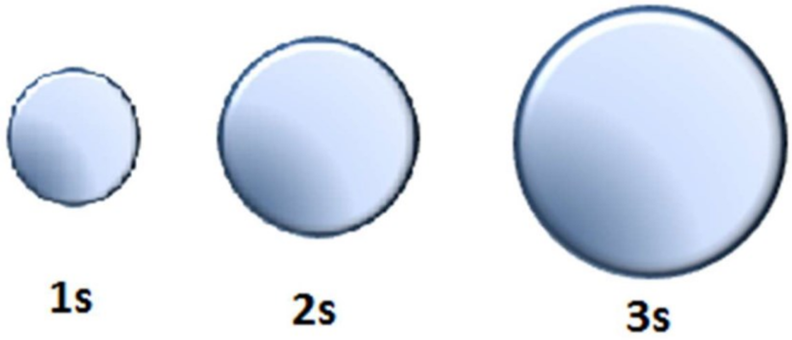


හයිඩ්‍රජන්වල රේඛා වර්ණාවලිය

ClassWork.Lk

කාක්ෂිකවල හැඩ

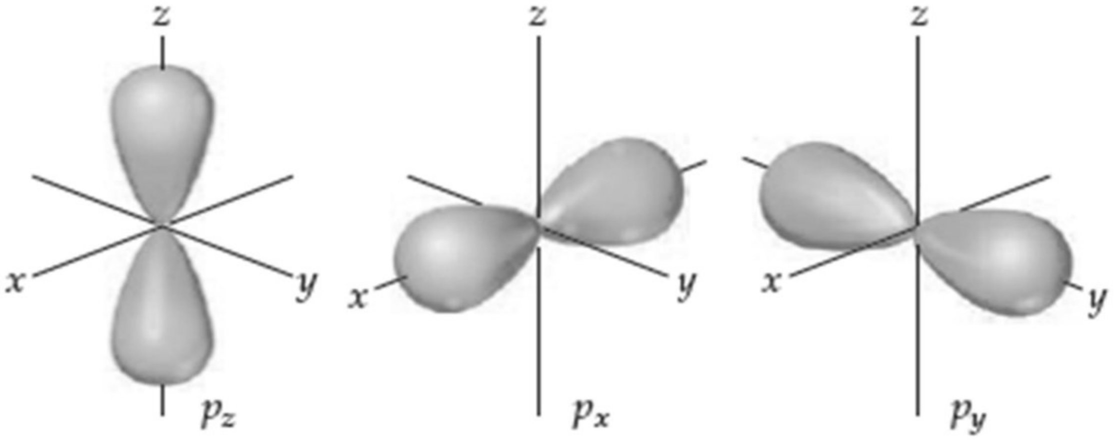
පරමාණුවක් වටා ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පිහිටීමේ සම්භාවිතාව, එහි න්‍යෂ්ටිය වටා ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය ව්‍යාප්ත වී ඇති ආකාරය (කාක්ෂිකවල හැඩය) අපට පෙන්වා දෙයි. S කාක්ෂිකයක ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය ගෝලීයව සමමිතික වන අතර, න්‍යෂ්ටිය වටා කේන්ද්‍රගත වී ඇත. වෙනත් වචනවලින් කිවහොත් S කාක්ෂික හැඩයෙන් ගෝලීය ය.



S කාක්ෂිකවල හැඩය

එක් p උපකවචයක් සඳහා ml 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 බණ්ඩිකා දෙකකින් යුක්ත වන අතර, එම බණ්ඩිකා න්‍යෂ්ටිය මඟින් වෙන් වී පවතී. එක් එක් අගය සඳහා වූ ච 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.



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.

ClassWork.LK

කාක්ෂික හා ක්වොන්ටම් අංක

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

1. ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය, n

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

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

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

ClassWork.LK

- 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 3*d* කාක්ෂික ලෙස හැඳින්වෙන අතර, ඒවා 3*d* 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. lg 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 සිදුවිය හැකි දෙදිශාව මින් ප්‍රකාශිත ය. භ්‍රමණය වන ආරෝපණයකට චුම්බක ක්ෂේත්‍රයක් නිපදවිය හැකි ය. එබැවින් එකිනෙකට ප්‍රතිවිරුද්ධ භ්‍රම විසින් ප්‍රතිවිරුද්ධ ලෙස දිශානත වූ චුම්බක ක්ෂේත්‍ර ජනනය කෙරේ.

ClassWork LK

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 ක 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 2s (l = 0) හා 2p (l = 1) යන උපකවච දෙක ද තුන්

වැනි (n = 3) කවචය 3s, 3p, 3d යනාදි 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 ආදි වශයෙන් වේ.

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

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

Classwork.LK

ClassWork.LK