ATOMIC STRUCTURE

(Part IV)

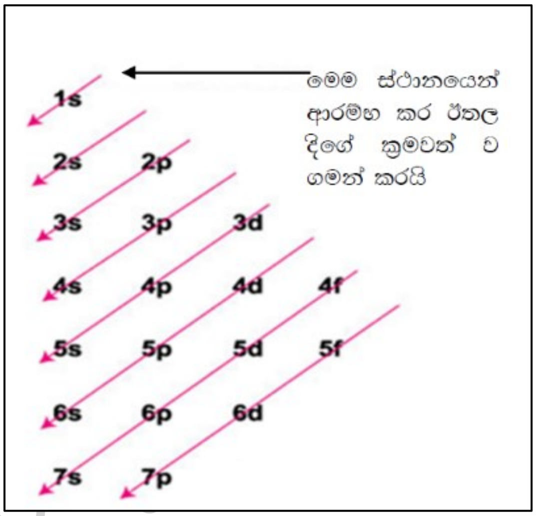
ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස

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

ClassWork.LK

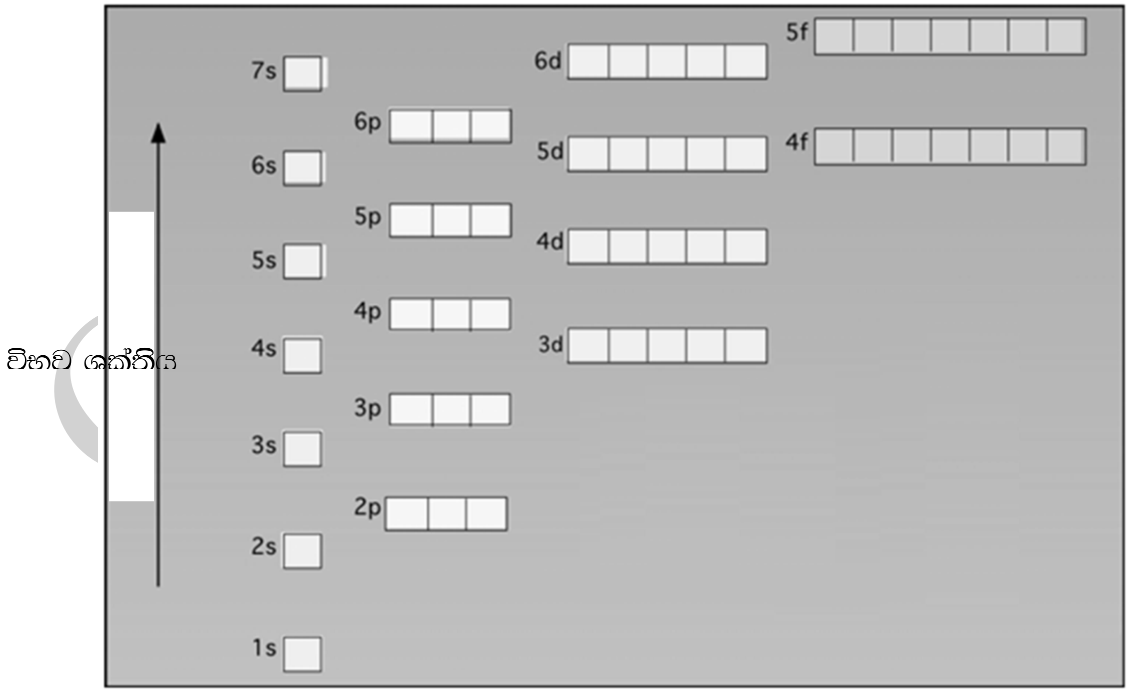
<u>අවුෆ්බාවු මූලධර්මය</u>

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).



ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීමේ අනුපිළිවෙළ

<u>මේ අනුව ශක්ති මට්ටම්වල හා උප ශක්ති මට්ටම්වල සාමාන්‍ය ශක්ති ආරෝහණ අනුපිළිවෙළ පහත දැක්වෙන පරිදි වේ.</u>



පරමාණුවක ශක්ති මට්ටම් පිහිටන අනුපිළිවෙළ

පව්ලි බහිෂ්කාර මූලධර්මය

1925 දී වොල්ෆ්ගැංග් පව්ලි විසින් උපග්‍රහණය 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 කාක්ෂියකට 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 රැඳවා 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 කාක්ෂියකින් 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.

ClassWork.LK

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.

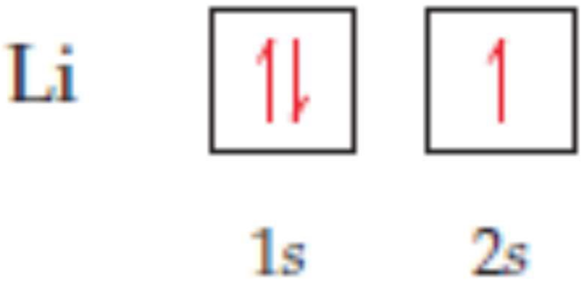
ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම සිදු වී ඇති උපකවචයෙහි සංකේතය ලියා, එහි උඩු පෙළ ලෙස එම උපකවචයේ අඩංගු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව ලිවීමෙන් කිසියම් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයක් නිරූපණය කළ හැකි ය.

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.

ClassWork.LK

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 (ms = + ½) පහළට යොමු වන අඩ/ පූර්ණ ඊතලයෙන් ඍණ භ්‍රමණ චුම්බක ක්වොන්ටම් අංකයක් ද (ms = - ½) සංකේතවත් කෙරේ.



ප්‍රතිවිරුද්ධ භ්‍රමණයකින් යුත් ඉලෙක්ට්‍රෝන එක ම කාක්ෂිකකයේ පවතින විට ඒවා යුග්මික 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.

ClassW LK

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.

Class Work.LK

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	↑↓	↑↓			$1s^2\ 2s^1$
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	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

ClassWork.LK

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.

බාහිර -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 $1s^22s^22p^63s^23p^3$ හෝ $[Ne]3s^23p^3$ලෙස නිරූපණය කළ හැකි ය.

ClassWork.LK

නිදසුන

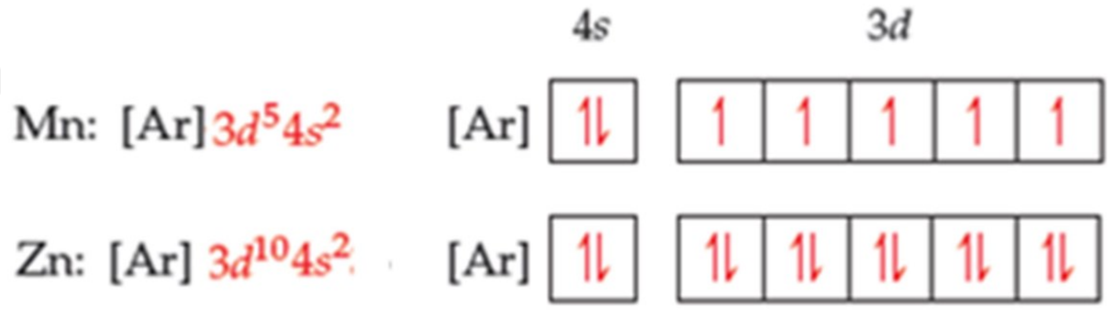
a. 14 වැනි මූලද්‍රව්‍යය වන සිලිකන්වල භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලියන්න.
b. භූමි අවස්ථාවේ ඇති සිලිකන් පරමාණුවක නිර්යුග්මක ඉලෙක්ට්‍රෝන කොපමණ තිබේ ද?

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 s2, p6 හා d10 යන අවසන් වින්‍යාස සහිත මූලද්‍රව්‍ය වඩාත් ස්ථායිවේ.

උදා: Zn; [Ar] $3d^{10}4s^2$, Mg; [Ne]$3s^2$, Ar; [Ne]$3s^2 3p^6$, N; [He]$2s^2 2p^3$ හා Mn; [Ar]$3d^5 4s^2$ 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] $3d^4 4s^2$ නොව [Ar]$3d^5 4s^1$ යි.

තව ද කොපර්වල (29) වින්‍යාසය [Ar]$3d^9 4s^2$ 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

Classwork.lk

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).

ClassWork.LK

ClassWork.LK