ATOMIC STRUCTURE

(Part VI)

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-ඉලෙක්ට්‍රොන් 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.

Classwork.LK

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 ආරෝපණයල Z_{eff} යැයි කියනු ලැබේ. සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය සැම විට ම සෑබෑ 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.

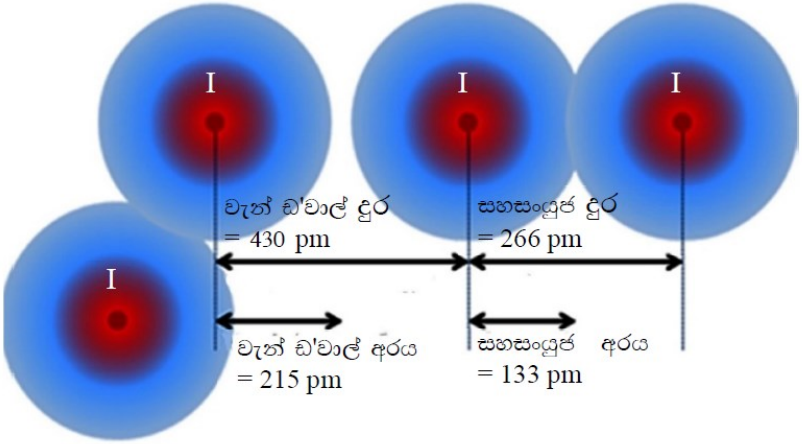
ClassWork.Lk

පරමාණුවල සහ අයනවල තරම

අප බොහෝ දෙනෙකු 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 අවස්ථාවේදි ඒවායේ න්‍යෂ්ටි අතර දුරෙන් අර්ධයක් වැන් ඩ'වාල් අරය හෙවත් නිර්බන්ධිත අරය ලෙස සලකනු ලැබේ.



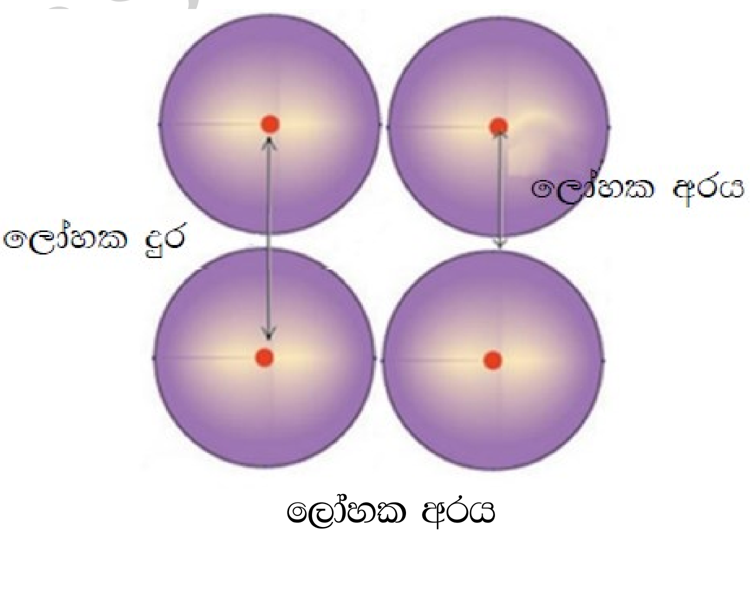
අයඩින් (I_2) වල සහසංයුජ අරය හා වැන් ඩ’වාල් අරය

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



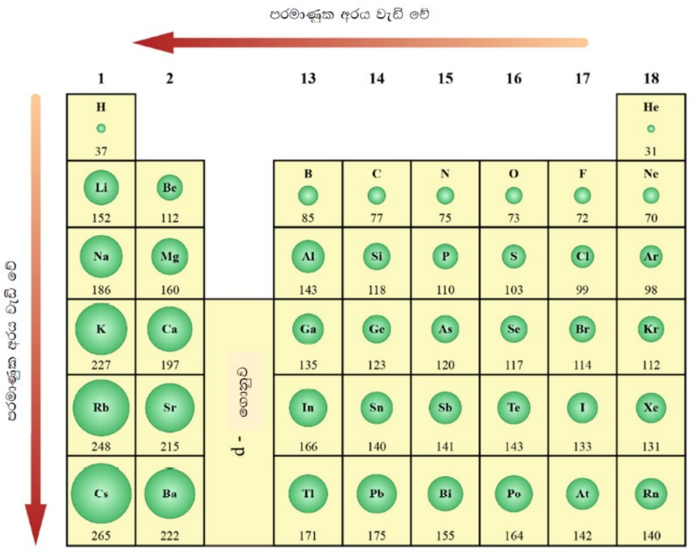
ලෝහක අරය

ClassWork.LK

පරමාණුක අරයෙහි ආවර්තීය නැඹුරුතා

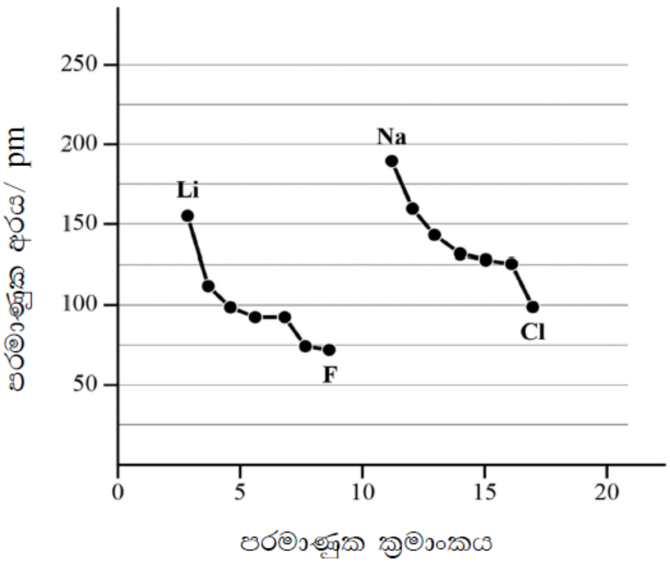
පරමාණුක තරම ආවර්තිතා වගුව තුළ සිත්ගන්නාසුලු නැඹුරුතා දෙකක් පෙන්නුම් කරයි. එක් එක් කාණ්ඩ තුළ පරමාණුක අරය ඉහළ සිට පහළට වැඩි වේ. මේ නැඹුරුව ප්‍රධාන කොටම පිටත ඉලෙක්ට්‍රෝන් වල ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය (n) වැඩි වීමෙහි ප්‍රතිඵලයකි. තීරයක පහළට යත් ම බාහිර ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටියට බැහැරින් පැවතීමේ සම්භාවිතාව වැඩි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



ආවර්තිතා වගුවේ පරමාණුක අරයයන්ගේ විචලන (pm වලින්)

ClassWork.LK



ආවර්තිතා වගුවේ පරමාණුක අරයන්ගේ විචලන

අයනවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස

පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් වී කැටායනයක් සෑදෙන හැම විටම, 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.

$Na(1s^22s^22p^63s^1$ හෝ $[Ne]3s^1)$ ➡ Na^+ ($1s^22s^22p^6$ හෝ $[Ne]$) $+e^-$

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

ClassWork.LK

$B\ (1s^2 2s^2 2p^1) \Rightarrow B+\ (1s^2 2s^2) + e-$
$B+(1s^2 2s^2) \Rightarrow B3+(1s^2) + 2e-$

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

$Fe\ ([Ar]\ 3d^6 4s^2) \Rightarrow Fe^{2+}([Ar]3d^6) + 2e$

එහෙත් Fe3+ අයනයක් සෑදීමේ දී ඉවත් වන අතිරේක ඉලෙක්ට්‍රෝනය පැමිණෙන්නේ 3d කාක්ෂිකයකිනි. ඒ $n = 4$ වන සියලු කාක්ෂික හිස් ව ඇති බැවිනි.

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

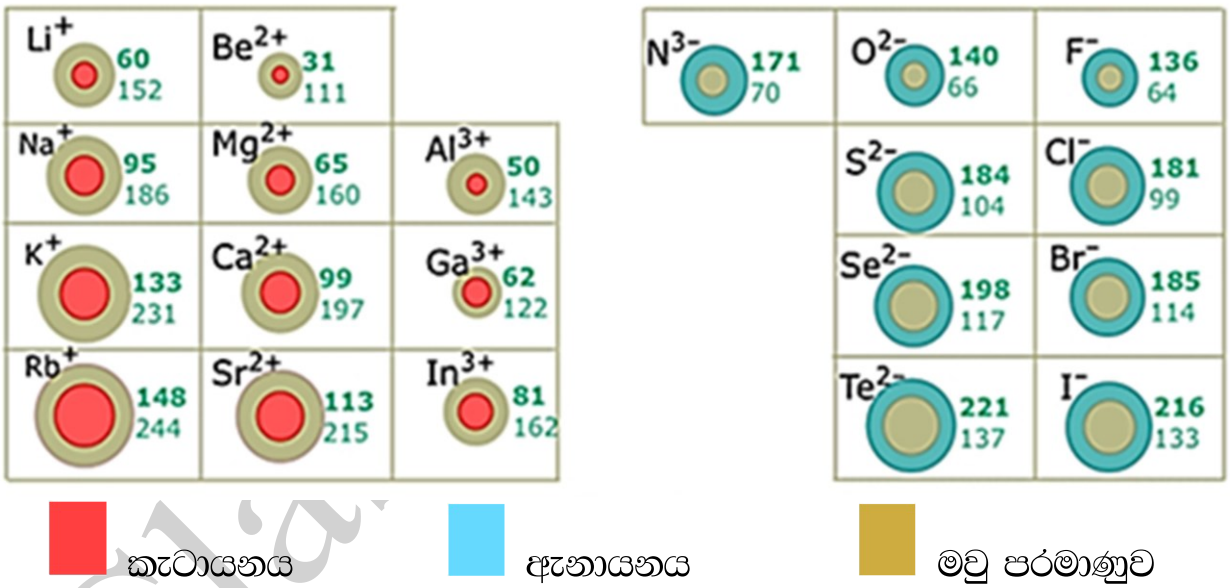
ඇනායනයක් සෑදීමේ දී පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු වන්නේ, සංයුජතා කවචයට අයත් හිස් හෝ භාගික ලෙස පිරුණු, උපරිම n අගයෙන් යුත් කාක්ෂිකවලට ය. නිදසුනක් ලෙස ෆ්ලුවෝරීන් පරමාණුවෙන් F- අයනයක් සෑදීමේ දී එකතු වන ඉලෙක්ට්‍රෝනය 2p උපකවචයෙහි හිස්ව ඇති එක ම ස්ථානයට ගමන් කරයි.

$F(1s^2 2s^2 2p^5) + e^- \Rightarrow F^-\ (1s^2 2s^2 2p^6)$

ClassWorkLK

අයනික අරයෙහි ආවර්තීය නැඹුරුතා

පරමාණුවක තරමසේම 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. තවද කැටායනයක් සෑදීමේ දී ඉලෙක්ට්‍රෝන - ඉලෙක්ට්‍රෝන විකර්ෂණය අඩු වේ. එබැවින් ඒවායේ මවු පරමාණුවලට වඩා කැටායන තරමින් කුඩා ය.

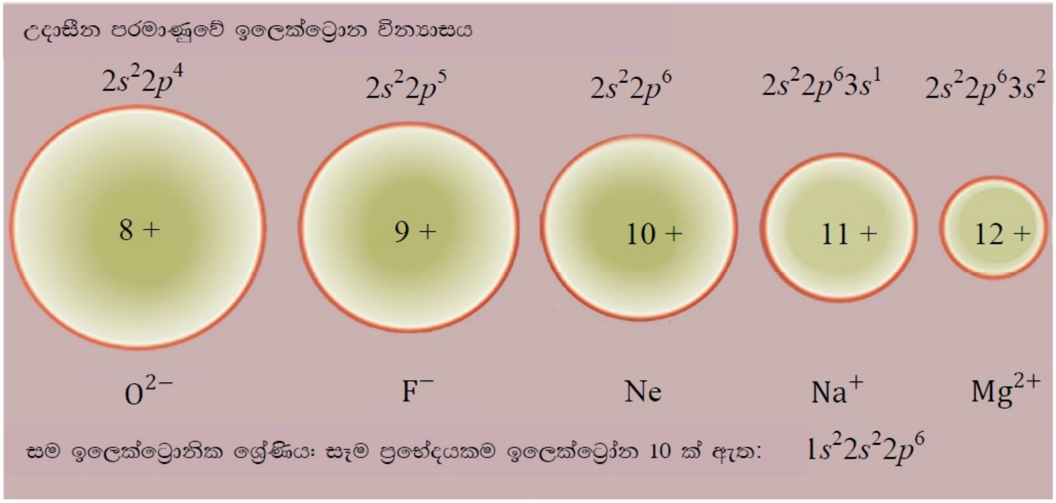


කැටායන සහ ඇනායනවල අර චප වලින් (මවු පරමාණුවලට සංසන්දනාත්මක ව)

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

සමාන විශාලත්වයෙන් යුත් ආරෝපණ (ධන හෝ සෘණ 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 $O2^-$, F^-, Ne, Na^+ හා Mg^2+යන සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශ්‍රේණියෙහි සියල්ලෙහිම මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව 10 ක් වේග ඕනෑම සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශ්‍රේණියක පරමාණුක ක්‍රමාංකයේ වැඩි වීමත් සමඟ න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වෙයි. ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව නියතව පවත්නා බැවින් න්‍යෂ්ටික ආරෝපණයේ වැඩි වීමත් සමඟ ඉලෙක්ට්‍රෝන වඩ වඩා ප්‍රබල ලෙස න්‍යෂ්ටිය වෙත ආකර්ෂණය කෙරෙන බැවින් අයනික අරය අඩු වේ.



සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශ්‍රේණියක අරයන්

අයනීකරණ ශක්තිය

පරමාණුවක හෝ අයනයක අයනීකරණ ශක්තිය යනු භූමි අවස්ථාවේ ඇති හුදෙකලා වායුමය පරමාණුවකින් හෝ අයනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය අවම ශක්තියයි.

සාමාන්‍යයෙන්, පළමු අයනීකරණ ශක්තිය (I1) යනු උදාසීන වායුමය පරමාණුවකින් ඊට ලිහිල්වම 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.

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

ClassWork.LK

අනුයාත ඉලෙක්ට්‍රෝනවල ඉවත් වීමක් සමඟ දෙන ලද මූලද්‍රව්‍යයක අයනීකරණ ශක්ති ආරෝහණය වේ. (I1 < I2 < I3) මේ ප්‍රවණතාවට හේතුව, අනුයාත ලෙස ඉවත් වන ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් සමඟ, වැඩි වන ධන ආරෝපණයෙන් යුත් අයනය විසින් ඉලෙක්ට්‍රෝන කෙරෙහි යෙදෙන අනුක්‍රමික ව වැඩි වන ඇදීම මැඩ, ඒවා ඉවත් කිරීම සඳහා වැඩි ශක්තියක් යෙදවීමට සිදු වීමයි.

මෙයට අමතරව, 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.

Class Work.LK

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 යත්ම 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.

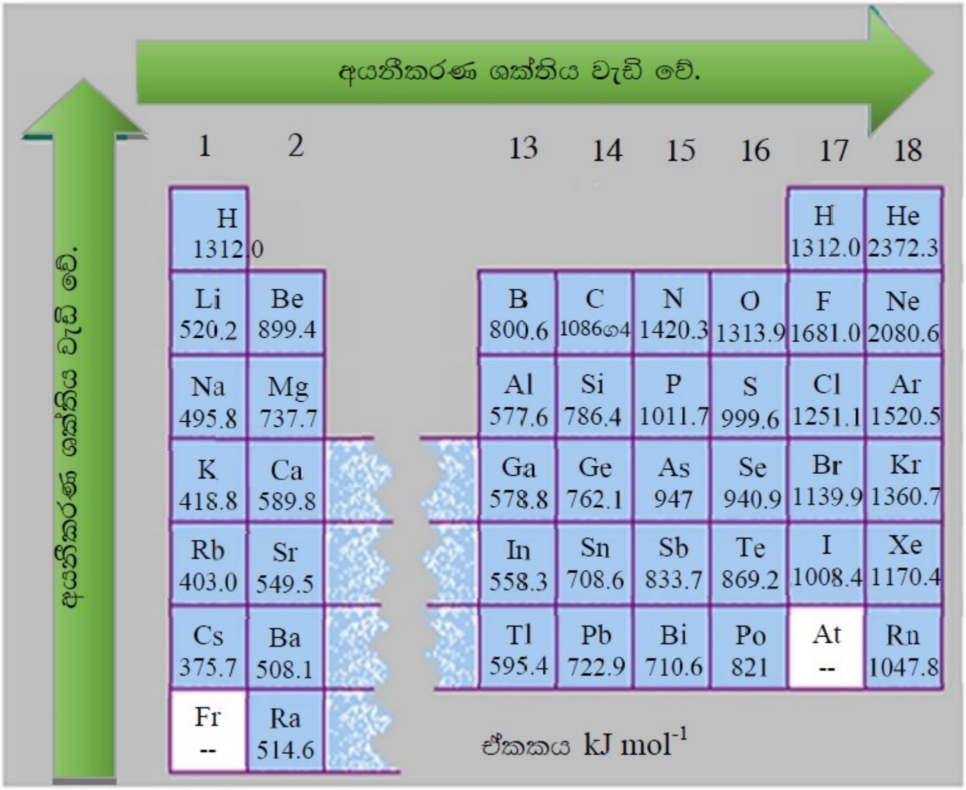
අන්තරික ලෝහ මූලද්‍රව්‍යවලට වඩා s හා p ගොනුවල මූලද්‍රව්‍යවල පළමු අයනීකරණ ශක්ති අගයයන් පුළුල් පරාසයක පිහිටයි. සාමාන්‍යයෙන් ආවර්තයක වමේ සිට දකුණට යන විට අන්තරික ලෝහවල අයනීකරණ ශක්ති වැඩි වන්නේ මඳ වශයෙනි.

අයනීකරණ ශක්ති කෙරෙහි බලපාන්නේ ද පරමාණුක තරම කෙරෙහි බලපාන සාධකමය. ඉලෙක්ට්‍රෝන සහිත බාහිර කවචයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය ශක්තිය, සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය සහ න්‍යෂ්ටියේ සිට ඉලෙක්ට්‍රෝනයට ඇති මධ්‍යන්‍ය දුර මත රඳා පවතී.

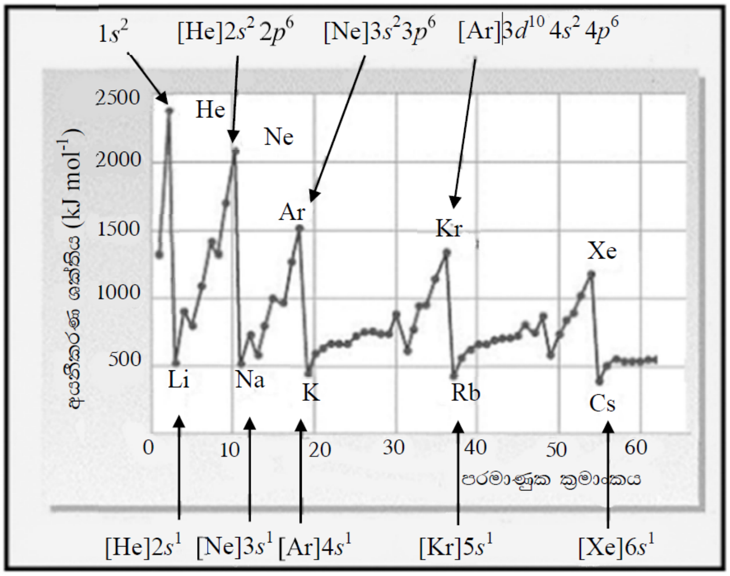
සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩිවීම හා ඉලෙක්ට්‍රෝනයට ඇති දුර අඩු වීම, න්‍යෂ්ටිය හා ඉලෙක්ට්‍රෝනය අතර ආකර්ෂණ බලය වැඩි කරයි. මේ ආකර්ෂණය වැඩි වත්ම ඉලෙක්ට්‍රෝනය

ClassWork.LK

බැහැර කිරීම වඩ වඩා අපහසු වන අතර එය අයනීකරණ ශක්තිය වැඩි වීමට හේතු වේ.



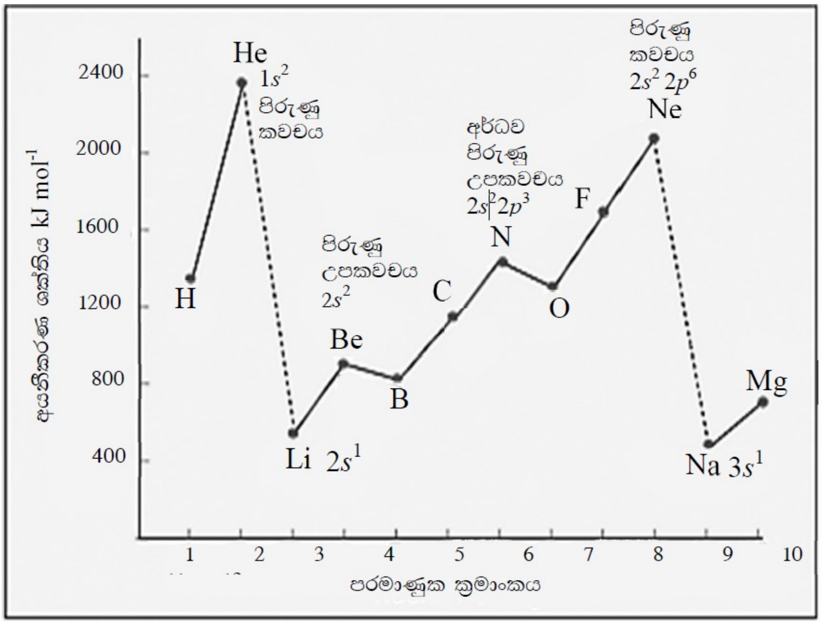
ආවර්තිතා වගුවේ ප්‍රථම අයනීකරණ ශක්තිවල නැඹුරුව



මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුක ක්‍රමාංකය සමඟ පළමු අයනීකරණ ශක්තිවල විචලනය

දෙනලද ආවර්තයක පළමු අයනීකරණ ශක්තියේ නැඹුරුතාවල අක්‍රමවත් බව අල්ප නමුදු එම රටාවන් හොඳින් පැහැදිලි කළ හැකිය. 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 ඉහළම පළමු අයනීකරණ ශක්තිය ඇත්තේ සම්පූර්ණයෙන් පිරුණු කවචයකින් යුත් නියොන්වලටය. පූර්ණව පිරුණු s උපමට්ටමකින් යුත් බෙරිලියම්වල පළමු අයනීකරණ ශක්තිය අපේක්ෂිත අගයට වඩා වැඩි අතර, එය බෝරෝන්වල I1 ද ඉක්මවා සිටී. එසේ ම අර්ධ ව පිරුණු ච කවචයකින් යුත් නයිට්‍රජන්හි I1, පොදු ප්‍රවණතාවට අනුව පෙරයනු ලැබූ අගයට වඩා ඉහළ වේ.



පළමු හා දෙවැනි ආවර්තවල ප්‍රථම අයනීකරණ ශක්තිවල විචලන

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. ඍණ අගය මඟින් පෙන්නුම් කරන්නේ මෙම ක්‍රියාවලියේ දී ශක්තිය විමෝචනය වන බවය.

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

(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.

$$N(g) + e \quad N^{-}(g) \longrightarrow \Delta EEG = +134 \text{ kJ mol}^{-1}$$
$$Be(g) + e \quad Be^{-}(g) \longrightarrow \Delta EEG = +231 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

Classwork.LK

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.

ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය (ΔE_{EG}) = - ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව (E_A)

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

$$A^{-}(g)\ A(g) + e;\ \Delta E = E_{A}$$

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

ClassWork.LK

විද්‍යුත්- ඍණතාව

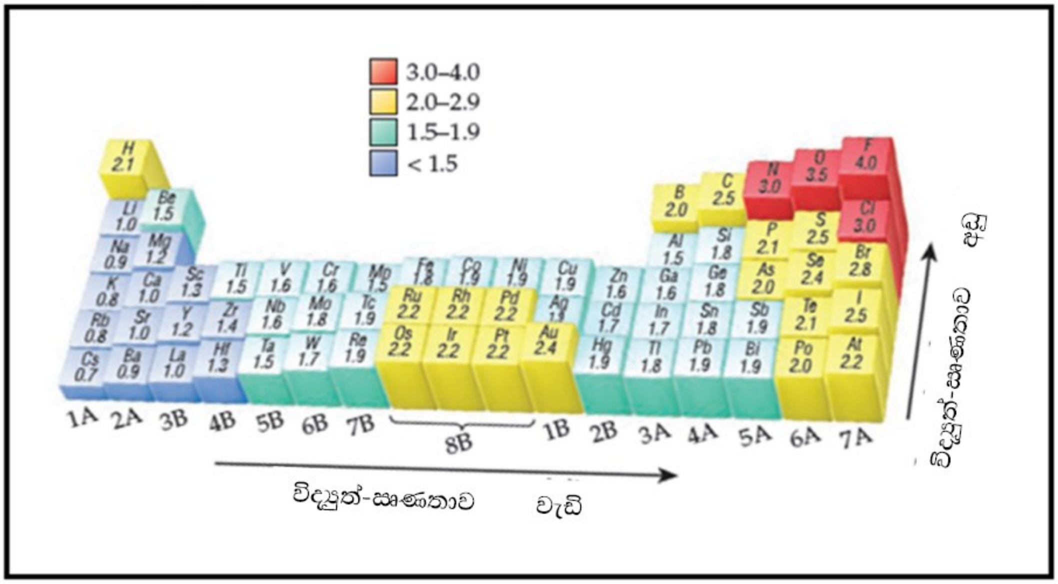
විද්‍යුත්-ඍණතාව අර්ථ දක්වනු ලබන්නේ අණුවක ඇති පරමාණුවක් ඒ වෙත ඉලෙක්ට්‍රෝන ආකර්ෂණය කිරීමට ඇති හැකියාව ලෙසය. පරමාණුවක විද්‍යුත්-ඍණතාව වැඩි වන තරමට, එහි ඉලෙක්ට්‍රෝන ආකර්ෂණය කිරීමේ හැකියාව ද වැඩිය.

විද්‍යුත්-ඍණතාව 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-ඍණතා පරිමාණය ලෙස හැඳින්වේ. ආවර්තිතා වගුවේ වමේ සිට දකුණට සමාන්‍යයෙන් සිදු වන්නේ විද්‍යුත්-ඍණතාවෙහි වැඩි වීමකි. එසේ වුවද ඇතැම් අපගමනද වෙයි. (විශේෂයෙන් ආන්තරික ලෝහවල) පරමාණුක ක්‍රමාංකයේ වැඩි වීමත් සමඟ විද්‍යුත්-ඍණතාව අඩු වෙයි.

පෝලිං පරිමාණයට අනුව උච්ච වායුවලට ඇත්තේ ඉතා අඩු, නමුත් ශූන්‍ය නොවන විද්‍යුත්-ඍණතාවකි. අණුවල, බන්ධන සාදන පරමාණු දෙකක් අතර විද්‍යුත්-ඍණතා වෙනස විසින් බන්ධනයේ අයනික හෝ සහසංයුජ ස්වභාවය නිර්ණය කෙරේ.

ClassWork.LK



පෝලිං විද්‍යුත්-සෘණතා අගයයන් හා ආවර්තිතා වගුවේ නැඹුරුතා

සමීකරණ වල සාරාංශය

සමීකරණවල සාරාංශය
පරමාණුක ක්‍රමාංකය (Z) = ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව = පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව
ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය(A) = ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව (Z) = නියුට්‍රෝන සංඛ්‍යාව
1u = 1.66074×10^{-24} g හා 1g = 6.02214×10^{23} u හෝ Da
මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය = (මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය) x(භාගික සමස්ථානික සුලභතාව)
ආලෝකයේ ප්‍රවේගය = c = λv =3.00×10^{8} m s^{-1}
ෆෝටෝනයක ශක්තිය =E = hν h යනු ප්ලාන්ක් නියතය වේ. එහි අගය 6.626×10^{-34} (J s)

ClassWork.LK