STRUCTURE AND BONDING (Part VI)

ද්විතීයික අන්තර් ක්‍රියා

අණු අතර පවතින සෑම වර්ගයකම අන්තර්ක්‍රියා, ද්විතික අන්තර්ක්‍රියා ලෙස හැඳින්වේ. මේවා පොදුවේ වැන්ඩ්වාල් අන්තර්ක්‍රියා ලෙස ද හැඳින්වේ. අන්තර්-අණුක බල වර්ග පහකට වෙන් කළ හැක.

- අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා
- ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා හා හයිඩ්‍රජන් බන්ධන
- අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා
- ද්විධ්‍රැව-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා
- අපකිරණ බල (ලන්ඩන් බල)

වැන්ඩ්වාල්ස් බල යනු අණුක ප්‍රභේද අතර හෝ එකම අණුවක කාණ්ඩ අතර ක්‍රියාත්මක වන ආකර්ෂණ හෝ විකර්ෂණ බලයි. ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියාල ද්විධ්‍රැව-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා හා ලන්ඩන් අපකිරණ බල ඊට ඇතුළත් ය.

ClassWork.LK

අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

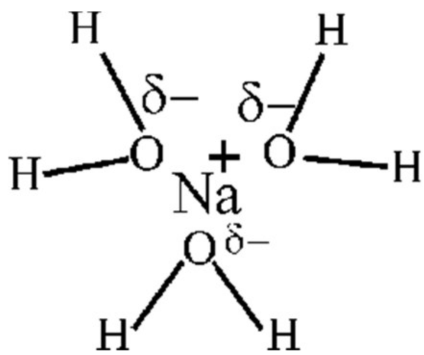
ජලය තුළ හ්කක වැනි අයනික ලවණ දිය වනුයේ එහි ඇති ධන අයන හා සෘන අයන ජල අණු සමඟ ඇති කර ගන්නා ද්විතීයික අන්තර්ක්‍රියා නිසා ය.

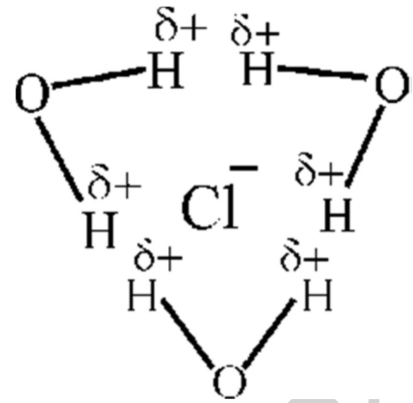
අයනික සංයෝග වල ධන අයන (NaCl හි Na^+ අයන) සමඟ ධ්‍රැවිත අණුවේ සෘණ ධ්‍රැවය δ^- (H_2O හි O පරමාණුව)අන්තර්ක්‍රියා කරයි.

සෘණ අයන සමඟ ධ්‍රැවිත අණුවේ (ජලයේ) δ^+ ධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා කරයි.

මේ අන්තර්ක්‍රියා අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා ලෙසට නම් කර ඇත. ජලීය NaCl ද්‍රාවණයක වූ Na^+අයන හා Cl අයන ජල අණුවලින් වට වී ද්‍රාවණ අවස්ථාවේ ස්ථායිව පවතින්නේ මේ අයන-ද්විධ්‍රැව බන්ධන නිසා ය.

Class Work.LK



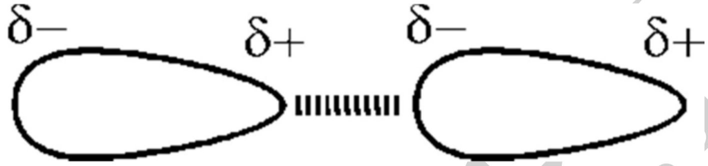


NaCl අයන හා H_2O අතර අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

ClassWork.LK

ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

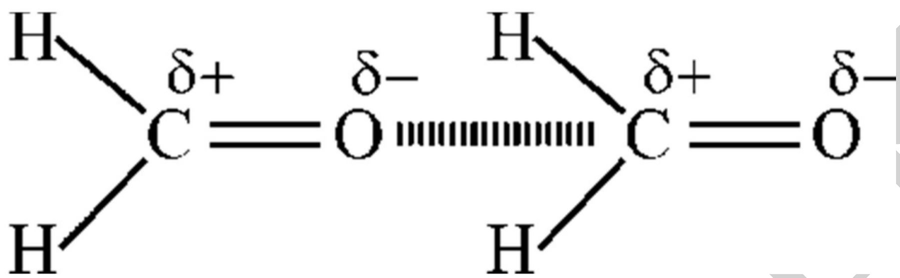
යම් අණුවක ස්ථිර ද්විධ්‍රැවයක් ඇත්නම්, එවැනි අණු අතර වූ අන්තර්ක්‍රියා ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා වේ. පහත රූපය මඟින් පහසුවෙන් එය වටහා ගැනීමට හැකි ය. මේ ආකර්ෂණ ප්‍රබලතාව 0.5 - 15 kJ mol^{-1} තරම් පරාසයක පැතිරී ඇත.



ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

ClassWork.LK

ධ්‍රැවිත අණුවක δ+ ලෙස ආරෝපිත ධ්‍රැවය හා අනෙක් ධ්‍රැවිත අණුවේ δ- ධ්‍රැවය ආශ්‍රිත ආකර්ෂණ ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා ලෙස හැඳින්විය හැකි ය. නිදසුන් ලෙස ෆෝමැල්ඩිහයිඩ් අණු අතර වූ අන්තර්ක්‍රියා දැක්විය හැකි ය.



ෆෝමැල්ඩිහයිඩ් හි ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

Class Work LK

හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

හයිඩ්‍රජන් බන්ධනල ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා ස්වරූපයක් වන අතර සමහර හයිඩ්‍රජන් බන්ධන අනෙක් ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියාවලට වඩා (0.5 – 1.5 kJ mol^{-1}) ප්‍රබල වේ. බොහෝ විට හයිඩ්‍රජන් බන්ධනවල ශක්තිය 4 – 40 kJ mol^{-1} වූ පරාසයක පැතිරී ඇත.

හයිඩ්‍රජන් පරමාණුව හලධ හෝ F පරමාණුවකට බැඳී ඇති විට එම H මත ගොඩනැගී ඇති භාගික ධන ආරෝපණය (δ+) අනෙකුත් පරමාණු සමග H පරමාණුව බැඳී ඇති අවස්ථාවන්ට සාපේක්ෂ ව විශාල ය.

මෙයට හේතුව H හා මෙම පරමාණු (N,O,F) අතර වූ විද්‍යුත්-සෘණතා වෙනස සාපේක්ෂව ඉහළ වීම ය.

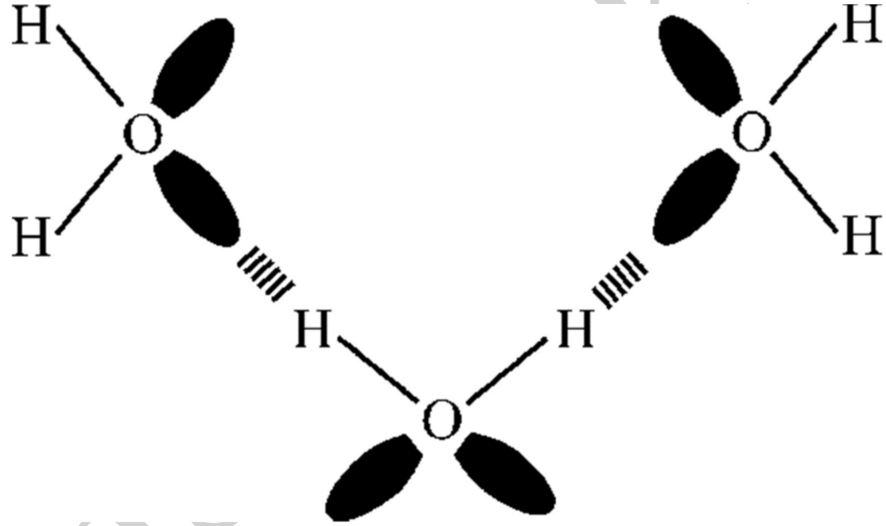
H පරමාණුව සාපේක්ෂව කුඩා නිසා ඒ ආශ්‍රිත ආංශික ධන ආරෝපණයක් ඇති විට දී පවතින ස්ථිති විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍ර තීව්‍රතාව ද සාපේක්ෂව ඉහළ ය.

ClassWork.LK

මෙලෙස δ^+ ලෙස ධ්‍රැවිත H පරමාණු සමඟල δ^- ලෙස ධ්‍රැවිත N,O හෝ F පරමාණු ආශ්‍රිත
අන්තර්ක්‍රියාව හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ලෙස හැඳින්වේ.

මෙසේ δ^- ලෙස ආරෝපිත N,O හෝ F පරමාණුවක් H පරමාණුවක් සමඟ බැඳී තිබීම අත්‍යවශ්‍ය නොවන අතර, එය වෙනත් පරමාණුවක් වුව ද විය හැකි ය.

(උදා: $CHCl_3$ හි H පරමාණුව හා ඇසිටෝන් හි O පරමාණුව අතර වූ හයිඩ්‍රජන් බන්ධන)



ජලයේ ඇති හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

ඉහත රූපයේ දැක්වෙන පරිදි එක් ජල අණුවක් තවත් ජල අණු සමඟ හයිඩ්‍රජන් බන්ධන මඟින් බැඳී ඇත. සජාතීය අණු අතර හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති අවස්ථා සඳහා ද්‍රව NH3 හා H2O නිදසුන් ය.

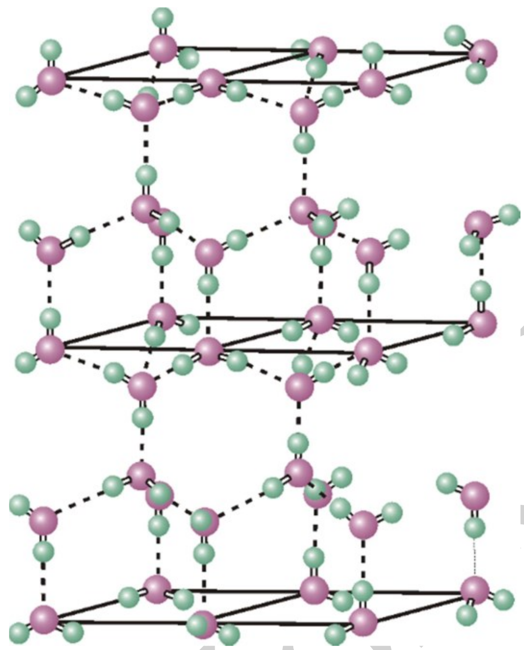
ජලය වැනි අණුක ද්‍රව්‍යයන්ගේ හැසිරීම හා ගුණාංග ධ්‍රැවියතා ආකෘතිය සමග ගළපා ගත හැකිය. අයිස් හි ඝනත්වය ජලයේ ඝනත්වයට වඩා 9%ක් පමණ අඩු නිසා අයිස් ජලය මත පා වේ.

සිසිල් කිරීමේ දී ජලයේ තාපජ ශක්තිය ඉවත් වන නිසා අණුවල චාලක ශක්තිය අඩු වීමෙන් 0°C දී ජලය අයිස් බවට පත් වේ.

ජලය 0°C තෙක් සිසිල් කිරීමේ දී ජල අණුවල චාලක ශක්තිය අඩුවෙත්ම ජල අණුවක් වටා ඇති විය හැකි හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සංඛ්‍යාව වැඩිවේග 0°C දක්වා සිසිල් කිරීමේ දී තාපජ ශක්තිය ඉවත් වීමෙන් චාලක ශක්තිය අඩුවීම නිසා ජල අණුවක් සාදන හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සංඛ්‍යාව වැඩි වී අණු ක්‍රමවත් රටාවකට ඇහිරේ.

ClassWork.LK

මෙහිදි එක් එක් ජල අණුව ඒ වටා ඇති ජල අණු සමඟ උපරිම හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සංඛ්‍යාවක් සාදයි.

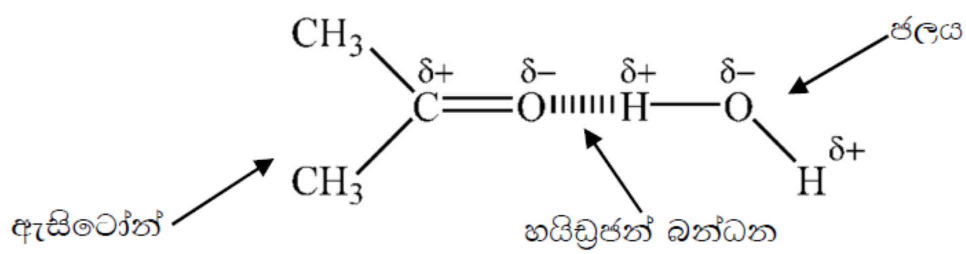


අයිස් තුල ඇතs H_2O අණුවල සැකසීම

සෑම ජල අණුවකටම H පරමාණු දෙක මගින් හයිඩ්‍රජන් බන්ධන දෙකක් සැදිය හැකි අතර, O පරමාණුව මත ඇති එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් දෙක යොදා ගැනීමෙන් තවත් බන්ධන දෙකක් සැදිය හැකියග 0°C දී සෑම ජල අණුවක් වටාම චතුස්තලීය ආකාරයට හයිඩ්‍රජන් බන්ධන 4 බැගින් ඇතිවේ.

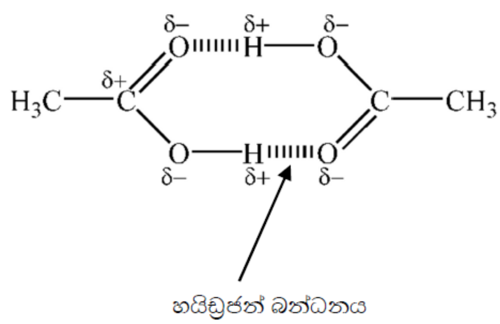
ද්‍රව ජලයේ ඇති නිදහස් අවකාශ වලට වඩා වැඩි නිදහස් අවකාශ අයිස් වල පවතින්නේ ජල අණුවල ක්‍රමවත්ව ඇහිරීම නිසාය.

මේ නිසා ද්‍රව ජලයේ වූ නිදහස් පරිමාවට වඩා 9% කින් පමණ වැඩි නිදහස් අවකාශයක් අයිස් වල ඇත. අයිස් හි ස්ඵටික ව්‍යුහ ගණනාවක් ඇති අතර, ඒවායේ ස්වභාවය අදාල සිසිලන තත්වයන් මත රඳා පවතී. කෙසේ වුවද එකිනෙකට වෙනස් අණු අතර පවා හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති වේ. නිදසුන් ලෙසට ජලය හා ඇසිටෝන් මිශ්‍රණය දැක්විය හැකිය.



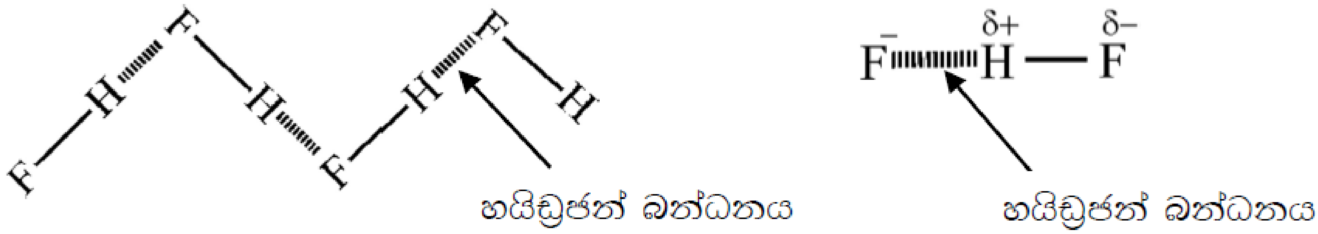
ජලය හා ඇසිටෝන් මිශ්‍රණය තුල ඇති හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

පහත දැක්වෙන පරිදිල ඇසිටික් අම්ලයට එහි කාබොක්සිලික් කාණ්ඩයේ හයිඩ්‍රජන් පරමාණුව හා එම කාණ්ඩයට අයත් කාබොනිල් කාණ්ඩයේ (C=O) ඔක්සිජන් පරමාණුව අතර හයිඩ්‍රජන් බන්ධන තැනිය හැකි ය. මේ අනුව δ- ආරෝපණය සහිත විද්‍යුත් සෘණ පරමාණුව සැම විටම හයිඩ්රජන් වලට බැඳී තිබීම අතවශ්‍ය සාධකයක් නොවේ. හයිඩ්‍රජන් බන්ධනයක් ඇතිවීමට තරම් ප්‍රමාණවත් ධ්‍රැවිතතාවයක් H පරමාණුවට හා අනෙක් විද්‍යුත් සෘණ මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවකට (O, N, F) තිබිය යුතු බැව් මෙයින් පෙනී යයි.



ඇසිටික් අම්ලය තුල ඇති H බන්ධන

Class .LK



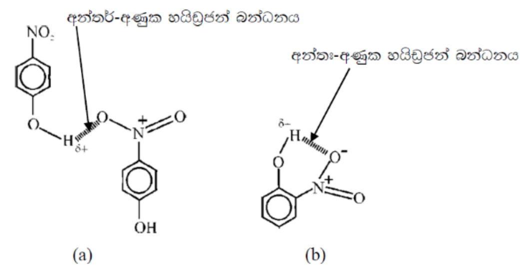
(a) (b)

(a) HF තුල ඇති H බන්ධන, (b) NaF හා HF තුල ඇති H බන්ධන

අණු දෙකක් අතර ක්‍රියාත්මක වන හයිඩ්‍රජන් බන්ධන අන්තර්-අණුක හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ලෙස හැඳින්වේ. එක ම අණුවේ හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවක් හා විද්‍යුත්-සෘණ පරමාණුවක් අතර හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති විට ඒවා අන්තඃ-අණුක හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ලෙස හැඳින්වේ.

පහත රූපයෙන් ඕතෝ-නයිට්‍රොෆීනෝල්වල හා පැරා-නයිට්‍රොෆීනෝල්වල ඇති හයිඩ්‍රජන් බන්ධන මගින් අන්තර්-අණුක හයිඩ්‍රජන් බන්ධන හා අන්තඃ-අණුක හයිඩ්‍රජන් බන්ධන අතර වෙනස විදහා දැක්වේ.

ClassWork.LK



(a) පැරා -නයිට්‍රොෆීනෝල් හා (b) ඕතෝ-නයිට්‍රොෆීනෝල් වල හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

ඇතැම් අවස්ථා හි දී විද්‍යුත්සෘණ පරමාණුව ලෙස Cl පරමාණුව ඇති විට දී (හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ප්‍රබලතාව තරමක් අඩු ය) හයිඩ්‍රජන් බන්ධන පවතින බවට ද අර්ථ දැක්වේ.

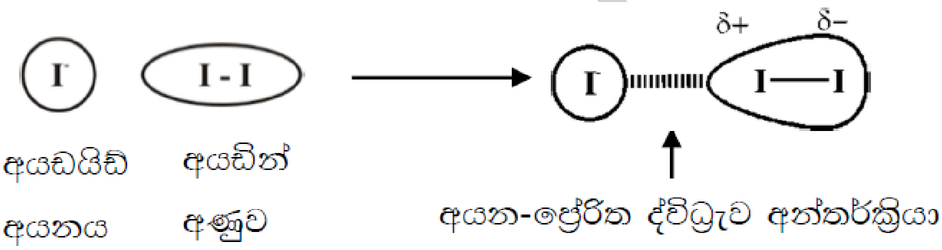
මේ නිසා Cl පරමාණුව ඇතුලත් වන පරිදි FONCl ලෙසට තවත් නීතියක් ඇත. නමුත් සාමාන්‍යයෙන් ප්‍රබල හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති වනුයේ $\delta+$ ලෙසට ධ්‍රැවිත H පරමාණුවක් සමඟ $\delta-$ ලෙසට ධ්‍රැවිත N, O හෝ F පරමාණු අතරය.

ClassWork.LK

අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

අයඩීන් (I_2) නිර්ධ්‍රැවීය නිසා ජලය තුළ දියවන්නේ ඉතා මඳ වශයෙනි. එහෙත් ජලීය KI තුළ ඝන අවස්ථාවේ වූ අයඩීන් දිය වේ. මේ නිරීක්ෂණය පැහැදිලි කළ හැක්කේ අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා සංකල්පය මගිනි.

අයඩයිඩ් (I^-) අයනය ඇති කරන බලපෑම නිසා නිර්ධ්‍රැවීය I_2 අණුව ප්‍රේරණයට පාත්‍ර වී ද්විධ්‍රැවයක් ඇති තත්ත්වයට පත් වේ. මේ ප්‍රේරණය වූ ද්විධ්‍රැවයේ වූ ධන ධ්‍රැවය හා I- අයනය අතර වූ අන්තර්ක්‍රියාව නිසා I_3^- අයනය සෑදේ. එබැවින් I_2 පහසුවෙන් ජලීය KI තුළ දිය වේ.



අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

එබැවින් අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා වලට ජලීය KI ද්‍රාවණය තුළ I_2 පහසුවෙන් දියවීමට සැලැස්විය හැක.

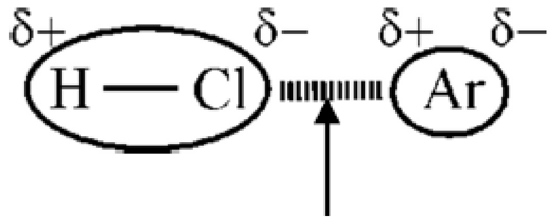
ClassWork.LK

ද්විධ්‍රැව-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

මේවා ඉතා දුර්වල අන්තර් අණුක බල වන අතර, ධ්‍රැවීය අණුවක් මගින් නිර්ධ්‍රැවීය අණුවක් හෝ පරමාණුවක් ප්‍රේරණය කිරීමෙන් මේවා ඇති වේ. ධ්‍රැවීය අණුවේ ද්විධ්‍රැවයේ ඇති ස්ථිති විද්‍යුත් බල හේතුවෙන් නිර්ධ්‍රැවීය අණුවේ හෝ පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ධ්‍රැවීකරණ වේ. මේ අන්තර්ක්‍රියාවල ශක්තිය 1/ r6 ට සමානුපාතික වේ. "r" යනු අණු දෙක අතර දුර වේග

ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැවයේ ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණයේ අගය නිර්ධ්‍රැවීය අණුවේ හෝ පරමාණුවේ ධ්‍රැවණශීලතාව මත හෝ ධ්‍රැවීය අණුවේ ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය මත රඳා පවතී. Ar පරමාණුව හා HCl අණුව අතර ඇති අන්තර්ක්‍රියා මෙයට නිදසුනකි.

Class Work.LK



ද්විධ්‍රැව – ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

ද්විධ්‍රැව – ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

ClassWork.LK

ලන්ඩන් අන්තර්ක්‍රියා (බල) (ක්ෂණික ද්විධ්‍රැව-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා)

නිර්ධ්‍රැවීය සංයෝගවල දී එම අණු එකිනෙක රඳවා ගනු ලබන්නේ එම අණු අතර හටගන්නා ඉතා දුර්වල අන්තර්ක්‍රියා විශේෂයක් මගින් ය.

ඝන, ද්‍රව හා වායු අවස්ථාවේදී නිෂ්ක්‍රිය මූලද්‍රව්‍ය ආශ්‍රිතව මෙවැනි දුර්වල අන්තර්ක්‍රියා ඇත.

මේවා ලන්ඩන් බල නම් වේ. අණුව නිර්ධ්‍රැවීය වුවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන අඛණ්ඩ චලිතයේ යෙදෙන නිසා යම් ක්ෂණායක දී ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය වැඩි පෙදෙසක් ඇති වන අතර, එම පෙදෙසට සාපේක්ෂව ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය අඩු පෙදෙසක් ඇති වේ.

ඊළඟ ක්ෂණායේ දී එම ධ්‍රැව දෙකෙහි පිහිටීම වෙනස් වේ. මෙවන් අවස්ථාවක එක් ක්ෂණායක දී ඇති වන ද්විධ්‍රැවයක් සමඟ තවත් අණුවක ඇති වන එවැනි ම ද්විධ්‍රැවයක ප්‍රතිවිරුද්ධ ලෙස ආරෝපිත (δ^{+}--- δ^{-}) ධ්‍රැව අතර වූ අන්තර්ක්‍රියා අපකිරණ බල හෝ ලන්ඩන් බල ලෙස හැඳින්වේ.

ClassWork.LK

අණුවක ධ්‍රැවීය වර්ගඵලය වැඩි නම් මෙවැනි අන්තර්ක්‍රියා ඇති වීමේ හැකියාව වැඩි වේ. අණු දෙකක ධ්‍රැවීය වර්ගඵලය සාපේක්ෂව විශාල නම් ඒවා අතර ඇති වන සම්ප්‍රයුක්ත ආකර්ෂණ බල සැලකිය යුතු තරම් ය.

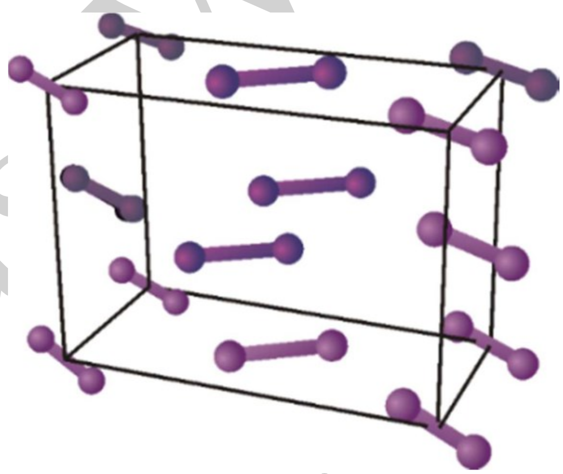
ධ්‍රැවීය වුව ද නිර්ධ්‍රැවීය වුව ද සියලු ආකාර පරමාණු හා අණු අතර ලන්ඩන් බල පවතී. විශාල අණුක ස්කන්ධ සහිත අණුවල භෞතික ගුණ නිර්ණය කිරීමේ දී ලන්ඩන් බල හෙවත් අපකිරණ බල, ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව බල වලට වඩා වැදගත්ය. ඝන අවස්ථාවේ දී අයඩීන් අණු වල ක්‍රමවත් ඇසිරීම සම්බන්ධයෙන් වඩාත් ප්‍රමුඛ ආකර්ෂණ බල වන්නේ ලන්ඩන් බලය.

ClassWork.lk

ඝන අවස්ථාවේ දී අයඩීන් අණු වල සුසංහිත ඇසුරුම

අයඩීන් නිර්ධ්‍රැවීය අණුවකි. ඝන අවස්ථාවේ ඇති අයඩීන් අණුක ස්ඵටිකයක් ලෙස සැලකේ. අයඩීන් අණුව (I_2) බරින් වැඩි විශාල අණුවකි. ඝණ අවස්ථාවේ ඇති අයඩීන් අණුවල අණුක චලිතය සඳහා කාමර උෂ්ණත්වයේ ඇති තාප ශක්තිය ප්‍රමාණවත් නොවේ. ඝණ අවස්ථාවේ දී ලන්ඩන් බල මගින් අයඩීන් අණු ක්‍රමවත් සැකැස්මක තබා ගනී.

අයඩීන් අණුවල විශාල පෘෂ්ඨීය වර්ගඵලය විසින් යාබද අණු සමග ඇති කෙරෙන ලන්ඩන් බල නිසා අණුක දැලිස ව්‍යූහයක් නිර්මාණය වේ. අයඩීන් අණු නිර්ධ්‍රැවීය බැවින් ධ්‍රැවීය ද්‍රාවකවලට වඩා අධ්‍රැවීය ද්‍රාවකවල අයඩීන්හි ද්‍රාව්‍යතාව වැඩි ය.



අයඩීන් වල දැලිස ව්‍යූහය

ClassWork LK

සරල අණු කිහිපයක තාපාංකවල විවිධත්වය පහත වගුවෙන් පෙන්නුම් කෙරේ. ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය හා අන්තර්-අණුක බල ඇසුරෙන් තාපාංකවල විචලන පහදා දිය හැකි ය.

සරල අණු කිහිපයක තාපාංක හා ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණ

අණුව	මවුලික ස්කන්ධය/ g mol-1	ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය	තාපාංකය/ ^{0}C	ප්‍රමුඛ අන්තර්ක්‍රියා වර්ගය
O_2	**32**	**0**	**-183**	ලන්ඩන් බල
NO	**30**	**0.153**	**-152**	ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව
Kr	**83.8**	**0**	**-152**	ලන්ඩන් බල
HBr	**81**	**0.82**	**-62**	ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව
Br_2	**160**	**0**	**59**	ලන්ඩන් බල
ICI	**162.5**	**1.6**	**97**	ද්විධ්‍රැව

NO හා O_2 හි මවුලික ස්කන්ධ සංසන්දනාත්මක වන නමුත් NO හි තාපාංකය, O_2 හි තාපාංකයට වඩා ඉහළ යග එබැවින් NO හි අන්තර්-අණුක ආකර්ෂණ බල ප්‍රභලතාවල O_2 හි අන්තර්-අණුක බලවල ප්‍රභලතාවට වඩා වැඩිය. අණුවල ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය හා ධ්‍රැවීයතාව පිළිබඳ ආකෘතිය මේ නිරීක්ෂණය පැහැදිලි කිරීමට භාවිත කළ හැකිය.

ClassWork.LK

NO, එකිනෙකට වෙනස් විද්‍යුත්-සෘණතාවලින් යුත් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවලින් සැදි අණුවකි. එහෙයින් එය ධ්‍රැවීය අණුවක් වන අතර, එහි ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය 0.153 D වේ.

ඔක්සිජන් අණුව ශුන්‍ය ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණයෙන් යුත් නිර්ධ්‍රැවීය අණුවකි. ධ්‍රැවීය NO අණු අතර ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව ආකර්ෂණ පවති. නිර්ධ්‍රැවීය ඔක්සිජන් අණු අතර ඇත්තේ සාපේක්ෂ වශයෙන් දුර්වල ලන්ඩන් බලයි.

එබැවින් ද්‍රව අවස්ථාවේ දී අන්තර්-අණුක බල බිඳීම සඳහා ඔක්සිජන් වලට වඩා වැඩි තාප ශක්තියක් NO සඳහා අවශ්‍ය වේ.

බ්‍රෝමීන් අණු (Br_2) හා අයඩීන් මොනොක්ලෝරයිඩ් අණු (ICl) සමඉලෙක්ට්‍රෝනික වේ. බ්‍රෝමීන් අණු නිර්ධ්‍රැවීය වන අතර, ද්‍රව බ්‍රොමීන් $59^{O}C$ දී නටයි. ICl අණු ධ්‍රැවීය වන අතර, එම සංයෝගය නටන්නේ $97^{O}C$ දී ය.

ClassWork.LK

එය බ්‍රෝමීන්හි තාපාංකයට වඩා $40^{O}C$ක් පමණ ඉහල වූ උෂ්ණත්වයකි. Br2 අණු අතර ඇති අන්තර්-අණුක බලවලට වඩා ICl අණු අතර ඇති අන්තර්-අණුක බල ප්‍රබල බව මේ තාපාංකවලින් පෙනී යයි.

ප්‍රබල ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව බල සහිත ඕනෑ ම ද්‍රව්‍යයකට විලයනයට හා නැටීමට සැලකිය යුතු තරම් වැඩි ශක්තියක් අවශෝෂණය විය යුතු ය.

අණු අතර වූ ආකර්ශන බල හි සම්ප්‍රයුක්ත ප්‍රබලතාවල අණුවල හැඩය මතද රඳා පවතී. දිගින් වැඩි අණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වඩා පහසුවෙන් ධ්‍රැවීකරණයට හා විස්ථාපනයට පාත්‍ර වේ. නිදසුනක් ලෙස n-පෙන්ටේන් $36^{o}C$ දී නටන අතර නියෝ-පෙන්ටේන් නටන්නේ $90^{o}C$ දී ය.

අණු අතර ආකර්ෂණය වැඩි වත් ම තාපාංක ඉහල යයි. එබැවින් n-පෙන්ටේන්හි ලන්ඩන් බල නියෝ-පෙන්ටේන්හි ලන්ඩන් බලවලට වඩා ප්‍රබල වේ.

ClassWork.LK

මෙයට හේතුවල නියෝ-පෙන්ටේන් අණුව සාපේක්ෂව ගෝලාකාර වීම හා එහි C-C බන්ධනවල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන CH_3 කාණ්ඩ මඟින් හොඳින් ආවරණය වී තිබීමත් n-පෙන්ටේන් දාමාකාර අණුවක් වී එහි වූ එම C-C බන්ධනවල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන ලන්ඩන් බල ඇති වීමට හැකි පරිදි වඩා නිරාවරණය වී තිබීම විය යුතුය.

හැඩය අනුව එහි C-C බන්ධනවල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වටපිටාවෙන් හොඳින් ආවරණය වී තිබීමත්, n-පෙන්ටේන්වල එම බන්ධනවල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වඩා නිරාවරණය වන ලෙස පෘෂ්ඨයට සමීප ව පිහිටා තිබීමත් ය.

ClassWork.LK

ClassWork.LK