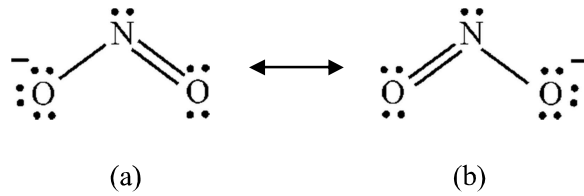


ව්‍යුහය හා බන්ධන

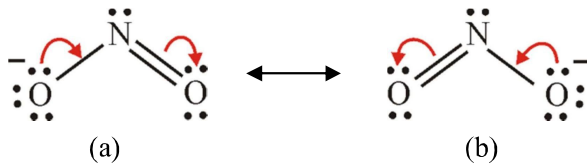
සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

ඇතැම් අණු හෝ අයන හෝ සඳහා ලැබිය හැකි ව්‍යුහ ගණනක් ඉදිරිපත් කළ හැකි අවස්ථා ඇත. එවැනි අවස්ථාවල දී එම එක් එක් ලැබිය හැකි ව්‍යුහයන් හි පරමාණු සැකිල්ල හෝ පරමාණු පිහිටීම සමාන අතර ඒවා “සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ” (Resonance structures) ලෙස හැඳින්වේ. බහු බන්ධන (ද්විත්ව බන්ධන හා ත්‍රිත්ව බන්ධන) පවතින විටදී පරමාණු සැකිල්ල (අණුවේ සැකිල්ල) වෙනස් නොකර එකිනෙකට වෙනස් ස්ථාන ආශ්‍රිතව π බන්ධනය හා එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලය පැවතීමට ඇති හැකියාව මෙයට හේතු වේ. නිදසුන් ලෙසට NO_2^- අයනය සඳහා සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ දෙකක් පහත රූපය පරිදි දැක්විය හැකි ය. ඒවායේ පරමාණු සැකිල්ල වෙනස් නොවී π බන්ධන පිහිටි ස්ථාන වෙනස් වී ඇත.



NO_2^- අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

මෙම NO_2^- අයනයේ සෘණ ආරෝපණය හා π බන්ධන පිහිටන ස්ථාන වෙනස් වීම නිසා සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ දෙකක් ඉදිරිපත් කළ හැකිය. මෙම (a) හා (b) යන සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ දෙක සමාන වේ. එක් ව්‍යුහයක් අනෙක් ව්‍යුහයෙන් වෙන් කර හඳුනා ගත නොහැකි ය. එක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහයක් මගින් අනෙක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය නිර්මාණය වන ආකාරය නැමි ඊතල භාවිතයෙන් (2.27 රූපය) විස්තර කෙරේ. එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හෝ π බන්ධන සාදා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන සංක්‍රමණය වීම පෙන්වීමට නැමි ඊතලය භාවිත කරන අතර, ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල සංක්‍රමණය වූ ස්ථානය ඊ හිස මගින් නිරූපණය වේ. පහත රූපය මගින් NO_2^- අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇති වීම දක්වා ඇත.



NO_2^- අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ පරිවර්තනය

සම්ප්‍රයුක්තතාවේ ලක්ෂණ

- (i) සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහයන් (දායකත්ව ව්‍යුහ) ස්වභාවයේ සත්‍ය වශයෙන් නො පවතී. මෙම ව්‍යුහ සටහන් අණුවල සත්‍ය ස්වභාවය වටහා ගැනීමේ පහසුව සඳහා අඳින ලද මනාකල්පිත ව්‍යුහයන් වේ. එමනිසා අණු හෝ අයන වල සත්‍ය ස්වභාවය සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය මගින් නිරූපණය වේ යැයි සලකනු ලැබේ. .

- (ii) එක සමාන සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇති විට දී සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමේ බන්ධන දිග එක සමාන වේ. (උදා: NO_2^- හි N-O බන්ධන දිග එක සමාන වේ).
- (iii) සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමට සාපේක්ෂව අඩු ශක්තියක් ඇති බැවින් අනෙක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහවලට වඩා එය ස්ථායීතාවයෙන් වැඩි ය.
- (iv) සමාන සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම සඳහා සමාන දායකත්වයක් දේ.
- (v) එකිනෙකට අසමාන ව්‍යුහ මුහුමට දක්වන දායකත්වය ද අසමාන වන අතර වඩා ම ස්ථායී ව්‍යුහය වැඩි ම දායකත්වයක් දෙයි.

විධිමත් ආරෝපණ

විධිමත් ආරෝපණ (formal charge) යනු අණුවක හෝ බහු පරමාණුක අයනයක ඇති පරමාණුවක් මත පවතින මනාකල්පිත ආරෝපණය වේ. මෙම සංකල්පය සලකා බලනුයේ ශක්තිමය වශයෙන් වඩාත් ස්ථායීව පැවතිය හැකි ලුච්ස් ව්‍යුහය සොයා ගැනීමට ය. සාමාන්‍යයෙන් සෑම පරමාණුවක් මත ම ඇති විධිමත් ආරෝපණය ශුන්‍ය හෝ ශුන්‍යයට ආසන්න වේ නම් එය ස්ථායී ලුච්ස් ව්‍යුහයක් ලෙස සැලකේ.

විධිමත් ආරෝපණය (FC) ගණනය කිරීමට පහත පියවර උදව් වේ.

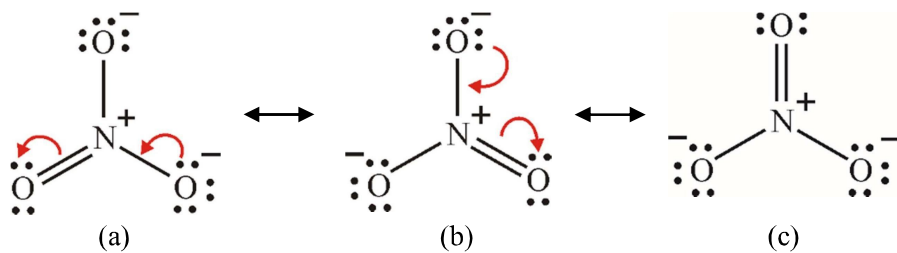
$$FC = (\text{පරමාණුවේ සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන}) - [(\text{බන්ධන ගණන}) + (\text{එකසර යුගලවල ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන})]$$

- (i) ලුච්ස් සූත්‍රයක, ඇති පරමාණුවක කාණ්ඩ අංකයට සමාන බන්ධන ගණනක් පවතී නම් එහි විධිමත් ආරෝපණය ශුන්‍යය වේ.
- (ii) විධිමත් ආරෝපණ සියල්ල එකතු කර එහි අගය සොයාගන්න.
 - (a) අණුවක විධිමත් ආරෝපණවල එකතුව ශුන්‍ය වේ.
 - (b) බහු පරමාණුක අයනයක, විධිමත් ආරෝපණවල එකතුව අයනයේ ආරෝපණයට සමාන වේ.

සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහවල සාපේක්ෂ ස්ථායීතාව පෙරැයිම සඳහා නීති

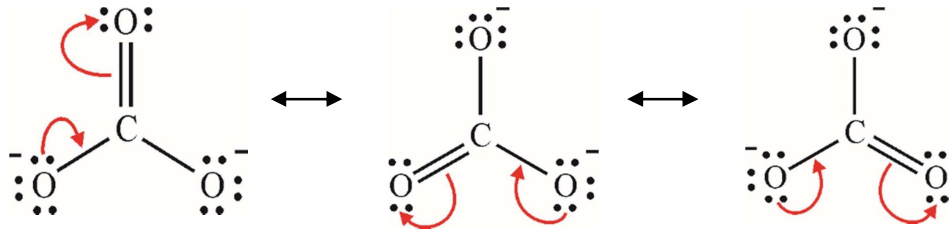
- (i) වඩාත් ස්ථායී සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහයට අඩු ම විධිමත් ආරෝපණ වෙන් වීමක් ඇත. එසේම එහි වැඩි සහසංයුජ බන්ධන ගණනක් පවතින අතර, එය සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමට වැඩි දායකත්වයක් දෙයි. බන්ධන ගණන උපරිම කර ගැනීමත් අෂ්ටක නියමය තෘප්ත කර ගැනීමත් කළ යුතුය.
- (ii) යාබද පරමාණුවල සමාන වර්ගයේ විධිමත් ආරෝපණ ඇති ව්‍යුහ සාපේක්ෂව අස්ථායී වේ.
- (iii) යාබද පරමාණු මත ප්‍රතිවිරුද්ධ විධිමත් ආරෝපණ ඇති විට, විද්‍යුත්-ධන පරමාණු මත ධන ආරෝපණ තැබිය යුතු වන අතර, විද්‍යුත්-සෘණ පරමාණු මත සෘණ ආරෝපණ තැබිය යුතු ය.
- (iv) O, F වැනි ඉහළ විද්‍යුත් සෘණතාවක් ඇති පරමාණු මතට ධන ආරෝපණ ලැබීම අස්ථායී වේ.

නයිට්‍රේට් අයනයේ (NO_3^-) සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇති වීම පහත රූපයේ දක්වා ඇත.



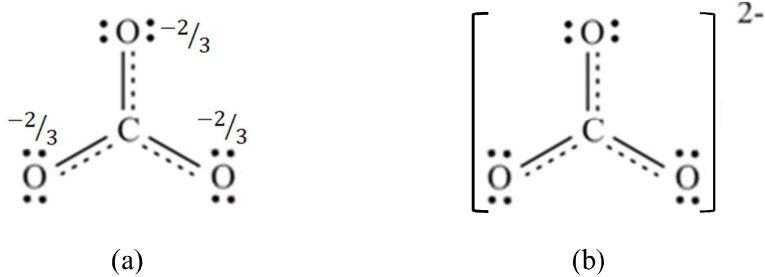
NO_3^- අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ පරිවර්තනය

කාබනේට් අයනයේ (CO_3^{2-}) සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය හා එම ව්‍යුහ ඇති වීම පහත රූපයෙන් පැහැදිලි කෙරේ.



CO_3^{2-} අයනයේ එක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහයක් මගින් අනෙක් ව්‍යුහය ඇතිවන අයුරු

සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම විස්තර කිරීමට කාබනේට් අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ භාවිතා කළ හැකිය. කාබනේට් අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ සැලකූ විට සෑම ඔක්සිජන් පරමාණුවක් ආශ්‍රිතව අවම වශයෙන් එකසර යුගල දෙකක් සෑම විට ම පවතී. එහෙත් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ සෑදීමේ දී π බන්ධනයේ පිහිටීම වෙනස් වන බැවින් තුන් වැනි එකසර යුගල ඔක්සිජන් පරමාණු මත පිහිටීමට හෝ නොපිහිටීමට හැකි ය. π බන්ධන පිහිටන අවස්ථාව වෙනස් වන නිසා එම π බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව C-O බන්ධන තුන පුරා ම ව්‍යාප්ත වී විස්ථානගත ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාවක් ලෙස ඇතැයි සලකනු ලැබේ. CO_3^{2-} අයනයෙහි සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම රූපයේ දැක්වේ. කඩ ඉරි මගින් මෙම විස්ථානගත ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව දක්වා ඇත. සත්‍ය ව්‍යුහය සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ තුනෙහිම ලක්ෂණවල එකතුවක් වන බැවින් CO_3^{2-} අයනයේ සියළුම බන්ධන දිගින් සමානය.



(a) ආරෝපණ සහිතව CO_3^{2-} අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය (b) පර්යන්ත පරමාණු මත ආරෝපණ නොදක්වන ලද CO_3^{2-} අයනයෙහි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය

ඉහත දක්වන ලද එක් එක් පරමාණුව මත ආරෝපණ සල කුණු කරන ලද සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම වලංගු වන්නේ මුහුම ලබාගැනීම සඳහා අදින ලද සියලු සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ එක සමාන වන විට පමණි (උදා: O_3 , NO_3^- , CO_3^{2-} , NO_2^- වැනි) කෙසේ වුවද අසමමිතික අණු/අයන (උදා: N_2O , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) සඳහා ඉහත ආකාරයේ නිරූපනයක් වලංගු නොවේ.

අණුවල ධ්‍රැවීයතාව සඳහා විද්‍යුත්-සාමාන්‍ය හා ජ්‍යාමිතියේ බලපෑම්

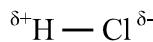
බන්ධන සාදන පරමාණු දෙකෙහි විද්‍යුත්-සාමාන්‍යතාව වෙනස විශාල නම් එම බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ධ්‍රැවීකරණය වී ඇතැයි සලකනු ලැබේ. බන්ධන ධ්‍රැවීය වීම දී සහසංයුජ බන්ධනය සාදා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන වැඩිපුර ගැටසෙන්නේ විද්‍යුත්-සාමාන්‍යතාව වැඩි පරමාණුව ආශ්‍රිතව ය. බන්ධනයක් ධ්‍රැවීය වනුයේ එම පරමාණු දෙක අතර ඇති විද්‍යුත්-සාමාන්‍යතාව වෙනස නිසා ය. විද්‍යුත්-සාමාන්‍යතාව වෙනස වැඩි තරමට ධ්‍රැවීයතාව වැඩි වේ. එහෙත් සමස්ත අණුව ධ්‍රැවීය වීම කෙරෙහි එම අණුවේ ජ්‍යාමිතිය මගින් ද බලපෑමක් ඇති වේ. නිදසුන් ලෙස, C=O බන්ධනය ධ්‍රැවීය වුවත් CO₂ අණුව නිර්ධ්‍රැවීය වේ. එයට හේතුව CO₂ අණුව සමමිතික වීම හා රේඛීය වීමයි. එසේ ම C-Cl බන්ධනය ධ්‍රැවීය වුවත් CCl₄ නිර්ධ්‍රැවීය අණුවකි. එයට හේතුව CCl₄ හි සමස්ථ සමමිතිය හා චතුස්තලීය වීමයි. එකම මූලද්‍රව්‍යයේ ද්විපරමාණුක අණු (උදා :- Cl₂, O₂, N₂) සරල නිර්ධ්‍රැවීය අණු සඳහා උදාහරණ වේ. මුළුමනින්ම නිර්ධ්‍රැවීය ගුණ ඇති සහ සංයුජ බන්ධන සඳහා උදාහරණ ලෙසට මේ Cl₂, O₂ හා N₂ වැනි අණු වල බන්ධන දැක්විය හැකි ය.



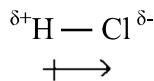
CCl₄ සහ CO₂ අණු

ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය

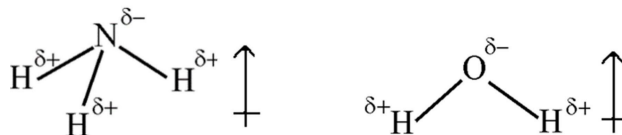
මේ සංකල්පය තේරුම් ගැනීම සඳහා එක් තනි බන්ධනයක් ඇති H-Cl සලකමු. ධ්‍රැවීය අණුවක එක් අන්තයක සාණ ධ්‍රැවය නිර්මාණය වේ. ඊට සාපේක්ෂව ප්‍රතිවිරුද්ධ අන්තයක ධන ධ්‍රැවය නිර්මාණය වේ. මේ අනුව HCl අණුවේ සාණ ධ්‍රැවය Cl මත ද ධන ධ්‍රැවය H පරමාණුව මත ද පිහිටයි. සම්මුතියක් ලෙස ධ්‍රැවීය බන්ධන පහත දැක්වෙන පරිදි සටහන් කෙරේ.



ද්විධ්‍රැවය “ \longleftrightarrow ” ලෙස සංකේතවත් කෙරෙන අතර, ඊ හිස සාණ ධ්‍රැවය දෙසට යොමු වන පරිදි සලකුණු කෙරේ.



උදා:



අණුවක නිත්‍ය ද්විධ්‍රැවයක් ඇති විට එක් එක් ධ්‍රැවයේ ප්‍රතිවිරුද්ධ ආරෝපණ විශාලත්වයන් සමාන නිසා සමස්ත අණුව විද්‍යුත් වශයෙන් උදාසීන වේ. එක් ධ්‍රැවයක ආරෝපණයත් එම ධ්‍රැව දෙක අතර පරතරයක් අතර ගුණනය මගින් ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය ගණනය කෙරේ. නිදසුනක් ලෙස HCl අණුව සැලකූ විට දී එහි බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝනවල අසමාකාර ව්‍යාප්තිය නිසා එක් ධ්‍රැවයක් H පරමාණුව ආශ්‍රිතව ද අනෙක් ධ්‍රැවය Cl පරමාණුව ආශ්‍රිතව ද ඇත. HCl අණුවේ ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය පහත පරිදි ගණනය කළ හැකි ය.

$$\text{ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණයේ විශාලත්වය } (\mu) = \text{ධ්‍රැවයක ආරෝපණය } (\delta) \times \text{බන්ධන දිග}$$

මෙම සමීකරණයේ δ හි ඒකක කුලෝම් (C) වන අතර r හි ඒකක මීටර් (m) වන බැවින් ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණයේ ඒකක Cm වේ.

අණුවල ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය (එයට විශාලත්වයක් හා දිශාවක් ඇති බැවින් දෛශික රාශියක් වේ). සාමාන්‍යයෙන් ප්‍රකාශ කරන්නේ ඩෙබයි (Debye) යන ඒකකයෙනි. D මගින් එය සංකේතවත් කෙරේ. $1D = 3.34 \times 10^{-30}$ Cm

මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක විද්‍යුත්-සෘණතාව මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන එම පරමාණුව දෙසට ආකර්ෂණය වීමේ හැකියාව විස්තර කරන බැවින් විද්‍යුත්-සෘණතා වෙනස මගින් අයනික ගුණ ප්‍රතිගතය ගණනය කිරීමට හැකි ආකෘතීන් ඇත. ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණ තොරතුරු හා බන්ධන දිග පදනම් කරගනිමින් අයනික ගුණ ප්‍රතිගතය ගණනය කළ හැකිය. එහෙත් ඒවා පරීක්ෂණාත්මක තොරතුරු ඇසුරෙන් තහවුරු විය යුතු ය. වෙනස් මූලද්‍රව්‍ය දෙකක් අතර බන්ධනය ශුද්ධ ලෙස ම සහසංයුජ නො වේ. එහි යම් ප්‍රතිගතයක අයනික ගුණ පවතී.

විද්‍යුත් සෘණතාවයේ විශාලත්වය කෙරෙහි බලපාන සාධක

යම් මූලද්‍රව්‍යයක විද්‍යුත්-සෘණතාව නියතයක් යැයි උපකල්පනය කලත්, මූලද්‍රව්‍යයේ පරිසරය මත තරමක් දුරට වෙනස් වේ. විද්‍යුත් - සෘණතාව කෙරෙහි බලපාන වැදගත් සාධක හතරක් පහත දැක්වේ.

• **මුහුම්කරණය**

s ලක්ෂණ වැඩි වූ විට, විද්‍යුත් - සෘණතාව වැඩිවේ. C වල විද්‍යුත් - සෘණතාව $C(sp^3) < C(sp^2) < C(sp)$ එම නිසා CH_4, C_2H_4 සහ C_2H_2 යන අණුවල C පරමාණු වේ. විද්‍යුත් - සෘණතාව පහත ආකාරයට වැඩිවේ. $CH_4 < C_2H_4 < C_2H_2$

• **ආරෝපණය**

උදා :- N වල විද්‍යුත් - සෘණතාව $:NH_2^- < NH_3 < NH_4^+$ සියළු N පරමාණු sp^3 මුහුම්කරණය ලබා ගෙන ඇත. $N^- < N < N^+$ විද්‍යුත්-සෘණතාව වෙනස් වන ආකාරය ඉහත දැක්වේ. පරමාණුවේ ධන ආරෝපණ වැඩි වන විට එහි විද්‍යුත් - සෘණතාව උදාසීන පරමාණුවකට වඩා වැඩිවේ. තව ද සෘණ ආරෝපිත අයනයක විද්‍යුත් - සෘණතාව ට වඩා උදාසීන පරමාණුවක විද්‍යුත් - සෘණතාව වැඩිවේ.

• **ඔක්සිකරණ අංකය**

H_2S , SO_3^{2-} සහ SO_4^{2-} යන ප්‍රභේදවල S පරමාණුවේ මුහුම්කරණය sp^3 වේ. S පරමාණුවේ අරෝපණය ශුන්‍යය. දී ඇති අණුවල මුහුම්කරණය සහ අරෝපණය එකම වේ. එම නිසා දී ඇති ප්‍රභේදවල S වල විද්‍යුත් - සෘණතාව එක් එක් ප්‍රභේදයේ ඇති S වල ඔක්සිකරණ අංකය මත රඳා පවතී. H_2S , SO_3^{2-} සහ SO_4^{2-} යන ප්‍රභේදවල S වල ඔක්සිකරණ අංක පිළිවෙලින් -2, +4 සහ +6 වේ. එම නිසා S වල විද්‍යුත් - සෘණතාව $H_2S < SO_3^{2-} < SO_4^{2-}$ ආකාරයට විචලනය වේ.

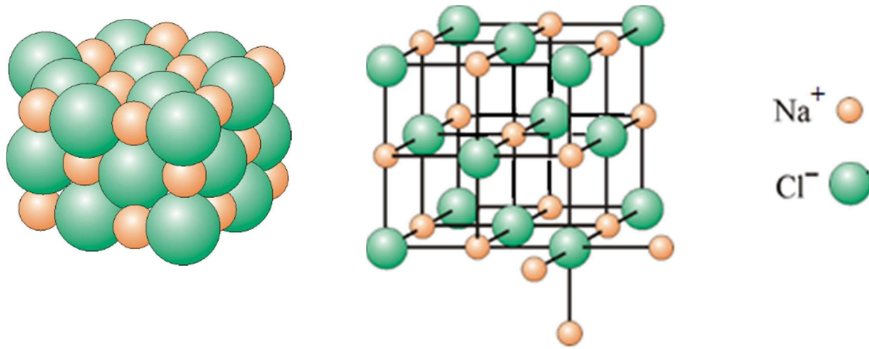
- අණුවේ සලකා බලන පරමාණුවකට සම්බන්ධ අනෙකුත් පරමාණුවල ස්වභාවය උදා :- CF_4 වල C වල විද්‍යුත් - සෘණතාව CCl_4 වලට වඩා විශාලය. ෆ්ලෝරීන්වල ඉහළ විද්‍යුත් - සෘණතාව නිසා C පරමාණුව ෆ්ලෝරීන් පරමාණු හතරකට සම්බන්ධ වී පැවතීම ෆ්ලෝරීන් පරමාණු හතරකට සම්බන්ධ ව පවතිනවාට වඩා ඉහළ ධනතාවයකින් යුක්ත ය. මෙය ෆ්ලෝරීන්වලට සම්බන්ධ ව පවතින කාබන්වලට ඉහළ විද්‍යුත් - සෘණතාවක් ඇති කරයි.

ඉහත නීති යෙදීමේ දී, විවිධ අණුවල අඩංගු මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුව සැලකීමේ දී, පරමාණුවේ අරෝපණයට වඩා මුහුම්කරණයට ප්‍රමුඛත්වය දෙනු ලැබේ. මුහුම්කරණය සමාන නම්, පරමාණුවේ ආරෝපණයට ප්‍රමුඛත්වය දෙනු ලැබේ. උදාහරණයක් වශයෙන් NH_3 හා NH_4^+ හි නයිට්‍රජන්වල මුහුම්කරණය එකට වේ. එබැවින් මෙම ප්‍රභේද දෙකෙහි නයිට්‍රජන් පරමාණුවේ විද්‍යුත් - සෘණතාවය තීරණය කරනු ලබන්නේ අරෝපණය මගිනි. NH_3 වල නයිට්‍රජන් පරමාණුව උදාසීන වන අතර, NH_4^+ හි නයිට්‍රජන් පරමාණුව ධන අරෝපිත බැවින් NH_4^+ හි නයිට්‍රජන් පරමාණුව වඩාත් විද්‍යුත් සෘණ වේ.

එසේ ම මුහුම්කරණය හා අරෝපණය එකට වේ නම්, එවිට ඔක්සිකරණ අංකය සැලකිල්ලට ගත හැකි වේ. උදාහරණයක් වශයෙන් CH_3F හා CH_4 වල මුහුම්කරණය සහ අරෝපණය එකම වේ. CH_3F හි කාබන්වල ඔක්සිකරණ අංකය -2 වන අතර, CH_4 හි -4 වේ. එබැවින් විද්‍යුත් - සෘණතාවය ඔක්සිකරණ අංකය පදනම් කරගෙන නිර්ණය කළ හැකි ය. ඉහළ ඔක්සිකරණ අංකයක් ඇති CH_3F හි කාබන්වල විද්‍යුත් - සෘණතාවය, CH_4 වලට වඩා වැඩිවේ, මුහුම්කරණය අරෝපණය හා ඔක්සිකරණ අංකය එකම වන විට, අනෙකුත් පරමාණුවල බලපෑම සැලකිය යුතු යි. උදාහරණයක් වශයෙන් $CHCl_3$ හා CHF_3 වල කාබන් පරමාණුවේ විද්‍යුත් - සෘණතාවය කාබන් පරමාණුවට සම්බන්ධ වී ඇති පරමාණුවල විද්‍යුත් - සෘණතාව සංසන්දනය කළ හැකි ය. ඒ අනුව, CHF_3 හි කාබන් පරමාණුව $CHCl_3$ වලට වඩා විද්‍යුත් සෘණ වේ.

අයනික බන්ධන / අයනික අන්තර් ක්‍රියා

ධන හා ඍණ අයන අතර හටගන්නා ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණ බල හේතුවෙන් අයනික බන්ධන සෑදේ. මෙම ධන හා ඍණ අයන සන (ස්ඵටික) අවස්ථාවේ දී එක්තරා රටාවකට ඇසිරී ඇත. එය “දැලිස් ව්‍යුහයක්” ලෙස හැඳින්වේ. සෑම ධන අයනයක් වටා ඍණ අයන ද සෑම ඍණ අයනයක් වටා ධන අයන ද වන පරිදි කිසියම් රටාවකට අයන ඇසිරී ඇත. නිදසුන් ලෙස NaCl දැලිසෙහි Na^+ අයනය වටා Cl^- අයන හයක් ද Cl^- අයනය වටා Na^+ අයන හයක් ද වන පරිදි දැලිස් ව්‍යුහය සැකසී ඇත.



NaCl හි දැලිස් ව්‍යුහය

අයනික දැලිසේ ඇති කුඩා අයනය කැටායනය වන අතර, එහි ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව න්‍යෂ්ටියට තදින් බැඳී පවතී. අයනික දැලිසේ ඇති විශාල අයනය ඇනායනය වන බැවින් කැටායනයට සාපේක්ෂව එහි බාහිර ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටියට ලිහිල්ව බැඳී ඇත. බාහිර විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රයක් මගින් ඇනායනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාවේ හැඩය පහසුවෙන් වෙනස් වේ. කැටායනයේ ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණය මගින් විශාල ඇනායනයක ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාවේ හැඩය ඉතා පහසුවෙන් වෙනස් වේ. කැටායනයේ ක්ෂේත්‍ර ප්‍රබලතාව නිසා ඇනායනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ඒ වෙනට ඇද ගනී. ඇනායනයක ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ඇද ගැනීමට කැටායනයකට ඇති හැකියාව **ධ්‍රැවීකාරක බලය** ලෙස හැඳින්වේ. කැටායනය, ඇනායනය වෙත ආසන්න වීමේ දී එහි ක්ෂේත්‍ර ප්‍රබලතාව නිසා ඇනායනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ගෝලාකාර හැඩයේ වෙනස් වීමට ඇති හැකියාව ධ්‍රැවණශීලතාව ලෙස හැඳින්වේ.

බන්ධනයක අයනික ලක්ෂණ හා සහසංයුජ ලක්ෂණ පවතින ප්‍රමාණය ධ්‍රැවීකරණය (කැටායනයේ ධ්‍රැවීකාරක බලය සහ ඇනායනයේ ධ්‍රැවණශීලතාව) මත රඳා පවතී.

- කැටායනයේ ප්‍රමාණය කුඩා වන විට හා ආරෝපණය වැඩි වන විට
- ඇනායනයේ ප්‍රමාණය විශාල වන විට හා ආරෝපණය වැඩි වන විට ධ්‍රැවීකරණය වැඩි වේ.

ධ්‍රැවීකරණය වැඩි වන නිසා අයනික ලක්ෂණ අඩු වේ.
සහසංයුජ ලක්ෂණ වැඩි වේ.

ලෝහක බන්ධන

ව්‍යුහයේ හැසිරීම පිළිබඳ වාලක ආකෘතිය පදනම් කර ගනිමින් පෝල් කාල් ලුඩ්විග් ඩිරූඩ් හා හෙන්ඩ්‍රික් ලෝරෙන්ස් විසින් ලෝහක බන්ධන ආකෘතිය නිර්මාණය කරන ලදී. ඩිරූඩ් හා ලෝරෙන්ස් ආකෘතිය අනුව ලෝහ පරමාණු, ඒවායේ සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන ලෝහක බන්ධන සෑදීමට ප්‍රදානය කරමින් ධන අයන බවට පත් වේ. පරමාණු ඉතා විශාල ප්‍රමාණයකින් සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉතා විශාල සංඛ්‍යාවක් අඩංගු ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාවක් නිර්මාණය වේ. මෙම ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව මගින්, එම ධන අයන අතර විකර්ෂණ බල මැඩ පවත්වමින් ඒවා යම් දූලිස් ව්‍යුහයක් තුළ ස්ථායී ව පවත්වා ගනු ලැබේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව තුළ දූලිස් ව්‍යුහයේ සමස්ථ සැකැස්ම අන්තර්ගත වූ ධන අයන (කැටායනය) හා ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව අතර වූ ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ශන බලය ලෝහක බන්ධනය ලෙස හැඳින්විය හැකිය. ධන අයන අතිවිශාල ප්‍රමාණයකින් සමන්විත වූ දූලිස් ස්ථායී වන පරිදි සවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව සමස්ත දූලිස් පුරා අනවරතව වලනය වේ. ලෝහක බන්ධනයක ප්‍රබලතාව මූලික වශයෙන් සාධක තුනක් මත රඳා පවතී.

- ලෝහක බන්ධනය නිර්මාණය වීමට පරමාණුවකින් සපයන ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන නිදසුන් ලෙසට සැලකූ විට දී සෝඩියම් පරමාණුවකින් එහි සංයුජතා කවචයේ එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඇති නිසා එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ද ඒ පරිදි මැග්නීසියම් පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් ද යනාදි වශයෙන් පරමාණුවකින් සපයන ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන වැඩි වත් ම ලෝහක බන්ධන ප්‍රබලතාව වැඩි වේ.

- අයනික අරය
ධන අයන විශාල වත් ම ලෝහක බන්ධනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන සනත්වය අඩු වී, ලෝහක බන්ධන ප්‍රබලතාව ය අඩු වේ.

- අයනික ස්වභාවය
සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන කොතරම් දුරකට ලෝහක බන්ධන සඳහා දායකත්වයක් සපයත් ද යන්න මින් අදහස් කෙරේ. නිදසුනක් ලෙස සෝඩියම් පරමාණුව එහි සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන මුළුමනින් ම ලෝහක බන්ධන සඳහා නිදහස් කරයි. නමුත් අයනිකරණ ශක්තිය වැඩි වත් ම ලෝහක බන්ධන සඳහා එම ඉලෙක්ට්‍රෝන නිදහස් කිරීමේ ප්‍රවණතාව අඩු වේ. ක්ෂාරීය ලෝහ හා ක්ෂාරීය පාංශු ලෝහ කෙරෙහි මේ සාධකයේ බලපෑමක් නොමැති තරම් ය. එහෙත් අන්තරික මූලද්‍රව්‍යවල දී මේ සාධකයේ බලපෑම සැලකිය යුතු ය.

ද්විතීයික අන්තර් ක්‍රියා

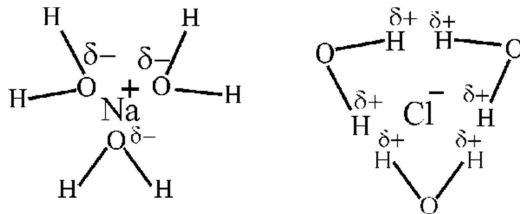
අණු අතර පවතින සෑම වර්ගයකම අන්තර්ක්‍රියා, ද්විතීයික අන්තර්ක්‍රියා ලෙස හැඳින්වේ. මේවා පොදුවේ වැන්ඩර්වාල් අන්තර්ක්‍රියා ලෙස ද හැඳින්වේ. අන්තර්-අණුක බල වර්ග පහකට වෙන් කළ හැක.

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

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

අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

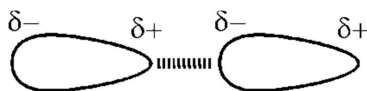
ජලය තුළ NaCl වැනි අයනික ලවණ දිය වනුයේ එහි ඇති ධන අයන හා ඍන අයන ජල අණු සමඟ ඇති කර ගන්නා ද්විතීයික අන්තර්ක්‍රියා නිසා ය. අයනික සංයෝග වල ධන අයන (NaCl හි Na^+ අයන) සමඟ ධ්‍රැවිත අණුවේ ඍණ ධ්‍රැවය δ^- (H_2O හි O පරමාණුව) අන්තර්ක්‍රියා කරයි. ඍණ අයන සමඟ ධ්‍රැවිත අණුවේ (ජලයේ) δ^+ ධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා කරයි. මේ අන්තර්ක්‍රියා අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා ලෙසට නම් කර ඇත. ජලීය NaCl ද්‍රාවණයක වූ Na^+ අයන හා Cl^- අයන ජල අණුවලින් වට වී ද්‍රාවණ අවස්ථාවේ ස්ථායීව පවතින්නේ මේ අයන-ද්විධ්‍රැව බන්ධන නිසා ය.



NaCl අයන හා H_2O අතර අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

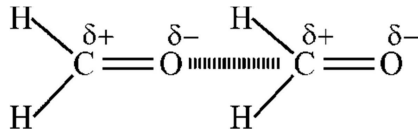
ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

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



ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

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.



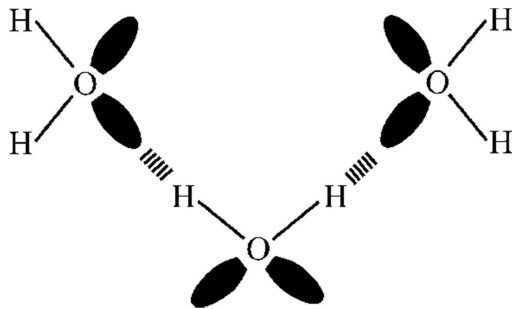
ෆෝමැල්ඩිහයිඩ්හි ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

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

හයිඩ්‍රජන් පරමාණුව N,O 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-සාණකා 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. මෙලෙස δ^+ ලෙස ධ්‍රැවිත H පරමාණු සමග, 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 සමග 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)

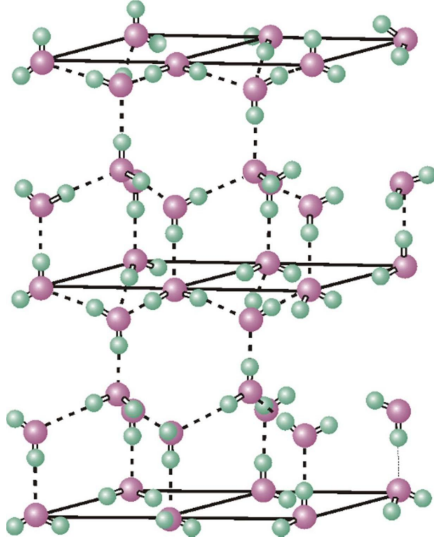


ජලයේ ඇති හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

ඉහත රූපයේ දැක්වෙන පරිදි එක් ජල අණුවක් තවත් ජල අණු සමග හයිඩ්‍රජන් බන්ධන මගින් බැඳී ඇත. සජාතීය අණු අතර හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති අවස්ථා සඳහා ද්‍රව NH_3 හා H_2O නිදසුන් ය.

ජලය වැනි අණුක ද්‍රව්‍යයන්ගේ හැසිරීම හා ගුණාංග ධ්‍රැවීයතා ආකෘතිය සමග ගලපා ගත හැකි ය. 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

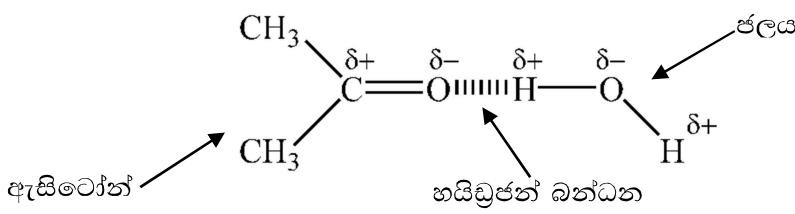
0°C දී ජලය අයිස් බවට පත් වේ. ජලය 0°C තෙක් සිසිල් කිරීමේ දී ජල අණුවල චාලක ශක්තිය අඩුවෙත්ම ජල අණුවක් වටා ඇති විය හැකි හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සංඛ්‍යාව වැඩිවේ. 0°C දක්වා සිසිල් කිරීමේ දී තාපජ ශක්තිය ඉවත් වීමෙන් චාලක ශක්තිය අඩුවීම නිසා ජල අණුවක් සාදන හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සංඛ්‍යාව වැඩි වී අණු ක්‍රමවත් රටාවකට ඇතිරේ. මෙහිදී එක් එක් ජල අණුව ඒ වටා ඇති ජල අණු සමඟ උපරිම හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සංඛ්‍යාවක් සාදයි.



අයිස් තුළ ඇති H₂O අණුවල සැකසීම

සෑම ජල අණුවකටම H පරමාණු දෙක මගින් හයිඩ්‍රජන් බන්ධන දෙකක් සෑදිය හැකි අතර, O පරමාණුව මත ඇති එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙක යොදා ගැනීමෙන් තවත් බන්ධන දෙකක් සෑදිය හැකිය. 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 ඇතිරීම 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 අදාළ සිසිලන තත්වයන් මත රඳා පවතී.

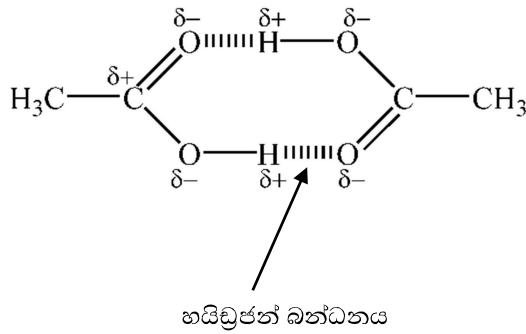
කෙසේ වුවද එකිනෙකට වෙනස් අණු අතර පවා හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති වේ. නිදසුන් ලෙසට ජලය හා ඇසිටෝන් මිශ්‍රණය දැක්විය හැකිය.



ජලය හා ඇසිටෝන් මිශ්‍රණය තුළ ඇති හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

පහත දැක්වෙන පරිදි, 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 *o*- ආරෝපණය සහිත විද්‍යුත්සාණ පරමාණුව සෑම විටම හයිඩ්‍රජන් වලට බැඳී තිබීම අනවශ්‍ය සාධකයක් නොවේ. හයිඩ්‍රජන් බන්ධනයක් ඇතිවීමට

තරම් ප්‍රමාණවත් ධ්‍රැවිතතාවයක් H පරමාණුවට හා අනෙක් විද්‍යුත්සෘණ මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවකට (O, N, F) තිබිය යුතු බැව් මෙයින් පෙනී යයි.



ඇසිටික් අම්ලය තුළ ඇති H බන්ධන

සංශුද්ධ HF හි ද හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇත. සංශුද්ධ HF හි අණු සැකසී ඇති ආකාරය පහත 2.46(a) රූපයේ දැක්වේ. HF අණු හා F^- අයන අඩංගු ද්‍රාවණයක F^- අයන සමග HF අණුවක δ^+ ආරෝපිත හයිඩ්‍රජන් පරමාණු අතර හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති විය හැකි ආකාරය පහත (b) රූපයේ දැක්වේ.



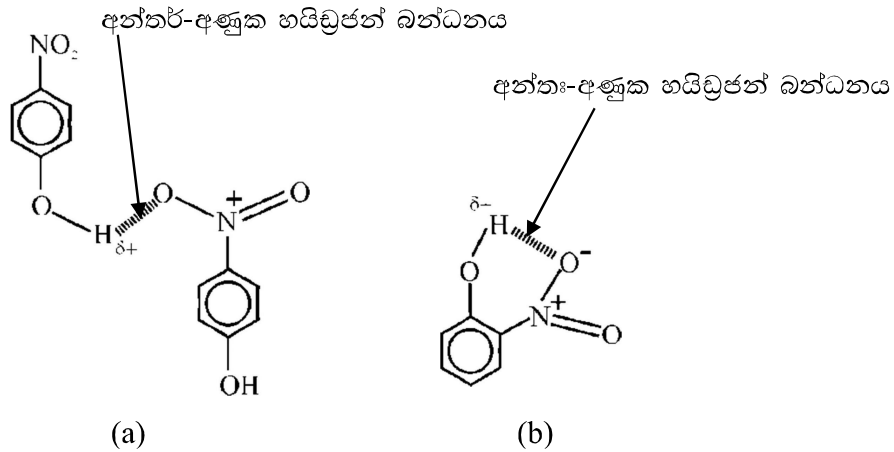
(a)

(b)

(a) HF තුළ ඇති H බන්ධන, (b) NaF හා HF තුළ 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 **අන්තර්-අණුක හයිඩ්‍රජන් බන්ධන** ලෙස හැඳින්වේ.

රූපයෙන් ඕනෝ-නයිට්‍රොෆෝස්පරික් හා පැරා-නයිට්‍රොෆෝස්පරික් ඇති හයිඩ්‍රජන් බන්ධන මගින් අන්තර්-අණුක හයිඩ්‍රජන් බන්ධන හා අන්තර්-අණුක හයිඩ්‍රජන් බන්ධන අතර වෙනස විදහා දැක්වේ.

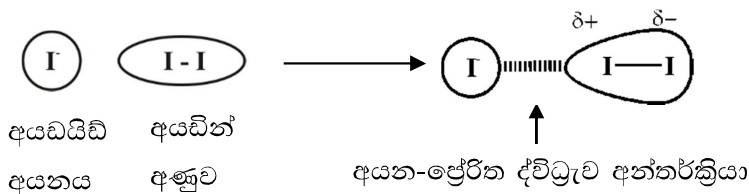


පැරා-නයිට්‍රෝෆීනෝල් හා (b) ඕනෝ-නයිට්‍රෝෆීනෝල් වල හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

ඇතැම් අවස්ථා හි දී විද්‍යුත්සාණ පරමාණුව ලෙස Cl පරමාණුව ඇති විට දී (හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ප්‍රබලතාව තරමක් අඩු ය) හයිඩ්‍රජන් බන්ධන පවතින බවට ද අර්ථ දැක්වේ. මේ නිසා Cl පරමාණුව ඇතුළත් වන පරිදි FONCl ලෙසට තවත් නීතියක් ඇත. නමුත් සාමාන්‍යයෙන් ප්‍රබල හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති වනුයේ δ^+ ලෙසට ධ්‍රැවිත H පරමාණුවක් සමඟ δ^- ලෙසට ධ්‍රැවිත N, O හෝ F පරමාණු අතරය.

අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

අයඩීන් (I_2) නිර්ධ්‍රැවීය නිසා ජලය තුළ දියවන්නේ ඉතා මද වශයෙනි. එහෙත් ජලීය KI තුළ සන 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 තත්වයට 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.



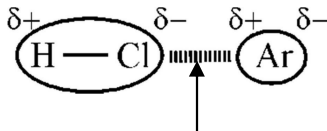
අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

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

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 $1/r^6$ ට සමානුපාතික වේ. “r” යනු අණු දෙක අතර දුර වේ.

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



ද්විධ්‍රැව - ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

ද්විධ්‍රැව - ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

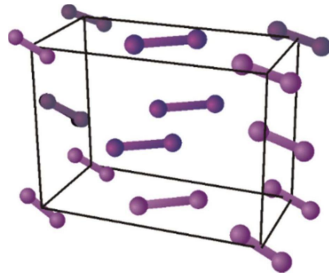
ලන්ඩන් අන්තර්ක්‍රියා (බල) (ක්ෂණික ද්විධ්‍රැව-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා)

නිර්ධ්‍රැවීය සංයෝගවල දී එම අණු එකිනෙක රඳවා ගනු ලබන්නේ එම අණු අතර හටගන්නා ඉතා දුර්වල අන්තර්ක්‍රියා විශේෂයක් මගින් ය. ඝන, ද්‍රව හා වායු අවස්ථාවේදී නිෂ්ක්‍රීය මූලද්‍රව්‍ය ආශ්‍රිතව මෙවැනි දුර්වල අන්තර්ක්‍රියා ඇත. මේවා **ලන්ඩන් බල** නම් වේ. අණුව නිර්ධ්‍රැවීය වුවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන අඛණ්ඩ වලිතයේ යෙදෙන නිසා යම් ක්ෂණයක දී ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය වැඩි පෙදෙසක් ඇති වන අතර, එම පෙදෙසට සාපේක්ෂව ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය අඩු පෙදෙසක් ඇති වේ. ඊළඟ ක්ෂණයේ දී එම ධ්‍රැව දෙකෙහි පිහිටීම වෙනස් වේ. මෙවන් අවස්ථාවක එක් ක්ෂණයක දී ඇති වන ද්විධ්‍රැවයක් සමඟ තවත් අණුවක ඇති වන එවැනි ම ද්විධ්‍රැවයක ප්‍රතිවිරුද්ධ ලෙස ආරෝපිත ($\delta^+ \text{---} \delta^-$) ධ්‍රැව අතර වූ අන්තර්ක්‍රියා අපකීරණ බල හෝ ලන්ඩන් බල ලෙස හැඳින්වේ. අණුවක පෘෂ්ඨික වර්ගඵලය වැඩි නම් මෙවැනි අන්තර්ක්‍රියා ඇති වීමේ හැකියාව වැඩි වේ. අණු දෙකක පෘෂ්ඨික 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 අපකීරණ බල, ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව බල වලට වඩා වැදගත් ය. ඝන අවස්ථාවේ දී අයඩීන් අණු වල ක්‍රමවත් ඇසිරීම සම්බන්ධයෙන් වඩාත් ප්‍රමුඛ ආකර්ෂණ බල වන්නේ ලන්ඩන් බලය.

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. ඝන අවස්ථාවේ ඇති අයඩීන් අණුවල අණුක වලිතය සඳහා කාමර උෂ්ණත්වයේ ඇති තාප ශක්තිය ප්‍රමාණවත් නො වේ. ඝන අවස්ථාවේ දී ලන්ඩන් බල මගින් අයඩීන් අණු ක්‍රමවත් සැකැස්මක තබා ගනී. අයඩීන් අණුවල විශාල පෘෂ්ඨික වර්ගඵලය විසින් යාබද අණු සමඟ ඇති කෙරෙන ලන්ඩන් බල නිසා අණුක දැලිස ව්‍යුහයක් නිර්මාණය වේ. අයඩීන් අණු නිර්ධ්‍රැවීය බැවින් ධ්‍රැවීය ද්‍රාවකවලට වඩා අධ්‍රැවීය ද්‍රාවකවල අයඩීන්හි ද්‍රාව්‍යතාව වැඩි ය.



අයඩින් වල දැලිස ව්‍යුහය

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

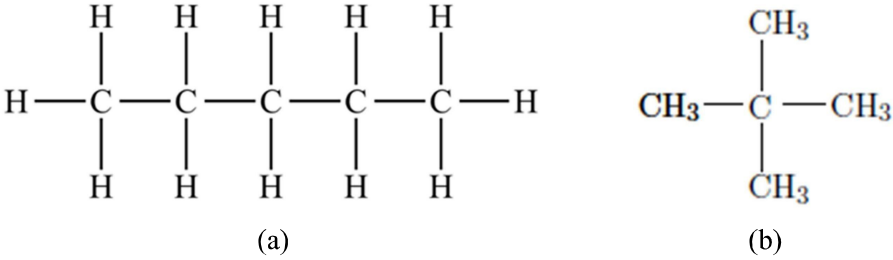
සරල අණු කිහිපයක තාපාංක හා ද්විධ්‍රැව සුර්ණ

අණුව	මවුලික ස්කන්ධය/ mol ⁻¹ g	ද්විධ්‍රැව සුර්ණය	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
ICl	162.5	1.6	97	ද්විධ්‍රැව

NO හා O₂ හි මවුලික ස්කන්ධ සංසන්දනාත්මක වන නමුත් NO හි තාපාංකය, O₂ හි තාපාංකයට වඩා ඉහළ ය. එබැවින් NO හි අන්තර්-අණුක ආකර්ෂණ බල ප්‍රභලතාව, O₂ හි අන්තර්-අණුක බලවල ප්‍රභලතාවට වඩා වැඩි ය. අණුවල ද්විධ්‍රැව සුර්ණය හා ධ්‍රැවීයතාව පිළිබඳ ආකෘතිය මේ නිරීක්ෂණය පැහැදිලි කිරීමට භාවිත කළ හැකි ය. NO, එකිනෙකට වෙනස් විද්‍යුත්-සාණතාවලින් යුත් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවලින් සැදී අණුවකි. එහෙයින් එය ධ්‍රැවීය අණුවක් වන අතර, එහි ද්විධ්‍රැව සුර්ණය 0.153 D වේ. ඔක්සිජන් අණුව ශුන්‍ය ද්විධ්‍රැව සුර්ණයෙන් යුත් නිර්ධ්‍රැවීය අණුවකි. ධ්‍රැවීය NO අණු අතර ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව ආකර්ෂණ පවතී. 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 (Br₂) හා අයඩීන් මොනොක්ලොරයිඩ් අණු (ICl) සමඉලෙක්ට්‍රොනික වේ. බ්‍රෝමීන් අණු නිර්ධ්‍රැවීය වන අතර, ද්‍රව බ්‍රෝමීන් 59 °C දී නටයි. ICl අණු ධ්‍රැවීය වන අතර, එම සංයෝගය නටන්නේ 97 °C දී ය. එය බ්‍රෝමීන්හි තාපාංකයට වඩා 40 °Cක් 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 අවශ්‍යවන්නේය.

අණු අතර වූ ආකර්ශන බල හි සම්ප්‍රයුක්ත ප්‍රබලතාව, අණුවල හැඩය මත ද රඳා පවතී. දිගින් වැඩි අණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වඩා පහසුවෙන් ධ්‍රැවීකරණයට හා විස්ථාපනයට පාත්‍ර වේ. නිදසුනක් ලෙස n-පෙන්ටේන් 36 °C දී නටන අතර නියෝ-පෙන්ටේන් නටන්නේ 90 °C දී ය. අණු අතර ආකර්ෂණය වැඩි වත් ම තාපාංක ඉහල යයි. එබැවින් n-පෙන්ටේන්හි ලන්ඩන් බල නියෝ-පෙන්ටේන්හි ලන්ඩන් බලවලට වඩා ප්‍රබල වේ. මෙයට හේතුව, නියෝ-පෙන්ටේන් අණුව සාපේක්ෂව ගෝලාකාර වීම හා එහි C-C බන්ධනවල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන CH₃ 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.



(a) n-පෙන්ටේන් හා (b) නියෝ-පෙන්ටේන්වල ව්‍යුහ