රසායන විද්‍යාව

10

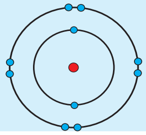
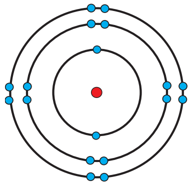
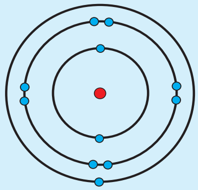
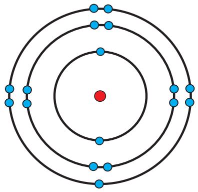
රසායනික බන්ධන

ඉංග්‍රීසි හෝඩියේ අඩංගු වන්නේ අක්ෂර 26 කි. එහෙත් එම අක්ෂර සංයෝජනයෙන් වචන විශාල සංඛ්‍යාවක් සෑදෙයි. මූලද්‍රව්‍ය ඇත්තේ ද සීමිත සංඛ්‍යාවකි. එහෙත් එම මූලද්‍රව්‍ය රසායනික ව සංයෝජනයෙන් සංයෝග මිලියන ගණනක් සෑදෙයි.

මූලද්‍රව්‍ය බොහොමයක් රසායනික සංයෝග සෑදුව ද, සාමාන්‍ය තත්ත්ව යටතේ සංයෝග සෑදීමට සහභාගී නොවන මූලද්‍රව්‍ය ද ඇත. හීලියම්, නියොන්, ආගන් ඒ සඳහා උදාහරණ වේ. ස්වභාවයෙන් තනි පරමාණු වශයෙන් පවතින මේ මූලද්‍රව්‍ය වායු වශයෙන් පවතී. ඒවා උච්ච වායු ලෙස හැඳින්වේ.

බොහෝ මූලද්‍රව්‍ය සංයෝග සෑදීමටත්, උච්ච වායු සංයෝග නොසෑදීමටත් හේතුව කුමක්ද? මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස සලකා බැලීමෙන් එය පැහැදිලි කළ හැකි ය.

වගුව 10.1

මූලද්‍රව්‍යය	ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය	ඉලෙක්ට්‍රෝන ශක්ති මට්ටම්හි පවතින ආකාරය
නියොන් (Ne)	2, 8	
ආගන් (Ar)	2, 8, 8	
සෝඩියම් (Na)	2, 8, 1	
ක්ලෝරීන් (Cl)	2, 8, 7	

මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන පවතින බාහිරතම කවචය **සංයුජතා කවචය** ලෙස හැඳින්වේ.

නියොන් හා ආගන් පරමාණුවල සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන අටක් බැගින් තිබේ. මෙම ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස **ස්ථායි වින්‍යාසයක්** ලෙස හඳුනාගෙන ඇත. මෙම ස්ථායි වින්‍යාසය නිසා මේවායේ ප්‍රතික්‍රියාශීලීත්වය ඉතා අඩු ය. එබැවින් මෙම මූලද්‍රව්‍ය උච්ච වායු ලෙස හැඳින්වේ. එහෙත් සෝඩියම් හා ක්ලෝරීන් පරමාණු සැලකූ විට එම තත්ත්වය වෙනස් ය. සෝඩියම් පරමාණුවට ස්ථායි උච්ච වායු ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලබාගැනීමට අවසාන කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝනය ඉවත් කිරීමට හෝ ඉලෙක්ට්‍රෝන හතක් ලබාගැනීමට හෝ සිදු වේ. එසේ ම ක්ලෝරීන් පරමාණුවට ස්ථායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලබාගැනීමට ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක් ලබාගැනීම හෝ ඉලෙක්ට්‍රෝන හතක් පිටකිරීම සිදු කළ යුතු ය. ස්ථායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලබා ගැනීම උදෙසා මෙම මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවල සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රතිසංවිධානය වීම සිදු වේ. ප්‍රතිසංවිධානය උදෙසා ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබාගැනීම හෝ පිටකිරීම හෝ හවුලේ තබා ගැනීම හෝ සිදු වේ.

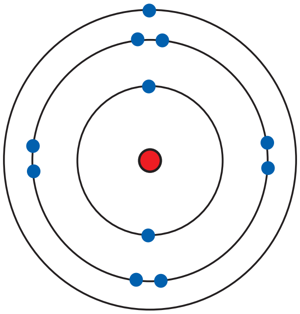
මෙලෙස මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු ස්ථායි වීම උදෙසා සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රතිසංවිධානය කරගැනීමෙන් පරමාණු අතර හෝ අයන අතර හෝ ඇති වන ආකර්ෂණ බල හෙවත් බැඳීම් රසායනික බන්ධන ලෙස හැඳින්වේ.

රසායනික බන්ධන සෑදීමේ දී ඊට සහභාගි වන පරමාණු හැසිරෙන ආකාරය අනුව රසායනික බන්ධන වර්ග දෙකකට බෙදිය හැකි ය.

1. අයනික බන්ධන (ionic bonds)
2. සහසංයුජ බන්ධන (covalent bonds)

10.1 අයනික බන්ධන

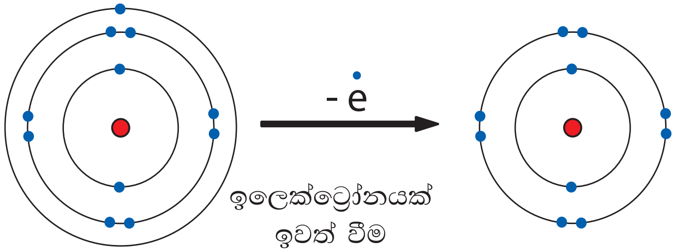
සෝඩියම් (Na) පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8, 1 වේ. සෝඩියම් අඩු විද්‍යුත් ඍණතා අගයක් සහිත මූලද්‍රව්‍යයකි. සෝඩියම් පරමාණුව සතු ප්‍රෝටෝන ගණන ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණනට සමාන නිසා මෙම පරමාණුව විද්‍යුත් වශයෙන් උදාසීන ය (10.1 රූපය).



ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන	11 (-11)
ප්‍රෝටෝන ගණන	11 (+11)
සමස්ත ආරෝපණය	0

සෝඩියම් පරමාණුව
10.1 රූපය

මෙහි බාහිර ශක්ති මට්ටමේ ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනය පිට කිරීම නිසා එය +1 ක ආරෝපණයක් සහිත සෝඩියම් අයනයක් (Na^+) බවට පත් වේ (10.2 රූපය). පරමාණුවකට ආරෝපණයක් ලැබීමෙන් පසු එය හඳුන්වන්නේ අයනයක් ලෙසයි. මෙම අයනයට + ආරෝපණයක් ඇති බැවින් එය ධන අයනයක් හෙවත් කැටායනයක් ලෙස හැඳින්වේ. අයනයක රසායනික ගුණ පරමාණුවක රසායනික ගුණවලට වඩා වෙනස් වේ.



Na පරමාණුව	
ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන	11(-11)
ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය	2, 8, 1
ප්‍රෝට්‍රෝන ගණන	11(+11)
සමස්ත ආරෝපණය	0

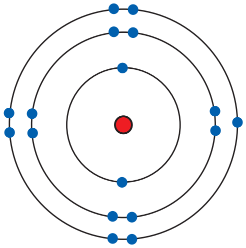
Na^+ අයනය	
ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන	10(-10)
ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය	2, 8,
ප්‍රෝට්‍රෝන ගණන	11(+11)
සමස්ත ආරෝපණය	+1

$$\mathbf{Na \longrightarrow Na^+ + e}$$

පරමාණුව ⟶ ධන අයනය + e

10.2 රූපය - Na පරමාණුවකින් Na^+ අයනයක් සෑදීම

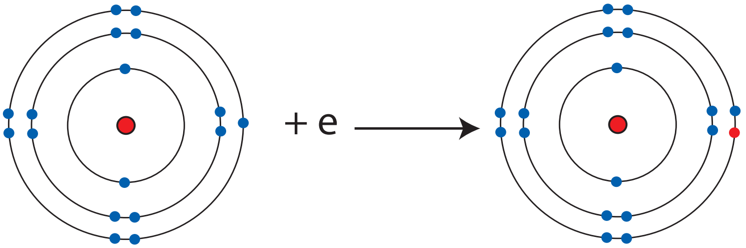
ක්ලෝරීන් පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8, 7 වේ. ක්ලෝරීන් ඉහළ විද්‍යුත් සෘණතා අගයක් සහිත මූලද්‍රව්‍යයකි. ප්‍රතිවිරුද්ධ ආරෝපණ සමාන නිසා මෙම පරමාණුව විද්‍යුත් වශයෙන් උදාසීන ය. (10.3 රූපය).



ක්ලෝරීන් පරමාණුව	
ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන	17 (-17)
ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය	2, 8, 7
ප්‍රෝටෝන ගණන	17 (+17)
සමස්ත ආරෝපණය	0

රූපය 10.3 - ක්ලෝරීන් පරමාණුව

ක්ලෝරීන් (Cl) පරමාණුවේ බාහිර ශක්ති මට්ටමට ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ලබා ගැනීම නිසා එය සෘණ ඒකක (-1) ආරෝපණයක් ඇති ක්ලෝරයිඩ් අයනය (Cl^-) සාදයි (10.4 රූපය). මෙම අයනයට සෘණ ආරෝණයක් ඇති බැවින් එය සෘණ අයනයක් හෙවත් ඇනායනයක් ලෙස හඳුන්වනු ලැබේ.



Cl පරමාණුව		Cl^- (ක්ලෝරයිඩ් අයනය)	
ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන	17 (- 17)	ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන	18 (- 18)
ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය	2, 8, 7	ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය	2, 8, 8
ප්‍රෝටෝන ගණන	17 (+ 17)	ප්‍රෝටෝන ගණන	17 (+ 17)
සමස්ථ ආරෝපණය	0	සමස්ත ආරෝපණය	- 1

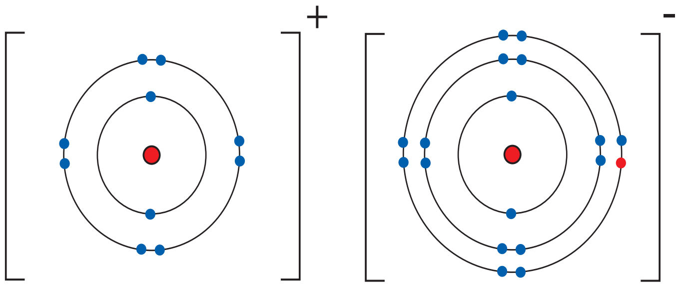
$$Cl + e \longrightarrow Cl^-$$

පරමාණුව + e ⟶ සෘණ අයනය

10.4 රූපය Cl පරමාණුවකින් Cl^- අයනයක් සෑදීම

උදාසීන පරමාණු ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීම නිසා ධන ආරෝපිත අයනත් උදාසීන පරමාණු ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබාගැනීම නිසා සෘණ ආරෝපිත අයනත් සාදයි. සමහර බහුපරමාණුක කාණ්ඩ ද ධන හෝ සෘණ ආරෝපණ දරයි (NH_4^+, SO_4^{2-}, NO_3^-). **විද්‍යුත් ආරෝපණයක් සහිත පරමාණුවක් හෝ පරමාණු පොකුරක් අයනයක් ලෙස හැඳින්වේ.**

සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් සංයෝගය සෑදෙන ආකාරය මී ළඟට විමසා බලමු. සෝඩියම් පරමාණුවලින් ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීමෙන් සෑදෙන සෝඩියම් ධන අයනත් ක්ලෝරීන් පරමාණු ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමෙන් ඇති වන ක්ලෝරයිඩ් සෘණ අයනත් ප්‍රතිවිරුද්ධ ව ආරෝපිත නිසා එකිනෙකා හා දැඩි ව ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණවලින් බැඳී සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් නම් අයනික බන්ධන සහිත සංයෝගය සෑදෙයි. මෙම ක්‍රියාව 10.5 රූපයෙන් නිරූපණය කර ඇත.



10.5 රූපය - Na^+ හා Cl^- අයන අතර ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණ

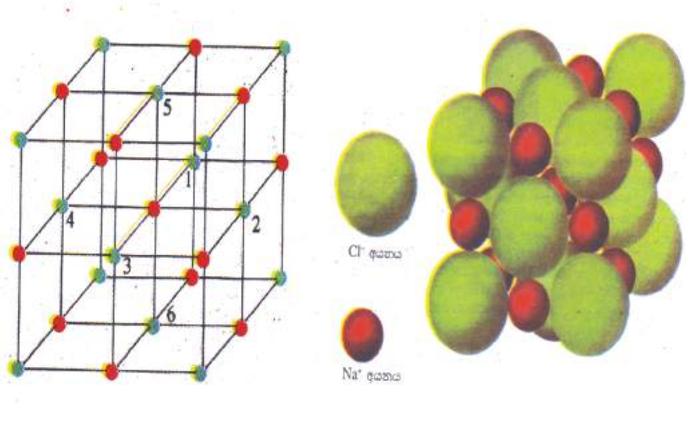
එක් පරමාණුවකින් තවත් පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රදානය කිරීම නිසා ප්‍රතිඵල වූ ධන හා සෘණ අයන අතර, ඇතිවන ප්‍රබල ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණය හේතුවෙන් ඇති වන බන්ධන, අයනික බන්ධන හෙවත් විද්‍යුත් සංයුජ බන්ධන ලෙස හැඳින්වේ. මේ අනුව සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් අයනික බන්ධනවලින් සමන්විත සංයෝගයකි. එවැනි සංයෝග අයනික සංයෝග ලෙස හැඳින්වේ.

සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් සෑදීමේ දී පරමාණුවල බාහිර ශක්ති මට්ටමේ ඉලෙක්ට්‍රෝන සකස් වන අන්දම පහත සටහනේ දැක්වේ.

	සෝඩියම් පරමාණුව Na		ක්ලෝරීන් පරමාණුව Cl	
සංයෝජනයට පෙර	ප්‍රෝටෝන 11	ඉලෙක්ට්‍රෝන 11 (2,8,1)	ප්‍රෝටෝන 17	ඉලෙක්ට්‍රෝන 17(2,8,7)
	Na^+ අයනය		Cl^- අයනය	
සංයෝජනයට පසු	ප්‍රෝටෝන 11	ඉලෙක්ට්‍රෝන 10 (2,8)	ප්‍රෝටෝන 17	ඉලෙක්ට්‍රෝන 18(2,8,8)

10.6 රූපය

සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් සංයෝගයේ අයන අතර ආකර්ෂණය එක් Na^+ අයනයකට හා Cl^- අයනයකට සීමා නොවෙයි. සෑම Na^+ අයනයක් වටා ම Cl^-අයන හයක් පිහිටන පරිදිත් සෑම Cl^- අයනයක් වටා ම Na^+ අයන හයක් පිහිටන පරිදිත් ධන හා සෘණ අයන විශාල සංඛ්‍යාවක් ජාලයක් ලෙස සැකසී ආකර්ෂණ බල ඇති කර ගනී. මේ නිසා Na^+ හා Cl^- අයන ක්‍රමවත් ව සකස් වී සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් නිශ්චිත ස්ඵටික දැලිස සෑදෙයි. මෙම දැලිස අයනික දැලිසක් ලෙස හැඳින්වේ(10.7 රූපය). සෑම අයනික සංයෝගයක ම අයන සකස් වී ඇත්තේ ත්‍රිමාන දැලිසක අකාරයට ය.



10.7 රූපය - සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් අයනික දැලිස

අයනික සංයෝග

බොහෝ විට අයනික බන්ධන හටගන්නේ විද්‍යුත් සෘණතා අගය අඩු පරමාණුවලින් සෑදෙන ධන අයන හා විද්‍යුත් සෘණතා අගය ඉහළ පරමාණුවලින් සෑදෙන සෘණ අයන අතර ය. එවැනි අයනික සංයෝග සඳහා නිදසුන් කිහිපයක් 10.2 වගුවේ දක්වේ.

වගුව 10.2

සංයෝගයේ නම	රසායනික සූත්‍රය
සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ්	$NaCl$
ලිතියම් ඔක්සයිඩ්	Li_2O
මැග්නීසියම් සල්ෆයිඩ්	MgS
කැල්සියම් ක්ලෝරයිඩ්	$CaCl_2$
පොටෑසියම් ෆ්ලුවොරයිඩ්	KF

ඉහත සංයෝගවලට අමතර ව අයන බණ්ඩක හා අයන සංයෝජනයෙන් ද අයනික බන්ධන හටගනී. ඒ සඳහා නිදසුන් 10.3 වගුවේ දක්වේ.

වගුව 10.3

සංයෝගයේ නම	රසායනික සූත්‍රය
කොපර් සල්ෆේට්	$CuSO_4$
කැල්සියම් කාබනේට්	$CaCO_3$
ඇමෝනියම් ක්ලෝරයිඩ්	NH_4Cl
ඇමෝනියම් නයිට්‍රේට්	NH_4NO_3

පැවරුම 10-1

ලිතියම් ඔක්සයිඩ් (Li_2O) හා කැල්සියම් ක්ලෝරයිඩ් ($CaCl_2$) යන අයනික සංයෝගවල අයනික බන්ධන සෑදෙන ආකාරය සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් සෑදෙන ආකාරය දක්වූ පරිදි රූපීය ආකාරයට නිරූපණය කරන්න.

ක්‍රියාකාරකම 01

වර්ණවත් ක්ලේ බෝල හෝ ප්ලාස්ටික් බෝල හෝ වෙනත් සුදුසු ද්‍රව්‍යයක් හෝ උපයෝගී කර ගනිමින් සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් අයනික දැලිසේ ආකෘතියක් නිර්මාණය කරන්න

10.2 සහසංයුජ බන්ධන

පරමාණු අතර බන්ධන ඇති වන තවත් ක්‍රමයක් නම් එම පරමාණු අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබා ගැනීමයි. මෙලෙස පරමාණු අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබා ගැනීමෙන්ද උච්ච වායු වින්‍යාසය ළඟා කර ගතහැකිය. **පරමාණු යුගලක් අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබා ගනිමින් එම පරමාණු එකිනෙක හා බැඳීම සහසංයුජ බන්ධනයක් ලෙස හැඳින්වේ.**

එක ම වර්ගයේ පරමාණු අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබා ගැනීමෙන් සම පරමාණුක අණු සෑදේ.

නිදසුන් : හයිඩ්‍රජන් (H_2), ෆ්ලුවොරීන් (F_2), ඔක්සිජන් (O_2), නයිට්‍රජන් (N_2)

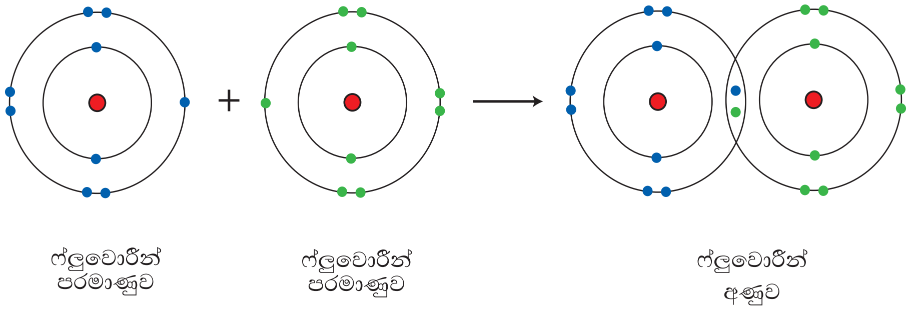
විවිධ මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබාගැනීමෙන් විෂම පරමාණුක අණු සෑදේ.

නිදසුන් : ජලය (H_2O), මීතේන් (CH_4), ඇමෝනියා (NH_3)

සම පරමාණුක හා විෂම පරමාණුක අණු කිහිපයක සහසංයුජ බන්ධන ඇති වන ආකාරය මී ළඟට සලකා බලමු.

a. ෆ්ලුවොරීන් අණුව

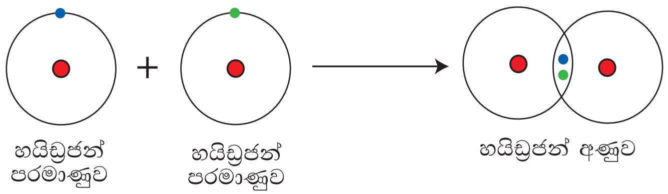
ෆ්ලුවොරීන් පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8, 7 වේ. ෆ්ලුවොරීන් පරමාණු දෙකක් අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් හවුලේ තබාගෙන එක් එක් ෆ්ලුවොරීන් පරමාණුව ස්ථායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලබාගනී. එහි ප්‍රතිඵලය වන්නේ ෆ්ලුවොරීන් පරමාණු දෙකක් සහසංයුජ ව බැඳී ෆ්ලෝරීන් (F_2) අණුවක් සෑදීමයි (10.8 රූපය).



10.8 රූපය - ෆ්ලුවොරීන් අණුව සෑදීම

b. හයිඩ්‍රජන් අණුව

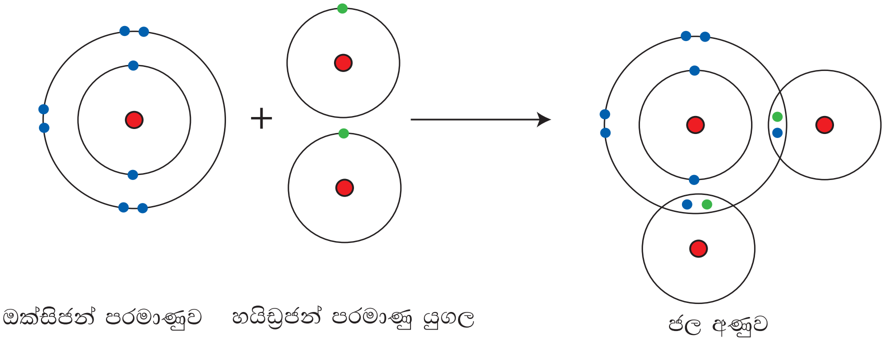
හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක් ඇත. හයිඩ්‍රජන් පරමාණු දෙකක් අතර එම ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබා ගැනීමෙන් ඒවා ස්ථායි හීලියම් වින්‍යාසය ලබාගනී. එමඟින් හයිඩ්‍රජන් පරමාණු දෙකක් සහසංයුජ ව බැඳී හයිඩ්‍රජන් අණුව (H_2) සාදයි(10.9 රූපය).



10.9 රූපය හයිඩ්‍රජන් අණුව සෑදීම

c. ජල අණුව

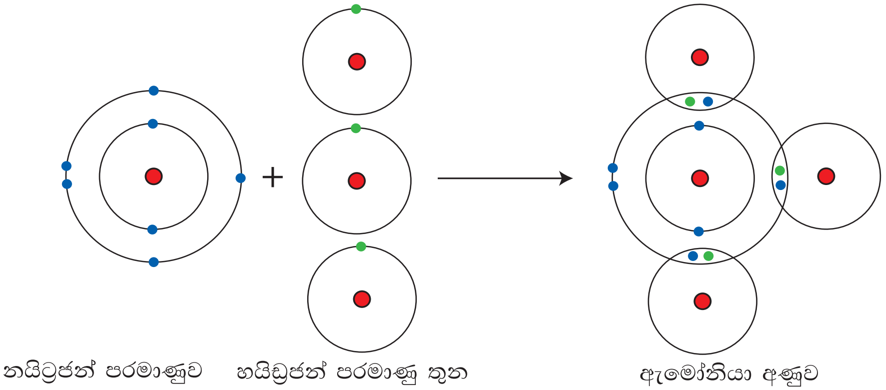
ඔක්සිජන් පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2,6 වේ. ඔක්සිජන් පරමාණුවක් හයිඩ්‍රජන් පරමාණු දෙකක් සමග ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් දෙකක් හවුලේ තබා ගනිමින් දී ඒක බන්ධන දෙකක් සෑදීමෙන් ජල අණුව (H_2O) සෑදේ (10.10 රූපය).



10.10 රූපය - ජල අණුව සෑදීම

d. ඇමෝනියා අණුව

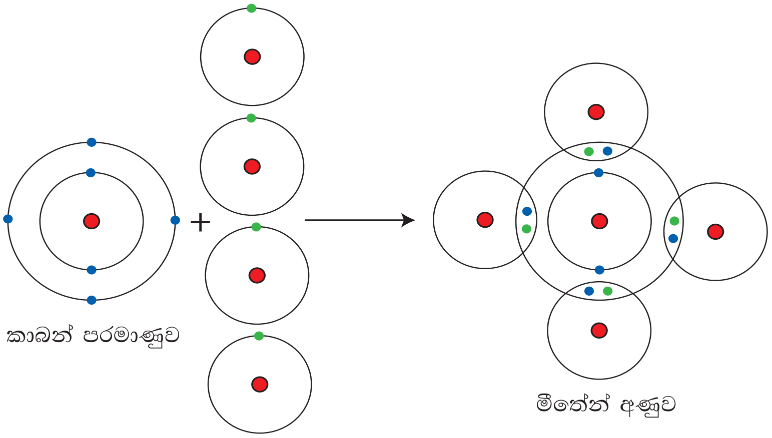
නයිට්‍රජන් පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2,5 වේ. නයිට්‍රජන් පරමාණුවක් සමග හයිඩ්‍රජන් පරමාණු තුනක් ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල තුනක් හවුලේ තබා ගනියි. මෙහිදී ඒක බන්ධන තුනක් සාදමින් ඇමෝනියා (NH_3) අණුව සෑදෙයි (රූපය 10.11).



රූපය 10.11 - ඇමෝනියා අණුව සෑදීම

e. මීතේන් අණුව

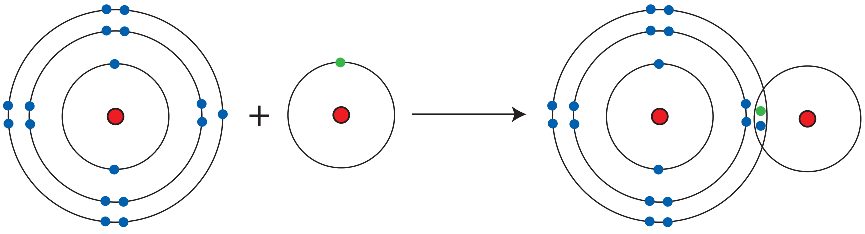
කාබන් පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2,4 වේ. කාබන් පරමාණුවක් සමඟ හයිඩ්‍රජන් පරමාණු හතරක් ඉලෙක්ට්‍රෝන හතරක් හවුලේ තබා ගනියි. මෙහි දී ඒක බන්ධන හතරක් සාදමින් මීතේන් අණුව (CH_4) සකස් වේ (10.12 රූපය).



10.12 රූපය - මීතේන් අණුව සෑදීම

f. හයිඩ්‍රජන් ක්ලෝරයිඩ් අණුව

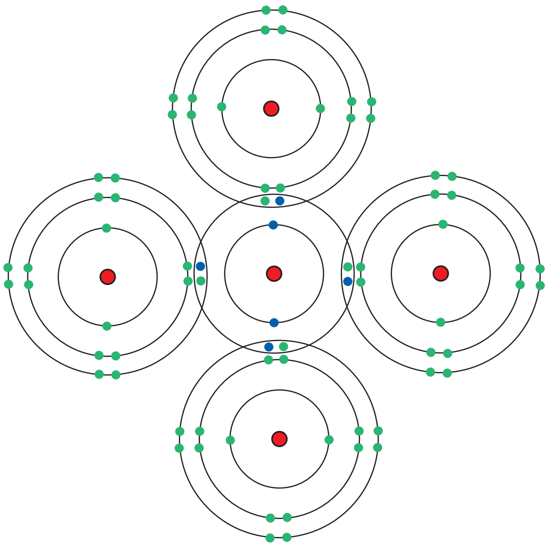
ක්ලෝරීන් පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2,8,7 වේ. ක්ලෝරීන් පරමාණුවක් හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවක් සමග ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් හවුලේ තබා ගැනීමෙන් හයිඩ්‍රජන් ක්ලෝරයිඩ් අණුව (HCl) සෑදේ (10.13 රූපය).



10.13 රූපය - හයිඩ්‍රජන් ක්ලෝරයිඩ් අණුව සෑදීම

g. කාබන් ටෙට්‍රාක්ලෝරයිඩ් අණුව

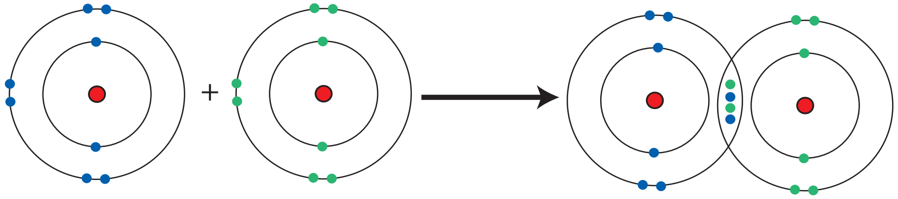
කාබන් පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 4 වේ. ක්ලෝරීන් පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8, 7 වේ. කාබන් පරමාණුවක් සමග ක්ලෝරීන් පරමාණු හතරක් ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හතරක් හවුලේ තබා ගනිමින් කාබන් ටෙට්‍රාක්ලෝරයිඩ් (CCl_4) අණුව සෑදෙයි (10.14 රූපය).



10.14 රූපය - කාබන් ටෙට්‍රාක්ලෝරයිඩ් අණුව

h. ඔක්සිජන් අණුව

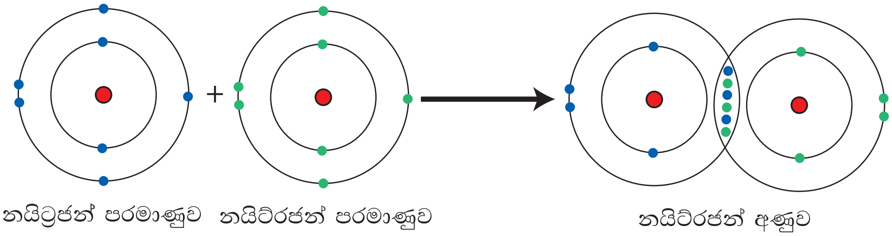
ඔක්සිජන් පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස 2, 6 වේ. ඔක්සිජන් පරමාණු දෙකක් අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකක් හවුලේ තබා ගනිමින් ඔක්සිජන් (O_2) අණුව සෑදේ. මෙලෙස පරමාණු අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකක් හවුලේ තබා ගන්නා නිසා එය ද්විත්ව බන්ධනයක් ලෙස හඳුන්වනු ලැබේ (10.15 රූපය).



10.15 රූපය - ඔක්සිජන් අණුව සෑදීම

i. නයිට්‍රජන් අණුව

නයිට්‍රජන් පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 5 වේ. නයිට්‍රජන් පරමාණු දෙකක් අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල තුනක් හවුලේ තබාගනිමින් නයිට්‍රජන් (N_2) අණුව සෑදේ. මෙලෙස ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල තුනක් හවුලේ තබාගන්නා නිසා එය ත්‍රිත්ව බන්ධනයක් ලෙස හැඳින්වේ (10.16 රූපය).



10.16 රූපය - නයිට්‍රජන් අණුව සෑදීම

ක්‍රියාකාරකම 02

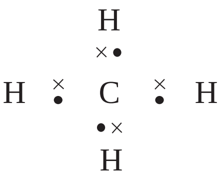
සහසංයුජ බන්ධන නිරූපණය.

අවශ්‍ය ද්‍රව්‍ය : ස්ටයිරිෆෝම්, විවිධ වර්ණවල පබළු, මාකර් පෑන්, ගම්

ක්‍රමය : ස්ටයිරිෆෝම් තහඩුවක් ගෙන, එහි a, b, c, d, e, f, h, i ලෙස ඔබ ඉහත අධ්‍යයනය කළ අණුවක් ඇඳ, ඉලෙක්ට්‍රෝන පබළුවලින් නිරූපණය කර, සහබන්ධන සෑදීම නිර්මාණශීලි ව සකස් කරන්න. එය පන්තියේ ප්‍රදර්ශනය කරන්න.

■ තිත් කතිර සටහන

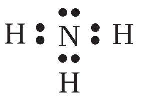
CH_4 හි තිත් කතිර ව්‍යුහය



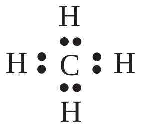
සහසංයුජ බන්ධන සෑදීමට සෑම විට ම සහභාගි වන්නේ පරමාණුවල සංයුජතා කවචයේ පවතින ඉලෙක්ට්‍රෝන වේ. සහසංයුජ බන්ධනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන පවතින ආකාරය ලුවිස් තිත් කතිර සටහනින් නිරූපණය කර දැක්විය හැකි ය. එහි දී එක් පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන තිත්වලින් ද අනෙක් පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන කතිරවලින් ද නිරූපණය කෙරේ. නිදසුනක් ලෙස මීතේන් (CH_4) අණුවේ තිත් කතිර ව්‍යුහය සලකා බලමු. කාබන්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 4 වන අතර සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන හතරක් ඇත. එම ඉලෙක්ට්‍රෝන තිත්වලින් නිරූපණය කර ඇත. කාබන් සමග සහසංයුජ බන්ධන සාදන හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝන කතිරවලින් නිරූපණය කර ඇත.

■ ලුවිස් ව්‍යුහය

අණුවක ඒ ඒ පරමාණුවල සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන තිත්වලින් නිරූපණය කර සහසංයුජ බන්ධන නිරූපණය කිරීම **ලුවිස් තිත්** සටහන ලෙස හැඳින්වේ.

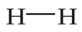


NH_3 හි තිත් සටහන

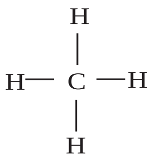


CH_4 හි තිත් සටහන

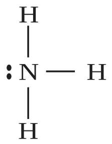
බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල කෙටි ඉරකින් ද (—) බන්ධන සෑදීමට සම්බන්ධ නොවන එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල තිත්වලින් ද (:) නිරූපණය කළ විට එය **ලුවිස් ව්‍යුහය** ලෙස දැක්විය හැකි ය.



H_2 හි ලුවිස් ව්‍යුහය



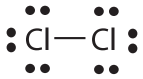
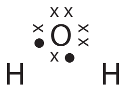
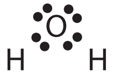
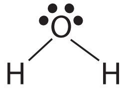
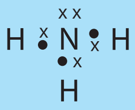
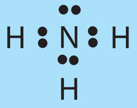
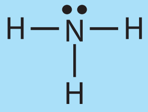
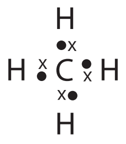
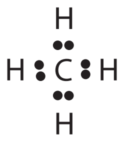
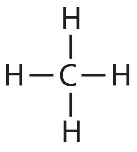
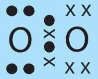
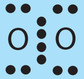
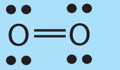
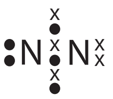
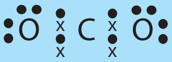
CH_4 හි ලුවිස් ව්‍යුහය



NH_3 හි ලුවිස් ව්‍යුහය

තිත්වලින් නිරූපණය කරන ලද ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ලෙසත් කෙටි ඉරකින් නිරූපණය කළ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ලෙසත් හැඳින්වේ. සහසංයුජ අණු කිහිපයක තිත් - කතිර සටහන, ලුවිස් තිත් සටහන හා ලුවිස් ව්‍යුහ පහත දක්වා ඇත.

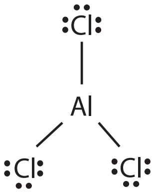
වගුව 10.3

අණුව	තිත් කතිර සටහන	ලුවිස් තිත් ව්‍යුහය	ලුවිස් ව්‍යුහය
Cl_2			
H_2			
H_2O			
NH_3			
CH_4			
O_2			
N_2			
CO_2			

ඇමෝනියා අණුව සැලකූ විට N මධ්‍ය පරමාණුව ලෙසත් H පර්යන්ත පරමාණු ලෙසත් හැඳින්වේ. ඇමෝනියා අණුවේ සංයුජතා කවචයේ එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල එකක් ද, බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල තුනක් ද ඇත.

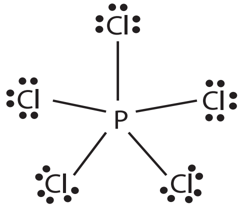
ඉහත දක්වා ඇති සියලු අණු සැලකූ විට ඒවායේ මධ්‍ය පරමාණුවට හා පර්යන්ත පරමාණුවලට ස්ථායි උච්ච වායු වින්‍යාසය ලැබී ඇත. එනම් බන්ධන සෑදීමෙන් පසු පරමාණුවල සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන අට සම්පූර්ණ වී ඇත (H හැර). එම සංයෝග ඉලෙක්ට්‍රෝන අෂ්ටකය සම්පූර්ණ වී ඇති සංයෝග ලෙස හැඳින්වේ.

ඇතැම් විට එසේ නොවන අවස්ථා ද ඇත. ඇලුමිනියම් ක්ලෝරයිඩ් ($AlCl_3$) නිදසුනක් ලෙස සලකමු. මෙහි ඇලුමිනියම් පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8, 3 වේ. ක්ලෝරීන් පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8, 7 වේ. ඇලුමිනියම් පරමාණුවක් සමග ක්ලෝරීන් පරමාණු තුනක් ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල තුනක් හවුලේ තබා ගෙන $AlCl_3$ අණුව සාදයි.



මෙහි ඇලුමිනියම් පරමාණුවේ සංයුජතා කවචයේ ඇත්තේ ඉලෙක්ට්‍රෝන හයකි. ඉලෙක්ට්‍රෝන අෂ්ටකය සම්පූර්ණ වී නැත. එහෙත් ක්ලෝරීන් පරමාණුව සැලකූ විට ඉලෙක්ට්‍රෝන අෂ්ටකය සම්පූර්ණ වී ඇත.

එමෙන් ම සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන අෂ්ටකය ඉක්මවා යන අවස්ථා ද ඇත. උදාහරණයක් ලෙස පොස්පරස් පෙන්ටොක්ලෝරයිඩ් (PCl_5) සැලකිය හැකි ය. පොස්පරස්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8, 5 වේ. ක්ලෝරීන්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8, 7 වේ. පොස්පරස් පරමාණුවක් සමග ක්ලෝරීන් පරමාණු පහක් ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල පහක් හවුලේ තබා ගෙන PCl_5 අණුව සාදයි. එවිට මධ්‍ය පරමාණුව වන පොස්පරස් වටා ඉලෙක්ට්‍රෝන දහයක් ඇත. ක්ලෝරීන් පරමාණුව සැලකූ විට ඉලෙක්ට්‍රෝන අෂ්ටකය සම්පූර්ණ වී ඇත.

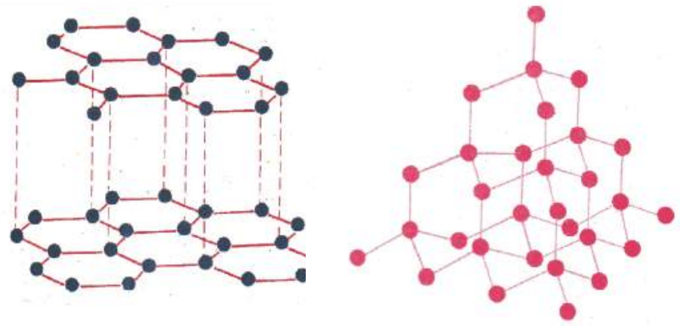


■ පරමාණුක දැලිස

දැලිස ආකාරයට පැවතිම අයනික සංයෝගවලට පොදු ලක්ෂණයකි නමුත් සමහර මූලද්‍රව්‍ය සහසංයුජව බැඳී පරමාණු දැලිසක ආකාරයට සකස් වී තිබේ. පරමාණු සහසංයුජ ව බැඳී සෑදෙන මෙවැනි දැලිස් **පරමාණුක දැලිස්** ලෙස හැඳින්වේ. මිනිරන් (ග්‍රැපයිට්) හා දියමන්ති (ඩයමන්ඩ්) යනුවෙන් පරමාණුක දැලිස් ආකාර දෙකකින් කාබන් ස්වාභාවික ව පවතී. ඒවා කාබන්වල **බහුරූපී ආකාර** ලෙස හැඳින්වේ. මේවායේ දී කාබන් පරමාණු එකිනෙක සමග සහසංයුජ බන්ධන සාදාගෙන ඇති ආකාරය එකිනෙකට වෙනස් ය. සාමාන්‍යයෙන් සහසංයුජ සංයෝගවල ද්‍රවාංක හා තාපාංක පහත් වුව ද පරමාණුක දැලිස හේතුකොට ගෙන දියමන්ති හා මිනිරන් ඉහළ ද්‍රවාංක හා තාපාංක ගනී.

■ ග්‍රැෆයිට් (මිනිරන්)

සෑම කාබන් පරමාණුවක් ම තවත් කාබන් පරමාණු තුනක් සමග ඒකබන්ධන සාදමින් ස්තර ලෙස පිහිටීමෙන් ග්‍රැෆයිට් නිර්මාණය වේ. කාබන් පරමාණුවේ ඉතිරි සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන සහබන්ධන නොසාදයි. ස්තර අතර දුබල බන්ධන හටගැනීමට එම ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවහල්වේ. මෙම ස්තර එකිනෙක මත පිහිටා ඇත. මේ ස්තර අතර ඇති බන්ධන දුබල ය. ඒ නිසා එක් ස්තරයක් මත අනෙක් ස්තරය පහසුවෙන් ලිස්සා යයි. මේ හේතුවෙන් මිනිරන් ලිහිසි ද්‍රව්‍යයක් ලෙස හැසිරෙයි.



මිනිරන්වල පරමාණුක දැලිස දියමන්තිවල පරමාණුක දැලිස

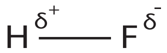
10.17 රූපය

■ ඩයමන්ඩ් (දියමන්ති)

සෑම කාබන් පරමාණුවක් ම කාබන් පරමාණු හතරක් සමග ඒකබන්ධන සාදමින් ත්‍රිමාන දැලිසක ආකාරයට පිහිටීමෙන් දියමන්ති සෑදේ. ස්වාභාවික ව හමු වන දෘඪ බවින් ඉහළ ම ද්‍රව්‍යය දියමන්ති වේ.

10.3 බන්ධනවල ධ්‍රැවීයතාව

විද්‍යුත් ඍණතාව යනු රසායනික බන්ධනයක ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධනයකට සහභාගී වන යම් පරමාණුවක් දෙසට ආකර්ෂණය කිරීමේ හැකියාවයි. එය විවිධ පරමාණු සඳහා වෙනස් අගය ගනී. විද්‍යුත් ඍණතාව සමාන හයිඩ්‍රජන් පරමාණු දෙකක් සහසංයුජ බන්ධනයකින් බැඳීමෙන් හයිඩ්‍රජන් අණුව සෑදෙයි. මෙහි බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය සමමිතික ව පවතී. එම නිසා හයිඩ්‍රජන් නිර්ධ්‍රැවීය අණුවකි. එහෙත්, විද්‍යුත් ඍණතාව වෙනස් පරමාණු දෙකක් සහසංයුජ බන්ධනයකින් බැඳී ඇති විට එම පරමාණු බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලයට දක්වන ආකර්ෂණය සමාන නොවේ. උදාහරණයක් ලෙස හයිඩ්‍රජන් ෆ්ලුවොරයිඩ් අණුව සලකා බලමු. මෙහිදී ෆ්ලුවොරීන්, හයිඩ්‍රජන්වලට වඩා විද්‍යුත් ඍණතාවෙන් ඉහළ බැවින් බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලය ෆ්ලුවොරීන් පරමාණුව දෙසට වඩාත් ආකර්ෂණය වී පවතී. එවිට ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය අසමමිතිකවේ. මේ හේතුවෙන් ෆ්ලුවොරීන් පරමාණුවට ඉතා කුඩා ඍණ ආරෝපණයකුත්, හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවට ඉතා කුඩා ධන ආරෝපණයකුත් ලැබේ. මෙය ධ්‍රැවීකරණය ලෙස හැඳින්වේ. නමුත් සමස්ත අණුව සැලකූ විට HF උදාසීන අණුවකි.



10.18 රූපය - හයිඩ්‍රජන් ෆ්ලුවොරයිඩ් අණුව ධ්‍රැවීකරණය වී ඇති ආකාරය

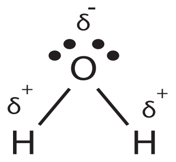
විද්‍යුත් සෘණතාව අසමාන පරමාණු දෙකක් සහසංයුජ බන්ධනයකින් බැඳුණු විට බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන අසමමිතික ව ව්‍යාප්ත වීම නිසා එම සහසංයුජ බන්ධන ධ්‍රැවීකරණය වේ. මෙවැනි බන්ධන ධ්‍රැවීය සහසංයුජ බන්ධන ලෙස හැඳින්වේ.

විද්‍යුත් සෘණතා සමාන හෝ එකිනෙකට සුළු වශයෙන් වෙනස් පරමාණු දෙකක් සහසංයුජ බන්ධනයකින් බැඳී ඇති විට එම පරමාණු දෙක අතර බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන සමමිතික ව ව්‍යාප්ත වේ. එවැනි සහසංයුජ බන්ධන නිර්ධ්‍රැවීය සහසංයුජ බන්ධන ලෙස හැඳින්වේ.

ජල අණුව අධ්‍යයනයට ගත් විට එහි ඔක්සිජන් පරමාණුවේ සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හතරක් ඇත. ඉන් දෙකක් බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල වන අතර ඉතිරි දෙක එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල වේ.

ජල අණුවෙහි O-H බන්ධනය සැලකූ විට විද්‍යුත් සෘණතාව වැඩි ඔක්සිජන් පරමාණුව වෙත බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ය වැඩිපුර ආකර්ෂණය වන බැවින් ඒ මත කුඩා සෘණ ආරෝපණයක් ද හයිඩ්‍රජන් පරමාණුව මත කුඩා ධන ආරෝපණයක් ද ඇති වන පරිදි අණුව ධ්‍රැවීකරණය වේ. මේ අනුව ජලය ධ්‍රැවීය සහසංයුජ බන්ධන සහිත සංයෝගයකි.

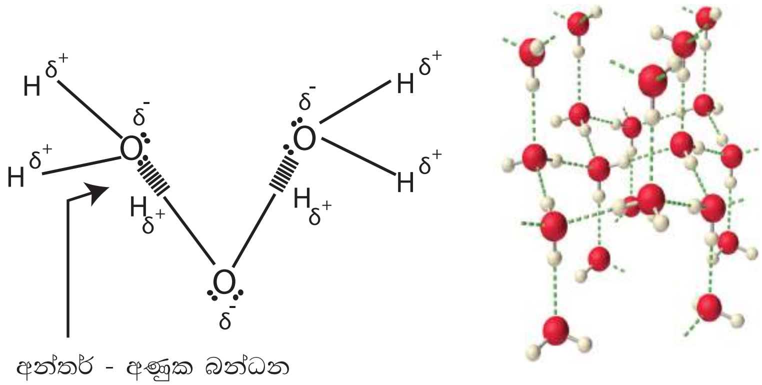
ජල අණුව ත්‍රිමාණ අවකාශයේ සකස් වී ඇත්තේ පහත සඳහන් ආකාරයටයි. එය කෝණික හැඩයක් ගනී (10.19 රූපය).



10.19 රූපය - ජල අණුවේ හැඩය

10.4 අන්තර් අණුක බන්ධන

ජල අණුවක ඇති ඉතා කුඩා ධන ආරෝපණයක් දරන හයිඩ්‍රජන් පරමාණු යාබද ජල අණුවක ඉතා කුඩා සෘණ ආරෝපණයක් දරන ඔක්සිජන් පරමාණු සමග ආකර්ෂණ බල ඇති කර ගනී. අණු අතර ඇති වන මෙවැනි ආකර්ෂණ, අන්තර් - අණුක ආකර්ෂණ බල නොහොත් අන්තර් - අණුක බන්ධන ලෙස හැඳින්විය හැකි ය.



10.20 රූපය - ජල අණු අතර අන්තර් අණුක බන්ධන

මෙම අන්තර් - අණුක ආකර්ෂණ බල ජල අණුවේ ඔක්සිජන් හා හයිඩ්‍රජන් පරමාණු අතර ඇති සහසංයුජ බන්ධන තරම් ප්‍රබල නොවේ. එහෙත් සුවිශේෂ ගුණ රැසක් මෙම අන්තර් - අණුක ආකර්ෂණ බල නිසා ජලයට ලැබී ඇත.

මෙම අන්තර් - අණුක ආකර්ෂණ බල නිසා කාමර උෂ්ණත්වයේ දී ජලය ද්‍රවයක් ලෙස පවතී. ජල අණු අතර අන්තර් - අණුක බන්ධන නොතිබිණි නම් කාමර උෂ්ණත්වයේදී ජලය පවතිනුයේ වායුවක් ලෙසයි.

ජල අණු අතර පවතින අන්තර් - අණුක ආකර්ෂණ බල නිසා ජලයට ලැබී ඇති සුවිශේෂ ගුණ කිහිපයක් පහත දැක්වේ.

- ජලයෙහි තාපාංකය ඉහළ අගයක් ගැනීම
- ජලයට ඉහළ විශිෂ්ට තාප ධාරිතාවක් පැවතීම
- අයිස්වලට වඩා ඉහළ ඝනත්වයක් ජලය සතු වීම

අමතර දැනුමට

ජල අණුවෙහි අන්තර් අණුක බන්ධන හයඩ්රජන් බන්ධන ලෙස හැඳින්වේ. හයඩ්රජන් බන්ධන හට ගැනීමට නම් අණුවක ධන ධ්‍රැවය හයඩ්රජන් පරමාණුවවී ඍණ ධ්‍රැවය විද්‍යුත් ඍණතාවයෙන් ඉහළ පරමාණු වන ෆ්ලුවොරින් (F) නියට්‍රජන් (N) හෝ ඔක්සිජන් (O) F, N හෝ O විය යුතුය. ජල අණුවට අමතරව ප්‍රෝටීන, DNA හා RNA වැනි ජෛව අණුවලද හයිඩ්රජන් බන්ධන ඇත.

10.5 අයනික හා සහසංයුජ සංයෝගවල ගුණ

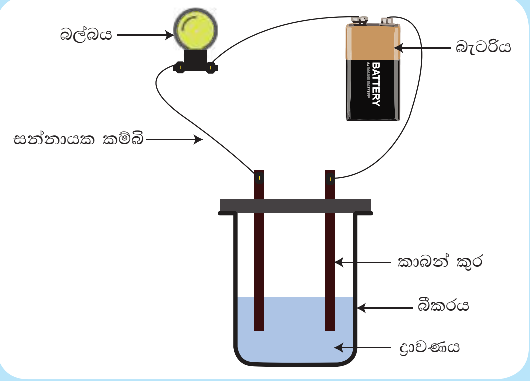
ක්‍රියාකාරකම 03

අයනික හා සහසංයුජ ද්‍රාවණවල විද්‍යුත් සන්නායකතාව පරීක්ෂා කිරීම

අවශ්‍ය ද්‍රව්‍ය : බීකර හතරක්, කාබන් කූරු දෙකක්, බල්බ දෙකක්, බැටරි දෙකක් (වියළි කෝෂ හයක්) සන්නායක කම්බි, සාමාන්‍ය ලුණු ද්‍රාවණයක්, සීනි ද්‍රාවණයක්, ක්ලිප කොපර් සල්ෆේට් ද්‍රවණයක්, ආසුත ජලය

ක්‍රියා පිළිවෙළ

- සමාන බීකර හතරක් ගෙන A, B, C, D ලෙස නම් කරන්න.
- A බීකරයට ලුණු ද්‍රාවණය, B බීකරයට කොපර් සල්ෆේට් ද්‍රවණය, C බීකරයට සීනි ද්‍රාවණය හා D බීකරයට ආසුත ජලය එක් කරගන්න.
- එක් එක් බීකරයට, 10.21 රූපයේ පරිදි කාබන් කූරු දෙක බැගින් දමා පරිපථය සකස් කොට බල්බය දැල්වේ දැයි නිරීක්ෂණය කරන්න. (කාබන් කූරු දෙක හොඳින් සෝදා ඊ ළඟ අවස්ථා සඳහා භාවිත කළ යුතු ය.)



අයනික හා සහසංයුජ සංයෝගවල ද්‍රාවණවල විද්‍යුත් සන්නායකතාව පරීක්ෂා කිරීම
10.21 රූපය

සාමාන්‍ය ලුණු ද්‍රාවණය හා කොපර් සල්ෆේට් සහිත පරිපථයේ බල්බය දැල්වේ. සීනි ද්‍රාවණය හා ආසුත ජලය සහිත පරිපථයේ බල්බය නො දැල්වේ. සාමාන්‍ය ලුණු හා කොපර් සල්ෆේට් අයනික බන්ධන සහිත සංයෝග වේ. මේ අනුව අයනික බන්ධන සහිත සංයෝග ජලීය ද්‍රාවණ තුළින් විද්‍යුතය ගමන් කරයි. සීනි හා ජලය, සහසංයුජ සංයෝග වේ. ඒ තුළින් විදුලිය ගමන් නො කරයි. විලීන අවස්ථාවේ ඇති සාමාන්‍ය ලුණු තුළින් ද විද්‍යුතය ගමන් කරන බව පරීක්ෂණ මගින් සොයා ගෙන ඇත. අයනික සංයෝගවල ජලීය ද්‍රාවණ හා ඒවායේ විලීන ද්‍රවය විද්‍යුතය සන්නයනය වන බව මින් තහවුරු වේ. නමුත් අයනික සංයෝග ඝන අවස්ථාවේ පවතින විට එය තුළින් විදුලිය සන්නයනය නො වේ.

සංයෝග සමහරක ද්‍රවාංක සහ තාපාංක

වගුව 10.2

සංයෝගයේ නම	ද්‍රවාංකය / ^0C	තාපාංකය / ^0C	බන්ධන ස්වරූපය
සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ්	801	1413	අයනික
පොටෑසියම් ක්ලෝරයිඩ්	776	1500	අයනික
ජලය	0	100	සහසංයුජ
ඇමෝනියා	-78	-33	සහසංයුජ
ඔක්සිජන්	-218	-183	සහසංයුජ
එතිල් ඇල්කොහොල්	-117	79	සහසංයුජ
කැල්සියම් ඔක්සයිඩ්	2580	2850	අයනික
සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ්	-73	-10	සහසංයුජ

අයනික සංයෝගවල ද්‍රවාංක සහ තාපාංක ඉහළ අගයක් ගන්නා බව 10.5 වගුව අනුව පැහැදිලි වේ. ඒවා බොහෝ විට කාමර උෂ්ණත්වයේදී පවතිනුයේ ඝන වශයෙනි. සහසංයුජ සංයෝගවල ද්‍රවාංක හා තාපාංක අඩු අගයක් ගන්නා බව ඉහත වගුව අනුව සනාථ වේ. ඒවා බොහෝ විට කාමර උෂ්ණත්වයේදී පවතින්නේ ද්‍රව හා වායු වශයෙනි.

අයනික සංයෝගවල ලක්ෂණ

- ප්‍රතිවිරුද්ධ ආරෝපණ දරන අයනවලින් (+ හා - අයන) සමන්විත වේ.
- කාමර උෂ්ණත්වයේදී බොහොමයක් සංයෝග ඝන ස්ඵටිකරූපී දැලිය ආකාරයට පවති.
- ඉහළ ද්‍රවාංක හා තාපාංක ඇත.
- ඝන අවස්ථාවේ දී විද්‍යුතය සන්නයනය නොවේ.
- ජලීය ද්‍රාවණ හා විලීන ද්‍රව (රත්කර ද්‍රව කරනු ලැබූ) තුළින් විද්‍යුතය සන්නයනය වේ.
- බොහෝ අයනික සංයෝග ජලයේ දිය වේ.

සහසංයුජ සංයෝගවල ලක්ෂණ

- බොහෝ විට පරමාණු කිහිපයකින් සමන්විත අණු ලෙස පවතී.
- කාමර උෂ්ණත්වයේදී බොහෝ සහසංයුජ සංයෝග වායු හෝ ද්‍රව අවස්ථාවේ ඇත.
- සාමාන්‍යයෙන් සහසංයුජ සංයෝගවල තාපාංක හා ද්‍රවාංක පහළ අගයක් ගනී. (එහෙත් සහසංයුජ දැලිස ආකාරවල තාපාංක හා ද්‍රවාංක ඉහළ ය.)
- සමහර සහසංයුජ සංයෝග ජලයේ දිය වේ.
- ඇතැම් සහසංයුජ සංයෝගවල ජලීය ද්‍රාවණ විද්‍යුතය සන්නයනය නො කරයි.

අමතර දැනුමට

අන්තර් - අණුක බල හේතුකොට ගෙන ජලයට ලැබී ඇති අනන්‍ය ගුණ පිළිබඳ තොරතුරු රැස්කරන්න.

සාරාංශය

- මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු දෙකක් හෝ කිහිපයක් රසායනික ව බන්ධනය වීමෙන් සංයෝග හටගනී.
- සංයෝග සෑදීමේදී පරමාණුවල සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රතිසංවිධානය වේ.
- පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන පිටකිරීමෙන් ධන අයන ද පරමාණු ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමෙන් සෘණ අයන ද සෑදේ.
- ප්‍රතිවිරුද්ධ ආරෝපණ දරන අයන අතර පවතින ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණ, අයනික බන්ධන ලෙස හැඳින්වේ.
- පරමාණු යුගල අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබා ගැනීමෙන් සැදෙන බන්ධන සහසංයුජ බන්ධන නම් වේ.
- අයනික සංයෝගවල අයන අවකාශයේ ක්‍රමවත් ව ඇසිරීමෙන් ඝන ස්ඵටිකරූපී අයනික දැලිස ඇති වේ.
- පරමාණුක දැලිස හටගන්නේ පරමාණු අවකාශයේ නිශ්චිත රටාවකට සකස් වීමෙනි.
- අයනික හා සහසංයුජ සංයෝගවල බන්ධන ස්වභාවය අනුව ඒවා ආවේණික ලක්ෂණ පෙන්වයි.
- කුඩා සෘණ හා ධන ආරෝපණවලින් සමන්විත බන්ධනයක් ධ්‍රැවීය සහසංයුජ බන්ධනයක් නම් වේ. ජලය ධ්‍රැවීය සහසංයුජ බන්ධන සහිත සංයෝගයකි.
- අණු අතර ඇති වන ආකර්ෂණ බල අන්තර් - අණුක බල නම් වේ.
- අන්තර් - අණුක බල පැවතීම හේතු කොට ගෙන සංයෝගවලට සුවිශේෂී ගුණ ලැබේ.
- ජලය අණු අතර පවතින අන්තර් - අණුක ආකර්ෂණ හේතු කොට ගෙන ජලයට සුවිශේෂී ගුණ ලැබී ඇත.

අභ්‍යාසය

01. ධන අයනයන් හා ඍන අයනයන් සෑදෙන ආකාරය උදාහරන මගින් පැහැදිලි කරන්න.

02. පහත සඳහන් අයනවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස ලියා රූපමය ලෙස නිරූපණය කරන්න.

(a) Na^{+} (b) Mg^{2+} (c) O^{2-} (d) N^{3-}

03. අයනික බන්ධනයක් යන්නෙන් කුමක් අදහස් වේ ද ?

04. කැල්සියම් ඔක්සයිඩ් සංයෝගය සෑදෙන ආකාරය රූපීය ලෙස නිරූපණය කරන්න.

05. පහත අණුවල තිත් - කතිර සටහන් හා ලුවිස් ව්‍යුහ නිරූපණය කර දක්වන්න.

(a) ක්ලෝරීන් (b) ඔක්සිජන් (c) ජලය

(d) මීතේන් (e) ඇමෝනියා

06. සහසංයුජ බන්ධනයක් ලෙස හඳුන්වන්නේ කුමක් ද ?

07. අයනික සංයෝග හා සහසංයුජ සංයෝගවල ගුණ දෙක බැගින් දක්වන්න.

08. කාබන් හතර වැනි කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යයකි. එහි ඇතැම් බහුරූපී ආකාර වලට ඉහළ ද්‍රවාංකයක් හා තාපාංකයක් ඇත්තේ ඇයි ?

09. සහසංයුජ සංයෝගයක් වන ජලයේ තාපාංකය 100 ^{0}Cක් වන්නේ ඇයි ?

10. වඩාත් නිවැරදි පිළිතුර තෝරන්න.

A. දියමන්ති සහ මිනිරන් පිළිබඳව වඩාත් නිවැරදි වගන්තිය වන්නේ.

1. එකිනෙකට වෙනස් මූලද්‍රව්‍ය දෙකකි.
2. එකිනෙකට වෙනස් සංයෝග දෙකකි.
3. එකම මූලද්‍රව්‍යයේ බහුරූපි ආකාර දෙකකි.
4. එකම මූලද්‍රව්‍යයේ සමස්ථානික ආකාර දෙකකි.

B. සහසංයුජ බන්ධනයක් සෑදීමේදි පරමාණු විසින් සිදු කරනු ලබන්නේ

1. ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබාගැනිමයි
2. ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබාගැනිම හා පිටකිරිමයි.
3. ප්‍රෝටෝන හවුලේ තබාගැනීමයි.
4. ප්‍රෝටෝන ලබාගැනිම හා පිටකිරිමයි.

පාරිභාෂික වචන

රසායනික බන්ධන	Chemical bonds
කැටායනය	Cation
ඇනායනය	Anion
අයනික බන්ධන	Ionic bonds
සහසංයුජ බන්ධන	Covalent bonds
ධ්‍රැවීයතාව	Polarity
අන්තර් අණුක බල	Inter molecular bond
හයිඩ්‍රජන් බන්ධන	Hydrogen bond