03 පදාර්ථයේ ගුණ

- පරමාණු පිළිබඳව විද්‍යාත්මක අනාවරණ විමර්ශනය කිරීමට
- පරමාණුවල විවිධත්වය මතු කිරීමට විද්‍යාත්මක සම්මුති යොදා ගැනීමට
- සංයෝගයක ගුණ එහි බන්ධන ඇසුරින් විග්‍රහ කිරීමට

අවශ්‍ය නිපුණතා ළඟා කර ගනියි

3.1 පරමාණුව පිළිබඳ විද්‍යාත්මක කරුණු

අවකාශය තුළ යම්කිසි ඉඩක් ගන්නා, ස්කන්ධයක් සහිත ද්‍රව්‍ය පදාර්ථ ලෙස හඳුන්වන බව අපි 3 ශ්‍රේණියේ දී උගත්තෙමු. පදාර්ථය සෑදී ඇත්තේ ඉතා කුඩා අංශුවලින් වන අතර ඒවා ඝන, ද්‍රව හෝ වායු යන ත්‍රිවිධ අවස්ථාවල පැවතිය හැකි ය.

පදාර්ථය සෑදී ඇති ආකාරය පිළිබඳව පළමුවරට විද්‍යාත්මක ලෙස විමසීමක් කළ විද්‍යාඥයා වනුයේ ඉංග්‍රීසි ජාතික විද්‍යාඥයකු වන ජෝන් ඩෝල්ටන් ය. ඔහුගේ අදහස් අනුව පදාර්ථය දිගින් දිගට ම බෙදාගෙන ගිය විට ලැබෙන තවදුරටත් නොබෙදිය හැකි සරල අවස්ථාව පරමාණුව නම් වේ. පරමාණුව පිළිබඳ සිය අදහස් සියල්ල එක්කොට ජෝන් ඩෝල්ටන් විසින් පරමාණුක වාදය ඉදිරිපත් කරන ලදි. පරමාණුක වාදයේ අඩංගු වැදගත් කරුණු හා පදාර්ථයේ සංවිධාන මට්ටම් පිළිබඳව ඔබ 3 ශ්‍රේණියේ දී අධ්‍යයනය කළ කරුණු නැවත මතකයට නගන්න.

පරමාණු ⟶ මූලද්‍රව්‍ය ⟶ සංයෝග

පදාර්ථය සෑදී ඇති මූලික තැනුම් ඒකකය හෙවත් කුඩා ම අංශුව වන පරමාණුව පිළිබඳව තවදුරටත් අපගේ අවධානය යොමු කළ යුතු ය.

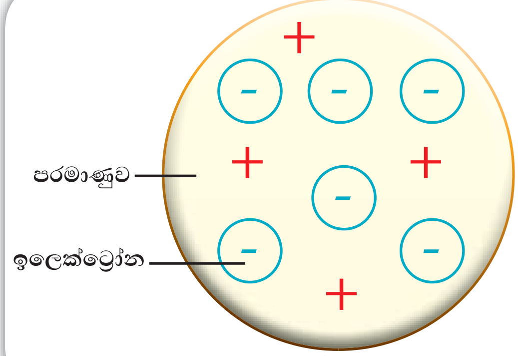
පරමාණුව ප්‍රමාණයෙන් ඉතාමත් කුඩා අංශුවකි. එය තුළ උප පරමාණුක අංශු වන **ඉලෙක්ට්‍රෝන (e)**, **ප්‍රෝටෝන (p)** හා **නියුට්‍රෝන (n)** අන්තර්ගත වේ.

පරමාණුවක් තුළ උප පරමාණුක අංශු සංවිධානය වී ඇති ආකාරය පැහැදිලි කිරීමට විද්‍යාඥයන් විසින් විවිධ පරමාණුක ආකෘති ඉදිරිපත් කර ඇත. මේ සඳහා ඔවුන් විසින් වරින්වර අනාවරණය කර ගත් විද්‍යාත්මක තොරතුරු පදනම් කරගෙන ඇත.

3.1.1. විවිධ පරමාණුක ආකෘති

ප්ලම්පුඩිං ආකෘතිය

බ්‍රිතාන්‍ය ජාතික ජේ. ජේ. තොම්සන් නම් විද්‍යාඥයා විසින්පරමාණුව පිළිබඳ ප්ලම්පුඩිං ආකෘතිය (3.1 රූපය) ඉදිරිපත් කරන ලදි.



3.1 රූපය - ප්ලම්පුඩිං ආකෘතිය

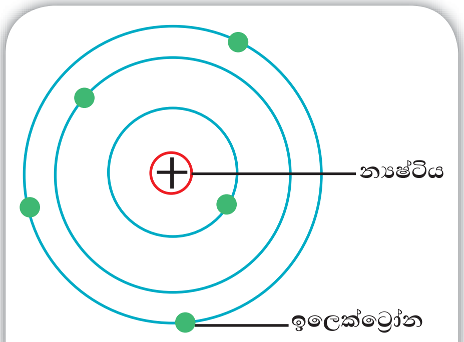
මෙම ආකෘතියට අනුව පරමාණුව ධන ආරෝපණයක් සහිත පුඩිමක් වැනි ය. එහි තැනින් තැන ගිලී ඇති මිදි ඍණ ආරෝපිත ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට සමාන කෙරේ. මෙය පරමාණුව පිළිබඳ ඉදිරිපත් වූ පැරණි ම හා සරලතම ආකෘතිය ලෙස සැලකේ.

ග්‍රහ ආකෘතිය

නවසීලන්ත ජාතික භෞතික විද්‍යාඥයෙකු වූ අර්නස්ට් රදර්ෆර්ඩ් විසින් ක්‍රි.ව. 1911 දී පරමාණුව පිළිබඳව ග්‍රහ ආකෘතිය (3.2 රූපය) ඉදිරිපත් කරන ලදි.

මෙම ආකෘතියට අනුව, පරමාණුවක මධ්‍යයේ **න්‍යෂ්ටිය** නමින් හඳුන්වන ඉතාමත් ම කුඩා ප්‍රදේශයක් වේ. එහි ප්‍රෝටෝන හා වෙනත් අංශු ඒකරාශී වී තදින් ඇහිරී පවතී. න්‍යෂ්ටිය වටා වූ අවකාශයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන නම් වූ අංශු ඉතා වේගයෙන් පරිභ්‍රමණය වෙමින් පවතී.

ග්‍රහලෝක සූර්යයා වටා පරිභ්‍රමණය වන ආකාරයට, පරමාණුවේ න්‍යෂ්ටිය වටා ඉලෙක්ට්‍රෝන චලනය වන බව ග්‍රහ ආකෘතියෙන් නිරූපණය වේ.



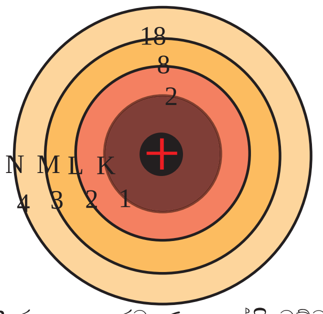
3.2 රූපය - ග්‍රහ ආකෘතිය

පරමාණුවේ පරිමාවෙන් ඉතා කුඩා කොටසක් න්‍යෂ්ටිය අත්පත් කර ගෙන ඇත. න්‍යෂ්ටිය වටා විශාල හිස් අවකාශයක් පවතී. එය ඉලෙක්ට්‍රෝන සැරිසරන ප්‍රදේශය යි.

පරමාණුවේ න්‍යෂ්ටියෙහි ධන (+) ආරෝපණ සහිත ප්‍රෝටෝන ඒකරාශී වී පවතී. එම නිසා න්‍යෂ්ටිය (+) ආරෝපණයක් සහිත ව්‍යුහයකි.

රදර්ෆඩ් විද්‍යාඥයා විසින් ඉහතින් විස්තර කළ ග්‍රහ ආකෘතියට විශාල පිළිගැනීමක් ලැබුණි. පසුව කළ විද්‍යාත්මක සොයාගැනීම් අනුව පරමාණුවේ තවදුරටත් දියුණු කළ ආකෘතියක් පිළිබඳව ඩෙන්මාර්ක් ජාතික **නීල් බෝර්** විද්‍යාඥයා විසින් කරුණු ඉදිරිපත් කරන ලදී.

ඔහුගේ අදහසට අනුව පරමාණුවේ ධන (+) ආරෝපිත න්‍යෂ්ටිය වටා නිශ්චිත පථ හෙවත් මාර්ග තිබේ. මෙම පථ **ශක්ති මට්ටම් (Energy Levels)** ලෙස හැඳින්වෙන අතර එම මාර්ගවල ඉලෙක්ට්‍රෝන චලනය වේ. මෙම ශක්ති මට්ටම් පරමාණුක න්‍යෂ්ටියේ සිට නිශ්චිත දුර ප්‍රමාණවලින් පිහිටා ඇත. නීල් බෝර්ට අනුව එක් එක් ශක්ති මට්ටමක පිහිටන උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් ඇත (3.3 රූපය).
පළමු ශක්ති මට්ටම් හතර තුළ පැවතිය හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යා 3.1 වගුවේ දැක්වේ. එම ශක්ති මට්ටම් 1, 2, 3, 4 ලෙස හෝ K, L, M, N ලෙස නම් කරනු ලබයි.



3.3 රූපය - පරමාණුක ශක්ති මට්ටම් තුළ ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය

3.1 වගුව

ශක්ති මට්ටම	උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව
1 (K)	2
2 (L)	8
3 (M)	18
4 (N)	32

පරමාණුවක් තුළ න්‍යෂ්ටිය වටා වූ ශක්ති මට්ටම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන සැකැස්ම පිළිබඳව දැන් ඔබට අවබෝධයක් ලැබී ඇත. ඒ අනුව 3.1 පැවරුමෙහි නිරතවන්න.

නොමිලේ බෙදා හැරීම සඳහා ය

3.1 පැවරුම

පහත සඳහන් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝන සැකැස්ම රූප සටහන් මගින් දක්වන්න.

(H) පරමාණුව, ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව 1
(C) පරමාණුව, ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව 6
(Na) පරමාණුව, ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව 11

ඔබගේ පිළිතුරු පහත දැක්වෙන විසඳුම් සමග සසඳා බලන්න.

- H පරමාණුවේ ඇත්තේ එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයකි. එය 1 ශක්ති මට්ටමේ එනම් K ශක්ති මට්ටමේ පිහිටයි.
- C පරමාණුවේ ඇත්තේ ඉලෙක්ට්‍රෝන හයකි. එම නිසා 1 ශක්ති මට්ටමේ ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් පවතී. ඉතිරි ඉලෙක්ට්‍රෝන හතර, 2 එනම් L ශක්ති මට්ටමේ පවතී.
- Na පරමාණුවේ ඇත්තේ ඉලෙක්ට්‍රෝන 11කි. එහි පළමු ශක්ති මට්ටම ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකකින් පිරෙන අතර 2 වන ශක්ති මට්ටම ඉලෙක්ට්‍රෝන අටකින් පිරේ. ඉන්පසු ඉතිරි ඉලෙක්ට්‍රෝනය 3 වන ශක්ති මට්ටමේ පැවතිය යුතු ය.

පරමාණුව තුළ උප පරමාණුක අංශුවල සැකැස්ම

- **ඉලෙක්ට්‍රෝන (e)** ඉතා සැහැල්ලු, අඩු ස්කන්ධයක් ඇති සෘණ ආරෝපණයක් සහිත අංශු වේ. ධන ආරෝපිත න්‍යෂ්ටිය වටා වූ ශක්ති මට්ටම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන පරිභ්‍රමණය වෙමින් පවතී.
- **ප්‍රෝටෝන (p)** ධන ආරෝපණයක් සහිත, ස්කන්ධයක් දරන අංශුවකි. (ඉලෙක්ට්‍රෝන මෙන් 1840 වාරයක ස්කන්ධයක් ඇත). න්‍යෂ්ටිය තුළ ප්‍රෝටෝන ඒකරාශී වී ඇත.
- **නියුට්‍රෝන (n)** ආරෝපණයක් රහිත, ස්කන්ධයක් දරන අංශුවකි. (e මෙන් 1840 වාරයක් ස්කන්ධයක් ඇත). ආසන්න වශයෙන් ප්‍රෝටෝනවලට සමාන ස්කන්ධයක් දරන අතර ප්‍රෝටෝන මෙන් ම න්‍යෂ්ටිය තුළ ඒකරාශී වී ඇත.

3.2 වගුව

උප පරමාණුක අංශුව	අංශුවේ ආරෝපණය	සාපේක්ෂ ස්කන්ධය
ඉලෙක්ට්‍රෝන (e)	- (සෘණ)	$\frac{1}{1840}$
ප්‍රෝටෝන (p)	+ (ධන)	1
නියුට්‍රෝන (n)	නැත	1

3.2 පරමාණුවක් හැඳින්වීමට යොදාගන්නා විද්‍යාත්මක සම්මුති

3.2.1. පරමාණුක ක්‍රමාංකය - (Z)

යම් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක න්‍යෂ්ටියේ අඩංගු ප්‍රොටෝන සංඛ්‍යාව, එම මූලද්‍රව්‍යයේ පරමාණුක ක්‍රමාංකය වේ. මෙය යම් මූලද්‍රව්‍යයකට අනන්‍ය වූ ලක්ෂණයකි. සාමාන්‍යයෙන් උදාසීන පරමාණුවක න්‍යෂ්ටියේ වූ ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව ශක්ති මට්ටම්වල වූ මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවට සමාන වේ.

පරමාණුක ක්‍රමාංකය (Z) = ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව

මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුක ක්‍රමාංකය පිළිබඳව පැහැදිලි අදහසක් ලබා ගැනීමට 3.3 වගුව අධ්‍යයනය කරන්න. පරමාණුක ක්‍රමාංකය 1 සිට 20 දක්වා වූ මූලද්‍රව්‍යවල තොරතුරු මෙහි දැක්වේ.

3.3 වගුව

මූලද්‍රව්‍ය	රසායනික සංකේතය	පරමාණුක ක්‍රමාංකය	ශක්ති මට්ටම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය			
			1 (K)	2 (L)	3 (M)	4 (N)
හයිඩ්‍රජන්	H	1	1			
හීලියම්	He	2	2			
ලිතියම්	Li	3	2	1		
බෙරිලියම්	Be	4	2	2		
බෝරොන්	B	5	2	3		
කාබන්	C	6	2	4		
නයිට්‍රජන්	N	7	2	5		
ඔක්සිජන්	O	8	2	6		
ෆ්ලුවොරීන්	F	9	2	7		
නියෝන්	Ne	10	2	8		
සෝඩියම්	Na	11	2	8	1	
මැග්නීසියම්	Mg	12	2	8	2	
ඇලුමිනියම්	Al	13	2	8	3	
සිලිකන්	Si	14	2	8	4	
පොස්පරස්	P	15	2	8	5	
සල්ෆර්	S	16	2	8	6	
ක්ලෝරීන්	Cl	17	2	8	7	
ආගන්	Ar	18	2	8	8	

නොමිලේ බෙදා හැරීම සඳහා ය

පොටෑසියම්	K	19	2	8	8	1
කැල්සියම්	Ca	20	2	8	8	2

3.3 වගුව අධ්‍යයනය කිරීමෙන් ඔබට ලබා ගත හැකි තොරතුරු මෙසේ ය.

- හයිඩ්‍රජන් මූලද්‍රව්‍ය සලකා බලන්න. එහි සංකේතය H වේ. එහි පරමාණුක ක්‍රමාංකය 1 වේ. එනම් පරමාණුවක අඩංගු ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව එකකි. එසේ ම පළමු ශක්ති මට්ටමේ ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක් ඇත.
- ඔක්සිජන් පරමාණුවෙහි සංකේතය O වන අතර එහි පරමාණුක ක්‍රමාංකය 8 වේ. න්‍යෂ්ටියේ ඇති ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව අටකි. ශක්ති මට්ටම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව ද අටකි. එම ඉලෙක්ට්‍රෝන අටෙන් පළමු ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙක, K හෙවත් 1 ශක්ති මට්ටමෙහි පිහිටා ඇත. ඉතිරි ඉලෙක්ට්‍රෝන හය, 2 ශක්ති මට්ටමට (L) පිරේ.

3.2.2. ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

පරමාණුවක න්‍යෂ්ටියෙහි ඇති ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව එනම් පරමාණුක ක්‍රමාංකය පිළිබඳව ඔබට දැන් පැහැදිලි අදහසක් ඇත. උදාසීන අවස්ථාවේ ඇති පරමාණුවක ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාවට එම පරමාණුවේ ශක්ති මට්ටම්වල වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව සමාන වේ. එම නිසා එක් එක් පරමාණුවේ ශක්ති මට්ටම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරී යන ක්‍රමවත් රටාවක් ද ඇති බව ඔබට මෙම වගුවෙන් පැහැදිලි වේ. යම් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක් තුළ වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටිය වටා ශක්ති මට්ටම්වල පිහිටා ඇති ක්‍රමවත් රටාව ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලෙස හැඳින්වේ.

3.1 ක්‍රියාකාරකම

3.3 වගුව අධ්‍යයනය කර එහි දැක්වෙන මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස ලියන්න.

3.4 වගුව

		පරමාණුක ක්‍රමාංකය	ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය
හීලියම්	(He)	2	2
කාබන්	(C)		
සෝඩියම්	(Na)		
මැග්නීසියම්	(Mg)		
ආගන්	(Ar)		

ආවර්තිතා වගුව

අධ්‍යයනය පහසු කර ගැනීමට, මූලද්‍රව්‍ය සියල්ල ම ඒවායේ පරමාණුක ක්‍රමාංකය පදනම් කරගෙන වගුවක් තුළට ගොනු කරගත හැකි ය. එය ආවර්තිතා වගුව නම් වේ. මේ පිළිබඳව තවදුරටත් හැදෑරීම ඉදිරියේ දී සිදු වේ.

පරමාණුක ක්‍රමාංකය 1 - 20 තෙක් වූ මූලද්‍රව්‍ය අයත් වන ආවර්තිතා වගුව 3.5 රූපයේ දැක්වේ.

කාණ්ඩ →	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII / O
ආවර්ත →	H							He
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	K	Ca						

3.5 රූපය - ආවර්තිතා වගුව

3.2.3. ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය - (A)

පරමාණුවක ස්කන්ධය සඳහා වැඩි වශයෙන් ම දායක වන්නේ පරමාණුවේ න්‍යෂ්ටිය යි. යම් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක න්‍යෂ්ටියේ අඩංගු ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව හා නියුට්‍රෝන සංඛ්‍යාවේ එකතුව එම මූලද්‍රව්‍යයේ ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය ලෙස හඳුන්වයි.

ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය (A) = ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව + නියුට්‍රෝන සංඛ්‍යාව

මූලද්‍රව්‍යයක් සම්මත ආකාරයට දැක්වීම

මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණුක ක්‍රමාංකය හා ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය ඇසුරින් පහත දී ඇති මූලද්‍රව්‍ය සම්මත ආකාරයට ලියා දක්වමු.

- පළමුව මූලද්‍රව්‍යයේ සංකේතය ලියන්න.
- දෙවනුව මූලද්‍රව්‍යයේ පරමාණුක ක්‍රමාංකය එහි වම්පස පහළින් ලියන්න.
- තෙවනුව මූලද්‍රව්‍යයේ ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය වම්පස ඉහළින් ලියන්න.

නිදසුන් -

කාබන් පරමාණුවක් සම්මත ආකාරයට ලිවීම

C වල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය = 12
C වල පරමාණුක ක්‍රමාංකය = 6

$^{12}_{6}C$

මැග්නීසියම් පරමාණුවක් සම්මත ආකාරයට ලිවීම

Mg වල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය = 24
Mg වල පරමාණුක ක්‍රමාංකය = 12

$^{24}_{12}Mg$

නොමිලේ බෙදා හැරීම සඳහා ය

3.2 ක්‍රියාකාරකම

කාබන් පරමාණුව හා මැග්නීසියම් පරමාණුව ඇසුරින් පහත වගුව සම්පූර්ණ කරන්න.

3.5 වගුව

මූලද්‍රව්‍ය	ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව	ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව	නියුට්‍රෝන සංඛ්‍යාව
$^{12}_{6}C$			
$^{24}_{12}Mg$			

3.2.4. සමස්ථානික

යම් මූලද්‍රව්‍යයක සෑම පරමාණුවක ම අඩංගු ප්‍රොටෝන (p) සංඛ්‍යාව නියත අගයකි. එය පරමාණුක ක්‍රමාංකය ලෙස හඳුන්වන අතර එය යම් මූලද්‍රව්‍යයක් සඳහා ම අනන්‍ය වූ ලක්ෂණයක් බව ඔබ විසින් අධ්‍යයනය කර ඇත.

යම් මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණුවල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය ද නිශ්චිත අගයක් ලෙස සලකනු ලැබේ. නමුත් ඇතැම් මූලද්‍රව්‍යවල සෑම පරමාණුවක ම ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය එකම අගයක් නොගන්නා බව සොයාගෙන තිබේ. මෙසේ එක ම මූලද්‍රව්‍යයේ වෙනස් ස්කන්ධ ක්‍රමාංක ඇති පරමාණු, එම මූලද්‍රව්‍යයේ **සමස්ථානික** ලෙස හඳුන්වයි.

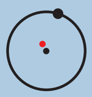
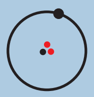
සමස්ථානිකවල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය වෙනස්වන්නේ කෙසේදැයි සොයා බලමු.

සමහර මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුවල අඩංගු නියුට්‍රෝන (n) සංඛ්‍යාව වෙනස් වූ අවස්ථා හමු වී තිබේ. එවිට එකම මූලද්‍රව්‍යයේ විවිධ ස්කන්ධ ක්‍රමාංක සහිත පරමාණු පවතී. එනම් එකම මූලද්‍රව්‍යයේ පරමාණු ප්‍රභේද දෙකක් හෝ ඊට වැඩි සංඛ්‍යාවක් පවතී.

නිදසුනක් ලෙස - පරමාණුක ක්‍රමාංකය 1 වන H මූලද්‍රව්‍ය සලකා බලමු.

එහි සමස්ථානික තුනක් හමු වේ. **ප්‍රෝටියම්, ඩියුටීරියම්** හා **ට්‍රිටියම්** ලෙස මේවා හඳුන්වයි.

3.6 වගුව

සමස්ථානිකය	ප්‍රෝටියම්	ඩියුටීරියම්	ට්‍රිටියම්
පරමාණුක ආකෘතිය	e = 1, p= 1, n = 0	 e = 1, p= 1, n = 1	 e = 1, p= 1, n = 2
පරමාණුක ක්‍රමාංකය	1	1	1
ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය	1	2	3
සම්මත ආකාරයට දැක්වීම	$^{1}_{1}H$	$^{2}_{1}H$	$^{3}_{1}H$

3.3 ක්‍රියාකාරකම

ඔක්සිජන් මූලද්‍රව්‍යය ද සමස්ථානික ලෙස පවතින අතර ඒවා $^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$ සහ $^{18}_{8}O$ වේ.

1. එක් එක් සමස්ථානික පරමාණුවේ ආකෘතිය ඇඳ දක්වන්න.
2. එක් එක් සමස්ථානිකයට අයත ඉලෙක්ට්‍රෝන, ප්‍රෝටෝන හා නියුට්‍රෝන සංඛ්‍යාව ආකෘතිය අසලින් සඳහන් කරන්න.

3.3 සංයෝගයක ගුණ

අප අවට ඇති පදාර්ථ එනම් ද්‍රව්‍යමය, සියලු දෑ සෑදී ඇත්තේ මූලද්‍රව්‍යවලින් බව අපි දනිමු.

දැනට සොයාගෙන ඇති මූලද්‍රව්‍ය සංඛ්‍යාව 120ක් පමණ වේ. එම මූලද්‍රව්‍යවලින් බොහොමයක් ස්වභාවයෙන් තනි මූලද්‍රව්‍යයක් ලෙස නොපවතී. මූලද්‍රව්‍ය දෙකක් හෝ වැඩි සංඛ්‍යාවක් එකිනෙක රසායනිකව බැඳී එනම් සංයෝජනය වී **සංයෝග** සාදයි. ස්වභාවයේ මූලද්‍රව්‍ය අනූ දෙකකට ආසන්න සංඛ්‍යාවක් පැවතිය ද ඒවා සංයෝජනය විය හැකි ආකාර විශාල සංඛ්‍යාවක් පැවතිය හැකි නිසා සංයෝග මිලියන ගණනාවක් පවතී.
නිදසුන් - ජලය, ලුණු, කාබන් ඩයොක්සයිඩ්, සීනි, ග්ලූකෝස්, ඇමෝනියා

සෑම මූලද්‍රව්‍යයක් ම එකිනෙක බැඳී සංයෝග සෑදීමට සහභාගි වේ ද? නැත.
එසේ නම් සමහර මූලද්‍රව්‍ය සංයෝග සෑදීමටත්, තවත් සමහර සංයෝග නොසාදා, තනිව මූලද්‍රව්‍ය ලෙස ම අක්‍රියව පැවතීමටත් හේතුව කුමක්දැයි විමසා බලමු. මේ සඳහා මූලද්‍රව්‍ය කිහිපයක ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය සලකා බලමු (3.7 වගුව).

3.7 වගුව

මූලද්‍රව්‍ය	පරමාණුක ක්‍රමාංකය	ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය	ස්ථායී වීමට ලබා ගත යුතු හෝ පිට කළ යුතු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව
H	1	1	1 ක් පිට කිරීම හෝ 1 ක් ලබා ගැනීම
Ne	10	**2,8**	ස්ථායී
C	6	2,4	4 ක් පිට කිරීම හෝ 4ක් ලබා ගැනීම
O	8	2,6	6 ක් පිට කිරීම හෝ 2 ක් ලබා ගැනීම
Na	11	2,8,1	1 ක් පිට කිරීම හෝ 7 ක් ලබා ගැනීම
Cl	17	2,8,7	7 ක් පිට කිරීම හෝ 1 ක් ලබා ගැනීම
Ar	18	**2,8,8**	ස්ථායී

වගුවේ දැක්වෙන මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවල පරමාණුක ක්‍රමාංකය ඉදිරියෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය දක්වා තිබේ. ඒ සමග ම අවසාන ශක්ති මට්ටම හෙවත් සංයුජතා කවචය **රතු පැහැයෙන්** සලකුණු කර ඇති අතර සංයුජතා කවචයේ ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව, හොඳින් නිරීක්ෂණය කරන්න.

නොමිලේ බෙදා හැරීම සඳහා ය

Ne, Ar යන මූලද්‍රව්‍ය ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය අනුව පරමාණුවේ සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන අටක් සම්පූර්ණයෙන් ම පිරී පවතී. එම නිසා පරමාණුව **ස්ථායි** තත්ත්වයක් ලබා ගෙන ඇත. මේ නිසා Ne සහ Ar යන මූලද්‍රව්‍ය **උච්ච වායු** ලෙස හඳුන්වයි.

ස්ථායි වින්‍යාසය ලැබී ම නිසා, මෙම මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවල ප්‍රතික්‍රියාශීලී බව ඉතා අඩු වී තිබේ. එවැනි මූලද්‍රව්‍ය උච්ච වායු ලෙස, **ඒක පරමාණුක** අවස්ථාවේ පවතී. මෙම මූලද්‍රව්‍ය, සංයෝග සෑදීමට දක්වන දායකත්වය අවම වේ.

සංයෝග සෑදීම

උච්ච වායු වින්‍යාසය ලබා ගත් මූලද්‍රව්‍ය හැර, ඉතිරි සියලු ම මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය හොඳින් අධ්‍යයනය කරන්න. එම පරමාණුවල අවසාන ශක්ති මට්ටම අසම්පූර්ණ බව ඔබට පැහැදිලි වනු ඇත.

- H - ශක්ති මට්ටමෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක් ඇති අතර, උච්ච වායු වින්‍යාසය ලබා ගැනීමට තවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක් අඩු ය.
- C - අවසාන හෙවත් සංයුජතා ශක්ති මට්ටමෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන හතරක් ඇති අතර එය ස්ථායි වින්‍යාසය ලබා ගැනීමට තවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන හතරක් ලබා ගත යුතු ය. නැතහොත් සංයුජතා ශක්ති මට්ටමෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන හතර පිට කිරීමෙන් ද උච්ච වායු වින්‍යාසය ලබා ගත හැකි ය.
- O - සංයුජතා ශක්ති මට්ටමෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් පිරී තිබේ. සම්පූර්ණ කිරීමට තවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් ලබා ගත යුතු වේ. එසේ නැතිනම් සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් ඉවත් කළ යුතු ය.
- Na - සංයුජතා ශක්ති මට්ටමෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන එකකි. එම ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීමෙන් උච්ච වායු වින්‍යාසය පහසුවෙන් ම ලබා ගත හැකි ය. එසේ නොමැති නම් පිටතින් ඉලෙක්ට්‍රෝන හතක් ලබා ගත යුතු ය.

  මෙහි දී ඉලෙක්ට්‍රෝන වැඩි සංඛ්‍යාවක් ලබා ගැනීමට වඩා ඉලෙක්ට්‍රෝන අඩු සංඛ්‍යාවක් පිට කිරීම පහසුවෙන් කළ හැකි ය. එම නිසා එවැනි අවස්ථාවල දී සිදු වන්නේ ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පිට කිරීමයි.

ඉහතින් සඳහන් කළ මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවලට ස්ථායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලබා ගැනීමට පරමාණුවේ සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රතිසංවිධානය වීම අත්‍යවශ්‍ය වේ. ප්‍රති සංවිධානය සිදු විය හැකි ක්‍රම තුනකි.

- සංයුජතා කවචයට ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීම
- සංයුජතා කවචයේ වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීම
- සංයුජතා කවචයේ වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබා ගැනීම

ඉහත දැක්වූ ආකාරයට මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණු සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රතිසංවිධානය කර ගැනීම මගින් රසායනික බන්ධන සෑදීමට සහ එමගින් සංයෝග සෑදීමට යොමු වේ.

3.3.1. රසායනික බන්ධන

මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු ස්ථායි වින්‍යාසය ලබා ගැනීමට, සංයුජතා කවචයේ වූ, ඉලෙක්ට්‍රෝන, ප්‍රතිසංවිධානය කර ගැනීමෙන් පරමාණු අතර හෝ අයන අතර ඇති වන ආකර්ෂණ බල හෙවත් බැඳීම්, රසායනික බන්ධන ලෙස හඳුන්වයි.

මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු, බන්ධන සෑදීමට සහභාගි වන ආකාරය අනුව රසායනික බන්ධන වර්ග දෙකකි.

රසායනික බන්ධන

අයනික බන්ධන – පරමාණු ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීම හා ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීම මගින්

සහසංයුජ බන්ධන – පරමාණු අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබා ගැනීම මගින්

අයනික බන්ධන

ලෝහ මූලද්‍රව්‍ය ලෙස හැසිරෙන Li, Na, K, Ca හා Mg වැනි මූලද්‍රව්‍ය, අලෝහ ලෙස හැසිරෙන F, Cl, O වැනි මූලද්‍රව්‍ය සමග බොහෝ විට අයනික බන්ධන සාදමින්, අයනික සංයෝග ඇති කරයි.

ප්‍රතික්‍රියාවකට සහභාගි වීමට පෙර මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණු උදාසීන අවස්ථාවේ පවතී. එනම් පරමාණු තුළ සෘණ (-) ආරෝපිත ඉලෙක්ට්‍රෝන හා ධන (+) ආරෝපිත ප්‍රෝටෝන සමාන සංඛ්‍යාවක් පවතී. මෙවැනි උදසීන පරමාණු (විශේෂයෙන් ම ලෝහ මූලද්‍රව්‍ය) ස්ථායි උච්ච වායු වින්‍යාසය වෙත ළඟා වීමට සංයුජතා කවචයේ වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීම සිදු කරයි. එවිට උදාසීන පරමාණුව ධන ආරෝපිත අයනයක් බවට පත් වේ. මේ සඳහා 3.8 වගුව අධ්‍යයනය කරන්න.

3.8 වගුව

පරමාණුව	ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය	ධන අයනයක් බවට පත්වීම
Li	2, 1	$Li \longrightarrow Li^{+} + e$
Na	2, 8, 1	$Na \longrightarrow Na^{+} + e$
Mg	2, 8, 2	$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e$

නිදසුන් -

උදාසීන Li පරමාණුවෙන් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් වූ විට එහි සාපේක්ෂව, ධන (+) ආරෝපණයක වැඩිවීමක් පවතී. එම නිසා Li සාදන Li අයනය ධන 1 අයනයක් වේ. උදාසීන Na පරමාණුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් වූ විට ද සෑදෙන Na අයනයට ධන 1 ආරෝපණයක් ලැබේ. Mg පරමාණුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් ඉවත් වූ විට ධන 2ක ආරෝපණයක් පවතී. එම නිසා Mg ධන 2 අයනයක් ලෙස නම් කරයි.

සමහර උදාසීන පරමාණු, බොහෝ විට අලෝහ මූලද්‍රව්‍ය ස්ථායි උච්ච වායු වින්‍යාසය වෙත ළඟා වීමට සංයුජතා කවචයට ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගනියි. එවිට උදාසීන පරමාණුව සෘණ ආරෝපිත අයනයක් බවට පත් වේ.

ෆ්ලුවොරීන් පරමාණුව ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ලබා ගත්විට සාපේක්ෂව සෘණ ආරෝපණයක වැඩි වීමක් පවතී. එමනිසා F (ෆ්ලුවොරීන්) පරමාණුව F^{-} (ෆ්ලුවොරයිඩ්) අයනයක් බවට පත් වේ. මේ ආකාරයට Cl (ක්ලෝරීන්) පරමාණුව සෘණ ආරෝපණයක් සහිත Cl^{-} (ක්ලෝරයිඩ්) අයනයක් බවට පත් වේ.

නොමිලේ බෙදා හැරීම සඳහා ය

ඔක්සිජන් පරමාණුව, උච්ච වායු වින්‍යාසය වෙත යාමට සංයුජතා කවචයට ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් ලබා ගනියි. එවිට ඍණ (-) ආරෝපණ දෙකක වැඩි වීමක් ඇත. එම නිසා O (ඔක්සිජන්) පරමාණුව O^{2-} (ඔක්සයිඩ්) අයනය බවට පත්වෙයි.

3.9 වගුව

ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය	පරමාණුව	ඍණ අයනය
F (ෆ්ලුවොරීන්) 2, 7	F + e	F^- (ෆ්ලෝරයිඩ්)
Cl (ක්ලෝරීන්) 2, 8, 7	Cl + e	Cl^- (ක්ලෝරයිඩ්)
O (ඔක්සිජන්) 2, 6	O + 2 e	O^{2-} (ඔක්සයිඩ්)

සමහර මූලද්‍රව්‍යවල (ලෝහ) උදාසීන අවස්ථාවේ පිහිටි පරමාණු ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීම නිසා ධන (+) ආරෝපිත අයන ද, අලෝහ මූලද්‍රව්‍යවල උදාසීන අවස්ථාවේ පිහිටි පරමාණු ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීම නිසා ඍණ (-) ආරෝපිත අයන ද සෑදෙන බව ඉහත නිදසුන්වලින් ඔබට පැහැදිලි වන්නට ඇත.

අයනයක් යනු විද්‍යුත් ආරෝපණයක් එනම් ධන (+) හෝ ඍණ (-) ආරෝපිත පරමාණුවක් හෝ පරමාණු පොකුරකි.

අයනික බන්ධන

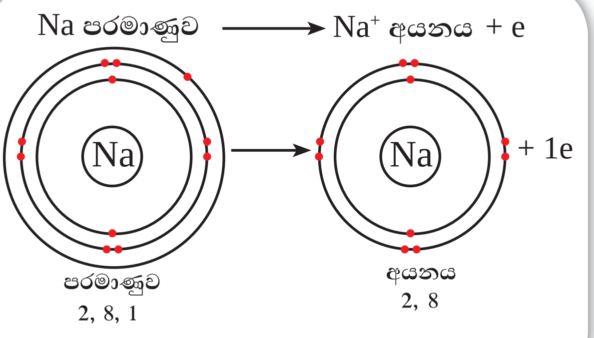
සමහර මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණු ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීමෙන් ද තවත් මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණු ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමෙන් ද යන ආකාර දෙකෙන්, ධන (+) හෝ ඍණ (-) ආරෝපිත අයන සෑදෙන ආකාරය පිළිබඳව අවබෝධයක් දැන් ඔබට තිබේ.

මෙසේ සෑදුණු + ආරෝපිත අයන හා - ආරෝපිත අයන අතර ප්‍රබල ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණ හට ගනී. එම ප්‍රබල ස්ථිති විද්‍යුත් අකර්ෂණ අයනික බන්ධන ලෙස හැඳින්වේ. අයනික බන්ධනවලින් සමන්විත සංයෝග, **අයනික සංයෝග** නම් වේ.

අයනික බන්ධන ඇති වන ආකාරය පිළිබඳව නිදසුන් කිහිපයක් සලකා බලමු.

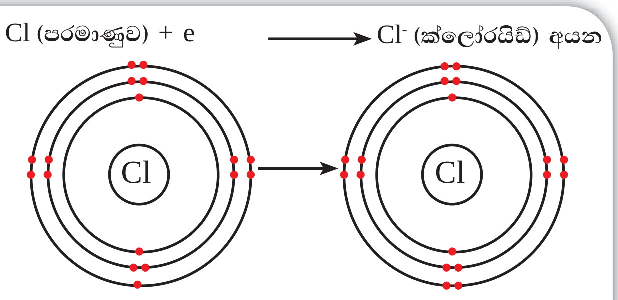
සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ්

සෝඩියම් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක පරමාණුක ක්‍රමාංකය 11 වේ. මේ අනුව සෝඩියම්හි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8, 1 වේ. අවසාන ශක්ති මට්ටමේ වූ ඉලෙක්ට්‍රෝනය පිට කිරීමෙන් එය (+1) ආරෝපණයක් ඇති Na^+ අයනය බවට පත් වේ. එවිට ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8 වේ. එනම් ස්ථායි තත්ත්වයට ළඟා වේ.



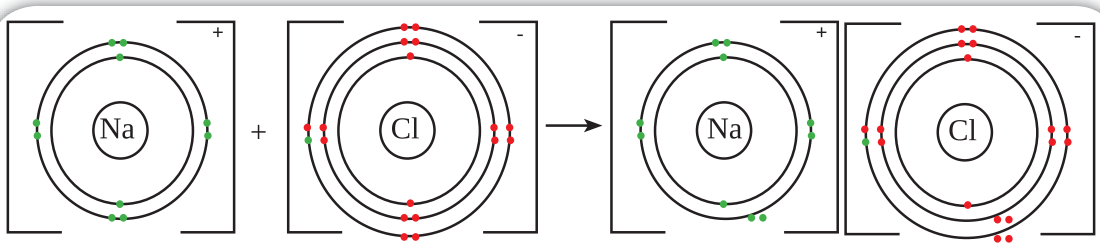
3.6 රූපය - Na^+ අයනයක් ඇති වීම

ක්ලෝරීන් පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8, 7 වේ. එහි බාහිර ශක්ති මට්ටමට ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ලබා ගැනීම නිසා වින්‍යාසය 2, 8, 8 වන අතර (-1)ආරෝපණයක් ඇති Cl^- (ක්ලෝරයිඩ්) අයනයක් බවට පත් වේ.



3.7 රූපය - Cl^- අයනයක් ඇති වීම

මෙසේ සෑදුණු Na^+ අයන හා Cl^- අයන අතර ප්‍රතිවිරුද්ධ ආරෝපණ නිසා ප්‍රබල ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණ හටගනී. සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් (ලුණු) අයනික සංයෝගය සෑදෙන්නේ Na^+ හා Cl^- අයන රාශියක් අයනික බන්ධනවලින් බැඳීමෙනි.



3.8 රූපය - NaCl අයන අතර ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණ මගින් බන්ධන ඇති වීම

මැග්නීසියම් සල්ෆයිඩ්

මැග්නීසියම්වල පරමාණුක ක්‍රමාංකය 12 වේ. එම නිසා මැග්නීසියම් මූලද්‍රව්‍යයේ පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8, 2 වේ. Mg පරමාණුවක අවසාන ශක්ති මට්ටමෙහි පිහිටි ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙක පිට කර (+ 2) ආරෝපණයක් ඇති Mg^{2+} අයනය සාදයි. එවිට ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8 වේ. එමගින් ස්ථායි වින්‍යාසය අත් කර ගනී.

$$\text{Mg (පරමාණුව)} \longrightarrow Mg^{2+} \text{ (අයනය)} + 2\,e$$

S මූලද්‍රව්‍යයේ පරමාණුක ක්‍රමාංකය 16 වන අතර e වින්‍යාසය 2, 8, 6 ලෙස දැක්විය හැකි ය. ස්ථායි වින්‍යාසය ලබා ගැනීමට එයට ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් අවශ්‍ය වේ. එම නිසා S පරමාණුව ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් ලබා ගැනීම නිසා, e වින්‍යාසය 2, 8, 8 වන අතර (- 2) ආරෝපණයක් ලැබේ. මෙය S^{2-} අයනය බවට පත් වේ.

$$2e + \text{S (පරමාණුව)} \longrightarrow S^{2-} \text{ (අයනය)}$$

මේ ආකාරයට Mg^{2+} අයන හා S^{2-} අයන අතර ඇති ප්‍රතිවිරුද්ධ ආරෝපණ නිසා ඒවා ප්‍රබල ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණ මගින් තදින් බැඳී අයනික බන්ධන හට ගනී. මේ ආකාරයට සෑදුණු සංයෝගය මැග්නීසියම් සල්ෆයිඩ් (MgS) වේ.

නොමිලේ බෙදා හැරීම සඳහා ය

3.1 පැවරුම

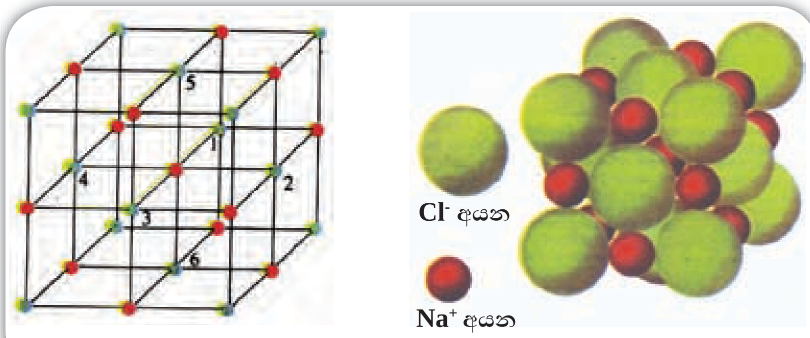
කැල්සියම් (Ca) ලෝහ මූලද්‍රව්‍යය හා ක්ලෝරීන් (Cl) අලෝහ මූලද්‍රව්‍යය අතර ඇති වන අයනවලින් කැල්සියම් ක්ලෝරයිඩ් අයනික සංයෝගය හට ගනී. එම බන්ධන ඇති වන ආකාරය රූපීය ව්‍යුහ මගින් නිරූපණය කරන්න.

සැ.යු. - මෙහි දී Ca පරමාණුවේ ඉවත් වන ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙක ලබා ගැනීම සඳහා Cl පරමාණු දෙකක් සහභාගි විය යුතු බව ඔබට අවබෝධ විය යුතු ය.

අයනික සංයෝගවල දැලිස් ව්‍යුහ

මූලද්‍රව්‍යවල ධන (+) හා සෘණ (-) අයන දැඩි ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණවලින් බැඳී අයනික බන්ධන සාදන බව අපි දනිමු. මෙසේ සාදන අයනික බන්ධනවලින් සැදුණු සංයෝග ස්වභාවයේ පවතින්නේ ඝන ස්ඵටික ආකාරයේ දැලිසක් ලෙසයි.

සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් ස්ඵටික දැලිස පිළිබඳව විමසා බලමු. සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් ස්ඵටික දැලිස Na^+ හා Cl^- අයන දහස් ගණනක්, අයනික බන්ධනවලින් බැඳී, සෑදී ඇත. මෙහි දී එක් Na^+ අයනයක් වටා Cl^- අයන හයක් ද, Cl^- අයනයක් වටා Na^+ හයක් ද ලෙස Na^+ අයන හා Cl^- අයන විශාල සංඛ්‍යාවක් දැලක් හෙවත් ජාලයක් ලෙස එකිනෙක තදින් බැඳී පවතී. එවිට නිශ්චිත ක්‍රමවත් ස්ඵටික දැලිසක් සාදයි. මෙය අයනික දැලිසක් නමින් හඳුන්වයි.



3.9 රූපය - NaCl ස්ඵටික දැලිස

අයනික සංයෝගවල ගුණ

- අයනික සංයෝග ස්වභාවයෙන් පවතින්නේ ඝන ස්ඵටිකරූපී ආකාරයෙනි. ඉන් සමහර සංයෝග අයනික දැලිස් සාදයි.
- බොහෝ අයනික සංයෝග ජලයේ දිය වේ.
- ප්‍රතිවිරුද්ධ ආරෝපණ දරන ධන (+) හා සෘණ (-) අයනවලින් සෑදී තිබේ.
- ජලයේ දිය වී සැදුණු ජලීය ද්‍රාවණය විද්‍යුතය සන්නයනය කරයි.

අයනික සංයෝග කිහිපයක් සඳහා නිදසුන් පහත දැක්වේ.

ලිතියම් ක්ලෝරයිඩ්	-	LiCl
ලිතියම් ඔක්සයිඩ්	-	Li_2O
සෝඩියම් ෆ්ලුවොරයිඩ්	-	NaF
කැල්සියම් ඔක්සයිඩ්	-	CaO
මැග්නීසියම් සල්ෆයිඩ්	-	MgS

ඇතැම් විට පරමාණු කිහිපයක් සංයෝජනය වී පොදුවේ ඍණ (-) අයනයක් ලෙස ද ක්‍රියාත්මක වේ. ඒවා අයන බණ්ඩක ලෙස හැඳින්වේ. අයනික සංයෝග සෑදීමට ඉවහල් වන **අයන බණ්ඩක** (කාණ්ඩ) සඳහා නිදසුන් කිහිපයක් පහත දැක්වේ.

හයිඩ්රොක්සයිඩ්	-	OH^-
නයිට්‍රේට්	-	NO_3^-
සල්ෆේට්	-	SO_4^{2-}
කාබනේට්	-	CO_3^{2-}
බයිකාබනේට්	-	HCO_3^-
ඇමෝනියම්	-	NH_4^+

විද්‍යාගාරයේ බහුලව හමුවන අයනික සංයෝග කිහිපයක් පහත දැක්වේ.

කොපර් සල්ෆේට් (පල්මානික්කම්)	-	$CuSO_4$
සෝඩියම් බයි කාබනේට්	-	$NaHCO_3$
සෝඩියම් හයිඩ්රොක්සයිඩ් (කෝස්ටික් සෝඩා)	-	$NaOH$
කැල්සියම් කාබනේට්	-	$CaCO_3$
ඇමෝනියම් හයිඩ්රොක්සයිඩ්	-	NH_4OH
කැල්සියම් හයිඩ්රොක්සයිඩ්	-	$Ca(OH)_2$

සහසංයුජ බන්ධන

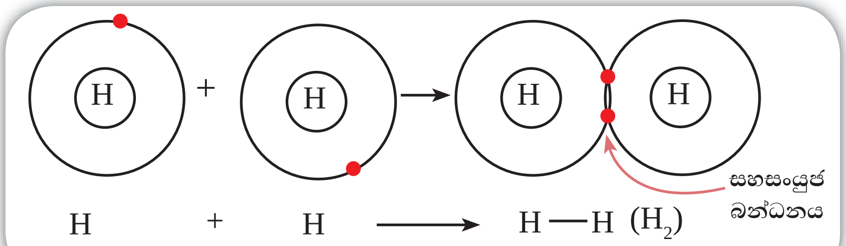
පරමාණු - පරමාණු අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබා ගැනීම මගින්, එක් එක් පරමාණු ස්ථායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ළඟා කර ගැනීම මෙහි දී සිදු වේ.

පරමාණු යුගලයක් අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබා ගනිමින් එම පරමාණු එකිනෙක බැඳීම **සහසංයුජ බන්ධනයක්** ලෙස හඳුන්වයි. එමගින් පරමාණු උච්ච වායු වින්‍යාසය ලබා ගනී.

e හවුලේ තබා ගනිමින් සහ සංයුජ බන්ධන සාදන පරමාණු දෙකක් හෝ කිහිපයක් අණුවක් ලෙස හඳුන්වයි. එකම වර්ගයේ පරමාණු අතරත් වෙනස් වර්ගවල පරමාණු අතරත් ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබා ගනිමින් සාදන අණු ඇත.

හයිඩ්‍රජන් අණුව

හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවේ පරමාණුක ක්‍රමාංකය 1 වේ. එනම් පරමාණුවේ වූ ශක්ති මට්ටමෙහි එම ඉලෙක්ට්‍රෝනය පවතී. ස්ථායි උච්ච වායු වින්‍යාසය ළඟා කර ගැනීමට එම ශක්ති මට්ටමට ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් අවශ්‍ය වේ. එම නිසා හයිඩ්‍රජන් පරමාණු දෙකක් එකිනෙක වෙත ළඟා වී පරමාණු දෙකක් අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලය හවුලේ තබා ගනී. එවිට H පරමාණු දෙකක් අතර සහසංයුජ බන්ධනය ඇති වේ.



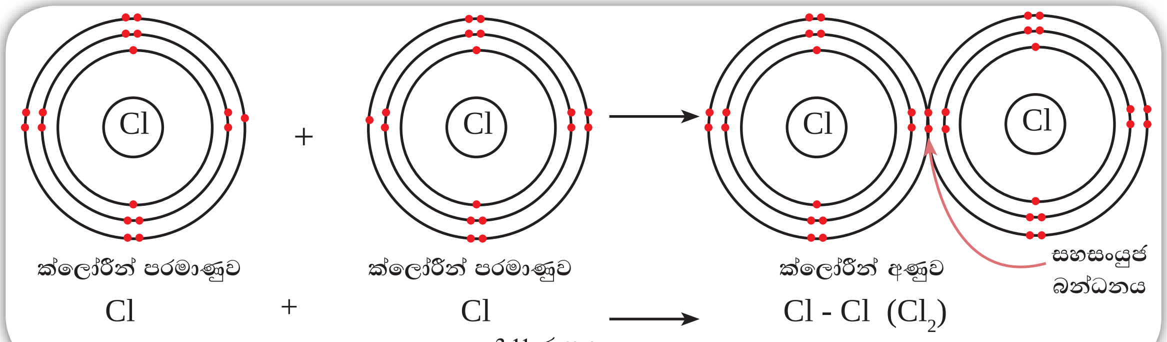
3.10 රූපය - හයිඩ්‍රජන් අණුව

නොමිලේ බෙදා හැරීම සඳහා ය

මෙසේ H පරමාණු දෙකක් එකිනෙක බැඳී He වායුවේ උච්ච වායු වින්‍යාසය ලබාගෙන ඇත. සෑදුණු බන්ධනය H_2 අණුව ලෙස පවතී. H_2 වායු සාම්පලයක වායු අණු දහස් ගණනක් පවතී.

ක්ලෝරීන් අණුව

Cl පරමාණුවේ පරමාණුක ක්‍රමාංකය 17 බවත්, ඒ අනුව ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8, 7 බවත් මතකයට ගන්න. පරමාණුවේ අවසාන ශක්ති මට්ටම එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් හවුලට තබා ගත් විට ස්ථායි උච්ච වායු වින්‍යාසය ළඟා කර ගත හැකි ය. මේ නිසා ක්ලෝරීන් පරමාණු දෙකක් අතර එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනය බැගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලයක් හවුලේ තබා ගැනීමෙන් ක්ලෝරීන් සහසංයුජ බන්ධනය සෑදේ.

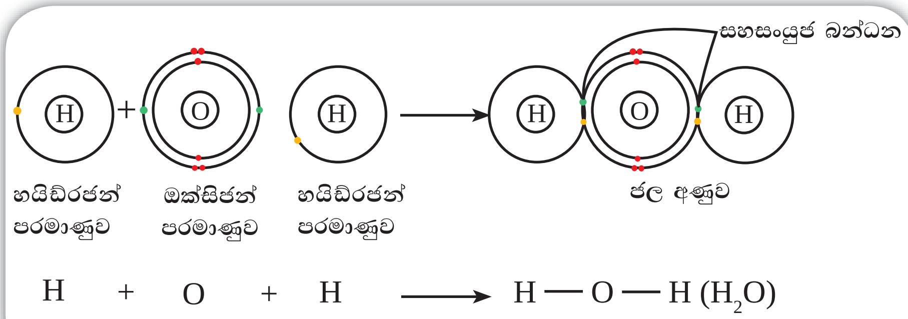


3.11 රූපය

මෙසේ ක්ලෝරීන් පරමාණු දෙකක් එකිනෙක බැඳී Ar වායුවේ උච්ච වායු වින්‍යාසය ලබා ගෙන ඇත. මෙලෙස සෑදුණු Cl_2 අණු විශාල සංඛ්‍යාවක් ක්ලෝරීන් වායුව තුළ පවතී. මේ අනුව හයිඩ්‍රජන්, ඔක්සිජන්, වැනි මූලද්‍රව්‍ය ස්වභාවයේ පවතින්නේ සහසංයුජ බන්ධනවලින් බැඳුණු අණු වශයෙන් බව ඔබට අවබෝධ වන්නට ඇත.

ජල අණුව

ජල අණුව සෑදීමට හයිඩ්‍රජන් හා ඔක්සිජන් යන මූලද්‍රව්‍ය දෙක සහභාගි වේ. එක් ඔක්සිජන් පරමාණුවක්, හයිඩ්‍රජන් පරමාණු දෙකක් සමග ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකක් හවුලේ තබා ගනී. මෙහි දී සහසංයුජ බන්ධන දෙකක් හයිඩ්‍රජන් පරමාණු හා ඔක්සිජන් පරමාණු අතර හට ගනී.



3.12 රූපය

ජල අණුවෙහි H පරමාණු He වායුවේ උච්ච වායු වින්‍යාසය ලබා ගෙන ඇත. O පරමාණුව, Ne වායුවේ උච්ච වායු වින්‍යාසය ලබා ගෙන ඇත. ජල අණුව තුළ සහසංයුජ බන්ධන දෙකක් පවතී.

ඇමෝනියා, මෙතේන්, හයිඩ්‍රජන් ක්ලෝරයිඩ් වැනි වායු අණු සහසංයුජ බන්ධනවලින් සෑදුණු සංයෝග වේ.

සහසංයුජ සංයෝගවල ගුණ

- සහසංයුජ සංයෝග බොහෝ විට වායු හෝ ද්‍රව අවස්ථාවේ පවතී.
- සමහර සහසංයුජ සංයෝග ජලයේ දිය වේ.

සංයෝගවල රසායනික සූත්‍ර

විවිධ මූලද්‍රව්‍ය රසායනිකව බන්ධනය වීමෙන් සහසංයුජ සංයෝග හෝ අයනික සංයෝග සාදයි. සංයෝගය තුළ එක් එක් මූලද්‍රව්‍ය කවර අනුපාතයකින් පවතීදැයි ප්‍රකාශ කිරීමට **රසායනික සූත්‍ර** අවශ්‍ය වේ.

රසායනික සූත්‍රයක් නිවැරදිව ලියා දැක්වීමට, සංයෝගය සෑදුණු මූලද්‍රව්‍යවල සංයුජතාව පිළිබඳ අවබෝධය වැදගත් වේ.

සංයුජතාව

යම් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක් හෝ ඛණ්ඩකයක් සංයෝග සාදන විට ඒවා සංයෝජනය වීමේ හැකියාව හෙවත් සංයෝජනය වීමේ බලය සංයුජතාව ලෙස හඳුන්වයි.
සංයෝග සාදන්නේ පරමාණු අතර හෝ අයන අතර යි.

අයනික සංයෝගවල දී සංයුජතාව

මූලද්‍රව්‍ය සහභාගි වී අයන සාදන විට සෑදුණු අයනයේ ආරෝපණය එම මූලද්‍රව්‍යයේ සංයුජතාවයට සමාන වේ.

එනම් පරමාණුව විසින් **පිට කළ ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව හෝ ලබා ගත් ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවට** සමාන අගයකි.

නිදසුන් -

$NaCl$ අයනික බන්ධනය

Na^+ අයනය ⟶ සංයුජතාව 1

Cl^- අයනය ⟶ සංයුජතාව 1

CaO අයනික බන්ධනය

Ca^{2+} අයනය ⟶ සංයුජතාව 2

O^{2-} අයනය ⟶ සංයුජතාව 2

$Mg(NO_3)_2$ අයනික බන්ධනය

Mg^{+2} අයනය ⟶ සංයුජතාව 2

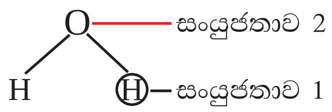
NO_3^- අයනය ⟶ සංයුජතාව 1

සහසංයුජ සංයෝගවල දී සංයුජතාව

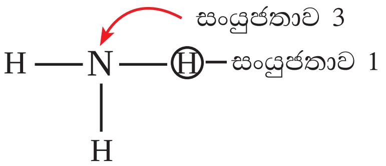
මූලද්‍රව්‍ය එක් වී සහසංයුජ සංයෝග සාදන විට එම සෑදුණු අණුවේ පවතින බන්ධන සංඛ්‍යාව එම මූලද්‍රව්‍යයේ සංයුජතාවයට සමාන වේ.

නොමිලේ බෙදා හැරීම සඳහා ය

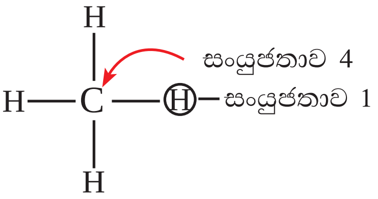
- ජල අණුව H_2O



- NH_3 අණුව



- CH_4 අණුව



මේ අනුව එක් එක් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු හෝ අයන ඛණ්ඩක අයනික බන්ධන සාදන විට දක්වන සංයුජතාව පිළිබඳ තොරතුරු 3.10 හා 3.11 වගුවල දැක්වේ.

3.10 වගුව - අයනික සංයෝග සෑදීමේ දී අයනයේ සංයුජතාව

මූලද්‍රව්‍ය	අයනයේ ආරෝපණය	සංයුජතාව
K	K^+	1
Na	Na^+	1
H	H^+	1
Mg	Mg^{2+}	2
Ca	Ca^{2+}	2
Zn	Zn^{2+}	2
Al	Al^{3+}	3
F	F^-	1
Cl	Cl^-	1

3.11 වගුව - අයනික සංයෝග සෑදීමේ දී අයන ඛණ්ඩයේ සංයුජතාව

අයන ඛණ්ඩකය	ආරෝපණය	සංයුජතාව
NO_3^-	1	1
NH_4^+	1	1
HCO_3^-	1	1
CO_3^{-2}	2	2
SO_4^{-2}	2	2

OH^-	1	1
MnO_4^-	1	1
PO_4^{3-}	3	3

සහසංයුජ සංයෝග සාදන විට එක් එක් පරමාණුව මගින් සාදන බන්ධන සංඛ්‍යාව සංයුජතාවයට සමාන වේ (3.12 වගුව).

3.12 වගුව

මූලද්‍රව්‍ය	සංයුජතාව	බන්ධන සංඛ්‍යාව
H	1	1
O	2	2
N	3	3
Cl	1	1
C	4	4
F	1	1
Si	4	4
S	2	2

ඉහතින් දැක් වූ මූලද්‍රව්‍යවල සංයුජතාව ආවර්තිතා වගුවෙන් ද රටාවක ආකාරයට අපට ලබා ගත හැකි ය. එය පහත දැක්වේ.

කාණ්ඩය -	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII / O
	H							He
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	K	Ca						
සංයුජතාව -	1	2	3	4	3	2	1	0

3.13 රූපය - ආවර්තිතා වගුව

- මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක් අයනික සංයෝගයක් සාදන විට පිට කරන හෝ ලබා ගන්නා ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව එම මූලද්‍රව්‍යයේ සංයුජතාවට සමාන වේ.
- මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක් සහසංයුජ සංයෝගයක් සාදන විට, එම පරමාණුව විසින් සාදන බන්ධන සංඛ්‍යාව එහි සංයුජතාවට සමාන වේ.

නමුත් සමහර මූලද්‍රව්‍යවලට සංයුජතා කිහිපයක් තිබිය හැකි ය. තඹ, යකඩ, සින්ක් ආදිය එවැනි මූලද්‍රව්‍ය වේ.

රසායනික සංයෝගයක් සෑදෙන්නේ මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණු හෝ අයන බන්ධනවලින් බැඳීමෙන් බව අපි දනිමු. මෙවැනි රසායනික සංයෝගයක ඇති මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු අතර පවතින අනුපාතය, දක්වන ක්‍රමයක් ලෙස **රසායනික සූත්‍ර** දැක්විය හැකි ය.

නොමිලේ බෙදා හැරීම සඳහා ය

රසායනික සූත්‍ර ලිවීම රසායනික සංකේත ඇසුරෙන් සිදු කරනු ලබයි. රසායනික සූත්‍ර ලිවීමේ දී, මූලද්‍රව්‍යවල සංයුජතාව යොදා ගත හැකි ය.

නිදසුන් -

X හා Y යන මූලද්‍රව්‍ය දෙක සාදන සංයෝගයක් සලකා බලමු.

X හි සංයුජතාව - a

Y හි සංයුජතාව - b

X හා Y සංයුජතාව මාරු කර ලිවීම

$$\begin{matrix} X & & Y \\ a & \times & b \end{matrix}$$

සංයෝගයේ සූත්‍රය $X_b\ Y_a$

සහසංයුජ සංයෝගයක් වන ජලයේ රසායනික සූත්‍රය

H හා O සංයුජතාව මාරු කර ලිවීම

$$\begin{matrix} H & & O \\ 1 & \times & 2 \end{matrix}$$

සංයෝගයේ සූත්‍රය $H_2\ O_1$

ජලයේ රසායනික සූත්‍රය H_2O වේ

අයනික සංයෝගයක් වන කැල්සියම් ක්ලෝරයිඩ්වල රසායනික සූත්‍රය

Ca හා Cl සංයුජතාව මාරු කර ලිවීම

$$\begin{matrix} Ca & & Cl \\ 2 & \times & 1 \end{matrix}$$

$Ca_1\ Cl_2$

කැල්සියම් ක්ලෝරයිඩ්වල රසායනික සූත්‍රය $CaCl_2$

බහුපරමාණුක අයනවලින් සමන්විත සංයෝගවල සූත්‍ර ලිවීම

සෝඩියම් සල්ෆේට්

$$\begin{matrix} Na^+ & & SO_4^{2-} \\ 1 & \times & 2 \end{matrix}$$

$Na_2\ SO_4$

ඇමෝනියම් කාබනේට්

$$\begin{matrix} NH_4^+ & & CO_3^{2-} \\ 1 & \times & 2 \end{matrix}$$

$(NH_4)_2\ CO_3$

3.2 පැවරුම

පහත දැක්වෙන සංයෝගවල රසායනික සූත්‍ර ලියා දක්වන්න.

කොපර් සල්ෆේට් (පල්මානික්කම්), සෝඩියම් බයිකාබනේට්, සෝඩියම් හයිඩ්රොක්සයිඩ් (කෝස්ටික් සෝඩා), කැල්සියම් කාබනේට්, ඇමෝනියම් හයිඩ්රොක්සයිඩ්, කැල්සියම් හයිඩ්රොක්සයිඩ්

සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය

සෑම මූලද්‍රව්‍යයක ම තැනුම් ඒකකය පරමාණුව බව අපි දනිමු. ප්‍රබල අණ්වීක්ෂයකින් පවා දැකිය නොහැකි තරම් කුඩා අංශුවක් වන පරමාණුවේ ස්කන්ධය කෙතරම් කුඩා වනු ඇති ද?

විවිධ මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවල ස්වභාවය හඳුනා ගැනීමට සුදුසු මිණුමක් වනුයේ පරමාණුවල ස්කන්ධය සොයා ගැනීමයි. ස්කන්ධය මැනීමේ ඒකක වන ග්‍රෑම්, කිලෝග්‍රෑම් වැනි ඒකකවලින් පරමාණුවේ ස්කන්ධය මනිනු ලැබූ විට ඉතා කුඩා අගයක් ලැබේ. නිදසුනක් ලෙස සැහැල්ලු ම පරමාණුව වන H පරමාණුවක ස්කන්ධය ග්‍රෑම්වලින් මැන ගත් විට එම අගය 1.67×10^{-24} තරම් ඉතා කුඩා අගයකි. මේ නිසා පරමාණුවක ස්කන්ධය මැන ගැනීමට පහසු ඒකකයක් සම්මතය ලෙස යොදා ගැනීම අවශ්‍ය වේ. මේ අනුව යම් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක ස්කන්ධය සම්මතය ලෙස තෝරාගෙන වෙනත් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවල ස්කන්ධය එම සම්මත අගය හා සංසන්දනය කර ප්‍රකාශ කරනු ලැබේ.

මේ සඳහා මුල දී හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවේ ස්කන්ධය ද ඉන්පසුව ඔක්සිජන් පරමාණුවේ $\frac{1}{16}$ ක ස්කන්ධයත්, සම්මතය ලෙස යොදා ගත්ත ද පසු කලක දී පරමාණුක ස්කන්ධය නිර්ණය සඳහා සම්මත අගය ලෙස ^{12}C සමස්ථානිකයේ පරමාණුවක ස්කන්ධයෙන් $\frac{1}{12}$ සුදුසු යැයි තෝරා ගන්නා ලදි. මේ අනුව මූලද්‍රව්‍යයක සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය ලෙස අර්ථ දක්වන්නේ යම් මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණුවක ස්කන්ධය, ^{12}C සමස්ථානිකයේ පරමාණුවක ස්කන්ධයෙන් $\frac{1}{12}$ ට දක්වන අනුපාතය ලෙසයි. වෙනත් ආකාරයකින් දැක්වුවහොත් සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය යනු යම් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක ස්කන්ධය කාබන් පරමාණුවක ස්කන්ධයෙන් $\frac{1}{12}$ ක් මෙන් කී වාරයක් ද යන්න දැක්වීමයි.
මෙය අනුපාතයක් බැවින් ඒකකයක් නොමැති බව අපට අවබෝධ වේ.

$$\text{සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය} = \frac{\text{යම් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක ස්කන්ධය}}{^{12}C \text{ පරමාණුවේ ස්කන්ධයෙන් } ^1/_{12}}$$

මෙසේ ලබා ගත් මූලද්‍රව්‍ය කිහිපයක සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධ අගයයන් 3.13 වගුවේ දැක්වේ.

3.13 වගුව - මූලද්‍රව්‍ය කිහිපයක සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධ අගයයන්

පරමාණුක ක්‍රමාංකය	මූලද්‍රව්‍යය	සංකේතය	සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය
1	හයිඩ්‍රජන්	H	1
2	හීලියම්	He	4
3	ලිතියම්	Li	7
4	බෙරිලියම්	Be	9
5	බෝරෝන්	B	11
6	කාබන්	C	12

නොමිලේ බෙදා හැරීම සඳහා ය

7	නයිට්‍රජන්	N	14
8	ඔක්සිජන්	O	16
9	ෆ්ලුවොරීන්	F	19
10	නියෝන්	Ne	20
11	සෝඩියම්	Na	23
12	මැග්නීසියම්	Mg	24
13	ඇලුමිනියම්	Al	27
14	සිලිකන්	Si	28
15	පොස්පරස්	P	31
16	සල්ෆර්	S	32
17	ක්ලෝරීන්	Cl	35.5
18	ආගන්	Ar	40
19	පොටෑසියම්	K	39
20	කැල්සියම්	Ca	40

සාපේක්ෂ අණුක ස්කන්ධය

මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණු නිදහස් පරමාණු ලෙස තනිව නොපවතී. ඒවා ස්වාභාවිකව පරමාණු දෙකක් හෝ කිහිපයක් ලෙස එකතු වී අණු සාදයි.

අණුවක ස්කන්ධය සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය ඇසුරෙන් ගණනය කර සාපේක්ෂ අණුක ස්කන්ධය සොයා ගත හැකි ය.

අණු කිහිපයක සාපේක්ෂ අණුක ස්කන්ධ ගණනය කිරීම 3.14 වගුවේ දැක්වෙන පරිදි සිදු කළ හැකි ය.

3.14 වගුව

ප්‍රභේදය	අණුක සූත්‍රය	සාපේක්ෂ අණුක ස්කන්ධය
ඔක්සිජන් වායුව	O_2	(2 × 16) = 32
ජලය	H_2O	(2 × 1) + 16 = 18
ග්ලූකෝස්	$C_6H_{12}O_6$	(6 × 12) + (12 × 1) + (6 × 16) = 180

මෙසේ සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධ අගයයන් යොදා ගෙන ඔබට රසායනික සංයෝගවල සාපේක්ෂ අණුක ස්කන්ධය ගණනය කළ හැකි ය. ඒ සඳහා 3.3 පැවරුමෙහි නිරතවන්න.

3.3 පැවරුම

පහත දක්වා ඇති සංයෝගවල සාපේක්ෂ අණුක ස්කන්ධය ගණනය කරන්න.

Ca = 40, S = 32, O = 16, Na = 23, C = 12, H = 1, Cl = 35.5

- $CaSO_4$
- Na_2CO_3
- $CaCO_3$
- H_2SO_4
- HCl

සාරාංශය

- මූලද්‍රව්‍යවල තැනුම් ඒකක පරමාණු / අණු වේ.
- පරමාණු සැදී ඇත්තේ ප්‍රෝටෝන, ඉලෙක්ට්‍රෝන සහ නියුට්‍රෝන යන ප්‍රධාන උප පරමාණුක අංශු තුන් වර්ගයෙනි.
- පරමාණුක ව්‍යුහය පිළිබඳ නොයෙකුත් ආකෘති වරින් වර ඉදිරිපත් විය.
- ධන ආරෝපිත න්‍යෂ්ටිය වටා ඇති නිශ්චිත ශක්ති මට්ටම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන චලනය වන බව නීල් බෝර් විසින් ප්‍රකාශ කරන ලදි.
- පරමාණුවක එක් එක් ශක්ති මට්ටම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරී පවතින රටාව ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලෙස හැඳින්වේ.
- මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක පරමාණුක ක්‍රමාංකය යනු න්‍යෂ්ටියේ ඇති ප්‍රොටෝන සංඛ්‍යාව යි.
- මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය යනු න්‍යෂ්ටියේ පවත්නා ප්‍රෝටෝන සහ නියුට්‍රෝන සංඛ්‍යාවල එකතුව යි.
- එකම මූලද්‍රව්‍යයේ වෙනස් ස්කන්ධ ක්‍රමාංක ඇති පරමාණු සමස්ථානික ලෙස හඳුන්වයි.
- මූලද්‍රව්‍ය අයනික බන්ධන හෝ සහසංයුජ බන්ධන මගින් බැඳී සංයෝග සාදයි.
- සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය මගින් පරමාණුවක ස්කන්ධය ප්‍රකාශ කරයි.
- සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධ භාවිතයෙන් සංයෝගයක සාපේක්ෂ අණුක ස්කන්ධ ගණනය කළ හැකි ය.

අභ්‍යාසය

01. නිවැරදි පිළිතුර තෝරන්න.

2. පරමාණුව පිළිබඳ ග්‍රහ ආකෘතිය ඉදිරිපත් කරන ලද්දේ,

   1) ඩොල්ටන් ය. 2) නීල් බෝර් ය. 3) රදර්ෆර්ඩ් ය. 4) මෙන්ඩර්ලීෆ් ය.

2. පරමාණුවක පළමු ශක්ති මට්ටමෙහි පැවතිය හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව කොපමණ ද?

   1) 2 2) 8 3) 18 4) 32

3. නියොන් පරමාණුවෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය කොපමණ ද?

   1) 2 2) 2, 8 3) 2, 4 4) 2, 8, 8

නොමිලේ බෙදා හැරීම සඳහා ය

4. $^{24}_{12}X$ යනු සම්මත ආකාරයෙන් ලියා ඇති මූලද්‍රව්‍යයකි. මෙහි X ලෙස දක්වා ඇති මූලද්‍රව්‍යය කුමක් ද?

1) හයිඩ්‍රජන් ය. 2) ඔක්සිජන් ය. 3) සෝඩියම් ය. 4) මැග්නීසියම් ය.

5. සහසංයුජ සංයෝගයක් **නොවන්නේ** කුමක් ද?

1) ඇමෝනියා 2) ජලය
3) කාබන් ඩයොක්සයිඩ් 4) සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ්

6. සෝඩියම් ඔක්සයිඩ් අණුවෙහි රසායනික සූත්‍රය කුමක් ද?

1) NaO 2) NaO_2
3) Na_2O 4) Na_2O_4

02. හිස්තැනට සුදුසු නිවැරදි පිළිතුර තෝරා ලියන්න.

1. නියොන් වායුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන (e) වින්‍යාසය වන්නේ .... ය. [(2, 8), (2, 8, 8)]
2. පල්මානික්කම් හෙවත් කොපර් සල්ෆේට් යනු .... (සහසංයුජ, අයනික) සංයෝගයකි.
3. කැල්සියම් පරමාණුව සාදන ධන අරෝපිත අයනය .... ය. (Ca^+, Ca^{2+})
4. සංයුජතාව 2 වන සෘණ අයනයක් සාදන මූලද්‍රව්‍යය වන්නේ, ... ය. [ෆ්ලුවොරීන් (F) , සල්ෆර් (S)]
5. අයනික සංයෝගවල ලක්ෂණයක් වන්නේ, ... (ජලයේ අද්‍රාව්‍ය බව, ඝන ස්ඵටිකරූපී ලෙස පැවතීම) ය.

03. පහත දැක්වෙන සංයෝගවල සූත්‍ර ලියන්න.

1. මැග්නීසියම් සල්ෆේට් 2. සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ්
3. කැල්සියම් ක්ලෝරයිඩ් 4. පොටෑසියම් කාබනේට්