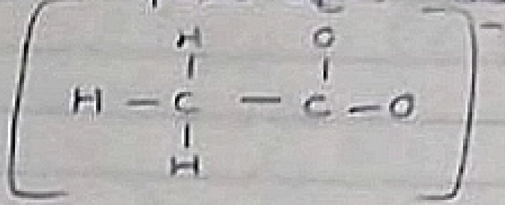
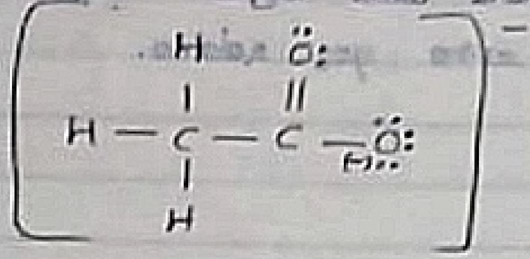
29 May 2018

(1) සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

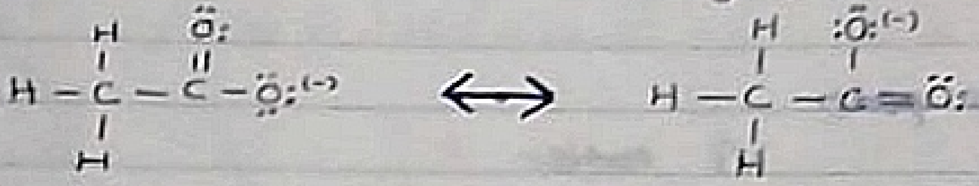
01. ඇසිටේට් අයනය සඳහා වන සැකිලි ව්‍යුහය පහත දැක්වේ.



(i) එම අයනය සඳහා වඩා ස්ථායී ලුවිස් ව්‍යුහය අඳින්න.



(ii) එම අයනය සඳහා තිබිය හැකි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ නිර්මාණය අඳින්න.



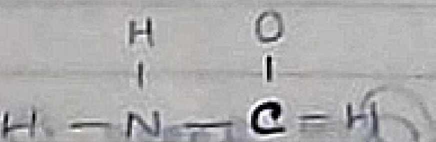
අණුවක හෝ අයනයක සඳහා ... තිබිය හැකි ලුවිස් ව්‍යුහ ... එකම රටාවට ඇඳිය හැකි ... හා ... සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ලෙස හැඳින්වේ.

සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ වලදී,

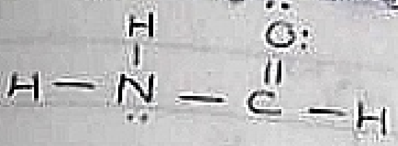
01. සෑම ව්‍යුහයකම පරමාණු කේන්ද්‍ර පිහිටි ආකාරය (සැකිල්ල) සමාන ... වන අතර ...

02. ... ... පමණක් වෙනස් විය හැක.

... සඳහා ... සැකිලි ව්‍යුහය පහත දක්වා ඇත.



i) ඉහත අෂ්ටක සැලසෙන ලෙසට විලියන හැකි ලුවිස් ව්‍යුහය අඳින්න.

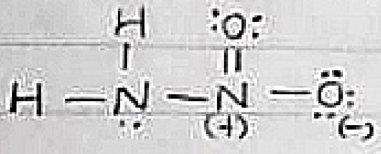


ii) ඉහත ලුවිස් ව්‍යුහය සඳහා විලියන හැකි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ තිරල්ල අඳ ඒවායේ සාපේක්ෂ ස්ථායිතාව සඳහා හේතු දෙන්න.

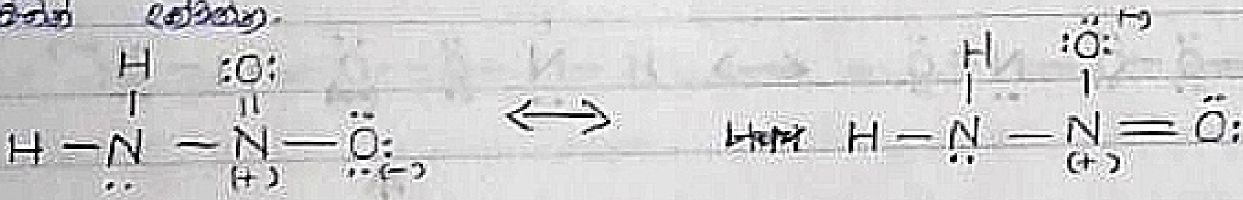
* ස්ථායී නොවේ ආරෝපණ වෙන් වී ඇත. * ස්ථායී වේ. කිසිදු ආරෝපණයක් නැත.

ඒකරවා උදාසීන සංයෝගයක සැකිල්ල පහත ආකාර ලෙස ඇත

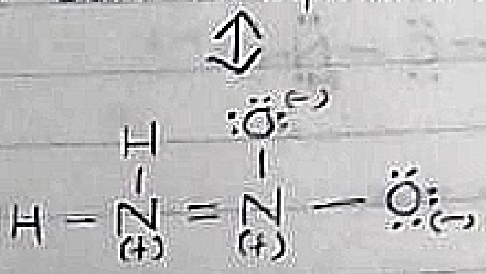
ඉහත සංයෝගය සඳහා වඩාත් ස්ථායී ලුවිස් ව්‍යුහය අඳින්න



ඉහත සංයෝගය සඳහා විලියන හැකි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ අඳින්න. සාපේක්ෂ ස්ථායිතාව සඳහා හේතු දෙන්න.

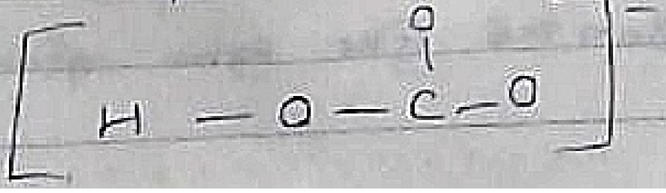


* ස්ථායී වේ (ආරෝපණ වෙන්වීම අඩුය) * ස්ථායී වේ (ආරෝපණ වෙන්වීම අඩුය) ඍණ ආරෝපණය විද්‍යුත් ඍණ පරමාණුවේ පිහිටීම



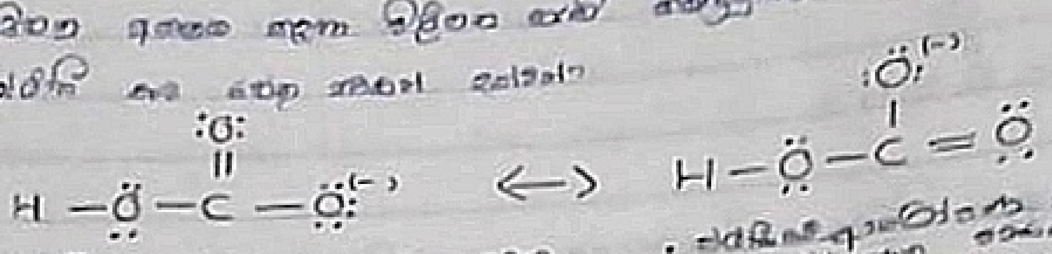
* අස්ථායී වේ (ආරෝපණ වෙන්වීම වැඩි / සමාන ආරෝපණ යාබදව පිහිටීම)

බයිකාබනේට් අයනයේ සැකිල්ල පහත ආකාර ලෙස ඇත (HCO_3^-)

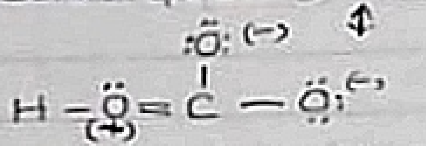


[illegible]

i) [illegible]



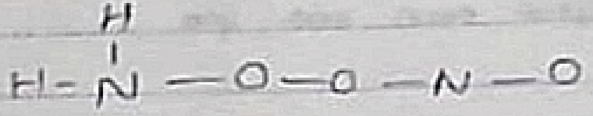
- [illegible]
- [illegible]



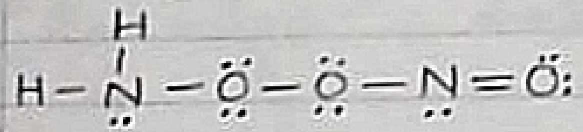
- [illegible] 0 (+) [illegible]

~~[illegible]~~

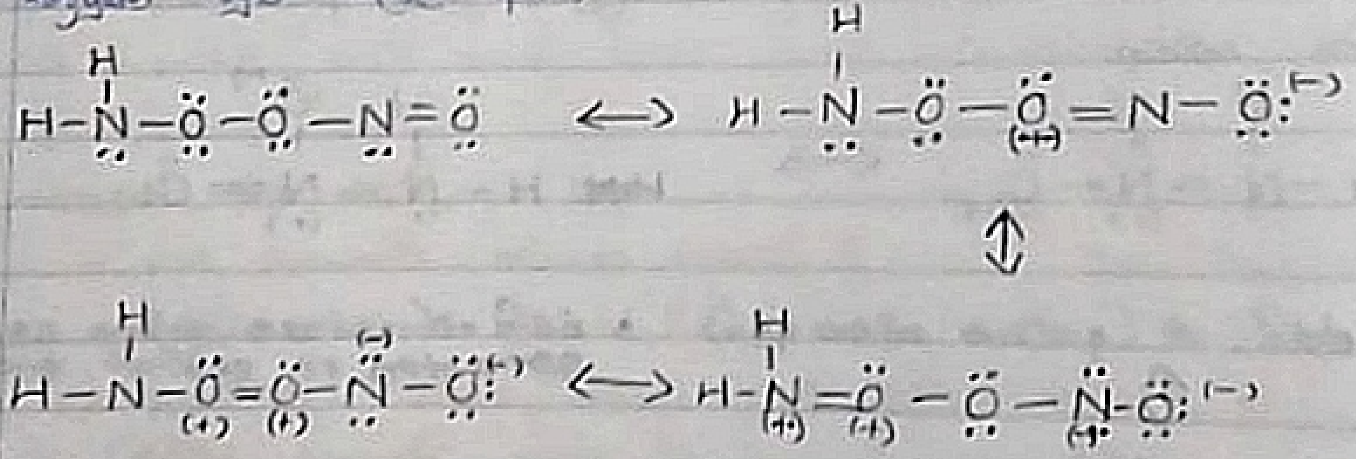
05. [illegible]



i) [illegible]

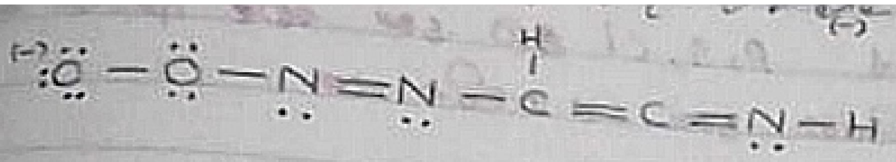


ii) [illegible]

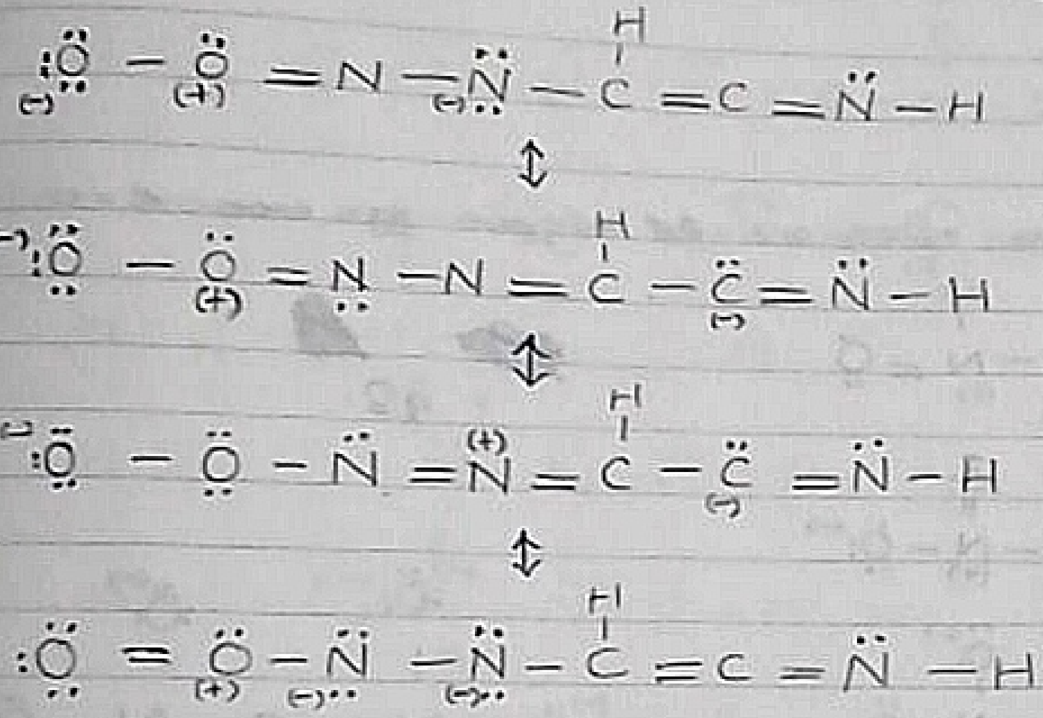


06. [illegible]

i) [illegible]

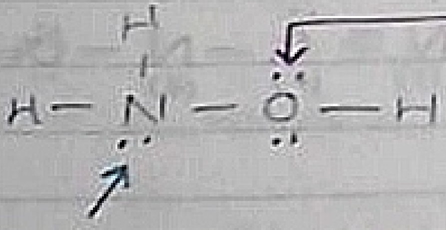


i) සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ අඳින්න.



(ii) අෂ්ටක නීතිය

× යම් පරමාණුවක් වටා ඇති එම පරමාණුවට බන්ධන සෑදීමට අයත් e ගණනකින් ඉතිරිව තිබෙන එකසර යුගල් ඇති e ගණනක් එකතුව e 8 ක් විය යුතු බව මින් කියවේ.



O ට බන්ධන අයත් e 6 ක් ඇත
එකසර එල යුගල් ඇති e 2 සමග එකතුව 8 ක් වේ

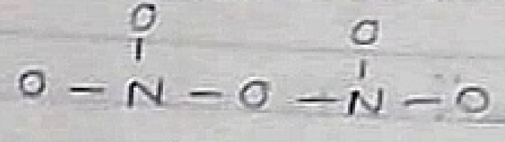
N ට බන්ධන අයත් e 5 ක් ඇත
එකසර යුගල් ඇති e 2 සමග එකතුව 8 ක් වේ.

× C, N, O, F යන මූල ද්‍රව්‍ය සඳහා නම් සෑම විටම අෂ්ටක නීතිය අනිවාර්යය වේ.

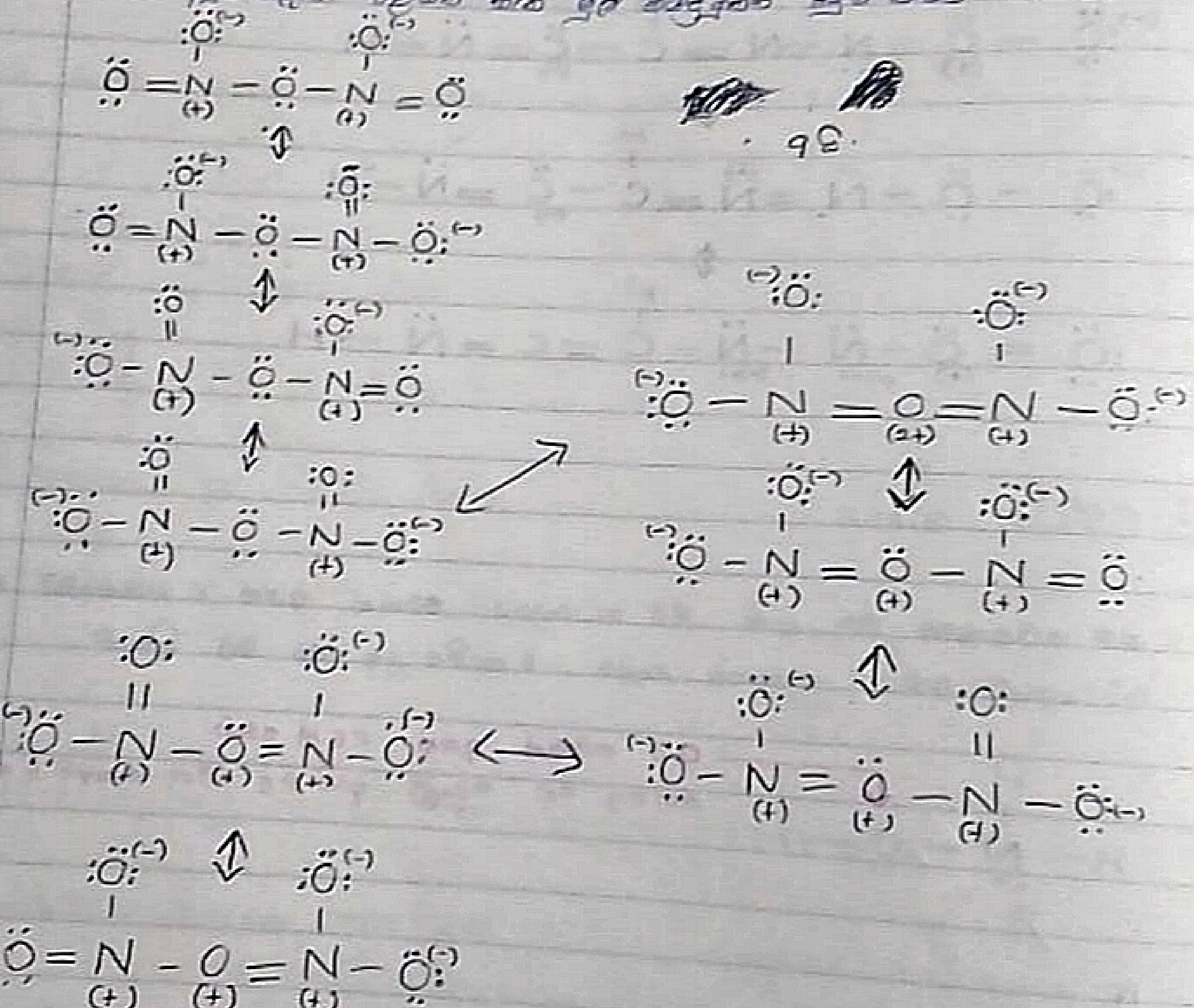
* H, Be, B, Al [illegible]

* 3 [illegible] P, S, Cl [illegible] 5 [illegible]
8 [illegible] e [illegible]

07 [illegible]



[illegible]

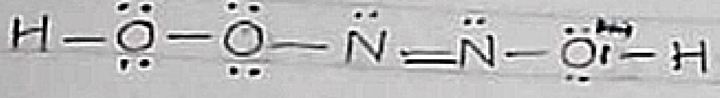


27 May 2018

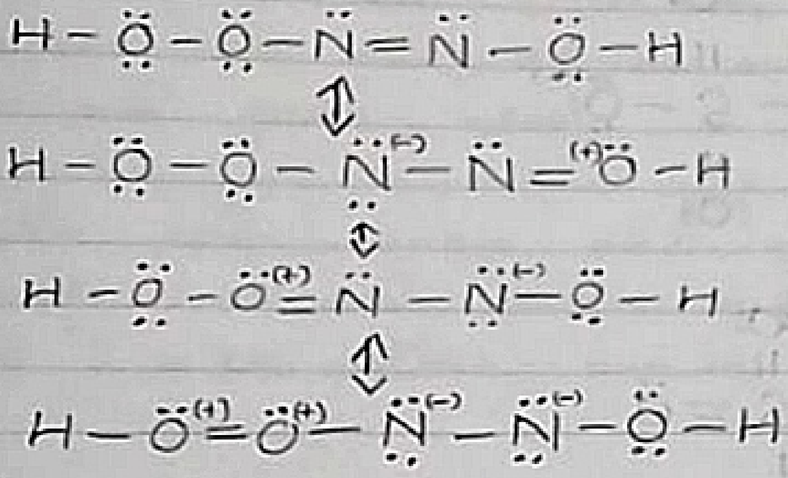
08 එක්තරා සංයෝගයක සැකිලි ව්‍යුහය පහත දක්වා ඇත.

H — O — O — N — N — O

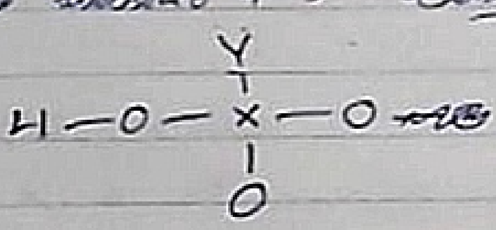
i) මෙම සංයෝගය සඳහා වඩා ස්ථායී ලුවිස් ව්‍යුහය අඳින්න.



ii) මෙම සංයෝගය සඳහා පිළිගත හැකි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ අඳින්න



09. එක්තරා ඒකසංයුජ (−) අයනයක සැකිලි ව්‍යුහය පහත දක්වා ඇත. මෙහි x හා y යනු ආවර්තිතා වගුවේ එකම කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය වේ.

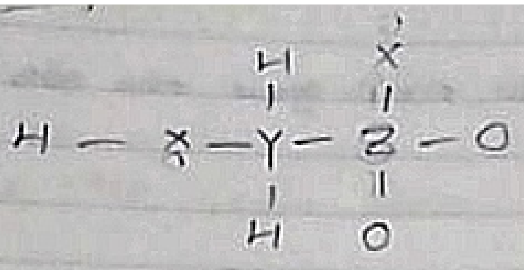


i) x හා y හඳුනාගන්න

x = Cl　　　x = S

y = F　　　y = O

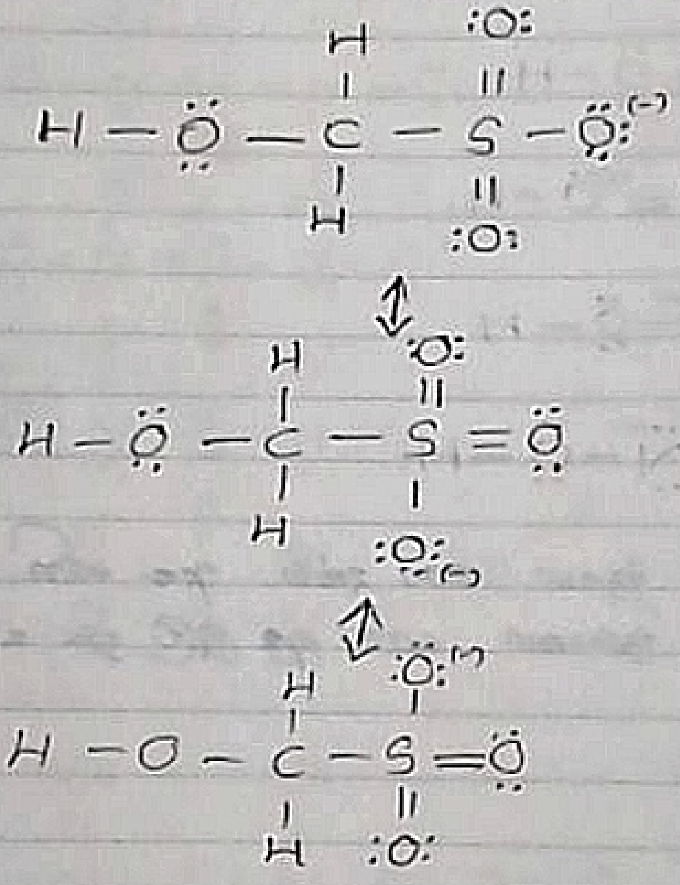
10. එක්තරා (1−) අයනයක සැකිලි ව්‍යුහය පහත දක්වා ඇත. මෙහි X හා Y යනු 2 ආවර්තයේ අයත් මූලද්‍රව්‍ය වේ. Z යනු 3 ආවර්තයේ අයත් මූලද්‍රව්‍යයකි.



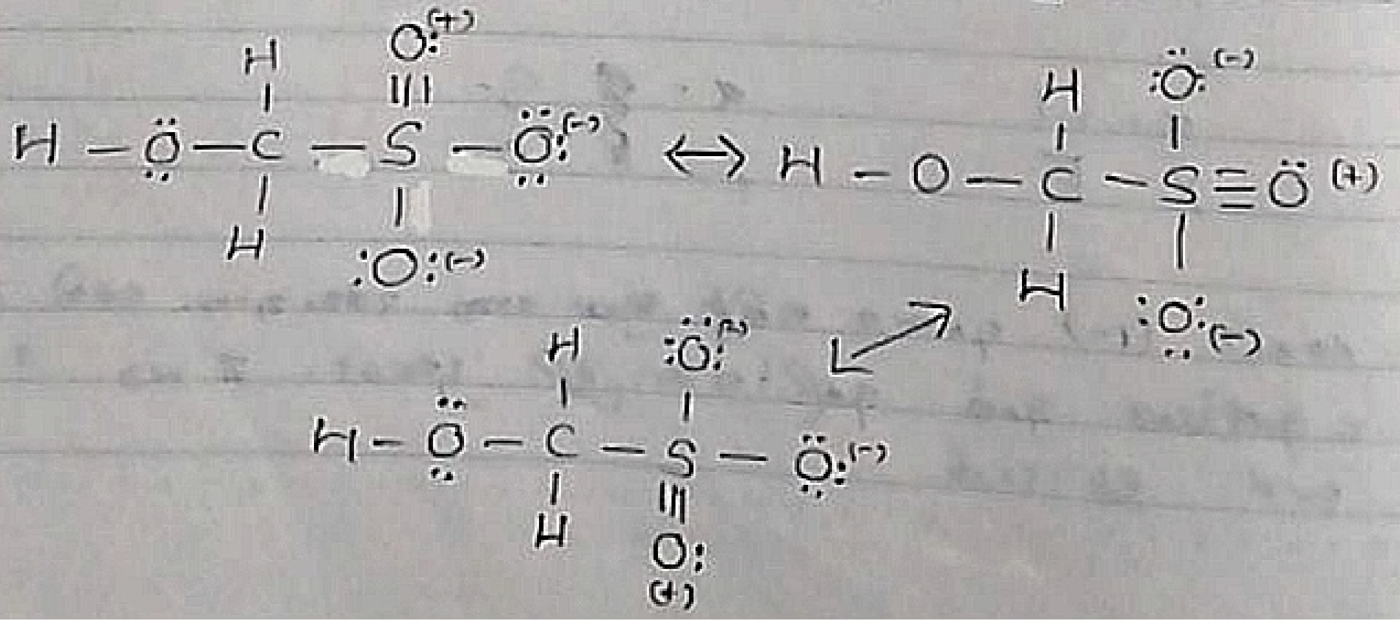
i) x, y, z හඳුනා ගන්න

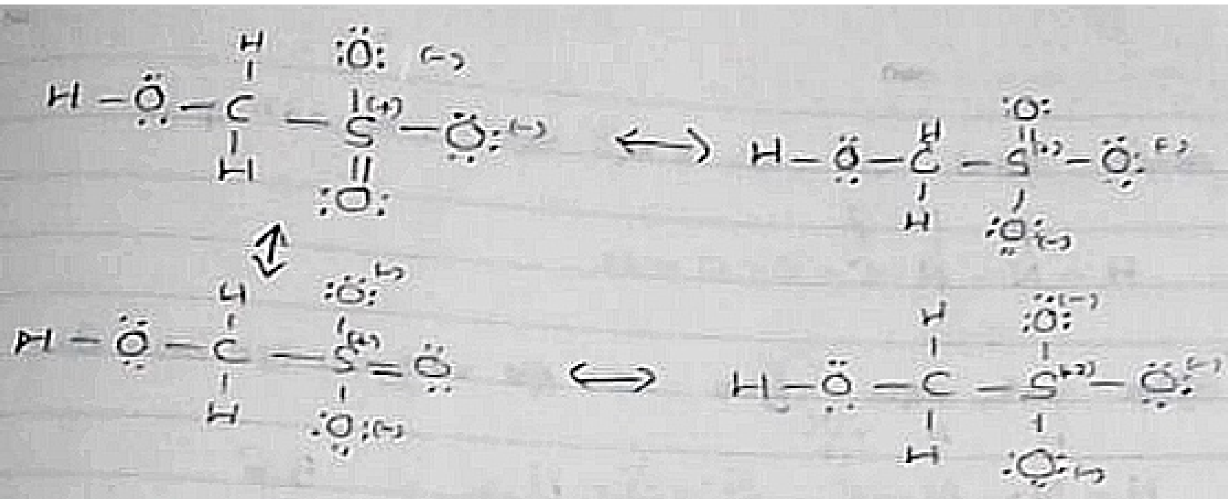
x = O   y = C   z = S

ii) ඉහත අණුව සඳහා පිළිගත හැකි ස්ථායී සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇඳ දක්වන්න



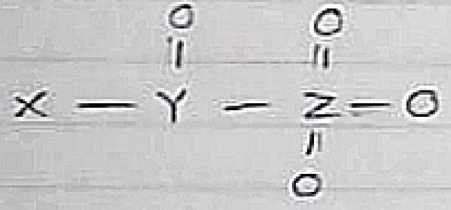
iii) ඉහත අණුව සඳහා පිළිගත නොහැකි අස්ථායී සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇඳ දක්වන්න





* සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇඳීමේදී සංයුජතා කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන 8ට වැඩි විය හැක්කේ නැත. C, O, N, F වැනි මූලද්‍රව්‍යවලට. P, S, Cl වැනි 3 වන ආවර්තයේ මූලද්‍රව්‍යවල d කාක්ෂික ඇති නිසා අෂ්ටකය ඉක්මවා යා හැකි බැවින් ඒ අනුව ව්‍යුහ ඇඳිය හැකි අවස්ථා තිබේ.

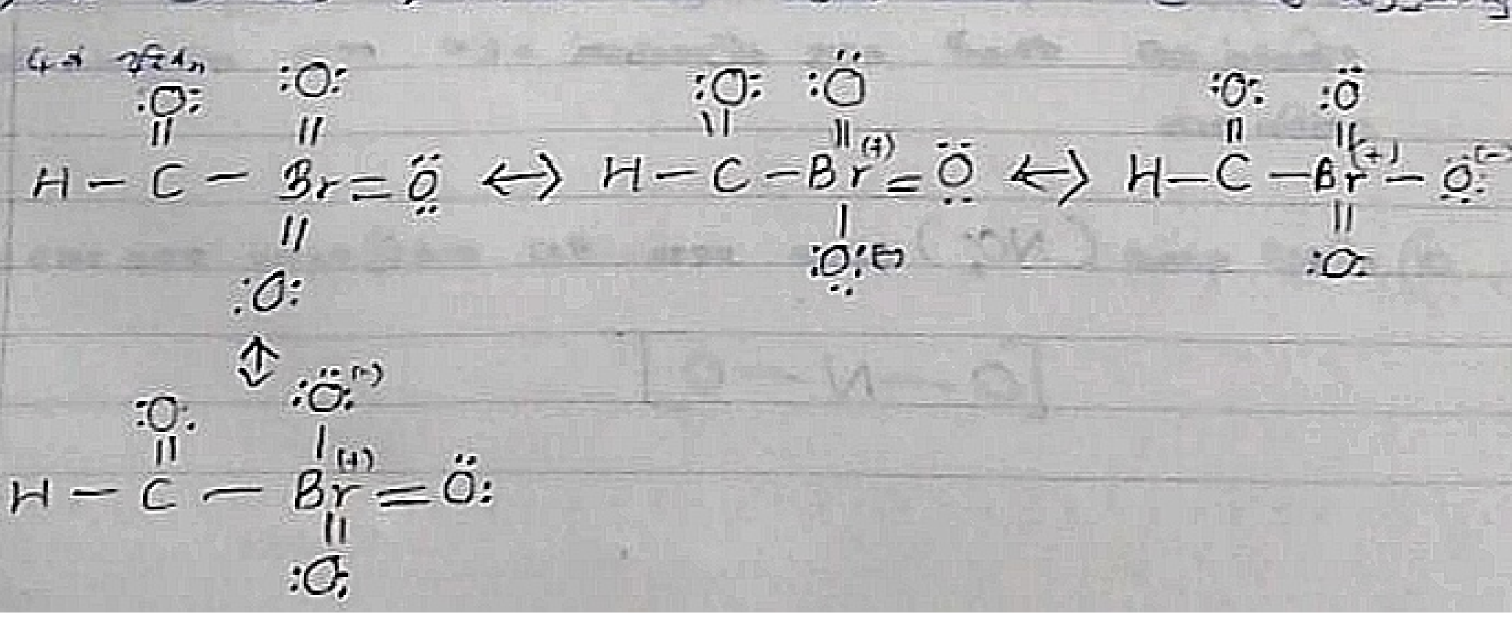
11. ස්ථායීම ලුවිස් ව්‍යුහය පහත දී ඇත. X සමූහ 1 ට අයත් වේ. Y හා Z දෙවන ආවර්තයේ ඇති අවසාන කාණ්ඩයට පෙර මූලද්‍රව්‍යය වන අතර Z හතරවන ආවර්තයේ ඇත් වේ.



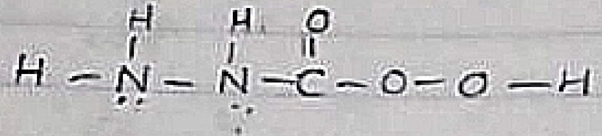
i) X, Y, Z හඳුනාගන්න.

$X = H$ $\quad Y = C$ $\quad Z = Br$

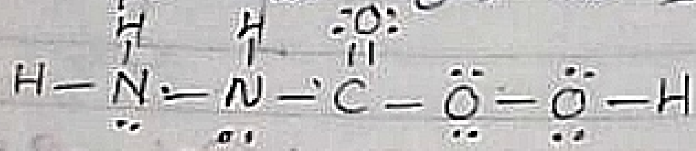
ii) ඉහත ව්‍යුහය අනුව ස්ථායී අණුව සඳහා සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇඳින්න.



12. ක්‍රමයට අණුවක් සඳහා වූ ලුවිස් ව්‍යුහය පහත දක්වා ඇත



i) මෙම අණුව සඳහා පිළිගත හැකි මූල සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ගණන කීයද?



5 යි.

ii) ක්‍රමයට දී ඇති සැකිල්ල සඳහා ලුවිස් ව්‍යුහය පහත දක්වා ඇත

O — N — O — N — O

i) මෙම සැකිල්ල සඳහා පිළිගත හැකි මූල සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ගණන කීයද?

:Ö: = N̤ — Ö — N̤ = Ö: 10 යි.

O = N — O = N — O

O = N = O — N — O

O — N = O = N — O

O — N = O — N = O

O — N — O = N = O

O = N — O — N — O

O — N = O — N — O

O — N — O = N — O

O — N — O — N = O

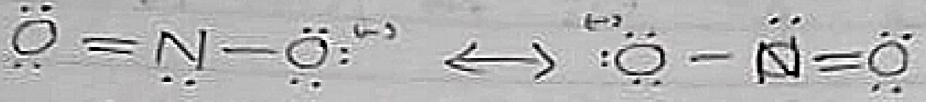
පොදු සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය (සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම)

සමහර අණුවක් හෝ අයනයක් සඳහා පිළිගත හැකි කිහිප සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ කිහිපයක් ඇඳිය හැකි විට ඒවායේ පොදු පරිවර්තනයේ ලෙස පොදු සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය හැඳින්වේ.

නයිට්‍රයිට් අයනය (NO_2^-) අයනය සඳහා එක ලුවිස් ව්‍යුහය පහත දක්වා ඇත.

$[O — N — O]^-$

i) ලුවිස් ව්‍යුහය සඳහා ස්ථායීතා සමාන සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ කිහිපයක් ඇද හැක ස්ථායී බව සමාන වේ.



ස්ථායී වේ ස්ථායී වේ.

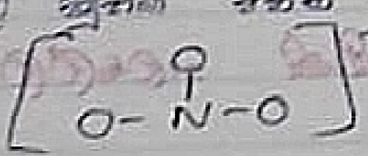
ii) මුහුම් ව්‍යුහය සඳහා එය එක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය ඇඳීම.

× මෙහි බන්ධනයේ සහිත මුල (-1) ක ආරෝපණය දෙකම ඔක්සිජන් පරමාණු වෙත O උදාසීන වේ. ඒ අනුව මුහුම දී N හා O අතර බන්ධන තනි බන්ධනයකුත් ද්විත්ව බන්ධනයකුත් අතර වූ අතරමැදි ස්වභාවයක් පිහිටයි.

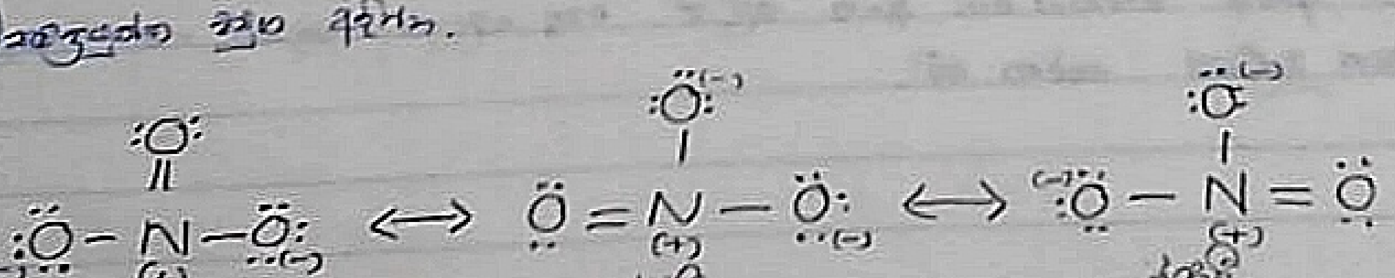
× ඔක්සිජන් O හා -1/2 ක අතර වූ අතරමැදි ආරෝපණයක් ඇත.

× ඒ අනුව මුහුමේදී N හා O අතර ඇති බන්ධන දිග සමාන වේ.

2. නයිට්‍රේට් අයනයේ සැකිලි ව්‍යුහය පහත පරිදි ඇත.

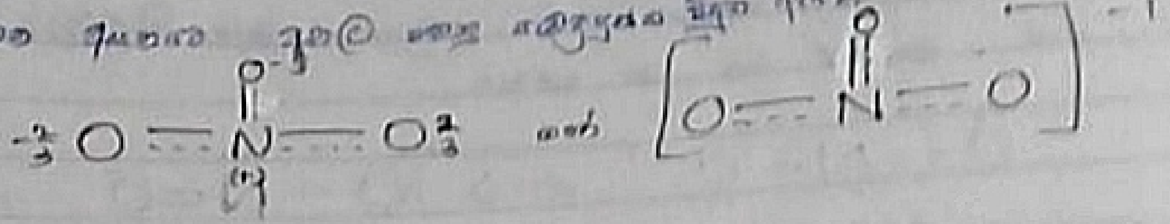


i) සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ අඳින්න.

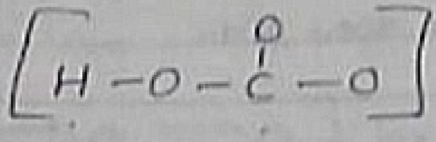


ස්ථායී ස්ථායී ස්ථායී.

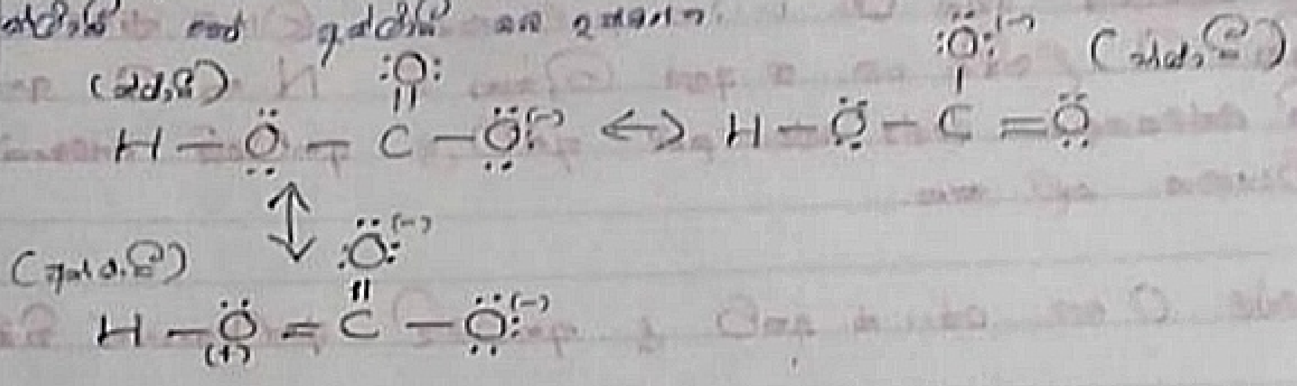
ii) [illegible]



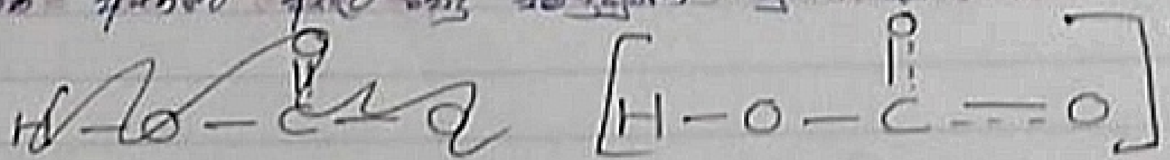
03) [illegible] (HCO_3^-) [illegible]



i) [illegible]



i) [illegible]



* [illegible]

* [illegible]

3 June 2018

අණු වල හැඩ

× ලෙස අණුවක හැඩය තීරණය කිරීමේදී එහි සෑම ඇති පරමාණුව (මධ්‍ය පරමාණුව) සහ එය වටා පරමාණුව වට ඇති σ බන්ධන යුගල ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල සැලකේ.

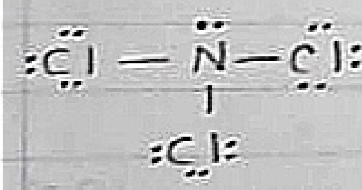
මධ්‍ය පරමාණුව තෝරා ගන්නා ආකාරය

1. අදාල අණුවේ ඇති පරමාණුවල ලබා ගත හැකි අධිකතම සංයුජතාව වැඩිම පරමාණුව වේ.
2. තවද පරමාණු වලට පරමාණු එක තිබියදී සමාන නම් එම පරමාණු වලට සැදිය හැකි බන්ධන සංඛ්‍යා වැඩි වන පරමාණුව මධ්‍ය පරමාණුව තීරණය වේ.

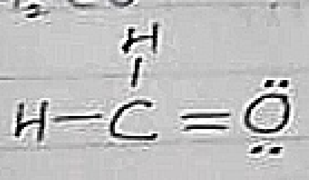
Eg:

පහත අණුවල ලුවිස් ව්‍යුහ අඳින්න.

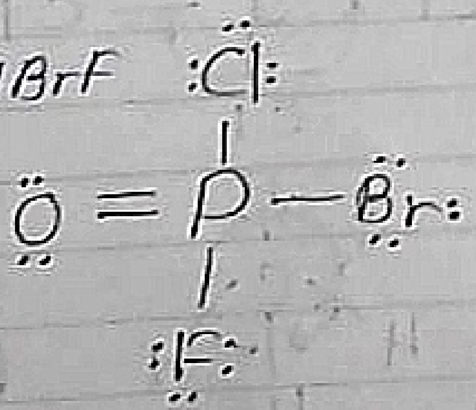
i) NCl_3



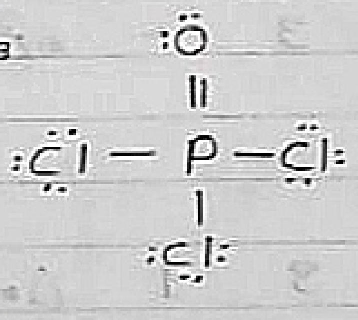
ii) H_2CO



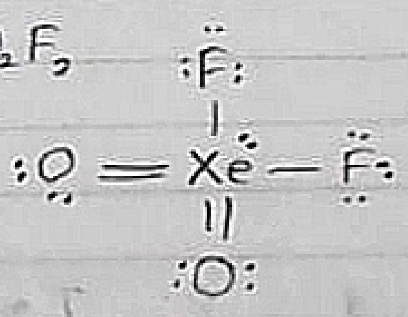
iii) POClBrF



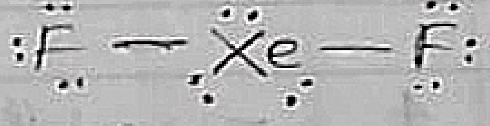
iv) $POCl_3$

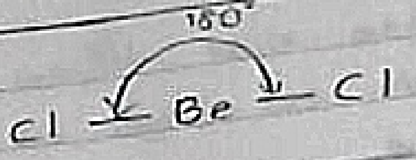
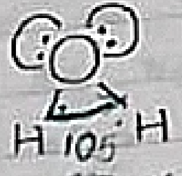
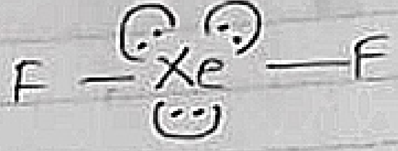
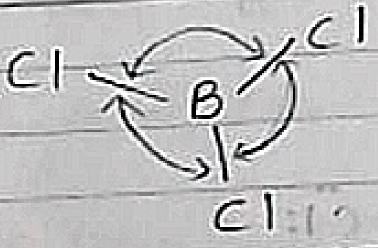
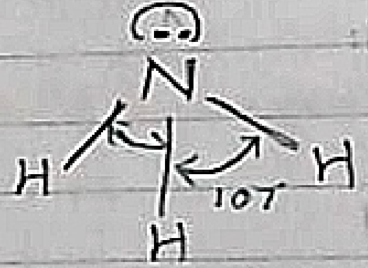
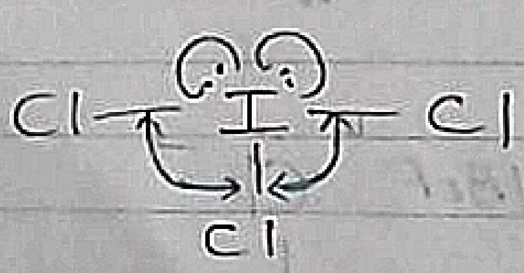
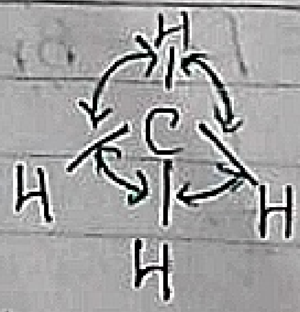


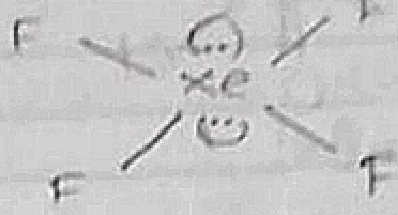
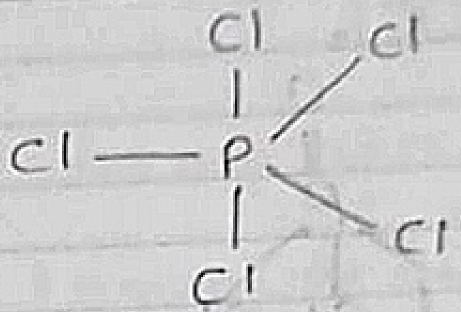
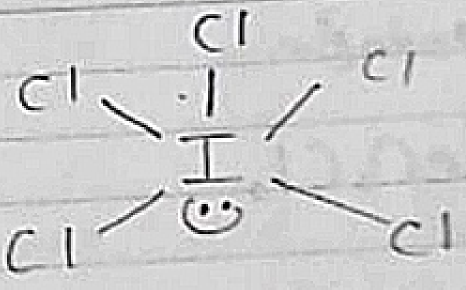
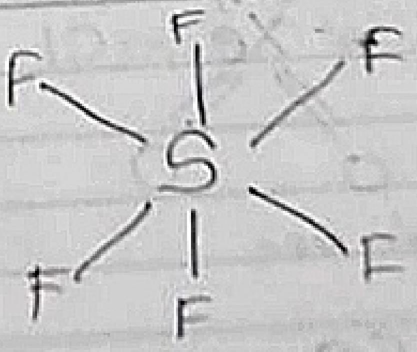
v) XeO_2F_2



vi) XeF_2

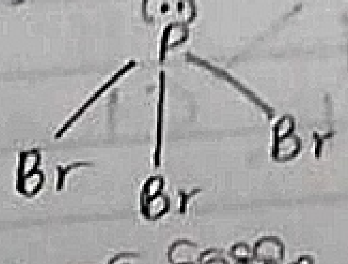


බන්ධන කාණ්ඩ ගණන	එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ගණන	හැඩය / ජ්‍යාමිතිය	Eg
2	–	රේඛීය / සරල රේඛීය	180° 
2	1	කෝණික / V හැඩය	119° හෝ 118°
2	2	කෝණික / V හැඩය	 104.5°
2	3	රේඛීය / සරල රේඛීය	180° 
3	–	තලීය Δ කාර	 120°
3	1	Δ කාර පිරමිඩීය	 107°
3	2	T හැඩය	90° 
4	–	චතුස්තලීය	 109° (109.5°)

4	1	සීසෝ හැඩය	
4	2	සමතල සමචතුරස්‍රාකාර	
5	—	Δකාර ද්විපිරමිඩ ත්‍රිආනති ද්විපිරමිඩ	
5	1	සමචතුරස්‍රාකාර පිරමිඩ	
6	0	අෂ්ටතලීය	

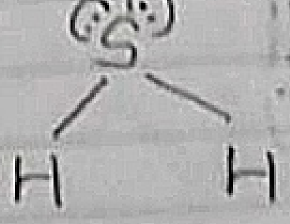
පහත දී ඇති අණු වල හැඩය අඳින්න ඒවා නම් කරන්න.

i) PBr_3



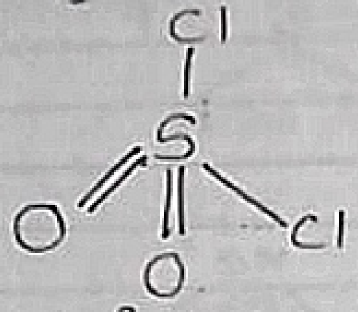
ත්‍රිකෝණාකාර පිරමිඩ

ii) H_2S



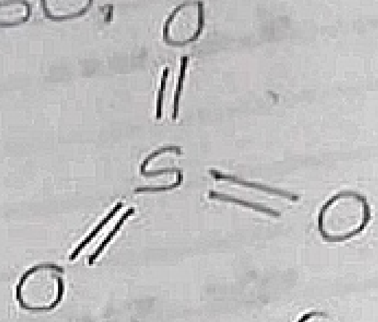
V හැඩය
කෝණික

iii) SO_2Cl_2



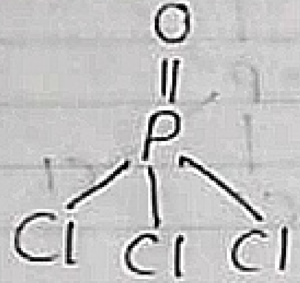
චතුස්තලීය

iv) SO_3



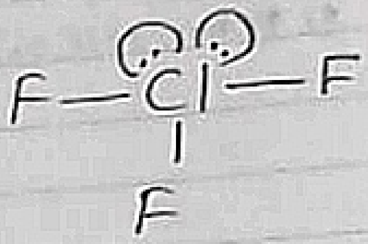
තලීය ත්‍රිකෝණාකාර

v) $POCl_3$



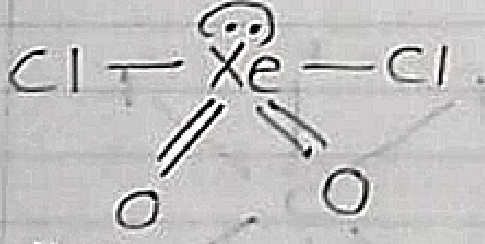
චතුස්තලීය.

vi) ClF_3



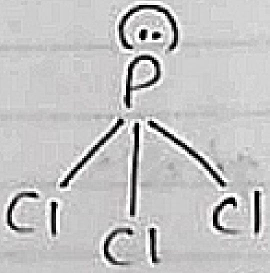
T හැඩය

vii) XeO_2Cl_2



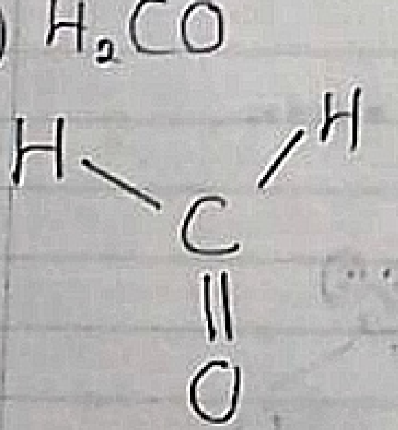
සීසෝ හැඩය

viii) PCl_3



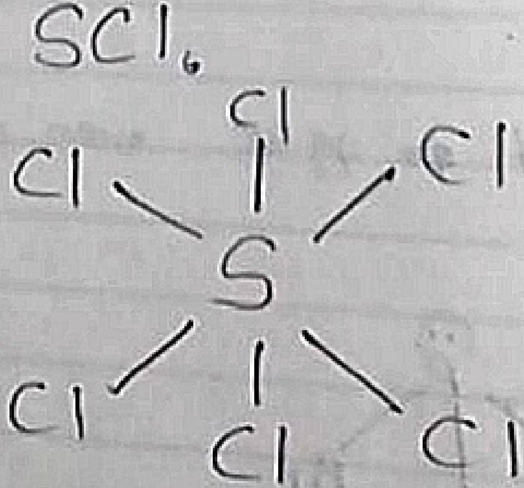
ත්‍රිකෝණාකාර පිරමීඩ

ix) H_2CO



තලීය ත්‍රිකෝණාකාර

x) SCl_6



අෂ්ටතලීය

02. 2 ආවර්තයට අයත් X නැමති මූලද්‍රව්‍යය H සමග සාදන අණුවක හැඩය
එම අණුව සැලකූ Δ ආකාර පිරමිඩීය වේ. X හඳුනාගන්න.

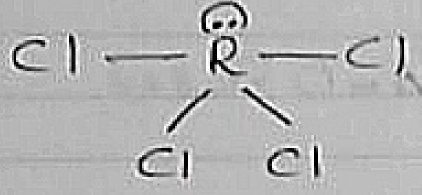
x = N

03. එක්තරා ඉලෙක්ට්‍රෝන F සමඟ සාදන අණුවක හැඩය රේඛීය වේ.
අදාළ අණුව සාදන ද්‍රව්‍යය ලියන්න.

Xe

04. R නැමති මූලද්‍රව්‍යය Cl සමඟ සාදන දිගු නැමති අණුවක් ඇත.

i) අදාළ අණුවේ හැඩය අඳින්න.



ii) R හඳුනාගන්න. (ඔක්සිකරණ අංකය > 0)

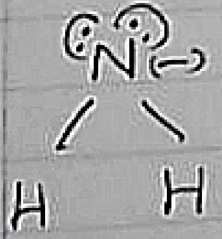
S

05. A නැමති මූලද්‍රව්‍යය 2 වන ආවර්තයට අයත් වේ. එය සාදන AH_2 අණුව හැඩයෙන් කෝණික වේ. A හඳුනාගන්න.

A = O

☺ අයන වල හැඩ

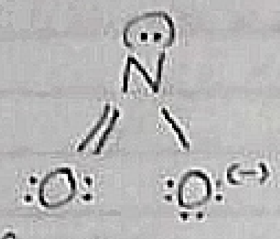
i) NH_2^-



(කෝණික)

x ලෝහෝමෙම අයන වලදී ආරෝපණය සම්බන්ධයෙන්
සැලකිය යුතුම වේ. තවද O ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලයක්
මත අදාළ (−) ආරෝපණ O මත තබයි
වේ. ඉලෙක්ට්‍රෝනය ලබාගෙන ඇත්තේ.

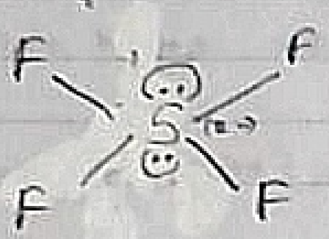
ii) NO_2^-



(කෝණික)

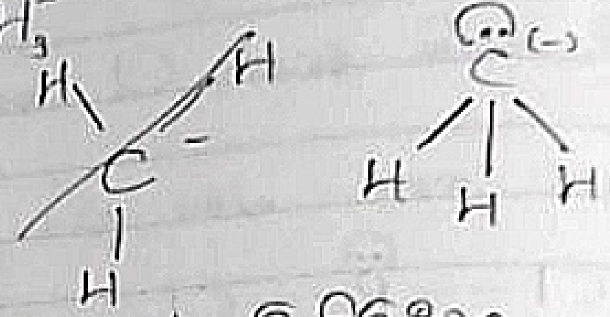
01 පහත ඉතා වල හැඩ අනුමාන කරන්න.

i) SF_4^{2-}



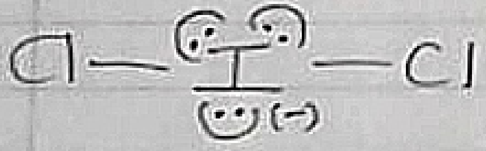
සමචතුරස්‍ර තලීය

ii) CH_3^-



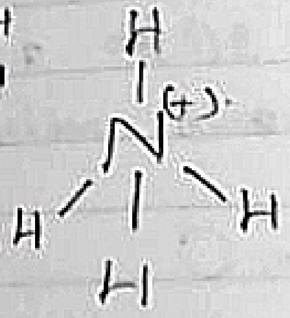
Aතට පිරමිඩ.

iii) ICl_2^-



රේඛීය

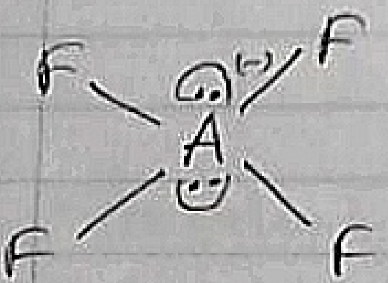
iv) NH_4^+



චතුස්තලීය

02 A නම් මූලද්‍රව්‍යය F සමග සාදන AF_4^- අයනය සමතලීය සමචතුරස්‍ර වේ.

i) හැඩය අඳින්න.



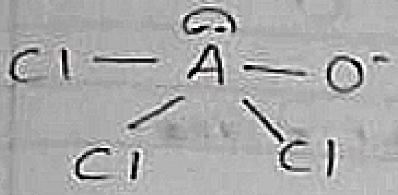
ii) A අයත් කාණ්ඩය කුමක්ද?

VII කාණ්ඩය

June 2016

අ. ACl_3O^- සඳහා [illegible]

i) ලුවිස් ව්‍යුහය

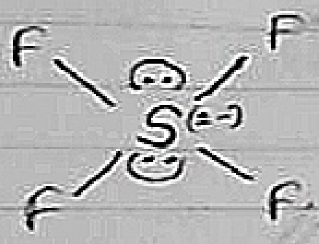


ii) A සතු සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන

VI කාණ්ඩය

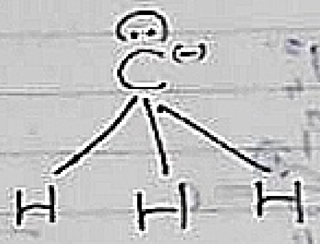
පහත එක් එක් අයන වල හැඩ [illegible] නම් කරන්න.

i) SF_4^{2-}



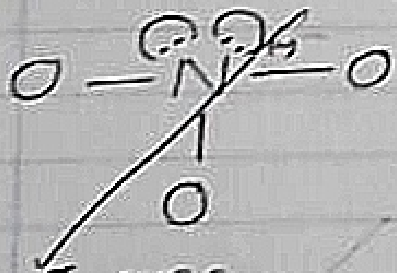
තලීය සමචතුරස්‍රාකාර

ii) CH_3^-

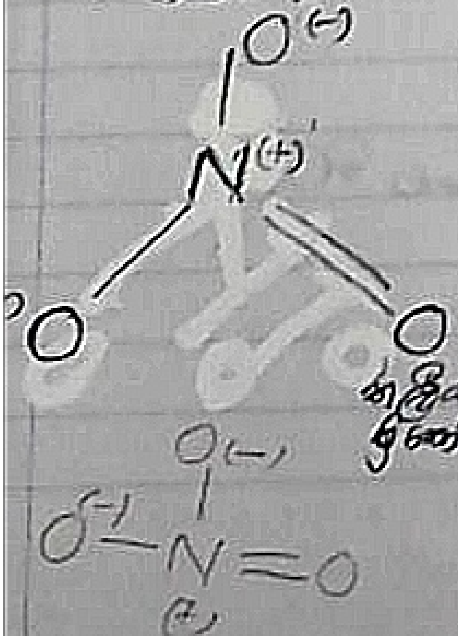


ත්‍රිකෝණාකාර පිරමිඩය

iii) NO_3^-

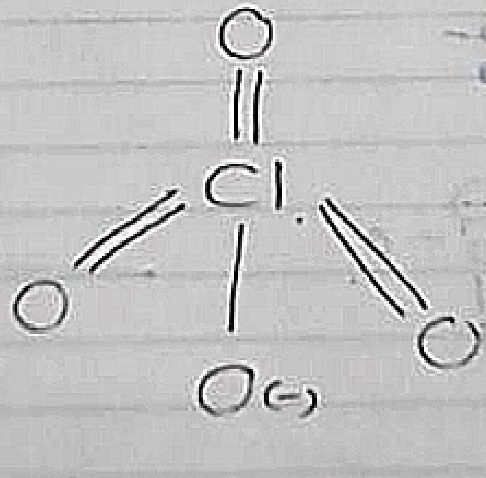


T හැඩය



තලීය ත්‍රිකෝණාකාර

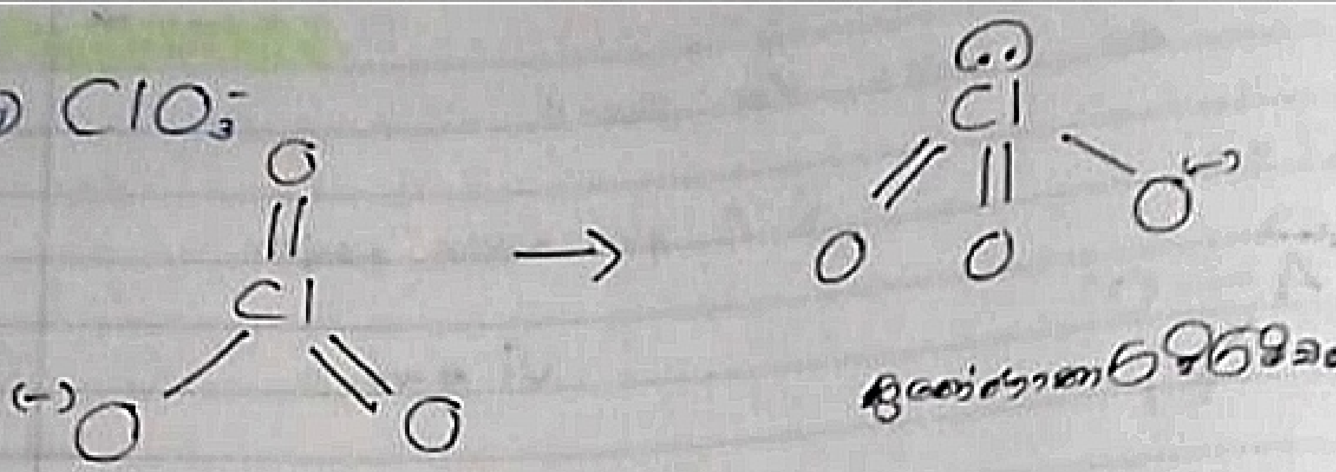
iv) ClO_4^-



~~ත්‍රිකෝණාකාර පිරමිඩය~~

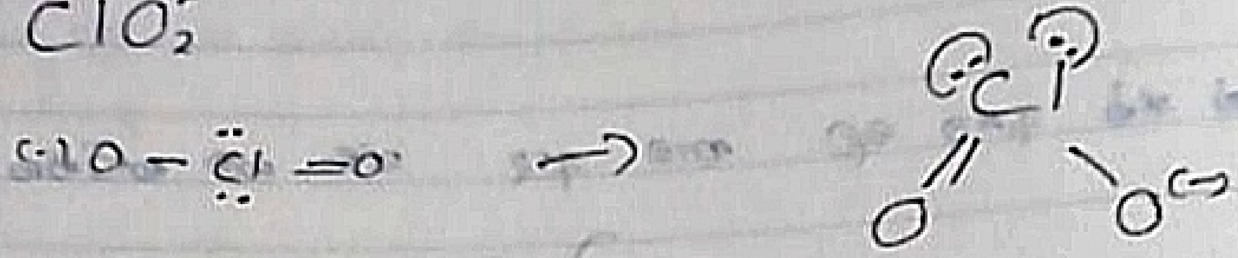
චතුස්තලීය

v) ClO_3^-



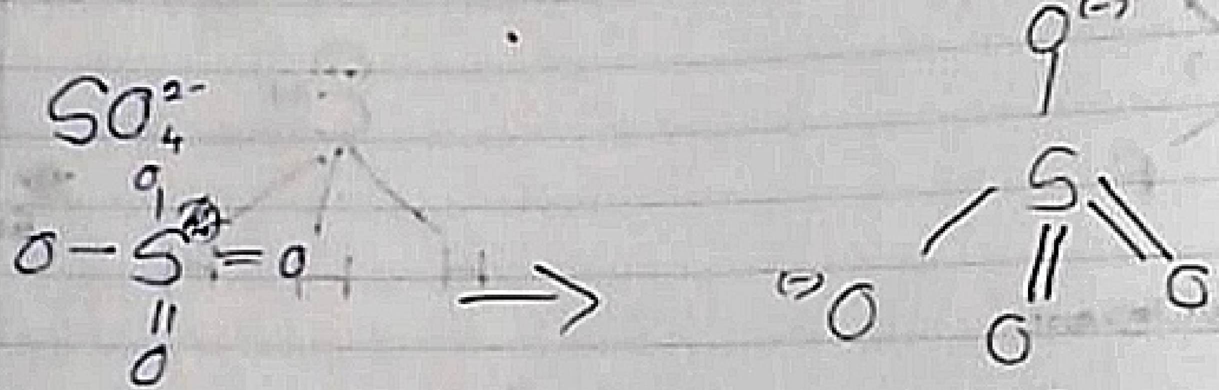
ත්‍රිකෝණාකාර පිරමීඩක

vi) ClO_2^-



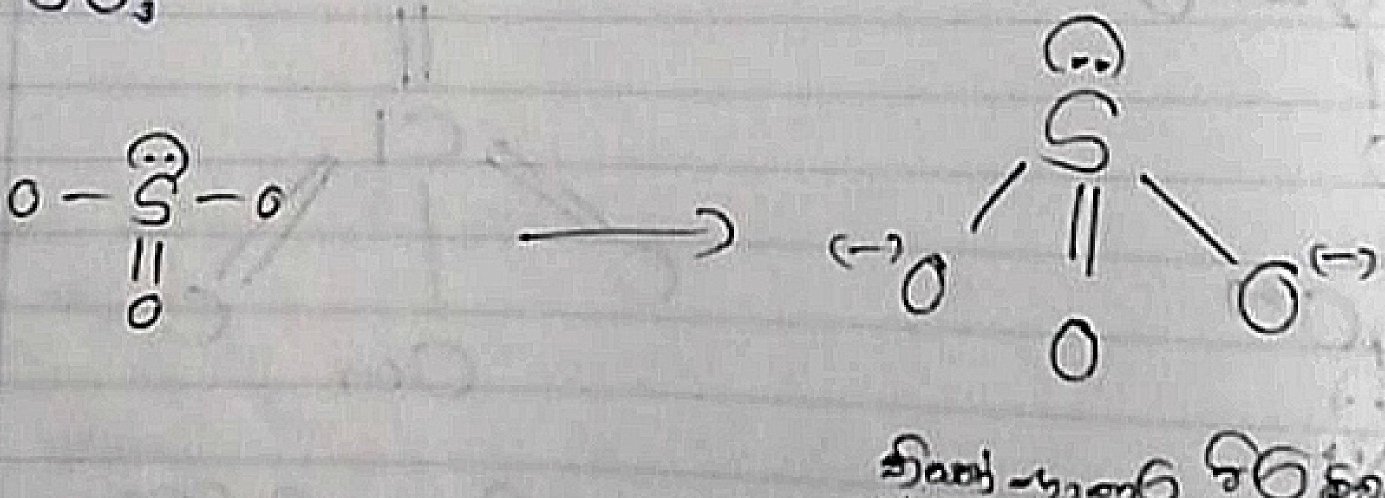
කෝණික

vii) SO_4^{2-}



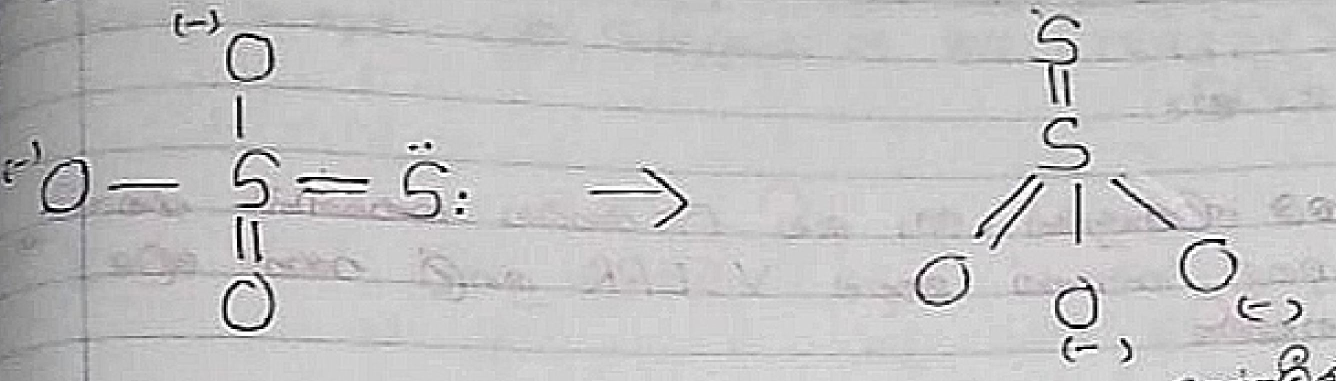
චතුස්තලීය

viii) SO_3^{2-}



ත්‍රිකෝණාකාර පිරමීඩීය

ix) $S_2O_3^{2-}$

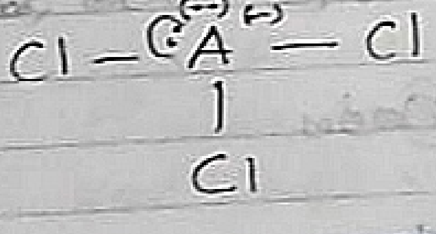


චතුස්තලීය.

x) PO_4^{3-}

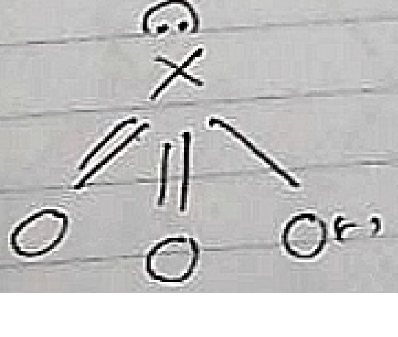
චතුස්තලීය

02. A නමැති මූලද්‍රව්‍යය Cl සමග ඇති T හැඩැති ඍණ(-) අයනයක් සාදයි. අදාල අයනයේ සැකිල්ල ඇඳ A අයත් කාණ්ඩ ආවර්තය සොයා බලන්න.



vi කාණ්ඩය.

03. X නමැති මූලද්‍රව්‍යය O සමඟ ඇති තැටියක් ත්‍රිකෝණාකාර පිරමීඩ ඍණ(-) අයනය සාදයි. X අයත් කාණ්ඩය ලියන්න



vii කාණ්ඩය.

[illegible]

(1) සංයුජතා කවච, e යුගල විකර්ෂණ වාදය මගින් (VSEPRT) යම් පරමාණුවක් වටා හැඩය අපෝහනය කිරීම

× එම පරමාණුව වටා ඇති σ බන්ධන සංඛ්‍යාවේ එකසර යුගල් සංඛ්‍යාවේ එකතුව VSEPR යුගල් ගණන ලෙස හැඳින්වේ

× යම් පරමාණුවක් වටා හැඩය අපෝහනය කිරීමේදී පහත අනුපිළිවෙලට පියවර ලියා දක්වන්න.

01. අදාල පරමාණුව වටා ඇති මුළු e යුගල් ගණන / සංයුජතා යුගල් ගණන දක්වන්න (σ බන්ධන + π බන්ධන + එකසර යුගල් එකතුව)

02. අදාල පරමාණුව වටා VSEPR යුගල් ගණන දක්වන්න (σ බන්ධන + එකසර යුගල් එකතුව)

03. අදාල පරමාණුව වටා ඇති σ බන්ධන ගණන දක්වන්න

04. අදාල පරමාණුව වටා ඇති එකසර යුගල් ගණන දක්වන්න.

05. අදාල පරමාණුව වටා හැඩයේ නම ලියන්න.

Eg: $\ddot{O}=\ddot{S}=\ddot{O}$, S වටා හැඩය අපෝහනය කරමු.

මුළු e යුගල් ගණන = 5

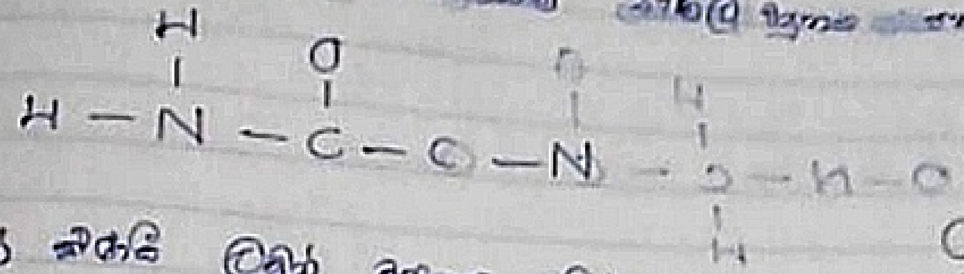
VSEPR යුගල් ගණන = 3

σ බන්ධන ගණන = 2

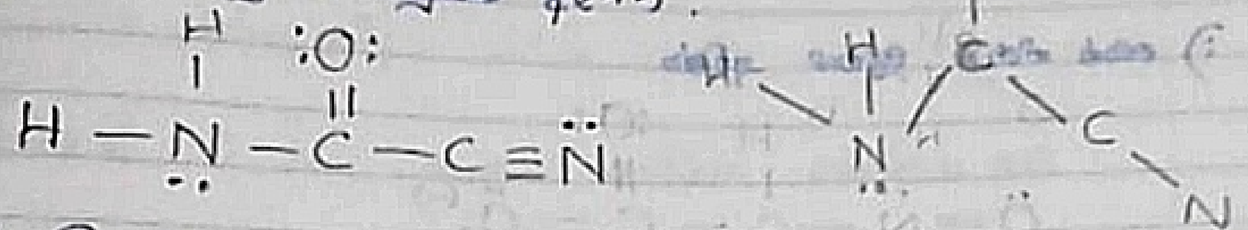
එකසර යුගල් ගණන = 1

හැඩය = කෝණික

1. පහත දැක්වෙන සංයෝගයේ කැබලි සූත්‍රය පහත දක්වා ඇත.



(i) වඩාත් පිළිගත හැකි ලුවිස් ව්‍යුහය අඳින්න.



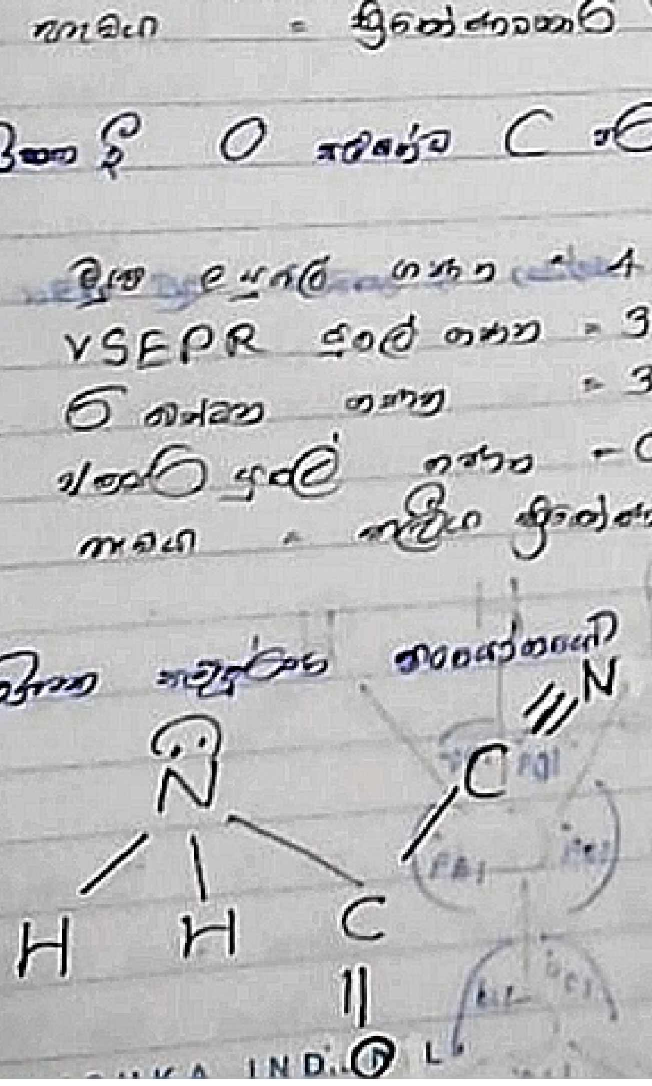
(ii) එහි H බැඳුණු N පරමාණුව වටා හැඩය අපෝහනය කරන්න.

මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් ගණන = 4
VSEPR යුගල් ගණන = 4
σ බන්ධන ගණන = 3
එකසර යුගල් ගණන = 1
හැඩය = ත්‍රිකෝණාකාර පිරමීඩ

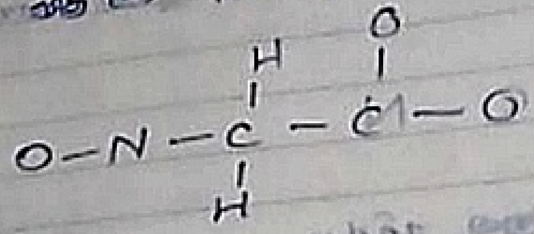
(iii) එහි O බැඳුණු C පරමාණුව වටා හැඩය අපෝහනය කරන්න.

මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් ගණන = 4
VSEPR යුගල් ගණන = 3
σ බන්ධන ගණන = 3
එකසර යුගල් ගණන = 0
හැඩය = තලීය ත්‍රිකෝණාකාර

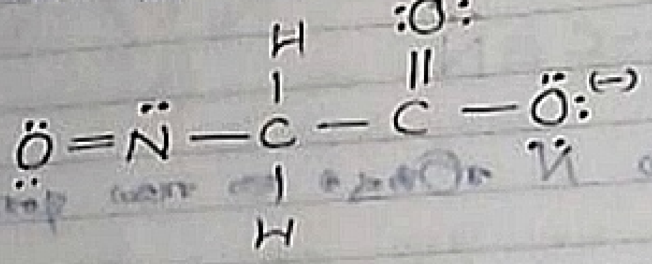
(iv) එහි කාබනික සංයෝගයේ පරමාණු පිහිටන, හැඩය ඇඳ දක්වන්න.



02. ස්ථායි ... අණුවක සැකිලි ව්‍යුහය පහත දක්වා ඇත.

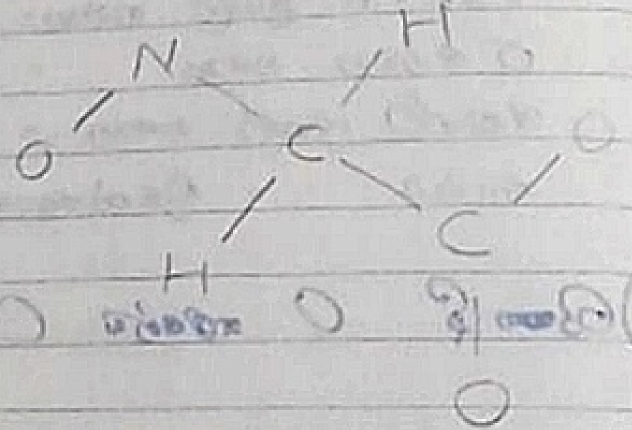


i) ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහය අඳින්න

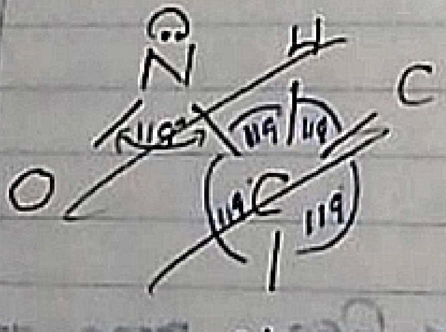


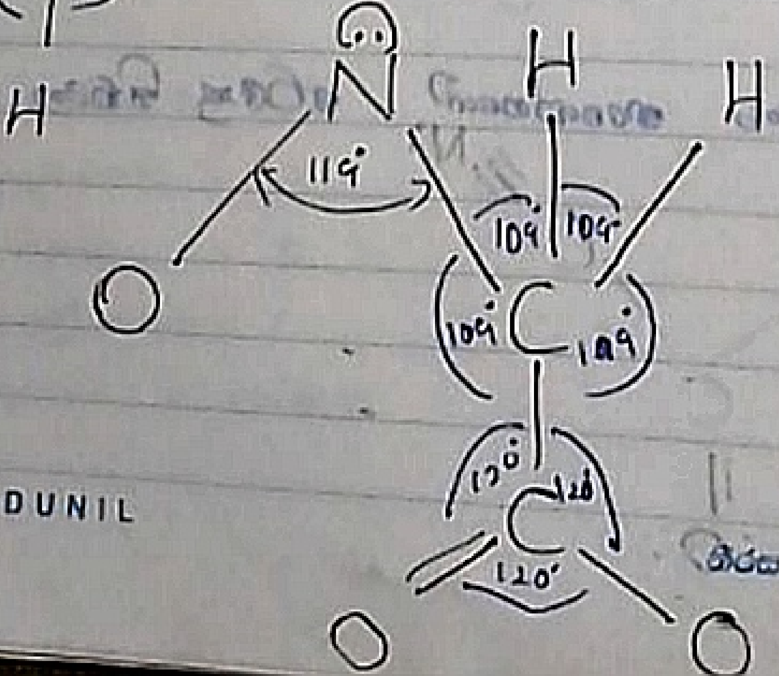
ii) ඉහත n ලේබල් කළ පරමාණුව වටා හැඩය නිර්ණය කරන්න.

e යුගල් ගණන = 4
VSEPR යුගල් ගණන = 3
σ බන්ධන ගණන = 2
එකසර යුගල් ගණන = 1
හැඩය = කෝණික



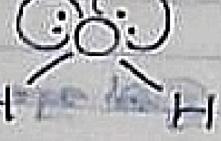
iii) අදාළ පරමාණුව වටා හැඩය සහ බන්ධන කෝණ දක්වමින් දළ සටහන අඳින්න.





(4) එම පරමාණුව මත e යුගල් හැඩය / සාන්ද්‍රිත හැඩය ලබා ගනිමි.

× මෙහිදී අදහස් කරන්නේ හැඩය නොවේ!

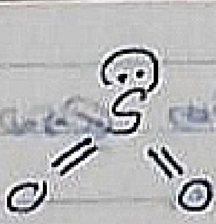


× ඉහත දී O මත හැඩය / ජ්‍යාමිතිය කෝණික වේ.

× නමුත් මෙහි දී O මත e යුගල් හැඩය / e යුගල් ජ්‍යාමිතිය / සාන්ද්‍රිත හැඩය / සාන්ද්‍රිත ජ්‍යාමිතිය / සියලුම විකර්ෂණ සහිත ජ්‍යාමිතිය චතුස්තලීය වේ.

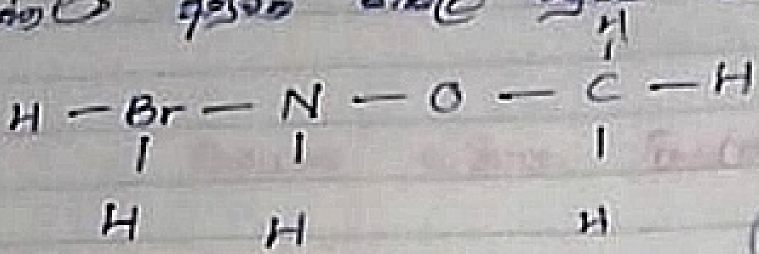
× මෙහිදී සාන්ද්‍රිත ජ්‍යාමිතිය / e යුගල් ජ්‍යාමිතිය යනු අදාළ පරමාණුව මත ඇති VSEPR යුගල් ගණන (අඩු විකර්ෂණ ඇති ගණන) සම්බන්ධයෙන් ලබා ගන්නා පිළිතුරකි

01. පළමුවෙන්ම අදාළ පරමාණුව මත ඇති VSEPR යුගල් ගණන ලබා ගන්න 02 එම VSEPR යුගල් ගණන ට ගැළපෙන ජ්‍යාමිතිය සිතන්න එවිට පිළිතුර ලැබේ

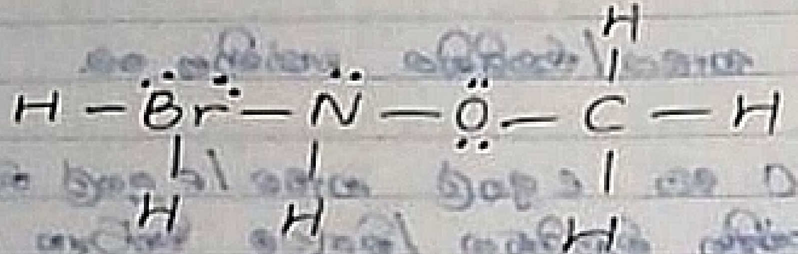
Eg:  S මත ජ්‍යාමිතිය / හැඩය කෝණික
e යුගල් ජ්‍යාමිතිය = තලීය ත්‍රිකෝණාකාර

ඉහතදී S මත VSEPR යුගල් 3ක් ඇත. එම 3 ට ගැළපෙන ත්‍රිකෝණ නම් හැඩය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර වේ. ඒ අනුව මෙහිදී S මත සාන්ද්‍රිත හැඩය e යුගල් හැඩය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර වේ

a සැකිල්ල අණුවේ සැකිලි සූත්‍රය ලෙස සලකා ඇත.



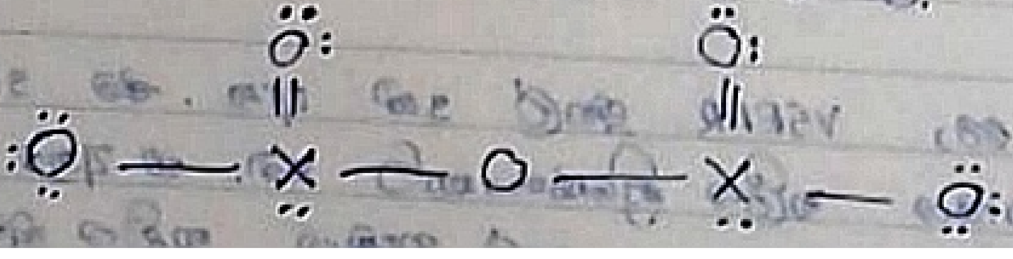
i) ඉහත අණුව සඳහා ස්ථායීම ලුවිස් ව්‍යුහය අඳින්න.



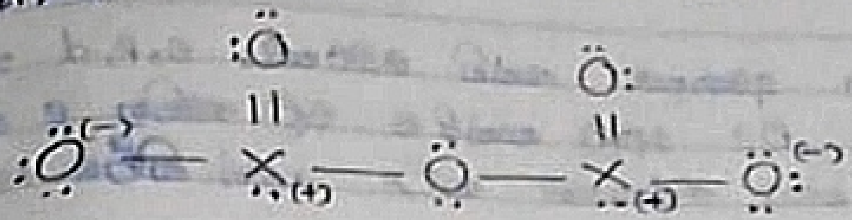
ii) ඉහත අණුවේ පරමාණුවල සඳහා පහත වගුව සම්පූර්ණ කරන්න.

පරමාණුව	පරමාණුව වටා හැඩය	ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය
Br	T හැඩය	ත්‍රි ආනති ද්විපිරමිඩීය
N	ත්‍රිකෝණාකාර පිරමිඩීය	චතුස්තලීය
C	චතුස්තලීය	චතුස්තලීය
O	කෝණික	චතුස්තලීය.

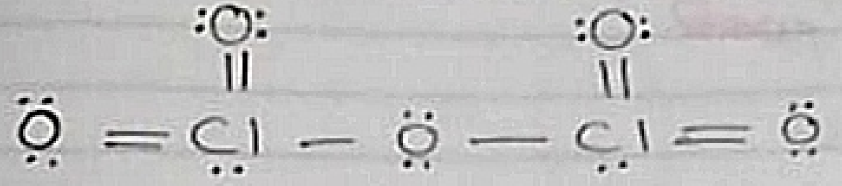
② ඔක්සි අම්ලයක අයනයක සම්පූර්ණ ලුවිස් ව්‍යුහය පහත දැක්වේ. මෙහි X යනු ආවර්තිතා වගුවේ මූලද්‍රව්‍යයකි.



i) අදාල ආරෝපණ සහිතව ඉහත අණුවේ ලුවිස් ව්‍යුහය දක්වන්න.



ii) ඉහත අණුවෙහි වඩාත් ස්ථායී ලුවිස් ව්‍යුහය අඳින්න. (X සඳහා ක්ලෝරීන් භාවිතා කරන්න)



iii) ඉහත X පරමාණුව වටා හැඩය හා e යුගල් හැඩය දක්වන්න. (II ව්‍යුහය)

හැඩය = ත්‍රිකෝණාකාර පිරමීඩය.

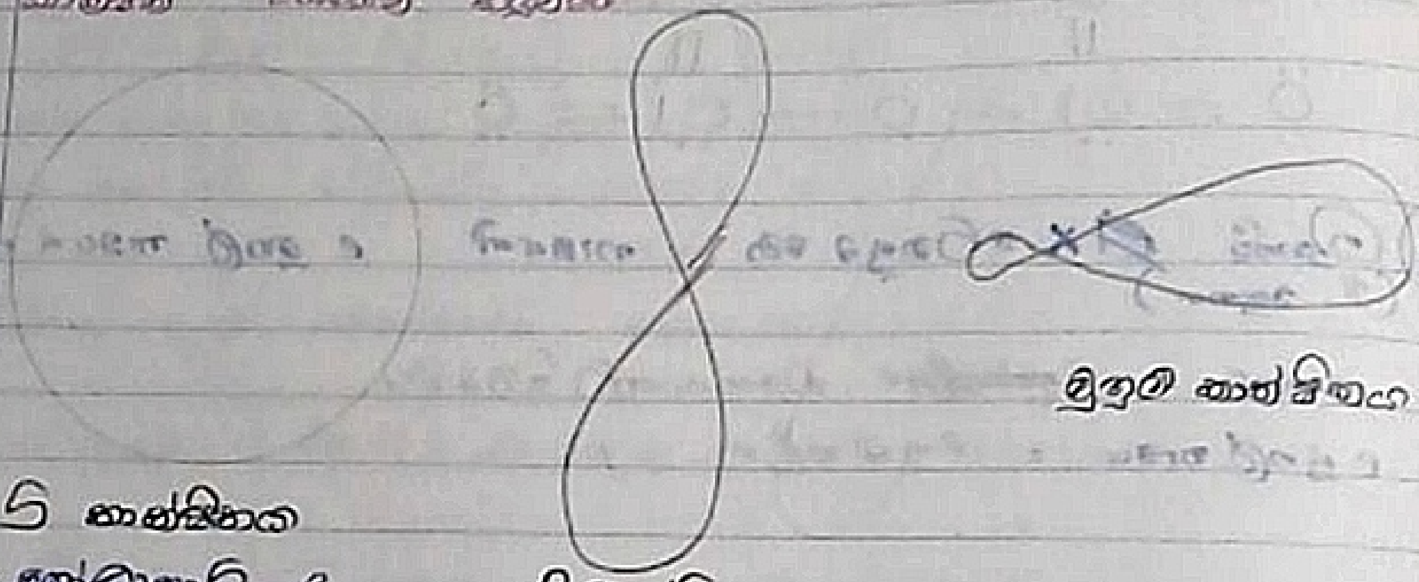
e යුගල් හැඩය = චතුස්තලීය.

24 June 2018

(ii) මුහුම්කරණය

× එම පරමාණුවක අවකාශය ශක්ති මට්ටමේ s, p, d ආදී (උප) ශක්ති මට්ටම් වල ඊට අදාල කාක්ෂික වල ඇති e ගැලපෙන සමාන නිසා ඉන් පසුව නොවූ ස්ථායිතා කර ගැනීම් කිරීම මෙහිදී සිදුවේ.

× මෙලෙස මුහුම් කරණය වීමෙන් ලැබෙන්නේ කාක්ෂික, මුහුම් කාක්ෂික වශයෙන් හඳුන්වයි.



මුහුම් කාක්ෂිකය

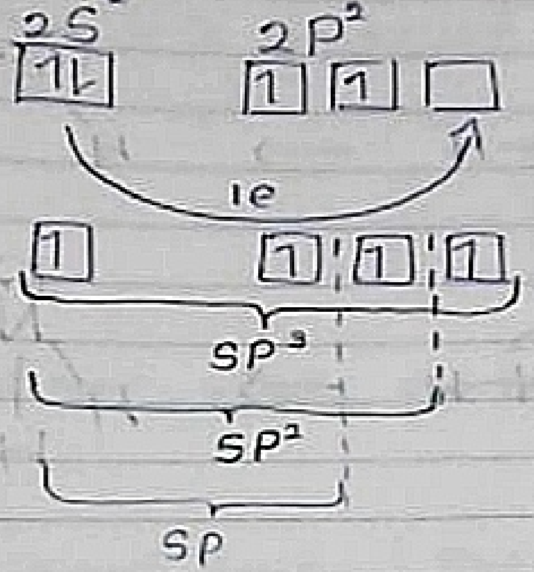
s කාක්ෂිකය
* ගෝලාකාර e මණ්ඩලයකි.

p කාක්ෂිකය
* ඩම්බෙල් හැඩති e මණ්ඩලයකි.

* මෙම පරමාණුවින් σ බන්ධන ගණනට සම වන ප්‍රමාණයක් කාක්ෂික එම මුහුම් කරණයට ලක්වේ.
* එක් σ බන්ධනයක් හෝ නොදුන පරමාණුවක් මුහුම්කරණයට ලක්වීමේ අවශ්‍යතාවයක් නැත.

(10) මුහුම්කරණයෙන් සිදු වන පෙන්වීම කිරීම ආකාරය C අණුවේ

C (උත්තේජිත අවස්ථාව)



× මුහුම් කරණයට ලක්වීමේ සෑදෙන මුහුම් කාක්ෂික මගින් σ බන්ධන සාදයි. π බන්ධන ඇතිවන්නේ මුහුම්කරණයට ලක් නොවී ඉතිරි වන P කාක්ෂික මගින්ය.

× ඇතැම් අවස්ථා වලදී මුහුම් කරණයට ලක්වූ e කිසිදු බන්ධනයකට සම්බන්ධ නොවී එකසර යුගල් වශයෙන් පැවතිය හැක.

(11) මුහුම්කරණ අවස්ථාව ලබා ගැනීමේ කෙටි ක්‍රමය.

01. අදාළ පරමාණුව මත ඇති σ බන්ධන ගණනත් එකසර යුගල් ගණනත් එකතුව (VSEPR යුගල් ගණන) ලබා ගන්න.

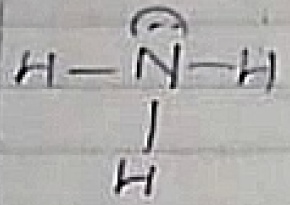
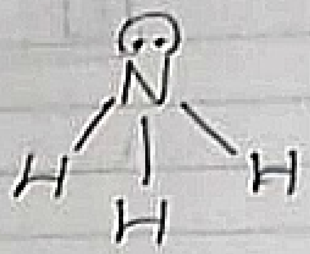
02. එවිට ලැබෙන අගය,
- 2ක් නම් → SP $(S_1 + P_1)$
- 3ක් නම් → SP^2 $(S_1 + P_2)$
- 4ක් නම් → SP^3 $(S_1 + P_3)$
- 5ක් නම් → SP^3d $(S_1 + P_3 + d_1)$
- 6ක් නම් → SP^3d^2 $(S_1 + P_3 + d_2)$

01. [illegible] 9.12 [illegible]

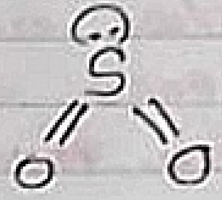
1) H_2S

$H-\ddot{S}-H$ ⟶ SP^3

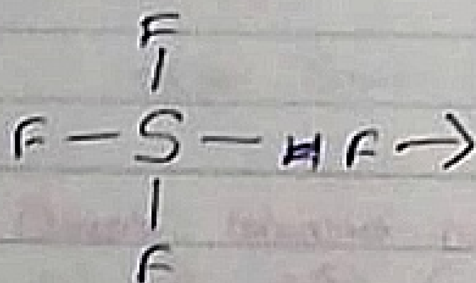
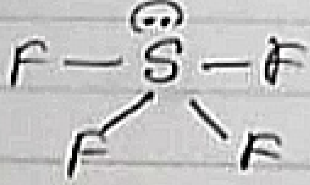
2) NH_3

 ⟶  SP^3

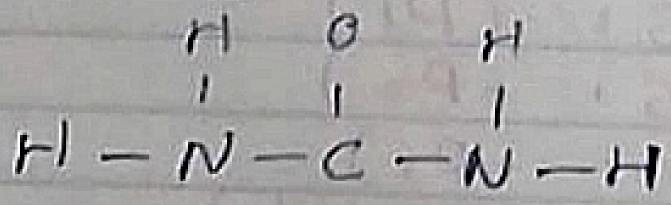
3) SO_2

$O=\ddot{S}=O$ ⟶  SP^2

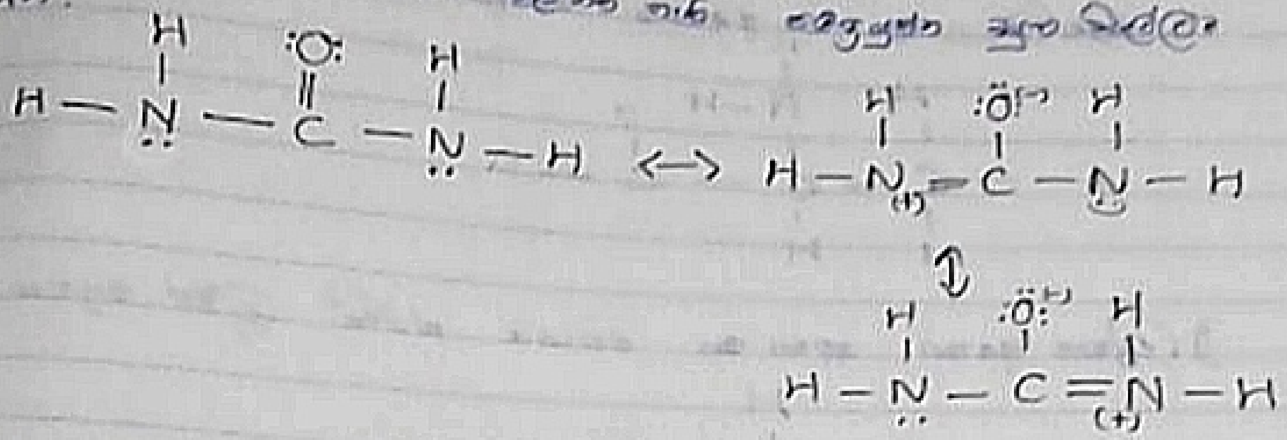
4) SF_4

 ⟶  SP^3d^1

02 [illegible] (19)



(i) ඉහත සංයෝගය සඳහා පිළිගත හැකි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇඳ දක්වන්න.



(ii) ඉහත කේන්ද්‍රීය පරමාණු වටා හැඩය සලකමින් පහත වගුව සම්පූර්ණ කරන්න.

පරමාණුව	අණුවේ හැඩය	ඉ. යුගල ජ්‍යාමිතිය	මුහුම්කරණය
C	තලීය ත්‍රිකෝණාකාර	තලීය ත්‍රිකෝණාකාර	SP^2
N	ත්‍රිකෝණාකාර පිරමීඩ	චතුස්තලීය	SP^3

පරමාණුක කාක්ෂික/

(iii) පහත බන්ධන සෑදීමට දායක වන මුහුම් කාක්ෂික හඳුනාගන්න. (ඉහත සඳහන් ව්‍යුහය සලකන්න) :-

(i) H—N :- H හි 1s + N හි SP^3

පරමාණුක කාක්ෂිකය   මුහුම් කාක්ෂිකය

(ii) N—C :- C හි SP^2 + N හි SP^3

මුහුම් කාක්ෂිකය   මුහුම් කාක්ෂිකය

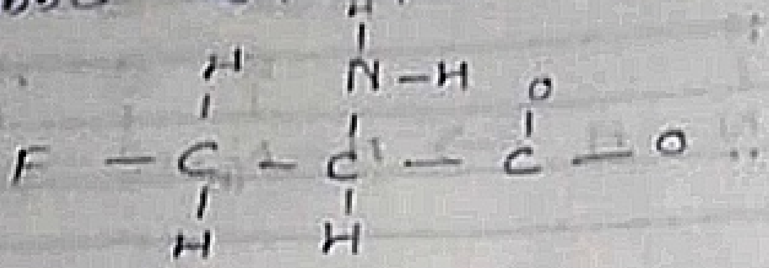
(iii) C—O :- C හි sp^2 + O හි 2p $1s^2 2s^2 2p^4$

මුහුම් කාක්ෂිකය   පරමාණුක මුහුම් කාක්ෂිකය

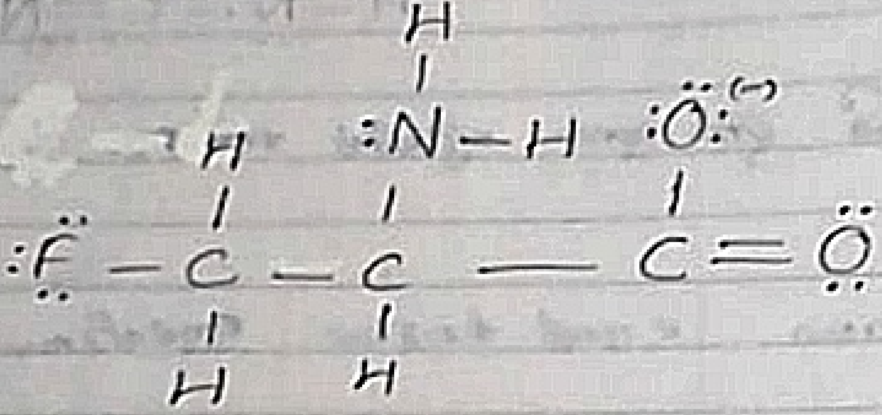
විකල්ප : O වල sp^2

මුහුම් කාක්ෂිකය

03 [illegible] (−) [illegible] ව්‍යුහය [illegible]



i) [illegible] ලුවිස් ව්‍යුහය [illegible]



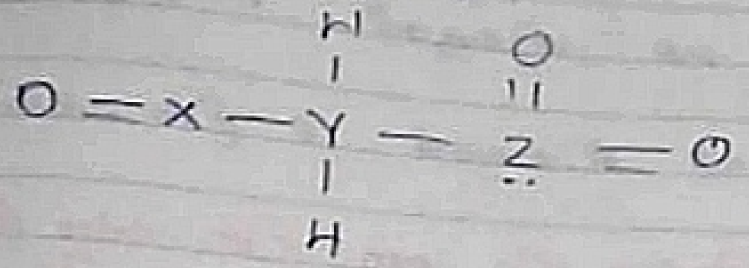
ii) පහත දී ඇති σ බන්ධන සෑදීමට සහභාගී වන පරමාණුක / මුහුම් කාක්ෂික හඳුනාගන්න.

i) N–H : N හි sp^3 මුහුම් කාක්ෂික + H හි 1s පරමාණුක කාක්ෂික

ii) F–C : F හි 2p පරමාණුක කාක්ෂික + C හි sp^3 මුහුම් කාක්ෂික

iii) $C-O^{(-)}$: C හි sp^2 මුහුම් කාක්ෂික + O හි 2p පරමාණුක කාක්ෂික.

04. පරමාණුක ක්‍රමාංකය 20 ට අඩු ... මූලද්‍රව්‍ය ... ලුවිස් ව්‍යුහය පහත දැක්වේ.



i) මෙහි x, y, z, පරමාණු පිළිවෙලින් sp^2, sp^3, sp^3 ලෙස මුහුම් කරන ලද්දේ යැයි උපකල්පනය කර x, y, z හඳුනා ගන්න.

X = N හෝ S

Y = C හෝ S.

Z = ~~Cl~~ Cl

$1s^2\ 2s^22p^6\ 3s^23p^5$

ii) පහත එක් එක් σ බන්ධන සෑදීමට දායක වන පරමාණුක / මුහුම් කාක්ෂික හඳුනාගන්න

O — X : O හි 2p පරමාණුක කාක්ෂික + X හි sp^2 මුහුම් කාක්ෂික

Y — H : Y හි sp^3 මුහුම් කාක්ෂික + H හි 1s පරමාණුක කාක්ෂික

ඔක්සිකරණ අංකය

අ) x කැටායනය වූ විට පරමාණුවක් e පිටකරයි.

x ඇනායනය වූ විට පරමාණුවක් e ලබා ගනියි.

x එම පරමාණුවක් මගින් පිටකරන ලද හෝ ලබා ගත් ලද e සංඛ්‍යාව පිළිබඳ අදහසක් ඔක්සිකරණ අංකය මගින් ලැබේ.

Eg $NaCl$

Na^{+} → $NaCl$ ← Cl^{-}

Na හි ඔක්සිකරණ අංකය = (+1)

Cl හි ඔක්සිකරණ අංකය = (−1)

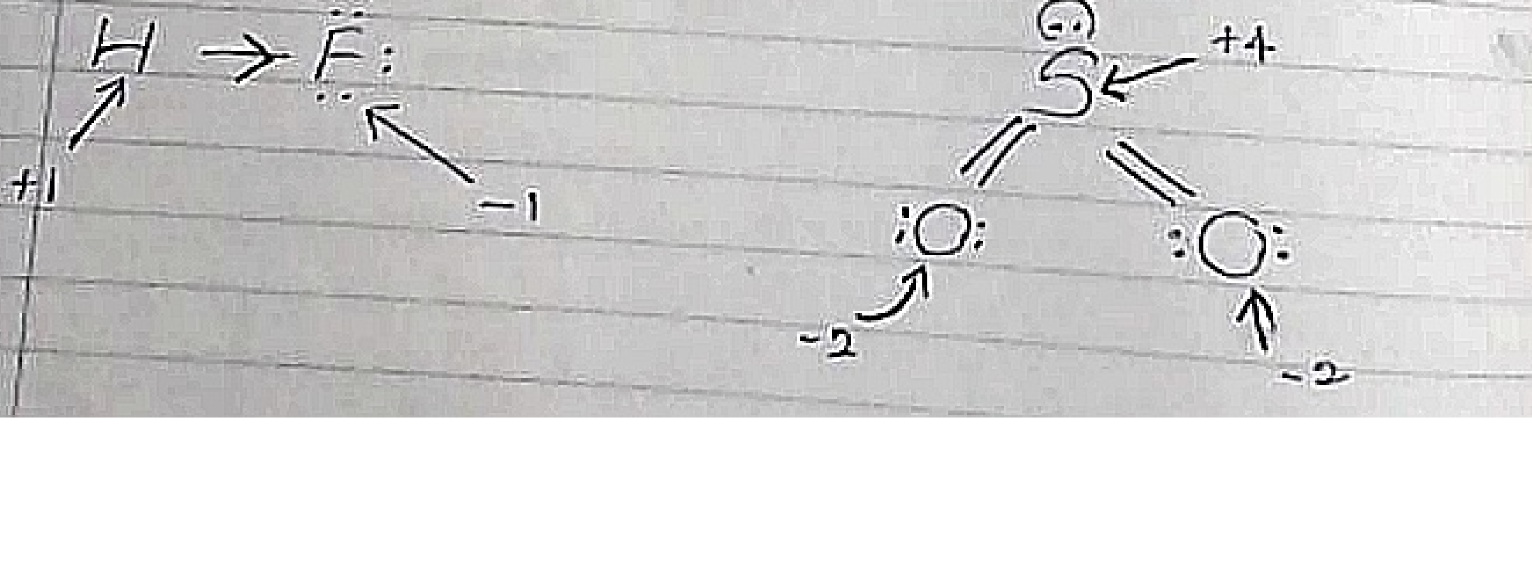
K_2O

K^{+} 2ක් → K_2O ← O^{2-}

K වල ඔක්සිකරණ අංකය = (+1)

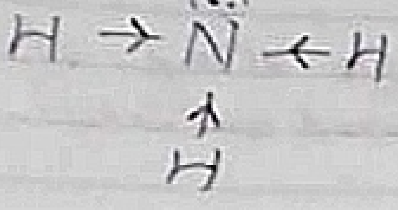
O වල ඔක්සිකරණ අංකය = (−2)

x සහසංයුජ සංයෝගයකදී නම් වැඩි විද්‍යුත් සෘණතාව ඇති පරමාණු වල ඔක්සිකරණ අංකය සෘණ වේ.



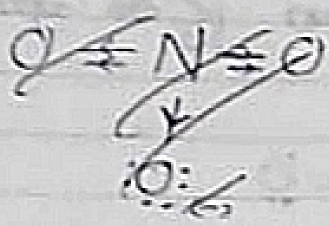
[illegible]

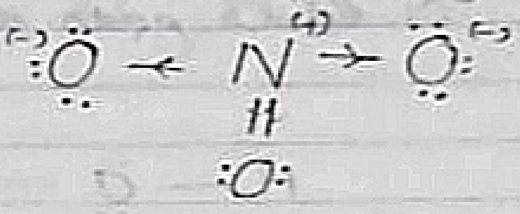
i) NH_3



N හි ඔක්සිකරණ අංකය = -3

ii) NO_3^-





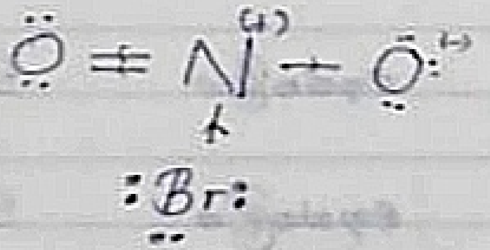
[illegible] +1 = +5

N හි ඔක්සිකරණ අංකය = +5

× [illegible]

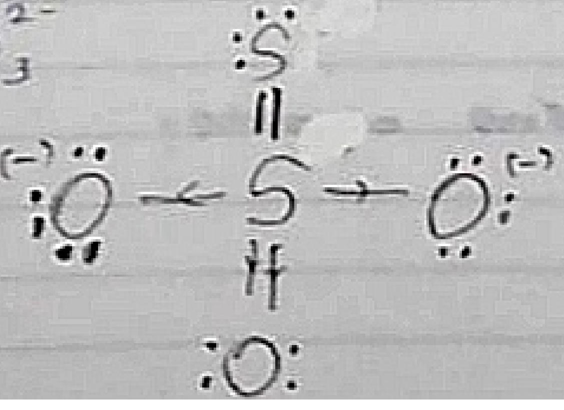
× [illegible]

iii) NO_2Br



N හි ඔක්සිකරණ අංකය = +3

iv) $S_2O_3^{2-}$



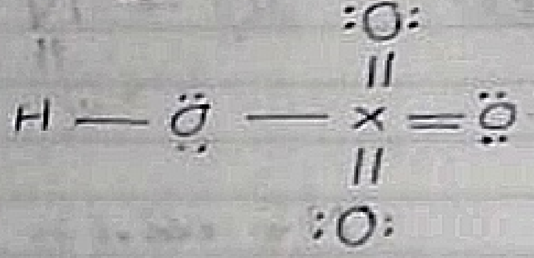
S හි ඔක්සිකරණ අංකය = +4

01. July 2018

* උදාසීන සංයෝගයක හෝ මූලද්‍රව්‍ය අවස්ථාවේ ඔක්සිකරණ අංකය ශුන්‍ය 0 වේ.

* අයනයක හෝ බහු පරමාණුක අයන වල ඔක්සිකරණ අංක එකතුව අයනයේ ශුද්ධ ආරෝපණයට සමාන වේ.

01. ඔක්සි අම්ල සංයෝගයක ලුවිස් ව්‍යුහය පහත රූපයේ ඇත.



i) X වල පරමාණුක ක්‍රමාංකය 20 ට අඩු වේ. X හඳුනාගන්න

X = Cl

ii) ඉහත සංයෝගය හා සම්බන්ධව පහත වගුව සම්පූර්ණ කරන්න

පරමාණුව	හැඩය	e යුගල් ජ්‍යාමිතිය	මුහුම්කරණය	ඔක්සි. අංකය
X	චතුස්තලීය	චතුස්තලීය	SP^3	+7
H සම්බන්ධ O	කෝණික	චතුස්තලීය	SP^3	−2

iii) ඉහතදී X පරමාණුවේ සංයුජතාව කොපමණද?

7

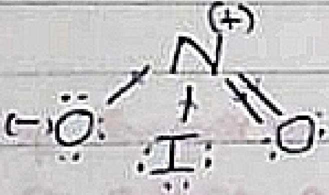
(1) ජලය H සමඟම O පරමාණුවේ සංයුජතාව කොපමණද?

2

සංයුජතාව යනු අදාල පරමාණුව මගින් සාදා ඇති බන්ධන සංඛ්‍යාවයි. මෙහි ස්ථානයන් අදාල පරමාණුව මත ඇති ආරෝපණයේ විශාලත්වය

යම් පරමාණුවක් මගින් සහසංයුජ බන්ධන සෑදීමෙන් පමණ කිරීමට ආරෝපණයක් තිබිය හැකි නිසා ආරෝපණයේ විශාලත්වය ගෙන සහසංයුජතාවයට සමාන වේ

. NO_2I හි අණුවේ N පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අංකයත් සංයුජතාවයත් දක්වන්න.



ඔක්සිකරණ අංකය = +4 −1 = +3

සංයුජතාවය = 5

(ii) බන්ධන කෝණ සංසන්දනය

× මධ්‍ය අණුවල පරමාණු අයන ආකාර කෝණ එද කෝණ
ලෙස ගත හැක

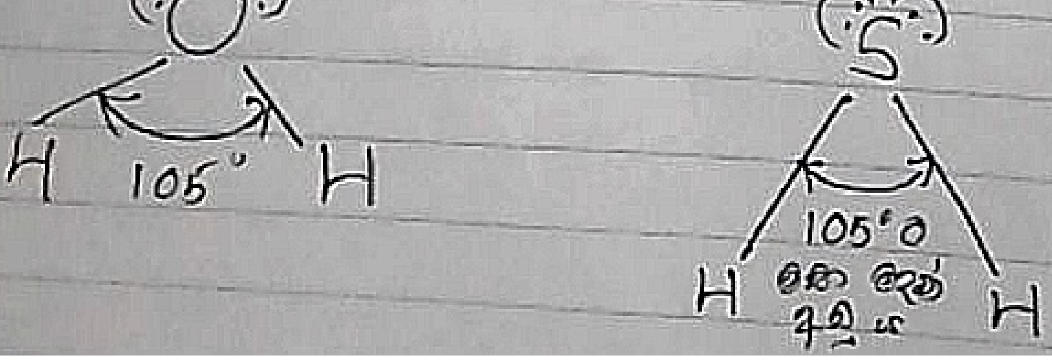
× මධ්‍ය පරමාණුවේ ඇති σ බන්ධන යුගල් ඇද ගනියි ...
නිසා ආසන්නයෙන් බන්ධන අනු ... ... බන්ධන
කෝණ අඩුවීම සිදු වේ

Eg:

× මෙම අණු දෙකේම බන්ධන කෝණය 105° ට ආසන්න වුව
වුවද මෙහි සුළු වෙනසක් ඇත.

× නමුත් O ට වඩා S පරමාණුවේ අරය වැඩිය. පරමාණුවේ අරය වැඩිවන
තරමට එහි සාදන බන්ධනය දිගින් වැඩිවන නිසාවෙන් O—H
බන්ධනයට වඩා S—H බන්ධනය දිගින් වැඩිය

× එම σ බන්ධනයන් දිගින් වැඩිවන විට σ බන්ධන යුගල
අතර ඇති විකර්ෂණය වඩා අඩු වෙමින් එම σ බන්ධන එකිනෙකට
ළඟට ආසන්න වේ

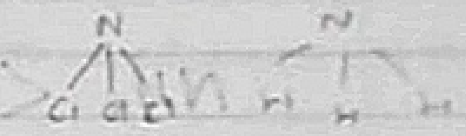


01 [illegible]

1) $BeCl_2$, BCl_3 , H_2S , H_2O

$H_2S < H_2O < BCl_3 < BeCl_2$

2) NH_3 , NCl_3 , SO_3 , SO_2



$NCl_3 < NH_3 < SO_2 < SO_3$

3) NO_4^{3-} , NO_2^{+} , NO_3^{-} , NO_2^{-}

$NO_4^{3-} < NO_2^{-} < NO_3^{-} < NO_2^{+}$

(ආ) බන්ධන වල දිග සංසන්දනය

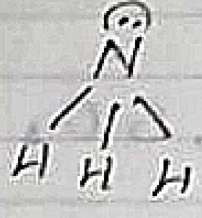
01. මධ්‍ය පරමාණුව සැලකූ විට එහි r අගයන් සාපේක්ෂ පරිමාණ අනුව බන්ධන දිග වැඩි වේ.

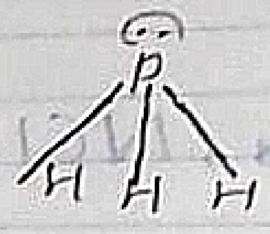
Eg:

ගත හැකි එක් එක් සංයෝග වලදී මධ්‍ය පරමාණුව සමඟ H සාදන බන්ධනවල දිග වැඩිවන අනුපිළිවෙල දක්වන්න

NH_3 PH_3

$NH_3 < PH_3$





× මධ්‍ය පරමාණුව r අගයන් එක සමාන වන විට සඳහා මධ්‍ය පරමාණුවේ මුහුම්කරණ අවස්ථාව සොයාගත යුතු

මුහුම්කරණ අවස්ථාව	S ලක්ෂණ ප්‍රතිශතය
SP	50%
SP^2	33.3%
SP^3	25%
SP^3d	20%
SP^3d^2	16.6%

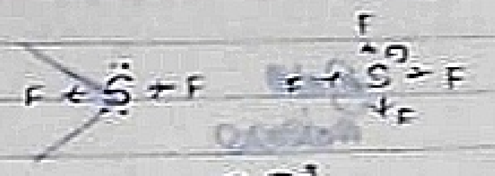
මුහුම්කරණ අවස්ථාවේ S ලක්ෂණ ප්‍රතිශතය වැඩිවන තරමට ආසන්න පරමාණුව හා බන්ධන දිග අඩු වේ.

ANUSHKA INDUNIL

පහත අණු එක්කිරීමේදී
දක්වන්න S—F බන්ධන දිග වැඩිවන අනුපිළිවෙල

SF_2 , SF_4

$SF_2 < SF_4$



sp^3

sp^3d^1

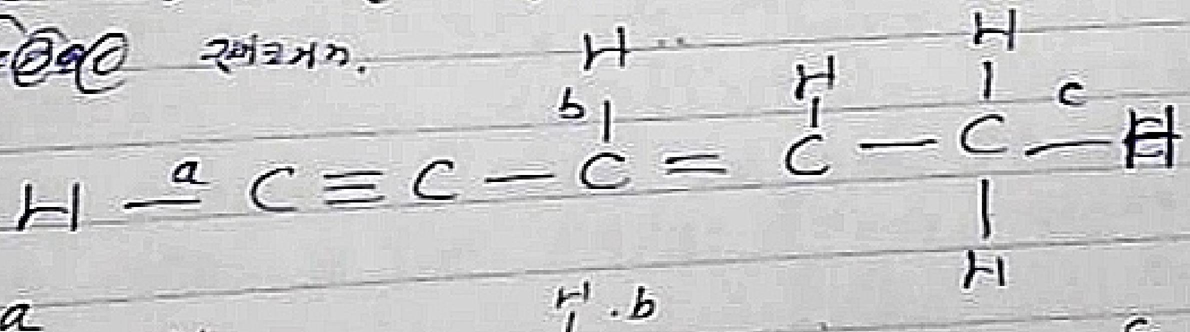
SF_2 හි S මුහුම්කරණය sp^3 මුහුම්කරණ අවස්ථාවේදී, SF_4 හි S මුහුම්කරණය sp^3d මුහුම්කරණ අවස්ථාවේ පවතී.

SF_2 හිදී මුහුම කාක්ෂික වල S ප්‍රතිශතයේ S ලක්ෂණ ප්‍රතිශතය වැඩිය.

මුහුම්කරණ අවස්ථාවේ S ලක්ෂණ ප්‍රතිශතය වැඩි වන තරමට අදාල මුහුම කාක්ෂිකයේ ඇති e න්‍යෂ්ටියට ඉතාම් ආසන්නව පිහිටයි.

අදාල මුහුම කාක්ෂිකයේ e න්‍යෂ්ටියට සමීප ආසන්නව පිහිටන තරමට ඒවා සෑදූ σ බන්ධන දිග අඩුවේ

පහත a, b, c දක්වා ඇති C — H බන්ධන වල දිග වැඩි වන අනුපිළිවෙල ලියන්න.



a: C — H, sp

b: C, sp^2

c: sp^3

$a < b < c$

ඒක බන්ධන, ද්විත්ව බන්ධන, ත්‍රිත්ව බන්ධන පිළිවෙලින් කෙටිවන නිසා [illegible] දක්වා ඇති අනුපිළිවෙලින් බන්ධන වල දිග වෙනස් වේ

ත්‍රිත්ව බන්ධන < ද්විත්ව බන්ධන < ඒක බන්ධන

පහත දක්වා ඇති අණුවලදී C හා O අතර ඇති බන්ධන දිග වැඩිවන අනුපිළිවෙලින් සකසන්න

CO_2 , CO , CO_3^{2-}

$O=C=O$ — sp

$C^{(-)}\equiv O^{(+)}$ — sp

$O^{(-)}$–C(–$O^{(-)}$)=O — sp^2

$CO_3^{2-} > CO_2 > CO$

පහත දී ඇති අයනවලදී N හා O අතර බන්ධන දිග වැඩිවන අනුපිළිවෙල සකසන්න

NO_2^- මෙහිදී ද්විත්ව බන්ධනයක [illegible] අතර පවතින නිසා N හා O අතර බන්ධනය ද්විත්ව බන්ධනයට [illegible] වේ

$\rightarrow NO_3^-$ NO_2^- NO_2^+

$O=N^{(+)}(-O^{(-)})-O^{(-)}$ — sp^2

$O^{(-)}-\ddot{N}=O$ — sp^2

$O=N^{(+)}=O$ — sp

$NO_2^+ < NO_2^- < NO_3^-$

S හා O අතර බන්ධනයේ දිග වැඩිවන අනුපිළිවෙලින් සකස් කරන්න

$SO_2 \quad SO_4^{2-} \quad SO_3^{2-}$

$O=\ddot{S}=O \qquad O=S(=O)-O^{(-)} \qquad O=\ddot{S}-O^{(-)}$

$SO_2 < SO_4^{2-} < SO_3^{2-}$

C හා O අතර බන්ධනයේ දිග වැඩිවන අනුපිළිවෙලින් සකසන්න

$CO_3^{2-} \quad HCO_3^{-} \quad CO_2$

$^{(-)}O-C(=O)-O^{(-)} \qquad ^{(-)}O-C(=O)-O-H \qquad O=C=O$

~~$CO_2 < HCO_3^- < CO_3^{2-}$~~ $\quad CO_2 < HCO_3^- < CO_3^{2-}$

~~$CO_2 < CO_3^{2-} < HCO_3^-$~~

ද්විත්ව බන්ධනය O තුනක් අතර සමානව බෙදී යාම නිසා 50% ක් ද්විත්ව බන්ධන ලක්ෂණ පෙන්වයි.

(සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම)

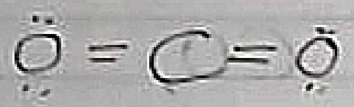
ද්විත්ව බන්ධනය O තුනක් අතර සමානව බෙදී යාම නිසා 33% ක් ද්විත්ව බන්ධන ලක්ෂණ පෙන්වයි.

බන්ධන පෙළ හා ද්විත්ව බන්ධන [illegible] අතර [illegible] බන්ධන පෙළ එක අඩුවේ [illegible]
බන්ධන දුරියා [illegible] [illegible] බන්ධන [illegible]

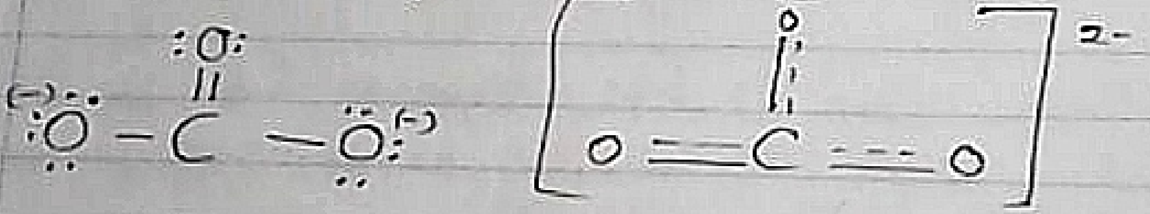
× යම් පරමාණු දෙක් අතර ඇත්තේ තනි බන්ධනයන්ද ද්විත්ව බන්ධනයන්ද ත්‍රිත්ව බන්ධනයන්ද යන බව බන්ධන පෙළ යන ලෙස [illegible] හඳුන්වයි

Eg: $:N \equiv N:$

N හා N අතර බන්ධන පෙළ = 3

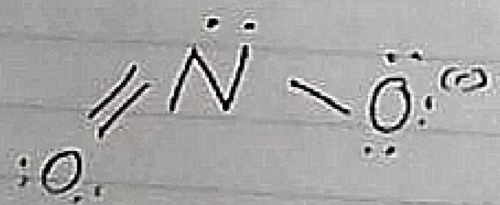


C හා O අතර බන්ධන පෙළ = 2



C හා O අතර බන්ධන පෙළ = 1.33

C මත මුළු බන්ධන ගණන =
C හා O අතර බන්ධන ගණන [illegible]



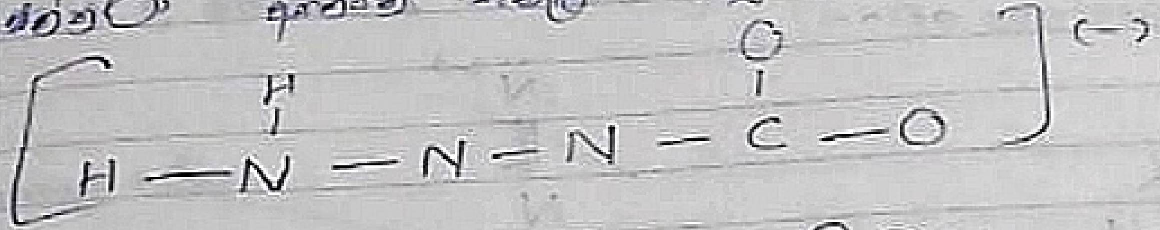
N හා O අතර බන්ධන පෙළ = 1.5

බන්ධන පෙළ වැඩි වන විට අයනයේ [illegible] බන්ධන දිග අඩුවේ.

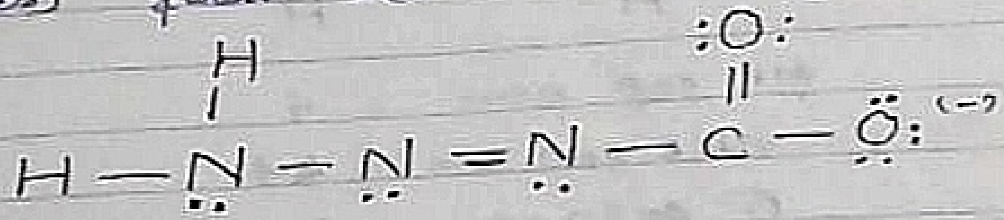
ANUSHKA INDUNIL

08 July 2018

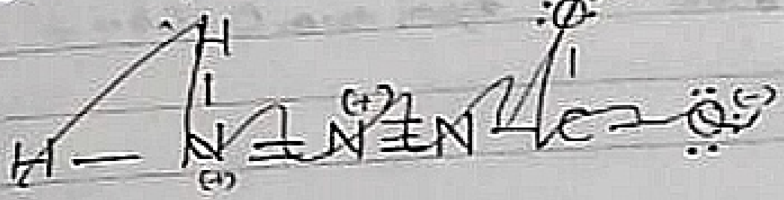
(a) ඇනායනයක සැකිල්ල පහත දක්වා ඇත.

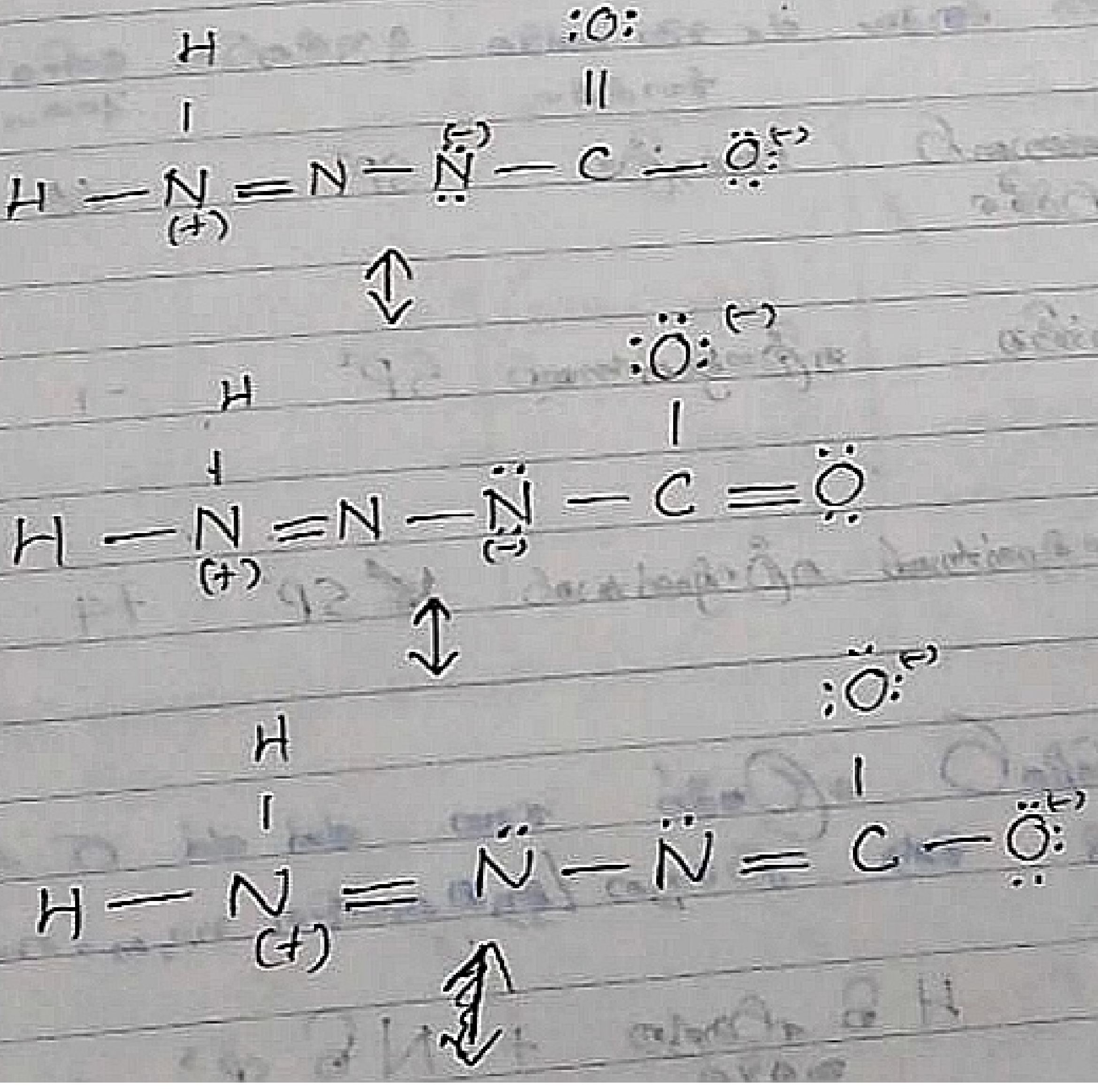


(i) මෙම අණුව සඳහා වඩා ස්ථායී ලුවිස් ව්‍යුහය අඳින්න



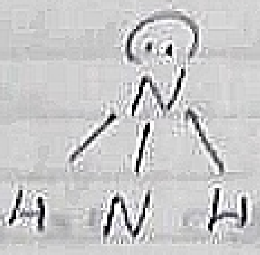
(ii) මෙම අණුව සඳහා තව අස්ථායී ලුවිස් ව්‍යුහ 3ක් අඳින්න





iii) ඉහත 2 හි ව්‍යුහය ඇසුරෙන් H සම්බන්ධ වූ N හි හැඩය ප්‍රාගුක්ත කරන්න

ත්‍රිකෝණ පිරමිඩාකාර



ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් ගණන = 4

VSEPR යුගල් ගණන = 4

σ බන්ධන ගණන = 3

එකසර යුගල් ගණන = 1

හැඩය :: ත්‍රිකෝණ පිරමිඩාකාර

iv) වගුව සම්පූර්ණ කරන්න.

පරමාණුව	ඉලෙක්ට්‍රෝන ජ්‍යාමිතිය	පරමාණුව වටා හැඩය	මුහුම්කරණය	ඔක්සිකරණ අංකය
H සම්බන්ධ N	චතුස්තලාකාර පිරමිඩීය	චතුස්තලීය	SP^3	-2
C සම්බන්ධ N	කෝණික	ත්‍රිකෝණාකාර තලීය	SP^2	-1
C	ත්‍රිකෝණ තලීය	ත්‍රිකෝණ තලීය	SP^2	+4

v) ඉහත iii හි ව්‍යුහය ඇසුරෙන් පහත σ බන්ධන සෑදීමට සහභාගී වන පරමාණුක / මුහුම් කාක්ෂික හඳුනා ගන්න

H – N : H හි පරමාණුක කාක්ෂික + N හි sp³ මුහුම් කාක්ෂික

$C - O^{(-)}$: C හි SP^2 මුහුම් කාක්ෂික + O හි 2P පරමාණුක කාක්ෂික

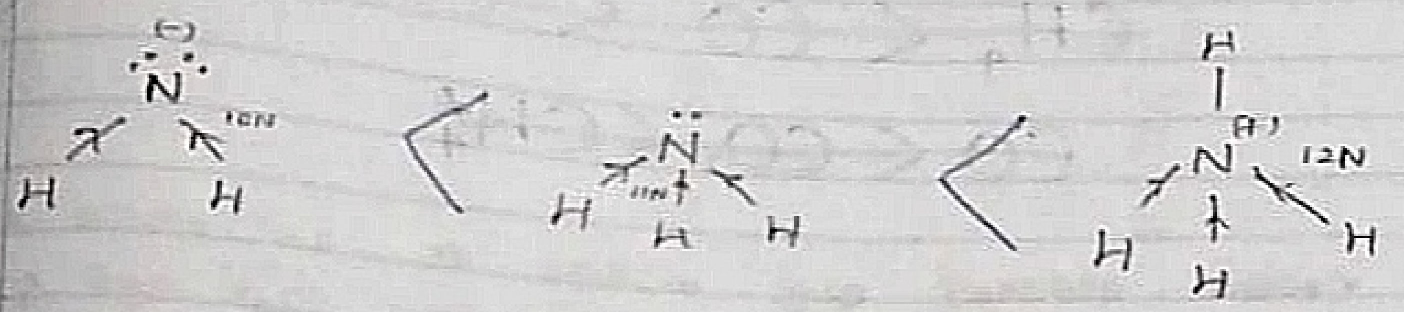
ANUSHKA INDUNIL

පිළිතුරුපත්‍රය අවසානය....

ii) එකම පරමාණුවල
මත ඇති විද්‍යුත් ආරෝපණය අනුව විද්‍යුත් සෘණතාවය සංසන්දනය කිරීම.

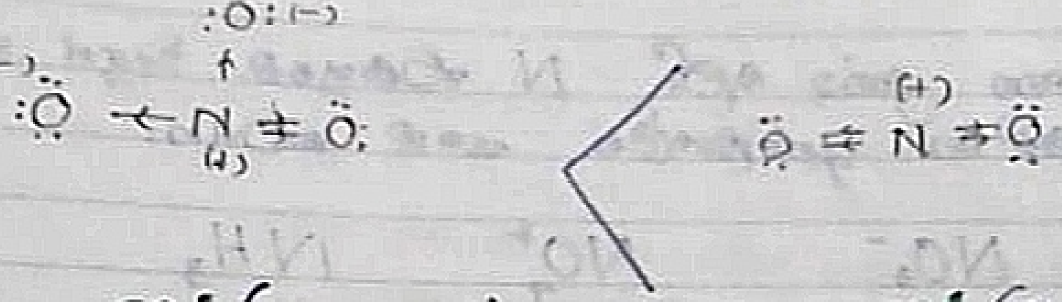
01. එකම පරමාණුවක් මත (+) ආරෝපණයක් තිබේනම් එම පරමාණුවේ විද්‍යුත් සෘණතාවය ඉහළ යයි.

Eg:



02. එම පරමාණුවේ මුහුම්කරණ අවස්ථාවේ S ලක්ෂණ ප්‍රතිශතය වැඩි වන විට විද්‍යුත් සෘණතාවය වැඩි වේ.

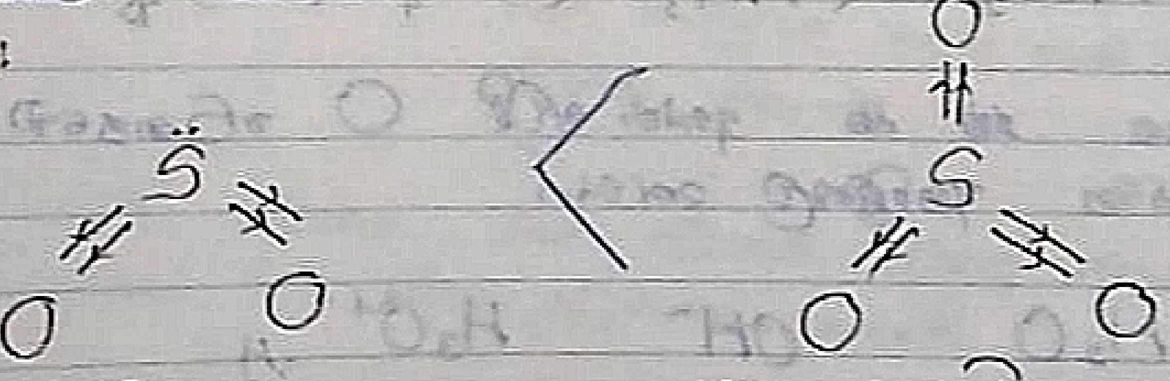
Eg:



SP^2 (S ලක්ෂණ = 33%) SP^1 (S = 50%)

03. මූලද්‍රව්‍යයක් විවිධ ඔක්සිකරණ අවස්ථාවල පවතී නම්, එහි අදාල පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අංකයේ (+) අගය වැඩි වන විට විද්‍යුත් සෘණතාවය වැඩි වේ.

Eg:



S හි ඔක්සිකරණ අංකය = +4 S හි ඔක්සිකරණ අංකය = +6

(3) පහත අණුවල C පරමාණුවේ විද්‍යුත් සෘණතාවය ආරෝහණ පිළිවෙලට සකසන්න.

$C \equiv O^{(+)}$ $H - C^{4+}$

CO CH_4 CO_2

$CO < CH_4 < CO_2$

~~$CH_4 < CO < CO_2$~~

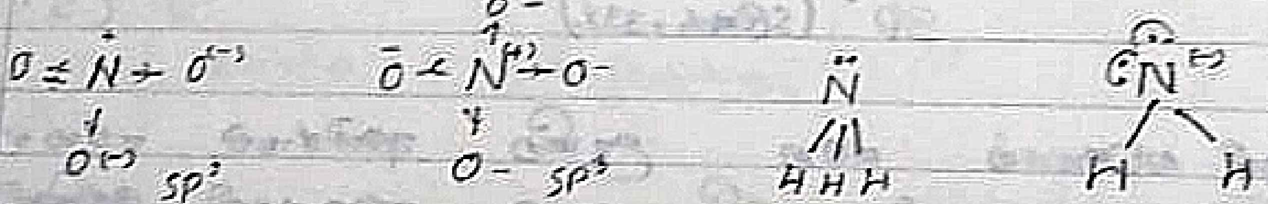
~~$CO < CO_2 < CH_4$~~

[illegible]

* [illegible]

(07) පහත අණුවල N පරමාණුවේ විද්‍යුත් සෘණතාවය ආරෝහණ පිළිවෙලට සකසන්න.

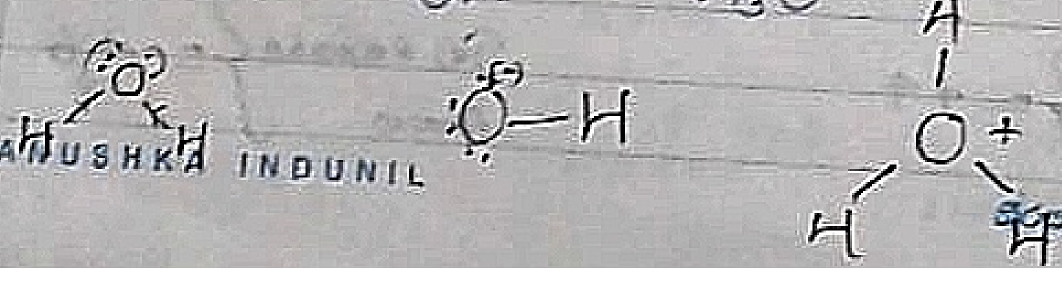
NO_3^- NO_4^{3-} NH_3 NH_2^-



$NH_2^- < NH_3 < NO_4^{3-} < NO_3^-$

(8) පහත අණු වල O පරමාණුවේ විද්‍යුත් සෘණතාවය ආරෝහණ පිළිවෙලට සකසන්න

H_2O OH^- H_3O^+



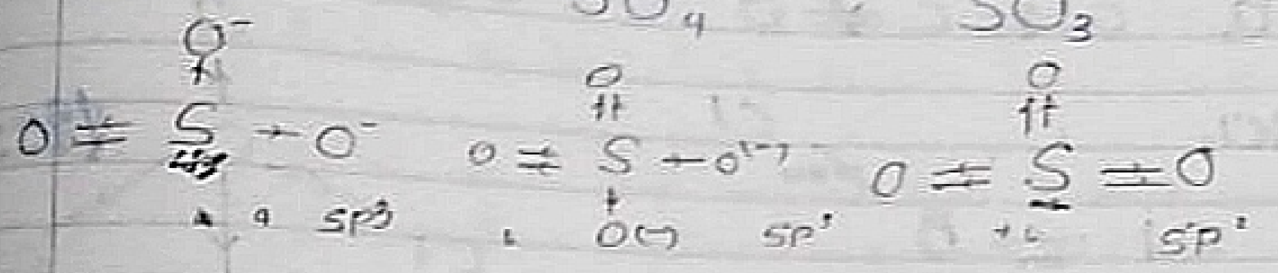
ANUSHKA INDUNIL

ඉදිරිය දෙවැනි පිටුවට......

$\cdot OH^- < H_2O < H_3O^+$

04) පහත දී ඇති අණු හා අයන වල S හි ඔක්සිකරණ අංකය ආරෝහණ පිළිවෙලට ලියන්න

SO_3^{2-} SO_4^{2-} SO_3



~~$SO_4^{2-} > SO_3^{2-} > SO_3$~~ $SO_3^{2-} < SO_4^{2-} < SO_3$

~~$SO_3 < SO_3^{2-} < SO_4^{2-}$~~ $SO_3^{2-} < SO_4^{2-} < SO_3$

11) ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය

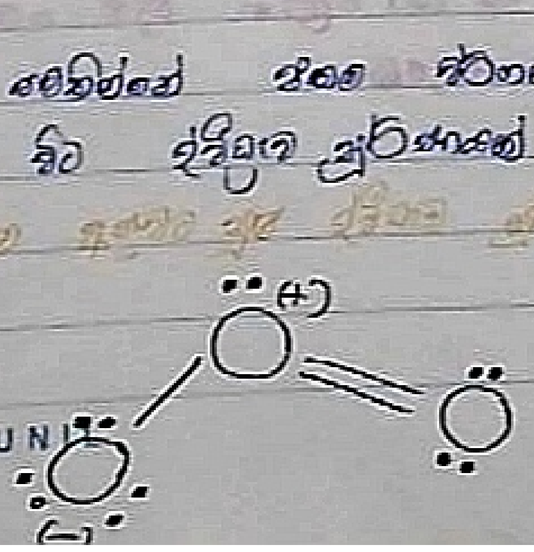
* යම් අණුවක (+) ධ්‍රැවය හා (-) ධ්‍රැවය වෙන වෙනම පිහිටා ඇත්නම් එවැනි අණුවක් ධ්‍රැවීය අණුවක් ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණයක් සහිත අණුවක් ලෙස හඳුන්වයි

$\overset{+\delta}{H} \longrightarrow \overset{-\delta}{F}$: මෙය ධ්‍රැවීය අණුවකි. එමනිසා ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණයක් ඇත

H —— H මෙය නිර්ධ්‍රැවීය අණුවකි. එමනිසා ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය ශුන්‍ය වේ.

01. සමහර අණුවල මෙහිමෙන්නේ එකම පරමාණු වර්ගයක් පමණක් ඇති විට ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණයක් නොපවතී.

උදා: O_3 අණුවේ ශුද්ධ ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණයක් ඇත



(ඕසෝන් = O_3)

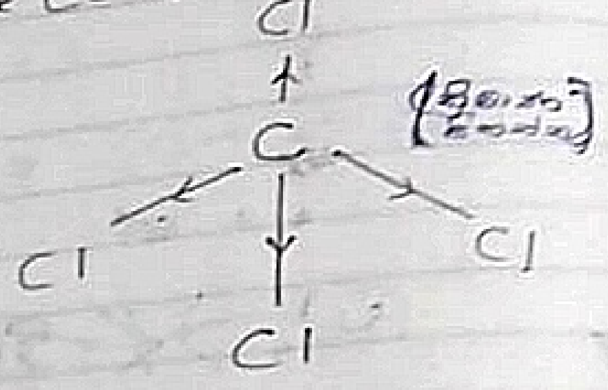
නිවැරදි රසායනය ...

15 July 2018

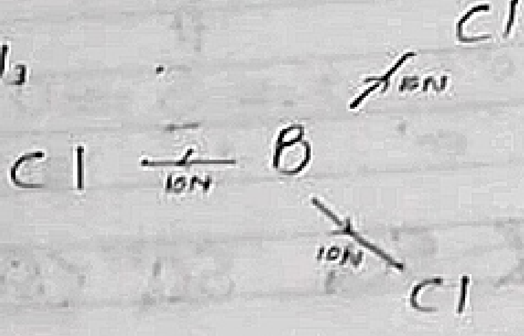
02 [illegible]

* CO_2

* CCl_4



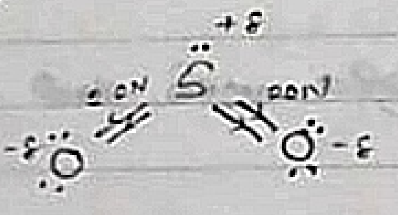
* BCl_3



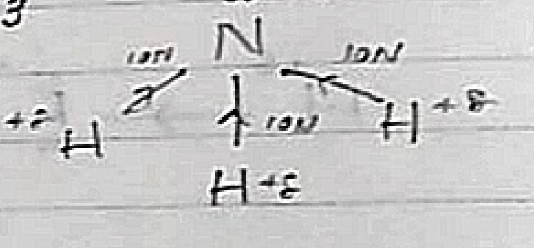
× [illegible]

03 [illegible]

Eg: SO_2

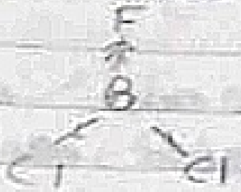


NH_3



[illegible]

1. පහත අණුවල ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය වැඩිවන අනුපිළිවෙළින් සකසන්න.

BCl_3 BCl_2F  HF H→F

$$BCl_3 < BCl_2F < HF$$

- ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය H ට ඉතා අඩු හැකියාවක් ඇත. F, O, N යන ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමට ඉතා වැඩි හැකියාවක් ඇත.

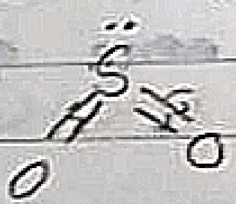
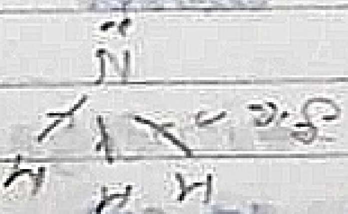
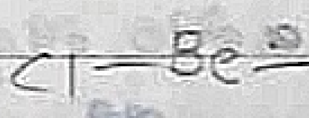
  එබැවින් H සමග F, O, N වැනි බන්ධන සෑදීමේදී ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය ඉතා ඉහළයි.

2. පහත අණුවල ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය වැඩිවන අනුපිළිවෙළින් සකසන්න.

CO_2 O = C = O HBr H→Br HF H→F

$$CO_2 < HBr < HF$$

3. පහත සංයෝග වල ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය වැඩිවන අනුපිළිවෙළින් සකසන්න.

SO_2  NH_3  $BeCl_2$ 

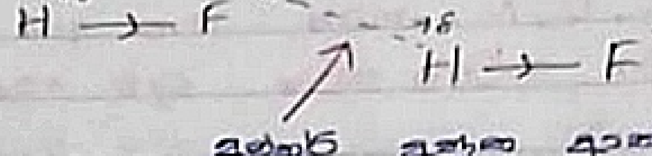
$$BeCl_2 < SO_2 < NH_3$$

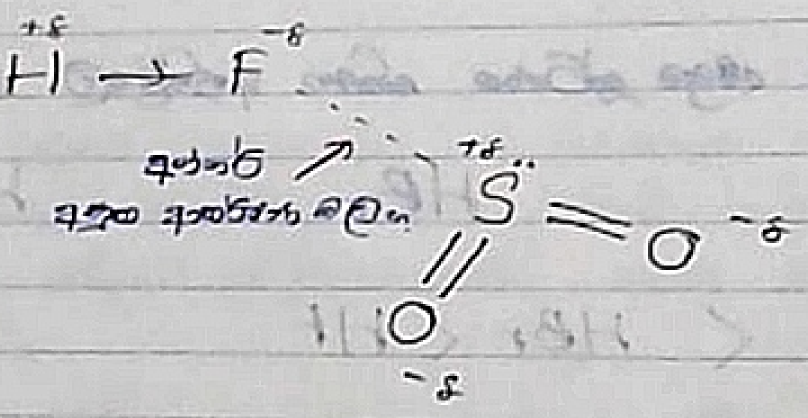
⑥ ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා (අන්තර් අණුක බල)

× හයිඩ්‍රජන් අතර හට ගන්නා සහසංයුජ බන්ධන ආශ්‍රිත අන්තර් ක්‍රියා වලින් හඳුන්වන බොහෝ සහසංයුජ බන්ධන සෑදීමෙන් අණු නිර්මාණය වූ පසුව එම අණු විශාල අණු අතර ක්‍රියාත්මක වන බල / භෞතික ආකර්ෂණ සහ එම නිසා අන්තර් අණුක ආකර්ෂණ බල ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා ලෙසත් හඳුන්වයි.

× ස්ථිර ද්විධ්‍රැව අණු අතර පමණක් ක්‍රියාත්මක වන ද්විධ්‍රැව අණු අතර පවතින අන්තර් අණුක ආකර්ෂණ බල ඇති වේ.

Eg:



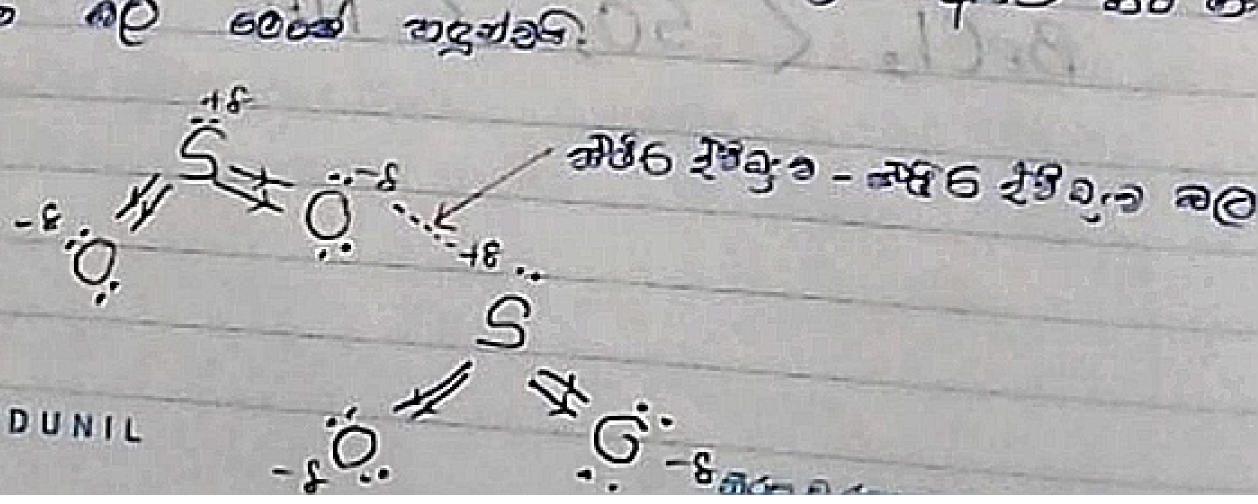


× ස්ථිර ද්විධ්‍රැව අණු අතර ස්ථිර ද්විධ්‍රැව අන්තර් අණුක බල හා ... වර්ග කිහිපයක් ඇත.

● ස්ථිර ද්විධ්‍රැව - ස්ථිර ද්විධ්‍රැව බල

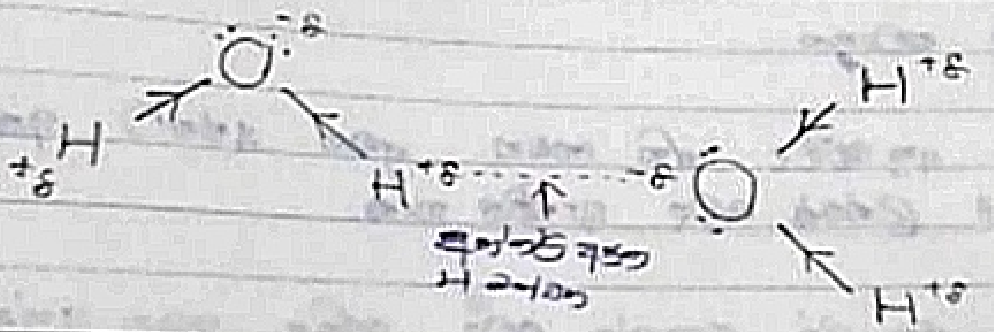
එම ධ්‍රැවීය අණු දෙක අතර ප්‍රතිවිරුද්ධ ධ්‍රැව අතර හට ගන්නා ආකර්ෂණ බල මෙසේ හඳුන්වයි.

Eg:



මේ අනුව ද්විධ්‍රැව ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව
ස්ථිර ද්විධ්‍රැව ප්‍රේරිත ... ... ප්‍රේරිත ...
බල ස්ථිර ද්විධ්‍රැව ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව ... ...

02. අන්තර් අණුක H බන්ධන
H සමඟ F, O, N වැනි ඉහළ විද්‍යුත් සෘණතාවක් ඇති පරමාණු (+) හා (-) ධ්‍රැව
ලෙස ධ්‍රැවීකරණය වී ඇති අණුවක + ධ්‍රැවය වන H පරමාණුව (-) F, O, N පරමාණුව සමඟ
ආකර්ෂණය වීම ... බන්ධනය H බන්ධන ලෙස හඳුන්වයි.
Eg: H_2O අණුව



මෙම අණුව තුළ ... H බන්ධන ... ...
H සමඟ බන්ධන ඇති F, O, N වල ... ප්‍රබල

H සමඟ N බන්ධනයට ශක්තිය අඩු නිසා H බන්ධන දුර්වල වේ.
H සමඟ F සහ O බන්ධනයට ශක්තිය වැඩි නිසා H බන්ධන ප්‍රබල / ශක්තිමත් වේ.

03. වැන්ඩර්වාල් බල / අපකිරණ බල / ලන්ඩන් අපකිරණ බල / ක්ෂණික ද්විධ්‍රැව ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව බල
නිර්ධ්‍රැවීය අණු අතර පවතින ...
... ...
අන්තර් අණුක බල ...

:N≡N:

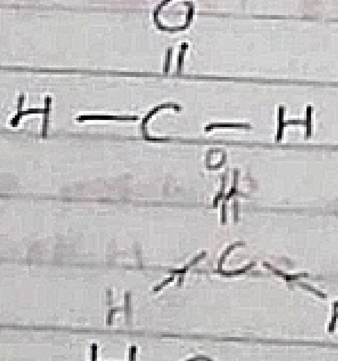
O=C=O

× ධ්‍රැවීය අණුවල අණු ස්ථිර ද්විධ්‍රැව ලෙස පවතී. ධ්‍රැව (+) හා (-) ලෙස ආරෝපිත කෙළවර ධ්‍රැව ලෙස හඳුන්වයි.

× ධ්‍රැවීය නොවන අණු වල ලන්ඩන් බල පමණක් අන්තර් අණුක බල වේ. ධ්‍රැවීය අණුවල ස්ථිර ද්විධ්‍රැව බල සමඟ ලන්ඩන් බල ද ඇති බැවින් ලන්ඩන් බල ද ඇති විට අන්තර් අණුක බල ප්‍රබලතාවය වැඩි වේ.

ද්විධ්‍රැව බන්ධන ධ්‍රැවීය අණු අතර ඇති ස්ථිර අන්තර් අණුක බල වලට අමතරව ලන්ඩන් බලද ආකර්ෂණ වේ.

1. පහත අණු වල ඇති අන්තර් අණුක බන්ධන ලියන්න.



* ~~ලන්ඩන් බල~~ ස්ථිර ද්විධ්‍රැව - ස්ථිර ද්විධ්‍රැව බන්ධන

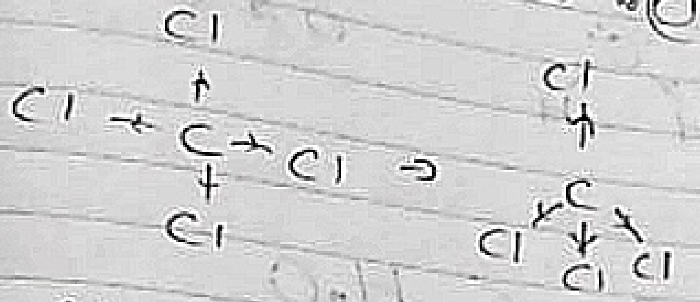
H_2O * ~~ස්ථිර ද්විධ්‍රැව~~. H බන්ධන

SO_3 ~~ස්ථිර ද්විධ්‍රැව~~ ස්ථිර ද්විධ්‍රැව ලන්ඩන් බල

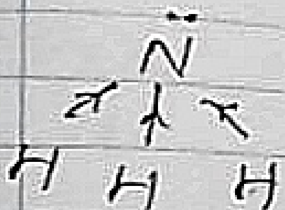
9. දී ඇති එක් එක් සංයෝගවල පවතින අන්තර් අණුක බල වර්ගය ලියන්න.

22 July 2018

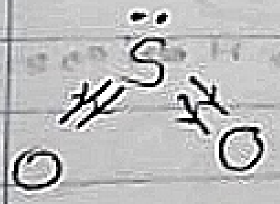
CCl_4 - ලන්ඩන් බල



NH_3 - H බන්ධන (ද්විධ්‍රැව ද්විධ්‍රැව - ද්විධ්‍රැව ද්විධ්‍රැව බන්ධන)
ලන්ඩන් බල



SO_2 - ද්විධ්‍රැව ද්විධ්‍රැව - ද්විධ්‍රැව ද්විධ්‍රැව
ලන්ඩන් බල



(11) තාපාංක සංසන්දනය

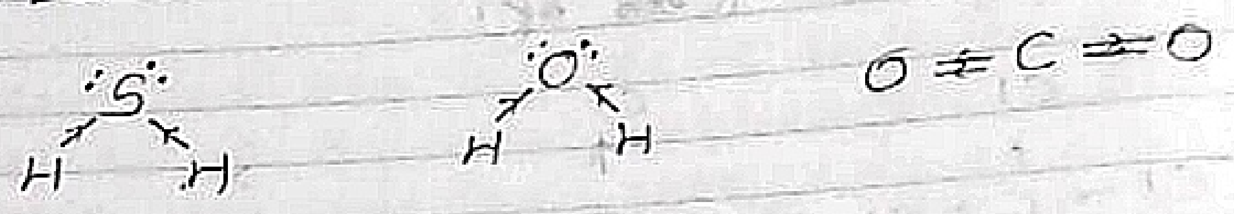
× [illegible] අණු අතර බන්ධන [illegible] ප්‍රබල [illegible] [illegible] උෂ්ණත්ව-යට [illegible] අවශ්‍ය වේ. [illegible] [illegible] ඉහල. උෂ්ණත්වයකට [illegible] [illegible] [illegible] වේ.

× එනම අන්තර් අණුක බල ප්‍රබල වීම තරමට [illegible] අණු අතර [illegible] තාපාංකය ඉහල යයි.

නිරෝග වූ ජාතියක් ගොඩනගමු.....
A. INDUNIL

පහත සංයෝග වල තාපාංකය වැඩිවන අනුපිළිවෙල ලියන්න.

a) H_2S H_2O CO_2

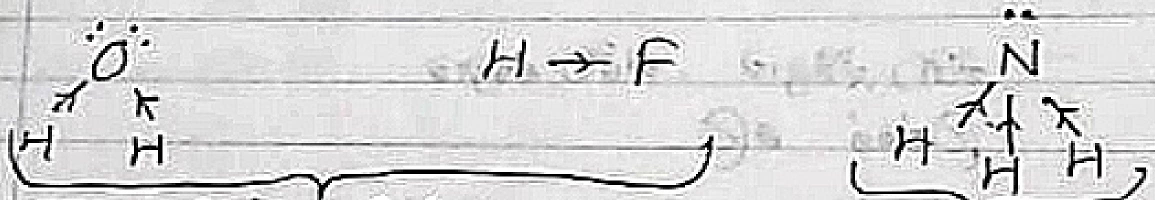


$$CO_2 < H_2S < H_2O$$

× අණුවල තාපාංකය [illegible]

Eg: CO_2, N_2, O_2 ....

b) H_2O ✩ HF NH_3



එක් අණුවක H බන්ධන 2ක් සාදයි. [illegible] H බන්ධන 3ක් සාදයි.

~~$NH_3 < H_2O < HF$~~

$$NH_3 < HF < H_2O$$

HF වලට වඩා H_2O වලදී H බන්ධන වැඩි ප්‍රමාණයක් සෑදිය හැක (O—H බන්ධන 2ක් ඇති නිසා)

[illegible] කාමර උෂ්ණත්වයේදී [illegible] වල [illegible] විවිධ [illegible] වලට [illegible].

H_2 N_2 CO_2 O_2

H − H :N≡N: O=C=O O=O

2 28 44 32

H = 1, N = 14, C = 12, O = 16

$H_2 < N_2 < O_2 < CO_2$

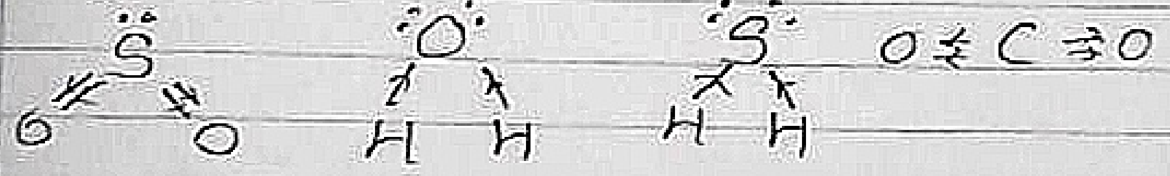
× සෑම වර්ගයකම අන්තර් අණුක බල පවතින ද්‍රව්‍ය වලදී අණුවේ ස්කන්ධය වැඩි වන තරමට බන්ධන බිඳීම අපහසු වේ. එනම් තාපාංකය වැඩි

A) පහත ද්‍රව්‍ය වල තාපාංක වැඩිවන අනුපිළිවෙල සඳහන්න

SO_2	H_2O	H_2S	CO_2
64	18	34	44

S = 32, O = 16, C = 12, H = 1

~~H_2O <~~



$CO_2 < H_2S < SO_2 < H_2O$

× තාපාංකය සඳහා අණු වලට ... ලබාදිය යුත්තේ අන්තර් අණුක බල බිඳ හැරීමටයි

× අණුක ස්කන්ධය අඩු වුවත් ... වර්ගයේ අන්තර් අණුක බල ... වලදීය.

× ... බල ... දුබල වර්ගයේ අන්තර් අණුක බල ... අණුක ස්කන්ධය 200, 300 ... ඇති ... H_2O ...

SHKA INDUNIL

... H ... තාපාංකය ...

විරස වූ රසායන රසවත්ව.....

පහත සංයෝග වල තාපාංකය වැඩි වන අනුපිළිවෙල. ලියන්න

CO_2	H_2O	$CHBr_3$	CBr_4
54	18	253	332

$(C = 12 \; , H = 1 \; , O = 16 \; , Br = 80)$

$$CO_2 < H_2O < CHBr_3 < CBr_4$$

අණුක ස්කන්ධය වැඩි වන විට අණුක සංයෝග වලදී තාපාංකය
වැඩි වන්නේ වැඩි වන අන්තර් අණුක බල ප්‍රබලවේ.

මීට අමතරව වෙනත් වර්ගවල සංයෝග අතර පවතින අන්තර් අණුක බල

01. ස්ථිර ද්විධ්‍රැව - ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව බල

ධ්‍රැවීය ද්‍රව්‍යයක් හා නිර්ධ්‍රැවීය ද්‍රව්‍යයක් අතර පවතින ඇදීම මෙසේ හැඳින්වේ

Eg:

SO_2 හා N_2 අතර

02 අයන - ස්ථිර ද්විධ්‍රැව බල

(+) හෝ (−) අයනයක් හා ධ්‍රැවීය සංයෝගයක් අතර පවතින්නා වූ ඇදීම මෙසේ හැඳින්වේ

Eg:

Na^+ හා H_2O අතර

ජලය තුල NaCl වැනි අයනික සංයෝග දිය කල විට අන්තර් අණුක බල හමුවේ ස්ථිර ද්‍රාවණය කර ...

03 අයන - ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව බල

(+) හෝ (−) අයනයක් හා නිර්ධ්‍රැවීය අණුවක් අතර පවතින්නා වූ ඇදීම මෙසේ හැඳින්වේ

Eg:

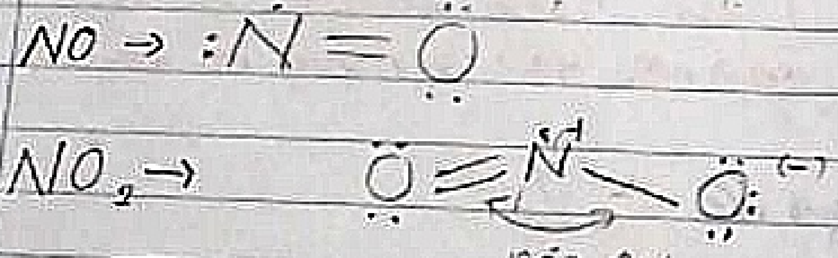
I^- හා I_2 අතර

සෑම මිතුරෙ හිතින් සමුගන්න සාර්ථක.

ද්‍රව්‍යය	අණුක ප්‍රධාන අන්තර්ක්‍රියා වර්ගය	ද්විතීය අන්තර් ක්‍රියා වර්ගය
Cl_2	නිර්ධ්‍රැවීය සහසංයුජ බන්ධන	ලන්ඩන් බල
CO_2	ධ්‍රැවීය සහසංයුජ බන්ධන	ලන්ඩන් බල
H_2S	ධ්‍රැවීය සහසංයුජ බන්ධන	ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව ආකර්ෂණ බල, ලන්ඩන් බල
NaCl	අයනික බන්ධන	ස්ථිති විද්‍යුත් අන්තර්ක්‍රියා

ඔත්තේ අගට ද්විගුණ e පවතින අවස්ථා

! මෙවැනි අණුවක් ඉතා දුර්ලභ වේ. සංයුජතා මෙවැනි අණු වල අදාල පරමාණුව මත අෂ්ටකයට අඩුවෙන් e පවතී.



1e එකක් අඩුව

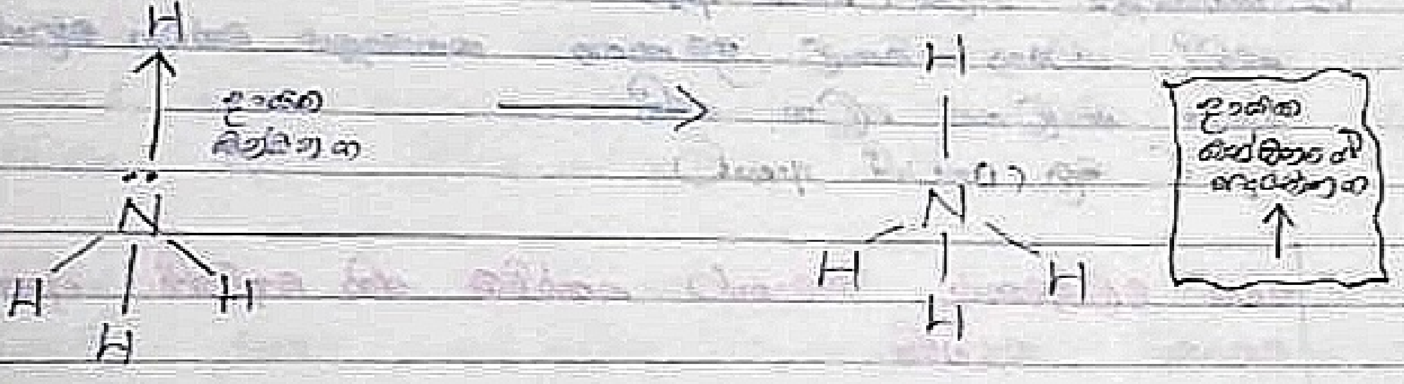
දායක බන්ධන (සංයෝජක බන්ධන)

සහසංයුජ බන්ධනයක් ඇති වීමේදී එක් පරමාණුවක් විසින් එක් e ක්ද අනෙක් පරමාණුව විසින් අනෙක් e ද එක බැගින් දායක වී ඇති බවයි. සහසංයුජ බන්ධනය සෑදෙන e 2 ම එක ලෙසින් එක් පරමාණුවක් තමන්. එසේ වූ e යුගලක් තනි පරමාණුවක් විසින් බන්ධනයට එක දීමෙන් සහසංයුජ බන්ධනයක් දායක වීය හැක.

ANUSHKA INDUNIL

මෙලෙස ඇතිවන සහසංයුජ බන්ධන දායක බන්ධනයක්/සංගත බන්ධනයක් වශයෙන් හඳුන්වයි.

නමුත් දායක බන්ධනයක් සෑදුණු පසු එය සාමාන්‍ය සහසංයුජ බන්ධනයකින් වෙන් කොට හඳුනාගත නොහැක.



දායක බන්ධනයක් සෑදීමේ දී ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලය ලබා දෙන පරමාණුව ලුවිස් භස්මය ලෙසත් ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලය ලබා ගන්නා පරමාණුව ලුවිස් අම්ලය ලෙසත් හඳුන්වයි.

NH_3 මෙන්ම N සහ එකසර යුගල සහිත වෙනත් සංයෝග ද ලුවිස් භස්ම ලෙස ක්‍රියා කරයි.

e ඌනතාව සහිත වන Be, B, Al අඩංගු සංයෝග ලුවිස් අම්ල ලෙස ක්‍රියා කරයි.

29 July 2018

පරමාණු වල විවිධ ආකාරයේ සැකැස්ම

01. සරල අණු

CO_2, H_2O, O_2 වැනි අණු මෙම කාණ්ඩයට අයත් වේ. මෙහි ඇති පරමාණු සංඛ්‍යාව සොයාගත හැකි අතර ද්‍රව්‍යයේ ගුණ පෙන්වන අණුවකි

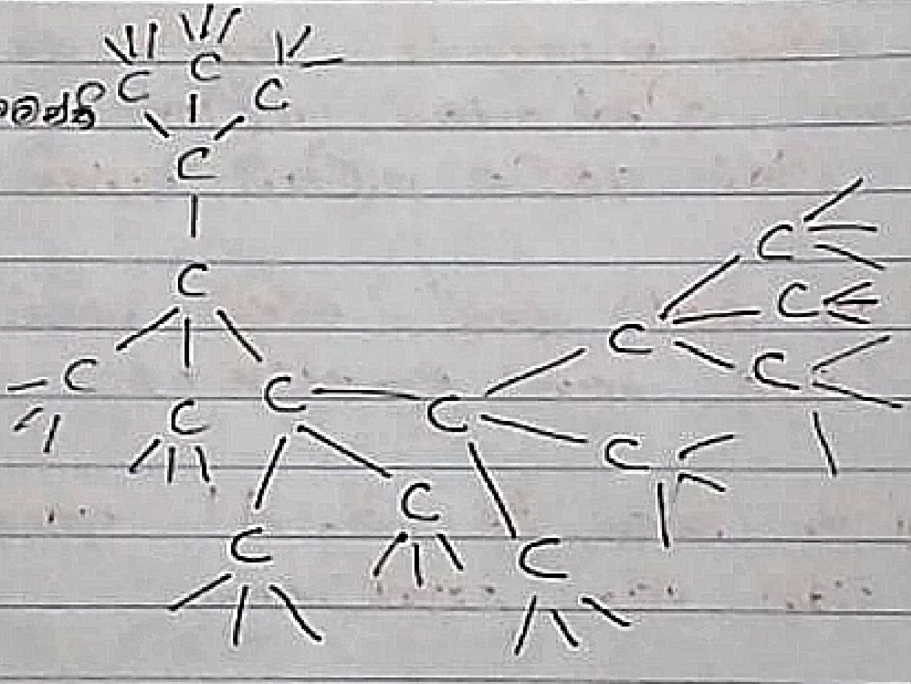
02. සහසංයුජ දැලිස් (යෝධ අණු)

මෙහිදී පරමාණු විශාල ප්‍රමාණයක් සහසංයුජ බන්ධන මගින් බැඳී ත්‍රිමාන දැලිසක් ලෙස පවතී.

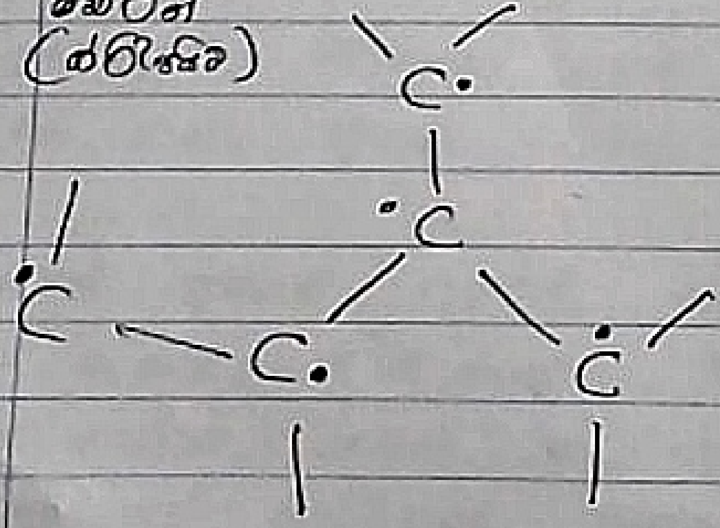
Eg: C වල බහුරූපී ආකාර

> එකම මූලද්‍රව්‍යයක් විවිධාකාර ගොඩනැගීම් සහිත බහුරූපී ආකාර වලින් පැවතීම

දියමන්ති



මිනිරන් (ග්‍රැෆයිට්)



දියමන්ති වලදී C පරමාණුවක් 4ක් සමග ත්‍රිමාන සහසංයුජ
දැලිස් ආකාරයෙන් ඉතා තදින් බැඳී ඇති නිසා දියමන්ති වල කඨිනත්වය හා ද්‍රවාංකය
ඉතා ඉහල වේ.

මිනිරන් වලදී විද්‍යුත් C හි එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනය C ස්තර අතර නිදහසේ චලනය වන නිසා
මිනිරන් විද්‍යුත් සන්නායකයක් වේ.

දියමන්ති වලට වඩා මිනිරන් වල ඝනත්වය අඩු ය. මිනිරන් ස්තර අතර
මිනිරන් ස්තර අතර හිඩැස් ඇති දැලිසක් නිසා (ස්තරීය දැලිසක්)
මිනිරන් වල ලිහිසි ගතිය ඇත / ස්නේහකයක් ලෙස යොදා ගනී

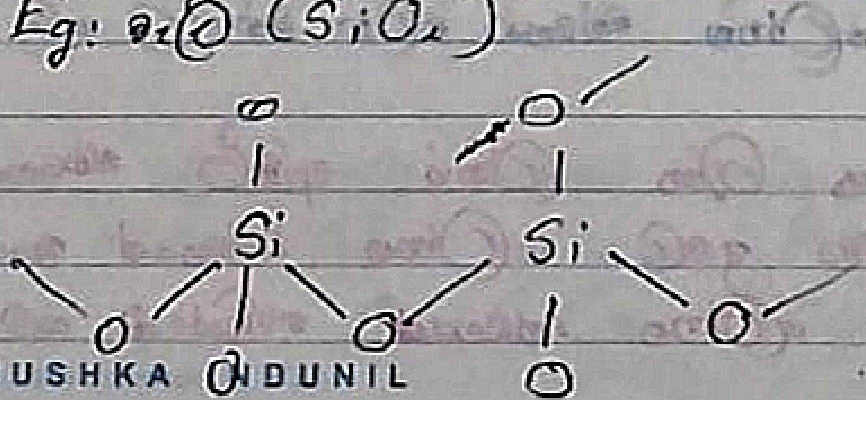
මිනිරන් වලට වඩා දියමන්ති ඝනත්වයේ වෙනස් දියමන්ති බන්ධන බොහොමයක්
දියමන්ති ද්‍රවාංකයට පත් කිරීම ඉතා අපහසුය. එබැවින් මිනිරන් වලට වඩා
දියමන්ති වලට ද්‍රවාංකය ඉහල වේ.

එමෙන් මිනිරන් 3ක් පමණක් දියමන්ති ද්‍රවාංක වන අතර සහසංයුජ
දැලිස් සැදීමට එම පොදු ගුණයකට එකම ද්‍රව්‍ය C නිසා වේ.
එබැවින් මිනිරන් හා දියමන්ති C හි බහුරූපී ආකාර වේ.

එක මූලද්‍රව්‍යයේ ඇතිවන දියමන්ති හා මිනිරන් වැනි ව්‍යුහාත්මක ආකාර දැලිස් වල ඒවායේ ගුණ වෙනසට හේතුව බහුරූපී ආකාර වේ.

ඉහත දියමන්ති, මිනිරන් වැනි සහසංයුජ දැලිස් ඒකමූලද්‍රව්‍යක
සහසංයුජ දැලිස් ලෙසත් හඳුන්වයි. එසේම විවිධ පරමාණු වර්ග
වලින් සහසංයුජ දැලිස් නිර්මාණය වන අතර ඒවා විෂම
පරමාණුක සහසංයුජ දැලිස් ලෙසත් හඳුන්වයි.

Eg: වැලි (SiO_2)



ලෝහක ගුණය, ප්‍රබලතාව, ඔක්සිහරණ, තාපජ, ඉහළ ...

ලෝහක බන්ධන ප්‍රබලතාවය කෙරෙහි බලපාන සාධක

01. අදාළ ලෝහ පරමාණුවේ පරමාණුක අරය වැඩි වන විට ...
... ලෝහක බන්ධන ප්‍රබලතාවය ...
Eg:

K < Na < Li (ශක්තිය)

· අරය කුඩා වේ.

· එවිට ලෝහක බන්ධන වඩා ශක්තිමත් වේ

02. එම ලෝහයේ පරමාණුව සතු සංයුජතා e ... ලෝහක බන්ධනය සඳහා ...
... e ගණන වැඩි වන විට ලෝහක බන්ධනය ශක්තිමත් වේ

Eg: Na < Mg < Al

1e 2e 3e

· ලෝහක බන්ධනය සඳහා දායක වන e ගණන වැඩිවේ.

· එවිට ලෝහක බන්ධන ප්‍රබලතාව වැඩිවේ.

03. පහත ... ලෝහවල ද්‍රවාංක වැඩිවන අනුපිළිවෙළ සකසන්න

1e 2e 1e 1e 3e

Li , Be , Na , K , Al ... බලන්න

~~K < Na < Al < Li < Be~~

K < Na < Li < Be < Al

04. පහත ලෝහ වල ශක්තිය වැඩිවන අනුපිළිවෙළ ලියන්න.

Mg 2e Al 3e Ca 2e Ba 2e

· Ba < Ca < Mg < Al

ලෝහක බන්ධනයේ ශක්තිය අඩු වීම නිසා ලෝහ වල ද්‍රවාංකය අඩු වේ. ලෝහක බන්ධනය සඳහා නිදහස් වන e සංඛ්‍යාව අඩුවීම හේතුවෙන් ද්‍රවාංකය අඩු වේ.

ලෝහක බන්ධනය සඳහා නිදහස් වන e සංඛ්‍යාව වැඩි වන විට (එකම ආවර්තයේ ලෝහ වලදී) න්‍යෂ්ටියේ ආරෝපණය වැඩි වන නිසා ලෝහක බන්ධන ශක්තිය වැඩි වේ.

03. පහත ලෝහ වල ද්‍රවාංකය වැඩිවන අනුපිළිවෙලට ලියන්න.

Fe Ca Mg K

K < Ca < Mg < Fe

ආවර්තිතා වගුවේ 21 සිට 30 තෙක් මූලද්‍රව්‍ය වල d උපශක්ති මට්ටමට e පිරීම සිදුවේ. (d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය) d ගොනුවේ ලෝහ වලදී ලෝහ වලදී ලෝහක බන්ධනය සඳහා 4S e මෙන්ම 3d e ද නිදහස් වන බැවිනි.

මෙලෙස වැඩි e සංඛ්‍යාවක් ලෝහක බන්ධනය සඳහා නිදහස් වන නිසා d ගොනුවේ ලෝහ වලදී ලෝහක බන්ධනය වඩා ශක්තිමත් වේ.

04. V හි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය V හිදී ලෝහක බන්ධනය සඳහා ගොනුවේ e සංඛ්‍යාවක් නිදහස් කළ හැකිද?

~~e ගණන~~ 5

05. S ගොනුවේ ලෝහ වලට වඩා 3d ලෝහ වල ද්‍රවාංකය ඉහළ වන්නේ ඇයි? පැහැදිලි කරන්න.

S ගොනුවේ ලෝහ වලට ~~නිදහස්~~ නිදහස් කළ හැක්කේ උපරිම e 2ක් පමණි. නමුත් 3d ගොනුවේ ලෝහ වලට අවම 3 සිට 12 e දක්වා e නිදහස් කළ හැක ∴ 3d ලෝහවල ද්‍රවාංකය > S ගොනුවේ ලෝහ වල ද්‍රවාංකය

ANUSHKA INDUNIL

S ගොනුවේ ලෝහ වලදී s උපශක්ති මට්ටමේ e පමණක් ලෝහක
බන්ධනය සඳහා දායක වේ. නමුත් 3d ලෝහ වලදී 4s හා 3d උපශ-
ක්ති මට්ටම් වල e ලෝහක බන්ධනය සඳහා සහභාගී වේ.
ලෝහක බන්ධනය සඳහා වැඩි e ගණනක් නිදහස් වන නිසා ලෝහක
බන්ධනය ශක්තිමත් වේ. එවිට ද්‍රවාංකය වැඩිවේ.

(ඉ) d ගොනුවේ ලෝහ කිහිපයක් ඒවායේ ද්‍රවාංක වැඩි වන
පිළිවෙළ සකසන්න

Ti V Zn

$Ti(22) \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^2\ 4s^2$ 4e සහභාගී වේ
$V(23) \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^3\ 4s^2$ 5e සහභාගී වේ
$Zn(30) \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2$ 2e සහභාගී වේ

$Zn < Ti < V$

ලෝහක බන්ධනයේ ශක්තිමත්භාවය වැඩිවේ.
එවිට ද්‍රවාංකය වැඩිවේ.

Ti ට වඩා V වලදී වැඩි e සංඛ්‍යාවක් නිදහස් කරන නිසා
V වල ලෝහක බන්ධනය ශක්තිමත් වේ.

d උපශක්ති මට්ටමේ e 5ක් හෝ 10ක් වූ ස්ථායී වින්‍යාසයන් ඇති විට
එම e ලෝහක බන්ධනය සඳහා නිදහස් වීම තරමක් අඩුවේ.
නිදසුනක් $3d^5$, $3d^{10}$ පූර්ණ හෝ අර්ධ d පිරීමක් තිබීම නි
සා ස්ථායී බැවින් අදාළ d උපශක්ති මට්ටමේ e
ලෝහක බන්ධනය සඳහා නිදහස් කිරීම අඩුවේ. එවිට d ගොනුවේ
ලෝහ වල ද්‍රවාංකය සාපේක්ෂව අදාළ ලෝහයේ ලෝහක බන්
ධනය දුර්වල වේ.

No ....

[illegible]

3d

V   Zn   Mg   Na

$Na < Mg < Zn < V$

[illegible] Inorganic [illegible]

[illegible] V

3d [illegible]

[illegible]

3d [illegible] Zn [illegible]

[illegible]

[illegible]

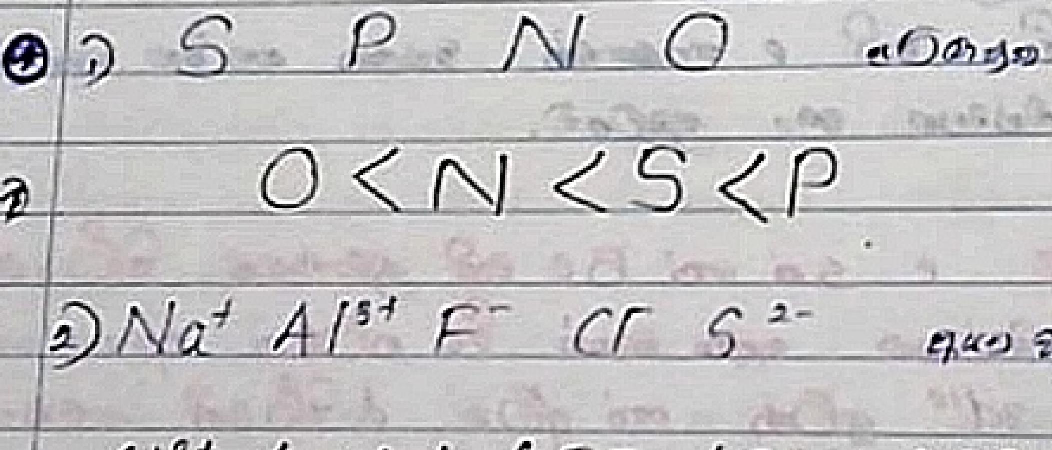
1) S   P   N   O   [illegible]

$O < N < S < P$

2) Na^+ Al^{3+} F^- Cl^- S^{2-} [illegible]

$Al^{3+} < Na^+ < F^- < Cl^- < S^{2-}$

3) H_2S (109) BCl_3 (120) NH_3 (107) CH_4 (109)   [illegible]



$H_2S < NH_3 < CH_4 <$ ~~H_2S~~ $< BCl_3$