

# GEOMETRI MOLEKUL

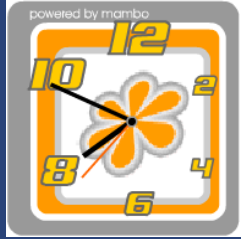
SMAK IMMANUEL - KIMIA X  
PONTIANAK, FEBRUARI 2016

# Kompetensi dasar

- 3.5 Membandingkan proses pembentukan ikatan ion, ikatan kovalen, ikatan kovalen koordinasi, dan ikatan logam serta interaksi antar partikel (atom, ion, molekul) materi dan hubungannya dengan sifat fisik materi.
- 3.6 Menganalisis kepolaran senyawa.
- 3.7 Menganalisis teori jumlah pasangan elektron di sekitar inti atom (Teori Domain Elektron) untuk menentukan bentuk molekul.**
- 4.5 Mengolah dan menganalisis perbandingan proses pembentukan ikatan ion, ikatan kovalen, ikatan kovalen koordinasi, dan ikatan logam serta interaksi antar partikel (atom, ion, molekul) materi dan hubungannya dengan sifat fisik materi.
- 4.6 Merancang, melakukan, dan menyimpulkan serta menyajikan hasil percobaan kepolaran senyawa.
- 4.7 Meramalkan bentuk molekul berdasarkan teori jumlah pasangan elektron di sekitar inti atom (Teori Domain Elektron).**

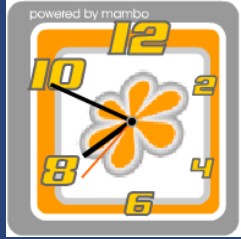
# Indikator

8. Meramalkan dan menganalisis bentuk molekul berdasarkan teori hibridisasi dan teori domain elektron
9. Menjelaskan gaya yang bekerja dalam suatu molekul
10. Merancang, melakukan eksperimen serta menganalisis kepolaran suatu senyawa



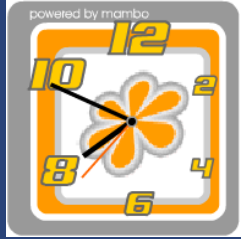
# GEOMETRI MOLEKUL

- Berkaitan dengan susunan ruang atom-atom dalam molekul
- Bentuk molekul :
  - Linear, bengkok, V, Trigonal planar, trigonal piramida, trigonal bipiramida, oktahedral, jungkat-jungkit (*seesaw*), T-planar.
- Dapat ditentukan melalui :
  - Percobaan
  - Ramalan berdasarkan struktur elektron dalam molekul (hibridisasi & teori domain elektron)



# Hibridisasi & Teori domain elektron

- Hibridisasi dapat menjelaskan bagaimana molekul dapat memperoleh bentuknya
- Sedangkan teori domain elektron dapat meramalkan bentuk molekul tanpa dapat menjelaskan bagaimana molekul tsb memperoleh bentuknya.



# HIBRIDISASI (pembastaran)

- Apa yang mengalami hibridisasi ?
  - Tingkat energi
  - Bentuk orbital

Jadi, HIBRIDISASI merupakan peleburan orbital-orbital dari tingkat energi berbeda menjadi orbital-orbital yang tingkat energinya setingkat.

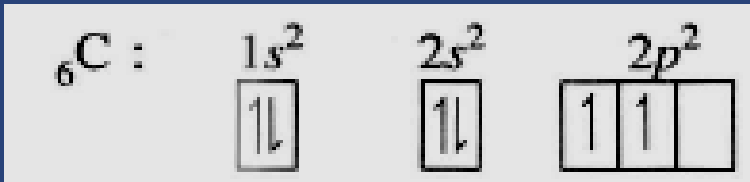
Jumlah orbital hasil hibridisasi sama dg jumlah orbital yang terlibat pada hibridisasi

Jumlah orbital yang mengalami hibridisasi = jumlah domain elektron dalam molekul

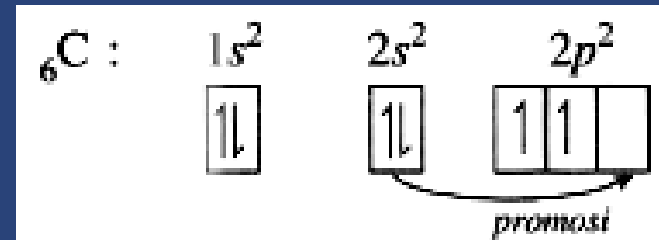


# HIBRIDISASI

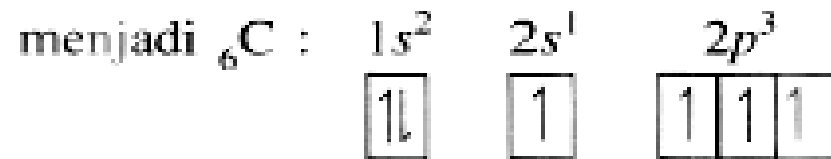
- CONTOH :  $\text{CH}_4$



Hanya dapat membentuk 2 ikatan kovalen, namun kenyataannya, C dapat membentuk 4 ikatan kov.



1 elektron dari orbital 2s dipromosikan ke orbital 2p, keduanya tidak ekuivalen, **ketika atom C membentuk ikatan kovalen yang dg atom H, orbital 2s dan ketiga orbital 2p mengalami pembastaran (hibridisasi) membentuk 4 orbital yang setingkat, sehingga C mempunyai 4 atom tunggal yang ekuivalen/ setingkat setelah pembastaran,**



**Orbital hasil pembastaran disebut  $sp^3$  untuk menyatakan asalnya, yaitu 1 orbital s dan 3 orbital p**

# HIBRIDISASI (= PEMBASTARAN)

- Contoh 1:  $\text{CH}_4$

Orbital asal:

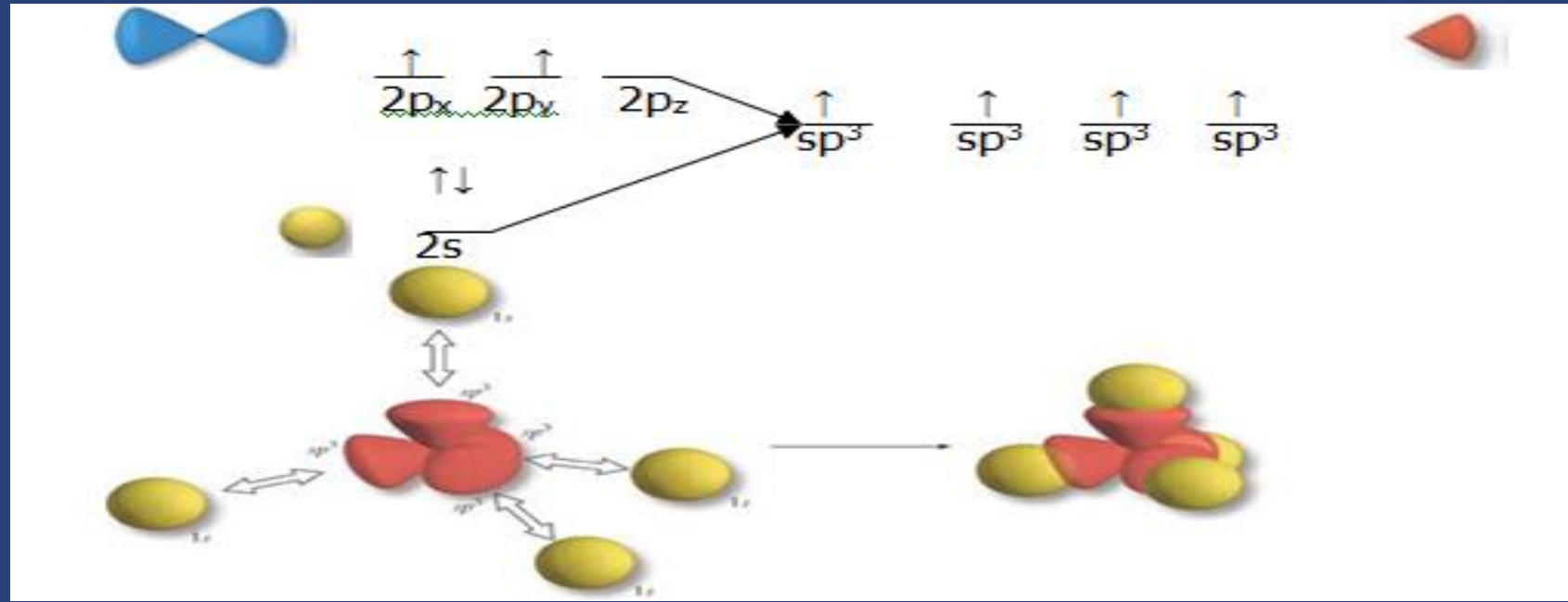
$s$        $p$

☐    ☐ ☐ ☐

Hasil hibridisasi:

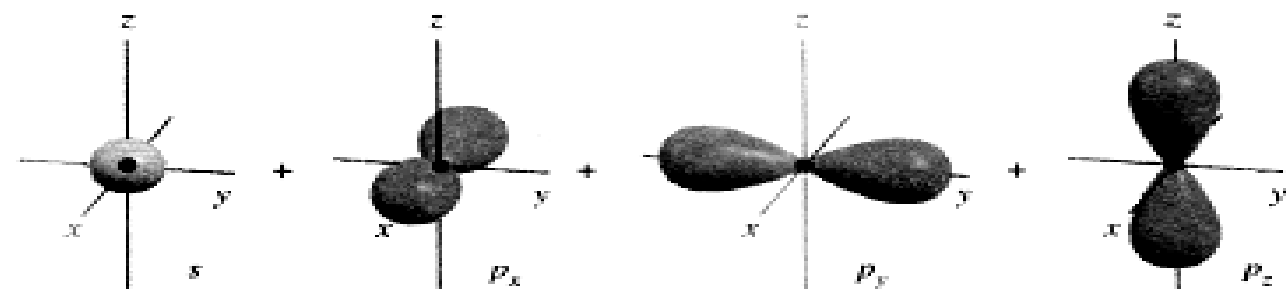
$sp^3$

☐ ☐ ☐ ☐





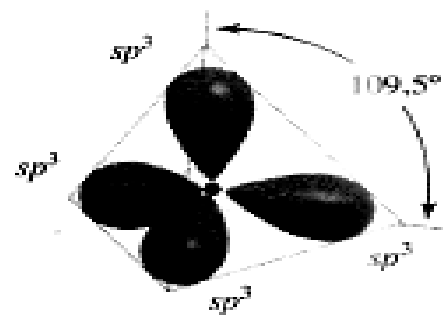
# Hibridisasi $sp^3$ ( $CH_4$ )




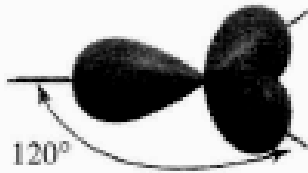
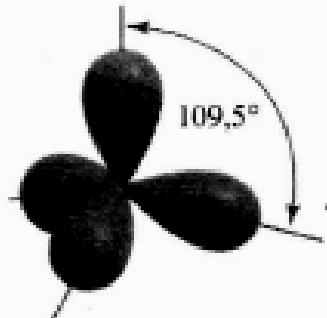
Hibridisasi membentuk empat orbital hibrida  $sp^3$



Penampakan secara bersama



# Tabel hibridisasi

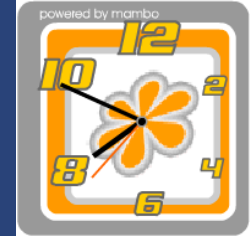
| Orbital Asal | Orbital Hibrida | Bentuk Orbital Hibrida | Gambar   |
|--------------|-----------------|------------------------|--|
| $s, p$       | $sp$            | linear                 |   |
| $s, p, p$    | $sp^2$          | segitiga sama sisi     |   |
| $s, p, p, p$ | $sp^3$          | tetrahedron            |  |

# Tabel hibridisasi

|                  |           |                     |  |
|------------------|-----------|---------------------|--|
| s, p, p, p, d    | $sp^3d$   | bipiramida trigonal |  |
| s, p, p, p, d, d | $sp^3d^2$ | oktahedron          |  |



# Hybridization



# Latihan 1

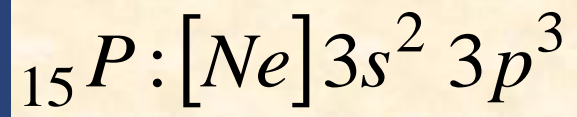
- Tentukan hibridisasi dalam molekul :
  - $\text{BeCl}_2$
  - $\text{BF}_3$
  - $\text{NH}_3$
  - $\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{PCl}_5$
  - $\text{SF}_6$
  - $\text{ClF}_3$
  - $\text{XeF}_4$
  - $\text{IF}_5$



**Molecular Shape  
and Orbital  
Hybridization**

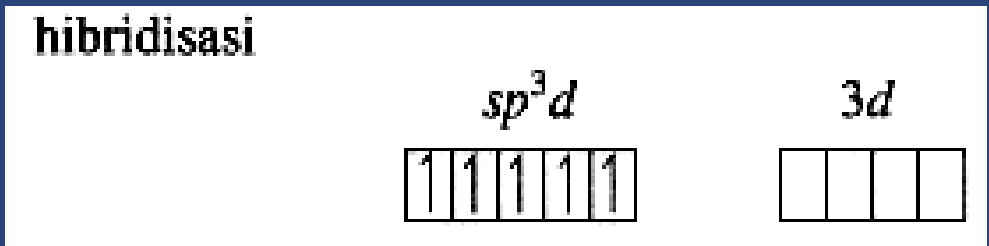
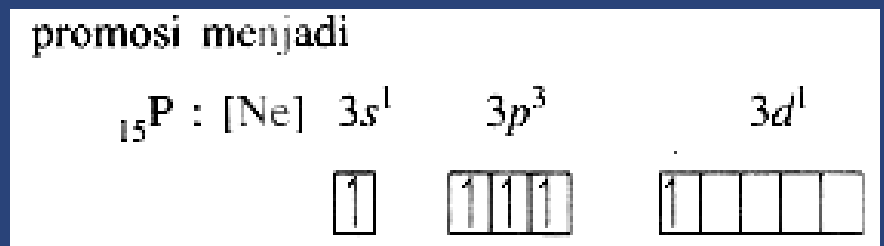
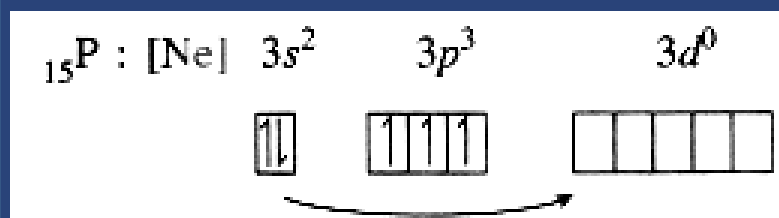


# Hibridisasi dalam $\text{PCl}_5$



Supaya dapat membentuk 5 ikatan kovalen, maka 1 elektron dari orbital 3s harus dipromosikan ke orbital 3d.

Lalu, orbital 3s, ketiga orbital 3p, dan 1 orbital 3d mengalami hibridisasi membentuk orbital hibrida  $sp^3d$  yang berbentuk bipiramida trigonal.



# TEORI DOMAIN ELEKTRON

- Cara untuk meramalkan geometri molekul berdasarkan tolak-menolak elektron – elektron pada kulit luar atom pusat
- Domain elektron :  
kedudukan elektron atau keberadaan elektron

- Jumlah domain elektron ditentukan
  - Setiap elektron ikatan (tunggal atau dua) merupakan satu domain
  - Setiap pasangan elektron bebas merupakan satu domain

Ingat !!  
Struktur Lewis

| No. | Senyawa          | Rumus Lewis   | Jumlah Domain Elektron |
|-----|------------------|---|------------------------|
| 1.  | H <sub>2</sub> O | H : $\ddot{\text{O}}$ : H                                     | 4                      |
| 2.  | CO <sub>2</sub>  | : $\ddot{\text{O}}$ :: C :: $\ddot{\text{O}}$ :               | 2                      |
| 3.  | SO <sub>2</sub>  | : $\ddot{\text{O}}$ : $\ddot{\text{S}}$ : $\ddot{\text{O}}$ : | 3                      |





# PRINSIP DASAR TEORI DOMAIN ELEKTRON

1. Antar domain elektron pada kulit luar atom pusat saling tolak-menolak, sehingga domain elektron akan mengatur diri (mengambil formasi) sedemikian rupa sehingga tolak-menolak di antaranya menjadi minimum.

Susunan ruang/ geometri domain elektron yang berjumlah 2 hingga 6 domain yang memberikan tolakan minimum diberikan pada tabel 3.6 hal 25


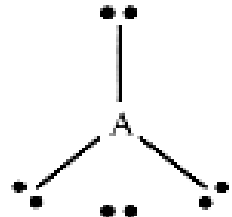
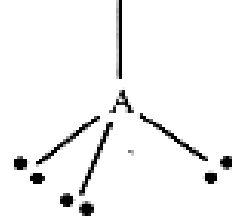
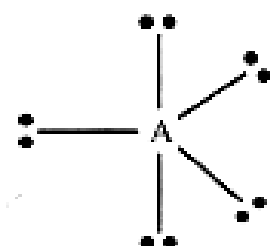
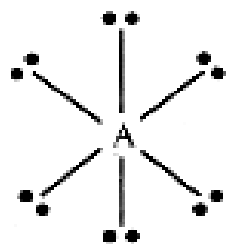
2. Pasangan elektron bebas mempunyai gaya tolak yang sedikit lebih kuat daripada pasangan elektron ikatan.

Hal ini terjadi karena PEB hanya terikat pada satu atom sehingga gerakannya lebih leluasa.

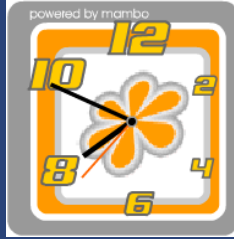
Urutan kekuatan tolak menolak di antara PEB sbb :

- Tolakan antar PEB > tolakan antara PEB dengan PEI > tolakan antar PEI

- Akibat dari perbedaan daya tolak tsb adalah :  
Mengecilnya sudut ikatan karena desakan dari PEB. Demikian halnya dgn domain yg terdiri dari 2 atau 3 psg elektron.
3. Bentuk molekul hanya ditentukan oleh pasangan elektron terikat

| Jumlah domain Elektron | Susunan Ruang (Geometri)   | Besar Sudut Ikatan                |
|------------------------|--|-----------------------------------|
| 2                      |  <p>Linear</p>              | 180°                              |
| 3                      |  <p>Segitiga sama sisi</p>  | 120°                              |
| 4                      |  <p>Tetrahedron</p>         | 109,5°                            |
| 5                      |  <p>Bipiramida trigonal</p> | Ekuatorial = 120°<br>Aksial = 90° |
| 6                      |  <p>Oktahedron</p>        | 90°, 180°                         |





KIMIA X- 2015/2016

Oleh : Eka Widjajanti



# Merumuskan tipe molekul

- Tipe molekul :

Notasi yang menyatakan jumlah domain (pasangan elektron) di sekitar atom pusat dari suatu molekul, baik domain bebas maupun domain ikatan.

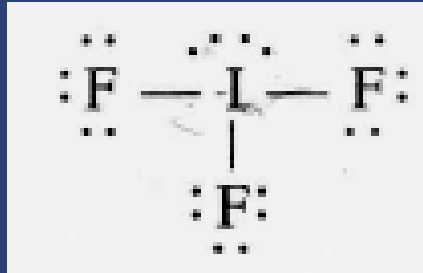
- Cara :

Atom pusat = A

Setiap domain elektron ikatan = X

Setiap domain elektron bebas = E

# Contoh tipe molekul



- Ada berapa domain elektron ikatan ?  
 $3 \rightarrow X$
- Ada berapa domain elektron bebas ?  
 $2 \rightarrow E$
- Jadi, rumus :  **$AX_3E_2$**

# Cara menentukan tipe molekul

- **Senyawa biner berikatan tunggal:**

Atom pusat hanya berikatan tunggal

Setiap ikatan hanya menggunakan 1 e<sup>-</sup> dari atom pusat.

**PEB (E) sesuai dengan rumus :**

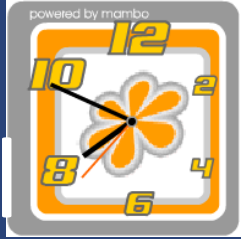
$$E = \frac{(EV - X)}{2}$$

EV = jumlah elektron valensi atom pusat

X = jumlah domain elektron ikatan

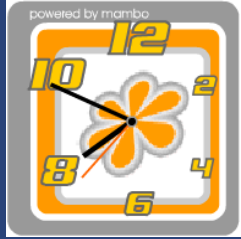
E = jumlah domain elektron bebas





# Cara menentukan tipe molekul

1. Tentukan jumlah elektron valensi atom pusat (EV)
2. Tentukan jumlah domain elektron ikatan (X)
3. Tentukan jumlah domain elektron bebas (E)



# Contoh:

a. Tentukan tipe molekul air ( $\text{H}_2\text{O}$ )

$$\text{EV (oksigen)} = 6$$

$$X = 2$$

$$E = (6 - 2) / 2 = 2$$

Jadi, tipe molekul  $\text{AX}_2\text{E}_2$

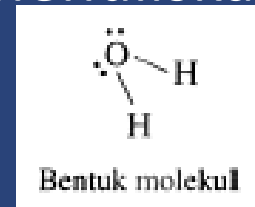
# Tentukan geometri molekul air ( $H_2O$ )

langkah 1 : tentukan tipe molekul :

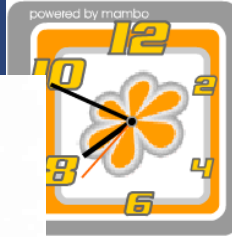
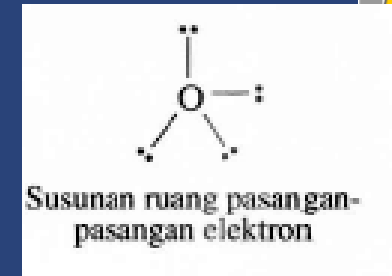


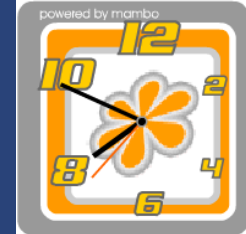
langkah 2 : jumlah domain elektron ada 4, terdiri dari 2 DEB dan 2 DEI. Susunan ruang domain-domain elektron yang memberikan tolakan minimum adalah tetrahedron

langkah 3 : tentukan DEI dengan menuliskan lambang atom yg terikat ( yaitu atom H)



langkah 4 : molekul berbentuk V (adanya desakan DEB membuat sudut ikatan H-O-H dalam air sebesar  $104,5^\circ$  , sedikit lebih kecil daripada tetrahedron( $109,5^\circ$ ))





# Latihan 2:

- Tentukan tipe molekul & geometri molekul dari :

- $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HCN}$
- $\text{BF}_3$
- $\text{NH}_3$
- $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{PCl}_5$
- $\text{SF}_6$

- $\text{IF}_3$
- $\text{XeF}_2$
- $\text{XeF}_4$
- $\text{IF}_5$



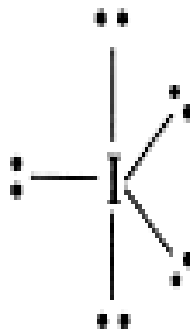
•  $\text{IF}_3$  :

tipe  $\text{AX}_3\text{E}_2$

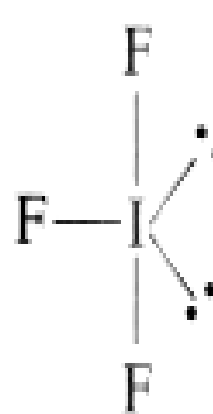
Molekul  $\text{IF}_3$

$\text{AX}_3\text{E}_2$

Langkah 1



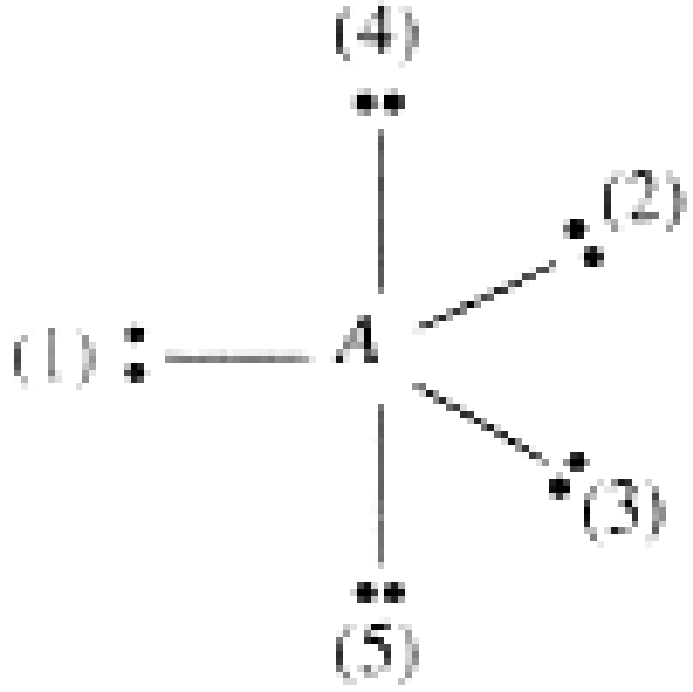
Langkah 2



Langkah 3

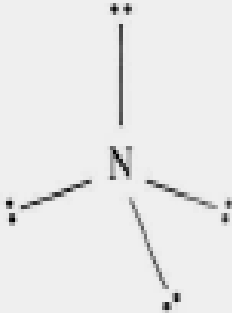
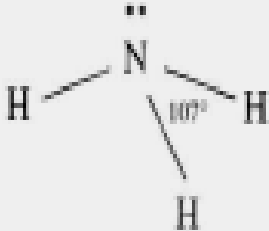


Langkah 4  
planar bentuk T

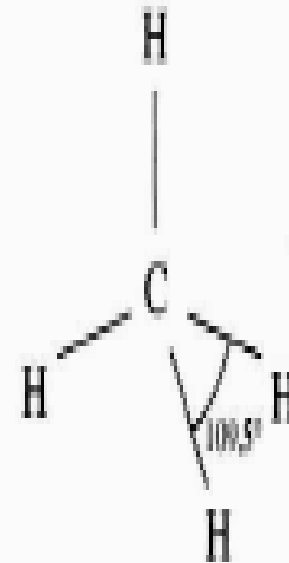
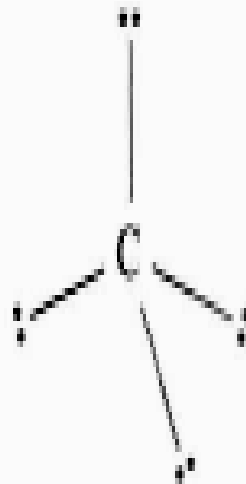


Molekul dengan  
5 pasang elektron:  
(1), (2), dan (3) : Ekuatorial  
(4 dan (5) : Aksial

- $\text{NH}_3$  :  
tipe molekul  $\text{AX}_3\text{E}$

| Senyawa       | Tipe Molekul          | Susunan Ruang Elektron  | Geometri Molekul   |
|---------------|-----------------------|---|--|
| $\text{NH}_3$ | $\text{AX}_3\text{E}$ |  | <br>Piramida<br>sisitiga |

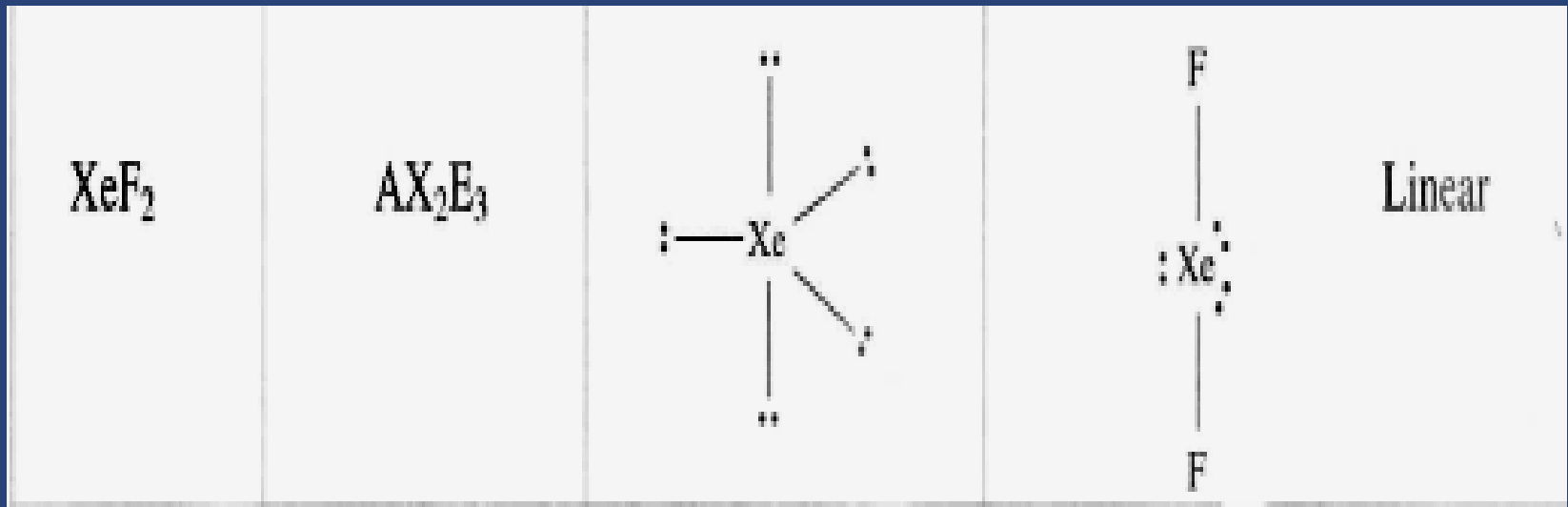
- $\text{CH}_4$  :  
– tipe molekul  $\text{AX}_4$



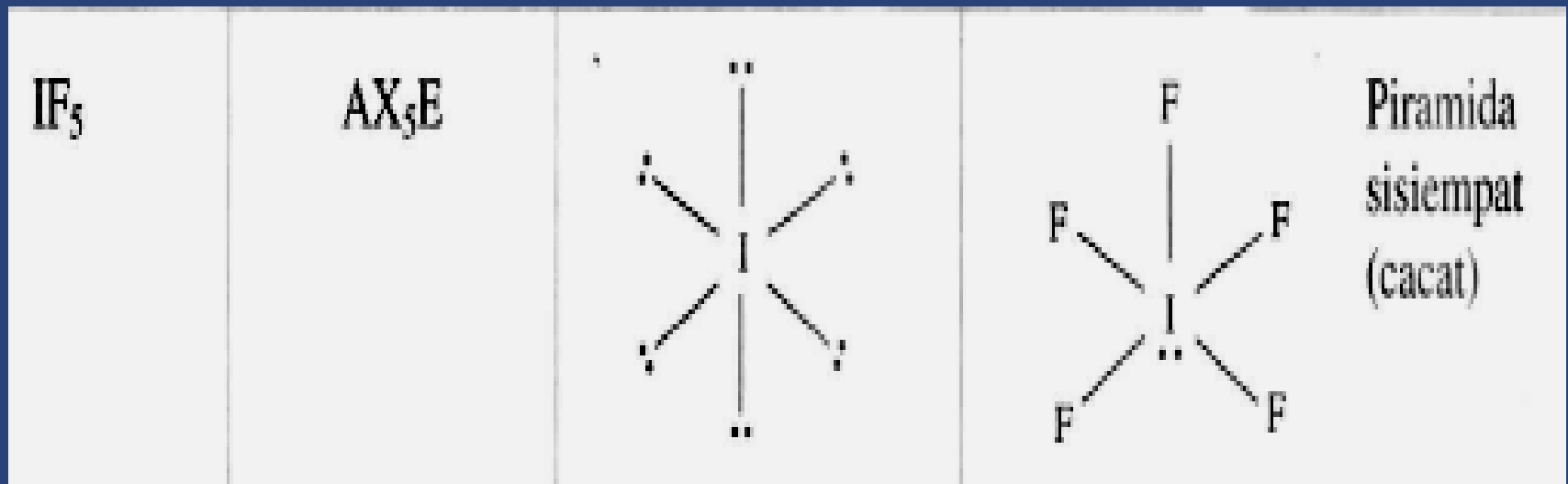
Tetrahedron

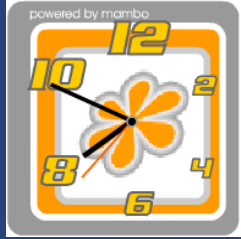


- $\text{XeF}_2$  :  
– tipe molekul  $\text{AX}_2\text{E}_3$



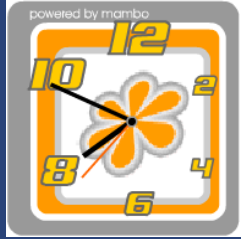
- $\text{IF}_5$  :  
– tipe molekul  $\text{AX}_5\text{E}$





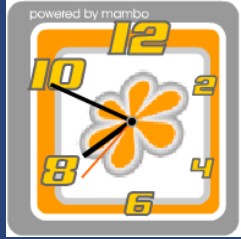
# Kepolaran molekul

- Molekul bersifat **nonpolar**, jika **distribusi rapatan elektron dalam molekul tersebar secara merata**.
- Molekul bersifat **polar**, jika **distribusi rapatan elektron tidak merata**, sehingga ada sisi molekul yang distribusi rapatan elektronnya lebih besar (menjadi negatif) dan sisi lain lebih rendah rapatannya (lebih positif).
- **Molekul polar mempunyai dwi kutub** karena pusat muatan atau pol positif ( $\delta+$ ) terpisah dari pusat muatan negatif (pol negatif,  $\delta-$ )



# Ciri molekul yang bersifat polar :

1. Ikatan dalam molekul bersifat polar. Secara umum, ikatan antar atom yang berbeda dapat dianggap polar (**why?**)
2. Bentuk molekul tidak simetris, sehingga pusat muatan positif tidak berimpit dengan pusat muatan negatif.



# Tentukan kepolaran molekul ini :

- $\text{NH}_3$
- $\text{CH}_4$
- $\text{SO}_2$
- $\text{SO}_3$