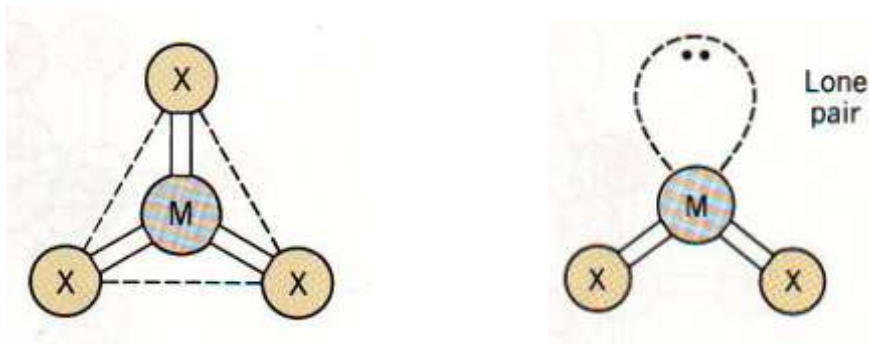


STRUKTUR MOLEKUL

TEORI VALENCE SHELL ELECTRON REPULSION (VSEPR) (TEORI TOLAKAN PASANGAN ELEKTRON BEBAS)

- ▶ Pasangan elektron valensi mempunyai gaya tolak menolak
- ▶ Pasangan elektron bebas menempati ruang sesuai jenisnya



- BK = Bilangan Koordinasi
= Jumlah atom / substituen yang terikat pada atom pusat
- PB = Psgan elektron bebas
- ▶ Dari BK dan PB atom pusat dpt diramalkan struktur molekul dng teori VSEPR

TEORI VSEPR

ATURAN :

- Atom pusat yg tdk memiliki PB mempunyai bentuk ideal sesuai dng BK nya
 - BK = 2 → struktur molekul linier
 - BK = 3 → struktur molekul segitiga
 - BK = 4 → struktur molekul tetrahedron
 - BK = 5 → struktur molekul trigonal bipiramid
 - BK = 6 → struktur molekul oktahedron
- Urutan daya tolak psgan elektron :
 - $PB - PB > PB - PT > PT - PT$ PT = Psgan elektron terikat
- Bila ada PB pada ikatan, sudut ikatan lebih kecil daripada yang diramalkan pada poin pertama
- Urutan daya tolak psgn elektron terikat :
 - Ikatan rangkap 3 > rangkap 2 > tunggal
- Urutan daya tolak atom atau substituen :
 - Kurang elektronegatif > lebih elektronegatif

Type of Molecule or Ion	Shape
MX_2	Linear
MX_3	Planar triangular
MX_2E	Nonlinear (angular, bent)
MX_4	Tetrahedral
MX_3E	Trigonal pyramidal
MX_2E_2	Nonlinear (angular, bent)
MX_5	Trigonal bipyramidal
MX_4E	Distorted tetrahedral
MX_3E_2	T-shaped
MX_2E_3	Linear
MX_6	Octahedral
MX_5E	Square pyramidal
MX_4E_2	Square planar

TEORI VSEPR

MERAMALKAN STRUKTUR MOLEKUL

1. Menulis Rumus / struktur Lewis molekul
2. Menghitung jumlah BK dan PB atom pusat (disebut sebagai kelompok pasangan)
3. Menentukan tipe senyawa sesuai aturan

KETERBATASAN TEORI VSEPR

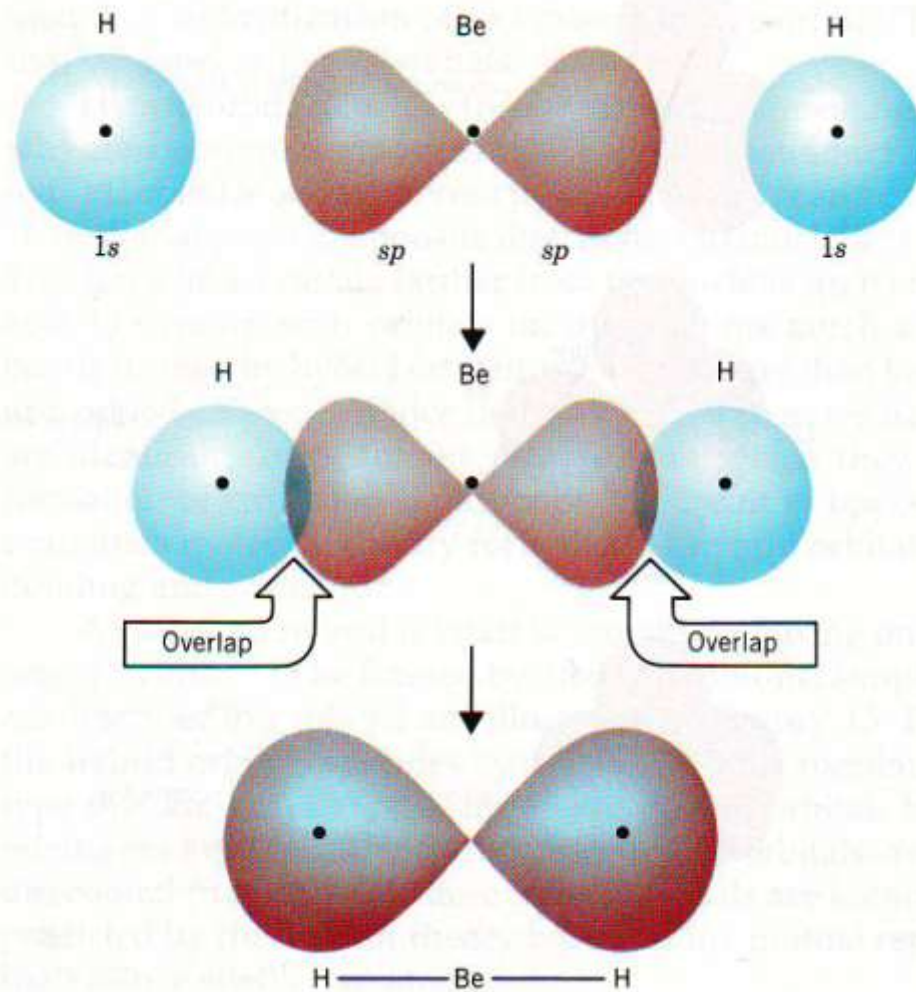
- Tidak dapat menerangkan molekul – molekul yg lebih rumit dan mempunyai bilangan koordinasi lebih dari 6

TEORI IKATAN VALENSI & KONSEP HIBRIDISASI

- ▶ Elektron yg terlibat hanya elektron valensi
- ▶ Ikatan terbentuk krn adanya *overlap* (tumpang tindih) orbital - orbital dari unsur - unsur yang berikatan
- ▶ Orbital yang saling tumpang tindih diisi oleh psgan elektron dng spin berlawanan
- ▶ Pada ikatan tunggal → 1 tumpang tindih pd sumbu ikatan → ikatan sigma (σ)
- ▶ Pada ikatan rangkap → 2 tumpang tindih, yaitu :
 - 1 tumpang tindih pd sumbu ikatan (ikatan σ)
 - 1 tumpang tindih tegak lurus sumbu ikatan (ikatan pi / π)
- ▶ Pada pembentukan ikatan terjadi HIBRIDISASI

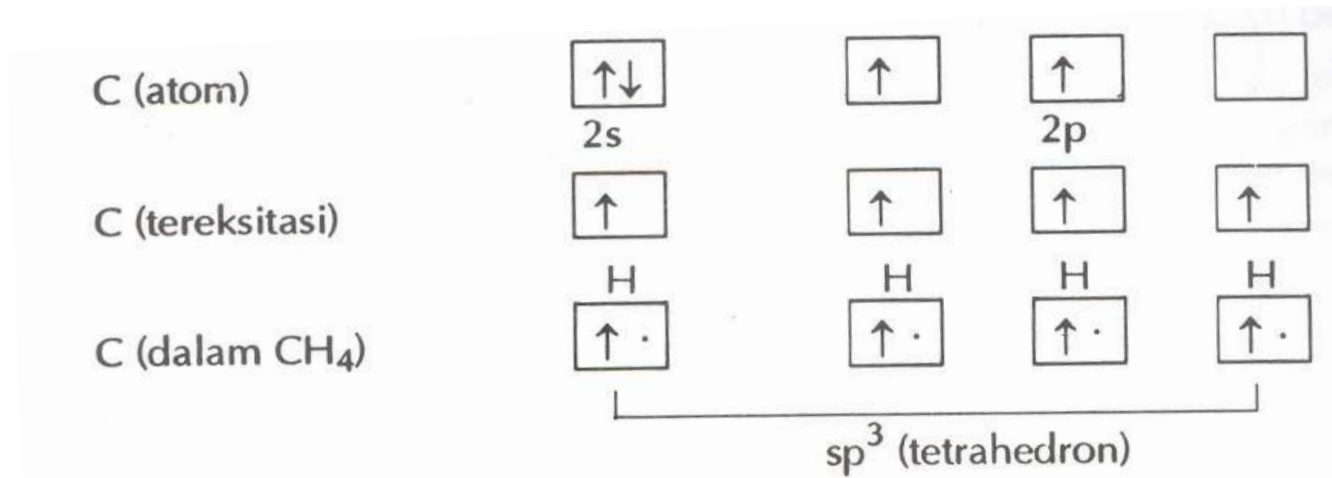
HIBRIDISASI

Adalah penggabungan beberapa orbital dari atom - atom yg berikatan dan ditata ulang sehingga membentuk orbital baru dengan tingkat energi yg sama

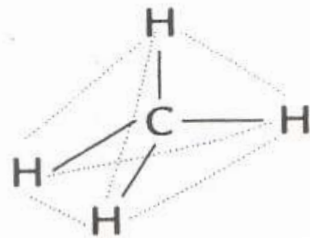


VALENSI & HIBRIDISASI

HIBRIDISASI PADA IKATAN KOVALEN



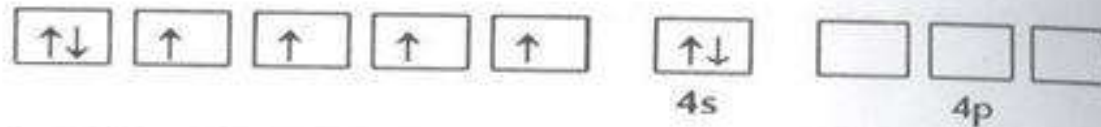
Struktur CH₄ adalah tetrahedron.



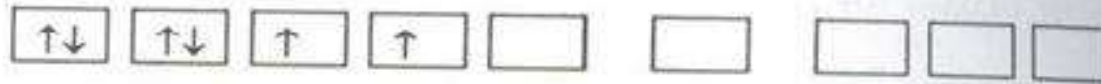
VALENSI & HIBRIDISASI

HIBRIDISASI PADA IKATAN KOVALEN KOORDINASI

b Fe (atom)



Fe^{3+}



Fe^{3+} dalam $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$



Fe berhibridisasi adalah d^2sp^3 maka $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$ berstruktur oktahedron.

VALENSI & HIBRIDISASI

Hibridisasi	Psgan e bebas	Struktur molekul
sp	0	Linier
sp ²	0	Segitiga planar
	1	Sudut
sp ³	0	Tetrahedron
	1	Segitiga
	2	Sudut
sp ³ d	0	Trigonal bipiramid
	1	Piramid
	2	Bentuk T
sp ³ d ²	0	Oktahedral
	1	Piramid
	2	Bujur sangkar

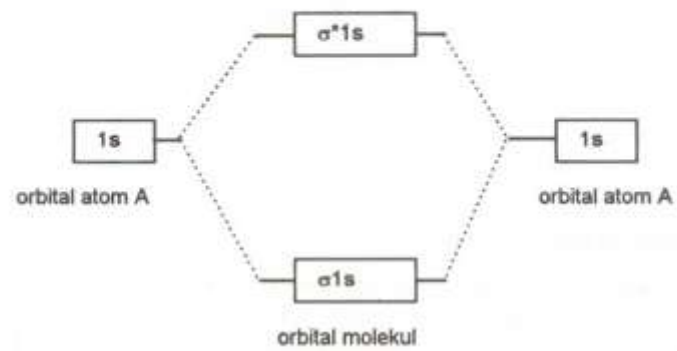
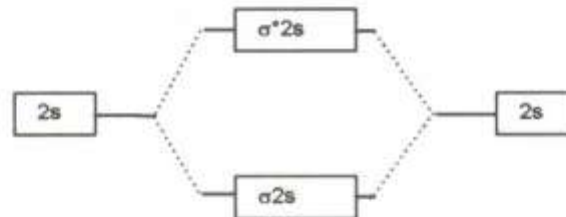
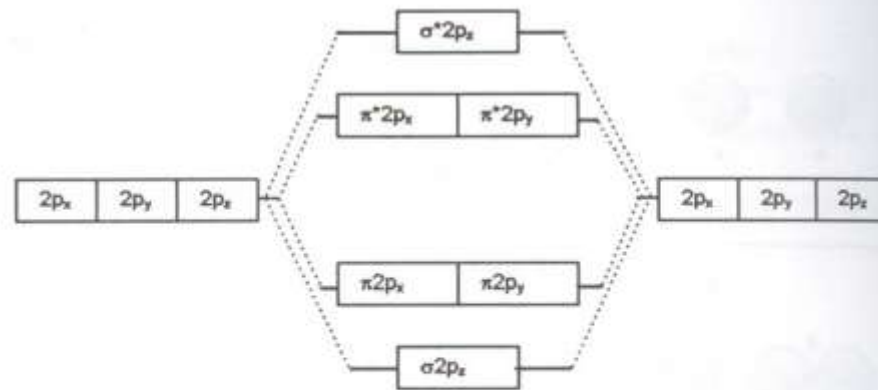
KETERBATASAN TEORI HIBRIDISASI

→ Tidak dapat menjelaskan sifat kemagnetan

TEORI ORBITAL MOLEKUL (OM)

- ▶ Semua orbital atom bergabung membentuk orbital molekul
- ▶ Orbital molekul adalah daerah kebolehjadian (probabilitas) menemukan elektron di sekitar inti
- ▶ Yang akan dibahas dalam materi hanya molekul dwiatom yg sejenis, seperti F_2 , O_2 , dan H_2
- ▶ Penggabungan dua atom menghasilkan orbital baru yg disebut orbital *bonding* (ikat) dan *anti bonding* (anti ikat)
- ▶ Orbital *bonding* adalah orbital yg terdapat antara kedua inti yang membuat kedua atom saling terikat
- ▶ Orbital *anti bonding* adalah orbital yg berada di belakang kedua inti dan saling berjauhan → dilambangkan dengan tanda bintang (*)

ORBITAL MOLEKUL



ORBITAL MOLEKUL

KONFIGURASI ELEKTRON MOLEKUL

Contoh :

1. B₂

Jumlah elektron = 10

Konfigurasi elektron : $(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\sigma_{2p_x})^2$

2. N₂

Jumlah elektron = 14

Konfigurasi elektron : $(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\sigma_{2p_x})^2 (\pi_{2p_y})^2 (\pi_{2p_z})^2$

ORDE IKATAN

Orde Ikatan = $\frac{\text{Jml elektron orbital } \textit{bonding} - \text{Jumlah elektron orbital } \textit{anti bonding}}{2}$

- ▶ Orde ikatan menggambarkan kekuatan ikatan yang terbentuk
- ▶ OI makin besar, ikatan makin kuat

ORBITAL MOLEKUL (OM)

SIFAT KEMAGNETAN

- ▶ Ditentukan oleh ada tidaknya elektron yang tidak berpasangan (*lone pair*)
- ▶ Makin banyak elektron tak berpasangan → makin paramagnetik
- ▶ Tidak ada elektron tak berpasangan → diamagnetik

$$\text{Momen magnet} = \mu \sqrt{n(n+2)}$$

n = elektron tak berpasangan

MOMEN DIPOL

- ▶ Dipol adalah jarak antara muatan positif dan negatif dalam molekul
- ▶ Momen dipol (μ) = produk perkalian antara muatan dan jarak muatan

$$\mu = q \times d$$

KEPOLARAN IKATAN dan MOLEKUL

- ▶ Jika terdapat perbedaan keelektronegatifan antara 2 atom yang berikatan, maka ikatan tersebut bersifat polar (momen dipol $\neq 0$)
- ▶ Pada suatu molekul, jika jumlah momen dipol ikatan - katannya $\neq 0$, maka molekul tersebut dinyatakan polar.