

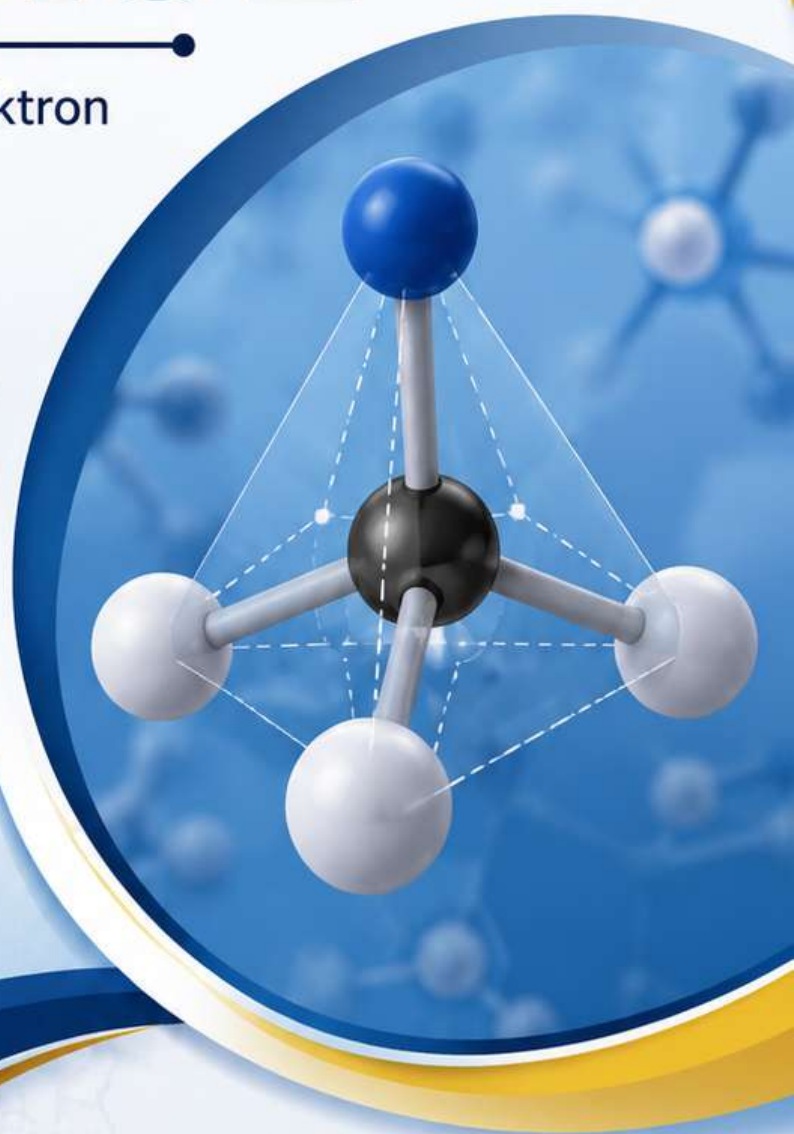
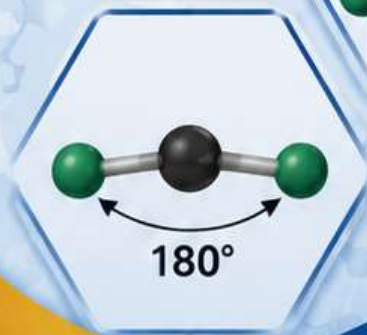
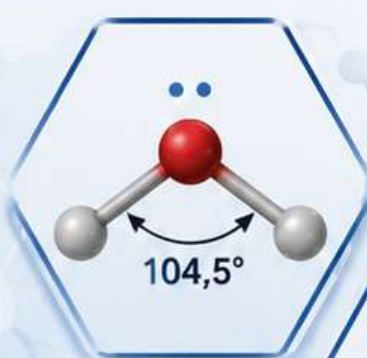
BAHAN AJAR

KELAS
XI
SMA/MA

BENTUK MOLEKUL



Teori VSEPR, Teori Domain Elektron
dan Teori Hibridisasi



Disusun oleh:

Sunartri, S.Pd., M.Pd.



Untuk membantu memahami konsep
dan perhitungan bentuk molekul

A. Tujuan Kegiatan Pembelajaran

Setelah kegiatan pembelajaran ini diharapkan peserta didik dapat:

1. Menerapkan teori VSEPR untuk memperkirakan bentuk molekul suatu senyawa.
2. Menentukan rumus/Tipe molekul berdasarkan jumlah PEI/PEB.
3. Menggambarkan bentuk molekul senyawa kovalen poliatom berdasarkan teori VSEPR
4. Menentukan jenis hibridisasi atom pusat berdasarkan jumlah domain elektron pada suatu molekul.
5. Menganalisis hubungan antara jenis hibridisasi atom pusat dengan bentuk molekul suatu senyawa.

B. Uraian Materi

Teori VSEPR

Teori VSEPR merupakan singkatan dari Valence Shell Elektron Pair Repulsion. Teori VSEPR merupakan penjabaran sederhana dari rumusan Lewis yang dapat digunakan untuk menentukan struktur geometri suatu molekul berdasarkan tolakan pasangan elektron di sebuah atom terhadap atom lainnya. Teori VSEPR disebut juga teori Gillespie–Nyholm seperti nama orang yang mengembangkannya.

Bentuk molekul didasarkan kepada jumlah elektron yang saling tolak-menolak disekitar atom pusat yang akan menempati tempat sejauh mungkin untuk meminimumkan tolakan. Ide dasar teori VSEPR adalah adanya tolakan antara pasangan elektron sehingga pasangan elektron tersebut akan menempatkan diri pada posisi sejauh mungkin dari pasangan elektron lainnya. Posisi pasangan elektron satu dengan yang lain yang semakin berjauhan akan menyebabkan tolakan antar mereka menjadi semakin kecil. Pada posisi yang paling jauh yang dapat dicapai, tolakan antar pasangan elektron menjadi minimal. Tolakan antar pasangan elektron terjadi antara pasangan elektron bebas yang terlokalisasi pada atom pusat dan elektron ikat secara ikatan koordinasi. Teori VSEPR mengasumsikan bahwa masing-masing molekul akan mencapai geometri tertentu sehingga tolakan pasangan antarelektron di kulit valensi menjadi minimal.

Teori Domain Elektron

Menurut Ralph H. Petrucci (1985), teori Domain Elektron merupakan penyempurnaan dari teori VSEPR. Teori domain elektron adalah teori yang menyatakan bahwa pasangan elektron ikatan (PEI) dan pasangan elektron bebas (PEB) saling tolak-menolak. Tolakan juga disebabkan oleh pasangan elektron yang sejenis, sehingga tiap-tiap pasangan elektron cenderung berjauhan satu sama lain untuk meminimalkan gaya tolakan tersebut. Urutan tolakannya adalah sebagai berikut:



Teori ini adalah suatu cara meramalkan bentuk molekul berdasarkan tolak menolak elektron-elektron pada kulit luar atom pusat. Domain elektron berarti kedudukan elektron atau daerah keberadaan elektron. Jumlah domain elektron ditentukan sebagai berikut:

1. Setiap elektron ikatan (apakah ikatan tunggal, rangkap atau rangkap tiga) merupakan 1 domain
2. Setiap pasangan elektron bebas merupakan 1 domain.

Nah, untuk menentukan bentuk molekul menggunakan teori domain elektron, kamu bisa mengacu pada rumus berikut:

Keterangan:

A: atom pusat

X: pasangan elektron ikatan (PEI) di sekitar atom pusat

E: pasangan elektron bebas (PEB) di sekitar atom pusat

n: jumlah PEI dalam molekul dan m: jumlah PEB dalam molekul



Menentukan Jumlah Pasangan Elektron Bebas (PEB)

Untuk menentukan tipe molekul berdasarkan teori VSEPR atau teori domain elektron, terlebih dahulu perlu diketahui jumlah pasangan elektron ikatan (PEI) dan pasangan elektron bebas (PEB) pada atom pusat. Jumlah pasangan elektron bebas dapat ditentukan dengan memperhatikan jumlah elektron valensi atom pusat dan elektron yang digunakan untuk membentuk ikatan. Secara sederhana, dapat dituliskan:

$$PEB (E) = \frac{\text{Jumlah Elektron Valensi Atom Pusat} - \text{Jumlah elektron yang berikatan}}{2}$$

Pada senyawa sederhana dengan ikatan tunggal, penentuan PEB dapat dilakukan berdasarkan sisa elektron valensi atom pusat setelah membentuk ikatan.

Keterangan:

- E = jumlah pasangan elektron bebas (PEB)
- X = jumlah pasangan elektron ikatan (PEI) atau jumlah atom yang terikat pada atom pusat
- Jumlah elektron valensi atom pusat diperoleh berdasarkan golongan unsur dalam tabel periodik.

Contoh: Molekul NH_3

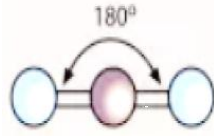
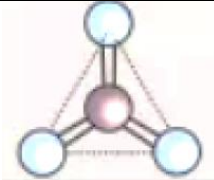
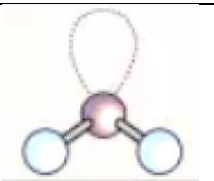
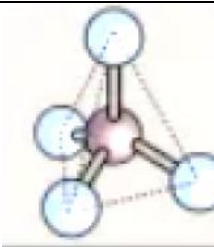
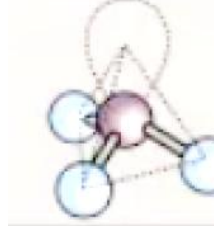
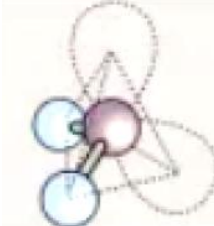
Atom pusat N memiliki 5 elektron valensi. Jumlah PEI = 3. Atom N menggunakan tiga elektron untuk membentuk tiga ikatan dengan atom H, sehingga tersisa 2 elektron atau 1 pasangan elektron bebas.

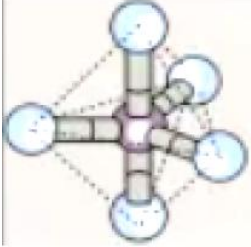
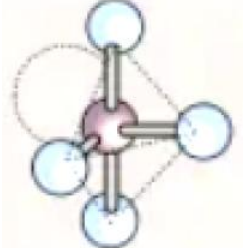
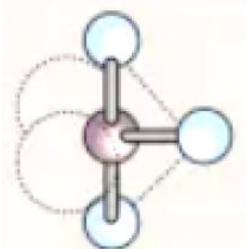
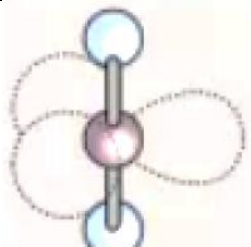
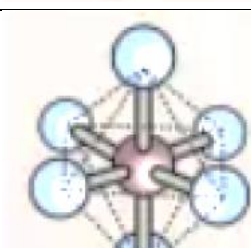
Jadi:

- PEI = 3
- PEB = 1
- Tipe molekul = AX_3E
- Bentuk molekul = piramida trigonal

Rumus/ Tipe Molekul

Dengan menggunakan teori VSEPR maka kita dapat meramalkan bentuk geometri suatu molekul, seperti terlihat pada tabel berikut.

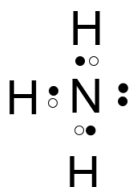
Jumlah PEI (X)	Jumlah PEB (E)	Rumus AX _n Em	Bentuk Molekul	Gambar	Contoh senyawa
2	0	AX ₂	Linear		BeCl ₂
3	0	AX ₃	Trigonal planar/ segitiga datar		BF ₃
2	1	AX ₂ E	Bengkok (V)		SO ₂
4	0	AX ₄	Tetrahedral		CH ₄
4	1	AX ₃ E	Piramida trigonal		NH ₃
4	2	AX ₂ E ₂	Bengkok (V)		H ₂ O

5	0	AX_5	Bipiramida terigonal		PCl_5
5	1	AX_4E	Jungkat jungkit		SF_4
5	2	AX_3E_2	T planar		IF_3
5	3	AX_2E_3	Linear		XeF_2
6	0	AX_6	Octahedral		SF_6
6	1	AX_5E	Piramida segiempat		IF_5

6	2	AX_4E_2	Bujur sangkar/ segiempat datar		XeF_4
---	---	-----------	-----------------------------------	--	---------

Contoh menggambar strukktur molekul

Senyawa
ammonia,
 NH_3



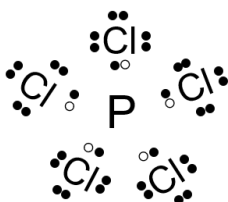
Dari struktur lewisnya, bahwa atom pusat, N memiliki 3 pasangan elektron ikatan (PEI) dan 1 pasangan elektron bebas (PEB), sehingga tipe molekulnya adalah AX_3E . Dengan demikian bentuk molekulnya adalah piramida segitiga

Senyawa
Berrilium
klorida
 $BeCl_2$



Dari struktur lewisnya, bahwa atom pusat, Be memiliki 2 pasangan elektron ikatan (PEI) dan tidak memiliki pasangan elektron bebas (PEB), sehingga tipe molekulnya adalah AX_2 . Dengan demikian bentuk molekulnya adalah linear

Senyawa
fosfor penta
klorida
 PCl_5



Dari struktur lewisnya, bahwa atom pusat, P memiliki 5 pasangan elektron ikatan (PEI) dan tidak memiliki pasangan elektron bebas (PEB), sehingga tipe molekulnya adalah AX_5 . Dengan demikian bentuk molekulnya adalah bipiramida trigonal

Teori Hibridisasi

Selain menggunakan teori domain elektron, bentuk molekul juga dapat diramalkan melalui pembentukan orbital hibrida, yaitu orbital-orbital suatu atom yang diperoleh saat dua atau lebih orbital atom bersangkutan yang memiliki tingkat energi yang berbeda, bergabung membentuk orbital-orbital baru dengan tingkat energi sama (terjadi pada proses pembentukan ikatan kovalen).

Orbital hibrida terbentuk pada atom pusat ketika atom tersebut membentuk ikatan kovalen dengan atom lain. Jenis hibridisasi dapat digunakan untuk menjelaskan geometri molekul.

Hubungan antara jumlah domain elektron dan jenis hibridisasi dapat dilihat pada tabel berikut.

Jumlah Domain Elektron	Tipe Hibridisasi	Geometri Elektron	Contoh
2	sp	Linear	BeCl ₂ , CO ₂
3	sp ²	Trigonal planar	BF ₃
4	sp ³	Tetrahedral	CH ₄
5	sp ³ d	Bipiramida trigonal	PCl ₅
6	sp ³ d ²	Oktahedral	SF ₆

Perlu diperhatikan bahwa pasangan elektron bebas memengaruhi bentuk molekul, tetapi jumlah domain elektron tetap menentukan jenis hibridisasinya.

1. Contoh Hibridisasi sp³ pada CH₄

Langkah 1: Konfigurasi elektron atom C

Nomor atom C = 6

Konfigurasi elektron: C = 1s² 2s² 2p²

Diagram orbital keadaan dasar:

1s 2s 2p
 [↑↓] [↑↓] [↑] [↑] []

Pada keadaan dasar, atom C hanya memiliki 2 elektron tidak berpasangan.

Langkah 2: Promosi elektron

Agar dapat membentuk 4 ikatan dengan 4 atom H, satu elektron dari orbital 2s dipromosikan ke orbital 2p yang kosong.

Keadaan dasar:

2s 2p
 [↑↓] [↑] [↑] []

↓ Promosi elektron

Keadaan tereksitasi:

2s 2p
 [↑] [↑] [↑] [↑]

Setelah promosi, terdapat 4 elektron tidak berpasangan.

Langkah 3: Hibridisasi

Satu orbital 2s bergabung dengan tiga orbital 2p:

2s + 2p + 2p + 2p → 4 orbital sp³

Diagram orbital hibrida:

sp³ sp³ sp³ sp³
 [↑] [↑] [↑] [↑]

Keempat orbital sp³ kemudian membentuk ikatan dengan empat atom H.

Kesimpulan:

- Hibridisasi = sp³
- Tipe molekul = AX₄
- Bentuk molekul = tetrahedral
- Sudut ikatan = 109,5°

2. Contoh Hibridisasi sp² pada BF₃

Langkah 1: Konfigurasi elektron atom B

Nomor atom B = 5

Konfigurasi elektron: B = 1s² 2s² 2p¹

Diagram orbital keadaan dasar:

1s 2s 2p
 [↑↓] [↑↓] [↑] [] []

Pada keadaan dasar hanya terdapat 1 elektron tidak berpasangan.

Langkah 2: Promosi elektron

Satu elektron dari orbital 2s dipromosikan ke orbital 2p yang kosong.

Keadaan dasar:

2s 2p

[↑↓] [↑] [] []

↓ Promosi elektron

Keadaan tereksitasi:

2s 2p

[↑] [↑] [↑] []

Sekarang atom B memiliki 3 elektron tidak berpasangan.

Langkah 3: Hibridisasi

Satu orbital 2s bergabung dengan dua orbital 2p:

$2s + 2p + 2p \rightarrow 3 \text{ orbital } sp^2$

Diagram orbital hibrida:

sp^2 sp^2 sp^2

[↑] [↑] [↑]

Kesimpulan:

- Hibridisasi = sp^2
- Tipe molekul = AX_3
- Bentuk molekul = trigonal planar
- Sudut ikatan = 120°

C. Rangkuman

1. Teori yang sederhana untuk menjelaskan bentuk molekul yang mengandung ikatan pasangan elektron adalah teori tolakan pasangan elektron dalam kulit valensi atau teori VSEPR (Valence Shell Elektron Pair Repulsion). Menurut teori ini, bangun suatu molekul ditentukan oleh pasangan elektron yang terdapat dalam kulit valensi atom pusat.
2. Molekul kovalen terdapat pasangan-pasangan elektron baik PEI maupun PEB. Karena pasangan-pasangan elektron mempunyai muatan sejenis, maka tolak-menolak antarpasangan elektron. Tolakan (PEB – PEB) > tolakan (PEB – PEI) > tolakan (PEI – PEI).
3. Teori Domain Elektron adalah penyempurnaan dari teori VSEPR. Domain elektron artinya kedudukan suatu elektron atau daerah keberadaan elektron, dapat ditentukan dengan jumlah domain sebagai berikut: Setiap elektron ikatan (ikatan tunggal, rangkap 2, atau rangkap 3) mempunyai 1 domain.
4. Teori hibridisasi menjelaskan penggabungan orbital atom menjadi orbital baru untuk membentuk ikatan. Jenis hibridisasi dapat membantu menentukan bentuk molekul berdasarkan jumlah domain elektron di sekitar atom pusat.