

STRUKTUR MOLEKUL SEDERHANA

Oleh : Dr. Suyanta

Ikatan ionik dibentuk oleh tarikan elektrostatis antara kation dan anion. Karena medan listrik suatu ion bersimetri bola, ikatan ion tidak memiliki karakter arah. Sebaliknya, [ikatan kovalen](#) dibentuk dengan tumpang tindih orbital atom. Karena tumpang tindih sedemikian sehingga orbital atom dapat mencapai tumpang tindih maksimum, ikatan kovalen pasti bersifat terarah. Jadi bentuk [molekul](#) ditentukan oleh sudut dua ikatan, yang kemudian ditentukan oleh orbital atom yang terlibat dalam ikatan.

Paparan di atas adalah pembahasan umum [struktur molekul](#). [Struktur molekul](#) sederhana dapat disimpulkan dari pertimbangan stereokimia sederhana yang akan dijelaskan di bab ini.

Struktur molekul dapat dibagi menjadi dua bagian, yaitu struktur molekul senyawa anorganik dan struktur molekul senyawa organik. Struktur banyak senyawa anorganik dapat dijelaskan dengan menggunakan teori VSEPR atau secara sederhana dengan teori valensi. Namun, beberapa senyawa anorganik yang tidak masuk dalam kelompok ini sangat penting baik dari sudut pandang teori maupun praktis.

a. Teori tolakan pasangan elektron valensi

Di tahun 1940, Sidgwick mengusulkan teori yang disebut dengan Teori tolakan pasangan elektron valensi [*valence shell electron pair repulsion* (VSEPR)], yang karena sifat kualitatifnya sangat mudah dipahami. Teorinya sangat cocok untuk memprediksi [struktur](#) senyawa berjenis XY_m . Menurut teori ini, jumlah pasangan elektron menentukan penyusunan pasangan-pasangan elektron di sekitar atom pusat [molekul](#). Terdapat gaya tolak elektrostatis antara dua pasangan elektron yang cenderung menolak orbital atom sejauh mungkin satu sama lain. Karena pasangan elektron menempati orbital atom, pasangan elektron bebas juga mempunyai dampak yang sama dengan pasangan elektron ikatan. Dengan kata lain, pasangan elektron bebas dan pasangan elektron ikatan juga tolak menolak sejauh mungkin.

Senyawa dengan atom pusat divalen

Menurut teori VSEPR, dua pasangan elektron yang dimiliki atom pusat divalen akan terpisah sejauh mungkin bila sudut ikatannya 180° . Dengan kata lain, molekulnya akan memiliki [struktur](#) linear. Faktanya, berilium klorida $BeCl_2$, dengan atom pusat divalen, adalah [molekul](#) linear. Seperti akan didiskusikan kemudian, beberapa senyawa seperti karbon dioksida $O=C=O$ dan alena $H_2C=C=CH_2$ juga linear seolah memiliki atom pusat divalen.

Senyawa dengan atom pusat trivalen

Bila teori VSEPR berlaku juga untuk senyawa dengan atom pusat trivalen seperti boron triklorida BCl_3 , sudut ikatan $\angle Cl-B-Cl$ akan bernilai 120° dengan empat atom itu berada

dalam bidang yang sama. **Struktur** trigonal planar juga diamati di timah klorida, SnCl_3 . Catat juga bahwa **struktur** segitiga juga diamati di etilena $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$, ion nitrat NO_3 dan sulfur dioksida SO_2 .

Senyawa dengan atom pusat tetravalen

Teori karbon tetrahedral diusulkan oleh kimiawan Belanda Jacobus Henricus van't Hoff (1852-1911) dan kimiawan Perancis Joseph Achille Le Bel (1847-1930), yang menyempurnakan teorinya hampir pada saat yang bersamaan. Kesimpulan yang sama juga dapat secara otomatis didapatkan dari teori VSEPR. Misalnya untuk metana, **struktur** yang akan memiliki tolakan antar pasangan elektron yang minimal didapatkan untuk geometri tetrahedron dengan sudut $109,5^\circ$, yang jelas lebih besar dari bujur sangkar yang bersudut 90° . Menariknya ion amonium NH_4^+ dengan atom nitrogen sebagai atom pusat juga tetrahedral seperti metana. Bila pasangan elektron bebas juga dihitung, atom nitrogen dari amonia NH_3 dan atom oksigen dalam air H_2O juga dapat dianggap

tetravalen. Namun di **molekul-molekul** ini tidak didapat tetrahedral sempurna, sudut ikatan $\angle\text{HNH}$ adalah 106° dan $\angle\text{H-O-H}$ adalah $104,5^\circ$. Fakta ini menyarankan hubungan kualitatif berikut.

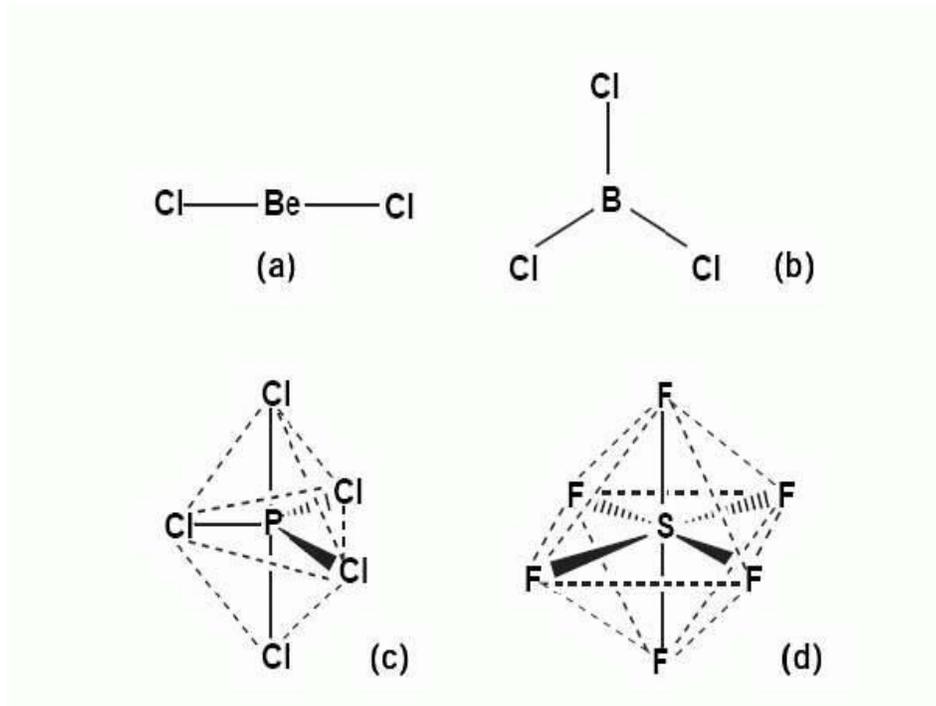
Kekuatan relatif tolakan

Pasangan elektron bebas (PEB)-PEB > PEB- Pasangan elektron ikatan (PEI) > PEI-PEI
Beberapa ion poliatomik semacam SO_4^{2-} dan SO_3^{2-} juga memiliki **struktur** tetrahedral.

Senyawa dengan valensi lebih tinggi dari empat

Struktur senyawa dengan atom pusat memiliki valensi lebih besar dari empat juga dapat dijelaskan dengan teori VSEPR. Senyawa pentavalen memiliki **struktur** trigonal bipiramidal. Senyawa khas jenis ini adalah fosfor pentaklorida PCl_5 . Senyawa dengan atom pusat heksavalen berstruktur oktahedral, yang identik dengan bujur sangkar bipiramid. Contoh yang baik adalah belerang heksafluorida SF_6 . Dalam kasus senyawa heptavalen, situasinya sama dan strukturnya adalah pentagonal bipiramid.

Ketika menggunakan teori ini, dalam senyawa yang strukturnya ditentukan pasangan elektron bebas harus diikutsertakan sebagai bagian pasangan elektron yang menentukan **struktur**. Misalnya untuk IF_5 dan ICl_4 hal ini sangat penting. Di Gambar 4.1 ditunjukkan beberapa **struktur** senyawa khas.



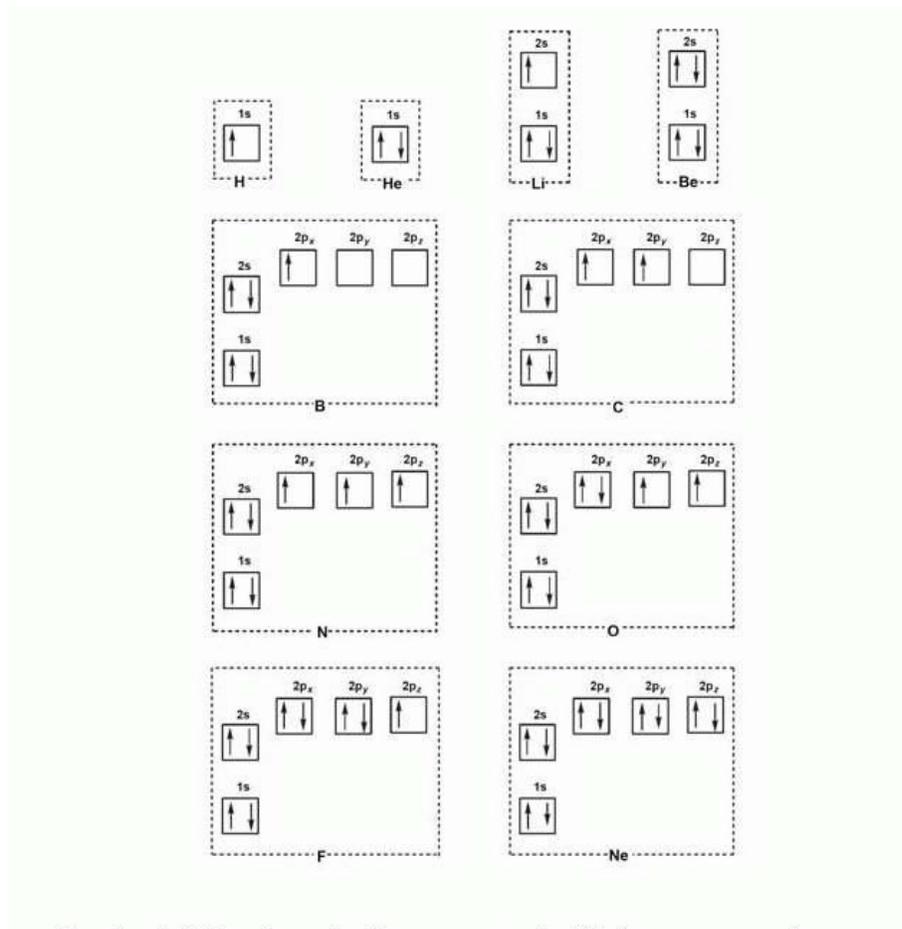
(c) segitiga bipiramid PCl_5 ; (d) oktahedron SF_6 .

Latihan: Prediksi **struktur** berdasarkan teori VSEPR. Prediksikan **struktur** spesi kimia berikut dengan teori VSEPR: (a) SO_2 , (b) SO_3 (c) SO_4^{2-}

Jawab: (a) segitiga, (b) piramidal, (c) tetrahedral

b. Hibridisasi orbital atom

Diharapkan bahwa berilium klorida BeCl_2 dan timah (II) klorida SnCl_2 akan memiliki **struktur** yang mirip karena memiliki rumus **molekul** yang mirip. Namun, ternyata senyawa pertama berstruktur linear sedang yang kedua bengkok. Hal ini dapat dijelaskan dengan perbedaan orbital atom yang digunakan. Bila elektron-elektron mengisi orbital atom mengikuti prinsip Aufbau, elektron akan mengisi orbital atom yang berenergi terendah. Dua elektron diizinkan mengisi satu orbital. Menurut prinsip Pauli, tidak ada elektron yang memiliki satu set bilangan kuantum yang tepat sama (Bab 2.4 (d)). Masalah yang timbul adalah akan diletakkan di mana elektron ke-empat atom karbon. Telah ditetapkan bahwa **konfigurasi elektron** terendah atom adalah konfigurasi dengan jumlah elektron tak berpasangan maksimum dan masih tetap diizinkan oleh aturan Pauli dalam set orbital dengan energi yang sama (dalam kasus karbon adalah tiga orbital $2p$). Dalam kasus ini awalnya semua elektron akan memiliki bilangan kuantum spin yang sama (yakni, $+1/2$ atau $-1/2$) (Gambar 4.2).



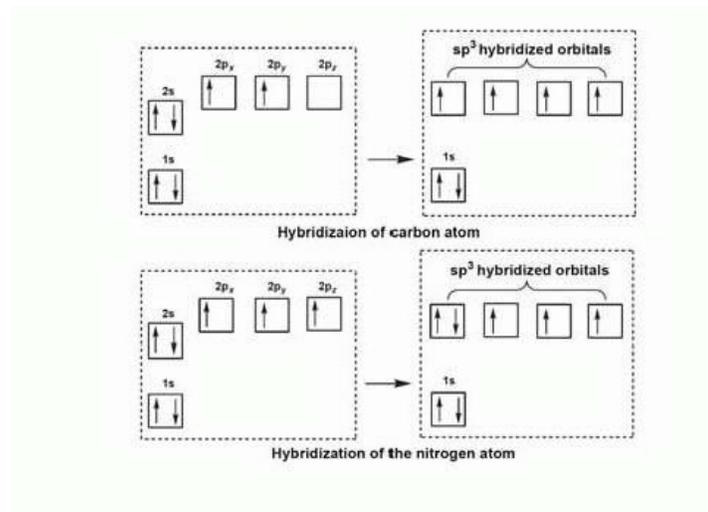
Gambar 4.2 Konfigurasi elektron atom; dari hidrogen samapai neon. Orbital secara berangsur diisi dengan cara seperti yang dibahas di bawah ini.

Berilium adalah atom dengan dua elektron valensi dan konfigurasi elektron ($1s^2 2s^2$). Agar berilium membentuk ikatan sebagai atom divalen, orbital 2s dan 2p harus membentuk pasangan orbital terhibridisasi sp. Karena kedua orbital hibrida sp membentuk sudut ikatan 180° , BeCl_2 dengan demikian linear.

Mirip dengan itu, boron yang memiliki tiga elektron valensi dan konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^1$; atau secara sederhana ditulis $1s^2 2s^2 2p$. Untuk membentuk ikatan dengan valensi tiga, konfigurasi elektronnya harus ($1s^2 2s 2p_x 2p_y$). Satu orbital 2s dan dua orbital 2p akan membentuk orbital terhibridisasi sp^2 . Karena sudut ikatan antara dua orbital hibrida sp^2 adalah 120° , BCl_3 berstruktur segitiga.

Dalam kasus senyawa karbon, strukturnya dijelaskan dengan mengasumsikan empat orbital sp^3 ekuivalen terbentuk dari satu orbital 2s dan tiga orbital 2p. Atom karbon memiliki empat elektron valensi, dan konfigurasi elektronnya adalah $1s^2 2s^2 2p^2$, dan untuk membentuk atom tetravalen, konfigurasi elektronnya harus berubah menjadi ($1s^2 2s 2p_x 2p_y 2p_z$). Dengan hibridisasi, empat orbital hibrida sp^3 yang ekuivalen akan terbentuk. Sudut ikatan yang dibuat oleh dua orbital hibrida sp^3 adalah $109,5^\circ$ (sudut tetrahedral). Inilah alasan mengapa metana berstruktur tetrahedral.

Untuk kasus senyawa nitrogen, amonia NH_3 misalnya, empat dari lima elektron valensi atom nitrogen akan menempati empat orbital hibrida sp^3 seperti ditunjukkan di Gambar 4.3. Satu elektron valensi yang tersisa akan menempati satu orbital hibrida yang telah diisi satu elektron. Jadi spin elektron kedua ini harus berlawanan dengan spin elektron pertama. Akibatnya atom nitrogen akan trivalen dengan satu pasangan elektron bebas.



Gambar 4.3 Hibridisasi orbital atom karbon dan nitrogen.

Dalam kasus fosfor, ada dua kasus. Dalam satu kasus atom fosfornya trivalen dengan satu pasang elektron bebas seperti nitrogen, dan di satu kasus lain fosfornya pentavalen dengan orbital hibrida dsp^3 . Fosfor pentavalen memiliki **struktur** trigonal bipiramidal. Ion kompleks dengan ion nikel atau kobal sebagai atom pusat berkoordinasi enam dengan **struktur** oktahedral.

Sebagaimana didiskusikan di atas, baik teori VSEPR maupun hibridisasi orbital atom akan memberikan kesimpulan **struktur molekuler** dan ion yang sama. Walaupun teori VSEPR hanya bergantung pada tolakan antar pasangan elektron, dan teori hibridisasi memberikan justifikasi teoritisnya.