

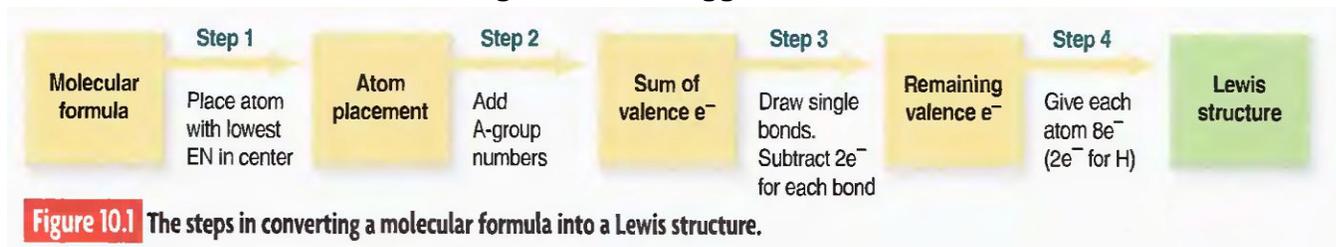
BENTUK MOLEKUL

10.1 MENGGAMBARKAN MOLEKUL DAN ION DENGAN STRUTUR LEWIS

Dalam menggambarkan molekul dengan struktur Lewis digunakan aturan oktet. Rumus struktur molekul 2 dimensi terdiri dari elektron yang digambarkan dengan simbol titik di tiap atom, elektron-elektron tetangga, pasangan elektron ikatan, dan pasangan elektron bebas yang mengisi tiap atom terluar (elektron valensi).

Menggunakan Aturan Oktet untuk Menggambar Struktur Lewis

1. Struktur Lewis untuk Molekul dengan Ikatan Tunggal



Contoh :

NF₃ (Nitrogen Triflorida)

- *Step 1 : Tempatkan atom-atom*, tempatkan atom dengan nomor golongan atau elektronegatifitas (EN) rendah di tengah. Untuk NF₃, N(Golongan 5A, EN = 3,0) mempunyai 5 elektron sehingga membutuhkan 3 elektron lagi, sedangkan F(Golongan 7A, EN = 4,0) mempunyai 7 elektron sehingga membutuhkan 1 elektron lagi. N diletakkan di tengah atau sebagai atom pusat dan F diletakkan mengelilingi N.

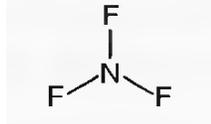


Jika atom memiliki nomor atom yang sama, seperti SO₃ atau ClF₃ tempatkan atom dengan nomor periode besar di tengah.

- *Step 2 : Tentukan jumlah total elektron valensi yang tersedia*. Tambahkan semua jumlah elektron valensi dari semua atom. Untuk NF₃, N punya 5 elektron, F punya 7 elektron.

$$[1 \times \text{N}(5e^-)] + [3 \times \text{F}(7e^-)] = 5e^- + 21e^- = 26 \text{ valence } e^-$$

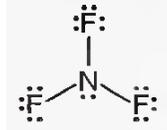
- *Step 3 : Gambarkan sebuah ikatan tunggal dari tiap elektron ikatan ke atom pusat*, dan kurangkan 2 elektron valensi untuk tiap ikatan.



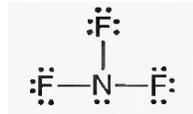
Pengurangan elektron :

$$3 \text{ N-F bonds} \times 2e^- = 6e^- \text{ so } 26e^- - 6e^- = 20e^-$$

- *Step 4 : Distribusikan elektron yang tersisa ke dalam ikatan sehingga tiap atom memiliki 8 elektron (2 untuk H). Pertama tambahkan PEB ke atom yang mengelilingi, jika ada sisa baru tambahkan ke atom pusat.*



Bentuk yang benar dari NF_3



Yang harus kita ingat :

- Atom hidrogen membentuk 1 ikatan
- Atom karbon membentuk 4 ikatan
- Atom nitrogen membentuk 3 ikatan
- Atom oksigen membentuk 2 ikatan
- Atom halogen membentuk 1 ikatan

Contoh Soal

- Bila hanya ada 1 atom pusat :



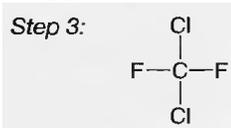
Step 1. Tempatkan atom-atom. Tempatkan C sebagai atom pusat karena memiliki nomor golongan atau EN terendah, sedangkan atom-atom halogen mengelilinginya.



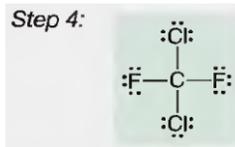
Step 2. Tentukan jumlah total elektron valensi yang tersedia.

$$[1 \times \text{C}(4e^-)] + [2 \times \text{F}(7e^-)] + [2 \times \text{Cl}(7e^-)] = 32 \text{ valence } e^-$$

Step 3. Gambar ikatan tunggal ke atom pusat, dan kurangkan 2 elektron valensi untuk tiap ikatan. 4 ikatan tunggal menggunakan $8e^-$, jadi $32e^- - 8e^-$ tersisa $24e^-$



Step 4. Distribusikan sisa elektron ke dalam ikatan, dimulai dari atom-atom yang mengelilingi sehingga tiap atom memiliki 8 elektron.



- Bila ada lebih dari 1 atom pusat :

CH₄O

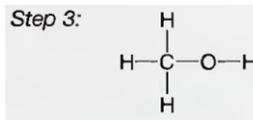
Step 1. Tempatkan atom-atom. H hanya memiliki 1 ikatan, O memiliki 2 ikatan, C memiliki 4 ikatan, C dan O harus saling berdekatan.



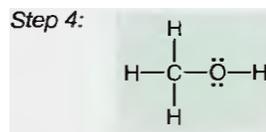
Step 2. Tentukan jumlah total elektron valensi yang tersedia.

$$[1 \times C(4e^-)] + [1 \times O(6e^-)] + [4 \times H(1e^-)] = 14e^-$$

Step 3. Tambahkan ikatan tunggal dan kurangkan 2e- tiap ikatan. Ada 5 ikatan menggunakan 10e-, berarti 14e- - 10e-, tersisa 4e-.



Step 4. Tambahkan sisa elektron ke dalam ikatan.



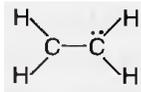
2. Struktur Lewis untuk Molekul dengan Ikatan Rangkap

Contoh:

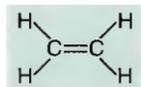
- Ethylene (C₂H₄)
- Nitrogen (N₂)

Lakukan step 1 – 4, lalu lanjutkan dengan step 5

- Untuk C₂H₄, setelah step 1 samapai dengan 4 didapatkan



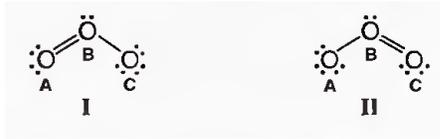
Step 5. Ganti sebuah ikatan tunggal menjadi sebuah ikatan ganda.



- Untuk N₂, setelah step 1 sampai dengan 4 didapatkan $:\ddot{N}=N:$. Pindahkan sebuah PEB dari N kiri untuk membuat ikatan rangkap 3. $:\text{N}\equiv\text{N}:$

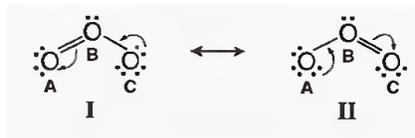
Resonansi : Ikatan Pasangan Elektron Terdelokalisasi

Ozon (O_3) memiliki 2 bentuk struktur Lewis yang valid



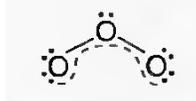
Pada bentuk I oksigen B memiliki ikatan rangkap 2 dengan oksigen A dan ikatan tunggal dengan oksigen C, sedangkan pada bentuk II ikatannya dibalik.

Molekul yang digambarkan secara jelas dengan 2 struktur Lewis, disebut **struktur resonansi** atau **bentuk resonansi**, dan sebuah panah resonansi bolak-balik di antara keduanya. Struktur resonansi mempunyai penempatan atom yang sama tetapi letak ikatan dan PEB yang berbeda.



Struktur resonansi bukan merupakan penggambaran ikatan sebenarnya. Yang sebenarnya adalah sebuah resonansi hibrid, atau sebuah rata-rata dari bentuk resonansi. Penggunaan lebih dari satu struktur Lewis untuk menggambarkan molekul ozon ini merupakan hasil dari pasangan elektron terdelokalisasi. Maksud dari terdelokalisasi ini adalah penyebaran densitas dari pasangan elektron ke seluruh molekul.

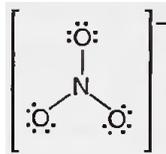
Pada molekul O_3 , setiap bentuknya memiliki sebuah ikatan tunggal (pasangan electron terlokalisasi) dan sebuah ikatan parsial (kontribusi dari sebuah pasangan elektron terdelokalisasi). Berikut ini penggambaran resonansi hibrid dengan garis putus-putus untuk menunjukkan pasangan terdelokalisasi.



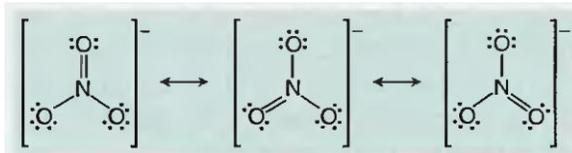
Contoh Soal

Gambarkan struktur resonansi dari ion nitrat, NO_3^-

Setelah step 1 sampai dengan 4 didapatkan



Step 5. Karena N hanya memiliki $6e^-$, maka ubah sebuah PEB menjadi sebuah ikatan membentuk ikatan rangkap 2. Sehingga kita dapat mengubah sebuah PEB dari ketiga atom O dan mendapatkan tiga struktur resonansi.



Muatan Formal : Memilih Struktur Resonansi yang Lebih Penting

Satu cara untuk memilih struktur resonansi yang lebih penting adalah dengan menentukan muatan formal dari tiap atom. Muatan tersebut bisa didapat jika ikatan elektron terbagi secara merata.

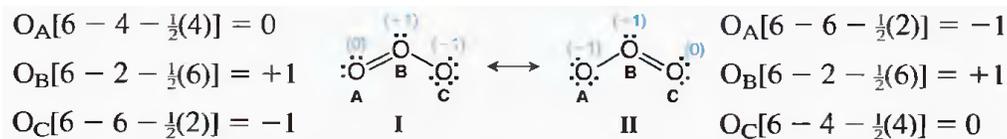
Sebuah muatan formal atom adalah jumlah dari semua elektron valensi dikurangi elektron valensi yang dimiliki di dalam molekul. Elektron yang dimiliki ini adalah semua elektron valensi yang tidak terbagi dan separuh dari elektron valensi yang terbagi.

$$\text{Formal charge of atom} = \text{no. of valence } e^- - (\text{no. of unshared valence } e^- + \frac{1}{2} \text{ no. of shared valence } e^-)$$

Contoh : Pada O_3 , muatan formal dari oksigen A dalam bentuk resonansi I adalah

$$6 \text{ valence } e^- - (4 \text{ unshared } e^- + \frac{1}{2} \text{ of } 4 \text{ shared } e^-) = 6 - 4 - 2 = 0$$

Muatan formal dari semua atom dalam dua bentuk resonansi O_3 adalah



Tiga kriteria yang membantu kita untuk memilih bentuk resonansi yang lebih penting yaitu

1. Memilih muatan formal yang lebih kecil (positif atau negatif).
2. Tidak membutuhkan muatan formal pada atom yang berdekatan.
3. Sebuah muatan formal yang lebih negatif sebaiknya ditempatkan pada sebuah atom yang lebih elektronegatif.

Muatan formal (digunakan untuk menguji bentuk resonansi) tidak sama dengan bilangan oksidasi (digunakan untuk mengatur reaksi redoks) :

- Untuk sebuah muatan formal, ikatan elektron ditempatkan secara merata pada atom (seperti ikatan kovalen nonpolar), sehingga setiap atom punya separuh dari seluruhnya

$$\text{Formal charge} = \text{valence } e^- - (\text{lone pair } e^- + \frac{1}{2} \text{ bonding } e^-)$$

- Untuk sebuah bilangan oksidasi, ikatan elektron ditempatkan secara lengkap ke atom yang lebih elektronegatif (seperti ikatan ion)

$$\text{Oxidation number} = \text{valence } e^- - (\text{lone pair } e^- + \text{bonding } e^-)$$

Pengecualian dalam Struktur Lewis untuk Aturan Oktet

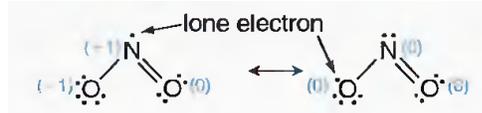
1. Molekul Elektron Defisiensi

Merupakan atom yang memiliki elektron kurang dari 8. Seperti molekul gas yang memiliki atom pusat Boron (B) atau Berilium (Be). Contoh : BF_3 dan $BeCl_2$.



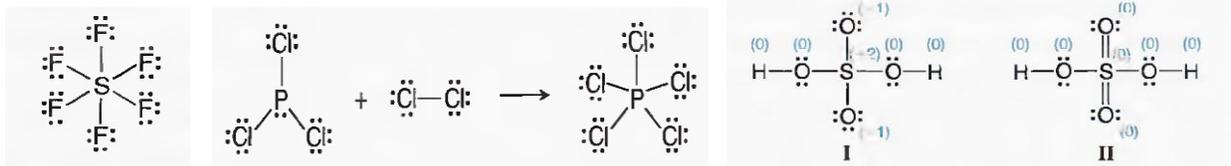
2. Molekul Dengan Elektron Ganjil

Molekul dengan elektron ganjil tidak memungkinkan mencapai aturan oktet atau 8 elektron. Molekul seperti ini disebut radikal bebas. Contoh : NO_2 , jika berikatan dengan sesamanya akan membentuk molekul N_2O_4 dengan electron valensi 8.



3. Kulit Valensi Ekspansi

Ada beberapa molekul/ion yang mempunyai lebih dari 8 elektron pada atom pusatnya. Hal ini bertujuan untuk meningkatkan kapasitas kulit valensinya dengan memanfaatkan kulit d yang kosong untuk berikatan. Contoh : SF_6 , PCl_5 , dan H_2SO_4 .



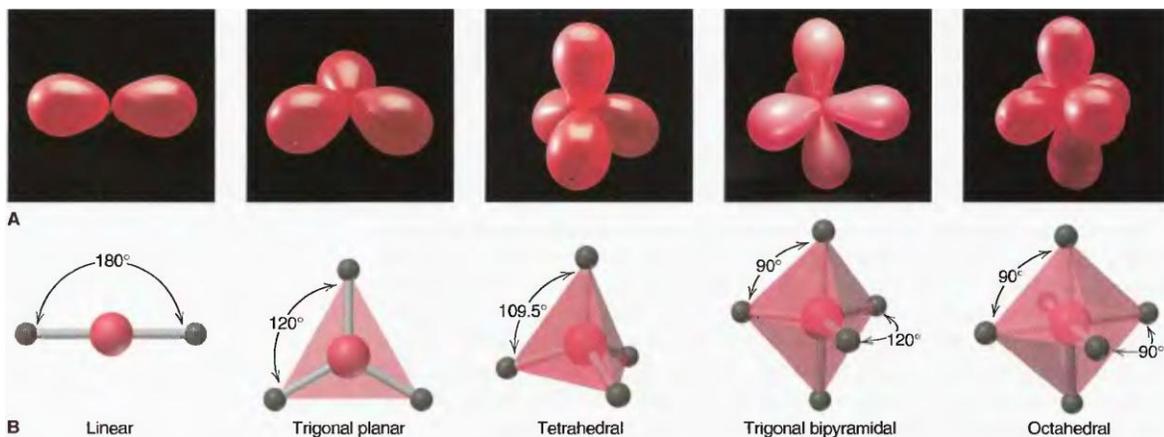
10.2 METODE (VALENCE-SHELL ELECTRON-PAIR REPULSION) VSEPR

Teori VSEPR dikembangkan berdasarkan pada struktur Lewis suatu molekul. Prinsip dasar dari VSEPR adalah gaya tolak-menolak antar pasangan elektron sehingga pasangan elektron tersebut saling menjauh untuk meminimalkan gaya tolak-menolak tersebut. Sebuah kelompok elektron bisa saja terdiri dari ikatan tunggal, ikatan rangkap dua, ikatan rangkap tiga, PEB, atau bahkan elektron tunggal.

Domain Elektron dan Bentuk Molekul

Domain elektron ditentukan oleh pasangan electron valensi. Sedangkan bentuk molekul ditentukan oleh posisi pasangan elektron terhadap atom pusat. Pada gambar 10.2 menggambarkan bentuk molekul ketika atom pusat dikelilingi oleh PEI, namun jika ada PEB, bentuk molekul akan berubah. Dapat dirumuskan dengan AX_mE_n . A = atom pusat, X = PEI, E = PEB, m = jumlah PEI, dan n = jumlah PEB.

Gambar 10.2



Bentuk Molekul dengan 2 Pasang Elektron (Linear)

Jika ada 2 pasangan elektron yang berikatan dengan atom pusat, maka PEI akan bergerak menjauhi. Sehingga akan dihasilkan bentuk molekul linear dengan sudut ikatan 180° . Dengan rumus VSEPR AX_2 . Contoh : $BeCl_2$ dan CO_2 .



Yang dapat mempengaruhi bentuk molekul hanya PEI dan PEB, ikatan tunggal dan ikatan rangkap tidak berpengaruh.

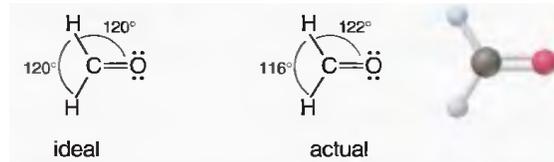
Bentuk Molekul dengan 3 Pasang Elektron (Trigonal Planar)

Bentuk molekul trigonal planar memiliki sudut ikatan 120° . Adanya 3 elektron ini memberikan 2 kemungkinan bentuk molekul, yaitu bentuk molekul dengan 2 PEI dan 1 PEB atau bentuk molekul trigonal planar (AX_3) dengan 3 PEI. Contoh : BF_3 dan NO_3^- .



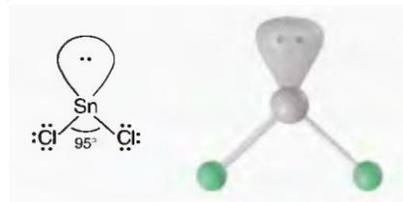
1. Efek Ikatan Rangkap 2

Ikatan rangkap 2 menyebabkan sudut ikatan menyimpang dari sudut ikatan idealnya. Ikatan tunggal memiliki gaya tolak-menolak yang lebih besar daripada ikatan rangkap 2.



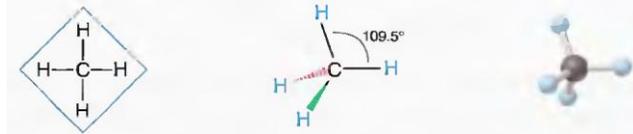
2. Efek PEB

PEB memiliki efek mengubah besar sudut ikatan. Gaya tolak-menolak antara PEB dengan PEI lebih besar daripada gaya tolak-menolak antar PEI. Gaya tolakan yang lebih besar ini menyebabkan besar sudut ikatan berkurang. Contoh : $SnCl_2$ bentuk molekulnya berubah dari segitiga planar menjadi V planar.

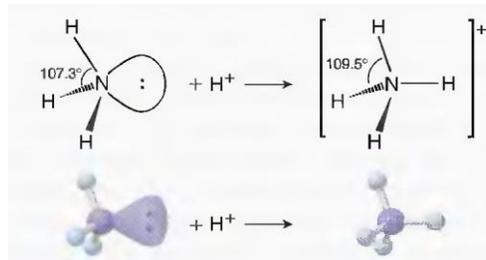


Bentuk Molekul dengan 4 Pasangan Elektron (Tetrahedral)

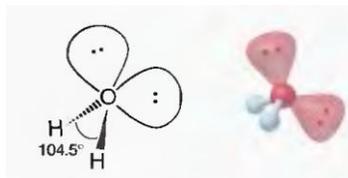
Molekul/ion yang memiliki 4 pasangan elektron, memiliki bentuk dasar Tetrahedral. Jika semuanya PEI (AX_4), molekul tetap berbentuk Tetrahedral dengan sudut $109,5^\circ$. Contoh : CCl_2F_2 .



Bila salah satu pasangan elektronnya adalah PEB, bentuk molekul berubah menjadi trigonal piramida (AX_3E) dengan sudut ikatan $107,3^\circ$. Contoh : NH_3 menjadi NH_4^+ .



Bila ada 2 PEI, molekul berbentuk V planar (AX_3E_2) dengan sudut ikatan $104,5^\circ$. Contoh : NH_3 .

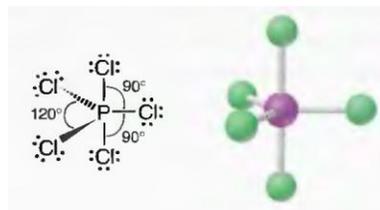


Dengan demikian dapat disimpulkan bahwa :

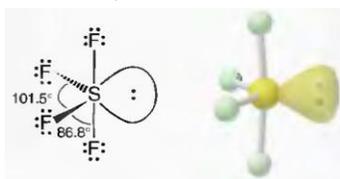


Bentuk Molekul dengan 5 Pasangan Elektron (Trigonal Bipiramidal)

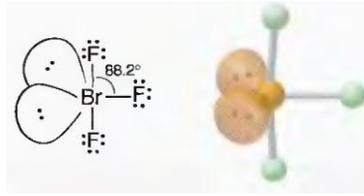
Bila terdapat 5 pasangan elektron, molekul berbentuk Trigonal Bipiramidal (AX_5) dengan 2 sudut ikatan ideal yaitu 120° dan 90° . Sudut ikatan 120° memberikan gaya tolak-menolak yang lebih kecil dibandingkan 90° . Contoh : PCl_5 .



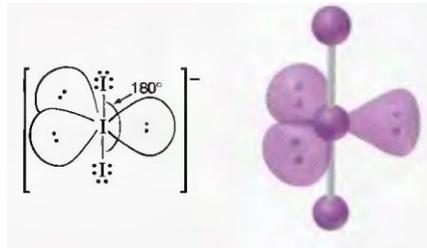
Bila ada 4 PEI dan 1 PEB, molekul berubah bentuk menjadi bentuk gergaji (AX_4E) dengan sudut ikatan $101,5^\circ$ dan $86,6^\circ$, Contoh : SF_4 .



Bila ada 3 PEI dan 2 PEB, molekul berubah bentuk menjadi T planar (AX_3E_2), dengan sudut ikatan $88,2^\circ$. Contoh : BrF_3 .

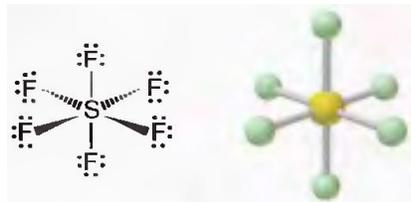


Bila ada 2 PEI dan 3 PEB, molekul akan berbentuk Linear (AX_2E_3), dengan sudut ikatan 180° . Contoh : I_3^- .

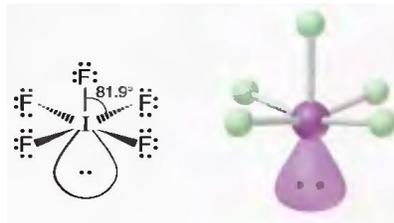


Bentuk Molekul dengan 6 Pasangan Elektron (Oktahedral)

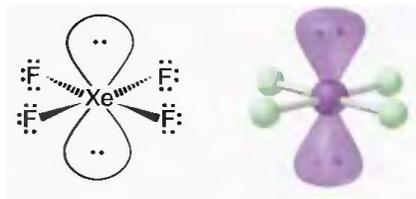
Bila ada 6 PEI, molekul berbentuk Oktahedral, dengan sudut ikatan 90° . Contoh : SF_6 .



Bila ada 5 PEI dan 1 PEB, molekul berbentuk Segi Empat Piramida (AX_5E). Contoh : IF_5 .



Bila ada 4 PEI dan 2 PEB, molekul berbentuk Segi Empat Planar (AX_4E_2). Contoh : XeF_4 .



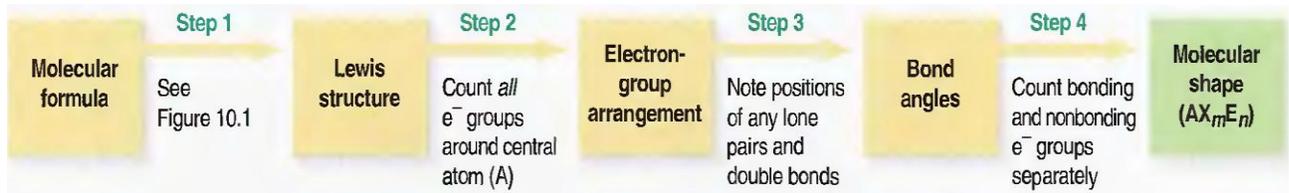
Menentukan Bentuk Molekul dengan Teori VESPR

Step 1. Gambarkan struktur Lewis dari rumus molekul.

Step 2. Tempatkan sebuah susunan pasangan elektron, dengan menghitung semua pasangan elektron yang mengelilingi atom pusat.

Step 3. Prediksikan sudut ikatan ideal dari susunan pasangan elektron, dengan memperhatikan PEB dan ikatan rangkap 2.

Step 4. Gambar dan namai bentuk molekul dengan menghitung PEI dan PEB yang ada.



Bentuk Molekul dengan Lebih Dari Satu Atom Pusat

Kebanyakan molekul yang memiliki lebih dari satu atom pusat merupakan molekul organik. Molekul tersebut memiliki bentuk berupa kombinasi dari masing-masing atom pusat. Contoh : Etana (C_2H_6 : kombinasi dari CH_3-CH_3) dan Etanol (C_2H_6O : kombinasi dari CH_3-CH_2-OH).

