

TEORI VSEPR DAN APLIKASI NYA (MERAMALKAN BENTUK MOLEKULER)*

Oleh :
Endang Widjajanti Laksono
Jurdik Kimia FMIPA UNY

Abstrak

Secara teoritis bentuk molekuler suatu molekul dapat diramalkan dengan teori VSEPR. Teori ini dikembangkan dari teori ikatan dari Lewis dan adanya tolakan pasangan elektron pada kulit valensi. Dengan mengetahui jumlah pasangan elektron yang tak terikat pada atom pusat, maka bentuk molekuler suatu molekul dapat ditentukan.

PENDAHULUAN

Bentuk geometri suatu molekul sangat mempengaruhi sifat- sifat molekul tersebut, misalnya sifat kemagnetannya, titik leburnya. Bentuk geometri suatu molekul ditentukan oleh jenis atom yang menyusun molekul dan jumlah elektron baik yang berikatan maupun yang tak terikat, serta bagaimana kedudukannya terhadap atom pusat. Secara eksperimen bentuk molekuler dapat ditentukan menggunakan difraksi sinar-X, maupun difraksi elektron, sedangkan secara spektroskopi dapat ditentukan menggunakan spektroskopi infra merah dan spektroskopi Raman.

Teori VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion) yaitu teori yang mengemukakan adanya tolakan pasangan elektron pada kulit valensi pada molekul- molekul yang memiliki struktur elektron seperti aturan Lewis (1, 1990,42). Mousawi (2,1990,861) telah menyederhanakan teori VSEPR sehingga dapat digunakan untuk meramalkan bentuk molekuler dengan mudah dan cepat.

STRUKTUR LEWIS

Molekul sederhana merupakan kelompok atom- atom yang masing- masing saling terikat oleh ikatan kimia. Ikatan ini mempunyai sifat yang karakteristik untuk tiap molekul, misalnya panjang ikatan dan kekuatan ikatan. Banyak teori yang telah membahas fenomena ini, baik secara sederhana misalnya Lewis, maupun yang lebih kompleks seperti

* Makalah disajikan dalam rangka kegiatan PPM tanggal 2 November 2002

Schrödinger. Lewis mengidentifikasi ikatan kimia sebagai pembagian pasangan elektron yang lebih dikenal sebagai konsep ikatan kovalen.

Setiap atom cenderung ingin memiliki susunan elektron seperti susunan elektron gas mulia yaitu delapan elektron di kulit terluar (kecuali hidrogen), yang dikenal sebagai aturan oktet (1, 1990, 40). Jumlah elektron di kulit terluar yang dimiliki oleh suatu atom dikenal sebagai elektronvalensi dan memiliki kemampuannya untuk mengadakan ikatan dengan atom yang lain. Contoh Berilium (Be) memiliki tiga elektron di kulit terluar, maka elektron valensi Be adalah tiga.

Aturan oktet digunakan untuk menyusun bentuk ikatan yang terjadi berdasarkan struktur Lewis (3, 1985, 32), misalnya molekul karbon tetra klorida (CCl_4)

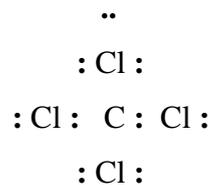
Atom C mempunyai elektron valensi : 4

Atom Cl mempunyai elektron valensi : 7

Karena ada 4 atom Cl, maka elektron Cl yang terlibat dalam ikatan ada 28

Sehingga total elektron yang terlibat ada 32

Maka menurut Lewis struktur CCl_4 adalah :



sehingga setiap atom dalam struktur tersebut memiliki delapan elektron atau memenuhi aturan oktet. Dalam hal ini struktur Lewis belum memberikan gambaran tentang bentuk molekulernya, karena struktur ini hanya menggambarkan bagaimana pola ikatan dan jumlah suatu ikatan dalam molekul.

TEORI VSEPR

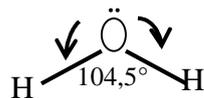
Teori VSEPR mulai diperkenalkan oleh Nevil's dan Herbert P pada tahun 1940 dan dikembangkan oleh Ronald G dan R. Nyholm. Teori ini memungkinkan untuk digunakan meramal pengaturan atom-atom yang berikatan kovalen dalam suatu molekul poliatomik (4,1990,961). Namun tidak semua molekul poliatomik dapat diramalkan menggunakan teori ini, hanya atom-atom yang memenuhi aturan berikut (5, 1983, 219) yang dapat digambarkan atau diramalkan bentuk molekulernya

- 1) Pasangan elektron cenderung untuk meminimalkan gaya tolak menolak bentuk geometri ideal yaitu pada :
 - i) Bilangan koordinasi 2 berbentuk Linier
 - ii) Bilangan koordinsi 3 berbentuk segitiga planar
 - iii) Bilangan koordinasi 4 berbentuk tetrahedral
 - iv) Bilangan koordiansi 5 berbentuk trigonal bipiramidal
 - v) Bilangan koordiansi 6 berbentuk oktahedral

2) Gaya tolak menolak

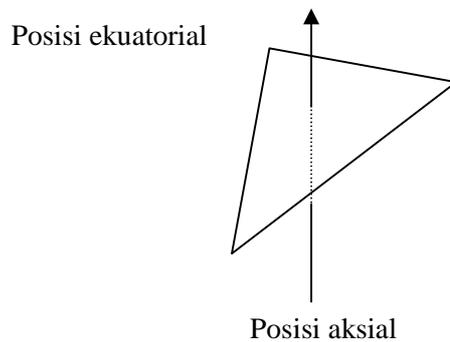
Adanya pasangan elektron yang tidak terlibat, akan mengakibatkan terjadinya gaya tolak menolak di antara elektron tersebut. Akibatnya gaya tolak menolak pasangan elektron yang tak terikat (lone-pair) dengan pasangan elektron yang tak terikat lebih besar daripada gaya tolak menolak pasangan elektron tak terikat (bond-pair) dengan pasangan elektron terikat. Dan gaya tolak menolak pasangan elektron terikat lebih kecil dibandingkan dengan gaya tolak menolak antara pasangan elektron tak terikat dengan pasangan elektron terikat, secara rinci dijelaskan sebagai berikut :

- a. bila terdapat pasangan elektron tak terikat, sudut ikatan lebih kecil daripada sudut ikatan bentuk geometri idealnya, contoh :



Bentuk molekuler ideal dari molekul H_2O adalah trigonal planar, karena molekul ini memiliki sepasang elektron tak terikat maka akan terjadi gaya tolak menolak yang akan mendesak pasangan elektron yang terikat (antara O dan H) sehingga akan memperkecil sudut ikatan yaitu $104,5^\circ$; lebih kecil dari sudut ikatan bentuk trigonal planar ideal (120°)

- b. Pasangan elektron yang tak terikat memerlukan ruang yang lebih luas.
Contoh pada trigonal bipiramidal posisi ekuatorial mempunyai energi lebih kecil daripada posisi aksial, sehingga pasangan elektron tak terikat akan menempati posisi ekuatorial .



Contoh : bentuk molekuler SF₄

- c. Jika semua posisi adalah sama, maka pasangan elektron tak terikat akan menempati posisi trans satu sama lain, seperti pada bentuk oktahedral.

Contoh pada ICl₄

- 3) Ikatan rangkap memerlukan ruang yang lebih luas daripada ikatan tunggal.
Contoh pada COF₂ , sudut ikatan A > 120°, sedangkan sudut ikatan B < 120°

- 4) Pasangan elektron yang terikat pada substituen elektronegatif akan menempati ruang yang lebih kecil daripada ruang antara pasangan elektron yang terikat dengan substituen yang lebih elektropositif.

Contoh PCl_3Br_2

Karena elektronegatifitas $\text{Cl}^- >$ elektronegatifitas Br^- , maka 2 Cl^- akan menempati posisi aksial dan 1 pada posisi ekuatorial dengan membentuk sudut 90° , sedangkan Br^- menempati ekuatorial yang membentuk sudut 120° .

TEKNIK MERAMALKAN SEDERHANA

Teknik ini berlandaskan teori VSEPR yang disederhanakan, sehingga dapat digunakan untuk meramalkan bentuk molekuler molekul poliatomik dengan mudah dan cepat. Untuk menggunakan teori VSEPR diperlukan data tentang banyaknya pasangan elektron bebas yang berada di sekitar atom pusat. Padahal justru penentuan jumlah pasangan elektron yang terikat atau tak terikat inilah yang sulit. Pada teknik sederhana ini hanya dengan data tentang jumlah elektron valensi saja, atau jumlah elektron di kulit terluar, telah dapat diramalkan bentuk molekulernya. Berikut ini adalah langkah- langkah sederhana untuk meramalkan bentuk molekuler dari Mousawi (2, 1990, 861)

1. Hitung T, yaitu jumlah elektronvalensi dalam molekul atau ion, misalnya pada CCl_4
Jumlah elektron valensi karbon = 4
Jumlah elektron valensi 4 atom Chlor = $4 \times 7 = 28$
Jumlah elektron valensi molekul (T) = 32
2. Kemudian T dibagi dengan 8 (=n), bila T tidak habis dibagi 8, maka sisanya disebut b
contoh : untuk $T = 32$, maka $n = 4$
Tetapi untuk $T = 20$, maka $n = 2$ dan $b = 4$
3. a. Jika harga n bulat, bentuk geometri molekulernya akan mengikuti kelompok AX_n dengan A adalah atom pusat dan X atom lain, dengan bentuk geometri dapat dilihat pada tabel 1. berikut :

Tabel 1. Bentuk geometri molekuler molekul yang elektron valensinya kelipatan 8

n	Bentuk Geometri ideal	Kelompok	Bentuk Geometri	Contoh
2	Linier	AX_2	X—A—X	BeCl ₂
3	Segitiga Planar	AX_3	$\begin{array}{c} X-A-X \\ \\ X \end{array}$	SO ₃
4	Tetra hedral	AX_4		CCl ₄
5	Trigonal bipiramidal	AX_5		PF ₅
6	Oktahedral	AX_6		SF ₆
7	Pentagonal biperamidal	AX_7		IF ₇

b. Jika n bukan bilangan bulat, maka bentuk geometri molekulnya akan mengalami penyimpangan dari bentuk idealnya pada tabel 1. Bilangan m besarnya adalah setengah b , menunjukkan banyaknya pasangan elektron yang tidak terikat pada atom pusat. Bentuk molekuler dinyatakan dengan kelompok AX_nE_m dengan A adalah atom pusat, X atom lain dan E adalah jumlah pasangan elektron yang tidak terikat. Bentuk geometrinya dapat dilihat pada tabel 2 berikut ini :

Tabel 2. Bentuk molekuler molekul yang punya pasangan elektron yang tak terikat

Menyudut AX_2E	Menyudut AX_2E_2	Linier AX_2E_3
Piramidal AX_3E	Bentuk T AX_3E_2	Tetrahedral terdistorsi AX_4E
Bujur sangkar piramidal AX_5E	Bujur sangkar datar AX_4E_2	Oktahedral tak beraturan AX_5E_2

Contoh : untuk molekul ICl_4^-

$$T = 7 + 4 \times 7 + 1 = 36$$

$T/8 = 4$ sisa 3, $n = 4$ dengan $b = 4$ atau $m = 2$, jadi tipenya adalah AX_4E_2 atau bentuknya adalah bujur sangkar datar.

Tehnik ini perlu dimodifikasi bila digunakan untuk molekul yang atom pusatnya terikat langsung pada hidrogen seperti CH₄ atau H₂O, mengingat atom hidrogen tidak memenuhi aturan oktet, tetapi memenuhi aturan duplet. Sehingga aturan tersebut menjadi $T_H / 8 = n + b$ dan $T_H = T + 6J$ dengan J adalah jumlah atom hidrogen yang terikat pada atom pusat molekul.

Aplikasi misal untuk molekul CH₄

$T = 4$ (untuk karbon) $+ 4 \times 1$ (untuk 4 hidrogen) = 8

$T_H = 8 + 6 \times 4 = 32$; $T_H / 8 = 4$ maka CH₄ bentuk molekulernya tipe AX₄ yaitu tetrahedral.

PENUTUP

Penyederhanaan teori VSEPR oleh Mousawi ternyata sangat mudah digunakan untuk menentukan bentuk molekuler suatu molekul, bahkan untuk segera mengetahui banyaknya pasangan elektron yang tak terikat pada atom pusatnya, tanpa perlu mengetahui konfigurasinya. Diharapkan dengan mempelajari teknik sederhana ini akan lebih memahami konsep bentuk geometri suatu molekul.

DAFTAR PUSTAKA

1. Shriver D.F. , Atkins. P.W. Langford C.H, 1990, *Inorganic Chemistry*, Oxford Univ.Press
2. Mousawi, S.M, 1990, *J. chem. Ed*, Vol 67, no 10, hal 861
3. Sukardjo, 1985, *Ikatan Kimia*, Jakarta : Bina aksara
4. Prall Br, 1990, *J. chem. Ed*, Vol 67, no 10, hal 961
5. Huheey, 1983, *Inorganic Chemistry*, 3rd ed. Cambridge : Harper Int SI edition

