



BAB II

STRUKTUR MOLEKUL

- A. Standar Kompetensi: Memahami tentang ilmu kimia dan dasar-dasarnya serta mampu menerapkannya dalam kehidupan se-hari-hari terutama yang berhubungan langsung dengan kehidupan.
- B. Kompetensi Dasar : Memahami jenis-jenis ikatan yang terjadi dari dua atom atau lebih, bentuk molekulnya dan kepolarannya.
- C. Uraian materi :

A. PENGANTAR

Bahwa atom-atom, pada umumnya, tidak ditemukan dalam keadaan bebas (kecuali pada temperatur tinggi), melainkan sebagai suatu kelompok atom-atom atau sebagai molekul, adalah petunjuk bahwa, secara energi, kelompok atom-atom atau molekul itu merupakan keadaan yang lebih stabil daripada atom-atom dalam keadaan bebas.

Dua atom dapat berantaraksi dan membentuk molekul. Antaraksi ini selalu disertai dengan pengeluaran energi. Gaya-gaya yang menahan atom-atom dalam molekul disebut *ikatan*. Ikatan ini merupakan *ikatan kimia*, apabila antaraksi atom itu menyangkut pengeluaran energi lebih dari 42 kJ per mol atom. Dalam hal ini akan terbentuk zat baru dengan sifat-sifat yang khas. Pengetahuan tentang ikatan ini adalah penting sekali dalam hubungannya dengan struktur molekul dan sifat-sifat lainnya.

Atom-atom dapat saling terikat dengan cara:

a) *Perpindahan elektron dari satu atom ke atom yang lain*

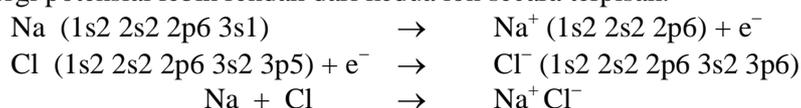
Misalnya, atom natrium melepaskan elektron membentuk ion positif. Atom klor menerima elektron membentuk ion negatif. Kedua ion ini yang muatannya berlawanan saling tarik menarik secara elektrostatik dalam kisi ion. Ikatan macam ini disebut *ikatan ion*. Ikatan ion adalah gaya tarik-menarik antara dua ion yang berkawanan muatan yang terbentuk melalui perpindahan elektron. Ikatan ion disebut juga ikatan elektrovalen.

b) *Pemakaian bersama elektron oleh dua atom*

Dalam hal ini, kulit elektron terluar kedua atom bertindihan dan terbentuk pasangan-elektron ikatan, yang digunakan bersama oleh kedua atom. Ikatan ini disebut *ikatan kovalen*. Ikatan kovalen adalah gaya tarik-menarik antara dua atom sebagai akibat pemakaian bersama pasangan elektron.

B. IKATAN ION

Ikatan ion timbul sebagai akibat dari gaya tarik menarik antara ion yang bermuatan positif dan ion yang bermuatan negatif yang dihasilkan karena perpindahan elektron. Pada pembentukan natrium klorida, misalnya Na melepaskan elektron valensinya dan berubah menjadi ion Na⁺; elektron ini diterima oleh atom Cl yang berubah menjadi ion Cl⁻. Antaraksi antara ion Na⁺ dan ion Cl⁻ kemudian menghasilkan pasangan ion Na⁺ Cl⁻ yang mempunyai energi potensial lebih rendah dari kedua ion secara terpisah.



Contoh di atas menggambarkan pembentukan pasangan ion dalam keadaan gas dari atom-atom dalam keadaan bebas. Pada proses ini perubahan energi menyangkut energi ionisasi (pada pembentukan kation), afinitas elektron (pada pembentukan anion) dan energi antaraksi coulomb antara kedua jenis ion.

Sifat Senyawa Ion

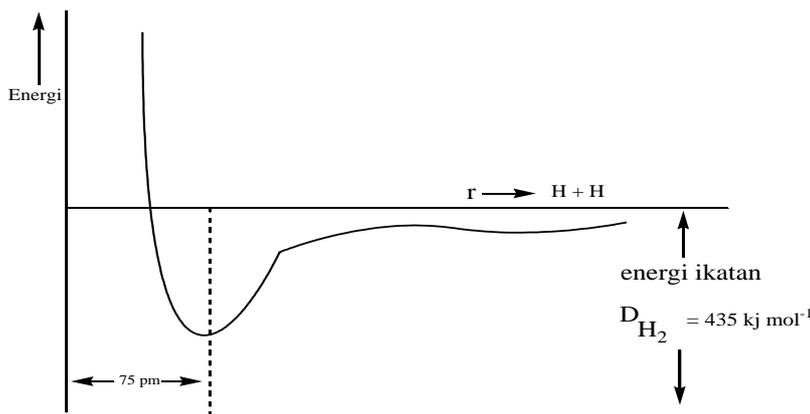
- Hantaran Listrik.** Padatan senyawa ion tidak terdapat elektron yang bebas bergerak dan tidak menghantar listrik karena tidak terdapat partikel bermuatan yang bergerak. Ion-ion terikat erat pada kisi, sehingga tidak menghantar muatan melalui kisi.
 - Dalam keadaan lebur, ion-ion bergerak dan dapat menghantar listrik.
 - Dalam larutan air, ion-ion dikelilingi air dan bebas bergerak sehingga dapat menghantar listrik.
- Titik Leleh dan Titik Didih.** Titik leleh dan titik didih senyawa ion tinggi, karena memerlukan energi thermal yang besar untuk memisahkan ion yang terikat erat dalam kisi.
- Kekerasan.** Kebanyakan senyawa ion keras. Permukaan kristalnya tidak mudah digores. Hal ini disebabkan ion-ion erat terikat dalam kisi sehingga sukar bergerak dari kedudukannya.
- Kegetasan.** Kebanyakan senyawa ion getas (brittle). Distorsi menyebabkan tolak-menolak antara ion yang muatannya sama.
- Kelarutan.** Pada umumnya senyawa ion melarut dalam pelarut polar dan tidak melarut dalam pelarut non-polar.

C. IKATAN KOVALEN

1. Pembentukan ikatan

Pada senyawa-senyawa, seperti misalnya H₂, HCl, O₂, C₂H₆, HgCl₂ dan sebagainya, tidak terjadi perpindahan elektron dari atom yang satu ke atom yang lain, sehingga ikatan pada senyawa-senyawa ini jelas bukan ikatan ion. Senyawa-senyawa ini merupakan pengelompokan yang stabil dari atom-atom. Pada H₂, misalnya, kurva energi potensial memperhatikan harga minimum pada jarak antar nuklir 75 ppm, hal mana menunjukkan terjadinya suatu ikatan, pemutusan ikatan ini memerlukan energi 435 kJ/mol

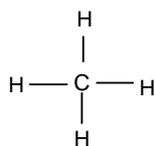
Jumlah ikatan kovalen yang dapat dibentuk oleh suatu atom disebut kovalensi. Beberapa harga kovalensi untuk unsur-unsur yang umum adalah hidrogen dan halogen = 1; oksigen dan belerang = 2; nitrogen dan fosfor = 3; karbon dan silikon = 4.



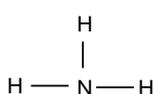
Gambar 2.1. Diagram energi pembentukan H_2 dari dua atom H

Angka yang disebut di atas untuk kovalensi sama dengan jumlah elektron yang diperlukan atom agar menjadi isoelektronik (struktur elektron yang sama) dengan gas mulia. Di bawah ini terdapat rumus bangun beberapa senyawa di mana digunakan garis untuk menyatakan ikatan kovalen.

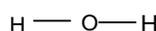
CH_4 :



NH_3 :



H_2O :



Adakalanya dua atom dapat menggunakan bersama lebih dari sepasang elektron membentuk ikatan ganda. Pemakaian bersama dua pasang elektron menghasilkan ikatan rangkap dan pemakaian bersama tiga pasang elektron menghasilkan ikatan ganda tiga, seperti contoh untuk N_2 dan CO_2 di bawah ini :



Senyawa kovalen memiliki sifat sebagai berikut:

1. Pada suhu kamar pada umumnya berupa gas, cairan atau padatan dengan titik leleh rendah. Gaya antar molekul adalah lemah meskipun ikatan-ikatan itu adalah ikatan kuat.
2. Melarut dalam pelarut non polar seperti benzena dan beberapa diantaranya dapat berinteraksi dengan pelarut polar.
3. Padatnya, leburannya atau larutannya tidak menghantarkan listrik.

2. Ikatan kovalen koordinat

Ikatan ini disebut juga ikatan kovalen dativ. Ikatan ini mirip dengan ikatan kovalen, tetapi hanya satu atom yang menyediakan dua elektron untuk dipakai bersama.

Sebagai contoh perhatikan cara pembentukan suatu kompleks $BCl_3 \cdot NH_3$ yang stabil, yang terbentuk dari amonia dan boron triklorida. Atom nitrogen dalam amonia mengandung dua elektron yang tidak terikat (sepasang elektron bebas) sedangkan atom boron dalam boron triklorida kekurangan dua elektron untuk mencapai oktet yang stabil. Oktet dapat dilengkapi dengan cara:



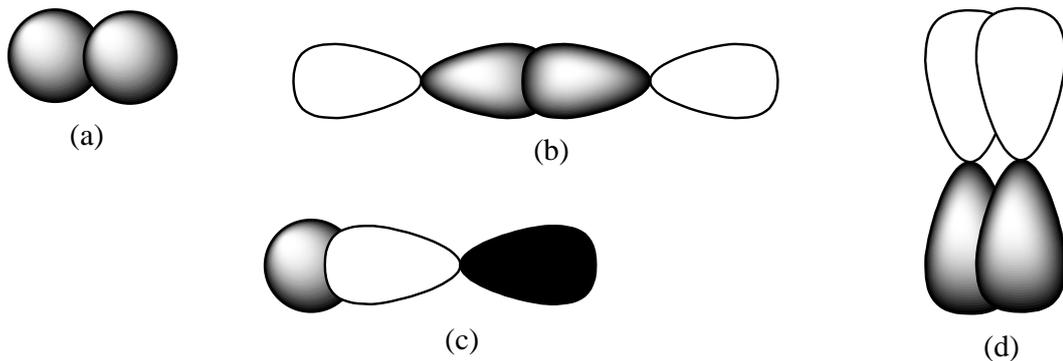
Jika pada rumus Lewis digunakan garis untuk menyatakan pasang elektron, maka ikatan koordinat kovalen dapat dinyatakan dengan tanda panah dari atom yang memberikan pasangan elektron.

Ikatan kovalen dapat ditinjau dengan dua cara. Pada cara pertama, elektron yang digunakan bersama itu menempati orbital-orbital atom yang saling bertindihan (overlap): cara ini, yang dikenal sebagai Teori Ikatan Valensi, dikembangkan oleh Heitler dan Slater dan kemudian diperluas Pauling dan Coulson. Pada cara kedua, molekul dianggap mempunyai orbital-orbital molekul yang ditempati oleh elektron menurut energi yang meningkat. Cara ini yang dikembangkan oleh Hund dan Milikan dikenal sebagai teori Orbital Molekul.

Teori ini bertitik tolak dari atom-atom secara terpisah. Ikatan antara atom-atom terjadi dengan cara orbital-orbital atom yang masing-masing, saling bertindihan. Agar dapat diperoleh molekul yang stabil, kedua elektron itu harus mempunyai spin yang berlawanan; hanya dalam hal ini akan didapat suatu harga minimum pada kurva energi potensial.

Kekuatan ikatan bergantung pada *derajat pertindihan* yang terjadi. Makin besar derajat pertindihan, makin kuat ikatan. Pertindihan antara dua orbital - s tidak kuat oleh karena distribusi muatan yang berbentuk bola; pada umumnya ikatan s-s relatif lemah. Orbital -p dapat bertindih dengan orbital -s atau orbital -p lainnya dengan efektif, karena orbital-orbital p terkonsentrasi pada arah tertentu.

Pertindihan orbital-orbital dapat menghasilkan *ikatan sigma* (σ) dan *ikatan pi* (π). Ikatan sigma dapat terbentuk dari pertindihan orbital -s-s, p-p dan s-p. Elektron ikatan dalam ikatan sigma terletak di sekitar garis (khayalan) yang menghubungkan inti ke dua atom. Ikatan pi dihasilkan dari pertindihan dua orbital -p yang berdekatan dan sejajar. Cara pertindihan orbital atom dapat dilihat pada gambar berikut.



- a) pertindihan 2 orbital s
b) pertindihan 2 orbital p

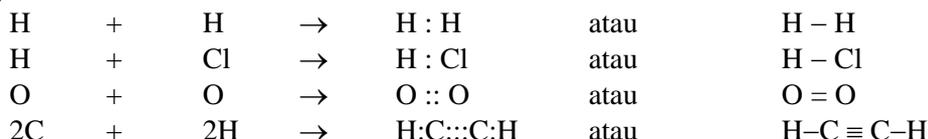
- c) pertindihan orbital s dan p
d) pertindihan 2 orbital p yang sejajar

D. TEORI OKTET (LEWIS, 1916)

1. Peraturan oktet

Dalam usahanya untuk menerangkan pembentukan molekul-molekul, seperti H_2 , HCl , O_2 , dan sebagainya, Lewis mengemukakan bahwa suatu atom lain dengan cara menggunakan bersama dua elektron atau lebih dan dengan demikian mencapai konfigurasi gas mulia, $ns^2 np^6$ (kecuali pada molekul hidrogen).

Misalnya:



Teori ini tidak menerangkan mengapa penggunaan bersama sepasang elektron merupakan suatu ikatan.

Rumus senyawa seperti ditulis di atas yang sesuai dengan aturan oktet disebut rumus titik, rumus elektron, atau rumus **Lewis**. Menurut teori ini, jumlah ikatan kovalen yang dapat dibentuk oleh suatu unsur bergantung pada jumlah elektron tak berpasangan dalam unsur tersebut.

Misalnya,

Cl	Ne $3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2$	hanya ada satu elektron tunggal, jadi Cl hanya dapat membentuk satu ikatan kovalen (HCl , CCl_4)
O	He $2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$	di sini ada dua elektron tunggal, sehingga O dapat membentuk dua ikatan (H–O–H , O=O)
C	He $2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	di sini hanya ada dua elektron tunggal, sedangkan menurut teori hibridisasi biasanya membentuk empat ikatan (CH_4)
B	He $2s^2 2p_x^1$	di sini juga hanya ada satu elektron tunggal, padahal menurut teori hibridisasi B dapat membentuk tiga ikatan (BCl_3).

Menurut teori oktet Lewis ini unsur-unsur gas mulia tidak dapat membentuk ikatan oleh karena tiap atom sudah dikelilingi oleh 8 elektron valensi. Dewasa ini telah diketahui bahwa Xe dapat membentuk senyawa-senyawa seperti misalnya XeF_2 dan XeO_2 .

2. Cara menulis rumus Lewis

Rumus Lewis untuk beberapa molekul kovalen dan ion poliatomik sangat berguna antara lain untuk mempelajari bentuk suatu molekul atau ion. cara menuliskan rumus Lewis dapat dibagi dalam beberapa tahap. Meskipun tidak selalu mudah, pada tahap pertama perlu menentukan letak atom-atom pada ikatan. Dalam banyak hal dapat ditarik kesimpulan dari rumus senyawa itu, bahwa yang ditulis lebih dahulu adalah atom pusat misalnya bagan dari CO_2 dan NO_3^- sebagai berikut:



Setelah menuliskan bagan maka dapat digunakan tahap-tahap berikut :

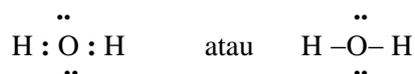
1. Hitung semua elektron valensi dari atom. Jika spesi itu adalah ion tambahkan elektron sebanyak muatan ion negatif atau mengurangi jumlah elektron dengan muatan positif.
2. Bubuhkan pasangan elektron untuk setiap ikatan.
3. Lengkapi oktet dari atom yang terikat pada ion pusat (kecuali dua elektron untuk hidrogen)
4. Tambahkan jika perlu pasangan elektron pada atom pusat
5. Jika pada atom pusat masih belum mencapai oktet, harus dibentuk ikatan ganda agar atom merupakan suatu oktet.

Suatu struktur Lewis yang memenuhi aturan oktet, belum tentu dapat menunjukkan sifat senyawa tersebut misalnya untuk O_2 . Struktur:



Sudah memenuhi aturan oktet, tetapi tidak sesuai dengan sifat yang diamati. Pada rumus di atas semua elektron berpasangan. Menurut pengamatan, O_2 bersifat paramagnetik, jadi harus terdapat elektron yang tidak berpasangan.

Selain daripada itu, bentuk dari bagan turut juga menentukan sifat molekul tersebut. Jika rumus Lewis dari H_2O ditulis sebagai



Telah diketahui bahwa molekul H_2O bentuknya "V", yaitu sudut H-O-H adalah 105° , bukan 180° , tapi sudut yang kami tulis dalam struktur Lewis tidak bisa dilihat sama sudut nyata.

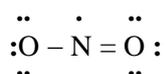
3. Penyimpangan dan keterbatasan aturan oktet

Seringkali dijumpai juga bahwa tidak mungkin semua atom dalam satu molekul memenuhi aturan oktet, yang dapat dibagi dalam tiga kelompok.

a) Spesi elektron - ganjil

Jika jumlah elektron valensi ganjil akan terdapat elektron yang tidak berpasangan dan sekurang-kurangnya terdapat satu atom dengan oktet yang tidak lengkap.

Misalnya pada molekul NO_2 (17 elektron valensi) yang dapat ditulis :

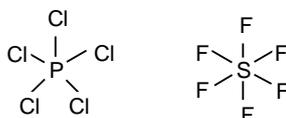


b) Oktet yang tidak sempurna

Hal ini dapat ditunjukkan oleh BeH_2 . $H-Be-H$

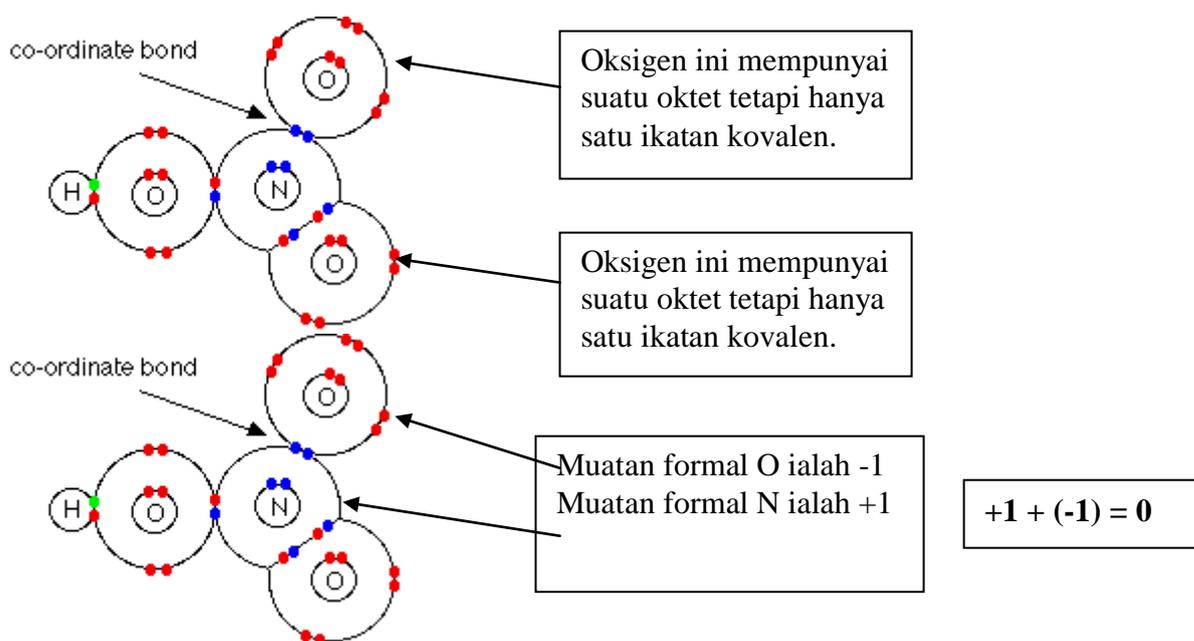
c) Oktet yang diperluas

Pada PCl_5 , P dikelilingi oleh 10 elektron dan SF_6 , S dikelilingi oleh 12 elektron.



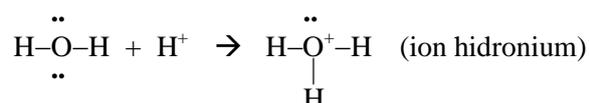
4. Muatan formal

Dalam beberapa rumus, beberapa unsur tampaknya membentuk ikatan kovalen dengan jumlah yang tidak lazim. Ternyata menggambar rumus Lewis yang sepenuhnya benar dari senyawa-senyawa ini tidak dimungkinkan, kecuali bila kita memberikan muatan elektrostatis, yang disebut *muatan formal*, kepada beberapa unsur dalam struktur ini. Misalnya, perhatikan struktur Lewis untuk asam nitrat.



Rumus untuk asam nitrat menunjukkan tiga oksigen yang terikat pada sebuah atom nitrogen. Atom nitrogen dan tiap oksigen telah mempunyai oktet lengkap, namun satu atom oksigen diikat hanya oleh satu ikatan kovalen bukannya oleh dua seperti biasa. Seandainya elektron-elektron dalam ikatan HNO_3 dibagi antara atom-atom sedemikian sehingga tiap atom yang digabung oleh suatu ikatan kovalen diberi satu elektron dari ikatan kovalen tersebut, maka oksigen yang hanya mempunyai satu ikatan kovalen akan mempunyai tujuh elektron valensi-satu elektron berlebih dibandingkan atom oksigen netral. Oleh karena itu, oksigen ini diberi suatu muatan elektrostatis, atau muatan formal, sebesar -1. Sama juga dengan atom nitrogen mempunyai hanya empat elektron valensi-satu elektron kurang dibandingkan yang dimiliki atom nitrogen netral. Atom nitrogen yang kekurangan elektron ini mempunyai muatan formal +1. Atom-atom lain dalam asam nitrat semuanya memiliki elektron yang sama banyak seperti atom-atom netral mereka; maka muatan formal mereka adalah nol.

Dalam molekul atau ion, jumlah muatan formal atom atom harus berjumlah muatan molekul atau ion. Lihatlah ion hidronium, H_3O^+ , yaitu hasil reaksi molekul air dengan proton



Struktur ini mempunyai delapan elektron di sekeliling oksigen dan dua elektron di sekitar hidrogen, sehingga semua kulit valensi terisi penuh. (Perhatikan bahwa semua ada delapan elektron valensi-oksigen menyumbang enam dan setiap hidrogen menyumbang satu, jumlah seluruhnya sembilan, tetapi ion ini mempunyai satu muatan positif, sehingga

satu elektron harus dilepaskan agar menjadi delapan. Kedelapan elektron ini membentuk tiga ikatan tunggal O-H, sisanya adalah sepasang elektron pada O yang tidak mengadakan ikatan bebas).

Walaupun seluruh ion hidronium membawa satu muatan positif, kita akan bertanya "Atom mana yang membawa muatan?" Untuk menentukan *muatan formal*, kita dapat menganggap bahwa setiap atom "memiliki" semua elektron bebasnya ditambah dengan setengah dari jumlah elektron yang digunakan bersama. Untuk mendapatkan muatan formal, kurangi jumlah ini dari jumlah elektron valensi dalam atom netral. Defenisi dapat ditulis melalui persamaan.

$$\text{Muatan formal} = \begin{array}{l} \text{jumlah elektron valensi} \\ \text{pada atom netral} \end{array} - \begin{array}{l} \text{elektron} \\ \text{bebas} \end{array} - \begin{array}{l} \text{setengah jumlah} \\ \text{elektron ikatan} \end{array}$$

atau dalam bentuk yang lebih sederhana:

$$\text{Muatan formal} = \begin{array}{l} \text{jumlah elektron valensi} \\ \text{pada atom netral} \end{array} - (\text{jumlah titik} + \text{jumlah ikatan} \times \frac{1}{2})$$

Marilah kita terapkan defenisi ini pada ion hidronium:

Untuk setiap hidrogen; muatan formal = 1 - (0 + 1) = 0

Untuk oksigen, muatan formal = 6 - (2 + 3) = 1

Secara formal atom oksigen dari ion hidronium membawa muatan +1.

5. Konsep resonansi

Ada kalanya suatu molekul tidak dapat dinyatakan dengan satu rumus Lewis saja. Misalnya ozon, O₃, dapat dinyatakan dengan dua rumus Lewis.

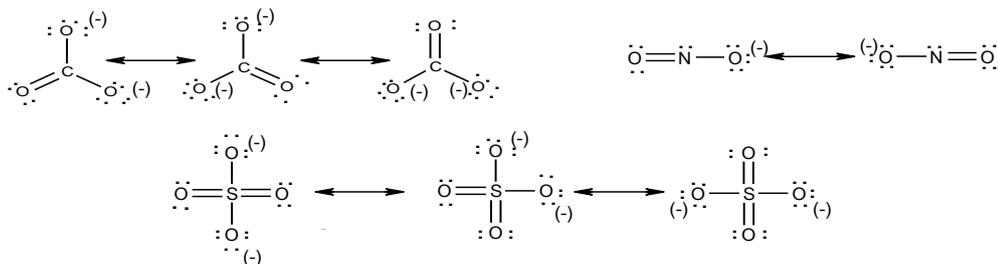


(Catat muatan formal!)

Menurut eksperimen, jarak kedua ikatan O–O adalah sama yaitu 1,278 Å, meskipun terdapat dua macam ikatan antara O dan O pada kedua rumus di atas yaitu O–O dan O=O. Jadi kedua rumus ozon di atas adalah ekivalen meskipun letak elektron berbeda.

Rumus Lewis yang ekivalen disebut *bentuk resonansi* atau *hibrida resonansi*, dan untuk ozon dinyatakan dengan, kedua ujung anak panah kembar menunjukkan adanya bentuk resonansi. Pada penulisan bentuk resonansi perlu diperhatikan bahwa susunan inti setiap struktur adalah sama, yaitu atom yang terikat pada atom yang lain adalah sama untuk semua struktur sedangkan yang berbeda hanya susunan elektron-elektron.

Contoh resonansi yang lain yaitu untuk ion karbonat, CO₃²⁻, ion sulfat, SO₄²⁻, dan ion nitrit, NO₂⁻:



E. BENTUK MOLEKUL

Bentuk molekul dapat diramal dengan dua cara yang berbeda :

1. meninjau pengaruh tolak-menolak antara pasangan elektron dalam kulit valensi atom pusat.
2. meninjau distribusi orbital atom pusat. Cara ini dikenal dengan konsep hibridisasi.

Teori Tolakan Pasangan Elektron Kulit Valensi (TPEKV) atau Teori VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*)

Teori ini didasarkan atas hipotesis bahwa semua elektron valensi (pasangan ikatan dan pasangan bebas) menempati kedudukan di sekitar atom pusat sedemikian rupa sehingga tolak-menolak antara pasangan elektron seminimal mungkin. Kedudukan baru dari pasangan elektron ini menentukan bentuk molekul. Teori ini mula-mula diperkenalkan oleh Sidwick dan Powell yang kemudian dikembangkan oleh Nyholm dan Gillespie yang ikhtisarnya sebagai berikut:

1. Pasangan-pasangan elektron berusaha saling menjauhi semaksimal mungkin.
2. Jarak yang diambil oleh pasangan elektron bergantung pada keelektronegatifan atom yang bersangkutan.
3. Urutan jarak yang diambil oleh pasangan elektron sebagai berikut:
Pasangan bebas > *Pasangan ikatan rangkap* > *Pasangan ikatan tunggal*

Langkah-langkah dalam cara meramal bentuk molekul adalah sebagai berikut:

- a) Hitung jumlah elektron valensi (elektron kulit terluar) dari atom pusat.
- b) Tambahkan dengan besarnya muatan jika spesi bermuatan negatif atau kurangi dengan besarnya muatan jika spesi bermuatan positif.
- c) Tambahkan dengan jumlah atom yang terikat.
- d) Bagi dengan dua ; menghasilkan jumlah pasangan elektron.
- e) Tempatkan pasangan elektron sehingga mengelilingi atom pusat.
- f) Jumlah pasangan elektron (d) dikurangi jumlah atom yang terikat adalah sama dengan pasangan elektron bebas.

Pasangan-pasangan elektron tersusun mengelilingi atom sentral sehingga tolak-menolak antara pasangan-pasangan elektron ini seminimal mungkin. Bentuk pasangan-pasangan elektron sebagai berikut:

- a) *Dua kelompok pasangan elektron.* Pasangan-pasangan ini tersusun berseberangan di antara atom pusat membuat sudut 180° .
- b) *Tiga kelompok pasangan elektron.* Susunannya berbentuk segi tiga planar dengan sudut 120° antara pasangan elektron.
- c) *Empat kelompok pasangan elektron.* Tetrahedral dengan pasangan elektron terdapat di pojok tetrahedral dengan sudut antara pasangan elektron $109,5^\circ$ (sudut tetrahedral).
- d) *Lima kelompok pasangan elektron.* Meskipun simetris yang terbaik adalah pentagon planar (sudut 72°), tetapi susunan tiga dimensi yang paling tepat yaitu trigonal bipiramida. Sudut antara pasangan *equatorial* 120° dan sudut antara pasangan *axial* 90° .
- e) *Enam kelompok pasangan elektron.* Susunannya berbentuk oktahedral dengan sudut antara pasangan elektron yang berdekatan 90° .
- f) *Tujuh pasangan elektron atau lebih.* Hanya sedikit senyawa yang lebih dari enam pasangan elektron mengelilingi atom pusat dan strukturnya ditentukan secara khusus.

Susunan pasangan elektron yang umum ditunjukkan pada tabel 2.1 dan 2.2 kemudian gambar 2.1.

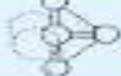
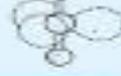
Tabel 2.1. Bentuk molekul dan jumlah elektron

		elektron			elektron
1	Ramalan geometri BeF₂		5	Ramalan geometri BrF₃	
	a) Elektron valensi Be	2		a) Elektron valensi Br	7
	b) BeF ₂ netral	0		b) BrF ₃ netral	0
	c) Elektron dari 2 F	2		c) Elektron dari 3 F	3
	d) Jumlah elektron	4		d) Jumlah elektron	10
	e) Jumlah pasangan elektron	$4/2 = 2$		e) Jumlah pasangan elektron	$10/2 = 5$
	f) Susunan elektron garis lurus (bentuk BeF ₂ <i>linier</i>)			f) Susunan elektron trigonal piramidal. Tiga ikatan, jadi terdapat 2 pasangan elektron bebas, jadi BrF ₃ <i>bentuk "T"</i> .	
2	Ramalan geometri BF₃		6	Ramalan geometri SF₆	
	a) Elektron valensi B	3		a) Elektron valensi S	6
	b) BF ₃ netral	0		b) SF ₆ netral	0
	c) Elektron dari 3 F	3		c) Elektron dari 6 F	6
	d) Jumlah elektron	6		d) Jumlah elektron	12
	e) Jumlah pasangan elektron	$6/2 = 3$		e) Jumlah pasangan elektron	$12/2 = 6$
	f) Susunan elektron segitiga planar (bentuk BF ₃ <i>segitiga planar</i>)			f) Susunan elektron oktahedral. Jadi bentuk SF ₆ : <i>oktahedral</i>	
3	Ramalan geometri CH₄		7	Ramalan geometri XeF₄	
	a) Elektron valensi C	4		a) Elektron valensi Xe	8
	b) CH ₄ netral	0		b) XeF ₄ netral	0
	c) Elektron dari 4 H	4		c) Elektron dari 4 F	4
	d) Jumlah elektron	8		d) Jumlah elektron	12
	e) Jumlah pasangan elektron			e) Jumlah pasangan elektron	$12/2 = 6$
	f) Susunan elektron tetrahedral. Jadi bentuk CH ₄ <i>tetrahedral</i>			f) Susunan elektron oktahedral. Empat ikatan, jadi terdapat dua pasangan elektron bebas. Bentuk XeF ₄ : <i>bujur sangkar</i>	
4	Ramalan geometri PCl₅				
	a) Elektron valensi P	5			
	b) PCl ₅ netral	0			
	c) Elektron dari 5 Cl	5			
	d) Jumlah elektron	10			
	e) Jumlah pasangan elektron	$10/2 = 5$			
	f) Susunan elektron trigonal bipiramidal. Bentuk PCl ₅ <i>trigonal bipiramidal</i>				

Tabel 2.2. Susunan pasangan elektron.

Kelompok Pasangan Elektron	Bentuk Susunan Elektron	Sudut Ikatan
2	Linier	180°
3	segitiga planar	120°
4	tetrahedral	109,5°
5	trigonal bipiramidal	120° dan 90°
6	oktahedral	90°

Tabel 1.5 Bentuk geometri molekul

PE	PEI (X)	PEB (E)	Tipe	Bentuk geometri molekul	Contoh
2	2	0	AX_2		linier $BeCl_2$ $:\ddot{Cl}:Be:\ddot{Cl}:$
3	3	0	AX_3		trigonal planar BCl_3 $\begin{matrix} & Cl & \\ & / \ \backslash & \\ Cl & B & Cl \\ & \ / \ \backslash & \\ & Cl & \end{matrix}$
3	2	1	AX_2E		membentuk suatu sudut SO_2 $\begin{matrix} & O & \\ & / \ \backslash & \\ O & S & O \end{matrix}$
4	4	0	AX_4		tetrahedral CH_4 $\begin{matrix} & H & \\ & / \ \backslash & \\ H & C & H \\ & \ / \ \backslash & \\ & H & \end{matrix}$
4	3	1	AX_3E		trigonal piramida NH_3 $\begin{matrix} & H & \\ & / \ \backslash & \\ H & N & H \\ & \ / \ \backslash & \\ & H & \end{matrix}$
4	2	2	AX_2E_2		membentuk suatu sudut H_2O $\begin{matrix} & H & \\ & / \ \backslash & \\ & O & \\ & \ / \ \backslash & \\ & H & \end{matrix}$
5	5	0	AX_5		trigonal bipiramida PCl_5 $\begin{matrix} & Cl & \\ & / \ \backslash & \\ Cl & P & Cl \\ & \ / \ \backslash & \\ & Cl & \end{matrix}$
5	4	1	AX_4E		tetrahedral terdistorsi $TeCl_4$ $\begin{matrix} & Cl & \\ & / \ \backslash & \\ Cl & Te & Cl \\ & \ / \ \backslash & \\ & Cl & \end{matrix}$
5	3	2	AX_3E_2		membentuk huruf T CF_3 $\begin{matrix} & F & \\ & / \ \backslash & \\ F & C & F \\ & \ / \ \backslash & \\ & F & \end{matrix}$
5	2	3	AX_2E_3		linear I_3^- $(\ddot{I}:\ddot{I}:\ddot{I})^-$
6	6	0	X_6		oktahedral SF_6 $\begin{matrix} & F & \\ & / \ \backslash & \\ F & S & F \\ & \ / \ \backslash & \\ & F & \end{matrix}$
6	5	1	AX_5E		tetragonal piramida IF_5 $\begin{matrix} & F & \\ & / \ \backslash & \\ F & I & F \\ & \ / \ \backslash & \\ & F & \end{matrix}$
6	4	2	AX_4E_2		segi empat datar ICl_4^- $[\ddot{Cl}-\ddot{I}-\ddot{Cl}]^-$

Sumber: Kimia Dasar Konsep-konsep Inti

Keterangan:

PE = jumlah pasangan elektron

PEI = jumlah pasangan elektron terikat

PEB = jumlah pasangan elektron bebas

F. HIBRIDISASI

Perhatikan konfigurasi elektron Be, B dan C

Be	$1s^2$	$2s^2$	
B	$1s^2$	$2s^2$	$2p^1$
C	$1s^2$	$2s^2$	$2p^2$

Berilium dapat membentuk senyawa yang bersifat kovalen seperti BeH_2 dan BeCl_2 . Boron membentuk senyawa dengan perbandingan 1 : 3 seperti BF_3 dan BCl_3 . Pada senyawa karbon yang lebih dari sejuta banyaknya dapat dijumpai atom karbon yang terikat melalui empat pasangan elektron ikatan. Jika ditinjau dari konfigurasi elektron saja, maka dapat diduga bahwa, berilium yang orbitalnya terisi penuh tidak dapat membentuk satu ikatan kovalen, sedangkan karbon hanya dapat membentuk dua ikatan kovalen.

Kontradiksi antara pengamatan eksperimen dan ramalan berdasarkan model orbital atom, menunjukkan bahwa model orbital atom masih jauh dari sempurna untuk menjelaskan ikatan kimia. Oleh sebab itu penyusunan elektron dalam orbital setiap bilangan kuantum utama perlu ditata kembali. Penyusunan kembali orbital dalam sebuah atom, untuk membentuk seperangkat orbital yang ekuivalen dalam molekul disebut *hibridisasi*.

1. Aturan Hibridisasi

1. Hibridisasi adalah proses pencampuran orbital-orbital dalam suatu atom.
2. Hanya orbital yang mempunyai energi yang hampir sama besar yang membentuk orbital hibrida.
3. Orbital hibrida yang terbentuk sama banyak dengan jumlah orbital yang bercampur.
4. Dalam hibridisasi yang bercampur adalah jumlah orbital, bukan jumlah elektron.
5. Oleh karena orbital -s tidak terarah dalam ruang x, y, z, maka orbital ini tidak mempunyai arah dalam proses hibridisasi.
6. Sebagian besar hibrida adalah mirip tetapi tidak selalu mempunyai bentuk yang identik.
7. Orbital p_x, p_y, d_{xy}, d_{zy} dan sebagainya menentukan sifat arah dan hibridisasi.
8. Bagi hibrida yang ekuivalen orientasi dalam ruang ditentukan oleh:
 - a) jumlah hibrida yang diperoleh
 - b) arah x, y atau z
 - c) anggapan bahwa elektron akan menempati orbital hibrida sedemikian sehingga tidak terganggu oleh elektron lain.
9. Macam hibridisasi yang diterapkan untuk suatu struktur ditentukan oleh geometri molekul yang diperoleh dari eksperimen.

2. Proses Hibridisasi

Proses hibridisasi berlangsung dalam tahap-tahap berikut :

1. Elektron mengalami promosi ke orbital yang tingkat energinya lebih tinggi. Misalnya pada Be : dari $2s$ ke $2p$
2. Orbital-orbital bercampur atau berhibridisasi membentuk orbital hibrida yang ekuivalen.

Contoh 1: Be mempunyai konfigurasi elektron $1s^2 2s^2$. Satu elektron dari 2s mengalami promosi menghasilkan konfigurasi $1s^2 2s^1 2p_x^1$. Orbital 2s dan $2p_x^1$ berhibridisasi membentuk dua orbital hibrida sp yang ekuivalen berbentuk garis lurus.

Contoh 2: B mempunyai konfigurasi elektron terluar $2s^2 2p^1$. Suatu elektron dari 2s mengalami promosi menghasilkan konfigurasi elektron $2s^1 2p_x^1 2p_y^1$. Orbital 2s, $2p_x$ dan $2p_y$ berhibridisasi membentuk tiga orbital hibrida sp^2 yang ekuivalen berbentuk segitiga datar.

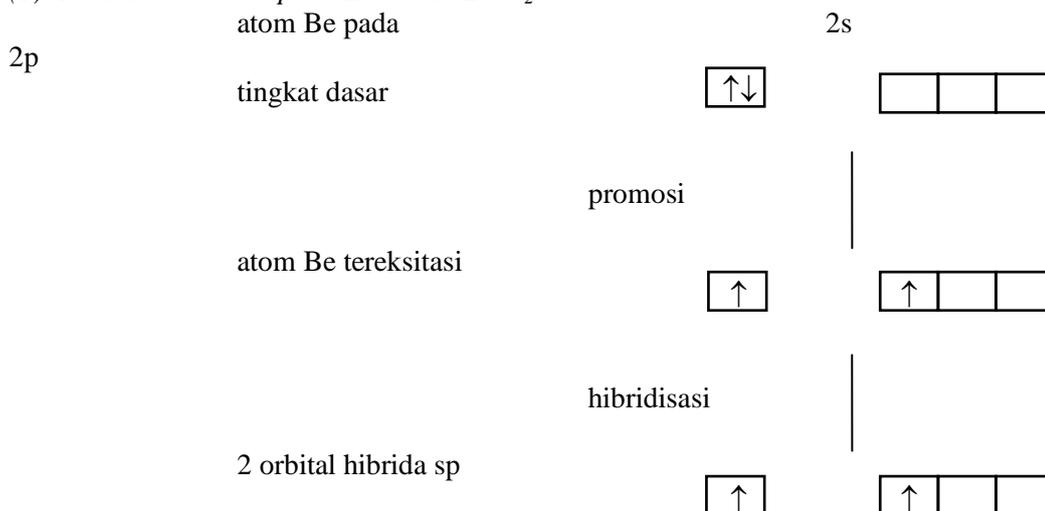
Contoh 3: C mempunyai konfigurasi elektron terluar $2s^2 2p^2$. Satu elektron dari 2s mengalami promosi menghasilkan konfigurasi elektron $2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. Orbital 2s, $2p_x$, $2p_y$ dan $2p_z$ berhibridisasi membentuk 4 orbital hibrida sp^3 yang ekuivalen berbentuk tetrahedral.

Contoh 4: P mempunyai konfigurasi elektron terluar $3s^2 3p^3$. Satu elektron dari 3s mengalami promosi menghasilkan konfigurasi elektron $=3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 3d_z^1$. Orbital 3s, $3p_x$, $3p_y$, $3p_z$, dan $3d_z^1$ membentuk 5 orbital hibrida sp^3d yang ekuivalen berbentuk trigonal bipiramida.

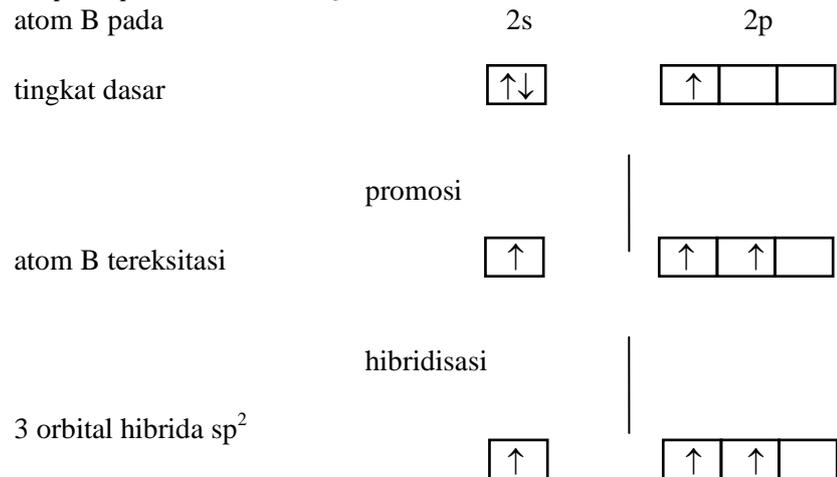
Contoh 5: S mempunyai konfigurasi elektron terluar $3s^2 3p^4$. Satu elektron dari 3s dan satu elektron dari 3p mengalami promosi menghasilkan konfigurasi elektron $3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 3d_z^1 3d_{x^2-y^2}^1$. Keenam orbital di atas berhibridisasi membentuk 6 orbital hibrida sp^3d^2 yang ekuivalen dengan bentuk oktahedral.

Proses hibridisasi pada pembentukan $BeCl_2$, BCl_3 , CH_4 , PCl_5 dan SF_6 dapat dilihat pada bagan-bagan berikut:

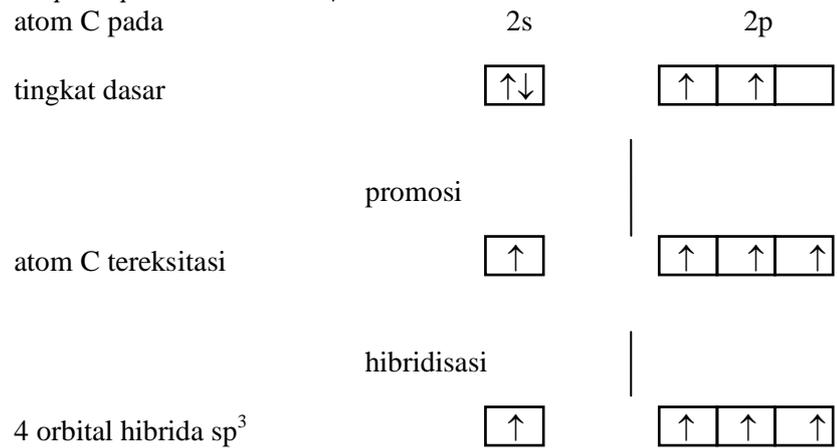
(1) Proses hibridisasi pada Be dalam $BeCl_2$



(2) Proses hibridisasi pada pembentukan BCl_3
atom B pada



(3) Proses hibridisasi pada pembentukan CH_4
atom C pada



Tabel 2.3. Susunan pasangan elektron, bentuk molekul dan hibridisasi.

No.	Senyawa	Pasangan Elektron			Susunan Elektron	Bentuk Molekul	Hibridisasi Atom Pusat
		Ikatan	Non-ikatan	Jumlah			
1	$BeCl_2$	2	0	2	linier	linier	sp
2.	BCl_3	3	0	3	segitiga	segitiga	sp ²
3.	CH_4	4	0	4	tetrahedral	tetrahedral	sp ³
4.	NH_3	3	1	4	tetrahedral	piramida	sp ³
5.	PCl_5	5	0	5	trigonal-bipirimida	trigonalbipiramida	sp ³ d
6.	BrF_3	3	2	5	trigonal-bipirimida	bentuk T	sp ³ d
10	SF_6	6	0	6	oktahedral	oktahedral	sp ³ d ²
11	XeF_4	4	2	6	oktahedral	bujursangkar	sp ³ d ²

G. PARAMETER STRUKTUR MOLEKUL

Ada tiga parameter yang menentukan struktur molekul yaitu: energi ikatan, panjang ikatan dan sudut ikatan.

1. Energi ikatan

Energi ikatan adalah energi yang diperlukan untuk memutuskan satu mol ikatan atau sebaliknya, energi yang dilepaskan jika terbentuk satu mol ikatan.

Misalnya, energi ikatan H–H adalah 436 kJ mol^{-1} maka diperlukan 436 kJ untuk memutuskan satu mol ikatan H–H dan dilepaskan 436 kJ jika terbentuk satu mol ikatan H–H. Beberapa energi rata-rata dapat dilihat dalam Lampiran II.

Energi ikatan merupakan ukuran kekuatan suatu ikatan. Makin besar energi ikatan makin kuat ikatan itu. Bagi hidrogen halida, energi ikatannya makin berkurang jika nomor atom halogen bertambah.

2. Panjang ikatan

Dalam molekul, atom-atom selalu bergetar, sehingga jarak antara dua atom tidak tetap. Untuk hal ini ditetapkan jarak rata-rata antara inti dua atom terikat dan disebut panjang ikatan atau jarak ikatan. Panjang ikatan dapat ditentukan dengan cara difraksi sinar-x atau spektroskopi molekul.

Tabel 2.4. Panjang ikatan dan energi ikatan beberapa macam ikatan dan senyawa.

Ikatan	Panjang Ikatan (nm)	Energi Ikatan (kJ mol^{-1})	Ikatan	Panjang Ikatan (nm)	Energi Ikatan (kJ mol^{-1})
C–C	0,154	348	Br–Br	0,228	193
C=C	0,134	610	I – I	0,267	151
C≡C	0,120	840	H–F	0,092	562
N–N	0,147	159	H–Cl	0,127	431
N≡N	0,110	945	H–Br	0,141	366
F–F	0,142	158	H–I	0,161	299
Cl–Cl	0,199	242			

Dari tabel di atas dapat dilihat bahwa:

- Pada umumnya ikatan yang kuat lebih pendek dari ikatan lemah.
- Kekuatan ikatan rangkap tidak dua kali kekuatan ikatan tunggal
- Panjang ikatan rangkap tidak setengah dari panjang ikatan tunggal, namun lebih pendek

3. Sudut ikatan

Sudut ikatan atau sudut yang dibuat oleh dua atom dengan suatu atom sentral, adalah salah satu faktor penting dalam penentuan struktur molekul. Misalnya sudut HOH dalam H_2O adalah $104^\circ 31'$ dan sudut HNH dalam NH_3 adalah 107° . Beberapa pendekatan untuk menerangkan sudut-sudut ikatan ini :

a. Metode valensi terarah

Metode ini bertitik tolak dari konsep valensi terarah dari ikatan yang menggunakan orbital-orbital p. Orbital-orbital ini saling membuat sudut 90° satu dengan yang lain. Dalam pembentukan H_2O , dua orbital -1s dari hidrogen bertindihan dengan orbital -2p_z

dan orbital $-2p_x$ dari oksigen. Berdasarkan ini maka sudut HOH seharusnya 90° . Untuk menerangkan sudut 104° yang ditemukan secara eksperimen, dipostulatkan bahwa terjadi penolakan antara kedua atom H yang mempunyai kelebihan muatan positif.

b. Teori tolakan pasangan elektron

Menurut teori ini semua elektron yang berada dalam kulit valensi akan mengambil kedudukan dengan jarak pemisahan yang sebesar mungkin. Pada molekul-molekul H_2O , NH_3 dan CH_4 terdapat empat pasangan elektron dalam kulit valensi dari atom pusat. Pemisahan yang maksimal akan terjadi apabila keempat pasangan elektron itu mengambil kedudukan pada sudut-sudut tetrahedron. Untuk dapat menerangkan sudut ikatan yang lebih kecil pada H_2O (104°) dan pada NH_3 (107°). Dipostulatkan bahwa efek tolakan dari pasangan elektron bebas (yang tidak terlibat dalam ikatan) lebih besar daripada efek tolakan dari pasangan elektron ikatan. Pada H_2O terdapat dua pasangan elektron bebas, pada NH_3 satu pasangan dan pada CH_4 tidak ada, pasangan elektron bebas.

c. Konsep hibridisasi

Bentuk dari orbital-orbital sp^3 yang telah dibahas pada pasal 2.8. langsung menerangkan bentuk tetrahedral dari CH_4 . Bila diandaikan bahwa hibridisasi sp^3 juga terjadi pada H_2O dan NH_3 , maka pada H_2O akan terdapat dua orbital yang masing-masing mengandung sepasang elektron bebas, sedangkan pada NH_3 ada satu orbital dengan sepasang elektron bebas. Dengan konsep ini dapat diterangkan pula sudut ikatan sebesar 120° pada BCl_3 . Seperti halnya panjang ikatan sudut ikatan tidak mempunyai harga yang tetap, karena atom-atom itu terus bergetar. Demikian pula, sudut ikatan ditentukan dengan pengukuran difraksi sinar-x dan spektroskopi molekul.

H. IKATAN LOGAM, IKATAN HIDROGEN DAN GAYA INTERMOLEKUL

1. Ikatan Logam

Pada bab pengantar telah dijelaskan bagaimana terbentuk *ikatan logam*. Sebagian besar dari unsur-unsur adalah logam. Elektron valensi logam tidak erat terikat (energi ionisasi rendah). Logam alkali hanya mempunyai satu elektron valensi, sedangkan logam transisi dapat menggunakan lebih banyak elektron valensi dalam pembentukan ikatan. Dalam logam, orbital atom terluar yang terisi elektron menyatu menjadi suatu sistem terdelokalisasi yang merupakan dasar pembentukan ikatan logam. Dalam sistem ini yang keseluruhannya merupakan kisi logam, elektron-elektron valensi bebas bergerak. Oleh pengaruh beda potensial terjadi arus elektron; hal inilah yang menyebabkan logam dapat menghantarkan listrik. Oleh gerakan elektron yang cepat, kalor dapat mengalir melalui kisi, sehingga logam dapat menghantar panas. Lapisan dalam kisi logam dapat digeser tanpa merusak ikatan logam. Hal ini menyebabkan logam dapat ditempa dan dapat diregangkan menjadi kawat.

Kekuatan logam bertambah, jika:

- jumlah elektron dalam sistem terdelokalisasi bertambah.
- jika ukuran pusat atom yang merupakan satuan struktur logam bertambah kecil.

Logam alkali sangat lunak dan titik lelehnya rendah. Logam transisi membentuk kation yang kecil dan mempunyai beberapa elektron valensi sehingga logam-logam ini keras dan mempunyai titik leleh tinggi.

Hasil studi difraksi sinar-x menunjukkan bahwa logam membentuk kristal dalam tiga macam geometri kisi yaitu kubus berpusat muka, kubus berpusat badan dan heksagonal terjejal.

2. Ikatan Hidrogen

H₂O, NH₃ dan HF semuanya sangat polar, karena mengandung tiga unsur yang sangat elektronegatif yaitu oksigen dan fluor yang menyambung langsung pada hidrogen yang sangat kurang elektronegatif. Cara ini menghasilkan molekul polar yang memiliki gaya antarmolekul yang sangat kuat.

Jika unsur-unsur O, N dan F terikat pada atom H, maka pasangan elektron yang dipakai bersama dalam ikatan kovalen terdorong mendekati atom yang elektronegatif. Dengan demikian atom hidrogen tidak mempunyai elektron kulit terdalam kecuali yang dipakai bersama pada katan kovalen. Oleh karena itu atom-atom H yang terikat pada N, O dan F menempatkan dirinya di antara atom-atom unsur ini dan menghasilkan gaya tarik menarik, menjembatani unsur-unsur yang elektronegatif itu membentuk ikatan yang disebut *ikatan hidrogen*.

Ikatan hidrogen adalah tarik menarik antar molekul dipol permanen-dipol permanen.

Ikatan hidrogen terbentuk jika:

- atom hidrogen terikat pada atom yang keelektronegatifannya besar (N, O dan F).
- atom yang sangat elektronegatif mempunyai pasangan elektron bebas.

Adanya ikatan hidrogen yang menyebabkan air antara lain mempunyai titik didih yang tinggi.

Ikatan hidrogen terdapat dalam struktur protein, karbohidrat dan asam nukleat. Sifat biologis dan fungsi dari molekul-molekul ini dalam benda-benda hidup sangat ditentukan oleh ikatan hidrogen.

3. Gaya inter-molekul

Unsur-unsur molekular dan gas mulia melalui pendinginan dapat mencair kemudian menjadi padatan. Hal ini menunjukkan bahwa di antara partikel-partikel tak bermuatanpun terdapat gaya tarik menarik. Pada suhu kamar yod berupa padatan ; jadi diantara molekul-molekul yod terdapat gaya tarik menarik yang kuat. Pada tabel dapat dilihat beberapa data tentang jumlah elektron dan titik didih beberapa senyawa.

Tabel 2.5. Jumlah elektron dan titik didih.

Molekul	Jumlah elektron dalam molekul	titik didih cairan (°C)
H ₂	2	- 253
N ₂	14	- 196
O ₂	16	- 183
Cl ₂	34	- 35
I ₂	126	+ 185

Dari tabel terlihat bahwa jumlah elektron menentukan besarnya gaya tarik menarik satu molekul terhadap molekul didekatnya. Makin kuat gaya tarik menarik, makin tinggi titik didih cairan.

Gaya tarik menarik yang lemah di antara dua buah ujung dipol disebut gaya van der Waals. Gaya van der Waals makin bertambah jika jumlah elektron bertambah.

I. KEELEKTRONEGATIFAN DAN KEPOLARAN IKATAN

1. Keelektronegatifan

Keelektronegatifan suatu unsur adalah kemampuan relatif atomnya untuk menarik elektron ke dekatnya dalam suatu ikatan kimia.

Salah satu cara untuk menyusun keelektronegatifan yaitu yang berkaitan dengan penggunaan energi ikatan. Energi ikatan ialah energi yang diperlukan untuk memutuskan satu ikatan menjadi atom netral. Diketahui energi ikatan H_2 431 kJ per mol ikatan atau $7,16 \times 10^{-22}$ kJ per ikatan. Oleh karena pada pembentukan ikatan, masing-masing atom hidrogen menyumbang satu elektron, maka dapat dianggap bahwa setiap atom menyumbangkan setengah dari energi ikatan yaitu $3,58 \times 10^{-22}$ kJ. Demikian pula pada pembentukan Cl_2 (energi ikatan 239 kJ mol^{-1}) setiap atom menyumbang $1,99 \times 10^{-22}$ kJ. Andaikata pada pembentukan HCl, H dalam HCl mirip dengan H dalam H_2 dan Cl dalam HCl mirip dengan Cl dalam Cl_2 , maka jumlah sumbangan H dan Cl dalam pembentukan HCl adalah $5,57 \times 10^{-22}$ kJ per ikatan. Hasil eksperimen menunjukkan bahwa energi ikatan HCl sama dengan 427 kJ mol^{-1} atau $7,09 \times 10^{-22}$ kJ per ikatan. Jadi energi ikatan yang diamati lebih besar dari energi ikatan hasil perhitungan. Dengan demikian ikatan dalam HCl lebih stabil karena memperoleh energi pengstabilan tambahan. Besarnya energi ini bergantung dari kemampuan tarikan elektron relatif dari atom terikat. Makin besar selisih muatan antara kedua ujung molekul makin besar *energi pengstabilan tambahan atau energi resonansi ionik*. Energi pengstabilan tambahan (dinyatakan dengan Δ), dianggap sebagai akibat sifat ionik parsial dari molekul karena terdapat selisih dalam keelektronegatifan unsur. Untuk molekul AB.

$$\Delta = E_{AB} - \left[\left(E_{A_2} \right) \left(E_{B_2} \right) \right]^{1/2}$$

dengan E_{AB} energi ikatan AB, E_{A_2} dan E_{B_2} berturut-turut energi ikatan (disosiasi) A_2 dan B_2 . Linus Pauling menetapkan keelektronegatifan fluor dengan 4 dan beberapa harga keelektronegatifan unsur dapat dilihat pada tabel.

Keelektronegatifan unsur golongan utama menurut skala Pauling

H						
2,1						
Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K	Ca	-	Ge	As	Sc	Br
0.8	1.0		1.7	2.0	2.4	2.8
Rb	Sr	-	Sn	Sb	Te	I
0.8	1.0		1.7	1.8	2.1	2.4
Cs	Ba					
0.7	0.9					

2. Kepolaran ikatan dan molekul

Pada molekul yang terdiri atas dua atom yang berlainan daya tarik kedua atom terhadap elektron tidak sama besar, sehingga elektron-elektron ikatan akan bergeser ke arah atom yang lebih elektronegatif. Misalnya, pada molekul HCl, atom Cl mempunyai daya tarik yang lebih kuat terhadap elektron daripada atom H, sehingga kedua elektron ikatan akan

lebih dekat pada Cl. Pergeseran ini menimbulkan kelebihan muatan positif pada atom H. Pemisahan muatan ini menjadikan molekul itu sebagai suatu dipol dengan momen dipol sebesar

$$\mu = \delta l$$

dengan δ = kelebihan muatan pada masing-masing atom dan l = jarak antara kedua inti.. Dalam hal keadaan ekstrim dimana elektron dari atom yang satu pindah ke atom yang lain. (misalnya pada NaCl), $\delta = e$, yaitu muatan elektron.

Dalam satuan SI, μ , dinyatakan dalam coulomb meter, suatu satuan yang besar untuk ukuran molekul. Satuan yang biasa digunakan adalah Debye (D) dan kaitannya dengan satuan SI, ialah

$$1 \text{ Debye} = 3,336 \times 10^{-30} \text{ Coulomb.meter}$$

Satu Debye dapat juga didefinisikan sebagai momen dipol dua muatan $\pm e$ yang berjarak 20,82 pm.

Jika HF dianggap sebagai molekul ionik murni, H^+F^- ($\delta = 1$ muatan elektron) maka momen dipol menurut perhitungan ($l = 91,7 \text{ nm}$) adalah 4,40 D. Hasil eksperimen adalah 1,82 D. Jadi, distribusi muatan dalam HF sebagai pasangan muatan ialah: $i = 1,82/4,40 = 0,41$. Dengan kata lain HF memiliki 41 % ikatan ion.

Molekul kovalen yang mempunyai momen dipol bersifat polar. Pada molekul yang terdiri dari tiga atom atau lebih momen-momen dipol dari pelbagai ikatan harus dijumlahkan secara vektor untuk mendapatkan momen dipol molekul. Bila penjumlahan ini menghasilkan momen dipol = 0 (misalnya pada molekul CO_2 yang lurus dan pada molekul BCl_3 yang planar), maka molekul yang bersangkutan bersifat non-polar. Kalau momen dipolnya tidak nol (H_2O , NH_3 dan sebagainya) maka molekul yang bersangkutan adalah polar. Pada tabel dapat dilihat harga momen dipol dari beberapa senyawa.

Tabel 2.5. Beberapa harga momen dipol.

Molekul	Momen dipol (D)	Sifat Ion (%)	Molekul	Momen dipol (D)	Sifat Ion (%)
H_2	0	0	CsF	7,884	70
CO_2	0,112	2	LiCl	7,129	73
NO	0,159	3	LiH	5,882	76
HI	0,448	6	KBr	10,628	78
ClF	0,888	11	NaCl	9,001	79
HBr	0,828	12	KCl	10,269	82
HCl	1,109	18	KF	8,593	82
HF	1,827	41	LiF	6,327	84
			NaF	8,156	88

Aplikasi dari pengukuran momen dipol ialah:

1. Penentuan bentuk geometri molekul (misalnya CO_2 adalah lurus, H_2O adalah bengkok dan sebagainya)
2. Penentuan persen ikatan ion dalam molekul.

Contoh: Momen dipol gas HCl adalah 1,03 D dan jarak antara kedua inti atom adalah 0,127 nm. Perkirakan persen ikatan ion dalam HCl.

Jawab:

$$\mu = \delta l$$

$$\text{kalau } i = 1 \quad \mu = 0,127 \times 10^{-9} \text{ (m)} \times \frac{96.485}{6,02 \times 10^{23}} \text{ (C)} = 2,04 \times 10^{-29} \text{ (C.m)}$$

$$\mu = \frac{2,04 \times 10^{-29}}{3,336 \times 10^{-30}} = 6,10 \text{ D} ; \text{ maka } \mu_{\text{nyata}} = 1,03 \text{ D} \quad I = 1,03/6,10 = 0,17$$

$$\% \text{ ikatan ion} = 0,17 \times 100 = 17 \%$$

Latihan:

1. Gunakan rumus Lewis untuk membuat pembentukkan ikatan kovalen dalam NH_3 , H_2O , dan HCl !
2. Hitunglah muatan formal pada atom nitrogen dalam amonia, NH_3 , ion amonium, NH_4^+ , dan ion amida, NH_2^- !
3. Tuliskan struktur Lewis dari H_2S , CO_2 , Cl_2O , NH_4^+ , dan PCl_3 kemudian tentukan geometri molekul dari molekul-molekul tersebut.
4. Gunakan rumus Lewis untuk tunjukkan pembentukkan ikatan kovalen koordinat dalam reaksi: $\text{AlCl}_3 + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AlCl}_4^-$!
5. Ramalkan bentuk geometri dari ClO_3^- , XeF_4 , dan I^{3-} !
6. Jelaskan apakah molekul berikut mempunyai polaritas molekul atau tidak!
 H_2O , CH_4 , PCl_3 , CO_2 , dan SO_2
7. Bila kita dapat menggambarkan lebih dari satu kemungkinan struktur Lewis dari suatu molekul atau ion maka kemungkinan struktur adalah struktur resonansi. Pada struktur resonansi tiap molekul atau ion yang digambar hanya berbeda dalam hal penempatan electron ikatan dan electron bebasnya. Tidak ada perbedaan dalam struktur molekul secara keseluruhan. Dengan mempertimbangkan hal tersebut, gambarkan struktur-struktur resonansi dari NO_2^- , SO_3 , dan NO_2 .
8. Unsur belerang memiliki nomor atom 16, sedangkan unsur klor memiliki nomor atom 17. belerang dapat bereaksi dengan gas klor membentuk senyawa belerang dioksida.
 - a. gambarkan elektron (dot Lewis) di sekitar belerang dan klor pada senyawa belerang diklorida tersebut
 - b.
 - i. Jumlah pasangan elektron bebas di sekitar belerang adalah ...
 - ii. jumlah pasangan elektron ikatan di sekitar belerang adalah...
 - c.
 - i. Berdasarkan teori hibridisasi, tentukan orbital hibrida yang terbentuk pada atom S dalam senyawa belerang diklorida
 - ii. gambarkan bentuk geometri molekul senyawa belerang dioksida
 - d. sudut ikatan klor-belerang-klor adalah...