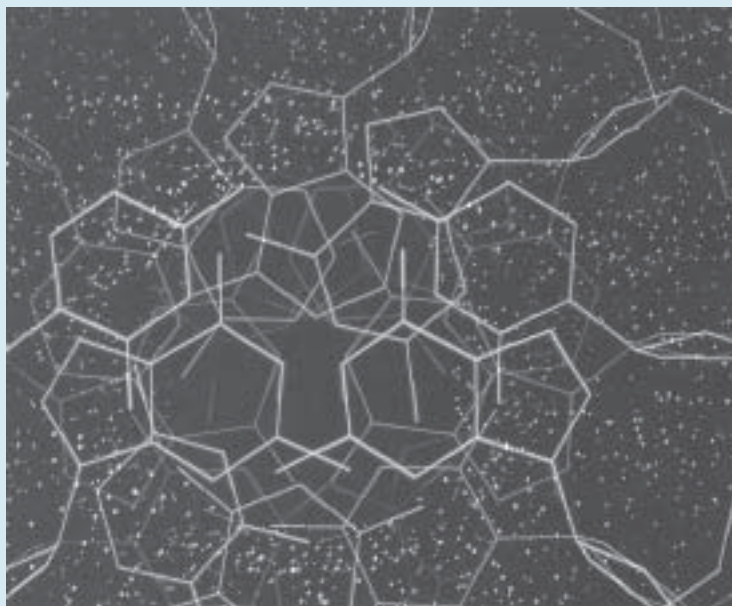


Bab II

Bentuk Molekul dan Gaya Antarmolekul



Sumber: Holtzclaw, General Chemistry with Qualitative Analysis

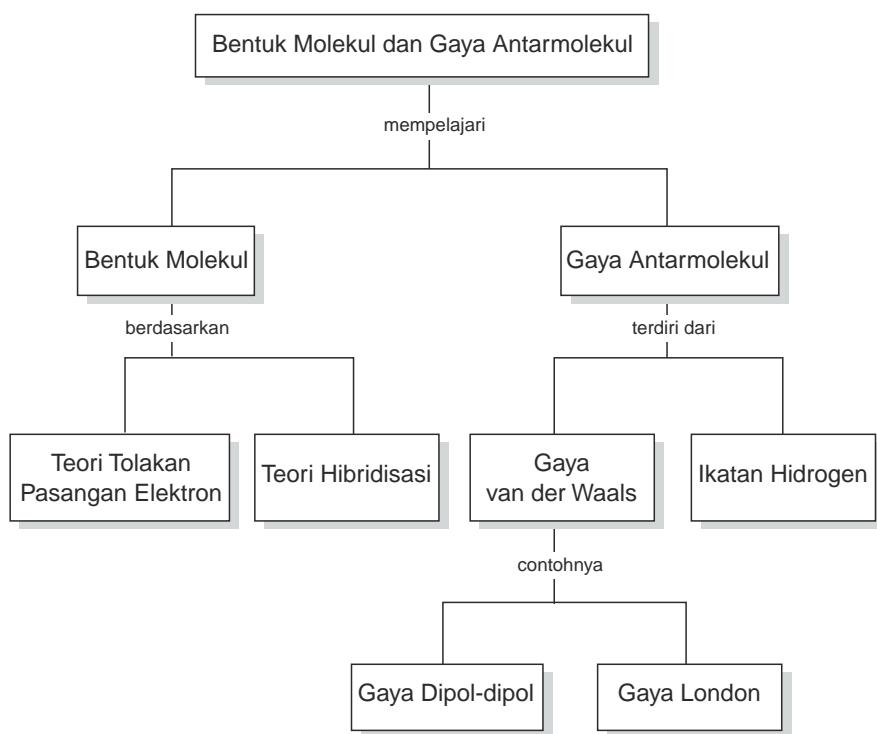
Model struktur DNA pada komputer ada yang berbentuk trigonal piramida, dan trigonal planar.

TUJUAN PEMBELAJARAN

Setelah mengikuti pembelajaran siswa dapat :

1. meramalkan bentuk molekul berdasarkan teori tolakan pasangan elektron di sekitar atom pusat,
2. meramalkan bentuk molekul berdasarkan teori hibridisasi,
3. menjelaskan gaya van der Waals dan ikatan hidrogen,
4. menjelaskan hubungan gaya antarmolekul dengan sifatnya.

PETA KONSEP



Di dalam kehidupan sehari-hari banyak benda yang dapat berfungsi karena memiliki bentuk yang khusus, misalnya sarung tangan bentuknya seperti tangan. Molekul-molekul senyawa pun memiliki bentuk molekul tertentu. Bentuk-bentuk tersebut dapat mempengaruhi terjadinya suatu proses atau reaksi kimia. Bentuk molekul dapat pula menyebabkan perbedaan sifat-sifat dari berbagai molekul.

Sifat-sifat fisik dari suatu molekul sangat bergantung dari gaya antarmolekul penyusunnya. Gaya antarmolekul yang dikenal adalah gaya van der Waals dan ikatan hidrogen. Pada bab ini akan diuraikan tentang bentuk molekul berdasarkan teori tolakan pasangan elektron di sekitar atom pusat, teori hibridisasi, serta gaya antarmolekul dan hubungannya dengan sifat-sifat fisik molekul.

A. Bentuk Molekul Berdasarkan Teori Tolakan Pasangan Elektron

Struktur Lewis dari suatu molekul merupakan struktur yang dapat menggambarkan bagaimana posisi pasangan elektron yang mengelilingi atom pusat, baik pasangan elektron yang berikatan (PEI), maupun pasangan elektron yang tidak berikatan atau pasangan elektron bebas (PEB). Pasangan-pasangan elektron ini saling tolak menolak. Untuk menentukan bentuk molekul berdasarkan tolakan pasangan elektron di sekitar atom pusat, ahli kimia mengemukakan suatu teori yang dikenal dengan nama teori VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*).

Sebelum mempelajari bentuk molekul berdasarkan tolakan pasangan elektron, coba lakukan kegiatan 2.1!

KEGIATAN 2.1

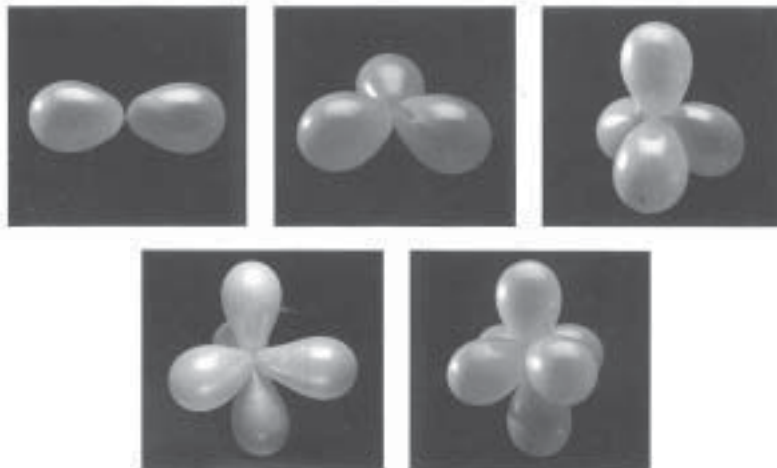
Teori Tolakan Pasangan Elektron

Sebagai analogi bentuk molekul berdasarkan teori tolakan pasangan elektron cobalah membuat model bentuk-bentuk molekul dengan balon.

Langkah-langkahnya:

1. Tiuplah 20 balon dengan ukuran hampir sama.
2. Buatlah ikatan balon, masing-masing 2, 3, 4, 5, dan 6 buah balon. Ikatlah balon dengan ketat, sehingga satu sama lain tolak menolak.
3. Amati bentuk geometris dari setiap ikatan dan gambar strukturnya.

Di dalam ikatannya balon-balon satu sama lain tolak-menolak membentuk struktur seperti Gambar 2.1.



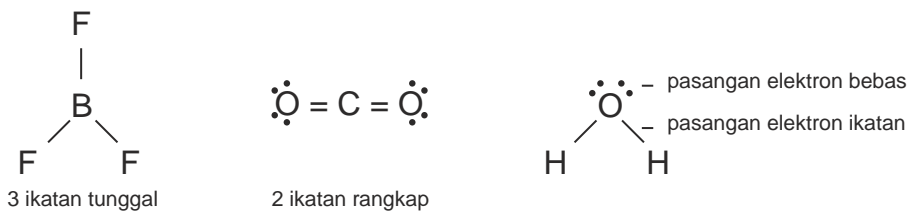
Sumber: Silberberg, Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change

Gambar 2.1 Analogi bentuk molekul dari balon

Jumlah balon menganalogikan jumlah elektron yang mengelilingi atom pusat, bentuk-bentuk molekul bergantung dari jumlah pasangan elektron yang tolak-menolak di sekitar atom.

Pada prinsipnya menurut teori VSEPR, masing-masing kelompok pasangan elektron yang mengelilingi atom pusat akan menempati tempat sejauh mungkin dari kelompok elektron yang lain untuk mengurangi gaya tolak dari elektron-elektron tersebut.

Kelompok pasangan elektron dapat berupa ikatan tunggal, ikatan rangkap dua, dan ikatan rangkap tiga. Perhatikan Gambar 2.2.



Gambar 2.2 Pasangan elektron di sekeliling atom pusat

Di dalam klasifikasi VSEPR ada beberapa huruf yang melambangkan atom pusat, atom yang mengelilingi atom pusat, dan pasangan elektron bebas, yaitu:

A = atom pusat

X = atom yang mengelilingi atom pusat

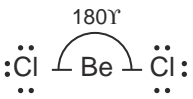

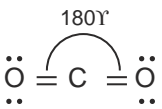

E = pasangan elektron bebas

Berbagai bentuk molekul berdasarkan teori tolakan pasangan elektron dijelaskan sebagai berikut.

1. Bentuk Molekul dengan Dua Pasangan Elektron di Sekitar Atom Pusat

Bagaimana bentuk molekul jika ada dua pasangan elektron di sekitar atom pusat? Perhatikan Tabel 2.1.

Tabel 2.1 Bentuk molekul dengan dua pasangan elektron di sekitar atom pusat

Struktur Lewis	Klasifikasi VSEPR	Bentuk Molekul	Keterangan
	AX ₂		Pada BeCl ₂ ada dua pasang elektron yang mengelilingi atom pusat Be, kedua pasang elektron tolak-menolak sehingga bentuk molekul BeCl ₂ adalah linier.
	AX ₂		Pada CO ₂ ada dua kelompok pasangan elektron yang membentuk ikatan rangkap. Dua kelompok pasangan elektron tersebut tolak-menolak, sehingga CO ₂ berbentuk linier.

Sumber: Silberberg, Chemistry : The Molecular Nature of Matter and Change

Dua pasangan elektron yang berada di sekitar atom pusat akan tolak-menolak membentuk susunan elektron yang linier.

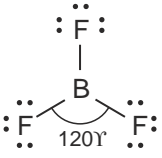
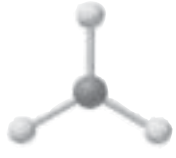
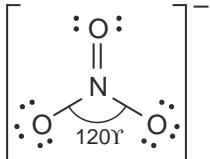
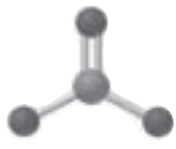
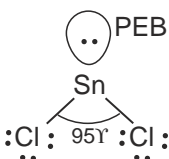

Catatan:

Pasangan elektron bebas pada Cl dan O tidak mempengaruhi bentuk molekul, karena hanya pasangan elektron yang mengelilingi atom pusat saja yang terlibat dalam pembentukan molekul.

2. Bentuk Molekul dengan Tiga Pasangan Elektron di Sekitar Atom Pusat

Ada molekul atau ion yang memiliki 3 kelompok pasangan elektron di sekitar atom pusatnya. Bagaimana bentuknya? Contoh bentuk molekul dengan tiga pasangan elektron di sekitar atom pusat dapat dilihat pada Tabel 2.2.

Tabel 2.2 Contoh bentuk molekul dengan tiga pasangan elektron di sekitar atom pusat

Struktur Lewis	Klasifikasi VSEPR	Bentuk molekul	Keterangan
	AX_3		Pada BF_3 ada tiga pasang elektron berikatan (PEI) mengelilingi atom pusat. Bentuk molekul BF_3 adalah <i>segitiga planar</i> .
	AX_3		Pada ion NO_3^- ada dua pasang elektron membentuk ikatan tunggal dan satu kelompok elektron ikatan rangkap. Bentuk ion NO_3^- adalah <i>segitiga planar</i> .
	AX_2E		Pada $SnCl_2$ ada tiga pasang elektron terdiri dari 1 PEB dan 2 PEI. Molekul $SnCl_2$ berbentuk <i>V</i> . Sudut ikatan $Cl-Sn-Cl$ lebih kecil dari 120° . Hal ini disebabkan tolakan PEB lebih besar dari PEI.

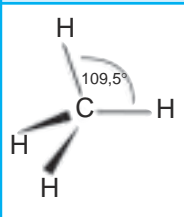
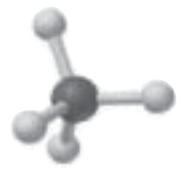
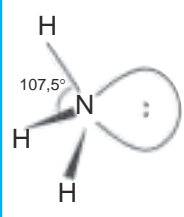

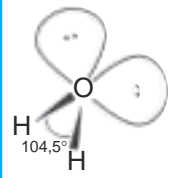

Sumber: Silberberg, Chemistry : The Molecular Nature of Matter and Change

Molekul atau ion yang memiliki 3 pasang elektron di sekitar atom pusat baik pasangan yang membentuk ikatan tunggal atau rangkap membentuk segitiga planar.

3. Bentuk Molekul dengan Empat Pasangan Elektron di Sekitar Atom Pusat

Bentuk molekul yang mungkin terjadi dari 4 pasangan elektron di sekitar atom pusat yang terdiri dari PEB dan PEI dapat dilihat pada Tabel 2.3.

Tabel 2.3 Contoh bentuk molekul dengan empat pasangan elektron di sekitar atom pusat

Struktur Lewis	Klasifikasi VSEPR	Bentuk Molekul	Keterangan
	AX ₄		Pada CH ₄ ada empat pasangan elektron mengelilingi atom C, semua merupakan pasangan elektron ikatan sehingga CH ₄ berbentuk <i>tetrahedral</i> dengan sudut H–C–H = 109,5°.
	AX ₃ E		Pada NH ₃ ada empat pasangan elektron mengelilingi atom N, 3 PEI dan 1 PEB. Struktur ruang elektron membentuk tetrahedral. Oleh karena ada 1 PEB yang daya tolaknya lebih kuat dari PEI maka bentuk molekul NH ₃ adalah <i>piramidal trigonal</i> dengan sudut H–N–H = 107,5°.
	AX ₂ E ₂		Pada molekul air ada empat pasangan elektron mengelilingi atom O, 2 PEI dan 2 PEB. Struktur ruang elektron membentuk tetrahedral. Oleh karena ada 2 PEB yang tolakannya besar maka bentuk H ₂ O adalah <i>bentuk V</i> dengan ukuran sudut H–O–H = 104,5°.

Sumber: Silberberg, Chemistry : The Molecular Nature of Matter and Change

Semua molekul atau ion yang memiliki empat pasangan elektron di sekitar atom pusatnya akan membentuk struktur ruang elektron *tetrahedral*.

Catatan:





Jika ada 4 kelompok elektron yang mengelilingi atom pusat, maka gaya tolak: PEB – PEB > PEI – PEB > PEI – PEI.

4. Bentuk Molekul dengan Lima Pasangan Elektron di Sekitar Atom Pusat

Semua molekul atau ion yang atom pusatnya dikelilingi lima atau enam pasangan elektron biasanya atom pusat tersebut berasal dari unsur periode ke-3 atau lebih dari 3.

Bentuk-bentuk molekul dengan 5 pasangan elektron yang terdiri dari PEB dan PEI yang berbeda dapat dilihat pada Tabel 2.4.

Tabel 2.4 Contoh bentuk molekul dengan lima pasangan elektron di sekitar atom pusat

Struktur Molekul	Klasifikasi VSEPR	Bentuk Molekul	Nama Bentuk Molekul
PCl_5 AsF_5	AX_5		Bipiramidal trigonal
SF_4 XeO_2F_2	AX_4E		Seesaw (jungkat jungkit)
ClF_3 BrF_3	AX_3E_2		T-shape (bentuk T)
XeF_2	AX_2E_3		Linier

Sumber: Silberberg, Chemistry : The Molecular Nature of Matter and Change




Jika lima *pasangan* elektron mengelilingi atom pusat maka akan membentuk struktur ruang elektron *bipiramidal trigonal*.

5. Bentuk Molekul dengan Enam Pasangan Elektron di Sekitar Atom Pusat

Enam pasangan elektron yang mengelilingi atom pusat akan membentuk struktur ruang elektron *oktahedral*.

Bentuk-bentuk molekul yang terjadi dari 6 pasangan elektron yang terdiri dari PEI dan PEB yang berbeda dapat dilihat pada Tabel 2.5.

Tabel 2.5 Contoh bentuk molekul dengan enam pasangan elektron di sekitar atom pusat

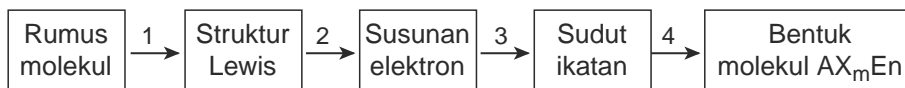
Struktur Molekul	Klasifikasi VSEPR	Bentuk Molekul	Nama Bentuk Molekul
SF ₆	AX ₆		Oktahedral
XeOF ₄ BrF ₅	AX ₅ E		Piramida segiempat
XeF ₄	AX ₂ E ₂		Segiempat planar

Sumber: Silberberg, Chemistry : The Molecular Nature of Matter and Change

Bentuk molekul dapat diramalkan dengan teori jumlah pasangan elektron di sekitar atom pusat dan VSEPR. Langkah-langkahnya:

1. Menentukan struktur Lewis dari rumus molekul.
2. Menentukan jumlah pasangan elektron di sekeliling atom pusat, pasangan elektron ikatan, dan pasangan elektron bebas.
3. Memprediksi sudut-sudut ikatan yang mungkin berdasarkan jumlah kelompok elektron dan arah-arrah yang mungkin akibat tolakan pasangan elektron bebas.
4. Menggambarkan dan memberi nama bentuk molekul berdasarkan jumlah PEI dan PEB.

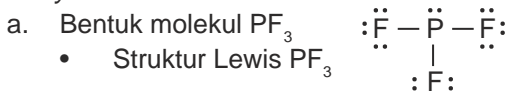
Langkah-langkah tersebut diilustrasikan sebagai berikut.



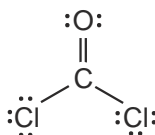
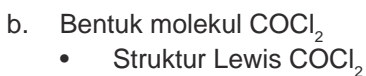
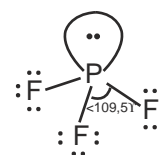
Contoh Soal

Ramalkan bentuk molekul PF_3 dan COCl_2

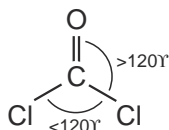
Penyelesaian:



- Jumlah pasangan elektron di sekeliling P = 4 pasang, 3 PEI dan 1 PEB, klasifikasi VSEPR: AX_3E
- Bentuk molekul PF_3 adalah piramidal trigonal dengan sudut $\text{F-P-F} < 109,5^\circ$.



- Bentuk ideal COCl_2 adalah segitiga planar dengan sudut 120° tetapi karena ada ikatan rangkap yang tolakannya lebih besar terhadap ikatan tunggal maka sudut $\text{Cl-C-O} > 120^\circ$ dan $\text{Cl-C-Cl} < 120^\circ$.
- Bentuk molekul COCl_2 adalah *segitiga* dengan sudut-sudut sebagai berikut.



Latihan 2.1

Ramalkan bentuk molekul berdasarkan teori pasangan elektron di sekitar atom pusat pada molekul:

- | | |
|-------------------|-------------------|
| a. BCl_3 | c. XeF_2 |
| b. CCl_4 | d. SF_6 |

B. Bentuk Molekul Berdasarkan Teori Hibridisasi

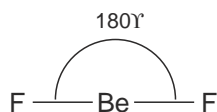
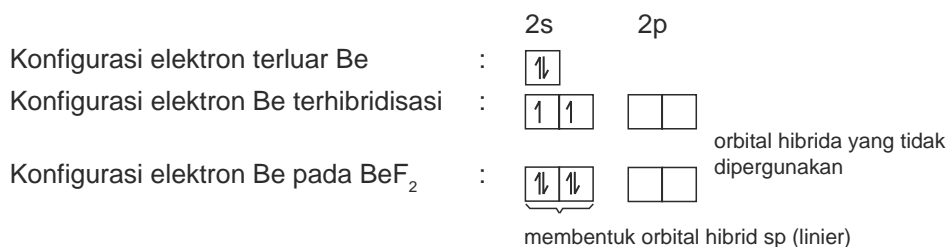
Teori jumlah pasangan elektron di sekitar atom pusat dapat menjelaskan berbagai bentuk-bentuk molekul sesuai dengan eksperimen. Ada lagi teori yang dapat menjelaskan bentuk molekul yaitu berdasarkan bentuk orbital kulit terluarnya.

Pada pembentukan molekul ini terjadi penggabungan beberapa orbital suatu atom membentuk orbital baru yang tingkat energinya sama atau orbital hibrid. Proses ini dikenal dengan istilah *hibridisasi*.

Bagaimana terjadinya orbital hibrid pada beberapa molekul, perhatikan uraian berikut!

1. Bentuk Molekul BeF₂

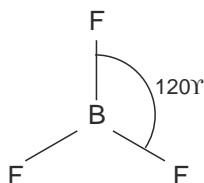
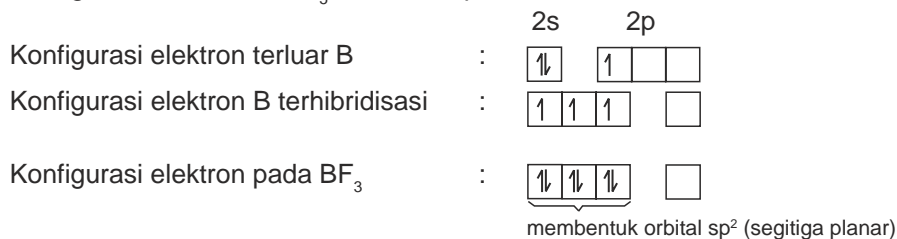
Konfigurasi elektron atom ${}_{4}\text{Be}$: $1s^2 2s^2$. Atom Be mempunyai dua elektron pada orbital 2s. Agar terdapat dua elektron yang tidak berpasangan untuk mengikat dua atom F maka satu elektron dari 2s pindah ke 2p atau *tereksitasi*. Orbital s dan p tersebut mengalami hibridisasi membentuk orbital hibrid sp yang berbentuk linier.



Dua elektron tidak berpasangan pada orbital ini akan menerima elektron dari F membentuk ikatan kovalen sehingga BeF₂ berbentuk linier.

2. Bentuk Molekul BF₃

Konfigurasi elektron atom ${}_{5}\text{B}$: $1s^2 2s^2 2p^1$



Tiga elektron yang tidak berpasangan pada orbital sp² akan berpasangan dengan elektron dari F membentuk ikatan kovalen sehingga BF₃ berbentuk *segitiga planar*.

3. Bentuk Molekul CH₄

Konfigurasi elektron atom ₆C: 1s² 2s² 2p²

Konfigurasi elektron terluar C :

2s	2p
↑↓	↑ ↑

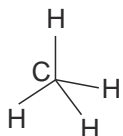
Konfigurasi elektron C terhibridisasi :

↑	↑	↑	↑
---	---	---	---

Konfigurasi elektron pada CH₄ :

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
----	----	----	----

membentuk orbital hibrid sp³ (tetrahedral)



Empat elektron yang tidak berpasangan pada orbital sp³ akan berpasangan dengan elektron dari atom H sehingga CH₄ berbentuk *tetrahedral*.

4. Bentuk Molekul PCl₅

Konfigurasi elektron atom ₁₅P: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p³

Konfigurasi elektron terluar P :

3s	3p	3d
↑↓	↑ ↑ ↑	

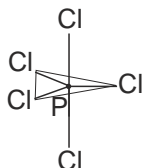
Konfigurasi elektron P terhibridisasi :

↑	↑	↑	↑	↑	
---	---	---	---	---	--

Konfigurasi elektron pada PCl₅ :

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	
----	----	----	----	----	--

sp³d = bipiramida trigonal



Lima elektron yang tidak berpasangan pada orbital sp³d akan berpasangan dengan elektron dari atom Cl. Bentuk orbital PCl₅ adalah *bipiramida trigonal*.

5. Bentuk Molekul SF₆

Konfigurasi elektron atom S: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴

Konfigurasi elektron terluar S :

3s	3p	3d
↑↓	↑↓ ↑ ↑	

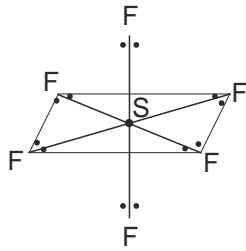
Konfigurasi elektron S terhibridisasi :

↑	↑	↑	↑	↑	↑	
---	---	---	---	---	---	--

Konfigurasi elektron pada SF₆ :

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	
----	----	----	----	----	----	--

sp³d² oktahedral

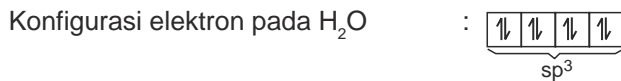
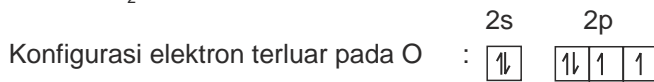


Bentuk molekul SF_6 adalah *oktahedral*.

Bagaimana hibridisasi pada atom pusat yang mempunyai pasangan elektron bebas? Perhatikan contoh berikut.

Contoh:

Molekul H_2O memiliki dua pasangan elektron bebas.



Orbital hibrid O = sp^3 , tetapi yang terikat dengan H hanya dua yaitu yang memiliki elektron belum berpasangan. Bentuk molekul H_2O adalah V dan sudut ikatan $104,5^\circ\text{C}$.

Dari contoh di atas bentuk molekul berdasarkan teori hibridisasi dapat dirangkum seperti pada Tabel 2.6.

Tabel 2.6 Bentuk molekul berdasarkan teori hibridisasi

Jenis Orbital	Orbital Hibrida	Bentuk Orbital	Contoh
s dan p	sp	Linier	BeCl_2
s dan p	sp^2	Segitiga planar	BF_3
s dan p	sp^3	Tetrahedral	CH_4
s, p, dan d	sp^3d	Bipiramida trigonal	PCl_5
s, p, dan d	sp^3d^2	Oktahedral	SF_6

Sumber: Silberberg, Chemistry : The Molecular Nature of Matter and Change

Latihan 2.2

Ramalkan bentuk molekul berdasarkan teori hibridisasi dari:

- BH_3
- CCl_4
- NH_3

C. Gaya Antarmolekul

Atom-atom dapat bergabung akibat gaya tarik-menarik antar atom *di dalam molekul* atau senyawa. Gaya yang terjadi antaratom bermacam-macam sehingga terbentuk ikatan ion, ikatan kovalen, dan ikatan logam.

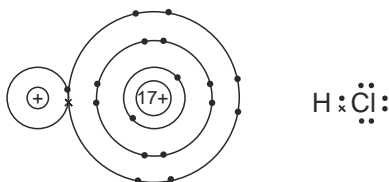
Di antara molekul-molekul pun dapat mengalami gaya tarik-menarik walaupun sangat lemah. Gaya-gaya ini disebut *gaya van der Waals* yang terdiri dari *gaya dipol-dipol* dan *gaya dispersi*. Selain gaya van der Waals ada gaya lain yang disebut *ikatan hidrogen*. Gaya antarmolekul dapat mempengaruhi sifat fisik molekul-molekul.

1. Gaya van der Waals

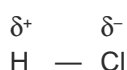
Gaya van der Waals dapat terjadi pada molekul-molekul polar dan molekul-molekul nonpolar. Pada molekul-molekul polar disebut *gaya dipol-dipol*, sedangkan pada molekul nonpolar disebut *gaya dispersi (London)*.

a. Gaya Dipol-Dipol

Pada molekul hidrogen klorida, terjadi ikatan kovalen dengan struktur Lewis sebagai berikut.



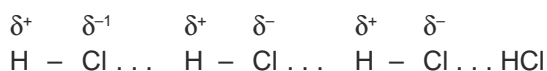
Atom klor lebih elektronegatif daripada hidrogen maka pasangan elektron cenderung tertarik oleh Cl. Molekul HCl jadi memiliki dipol.



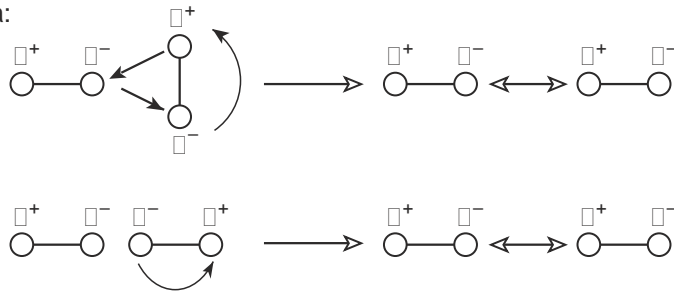
Dua molekul yang masing-masing memiliki dipol akan selalu tarik-menarik dengan posisi bagian (-) berdekatan dengan bagian (+).



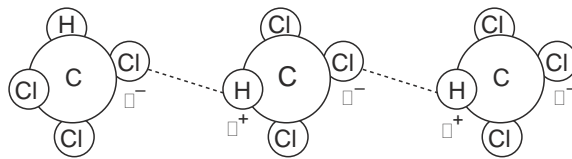
Gaya dipol-dipol pada asam klorida HCl dapat digambarkan:



Posisi molekul akan otomatis berubah karena adanya gaya dipol-dipol, contohnya:



Contoh gaya dipol-dipol pada triklorometan CHCl_3 digambarkan:

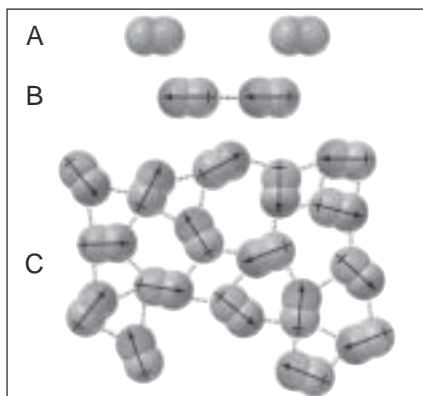


b. Gaya Dispersi (Gaya London)

Pada molekul-molekul nonpolar misalnya pada Cl_2 atau Br_2 elektron tersusun dengan merata di antara atom-atom. Pada suatu saat, molekul tersebut bisa memiliki dipol akibat gerakan elektron-elektron yang menyebabkan elektron tersebut berada di dekat salah satu atom.

Dipol yang terjadi tidak permanen atau dipol sesaat, tetapi dapat menimbulkan gaya tarik-menarik antar molekul-molekul nonpolar tadi. Gaya ini disebut gaya London atau gaya dispersi yang diambil dari nama penemunya Fritz London, ahli fisika Jerman yang menjelaskan dasar mekanika kuantum pada gaya tarik-menarik.

Terjadinya gaya London dapat digambarkan sebagai berikut.



- Molekul Cl_2 yang nonpolar
- Dipol sesaat terjadi antar Cl_2 yang berdekatan
- Susunan molekul-molekul Cl_2 yang terjadi karena gaya London

Sumber: Silberberg, Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change

Gambar 2.3 Gaya London antara molekul nonpolar

Lambang unsur M_r Titik didih	7A (17)	8A (18)
F_2 38,00 85,0	He 4,003 4,22	
Cl_2 70,91 339	Ne 20,18 27	Ar 39,95 87,3
Br_2 159,8 333	Kr 83,80 120	
I_2 253,8 458	Xe 131,3 165	

Kekuatan gaya London bertambah

Gaya London sangat lemah, tetapi dapat bertahan sehingga antarmolekul dapat mengalami tarik-menarik.

Kekuatan gaya London akan bertambah jika jumlah elektron pada molekul makin banyak. Akibatnya titik didih senyawa makin tinggi.

Tabel titik didih halogen dan gas mulia (K) dapat dilihat pada Gambar 2.4.

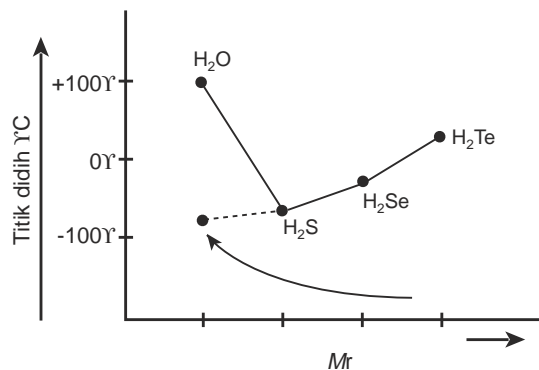
Dari F_2 ke I_2 jumlah elektron makin banyak maka titik didih dari F_2 ke I_2 makin besar. Begitu pula pada gas mulia titik didih dari He ke Xe makin besar.

Gambar 2.4 Hubungan titik didih dengan gaya London pada halogen dan gas mulia

Sumber: Silberberg, Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change

2. Ikatan Hidrogen

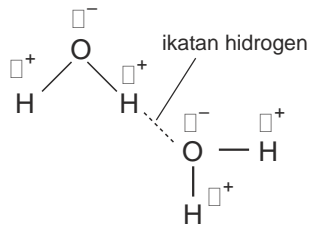
Perhatikan grafik titik didih hidrida golongan VI berikut. Mengapa titik didih air lebih tinggi dari yang lainnya?



Sumber: Silberberg, Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change

Gambar 2.5 Grafik titik didih hidrida golongan VIA

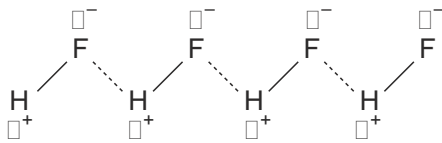
Air termasuk senyawa polar, karena memiliki dipol pada setiap molekulnya. Antarmolekul polar terjadi gaya tarik-menarik yang menyebabkan titik didih air tinggi. Gaya antar molekul air digambarkan seperti Gambar 2.6.



Gambar 2.6 Ikatan hidrogen pada H_2O

Pada molekul air, oksigen lebih elektronegatif daripada hidrogen. Oksigen yang bersifat cenderung negatif dapat pula menarik hidrogen yang cenderung bermuatan positif dari molekul air yang lain sehingga antar molekul-molekul air terjadi tarik-menarik. Ikatan yang terjadi disebut *ikatan hidrogen*.

Ikatan hidrogen dapat pula terjadi pada HF. Perhatikan Gambar 2.7.

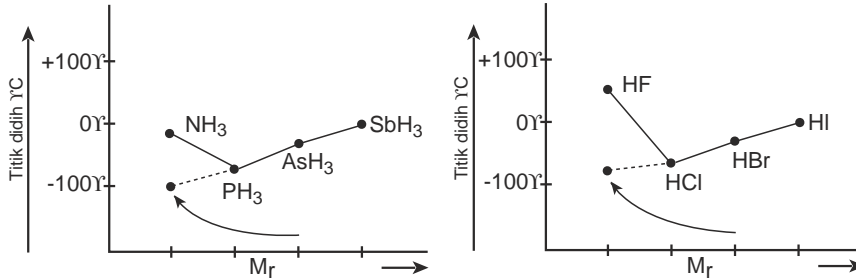


Gambar 2.7 Ikatan hidrogen pada HF

Atom F lebih elektronegatif daripada H sehingga HF membentuk molekul polar. Antarmolekul HF terjadi tarik-menarik membentuk ikatan hidrogen.

Dari kedua contoh tersebut dapat disimpulkan bahwa ikatan hidrogen dapat terjadi di antara atom yang sangat elektronegatif dari molekul kovalen yang mengandung hidrogen dengan atom hidrogen dari molekul lainnya.

Adanya ikatan hidrogen menyebabkan titik didih senyawa menjadi tinggi. Perhatikan Gambar 2.8.



Gambar 2.8 Grafik titik didih senyawa hidrida golongan VA dan VIIA

Dari grafik-grafik tersebut yang menggambarkan titik didih hidrida golongan VA, VIA, dan VIIA terlihat bahwa NH_3 , H_2O , dan HF mempunyai titik didih yang lebih tinggi dari hidrida yang segolongannya. Hal ini disebabkan oleh adanya ikatan hidrogen di antara molekul-molekulnya.

Latihan 2.3

Selesaikan soal-soal berikut!

1. Apa yang dimaksud dengan ikatan hidrogen?
2. Gambarkan ikatan hidrogen pada NH_3 !

INFO KIMIA

Gaya antar molekul

Antar molekul-molekul air membentuk ikatan hidrogen. Air mendidih pada temperatur di atas 100°C di dalam *pressure cooker* dan mendidih pada temperatur di bawah 100°C di pegunungan yang sangat tinggi.

Rangkuman

1. Bentuk molekul dapat diramalkan berdasarkan teori tolakan pasangan elektron dan teori hibridisasi.
2. Berdasarkan teori tolakan pasangan elektron di sekitar atom pusat bentuk molekul adalah sebagai berikut.
 - a. Jika ada dua pasang elektron ikatan di sekitar atom pusat maka bentuk molekulnya adalah linier.
 - b. Jika ada empat pasang elektron ikatan membentuk 2 ikatan rangkap di sekitar atom pusat maka bentuk molekulnya adalah linier.
 - c. Jika ada tiga pasang elektron ikatan di sekitar atom pusat maka bentuk molekulnya adalah segitiga planar.
 - d. Jika ada empat pasang elektron ikatan di sekitar atom pusat maka bentuk molekulnya adalah tetrahedral.
 - e. Jika ada lima pasang elektron ikatan di sekitar atom pusat maka bentuk molekulnya adalah bipiramidal trigonal.
 - f. Jika ada enam pasang elektron ikatan di sekitar atom pusat maka bentuk molekulnya adalah oktahedral.
3. Adanya pasangan elektron bebas di sekitar atom pusat akan mempengaruhi bentuk molekul.
4. Berdasarkan teori hibridisasi bentuk molekul adalah sebagai berikut.
 - a. Untuk orbital hibrida sp bentuk molekul adalah linier.
 - b. Untuk orbital hibrida sp^2 bentuk molekul adalah segitiga planar.
 - c. Untuk orbital hibrida sp^3 bentuk molekul adalah tetrahedral.
 - d. Untuk orbital hibrida dsp^3 bentuk molekul adalah bipiramidal trigonal.
 - e. Untuk orbital hibrida d^2sp^3 bentuk molekul adalah oktahedral.
5. Gaya van der Waals dapat berupa gaya dipol-dipol dan gaya London atau gaya dispersi.

6. Gaya dipol-dipol adalah gaya antara molekul-molekul polar sedangkan gaya London terjadi antara molekul-molekul nonpolar akibat dipol sesaat.
7. Kekuatan gaya London akan bertambah jika jumlah elektron pada molekul makin banyak dan titik didih akan makin tinggi.
8. Ikatan hidrogen terjadi diantara molekul-molekul yang mengandung hidrogen dan unsur yang sangat elektronegatif seperti O, N, dan F.
9. Ikatan hidrogen menyebabkan titik didih senyawa menjadi tinggi.

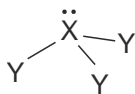
Kata Kunci

- Bentuk molekul
- Tolakan pasangan elektron
- PEB
- PEI
- Hibridisasi
- VSEPR
- Gaya van der Waals
- Gaya dipol-dipol
- Gaya Dispersi
- Gaya London
- Ikatan hidrogen

Evaluasi Akhir Bab

A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling benar.

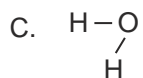
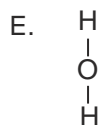
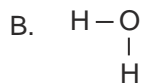
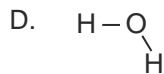
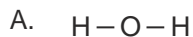
1. Molekul yang di sekeliling atom pusatnya terdapat 4 pasangan elektron ikatan akan membentuk susunan ruang elektron
 - A. linier
 - B. tetrahedral
 - C. piramida trigonal
 - D. piramida segiempat
 - E. oktahedral
2. Susunan elektron yang sesuai dengan gambar berikut dimiliki oleh molekul



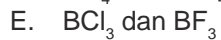
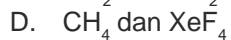
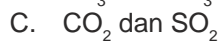
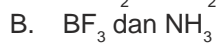
- A. BCl_3
- B. BF_3
- C. NH_3
- D. PH_3
- E. CH_3

3. Bentuk molekul H_2O dengan ukuran sudut yang mendekati sebenarnya adalah

....

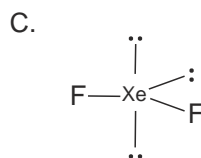
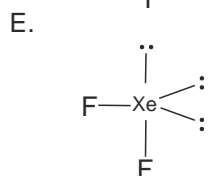
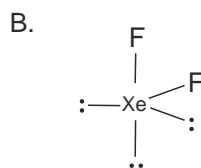
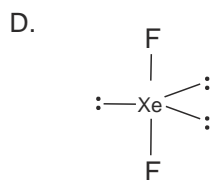
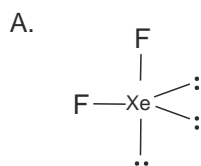


4. Pasangan yang memiliki bentuk molekul sama adalah



5. XeF_2 memiliki dua PEI dan tiga PEB. Bentuk molekul yang mungkin adalah

....



6. Bentuk molekul SF_6 adalah

A. planar

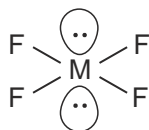
B. oktahedral

C. heksagonal

D. piramidal

E. tetrahedral

7. Struktur molekul unsur flourida dengan unsur M digambarkan sebagai berikut.

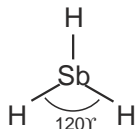


Unsur M pada tabel periodik terletak pada golongan

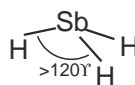
- A. IV
- B. V
- C. VI
- D. VII
- E. VIII

8. SbH_3 adalah hidrida dari Sb yang terletak pada golongan VA dalam tabel periodik. Bentuk molekul yang mungkin untuk senyawa ini adalah

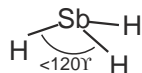
A.



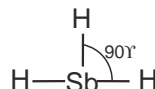
D.



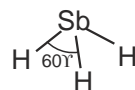
B.



E.



C.



9. Pada XeF_4 terdapat 6 kelompok elektron yang mengelilingi Xe. Enam kelompok elektron tersebut terdiri dari

- A. 6 PE
- B. 5 PEI dan 1 PEB
- C. 4 PEI dan 2 PEB
- D. 3 PEI dan 3 PEB
- E. 2 PEI dan 4 PEB

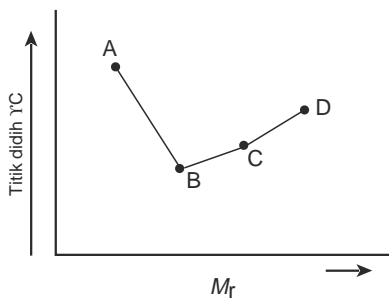
10. Bentuk molekul bipiramidal trigonal memiliki orbital hibrida

- A. sp^2
- B. sp^3
- C. sp^2d^2
- D. sp^3d
- E. s^2p^2d

11. Orbital hibrida sp^3d^2 terjadi pada molekul yang memiliki bentuk

- A. tetrahedral
- B. bipiramidal trigonal
- C. oktahedral
- D. segiempat
- E. Linier

17. HF mempunyai titik didih lebih tinggi daripada HCl sebab
- molekul HF lebih besar daripada HCl
 - molekul HF polar sedangkan HCl ikatan kovalen
 - ikatan pada HF adalah ikatan ion pada HCl ikatan kovalen
 - HF cair memiliki ikatan hidrogen HCl tidak
 - ukuran HF lebih kecil daripada ukuran HCl
18. Ikatan hidrogen paling lemah terdapat pada molekul
- HF
 - H₂O
 - NH₃
 - HCl
 - HI
19. Titik didih Kr lebih tinggi daripada titik didih Ne sebab
- jumlah elektron yang mengelilingi Ne lebih banyak
 - M_r Kr lebih kecil daripada Ne
 - Kr berwujud padat sedangkan Ne gas
 - Kr dapat membentuk molekul diatomik
 - Kr lebih elektronegatif daripada Ne
20. Perhatikan grafik titik didih berikut!



Urutan yang tepat untuk A, B, C, dan D adalah

- NH₃, SbH₃, AsH₃, PH₃
- NH₃, PH₃, AsH₃, SbH₃
- SbH₃, AsH₃, PH₃, NH₃
- AsH₃, PH₃, NH₃, SbH₃
- PH₃, SbH₃, NH₃, AsH₃

B. Selesaikan soal-soal berikut dengan jelas dan singkat.

- Jelaskan prinsip teori VSEPR!
- Ramalkan bentuk molekul dari CCl₄ dan SCl₄, gambarkan struktur Lewisnya, klasifikasi VSEPR, dan bentuk molekulnya!
- Jelaskan kekuatan gaya tolak dari PEB-PEB, PEI-PEB, dan PEI-PEI yang mengelilingi atom pusat pada struktur ruang elektron tetrahedral.
- Jelaskan dengan gambar gaya dipol-dipol pada CHCl₃!
- Jelaskan bagaimana terjadinya ikatan hidrogen pada etanol, gambarkan ikatan hidrogen yang terjadi!

Tugas

Buatlah model bentuk molekul dari bahan-bahan yang tersedia di rumahmu, misalnya:

1. Kawat untuk penyangga.
 2. Styrofoam, kertas koran, perca kain atau bahan lain untuk menggambarkan tolakan pasangan elektronnya.
-