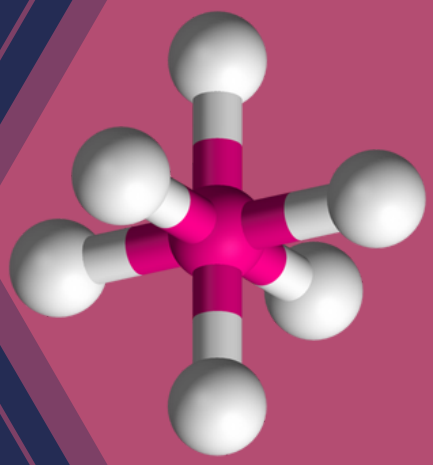
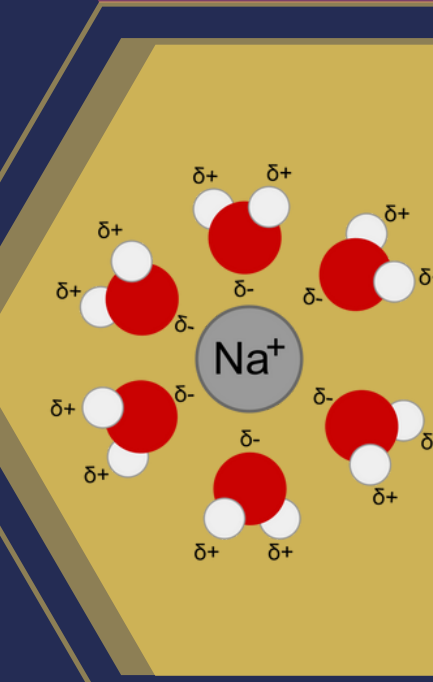
E-MODUL

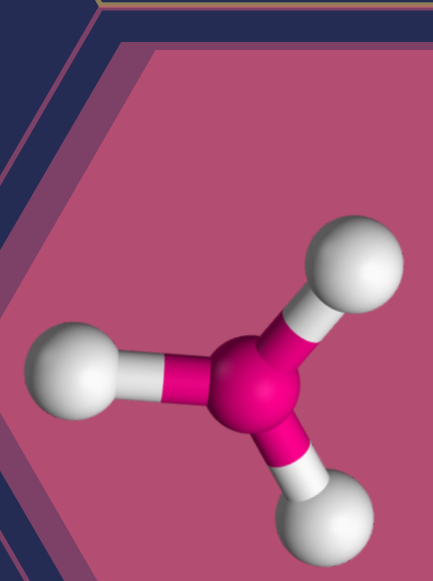
BERBASIS MULTIPEL REPRESENTASI DENGAN *AUGMENTED REALITY*



MATERI BENTUK MOLEKUL DAN INTERAKSI ANTAR MOLEKUL



UNTUK SMA/MA KELAS X



PENYUSUN
Sherly Aulia, S.Pd.
Dr. Lenny Anwar S, M.Si.
Dr. Roza Linda, M.Si.

Pogram Studi Magister Pendidikan Kimia
Universitas Riau

KATA PENGANTAR

Puji Syukur kehadirat Tuhan Yang Maha Esa karena atas limpahan rahmat-Nya sehingga penulis dapat menyelesaikan "E-Modul Berbasis Multiple Representasi dengan *Augmented Reality* Pada Materi Bentuk Molekul dan Interaksi Antar Molekul". E-Modul ini disusun berdasarkan Standar Isi kurikulum 2013 yang lebih menempatkan siswa sebagai pusat kegiatan belajar.

E-Modul ini bertujuan untuk meningkatkan pengetahuan dan wawasan siswa dalam pembelajaran Bentuk Molekul dan Interaksi Antar Molekul, serta siswa juga dapat memahami bentuk molekul dengan proyeksi 3D atau bantuan *Augmented Reality*.

Penulis menyadari bahwa E-Modul ini jauh dari sempurna. Oleh karena itu, kritik dan saran yang membangun dari semua pihak sangat diharapkan untuk menyelesaikan E-Modul ini.

Pekanbaru, Oktober 2022

Sherly Aulia

TIM PENYUSUN



Sherly Aulia, S.Pd.



Dr. Lenny Anwar S, M.Si.



Dr. Roza Linda, M.Si.

Program Studi Magister Pendidikan Kimia
Universitas Riau
Pekanbaru
2022

PETUNJUK PENGGUNAAN E-MODUL

Untuk mempermudah dalam penggunaan e-Modul,
berikut tombol-tombol dalam e-Modul beserta fungsinya.

Tombol	Fungsi
	Menuju ke halaman berikutnya atau kembali ke halaman sebelumya. Halaman juga dapat digeser ke kiri untuk ke halaman selanjutnya dan ke kanan untuk halaman sebelumnya.
	Memperbesar atau memperkecil tampilan halaman.
	Membuka thumbnail halaman.
	Membuka Table of Content (daftar isi).
	Menyeleksi teks.
	Membuat tampilan layar penuh.
	Melakukan pencarian kata.

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR..... i
TIM PENYUSUN..... ii
PETUNJUK PENGGUNAAN E-MODUL..... iii
DAFTAR ISI..... iv
PETA KONSEP..... vi
GLOSARIUM..... vii
PENDAHULUAN..... ix
A. Kompetensi Dasar..... ix
B. Indikator Pencapaian Kompetensi..... x
C. Petunjuk Pembelajaran E-Modul..... xi
D. Petunjuk Penggunaan AR..... xii
KP-1.Bentuk Molekul berdasarkan Teori VSEPR, Teori Domain Elektron dan Hibridisasi..... 1
A. Indikator Pencapaian Kompetensi 1
B. Tujuan Pembelajaran..... 1
C. Uraian Materi..... 2
D. Rangkuman..... 20
E. Penugasan Mandiri..... 21
F. Latihan Soal..... 22
G. Umpan Balik..... 24
KP-2.Simulasi Bentuk Molekul Berbantuan PhET 25
A. Indikator Pencapaian Kompetensi 25
B. Tujuan Pembelajaran..... 25
C. Uraian Materi..... 26
D. Rangkuman..... 30
E. Penugasan Mandiri..... 30
F. Latihan Soal..... 31
G. Umpan Balik..... 33

DAFTAR ISI

KP-3. Interaksi Antar Molekul 34
A. Indikator Pencapaian Kompetensi 34
B. Tujuan Pembelajaran..... 34
C. Uraian Materi..... 35
D. Rangkuman..... 41
E. Penugasan Mandiri..... 42
F. Latihan Soal..... 43
G. Umpan Balik..... 45
KP-4. Penerapan Interaksi Antar Molekul dalam menjelaskan Sifat Fisik Zat 46
A. Indikator Pencapaian Kompetensi 46
B. Tujuan Pembelajaran..... 46
C. Uraian Materi..... 47
D. Rangkuman..... 54
E. Penugasan Mandiri..... 54
F. Latihan Soal..... 55
G. Umpan Balik..... 57
EVALUASI..... 58
KUNCI JAWABAN..... 61
DAFTAR PUSTAKA..... 69

Pada materi bentuk molekul dan interaksi antar molekul, terdapat beberapa konsep yang akan dibahas, berikut adalah penjabaran peta konsep dari materi bentuk molekul dan interaksi antar molekul pada pertemuan pertama hingga pertemuan keempat seperti pada Gambar 1.



Gambar 1. Peta Konsep

GLOSARIUM

Struktur Lewis	:	Suatu pola atau diagram yang menggambarkan jumlah elektron valensi dari atom-atom yang akan membentuk ikatan kimia.
Atom pusat	:	Atom yang dapat mengikat beberapa atom lain dalam suatu senyawa kovalen.
PEI	:	Pasangan elektron atom pusat yang digunakan untuk membentuk ikatan dengan atom lain dalam senyawa.
PEB	:	Pasangan elektron atom pusat yang tidak digunakan untuk membentuk ikatan dengan atom lain dalam senyawa.
Simetris	:	Distribusi elektron menyebar secara merata di sekitar atom pusat.
Tidak simetris	:	Distribusi elektron menyebar tidak merata di sekitar atom pusat.
Elektron Valensi	:	Jumlah elektron pada kulit terluar.
Domain elektron	:	Suatu area dalam molekul yang ditempati oleh elektron.

GLOSARIUM

Gaya London	:	Gaya tarik menarik yang sifatnya lemah antara atom atau molekul yang timbul dari pergerakan elektron yang acak di sekitar atom-atom
Ikatan Hidrogen	:	Ikatan yang terjadi antara atom H dengan atom lain yang memiliki pasangan elektron bebas
Momen Dipol	:	Tingkat kepolaran molekul
Titik Didih	:	Suhu ketika tekanan uap sebuah zat cair sama dgn tekanan eksternal yg dialami oleh cairan
Titik Leleh	:	Titik leleh adalah temperatur dimana zat padat berubah wujud menjadi zat cair pada tekanan suatu atmosfer
Senyawa Polar	:	Senyawa yang terbentuk dari suatu ikatan antar electron pada unsur unsurnya karena memiliki kelektronegatifan yang berbeda.
Senyawa Non Polar	:	Senyawa yang terbentuk dari suatu ikatan antar electron pada unsur unsurnya karena memiliki kelektronegatifan yang hamper sama.

PENDAHULUAN

A. KOMPETENSI DASAR

1. Menerapkan Teori Tolakan Pasangan Elektron Kulit Valensi (VSEPR) dan Teori Domain elektron dalam menentukan bentuk molekul (3.6)
2. Membuat model bentuk molekul dengan menggunakan bahan-bahan yang ada di lingkungan sekitar atau perangkat lunak komputer (4.6)
3. Menghubungkan interaksi antar ion, atom dan molekul dengan sifat fisika zat (3.7)
4. Menerapkan prinsip interaksi antar ion, atom dan molekul dalam menjelaskan sifat-sifat fisik zat di sekitarnya (4.7)

B. INDIKATOR PENCAPAIAN KOMPETENSI (IPK)

1. Menjelaskan teori VSEPR, domain elektron dan hibridisasi (3.6.1)
2. Menerapkan teori tolakan pasangan elektron kulit valensi (VSEPR), teori domain elektron dalam menentukan bentuk molekul (3.6.2)
3. Menganalisis hubungan bentuk molekul dengan teori hibridisasi (3.6.3)
4. Membuat model bentuk molekul dengan menggunakan perangkat lunak komputer atau smartphone (4.6.1)
5. Menjelaskan interaksi antar molekul (3.7.1)
6. Menjelaskan hubungan antara interaksi antar molekul dengan sifat fisik zat (3.7.2)
7. Menerapkan prinsip interaksi antar molekul dalam menjelaskan sifat-sifat fisik zat (4.7.1)

C. PETUNJUK PEMBELAJARAN E-MODUL

Untuk mempelajari materi bentuk molekul dan interaksi antar molekul pada modul ini, kalian harus sudah memahami materi prasyarat yaitu menggambarkan struktur lewis dari senyawa kovalen poliatom. Agar modul dapat digunakan secara maksimal maka kalian diharapkan melakukan langkah- langkah sebagai berikut :

1. Guru membagikan E-Modul sebelum pertemuan kelas, agar siswa dapat mempelajari materi terlebih dahulu
2. Pelajari dan pahami tujuan yang tercantum dalam setiap kegiatan pembelajaran
3. Pelajari uraian materi secara sistematis dan mendalam dalam setiap kegiatan pembelajaran.
4. Cermatilah visualisasi dari multipel representasi bentuk molekul dengan bantuan *Augmented Reality*
5. Lakukan uji kompetensi di setiap akhir kegiatan pembelajaran untuk menilai tingkat penguasaan materi.
6. Diskusikan dengan guru atau teman jika mengalami kesulitan dalam pemahaman materi.

D. PETUNJUK PENGGUNAAN AUGMENTED REALITY

Untuk mempelajari materi bentuk molekul dan interaksi antar molekul pada modul ini yang dilengkapi dengan QR-Code dan Link *Augmented Reality* dengan menggunakan Aplikasi Assemblr Studio, berikut adalah langkah langkah penggunakan AR pada modul ini :

1. Installah aplikasi Assemblr Studio yang bisa di download dari Playstore maupun Appstore.
2. Scan QR-Code yang ada pada E-Modul atau Klik link AR pada e-modul.
3. Jika menggunakan link, silahkan pilih tampilan 3D pada bagian atas tampilan.
4. Gambar 3D dapat diputar sesuai keinginan untuk melihat visualisasi 3D dari segala sisi
5. Klik keterangan yang ada pada gambar untuk memunculkan teks informasi terkait bentuk molekul
6. Diskusikan dengan guru atau teman jika mengalami kesulitan dalam penggunaan AR.

KEGIATAN PEMBELAJARAN-1

A. Indikator Pencapaian Kompetensi

3.6.1. Menjelaskan teori VSEPR dan domain elektron
3.6.2. Menerapkan teori tolakan pasangan elektron kulit valensi (VSEPR), teori domain elektron dalam menentukan bentuk molekul
3.6.3. Menganalisis hubungan bentuk molekul dengan teori Hibridisasi

B. Tujuan Pembelajaran

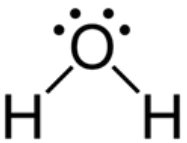
Melalui pembelajaran menggunakan multipel representasi dengan *Augmented Reality*, peserta didik dapat menjelaskan teori tolakan pasangan elektron kulit valensi (VSEPR) dan teori domain elektron dalam menentukan bentuk molekul serta menganalisis hubungan bentuk molekul dengan teori hibridisasi dengan tepat, disiplin dan aktif dalam proses pembelajaran.

Pengantar

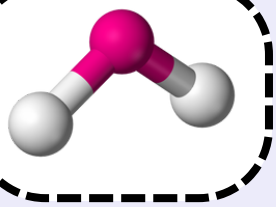
Bentuk tetesan hujan yang popular digambarkan adalah berbentuk tetesan air ataupun seperti tetesan air mata. Sayangnya, ternyata bentuk tetesan hujan tidak seperti itu. Jika ditanya bagaimana wujud air, tentu jawabannya adalah cair. Air yang mempunyai rumus kimia H_2O. Kemudian jika ditanya, bagaimana gambar bentuk molekul H_2O? Apakah sama dengan ilustrasi air hujan? Tetesan air yang terbentuk ketika uap air berkondensasi menjadi fasa cair berbentuk layaknya bola, bulat akibat tegangan permukaan molekul air. Tegangan permukaan ini berfungsi seperti kulit dari tubuh air yang membuat molekul-molekul air saling terkait. Penyebabnya dari adanya ikatan lemah hidrogen yang terjadi antara molekul-molekul H_2O. Molekul air saling mengikat karena mereka lebih mudah terikat satu sama lain dari pada dengan molekul udara. Kedua pasangan elektron bebas akan menolak pasangan elektron terikat sehingga menghasilkan sudut antara kedua elektron terikat sebesar 104,5 derajat. Bentuk Multipel Representasi dari H_2O dapat dilihat pada gambar makroskopik, simbolik dan submikroskopik disamping.



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Untuk lebih jelas silahkan klik link video pengantar terkait bentuk molekul dari H_2O berikut ini :

https://youtu.be/stilKj4olH0



C. Uraian Materi

1. Teori VSEPR

Teori VSEPR adalah teori yang menggambarkan bentuk molekul berdasarkan kepada tolakan pasangan elektron disekitar atom pusat. Teori tolakan pasangan elektron ini dikenal dengan istilah VSEPR (***Valence Shell Electron Pair of Repulsion***). Bentuk molekul didasarkan kepada jumlah elektron yang saling tolak-menolak di sekitar atom pusat yang akan menempati tempat sejauh mungkin untuk meminimumkan tolakan.



Gambar 1. Ronald Gillespie & Nyholm
Sumber : www.sutori.com

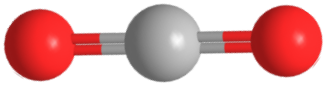
Teori VSEPR pertama kali dikembangkan oleh Nevil Sidgwick dan Herbet Powel pada tahun 1940. Pada tahun 1957 tokoh pada gambar 1 disamping yakni Ronald Gillespie dan Ronald Nyholm di University College London menyempurnakan konsep ini untuk membangun sebuah teori yang lebih rinci mampu memilih antara berbagai alternatif geometri.

Gaya tolak – menolak antara dua pasang elektron akan semakin kuat dengan semakin kecilnya jarak antara kedua pasang elektron tersebut. Tolakan yang melibatkan pasangan elektron bebas akan lebih kuat daripada yang melibatkan pasangan elektron ikatan. Gaya tolakan akan semakin kuat jika sudut di antara kedua pasang elektron tersebut besarnya 90°. Tidak hanya itu, tolakan yang melibatkan pasangan elektron tunggal lebih kuat daripada yang melibatkan pasangan ikatan.

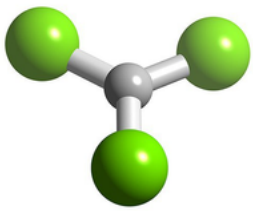
Berikut ini adalah urutan besarnya gaya tolakan antara dua pasang elektron menurut teori VSEPR.

Kekuatan Tolakan PEB-PEB > **Kekuatan Tolakan PEB-PEI** > **Kekuatan Tolakan PEI-PEI**

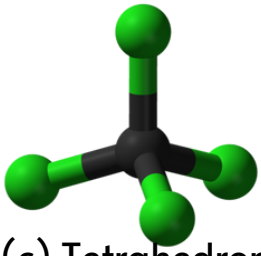
Berdasarkan tolakan-tolakan tersebut terdapat lima bentuk geometri dasar molekul kovalen, yaitu (a) linear, (b) segitiga datar, (c) tetrahedral, (d) trigonal bipiramida, dan (e) oktahedral seperti pada gambar 2.



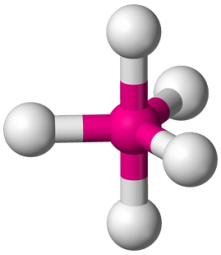
(a) Linear



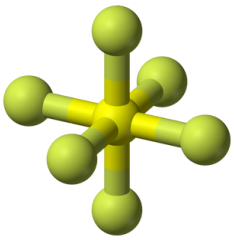
(b) Trigonal planar



(c) Tetrahedron



(d) Bipiramida trigonal



(e) Oktahedron

Merumuskan Tipe Molekul

Tipe molekul merupakan suatu notasi yang menyatakan jumlah pasangan elektron (domain) di sekitar atom pusat dari suatu molekul, baik pasangan elektron bebas maupun pasangan elektron ikatan. Tipe molekul dilambangkan dengan AXE dengan penjelasan sebagai berikut.

- Atom pusat dinyatakan dengan lambang A,
- Setiap pasangan elektron ikatan dinyatakan dengan X, dan
- Setiap pasangan elektron bebas dinyatakan dengan E.

Tipe molekul dapat ditentukan dengan Persamaan (1).

$$AX_mE_n \quad \text{.....(1)}$$

Keterangan :

A = Atom Pusat
m = Jumlah X
n = Jumlah E
X = Pasangan Elektron Ikatan (PEI)
E = Pasangan Elektron Bebas (PEB)

Penentuan tipe suatu molekul harus memperhatikan jenis ikatan kovalen dalam molekul tersebut. Untuk lebih jelasnya akan diuraikan sebagai berikut.

a. Jika senyawa biner berikatan tunggal.
Saat menentukan tipe molekul suatu senyawa biner berikatan tunggal, jumlah A dan X dapat ditentukan dengan melihat rumus kimia dari suatu senyawa. Namun, jumlah E harus dihitung menggunakan suatu persamaan. Dengan demikian jumlah E ditentukan dengan Persamaan (2).

$$E = \frac{(ev - X)}{2} \quad \text{.....(2)}$$

Keterangan :
E = PEB
ev = Elektron valensi A
X = PEI/jumlah atom yang terikat pada atom pusat

Contoh :

Tentukan tipe molekul BF_3 dan ClF_3!
Jawab:

- Atom pusat (A) = boron, ev boron= 3
  Jumlah PEI/jumlah atom yang diikat (X) = 3
  $E = \frac{(ev - X)}{2} = \frac{(3 - 3)}{2} = 0$

  Jadi, tipe molekul BF_3 adalah AX_3.

- Atom pusat (A) = klorin, ev klorin= 7
  Jumlah PEI/jumlah atom yang diikat (X) = 3
  $E = \frac{(ev - X)}{2} = \frac{(7 - 3)}{2} = 2$

  Jadi, tipe molekul ClF_3 adalah AX_3E_2.

b. Jika senyawa biner berikatan rangkap atau berikatan kovalen koordinasi. Suatu senyawa berikatan rangkap yang akan ditentukan tipe molekulnya, dihitung jumlah ikatan rangkap yang ada dalam molekul tersebut menggunakan Persamaan (3).

$$\pi = \frac{(6n + 2) - \sum ev}{2} \quad \text{..... (3)}$$

Ket :
π = Jumlah ikatan (π)
n = Jumlah total atom dalam suatu molekul
∑ev = Jumlah total elektron valensi atom-atom yang berikatan

Jumlah pasangan elektron dalam suatu molekul dapat dihitung dengan Persamaan (4).

$$PE = \frac{\sum ev - Muatan}{2} \quad \text{..... (4)}$$

Ket :
PE = Jumlah pasangan elektron dalam suatu molekul
∑ev = Jumlah total elektron valensi atom-atom yang berikatan

Kemudian dihitung jumlah pasangan elektron ikatan (PEI) menggunakan Persamaan (5).

$$PEI = n - 1 \quad \text{..... (5)}$$

Ket :
PEI = Jumlah pasangan elektron berikatan (X)
n = Jumlah atom-atom yang berikatan

Selanjutnya dihitung jumlah pasangan elektron pada atom pusat (PEP) menggunakan Persamaan (6).

PEP = PE - 3 x Jumlah atom yang diikat ..... (6)

Ket :
PEP = Jumlah pasangan elektron pada atom pusat
PE = Jumlah pasangan elektron dalam suatu molekul
(Jumlah atom yang diikat atom pusat kecuali H)

Kemudian dihitung jumlah pasangan elektron bebas (PEB) pada atom pusat menggunakan Persamaan (7)

PEB = PEP - PEI ..... (7)

Ket :
PEB = Jumlah pasangan bebas pada atom pusat (E)
PEP = Jumlah pasangan elektron pada atom pusat
PEI = Jumlah pasangan elektron berikatan (X)

Contoh :

Tentukan tipe molekul belerang trioksida (SO_3)!
Jawab:

a. Jumlah ikatan (π) pada molekul SO_3

$\sum ev\ SO3 = ev\ S + 3 \times ev\ O = 6 + 3 \times 6 = 24$

$\pi = \frac{(6n + 2) - \sum ev}{2} = \frac{(6 \times 4 + 2) - 24}{2} = 1$

b. Jumlah pasangan elektron (PE) pada molekul SO_3

$PE = \frac{\sum ev - Muatan}{2} = \frac{24 - 0}{2} = 12$

c. Jumlah pasangan elektron ikatan (PEI)

$PEI = n - 1 = 4 - 1 = 3$

d. Jumlah pasangan elektron pada atom pusat (PEP)

PEP = PE - 3 x Jumlah atom yang diikat

$= 12 - 3 \times 3 = 3$

e. Jumlah pasangan elektron bebas (PEB) pada atom pusat

PEB = PEP - PEI = 3 - 3 =0

Karena PEI (X) = 3 dan PEB (E) = 0, jadi tipe molekul SO_3 adalah AX_3.

2. Teori Domain Elektron

Menurut Ralph H. Petrucci (1985), teori Domain Elektron merupakan penyempurnaan dari teori VSEPR. Teori ini adalah suatu cara meramalkan bentuk molekul berdasarkan tolak menolak elektron-elektron pada kulit luar atom pusat. Domain elektron berarti kedudukan elektron atau daerah keberadaan elektron. Jumlah domain elektron ditentukan sebagai berikut:

- Setiap elektron ikatan (apakah ikatan tunggal, rangkap atau rangkap tiga) merupakan 1 domain.
- Setiap pasangan elektron bebas merupakan 1 domain.

Pemahaman terhadap teori domain elektron dapat memberikan kemudahan dalam memahami alasan suatu molekul memiliki bentuk tertentu yang disebabkan tolak-menolak pasangan elektron.

Teori domain elektron mempunyai prinsip-prinsip dasar sebagai berikut:

- Antar domain elektron pada kulit luar atom pusat saling tolak-menolak sehingga domain elektron akan mengatur diri (mengambil formasi) sedemikian rupa, sehingga tolak-menolak di antaranya menjadi minimum.
- Urutan kekuatan tolak-menolak di antara domain elektron adalah: Tolakan antar domain elektron bebas > tolakan antara domain elektron bebas dengan domain elektron ikatan > tolakan antara domain elektron ikatan.
- Bentuk molekul hanya ditentukan oleh pasangan elektron ikatan.

Menentukan Bentuk Molekul

Setelah mengetahui tipe molekul dan domain elektron, maka bentuk molekul dapat ditentukan dengan mengikuti langkah-langkah berikut.

- Menentukan tipe molekul.
- Menentukan geometri domain-domain elektron (posisi pasangan elektron) di sekitar atom pusat yang memberikan tolakan minimum.
- Menentukan domain elektron terikat dengan menuliskan lambang atom yang bersangkutan.
- Menentukan bentuk molekul setelah mempertimbangkan pengaruh pasangan elektron bebas.

Contoh :

Tentukan bentuk molekul asam sulfida (H_2S) !

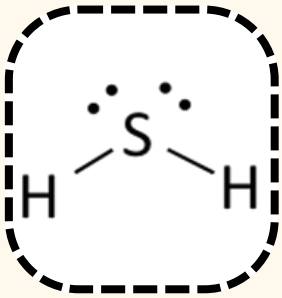
Penjelasan :

- Tipe molekul: AX_2E_2 (4 domain)
- Jumlah domain elektron pada kulit luar atom pusat (sulfur) ada 4, yang terdiri atas 2 domain elektron bebas (PEB) dan domain elektron ikatan (PEI). Susunan ruang domain-domain elektron yang memberi tolakan minimum adalah tetrahedral.
- Tentukan domain elektron terikat dengan menuliskan lambang atom yang terikat, yaitu atom hidrogen.
- Bentuk molekul H_2S adalah bentuk V (bengkok). Hasil percobaan menunjukkan besar sudut ikatan H-S-H adalah $104,5^0$; sedikit lebih kecil dari sudut tetrahedral ($109, 5^0$). Hal ini terjadi karena desakan pasangan elektron bebas.

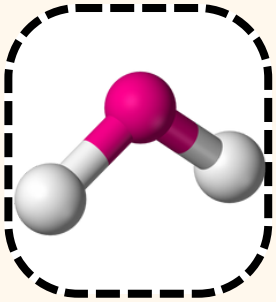
Berikut bentuk Multiple Representasi H_2S :



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Scan QR atau
Klik Link dibawah!



http://asblr.com/ea6Sf

AR-Submikroskopik CO_2

Tentukan bentuk molekul IF_3!

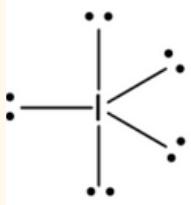
Penjelasan :

Berikut langkah langkah penentuan bentuk molekul :

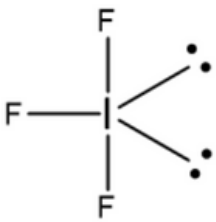
Langkah 1:

AX_3E_2

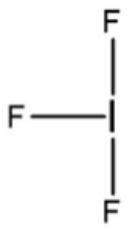
Langkah 2:



Langkah 3:



Langkah 4:



Scan QR atau
Klik Link dibawah!



http://asblr.com/tFJtm

AR-Submikroskopik IF_3

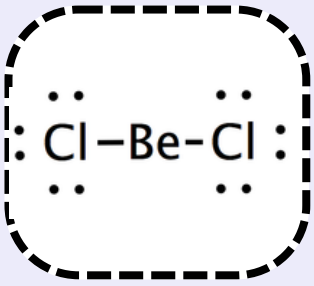
Setelah mengetahui tentang teori VSEPR dan teori domain elektron maka kita dapat meramalkan bentuk geometri suatu molekul, seperti terlihat pada gambar dan penjelasan berikut:

Linear-(Contoh : $BeCl_2$)

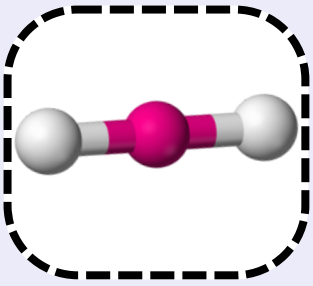
Pada $BeCl_2$ ada dua pasang elektron yang mengelilingi atom pusat Be, kedua pasang elektron tolak menolak sehingga bentuk molekul $BeCl_2$ adalah linier.



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Scan QR atau
Klik Link dibawah!

http://asblr.com/3r4Kl

AR-Bentuk Molekul Linear

Sesuai dengan bentuk multipel representasi $BeCl_2$, berikut adalah penjelasannya :

Jumlah PEI (X) : 2 Rumus (AXnEm) : AX_2

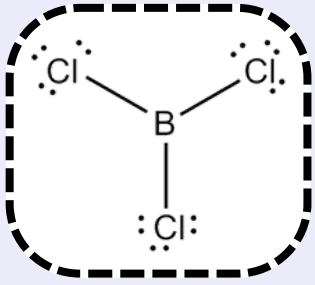
Jumlah PEB (E) : 0 Sudut Ikatan : 180^0

Trigonal planar-(Contoh : BCl_3)

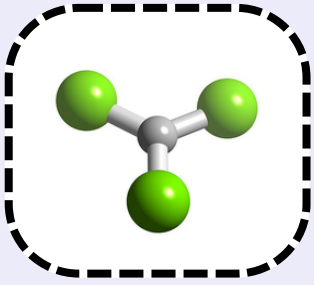
Pada BCl_3 ada empat pasangan elektron mengelilingi atom B, semua merupakan pasangan elektron ikatan sehingga BCl_3 berbentuk tetrahedral dengan sudut = 120^0



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Scan QR atau
Klik Link dibawah!

http://asblr.com/qpwuQ

AR-Bentuk Molekul Trigonal planar

Sesuai dengan bentuk multipel representasi BCl_3, berikut adalah penjelasannya :

Jumlah PEI (X) : 3 Rumus (AXnEm) : AX_3

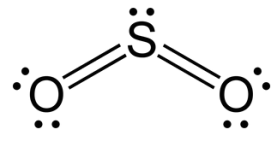
Jumlah PEB (E) : 0 Sudut Ikatan : 120^0

Trigonal Bentuk V-(Contoh : SO_2)

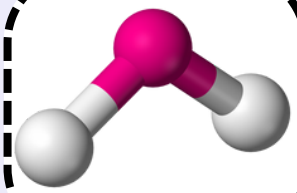
Pada SO_2 ada tiga pasang elektron terdiri dari 1 PEB dan 2 PEI. Molekul SO_2 berbentuk Trigonal Bentuk V. Sudut ikatan O–S–O lebih kecil dari 120. Hal ini disebabkan tolakan PEB lebih besar dari PEI.



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Scan QR atau
Klik Link dibawah!



http://asblr.com/mTEbT

AR-Bentuk Molekul Bengkok

Sesuai dengan bentuk multipel representasi SO_2, berikut adalah penjelasannya :

Jumlah PEI (X) : 2 Rumus (AXnEm) : AX_2E

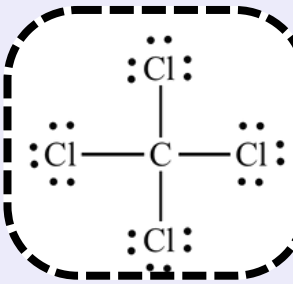
Jumlah PEB (E) : 1 Sudut Ikatan : $<120^0$

Tetrahedron-(Contoh : CCl_4)

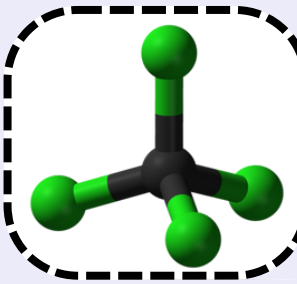
Pada CCl_4 ada empat pasangan elektron mengelilingi atom C, semua merupakan pasangan elektron ikatan sehingga CCl_4 berbentuk tetrahedral dengan sudut Cl–C–Cl = 109,5 .



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Scan QR atau
Klik Link dibawah!



http://asblr.com/lfmKw

AR-Bentuk Molekul Tetrahedron

Sesuai dengan bentuk multipel representasi CCl_4, berikut adalah penjelasannya :

Jumlah PEI (X) : 4 Rumus (AXnEm) : AX_4

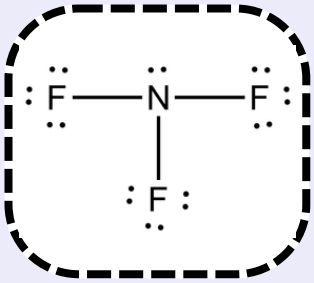
Jumlah PEB (E) : 0 Sudut Ikatan : $109,5^0$

Piramida trigonal-(Contoh : NF_3)

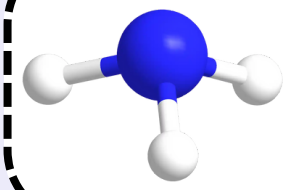
Pada NF_3 ada empat pasangan elektron mengelilingi atom N, 3 PEI dan 1 PEB. Struktur ruang elektron membentuk tetrahedral. Oleh karena ada 1 PEB yang daya tolaknya lebih kuat dari PEI maka bentuk molekul NF_3 adalah piramidal trigonal dengan sudut F–N–F = 107,5.



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Scan QR atau
Klik Link dibawah!



http://asblr.com/5JiiK

AR-Bentuk Molekul Piramida trigonal

Sesuai dengan bentuk multipel representasi NF_3, berikut adalah penjelasannya :

Jumlah PEI (X) : 3 Rumus (AXnEm) : AX_3E

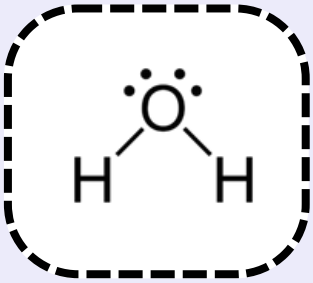
Jumlah PEB (E) : 1 Sudut Ikatan : 107,5

Planar bentuk V-(Contoh : H_2O)

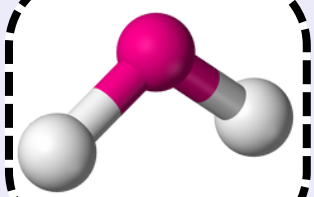
Pada molekul air ada empat pasangan elektron mengelilingi atom O, 2 PEI dan 2 PEB. Struktur ruang elektron membentuk tetrahedral. Oleh karena ada 2 PEB yang tolakannya besar maka bentuk H_2O adalah planar bentuk V dengan ukuran sudut H–O–H = 104,7 .



Simbolik



Makroskopik



Submikroskopik

Scan QR atau
Klik Link dibawah!



http://asblr.com/fc3UP

AR-Bentuk Molekul Planar bentuk V

Sesuai dengan bentuk multipel representasi H_2O, berikut adalah penjelasannya :

Jumlah PEI (X) : 2 Rumus (AXnEm) : AX_2E_2

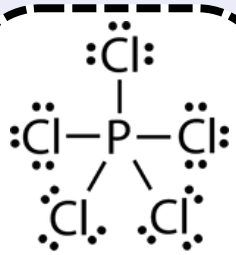
Jumlah PEB (E) : 2 Sudut Ikatan : 104,7

Bipiramida trigonal-(Contoh : PCl_5)

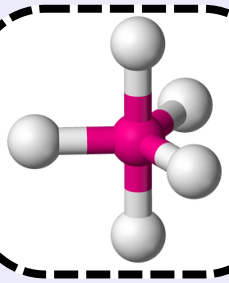
Pada molekul PCl_5 ada lima pasangan elektron mengelilingi atom P, semua merupakan pasangan elektron ikatan. Struktur ruang elektron membentuk bipiramida trigonal. dengan ukuran sudut 90 dan 120.



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Sesuai dengan bentuk multipel representasi PCl_5, berikut adalah penjelasannya :

Jumlah PEI (X) : 5 Rumus (AXnEm) : AX_5

Jumlah PEB (E) : 0 Sudut Ikatan : 90 ,120

Scan QR atau
Klik Link dibawah!



http://asblr.com/atgUx

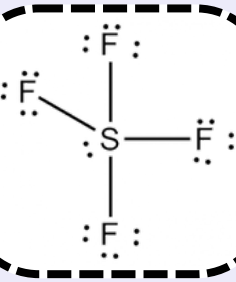
AR-Bentuk Molekul Bipiramida trigonal

Tetrahedron Terdistorsi-(Contoh : SF_4)

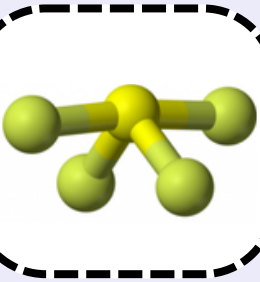
Pada molekul SF_4 ada lima pasangan elektron mengelilingi atom S, 4 PEI dan 1 PEB. Struktur ruang elektron membentuk tetrahedral Terdistorsi dengan ukuran sudut F–S–F = 90 dan 120.



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Sesuai dengan bentuk multipel representasi SF_4, berikut adalah penjelasannya :

Jumlah PEI (X) : 4 Rumus (AXnEm) : AX4E

Jumlah PEB (E) : 1 Sudut Ikatan : 90 ,120

Scan QR atau
Klik Link dibawah!



http://asblr.com/4lx6i

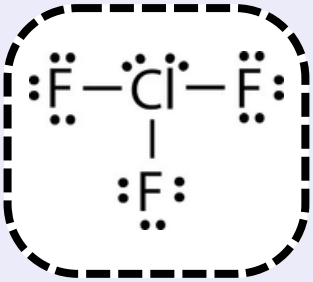
AR-Bentuk Molekul Tetrahedron Terdistorsi

Planar bentuk T-(Contoh : ClF_3)

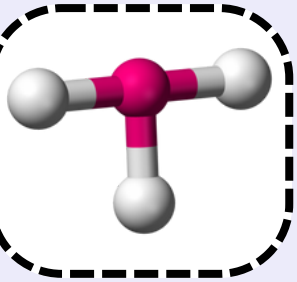
Pada molekul ClF_3 ada lima pasangan elektron mengelilingi atom Cl, 3 PEI dan 2 PEB. Struktur ruang elektron membentuk T dengan ukuran sudut F—Cl—F = 90.



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Sesuai dengan bentuk multipel representasi ClF_3, berikut adalah penjelasannya :

Jumlah PEI (X) : 3 Rumus (AXnEm) : AX3E2

Jumlah PEB (E) : 2 Sudut Ikatan : 90

Scan QR atau
Klik Link dibawah!

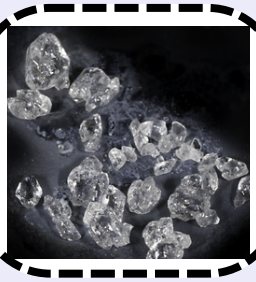


http://asblr.com/l4svm

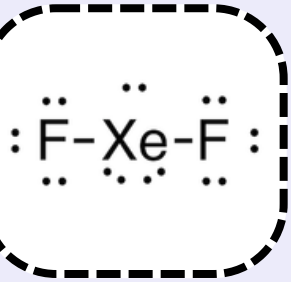
AR-Bentuk Molekul Planar bentuk T

Linear-(Contoh : XeF_2)

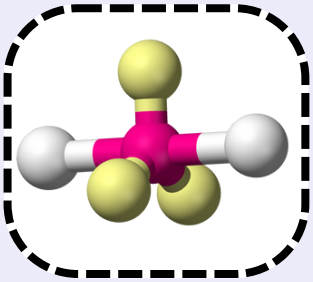
Pada molekul XeF_2 ada lima pasangan elektron mengelilingi atom Xe, 2 PEI dan 3 PEB. Struktur ruang elektron membentuk linear dengan ukuran sudut F—Xe—F = 180.



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Sesuai dengan bentuk multipel representasi XeF_2, berikut adalah penjelasannya :

Jumlah PEI (X) : 2 Rumus (AXnEm) : AX2E3

Jumlah PEB (E) : 3 Sudut Ikatan : 180

Scan QR atau
Klik Link dibawah!



http://asblr.com/Afhsi

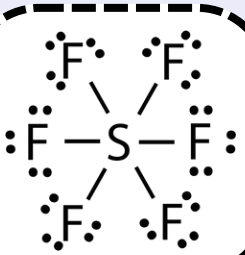
AR-Bentuk Molekul Linear

Oktahedron-(Contoh : SF_6)

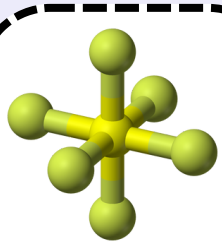
Pada molekul SF_6 ada enam pasangan elektron mengelilingi atom S, semua pasangan elektron berasal dari 6 PEI . Struktur ruang elektron membentuk oktahedron dengan ukuran sudut F–S–F = 90.



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Scan QR atau
Klik Link dibawah!



http://asblr.com/yVdUs

AR-Bentuk Molekul Oktahedron

Sesuai dengan bentuk multipel representasi SF_6, berikut adalah penjelasannya :

Jumlah PEI (X) : 6 Rumus (AXnEm) : AX6

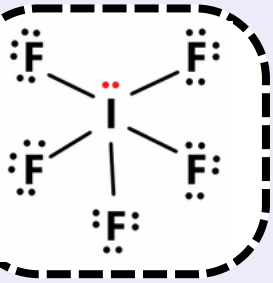
Jumlah PEB (E) : 0 Sudut Ikatan : 90

Piramida sisiempat-(Contoh : IF_5)

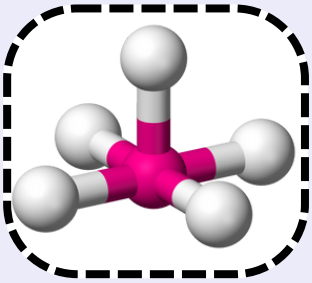
Pada molekul IF_5 ada enam pasangan elektron mengelilingi atom I, 5 PEI dan 1 PEB. Struktur ruang elektron membentuk Piramida segitiga dengan ukuran sudut F–I–F = 90.



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Scan QR atau
Klik Link dibawah!



http://asblr.com/P5Uuk

AR-Bentuk Molekul Planar bentuk T

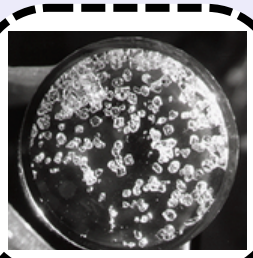
Sesuai dengan bentuk multipel representasi IF_5, berikut adalah penjelasannya :

Jumlah PEI (X) : 5 Rumus (AXnEm) : AX5E

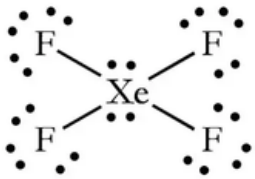
Jumlah PEB (E) : 1 Sudut Ikatan : 90

Sisiempat datar-(Contoh : XeF_4)

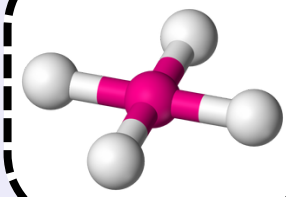
Pada molekul XeF_4 ada enam pasangan elektron mengelilingi atom Xe, 4 PEI dan 2 PEB. Struktur ruang elektron membentuk Sisiempat datar dengan ukuran sudut F–Xe–F = 90.



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Sesuai dengan bentuk multipel representasi XeF_4, berikut adalah penjelasannya :

Jumlah PEI (X) : 4 Rumus (AXnEm) : AX4E2

Jumlah PEB (E) : 2 Sudut Ikatan : 90

Scan QR atau
Klik Link dibawah!

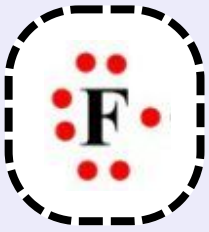


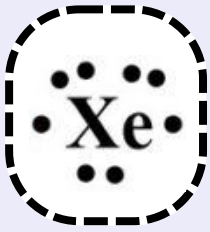
http://asblr.com/5aA5S

AR-Bentuk Molekul Sisiempat datar

Pembahasan Penentuan Bentuk Molekul- (Contoh XeF_2 dan XeF_4)

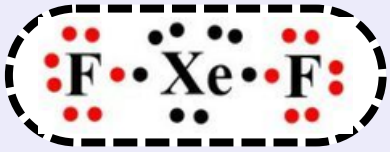
Berdasarkan penejelasan diatas dapat di pelajari bagaimana cara menentukan beberapa bentuk geometri molekul diantaranya XeF_2 dan XeF_4. Diantara molekul-molekul tersebut ada yang memiliki pasangan elektron bebas dan ada yang tidak, jadi molekul-molekul tersebut adalah contoh yang bagus untuk lebih memahami teori VSEPR. Pertama kita harus mementukan struktur lewis masing-masing molekul. Xe memiliki jumlah elektron valensi 8 sedangkan F elektron valensinya adalah 7 (lihat gambar 3).





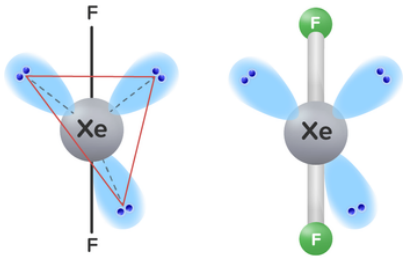
Gambar 3. Elektron Valensi F dan Xe

Struktur Lewis XeF_2 seperti gambar 4, dua elektron Xe masing-masing diapakai untuk berikatan secara kovalen dengan 2 atom F sehingga meninggalkan 3 pasangan elektron bebas pada atom pusat Xe. Hal yang sama terjadi pada molekul XeF_4 dimana 4 elektron Xe dipakai untuk berikatan dengan 4 elektron dari 4 atom F, sehingga meninggalkan 2 pasangan elektron bebas pada atom pusat Xe.

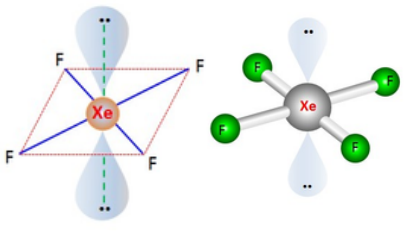


Gambar 4. Struktur Lewis XeF2

Lihat gambar diatas XeF_2 memiliki 2 pasangan elektron ikatan (PEI) dan 3 pasangan elektron bebas (PEB) jadi total ada 5 pasangan elektron yang terdapat pada XeF_2 , hal ini menandakan bahwa geometri molekul atau kerangka dasar molekul XeF_2 adalah trigonal bipiramid. Karena terdapat 3 PEB maka PEB ini masing masing akan menempati posisi ekuatorial pada kerangka trigonal bipiramid, sedangkan PEI akan menempati posisi aksial yaitu pada bagian atas dan bawah. Posisi inilah posisi yang stabil apabila terdapat atom dengan 2 PEI dan 3 PEB sehingga menghasilkan bentuk molekul linear. Jadi bentuk molekul XeF_2 adalah linier.(lihat gambar dibawah).



Gambar 5. Bentuk Molekul XeF2
Sumber : https://roboguru.ruangguru.com



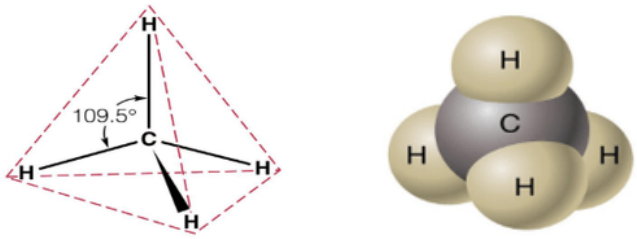
Gambar 6. Bentuk Molekul XeF4
Sumber : https://urip.wordpress.com

Lihat gambar struktur lewis XeF_4 memiliki 4 pasangan elekktron terikat (PEI) dan 2 pasangan elektron bebas (PEB) jadi total ada 6 pasangan elektron yang terdapat pada XeF_4, hal ini menandakan bahwa geometri molekul atau kerangka dasar molekul XeF_4 adalah oktahedral. Karena terdapat 2 PEB maka PEB ini masing masing akan menempati posisi aksial pada kerangka oktahedral, sedangkan PEI akan menempati posisi ekuatorial. Posisi inilah posisi yang stabil apabila terdapat atom dengan 4 PET dan 2 PEB sehingga menghasilkan bentuk molekul yang disebut segiempat planar. Jadi bentul molekul XeF_2 adalah segiempat planar.(lihat gambar 5 dan gambar 6).

3. Teori Hibridisasi

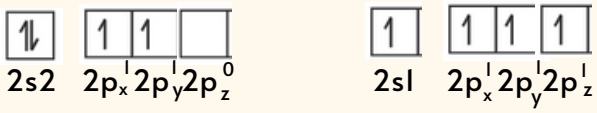
Setelah membahas "teori tolakan pasangan electron dan domain elektron", kita lanjutkan dengan pembahasan materi Teori Hibridisasi. Hibridisasi adalah proses penggabungan orbital-orbital atom yang memiliki tingkat energi berbeda yang kemudian membentuk orbital baru. Orbital hasil penggabungan disebut orbital hibrida. Orbital hibrida adalah orbital yang terbentuk sebagai hasil penggabungan (hibridisasi) 2 atau lebih Orbital Atom. Masih ingatkah kalian konfigurasi elektron atom C? Konfigurasi elektron atom C adalah $1s^2$, $2s^2$, $2p^2$ dan jika dijabarkan satu-satu diperoleh C : $1s^2$, $2s^2$, $2p_x$,$2p_y$,$2p_z$.

Elektron valensi terluar adalah 2, maka atom C seharusnya mengikat 2 atom H menjadi CH_2. Kenyataannya di alam senyawa CH_2 tidak ada. Senyawa yang ada di alam adalah senyawa metana dengan rumus molekul CH_4, mengapa hal itu dapat terjadi? Berdasarkan kenyataan yang ada terbukti bahwa atom karbon mengadakan ikatan kovalen dengan empat atom hidrogen. Dalam senyawa CH_4 semua ikatan yang terjadi identik, sudut ikatan antara dua ikatan adalah 109,5 dengan bentuk geometri molekul tetrahedral (bidang empat)



Gambar 7. Bentuk Molekul CH4
Sumber : https://rumushitung.com

Atom karbon C dapat mengikat 4 atom H menjadi CH_4, maka 1 elektron dari orbital 2s dipromosikan ke orbital 2p , sehingga konfigurasi elektron atom C menjadi , seperti pada gamabar berikut ini:



orbital atom C orbital hibrida atom C

Orbital 2s mempunyai bentuk yang berbeda dengan ketiga orbital 2p, akan tetapi ternyata kedudukan keempat ikatan C-H dalam CH_4 adalah sama. Hal ini terjadi karena pada saat orbital 2s, $2p_x$, $2p_y$, dan $2p_z$ menerima 4 elektron dari 4 atom H, keempat orbital ini berubah bentuknya sedemikian sehingga mempunyai kedudukan yang sama. Peristiwa ini disebut hibridisasi.

Dalam senyawa CH_4, orbital-orbital hasil hibridisasi merupakan campuran satu orbital 2s dan tiga orbital 2p, oleh karena itu disebut orbital hybrid sp^3. Pada senyawa CH_4 terbentuk empat orbital sp^3.

Berikut adalah salah satu contoh bagaimana terjadinya orbital hibrid pada molekul :

Contoh :

Bentuk Molekul BeF_2

Konfigurasi elekron atom 4Be: $1s^2\ 2s^2$. 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 seperti pada bentuk multipel representasi berikut:

Scan QR atau
Klik Link dibawah!

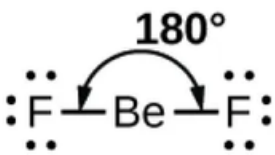


http://asblr.com/9EI6i

AR-Bentuk Molekul BeF_2



Makroskopik



Simbolik

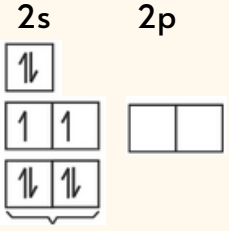


Submikroskopik

Konfigurasi elektron terluar Be :

Konfigurasi elektron Be terhibridisasi :

Konfigurasi elektron Be pada BeF_2 :



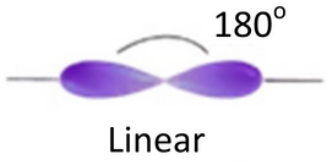
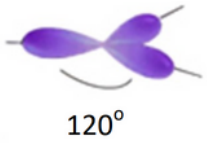
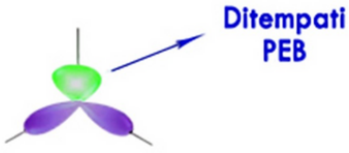
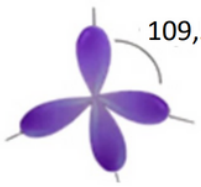
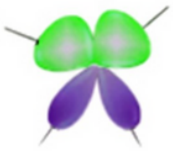
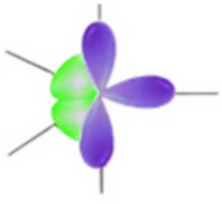
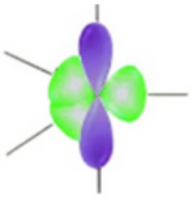
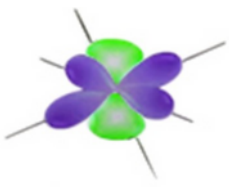
orbital hibrida yang tidak dipergunakan

membentuk orbital hibrid sp (linier)

Dua elektron tidak berpasangan pada orbital ini akan menerima elektron dari F membentuk ikatan kovalen sehingga BeF_2 berbentuk linier.

Selain orbitas sp dan sp3 masih ada beberapa jenis orbital hibrida lainnya, tabel I akan menjelaskan beberapa orbital hibrida yang mungkin terjadi:

Tabel 1. Beberapa orbital hibrida yang mungkin terjadi.

Orbital hidrida	Jumlah orbital hidrida	Bentuk orbital hibrida
Sp	2	 Linear
Sp^2	3	 Trigonal Planar  Planar V
Sp^3	4	 Tetrahedral  Trigonal piramida  Planar V
Sp^3d	5	 Trigonal bipiramida  Planar T  Linear
Sp^3d^2	6	 Oktahedral  Segiempat datar



D. Rangkuman

- Teori yang sederhana untuk menjelaskan bentuk molekul yang mengandung ikatan pasangan elektron adalah teori tolakan pasangan elektron dalam kulit valensi atau teori VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion). Menurut teori ini, bangun suatu molekul ditentukan oleh pasangan elektron yang terdapat dalam kulit valensi atom pusat.

- Molekul kovalen terdapat pasangan-pasangan elektron baik PEI maupun PEB. Karena pasangan-pasangan elektron mempunyai muatan sejenis, maka tolak menolak antar pasangan elektron. Tolakan (PEB – PEB) > tolakan (PEB – PEI) > tolakan (PEI – PEI).

- Teori domain elektron adalah suatu cara meramalkan bentuk molekul berdasarkan tolak menolak elektron-elektron pada kulit luar atom pusat. Domain elektron berarti kedudukan elektron atau daerah keberadaan elektron.

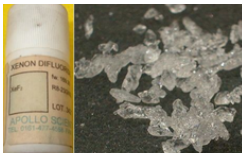
- Hibridisasi adalah proses penggabungan orbital-orbital atom yang memiliki tingkat energi berbeda yang kemudian membentuk orbital baru.



E. Penugasan Mandiri

1. Jelaskan hibridisasi yang terjadi pada SCl_4 ? (S = 16 dan Cl = 17)
2. Unsur X (nomor atom 15) dan Y (nomor atom 9) saling berikatan satu sama lain membentuk senyawa kovalen XY_3. Hibridisasi yang terjadi dan bentuk molekulnya adalah ?
3. Prediksi beberapa bentuk molekul pada tabel 2 dibawah ini dan lengkapilah keterangan bentuk molekul, tipe molekul dan PEI-PEB !

Tabel 2. Prediksi beberapa bentuk molekul

LEVEL MAKROSKOPIK	LEVEL SIMBOLIK				LEVEL SUB MIKROSKOPIK
Kegunaan/Wujud/Bau	Rumus Senyawa	Jumlah		Tipe Molekul AXmEn	Bentuk Molekul
		PEI	PEB		
 NH_3 adalah gas tidak berwarna dan berbau khas menyengat. NH_3 terdapat dalam urin dan baunya berasal dari hasil penguraian urea menjadi CO_2 dan NH_3.	NH_3	...	...	...	...
 Gas CO_2 dalam minuman ringan bersoda. Terdapat gelembung udara kecil ketika tutup botol minuman dibuka.	CO_2	...	...	...	...
 XeF_4 adalah padatan kristal tidak berwarna digunakan untuk membantu menganalisis logam yang mencemari karet silikon skala industri.	XeF_4	...	...	...	...



F. Latihan Soal

Petunjuk: Pilihlah salah satu jawaban yang benar !

1. Unsur P (Z = 15) bersenyawa dengan unsur Cl (Z = 17) membentuk PCl_3 . Banyaknya pasangan elektron bebas pada atom pusat dalam senyawa PCl_3 adalah ....
   A. 0
   B. 1
   C. 2
   D. 3
   E. 4

2. Suatu molekul mempunyai 4 pasang elektron di sekitar atom pusat, 2 diantaranya merupakan PEB, maka bentuk molekul yang paling mungkin adalah ....
   A. segitiga datar
   B. segiempat planar
   C. tetrahedron
   D. bentuk T
   E. bentuk V

3. Sudut ikatan molekul H_2O adalah 104,5 lebih kecil dari sudut tetrahedron, hal ini disebabkan oleh ....
   A. adanya 2 pasangan elektron bebas
   B. adanya 2 pasangan elektron ikatan
   C. adanya ikatan hidrogen pada H_2O
   D. adanya dipol permanen pada H_2O
   E. pasangan elektron jauh dari atom pusat

4. Suatu senyawa memiliki jumlah domain elektron ikatan 3 dan domain elektron bebas 0, bentuk molekul dari senyawa tersebut adalah ....
   A. Linear
   B. Tetrahedral
   C. Segitiga datar
   D. Oktahedral
   E. Bipiramida segitiga

5. Perhatikan tabel berikut

No	Jumlah PEI	Jumlah PEB	Bentuk Molekul
1	3	1	Segitiga piramidal
2	5	0	Tetrahedral
3	2	2	Planar bentuk V
4	4	0	Segi empat pllanar

Pernyataan yang benar terkait hubungan antara jumlah PEI, PEB dan bentuk molekul adalah....
   A. (1) dan (2)
   B. (1) dan (3)
   C. (2) dan (3)
   D. (3) dan (4)
   E. (4) dan (5)



G. UMPAN BALIK

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 1.

$$\text{Nilai} = \frac{\textit{Jumlah Skor Perolehan}}{\textit{Jumlah Skor Maksimum}} \text{ x } 100\ \%$$

Konversi tingkat penguasaan:
90 - 100% = baik sekali
80 - 89% = baik
70 - 79% = cukup
< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan Kegiatan Belajar 2. Bagus! Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 1, terutama bagian yang belum dikuasai.

KEGIATAN PEMBELAJARAN-2

A. Indikator Pencapaian Kompetensi

4.6.1. Membuat model bentuk molekul dengan menggunakan perangkat lunak komputer atau smartphone

B. Tujuan Pembelajaran

Melalui pembelajaran menggunakan multiple representasi dengan Augmented Reality, peserta didik dapat membuat model bentuk molekul dengan menggunakan perangkat lunak komputer atau smartphone melalui halaman web PhET dengan tepat, disiplin dan aktif dalam pembelajaran.

Pengantar

Gas metana adalah senyawa hidrokarbon yang paling sederhana. Zat ini merupakan penyusun utama gas alam. Sebagian besar gas metana digunakan untuk bahan bakar rumah tangga, seperti tabung gas Elpiji untuk bahan bakar kompor gas pada gambar 8.



Gambar 8. Gas CH4
Sumber : https://rumushitung.com

Sebenarnya, gas metana murni tidak berbau, tetapi jika digunakan untuk keperluan komersial, biasanya ditambahkan sedikit bau belerang untuk mendeteksi kebocoran yang mungkin terjadi. Metana adalah sumber bahan bakar utama. Pembakaran satu molekul metana dengan oksigen akan melepaskan satu molekul CO_2 (karbondioksida) dan dua molekul H_2O (air):

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

Metana adalah molekul tetrahedral dengan empat ikatan C-H yang ekuivalen. Struktur elektroniknya dapat dijelaskan dengan 4 ikatan orbital molekul yang dihasilkan dari orbital valensi C dan H yang saling melengkapi. Energi orbital molekul yang kecil dihasilkan dari orbital 2s pada atom karbon yang saling berpasangan dengan orbital Is dari 4 atom hidrogen.

Untuk lebih jelasnya perhatikan contoh soal dalam penentuan bentuk molekul CH_4 pada uraian materi berikut.



C. Uraian Materi

1.Menggambarkan Bentuk Molekul

Langkah-langkah menggambarkan bentuk molekul :

- Membuat konfigurasi elektron masing-masing unsur dari nomor atomnya.
- Mengetahui elektron valensi masing-masing unsur dari konfigurasinya.
- Membuat struktur Lewisnya.
- Menentukan domain elektron (PEI dan PEB) pada atom pusat.
- membuat notasi VSEPR.
- Menggambarkan bentuk molekulnya.

Contoh :

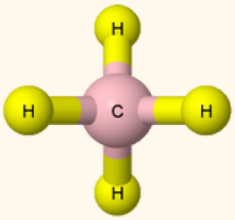
Gambarkan bentuk molekul dari CH_4 !

Pembahasan :

- Atom pusat adalah C memiliki nomor atom 6, dengan konfigurasi elektronnya : $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
- Atom pusat C mempunyai elektron valensi 4
- Struktur lewis dari atom pusat C yaitu :



- Pasangan elekton ikatan (X) = 4, atom C menggunakan empat elektronnya untuk membentuk ikatan dengan empat H, sehingga PEI = 4
- Pasangan Elektron Bebas E = (Elektron Valensi -PEI)/2 = (4 – 4)/2 = 0
- Tipe molekulnya AX_4.
- Bentuk molekulnya adalah tetrahedral



Catatan : dengan adanya PEB yang akan menolak PEI menjadikan sudut ikatan 109.

2. Simulasi Pembentukan Bentuk Molekul

Sekarang mari kita coba praktekkan dengan cara mensimulasikan apa yang telah kita pelajari dari teori Tolakan Pasangan Elektron Kulit Valensi/Valence Shell Electron Pair Repulsion-VSEPR sebelumnya. Dari simulasi ini, anda akan melihat berbagai macam bentuk molekul baik yang sudah ada (dalam software tersebut) ataupun membuat bentuk molekul sendiri (membuat bentuk molekul sendiri dengan menggunakan software tersebut). Pada simulasi ini anda akan menggunakan "PhET Interactive Simulations" untuk membuat macam-macam bentuk molekul berdasarkan teori VSEPR. Simulasi ini dapat dilakukan secara "online (terhubung ke internet)" yaitu dengan mengunjungi langsung halaman websitenya yaitu,

https://phet.colorado.edu/sims/html/molecule-shapes/latest/molecule-shapes_en.html



PhET INTERACTIVE SIMULATIONS

Gambar 9. Logo PhET Interactive Simulations
Sumber : https://phet.colorado.edu/in/

atau anda dapat melakukannya dengan cara "offline (tidak terhubung ke intemet)" yaitu dengan dengan cara mendownloadnya terebih dahulu dari halaman website berikut:

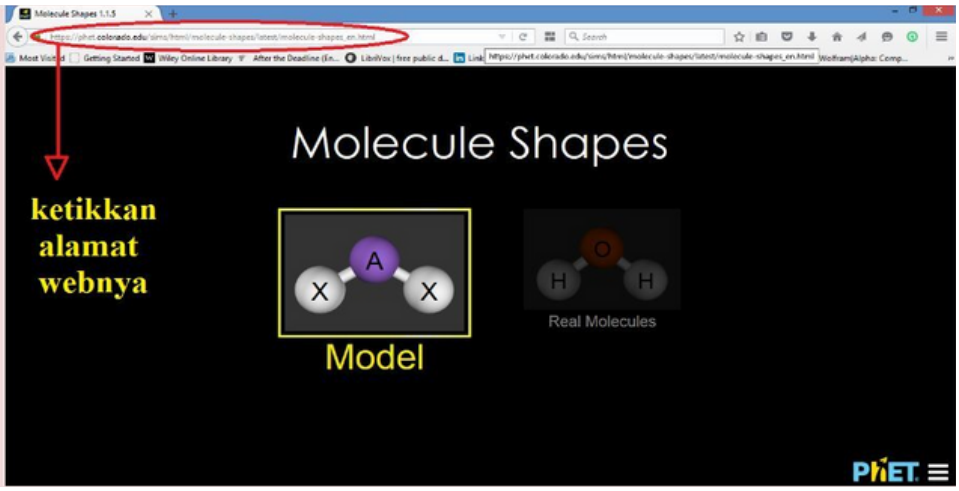
https://phet.colorado.edu/sims/html/molecule-shapes/latest/molecule-shapes_en.html?download



Besar file yang didownload hanya sebesar 1,5 MB. Untuk lebih lanjutnya, marilah kita ikuti langkah-langkah berikut ini untuk mensimulasikan macam-macam bentuk molekul tersebut.

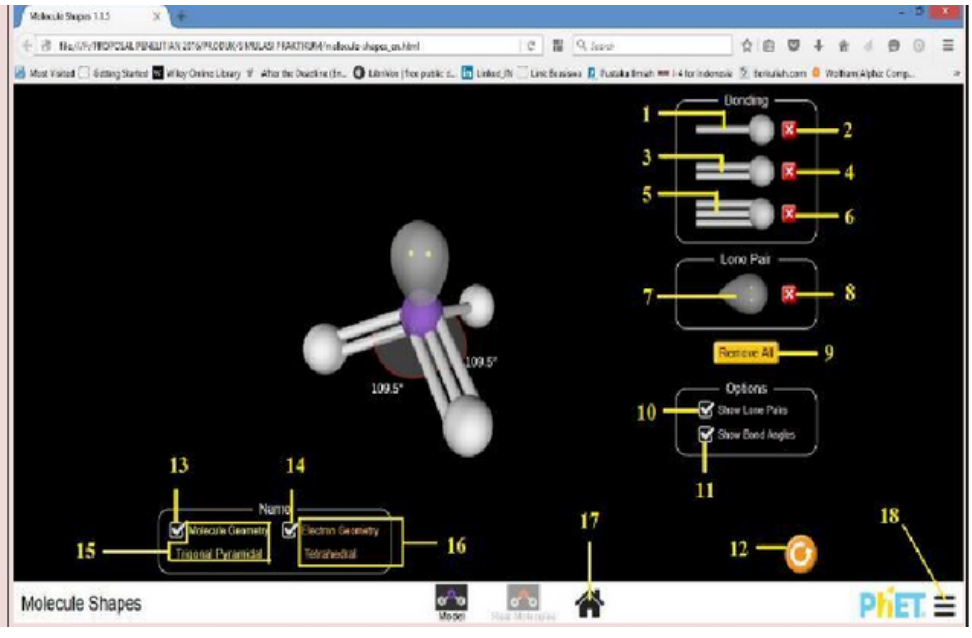
Langkah-langkah dalam Menggunakan PRET Interactive Simulations untuk Membuat Bentuk Molekul :

Kunjungilah halaman website PhET untuk menggunakannya secara online dengan web browser yang anda miliki, atau download di link yang sudah teertera sebelumnya, maka akan muncul tampian awal seperti gambar 10:



Gambar 10. Halaman awal link PhET Interactive Simulations
Sumber : https://phet.colorado.edu/in/

Selanjutnya kita akan membuat bentuk molekul sendiri, maka klik dua kali pada model seperti yang muncul pada tampilan awal, sehingga akan keluar tampilan seperti gambar 11 :



Gambar 11. Halaman kerja PhET Interactive Simulations
Sumber : https://phet.colorado.edu/in/

Keterangan nomor pada gambar sebelumnya:

1. Untuk menambah jumlah ikatan tunggal pada molekul.
2. Untuk mengurangi jumlah ikatan tunggal pada molekul
3. Untuk menambah jumlah ikatan rangkap dua pada molekul
4. Untuk mengurangi jumlah ikatan rangkap dua pada molekul.
5. Untuk menambah jumlah ikatan rangkap tiga pada molekul
6. Untuk mengurangi jumlah ikatan rangkap tiga pada molekul.
7. Untuk menambah jumlah pasangan elektron bebas pada molekul.
8. Untuk mengurangi jumlah pasangan elektron bebas pada molekul.
9. Untuk menghapus semua bentuk molekul yang telah dibuat.
10. Untuk menampilkan pasangan elektron bebas pada molekul.
11. Untuk menampilkan sudut pada molekul
12. Untuk kembali ke bentuk sebelumnya.
13. Untuk menampilkan nama geometri molekul/bentuk molekulnya.
14. Untuk menampilkan nama geometri elektron molekulnya.
15. Nama geometi mokkulbentuk molekulnya,
16. Nama geometri elektron molekulnya.
17. Kembali ke tampilan awal.
18. Menu yang terhubung ke halaman website (online).

Anda juga dapat memutar-mutarkan posisi dari bentuk molekul tersebut kearah mana saja dengan cara mendekatkan pointer mouse ke molekulnya sampai muncul simbol tangan, lalu klik dan tahan, kemudian putar ke arah mana saja yang anda inginkan untuk melihat bentuk molekul tersebut secara keseluruhan. Sekarang buatlah beberapa bentuk molekul yang telah anda ketahui sebelumnya berdasarkan teori VSEPR yang telah kita pelajari sebelumnya.



D. Rangkuman

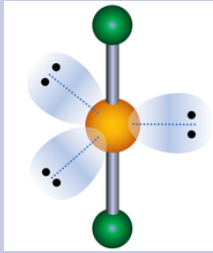
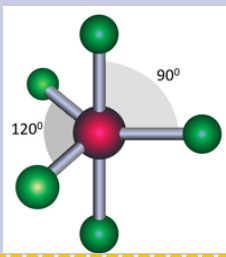
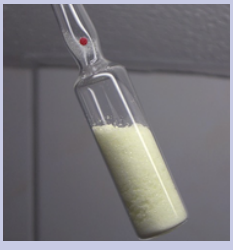
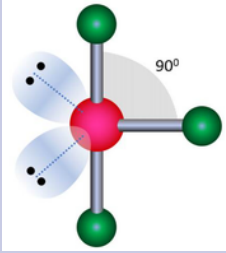
Langkah-langkah menggambarkan bentuk molekul senyawa kovalen poliatom

1. Buat konfigurasi elektron masing-masing unsur dari Nomor Atomnya
2. Ketahui elektron valensi masing-masing unsur dari konfigurasinya
3. Buat struktur lewisnya
4. Tentukan domain elektron (PEI dan PEB) pada atom pusat
5. Buat notasi VSEPR
6. Gambarkan bentuk molekulnya



E. Penugasan Mandiri

Pasangkan senyawa yang ada pada bagian 'Simbolik & Makroskopik' dengan bentuk molekulnya pada bagian 'Submikroskopis' dengan tepat! Tuliskan jawaban pada tempat yang telah disediakan!

Makroskopis & Simbolik		Submikroskopis	Pasangan
1	 **ClF_3** Dalam wujud cair berwarna kuning kehijauan muda. Kegunaanya di bidang militer, yaitu sebagai senjata kimia.	A 	1 ...
2	 **XeF_2** Kegunaannya di bidang medis, yaitu sebagai salah bahan produksi obat anti kanker 5-fluorouracil.	B 	2 ...
3	 **PCl_5** Padatan kuning pucat & berbau menyengat. Kegunaanya di bidang kimia organik, yaitu sebagai agen klorinasi.	C 	3 ...



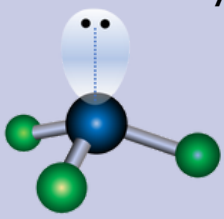
F. Latihan Soal

Petunjuk: Pilihlah salah satu jawaban yang benar !

1. Bila diketahui atom Boron = 5 dan nomor atom Cl = 17 membentuk molekul BCl_3, maka jumlah PEI, PEB dan bentuk molekul secara berturut-turut adalah....

	Jumlah PEI	Jumlah PEB	Bentuk molekul
A	2	0	Linear
B	2	1	Bersudut
C	3	0	Segitiga planar
D	3	1	Segitiga piramid
E	2	2	tetrahedarl

2. Bila suatu senyawa memiliki bentuk molekul seperti di bawah ini

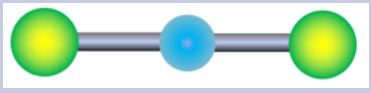


Maka senyawa yang mungkin terbentuk adalah....

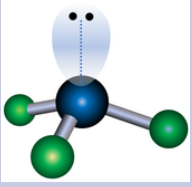
A. $BeCl_2$
B. H_2O
C. NF_3
D. CH_4
E. PCl_5

3. Molekul suatu senyawa memiliki PEI = 2 dan PEB = 3, bentuk molekul dan gambar bentuk paling yang mungkin adalah....

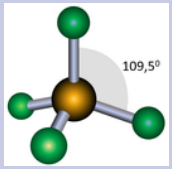
A. Linear



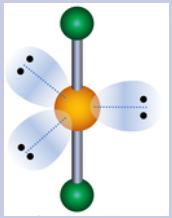
B. Segitiga piramid



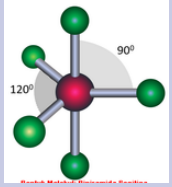
C. Terahedral



D. Linear



E. Segitiga bipiramid



4. Berdasarkan bentuk molekulnya, perkirakan senyawa manakah berikut yang bersifat polar...
   A. CCl_4
   B. CO_2
   C. PCl_5
   D. CH_4
   E. PCl_3

5. Konfigurasi atom unsur P dan Q adalah sebagai berikut.
   P : Is2 2s2 2p2
   Q : Is2 2s2 2p6 3s2 3p5
   Jika P dan Q membentuk senyawa PQ4, bentuk molekulnya dan kepolarannya adalah....
   A. tetrahedron, polar
   B. segitiga piramida, non polar
   C. terahedral, non polar
   D. segitiga planar, polar
   E. segi empat planar, non polar



G. UMPAN BALIK

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 2.

$$\text{Nilai} = \frac{\textit{Jumlah Skor Perolehan}}{\textit{Jumlah Skor Maksimum}} \text{ x } 100\ \%$$

Konversi tingkat penguasaan:
90 - 100% = baik sekali
80 - 89% = baik
70 - 79% = cukup
< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan Kegiatan Belajar 3. Bagus! Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 2, terutama bagian yang belum dikuasai.

KEGIATAN PEMBELAJARAN-3

A. Indikator Pencapaian Kompetensi

3.7.1. Menjelaskan interaksi antar molekul (Gaya van der waals, gaya dipol-dipol, gaya london dan ikatan hidrogen)
3.7.2. Menjelaskam hubungan interaksi antar molekul dengan sifat fisik zat

B. Tujuan Pembelajaran

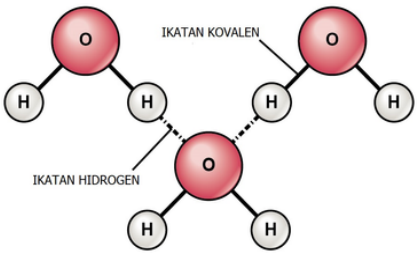
Melalui pembelajaran menggunakan multiple representasi dengan Augmented Reality, peserta didik dapat menjelaskan dan menganalisis hubungan antara interaksi antar molekul dan sifat fisik zat dengan cepat, disiplin dan aktif dalam pembelajaran.

Pengantar

Tahukah kamu? Jika batu es tidak terbuat dari air dan senyawa lainnya, batu es belum tentu mengapung, seperti pada gambar 12. Ketika molekul air ada di suhu di atas 4 derajat Celcius, interaksi antar molekulnya terjadi secara singkat. Karenanya, ikatan hidrogen terbentuk dan terputus dengan cepat seperti pada gambar 13. Di bawah suhu empat derajat, energi gerak molekul air semakin turun, lebih rendah dari pada energi ikatan hidrogen. Ini membuat ikatan hidrogen terikat lebih sering dan lebih jarang terputus, sampai membentuk struktur yang kuat, ini adalah es batu. Ikatan molekul hidrogen yang terikat dengan teratur dalam es batu ini massa jenisnya lebih rendah dibandingkan molekul yang tidak beraturan di dalam cairan air. Lihatlah video pada link berikut.



Gambar 12. Es pada Air
Sumber : dokumentasi pribadi



Gambar 13. Ikatan Hidrogen Air
Sumber : Wikipedia.com

https://youtu.be/zRUFzJrDtq0

https://youtu.be/HF4blivJQ6o

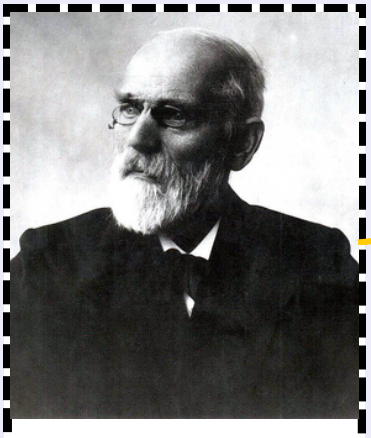
Hal apa yang dapat kalian kemukan? Adakah pengaruh gaya antar molekul terhadap titik didih, titik leleh ataupun wujud zat? Untuk mempelajarinya, mari bersama kita bahas uraian materi pembelajaran berikut ini.



C. Uraian Materi

Interaksi antar molekul atau gaya antar molekul adalah interaksi antara satu molekul dengan molekul lainnya. Jika ikatan ion dan kovalen mengikat atom-atom dalam suatu molekul, maka antara molekul satu dengan molekul tetangganya diikat atau berinteraksi dengan gaya antar molekul. Di antara molekul-molekul pun dapat mengalami gaya tarik-menarik. 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 antar molekul dapat mempengaruhi sifat fisik molekul-molekul.

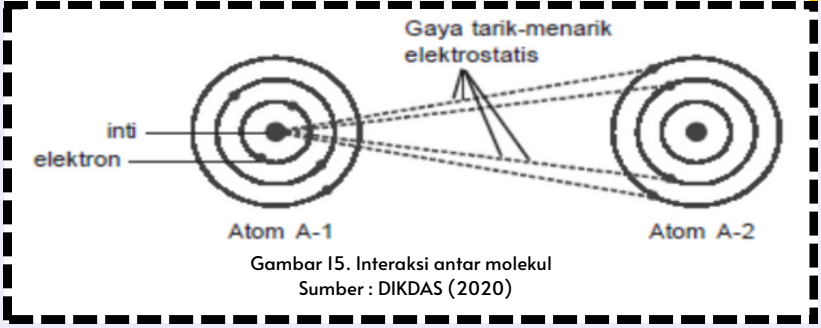
1. Gaya van der Waals



Gambar 14. Johannes Van der Waals
Sumber : https://Wikipedia.com/

Gaya Van Der Waals merupakan salah satu jenis gaya tarik menarik diantara molekul. Gaya ini timbul dari gaya London dan gaya antardipol-dipol. Jadi, gaya Van Der Waals dapat terjadi pada molekul nonpolar maupun molekul polar. Gaya ini diusulkan pertama kalinya oleh ilmuan pada gambar 14 yakni Johannes Van der Waals (1837-1923). Konsep gaya tarik antar molekul ini digunakan untuk menurunkan persamaan tentang zat-zat yang berada pada fase gas.

Kejadian ini disebabkan adanya gaya tarik-menarik antara inti atom dengan elektron atom lain yang disebut gaya tarik menarik elektrostatis (gaya coulomb). Umumnya terdapat pada senyawa polar. (lihat gambar 15)



Gambar 15. Interaksi antar molekul
Sumber : DIKDAS (2020)

Scan QR atau
Klik Link dibawah!



http://asblr.com/Fjn87

AR-Interaksi antar molekul

Untuk molekul non polar, gaya Van der waals timbul karena adanya dipol-dipol sesaat atau gaya London seperti yang ditunjukkan pada gambar 11. Gaya Van der Waals bekerja bila jarak antar-molekul sudah sangat dekat, tetapi tidak melibatkan terjadinya pembentukan ikatan antar atom.

Contoh :

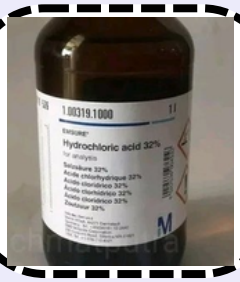
Diantara senyawa HF, NH_3, H_2O, CH_4, NaCl manakah yang mempunyai Gaya Van der Waals adalah ...
Pembahasan :
Gaya Van der Waals dalam suatu molekul kovalen dapat disebabkan oleh tiga hal, yaitu adanya tarik-menarik molekul polar dengan molekul polar (dipol-dipol), tarik-menarik ion dengan molekul polar, dan tarik menarik antara molekul nonpolar. Senyawa HF, H_2O, dan NH_3 merupakan senyawa polar, namun ketiganya memiliki ikatan hidrogen antarmolekulnya, sedangkan NaCl merupakan senyawa ionik yang berbeda interaksi atom-atomnya dengan senyawa kovalen.
Jadi, senyawa yang mempunyai Gaya Van der Waals adalah CH_4.

Senyawa-senyawa yang memiliki ikatan Van Der Waals akan memiliki titik didih yang sangat rendah (energi yang dibutuhkan untuk memutuskannya hanya 2-20 kJ/mol), tetapi akan semakin tinggi apabila Mr bertambah karena ikatan akan semakin kuat. Berikut adalah interaksi-interaksi antar molekul yang termasuk gaya van der waals.

a. Gaya Dipol-Dipol

Pemahaman terhadap gaya dipol-dipol dapat memberikan kemudahan dalam memahami alasan suatu molekul polar memiliki sifat fisika tertentu. Sebagai contoh, semakin polar suatu molekul, maka gaya dipol-dipol akan semakin kuat, sehingga titik didih dan titik lelehnya relatif tinggi.

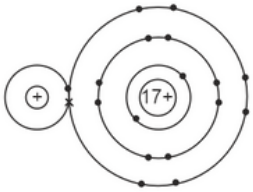
Pada molekul hidrogen klorida, terjadi ikatan kovalen dengan struktur Lewis sebagai berikut.



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

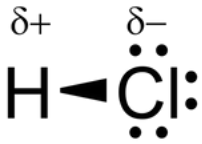
Scan QR atau
Klik Link dibawah!



http://asblr.com/J6wvQ

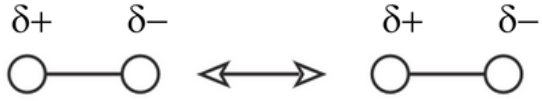
AR-Interaksi antar molekul

Atom klor lebih elektronegatif daripada hidrogen maka pasangan elektron cenderung tertarik oleh Cl. Molekul HCl jadi memiliki dipol seperti bentuk struktur gambar 16:



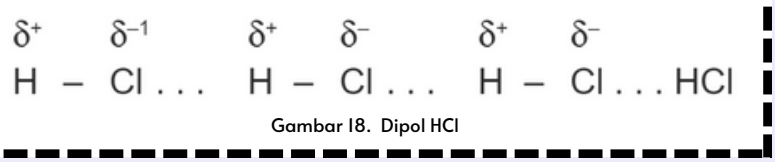
Gambar 16. Dipol HCl

Dua molekul yang masing-masing memiliki dipol akan selalu tarik-menarik dengan posisi bagian (–) berdekatan dengan bagian (+) seperti gambar 17:



Gambar 17. Dipol HCl

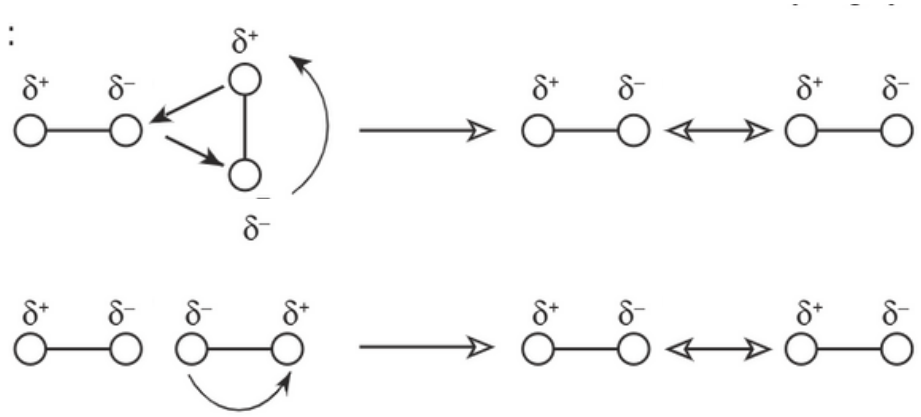
Gaya dipol-dipol pada asam klorida dapat digambarkan seperti gambar 18:



Gambar 18. Dipol HCl

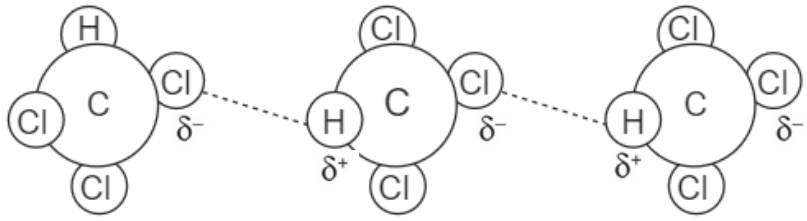
Contoh :

Posisi molekul akan otomatis berubah karena adanya gaya dipol-dipol, contohnya seperti pada gambar 19:



Gambar 19. Perubahan Molekul akibat gaya dipol dipol

Contoh gaya dipol-dipol pada triklorometan digambarkan seperti gambar 20:

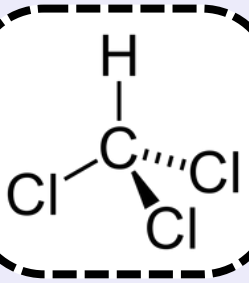


Gambar 20. Gaya dipol dipol CHCl3

Untuk lebih jelas perhatikan adalah bentuk multipel representasi dari $CHCl_3$ berikut:



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Scan QR atau
Klik Link dibawah!

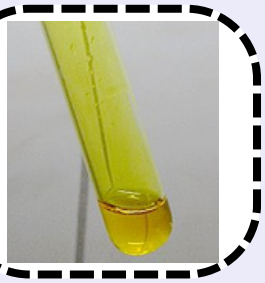


http://asblr.com/thTfQ

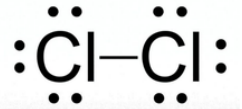
AR-Interaksi antar molekul

b. Gaya Dispersi (Gaya London)

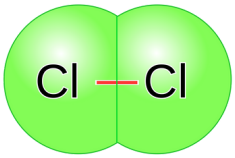
Pada molekul-molekul nonpolar misalnya pada Cl_2 atau Br_2 elektron tersusun dengan merata di antara atom-atom. Pada suatu saat, molekul tersebut bisa memiliki dipol akibat gerakan elektron-elektron yang menyebabkan elektron tersebut berada di dekat salah satu atom. Dipol yang terjadi tidak permanen 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 pada gambar 21 dan bentuk multipel representasi berikut.



Makroskopik



Simbolik



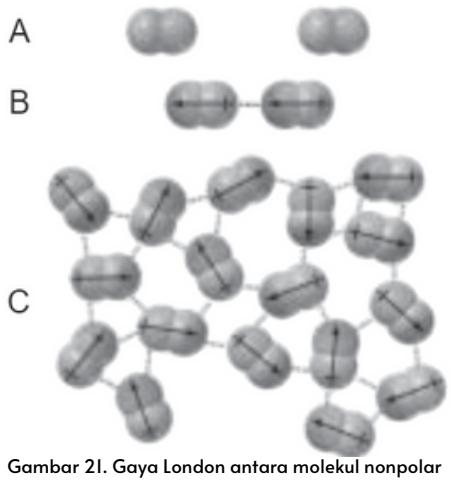
Submikroskopik

Scan QR atau
Klik Link dibawah!



http://asblr.com/4RlPm

AR-Interaksi antar molekul

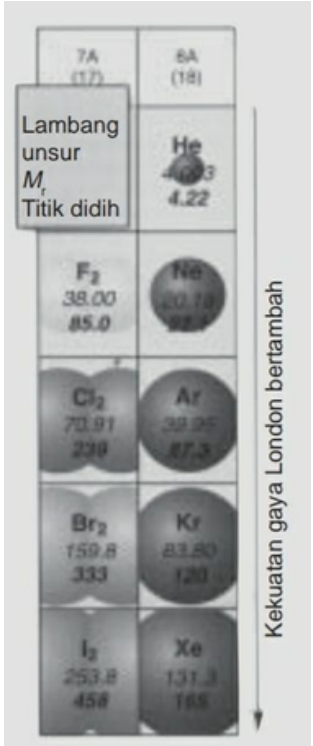


Gambar 21. Gaya London antara molekul nonpolar
Sumber : Silberberg, Chemistry:

Penjelasan :
A. Molekul Cl_2 yang nonpolar
B.Dipol sesaat terjadi antar Cl_2 yang berdekatan
C. Susunan molekul-molekul Cl_2 yang terjadi karena gaya London

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 22. Dari F_2 ke I_2 jumlah elektron makin banyak makatitik didih dari F_2 ke I_2 makin besar. Begitu pula padagas mulia titik didih dari He ke Xe makin besar.



Gambar 22. Hubungan titik didih dengan gaya london pada halogen dan gas mulia
Sumber : Silberberg, Chemistry:

Contoh :

Tentukan manakah diantara molekul berikut yang akan memiliki titik didih lebih tinggi?

1. gas nitrogen dan gas oksigen
2. butana dan isobutana

Pembahasan :

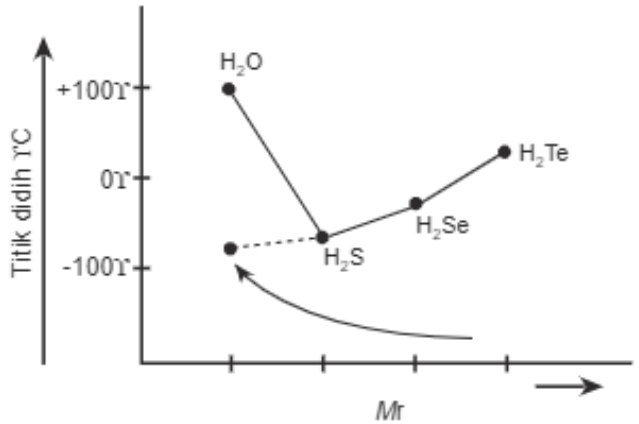
1. N_2 , memiliki Mr = 28. O_2 memiliki Mr = 32. Sehingga gas oksigen akan memiliki titik didih lebih tinggi karena mempunyai gaya van der Waals yang lebih kuat.
2. Butana memiliki susunan rantai lurus sementara isobutana memiliki susunan rantai bercabang. Sehingga butana akan memiliki luas permukaan yang lebih besar, dengan titik didih yang lebih tinggi dari isobutana.

2. Ikatan Hidrogen

Ikatan hidrogen adalah interaksi tarik-menarik antara atom hidrogen yang terikat pada satu atom yang memiliki nilai elektronegatifitas yang besar (fluor, oksigen dan nitrogen) dari molekul lain di sekitarnya. Ikatan hidrogen terdapat pada senyawa-senyawa yang mengandung ikatan F-H, O-H dan N-H. Ikatan hidrogen adalah interaksi yang kuat dan dibutuhkan energi yang besar untuk memutuskannya (15-40 kJ/mol), sehingga zat yang memiliki ikatan hidrogen memiliki titik leleh dan titik didih yang relatif tinggi.

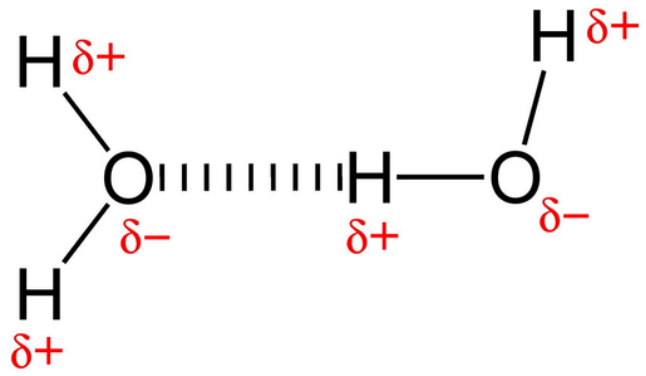
Contoh :

Perhatikan gambar 23 terkait grafik titik didih hidrida golongan VI berikut. Mengapa titik didih air lebih tinggi dari yang lainnya?



Gambar 23. Grafik titik didih hidrida golongan VIA
Sumber : Silberberg, Chemistry:

Pada H_2O, H_2S, H_2Se dan H_2Te terdapat interaksi dipol-dipol yang semakin kuat seiring besarnya ukuran molekul. Ini sesuai dengan peningkatan titik didih. Tetapi titik didih H_2O seharusnya lebih rendah dari molekul lainnya tetapi pada kenyataannya titik didih air lebih tinggi dari hidrida lainnya.



Gambar 24. Ikatan hidrogen pada H2O
Sumber : materikimia.com

https://youtu.be/aZ8JxFwR_nY

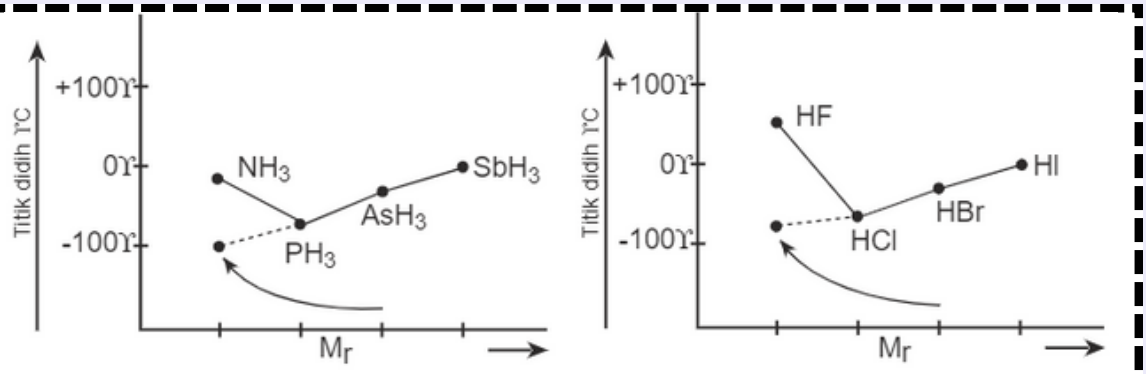
Scan QR atau
Klik Link dibawah!

http://asblr.com/ekyky

AR-Interaksi antar molekul

Pada molekul air, oksigen lebih elektronegatif daripada hidrogen, seperti yang ditunjukkan gambar 24.Oksigen yang bersifat cenderung negatif dapat pula menarik hidrogen yang cenderung bermuatan positif dari molekul air yang lain sehingga antarmolekul-molekul air terjadi tarik-menarik. Ikatan yang terjadi disebut ikatan hidrogen.

Dari 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 25.



Gambar 25. Grafik titik didih senyawa hidrida golongan VA dan VIIA
Sumber : Silberberg, Chemistry:

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.



D. Rangkuman

- Interaksi antara atom - atom dalam senyawa atau kumpulan molekul dalam senyawa yang mengalami gaya tarik menarik disebut gaya antarmolekul. Gaya antarmolekul berkaitan erat dengan sifat fisik zat yang bersangkutan.
- Interaksi antar molekul adalah interaksi kimia yang terjadi antara atom dalam suatu molekul dengan molekul yang lain dengan mengalami gaya tarik menarik.
- Gaya Van der Waals merupakan interaksi antar molekul yang sangat lemah. Gaya Van der Waals pada awal abad XX, dikemukakan oleh Johannes Diderik Van der Waals. Gaya ini dibagi dua yaitu gaya london dan gaya tarik dipol.
- Gaya London, merupakan gaya tarik menarik antar molekul nonpolar akibat adanya dipol terimbas yang ditmbulkan oleh perpindahan elektron dari satu orbital ke orbital yang lain membentuk dipol sesaat. Jenis gaya ini umumnya terjadi di antara molekul - molekul kovalen nonpolar.
- Ikatan hidrogen adalah interaksi tarik-menarik antara atom hidrogen yang terikat pada satu atom yang memiliki nilai elektronegatifitas yang besar (fluor, oksigen dan nitrogen) dari molekul lain di sekitarnya.



E. Penugasan Mandiri

I.Tentukan jenis-jenis interaksi antar molekul yang terjadi pada pasangan-pasangan senyawa berikut! Jelaskan!

- NH_3 dengan H_2O
- HBr dengan H_2S
- Cl_2 dengan CBr_4
- H_2 dengan O_2

2. Momen dipol (μ) merupakan jumlah vektor dari momen ikatan dan momen pasangan elektron bebas dalam suatu molekul. Molekul dikatakan bersifat polar jika memiliki μ > 0 atau μ ≠ 0 dan dikatakan bersifat nonpolar jika memiliki μ = 0. Titik didih suatu zat itu berbanding lurus dengan momen dipolnya bila massa molar zat-zat tersebut tidak besar perbedaannya. Semakin tinggi momen dipol maka titik didih zat tersebut akan semakin tinggi pula. Bila massa molar memiliki perbedaan yang besar tentu massa molar akan turut mempengaruhi. Perhatikan tabel 3 di bawah ini :

Tabel 3. Massa molar dan momen dipol beberapa senyawa

Zat	Massa molar (g/mol)	Momen dipol (Debye)
Propana ($CH_3CH_2CH_3$)	44	0,1
Dimetileter (CH_3OCH_3)	46	1,3
Metilklorida (CH_3Cl)	50	1,9
Asetaldehid (CH_3CHO)	44	2,7
Asetonitril (CH_3CN)	41	3,9

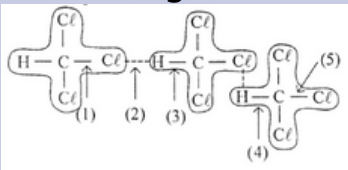
- Berdasarkan hal tersebut, manakah dari kelima senyawa dalam tabel 3 yang diperkirakan memiliki titik didih tertinggi? Kemukakan alasanmu!
- Manakah dari kelima senyawa dalam tabel 3 yang diperkirakan memiliki titik didih terendah? Kemukan alasanmu!



F. Latihan Soal

Petunjuk: Pilihlah salah satu jawaban yang benar !

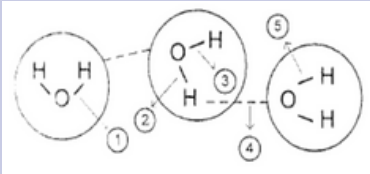
1. Perhatikan gambar ilustrasi dari trikloro metana $CHCl_3$:



Gaya antar dipol ditunjukkan oleh nomor ....

A. (1)
B. (2)
C. (3)
D. (4)
E. (5)

2. Berikut ini merupakan gambar struktur ikatan tak sebenarnya dari molekul H_2O :



Ikatan hidrogen pada struktur tersebut terdapat pada nomor ....

A. (1)
B. (2)
C. (3)
D. (4)
E. (5)

3. Gaya London atau gaya dispersi pada molekul-molekul non polar terjadi karena terbentuk ... dan ...

A. Dipol permanen dan dipol permanen
B. Dipol sesaat dan dipol terinduksi
C. Dipol permanen dan dipol sesaat
D. Dipol terinduksi dan dipol terinduksi
E. Ikatan hldrogen

4. Diketahui pasangan-pasangan senyawa berikut.
   (1) NH_3 dan HF
   (2) H_2O dan HCl
   (3) HF dan H_2O
   (4) NH_3 dan HBr
   (5) NH_3 dan H_2S
   Kelompok senyawa yang dapat membentuk ikatan hidrogen adalah ...
   A. (1) dan (3)
   B. (1) dan (5)
   C. (2) dan (3)
   D. (3) dan (4)
   E. (4) dan (5)

5. Manakah zat berikut yang hanya memiliki gaya dispersi sebagai gaya antarmolekul?
   A. CH_4
   B. HCl
   C. NH_3
   D. C_6H_{13}
   E. NaCl



G. UMPAN BALIK

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 3.

$$\text{Nilai} = \frac{\textit{Jumlah Skor Perolehan}}{\textit{Jumlah Skor Maksimum}} \text{ x } 100\ \%$$

Konversi tingkat penguasaan:
90 - 100% = baik sekali
80 - 89% = baik
70 - 79% = cukup
< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan Kegiatan Belajar 4. Bagus! Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 3, terutama bagian yang belum dikuasai.

KEGIATAN PEMBELAJARAN-4

A. Indikator Pencapaian Kompetensi

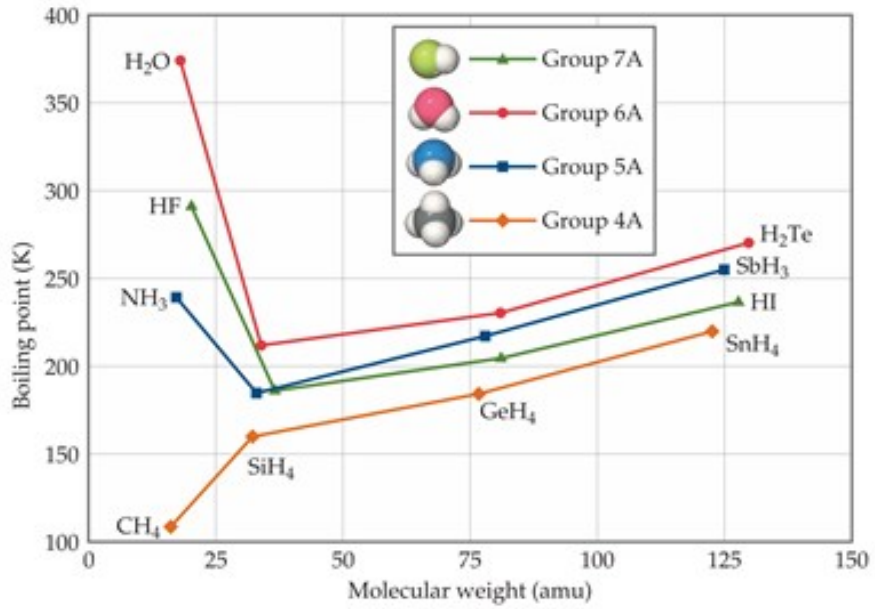
4.7.1. Menerapkan prinsip interaksi antar molekul dalam menjelaskan sifat-sifat fisik zat

B. Tujuan Pembelajaran

Melalui pembelajaran menggunakan multiple representasi dengan Augmented Reality, peserta didik dapat menerapkan prinsip interaksi antar molekul dalam menjelaskan sifat fisik zat dengan cepat, disiplin dan aktif dalam pembelajaran.

Pengantar

Perhatikan grafik berikut ini !



Gambar 26. Grafik titik didih sebagai fungsi massa molekul senyawa hidrida golongan IVA–VIIA
Sumber : Brown, Theodore L. et al. 2015.

Berdasarkan gambar 26 terkait grafik titik didih diatas, hal apa yang dapat kalian kemukan? Adakah pengaruh gaya antar molekul terhadap titik didih, titik leleh ataupun wujud zat? Untuk mempelajarinya, mari bersama kita bahas uraian materi berikut ini.



C. Uraian Materi

1. Hubungan Interaksi Antar Molekul dengan Sifat Fisik Zat

Sifat fisis seperti titik lebur dan titik didih sangat dipengaruhi oleh gaya interaksi antar-molekul. Adanya ikatan hidrogen sebagai gaya interaksi antarmolekul yang paling kuat memberikan pengaruh yang signifikan pada titik didih beberapa senyawa hidrida biner dari unsur-unsur golongan IVA hingga VIIA.

Titik didih dari senyawa hidrida unsur golongan IVA (CH_4, SiH_4, GeH_4, dan SnH_4, seluruhnya nonpolar) meningkat dari atas ke bawah golongan (dari C ke Sn). Hal ini dapat dimengerti sebagai akibat dari adanya polarisabilitas dan gaya dispersi London secara umum meningkat seiring dengan bertambahnya massa molekul. Senyawa senyawa hidrida dari golongan VA, VIA, dan VIIA secara umum juga mengikuti pola kenaikan titik didih yang sama, namun khusus untuk senyawa NH_3, H_2O, dan HF titik didihnya jauh lebih tinggi dari yang diperkirakan.

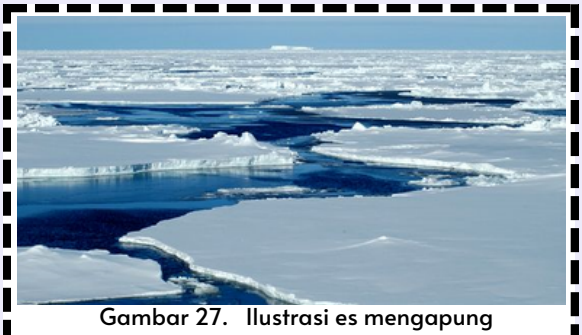
Faktanya, ketiga senyawa ini juga memiliki sifat-sifat yang membedakannya dari senyawa-senyawa lain dengan massa molekul dan polaritas yang bermiripan. Sebagai contoh, air (H_2O) memiliki titik leleh yang tinggi, kalor jenis yang tinggi, dan kalor penguapan yang tinggi. Sifat-sifat ini menunjukkan bahwa adanya gaya antarmolekul tak lazim yang kuat pada molekul-molekul ketiga senyawa tersebut, yakni ikatan hidrogen.

Molekul yang sebaran muatannya tidak simetris, bersifat polar dan mempunyai dua ujung yang berbeda muatan (dipol). Dalam zat polar molekulnya cenderung menyusun diri dengan ujung (pol) positif berdekatan dengan ujung (pol) negatif dari molekul di dekatnya. Suatu gaya tarik-menarik yang terjadi disebut gaya tarik dipol dipol dibandingkan gaya dispersi (gaya London), sehingga zat polar cenderung mempunyai titik cair dan titik didih lebih tinggi dibandingkan zat nonpolar yang massa molekulnya kira-kira sama. Contohnya normal butana dan aseton.

2. Ikatan hidrogen pada air

AIR: MOLEKUL YANG ANEH

Air (H_2O) mempunyai beberapa sifat fisika dan kimia yang sangat aneh. Air dapat berada dalam tiga wujud materi pada saat yang sama. Bayangkan saat kamu sedang berendam di dalam kolam air panas dan mengamati uap (gas) yang naik dari permukaannya, atau saat kamu menikmati minuman dingin dari sebuah gelas yang berisi penuh dengan potongan es (Padat). Sangat sedikit zat kimia lainnya dapat berada dalam semua wujud fisik kisaran suhu yang sangat kecil.



Gambar 27. Ilustrasi es mengapung
Sumber : http://ddoor.weebly.com/

Semua es mengapung pada gambar 27, Pada wujud padat, partikel-partikel materi biasanya akan jauh lebih berdekatan satu dengan lainnya daripada dalam wujud cair. jadi jika kamu meletakkan zat padat ke dalam suatu cairan, zat padat tersebut akan tenggelam. Namun hal ini, tidak berlaku untuk air. Wujud padatnya kurang rapat dibandingkan bentuk cairnya, jadi es dapat mengapung. Bayangkan apa yang akan terjadi jika es tenggelam. Pada musim. dingin, danau akan -membeku dan es akan tenggelam ke dasarnya sehingga air akan berada di permukaannya. Air di permukaan ini kemudian akan membeku dan tenggelam dan seterusnya sampai semua danau menjadi padatan beku. Ini akan merusakkan kehidupan air di danau. Jadi, es mengapung dan mengisolasi air di bawahnya, melindungi kehidupan air. Dan titik didih air juga tidak lazim karena sangat tinggi, sedangkan senyawa lain dengan berat yang hampir sama mempunyai titik didih yang jauh lebih rendah. Sifat air yang unik lainnya mempunyai titik didih' yang jauh lebih rendah. Sifat air yang unik lainnya adalah kemampuannya untuk melarutkan berbagai macam zat kimia.

Air melarutkan garam dan senyawa ion lainnya, juga senyawa-senyawa kovalen polar seperti alkohol dan asam-asam organik. Kenyataannya air kadang-kadang disebut pelarut universal kerana dapat melarutkan banyak bahan. Air juga dapat menyerap sejumlah besar panas, yang memungkinkan untuk membantu menjaga suhu bumi. Air mempunyai banyak sifat yang tidak lazim karena mempunyai ikatan kovalen polar. Oksigen mempunyai elektronegativitas yang lebih besar daripada hidrogen, sehingga pasangan elektronnya tertarik mendekat ke atom oksigen untuk memberikan muatan parsial negatif. Selain itu, Ikatan hidrogen merupakan salah satu ikatan yang ada pada air (lihat video pada link dibawah).

https://youtu.be/mbAC6HpTu34



Molekul-molekul air distabilkan oleh ikatan hidrogen ini sehingga pemutusan (pemisahan) molekul sangat sulit dilakukan. Ikatan hidrogen juga menyebabkan tingginya titik didih air dan kemampuan air untuk menyerap kalor. Bila air membeku, ikatan hidrogen mengunci air ke dalam suatu kerangka terbuka yang melibatkan banyaknya ruang kosong. Pada bentuk cairan, molekul-molekul air dapat lebih saling mendekat, tetapi dalam bentuk padatan, ikatan hidrogen ini membentuk suatu struktur yang berisi lubang-lubang besar. Lubang-lubang ini menambah volume dan mengurangi kerapatannya. Proses ini menjelaskan mengapa air lebih rapat daripada es (alasan mengapa es mengapung) struktur es ditunjukkan pada video, dengan ikatan hidrogen ditunjukkan dengan garis putus- putus.

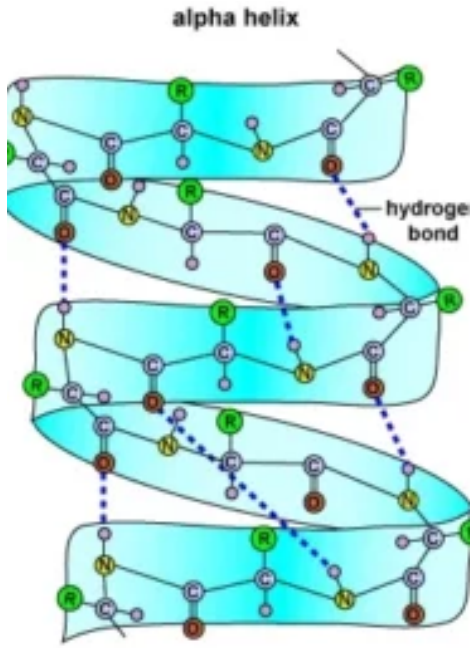
Sebuah keteraturan yang luar biasa oleh Tuhan Yang Maha Kuasa. Alangkah egonya kita hanya bisa mengeluh. Mestinya kita malu dengan sikap kita yang masih kurang memikirkan nikmat Tuhan kepada kita. Mari kita senantiasa bersyukur kepada Tuhan Yang Maha Kuasa atas karunia yang diberikan kepada kita berupa ikatan hidrogen. Sebaiknya Kita selalu berdoa sebelum melakukan kegiatan seperti makan, minum, dan sebagainya sambil mengucap syukur setelah kita melaksanakannya.

Sumber: Effendy. 2017. Molekul, Struktur, dan Sifat-Sifatnya, Malang

3. Ikatan Hidrogen pada Makhluk Hidup

Reaksi-reaksi kimia pada tubuh makhluk hidup melibatkan senyawa senyawa dengan struktur kompleks, seperti protein dan DNA, di mana dalam reaksi-reaksi tersebut ikatan-ikatan tertentu harus dapat dengan mudah diputuskan dan dibentuk kembali. Ikatan hidrogen merupakan ikatan yang energinya sesuai untuk memungkinkan hal tersebut. Energi ikatan hidrogen paling besar di antara gaya-gaya interaksi antar-molekul lainnya, dan energinya relatif jauh lebih kecil dibanding ikatan kimia intramolekul seperti ikatan kovalen dan ikatan ionik.

Bentuk dari suatu molekul protein juga dipengaruhi oleh ikatan hidrogen. Pada protein, heliks α merupakan struktur berbentuk batang. Rantai polipeptida utama yang bergelung membentuk bagian dalam batang dan rantai samping mengarah ke luar dari heliks. Bentuk heliks α dimantapkan oleh ikatan hidrogen antara gugus NH dan gugus CO pada rantai utama. Gugus CO setiap asam amino membentuk ikatan hidrogen dengan gugus NH asam amino terletak pada empat residu di depannya pada urutan linier. Berarti semua gugus CO dan gugus NH pada rantai utama membentuk ikatan hidrogen. Lebih jelaskan perhatikan ikatan hidrogen pada gambar 28 dan lihatlah prosesnya pada link video berikut.



Gambar 28. Ikatan hidrogen pada Heliks α
Sumber : lambdageeks.com

https://youtu.be/d46jMFR8kgM

Scan QR atau
Klik Link dibawah!

https://skfb.ly/oplTq

AR-Struktur DNA

4. Analisa Bentuk Molekul dan Polaritas Molekul

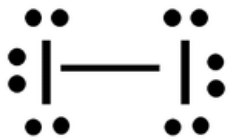
Molekul mempunyai sifat polarisabilitas berbeda-beda. Polarisabilitas merupakan kemudahan suatu molekul untuk membentuk dipol sesaat atau mengimbas suatu dipol. Polarisabilitas sangat erat hubungannya dengan massa relatif molekul dan kerumitan molekul.

Massa relatif molekul

- Pada umumnya molekul dengan jumlah elektron yang besar akan lebih mudah mengalami polarisabilitas. Jika semakin besar nomor massa molekul relatif, maka semakin kuat pula gaya London yang bekerja pada molekul itu. Misal, dua molekul propana saling menarik dengan kuat dibandingkan dua molekul metana. Molekul dengan distribusi elektron besar lebih kuat saling menarik daripada molekul yang elektronnya kuat terikat. Misal molekul I_2 akan saling tarik-menarik lebih kuat daripada molekul F_2 yang lebih kecil. Dengan demikian titik didih I_2akan lebih besar jika dibandingkan dengan titik didih F_2.



Makroskopik



Simbolik



Submikroskopik

Scan QR atau
Klik Link dibawah!

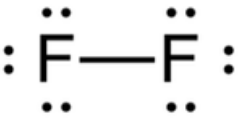


http://asblr.com/2cTmT

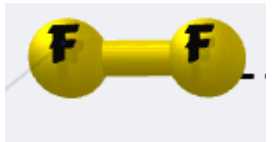
AR-I_2 dan F_2



Makroskopik



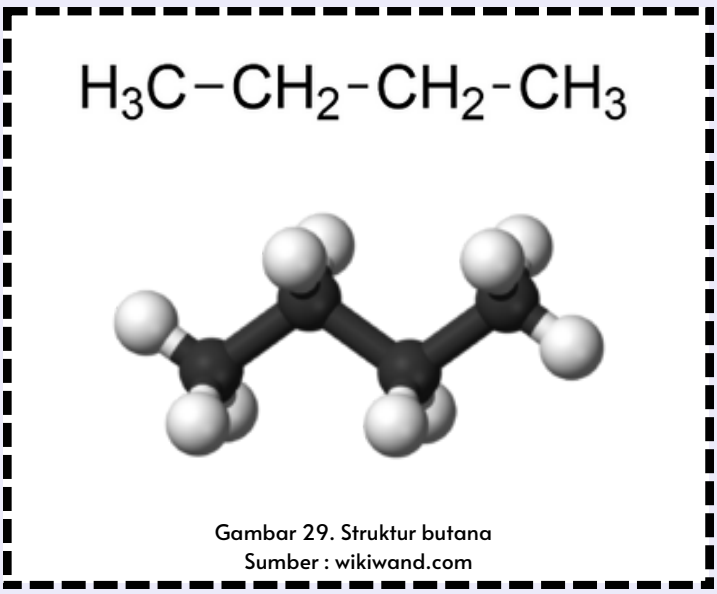
Simbolik



Submikroskopik

Bentuk Molekul

- Molekul yang mempunyai bentuk molekul memanjang lebih mudah mengalami polarisabilitas dibandingkan dengan molekul dengan bentuk rumit, membulat atau simetris. Misal deretan hidrokarbon dengan rantai cabang akan mempunyai titik didih lebih rendah jika dibandingkan dengan hidrokarbon dengan rantai lurus. Normal butana mempunyai titik didih lebih tinggi dibandingkan isobutana yang memiliki rantai cabang seperti pada gambar 29 dan gambar 30 yang memperlihatkan panjang rantai serta cabang butana dan isobutana.

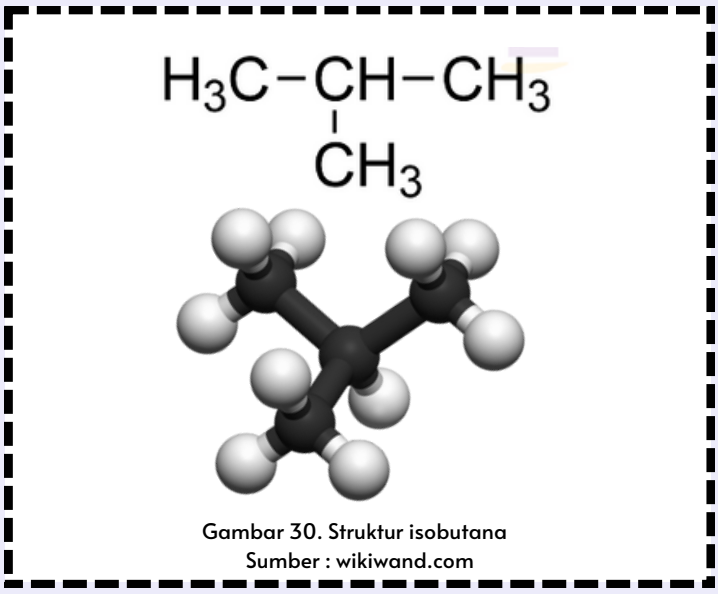


Gambar 29. Struktur butana
Sumber : wikiwand.com

Scan QR atau
Klik Link dibawah!

https://skfb.ly/68CZy

AR-Butana



Gambar 30. Struktur isobutana
Sumber : wikiwand.com

Scan QR atau
Klik Link dibawah!

https://skfb.ly/otRRC

AR-Isobutana



D. Rangkuman

- Hubungan interaksi antar molekul dengan titik didih pada suatu senyawa adalah semakin kuat gaya antar molekul yang dimiliki maka semakin tinggi titik didihnya. Sebab dengan adanya gaya antar molekul yang kuat maka membutuhkan energi dan suhu yang besar untuk memutuskan ikatannya.
- Contoh penerapan hubungan interaksi antara molekul dalam kehidupan sehari-hari adalah ikatan hidrogen pada air. Air merupakan satu-satunya senyawa di alam yang memiliki tiga wujud, yaitu cair, padat, dan gas. Air merupakan senyawa kovalen yang mempunyai titik didih tinggi karena adanya ikatan hidrogen di antara molekul - molekulnya



E. Penugasan Mandiri

Titik didih dari senyawa hidrida unsur golongan IVA meningkat dari atas ke bawah golongan dalam sistem periodik unsur. Hal ini dapat dimengerti sebagai akibat dari adanya polaritas dan gaya dispersi London secara umum meningkat seiring dengan bertambahnya berat molekul. Senyawa-senyawa hidrida dari golongan VA, VIA, dan VIIA secara umum juga mengikuti pola kenaikan titik didih yang sama, namun khusus untuk senyawa NH_3, H_2O, dan HF titik didihnya jauh lebih tinggi dari yang diperkirakan.

Perhatikan Tabel 4!

Tabel 4. Perbedaan titik didih senyawa asam halida

Senyawa	Mr	Titik didih (°C)
HF	20	19
HCl	36,5	-85
HBr	81	-66
HI	128	-35

Tabel 4 menunjukkan bahwa senyawa asam-asam halida memiliki perbedaan titik didih yang sangat jauh antara senyawa satu dengan yang lainnya. Hal ini dipengaruhi oleh interaksi antar molekul.

Anomali-anomali tentang titik didih senyawa yang ditunjukkan Gambar 26 dan Tabel 4 dapat terjadi karena berhubungan dengan interaksi antar molekul. Agar dapat memahaminya, cobalah jawab pertanyaan-pertanyaan berikut dan kaitkan dengan Video pada link berikut : https://youtu.be/zDVDoWpdrxg !

1.Mengapa titik didih H_2O, NH_3 dan HF lebih tinggi dibandingkan dengan senyawa lain pada Gambar 26 ? Jelaskan!

Jawab:

.....

.....

.....

2.Urutkan titik didih senyawa pada Tabel 4 dari tinggi ke rendah!

Jawab:

.....

.....

.....

3.Mengapa senyawa-senyawa golongan asam halida pada Tabel 4 memiliki titik didih yang berbeda jauh? Jelaskan!

Jawab:

.....

.....

.....

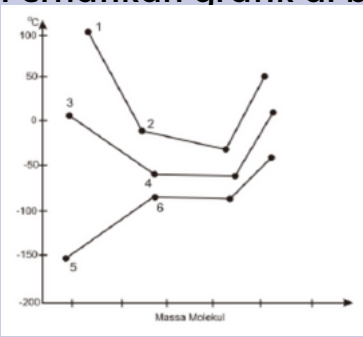
Setelah selesai mengerjakan semua tugas diatas, periksa kembali tugas kelompokmu. Jika sudah yakin dengan pekerjaanmu silahkan kumpulkan tugas. selanjutnya guru akan mempersilahkan peserta didik untuk mempresentasikan hasil pengerjaan tugas diskusi bersama kelompok masing-masing.



F. Latihan Soal

Petunjuk: Pilihlah salah satu jawaban yang benar !

1. Perhatikan grafik di bawah ini!



Senyawa yang mengandung ikatan hidrogen antar molekulnya adalah nomor ...

A. (1) dan (2)
B. (1) dan (3)
C. (2) dan (3)
D. (3) dan (4)
E. (5) dan (6)

2. Pernyataan berikut ini yang benar adalah ...

A. Titik didih molekul yang memiliki ikatan hidrogen lebih besar daripada molekul yang memiliki gaya Van der Waals
B. Polarisabilitas suatu molekul dipengaruhi oleh kepolaran molekul
C. Gaya London hanya berlaku untuk molekul polar saja
D. Gaya induksi terjadi antara molekul polar dengan molekul polar
E. Urutan kekuatan gaya antarmolekul yaitu ikatan hidrogen > gaya London > gaya tarik-menarik dipol-dipol

3. Gaya antarmolekul yang bertanggung jawab kurang rapatnya es (air padat) dibanding air (air bentuk cair) adalah ....

A. gaya dispersi London
B. gaya dipol-dipol
C. gaya ion-dipol
D. ikatan hidrogen
E. ikatan ion

4. Gaya yang terjadi antara molekul HCl dengan molekul HCl lain disebut ...
   A. Gaya tarik-menarik dipol-dipol
   B. Gaya induksi
   C. Gaya London
   D. Gaya Van der Waals
   E. Ikatan hidrogen

5. Berdasar pada massa molar dan momen dipol dari lima senyawa dalam tabel, manakah yang diperkirakan mempunyai titik didih tertinggi?

Zat	Massa molar (g/mol)	Momen dipol (Debye)
Propana ($CH_3CH_2CH_3$)	44	0,1
Dimetileter (CH_3OCH_3)	46	1,3
Metilklorida (CH_3Cl)	50	1,9
Asetaldehid (CH_3CHO)	44	2,7
Asetonitril (CH_3CN)	41	3,9

   A. CH_3CH2CH_3
   B. CH_3OCH_3
   C. CH_3Cl
   D. CH_3CHO
   E. CH_3CN



G. UMPAN BALIK

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 4.

$$\text{Nilai} = \frac{\textit{Jumlah Skor Perolehan}}{\textit{Jumlah Skor Maksimum}} \text{ x } 100\ \%$$

Konversi tingkat penguasaan:
90 - 100% = baik sekali
80 - 89% = baik
70 - 79% = cukup
< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan Evaluasi akhir. Bagus! Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 4, terutama bagian yang belum dikuasai.



EVALUASI

Petunjuk: Pilihlah salah satu jawaban yang benar !

1.SF_6 merupakan gas yang mampu mempengaruhi pita suara jika terhirup, sehingga suara menjadi lebih berat. dalam 1 liter gas tersebut memiliki gaya antar molekul ...

A. gaya London
B. gaya dipol-dipol
C. gaya dipol-ddipol terinduksi
D. gaya ion-dipol
E. ikatan Hidrogen

2. Iodin dapat berwujud padatan, tetapi mudah menyublim. Ini disebabkan ikatan antar molekulnya lemah sekali. Ikatan yang terjadi antar molekul iodin disebut ikataan ...

A. ion
B. kovalen
C. hidrogen
C. van der waals
D. logam

3. Titik didih alkohol lebih tinggi dari titik didih eter, walaupun mempunyai rumus molekul yang sama, karena....

A. Alkohol berwujud cair pada suhu biasa
B. Alkohol dapat bercampur baik dengan air
C. Alkohol bersifat racun misalnya metanol
D. Antara molekul alkohol terdapat ikatan hidrogen
E. Reaksi alkohol dengan logam menghasilkan senyawa alkanolat

4. Gaya yang terjadi antara molekul polar dengan molekul polar disebut...
A. gaya London
B. gaya dipol-dipol
C. gaya dipol-ddipol terinduksi
D. gaya ion-dipol
E. ikatan Hidrogen

5. Diketahui pasangan-pasangan senyawa berikut.
I). NH_3 dan HF
2). H_2O dan HCl
3). HF dan H_2O
4). NH_3 dan HBr
5). NH_3 dan H_2S
Kelompok senyawa yang dapat membentuk ikatan hidrogen adalah ...
A. 2 dan 3
B. 4 dan 5
C. I dan 5
D. I dan 3
E. 3 dan 4

6. Molekul CH_4 bersifat nonpolar. Interaksi yang terjadi antar molekul CH_4 adalah
A. ikatan ion
B. ikatan kovalen polar
C. ikatan kovalen koordinasi
D. gaya Van der Waals
E. ikatan hidrogen

7. Unsur 5X dan 17Y membentuk senyawa XY_3. Bentuk molekul senyawa tersebut adalah ...
A. Segitiga datar
B. Segitiga piramida
C. Segitiga bipiramida
D. Bentuk V
E. Bentuk T

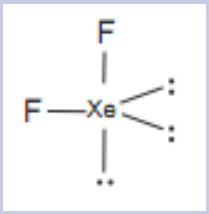
8. Bentuk molekul manakah yang memiliki rumus AX_3E_2?

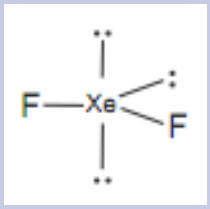
A. Bentuk T
B. Bentuk V
C. Bentuk Linear
D. See saw
E. Trigonal Bipiramida

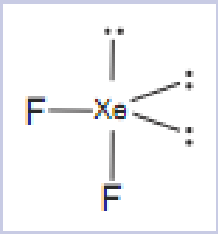
9. Suatu senyawa mempunyai bentuk molekul bipiramidal trigonal, maka jumlah pasangan elektron terikat dalam senyawa tersebut adalaH...

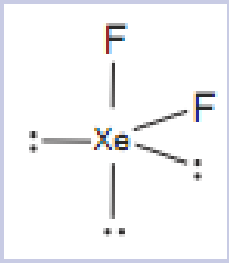
A. 2
B. 4
C. 6
D. 3
E. 5

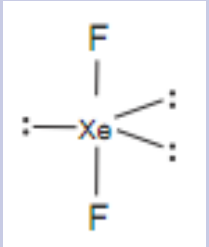
10. XeF_2 memiliki dua PEI dan tiga PEB. Bentuk molekul yang mungkin adalah... .

A. 

B 

C 

D 

E 

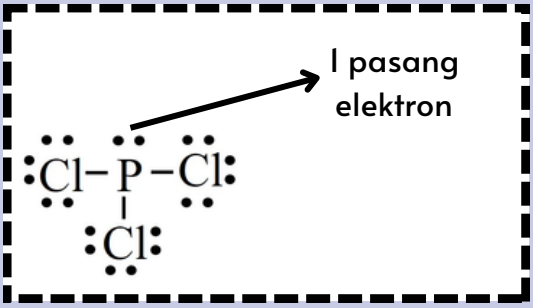
Kunci Jawaban dan Pembahasan KP-1

1

Jawaban B (1)

Pembahsan : Unsur P (Z = 15) bersenyawa dengan unsur Cl (Z = 17) membentuk PCl_3 . Banyaknya pasangan elektron bebas pada atom pusat dalam senyawa PCl_3 :

- Menentukan atom pusat 1 atom P dan berikatan dengan 3 atom Cl, maka yang sebagai atom pusat adalah atom P
- Buat konfigurasi elektron dari masing-masing atom:
  15P : 2 8 5 maka elektron valensi P adalah 5, ada 5 elektron untuk berikatan
  17Cl : 2 8 7 maka elektron valensi Cl adalah 7, membutuhkan 1 elektron untuk berpasangan
- Buat struktur lewis dari molekul tersebut!



- Terdapat 1 pasangan elektron bebas pada atom pusat

2

Jawaban B (segiempat datar)

Pembahasan: Suatu molekul mempunyai 4 pasang elektron di sekitar atom pusat, 2 diantaranya merupakan PEB, maka bentuk molekul yang mungkin:

- Tentukan Pasangan Elektron Ikatan / PEI (X) = 4
- Tentukan Pasangan Elektron Bebas / PEB (E) = 2
- Gunakan rumus (AXnEm) → maka AX4E2 → sisiempat planar atau segiempat datar

3

Jawaban A (adanya 2 pasangan elektron bebas)

Pembahasan: Sudut ikatan molekul H_2O adalah 104,5 lebih kecil dari sudut tetrahedron, hal ini disebabkan oleh:

1H dan 8O yang mana elektron valensi pada O ada 6 elektron, 2 digunakan untuk berikatan dengan 2 atom H, sehingga masih ada 4 elektron pada atom pusat (O) atau 2 Pasang Elektron Bebas, di mana daya tolakannya lebih besar.

H_2O berarti terdapat 2 PEI dan 2 PEB

4

Jawaban C (Segitiga datar)

Pembahasan: Suatu senyawa memiliki jumlah domain elektron ikatan 3 dan domain elektron bebas 0, → AX_3 → trigonal planar atau segitiga datar

5

Jawaban B ((1) dan (3))

Pembahasan:

No	Jumlah PEI	Jumlah PEB	Bentuk Molekul	Keterangan
1	3	1	Segitiga piramidal	Benar
2	5	0	Tetrahedral	Salah
3	2	2	Planar bentuk V	Benar
4	4	0	Segi empat planar	Salah

Kunci Jawaban dan Pembahasan KP-2

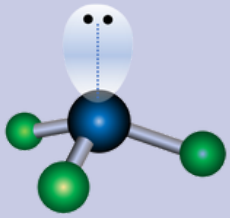
1

Jawaban C (PEI =3, PEB = 0, bentuk molekul segitiga plana)
Pembahasan
Bila diketahui atom Boron = 5 dan nomor atom Cl = 17 membentuk molekul BCl_3, maka jumlah PEI, PEB dan bentuk molekul secara berturut-turut adalah....

- Menentukan atom pusat 1 atom P dan berikatan dengan 3 atom Cl, maka yang sebagai atom pusat adalah atom P
- Buat konfigurasi elektron dari masing-masing atom:
  5B : 2 3 maka elektron valensi B adalah 3, ada 3 elektron untuk berikatan
  17Cl : 2 8 7 maka elektron valensi Cl adalah 7, membutuhkan 1 elektron untuk berpasangan
- Karena ada 3 atom Cl yang masing-masing membutuhkan 1 elektron pada atom pusat, sedangkan di atompusat hanya ada 3 elektron, berarti molekul tersebut akan memiliki 3 PEI dan tidak akan memiliki PEB.

2

Jawaban C (NF_3)
Pembahasan:



Gambar tersebut berarti terdapat PEI = 3, PEB = 1

- ($BeCl_2$), Be sebagai atom pusat nomor atom 4, memiliki 2 elektron valensi berarti tidak mungkin membentuk bentuk molekul di atas.
- (H_2O), O sebagai atom pusat nomor atom 8, memiliki 6 elektron valensi sedangkan 2 atom H hanya membutuhkan 1 elektron berarti akan memiliki PEI 2 dan PEB = 2 berarti tidak mungkin membentuk bentuk molekul di atas.
- (NF_3), N sebagai atom pusat nomor atom 7, memiliki 5 elektron valensi sedangkan 3 atom F hanya membutuhkan 1 elektron berarti akan memiliki PEI 3 dan PEB = 1 berarti sangat mungkin membentuk bentuk molekul di atas.
- (CH_4), C sebagai atom pusat nomor atom 6, memiliki 4 elektron valensi sedangkan 4 atom H hanya membutuhkan 1 elektron berarti akan memiliki PEI 4 dan PEB = 0 berarti tidak mungkin membentuk bentuk molekul di atas.
- (PCl_5), P sebagai atom pusat nomor atom 16, memiliki 5 elektron valensi sedangkan 5 atom Cl hanya membutuhkan 1 elektron berarti akan memiliki PEI = 5 dan PEB = 0 berarti tidak mungkin membentuk bentuk molekul di atas.

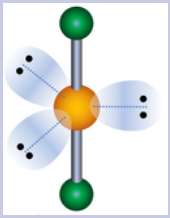
3

Jawaban D

Pembahasan:

Molekul suatu senyawa memiliki PEI = 2 dan PEB = 3, gambar yang mungkin adalah:

PEI ada 2, berarti ada 2 ikatan dengan atom lain. PEB ada 3, PEB hanya memberikan efek tolakan, bukan berikatan, maka gambar yang mungkin adalah



4

Jawaban E (PCL_3)

Pembahasan

Berdasarkan bentuk molekulnya, senyawa yang bersifat polar berarti yang memiliki PEB

Senyawa	PEI	PEB	Kepolaran
CCl_4	4	0	Nonpolar
CO_2	2	0	Polar
PCl_5	5	0	Polar
CH_4	4	0	Polar
PCl_3	3	1	Polar

5

Jawaban C (tetrahedral, nonpolar)

Pembahasan

Konfigurasi atom unsur P dan Q adalah sebagai berikut.

P : Is2 2s2 2p2 → elektron valensi = 4

Q : Is2 2s2 2p6 3s2 3p5 → → elektron valensi = 7

Maka bila P dan Q membentuk senyawa PQ4, akan memiliki PEI = 4, PEB = 0 maka terbentuk AX4 → tetrahedral, nonpolar

Kunci Jawaban dan Pembahasan KP-3

1

Jawaban B
Pembahasan
- Gaya dipol-dipol muncul akibat adanya interaksi antar molekul polar. Gaya tersebut ditunjukkan oleh no. 2.

2

Jawaban D
Pembahasan
- Ikatan hidrogen terbentuk pada senyawa-senyawa sangat polar yang mengandung atom H dan atom yang sangat elektronegatif (F, O, N) pada gambar ditunjukkan nomor 4.

3

Jawaban B
Pembahasan
- Gaya dispersi London antara lain gaya dispersi, gaya London, atau gaya dipol terinduksi versus dipol terinduksi .

4

Jawaban A
Pembahasan
- Senyawa yang dapat membentuk ikatan hidrogen adalah senyawa yang mempunyai atom yang sangat elektronegatif (F/O/N) dan atom H yang dapat membentuk jembatan hidrogen (F-H; O-H; NH).

5

Jawaban A
Pembahasan
- Gaya dispersi hanya dimiliki oleh molekul-molekul nonpolar dan atom golongan gas mulia.

Kunci Jawaban dan Pembahasan KP-4

1

Jawaban B
Pembahasan
- Senyawa yang memiliki ikatan hidrogen antara molekulnya memiliki titik didih jauh lebih tinggi dari senyawa segolongannya.

2

Jawaban A
Pembahasan
- Ikatan hidrogen lebih kuat dibandingkan dengan ikatan Van der Waals, sehingga titik didih molekul yang memiliki ikatan hidrogen lebih besar daripada molekul yang memiliki gaya Van der Waals.

3

Jawaban D
Pembahasan
- Bentuk padat dari kebanyakan zat lebih rapat daripada fase cairnya, sebagian besar zat padat akan tenggelam dalam cairan. Berbeda dengan air, ini merupakan anomali air, es ini menyimpang dari karakter padatan pada umumnya. Zat yang memiliki kerapatan lebih rendah akan mengapung di permukaan zat cair yang memiliki kerapatan lebih besar. Yang menyebabkan es memiliki kerapatan yang lebih rendah adalah adanya ikatan hidrogen pada molekul sebagai gaya antarmolekul air. Ikatan-ikatan hidrogen yang cukup kuat pada air padat ini membentuk kerangka tetrahedral sehingga meninggalkan rongga atau jarak. Dengan demikian ia memiliki kerapatan yang lebih kecil dibanding air dalam fase cair..

4

Jawaban A
Pembahasan
- HCl adalah molekul yang bersifat polar sehingga apabila kedua molekul HCl berinteraksi akan membentuk gaya tarik dipol-dipol.

5

Jawaban E

Pembahasan

- Momen dipol (μ) merupakan jumlah vektor dari momen ikatan dan momen pasangan elektron bebas dalam suatu molekul. Molekul dikatakan bersifat polar jika memiliki μ > 0 atau μ ≠ 0 dan dikatakan bersifat nonpolar jika memiliki μ = 0 Titik didih suatu zat itu berbanding lurus dengan momen dipolnya bila massa molar zat-zat tersebut tidak besar perbedaannya. Semakin tinggi momen dipol maka titik didih zat tersebut akan semakin tinggi pula. Bila massa molar memiliki perbedaan yang besar tentu massa molar akan turut mempengaruhi. Pada soal ini tampak massa molar zat-zat yang dibandingkan tidak relatif kecil perbedaannya. Jadi mutlak pada soal tersebut yang memiliki titik didih tertinggi adalah Asetonitril.

Kunci Jawaban-Evaluasi

1. A Gaya London
2. C. van der waals
3. D. Antara molekul alkohol terdapat ikatan hidrogen
4. B. gaya dipol-dipol
5. D. 1 dan 3
6. D. gaya Van der Waals
7. A. Segitiga datar
8. A. Bentuk T
9. E. 5
10. E

DAFTAR PUSTAKA

Brady,James E.1999. Kimia Universitas, Asas dan Struktur, Edisi Kelima. Binarupa Aksara : Jakarta

Chang, Raymon. 2004. Kimia Dasar Konsep-Konsep Inti Edisi Ketiga Jilid 1. Erlangga, Jakarta.

Hart,Harold (Suminar Achmadi).1990 Kimia Organik Suatu Kuliah Singkat (terjemahan). Erlangga : Jakarta

Petrucci, Ralph H., 1987. Kimia Dasar Prinsip dan Terapan Modern,Jilid 3, Erlangga : Jakarta

Respati. 1986. Pengantar Kimia Organik. Aksara Baru : Jakarta

StudioBelajar.com. (2020). Ikatan hidrogen. Diakses pada 25 September 2022, dari https://www.studiobelajar.com/ikatan-hidrogen/

Unggul Sudarmo. 2016. Kimia untuk SMA/MA Kelas X. Erlangga : Jakarta.

Watoni, Haris. 2016. Kimia untuk Siswa SMA/MA Kelas X. Yrama Widya. Bandung.

Wikipedia. (2021). Gaya antar molekul. Diakses pada 25 September 2022, dari https://id.wikipedia.org/wiki/Gaya_antarmolekul

