



REPUBLIK INDONESIA
KEMENTERIAN HUKUM DAN HAK ASASI MANUSIA

SURAT PENCATATAN CIPTAAN

Dalam rangka perlindungan ciptaan di bidang ilmu pengetahuan, seni dan sastra berdasarkan Undang-Undang Nomor 28 Tahun 2014 tentang Hak Cipta, dengan ini menerangkan:

Nomor dan tanggal permohonan : EC00202029557, 27 Agustus 2020

Pencipta

Nama : **Dr. Andromeda, M. Si, Dr. Yerimadesi, S. Pd., M. Si dkk**
Alamat : Jalan Cendrawasih No. 24 Air Tawar Barat, Padang, Indonesia, Padang, SUMATERA BARAT, 25131
Kewarganegaraan : Indonesia

Pemegang Hak Cipta

Nama : **LP2M Universitas Negeri Padang**
Alamat : Jl. Prof. Dr. Hamka Air Tawar, Padang, Padang, SUMATERA BARAT, 25131
Kewarganegaraan : Indonesia
Jenis Ciptaan : **Modul**
Judul Ciptaan : **Ikatan Kimia**
Tanggal dan tempat diumumkan untuk pertama kali di wilayah Indonesia atau di luar wilayah Indonesia : 8 November 2019, di Jakarta
Jangka waktu perlindungan : Berlaku selama 50 (lima puluh) tahun sejak Ciptaan tersebut pertama kali dilakukan Pengumuman.
Nomor pencatatan : 000200184

adalah benar berdasarkan keterangan yang diberikan oleh Pemohon.
Surat Pencatatan Hak Cipta atau produk Hak terkait ini sesuai dengan Pasal 72 Undang-Undang Nomor 28 Tahun 2014 tentang Hak Cipta.



a.n. MENTERI HUKUM DAN HAK ASASI MANUSIA
DIREKTUR JENDERAL KEKAYAAN INTELEKTUAL

Dr. Freddy Harris, S.H., LL.M., ACCS.
NIP. 196611181994031001

LAMPIRAN PENCIPTA

No	Nama	Alamat
1	Dr. Andromeda, M. Si	Jalan Cendrawasih No. 24 Air Tawar Barat, Padang, Indonesia
2	Dr. Yerimadesi, S. Pd., M. Si	Komp. Singgalang Blok B3 No. 7 RT 001 RW 005, Batang Kabung, Koto Tengah, Padang, Indonesia
3	Prof. Dr. Minda Azhar, M. Si	Jalan Malang Blok E3 No. 15 RT 004 RW 015 Wisma Indah Siteba Nanggalo, Padang, Indonesia
4	Dra. Iryani, M. S	Pondok Pratama I Blok B No. 14 RT 002 RW 018, Lubuk Buaya, Koto Tengah, Padang, Indonesia
5	Dr. Mawardi, M. Si	Jalan Mustang No. 14A, RT 002 RW 003, Dadok Tunggul Hitam, Koto Tengah, Padang, Indonesia
6	Hesty Parbuntari, S. Pd., M. Sc	Jalan Sosial No. 60, RT 11 RW 03, Gunung Gajah, Lahat, Sumatera Selatan, Indonesia





No Kode: DAR2/Profesional/187/2/2019

PENDALAMAN MATERI KIMIA

MODUL 2

IKATAN KIMIA

Dr. Andromeda, M.Si

Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si.

Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si.

Dra. Iryani, M.S.

Dr. Mawardi, M.Si.

Hesty Parbuntari, S.Pd., M.Sc.



KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN

2019



No Kode: DAR2/Profesional/187/2/2019

PENDALAMAN MATERI KIMIA

MODUL 2 IKATAN KIMIA

Penulis:

Dr. Andromeda, M.Si. (Universitas Negeri Padang)

Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si. (Universitas Negeri Padang)

Prof. Dr. MindaAzhar, M.Si. (Universitas Negeri Padang)

Dra. Iryani, M.S. (Universitas Negeri Padang)

Dr. Mawardi, M.Si. (Universitas Negeri Padang)

Hesty Parbuntari, S.Pd., M.Sc. (Universitas Negeri Padang)

Editor:

Prof. Dr. Suyatno, M.Si. (Universitas Negeri Surabaya)

Dr. paed. Nurma Yunita Indriyanti, M.Si., M.Sc. (Universitas Sebelas Maret)

KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN

2019

KATA PENGANTAR

Segala puji bagi Allah yang telah memberikan rahmat dan hidayah-Nya kepada penulis sehingga dapat menyelesaikan modul *hybrid learning* bidang studi kimia yang berjudul “Ikatan Kimia”. Modul ini berisi 4 Kegiatan Belajar (KB), yaitu: KB-1 Ikatan Ion, KB-2 Ikatan Kovalen; KB-3 Gaya Antar Molekul, dan KB-4 Pengaruh Struktur Molekul Terhadap Sifat Zat. Isi pada setiap KB adalah pendahuluan, inti, dan penutup. Pada bagian pendahuluan pada setiap KB dijelaskan deskripsi singkat dan relevansi dari materi kimia, serta petunjuk belajar. Bagian inti dijelaskan capaian pembelajaran (CP), pokok-pokok materi, uraian materi, dan forum diskusi. Bagian penutup berisi rangkuman, tes formatif, dan daftar pustaka. Pada bagian akhir KB-4 terdapat tes sumatif dan kunci tes formatif KB 1-4.

Tujuan penyusunan modul *hybrid learning* adalah untuk mewujudkan efektivitas dan efisiensi pembelajaran jarak jauh bagi guru-guru peserta PPG. Modul ini dapat digunakan jika peserta terhubung internet dalam pembelajaran *online* atau sebutan lainnya dalam jaringan (*daring*). Melalui cara ini diharapkan para peserta PPG Dalam Jabatan tetap dapat mengikuti rangkaian program kegiatan yang telah dijadwalkan dengan tidak meninggalkan tugas mengajar.

Modul ini disusun berdasarkan panduan penyusunan bahan ajar program PPG dalam jabatan yang diterbitkan oleh Direktorat Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan dan Direktorat Jenderal Pembelajaran tahun 2019. Dalam penyusunan modul ini penulis memperoleh banyak dukungan, bimbingan dan arahan dari berbagai pihak. Pada kesempatan ini disampaikan ucapan terima kasih kepada Bapak Prof. Dr. Suyatno, M.Si., dari Universitas Negeri Surabaya dan Ibu Dr. Paed Nurma Yunita Indriyanti, M.Si., M.Sc., dari Universitas Sebelas Maret sebagai penyelia bidang kimia. Direktorat Pembinaan Guru Pendidikan Menengah dan Pendidikan Khusus, Direktorat Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan, Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan yang telah membiayai seluruh kegiatan, serta semua pihak yang telah membantu penulis dalam menyelesaikan penyusunan modul *hybrid learning* ini. Semoga dukungan, bimbingan dan arahan yang diberikan menjadi amal ibadah serta mendapat balasan kebaikan dari Allah.

Tim penulis modul berharap semoga modul *hybrid learning* ini bermanfaat untuk meningkatkan kualitas pembelajaran kimia para guru peserta PPG dalam jabatan. Akhir kata, diharapkan kritik dan saran dari para pembaca dan berbagai pihak demi kesempurnaan modul ini. Terimakasih

Padang, November 2019

Tim Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR	i
DAFTAR ISI.....	ii
DAFTAR GAMBAR	iv
DAFTAR TABEL.....	viii
KEGIATAN BELAJAR 1IKATAN ION.....	1
A. Pendahuluan	1
1. Deskripsi Singkat	1
2. Relevansi.....	2
3. Petunjuk Belajar	2
B. Inti.....	3
1. Capaian Pembelajaran	3
2. Pokok-pokok Materi.....	3
3. Uraian Materi	4
4. Forum Diskusi.....	21
C. Penutup	22
1. Rangkuman	22
2. Tes Formatif.....	22
Daftar Pustaka.....	26
KEGIATAN BELAJAR 2IKATAN KOVALEN.....	27
A. Pendahuluan	27
1. Deskripsi Singkat	27
2. Relevansi.....	28
3. Petunjuk Belajar	29
B. Inti.....	30
1. Capaian Pembelajaran	30
2. Pokok-pokok Materi.....	30
3. Uraian Materi	30
4. Forum Diskusi.....	81
C. Penutup	82

1. Rangkuman	82
2. Tes Formatif.....	84
Daftar Pustaka.....	89
KEGIATAN BELAJAR 3 GAYA ANTAR MOLEKUL.....	90
A. Pendahuluan.....	90
1. Deskripsi Singkat	90
2. Relevansi.....	91
3. Petunjuk Belajar	92
B. Inti.....	92
1. Capaian Pembelajaran	92
2. Pokok-pokok Materi.....	93
3. Uraian Materi	93
4. Forum Diskusi.....	111
C. Penutup	112
1. Rangkuman	112
2. Tes Formatif.....	114
Daftar Pustaka.....	118
KEGIATAN BELAJAR 4 PENGARUH STRUKTUR MOLEKUL TERHADAP ZAT.....	119
A. Pendahuluan.....	119
1. Deskripsi Singkat	119
2. Relevansi.....	120
3. Petunjuk Belajar	120
B. Inti.....	121
1. Capaian Pembelajaran	121
2. Pokok-pokok Materi.....	121
3. Uraian Materi	121
4. Forum Diskusi.....	148
C. Penutup.....	148
1. Rangkuman	148
2. Tes Formatif.....	150
Daftar Pustaka.....	155
Tes Sumatif.....	156
Kunci jawaban soal soal tes formatif KB1 – KB4.....	165

DAFTAR GAMBAR

Gambar 1. Lambang titik Lewis unsur-unsur golongan utama dan gas Mulia 366)..5	5
Gambar 2. (a) Nilai energi ionisasi pertama dari unsur-unsur golongan utama (kJ/mol), (b) Nilai affinitas elektron dari unsur-unsur golongan utama ($E_i = \text{kJ/mol}$)7	7
Gambar 3. (A) Logam litium (1A), gas fluor (7A), dan senyawa Ion LiF^- yang dibentuk dari reaksi logam litium dengan gas fluor; (B) Logam natrium (1A), gas klor (7A), dan senyawa ion NaCl8	8
Gambar 4. Tiga cara untuk merepresentasikan pembentukan Li dan F melalui transfer elektron. Elektron yang ditransfer ditunjukkan dengan warna merah.9	9
Gambar 5. Proses pembentukan senyawa ion NaCl9	9
Gambar 6. Representasi Pembentukan Kristal Garam NaCl dari Unsur Logam Na dan Gas Clor9	9
Gambar 7. Energi kisi NaCl adalah 787 kJ12	12
Gambar 8. Reaksi antara natrium dan bromin. (a) Reaktan natrium12	12
Gambar 9. Ilustrasi ukuran ion Na^+ , K^+ , dan jarak antara ion pada NaCl dan KCl14	14
Gambar 10. Energi kisi beberapa halida logam Alkali (Siberbeng, 2010: 285)14	14
Gambar 11. Siklus Born Haber untuk pembentukan 1 mol Padatan LiF17	17
Gambar 12. (a) Struktur NaCl padat. (b) Kation berada dalam kontak langsung dengan anion ion Na^+ bola yang lebih kecil dan ion Cl^- bola yang lebih besar, (c) Kristal NaCl19	19
Gambar 13. (a) Penambangan garam batu bawah tanah; (b) Proses penguapan20	20
Gambar 14. Penggunaan Natrium Klorida21	21
Gambar 15. (a) Pembentukan NaCl , (b) Pembentukan ClBr (c) Pembentukan ikatan logam Na31	31
Gambar 16. Pembentukan ikatan kovalen antara dua atom hidrogen.31	31
Gambar 17. Pembentukan ikatan kovalen dalam H_2 . Energi potensial suatu sistem dari dua atom H diplot terhadap jarak antara inti32	32
Gambar 18. Distribusi kepadatan elektron pada H_2 . (A) pada jarak optimal (panjang ikatan), (B) Peta kontur pengandaan kerapatan elektron, (C) Peta relief menggambarkan berbagai densitas elektron dari peta kontur sebagai puncak kerapatan elektron lebih tinggi.....33	33
Gambar 19. (a) Struktur Lewis molekul fluorin (F_2) dan air (H_2O) (b) Struktur Lewis molekul karbon dioksida (CO_2) dan etilena (C_2H_4), (c) Struktur Lewis molekul N_2 dan asetilena (C_2H_2).....36	36
Gambar 20. (a) Panjang ikatan dan jari-jari kovalen beberapa molekul halogen diatom; (b) Panjang ikatan dalam H_2 dan HI37	37
Gambar 21. Jenis ikatan berdasarkan perbedaan keelektronegatifan ionik (atas), kovalen polar (tengah) dan kovalen murni (bawah)39	39
Gambar 22. Potensi elektrostatik molekul HF . Daerah yang paling kaya elektron berwarna merah; sebagian besar wilayah miskin elektron berwarna biru40	40
Gambar 23. Keelektronegatifan unsur-unsur skala Pauling41	41
Gambar 24. Jenis ikatan (kovalen non polar, kovalen polar dan ionik berdasarkan perbedaan keelektronegatifan antara atom-atom yang berikatan41	41

Gambar 25. Struktur asam sulfat kondisi uap	46
Gambar 26. <i>Purple mule</i> hibrida genetik dari <i>blue horse</i> dan <i>red donkey</i>	52
Gambar 27. (A) Analogi untuk pengaturan kelompok elektron, dari dua hingga enam balon membentuk lima orientasi geometris; (B). Lima orientasi gugus elektron yang terikat pada atom pusat (merah), bentuk molekul dan sudut ikatan ini diamati. Bentuknya memiliki nama yang sama dengan susunan gugus elektron	59
Gambar 28. Molekul tunggal bentuk gugus elektron linier. Kunci (bawah) untuk A, X, dan E juga mengacu pada Gambar 30, 32, 35 dan 36	61
Gambar 29. Struktur bengkok dari molekul SnCl_2	62
Gambar 30. Dua bentuk molekul dari tiga domain elektron disekitar atom pusat	63
Gambar 31. (a) Ukuran relatif pasangan ikatan dan pasangan mandiri dalam CH_4 , NH_3 , dan H_2O ; (b) sudut ikatan dalam CH_4 , NH_3 , dan H_2O	64
Gambar 32. Tiga bentuk molekul dari empat domain elektron disekitar atom pusat tetrahedral	64
Gambar 33. Tetrahedron terdistorsi kadang-kadang digambarkan	65
Gambar 34. Molekul dengan dua domain bebas dibidang equatorial trigonal bipiramid. berbentuk T.	65
Gambar 35. Empat bentuk molekul dari lima domain elektron disekitar atom pusat trigonal bipiramid.....	65
Gambar 36. Dua bentuk molekul dari enam domain elektron disekitar atom pusat oktahedral.....	66
Gambar 37. a) Proses terbentuknya ikatan kovalen H_2 (b) diagram energi potensial ikatan.....	68
Gambar 38. Pembentukan ikatan σ dan π	69
Gambar 39. Hibridisasi orbital sp^3 pada pembentukan molekul CH_4	71
Gambar 40. Hibridisasi orbital sp^3 pada pembentukan molekul CH_4	71
Gambar 41. Hibridisasi orbital sp^3 pada pembentukan molekul NH_3	72
Gambar 42. Pembentukan orbital hibrid sp	73
Gambar 43. Hibridisasi orbital sp pada pembentukan molekul BeCl_2	74
Gambar 44. Hibridisasi orbital sp^2	75
Gambar 45. Hibridisasi orbital sp^2 pada pembentukan molekul BF_3	75
Gambar 46. Hibridisasi orbital sp^2d^2 pada pembentukan molekul SF_6	77
Gambar 47. Hibridisasi orbital sp^2d pada pembentukan molekul PCl_5	77
Gambar 48. Sampel senyawa terbentuk dari masing-masing unsur Periode 3 dengan klorin ditunjukkan secara berkala urutan tabel periodik di foto, dan data sifat titik leleh dan konduktivitas.	80
Gambar 49. Tiga keadaan fisik materi dalam pengaturan skala atom dari partikel-partikelnya	93
Gambar 50. Gaya antarmolekul dan intramolekul pada molekul HCl	95
Gambar 51. Tiga fase air padat, cair, dan gas	96
Gambar 52. Interaksi dipol-dipol.(a) Interaksi dipol-dipol dalam CH_3CN kristal dan (b) CH_3CN cair	98
Gambar 53. Berat molekul, momen dipol, dan titik didih beberapa zat organik sederhana	99
Gambar 54. Dua jenis interaksi ion-dipol (a) ujung molekul polar dekat dengan anion (b) ujung negatif dari dipol dekat kation.....	100
Gambar 55. Kekuatan ion-dipol ada antara Na^+ dan ujung negatif dari molekul H_2O dan antara C^- dan ujung positif molekul H_2O	101
Gambar 56. (a) Interaksi molekul air dengan ion Na^+ dan Mg^{2+} ; (b) dalam larutan air ion logam dikelilingi 6 molekul air dengan struktur oktahedral	101

Gambar 57. Struktur benzena dan data titik didih, titik leleh	102
Gambar 58. (a) Distribusi fluktuasi acak elektron suatu atom helium membentuk dipol instan (dipol sesaat); (b) Dipol sesaat atom helium menginduksi seketika dipol pada atom tetangga.....	103
Gambar 59. Ilustrasi pengaruh ukuran molekul pada kekuatan gaya dispersi. Dipol sesaat lebih mudah terjadi pada molekul besar dari pada molekul kecil	105
Gambar 60. Bentuk molekul berbeda yang memiliki rumus molekul yang sama, ..	106
Gambar 61. Ilustrasi ikatan hidrogen pada molekul air dan ammonia	107
Gambar 62. Cairan air mengandung jaringan tiga dimensi yang luas dari ikatan hidrogen	108
Gambar 63. Titik didih hidrida kovalen biner untuk unsur golongan 4A-7A.	108
Gambar 64. Ikatan peptida pada asam amino	109
Gambar 65. Ikatan hidrogen menyatukan heliks ganda DNA. (a) Ikatan hidrogen antara adenin dan timin, dan guanin dan sitosin DNA. (b) Skematis gambar dimana ikatan hidrogen antara kedua helai ditunjukkan oleh garis putus-putus, sebelah kiri struktur menggambarkan berbagai komponen molekul DNA. (c) Suatu model bagian pendek dari heliks ganda DNA. Atom karbon ditunjukkan dengan warna biru untuk membedakan mereka dari latar belakang hitam	111
Gambar 66. Keadaan padat cair dan gas	122
Gambar 67. (a) Air cair mempunyai bentuk sama dengan wadahnya;.....	123
Gambar 68. Kompresibilitas (a) gas dan (b) cairan	125
Gambar 69. Lalat, umpan pancing dan klip yang terapung diatas permukaan zat cair	125
Gambar 70. (a) Gaya antarmolekul yang bekerja pada lapisan permukaan suatu cairan dan pada daerah dalam cairan Lalat tidak tenggelam karena tegangan permukaan air yang tinggi.....	126
Gambar 71. (a) bila adhesi lebih besar daripada kohesi, cairan naik dalam tabung kapiler, (b) bila kohesi lebih besar daripada adhesi terjadi penurunan cairan dalam tabung kapiler	129
Gambar 72. Bentuk Meniskus air dan merkuri dalam tabung gelas akibat kohesi dan adhesi	129
Gambar 73. Ekspansi air saat pembekuan	133
Gambar 74. Kiri: Es batu terapung dalam air. Kanan: Benzena padat tenggelam ke dasar cairan benzen.....	134
Gambar 75. Struktur tiga dimensi es. Setiap atom O terikat pada empat atom H. Ikatan kovalen ditunjukkan dengan garis pendek tidak putus-putus dan ikatan hidrogen yang lebih lemah ditunjukkan dengan garis putus-putus yang panjang antara O dan H. Ruang kosong dalam struktur itu menjelaskan rendahnya kerapatan es.....	135
Gambar 76. Plot kerapatan terhadap suhu untuk air cair. Kerapatan air maksimum tercapai pada suhu 4 °C. Kerapatan es pada 0 °C.....	136
Gambar 77. Padatan logam Aluminium, Magnesium, Besi (atas); kristal NaCl, Urea dan Karet (bawah)	138
Gambar 78. Keindahan padatan kristal yang mencolok. (A) Wulfanit (merah), (B) Barit (kuning) pada kalsit (kanan). (C), Kuarsa (seperti batu kecubung, ungu); (D), Beryl (sebagai zamrud, hijau).....	138

- Gambar 79. Sel satuan (a) NaCl, CuCl dan (b) BaCl₂ semuanya didasarkan pada susunan kubik berpusat muka 140
- Gambar 80. Konduktansi listrik dan mobilitas ion. (a) Tidak ada arus yang mengalir dalam padatan ionik. (b) dalam senyawa cair, dapat membawa arus, (c) Dalam larutan senyawa ion yang terlarut bergerak membawa arus 141
- Gambar 81. Gaya elektrostatik dan alasan senyawa ionik bisa retak. (a) senyawa ionik keras dan akan retak, ketika dipukul dengan kekuatan yang cukup. (b), Ion positif dan negatif dalam kristal disusun untuk memaksimalkan daya tariknya. Ketika kekuatan eksternal diterapkan, maka muatan bergerak berdekatan, dan tolakan bisa memecahkan potongan 141
- Gambar 82. (a) Struktur intan. Setiap karbon terikat secara tetrahedral dengan empat atom karbon yang lain. (b) Struktur grafit. Jarak antara lapisan yang berurutan adalah 335 pm 143
- Gambar 83. Molekul S₈ (kiri) dan molekul P₄ (kanan)..... 144
- Gambar 84. Representasi bagian struktur fosfor padat, molekul padat yang mengandung molekul P₄ 145
- Gambar 85. Penampang lintang kristal logam. Setiap muatan positif yang dilingkari mewakili inti dan elektron dalam suatu atom logam. Daerah abu-abu disekitar ion logam positif menandakan lautan elektron yang bergerak..... 145
- Gambar 86. Orang memancing ikan didanau salju 147

DAFTAR TABEL

Tabel 1. Energi kisi dan titik leleh beberapa halida dan oksida logam alkali dan alkali tanah	18
Tabel 2. Energi Ikatan Rata-Rata (kJ/mol) dan Panjang Ikatan (pm)	38
Tabel 3. Orde Ikatan, Panjang Ikatan dan Energi Ikatan beberapa molekul berikatan kovalen	38
Tabel 4. Orbit Hibrid dan Bentuknya	79
Tabel 5. Ciri Khas Gas, Cairan dan Padatan.....	94
Tabel 6. Perbandingan Jenis Ikatan Kimia (gaya intermolekul)	97
Tabel 7. Perbandingan Jenis Gaya Antarmolekul (non ikatan).....	97
Tabel 8. Titik didih dari Halogen dan Gas Mulia	105
Tabel 9. Titik Didih Beberapa Hidrokarbon	106
Tabel 10. Tegangan permukaan dan gaya antarmolekul.....	127
Tabel 11. Nilai viskositas beberapa zat cair	132
Tabel 12. Viskositas Air pada Beberapa Suhu	132
Tabel 13. Karakteristik tipe padatan.....	139
Tabel 14. Titik Didih dan Titik Leleh Beberapa Senyawa Ion	142

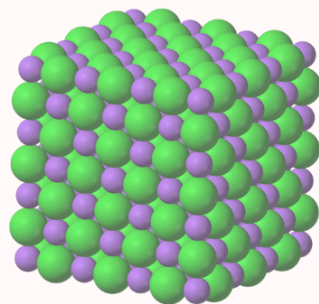


No Kode: DAR2/Profesional/187/2/2019

MODUL 2
IKATAN KIMIA
KEGIATAN BELAJAR 1

IKATAN ION

Dr. Andromeda, M.Si.
Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si.
Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si.
Dra. Iryani, M.S.
Dr. Mawardi, M.Si.
Hesty Parbuntari, S.Pd., M.Sc.



KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN

2019

KEGIATAN BELAJAR 1

IKATAN ION

A. Pendahuluan



1. Deskripsi Singkat

Ikatan kimia dapat didefinisikan sebagai gaya yang menyebabkan sekumpulan atom yang sama atau berbeda menjadi satu kesatuan dengan perilaku yang sama, memiliki tingkat energi lebih rendah dan lebih stabil dibandingkan dengan atom-atomnya. Kestabilan maksimal tercapai jika atom-atom yang berikatan telah memiliki konfigurasi elektron yang sama dengan unsur gas mulia (**struktur duplet atau oktet**). Ada berbagai macam ikatan bergantung pada cara berkumpulnya atom-atom tersebut (ikatan ion, kovalen, logam, hidrogen, dan Van Der Waals).

Ikatan ion terbentuk karena transfer elektron secara penuh dari suatu atom ke atom lain. Transfer elektron terjadi dari atom-atom yang mempunyai energi ionisasi rendah (atom atom logam) ke atom atom yang mempunyai afinitas elektron besar (atom atom non logam) menghasilkan kation dan anion dengan muatan yang berlawanan. Gaya tarik menarik elektrostatik antara partikel berlawanan muatan ini menghasilkan struktur dalam kisi kristal yang teratur. Senyawa ionik pada suhu kamar akan berbentuk padatan, dan dapat menghantarkan arus listrik ketika meleleh atau berada dalam larutan karena pergerakan kation dan anionnya.

Ikatan kovalen terbentuk karena penggunaan bersama beberapa pasang elektron oleh beberapa atom. terbentuk dari atom atom yang mempunyai afinitas elektron yang besar (non logam). **Ikatan logam**, terjadi antar atom-atom logam. **Ikatan hidrogen**, interaksi antar atom hidrogen dalam ikatan polar dengan atom yang elektronegatif seperti O, N, F. **Gaya Vander Waals** merupakan gaya antar molekul (gaya dipol-dipol, gaya yang terjadi antara molekul molekul polar; gaya dipol-dipol terinduksi, gaya yang terjadi antara suatu ion dengan suatu molekul polar dan gaya dispersi (terjadi pada molekul nonpolar), gaya tarik menarik yang

timbul sebagai hasil dipol-dipol yang terinduksi sementara dalam atom atau molekul).

Pada Modul 2 Kegiatan Belajar 1 (M2KB1) ini Anda dapat mempelajari bagaimana proses terbentuknya senyawa ion, mengapa senyawa ion dapat terbentuk. Bagaimana struktur elektron atom mempengaruhi jumlah elektron yang dapat berpindah dan kemampuan atom membentuk senyawa ion yang stabil. Bagaimana **energi kisi** merupakan ukuran kestabilan senyawa ion, bagaimana menentukan energi kisi melalui siklus Bonr-Haber, dan bagaimana **energi kisi** mempengaruhi beberapa sifat senyawa ion.



2. Relevansi

Modul ikatan kimia KB1 membahas tentang ikatan ion. Setelah mempelajari KB1 diharapkan Anda dapat: (1) membuat struktur Lewis, dan manfaatnya dalam meramalkan proses pembentukan ikatan kimia, (2) menganalisis proses pembentukan ikatan ion (3) menganalisis peranan energi kisi dalam pembentukan senyawa ion. Kompetensi-kompetensi di atas sangat diperlukan bagi Anda sebagai seorang guru kimia di SMA/MA. Berdasarkan silabus mata pelajaran kimia SMA/MA kurikulum 2013 revisi 2018, materi pada modul ini merupakan materi pokok kimia kelas X semester 1 SMA/MA. Pemahaman yang baik tentang ikatan ion akan memudahkan untuk memahami proses pembentukan ikatan kimia lainnya. Materi ikatan ion menjadi dasar untuk mempelajari struktur padatan kristal, memprediksi sifat sifat senyawa dapat meramalkan reaksi yang akan terjadi dan selanjutnya sebagai dasar mempelajari materi kimia lainnya.



3. Petunjuk Belajar

Dalam mempelajari modul ini Anda diharapkan mengikuti langkah-langkah pembelajaran sebagai berikut ini.

- a. Pahamiilah capaian pembelajaran, pokok pokok materi dan uraian materi pada setiap KB!

- b. Untuk lebih memahami materi pembelajaran, bukalah semua jenis media dan *link* media pembelajaran yang ada untuk setiap KB!
- c. Untuk memudahkan Anda mengingat kembali uraian materi, maka bacalah rangkuman pada KB ini!
- d. Kerjakanlah tes formatif yang terdapat pada KB ini untuk menguji apakah anda sudah sampai ke tujuan pembelajaran!
- e. Ikutilah forum diskusi dengan sungguh-sungguh karena aktivitas Anda dalam berdiskusi akan dinilai oleh instruktur!
- f. Jawaban Anda bisa dicek pada kunci jawaban (kunci jawaban dapat dilihat pada akhir KB 4 modul ini).
- g. Apabila Anda telah memperoleh nilai di atas 80, silahkan lanjut dengan kegiatan belajar 2 (M2KB2)! Jika belum mencapai 80, pelajari kembali kegiatan sebelumnya!. Point untuk masing-masing nilai tugas dan tes akhir sudah ada pada naskah soal. Begitu selanjutnya untuk kegiatan 2. Nilai akhir kegiatan belajar untuk modul ini ditentukan oleh rata-rata nilai setiap kegiatan

$$NA \text{ kegiatan} = \frac{KB \ 1 + KB \ 2 + KB3 + KB4}{4}$$

B. Inti



1. Capaian Pembelajaran

CP Modul: Mampu menganalisis sifat senyawa berdasarkan struktur molekulnya

CP KB1 : Setelah mempelajari modul ini, Anda diharapkan dapat:

- a. membuat struktur Lewis dan menghubungkan dengan kestabilan unsur
- b. menganalisis proses pembentukan ikatan ion
- c. menganalisis peranan energi kisi dalam pembentukan senyawa ion
- d. menganalisis hubungan energi kisi dengan sifat senyawa ion



2. Pokok-pokok Materi

- a. Struktur Lewis,

- b. Proses pembentukan ikatan ion,
- c. Energi kisi senyawa ion
- d. Kecendrungan energi kisi dalam tabel periodik unsur
- e. Siklus Bonr-Haber,
- f. Energi kisi dan rumus senyawa ion



3. Uraian Materi

Pernahkan Anda menemukan atom atom unsur seperti natrium, belerang, klor, hidrogen, oksigen dan atom atom unsur lain berada dalam keadaan bebas di alam?. Tentu tidak bukan? Biasanya atom atom unsur tersebut ditemukan dalam keadaan terikat dengan atom atom unsur lain maupun atom atom unsur yang sama membentuk senyawa, seperti garam dapur (NaCl), air (H_2O), hidrogen sulfida (H_2S), gas hidrogen (H_2), gas klor (Cl_2), sulfur (S_8) dan lain sebagainya.

Sebaliknya, apakah Anda menemukan senyawa yang dibentuk dari atom atom gas mulia (He , Ne , Ar , Kr , Xe , Rn)?. Tentu tidak ?. Kita dapat menemukan atom unsur gas mulia berada dalam keadaan bebas dialam seperti gas helium (He), gas neon (Ne), gas argon (Ar) gas kripton (Kr), gas xenon (Xe) dan gas radon (Rn).

Kenapa atom gas mulia bisa ditemukan bebas di alam sedangkan atom atom lain tidak ditemukan dalam keadaan bebas di alam?. Apakah ada hubungan dengan kestabilan?. Apakah dasar untuk menentukan kestabilan dari suatu atom?. Kenapa atom gas mulia dikatakan atom atom yang stabil?.

Untuk menjawab pertanyaan pertanyaan di atas silahkan Anda pahami penjelasan berikut ini.



a. Struktur Lewis

Pengembangan tabel periodik unsur dan konsep konfigurasi elektron yang sudah Anda pelajari pada Modul 1, menjadi dasar bagi Gilbert Lewis menjelaskan

pembentukan molekul dan senyawa. Menurut Lewis atom bergabung untuk mencapai konfigurasi elektron yang lebih stabil. Stabilitas maksimum terjadi ketika sebuah atom isoelektronik dengan gas mulia (Chang, 2010)

Ketika atom berinteraksi membentuk ikatan kimia, hanya bagian luarnya yang berinteraksi. Karena alasan ini, ketika kita mempelajari ikatan kimia, kita terutama hanya memperhatikan elektron valensi atom. Untuk melacak elektron valensi dalam reaksi kimia, dan untuk memastikan jumlah elektron yang mengalami perubahan, ahli kimia G.N. Lewis menggunakan sistem titik yang disebut lambang titik Lewis. Lambang titik Lewis terdiri dari simbol unsur dan satu titik untuk masing-masing elektron valensi dalam atom. Empat titik pertama ditampilkan satu persatu di keempat sisi lambang atom. Jika terdapat lebih dari empat elektron maka titik dipasangkan dengan titik yang sudah ada. Elektron yang dituliskan pada lambang Lewis adalah elektron valensi (Jespersen, *et al.*, 2012; Chang, 2010; Silberberg, 2010).

Perhatikan Gambar 1 berikut ini!

1 1A	2 2A																	18 8A
•H	•Be•												•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	He:
•Li	•Mg•	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		9	10	11 1B	12 2B	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
•K	•Ca•												•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
•Rb	•Sr•												•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
•Cs	•Ba•												•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	•At•	•Rn•
•Fr	•Ra•																	

Gambar 1. Lambang titik Lewis unsur-unsur golongan utama dan gas Mulia (Chang, 2010: 366)

Dengan memperhatikan Gambar 1, dapatkah Anda menjawab pertanyaan-pertanyaan berikut?

- Bagaimana struktur Lewis dari kiri ke kanan dalam sistem periodik?
- Apakah jumlah elektron valensi yang dimiliki masing-masing atom sama dengan jumlah golongan unsur?
- Apakah atom unsur yang berada pada golongan yang sama memiliki lambang Lewis yang sama?
- Kenapa untuk semua logam transisi, lantanida, dan aktinida tidak digambarkan lambang titik Lewisnya?
- Dari struktur Lewis atom-atom unsur golongan utama dan gas mulia, atom-atom unsur manakah yang semua elektron valensinya berpasangan memenuhi aturan oktet?, dan atom unsur manakah yang sudah memenuhi aturan duplet?

Lambang titik Lewis sangat membantu kita untuk menjelaskan pembentukan ikatan kimia. Atom unsur gas mulia He, Ne, Ar, Kr, Xe memiliki struktur Lewis dimana semua elektron sudah berpasangan. Pada atom He terdapat 1 pasang atau 2 elektron valensi yang disebut **duplet** dan unsur gas mulia lainnya mempunyai 4 pasang atau 8 elektron yang disebut struktur **oktet**. Sesuai pendapat Lewis atom-atom lain akan cenderung meniru struktur elektron yang stabil dari gas mulia ini dengan cara bergabung dengan atom yang sama ataupun atom unsur lain. Penggabungan itu disebut ikatan kimia (Chang, 2010, Silberberg, 2010)

Selanjutnya kita akan menggunakan konfigurasi elektron dan tabel periodik untuk menggambarkan lambang titik Lewis dan memprediksi jenis ikatan, jumlah ikatan dari suatu atom unsur tertentu yang dapat terbentuk dan stabilitas ikatannya.

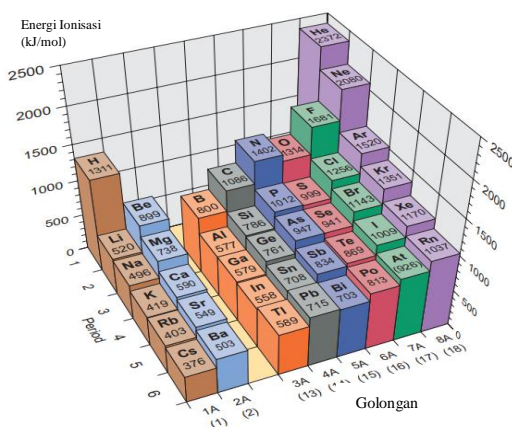
Anda telah mempelajari dan mencoba menuliskan lambang titik Lewis dari beberapa unsur. Berikut mari kita bahas bagaimana proses pembentukan ikatan ion.



b. Proses pembentukan ikatan ion

Atom unsur dengan energi ionisasi rendah (berada pada sebelah kiri tabel periodik unsur) cenderung membentuk kation, sedangkan yang memiliki afinitas elektron tinggi (atom unsur yang berada pada sebelah kanan tabel periodik unsur) cenderung membentuk anion (lihat Gambar 2!). Sesuai aturan ini, unsur golongan manakah yang paling mungkin membentuk kation?. Golongan unsur-unsur manakah yang paling mungkin membentuk anion?

Berdasarkan Gambar 2 dapat disimpulkan bahwa, berbagai macam senyawa ion dapat terjadi dari menggabungkan atom atom unsur golongan 1A dan 2A (atom atom logam) yang mempunyai energi ionisasi yang rendah dengan atom atom unsur halogen atau oksigen yang mempunyai affinitas elektron yang besar



(a)

1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
H -72.8	He (0.0)	B -26.7	C -122	N +7	O -141	F -328	Ne (+29)
Li -59.6	Be ≤0	Al -42.5	Si -134	P -72.0	S -200	Cl -349	Ar (+35)
Na -52.9	Mg ≤0	Ga -28.9	Ge -119	As -78.2	Se -195	Br -325	Kr (+39)
K -48.4	Ca -2.37	In -28.9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe (+41)
Rb -46.9	Sr -5.03	Tl -19.3	Pb -35.1	Bi -91.3	Po -183	At -270	Rn (+41)
Cs -45.5	Ba -13.95						

(b)

Gambar 2. (a) Nilai energi ionisasi pertama dari unsur-unsur golongan utama (kJ/mol), (b) Nilai affinitas elektron dari unsur-unsur golongan utama (Ei = kJ/mol) (Silberberg, 2010: 263-266)

Ikatan ion adalah gaya **elektrostatik** yang menyatukan ion dalam senyawa ionik. **Contoh senyawa** yang dibentuk melalui ikatan ion adalah litium florida LiF dan garam dapur NaCl. Litium florida merupakan senyawa berbentuk bubuk putih beracun yang digunakan dalam menurunkan titik leleh solder dan dalam pembuatan keramik, Sedangkan NaCl juga berupa kristal putih yang banyak dimanfaatkan dalam kehidupan sehari hari. Sifat atom penyusun senyawa

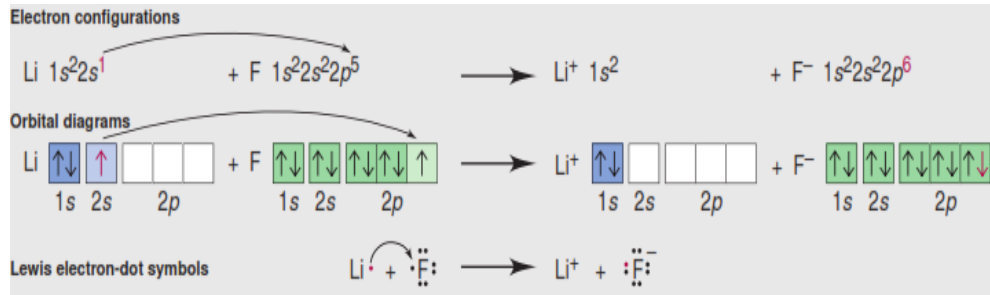


ion ini sangat berbeda dengan sifat senyawa ion yang dihasilkan. Perhatikan Gambar 3!.



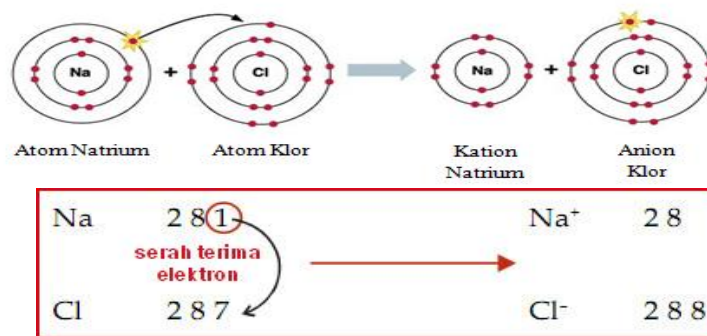
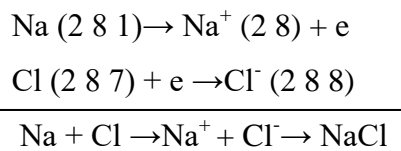
Gambar 3. (A) Logam litium (1A), gas fluor (7A), dan senyawa Ion LiF yang dibentuk dari reaksi logam litium dengan gas fluor; (B) Logam natrium (1A), gas klor (7A), dan senyawa ion NaCl (Chang, 2010)

Sekarang mari kita lihat bagaimana proses pembentukan ikatan ion pada senyawa LiF. Konfigurasi elektron lithium adalah $1s^2 2s^1$, dan fluor adalah $1s^2 2s^2 2p^5$. Ketika lithium dan atom atom saling bersentuhan di kulit terluar $2s^1$ elektron valensi dari Li ditransfer ke atom F. Perhatikan Gambar 4!. Transfer elektron dari atom litium ke atom fluor digambarkan dalam tiga cara. Pada masing-masing, Li kehilangan elektron terluar dan elektron dibiarkan dengan level $n=1$ terisi, sementara F memperoleh satu elektron untuk mengisi level $n=2$ -nya. Ikatan ion dalam LiF adalah atraksi elektrostatis antara ion litium bermuatan positif dan fluor bermuatan negatif. Senyawa LiF sendiri netral secara listrik.

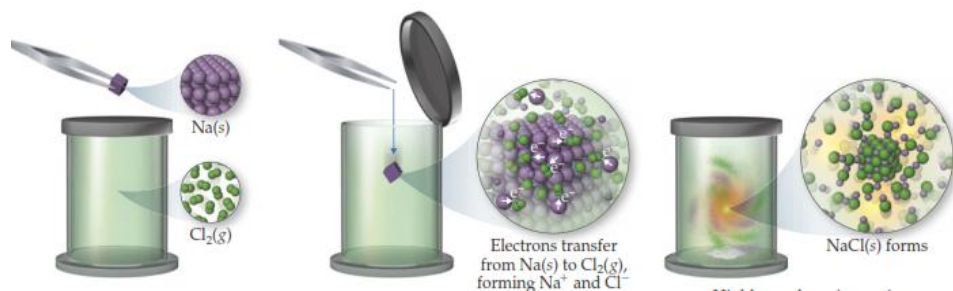


Gambar 4. Tiga cara untuk merepresentasikan pembentukan Li dan F melalui transfer elektron. Elektron yang ditransfer ditunjukkan dengan warna merah. (Silberberg, 2010: 282)

Untuk menambah pemahaman Anda, tentang proses pembentukan ikatan ion dapat diperhatikan Gambar 5, dan Gambar 6 Proses pembentukan ikatan ion dari unsur- unurnya



Gambar 5. Proses pembentukan senyawa ion NaCl



Gambar 6. Representasi Pembentukan Kristal Garam NaCl dari Unsur Logam Na dan Gas Clor (Brown, et al, 2012: 291)

Gambar 5 menunjukkan proses pembentukan senyawa ion NaCl yang direpresentasikan dengan menggunakan model atom Bohr. Gambar 6 proses pembentukan NaCl dari unsur unsurnya dilihat dari fakta percobaan

Banyak reaksi lainnya yang mengarah pada pembentukan ikatan ion. Dalam banyak kasus, kation dan anion dalam suatu senyawa tidak memiliki kandungan yang sama, seperti litium oksida (Li_2O), magnesium klorida (MgCl_2), dan lain sebagainya.

Bisakah Anda menjelaskan proses pembentukan ikatan ion pada senyawa senyawa ion di atas?, sebagai pertimbangan adalah muatan listrik senyawa ion tentulah netral.

Untuk menambah pemahaman anda tentang proses pembentukan ikatan ion dapat dilihat pada PPT yang sudah disediakan dan dapat dikunjungi [link](https://www.youtube.com/watch?v=zpaHPXVR8WU&feature=youtu.be) berikut <https://www.youtube.com/watch?v=zpaHPXVR8WU&feature=youtu.be>, Anda juga bisa menggunakan media *game* untuk menentukan jenis ikatan. Berberpalink yang bisa digunakan dapat di *download* pada *play store* antara lain adalah: <https://play.google.com/store/apps/details?id=com.sifnt.bonding>, <https://www.learner.org/interactives/periodic/bonding/> dan <https://play.google.com/store/apps/details?id=com.TDGames.Valence>

Anda telah mempelajari tentang proses pembentukan ikatan ion. Kestabilan suatu senyawa ion ditentukan oleh energi kisi. Dalam uraian berikut kita akan membahas tentang energi kisi, pengertian energi kisi, energi kisi sebagai ukuran kestabilan dan penentuan energi kisi melalui lingkaran Born Haber



c. Energi kisi senyawa ion

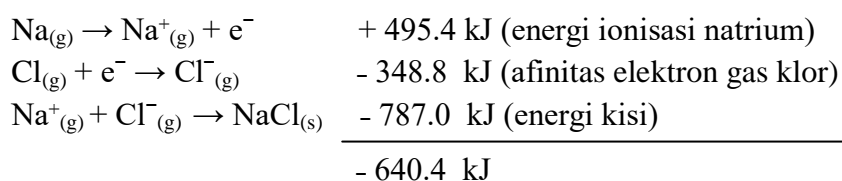
Pada pembentukan ikatan ion dari dua atom maka perubahan energi yang terjadi dapat diperhitungkan dari energi ionisasi kation, afinitas elektron anion dan gaya tarik elektrostatik kedua ion yang berikatan

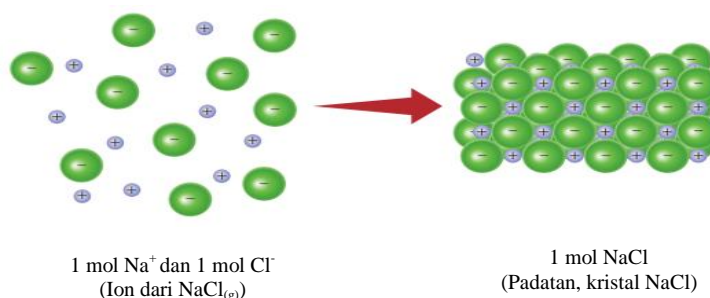
Dari penjelasan di atas, kita dapat memprediksi unsur mana yang cenderung membentuk senyawa ion berdasarkan energi ionisasi dan afinitas elektron, tetapi bagaimana kita mengevaluasi stabilitas senyawa ion?. Energi ionisasi dan afinitas elektron didefinisikan untuk proses yang terjadi dalam fase gas, tetapi pada 1 atm dan 25 °C semua senyawa ion adalah padatan. Keadaan padat adalah lingkungan yang sangat berbeda karena setiap kation dalam padatan dikelilingi oleh sejumlah anion, dan sebaliknya. Dengan demikian, kestabilan keseluruhan senyawa bergantung pada interaksi semua ion ini dan bukan hanya pada interaksi kation tunggal dengan anion tunggal.

Ukuran kuantitatif stabilitas setiap padatan ion adalah energi kisinya. **Energi kisi** didefinisikan sebagai energi yang dibutuhkan untuk memisahkan satu mol senyawa ion padat menjadi ion ionnya dalam fasa gas (Jespersen, *et al.*, 2012; Chang, 2010). Energi kisi menunjukkan kekuatan interaksi ionik, yang mempengaruhi titik lebur, kekerasan, kelarutan, dan sifat lainnya.

Anda mungkin terkejut mengetahui bahwa proses transfer elektron secara aktual membutuhkan energi! Tapi mengapa ikatan ion tetap terjadi?

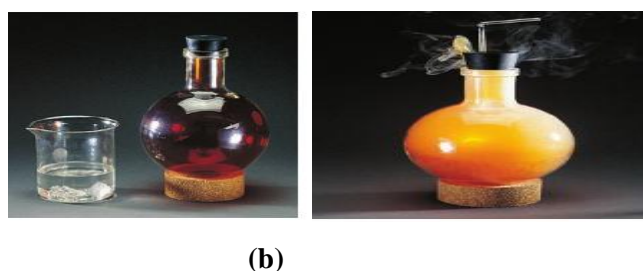
Untuk menjelaskan hal ini kita akan mengambil contoh proses transfer elektron untuk pembentukan natrium klorida (NaCl), yang melibatkan dua langkah, atom Na gas kehilangan elektron, dan atom F gas memperolehnya. Seperti yang Anda ketahui, dalam kondisi ruang NaCl tidak terdiri dari molekul gas tetapi dalam bentuk kristal padatan. Lebih banyak energi yang dilepaskan ketika ion-ion gas bergabung menjadi zat padat kristalin. Itu terjadi karena masing-masing ion menarik yang lain dari muatan berlawanan. Perhatikan Gambar 7 berikut!





Gambar 7. Energi kisi NaCl adalah 787 kJ (Jespersen, et al., 2012: 359)

Contoh lain pembentukan senyawa ion yang terjadi dari reaksi antara natrium dan bromin menghasilkan senyawa ion NaBr. Meskipun proses transfer elektron pada pembentukan senyawa ion adalah endotermis, namun semua logam Golongan 1A (1) bereaksi secara eksotermis dengan salah satu dari Golongan 7A (17) bukan logam untuk membentuk halida logam alkali-logam padat. Reaktan dalam contoh yang ditunjukkan pada Gambar 8 adalah natrium (dalam gelas kimia di bawah minyak mineral) dan bromin. Dari Gambar 8 terlihat reaksi dapat berlangsung, biasanya terjadi dengan cepat dan kuat.



(a)

(b)

Gambar 8. Reaksi antara natrium dan bromin. (a) Reaktan natrium dan bromina, (b) Produk reaksi NaBr (Silberberg, 2009: 283)

Poin utama yang perlu diingat adalah padatan ion hanya ada karena energi kisi melebihi energi yang dibutuhkan untuk transfer elektron. Dengan kata lain, energi yang diperlukan unsur untuk kehilangan atau mendapatkan elektron disuplai oleh tarikan antara ion-ion yang mereka bentuk: energi dikeluarkan untuk membentuk ion-ion, tetapi lebih dari diperoleh kembali ketika mereka menarik satu sama lain dan membentuk padatan. Energi kisi ini menunjukkan kekuatan

interaksi ion, yang mempengaruhi titik lebur, kekerasan, kelarutan, dan sifat lainnya

Selanjutnya mari kita diskusikan bagaimana kecenderungan energi kisi ditinjau dari posisi atom unsur pada tabel periodik



d. Kecenderungan energi kisi dalam tabel periodik

Karena energi kisi adalah hasil dari interaksi elektrostatik di antara ion, maka diperkirakan besarnya tergantung pada beberapa faktor, yaitu ukuran ion, muatan ion, dan susunan ion dalam padatan. Anda sudah diperkenalkan dengan hukum Coulomb, yang menyatakan bahwa energi elektrostatik antara dua muatan (A dan B) berbanding lurus dengan muatan dan berbanding terbalik dengan jarak di antara mereka.

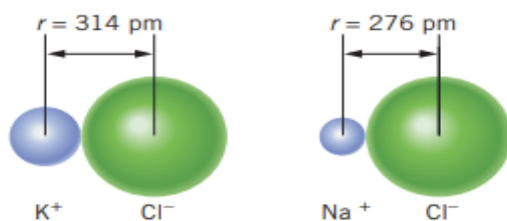
$$\text{Energi elektrostatik} \propto \frac{\text{muatan A} \times \text{muatan B}}{\text{jarak}}$$

Rumusan ini dapat kita hubungkan dengan energi kisi (kisi ΔH°) karena berbanding lurus dengan energi elektrostatik. Dalam padatan ion, kation dan anion terletak sedekat mungkin satu sama lain, sehingga jarak di antara keduanya adalah jarak antara pusatnya, atau jumlah jari-jarinya

$$\text{Energi elektrostatik} \propto \frac{\text{muatan kation} \times \text{muatan anion}}{\text{jarak kation} + \text{jarak anion}} \propto \Delta H^\circ \text{ kisi}$$

Hubungan ini membantu kita memprediksi kecenderungan energi kisi dan ditinjau dari efek ukuran dan muatan ionik:

1. Pengaruh ukuran ion. Coba perhatikan kecenderungan dalam satu golongan dalam tabel periodik, jari-jari ion meningkat. Oleh karena itu, energi elektrostatik antara kation dan anion berkurang karena jarak interion lebih besar. Perhatikan Gambar 9!, ilustrasi ukuran ikatan yang berhubungan dengan jarak ikatan yang akan berpengaruh pada kekuatan ikatan dan energi kisi

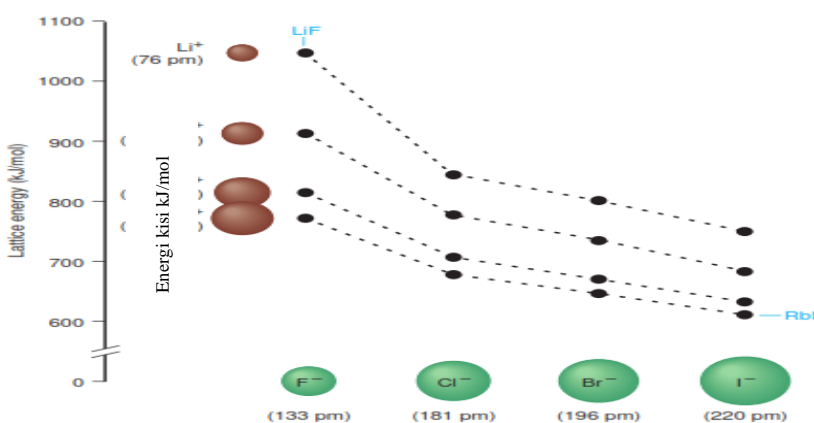


Gambar 9. Ilustrasi ukuran ion Na⁺, K⁺, dan jarak antara ion pada NaCl dan KCl. (Jespersen, et al.,2012: 362)

- Pengaruh muatan ion. Ketika kita membandingkan litium fluorida dengan magnesium oksida, kita menemukan kation dengan jari-jari yang hampir sama ($\text{Li}^+ = 76 \text{ pm}$ dan $\text{Mg}^{2+} = 72 \text{ pm}$) dan anion dengan jari-jari yang hampir sama ($\text{F}^- = 133 \text{ pm}$ dan $\text{O}^{2-} = 140 \text{ pm}$). Dengan demikian, satu-satunya perbedaan yang signifikan adalah muatan ion. LiF berisi ion Li^+ dan F^- yang bermuatan tunggal, sedangkan MgO mengandung ion Mg^{2+} dan O^{2-} yang bermuatan ganda. Perbedaan energi kisi mereka sangat mencolok (Brady, 2012).

$$\Delta H^\circ \text{kisi dari LiF} = 1050 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \quad \text{dan} \quad \Delta H^\circ \text{kisi dari MgO} = 3923 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Energi kisi MgO yang sangat besar mengimbangi energi yang diperlukan untuk membentuk ion Mg^{2+} dan O^{2-} . Faktanya, energi kisi adalah alasan adanya senyawa dengan 2 kation dan 2 anion.



Gambar 10. Energi kisi beberapa halida logam Alkali (Siberbeng, 2010: 285)

Perhatikan Gambar 10!. Dari Gambar 10 dapat dilihat bahwa kecenderungan energi kisi halida logam alkali. Setiap seri, empat ion mewakili kation Golongan 1A (1) yang diberikan (sisi kiri) yang dikombinasikan dengan masing-masing anion Golongan 7A (17) (bawah). Saat jari-jari ion meningkat, daya tarik elektrostatis berkurang, sehingga energi kisi senyawa juga berkurang. Jadi, LiF (ion terkecil yang ditampilkan) memiliki energi kisi terbesar, dan RbI (ion terbesar) memiliki energi terkecil

Dari penjelasan di atas, bagaimanakah Anda menghubungkan energi kisi dengan sifat-sifat titik didih, titik leleh, dan kekerasan senyawa ion?.

Energi kisi tidak dapat diukur secara langsung, salah satu cara untuk menentukan energi kisi yaitu menggunakan siklus Born-Haber. Melalui penjelasan berikut Anda bisa memahami penentuan energi kisi melalui siklus Born-Haber

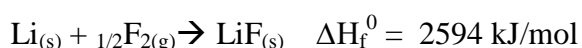


e. Siklus Born-Haber

Energi kisi dapat kita tentukan secara tidak langsung, yaitu dengan mengasumsikan bahwa pembentukan senyawa ion terjadi dalam serangkaian langkah. Prosedur ini, dikenal sebagai siklus Born-Haber, menghubungkan energi kisi senyawa ion dengan energi ionisasi, afinitas elektron, dan sifat-sifat atom dan molekul lainnya. Itu didasarkan pada hukum Hess. Dikembangkan oleh Max Born dan Fritz Haber (Chang, 2010)

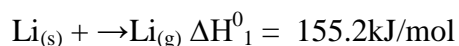
Siklus Born-Haber mendefinisikan berbagai langkah yang mendahului pembentukan padatan ion. Berikut digambarkan penggunaannya untuk menemukan energi kisi litium fluorida.

Reaksi pembentukan antara litium dan fluorin:



Pembentukan LiF dari unsur-unsurnya dapat melalui lima langkah terpisah. dengan aplikasi hukum Hess.

1. Konversi litium padat menjadi uap litium (sublimasi):



Energi sublimasi untuk lithium adalah 155,2 kJ / mol.

2. Pisahkan 1/2 mol gas F₂ menjadi atom F gas yang terpisah:

Energi yang dibutuhkan untuk memutus ikatan dalam 1 mol molekul F₂ adalah 150,6 kJ. Di sini kita mematahkan ikatan menjadi setengah mol F₂, jadi perubahan entalpi adalah 150,6 / 2, atau 75,3, kJ.

3. Ionisasi 1 mol atom Li gas

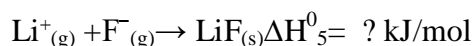


Proses ini sesuai dengan ionisasi lithium pertama.

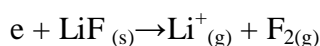
- 4, Tambahkan 1 mol elektron ke 1 mol atom F gas.



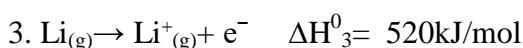
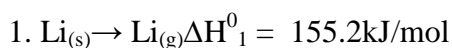
5. Gabungkan 1 mol Li gas dan 1 mol F₂ untuk membentuk 1 mol LiF padat:



Kebalikan dari langkah 5,



Meskipun kita tidak dapat menentukan ΔH_5^0 langsung, kita dapat menghitung nilainya dengan prosedur berikut.



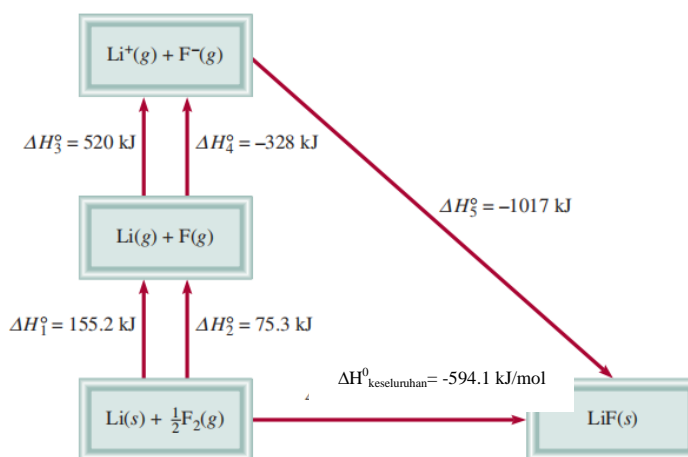
Berdasarkan hukum Hess dapat kita simpulkan

$$\Delta H_{\text{keseluruhan}}^0 = \Delta H_1^0 + \Delta H_2^0 + \Delta H_3^0 + \Delta H_4^0 + \Delta H_5^0 \text{ atau}$$

$$-594.1 \text{ kJ/mol} = 155.2 \text{ kJ/mol} + 75.3 \text{ kJ/mol} + 520 \text{ kJ/mol} - 328 \text{ kJ/mol} + \Delta H_5^0$$

$$\text{Sehingga } \Delta H_5^0 = 1017 \text{ kJ/mol}$$

Secara lebih Ringkas tahapan tahapan proses ini kita gambarkan seperti Gambar 11.



Gambar 11. Siklus Born Haber untuk pembentukan 1 mol Padatan LiF (Chang, 2010: 371)

Perlu diingat bahwa energi kisi selalu merupakan jumlah yang positif karena pemisahan ion dalam padatan menjadi ion dalam fase gas, oleh hukum Coulomb prosesnya endotermik. Semakin besar energi kisi, semakin mantap benda padat dan semakin erat ikatan antar ion. Bagaimanakah hubungan energi kisi dengan titik leleh dan titik didih senyawa?. Bagaimanakah hubungan muatan ion dengan energi kisi, titik leleh dan titik didih?. Untuk menjawab persoalan ini Anda bisa menganalisisnya melalui Tabel 1.

Tabel 1. Energi kisi dan titik leleh beberapa halida dan oksida logam alkali dan alkali tanah

Senyawa	Energi Kisi kJ/mol	Titik Leleh (°C)
LiF	1017	845
LiCl	828	610
LiBr	787	550
LiI	732	450
NaCl	788	801
NaBr	736	750
NaI	686	662
KCl	699	772
KBr	689	735
KI	632	680
MgCl ₂	2527	714
Na ₂ O	2570	Sub*
MgO	3890	2800

(Chang, 2010: 372)



f. Energi kisi dan rumus senyawa ion

Karena energi kisi adalah ukuran stabilitas senyawa ion, maka dapat digunakan untuk meramalkan rumus senyawa. Kita ambil contoh magnesium klorida (MgCl₂). Kita telah melihat bahwa energi ionisasi suatu unsur meningkat dengan cepat setelah elektron berturut-turut dihilangkan dari atomnya. Misalnya, energi ionisasi pertama magnesium adalah 738 kJ/mol, dan energi ionisasi kedua adalah 1450 kJ/mol hampir dua kali pertama.

Bagaimanakah MgCl₂ bisa terbentuk?, sementara dari sudut pandang energi rasanya sulit, kenapa bukan MgCl (mengandung ion Mg⁺) yang terbentuk? Bagaimana dengan natrium klorida? Mengapa formula untuk natrium klorida NaCl dan bukan NaCl₂ (mengandung ion Na²⁺)?

Untuk menjawab pertanyaan di atas Anda ikuti penjelasan berikut ini

Diakui ion memiliki konfigurasi gas mulia (Ne), yang mewakili stabilitas karena kulit dalamnya Mg²⁺ benar-benar penuh. Tapi stabilitasnya yang diperoleh melalui kulit yang dilapisi sebenarnya tidak lebih penting dari input energi yang

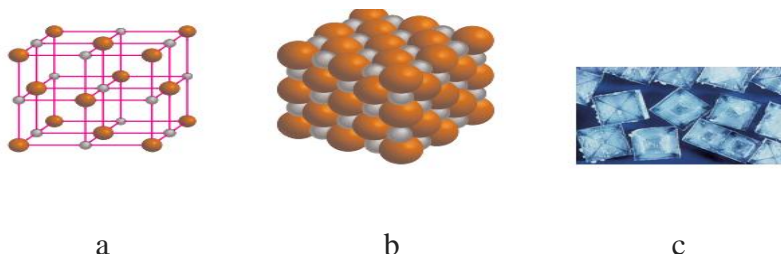
dibutuhkan untuk menghilangkan elektron dari ion Mg^+ . Alasan rumusnya adalah MgCl_2 terletak distabilitas ekstra yang diperoleh dengan pembentukan magnesium klorida padat. Energi kisi MgCl_2 adalah 2527 kJ/mol, yang lebih dari cukup untuk mengkompensasi energi diperlukan untuk menghilangkan dua elektron pertama dari atom Mg (738 kJ/mol, 1450 kJ/mol 52188 kJ /mol).

Selanjutnya untuk NaCl, meskipun Na^{2+} tidak memiliki konfigurasi elektron gas mulia, kita mungkin mengharapkan senyawa menjadi NaCl_2 karena Na^{2+} memiliki muatan yang lebih tinggi dan karenanya NaCl_2 harus memiliki kisi yang lebih besar energi. Sekali lagi, jawabannya terletak pada keseimbangan antara input energi yaitu ionisasi

Dari uraian di atas diharapkan Anda dapat menganalisis rumus senyawa ion dari berbagai atom unsur lainnya.

Berikut contoh senyawa ion yang sering kita temukan dalam kehidupan sehari-hari

Garam dapur salah satu contoh senyawa berikatan ion. Garam dapur atau natrium klorida (NaCl) sudah sangat akrab dengan kita semua. Banyak dimanfaatkan dalam kehidupan sehari-hari. NaCl ini mempunyai sifat yang khas, padatan rapuh dengan titik leleh tinggi (801°C), dapat menghantarkan listrik dalam bentuk cair dan dalam larutan air. Struktur NaCl padat ditunjukkan pada Gambar 12.



Gambar 12. (a) Struktur NaCl padat. (b) Kation berada dalam kontak langsung dengan anion ion Na^+ bola yang lebih kecil dan ion Cl^- bola yang lebih besar, (c) Kristal NaCl (Chang, 2010: 57)

Salah satu sumber natrium klorida adalah garam batu, yang ditemukan dalam endapan bawah tanah sering tebalnya ratusan meter. Inijuga diperoleh dari air laut atau air asin (larutan NaCl pekat) dengan penguapan matahari. Natrium klorida juga terjadi di alam sebagai mineral halit (lihat Gambar. 13!)



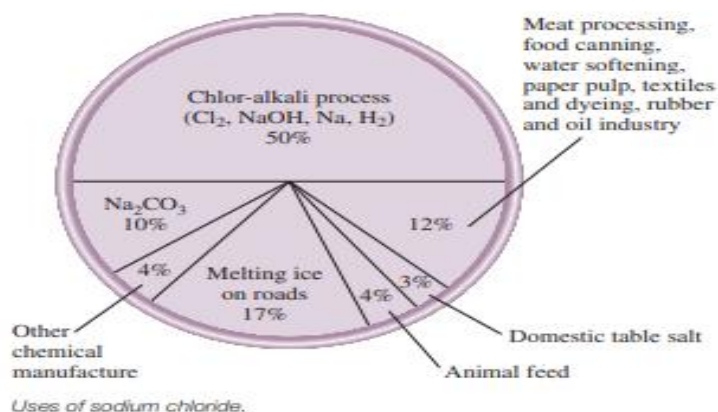
(a)



(b)

Gambar 13.(a) Penambangan garam batu bawah tanah; (b) Proses penguapan untuk mendapatkan natrium klorida (Chang, 2010: 373)

Sodium klorida lebih sering digunakan daripada material lain, dalam pembuatan bahan kimia anorganik. Konsumsi dunia zat ini sekitar 150 juta ton per tahun. Berbagai penggunaan natrium klorida dalam produksi penting lainnya (perhatikan Gambar 14!). Seperti pengolahan daging, pengalengan makanan, pelunakan air, bubur kertas, tekstil dan pewarnaan, karet dan industri minyak, bahan kimia anorganik seperti gas klor, natrium hidroksida, logam natrium, gas hidrogen, dan natrium karbonat. NaCl juga digunakan untuk mencairkan es dan salju di jalan raya. Namun, karena natrium klorida berbahaya bagi kehidupan dan pertumbuhan tanaman, dan korosi mobil, penggunaannya untuk tujuan ini menjadi perhatian lingkungan yang cukup besar



Gambar 14. Penggunaan Natrium Klorida (Chang, 2010: 373)



4. Forum Diskusi

- Garam dapur (NaCl) merupakan senyawa dengan ikatan ion dan mempunyai sifat keras (tidak lekuk), kaku (tidak bengkok), dan rapuh (retak tanpa merusak bentuk). Dalam kehidupan sehari-hari kita sering menggunakan garam tersebut ketika mengiling cabe tetapi tidak menggunakan minyak. Diskusikanlah kenapa demikian?
- Sebagian besar senyawa ion tidak menghantarkan listrik dalam keadaan padat tetapi saat dilarutkan dalam air atau dilelehkan dapat menghantarkan arus listrik. Diskusikanlah kenapa hal ini bisa terjadi.
- Dengan menggunakan data data yang disajikan berikut diskusikanlah bagaimana siklus Bohr Haber pada proses ini untuk menentukan energi kisi kalsium klorida, CaCl₂.

Kalor pembentukan standard CaCl_{2(s)} -794 kJ mol⁻¹

Energi sublimasi Ca_(s) +193 kJ mol⁻¹

Energi disosiasi Cl_{2(g)} +242 kJ mol⁻¹

Energi ionisasi Ca_(g) menjadi Ca²⁺ +1725 kJ mol⁻¹

Afinitas elektron Cl_(g) -347 kJ mol⁻¹

(U= -2260 kJ mol⁻¹)

C. Penutup



1. Rangkuman

Hampir semua zat yang terbentuk secara alami terdiri dari atom atau ion yang terikat dengan yang lain. Ikatan kimia memungkinkan atom untuk menurunkan energinya. Ikatan ion terjadi ketika atom logam mentransfer elektron ke atom bukan logam, dan ion yang dihasilkan menarik masing-masing atom lainnya dan membentuk padatan ionik. Simbol titik elektron Lewis dari atom menggambarkan jumlah elektron valensi untuk unsur golongan utama. Dalam ikatan, ada atom kehilangan, mendapatkan, atau berbagi elektron untuk mencapai kulit terluar yang diisi delapan (*octet*) atau dua (*duplet*) elektron.

Dalam ikatan ion, logam mentransfer elektron ke non logam, dan ion yang dihasilkan menarik satu sama lain dengan kuat untuk membentuk padatan. Kelompok unsur utama cenderung mencapai kestabilan kulit terluar (baik delapan atau dua) dengan membentuk ion sehingga konfigurasi elektron terluarnya sama dengan salah satu unsur gas mulia terdekat. Pembentukan ion dengan sendirinya membutuhkan energi. Namun, energi kisi, mendukung terbentuknya ikatan. Energi kisi merupakan ukuran kestabilan. Energi kisi tergantung pada ukuran dan muatan ion. Model ikatan ion menggambarkan ion-ion yang bermuatan berlawanan tarik menarik oleh tarikan elektrostatik yang kuat dan menjelaskan mengapa padatan ion dapat menghantar listrik dan mudah retak.



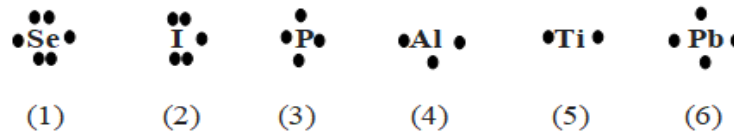
2. Tes Formatif

Sebelum Anda pindah pada KB2 silahkan kerjakan **tes formatif** berikut ini.

Petunjuk: Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat dari soal soal berikut ini.

- 1) Untuk menjelaskan pembentukan ikatan ion dapat kita gunakan struktur Lewis. Struktur Lewis ditemukan oleh Gilbert Lewis. Menurut Lewis atom bergabung untuk mencapai konfigurasi elektron yang lebih stabil. Dalam pembuatan struktur Lewis menggunakan sistem titik yang disebut lambang titik Lewis. Lambang titik Lewis terdiri dari simbol unsur dan satu titik untuk

masing-masingnya elektron valensi dalam atom unsur. Berikut contoh struktur Lewis dari beberapa atom



Dari struktur Lewis di atas yang benar adalah

- A. 1,2,3
- B. 1,3,4
- C. 2,3,4
- D. 4,5,6
- E. 1,4,6

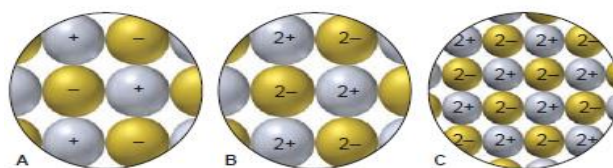
2) Berikut merupakan contoh senyawa yang memiliki ikatan ion :

NaCl, LiF, KBr, MgO

Dalam ikatan ion terdiri dari kation dan anion. Kation bermuatan positif (+), sedangkan anion bermuatan negatif (-), pada contoh di atas yang berperan sebagai anion adalah

- A. Na dan Li
- B. Li dan K
- C. Na dan Mg
- D. Cl dan Br
- E. K dan F

3) Kestabilan suatu senyawa ion di pengaruhi oleh energi kisi, energi kisi merupakan energi yang dilepaskan dalam pembentukan 1 mol senyawa ion dari ion-ionnya dalam bentuk gas. Energi kisi di pengaruhi oleh muatan dan ukuran ion. Berikut merupakan gambar dari masing senyawa yang memiliki ukuran dan muatan yang berbeda



(Silberberg, 2010: 302)

Dari gambar di atas molekul yang memiliki energi kisi terbesar secara berturut-turut adalah

- A. $B > C > A$
- B. $A > C > B$
- C. $A > B > C$
- D. $B > A > C$
- E. $C > B > A$

4) Perhatikan Tabel 1 di bawah ini !

Tabel 1. Jari-jari, muatan, gaya Coulomb, beberapa senyawa ion

Ionic Compound	Radius (pm)		$d = r_{\text{cation}} + r_{\text{anion}}$ (pm)	Charge		$-\frac{q_1 \times q_2}{d^2} \times 10^5$
	cation	anion		cation	anion	
NaF	102	133	235	+1	-1	1.8
NaCl	102	181	283			
MgO	72	140				
MgS	72	184				

Jika MgO memiliki titik leleh 2852°C , maka titik leleh dari MgS adalah

- A. Sekitar 2000°C
 - B. Sekitar 2850°C
 - C. Sekitar 4000°C
 - D. Sekitar 4500°C
 - E. Sekitar 5000°C
- 5) Berdasarkan Tabel 1 pada soal (4). Jika diketahui titik leleh dari NaCl yaitu 801°C , maka titik leleh dari NaF adalah
- A. NaF: 300°C
 - B. NaF: 350°C
 - C. NaF: 609°C
 - D. NaF: 800°C
 - E. NaF: 993°C
- 6) Sifat senyawa ion akan dipengaruhi oleh keelektronegatifan dan afinitas elektron. Dari senyawa berikut yang mempunyai sifat ion terbesar adalah

- A. Berilium Oksida
 - B. Berilium Sulfida
 - C. Kalsium Oksida
 - D. Kalsium Sulfat
 - E. Magnesium Oksida
- 7) Urutan ion-ion NO_2^- , NO_3^- , NO^+ dan NO_2^+ dengan panjang ikatan nitrogen-oksigen yang menurun dari kiri ke kanan adalah
- A. NO_3^- , NO_2^- , NO_2^+ , NO^+
 - B. NO_2^+ , NO_2^- , NO^+ , NO_3^-
 - C. NO_2^- , NO_2^+ , NO^+ , NO_3^-
 - D. NO^+ , NO_2^+ , NO_3^- , NO_2^-
 - E. NO_2^+ , NO_2^- , NO_3^- , NO^+
- 8) Yang tidak memiliki jumlah elektron terluar sama pada pasangan ion ion dibawah ini adalah
- A. Mg^{2+} dan O^{2-}
 - B. K^+ dan Ca^{2+}
 - C. N^- dan F^+
 - D. Na^+ dan O^-
 - E. Ne^+ dan O^-
- 9) Kelompok senyawa di bawah ini yang seluruhnya berikatan ion adalah
- A. CaCl_2 , CaO , H_2O dan N_2O_5
 - B. MgCl_2 , SrO , NO_2 dan SO_2
 - C. KCl , NaCl , SrCl_2 dan PCl_5
 - D. KCl , CaO , NaCl dan MgCl_2
 - E. BaCl_2 , CaCl_2 , SrCl_2 dan SF_6
- 10) Di bawah ini yang bukan merupakan sifat fisis senyawa ion adalah
- A. Mempunyai titik leleh yang tinggi
 - B. Mempunyai titik didih yang tinggi
 - C. Sukar larut dalam pelarut air
 - D. Dalam fase cair dapat menghantarkan listrik
 - E. Keras, tetapi rapuh



Daftar Pustaka

- Brown T. L., J. R Lemay, H. E., Bursten B. E., Murphy C. J., Woodward P.T., 2012, *Chemistry The Central Science*, 12th Edition, New York: Prentice Hall Pearson
- Chang, R., 2010. *Chemistry*, 10th Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Jespersen, N. D., Brady, J. E. and Hyslop, A., 2012. *Chemistry the Molecular Nature of Matter*, 6th edition. New York: John Wiley and Sons, Inc.
- McMurry F., 2003, *Chemistry*, 4th Edition. New York: John Wiley and Sons, Inc
- Silberberg, M. S. 2010. *Principles of General Chemistry*, 2th Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Tro, N. J. 2011. *Introductory Chemistr*, 4th Edition. United States of America: Pearson Education, Inc., publishing as Pearson Prentice Hall

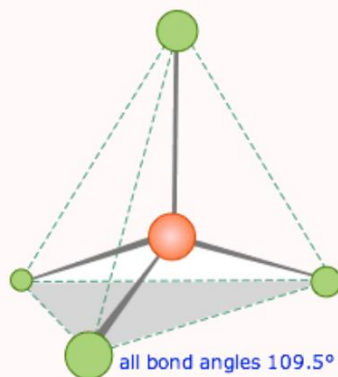


No Kode: DAR2/Profesional/187/2/2019

MODUL 2
IKATAN KIMIA
KEGIATAN BELAJAR 2

IKATAN KOVALEN

Dr. Andromeda, M.Si.
Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si.
Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si.
Dra. Iryani, M.S.
Dr. Mawardi, M.Si.
Hesty Parbuntari, S.Pd., M.Sc.



KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN

2019

KEGIATAN BELAJAR 2 IKATAN KOVALEN

A. Pendahuluan



1. Deskripsi Singkat

Ketika dua atom memiliki perbedaan kecil dalam kecenderungan untuk kehilangan atau mendapatkan elektron, maka kita akan mengamati penggunaan bersama elektron menghasilkan ikatan kovalen. Jenis ikatan ini paling sering terjadi di antara atom-atom bukan logam (meskipun sepasang atom logam kadang-kadang juga dapat membentuk ikatan kovalen). Setiap atom bukan logam memiliki elektron yang rapat (EI tinggi) dan cenderung menarik elektron lain yang juga (AE sangat negatif). Daya tarik masing-masing inti pada elektron valensi yang lain menyatukan atom dalam ikatan. Pasangan elektron bersama dianggap terlokalisasi antara dua atom karena menghabiskan sebagian besar waktunya di sana.

Kestabilan molekul dipengaruhi kekuatan ikatan dan orde ikatan (ikatan tunggal dan ikatan rangkap). Jika ditinjau dari keelektronegatifan atom atom yang berikatan, kita bedakan tiga jenis ikatan kovalen yaitu kovalen murni (non polar), kovalen polar, kovalen dengan kepolaran yang sangat ekstrim atau ionik. Susunan pasangan elektron valensi di sekitar atom pusat saling tolak menolak dan mencari posisi sedemikian rupa sehingga meminimalkan tolakan (VSEPR). Dengan model VSEPR kita dapat meramalkan geometri (bentuk) molekul. Geometri molekul akan mempengaruhi sifat fisik dan kimianya (seperti titik leleh, titik didih, kerapatan, dan jenis reaksi yang dialaminya). Dua teori yang menjelaskan pembentukan ikatan kovalen adalah *valency bond theory* (VBT) dengan hibridisasinya serta *molecular orbital theory* (MOT)



2.Relevansi

Pada KB1 kita sudah mendiskusikan tentang ikatan ion serta beberapa contoh senyawa ion dengan sifatnya yang khas. Tetapi jika di telusuri dalam beberapa literatur. akan ditemukan bahwa jumlah senyawa kovalen akan mengerdikan jumlah senyawa ion yang dikenal. Kita menemukan **senyawa berikatan kovalen** mulai dari hidrogen diatomik hingga sintesa biologis dan makromolekul yang terdiri dari ratusan atau bahkan ribuan atom, dan juga ikatan kovalen dalam banyak ion poliatomik. Ikatan kimia yang mengikat atom-atom sama lain dalam molekul tersebut timbul dengan cara berbagi elektron antar atom yang berinteraksi secara kimia disebut dengan **ikatan kovalen**

Pada KB 2 kita akan membahas tentang pembentukan ikatan kovalen, struktur Lewis pada ikatan kovalen, kestabilan dan kekuatan ikatan, jenis ikatan dan orde ikatan, elektronegativitas dan kepolaran ikatan, VSEPR dan geometri molekul, teori ikatan VBT dan hibridisasi. Untuk MOT dipelajari secara terpisah.

Relevansi mempelajari materi pada KB2 ini sering ditemukan pada industri maupun dalam kehidupan sehari-hari. Misalnya **teori Lewis**: Teori ikatan yang memprediksi kombinasi unsur apa yang akan membentuk senyawa stabil dan juga bisa digunakan untuk memprediksi sifat-sifat senyawa tersebut. Sebagai contoh penerapan teori ini adalah pada perusahaan farmasi menggunakan teori ikatan ketika mereka sedang merancang molekul obat yang harus berinteraksi dengan bagian spesifik dari molekul protein. **Geometri molekul**: geometri molekul menentukan banyak sifat-sifat senyawa. Geometri bengkok air menjelaskan fakta air berupa zat cair pada suhu kamar bukannya gas dan merupakan pelarut polar. Ini juga alasan es mengapung di atas air dan kepingan salju memiliki pola heksagonal. **Elektronegativitas dan Polaritas**: Polaritas suatu molekul mempengaruhi banyak sifat seperti wujud zat, apakah akan berupa padat, cair, atau gas pada suhu kamar dan apakah zat itu akan bercampur dengan senyawa lain. Minyak dan air, misalnya, jangan dicampur karena air polar

sedangkan minyaknya nonpolar. Pemanfaatan berbagai pelarut di laboratorium maupun industri dengan *prinsip like dissolve like*

3. Petunjuk Belajar

Dalam mempelajari modul ini Anda diharapkan mengikuti langkah-langkah pembelajaran sebagai berikut.

- a. Pahamiilah capaian pembelajaran, pokok pokok materi, dan uraian materi pada setiap KB!
- b. Untuk lebih memahami materi pembelajaran, bukalah semua jenis media dan *link* media pembelajaran yang ada untuk setiap KB!
- c. Untuk memudahkan Anda mengingat kembali uraian materi, maka bacalah rangkuman pada KB ini!
- d. Kerjakanlah tes formatif yang terdapat pada KB ini untuk menguji apakah anda sudah sampai ke tujuan pembelajaran!
- e. Ikutilah forum diskusi dengan sungguh-sungguh karena aktivitas Anda dalam berdiskusi akan dinilai oleh instruktur!
- f. Jawaban Anda bisa dicek pada kunci jawaban (kunci jawaban dapat dilihat pada akhir KB4 modul ini).
- g. Apabila Anda telah memperoleh nilai di atas 80, silahkan lanjut dengan kegiatan belajar 3 (M2KB3)! Jika belum mencapai 80, pelajari kembali kegiatan sebelumnya! Point untuk masing-masing nilai tugas dan tes akhir sudah ada pada naskah soal. Begitu selanjutnya untuk kegiatan 3. Nilai akhir kegiatan belajar untuk modul ini ditentukan oleh rata-rata nilai setiap kegiatan

$$NA \text{ kegiatan} = \frac{KB \ 1 + KB \ 2 + KB3 + KB4}{4}$$

B. Inti



1. Capaian Pembelajaran

CP Modul : Mampu menganalisis sifat senyawa berdasarkan struktur molekulnya

CP KB2 : Setelah mempelajari KB2 ini, Anda diharapkan dapat:

- menganalisis pembentukan ikatan kovalen
- menganalisis perbedaan pembentukan ikatan kovalen non polar, polar dan ion
- menganalisis struktur Lewis dari suatu senyawa kovalen
- menganalisis geometri molekul berdasarkan model VSEPR
- menganalisis teori pembentukan ikatan kimia



2. Pokok-pokok Materi

- Proses pembentukan ikatan kovalen
- Jenis ikatan dan orde ikatan.
- Energi ikatan dan panjang ikatan
- Keelektronegatifan dan kepolaran ikatan
- Struktur Lewis dan muatan formal
- Konsep resonansi
- Ikatan kovalen koordinasi
- Pengecualian aturan oktet
- Geometri molekul dan model VSEPR
- Teori ikatan valensi dan Hibridisasi

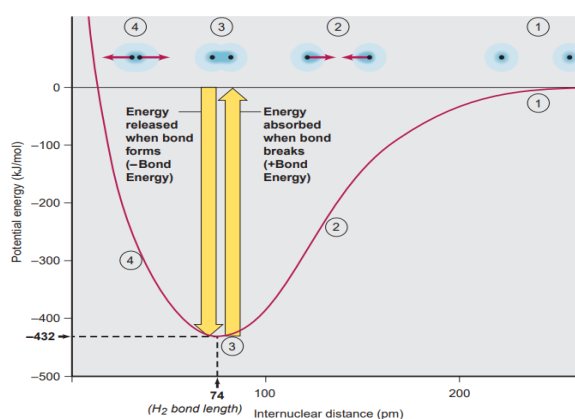


3. Uraian Materi

Untuk memulai diskusi pada KB2 ini, silahkan perhatikan ilustrasi submikroskopis pembentukan molekul NaCl, ClBr dan logam Na pada Gambar 15!

Dari Gambar 16 dapat kita amati bahwa ketika kedua atom saling mendekati, elektron masing-masing atom mulairasakan daya tarik kedua inti. Ini menyebabkan kerapatan elektron di sekitar masing-masing inti bergeser ke arah wilayah antara dua atom. Oleh karena itu, jarak antara inti berkurang, ada peningkatan probabilitas menemukan salah satu elektron di dekat keduainti. Akibatnya, ketika molekul terbentuk, masing-masing atom hidrogen dalam molekul H_2 berbagi (*sharing*) pasangan elektron yang disebut **ikatan kovalen**. (Jespersen, *et al.*, 2012; Silberberg, 2010; Chang, 2010)

Perubahan energi yang terjadi pada pembentukan **ikatan kovalen molekul H_2** dapat dilihat pada Gambar 17.

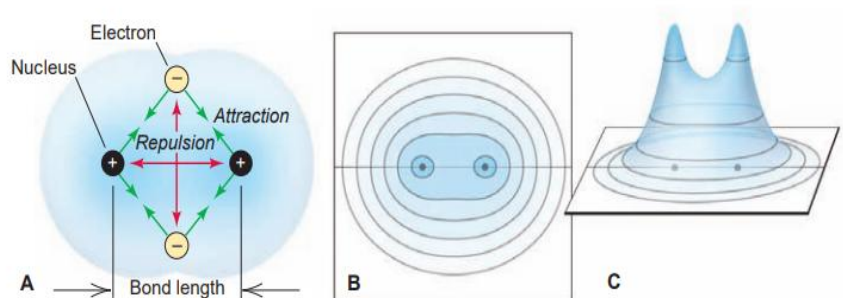


Gambar 17. Pembentukan ikatan kovalen dalam H_2 . Energi potensial suatu sistem dari dua atom H diplot terhadap jarak antara inti (Silberberg, 2010: 287)

Perhatikan kurva yang disajikan! ketika kita memandang dari arah kanan ke kiri kurva pada **posisi 1** saat itu atom-atom berjauhan, masing-masing berperilaku seolah-olah yang lain tidak ada. Ketika jarak antara inti berkurang, masing-masing inti mulai menarik elektron atom lain, yang menurunkan potensi energi sistem. Attraksi terus menarik atom lebih dekat, dan energi sistem menjadi semakin rendah (**posisi 2**). Namun, ketika daya tarik meningkat, tolakan antara inti dan antar elektron juga semakin meningkat. Di beberapa jarak antar inti, tarikan maksimum dicapai dalam menghadapi peningkatan tolakan, dan sistem

memiliki energi minimum (**posisi 3**). Perbedaan energi antara titik 1 dan 3 merupakan energi ikatan H_2 (432 kJ/mol). Jarak antar inti atom pada titik 3 merupakan panjang ikatan H_2 (74 pm). Jika atom bergerak lebih dekat, seperti pada posisi 4, tolakan meningkatkan energi sistem dan memaksa atom terpisah ke titik 3 lagi (Silberberg, 2010)

Ikatan kovalen pada molekul H_2 dapat menyatukan atom-atom karena keseimbangan di antara keduanyatarikan inti-elektron dan tolakan elektron-elektron dan inti-inti. Pembentukan ikatan selalu menghasilkan kerapatan elektron yang lebih besar antara inti. Untuk lebih jelasnya perhatikan Gambar 18!



Gambar 18. Distribusi kepadatan elektron pada H_2 . (A) pada jarak optimal (panjang ikatan), (B) Peta kontur pengandaan kerapatan elektron, (C) Peta relief menggambarkan berbagai densitas elektron dari peta kontur sebagai puncak kerapatan elektron lebih tinggi (Silberberg, 2010: 288)

Selanjutnya mari kita diskusikan bagaimana Lewis menggambarkan Ikatan kovalen yang terjadi antar atom

1) Pasangan elektron pada ikatan kovalen

Masih ingatkah Anda bagaimana menuliskan lambang titik Lewis?. Pada KB1 sudah kita diskusikan bahwa setiap atom cenderung untuk memiliki konfigurasi elektron seperti gas mulia, yaitu 8 elektron (*oktet*) pada kulit terluar seperti Ne, Ar, Kr, Xe, Rn dan 2 elektron (*duplet*) seperti He. Ketika atom mempunyai **energi ionisasi kecil** maka atom tersebut akan mudah melepaskan

elektron kulit terluar membentuk **ion positif** untuk mendapatkan konfigurasi kulit terluarnya menjadi sama dengan gas mulia. Sedangkan atom yang punya **afinitas elektron besar** akan menerima elektron menjadi **ion negatif** untuk mencapai konfigurasi gas mulia. Ion positif dan negatif akan tarik menarik oleh **gaya elektrostatik** menghasilkan **ikatan ion**.

Ikatan kovalen terjadi melalui cara yang berbeda dengan ikatan ion. Menurut Gilbert Lewis **ikatan kovalen** terjadi dengan cara membentuk pasangan elektron hasil sumbangan dari masing masing atom yang berikatan. Elektron yang digunakan untuk berikatan adalah hanya **elektron valensi**. Struktur yang digunakan untuk menggambarkan senyawa kovalen disebut **struktur Lewis**.

Contoh: Lewis menggambarkan pembentukan ikatan pada molekul H_2 dengan menggunakan struktur titik dan garis (satu garis mewakili sepasang elektron ikatan)



Ikatan kovalen pada F_2 dapat dijelaskan berikut ini. Konfigurasi elektron fluorin $1s^2 2s^2 2p^5$. Elektron pada orbital $1s$ tidak terlibat dalam pembentukan ikatan karena tingkat energinya rendah dan lebih banyak berada didekat inti, dari ketujuh elektron valensi yang dimiliki F (elektron pada orbital $2s$ dan $2p$), hanya satu elektron yang tidak berpasangan, sehingga pembentukan molekul F_2 dapat dinyatakan sebagai berikut:

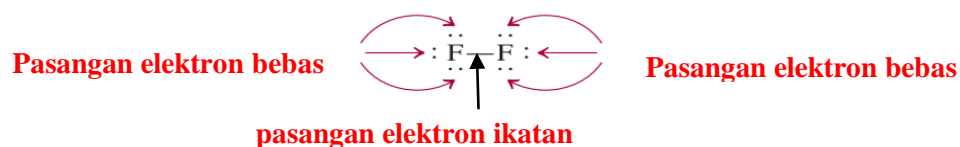


Untuk menambah pemahaman Anda, coba gambarkan struktur Lewis dari molekul Cl_2 ; HCl ; H_2O

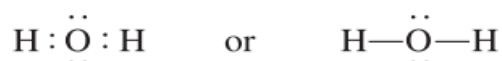
2) Pasangan elektron ikatan dan pasangan elektron bebas.

Perhatikan struktur Lewis dari F_2 dan molekul molekul yang sudah Anda gambarkan. Pada molekul F_2 hanya dua elektron valensi yang terlibat dalam pembentukan ikatan. Pasangan elektron valensi yang tidak terlibat dalam

pembentukan ikatan kovalen disebut elektron **nonikatan** atau pasangan elektron bebas (*lone pairs*). Pasangan yang digunakan bersama dalam ikatan disebut pasangan **elektron ikatan** (*bond pairs*). Masing-masing atom F dalam F_2 mempunyai tiga pasangan elektron bebas, satu pasang elektron ikatan



Selanjutnya perhatikan struktur Lewis untuk molekul air, H_2O .



Dapat dilihat bahwa atom O mempunyai dua pasang elektron bebas, sementara atom hidrogen tidak memiliki pasangan elektron bebas karena satu-satunya elektron yang dimilikinya sudah dipakai untuk membentuk ikatan kovalen.

Coba Anda perhatikan kembali, dalam molekul F_2 dan H_2O , atom F dan O telah mencapai konfigurasi elektron gas mulia yang stabil dengan pemakaian elektron secara bersama.



b. Jenis ikatan dan orde ikatan.

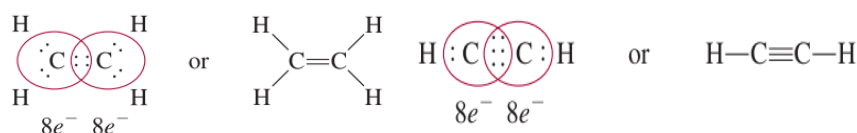
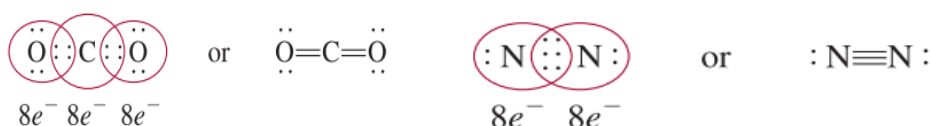
Atom-atom dapat membentuk **berbagai jenis ikatan kovalen** yang berbeda. Berdasarkan jumlah pasangan elektron yang digunakan secara bersama oleh dua atom yang berikatan kovalen kita dapat bedakan ada ikatan tunggal dan ikatan rangkap. Coba Anda perhatikan molekul kovalen pada Gambar 19!

Dari Gambar 19 dapat kita lihat bahwa jumlah pasangan elektron yang dapat digunakan dalam ikatan 1, 2 dan 3 pasang. Jumlah pasangan elektron yang dibagikan oleh pasangan elektron terikat disebut **bond order** (Siberberg, 2010). Dua atom yang berikatan melalui sepasang elektron disebut **ikatan tunggal atau orde ikatan 1**. **Ikatan rangkap** yaitu ikatan yang terbentuk jika dua atom menggunakan dua atau lebih pasangan elektron secara bersama-sama. Ikatan antara dua atom yang menggunakan bersama dua pasang elektron disebut **ikatan**

rangkap dua (orde ikatan 2), dan tiga pasang elektron disebut **ikatan rangkap tiga** (orde ikatan 3).



(a)



(b)

(c)

Gambar 19. (a) Struktur Lewis molekul fluorin (F_2) dan air (H_2O) (b) Struktur Lewis molekul karbon dioksida (CO_2) dan etilena (C_2H_4), (c) Struktur Lewis molekul N_2 dan asetilena (C_2H_2) (Chang, 2010: 375)

Gambar 19 menggambarkan contoh ikatan tunggal pada molekul F_2 dan H_2O , ikatan rangkap dua pada molekul CO_2 dan C_2H_4 serta ikatan rangkap tiga terdapat pada molekul N_2 dan molekul C_2H_2

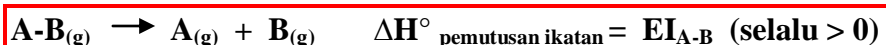
Kestabilan suatu senyawa akan bergantung pada karakteristik ikatan. Dapatkah Anda menjelaskan apa yang menyebabkan molekul yang dihasilkan melalui ikatan kovalen bisa stabil?. Bagaimana hubungan kestabilan, dengan kekuatan ikatan, orde ikatan, panjang ikatan dan ukuran atom atom yang berikatan?

Untuk menjawab pertanyaan di atas mari kita ikuti uraian berikut ini.

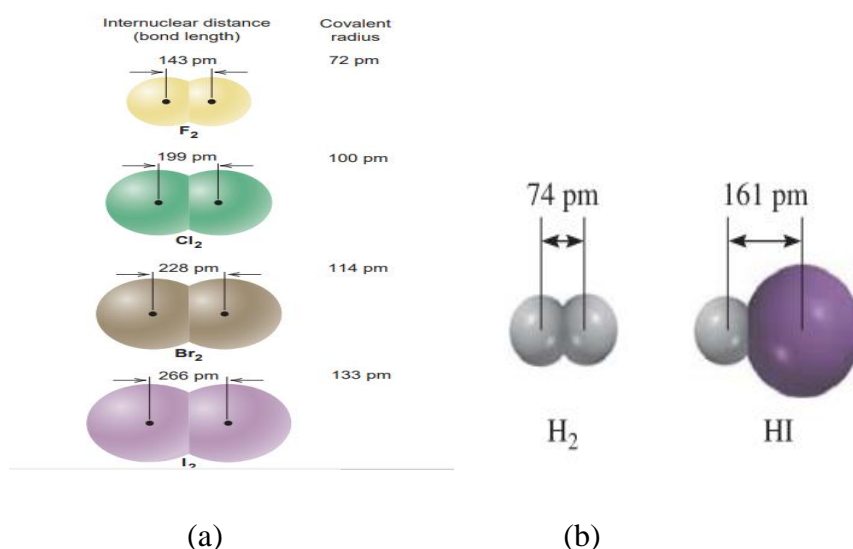


c. Energi ikatan dan panjang ikatan.

Kekuatan ikatan kovalen tergantung pada besarnya daya tarik timbal balik antara inti terikat dan elektron yang digunakan bersama. **Energi ikatan** (entalpi ikatan atau kekuatan ikatan) adalah energi yang dibutuhkan untuk mengatasi tarikan ini dan didefinisikan sebagai perubahan entalpi standar untuk memutuskan ikatan dalam 1 mol molekul gas (Silberberg, 2010). Pemutusan ikatan adalah proses endotermik, jadi energi ikatan selalu positif



Energi ikatan bergantung pada karakteristik atom atom terikat (konfigurasi elektronnya, muatan inti dan jari-jari atomnya). Setiap jenis ikatan memiliki energi ikatan sendiri. Dalam serangkaian molekul (Gambar 20) menunjukkan bahwa panjang ikatan meningkat seiring meningkatnya ukuran atom. **Panjang ikatan** didefinisikan sebagai jarak antar inti dari dua atom yang berikatan secara kovalen dalam suatu molekul. Beberapa data panjang ikatan yang didapat dari percobaan untuk pasangan atom tertentu dapat dilihat pada Tabel 2 dan Tabel 3



Gambar 20. (a) Panjang ikatan dan jari-jari kovalen beberapa molekul halogen diatom (Silberberg, 2010: 290); (b) Panjang ikatan dalam H₂ dan HI (Chang, 2010: 376)

Tabel 2. Energi Ikatan Rata-Rata (kJ/mol) dan Panjang Ikatan (pm)

Bond	Energy	Length	Bond	Energy	Length	Bond	Energy	Length	Bond	Energy	Length
Single Bonds											
H—H	432	74	N—H	391	101	Si—H	323	148	S—H	347	134
H—F	565	92	N—N	160	146	Si—Si	226	234	S—S	266	204
H—Cl	427	127	N—P	209	177	Si—O	368	161	S—F	327	158
H—Br	363	141	N—O	201	144	Si—S	226	210	S—Cl	271	201
H—I	295	161	N—F	272	139	Si—F	565	156	S—Br	218	225
			N—Cl	200	191	Si—Cl	381	204	S—I	~170	234
C—H	413	109	N—Br	243	214	Si—Br	310	216	F—F	159	143
C—C	347	154	N—I	159	222	Si—I	234	240	F—Cl	193	166
C—Si	301	186							F—Br	212	178
C—N	305	147	O—H	467	96	P—H	320	142	F—I	263	187
C—O	358	143	O—P	351	160	P—Si	213	227	Cl—Cl	243	199
C—P	264	187	O—O	204	148	P—P	200	221	Cl—Br	215	214
C—S	259	181	O—S	265	151	P—F	490	156	Cl—I	208	243
C—F	453	133	O—F	190	142	P—Cl	331	204	Br—Br	193	228
C—Cl	339	177	O—Cl	203	164	P—Br	272	222	Br—I	175	248
C—Br	276	194	O—Br	234	172	P—I	184	243	I—I	151	266
C—I	216	213	O—I	234	194						
Multiple Bonds											
C=C	614	134	N=N	418	122	C≡C	839	121	N≡N	945	110
C=N	615	127	N=O	607	120	C≡N	891	115	N≡O	631	106
C=O	745	123	O ₂	498	121	C≡O	1070	113			

(Siberberg, 2010: 289)

Tabel 3. Orde Ikatan, Panjang Ikatan dan Energi Ikatan beberapa molekul berikatan kovalen

Bond	Bond Order	Average Bond Length (pm)	Average Bond Energy (kJ/mol)
C—O	1	143	358
C=O	2	123	745
C≡O	3	113	1070
C—C	1	154	347
C=C	2	134	614
C≡C	3	121	839
N—N	1	146	160
N=N	2	122	418
N≡N	3	110	945

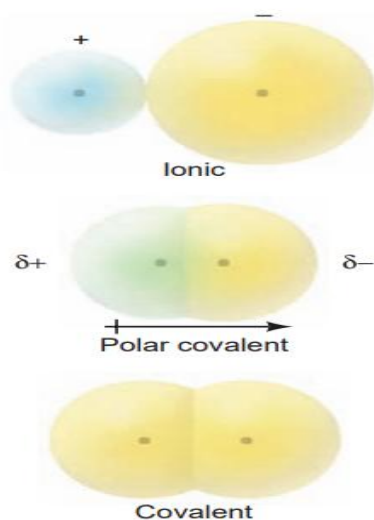
(Silberberg, 2010: 290)

Dari Tabel 2 dan Tabel 3 dapatkah Anda menganalisis hubungan kestabilan, dengan kekuatan ikatan, orde ikatan dan panjang ikatan baik pada atom–atom berikatan tunggal maupun berikatan rangkap?



d. Keelektronegatifan dan kepolaran ikatan

Perhatikan Gambar 21 berikut!

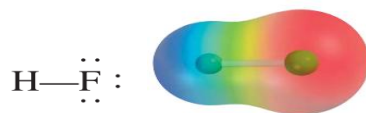


Gambar 21. Jenis ikatan berdasarkan perbedaan keelektronegatifan ionik (atas), kovalen polar (tengah) dan kovalen murni (bawah) (Silberberg, 2010: 296)

Dapatkan Anda menemukan perbedaan ketiga jenis ikatan yang ditunjukkan pada Gambar 21?. Perhatikan distribusi elektron pada masing masing jenis ikatan!

Ketika dua atom identik membentuk ikatan kovalen, seperti H_2 atau F_2 , masing-masing atomnya memiliki jumlah elektron yang sama dari pasangan elektron ikatan. Kerapatan elektron pada kedua ujung ikatan yang sama membuat elektron tertarik satu sama lain ke kedua inti, elektron tersebut menghabiskan waktu yang sama banyak untuk berada disekitar kedua inti atom. Namun, ketika jenis atom berbeda bergabung, seperti HF pasangan elektron ikatan yang digunakan bersama tidak berbagi dengan sama rata diantara kedua inti atom, elektron-elektron menghabiskan lebih banyak waktunya untuk berada didekat salah satu

atom. Data percobaan menunjukkan bahwa elektron ikatan dalam molekul HF menghabiskan lebih banyak waktunya didekat atom F (perhatikan Gambar 22!)

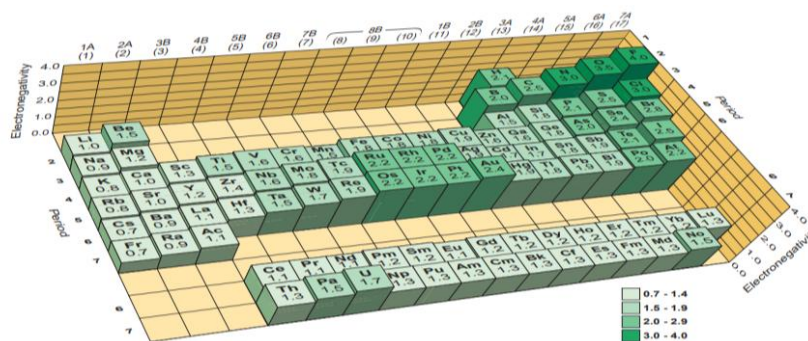


Gambar 22. Potensi elektrostatis molekul HF. Daerah yang paling kaya elektron berwarna merah; sebagian besar wilayah miskin elektron berwarna biru (Chang, 2010: 377)

Ikatan kovalen yang terbentuk dalam HF disebut ikatan kovalen polar, atau singkatnya ikatan polar. Pembagian elektron yang tidak sama rata disebut sebagai transfer elektron sebagian, atau pergeseran kerapatan elektron dari H ke F (Gambar 36). Ikatan pada HF dan ikatan polar yang lain dapat dianggap sebagai peralihan dari ikatan kovalen murni (non polar) ke ionik. Jika Anda bertanya "Apakah ionik atau kovalen ikatan X - Y?" Jawabannya dalam hampir setiap kasus adalah "keduanya, sebagian!" Pertanyaan yang lebih baik adalah "sejauh mana ikatan ionik atau kovalen?"

Keelektronegatifitas dapat membantu kita dalam membedakan jenis ikatan ini, apakah ikatan ion, kovalen nonpolar, atau ikatan kovalen polar. Ikatan kovalen polar yaitu kemampuan atom untuk menarik elektron ke arahnya dalam ikatan kimia. Atom dengan elektronegativitas tinggi cenderung lebih besar untuk menarik elektron daripada atom dengan elektronegativitas rendah.

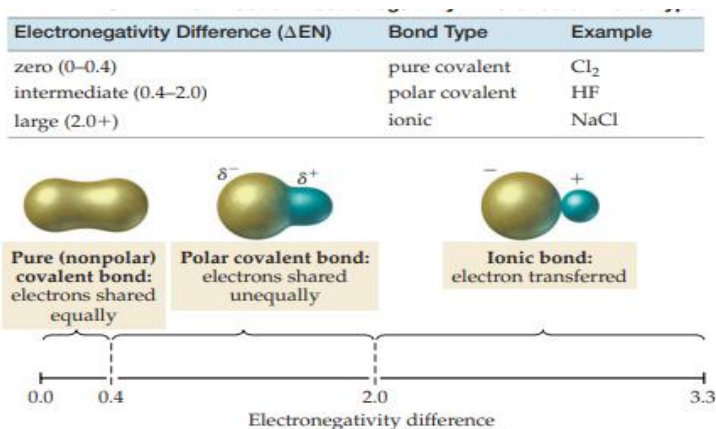
Linus Pauling telah menyusun suatu metode untuk menghitung keelektronegatifitas relatif dari hampir semua unsur. Nilai keelektronegatifitas unsur-unsur ini dapat dilihat pada Gambar 23.



Gambar 23. Keelektronegatifan unsur-unsur skala Pauling (Silberberg, 2010: 297)

Dari Gambar 23 dapatkah Anda menunjukkan keteraturan keelektronegatifan sepanjang periode dan golongan?. Unsur-unsur manakah yang paling elektronegatif dan unsur-unsur yang mempunyai keelektronegatifan rendah.

Selanjutnya perhatikan Gambar 24!, bagaimana pengaruh keelektronegatifan terhadap jenis ikatan (kovalen murni (non polar), kovalen polar dan ionik)



Gambar 24. Jenis ikatan (kovalen non polar, kovalen polar dan ionik berdasarkan perbedaan keelektronegatifan antara atom-atom yang berikatan (Tro, 2011: 342)

Panduan umum bagi kita untuk menentukan karakter ikatan (ionik, kovalen polar, kovalen non polar) adalah dengan melihat perbedaan keelektronegatifan (ΔEN) antara atom-atom yang berikatan. Perbedaan elektronegativitas (ΔEN), yang lebih besar menghasilkan muatan parsial yang

lebih besar dan karakter ion parsial yang lebih tinggi. Pertimbangkan tiga jenis ikatan yang mengandung klorin ini, molekul: ΔEN untuk $\text{LiCl}_{(g)}$ adalah $3.0 - 1.0 = 2.0$; untuk $\text{HCl}_{(g)}$, itu adalah $3.0 - 2.1 = 0.9$; dan untuk $\text{Cl}_{2(g)}$, itu adalah $3.0 - 3.0 = 0$. Dengan demikian, ikatan dalam LiCl memiliki karakter ionik > dari ikatan HCl > dari ikatan Cl-Cl .

Berdasarkan rentang ΔEN nilai dari 0 (seungguhnya nonpolar) hingga 3,3 (sangat ionik), beberapa perkiraan pedoman diberikan pada Gambar 24.

Berdasarkan Gambar 24, dapatkah Anda memprediksi ikatan yang terbentuk antara pasangan atom Ca dan O, N dan Cl serta N dan O apakah kovalen non polar, kovalen polar, atau ionik?

Dari uraian di atas diharapkan Anda sudah memahami bagaimana ikatan kovalen dapat terjadi, kekuatan ikatan, jenis-jenis ikatan berdasarkan jumlah elektron yang digunakan secara bersama dan berdasarkan perbedaan keelektronegatifan atom atom yang berikatan.

Permasalahan sekarang bagaimanakah menuliskan ikatan kovalen yang terjadi antar atom atom yang berikatan?. Untuk ikatan kovalen yang terjadi dari tiga atau lebih atom atom tentu kita akan mendapatkan beberapa struktur Lewis yang mungkin. Bagaimanakah menentukan struktur Lewis yang lebih disukai atau lebih stabil?.

Dalam uraian berikut kita akan membahas tentang penulisan struktur Lewis pada ikatan kovalen, muatan formal, struktur resonansi dan keterbatasan aturan oktet



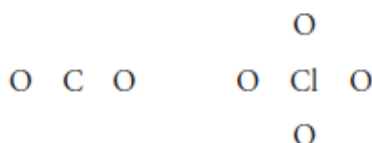
e. Struktur Lewis dan muatan formal

Struktur Lewis sangat berguna dalam kimia karena memberi kita cara yang relatif sederhana untuk menggambarkan struktur molekul. Meskipun aturan oktet dan struktur Lewis tidak menyajikan gambaran lengkap ikatan kovalen, keduanya

sangat membantu menjelaskan skema ikatan dalam banyak senyawa dan menjelaskan sifat dan reaksi molekul.

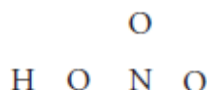
Pada bagian ini kita akan berlatih menggambar struktur Lewis untuk molekul dan ion poliatomik. Langkah-langkah dasarnya adalah sebagai berikut:

- 1) Langkah pertama adalah menentukan atom pusat, sehingga kita tahu di mana harus meletakkan titik atau garis. Atom pusat biasanya yang paling tidak elektronegatif. Contohnya adalah CO_2 dan ClO_4^- .

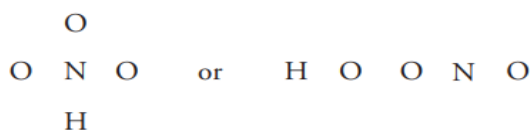


Bagaimana kalau dua unsur atau lebih? Berikut contoh kerangka struktur asam nitrat (HNO_3)

Struktur yang benar



Struktur yang kurang tepat



Asam nitrat adalah asam oksida, atom hidrogen tidak bisa jadi atom pusat dikarenakan atom hidrogen hanya memiliki 1 ikatan.

- 2) Setelah kita memutuskan struktur kerangka, langkah selanjutnya adalah menghitung semua elektron valensi untuk mencari tahu berapa banyak titik yang harus muncul dalam rumus, gunakan tabel periodik untuk menentukan elektron valensi suatu atom. Jika struktur digambarkan itu ion, tambahkan satu elektron valensi jika bermuatan negatif tetapi jika

ion tersebut bermuatan positif kurangkan dengan muatan tersebut.

Berikut beberapa **contoh** :

Molekul SO_3

S berada pada golongan 6A $6e^-$. $1 \times 6 = 6e^-$

O berada pada golongan 6A $6e^-$. $3 \times 6 = 18e^-$

Total = $24e^-$

Ion ClO_4^-

Cl berada pada golongan 7A $7e^-$. $1 \times 7 = 7e^-$

O berada pada golongan 6A $6e^-$. $4 \times 6 = 24e^-$

Tambah $1e^-$ bermuatan negatif. = $+1e^-$

Total = $32e^-$

Ion NH_4^+

N berada pada golongan 5A $5e^-$. $1 \times 5 = 5e^-$

H berada pada golongan 1A $1e^-$. $4 \times 1 = 4e^-$

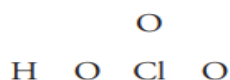
Kurangkan $1e^-$ (bermuatan pos) $-1e^-$

Total = $8e^-$

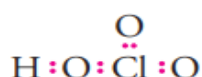
- 3) Selanjutnya, tempatkan dua elektron di setiap ikatan. Gambarlah ikatan kovalen tunggal antara atom pusat dengan semua atom disekitarnya. Lengkapi oktet dari atom yang terikat pada atom pusat. Tempatkan elektron yang tersisa pada atom berpasangan, jika memungkinkan atom pusat kurang dari 1 oktet bisa membentuk ikatan rangkap 2 atau 3.
- 4) Jika aturan oktet belum tercapai pada atom pusat, gunakan pasangan elektron bebas dari atom-atom disekitarnya untuk menambahkan ikatan rangkap dua atau rangkap tiga diantara atom pusat dan atom disekitarnya sampai aturan terpenuhi.

Contoh: struktur Lewis asam klorat (HClO_3)

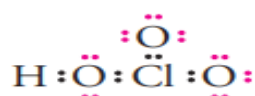
- 1) Langkah pertama adalah memilih struktur kerangka. Karena zat ini adalah asam oksida maka hidrogen terikat pada oksigen, yang selanjutnya terikat pada klorin. Dua oksigen lainnya juga akan terikat pada klorin.



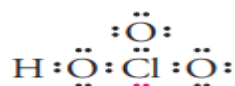
- 2) Jumlah total elektron valensi asam klorat adalah 26 (1e dari H, 6e- dari masing-masing O, dan 7e- dari Cl). Untuk mendistribusikan elektron, kita mulai dengan menempatkan sepasang elektron setiap ikatan, karena kita tahu bahwa harus ada setidaknya satu pasangan elektron di antara masing-masing ikatan sepasang atom.



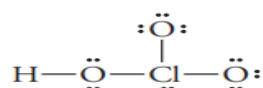
- 3) Kita telah melengkapi kerangka dengan 8e, jadi kita masih harus menambahkan 18e lagi. Selanjutnya, kita lihat atom-atom disekitar atom klorin (yang merupakan atom pusat dalam struktur ini). Tidak ada elektron tambahan yang dibutuhkan di sekitar atom H, karena semua elektronnya (2e) telah menempati kulit valensi. Oleh karena itu, selanjutnya kita melengkapi oktet dari atom oksigen, yang menggunakan lebih banyak elektron.



- 4) Sekarang kita sudah menggunakan 24e-, sehingga ada dua elektron yang tersisa. Elektron “kiri” selalu ditempatkan pada atom pusat berpasangan (atom Cl, dalam hal ini).



Kita juga bisa menuliskannya dengan menggunakan tanda hubung untuk pasangan elektron dalam ikatan sehingga menjadi seperti berikut ini :



Untuk lebih memantapkan pemahaman Anda, Gambarkanlah struktur Lewis dari SO_3 dan IF_4^- !

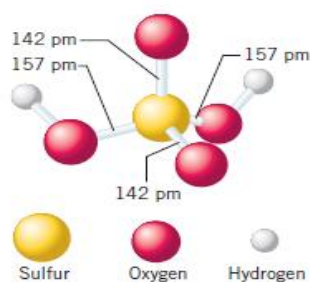
Untuk memantapkan bagaimana membuat struktur Lewis bisa diikuti video tutorial pada [link https://urip.wordpress.com/2013/10/09/cara-mudah-menggambar-struktur-lewis-suatu-molekul/](https://urip.wordpress.com/2013/10/09/cara-mudah-menggambar-struktur-lewis-suatu-molekul/)

Struktur Lewis dimaksudkan untuk menggambarkan bagaimana atom berbagi elektron dalam ikatan kimia. Dalam menggambarkan struktur Lewis sering kali kita menemukan beberapa struktur yang mungkin. Akan ditemukan juga untuk beberapa molekul struktur stabilnya adalah struktur yang tidak memenuhi aturan oktet seperti struktur H_2SO_4 . Untuk membuktikan teori oktet kita butuh data eksperimen. Kriteria lain yang bisa kita terapkan untuk memprediksi struktur Lewis yang lebih disukai atau lebih stabil adalah dengan menentukan orde ikatan dan menghitung muatan formal masing masing atom yang berikatan.

1) Sifat ikatan dan orde ikatan

Kita akan mengambil contoh H_2SO_4 . Dalam struktur Lewis, keempat ikatan sulfur-oksigen ditunjukkan sebagai ikatan tunggal, yang berarti mereka harus memiliki panjang ikatan yang sama. Namun, secara eksperimen telah ditemukan bahwa ikatan tersebut tidak sama panjangnya, seperti diilustrasikan dalam Gambar 39.

Coba Anda perhatikan Gambar 25!. Struktur asam sulfat dalam kondisi uap. Perhatikan perbedaan panjang pada ikatan sulfur-oksigen!.



Gambar 25. Struktur asam sulfat kondisi uap (Jespersen, *et al.*, 2012: 388)

Ikatan S-O lebih pendek dari ikatan S-OH, yang berarti mereka harus memiliki orde ikatan yang lebih besar (berikatan rangkap). Ketika orde ikatan meningkat, panjang ikatan berkurang dan energi ikatan meningkat (ingat perhatikan Tabel 2 dan Tabel 3). Karena itu, kita perlu memodifikasi struktur Lewis untuk membuatnya sesuai dengan kenyataan. Karena sulfur berada dalam Periode 3, kulit valensinya memiliki *subshell* 3s, 3p, dan 3d bersama-sama dapat menampung lebih dari delapan elektron. Karena itu, belerang dapat terbentuk lebih dari empat pasang, jadi untuk meningkatkan kestabilan S-O menggerakkan pasangan elektron untuk membuat ikatan rangkap S-O sebagai berikut:



Struktur Lewis yang lebih sesuai dengan pengamatan eksperimen, dimana S-ikatan rangkap dengan oksigen diharapkan lebih pendek dari S-O tunggal. Karena struktur Lewis yang kedua ini lebih sesuai dengan struktur aktualnya molekul, itu adalah struktur Lewis yang disukai, meskipun melanggar aturan oktet.

Cara lain untuk menentukan struktur Lewis yang lebih disukai adalah dengan melihat distribusi elektron dalam ikatan kovalennya yang kita sebut **muatan formal** (*formal charge*). Berikut kita akan mendiskusikan bagaimana muatan formal dapat membantu kita menentukan struktur Lewis yang lebih disukai mendukung hasil eksperimen.

2) Muatan formal

Muatan formal suatu atom adalah jumlah elektron valensi dalam atom bebas dikurangi jumlah elektron yang dimiliki oleh atom tersebut didalam struktur Lewis (Chang, 2010). Penulisan muatan-muatan ini pada atom dalam struktur

Lewis hanya membantu untuk melihat posisi elektron valensi dalam molekul. Untuk menentukan jumlah elektron atom dalam struktur Lewis, digunakan aturan berikut:

- Semua elektron non-ikatan dalam atom tersebut dinyatakan milik atom itu.
- Kita membagi ikatan antara atom tersebut dengan atom lain dan menyatakan separuh elektron ikatannya sebagai milik atom tersebut.

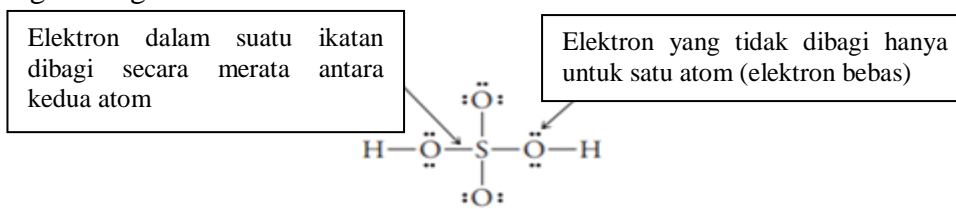
Aturan penulisan muatan formal:

- Untuk molekul netral, jumlah muatan formal harus nol, karena spesi netral.
- Untuk kation, jumlah muatan formal harus sama dengan muatan positifnya.
- Untuk anion, jumlah muatan formal harus sama dengan muatan negatifnya.

Untuk struktur Lewis yang lebih dari satu yang mungkin untuk spesi tertentu, maka muatan formal dapat membantu untuk memiliki struktur Lewis yang lebih disukai dan petunjuknya adalah sebagai berikut:

- Pada molekul netral, struktur Lewis tanpa muatan formal lebih disukai dari struktur dengan muatan formal.
- Struktur Lewis dengan muatan formal yang besar (2+, 3+, dan/atau 2-, 3-, dan seterusnya) kurang disukai dari pada struktur dengan muatan formal yang kecil.
- Diantara struktur Lewis dengan distribusi muatan formal yang serupa, struktur yang paling disukai adalah struktur yang muatan negatifnya berada pada atom yang lebih elektronegatif (Chang, 2010)

Untuk memudahkan gunakan rumus berikut untuk menentukan muatan formal masing masing atom dalam ikatan.

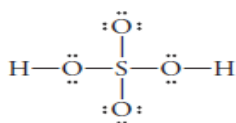


$$\text{Muatan formal} = \text{Jumlah elektron kulit valensi atom terisolasi} - \left(\frac{1}{2} \text{jumlah elektron ikatan atom} + \text{jumlah elektron bebas} \right)$$

Contoh: Dari struktur Lewis H_2SO_4 (struktur 1 dan struktur 2) di atas struktur manakah yang lebih disukai ditinjau dari perhitungan muatan formal

Dalam Struktur I, hanya ada ikatan tunggal antara atom sulfur dan oksigen. Jika elektron dalam ikatan dibagi rata oleh S dan O, maka masing-masing atom "memiliki" setengah dari pasangan elektron, atau setara dengan satu elektron. Dengan kata lain, empat ikatan tunggal ditempatkan setara dengan empat elektron di kulit valensi sulfur.

Sekarang kita hitung muatan formal untuk masing-masing atom dalam **Struktur 1.**



Muatan formal dari atom-atom dalam H_2SO_4 .

$$\begin{aligned} \text{Muatan formal S} &= 6 - (4+0) \\ &= +2 \end{aligned}$$

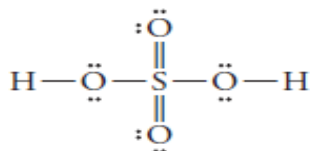
$$\text{Muatan formal H} = 1 - (1+0) = 0$$

Ada dua jenis oksigen yang perlu dipertimbangkan. Oksigen terisolasi atom memiliki enam elektron dan oksigen yang terikat dengan hidrogen.

$$\begin{aligned} \text{Muatan formal oksigen ke 1} &= 6 - (2 + 4) \\ &= 0 \end{aligned}$$

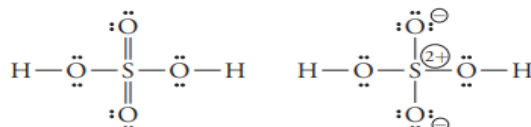
$$\begin{aligned} \text{Muatan formal oksigen ke 2} &= 6 - (1+6) \\ &= -1 \end{aligned}$$

Struktur 2.



$$\text{Muatan formal S} = 6 - (6+0) = 0$$

Muatan formal untuk atom hidrogen dan oksigen sama dengan struktur 1.
Muatan formal oksigen sama untuk semua oksigen lainnya.

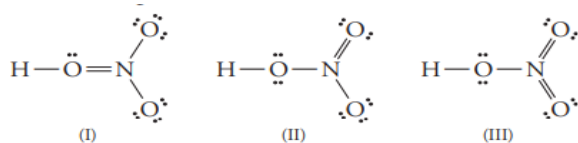


Struktur 2

Struktur 1

Dari struktur 2 yang mempunyai ikatan rangkap, muatan formal 0 untuk semua atom, sedangkan pada struktur 1 dengan ikatan tunggal didapat muatan formal +2 untuk sulfur dan -1 untuk masing masing atom oksigen yang tidak mengikat hidrogen, meskipun secara listrik netral tetapi prosesnya melibatkan pemisahan muatan negatif dari muatan positif, itu akan terjadi menghasilkan peningkatan energi potensial. Muatan formal memberi kita aturan yang bisa kita gunakan dalam memilih struktur Lewis terbaik untuk molekul atau ion: Ketika kita menemui beberapa struktur Lewis dimungkinkan, struktur dengan muatan formal paling dekat dengan nol adalah yang paling stabil dan lebih disukai.

Perhatikan contoh pada molekul HNO_3 !

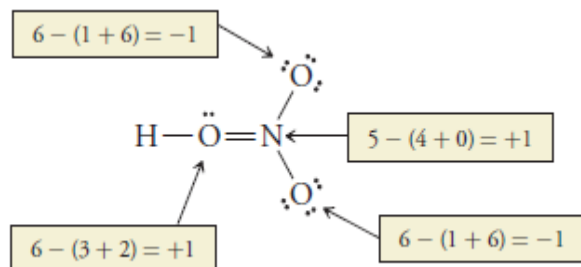


Dari struktur yang mungkin, struktur mana yang lebih stabil?

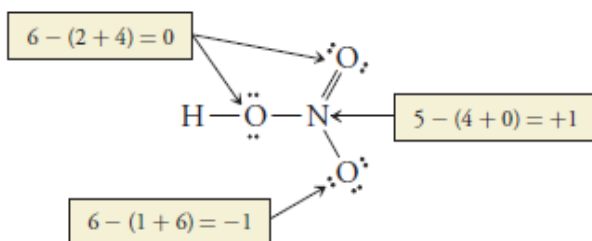
Coba Anda perhatikan struktur (I) (II) (III). Kecuali untuk hidrogen, semua atom dalam molekul berasal dari periode 2, dan karena itu dapat memiliki maksimum delapan elektron dalam kulit valensi mereka. Unsur periode 2 tidak pernah melebihi oktet karena kulit valensi mereka hanya memiliki *subshell* s dan p dan bisa mengakomodasi maksimum delapan elektron). Memilih struktur, kita melihat bahwa I dan II menunjukkan oktet di sekitar N dan O. Namun, nitrogen

dalam Struktur III memiliki 5 ikatan untuk itu, yang membutuhkan 10 elektron. Karena itu, struktur ini tidak dapat diterima dan dapat dihilangkan segera. Pilihan kita adalah antara Struktur I dan II. Mari kita hitung muatan formal pada atom di masing-masing dari struktur tersebut.

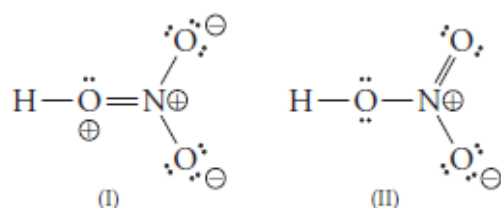
Struktur 1



Struktur 2



Menempatkan muatan formal pada atom dalam struktur



Karena Struktur II memiliki muatan formal lebih sedikit daripada Struktur I, itu adalah energi yang lebih rendah, struktur Lewis disukai untuk HNO₃.

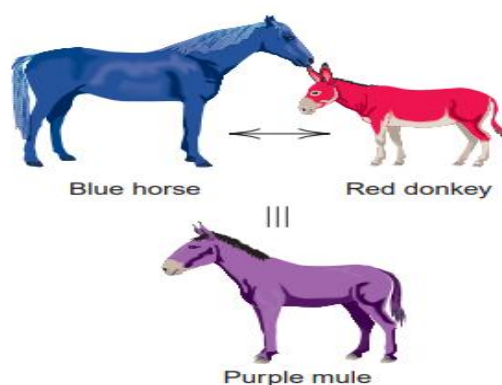
Apakah jawaban tersebut sesuai?. Satu pemeriksaan sederhana yang bisa kita lakukan adalah menambahkan muatan formal di setiap struktur. Jumlahnya harus sama dengan muatan bersih pada partikel, yaitu nol untuk HNO₃.

Menambahkan muatan formal memberi nol untuk setiap struktur, sehingga dapat diyakini kita telah menetapkannya dengan benar.

Untuk memantapkan pemahaman Anda bisa diikuti video tutorial perhitungan muatan formal pada *link*
<http://www.urip.info/2016/09/muatan-formal-bilangan-oksidasi-dan.html>

f. Konsep Resonansi

Coba Anda pertimbangkan analogi seperti Gambar 26! untuk hibrida resonansi



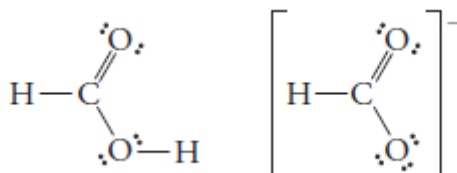
Gambar 26. *Purple mule* hibrida genetik dari *blue horse* dan *red donkey* (Silberberg, 2010: 310)

Bagal adalah campuran genetik (hibrida), dari kuda dan keledai; dia bukanlah kuda sesaat dan keledai berikutnya. Demikian pula, warna ungu adalah campuran dari dua warna lainnya, merah dan biru, bukan merah sesaat dan biru selanjutnya. Dalam pengertian yang sama, hibrida resonansi adalah satu spesies molekuler, bukan satu resonansi terbentuk sesaat dan resonansi lainnya selanjutnya (Silberberg, 2010). Masalahnya adalah kita tidak dapat menggambarkan hibrida secara akurat dengan satu struktur Lewis.

Struktur resonansi adalah salah satu dari dua atau lebih struktur Lewis untuk satumolekul yang tidak dapat dinyatakan secara tepat dengan hanya menggunakan satu struktur Lewis saja (Chang, 2010). Istilah resonansi berarti penggunaan dua atau lebih struktur Lewis untuk menggambarkan molekul tertentu.

Tidak satu pun dari struktur resonansi yang diberikan dapat menggambarkan secara tepat struktur molekul yang sesungguhnya, yang merupakan struktur tersendiri yang unik dan stabil. Resonansi adalah ciptaan manusia yang disusun untuk mengatasi keterbatasan model ikatan yang sederhana ini.

Contohnya adalah ion format, CHO_2^- , dibentuk dengan menetralkan asam format, HCHO_2 . Mengikuti langkah-langkahnya, kita akan menulis struktur Lewis dari ion format seperti yang ditunjukkan di kanan bawah.

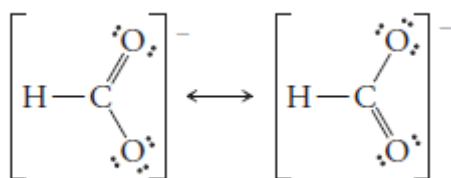


Asam format

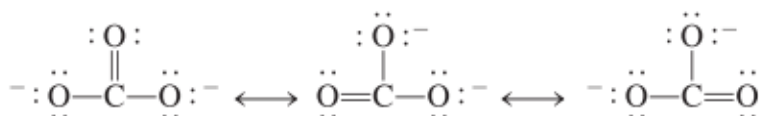
ion format

Struktur ini menunjukkan bahwa dalam ion CHO_2^- , satu ikatan karbon-oksigen harus lebih panjang daripada yang lain, tetapi percobaan menunjukkan bahwa panjang ikatan C-O identik, dengan panjang yang sekitar setengah antara nilai yang diharapkan untuk ikatan tunggal dan ganda. Struktur Lewis tidak cocok dengan bukti eksperimen, dan tidak ada cara untuk melakukannya. Cara kita mengatasi masalah seperti ini adalah melalui penggunaan konsep resonansi.

Struktur molekul atau ion yang sebenarnya tidak dapat digambarkan dengan puas, sebagai gabungan, atau rata-rata, dari sejumlah struktur Lewis yang dapat kita gambar. Struktur resonansinya ion format dapat dituliskan seperti berikut ini .

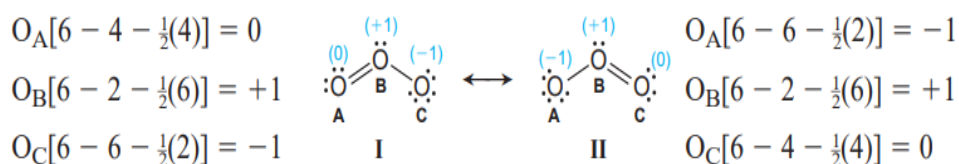


Contoh lain struktur resonansi dari ion karbonat adalah



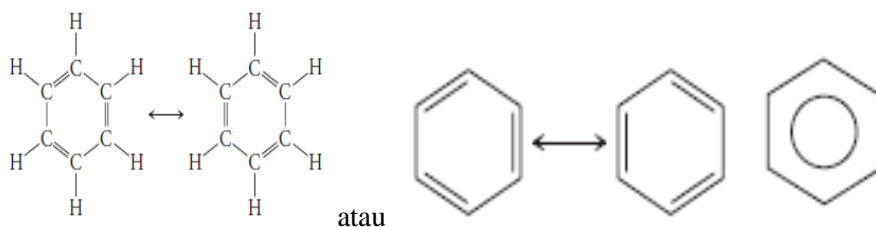
Berdasarkan data percobaan, semua ikatan karbon dengan oksigen dalam CO_3^{2-} sama panjang (identik), sehingga sifat-sifat ion karbonat akan lebih baik dijelaskan dalam menggunakan ketiga struktur resonansi diatas.

Kita dapat memilih lebih banyak bentuk resonansi penting dengan menentukan muatan formal masing-masing atom, muatannya yaitu akan terjadi jika elektron ikatan dibagi rata. Perhatikan bentuk resonansi dari O_3 dan muatan formalnya berikut ini.



Bentuk I dan II memiliki muatan formal yang sama tetapi pada atom O yang berbeda, sehingga mereka berkontribusi sama terhadap hibrida resonansi. Muatan formal harus berjumlah sama dengan muatan pada spesies: nol untuk molekul dan muatan ion untuk sebuah ion.

Salah satu manfaat yang diperoleh dari molekul atau ion sebagai **hibrida resonansi adalah bahwa energi totalnya lebih rendah** daripada struktur yang berkontribusi. Contoh penting dari ini terjadi dengan senyawa benzena (C_6H_6). molekul ini berbentuk cincin heksagonal dengan struktur dasar, molekul organik ini sangat penting, mulai dari plastik hingga asam amino.



Dua struktur resonansi biasanya digunakan untuk benzena.

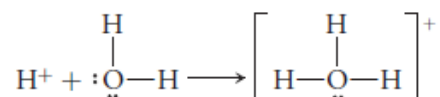
Ini umumnya direpresentasikan sebagai segi enam dengan lingkaran di tengah. Ini dimaksudkan untuk menunjukkan bahwa kerapatan elektron tiga ikatan tambahan

didistribusikan secara merata di sekitar cincin.. Kenyataannya, semua atom C yang berdekatan pada benzena panjangnya 140 pm, yang lebih pendek dari ikatan tunggal, C-C (154 pm) dan lebih panjang dari ikatan rangkap dua, C=C (133 pm).

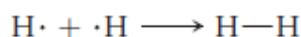


g. Ikatan kovalen koordinasi

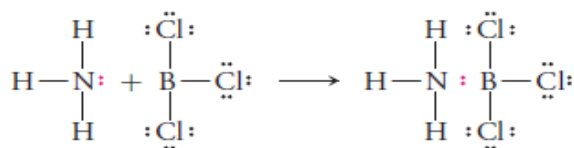
Seringkali kita menggunakan struktur Lewis untuk mengikuti rangkaian reaksi kimia. Sebagai contoh, kita dapat menggambarkan bagaimana ion hidrogen bergabung dengan molekul air untuk membentuk ion hidronium, suatu proses yang terjadi dalam larutan asam dalam air.



Pembentukan ikatan antara H^+ dan H_2O berbeda dari ikatan kovalen yang kita bahas sebelumnya. Ketika dua atom H bergabung untuk membentuk H_2 , setiap atom membawa satu elektron ke ikatan.



Namun dalam pembentukan H_3O^+ , kedua elektron yang digunakan untuk berikatan antara H^+ dan O berasal dari atom oksigen molekul air. Jenis ikatan di mana kedua elektron dari pasangan bersama berasal dari salah satu dari dua atom, yang disebut **Ikatan kovalen koordinat**. Meskipun kita dapat membuat perbedaan tentang asal usul elektron yang dibagi dalam ikatan, setelah ikatan terbentuk ikatan kovalen koordinat sama dengan Ikatan kovalen. Dengan kata lain, kita tidak bisa tahu dari mana elektron dalam ikatan itu berasal setelah ikatan terbentuk. Dalam ion H_3O^+ , misalnya, ketiga ikatan OH adalah identik ketika terbentuk. Konsep ikatan kovalen koordinat sangat membantu dalam menjelaskan apa yang terjadi dalam suatu reaksi kimia. Misalnya, ketika amonia dicampur dengan boron triklorida, reaksi eksotermik terjadi dan senyawa NH_3BCl_3 terbentuk ada ikatan boron-nitrogen. Dengan menggunakan struktur Lewis, kita dapat menggambarkan reaksi ini sebagaiberikut:



Dalam reaksi, kita dapat mengatakan bahwa “boron membentuk ikatan kovalen koordinat dengan nitrogen dari molekul amonia. "Panah terkadang digunakan untuk mewakili pasangan elektron yang disumbangkan dalam Ikatan kovalen koordinat. Arah panah menunjukkan arah di mana elektron pasangan disumbangkan, dalam hal ini dari nitrogen ke boron.



Senyawa yang dibentuk hanya bergabung dengan dua molekul yang lebih kecil ini disebut senyawa adisi, BCl_3NH_3 .



h. Pengecualian Aturan Oktet

Pada beberapa senyawa, jumlah elektron disekitar atom pusat dalam suatu molekul stabil bisa tidak sesuai atau melanggar aturan oktet, berikut beberapa contoh senyawa stabil yang melanggar aturan oktet.

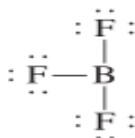
1) Oktet tidak lengkap

Berilium hidrida (BeH_2) terdapat sebagai molekul stabil. Struktur Lewis BeH_2 adalah

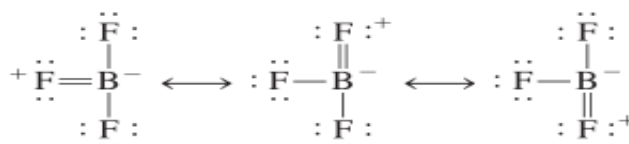


Dapat dilihat bahwa hanya ada empat elektron disekitar atom Be, dan tidak mungkin untuk memenuhi aturan oktet untuk Be dalam molekul ini.

Berilium trifluorida (BF_3). Dalam boron triflorida hanya ada enam elektron di sekitar atom boron:

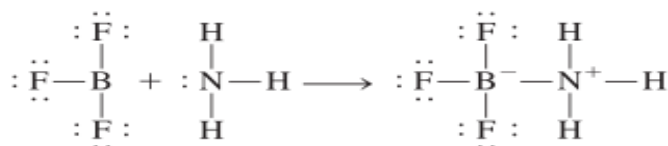


Molekul BF₃ memungkinkan membentuk struktur resonansi dimana semuanya mengandung ikatan rangkap antara B dan F dan memenuhi aturan oktet untuk boron:



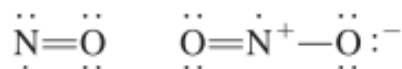
Fakta eksperimen menunjukkan bahwa panjang ikatan B-F dalam BF₃ (130,9 pm) lebih pendek dari ikatan tunggal dan ini memberikan dukungan pada struktur resonansi. Namun struktur resonansi ini bertentangan dengan aturan muatan formal, dalam setiap kasus muatan formal negatif ditempatkan pada atom B dan muatan formal positif pada atom F lebih elektronegatif.

Fakta lain menunjukkan bahwa meskipun boron trifluorida merupakan molekul yang stabil namun mudah bereaksi dengan amonia membentuk ikatan kovalen koordinasi. Reaksi ini lebih baik diwakili dengan menggunakan struktur Lewis di mana boron hanya memiliki enam valensi elektron di sekitarnya:

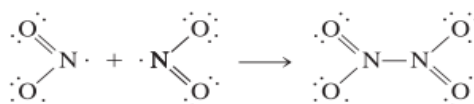


2) Molekul Berelektron Ganjil

Beberapa molekul mengandung jumlah elektron ganjil. Diantaranya adalah nitrogen monoksida (NO) dan nitrogen dioksida (NO₂):

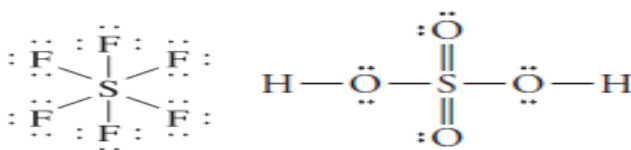


Molekul berelektron ganjil kadang-kadang disebut radikal. Banyak radikal sangat reaktif. Alasannya adalah bahwa ada kecenderungan elektron yang tidak berpasangan membentuk ikatan kovalen dengan elektron tidak berpasangan pada molekul lain. Misalnya ketika dua molekul nitrogen dioksida bertabrakan, mereka membentuk dinitrogen tetraoksida di mana aturan oktet terpenuhi untuk atom N dan O:

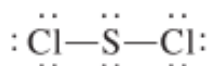


3) Oktet yang Diperluas

Atom-atom dari unsur periode 3 memiliki orbital 3s 3p dan 3d yang dapat digunakan dalam ikatan. Orbital-orbital ini memungkinkan terbentuknya atom oktet yang diperluas. Contoh adalah asam sulfat (H_2SO_4), sulfur heksafluorida, senyawa yang sangat stabil. Dalam SF_6 , masing-masing dari enam elektron valensi sulfur membentuk ikatan kovalen dengan dengan 12 elektron di sekitar atom pusat sulfur.



Belerang juga membentuk banyak senyawa di mana ia mematuhi aturan oktet. Dalam sulfur diklorida misalnya, S dikelilingi hanya delapan elektron:



Jadi, dalam menggambar struktur Lewis dari senyawa yang mengandung atom pusat dari periode ketiga dan seterusnya, kadang-kadang kita menemukannya aturan oktet untuk semua atom tetapi masih ada elektron valensi yang tersisa. Dalam kasus seperti itu, elektron harus ditempatkan sebagai pasangan elektron bebas di pusat atom.

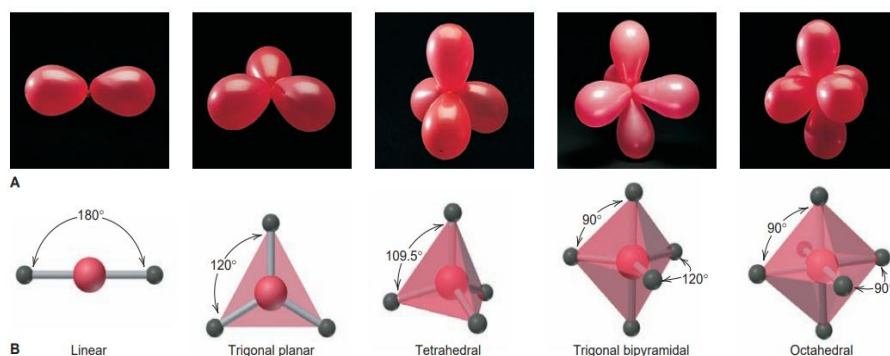
Melalui struktur Lewis yang sudah Anda pelajari sebelum ini, Anda sudah dapat menjelaskan pembentukan ikatan kovalen dalam molekul. Namun mungkin belum mampu menjelaskan bagaimana geometri dari molekul kovalen tersebut. Geometri molekul sangat berhubungan dengan sifat-sifat senyawa tersebut. Berikut kita akan mendiskusikan bagaimana memprediksi geometri molekul.



i. Geometri Molekul dan model VSEPR

1) Lima geometri dasar molekul

Geometri molekul merupakan susunan atom dalam bentuk tiga dimensi dalam suatu molekul. Geometri molekul mempengaruhi sifat fisik dan kimia suatu molekul, seperti titik leleh, titik didih, kerapatan, dan jenis reaksi yang dialaminya. Secara umum, panjang ikatan dan sudut ikatan harus ditentukan dengan eksperimen. Namun, ada prosedur yang memungkinkan kita untuk memprediksi keseluruhan geometri molekul atau ion jika kita mengetahui jumlah elektron yang mengelilingi atom pusat di dalam struktur Lewisnya. Dasar dari pendekatan ini adalah asumsi bahwa pasangan elektron dalam kulit valensi atom mencari posisi untuk meminimalkan tolakan. Ada 5 geometri molekul dasar sebagai yang ditunjukkan pada Gambar 27



Gambar 27. (A) Analogi untuk pengaturan kelompok elektron, dari dua hingga enam balon membentuk lima orientasi geometris; (B). Lima orientasi gugus elektron yang terikat pada atom pusat (merah), bentuk molekul dan sudut ikatan ini diamati. Bentuknya memiliki nama yang sama dengan susunan gugus electron (Silberberg, 2010: 316)

Secara umum, model teoritis yang berguna harus menjelaskan fakta yang diketahui, dan harus mampu membuat prediksi yang akurat. Model tolakan pasangan elektron kulit valensi atau *valence shell elektron pair repulsion* (disingkat VSEPR) merupakan salah model sederhana yang sangat sukses menjelaskan ini.

Berikut mari kita diskusikan bagaimana memprediksi bentuk molekul dengan model VSEPR.

2). Model Valency Shell Electron Pairs Repulsion (VSEPR)

Model *Valency Shell Electron Pairs Repulsion*, dikenal juga dengan model tolakan pasangan elektron kulit valensi atau VSEPR. Model ini didasarkan pada gagasan pasangan elektron (atau kelompok pasangan elektron) di kulit valensi masing-masing atom menolak atom lain dan akan memposisikan diri mereka sedemikian rupa sehingga mereka terpisah sejauh mungkin untuk meminimalkan tolakan (Jespersen, *et al.*, 2012; Chang, 2010, Silberberg, 2010). Ruang yang ditempati oleh sekelompok elektron di kulit valensi atom disebut domain elektron. Sehingga dapat kita katakan bahwa domain elektron tetap terpisah sejauh mungkin untuk meminimalkan tolakan antara mereka (Jespersen, *et al.*, 2012)

Dalam mendeskripsikan bentuk molekul, kita dapat membagi domain elektron ke dalam dua kategori yaitu, domain yang mengandung elektron dalam ikatan dan domain yang berisi elektron yang tidak dibagi. Mereka masing-masing disebut domain ikatan dan domain non-ikatan.

Perhatikan **Gambar 27!**, menunjukkan orientasi yang diasumsikan oleh berbagai jumlah domain elektron, yang memungkinkan mereka untuk meminimalkan tolakan dengan sejauh mungkin. orientasi yang sama ini dicapai apakah domain terikat atau tidak terikat

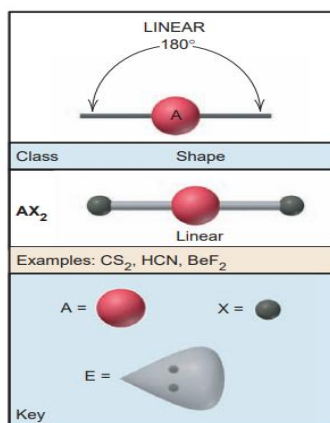
Untuk menerapkan model VSEPR, kita harus tahu berapa banyak domain elektron terikat dan domain elektron bebas di kulit valensi atom pusat. Berikut adakah beberapa bentuk melekul berdasarkan domain terikat dan domain bebas

(a) Molekul dengan Dua Domain Elektron di sekitar Atom Pusat

Contoh: Molekul BeCl_2 . Molekulnya baik linier atau nonlinear; yaitu, atom-atom terletak pada garis lurus, atau mereka membentuk beberapa sudut kurang dari 180° .



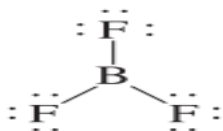
Untuk memprediksi struktur, kita mulai dengan menghitung jumlah domain elektron di kulit valensi atom Be. Dalam molekul ini, Be membentuk dua ikatan tunggal dengan atom Cl, jadi memiliki dua ikatan domain di kulit valensi. Karena pasangan terikat satu sama lain, mereka harus berada di ujung yang lurus agar mereka terpisah jauh. Dengan demikian, sudut ClBeCl 180° , rumus umum molekul dituliskan AX_2 dan molekulnya linier (Gambar 28).



Gambar 28. Molekul tunggal bentuk gugus elektron linier. Kunci (bawah) untuk A, X, dan E juga mengacu pada Gambar 30, 32, 35 dan 36 (Silberberg, 2010: 317)

(b) Molekul dengan tiga domain elektron di sekitar atom pusat

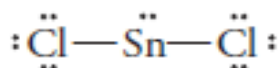
Contoh: Boron trifluorida (BF_3) mengandung tiga domain ikatan, Tiga ikatan BF menunjuk ke sudut segitiga sama sisi dengan B di tengah segitiga:



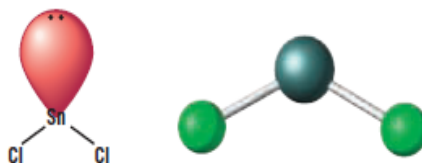
Menurut Gambar 40(B), geometri BF_3 adalah trigonal planar karena ketiganya atom akhir berada di sudut-sudut segitiga sama sisi. Dengan demikian, masing-masing dari tiga sudut FBF adalah 120° , dan keempat atom terletak pada bidang yang sama. Rumus umum molekul ini AX_3

Adanya domain non-ikatan (domain bebas)

Contoh: molekul SnCl_2 memiliki satu domain yang tidak terikat, domain bebas ini memengaruhi geometri molekul.

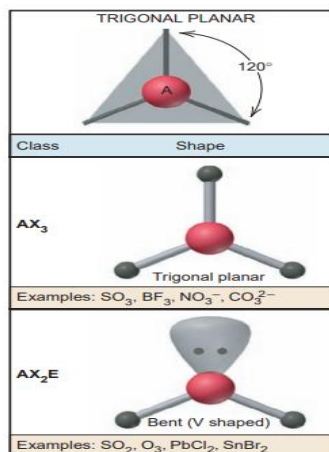


Ada tiga domain di sekitar atom timah: dua domain ikatan ditambah domain bebas (pasangan mandiri). Adanya domain bebas menyebabkan geometri molekul akan berubah, karena domain bebas akan mencari posisi ruang yang besar agar tolakan menjadi minimal. Domain terjauh terpisah dengan sudut-sudut segitiga dan katakan bahwa molekul SnCl_2 memiliki struktur yang nonlinier atau bengkok atau berbentuk V dengan sudut ikatan kecil dari 120° (perhatikan Gambar 29!)



Gambar 29. Struktur bengkok dari molekul SnCl_2 (Jespersen, *et al.*, 2012: 414)

Rumus umum AX_2E . perhatikan Gambar 30!

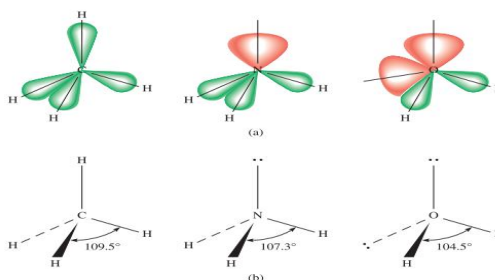


Gambar 30. Dua bentuk molekul dari tiga domain elektron disekitar atom pusat trigonal planar (Silberberg, 2010: 317)

(c) Molekul dengan empat domain elektron di sekitar atom pusat

Ada banyak molekul dengan empat pasangan elektron di kulit valensi atom pusat. Ketika pasangan elektron ini digunakan untuk membentuk empat ikatan tunggal (AX_4), seperti dalam metana (CH_4), molekul yang dihasilkan adalah tetrahedral. Ada banyak contoh, di mana ada domain bebas. Adanya domain bebas mempengaruhi bentuk molekul. Dengan satu domain bebas (AX_2E) seperti pada NH_3 , atom pusat berada di puncak piramida dengan tiga atom di sudut-sudut alas segitiga. Struktur yang dihasilkan dikatakan trigonal piramidal. Ketika ada dua domain bebas dalam tetrahedron (AX_2E_2), seperti pada H_2O , tiga atom molekul (atom pusat ditambah dua atom yang terikat padanya) tidak dalam garis lurus, sehingga strukturnya digambarkan sebagai nonlinear atau bengkok.

Adanya domain bebas disekitar atom pusat akan menyebabkan sudut ikatan semakin kecil, karena domain bebas akan menempati ruang yang lebih besar. Perhatikan Gambar 31!.



Gambar 31. (a) Ukuran relatif pasangan ikatan dan pasangan mandiri dalam CH_4 , NH_3 , dan H_2O ; (b) sudut ikatan dalam CH_4 , NH_3 , dan H_2O . (Chang, 2010: 415).

Geometri molekul dengan empat domain elektron disekitar atom pusat dapat dilihat pada Gambar 32

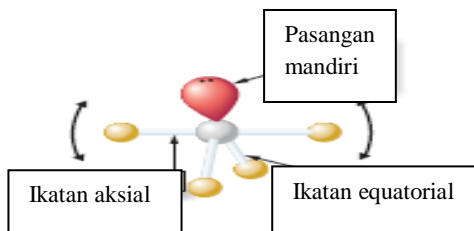
TETRAHEDRAL	
Class	Shape
AX_4	<p>Tetrahedral</p> <p>Examples: CH_4, SiCl_4, SO_4^{2-}, ClO_4^-</p>
AX_3E	<p>Trigonal pyramidal</p> <p>Examples: NH_3, PF_3, ClO_3^-, H_3O^+</p>
AX_2E_2	<p>Bent (V shaped)</p> <p>Examples: H_2O, OF_2, SCl_2</p>

Gambar 32. Tiga bentuk molekul dari empat domain elektron disekitar atom pusat tetrahedral (Silberberg, 2010: 318)

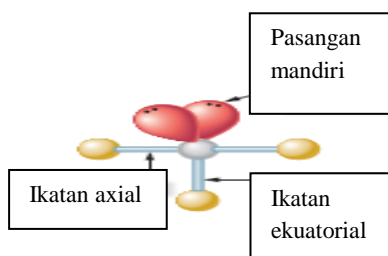
(d) Molekul dengan lima domain elektron di sekitar atom pusat

Ketika lima domain hadir di sekitar atom pusat (AX_5) semuanya domain ikatan, mereka diarahkan kebidang trigonal bipiramida. Seperti molekul PCl_5 memiliki geometri trigonal bipiramida. Ketika ada satu domain bebas (AX_4E), seperti pada SF_4 , struktur digambarkan sebagai tetrahedron yang terdistorsi atau jungkat jungkit (Gambar 33). Dengan dua domain bebas (AX_3E_2) akan berada di dalam bidang ekuatorial, molekulnya berbentuk huruf

T (Gambar 34), dan ketika ada tiga domain bebas (AX_2E_3) di bidang ekuatorial, molekulnya linear. Domain bebas akan menempati posisi di bidang equatorial karena domain bebas berukuran lebih besar dan akan mencari posisi paling luas. Gambar 35 memperlihatkan 4 geometri molekul dengan lima domain elektron



Gambar 33. Tetrahedron terdistorsi kadang-kadang digambarkan sebagai struktur jungkat-jungkit (Jespersen, et al., 2012: 416)



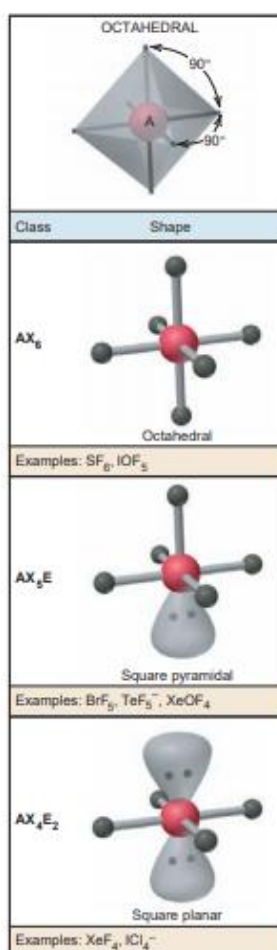
Gambar 34. Molekul dengan dua domain bebas dibidang equatorial trigonal bipiramid. berbentuk T. (Jespersen, et al., 2012: 416)

TRIGONAL BIPYRAMIDAL	
Class	Shape
AX_5	 Trigonal bipyramidal Examples: PF_5, AsF_5, SOF_4
AX_4E	 Seesaw Examples: $SF_4, XeO_2F_2, IF_4^+, IO_2F_2^-$
AX_3E_2	 T shaped Examples: CF_2, BrF_3
AX_2E_3	 Linear Examples: XeF_2, I_3^-, IF_2^-

Gambar 35. Empat bentuk molekul dari lima domain elektron disekitar atom pusat trigonal bipiramid (Silberberg, 2010: 320)

(e) Bentuk molekul dengan enam domain elektron di sekitar atom pusat

Molekul atau ion yang memiliki enam domain di sekitar atom pusat. Ketika semua dalam ikatan (AX_6), seperti pada SF_6 , molekulnya adalah oktahedral. Ketika ada satu domain bebas (AX_5E_1), molekul atau ion memiliki bentuk piramida persegi, dan ketika ada dua domain bebas (AX_4E_2), mereka mengambil posisi di sisi yang berlawanan dari atom pusat dan molekul atau ion memiliki struktur planar Bentuk-bentuk ini ditunjukkan pada Gambar 36



Gambar 36. Dua bentuk molekul dari enam domain elektron disekitar atom pusat oktahedral (Silberberg, 2010: 321)

Sekarang Anda telah melihat bagaimana domain ikatan dan non ikatan memengaruhi bentuk molekul dengan menerapkan model VSEPR. Untuk memudahkan Anda menentukan bentuk molekul, berikut diberikan beberapa aturan dalam menerapkan model **VSEPR** untuk semua jenis molekul :

- 1) Tulis struktur Lewis molekul tersebut, hanya pasangan elektron yang ada disekitar atom pusat (atom yang terikat pada lebih dari satu atom yang lain).
- 2) Hitung jumlah pasangan elektron disekitar atom pusat (pasangan elektron ikatan dan pasangan elektron bebas). Perlakukan ikatan rangkap dan ikatan rangkap tiga seperti ikatan tunggal. Lihat Gambar 13, 16, 18, 21 dan 22 untuk meramalkan susunan keseluruhan dari pasangan-pasangan elektron.
- 3) Gunakan Tabel untuk meramalkan geometri molekulnya.
- 4) Dalam meramalkan sudut ikatan, perhatikan bahwa pasangan elektron bebas (domain bebas) akan mencari ruang yang lebih besar, karenanya saling tolak-menolak lebih kuat dengan pasangan elektron bebas lain atau dengan pasangan elektron ikatan dibandingkan tolak menolak antara pasangan elektron ikatan lainnya.

Setelah anda memahami bagaimana memprediksi bentuk molekul dengan model VSEPR. Selanjutnya kita akan mendiskusikan teori ikatan kovalen VBT dan hibridasi

Semua model ilmiah memiliki keterbatasan karena mereka adalah penyederhanaan suatu realita. Model VSEPR yang baru saja kita diskusikan menjelaskan bentuk molekul dengan mengasumsikan bahwa kelompok elektron meminimalkan tolakannya, dan dengan demikian menempati ruang seluas mungkinsekitar atom pusat. Tapi model ini tidak menjelaskan bagaimana bentuk hasil dari interaksi orbital atom. Selain itu, model ini tidak membantu menjelaskan sifat magnetik dan spektral molekul.

Dari uraian berikut diharapkan *Anda dapat memahami dua teori ikatan dalam molekul*, keduanya didasarkan pada mekanika kuantum. *Valence*

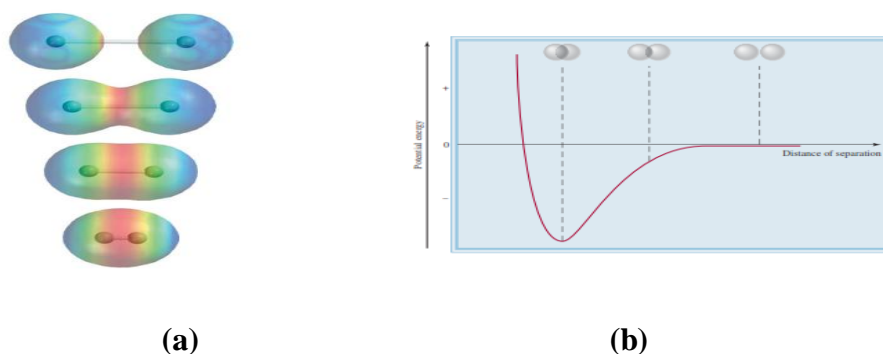
bond theory (VBT) atau Teori ikatan valensi dan *molecular orbital theory* (MOT) atau teori orbital molekul. VBT merasionalisasi pengamatan bentuk molekul melalui interaksi orbital atom; MOT menjelaskan tingkat energi molekuler dan sifat terkait. **Pada modul ini kita hanya mendiskusikan tentang teori VBT**



j. Teori ikatan valensi dan hibridisasi

Teori ikatan valensi memandang hanya elektron kulit valensi yang terlibat dalam pembentukan ikatan. Ikatan yang terjadi disebabkan overlap orbital atom kulit valensi. Sedangkan Teori orbital molekul memandang semua elektron terlibat dalam pembentukan ikatan dengan cara kombinasi linier orbital atom orbital atom yang berikatan.

Teori Lewis menggambarkan ikatan H—H dengan perpasangan dua elektron pada atom-atom H. Pada teori ikatan valensi, ikatan kovalen H—H dibentuk melalui *tumpang tindih* dua orbital 1s dalam atom-atom H. yang dimaksud dalam tumpang tindih adalah bahwa terdapat daerah dalam ruang yang digunakan bersama oleh kedua orbital. Perhatikan Gambar 37!

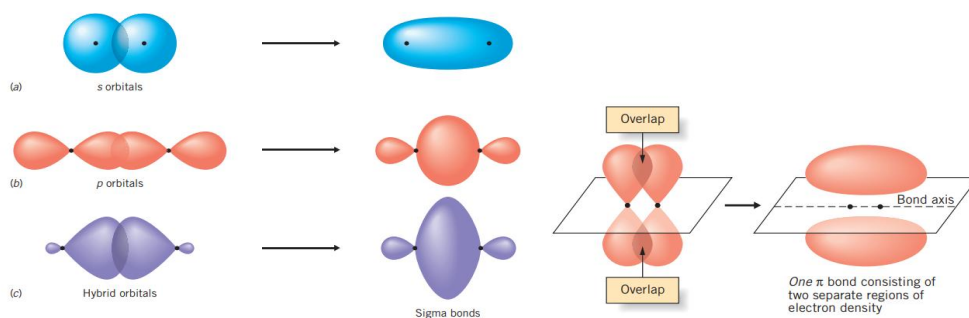


Gambar 37. (a) Proses terbentuknya ikatan kovalen H₂ (b) diagram energi potensial ikatan. (Chang, 2010: 427)

Hasil percobaan menunjukkan pada saat pembentukan molekul H₂ kalor dilepaskan. Untuk memutuskan ikatan H-H, dibutuhkan energy. Jadi teori ikatan valensi memberikan gambaran lebih jelas tentang pembentukan ikatan kimia dari

pada teori Lewis. Teori ikatan valensi menyatakan bahwa molekul stabil terbentuk dari atom-atom yang bereaksi ketika energi potensial sistem turun hingga minimum.

Kekuatan ikatan bergantung pada besarnya pertindihan orbital. Berdasarkan ini dikenal dua macam ikatan, yaitu ikatan sigma (σ) dan ikatan pi (π). Ikatan sigma memiliki pertindihan lebih besar maka ikatannya lebih kuat, sedangkan ikatan pi lemah karena pertindihannya kecil. Yang termasuk ikatan sigma adalah hasil tumpang tindih orbital orbital s-s, s-p, dan p-p yang segaris. Sedangkan ikatan pi adalah orbital orbital p-p yang sejajar. Perhatikan Gambar 38!



Gambar 38. Pembentukan ikatan σ dan π (Jespersen, *et al.*, 2012: 439)

1) Hibridisasi orbital atom

Konsep orbital saling tumpang tindih seharusnya dapat diterapkan juga untuk molekul-molekul poliatomik. Tetapi, skema pengikatan yang memuaskan harus menjelaskan geometri molekul.

Hibridisasi sp^3

Perhatikan molekul CH_4 dengan memusatkan perhatian hanya pada elektron valensi, kita dapat menggambarkan diagram orbital C sebagai

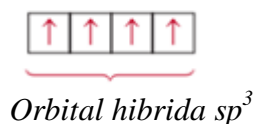


Ada 2 elektron belum berpasangan diasumsikan atom C hanya dapat membentuk dua kovalensi. Walaupun spesi CH_2 memang dikenal, spesi ini sangat tidak stabil untuk menjelaskan keempat ikatan C-H dalam metana, kita dapat mempromosikan satu elektron (mengeksistasi dengan bantuan energi) dari orbital $2s$ ke orbital $2p$:



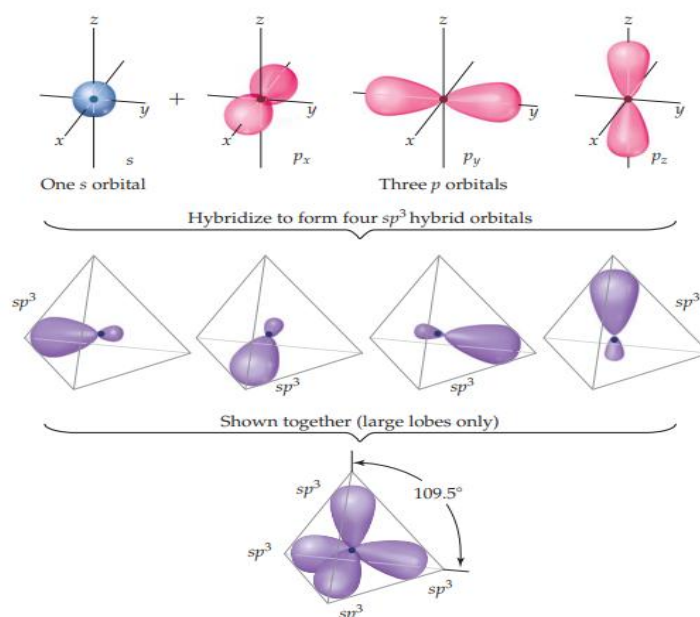
Sekarang terdapat empat elektron tak berpasangan pada atom C yang dapat membentuk empat ikatan C-H. tetapi, geometrinya salah, karena ketiga sudut ikatan H-C-H akan menjadi 90° (tiga orbital $2p$ pada karbon saling tegak lurus), padahal semua sudut ikatan H-C-H adalah $109,5^\circ$

Untuk menjelaskan ikatan dalam metana, teori ikatan valensi menggunakan **orbital hibrida** (*hybrid orbital*) hipotesis, yaitu orbital atom yang diperoleh ketika dua atau lebih orbital yang tidak setara pada atom yang sama bergabung untuk bersiap-siap membentuk ikatan kovalen. **Hibridisasi** (*hybridization*) adalah istilah yang digunakan untuk pencampuran orbital-orbital atom (atom pusat) untuk menghasilkan sekumpulan orbital hibrida. Kita dapat menghasilkan sekumpulan orbital hibrida. Kita dapat menghasilkan empat orbital hibrida yang setara untuk atom karbon dengan mencampurkan orbital $2s$ dan tiga orbital $2p$:

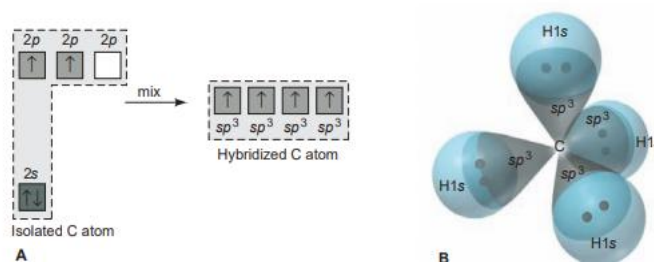


Karena orbital baru terbentuk dari satu orbital s dan tiga orbital p , mereka disebut orbital hibrida sp^3 . Gambar 39 menunjukkan bentuk dan orientasi orbital hibrida sp^3 . Keempat orbital hibrida ini diarahkan ke empat sudut tetrahedral. Gambar 40 menunjukkan pembentukan empat ikatan kovalen antara orbital hibrida karbon sp^3 dan orbital $1s$ hidrogen pada CH_4 . Jadi CH_4 memiliki bentuk tetrahedral, dan semua sudut H-C-H adalah $109,5^\circ$.

Analogi berikut berguna untuk memahami hibridisasi. Seandainya kita memiliki satu gelas kimia larutan biru dan tiga gelas larutan merah dengan volume masing-masing adalah 50 mL. Larutan merah = orbital 2s, larutan biru mewakili tiga orbital 2p, dan empat volume yang sama = empat orbital yang terpisah. Dengan mencampur larutan, kita memperoleh 200 mL larutan ungu, yang dapat dibagi menjadi empat porsi 50 mL (yaitu, proses hibridisasi menghasilkan empat sp^3 orbital). Sama seperti warna ungu terdiri dari merah dan biru komponen asli, sp^3 orbital hibrida memiliki s dan p karakteristik orbital.



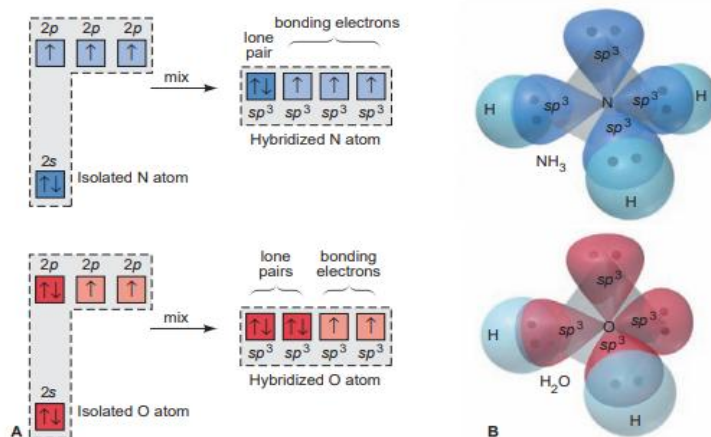
Gambar 39. Hibridisasi orbital sp^3 pada pembentukan molekul CH_4 (Brown, *et al.*, 2012: 349)



Gambar 40. Hibridisasi orbital sp^3 pada pembentukan molekul CH_4 (Silberberg, 2010: 336)

Contoh lain dari hibridisasi sp^3 adalah NH_3 dan H_2O . Ikatan pada NH_3 dan H_2O dapat dijelaskan dengan mengasumsikan bahwa N dan O seperti C dalam CH_4 , adalah sp^3 . Tiga dari empat orbital hibrida membentuk ikatan kovalen N-H, dan hibrida keempat orbital mengakomodasi pasangan elektron bebas pada nitrogen. Sedangkan pada H_2O dua orbital hibrida membentuk ikatan kovalen dengan dua atom H dan dua orbital lainnya mengakomodasi pasangan elektron bebas. Tolakan antara elektron pasangan bebas dan elektron dalam orbital ikatan mengurangi sudut ikatan HNH dan HOH dari sudut dari $109,5^\circ$ menjadi $107,3^\circ$ dan $105,9^\circ$. Penting untuk memahami hubungan antara hibridisasi dan Model VSEPR. Perhatikan Gambar 41!

Apabila model VSEPR memprediksi pengaturan tetrahedral dari pasangan elektron, maka kita mengasumsikan bahwa satu s dan tiga orbital p mengalami hibridisasi untuk membentuk empat orbital hibrida sp^3 .



Gambar 41. Hibridisasi orbital sp^3 pada pembentukan molekul NH_3 dan H_2O (Silberberg, 2010: 337)

Hibridisasi sp

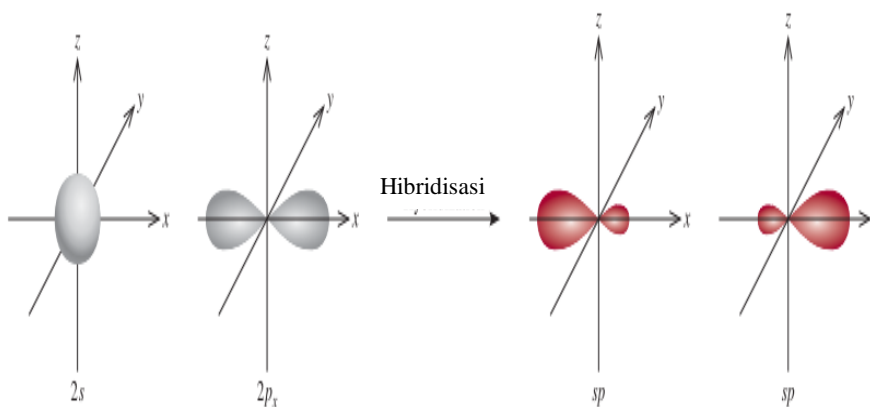
Molekul berilium klorida ($BeCl_2$) diperkirakan linier oleh VSEPR. Diagram orbital untuk elektron valensi Be adalah



Kita tahu bahwa dalam keadaan dasarnya, Be tidak membentuk ikatan kovalen dengan Cl karena elektronnya dipasangkan dalam orbital 2s. Jadi kita beralih ke hibridisasi untuk penjelasan dari perilaku ikatan Be. Pertama, kita mempromosikan elektron 2s ke orbital 2p, yang menghasilkan

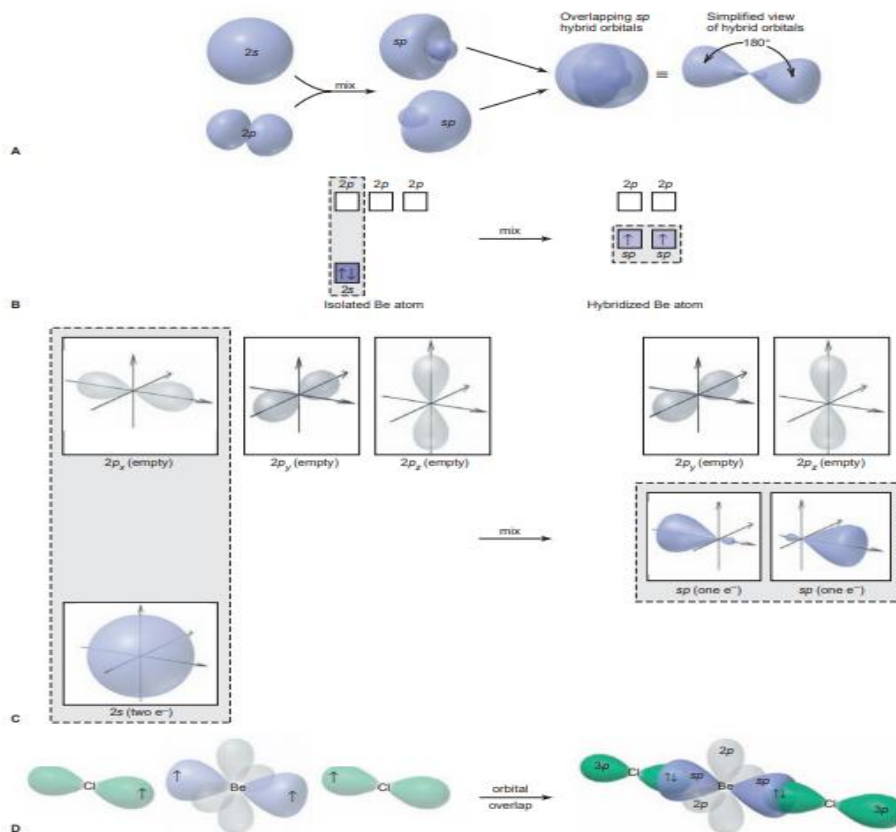


Sekarang ada dua orbital Be yang tersedia untuk pengikatan, 2s dan 2p. Namun, jika dua atom Cl bergabung dengan Be dalam keadaan tereksitasi ini, satu atom Cl akan terbentuk berbagi elektron 2s dan Cl lainnya akan berbagi elektron 2p, membuat dua ikatan BeCl yang setara. Skema ini bertentangan dengan bukti eksperimental. Dalam sebenarnya molekul BeCl₂, dua ikatan BeCl identik. Gambar 42 menunjukkan hibridisasi satu orbital s dan satu orbital p



Gambar 42. Pembentukan orbital hibrid sp (Chang, 2010: 431)

Secara lebih lengkap hibridisasi orbital s dan orbital p pada pembentukan molekul BeCl₂ dapat dilihat pada Gambar 43.



Gambar 43. Hibridisasi orbital sp pada pembentukan molekul BeCl₂ (Silberberg, 2010: 335)

Hibridisasi Sp²

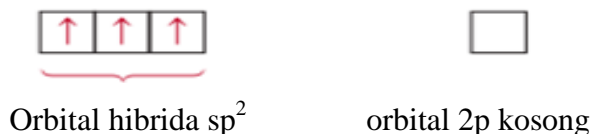
Selanjutnya kita akan melihat molekul BF₃ (boron trifluorida), yang diketahui memiliki geometriplanar mempertimbangkan hanya elektron valensi, diagram orbital B adalah



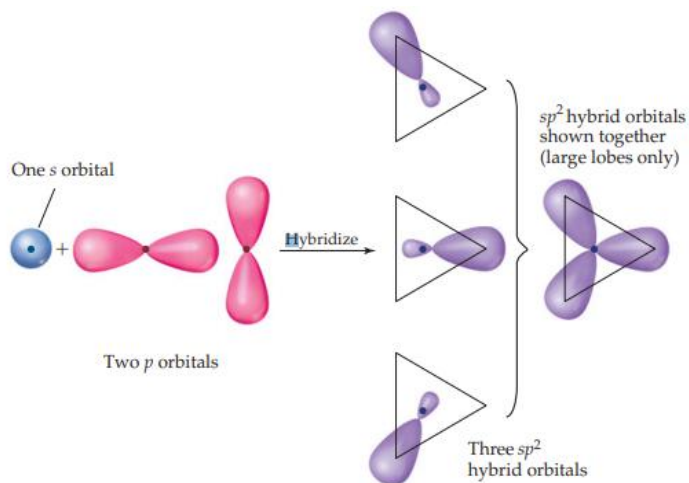
Pertama, mempromosikan elektron 2s ke orbital 2p kosong:



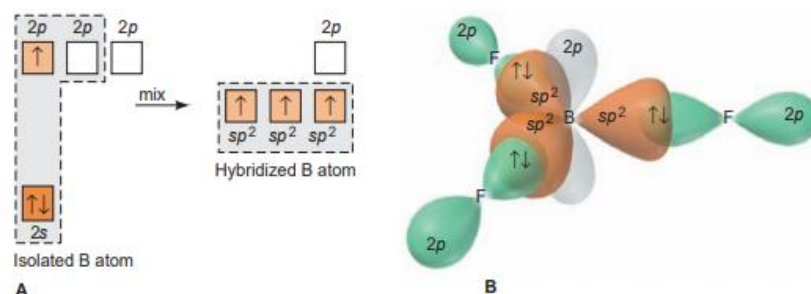
Mencampur orbital 2s dengan dua orbital 2p menghasilkan tiga sp² orbital hibrida:



Ketiga sp^2 orbital terletak di bidang yang sama, sudut di antara keduanya adalah 120° (Gambar 44). Masing-masing ikatan BF dibentuk oleh tumpang tindih orbital hybrid sp^2 boron dan orbital fluorin 2p (Gambar 45). Molekul BF_3 adalah planar dengan semua sudut FBF sama dengan 120° . Hasil ini sesuai dengan temuan eksperimental dan juga prediksi VSEPR.



Gambar 44. Hibridisasi orbital sp^2 (Brown, et al., 2012: 348)



Gambar 45. Hibridisasi orbital sp^2 pada pembentukan molekul BF_3 (Silberberg, 2010: 336)

Anda mungkin telah memperhatikan hubungan yang menarik antara hibridisasi dan aturan oktet. Untuk unsur periode ke-2. Untuk elemen dalam periode kedua tabel periodik, delapan adalah jumlah maksimum elektron yang dapat dimiliki atom, aturan oktet biasanya dipatuhi.

Untuk atom unsur periode-3. Dalam beberapa molekul atom yang sama dapat menggunakan satu atau lebih Orbital 3d untuk membentuk orbital hibrida. Dalam kasus ini, aturan oktet tidak berlaku. Silahkan Anda lihat contoh spesifik dari partisipasi dari orbital 3d dalam hibridisasi sebagai berikut ini.

Hibridisasi orbital s, p, dan d

Kita telah melihat bahwa hibridisasi dengan jelas menjelaskan ikatan yang melibatkan orbital s dan p. Namun, untuk unsur di periode ketiga dan seterusnya, kita tidak selalu dapat menjelaskan geometri molekul dengan mengasumsikan bahwa hanya orbital s dan p yang berhibridisasi. Untuk mengerti pembentukan molekul dengan geometri trigonal bipiramidal dan oktahedral

Contohnya: molekul SF₆ kita harus memasukkan orbital d dalam konsep hibridisasi. Sebelumnya kita sudah melihat bahwa molekul ini memiliki geometri oktahedral, yang juga merupakan susunan enam pasangan elektron. Atom S pada SF₆ mempunyai orbital hibrida sp³d². Elektron keadaan dasar konfigurasi S adalah [Ne] 3s² 3p⁴. Hanya berfokus pada elektron valensi, kita memiliki diagram orbital



Karena level 3d cukup dekat energinya dengan level 3s dan 3p, kita dapat mempromosikan elektron 3s dan 3p ke dua orbital 3d:

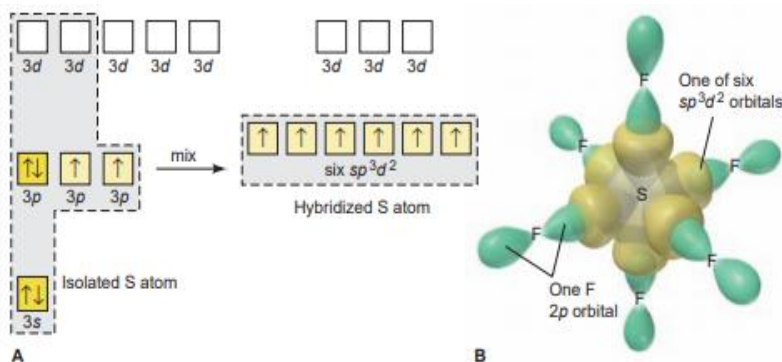


Mencampur satu orbital 3s, tiga orbital 3p, dan dua orbital 3d menghasilkan enam sp³d² orbital hibrida:

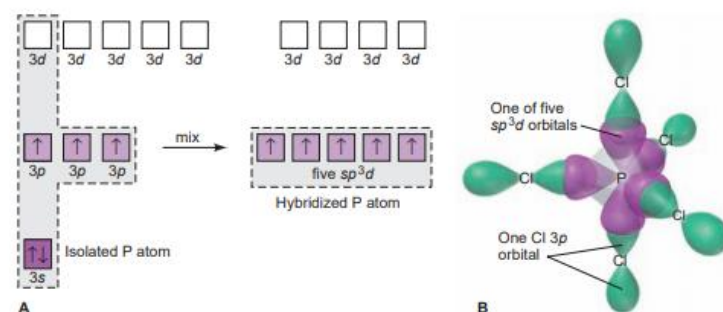


Orbital hibrida sp^3d^2 orbital kosong 3d

Keenam ikatan S-F dibentuk oleh tumpang tindih orbital hibrid dari atom S dengan orbital 2p atom F. Karena ada 12 elektron di sekitar atom S, aturan oktet dilanggar (Gambar 46). Penggunaan orbital d di samping orbital s dan p terbentuk oktet yang diperluas adalah contoh ekspansi orbital valensi. Hal yang sama terjadi pada pembentukan molekul PCl_5 melibatkan hibridisasi sp^3d 10 elektron disekitar atom pusat P, dengan geometri trigonal bipiramid (Gambar 47). Unsur periode kedua, tidak seperti unsur periode ketiga, tidak memiliki tingkat energi 2d, jadi mereka tidak pernah bisa memperluas kulit valensinya. Unsur periode kedua tidak pernah dikelilingi oleh lebih dari delapan elektron di salah satu senyawanya.



Gambar 46. Hibridisasi orbital sp^3d^2 pada pembentukan molekul SF_6 (Silberberg, 2010: 338)



Gambar 47. Hibridisasi orbital sp^3d pada pembentukan molekul PCl_5 (Silberberg, 2010: 337)

Untuk lebih memantapkan pemahaman kita tentang hibridisasi, berikut beberapa catatannya:

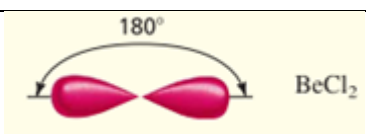
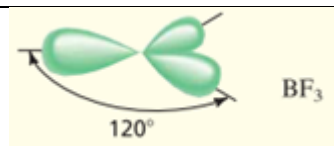
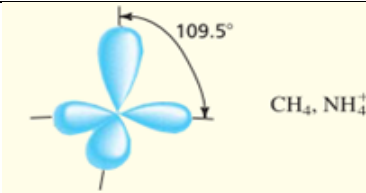
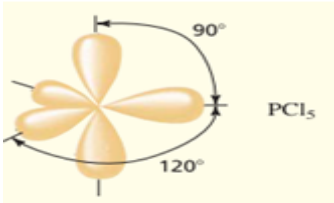
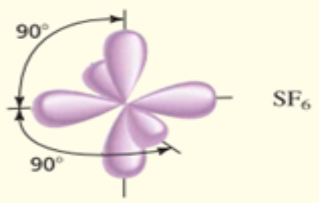
- a) Konsep hibridisasi tidak diterapkan pada atom yang terisolasi. Itu adalah teori model yang hanya digunakan untuk menjelaskan ikatan kovalen.
- b) Hibridisasi adalah pencampuran sekurang-kurangnya dua orbital atom yang tidak setara untuk contoh orbital s dan p. Oleh karena itu, orbital hibrida bukanlah orbital atom murni. Orbital hibrid dan orbital atom murni memiliki bentuk yang sangat berbeda.
- c) Jumlah orbital hibrida yang dihasilkan sama dengan jumlah orbital atom murni yang berpartisipasi dalam proses hibridisasi.
- d) Hibridisasi membutuhkan energi, namun, ketika pembentukan ikatan dari orbital hibrida dilepaskan energi.
- e) Ikatan kovalen dalam molekul dan ion poliatomik terbentuk oleh tumpang tindih orbital hibrida, atau orbital hibrida dengan orbital yang murni. Oleh karena itu, skema ikatan melalui hibridisasi masih dalam kerangka ikatan valensi elektron dalam molekul diasumsikan menempati orbital hibrida dari atom individual.

2) Prosedur untuk Hibridisasi Atom-atom

Prosedur yang dapat diikuti untuk menerapkan hibridisasi pada ikatan dalam molekul poliatomik secara umum, adalah sebagai berikut:

- a) Gambarkan struktur Lewis molekul.
- b) Memprediksi pengaturan keseluruhan pasangan elektron (baik pasangan ikatan maupun pasangan elektron bebas) menggunakan model VSEPR (lihat Gambar 27).
- c) Menerapkan hibridisasi atom pusat dengan mencocokkan pengaturan pasangan elektron dengan orbital hibrida yang ditunjukkan pada Tabel 4.

Tabel 4. Orbit Hibrid dan Bentuknya

Orbital atom murni dari atom pusat	Hibridisasi atom pusat	Jumlah orbital hibrida	Contoh Bentuk orbital hibrida
s,p	sp	2	 <p style="text-align: center;">linear</p>
s,p,p	sp ²	3	 <p style="text-align: center;">Trigonal planar</p>
s,p,p,p	sp ³	4	 <p style="text-align: center;">Tetrahedral</p>
s,p,p,p,d	sp ³ d	5	 <p style="text-align: center;">Trogonal bipiramida</p>
s,p,p,p,d,d	sp ³ d ²	6	 <p style="text-align: center;">Oktahedral</p>

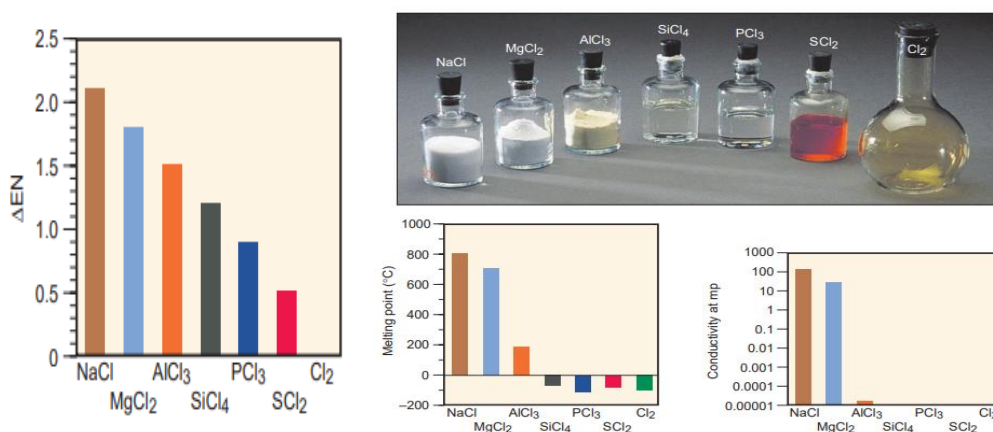
(Chang, 2010: 433)

Dari uraian di atas diharapkan Anda sudah dapat menganalisis berbagai bentuk molekul, baik menggunakan model VSEPR maupun Hibridisasi.

Pada bagian akhir ini, diberikan contoh beberapa senyawa halida yang mempunyai perbedaan sifat sebagai senyawa ionik, kovalen polar dan kovalen non polar.

Elektronegativitas atom mengacu pada kemampuannya untuk menarik elektron yang terikat ke arahnya, yang menghasilkan sebagian muatan yang terkonsentrasi pada salah satu atom yang berikatan. Keelektronegatifan meningkat melintasi periode dan menurun ke bawah golongan, kebalikan dari kecenderungan ukuran atom. Semakin besar EN untuk dua atom dalam suatu ikatan, semakin besar ikatannya dan semakin besar karakter ioniknya.

Contoh senyawa klorida yang dibentuk dari atom unsur sepanjang periode 3, terlihat ada gradasi tipe ikatan dari ionik ke kovalen polar ke kovalen non polar. Perhatikan Gambar 48!. Pada Gambar 48 saat ΔEN berkurang titik leleh dan konduktivitas listrik berkurang. Kecenderungan ini konsisten dengan perubahan jenis ikatan dari ionik melalui kovalen polar ke kovalen non polar



Gambar 48. Sampel senyawa terbentuk dari masing-masing unsur Periode 3 dengan klorin ditunjukkan secara berkala urutan tabel periodik di foto, dan data sifat titik leleh dan konduktivitas (Silberberg, 2010: 300)

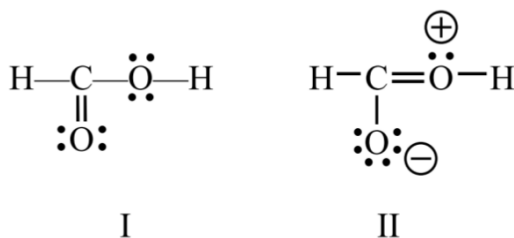


4. Forum Diskusi

- a. Formaldehid (CH_2O) atau yang biasa kita kenal dengan formalin merupakan senyawa berikatan kovalen, berwujud cair dan berbau menyegat. Secara tradisional sering digunakan di laboratorium untuk mengawatkan specimen. Diskusikanlah struktur Lewis yang paling mungkin untuk senyawa ini, berikan alasan!
- b. Jarak ikatan N-O dalam nitrat oksida adalah 115 pm, yang merupakan perantara antara ikatan rangkap tiga (106 pm) dan ikatan rangkap (120 pm).
 (a) Diskusikan bagaimana struktur resonansi yang mungkin berikan alasan
 (b) Apakah mungkin untuk menggambar struktur resonansi yang memiliki ikatan rangkap tiga antara atom?
- c. Diskusikanlah apakah pernyataan berikut ini benar atau salah dan jelaskan alasannya:

“ Panjang ikatan karbon-oksigen dalam H_2CO sama dengan panjang ikatan karbon-oksigen dalam CH_3OH ”.

- d. Dua struktur Lewis untuk asam format diberikan di bawah ini.



- i. Diskusikan struktur Lewis mana yang lebih stabil?
- ii. Jika Panjang ikatan C–O (tidak ada hidrogen yang terikat pada oksigen) adalah 124 pm dan panjang ikatan C–O (dengan hidrogen yang menempel pada oksigen) adalah 131 pm. Diskusikan apakah ini sesuai atau tidak dengan jawaban Anda untuk bagian i!

C. Penutup



1. Rangkuman

Ikatan kovalen terjadi karena dua elektron (satu pasang) digunakan secara bersama oleh dua atom, ketika transfer elektron secara energetik terlalu "mahal". Digunakan secara bersama elektron menurunkan energi potensial atom sehingga mendukung terbentuknya ikatan kovalen. Dalam banyak ikatan kovalen, **dua atau tigapasang elektron** dibagi oleh dua atom. Beberapa atom yang terikat secara kovalen juga memiliki **pasangan elektron bebas**, yaitu pasangan elektronelektron valensi yang tidak terlibat dalam ikatan. Susunan elektron ikatan dan pasangan elektron bebas dalam molekul diwakili oleh struktur Lewis.

Energi ikatan (energi yang dibutuhkan untuk memisahkan ikatan atom) dan **panjang ikatan** (jarak antara inti atom atom yang dihubungkan oleh ikatan) adalah dua besaran yang dapat diukur secara eksperimen. Besaran ini dapat dikaitkan dengan jumlah pasangan elektron dalam ikatan. Untuk ikatan antar atom unsur yang sama, energi ikatan meningkat dan meningkatnya orde ikatan dan menurunnya panjang ikatan.

Elektronegativitas adalah ukuran kemampuan atom untuk menarik elektron dalam ikatan kimia. Ketika atom dari elektronegatifitas berbeda terbentuk ikatan kovalen polar. Ketika kedua atom memiliki elektronegatifitas yang sama, ikatannya adalah nonpolar. Tingkat polaritas dari ikatan tergantung pada perbedaan keelektronegatifan antara dua atom terikat. Ketika perbedaan keelektronegatifan sangat besar dihasilkan ikatan ion yang besar.

Ikatan Kovalen Koordinat yaitu ikatan kovalen yang pasangan elektronnya berasal dari salah satu dari dua atom yang terikat. Panah digunakan untuk menunjukkan pasangan elektron yang disumbangkan. Resonansi adalah dua atau lebih struktur Lewis yang tidak bisa digambarkan dengan satu jenis struktur saja. Tidak ada struktur resonansi yang bersesuaian dengan molekul nyata, tetapi mereka mendekati perkiraan struktur sebenarnya dari molekul atau ion

Struktur Lewis digunakan untuk menggambarkan pasangan elektron dari atom yang berikatan. Kadang kala dalam membuat struktur Lewis ditemukan beberapa struktur yang mungkin, untuk menentukan struktur mana yang lebih disukai dapat digunakan konsep **muatan formal**. Muatan formal dihitung sebagai perbedaan antara jumlah elektron valensi dari atom yang terisolasi dari unsur dan jumlah elektron yang "milik" atom karena ikatannya dengan atom lain dan elektron valensi yang tidak dibagi. Muatan formal lebih kecil lebih disukai dan muatan formal negatif ada pada atom yang lebih elektronegati lebih disukai.

Model VSEPR untuk memprediksi geometri molekul didasarkan pada asumsi bahwa pasangan elektron kulit valensi saling tolak dan cenderung mencari posisi sejauh mungkin untuk meminimalkan tolakan. Menurut model VSEPR, geometri molekul dapat diprediksi dari domain elektron (ruang tempat elektron berada) jumlah pasangan elektron ikatan (domain ikatan) dan pasangan mandiri (domain mandiri). Pasangan mandiri akan menolak pasangan lain lebih kuat dibanding pasangan ikatan sehingga akan mendistorsi sudut ikatan dari geometri yang ideal.

Ada dua penjelasan mekanika kuantum untuk pembentukan ikatan kovalen: VBT dan MOT (pada modul ini hanya akan dibahas teori VBT saja). Dalam teori ikatan valensi, hibridisasi orbital atom dibentuk oleh kombinasi dan penataan ulang orbital dari atom yang sama. Orbital hibrida semuanya memiliki energi dan kerapatan elektron yang sama, dan jumlah orbital hibrida sama dengan jumlah orbital atom murni yang bergabung. Perluasan *Valence-shell* dapat dijelaskan dengan asumsi hibridisasi orbital s, p, dan d. Dalam hibridisasi sp, dua orbital hibrida terletak pada satu garis lurus; dalam sp² hibridisasi, ketiga orbital hibrida diarahkan ke sudut-sudut segitiga sama sisi; dalam sp³ hibridisasi, keempat orbital hibrida diarahkan ke sudut tetrahedron; dalam sp³d hibridisasi, lima orbital hibrida diarahkan ke sudut-sudut trigonal bipiramid; dalam sp³d² hibridisasi, keenam orbital hibrida diarahkan ke sudut-sudut sebuah segi delapan oktahedral



2. Tes Formatif

Sebelum Anda pindah pada KB3 silahkan kerjakan tes formatif berikut ini.

Petunjuk: Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat dari soal soal berikut ini.

Bacaan untuk soal no 1

Dalam sebuah atom terdiri dari inti dan elektron-elektron yang bergerak mengelilingi inti melalui lintasan masing-masingnya. Elektron yang mengelilingi inti disebut awan elektron. Awan elektron bermuatan negatif dan inti bermuatan positif. Suatu atom dapat membentuk ikatan dengan atom lainnya disebabkan karena: 1) Suatu atom dapat bergabung dengan atom lain dengan cara serah terima elektron bersama. Biasanya dapat dibuktikan dengan menggunakan struktur Lewis dari atom tersebut. Contohnya, F_2 , C_2H_4 , dan N_2 . 2) ikatan dapat terjadi jika suatu atom hidrogen bergabung dengan atom yang lebih elektronegatif. Contoh : H dengan N, H dengan O. 3) ikatan dapat terjadi antara ion positif dengan ion negatif, disebabkan karena partikel muatan berlawanan saling tarik menarik. Contoh : $MgCl_2$ 4) ikatan ini terjadi antara atom-atom logam, sehingga atom-atom logam menjadi kuat, contoh Cu, Zn, Al; 5) Ikatan yang terjadi karena *sharing* elektron pada kulit valensi dengan atom lain merupakan jenis ikatan kovalen, contoh HCl, HNO_3 , NH_4^+

1) Dari pernyataan pernyataan di atas yang kurang tepat adalah

- A. 1
- B. 2
- C. 3
- D. 4
- E. 5

Bacaan untuk soal no 2

Guru kelas X memberikan kuis terkait tentang contoh ikatan kovalen beserta geometri molekulnya. Amir menjawab NH_3 , dengan geometri molekul berbentuk

V; Santi menjawab I_3^- , dengan geometri molekul linier; Hafiz menjawab NH_4^+ , dengan geometri molekul segi empat planar; Mira menjawab SF_6 , dengan geometri molekul trigonal bipiramida; Aulia menjawab ICl_4^- , dengan geometri molekul segiempat planar

- 2) Dari semua jawaban siswa kelas X tersebut jawaban yang benar dikemukakan oleh
- A. Amir dan Santi
 - B. Mira dan Amir
 - C. Santi dan Aulia
 - D. Hafiz dan Mira
 - E. Aulia dan Hafiz

Pernyataan untuk soal no 3

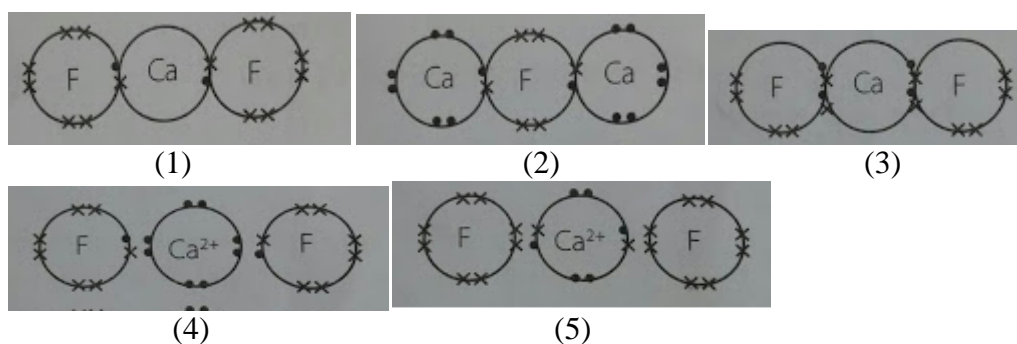
Berikut adalah senyawa kovalen:

- 1) NO dan HBr
 - 2) N_2O_5 dan SF_6
 - 3) SO_3 dan HCl
 - 4) H_2O dan PCl_5
 - 5) HBr dan SF_4
- 3) Jenis kovalen berdasarkan kepolarannya terbagi dua yaitu kovalen polar dan nonpolar, yang termasuk pasangan senyawa kovalen polar dan nonpolar pada pernyataan di atas adalah
- A. 1) dan 3)
 - B. 1) dan 2)
 - C. 2) dan 4)
 - D. 3) dan 4)
 - E. 2) dan 5)
- 4) Jika unsur P dan Q membentuk senyawa PQ, Diketahui harga bilangan kuantum elektron terakhir P adalah $n=1; l=0; m=0$ dan $s=+\frac{1}{2}$ sedangkan harga bilangan kuantum terakhir Q adalah $n=3; l=1; m=0$ dan $s=-\frac{1}{2}$.

Berdasarkan informasi ini maka ikatan yang terbentuk dari P dan Q adalah

- A. Ikatan ion
- B. Ikatan kovalen polar
- C. Ikatan kovalen nonpolar
- D. Ikatan logam
- E. Ikatan kovalen rangkap dua

5) Berikut ini merupakan beberapa struktur Lewis pada kalsium fluoride



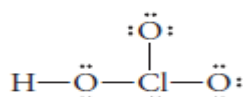
Dari lima bentuk struktur kalsium fluoride di atas yang sesuai dengan aturan penulisan struktur Lewis adalah

- A. 1
 - B. 2
 - C. 3
 - D. 4
 - E. 5
- 6) Berikut adalah molekul yang akan membentuk ikatan kovalen dan ion, dalam tandakurung merupakan harga keelektronegatifan atom tersebut
1. Sr (1.0) dan F (4.0)
 2. N (3.0) dan Cl (3.0)
 3. N(3.0) dan O (3.5)

Jenis ikatan secara berurutan (kovalen murni, kovalen polar dan ionik) jika dilihat dari perbedaan nilai keelektronegatifannya adalah

- A. Ikatan ion, ikatan kovalen polar dan ikatan kovalen
- B. Ikatan ion, ikatan kovalen dan ikatan kovalen polar
- C. Ikatan kovalen, ikatan kovalen polar dan ikatan ion
- D. Ikatan kovalen, ikatan ion dan ikatan kovalen polar
- E. Ikatan kovalen polar, ikatan kovalen dan ikatan ion

7) Berikut merupakan struktur Lewis dari molekul asam klorat (HClO_3)



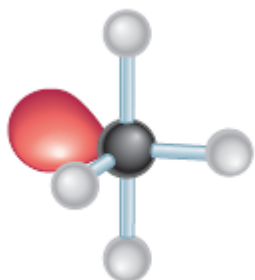
Jumlah elektron valensi dari senyawa di atas adalah

- A. 22
 - B. 24
 - C. 26
 - D. 28
 - E. 30
- 8) Xenon merupakan salah satu gas mulia, dan umumnya cukup reaktif. Pada prinsipnya semua gas mulia sama sekali tidak dapat membentuk senyawa. Namun ada hal yang mengejutkan karena ditemukan beberapa senyawa dapat dibuat dari xenon, salah satunya xenon difluorida. Geometri dari senyawa tersebut adalah
- A. Tetrahedral
 - B. Oktahedral
 - C. Trigonalpiramida
 - D. Linear
 - E. Segitiga planar
- 9) Berdasarkan data berikut, bentuk molekul yang sesuai untuk senyawa no. 2 adalah

No.	Jenis molekul	hibridisasi
1	AX_2	sp
2	AX_2	Sp^3
3	AX_3	sp^2
4	AX_4	sp^3d^2

- A. Bengkok
- B. Linier
- C. Segitiga planar
- D. Tetrahedral
- E. Segitiga piramida

10 Diantara spesi berikut yang memiliki geometri seperti gambar di bawah ini adalah



- A. IO_4^-
- B. ICl_4^-
- C. $SnCl_4$
- D. BrF_4^+
- E. SF_4

**Daftar Pustaka**

- Brown T. L., J. R Lemay, H. E., Bursten B. E., Murphy C. J., Woodward P.T., 2012, *Chemistry The Central Science*, 12th Edition, New York: Prentice Hall Pearson
- Chang, R., 2010. *Chemistry*, 10th Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Jespersen, N. D., Brady, J. E. and Hyslop, A., 2012. *Chemistry the Molecular Nature of Matter*, 6th edition. New York: John Wiley and Sons, Inc.
- McMurry F., 2003, *Chemistry*, 4th Edition. New York: John Wiley and Sons, Inc
- Silberberg, M. S. 2010. *Principles of General Chemistry*, 2th Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Tro, N. J. 2011. *Introductory Chemistr*, 4th Edition. United States of America: Pearson Education, Inc., publishing as Pearson Prentice Hall

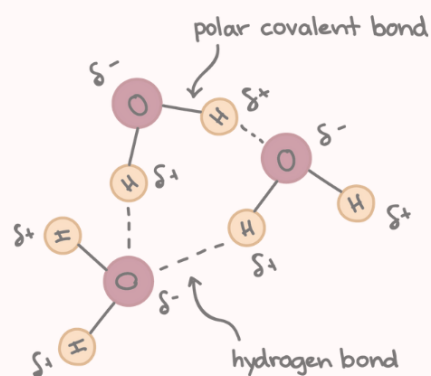


No Kode: DAR2/Profesional/187/2/2019

MODUL 2
IKATAN KIMIA
KEGIATAN BELAJAR 3

GAYA ANTAR MOLEKUL

Dr. Andromeda, M.Si.
Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si.
Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si.
Dra. Iryani, M.S.
Dr. Mawardi, M.Si.
Hesty Parbuntari, S.Pd., M.Sc.



KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN

2019

KEGIATAN BELAJAR 3 GAYA ANTAR MOLEKUL

A. Pendahuluan



1. Deskripsi Singkat

Gaya tarik diantara molekul molekul disebut **gaya antarmolekul** (*intermolecular forces*), yang menyebabkan perilaku gas non-ideal seperti mempunyai volume dan bentuk sesuai dengan wadahnya; mudah dimampatkan; bercampur dengan segera dan merata; dan memiliki kerapatan yang jauh lebih rendah dibandingkan cairan dan padatan. Gaya ini juga menentukan keberadaan cairan dan padatan. Ketika suhu gas turun, molekul-molekulnya tidak lagi memiliki cukup energi untuk memisahkan diri dari tarikan antar molekulnya. Pada keadaan ini gaya tarik molekul-molekul akan lebih tinggi sehingga molekul-molekul akan mengelompok membentuk tetesan cairan. Jika suhu diturunkan terus menerus, maka energi kinetik materi semakin turun, jarak antar molekul semakin dekat tarikan antar molekul sangat kuat sehingga membentuk padatan.

Berbeda dengan gaya antarmolekul, **gaya intramolekul** (*intramolecular forces*) mengikat atom atom dalam molekul (ikatan kimia) yang sudah kita bahas pada KB1 dan KB2. Gaya **intramolekul** menstabilkan molekul, berhubungan dengan sifat kimia materi, sedangkan gaya **antarmolekul** berhubungan dengan sifat fisika materi seperti titik didih dan titik leleh.

Untuk memahami sifat-sifat materi terkondensasi (cairan dan padatan). kita harus memahami berbagai jenis gaya antar molekul yang disebut **gaya vander Waals** (gaya *dipol-dipol*; gaya *dipol-dipol terinduksi*; gaya *dispersi* atau gaya *London*). Suatu ion dan dipol juga bisa saling tarik-menarik dengan gaya *elektrostatik* yang disebut gaya *ion-dipol*. **Ikatan hidrogen** merupakan gaya antar molekul antara *dipol-dipol* yang cukup kuat.

Pada Modul 2 Kegiatan Belajar 3 (M2KB3) ini diharapkan Anda dapat menganalisis perbedaan gaya antarmolekul dan menganalisis sifat zat berdasarkan gaya antar molekul



2. Relevansi

Pada KB2 kita sudah mendiskusikan tentang ikatan kovalen, geometri molekul, serta hubungan geometri dengan sifat sifatnya. Ikatan kimia yang mengikat atom satu sama lain dalam molekul disebut *intramolekul*. Ikatan yang terjadi antar molekul disebut gaya *antarmolekul*. Pada KB3 kita akan membahas tentang gaya antar molekul dan hubungannya dengan sifat sifat zat.

Relevansi mempelajari materi pada KB3 ini sering ditemukan pada kehidupan kita sehari-hari. Air yang merupakan zat penting dalam kehidupan kita, berwujud cair pada suhu ruang, mempunyai titik didih yang tinggi, serta dapat melarutkan berbagai zat. Berbagai molekul biologis (protein, DNA) pada makhluk hidup. Sifat-sifat zat ini sangat berhubungan dengan gaya antar molekul. Ada tiga jenis utama gaya antarmolekul: **gaya dispersi**: gaya dispersi terjadi antara atom atau molekul non polar, yang disebabkan fluktuasi distribusi elektron sementara. Kekuatan gaya dispersi meningkat dengan meningkatnya massa molar. **Gaya dipol-dipol**, terjadi antar molekul yang bersifat polar. Karena itu, molekul polar memiliki titik leleh dan titik didih yang lebih tinggi dari molekul nonpolar pada massa molar yang sama. **Ikatan hidrogen**, ada antara molekul yang memiliki atom H terikat langsung ke atom yang sangat elektronegatif (F, O, atau N). Ketiga gaya antar molekul dalam suatu zat menentukan banyak dari sifat-sifat zat. Semakin kuat gaya antarmolekul, misalnya, semakin besar titik leleh dan titik didih zat. Selain itu, ketidakmampuan cairan untuk bercampur, tergantung pada jenis relatif gaya antarmolekul pada zat tersebut. Secara umum, cairan polar dapat bercampur dengan cairan polar lainnya, tetapi tidak dengan cairan nonpolar. Ikatan hidrogen penting dalam banyak molekul biologis seperti pada molekul air, protein dan DNA.

3. Petunjuk Belajar

Dalam mempelajari modul ini Anda diharapkan mengikuti langkah-langkah pembelajaran sebagai berikut ini.

- Pahamilah capaian pembelajaran, pokok pokok materi dan uraian materi pada setiap KB!
- Untuk lebih memahami materi pembelajaran, bukalah semua jenis media dan *link* media pembelajaran yang ada untuk setiap KB!
- Untuk memudahkan Anda mengingat kembali uraian materi, maka bacalah rangkuman pada KB ini!
- Kerjakanlah tes formatif yang terdapat pada KB ini untuk menguji apakah Anda sudah sampai ke tujuan pembelajaran!
- Ikutilah forum diskusi dengan sungguh-sungguh karena aktivitas Anda dalam berdiskusi akan dinilai oleh instruktur!
- Jawaban Anda bisa dicek pada kunci jawaban (kunci jawaban dapat dilihat pada akhir KB 4 modul ini).
- Apabila Anda telah memperoleh nilai di atas 80, silahkan lanjut dengan kegiatan belajar 4 (M2KB4)! Jika belum mencapai 80, pelajari kembali kegiatan sebelumnya! Point untuk masing-masing nilai tugas dan tes akhir sudah ada pada naskah soal. Begitu selanjutnya untuk kegiatan 4. Nilai akhir kegiatan belajar untuk modul ini ditentukan oleh rata-rata nilai setiap kegiatan

$$NA \text{ kegiatan} = \frac{KB \ 1 + KB \ 2 + KB3 + KB4}{4}$$

B. Inti

1. Capaian Pembelajaran

CP Modul: Mampu menganalisis sifat senyawa berdasarkan struktur molekulnya

CP KB3 : Setelah mempelajari modul ini, Anda diharapkan dapat:

- menganalisis perbedaan gaya antar molekul

- b. menganalisis sifat zat berdasarkan gaya antar molekul



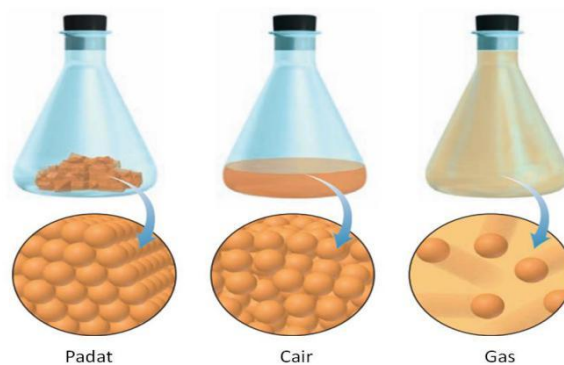
2. Pokok-pokok Materi

- Sekilas tentang sifat fisika dan perubahan fasa
- Jenis gaya antar molekul dan hubungannya dengan sifat zat



3. Uraian Materi

Untuk memulai diskusi pada KB3 ini, silahkan perhatikan ilustrasi tiga keadaan fisik materi padat, cair dan gas, yang ada pada Gambar 49.



Gambar 49. Tiga keadaan fisik materi dalam pengaturan skala atom dari partikel-partikelnya (Silberberg, 2010: 5)

Dari Gambar 49 dapatkah Anda membedakan ketiga wujud materi di atas?. Apakah yang menyebabkan partikel partikel padatan berada berdekatan sedang dalam gas berjauhan?

Untuk menjawab pertanyaan di atas mari kita ikuti penjelasan berikut ini!

1) Sekilas tentang sifat fisika dan perubahan fasa

Semua masalah di alam dan disekitar kita terjadi dalam tiga fisik materi (padat, cair dan gas). Keadaan fisik adalah satu jenis fase, misalnya air dalam gelas merupakan fase tunggal. Tambahkan es dan Anda memiliki dua fase; atau, jika ada gelembung udara dalam es, Anda memiliki tiga fase.

Ada perbedaan antara gas, cairan, dan padatan yang langsung terlihat dan akrab bagi semua orang. Misalnya, gas apa pun akan mengembang untuk mengisi volume apa pun yang tersedia, namun, cairan dan padatan mempertahankan volume konstan ketika dipindahkan dari satu wadah ke wadah lain. Zat padat, seperti es batu, juga mempertahankan bentuknya, tetapi cairan seperti minuman soda sesuai dengan bentuk botol atau apungelas yang kita taruh. Sifat lain dari gas yang telah Anda pelajari adalah mudah dikompresi. Pada sisi lain larutan dan padatan, hampir tidak dapat dimampatkan, yang berarti volumenya berubah sangat sedikit ketika mereka mengalami tekanan tinggi. Sifat seperti ini dapat kita pahami dalam hal cara partikel didistribusikan di tiga keadaan materi, yang dirangkum dalam Tabel 5.

Tabel 5. Ciri Khas Gas, Cairan dan Padatan

Wujud Materi	Volume/ bentuk	Kerapatan	Ketermampatan	Gerak Molekul
Gas 	Mengambil volume dan bentuk wadahnya	Rendah	Sangat termampatkan	Sangat bebas bergerak
Cairan 	Memiliki volume tertentu tetapi mengambil bentuk wadahnya	Tinggi	Sedikit termampatkan	Meluncur satu terhadap yang lain dengan bebas
Padatan 	Memiliki volume dan bentuk tertentu	Tinggi	Hampir tidak termampatkan	Bergetar di tempat tertentu

(Jespersen, *et al.*, 2012: 529)

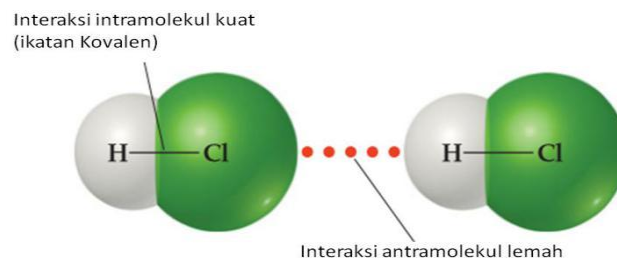
Dalam ketiga fase, gaya elektrostatis di antara partikel, disebut gaya antar partikel atau, lebih umum, disebut **gaya antarmolekul**. Gaya antar molekul merupakan gaya tarik di antara molekul-molekul. Gaya ini juga menentukan keberadaan materi gas, cairan dan padatan. Ketika suhu gas turun, energi kinetik

rata-rata molekulnya turun, akhirnya, pada suhu yang sangat rendah, molekul-molekul ini tidak lagi memiliki cukup energi untuk memisahkan diri dari tarikan molekul lainnya. Pada titik ini, molekul-molekul mengelompokkan untuk membentuk tetes-tetes cairan yang kecil. Fenomena perubahan dari wujud gas menjadi cair dikenal sebagai pengembunan. Cairan dan padatan disebut kondensasi (atau keadaan terkondensasi) karena partikel mereka sangat berdekatan. Gaya antarmolekul memiliki efek yang relatif kecil dalam gas karena partikelnya terpisah jauh, tetapi kekuatan ini memiliki efek besar dalam cairan dan padatan.

Bayangkan diri Anda berada di antara partikel-partikel zat molekul padat, dan Anda akan menemukan dua jenis gaya elektrostatik yang bekerja disana.

- Gaya intramolekul** (gaya ikatan) ada di dalam setiap molekul dan memengaruhi sifat kimia zat tersebut
- Gaya antarmolekul** (gaya non-ikatan) ada antara molekul dan mempengaruhi sifat fisika zat.

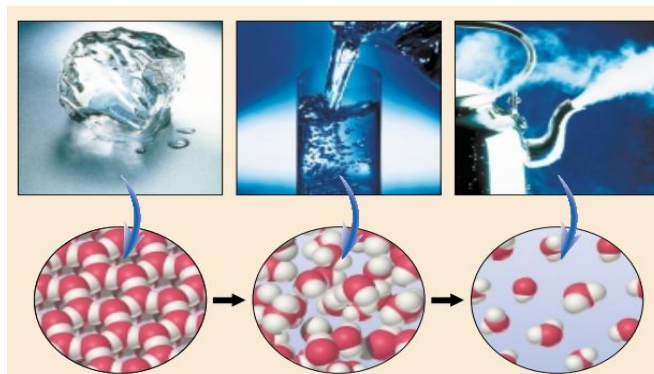
Untuk memudahkan Anda membedakan kedua jenis gaya di atas perhatikan Gambar 50!



Gambar 50. Gaya antarmolekul dan intramolekul pada molekul HCl (Brown, *et al.*, 2012: 428)

Sekarang bayangkan sebuah molekul dari tiga kondisi air, sebagai contoh (perhatikan Gambar 51!), dan fokus hanya pada satu molekul dari masing-masing. Molekul-molekul air terlihat identik, bengkok, dan polar. Faktanya, perilaku kimiawi dari ketiga keadaan itu identik karena molekul-molekulnya disatukan

oleh kekuatan intramolekul (ikatan) yang sama. Namun, perilaku fisiknya sangat berbeda karena kekuatan **gaya antarmolekul** (nonbonding) sangat berbeda

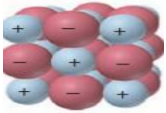




Gambar 51. Tiga fase air padat, cair, dan gas (McMurry, 2003: 324)

Berbeda dengan gaya antarmolekul, **gaya intermolekul** merupakan gaya yang mengikat atom-atom dalam molekul. Gaya intermolekul menstabilkan molekul masing-masing, sedangkan gaya antar molekul dapat menyebabkan sifat-sifat materi dalam jumlah besar (misalnya, titik leleh dan titik didih). Gaya antarmolekul jauh lebih lemah dari pada gaya intermolekul. Karenanya energi yang diperlukan untuk menguapkan cairan jauh lebih kecil dari pada memutuskan ikatan dalam molekul cairan.



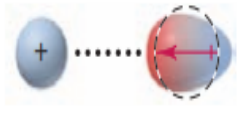


Untuk memahami sifat-sifat cairan dan padatan ini, kita dapat mempelajarinya dari berbagai jenis gaya antarmolekul, yaitu: **gaya van der Waals** (gaya *dipol-dipol*, *gaya dipole-dipol terinduksi*, *gaya ion-dipole terinduksi*, *gaya disperse* atau gaya *London*), *gaya ion-dipol*, dan *ikatan hidrogen* (interaksi dipol-dipol yang cukup kuat), karena hanya sedikit unsur terlibat dalam pembentukan ikatan hidrogen, maka gaya ini dimasukkan dalam kelompok terpisah. Untuk memudahkan kita membedakan gaya antar molekul dan ikatan kimia maka mari perhatikan Tabel 6 dan Tabel 7!.

Tabel 6. Perbandingan Jenis Ikatan Kimia (gaya intermolekul)

Gaya Ikatan	Model	Jenis Interaksi	Energi/ kJ/mol	Contoh
Ion		Cation-anion	400-4000	NaCl
Kovalen		Inti-pasangan e ⁻ yang digunakan bersama	150-1100	H-H
Logam		Electron-elektron terdelokalisasi	75-1000	Fe

(Silberberg, 2010: 369)

Tabel 7. Perbandingan Jenis Gaya Antarmolekul (non ikatan)

Gaya antarmolekul	Model	Jenis Interaksi	Energi/ kJ/mol	Contoh
Ion-dipol		Muatan ion-muatan dipol	40-600	$\text{Na}^+ \cdots \text{O} \begin{matrix} \text{H} \\ \text{H} \end{matrix}$
Ikatan Hidrogen	$\delta^- \delta^+ \delta^-$ -A-H \cdots :B-	Muatan polar pada H-muatan dipol (elektronegatifitas tinggi N, O, F)	10-40	$\begin{matrix} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{-H}\cdots\text{:}\ddot{\text{O}}\text{-H} \\ \qquad \\ \text{H} \qquad \text{H} \end{matrix}$
Dipol-dipol		Elektron-elektron terlokalisasi	5-25	$\text{H-Cl}\cdots\text{H-Cl}$
Ion-dipol terinduksi		Ion-awan e ⁻ terpolarisasi	3-15	$\text{Fe}^{2+} \cdots \text{O}_2$
Dipol-dipol terinduksi		Dipol-awan e ⁻ terpolarisasi	2-10	$\text{H-Cl}\cdots\text{Cl-Cl}$
Dispersi (London)		Awan e ⁻ terpolarisasi-awan e ⁻ terpolarisasi	0,05-40	$\text{F-F}\cdots\text{F-F}$

(Silberberg, 2010: 369)

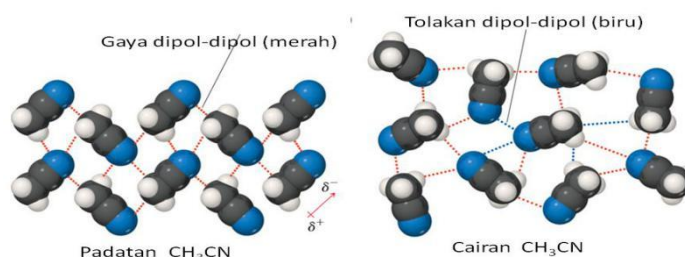
Pada umumnya molekul polar mempunyai titik didih yang lebih tinggi dibandingkan molekul non polar, meskipun molekul tersebut mempunyai rumus molekul yang sama dan mempunyai massa molekul relatif sama. Pentana mempunyai titik didih lebih tinggi dari neo propana, meski punya rumus molekul yang sama. Propana mempunyai titik didih lebih tinggi dari asetaldehid, meskipun massa molekulnya relatif sama, H₂O mempunyai titik didih yang lebih tinggi dari H₂S meskipun H₂S mempunyai massa molekul yang lebih besar. Dapatkah Anda menjelaskan fenomena ini?

Untuk menjawab fenomena di atas Anda dapat mempelajari beberapa gaya antarmolekul dan hubungannya dengan sifat fisika zat berikut ini.

2) Jenis gaya antar molekul dan hubungannya dengan sifat zat

a) Gaya dipol-dipol

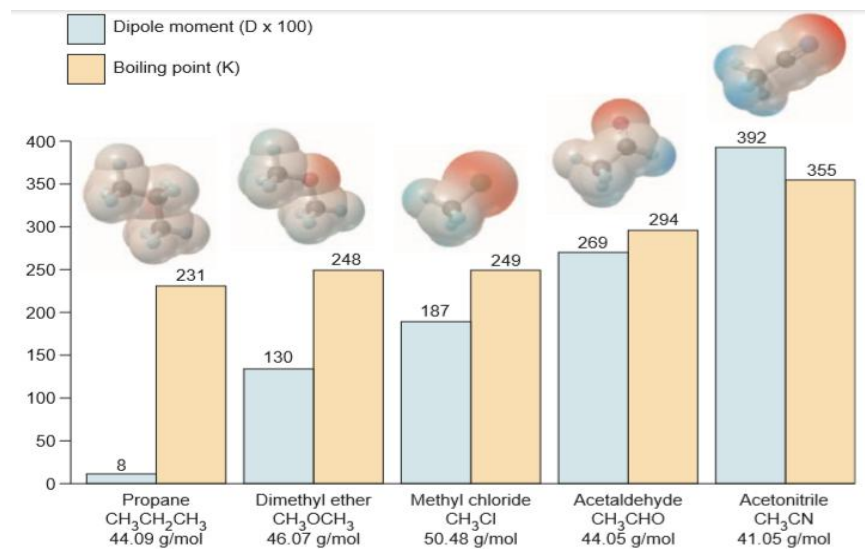
Gaya dipol-dipol merupakan gaya yang bekerja antara molekul-molekul polar, yaitu antara molekul-molekul yang memiliki momen dipol. Gaya-gaya ini berasal dari gaya tarik elektrostatik antara ujung positif parsial dari satu molekul dan muatan negatif parsial dari molekul tetangga. Tolakan juga dapat terjadi ketika ujung positif (atau negatif) dari dua molekul berdekatan (perhatikan Gambar 52!). Gaya dipol-dipol hanya efektif jika molekul sangat berdekatan. Kekuatan gayanya bergantung pada momen dipol. Makin besar momen dipolnya, makin kuat gayanya.



Gambar 52. Interaksi dipol-dipol. (a) Interaksi dipol-dipol dalam CH₃CN kristal dan (b) CH₃CN cair (Brown, et al. 2012: 430)

Gambar 52 dalam keadaan padatan, molekul CH_3CN berkumpul bersama, molekul-molekul disusun dengan ujung nitrogen bermuatan negatif dari masing-masing molekul dekat dengan ujung-ujung CH_3 bermuatan positif tetangganya. Dalam cairan, molekul-molekul bebas bergerak satu sama lain, dan susunannya menjadi lebih tidak teratur. Ini berarti bahwa, pada suatu saat tertentu, terjadi interaksi dipol-dipol yang menarik dan menolak. Namun, molekul yang saling menarik menghabiskan lebih banyak waktu di dekat satu sama lain daripada melakukan saling tolak. Efek keseluruhannya adalah daya tarik bersih yang cukup kuat untuk menjaga molekul-molekul dalam cairan CH_3CN tidak bergerak terpisah untuk membentuk gas

Untuk melihat pengaruh gaya dipol-dipol terhadap sifat fisika zat, kita membandingkan titik didih dua senyawa dengan massa molekul yang relatif sama: asetonitril (CH_3CN , berat molekul 41,05 g/mol, titik didih 355 K) dan propana ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$, massa molekul 44,09 g/mol, titik didih 231 K) (Silberberg, 2010). Perhatikan Gambar 53!, beberapa molekul dengan berat molekul yang relatif sama namun mempunyai titik didih yang berbeda.

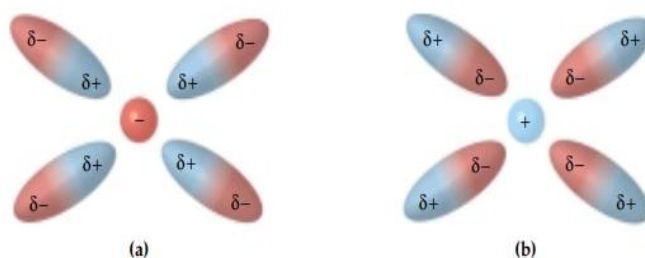


Gambar 53. Berat molekul, momen dipol, dan titik didih beberapa zat organik sederhana (Silberberg, 2010: 370)

Gambar 53 mencantumkan beberapa zat dengan massa molekul yang relatif sama, tetapi berbedamomen dipol. Tidak mengherankan, kekuatan interaksi dipol-dipol yang diberikan tergantungpada ukuran momen dipol yang terlibat. Substansi yang lebih polar, semakinbesar kekuatan interaksi dipol-dipolnya. Propana, misalnya, adalah molekul nonpolar dengan massa molekul 44 g/mol dan titik didih 231K sedangkan dimetil eter memiliki massa molekul relatif sama namun mendidih pada 248K lebih tinggi karena dimetil eter merupakan molekul polar. Semakin tinggi momen dipol, semakin kuat gaya antarmolekul, dan semakin besar jumlah panas yang harus ditambahkan untuk mengatasi kekuatan tersebut. Dengan demikian, zat dengan momen dipol tinggi umumnya memilikitik titik didih yang lebih tinggi.

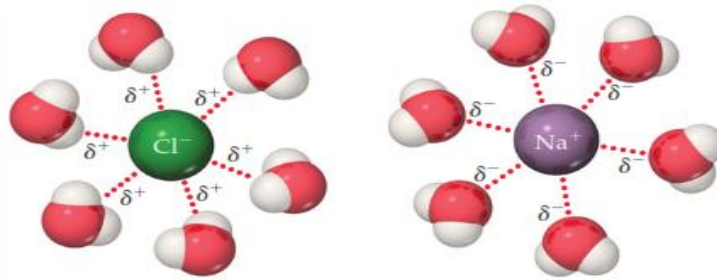
b) Gaya ion-dipol

Gaya ion-dipol adalah hasil interaksi elektrostatis antara ion (bisa kation atau anion) dan muatan parsial pada suatu molekul polar. Perhatikan Gambar 54!



Gambar 54. Dua jenis interaksi ion-dipol (a) ujung molekul polar dekat dengan anion (b) ujung negatif dari dipol dekat kation (Silberberg, 2010: 386)

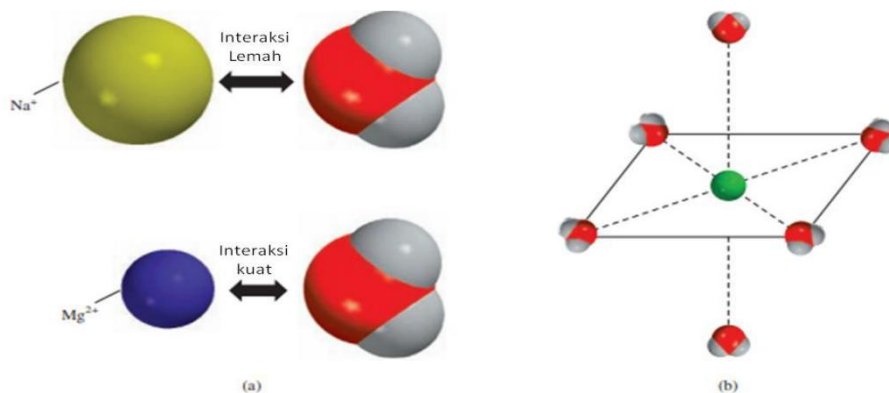
Bila senyawa ionik seperti NaCl dilarutkan dalam air, molekul-molekul air bertindak sebagai isolator listrik yang mempertahankan ion-ion saling berjauhan. Perhatikan Gambar 55!



Gambar 55. Kekuatan ion-dipol ada antara Na^+ dan ujung negatif dari molekul H_2O dan antara Cl^- dan ujung positif molekul H_2O (Brown, *et al.*, 2012: 434)

Kekuatan interaksi ini bergantung pada muatan dan ukuran ion, besarnya momen dipol dan ukuran molekul. Muatan kationnya umumnya lebih terpusat, karena kation biasanya lebih kecil dari pada anion. Jadi, untuk muatan yang sama, kation berinteraksi lebih kuat dari pada anion.

Salah satu contoh interaksi ion-dipol adalah dalam larutan Na^+ dalam air dan Mg^{2+} dalam air. Dimana ion-ion Na^+ dan Mg^{2+} dikelilingi oleh molekul air, yang memiliki momen dipol besar (1,87 D). Ion Mg^{2+} memiliki muatan yang lebih tinggi dibandingkan Na^+ dengan jari-jari ion masing-masing (78 pm dan 98 pm). Dengan demikian Mg^{2+} memiliki interaksi kuat dengan air (Chang, 2010). Perhatikan Gambar 56!



Gambar 56. (a) Interaksi molekul air dengan ion Na^+ dan Mg^{2+} ; (b) dalam larutan air ion logam dikelilingi 6 molekul air dengan struktur oktahedral (Chang, 2010: 402)

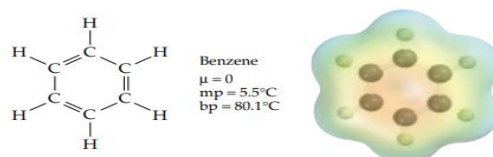
Disisi lain, karbon tetraklorida (CCl_4) adalah molekul nonpolar, dan karena itu tidak memiliki kemampuan untuk terlibat dalam interaksi ion-dipol. Demonstrasi ion dipol dapat kita praktekan dengan air dalam buret dialirkan dalam gelas kimia serta batang ebonit yang bermuatan (baik bermuatan positif maupun bermuatan negatif) digosok dengan rambut kemudian didekatkan dengan air maka air akan berbelok ke batang ebonit yang bermuatan tersebut.

Untuk lebih jelasnya Anda dapat melihat dari video pada *link* berikut <https://www.youtube.com/watch?v=k4AdJ2PSIco>

c) Gaya dispersi

Sebelumnya sudah Anda pahami adanya interaksi antar molekul bermuatan. Penyebab gaya antarmolekul antara partikel bermuatan dan polar mudah dimengerti, tetapi sulit dipahami bagaimana kekuatan seperti itu muncul di antara molekul nonpolar atau atom individu dari gas mulia.

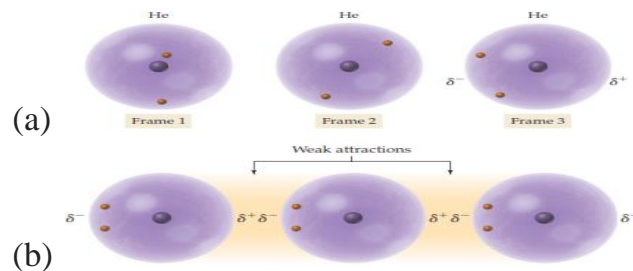
Benzena misalnya (Gambar 57), memiliki momen dipol nol dan karenanya tidak mengalami gaya dipol-dipol. Namun, pasti ada beberapa gaya antarmolekul yang ada di antara molekul-molekul benzena karena zat tersebut adalah cairan bukan gas pada suhu kamar, dengan titik leleh $5,5^\circ \text{C}$ dan titik didih $80,1^\circ \text{C}$ (McMurry, 2003)



Gambar 57. Struktur benzena dan data titik didih, titik leleh (McMurry, 2003: 388)

Interaksi menarik apa yang terjadi pada zat nonpolar. Dapatkah Anda menjelaskannya?

Untuk mempelajari jawaban pertanyaan di atas mari kita perhatikan Gambar 58!



Gambar 58. (a) Distribusi fluktuasi acak elektron suatu atom helium membentuk dipol instan (dipol sesaat); (b) Dipol sesaat atom helium menginduksi seketika dipol pada atom tetangga (Tro, 2011: 525-426)

Pada 1930, Fritz London, seorang ahli fisika Jerman, menjelaskan caranya partikel dalam zat nonpolar dapat mengalami tarikan antar molekul. Dia mencatat bahwa dalam atom atau molekul apapun elektron terus bergerak. Jika kita bisa memeriksa gerakan dalam dua partikel tetangga, kita akan menemukan bahwa pergerakan elektron yang satu mempengaruhi pergerakan elektron yang lain. Karena elektron saling tolak, ketika elektron dari satu partikel mendekati partikel lainnya, elektron pada partikel kedua didorong menjauh. Ini terjadi terus menerus sebagai elektron bergerak di sekitar, sehingga sampai batas tertentu, kerapatan elektron di kedua partikel tidak merata kembali dan seterusnya terjadi secara sinkron (Jespersen, *et al.*, 2012).

Sebagai contoh, perhatikan Gambar 58. Pada Gambar 58(a) digambarkan posisi dua elektron dari atom helium. Dalam satu *frame* elektron tidak diatur secara simetris di sekitar inti. Pada *frame* 3, misalnya, dua elektron helium ada di sisi kiri atom helium. Sisi kiri kemudian memperoleh muatan yang sedikit negatif (δ^-). Sisi kanan atom, yang jauh dari elektron, memperoleh muatan yang sedikit positif (δ^+)

Pemisahan muatan sekilas ini disebut dipol instan (atau dipol sesaat). Dipol sesaat pada satu atom helium menginduksi sesaat dipol pada atom

tetangganya karena ujung positif dipol sesaat menarik elektron dalam atom-atom tetangga (Gambar 58b)). Ketika atom-atom yang berdekatan menarik satu sama lain, ujung positif dari dipol sesaat menarik ujung negatif dari ujung lainnya. Dipol yang dihasilkan dalam atom (atau molekul) ini disebut juga **dipol terinduksi** (Chang, 2010). Dipol ini bersifat sesaat tetapi terus-menerus muncul dan menghilang mengikuti fluktuasi awan elektron.

Atraksi dipol-dipol sesaat yang baru saja kita bahas disebut atraksi dipol terinduksi sesaat. Atraksi ini juga disebut *gaya dispersi London* (atau hanya *gaya London* atau *gaya dispersi*). Kekuatan gaya dispersi ada di antara semua molekul dan ion. Meskipun mereka adalah satu-satunya jenis tarikan yang mungkin antara molekul nonpolar, gaya dispersi umumnya kecil dalam kisaran 1-10 kJ/mol, besaran persisnya tergantung pada mudahnya awan elektron dapat terdistorsi oleh medan listrik didekatnya, keadaan yang disebut **keterpolaran** (McMurry, 2003)

Keterpolaran (*polarizability*) adalah kemudahan terganggunya distribusi elektron dalam suatu atom atau molekul (Chang, 2010). Pada umumnya, semakin banyak jumlah elektron dan semakin menyebar awan elektron dalam volume yang cukup besar pada suatu atom atau molekul, akan semakin besar keterpolarannya, karena elektron-elektron tersebut tidak terikat kuat oleh inti.

Keterpolaran memungkinkan gas-gas yang mengandung atom atau molekul nonpolar (misalnya He dan N₂) untuk mengembun. Seperti pada Contoh atom helium di atas, elektron-elektron bergerak pada jarak tertentu dari inti. Pada saat tertentu mungkin saja atom He memiliki momen dipol sesaat yang dihasilkan oleh letak tertentu elektron-elektron tersebut. Interaksi semacam ini menghasilkan tarik-menarik antara atom-atom He. Pada suhu yang sangat rendah dan laju gerak atom yang turun, menyebabkan gas helium untuk mengembun.

Dengan cara yang sama, sudah dapatkah Anda menjelaskan kenapa benzenayang memiliki momen dipol nol (tidak mengalami gaya dipol-dipol) merupakan cairan bukan gas pada suhu kamar, dengan titik leleh 5,5 ° C dan titik didih 80,1 ° C (seperti yang diilustrasikan pada Gambar 57)

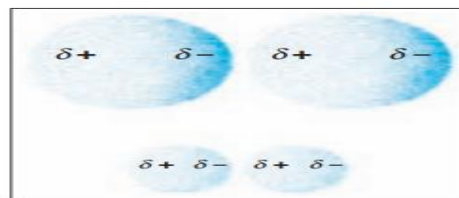
Kekuatan Gaya Dispersi

Besarnya gaya dispersi dipengaruhi oleh beberapa faktor, antara lain polarisasi awan elektron (ukuran atom atau molekul), jumlah atom dalam molekul, dan bentuk molekul. Kita dapat menggunakan titik didih untuk membandingkan kekuatan gaya dispersi. Perhatikan Tabel 8

Tabel 8. Titik didih dari Halogen dan Gas Mulia

Group 7A	Boiling Point (°C)	Group 8A	Boiling Point (°C)
F ₂	-188.1	He	-268.6
Cl ₂	-34.6	Ne	-245.9
Br ₂	58.8	Ar	-185.7
I ₂	184.4	Kr	-152.3
		Xe	-107.1
		Rn	-61.8

(Jespersen, *et al.*, 2012: 530)



Gambar 59. Ilustrasi pengaruh ukuran molekul pada kekuatan gaya dispersi. Dipol sesaat lebih mudah terjadi pada molekul besar dari pada molekul kecil (Jespersen, *et al.*, 2012: 531)

Polarisasi awan elektron dari suatu partikel, merupakan ukuran dari kemudahan awan elektron terdistorsi, dan dengan demikian merupakan ukuran dari kemudahan terbentuknya dipol sesaat dan dipol terinduksi. Secara umum, ketika volume awan elektron meningkat, polarisasinya juga meningkat karena awan elektron terluar umumnya tidak dipegang erat oleh inti sehingga mudah diganggu menjadi dipol sesaat dan dipol yang diinduksi (perhatikan Gambar 59!). Akibatnya, partikel dengan awan elektron besar

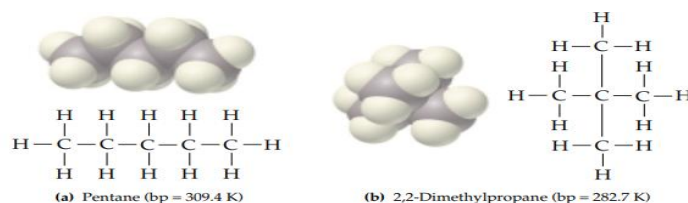
mengalami gaya dispersi yang lebih kuat daripada partikel serupaawan elektron kecil. Efek ukuran dapat dilihat pada Tabel 9, kita membandingkan titik didih halogen atau gas mulia. Saat atom menjadi lebih besar, titik didih meningkat, mencerminkan daya tarik antarmolekul yang semakin kuat (kekuatan dispersi yang lebih kuat)

Tabel 9. Titik Didih Beberapa Hidrokarbon

Molecular Formula	Boiling Point at 1 atm (°C)
CH ₄	-161.5
C ₂ H ₆	-88.6
C ₃ H ₈	-42.1
C ₄ H ₁₀	-0.5
C ₅ H ₁₂	36.1
C ₆ H ₁₄	68.7
⋮	⋮
C ₁₀ H ₂₂	174.1
⋮	⋮
C ₂₂ H ₄₆	327

(Jespersen, *et al.*, 2012: 531)

Faktor kedua yang mempengaruhi kekuatan gaya dispersi adalah jumlah atom dalam molekul. Untuk molekul yang mengandung unsur yang sama, gaya dispersi meningkat dengan bertambahnya jumlah atom, seperti yang diilustrasikan oleh hidrokarbon yang tercantum dalam Tabel 9. Jumlah atom meningkat, partikel mempunyai tempat yang lebih panjang sehingga dipol sesaat semakin mudah terjadi, gaya dispersi akan semakin meningkat. Sekalipun kekuatan tarik-menarik di setiap lokasi hampir sama, total tarik-menarik yang dialami lebih lama pada molekul yang lebih besar



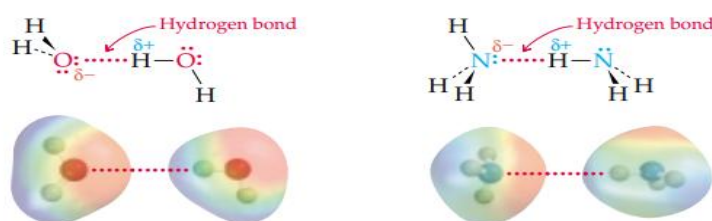
Gambar 60. Bentuk molekul berbeda yang memiliki rumus molekul yang sama, mempunyai titik didih yang berbeda (McMurry, 2003: 389)

Perhatikan Gambar 60!. Gaya dispersi juga dipengaruhi dari bentuk molekul, molekul yang memiliki jumlah yang sama dari jenis atom yang sama, mereka yang memiliki bentuk kompak mengalami kekuatan gaya dispersi yang lebih lemah daripada molekul rantai panjang. Pada Gambar 60 terlihat n-pentana memiliki titik didih yang tinggi dibandingkan neopentana (2,2 dimetilpropana). Ini disebabkan karena neopentana memiliki sedikit ruang untuk berinteraksi dengan molekul tetangga, sedangkan n-pentana memiliki ruang banyak untuk berinteraksi dengan molekul tetangga sehingga gaya dispersinya juga meningkat.

d) Ikatan hidrogen

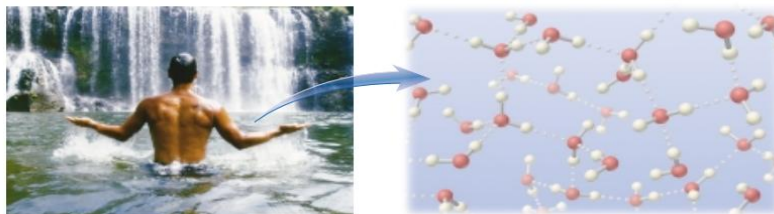
Dalam banyak hal, ikatan hidrogen mempunyai peranan penting atas kehidupan di bumi. Ikatan hidrogen menyebabkan air menjadi cairan bukan gas pada suhu ruang, dan ikatan hidrogen adalah gaya antarmolekul yang memainkan peran utamayang menahan biomolekul besar yang dibutuhkan dalam biokimia. Asam deoksiribonukleat (DNA), misalnya, berisi dua untai molekul panjang yang melingkar satu sama lain dan disatukan oleh ikatan hidrogen

Ikatan hidrogen adalah gaya tarik antarmolekul yang terjadi antara atom hidrogen yang terikat dengan atom sangat elektronegatif (N, O, atau F). Ikatan ini muncul sebagaimana ikatan N—H, O—H, dan F—H bersifat sangat polar, di mana muatan parsial positif pada H dan muatan parsial negatif pada atom elektronegatif (N, O, atau F). Gambar 61 contoh ikatan hidrogen yang terjadi pada molekul air dan ammonia



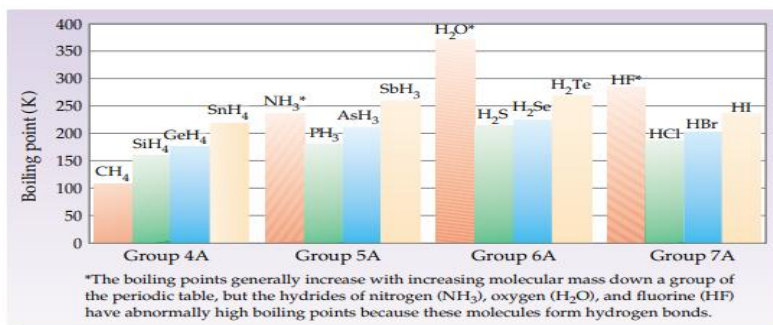
Gambar 61. Ilustrasi ikatan hidrogen pada molekul air dan ammonia (McMurry, 2003: 389)

Air, khususnya, mampu membentuk jaringan ikatan hidrogen tiga dimensi yang luas karena setiap molekul memiliki dua hidrogen dan duapasang elektron bebas (perhatikan Gambar 62!).



Gambar 62. Cairan air mengandung jaringan tiga dimensi yang luas dari ikatan hidrogen (McMurry, 2003: 390)

Ikatan hidrogen bisa sangat kuat, dengan energi hingga 40 kJ / mol. Untuk melihatefeknya ikatan hidrogen, perhatikan Gambar 63!, titik didihhidrida kovalen biner untuk unsur golongan 4A-7A.



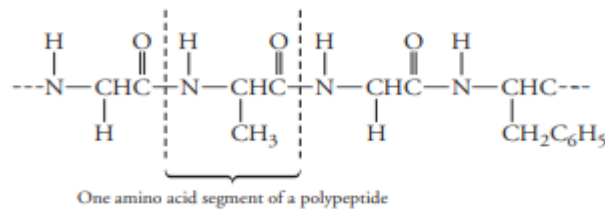
Gambar 63. Titik didih hidrida kovalen biner untuk unsur golongan 4A-7A. (McMurry, 2003: 390)

Dari Gambar 63 dapat kita lihat titik didih senyawa HF, H₂O, dan NH₃ lebih tinggi dari pada senyawa yang lain. Dimana menurut teori titik didih sederet senyawa yang serupa dalam golongan akan meningkat seiring dengan meningkatnya massa molekul dan semakin besar massa molekul relatif semakin besar pula titik didihnya. Namun demikian tidak berlaku jika senyawa tersebut memiliki ikatan hidrogen.

Untuk menambah pemahaman Anda, dapat dibuka media pada *link* berikut <https://www.youtube.com/watch?v=ivxKo6JvOeI>https://www.youtube.com/watch?v=IbJI_Gy4srch<https://www.youtube.com/watch?v=9YwdeEDrfPI><https://www.youtube.com/watch?v=08kGgrqaZXA>

Berikut di sajikan ikatan hidrogen dalam air dan sistem biologis

Ikatan hidrogen sangat penting dalam sistem biologis karena banyak molekul dalam tubuh kita mengandung ikatan N-H dan O-H. Contohnya adalah protein dan DNA. Protein sebagian besar terdiri (dalam beberapa kasus, seluruhnya) dari rantai panjang asam amino, terkait kepala ke ekor untuk membentuk polipeptida. Gambar 64 menggambarkan bagian dari rantai polipeptida. Ikatan hidrogen antara unit N-H dalam satu bagian rantai dan C=O, pada bagian lain membantu menentukan bentuk protein, yang sangat mempengaruhi fungsi biologisnya. Ikatan hidrogen juga bertanggung jawab untuk *double helix* struktur DNA, yang membawa informasi genetik kita. Struktur ini diilustrasikan pada Gambar 65

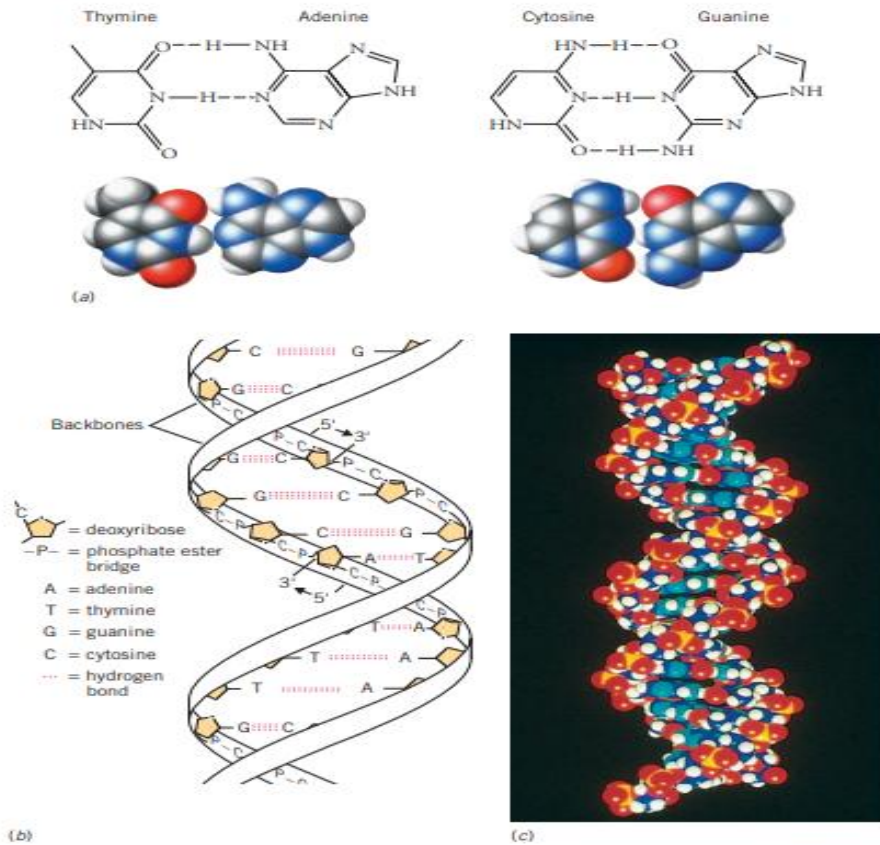


Gambar 64. Ikatan peptida pada asam amino (Jespersen, *et.al.*, 2012: 533)

DNA adalah molekul mirip rantai panjang yang bertindak sebagai cetak biru untuk organisme hidup. Salinan DNA diturunkan dari induk ke anak, itulah sebabnya kita mewarisi sifat dari orang tua kita. Molekul DNA terdiri dari ribuan unit berulang yang disebut nukleotida. Setiap nukleotida mengandung satu dari empat basa yang berbeda: adenin, timin, sitosin, dan guanin (masing masing A, T, C, dan G). Urutan basa-basa ini sepanjang DNA mengkodekan instruksi yang menentukan bagaimana molekul protein-pekerja keras dalam organisme hidup, dibuat setiap sel tubuh. Protein menentukan hampir semua karakteristik

manusia, termasuk bagaimana kita memandang, bagaimana kita melawan infeksi, dan bahkan bagaimana kita berperilaku. Karena itu, DNA manusia adalah cetak biru untuk bagaimana manusia dibuat.

Setiap kali sel manusia membelah, sel itu harus menyalin cetak biru, yang berarti mereplikasi DNA-nya. Replikasi itu mekanisme terkait dengan struktur DNA, ditemukan tahun 1953 oleh James Watson dan Francis Crick. DNA terdiri dari dua helai komplementer saling melilit heliks ganda yang sekarang terkenal. Setiap untai dipegang oleh ikatan hidrogen yang terjadi di antara pangkal setiap untai. DNA bereplikasi karena setiap basis (A, T, C, dan G) memiliki mitra pelengkap yang terikat dengan ikatan hidrogen (Gambar 18). Adenine (A) membentuk ikatan hidrogen dengan timin (T), dan sitosin (C) dengan guanin (G). Ikatan hidrogen sangat spesifik sehingga setiap basa akan berpasangan hanya dengan mitra pelengkapnya, membentuk ikatan hidrogen dengan komplemen mereka. Hasilnya adalah dua salinan asli dari DNA (Jespersen, *et al.*, 2012). Perhatikan Gambar 65!



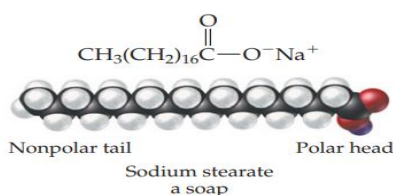
Gambar 65. Ikatan hidrogen menyatukan heliks ganda DNA. (a) Ikatan hidrogen antara adenin dan timin, dan guanin dan sitosin DNA. (b) Skematis gambar dimana ikatan hidrogen antara kedua helai ditunjukkan oleh garis putus-putus, sebelah kiri struktur menggambarkan berbagai komponen molekul DNA. (c) Suatu model bagian pendek dari heliks ganda DNA. Atom karbon ditunjukkan dengan warna biru untuk membedakan mereka dari latar belakang hitam (Jespersen, *et.al.*, 2012: 534)



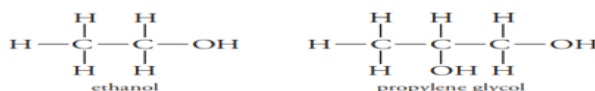
Forum Diskusi

- a) Air tidak mudah menghilangkan lemak dari tangan kotor Anda, karena minyak adalah nonpolar dan air polar, karena itu air dan minyak tidak dapat bercampur. Untuk membersihkannya kita menggunakan sabun, karena sabun dapat menghilangkan minyak. Periksa struktur sabun yang ditunjukkan di sini

dan diskusikan cara kerja sabun dalam membersihkan kotoran minyak pada tangan Anda!



- b) Minyak pelumas, minyak, dan sebagainya sangat penting dalam kehidupan sehari-hari. Diskusikan cara kerja pelumas ditinjau dari kekuatan gaya antarmolekul!
- c) 1,3-Propanadiol, dapat terbentuk ikatan hidrogen intramolekul serta ikatan hidrogen antarmolekul. Gambarlah struktur 1,3-propanadiol yang menunjukkan ikatan hidrogen intramolekul!
- d) Di bawah ini adalah rumus struktur etanol (etil alkohol) dan propilen glikol (senyawa yang digunakan sebagai antibeku tidak beracun). Diskusikanlah yang mana dari molekul ini yang diharapkan memiliki titik didih yang lebih tinggi?



- e) Dengan menganalisis gaya antar molekul yang akan terjadi pada molekul berikut, diskusikanlah bagaimana urutan titik didihnya mulai dari yang terendah ke tertinggi!
- (a) KBr, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
 (b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$, $\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2\text{CH}_3$, $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
 (Petunjuk: Tentukan jenis gaya tarik antarmolekul yang penting untuk masing-masing!)

C. Penutup



1. Rangkuman

Gaya antar molekul merupakan gaya tarik diantara molekul-molekul. *Gaya dipol-dipol* merupakan gaya yang bekerja antara molekul-molekul polar,

yaitu antara molekul-molekul yang memiliki momen dipol. Molekul polar memiliki titik leleh dan titik didih yang lebih tinggi dari pada molekul nonpolar dengan massa molar yang sama. Molekul polar memiliki kekuatan dipol-dipol dan gaya dispersi. Jika dilihat dari nilai momen dipol semakin tinggi nilai momen dipol maka titik didih dan titik leleh juga semakin tinggi. Interaksi elektrostatik juga menjelaskan gaya **ion-dipol** yang terjadi antara suatu ion (bisa kation atau anion) dengan suatu molekul polar. Kekuatan interaksi ini bergantung pada muatan dan ukuran ion, besarnya momen dipol dan ukuran molekul. Muatan kationnya umumnya lebih terpusat, karena kation biasanya lebih kecil dari pada anion. Jadi, untuk muatan yang sama, kation berinteraksi lebih kuat dari pada anion.

Gaya dispersi merupakan Interaksi tarik-menarik antara ion dan dipol terinduksi disebut *interaksi ion-dipol terinduksi*, dan interaksi tarik-menarik antara molekul polar dan dipol terinduksi disebut *interaksi dipol-dipol terinduksi*. Gaya dispersi meningkat dengan meningkatnya massa molar karena molekul-molekul dengan massa molar yang lebih besar cenderung memiliki lebih banyak elektron, dan kekuatan gaya dispersi akan meningkat dengan bertambahnya jumlah elektron. Dengan demikian atom yang lebih besar distribusi elektronnya lebih mudah diganggu karena elektron-elektron terluarnya kurang terikat pada inti. Gaya dispersi juga dipengaruhi dari bentuk molekul, molekul yang memiliki jumlah yang sama dari jenis atom yang sama, mereka yang memiliki bentuk kompak mengalami kekuatan gaya dispersi yang lebih lemah daripada molekul seperti rantai panjang

Ikatan hidrogen adalah gaya tarik antar-molekul yang terjadi antara atom hidrogen yang terikat dengan atom sangat elektronegatif (N, O, atau F). Ikatan ini muncul sebagaimana ikatan N—H, O—H, dan F—H bersifat sangat polar, di mana muatan parsial positif pada H dan muatan parsial negatif pada atom elektronegatif (N, O, atau F). Ikatan hidrogen merupakan gaya antar molekul paling kuat diantara jenis ikatan kimia antar molekul.



2. Tes Formatif

Sebelum Anda pindah pada KB4 silahkan kerjakan **tes formatif** berikut ini.

Petunjuk: Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat dari soal soal berikut ini.

- 1) Gaya antarmolekul merupakan gaya yang terjadi diantara molekul-molekul, salah satu jenis gaya antar molekul adalah gaya dipol-dipol. Gaya ini terjadi antara molekul polar. Dimana kutub positif molekul yang satu tarik menarik dengan kutub negatif yang lainnya. Berikut adalah molekul-molekul yang berikatan kovalen. Molekul yang mempunyai gaya *dipol-dipol* adalah
(1) HF; (2) PCl_3 ; (3) SF_6 ; (4) SO_2
A. (1) dan (4)
B. (2) dan (3)
C. (1) dan (3)
D. (3) dan (4)
E. (2) dan (4)
- 2) Antara satu molekul dengan molekul lainnya bisa terjadi saling tarik menarik. Antaraksi antarmolekul disebut gaya antarmolekul. Berbagai macam gaya antarmolekul, antara lain gaya dipol-dipol, gaya ion-dipol, dispersi maupun ikatan hidrogen. Dari senyawa berikut, yang mempunyai ikatan hidrogen adalah
A. CH_4
B. CH_3CH_3
C. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$
D. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
E. H_2S
- 3) Kelas X SMA mengadakan permainan tentang jenis gaya antar molekul. Dimana guru menyediakan senyawa, diantaranya; CH_3OH , CCl_4 , CH_3Cl , CH_3CH_3 , NH_3 . Siswa disuruh untuk memilih satu diantara senyawa tersebut. Irfan memilih CH_3OH , Tomy memilih CCl_4 , Annisa memilih CH_3Cl , Aulia

memilih CH_3CH_3 dan Dawyah memilih NH_3 . Pada masing-masing senyawa tersebut memiliki gaya antar molekul. Gaya antar molekul yang terdapat pada senyawa yang dimiliki oleh Tomy dan Aulia adalah

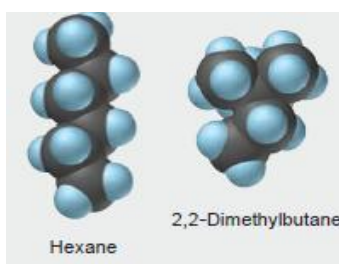
- A. Ikatan hidrogen
 - B. Dispersi
 - C. dipol-dipol
 - D. ion-dipol
 - E. Ikatan kovalen
- 4) Berikut merupakan pasangan yang memiliki titik didih yang bervariasi. Bervariasinya titik didih dalam suatu senyawa di pengaruhi oleh antaraksi yang terjadi pada senyawa tersebut. Ada ikatan kovalen maupun gaya antar molekul (dipol-dipol, ion-dipol dan dispersi, ikatan hidrogen). Dari pasangan senyawa berikut, yang mempunyai titik didih tertinggi adalah

CH_3OH atau CH_3SH

CH_3OCH_3 atau $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

CH_4 atau CH_3CH_3

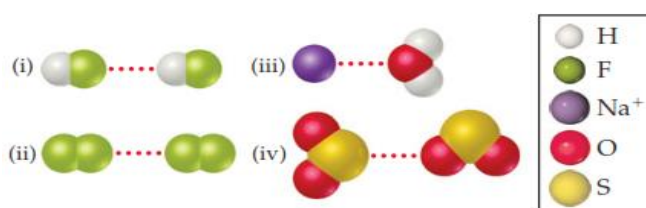
- A. CH_3OH , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, CH_4
 - B. CH_3OH , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, CH_3CH_3
 - C. CH_3SH , CH_3OCH_3 , CH_4
 - D. CH_3SH , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, CH_3CH_3
 - E. CH_3OH , CH_3OCH_3 , CH_4
- 5) kekuatan suatu senyawa yang memiliki gaya dispersi dapat dilihat dari bentuk struktur senyawa tersebut, hexana memiliki titik didih lebih tinggi di bandingkan dengan 2,2-dimetilbutana.



(Silberberg, 2010: 374)

Hal ini disebabkan karena

- A. muatan ion yang berbeda
 - B. bentuk atom yang sama
 - C. bentuk struktur berbeda
 - D. bebas bergerak awan elektron
 - E. Rumus molekulnya sama
- 6) Gambar berikut menunjukkan gaya yang terjadi antar molekul.



(Brown, *et al.*, 2012: 453)

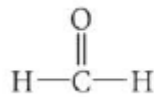
Jenis gaya antar molekul dari (i) sampai (iv) berturut turut adalah

- A. dipole-dipol; ion-dipol; ion-dipol terinduksi; dispersi
 - B. dipole-dipol; dispersi; ion-dipol; dipol-dipol
 - C. Ikatan hidrogen; dispersi; ion-dipol; dipol-dipol
 - D. Ikatan hidrogen; ion-dipol; dispersi; dipol-dipol
 - E. dipol-dipol; ion-dipol; dispersi; dipol-dipolterinduksi
- 7) Berikut pasangan senyawa beserta titik didihnya yang sesuai dengan teori
- (1) MgCl_2 (1412°C) dan PCl_3 (76°C)
 - (2) CH_3NH_2 (-6.3°C) dan CH_3F (-78.4°C)
 - (3) CH_3OH (64.7°C) dan $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (78.5°C)

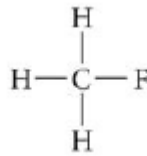
Salah satu penyebab senyawa tersebut memiliki titik didih tinggi di bandingkan dengan pasangannya adalah memiliki jenis ikatan dalam senyawa tersebut. Sebutkan secara berurutan jenis ikatan apa saja yang mempengaruhi titik didih senyawa diatas...

- A. Ikatan ion, ikatan hidrogen, ikatan hidrogen
- B. Ikatan ion, dipol-dipol, dispersi
- C. Ikatan hidrogen, ikatan ion, ikatan dipol-dipol

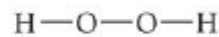
- D. Ikatan hidrogen, dispersi, dipol-dipol
 E. Ikatan ion, ikatan hidrogen, dispersi
- 8) Kekuatan interaksi gaya antar molekul ion-dipol dipengaruhi oleh muatan dan ukuran ion. Untuk muatan yang sama, kation berinteraksi lebih kuat dari pada anion. Dari ion-ion berikut yang akan memiliki gaya ion-dipol kuat dengan molekul air adalah
- A. Na^+
 B. Mg^{2+}
 C. Al^{3+}
 D. K^+
 E. Fe^{3+}
- 9) Berikut merupakan struktur dari;



Formaldehid



Fluormetil



hidrogen peroksida

Masing-masing senyawa memiliki massa molar yang sama, yaitu secara berurutan 30.03 g/mol, 34.03 g/mol, 34.02 g/mol. Dilihat dari atom yang saling berikatan satu sama lain terdapat ikatan hidrogen di dalamnya. Yang termasuk ikatan hidrogen adalah

- A. H-C
 B. C-O
 C. C-F
 D. H-O
 E. O-O
10. Pada saat argon mengembun dari fase gas, gaya antar molekul yang terlibat adalah
- A. dispersi
 B. ion-dipol
 C. dipol-dipol

- D. ikatan hidrogen
- E. ion-dipol terinduksi



Daftar Pustaka

- Brown T. L., J. R Lemay, H. E., Bursten B. E., Murphy C. J., Woodward P.T., 2012, *Chemistry The Central Science*, 12th Edition, New York: Prentice Hall Pearson
- Chang, R., 2010. *Chemistry*, 10th Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Jespersen, N. D., Brady, J. E. and Hyslop, A., 2012. *Chemistry the Molecular Nature of Matter*, 6th edition. New York: John Wiley and Sons, Inc.
- McMurry F., 2003, *Chemistry*, 4th Edition. New York: John Wiley and Sons, Inc
- Silberberg, M. S. 2010. *Principles of General Chemistry*, 2th Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Tro, N. J. 2011. *Introductory Chemistr*, 4th Edition. United States of America: Pearson Education, Inc., publishing as Pearson Prentice Hall

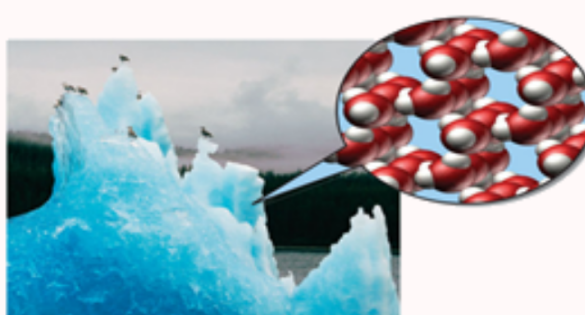
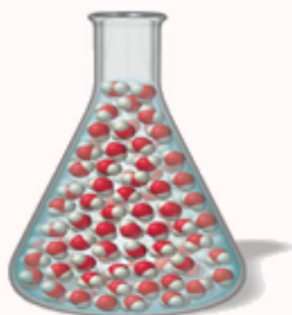


No Kode: DAR2/Profesional/187/2/2019

MODUL 2
IKATAN KIMIA
KEGIATAN BELAJAR 4

PENGARUH STRUKTUR MOLEKUL TERHADAP SIFAT ZAT

Dr. Andromeda, M.Si.
Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si.
Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si.
Dra. Iryani, M.S.
Dr. Mawardi, M.Si.
Hesty Parbuntari, S.Pd., M.Sc.



KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN

2019

KEGIATAN BELAJAR 4

PENGARUH STRUKTUR MOLEKUL TERHADAP SIFAT ZAT

A. Pendahuluan



1. Deskripsi Singkat

Pada KB1, KB2, KB3, kita sudah mendiskusikan berbagai jenis ikatan dan bentuk molekulnya. Pada KB4 ini kita akan membahas bagaimana hubungan bentuk molekul dengan sifat zat.

Manifestasi paling penting dari **kekuatan ikatan dan gaya antarmolekul** adalah keberadaancairan dan padatan. Tanpa kekuatan ikatan antarmolekul, semua materi akan ditemukan dalam keadaan gas, tidak akan ada padatan dan cairan. **Komposisi kimia dan struktur molekul** memainkan peran penting dalam menentukan kekuatan ikatan, hal ini menyebabkan **zat berperilaku sangat berbeda**. Pada KB4 ini, kita memusatkan perhatian pada pengaruh struktur molekul terhadap sifat-sifat zat cair dan zat padat

Beberapa sifat zat cair yang akan kita bahas adalah, **kompresibilitas, tegangan permukaan, kapilaritas, viskositas, dan sifat spesifik dari air**. Pada zat padat ada dua perbedaan yang paling mendasar antara **jenis padatan**, yaitu **kristalin** seperti intan atau kristal es dan **amorf** seperti karet atau kaca. Perbedaan struktur padatan menyebabkan perbedaan sifat, sebagian mengalirkan listrik, sedangkan yang lain tidak; sebagian mempunyai sifat keras, sementara yang lain rapuh dan tahan terhadap perubahan bentuk. Sifat fisik serta struktur padatan ditentukan oleh jenis ikatan yang menahan atom di tempatnya. Padatan dapat diklasifikasikan sebagai padatan ion, kovalen, molekular dan logam

Pada Modul 2 Kegiatan Belajar 4 (M2KB4) ini diharapkan Anda dapat **menganalisis** berbagai **sifat zat** berdasarkan struktur molekulnya



2. Relevansi

Kita semua akrab dengan makanan padat dan cair. Air, bensin, alkohol, obat gosok, dan penghilang cat kuku adalah cairan biasa. Es, es kering, dan intan adalah padatan yang akrab dengan kita. Berbeda dengan gas, di mana molekul atau atom dipisahkan oleh jarak yang jauh, molekul atau atom yang menyusun cairan dan padatan berada di dalam kontak dekat satu sama lain. Pada KB1, KB2, dan KB3, kita sudah membahas tentang ikatan ion, ikatan kovalen dan gaya antar molekul. Berbagai cara atom maupun molekul berkumpul, berinteraksi dan membentuk ikatan. Jenis interaksi dan ikatan ini akan mempengaruhi struktur dan sifat dari zat tersebut. Dengan memahami struktur molekul maka kita akan dapat memprediksi berbagai sifat zat.



3. Petunjuk Belajar

Dalam mempelajari modul ini Anda diharapkan mengikuti langkah-langkah pembelajaran sebagai berikut ini.

- Pahamilah capaian pembelajaran, pokok pokok materi dan uraian materi pada setiap KB!
- Untuk lebih memahami materi pembelajaran, bukalah semua jenis media dan *link* media pembelajaran yang ada untuk setiap KB!
- Untuk memudahkan Anda mengingat kembali uraian materi, maka bacalah rangkuman pada KB ini!
- Kerjakanlah tes formatif yang terdapat pada KB ini untuk menguji apakah Anda sudah mencapai tujuan pembelajaran!
- Ikutilah forum diskusi dengan sungguh-sungguh karena aktivitas Anda dalam berdiskusi akan dinilai oleh instruktur!
- Jawaban Anda bisa dicek pada kunci jawaban (kunci jawaban dapat dilihat pada akhir KB 4 modul ini).

- g. Apabila Anda telah memperoleh nilai di atas 80, silahkan kerjakan tes sumatif. Jika belum mencapai 80, pelajari kembali kegiatan sebelumnya! Point untuk masing-masing nilai tugas dan tes akhir sudah ada pada naskah soal. Nilai akhir kegiatan belajar untuk modul ini ditentukan oleh rata-rata nilai setiap kegiatan

$$NA \text{ kegiatan} = \frac{KB 1 + KB 2 + KB3 + KB4}{4}$$

- h. Setelah selesai mengerjakan tes sumatif, silahkan dicek kebenaran jawaban Anda pada kunci jawaban tes sumatif yang telah disediakan pada akhir modul M2KB4, dan apabila Anda telah memperoleh nilai di atas 80, silahkan lanjut dengan modul berikutnya (M3KB1)! Jika belum mencapai 80, pelajari kembali kegiatan sebelumnya dan laksanakan kembali tes sumatif!

B. Inti



1. Capaian Pembelajaran

CP Modul: Mampu menganalisis sifat senyawa berdasarkan struktur molekulnya

CP KB4 : Setelah mempelajari modul ini, Anda diharapkan dapat:

- menganalisis Sifat zat cair berdasarkan struktur molekul
- menganalisis Sifat zat padat berdasarkan struktur molekul



2. Pokok-pokok Materi

- Sifat zat cair berdasarkan struktur molekul
- Sifat zat padat berdasarkan struktur molekul



3. Uraian Materi

Pada KB3 kita sudah membahas perbedaan sifat gas, cair dan padatan. Apakah yang menyebabkan perbedaan dari ketiga wujud zat ini?, dan apakah yang akan terjadi seandainya tidak ada kekuatan antaraksi antarmolekul?

Untuk mengingatkan kita kembali mari perhatikan Gambar 66!



Gambar 66. Keadaan padat cair dan gas (Brown, *et al.*, 2012: 427)

Perbedaan antara padatan dan cairan adalah dalam kebebasan bergerak molekul atau atom penyusunnya. Dalam cairan, meskipun atom atau molekul berada dalam kontak dekat, mereka masih bebas bergerak di sekitar satu sama lain. Dalam padatan, atom-atom atau molekul-molekul tetap pada posisinya, walaupun energi panas menyebabkan mereka bergetar pada titik tetap. Sifat-sifat molekul padatan dan cairan menghasilkan sifat makroskopis berikut:

a. Sifat zat cair

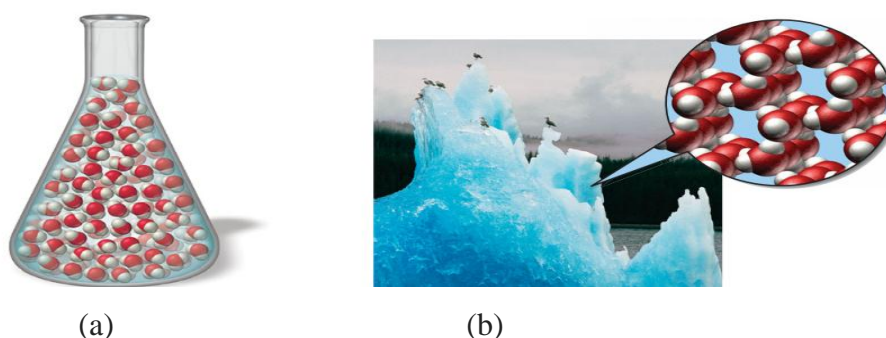
- (1) Kepadatan tinggi dibandingkan dengan gas.
- (2) Bentuk tidak terbatas; mereka menganggap bentuk wadah mereka.
- (3) Volume yang pasti; tidak mudah dikompresi.

b. Sifat zat padat

- (1) Kepadatan tinggi dibandingkan dengan gas.
- (2) Bentuk pasti; mereka tidak menganggap bentuk wadah mereka.
- (3) Volume yang pasti; mereka tidak mudah dikompresi.
- (4) Bisa berbentuk kristal (teratur) atau amorf (tidak teratur).

Cairan mempunyai kepadatan yang tinggi dan mengambil bentuk wadahnya karena atom atau molekul yang menyusunnya bebas mengalir. Ketika Anda menuangkan air ke dalam labu, air mengalir dan menyesuaikan bentuk labu itu (perhatikan Gambar 67(a)!). Cairan tidak mudah dikompres karena molekul atau atom penyusunnya berada pada jarak yang dekat, sehingga tidak dapat didorong untuk lebih dekat lagi (Tro, 2011)

Padatan memiliki bentuk yang pasti karena, berbeda dengan cairan atau gas, molekul atau atom yang menyusun padatan tetap pada tempatnya (perhatikan Gambar 67(b)!). Setiap molekul atau atom hanya bergetar pada titik tetap. Seperti halnya cairan, padatan memiliki volume yang pasti dan tidak dapat dikompresi karena molekul atau atom yang menyusunnya beradanya kontak dekat. Padatan dapat berupa **kristal**, dalam hal ini atom-atom atau molekul-molekul yang menyusunnya menyusun diri secara teratur, dalam ruang tiga dimensi, atau mereka mungkin berbentuk **amorf**, dalam hal ini atom atau molekul yang menyusunnya tidak memiliki susunan jangka panjang



Gambar 67. (a) Air cair mempunyai bentuk sama dengan wadahnya; (b) Air es mempunyai bentuk yang tetap (Brown, *et al.*, 2012: 427)

Sifat cairan dan padatan ini dipengaruhi **kekuatan antarmolekul**. Kekuatan ikatan antarmolekul dipengaruhi **komposisi kimia** dan **struktur molekul**. Beberapa sifat zat yang akan kita bahas adalah, **kompresibilitas, tegangan permukaan, kapilaritas, viskositas, dan sifat spesifik dari air**, yang merupakan perilaku zat cair. Pada zat padat kita akan membahas sifat **padatan ionik, kovalen, molekular dan atom**

Mari ikuti penjelasan berikut ini!

a. Sifat zat cair berdasarkan struktur molekul

Dari tiga keadaan materi, **cairan** adalah yang paling sedikit dipahami pada **tingkat molekul**. Karena keacakan partikel dalam gas, setiap wilayah sampel

hampir identik dengan yang lain, begitu juga dengan padatan, padatan kristal identik karena keteraturan partikelnya. Cairan, bagaimanapun, memiliki kombinasi dari atribut-atribut gas dan padatan yang berubah secara terus-menerus: suatu daerah yang teratur pada satu momen menjadi acak pada saat berikutnya, dan sebaliknya (Silberberg, 2010).

Meskipun kompleksitas pada tingkat molekuler, sifat makroskopik cairan dipahami dengan baik. Pada bagian ini, kita akan membahas sifat zat cair yaitu: kompresibilitas, tegangan permukaan, kapilaritas, dan viskositas. serta struktur dan sifat air.

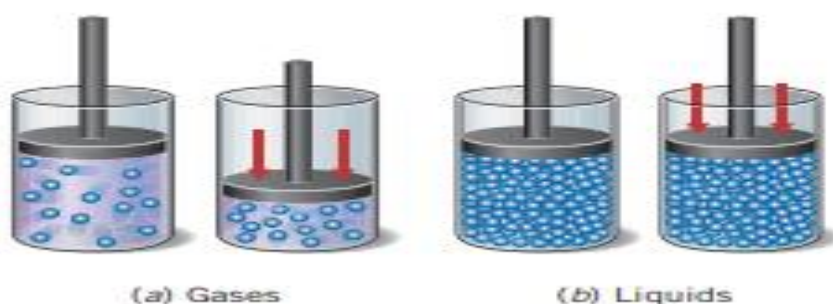
1) Kompresibilitas

Kompresibilitas suatu zat adalah ukuran kemampuannya untuk dipaksa menjadi volume yang lebih kecil. Gas sangat kompresibel karena molekulnya terpisah jauh (perhatikan Gambar 68(a)!). Namun, dalam cairan atau padat, sebagian besar ruang diambil oleh molekul, dan ada sangat sedikit ruang kosong yang digunakan untuk berkerumun dengan molekul lain (perhatikan Gambar 3(b)!)

Cairan memiliki kepadatan yang tinggi dibandingkan dengan gas karena atom atau molekul yang menyusun cairan lebih dekat satu sama lain. Kepadatan air cair, misalnya, adalah $1,0 \text{ g/cm}^3$ (pada 25°C), sedangkan kepadatan air gas pada 100°C dan 1 atm adalah $0,59 \text{ g/L}$ (Tro, 2011). Seperti cairan, padatan memiliki kepadatan tinggi dibandingkan dengan gas karena atom atau molekul yang menyusun padatan juga berdekatan. Kepadatan zat padat biasanya hanya sedikit lebih besar daripada cairan yang sesuai, (kecuali air dalam padatannya (es) lebih kurang padat dari air cair). Akibatnya, sangat sulit untuk memampatkan cairan atau padatan ke volume yang lebih kecil dengan memberikan tekanan. keadaan ini menyebabkannya hampir tidak bisa dimampatkan.

Sifat sulitnya zat cair untuk dimampatkan sangat bermanfaat dalam kehidupan kita. Ketika Anda "menginjak rem" mobil, misalnya, Anda mengandalkan ketidakmampatan minyak rem untuk mengirimkan tekanan yang berlaku pada kaki Anda dan ke sepatu rem di atas roda. Sifat ini juga merupakan

dasar dari ilmu teknik hidrolika, yang menggunakan cairan untuk mengirimkan kekuatan yang mengangkat atau memindahkan benda berat



Gambar 68. Kompresibility (a) gas dan (b) cairan (Jespersen, *et al.*, 2012: 537)

2) Tegangan permukaan

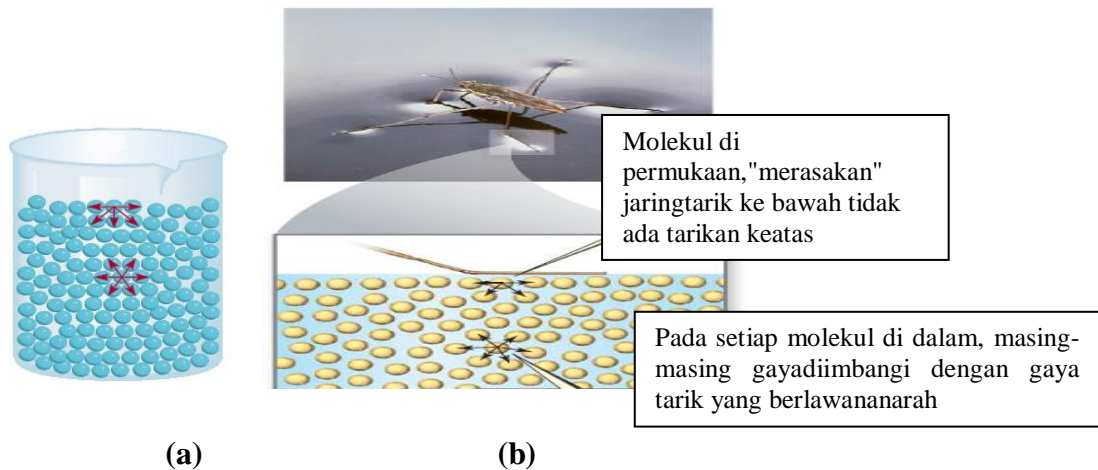
Pernahkan Anda memperhatikan seekor serangga/lalat dapat berjalan diatas permukaan air?(perhatikan Gambar 69!) meskipun serangga/lalat lebih padat dari pada air tetapi dia dapat terapung. Umpan pancing juga dapat mengambang di permukaan sungai atau danau?. Atau jika Anda meletakkan klip kertas dengan hati hati dipermukaan air maka klip kertas tidak akan tengelam. Sifat apakah yang dimiliki zat cair sehingga hal ini dapat terjadi?



Gambar 69. Lalat, umpan pancing dan klip yang terapung diatas permukaan zat cair (Chang, 2010: 469; Tro, 2011: 414)

Untuk menjawab pertanyaan di atas mari ikuti penjelasan berikut ini.

Perhatikan Gambar 70!. Bagaimana gaya yang terjadi antar molekul molekul di dalam daerah cairan dan di atas permukaan cairan?



Gambar 70. (a) Gaya antarmolekul yang bekerja pada lapisan permukaan suatu cairan dan pada daerah dalam cairan (Chang, 2010: 469); (b) Lalat tidak tenggelam karena tegangan permukaan air yang tinggi. (Brown, *et al.*, 2012: 327)

Pada Gambar 70, perhatikan molekul dalam cairan ditarik ke segala arah oleh kekuatan antarmolekul; tidak ada kecenderungan bagi mereka untuk ditarik dengan cara apa pun. Namun demikian, molekul pada permukaan ditarik ke bawah dan ke samping oleh molekul lain, tetapi tidak ke atas dari permukaan. Atraksi antarmolekul ini cenderung menarik molekul ke dalam cairan dan menyebabkan permukaan mengencang seperti lapisan tipis elastis. Dengan demikian, cairan cenderung meminimalkan jumlah molekul di permukaan, yang menghasilkan tegangan permukaan (Silberberg, 2010)

Permukaan air berperilaku hampir seolah-olah memiliki kulit yang elastis, seperti yang dibuktikan oleh kemampuan serangga tertentu untuk "berjalan" di atas air. Perilaku ini disebabkan oleh ketidakseimbangan gaya antarmolekul pada permukaan cairan. Seperti yang ditunjukkan dalam Gambar 70(b), molekul-molekul di bagian dalam adalah tertarik sama ke segala arah, tetapi mereka yang ada di permukaan mengalami kekuatan dalam jaring. Gaya total ini cenderung menarik molekul permukaan ke arah bagian dalam, sehingga mengurangi luas permukaan dan membuat molekul di permukaan bersama (Brown, *et al.*, 2012).

Ukuran gaya elastis di permukaan cairan adalah tegangan permukaan. Untuk menambah luas permukaan, molekul harus bergerak ke permukaan, sehingga memecah beberapa daya tarik di bagian dalam, yang membutuhkan energi. Ketegangan permukaan adalah energi yang dibutuhkan untuk menambah luas permukaan dengan satuan J/m^2 (Silberberg, 2010). Tegangan permukaan beberapa zat ditunjukkan pada Tabel 10.

Tabel 10. Tegangan permukaan dan gaya antarmolekul

Substance	Formula	Surface Tension (J/m^2) at 20°C	Major Force(s)
Diethyl ether	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$	1.7×10^{-2}	Dipole-dipole; dispersion
Ethanol	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	2.3×10^{-2}	H bonding
Butanol	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	2.5×10^{-2}	H bonding; dispersion
Water	H_2O	7.3×10^{-2}	H bonding
Mercury	Hg	48×10^{-2}	Metallic bonding

(Silberberg, 2010: 376)

Dari Tabel 10 menunjukkan bahwa, secara umum, semakin kuat gaya antara partikel dalam cairan, semakin besar tegangan permukaan. Sebagai contoh, tegangan permukaan air adalah 20°C $7.29 \times 10^{-2} \text{ J/m}^2$ yang berarti bahwa energi 7.29×10^{-2} harus dipasok untuk menambah luas permukaan sejumlah air sebesar 1 m^2 . Air memiliki tegangan permukaan yang tinggi ($4.6 \times 10^{-1} \text{ J/m}^2$) karena ikatan hidrogennya yang kuat. Surfaktan (agen aktif-permukaan), seperti sabun, agen pemulihan minyak bumi, dan pengemulsi lemak biologis, mengurangi tegangan permukaan air dengan berkumpul di permukaan dan mengganggu ikatan H. Tegangan permukaan merkuri lebih tinggi dari air karena ikatan logam yang lebih kuat antara atom atom merkuri (Brown, *et al.*, 2012)

Kail mengapung karena tegangan permukaan air, agar kait nelayan tenggelam ke dalam air, area permukaan air harus sedikit meningkat. Peningkatan ini ditolak karena molekul pada permukaan hanya berinteraksi dengan molekul pada bagian dalam cairan (Gambar 69). Anda juga dapat mengamati tegangan permukaan dengan menempatkan klip kertas dengan hati-hati di permukaan air (Gambar 69). Klip kertas, meskipun lebih padat dari air, akan mengapung di permukaan air. Sedikit ketukan pada klip akan mengatasi ketegangan permukaan

dan menyebabkan klip tenggelam. Ketegangan permukaan meningkat dengan meningkatnya gaya antarmolekul. Anda tidak dapat mengapungkan klip kertas pada bensin, misalnya, karena gaya antarmolekul di antara molekul penyusun bensin lebih lemah daripada gaya antarmolekul di antara molekul air.

3) Kapilaritas

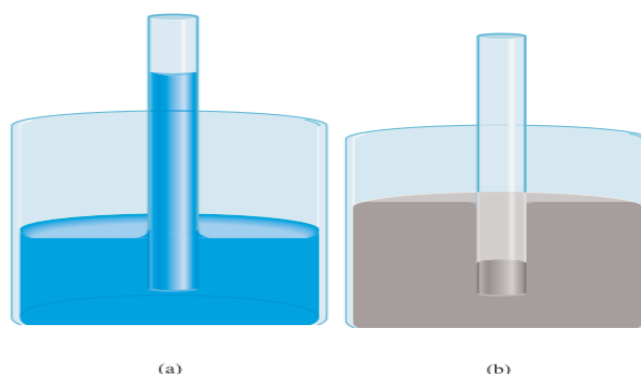
Pada tumbuhan, air dan nutrisi terlarut diangkut dari akar ke daun melalui batang. Peristiwa ini disebut gaya kapiler. Bagaimana Anda menjelaskan kenapa cairan dapat bergerak keatas?

Untuk menjawab fenomena ini silahkan ikuti penjelasan berikut!

Perhatikan Gambar 71!. Ketika tabung gelas berdiameter kecil, atau kapiler, ditempatkan dalam air, air akan naik ke dalam tabung. Munculnya cairan melalui ruang sempit melawan tarikan gravitasi disebut aksi kapiler, atau kapilaritas. Perkat kekuatan antara cairan dan dinding tabung cenderung meningkatkan luas permukaan cairan. Ketegangan permukaan cairan cenderung mengurangi area, sehingga menarik cairan ke tabung. Cairan naik sampai gaya gravitasi pada cairan menyeimbangkan daya rekat dan kohesif.

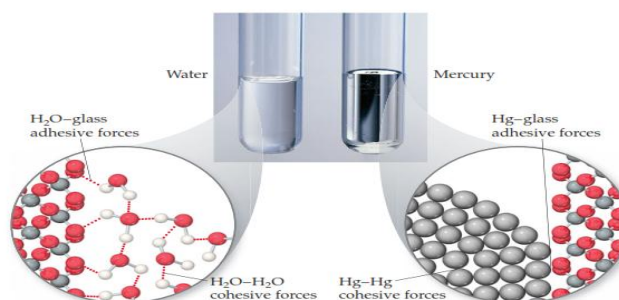
Lapisan tipis air melekat pada dinding dari tabung gelas. Ketegangan permukaan air menyebabkan lapisan ini mengerut, dan ketika hal ini terjadi, lapisan menarik air ke atas tabung. Dua jenis kekuatan menghasilkan aksi kapiler. Pertama adalah **kohesi**, yang merupakan tarikan antar molekul sejenis (dalam kasus ini, molekul air). Kekuatan kedua, yang disebut **adhesi**, adalah daya tarik antara molekul yang berbeda, seperti yang ada pada air dan sisi tabung gelas (silika). Jika adhesi lebih kuat dari kohesi, seperti pada Gambar 71(a), isi tabung akan ditarik ke atas. Proses ini berlanjut hingga gaya adhesi diseimbangkan oleh berat air dalam tabung. Sifat ini sama sekali tidak berlaku untuk semua cairan, seperti yang ditunjukkan Gambar 71(b), jika kohesi lebih besar dari adhesi antara cairan dan kaca, sehingga ketika tabung kapiler dicelupkan ke dalam cairan

tersebut, akibatnya adalah depresi atau penurunan, pada tabung gelas, ketinggian cairan dalam tabung kapiler di bawah permukaan cairan (Chang, 2010).



Gambar 71. (a) bila adhesi lebih besar daripada kohesi, cairan naik dalam tabung kapiler, (b) bila kohesi lebih besar daripada adhesi terjadi penurunan cairan dalam tabung kapiler (Chang, 2010: 470)

Gambar 72 memperlihatkan, pada tabung yang berisi air adhesi lebih besar dari kohesi, molekul H_2O menyentuh kaca menyentuh dinding lebih kuat, membentuk permukaan cekung. Pada tabung yang berisi merkuri kohesi lebih besar dari adhesi, molekul Hg menyentuh dinding kaca kurang dari interaksi antar molekul, membentuk permukaan cembung



Gambar 72. Bentuk Meniskus air dan merkuri dalam tabung gelas akibat kohesi dan adhesi (Brown, *et al.*, 2012: 438)

Dari Gambar 72 terlihat apa yang terjadi pada tingkat molekuler ketika Anda menempatkan tabung kapiler gelas di dalam air. Kaca sebagian besar merupakan silikon dioksida (SiO_2), sehingga molekul air membentuk ikatan H dengan atom oksigen dari dinding bagian dalam tabung. Karena gaya rekat (ikatan H) antara air dan dinding lebih kuat daripada gaya kohesif (ikatan H) di dalam air,

lapisan tipis air merayap naik ke dinding. Pada saat yang sama, gaya kohesif yang menimbulkan tegangan permukaan menarik permukaan cairan kencang. Daya rekat dan kohesif ini bergabung untuk menaikkan permukaan air dan menghasilkan meniskus cekung yang sudah dikenal. Cairan naik sampai gravitasi menarik ke bawah diimbangi oleh kekuatan perekat menarik ke atas.

Di sisi lain, jika Anda menempatkan tabung kapiler gelas di cairan merkuri, tingkat merkuri dalam tabung turun di bawah cairan merkuri. Merkuri memiliki tegangan permukaan yang lebih tinggi daripada air (lihat Tabel 1!), yang berarti ia memiliki gaya kohesif yang lebih kuat (ikatan logam). Gaya kohesif di antara atom merkuri jauh lebih kuat daripada kekuatan perekat (sebagian besar dispersi) antara merkuri dan kaca, sehingga cairan cenderung menarik diri dari dinding. Pada saat yang sama, atom permukaan ditarik ke arah dalam merkuri oleh tegangan permukaannya yang tinggi, sehingga pada tabung kaca turun. Kekuatan gabungan ini menghasilkan meniskus cembung (Gambar 72)

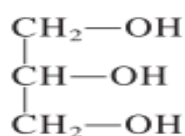
4) **Viskositas**

Pernahkah anda mengamati kenapa cairan seperti sirup gula dan oli motor, mengalir sangat lambat ketika kita tuangkan sedangkan air dan bensin, mengalir dengan mudah?, dan ketika Anda memanaskan minyak goreng dalam wajan, perhatikan bahwa aliran minyak lebih mudah dan menyebar dalam lapisan tipis saat dihangatkan. Dapatkah Anda menjelaskan, faktor apakah yang menyebabkan hal ini?

Untuk dapat menjawab pertanyaan di atas mari ikuti penjelasan berikut.

Hambatan cairan mengalir disebut viskositas. Lebih besar viskositas cairan, semakin lambat mengalir. Viskositas dapat diukur dengan cara menentukan lama waktu dibutuhkan sejumlah cairan untuk mengalir melalui tabung vertikal tipis. Viskositas juga dapat ditentukan dengan mengukur laju dimana bola baja jatuh melalui cairan. Bola jatuh lebih lambat saat viskositas meningkat.

Viskositas terkait dengan kemudahan molekul cairan bergerak relatif satu sama lain. Kemudahan molekul bergerak tergantung pada kekuatan gaya tarik antara molekul dan pada struktur molekul. Cairan yang memiliki kekuatan antarmolekul yang kuat memiliki viskositas yang lebih tinggi dari pada yang memiliki gaya antarmolekul lemah (Silberberg, 2011; Brown, *et al.*, 2012; Tro, 2011). Air memiliki viskositas lebih tinggi dari pada banyak cairan lain karena kemampuannya membentuk ikatan hidrogen. Yang menarik, viskositas gliserol secara signifikan lebih tinggi dari pada semua cairan lain. Gliserol memiliki struktur:



Seperti halnya air, gliserol dapat membentuk ikatan hidrogen. Setiap molekul gliserol memiliki tiga kelompok O-H yang dapat berpartisipasi dalam ikatan hidrogen dengan molekul gliserol lainnya. Selain itu, karena bentuknya, molekul-molekul tersebut memiliki kecenderungan besar untuk menyangkut dari pada menggelincir antara molekul yang satu dan yang lain seperti molekul dalam cairan lain yang kurang kental. Interaksi ini berkontribusi terhadap viskositasnya yang tinggi. Perhatikan Tabel 11. Viskositas beberapa cairan pada suhu 20⁰ C!

Bentuk molekul juga memainkan peran penting dalam viskositas cairan. Molekul kecil dan bulat membuat sedikit kontak sehingga lebih mudah dituangkan. Molekul panjang membuat lebih banyak kontak dan, seperti spageti dalam gelas, menjadi terjerat dan sangat perlahan bila dituangkan. Jadi cairan yang mengandung molekul yang lebih panjang memiliki viskositas yang lebih tinggi. Contoh mencolok dari perubahan viskositas terjadi selama pembuatan sirup. Pada suhu kamar, larutan gula encer pekat memiliki viskositas lebih tinggi daripada air karena ikatan hidrogen di antara banyak gugus hidroksil (-OH) pada molekul gula berbentuk cincin. Ketika larutan dipanaskan perlahan sampai mendidih, molekul-molekul gula bereaksi satu sama lain dan terhubung secara

kovalen, secara bertahap membentuk rantai panjang. Ikatan hidrogen dan gaya dispersi terjadi di banyak titik di sepanjang rantai, dan sirup yang dihasilkan adalah cairan kental yang dituangkan perlahan-lahan dan melekat pada sendok. Ketika sirup kental didinginkan, mungkin menjadi cukup kaku untuk diambil dan diregangkan, ini adalah proses cairan gula menjadi permen gula-gula.

Tabel 11. Nilai viskositas beberapa zat cair

Liquid	Viscosity (N s/m ²)*
Acetone (C ₃ H ₆ O)	3.16×10^{-4}
Benzene (C ₆ H ₆)	6.25×10^{-4}
Blood	4×10^{-3}
Carbon tetrachloride (CCl ₄)	9.69×10^{-4}
Diethyl ether (C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅)	2.33×10^{-4}
Ethanol (C ₂ H ₅ OH)	1.20×10^{-3}
Glycerol (C ₃ H ₈ O ₃)	1.49
Mercury (Hg)	1.55×10^{-3}
Water (H ₂ O)	1.01×10^{-3}

*The SI units of viscosity are newton-second per meter squared.

(Chang, 2010: 471)

Viskositas juga dipengaruhi oleh suhu. Viskositas berkurang dengan pemanasan, oktan, misalnya, memiliki viskositas $7,06 \times 10^{-4}$ kg/ms pada 0°C dan $4,33 \times 10^{-4}$ kg/ms pada suhu 40°C. Pada suhu tinggi lebih besar energi molekul mengatasi daya tarik antar molekul (Brown, *et al.*, 2012). Contoh lain, seperti yang ditunjukkan Tabel 12 viskositas air pada berbagai suhu. Ketika molekul bergerak lebih cepat pada suhu yang lebih tinggi, mereka dapat mengatasi gaya antarmolekul dengan lebih mudah, sehingga hambatan untuk mengalir berkurang.

Tabel 12. Viskositas Air pada Beberapa Suhu

Temperature (°C)	Viscosity (N·s/m ²)*
20	1.00×10^{-3}
40	0.65×10^{-3}
60	0.47×10^{-3}
80	0.35×10^{-3}

(Silberberg, 2011: 377)

Silahkan buka percobaan bagaimana menguji viskositas cairan pada *link* berikut <https://youtu.be/2Gdxu4XcsbY>

5) Struktur dan Sifat Air

Perhatikan Gambar 72!. Jika Anda menyimpan air mineral dalam botol plastik kedalam lemari pendingin maka kita akan mendapatkan botol air akan mengembung. Apakah yang menyebabkan fenomena ini?



Gambar 73. Ekspansi air saat pembekuan (Brown, *et al.*, 2012: 434)

Air adalah zat yang sangat umum di bumi sehingga kita sering mengabaikan sifatnya yang unik. Semua proses kehidupan melibatkan air. Air adalah pelarut yang sangat baik untuk banyak senyawa ionik, serta untuk zat lain yang mampu membentuk ikatan hidrogen dengan air. Air memiliki panas spesifik yang tinggi. Alasannya adalah untuk meningkatkan suhu air (yaitu, untuk meningkatkan energi kinetik rata-rata molekul air), Pertama-tama kita harus memutus banyak ikatan hidrogen antar molekul. Jadi, air dapat menyerap sejumlah besar panas sementara suhunya naik sedikit. Sebaliknya juga berlaku: Air bisa mengeluarkan banyak panas hanya dengan sedikit penurunan suhu. Karena alasan ini, sejumlah besar air yang ada di danau kita dan lautan dapat secara efektif menjaga iklim wilayah daratan yang berdekatan dengan menyerap panas di musim panas dan mengeluarkan panas di musim dingin, dengan hanya perubahan suhu yang kecil dalam air tersebut.

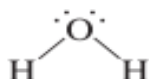
Sifat air yang paling mencolok adalah bentuknya yang padat kurang padat dari pada airnya bentuk cair: lapisan es akan ditemukan di permukaan air cair.

Kepadatan hampir semua zat lainnya lebih besar dalam bentuk padat daripada dalam bentuk cair (perhatikan Gambar 74!).



Gambar 74. Kiri: Es batu terapung dalam air. Kanan: Benzena padat tenggelam ke dasar cairan benzena (Chang, 2010: 471)

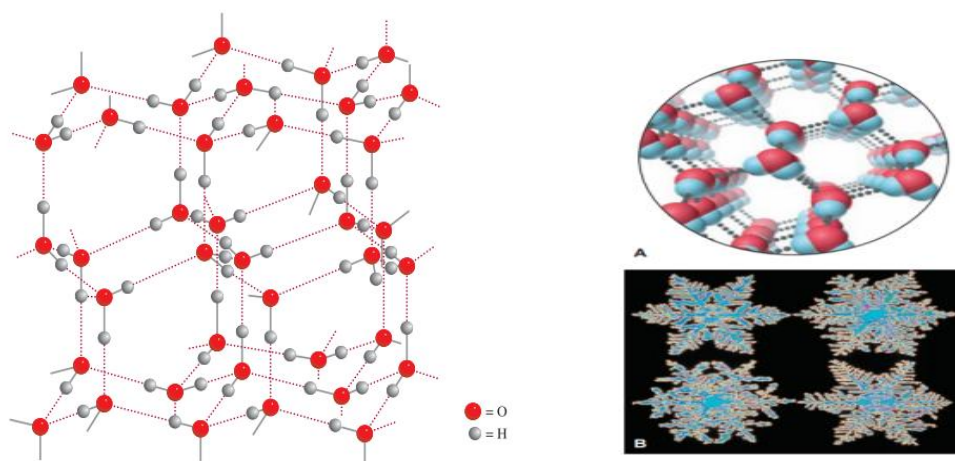
Untuk memahami mengapa air berbeda, kita harus memeriksa struktur elektroniknya dari molekul H_2O (seperti yang sudah kita bahas pada KB2), ada dua pasang elektron nonbonding, atau dua pasangan elektron bebas, pada atom oksigen:



Meskipun banyak senyawa dapat membentuk ikatan hidrogen antar molekul, bedanya antara H_2O dan molekul polar lainnya, seperti NH_3 dan HF , adalah masing-masing oksigen atom dapat membentuk dua ikatan hidrogen, sama dengan jumlah pasangan elektron bebas pada atom oksigen. Dengan demikian, molekul air bergabung bersama dalam jaringan tiga dimensi di mana masing-masing atom oksigen kira-kira terikat secara tetrahedral dengan empat atom hidrogen, dua oleh ikatan kovalen dan dua oleh ikatan hidrogen.

Kesamaan jumlah atom hidrogen dan pasangan elektron bebas ini bukan karakteristik NH_3 atau HF atau molekul lain yang mampu membentuk ikatan hidrogen. Akibatnya, molekul-molekul lain ini dapat membentuk cincin atau rantai, tetapi tidak dapat membentuk struktur tiga dimensi (perhatikan Gambar 75!)

Pada Gambar 75 terlihat susunan geometris dari ikatan H dalam H₂O mengarah pada struktur kristal es terbuka yang berbentuk heksagon. Ketika air cair membeku, volumenya meningkat. Keindahan halus dari kepingan salju dengan enam lapis mencerminkan struktur kristal es heksagonal.

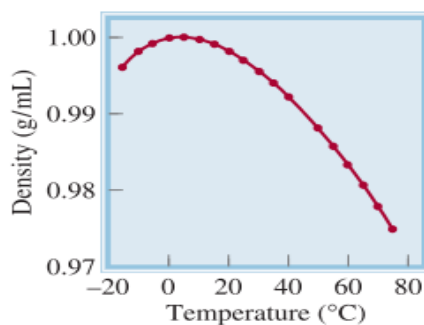


Gambar 75. Struktur tiga dimensi es. Setiap atom O terikat pada empat atom H. Ikatan kovalen ditunjukkan dengan garis pendek tidak putus-putus dan ikatan hidrogen yang lebih lemah ditunjukkan dengan garis putus-putus yang panjang antara O dan H. Ruang kosong dalam struktur itu menjelaskan rendahnya kerapatan es. (Chang, 2010: 472)

Struktur es tiga dimensi yang sangat teratur mencegah molekul menjadi terlalu dekat satu sama lain. Tetapi perhatikan apa yang terjadi ketika es mencair. Pada titik leleh, sejumlah molekul air memiliki energi kinetik yang cukup untuk membebaskan ikatan hidrogen antar molekul. Molekul-molekul ini menjadi terperangkap di rongga struktur tiga dimensi, yang dipecah menjadi kumpulan-kumpulan yang lebih kecil. Akibatnya, ada lebih banyak molekul persatuan volume dalam air cair daripada dalam es. Jadi, karena kepadatan merupakan massa/volume, kerapatan air lebih besar daripada kerapatan es. Dengan pemanasan lebih lanjut, lebih banyak molekul air dilepaskan dari ikatan hidrogen antarmolekul, sehingga kerapatan air cenderung meningkat dengan meningkatnya suhu. Tentu saja, pada saat yang sama, air akan memuai akibat pemanasan yang

menghasilkan penurunan kerapatan. Dua proses ini perangkap molekul air bebas di rongga dan pemuaian termal, bertindak dalam arah yang berlawanan.

Dari 0°C hingga 4°C, penjebakan yang lebih dominan dan air menjadi semakin rapat. Tetapi diatas 4°C, pemuaian termal mendominasi dan kerapatan air berkurang dengan meningkatnya suhu (Gambar 76).



Gambar 76. Plot kerapatan terhadap suhu untuk air cair. Kerapatan air maksimum tercapai pada suhu 4 °C. Kerapatan es pada 0 °C sekitar 0,92 g/cm³ (Chang, 2010: 472)

Sifat-sifat unik lain yang muncul dari sifat atom H dan O yang membentuk molekul. Dengan dua pasangan ikatan dan dua pasangan elektron bebas di sekitar atom O dan perbedaan elektronegativitas yang besar pada setiap ikatan OH, molekul H₂O berbentuk bengkok dan sangat polar. Pengaturan ini sangat penting karena memungkinkan setiap molekul air untuk terlibat dalam empat ikatan H dengan tetangganya. Dari sifat-sifat atom dan molekul yang mendasar ini muncul perilaku makroskopis yang unik dan luar biasa, antara lain: sifatnya sebagai pelarut, sifat termal dan sifat tegangan permukaan air.

Air memiliki kapasitas panas spesifik yang sangat tinggi, lebih tinggi daripada hampir semua cairan lainnya. Kapasitas panas adalah ukuran dari panas yang diserap oleh suatu zat untuk kenaikan suhu tertentu. Ketika suatu zat dipanaskan, sebagian energinya meningkatkan kecepatan molekul rata-rata, sebagian meningkatkan getaran dan rotasi molekuler, dan sebagian digunakan untuk mengatasi gaya antarmolekul. Karena air memiliki begitu banyak ikatan hidrogen yang kuat, ia memiliki kapasitas panas spesifik yang tinggi. Dengan

lautan yang menutupi 70% permukaan Bumi, panas siang hari dari Matahari menyebabkan perubahan suhu yang kecil, memungkinkan planet kita mendukung kehidupan.

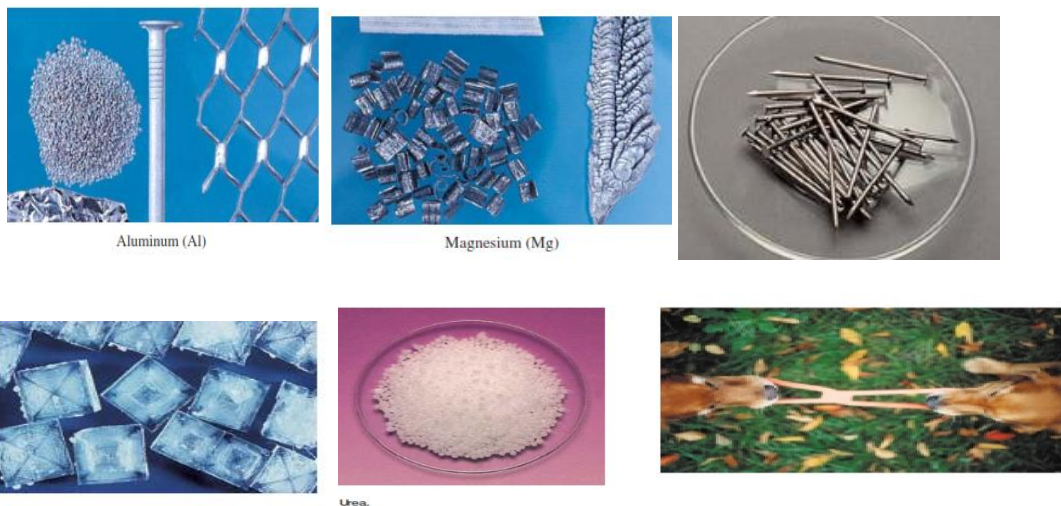
Banyak ikatan hidrogen yang kuat juga memberi air panas penguapan yang sangat tinggi. Perhitungan cepat menunjukkan betapa pentingnya sifat ini bagi keberadaan kita. Ketika 1000 g air menyerap sekitar 4 kJ panas, suhunya naik 1°C. Namun, dengan ΔH_{vap}^0 2,3 kJ/g, kurang dari 2 g air harus menguap agar suhu tetap konstan untuk sisa 998 g. Panas penguapan yang tinggi ini menghasilkan suhu tubuh yang stabil dan kehilangan cairan tubuh yang minimal meskipun 10.000 kJ panas yang dihasilkan rata-rata orang dewasa setiap hari melalui metabolisme. Pada skala planet, energi matahari memasok panas penguapan untuk air laut. Uap air, terbentuk bergerak melalui atmosfer, dan energi potensial dilepaskan sebagai panas untuk menghangatkan daerah dingin ketika uap mengembun menjadi hujan. Energi besar yang terlibat dalam perputaran kekuatan air ini melanda seluruh planet (Silberberg, 2011)

Ikatan hidrogen yang memberikan sifat termal air yang luar biasa juga bertanggung jawab atas tegangan permukaan dan kapilaritas yang tinggi. Air memiliki tegangan permukaan tertinggi dari cairan lain umumnya. Sifat ini sangat penting untuk kehidupan air permukaan karena membuat puing-puing tanaman bersandar di permukaan kolam, yang menyediakan tempat berlindung dan nutrisi bagi banyak ikan, mikroorganisme, dan serangga. Kapilaritas air yang tinggi, akibat tegangan permukaannya yang tinggi, sangat penting untuk tanaman darat. Selama periode kering, akar tanaman menyerap air tanah, yang naik melalui aksi kapiler melalui ruang kecil di antara partikel-partikel tanah.

b. Sifat zat padat berdasarkan struktur molekul

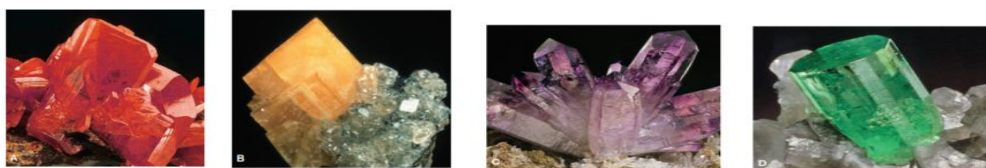
Beberapa benda padat, seperti besi dan aluminium, merupakan logam dan keras; yang lain, seperti urea dan garam dapur, adalah kristal dan mudah pecah; dan yang lain lagi, seperti karet dan banyak plastik, lunak dan tidak berbentuk, perhatikan Gambar 77!. Dari pandangan sekilas terlihat bahwa sebagian besar zat

adalah berupa zat padat dari pada cairan atau gas. Padatan bisa sekeras berlian atau selembut lilin. Sebagian mengalirkan listrik, sedangkan yang lain tidak. Bentuk-bentuk beberapa padatan dapat dengan mudah dimanipulasi, sementara yang lain rapuh dan tahan terhadap perubahan bentuk. Sifat fisik serta struktur padatan ditentukan oleh jenis ikatan yang menahan atom di tempatnya dapat mengklasifikasikan padatan menurut kekuatan-kekuatan tersebut



Gambar 77. Padatan logam Aluminium, Magnesium, Besi (atas); kristal NaCl, Urea dan Karet (bawah) (Chang, 2010: 57, 87)

Ada dua perbedaan yang paling mendasar antara **jenis padatan**, yaitu **kristalin** dan **amorf**. Padatan kristalin adalah padatan yang terdiri dari atom, ion, atau molekul yang memiliki susunan memanjang berurutan dalam rentang yang panjang. Pada tingkat atom ini terlihat karena padatan kristal biasanya memiliki bentuk datar dan sudut yang berbeda (perhatikan Gambar 78!). Sebaliknya, padatan amorf adalah partikel yang konstituennya tersusun secara acak dan tidak memiliki struktur jangka panjang yang teratur contohnya adalah karet.



Gambar 78. Padatan kristal yang mencolok. (A) Wulfanit (merah), (B) Barit (kuning) pada kalsit (kanan). (C), Kuarsa (seperti batu kecubung, ungu); (D), Beryl (sebagai zamrud, hijau). (Silberberg, 2010: 379)

Struktur dan sifat kristal, seperti titik leleh, kerapatan, dan kekerasan, ditentukan oleh jenis kekuatan yang menyatukan partikel. Kita dapat mengklasifikasikan kristal apa pun sebagai salah satu dari empat jenis: **ionik, kovalen, molekul, dan logam**. Berbagai jenis padatan kristalin dan karakteristiknya diberikan pada Tabel 13.

Tabel 13. Karakteristik tipe padatan

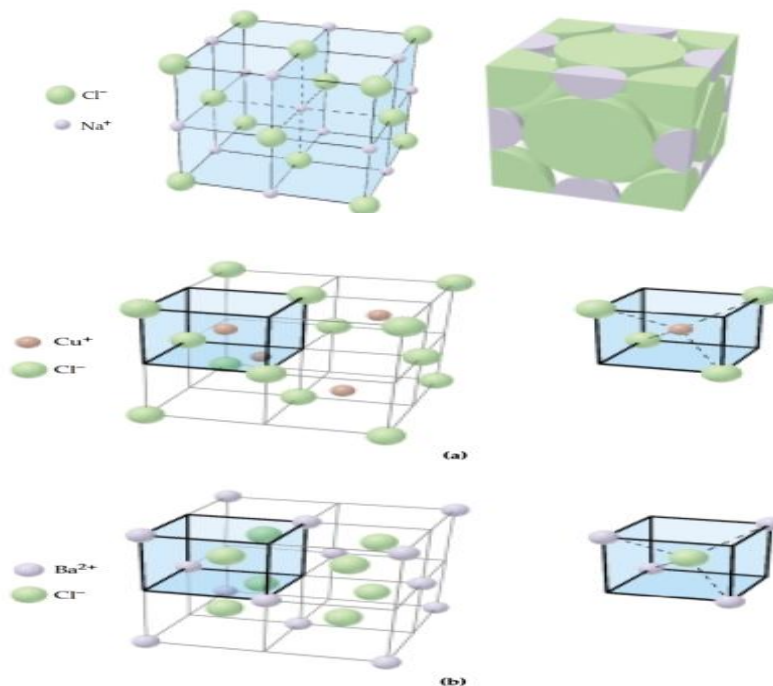
Jenis Padatan	Gaya Antarmolekul	Sifat	Contoh
Ionik	Gaya ion-ion	Rapuh, keras, titik leleh tinggi	NaCl, KBr, MgCl ₂
Molekular	Gaya dispersi, gaya dipol-dipol, ikatan hidrogen	Lunak, titik leleh rendah, konduktor	H ₂ O, Br ₂ , CO ₂ , CH ₄
Kovalen	Ikatan kovalen	Keras, titik leleh tinggi	C (intan, grafit), SiO ₂
Logam	Ikatan kovalen	Kekerasan dan titik leleh bervariasi, konduktor	Na, Zn, Cu, Fe

(McMurry, 2003: 401)

Berikut mari kita diskusikan karakteristik dari masing masing kristal

1) Kristal ionik

Padatan ionik sederhana seperti NaCl dan KBr seperti logam karena ion individu adalah bola yang dikemas bersama-sama secara teratur. Namun, mereka berbeda dari logam, karena bola tidak semuanya berukuran sama, anion umumnya lebih besar dari kation. Akibatnya, padatan ion mengadopsi berbagai sel satuan berbeda, tergantung pada ukuran dan muatan ion. NaCl, KCl, dan sejumlah garam lainnya memiliki sel unit kubik berpusat muka di mana anion yang lebih besar menempati sudut dan muka, sedangkan kation Na⁺ yang lebih kecil masuk ke dalam lubang di antara anion yang berdekatan (Gambar 79).

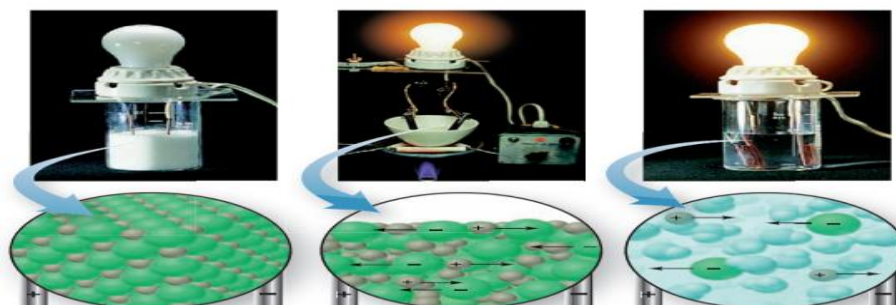


Gambar 79. Sel satuan (a) NaCl, CuCl dan (b) BaCl₂ semuanya didasarkan pada susunan kubik berpusat muka (McMurri, 2003: 410).

Padatan ionik adalah padatan yang unit kompositnya satuan formula, senyawa disusun berdasarkan kation dan anion netral elektrik terkecil. Seperti yang sudah dibahas pada KB1, garam meja (NaCl) dan kalsium fluorida (CaF₂) adalah contoh padatan ion yang baik. Padatan ionik disatukan oleh tarikan elektrostatik antara kation dan anion. Misalnya, dalam NaCl, tarikan antara kation dan anion menyatukan kisi padat karena kisi terdiri dari kation dan anion bergantian dalam susunan tiga dimensi. Dengan kata lain, kekuatan yang mengikat padatan ionik adalah ikatan ion. Karena ikatan ion jauh lebih kuat daripada gaya antarmolekul yang dibahas pada KB3 sebelumnya

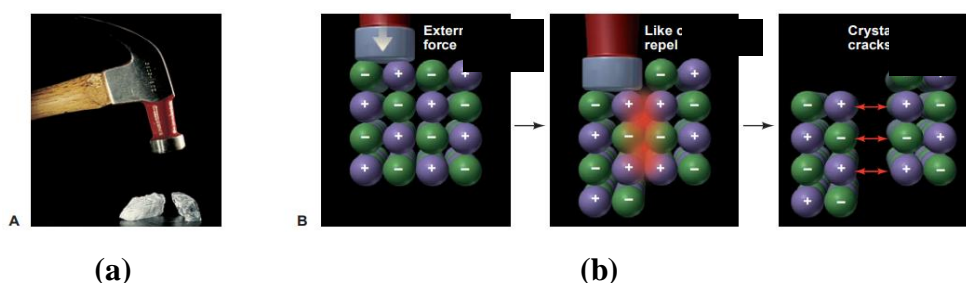
Sebagian besar kristal ionik memiliki titik leleh yang tinggi, jauh lebih tinggi daripada padatan molekuler. Misalnya, natrium klorida meleleh pada 801°C, sedangkan karbon disulfida (CS₂) yaitu padatan molekuler dengan massa molar lebih tinggi meleleh pada -110°C (Tro, 2011), sebagai indikasi sifat kohesif yang kuat menahan ion tetap bersama-sama. Ukuran stabilitas kristal ion adalah energi kisi; semakin tinggi energi kisi, semakin stabil senyawa. Padatan ion tidak

menghantarkan listrik karena ion-ion ditempatkan dalam posisi berikatan. Namun, dalam keadaan cair yaitu, ketika meleleh atau larut dalam air, ion-ion tersebut bergerak bebas dan cairan yang dihasilkan bersifat konduktif (menghantarkan listrik) perhatikan Gambar 80!



Gambar 80. Konduktansi listrik dan mobilitas ion. (a) Tidak ada arus yang mengalir dalam padatan ionik. (b) dalam senyawa cair, dapat membawa arus, (c) Dalam larutan senyawa ion yang terlarut bergerak membawa arus (Silberberg, 2010: 286)

Sifat lain senyawa ion umumnya mempunyai sifat antara lain keras (tidak leku), kaku (tidak bengkok), dan rapuh (retak tanpa merusak bentuk). Sifat-sifat ini disebabkan oleh gaya tarik yang kuat yang menahan ion pada posisi tertentu di seluruh kristal. Jika tekanan yang diberikan cukup, maka ion muatan sejenis bisa tergeser dan saling dekat satu sama lain, dan gaya tolak memecahkan sampel secara tiba-tiba. Ilustrasinya dapat dilihat pada Gambar 81.



Gambar 81. Gaya elektrostatis dan alasan senyawa ionik bisa retak. (a) senyawa ionik keras dan akan retak, ketika dipukul (b), Ion positif dan negatif dalam kristal memaksimalkan daya tariknya. Ketika kekuatan eksternal diterapkan, maka muatan bergerak berdekatan, dan tolakan bisa memecahkan potongan (Silberberg, 2010: 285)

Dengan melihat data pada Tabel 14 analisislah hubungan titik leleh dan titik didih dengan jenis senyawa.

Tabel 14. Titik Didih dan Titik Leleh Beberapa Senyawa Ion

Senyawa	Titik Leleh (°C)	Titik Didih (°C)
CsBr	636	1300
NaI	661	1304
KBr	734	1435
NaCl	801	1413
LiF	845	1676
KF	858	1505
MgO	2852	3600

(Silberberg, 2010: 286)

Data Tabel 14 menunjukkan bahwa diperlukan suhu tinggi untuk melelehkan dan mendidihkan senyawa ion karena membebaskan ion dari posisinya (*melting*) membutuhkan energi dalam jumlah besar, begitu pula dengan penguapan membutuhkan lebih banyak energi lagi. Faktanya ini disebabkan karena tarikan antarion begitu kuat sehingga uapnya meluas ke segala arah, dan tidak ada molekul terpisah.

Untuk menambah pemahaman Anda tentang Kristal ion silahkan buka *link* berikut <https://youtu.be/2Gdxu4XcsbY>

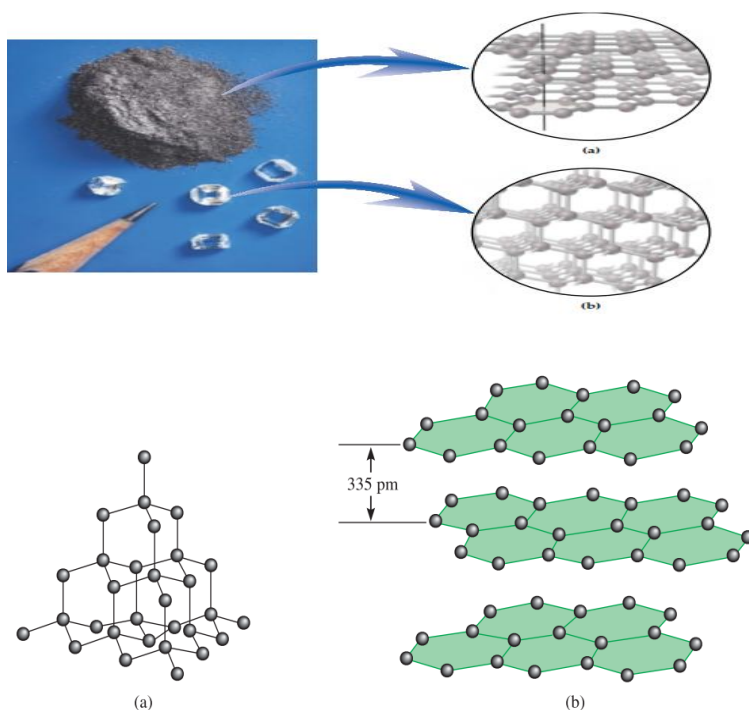
2) Kristal Kovalen

Dalam kristal kovalen, atom disatukan dalam jaringan tiga dimensi yang luas seluruhnya oleh ikatan kovalen. Contohnya adalah dua alotrop karbon: diamond dan grafit. Dalam berlian, setiap atom karbon terikat secara tetrahedral dengan empat atom yang lain (Gambar 82). Ikatan kovalen yang kuat dalam tiga dimensi berkontribusi pada kekerasan berlian yang tidak biasa (itu adalah bahan yang paling sulit diketahui) dan titik leleh yang sangat tinggi (3550 °C).

Dalam grafit, atom karbon disusun dalam cincin beranggota enam. Atom-atom semuanya terhibridisasi sp^2 ; setiap atom terikat secara kovalen dengan tiga

atom lainnya. Orbital 2p yang tidak terhibridisasi digunakan dalam ikatan pi. Setiap lapisan grafit memiliki jenis orbital molekul terdelokalisasi. Karena elektron bebas bergerak dalam orbital molekul yang terdelokasi, grafit adalah konduktor listrik yang baik. Lapisan-lapisan disatukan oleh molekul ikatan van der Waals yang lemah. Ikatan kovalen dalam grafit yang tidak menyebabkan kekerasan pada grafit tetapi karena lapisan-lapisan dapat saling bergeser satu sama lain, grafit licin saat disentuh dan efektif sebagai pelumas. Ini juga digunakan dalam pensil dan pita yang dibuat untuk printer komputer dan mesin ketik.

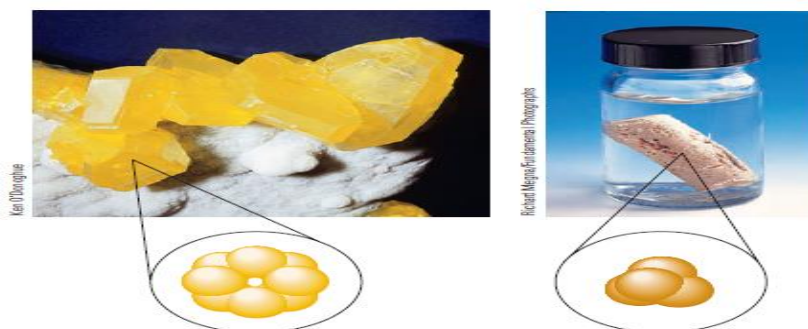
Kristal kovalen lainnya adalah kuarsa (SiO_2). Susunan atom silikon dalam kuarsa mirip dengan karbon dalam berlian, tetapi dalam kuarsa ada atom oksigen antara masing-masing pasangan atom Si. Karena Si dan O memiliki elektronegativitas yang berbeda, ikatan Si-O adalah bersifat polar. Namun demikian, SiO_2 mirip dengan berlian dalam banyak hal, seperti kekerasan dan titik lebur tinggi (1610°C).



Gambar 82. (a) Struktur intan. Setiap karbon terikat secara tetrahedral dengan empat atom karbon yang lain. (b) Struktur grafit. Jarak antara lapisan yang berurutan adalah 335 pm (McMurry, 2003: 412)

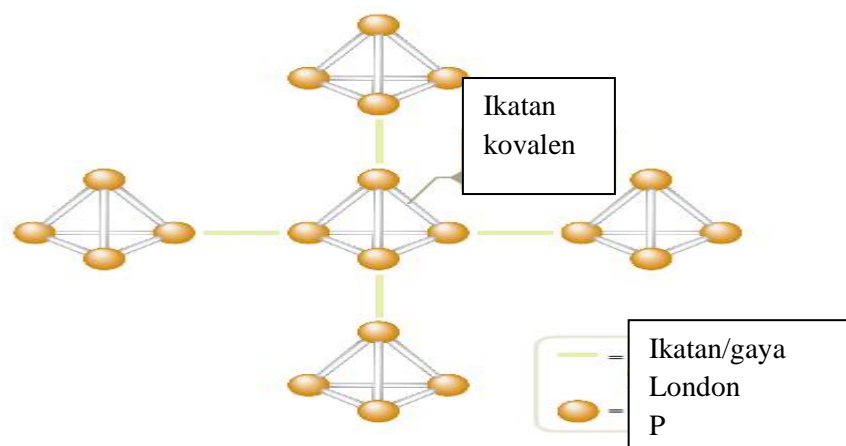
3) Kristal Molekul

Padatan molekuler adalah padatan yang unit kompositnya adalah molekul. Es (H_2O padat) dan es kering (CO_2 padat) adalah contoh padatan molekuler. Padatan molekuler disatukan oleh jenis-jenis gaya antarmolekul, gaya dispersi, gaya dipol-dipol, dan ikatan hydrogen, yang baru saja kita bahas dalam KB3. Sebagai contoh, es disatukan oleh ikatan hidrogen, dan es kering disatukan oleh kekuatan dispersi. Contoh lain dari kristal molekuler adalah I_2 , P_4 , dan S_8 (contoh P_4 dan S_8 ada pada Gambar 83). Padatan molekuler secara keseluruhan cenderung memiliki titik leleh rendah hingga sedang; es mencair pada 0°C dan es kering menyublim pada $-78,5^\circ\text{C}$ (Tro, 2010)



Gambar 83. Molekul S_8 (kiri) dan molekul P_4 (kanan) (Zumdahl & DeCoste, 2010: 461)

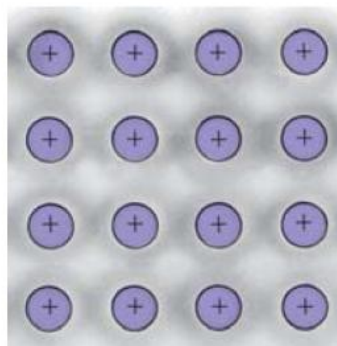
Jika molekul padatan memiliki momen dipol, gaya dipol-dipol menahan kepadatan. Dalam padatan dengan molekul nonpolar, gaya dispersi London memegang padatan tetap bersama. Bagian dari struktur fosfor padat ditunjukkan pada Gambar 84. Perhatikan bahwa jarak antara atom P dalam molekul tertentu jauh lebih pendek dari jarak antara molekul P_4 . Ini karena ikatan kovalen antara atom dalam molekul jauh lebih kuat dari pada gaya dispersi London antar molekul.



Gambar 84. Representasi bagian struktur fosfor padat, molekul padat yang mengandung molekul P₄ (Zumdahl, S. S., DeCoste, D. J., 2010: 462)

4) Kristal Logam

Dalam arti tertentu, struktur kristal logam adalah yang paling sederhana karena setiap titik kisi dalam kristal ditempati oleh atom dari logam yang sama. Ikatan dalam logam sangat berbeda dari ikatan pada jenis kristal lainnya. Di sebuah logam, elektron ikatan terdelokalisasi di atas seluruh kristal. Bahkan, logam atom dalam kristal dapat dibayangkan sebagai susunan ion positif yang terbenam di lautan elektron valensi terdelokalisasi (perhatikan Gambar 85!). Kekuatan kohesif yang hebat dihasilkan dari delokalisasi bertanggung jawab atas kekuatan logam. Mobilitas yang terdelokasi elektron membuat logam menjadi konduktor panas dan listrik yang baik.



Gambar 85. Penampang lintang kristal logam. Setiap muatan positif yang dilingkari mewakili inti dan elektron dalam suatu atom logam. Daerah abu-abu disekitar ion logam positif menandakan lautan elektron yang bergerak (Chang, 2010: 484)

Beberapa logam, seperti tungsten, memiliki titik leleh yang sangat tinggi. Lainnya, seperti natrium ($mp = 97,8^\circ \text{C}$) dan merkuri ($mp = -38,83^\circ \text{C}$), memiliki titik leleh yang cukup rendah. Untuk sebagian luasnya, titik lebur tergantung pada muatan ion positif dalam kristal logam. Logam Grup 1A hanya memiliki satu elektron valensi, sehingga inti mereka adalah kation dengan $1+$ muatan, yang hanya tertarik dengan lemah ke "laut elektron" yang mengelilinginya. Atom logam Grup 2A, bagaimanapun, membentuk ion dengan muatan $2+$. Ini lebih tertarik kuat ke laut elektron sekitarnya, sehingga logam Grup 2A memiliki leleh yang lebih tinggi dari tetangga mereka di Grup 1A. Logam dengan titik leleh yang sangat tinggi, seperti tungsten, harus memiliki sangat kuat atraksi antara mereka atom dan antara atom dan laut elektron, yang menunjukkan bahwa mungkin ada beberapa ikatan kovalen antara mereka juga (Jespersen, *et al.*, 2012)



Untuk dapat menambah pemahaman Anda, berikut dijelaskan keunikan dari molekul air

Sifat air yang unik, perhatikan Gambar 86! Fakta bahwa es kurang padat daripada air memiliki makna ekologis yang mendalam. Mari kita amati perubahan suhu di air tawar danau di iklim dingin. Apabila suhu air di dekat permukaan turun, kerapatan air ini meningkat. Air yang lebih dingin kemudian tenggelam ke arah bawah, sementara air hangat, yang kurang padat, naik ke atas. Gerakan konveksi normal ini berlanjut hingga suhu di seluruh air mencapai 4°C . Di bawah suhu ini, kerapatan air mulai berkurang dengan penurunan suhu, sehingga tidak lagi tenggelam. Pendinginan lebih lanjut, air mulai membeku di permukaan. Lapisan es yang terbentuk tidak tenggelam karena kurang padat dari padacair; bahkan bertindak sebagai isolator termal untuk air di bawahnya. Apabila es lebih berat, maka ia akan tenggelam ke dasar danau dan akhirnya air akan membeku. Sebagian besar organisme hidup di badan air tidak dapat bertahan

hidup dalam keadaan beku di dalam es. Untungnya, air danau tidak membeku dari bawah. Sifat air yang tidak biasa ini menjadikan olahraga es mungkin saja.

Keunikan air lainnya yaitu, daya pelarut air yang besar adalah hasil dari polaritas dan kemampuan ikatan hidrogen yang luar biasa. Dapat melarutkan senyawa ionik melalui kekuatan ion-dipol yang memisahkan ion dari padatan dan menyimpannya dalam larutan. Air juga dapat melarutkan banyak zat non ionik polar, seperti etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) dan glukosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), dengan membentuk ikatan hidrogen padanya. Air bahkan melarutkan gas nonpolar, seperti yang ada di atmosfer, sampai batas tertentu, melalui dipol yang diinduksi dan gaya dispersi (Silberberg, 2010)



Ice fishing. The ice layer that forms on the surface of a lake insulates the water beneath and maintains a high enough temperature to sustain aquatic life.

Gambar 86. Orang memancing ikan didanau salju (Jespersen, *et al.*, 2012)

Karena dapat melarutkan begitu banyak zat, air adalah pelarut lingkungan dan biologis, membentuk solusi kompleks yang kita kenal sebagai lautan, sungai, danau, dan cairan seluler. Memang, dari sudut pandang kimia, semua organisme, dari bakteri hingga manusia, dapat dianggap sebagai sistem membran yang sangat terorganisir yang melingkupi dan memisah-misahkan solusi air yang kompleks.

4. Forum Diskusi



- a) Diskusikanlah mengapa pengendara disarankan untuk menggunakan oli lebih kental untuk mesin mereka dimusim panas dan minyak yang kurang kental di musim dingin!
- b) Seorang guru kimia melakukan pertunjukan miseri berikut. Sesaat sebelum siswanyamasuk kelas, dia memanaskan sejumlah air hingga mendidih dalam sebuah labu erlemeyerdia kemudian memindahkan labu dari atas api dan menutup labu dengan sumbat karet, setelah kelas dimulai dia memegang labu didepan siswa-siswanya dan menyampaikan bahwa dia dia dapat membuat air mendidih hanya denganmengosok es batu kedinding luar labu.semua tercenh]gang melihat bahwa ternyata hal ini memang terjadi dapatkaf anda menjelaskan fenomena ini?
- c) Seorang siswa diberikan empat sampel padat berlabel W, X, Y,dan Z. Semua kecuali Z memiliki kilau logam. Dia diberitahubahwa padatan bisa berupa emas, timah sulfi, kuarsa (SiO), dan yodium. Hasil investigasinyaadalah: (a) W adalah konduktor listrik yang baik; X, Y, dan Zadalah konduktor listrik yang buruk. (B) Ketika padatan dipukul dengan palu, W keluar, X hancurbanyak potongan, Y dihancurkan menjadi bubuk, dan Z adalahretak. (c) Saat padatan dipanaskan dengan Bunsen burner, Y meleleh dengan beberapa sublimasi, tetapi X, W, danZ tidak meleleh. (d) Dalam pengobatan dengan 6 M HNO₂ Xlarut; tidak ada efek pada W, Y, atau Z. Berdasarkan dari hasil tes ini,identifikasilah padatan yang ada

C. Penutup



1. Rangkuman

Ketegangan permukaan adalah ukuran energi yang dibutuhkan untuk meningkatkan luas permukaan cairan. Gaya antarmolekul yang lebih besar dalam cairan menciptakan tegangan permukaan yang lebih tinggi. Tindakan kapiler, peningkatan cairan melalui ruang sempit, terjadi ketika kekuatan antara cairan dan

permukaan padat (perekat) lebih besar daripada kekuatan di dalam cairan itu sendiri (kohesif). Viskositas, daya tahan untuk mengalir, tergantung pada bentuk molekul dan berkurang dengan suhu. Gaya antarmolekul yang lebih kuat menciptakan viskositas yang lebih tinggi.

Sifat atom dari atom hidrogen dan oksigen menghasilkan bentuk molekul air yang bengkok, polaritas, dan kemampuan ikatan hidrogen. Sifat-sifat air ini memungkinkannya melarutkan banyak senyawa ionik dan polar. Ikatan hidrogen pada air menghasilkan kapasitas panas spesifik tinggi dan penguapan panas tinggi, yang bergabung untuk memberi Bumi dan organismenya kisaran suhu yang sempit. Ikatan hidrogen juga memberikan tegangan permukaan dan kapilaritas yang tinggi, yang penting untuk kehidupan tanaman dan hewan. Air mengembang pada titik beku karena ikatan hidrogennya, yang mengarah pada struktur kristal terbuka dalam es. Perubahan kepadatan musiman mendorong pencampuran nutrisi dalam danau.

Padatan kristal dapat dikategorikan sebagai ion, molekul, jaringan kovalen, atau logam. Zat padat ionik adalah yang seperti natrium klorida, yang partikel penyusunnya adalah ion. Padatan molekul adalah yang seperti sukrosa atau es, yang partikel penyusunnya adalah molekul yang disatukan oleh gaya antarmolekul. Kristal es, misalnya, tersusun atas molekul-molekul yang disatukan secara teratur oleh ikatan hidrogen. Padatan jaringan kovalen adalah yang seperti kuarsa atau berlian, yang atom-atomnya dihubungkan bersama oleh ikatan kovalen ke dalam susunan tiga dimensi raksasa. Akibatnya, jaringan padat kovalen adalah satu molekul yang sangat besar.



2. Tes Formatif

Sebelum Anda melaksanakan tes sumatif silahkan kerjakan tes formatif berikut

Petunjuk: Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat dari soal soal berikut ini.

- Salah satu sifat cairan adalah cairan memiliki sifat viskositas. Viskositas merupakan hambatan cairan mengalir (kekentalan suatu cairan). Adanya viskositas dalam cairan dipengaruhi oleh jenis ikatan atau gaya yang terdapat pada molekul-molekul cairan tersebut. Tinggi atau rendahnya Viskositas dapat di ukur dari suhu dan waktu yang dibutuhkan. Berikut merupakan karakteristik senyawa oktana

Senyawa	viskositas (kg/ms)	suhu ($^{\circ}\text{C}$)	waktu (Menit)
1. Oktana 1	7.06×10^{-4}	0	45
2. Oktana 2	5.42×10^{-4}	20	30
3. Oktana 3	4.33×10^{-4}	40	15

Pernyataan yang tidak tepat mengenai viskositas suatu cairan adalah

- Nilai viskositas suatu cairan akan meningkat seiring menurunnya suhu
 - Nilai viskositas suatu cairan akan menurun seiring menurunnya suhu
 - Nilai viskositas suatu cairan akan menurun seiring meningkatnya suhu
 - Suatu senyawa yang memiliki nilai viskositas tinggi memiliki waktu yang lama untuk mengalir
 - Suatu senyawa yang memiliki nilai viskositas rendah memiliki waktu yang sebentar untuk mengalir
- Salah satu sifat zat cair adalah tegangan permukaan. Pada prinsipnya senyawa CHBr_3 memiliki tegangan permukaan yang lebih besar dari senyawa CHCl_3 . Hal ini disebabkan oleh beberapa hal:
 - Memiliki massa molar yang besar
 - Lebih mudah dipolarisasi
 - Memiliki kekuatan dispersi yang kuat
 - Memiliki ikatan hidrogen

5. Memiliki ikatan ion

Berdasarkan pernyataan diatas pernyataan yang benar adalah....

- A. 4 dan 5
- B. 1 dan 5
- C. 2 dan 4
- D. 1 dan 2
- E. 3 dan 4

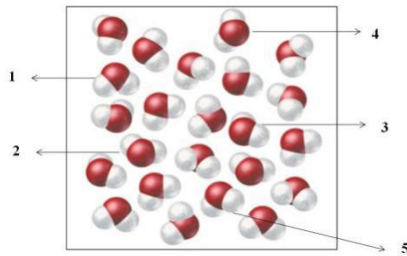
3. Intan dan grafit merupakan zat yang sama tersusun atas atom karbon. Keduanya memiliki sifat yang berbeda. Dilihat dari fungsinya intan dapat dijadikan perhiasan bagi manusia dan bernilai mahal jika dijual, sementara itu grafit berfungsi sebagai konduktor listrik yang baik. Kedua senyawa tersebut memiliki sifat yang berbanding terbalik. Dari kelima pernyataan dibawah karakteristik yang benar tentang intan dan grafit adalah

- A. Intan memiliki struktur teratur
- B. Grafit memiliki struktur teratur
- C. Intan bersifat kuat
- D. intan memiliki ikatan kovalen
- A. grafit memiliki ikatan gaya antarmolekul

4. Tipe kristal padatan ada 3 jenis yaitu padatan molekul, padatan ion dan padatan atom. Berikut merupakan contoh dari jenis-jenis kristal tersebut yaitu Ar, H₂O, K₂O, Fe, H₂S, KCl, N₂, kelompokkan jenis padatan tersebut beserta contohnya secara berurutan adalah

- A. Padatan molekul: H₂O, K₂O, H₂S
- B. Padatan ion: K₂O, KCl, N₂
- C. Padatan molekul: H₂O, N₂, H₂S
- D. Padatan atom: Ar, Fe, N₂
- E. Padatan atom: Fe, K₂O, KCl

5. Berikut gambar sejumlah molekul H_2O dalam suatu wadah.



(Tro, Nivaldo. 2011: 444)

Dari gambar tersebut molekul yang akan menguap paling lambat adakah

- A. 1
 - B. 2
 - C. 3
 - D. 4
 - E. 5
6. Kelas X belajar tentang molekul air. Materi yang dibahas adalah bentuk molekul air, sifat khas air salah satunya adalah titik didih. Salah seorang siswa mengemukakan pendapatnya bahwa sepengetahuannya titik didih air adalah 100°C . Akan tetapi disaat ia berada di daerah pegunungan suhu air yang dimasukkannya tidak mencapai 100°C . Yang menyebabkan titik didih di daerah pegunungan berkurang dibandingkan di daerah pesisir/dataran rendah adalah
- A. Struktur air
 - B. Molekul air
 - C. Kepolaran air
 - D. Tekanan udara
 - E. Tegangan permukaan
7. Di siang hari anita ingin meminum air dingin, karena di dalam kulkas tidak tersedianya air dingin. Anita mengambil es batu pada suhu 0°C dengan massa 23,5 g dimasukkan ke dalam air dengan massa 550,0 g dengan suhu

28°C dalam wadah terisolasi. Dengan asumsi tidak ada panas yang hilang ke lingkungan, suhu keseluruhan sampel air setelah semua es mencair adalah

- A. 20,6°C
- B. 21,6°C
- C. 22,6°C
- D. 23,6°C
- E. 24,6°C

8. Seorang siswa mengamati tetesan air yang jatuh diatas daun-daun.

Daun 1: daun jambu biji, tetesan air yang jatuh pada daun jambu biji jatuh terpecar dan daun basah

Daun 2: daun alvokat, tetesan air yang jatuh pada daun alvokat jatuh terpecar dan daun basah

Daun 3: daun talas, tetesan air jatuh pada daun talas tidak berpecar dan daun talas tidak basah

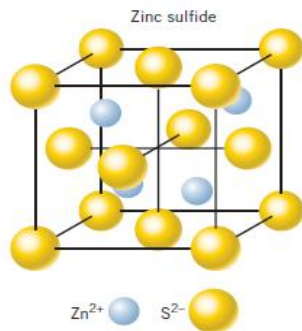
Pada daun 3 ini membuat siswa tersebut penasaran, kenapa kasus pada daun 3 tersebut bisa terjadi, ternyata ada gaya antarmolekul

- A. Dispersi
 - B. Kohesi
 - C. Adhesi
 - D. London
 - E. Dipol-dipol
9. Meskipun kristal garam (natrium klorida) dan gula (sukrosa) terlihat sangat mirip dilihat dari mata telanjang, akan tetapi kenyataannya berbeda jika dilihat dari sifat kimianya yaitu titik lebur sukrosa (186°C) dan titik leleh natrium klorida (801°C). Sifat kimia yang lainnya sebagai berikut:
- 1. Garam termasuk kristal ionik
 - 2. Gula termasuk kristal molekuler
 - 3. Garam dan gula termasuk kristal molekuler
 - 4. Garam tergolong senyawa elektrolit
 - 5. Gula tergolong senyawa nonelektrolit

Dari sifat kimia garam dan gula di atas, pernyataan yang **tidak** benar adalah

- A. 1
- B. 2
- C. 3
- D. 4
- E. 5

10. Berikut merupakan struktur zink sulfida



Jumlah ion Zn^{2+} dan S^{2-} dalam 1 unit senyawa di atas adalah

- A. Zn^{2+} 3 dan S^{2-} 4
- B. Zn^{2+} 3 dan S^{2-} 3
- C. Zn^{2+} 4 dan S^{2-} 3
- D. Zn^{2+} 3 dan S^{2-} 2
- E. Zn^{2+} 4 dan S^{2-} 4



Daftar Pustaka

- Brown T.L., J. R Lemay, H.E., Bursten B.E., Murphy C.J., Woodward P.T., 2012, *Chemistry The Central Science*, 12th Edition, New York: Prentice Hall Pearson
- Chang, R., 2010. *Chemistry*, 10th Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Jespersen, N. D., Brady, J. E. and Hyslop, A., 2012. *Chemistry the Molecular Nature of Matter*, 6th edition. New York: John Wiley and Sons, Inc.
- McMurry F., 2003, *Chemistry*, 4th Edition. New York: John Wiley and Sons, Inc
- Silberberg, M. S. 2010. *Principles of General Chemistry*, 2th Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc.
- Tro, N. J. 2011. *Introductory Chemistr*, 4th Edition. United States of America: Pearson Education, Inc., publishing as Pearson Prentice Hall
- Zumdahl, S. S., DeCoste, D. J., 2010. *Introductory Chemistry*, Seventh Edition
Publisher: Charles Hartford Graphic World: Megan Greiner



Tugas Akhir

Setelah Anda menyelesaikan semua kegiatan pada KB1 sampai KB4 dan sebelum mengerjakan soal sumatif, terlebih dahulu kerjakan tugas akhir berikut ini.

Gambarlah semua geometri molekul yang bisa terjadi berdasarkan model VSEPR dan hubungannya dengan teori Hibridisasi lengkapi dengan contoh



Tes Sumatif

Petunjuk: Pilihlah salah satu jawaban yang benar dari soal soal berikut ini.

1. Diketahui harga keelektronegatifan beberapa unsur sebagai berikut: Li (1,0); Na(0,9); K(0,8); Cl(3,0); Br (2,8).

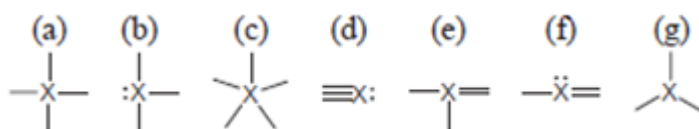
Urutan sifat ionik senyawaberikut adalah....

- A. NaCl>LiCl>LiBr
 - B. KBr>KCl>NaCl
 - C. Cl>LiBr>LiCl
 - D. LiCl>LiBr>KBr
 - E. NaCl>KCl>KBr
2. Jika diketahui nomor atom unsur halogen sebagai berikut: F= 9; Cl= 17; Br= 35; I= 53.

Maka molekul yang memiliki ikatan kovalen terpendek adalah....

- A. FCl
 - B. FBr
 - C. FI
 - D. ClBr
 - E. ClI
3. Untuk menjelaskan pembentukan ikatan ion dapat kita gunakan struktur Lewis. Struktur Lewis ditemukan oleh Gilbert Lewis. Menurut Lewis atom bergabung untuk mencapai konfigurasi elektron yang lebih stabil. Dalam pembuatan struktur Lewis menggunakan sistem titik yang disebut lambang

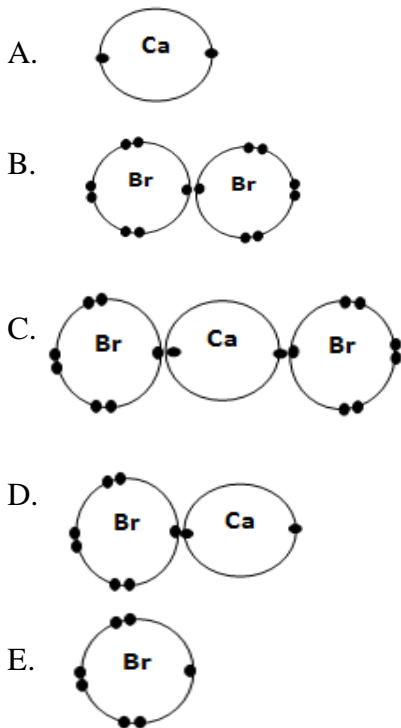
titik Lewis. Dalam pembuatan struktur lewis harus memenuhi aturan okted. Berikut merupakan pola dari struktur Lewis:



Dari pola di atas, pola yang tidak memenuhi aturan okted adalah

- a dan b
 - c dan d
 - d dan e
 - f dan g
 - c dan g
4. Dalam pembuatan struktur Lewis tentu membutuhkan atom utama. Berikut merupakan contoh atom-atom dalam struktur Lewis: O, He, F, H, C, P. Dari kelima atom tersebut atom mana yang tidak bisa digunakan sebagai atom utama untuk struktur Lewis....
- He dan O
 - He dan H
 - F dan H
 - C dan P
 - O dan F
5. Berikut adalah pasangan senyawa ion yang salah satu unsurnya berada pada golongan yang sama atau salah satu unsurnya sama dengan pasangannya.
- (a) CaO atau Al_2O_3 , (b) BeO atau SrO, (c) NaCl atau NaBr
- Senyawa yang memiliki energi kisi lebih besar dibandingkan dengan pasangannya adalah
- CaO dan SrO
 - CaO dan NaCl
 - Al_2O_3 dan NaBr
 - Al_2O_3 dan SrO
 - SrO dan NaBr

6. Urutan ion-ion NO_2^- , NO_3^- , NO^+ dan NO_2^+ dengan panjang ikatan nitrogen-oksigen yang meningkat dari kiri ke kanan terdapat pada
- NO_3^- , NO_2^- , NO_2^+ , NO^+
 - NO_2^+ , NO_2^- , NO^+ , NO_3^-
 - NO_2^- , NO_2^+ , NO^+ , NO_3^-
 - NO^+ , NO_2^+ , NO_3^- , NO_2^-
 - NO_2^+ , NO_2^- , NO_3^- , NO^+
7. Unsur Ca terdapat pada golongan 2A (Alkali tanah) sedangkan Br pada golongan 7A pada tabel priodik. Kedua unsur tersebut belum stabil karena masing-masing unsur tersebut kekurangan elektron. Untuk menjadikan kedua atom stabil maka diantara kedua atom harus berikatan, ikatannya disebut ikatan ion. Ikatan ion yang benar dari yang berikut adalah



8. Berikut merupakan contoh senyawa ion: NaF dan NaCl, MgO dan MgS. Senyawa tersebut terdiri dari kation dan anion. Dimana kationnya terdiri dari atom logam yang sama sedangkan anionnya berbeda, walaupun kationnya sama tetapi memiliki sifat yang berbeda diantara senyawa tersebut.
1. NaF memiliki titik didih dan titik leleh lebih besar dari NaCl
 2. NaCl memiliki titik didih dan titik leleh lebih besar dari NaF
 3. MgO memiliki titik didih dan titik leleh lebih besar dari MgS
 4. MgS memiliki titik leleh lebih besar dari MgO
 5. Semakin elektronegatif suatu unsur maka titik didih dan leleh meningkat

Pernyataan yang benar tentang senyawa diatas adalah

- A. 1 dan 2
 - B. 3 dan 4
 - C. 2 dan 3
 - D. 4 dan 5
 - E. 1 dan 3
9. Kestabilan suatu atom dapat dibuktikan dengan keberadaannya di alam. Sedangkan banyak atom yang belum stabil, untuk mencapai kestabilan atom atom akan saling terikat satu sama lain melalui ikatan ion maupun ikatan kovalen.

K_2S , PCl_6^- , $Al(CH_3COO)_3$, BrF_3 , $ZnCr_2O_7$,

(1) (2) (3) (4) (5)

Senyawa yang mempunyai ikatan ion adalah

- A. 1,2,3
- B. 3,4,5
- C. 2,4,5
- D. 1,3,5
- E. 2,3,5

10. Berikut data pembentukan senyawa KF:

$$\text{Kalor penguapan Li}_{(s)} = +155 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{Kalor disosiasi F}_{2(g)} = +158 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{Energi ionisasi K}_{(g)} = +520 \text{ kJ mol}^{-1}$$

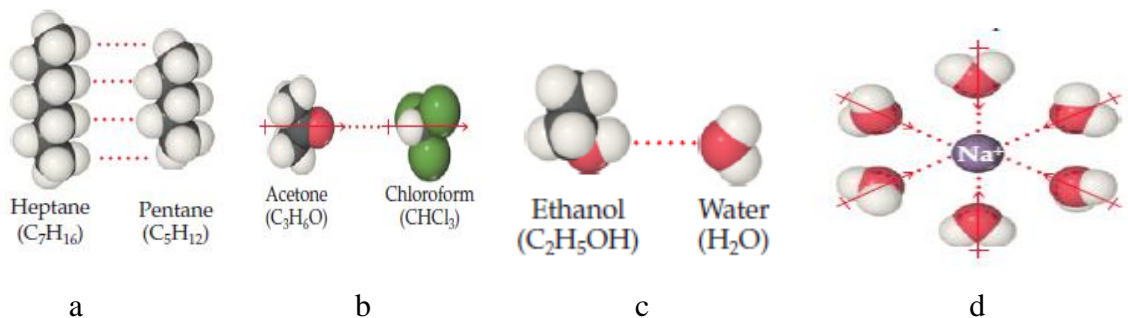
$$\text{Afinitas elektron F}_{(g)} = -328 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{Kalor pembentukan} = -590 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Dalam menentukan nilai energi kisi dapat digunakan lingkaran Born-Haber, Energi kisi pembentukan satu mol senyawa KF tersebut adalah

- A. -1.016 kJ mol
- B. +1.016 kJ mol⁻¹
- C. +1.200 kJ mol⁻¹
- D. -1.200 kJ mol⁻¹
- E. + 9.00 kJ mol⁻¹

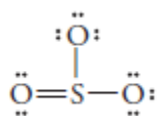
11. Berikut merupakan 2 zat yang saling berinteraksi.



Secara berurutan jenis interaksi yang mengikat zat satu dengan yang lainnya adalah

- A. Ion –dipol, dispersi, hidrogen, dipol-dipol
- B. Dispersi, dipol-dipol, hidrogen, ion-dipol
- C. Hidrogen, dipol-dipol, dispersi, ion-dipol
- D. Hidrogen, dispersi, ion-dipol, dipol-dipol
- E. Ion-dipol, dipol-dipol, dispersi, hydrogen

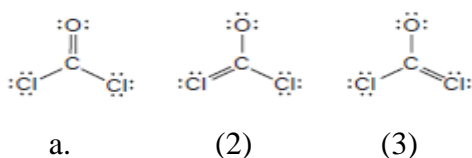
12. Berikut merupakan stuktur lewis dari senyawa kovalen SO_3^-



Muatan formal dari atom S pada struktur disamping adalah

- A. 0
- B. -1
- C. +1
- D. -2
- E. +2

13. Phosgene adalah gas yang tidak berwarna dan sangat beracun yang digunakan untuk melawansasikan dalam perang dunia I dan digunakan hari ini sebagai reaktan kunci tertentusintesis organik. Struktur resonansi yang paling disukai dilihat dari muatan formal adalah



- A. (1)
- B. (2)
- C. (3)
- D. (1), (2), (3)
- E. (2), (3)

14. Berikut merupakan isomer dari n-pentana dan n-butana yang memiliki ikatan kovalen



2 metil butana



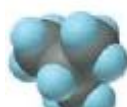
2,2 dimetil propana



3. n-pentana



4. n-butana



2 metil propana

Berdasarkan ikatan kovalen dari senyawa tersebut tentukan senyawa mana yang mempunyai titik didih paling tinggi....

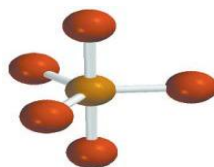
- A. 1
- B. 3
- C. 2
- D. 5
- E. 4

15. Berdasarkan data berikut, Bentuk molekul yang sesuai untuk senyawa no. 4 adalah

No.	Jenis molekul	hibridisasi
1	AX_2	sp
2	AX_2	Sp^3
3	AX_3	sp^2
4	AX_4	sp^3d^2

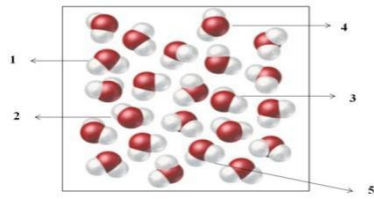
- A. Bengkok
- B. Linier
- C. Segiempat planar
- D. Tetrahedral
- E. Segitiga piramida

16. Diantara spesi berikut yang memiliki bentuk molekul seperti dibawah ini adalah



- A. PCl_3
- B. BrF_4^+
- C. ICl_4^-
- D. PBr_5
- E. SF_4

17. Berikut gambar sejumlah molekul H_2O dalam gelas kimia.



(Tro, Nivaldo. 2011. P. 444)

Dari molekul H_2O berikut molekul yang lebih mudah menguap adalah

- A. 1
- B. 2
- C. 3
- D. 4
- E. 5

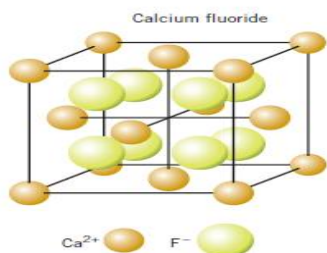
18. Berikut merupakan fenomena dari sifat zat cair

1. Laba-laba tidak tenggelam pada saat melewati permukaan air
2. Air tidak tersebar pada saat dijatuhkan pada daun talas
3. Kail nelayan berada di atas permukaan air
4. Jarum tidak tenggelam pada saat dijatuhkan dalam air
5. Kekentalan minyak berubah pada saat suhu naik

Berdasarkan fenomena pada point 1 dan 2 secara berurutan, disebabkan sifat zat cair berikut

- A. kompresibilitas dan tegangan permukaan
- B. tegangan permukaan dan kapilaritas
- C. kapilaritas dan viskositas
- D. kompresibilitas dan kapilaritas
- E. tegangan permukaan dan viskositas

19. berikut merupakan struktur kalsium florida



(Brady. 2012: 565)

Berapa banyak ion Ca^{2+} dan F^- dalam 1 senyawa diatas.....

- A. Ca^{2+} 3 dan F^- 4
- B. Ca^{2+} 3 dan F^- 3
- C. Ca^{2+} 4 dan F^- 3
- D. Ca^{2+} 3 dan F^- 2
- E. Ca^{2+} 4 dan F^- 4

20. Terapungnya es batu di dalam minuman merupakan bukti bahwa massa jenis air dalam wujud padat lebih kecil dari wujud cair.



Hal tersebut diakibatkan oleh....

- A. Dalam wujud padat, air membentuk struktur yang menyisakan ruang kosong lebih banyak dibandingkan dalam wujud cair.
- B. Dalam wujud padat, air membentuk struktur yang menyisakan ruang kosong lebih sedikit dibandingkan dalam wujud cair.
- C. Pada jumlah mol yang sama, ikatan hidrogen antar molekul air pada wujud padat lebih banyak dibandingkan wujud cairnya
- D. Ikatan hidrogen antar molekul air pada wujud padat jumlahnya sama tetapi, lebih panjang dibandingkan wujud cairnya
- E. Seperti zat lainnya, perubahan wujud air dari cairan ke padatan menyebabkan terjadinya susunan molekul yang lebih rapat.

**Kunci jawaban soal tes formatif KB1 – KB4****Kunci jawaban soal tes formatif KB1**

- | | |
|------|-------|
| 1. E | 6. C |
| 2. D | 7. B |
| 3. C | 8. C |
| 4. A | 9. D |
| 5. E | 10. C |

Kunci jawaban soal tes formatif KB2

- | | |
|------|-------|
| 1. A | 6. B |
| 2. E | 7. C |
| 3. E | 8. D |
| 4. B | 9. E |
| 5. A | 10. D |

Kunci jawaban soal tes formatif KB3

- | | |
|------|-------|
| 1. A | 6. C |
| 2. D | 7. A |
| 3. B | 8. C |
| 4. B | 9. D |
| 5. C | 10. A |

Kunci jawaban soal tes formatif KB4

- | | |
|------|-------|
| 1. B | 6. D |
| 2. D | 7. D |
| 3. A | 8. C |
| 4. C | 9. C |
| 5. C | 10. E |

Kunci jawaban soal tes sumatif M2

- | | | | |
|------|-------|-------|-------|
| 1. A | 6. A | 11. B | 16. D |
| 2. A | 7. C | 12. E | 17. D |
| 3. E | 8. E | 13. A | 18. B |
| 4. B | 9. D | 14. B | 19. A |
| 5. B | 10. A | 15. C | 20. A |