

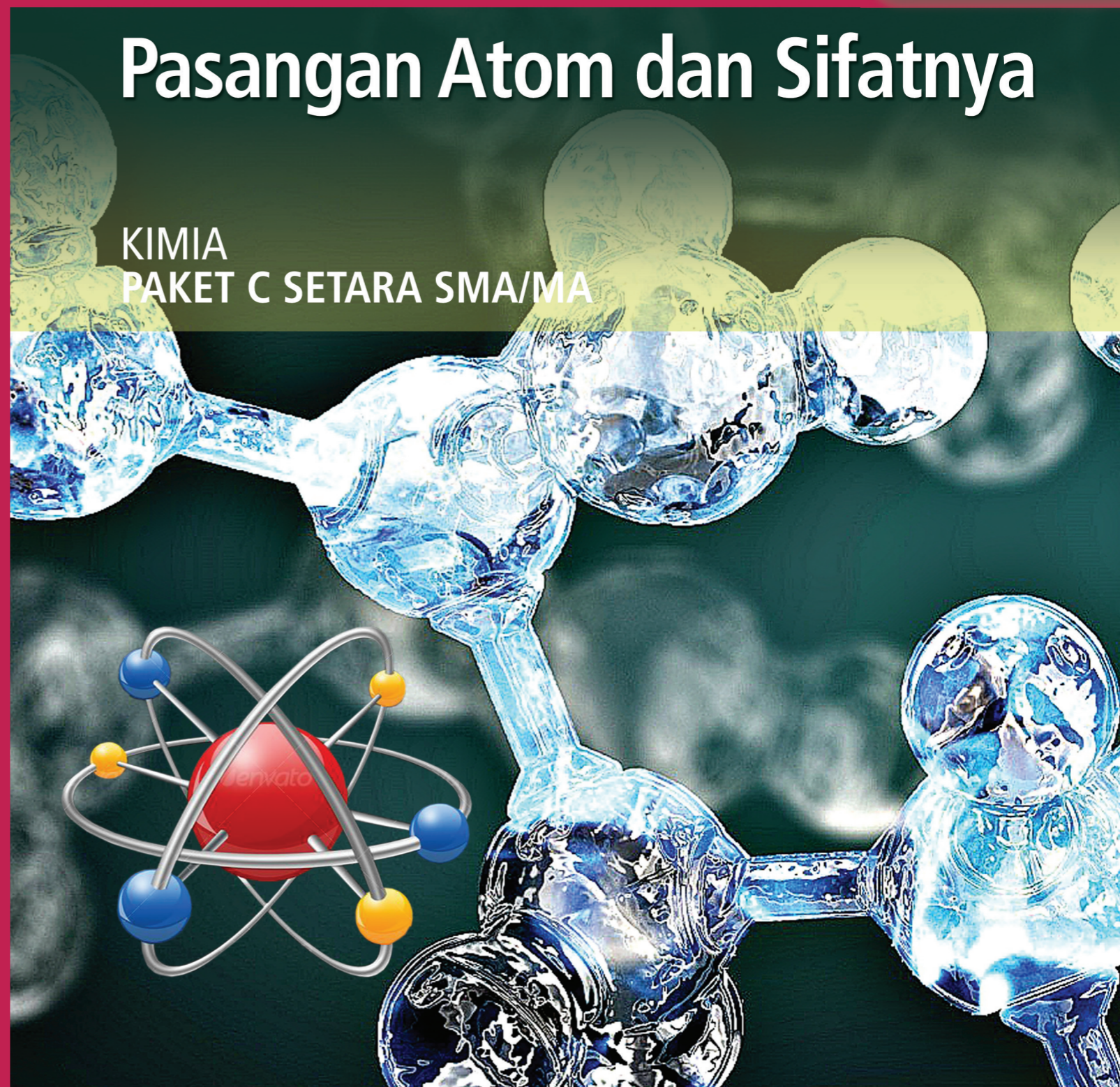


Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan
Direktorat Jenderal Pendidikan Anak Usia Dini dan Pendidikan Masyarakat
Direktorat Pembinaan Pendidikan Keaksaraan dan Kesetaraan
Tahun 2017

MODUL 3

Pasangan Atom dan Sifatnya

KIMIA
PAKET C SETARA SMA/MA



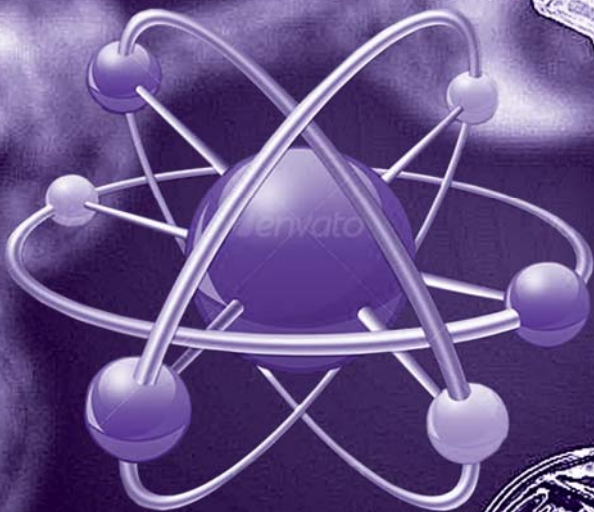


Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan
Direktorat Jenderal Pendidikan Anak Usia Dini dan Pendidikan Masyarakat
Direktorat Pembinaan Pendidikan Keaksaraan dan Kesetaraan
Tahun 2017

MODUL 3

Pasangan Atom dan Sifatnya

**KIMIA
PAKET C SETARA SMA/MA**



Kata Pengantar

Pendidikan kesetaraan sebagai pendidikan alternatif memberikan layanan kepada masyarakat yang karena kondisi geografis, sosial budaya, ekonomi dan psikologis tidak berkesempatan mengikuti pendidikan dasar dan menengah di jalur pendidikan formal. Kurikulum pendidikan kesetaraan dikembangkan mengacu pada kurikulum 2013 pendidikan dasar dan menengah hasil revisi berdasarkan peraturan Mendikbud No.24 tahun 2016. Proses adaptasi kurikulum 2013 ke dalam kurikulum pendidikan kesetaraan adalah melalui proses kontekstualisasi dan fungsionalisasi dari masing-masing kompetensi dasar, sehingga peserta didik memahami makna dari setiap kompetensi yang dipelajari.

Pembelajaran pendidikan kesetaraan menggunakan prinsip *flexible learning* sesuai dengan karakteristik peserta didik kesetaraan. Penerapan prinsip pembelajaran tersebut menggunakan sistem pembelajaran modular dimana peserta didik memiliki kebebasan dalam penyelesaian tiap modul yang di sajikan. Konsekuensi dari sistem tersebut adalah perlunya disusun modul pembelajaran pendidikan kesetaraan yang memungkinkan peserta didik untuk belajar dan melakukan evaluasi ketuntasan secara mandiri.

Tahun 2017 Direktorat Pembinaan Pendidikan Keaksaraan dan Kesetaraan, Direktorat Jendral Pendidikan Anak Usia Dini dan Pendidikan Masyarakat mengembangkan modul pembelajaran pendidikan kesetaraan dengan melibatkan pusat kurikulum dan perbukuan kemdikbud, para akademisi, pamong belajar, guru dan tutor pendidikan kesetaraan. Modul pendidikan kesetaraan disediakan mulai paket A tingkat kompetensi 2 (kelas 4 Paket A). Sedangkan untuk peserta didik Paket A usia sekolah, modul tingkat kompetensi 1 (Paket A setara SD kelas 1-3) menggunakan buku pelajaran Sekolah Dasar kelas 1-3, karena mereka masih memerlukan banyak bimbingan guru/tutor dan belum bisa belajar secara mandiri.

Kami mengucapkan terimakasih atas partisipasi dari Pusat Kurikulum dan Perbukuan Kemdikbud, para akademisi, pamong belajar, guru, tutor pendidikan kesetaraan dan semua pihak yang telah berpartisipasi dalam penyusunan modul ini.

Jakarta, Desember 2017
Direktur Jenderal

Harris Iskandar

Daftar Isi

Kata Pengantar	ii
Daftar Isi	iii
Petunjuk Penggunaan Modul	1
Kompetensi Dasar dan Indikator Pencapaian Kompetensi	1
Tujuan Pembelajaran Modul	3
Pengantar Modul	3
UNIT 1 IKATAN KIMIA	4
A. Kestabilan Atom	4
B. Ikatan Ion dan Ikatan Kovalen	4
C. Penyimpangan Kaidah Oktet	7
D. Perbedaan Sifat Senyawa Ion dan Kovalen	8
E. Ikatan Logam	9
Penugasan	10
Latihan	11
UNIT 2 BENTUK MOLEKUL	12
A. Bentuk Molekul	12
B. Cara Meramalkan Bentuk Molekul	13
Penugasan	14
Latihan	14
UNIT 3 INTERAKSI ANTAR PARTIKEL	15
A. Gaya Van Der Waals	15
B. Ikatan Hidrogen	16
Penugasan	18
Latihan	18
Rangkuman	19
Uji Kompetensi	20
Kunci Jawaban	24
Kriteria Pindah Modul	27
Daftar Pustaka	28

Petunjuk Penggunaan Modul

Modul “Pasangan Atom dan Sifatnya” akan terbagi dalam 3 sub tema atau topik bahasan, yaitu (1) Ikatan kimia, memuat penjelasan mengenai mengapa di alam sebagian besar atom berikatan, menjelaskan konfigurasi atom stabil, struktur Lewis, cara suatu atom berikatan, dan sifat-sifat atom berdasarkan ikatannya; (2) Bentuk Molekul, memuat penjelasan tentang bagaimana menentukan bentuk molekul dengan teori VSEPR; (3) Interaksi antar partikel, memuat penjelasan tentang gaya-gaya antar partikel yang akan menentukan pada sifat fisik suatu molekul.

Selain penjelasan mengenai materi, modul ini juga dilengkapi dengan latihan untuk menguji pemahaman dan penguasaan peserta didik terhadap materi yang telah dipelajarinya.

Modul ini disusun secara berurutan sesuai dengan urutan materi yang terlebih dahulu perlu dikuasai. Untuk itu, mempelajari modul ini sebaiknya.

- Membaca pengantar modul untuk mengetahui arah pengembangan modul
- Membaca kompetensi dasar dan tujuan yang ingin dicapai melalui modul.
- Mempelajari modul secara berurutan agar memperoleh pemahaman yang utuh serta berdiskusi dengan tutor.
- Mengikuti semua tahapan yang ada pada modul

Kompetensi Dasar dan Indikator Pencapaian Kompetensi

Modul ini disusun berdasarkan kompetensi dasar untuk mata pelajaran kimia tingkatan V Program Paket C setara dengan Kelas X dan XI SMA/MA, yaitu:

Kompetensi yang Harus Dicapai	Indikator Pencapaian Modul
3.5 Membandingkan ikatan ion, ikatan kovalen, ikatan kovalen koordinasi, dan ikatan logam serta kaitannya dengan sifat zat.	3.5.1 Menjelaskan Teori Lewis tentang susunan elektron stabil dengan lambang lewis

Kompetensi yang Harus Dicapai	Indikator Pencapaian Modul
	3.5.2 Menjelaskan proses pembentukan ikatan ion 3.5.3 Menjelaskan proses pembentukan senyawa kovalen 3.5.4 Membandingkan proses pembentukan ikatan kovalen tunggal dan ikatan kovalen rangkap. 3.5.5 Menjelaskan proses pembentukan ikatan kovalen koordinasi 3.5.6 Menganalisis ikatan kovalen polar dan ikatan kovalen nonpolar serta sifat senyawanya. 3.5.7 Menjelaskan perbedaan sifat senyawa ion dan senyawa kovalen 3.5.8 Menganalisis sifat-sifat logam dikaitkan dengan ikatan logam
4.5 Membedakan karakteristik beberapa senyawa ion atau senyawa kovalen berdasarkan beberapa sifat fisis senyawa.	4.5.1 Menalar sifat senyawa ion berdasarkan titik leleh, titik didih, daya hantar listrik, atau sifat lainnya 4.5.2 Menalar sifat senyawa kovalen berdasarkan titik leleh, daya hantar listrik, atau sifat lainnya.
3.6 Menerapkan Teori Pasangan Elektron Kulit Valensi (VSEPR) dan Teori domain elektron dalam menentukan bentuk molekul.	3.6.1 Menjelaskan teori tolakan pasangan elektron kulit valensi (VSEPR) dalam menentukan bentuk molekul 3.6.2 Menjelaskan Teori Domain Elektron dalam menentukan bentuk molekul
4.6 Membuat model bentuk molekul dengan menggunakan bahan-bahan yang ada di sekitar atau perangkat lunak komputer	4.6.1 Merancang model bentuk molekul dengan menggunakan bahan-bahan yang ada di lingkungan sekitar atau perangkat lunak komputer. 4.6.2 Membuat model bentuk molekul dengan menggunakan bahan-bahan yang ada di lingkungan sekitar atau perangkat lunak komputer.
3.7 Menghubungkan interaksi antar ion, atom dan molekul (Ikatan Hidrogen, Gaya Van Der Waals, dan Gaya London) dengan sifat fisika zat	3.7.1 Menganalisis sifat logam dihubungkan dengan proses pembentukan ikatan logam 3.7.2 Menganalisis sifat fisika zat dikaitkan dengan adanya interaksi antar molekul (Ikatan Hidrogen, Gaya Van Der Waals, Gaya London, interaksi dipol-dipol)

Kompetensi yang Harus Dicapai	Indikator Pencapaian Modul
4.7 Menerapkan prinsip interaksi antar ion, atom, dan molekul dalam memahami sifat-sifat fisik zat disekitarnya.	4.7.1 Menerapkan Prinsip interaksi antar ion dan atom untuk memahami sifat-sifat fisik zat disekitarnya. 4.7.2 Menerapkan prinsip interaksi antar molekul untuk memahami sifat-sifat fisik zat di sekitarnya.



Tujuan Pembelajaran Modul

Setelah mempelajari modul ini diharapkan peserta didik dapat :

1. Menjelaskan mengapa di alam sebagian besar atom berikatan
2. Menjelaskan konfigurasi elektron stabil
3. Menjelaskan struktur Lewis
4. Menjelaskan cara suatu atom berikatan
5. Menjelaskan sifat-sifat senyawa berdasarkan ikatannya
6. Meramalkan bentuk molekul dari suatu senyawa dengan menerapkan model VSEPR
7. Meramalkan sifat fisik suatu zat berdasarkan interaksi antar partikelnya.



Pengantar Modul

Dalam kehidupan sehari-hari kita sering mendengar kata ikatan, misalnya ikatan pada sapu lidi, ikat rambut, ikatan pernikahan, ikatan persahabatan, ikatan persaudaraan dan lain-lain. Dalam perbincangan sehari-hari ikatan bermakna sebagai sesuatu yang mempersatukan. Untuk apakah kita berikatan? untuk apa sapu lidi diikat? untuk apa rambut diikat? Untuk apa kita memiliki ikatan pernikahan, persahabatan atau persaudaraan?

Pada dasarnya kita berikatan untuk mendapatkan kekuatan, ketenangan, ataupun rasa aman. Dengan kata lain kita membentuk suatu ikatan untuk mencapai kestabilan. Itu juga yang terjadi pada atom. Di alam pada umumnya jarang ada atom dalam bentuk atom tunggal, melainkan dalam bentuk atom yang sudah berpasangan dengan atom lain. Apakah suatu atom dapat bebas memilih pasangannya? Bagaimana sifat suatu senyawa berdasarkan ikatannya? Bagaimana bentuk molekulnya? Serta bagaimana sifat molekul berdasarkan interaksi antar molekul-molekulnya? Akan dibahas dalam modul ini.

Kestabilan Atom

Pada umumnya atom-atom yang ada di alam adalah atom-atom yang berikatan dengan atom lain membentuk molekul, kecuali unsur-unsur golongan gas mulia seperti Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon, dan Radon. Tidak ditemukan satupun senyawa alami dari unsur-unsur gas mulia. Hal ini terjadi karena unsur-unsur golongan gas mulia adalah unsur-unsur yang paling stabil.

G.N. Lewis dan W. Kossel mengkaitkan kestabilan gas mulia ini dengan konfigurasi elektronnya sebagai berikut:

- Gas mulia bersifat stabil karena mempunyai konfigurasi elektron penuh; yaitu konfigurasi oktet (mempunyai elektron valensi=8), kecuali helium dengan konfigurasi duplet (mempunyai elektron valensi=2)

Tabel 5.1. Tabel Konfigurasi Elektron Gas Mulia (VIIIA)

Unsur	Nomor Atom	Konfigurasi Elektron					
He	2	2					
Ne	10	2	8				
Ar	18	2	8	8			
Kr	36	2	8	18	8		
Xe	54	2	8	18	18	8	
Rn	86	2	8	18	32	18	8

- Unsur-unsur lain dapat mencapai konfigurasi seperti gas mulia dengan cara membentuk ikatan. Pembentukan ikatan dapat dengan cara serah terima elektron (ikatan ion) dan pemakaian bersama pasangan elektron bersama (Ikatan Kovalen).

Ikatan Ion dan Ikatan Kovalen

Suatu atom dapat berikatan dengan dua cara, yaitu dengan serah terima elektron (ikatan ion), dan pemakaian bersama pasangan elektron (ikatan kovalen).

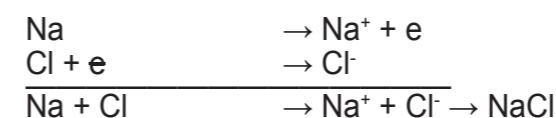
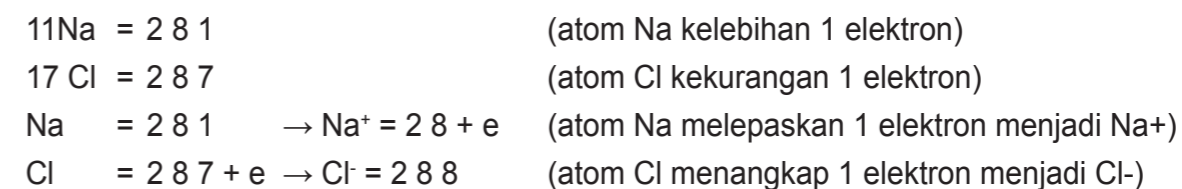
1. Ikatan Ion

Ikatan ion adalah ikatan yang terjadi karena adanya gaya tarik menarik elektrostatik antara ion positif dan ion negatif. Ikatan ion terbentuk antara atom yang mudah melepaskan elektron atau memiliki energi ionisasi rendah (logam) dengan atom yang mudah menerima elektron atau yang memiliki afinitas elektron yang besar (non logam).

Atom yang melepas elektron berubah menjadi ion positif, sedangkan atom yang menerima elektron menjadi ion negatif. Antara ion-ion yang berlawanan ini terjadi tarik menarik (gaya elektrostatik) yang disebut ikatan ion.

Contoh 1:

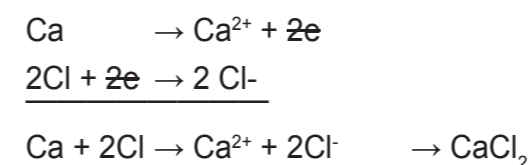
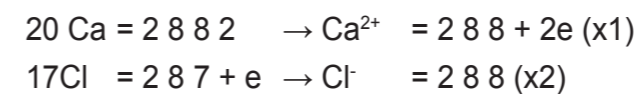
Pembentukan senyawa NaCl dari atom pembentuk Natrium dan Klorin.



Jumlah elektron yang dilepaskan dan yang ditangkap haruslah sama.

Contoh 2:

Pembentukan senyawa CaCl₂ dari atom pembentuk Kalsium dan Klorin



2. Ikatan Kovalen

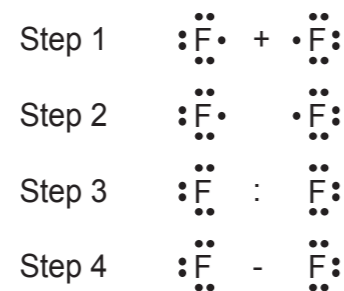
Ikatan kovalen adalah ikatan yang terjadi akibat pemakaian pasangan elektron bersama-sama. Apabila pasangan elektron berasal dari salah satu atom yang berikatan, maka ikatan yang terbentuk dinamakan ikatan kovalen koordinasi.

Untuk memudahkan bagaimana ikatan kovalen terjadi, dapat digambarkan dengan struktur Lewis. Struktur Lewis menggambarkan bagaimana peranan elektron valensi dalam membentuk ikatan. Dalam struktur Lewis, elektron valensi dilambangkan dengan tanda titik, silang atau bulatan kecil. Berikut ini adalah struktur Lewis atom unsur beberapa golongan.

Tabel Periodik Elektron Valensi Lewis Unsur Golongan Utama

1	2	3	4	5	6	7	8
H•							•He•
Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
K•	•Ca•	•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
Rb•	•Sr•	•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
Cs•	•Ba•						

Contoh 1:



Gambar 3.1. Terbentuknya ikatan kovalen pada molekul F₂

Pada reaksi pembentukan molekul F₂ dengan ikatan kovalen di atas terlihat, masing-masing atom menyumbangkan sebuah elektron dan membentuk sepasang elektron yang digunakan bersama.

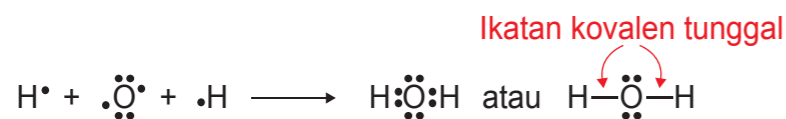
Dengan membentuk pasangan elektron, maka masing-masing atom akan mempunyai konfigurasi elektron yang sama dengan atom-atom pada golongan gas mulia (VIIIA).

Dalam mencapai konfigurasi stabil gas mulia, dua atom tidak saja dapat memiliki ikatan melalui sepasang elektron, tetapi juga dapat 2 atau 3 pasang.

Ikatan dengan sepasang elektron milik bersama disebut ikatan kovalen tunggal.

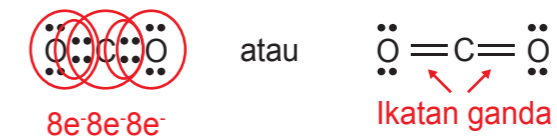
Contoh:

Struktur Lewis air



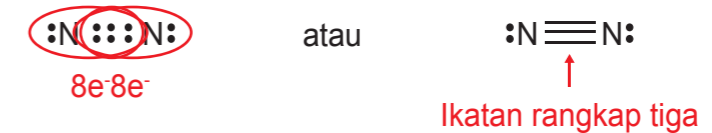
Ikatan dengan dua pasang elektron milik bersama disebut ikatan ganda atau ikatan kovalen rangkap dua

Contoh:



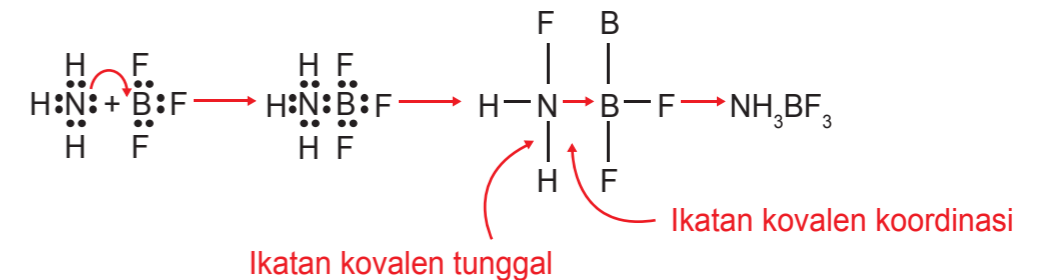
Ikatan dengan tiga pasang elektron milik bersama disebut ikatan kovalen rangkap tiga.

Contoh:



Pada ikatan kovalen biasa, pasangan elektron yang digunakan bersama dengan atom lain berasal dari masing-masing atom unsur yang berikatan. Namun apabila pasangan elektron tersebut hanya berasal dari salah satu atom yang berikatan, ikatan tersebut disebut ikatan kovalen koordinasi.

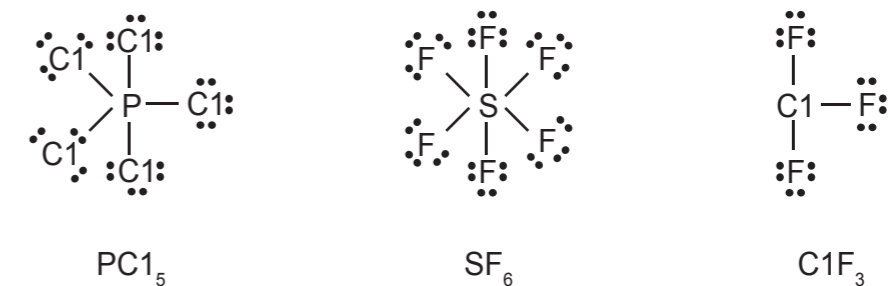
Contoh:



Gambar 3.2 Pada Senyawa NH₃BF₃ pasangan elektron didonorkan dari atom N saja.

Penyimpangan Kaidah Oktet

Fakta menunjukkan ada beberapa molekul kovalen yang struktur Lewisnya tidak mengikuti kaidah oktet atau duplet, diantaranya :



Pada Umumnya, atom yang memiliki jumlah elektron valensi ganjil akan mengalami penyimpangan kaidah oktet, seperti pada molekul PCl_5 , SF_6 dan ClF_3 di atas.

Perbedaan Sifat Senyawa Ion dan Kovalen

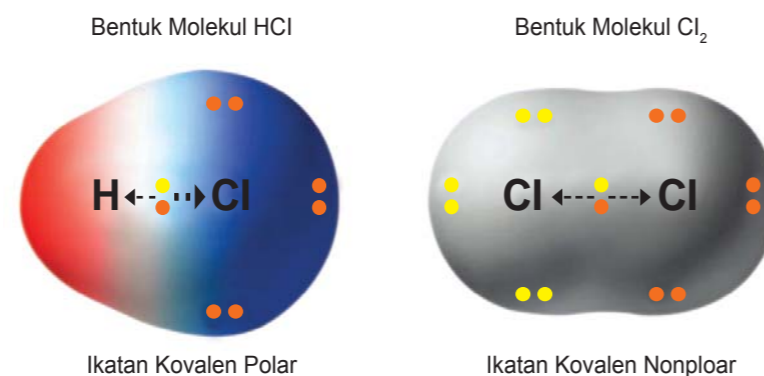
Perbedaan Jenis ikatan yang membentuk suatu senyawa mengakibatkan terjadinya perbedaan sifat fisik antara senyawa yang terbentuk dengan ikatan ion dan ikatan kovalen seperti dalam hal titik didih, titik leleh, kemudahan menguap (Volatilitas), kelarutan dan daya hantar listriknya.

Tabel 5.2. Perbedaan Utama Senyawa Ion dan Senyawa Kovalen

Sifat	Senyawa Ion	Senyawa Kovalen
Wujud	Padat pada suhu kamar	Ada yang berwujud padat, cair, dan gas pada suhu kamar
Titik Didih	Tinggi	Rendah
Titik Leleh	Tinggi	Rendah
Volatilitas (kemudahan menguap)	Tidak mudah menguap	Mudah menguap
Daya Hantar Listrik	Dapat Menghantarkan listrik	Tidak dapat menghantarkan listrik, kecuali kovalen polar
Kelarutan dalam air (Pelarut polar)	Umumnya larut	Umumnya tidak larut
Kelarutan dalam pelarut nonpolar	Umumnya tidak larut	Umumnya larut

Ikatan Kovalen Polar dan Nonpolar

Pada pembahasan sebelumnya telah dijelaskan bahwa ikatan kovalen terbentuk dengan cara pemakaian bersama pasangan elektron. Namun demikian, kedudukan pasangan elektron milik bersama itu tidak selalu simetris terhadap kedua atom yang berikatan. Pasangan elektron



Gambar 3.3 Ikatan Kovalen Polar dan Nonpolar

akan lebih dekat pada atom yang mempunyai keelektronegatifan besar. Hal ini mengakibatkan terjadinya polarisasi atau pengutuban ikatan. Perhatikan gambar berikut ini:

Pada molekul HCl elektron terdistribusi lebih banyak di sekitar atom unsur yang memiliki keelektronegatifan lebih besar (atom Cl), sehingga terjadi polarisasi atau pengutuban ke arah atom Cl. Ikatan seperti ini disebut ikatan kovalen polar.

Sedangkan ikatan kovalen antara atom-atom yang memiliki perbedaan keelektronegatifan yang sama, seperti ditunjukkan pada molekul Cl_2 dimana kedua atom memiliki perbedaan keelektronegatifannya sama disebut ikatan kovalen nonpolar.

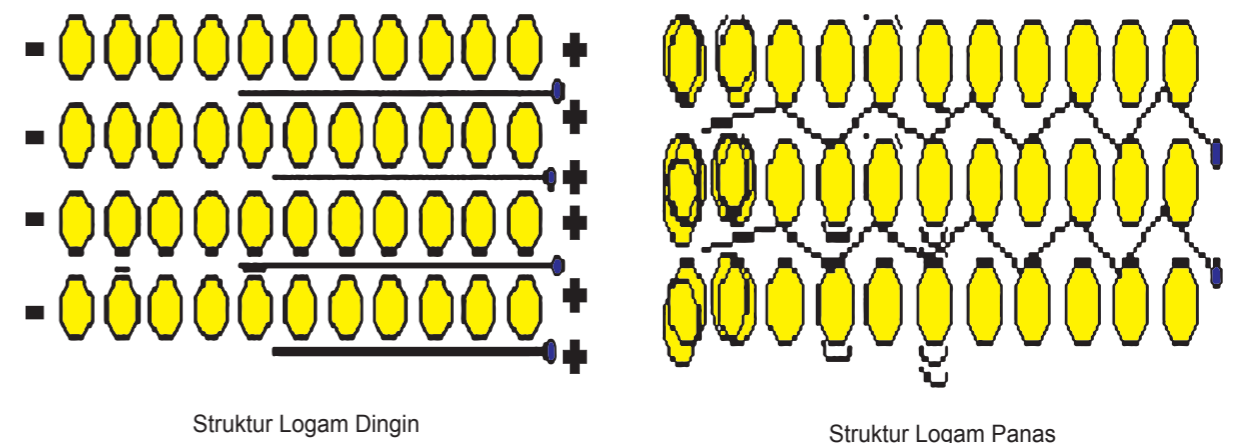
Ikatan Logam

Mengapa logam dapat menghantarkan listrik dan panas yang baik serta dapat ditempa?

Logam mempunyai sifat-sifat yang khas seperti merupakan konduktor, dapat ditempa, dan dapat ditarik. Sifat-sifat ini dapat dijelaskan dalam konsep ikatan logam.

Ikatan logam terjadi karena adanya delokalisasi elektron. Unsur logam mempunyai sedikit elektron valensi, sehingga kulit terluar atom logam relatif longgar (terdapat banyak tempat kosong). Keadaan ini memungkinkan elektron valensi dapat berpindah dari satu atom ke atom yang lain (mengalami delokalisasi)

- Logam merupakan konduktor yang baik karena elektron valensinya yang mudah mengalir
- Logam dapat ditempa dan ditarik karena ketika logam dipukul atau ditarik, atom-atom logam hanya bergeser sedangkan ikatan diantaranya tidak akan putus.



PENUGASAN

Tujuan:

- Menentukan titik leleh garam dapur (NaCl) dan glukosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)
- Menjelaskan perbedaan leleh dari kedua senyawa berdasarkan ikatannya

Alat dan bahan:

1. Gelas Kimia 250 mL
2. Pipa Kapiler
3. Termometer
4. Kawat Kassa
5. Kaki Tiga
6. Botol Spirtus
7. Benang
8. Air
9. Garam Dapur
10. Glukosa
11. Korek Api

Langkah-langkah Kegiatan:

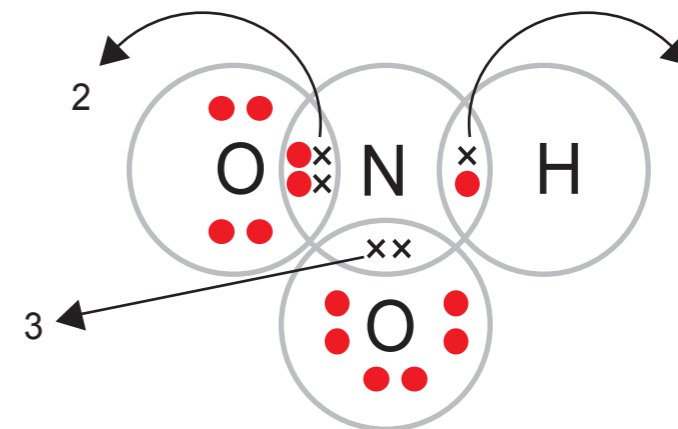
1. Isilah gelas kimia 250 mL dengan air
2. Masukkan Garam dapur halus ke dalam pipa kapiler,
3. Ikat pipa kapiler yang telah terisi garam halus dengan termometer dan masukan ke dalam air.
4. Panaskan air, amati dan catat suhu saat garam dapur (padat) berubah menjadi cair.
5. Lakukan cara yang sama untuk menentukan titik leleh glukosa.

Kesimpulan:

Bagaimana hasil dari percobaan yang Anda lakukan? Jelaskan perbedaan sifat titik leleh garam dan glukosa berdasarkan perbedaan ikatannya!

LATIHAN

1. Jelaskan mengapa suatu atom memiliki kecenderungan berikatan? Dan jelaskan bagaimana cara atom berikatan!
2. Berikut ini adalah beberapa nomor atom : 3 Li, 8O, 12Mg dan 14 Si
Ramalkan atom-atom mana yang akan membentuk senyawa kovalen, dan tuliskan senyawanya!
3. Gambarkan struktur Lewis dari molekul berikut ini, dan tunjukkan molekul mana saja yang memiliki ikatan tunggal dan angkap.
 - a. CH_4
 - b. CO_2
4. Berikut ini adalah struktur lewis untuk senyawa HNO_2 , ikatan kovalen koordinasi ditunjukkan pada nomor Jelaskan!



5. Manakah diantara molekul-molekul berikut yang merupakan molekul polar dan nonpolar? Jelaskan alasannya!
 - a. CH_4
 - b. CH_3F
6. Mengapa logam merupakan konduktor yang baik dan dapat ditempa?

Bentuk Molekul

Model Lewis dapat menunjukkan atom-atom yang terikat di dalam molekul, tetapi tidak dapat menunjukkan bentuk molekul yang sesungguhnya. Agar model Lewis dapat dipakai untuk meramalkan bentuk molekul, maka model tersebut disempurnakan menjadi model VSEPR (*Valance Shell Elektron Pair Repulsion*) atau Tolakan Pasangan Elektron kulit valensi.

Bentuk molekul menggambarkan kedudukan atom-atom di dalam suatu molekul, kedudukan atom-atom dalam ruang tiga dimensi, dan besarnya sudut-sudut ikatan yang terbentuk dalam suatu molekul. Ikatan yang terjadi pada molekul tersebut dibentuk oleh pasangan-pasangan elektron.

Menurut Model VSEPR, di dalam molekul senyawa umumnya terdapat atom yang dianggap sebagai atom pusat dan pasangan elektron yang berada di luar atom pusat. Pasangan elektron dapat dibedakan menjadi Pasangan elektron bebas (PEB) dan pasangan elektron ikatan (PEI). PEB memiliki gaya tolak yang lebih besar daripada PEI. Adanya gaya tolakan yang kuat pada PEB ini mengakibatkan PEB akan menempati ruang yang lebih luas daripada PEI.

Jika A adalah atom pusat, X adalah Pasangan elektron bebas (PEB), dan E adalah Pasangan Elektron Ikatan (PEI) maka bentuk molekul yang mungkin adalah sebagai berikut:

Tabel 5.3

No	Jumlah Pasangan Elektron Terikat	Jumlah Pasangan Elektron Bebas	Rumus	Bentuk Molekul	Contoh
1	2	0	AX ₂	Linear	BeCl ₂
2	3	0	AX ₃	Segitiga planar	AlF ₃
3	4	0	AX ₄	Tetrahedron	CH ₄
4	3	1	AX ₃ E	Piramida trigonal	NH ₃
5	2	2	AX ₂ E ₂	Planar bentuk V	H ₂ O
6	5	0	AX ₅	Bipiramida trigonal	PCl ₅
7	4	1	AX ₄ E	Bidang empat	SF ₄
8	3	2	AX ₃ E ₂	Planar bentuk T	IF ₃
9	2	3	AX ₂ E ₃	Linear	XeF ₂

No	Jumlah Pasangan Elektron Terikat	Jumlah Pasangan Elektron Bebas	Rumus	Bentuk Molekul	Contoh
10	6	0	AX ₆	Oktahedron	SF ₆
11	5	1	AX ₅ E	Piramida segi empat	IF ₅
12	4	2	AX ₄ E ₂	Segi empat planar	XeF ₄

Cara Meramalkan Bentuk Molekul

Berikut ini adalah langkah-langkah untuk meramalkan bentuk molekul diantaranya :

1. Tuliskan Struktur Lewis Molekul Tersebut
2. Tentukan Jumlah Atom Pusat (A), Pasangan Elektron Ikatan (X) dan Pasangan Elektron Bebas (E).
3. Tentukan Polanya dan Ramalkan Bentuk molekulnya

Contoh 1:

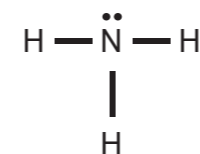
Tentukan Bentuk molekul NH₃

1. Tentukan Struktur Lewis NH₃

$$7 \text{ N} = 2 \cdot 5$$

$$1 \text{ H} = 1$$

Maka struktur Lewisnya :



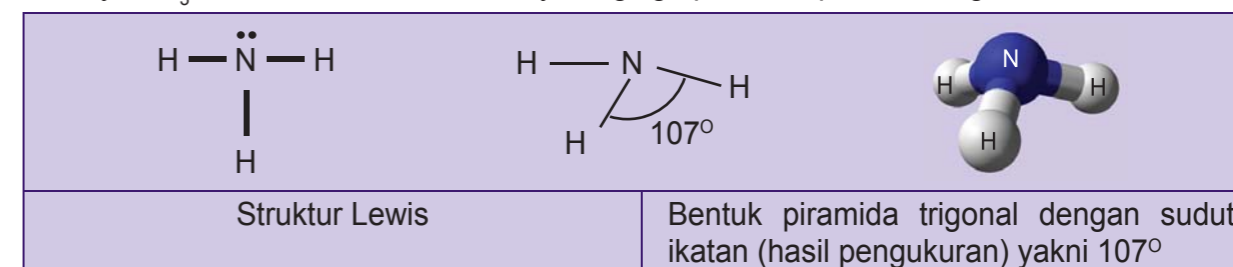
2. Pada Molekul NH₃:

Atom Pusat adalah (A) = 1

Pasangan Elektron Ikatan (X) = 3

Pasangan Elektron Bebas (E) = 1

3. Polanya AX₃E, maka bentuk molekulnya segitiga piramida/piramida trigonal.



PENUGASAN

Tujuan: Membuat model molekul CH₄ dari alat dan bahan yang ditentukan

Alat dan Bahan:

1. Plastisin atau Malam dengan berbagai warna
2. Tusuk gigi/tusuk sate/stik es krim
3. Alas, Berupa Gabus atau styroform
4. Busur derajat

Langkah-langkah Kegiatan:

1. Siapkan alat dan bahan di atas meja
2. Tentukan bentuk molekul dari CH₄
3. Bentuklah plastisin warna-warni menjadi bulat, dengan bentuk berbeda (besar, sedang, atau kecil). Buatlah sesuai kebutuhan
4. Susunlah bulatan plastisin yang telah dibentuk tadi dengan tusuk sate menjadi model molekul yang diinginkan
5. Ukurlah sudut sesuai model tersebut
6. Setelah pengukuran tersebut, bentuklah PEB jika ada.
7. Tahap terakhir yaitu tusukan model molekul yang sudah jadi pada styroform

Kesimpulan:

Rancang dan buatlah model bentuk molekul selain menggunakan bahan di atas!

LATIHAN

Ramalkan bentuk molekul dari

1. SiCl₄ (Nomor atom Si = 14)
2. H₂S (Nomor atom S = 16)
3. SF₆ (Nomor atom S = 16)

UNIT 3

INTERAKSI ANTAR PARTIKEL

Sifat suatu molekul, selain dipengaruhi oleh jenis ikatan antar atom-atomnya juga dipengaruhi oleh Gaya Interaksi antar partikel atau molekulnya. Gaya yang dimaksud adalah gaya Van Der Waals dan ikatan hidrogen.



Gaya Van Der Waals

Gaya antar molekul adalah gaya yang beraksi diantara molekul, yang menyebabkan molekul-molekul melakukan baku tarik satu sama lain. Semakin Kuat gaya antar molekul, materi cenderung membentuk padatan, sebaliknya semakin lemah gaya antar molekul, materi dapat berwujud cair bahkan gas. Gaya tarik antar molekul ini disebut dengan Gaya Van Der Waals.

Gaya Van Der Waals dalam suatu molekul dipengaruhi oleh tiga hal diantaranya :

1. Adanya tarik menarik antara molekul polar dengan molekul polar (dipol-dipol)
2. Adanya tarik menarik antara ion dengan molekul polar (ion-dipol)
3. Adanya tarik menarik antara molekul nonpolar akibat adanya dipol sesaat yang juga disebut gaya dispersi (gaya London)

Kekuatan Gaya Van Der Waals dipengaruhi oleh Ukuran dan bentuk molekul.

• **Ukuran Molekul**

Semakin besar ukuran molekulnya maka gaya tarik antar molekulnya semakin besar, ini terjadi karena molekul yang berukuran besar akan mudah mengalami dipol sesaat sebab elektron-elektronnya sangat jauh dari inti sehingga pergerakan elektronnya lebih leluasa dibandingkan dengan molekul yang berukuran kecil.

Perhatikan Tabel Titik didih senyawa halogen berikut ini:

Halogen	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
Massa Molekul	38	71	160	254
Wujud	Gas	Gas	Cair	Padat
Titik Didih (K)	85	238	332	457

Pada tabel di atas, terlihat jelas bahwa pengaruh gaya van der waals yang kuat pada molekul

halogen I₂. Menyebabkan molekul ini memiliki wujud padat dan titik didih yang tinggi.

Ukuran suatu molekul biasanya sebanding dengan massa molekulnya, sehingga dapat disimpulkan bahwa semakin besar massa suatu molekul semakin tinggi titik didihnya.

● **Bentuk Molekul**

Gaya antar molekul bekerja pada jarak yang sangat dekat, semakin dekat jarak antar molekul, semakin kuat gaya antar molekul tersebut. Oleh karena itu molekul yang berbentuk lurus/ tidak bercabang akan memiliki gaya antar molekul yang lebih kuat dibandingkan dengan molekul yang bercabang.

Perhatikan tabel berikut

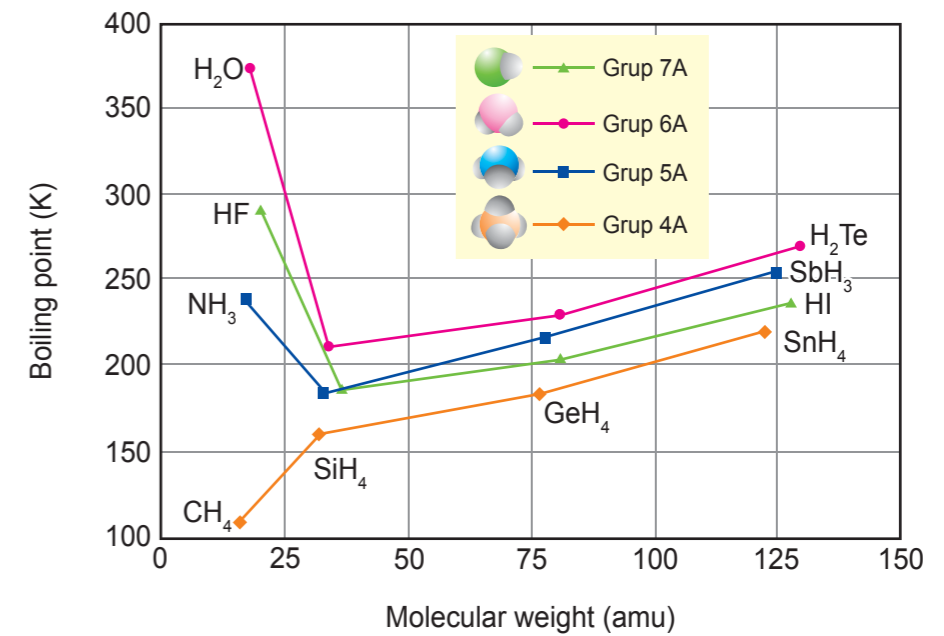
Rumus Molekul	Nama Senyawa	Rumus Struktur	Titik Didih
C ₅ H ₁₂	Neopentana	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	9,5°C
	Isopentana	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	28°C
	n-Pentana	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	36°C

Dari tabel di atas, terlihat bahwa bentuk molekul mempengaruhi titik didih suatu molekul. Molekul yang bentuknya lurus seperti n-pentana akan memiliki titik didih yang lebih tinggi karena molekul-molekulnya tertata dengan kompak sehingga jarak antar molekul menjadi sangat dekat dan memungkinkan terjadinya gaya tarik menarik antar molekul yang besar.

Sedangkan pada molekul bercabang, tidak tertata dengan kompak, menyebabkan gaya londonnya menjadi lemah, sehingga lebih mudah diputuskan (titik didih lebih rendah).

Ikatan Hidrogen

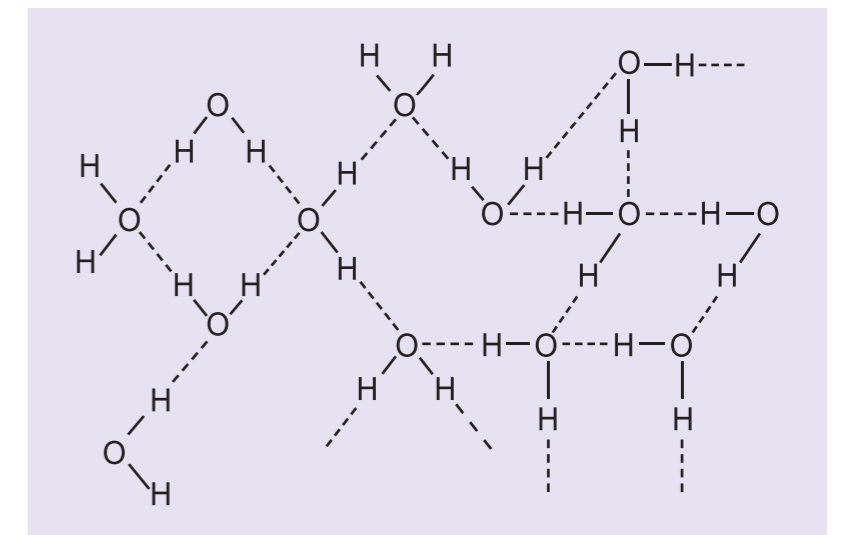
Ikatan hidrogen adalah ikatan antar molekul yang memiliki atom hidrogen yang terikat pada atom yang memiliki sifat keelektronegatifan yang tinggi. Yang menyebabkan terjadinya peningkatan titik didih. Kajian ini berawal dari pengamatan titik didih beberapa molekul hidrida dari golongan IVA, VA, VIA, dan VIIA sebagai berikut:



Pada deretan senyawa hidrida golongan IVA (CH₄, SiH₄, GeH₄, SnH₄), titik didih meningkat seiring dengan peningkatan massa molekul. Massa molekul CH₄ paling kecil dan titik didihnya pun paling rendah. Hal ini terjadi karena massa molekul berbanding lurus dengan gaya tarik antar molekulnya atau gaya van der Waals. Artinya jika massa molekulnya rendah maka gaya tarik antar partikelnya pun rendah.

Namun penjelasan di atas tidak berlaku pada senyawa hidrida golongan VA, VIA, dan VII A. Seharusnya titik didih NH₃, HF, dan H₂O paling rendah pada golongannya masing-masing, tapi faktanya titik didih senyawa-senyawa tersebut paling tinggi.

Tingginya titik didih senyawa NH₃, HF, dan H₂O disebabkan pada molekul-molekul tersebut terdapat ikatan hidrogen yang lebih berpengaruh daripada ikatan van der Waals. Ikatan hidrogen tersebut terjadi karena atom N, O, dan F sangat elektronegatif sehingga menyebabkan atom-atom tersebut masih mampu mengikat atom hidrogen dari molekul lain. Hal ini menyebabkan titik didihnya meningkat. Berikut ini ilustrasi terbentuknya ikatan hidrogen pada molekul air.



Ikatan hidrogen dalam H₂O cair ΔH = -25kJ/mol

PENUGASAN

Tujuan:

1. Menentukan titik didih metanol dan eter
2. Menjelaskan perbedaan titik didih dari kedua senyawa berdasarkan gaya tarik antar partikel

Alat dan Bahan:

1. Gelas Kimia 100 mL
2. Termometer 1 Buah
3. Kaki tiga 1 Buah
4. Kawat Kassa 1 Buah
5. Botol Spirtus 1 Buah
6. Etanol 50 mL
7. Eter 50 mL
8. Gelas Ukur 50 mL

Langkah-langkah Kegiatan:

1. Isilah gelas kimia dengan 50 mL etanol, panaskan hingga mendidih dan catatlah suhunya
2. Dengan cara yang sama, panaskan juga 50 mL eter hingga mendidih dan catatlah suhunya

Kesimpulan:

Bagaimana hasil percobaan yang Anda lakukan? Jelaskan perbedaan titik didih berdasarkan gaya tarik antar partikelnya!

LATIHAN

Ramalkan senyawa mana yang memiliki titik didih lebih tinggi? dan tentukan alasannya!

- a. O_2 dan N_2
- b. HF dan HI
- c. CH_3OCH_3 (eter) dan C_2H_5OH (Etanol)



Rangkuman

1. Ikatan kimia adalah ikatan yang terbentuk antara satu atom dengan atom yang lain untuk membentuk kestabilan.
2. Atom stabil adalah atom yang konfigurasi elektronnya mengikuti unsur golongan gas mulia (VIIIA), mengikuti kaidah oktet (electron valensi = 8) dan kaidah duplet (electron valensi = 2, seperti Helium)
3. Suatu atom dapat berikatan dengan dua cara yaitu dengan cara serah terima elektron (ikatan ion) dan pemakaian bersama pasangan elektron (ikatan kovalen)
4. Penulisan ikatan kovalen dengan rumus Lewis. Cara penulisan rumus Lewis yaitu setiap electron di kulit terluar dilambangkan dengan titik atau silang kecil, electron yang ditampilkan hanya electron valensi unsur.
5. Ikatan kovalen tunggal adalah ikatan yang melibatkan sepasang elektron yang dipakai bersama.
6. Ikatan kovalen rangkap dua adalah ikatan yang melibatkan dua pasang elektron yang dipakai bersama.
7. Ikatan kovalen rangkap tiga adalah ikatan yang melibatkan tiga pasang elektron yang dipakai bersama.
8. Berdasarkan perbedaan keelektronegatifan unsur-unsurnya, ikatan kovalen terbagi menjadi ikatan kovalen polar dan nonpolar.
9. Ikatan kovalen koordinasi terjadi jika pasangan elektron berasal dari salah satu atom.
10. Atom logam memiliki sedikit elektron valensi, yang memungkinkan elektron dapat mengalir, berpindah dan bergeser dari satu atom dengan atom yang lain. Sehingga logam dapat bersifat sebagai konduktor dan dapat ditempa.
11. Meramalkan bentuk molekul dapat dilakukan dengan cara menuliskan struktur lewis molekulnya, kemudian tentukan Jumlah Atom Pusat (A), Pasangan Elektron Ikatan (X) dan Pasangan Elektron Bebas (E), menentukan polanya/struktur ruangnya dan meramalkan bentuk molekulnya
12. Interaksi antar partikel...

UJI KOMPETENSI

Pilihlah satu jawaban yang benar dengan memberi tanda silang (x) pada huruf A, B, C, D, dan E

- Berikut ini adalah atom golongan gas mulia (VIIIA), kecuali
 - H
 - He
 - Ne
 - Xe
 - Ar
- Atom yang memiliki konfigurasi elektron yang paling stabil adalah
 - 6 K
 - 7 L
 - 8 O
 - 9 N
 - 10 O
- Al dengan nomor atom 13 dapat membentuk ikatan ion dengan muatan
 - 2
 - 1
 - +1
 - +2
 - +3
- Diketahui 16 P, 17 Q, 18 R, dan 19 S. atom-atom yang dapat membentuk ikatan ion adalah
 - P dan Q
 - R dan S
 - Q dan R
 - Q dan S
 - P dan R
- Atom 12Mg dengan atom 17Cl akan membentuk senyawa yang
 - Berikatan ion dengan rumus $MgCl_2$
 - Berikatan ion dengan rumus Mg_2Cl
 - Berikatan ion dengan rumus $MgCl$
 - Berikatan kovalen dengan rumus $MgCl_2$
 - Berikatan kovalen dengan rumus Mg_2Cl
- Pasangan senyawa di bawah ini yang keduanya merupakan senyawa ion adalah
 - KCl dan H_2
 - H_2O dan HCl
 - SO_2 dan CO_2
 - CH_4 dan NH_3
 - NaCl dan $CaCl_2$
- Diketahui senyawa 11A, 14B, 17 C dan 20D. Atom-atom yang dapat membentuk ikatan kovalen adalah
 - A dan B
 - B dan C
 - C dan D
 - A dan D
 - B dan D
- Ikatan yang terbentuk karena masing-masing atom menyumbangkan satu elektronnya dinamakan
 - Ikatan kovalen rangkap dua
 - Ikatan ion
 - Ikatan kovalen tunggal
 - Ikatan kovalen koordinasi
 - Ikatan rangkap tiga
- Diantara senyawa berikut yang memiliki ikatan kovalen rangkap tiga adalah
 - CH_4
 - NH_3
 - CO_2
 - N_2
 - O_2
- Diantara senyawa berikut, yang paling memungkinkan membentuk ikatan kovalen koordinasi adalah
 - CH_4
 - NH_3
 - CO_2
 - HF
 - CCl_4
- Pasangan senyawa berikut yang molekulnya polar dan nonpolar secara berturut-turut adalah
 - CH_4 dan CCl_4

- b. HCl dan CCl_4
c. H_2O dan HCl
d. CO_2 dan H_2O
e. H_2 dan HCl
12. Berikut ini adalah sifat-sifat senyawa ion adalah
- Pada Umumnya tidak menghantarkan listrik
 - Larut dalam pelarut air, namun pada umumnya tidak larut dalam pelarut organik
 - Bersifat lunak namun tidak rapuh
 - Mempunyai titik didih dan titik leleh yang rendah
 - Umumnya tidak larut dalam pelarut air, namun larut dalam pelarut organik
13. Suatu molekul memiliki 3 pasang elektron ikatan dan 1 pasang elektron bebas, senyawa tersebut memiliki struktur ruang
- AX_4
 - AX_3E
 - AX_2E_2
 - AX_3
 - AX_5
14. Suatu senyawa yang terbentuk dari unsur A (nomor atom=8) dan B (nomor atom=1) mengikuti kaidah oktet. Senyawa tersebut memiliki struktur ruang
- AX_4
 - AX_3E
 - AX_2E_2
 - AX_3
 - AX_5
15. Senyawa PH_5 (P nomor atom 15 dan H nomor atom=1) memiliki bentuk molekul
- Oktahedral
 - Tetrahedral
 - Bipiramida trigonal
 - Linier
 - Bujursangkar persegi
16. Iodin dapat berwujud padatan, yang mudah menyublim. Ini disebabkan gaya antar molekulnya sangat lemah. Gaya yang terjadi antar molekul iodin disebut gaya
- Ion
 - Kovalen
 - Hidrogen
 - van der waals
 - Oksigen

17. Senyawa 2-Metil Butana memiliki titik didih yang lebih rendah daripada senyawa n-Pentana, padahal keduanya memiliki rumus molekul yang sama yaitu (C_5H_{12}), jawaban yang paling tepat untuk menjelaskan fenomena ini adalah
- Karena 2-Metil Butana memiliki ikatan hidrogen
 - Karena n-Pentana memiliki ikatan hidrogen
 - Karena bentuk molekul yang lurus pada n-pentana menyebabkan gaya antar molekulnya menjadi kuat.
 - Karena adanya gaya van der waals
 - Karena massa molekul n-pentana lebih besar dibandingkan dengan 2-metil butana
18. Titik didih alcohol (R-OH) lebih tinggi daripada titik didih molekul eter (R-O-R) walaupun rumus molekulnya sama. Hal ini terjadi karena
- Alkohol berwujud cair pada suhu kamar
 - Alkohol merupakan senyawa polar
 - Alkohol dapat larut dalam air
 - Antar molekul alkohol terdapat ikatan hydrogen
 - Alkohol berikatan kovalen
19. Titik didih paling besar ada pada senyawa hidrida berikut ini
- HF
 - HCl
 - HBr
 - HI
 - HAt
20. Diketahui senyawa
- H_2O
 - HCN
 - CH_4
 - HF
 - NH_3
- Kelompok senyawa yang memiliki ikatan hydrogen adalah
- 1, 2, 3
 - 1, 3, 4
 - 1, 4, 5
 - 2, 3, 5
 - 3, 4, 5



Kunci Jawaban

UNIT 1: Ikatan Kimia

Latihan

1. Suatu atom memiliki kecenderungan berikatan untuk mencapai kestabilan. Atom yang stabil dalam atom yang mengikuti kaidah oktet (memiliki elektron valensi 8) dan duplet (memiliki elektron valensi 2 seperti helium). Untuk mencapai kestabilan, suatu atom dengan atom lain dapat melakukan serah terima elektron (Ikatan ion) dan pemakaian bersama pasangan elektron (Ikatan kovalen).

2. Berikut ini adalah beberapa nomor atom : 3 Li, 8O, 12 Mg dan 14 Si

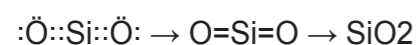
$$3 \text{ Li} = 2 \ 1$$

$$8 \text{ O} = 2 \ 6$$

$$12 \text{ Mg} = 2 \ 8 \ 2$$

$$14 \text{ Si} = 2 \ 8 \ 4$$

Dari konfigurasi elektronnya, dapat diramalkan bahwa yang berikatan kovalen (melakukan pemakaian bersama pasangan elektron) adalah atom Si dan O, karena kedua-duanya kekurangan elektron.

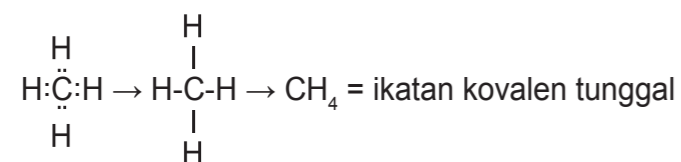


3. Struktur Lewis dari molekul berikut ini, dan tunjukkan molekul mana saja yang memiliki ikatan tunggal, rangkap, dan yang mengalami penyimpangan aturan oktet/duplet.

a. CH_4

$$6\text{C} = 2 \ 4$$

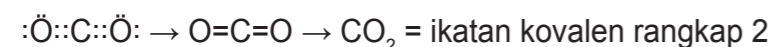
$$1\text{H} = 1$$



b. CO_2

$$6\text{C} = 2 \ 4$$

$$8\text{O} = 2 \ 6$$



4. Struktur lewis untuk senyawa HNO_2 , ikatan kovalen koordinasi ditunjukkan pada nomor 3, karena pasangan elektronnya hanya berasal dari N saja.

5. Manakah diantara molekul-molekul berikut yang merupakan molekul polar dan nonpolar? Jelaskan alasannya!

$\text{CO}_2 \rightarrow$ Kovalen nonpolar karena molekulnya simetris

$\text{CH}_3\text{F} \rightarrow$ Kovalen polar perbedaan keelektronegatifan F dengan C sangat besar.

6. Logam merupakan konduktor yang baik karena elektron valensinya yang mudah mengalir. Logam dapat ditempa dan ditarik karena ketika logam dipukul atau ditarik, atom-atom logam hanya bergeser sedangkan ikatan diantaranya tidak akan putus.

UNIT 2: Bentuk Molekul

Latihan

1. SiCl_4 (Nomor atom Si = 14)

$$14 \text{ Si} = 2 \ 8 \ 4$$

$$17 \text{ Cl} = 2 \ 8 \ 7$$

$$\text{Atom Pusat (A)} = 1$$

$$\text{PEI (X)} = 4$$

$$\text{PEB} = 0$$

$$\text{Rumus} = \text{AX}_4 \rightarrow \text{Bentuk molekul tetrahedral}$$

2. H_2S (Nomor atom S = 16)

$$16 \text{ S} = 2 \ 8 \ 6$$

$$1 \text{ H} = 1$$

$$\text{A} = 1$$

$$\text{PEI (X)} = 2$$

$$\text{PEB(E)} = 2$$

$$\text{Rumus} = \text{AX}_2\text{E}_2 \rightarrow \text{Bentuk molekul Planar Bentuk V}$$

3. SF_6 (Nomor atom S = 16)

$$16 \text{ S} = 2 \ 8 \ 6$$

$$9 \text{ F} = 2 \ 7$$

$$\text{A} = 1$$

$$\text{PEI (X)} = 6$$

$$\text{PEB(E)} = 0$$

$$\text{Rumus} = \text{AX}_6 \rightarrow \text{Bentuk molekul Oktahedron}$$

UNIT 3: Interaksi Antar Partikel

Latihan

1. O_2 dan N_2 (O_2 memiliki titik didih lebih tinggi dibandingkan dengan N_2 , karena berat molekul O_2 lebih besar)
2. HF dan HI (jika dilihat dari berat molekulnya HI lebih besar dari pada HF, namun HF memiliki titik didih yang lebih tinggi dibandingkan dengan HI karena di dalam molekul HF terdapat ikatan hydrogen, yaitu ikatan antar molekul yang memiliki atom hidrogen yang terikat pada atom yang memiliki sifat keelektronegatifan yang tinggi. Yang menyebabkan terjadinya peningkatan titik didih.
3. CH_3OCH_3 (eter) dan C_2H_5OH (Etanol). Kedua senyawa ini memiliki berat molekul yang sama, namun titik didih etanol diramalkan lebih tinggi titik didihnya, karena dalam etanol terdapat ikatan hydrogen.

UJI KOMPETENSI

1. (A) H
2. (E) 100
3. (E) +3
4. (D) Q dan S
5. (A) Berikatan ion dengan rumus $MgCl_2$
6. (E) NaCl dan $CaCl_2$
7. (B) B dan C
8. (C) Ikatan kovalen tunggal
9. (D) N_2
10. (B) NH_3
11. (B) HCl dan CCl_4
12. (B) Larut dalam pelarut air, namun pada umumnya tidak larut dalam pelarut organik
13. (B) AX_3E
14. (C) AX_2E_2
15. (C) Bipiramida trigonal
16. (D) van der waals
17. (C) Karena bentuk molekul yang lurus pada n-pentana menyebabkan gaya antar molekulnya menjadi kuat.
18. (D) Antar molekul alkohol terdapat ikatan hydrogen
19. (A) HF
20. (C) 2,3,5

KRITERIA PINDAH MODUL

Rumus Tingkat penguasaan =

$$\frac{\text{Jumlah jawaban benar}}{20} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan yang Anda capai :

90-100%=Baik Sekali

80-89 %= Baik

70-79%=Cukup

<69 =Kurang

Jika Anda mencapai tingkat penguasaan 70% atau lebih maka Anda dapat melanjutkan dengan kegiatan belajar berikutnya. Tetapi jika nilai Anda dibawah 70% sebaiknya Anda harus mengulangi mempelajari kegiatan belajar tersebut, terutama pada bagian yang belum Anda kuasai.



Daftar Pustaka

Saidah, Aas dan Purba Michael.(2014). Kimia Bidang Keahlian Teknologi da Rekayasa. Untuk SMK/MAK kelas X. Jakarta : Erlangga.

Sudarmono, Unggul. (2013). Kimia Untuk SMA/SMK Kelas X.Surakarta: Erlangga

Sunarya, Yayan. (2000). Kimia Dasar 2: Prinsip-prinsip kimia terkini. Bandung: Alkemi Grafisindo Press.