

Lampiran 2**SESI / PEMBELAJARAN 1****I. Tujuan Pembelajaran**

Setelah mempelajari materi ini dan mengikuti setiap pertemuan dalam pembelajaran, diharapkan (siswa) mampu:

1. Menjelaskan kecenderungan suatu unsur untuk mencapai kestabilan dengan cara berikatan dengan unsur lain.
2. Membandingkan susunan elektron valensi (struktur lewis) unsur gas mulia (duplet atau oktet) dan bukan gas mulia (struktur Lewis).
3. Menggambarkan proses terjadinya ikatan ion.
4. Menentukan rumus molekul dari suatu senyawa berdasarkan proses pelepasan dan penangkapan elektron.

II. Pokok Bahasan : Ikatan Kimia**III. Deskripsi**

Dalam bahan ajar ini Anda akan mempelajari konfigurasi unsur gas mulia, aturan oktet, rumus Lewis, ikatan ion. Dalam mempelajari bahan ajar Ikatan Kimia ini, Anda harus telah menguasai materi struktur atom dan sistem periodik, karena kedua materi tersebut sangat diperlukan dalam memahami isi dari bahan ajar ini.

IV. Bahan Bacaan

1. Sugiarto, B. 2004. Ikatan Kimia. Direktorat Pendidikan Menengah Kejuruan. Ditjen Dikdasmen. Depdiknas. Jakarta.
2. Silberberg, M.S. 2007. Principles of General Chemistry. The McGraw-Hill Companies, Inc., New York.
3. Oxtoby, D.W., et al., 2008. "*Principles of Modern Chemistry*, Sixth Edition". Thomson Brooks/Cole, a part of The Thomson Corporation. USA.
4. Nana Sutresna. 2000. Panduan Menguasai Kimia 1. Ganeca Exact. Bandung

5. Ari Harnanto dan Ruminten.2009. Buku Kimia kelas X. Pusat Perbukuan Departemen Pendidikan Nasional.Jakarta.

V. Pertanyaan kunci

1. Apakah yang dimaksud dengan ikatan kimia
2. Apakah yang dimaksud dengan struktur lewis
3. Apakah yang dimaksud dengan ikatan kimia

VI. Tugas

1. Gambarkan konfigurasi elektron dan struktur lewis unsur-unsur dibawah ini:

a. $_{11}\text{Na}$	c. $_8\text{O}$	e. $_{53}\text{I}$
b. $_6\text{C}$	d. $_{17}\text{Cl}$	f. $_{56}\text{Ba}$
2. Bagaimana suatu atom membentuk ion positif dan ion negatif
3. Gambarkan struktur lewis pembentukan ikatan Na_2S

VII. Uraian Materi

A. Ikatan Kimia

Pada umumnya unsur-unsur dijumpai tidak dalam keadaan bebas (kecuali pada suhu tinggi), melainkan sebagai suatu kelompok-kelompok atom yang disebut sebagai molekul. Dari fakta ini dapat disimpulkan bahwa secara energi, kelompok-kelompok atom atau molekul merupakan keadaan yang lebih stabil dibanding unsur-unsur dalam keadaan bebas. Antara dua atom atau lebih dapat saling berinteraksi dan membentuk molekul. Interaksi ini selalu disertai dengan pelepasan energi, sedangkan gaya- gaya yang menahan atom-atom dalam molekul merupakan suatu ikatan yang dinamakan ikatan kimia. Ikatan kimia terbentuk karena unsur-unsur ingin memiliki struktur elektron stabil. Struktur elektron stabil yang dimaksud yaitu struktur elektron gas mulia (Golongan VIII A).

Agar dapat mencapai struktur elektron seperti gas mulia, antarunsur mengadakan hal-hal berikut.

1. Perpindahan elektron dari satu atom ke atom lain (serah terima elektron).
Atom yang melepaskan elektron akan membentuk ion positif, sedangkan atom yang menerima elektron akan berubah menjadi ion negatif, sehingga terjadilah gaya elektrostatis atau tarik-menarik antara kedua ion yang berbeda muatan. Ikatan ini disebut ikatan ion.
2. Pemakaian bersama pasangan elektron oleh dua atom sehingga terbentuk ikatan kovalen. Selain itu, dikenal juga adanya ikatan lain yaitu:
 - a. Ikatan logam
 - b. Ikatan hidrogen
 - c. Ikatan Van der Waals.

B. Teori Kestabilan Elektron

Menurut teori *oktet* dari **Kossel** dan **Lewis**, suatu atom mempunyai kecenderungan untuk membentuk konfigurasi elektron yang stabil, yaitu seperti unsur gas mulia (unsur golongan VIIIA) dengan demikian dalam pembentukan ikatan, atom-atom akan membentuk konfigurasi gas mulia. Gas mulia (golongan VIII A) mempunyai elektron valensi sebanyak 8 elektron (oktet) dan 2 elektron (Duplet; khusus He)

Tabel Konfigurasi Elektron Gas Mulia

Unsur	Konfigurasi Elektron	Elektron Valensi
${}^2\text{He}$	2	2
${}^{10}\text{Ne}$	2 8	8
${}^{18}\text{Ar}$	2 8 8	8
${}^{36}\text{Kr}$	2 8 18 8	8
${}^{54}\text{Xe}$	2 8 18 18 8	8
${}^{86}\text{Rn}$	2 8 18 32 18 8	8

Untuk atom dengan elektron kecil (1, 2, 3) mempunyai kecenderungan melepaskan elektron untuk membentuk konfigurasi gas mulia. Untuk Hidrogen yang mempunyai elektron valensi 1 cenderung menerima elektron karena akan membentuk konfigurasi elektron seperti Helium (2 elektron).

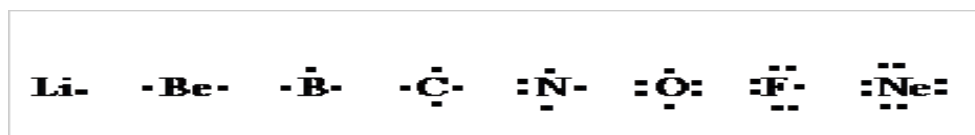
Elektron valensi 4 mempunyai kecenderungan menerima atau melepaskan elektron. Sedangkan untuk atom dengan elektron valensi besar diatas 4 (5,6,7) mempunyai kecenderungan menerima elektron.

C. Penulisan Struktur Lewis

Struktur Lewis suatu unsur adalah struktur atom yang dikelilingi oleh sejumlah elektron valensinya. Elektron valensinya digambarkan dengan titik-titik atau lingkaran-lingkaran kecil. Cara membuat lambang Lewis untuk unsur golongan utama adalah sebagai berikut:

1. Jumlah titik sesuai golongan(jumlah elektron valensi)
2. Tempatkan 1 titik untuk setiap atom maksimum sampai 4 titik, kemudian titik selanjutnya dipasangkan(berpasangan) sampai mencapai oktet.

Untuk atom-atom bukan gas mulia, lambang lewis untuk setiap golongan digambarkan dengan cara:



Langkah-langkahnya penulisan struktur Lewis dalam senyawa:

- 1) Semua elektron valensi harus muncul dalam struktur Lewis
- 2) Semua elektron dalam struktur Lewis umumnya berpasangan
- 3) Semua atom umumnya mencapai konfigurasi oktet (khusus untuk H, duplet)
- 4) Kadang-kadang terdapat ikatan rangkap 2 atau 3 (umumnya ikatan rangkap 2 atau 3 hanya dibentuk oleh atom C, N, O, P dan S)

Langkah alternatif : (syarat utama : kerangka molekul / ion sudah diketahui)

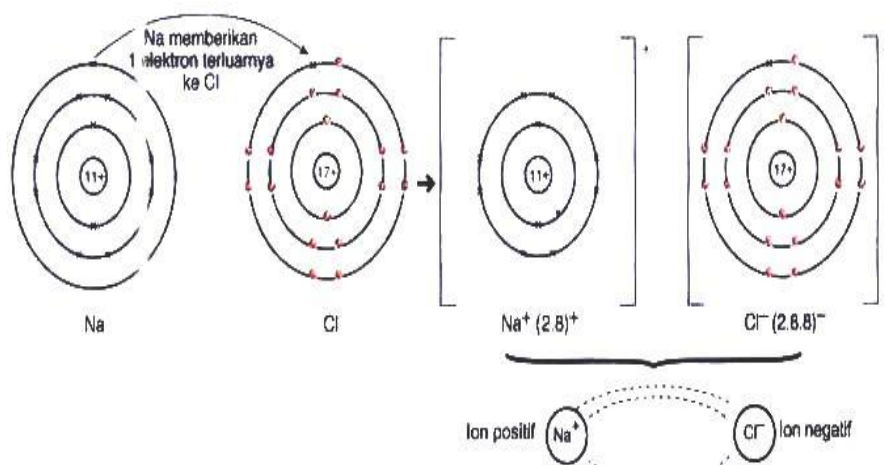
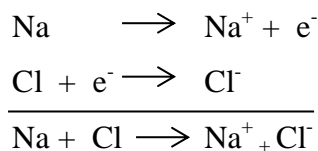
- 1) Hitung jumlah elektron valensi dari semua atom dalam molekul / ion
- 2) Berikan masing-masing sepasang elektron untuk setiap ikatan
- 3) Sisa elektron digunakan untuk membuat semua atom terminal mencapai oktet
- 4) Tambahkan sisa elektron (jika masih ada), kepada atom pusat
- 5) Jika atom pusat belum oktet, tarik PEB dari atom terminal untuk membentuk ikatan rangkap dengan atom pusat.

D. Jenis-jenis Ikatan Kimia

1. Ikatan Ion

Ikatan ion adalah ikatan yang terjadi akibat perpindahan elektron dari satu atom ke atom lain (James E. Brady, 1990). Ikatan ion terbentuk antara atom yang melepaskan elektron (logam) dengan atom yang menangkap elektron (bukan logam). Atom logam, setelah melepaskan elektron berubah menjadi ion positif.

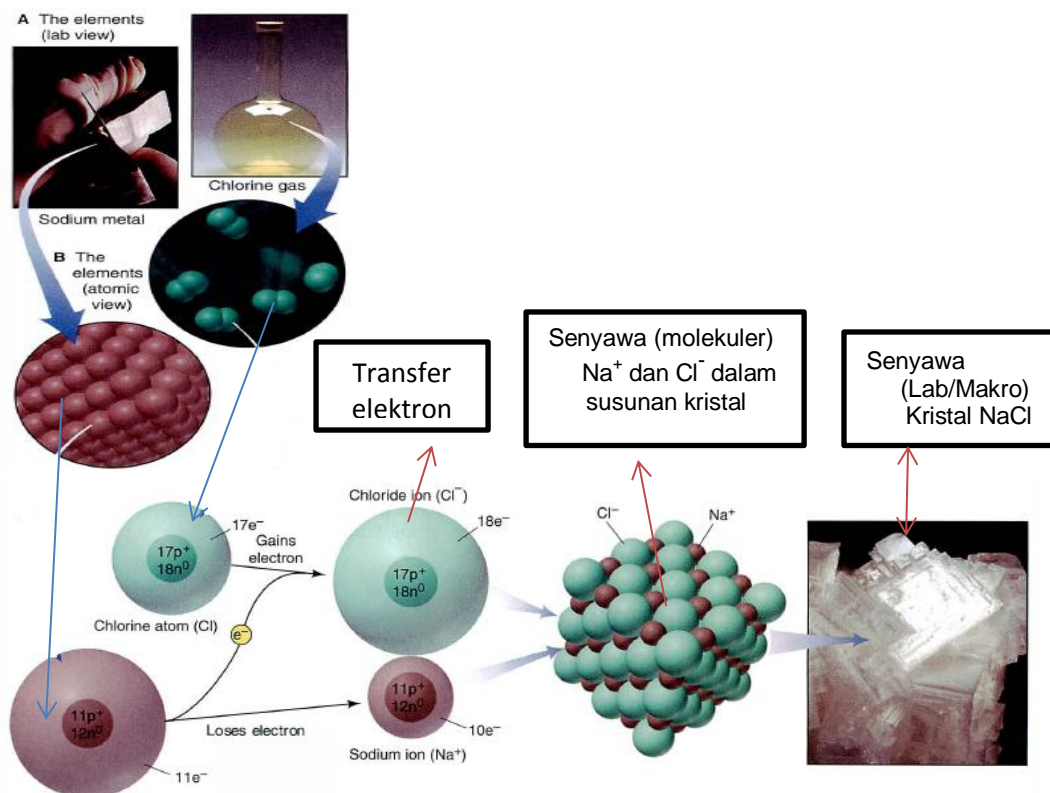
Pada atom bukan logam, setelah menerima elektron berubah menjadi ion negatif. Antara ion-ion yang berlawanan muatan ini terjadi tarik-menarik (gaya elektrostatis) yang disebut ikatan ion (ikatan elektrovalen). Ikatan ion merupakan ikatan yang relatif kuat. Pada suhu kamar, semua senyawa ion berupa zat padat kristal dengan struktur tertentu. sebagai contoh dapat digunakan unsur-unsur Na dan Cl yang membentuk natrium klorida (NaCl). Antara ion Na^+ dan ion Cl^- terjadi tarik menarik sehingga terjadi senyawa NaCl, contoh:



Serah terima elektron antara Na dan Cl.
Jumlah elektron yang diserahkan atom Na sama dengan
jumlah elektron yang diterima atom Cl, yakni 1 elektron.

{Berupa tarik-menarik antar ion positif Na^+
dan ion negatif Cl^- membentuk senyawa ion
 $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ atau NaCl}

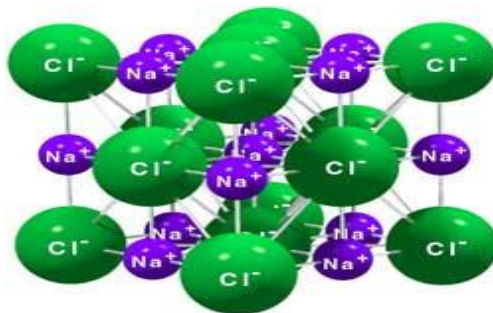
Gambaran pembentukan ikatan ion dalam tiga level fenomena kimia (mikro, submikro, dan simbolis) dapat dilihat pada gambar berikut:



1.1 Sifat-Sifat Senyawa Ionik

a. Struktur/susunan kristal

Dalam keadaan padat, senyawa ionik terdapat dalam bentuk kristal dengan susunan tertentu. Hasil penafsiran difraksi sinar-X pada senyawa ion dapat memberi petunjuk mengenai susunan internal dari kristal ion tersebut. Misalnya pada kristal NaCl dapat diketahui bahwa setiap ion Na^+ dikelilingi oleh 6 ion Cl^- , dan setiap ion Cl^- juga dikelilingi oleh 6 ion Na^+ . Perhatikan gambar berikut:



b. Isomorf

Senyawa-senyawa ion yang mempunyai susunan yang mirip satu sama lain seperti NaCl dan KNO₃ mempunyai bentuk kristal yang sama disebut **isomorf**. Di samping itu terdapat pula senyawa-senyawa yang mempunyai muatan ion berbeda, tetapi mempunyai susunan kristal yang sama, misalnya NaF dan MgO, CaCl₂ dan K₂S masing-masing mempunyai susunan kristal yang sama. Fakta tersebut dapat dijelaskan dengan meninjau konfigurasi elektron ion-ion penyusun kristal tersebut.

c. Daya hantar listrik

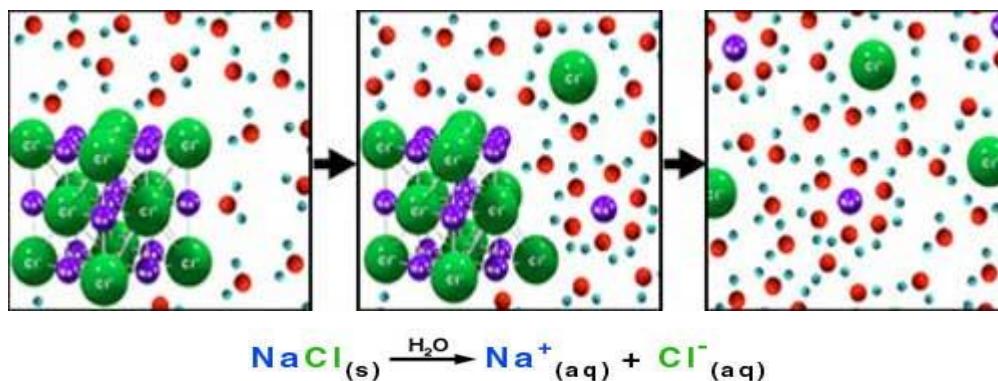
Baik dalam keadaan cair (meleleh) maupun dalam larutannya senyawa ionis dapat menghantarkan arus listrik.

d. Titik leleh dan titik didih

Ion positif dan ion negative pada senyawa ionik, terikat satu sama lain oleh gaya elektrostatis yang sangat kuat. Untuk memisahkan ion-ion tersebut baik yang terdapat dalam bentuk kristal maupun dalam bentuk cairnya, diperlukan energy yang cukup besar, yang mengakibatkan titik leleh dan titik didih senyawa ionis juga tinggi.

e. Kelarutan

Pada umumnya senyawa ionis larut dalam pelarut yang mengandung gugus OH- seperti H₂O dan C₂H₅OH yang merupakan senyawa kovalen polar, sedangkan senyawa kovalen larut dalam pelarut nonpolar.



Pada proses pelarutan senyawa NaCl, ion Na^+ akan dikelilingi oleh H_2O pada bagian O yang relatif negatif, sedangkan Cl akan dikelilingi oleh H_2O pada bagian H yang relatif positif.

f. Keras, kaku dan rapuh.

SESI/PEMBELAJARAN 2

I. Tujuan Pembelajaran

Setelah mempelajari materi ini dan mengikuti setiap pertemuan dalam pembelajaran, diharapkan (siswa) mampu

1. Menggambarkan proses terbentuknya ikatan kovalen tunggal, rangkap dua dan rangkap tiga serta contoh senyawanya.
2. Menentukan kepolaran beberapa senyawa dan hubungannya dengan keelektronegatifan
3. Menentukan senyawa yang bersifat polar dan nonpolar

II. Pokok bahasan : Ikatan kimia

III. Deskripsi singkat:

Dalam bahan ajar ini anda akan mempelajari proses terbentuknya ikatan yang terjadi pada atom non logam dimana terjadi pemakaian elektron secara bersamaan yang dikenal dengan ikatan kovalen dan sifat kepolarannya. Dalam bahan ajar ini anda juga akan diajak mempelajari dan mengetahui berbagai cara menentukan kepolaran suatu senyawa yang akan dibantu dengan visualisasi gambar 2 dan 3 dimensi serta media animasi.

IV. Bahan Bacaan

1. Sugiarto, B. 2004. Ikatan Kimia. Direktorat Pendidikan Menengah Kejuruan. Ditjen Dikdasmen. Depdiknas. Jakarta.
2. Silberberg, M.S. 2007. Principles of General Chemistry. The McGraw-Hill Companies, Inc., New York.
3. Oxtoby, D.W., et al., 2008. "Principles of Modern Chemistry, Sixth Edition". Thomson Brooks/Cole, a part of The Thomson Corporation. USA.
4. Nana Sutresna. 2000. Panduan Menguasai Kimia 1. Ganeca Exact. Bandung

5. Ari Harnanto dan Ruminten.2009. Buku Kimia kelas X. Pusat Perbukuan Departemen Pendidikan Nasional.Jakarta.

V. Pertanyaan kunci

1. Apa yang dimaksud dengan ikatan kovalen
2. Apakah yang dimaksud dengan senyawa polar dan non polar
3. Apakah yang dimaksud dengan ikatan kovalen tunggal, rangkap dua dan rangkap tiga

VI. Tugas

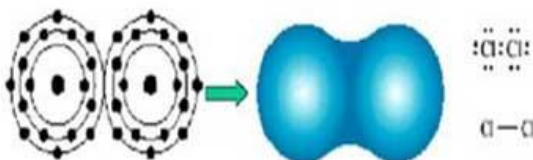
- a. Tuliskan rumus lewis, Rumus struktur dan rumus molekul pada senyawa F_2 , NH_3 , dan CCl_4
- b. Tentukan mana yang termaksud polar dan non polar senyawa-senyawa dibawah ini jika diketahui elektronegatifitasan $H=2,1$ $F= 4$, $C=2,5$, $O= 3,5$ $N= 3$
 - a. H_2 c. H_2O e. NH_3
 - b. CO_2 d. CH_4 f. HF

VII. Uraian Materi

1. Ikatan Kovalen

Ikatan kovalen terjadi berdasarkan pemakaian pasangan elektron secara bersamaan. Ikatan ini terjadi pada sesama unsur non logam yang perbedaan keelektronegatifannya rendah. Ikatan kovalen dibentuk melalui penggunaan bersama pasangan elektron oleh kedua atom. Jenis ikatan kovalen ini sangat dominan jika atom-atom mendekati konfigurasi gas mulia dan jika perbedaan keelektronegatifan antara dua atom tidak terlalu besar. misalnya : H_2 , CH_4 , Cl_2 , N_2 , C_6H_6 , HCl dan sebagainya. Beberapa atom dapat memperoleh konfigurasi elektron yang stabil dengan saling meminjamkan elektronnya.

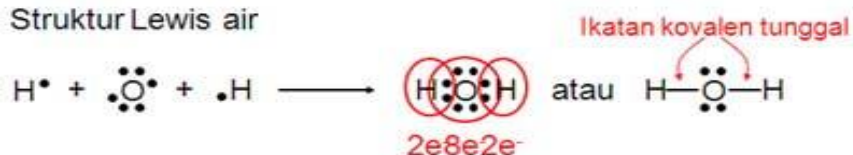
Dengan saling meminjamkan elektron ini atom-atom akan memperoleh susunan elektron yang stabil tanpa menyebabkannya menjadi bermuatan. Elektron ini masih mempunyai ikatan dengan atom asalnya, tetapi juga sudah terikat dengan atom yang meminjamnya, misalnya Ikatan kovalen dari *chloride* (gambar).



Para ilmuwan yang mempelajari ikatan antara atom menghadapi situasi yang sangat menarik. Sementara sebagian atom saling bertukar elektron agar ikatan terjadi, beberapa dari mereka justru saling berbagi elektron pada kulit terluarnya. Pada ikatan kovalen, dua atom dapat membentuk ikatan dengan sepasang, dua pasang, atau tiga pasang elektron bergantung pada jenis unsur yang berikatan. Ada 3 jenis ikatan kovalen, yaitu:

1. Ikatan kovalen tunggal

Struktur Lewis air



2. Ikatan kovalen rangkap dua



3. Ikatan kovalen rangkap tiga



1.1 Pembagian ikatan kovalen

a. Ikatan Kovalen Polar

Jika dua atom non logam berbeda keelektronegatifannya berikatan, maka pasangan electron ikatan akan lebih tertarik ke atom yang lebih elektronegatif. Hal ini terjadi karena beda keelektronegatifan kedua atomnya. Elektron persekutuan akan bergeser ke arah atom yang lebih elektronegatif akibatnya terjadi pemisahan kutub positif dan negatif.

Dalam senyawa HCl ini, Cl mempunyai keelektronegatifan yang lebih besar dari H. sehingga pasangan elektron lebih tertarik ke arah Cl, akibatnya H relatif lebih elektropositif sedangkan Cl relatif menjadi elektronegatif. Gambar senyawa HCl dapat diklik disini

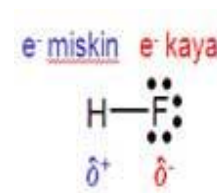
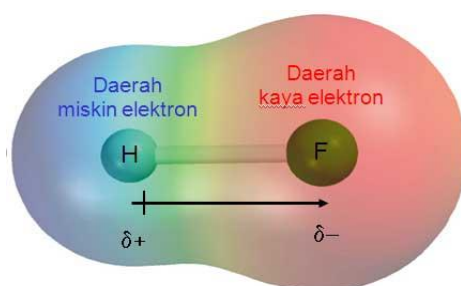
Pada umumnya jika ikatan kovalennya polar dan bentuk molekul asimetris maka senyawanya polar. Contoh: HCl, HBr, NH_3 , H_2O , PCl_3 , CH_3COOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

Ikatan Kovalen polar : Jika PEI (pasangan elektron ikatan) tertarik lebih kuat kesalah satu atom.

Ciri : momen dipol > 0

Beda elektronegatifitas antar atom yang berikatan besar

Contoh: HF, N_2O , H_2O , NH_3 , HCN

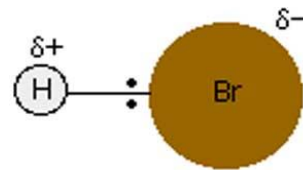
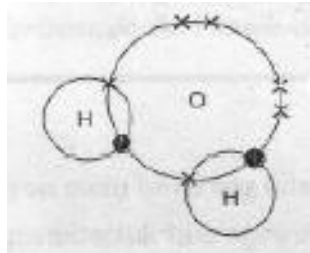


Jadi, *kepolaran suatu ikatan kovalen* disebabkan oleh adanya *perbedaan keelektronegatifan* antara atom-atom yang berikatan. (Lihat gambar berikut)

Increasing electronegativity

Increasing electronegativity																		
1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A	
H 2.1	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Na 0.9	Mg 1.2		3B	4B	5B	6B	7B	8B		1B	2B	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0		
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8		
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5		
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.0-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2		
Fr 0.7	Ra 0.9																	

Contoh lain yang merupakan ikatan kovalen polar yaitu H_2O dan HBr .



b. Ikatan Kovalen Non Polar

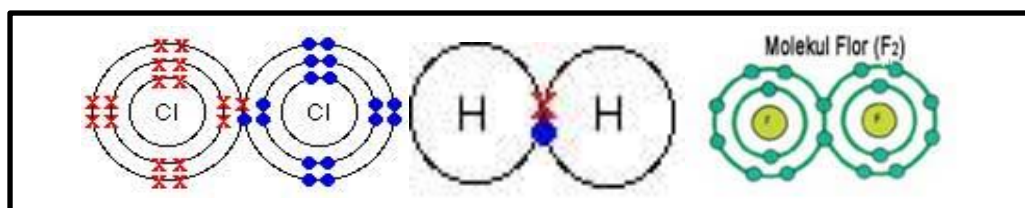
Ikatan kovalen non polar memiliki ciri-ciri sebagai berikut :

- Bentuk molekul yang terjadi simetris
- Beda keelektronegatifan antaratom yang berikatan sangat kecil dan mendekati nol
- Tidak terdapat pasangan elektron bebas di sekitar atom pusat.

contoh molekul yang berikatan kovalen murni dan bersifat nonpolar adalah CH_4 , CO_2 , BeCl_3 , BeCl_4 , C_2H_6 . Ikatan Kovalen non polar : jika PEI (pasangan elektron ikatan) tertarik sama kuat pada semua atom.

Ciri : momen dipol = 0 (Mengandung jenis atom yang sama)

Contoh: H_2 , N_2 , Cl_2 , O_2



Sifat sifat senyawa kovalen :

1. Senyawa polar dapat menghantarkan listrik
2. Senyawa kovalen nonpolar tidak dapat menghantarkan listrik
3. Titik didh dan titik lebur relatif rendah dibandingkan senyawa ion
4. Larut dalam pelarut nonpolar
5. Mudah menguap

Kepolaran dinyatakan dengan *momen dipol* (μ), yaitu hasil kali antara muatan (Q) dengan jarak (r).

$$\mu = Q \times r$$

Satuan momen dipol adalah debye (D), di mana $1 \text{ D} = 3,33 \times 10^{-30} \text{ C m}$. Momen dipol dari beberapa senyawa diberikan dalam tabel 2.3.

SESI/PEMBELAJARAN 3

I. Tujuan Pembelajaran

Setelah mempelajari materi ini dan mengikuti setiap pertemuan dalam pembelajaran, diharapkan (siswa) mampu

1. Menggambarkan proses terbentuknya ikatan kovalen koordinat pada beberapa contoh senyawa sederhana.
2. Menjelaskan beberapa senyawa yang mengalami penyimpangan teori oktet
3. Menjelaskan proses terbentuknya ikatan logam dan hubungannya dengan sifat fisik logam.
4. Membandingkan sifat-sifat fisis dari senyawa ion, kovalen dan logam.

II. Pokok bahasan : Ikatan kimia

III. Deskripsi singkat:

Dalam bahan ajar ini anda akan mempelajari proses terbentuknya ikatan yang terjadi pada atom non logam dengan non logam yang pemakaian elektronnya secara bersamaan dimana pasangan elektron tersebut hanya berasal dari salah satu atom yang berikatan yang dikenal dengan ikatan kovalen koordinat. Dalam bahan ajar ini anda juga akan diajak mempelajari dan mengetahui bagaimana beberapa molekul tidak mengikuti teori oktet dalam mencapai kestabilan serta cara atom logam membentuk ikatan logam yang akan dibantu dengan visualisasi gambar 2 dan 3 dimensi serta media animasi.

IV. Bahan Bacaan

1. Sugiarto, B. 2004. Ikatan Kimia. Direktorat Pendidikan Menengah Kejuruan. Ditjen Dikdasmen. Depdiknas. Jakarta.

2. Silberberg, M.S. 2007. Principles of General Chemistry. The McGraw-Hill Companies, Inc., New York.
3. Oxtoby, D.W., et al., 2008. "Principles of Modern Chemistry, Sixth Edition". Thomson Brooks/Cole, a part of The Thomson Corporation. USA.
4. Nana Sutresna. 2000. Panduan Menguasai Kimia 1. Ganeca Exact. Bandung
5. Ari Harnanto dan Ruminten. 2009. Buku Kimia kelas X. Pusat Perbukuan Departemen Pendidikan Nasional. Jakarta.
6. <http://rahmikimia.wordpress.com/kimia-kelas-x/3-ikatan-kimia-2/c-ikatan-logam/>

V. Pertanyaan kunci

1. Apa yang dimaksud dengan ikatan kovalen koordinasi?
2. Bagaimana proses terjadinya penyimpangan teori oktet?
3. Apakah yang dimaksud dengan ikatan logam?

VI. Tugas

- a. Tuliskan rumus lewis, Rumus struktur dan rumus molekul pada senyawa NH_4 , SO_2 dan H_2SO_4 !
- b. Tuliskan rumus lewis, Rumus struktur dan rumus molekul pada senyawa BH_3 , SF_6 dan PCl_5 !
- c. Jelaskan mengapa pada umumnya logam merupakan penghantar listrik yang baik!

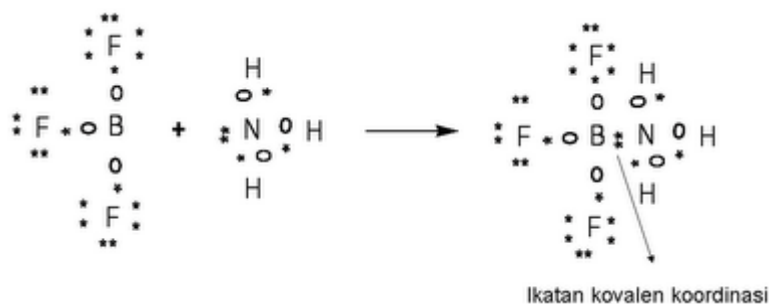
VII. Uraian materi

1. Ikatan Kovalen Koordinasi

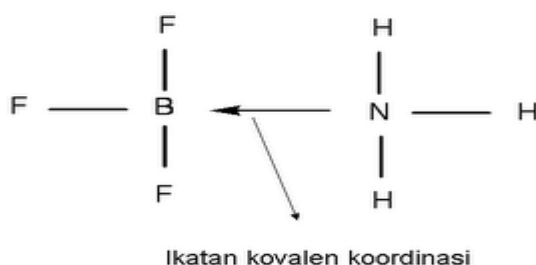
Ikatan kovalen koordinasi adalah ikatan kovalen di mana pasangan elektron yang dipakai bersama hanya disumbangkan oleh satu atom, sedangkan atom yang satu lagi tidak menyumbangkan elektron. Ikatan kovalen koordinasi hanya dapat terjadi jika salah satu atom mempunyai pasangan elektron bebas (PEB).

Pasangan elektron ikatan (PEI) digambarkan dengan tanda anak panah kecil yang arahnya dari atom donor menuju akseptor pasangan elektron.

Contoh 1: Terbentuknya senyawa $\text{BF}_3 - \text{NH}_3$



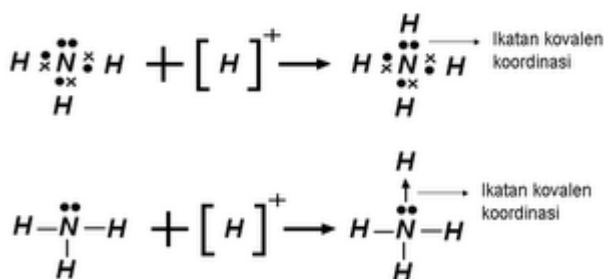
Rumus Lewis



Struktur kimia

Contoh 2:

Terbentuknya senyawa NH_4^+



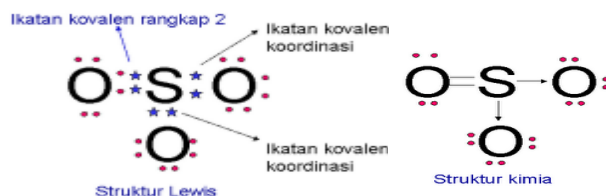
Atom N pada molekul amonia, NH_3 , mempunyai satu PEB. Oleh karena itu molekul NH_3 dapat mengikat ion H^+ melalui ikatan kovalen koordinasi, sehingga menghasilkan ion amonium, NH_4^+ . Dalam ion NH_4^+ terkandung empat ikatan, yaitu tiga ikatan kovalen dan satu ikatan kovalen koordinasi.

Contoh 3:

Terbentuknya senyawa SO_3

$_{16}\text{S}$: 2. 8. 6

$_8\text{O}$: 2. 6



2. Penyimpangan Teori Oktet

1). Pengecualian Aturan Oktet

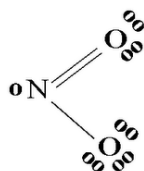
a) Senyawa yang tidak mencapai aturan oktet

Meliputi senyawa kovalen biner sederhana dari Be, B dan Al yaitu atom-atom yang elektron valensinya kurang dari empat (4).

Contoh : BeCl_2 , BCl_3 dan AlBr_3

b) Senyawa dengan jumlah elektron valensi ganjil

Contohnya : NO_2 mempunyai jumlah elektron valensi $(5 + 6 + 6) = 17$



c) Senyawa dengan oktet berkembang

Unsur-unsur periode 3 atau lebih dapat membentuk senyawa yang melampaui aturan oktet / lebih dari 8 elektron pada kulit terluar (karena kulit terluarnya M, N dst dapat menampung 18 elektron atau lebih).

Contohnya : PCl_5 , SF_6 , ClF_3 , IF_7 dan SbCl_5

2). Kegagalan Aturan Oktet

Aturan oktet gagal meramalkan rumus kimia senyawa dari unsur transisi

maupun pos transisi.

Contoh :

- atom Sn mempunyai 4 elektron valensi tetapi senyawanya lebih banyak dengan tingkat oksidasi +2
- atom Bi mempunyai 5 elektron valensi tetapi senyawanya lebih banyak dengan tingkat oksidasi +1 dan +3

Penyimpangan dari Aturan Oktet dapat berupa :

- 1) Tidak mencapai oktet
- 2) Melampaui oktet (oktet berkembang)

3. Ikatan Logam

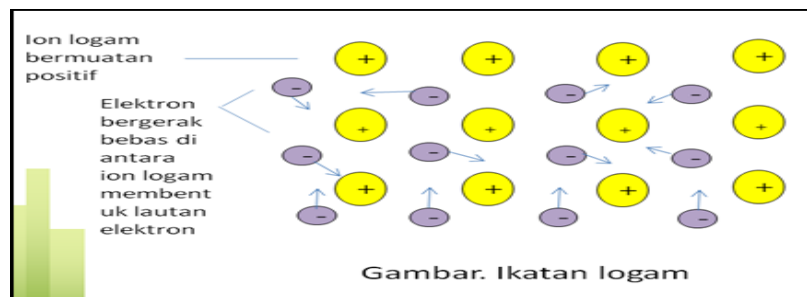
Ikatan logam adalah ikatan kimia yang terbentuk akibat penggunaan bersama elektron-elektron valensi antar atom-atom logam

3.1 Pembentukan Ikatan Logam

Logam memiliki sedikit elektron valensi dan memiliki elektronegativitas yang rendah. Semua jenis logam cenderung melepaskan elektron terluarnya sehingga membentuk ion-ion positif/atom-atom positif/kation logam.

Kulit terluar unsur logam relatif longgar (terdapat banyak tempat kosong) sehingga elektron terdelokalisasi, yaitu suatu keadaan dimana elektron valensi tidak tetap posisinya pada suatu atom, tetapi senantiasa berpindah pindah dari satu atom ke atom lainnya.

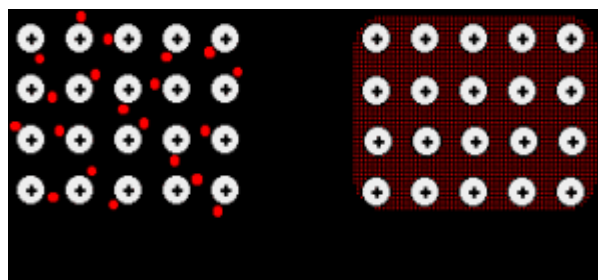
Elektron valensi logam bergerak dengan sangat cepat mengitari intinya dan berbaur dengan elektron valensi yang lain dalam ikatan logam tersebut sehingga menyerupai “awan” atau “lautan” yang membungkus ion-ion positif di dalamnya. Elektron bebas dalam orbit ini bertindak sebagai perekat atau lem. Kation logam yang berdekatan satu sama lain saling tarik menarik dengan adanya elektron bebas sebagai “lemnya”.



3.2 Ikatan Logam Beberapa Unsur

a. Ikatan Logam Natrium

Logam cenderung memiliki titik leleh dan titik didih yang tinggi sehingga memberikan kesan kuatnya ikatan yang terjadi antara atom-atomnya. Secara rata-rata logam seperti natrium (titik leleh 97.8°C) meleleh pada suhu yang sangat jauh lebih tinggi dibanding unsur (neon) yang mendahuluinya pada tabel periodik.



Natrium memiliki struktur elektronik $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Tiap atom Natrium tersentuh oleh delapan atom natrium yang lainnya dan terjadi pembagian (sharing) antara atom tengah dan orbital $3s$ di semua delapan atom yang lain. Dan tiap atom yang delapan ini disentuh oleh delapan atom natrium lainnya secara terus menerus hingga diperoleh seluruh atom dalam bongkahan natrium. Semua orbital $3s$ dalam semua atom saling tumpang tindih untuk memberikan orbital molekul dalam jumlah yang sangat banyak yang memperluas keseluruhan tiap bagian logam. Terdapat jumlah orbital molekul yang sangat banyak, karena tiap orbital hanya dapat menarik dua elektron.

Elektron dapat bergerak dengan leluasa diantara orbital-orbital molekul tersebut, dan karena itu tiap elektron menjadi terlepas dari atom induknya. Elektron

tersebut disebut *terdelokalisasi*. Logam terikat bersamaan melalui kekuatan daya tarik yang kuat antara inti positif dengan elektron yang terdelokalisasi.

b. Ikatan Logam Magnesium

Ikatan logam magnesium lebih kuat dan titik leleh juga lebih tinggi. Magnesium memiliki struktur elektronik terluar $3s^2$. Diantara elektro-elektronnya terjadi delokalisasi, karena itu “lautan” yang ada memiliki kerapatan dua kali lipat daripada yang terdapat pada natrium. Sisa “ion” juga memiliki muatan dua kali lipat dan tentunya akan terjadi daya tarik yang lebih banyak antara “ion” dan “lautan”. Atom-atom magnesium memiliki jari-jari yang sedikit lebih kecil dibandingkan atom-atom natrium dan karena itu elektron yang terdelokalisasi lebih dekat ke inti. Tiap atom magnesium juga memiliki 12 atom terdekat dibandingkan delapan yang dimiliki natrium. Faktor-faktor inilah yang meningkatkan kekuatan ikatan secara lebih lanjut.

c. Ikatan Logam pada Unsur Transisi

Logam transisi cenderung memiliki titik leleh dan titik didih yang tinggi. Alasannya adalah logam transisi dapat melibatkan elektron 3d yang ada dalam kondisi delokalisasi seperti elektron pada 4s. Lebih banyak elektron yang dapat kamu libatkan, kecenderungan daya tarik yang lebih kuat.

d. Ikatan Logam pada Leburan Logam

Pada leburan logam, ikatan logam tetap ada, meskipun susunan strukturnya telah rusak. Ikatan logam tidak sepenuhnya putus sampai logam mendidih. Hal ini berarti bahwa titik didih merupakan penunjuk kekuatan ikatan logam dibandingkan dengan titik leleh. Pada saat meleleh, ikatan menjadi longgar tetapi tidak putus

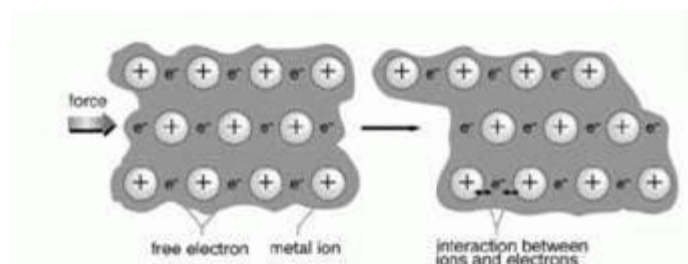
3.3 Sifat fisis logam

Sifat fisis logam ditentukan oleh ikatan logamnya yang kuat, strukturnya yang rapat, dan keberadaan elektron-elektron bebas. Beberapa sifat fisis logam yang penting:

a. Berupa padatan pada suhu ruang

Atom-atom logam bergabung oleh ikatan logam yang sangat kuat membentuk struktur kristal yang rapat. Hal ini menyebabkan atom-atom tidak memiliki kebebasan bergerak seperti halnya pada zat cair (pengecualiannya adalah Hg).

b. Bersifat keras tetapi lentur/tidak mudah patah jika ditempa

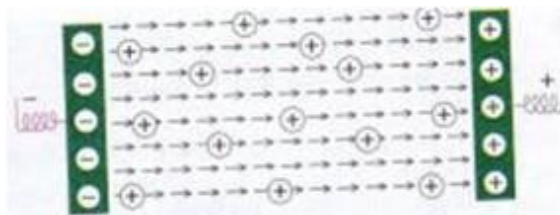


Ikatan logam yang kuat dan struktur logam yang rapat menyebabkan logam bersifat kuat, keras, dan rapat. Akan tetapi. Adanya elektron-elektron bebas menyebabkan logam bersifat lentur/tidak mudah patah. Hal ini dikarenakan sewaktu logam dikenakan gaya luar, maka elektron-elektron bebas akan berpindah mengikuti ion-ion positif yang bergeser. Kemudian, berikatan lagi dengan atom yang berada di sampingnya. Oleh karena itu, logam dapat ditempa, dibengkokkan, atau dibentuk sesuai keinginan.

c. Mempunyai titik leleh dan titik didih yang tinggi

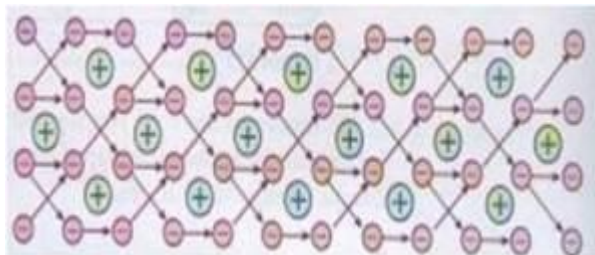
Hal ini dikarenakan atom-atom logam terikat oleh ikatan logam yang kuat. Untuk mengatasi ikatan tersebut, diperlukan energi dalam jumlah yang besar.

d. Menghantarkan listrik dengan baik



Di dalam ikatan logam, terdapat elektron-elektron bebas yang dapat membawa muatan listrik. Jika diberi suatu beda tegangan, maka elektron-elektron ini akan bergerak dari kutub negatif menjadi kutub positif.

e. Menghantarkan panas dengan baik



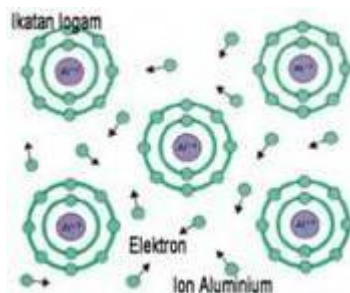
Elektron-elektron yang bergerak bebas di dalam kristal logam memiliki energi kinetik. Jika dipanaskan, elektron-elektron akan memperoleh energi kinetik yang cukup untuk dapat bergerak/bervibrasi dengan cepat. Dalam pergerakannya, elektron-elektron tersebut akan bertumbukkan dengan elektron-elektron lainnya. Hal ini menyebabkan terjadinya transfer energi dari bagian bersuhu tinggi ke bagian bersuhu rendah.

f. Mempunyai permukaan yang mengkilap

Di dalam ikatan logam, terdapat elektron-elektron bebas. Sewaktu cahaya jatuh pada permukaan logam, maka elektron-elektron bebas akan menyerap energi cahaya tersebut. Elektron-elektron akan melepas kembali energi tersebut dalam bentuk radiasi elektromagnetik dengan frekuensi yang sama dengan frekuensi cahaya awal. Oleh karena frekuensinya sama, maka kita melihatnya sebagai

pantulan cahaya yang datang. Pantulan cahaya tersebut memberikan permukaan logam tampak mengkilap.

g. Memberikan efek fotolistrik dan efek termionik



Apabila elektron bebas pada ikatan logam memperoleh energi yang cukup dari luar, maka elektron tersebut dapat lepas dari logam. Elektron tersebut dapat ditarik keluar oleh suatu beda potensial positif. Jika energi yang diperoleh elektron bebas berasal dari berkas cahaya, maka fenomena pelepasan elektron dari logam disebut efek fotolistrik. Sedangkan jika energi tersebut berasal dari pemanasan, maka disebut efek termionik.

1. Sifat Fisis Senyawa ion, Senyawa Kovalen dan Logam

Sifat fisis zat ditentukan oleh gaya antar partikel penyusun zat. Pada senyawa ion dan logam, gaya antar partikel tersebut adalah ikatan ion dan ikatan logam itu sendiri sedangkan pada senyawa kovalen gaya antar partikel tersebut adalah gaya antar molekul.

Karakteristik	Senyawa ion	Senyawa kovalen	Logam
Jenis ikatan kimia	Ikatan ion	Ikatan kovalen	Ikatan logam
Partikel penyusun	Ion-ion positif dan negatif	Molekul-molekul	Ion-ion positif yang dikelilingi oleh lautan elektron.
Gaya antar partikel	Ikatan ion berupa gaya elektrostatis yang kuat antar ion-ion positif dan negatif	Gaya elektrostatis antar molekul (gaya van der Waals) yang relatif lemah	Ikatan logam berupa gaya elektrostatis yang kuat antar ion-ion logam positif dan elektron-elektron

Fase pada suhu ruang	Padatan	Gas, zat cair atau zat padat lunak	bebas Padatan kecuali Hg
Titik leleh dan titik didih	Tinggi	Rendah	Tinggi
Kekerasan	Keras tapi rapuh	Lunak dan tidak rapuh	Keras tapi lentur/ tidak mudah patah jika ditempa
Kelarutan	Larut dalam air tetapi tidak larut dalam pelarut organik	Tidak larut dalam air tetapi tidak larut dalam pelarut organik	Tidak larut
Daya hantar listrik	Baik dalam fase cair atau jika larut dalam air, tetapi buruk dalam fase padat	Buruk	Baik