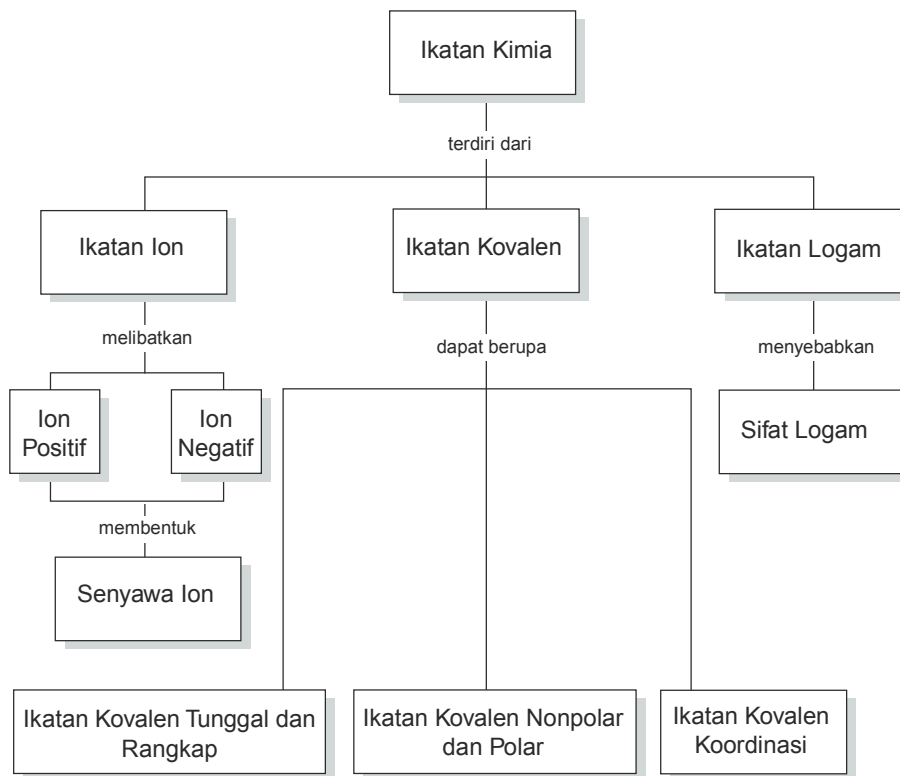


## PETA KONSEP



Pada umumnya unsur-unsur di alam ditemukan dalam bentuk persenyawaan seperti natrium dan klor ditemukan sebagai natrium klorida dalam air laut; silikon dan oksigen sebagai silika dalam pasir; serta karbon, hidrogen, dan oksigen sebagai karbohidrat dalam tumbuhan. Hanya beberapa unsur yang ditemukan tidak sebagai senyawa seperti emas, belerang, dan gas mulia.

Senyawa-senyawa mempunyai sifat yang berbeda-beda, ada yang titik lelehnya tinggi, ada yang rendah, ada yang dapat menghantarkan arus listrik, dan tidak menghantarkan arus listrik. Hal ini disebabkan oleh perbedaan cara bergabung antara unsur-unsur pembentuknya, dapat melalui ikatan ion atau ikatan kovalen. Ikatan-ikatan tersebut dinamakan *ikatan kimia*.


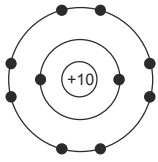
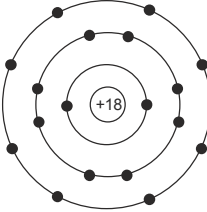
Pada bab ini akan dibahas proses pembentukan berbagai ikatan dalam senyawa serta hubungan ikatan dengan sifat fisis senyawa. Sebelum mempelajari berbagai ikatan akan dijelaskan dulu tentang kestabilan unsur-unsur.

## A. Kestabilan Unsur-Unsur

Unsur-unsur pada tabel periodik unsur umumnya tidak stabil. Untuk mencapai kestabilannya, unsur-unsur tersebut harus berikatan. Pada tabel periodik unsur terdapat satu golongan yang unsur-unsurnya stabil atau tidak reaktif yaitu golongan gas mulia. Gas mulia terletak pada golongan VIIIA, mempunyai dua elektron pada kulit terluar untuk He dan delapan elektron untuk Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

Perhatikan konfigurasi elektron beberapa unsur gas mulia pada Tabel 2.1.

**Tabel 2.1** Konfigurasi elektron beberapa unsur gas mulia

Nama Unsur	Nomor Atom	Konfigurasi Elektron	Gambar Susunan Elektron	Elektron Valensi
Helium	2	2		2
Neon	10	2.8		8
Argon	18	2.8.8		8

Pada tahun 1916 Walter Kossel dan Gilbert N. Lewis secara terpisah menemukan adanya hubungan antara kestabilan gas mulia dengan cara atom-atom saling berikatan. Mereka mengemukakan bahwa jumlah elektron pada kulit terluar dari dua atom yang berikatan akan berubah sedemikian rupa sehingga konfigurasi elektron kedua atom tadi sama dengan konfigurasi elektron gas mulia yaitu mempunyai 8 elektron pada kulit terluarnya. Oleh karena itu pernyataan Kossel-Lewis ini disebut *aturan oktet*.

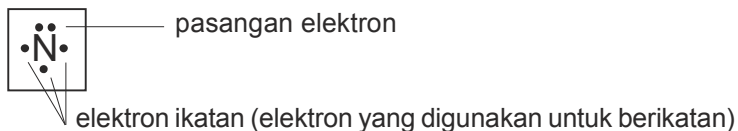
Aturan oktet ini tidak berlaku untuk hidrogen sebab atom H akan membentuk konfigurasi elektron seperti He yaitu mempunyai 2 elektron pada kulit terluarnya pada saat membentuk ikatan yang disebut *aturan duplet*.

Dengan demikian aturan duplet dan oktet dapat dituliskan sebagai berikut.

Aturan duplet : konfigurasi elektron stabil dengan dua elektron pada kulit terluar.

Aturan oktet : konfigurasi elektron stabil dengan delapan elektron pada kulit terluar.

Pada saat atom-atom membentuk ikatan, hanya elektron-elektron pada kulit terluar yang berperan yaitu elektron valensi. Elektron valensi dapat digambarkan dengan struktur Lewis atau gambar titik elektron. Contohnya nitrogen memiliki konfigurasi elektron 2.5. Elektron valensi nitrogen adalah 5. Struktur Lewisnya digambarkan:



Struktur Lewis, pasangan elektron, dan elektron ikatan untuk beberapa atom dapat dilihat pada Tabel 2.2.

**Tabel 2.2** Struktur Lewis, pasangan elektron, dan elektron ikatan beberapa atom

Golongan	Unsur	Konfigurasi Elektron	Elektron Valensi	Struktur Lewis	Pasangan Elektron	Elektron Ikatan
IV	C	2.4	4	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}\cdot$	0	4
V	N	2.5	5	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}\cdot$	1	3
VI	O	2.6	6	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}\cdot$	2	2
VII	F	2.7	7	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{F}}}\cdot$	3	1
VIII	Ne	2.8	8	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{Ne}}}\cdot$	4	0

Sumber: Ebbing, General Chemistry

Struktur Lewis berguna untuk memahami penggunaan elektron bersama pada ikatan kovalen. Bagaimana menggambarkan struktur Lewis pada molekul? Perhatikan contoh berikut.

**Contoh:**

1. Struktur Lewis pada H<sub>2</sub>

H<sub>2</sub> terbentuk dari 2 atom H. Atom H mempunyai elektron valensi = 1.

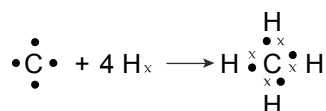
Struktur Lewis atom H adalah H<sup>x</sup>.

Untuk mencapai kestabilan aturan duplet, atom H memerlukan 1 elektron lagi dari atom H yang lain. Struktur Lewis H<sub>2</sub> ditulis:



2. Struktur Lewis pada CH<sub>4</sub>

C mempunyai elektron valensi = 4 dengan struktur Lewis  $\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}\cdot$ . Untuk mencapai kestabilan sesuai aturan oktet, C memerlukan 4 elektron dari atom H. Struktur Lewis CH<sub>4</sub> ditulis:



Pada struktur Lewis CH<sub>4</sub>, H memenuhi aturan duplet dan C memenuhi aturan oktet.

Struktur Lewis untuk beberapa molekul lainnya dapat dilihat pada Tabel 2.3.

**Tabel 2.3** Struktur Lewis beberapa molekul

Molekul	Elektron Valensi pada Tiap Atom	Struktur Lewis
H <sub>2</sub> O	H = 1 O = 6	$H \overset{x}{\underset{x}{:}} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}} \cdot$ H
HCl	H = 1 Cl = 7	$H \overset{x}{\underset{x}{:}} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}} \cdot$
NH <sub>3</sub>	N = 5 H = 1	$H \overset{x}{\underset{x}{:}} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{N}}} \overset{x}{\underset{x}{:}} H$ H
SiF <sub>4</sub>	Si = 4 F = 7	$\overset{x}{\underset{x}{\text{F}}} \overset{x}{\underset{x}{\text{F}}} \overset{x}{\underset{x}{\text{F}}} \overset{x}{\underset{x}{\text{F}}} \overset{x}{\underset{x}{\text{Si}}} \overset{x}{\underset{x}{\text{F}}} \overset{x}{\underset{x}{\text{F}}} \overset{x}{\underset{x}{\text{F}}} \overset{x}{\underset{x}{\text{F}}}$

Sumber: Ebbing, General Chemistry

## Latihan 2.1

1. Salin tabel berikut dan lengkapilah.

Lambang Unsur	Konfigurasi Elektron	Elektron Valensi	Struktur Lewis	Pasangan Elektron	Elektron Ikatan
${}^4_2\text{He}$	....	....		....	....
${}^{31}_{15}\text{P}$	....	....		....	....
${}^{32}_{16}\text{S}$	....	....		....	....
${}^{35,5}_{17}\text{Cl}$	....	....		....	....

2. Buat struktur Lewis molekul-molekul HF dan  $\text{CCl}_4$ .

## B. Ikatan Ion dan Ikatan Kovalen

Untuk mencapai kestabilan, unsur-unsur dapat membentuk senyawa dengan unsur yang sejenis, contohnya  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ , dan  $\text{H}_2$  atau bergabung dengan unsur yang berbeda, contohnya  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaCl}$ , dan  $\text{CH}_4$ .

Ikatan yang dibentuk pada penggabungan unsur-unsur bergantung pada bagaimana cara unsur-unsur tersebut mencapai konfigurasi elektron yang stabil yaitu dengan menarik atau melepaskan elektron dan dengan penggunaan bersama elektron valensi. Ikatan yang terjadi berupa *ikatan ion* dan *ikatan kovalen*.

Senyawa yang mengandung ikatan ion disebut *senyawa ion*, sedangkan senyawa yang mengandung ikatan kovalen disebut *senyawa kovalen*.

### 1. Ikatan Ion

Garam dapur atau natrium klorida yang banyak dalam air laut merupakan contoh senyawa ion. Senyawa ion terbentuk dari kation dan anion, kation merupakan ion yang bermuatan positif sedangkan anion merupakan ion yang bermuatan negatif. Senyawa ion lainnya misalnya  $\text{KCl}$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{NaBr}$ , dan  $\text{CaCl}_2$ . Pada senyawa ion terdapat ikatan ion. Apa yang dimaksud dengan ikatan ion dan bagaimana pembentukan senyawa ion? Perhatikan pembentukan beberapa senyawa berikut ini.

#### a. Pembentukan Senyawa $\text{NaCl}$

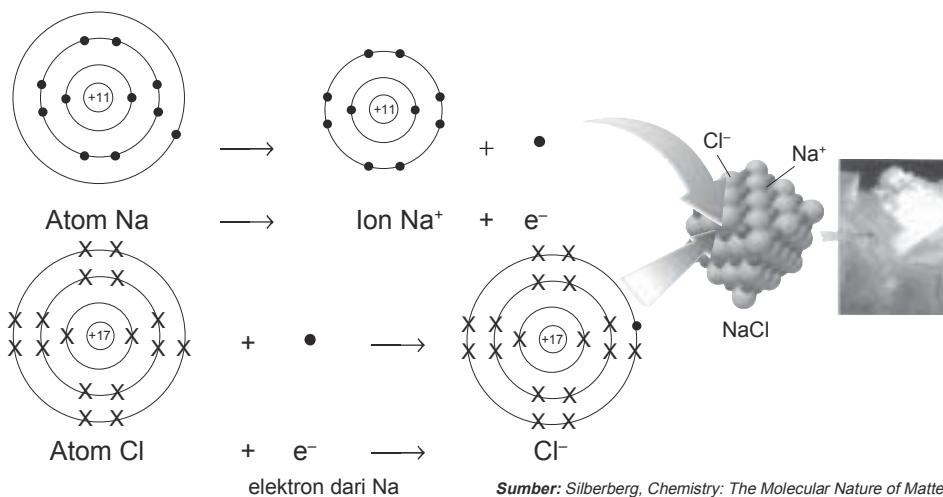
Pada tabel periodik unsur, Na terletak pada golongan IA dan Cl pada golongan VIIA. Perhatikan susunan elektron Na dan Cl pada Tabel 2.4.

**Tabel 2.4** Susunan elektron Na dan Cl

Lambang Unsur	No. Atom	Konfigurasi Elektron	Susunan Elektron
Na	11	2.8.1	
Cl	17	2.8.7	

Sumber: Ebbing, General Chemistry

Natrium mempunyai kecenderungan untuk melepaskan elektron terluar daripada klor karena energi ionisasinya lebih rendah dibandingkan dengan klor. Untuk mencapai konfigurasi elektron stabil natrium melepaskan satu elektron terluarnya sedangkan klor menerima elektron. Pada pembentukan NaCl, satu elektron dari Na akan diterima oleh Cl. Perhatikan diagram pembentukan NaCl berikut.



**Gambar 2.1** Diagram pembentukan NaCl

Setelah terjadi perpindahan elektron, atom-atom tidak lagi bersifat netral tapi menjadi ion yang bermuatan. Atom Na melepaskan satu elektron menjadi ion Na<sup>+</sup>, sedangkan klor menerima satu elektron menjadi ion Cl<sup>-</sup>. Ion Na<sup>+</sup> dan Cl<sup>-</sup> akan tarik-menarik dengan gaya elektrostatis sehingga berikatan. Ikatan antara ion-ion tersebut dinamakan *ikatan ion* dan terbentuklah senyawa NaCl.

## b. Pembentukan Senyawa $\text{CaCl}_2$

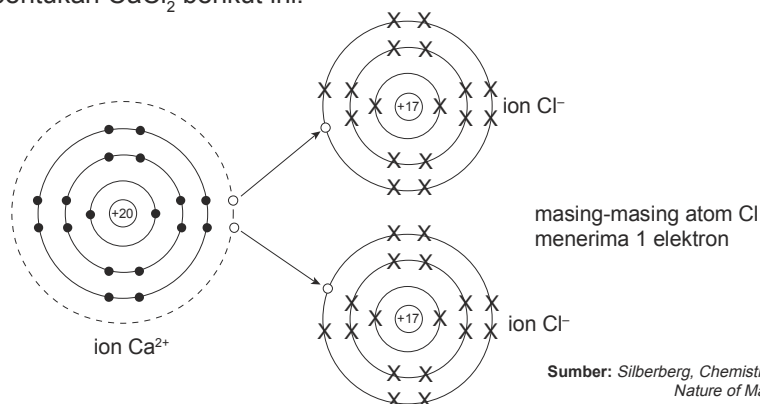
Pada tabel periodik unsur Ca terletak pada golongan IIA dan Cl golongan VIIA. Susunan elektron Ca dan Cl dapat dilihat pada Tabel 2.5.

**Tabel 2.5** Susunan elektron Ca dan Cl

Lambang Unsur	No. Atom	Konfigurasi Elektron	Susunan Elektron
Ca	20	2.8.8.2	
Cl	17	2.8.7	

Sumber: Ebbing, General Chemistry

Bagaimana terjadinya ikatan ion pada  $\text{CaCl}_2$ ? Perhatikan diagram pembentukan  $\text{CaCl}_2$  berikut ini.



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

**Gambar 2.2** Diagram pembentukan  $\text{CaCl}_2$

Kalsium melepaskan dua elektron membentuk ion  $\text{Ca}^{2+}$ , sedangkan masing-masing atom Cl menerima satu elektron membentuk ion  $\text{Cl}^-$ . Akibat gaya tarik-menarik elektrostatis antara ion  $\text{Ca}^{2+}$  dan ion  $\text{Cl}^-$ , maka terbentuklah senyawa  $\text{CaCl}_2$ .

Berdasarkan contoh di atas maka dapat disimpulkan:

Ikatan ion adalah ikatan yang terjadi akibat gaya elektrostatis antara ion positif dan ion negatif.

Pada ikatan ion, untuk mencapai kestabilannya terjadi pelepasan dan penerimaan elektron. Ikatan ion pada umumnya mudah terjadi pada senyawa yang terbentuk dari unsur-unsur golongan logam alkali (IA) dan logam alkali tanah (IIA) dengan golongan halogen (VIIA) dan golongan VIA. Beberapa contoh senyawa ion berdasarkan unsur pembentuknya dapat dilihat pada Tabel 2.6.

**Tabel 2.6** Contoh senyawa ion berdasarkan unsur pembentuknya

Unsur Pembentuk	Contoh Senyawa
Golongan IA dengan VIA	$K_2O$ dan $Na_2O$
Golongan IA dengan VIIA	$KCl$ dan $NaF$
Golongan IIA dengan VIA	$MgO$ dan $SrO$
Golongan IIA dengan VIIA	$MgBr_2$ dan $SrCl_2$

Coba kamu perhatikan contoh senyawa ion pada Tabel 2.6. Pada umumnya ikatan ion terbentuk dari unsur logam dan bukan logam.

## Latihan 2.2

Selesaikan soal-soal berikut ini!

- Jelaskan bagaimana terjadinya ikatan ion pada  $KF$ ,  $MgF_2$ , dan  $Na_2O$ .
- Prediksikan rumus senyawa yang dibentuk oleh:
  - litium dengan klor,
  - kalium dengan brom,
  - kalium dengan oksigen,
  - kalsium dengan fluor,
  - barium dengan klor, dan
  - natrium dengan oksigen.

## 2. Ikatan Kovalen

Pada ikatan ion terjadi pelepasan dan penerimaan elektron agar unsur mencapai kestabilan. Ikatan ini umumnya terjadi pada senyawa yang dibentuk oleh unsur logam dan nonlogam. Bagaimana senyawa yang dibentuk oleh unsur-unsur nonlogam? Ikatan apa yang terjadi?

Unsur nonlogam umumnya mempunyai *keelektronegatifan* tinggi artinya mudah menarik elektron. Masing-masing unsur nonlogam pada senyawanya tidak akan melepaskan elektron, sehingga untuk mencapai kestabilannya, unsur-unsur tersebut akan menggunakan bersama pasangan elektron membentuk ikatan kovalen.



Pada suatu senyawa, ikatan dapat berupa ikatan kovalen tunggal dan ikatan kovalen rangkap. Jumlah ikatan bisa hanya satu atau lebih.

Bagaimana terjadinya ikatan kovalen? Perhatikan contoh terjadinya ikatan kovalen tunggal dan ikatan kovalen rangkap berikut ini.

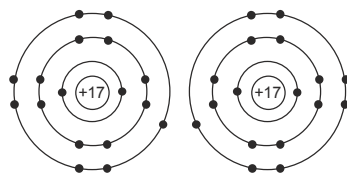
### a. Pembentukan Ikatan Kovalen Tunggal

Ikatan kovalen tunggal dapat terjadi baik pada senyawa yang terdiri dari atom sejenis maupun dari atom yang berbeda, contoh senyawa ini adalah  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{HCl}$ , dan  $\text{CH}_4$ . Untuk mempelajarinya perhatikan pembentukan ikatan kovalen pada molekul berikut.

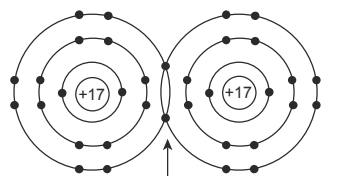
#### 1) Pembentukan Molekul Klor, $\text{Cl}_2$

Konfigurasi Cl : 2.8.7

Susunan elektron Cl :



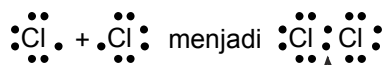
Pembentukan  $\text{Cl}_2$  :



Pasangan elektron yang digunakan bersama

Masing-masing atom Cl menyumbangkan satu elektron untuk dipakai bersama sehingga masing-masing atom mempunyai konfigurasi elektron seperti gas mulia.

Struktur Lewis molekul  $\text{Cl}_2$  dituliskan sebagai berikut.



Ikatan kovalen

Cara lain untuk menuliskan ikatan kovalen  $\text{Cl}_2$  adalah sebagai berikut.



↑  
Ikatan kovalen

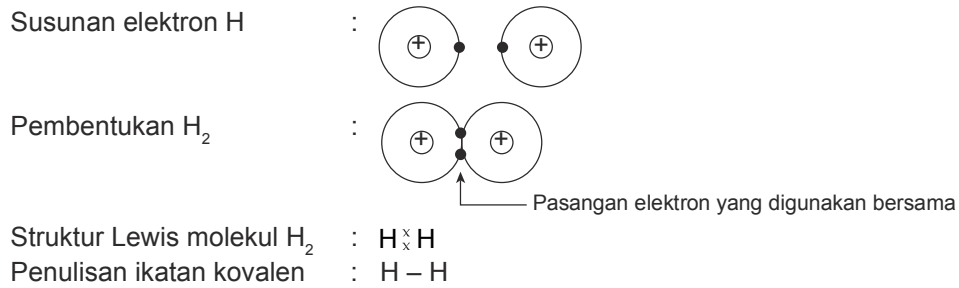
atau



↑  
Ikatan kovalen

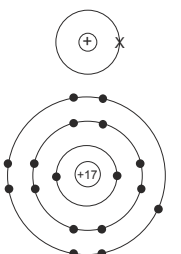
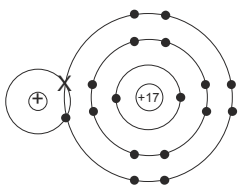
#### 2) Pembentukan Molekul $\text{H}_2$

Pembentukan molekul hidrogen tidak menggunakan aturan oktet karena masing-masing hanya mempunyai 1 elektron. Masing-masing hidrogen akan stabil dengan dua elektron pada kulit terluarnya sesuai dengan aturan duplet.

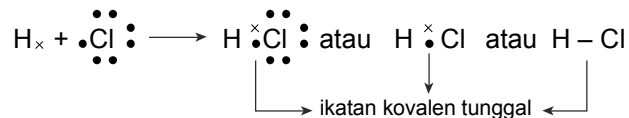


**3) Pembentukan Ikatan Kovalen pada Molekul Hidrogen Klorida, HCl**

Perhatikan pembentukan ikatan kovalen pada HCl berikut ini.

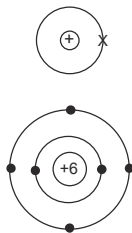
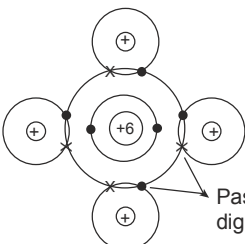
Konfigurasi Elektron	Susunan Elektron	Ikatan Kovalen pada HCl
H : 1  Cl : 2.8.7		

Atom H dan Cl masing-masing menyumbangkan satu elektron dalam HCl dan membentuk satu ikatan kovalen. Atom H stabil dikelilingi 2 elektron dan Cl dikelilingi 8 elektron. Ikatan yang terjadi pada HCl dapat dituliskan dengan struktur Lewis dan ikatan kovalen seperti berikut.



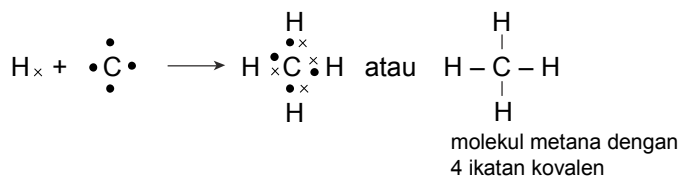
**4) Pembentukan Ikatan Kovalen pada Molekul Metana, CH<sub>4</sub>**

Perhatikan pembentukan ikatan kovalen pada CH<sub>4</sub> berikut ini.

Konfigurasi Elektron	Susunan Elektron	Pembentukan Ikatan Kovalen pada CH <sub>4</sub>
H : 1  C : 2.4		 Pasangan elektron yang digunakan bersama

Atom C mempunyai 4 elektron yang tidak berpasangan, berikatan dengan 4 atom H membentuk molekul  $\text{CH}_4$  dengan 4 ikatan kovalen.

Ikatan yang terjadi pada  $\text{CH}_4$  dapat dituliskan dengan struktur Lewis dan ikatan kovalen seperti berikut.



## b. Ikatan Kovalen Rangkap Dua dan Tiga

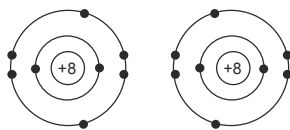
Ikatan kovalen rangkap dapat terjadi antara unsur-unsur yang sejenis atau berbeda. Untuk mempelajarinya perhatikan pembentukan ikatan pada molekul berikut.

### 1) Pembentukan Ikatan Kovalen pada Molekul Oksigen, $\text{O}_2$

Perhatikan pembentukan ikatan kovalen pada molekul oksigen berikut ini.

Konfigurasi elektron : 2.6

Susunan elektron O :



Pembentukan  $\text{O}_2$  :



Masing-masing atom oksigen mempunyai 6 elektron valensi. Untuk mencapai konfigurasi elektron gas mulia dibutuhkan dua elektron lagi yang dapat diperoleh dari masing-masing atom oksigen. Akibatnya molekul  $\text{O}_2$  mempunyai dua ikatan kovalen yang dihasilkan dari penggunaan bersama dua pasang elektron. Ikatan kovalen pada molekul  $\text{O}_2$  disebut *ikatan kovalen rangkap dua*.

Ikatan yang terjadi pada  $\text{O}_2$  dapat dituliskan dengan struktur Lewis dan ikatan kovalen seperti berikut.

Penulisan dengan struktur Lewis

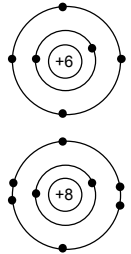
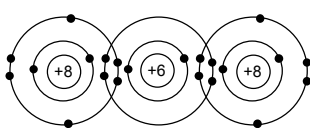


Penulisan dengan ikatan kovalen



**2) Pembentukan Ikatan Kovalen pada Molekul Karbon Dioksida, CO<sub>2</sub>**

Pada molekul CO<sub>2</sub>, karbon membentuk 2 ikatan kovalen rangkap dua dengan oksigen. Pembentukan ikatan kovalen pada CO<sub>2</sub> digambarkan sebagai berikut.

Konfigurasi Elektron	Susunan Elektron	Pembentukan Ikatan Kovalen pada CO <sub>2</sub>
C : 2.4 O : 2.6		

Ikatan yang terjadi pada CO<sub>2</sub> dapat dituliskan dengan struktur Lewis dan ikatan kovalen seperti berikut.

Struktur Lewis molekul CO<sub>2</sub>

Penulisan dengan ikatan kovalen

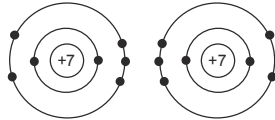


**3) Pembentukan Ikatan Kovalen pada Molekul Nitrogen, N<sub>2</sub>**

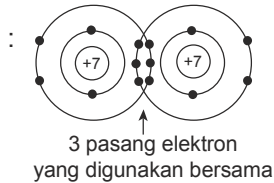
Perhatikan pembentukan ikatan kovalen pada molekul nitrogen berikut ini.

Konfigurasi elektron : 2.5

Susunan elektron N :



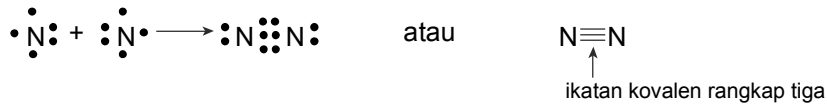
Pembentukan N<sub>2</sub> :



Ikatan yang terjadi pada N<sub>2</sub> dapat dituliskan dengan struktur Lewis dan ikatan kovalen seperti berikut.

Struktur Lewis molekul N<sub>2</sub>

Penulisan dengan ikatan kovalen



Molekul  $N_2$  mempunyai tiga ikatan kovalen yang dihasilkan dari penggunaan bersama tiga pasang elektron. Ikatan kovalen pada molekul  $N_2$  disebut *ikatan kovalen rangkap tiga*.

### Latihan 2.3

Gambarkan pembentukan ikatan kovalen dan struktur Lewisnya pada

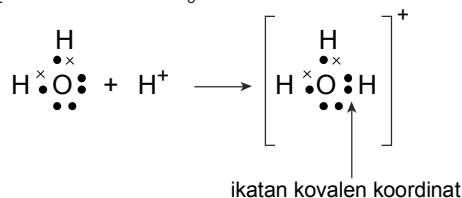
- |                      |                        |
|----------------------|------------------------|
| a. air, $H_2O$ ;     | c. etena, $C_2H_4$ dan |
| b. amoniak, $NH_3$ ; | d. propana, $C_3H_8$ . |

### 3. Ikatan Kovalen Koordinat

Pada beberapa senyawa terdapat pasangan elektron yang berasal dari salah satu atom. Ikatan kovalen pada senyawa demikian disebut *ikatan kovalen koordinat*. Bagaimana terjadinya ikatan kovalen koordinat? Perhatikan contoh-contoh pembentukan ikatan koordinat berikut ini.

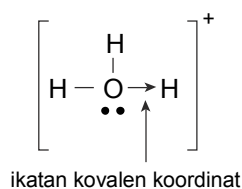
#### a. Pembentukan Ion Hidronium

Ion hidronium,  $H_3O^+$  dibentuk dari molekul air yang mengikat ion hidrogen melalui reaksi:  $H_2O + H^+ \longrightarrow H_3O^+$ . Struktur Lewisnya ditulis sebagai berikut.



Pada molekul  $H_2O$ , atom oksigen mempunyai dua pasang elektron bebas.  $H^+$  tidak mempunyai elektron.

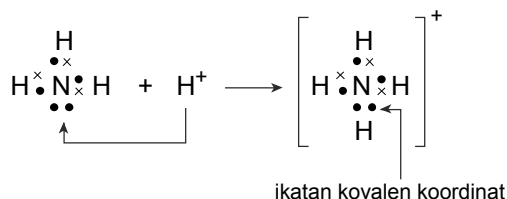
Untuk membentuk ikatan digunakan salah satu pasangan elektron bebas dari oksigen sehingga terbentuk ikatan kovalen koordinat. Ikatan ini bisa dituliskan sebagai berikut.



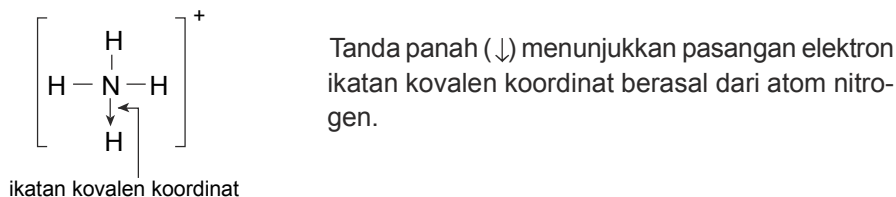
Tanda panah ( $\rightarrow$ ) menunjukkan pasangan elektron ikatan kovalen koordinat berasal dari atom oksigen.

#### b. Pembentukan Ion Amonium, $NH_4^+$

$NH_4^+$  dibentuk dari  $NH_3$  dan ion  $H^+$  melalui reaksi:  $NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$ . Struktur Lewisnya ditulis sebagai berikut.



Pada molekul  $\text{NH}_3$ , atom N mempunyai 1 pasang elektron bebas. Pasangan elektron tersebut digunakan untuk mengikat ion  $\text{H}^+$  sehingga terbentuk ikatan kovalen koordinat. Ikatan ini bisa digambarkan sebagai berikut.

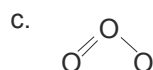
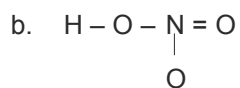
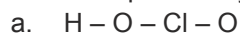


Berdasarkan contoh di atas dapat disimpulkan.

Ikatan kovalen koordinat terbentuk jika pasangan elektron yang digunakan bersama berasal dari salah satu atom.

### Latihan 2.4

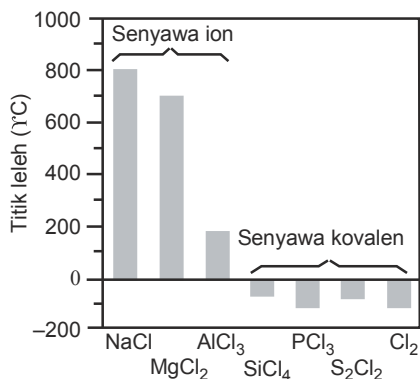
Gambarkan struktur Lewis dan tunjukkan ikatan kovalen serta ikatan kovalen koordinat pada senyawa berikut.



## C. Sifat Fisis Senyawa Ion dan Kovalen

Sifat fisis senyawa ion umumnya berbeda dengan senyawa kovalen. Hal ini disebabkan oleh cara pembentukan ikatan yang berbeda. Misalnya titik leleh garam dapur  $\text{NaCl}$  jauh berbeda dengan titik leleh gula  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  karena garam dapur termasuk senyawa ion sedangkan gula termasuk senyawa kovalen.

Perhatikan Gambar 2.3, titik leleh senyawa ion jauh lebih tinggi dari titik leleh senyawa kovalen.



**Gambar 2.3** Grafik titik leleh senyawa ion dan senyawa kovalen

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

## 1. Sifat Fisis Senyawa Ion

Senyawa ion umumnya mempunyai titik didih dan titik leleh relatif tinggi, karena energi yang diperlukan untuk memutuskan gaya Coulomb antara ion-ion relatif tinggi. Titik leleh beberapa senyawa ion dapat dilihat pada Tabel 2.6.

**Tabel 2.6** Titik leleh dari beberapa senyawa ion

Senyawa	Titik Leleh (°C)	Senyawa	Titik Leleh (°C)
NaF	990	MgCl <sub>2</sub>	714
NaCl	801	CaCl <sub>2</sub>	774
NaBr	755	SrCl <sub>2</sub>	870
NaI	651	BaCl <sub>2</sub>	955

Sumber: Ebbing, General Chemistry

Senyawa ion merupakan penghantar listrik yang baik dalam larutan maupun lelehan atau leburannya. Sifat penghantar listrik yang baik tersebut disebabkan adanya gerakan ion-ion dalam leburan senyawa atau larutannya.



Sumber: Lawrie Ryan, Chemistry for You

**Gambar 2.4** Struktur ion NaCl

Senyawa ion juga umumnya mudah larut dalam air. Senyawa ion membentuk struktur raksasa dengan struktur kristal yang teratur, misalnya struktur NaCl yang berbentuk kubus seperti Gambar 2.4.

## 2. Sifat Fisis Senyawa Kovalen

Senyawa kovalen ada yang membentuk struktur molekul sederhana misalnya  $\text{CH}_4$  dan  $\text{H}_2\text{O}$ , ada juga yang membentuk struktur molekul raksasa seperti  $\text{SiO}_2$ . Selain itu ada atom-atom yang membentuk struktur kovalen raksasa contohnya karbon dalam intan. Titik didih senyawa kovalen bervariasi, ada yang rendah dan sangat tinggi. Perhatikan Tabel 2.7.

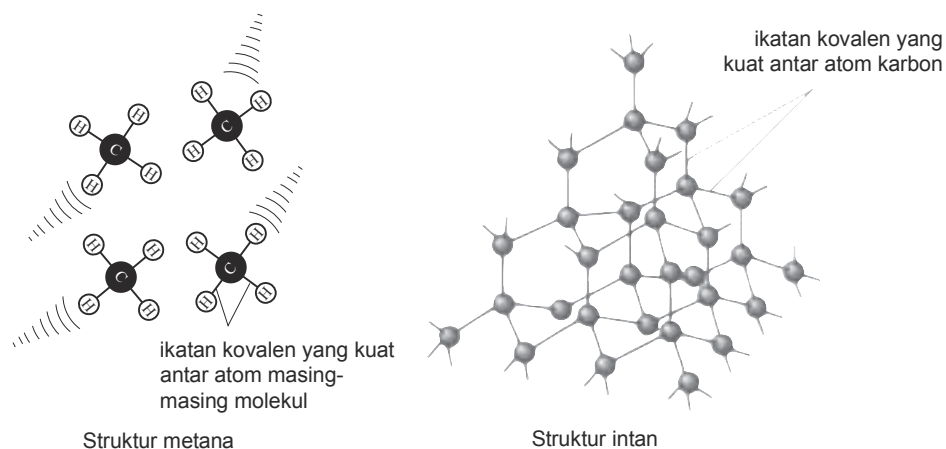
**Tabel 2.7** Titik didih beberapa senyawa kovalen

Struktur Molekul Sederhana		Struktur Kovalen Raksasa	
Zat	Titik Didih ( $^{\circ}\text{C}$ )	Zat	Titik Didih ( $^{\circ}\text{C}$ )
Metana, $\text{CH}_4$	-161	Intan, C	4830
Air, $\text{H}_2\text{O}$	100	Silikon, Si	2355
Klor, $\text{Cl}_2$	-35	Silika, $\text{SiO}_2$	2230

Sumber: Visual Encyclopedia

Metana memiliki fase gas, pada setiap molekulnya terdapat ikatan kovalen yang relatif kuat. Di antara molekul-molekul  $\text{CH}_4$  terdapat gaya antarmolekul yang lemah. Pada saat dipanaskan, masing-masing molekul  $\text{CH}_4$  mudah berpisah, sehingga titik didih metana rendah.

Pada intan, atom C dengan C lainnya berikatan kovalen sangat kuat membentuk struktur raksasa sehingga titik didihnya tinggi.



Sumber: Lawrie Ryan, Chemistry for You

**Gambar 2.5** Struktur metana dan intan

Senyawa dengan struktur molekul raksasa tidak larut dalam air dan tidak menghantarkan listrik kecuali grafit yaitu karbon pada batu baterai dan isi pensil.



## INFO KIMIA

Grafit mempunyai struktur raksasa, biasa digunakan untuk membuat pensil. Grafit dicampur dengan tanah liat untuk membuat pensil menjadi keras. Perbedaan pensil antara H, HB, atau 2B ditentukan oleh perbandingan grafit dan tanah liatnya.

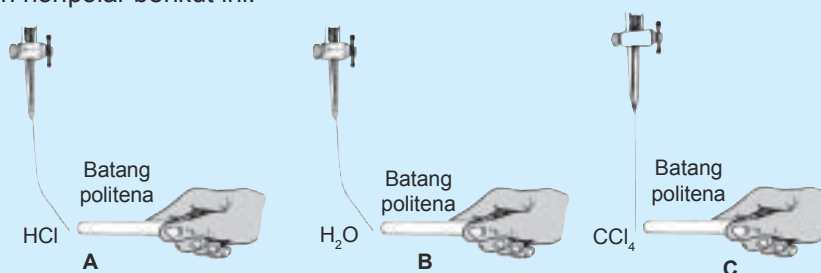
### D. Kepolaran Senyawa Kovalen

Sifat lain dari suatu senyawa kovalen yaitu kepolaran. Untuk memahami tentang kepolaran senyawa lakukan kegiatan berikut!

#### KEGIATAN 2.1 Interpretasi Data

##### Senyawa Kovalen Polar dan Nonpolar

Perhatikan gambar percobaan tentang penentuan senyawa kovalen polar dan nonpolar berikut ini.



Larutan HCl, air, dan CCl<sub>4</sub> masing-masing dialirkan dari buret. Pada alirannya didekatkan batang politena atau penggaris plastik yang digosok dengan kain wool atau sutra sehingga memiliki muatan listrik. Amati apa yang terjadi pada aliran senyawa-senyawa tersebut?

##### Pertanyaan:

Jelaskan perbedaan hasil percobaan berdasarkan ikatan kovalen yang terdapat pada masing-masing senyawa!

Berdasarkan percobaan tersebut HCl dan H<sub>2</sub>O dapat tertarik oleh muatan listrik karena pada keduanya terdapat muatan positif dan negatif (muatan listrik). CCl<sub>4</sub> tidak dapat tertarik oleh muatan listrik karena CCl<sub>4</sub> tidak bermuatan listrik.

Senyawa kovalen yang mengandung muatan positif dan negatif disebut *senyawa kovalen polar* dan yang tidak bermuatan disebut *senyawa kovalen nonpolar*. Ikatan kovalen pada senyawa kovalen polar disebut *ikatan kovalen polar* dan ikatan kovalen pada senyawa nonpolar disebut *ikatan kovalen nonpolar*.

Kepolaran dapat dijelaskan berdasarkan harga keelektronegatifan unsur-unsur pembentuknya dan bentuk molekul senyawa. Pada bab ini hanya dibahas kepolaran berdasarkan keelektronegatifan.

Kepolaran dapat terjadi pada molekul dwiatom dan poliatom. Berdasarkan harga keelektronegatifannya, kepolaran dapat dijelaskan sebagai berikut.

## 1. Kepolaran pada Molekul Dwiatom

Jika dua macam atom yang berbeda keelektronegatifannya membentuk ikatan kovalen, posisi pasangan elektron ikatan akan lebih tertarik oleh atom yang keelektronegatifannya lebih besar. Pada molekul HCl, keelektronegatifan Cl = 3,0 dan H = 2,1, sehingga pasangan elektron ikatan akan tertarik oleh atom Cl dan atom Cl cenderung lebih negatif daripada atom H. Pada molekul HCl akan terjadi dua kutub muatan yaitu pada Cl relatif negatif, sedangkan H relatif positif. Muatan yang berbeda disebut dipol dan ditulis  $\delta^+$  untuk atom bermuatan positif dan  $\delta^-$  untuk atom bermuatan negatif. Struktur HCl ditulis:



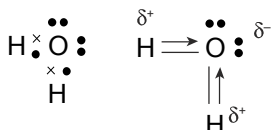
Tanda panah ( $\longrightarrow$ ) menunjukkan arah elektron tertarik.

Molekul HCl disebut molekul polar. Ikatannya disebut ikatan kovalen polar. Contoh lain molekul polar seperti ini adalah HF, HBr, dan HI.

## 2. Kepolaran pada Molekul Poliatom

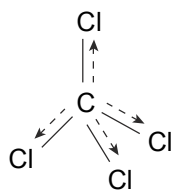
Molekul air terdiri dari satu atom O dan dua atom H dengan keelektronegatifan O = 3,5 dan H = 2,1.

Struktur Lewis H<sub>2</sub>O :



Pada molekul air terdapat dua ikatan kovalen dan dua pasang elektron bebas. Perbedaan keelektronegatifan O dan H menyebabkan elektron lebih tertarik ke oksigen, maka atom-atom H akan cenderung bermuatan positif dan atom O bermuatan negatif. Akibatnya molekul air bersifat polar.

Pada molekul yang lebih banyak unsur pembentuknya walaupun ada perbedaan keelektronegatifan bisa saja menghasilkan senyawa nonpolar. Contoh pada karbon tetraklorida, CCl<sub>4</sub>.



Pada molekul CCl<sub>4</sub> keelektronegatifan Cl lebih besar daripada C maka Cl cenderung bermuatan negatif dan C bermuatan positif.

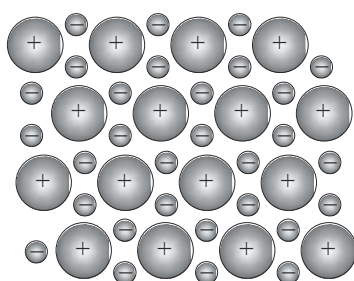
Arah kutub positif ke kutub negatif pada molekul CCl<sub>4</sub> saling berlawanan maka dipol yang terjadi saling meniadakan akibatnya molekul CCl<sub>4</sub> bersifat nonpolar.

Berdasarkan fakta-fakta tersebut dapat dikatakan bahwa *kepolaran senyawa dapat terjadi akibat adanya perbedaan keelektronegatifan atom unsur-unsur pembentuknya*. Makin besar perbedaan keelektronegatifan makin bersifat polar. Kepolaran senyawa dipengaruhi juga oleh susunan ruang atau bentuk molekul dari senyawa tersebut.

## E. Ikatan Logam

Kawat tembaga digunakan sebagai penghantar listrik dalam kabel, besi digunakan untuk setrika sebagai penghantar panas, dan emas atau perak digunakan untuk perhiasan dalam bentuk yang indah.

Apa penyebab logam memiliki sifat tersebut? Hal ini disebabkan atom-atom pada logam tersebut tidak berdiri sendiri-sendiri tetapi bergabung melalui ikatan logam.



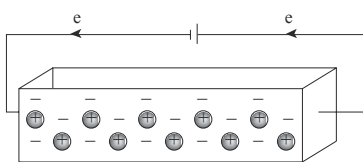
Lautan elektron  
Sumber: Ebbing, General Chemistry

Gambar 2.6 Struktur kisi logam

Atom logam mempunyai keelektronegatifan rendah, artinya mereka cenderung mudah melepaskan elektron terluarnya. Jika atom logam melepaskan elektron maka terbentuk kation atau ion positif. Berdasarkan sinar X, logam-logam membentuk kisi kristal. Struktur kisi logam tersusun dalam kation-kation. Perhatikan Gambar 2.6.

Elektron-elektron dari atom logam ditemukan di dalam kisi-kisi logam dan bebas bergerak di antara semua kation, membentuk *lautan elektron*. Gaya elektrostatis antar muatan (+) logam dan muatan (-) dari elektron akan menggabungkan kisi-kisi logam tersebut.

Tarik-menarik dari kation di dalam lautan elektron yang bertindak sebagai perekat dan menggabungkan kation-kation disebut *ikatan logam*.

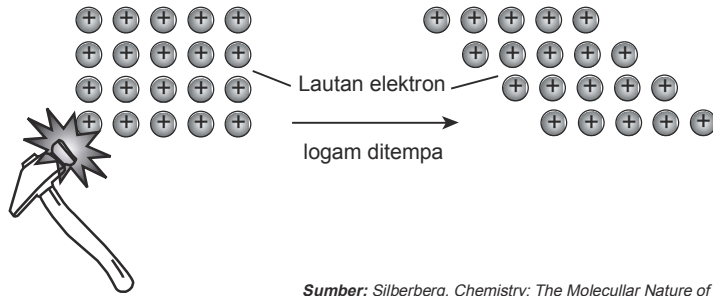


Sumber: Ebbing, General Chemistry

Gambar 2.7 Logam dapat menghantarkan listrik

Elektron yang bebas bergerak pada lautan elektron menyebabkan logam dapat menghantarkan listrik, sehingga logam banyak digunakan sebagai penghantar listrik dalam kabel.

Atom logam dengan atom logam tersusun rapat membentuk struktur raksasa sehingga logam mempunyai titik leleh dan kekerasan yang tinggi. Dengan demikian logam banyak digunakan sebagai penghantar panas. Logam dapat ditempa, struktur logam jika ditempa dapat dilihat pada Gambar 2.8.

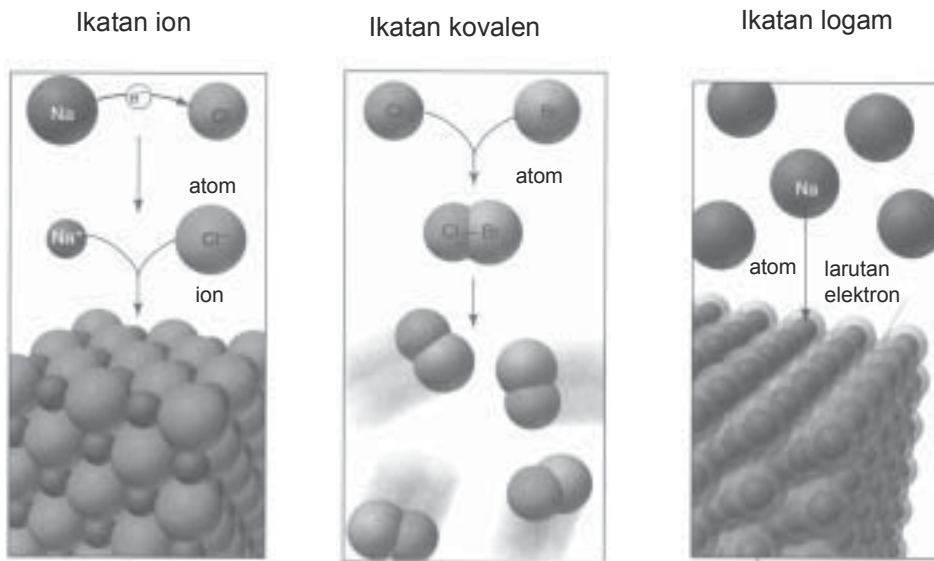


Sumber: Silberberg, Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change

Gambar 2.8 Struktur logam jika ditempa

Oleh karena logam mudah dibentuk dengan ditempa maka logam banyak digunakan untuk perhiasan atau pajangan dengan bentuk yang indah.

Apa perbedaan ikatan ion, kovalen, dan logam? Perbedaan ikatan ion, kovalen, dan logam dapat digambarkan sebagai berikut.



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

Gambar 2.9 Perbedaan ikatan ion, kovalen, dan logam

## Rangkuman

1. Untuk mencapai kestabilannya unsur-unsur akan berikatan.
2. Pada suatu senyawa unsur akan stabil bila memenuhi aturan oktet atau duplet.
3. Ikatan terdiri dari ikatan ion dan ikatan kovalen.
4. Ikatan ion terjadi akibat gaya elektrostatik antara ion positif dan ion negatif, ikatan ion terbentuk dari unsur logam dan bukan logam.

5. Pada ikatan kovalen terjadi penggunaan pasangan elektron bersama.
6. Ikatan kovalen dapat berupa ikatan kovalen tunggal, rangkap dua, atau rangkap tiga.
7. Ikatan kovalen koordinat terjadi jika pasangan elektron yang digunakan bersama berasal dari salah satu atom.
8. Sifat fisis senyawa ion umumnya berbeda dengan senyawa kovalen.
9. Senyawa ion umumnya mempunyai titik didih dan titik leleh yang tinggi karena energi yang diperlukan untuk memutuskan gaya Coulomb antara ion-ion relatif tinggi.
10. Senyawa kovalen yang berbentuk struktur molekul sederhana seperti  $\text{CH}_4$  mempunyai titik didih rendah.
11. Senyawa kovalen yang berbentuk struktur kovalen raksasa seperti intan mempunyai titik didih tinggi.
12. Senyawa ion dapat menghantarkan listrik.
13. Senyawa kovalen polar dapat menghantarkan listrik, sedangkan senyawa kovalen nonpolar tidak dapat menghantarkan listrik.
14. Ikatan logam adalah tarik-menarik dari kation di dalam lautan elektron yang bertindak sebagai perekat dan menggabungkan kation-kation.

### Kata Kunci

- Ikatan kimia
- Aturan duplet
- Aturan oktet
- Elektron ikatan
- Struktur Lewis
- Ikatan ion
- Ikatan kovalen
- Ikatan kovalen polar
- Kovalen koordinat
- Gaya elektrostatik
- Ikatan logam
- Lautan elektron
- Senyawa kovalen polar
- Senyawa kovalen nonpolar

## Evaluasi Akhir Bab

### A. Pilihlah salah satu jawaban yang benar.

1. Struktur Lewis berikut adalah struktur Lewis  ${}_6\text{C}$ ,  ${}_7\text{N}$ ,  ${}_8\text{O}$ ,  ${}_{10}\text{Ne}$ , dan  ${}_9\text{F}$ . Struktur yang salah adalah . . . .

