

IKATAN KIMIA

Definisi Ikatan Kimia:

Adalah ikatan yang terjadi antar atom atau antar molekul dengan cara sebagai berikut :

1. atom yang 1 melepaskan elektron, sedangkan atom yang lain menerima elektron (serah terima elektron).
 2. penggunaan bersama pasangan elektron yang berasal dari masing-masing atom yang berikatan.
 3. penggunaan bersama pasangan elektron yang berasal dari salah 1 atom yang berikatan.
- Tujuan pembentukan ikatan kimia adalah agar terjadi pencapaian kestabilan suatu unsur.
 - Elektron yang berperan pada pembentukan ikatan kimia adalah elektron valensi dari suatu atom/unsur yang terlibat.
 - Salah 1 petunjuk dalam pembentukan ikatan kimia adalah adanya 1 golongan unsur yang stabil yaitu golongan VIIIA atau golongan 18 (gas mulia).
 - Maka dari itu, dalam pembentukan ikatan kimia; atom-atom akan membentuk konfigurasi elektron seperti pada unsur gas mulia.
 - Unsur gas mulia mempunyai elektron valensi sebanyak 8 (*oktet*) atau 2 (*duplet*, yaitu atom Helium).

Periode	Unsur	Nomor Atom	K	L	M	N	O	P
1	He	2	2					
2	Ne	10	2	8				
3	Ar	18	2	8	8			
4	Kr	36	2	8	18	8		
5	Xe	54	2	8	18	18	8	
6	Rn	86	2	8	18	32	18	8

- Kecenderungan unsur-unsur untuk menjadikan konfigurasi elektronnya sama seperti gas mulia terdekat dikenal dengan istilah **Aturan Oktet**
- **Lambang Lewis**
Adalah lambang atom yang dilengkapi dengan elektron valensinya.
 - Lambang Lewis gas mulia menunjukkan 8 elektron valensi (4 pasang).
 - Lambang Lewis unsur dari golongan lain menunjukkan adanya elektron tunggal (belum berpasangan).

Berdasarkan perubahan konfigurasi elektron yang terjadi pada pembentukan ikatan, maka ikatan kimia dibedakan menjadi 4 yaitu : *ikatan ion, ikatan kovalen, ikatan kovalen koordinat / koordinasi / dativ dan ikatan logam.*

1. Ikatan Ion (elektrovalen)

1. Terjadi jika atom unsur yang memiliki *energi ionisasi kecil/rendah* melepaskan elektron valensinya (membentuk kation) dan atom unsur lain yang mempunyai *afinitas elektron besar/tinggi* menangkap/menerima elektron tersebut (membentuk anion).
2. Kedua ion tersebut kemudian saling berikatan dengan *gaya elektrostatik* (sesuai hukum Coulomb).
3. Unsur yang *cenderung melepaskan elektron* adalah *unsur logam* sedangkan unsur yang *cenderung menerima elektron* adalah *unsur non logam*.

Contoh 1 :

Ikatan antara dengan

Konfigurasi elektronnya :

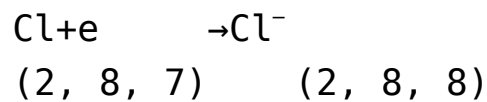
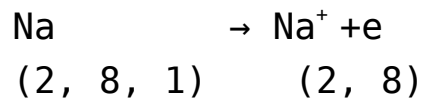
[latexpage]

$\backslash_{\{11\}}\text{Na} = 2, 8, 1 \backslash$

$\backslash_{\{17\}}\text{Cl} = 2, 8, 7 \backslash$

4. Atom Na melepaskan 1 elektron valensinya sehingga konfigurasi elektronnya sama dengan gas mulia.

5. Atom Cl menerima 1 elektron pada kulit terluarnya sehingga konfigurasi elektronnya sama dengan gas mulia.



[latex]

[preamble+]

\usepackage{lewis}

\usepackage{bohr}

[/preamble]

\$(\text{Na}^+) \dots [\text{lewis}\{\text{Cl}\}\{.\}\{*\}\{*\}\{*\}\{*\}\{*\}\{*\}\{*\}]^{\text{-}}\$

[/latex]

6. Antara ion Na^+ dengan terjadi gaya tarik-menarik elektrostatik sehingga terbentuk senyawa ion NaCl

Contoh 2 :

Ikatan antara Na dengan O

7. Supaya mencapai oktet, maka Na harus melepaskan 1 elektron menjadi kation Na^+

[latex]

[preamble+]

\usepackage[version=4]{mhchem}

[/preamble]

$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e$

[/latex]

(2,8,1) (2,8)

1. Supaya mencapai oktet, maka O harus menerima

2 elektron menjadi anion O^{2-}

[latex]

[preamble+]

\usepackage[version=4]{mhchem}

[/preamble]

$\text{O} + 2e \rightarrow \text{O}^{2-}$

[/latex]

(2,6) (2,8)

Senyawa yang mempunyai ikatan ion antara lain :

1. Golongan alkali (IA) [kecuali atom H] dengan golongan halogen (VIIA) Contoh : NaF, KI, CsF
2. Golongan alkali (IA) [kecuali atom H] dengan golongan oksigen (VIA) Contoh : Na₂S, Rb₂S, Na₂O
3. Golongan alkali tanah (IIA) dengan golongan oksigen (VIA) Contoh : CaO, BaO, MgS

Sifat umum senyawa ionik :

- Titik didih dan titik lelehnya tinggi
- Keras, tetapi mudah patah
- Penghantar panas yang baik
- Lelehan maupun larutannya dapat menghantarkan listrik (elektrolit)
- Larut dalam air
- Tidak larut dalam pelarut/senyawa organik (misal : alkohol, eter, benzena)

2. Ikatan Kovalen

- Adalah ikatan yang terjadi karena pemakaian pasangan elektron secara bersama oleh 2 atom yang berikatan.
- Ikatan kovalen terjadi akibat ketidakmampuan salah 1 atom yang akan berikatan untuk melepaskan elektron (terjadi pada atom-atom non logam).
- Ikatan kovalen terbentuk dari atom-atom unsur yang memiliki afinitas elektron tinggi serta beda keelektronegatifannya lebih kecil dibandingkan ikatan ion.
- Atom non logam cenderung untuk menerima elektron sehingga jika tiap-tiap atom non logam berikatan maka

ikatan yang terbentuk dapat dilakukan dengan cara mempersekutukan elektronnya dan akhirnya terbentuk pasangan elektron yang dipakai secara bersama.

- Pembentukan ikatan kovalen dengan cara pemakaian bersama pasangan elektron tersebut harus sesuai dengan konfigurasi elektron pada unsur gas mulia yaitu 8 elektron (kecuali He berjumlah 2 elektron).

Ada 3 jenis ikatan kovalen :

1. Ikatan Kovalen Tunggal

a. Contoh 1

- Ikatan yang terjadi antara atom H dengan atom H membentuk molekul H_2
- Konfigurasi elektronnya :
 $1s^1 = 1$
- Ke-2 atom H yang berikatan memerlukan 1 elektron tambahan agar diperoleh konfigurasi elektron yang stabil (sesuai dengan konfigurasi elektron He).
- Untuk itu, ke-2 atom H saling meminjamkan 1 elektronnya sehingga terdapat sepasang elektron yang dipakai bersama.

[latex]

[preamble+]

\usepackage{lewis}

[/preamble]

\lewis{H}{}{}{}{}{}{}{}{\star}{}{}{}

+\lewis{H}{\cdot}{}{}{}{}{}{}{}{}{}{\rightarrow}\l

ewis{H}{}{}{}{}{}{}{}{}{}{*}{}{}{}{}{\hspace{-1.25em}}\lew

is{H}{\cdot}{}{}{}{}{}{}{}{}{}

[/latex]

Rumus struktur = H-H

Rumus kimia = H_2

b. Contoh 2 :

- Ikatan yang terjadi antara atom H dengan atom F membentuk molekul HF

- Konfigurasi elektronnya :
 ${}_1\text{H} = 1$
 ${}_9\text{F} = 2, 7$
- Atom H memiliki 1 elektron valensi sedangkan atom F memiliki 7 elektron valensi.
- Agar atom H dan F memiliki konfigurasi elektron yang stabil, maka atom H dan atom F masing-masing memerlukan 1 elektron tambahan (sesuai dengan konfigurasi elektron He dan Ne).
- Jadi, atom H dan F masing-masing meminjamkan 1 elektronnya untuk dipakai bersama.

[latex]

[preamble+]

\usepackage{lewis}

[/preamble]

\lewis{H}{}{}{}{}{}{\cdot}{}{}+\lewis{F}{\star}{\star}{\star}{\star}{\star}{\star}{\star}\rightarrow\lewis{H}{}{}{}{}{}{\cdot}{}{}{\hspace{-1.25em}\lewis{F}{\star}{\star}{\star}{\star}{\star}}\lewis{F}{\star}{\star}{\star}{\star}

[/latex]

Rumus struktur = H-F

Rumus kimia = HF

2. Ikatan Kovalen Rangkap Dua

Contoh :

- Ikatan yang terjadi antara atom O dengan O membentuk molekul O_2
- Konfigurasi elektronnya :
 ${}_8\text{O} = 2, 6$
- Atom O memiliki 6 elektron valensi, maka agar diperoleh konfigurasi elektron yang stabil tiap-tiap atom O memerlukan tambahan elektron sebanyak 2.
- Ke-2 atom O saling meminjamkan 2 elektronnya, sehingga ke-2 atom O tersebut akan menggunakan 2

pasang elektron secara bersama.

```
[latex]
```

```
[preamble+]
```

```
\usepackage{lewis}
```

```
[/preamble]
```

```
\lewis{0}{}{}{\cdot}{\cdot}{\cdot}{\cdot}{\cdot}{\cdot}{\cdot}
```

```
+ \lewis{0}{\star}{\star}{\star}{\star}{}{}{\star}{\star}{\star}\rightarrow\lewis{0}{}{}{\cdot}{\cdot}{\cdot}{\cdot}{\cdot}{\cdot}{\cdot}\hspace{-0.5em}\lewis{0}{\star}{\star}{\star}{\star}{}{}{\star}{\star}
```

```
[/latex]
```

```
[spacer height="20px"]
```

```
[latex]
```

```
[preamble]
```

```
\usepackage{chemfig}
```

```
\usepackage[version=3]{mhchem}
```

```
[/preamble]
```

```
\noindent Rumus structure : \chemfig{O=O} \
```

```
Rumus kimia : \ce{O2}
```

```
[/latex]
```

3. Ikatan Kovalen Rangkap Tiga

1. Contoh 1:

a. Ikatan yang terjadi antara atom N dengan N membentuk molekul N₂

b. Konfigurasi elektronnya :

${}_7\text{N} = 2, 5$

c. Atom N memiliki 5 elektron valensi, maka agar diperoleh konfigurasi elektron yang stabil tiap-tiap atom N memerlukan tambahan elektron sebanyak 3.

d. Ke-2 atom N saling meminjamkan 3 elektronnya, sehingga ke-2 atom N tersebut akan menggunakan 3 pasang elektron secara bersama.

```
[latex]
```

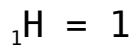
```

[preamble+]
\usepackage{lewis}
[/preamble]
\lewis{N}{\bullet}{\bullet}{\bullet}{\bullet}{\bullet}
+ \lewis{N}{\star}{\star}{\star}{\star}{\star}
{\star}\rightarrow\lewis{N}{\bullet}{\bullet}
{\bullet}{\bullet}{\bullet}{\bullet}{\bullet}\hspace{-2
.1em}\lewis{N}{\star\star\star}{\star}
{\star}{\star}
[/latex]
[spacer height="20px"]
[latex]
[preamble+]
\usepackage{chemfig}
[/preamble]
\lewis{0.1.2.3.7.,N}\hspace{0.75em}+\hspace{
0.75em}\setlewis{}{}{red}\lewis{1.2.3.4.5.,N}
\rightarrow\setlewis{}{}{black}\lewis{0.1.2
.3.7.,N}\hspace{0.75em}\setlewis{}{}{red}\le
wis{1.2.3.4.5.,N}
[/latex]
[spacer height="20px"]
[latex]
[preamble]
\usepackage{chemfig}
\usepackage[version=3]{mhchem}
[/preamble]
\noindent Rumus structure : \chemfig{N~N} \\
Rumus kimia : \ce{N2}
[/latex]

```

2. Contoh 2:

- a. Ikatan antara atom C dengan C dalam etuna (asetilena, C₂H₂).
- b. Konfigurasi elektronnya :
₆C = 2, 4



- c. Atom C mempunyai 4 elektron valensi sedangkan atom H mempunyai 1 elektron.
- d. Atom C memasangkan 4 elektron valensinya, masing-masing 1 pada atom H dan 3 pada atom C lainnya.

```
[latex]
```

```
[preamble+]
```

```
\usepackage{chemfig}
```

```
[/preamble]
```

```
\lewis{1.,H}\hspace{0.2em}\setlewis{}{}{red}
```

```
\lewis{0.1.5.7.,C}\hspace{0.75em}\setlewis{}
```

```
{}{black}\lewis{3.4.5.7.,C}\hspace{0.2em}\se
```

```
tlewis{}{}{red}\lewis{3.,H}
```

```
[/latex]
```

```
[spacer height="20px"]
```

```
[latex]
```

```
[preamble]
```

```
\usepackage{chemfig}
```

```
\usepackage[version=3]{mhchem}
```

```
[/preamble]
```

```
\noindent Rumus structure :\chemfig{H-C~C-H}
```

```
\\
```

```
Rumus kimia : \ce{C2H2}
```

```
[/latex]
```

3. Ikatan Kovalen Koordinasi / Koordinat / Dativ / Semipolar

- a. Adalah ikatan yang terbentuk dengan cara penggunaan bersama pasangan elektron yang berasal dari salah 1 atom yang berikatan [Pasangan Elektron Bebas (PEB)], sedangkan atom yang lain hanya menerima pasangan elektron yang digunakan bersama.
- b. Pasangan elektron ikatan (PEI) yang menyatakan ikatan dativ digambarkan dengan tanda anak panah kecil yang arahnya dari

atom donor menuju akseptor pasangan elektron.

1. Contoh 1:

1. Terbentuknya senyawa

```
[latex]
[preamble+]
\usepackage{chemfig}
[/preamble]
\hspace{1cm}\lewis{0:2:4:6.,F}\hspace{0.8cm}\lewis{6.,H}\hspace{3cm}\lewis{0:2:4:6.,F}\hspace{0.27cm}\lewis{6.,H}\par\medskip\schemestart\hspace{0.5cm}\lewis{0:2:4:6:,F}\hspace{0.25cm}\setlewis{}{}{red}\lewis{4.2.6.,B}\hspace{0.25cm}+\hspace{0.25cm}\lewis{4:2.6.0.,N}\hspace{0.25cm}\setlewis{}{}{black}\lewis{4.,H}\arrow\setlewis{}{}{red}\lewis{0.2:4:6:,F}\schemestop\hspace{0.25cm}\setlewis{}{}{black}\lewis{4.2.6.,B}\hspace{0.25cm}\setlewis{}{}{red}\lewis{4:2.6.0.,N}\hspace{0.25cm}\setlewis{}{}{black}\lewis{4.,H}\par\medskip\hspace{1cm}\lewis{0:2.4:6:,F}\hspace{0.8cm}\lewis{2.,H}\hspace{3cm}\lewis{0:2.4:6:,F}\hspace{0.27cm}\lewis{2.,H}\par\medskip
```

```
[/latex]
```

atau

```
[latex]
[preamble+]
\usepackage{chemfig}
[/preamble]
\schemestart \chemfig{B([:0])(-[:90]F)(-[:180]F)(-
```

```
[:270]F)}\arrow{<-} \chemfig{N(-
[:0]H)(-[:90]H)([:180])(-
[:270]H)} \schemestop\par
[/latex]
```

2. Terbentuknya molekul ozon (O₃)

Agar semua atom O dalam molekul O₃ dapat memenuhi aturan oktet maka dalam salah 1 ikatan, oksigen pusat harus menyumbangkan kedua elektronnya.

```
[latex]
```

```
[preamble+]
```

```
\usepackage{chemfig}
```

```
\usepackage{lewis}
```

```
[/preamble]
```

```
\lewis{4:2:6:,0}
```

```
\hspace{0.75em}+\hspace{0.2em}
```

```
\lewis{0:2:4:,0}
```

```
\hspace{0.75em}+\hspace{0.2em}
```

```
\lewis{0:2:6:,0}
```

```
\rightarrow
```

```
\lewis{4:2:6:,0}
```

```
\hspace{0.15cm}
```

```
\lewis{0:2:4:,0}
```

```
\hspace{0.15cm}
```

```
\lewis{0:2:6:,0}
```

```
[/latex]
```

Rumus struktur :

```
[latex]
```

```
[preamble+]
```

```
\usepackage{chemfig}
```

```
\usepackage{lewis}
```

```
[/preamble]
```

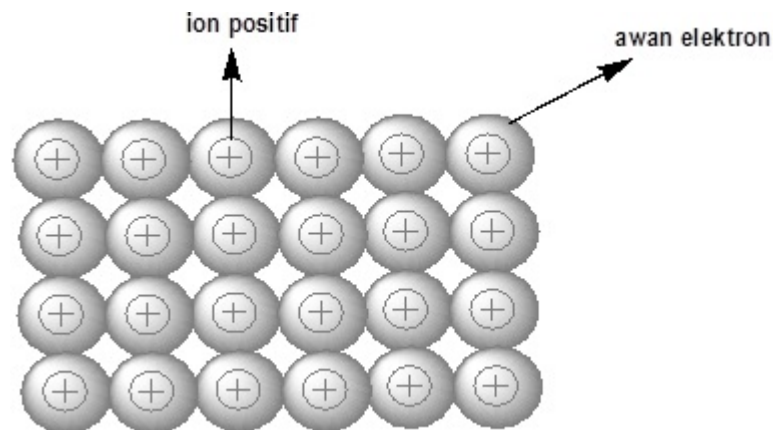
```
\schemestart\chemfig{O=O}\arrow{
```

```
->}O\schemestop\par
```

```
[/latex]
```

4. Ikatan Logam

1. Adalah ikatan yang terbentuk akibat adanya gaya tarik-menarik yang terjadi antara muatan positif dari ion-ion logam dengan muatan negatif dari elektron-elektron yang bebas bergerak.
2. Atom-atom logam dapat diibaratkan seperti bola pingpong yang terjejal rapat 1 sama lain.
3. Atom logam mempunyai sedikit elektron valensi, sehingga sangat mudah untuk dilepaskan dan membentuk ion positif.
4. Maka dari itu kulit terluar atom logam relatif longgar (terdapat banyak tempat kosong) sehingga elektron dapat berpindah dari 1 atom ke atom lain.
5. Mobilitas elektron dalam logam sedemikian bebas, sehingga elektron valensi logam mengalami delokalisasi yaitu suatu keadaan dimana elektron valensi tersebut tidak tetap posisinya pada 1 atom, tetapi senantiasa berpindah-pindah dari 1 atom ke atom lain.



6. Elektron-elektron valensi tersebut berbaur membentuk awan elektron yang menyelimuti ion-ion positif logam
7. Struktur logam seperti gambar di atas, dapat menjelaskan sifat-sifat khas logam yaitu :
 - a. berupa zat padat pada suhu kamar, akibat adanya gaya tarik-menarik yang

cukup kuat antara elektron valensi (dalam awan elektron) dengan ion positif logam.

b. dapat ditempa (tidak rapuh), dapat dibengkokkan dan dapat direntangkan menjadi kawat. Hal ini akibat kuatnya ikatan logam sehingga atom-atom logam hanya bergeser sedangkan ikatannya tidak terputus.

c. penghantar / konduktor listrik yang baik, akibat adanya elektron valensi yang dapat bergerak bebas dan berpindah-pindah. Hal ini terjadi karena sebenarnya aliran listrik merupakan aliran elektron.

Polarisasi Ikatan Kovalen

1. Suatu ikatan kovalen disebut polar, jika Pasangan Elektron Ikatan (PEI) tertarik lebih kuat ke salah 1 atom.

1. Contoh 1 :

Molekul HCl

```
[latex]
```

```
[preamble+]
```

```
\usepackage{chemfig}
```

```
\usepackage{lewis}
```

```
[/preamble]
```

```
\lewis{1.,H}
```

```
\hspace{-0.75em}
```

```
\setlewis{}{}{red}
```

```
\lewis{0:2:5.6:.,Cl}
```

```
[/latex]
```

Meskipun atom H dan Cl sama-sama menarik pasangan elektron, tetapi keelektronegatifan Cl lebih besar daripada atom H

Akibatnya atom Cl menarik pasangan elektron ikatan

(PEI) lebih kuat daripada atom H sehingga letak PEI lebih dekat ke arah Cl (akibatnya terjadi semacam kutub dalam molekul HCl).

```
[latex]
[preamble+]
\usepackage{chemfig}
\usepackage{lewis}
[/preamble]
\chemfig{\chemabove[3pt]{\lewis{,H}}{\scriptstyle\delta}
+}\chemleft[\chemabove[3pt]{\lewis{0:2:4:6:,Cl}}{\scriptstyle\delta -}\chemright]}
[/latex]
```

2. Contoh 2 :

```
[latex]
[preamble+]
\usepackage{chemfig}
\usepackage{lewis}
[/preamble]
\setlewis{}{}{red}
\lewis{1.,H}\setlewis{}{}{black}\hspace{0.1cm}\lewis{5.,OH}
\hspace{1cm}
\setlewis{}{}{red}
\lewis{0.2:4:6:,Cl}\setlewis{}{}{black}\hspace{0.25cm}\lewis{0:2:4.6:,Cl}
[/latex]
```

Dalam tiap molekul di atas, ke-2 atom yang berikatan menarik PEI sama kuat karena atom-atom dari unsur sejenis mempunyai harga keelektronegatifan yang sama.

Akibatnya muatan dari elektron tersebar secara merata sehingga tidak terbentuk kutub.

3. Contoh 3 :

```
[latex]
[preamble+]
\usepackage{chemfig}
```

```

[/preamble]
\hspace{1cm}\lewis{6.,H}\hspace{0.8cm}\par\medskip
\schemestart\hspace{0.5cm}\lewis{0.,H}\hspace{0.25
cm}\setlewis{}{}{red}\lewis{0.2.4.6.,C}\hspace{0.2
5cm}\setlewis{}{}{black}\lewis{4.,H}\schemestop\pa
r\medskip
\hspace{1cm}\lewis{2.,H}\par\medskip
\schemestart\hspace{0.5cm}\lewis{0:2:4:6:,0}\hspace{0.25cm}\setlewis{}{}{red}\lewis{0:4:,C}\hspace{0.25cm}\setlewis{}{}{black}\lewis{0:2:4:6:,0}\schemestop\par\medskip
[/latex]

```

Meskipun atom-atom penyusun CH₄ dan CO₂ tidak sejenis, akan tetapi pasangan elektron tersebar secara simetris diantara atom-atom penyusun senyawa, sehingga PEI tertarik sama kuat ke semua atom (tidak terbentuk kutub).

2. Momen Dipol (μ)

Adalah suatu besaran yang digunakan untuk menyatakan kepolaran suatu ikatan kovalen.

Dirumuskan :

$$\mu = Q \times r \quad ; \quad 1 \text{ D} = 3,33 \times 10^{-30} \text{ C.m}$$

keterangan :

μ = momen dipol, satuannya debye (D)

Q = selisih muatan, satuannya coulomb (C)

r = jarak antara muatan positif dengan muatan negatif, satuannya meter (m)

Perbedaan antara Senyawa Ion dengan Senyawa Kovalen

[spacer height="20px"]

[latex]

```
\begin{tabular}{| l | l | l | l | }
```

```
\hline
```

```
No & Sifat & Senyawa Ion & Senyawa Kovalen \\
```

```
\hline\hline
```

```
1 & Titik didih & Tinggi & Rendah \\
```

```
\hline
```

```

2 & Titik leleh & Tinggi & Rendah\\
\hline
3 & Wujud & Padat pada suhu kamar & Padat, cair, gas
pada suhu kamar\\
\hline
4 & Daya hantar listrik & Padat = isolator & Padat =
isolator\\
\hline
&& Lelehan = konduktor & Lelehan = isolator\\
\hline
&& Larutan = konduktor & Larutan = ada yang konduktor\\
\hline
5 & Kelarutan dalam air & Umumnya larut & Umumnya tidak
larut\\
\hline
6 & Kelarutan dalam trikloroetana (CHCl3) & Tidak larut
& Larut\\
\hline
\end{tabular}
[/latex]

```

Pengecualian dan Kegagalan Aturan Oktet

1. Pengecualian Aturan Oktet

1. 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
2. Senyawa dengan jumlah elektron valensi ganjil
Contohnya : NO_2 mempunyai jumlah elektron valensi $(5 + 6 + 6) = 17$

```
[latex]
```

```
[preamble]
```

```
\usepackage{chemfig}
```

```
\usepackage[version=3]{mhchem}
```

```
[/preamble]
```

```
\chemfig{\lewis{4.1:7.,N}(=[:45]\lewis{5:1:7
```


: , 0 }) (-
[:315]\lewis{5:1:7:,0})([:180])([:270])}[/la
tex]

3. 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

4. Kegagalan Aturan Oktet

Aturan oktet gagal meramalkan rumus kimia senyawa dari unsur transisi maupun post transisi.

Contoh :

1. atom Sn mempunyai 4 elektron valensi tetapi senyawanya lebih banyak dengan tingkat oksidasi +2
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)

Penulisan Struktur Lewis

Langkah-langkahnya :

- Semua elektron valensi harus muncul dalam struktur Lewis
- Semua elektron dalam struktur Lewis umumnya berpasangan
- Semua atom umumnya mencapai konfigurasi oktet (khusus untuk H, duplet)
- 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)

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

Resonansi

1. Suatu molekul atau ion tidak dapat dinyatakan hanya dengan satu struktur Lewis.
2. Kemungkinan-kemungkinan struktur Lewis yang ekuivalen untuk suatu molekul atau ion disebut **Struktur Resonansi**.

[latex]

[preamble+]

```
\usepackage{chemfig}
```

```
\usepackage{lewis}
```

[/preamble]

```
\lewis{2:4:6:,0}
```

```
\hspace{0.1cm}
```

```
\lewis{4:2:0:,0}
```

```
\hspace{0.1cm}
```

```
\lewis{1:4:7:,0}
```

```
\rightarrow
```

```
\lewis{0:3:5:,0}
```

```
\hspace{0.25cm}
```

```
\lewis{4:2:0:,0}
```

```
\hspace{0.15cm}
```

```
\lewis{0:2:6:,0}
```

[/latex]

3. Dalam molekul SO_2 terdapat 2 jenis ikatan yaitu 1 ikatan tunggal () dan 1 ikatan rangkap ().
4. Berdasarkan konsep resonansi, kedua ikatan dalam molekul SO_2 adalah ekuivalen.
5. Dalam molekul SO_2 itu, ikatan rangkap tidak tetap antara atom S dengan salah 1 dari 2 atom O dalam molekul itu, tetapi silih berganti.
6. Tidak satupun di antara ke-2 struktur di atas yang benar untuk SO_2 , yang benar adalah *gabungan atau hibrid* dari ke-2 struktur resonansi tersebut.