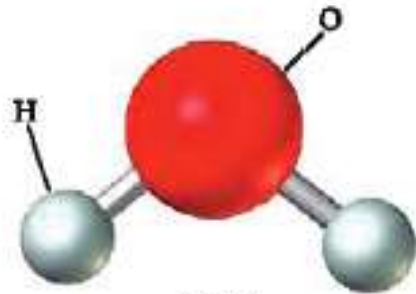


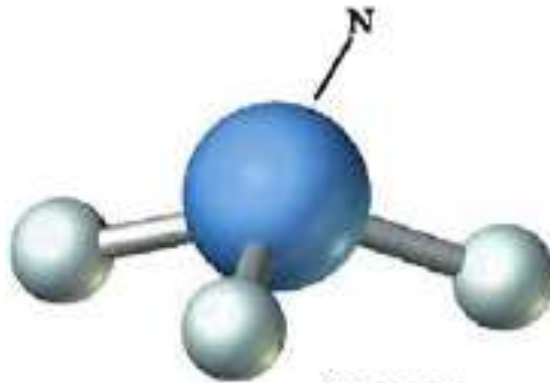
BAB 3.

KONSEP IKATAN KIMIA

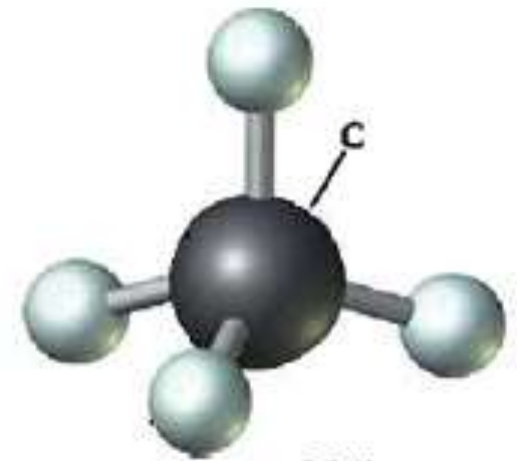
- 1. ELEKTRONEGATIVITAS**
- 2. IKATAN IONIK**
- 3. STRUKTUR MOLEKUL TERISOLASI:
SIFAT IKATAN KIMIA KOVALEN**
- 4. IKATAN KOVALEN**
- 5. IKATAN KOVALEN POLAR**
- 6. MUATAN FORMAL**
- 7. BENTUK MOLEKUL: TEORI VSEPR**
- 8. TATA NAMA ANORGANIK DAN BILANGAN
OKSIDASI**



Water
molecule



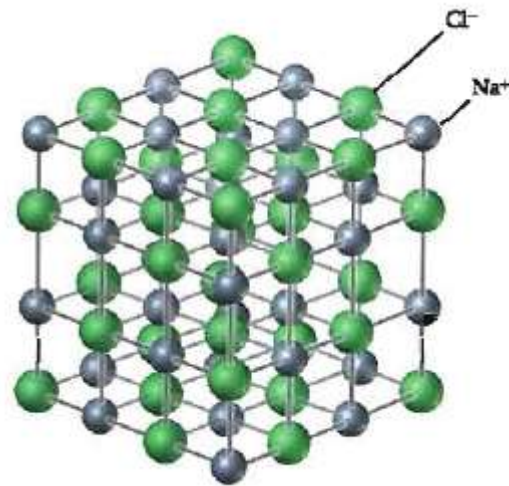
Ammonia
molecule



Methane
molecule



Methylamine, CH_3NH_2



3.1. ELEKTRONEGATIVITAS

- Merupakan sifat berkala (periodik) yang penting.
- Elektronegativitas ialah kemampuan suatu atom untuk menarik elektron dalam penggabungan kimia.

LOGAM

- mudah menyerahkan e^-
- membentuk kation
- elektropositif

NON-LOGAM

- mudah menerima e^-
- membentuk anion
- elektronegatif

Selisih elektronegativitas besar \Rightarrow e^- berpindah \Rightarrow IKATAN IONIK

Selisih elektronegativitas kecil \Rightarrow e^- digunakan bersama

\Rightarrow IKATAN KOVALEN

IKATAN
IONIK



pengalihan elektron antaratom

IKATAN
KOVALEN POLAR



pemindahan muatan secara parsial

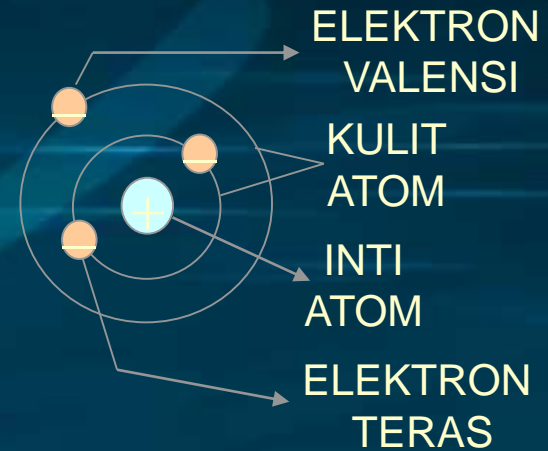
IKATAN
KOVALEN



penggunaan elektron bersama antaratom

3.2. PEMBENTUKAN IKATAN KIMIA

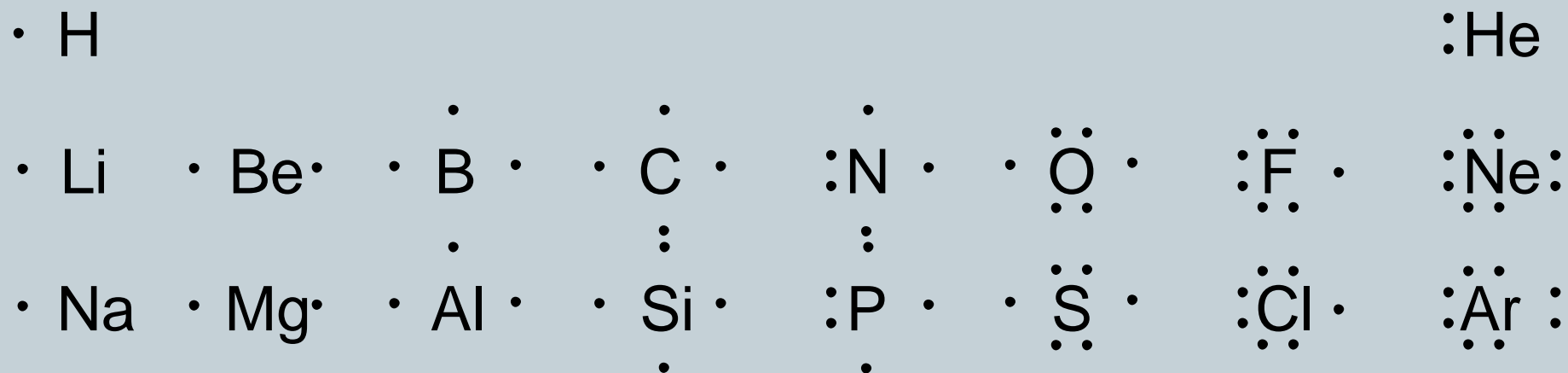
Unsur golongan utama (kecuali He):
 e^- val. atom netral = no. golongan



Model titik-elektron Lewis

1. Elektron valensi digambarkan dengan titik.
2. Elektron teras tidak digambarkan.
3. Empat titik pertama ditulis satu per satu di keempat sisi lambang unsur.
4. Titik-titik berikutnya dipasangkan pada yang sudah ada.

LAMBANG TITIK LEWIS BEBERAPA ATOM



3.2.1 Pembentukan Senyawa Ionik Biner

Atom \rightarrow Anion/kation agar stabil (memenuhi aturan oktet):

$\Sigma e^- \text{ val.} =$ pada gas mulia ($8e^-$; $2e^-$ untuk He)

Contoh:

$\text{Na}\cdot \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$ kehilangan 1 elektron valensi

$:\ddot{\text{Cl}}\cdot + e^- \longrightarrow :\overset{x}{\ddot{\text{Cl}}}\overset{-}{:}$ memperoleh 1 elektron valensi

(tanda x semata-mata untuk membedakan dari mana elektron itu berasal)

$\text{Na}^+ + :\overset{-}{\ddot{\text{Cl}}}\overset{+}{:} \longrightarrow \text{NaCl}$

penggabungan membentuk senyawa ionik (garam)

Contoh lain: $\cdot \text{Ca} \cdot + 2 :\ddot{\text{Br}}\cdot \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 :\overset{-}{\ddot{\text{Br}}}\overset{+}{:} \longrightarrow \text{CaBr}_2$

atom netral	kation	anion	senyawa
(tidak oktet)	(oktet)	(oktet)	ionik

CONTOH 3.1

Ramalkan rumus senyawa antara rubidium dan sulfur.

Tuliskan lambang Lewis untuk unsur-unsur itu sebelum dan sesudah penggabungan kimia.

Penyelesaian:

Rb: golongan I \rightarrow 1 elektron valensi \rightarrow Rb \cdot

S: golongan VI \rightarrow 6 elektron valensi \rightarrow $\cdot\ddot{\text{S}}\cdot$

Pengalihan 1 e^- masing-masing dari 2 atom Rb kepada 1 atom S menghasilkan 2 ion Rb $^+$ dan 1 ion $\cdot\ddot{\text{S}}\cdot^{2-}$ (semuanya oktet).

Senyawanya **Rb₂S** atau dalam lambang Lewis, (Rb $^+$)₂($\cdot\ddot{\text{S}}\cdot^{2-}$)

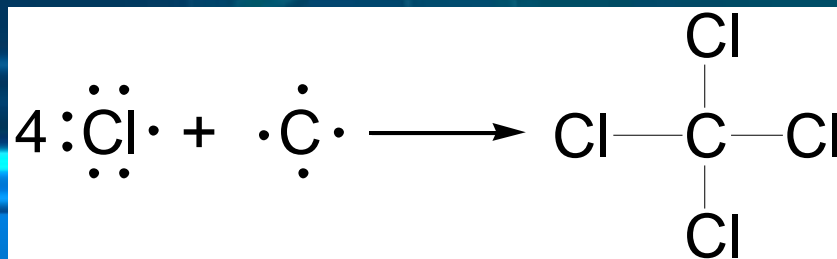
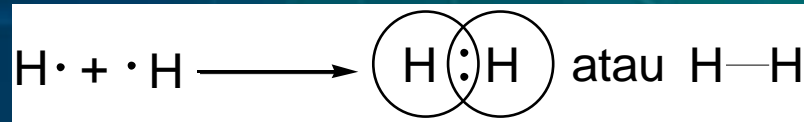
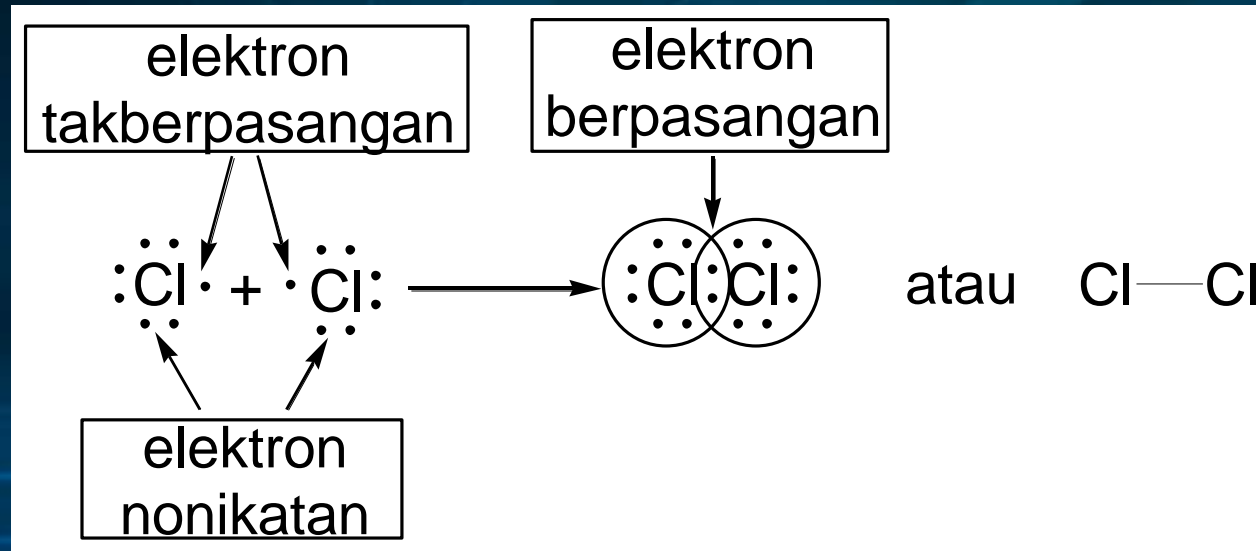
Ciri-ciri senyawa ionik:

1. Padatan pada suhu kamar.
2. Titik leleh dan titik didih tinggi
Misal: NaCl titik leleh = 801°C dan titik didih = 1413°C .
3. Senyawa ionik padat umumnya kurang baik menghantar listrik, tetapi lelehannya menghantar dengan baik.
4. Komposisi kimia dinyatakan sebagai **unit rumus** bukan rumus molekul.

3.3. IKATAN KOVALEN

Atom-atom yang identik dapat memperoleh konfigurasi e^- yang stabil dengan cara penggunaan bersama elektron.

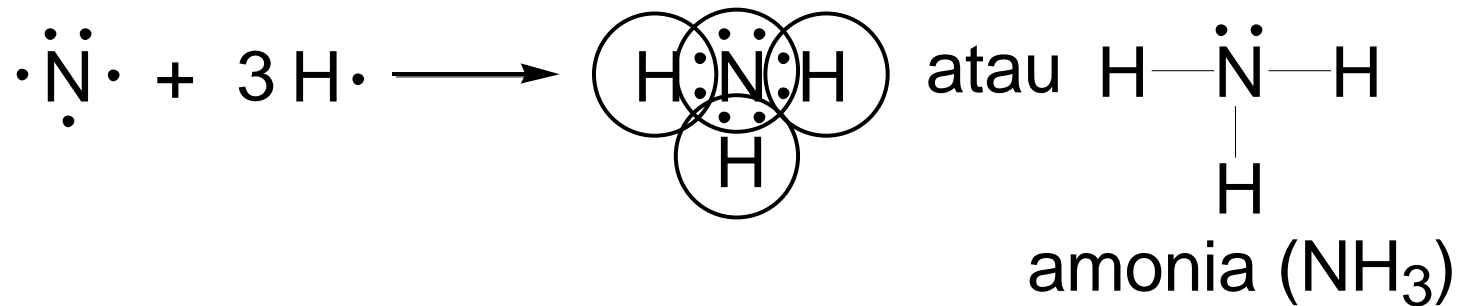
Contoh:



CONTOH 3.2

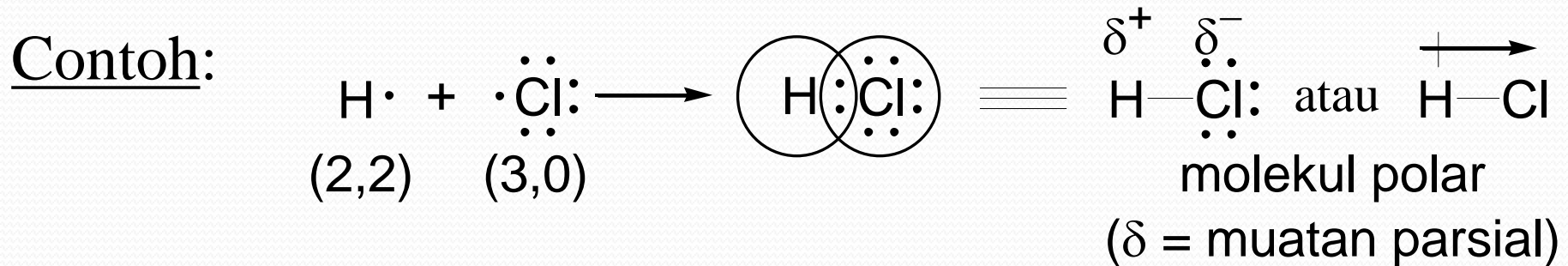
Tuliskan struktur titik-elektron untuk senyawa yang dihasilkan nitrogen (N) dan hidrogen (H) ketika berikatan kovalen.

Penyelesaian:



3.4 IKATAN KOVALEN POLAR

Jika dua atom berbeda terikat secara kovalen, elektron ikatan tidak digunakan sama rata, tetapi condong ke atom yang lebih elektronegatif.



Selisih elektronegativitas $\uparrow \Rightarrow$ dwikutub semakin kuat
 \Rightarrow ikatan semakin polar

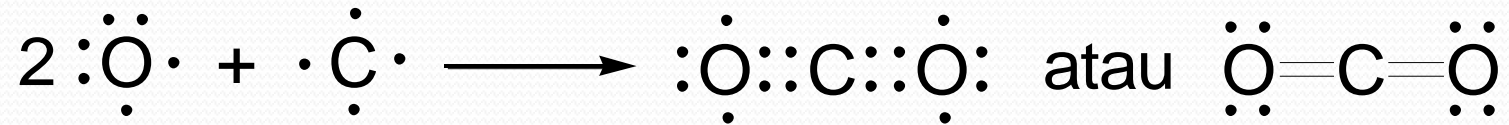
$> 1,7 \rightarrow$ ikatan ionik

$0-1,7 \rightarrow$ ikatan kovalen polar

$0 \rightarrow$ ikatan kovalen

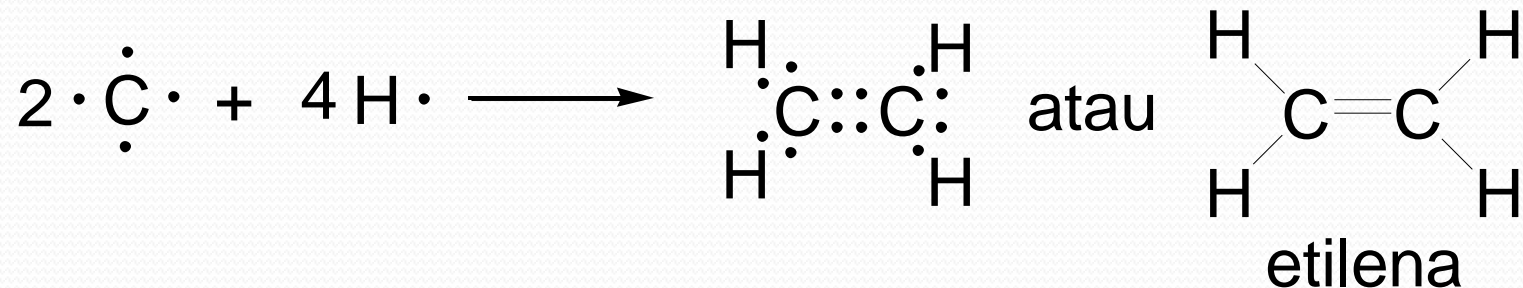
3.4.1 Ikatan Kovalen Ganda

Jika 2 atau 3 pasang e^- digunakan bersama, terbentuk **ikatan kovalen ganda dua** atau **tiga**, misalnya



CONTOH LAIN

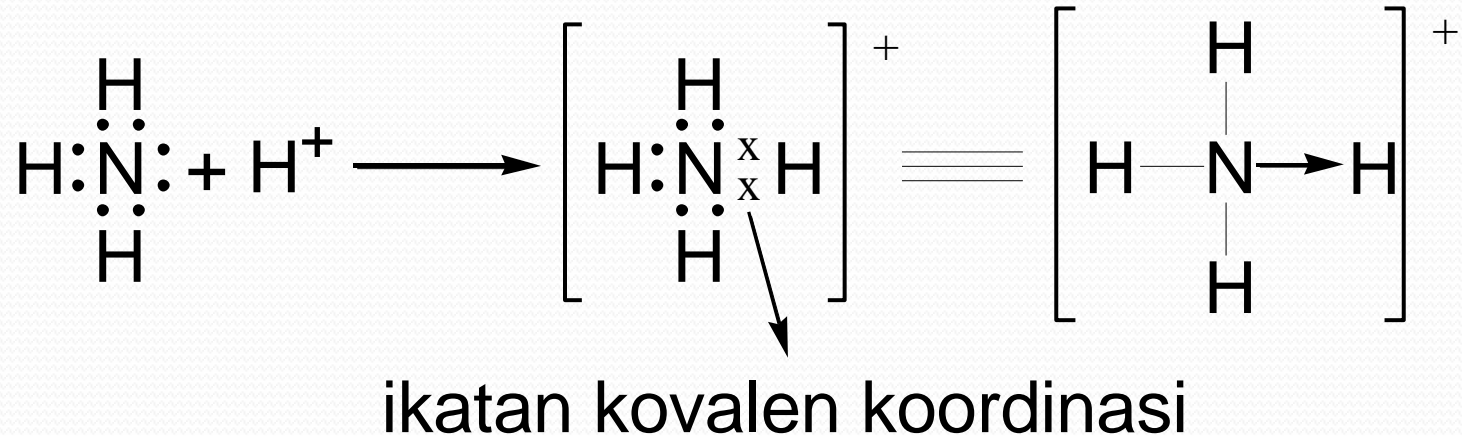
Pembentukan etilena, C_2H_4 , dari karbon (Golongan IV) dan hidrogen.



Ikatan Kovalen Koordinasi:

salah satu atom memberikan dua elektron sekaligus kepada atom lainnya dalam membentuk ikatan kovalen.

Contoh:



Tanda panah kadang-kadang digunakan untuk menyatakan pasangan elektron yang disumbangkan

Building a Dot Structure

Ammonia, NH_3

1. Decide on the central atom; never H.

Central atom is atom of lowest affinity for electrons.

In ammonia, N is central

2. Count valence electrons

H = 1 and N = 5

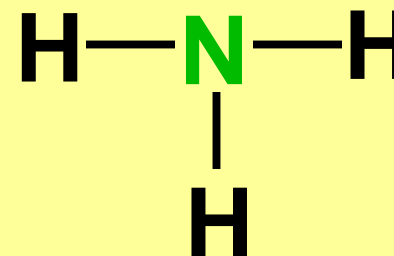
Total = (3 x 1) + 5

= 8 electrons or

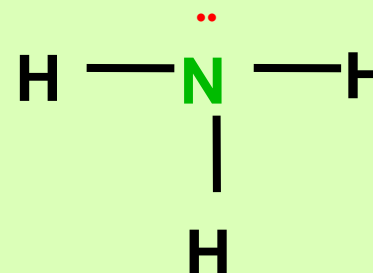
4 pairs

Building a Dot Structure

3. Form a sigma bond between the central atom and surrounding atoms.



4. Remaining electrons form LONE PAIRS to complete octet as needed.



3 BOND PAIRS and **1 LONE PAIR.**

Note that N has a share in 4 pairs (8 electrons), while each H shares 1 pair.

Sulfite ion, SO_3^{2-}

Step 1. Central atom = S

Step 2. Count valence electrons

$$\text{S} = 6$$

$$3 \times \text{O} = 3 \times 6 = 18$$

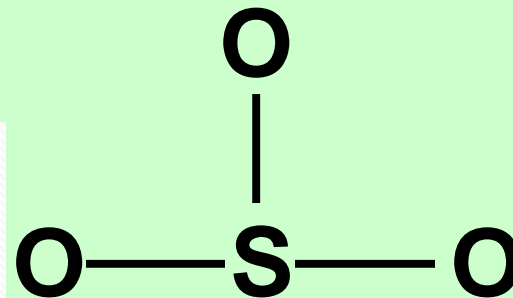
$$\text{Negative charge} = 2$$

$$\text{TOTAL} = 6 + 18 + 2 = 26 \text{ e}^-$$

or 13 pairs

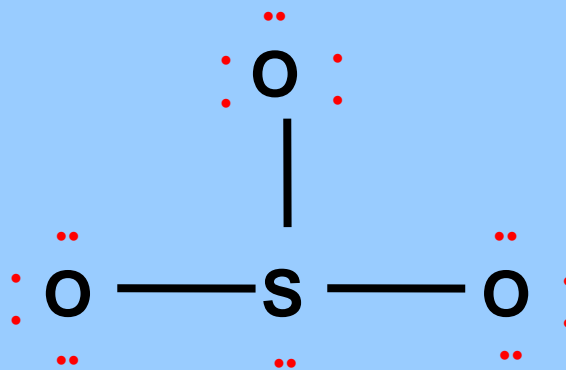
Step 3. Form sigma bonds

10 pairs of electrons are left.



Sulfite ion, SO_3^{2-} (2)

Remaining pairs become lone pairs,
first on outside atoms
then on central atom.



Each atom is surrounded by an octet of electrons.

NOTE - must add formal charges (O^- , S^+) for complete dot diagram

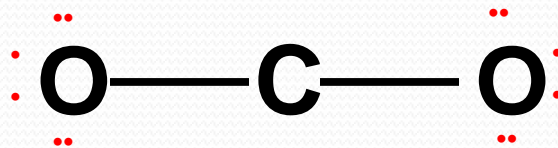
Carbon Dioxide, CO₂

1. Central atom = C
2. Valence electrons = 16 or 8 pairs
3. Form sigma bonds.



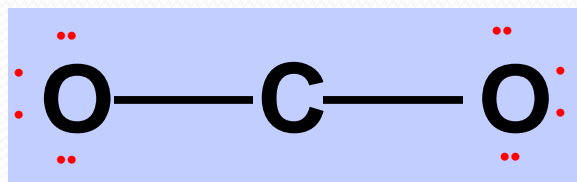
This leaves 6 pairs.

4. Place lone pairs on outer atoms.

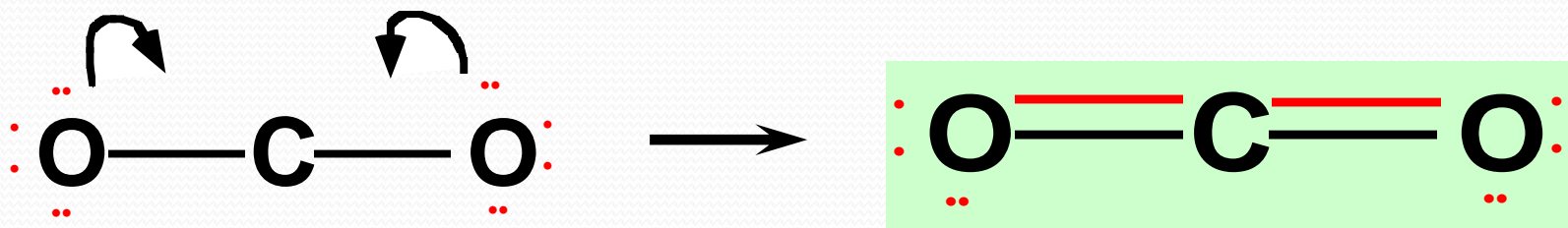


Carbon Dioxide, CO₂ (2)

4. Place lone pairs on outer atoms.

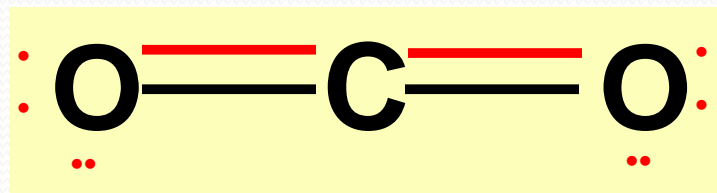
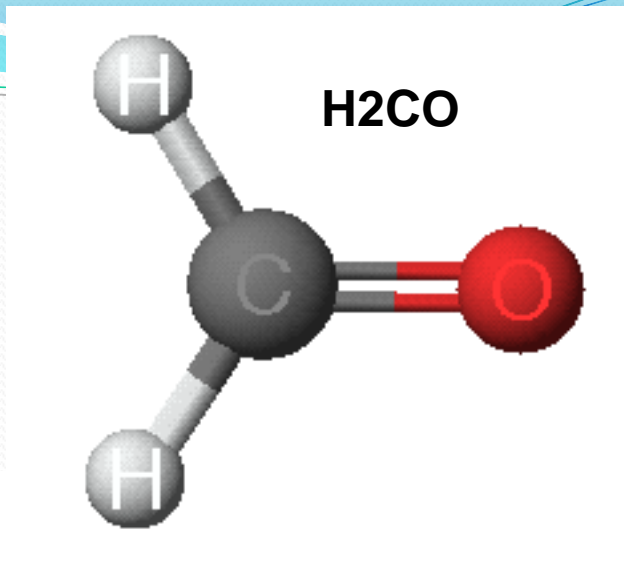
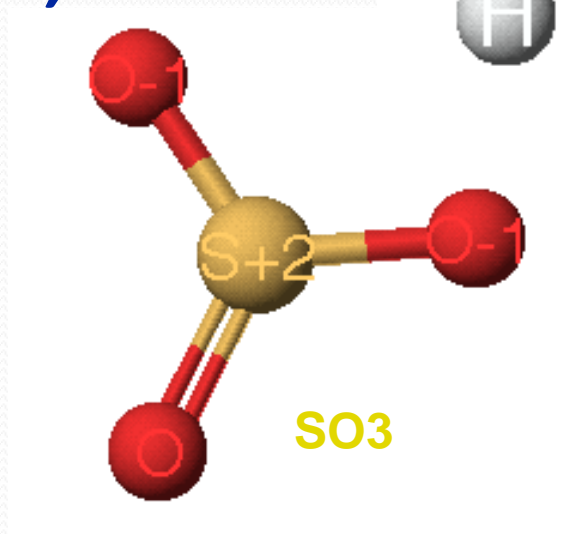
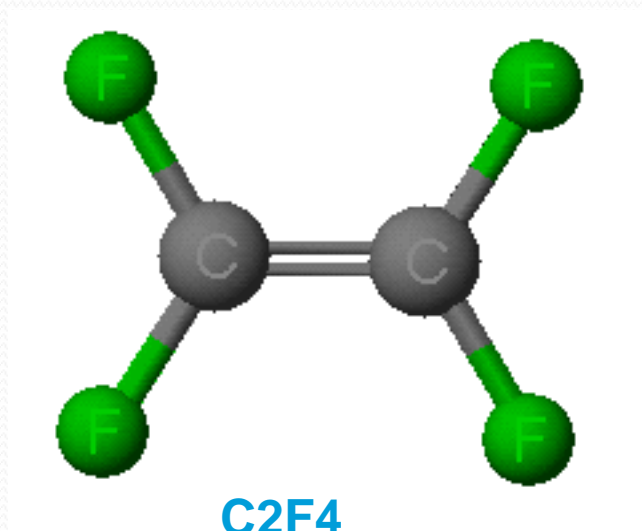


5. To give C an octet, form **DOUBLE BONDS** between C and O.



The second bonding pair forms a **pi (π)** bond.

Even triple bonds are commonly observed for C, N, P, O, and S



Sulfur Dioxide, SO₂

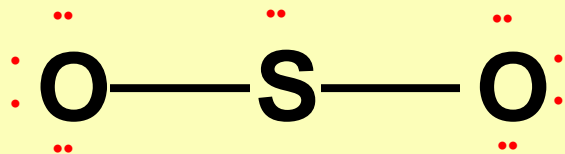
1. Central atom = S
2. Valence electrons = $6 + 2 \times 6 = 18$ electrons



or 9 pairs

3. Form pi (π) bond so that S has an octet
— note that there are two ways of doing this.

bring in
left pair

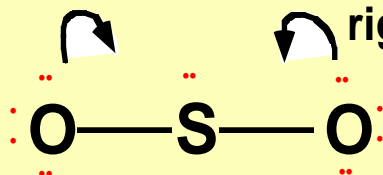


OR bring in
right pair

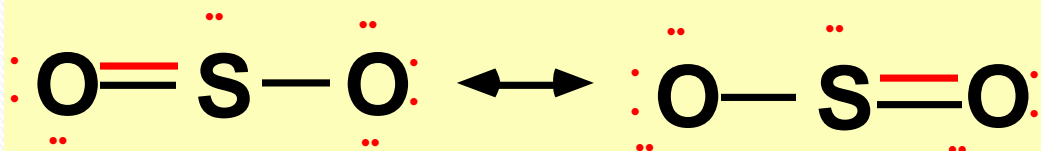


Sulfur Dioxide, SO₂

bring in
left pair



OR bring in
right pair

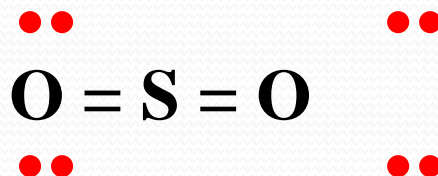


Equivalent structures
called:

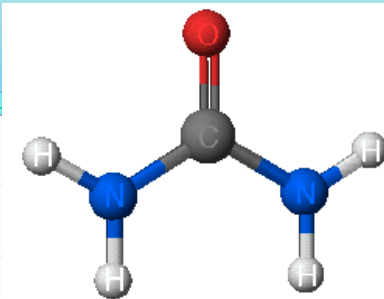
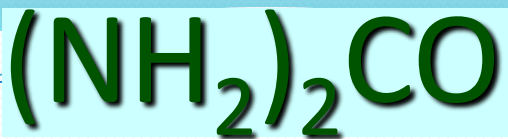
**RESONANCE
STRUCTURES**

The proper Lewis structure
is a **HYBRID** of the two.

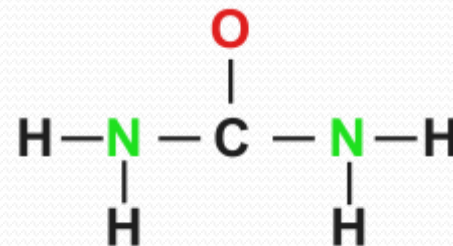
A BETTER representation of SO₂
is made by forming 2 double bonds



Each atom has
- OCTET
- formal charge = 0



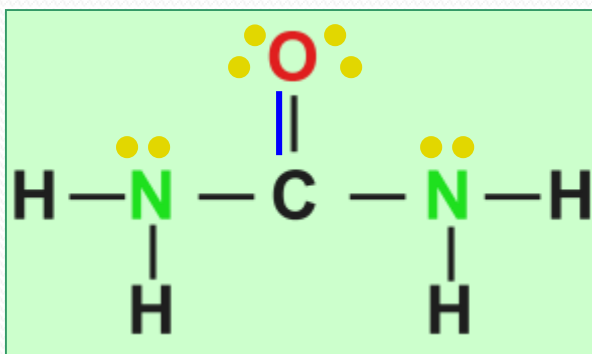
1. Number of valence electrons = 24 e-
2. Draw sigma bonds.



Leaves $24 - 14 = 10$ e- pairs.

3. Complete C atom octet with double bond.
4. Place remaining electron pairs on **oxygen**

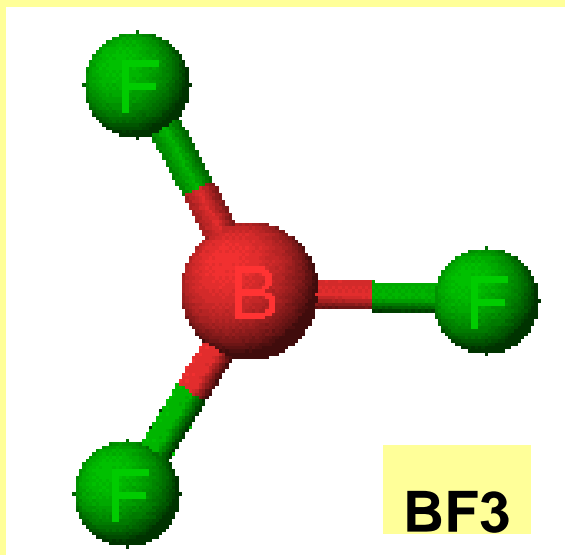
and **nitrogen** atoms.



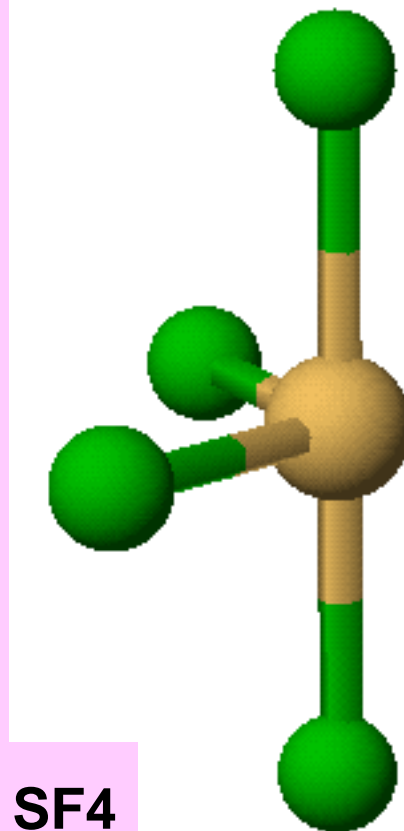
Violations of the Octet Rule

Usually occurs with:

Boron

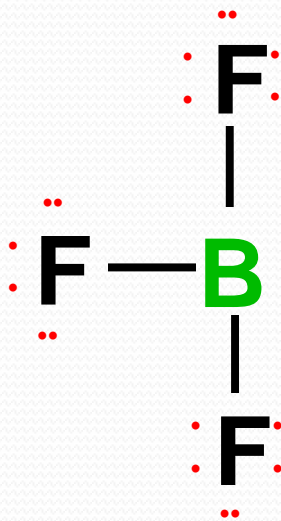


elements of higher periods.



Boron Trifluoride

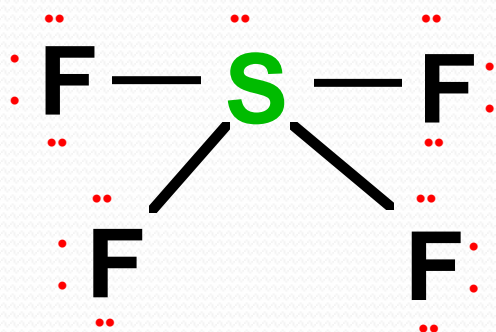
- Central atom = B
- Valence electrons = $3 + 3 \times 7 = 24$
or electron pairs = 12
- Assemble dot structure



The B atom has a share in only 6 electrons (or 3 pairs). B atom in many molecules is electron deficient.

Sulfur Tetrafluoride, SF₄

- Central atom = S
- Valence electrons = $6 + 4 \times 7 = 34$ e-
or 17 pairs.
- Form sigma bonds and distribute electron pairs.



5 pairs around the S atom. A common occurrence outside the 2nd period.

Formal Atom Charges

- Atoms in molecules often bear a charge (+ or -).

$$\begin{aligned} \text{Formal charge} = & \text{Group no.} \\ & - 1/2 (\text{no. bond electrons}) \\ & - (\text{no. of LP electrons}) \end{aligned}$$

- The most important dominant resonance structure of a molecule is the one with formal charges as close to 0 as possible.

Carbon Dioxide, CO₂



At OXYGEN

$$6 - (1/2)(4) - 4 = 0$$



At CARBON

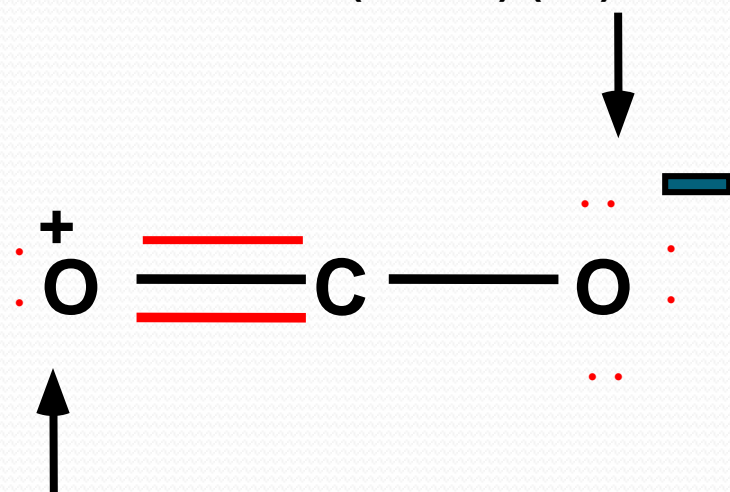
$$4 - (1/2)(8) - 0 = 0$$

Carbon Dioxide, CO₂ (2)



An alternate Lewis structure is:

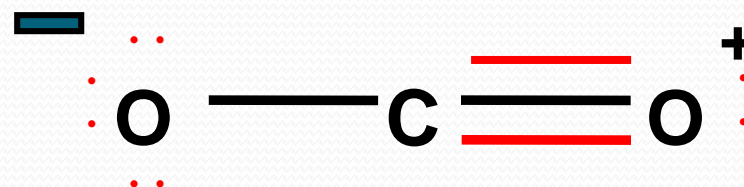
$$6 - (1/2)(2) - 6 = -1$$



C atom charge is 0.

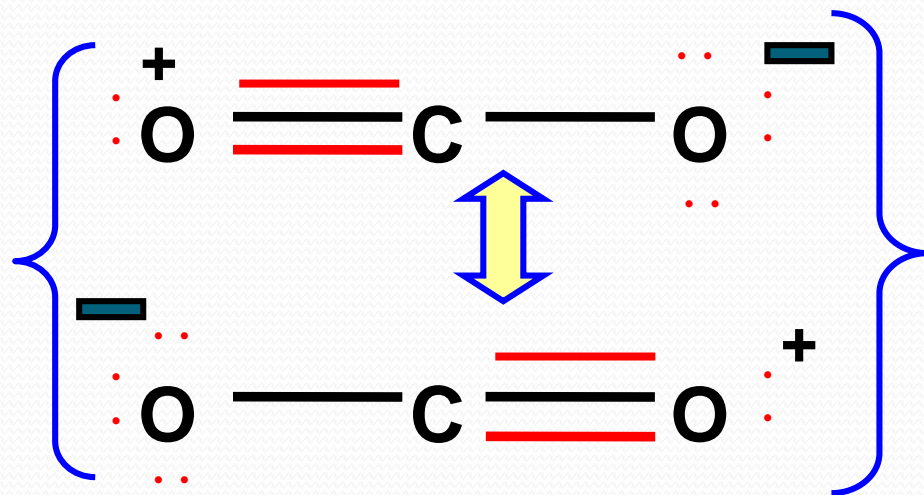
$$6 - (1/2)(6) - 2 = +1$$

AND the corresponding resonance form



Carbon Dioxide, CO₂ (3)

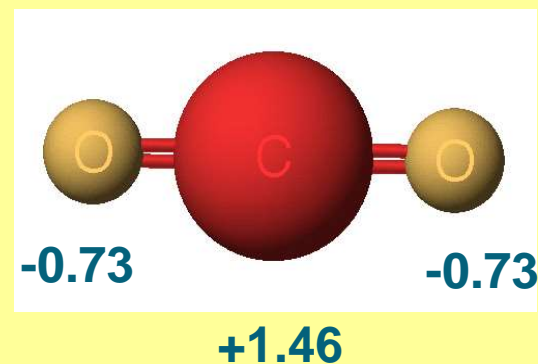
Which is the predominant resonance structure?



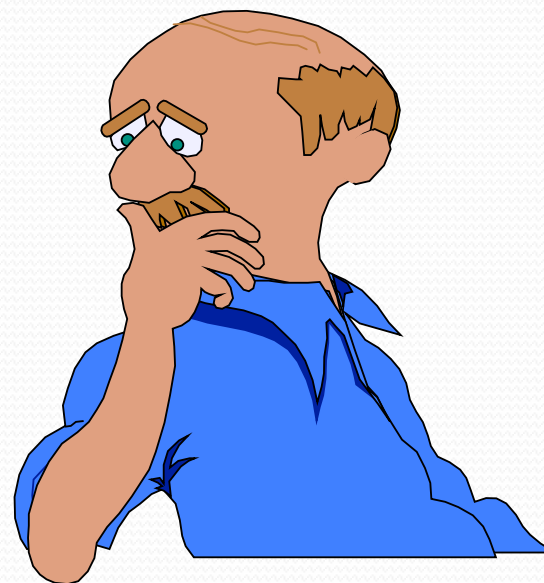
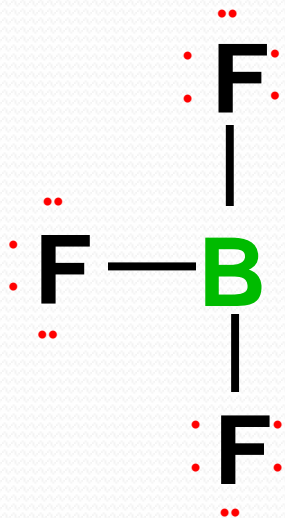
Answer ?

Form without formal charges is BETTER - no +ve charge on O

- REALITY: Partial charges calculated by CAChe molecular modeling system (on CD-ROM).

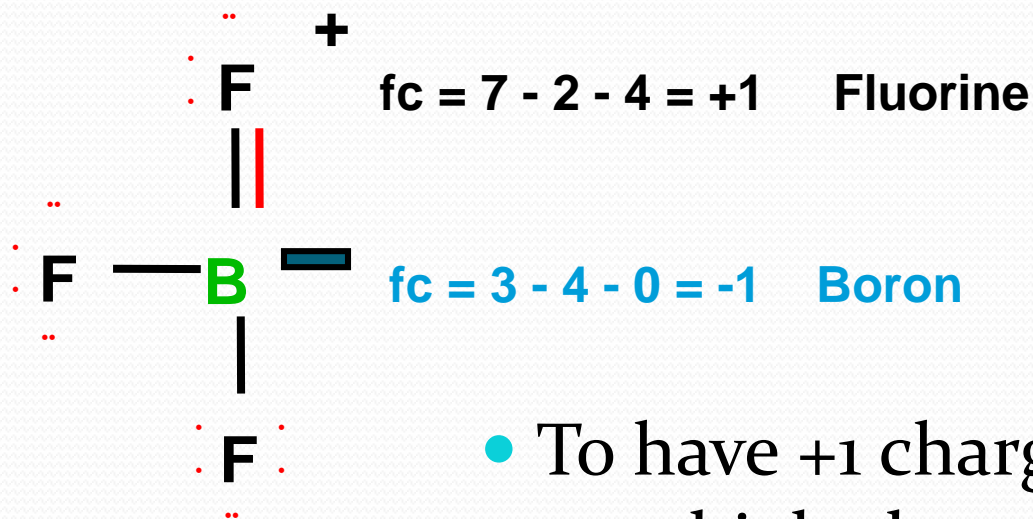


Boron Trifluoride, BF_3



What if we form a B—F double bond to satisfy the B atom octet?

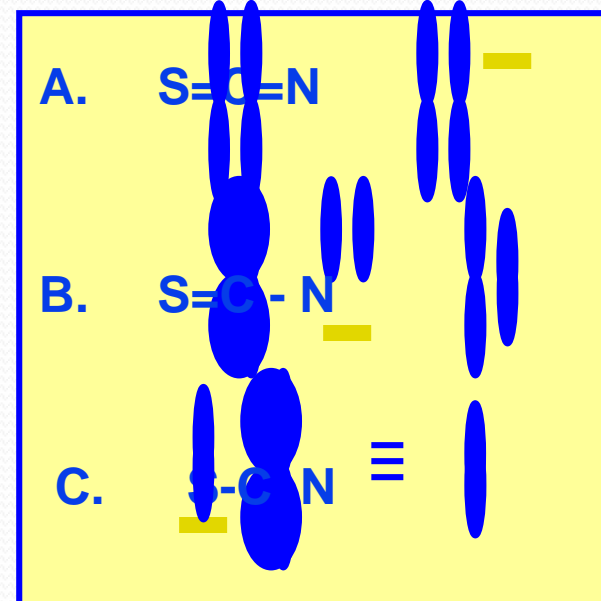
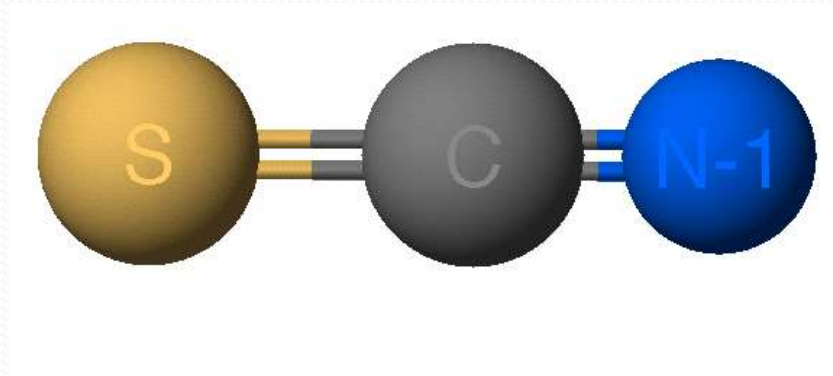
Boron Trifluoride, BF_3 (2)



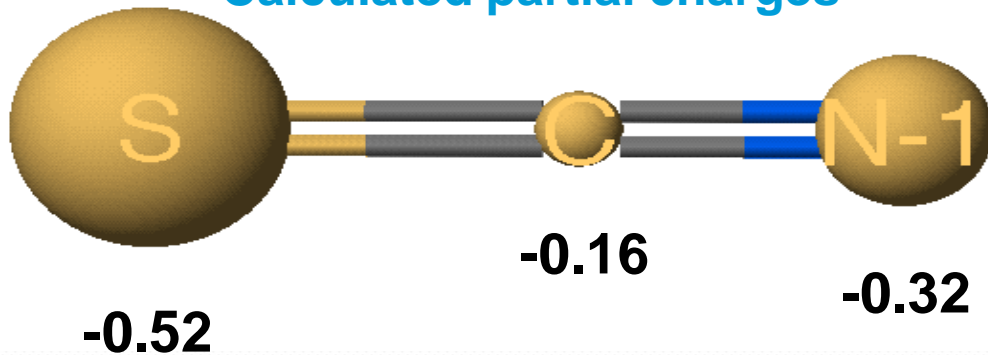
- To have +1 charge on F, with its very high electron affinity is not good. -ve charges best placed on atoms with high EA.
- Similarly -1 charge on B is bad
- NOT important Lewis structure



Which of three possible resonance structures is most important?

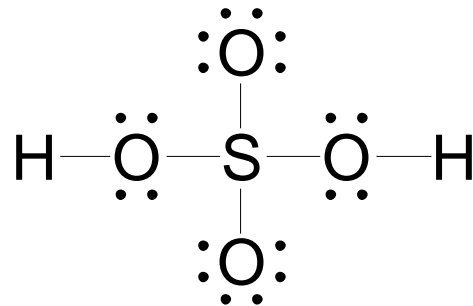


Calculated partial charges

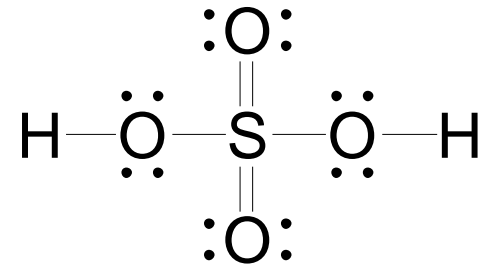


ANSWER:
 $C > A > B$

$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ dua struktur Lewis yang memenuhi :



(1) 4 ikatan S-O



(2) 2 ikatan S-O
2 ikatan S=O

Eksperimen:

Ada 2 jenis ikatan antara S dan O pada $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 157 pm (S-O) & 142 pm (S=O) \rightarrow Struktur (2) yang realistis

Alat bantu untuk memilih: Muatan formal

$$\mathbf{MF = \Sigma e^- \text{ valensi} - \Sigma e^- \text{ nonikatan} - \frac{1}{2} \Sigma e^- \text{ ikatan}}$$

Struktur (1)		Struktur (2)	
H	$= 1 - 0 - \frac{1}{2} (2) = 0$	H	$= 1 - 0 - \frac{1}{2} (2) = 0$
O _{kiri}	$= 6 - 4 - \frac{1}{2} (4) = 0$	O _{kiri}	$= 6 - 4 - \frac{1}{2} (4) = 0$
O _{kanan}	$= 6 - 4 - \frac{1}{2} (4) = 0$	O _{kanan}	$= 6 - 4 - \frac{1}{2} (4) = 0$
O _{atas}	$= 6 - 6 - \frac{1}{2} (2) = -1$	O _{atas}	$= 6 - 4 - \frac{1}{2} (4) = 0$
O _{bawah}	$= 6 - 6 - \frac{1}{2} (2) = -1$	O _{bawah}	$= 6 - 4 - \frac{1}{2} (4) = 0$
S	$= 6 - 0 - \frac{1}{2} (8) = +2$	S	$= 6 - 0 - \frac{1}{2} (12) = 0$
Muatan bersih	$= 0$	Muatan bersih	$= 0$

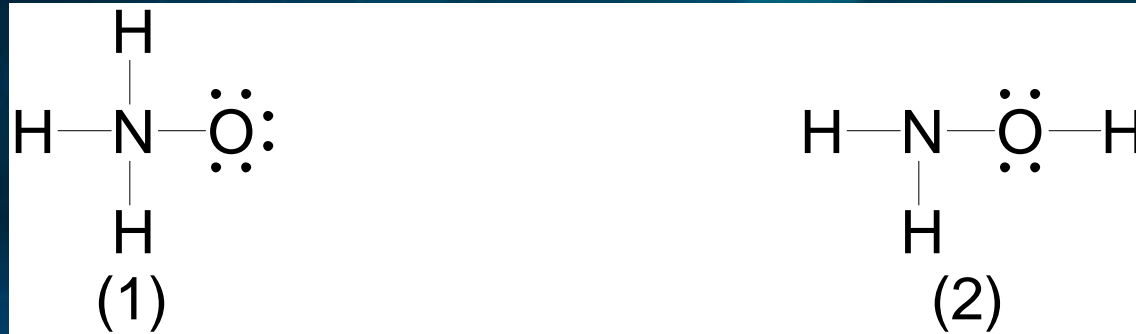
Struktur (1) memiliki 3 atom bermuatan

→ energi sangat tinggi (tidak stabil)

CONTOH 3.4

Gunakan konsep muatan formal untuk menentukan mana struktur hidrosilamina, NH_3O , yang terbaik.

Penyelesaian:



$$\text{H} = 1 - 0 - \frac{1}{2}(2) = 0$$

$$\text{N} = 5 - 0 - \frac{1}{2}(8) = +1$$

$$\text{O} = 6 - 6 - \frac{1}{2}(2) = -1$$

$$\text{H} = 1 - 0 - \frac{1}{2}(2) = 0$$

$$\text{N} = 5 - 2 - \frac{1}{2}(6) = 0$$

$$\text{O} = 6 - 4 - \frac{1}{2}(4) = 0$$

Struktur (2) terbaik karena muatan formal semua atomnya nol.

3.6 STRUKTUR MOLEKUL TERISOLASI: SIFAT IKATAN KIMIA KOVALEN

Struktur molekul yang stabil ditentukan oleh susunan 3D atom-atom dalam molekul itu:

- * **Panjang ikatan** \Rightarrow ukuran molekul
(jarak antarinti atom dalam ikatan tertentu)
- * **Sudut ikatan** \Rightarrow bentuk molekul
(orientasi relatif dua ikatan yang berdekatan)
- * **Vibrasi molekul** \rightarrow panjang & sudut ikatan berubah-ubah \rightarrow nilai rerata diukur dengan spektroskopi & difraksi sinar-X

3.6.1 Panjang dan Energi Ikatan

Molekul	Rerata panjang ikatan ($\text{Å} = 10^{-10} \text{ m}$)	Energi ikatan ^a (kJ mol^{-1})	Molekul	Rerata panjang ikatan ($\text{Å} = 10^{-10} \text{ m}$)	Energi ikatan (kJ mol^{-1})
N_2	1,100	942	HF	0,926	565
O_2	1,211	495	HCl	1,284	429
F_2	1,417	155	HBr	1,424	363
Cl_2	1,991	240	HI	1,620	295
Br_2	2,286	190	ClF	1,632	252
I_2	2,669	148	BrCl	2,139	216

^a Energi (disosiasi) ikatan (ΔE_d)

= energi yang harus diserap untuk memecah 1 mol ikatan tertentu.

1 golongan: $Z \uparrow \rightarrow$ ukuran atom $\uparrow \rightarrow$ panjang ikatan \uparrow
 \rightarrow energi ikatan \downarrow

Contoh: Panjang ikatan $\text{F}_2 < \text{Cl}_2 < \text{Br}_2 < \text{I}_2$; $\text{ClF} < \text{ClBr}$

Energi ikatan $\text{HF} > \text{HCl} > \text{HBr} > \text{HI}$

Anomali energi ikatan:

$F_2 \ll Cl_2 > Br_2 > I_2 \Rightarrow$ kuatnya tolak-menolak antaratom F yang sangat elektronegatif

$N_2 \gg O_2 \gg F_2 \Rightarrow$ faktor orde ikatan

Panjang ikatan dari sepasang atom tertentu hanya berubah sedikit dari satu molekul ke molekul lain, sedangkan energi ikatan tidak begitu terulangkan ($\pm 10\%$)

Contoh:

Ikatan	Molekul	Panjang ikatan (Å)
O-H	H ₂ O	0,958
	H ₂ O ₂	0,960
	HCOOH	0,95
	CH ₃ OH	0,956

3.6.2 Orde Ikatan

Ikatan	Molekul	Orde ikatan	Panjang ikatan (Å)	Energi ikatan (kJ mol ⁻¹)
C–C	etana (H ₃ C–CH ₃)	1	1,536	345
C=C	etilena (H ₂ C=CH ₂)	2	1,337	612
C≡C	asetilena (HC≡CH)	3	1,204	809
C–C & C=C selang-seling	benzena (C ₆ H ₆)	1½ (antara – & =)	1,37	505

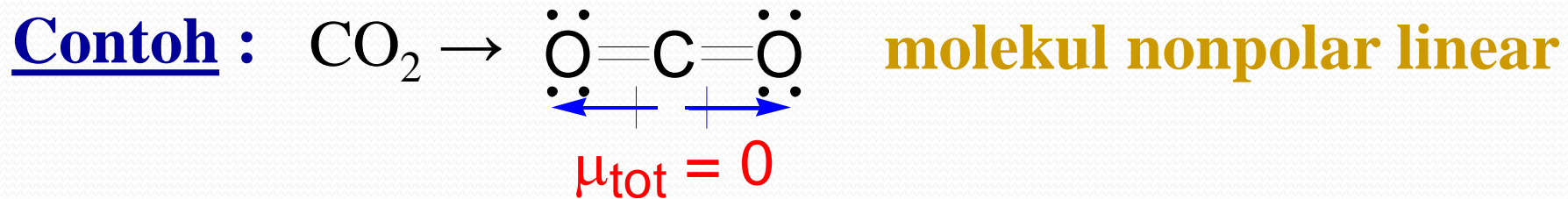
Orde ikatan ↑ ⇒ Panjang ikatan ↓ ⇒ Energi ikatan ↑

Orde ikatan rangkap juga ada pada ikatan antaratom selain C dan antaratom taksejenis:

C–O	1,43	C–H	1,10
C=O	1,20	N–H	1,01
N–N	1,45	O–H	0,96
N=N	1,25	C–N	1,47
N≡N	1,10	C≡N	1,16

3.7 BENTUK MOLEKUL: TEORI VSEPR

Molekul dengan > 1 ikatan kovalen polar bisa polar/nonpolar bergantung pada susunan ikatan-ikatannya dalam ruang



Teori VSEPR

(*valence shell electron-pair repulsion* = tolakan pasangan-elektron kulit valensi)

Pasangan elektron ikatan maupun nonikatan cenderung tolak-menolak

⇒ menempatkan diri sejauh-jauhnya untuk meminimumkan tolakan.





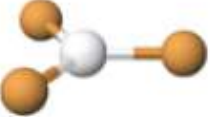

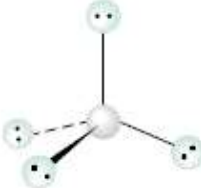
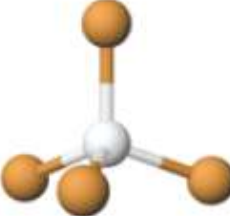
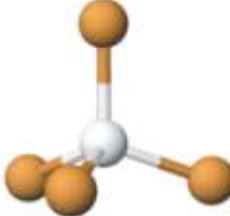

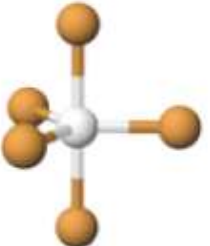
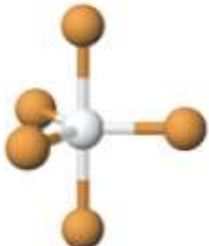
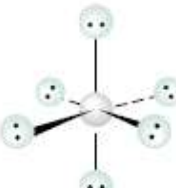
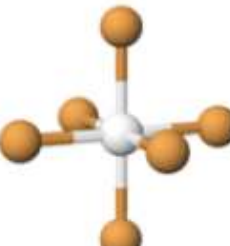
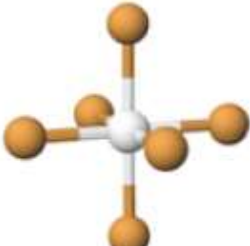
Aturan Umum Teori VSEPR

1. Dalam kaitannya dengan tolak menolak pasangan elektron, ikatan rangkap dua dan ikatan rangkap tiga dapat diperlakukan sebagai ikatan tunggal
2. Jika suatu molekul memiliki dua atau lebih struktur resonansi, maka model VSEPR dapat diterapkan pada setiap struktur tersebut



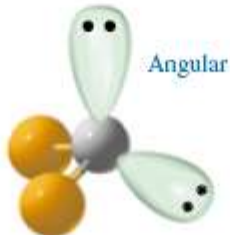
Notasi VSEPR

Dalam penyederhanaannya, atom pusat dan atom terikat dinotasikan dengan A dan B berturut-turut, sedangkan pasangan elektron bebas dinotasikan dengan U sehingga menghasilkan notasi umum VSEPR AB_xU_y


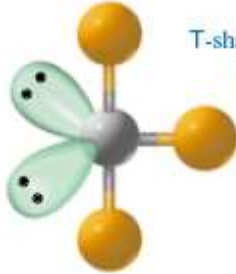
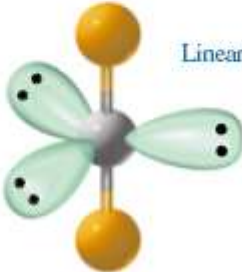
Model molekul yang atom pusatnya tidak memiliki pasangan elektron bebas

<i>Notasi VSEPR</i>	<i>Sudut</i>	<i>Susunan Pasangan Elektron</i>	<i>Geometri elektron</i>	<i>Geometri molekul</i>
AB ₂	linear; 180°			
AB ₃	trigonal planar; 120°			
AB ₄	tetrahedral; 109.5°			
AB ₅	trigonal bipyramidal; 90°, 120°, 180°			
AB ₆	octahedral; 90°, 180°			

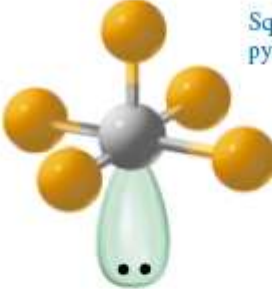
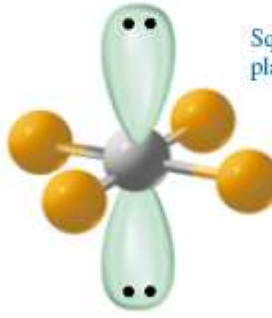
Model molekul yang atom pusatnya memiliki lebih dari satu pasangan elektron bebas

General Formula	Regions of High Electron Density	Electronic Geometry	Hybridization at Central Atom	Lone Pairs	Molecular Geometry	Examples
AB_2U	3	trigonal planar	sp^2	1		O_3, NO_2^-, SO_2
AB_3U	4	tetrahedral	sp^3	1		NH_3, SO_3^{2-}
AB_2U_2	4	tetrahedral	sp^3	2		H_2O, NH_2^-

Model molekul yang atom pusatnya memiliki lebih dari satu pasangan elektron bebas

General Formula	Regions of High Electron Density	Electronic Geometry	Hybridization at Central Atom	Lone Pairs	Molecular Geometry	Examples
AB_4U	5	trigonal bipyramidal	sp^3d	1	 Seesaw	SF_4
AB_3U_2	5	trigonal bipyramidal	sp^3d	2	 T-shaped	ICl_3, ClF_3
AB_2U_3	5	trigonal bipyramidal	sp^3d	3	 Linear	XeF_2, I_3^-

Model molekul yang atom pusatnya memiliki lebih dari satu pasangan elektron bebas

General Formula	Regions of High Electron Density	Electronic Geometry	Hybridization at Central Atom	Lone Pairs	Molecular Geometry	Examples
AB_5U	6	octahedral	sp^3d^2	1	 Square pyramidal	IF_5, BrF_5
AB_4U_2	6	octahedral	sp^3d^2	2	 Square planar	XeF_4, IF_4^-

Bilangan Sterik

Bilangan sterik atom pusat



Geometri pasangan elektron



Geometri molekul

$$SN = (\sum \text{atom yang terikat pada atom pusat}) + (\sum \text{pasangan elektron nonikatan pada atom pusat})$$

CONTOH 3.5

Hitunglah bilangan sterik untuk iodin pada IF_4^- dan untuk bromin pada BrO_4^- . Kedua ion molekular memiliki pusat I⁻ atau Br⁻ yang dikelilingi oleh 4 atom. Tentukan pula geometri pasangan elektronnya.

Penyelesaian:

$\text{IF}_4^- \Rightarrow$ Atom pusat I⁻ : 8 e^- val.

Atom ujung F : 7 e^- val. \Rightarrow menggunakan bersama
1 e^- dari I⁻ agar oktet

Maka: 4 e^- I⁻ \Rightarrow ikatan dengan 4 atom F

4 e^- sisanya \Rightarrow 2 pasangan nonikatan

$SN = 4 + 2 = 6 \Rightarrow$ (geometri pasangan e^- : **OKTAHEDRAL**)

BrO₄⁻ ⇒ Atom pusat Br⁻: 8 e⁻ val.

Atom ujung O : 6 e⁻ val. ⇒ menggunakan bersama
2 e⁻ dari Br⁻ agar oktet

Maka: 8 e⁻ Br⁻ ⇒ ikatan dengan 4 atom O

Tidak ada pasangan menyendiri

SN = 4 + 0 = 4 ⇒ (geometri pasangan e⁻: **TETRAHEDRAL**)

CONTOH 3.6

Perkirakan geometri (a) ion ClO_3^+ dan
(b) molekul IF_5

Penyelesaian

(a) ClO_3^+ \Rightarrow Atom pusat Cl^+ : $6 e^-$ val.

Atom ujung O : $6 e^-$ val.

\Rightarrow menggunakan bersama $2 e^-$

dari Cl^- (konfigurasi Ar)

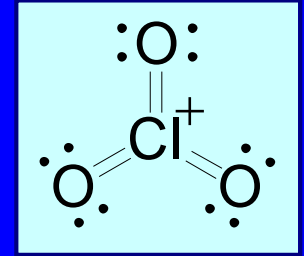
Maka: $6 e^- \text{Cl}^+$ \Rightarrow ikatan dengan 3 atom O

Tidak ada pasangan nonikatan

Notasi VSEPR = AB_3

$SN = 3 + 0 = 3$ tanpa pasangan e^- nonikatan:

Geometri molekul = geometri pasangan e^-



= **PLANAR TRIGONAL**

(b) IF_5 \Rightarrow Atom pusat I : 7 e^- val.

Atom ujung F : 7 e^- val.

\Rightarrow menggunakan bersama 1 e^-
dari I (konfigurasi Xe)

Maka: 5 e^- I \Rightarrow ikatan dengan 5 atom F

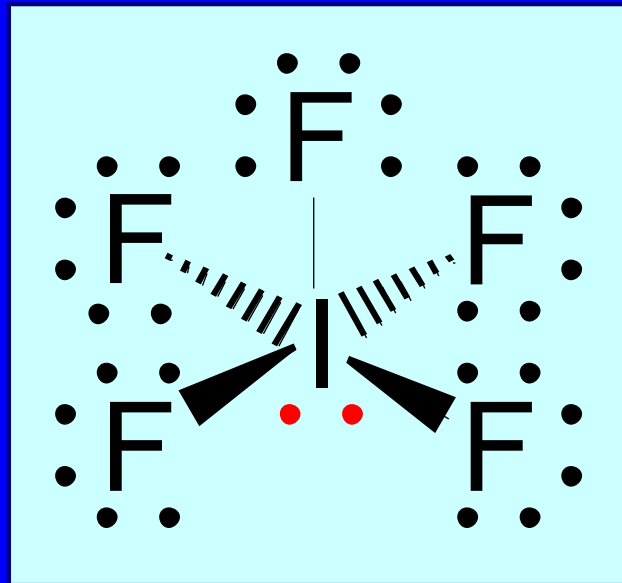
2 e^- sisanya \Rightarrow 1 pasangan menyendiri

Notasi VSEPR = AB_5U

$SN = 5 + 1 = 3$ dengan 1 pasangan e^- bebas:

Geometri pasangan e^- = Oktahedral

Geometri molekul = Piramida segi empat



LATIHAN SOAL-SOAL

1. Berapa banyak elektron valensi yang dimiliki oleh masing-masing atom dari unsur di bawah ini?
a. Be b. Na c. Se d. F e. K f. Sn
2. Golongkan ikatan dalam senyawa berikut sebagai ionik atau kovalen
a. NaF b. MgS c. MgO d. AlCl₃
3. Tuliskan rumus senyawa ionik yang dapat terbentuk dari pasangan unsur berikut. Sebutkan nama tiap senyawanya.
 - a. berilium dan fluorin
 - b. aluminium dan fosforus
 - c. bromin dan magnesium

4. **Jelaskan apa yang dimaksud dengan**
 - a. ikatan kovalen polar
 - b. molekul polar

5. **Gambarkan struktur titik-elektron untuk menunjukkan ikatan kovalen dari senyawa berikut:**
 - a. NCl_3
 - b. OF_2
 - c. PH_3

6. **Tentukan muatan formal untuk setiap atom dan muatan bersih seluruh molekul pada struktur Lewis berikut:**
 - a. $\text{N} \equiv \text{N} - \text{O}$
 - b. $\text{S} = \text{C} = \text{N}$

7. Urutkan masing-masing kelompok berikut menurut kenaikan polaritasnya

a. H – Cl, H – O, H - F

b. N – O, P - O, Al – O

c. H - Cl, Br - Br, B - N

SELAMAT BELAJAR
dan
TERIMA KASIH

