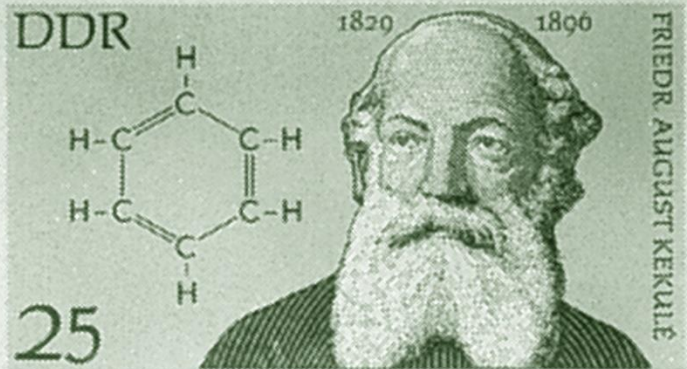
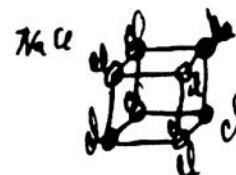
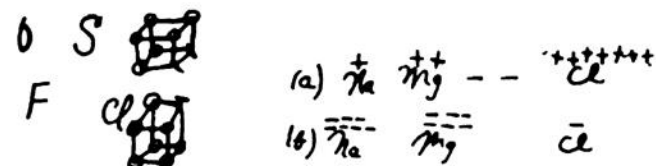




Bab 9



Elektron valensi adalah elektron kulit terluar dari suatu atom. Elektron valensi adalah elektron yang berpartisipasi dalam ikatan kimia.

<u>Golongan</u>	<u>Konfigurasi e⁻</u>	<u># e⁻ valensi</u>
1A	ns ¹	1
2A	ns ²	2
3A	ns ² np ¹	3
4A	ns ² np ²	4
5A	ns ² np ³	5
6A	ns ² np ⁴	6
7A	ns ² np ⁵	7

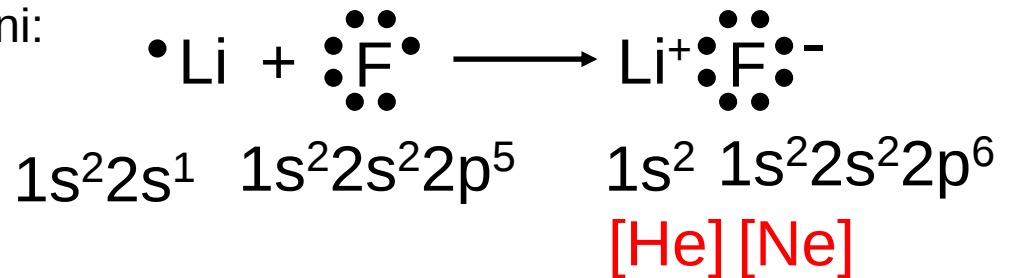
Lambang Titik Lewis untuk Unsur Golongan Utama dan Gas Mulia

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
•H												•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	He•
•Li	•Be•											•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ne•
•Na	•Mg•	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
•K	•Ca•											•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
•Rb	•Sr•											•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
•Cs	•Ba•											•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	•At•	•Rn•
•Fr	•Ra•																

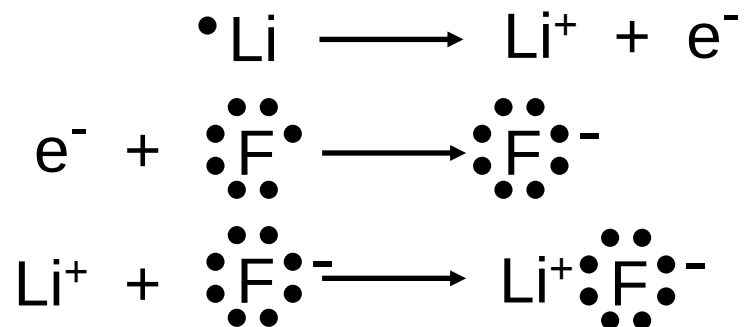
Ikatan Ionik

Ikatan ionik adalah gaya elektrostatik yang mengikat ion-ion bersama dalam senyawa ionik.

Misalnya, reaksi antara litium dan fluor untuk membentuk fluorida litium, sebuah bubuk putih beracun yang digunakan untuk menurunkan titik leleh solder dan dalam pembuatan keramik. Konfigurasi elektron litium adalah $1s^2 2s^1$, dan fluor adalah $1s^2 2s^2 2p^5$. Ketika atom-atom fluor dan litium bersentuhan satu sama lain, elektron valensi $2s^1$ dari litium diserahkan ke atom fluor. Menggunakan simbol titik Lewis, reaksi dituliskan seperti ini:



Jika dituliskan dalam langkah terpisah sbb.:



Energi Elektrostatik (Kisi)

Energi kisi (lattice energy) (E) adalah energi yang diperlukan untuk memisahkan satu mol senyawa ionik padat menjadi ion gas.

$$E = k \frac{Q_+ Q_-}{r}$$

Q_+ adalah muatan kation

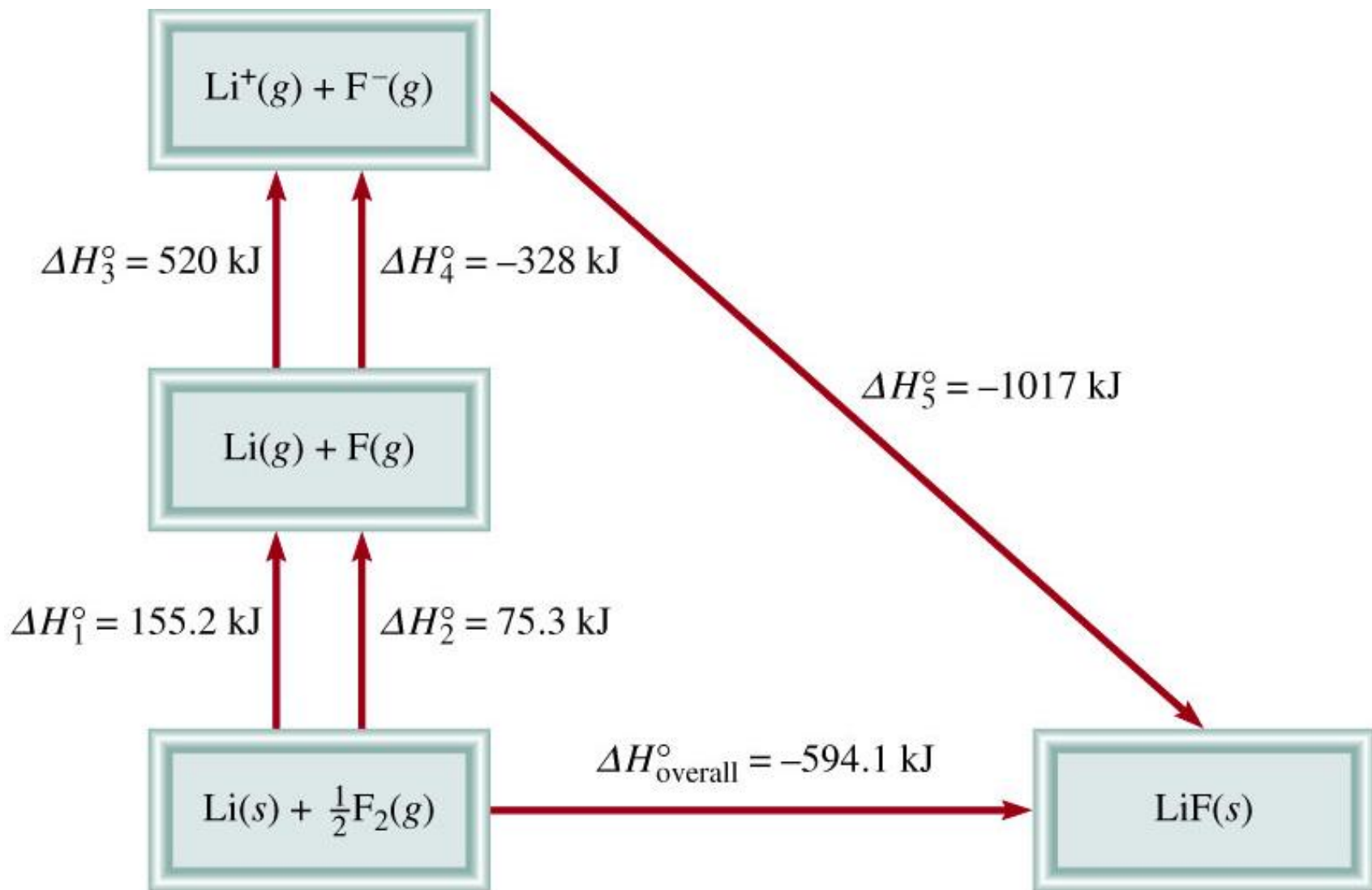
Q_- adalah muatan anion

r adalah jarak antar ion

Energi kisi (E) meningkat seiring dengan meningkatnya Q dan/atau saat r berkurang.

<u>senyawa</u>	<u>lattice energy</u>	
MgF ₂	2957	$Q = +2, -1$
MgO	3938	$Q = +2, -2$
LiF	1036	$r \text{ F}^- < r \text{ Cl}^-$
LiCl	853	

Siklus Born-Haber untuk Menentukan Energi Kisi



$$\Delta H_{\text{overall}}^\circ = \Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ + \Delta H_4^\circ + \Delta H_5^\circ$$

TABLE 9.1**Lattice Energies and Melting Points of Some Alkali Metal and Alkaline Earth Metal Halides and Oxides**

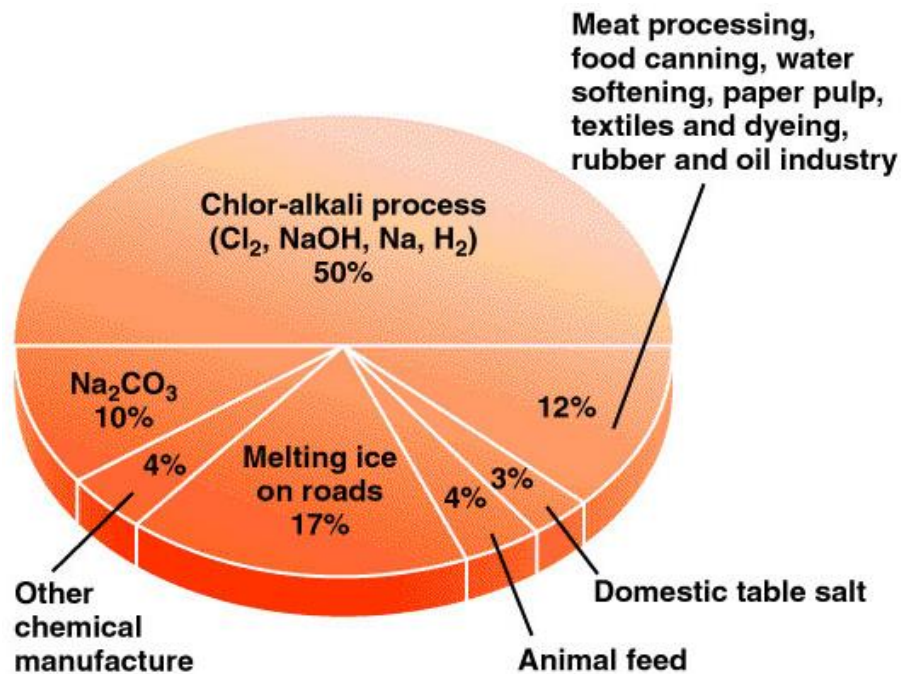
Compound	Lattice Energy (kJ/mol)	Melting Point (°C)
LiF	1017	845
LiCl	828	610
LiBr	787	550
LiI	732	450
NaCl	788	801
NaBr	736	750
NaI	686	662
KCl	699	772
KBr	689	735
KI	632	680
MgCl ₂	2527	714
Na ₂ O	2570	Sub*
MgO	3890	2800

*Na₂O sublimes at 1275°C.

Chemistry In Action:

Sodium Chloride

Mining Salt

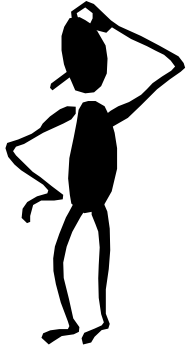


Solar Evaporation for Salt

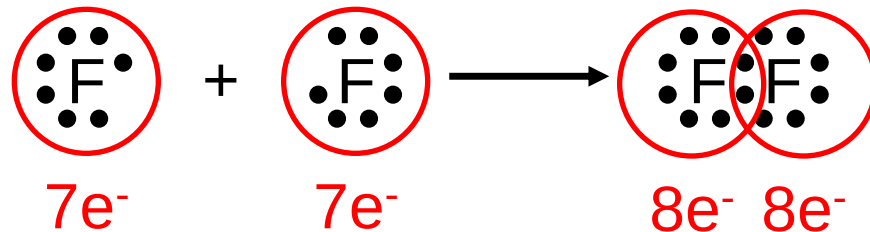


Ikatan kovalen

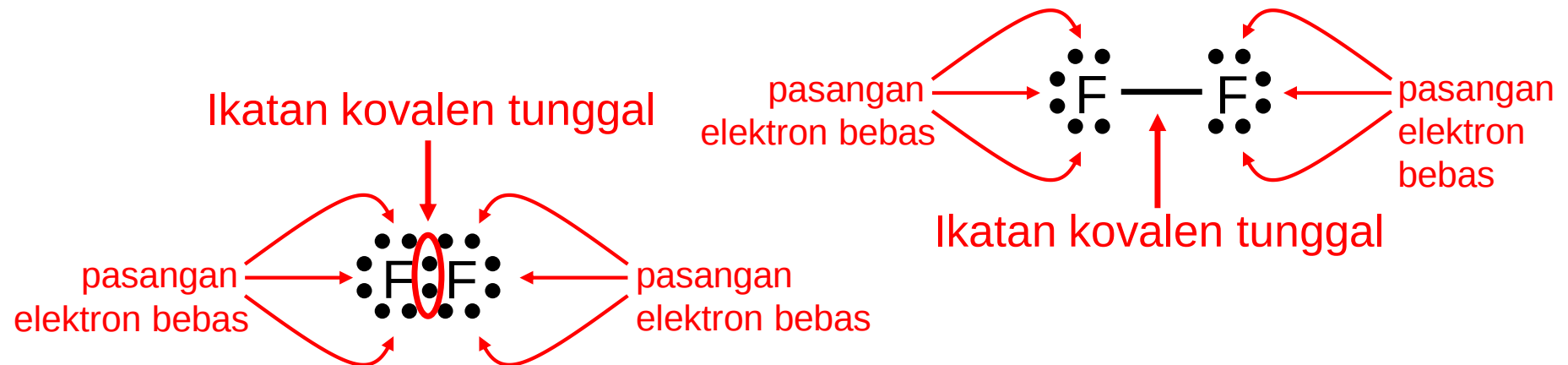
Ikatan Kovalen adalah ikatan kimia di mana dua atau lebih elektron diberikan atau disumbangkan oleh dua atom.



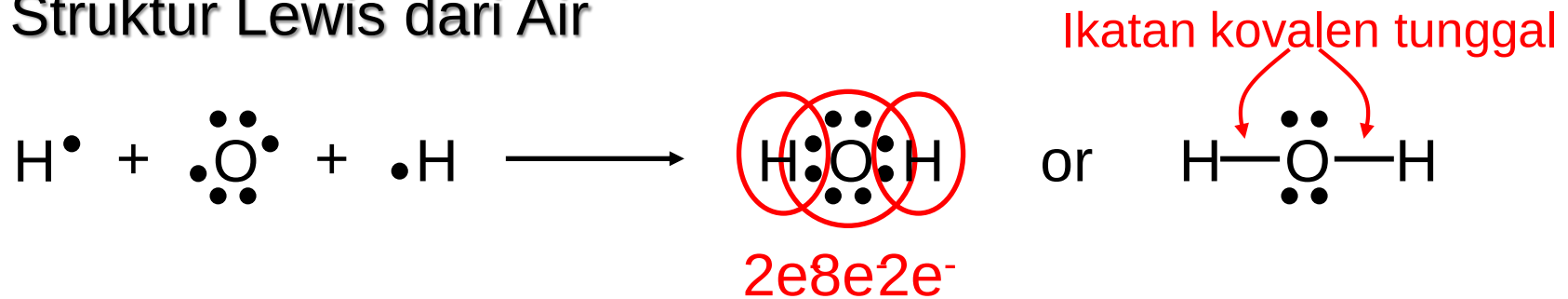
Mengapa dua atom harus memberikan elektron?



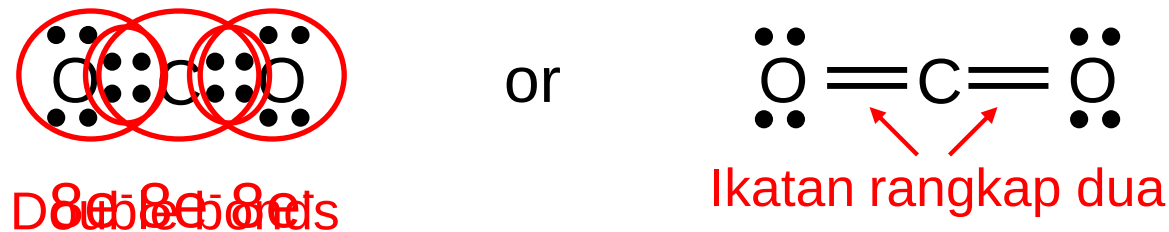
Struktur Lewis dari F_2



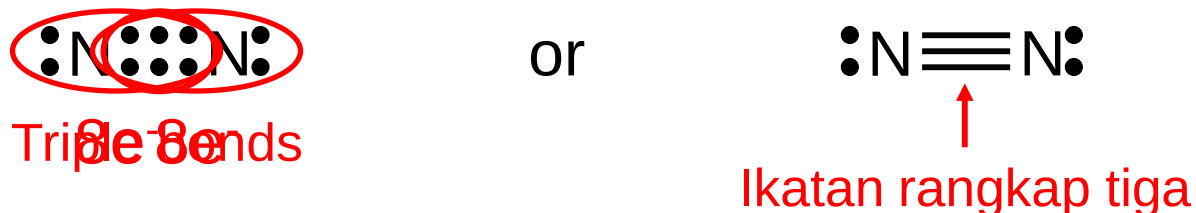
Struktur Lewis dari Air



Ikatan rangkap dua – dua atom berbagi dua pasangan elektron



Ikatan rangkap tiga – dua atom berbagi tiga pasangan elektron



Panjang dari Ikatan Kovalen

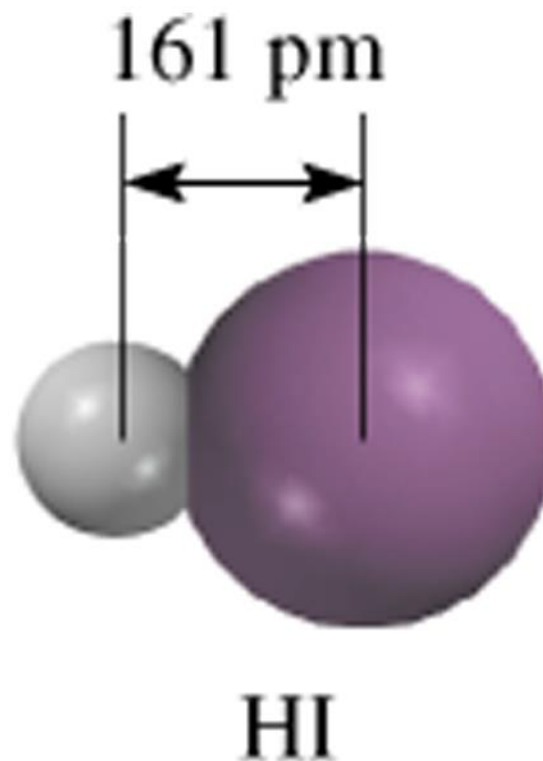


TABLE 9.2

Average Bond Lengths of Some Common Single, Double, and Triple Bonds

Bond Type	Bond Length (pm)
C—H	107
C—O	143
C=O	121
C—C	154
C=C	133
C≡C	120
C—N	143
C=N	138
C≡N	116
N—O	136
N=O	122
O—H	96

Panjang Ikatan atau *Bond Lengths*

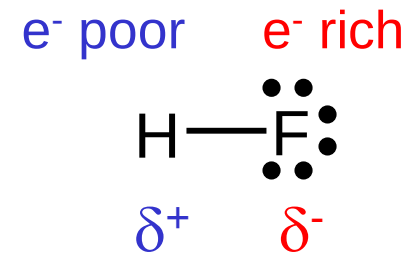
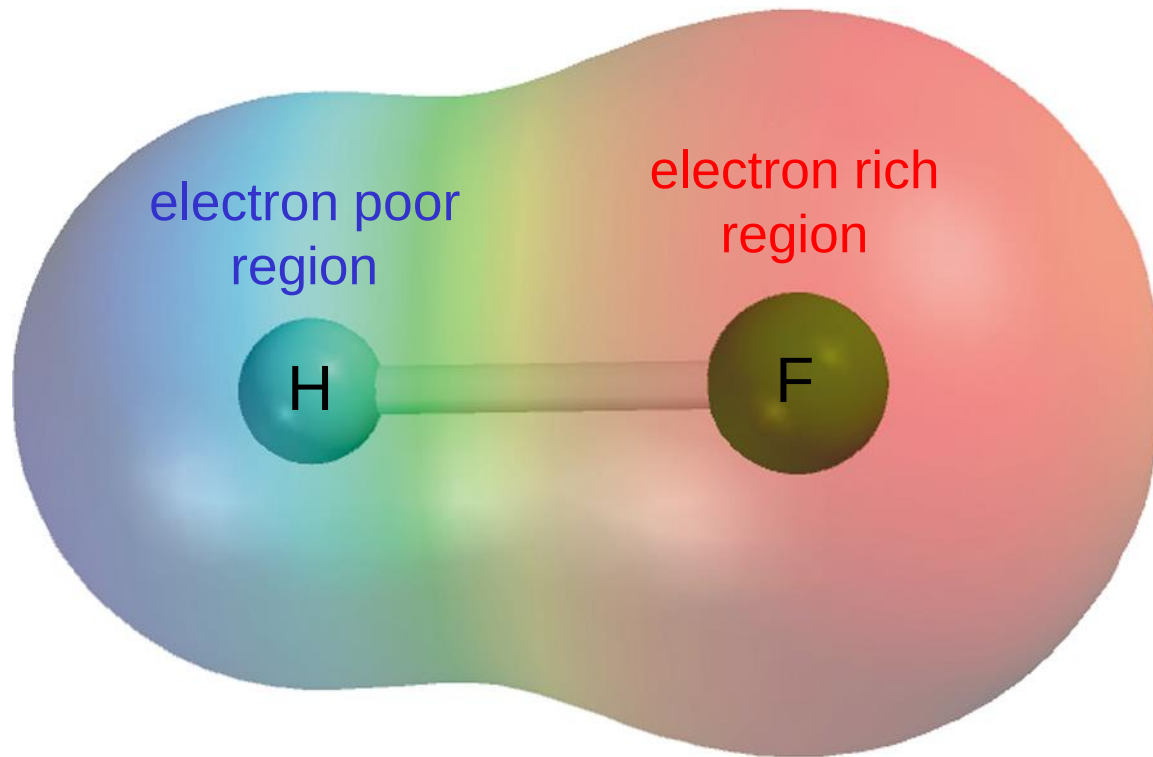
Triple bond < Double Bond < Single Bond

TABLE 9.3**Comparison of Some General Properties of an Ionic Compound and a Covalent Compound**

Property	NaCl	CCl ₄
Appearance	White solid	Colorless liquid
Melting point (°C)	801	−23
Molar heat of fusion* (kJ/mol)	30.2	2.5
Boiling point (°C)	1413	76.5
Molar heat of vaporization* (kJ/mol)	600	30
Density (g/cm ³)	2.17	1.59
Solubility in water	High	Very low
Electrical conductivity		
Solid	Poor	Poor
Liquid	Good	Poor

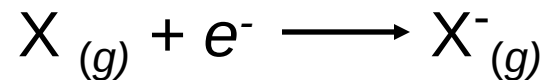
*Molar heat of fusion and molar heat of vaporization are the amounts of heat needed to melt 1 mole of the solid and to vaporize 1 mole of the liquid, respectively.

Ikatan Kovalen Polar atau ***ikatan polar*** adalah ikatan kovalen dengan kerapatan elektron yang lebih besar di sekitar salah satu dari dua atom.

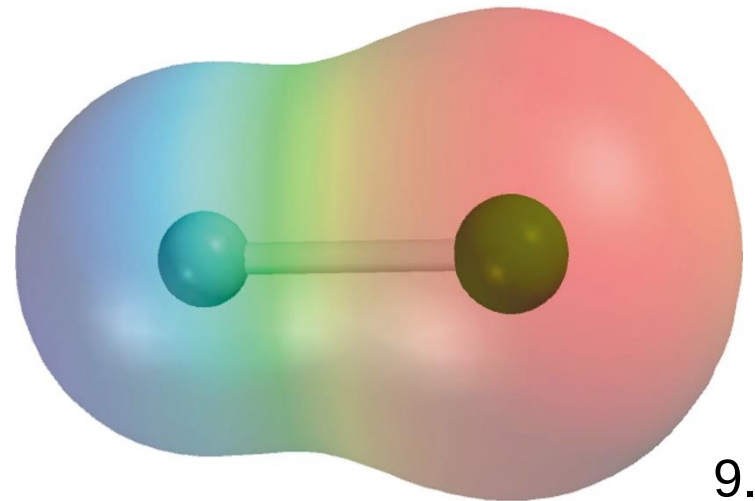


Keelektronegatifan (elektronegativitas) adalah kemampuan suatu atom untuk menarik elektron ke dirinya sendiri dalam suatu ikatan kimia.

Afinitas Elektron - **terukur**, Cl tertinggi



Elektronegativitas - **relatif**, F tertinggi



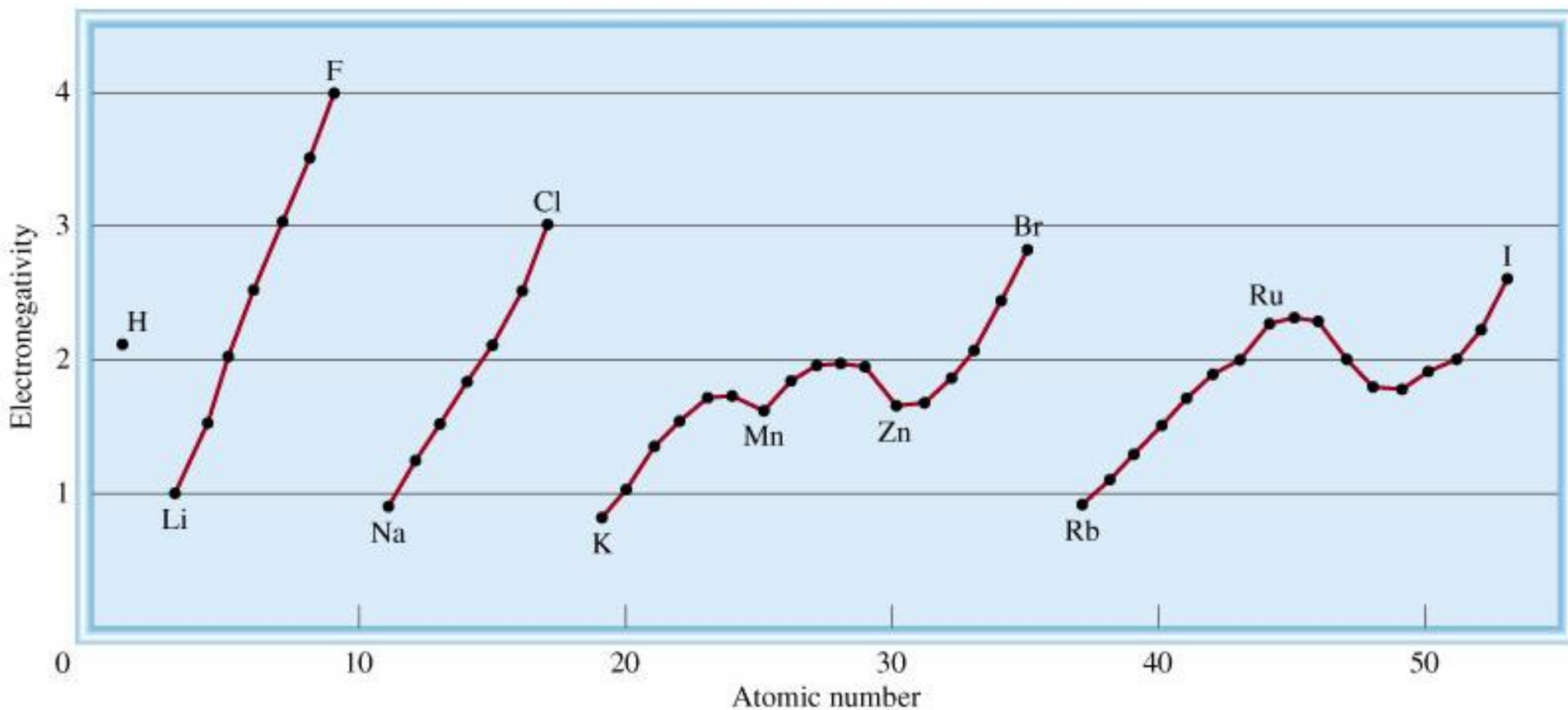
Keelektronegatifan Unsur-unsur secara Umum

Increasing electronegativity

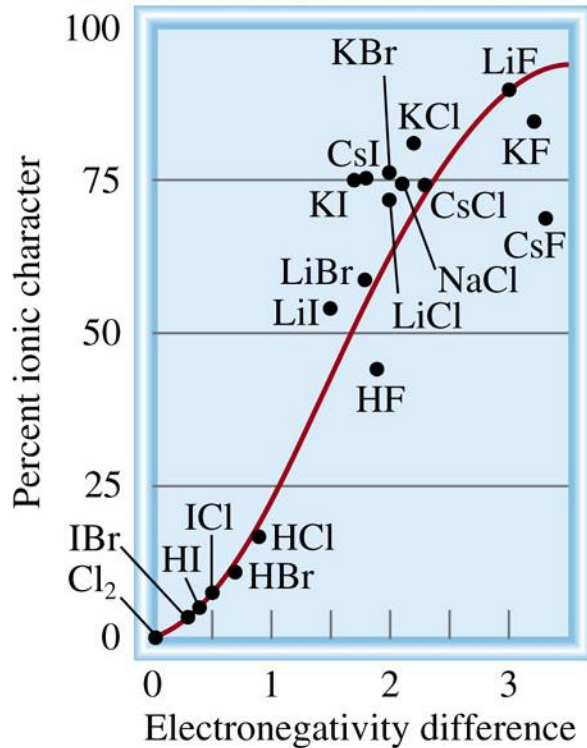
Increasing electronegativity																	
1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 2.1												B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Li 1.0	Be 1.5											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	
Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe 2.6
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	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	
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						
Fr 0.7	Ra 0.9																

Increasing electronegativity

Variasi Kelektronegatifan terhadap Nomor Atom



Klasifikasi ikatan dari selisih keelektronegatifan



Selisih

0

≥ 2

$0 < \text{dan} < 2$

Jenis Ikatan

Kovalen

Ionik

Kovalen Polar

Kenaikan selisih Keelektronegatifan

Kovalen

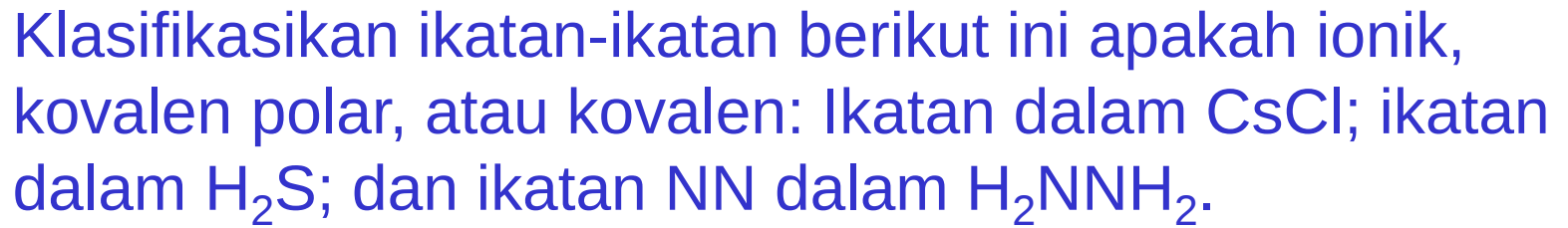
Kovalen Polar

Ionik

berbagi e⁻

transfer sebagian e⁻

transfer e⁻



lonik

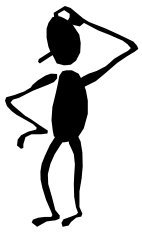
Kovalen Polar

Kovalen

9.5

Menulis Struktur Lewis

1. Gambarkan struktur rangka suatu senyawa yang menunjukkan atom-atom apa yang terikat satu sama lain. Letakkan unsur yang keelektronegativannya paling kecil di tengah.
2. Hitung jumlah total e- valensi. Tambahkan 1 untuk setiap muatan negatif. Kurangi 1 untuk setiap muatan positif.
3. Letakkan sepasang elektron (atau garis) pada setiap ikatan.
4. Lengkapi oktet untuk semua atom kecuali hidrogen.
5. Jika struktur mengandung terlalu banyak elektron, bentuklah ikatan rangkap dua dan rangkap tiga pada atom pusat sesuai kebutuhan.



Tuliskan struktur Lewis dari nitrogen trifluorida (NF₃).

Step 1 – N kurang elektronegatif dibandingkan dengan F, simpan di tengah

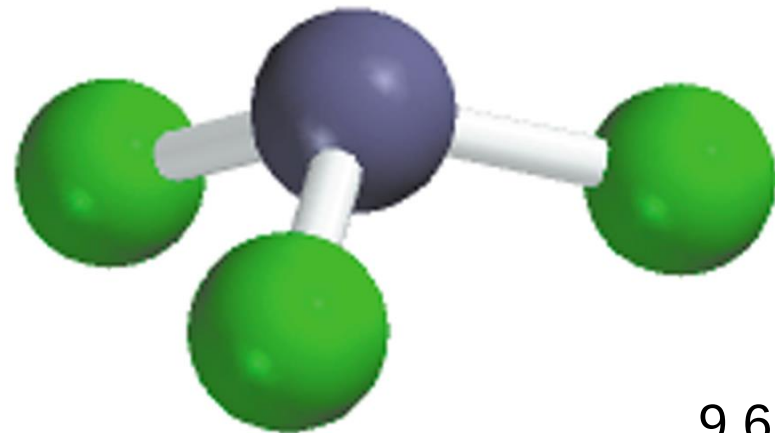
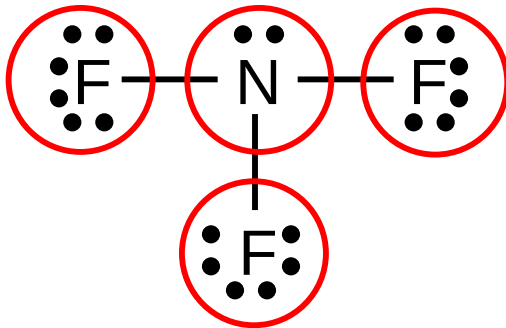
Step 2 – Hitung elektron valensi N - 5 (2s²2p³) and F - 7 (2s²2p⁵)

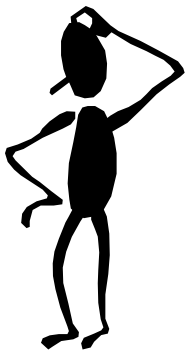
$$5 + (3 \times 7) = 26 \text{ elektron valensi}$$

Step 3 – Gambar *single bonds* antara atom-atom N dan F dan lengkapi oktet pada atom-atom N dan F.

Step 4 - Cek, apakah jumlah e⁻ dalam struktur sama dengan jumlah e⁻ valensi?

$$3 \text{ single bonds } (3 \times 2) + 10 \text{ lone pairs } (10 \times 2) = 26 \text{ electron valensi}$$





Write the Lewis structure of the carbonate ion (CO_3^{2-}).

Step 1 – C is less electronegative than O, put C in center

Step 2 – Count valence electrons C - 4 ($2s^2 2p^2$) and O - 6 ($2s^2 2p^4$)
-2 charge – $2e^-$

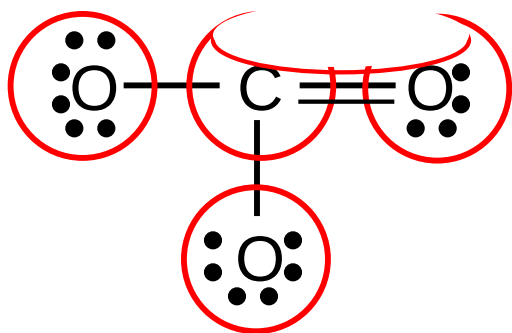
$$4 + (3 \times 6) + 2 = \text{24 valence electrons}$$

Step 3 – Draw single bonds between C and O atoms and complete octet on C and O atoms.

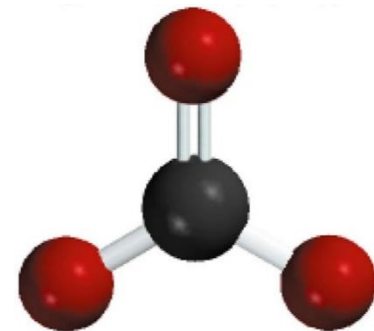
Step 4 - Check, are # of e^- in structure equal to number of valence e^- ?

$$3 \text{ single bonds } (3 \times 2) + 10 \text{ lone pairs } (10 \times 2) = \text{26 valence electrons}$$

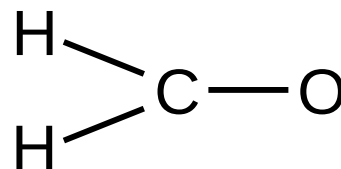
Step 5 - Too many electrons, form double bond and re-check # of e^-



$$\begin{array}{rcl} 2 \text{ single bonds } (2 \times 2) & = & 4 \\ 1 \text{ double bond} & = & 4 \\ 8 \text{ lone pairs } (8 \times 2) & = & 16 \\ \hline \text{Total} & = & 24 \end{array}$$



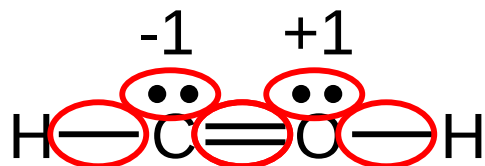
Dua struktur kerangka yang mungkin dari formaldehida (CH_2O)



Muatan formal (formal charge) dari suatu atom adalah selisih antara jumlah elektron-elektron valensi pada atom yang terisolasi dan jumlah elektron-elektron yang dialokasikan untuk atom tersebut dalam struktur Lewis.

$$\begin{array}{l} \text{muatan formal} \\ \text{pada suatu} \\ \text{atom dalam} \\ \text{struktur Lewis} \end{array} = \begin{array}{l} \text{jumlah total} \\ \text{elektron} \\ \text{valensi} \\ \text{dalam atom} \end{array} - \begin{array}{l} \text{jumlah total} \\ \text{dari elektron-} \\ \text{elektron} \\ \textit{nonbonding} \end{array} - \frac{1}{2} \left(\begin{array}{l} \text{jumlah total} \\ \text{dari elektron-} \\ \text{elektron} \\ \textit{bonding} \end{array} \right)$$

Jumlah muatan formal dari atom-atom dalam suatu molekul atau ion harus sama dengan muatan pada molekul atau ion tersebut.



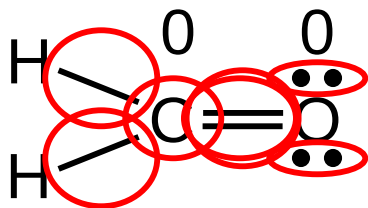
$$\begin{array}{r}
 \text{C} - 4 e^- \\
 \text{O} - 6 e^- \\
 2\text{H} - 2 \times 1 e^- \\
 \hline
 12 e^-
 \end{array}$$

$$\begin{array}{r}
 2 \text{ single bonds } (2 \times 2) = 4 \\
 1 \text{ double bond} = 4 \\
 2 \text{ lone pairs } (2 \times 2) = 4 \\
 \hline
 \text{Total} = 12
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 \text{muatan formal} \\
 \text{pada suatu} \\
 \text{atom dalam} \\
 \text{struktur Lewis}
 \end{array}
 =
 \begin{array}{l}
 \text{jumlah total} \\
 \text{elektron} \\
 \text{valensi} \\
 \text{dalam atom}
 \end{array}
 -
 \begin{array}{l}
 \text{jumlah total} \\
 \text{dari elektron-} \\
 \text{elektron} \\
 \text{nonbonding}
 \end{array}
 -
 \frac{1}{2}
 \left(
 \begin{array}{l}
 \text{jumlah total} \\
 \text{dari elektron-} \\
 \text{elektron} \\
 \text{bonding}
 \end{array}
 \right)$$

$$\begin{array}{l}
 \text{formal charge} \\
 \text{on C}
 \end{array}
 = 4 - 2 - \frac{1}{2} \times 6 = -1$$

$$\begin{array}{l}
 \text{formal charge} \\
 \text{on O}
 \end{array}
 = 6 - 2 - \frac{1}{2} \times 6 = +1$$



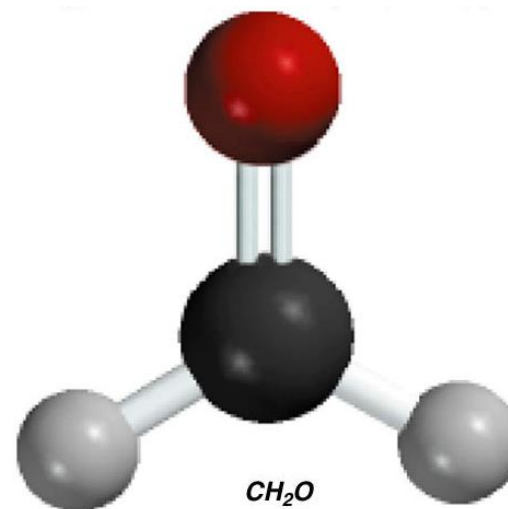
$$\begin{array}{r}
 \text{C} - 4 e^- \\
 \text{O} - 6 e^- \\
 2\text{H} - 2 \times 1 e^- \\
 \hline
 12 e^-
 \end{array}$$

$$\begin{array}{r}
 2 \text{ single bonds } (2 \times 2) = 4 \\
 1 \text{ double bond} = 4 \\
 2 \text{ lone pairs } (2 \times 2) = 4 \\
 \hline
 \text{Total} = 12
 \end{array}$$

muatan formal pada suatu atom dalam struktur Lewis = jumlah total elektron valensi dalam atom - jumlah total dari elektron-elektron *nonbonding* - $\frac{1}{2}$ (jumlah total dari elektron-elektron *bonding*)

$$\text{formal charge on C} = 4 - 0 - \frac{1}{2} \times 8 = 0$$

$$\text{formal charge on O} = 6 - 4 - \frac{1}{2} \times 4 = 0$$

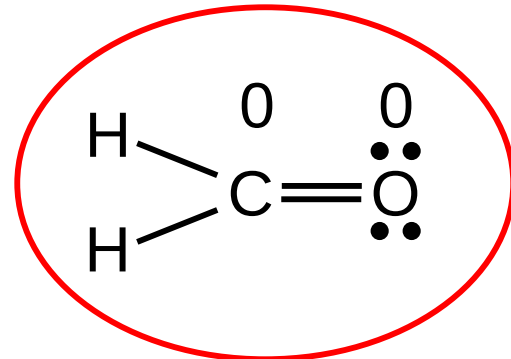
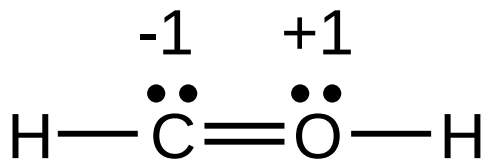


Muatan Formal dan Struktur Lewis

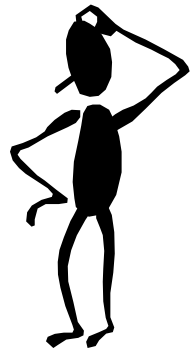
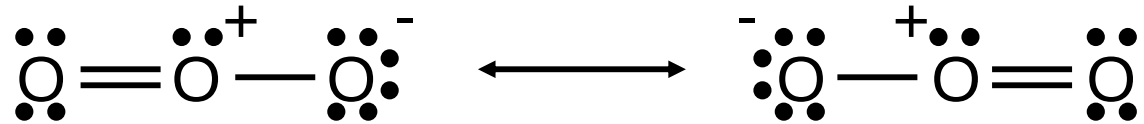
1. Untuk molekul netral, struktur Lewis yang tidak memiliki muatan formal lebih disukai dibandingkan dengan struktur yang memiliki beban formal.
2. Struktur Lewis dengan muatan formal besar kurang mungkin terjadi dibandingkan dengan struktur yang memiliki muatan formal kecil
3. Di antara struktur Lewis yang memiliki distribusi muatan formal yang sama, struktur yang paling mungkin adalah muatan formal negatif diletakkan pada atom yang lebih elektronegatif.



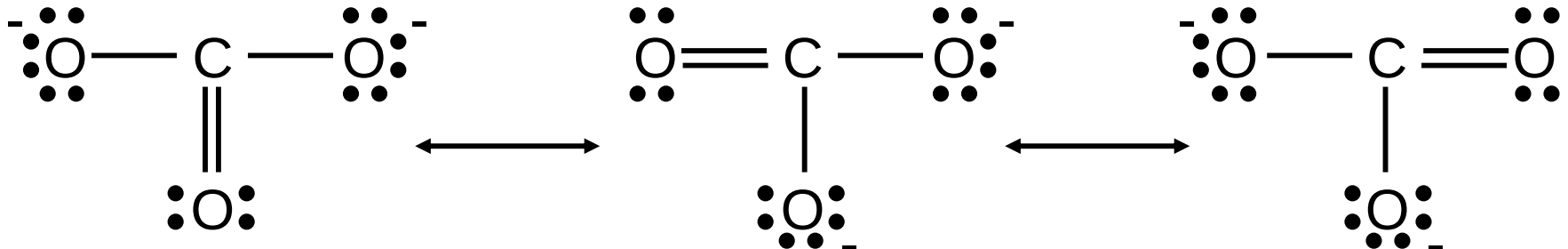
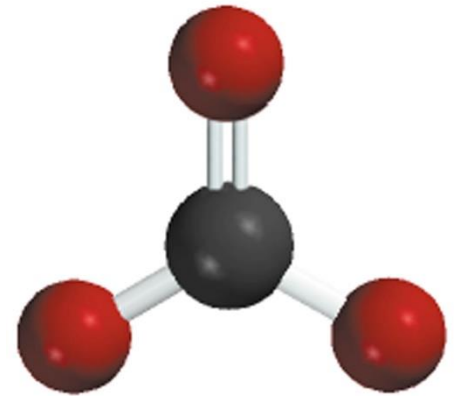
Manakah struktur Lewis yang paling mungkin untuk CH_2O ?



Struktur resonansi adalah salah satu dari dua atau lebih struktur Lewis untuk satu molekul yang tidak dapat diwakili secara akurat oleh hanya satu struktur Lewis.

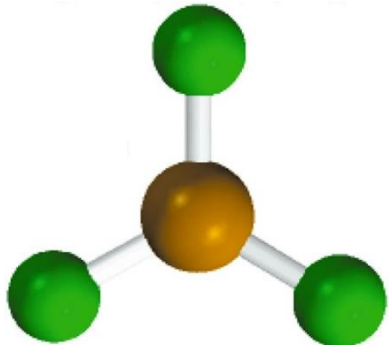
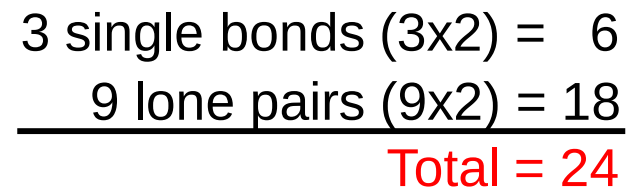
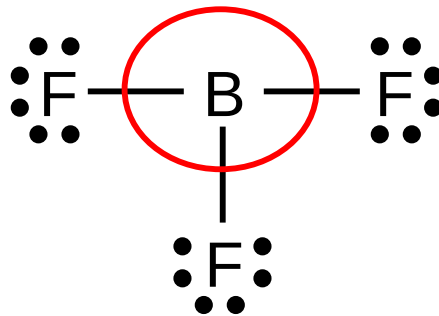
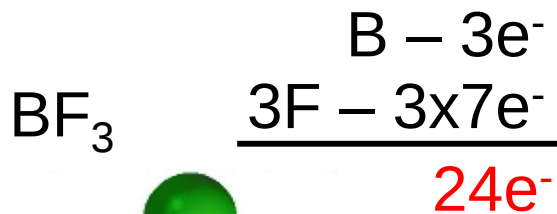
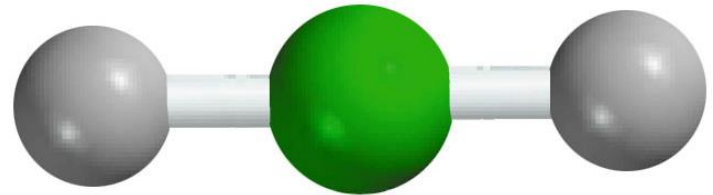
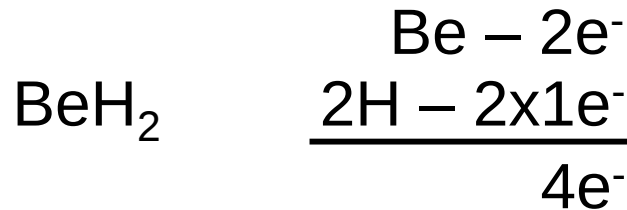


Apa saja struktur resonansi dari ion karbonat (CO_3^{2-})?



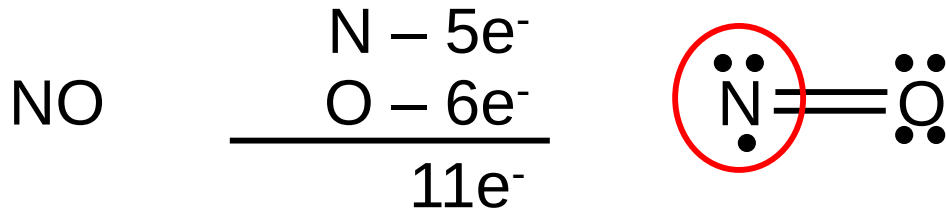
Pengecualian Aturan Oktet

The Incomplete Octet

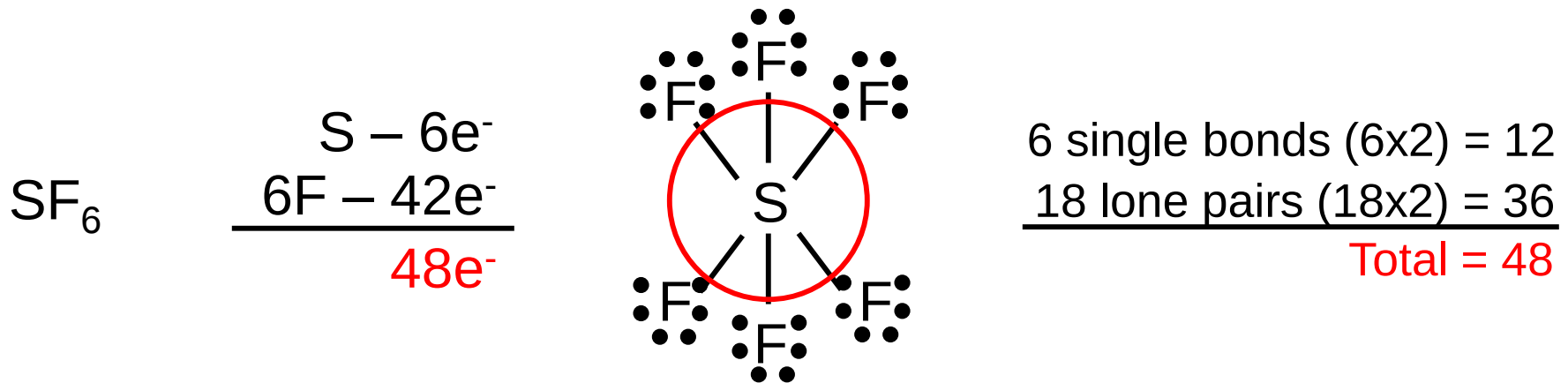


Pengecualian Aturan Oktet

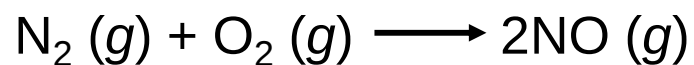
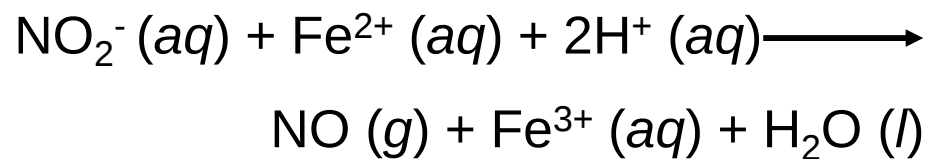
Molekul-molekul berelektron ganjil



Oktet yang Diperluas (atom pusat dengan bilangan kuantum utama $n > 2$)



Chemistry In Action: Just Say NO



Perubahan entalpi yang diperlukan untuk memutuskan ikatan tertentu dalam satu mol dari molekul-molekul gas adalah **energi ikatan (*bond energy*)**.

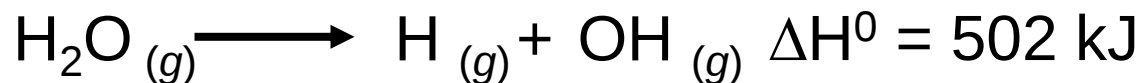
Energi Ikatan



Bond Energies

Single bond < Double bond < Triple bond

Energi Ikatan rata-rata dalam molekul-molekul poliatom



$$\text{Average OH bond energy} = \frac{502 + 427}{2} = 464 \text{ kJ}$$

TABLE 9.4

Some Bond Enthalpies of Diatomic Molecules* and Average Bond Enthalpies for Bonds in Polyatomic Molecules

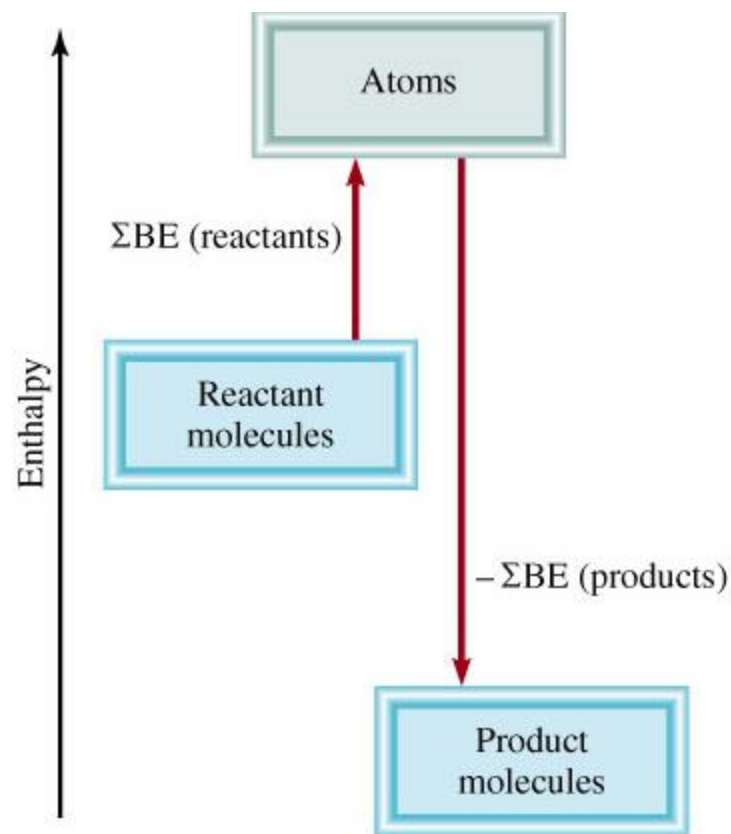
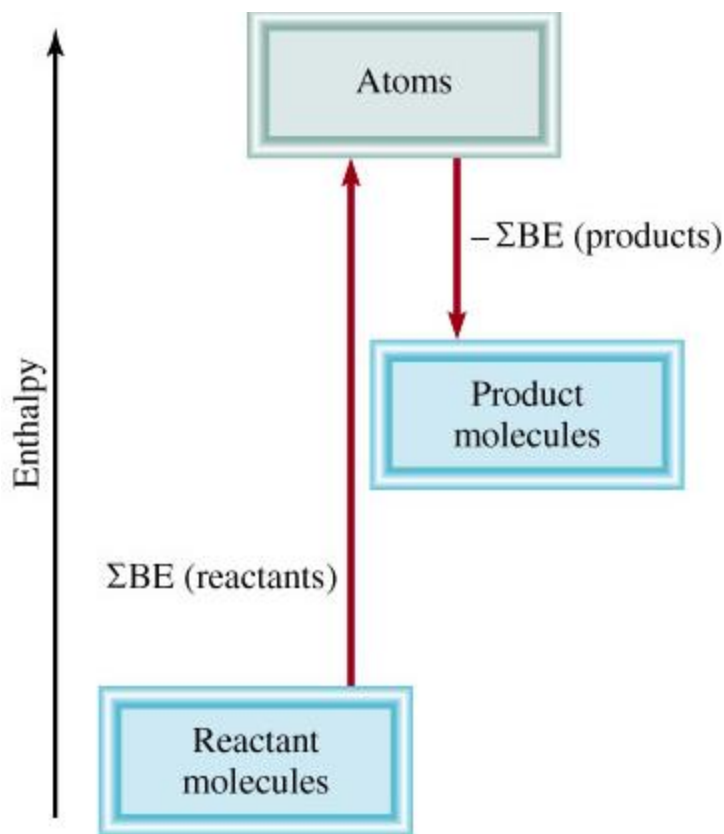
Bond	Bond Enthalpy (kJ/mol)	Bond	Bond Enthalpy (kJ/mol)
H—H	436.4	C—S	255
H—N	393	C=S	477
H—O	460	N—N	193
H—S	368	N=N	418
H—P	326	N≡N	941.4
H—F	568.2	N—O	176
H—Cl	431.9	N=O	607
H—Br	366.1	O—O	142
H—I	298.3	O=O	498.7
C—H	414	O—P	502
C—C	347	O=S	469
C=C	620	P—P	197
C≡C	812	P=P	489
C—N	276	S—S	268
C=N	615	S=S	352
C≡N	891	F—F	156.9
C—O	351	Cl—Cl	242.7
C=O ⁺	745	Br—Br	192.5
C—P	263	I—I	151.0

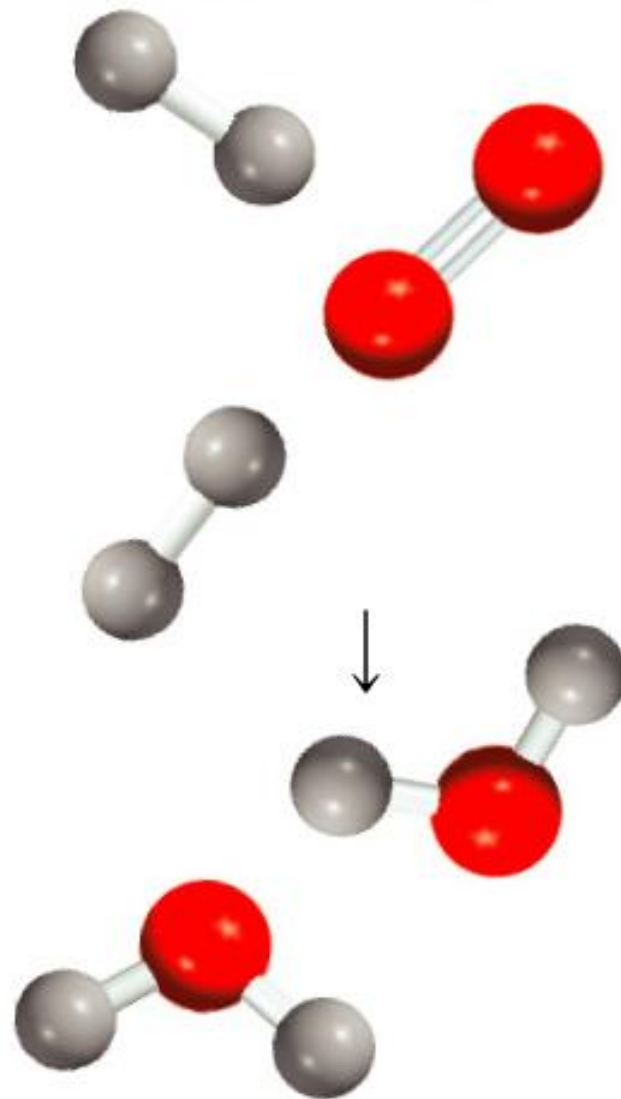
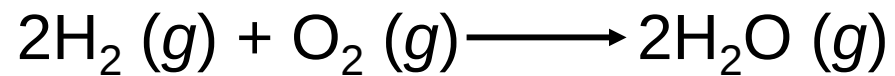
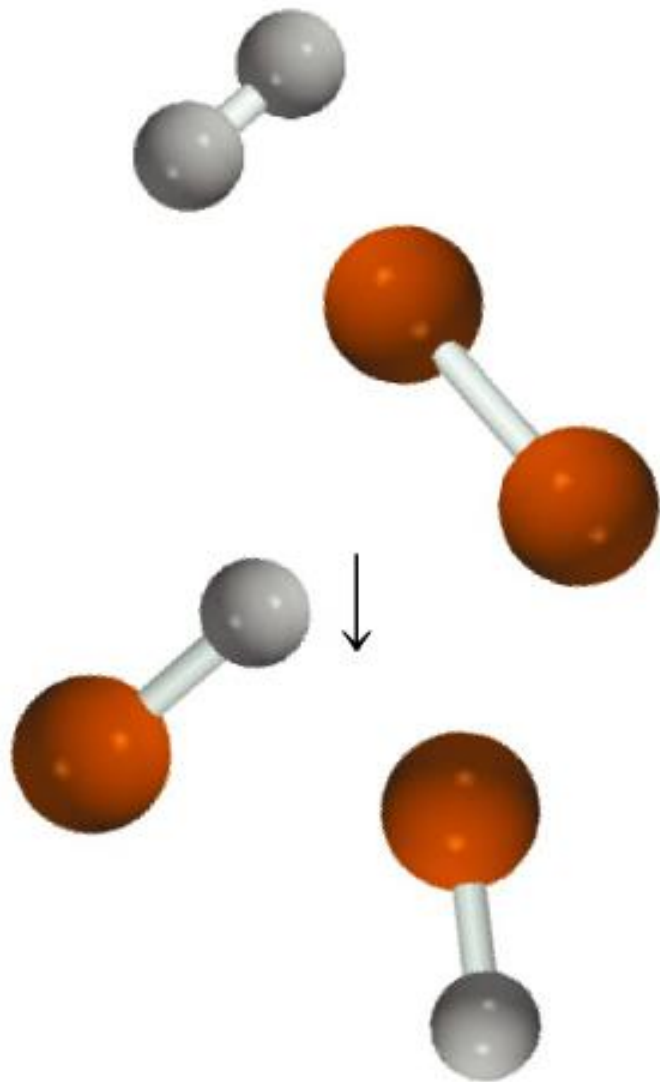
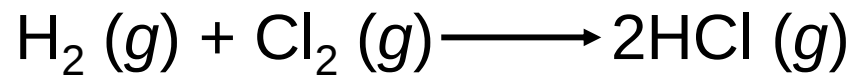
Energi Ikatan atau *Bond Energies* (BE) dan Perubahan Entalpi dalam Reaksi



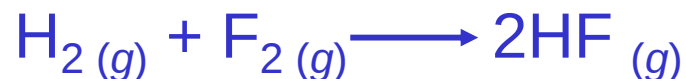
Bayangkan reaksi berlangsung dengan memutuskan semua ikatan dalam reaktan dan kemudian menggunakan atom-atom gas untuk membentuk semua ikatan dalam produk.

$$\begin{aligned}\Delta H^0 &= \text{total energy input} - \text{total energy released} \\ &= \Sigma \text{BE}(\text{reactants}) - \Sigma \text{BE}(\text{products})\end{aligned}$$





Gunakan energi ikatan untuk menghitung perubahan entalpi untuk:

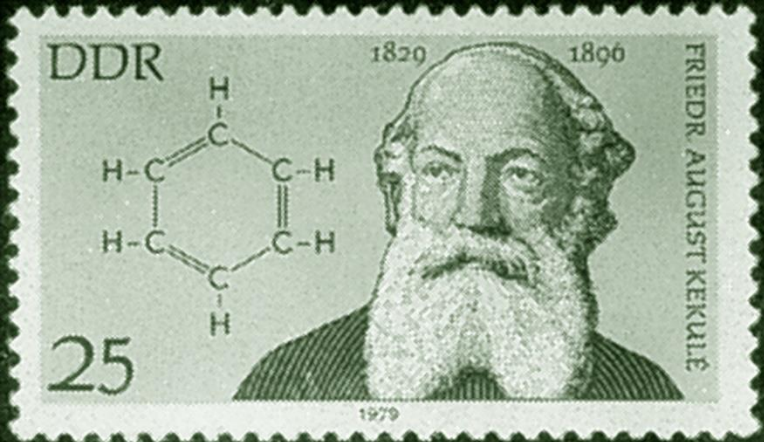


$$\Delta H^0 = \Sigma \text{BE}(\text{reactants}) - \Sigma \text{BE}(\text{products})$$



Type of bonds broken	Number of bonds broken	Bond energy (kJ/mol)	Energy change (kJ)
H — H	1	436.4	436.4
F — F	1	156.9	156.9
Type of bonds formed	Number of bonds formed	Bond energy (kJ/mol)	Energy change (kJ)
H — F	2	568.2	1136.4

$$\Delta H^0 = 436.4 + 156.9 - 2 \times 568.2 = -543.1 \text{ kJ}$$



SELESAL

