



MODUL KIMIA DASAR ANORGANIK
KES 202 (KJ010)

Materi Pertemuan 3
Struktur Atom, Konfigurasi, dan Teori Lewis

Disusun Oleh:
Reza Fadhillah, S.TP., M.Si

UNIVERSITAS ESA UNGGUL
2018

1. PENDAHULUAN

Ikatan kimia merupakan ikatan yang terjadi antar atom atau antar molekul dengan cara: atom yang 1 melepaskan elektron, sedangkan atom yang lain menerima elektron dan penggunaan bersama pasangan elektron yang berasal dari salah 1 atom. Tujuan pembentukan ikatan kimia adalah untuk pencapaian kestabilan suatu unsur. Elektron yang berperan pada pembentukan ikatan kimia adalah elektron valensi dari suatu atom/unsur yang terlibat. Elektron valensi adalah elektron yang berada pada kulit terluar. Untuk memudahkan penggambaran elektron valensi pada atom suatu unsur dan ikatan yang terbentuk dapat menggunakan simbol Lewis (simbol titik-elektron Lewis).

Konsep tentang ikatan kimia pertama kali dikemukakan pada tahun 1916 oleh Gilbert Newton Lewis dari Amerika dan Albrecht Kossel dari Jerman. Penemuan konsep tentang ikatan kimia ini didasari dari beberapa kenyataan tentang sifat-sifat atom dalam unsur yaitu:

- Kenyataan bahwa unsur gas mulia (golongan VIIIA) yaitu **He, Ne, Ar, Kr, Xe dan Rn** sukar membentuk senyawa. Hal ini mengindikasikan bahwa unsur gas mulia memiliki susunan elektron yang stabil.
- Setiap atom mempunyai kecenderungan untuk memiliki susunan elektron yang stabil seperti gas mulia. Caranya dengan melepaskan elektron atau menangkap elektron dari unsur lain.
- Untuk memperoleh susunan elektron yang stabil hanya dapat dicapai dengan cara berikatan dengan atom lain, yaitu dengan cara melepaskan elektron, menangkap elektron, maupun pemakaian elektron secara bersama-sama.

Proses Pembentukan Ikatan Kimia

Antara dua atom atau lebih dapat saling berinteraksi dan membentuk molekul. Interaksi ini selalu disertai dengan pelepasan energi, sedangkan gaya yang menahan atom-atom dalam molekul merupakan suatu ikatan kimia. Ikatan kimia terbentuk karena unsur-unsur ingin memiliki konfigurasi elektron stabil. Konfigurasi elektron stabil yang dimaksud yaitu konfigurasi elektron pada gas mulia.

Tabel konfigurasi elektron unsur golongan gas mulia

Unsur	Nomor Atom	K	L	M	N	O	P
He	2	2					
Ne	10	2	8				
Ar	18	2	8	8			
Kr	36	2	8	18	8		
Xe	54	2	8	18	18	8	
Rn	86	2	8	18	32	18	8

Kecenderungan atom-atom untuk memiliki konfigurasi elektron seperti gas mulia (8 elektron valensi) disebut **kaidah oktet**. Sementara itu, atom-atom yang memiliki kecenderungan untuk memiliki konfigurasi elektron seperti gas helium (2 elektron valensi) disebut **kaidah duplet**.

Pengertian Aturan Oktet dan Duplet

Diketahui bahwa sebagian besar unsur-unsur yang ditemukan di alam berupa senyawa seperti oksigen (O_2), karbon dioksida (CO_2), air (H_2O), amonia (NH_3), dan asam sulfat (H_2SO_4). Unsur-unsur dalam senyawa-senyawa tersebut membentuk suatu ikatan stabil. Pun demikian masih ada beberapa unsur yang ditemukan bukan dalam bentuk senyawa, melainkan adalah unsur tunggal. Antara lain, Neon (Ne), Argon (Ar), Kripton (Kr), Xenon (Xe) dan Radon (Rn). Unsur golongan gas mulia jarang ditemukan berikatan dengan unsur lain kecuali Kr, Xe dan Rn, yang dapat bereaksi meski diperlukan kondisi khusus.

Ke-5 unsur tunggal tersebut merupakan unsur golongan VIIIA (gas mulia) yang sangat stabil. Sedangkan unsur lain selain gas mulia tidak stabil dan cenderung membentuk ion atau senyawa.

1. Tabel konfigurasi elektron unsur gas mulia

Unsur	Nomor Atom	K	L	M	N	O	P
He	2	2					
Ne	10	2	8				
Ar	18	2	8	8			
Kr	36	2	8	18	8		
Xe	54	2	8	18	18	8	
Rn	86	2	8	18	32	18	8

2. Tabel konfigurasi elektron unsur selain gas mulia

Unsur	Nomor Atom	K	L	M	N	O	P
Li	3	2	1				
Mg	12	2	8	2			
B	5	2	3				
N	7	2	5				
O	8	2	6				
F	9	2	7				

Dari kedua tabel di atas, elektron valensi pada unsur gas mulia berjumlah 8 kecuali helium. Sedangkan pada unsur selain gas mulia elektron valensinya bervariasi. Unsur yang berlektron valensi 8 bersifat stabil sedangkan unsur yang berlektron valensi bukan 8 bersifat reaktif. Nah unsur-unsur yang bersifat reaktif ini akan cenderung ingin menjadi stabil seperti unsur gas mulia dengan cara membentuk suatu ikatan yang dinamakan ikatan kimia.

Ikatan kimia dapat terbentuk apabila unsur mejadi bentuk ion baik **anion (ion negatif)** maupun kation (**ion positif**). Ion ini dapat terbentuk dengan cara menerima atau melepas elektron. Unsur-unsur selain gas mulia untuk menjadi bentuk ion harus menangkap atau melepas elektron sehingga elektron valensinya menjadi 8 atau 2.

Proses unsur non-gas mulia menuju stabil

Unsur	Nomor Atom	Konfigurasi Elektron		Membentuk Ion dengan cara		Bentuk Ion
				Melepas	Menerima	
Li	3	2	1	1	-	Li^+
Mg	12	2	8	2	-	Mg^{2+}
F	9	2	7	-	1	F^-
O	8	2	6	-	2	O^{2-}

Konfigurasi elektron ion telah stabil

Ion	Nomor Atom	Konfigurasi Elektron	
Li^+	2	2	
Mg^{2+}	10	2	8
F^-	10	2	8
O^{2-}	10	2	8

Unsur Li, Mg, F, dan O merupakan unsur yang tidak stabil dan setelah menjadi bentuk Li^+ , Mg^{2+} , F^- , O^{2-} menjadi stabil karena jumlah elektron pada kulit terluar (elektron valensi) sudah sama dengan unsur gas mulia. Kecenderungan unsur untuk memiliki elektron valensi seperti pada unsur gas mulia ini dinamakan **aturan oktet dan duplet**. Dengan demikian aturan atau kaidah duplet dan oktet dapat dituliskan sebagai berikut:

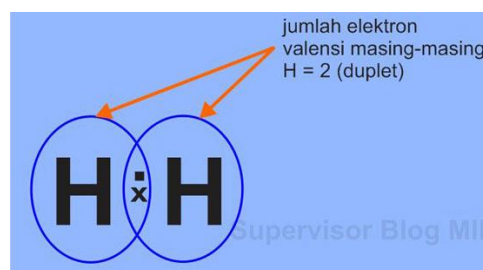
Aturan Duplet : Konfigurasi elektron stabil dengan jumlah dua elektron pada kulit terluar (elektron valensi = 2)

Aturan Oktet : Konfigurasi elektron stabil dengan jumlah delapan elektron pada kulit terluar (elektron valensi = 8)

Contoh Senyawa yang Memenuhi Kaidah Duplet dan Oktet

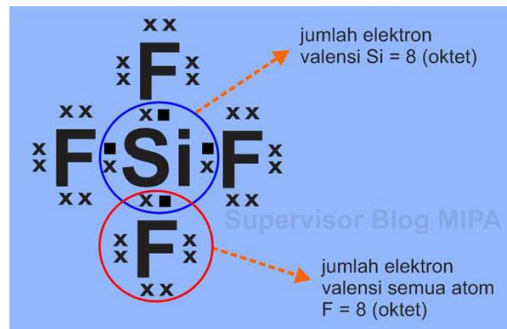
1. Senyawa Duplet

Contoh senyawa yang memenuhi kaidah duplet adalah H_2 . H_2 terbentuk dari 2 atom H. Atom H mempunyai elektron valensi = 1. Untuk mencapai kestabilan aturan duplet, atom H memerlukan 1 elektron lagi dari atom H yang lain. Struktur lewis H_2 digambarkan sebagai berikut:



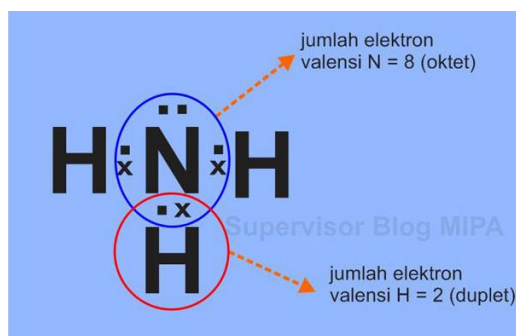
2. Senyawa Oktet

Contoh senyawa yang memenuhi aturan oktet adalah SiF_4 (Silikon tetrafluorida). Atom Si memiliki elektron valensi 4, untuk mencapai kestabilan atom Si memerlukan 4 elektron lagi. Atom F memiliki elektron valensi 7, untuk stabil F memerlukan 1 elektron. Dengan saling memasangkan 1 elektron maka senyawa SiF_4 membentuk ikatan kovalen yang memenuhi kaidah oktet. Struktur lewis senyawa ini adalah sebagai berikut:



3. Senyawa Oktet-Duplet

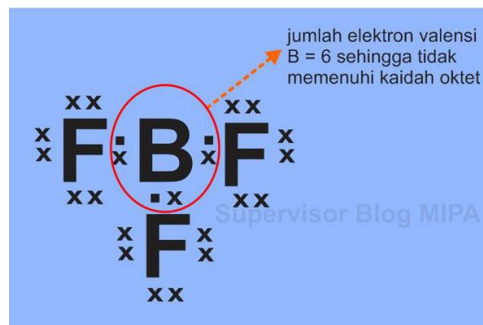
Contoh senyawa yang memenuhi kaidah oktet dan duplet sekaligus adalah NH_3 (Amonia). Atom N memiliki elektron valensi 5. Untuk mencapai kestabilan, N memerlukan 3 elektron dari tiga atom H dan berikatan bersama membentuk senyawa kovalen. Struktur lewis NH_3 adalah sebagai berikut:



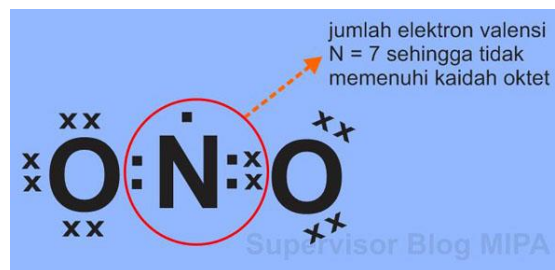
Pengecualian Aturan Oktet

Pada kenyataannya tidak semua senyawa yang berikatan selalu memenuhi aturan oktet maupun aturan duplet. Oleh karena itu aturan oktet memiliki beberapa pengecualian dalam merumuskan senyawa. Pengecualian kaidah oktet dibagi dalam tiga kelompok:

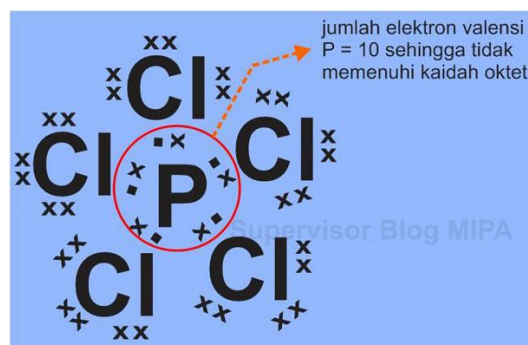
1. Senyawa yang tidak mencapai aturan oktet (oktet tidak sempurna)
Senyawa yang atom pusatnya mempunyai elektron valensi kurang dari 4 termasuk dalam kategori ini. Hal ini menyebabkan setelah semua elektron valensi dipasangkan tetap saja belum mencapai oktet. Contohnya adalah senyawa **BeCl_2** , **BCl_3** , **BF_3** dan **AlBr_3** .



2. Senyawa dengan jumlah elektron valensi ganjil
 Contoh senyawa yang memiliki elektron valensi ganjil adalah NO_2 . Atom N memiliki elektron valensi 5 dan atom O memiliki elektron valensi 6. Jadi total elektron valensi dalam senyawa NO_2 adalah $5 + 6 + 6 = 17$ (ganjil). Kemungkinan struktur lewis senyawa NO_2 adalah:



3. Senyawa yang melampaui aturan oktet (oktet tereksansi)
 Oktet tereksansi terjadi pada unsur-unsur periode 3 atau lebih yang dapat menampung lebih 8 elektron valensi pada kulit terluarnya (kulit M dapat menampung 18 elektron). Beberapa contoh senyawa yang mengalami oktet tereksansi adalah PCl_5 , SF_6 , ClF_3 , IF_7 dan SbCl_5 .



Kegagalan Aturan Oktet

Aturan oktet gagal dalam meramalkan rumus kimia senyawa dari unsur-unsur transisi (golongan B) maupun unsur postransisi (unsur logam setelah unsur transisi dalam Sistem Periodik Unsur (SPU), seperti galium (Ga), timah (Sn) dan Bismut (Bi). Karena pada umumnya, unsur transisi maupun postransisi tidak memenuhi kaidah oktet.

Sebagai contoh, unsur Sn mempunyai 4 elektron valensi, tetapi senyawanya lebih banyak dengan tingkat oksidasi +2 seperti $\text{Sn}(\text{OH})_2$. Begitu juga dengan Bi yang memiliki 5 elektron valensi, tetapi senyawanya lebih banyak dengan tingkat oksidasi +1 dan +3 seperti $\text{Bi}(\text{OH})_3$.

2. STRUKTUR ATOM (PROTON, ELEKTRON, DAN NEUTRON)

Walaupun pada awalnya atom diartikan sebagai partikel terkecil yang tidak dapat dibagi lagi, tetapi dalam perkembangannya ternyata ditemukan bahwa atom tersusun atas tiga jenis partikel sub-atom (partikel dasar), yaitu proton, elektron, dan neutron. Henry Gwyn-Jeffreys Moseley (1887 – 1915) pada tahun 1913 menemukan bahwa jumlah muatan positif dalam inti atom merupakan sifat khas masing-masing unsur. Atom-atom dari unsur yang sama memiliki jumlah muatan positif yang sama. Moseley kemudian mengusulkan agar istilah nomor atom diberi **Lambang Z**, untuk menyebutkan jumlah muatan positif dalam inti atom.

Nomor atom unsur menunjukkan jumlah proton dalam inti. Setelah dilakukan percobaan, diketahui bahwa atom tidak bermuatan listrik, ini berarti dalam atom jumlah muatan positif sama dengan jumlah muatan negatif, sehingga nomor atom juga menunjukkan jumlah elektron dalam unsur.

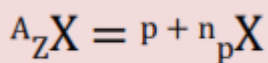
Nomor atom (Z) = jumlah proton
Nomor atom (Z) = jumlah elektron

Contohnya: unsur oksigen memiliki nomor atom 8 ($Z = 8$), berarti dalam atom oksigen terdapat 8 proton dan 8 elektron.

Selain nomor atom, ada juga yang disebut dengan nomor massa yang biasanya diberi **Lambang A**. Nomor massa ini digunakan untuk menentukan jumlah nukleon dalam atom suatu unsur. Nukleon sendiri adalah partikel penyusun inti atom yang terdiri dari proton dan neutron.

A (nomor massa) = jumlah proton (p) + jumlah neutron (n)

Dalam penulisan atom, nomor massa (A) ditulis di sebelah kiri atas, sedangkan nomor atom (Z) ditulis di sebelah kiri bawah dari lambang unsur.




Keterangan:

X = lambang unsur

A = nomor massa

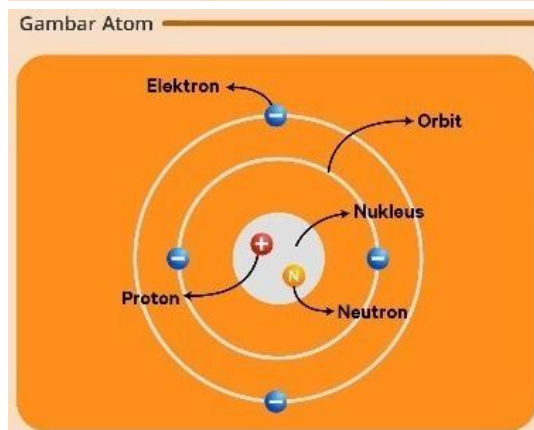
Z = nomor atom

Rumus



Legenda :

- X = lambang atom
- Z = nomor atom (proton dan elektron)
- A = massa atom (proton + neutron)



Untuk ion (atom bermuatan positif atau negatif) maka notasi ion, jumlah proton, neutron, dan elektron adalah:

Notasi	Ion positif	Ion negatif
	${}^A_ZX^{q+}$	${}^A_ZX^{r-}$
Jumlah proton (p)	$p = Z$	$p = Z$
Jumlah neutron (n)	$n = A - Z$	$n = A - Z$
Jumlah elektron (e)	$e = p - q$	$e = p + r$

Catatan:

- Untuk atom netral → jumlah proton sama dengan jumlah elektron
- Untuk ion positif → jumlah proton (muatan positif) lebih banyak daripada elektron (muatan negatif)
- Untuk ion negatif → jumlah elektron (muatan negatif) lebih banyak daripada proton (muatan positif).

Contoh soal cara menentukan jumlah proton, neutron dan elektron:

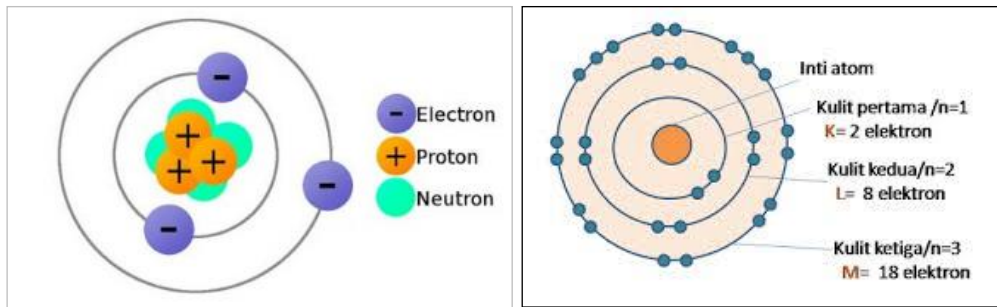
1. ${}^{12}_6\text{C}$ mempunyai jumlah proton, neutron, dan elektron sebagai berikut.
 $p = Z = 6$
 $n = A - Z = 12 - 6 = 6$
 Karena atom netral (tak bermuatan) maka $e = p = 6$.
2. Pada ion ${}^{19}_9\text{F}^-$ mempunyai jumlah proton, neutron, dan elektron sebagai berikut.
 $p = Z = 9$
 $n = A - Z = 19 - 9 = 10$
 Karena muatan F adalah -1 maka $r = 1$, sehingga: $e = p + r = 9 + 1 = 10$
3. ${}^{88}_{38}\text{Sr}^{2+}$ mempunyai jumlah proton, neutron, dan elektron sebagai berikut.
 $p = Z = 38$
 $n = A - Z = 88 - 38 = 50$
 Karena muatan Sr adalah $2+$, maka $q = 2$ sehingga: $e = p - q = 38 - 2 = 36$

3 KONFIGURASI ELEKTRON DAN ELEKTRON VALENSI

Konfigurasi (susunan) elektron suatu atom berdasarkan kulit-kulit atom tersebut. Setiap kulit atom dapat terisi elektron maksimum $2n^2$, di mana n merupakan letak kulit.

- Jika $n = 1$ maka berisi 2 elektron
- Jika $n = 2$ maka berisi 8 elektron
- Jika $n = 3$ maka berisi 18 elektron dan seterusnya.

Lambang kulit dimulai dari K, L, M, N, dan seterusnya dimulai dari yang terdekat dengan inti atom. Elektron disusun sedemikian rupa pada masing-masing kulit dan diisi maksimum sesuai daya tampung kulit tersebut. Jika masih ada sisa elektron yang tidak dapat ditampung pada kulit tersebut maka diletakkan pada kulit selanjutnya.



Jumlah elektron maksimum dalam tiap-tiap kulit atom

Kulit	Nomor kulit(n)	Jumlah elektron maksimum
		$\Sigma = 2(n^2)$
K	1	2
L	2	8
M	3	18
N	4	32
O	5	50

Aturan-aturan dalam pengisian konfigurasi elektron:

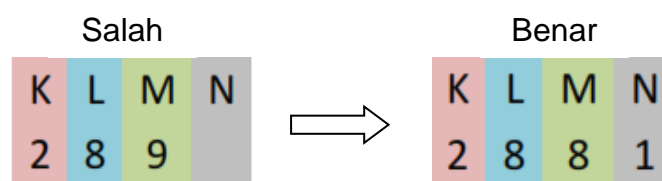
1. Pengisian dimulai dari tingkat energi paling rendah ke tingkat energi paling tinggi dari kulit K, L, M dan seterusnya
2. Jika jumlah elektron yang tersisa ≤ 8 di tempatkan pada kulit berikutnya
3. Jumlah maksimum elektron pada kulit terluar adalah 8

Tabel pengisian konfigurasi elektron

Nomor Atom (Jumlah Elektron)	Kulit						
	K (n = 1)	L (n = 1)	M (N = 1)	N (n = 1)	O (n = 1)	P (n = 1)	Q (n = 1)
1	1	-	-	-			
3	2	1	-	-			
4	2	2	-	-			
11	2	8	1	-			
15	2	8	8	-			
19	2	8	8	1			
20	2	8	8	2			
54	2	8	18	18	8		
88	2	8	18	32	18	8	2

Sebagai contoh:

1. Perhatikan konfigurasi elektron pada unsur dengan nomor atom 19. Konfigurasi elektronnya bukanlah seperti berikut ini.



Hal ini dapat dijelaskan bahwa elektron paling luar maksimum 8, sehingga sisanya harus 1 di kulit terluar. Begitu pula dengan nomor atom 20.

2. Perhatikan kasus untuk unsur dengan nomor atom 88. Unsur dengan nomor atom 88 akan terisi sesuai dengan kapasitas kulit pada kulit K, L, M, dan N serta masih ada sisa 28. Sisa ini tidak boleh diletakkan seluruhnya di kulit O, sisa ini diletakkan pada kulit sesudahnya mengikuti daya tampung maksimum kulit sebelumnya yang dapat diisi yaitu 18, 8 atau 2 sehingga sisanya diisikan sesuai tabel di atas.

Elektron Valensi

Elektron yang berperan dalam reaksi pembentukan ikatan kimia dan reaksi kimia adalah elektron pada kulit terluar atau elektron valensi. Jumlah elektron valensi suatu atom ditentukan berdasarkan elektron yang terdapat pada kulit terakhir dari konfigurasi elektron atom tersebut. Perhatikan tabel di bawah untuk menentukan jumlah elektron valensi. Unsur-unsur yang mempunyai jumlah elektron valensi yang sama akan memiliki sifat kimia yang sama pula.

Nomor Atom (Jumlah Elektron)	Kulit				Jumlah Elektron Valensi
	K	L	M	N	
$_{11}\text{Na}$	2	8	1	-	1
$_{12}\text{Mg}$	2	8	2	-	2
$_{14}\text{Si}$	2	8	4	-	4
$_{19}\text{K}$	2	8	4	1	1

4 STRUKTUR LEWIS (PENGERTIAN, LAMBANG, PENGGAMBARAN)

Telah disebutkan bahwa terbentuknya ikatan kimia dapat terjadi melalui 2 proses, yaitu serah terima elektron dan pemakaian bersama pasangan elektron. Pada saat atom-atom membentuk ikatan kimia, hanya elektron pada kulit terluar yang berperan yaitu elektron valensi. Elektron valensi yang digunakan untuk membentuk ikatan kimia digambarkan dalam suatu pola atau diagram yang disebut **Struktur Lewis**.

Struktur lewis adalah suatu pola atau diagram yang menggambarkan jumlah elektron valensi dari atom-atom yang akan membentuk ikatan kimia. Struktur lewis ini berbentuk titik, silang atau bulatan-bulatan yang mengelilingi lambang atomnya, baik atom tunggal maupun atom-atom yang berikatan.

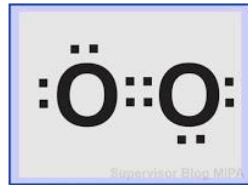
Keberadaan struktur lewis ini sangat penting untuk menggambarkan jenis ikatan kimia yang terjadi dalam suatu senyawa serta proses terbentuknya ikatan kimia tersebut. Selain itu, struktur lewis juga dapat digunakan untuk menggambarkan rumus molekul atau senyawa.

Lambang Struktur Lewis

Struktur lewis dapat dilambangkan dengan gambar titik, silang atau bulatan-bulatan kecil, atau bisa juga kombinasi dari titik silang atau bulatan kecil. Satu jenis lambang misalnya titik atau silang biasanya digunakan untuk menggambarkan struktur lewis unsur atau molekul. Lambang kombinasi biasanya digunakan untuk menuliskan ikatan senyawa yang terdiri dari dua atau lebih unsur sehingga akan lebih mudah membedakan elektron valensi masing-masing unsur.

Sedangkan jika menggunakan satu jenis lambang saja, misalnya bulatan, maka dalam menggambarkan ikatan senyawa, bulatan bisa diberi warna yang berbeda untuk membedakan elektron valensi unsur penyusunnya. Berikut ini adalah contoh beberapa lambang lewis dalam unsur, molekul atau senyawa.

1. Lambang titik



Struktur lewis molekul O₂

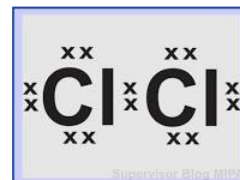


Struktur lewis unsur N

2. Lambang silang



Struktur lewis unsur F

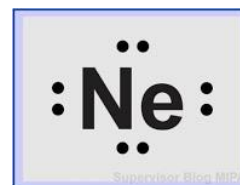


Struktur lewis unsur Cl₂

3. Lambang bulatan

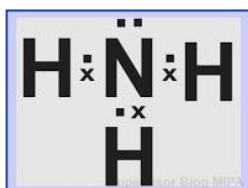


Struktur lewis unsur H₂O

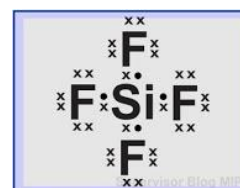


Struktur lewis unsur Ne

4. Lambang kombinasi



Struktur lewis unsur NH₃

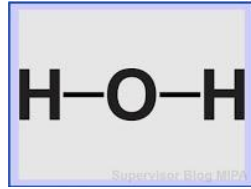
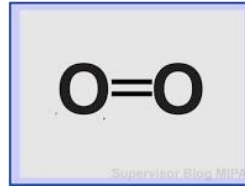


Struktur lewis unsur SiF₄

5. Lambang garis

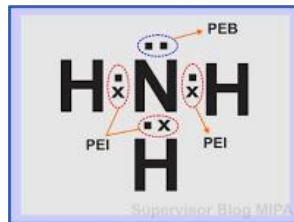
Lambang struktur lewis dapat disederhanakan dengan mengganti lambang titik atau silang atau bulatan menjadi sepotong garis. Lambang garis pada struktur lewis ini disebut dengan **rumus bangun**. Dimana sepotong garis menyatakan sepasang elektron yang digunakan bersama.

1 garis	= 1 pasang elektron ikatan (2 elektron)
2 garis	= 2 pasang elektron ikatan (4 elektron)
3 garis	= 3 pasang elektron ikatan (6 elektron)

Struktur lewis unsur H₂OStruktur lewis unsur H₂O

Cara Menggambarkan Struktur Lewis

Untuk bisa menggambarkan struktur lewis suatu molekul atau senyawa, harus mengetahui terlebih dahulu tentang **pasang elektron ikatan (PEI)** dan **pasangan elektron bebas (PEB)**. **PEI** adalah pasangan elektron valensi yang dipakai bersama oleh dua atau lebih atom dalam suatu ikatan kimia. Sedangkan **PEB** adalah pasangan elektron yang tidak terlibat dalam pembentukan ikatan kimia.



Berikut langkah-langkah sistematis untuk menggambarkan struktur lewis molekul atau senyawa:

1. Tentukan elektron valensi tiap atom dalam molekul

Untuk bisa dengan mudah menentukan elektron valensi atom bisa dilihat dari golongan unsur dalam Tabel Periodik Modern

2. Jumlahkan semua elektron yang ada pada molekul tersebut

3. Tentukan jumlah PEI

Nilai PEI menunjukkan jumlah ikatan pada molekul. Untuk menghitung PEI, gunakan rumus sebagai berikut: Sisa elektron pada perhitungan PEI tidak berpengaruh pada PEI, namun digunakan untuk perhitungan PEB.

$$\text{PEI} = \frac{\text{Jumlah Total Elektron}}{8}$$

4. Tentukan jumlah PEB

Nilai PEB ini menunjukkan jumlah pasangan elektron bebas pada atom pusatnya. Untuk menentukan PEB gunakan rumus sebagai berikut:

$$\text{PEB} = \frac{\text{Jumlah Elektron Sisa pada PEI}}{2}$$

Untuk menentukan atom pusat pada struktur lewis suatu molekul atau senyawa dapat digunakan beberapa teknik sebagai berikut:

- Dalam senyawa, atom yang jumlahnya paling sedikit akan menjadi atom pusat
- Jika dalam senyawa terdapat dua atau lebih atom yang jumlahnya sama, maka atom pusat adalah atom yang keelektronegatifannya lebih rendah, atau kalau dalam satu periode posisinya sebelah kiri dari atom lain, bila segolongan yang bertindak sebagai atom pusat ada pada paling bawah.
- Atom H dan F tidak pernah berperan sebagai atom pusat. Pada asam oksida (asam yang mengandung oksigen, seperti H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2CrO_4 , dan lain-lain) atom H jarang sekali terikat pada atom pusat secara langsung, tetapi H lebih sering terikat pada atom O lebih dahulu).

5. Jika ditemui pola yang janggal, bisa disesuaikan dengan kaidah oktet yang paling mungkin

Dalam menentukan struktur lewis suatu senyawa, tidak harus mengikuti kaidah oktet (elektron valensi harus 8) atau kaidah duplet (2 elektron valensi), karena pada beberapa jenis unsur memiliki karakteristik yang berbeda. Untuk itu ada beberapa **pengecualian** yang harus diperhatikan dalam menggambarkan struktur lewis molekul. Yaitu:

- B (boron) maksimal hanya dapat memiliki 6 elektron ketika berikatan
- N (nitrogen) pada beberapa jenis senyawa hanya memiliki 7 elektron ketika berikatan
- Unsur yang berada pada periode 3 (seperti P, S, Cl, Br, I) dan unsur logam transisi berkemungkinan untuk memiliki elektron lebih dari 8 ketika berikatan

Contoh Soal: Tentukan struktur lewis senyawa XeO_2F_2

- Tentukan jumlah elektron valensi pada senyawa XeO_2F_2 yaitu:

Jumlah elektron valensi Xe		= 8
Jumlah elektron valensi O_2	= 2×6	= 12
Jumlah elektron valensi F_2	= 2×7	= 14
Jumlah total elektron valensi		<u>=34</u>

- Tentukan jumlah PEI dan PEB, dengan rumus yang telah disebutkan di atas

$$\text{PEI} = 34/8 = 4 \text{ sisa } 2$$

$$\text{PEB} = 2/2 = 1$$

Dari hasil perhitungan PEI dan PEB di atas berarti senyawa XeO_2F_2 memiliki 4 ikatan dan 1 pasang elektron bebas di atom pusat. Dan yang menjadi atom pusat dari senyawa XeO_2F_2 adalah Xe karena jumlah atomnya paling sedikit. Kemudian gambarkan struktur lewis XeO_2F_2 dengan Xe sebagai pusat dengan 1 pasang elektron bebas dan dikelilingi oleh 2 atom O dan F.



3. Kemudian analisis elektron valensi masing-masing atom

Elektron valensi Xe = 8 (sudah oktet)

Jumlah elektron bebas = 2, jadi sisa elektron Xe untuk berikatan dengan atom lain adalah 6 elektron

Elektron Valensi F = 7

Untuk mencapai kaidah oktet, maka atom F membutuhkan 1 elektron, sehingga 2 atom F membutuhkan 2 elektron dari Xe. Sisa elektron Xe untuk berikatan adalah $6 - 2 = 4$ elektron.

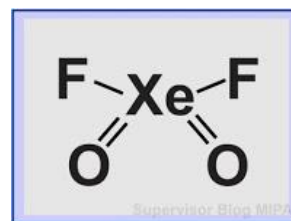
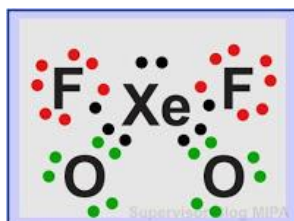
Elektron Valensi O = 6

Untuk mencapai kaidah oktet, maka atom O membutuhkan 2 elektron, sehingga 2 atom O membutuhkan 4 elektron dari Xe. Dan sisa elektron Xe adalah nol.

Pola struktur lewisnya adalah sebagai berikut:

PEI Xe = 6 elektron	
memasangkan	memasangkan
Xe → 1 elektron	1 elektron ← F
PEI Xe = $6 - 1 = 5$ elektron	PEB F = $7 - 1 = 6$ elektron
Xe → 1 elektron	1 elektron ← F
PEI Xe = $5 - 1 = 4$ elektron	PEB F = $7 - 1 = 6$ elektron
Xe → 2 elektron	2 elektron ← O
PEI Xe = $4 - 2 = 2$ elektron	PEB O = $6 - 2 = 4$ elektron
Xe → 2 elektron	2 elektron ← O
PEI Xe = $2 - 2 = 0$ elektron	PEB O = $6 - 2 = 4$ elektron

Sehingga gambar struktur lewis untuk senyawa XeO₂F₂ (**Kiri**), Struktur lewis XeO₂F₂ apabila disederhanakan dengan rumus bangun lewis (**Kanan**)



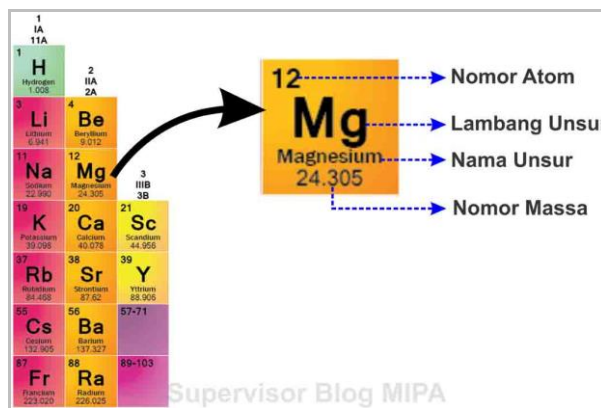
5. Sistem Periodik Modern

Sistem Periodik Modern atau Tabel Periodik Unsur adalah daftar susunan unsur-unsur kimia berdasarkan kenaikan nomor atom dan kemiripan sifat. Terdiri atas lajur horizontal dan lajur vertikal. Lajur horizontal disebut periode, disusun menurut kenaikan nomor atom. Sedangkan lajur vertikal disebut golongan, disusun menurut kemiripan sifat unsur.

Tabel periodik unsur modern

The image shows a standard periodic table of elements. It is color-coded by groups: Alkali Metals (pink), Alkaline Earth (orange), Transition Metals (yellow), Semimetal (light green), Nonmetal (green), Basic Metal (blue), Halogen (teal), Noble Gas (light blue), Lanthanide (purple), and Actinide (dark purple). Each element cell contains its symbol, atomic number, and name. The table is titled 'Periodic Table of the Elements'.

Dalam tabel periodik unsur, setiap *cell* (kotaknya) terdapat lambang unsur, nomor atom dan nomor massa. Perhatikan gambar berikut: Berdasarkan gambar: Mg adalah lambang unsur Magnesium, memiliki nomor atom 12 dan nomor massa 24.305.



Golongan

Golongan adalah susunan unsur-unsur kimia dalam sistem periodik unsur ke arah tegak (vertikal). Penentuan golongan berdasarkan kemiripan sifat dimiliki unsur tersebut. Unsur-unsur yang berada dalam satu golongan memiliki sifat-sifat yang mirip. Golongan-golongan dalam sistem periodik unsur antara lain:

The diagram shows a simplified periodic table with group labels at the top: IA, IIA, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB, IB, IIB, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, and VIIIA. Blue dashed arrows point upwards from the main body of the table to these labels. Orange dashed arrows point downwards from the labels to the corresponding columns in the table. The table is divided into several horizontal rows, with the first two rows being the s-block, the next three rows being the d-block, and the last two rows being the f-block. The labels IA through VIIIA correspond to the columns of the s, d, and p blocks.

Periode

Periode adalah susunan unsur-unsur kimia dalam sistem periodik unsur arah mendatar (horizontal). Penentuan periode berdasarkan persamaan jumlah kulit elektron pada unsur-unsur tersebut. Unsur-unsur yang berada dalam satu periode memiliki jumlah kulit elektron yang sama. Golongan-golongan dalam sistem periodik unsur antara lain

- Periode ke-1 → terdiri atas 2 unsur
- Periode ke-2 → terdiri atas 8 unsur
- Periode ke-3 → terdiri atas 8 unsur
- Periode ke-4 → terdiri atas 18 unsur
- Periode ke-5 → terdiri atas 18 unsur
- Periode ke-6 → terdiri atas 32 unsur, yaitu 18 unsur dan 14 unsur lagi merupakan deret lantanida
- Periode ke-7 → terdiri atas 23 unsur (yang belum lengkap). Pada periode ini terdapat deret aktinida.

The diagram shows a simplified periodic table with the number of periods indicated on the left side by orange dashed arrows and numbers 1 through 7. The first row is period 1, the second and third rows are period 2, the fourth and fifth rows are period 3, the sixth and seventh rows are period 4, the eighth and ninth rows are period 5, the tenth and eleventh rows are period 6, and the twelfth row is period 7. The arrows point to the left from the first cell of each row.

Unsur Golongan Utama

Unsur utama adalah unsur-unsur yang terletak pada golongan A dalam tabel periodik unsur. Setiap golongan unsur utama memiliki nama yang khusus yaitu sebagai berikut:

1. Golongan IA disebut golongan Alkali (kecuali Hidrogen)
2. Golongan IIA disebut golongan Alkali Tanah
3. Golongan IIIA disebut golongan Boron-luminium
4. Golongan IVA disebut golongan Karbon-Silikon

5. Golongan VA disebut golongan Nitrogen-Fosforus
6. Golongan VIA disebut golongan Kalkogen (oksigen-Belerang)
7. Golongan VIIA disebut golongan Halogen
8. Golongan VIIIA disebut golongan Gas Mulia

Unsur Golongan Transisi

Unsur golongan transisi atau golongan tambahan adalah unsur yang terletak pada golongan B dalam tabel periodik unsur. Unsur golongan transisi ini terbagi atas 2 golongan, yaitu:

1. **Golongan Transisi** (golongan B), yaitu unsur-unsur yang terletak pada golongan IIIB (Sc dan Y), IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB, VIIIB, IB dan IIB
2. **Golongan Transisi Dalam**, yang terbagi lagi menjadi 2, yaitu:
 - a. Deret Lantanida (unsur dalam deret ini mempunyai kemiripan sifat dengan unsur $_{57}\text{La}$)
 - b. Deret Aktinida (unsur dalam deret ini memiliki kemiripan sifat dengan unsur $_{89}\text{Ac}$)

Pada periode 6 golongan IIIB terdapat 14 unsur yang sangat mirip sifatnya, yaitu unsur-unsur Lantanida. Demikian juga pada periode 7, yaitu unsur-unsur Aktinida. Supaya tabel tidak terlalu panjang, unsur-unsur tersebut ditempatkan tersendiri pada bagian bawah sistem periodik.

Deret Aktinida

89 Ac Actinium 227,028	90 Th Thorium 232,038	91 Pa Protactinium 231,036	92 U Uranium 238,029	93 Np Neptunium 237,048	94 Pu Plutonium 244,064	95 Am Americium 243,061	96 Cm Curium 247,070	97 Bk Berkelium 247,070	98 Cf Californium 251,080	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257,095	101 Md Mendelevium 258,1	102 No Nobelium 259,101	103 Lr Lawrencium [262]
--	---------------------------------------	--	--------------------------------------	---	---	---	--------------------------------------	---	---	---	--	--	---	---

Deret Lantanida

57 La Lanthanum 138,905	58 Ce Cerium 140,115	59 Pr Praseodymium 140,908	60 Nd Neodymium 144,24	61 Pm Promethium 144,913	62 Sm Samarium 150,36	63 Eu Europium 151,965	64 Gd Gadolinium 157,25	65 Tb Terbium 158,925	66 Dy Dysprosium 162,50	67 Ho Holmium 164,930	68 Er Erbium 167,26	69 Tm Thulium 168,934	70 Yb Ytterbium 173,04	71 Lu Lutetium 174,967
---	--------------------------------------	--	--	--	---------------------------------------	--	---	---------------------------------------	---	---------------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	--	--