

SUMBER BELAJAR PENUNJANG PLPG 2016

MATA PELAJARAN/PAKET KEAHLIAN

KIMIA

BAB 1

**PERKEMBANGAN TEORI ATOM, STRUKTUR ATOM-
MOLEKUL, SISTEM PERIODIK UNSUR, DAN IKATAN KIMIA**



**Prof. Dr. Sudarmin, M.Si
Dra. Woro Sumarni, M.Si
Cepi Kurniawan, M.Si, Ph.D**

**KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN
DIREKTORAT JENDERAL GURU DAN TENAGA KEPENDIDIKAN
2016**

BAB I

PERKEMBANGAN TEORI ATOM, STRUKTUR ATOM-MOLEKUL, SISTEM PERIODIK UNSUR, DAN IKATAN KIMIA

1. Pengantar

Setelah belajar dengan Sumber Belajar ini diharapkan peserta perkembangan teori atom, struktur atom berdasarkan konfigurasi elektron dan diagram orbital suatu unsur serta konfigurasi elektron atom atau ion suatu unsur pada ion kompleks.

2. Kompetensi Inti Guru :

Menguasai materi perkembangan teori atom, struktur atom, konfigurasi elektron dan diagram orbital suatu unsur serta konfigurasi elektron atom atau ion suatu unsur pada ion kompleks konsep, dan pola pikir keilmuan yang mendukung mata pelajaran yang diampu

3. Kumpulan Kompetensi Guru Mata Pelajaran [KD]

- 1.2 Memahami proses berpikir kimia dalam mempelajari proses dan gejala alam.
- 1.6 Menerapkan konsep, hukum, dan teori fisika dan matematika untuk menjelaskan/mendeskripsikan fenomena kimia.
- 1.8 Memahami lingkup dan kedalaman kimia sekolah.

4. Indikator Pencapaian Kompetensi

1. Mampu **mengidentifikasi an mendeskripsikan** perbedaan antara pengertian partikel materi: atom, molekul dan ion, serta contohnya.
2. Mampu **mengidentifikasi dan mendeskripsikan** perbedaan antara pengertian partikel materi: atom, molekul dan ion, serta contohnya.
3. Mampu **memahami** dan **menuliskan** berbagai struktur atom dan contohnya
4. Mampu **menjelaskan** berbagai perkembangan sistem periodik unsur

5. Mampu **menerapkan operasi matematika** dalam menjelaskan teori mekanika gelombang dengan struktur atom dan contohnya dalam kehidupan.
6. Mampu **menganalisis** secara logis perbedaan antara senyawa ionik dan senyawa kovalen.
7. Mampu **menganalisis** jenis ikatan kimia dalam berbagai rumus struktur molekul atau senyawa. Mampu mendeskripsikan data dari hasil penentuan struktur molekul suatu senyawa kimia menggunakan alat Spektroskopi

5. Uraian Materi

5.1. STRUKTUR ATOM

Landasan ilmu kimia sebagai ilmu eksak didasarkan atas teori atom yang disusun oleh John Dalton pada tahun 1803 dan 1804. Ada tiga postulat penting yang diajukan : (1) Materi terdiri dari partikel yang tidak dapat dibagi-bagi lagi lagi, yang tidak dapat diciptakan dan tidak dapat dimusnahkan dan disebut atom., (2) Atom suatu unsur tertentu adalah sama dalam semua hal dan berbeda dari atom unsure yang lain, dan (3) Jika atom-atom bergabung membentuk senyawa, perbandingan atom-atom ini merupakan angka yang sederhana. Dengan teori ini, Dalton berhasil menjelaskan : Hukum Kekekalan Massa/ Hukum Lavoisier, 1783 (sesuai postulat pertama) dan Hukum Perbandingan Tetap/ Hukum Proust, 1799 (sesuai postulat kedua dan ketiga).

Selain itu Teori Atom Dalton (1807) berkaitan juga dengan dua hukum dasar persenyawaan kimia yaitu Hukum Kelipatan Perbandingan (Dalton, 1803) dan Hukum Perbandingan Timbal Balik (Richter, 1792). Dari kedua hukum terakhir ini berhasil disusun Hukum Perbandingan Ekuivalen atau Hukum Perbandingan Setara. Setelah orang berhasil menemukan cara mengukur volume gas, Gay Lussac menemukan hukum Penyatuan Volume (1808) yang dapat dijelaskan dengan hipotesis Avogadro (1811) atau teori molekul.

1. Spektrum Atom

Pada pencampuran cahaya oleh Gas atau pada pemanasan natrium dalam tabung pelepasan muatan gas atau pada pemanasan senyawa pada nyala api akan diperoleh spektrum tidak kontinu, berupa spektrum garis yang diselingi dengan latar belakang gelap. Spektrum ini disebut spektrum emisi atom atau spektrum atom, karena dihasilkan oleh atom yang mengalami eksitasi. Sebagai contoh, energi cahaya yang dipancarkan oleh lampu natrium yang memancarkan sinar emisinya di sekitar panjang gelombang 589 nm, yang berwarna kuning di daerah sinar tampak.

Pada tahun 1884, Yohann Balmer menemukan rumus empirik yang sederhana untuk menghitung panjang gelombang dari spektrum cahaya tampak atom hidrogen sebagai berikut :

$$\frac{1}{\lambda} = 109678 \text{ cm}^{-1} \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right]$$

λ = panjang gelombang
 n = bilangan bulat

untuk $n = 3$, maka :

$$\frac{1}{\lambda} = 109678 \text{ cm}^{-1} \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right]$$

$$= 656,5 \text{ nm}$$

Untuk $n = 4, 5, 6$ harga $\lambda = 486,3; 432,4$ dan $410,3$ nm. Harga-harga dari panjang gelombang ini semuanya termasuk dalam daerah sinar tampak. Semua spektrum yang memenuhi rumus di atas tadi disebut **deret Balmer**.

Spektrum garis deret lain dapat dirumuskan dalam persamaan Rydberg sebagai berikut :

$$\frac{1}{\lambda} = 109678 \text{ cm}^{-1} \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

n_1 dan n_2 adalah bilangan bulat 1, 2, 3 dan seterusnya dengan syarat $n_1 < n_2$.

- Untuk
- $n_1 = 1 \rightarrow$ deret Lyman
 - $n_1 = 2 \rightarrow$ deret Balmer
 - $n_1 = 3 \rightarrow$ deret Paschen
 - $n_1 = 4 \rightarrow$ deret Brackett
 - $n_1 = 5 \rightarrow$ deret Pfund

2. Model Atom Bohr dan Mekanika Kuantum

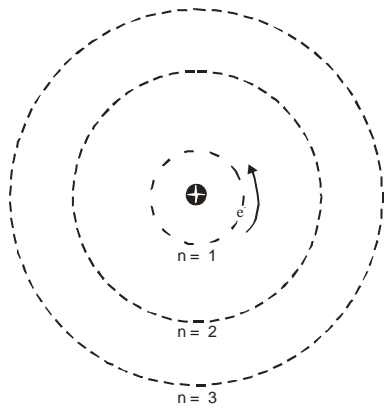
Pada awal abad XX, Max Planck dan Albert Einstein menyatakan bahwa cahaya selain memiliki sifat gelombang juga memiliki sifat partikel. Besarnya energi foton sebanding dengan frekuensi cahaya yang dapat dirumuskan sebagai :

$$E_{\text{foton}} = h\nu$$

h = tetapan Planck = $6,63 \times 10^{-34}$ Js
 ν = frekuensi

E_{foton} = energi cahaya yang dipancarkan atau diserap

Dengan teori mekanika kuantum ini, pada tahun 1913 Niels Bohr mencoba menjelaskan mengapa elektron tidak jatuh ke dalam intinya. Menurut Bohr, karena kenyataannya elektron tidak jatuh ke dalam inti dan energi cahaya yang dipancarkan oleh atom hanya frekuensi tertentu, maka elektron dalam atom harus memiliki energi pada harga-harga tertentu (energi elektron pada atom terkuantisasi).



Gambaran Bohr tentang model atom adalah seperti bola dengan inti atom berada di tengahnya. Kulit bola sebagai lintasan elektron, disebut **orbit**. Tiap kulit lintas dari dalam keluar diberi nomor 1, 2, 3 dan seterusnya yang berkaitan dengan tingkat energinya dan disebut **bilangan kuantum** yang diberi lambang n .

Gambar 1.1 Model Atom Bohr

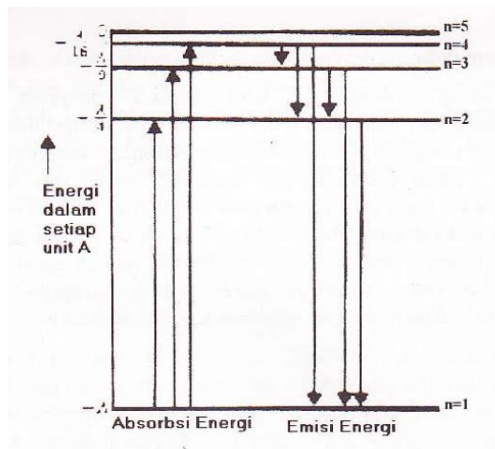
Secara matematik, Bohr menyatakan persamaan energi elektron tiap orbit sebagai berikut :

$$E = -A \frac{1}{n^2}$$

E = Energi Orbit

A = tetapan

n = bilangankuantum



Gambar 1.2. Absorpsi dan Emisi Energi

Dari pengetahuannya tentang massa dan muatan elektron maka Bohr dapat menghitung $A = 2,18 \times 10^{-18}$ J. Menurut Bohr, jika n_2 adalah bilangan kuantum di atas n_1 , maka selisih energinya adalah :

$$E = E_{n_2} - E_{n_1} = \left[\frac{-A}{n_2^2} \right] - \left[\frac{-A}{n_1^2} \right]$$

$$= A \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Karena $E = h \nu$, maka :

$$h \nu = A \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

karena $c = \nu \lambda$, maka :

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{A}{h c} \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Karena $\frac{A}{hc} = 109730 \text{ cm}^{-1}$ maka Bohr memperoleh rumus :

$$\frac{1}{\lambda} = 109730 \text{ cm}^{-1} \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Persamaan yang diperoleh melalui perhitungan teoritik ini ternyata hampir sama dengan persamaan empirik dari Rydberg.

BILANGAN KUANTUM ELEKTRON

Pada tahun 1924 Broglie menyatakan radiasi elektron pada suatu keadaan dapat bersifat sebagai partikel dan pada keadaan yang lain dapat menunjukan sifat gelombang. Sebagai partikel berlaku persamaan Einstein yang dinyatakan sebagai :

$$E = m c^2$$

E = energi , m = massa,
c = kecepatan cahaya

Sedang sebagai gelombang, berlaku persamaan Planck untuk foton yaitu :

$$E = h \nu = \frac{h c}{\lambda}$$

Gabungan kedua rumus di atas berlaku untuk elektron dan dapat diperoleh :

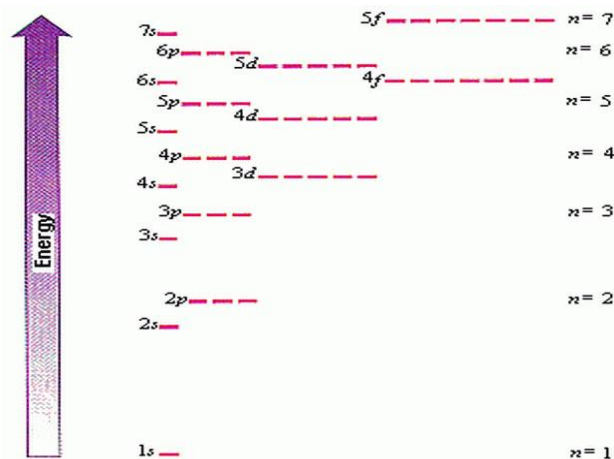
$$\frac{h c}{\lambda} = m c^2 \text{ atau } \lambda = \frac{h}{m c}$$

Karena c adalah kecepatan, maka h c adalah momentum atau p, sehingga :

$$\lambda = \frac{h}{p} \text{ (p = momentum)}$$

Atas dasar ini, maka de Broglie menunjukkan adanya sifat dualisme pada elektron yaitu sebagai materi dan sekaligus gelombang.

Untuk menentukan letak/kedudukan elektron setiap saat di sekeliling inti, Schrodinger menggunakan kata **orbital** (bukan orbit seperti yang digunakan Bohr). Orbital dapat didefinisikan sebagai *ruang di sekitar inti yang mempunyai peluang terbesar untuk mendapatkan elektron*. Tiga bilangan kuantum yang perlu untuk menentukan posisi elektron adalah *Bilangan kuantum utama*, *Bilangan kuantum azimuth*, dan *Bilangan kuantum magnetik*. Urutan tingkat energi sub-sub kulit tersebut dapat dibandingkan sesamanya dengan diagram tingkat energi.



Gambar 1.3. Diagram Tingkat Energi Orbital

Bilangan Kuantum Spin Dan Asas Ekslusi Pauli

Sebagai pelengkap dari ketiga bilangan kuantum yang telah dibahas di muka adalah bilangan kuantum *spin*. Elektron adalah partikel bermuatan listrik yang memiliki gerak rotasi sehingga bersifat sebagai magnet. Gerak putar pada poros ini hanya mempunyai dua macam arah gerak, yakni arah gerak ke kanan atau searah dengan jarum jam dan ke kiri atau berlawanan arah jarum jam. Yang berputar ke kanan mempunyai harga bilangan kuantum spin $+\frac{1}{2}$, yang ke kiri $-\frac{1}{2}$.

Identitas setiap elektron dinyatakan dalam **Asas Ekslusi Pauli** yang berbunyi :

Tidak terdapat dua elektron yang keempat bilangan kuantumnya kesemuanya sama

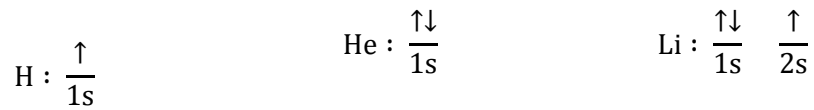
Dari pernyataan asas Pauli diatas dapat disimpulkan bahwa 2 elektron boleh saja memiliki 3 bilangan kuantum yang sama (misal : n, l, m_l), tetapi harus berbeda bilangan kuantumnya yang keempat (m_s).

Konfigurasi Elektron Unsur

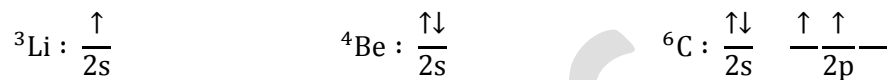
Cara pendistribusian elektron di sekeliling inti disebut *konfigurasi elektron*. Menurut Wolfgang Pauli (1900 – 1958) jumlah maksimum elektron yang dapat menempati setiap kulit dirumuskan sebagai $2n^2$.

Cara pengisian elektron baik dalam kulit maupun dalam orbital mengikuti aturan Aufbau dan aturan Hund. Menurut Aturan **Aufbau**, pengisian elektron-elektron dimulai dari orbital dengan tingkat energi/subtingkat energi terendah, kemudian orbital dengan tingkat energi/subtingkat energi yang lebih tinggi. Atom dengan elektron-elektron pada energinya yang rendah disebut atom yang berada pada *keadaan dasarnya*. Atom hidrogen misalnya, keadaan dasarnya ditandai dengan letak elektron pada sub kulit 1s atau orbital $1s^1$. untuk menunjukkan rotasinya digunakan tanda panah.

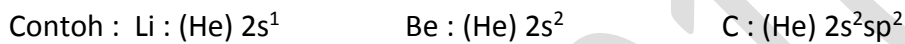
Contoh :



Gambaran keadaan elektron seperti di atas disebut **diagram orbital atom suatu unsur**. Diagram orbital biasanya hanya menggambarkan keadaan elektron pada kulit terluar saja. Jadi untuk ${}^3\text{Li}$, ${}^4\text{Be}$, dan ${}^6\text{C}$ cukup ditulis :

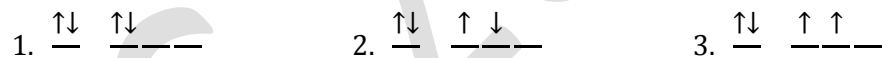


Elektron-elektron yang terletak di bawah (di sebelah dalam) kulit terluar disebut elektron *kernel*. Sub kulit 1s yang penuh Li, Be maupun C disebut elektron kernel Helium.



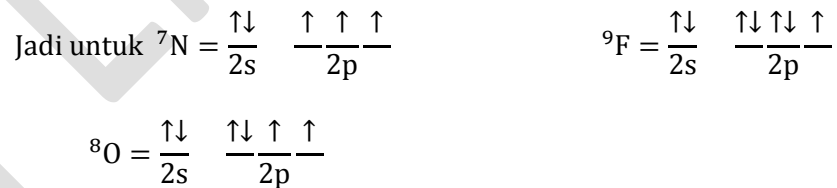
Aturan Hund

Konfigurasi elektron pada atom ${}^6\text{C} : 1s^22s^22p^2$. Karena sub kulit p terdiri dari 3 orbital, yakni p_x , p_y dan p_z , maka timbulah pertanyaan kemana 2 elektron p dimasukan dalam membangun atom C? Ada 3 (tiga) pilihan dalam membangun atom ini.



Data eksperimen menunjukkan bahwa diagram orbital 3 mempunyai energi yang terendah atau yang paling stabil. Hasil eksperimen ini disimpulkan dalam aturan Hund yang berbunyi :

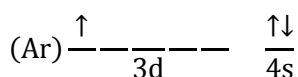
Jika elektron-elektron memasuki sub kulit yang terdiri dari 1 orbital maka elektron akan didistribusikan ke semua orbital yang mungkin dengan spin yang sama



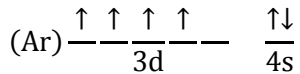
Konfigurasi elektron ${}^{21}\text{Sc} : 1s^22s^22p^63s^23p^63d^1$

Untuk menggambarkan diagram orbitalnya, biasanya sub kulit dengan bilangan kuantum utama yang sama dikelompokkan menjadi satu.

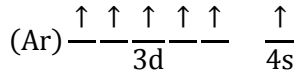
Jadi diagram orbital ${}^{21}\text{Sc}$:



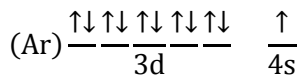
Pada atom ${}^{24}\text{Cr}$, diagram orbital sesuai aturan adalah :



Artinya, orbital yang lebih rendah tingkat energinya, dipenuhi dahulu ($4s^2$) baru mengisi orbital 3d yang lebih tinggi (3d). Tetapi data empirik menunjukkan diagram :



Kesimpulannya adalah bahwa konfigurasi dari $(\text{Ar}) 4s^1 3d^5$ lebih stabil dari pada $(\text{Ar}) 4s^2 3d^4$. Demikian juga konfigurasi ^{29}Cu : $(\text{Ar}) 4s^1 3d^{10}$ lebih stabil dari pada $(\text{Ar}) 4s^2 3d^9$. Jadi diagram orbital ^{29}Cu yang stabil adalah



Pada Tabel 1.1 disajikan konfigurasi elejtron dari beberpa atom

Tabel 1.1 Konfigurasi elektron dari beberapa atom

Lambang Unsur	Nomor Atom	Elektron	Konfigurasi Elektron
2He	2	2	1s ²
3Li	3	3	1s ² 2s ¹
7N	7	7	1s ² 2s ² 2p ³
11Na	11	11	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹
18Ar	18	18	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶
22Ti	22	22	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ²
26Fe	26	26	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁶

Bentuk Orbital Atom

Salah satu fungsi bilangan kuantum azimuth adalah menentukan bentuk orbital sub-sub kulit. Menurut teori orbital, lintasan elektron di sekeliling inti tidak seperti yang digambarkan oleh Bohr dalam model atomnya. Hal ini sesuai dengan prinsip ketidakpastian Heissenberg yang mengatakan :

Jika pada suatu saat hendak ditentukan posisi dan momentum suatu partikel, akan selalu terjadi kesalahan yang memenuhi persamaan $\Delta x \cdot \Delta(mv) \geq \frac{h}{4\pi}$

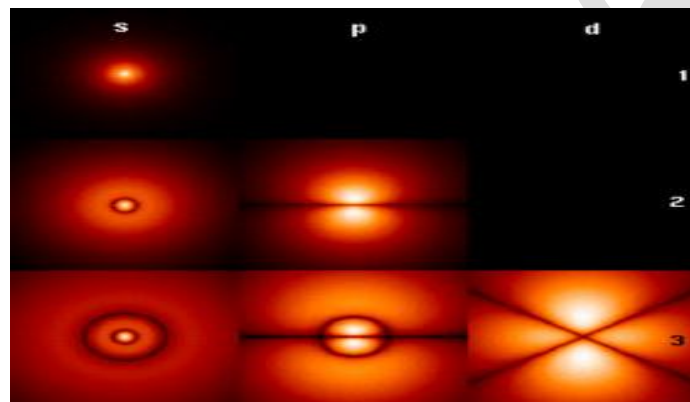
Dengan :

Δx = ketidakpastian posisi

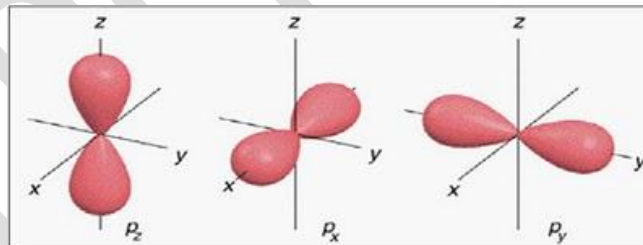
$\Delta(mv)$ = ketidakpastian momentum

Mengingat prinsip ini maka **orbital** dinyatakan sebagai *ruangan di sekitar inti yang berpeluang terbesar untuk mendapatkan elektron*.

Sesuai dengan fungsi gelombang dari masing-masing sub kulit maka bentuk orbital tiap-tiap sub kulit berbeda satu dengan yang lain. Sub kulit s berbentuk bola, sub kulit p berbentuk bola terpilin dan sub kulit d berbeda poros dan luas daerahnya dari kulit p. Sub kulit p terdiri dari 3 orbital yang porosnya saling tegak lurus berhimpit dengan sumbu-sumbu x, y dan z pada sistem kordinat Cartesius. Oleh karena itu, maka pada kulit p terdiri dari p_x , p_y dan p_z .

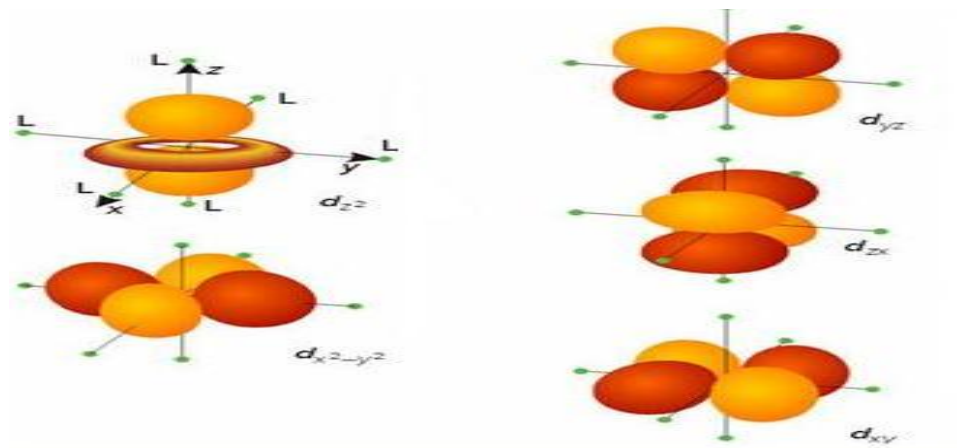


Gambar 1.4 . Kerapatan Elektron Orbital s, p dan d



Gambar 1.5. Bentuk dan Arah Orbital p

Sub kulit d, selain terdiri dari 5 orbital, juga letak porosnya tidak sama dengan orbital-orbital p. Keempat orbital d mempunyai bentuk yang sama dengan orbital p tetapi daerah lingkungnya lebih luas seperti pada Gambar 1.6.



Gambar 1.6. Bentuk dan Orientasi Orbital d

5.2 SISTEM PERIODIK UNSUR-UNSUR

PENGGOLONGAN UNSUR

1. Para ahli kimia Arab dan Persia mula-mula mengelompokkan zat-zat berdasarkan sifat logam dan non logam. Unsur-unsur yang digolongkan ke dalam jenis logam, yaitu unsur yang memiliki sifat-sifat mengkilap, umumnya berupa padatan, mudah ditempa/ dibentuk, pengantar panas dan listrik yang baik. Sedangkan unsur-unsur yang tidak memiliki sifat-sifat ini digolongkan dalam jenis non logam.

2. Pengelompokan Lavoisier

Antoine Lavoisier (1789) mengelompokkan zat-zat yang dipercaya sebagai unsur berdasarkan sifat kimianya menjadi gas, logam, non-logam, dan tanah.

3. Pengelompokan Dalton

John Dalton (1808) mengelompokkan zat-zat berupa unsur-unsur (36 unsur) berdasarkan kenaikan massa atomnya. Hal ini didasarkan pada teorinya bahwa unsur dari atom yang berbeda mempunyai sifat dan massa atom yang berbeda.

4. Pengelompokan Berzelius

Jons Jacob Berzelius (1828) berhasil membuat daftar massa atom unsur-unsur yang akurat. Hal ini menarik perhatian ilmuwan lainnya untuk mengelompokkan unsur-unsur berdasarkan kenaikan massa atom, seperti pengelompokan Dalton.

5. Sistem Triad Dobereiner

Pengelompokan unsur-unsur yang paling sederhana mula-mula ditemukan oleh Dobereiner. Ia mengelompokkan *tiga unsur* dalam tiap kelompok, yang *memiliki sifat-sifat yang mirip*. Karena

caranya inilah maka disebut **sistem Triad**. Ketiga unsur dalam tiap kelompok itu ternyata memiliki hubungan dalam massa atomnya. Massa atom unsur yang di tengah = $\frac{1}{2}$ jumlah massa atom dua unsur yang lain.

Contoh : ${}^7\text{Li}$, ${}^{23}\text{Na}$, dan ${}^{39}\text{K}$

$$\text{Ar Na} = \frac{7 + 39}{2} = 23$$

6. Hukum Oktaf Newlands

John Newland menemukan hubungan antara sifat-sifat unsur dengan massa atom atom relatif. Menurut kemiripan sifat-sifatnya, Newlands membagi unsur-unsur menjadi 7 kelompok dan diurutkan menurut kenaikan massa atom relatifnya. Jadi, dengan cara begini maka urutan unsur yang ke-8 akan memiliki sifat unsur yang pertama atau dengan kata lain, *sifat unsur yang sama akan terulang secara periodik pada urutan ke-8*. Inilah sebabnya kesimpulan penelitian Newlands ini disebut **hukum Oktaf** (okta=8).

Urutan unsur menurut hukum oktaf dari Newlands adalah sebagai berikut :

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	

7. Sistem Periodik Unsur Mendeleyev

Pada tahun 1869, imitri Mendeleyef menyusun daftar unsur-unsur berdasarkan sifat-sifat fisika dan kimia dan diurutkan menurut massa relatifnya. Dari daftar sistem periodik unsur yang disusun Mendeleyef menyatakan hukum keperiodikan unsur yang berbunyi :

Sifat-sifat unsur merupakan fungsi periodik dari massa atom relatifnya.

8. Sistem Periodik Modern

Sejak percobaan sinar X yang dilakukan oleh Moseley terhadap berbagai unsur, maka unsur-unsur dalam daftar sistem periodik unsur disusun menurut nomor atomnya, bukan massa atom relatifnya . Hukum keperiodikan unsur untuk menyusun daftar ini berbunyi :

Sifat-sifat unsur adalah fungsi periodik dari nomor atomnya

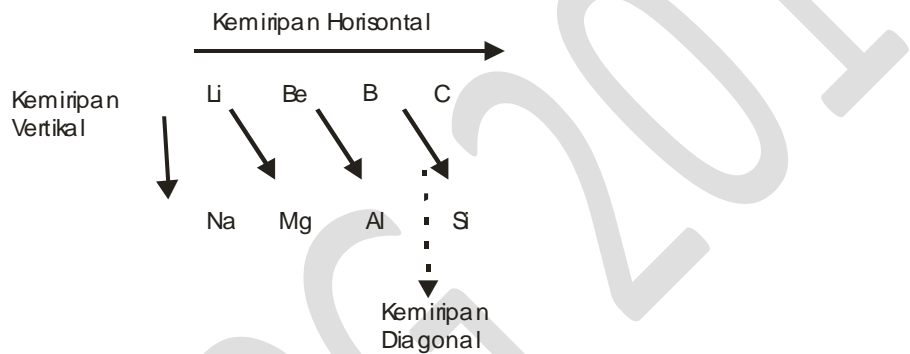
Dari percobaan Moseley disimpulkan bahwa nomor atom = jumlah proton dalam inti dan sama pula dengan jumlah elektron dalam atom netral. Karena konfigurasi elektron menunjukkan keperiodikan jadi sesuai dengan fungsinya untuk menunjukkan keperiodikan sifat unsur.

SIFAT KEPERIODIKAN UNSUR

Kecenderungan sifat-sifat unsur dan senyawanya dalam daftar sistem periodik unsur dikelompokkan menurut periode dan golongan.

1. Kemiripan Horisontal, Vertikal, Diagonal

Kemiripan unsur dapat dikelompokkan menjadi kemiripan horisontal, vertikal dan diagonal. Kemiripan horisontal terjadi antara unsur-unsur dalam 1 periode. Kemiripan ini disebabkan oleh jari-jari atom yang hampir sama panjang. Misalnya pada unsur-unsur transisi. Kemiripan vertikal terjadi pada unsur-unsur satu golongan akibat struktur dan jumlah elektron valensi yang sama. Kemiripan diagonal terjadi pada unsur-unsur yang terletak pada arah diagonal dari kiri atas ke kanan bawah. Sebagai akibat jari-jari atom, jari-jari ion, dan elektronegatifitas yang sama.



Gambar 1.7. Kemiripan Horisontal, Vertikal dan Diagonal

2. Titik Lebur dan Titik didih

Logam-logam alkali hanya mempunyai satu elektron ikatan yang makin panjang jari-jarinya makin lemah. Karena ini titik leburnya turun dari atas ke bawah. Atom-atom unsur halogen membentuk molekul diatomik. Antara molekul-molekul ini, terjadi tarikan Van der Waals yang makin besar muatan intinya makin besar gaya tarikannya. Karenanya titik lebur golongan halogen makin tinggi dari atas ke bawah. Unsur-unsur logam transisi dalam satu golongan dari atas ke bawah kekuatan ikatannya makin bertambah, maka titik leburnya semakin tinggi dari atas ke bawah

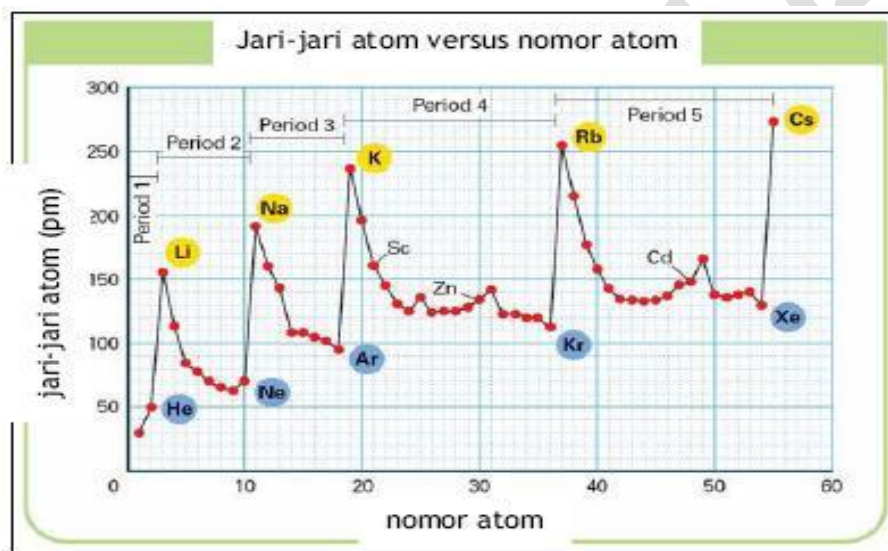
3. Sifat Asam Basa

Jari-jari atom dari unsur-unsur dalam satu golongan semakin besar dari atas ke bawah, lebih-lebih pada golongan oksigen dan halogen. Elektronegatifitas kedua

golongan ini menurun dari atas ke bawah. Karena ini gaya ikat H-X (X = halogen), menurun pula dari atas ke bawah, tetapi menurunnya gaya ikat lebih besar dari pada turunnya elektronegatifitas X. Akibatnya asam-asam HX makin ke bawah makin mudah melepaskan H⁺ atau makin asam, jadi keasaman HI, HBr, HCl, HF. Kebasaan logam alkali dan alkali tanah, makin ke bawah makin besar, sebab semakin besar jari-jarinya semakin mudah melepas elektron terluarnya atau melepas OH⁻.

4. Jari-Jari Atom

Data jari-jari atom sebagaimana ditampilkan pada Gambar 1.8. Mengapa demikian?



Gambar 1.8. Hubungan antara Jari-Jari Atom dan Nomor Atom **Jari-Jari Ion**
 Besar ion juga ditentukan oleh jari-jari ionnya.

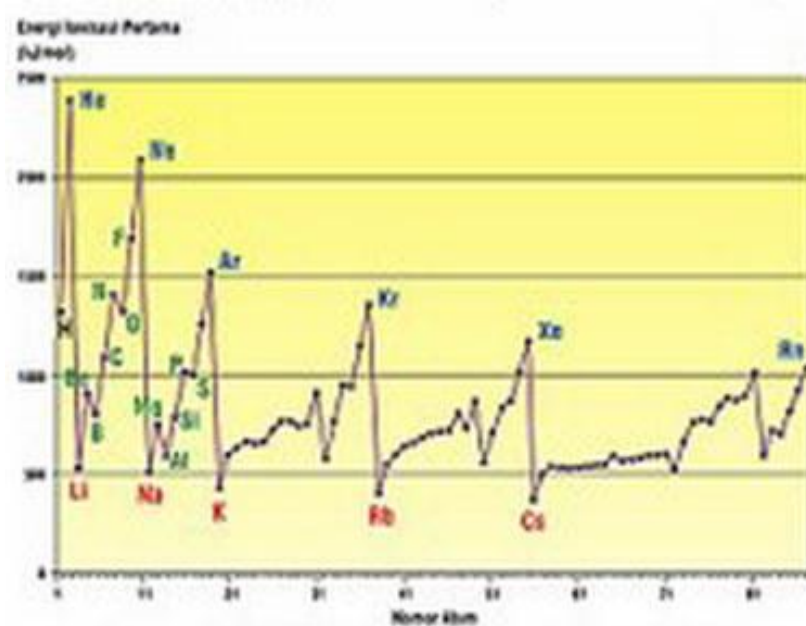
$$r_{\text{anion}} > r_{\text{atom}} > r_{\text{kation}}$$

Mengapa demikian?

5. Energi Ionisasi

Tenaga yang diperlukan untuk melepaskan 1 elektron sebuah atom pada keadaan dasarnya disebut energi ionisasi. Atom unsur-unsur selain H dapat melepas lebih dari 1 elektron, karena itu untuk unsur-unsur ini dikenal energi ionisasi pertama, kedua, ketiga dan seterusnya. Tentu saja energi ionisasi kedua lebih besar dari yang pertama, karena setelah yang pertama ini menjadi lebih elektropositif sehingga tarikannya akan lebih besar. E_i I, II, III berurut-urut untuk Li : 520, 7.292, 6.045 kJ/mol.

Contoh : $E_i \text{ Be} > E_i \text{ Li}$, tetapi $E_i \text{ B} < E_i \text{ Be}$ walaupun nomor atom B (=5) > Be (4). Begitu juga $E_i \text{ O} < E_i \text{ N}$, walaupun nomor atom O (=8) > N (=7). Mengapa hal ini dapat terjadi ?

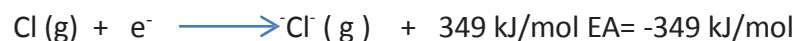


Gambar 1.9. Variasi Energi Ionisasi dan No Atom

6. Afinitas Elektron

Afinitas elektron (EA) dari unsur dapat didefinisikan sebagai jumlah energi yang diserap ketika sebuah elektron ditangkap ke atom dalam keadaan gas untuk membentuk ion bermuatan negatif 1. Harga afinitas elektron biasanya dinyatakan dengan tanda negatif karena pada proses tersebut dilepaskan energi. Jika harga afinitas elektron makin negatif, berarti afinitas elektron semakin besar.

Contoh:



Persamaan pertama mengatakan bahwa helium tidak dapat mengikat elektron maka $\text{EA} = 0 \text{ kJ/mol}$. Persamaan kedua menyatakan bahwa satu mol atom gas mengikat satu elektron untuk membentuk ion klorida, energi dilepaskan (eksotermis) sebesar 349 kJ Afinitas beberapa unsur tertera pada Gambar 1.10

1	H -73								He 0	
2	Li -60	Be (-0)		B -29	C -122	N 0	O -141	F -328	Ne 0	
3	Na -53	Mg (-0)		Cu -118	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar 0
4	K -48	Ca (-0)		Ag -125	Ga -29	Ge -119	As -78	Se -195	Br -334	Kr 0
5	Rb -47	Sr (-0)		Au -282	In -29	Sn -107	Sb -101	Te -190	I -295	Xe 0
6	Cs -45	Ba (-0)			Tl -19	Pb -35	Bi -91			

Gambar 1.10 Afinitas Elektron

Unsur-unsur yang terdapat pada golongan VIIA mempunyai afinitas elektron yang paling besar, sebab dibandingkan dengan unsur seperiodenya unsur F, Cl, Br, dan I paling mudah menangkap elektron, karena jari-jarinya paling kecil. Harga afinitas elektron untuk golongan IIA dan VIIIA tidak ada, karena unsur golongan IIA subkulit terluarnya telah penuh terisi elektron, sedangkan golongan VIIIA kulit terluarnya sudah penuh sehingga tidak dapat lagi menerima elektron. Dalam satu periode dengan bertambahnya nomor atom, harga afinitas elektron cenderung bertambah besar. Dalam satu golongan dengan bertambahnya nomor atom, harga afinitas elektron atom cenderung semakin kecil.

Pada pembentukan anion, atom menangkap elektron, energi atom turun, jadi atom melepaskan energi. Energi yang dilepas oleh atom untuk menangkap 1 elektron pada keadaan dasarnya disebut *afinitas elektron*. Afinitas elektron mulai ${}^6\text{C}$ sampai ${}^9\text{F}$ tampak kurang eksotermik dibanding dengan atom-atom dengan $n=3$ dibawahnya. Hal ini disebabkan unsur-unsur ini mempunyai kulit L yang cukup rapat dengan elektron, sehingga setiap elektron yang akan memasuki kulit ini akan mendapatkan tolakan yang berarti. Karena ini, tarikan efektif dari inti menjadi berkurang dan akibatnya energi yang dilepas juga berkurang seperti ditunjukkan dengan afinitas elektron yang kurang negatif.

5. Keelektronegatifan

Keelektronegatifan suatu unsur adalah *bilangan yang menyatakan perbandingan gaya tarik atom terhadap elektron suatu ikatan*. Linus Pauling menyusun suatu tabel keelektronegatifan unsur-unsur, seperti pada Gambar 1.11.

IA												VIII A						2																																																																																																																											
1	H 2.1											5	6	7	8	9	10	He																																																																																																																											
2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne																																																																																																																											
3	Na 1.0	Mg 1.2	III B	IV B	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	II B	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar																																																																																																																											
4	K 0.9	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.4	V 1.5	Cr 1.6	Mn 1.6	Fe 1.7	Co 1.7	Ni 1.8	Cu 1.8	Zn 1.6	Ga 1.7	Ge 1.9	As 2.1	Se 2.4	Br 2.8	Kr																																																																																																																											
5	Rb 0.9	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.3	Nb 1.5	Mo 1.6	Tc 1.7	Ru 1.8	Rh 1.8	Pd 1.8	Ag 1.6	Cd 1.6	In 1.6	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe																																																																																																																											
6	Cs 0.8	Ba 1.0	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.4	W 1.5	Re 1.7	Os 1.9	Ir 1.9	Pt 1.8	Au 1.9	Hg 1.7	Tl 1.6	Pb 1.7	Bi 1.8	Po 1.9	At 2.1	Rn																																																																																																																											
7	Fr 0.8	Ra 1.0	Ac 1.1																																																																																																																																										
		58 Ce 1.1										59 Pr 1.1										60 Nd 1.1										61 Pm 1.1										62 Sm 1.1										63 Eu 1.1										64 Gd 1.1										65 Tb 1.1										66 Dy 1.1										67 Ho 1.1										68 Er 1.1										69 Tm 1.1										70 Yb 1.0										71 Lu 1.2									
		90 Th 1.2										91 Pa 1.3										92 U 1.5										93 Np 1.3										94 Pu 1.3										95 Am 1.3										96 Cm 1.3										97 Bk 1.3										98 Cf 1.3										99 Es 1.3										100 Fm 1.3										101 Md 1.3										102 No 1.3										103 Lr 1.5									

Gambar 1.11 Keelektronegatifan Unsur-Unsur.

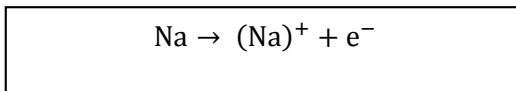
5.3. IKATAN KIMIA, BENTUK MOLEKUL

IKATAN KIMIA

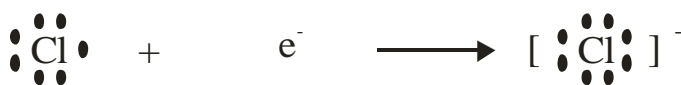
Salah satu butir dari teori atom Dalton menyatakan bahwa molekul senyawa disusun oleh atom-atom beberapa unsur. Dua buah atom H membentuk molekul H₂, atom-atom H dan O membentuk molekul H₂O dan atom-atom Na dan Cl membentuk NaCl. Atom-atom ini bergabung dengan yang lain dengan ikatan yang kuat yang disebut **ikatan kimia**. Ikatan kimia yang terjadi berupa tarik-menarik antar ion disebut **ikatan ionik**, sedangkan ikatan antar atom-atom di dalam molekul disebut **ikatan kovalen**.

STRUKTUR LEWIS IKATAN IONIK

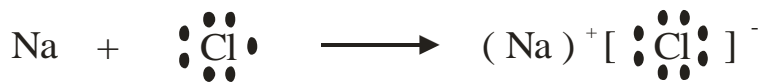
Ikatan Na⁺ adalah atom Na yang telah melepaskan satu-satunya elektron valensinya. Karena itu struktur lewis dari Na dapat ditulis sebagai berikut :



Berbeda dengan Na ionisasi Cl menjadi Cl⁻ terjadi dengan cara menangkap elektron, karena Cl bersifat elektronegatif.



Jadi terbentuknya NaCl dari Na dan Cl dapat ditulis dengan struktur Lewis sebagai berikut :



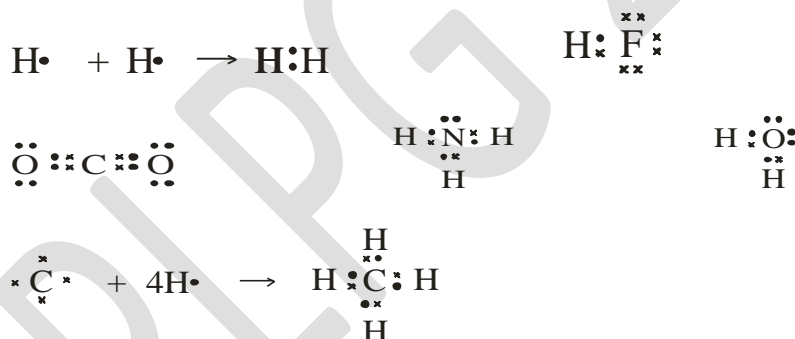
Dari reaksi dengan struktur Lewis di atas jelas bahwa terbentuknya ikatan ionik NaCl terjadi karena perpindahan elektron, yakni pelepasan elektron oleh atom Na menjadi ion

Atom-atom cenderung melepas atau menangkap elektron sehingga jumlah elektron kulit terluarnya mencapai 8 seperti umumnya konfigurasi elektron gas mulia. (Perkecualian pada atom He, hanya 2 elektron)

positif Na^+ dan penangkapan elektron oleh atom Cl menjadi ion Cl^- . Dari kenyataan ini maka berlakulah kesimpulan umum yang disebut **Aturan Oktet** yang berbunyi :

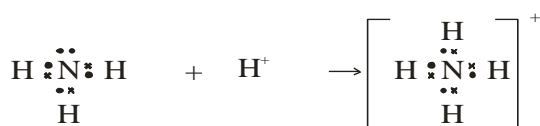
IKATAN KOVALEN

Ikatan kovalen terjadi karena kedua atom memakai bersama pasangan elektron. Penggambaran struktur Lewis dari ikatan kovalen disesuaikan dengan konsep ikatan dan aturan oktet. Jadi diantara dua atom digambarkan pasangan-pasangan elektron dan disekeliling tiap-tiap atom harus terdapat 8 elektron (kecuali H dan atom-atom yang dekat dengan He). Tiap pasangan elektron menggambarkan satu ikatan



Ikatan Kovalen Koordinasi

Terbentuknya NH_4^+ dari $\text{NH}_3 + \text{H}^+$, ion H^+ sama sekali tidak memiliki elektron. Jadi terbentuknya ikatan yang ke empat pastilah karena ion H^+ dan atom N memakai bersama pasangan elektron bebas yang awalnya dari atom N.



Ikatan yang terjadi karena penggunaan bersama pasangan elektron yang asalnya dari satu pihak disebut **ikatan kovalen koordinat**.

KEPOLARAN MOLEKUL

Jika pada suatu ikatan antara 2 atom, salah satu atom lebih elektronegatif dari yang lain maka elektron yang membentuk ikatan akan lebih sering berada di dekat atom yang membentuk ikatan yang elektronegatif daripada yang lain. Akibatnya ujung yang elektronegatif akan menjadi kutub negatif dari molekul dan yang lain menjadi kutub positif. Molekul yang mempunyai kutub-kutub ini disebut molekul polar. Kutub positif diberi tanda δ^+ dan yang negatif δ^- .

Contoh senyawa polar :



Pada molekul-molekul diatomik seperti H_2 , Cl_2 dan N_2 , karena keelektronegatifan tiap atom dalam masing-masing molekul sama tentulah molekul-molekulnya bersifat nonpolar. Demikian juga pada CH_4 dan CCl_4 , walaupun keelektronegatifan atom-atom dalam tiap molekul tidak sama, tetapi karena gaya tarik tiap ikatan identik, simetris dan berlawanan arah, maka resultannya = 0. Akibatnya kedua senyawa ini bersifat non polar.

Secara umum kepolaran suatu molekul ditentukan oleh perbedaan elektronegatifitas atom-atom penyusunnya. Makin besar selisih keelektronegatifannya makin polar molekul tersebut, bahkan dapat bersifat ionik. Atom-atom dengan selisih elektronegatifitas kurang dari 1,7 cenderung membentuk ikatan kovalen, jika lebih dari 1,7 cenderung membentuk ikatan ionik.

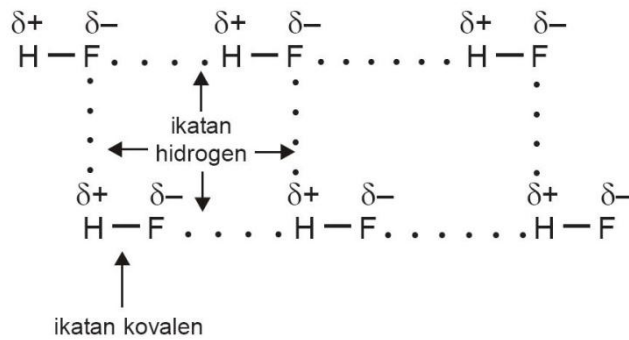
Ikatan Logam

Ikatan kimia antara atom-atom penyusun logam bukanlah ikatan ion ataupun ikatan kovalen. Ikatan yang terjadi antar atom-atom dalam logam disebut **ikatan logam**.

Ikatan logam adalah ikatan kimia yang terbentuk akibat penggunaan bersama elektron-elektron valensi antara atom-atom logam. Kekuatan ikatan logam ditentukan oleh besarnya gaya tarik-menarik antara ion-ion positif dan elektron-elektron bebas.

Ikatan Hidrogen

H Ikatan hidrogen adalah gaya tarik menarik yang cukup kuat antara molekul-molekul polar yang mempunyai atom hidrogen dan atom-atom yang sangat elektronegatif, misalnya F, O, N. Contoh: Ikatan hidrogen yang terjadi dalam molekul air dan senyawa HF.



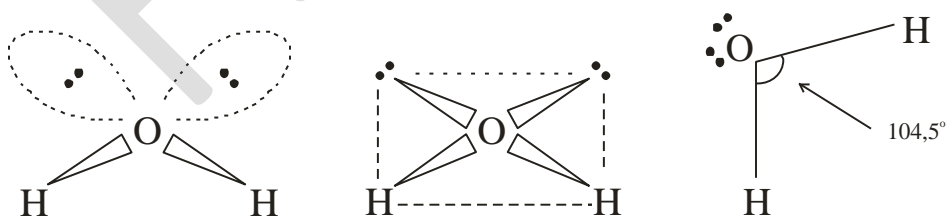
BENTUK MOLEKUL

Salah satu teori yang menjelaskan tentang penggambaran bentuk geometri molekul adalah **Teori Penolakan Pasangan Elektron Valensi** (*Valensi Shell Electron Pair Repulsion*) yang menyatakan bahwa dalam membentuk struktur molekul yang stabil, pasangan-pasangan elektron tertata sedemikian rupa sehingga gaya tolak antar elektronnya sekecil-kecilnya. Pada struktur lewis dari BeCl_2 , Be menjadi atom pusat karena ini kedua ikatan tentulah berasal dari Be. Agar pasangan-pasangan elektron mempunyai tolakan minimal, maka letak elektron itu harus sejauh-jauhnya, yakni dengan sudut ikatan 180° .



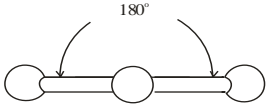
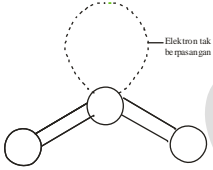
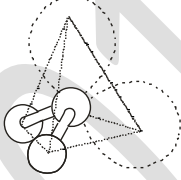
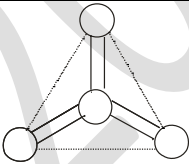
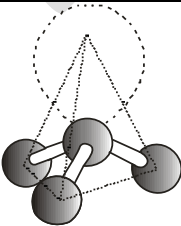
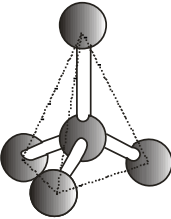
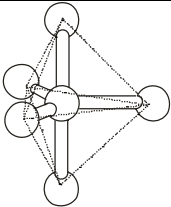
Demikian juga pada CO_2 , walaupun jumlah pasangan elektron berbeda, kedua senyawa ini mempunyai bentuk geometrik *linier*.

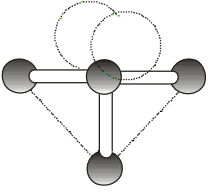
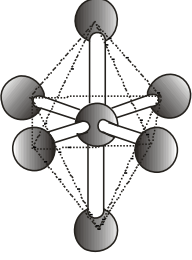
Bagaimana bentuk geometrik H_2O ? Data spektroskopik menunjukkan bahwa bentuk geometrik H_2O tidak linear, melainkan membentuk sudut atau garis bentuk. Pada struktur Lewis H_2O di atas, atom O dikelilingi 2 pasang elektron ikatan dan 2 pasang elektron bebas. Jika keempat pasang elektron tersebut identik maka sudut ikatan dalam ruang besarnya $109,5^\circ$. Tetapi karena adanya desakan 2 pasang elektron bebas, maka sudut ikatan H_2O kurang dari 180° bahkan kurang dari $109,5^\circ$.



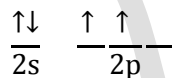
Sejalan dengan penjelasan di atas maka bentuk geometrik dari BeCl_3 adalah segitiga. Berikut ini contoh bentuk geometrik molekul dan pola strukturnya.

Tabel 1.2. Bentuk Geometri molekul

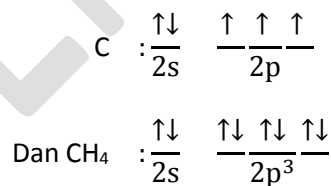
Pola Struktur	Contoh	Struktur	Bentuk Geometrik
AX_2	$BeCl_2$		Linier
AX_2E	SO_2		Non Linier (garis tekuk)
AX_2E_2	H_2O		Non Linier
AX_3	BCl_3		Segitiga datar
AX_3E	NH_3		Piramida trigonal
AX_4	CH_4		Tetrahedral
AX_5	PCl_5		Trigonal bipiramidal

AX ₃ E ₂	ClF ₃		Bentuk T
AX ₆	SF ₆		Oktahedral
AX ₆ E	IF ₅		Piramida Segiempat

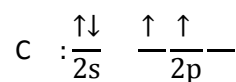
Tetapi bagaimana pembentukan ikatan pada CH₄? Pertanyaan ini di jawab dengan teori hibridisasi. Diagram orbital C adalah :

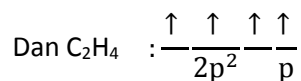


Jadi jika harus terjadi tumpang tindih orbital antara C dan H seharusnya terbentuk molekul CH₂ karena terdapat 2 orbital 2p yang setengah penuh. Fakta menunjukkan bahwa tidak terdapat molekul CH₂, yang ada hanya molekul CH₄. Data spektroskopik menunjukkan bahwa panjang ikatan dan sudut ikatan pada CH₄ empat-empatnya identik. Untuk dapat menciptakan 4 orbital setengah penuh yang identik maka perlu eksitasi 1 elektron 2s ke orbital 2p dan sesudah itu peleburan 1s dengan 3 orbital 2p menjadi 4 orbital campuran yang identik disebut **orbital hibrida sp³**.



Selanjutnya bagaimana pembentukan ikatan rangkap pada C₂H₄ pada etena, tiap atom C mengikat 3 atom lain. Karena ini tiap atom C sedikitnya menyediakan 3 orbital identik yang mengarah ke titik-titik sudut segitiga sama sisi. Untuk ini haruslah tersedia 3 elektron C menempati 3 orbital sp². Perubahan susunan orbital pada pembentukan etena adalah sebagai berikut :





Tumpang tindih 2 orbital p dengan poros yang sejajar menghasilkan orbital ikatan π , jika poros segaris (bersambungan) akan diperoleh orbital ikatan σ . Jadi antara kedua atom C terbentuk ikatan orbital σ , hasil tumpang tindih antara 2 orbital hibrida sp^2 , dan orbital π sebagai hasil tumpang tindih orbital p yang sejajar. Kedua orbital inilah yang membentuk ikatan rangkap C=C. Macam hibridisasi yang diterapkan untuk suatu struktur ditentukan geometri molekul yang diperoleh dari eksperimen.

Tabel 1.3 Macam Hibridisasi dan bentuk molekul

Orbital Hibrida	Jumlah Pasangan Elektron Ikatan Bebas	Bentuk Molekul	Contoh
Sp	2	Garis lurus,	BeCl ₂
sp²	3	Trigonal	C ₂ H ₂
sp³	4	Bujursangkar	XeF ₄
sp³d	5	Bipiramida trigonal	PCl ₅
d²sp³	6	Oktahedral	SF ₆
sp³d²	6		

Referensi Tambahan:

- Turella, R, dkk. (2016). *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi B Pedagogik. Teori Belajar dan Implementasinya dalam Pembelajaran IPA, Profesional : Ikatan Kimia, Stoikiometri II, Redoks 2, dan pH* Jakarta : PPPPTK IPA-Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan [tersedia on line].
- Turella, R, dkk. (2016). *Modul Guru Pembelajar Mata Pelajaran Kimia Sekolah Menengah Atas (SMA) Kelompok Kompetensi A. Pedagogik Perkembangan Peserta Didik, Profesional : Struktur Atom, Stokiometri 1, Asam Basa, Redoks 1*. Jakarta : PPPPTK IPA). Direktur Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan.[tersedia online].