

## Materi Kimia: Ikatan Kimia, Bentuk Molekul, dan Hibridisasi

### A. Ikatan Kimia

**Definisi:** Gaya tarik-menarik antaratom yang menyebabkan suatu senyawa atau molekul dapat terbentuk, untuk mencapai kestabilan (konfigurasi elektron gas mulia).

#### 1. Aturan Oktet dan Duplet

- **Oktet:** Atom cenderung memiliki 8 elektron valensi (umumnya untuk non-logam).
- **Duplet:** Atom H dan He cenderung memiliki 2 elektron valensi.

#### 2. Jenis-jenis Ikatan Kimia

##### a. Ikatan Ionik

- **Pembentukan:** Terjadi akibat **perpindahan elektron** (serah terima elektron).
- **Pihak terlibat:** Atom **logam** (melepas elektron, jadi kation) dengan atom **non-logam** (menerima elektron, jadi anion).
- **Gaya:** Tarik-menarik elektrostatis antara kation dan anion.

**Contoh Soal 1 (Ikatan Ionik):** Jelaskan pembentukan ikatan pada senyawa kalium iodida (KI) berdasarkan konfigurasi elektronnya. Tentukan jenis ikatannya. (Nomor atom K=19, I=53)

##### Pengerjaan Contoh Soal 1:

1. **Tentukan konfigurasi elektron dan elektron valensi masing-masing atom:**
  - Kalium (K, Z=19):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Elektron valensi = 1.
  - Iodin (I, Z=53):  $[Kr]4d^10 5s^2 5p^5$ . Elektron valensi = 7.
2. **Identifikasi kecenderungan atom untuk mencapai kestabilan (oktet/duplet):**
  - K (elektron valensi 1): Cenderung **melepas 1 elektron** untuk mencapai konfigurasi oktet seperti Ar (2.8.8) dan membentuk ion  $K^+$ .
  - I (elektron valensi 7): Cenderung **menerima 1 elektron** untuk mencapai konfigurasi oktet seperti Xe (2.8.18.18.8) dan membentuk ion  $I^-$ .
3. **Jelaskan proses serah terima elektron:**
  - Atom K akan menyerahkan 1 elektronnya kepada atom I.
  - Setelah serah terima, K menjadi  $K^+$  (kation) dan I menjadi  $I^-$  (anion).
4. **Tentukan jenis ikatan:** Karena terjadi **perpindahan elektron** antara logam (K) dan non-logam (I) yang membentuk ion-ion dan kemudian saling tarik-menarik, maka ini adalah **ikatan ionik**.

---

##### b. Ikatan Kovalen

- **Pembentukan:** Terjadi akibat **penggunaan pasangan elektron secara bersama-sama**.

- **Pihak terlibat:** Umumnya antara **atom non-logam dengan non-logam**.
- **Jenis:**
  - **Tunggal:** 1 pasang elektron bersama.
  - **Rangkap Dua:** 2 pasang elektron bersama.
  - **Rangkap Tiga:** 3 pasang elektron bersama.
  - **Koordinasi:** Salah satu atom menyumbangkan kedua elektronnya.

**Contoh Soal 2 (Ikatan Kovalen):** Gambarlah struktur Lewis untuk molekul CO<sub>2</sub> dan tentukan jenis ikatan kovalen yang terbentuk. (Nomor atom C=6, O=8)

**Pengerjaan Contoh Soal 2:**

1. **Tentukan elektron valensi masing-masing atom:**
  - C (Z=6): 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>2</sup>. Elektron valensi = 4.
  - O (Z=8): 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup>. Elektron valensi = 6.
2. **Tentukan atom pusat:** C (jumlahnya paling sedikit).
3. **Gambarlah kerangka molekul dan sebarkan elektron valensi di sekitar atom:**
  - C membutuhkan 4 elektron untuk oktet. O membutuhkan 2 elektron untuk oktet.
  - Sebarkan elektron valensi: Total elektron valensi = 4(C)+2×6(O)=16 elektron. OCO  
Awalnya: O<sup>−</sup>:C:O<sup>−</sup> Ini menggunakan 2×2=4 elektron ikatan. Sisa 16−4=12 elektron untuk PEB. O<sup>−</sup>–C–O<sup>−</sup> (masih belum oktet untuk C, O juga belum oktet)
4. **Bentuk ikatan rangkap hingga semua atom mencapai oktet:**
  - Atom O memiliki 6 elektron valensi, membutuhkan 2 elektron lagi.
  - Atom C memiliki 4 elektron valensi, membutuhkan 4 elektron lagi.
  - Jika C berbagi 2 elektron dengan masing-masing O (membentuk ikatan rangkap dua): :O<sup>−</sup>=C=O<sup>−</sup>:
  - Hitung kembali elektron di sekitar setiap atom:
    - Setiap O memiliki 2 pasang PEB (4 elektron) + 2 pasang PEI (4 elektron) = 8 elektron (oktet).
    - C memiliki 2 pasang PEI dari satu O (4 elektron) + 2 pasang PEI dari O lainnya (4 elektron) = 8 elektron (oktet).
5. **Tentukan jenis ikatan kovalen:** Dalam molekul CO<sub>2</sub>, terdapat dua ikatan antara C dan O, dan masing-masing ikatan tersebut melibatkan 2 pasangan elektron yang digunakan bersama. Jadi, terbentuk **dua ikatan kovalen rangkap dua**.

### c. Ikatan Logam

- **Pembentukan:** Antar atom-atom logam.

- **Karakteristik:** Elektron valensi tidak terikat pada atom tertentu, melainkan bergerak bebas membentuk "lautan elektron" yang mengikat inti atom logam positif.

**Contoh Soal 3 (Ikatan Logam):** Mengapa logam tembaga (Cu) sangat baik dalam menghantarkan listrik, sementara garam dapur (NaCl) padat tidak? Jelaskan kaitannya dengan jenis ikatan.

**Pengerjaan Contoh Soal 3:**

1. **Identifikasi jenis ikatan pada Cu dan NaCl:**
    - Tembaga (Cu) adalah logam, sehingga memiliki **ikatan logam**.
    - Garam dapur (NaCl) adalah senyawa ionik (Na logam, Cl non-logam), sehingga memiliki **ikatan ionik**.
  2. **Jelaskan mekanisme konduktivitas pada masing-masing ikatan:**
    - **Pada logam Cu (ikatan logam):** Elektron valensi pada atom-atom Cu tidak terikat pada satu atom tertentu, melainkan terdelokalisasi dan bergerak bebas dalam "lautan elektron". Ketika diberi beda potensial, elektron-elektron bebas ini dapat bergerak terarah, sehingga Cu menjadi konduktor listrik yang sangat baik.
    - **Pada NaCl padat (ikatan ionik):** Ion-ion Na<sup>+</sup> dan Cl<sup>-</sup> terikat kuat dalam kisi kristal yang teratur dan **tidak dapat bergerak bebas**. Meskipun ada ion (pembawa muatan), mobilitasnya sangat terbatas dalam fase padat. Oleh karena itu, NaCl padat adalah non-konduktor listrik. (Catatan: NaCl akan menghantarkan listrik jika dilarutkan dalam air atau dilelehkan, karena ion-ionnya menjadi bebas bergerak).
- 

## B. Bentuk Molekul

**Definisi:** Geometri tiga dimensi dari atom-atom dalam suatu molekul, ditentukan oleh tolakan antarpasangan elektron di sekitar atom pusat (Teori VSEPR).

**1. Teori VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion)**

- **Prinsip:** Pasangan elektron (PEI dan PEB) saling tolak-menolak dan akan menempati posisi sejauh mungkin untuk meminimalkan tolakan.
- **Urutan kekuatan tolakan:** PEB-PEB > PEB-PEI > PEI-PEI.

**Contoh Soal 4 (Bentuk Molekul):** Tentukan bentuk molekul dari H<sub>2</sub>O. (Nomor atom O=8, H=1)

**Pengerjaan Contoh Soal 4:**

1. **Tentukan atom pusat:** Oksigen (O).
2. **Tentukan jumlah elektron valensi atom pusat:** O (Golongan VIA), jadi elektron valensi = 6.
3. **Tentukan jumlah atom yang berikatan (PEI):** 2 atom H berikatan dengan O. Jadi, PEI = 2.
4. **Hitung elektron yang digunakan untuk PEI:** 2 ikatan x 1 elektron/ikatan (dari atom pusat) = 2 elektron.
5. **Hitung elektron valensi yang tersisa pada atom pusat:** 6-2=4 elektron.
6. **Hitung jumlah PEB:** 4 elektron sisa/2=2 PEB.

7. Tentukan total pasangan elektron (PEI + PEB):  $2+2=4$ .
  8. Tentukan rumus VSEPR:
    - A = atom pusat (O)
    - X = jumlah PEI = 2
    - E = jumlah PEB = 2
    - Rumus VSEPR: AX<sub>2</sub>E<sub>2</sub>.
  9. Berdasarkan rumus VSEPR (AX<sub>2</sub>E<sub>2</sub>), tentukan geometri pasangan elektron dan bentuk molekul:
    - Total 4 pasangan elektron mengarah ke **geometri tetrahedral**.
    - Namun, karena ada 2 PEB, bentuk molekulnya adalah **Bengkok (V)**.
    - (PEB menolak PEI lebih kuat, sehingga sudut ikatan H-O-H lebih kecil dari 109.5°, yaitu sekitar 104.5°).
- 

### C. Hibridisasi

**Definisi:** Penggabungan orbital-orbital atom yang berbeda (s, p, d) untuk membentuk orbital-orbital hibrida baru yang setara, digunakan untuk membentuk ikatan.

#### 1. Tujuan Hibridisasi:

- Menjelaskan bentuk molekul dan sudut ikatan yang tidak sesuai dengan orbital atom murni.
- Menjelaskan kesetaraan ikatan.

#### 2. Jenis-jenis Hibridisasi Umum:

- **sp:** 2 orbital hibrida, Linear.
- **sp<sub>2</sub>:** 3 orbital hibrida, Trigonal Planar.
- **sp<sub>3</sub>:** 4 orbital hibrida, Tetrahedral.
- **sp<sub>3d</sub>:** 5 orbital hibrida, Trigonal Bipiramida.
- **sp<sub>3d</sub><sub>2</sub>:** 6 orbital hibrida, Oktahedral.

**Contoh Soal 5 (Hibridisasi):** Tentukan jenis hibridisasi pada atom C di dalam molekul CH<sub>4</sub>. (Nomor atom C=6)

#### Pengerjaan Contoh Soal 5:

1. **Tentukan atom pusat:** Karbon (C).
2. **Tentukan jumlah elektron valensi atom pusat:** C (Golongan IVA), jadi elektron valensi = 4.
3. **Tentukan jumlah ikatan sigma dan PEB di sekitar atom pusat:**
  - C membentuk 4 ikatan tunggal (sigma) dengan 4 atom H.

- PEB pada C = 0.
  - Total orbital yang dibutuhkan untuk ikatan dan PEB = 4.
4. **Tuliskan konfigurasi elektron atom pusat (C):**
- Konfigurasi dasar: 1s22s22p2
5. **Gambarlah diagram orbital atom pusat dalam keadaan dasar:** 2s2p [↑↓][↑ ][↑ ][ ]  
(Hanya ada 2 orbital yang siap berikatan)
6. **Gambarlah diagram orbital atom pusat dalam keadaan tereksitasi (jika perlu):**
- Karena C akan membentuk 4 ikatan, 1 elektron dari orbital 2s harus tereksitasi ke orbital 2p yang kosong. 2s2p [↑ ][↑ ][↑ ][↑ ] (Sekarang ada 4 orbital yang siap berikatan, semuanya mengandung 1 elektron tak berpasangan)
7. **Gabungkan (hibridisasi) orbital yang diperlukan:**
- Karena dibutuhkan 4 orbital yang setara untuk 4 ikatan sigma, 1 orbital 2s dan 3 orbital 2p akan bergabung.
  - Hasilnya adalah 4 orbital hibrida **sp3**.
8. **Tentukan jenis hibridisasi: sp3.**
9. **Geometri yang dihasilkan:** Tetrahedral.
- 

**Contoh Soal 6 (Hibridisasi):** Tentukan jenis hibridisasi pada atom pusat S dalam molekul SF6. (Nomor atom S=16)

**Pengerjaan Contoh Soal 6:**

1. **Tentukan atom pusat:** Belerang (S).
2. **Tentukan jumlah elektron valensi atom pusat:** S (Golongan VIA), jadi elektron valensi = 6.
3. **Tentukan jumlah ikatan sigma dan PEB di sekitar atom pusat:**
  - S membentuk 6 ikatan tunggal (sigma) dengan 6 atom F.
  - PEB pada S = 0.
  - Total orbital yang dibutuhkan untuk ikatan dan PEB = 6.
4. **Tuliskan konfigurasi elektron atom pusat (S):**
  - Konfigurasi dasar: [Ne]3s23p43d0
5. **Gambarlah diagram orbital atom pusat dalam keadaan dasar:** 3s3p3d  
[↑↓][↑↓][↑ ][↑ ][ ] [ ] [ ] [ ] [ ]
6. **Gambarlah diagram orbital atom pusat dalam keadaan tereksitasi:**
  - Karena S akan membentuk 6 ikatan, 1 elektron dari 3s dan 1 elektron dari 3p harus tereksitasi ke orbital 3d yang kosong. 3s3p3d [↑ ][↑ ][↑ ][↑ ][↑ ][↑ ][↑ ][ ] [ ] [ ] (Sekarang ada 6 orbital yang siap berikatan)

7. **Gabungkan (hibridisasi) orbital yang diperlukan:**

- Karena dibutuhkan 6 orbital yang setara untuk 6 ikatan sigma, 1 orbital 3s, 3 orbital 3p, dan 2 orbital 3d akan bergabung.
- Hasilnya adalah 6 orbital hibrida **sp<sub>3</sub>d<sub>2</sub>**.

8. **Tentukan jenis hibridisasi: sp<sub>3</sub>d<sub>2</sub>.**

9. **Geometri yang dihasilkan:** Oktahedral.

---

### Sejarah Subkulit Atom

Konsep subkulit atom adalah bagian integral dari model atom modern (Model Mekanika Kuantum) yang menggantikan model-model sebelumnya yang lebih sederhana.

#### 1. Model Atom Bohr (Awal Abad ke-20)

- **Era:** Awal 1900-an (Niels Bohr, 1913).
- **Gagasan Utama:** Bohr mengusulkan bahwa elektron bergerak mengelilingi inti atom dalam **lintasan-lintasan (orbit) tertentu** yang memiliki energi diskrit (terkuantisasi). Orbit-orbit ini disebut **kulit atom** atau tingkat energi utama ( $n=1,2,3,\dots$ ).
- **Keterbatasan:** Model Bohr berhasil menjelaskan spektrum atom hidrogen, tetapi gagal menjelaskan spektrum atom yang lebih kompleks (memiliki lebih dari satu elektron) dan juga tidak dapat menjelaskan efek Zeeman (pemisahan garis spektrum di bawah pengaruh medan magnet). Ini menunjukkan bahwa ada struktur yang lebih halus di dalam setiap kulit.

#### 2. Model Sommerfeld (Penyempurnaan Model Bohr)

- **Era:** Pertengahan 1910-an (Arnold Sommerfeld, 1916).
- **Gagasan Utama:** Untuk menjelaskan keterbatasan model Bohr, Sommerfeld mengemukakan ide bahwa orbit elektron tidak hanya berbentuk lingkaran, tetapi juga bisa **berbentuk elips**.
  - Setiap kulit atom (tingkat energi utama  $n$ ) dapat dibagi lagi menjadi **sub-tingkat energi (subkulit)**.
  - Subkulit ini dicirikan oleh **bilangan kuantum azimut atau momentum sudut ( $l$ )**.
  - Nilai  $l$  berkisar dari 0 hingga  $n-1$ .
  - Setiap nilai  $l$  kemudian diberi label huruf:
    - $l=0 \rightarrow s$  (sharp)
    - $l=1 \rightarrow p$  (principal)
    - $l=2 \rightarrow d$  (diffuse)
    - $l=3 \rightarrow f$  (fundamental)

- (Label huruf ini berasal dari pengamatan garis-garis spektrum atom).
- **Implikasi:** Ini adalah **gagasan awal tentang subkulit**. Dengan adanya subkulit, Sommerfeld dapat menjelaskan beberapa garis spektrum yang tidak dapat dijelaskan oleh model Bohr (disebut "struktur halus" spektrum).

### 3. Mekanika Kuantum (Revolusi Ilmiah)

- **Era:** Pertengahan 1920-an dan seterusnya (Louis de Broglie, Erwin Schrödinger, Werner Heisenberg, Paul Dirac).
- **Gagasan Utama:** Mekanika Kuantum benar-benar merevolusi pemahaman kita tentang elektron. Elektron tidak lagi dipandang sebagai partikel yang bergerak dalam lintasan tertentu, melainkan sebagai **gelombang probabilitas**.
  - **Persamaan Schrödinger (1926):** Ini adalah fondasi dari model atom modern. Solusi dari persamaan Schrödinger menghasilkan **fungsi gelombang** yang menggambarkan probabilitas menemukan elektron di suatu wilayah ruang di sekitar inti.
  - **Orbital Atom:** Fungsi gelombang ini menghasilkan konsep **orbital atom**, yaitu wilayah ruang di mana probabilitas menemukan elektron sangat tinggi. Orbital-orbital ini bukan lintasan fisik, melainkan "awan" probabilitas.
  - **Bilangan Kuantum:** Dari solusi persamaan Schrödinger, muncullah empat bilangan kuantum yang lengkap untuk menggambarkan setiap elektron dalam atom:
    1. **Bilangan Kuantum Utama ( $n$ ):** Menentukan kulit atom atau tingkat energi utama (mirip Bohr). Nilai  $n=1,2,3,\dots$
    2. **Bilangan Kuantum Azimut ( $l$ ):** Menentukan bentuk orbital dan subkulit (sama seperti Sommerfeld). Nilai  $l=0,1,\dots,n-1$ . Ini adalah bilangan kuantum yang secara langsung mendefinisikan subkulit ( $s,p,d,f$ ).
    3. **Bilangan Kuantum Magnetik ( $m_l$ ):** Menentukan orientasi orbital dalam ruang. Nilai  $m_l=-l,\dots,0,\dots,+l$ . Ini menjelaskan mengapa ada beberapa orbital dalam satu subkulit (misal: 3 orbital  $p$ , 5 orbital  $d$ ).
    4. **Bilangan Kuantum Spin ( $m_s$ ):** Menentukan arah putaran elektron (spin). Nilai  $m_s=+1/2$  atau  $-1/2$ .

- **Implikasi terhadap Subkulit:** Dalam model mekanika kuantum, subkulit adalah kumpulan orbital yang memiliki nilai  $n$  dan  $l$  yang sama.
  - Contoh: Subkulit  $2p$  berarti  $n=2$  dan  $l=1$ . Subkulit ini memiliki 3 orbital  $p$  ( $m_l = -1, 0, +1$ ).

### 4. Prinsip Aufbau, Aturan Hund, dan Prinsip Pauli

- **Prinsip Aufbau (1920-an):** Elektron mengisi orbital dari tingkat energi terendah ke tertinggi.
- **Aturan Hund (1927):** Dalam subkulit yang sama, elektron akan mengisi setiap orbital secara individual dengan spin paralel terlebih dahulu sebelum berpasangan.

- **Prinsip Eksklusi Pauli (1925):** Tidak ada dua elektron dalam satu atom yang dapat memiliki keempat bilangan kuantum yang sama. Ini berarti setiap orbital hanya dapat menampung maksimal dua elektron, dan keduanya harus memiliki spin yang berlawanan.