

Penerbit dan Percetakan

NoerFikri

Jl. Mayor Mahidin No. 142

Tlp./Fax. 0711-366625

E-mail : noerfikri@gmail.com

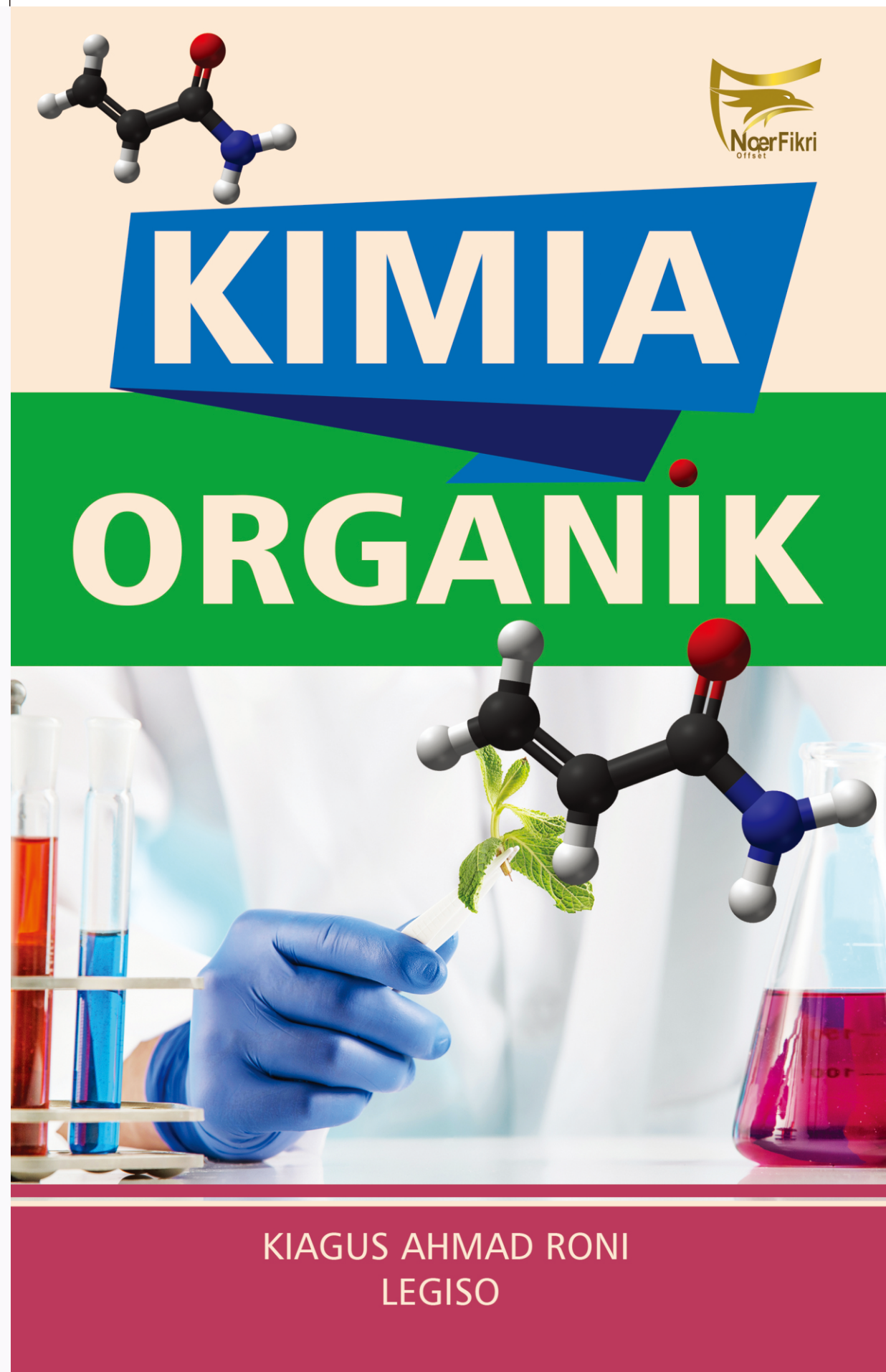
Palembang - Indonesia

ISBN 978-602-447-694-6



KIMIA ORGANIK

Kiagus Ahmad Roni
Legiso



KIAGUS AHMAD RONI
LEGISO

KIMIA ORGANIK

Kiagus Ahmad Roni

Legiso



**Dilarang memperbanyak, mencetak, menerbitkan
sebagian maupun seluruh buku ini tanpa izin tertulis dari penerbit**

Ketentuan Pidana

Kutipan Pasal 72 Undang-undang Republik Indonesia

Nomor 19 Tahun 2002 Tentang Hak Cipta

1. Barangsiapa dengan sengaja dan tanpa hak melakukan sebagaimana dimaksud dalam pasal 2 ayat (1) atau pasal 49 ayat (1) dan ayat (2) dipidana dengan pidana penjara masing-masing paling singkat 1 (satu) bulan dan/atau denda paling sedikit Rp. 1.000.000,00 (satu juta rupiah), atau pidana penjara paling lama 7 (tujuh) tahun dan/atau denda paling banyak Rp. 5.000.000,00 (lima juta rupiah).
2. Barang siapa dengan sengaja menyiarkan, memamerkan, mengedarkan, atau menjual kepada umum suatu ciptaan atau barang hasil pelanggaran Hak Cipta atau hak terkait sebagaimana dimaksud pada ayat (1) dipidana dengan pidana penjara paling lama 5 (lima) tahun dan/atau denda paling banyak Rp. 500.000.000,00 (lima ratus juta rupiah)

KIMIA ORGANIK

Penulis : Kiagus Ahmad Roni
Legiso
Layout : Tri Septiana Kebela
Desain Cover : Ismoko

Hak Penerbit pada NoerFikri Offset
Anggota IKAPI (No. 012/SMS/13)

Dicetak oleh NoerFikri Offset

Jl. Mayor Mahidin No. 142
Palembang – Indonesia ☒ 30126
Telephone 0711 366625
Fax 0711 366625
Email : noerfikri@gmail.com
Cetakan I : Maret 2021
16,24 x 25
xvi, 276 hlm

Hak Cipta dilindungi Undang-undang pada Penulis
All right reserved

ISBN : 978-602-447-694-6

KATA PENGANTAR

Alhamdulillah puji dan syukur selalu kita panjatkan kepada Allah SWT karena atas rahmat dan redhonya jualah maka kita sampai saat ini masih diberinya nikmat. Solawat dan salam semoga tetap tercurah kepada nabi kita Muhammad SAW, keluarga, sahabat dan pengikut-pengikutnya yang setia hingga akhir zaman karena beliau telah membawa kita dari alam kegelapan menuju alam yang terang benderang seperti sekarang ini.

Dengan rasa senang dan gembira saya menyambut baik adanya penulisan buku ajar Kimia Organik ini, yang disusun oleh saudara Kiagus Ahmad Roni dan Legiso, selaku dosen pengasuh mata kuliah tersebut. Buku ajar ini ditujukan sebagai buku ajar untuk mahasiswa Prodi Teknik Kimia Fakultas Teknik Universitas Muhammadiyah Palembang.

Menulis buku ajar adalah salah satu kewajiban dan tanggungjawab bagi setiap dosen yang sadar akan profesinya. Semoga dengan disusunnya buku ajar ini akan memberikan semangat dan motivasi serta mendorong para dosen yang lainnya untuk segera menulis buku-buku ajar mereka. Saya ucapkan selamat atas disusunnya buku ajar ini serta penghargaan kepada penulisnya. Semoga dapat memberi manfaat bagi yang membaca dan menggunakannya.

Palembang, Maret 2021.

Dr. Kgs. Ahmad Roni, MT.

NBM/NIDN: 763049/0227077004

Dekan Fakultas Teknik

Universitas Muhammadiyah Palembang

PRAKATA

Alhamdulillah puji dan syukur penulis panjatkan kepada Allah SWT karena atas rahmat dan redhonya jualah maka penulis dapat menyelesaikan proposal buku ajar ini yaitu sesuai dengan mata kuliah yang penulis ampu Kimia Organik. Solawat dan salam semoga tetap tercurah kepada nabi kita Muhammad SAW, keluarga, sahabat dan pengikut-pengikutnya yang setia hingga akhir zaman karena beliau telah membawa kita dari alam kegelapan menuju alam yang terang benderang seperti sekarang ini.

Buku ajar ini disusun sesuai dengan silabus dan kurikulum mata kuliah Kimia Organik Fakultas Teknik Prodi Teknik Kimia UM Palembang. Adapun buku ajar ini terdiri dari 12 BAB. BAB 1, menguraikan tentang sejarah ilmu kimia organik, BAB 2, menguraikan tentang materi ikatan kimia, BAB 3 menguraikan tentang karakteristik senyawa organik, BAB 4 menguraikan tentang atom dan molekul, BAB 5 menguraikan masalah asam dan basa, BAB 6 menguraikan tentang tata nama senyawa organik, BAB 7 menguraikan tentang alkana, alkena dan alkuna, BAB 8 menguraikan tentang senyawa halida dan alkohol, BAB 9 menguraikan tentang senyawa asam karboksilat dan eter, BAB 10 menguraikan senyawa amina dan ester, BAB 11 menguraikan senyawa aldehida dan keton, BAB 12 menguraikan sumber-sumber senyawa alifatik di Indonesia dan aspek ekonominya.

Tujuan dibuatnya buku ajar ini adalah menyajikan referensi bagi para mahasiswa sehingga dapat memperlancar proses pembelajaran mata kuliah kimia organik yang diampu oleh penulis pada program studi Teknik Kimia Fakultas Teknik UM Palembang.

Ucapan terima kasih ditujukan kepada semua pihak yang telah membantu proses pembuatan dan penerbitan buku ini, terutama Lembaga Penelitian dan Pengabdian pada Masyarakat (LPPM) Universitas Muhammadiyah Palembang. Akhir kata, buku ini diharapkan dapat bermanfaat bagi banyak individu, terutama para mahasiswa yang mengambil mata kuliah kimia organik . Kritik dan saran tetap dibutuhkan demi kesempurnaan buku ajar ini dimasa yang akan datang.

Palembang, Maret 2021.

Penulis,

DAFTAR ISI

HALAMAN JUDUL	i
KATA PENGANTAR	iii
PRAKATA	iv
DAFTAR ISI	vi
DAFTAR GAMBAR	xiii
DAFTAR TABEL.....	xvi
BAB I. PENDAHULUAN.....	1
1.1. Sejarah Kimia Organik.....	1
1.2. Perbedaan senyawa organik dan anorganik	2
1.3. Zat-zat Organik	6
1.4. Vitalisme	9
1.5. Analisis Organik	11
1.6. Substitusi dan Teori Jenis	12
1.7. Radikal-radikal Bebas	14
1.8. Teori Tipe Baru	16
1.9. Atom Karbon Tetravalent	17
1.10. Gugus Fungsi	19
1.11. Senyawa Alifatik	20
1.12. Senyawa Aromatik	25
1.13. Senyawa Heterosiklik	26
1.14. Polimer	27
BAB II. IKATAN KIMIA	31
2.1. Ikatan Kimia	31
2.2. Tinjauan	32

2.3. Sejarah Ikatan Kimia.....	33
2.4. Teori ikatan valensi.....	36
2.5. Teori orbital molekul	38
2.6. Perbandingan antara teori ikatan valensi dan Teori orbital molekul	40
2.7. Ikatan dalam rumus kimia	42
2.8. Ikatan kuat kimia	43
2.9. Ikatan Kovalen.....	47
2.10. Ikatan ion.....	51
2.11. Ikatan kovalen koordinat	54
2.12. Ikatan aromatik	55
2.13. Ikatan logam	57
2.14. Ikatan antar molekul.....	61
2.15. Ikatan Hidrogen	65
 BAB III . KARAKTERISTIK SENYAWA ORGANIK	71
3.1. Pengertian senyawa organik	71
3.2. Definisi senyawa organik	75
3.3. Hidrokarbon.....	77
3.4. Penggolongan senyawa organik	78
3.5. Kerangka senyawa organik	79
3.6. Karakteristik senyawa organik	80
3.7. Tipe-tipe reaksi senyawa organik	82
3.8. Klassifikasi senyawa organik	82
3.9. Keterkaitan struktur kimia dan Sifat-sifat senyawa organik .	83
3.10. Gugus fungsi.....	83
 BAB IV. ATOM DAN MOLEKUL	87
4.1. Tinjauan ulang	87

4.2. Struktur atom.....	91
4.3. Perkembangan Model Atom.....	94
4.4. Macam-macam model atom.....	94
4.5. Sistem periodik unsur	99
4.6. Jari-jari atom.....	103
4.7. Afinitas elektron	103
4.8. Energi ionisasi	104
4.9. Keelektronegatifan.....	104
4.10. Molekul	109
 BAB V. ASAM DAN BASA	 117
5.1. Pendahuluan	117
5.2. Teori asam-basa Arrhenius	117
5.3. Teori asam-basa Bronsted-Lowry	124
5.4. Hubungan teori asam-basa Arrhenius Dengan teori asam- basa Bronsted-Lowry.....	128
5.5. Permasalahan hidrogen klorida/amonia	128
5.6. Air, ion hidronium dan auto-ionisasi	130
5.7. Amphiprotik/Amfoter	131
5.8. Pasangan asam-basa konjugasi.....	131
5.9. Kekuatan relatif asam-basa	133
5.10. Membandingkan efek struktur terhadap keasaman	134
5.11. Elektronegatifitas atom	135
5.12. Teori asam-basa Lewis	135
5.13. Hubungan antara teori asam-basa Lewis dengan Teori Bronsted-Lowry	138
5.14. Asam Lewis.....	138

BAB VI .TATA NAMA SENYAWA ORGANIK	143
6.1. Prinsip Dasar	143
6.2. Alkana	144
6.3. Alkena dan alkuna	146
6.4. Gugus fungsi.....	147
6.5. Alkohol.....	149
6.6. Halogens.....	150
6.7. Keton.....	150
6.8. Aldehida	152
6.9. Eter.....	153
6.10. Ester	153
6.11. Amina dan Amida	154
 BAB VII. ALKANA, ALKENA DAN ALKUNA.....	157
7.1. Tinjauan tata nama organik.....	157
7.2. Sifat kimia alkana	159
7.3. Sifat fisika alkana	160
7.4. Prosedur umum dalam menamai alkana bercabang.....	160
7.5. Rantai samping bercabang	161
7.6. Cabang ganda	162
7.7. Substituen lain	164
 BAB VIII .HALIDA DAN ALKOHOL	165
8.1. Alkil halida	165
8.2. Beberapa tipe senyawa organohalogen.....	168
8.3. Tata nama dan klassifikasi halida.....	170
8.4. Nama trivial alkohol	173
8.5. Penamaan alkohol.....	173
8.6. Pengelompokan alkohol.....	175

8.7. Sintesis Alkohol.....	177
BAB IX . ASAM KARBOKSILAT DAN ETHER	179
9.1. Asam karboksilat	179
9.1.1. Tata Nama Asam karboksilat	179
9.1.2. Sifat-sifat fisika	180
9.1.3. Sifat-sifat kimia.....	180
9.1.4. Kegunaan Asam karboksilat	181
9.1.5. Reaksi-ReaksiAsam Kaboksilat.....	182
9.1.6. Pembuatan Asam karboksilat	182
9.2. Ether.....	183
9.2.1. Pembuatan Ether	184
9.2.2. Tata Nama Ether	184
9.2.3. Ikatan dalam Alkohol dan Ether	185
9.2.4. Kegunaan dan Dampak Ether dalam Kehidupan.....	187
9.2.5. Sifat Fisika Ether	188
9.2.6. Sifat Kimia Ether	189
BAB X .AMINA DAN ESTER.....	191
10.1. Amina.....	191
10.1.1. Sifat-Sifat Amina	194
10.1.2. Sintesis Amina	195
10.2. Ester	197
10.2.1. Sifat-Sifat Fisika	198
10.2.2. Sifat-Sifat Kimia.....	199
10.2.3. Reaksi-Reaksi Ester	199
10.2.4. Kegunaan Ester.....	199
10.2.5. Sintesis Ester	200
x	
BAB XI .ALDEHIDA DAN KETON.....	203

11.1. Aldehida	203
11.1.1. Struktur Aldehida	203
11.1.2. Sintesis.....	205
11.1.3. Reaksi oksidatif.....	205
11.1.4. Oksidasi alkohol primer	205
11.1.5. Sifat Fisik Aldehida.....	206
11.1.6. Sifat Kimia aldehida	207
11.1.7. Kegunaan Aldehida	207
11.2. Keton.....	208
11.2.1. Sifat-sifat fisika keton.....	210
11.2.2. Pengelompokan keton.....	210
11.2.3. Keasaman	210
11.2.4. Sifat-sifat spektroskopi	211
11.2.5. Sintesis	211
11.2.6. Reaksi	212
BAB XII. SUMBER-SUMBER SENYAWA ALIFATIK DI	
INDONESIA DAN ASPEK EKONOMINYA.....	215
12.1. Senyawa siklik dan alifatik.....	215
12.2. Gas alam dan minyak bumi	217
12.3. Asam nukleat	219
12.3.1. Asam deoksiribonukleat (DNA)	220
12.3.2. Karakteristik Kimia	221
12.3.3. Penggunaan DNA dalam Teknologi	223
12.3.4. Asam Ribonukleat (RNA).....	224
12.4. Asam ribonukleat (RNA)	224
12.5. Adrenalin.....	227
12.5.1. Hubungannya Adrenalin dan Stres	230
12.5.2. Bagaimana Jika Stres yang Dialami	

Berkepanjangan	230
12.6. Feromon	231
12.7. Senyawa Flavonoid	240
12.7.1. Sifat Kelarutan Flavonoid	247
12.8. Senyawa Alkaloida	248
12.9. Senyawa Karotenoida	251
12.9.1. Karakteristik Umum	252
12.9.2. Tumbuh dan Alga	254
12.9.3. Hewan	255
12.9.4. Kesehatan Manusia	256
12.9.5. Biosintesis	258
12.9.6. Peran Ekonomi	259
12.10. Senyawa Kumarin	260
DAFTAR PUSTAKA	268
GLOSARIUM.....	273
INDEKS	276

DAFTAR GAMBAR

Gambar 1. Para ilmuwan melakukan penelitian di laboratorium.....	1
Gambar 2. Struktur Pengklassifikasian senyawa kimia	3
Gambar 3. Struktur (a) molekul parasetamol dan (b) aspirin	3
Gambar 4. Struktur dari molekul metana	6
Gambar 5. Aneka ragam makhluk hidup	7
Gambar 6. Beberapa senyawa kimia yang terdapat pada rokok.....	8
Gambar 7. Ahli kimia Lavoisier	9
Gambar 8. Ahli kimia Friedrich Whohler	10
Gambar 9. Hermann Kolbe (1818-1884)	10
Gambar 10. August Laurent (1808-1853)	13
Gambar 11. Robert Willhelm Bunsen	14
Gambar 12. Edward Frankland.....	15
Gambar 13. Friederich August Kekule (1829-1896).	17
Gambar 14. Scotsman Archibald Scott Couper (1831-1892).....	19
Gambar 15. Struktur Pembagian senyawa hidrokarbon.....	25
Gambar 16. Benzena, sebuah contoh senyawa aromatic.....	25
Gambar 17. Senyawa heterosiklik Piridina (1), dan Isoniazida (2).	26
Gambar 18. Papan renang terbuat dari polistirena, salah satu contoh polimer.	29
Gambar 19. Struktur terjadinya berbagai ikatan kimia pada molekul	31
Gambar 20. Ikatan kovalen pada molekul Air, Etena, etuna	32
Gambar 21. Teori transfer elektron oleh Lewis dan Kossel	34
Gambar 22. Teori kuantum oleh Oyvind Burrau.	35
Gambar 23. Diagram pengisian orbital molekul dari Linus Pauling	37
Gambar 24. Teori orbital molekul.....	39
Gambar 25. Ikatan kimia pada molekul asam asetat dan etanol.....	43

Gambar 26. Ikatan kovalen pada molekul metana dan oksigen	47
Gambar 27 . Diagram MO yang melukiskan ikatan kovalen (kiri) dan ikatan kovalen polar (kanan) pada sebuah molekul diatomik. Panah-panah mewakili elektron-elektron yang berasal dari atom-atom yang terlibat	48
Gambar 28 . Konsep awal ikatan kovalen berawal dari gambar molekul metana sejenis ini. Ikatan kovalen tampak jelas pada struktur Lewis, mengindikasikan pembagian elektron-elektron di antara atom-atom.....	49
Gambar 29. Ikatan natrium dan klor membentuk Natrium Klorida....	51
Gambar 30. Contoh Ikatan kovalen koordinasi	54
Gambar 31. Contoh ikatan aromatic	55
Gambar 32. Molekul Benzena	56
Gambar 33. Gerakan elektron yang terdapat pada unsur logam.....	58
Gambar 34. Contoh ikatan antar molekul NH_3	61
Gambar 35. Molekul air yang memiliki gaya tarik dipol-dipol.....	63
Gambar 36. Ikatan Van Der Walls,.....	64
Gambar 37. Molekul air yang memiliki ikatan ion dipol	65
Gambar 38. Struktur molekul yang memiliki ikatan hidrogen	66
Gambar 39. Ikatan hidrogen pada Molekul Air	67
Gambar 40. Molekul gliserin (1) dan molekul glukosa (2).....	69
Gambar 41 . Model tiruan dari molekul metana, CH_4 . Metana merupakan salah satu contoh hidrokarbon yang masuk dalam kategori alkana, hanya mempunyai 1 jenis ikatan saja	71
Gambar 42. Struktur Pembagian senyawa hidrokarbon.....	72
Gambar 43. Beberapa contoh senyawa golongan alkane	76
Gambar 44. Senyawa alifatik jenuh dan tak jenuh.....	77
Gambar 45. Sistem penomoran atom karbon pada senyawa aromatic	78

DAFTAR TABEL

Tabel 1. Gugus Fungsi beberapa senyawa organik.....	20
Tabel 2. Beberapa contoh senyawa alifatik.....	21
Tabel 3. Beberapa contoh polimer alami	28
Tabel 4. Beberapa contoh polimer sintetis	29
Tabel 5. Panjang ikatan dan Energi ikat beberapa unsur	44
Tabel 6. Karakteristik senyawa organik dan anorganik	81
Tabel 7. Beberapa contoh gugus fungsi	84
Tabel 8. Beberapa contoh angka oksidasi klorin dan derajat keasaman pKa	108
Tabel 9. Beberapa contoh Molekul dan Rumus Kimianya	109
Tabel 10. Beberapa contoh senyawa biner	113
Tabel 11. Contoh beberapa senyawa poliatom dan penamaannya	114
Tabel 12. Beberapa contoh senyawa basa	122
Tabel 13. Beberapa contoh senyawa asam dan basa.....	125
Tabel 14. Beberapa contoh senyawa yang bersifat amfoter	132
Tabel 15. Beberapa contoh gugus fungsi dari senyawa organik.....	148
Tabel 16. Penamaan awalan banyaknya gugus	163
Tabel 17. Beberapa contoh alkohol.....	174
Tabel 18. Titik Didih dan Kelarutan dalam Air Senyawa Amina.....	195
Tabel 19. Contoh Ester Sari Buah-Buahan	198
Tabel 20. Contoh beberapa senyawa alifatik.....	216

BAB I

PENDAHULUAN

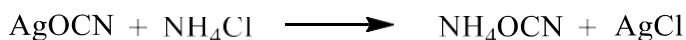
1.1. Sejarah Kimia Organik



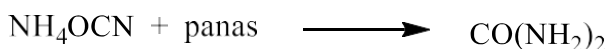
Gambar 1. Para ilmuwan melakukan penelitian di laboratorium

Sejarah Kimia Organik. - Sekitar tahun 1780 an, ilmuwan bernama Karl Wilhelm Scheele sudah mulai membedakan antara senyawa organik dan senyawa anorganik. Scheele mendefinisikan senyawa organik sebagai senyawa yang dihasilkan dari makhluk hidup, sedangkan senyawa anorganik didefinisikan sebagai senyawa yang tidak dihasilkan dari makhluk hidup. Kemudian pada 1807, seorang ahli kimia bernama Jons Jacob Berzelius mengemukakan teori yang menyatakan bahwa senyawa organik hanya diperoleh dari makhluk hidup karena keberadaan roh / nyawa dan tidak dapat dibuat di laboratorium. Teori ini kemudian dikenal sebagai *vital force theory* .

Pada tahun 1828, seorang ilmuwan Jerman bernama Friedrich Wöhler yang merupakan murid Berzelius berhasil mensintesis Urea (sebuah senyawa organik yang biasa ditemukan pada urin) dari senyawa anorganik Ammonium Isosianat. Ia mereaksikan Perak Isosianat dengan Ammonium Klorida membentuk Ammonium Isosianat



Ia ingin memperoleh kristal NH_4OCN dengan pemanasan, akan tetapi karena pemanasannya terlalu lama maka Ammonium Isosianat berubah menjadi Urea.

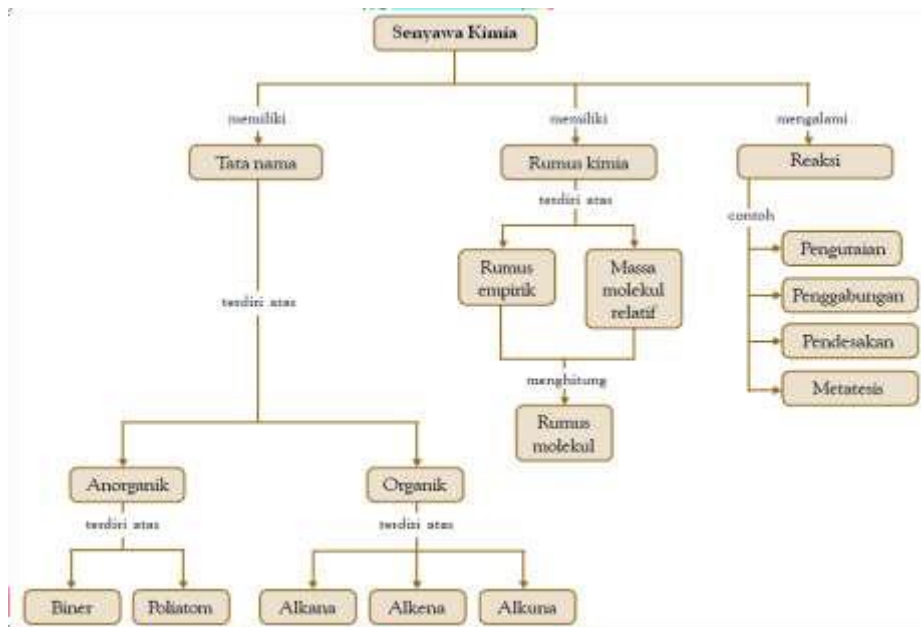


Kutipan yang terkenal dari Wöhler kepada gurunya Berzelius, *-Harus saya ceritakan kepada Anda bahwa saya berhasil membuat urea tanpa menggunakan ginjal manusia ataupun hewan. Ammonium Isosianat adalah Urea.* (F. Wöhler kepada J.J. Berzelius, 22 Februari 1828). Semenjak saat itu, teori *vis vitalis* perlahan – lahan menghilang dan banyak ilmuwan yang mencoba mensintesis senyawa organik dari senyawa anorganik.

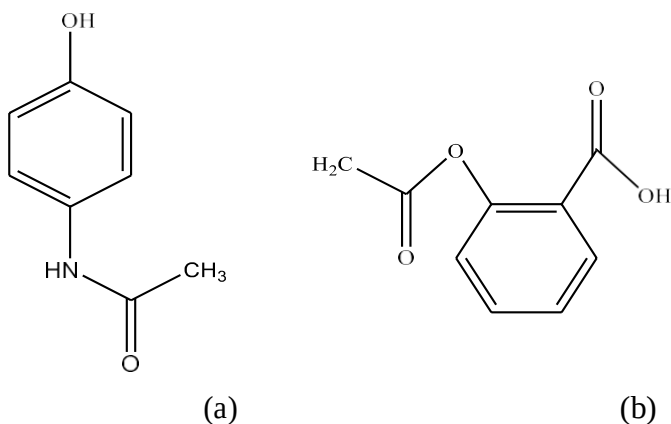
August Kekule memperbaharui definisi senyawa organik dan anorganik, yang kemudian dikenal sebagai *modern definition of organic compound*. Senyawa organik merupakan senyawa yang tersusun atas rantai karbon, sedangkan senyawa anorganik merupakan senyawa yang tidak tersusun atas rantai karbon. Dari definisi di atas, dapat didefinisikan bahwa kimia organik adalah ilmu yang mempelajari materi / senyawa / molekul yang mengandung rantai karbon.

1.2. Perbedaan antara senyawa organik dan anorganik.

Pengklassifikasian senyawa kimia dapat dilihat pada gambar 2 dibawah ini:



Gambar 2. Struktur Pengklasifikasi senyawa kimia



Gambar 3. Struktur (a) molekul parasetamol dan (b) aspirin

Definisi Senyawa Organik

Menurut versi sejarah : senyawa yang berasal dari makhluk hidup

Menurut versi modern : senyawa yang mengandung rantai karbon

Definisi Senyawa Anorganik

Menurut versi sejarah : senyawa yang tidak berasal dari makhluk hidup

Menurut versi modern : senyawa yang tidak mengandung rantai karbon

-Semua senyawa organik mengandung atom karbon, akan tetapi tidak semua senyawa yang memiliki atom karbon merupakan senyawa organik. Contoh senyawa anorganik yang mempunyai atom karbon : CO_2 , CO , CS_2 , Na_2CO_3 , NaHCO_3 , HCN , KCN , KSCN , NH_4OCN , CaC_2 , Mg_2C_3 .

Ciri – Ciri Senyawa Organik:

- Memiliki titik leleh dan titik didih yang relatif rendah,
- Bersifat non – polar sehingga kelarutannya rendah di dalam air dan tinggi di pelarut non – polar,
- Mudah terbakar,
- Tidak menghantarkan listrik karena tidak mengion,
- Reaksi kimianya berlangsung relatif lambat,
- Memiliki isomer (senyawa yang memiliki rumus molekul sama tetapi strukturnya berbeda),
- Jenis ikatan kimianya sebagian besar ikatan kovalen.

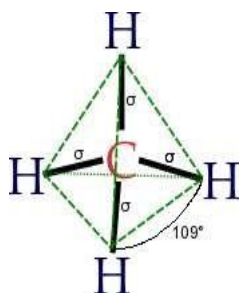
Ciri – ciri Senyawa Anorganik:

- Memiliki titik leleh dan titik didih yang relatif tinggi,
- Bersifat polar sehingga kelarutannya tinggi di dalam air dan rendah di pelarut non – polar,
- Tidak mudah terbakar,
- Menghantarkan listrik karena mengion,
- Reaksi kimianya berlangsung relatif cepat,

- f. Isomer terbatas karena beberapa pengecualian,
- g. Jenis ikatan kimianya sebagian besar ikatan ionik walaupun ada juga yang membentuk ikatan kovalen.

Kimia organik adalah percabangan studi ilmiah dari ilmu kimia mengenai struktur, sifat, komposisi, reaksi, dan sintesis senyawa organik. Definisi asli dari kimia organik ini berasal dari kesalahpahaman bahwa semua senyawa organik pasti berasal dari organisme hidup, namun telah dibuktikan bahwa ada beberapa pengecualian. Bahkan sebenarnya, kehidupan juga sangat bergantung pada kimia anorganik; sebagai contoh, banyak enzim yang mendasarkan kerjanya pada logam transisi seperti besi dan tembaga, juga gigi dan tulang yang komposisinya merupakan campuran dari senyawa organik maupun anorganik. Contoh lainnya adalah larutan HCl, larutan ini berperan besar dalam proses pencernaan makanan yang hampir seluruh organisme (terutama organisme tingkat tinggi) memakai larutan HCl untuk mencerna makanannya, yang juga digolongkan dalam senyawa anorganik. Mengenai unsur karbon, kimia anorganik biasanya berkaitan dengan senyawa karbon yang sederhana yang tidak mengandung ikatan antar karbon misalnya oksida, garam, asam, karbid, dan mineral. Namun hal ini tidak berarti bahwa tidak ada senyawa karbon tunggal dalam senyawa organik misalnya metana dan turunannya.

Ada banyak sekali penerapan kimia organik dalam kehidupan sehari-hari, diantaranya adalah pada bidang makanan, obat-obatan, bahan bakar, pewarna, tekstil, parfum, dan lain sebagainya.



Gambar 4. Struktur dari molekul metana

Pada pertengahan abad ke-19 banyak ahli kimia yang enggan berpikir tentang atom, hal ini dikarenakan berat molekulnya tidak pasti dan rumus molekulnya pun tidak jelas. Tetapi bagi orang yang ingin menggunakan teori atom tantangan besar datang dari kimia organik. Kenyataan ini mengakibatkan perkembangan dari berat atom yang tidak pasti dan penentuan rumus molekul yang benar. Usaha yang sistematis dimulai dari meningkatnya jumlah senyawa karbon dan pada tahun 1950 ditemukan konsep ikatan valensi. Munculnya kimia organik dimulai dari banyaknya penemuan senyawa-senyawa yang berasal dari hewan dan tumbuhan yang disusul dengan pertanyaan-pertanyaan yang timbul tentang nama senyawa dan berat molekulnya.

Hal-hal yang berhubungan dengan kimia organik yaitu sebagai berikut :

- a. Zat-zat organik
- b. Vitalisme
- c. Analisis organik dan rumusan organik
- d. Substitusi dan teori jenis
- e. Radikal-radikal bebas
- f. Teori tipe baru
- g. Atom karbon tetravalen

1.3. Zat-zat Organik



Gambar 5. Aneka ragam mahluk hidup

Sumber utama materi-materi organik adalah hewan dan tumbuhan yang diklasifikasikan dan saat itu seorang ahli kimia dari Arab secara terpisah belajar dan memperoleh sumber mineral. Pada tahun 1970 Bergam yang pertama kali mengamati materi anorganik dan organik, pada tahun 1806 Berzelluis yang pertama kali menggunakan istilah kimia organik. Selama pengetahuan mengenai materi organik ditingkatkan, tidak terpikir oleh mereka bahwa alam menyediakan begitu banyak senyawa dan kimia organik secara bertahap sama dengan senyawa karbon dalam kimia.

Pada awalnya sering bekerja dengan bahan-bahan seperti darah, ludah urine, putih telur, dan lain-lain. Satu dari senyawa organik yang pertama adalah alkohol (etanol) yang biasanya ada dalam pesta. Di Eropa pada abad ke-12, alkohol tersebut dibuat dengan cara destilasi dan alkohol juga dikenal oleh ahli kimia di Arab. Di Cina etanol diperoleh berabad-abad tahun yang lalu. Keduanya dilakukan dengan cara destilasi dan air dihilangkan dengan menggunakan suhu yang rendah. Pada abad ke-6 dihasilkan reaksi dari alkohol dengan masing-masing tiga mineral asam yang disiapkan. Sebelum tahun 1780, hanya ada tiga senyawa organik yang diketahui yaitu : formalin, asetat, benzene. Setelah masa itu beberapa isolasi Scheels lebih banyak

dimasukan asam oksalat, asam sitrat dan asam laktat. Dia juga memperoleh jumlah ester dan bias mengisolasi gliserol dan asam hidrosianida.



Gambar 6. Beberapa senyawa kimia yang terdapat pada rokok

Scheels meninggal pada tahun 1786, ada sekian banyak orang yang menemukan senyawa-senyawa baru yang bersumber dari alam. Tapi pada tiga dasawarsa pertama di abad ke-9 ditemukan banyak peningkatan dalam pengetahuan jumlah senyawa organik dalam merumuskan teori. Diantara tiga gula ini : glukosa, fruktosa dan sukrosa yang diisolasi oleh Proust juga diperoleh asam amino leusin dari keju. Demonstrasi yang dilakukan oleh Gottlieb Sigismund Kirchoff (1764-1833) pada kanji dihasilkan glukosa pada suhu tinggi dengan asam belerang. Pada tahun 1835 banyak alkaloid yang diisolasi dan dimasukan morfin, kina dan kafein. Ahli kimia Prancis Michael Chevreul (1786-1889) melakukan demonstrasi pada lemak dari senyawa gliserol dan asam lemak yang mana beberapa diantaranya diisolasi pertama kali. Pada tahun 1820, Michael mengusulkan kenaikan ukuran titik lebur dari kemurnian dari suatu senyawa organik. Chevreul adalah satu-satunya tokoh utama dalam sejarah kimia yang hidup sekitar 100 tahun dan memiliki peran aktif dalam ilmu pengetahuan di Prancis sampai meninggal.

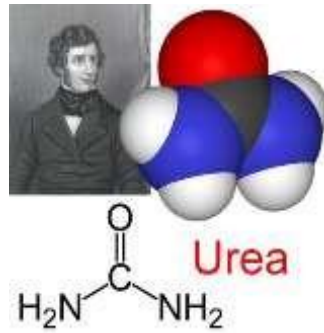
Dengan meningkatkan jumlah senyawa karbon usaha penemuan timah dapat dikatakan rasional dan banyak fakta yang sekarang ini dimengerti. Ahli-ahli kimia terkemuka dari Prancis dan Jerman memberikan masukan yang besar dalam pengembangan bidang ini.

1.4. Vitalisme



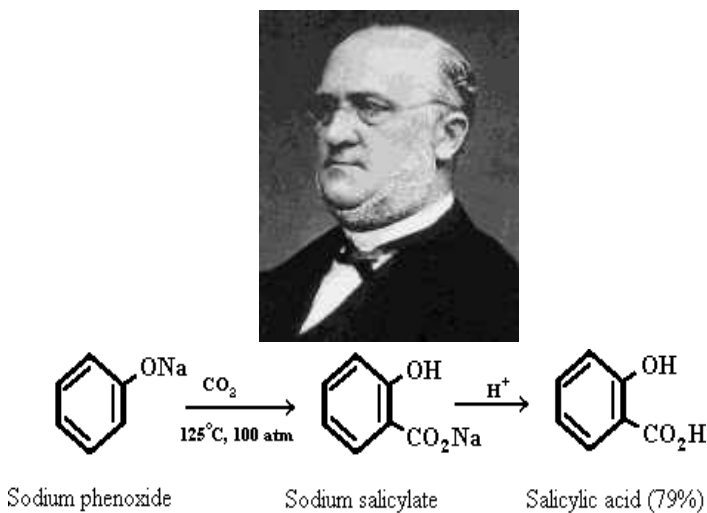
Gambar 7. Ahli kimia Lavoisier

Ketika Lavoisier berpikir tentang senyawa organik, tidak ada arti khusus dari fakta-fakta mereka itu yang mempengaruhi hidup organisme. Meskipun pada abad ke-9 ahli kimia yang sebaliknya menyetujui pandangan tersebut yakni senyawa organik itu hanya dapat dihasilkan sebagai perwakilan dari kekuatan penting yang mana senyawa organik tersebut merupakan pemberian tumbuhan dan hewan. Usaha Wohler mencoba membuat ammonium sianida dari reaksi antara peroksianida dan ammonium klorida. Ammonium sianida mengalami perubahan menjadi urea ketika larutan diuapkan menjadi kering.



Gambar 8. Ahli kimia Friedrich Wohler

Friedrich Wohler menuliskan kepada Berzelius bahwa : saya dapat membuat urea tanpa membutuhkan ginjal, walaupun membuatnya tidak dituntut untuk mendapat gugahan vitalisme dan keduanya bisa diperoleh dari sumber alami. Maksud Wohler mensintesis urea dari ammonia sianida karena keduanya memiliki komposisi yang sama dan oleh karena itu dilengkapi dengan contoh awal dari isomerasi.



The Kolbe Synthesis

Gambar 9. Hermann Kolbe (1818-1884)

Vitalisme mengalami kemunduran yang serius pada tahun 1844 , Hermann Kolbe (1818-1884) mensintesis asam cuka dari material anorganik. Karena itu ia telah mengetahui bahwa setrika dan karbon jika dipanaskan bersama-sama menghasilkan karbon sulfide. Kolbe memperlihatkan percobaan untuk karbon sulfide dengan klor menghasilkan produksi tetrakloroetana dengan uap melalui suatu tabung merah pijar. Ia juga menemukan bahwa tetrakloridaetana bereaksi dengan klor dan air di hadapan cahaya matahari menghasilkan cuka trikoasetil. Sejak itu Louis Henri Frederic Melsens (1814-1886) telah menunjukkan cuka trikoasetil yang bias dikonversi ke asam cuka. Kolbe menyatakan bahwa asam cuka sampai sekarang hanya dikenal sebagai suatu produk oksidasi dari bahan organik. Doktrin vitalisme kemudian secara berangsur-angsur ditinggalkan, tetapi masih menjadi reaksi biokimia yang dapat digunakan untuk peragian pada abad ke-19

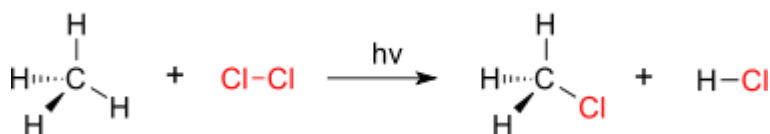
1.5. Analisis Organik dan Senyawa Organik

Peningkatan yang besar dalam banyaknya zat organik dilaporkan pada awal dari bagian abad ke-19 yang menyertai perbaikan didalam teknik tentang analisa berkenaan dengan unsur kuantitatif yang digunakan untuk menetapkan komposisi campuran yang baru. Metode analisa yang asli untuk karbon dan *hydrogen* telah dikembangkan oleh Lavoiser. Bagaimanapun ia menemukan permasalahan yang berhubungan dengan metode yang dipertimbangkan.

Seperti halnya menyempurnakan teknik itu untuk menafsirkan campuran karbon dan *hydrogen*. Liebig juga memikirkan metode analisa kuantitatif untuk belerang dan halogen kemudian Jean Baptiste Ander Dumas (1800-1884) bertanggung untuk memperkenalkan suatu metode analisa yang akurat untuk nitrogen.

Organik dari suatu campuran diperkirakan perbedaan antara total persen dari semua unsur-unsur. Tapi walaupun analisa berkenaan dengan unsur-unsur akurat menjadi rutin, pengurangan dari rumusan suatu campuran dari data yang analisis masih penuh dengan kesukaran. Komposisi etanol cuka : 40,0 %, H = 6,7 %, O = 53,3 %, ini merupakan suatu perihai yang sederhana untuk menyimpulkan bahwa rumusan dari campuran adalah CH_2O . kalkulasi seperti itu memperkerjakan berat atom modern massa atom relative nilai-nilai C = 12, H = 1, O = 16. Banyaknya campuran diberi formula yang mana dapat dibandingkan dengan rekaan pendamping modern berisi banyaknya ganda atom dari tiap unsur.

1.6. Subtitusi dan Teori Jenis



Liebig dan Wohler menerbitkan karya mereka tentang senyawa-senyawa benzoil yang sangat dipercaya karena semangatnya yang mana teori radika diadopsi. Hasil-hasil percobaannya mengubah konsep teori radikal dan melemahkan ide-ide Berzellius tentang penggunaan dualism dalam ilmu kimia organik.

Penelitian Dumas dilaksanakan dalam suatu kegiatan selama penyambutan yang dilakukan oleh Charles X di -The Tuilenisll di Paris. Dumas menyatakan bahwa asap-asap tersebut disebabkan oleh klorida *hydrogen* yang berasal dari klorin yang digunakan untuk memutihkan lilin, dia menemukan bahwa klorin tidak ada dalam lilin sebagai ketidakmurnian tetapi digabung secara kimiawi dengan lilin.



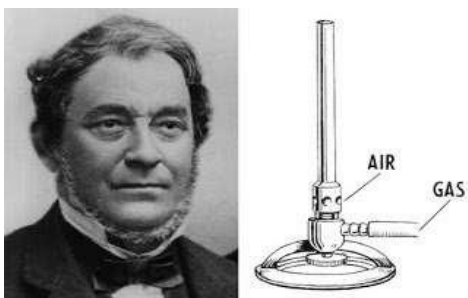
Gambar 10. August Laurent (1808-1853)

Penelitian substitusi kemudian diambil oleh August Laurent (1808-1853) seorang murid Dumas. Ia menyatakan bahwa kandungan-kandungan hasil yang terkloronisasi tidak tampak cukup berbeda dengan yang terdapat pada materi-materi permulaan. Radikal mendasar hanya mengandung karbon dan *hydrogen* dan radikal ini diubah menjadi radikal perolehan dengan kandungan-kandungan yang secara umum sama dengan cara mengganti satu atau lebih atom-atom oleh plemen lainnya. Berzellius melembangkan trikloroasetat sebagai komoniasi radikal-radikal C_2Cl_6 dan C_2O_3 yang kemudian bergabung dengan H_2O .

Pada tahun 1839 Charles Frederich Gerhardf menyatakan bahwa reaksi-reaksi organik dapat dianggap sebagai pemisahan dan penggabungan residu-residu yang dianggap sama dengan radikal-radikal.

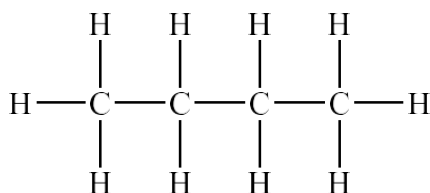
Rumus baru Gerhardf disebut rumus dua volume karena berat molekul senyawa yang mudah berubah sama dengan berat dua volume berat molekul yang dibandingkan dengan berat satu volume *hydrogen*.

1.7. Radikal-radikal Bebas



gambar 11. Robert Willhelm Bunsen

Pada tahun 1818-1899 Robert Willhelm Bunsen memulai karyanya dengan cairan yang spontan mudah terbakar, berbau dan kental yang disebut dengan *-cacodyll*. Asam hidroklorid mengubah oksidasi menjadi klorida. Pada tahun 1847 setelah sintesis asam asetatnya dari materi-materi anorganik. Bunsen menemukan bahwa sianida dapat terhidrolisis ke asam karboksilik. Reaksi ini sangat penting hingga kini dapat disintesis. Kolbe memberikan alasan bahwa jika dengan formulasi gabungan dari asam adalah tepat maka dapat dicurigai sebagai pembusukan elektrolit. Radikal elektronegatif oksalat dicegah dengan elektroda positif dimana akan terkombinasi dengan oksigen dari elektrolisis air ke karbondioksida.



Butana

Gambar 12. Edward Frankland

Frankland memperkirakan hasil butana adalah radikal etil bebas. Hasil yang sesuai diperoleh ketika seng direaksikan dengan iodomethana. Mereka tidak hanya memperlakukan percobaan-percobaan ini yang kelihatan berhasil dalam produksi radikal bebas, tetapi mereka juga membuka bidang kimia organometalik. Senyawa organometalik digunakan dalam bermacam-macam penerapan seperti sintesis tingkat lanjut.

Frankland segera membuat organometalik lagi dengan mereaksikan ligan lain dengan halogen alkana. Reaksi pencampuran dibatasi dalam pipa tertutup dan dipanaskan dengan memfokuskan sinar matahari keatasnya. Frankland membuat metal dan etil dari raksa dan timah dan antimonial dan senyawa seperti oksida dari stannofilium (diethilen oksida, $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{SnO}$) yang dirumuskan sebagai $\text{C}_2\text{H}_5\text{SnO}$.

Kolbe berpendapat bahwa radikal cocodyl tersusun dari radikal metal konjugasi ke arsenic dan cocodyl ditemukan oleh Bunsen, dapat disamakan dengan pembentukan klorida dan oksida secara bersamaan melalui arsenik sendiri. Sifat kimianya yang tersisa tidak dapat berubah. Ketika Frankland memeriksa jarak senyawa yang telah dibuatnya, dia melihat bahwa tidak mungkin mendukung pandangan Kolbe. Ketika oksidasi dari stannofilium mungkin dapat disamakan dengan SnO_2 karena itu dia mengusulkan bahwa atom memiliki kekuatan gabungan

tertentu yang berdiri sendiri dari keaslian atom-atom dimana mereka tergabung. Ia menyebutkan bukti-bukti seperti unsur-unsur nitrogen, fosfor, antimon, dan arsenik yang selalu terlihat bergabung dengan tiga atau lima unsur lain.

1.8. Teori Tipe Baru

Sementara Frankland mengembangkan teori kekuatan gabungannya ditampilkan teori tipe baru. Amina, metal dan etil amina telah dibuat pada tahun 1849 oleh Charles Adolphe Wufz (1817-1884) dan dia mengakui bahwa senyawa-senyawa ini berhubungan dengan ammonia. Pekerjaan dilanjutkan oleh August Wilhelm Von Hofman (1818-1892) yang pada tahun 1851 membuat ammonia primer, sekunder dan tersier dan juga garam ammonia kuartar. Dia mengklasifikasikan bahan-bahan ini sebagai tipe ammonia.

Pada waktu yang sama Alexander William Wilhamson (1824-1904) mencoba membuat alkohol yang lebih tinggi dengan meristifusi hydrogen dalam etanol dengan suatu radikal alkil. Ketika dia mereaksikan etanol dengan potassium etoksida dia mengetahui bahwa sebagai pengganti alkohol yang lain dia menemukan dietil ester. Sintesis ini menunjukkan bahwa etanol tidak dapat menjadi hidrat dari ester seperti yang diusulkan Liebig dan Wiliamson yang mengusulkan keberadaan tipe air.

Wiliamson mengusulkan bahwa asam asetat dapat dianggap sebagai bagian dari tipe air dengan 1 atom *hydrogen* digantikan oleh C_2H_5O . Pada tahun 1853 Gerdharf menambahkan dua tipe lagi yaitu tipe *hydrogen* termasuk hidrokarbon dan tipe *hydrogen* klorida termasuk halogen alkana.

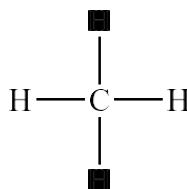
Adalah penting untuk menyadari bahwa bagi Gerhardt formula ini adalah formula reaksi. Formula-formula ini mengindikasikan bahwa ada kesamaan kimiawi tertentu antara senyawa dari tipe yang sama.

Satu masalah dalam usaha untuk menunjukkan semua senyawa dari keempat tipe seperti jumlah penambahan senyawa yang diketahui adalah penting untuk menunjukkan dalam hal makin bertambahnya radikal kompleks. Masalah ini dipecahkan kedalam beberapa tingkat oleh Williamson yang menggunakan formula dobel tipe dimana 2 formula tipe konvensional dihubungkan oleh suatu radikal yang kemudian digambarkan sebagai *-diatomic*

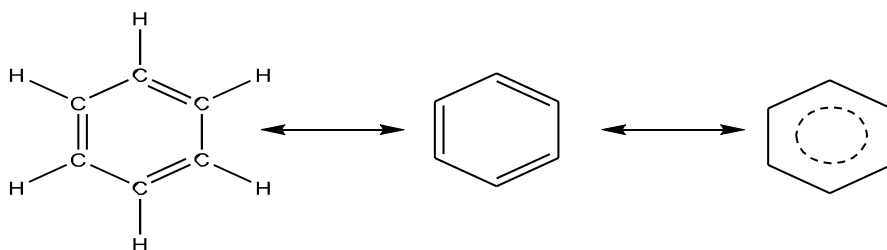
1.9. Atom Karbon Tetravalent



Gambar 13. Friederich August Kekule (1829-1896).



Metana



Benzena

Orang yang memperkenalkan konsep penting mengenai atom karbon tetravalent adalah Friederich August Kekule (1829-1896).

Tahun 1857 Kekule mengusulkan bahwa untuk empat tipe karbon akan ditambahkan menjadi lima tipe salah satunya adalah gas paya (metana). Pada tahun berikutnya dia mempublikasikan pada surat kabar tua dimana dia menulis -karbon merupakan penyusun sederhana dari gas metana, metilklorida, karbon tetraklorida, kloroform, asam karbonil, karbon disulfide, dan lain-lain.

Semua ini tersusun dari karbon dengan jumlah yang banyak dimana diketahui oleh para ilmuwan sebagai kemungkinan terendah. Sebagai atom selalu digabungkan dengan empat atom dari sebuah atom tunggal atau dua atom dari atom ganda, unsur yang sama ini sudah umum, jumlah dari setiap unit kimia dimana unsur yang diikat oleh satu atom karbon adalah empat. Hal ini yang mendasari untuk melihat bahwa itu adalah tetraatomik (tetrabasic).

Istilah valensi mulai diperkenalkan pada tahun 1860-an untuk menggambarkan dan menghubungkan kekuatan dari suatu unsur. Frankland adalah teori dari teori radikal Kekule berpegang pada kesimpulan sebagai suatu hasil dari pengamatannya mengenai komponen organik dalam istilah dari teori tipe konsep dari valensi merupakan dasar dari struktur kimia organik modern. Kekule juga mengusulkan bahwa atom karbon dapat berpasangan bersama untuk membentuk rantai ketika suatu komponen dalam suatu reaksi dimana nomor atom dari atom tidak berubah.



CO

CO₂

Karbon monoksida

Karbon dioksida

Gambar 14. Scotsman Archibald Scott Couper (1831-1892).

Teori dari atom tetravalent adalah usulan dari Kekule untuk berdiri sendiri dan juga ilmu ini juga waktunya hampir sama dengan teori Scotsman Archibald Scott Couper (1831-1892). Menurut Couper karbon merupakan bentuk variabel valensi (dalam karbon monoksida dan karbondioksida). Kekule menggambarkan atom bervalensi banyak dengan suatu angka yang tepat dari perpindahan lingkaran.

Formula grafit sangat mirip dengan yang digunakan saat ini dan diperkenalkan pertama kalinya oleh seorang warga Scotlandia, Alexander Brown pada tahun 1864. Formula Brown sangat mungkin mempengaruhi pandangan Couper.

Kimia organik telah banyak berkembang sejak tahun 1860, terkait dengan perhatian tidak tentu terhadap atom dan berat molekul sehingga masalah tersebut dipecahkan tidak terdapat kesepakatan tentang formula empiris atau molekuler. Bagaimanapun ketidakpastian tersebut diakhiri dengan meningkatnya kemajuan kimia organik.

1.10. Gugus fungsi

Keluarga asam karboksilat mengandung gugus fungsi karboksil (-COOH). Asam asetat merupakan salah satu contohnya.

Konsep mengenai gugus fungsi sangat penting dalam kimia organik, karena berperan untuk menggolongkan struktur dan untuk memprediksi karakteristiknya. Gugus fungsi dapat berpengaruh pada sifat fisik dan kimia suatu senyawa organik. Molekul-molekul dikelompokkan berdasarkan basis gugus fungsinya. Alkohol, misalnya, memiliki subunit C-O-H. Semua alkohol cenderung bersifat hidrofilik, biasanya membentuk ester. Beberapa contoh gugus fungsi senyawa organik dapat dilihat pada tabel 1 dibawah ini.

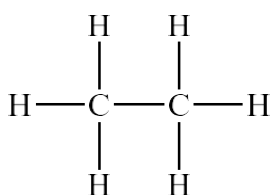
Tabel 1. Gugus Fungsi beberapa senyawa organik

Gugus fungsi	Jenis senyawa	Senyawa karbon turunan alkana			
		Struktur	Nama IUPAC (nama umum)	Rumus umum	Contoh
-OH (hidroksil)	Alkohol	R-OH	Alkanol (alkyl alcohol)	$C_nH_{2n+2}O$	C_2H_5OH (etanol/etil alkohol)
- O - R' (alkoksi)	Eter	R-O-R'	Alkoksialkana (alkyl eter)	$C_nH_{2n+2}O$	$C_2H_5OC_2H_5$ (Etoksietana/dietil eter)
$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-H \end{array}$ (karbonil)	Aldehida	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-H \end{array}$	Alkanal	$C_nH_{2n}O$	C_2H_5CHO (propanon/dimetil keton)
$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-OH \end{array}$ (karboksil)	Asam karboksilat	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-OH \end{array}$	Asam alkanoat	$C_nH_{2n}O_2$	CH_3COOH (asam etanoat/asam asetat)
$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-OR' \end{array}$ (karboalkoksi)	Ester	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-OR' \end{array}$	Alkyl alkanoat	$C_nH_{2n}O_2$	CH_3COOCH_3 (metil metanoat/metil format)
- NH ₂ (Amino)	Alkilamina	R - NH ₂	Alkilamina	$C_nH_{2n+1}NH_2$	$C_2H_5NH_2$ (etilamina)
- X (halogen)	Haloalkana (X = unsur halogen)	R - X	haloalkana	$C_nH_{2n+1}X$	C_2H_5Cl (kloroetana)

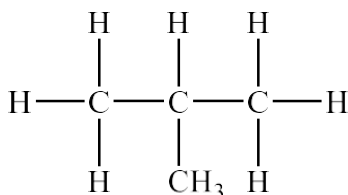
1.11. Senyawa alifatik

A. Pengertian senyawa alifatik

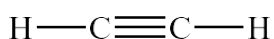
Senyawa alifatik adalah senyawa karbon yang rantai C-nya terbuka, baik lurus maupun bercabang. Contoh senyawa alifatik:



Etana



2-Metil propana atau Isobutana



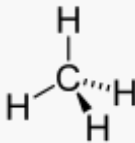
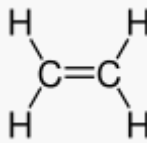
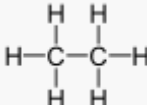
Etuna atau asetilen

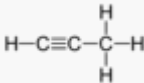
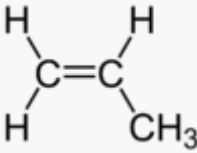
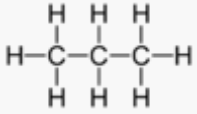
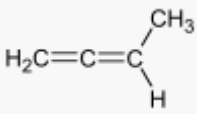
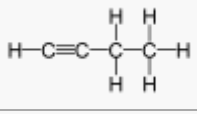
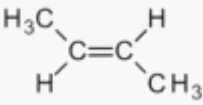
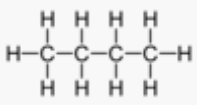
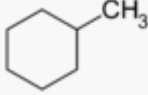
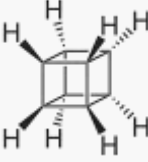
Kelompok terpenting dalam senyawa alifatik adalah:

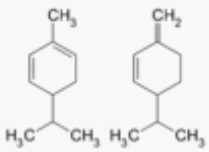
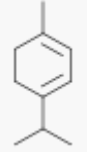
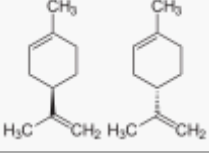
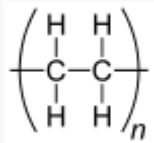
- n-, Iso- dan Siklo-Alkana (Senyawa hidrokarbon jenuh)
- n-, Iso- dan Siklo-Alk~~ena~~ dan -Alk~~una~~ (Senyawa hidrokarbon tak jenuh).

Beberapa contoh senyawa alifatik dapat dilihat pada tabel 2 dibawah ini.

Tabel 2. Beberapa contoh senyawa alifatik

Rumus kimia	Nama	Nomor CAS	Rumus struktural	Klasifikasi kimia
CH ₄	Metana	74-82-8		Alkana
C ₂ H ₂	Etina	74-86-2	H-C≡C-H	Alkuna
C ₂ H ₄	Etena	74-85-1		Alkena
C ₂ H ₆	Etana	74-84-0		Alkana

C_3H_4	Propuna	74-99-7		Alkuna
C_3H_6	Propena	-		Alkene
C_3H_8	Propana	-		Alkane
C_4H_6	1,2-Butadiena	590-19-2		Diena
C_4H_6	1-Butuna	-		Alkuna
C_4H_8	Butena	-	e.g. 	Alkena
C_4H_{10}	Butana	-		Alkana
C_6H_{10}	Sikloheksana	110-83-8		Sikloalkena
C_5H_{12}	<i>n</i> -pentana	109-66-0		Alkana
C_7H_{14}	Sikloheptana	291-64-5		Sikloalkana
C_7H_{14}	Metilsikloheksana	108-87-2		Sikloheksana
C_8H_8	Oktana	277-10-1		Siklobutana

C_9H_{20}	Nonana	111-84-2		Alkana
$C_{10}H_{12}$	Disiklopen tadiena	77-73-6		Diena, Sikloalkena
$C_{10}H_{16}$	Felandrena	99-83-2		Terpena, Diena Sikloalkena
$C_{10}H_{16}$	α - Terpinena	99-86-5		Terpena, Sikloalkena, Diena
$C_{10}H_{16}$	Limonena	5989-27-5		Terpena, Diena, Cycloalkena
$C_{11}H_{24}$	Undecana	1120-21-4		Alkana
$C_{30}H_{50}$	Squalena	111-02-4		Terpena, Poliena
$C_{2n}H_{4n}$	Polietilena	9002-88-4		Alkana

B. Kegunaan senyawa organik hidrokarbon alifatik dan alisiklik dalam dunia industri kimia meliputi:

- Sebagai pelarut
- Sebagai intermediet kimia
- Sebagai Senyawa pemadam kebakaran
- Sebagai pembersih logam
- Senyawa alifatik juga dikenal sebagai hidrokarbon alifatik atau senyawa non-aromatik.

Dalam kimia organik, senyawa yang terdiri dari atom karbon dan hidrogen dibagi menjadi dua kelas yaitu:

1. Senyawa alifatik – Setiap senyawa kimia milik kelas organik di mana atom tidak dihubungkan bersama untuk membentuk sebuah cincin
2. Senyawa aromatik – Mengandung konfigurasi atom cincin-aromatik, seperti benzene

C. Sifat Senyawa alifatik

- Jenuh – Bergabung dengan ikatan tunggal (alkana)
- Tak jenuh – Bergabung dengan ikatan ganda (alkena) atau ikatan rangkap tiga (alkuna)

Selain hidrogen, elemen lain dapat terikat pada rantai karbon, yang paling umum adalah oksigen / nitrogen / sulfur dan klor. Senyawa alifatik yang paling sederhana adalah metana (CH_4). Senyawa alifatik bisa asiklik atau siklik, tetapi bukan senyawa karbon aromatik. Sebagian besar mudah terbakar, yang memungkinkan digunakan dalam hidrokarbon sebagai bahan bakar, seperti metana dalam pembakar Bunsen dan gas alam cair (LNG), dan asetilena dalam pengelasan.

D. Senyawa alifatik ditemukan pada:

- a. Zat Kimia
- b. Cat dan pernis
- c. Tekstil
- d. Karet
- e. Plastik
- f. Pewarna
- g. Farmasi

h. Pembersih

Senyawa alifatik tertentu dapat digunakan dalam produk parafin dan resin. Mereka juga dapat digunakan sebagai intermediet kimia, fungisida dan insektisida.

Hidrokarbon alifatik dapat dibagi menjadi 3 seri homolog berdasarkan tingkat saturasi:

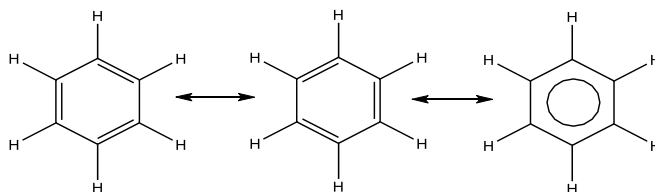
- parafin/alkana yang tanpa ikatan rangkap dua atau ikatan rangkap tiga,
- olefin atau alkena yang mengandung satu atau lebih ikatan rangkap dua, contohnya di-olefin (diena) atau poliolefin.
- alkuna yang memiliki satu atau lebih ikatan rangkap tiga.

Selain ini digolongkan berdasarkan gugus fungsi yang ada. Senyawa yang ada bisa rantai lurus, rantai bercabang, atau siklik. Derajat percabangan menentukan karakteristiknya. Pembagian senyawa hidrokarbon dapat dilihat pada struktur 2 dibawah ini.



Gambar 15. Struktur Pembagian senyawa hidrokarbon

1.12. Senyawa aromatik



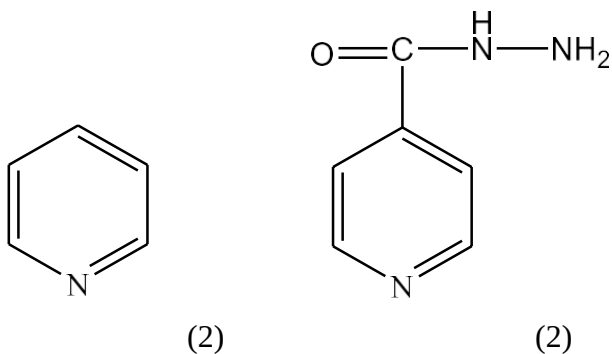
Gambar 16. Benzena, sebuah contoh senyawa aromatik

Senyawa aromatik adalah senyawa hidrokarbon dengan ikatan tunggal dan ikatan rangkap diantara atom-atom karbonnya. konfigurasi 6 atom karbon pada senyawa ini di kenal dengan cincin benzene.

Benzena adalah salah satu senyawa aromatik yang paling dikenal karena salah satu yang paling sederhana dan paling stabil.

Hidrokarbon aromatik mengandung ikatan rangkap dua terkonjugat. Hal ini berarti tiap atom karbon pada cincin terhibridisasi sp^2 sehingga menambah stabilitas. Contoh yang paling umum adalah benzena yang strukturnya dirumuskan oleh Kekulé.

1.13. Senyawa heterosiklik



Gambar 17. Senyawa heterosiklik Piridina (1), dan Isoniazida (2).

Senyawa heterosiklik atau heteroringkar adalah sejenis senyawa kimia yang mempunyai struktur cincin yang mengandung atom selain karbon, seperti belerang, oksigen, ataupun nitrogen yang merupakan bagian dari cincin tersebut. Senyawa-senyawa heterosiklik dapat berupa cincin aromatik sederhana ataupun cincin non-aromatik. Beberapa contohnya adalah piridina (C_5H_5N), pirimidina ($C_4H_4N_2$) dan dioksana ($C_4H_8O_2$).

Perlu diperhatikan pula senyawa-senyawa seperti *siklopropana* dan *sikloheksana* bukanlah senyawa heterosiklik. Senyawa tersebut hanyalah sikloalkana. Prefiks 'siklik' merujuk pada struktur cincin, sedangkan 'hetero' merujuk pada atom selain karbon. Banyak senyawa heterosiklik yang merupakan zat karsinogenik.

Kimia heterosiklik adalah cabang ilmu kimia yang berfokus secara eksklusif terhadap sintesis, sifat-sifat, dan aplikasi heterolinkar.

Karakteristik hidrokarbon siklik akan berubah jika terdapat heteroatom di dalamnya, yang dapat hadir dalam bentuk substituen yang menempel di luar cincin (eksosiklik) atau sebagai bagian dalam cincin (endosiklik). Piridina dan furan merupakan contoh heterosiklik aromatik sedangkan piperidina dan tetrahidrofuran merupakan contoh heterosiklik alisiklik.

1.14. Polimer

A. Pengertian senyawa polimer

Polimer adalah suatu makromolekul yang terbentuk dari makromolekul sederhana yang disebut sebagai monomer.

Beberapa senyawa yang penting dalam makhluk hidup, yaitu karbohidrat atau poli sakarida, protein, dan asam nukleat juga merupakan polimer.

B. Cara Pembuatan Polimer

Cara pembuatan senyawa polimer yaitu dengan cara polimerisasi adisi dan dengan polimerisasi kondensasi.

1. Polimerisasi Adisi

Monomer mengadisi monomer lain sehingga produk polimer mengandung semua atom yang ada pada monomer

awal. Polimerisasi dapat berlangsung dengan bantuan suatu kalisator.

Contohnya: pembuatan senyawa polietilena dari etilen.

2. Polimerisasi Kondensasi

Pada polimerisasi kondensasi monomer-monomer saling berkaitan dengan melepas molekul kecil, seperti H_2O dan CH_3OH (metanol). Polimerisasi kondensasi terjadi pada monomer-monomer yang mempunyai gugus fungsi pada kedua ujung rantainya.

Contohnya: pembuatan nilon 66 dari asam adivat dan heksametilendiamina

C. Jenis-Jenis Polimer

Jenis-jenis polimer dikelompokkan menjadi 2 yaitu : 1. polimer alami dan 2. polimer sintetis. Berdasarkan Sumber-nya: Alami : Polimer yang berasal dari alam, seperti contohnya: pati, selulosa, protein, lipid, asam nukleat, dsb. Beberapa contoh polimer alami dapat dilihat pada tabel 3 dibawah ini.

Tabel 3. Beberapa contoh polimer alami

Polimer	Monomer	Sumber/terdapatnya
Protein	Asam amino	Wol,sutera
Amilum	Glukosa	Beras,gandum dll
Selulosa	Glukosa	Kayu
Asam Nukleat	Nukleotida	DNA,RNA
Karet Alam	Isoprena	Getah pohon karet

Sedangkan polimer Sintetik adalah : Polimer yang dibuat dipabrik dan tidak terdapat dialam, seperti contohnya: polietilena, polivinil klorida, dsb. Beberapa contoh senyawa polimer sintetis dapat dilihat pada tabel 4 dibawah ini.

Tabel 4. Beberapa contoh polimer sintetis

Polimer	Monomer	Sumber/terdapatnya
Polietilena	Etena	Plastik
PVC	Vinilklorida	Pelapis lantai, pipa
Polipropilena	Propena	Tali plastik, karung plastik
Teflon	Tetrafluoroetilena	Gasket, panci



Gambar 18. Papan renang terbuat dari polistirena, salah satu contoh polimer.

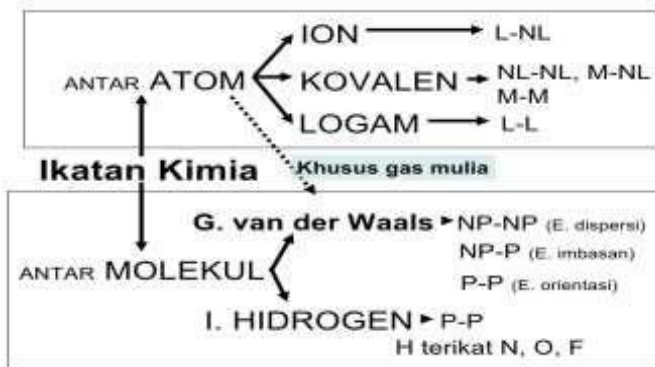
Salah satu karakteristik penting karbon adalah siap bergabung membentuk rantai atau jaringan melalui ikatan-ikatan. Proses penggabungan ini dinamakan polimerisasi, sedangkan rantai atau jaringan yang terbentuk disebut polimer. Senyawa awalnya disebut monomer.

Polimer Termoset yaitu: Dapat dilebur dalam pembuatannya tapi menjadi keras selamanya tidak melunak dan tidak dapat dicetak ulang. Polimer jenis ini tidak dapat dibentuk ulang, contohnya adalah bakelit, yaitu plastik yang digunakan untuk peralatan listrik.

BAB II

IKATAN KIMIA

2.1. Ikatan kimia

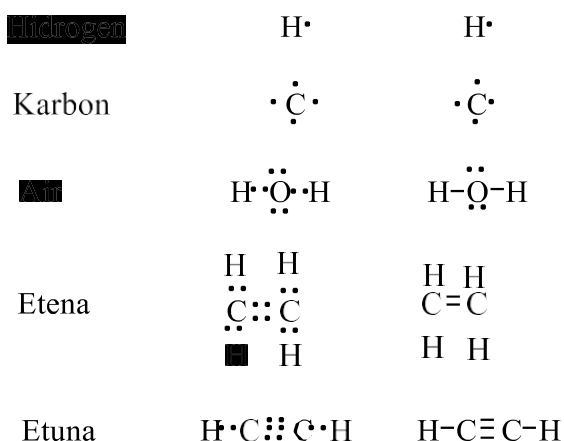


Gambar 19. Struktur terjadinya berbagai ikatan kimia pada molekul

Ikatan kimia adalah sebuah proses fisika yang bertanggung jawab dalam interaksi gaya tarik menarik antara dua atom atau molekul yang menyebabkan suatu senyawa diatomik atau poliatomik menjadi stabil. Penjelasan mengenai gaya tarik menarik ini sangatlah rumit dan dijelaskan oleh elektrodinamika kuantum. Dalam prakteknya, para kimiawan biasanya bergantung pada teori kuantum atau penjelasan kualitatif yang kurang kaku (namun lebih mudah untuk dijelaskan) dalam menjelaskan ikatan kimia. Secara umum, ikatan kimia yang kuat diasosiasikan dengan transfer elektron antara dua atom yang berpartisipasi. Ikatan kimia menjaga molekul-molekul, kristal, dan gas-gas diatomik untuk tetap bersama. Selain itu ikatan kimia juga menentukan struktur suatu zat.

Kekuatan ikatan-ikatan kimia sangatlah bervariasi. Pada umumnya, ikatan kovalen dan ikatan ion dianggap sebagai ikatan "kuat", sedangkan ikatan hidrogen dan ikatan van der Waals dianggap sebagai

ikatan "lemah". Hal yang perlu diperhatikan adalah bahwa ikatan "lemah" yang paling kuat dapat lebih kuat daripada ikatan "kuat" yang paling lemah.



Gambar 20. Ikatan kovalen pada molekul Air, Etena, etuna.

Contoh model titik Lewis yang menggambarkan ikatan kimia antara karbon C, hidrogen H, dan oksigen O. Penggambaran titik lewis adalah salah satu dari usaha awal kimiawan dalam menjelaskan ikatan kimia dan masih digunakan secara luas sampai sekarang.

2.2. Tinjauan

Elektron yang mengelilingi inti atom bermuatan negatif dan proton yang terdapat dalam inti atom bermuatan positif, mengingat muatan yang berlawanan akan saling tarik menarik, maka dua atom yang berdekatan satu sama lainnya akan membentuk ikatan.

Dalam gambaran yang paling sederhana dari ikatan *non-polar* atau ikatan *kovalen*, satu atau lebih elektron, biasanya berpasangan, ditarik menuju sebuah wilayah di antara dua inti atom. Gaya ini dapat mengatasi gaya tolak menolak antara dua inti atom yang positif, sehingga atraksi ini menjaga kedua atom untuk tetap bersama,

walaupun keduanya masih akan tetap bergetar dalam keadaan kesetimbangan. Ringkasnya, ikatan kovalen melibatkan elektron-elektron yang dikongsi dan dua atau lebih inti atom yang bermuatan positif secara bersamaan menarik elektron-elektron bermuatan negatif yang dikongsi.

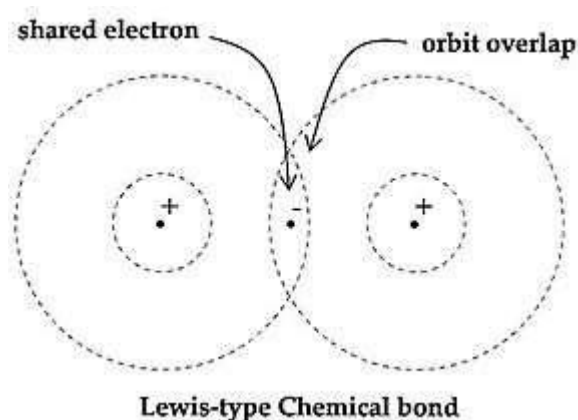
Dalam gambaran ikatan *ion* yang disederhanakan, inti atom yang bermuatan positif secara dominan melebihi muatan positif inti atom lainnya, sehingga secara efektif menyebabkan satu atom mentransfer elektronnya ke atom yang lain. Hal ini menyebabkan satu atom bermuatan positif dan yang lainnya bermuatan negatif secara keseluruhan. Ikatan ini dihasilkan dari atraksi elektrostatik di antara atom-atom dan atom-atom tersebut menjadi ion-ion yang bermuatan.

Semua bentuk ikatan dapat dijelaskan dengan teori kuantum, namun dalam prakteknya, kaidah-kaidah yang disederhanakan memungkinkan para kimiawan untuk memprediksikan kekuatan, arah, dan polaritas sebuah ikatan. Kaidah oktet (Bahasa Inggris: *octet rule*). Ada pula teori-teori yang lebih canggih, yaitu teori ikatan valensi yang meliputi hibridisasi orbital dan resonans, dan metode orbital molekul kombinasi linear orbital atom (Bahasa Inggris: *Linear combination of atomic orbitals molecular orbital method*) yang meliputi teori medan ligan. Elektrostatika digunakan untuk menjelaskan polaritas ikatan dan efek-efeknya terhadap zat-zat kimia.

2.3. Sejarah Ikatan Kimia

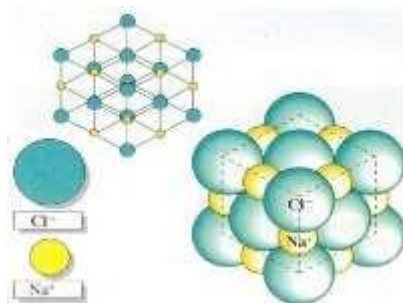
Spekulasi awal dari sifat-sifat *ikatan kimia* yang berawal dari abad ke-12 menganggap spesi kimia tertentu disatukan oleh sejenis afinitas kimia. Pada tahun 1704, Isaac Newton menggarisbesarkan teori ikatan atomnya pada "Query 31" buku *Opticks*nya dengan mengatakan atom-atom disatukan satu sama lain oleh "gaya" tertentu.

Pada tahun 1819, setelah penemuan tumpukan volta, Jöns Jakob Berzelius mengembangkan sebuah teori kombinasi kimia yang menekankan sifat-sifat elektrogenativitas dan elektropositif dari atom-atom yang bergabung. Pada pertengahan abad ke-19 Edward Frankland, F.A. Kekule, A.S. Couper, A.M. Butlerov, dan Hermann Kolbe, beranjak pada teori radikal, mengembangkan teori valensi yang pada awalnya disebut "kekuatan penggabung". Teori ini mengatakan sebuah senyawa tergabung berdasarkan atraksi kutub positif dan kutub negatif. Pada tahun 1916, kimiawan Gilbert N. Lewis mengembangkan konsep ikatan elektron berpasangan. Konsep ini mengatakan dua atom dapat berkongsi satu sampai enam elektron, membentuk ikatan elektron tunggal, ikatan tunggal, ikatan rangkap dua, atau ikatan rangkap tiga.



Gambar 21. Teori transfer elektron oleh Lewis dan Kossel

Pada tahun yang sama, Walther Kossel juga mengajukan sebuah teori yang mirip dengan teori Lewis, namun model teorinya mengasumsikan transfer elektron yang penuh antara atom-atom. Teori ini merupakan model ikatan polar. Baik Lewis dan Kossel membangun model ikatan mereka berdasarkan kaidah Abegg (1904).



Gambar 22. Teori kuantum oleh Oyvind Burrau.

Pada tahun 1927, untuk pertama kalinya penjelasan matematika kuantum yang penuh atas ikatan kimia yang sederhana berhasil diturunkan oleh fisikawan Denmark Oyvind Burrau. Hasil kerja ini menunjukkan bahwa pendekatan kuantum terhadap ikatan kimia dapat secara mendasar dan kuantitatif tepat. Namun metode ini tidak mampu dikembangkan lebih jauh untuk menjelaskan molekul yang memiliki lebih dari satu elektron. Pendekatan yang lebih praktis namun kurang kuantitatif dikembangkan pada tahun yang sama oleh Walter Heitler and Fritz London. Metode Heitler-London menjadi dasar dari teori ikatan valensi. Pada tahun 1929, metode orbital molekul kombinasi linear orbital atom (Bahasa Inggris: linear combination of atomic orbitals molecular orbital method), disingkat LCAO, diperkenalkan oleh Sir John Lennard-Jones yang bertujuan menurunkan struktur elektronik dari molekul F_2 (fluorin) dan O_2 (oksigen) berdasarkan prinsip-prinsip dasar kuantum. Teori orbital molekul ini mewakili ikatan kovalen sebagai orbital yang dibentuk oleh orbital-orbital atom mekanika kuantum Schrödinger yang telah dihipotesiskan untuk atom berelektron tunggal. Persamaan ikatan elektron pada multielektron tidak dapat diselesaikan secara analitik, namun dapat dilakukan pendekatan yang memberikan hasil dan prediksi yang secara kualitatif cukup baik. Kebanyakan perhitungan kuantitatif pada kimia kuantum modern

menggunakan baik teori ikatan valensi maupun teori orbital molekul sebagai titik awal, walaupun pendekatan ketiga, teori fungsional rapatan (Bahasa Inggris: density functional theory), mulai mendapatkan perhatian yang lebih akhir-akhir ini.

Pada tahun 1935, H. H. James dan A. S. Coolidge melakukan perhitungan pada molekul dihidrogen. Berbeda dengan perhitungan-perhitungan sebelumnya yang hanya menggunakan fungsi-fungsi jarak antara elektron dengan inti atom, mereka juga menggunakan fungsi yang secara eksplisit memperhitungkan jarak antara dua elektron. Dengan 13 parameter yang dapat diatur, mereka mendapatkan hasil yang sangat mendekati hasil yang didapatkan secara eksperimen dalam hal energi disosiasi. Perluasan selanjutnya menggunakan 54 parameter dan memberikan hasil yang sangat sesuai dengan hasil eksperimen. Perhitungan ini meyakinkan komunitas sains bahwa teori kuantum dapat memberikan hasil yang sesuai dengan hasil eksperimen. Namun pendekatan ini tidak dapat memberikan gambaran fisik seperti yang terdapat pada teori ikatan valensi dan teori orbital molekul. Selain itu, ia juga sangat sulit diperluas untuk perhitungan molekul-molekul yang lebih besar.

2.4. Teori ikatan valensi

Pada tahun 1927, teori ikatan valensi dikembangkan atas dasar argumen bahwa sebuah ikatan kimia terbentuk ketika dua valensi elektron bekerja dan menjaga dua inti atom bersama oleh karena efek penurunan energi sistem. Pada tahun 1931, beranjak dari teori ini, kimawan Linus Pauling mempublikasikan jurnal ilmiah yang dianggap sebagai jurnal paling penting dalam sejarah kimia: "On the Nature of the Chemical Bond". Dalam jurnal ini, berdasarkan hasil kerja Lewis

dan teori valensi ikatan Heitler dan London, dia mewakilkan enam aturan pada ikatan elektron berpasangan:

1. Ikatan elektron berpasangan terbentuk melalui interaksi elektron tak-berpasangan pada masing-masing atom.
2. Spin-spin elektron haruslah saling berlawanan.
3. Seketika dipasangkan, dua elektron tidak bisa berpartisipasi lagi pada ikatan lainnya.
4. Pertukaran elektron pada ikatan hanya melibatkan satu persamaan gelombang untuk setiap atom.
5. Elektron-elektron yang tersedia pada aras energi yang paling rendah akan membentuk ikatan-ikatan yang paling kuat.
6. Dari dua orbital pada sebuah atom, salah satu yang dapat bertumpang tindih paling banyaklah yang akan membentuk ikatan paling kuat, dan ikatan ini akan cenderung berada pada arah orbital yang terkonsentrasi.



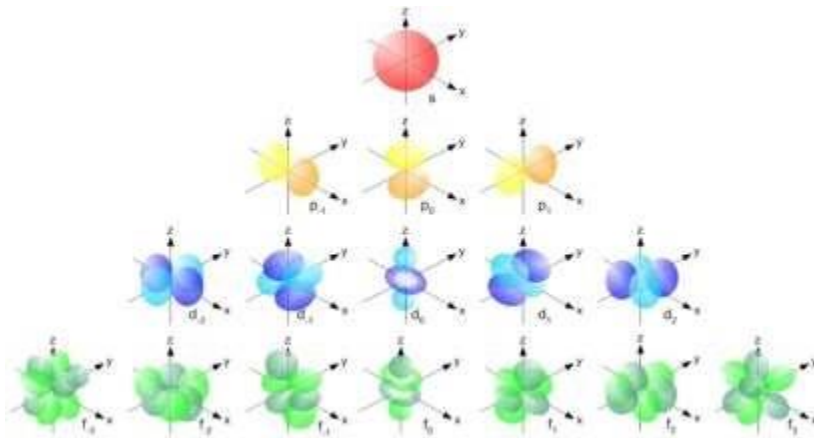
Gambar 23. Diagram pengisian orbital molekul dari Linus Pauling

Buku teks tahun 1939 Pauling: *On the Nature of Chemical Bond* menjadi apa yang banyak orang sebut sebagai "kitab suci" kimia modern. Buku ini membantu kimiawan eksperimental untuk memahami dampak teori kuantum pada kimia. Namun, edisi 1959 selanjutnya gagal untuk mengalamatkan masalah yang lebih mudah dimengerti menggunakan teori orbital molekul. Dampak dari teori valensi ini

berkurang sekitar tahun 1960-an dan 1970-an ketika popularitas teori orbital molekul meningkat dan diimplementasikan pada beberapa program komputer yang besar. Sejak tahun 1980-an, masalah implementasi teori ikatan valensi yang lebih sulit pada program-program komputer telah hampir dipecahkan dan teori ini beranjak bangkit kembali.

2.5. Teori orbital molekul

Teori orbital molekul (Bahasa Inggris: *Molecular orbital theory*), disingkat MO, menggunakan kombinasi linear orbital-orbital atom untuk membentuk orbital-orbital molekul yang menrangkumi seluruh molekul. Semuanya ini seringkali dibagi menjadi orbital ikat, orbital antiikat, dan orbital bukan-ikatan. Orbital molekul hanyalah sebuah orbital Schrödinger yang melibatkan beberapa inti atom. Jika orbital ini merupakan tipe orbital yang elektron-elektronnya memiliki kebolehjadian lebih tinggi berada di *antara* dua inti daripada di lokasi lainnya, maka orbital ini adalah orbital ikat dan akan cenderung menjaga kedua inti bersama. Jika elektron-elektron cenderung berada di orbital molekul yang berada di lokasi lainnya, maka orbital ini adalah orbital antiikat dan akan melemahkan ikatan. Elektron-elektron yang berada pada orbital bukan-ikatan cenderung berada pada orbital yang paling dalam (hampir sama dengan orbital atom), dan diasosiasikan secara keseluruhan pada satu inti. Elektron-elektron ini tidak menguatkan maupun melemahkan kekuatan ikatan.



Gambar 24. Teori orbital molekul

Teori orbital molekul adalah teori yang menjelaskan ikatan kimia melalui diagram orbital molekul. Sifat magnet dan sifat-sifat molekul dapat dengan mudah dijelaskan dengan menggunakan pendekatan mekanika kuantum lain yang disebut dengan teori orbital molekul. Salah satu contohnya teori orbital molekul dapat menjelaskan sifat paramagnetisme dari molekul O_2 sesuai hasil percobaan, bahwa oksigen bersifat paramagnetik dengan dua elektron tidak berpasangan dan bukan diamagnetik seperti yang dijelaskan dengan menggunakan teori ikatan valensi. Temuan ini membuktikan adanya kekurangan mendasar dalam teori ikatan valensi. Teori orbital molekul menggambarkan ikatan kovalen melalui istilah orbital molekul yang dihasilkan dari interaksi orbital orbital atom dari atom yang berikatan dengan molekul secara keseluruhan. Seperti halnya untuk menjelaskan sifat-sifat ion kompleks, teori orbital molekul juga dapat dijadikan pendekatan yang baik karena teori orbital molekul dapat menjelaskan fakta bahwa ikatan antara ion logam dan ligan bukan hanya merupakan ikatan ion yang murni tetapi juga terdapat ikatan kovalen pada ion atau senyawa kompleks. Perkembangan teori orbital molekul

pada mulanya dipelopori oleh Robert Sanderson Mulliken dan Friedrich Hund pada tahun 1928.

Menurut teori orbital molekul, orbital molekul dihasilkan dari interaksi antara dua atau lebih orbital atom. Terjadinya tumpang tindih suatu orbital mengarah pada pembentukan dua orbital atom : satu orbital molekul ikatan dan satu orbital molekul antiikatan. Orbital molekul ikatan (bonding molecular orbital) memiliki energi yang lebih rendah dan kestabilan yang lebih besar dibandingkan dengan orbital atom pembentuknya. Orbital molekul antiikatan (antibonding molecular orbital) memiliki energi yang lebih tinggi dan kestabilan yang lebih rendah dibandingkan dengan orbital-orbital atom pembentuknya.

Teori orbital molekul memperhatikan semua elektron dalam pendistribusian energi untuk menentukan ikatan suatu senyawa diamagnetik atau paramagnetik. Jika dibandingkan dengan teori ikatan valensi yang hanya memperhatikan elektron yang berada di kulit terluarnya teori orbital molekul lebih valid . Hal ini dapat dilihat pada penentuan ikatan oksigen (O_2). Teori ikatan valensi menunjukkan bahwa oksigen bersifat diamagnetik karena semua elektron pada kulit terluarnya berpasangan. Pada kenyataannya oksigen merupakan paramagnetik. Pendekatan orbital molekul dapat menjelaskan mengapa oksigen paramagnetik karena terdapat elektron yang tidak berpasangan pada pendistribusian energi.

2.6. Perbandingan antara teori ikatan valensi dan teori orbital molekul

Pada beberapa bidang, teori ikatan valensi lebih baik daripada teori orbital molekul. Ketika diaplikasikan pada molekul berelektron dua, H_2 , teori ikatan valensi, bahkan dengan pendekatan Heitler-London yang paling sederhana, memberikan pendekatan energi ikatan yang lebih

dekat dan representasi yang lebih akurat pada tingkah laku elektron ketika ikatan kimia terbentuk dan terputus. Sebaliknya, teori orbital molekul memprediksikan bahwa molekul hidrogen akan berdisosiasi menjadi superposisi linear dari hidrogen atom dan ion hidrogen positif dan negatif. Prediksi ini tidak sesuai dengan gambaran fisik. Hal ini secara sebagian menjelaskan mengapa kurva energi total terhadap jarak antar atom pada metode ikatan valensi berada di atas kurva yang menggunakan metode orbital molekul. Situasi ini terjadi pada semua molekul diatomik homonuklir dan tampak dengan jelas pada F_2 ketika energi minimum pada kurva yang menggunakan teori orbital molekul masih lebih tinggi dari energi dua atom F.

Konsep hibridisasi sangatlah berguna dan variabilitas pada ikatan di kebanyakan senyawa organik sangatlah rendah, menyebabkan teori ini masih menjadi bagian yang tak terpisahkan dari kimia organik. Namun, hasil kerja Friedrich Hund, Robert Mulliken, dan Gerhard Herzberg menunjukkan bahwa teori orbital molekul memberikan deskripsi yang lebih tepat pada spektrokopi, ionisasi, dan sifat-sifat magnetik molekul. Kekurangan teori ikatan valensi menjadi lebih jelas pada molekul yang berhipervalensi (contohnya PF_5) ketika molekul ini dijelaskan tanpa menggunakan orbital-orbital d yang sangat krusial dalam hibridisasi ikatan yang diajukan oleh Pauling. Logam kompleks dan senyawa yang kurang elektron (seperti diborana) dijelaskan dengan sangat baik oleh teori orbital molekul, walaupun penjelasan yang menggunakan teori ikatan valensi juga telah dibuat.

Pada tahun 1930, dua metode ini saling bersaing sampai disadari bahwa keduanya hanyalah merupakan pendekatan pada teori yang lebih baik. Jika kita mengambil struktur ikatan valensi yang sederhana dan menggabungkan semua struktur kovalen dan ion yang dimungkinkan pada sekelompok orbital atom, kita mendapatkan apa yang disebut

sebagai fungsi gelombang interaksi konfigurasi penuh. Jika kita mengambil deskripsi orbital molekul sederhana pada keadaan dasar dan mengkombinasikan fungsi tersebut dengan fungsi-fungsi yang mendeskripsikan keseluruhan kemungkinan keadaan tereksitasi yang menggunakan orbital tak terisi dari sekelompok orbital atom yang sama, kita juga mendapatkan fungsi gelombang interaksi konfigurasi penuh. Terlihatlah bahwa pendekatan orbital molekul yang sederhana terlalu menitikberatkan pada struktur ion, sedangkan pendekatan teori valensi ikatan yang sederhana terlalu sedikit menitikberatkan pada struktur ion. Dapat kita katakan bahwa pendekatan orbital molekul terlalu ter-delokalisasi, sedangkan pendekatan ikatan valensi terlalu ter-lokalisasi.

Sekarang kedua pendekatan tersebut dianggap sebagai saling memenuhi, masing-masing memberikan pandangannya sendiri terhadap masalah-masalah pada ikatan kimia. Perhitungan modern pada kimia kuantum biasanya dimulai dari (namun pada akhirnya menjauh) pendekatan orbital molekul daripada pendekatan ikatan valensi. Ini bukanlah karena pendekatan orbital molekul lebih akurat dari pendekatan teori ikatan valensi, melainkan karena pendekatan orbital molekul lebih memudahkan untuk diubah menjadi perhitungan numeris. Namun program-program ikatan valensi yang lebih baik juga tersedia.

2.7. Ikatan dalam rumus kimia

Bentuk atom-atom dan molekul-molekul yang 3 dimensi sangatlah menyulitkan dalam menggunakan teknik tunggal yang mengindikasikan orbital-orbital dan ikatan-ikatan. Pada rumus molekul, ikatan kimia (orbital yang berikatan) diindikasikan menggunakan beberapa metode yang berbeda tergantung pada tipe diskusi. Kadang-kadang kesemuanya dihiraukan.



Gambar 25. Ikatan kimia pada molekul asam asetat dan etanol

Sebagai contoh, pada kimia organik, kimiawan biasanya hanya peduli pada gugus fungsi molekul. Oleh karena itu, rumus molekul etanol dapat ditulis secara konformasi, 3-dimensi, 2-dimensi penuh (tanpa indikasi arah ikatan 3-dimensi), 2-dimensi yang disingkat ($\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--OH}$), memisahkan gugus fungsi dari bagian molekul lainnya ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), atau hanya dengan konstituen atomnya saja ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$). Kadangkala, bahkan kelopak valensi elektron non-ikatan (dengan pendekatan arah yang digambarkan secara 2-dimensi) juga ditandai. Beberapa kimiawan juga menandai orbital-orbital atom, sebagai contoh anion etena⁻⁴ yang dihipotesiskan ($\text{C}=\text{C} \cdot^-$) mengindikasikan kemungkinan pembentukan ikatan sehingga terjadi ikatan rangkap dua.

2.8. Ikatan kuat kimia

Beberapa kekuatan ikatan kimia dapat dilihat pada tabel 5 dibawah ini. Dimana panjang ikatan dalam pm dan energi ikatan dalam kJ/mol. Sedangkan panjang ikatan dapat dikonversikan dalam Ao dengan pembagian dengan 100 (1 Ao = 100 pm). Dapat dilihat pada tabel 5 dibawah ini.

Tabel 5. Panjang ikatan dan Energi ikat beberapa unsur

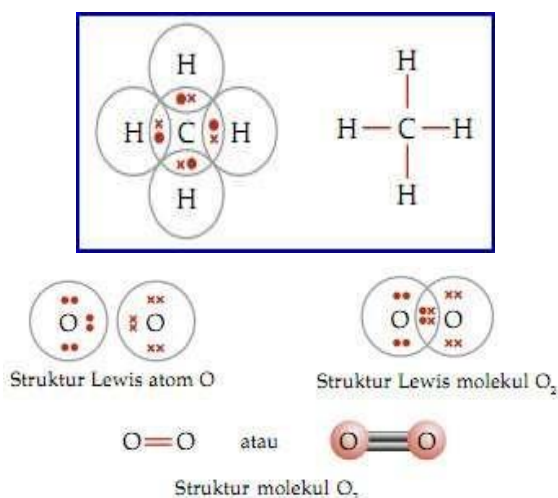
Panjang ikat dalam pm dan energi ikat dalam kJ/mol. Panjang ikat dapat dikonversikan menjadi Å dengan pembagian dengan 100 ($1 \text{ Å} = 100 \text{ pm}$).		
Ikatan	Panjang (pm)	Energi (kJ/mol)
H — <u>Hidrogen</u>		
H–H	74	436
H–C	109	413
H–N	101	391
H–O	96	366
H–F	92	568
H–Cl	127	432
H–Br	141	366
C — <u>Karbon</u>		
C–H	109	413
C–C	154	348
C=C	134	614
C≡C	120	839
C–N	147	308
C–O	143	360
C–F	135	488
C–Cl	177	330
C–Br	194	288

C-I	214	216
C-S	182	272
N — <u>Nitrogen</u>		
N-H	101	391
N-C	147	308
N-N	145	170
N≡N	110	945
O — <u>Oksigen</u>		
O-H	96	366
O-C	143	360
O-O	148	145
O=O	121	498
F, Cl, Br, I — <u>Halogen</u>		
F-H	92	568
F-F	142	158
F-C	135	488
Cl-H	127	432
Cl-C	177	330
Cl-Cl	199	243
Br-H	141	366
Br-C	194	288
Br-Br	228	193
I-H	161	298
I-C	214	216
I-I	267	151

S — <u>Belarang</u>		
C-S	182	272

Ikatan-ikatan berikut adalah ikatan *intramolekul* yang mengikat atom-atom bersama menjadi molekul. Dalam pandangan yang sederhana dan terlokalisasi, jumlah elektron yang berpartisipasi dalam suatu ikatan biasanya merupakan perkalian dari dua, empat, atau enam. Jumlah yang berangka genap umumnya dijumpai karena elektron akan memiliki keadaan energi yang lebih rendah jika berpasangan. Teori-teori ikatan yang lebih canggih menunjukkan bahwa kekuatan ikatan tidaklah selalu berupa angka bulat dan tergantung pada distribusi elektron pada setiap atom yang terlibat dalam sebuah ikatan. Sebagai contohnya, karbon-karbon dalam senyawa benzena dihubungkan satu sama lain oleh ikatan 1.5 dan dua atom dalam nitrogen monoksida NO dihubungkan oleh ikatan 2,5. Keberadaan ikatan rangkap empat juga diketahui dengan baik. Jenis-jenis ikatan kuat bergantung pada perbedaan elektronegativitas dan distribusi orbital elektron yang tertarik pada suatu atom yang terlibat dalam ikatan. Semakin besar perbedaan elektronegativitasnya, semakin besar elektron-elektron tersebut tertarik pada atom yang berikat dan semakin bersifat ion pula ikatan tersebut. Semakin kecil perbedaan elektronegativitasnya, semakin bersifat kovalen ikatan tersebut.

2.9. Ikatan kovalen



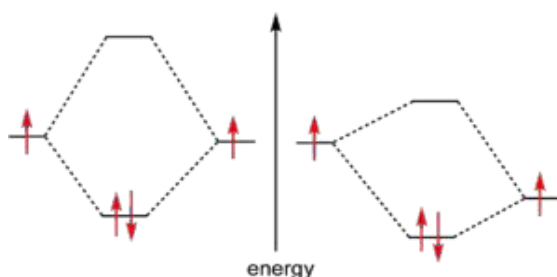
Gambar 26. Ikatan kovalen pada molekul metana dan oksigen

Ikatan kovalen adalah sejenis ikatan kimia yang memiliki karakteristik berupa pasangan elektron yang saling terbagi (pemakaian bersama elektron) di antara atom-atom yang berikatan. Singkatnya, stabilitas tarikan dan tolakan yang terbentuk di antara atom-atom ketika mempergunakan bersama elektron dikenal sebagai ikatan kovalen.

Ikatan kovalen termasuk di dalamnya berbagai jenis ikatan, yaitu ikatan sigma, ikatan pi, ikatan logam-logam, interaksi agostik, dan ikatan tiga pusat dua elektron. Istilah bahasa Inggris untuk ikatan kovalen, *covalent bond*, pertama kali muncul pada tahun 1939. Awalan *co-* berarti *bersama-sama*, *berasosiasi dalam sebuah aksi*, *berkollega*, dll.; sehingga "*co-valent bond*" artinya adalah atom-atom yang saling berbagi "*valensi*", seperti yang dibahas oleh teori ikatan valensi. Pada molekul H_2 , atom hidrogen berbagi dua elektron via ikatan kovalen. Kovalensi yang sangat kuat terjadi di antara atom-atom yang memiliki elektronegativitas yang mirip. Oleh karena itu, ikatan kovalen tidak seperlunya adalah ikatan antara dua atom yang berunsur

sama, melainkan hanya pada elektronegativitas mereka. Oleh karena ikatan kovalen adalah saling berbagi elektron, maka elektron-elektron tersebut perlu ter-*delokalisasi*. Lebih jauh lagi, berbeda dengan interaksi elektrostatis ("ikatan ion"), kekuatan ikatan kovalen bergantung pada relasi sudut antara atom-atom pada molekul poliatomik.

Ikatan kovalen dibagi menjadi dua, yaitu ikatan kovalen polar dan ikatan kovalen nonpolar. Ikatan kovalen polar terjadi jika salah satu atom yang berikatan mempunyai elektronegativitas yang jauh lebih besar daripada yang lain. Ikatan kovalen nonpolar terjadi jika kedua atom berikatan mempunyai afinitas elektron yang sama.



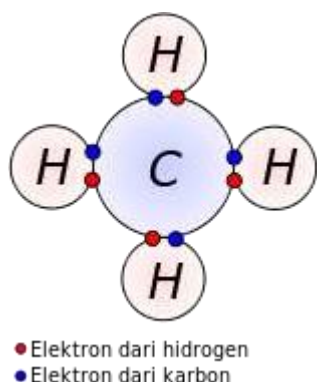
Gambar 27 . Diagram MO yang melukiskan ikatan kovalen (kiri) dan ikatan kovalen polar (kanan) pada sebuah molekul diatomik. Panah-panah mewakili elektron-elektron yang berasal dari atom-atom yang terlibat.

Istilah bahasa Inggris "*covalence*" pertama kali digunakan pada tahun 1919 oleh Irving Langmuir di dalam artikel *Journal of American Chemical Society* yang berjudul *The Arrangement of Electrons in Atoms and Molecules*:

— (p.926)... we shall denote by the term covalence the number of pairs of electrons which a given atom shares with its neighborsl.

Gagasan ikatan kovalen dapat ditilik beberapa tahun sebelum 1920 oleh Gilbert N. Lewis yang pada tahun 1916 menjelaskan pembagian

pasangan elektron di antara atom-atom. Dia memperkenalkan *struktur Lewis* atau *notasi titik elektron* atau *struktur titik Lewis* yang menggunakan titik-titik di sekitar simbol atom untuk mewakili elektron valensi terluar atom. Pasangan elektron yang berada di antara atom-atom mewakili ikatan kovalen. Pasangan berganda mewakili ikatan berganda, seperti ikatan rangkap dua dan ikatan rangkap tiga. Terdapat pula bentuk alternatif lainnya di mana ikatan diwakili sebuah garis.



Gambar 28 . Konsep awal ikatan kovalen berawal dari gambar molekul metana sejenis ini. Ikatan kovalen tampak jelas pada struktur Lewis, mengindikasikan pembagian elektron-elektron di antara atom-atom.

Ketika gagasan pembagian pasangan elektron memberikan gambaran kualitatif yang efektif akan ikatan kovalen, mekanika kuantum diperlukan untuk mengerti sifat-sifat ikatan seperti ini dan memprediksikan struktur dan sifat molekul sederhana. Walter Heitler dan Fritz London sering diberi kredit atas penjelasan mekanika kuantum pertama yang berhasil menjelaskan ikatan kimia, lebih khususnya ikatan molekul hidrogen pada tahun 1927. Hasil kerja mereka didasarkan pada model ikatan valensi yang berasumsi bahwa ikatan kimia terbentuk ketika terdapat tumpang tindih yang baik di antara orbital-orbital atom dari atom-atom yang terlibat. Orbital-orbital atom ini juga diketahui memiliki hubungan sudut spesifik satu sama

lain, sehingga model ikatan valensi dapat memprediksikan sudut ikatan yang terlihat pada molekul sederhana dengan sangat baik.

Derajat ikat atau orde ikat adalah sebuah bilangan yang mengindikasikan jumlah pasangan elektron yang terbagi di antara atom-atom yang membentuk ikatan kovalen. Istilah ini hanya berlaku pada molekul diatomik. Walaupun demikian, ia juga digunakan untuk mendeskripsikan ikatan dalam senyawa poliatomik.

1. Ikatan kovalen yang paling umum adalah ikatan tunggal dengan hanya satu pasang elektron yang terbagi di antara dua atom. Ia biasanya terdiri dari satu ikatan sigma. Semua ikatan yang memiliki lebih dari satu pasang elektron disebut sebagai ikatan rangkap atau ikatan ganda.
2. Ikatan yang berbagi dua pasangan elektron dinamakan ikatan rangkap dua. Contohnya pada etilena. Ia biasanya terdiri dari satu ikatan sigma dan satu ikatan pi.
3. Ikatan yang berbagi tiga pasang elektron dinamakan ikatan rangkap tiga. Contohnya pada hidrogen sianida. Ia biasanya terdiri dari satu ikatan sigma dan dua ikatan pi.
4. Ikatan rangkap empat ditemukan pada logam transisi. Molibdenum dan renium adalah unsur yang umumnya memiliki ikatan sejenis ini. Contoh ikatan rangkap ditemukan pada Di-tungsten tetra(hpp).
5. Ikatan rangkap lima telah ditemukan keberadaannya pada beberapa senyawa dikromium.
6. Ikatan rangkap enam ditemukan pada molibdenum dan tungsten diatomik.

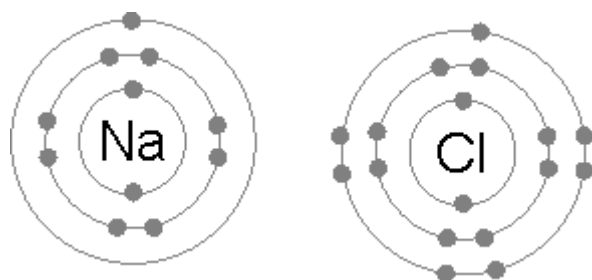
Tentu saja kebanyakan ikatan tidak ter-*lokalisasikan*, sehingga klasifikasi di atas, walaupun sangat berguna dan digunakan secara luas,

hanya berlaku pada keadaan yang sempit. Ikatan tiga pusat juga tidak dapat diterapkan menggunakan konvensi di atas.

Saat ini model ikatan valensi telah digantikan oleh model orbital molekul. Dalam model ini, setiap atom yang berdekatan akan memiliki orbital-orbital atom yang saling berinteraksi membentuk orbital molekul yang merupakan jumlah dan perbedaan linear orbital-orbital atom tersebut. Orbital-orbital molekul ini merupakan gabungan antara orbital atom semula dan biasanya berada di antara dua pusat atom yang berikatan.

Dengan menggunakan mekanika kuantum, adalah mungkin untuk menghitung struktur elektronik, aras energi, sudut energi, jarak ikat, momen dipol, dan spektrum elektromagnetik dari molekul sederhana dengan akurasi yang sangat tinggi. Jarak dan sudut ikat dapat dihitung seakurat yang diukur. Untuk molekul-molekul kecil, perhitungan tersebut cukup akurat untuk digunakan dalam menentukan kalor pembentukan termodinamika dan energi aktivasi kinetika.

2.10. Ikatan ion



Gambar 29. Ikatan natrium dan klor membentuk Natrium Klorida

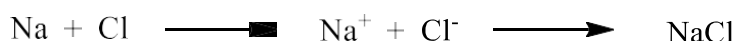
Ikatan ion (atau ikatan elektrokovalen) adalah jenis ikatan kimia yang dapat terbentuk antara ion-ion logam dengan non-logam (atau ion poliatomik seperti amonium) melalui gaya tarik-

menarik elektrostatis. Dengan kata lain, ikatan ion terbentuk dari gaya tarik-menarik antara dua ion yang berbeda muatan.

Contoh yang paling umum dari ikatan ion adalah pembentukan natrium klorida di mana sebuah atom natrium menggabungkan dengan atom klorin. Mari kita lihat pada konfigurasi elektron masing-masing. Natrium (Na): 2,8,1 dan Klorin (Cl): 2, 8, 7.

Dengan demikian, kita melihat bahwa sebuah atom klorin membutuhkan satu elektron untuk mencapai konfigurasi terdekat yaitu gas mulia Argon (2,8,8). Sebuah atom natrium, di sisi lain, membutuhkan untuk menyingkirkan elektron tunggal di kulit terluar untuk memperoleh konfigurasi terdekat mulia yaitu gas Neon (2,8).

Ketika natrium (Na) dan klor (Cl) bergabung, atom-atom natrium kehilangan elektron, membentuk kation (Na^+), sedangkan atom-atom klor menerima elektron untuk membentuk anion (Cl^-). Ion-ion ini kemudian saling tarik-menarik dalam rasio 1:1 untuk membentuk natrium klorida.



Dalam skenario seperti itu, atom natrium menyumbangkan elektron terluar pada atom klorin, yang hanya membutuhkan satu elektron untuk mencapai konfigurasi oktet. Ion natrium menjadi bermuatan positif karena kehilangan elektron, sedangkan ion klorida menjadi bermuatan negatif karena penambahan sebuah elektron tambahan. Ion yang bermuatan berlawanan terbentuk, tertarik satu sama lain dan mengakibatkan membentuk ikatan ion.

Keberadaan ikatan ion mempengaruhi sifat kimia dan fisik dari senyawa yang dihasilkan. Ada beberapa karakteristik yang menonjol

dari ikatan ion dan di sini adalah daftar dari beberapa karakteristik itu yaitu berikut:

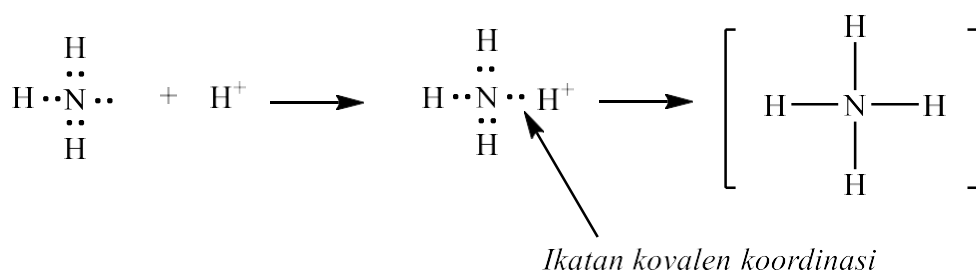
1. Karena dari kenyataan bahwa logam cenderung kehilangan elektron dan non-logam cenderung untuk mendapatkan elektron, ikatan ion yang umum antara logam dan non-logam. Oleh karena itu, tidak seperti ikatan kovalen yang hanya dapat terbentuk antara non-logam, ikatan ion dapat terbentuk antara logam dan non-logam.
2. Sementara penamaan senyawa ion, nama logam selalu datang pertama dan nama non-logam datang kedua. Misalnya, dalam kasus natrium klorida (NaCl), natrium merupakan logam sedangkan klorin adalah non-logam.
3. Senyawa yang mengandung ikatan ion mudah larut dalam air serta beberapa pelarut polar lainnya. Ikatan ion, dengan demikian, memiliki efek pada kelarutan senyawa yang dihasilkan.
4. Ketika senyawa ion dilarutkan dalam pelarut untuk membentuk larutan homogen, larutan cenderung untuk menghantarkan listrik.
5. Ikatan ion memiliki efek pada titik leleh senyawa juga, karena senyawa ion cenderung memiliki titik leleh yang lebih tinggi, yang berarti bahwa ikatan ion tetap stabil untuk rentang suhu yang lebih besar.

Ikatan ion merupakan sejenis interaksi elektrostatik antara dua atom yang memiliki perbedaan elektronegativitas yang besar. Tidaklah terdapat nilai-nilai yang pasti yang membedakan ikatan ion dan ikatan kovalen, namun perbedaan elektronegativitas yang lebih besar dari 2,0 biasanya disebut ikatan ion, sedangkan perbedaan yang lebih kecil dari 1,5 biasanya disebut ikatan kovalen. Ikatan ion menghasilkan ion-ion positif dan negatif yang berpisah. Muatan-muatan ion ini umumnya berkisar antara $-3e$ sampai dengan $+3e$.

2.11. Ikatan kovalen koordinat

Ikatan kovalen koordinasi adalah ikatan kovalen yang terjadi dimana elektron dalam pasangan elektron yang digunakan bersama berasal dari salah satu atom yang berikatan. Syarat terjadinya ikatan ini adalah atom pusat harus memiliki PEB (Pasangan Elektron Bebas).

Ikatan kovalen koordinasi adalah ikatan kovalen yang terbentuk dengan cara pemakaian bersama pasangan elektron yang berasal dari salah satu atom/ion/molekul yang memiliki PEB. Adapun atom/ion/molekul lain hanya menyediakan orbital kosong. NH_4Cl merupakan salah satu contoh senyawa kovalen koordinasi. Perhatikan kovalen koordinasi pada NH_4^+ di bawah ini:



Gambar 30. Contoh Ikatan kovalen koordinasi

Senyawa NH_4Cl terbentuk dari ion NH_4^+ dan ion Cl^- . Ion NH_4^+ terbentuk dari molekul NH_3 dan ion H^+ , sedangkan ion H^+ terbentuk jika hidrogen melepaskan satu elektronnya.

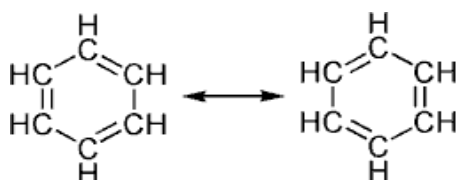
Ikatan kovalen koordinasi digambarkan dengan lambang elektron yang sama (dua titik). Hal itu menunjukkan bahwa pasangan elektron itu berasal dari atom yang sama.

Ikatan kovalen dituliskan dengan tanda (-), sedangkan kovalen koordinasi dituliskan dengan tanda ($\rightarrow$). Jika NH_4^+ berikatan dengan Cl^- , akan terbentuk senyawa NH_4Cl . Jadi, pada senyawa NH_4Cl

terdapat tiga jenis ikatan, yaitu tiga ikatan kovalen, satu ikatan kovalen koordinasi, dan satu ikatan ion (antara ion NH_4^+ dengan ion Cl^-).

Ikatan kovalen koordinat, kadangkala disebut sebagai ikatan datif, adalah sejenis ikatan kovalen yang keseluruhan elektron-elektron ikatannya hanya berasal dari salah satu atom, penderma pasangan elektron, ataupun basa Lewis. Konsep ini mulai ditinggalkan oleh para kimiawan seiring dengan berkembangnya teori orbital molekul. Contoh ikatan kovalen koordinat terjadi pada nitron dan ammonia borana. Susunan ikatan ini berbeda dengan ikatan ion pada perbedaan elektronegativitasnya yang kecil, sehingga menghasilkan ikatan yang kovalen. Ikatan ini biasanya ditandai dengan tanda panah. Ujung panah ini menunjuk pada akseptor elektron atau asam Lewis dan ekor panah menunjuk pada penderma elektron atau basa Lewis.

2.12. Ikatan aromatik

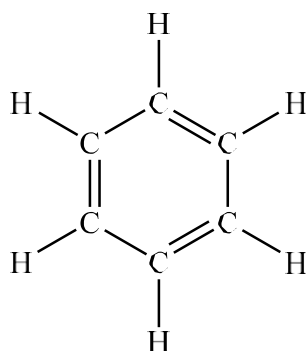


Gambar 31. Contoh ikatan aromatic

Di dalam bidang kimia organik, struktur dari beberapa rangkaian atom berbentuk cincin kadang-kadang memiliki stabilitas lebih besar dari yang diduga. Aromatisitas adalah sebuah sifat kimia di mana sebuah cincin terkonjugasi yang ikatannya terdiri dari ikatan tidak jenuh, pasangan tunggal, atau orbit kosong menunjukkan stabilitas yang lebih kuat dibandingkan stabilitas sebuah sistem yang hanya terdiri dari konjugasi. Aromatisitas juga bisa dianggap sebagai manifestasi dari delokalisasi siklik dan resonansi.

Hal ini biasanya dianggap terjadi karena elektron-elektron bisa berputar di dalam bentuk susunan lingkaran atom-atom, yang bergantian antara ikatan kovalen tunggal dan ganda. Ikatan-ikatan ini bisa dipandang sebagai ikatan hibrida (campuran) antara ikatan tunggal dan ikatan ganda, setiap ikatan-ikatan ini adalah sama (identis) dengan ikatan yang lainnya. Model cincin aromatis yang umum dipakai, yaitu sebuah cincin benzena (cyclohexatriena) adalah terbentuk dari cincin beranggota enam karbon yang bergantian, pertama kali dikembangkan oleh Kekulé. Model benzena ini terdiri dari dua bentuk resonansi, yang menggambarkan ikatan covalen tunggal dan ganda yang bergantian posisi. Benzena adalah sebuah molekul yang lebih stabil dibandingkan yang diduga tanpa memperhitungkan delokalisasi muatan.

Pada kebanyakan kasus, lokasi elektron tidak dapat ditandai dengan menggunakan garis (menandai dua elektron) ataupun titik (menandai elektron tunggal). Ikatan aromatik yang terjadi pada molekul yang berbentuk cincin datar menunjukkan stabilitas yang lebih.



Gambar 32. Molekul Benzena

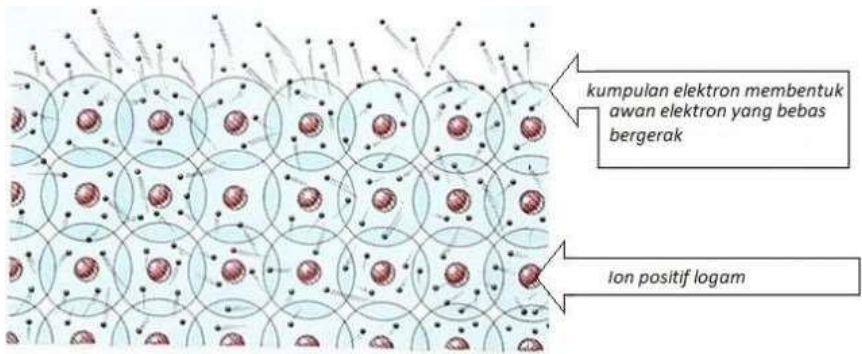
Pada benzena, 18 elektron ikatan mengikat 6 atom karbon bersama membentuk struktur cincin datar. "Orde" ikatan antara dua atom dapat dikatakan sebagai $(18/6)/2=1,5$ dan seluruh ikatan pada benzena tersebut adalah identik. Ikatan-ikatan ini dapat pula ditulis

sebagai ikatan tunggal dan rangkap yang berselingan, namun hal ini kurangnya tepat mengingat ikatan rangkap dan ikatan tunggal memiliki kekuatan ikatan yang berbeda dan tidak identik.

2.13. Ikatan logam

Pada ikatan logam, elektron-elektron ikatan terdelokalisasi pada kisi (*lattice*) atom. Berbeda dengan senyawa organik, lokasi elektron yang berikat dan muatannya adalah statik. Oleh karena delokalisasi yang menyebabkan elektron-elektron dapat bergerak bebas, senyawa ini memiliki sifat-sifat mirip logam dalam hal konduktivitas, duktilitas, dan kekerasan.

Ikatan kimia antar atom-atom penyusun logam bukanlah ikatan ion ataupun ikatan kovalen. Terdapat suatu jenis ikatan yang dapat mengikat atom-atom logam, yakni *ikatan logam*. Terdapat beberapa teori yang menerangkan ikatan pada logam. Teori untuk ikatan logam harus dapat menjelaskan sifat-sifat logam yang ada. Salah satu teori yang dapat menjelaskan ikatan logam adalah teori lautan elektron yang ditemukan oleh Drude dan Lorentz. Menurut teori ini, kristal logam tersusun atas kation-kation logam yang terpatasi di tempat (tidak bergerak) dikelilingi oleh lautan elektron valensi yang bergerak bebas dalam kisi kristal. *Ikatan logam* terbentuk akibat adanya gaya tarik menarik antara muatan positif dari inti atom logam dan muatan negatif dari elektron valensi yang bebas bergerak dalam kisi kristal.



Gambar 33. Gerakan elektron yang terdapat pada unsur logam

Karena elektron-elektron valensi logam bergerak bebas dan mengisi ruang-ruang di antara kisi-kisi kation logam yang bermuatan positif. Oleh karena bergerak bebas, elektron-elektron valensi dapat berpindah jika dipengaruhi oleh medan listrik atau panas.

Kekuatan *ikatan logam* ditentukan oleh besarnya gaya tarik-menarik antara ion-ion positif dan elektron-elektron bebas. Semakin besar jumlah muatan positif ion logam yang berarti semakin banyak jumlah ikatan bebasnya, maka semakin besar kekuatan logam.

Proses terjadinya ikatan logam. Pada ikatan logam terjadi proses saling meminjamkan elektron, hanya saja jumlah atom yang bersama-sama saling meminjamkan elektron valensinya (elektron yang berada pada kulit terluar) ini tidak hanya antara dua melainkan beberapa atom tetapi dalam jumlah yang tidak terbatas. Setiap atom menyerahkan elektron valensi untuk digunakan bersama, dengan demikian akan ada ikatan tarik menarik antara atom-atom yang saling berdekatan.

Jarak antar atom ini akan tetap sama, maksudnya seandainya ada atom yang bergerak menjauh maka gaya tarik menarik akan menariknya kembali ke posisi semula dan bila bergerak terlalu mendekat maka akan timbul gaya tolak menolak karena inti-inti atom berjarak terlalu dekat

padahal muatan listriknya sama sehingga kedudukan atom relatif terhadap atom lain akan tetap.

Pada *ikatan logam*, inti-inti atom berjarak tertentu dan terletak beraturan sedangkan elektron yang saling dipinjamkan seolah-olah membentuk kabut elektron. Dalam logam, orbital atom terluar yang terisi elektron menyatu menjadi suatu sistem terdelokalisasi yang merupakan dasar pembentukan *ikatan logam*. Delokalisasi yaitu suatu keadaan dimana elektron valensi tidak tetap posisinya pada 1 atom, tetapi senantiasa berpindah-pindah dari satu atom ke atom lain.

Atom logam dapat berikatan sambung menyambung ke segala arah sehingga menjadi molekul yang besar sekali. Satu atom akan berikatan dengan beberapa atom lain disekitarnya. Akibatnya atom tersebut terikat kuat dan menjadi logam berwujud padat (kecuali Hg) dan umumnya keras.

Logam memiliki banyak sifat fisis yang berbeda dari sifat-sifat fisika padatan lainnya. Hal itu dapat dilihat dari daya pantul, daya hantar, dan sifat-sifat mekanik yang dimiliki oleh logam. Beberapa logam memiliki warna nyala yang spesifik dan untuk mempertegas warna yang dihasilkan, biasanya digunakan indikator. Kebanyakan logam secara kimianya bersifat kurang stabil dan mudah bereaksi dengan oksigen dalam udara dan membentuk oksida dengan jangka waktu yang berbeda-beda tiap logam.

Istilah reaktivitas dalam memberikan sifat logam, adalah kemudahan suatu logam kehilangan elektron untuk menjadi kation. Logam yang sangat reaktif mudah kehilangan elektron dan karenanya mudah dioksidasi. Mudahnya logam teroksidasi merupakan sifat penting.

Setelah penemuan elektron, daya hantar logam yang tinggi dijelaskan dengan menggunakan model elektron bebas, yakni ide bahwa

logam kaya akan elektron yang bebas bergerak dalam logam. Namun, hal ini tidak lebih dari model. Dengan kemajuan mekanika kuantum, sekitar tahun 1930, teori MO yang mirip dengan yang digunakan dalam molekul hidrogen digunakan untuk masalah kristal logam.

Adapun sifat-sifat logam adalah sebagai berikut:

1. Sifat mengkilap

Bila cahaya tampak jatuh pada permukaan logam, sebagian elektron valensi yang mudah bergerak tersebut akan tereksitasi. Ketika elektron yang tereksitasi tersebut kembali kepada keadaan dasarnya, maka energi cahaya dengan panjang gelombang tertentu (di daerah cahaya tampak) akan dipancarkan kembali. Peristiwa ini dapat menimbulkan sifat kilap yang khas untuk logam.

2. Daya hantar listrik

Daya hantar listrik pada logam, disebabkan karena adanya elektron valensi yang mudah bergerak. elektron-elektron valensi tersebut bebas bergerak dalam medan listrik yang ditimbulkan sumber arus sehingga listrik dapat mengalir melalui logam.

3. Daya hantar panas

Sama halnya dengan daya hantar listrik, daya hantar panas juga disebabkan adanya elektron yang dapat bergerak dengan bebas. bila bagian tertentu dipanaskan, maka elektron-elektron pada bagian logam tersebut akan menerima sejumlah energi sehingga energi kinetisnya bertambah dan gerakannya makin cepat. Elektron-elektron yang bergerak dengan cepat tersebut menyerahkan sebagian energi kinetisnya kepada elektron lain sehingga seluruh bagian logam menjadi panas dan naik suhunya.

4. Dapat ditempa, dibengkokkan dan ditarik

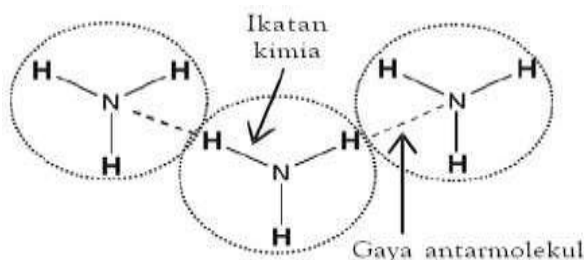
Karena elektron valensi mudah bergerak dalam kristal logam, maka elektron-elektron tersebut mengelilingi ion logam yang bermuatan positif secara simetri, karena gaya tarik antara ion logam dan elektron valensi sama kesegala arah. Ikatan dalam kisi kristal logam tidak kau seperti pada ikatan dalam senyawa kovalen, sebab dalam kisi kristal logam tidak terdapat ikatan yang terlokalisasi.

Karena gaya tarik setiap ion logam yang bermuatan positif terhadap elektron valensi sama besarnya, maka suatu lapisan ion logam yang bermuatan positif dalam kisi kristal mudah bergeser.

Bila sebuah ikatan logam putus, maka segera terbentuk ikatan logam baru. karena itu logam dapat ditempa menjadi sebuah lempeng yang sangat tipis dan ditarik menjadi kawat yang halus dan dibengkokkan.

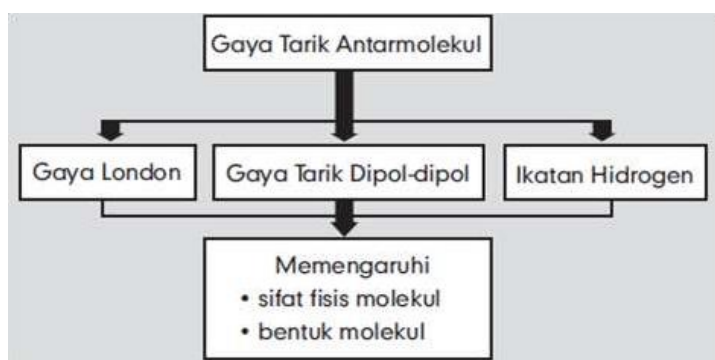
2.14. Ikatan antar molekul

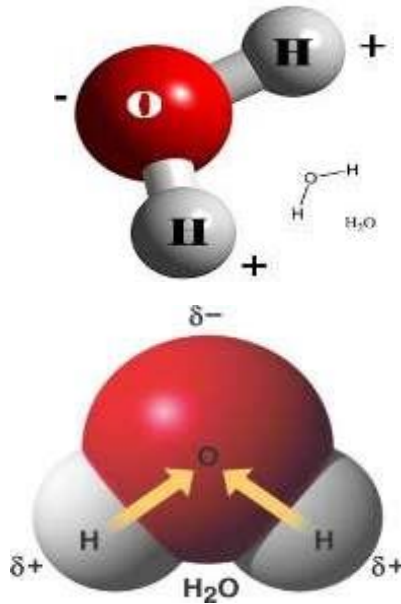
Bagaimana suatu benda terbentuk? Ditinjau dari ilmu kimia pertanyaan seperti ini gampang dijawab, sangat gampang... yaitu adanya ikatan antar molekul.



Gambar 34. Contoh ikatan antar molekul NH_3

Bila molekul saling berikatan dengan molekul lain akan membentuk benda, dan karena jumlah molekul yang sangat banyak maka benda yang dapat terbentuk bisa jauh lebih banyak lagi karena benda bukan hanya gabungan dari molekul-molekul yang sama saja tapi justru lebih banyak dari molekul yang berbeda dan dapat terbentuk dari beberapa bahkan jutaan molekul sekaligus, rasanya tidak mungkin dapat dihitung dengan ilmu matematika, itulah salah satu keagungan Illahi. Mekanisme ikatan antar molekul pada intinya hampir mirip dengan ikatan antar atom yaitu karena adanya tarik menarik dua sisi molekul yang berbeda muatan (+ dan -).



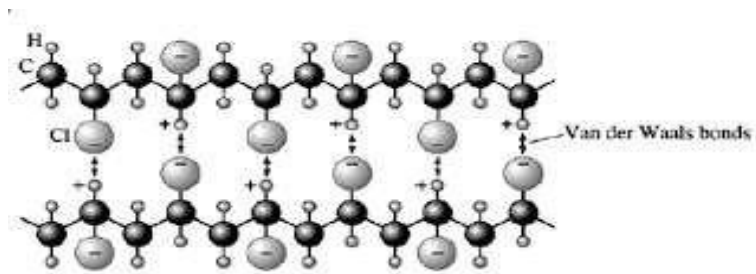


Gambar 35. Molekul air yang memiliki gaya tarik dipol-dipol

Adapun Jenis-jenis ikatan antar molekul ialah sebagai berikut :

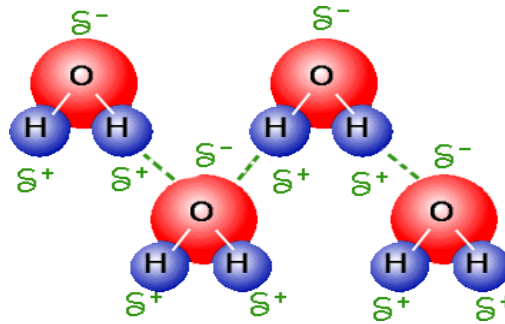
1. Ikatan hidrogen yaitu ikatan yang terbentuk antara hidrogen yang terikat pada atom yang bersifat elektronegatif (tapi hanya F, O, dan N saja) contohnya pada air : H-O-H disana H terikat di O, karena ikatan itu H bersifat cenderung positif alasannya elektron lebih tertarik ke O, sehingga ketika kemudian H tersebut ketemu dengan unsur elektronegatif yang lain contoh O dari air yang lain, akan terjadi tarik menarik muatan positif H dengan muatan negatif O, jadi deh ikatan antar mereka, dan jadilah air.
2. Ikatan dipol-dipol, nah yang ini tidak terlalu sulit penjelasannya, karena dipol merupakan kependekan dari dwi polar yang diartikan dua polaritas (dua kutub... ya positif – negatif) jadi jelas ini akan terjadi pada molekul-molekul yang mengkutub dengan muatan yang berlawanan. Ikatan ini

terjadi hampir persis dengan ikatan hidrogen tapi untuk atom selain F, O, dan N.



Gambar 36. Ikatan Van Der Walls,

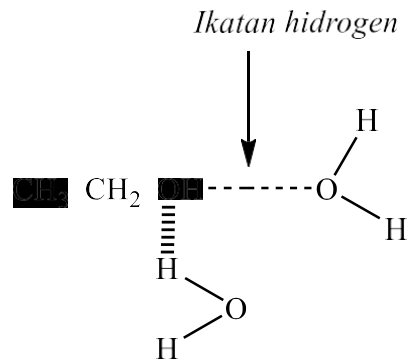
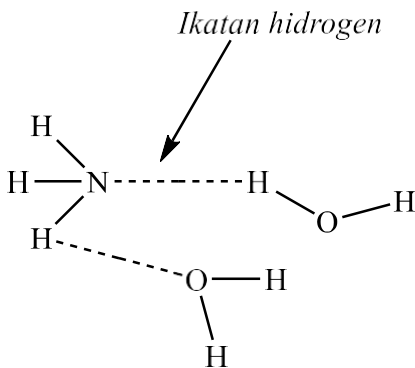
3. Ikatan Van Der Walls, ikatan terjadi karena adanya gaya London. Terjadi pada molekul-molekul non polar atau yang tidak mengalami pengutuban muatan. Lha kok bisa gimana dong terjadi ikatan? teori gaya london mengatakan elektron pada suatu atom atau pada suatu molekul tidak pernah berhenti bergerak, sehingga ada kejadian suatu ketika... terjadi penumpukan muatan pada salah satu sisi, misalnya pada molekul A dan B terjadi pengkutuban negatif pada sebelah kiri, sehingga ketika sisi kiri A (negatif) ketemu sisi kanan B (positif) jadinya ya....pastinya berikatan. Hanya saja ikatan ini sangat lemah pastinya. ikatan ini yang kemudian menjadikan senyawa-senyawa nonpolar.
4. Ikatan ion dipol, jelas ini terjadi antara ion (bisa kation yang positif atau anion yang negatif) dengan senyawa yang polar, dan tentunya yang memiliki muatan berlawanan.

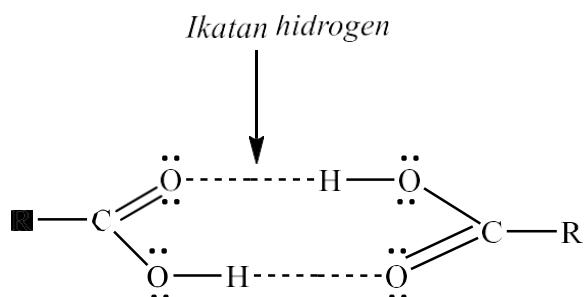


Gambar 37. Molekul air yang memiliki ikatan ion dipol

Terdapat empat jenis dasar ikatan yang dapat terbentuk antara dua atau lebih molekul, ion, ataupun atom. Gaya antarmolekul menyebabkan molekul saling menarik atau menolak satu sama lainnya. Seringkali hal ini menentukan sifat-sifat fisik sebuah zat (seperti pada titik leleh).

2.15. Ikatan hidrogen



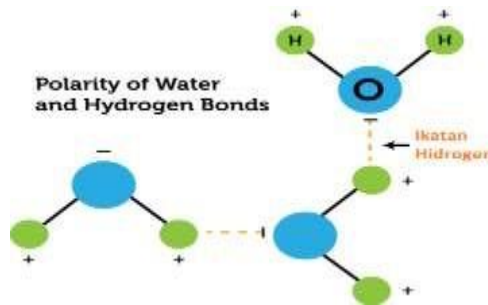


Gambar 38. Struktur molekul yang memiliki ikatan hidrogen

Dalam kimia, ikatan hidrogen adalah sejenis gaya tarik antarmolekul atau antar dipol-dipol yang terjadi antara dua muatan listrik parsial dengan polaritas yang berlawanan. Walaupun lebih kuat dari kebanyakan gaya antarmolekul, ikatan hidrogen jauh lebih lemah dari ikatan kovalen dan ikatan ion. Dalam makromolekul seperti protein dan asam nukleat, ikatan ini dapat terjadi antara dua bagian dari molekul yang sama, dan berperan sebagai penentu bentuk molekul keseluruhan yang penting.

Ikatan hidrogen terjadi ketika sebuah molekul memiliki atom N, O, atau F yang mempunyai pasangan elektron bebas (lone pair electron). Hidrogen dari molekul lain akan berinteraksi dengan pasangan elektron bebas ini membentuk suatu ikatan hidrogen dengan besar ikatan bervariasi mulai dari yang lemah ($1\text{--}2 \text{ kJ mol}^{-1}$) hingga tinggi ($>155 \text{ kJ mol}^{-1}$).

Kekuatan ikatan hidrogen ini dipengaruhi oleh perbedaan elektronegativitas antara atom-atom dalam molekul tersebut. Semakin besar perbedaannya, semakin besar ikatan hidrogen yang terbentuk.



Gambar 39. Ikatan hidrogen pada Molekul Air

Ikatan hidrogen memengaruhi titik didih suatu senyawa. Semakin besar ikatan hidrogennya, semakin tinggi titik didihnya. Namun, khusus pada air (H_2O), terjadi dua ikatan hidrogen pada tiap molekulnya. Akibatnya jumlah total ikatan hidrogennya lebih besar daripada asam florida (HF) yang seharusnya memiliki ikatan hidrogen terbesar (karena paling tinggi perbedaan elektronegativitasnya) sehingga titik didih air lebih tinggi daripada asam florida.

Ikatan hidrogen juga sangat berpengaruh pada spektroskopi. Contoh yang paling nyata adalah pada spektroskopi inframerah, di mana adanya ikatan hidrogen akan memperlebar stretching.

Ikatan hidrogen bisa dikatakan sebagai dipol permanen yang sangat kuat seperti yang dijelaskan di atas. Namun, pada ikatan hidrogen, proton hidrogen berada sangat dekat dengan atom penderma elektron dan mirip dengan ikatan tiga-pusat dua-elektron seperti pada diborana. Ikatan hidrogen menjelaskan titik didih zat cair yang relatif tinggi seperti air, ammonia, dan hidrogen fluorida jika dibandingkan dengan senyawa-senyawa yang lebih berat lainnya pada kolom tabel periodik yang sama.

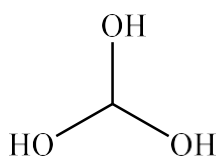
Atom hidrogen membentuk ikatan yang lemah dengan atom elektronegatif dari molekul lain dan ikatan lemah tersebut disebut ikatan hidrogen. Ikatan Hidrogen merupakan ikatan antar molekul yang

memiliki atom H yang terikat pada atom yang memiliki keelektronegatifitas yang tinggi. Ikatan Hidrogen juga dapat didefinisikan sebagai sejenis gaya tarik antarmolekul yang terjadi antara dua muatan listrik parsial dengan polaritas yang berlawanan.

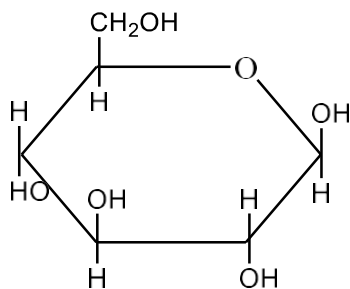
Walaupun lebih kebanyakan gaya antarmolekul, ikatan hidrogen jauh lebih lemah dari ikatan kovalen dan ikatan ion. Ikatan hidrogen seperti interaksi dipol-dipol dari Van der Waals. Perbedaannya adalah muatan parsial positifnya berasal dari sebuah atom hidrogen dalam sebuah molekul. Sedangkan muatan parsial negatifnya berasal dari sebuah molekul yang dibangun oleh atom yang memiliki elektronegatifitas yang besar, seperti atom Fluor (F), Oksigen (O), Nitrogen (N). Muatan parsial negatif tersebut berasal dari pasangan elektron bebas yang dimilikinya.

Air, sebagai dasar kehidupan, disatukan dengan ikatan hidrogen. Gaya tarik antara molekul polar yang mengandung hidrogen dengan pasangan elektron bebas dari molekul oksigen. Pada ikatan polar setiap atom hidrogen bermuatan agak positif sehingga dapat menarik elektron. Ikatan hidrogen menyebabkan titik didih dan titik leleh air tinggi bila dibandingkan molekul lain yang kecil tapi molekulnya nonpolar.

Banyak organik (karboksilat) asam membentuk ikatan hidrogen dimer dalam keadaan padat.



(1)



(2)

Gambar 40. Molekul gliserin (1) dan molekul glukosa (2)

Beberapa gugus hidroksil memberikan banyak kesempatan untuk ikatan hidrogen dan mengarah pada viskositas tinggi zat-zat seperti gliserin dan sirup gula.

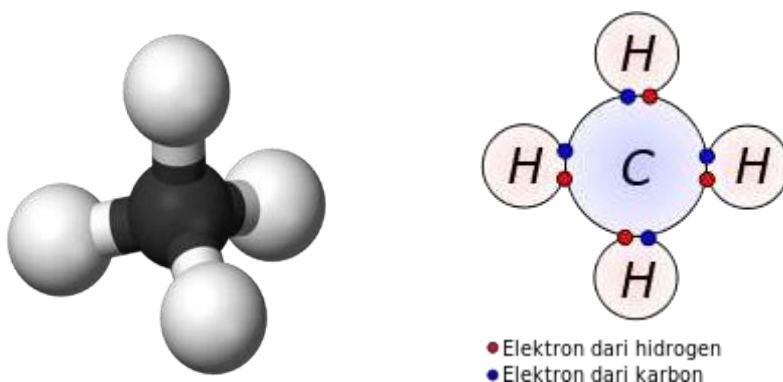
BAB III

KARAKTERISTIK SENYAWA ORGANIK

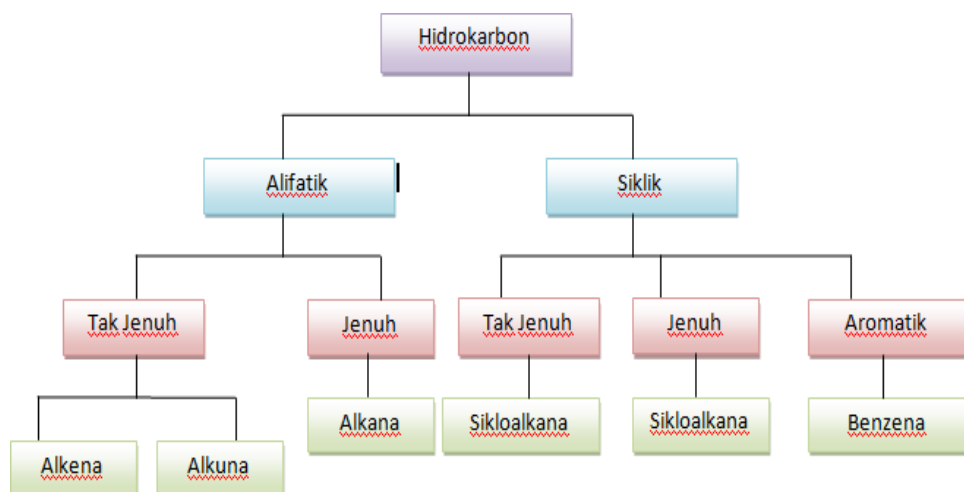
3.1. Tinjauan Senyawa Organik

Dalam bidang kimia, hidrokarbon adalah sebuah senyawa yang terdiri dari unsur atom karbon (C) dan atom hidrogen (H). Seluruh hidrokarbon memiliki rantai karbon dan atom-atom hidrogen yang berikatan dengan rantai tersebut. Istilah tersebut digunakan juga sebagai pengertian dari hidrokarbon alifatik.

Sebagai contoh, metana (gas rawa) adalah hidrokarbon dengan satu atom karbon dan empat atom hidrogen: CH_4 . Etana adalah hidrokarbon (lebih terperinci, sebuah alkana) yang terdiri dari dua atom karbon bersatu dengan sebuah ikatan tunggal, masing-masing mengikat tiga atom karbon: C_2H_6 . Propana memiliki tiga atom C (C_3H_8) dan seterusnya ($\text{C}_n\text{H}_{2\cdot n+2}$). Pembagian senyawa hidrokarbon dapat dilihat pada struktur 2 dibawah ini.



Gambar 41 . Model tiruan dari molekul metana, CH_4 . Metana merupakan salah satu contoh hidrokarbon yang masuk dalam kategori alkana, hanya mempunyai 1 jenis ikatan saja.



Gambar 42. Struktur Pembagian senyawa hidrokarbon

Klasifikasi hidrokarbon yang dikelompokkan oleh tata nama organik adalah:

1. Hidrokarbon jenuh/tersaturasi (alkana) adalah hidrokarbon yang paling sederhana. Hidrokarbon ini seluruhnya terdiri dari ikatan tunggal dan terikat dengan hidrogen. Rumus umum untuk hidrokarbon tersaturasi adalah C_nH_{2n+2} . Hidrokarbon jenuh merupakan komposisi utama pada bahan bakar fosil dan ditemukan dalam bentuk rantai lurus maupun bercabang. Hidrokarbon dengan rumus molekul sama tapi rumus strukturnya berbeda dinamakan isomer struktur.
2. Hidrokarbon tak jenuh/tak tersaturasi adalah hidrokarbon yang memiliki satu atau lebih ikatan rangkap, baik rangkap dua maupun rangkap tiga. Hidrokarbon yang mempunyai ikatan rangkap dua disebut dengan alkena, dengan rumus umum C_nH_{2n} .^[3] Hidrokarbon yang mempunyai ikatan rangkap tiga disebut alkuna, dengan rumus umum C_nH_{2n-2} .

3. Sikloalkana adalah hidrokarbon yang mengandung satu atau lebih cincin karbon. Rumus umum untuk hidrokarbon jenuh dengan 1 cincin adalah C_nH_{2n} .
4. Hidrokarbon aromatik, juga dikenal dengan arena, adalah hidrokarbon yang paling tidak mempunyai satu cincin aromatik.

Hidrokarbon dapat berbentuk gas (contohnya metana dan propana cair (contohnya heksana dan benzena), lilin atau padatan dengan titik didih rendah (contohnya paraffin wax dan naftalena) atau polimer (contohnya polietilena, polipropilena, dan polistirena).

Ilmu kimia adalah cabang ilmu pengetahuan yg mempelajari tentang komposisi, struktur, sifat-sifat dan perubahan-perubahan dari materi serta energi yg menyertainya. Pertumbuhan dan perkembangan yg cepat dari ilmu kimia telah menyebabkan perlunya pemisahan ke dalam sejumlah bidang kimia yg lebih khusus. Dewasa ini kita mengenal antara lain kimia fisika, kimia analisis, biokimia, kimia anorganik, serta kimia organik.

Sejak zaman purba manusia telah menggunakan zat yg diambil atau diisolasi dari organisme hidup baik tumbuhan maupun hewan. Untuk membuat obat orang merebus daun, kulit kayu, atau akar tumbuhan dengan air. Air rebusan ini tanpa difahami oleh perebusnya, pada hakekatnya mengandung || zat-zat organik || atau zat yg berasal dari organisme hidup, yg berkhasiat bagi penyembuhan berbagai penyakit, atau mempertahankan dan meningkatkan kesehatan tubuh. Rebusan daun kumis kucing, dikenal untuk obat kencing batu, demikian juga kita mengenal rebusan obat seperti rebusan daun saga, kulit kina, atau jamu godokan. Karena zat di atas berasal dari makhluk hidup maka zat tersebut disebut senyawa organik. Dengan demikian ilmu kimia yang mempelajari senyawa itu disebut ilmu kimia organik. sebaliknya

senyawa-senyawa yang bukan berasal dari makhluk hidup disebut senyawa anorganik.

Dalam tubuh makhluk hidup mempunyai sifat-sifat dan struktur yang berbeda dengan yg berasal dari bukan makhluk hidup. Keyakinan ini mendorong munculnya doktrin -daya hidup atau -*vital force*-, yg merupakan sisa-sisa dari mistik sebelumnya. Oleh karena semua senyawa organik yg diketahui pada awal abad ke 19 bersumber dari makhluk hidup, baik hewan maupun tumbuhan, terdapat perasaan yg kuat bahwa zat-zat organik memiliki -daya hidup atau -*vital force* yg khusus. Pada masa itu sebagian besar kimiawan percaya bahwa senyawa-senyawa organik yg memiliki daya hidup tersebut tidak dapat dibuat atau disintesis dilaboratorium dari zat-zat anorganik. Dari uraian di atas kita dapat mengerti bahwa suatu kepercayaan yg berbau mistik semacam -*vital force* itu dapat menghambat perkembangan ilmu pengetahuan akan tetapi berkat terusny dilakukan penelitian yg intensif, kepercayaan akan *vital force* akhirnya musnah.

Istilah senyawa organik seperti yg dipaparkan di atas muncul dari adanya pandangan yg dianut pada masa lalu, yaitu bahwa senyawa-senyawa kimia dapat dibedakan menjadi dua golongan besar. Yaitu senyawa berasal dari makhluk hidup (organisme) maka senyawa tersebut dikategorikan sebagai senyawa organik. Sedangkan yang diperoleh dari mineral (benda mati) dikategorikan sebagai senyawa anorganik. Dengan dasar pandangan semacam itu jelaslah bahwa yg diartikan dengan kimia organik pada masa itu adalah cabang ilmu kimia yg mengkaji senyawa-senyawa yg dihasilkan oleh makhluk hidup atau organisme.

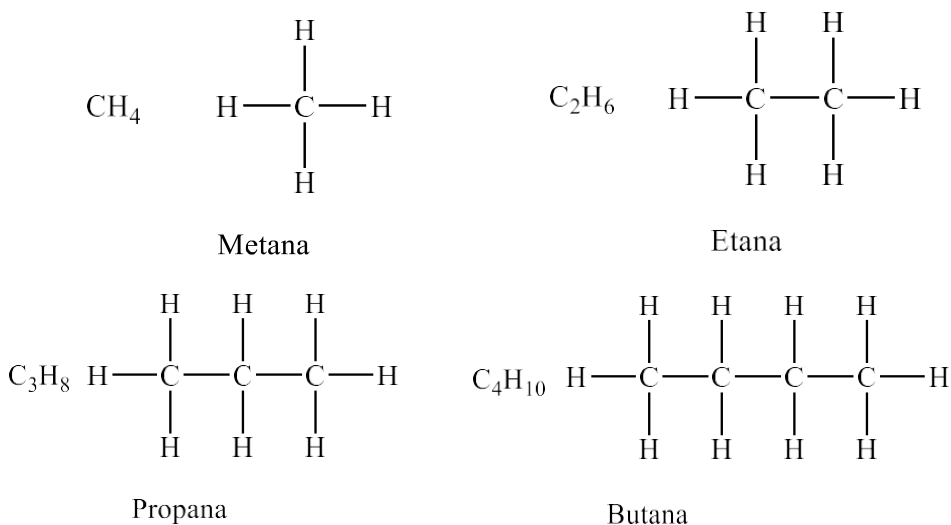
Pengertian senyawa organik seperti di atas hanya berlaku sampai pertengahan abad ke 19, karena pandangan yg dilandasi oleh keyakinan adanya -daya hidup atau (*vital force* atau *vis vitalis*) yg memungkinkan

terbentuknya senyawa organik ternyata semakin di ragukan kebenarannya. Dalam sejarah perkembangan kimia organik tercatat suatu peristiwa penting pada tahun 1828 yg ditandai oleh keberhasilan Wohler dalam mensintesis urea (senyawa organik) dari amonium sianat (senyawa anorganik). Fakta penting menunjukkan bahwa di dalam senyawa organik selalu terdapat unsur karbon (C). Berdasarkan kenyataan ini, baik untuk senyawa organik yg berasal dari makhluk hidup maupun yg merupakan hasil sintesis di laboratorium, lebih tepat bila disebut senyawa karbon. Dengan menggunakan nama senyawa karbon tidak terdapat kesan bahwa yang dimaksud hanyalah senyawa-senyawa yang dihasilkan oleh organisme. Kenyataan menunjukkan bahwa sampai saat ini istilah senyawa organik masih tetap dipertahankan, walaupun dengan pengertian yang berbeda dengan pengertian semula. Cabang dari ilmu kimia yang mengkaji berbagai aspek dalam senyawa organik lazim disebut kimia organik.

Dengan dasar pemikiran bahwa penggunaan istilah senyawa karbon lebih tepat dari pada senyawa organik, tentunya semua senyawa karbon menjadi sasaran kajian kimia karbon. Namun demikian sejumlah senyawa seperti karbon monoksida (CO), karbon dioksida (CO₂), karbon disulfida (CS₂), garam-garam karbonat, sianida biasa dibahas dalam kimia anorganik.

3.2. Definisi Senyawa Organik

Dengan demikian yang diartikan senyawa organik adalah senyawa-senyawa yang dibentuk oleh unsur karbon yang memiliki sifat-sifat fisika dan sifat-sifat kimia yang khas. Bahwa senyawa organik harus dipisah pembahasannya dari senyawa unsur lain semata-mata karena alasan jumlahnya yang demikian besar.

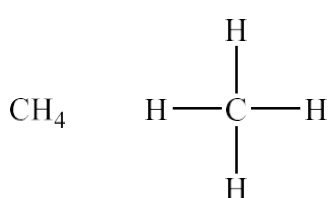


Gambar 43. Beberapa contoh senyawa golongan alkane

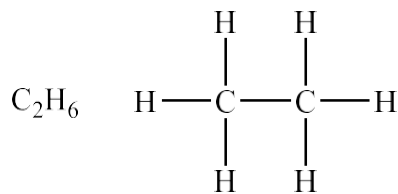
Kimia Karbon dalam sejarahnya populer dengan nama Kimia Organik. Ilmu ini pada awalnya didefinisikan sebagai ilmu kimia yang mempelajari senyawa kimia yang dihasilkan oleh makhluk hidup, beserta senyawa-senyawa turunannya. Karena itulah, senyawa-senyawa tersebut sebelumnya sering disebut sebagai senyawa organik. Dengan berjalannya waktu, semakin banyak senyawa organik yang dapat disintesis oleh manusia, sehingga me runtuhkan mitos bahwa senyawa organik hanya bisa dibuat oleh makhluk hidup. Penyebutan -senyawa karbon¹¹ dihadirkan oleh para ilmuwan untuk menggantikan istilah -senyawa organik¹¹. Karena senyawa yang dapat dihasilkan oleh makhluk hidup amatlah beragam, maka sejak awal ilmuwan yang menggeluti kimia karbon berusaha menggolongkan senyawa tersebut secara sistematis, dan merumuskan tatacara penamaan senyawa yang juga sistematis.

3.3. Hidrokarbon

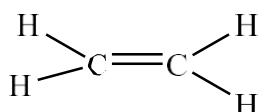
Hidrokarbon adalah senyawa karbon yang hanya mengandung unsur karbon (C) dan hidrogen (H). Beberapa contoh hidrokarbon:



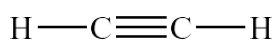
Metana



Etana



Etena

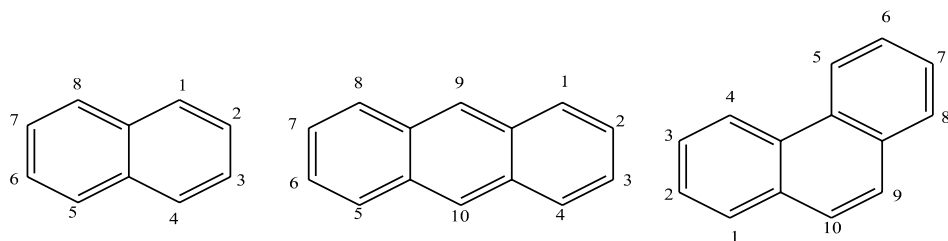


Etuna

Gambar 44. Senyawa alifatik jenuh dan tak jenuh

Hidrokarbon jenuh hanya mengandung ikatan kovalen tunggal. Dengan demikian, semua atom karbon dalam molekulnya mempunyai hibridisasi sp^3 . Senyawa ke-1 dan ke-2 dan ke-5 di atas termasuk hidrokarbon jenuh. Hidrokarbon tak jenuh mengandung ikatan rangkap atau ikatan ganda tiga di antara atom-atom karbonnya. Atom karbon yang memiliki sebuah ikatan rangkap dengan tetangganya, mempunyai hibridisasi sp^2 , sedangkan atom karbon yang memiliki sebuah ikatan ganda tiga, mempunyai hibridisasi sp . Senyawa ke-3, ke-4 dan ke-6 dari gambar di atas termasuk hidrokarbon tak jenuh.

Hidrokarbon aromatik sebetulnya juga tak jenuh, tetapi kestabilannya jauh lebih tinggi daripada hidrokarbon tak jenuh, sehingga dimasukkan dalam golongan yang berbeda, yaitu hidrokarbon aromatik. Senyawa ke-6 (benzena) di atas termasuk dalam hidrokarbon aromatik

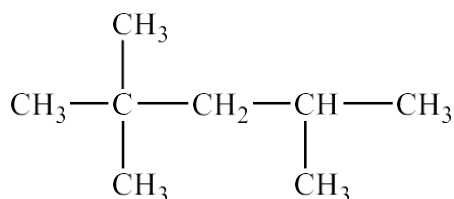
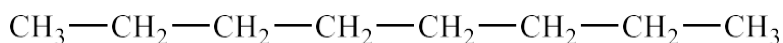


Gambar 45. Sistem penomoran atom karbon pada senyawa aromatik

3.4. Penggolongan Senyawa Karbon

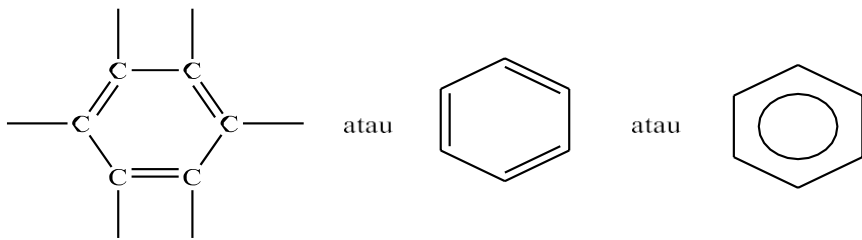
Senyawa karbon yang hanya mengandung unsur karbon (C) dan hidrogen (H) dikenal sebagai senyawa hidrokarbon. Berdasarkan jenis ikatan antar atom karbonnya, senyawa hidrokarbon dapat digolongkan menjadi hidrokarbon jenuh dan tak jenuh. Selain itu, dikenal juga hidrokarbon aromatik. Berdasarkan kerangka karbonnya, senyawa karbon dapat digolongkan menjadi:

1. Senyawa karbon alifatik, yaitu yang memiliki rantai karbon terbuka: lurus ataupun bercabang.



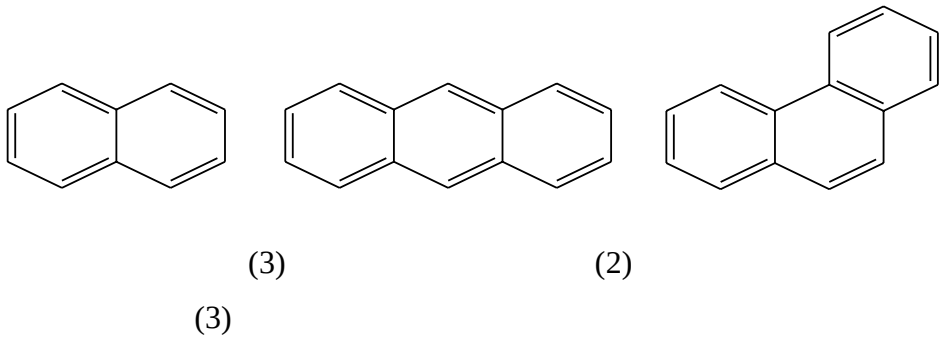
Gambar 46. Senyawa alifatik oktana dan isooktana

2. Senyawa karbon alisiklik, yaitu yang memiliki rantai karbon tertutup atau melingkar.



Gambar 47. Senyawa alisiklik benzena

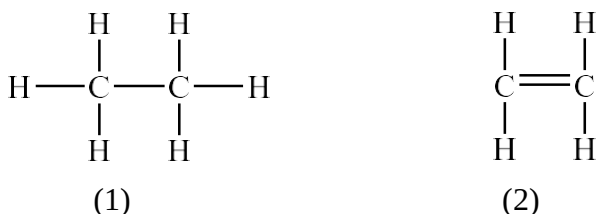
3. Senyawa karbon aromatik, yaitu senyawa karbon dengan rantai karbon tertutup yang memiliki kestabilan lebih dibandingkan senyawa karbon alisiklik.



Gambar 48. Senyawa aromatik (1) naftalena, (2) antrasena, (3) fenantreana

3.5. Kerangka Senyawa Karbon

Keragaman senyawa karbon dimungkinkan oleh kemampuan atom-atom karbon itu untuk saling berikatan membentuk rantai atom karbon. Berbagai contoh senyawa karbon dengan kerangka yang berbeda:



Gambar 49. Senyawa karbon alifatik jenuh (1) etana, alifatik tak jenuh
(2) etena

Dapat diperhatikan bahwa senyawa karbon alifatik, ada yang jenuh dan tak jenuh. Demikian juga dengan senyawa karbon alisiklik. Selain berdasarkan kerangka karbonnya, senyawa karbon juga biasa digolongkan berdasarkan gugus fungsi yang dimilikinya. Dalam penggolongan ini, dikenal golongan-golongan senyawa alkohol, eter, aldehida, keton, asam karboksilat, ester, amina, dll., di samping alkana, alkena dan alkuna yang termasuk golongan hidrokarbon.

Kereaktifan senyawa karbon berbeda-beda bergantung pada berbagai hal, an-tara lain jenis gugus fungsinya, struktur ruangnya, dll. Ada beberapa jenis reaksi kimia karbon, antara lain reaksi substitusi (penggantian), adisi (penambahan), eliminasi (pengurang-an) dan redoks (reduksi-oksidasi).

3.6. Karakteristik Senyawa Organik.

Dari hasil pengamatan dapat diperoleh kesimpulan ada sejumlah sifat yang membedakan antara senyawa organik dan anorganik, baik yang menyangkut aspek-aspek fisika maupun kimia, sifat-sifat itulah yang disebut ciri khas senyawa organik. Dapat dilihat pada tabel 6 dibawah ini.

Tabel 6. Karakteristik senyawa organik dan anorganik

NO	KARAKTERISTIK	ORGANIK	ANORGANIK
1	Penyusun	C,H,O,N,S,P,F,Cl,Br,I	Hampir semua unsur
2	Ikatan kimia	Kovalen	Ionik dan kovalen
3	Isomer	Ada	Tidak ada
4	Titik didih dan titik leleh	Rendah	Tinggi
5	Kelarutan	Kurang larut dalam air atau senyawa polar lainnya dan mudah larut dalam pelarut non polar seperti CCl ₄ .	Mudah larut dalam air dan pelarut polar lainnya dan kurang larut dalam senyawa non polar.

a. Aspek fisika

1. Rentangan suhu lebur 30-400 °C
2. Rentangan titik didih 30-400 °C
3. Sukar larut dalam air, mudah larut dalam pelarut organik
4. Warna cerah.

b. Aspek kimia

1. Mengandung beberapa macam unsur, umumnya C, H, O, dan N,S,P, halogen, dan logam.

2. Reaksinya berlangsung lambat, non ionik, dan kompleks.
3. Mempunyai variasi sifat kimia yang banyak.
4. Fenomena isomeri.

3.7. Tipe-tipe Reaksi Senyawa Organik

- a. Reaksi substitusi
- b. Reaksi adisi
- c. Reaksi Eliminasi
- d. Reaksi penataan ulang (*rearrangement*)
- e. Reaksi oksidasi reduksi (redoks).

3.8. Klasifikasi senyawa Organik.

Mengingat jumlah senyawa organik dari yang telah diidentifikasi sedemikian besar-nya, bahkan dari waktu ke waktu senantiasa bertambah, maka untuk mempermudah dalam mempelajarinya perlu adanya klasifikasi. Langkah klasifikasi ini dimungkinkan karena kenyataan menunjukkan bahwa terdapat sejumlah senyawa organik yang memperlihatkan kesamaan dalam hal tertentu. Kesamaan itulah yang memungkinkan senyawa-senyawa tersebut dimasukkan dalam satu kelompok / golongan.

- a. Dasar klasifikasi senyawa organik
 1. Kerangka atom karbon yang terdapat dalam struktur kimia
 2. Jenis unsur-unsur penyusunnya.
 3. Gugus fungsi yang dimilikinya.
- b. Tiga golongan besar senyawa organik
 1. Golongan senyawa alifatik dan alisiklik.
 2. Golongan senyawa homosiklik atau karbosiklik (alisiklik dan aromatik)
 3. Golongan senyawa heterosiklik.

3.9. Keterkaitan Struktur Kimia dan Sifat-sifat Senyawa Organik.

Untuk memahami keterkaitan antara struktur kimia dan sifat-sifat senyawa organik terlebih dahulu perlu diketahui bahwa dalam pembahasan berikut ini hanya dibatasi pada sifat-sifat fisika, karena untuk membahas sifat-sifat kimia senyawa organik, cara yang ditempuh adalah melalui reaksi-reaksi yang dapat terjadi pada senyawa tersebut. Dan sifat fisika tersebut adalah: Momen dipol., Titik lebur., Titik didih., Kelarutan dan Viskositas.

3.10. Gugus Fungsi

Yang dimaksud dengan gugus fungsi adalah atom atau kumpulan atom yang menandai suatu golongan senyawa organik, dan juga menentukan sifat-sifat golongan senyawa organik yang disebutkan dalam pengertian gugus fungsi tersebut hanya dibatasi pada sifat-sifat kimia, maka fungsinya sebagai penentu terlihat pada reaksi-reaksinya. Dengan demikian bila gugus fungsi sejumlah senyawa sama, dapat diduga bahwa reaksi-reaksinya banyak kesamaannya. Adapun beberapa contoh gugus fungsi dapat dilihat pada tabel 7 dibawah ini.

Tabel 7. Beberapa contoh gugus fungsi

Gugus fungsional	Rumus umum senyawa	Deret homolog	Contoh	Nama
$-X$	$R-X$	alkil halida (haloalkana)	CH_3-Br	metilbromida (bromo metana)
$-OH$	$R-OH$	alkil alkohol (alkanol)	CH_3-OH	metilalkohol (metanol)
$-OR$	$R-O-R$	alkoksi alkana (eter)	$CH_3-O-C_2H_5$	metoksi etana (etil metileter)
$-C=O$	$R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-R$	alkanon (keton)	$CH_3-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-CH_3$	propanon (dimetilketon)
$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ -C \\ \\ H \end{array}$	$R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$	alkanal (aldehida)	$CH_3-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$	etanol (asetaldehida)
$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ -C \\ \\ OR \end{array}$	$R-\overset{\overset{C}{\parallel}}{C}-OH$	alkanoat (karboksilat)	$CH_3-\overset{\overset{C}{\parallel}}{C}-OH$	etanoat (asetat/metana karboksilat)
$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ -C \\ \parallel \\ OR \end{array}$	$R'-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OR$	ester	$C_3H_5-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OCH_3$	metil propanoat

Gugus fungsi	Jenis senyawa	Senyawa karbon turunan alkana			
		Struktur	Nama IUPAC (nama umum)	Rumus umum	Contoh
-OH (hidroksil)	Alkohol	R-OH	Alkanol (alkyl alcohol)	$C_nH_{2n+2}O$	C_2H_5OH (etanol/etil alkohol)
-O-R' (alkoksi)	Eter	R-O-R'	Alkoksialkana (alkyl eter)	$C_nH_{2n+2}O$	$C_2H_5OC_2H_5$ (Etoksietana/dietil eter)
$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-H \\ \text{(karbonil)} \end{array}$	Aldehida	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-H \end{array}$	Alkanal	$C_nH_{2n}O$	C_2H_5CHO (propanon/dimetil keton)
$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-OH \\ \text{(karboksil)} \end{array}$	Asam karboksilat	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-OH \end{array}$	Asam alkanoat	$C_nH_{2n}O_2$	CH_3COOH (asam etanoat/asam asetat)
$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-OR' \\ \text{(karboalkoksi)} \end{array}$	Ester	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-OR' \end{array}$	Alkyl alkanoat	$C_nH_{2n}O_2$	CH_3COOCH_3 (metil metanoat/metil format)
-NH ₂ (Amino)	Alkilamina	R-NH ₂	Alkilamina	$C_nH_{2n+1}NH_2$	$C_2H_5NH_2$ (etilamina)
-X (halogen)	Haloalkana (X = unsur halogen)	R-X	haloalkana	$C_nH_{2n+1}X$	C_2H_5Cl (kloroetana)

Gugus-gugus fungsi yang umum

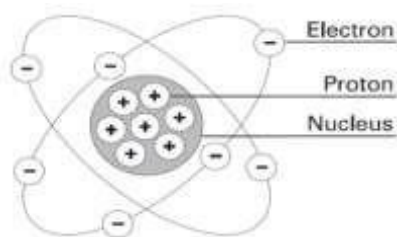
- Gugus OH (hidroksil) , gugus ini terdapat pada alkohol dan fenol
- Gugus C = O (karbonil), terdapat pada golongan aldehida dan keton.
- Gugus: COOH (Karboksil), gugus merupakan kombinasi antara gugus -C=O (karbonil) dan gugus -OH (hidroksil). Dari kombinasi nama kedua gugus itu pulalah diperoleh nama karboksil. Gugus karboksil adalah gugus fungsi pada golongan asam karboksilat.
- Gugus -NH₂ (amino), terdapat pada senyawa amina primer dan asam amino.

- e. Gugus $-OR$ (alkoksi), gugus alkoksi terdapat pada golongan eter.
- f. Gugus $-NHR$ dan $-NR_1R_2$, kedua gugus ini merupakan turunan dari gugus $-NH_2$, dan terdapat pada amina primer dan amina sekunder.
- g. Gugus-gugus turunan dari $-COOH$ (karboksilat).

BAB IV

ATOM DAN MOLEKUL

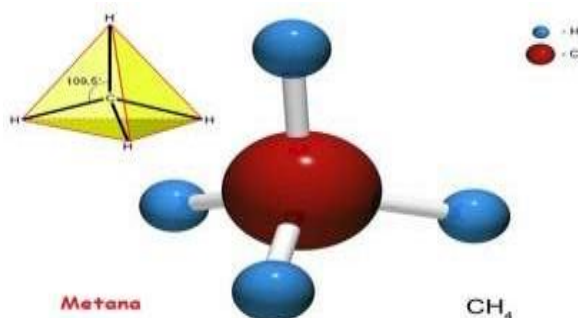
4.1. Tinjauan ulang



Gambar 50. Suatu susunan atom

Sekitar tahun 1850, kimia organik didefinisikan sebagai kimia dari senyawa yang datang dari benda hidup sehingga timbul istilah *-organic*. Definisi ini mulai usang sekitar tahun 1900. Pada saat itu, ahli kimia mensintesa senyawa kimia baru di laboratorium, dan banyak dari senyawa baru ini tak mempunyai hubungan dengan benda hidup. Pada saat ini, kimia organik didefinisikan sebagai « kimia senyawa karbon ». Definisi inipun tidak terlalu tepat, karena beberapa senyawa karbon, seperti karbon dioksida, natrium karbonat, dan kalium sianida, dianggap sebagai anorganik. Namun demikian, definisi ini diterima, karena semua senyawa organik mengandung karbon. Karbon hanya satu unsur diantara unsur dalam susunan berkala. Apakah yang demikian unik mengenai karbon, sehingga senyawa-senyawanya menempati bagian utama dalam studi mengenai kimia? Jawabannya adalah bahwa atom karbon dapat terikat secara kovalen dengan atom karbon lain dan terhadap unsur-unsur lain menurut berbagai ragam cara, yang menuju ke berbagai macam senyawa dalam jumlah hampir tak-terhingga banyaknya. Senyawa-senyawa ini bervariasi dalam kekompleksan, mulai dari senyawa metana yang sederhana (CH_4), komponen utama

dari gas alam dan gas rawa, sampai ke asam nukleat yang rumit, yaitu pengemban kode genetik dalam system kehidupan.



Gambar 51. Struktur molekul metana

Molekul didefinisikan sebagai sekelompok atom (paling sedikit dua) yang saling berikatan dengan sangat kuat (kovalen) dalam susunan tertentu dan bermuatan netral serta cukup stabil. Menurut definisi ini, molekul berbeda dengan ion poliatomik. Dalam kimia organik dan biokimia, istilah *molekul* digunakan secara kurang kaku, sehinggamolekul organik dan biomolekul bermuatan pun dianggap termasuk molekul.

Dalam teori kinetika gas, istilah *molekul* sering digunakan untuk merujuk pada partikel gas apapun tanpa bergantung pada komposisinya. Menurut definisi ini, atom-atom gas mulia dianggap sebagai molekul walaupun gas-gas tersebut terdiri dari atom tunggal yang tak berikatan.

Sebuah molekul dapat terdiri atom-atom yang berunsur sama (misalnya oksigen O₂), ataupun terdiri dari unsur-unsurberbeda (misalnya air H₂O). Atom-atom dan kompleks yang berhubungan secara non-kovalen (misalnya terikat oleh ikatan hidrogen dan ikatan ion) secara umum tidak dianggap sebagai satu molekul tunggal.



Gambar 52. Molekul terpenoid atisana tiga dimensi (kiri dan tengah) berserta dua dimensi (kanan)

Ilmu yang mempelajari molekul disebut *kimia molekuler* ataupun *fisika molekuler* bergantung pada fokus kajiannya. Kimia molekuler berkuat pada hukum-hukum yang mengatur interaksi antara molekul, manakala fisika molekuler berkuat pada hukum-hukum yang mengatur struktur dan sifat-sifat molekul. Dalam praktiknya, perbedaan kedua ilmu tersebut tidaklah jelas dan saling bertumpang tindih. Dalam ilmu molekuler, sebuah molekul terdiri dari suatu sistem stabil yang terdiri dari dua atau lebih molekul. Ion poliatomik dapat pula kadang-kadang dianggap sebagai molekul yang bermuatan. Istilah *molekul tak stabil* digunakan untuk merujuk pada spesi-spesi kimia yang sangat reaktif.

Walaupun keberadaan molekul telah diterima oleh banyak kimiawan sejak awal abad ke-19, terdapat beberapa pertentangan di antara para fisikawan seperti Mach, Boltzmann, Maxwell, dan Gibbs, yang memandang molekul hanyalah sebagai sebuah konsepsi matematis. Karya Perrin pada gerak Brown (1911) dianggap sebagai bukti akhir yang meyakinkan para ilmuwan akan keberadaan molekul.

Definisi molekul pula telah berubah seiring dengan berkembangnya pengetahuan atas struktur molekul. Definisi paling awal mendefinisikan molekul sebagai partikel terkecil bahan-bahan kimia yang masih mempertahankan komposisi dan sifat-sifat kimiawinya. Definisi ini sering kali tidak dapat diterapkan karena

banyak bahan materi seperti batuan, garam, dan logam tersusun atas jaringan-jaringan atom dan ion yang terikat secara kimiawi dan tidak tersusun atas molekul-molekul diskret.

Rumus empiris sebuah senyawa menunjukkan nilai perbandingan paling sederhana unsur-unsur penyusun senyawa tersebut. Sebagai contohnya, air selalu memiliki nilai perbandingan atom hidrogen berbanding oksigen 2:1. Etanol pula selalu memiliki nilai perbandingan antara karbon, hidrogen, dan oksigen 2:6:1. Namun, rumus ini tidak menunjukkan bentuk ataupun susunan atom dalam molekul tersebut. Contohnya, dimetil eter juga memiliki nilai perbandingan yang sama dengan etanol. Molekul dengan jumlah atom penyusun yang sama namun berbeda susunannya disebut sebagai isomer.

Perlu diperhatikan bahwa rumus empiris hanya memberikan nilai perbandingan atom-atom penyusun suatu molekul dan tidak memberikan nilai jumlah atom yang sebenarnya. Rumus molekul menggambarkan jumlah atom penyusun molekul secara tepat. Contohnya, asetilena memiliki rumus molekuler C_2H_2 , namun rumus empirisnya adalah CH.

Massa suatu molekul dapat dihitung dari rumus kimianya. Sering kali massa molekul diekspresikan dalam satuan massa atom yang setara dengan $1/12$ massa atom karbon-12.

Molekul memiliki geometri yang berbentuk tetap dalam keadaan kesetimbangan. Panjang ikat dan sudut ikatan akan terus bergetar melalui gerak vibrasi dan rotasi. Rumus kimia dan struktur molekul merupakan dua faktor penting yang menentukan sifat-sifat suatu senyawa. Senyawa isomer memiliki rumus kimia yang sama, namun sifat-sifat yang berbeda oleh karena strukturnya yang berbeda.

Stereoisomer adalah salah satu jenis isomer yang memiliki sifat fisika dan kimia yang sangat mirip namun aktivitas biokimia yang berbeda.

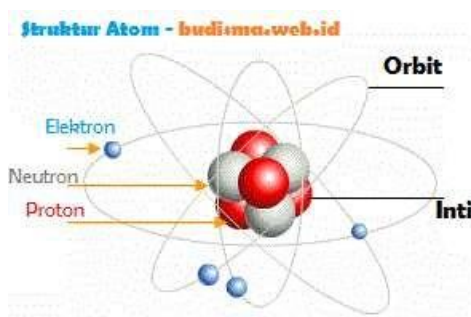
Suatu pengetahuan mengenai kimia organik tak dapat diabaikan bagi kebanyakan ilmuwan. Misalnya, karena system kehidupan terutama terdiri dari air dan senyawa organik, hampir setiap bidang studi, yang berurusan dengan tumbuhan, hewan, atau mikro organisme bergantung pada prinsip kimia organik. Bidang-bidang studi ini mencakup obat-obatan, ilmu kedokteran, biokimia, mikrobiologi, pertanian dan banyak ilmu pengetahuan yang lain. Namun demikian, bukan hanya bidang-bidang ini saja yang bergantung pada kimia organik, misalnya: plastik, dan serat sintetik juga merupakan senyawa organik.

Minyak bumi dan gas alam sebagian besar terdiri dari senyawa karbon dan hydrogen, yang terbentuk karena penguraian tumbuhan. Komposisi minyak bumi kasar adalah : unsur C (karbon) 87,1%, unsur H (hidrogen) 14,7%, unsur S (sulfur) 5,5%, unsur O (oksigen) 4,5%, unsur N (nitrogen) 1,5%. Komposisi minyak mentah secara umum : 57% hidrokarbon alifatik., 29 % hidrokarbon aromatik., 14% resin., 2% belerang thiofenik yang terikat pada hidrokarbon aromatik.

Arang merupakan campuran unsur karbon dengan senyawa dari karbon dan hydrogen. Dari mana harus dimulai? Dasar dari kimia organik adalah ikatan kovalen. Sebelum struktur, nomenklatur, dan reaksi senyawa organik dibahas secara terinci, maka akan ditinjau ulang dahulu beberapa aspek mengenai struktur atom dan ikatan, serta orbital molekul, karena pokok pembahasan ini diterapkan terhadap senyawa organik.

4.2. Struktur Atom

Bagaimana rupa suatu atom? Atom terdiri dari tiga zarah sub atom: proton, neutron, dan elektron. Proton bermuatan positif; dengan massa sekitar 1 sma (satuan Massa atom). Neutron juga memiliki massa sekitar 1 sma; tetapi tidak bermuatan. Proton dan Neutron bersama-sama membentuk inti atom; Yaitu daerah rapat yang kecil ditengah atom. Elektron ialah zarah sub atom bermuatan negatif; yang hampir 2000 kali lebih ringan dari pada proton. Elektron bergerak didaerah luar inti, menempati sebagian besar volume atom. Struktur atom merupakan satuan dasar materi yang terdiri dari inti atom beserta awan elektron bermuatan negatif yang mengelilinginya. Inti atom mengandung campuran proton yang bermuatan positif dan neutron yang bermuatan netral (terkecuali pada Hidrogen-1 yang tidak memiliki neutron). Elektron-elektron pada sebuah atom terikat pada inti atom oleh gaya elektromagnetik. Demikian pula sekumpulan atom dapat berikatan satu sama lainnya membentuk sebuah molekul. Atom yang mengandung jumlah proton dan elektron yang sama bersifat netral, sedangkan yang mengandung jumlah proton dan elektron yang berbeda bersifat positif atau negatif dan merupakan ion. Atom dikelompokkan berdasarkan jumlah proton dan neutron pada inti atom tersebut.



Gambar 53. Struktur dari suatu atom

Jumlah proton pada atom menentukan unsur kimia atom tersebut, dan jumlah neutron menentukan isotop unsur tersebut. Istilah atom berasal dari Bahasa Yunani, yang berarti tidak dapat dipotong ataupun sesuatu yang tidak dapat dibagi-bagi lagi. Konsep atom sebagai komponen yang tak dapat dibagi-bagi lagi pertama kali diajukan oleh para filsuf India dan Yunani. Pada abad ke-17 dan ke-18, para kimiawan meletakkan dasar-dasar pemikiran ini dengan menunjukkan bahwa zat-zat tertentu tidak dapat dibagi-bagi lebih jauh lagi menggunakan metode-metode kimia. Selama akhir abad ke-19 dan awal abad ke-20, para fisikawan berhasil menemukan struktur dan komponen-komponen subatom di dalam atom, membuktikan bahwa 'atom' tidaklah tak dapat dibagi-bagi lagi. Prinsip-prinsip mekanika kuantum yang digunakan para fisikawan kemudian berhasil memodelkan atom.

Relatif terhadap pengamatan sehari-hari, atom merupakan objek yang sangat kecil dengan massa yang sama kecilnya pula. Atom hanya dapat dipantau menggunakan peralatan khusus seperti mikroskop penerowongan payaran. Lebih dari 99,9% massa atom berpusat pada inti atom, dengan proton dan neutron yang bermassa hampir sama. Setiap unsur paling tidak memiliki satu isotop dengan inti yang tidak stabil yang dapat mengalami peluruhan radioaktif. Hal ini dapat mengakibatkan transmutasi yang mengubah jumlah proton dan neutron pada inti. Elektron yang terikat pada atom mengandung sejumlah aras energi, ataupun orbital, yang stabil dan dapat mengalami transisi di antara aras tersebut dengan menyerap ataupun memancarkan foton yang sesuai dengan perbedaan energi antara aras. Elektron pada atom menentukan sifat-sifat kimiawi sebuah unsur dan memengaruhi sifat-sifat magnetis atom tersebut.

4.3. Perkembangan Model Atom

Seorang filsuf Yunani yang bernama Democritus berpendapat bahwa jika suatu benda dibelah terus menerus, maka pada saat tertentu akan didapat bagian yang tidak dapat dibelah lagi. Bagian seperti ini oleh Democritus disebut atom. Istilah atom berasal dari bahasa Yunani *-all* yang artinya tidak, sedangkan *-tomos* yang artinya dibagi. Jadi, atom artinya tidak dapat dibagi lagi. Pengertian ini kemudian disempurnakan menjadi, atom adalah bagian terkecil dari suatu unsur yang tidak dapat dibelah lagi namun masih memiliki sifat kimia dan sifat fisika benda asalnya.

Atom dilambangkan dengan A_ZX , dimana A = nomor massa (menunjukkan massa atom, merupakan jumlah proton dan neutron), Z = nomor atom (menunjukkan jumlah elektron atau proton). Proton bermuatan positif, neutron tidak bermuatan (netral), dan elektron bermuatan negatif. Massa proton = massa neutron = 1.800 kali massa elektron. Atom-atom yang memiliki nomor atom sama dan nomor massa berbeda disebut isotop, atom-atom yang memiliki nomor massa sama dan nomor atom berbeda dinamakan isobar, atom-atom yang memiliki jumlah neutron yang sama dinamakan isoton.

4.4. Macam-macam Model Atom

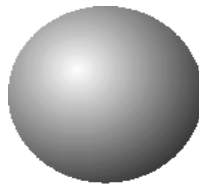
Dalton mengatakan bahwa atom atom seperti bola pejal atau bola tolak peluru, J.J. Thomson mengatakan bahwa atom seperti roti kismis dan E. Rutherford mengemukakan atom seperti tata surya

1. Model Atom John Dalton

Pada tahun 1808, John Dalton yang merupakan seorang guru di Inggris, melakukan perenungan tentang atom. Hasil perenungan Dalton menyempurnakan teori atom Democritus. Bayangan Dalton

dan Democritus adalah bahwa atom berbentuk pejal. Dalam renungannya Dalton mengemukakan postulatnya tentang atom:

1. Setiap unsur terdiri dari partikel yang sangat kecil yang dinamakan dengan atom
2. Atom dari unsur yang sama memiliki sifat yang sama
3. Atom dari unsur berbeda memiliki sifat yang berbeda pula
4. Atom dari suatu unsur tidak dapat diubah menjadi atom unsur lain dengan reaksi kimia, atom tidak dapat dimusnahkan dan atom juga tidak dapat dihancurkan
5. Atom-atom dapat bergabung membentuk gabungan atom yang disebut molekul
6. Dalam senyawa, perbandingan massa masing-masing unsur adalah tetap



Dalton
1803-1805

Gambar 54. Model Atom Dalton

Teori atom Dalton ditunjang oleh 2 hukum alam yaitu :

1. Hukum Kekekalan Massa (hukum *Lavoisier*) : massa zat sebelum dan sesudah reaksi adalah sama.
2. Hukum Perbandingan Tetap (hukum *Proust*) : perbandingan massa unsur-unsur yang menyusun suatu zat adalah tetap.

Kelemahan Model Atom Dalton : Menurut teori atom Dalton nomor 5, tidak ada atom yang berubah akibat reaksi kimia. Kini ternyata dengan reaksi kimia nuklir, suatu atom dapat berubah menjadi atom lain.

Teori atom Dalton mulai membangkitkan minat terhadap penelitian mengenai model atom. Namun, teori atom Dalton memiliki kekurangan, yaitu tidak dapat menerangkan suatu larutan dapat menghantarkan arus listrik. Bagaimana mungkin bola pejal dapat menghantarkan arus listrik padahal listrik adalah elektron yang bergerak. Berarti ada partikel lain yang dapat menghantarkan arus listrik.

2. Model Atom J.J. Thomson

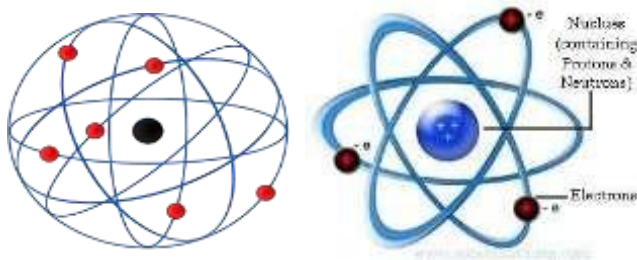
Kelemahan dari Dalton diperbaiki oleh JJ. Thomson, eksperimen yang dilakukannya tabung sinar katoda. Hasil eksperimennya menyatakan ada partikel bermuatan negatif dalam atom yang disebut elektron. Suatu bola pejal yang permukaannya dikelilingi elektron dan partikel lain yang bermuatan positif sehingga atom bersifat netral.



Gambar 55. Model Atom Thomson

Kelemahan model Thomson ini tidak dapat menjelaskan susunan muatan positif dan negatif dalam bola atom tersebut.

3. Model Atom Rutherford



Gambar 56. Model atom Rutherford

Rutherford melakukan penelitian tentang hamburan sinar α pada lempeng emas. Hasil pengamatan tersebut dikembangkan dalam hipotesis model atom Rutherford.

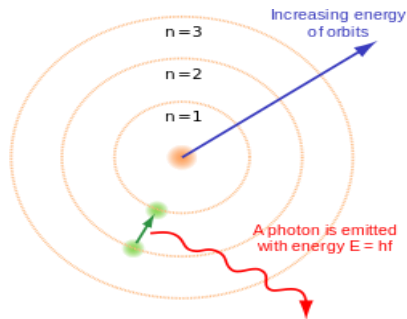
- Sebagian besar dari atom merupakan permukaan kosong.
- Atom memiliki inti atom bermuatan positif yang merupakan pusat massa atom.
- Elektron bergerak mengelilingi inti dengan kecepatan yang sangat tinggi.
- Sebagian besar partikel α lewat tanpa mengalami pembelokkan/hambatan. Sebagian kecil dibelokkan, dan sedikit sekali yang dipantulkan.

Kelemahan Model Atom Rutherford:

- Menurut hukum fisika klasik, elektron yang bergerak mengelilingi inti memancarkan energi dalam bentuk gelombang elektromagnetik. Akibatnya, lama-kelamaan elektron itu akan kehabisan energi dan akhirnya menempel pada inti.
- Model atom rutherford ini belum mampu menjelaskan dimana letak elektron dan cara rotasinya terhadap inti atom.
- Elektron memancarkan energi ketika bergerak, sehingga energi atom menjadi tidak stabil.

- d. Tidak dapat menjelaskan spektrum garis pada atom hidrogen (H).

4. Model Atom Niels Bohr



Gambar 57. Model Atom Niels Bohr

Pada tahun 1913, Niels Bohr mengemukakan pendapatnya bahwa elektron bergerak mengelilingi inti atom pada lintasan-lintasan tertentu yang disebut kulit atom. Model atom Bohr merupakan penyempurnaan dari model atom Rutherford.

Gagasan Neils Bohr :

Elektron bergerak mengelilingi inti pada tingkat - tingkat energi tertentu Dalam orbital tertentu, energi elektron adalah tetap. Elektron akan menyerap energi jika berpindah ke orbit yang lebih luar dan akan membebaskan energi jika berpindah ke orbit yang lebih dalam

Kelebihan model atom Bohr: Atom terdiri dari beberapa kulit untuk tempat berpindahnya elektron.

Kelemahan model atom Bohr adalah : tidak dapat menjelaskan efek Zeeman dan efek Strack., Tidak dapat menerangkan kejadian-kejadian dalam ikatan kimia dengan baik, pengaruh medan magnet terhadap atom-atom, dan spektrum atom yang berelektron lebih banyak.

4.5. Sistem Periodik Unsur

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA																	VIIIA
1 H 1.008																	2 He 4.003
	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	
3 Li 6.941	4 Be 9.012											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.00	8 O 15.99	9 F 18.99	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.31											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 51.99	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La 138.9	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (145)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.3	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0	
87 Fr (223)	88 Ra 226.0	89 Ac 227.0	90 Th 232.0	91 Pa 231.0	92 U 238.0	93 Np 237.0	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)	

Gambar 58 . Tabel Periodik Unsur

Perkembangan Tabel Periodik Unsur

A. Berdasarkan Sifat Logam dan Non Logam

Unsur-unsur yang ada di alam dikelompokkan ke dalam 2 kelompok yaitu logam dan non logam. Pengelompokan ini merupakan metode paling sederhana , dilakukan dengan cara mengamati ciri-ciri fisiknya Berdasarkan Hukum Triade Dobereiner. Tahun 1817 Dobereiner menemukan adanya beberapa kelompok tiga unsur yang memiliki kemiripan sifat, yang ada hubungannya dengan massa atom. Kelompok ini dinamakan triade. Berdasarkan eksperimennya disimpulkan bahwa berat atom unsur kedua hampir sama atau mendekati berat rata-rata dari unsur sebelum dan sesudahnya. Pengelompokkan unsur dari Dobereiner dapat digambarkan sebagai berikut:

Hukum Oktaf dari Newland. Unsur-unsur dikelompokkan berdasarkan kenaikan massa atom relatifnya (A_r). Unsur ke-8 memiliki sifat kimia mirip dengan unsur pertama; unsur ke-9 memiliki sifat yang mirip dengan unsur ke-2 dst. Sifat-sifat unsur yang ditemukan berkala atau periodik setelah 8 unsur disebut Hukum Oktaf. Unsur H sifatnya sama dengan unsur F, unsur Li sifatnya sama dengan unsur Na dan seterusnya.

Berdasarkan Periodik Mendeleev. Lothar Meyer lebih mengutamakan sifat-sifat kimia unsur sedangkan Mendeleev lebih mengutamakan kenaikan massa atom. Menurut Mendeleev : sifat-sifat unsur adalah fungsi periodik dari massa atom relatifnya. Artinya : jika unsur-unsur disusun menurut kenaikan massa atom relatifnya, maka Sifat tertentu akan berulang secara periodik.

Sistem Periodik Modern (Sistem Periodik Panjang). Dikemukakan oleh Henry G Moseley, yang berpendapat bahwa sifat-sifat fisis dan kimia unsur merupakan fungsi periodik dari nomor atomnya .Artinya : sifat dasar suatu unsur ditentukan oleh nomor atomnya bukan oleh massa atom relatifnya (A_r). Pengelompokkan ini dikenal dengan sistem periodik panjang yang diketahui dengan nama Sistem Periodik Modern. Sistem ini terdiri dari 2 hal yaitu golongan (lajur vertikal) dan periode(lajur horisontal)

B. Golongan dan Periode Unsur-Unsur dalam Tabel Periodik

1. Golongan

Golongan adalah lajur tegak pada Tabel Periodik Unsur.

Unsur-unsur yang ada dalam satu lajur tegak adalah unsur-unsur segolongan, terdapat 8 golongan utama dan 8 golongan transisi. Golongan utama tersebut adalah:

- Golongan I A (alkali) terdiri dari unsur-unsur H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
- Golongan II A (alkali tanah) terdiri dari unsur-unsur Be, Mg, K, Sr, Ba, Ra
- Golongan III A (aluminum) terdiri dari unsur-unsur B, Al, Ga, In, Tl
- Golongan IV A (karbon) terdiri dari unsur-unsur C, Si, Ge, Sn, Pb
- Golongan V A (nitrogen) terdiri dari unsur-unsur N, P, As, Sb, Bi
- Golongan VI A (oksigen) terdiri dari unsur-unsur O, S, Se, Te, Po
- Golongan VII A (halogen) terdiri dari unsur-unsur F, Cl, Br, I, At
- Golongan VIII A (gas mulia) terdiri dari unsur-unsur He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

2. Periode

Perioda adalah lajur horisontal dalam sistem periodik modern terdiri dari 7 periode.

- Periode 1 (periode sangat pendek) berisi 2 unsur
- Periode 2 (periode pendek) berisi 8 unsur
- Periode 3 (periode pendek) berisi 8 unsur
- Periode 4 (periode panjang) berisi 18 unsur
- Periode 5 (periode panjang) berisi 18 unsur
- Periode 6 (periode sangat panjang) berisi 32 unsur
- Periode 7 (periode sangat panjang) berisi 28 unsur, belum lengkap karena maksimum 32 unsur

Sistem periodik modern (SPU) disusun berdasarkan kenaikan nomor atom (lajur horizontal atau periode) dan kemiripan sifat (lajur vertikal atau golongan).

Sistem periodik modern terdiri atas 7 periode dan 8 golongan. Berdasarkan golongannya, unsur-unsur SPU dibedakan menjadi:

- a. Golongan utama (Golongan A)
- b. Golongan transisi (Golongan B)

Berdasarkan jenis orbital yang ditempati oleh elektron terakhir, unsur-unsur dalam sistem periodik dibagi atas blok s, blok p, blok d, dan blok f.

- Blok s: golongan I A dan II A. Blok s tergolong logam aktif, kecuali H (nonlogam) dan He (gas mulia).
- Blok p: golongan III A sampai dengan VIII A. Blok p disebut juga unsur wakil karena terdapat semua jenis unsur (logam, nonlogam, dan metaloid).
- Blok d: golongan III B sampai II B. Unsur blok d disebut juga unsur transisi, semuanya tergolong logam.
- Blok f: unsur blok f ini disebut juga unsur transisi dalam, semuanya terletak pada golongan IIIB, periode 6 dan 7.
 1. Periode 6 dikenal sebagai deret lantanida (4f).
 2. Periode 7 dikenal sebagai deret aktinida (5f)

C. Hubungan Konfigurasi Elektron dengan Sistem Periodik

Hubungan antara letak unsur dalam sistem periodik dengan konfigurasi elektronnya adalah sebagai berikut.

1. Nomor periode sama dengan jumlah kulit
2. Nomor golongan sama dengan jumlah elektron valensi

Sifat Keperiodikan Unsur

Sifat periodik adalah sifat yang berubah secara beraturan sesuai dengan kenaikan nomor Atom, yaitu dari kiri kekanan dalam satu periode atau dari kiri kekanan dalam satu golongan.

4.6. Jari-jari Atom

Jari-jari atom adalah jarak dari inti hingga kulit elektron terluar. Semakin besar nomor atom unsur-unsur segolongan, semakin banyak pula jumlah kulit elektronnya, sehingga semakin besar pula jari-jari atomnya. Jadi : dalam satu golongan (dari atas ke bawah), jari-jari atomnya semakin besar. Dalam satu periode (dari kiri ke kanan), nomor atomnya bertambah yang berarti semakin bertambahnya muatan inti, sedangkan jumlah kulit elektronnya tetap. Akibatnya tarikan inti terhadap elektron terluar makin besar pula, sehingga menyebabkan semakin kecilnya jari-jari atom.

Jadi : dalam satu periode (dari kiri ke kanan), jari-jari atomnya semakin kecil.

4.7. Afinitas Elektron

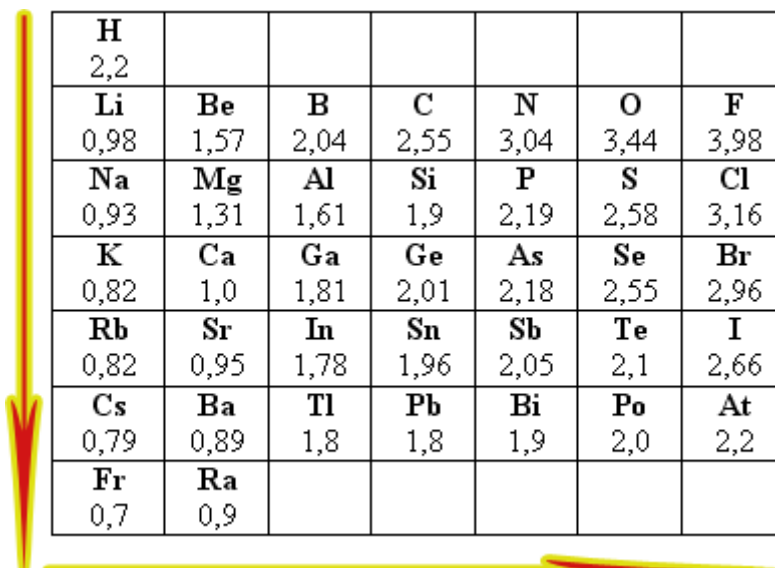
Adalah energi yang dilepaskan atau diserap oleh atom netral dalam bentuk gas apabila menerima sebuah elektron untuk membentuk ion negatif. Unsur golongan utama memiliki afinitas elektron bertanda negatif, kecuali golongan IIA dan VIIIA. Afinitas elektron terbesar dimiliki golongan VIIA. Dalam satu golongan (dari atas ke bawah), harga afinitas elektronnya semakin kecil. Dalam satu periode (dari kiri ke kanan), harga afinitas elektronnya semakin besar.

4.8. Energi Ionisasi

Adalah energi minimum yang diperlukan atom netral dalam wujud gas untuk melepaskan satu elektron sehingga membentuk ion bermuatan +1 (kation).

Jika atom tersebut melepaskan elektronnya yang ke-2 maka akan diperlukan energi yang lebih besar (disebut energi ionisasi kedua), dst. Dalam satu periode (dari kiri ke kanan), EI semakin besar karena jari-jari atom semakin kecil sehingga gaya tarik inti terhadap elektron terluar semakin besar/kuat. Akibatnya elektron terluar semakin sulit untuk dilepaskan .

4.9. Keelektronegatifan



H 2,2						
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,9	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16
K 0,82	Ca 1,0	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96
Rb 0,82	Sr 0,95	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66
Cs 0,79	Ba 0,89	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
Fr 0,7	Ra 0,9					

Gambar 59. Keelektronegatifan dari beberapa unsur (Skala Pauling)

Skala Pauling adalah skala numerik dari keelektronegatifan. Skala ini diturunkan dari perhitungan energy ikatan untuk berbagai unsure yang terikat oleh Ikatan kovalen. Dalam skala Pauling, FLUOR, unsure

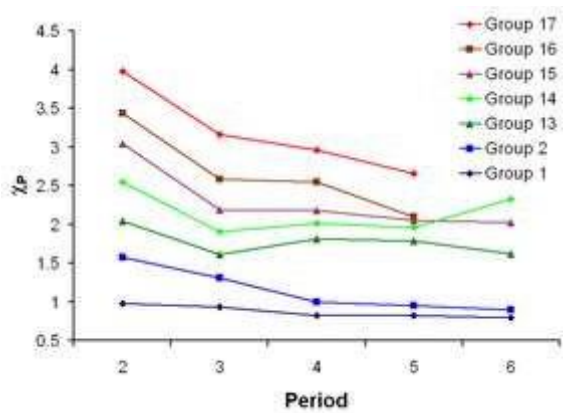
yang paling elektronegatif, mempunyai nilai Keelektronegatifan 3,98. Litium, keelektronegatifannya rendah, mempunyai nilai 0,98. Suatu unsure dengan Keelektronegatifan yang sangat rendah (seperti-litium), kadang kadang disebut-Unsur-*elektropositif*.-Karbon mempunyai nilai keelektronegatifan menengah-2,55.

Elektronegativitas atau keelektronegatifan (Simbol: χ) adalah sebuah sifat kimia yang menjelaskan kemampuan sebuah atom (atau lebih jarangny sebuah gugus fungsi) untuk menarik elektron (atau rapatan elektron) menuju dirinya sendiri pada ikatan kovalen. Konsep elektronegativitas pertama kali diperkenalkan oleh Linus Pauling pada tahun 1932 sebagai bagian dari perkembangan teori ikatan valensi. Elektronegativitas tidak bisa dihitung secara langsung, melainkan harus dikalkulasi dari sifat-sifat atom dan molekul lainnya. Beberapa metode kalkulasi telah diajukan. Walaupun pada setiap metode terdapat perbedaan yang kecil dalam nilai numeris elektronegativitasnya, semua metode memiliki tren periode yang sama di antara unsur-unsur. Elektronegativitas merupakan salah satu sifat periodisitas unsur, selain afinitas elektron, jari-jari atom, dan energi ionisasi.

Metode yang umumnya sering digunakan adalah metode Pauling. Hasil perhitungan ini menghasilkan nilai yang tidak berdimensi dan biasanya dirujuk sebagai skala Pauling dengan skala relatif yang berkisar dari 0,7 sampai dengan 4,0 (hidrogen = 2,2). Bila metode perhitungan lainnya digunakan, terdapat sebuah konvensi (walaupun tidak diharuskan) untuk menggunakan rentang skala yang sama dengan skala Pauling: hal ini dikenal sebagai elektronegativitas dalam satuan Pauling.

Elektronegativitas bukanlah bagian dari sifat atom, melainkan hanya merupakan sifat atom *pada molekul*. Sifat pada atom tunggal yang setara dengan elektronegativitas adalah afinitas elektron.

Elektronegativitas pada sebuah unsur akan bervariasi tergantung pada lingkungan kimiawi, namun biasanya dianggap sebagai sifat yang terpindahkan, yaitu sebuah nilai elektronegativitas dianggap akan berlaku pada berbagai situasi yang bervariasi.



Gambar 60. Variasi elektronegativitas Pauling (sumbu y) terhadap golongan periode tabel dari periode ke-dua sampai dengan periode keenam

Secara umum, elektronegativitas meningkat secara periodik dari kiri ke kanan dan menurun dari atas ke bawah. Sehingga, fluorin tidak diragukan lagi merupakan unsur yang elektronegativitasnya paling besar, sedangkan sesium adalah yang paling kecil berdasarkan data hasil percobaan (nilai 0,7 Fransium didapatkan dari hasil ekstrapolasi).

Terdapat beberapa pengecualian dari kaidah umum ini, Galium dan germanium memiliki elektronegativitas yang lebih besar daripada aluminium dan silikon karena kontraksi blok d. Unsur-unsur periode ke-empat setelah baris pertama dari logam transisi memiliki jari-jari atom yang lebih kecil dari biasanya karena elektron-elektron 3d tidak efektif dalam pemerisaian peningkatan muatan inti, sehingga ukuran atom yang lebih kecil berkorelasi dengan nilai elektronegativitas yang lebih besar (lihat Elektronegativitas Allred-

Rochow dan Elektronegativitas Sanderson di atas). Anomali pada unsur timbal yang mempunyai elektronegativitas yang lebih besar daripada talium dan bismut tampaknya merupakan artefak seleksi data (dan ketersediaan data)—metode perhitungan selain metode Pauling memberikan hasil tren periodik yang normal.

Dalam kimia anorganik, umumnya kita menganggap sebuah nilai elektronegativitas tunggal berlaku untuk kebanyakan situasi "normal". Pendekatan ini membuat perhitungan sangatlah sederhana. Namun adalah jelas bahwa elektronegativitas sebuah unsur *bukanlah* sifat atom yang invariabel. Secara khusus, elektronegativitas bergantung pada keadaan oksidasi sebuah unsur.

Allred menggunakan metode Pauling untuk menghitung elektronegativitas secara terpisah untuk keadaan oksidasi yang berbeda-beda dari unsur-unsur yang umumnya dijumpai (termasuk pula timah dan timbal). Namun, untuk kebanyakan unsur, tidaklah terdapat senyawa kovalen yang berbeda yang cukup untuk memperbolehkan pendekatan ini dapat dilakukan. Hal ini tampak dengan jelas pada unsur-unsur transisi yang nilai elektronegativitasnya merupakan nilai rata-rata dari beberapa keadaan oksidasi yang berbeda, sehingga menyebabkan tren elektronegativitas sulit dilihat. Beberapa contoh angka oksidasi klorin dan derajat keasaman pK_a dapat dilihat pada tabel 8 dibawah ini.

Tabel 8. Beberapa contoh angka oksidasi klorin dan derajat keasaman pKa

Asam	Rumus	Keadaan oksidasi klorin	pK _a
Asam hipoklorit	HClO	+1	+7,5
Asam klorit	HClO ₂	+3	+2,0
Asam klorat	HClO ₃	+5	-1,0
Asam perklorat	HClO ₄	+7	-10

Akibat dari peningkatan elektronegativitas ini dapat terlihat pada struktur oksida dan halida, dan pada keasaman oksida dan asam okso. CrO₃ dan Mn₂O₇ merupakan asam oksida yang titik lelehnya rendah, sedangkan Cr₂O₃ merupakan oksida amfoterik dan Mn₂O₃ adalah oksida basa.

Efek lainnya juga terlihat jelas pada tetapan disosiasi asam asam okso klorin. Semakin tinggi keadaan oksidasi atom sentral klorin, semakin banyak rapatan elektron tertarik dari atom oksigen menuju klorin, sehingga menurunkan muatan parsial negatif atom oksigen dan meningkatkan keasaman.

Kelektronegatifan diukur dengan menggunakan skala Pauling yang besarnya antara 0,7 (keelektronegatifan Cs) sampai 4 (keelektronegatifan F). Dalam satu periode (dari kiri ke kanan), harga keelektronegatifan semakin besar. Dalam satu golongan (dari atas ke bawah), harga keelektronegatifan semakin kecil.

Dalam satu golongan dari atas ke bawah:

1. Afinitas elektron semakin kecil
2. Jari-jari atom semakin besar
3. Energi ionisasi semakin kecil
4. Elektronegativitas semakin kecil

Dalam satu perioda dari kiri ke kanan:

1. Jari-jari atom semakin kecil
2. Afinitas elektron semakin besar
3. Energi ionisasi semakin besar
4. Elektronegativitas semakin besar

4.10. Molekul

Molekul adalah bagian terkecil dan tidak terpecah dari suatu senyawa kimia murni yang masih mempertahankan **sifat kimia dan fisika** yang unik. Suatu molekul terdiri dari dua atau lebih atom yang terikat satu sama lain.

Tabel 9. Beberapa contoh Molekul dan Rumus Kimianya

NO	MOLEKUL	RUMUS KIMIA
1	Fosfor	P ₄
2	Air	H ₂ O
3	Asam sulfat	H ₂ SO ₄
4	Metana	CH ₄
5	Karbon dioksida	CO ₂

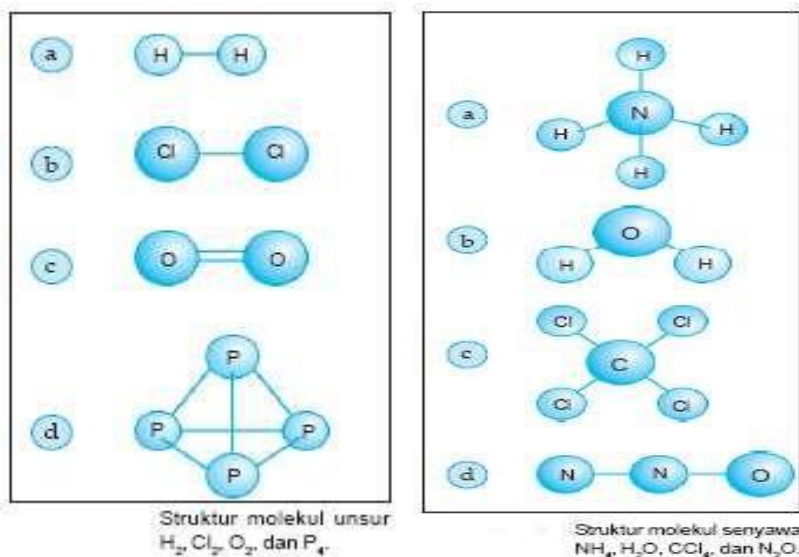
a. Molekul Unsur

Oksigen terbentuk dari dua atom yang sama, yaitu oksigen.
Rumus kimia oksigen adalah O₂. Molekul yang terbentuk dari satu

jenis atom dinamakan molekul unsur. Contoh molekul unsur lainnya adalah Cl_2 , I_2 , Br_2 , dan P_4 .

b. Molekul Senyawa

Molekul yang tersusun atas lebih dari satu jenis atom dinamakan molekul senyawa. Contoh molekul senyawa, yaitu air yang mempunyai rumus kimia H_2O . Air tersusun atas dua atom H dan satu atom O.



Gambar 61. Struktur molekul unsur dan molekul senyawa

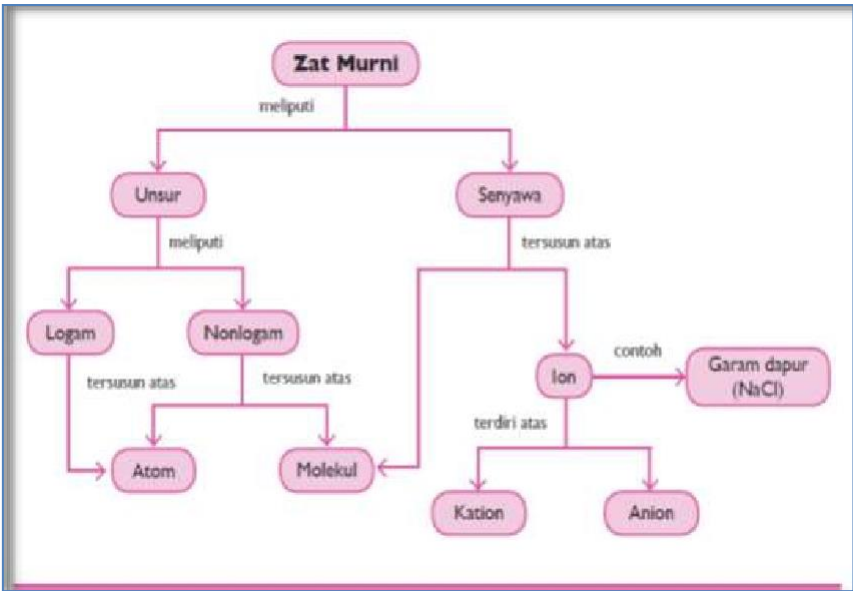
Molekul unsur dan molekul senyawa dapat dibedakan berdasarkan jumlah jenis atom penyusunnya. Perbedaan ini dapat kamu lihat pada molekul unsur H_2 dan molekul senyawa H_2O .

Dalam kehidupan sehari-hari, kita selalu berinteraksi dengan molekul unsur dan molekul senyawa. Contohnya ketika bernapas, kita menghirup molekul unsur oksigen (O_2) dan melepaskan molekul senyawa karbon dioksida (CO_2) dan air (H_2O) dalam bentuk uap air.

Partikel adalah sebuah satuan dasar dari benda atau materi. Bisa juga dikatakan Partikel merupakan satuan bagian terkecil dari suatu materi. Jenis Partikel ini ada 3 yaitu: atom, molekul, dan ion. Jadi baik atom, molekul, dan ion ke tiga-nya merupakan satuan terkecil dari materi yg secara umum disebut partikel.

Jika gabungan dari atom unsur yang sama jenisnya maka disebut Molekul Unsur, Contohnya: O_2 , H_2 , O_3 , S_8 . Jika gabungan dari atom unsur yang berbeda jenisnya maka disebut Molekul Senyawa, Contohnya: H_2O , CO_2 , C_2H_5

Molekul diatomik adalah molekul yang hanya terdiri dari dua atom. Kedua atom tersebut dapat berupa unsur yang sama maupun berbeda. Awalan di- pada kata *diatomik* berasal dari bahasa Yunani yang artinya dua. Contoh N_2 , O_2 , H_2 .



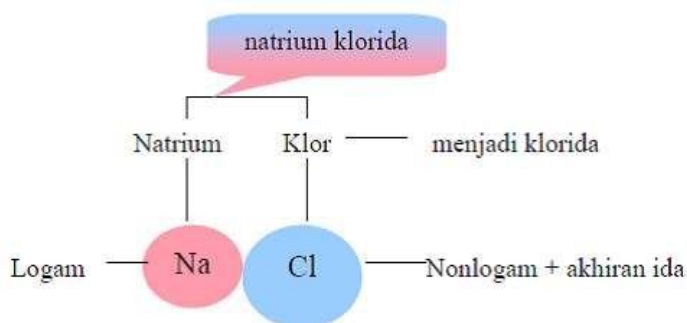
Gambar 62. Susunan dari suatu zat murni

Senyawa adalah zat tunggal yang terdiri dari susunan beberapa partikel unsur / atom. Massa unsur-unsur partikel penyusun senyawa memiliki perbandingan tetap. Unsur-unsur penyusun senyawa tidak dapat dipisahkan dengan reaksi kimia biasa. Senyawa di dunia terdapat sangat banyak bahkan tak terhingga. Beberapa contoh senyawa adalah Air (H_2O), Karbon Monoksida (CO), Karbon Dioksida (CO_2), Asam Lambung (HCl), Freon (CFC), dan masih banyak lagi.

Air juga tergolong ke dalam senyawa. Air dapat diuraikan menjadi dua jenis zat lain, yaitu gas hidrogen dan oksigen. Penguraian air dapat terjadi jika uap air dipanaskan pada suhu tinggi atau jika air dialiri listrik. Sifat gas hidrogen dan oksigen berbeda dengan sifat air. Gas hidrogen mudah terbakar, sedangkan oksigen merupakan gas yang diperlukan pada proses pembakaran. Sementara air tidak dapat terbakar dan tidak dapat melangsungkan pembakaran.

Berdasarkan jenis unsur yang menyusun senyawa, senyawa dibedakan atas senyawa biner dan senyawa poliatom.

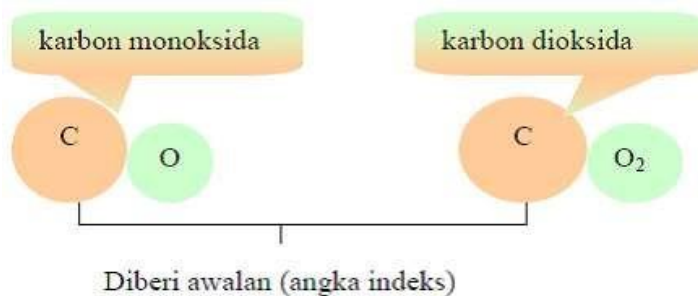
Senyawa Biner: Senyawa yang terdiri atas 2 jenis unsur. Senyawa biner dari logam dan nonlogam. Nama logam disebut terlebih dahulu, kemudian nama nonlogam yang diberi akhiran -ida.



Tabel 10. Beberapa contoh senyawa biner

Rumus Kimia	Unsur		Nama Senyawa
	Logam	Nonlogam	
NaCl	Natrium	Klor	natrium klorida
K ₂ O	Kalium	Oksigen	kalium oksida
MgCl ₂	Magnesium	Klor	magnesium klorida
BaO	Barium	Oksigen	barium oksida
PbS	Timbal	Sulfur	timbal sulfida

Senyawa biner dari nonlogam: nama nonlogam yang ditulis pertama kali disebut terlebih dahulu, kemudian nama nonlogam berikutnya yang diberi akhiran ida. Jika ada pasangan unsur yang bersenyawa lebih dari satu jenis senyawa, maka penamaan senyawa tersebut dapat dibedakan dengan menyebutkan angka indeks nya. Angka-angka tersebut dinyatakan dalam bahasa yunani, yaitu sebagai berikut.



Senyawa biner dari hidrogen dan nonlogam

- Menggunakan kata hidrogen sebagai nama depan, dan nama nonlogam sebagai nama belakang, diberi akhiran ida.
- Menggunakan kata asam sebagai nama depan dan nama nonlogam sebagai nama belakang diberi akhiran ida.

Senyawa poliatom: Senyawa ion (atom atau gabungan atom yang bermuatan listrik) yang terdiri dari dua atau lebih atom yang bergabung bersama-sama dalam satu ion. Penamaannya adalah nama ion positif (kation) disebut terlebih dahulu kemudian nama ion negatif (anion).

Tabel 11. Contoh beberapa senyawa poliatom dan penamaannya

Rumus Kimia	Ion penyusun		Nama Ion		Nama Senyawa
	Positif	negatif	Positif	Negatif	
NH ₄ Cl	NH ₄ ⁺	Cl ⁻	Ammonium	Klorida	ammonium klorida
Mg(OH) ₂	Mg ²⁺	OH ⁻	Magnesium	Hidroksida	magnesium hidroksida
Al ₂ (SO ₄) ₃	Al ³⁺	SO ₄ ²⁻	Alumunium	Sulfat	alumunium sulfat
H ₂ SO ₃	H ⁺	SO ₃ ²⁻	Hidrogen	Sulfit	hidrogen sulfit/asam sulfit
NaClO	Na ⁺	ClO ⁻	Natrium	Hipoklorit	natrium hipklorit
NaClO ₂	Na ⁺	ClO ₂ ⁻	Natrium	Klorit	natrium klorit
Ca(ClO ₃) ₂	Ca ²⁺	ClO ₃ ⁻	Kalsium	Klorat	kalsium klorat
Fe(NO ₂) ₂	Fe ²⁺	NO ₂ ⁻	Besi(II)	Nitrit	besi(II) nitrit
Fe(NO ₃) ₃	Fe ³⁺	NO ₃ ⁻	Besi(III)	Nitrat	besi(III) nitrat

Ion adalah Atom yang bermuatan Listrik atau dalam pengertian Wikipedia atom atau sekumpulan atom yang bermuatan listrik. Ion terbentuk apabila atom melepaskan atau menerima satu atau lebih elektron untuk membentuk kulit terluar, yang bermuatan penuh sehingga atom menjadi stabil.

Larutan ion adalah larutan yang mengandung ion yang dapat bergerak bebas sehingga bisa menghantarkan arus listrik. Anion adalah ion bermuatan negatif, sedangkan kation adalah ion yang bermuatan positif.

atom yang bermuatan listrik, ion yang bermuatan listrik disebut kation, dan ion yang bermuatan negatif disebut anion. Kation dan anion dapat berupa ion tunggal hanya terdiri dari satu jenis atom atau dapat

pula berupa ion poliatom mengandung dua atau lebih atom yang berbeda.

Senyawa yang terbentuk dari ion positif dan ion negatif dinamakan senyawa ionik.

Contoh-Contoh senyawa Ionik.

1. Kalsium Karbonat (CaCO_3) terbentuk dari ion Ca^{2+} dan ion CO_3^{2-} .
2. Tembaga Sulfat (CuSO_4) terbentuk dari ion Cu^{2+} dan ion SO_4^{2-} .
3. Amonium sulfat ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$) terbentuk dari ion NH_4^+ dan ion SO_4^{2-} .

Unsur adalah: Sekelompok atom yang memiliki jumlah proton yang sama pada intinya. Jumlah ini disebut sebagai nomor atom unsur. Unsur didefinisikan pula sebagai zat tunggal yang sudah tidak bisa dibagi-bagi lagi menjadi bagian yang lebih kecil.

Unsur dapat dikelompokkan ke dalam unsur logam, nonlogam, dan metaloid/semilogam. Ada beberapa unsur yang memiliki sifat seperti logam dan nonlogam. Unsur tersebut dikenal sebagai unsur metaloid/semilogam. Contohnya adalah silikon, boron, germanium, arsen dan stibium (antimon). Unsur-unsur tersebut banyak digunakan sebagai semikonduktor.

BAB V

ASAM DAN BASA

5.1. Pendahuluan

Sekitar tahun 1800, banyak kimiawan Prancis, termasuk Antoine Lavoisier, secara keliru berkeyakinan bahwa semua asam mengandung oksigen. Lavoisier mendefinisikan asam sebagai zat mengandung oksigen karena pengetahuannya akan asam kuat hanya terbatas pada asam-asam oksida dan karena ia tidak mengetahui komposisi sesungguhnya dari asam-asam halida, HCl, HBr, dan HI. Lavoisier-lah yang memberi nama oksigen dari kata bahasa Yunani yang berarti "pembentuk asam". Setelah unsur klorin, bromin, dan iodin teridentifikasi dan ketiadaan oksigen dalam asam-asam halida ditemukan oleh Sir Humphry Davy pada tahun 1810, definisi oleh Lavoisier tersebut harus ditinggalkan.

Kimiawan Inggris pada waktu itu, termasuk Humphry Davy, berkeyakinan bahwa semua asam mengandung hidrogen. Kimiawan Swedia Svante Arrhenius lalu menggunakan landasan ini untuk mengembangkan definisinya tentang asam. Ia mengemukakan teorinya pada tahun 1884.

Pada tahun 1923, Johannes Nicolaus Brønsted dari Denmark dan Martin Lowry dari Inggris masing-masing mengemukakan definisi protonik asam-basa yang kemudian dikenal dengan nama kedua ilmuwan ini. Definisi yang lebih umum diajukan oleh Lewis pada tahun yang sama, menjelaskan reaksi asam-basa sebagai proses transfer pasangan elektron.

Asam (yang sering diwakili dengan rumus umum HA) secara umum merupakan senyawa kimia yang bila dilarutkan dalam air akan

menghasilkan larutan dengan pH lebih kecil dari 7. Dalam definisi modern, asam adalah suatu zat yang dapat memberi proton (ion H^+) kepada zat lain (yang disebut basa), atau dapat menerima pasangan elektron bebas dari suatu basa. Suatu asam bereaksi dengan suatu basa dalam reaksi penetralan untuk membentuk garam. Contoh asam adalah asam asetat (ditemukan dalam cuka) dan asam sulfat (digunakan dalam baterai atau aki mobil). Asam umumnya berasa masam, tapi cairan asam pekat sangat berbahaya dapat merusak kulit dan hati-hati mata, jika terpercik asam pekat bisa berakibat kebutaan. Jika kena asam pekat harus langsung dicuci dengan air mengalir sampai benar-benar bersih.

Istilah "asam" merupakan terjemahan dari istilah yang digunakan untuk hal yang sama dalam bahasa-bahasa Eropa seperti *acid* (bahasa Inggris), *zuur* (bahasa Belanda), atau *Säure* (bahasa Jerman) yang secara harfiah berhubungan dengan rasa masam. Dalam kimia, istilah asam memiliki arti yang lebih khusus. Terdapat tiga definisi asam yang umum diterima dalam kimia, yaitu definisi Arrhenius, Brønsted-Lowry, dan Lewis.

- Arrhenius: Menurut definisi ini, asam adalah suatu zat yang meningkatkan konsentrasi ion hidronium (H_3O^+) ketika dilarutkan dalam air. Definisi yang pertama kali dikemukakan oleh Svante Arrhenius ini membatasi asam dan basa untuk zat-zat yang dapat larut dalam air.
- Brønsted-Lowry: Menurut definisi ini, asam adalah pemberi proton kepada basa. Asam dan basa bersangkutan disebut sebagai pasangan asam-basa konjugat. Brønsted dan Lowry secara terpisah mengemukakan definisi ini, yang mencakup zat-zat yang tak larut dalam air (tidak seperti pada definisi Arrhenius).

- Lewis: Menurut definisi ini, asam adalah penerima pasangan elektron dari basa. Definisi yang dikemukakan oleh Gilbert N. Lewis ini dapat mencakup asam yang tak mengandung hidrogen atau proton yang dapat dipindahkan, seperti besi (III) klorida. Definisi Lewis dapat pula dijelaskan dengan teori orbital molekul. Secara umum, suatu asam dapat menerima pasangan elektron pada orbital kosongnya yang paling rendah (LUMO) dari orbital terisi yang tertinggi (HOMO) dari suatu basa. Jadi, HOMO dari basa dan LUMO dari asam bergabung membentuk orbital molekul ikatan.

Walaupun bukan merupakan teori yang paling luas cakupannya, definisi Brønsted-Lowry merupakan definisi yang paling umum digunakan. Dalam definisi ini, keasaman suatu senyawa ditentukan oleh kestabilan ion hidronium dan basa konjugat terlarutnya ketika senyawa tersebut telah memberi proton ke dalam larutan tempat asam itu berada. Stabilitas basa konjugat yang lebih tinggi menunjukkan keasaman senyawa bersangkutan yang lebih tinggi.

Sistem asam/basa berbeda dengan reaksi redoks; tak ada perubahan bilangan oksidasi dalam reaksi asam-basa.

Secara umum, asam memiliki sifat sebagai berikut:

- Rasa: masam ketika dilarutkan dalam air.
- Sentuhan: asam terasa menyengat bila disentuh, dan dapat merusak kulit, terutama bila asamnya asam pekat.
- Kereaktifan: asam bereaksi hebat dengan kebanyakan logam, yaitu korosif terhadap logam.
- Hantaran listrik: asam, walaupun tidak selalu ionik, merupakan cairan elektrolit.

Suatu asam kuat adalah asam yang benar-benar terionisasi dalam larutan. Tidak banyak asam kuat di dunia. Beberapa contoh asam kuat adalah asam sulfat, asam klorida, asam bromida dan asam nitrat.

Suatu asam lemah adalah asam yang terionisasi hanya sebagian dalam larutan. Apa pun yang tidak ada dalam daftar asam kuat diklasifikasikan sebagai asam lemah.

Apa yang membuat mereka ‘kuat’ adalah bahwa mereka benar-benar terdisosiasi menjadi ion mereka (H^+ dan anion) ketika mereka dicampur dengan air. Setiap asam yang lainnya adalah asam lemah. Hanya ada enam asam kuat, yaitu sebagai berikut :

1. HCl – asam klorida
2. HNO_3 – asam nitrat
3. H_2SO_4 – asam sulfat
4. HBr – asam bromida
5. HI – asam iodat, (juga dikenal sebagai asam hydriodic)
6. $HClO_4$ – asam perklorat

Ketika asam kuat menjadi semakin terkonsentrasi, mereka mungkin tidak dapat sepenuhnya terdisosiasi. Aturan praktis adalah bahwa asam kuat adalah 100% dipisahkan dalam larutan 1,0 M atau kurang.

Asam lemah adalah asam yang tidak terionisasi secara signifikan dalam larutan. Misalnya jika sebuah asam dilambangkan dengan HA , maka dalam larutan masih terdapat sejumlah besar HA yang belum terdisosiasi/terionisasi.

Ini menjadi jelas kemudian bahwa asam lemah adalah salah satu yang tidak sepenuhnya mengalami ionisasi dalam larutan air. Sebagai contoh, asam etanoat adalah asam lemah yang menunjukkan bahwa hal itu menghasilkan ion hidroksonium dan ion etanoat, tetapi reaksi maju lebih kecil daripada reaksi kembali dan ion yang dihasilkan kembali ke

molekul asam dan molekul air dengan mudah sehingga pada akhirnya, ada sedikit ion hidroksonium dalam larutan. Dalam hal ini, hanya sekitar 1% dari ion hidroksonium yang ditemukan dalam larutan dibanding dengan ion H^+ yang 100% dalam kasus asam klorida. Ini berarti bahwa asam etanoat adalah asam yang sangat lemah dibandingkan dengan asam klorida.

Semakin besar nilai K_a , maka semakin banyak pembentukan H^+ , sehingga pH larutan semakin kecil. Nilai K_a asam lemah berkisar antara 1.8×10^{-16} dan 55.5. Asam dengan K_a dibawah 1.8×10^{-16} , merupakan asam yang lebih lemah daripada air, sehingga bersifat basa. Sedangkan asam dengan K_a di atas 55.5 adalah asam kuat yang hampir terdisosiasi dengan sempurna saat dilarutkan dalam air. Sebagian besar asam adalah asam lemah. Asam-asam organik adalah anggota terbesar dari asam lemah. Asam lemah terdapat di rumah tangga seperti asam asetat dalam cuka dan asam sitrat dalam jeruk.

Definisi umum dari basa adalah senyawa kimia yang menyerap ion hidronium ketika dilarutkan dalam air. Basa adalah lawan (dual) dari asam, yaitu ditujukan untuk unsur/senyawa kimia yang memiliki pH lebih dari 7. *Kostik* merupakan istilah yang digunakan untuk basa kuat.

Basa dapat dibagi menjadi *basa kuat* dan *basa lemah*. Kekuatan basa sangat tergantung pada kemampuan basa tersebut melepaskan ion OH^- dalam larutan dan konsentrasi larutan basa tersebut. Beberapa contoh senyawa basa dapat dilihat pada tabel 12 dibawah ini.

Tabel 12. Beberapa contoh senyawa basa

Contoh basa	Terdapat di
Alumunium hidroksida ($\text{Al}(\text{OH})_3$)	Deodoran dan antasida
Kalsium hidroksida ($\text{Ca}(\text{OH})_2$)	Plester
Magnesium hidroksida ($\text{Mg}(\text{OH})_2$)	Antasida
Natrium hidroksida (NaOH)	Pembersih saluran pipa
Kalium hidroksida (KOH)	Pembuatan sabun
Amonium hidroksida (NH_4OH)	Pelarut desinfektan

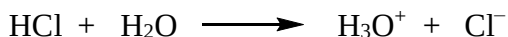
Sifat-sifat senyawa basa adalah sebagai berikut:

- Rasanya pahit
- Licin seperti sabun
- Nilai pH lebih dari 7
- Mengubah warna lakmus merah menjadi biru
- Dapat menghantarkan arus listrik
- Menetralkan asam
- Menyebabkan pelapukan

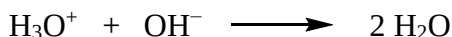
Ketika dilarutkan dalam air, maka natrium hidroksida yang merupakan basa kuat akan terionisasi menjadi ion natrium dan ion hidroksida:



di saat yang sama, asam klorida dalam air akan membentuk ion klorida dan ion hidronium:



Ketika 2 campuran ini dijadikan satu, maka ion H_3O^+ dan OH^- akan bergabung menjadi satu membentuk air:



Jika jumlah NaOH dan HCl yang dilarutkan sama persis, maka asam dan basa akan tepat ternetralisasi, sehingga hanya akan terdapat larutan NaCl (atau garam dapur).

Basa kuat adalah jenis senyawa sederhana yang dapat mendeprotonasi asam sangat lemah di dalam reaksi asam-basa. Contoh paling umum dari basa kuat adalah hidroksida dari logam alkali dan logam alkali tanah seperti NaOH dan $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Berikut ini adalah daftar basa kuat:

- Kalium hidroksida (KOH)
- Barium hidroksida ($\text{Ba}(\text{OH})_2$)
- Caesium hidroksida (CsOH)
- Natrium hidroksida (NaOH)
- Stronsium hidroksida ($\text{Sr}(\text{OH})_2$)
- Kalsium hidroksida ($\text{Ca}(\text{OH})_2$)
- Magnesium hidroksida ($\text{Mg}(\text{OH})_2$)
- Litium hidroksida (LiOH)
- Rubidium hidroksida (RbOH)

Kation dari basa kuat di atas terdapat pada grup pertama dan kedua pada daftar periodik (alkali dan alkali tanah).

Asam dengan pK_a lebih dari 13 dianggap sangat lemah, dan basa konjugasinya adalah basa kuat.

Beberapa basa kuat seperti kalsium hidroksida sangat tidak larut dalam air. Hal itu bukan suatu masalah – kalsium hidroksida tetap terionisasi 100% menjadi ion kalsium dan ion hidroksida. Kalsium hidroksida tetap dihitung sebagai basa kuat karena kalsium hidroksida 100% terionisasi.

Basa lemah adalah larutan basa tidak berubah seluruhnya menjadi ion hidroksida dalam larutan. Amonia adalah salah satu contoh basa lemah. Sudah sangat jelas amonia tidak mengandung ion hidroksida,

tetapi amonia bereaksi dengan air untuk menghasilkan ion amonium dan ion hidroksida.

Akan tetapi, reaksi berlangsung reversibel, dan pada setiap saat sekitar 99% amonia tetap ada sebagai molekul amonia. Hanya sekitar 1% yang menghasilkan ion hidroksida.

Berikut ini contoh basa lemah :

- gas amoniak (NH_3)
- besi hidroksida ($\text{Fe}(\text{OH})_2$)
- Hidroksilamine (NH_2OH)
- Aluminium hidroksida ($\text{Al}(\text{OH})_3$)
- Ammonia hidroksida (NH_4OH)
- Metilamin hydroxide ($\text{CH}_3\text{NH}_3\text{OH}$)
- Etilamin hydroxide ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{OH}$)

5.2. Teori Asam – Basa Arrhenius



Gambar 63. ASAM DAN BASA

Teori Asam-Basa dikemukakan oleh beberapa ilmuwan, salah satunya adalah Teori Arrhenius yang mengatakan Asam adalah suatu sifat yang mana berupa senyawa yang dapat melepas ion hidrogen (H^+) jika dilarutkan dalam air, Sedangkan basa merupakan suatu sifat yang mana berupa senyawa yang dapat melepas ion hidroksida (OH^-) jika

dilarutkan dalam air. Reaksi asam basa (reaksi penetralan) adalah reaksi pembentukan H_2O dari ion-ion H^+ dan OH^- .

Teori lainnya dikemukakan yaitu Teori Bronsted-Lowry yang mengatakan asam berupa senyawa yang dapat memberi proton (H^+) kepada senyawa lain, sedangkan basa dapat menerima proton (H^+) dari senyawa lain. Reaksi asam basa adalah reaksi perpindahan proton dari satu senyawa ke senyawa yang lain.

Teori terakhir yaitu Teori Lewis yang mengatakan Asam adalah senyawa yang dapat menerima pasangan elektron bebas dari senyawa lain, sedangkan Basa adalah senyawa yang dapat memberi pasangan elektron bebas kepada spesi (senyawa) yang lain. Reaksi asam basa adalah adalah reaksi pembentukan ikatan antara asam dan basa. Beberapa contoh senyawa asam dan basa dapat dilihat pada tabel 13 dibawah ini:

Tabel 13. Beberapa contoh senyawa asam dan basa

NO	RUMUS KIMIA	NAMA SENYAWA
1	HCl	Asam klorida
2	HBr	Asam bromida
3	HI	Asam iodida
4	H_2SO_4	Asam sulfat
5	HNO_3	Asam nitrat
6	HClO_3	Asam klorat
7	HClO_4	Asam perklorat
8	NaOH	Natrium hidroksida
9	KOH	Kalium hidroksida
10	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Kalsium hidroksida
11	LiOH	Litium hidroksida
12	CsOH	Sesium hidroksida

Arrhenius mengemukakan suatu teori dalam disertasinya (1883) yaitu bahwa senyawa ionik dalam larutan akan terdissosiasi menjadi ion-ion penyusunnya.

Menurut Arrhenius:

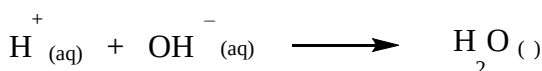
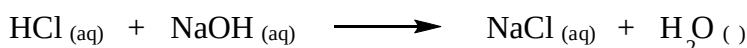
- Asam: zat/senyawa yang dapat menghasilkan H^+ dalam air



- Basa : zat/senyawa yang dapat menghasilkan OH^- dalam air

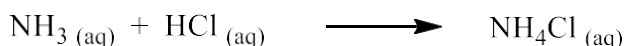
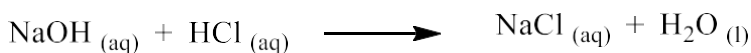


- Reaksi netralisasi adalah reaksi antara asam dengan basa yang menghasilkan garam:



A. Keterbatasan Teori Arrhenius

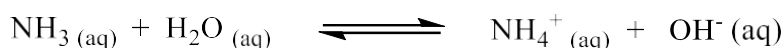
Asam klorida dapat dinetralkan baik oleh larutan natrium hidroksida maupun amonia. Pada kedua kasus tersebut, akan didapatkan larutan hasil reaksi yang jernih yang dapat dikristalkan menjadi garam berwarna putih, baik natrium klorida maupun amonium klorida. Kedua reaksi tersebut merupakan reaksi yang sangat mirip. Reaksi yang terjadi adalah:



Pada kasus reaksi antara natrium hidroksida dengan asam klorida, ion hidrogen dari asam bereaksi dengan ion hidroksida dari

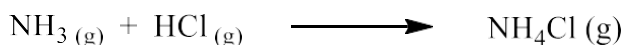
NaOH. Hal ini sesuai dengan teori asam-basa Arrhenius. Akan tetapi pada kasus reaksi amonia dengan asam klorida, tidak terdapat ion hidroksida.

Kita bisa mengatakan bahwa amonia bereaksi dengan air menghasilkan ion amonium dan hidroksida, menurut reaksi sebagai berikut:



Reaksi di atas merupakan reaksi reversibel, dan dalam larutan amonia pekat tertentu, sekitar 99% amonia tetap berada sebagai molekul amonia. Meskipun demikian, ion hidroksida tetap dihasilkan, walau dalam jumlah yang sangat kecil. Dengan demikian kita bisa mengatakan bahwa reaksi tersebut sesuai dengan teori asam-basa Arrhenius.

Tetapi pada saat yang bersamaan, terjadi reaksi antara gas amonia dengan gas hidrogen klorida.



Dalam kasus reaksi di atas, tidak dihasilkan ion hidrogen ataupun ion hidroksida, karena reaksi tidak terjadi dalam larutan. Teori Arrhenius tidak menggolongkan reaksi di atas sebagai reaksi asam-basa, meskipun faktanya, reaksi tersebut menghasilkan produk yang sama manakala kedua senyawa tersebut dilarutkan dalam air.

Secara singkat dapat dikatakan bahwa keterbatasan teori Arrhenius adalah bahwa reaksi asam – basa hanyalah sebatas pada larutan berair (*aqueus*, aq) dan asam-basa adalah zat yang hanya menghasilkan H^+ dan OH^- .

5.3. Teori Asam – Basa Bronsted-Lowry

Pada tahun 1923, Johannes Bronsted (Denmark) dan Thomas Lowry (Inggris) mempublikasikan tulisan yang mirip satu-sama lain secara terpisah. Pendekatan teori asam-basa Bronsted-Lowry tidak terbatas hanya pada larutan berair, tetapi mencakup semua sistem yang mengandung proton (H^+).

Menurut Bronsted-Lowry:

- Asam: zat/senyawa yang dapat mendonorkan proton (H^+) bisa berupa kation atau molekul netral.
- Basa: zat/senyawa yang dapat menerima proton (H^+), bisa berupa anion atau molekul netral.

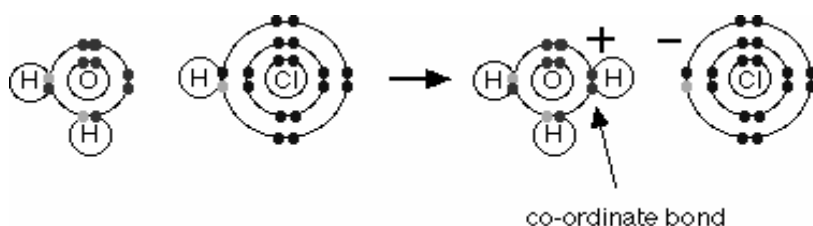
Mengacu teori asam-basa Bronsted-Lowry akan terjadinya transfer proton, maka dikenal istilah pasangan asam – basa konjugasi.

5.4. Hubungan Teori Bronsted-Lowry dengan Teori Arrhenius

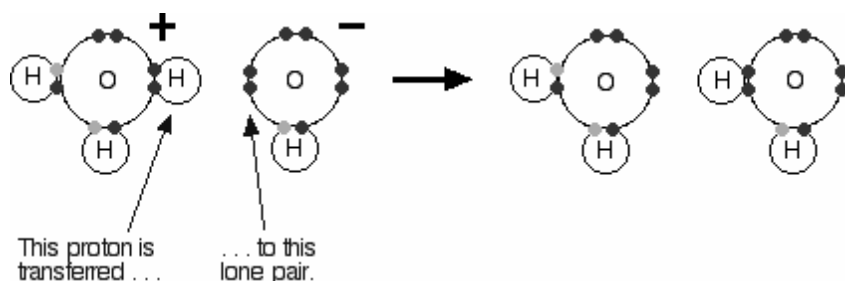
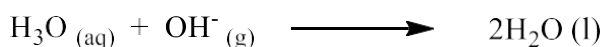
Teori asam-basa Bronsted-Lowry tidaklah bertentangan dengan teori asam-basa Arrhenius, justru lebih melengkapi. Ion hidroksida tetap bertindak sebagai basa, karena mampu menerima ion hidrogen dari asam dan juga dari air. Asam menghasilkan ion hidrogen dalam larutan sebab asam bereaksi dengan molekul air dengan cara memberikan protonnya kepada air.

Ketika gas hidrogen klorida dilarutkan dalam air, molekul hidrogen klorida akan memberikan protonnya (sebagai ion hidrogen)

kepada air untuk menghasilkan asam klorida. Ikatan koordinasi terbentuk antara satu pasang elektron bebas pada atom oksigen dengan ion hidrogen dari HCl menghasilkan ion hidronium (H_3O^+).



Apabila suatu asam dalam larutan bereaksi dengan suatu basa, yang bertindak sebagai asam adalah ion hidronium. Sebagai contoh adalah terjadinya transfer proton dari ion hidronium kepada ion hidroksida untuk menghasilkan air.

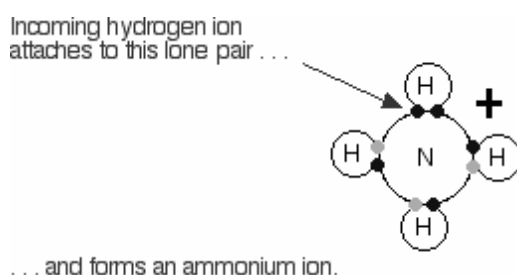


Hal penting yang harus diingat adalah:

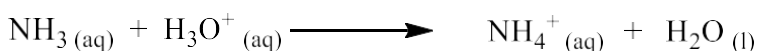
Apabila kita membicarakan ion hidrogen dalam larutan, $\text{H}^+_{(\text{aq})}$, yang sebenarnya kita bicarakan tidak lain adalah ion hidronium, $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$.

5.5. Permasalahan hidrogen klorida / amonia

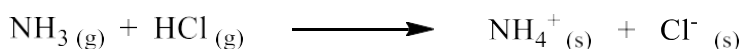
Reaksi HCl dengan NH_3 yang merupakan masalah (tidak bisa dijelaskan) dalam teori Arrhenius, bukan lagi merupakan masalah dalam teori Bronsted-Lowry. Baik pada saat kita membicarakan reaksi dalam larutan maupun dalam fasa gas, amonia tetap bertindak sebagai basa, karena amonia menerima proton (H^+). Hidrogen akan terikat pada pasangan elektron bebas pada atom nitrogen melalui ikatan koordinasi.



Jika reaksi berlangsung dalam larutan, amonia akan menerima proton dari ion hidronium (H_3O^+):



Jika reaksi berlangsung dalam keadaan gas, amonia menerima proton secara langsung dari hidrogen klorida.



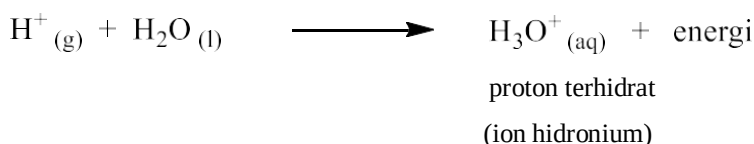
Dengan kata lain, amonia bertindak sebagai basa dengan cara menerima satu ion hidrogen dari asam.

Karena proton selalu dihasilkan menurut teori asam-basa Arrhenius, berarti semua reaksi asam-basa Arrhenius merupakan reaksi

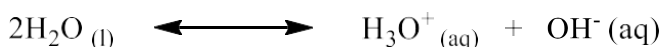
asam-basa Bronsted-Lowry, dengan catatan, air terlibat dalam reaksi. Apabila air tidak terlibat dalam reaksi, maka penjelasan reaksi asam-basa menggunakan teori asam-basa Bronsted-Lowry.

5.6. Air, ion hidronium dan auto-ionisasi

Ion H^+ mempunyai radius kurang dari 0,1 pm. Hal ini berarti jika partikel kecil ini mempunyai konsentrasi muatan positif yang sangat besar dimasukkan ke dalam air, H^+ akan tertarik dengan kuat ke arah dipol negatif dari air.



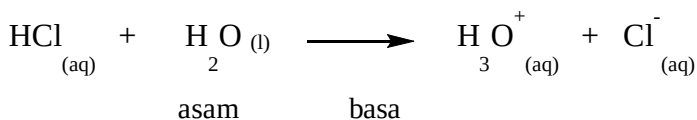
Dua molekul air membentuk ion hidronium dan hidroksida melalui transfer proton.



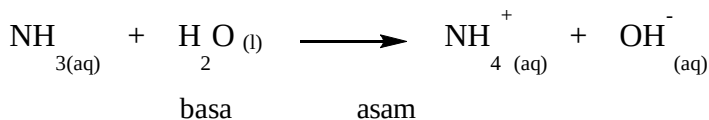
5.7. Amfiprotik/Amfoter

Amfoter adalah sifat suatu zat/senyawa yang dapat bersifat asam atau basa (tergantung lingkungannya). Sebagai contoh adalah air.

- dalam suasana asam $\longrightarrow$ basa :



- dalam suasana basa $\longrightarrow$ asam :



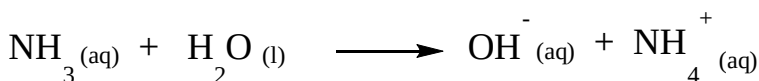
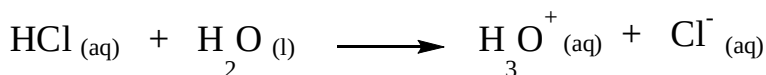
Beberapa contoh senyawa yang bersifat amfoter disajikan pada Tabel 14 berikut ini.

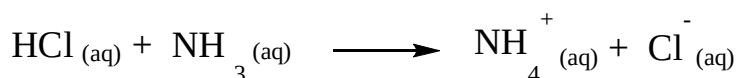
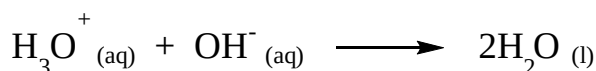
Tabel 14. Beberapa contoh senyawa yang bersifat amfoter

Ion Amphiprotik				
H_2S	H++ ←	HS^- (hidrogen sulfida)	H+- →	S^{2-}
H_3PO_4	H++ ←	H_2PO_4^- (dihidrogen fosfat)	H+- →	HPO_4^{2-}
H_2PO_4^-	H++ ←	HPO_4^{2-} (monohidrogen fosfat)	H+- →	PO_4^{3-}
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	H++ ←	HC_2O_4^- (hidrogen oksalat)	H+- →	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
H_2CO_3	H++ ←	HCO_3^- (hidrogen karbonat / bikarbonat)	H+- →	CO_3^{2-}

Bagaimana halnya pada kasus reaksi antara dua senyawa yang satu bersifat relatif asam terhadap air dan yang lain bersifat relatif basa terhadap air, misalnya $\text{HCl} + \text{NH}_3$?

Dalam kasus ini, terjadi transfer proton dari asam ke basa, dan reaksi total merupakan penjumlahan dari tiga tahap reaksi:





Air dalam reaksi di atas berfungsi sebagai agen transfer proton. Aspek dalam reaksi asam-basa Bronsted-Lowry adalah interaksi antara ion hidronium dengan ion hidroksida yang menghasilkan air, dan hal ini merupakan lawan dari auto-ionisasi air.

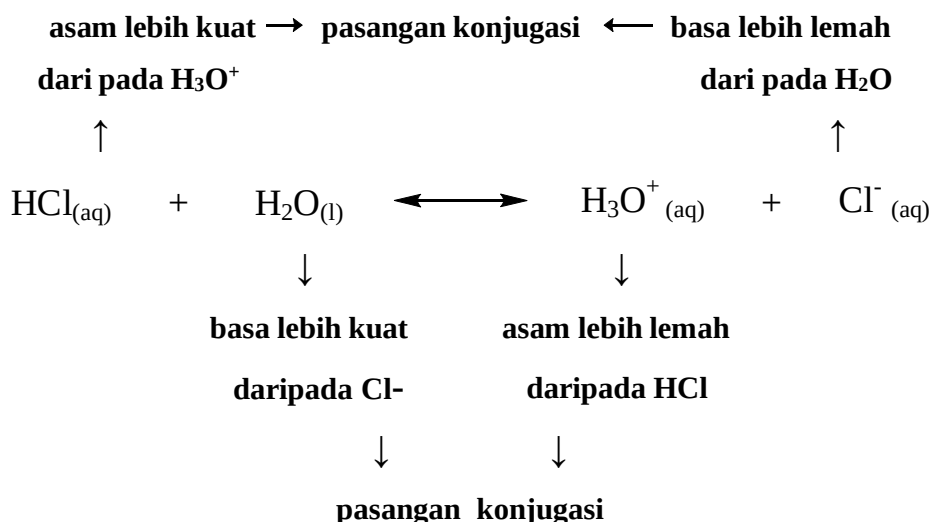
5.8. Pasangan asam-basa konjugasi

Apabila asam mendonorkan protonnya, maka akan dihasilkan spesies basa konjugasi, sedangkan basa yang menerima proton akan menghasilkan spesies asam konjugasi. Pasangan demikian disebut dengan pasangan asam-basa konjugasi. Sebagai contoh adalah reaksi ion hidrogen karbonat (bikarbonat) dengan air. CO_3^{2-} adalah konjugat asam dari HCO_3^- , dan H_2O adalah konjugat basa dari asam H_3O^+ .

Setiap terjadi interaksi yang melibatkan transfer H^+ selalu menghasilkan pasangan asam-basa konjugasi. Asam/basa kuat adalah senyawa yang mengalami ionisasi hampir sempurna (ionisasi $\approx 100\%$). Sedangkan asam/basa lemah adalah senyawa yang ionisasinya sangat kecil. Berdasarkan pasangan asam-basa konjugasi dalam teori asam-basa Bronsted-Lowry, maka:

- semakin kuat asam/basa, pasangan basa/asam konjugasinya semakin lemah
- semakin lemah asam/basa, pasangan basa/asam konjugasinya semakin kuat.

Reaksi asam klorida dengan air:



Karena HCl asam yang lebih kuat daripada H_3O^+ , maka transfer proton terjadi dari HCl bukan dari H_3O^+ . Begitu juga dengan basa, karena H_2O basa yang lebih kuat dibandingkan dengan Cl^- , maka H_2O yang memenangkan kompetisi untuk menerima proton. Oleh sebab itu reaksi tersebut berjalan ke arah pembentukan H_3O^+ dan Cl^- (ke kanan).

SECARA UMUM :

REAKSI TRANSFER PROTON TERJADI DARI :

ASAM - BASA YANG LEBIH KUAT $\rightarrow$ ASAM - BASA YANG LEBIH LEMAH.

5.9. Kekuatan relatif asam-basa

Klasifikasi asam-basa pada senyawa organik pada umumnya mengikuti teori asam-basa Bronsted –Lowry. Penentuan kekuatan asam-basa dapat dilihat dari arga pKa atau pKb-nya. Tetapi untuk

senyawa-senyawa organik. Yang perlu diingat bahwa asam kuat akan menghasilkan basa konjugasi yang stabil, begitu juga sebaliknya akan lebih kompleks.

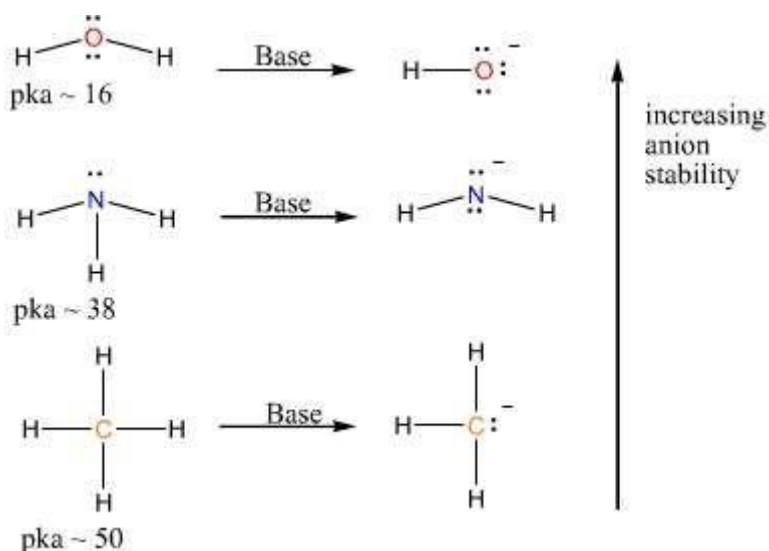
Kebanyakan asam adalah netral, maka basa konjugasi dari sebagian besar asam bermuatan negatif, karena asam tersebut kehilangan proton. Untuk itu perlu dipelajari struktur macam apa yang memberikan kestabilan muatan negatif, sebagaimana anion basa konjugasi yang lebih stabil, maka asamnya pun lebih kuat.

5.10. Membandingkan efek struktur terhadap keasaman

Umumnya muatan negatif akan stabil apabila muatan terdelokalisir pada ruangan yang lebih besar atau atom yang lebih banyak. Artinya, molekul dengan atom yang mengikat muatan negatif lebih banyak akan lebih stabil daripada satu atom yang mengikat muatan negatif. Hal-hal pokok dalam menentukan kestabilan muatan negatif adalah:

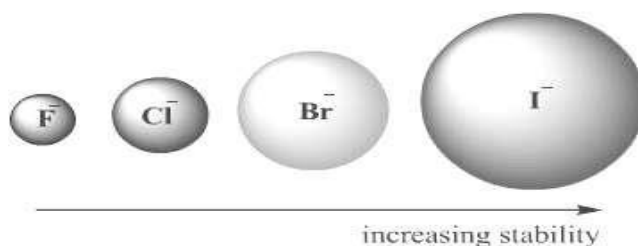
5.11. Elektronegatifitas atom yang bermuatan negatif

- Muatan negatif lebih memilih berikatan unsur yang elektonegatif daripada unsur elektropositif. Itulah sebabnya mengapa air lebih asam dari pada amonia, karena oksigen lebih elektronegatif dibandingkan nitrogen.



- Ukuran atom yang bermuatan negatif

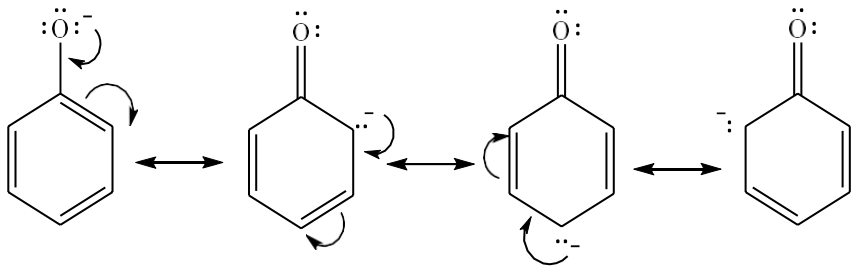
Muatan negatif lebih suka berikatan dengan atom yang berukuran besar, karena ruangan yang tersedia lebih besar, sehingga akan lebih stabil. HI lebih asam dibandingkan dengan HF, walaupun F lebih elektronegatif dibandingkan I. Ion I jauh lebih besar dibandingkan F, sehingga muatan negatifnya lebih stabil. Maka pada golongan halida, kekuatan asam bertambah dari HF, HCl, HBr dan HI yang terkuat.



- Kestabilan resonansi

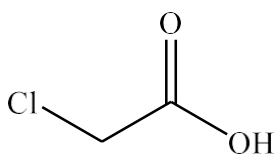
Kestabilan basa konjugasi dari fenol terjadi karena anion dapat mendelokalisir muatan negatif ke sepanjang cincin dengan cara

resonansi. Pada sikloheksanol, tidak terjadi resonansi, sehingga kekuatan asamnya jauh lebih kecil dibandingkan fenol.

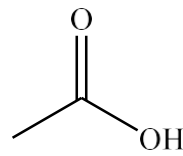


Basa konjugasi dari fenol

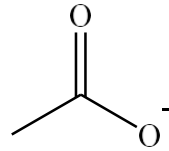
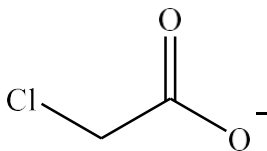
- Kestabilan muatan negatif karena berdekatan dengan atom yang elektronegatif. Keberadaan grup elektronegatif di dekat atom hidrogen juga akan meningkatkan keasaman, karena akan menstabilkan muatan negatif. Misalkan pada substitusi hidrogen pada asam asetat dengan klor, membuat molekul ini lebih asam 100 kali lipat. Hal ini disebabkan oleh atom klor yang elektronegatif akan mendorong kerapatan elektron ke arah oksigen, sehingga oksigen tidak menanggung semua muatan negatif sendirian.



pKa = 3



pKa = 5



5.12. Teori Asam-Basa Lewis

Pada teori asam-basa Arrhenius tidak dijelaskan perilaku asam-basa dalam larutan tidak berair dan pada teori asam-basa Bronsted-Lowry tidak diterangkan akan adanya sistem yang tidak terprotonasi. G.N. Lewis, pada tahun 1923, mengemukakan teori asam-basa dalam buku *Thermodynamics and the Free Energy of Chemical Substances* .

Menurut Lewis:

- Asam: zat/senyawa yang dapat menerima pasangan elektron bebas dari zat/senyawa lain untuk membentuk ikatan baru.
- Basa: zat/senyawa yang dapat mendonorkan pasangan elektron bebas dari zat/senyawa lain untuk membentuk ikatan baru.

Produk dari reaksi asam-basa Lewis merupakan senyawa kompleks. Proton merupakan asam Lewis. Lewis mengembangkan reaksi asam-basa yang menyangkut zat/senyawa yang tidak mempunyai atom H dalam senyawanya.

Secara umum, reaksi asam-basa Lewis terjadi apabila ada basa yang mendonorkan pasangan elektronnya dan asam yang menerima pasangan elektron tersebut untuk membentuk ikatan baru. Produk yang terjadi dari reaksi asam-basa Lewis disebut dengan senyawa kompleks (adduct) dan ikatan yang terjadi adalah ikatan kovalen koordinasi. Contoh sederhana dari reaksi asam-basa Lewis adalah reaksi pembentukan ion hidronium dan ion amonium.

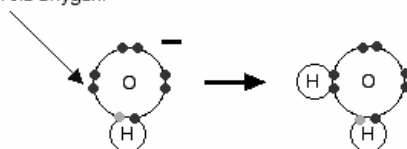
5.13. Hubungan antara Teori Asam-Basa Lewis dengan Teori Bronsted-Lowry

a. Basa Lewis

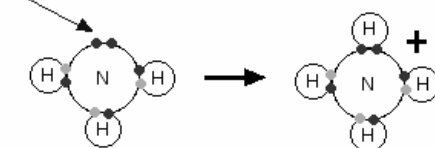
Cara terbaik untuk melihat hubungan basa Lewis dengan basa Bronsted-Lowry adalah dengan cara melihat apa yang sebenarnya terjadi pada saat basa Bronsted-Lowry menerima ion

hidrogen. Tiga basa Bronsted-Lowry yang akan kita tinjau adalah ion hidroksida, amonia dan air.

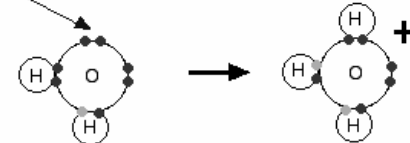
A hydroxide ion picks up a hydrogen ion by attaching it to one of the lone pairs on the oxygen.



Ammonia picks up a hydrogen ion by attaching it to the lone pair on the nitrogen.

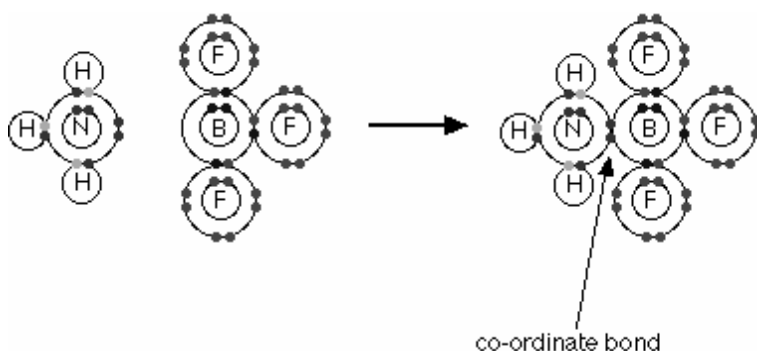


Water picks up a hydrogen ion by attaching it to one of the lone pairs on the oxygen.



Teori Bronsted-Lowry mengatakan bahwa ketiga senyawa di atas bertindak sebagai basa karena berkombinasi dengan H^+ . Alasan mengapa terjadi kombinasi ketiga senyawa di atas dengan ion H^+ adalah karena ketiga senyawa di atas mempunyai pasangan elektron bebas, sebagaimana dijelaskan dalam teori asam-basa Lewis. Bagaimana halnya dengan reaksi antara amonia atau air? Dalam teori asam-basa Lewis dijelaskan bahwa reaksi dimana pasangan elektron bebas suatu senyawa digunakan untuk membentuk ikatan koordinasi dapat dikatakan bahwa senyawa tersebut bertindak sebagai basa, misalnya amonia dan air.

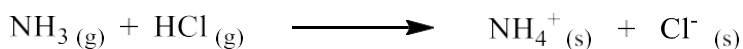
Berikut adalah contoh reaksi pemakaian pasangan elektron bebas untuk membentuk ikatan koordinasi antara amonia dengan BF_3 .



Sejauh NH_3 yang menjadi fokus pembicaraan, maka NH_3 akan bertindak sama seperti pada saat NH_3 bereaksi dengan ion H^+ , yaitu menggunakan pasangan elektron bebasnya untuk membentuk ikatan koordinasi.

5.14. Asam Lewis

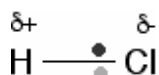
Untuk melihat hubungan asam Lewis dengan asam Bronsted-Lowry adalah dengan cara meninjau reaksi antara amonia dengan gas hidrogen klorida.



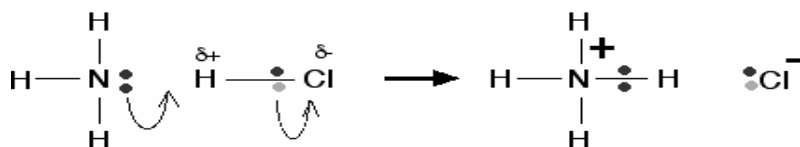
Di beberapa *textbook* dikatakan bahwa amonia mendonorkan pasangan elektron bebasnya kepada ion hidrogen, suatu proton sederhana yang tidak mengandung elektron di sekitarnya. Hal ini merupakan suatu kesalahpahaman. Kita tidak bisa menemukan H^+ bebas dalam suatu sistem kimia. Ion H^+ sangat reaktif sehingga ion H^+ selalu terikat pada sesuatu. Tidak akan pernah ditemukan ion hidrogen bebas dalam molekul HCl. Dalam molekul HCl tidak terdapat orbital

kosong yang dapat menerima pasangan elektron bebas. Mengapa HCl bertindak sebagai asam Lewis?

Klor jauh lebih elektronegatif dibandingkan hidrogen. Hal itu berarti bahwa HCl merupakan molekul polar. Elektron dalam ikatan hidrogen-klor akan lebih tertarik ke arah klor dan membuat hidrogen sedikit bermuatan positif dan klor sedikit bermuatan negatif.



Pasangan elektron bebas pada atom nitrogen (dalam molekul amonia) tertarik ke arah hidrogen (dalam molekul HCl) yang sedikit bermuatan positif. Pada saat keduanya mendekat, elektron pada ikatan hidrogen-klor akan saling menolak ke arah atom klor. Ikatan koordinasi terbentuk antara nitrogen dan hidrogen, klor akan lepas menghasilkan ion klorida.



Molekul HCl secara keseluruhan bertindak sebagai asam Lewis, karena dapat menerima pasangan elektron dari amonia.

BAB VI

TATA NAMA SENYAWA ORGANIK

6.1. Prinsip Dasar

Tatanama organik atau lengkapnya tatanama IUPAC untuk kimia organik adalah suatu cara sistematis untuk memberi nama senyawa organik yang direkomendasikan oleh International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). Idealnya, setiap senyawa organik harus memiliki nama yang dari sana dapat digambarkan suatu formula struktural dengan jelas. Untuk komunikasi umum dan menghindari deskripsi yang panjang, rekomendasi penamaan resmi IUPAC tidak selalu diikuti dalam prakteknya kecuali jika diperlukan untuk memberikan definisi ringkas terhadap suatu senyawa atau jika nama IUPAC lebih sederhana (bandingkan etanol dengan etil alkohol). Jika tidak, maka nama umum atau nama trivial yang biasanya diturunkan dari sumber senyawa tersebutlah yang digunakan.

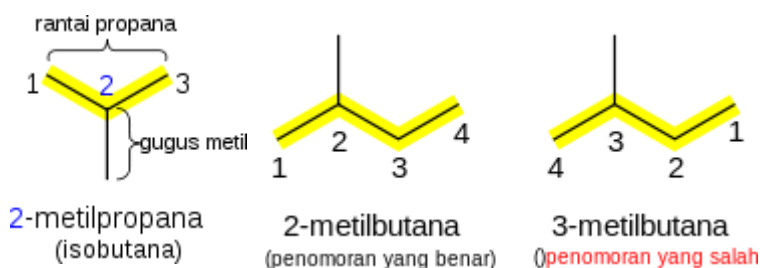
Tatanama IUPAC menggunakan sejumlah awalan, akhiran, dan sisipan untuk mendeskripsikan jenis dan posisi gugus fungsi pada suatu senyawa. Pada kebanyakan senyawa, penamaan dapat dimulai dengan menentukan rantai hidrokarbon Ingold Prelog jika ambiguitas masih saja ada pada struktur rantai hidrokarbon induk. Nama dari rantai induk dimodifikasi dengan akhiran gugus fungsi yang memiliki prioritas tertinggi, sedangkan gugus fungsi sisanya diindikasikan dengan awalan yang dinomori dan disusun secara alfabetis. Dalam kebanyakan kasus, penamaan yang tidak mengikuti kaidah penamaan yang baik dan benar bisa menghasilkan nama yang masih bisa dimengerti strukturnya — tentu saja penamaan yang baik dan benar direkomendasikan untuk menghindari ambiguitas.

6.2. Alkana

Alkana yang berantai tunggal memiliki akhiran "-ana" dan diberikan awalan tergantung pada jumlah atom dalam rantai tersebut mengikuti aturan imbuhan pengganda IUPAC:

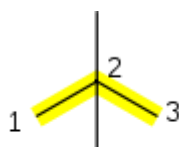
Jumlah karbon	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
Awalan	Met-	Et-	Prop-	But-	Pent-	Heks-	Hept-	Okt-	Non-	Dek-	Undek-	Dodek-	Tridek-	Tetradek-	Pentadek-

Sebagai contoh alkana paling sederhana CH_4 adalah metana dan alkana berkarbon sembilan $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}_3$ adalah nonana. Hal yang sama juga berlaku pada alkana berkarbon 157 $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{155}\text{CH}_3$, dinamakan heptapentahektana. Tanda kurung digunakan untuk mengindikasikan pengulangan dari molekul yang dikurung, $(\text{CH}_2)_{155}$ mengindikasikan sebuah molekul yang terdiri dari 155 rantai CH_2 . Alkana siklik diberi nama dengan menggunakan awalan "siklo-", sebagai contoh C_4H_8 dinamakan siklobutana dan C_6H_{12} dinamakan sikloheksana



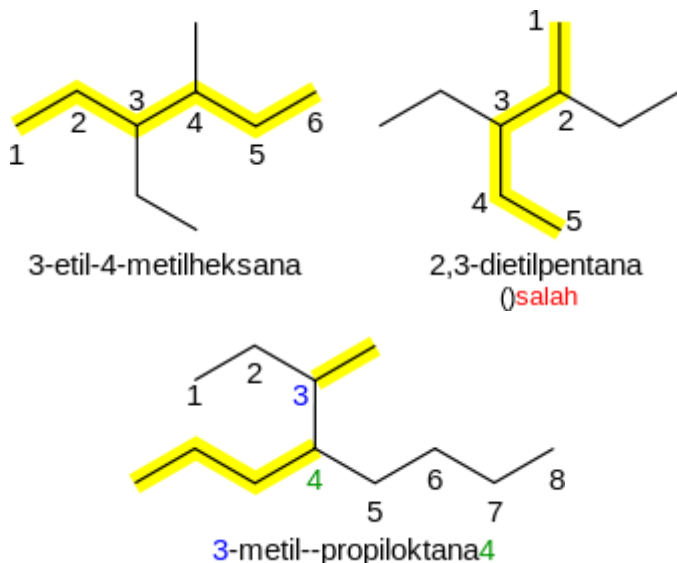
Alkana bercabang dinamakan dengan menggunakan nama alkana berantai tunggal yang dilekatkan gugus alkil. Gugus alkil ini diberi awalan angka yang mengindikasikan di mana ia melekat pada karbon tertentu. Gugus alkil ini diberi sisipan "-il-". Sebagai contoh $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_3$ bisa dianggap sebagai rantai propana yang dilekatkan dua gugus metil di karbon nomor 2. Senyawa ini diberi nama 2-metilpropana. Awalan angka dapat dihapus jika ia tidak menimbulkan ambiguitas, jadi 2-metilpropana ditulis sebagai metilpropana (struktur

1-metilpropana adalah identik dengan butana). Jika terdapat ambiguitas dalam posisi substituen, yakni karbon mana yang dinomori sebagai "1", dipilih penomoran dengan angka yang paling kecil. Sebagai contoh, $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2\text{CH}_3$ (isopentana) dinamakan 2-metilbutana, bukan not 3-metilbutana. Oleh karena tidak ada struktur lain yang bernama metilbutana kecuali 3-metilbutana, awalan angka 3 ini dapat dihapus.



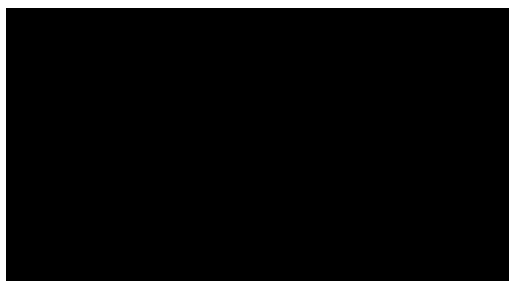
2,2-dimetilpropana
(neopentana)

Jika terdapat cabang-cabang rantai dengan alkil yang sama, posisi mereka dipisahkan dengan koma dan diberi awalan di-, tri-, tetra-, dsb., tergantung pada jumlah cabang tersebut, contohnya $\text{C}(\text{CH}_3)_4$ dinamakan 2,2-dimetilpropana. Jika terdapat gugus alkil yang berbeda, maka mereka disusun menurut susunan abjad dan dipisahkan dengan koma maupun tanda hubung: 3-etil-4-metilheksana. Dalam hal ini rantai induk diambil dari rantai yang paling panjang, oleh karena itu 2,3-dietilpentana adalah nama yang salah. Awalan di-, tri-, dsb tidak dihiraukan ketika kita mengurutkan gugus alkil (contohnya 3-etil-2,4-dimetilpentana, bukan 2,4-dimetil-3-etilpentana). Jika terdapat beberapa kemungkinan rantai paling panjang, maka rantai yang memiliki cabang terbanyaklah yang digunakan.



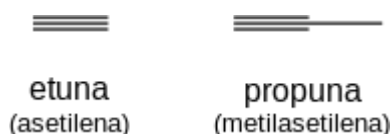
Sub-cabang dari rantai samping diberikan imbuhan sesuai dengan sistem penomoran sekunder pada cabang samping, penomoran dimulai dari titik cabang rantai utama dan seluruh rantai samping dikurung dan dianggap sebagai substituen tunggal. Contohnya 4-(1-metiletil)oktana adalah rantai oktana dengan cabang rantai di karbon nomor 4, cabang tersebut terdiri dari gugus etil dengan gugus metil yang melekat pada cabang etil.

6.3. Alkena dan Alkuna



Alkena dinamakan dari rantai induk alkana dengan akhiran "-ena" dan awalan angka yang mengindikasikan posisi ikatan rangkap karbon pada rantai: $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$ dinamakan 1-butena. Etena (etilena) dan

propena (propilena) tidak memerlukan imbuhan angka karena tidak ada kemungkinan terjadinya ambiguitas pada struktur senyawa. Sama seperti kaidah sebelumnya, nomor yang diambil adalah nomor yang paling kecil. Ikatan rangkap yang lebih dari satu diberikan imbuhan majemuk -adiena, -atriena, dll. sesuai dengan berapa banyaknya ikatan rangkap tersebut: $\text{CH}_2=\text{CHCH}=\text{CH}_2$ dinamakan 1,3-butadiena. Isomer *cis* dan *trans* diindikasikan dengan awalan *cis*- atau *trans*-: *cis*-2-butena, *trans*-2-butena. Isomer geometrik lainnya yang lebih rumit dapat diindikasikan dengan menggunakan kaidah prioritas Cahn Ingold Prelog.

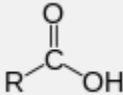
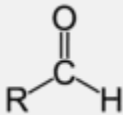
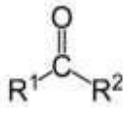
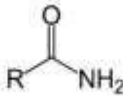


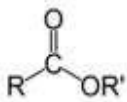
Alkuna dinamakan dengan cara yang sama dengan alkena, namun dengan akhiran "-una" yang mengindikasikan ikatan rangkap tiga, misalnya etuna dan propuna.

6.4. Gugus fungsi

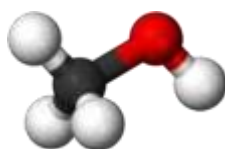
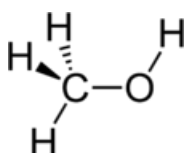
Dalam kita dapat mengetahui suatu golongan senyawa organik, seperti misalnya: golongan alkohol, asam karboksilat, eter, ester, dan lain-lain adalah dari gugus fungsinya. Berikut ini terlihat pada tabel 15 contoh gugus fungsi dari beberapa senyawa organik.

Tabel 15. Beberapa contoh gugus fungsi dari senyawa organik

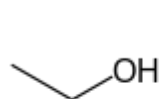
Golongan	Struktur	Tatanama IUPAC	Tatanama IUPA untuk rantai siklik (jika beda dari rantai lurus)	Tatanama umum
Gugus alkil	R—	<i>Alkil</i>	-	<i>Alkil</i>
Halogen	R—X (halogen)	<i>Halo'alkana</i>	-	<i>Alkil halida</i>
Alkohol	R—OH	<i>Alkanol</i>	-	<i>Alkil alkohol</i>
Amina	R—NH ₂	<i>Alkamina/Amino Alkana</i>	-	<i>Alkil amina</i>
Asam karboksilat		Asam (<i>Alk</i> + 1)anoat	Asam sikloalkanakarboksilat	-
Aldehida		<i>Alkanal</i>	Sikloalkanakarbaldehida	-
Keton		<i>Alkanon</i>	-	<i>Alk₍₁₎il Alk₍₂₎il keton</i>
Thiol	R—SH	<i>Alkanathiol</i>	-	-
Amida		(<i>Alk</i> + 1)anamida	Sikloalkanakarboksamida	-
Eter	R ₁ —O—R ₂	<i>alkoksialkana</i>	-	<i>Alk₍₁₎il Alk₍₂₎il eter</i>

Ester		<i>Alk</i> ₍₁₎ il <i>Alk</i> ₍₂₎ ano at	<i>Alk</i> ₍₁₎ il Siklo <i>alk</i> ₍₂₎ anakarboksil at	<i>Alk</i> ₍₁₎ il (<i>Alk</i> + 1) ₍₂₎ anoat
-------	---	--	--	--

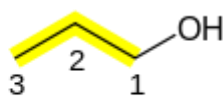
6.5. Alkohol



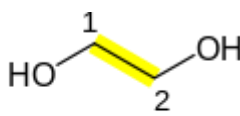
Metanol



etanol
(etil alkohol)

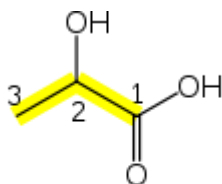


1-propanol
(propil alkohol)*n*-



1,2-etanadiol
(etilena glikol)

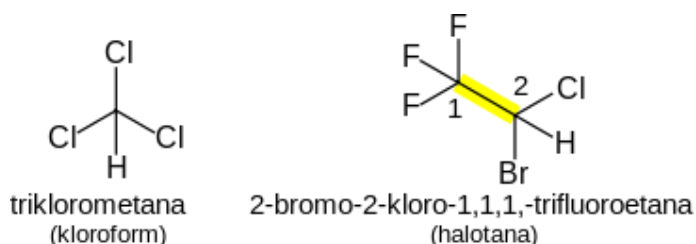
Alkohol (R-OH) dinamakan dengan menghilangkan huruf paling akhir "a" dari alkana dan dipasangkan dengan akhiran "-ol" dengan imbuhan angka yang mengindikasikan posisi ikatan gugus alkohol: CH₃CH₂CH₂OH dinamakan 1-propanol. (Metanol dan etanol tidak memerlukan imbuhan angka karena tidak ada ambiguitas dalam strukturnya). Akhiran -diol, -triol, -tetraol, dll. digunakan jika gugus alkohol dalam suatu senyawa lebih dari satu: Etilena glikol CH₂OHCH₂OH dinamakan 1,2-etanadiol.



asam 2-hidroksipropanoat

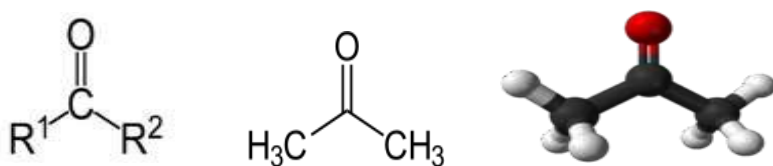
Jika terdapat gugus fungsi lain yang memiliki prioritas lebih tinggi, maka awalan "hidroksi" digunakan untuk mengindikasikan gugus fungsi alkohol: $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$ dinamakan asam 2-hidroksipropanoat.

6.6. Halogen (Alkil Halida)



Gugus fungsi Halogen diawali dengan kata-kata fluoro-, kloro-, bromo-, iodo-, dll., tergantung dari halogenennya. Gugus yang lebih dari satu dinamai dikloro-, trikloro-, etc., dan gugus yang berbeda dinamai sesuai urutan alfabet. Contohnya, CHCl_3 (kloroform) adalah triklorometana. Anestetik Halotana (CF_3CHBrCl) adalah 2-bromo-2-kloro-1,1,1-trifluoroetana.

6.7. Keton



Salah satu contoh Keton, Aseton

Keton bisa berarti gugus fungsi yang dikarakterisasikan oleh sebuah gugus fungsi karbonil ($\text{O}=\text{C}$) yang terhubung dengan dua atom karbon ataupun senyawa kimia yang mengandung gugus karbonil. Keton memiliki rumus umum:



Senyawa karbonil yang berikatan dengan dua karbon membedakan keton dari asam karboksilat, aldehida, ester, amida, dan senyawa-senyawa beroksigen lainnya. Ikatan ganda gugus karbonil membedakan keton dari alkohol dan eter. Keton yang paling sederhana adalah aseton (secara sistematis dinamakan 2-propanon).

Atom karbon yang berada di samping gugus karbonil dinamakan karbon- α . Hidrogen yang melekat pada karbon ini dinamakan hidrogen- α . Dengan keberadaan asam katalis, keton mengalami tautomerisme keto-enol. Reaksi dengan basa kuat menghasilkan enolat.

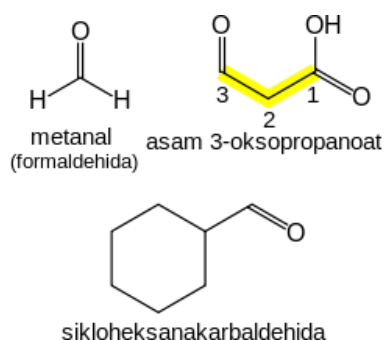
Secara umum, keton dinamakan dengan tatanama IUPAC dengan menggantikan sufiks *-a* pada alkana induk dengan *-on*. Untuk keton yang umumnya dijumpai, nama-nama tradisional digunakan, seperti pada aseton dan benzofenon, nama-nama ini dianggap sebagai nama IUPAC yang dipertahankan walaupun beberapa buku kimia menggunakan nama propanon.

Okso adalah tatanama IUPAC resmi untuk gugus fungsi keton. Namun prefiks lainnya juga digunakan dalam berbeagai buku dan jurnal. Untuk senyawa-senyawa yang umum (terutama pada biokimia), keto atau okso adalah istilah yang digunakan untuk menjelaskan gugus fungsi keton (juga dikenal dengan nama alkanon). Okso juga merujuk pada atom oksigen tunggal yang berkoordinasi dengan logam transisi (okso logam).



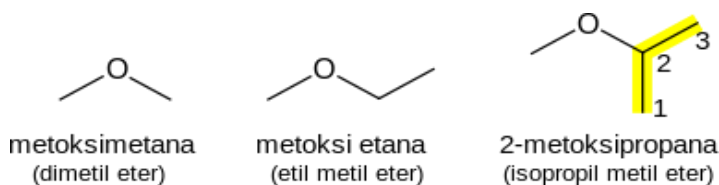
Secara umum penamaan pada keton ($R-CO-R$) adalah berakhiran "-on" dengan sisipan di tengah adalah nomor posisi: $CH_3CH_2CH_2COCH_3$ disebut 2-pentanon. Jika terdapat imbuhan gugus fungsi lainnya yang berprioritas lebih tinggi, maka awalan "okso-" yang digunakan: $CH_3CH_2CH_2COCH_2CHO$ disebut 3-oksoheksanal.

6.8. Aldehida



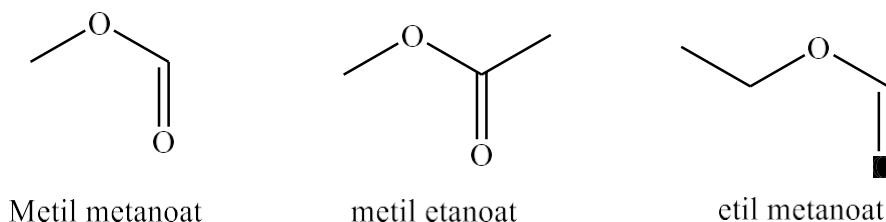
Aldehida ($R-CHO$) mempunyai akhiran "-al". Jika terdapat gugus fungsi lainnya, maka karbon aldehida pada rantai tersebut berada pada posisi "1", kecuali terdapat gugus fungsi lainnya yang berprioritas lebih tinggi. Jika dibutuhkan awalan bentuk, maka imbuhan "okso-" digunakan (sama seperti keton), dengan nomor posisi mengindikasikan akhir rantai: $CHOCH_2COOH$ disebut asam 3-oksopropanoat. Jika karbon pada gugus karbonil tidak dapat dimasukkan ke dalam rantai karbon (misalnya dalam kasus aldehida siklik), maka digunakan awalan "formil-" atau akhiran "-karbaldehida": $C_6H_{11}CHO$ disebut sikloheksanakarbaldehida. Jika aldehida terhubung ke benzena dan merupakan gugus fungsi utama, maka sufiksnya menjadi benzaldehida.

6.9. Eter



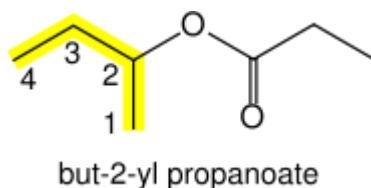
Eter ($R-O-R$) terdiri dari sebuah atom oksigen yang berada di antara 2 rantai karbon yang menyambung. Rantai yang lebih pendek di antara 2 rantai karbon itu menjadi awal nama dengan sufiks "-ana" menjadi "-oksi". Rantai alkana yang lebih panjang menjadi akhir nama eter tersebut. Sehingga CH_3OCH_3 disebut metoksimetana, dan $CH_3OCH_2CH_3$ disebut metoksietana (*bukan* etoksimetana). Jika oksigen tidak tersambung pada akhir rantai utama alkana, maka seluruh rantai pendek gugus alkil beserta eter dianggap sebagai rantai samping dan diberikan imbuhan nomor yang sesuai dengan posisi ikatan rantai tersebut dengan rantai utama. Maka $CH_3OCH(CH_3)_2$ disebut 2-metoksipropana.

6.10. Ester



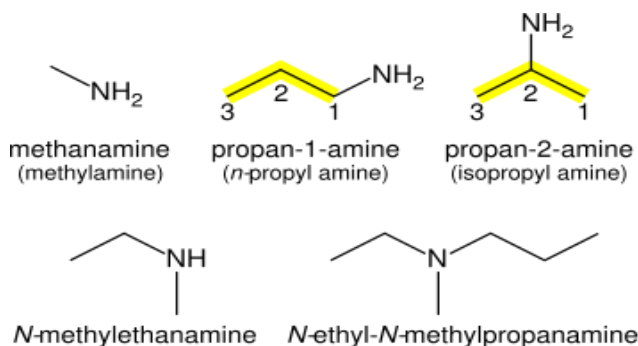
Ester ($R-CO-O-R'$) adalah nama turunan alkil dari asam karboksilat. Gugus alkil (R') disebut pertama kali. Bagian $R-CO-O$ kemudian dinamai dengan kata terpisah sesuai dengan nama asam karboksilatnya, dengan nama terakhirnya berakhiran dengan *-oat*. Contohnya, $CH_3CH_2CH_2CH_2COOCH_3$ disebut *metil pentanoat*, dan $(CH_3)_2CHCH_2CH_2COOCH_2CH_3$ disebut *etil 4-metil pentanoat*. Untuk

ester semacam etil asetat ($\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$), etil format ($\text{HCOOCH}_2\text{CH}_3$) atau dimetil fitalat yang berasal dari asam, maka IUPAC tetap menyarankan tetap memakai nama ini. Beberapa contoh sederhana ditunjukkan dalam gambar.



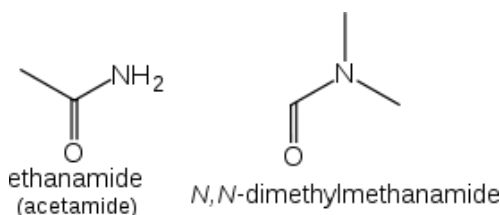
Jika gugus alkil tidak terhubung di akhir rantai, maka letak posisi yang terhubung dengan gugus ester diberi imbuhan "-il": $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{OOCCH}_2\text{CH}_3$ disebut 2-butil propanoat atau 2-butil propionat.

6.11. Amina dan amida



Amina (R-NH_2) adalah gugus fungsi yang namanya diambil dari rantai alkana yang mendapatkan imbuhan "-amina" (contoh: CH_3NH_2 Metil amina). Jika dibutuhkan, maka posisi berikatan juga diberi imbuhan: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ 1-propanamina, $\text{CH}_3\text{CHNH}_2\text{CH}_3$ 2-propanamina. Imbuhan di depan adalah "amino-" Untuk amina sekunder (rumus umum R-NH-R), rantai karbon terpanjang akan terhubung dengan atom nitrogen dan menjadi nama utama amina tersebut, rantai yang lainnya dinamai dengan gugus alkil, lokasi gugus yang berikatan

dengan gugus fungsi diberi huruf miring *N*: $\text{CH}_3\text{NHCH}_2\text{CH}_3$ disebut dengan *N*-methiletanamida. Amina tersier (R-NR-R) juga dinamai mirip: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{N}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ disebut *N*-etil-*N*-metilpropanamida. Juga, nama gugus alkil diurutkan sesuai alfabet.



Amida (R-CO-NH_2) diberi tambahan kata "-amida", atau "-karboksamida" jika karbon di dalam gugus amida tidak termasuk dalam rantai utama. Imbuhan kata di depan biasanya diberi kata "karbamol-" dan "amido-". Amida sekunder dan tersier juga dinamai sama dengan amina: rantai alkana yang terhubung dengan atom nitrogen diperlakukan sebagai substituen dengan letak gugus alkil diberi prefiks *N*: $\text{HCON}(\text{CH}_3)_2$ disebut *N,N*-dimetilmetanamida.

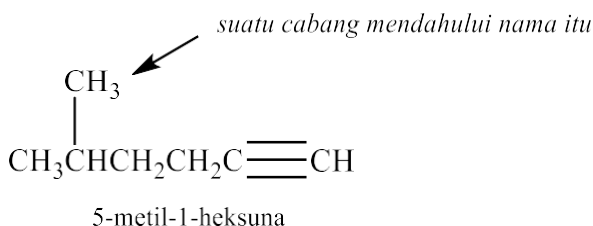
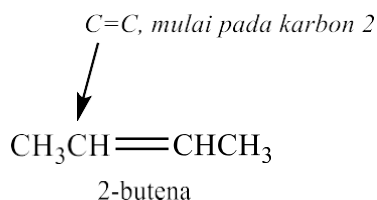
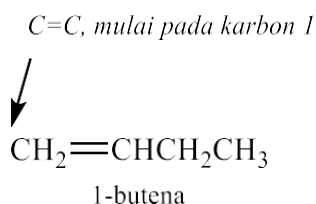
BAB VII

ALKANA, ALKENA DAN ALKUNA

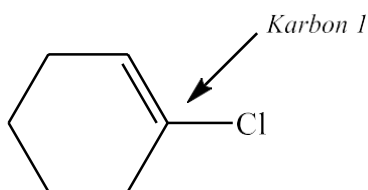
7.1. Tinjauan Tata Nama Organik

CH_3CH_3	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	$\text{CH}\equiv\text{CH}$
Etana	Etena	Etuna
<i>Sebuah alkana</i>	<i>(Nama trivial :etilena)</i>	<i>(Nama trivial : asetilena)</i>
	<i>Sebuah alkana</i>	<i>Sebuah alkuna</i>

Dalam tata nama IUPAC ketidakjenuhan karbon karbon selalu ditandai oleh suatu-perubahan dalam akhiran (dari) nama induk itu. Jika hidrokarbon induk tak mengandung ikatan rangkap maupun ganda tiga, digunakan akhiran:-*lana*l. Nama umum bagi hidrokarbon dengan ikatan tunggal ialah:-*lAlkana*l. Rumus umum alkana adalah $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Jika terdapat sebuah ikatan rangkap akhiran:-*lana*l-diubah menjadi:-*len*al. Nama umum bagi hidrokarbon dengan sebuah ikatan rangkap ialah:-*lAlken*al. Rumus umum alkena adalah C_nH_{2n} . Jika sebuah ikatan ganda tiga dinyatakan oleh:-*luna*l.-Hidrokarbon yang mengandung-ikatan ganda tiga ialah:-*lAlkuna*l.

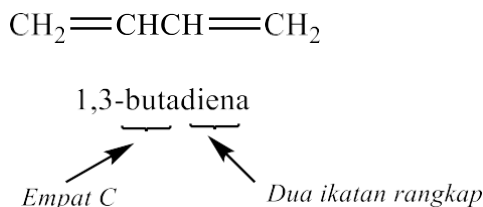


Bila induk itu mengandung empat karbon atau lebih, harus digunakan sebuah nomor awalan untuk menunjukkan posisi ikatan rangkap atau ganda tiga itu. Rantai itu dinomori sedemikian sehingga *ikatan rangkap atau ganda tiga itu memperoleh nomor serendah mungkin*, bahkan juga bila dengan demikian sebuah gugus awalan terpaksa memperoleh nomor yang lebih tinggi. Hanya satu nomor diperlukan untuk tiap ikatan rangkap atau ganda tiga, disepakati bahwa ikatan rangkap atau ganda tiga itu, *mulai pada posisi dengan nomor ini ke atom karbon dengan nomor berikutnya*. Jadi suatu nomor awalan-2-berarti ikatan rangkap atau ganda tiga itu berada antara-karbon-2-dan-3-bukan antara karbon-2-dan-1.



1- klorosikloheksana
Sebagai ganti dari 1-kloro-1-sikloheksena

Dalam beberapa nama, angka 1 pada awalan tidak begitu diperhatikan dan-tidak ditulis untuk ikatan rangkap karbon karbon atau gugus fungsional lainnya. Angka-ini hanya dapat dihilangkan hanya dalam hal-hal dimana tidak ada masalah tentang-kedudukan gugus fungsional.



Jika sebuah struktur mengandung lebih dari satu ikatan rangkap atau ganda-tiga, maka nama itu menjadi sedikit lebih rumit. Contohnya-suatu-diena-diatas, sebuah-senyawa dengan-dua-ikatan-rangkap,-menunjukkan-penempatan-nomor-nomor-dan-awalan di itu. Perhatikan bahwa sebuah huruf-|| -disisipkan-sebelum-|| -untuk-memudahkan pelafalan. Kebanyakan senyawa organik mengandung bagian dari-strukturnya, yang terdiri dari atom karbon dan hidrogen. Lemak adalah-suatu-contoh-senyawa-organik yang-memiliki-gugus-gugus-ester-dan-rantai-hidrokarbon-yang-panjang. Rantai-inidapat-alkil-atau-alkenil-(mengandung-suatu-ikatan-rangkap).

7.2. Sifat Kimia Alkana

Alkana dan sikloalkana tidak reaktif dibandingkan dengan senyawa organik-yang memiliki gugus fungsional. Misalnya banyak senyawa organik bereaksi-dengan asam kuat,-basa,-zat-pengoksid-atau-zat-pereduksi. Umumnya-alkana-dan-sikloalkana-tidak-bereaksidengan-reagensia-ini. -Karena-sifat-kurang-reaktif-ini-maka-kadang-kadang-

alkana-disebut-sebagai-parafin,-(Latin:-*parum-affins*,-lafinitas-kecil-sekali)).

7.3. Sifat Fisika Alkana

CH_3I	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{I}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{I}$
Iodometana	Iodoetana	Iodopropana
t.d. 43 °C	t.d. 73 °C	t.d. 102 °C

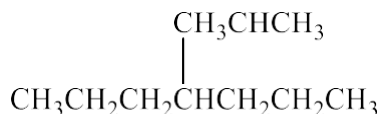
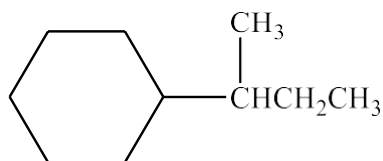
Alkana adalah senyawa non-polar. Akibatnya gaya tarik antar-molekul-lemah. Alkana rantai lurus sampai dengan butane adalah gas pada temperatur-kamar. Alkana C sampai C17 adalah-cairan. Alkana rantai lurus dengan 18-atom-C atau lebih adalah zat padat. Titik-didih suatu senyawa sebagian bergantung-pada banyaknya energy yang diperlukan oleh molekul molekulnya untuk lolos-dari fase cair menuju fase gas. Titik didih senyawa dalam deret homolog-bertambah sekitar 30°C untuk tiap gugus metilena (CH_2) tambahan. Kenaikan-titik-didih pada hakikatnya disebabkan oleh membesarnya gaya-tarik van-der-waals antara molekul yang makin-panjang.

7.4. Prosedur Umum Dalam Menamai Alkana Bercabang

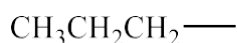
1. Carilah rantai lurus yang terpanjang (rantai-induk) yang ditunjukkan lurus-maupun tidak, dan namailah rantai ini.
2. Nomori rantai induk itu, dimulai dari ujung yang paling dekat dengan-percabangan.
3. Kenali cabang itu dan posisinya.
4. Lekatkan nomor dan nama cabang pada nama induknya.

7.5. Rantai samping bercabang

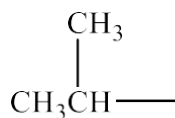
Suatu gugus alkil mungkin bercabang dan bukan rantai lurus. Sebagai-contohnya pada suatu cincin sikloheksana yang menunjukkan rantai samping-bercabang. Dan pada suatu rantai heptana.



Gugus bercabang biasa mempunyai nama spesifik (khusus). Misalnya gugus-propil itu disebut gugus propel dan gugus isopropil. Untuk menekankan bahwa-suatu rantai samping tidak bercabang, sering digunakan awalan-*n*-(**kepanjangan:-normal**). Awalan-*iso*-(**dari-kata-isomerik**) digunakan untuk menyatakan suatu-cabang metal pada ujung rantai samping alkil.



Propil atau (*n*-propil)



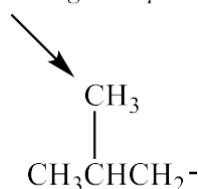
isopropil

Suatu rantai samping empat karbon mempunyai kemungkinan empat-struktural. Gugus butyl atau-*n*-butil, suatu gugus rantai lurus. Gugus isobutil-mempunyai suatu cabang metal pada ujung rantai. Kedua gugus butyl ini diberi-nama mirip gugus propil.



Butil atau (*n*-butil)

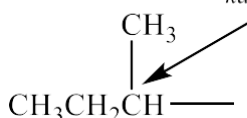
Cabang metil pada ujung rantai



isobutil

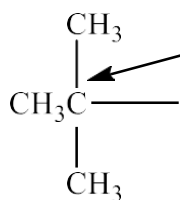
Gugus butyl sekunder (disingkat:-sec-butyl) memiliki dua karbon yang-terikat pada karbon kepala (karbon-lekatan). Gugus butyl tersier (disingkat:-*tert*-butyl-atau-*t*-butyl) memiliki tiga karbon yang terikat pada karbon lekatan.

dua atom C pada karbon lekatan



sec-Butil

Tiga atom C pada karbon lekatan



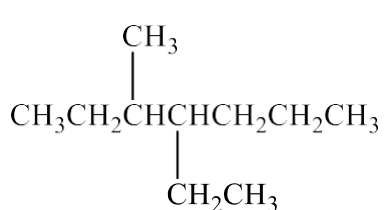
t-butil

7.6. Cabang ganda

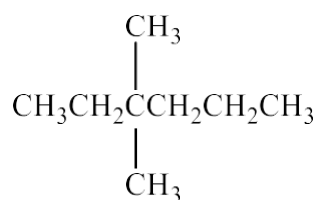
Jika dua cabang atau lebih terikat pada suatu rantai induk, ditambahkan-lebih banyak awalan pada nama induk. Awalan awalan itu diurutkan secara alfabet. Jika dua substituent atau lebih pada suatu induk itu sama (misalnya:-2-gugus-metil-atau-3-gugus-etil), maka gugus gugus ini digabung dalam nama-itu. Misalnya:-dimetil-berarti-||dua-gugus-metil||-dan-trietil-berarti:|tiga-gugus-etil|. Awalan-di,-tri,-dan-seterusnya, yang menyatakan banyaknya gugus seperti terlihat pada tabel 16 berikut-ini.

Tabel 16. Penamaan awalan banyaknya gugus

Nomor	Awalan
2	di-
3	Tri-
4	Tetra-
5	Penta-
6	Hexa-

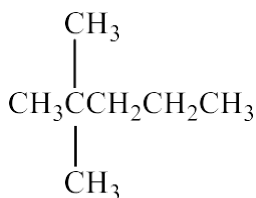


4-etil-3-metilheptana

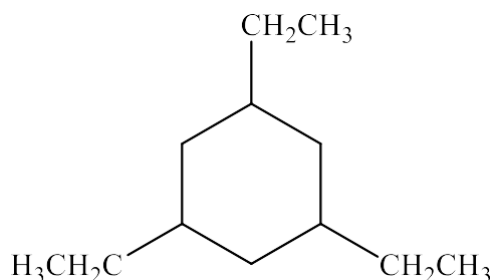


3-etil-3-metilheksana

Dalam suatu nama, awalan-*di*-atau-*tri*-itu didahului oleh nomor posisi. Jika-digunakan-*di*,-diperlukan-*dua*-nomor; Jika-*tri*,-diperlukan-tiga-nomor-posisi. Perhatikan-penggunaan-koma-dan-garis-hubung-dalam-contoh-dibawah ini.



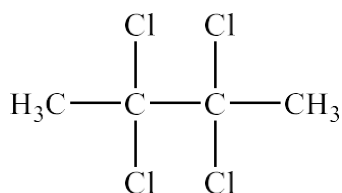
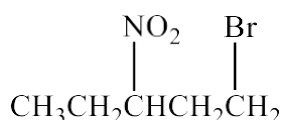
2,2-dimetilpentana



1,3,5-trietilsikloheksana

7.7. Substituen lain

Seperti cabang cabang alkil, beberapa gugus fungsional diberi nama sebagai-awalan pada nama induk. Aturan penggunaan awalan ini identik dengan aturan-untuk gugus alkil, kecuali bahwa disini induk ialah rantai-lurus-terpanjang-yang-mengandung-gugus-fungsional-itu. Posisi-gugus-fungsional-itu-ditandai-oleh-suatu-nomor-(serendah-mungkin),-dan-gugus-identik-didahului-oleh-di-atau-tri-.



1-bromo-3-nitropentana

2,2,3,3,-tetraklorobutana

Substituen lain yang sering dijumpai, :

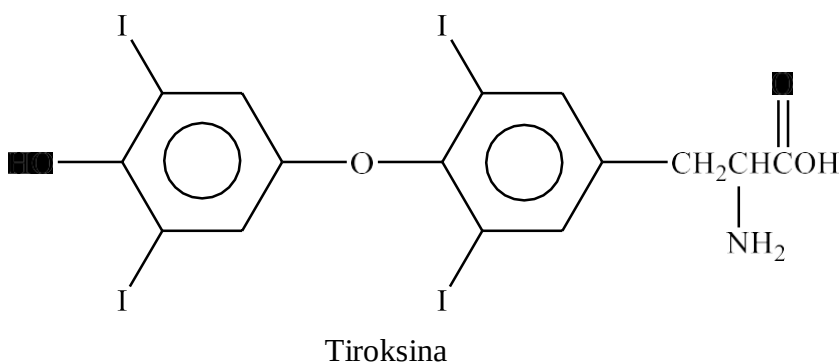
- NO₂ : diberi nama Nitro-
- F : diberi nama Fluoro-
- Cl : diberi nama Kloro-
- Br : diberi nama Bromo-
- I : diberi nama Iodo-

BAB VIII

HALIDA DAN ALKOHOL

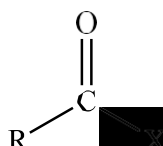
8.1. Alkil Halida

Senyawa organohalogen digunakan secara meluas dalam masyarakat-modern. Sebagai pelarut, insektisida, dan bahan dalam sintesis senyawa-organik. Kebanyakan senyawa organohalogen adalah sintetik. Senyawa-organohalogen agak jarang dijumpai dalam alam. Tiroksina (thyroxine) suatu-penyusun dari hormone tiroitiroglobulin, adalah suatu senyawa iod yang-terdapat dalam alam. Senyawa halogen agak lebih lazim dalam organisme-laut, seperti: ganggang dan rumput laut.



Banyak senyawa organohalogen bersifat racun (toxic) dan harus-digunakan dengan hati-hati. Misalnya:-pelarut-pelarut karbon-tetraklorida-(CCl₄) dan-kloroform (CHCl₃) mengakibatkan kerusakan hati bila dihirup berlebihan. Insektisida yang mengandung halogen halogen (seperti-DDT) digunakan-secara-meluas dalam pertanian; namun penggunaan itu merosot akhir-akhir ini karena-efek yang merusak lingkungan. Dipihak-lain beberapa-senyawa-halogen-

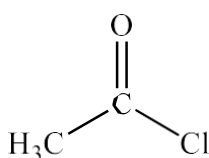
tampaknya-sangat-aman-dan-beberapa-digunakan-sebagai-pematisa-hirupan. Contoh-anestetika-ini-adalah-halotana-(CF_3CHBrCl)-dan-metoksi-flurana-($\text{CH}_3\text{OCF}_2\text{CHCl}_2$).



Asil halide

Dalam kimia, istilah asil halida atau asam halida adalah suatu senyawa yang diturunkan dari sebuah asam karboksilat dengan menggantikan gugus hidroksil dengan gugus halida.

Jika asam tersebut adalah asam karboksilat, senyawa tersebut mengandung gugus fungsional **-COX**, yang terdiri dari gugus karbonil terikat pada atom halogen seperti pada klorin. Rumus umum untuk sebuah asil halida dapat dituliskan dengan **RCOX**, di mana R dapat sebuah gugus alkil, CO adalah gugus karbonil, dan X menunjukkan atom halogen.



Contoh asil halida: Asetil klorida

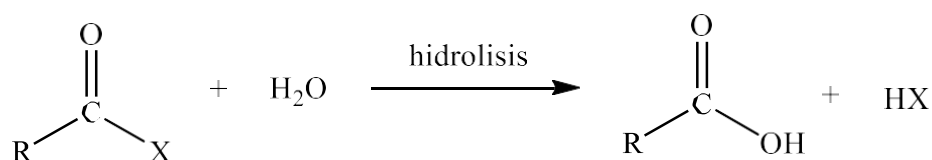
Gugus **RCO-** adalah sebuah asil halida. Asol klorida adalah asil halida yang sering digunakan. Asil halida dibuat dengan halogenasi sebuah asam karboksilat, maka dari itu dinamakan asam halida.

Cara yang umum dalam sintesis asil halida dalam laboratorium adalah dengan menggunakan reaksi antara asam

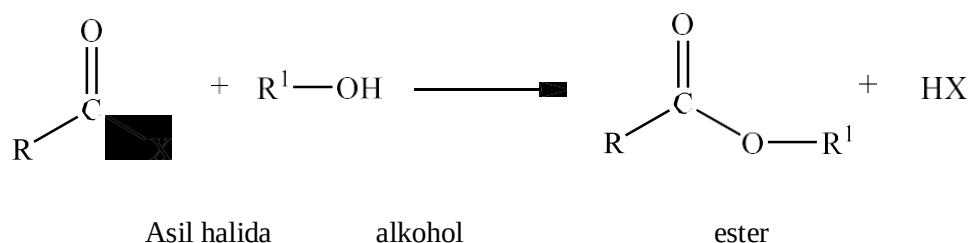
karboksilat dengan reagen-reagen seperti tionil klorida dan fosforus pentaklorida untuk asok halida, fosforus tribromida untuk asil bromida, dan asam sianurat untuk asil florida.

Asil halida adalah senyawa buatan yang dibuat dalam reaksi tertentu dari senyawa organik lainnya. Asil halida dapat bereaksi dengan:

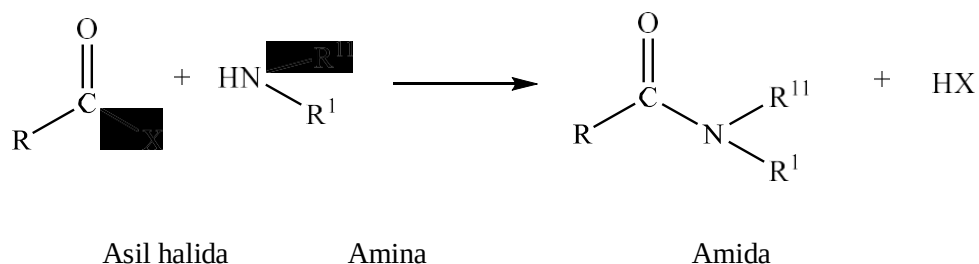
- Air untuk membentuk asam karboksilat



- Alkohol untuk membentuk ester :



- Amina untuk membentuk amida :

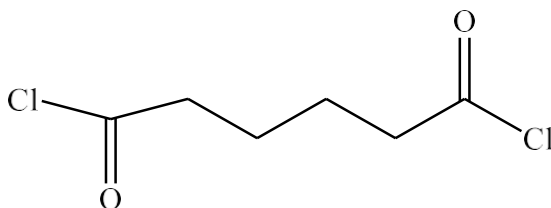


- senyawa aromatik, menggunakan katalis AlCl_3 , untuk membentuk keton aromatik.

Dalam reaksi di atas, HX atau hidrogen halida juga terbentuk. Contohnya, jika asil halida adalah asil klorida, juga akan terbentuk HCl atau asam klorida dalam reaksi.

Karena asil halida adalah senyawa agak reaktif, senyawa ini memiliki sifat racun dan harus berhati-hati. Asil halida dapat beraksi dengan air pada permukaan mata dan membentuk hidrohalat dan asam organik yang mengiritasi mata.

Sebuah molekul dapat memiliki lebih dari satu gugus asil halida. Contohnya, adipoil diklorida, atau adipoil klorida. Adipoil klorida memiliki dua asil klorida. Adipoil klorida digunakan dalam polimerisasi pada senyawa di-amino organik untuk membentuk poliamida seperti nilon atau polimerisasi dengan senyawa organik tertentu untuk membentuk poliester.



Adipoil klorida

8.2. Beberapa Type Senyawa Organohalogen

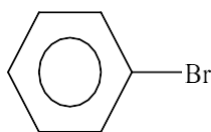
Senyawa yang mengandung hanya karbon, hidrogen, dan suatu atom-halogen, dapat dibagi dalam tiga kategori: alkil-halida, aril-halida- (dalam-mana-sebuah halogen terikat pada sebuah karbon dari suatu cincin-aromatik)-dan-halida vinilik (dalam mana sebuah halogen terikat pada sebuah karbon-berikatan-rangkap).

Alkil halida (RX) : CH_3I
Iodometana

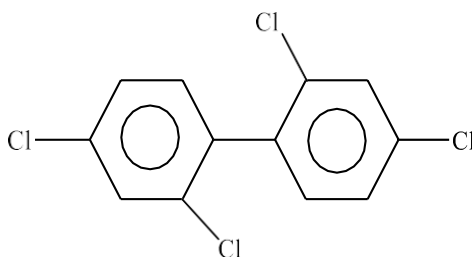
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$
kloroetana

Suatu anestetika yang membuat bebal dengan sangat mendinginkan

Aril halida (ArX) :



Bromobenzena



Suatu bifenil poliklor
(PCB polychlorinated biphenyl)

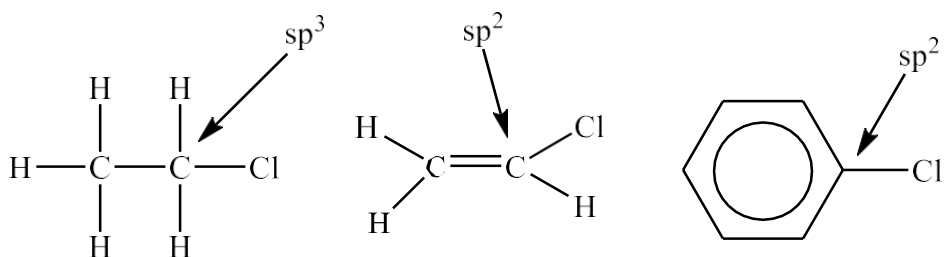
Suatu senyawa bersifat racun yang pernah digunakan sebagai suatu cairan pendingin dalam transformator

Halida vinilik : $\text{H}_2\text{C}=\text{CHCl}$

Kloroetena

*Bahan baku untuk polivinil klorida (PVC)
suatu plastik yang digunakan untuk membuat
pipa, bahan bangunan, piringan hitam, dan
kantong sampah*

R telah didefinisikan sebagai lambang umum untuk sebuah gugus-alkil. Serupa pula, Ar ialah lambang untuk sebuah gugus aromatik atau aril. Atom-halogen (F, Cl, Br, -atau-I) dapat diwakili oleh X. Dengan menggunakan lambang-umum, maka alkil-halida ialah: RX. Dan aril-halida seperti bromobenzena-($\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$) ialah: ArX. Ikatan sigma karbon halogen terbentuk oleh silang-menindihnya suatu orbital atom halogen dan suatu orbital hibrida atom-karbon. Tak dapat dipastikan mengenai ada tidaknya hibridisasi atom halogen dalam-suatu halide organik, karena sebuah halogen hanya membentuk satu-ikatan-kovalen-dan-karena-itu-tak-terdapat-sudut-ikatan-di-sekitar-atom-ini. Namun-karbon menggunakan orbital hibrida yang sama typenya untuk mengikat-halogen, hydrogen maupun atom karbon lain.



Sebuah atom F, Cl, atau Br bersifat elektronegatif terhadap karbon.

Meskipun keelektronegatifan Iod dekat dengan keelektronegatifan karbon, ion-Iod mudah dipolarisasi. Oleh karena itu alkil-halida bersifat polar. Suatu-atom halogen dalam sebuah senyawa organik adalah suatu gugus fungsional,-dan ikatan C-X merupakan letak reaktivitas kimia.

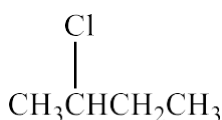
Momen dipole adalah jumlah vector dari momen ikatan dalam molekul. Karena-adisi vektor menyangkut arah maupun besarnya momen ikatan, maka momen dipole adalah-lukuran kepolaran molekul secara keseluruhan.

Momen dipole metal halida:

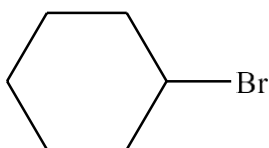
CH_3F	CH_3Cl	CH_3Br	CH_3I
1,81D	1,86D	1,78D	1,64D

8.3. Tata Nama dan Klassifikasi Alkil Halida

Dalam system IUPAC, suatu alkil-halida diberi-nama dengan suatu-awalan-halo. Banyak alkil-halida yang lazim, mempunyai nama gugus fungsional trivial. Dalam nama-nama ini, nama gugus-alkil disebut lebih dahulu, diikuti nama-halidanya.



IUPAC : 2-klorobutana
Trivial : sec-butylklorida



Bromosikloheksana
Sikloheksil bromida

Dalam reaksi kimia, struktur bagian alkil (dari) suatu alkil-halida berperan. Oleh karena itu perlu diperbedakan empat type alkil halida: metil; primer;-sekunder; dan tersier. Suatu metil halida ialah-|suatu struktur dalam mana satu-hidrogen dari metana telah digantikan oleh sebuah-halogen|.

Metil-halida:

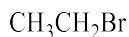
CH_3F
fluorometana

CH_3Cl
klorometana

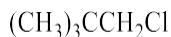
CH_3Br
bromometana

CH_3I
iodometana

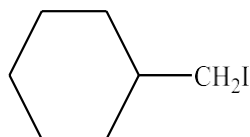
Alkil-halida-primer-(satu-gugus-alkil-terikat-pada-karbon-ujung):



Bromoetana



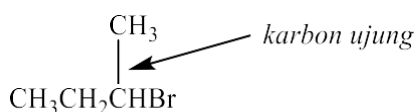
1-kloro-2,2-dimetilpropana



(iodometil)-sikloheksana

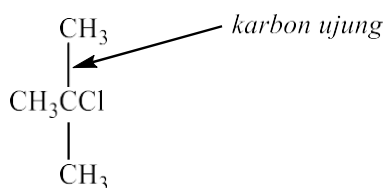
Karbon ujung sebuah alkil halida-ialah-|atom karbon yang terikat pada halogen|.

Suatu alkil halide primer-ialah (1°)-(RCH₂X) mempunyai-|suatu gugus alkil terikat-pada suatu karbon ujung|.



2-Bromobutana
(sec-butylbromida)

*Alkil halida sekunder
(dua gugus alkil terikat pada karbon ujung).*



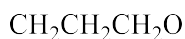
2-kloro-2-metilpropana
(t-butylklorida)

*Alkil halida tersier
(tiga gugus alkil terikat pada karbon ujung)*

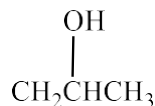
Suatu alkil halida sekunder (2°)-(R₂CHX) mempunyai dua gugus-alkil yang terikat pada karbon ujung. Dan suatu alkil-halida tersier (3°)-(R₃CX) mempunyai tiga gugus-alkil terikat pada karbon ujung. Dalam sistem IUPAC nama sebuah alkohol-(ROH) ialah nama hidrokarbon induk dengan huruf-lal-akhir diubah menjadi-loll. Nomor awalan digunakan bila diperlukan:-gugus-hidroksil itu (-OH) memperoleh nomor serendah mungkin.



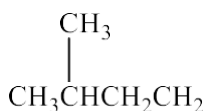
Propana



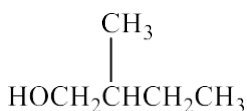
1-propanol



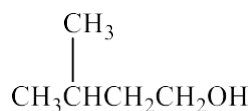
2-propanol



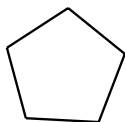
Metilbutana



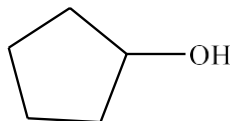
2-metil-1-butanol



3-metil-1-butanol



siklopentana



siklopentanol

8.4. Alkohol

Alkohol adalah kelompok senyawa yang mengandung satu atau lebih gugus fungsi hidroksil (-OH) pada suatu senyawa alkana. Alkohol dapat dikenali dengan rumus umumnya R-OH. Alkohol merupakan salah satu zat yang penting dalam kimia organik karena dapat diubah dari dan ke banyak tipe senyawa lainnya. Reaksi dengan alkohol akan menghasilkan 2 macam senyawa. Reaksi bisa menghasilkan senyawa yang mengandung ikatan R-O atau dapat juga menghasilkan senyawa mengandung ikatan O-H.

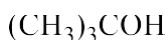
Salah satu senyawa alkohol, etanol (etil alkohol, atau alkohol sehari-hari), adalah salah satu senyawa yang dapat ditemukan pada minuman beralkohol. Rumus kimianya $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

8.5. Penamaan alkohol

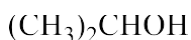
Penamaan alkohol mengikuti aturan IUPAC:

1. Temukan rantai karbon terpanjang yang paling tidak mengikat satu gugus -OH, ini adalah rantai utamanya
 - a. jika ada lebih satu gugus -OH, maka cari rantai terpanjang yang paling banyak mengandung gugus -OH-nya
 - b. namai apakah itu termasuk alkohol, alkana diol, triol, dsb.
2. Beri nomor pada gugus -OH, usahakan agar gugus -OH mendapatkan nomor terkecil
3. Prioritaskan gugus alkohol diatas gugus fungsi lainnya (karena gugus alkohol/hidroksi adalah gugus yang mendapat prioritas tertinggi dalam penamaan)

Sama seperti CH_3I dapat disebut-||metil-iodida||, Maka CH_3OH , dapat disebut-||metil-alkohol||. Macam nama ini adalah cara populer untuk menamai-alkohol yang bergugus alkil biasa.



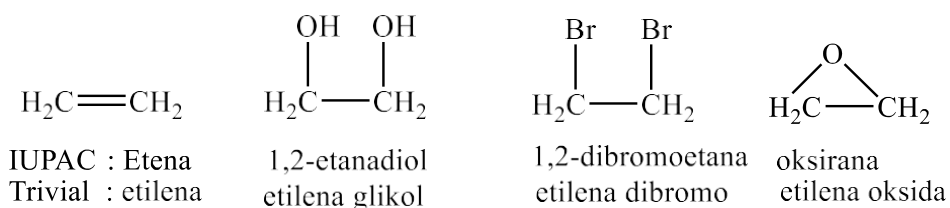
t-butyl alkohol



isopropil alkohol

Suatu diol (terutama-1,2-diol) sering dirujuk sebagai **glikol**.

Nama trivial untuk suatu-1,2-diol-ialah nama alkena padanannya, diikuti dengan-nama glikol. Seringkali epoksi dan 1,2-dihalida diberi nama secara serupa. Penamaan senyawa jenuh sebagai suatu turunan (derivat) alkena patutlah disayangkan;. Namun praktek ini-berkembang tak disengaja pada tahun-tahun awal kimia organik. Karena memang- semua senyawa ini dapat dibuat dari alkena.



Beberapa contoh alkohol dapat dilihat pada tabel 16 di bawah ini.

Tabel 17. Beberapa contoh alkohol

	Nama IUPAC	Nama umum
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	Etanol	Etil alkohol
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{-OH}$	1-Propanol	Propil alkohol
$(\text{CH}_3)_2\text{CH-OH}$	2-Propanol	Isopropil alkohol (Catatan: bukan isopropanol)
	2-Etil-1-butanol	2-Etilbutanol

	3-Metil-3-pentanol	
	2,2-Dimetilsiklopropanol	
Gugus -OH lebih dari 1		
	1,2-Etanadiol	Etilen glikol
	1,1-Etanadiol	Asetaldehid hidrat
	1,4-Sikloheksanadiol	
(juga dikenal sebagai lemak tubuh)	1,2,3-Propanatriol	Gliserol
-OH dapat dinamai sebagai substituen gugus hidroksil (hidroksialkana)		
	1,2-Di(hidroksimetil)sikloheksana	
	2-(hidroksimetil)-1,3-propanadiol	

8.6. Pengelompokan alkohol

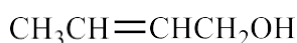
Alkohol, seperti alkil-halida, dapat dikelompokkan sebagai alkohol-metil,- primer,-sekunder, atau-tersier,-maupun-alilik-atau-benzilik.

CH_3OH
metil

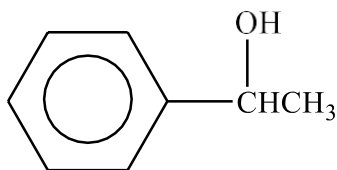
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
primer

$(\text{CH}_3)_2\text{CHOH}$
sekunder

$(\text{CH}_3)_3\text{COH}$
tersier



Suatu alkohol alilik
(dan primer)



Suatu alkohol benzilik
(dan sekunder)

a. Kelarutan dalam air

Alkohol berbobot molekul rendah larut dalam air, sedangkan alkil-halida-padanannya tidak larut. Kelarutan dalam air-ini langsung disebabkan oleh ikatan-hidrogen antara alcohol dan air. Bagian hidrokarbon suatu alcohol bersifat-hidrofob- (*hydrophobic*) yakni menolak molekul-molekul air. Makin panjang-bagian hidrokarbon ini akan makin rendah kelarutan alcohol dalam air. Bila rantai-hidrokarbon ini cukup panjang, sifat hidrofob ini dapat mengalahkan sifat hidrofil-(menyukai-air) gugus hidroksil. Alkohol berkarbon tiga, 1, dan 2-propanol,-bercampur (*miscible*) dengan air, Sedangkan 8,3-gram-1-butanol larut dalam 100-gram air. Percabangan meningkatkan kelarutan dalam air, Meskipun 1-butanol-hanya sedikit larut, -*t*-butil-alkohol $(\text{CH}_3)_3\text{COH}$, dapat bercampur dengan air. Ini-disebabkan oleh lebih kompak dan kurang hidrofobnya gugus-*t*-butil,-dibandingkan dengan-gugus-*n*-butil.

b. Sifat-sifat Fisis beberapa alkohol

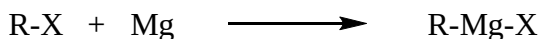
	Nama-IUPAC	Nama-	Rumus	T.d., °C	Rapatan g/mL
Kelarutan	2-propanol	Isopropil- alkohol	(CH	97,2	0,79
	1-butanol	Butil-alkohol	CH (	82,3	0
metanol	Metil-alkohol	CH OH 3		117	8
etanol	Etil-alkohol	CH CH OH 3 2	64,5	0,79	~
1-propanol	Propil-alkohol	CH CH CH OH 3 2 2	78,	0,79	0,80

8.7. Sintesis Alkohol

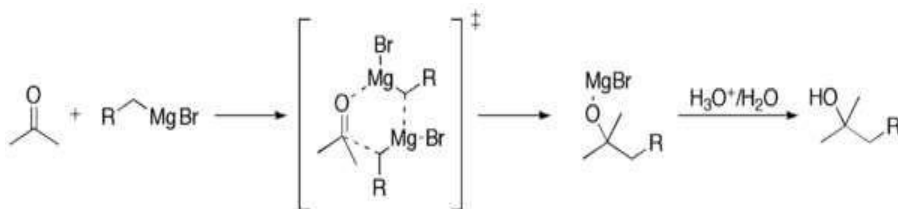
Ada 2 reaksi yang dapat dipakai untuk membuat/mensintesis alkohol dari gugus karbonil: reaksi adisi Grignard dan reaksi reduksi. Kita akan lihat satu per satu.

a. Reaksi adisi Grignard

Reagen grignard dibuat dengan cara mencampurkan logam magnesium dengan alkil halida (atau haloalkana). Atom magnesium akan menempati posisi di antara gugus alkil dan atom halogen (X) dengan rumus umum:



Pada contoh di bawah ini, digunakan bromin sebagai reagen grignard karena bromin merupakan atom halogen yang biasa dipakai dalam pembuatan reagen grignard.



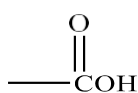
Mekanisme dari reagen Grignard yang bereaksi dengan sebuah karbonil

BAB IX

ASAM KARBOKSILAT DAN ETER

9.1. Asam Karboksilat

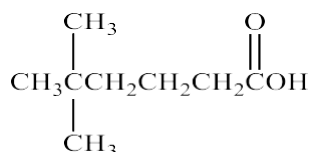
Asam karboksilat disebut juga golongan asam alkanoat. Asam karboksilat mempunyai rumus umum, yaitu $C_nH_{2n}O_2$. Asam karboksilat memiliki gugus fungsi ($-COOH$) yang dikenal dengan nama gugus karboksil. Suatu gugus karboksil ($-COOH$), seperti suatu gugus aldehida, harus berada pada awal sebuah rantai karbon, dan juga mengandung atom karbon pertama (karbon-1). Juga tidak diperlukan nomor untuk gugus ini dalam nama senyawa. Imbuhan untuk nama asam karboksilat ialah: -asam-oiat.



gugus karboksil



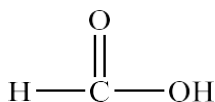
asam etanoat
(nama trivial : asam asetat)



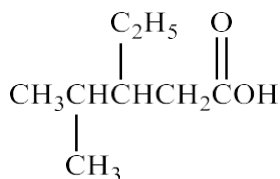
asam-5,5-dimetilheksanoat

9.1.1. Tata Nama Asam Karboksilat

Penamaan sistem IUPAC menggunakan nama alkana di mana akhiran -a diganti -oiat dan dengan menambahkan kata asam di depannya.



Asam metanoat



Asam 3-etil-4-metilpentanoat

9.1.2. Sifat-Sifat Fisika

a. Wujud

Pada temperatur kamar, asam karboksilat yang bersuku rendah adalah zat cair yang encer, suku tengah berupa zat cair yang kental, dan suku tinggi berupa zat padat yang tidak larut dalam air.

b. Titik didih dan titik leleh

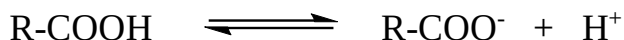
Td dan Tl asam karboksilat relatif tinggi karena kuatnya tarik menarik antarmolekul. Bahkan, lebih tinggi dari alkohol yang bersesuaian.

c. Kelarutan

Asam karboksilat suku rendah dapat larut dalam air, tetapi asam karboksilat suku yang lebih tinggi sukar larut air.

d. Daya hantar listrik

Asam karboksilat dapat terionisasi sebagian dalam air, sehingga termasuk senyawa elektrolit lemah.



9.1.3. Sifat-Sifat Kimia

a. Ikatan Kimia

Asam karboksilat mempunyai ikatan hidrogen sesamanya dan dapat berikatan secara ikatan hidrogen dengan molekul air.

b. Kepolaran

Asam karboksilat mempunyai gugus hidroksil yang bersifat polar sehingga asam karboksilat bersifat polar.

c. Kereaktifan

Kereaktifan asam karboksilat merupakan asam lemah dan makin lemah untuk suku yang lebih tinggi.

9.1.4. Kegunaan Asam karboksilat

Etanoat dan asam sitrat sering ditambahkan pada makanan untuk memberi mereka rasa asam. Benzoat, propanoat, dan asam sorbat digunakan sebagai pengawet makanan karena kemampuan mereka untuk membunuh mikroorganisme yang dapat menyebabkan pembusukan. Asam format dan asam etanoat yang banyak digunakan dalam industri sebagai titik awal untuk pembuatan cat, perekat, dan coating. Asam format dipakai untuk menggumpalkan lateks (getah karet). Asam asetat digunakan sebagai cuka makan.

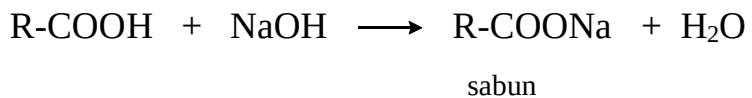
Beberapa kegunaan penting dari Asam karboksilat adalah:

- a. asam lemak yang lebih tinggi digunakan dalam pembuatan sabun. Sabun adalah garam-garam natrium kalium dari asam lemak yang lebih tinggi seperti asam stearat.
- b. asam organik digunakan dalam makanan, minuman dingin, dll. Sebagai contoh, asam asetat digunakan sebagai cuka. Garam natrium dari beberapa asam organik yang digunakan sebagai pengawet.
- c. asam organik digunakan untuk pembuatan berbagai obat-obatan seperti aspirin, Fenasetin dll.

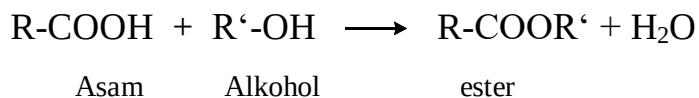
- d. Asam asetat digunakan sebagai koagulan dalam pembuatan karet.
- e. Asam asetat juga digunakan dalam pembuatan berbagai barang pewarna, parfum dan rayon.

9.1.5. Reaksi-Reaksi Asam Karboksilat

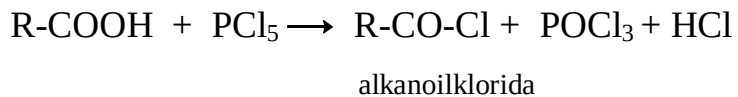
- a. Reaksi dengan Basa (penyabunan)



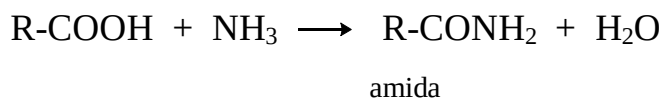
- b. Reaksi esterifikasi



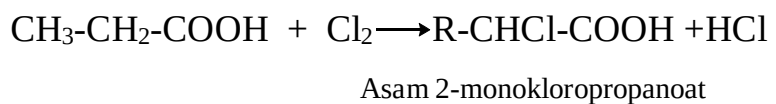
- c. Reaksi dengan PCl_5



- d. Reaksi dengan NH_3



- e. Reaksi dengan Cl_2

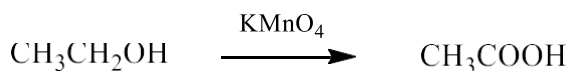


9.1.6. Pembuatan Asam karboksilat

- A. Oksidasi alkohol primer

Oksidasi alkohol primer dengan katalis kalium permanganat akan menghasilkan asam karboksilat.

Contoh :



B. Karbonasi pereaksi Grignard

Karbonasi pereaksi Grignard dalam eter, kemudian dihidrolisis akan menghasilkan asam karboksilat.

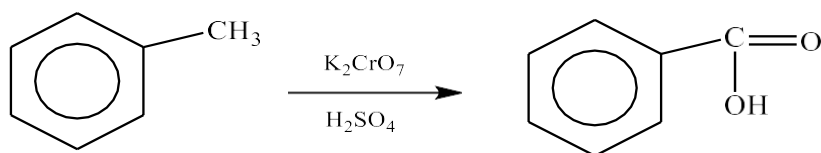
Contoh :



C. Oksidasi alkil benzena

Oksidasi alkil benzena dengan katalis kalium bikromat dan asam sulfat akan menghasilkan asam karboksilat.

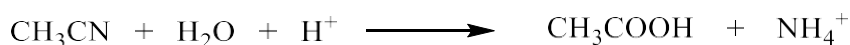
Contoh :



D. Hidrolisis senyawa nitril

Hidrolisis senyawa nitril dalam suasana asam akan membentuk asam karboksilat.

Contoh :



9.2. ETHER

Eter adalah nama senyawa kimia yang memiliki gugus eter (atom oksigen yang diikat 2 substituen (alkil/aril)). Senyawa eter biasanya dipakai sebagai pelarut dan obat bius. Molekul eter tidak dapat membentuk ikatan hidrogen sehingga titik didihnya rendah. Eter sedikit

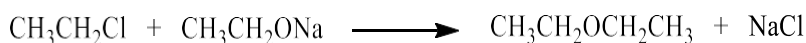
polar (lebih polar dari alkena). Eter dapat dikatakan sebagai basa lewis dan dapat membentuk polieter.

9.2.1. Pembuatan Eter

- a. Mereaksikan alkil halida dengan alkoksida

Eter dapat dibuat dengan mereaksikan antara alkil halida dengan natrium alkoksida. Hasil samping diperoleh garam natrium halida.

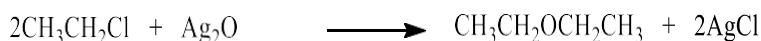
Contoh :



- b. Mereaksikan alkil halida dengan perak(I) oksida

Alkil halida bereaksi dengan perak(I) oksida menghasilkan eter. Hasil samping diperoleh garam perak halida.

Contoh :



- c. Dehidrasi alkohol primer

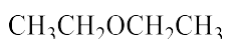
Eter dapat dibuat dengan dehidrasi alkohol primer dengan asam sulfat dan katalis alumina.

Contoh :



9.2.2. Tata Nama Eter

Eter rantai terbuka sederhana hamper semuanya diberi nama dengan nama-trivial mereka sebagai eter alkil.



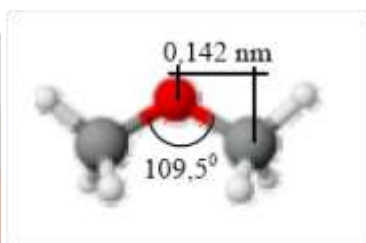
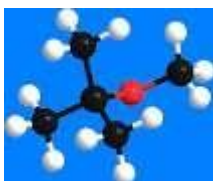
Diethyl eter
(atau etil eter atau
cukup eter)



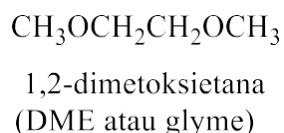
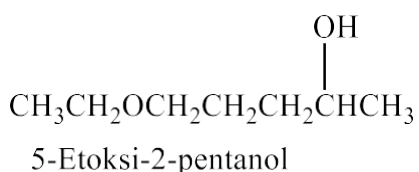
Diisopropil eter



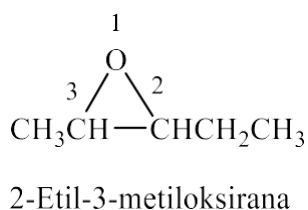
Metil etil eter



Nama eter yang lebih rumit mengikuti aturan tata nama sistematis. Suatu awalan-alkoksi digunakan bila terdapat lebih dari satu gugus alkoksil (RO-) atau bila terdapat suatu-gugus fungsional yang lebih berprioritas. Perhatikan bahwa gugus hidroksil lebih-berprioritas dari pada gugus alkoksil.



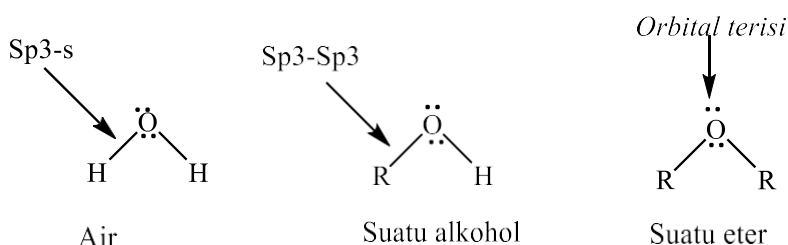
Dalam system IUPAC epoksida disebut oksirana. Dalam menomori cincin, oksigen-selalu diberi nomor-1.



9.2.3. Ikatan-dalam-Alkohol-dan-Eter

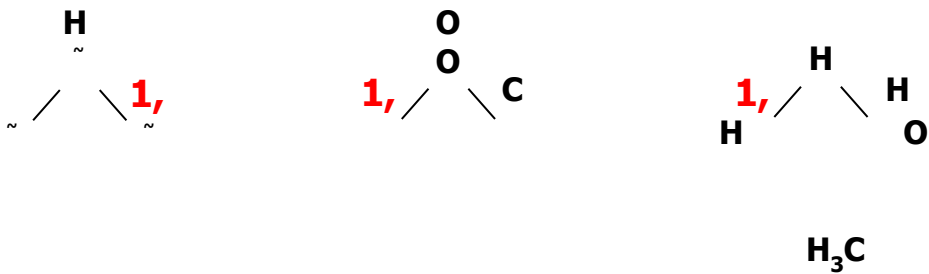
Alkohol dan eter terdiri dari molekul polar. Dalam kedua type senyawa ini,-oksigen mengemban muatan negative parsial. Kedua macam senyawa ini-mempunyai ikatan yang mirip air. Oksigen berada dalam keadaan

hibrida-sp³. Dua orbital sp³-(dari) atom-oksigen terikat pada-atom lain, dan dua-orbital sp³-lainnya terisi masing-masing dengan sepasang elektron.



Eter dapat berbentuk rantai terbuka maupun siklik. Bila besar cincin (termasuk-oksigen) lima anggota atau lebih, maka sifat eter itu mirip Eter rantai terbuka padanannya. Terdapat beda laju reaksi karena oksigen dalam suatu eter siklik kurang mengalami Rintangan sterik dibandingkan dalam eter rantai terbuka, sebab substituent substituen Alkilnya terikat ke belakang dalam suatu rantai. Epoksida mengandung cincin eter-beranggota tiga. Epoksida lebih reaktif dari pada Eter lain karena ukuran cincinnya kecil Sistem cincin besar dengan satuan berulang **-OCH₂CH₂-** di-sebut-**leter-mahkota**. Senyawa ini merupakan reagensia berharga yang dapat digunakan untuk membantu melarutkan garam anorganik dalam pelarut organik.

- Momen-dipol-senyawa-berikut-menunjukkan-berkurangnya-polaritas-dalam-deret- H_2O , $-ROH$, $-ROR$.



Beberapa-eter-siklik:



9.2.4. Kegunaan dan Dampak Eter dalam Kehidupan

a. Kegunaan

- 1) Eter digunakan sebagai pelarut.
- 2) Dietil eter digunakan sebagai obat bius pada operasi.
- 3) Metil ters-butyl eter (MTBE) digunakan untuk menaikkan angka oktan bensin

b. Dampak

Pada konsentrasi rendah, eter dapat menyebabkan pusing kepala, sedangkan pada konsentrasi tinggi menyebabkan tidak sadarkan diri. Dampak, Bahaya, Senyawa Kimia - Salah satu contoh penggunaan eter adalah etoksi etana yang digunakan secara luas sebagai obat bius sejak tahun 1842. Akan tetapi sekarang jarang

digunakan sebagai obat bius untuk manusia karena mempunyai efek samping yaitu rasa sakit setelah pembiusan dan muntah-muntah. Oleh karena itu, sekarang ini penggunaan obat bius dari etoksi etana (dietil eter) diganti dengan metil propil eter dan metoksi fluorin. Etoksi etana banyak digunakan sebagai pelarut, karena dapat melarutkan banyak senyawa organik yang tidak larut dalam air. Titik didih etoksi etana 36 °C, ini berarti etoksi etana adalah zat yang mudah menguap. Eter yang diproduksi dalam jumlah besar akhir-akhir ini adalah *Metil Tetra Butyl Eter* (MTBE). Zat tersebut ditambahkan dalam bensin untuk mengurangi emisi karbon monoksida dan menggantikan *Tetra Etil Lead* (TEL) sebagai zat antiknocking. Eter yang juga diproduksi dalam jumlah besar adalah etilen oksida. Etilen oksida merupakan siklo eter dengan dua atom

9.2.5. Sifat Fisika Eter

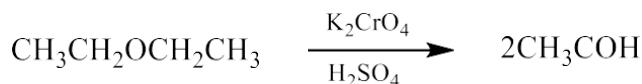
- a. Eter adalah cairan tidak berwarna yang mudah menguap dengan bau yang khas.
- b. Eter tidak larut air, akan tetapi larut dalam pelarut nonpolar.
- c. Eter mudah terbakar dengan nyala bening yang jernih karena uap eter membentuk campuran yang eksplosif dengan udara.
- d. Eter dapat melarutkan lemak, minyak, resin, alkaloid, brom, dan iod.

9.2.6. Sifat Kimia Eter

a. Oksidasi

Oksidasi suatu eter dengan campuran kalium bikromat dan asam sulfat akan menghasilkan aldehida.

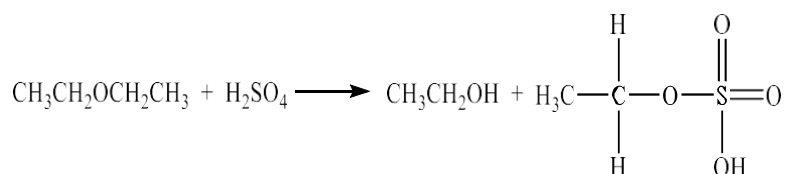
Contoh :



b. Reaksi dengan asam sulfat

Eter dapat bereaksi dengan asam sulfat menghasilkan suatu alkohol dan asam alkana sulfonat.

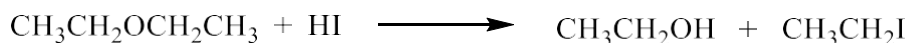
Contoh :



c. Reaksi dengan asam iodida

Eter dapat bereaksi dengan asam iodida menghasilkan campuran alkohol dengan alkil halida.

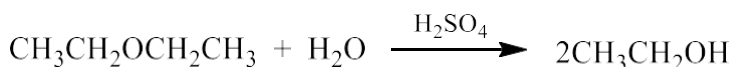
Contoh :



d. Hidrolisis

Hidrolisis dengan asam sulfat suatu eter akan menghasilkan alkohol.

Contoh :

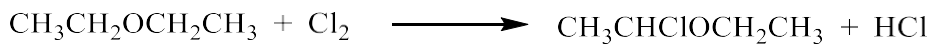


e. Halogenasi

Eter dapat mengalami reaksi substitusi oleh halogen.

Substitusi terjadi pada atom H α .

Contoh :



BAB X

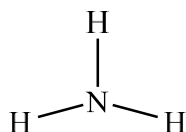
AMINA DAN ESTER

10.1. Amina

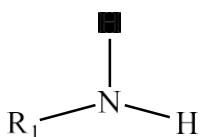
Amina merupakan senyawa organik dan gugus fungsional yang isinya terdiri dari senyawa nitrogen atom dengan pasangan sendiri. Amino merupakan derivatif amoniak. Biasanya dipanggil amida dan memiliki berbagai kimia yang berbeda. Yang termasuk amino ialah asam amino, amino biogenik, trimetilamina, dan anilina. Yang berbau dari amoniak, ialah ikan tua, air kencing, rotting daging, dan mani merupakan semua terdiri dari zat amino.

Sintesis senyawa yang mengandung nitrogen mendapatkan perhatian khusus dari para ahli kimia organik yang berkecimpung dalam farmakologi dan ilmu pengetahuan biologis lainnya, karena banyak biomolekul yang mengandung nitrogen. Banyak reaksi amina adalah hasil serangan nukleofilik oleh elektron menyendiri dari nitrogen amina. Reaksi substitusi suatu amina dengan alkil halida adalah suatu contoh dari amina yang bertindak sebagai suatu nukleofil. Amina dapat juga digunakan sebagai nukleofil dalam reaksi substitusi asil nukleofilik. Jika derivat asam karboksilat merupakan reagensia karbonilnya, maka diperoleh amida sebagai produk. Jika reaksi karbonil berupa aldehid atau keton, produknya adalah imina (dari amina primer, RNH_2) atau suatu enamina (dari suatu amina sekunder, R_2NH). Senyawa Amina, Sifat, Kegunaan, Tata Nama, Pembuatan, Sintesis, Nitrogen, Karbon, Kimia - Alkohol dan eter dapat dianggap turunan dari H_2O , dengan satu atau kedua atom H diganti oleh gugus hidrokarbon. Golongan penting lainnya dari senyawa karbon yang serupa dengan itu adalah senyawa amina. Amina adalah turunan amonia

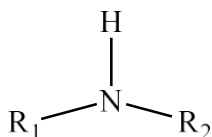
yang satu atau lebih atom hidrogennya digantikan oleh gugus alkil atau senyawa karbon mengandung nitrogen.



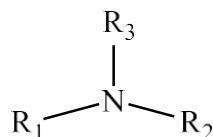
Amonia



Amina primer

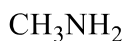


Amina sekunder

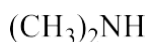


Amina tersier

Amina sederhana $-(\text{RNH}_2, -\text{R}_2\text{NH}, \text{atau} -\text{R}_3\text{N})$, biasanya dinamai dengan nama gugus-alkil itu yang diikuti dengan akhiran: -laminall,- Suatu substituent pada nitrogen kadang-kadang didahului oleh awalan - *N*-(bukan-*n*,-yang merupakan singkatan dari *normal*).



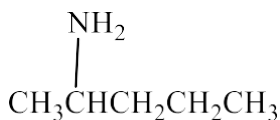
Metilamina



Dimetilamina

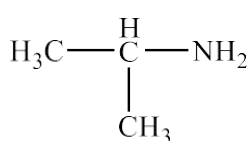


Etildimetilamina atau
N,N-dimetilamina

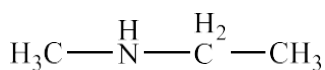


2-pentilamina

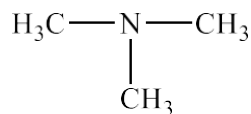
Terdapat tiga jenis amina sesuai dengan jumlah atom H yang dapat digantikan oleh gugus alkil, yaitu amina primer ($\text{R}-\text{NH}_2$), amina sekunder (R_2-NH), dan amina tersier (R_3-N). Tata nama trivial untuk ketiga senyawa tersebut diturunkan dari nama gugus alkilnya. Contoh :



Isopropilamin
(amina primer)



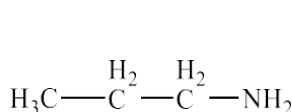
Etilmetilamin
(amina sekunder)



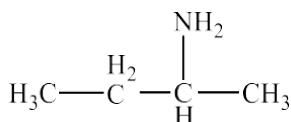
Trimetilamin
(amina tersier)

Penataan nama secara sistematis (IUPAC), amina primer diturunkan dari alkana dengan menambahkan kata –amino. Nomor atom karbon terkecil diberikan kepada atom karbon yang mengikat gugus –NH₂.

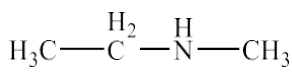
Contoh :



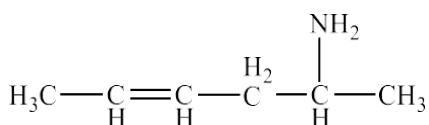
Propilamina



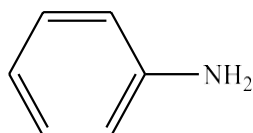
1-metilpropilamina



N-metiletilamina

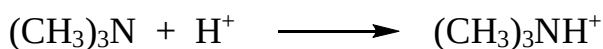


5-Amino-2-heksena

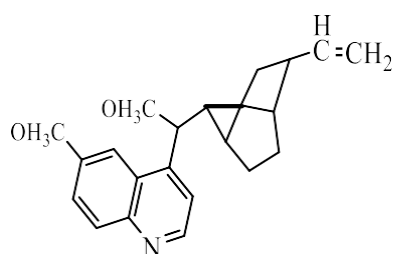


Fenilamina (anilin)

Senyawa amina dianggap turunan dari amonia sehingga sifat-sifatnya ada kemiripan dengan amonia. Amina adalah basa lemah yang dapat mengikat proton (H⁺) membentuk garam amonium. Misalnya, trimetilamina bereaksi dengan asam membentuk kation trimetilamonium.



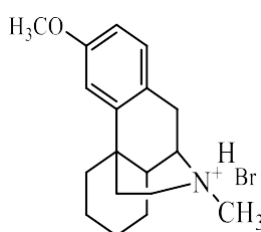
Garam dari trimetilamonium lebih larut dalam air daripada amina yang sederhana. Reaksinya dapat digunakan untuk melarutkan amina lain dalam larutan air. Garam amonium dari senyawa amina berperan penting dalam obat-obatan yang tergolong daftar G (psikotropika). Misalnya, kokain dipasarkan berupa garam hidroklorida berbentuk kristal padat berwarna putih. Obat batuk dextromethorphan hidrobromine dibuat dalam bentuk garam amonium bromida.



Kokain

Pseudofedrin hidroklorida

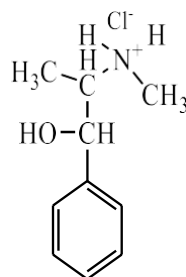
(Decongestant)



Dextromethorphan

Hidrobromin

(obat batuk)



Pada panel counter farmasi biasanya disediakan sampel garam amonium dari amina yang digunakan untuk meyakinkan bahwa obatobatan tersebut larut dalam air.

10.1.1. Sifat-Sifat Amina

Amina primer dengan berat molekul rendah berupa gas atau cairan yang mudah menguap. Pada umumnya mempunyai bau seperti amonia. Amina sekunder dan tersier berbau seperti ikan (amis), tetapi penguapannya lebih rendah dari pada amina primer. Fenilamina murni berupa minyak tak berwarna, tetapi

akibat oksidasi fenilamina sering ditemukan berwarna kekuningan. Fenilamina sedikit larut di dalam air, sedangkan amina primer yang lebih rendah larut dalam air. Beberapa sifat fisika amina ditunjukkan pada tabel 17 berikut ini.

Tabel 18. Titik Didih dan Kelarutan dalam Air Senyawa Amina

Nama	Rumus Struktur	Titik Didih (°C)	Kelarutan dalam Air (g 100mL)
Metilamin	CH_3NH_2	-6,3	∞
Dimetilamin	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	7,5	∞
Trimetilamin	$(\text{CH}_3)_3\text{N}$	3,0	∞
Etilamin	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$	17,0	∞
Benzilamin	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_2$	185,0	∞
Anilin	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	184,0	3,7

10.1.2. Sintesis Amina

Senyawa amida dapat disintesis dengan beberapa cara yaitu dengan dehidrasi garam ammonium, dimana asam karboksilat dicampur dengan amina akan diperoleh garam ammonium yang kemudian didehidrasi membentuk senyawa amida. Menurut Fessenden, R.J. dan Fessenden, J.S. (1986) amida dapat disintesis dengan mereaksikan antara ester dengan amoniak cair dan menghasilkan hasil samping etanol. Amida juga dapat disintesis dengan turunan asam karboksilat lainnya seperti anhidrida asam halida asam dengan amoniak cair.

Senyawa amida memiliki kegunaan yang luas dalam kehidupan antara lain dapat berguna dalam pembuatan obat-obatan seperti sulfoamida yang digunakan untuk melawan

infeksi dalam tubuh manusia, sebagai zat antara dalam pembuatan amina, sebagai bahan awal dalam pembuatan suatu polimer seperti palmitamida yang digunakan sebagai bahan penyerasi pada penguatan karet alam dengan silika.

Sintesis senyawa amida telah banyak dilakukan oleh peneliti sebelumnya, diantaranya adalah Sintesis senyawa amida dari trigliserida telah dilakukan oleh Farizal (2004), dimana senyawa amida dibuat dengan mereaksikan antara trigliserida dengan amoniak berlebih dengan berbagai variasi waktu dan suhu tetapi tanpa menggunakan katalis. Hal yang sama juga telah dilakukan oleh Makmun, S.W (2004)

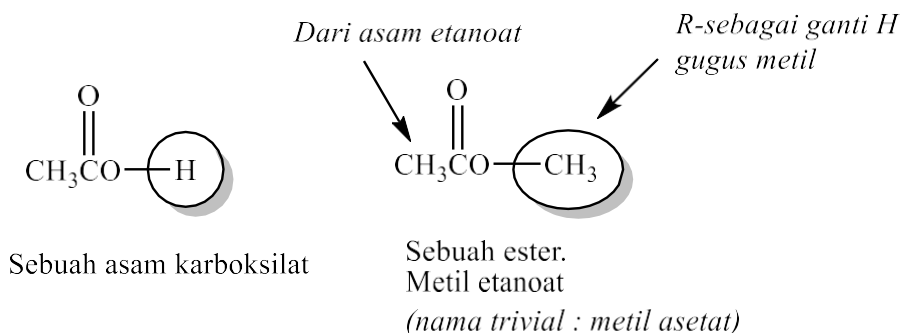
yang mensintesis senyawa fatty amida dari minyak kelapa sawit dengan metode yang sama yaitu dengan mereaksikan metil oleat dengan amoniak berlebih tetapi tanpa penggunaan pelarut dan katalis, dimana mengalami kesulitan karena konsentrasi lemak yang tinggi sehingga reaksinya dengan amoniak kemungkinan akan membutuhkan energi yang sangat besar. Manihuruk (2009) juga telah berhasil mensintesis asam azelat dengan amoniak bertekanan menggunakan katalis nikel pada suhu 180°C senyawa ini mempunyai 2 gugus karboksil, reaksi asam azelat dengan ammoniak tersebut menghasilkan senyawa Nonana-1,9-diamida sebanyak 70,2%. Sintesis dekanamida dari asam dekanat juga telah dilakukan oleh manihuruk (2008) yaitu dengan mereaksikan asam dekanat ($\text{C}_{10}\text{H}_{21}\text{COOH}$) dengan amoniak bertekanan menggunakan katalis nikel berlangsung pada suhu 150°C (Hutauruk,2008).

Karena itu, dalam penelitian ini senyawa amida disintesis dari asam palmitat, suatu asam rantai panjang ($\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$), dengan mereaksikan asam palmitat dengan gas amoniak

menggunakan katalis Nikel dilakukan selama 10 jam pada suhu 180°C sehingga diharapkan ikatan N-H dapat dipecah dengan energi yang lebih rendah dan memudahkan berjalannya reaksi amidasi.

10.2. ESTER

Suatu ester serupa dengan asam karboksilat hanya saja hydrogen asamnya-telah digantikan oleh-:|sebuah-gugus-alkil|. Nama sebuah ester terdiri dari dua-kata: -(1).-nama-gugus alkil-ester-itu,-dan,-(2).-nama-asam-karboksilat-dengan-imbuhan-asam-telah-dihilangkan. Gugus-alkil-ester-selalu-gugus-yang-terikat-pada-oksigen,-sementara-bagian-asam-karboksilatnya-selalu-bagian-yang-mengandung-gugus-karbonil.



Berdasarkan susunannya, ester terbagi atas tiga golongan, yaitu sari buah-buahan, lemak atau minyak, dan lilin.

1. Sari buah-buahan, yaitu ester dari alkohol suku rendah atau tengah. Beberapa contoh ester sari buah-buahan seperti terlihat pada tabel 19 ini.

Tabel 19. Contoh Ester Sari Buah-Buahan

Nama Senyawa	Aroma	Nama Senyawa	Aroma
Etilformat	Rum	Metilbutirat	Apel
n-pentilasetat	Pisang	Etilbutirat	Nanas
Isopentilasetat	Buahpir	n-propilbutirat	aprikot

2. Lemak dan minyak, yaitu ester dari gliserol dan asam karboksilat suku tengah atau tinggi. Lemak adalah ester yang terbentuk dari gliserol yang asam karboksilatnya jenuh (memiliki ikatan tunggal), sedangkan minyak asam karboksilatnya tak jenuh (memiliki ikatan rangkap).
3. Lilin (waxes), yaitu ester dari alkohol suku tinggi dan asam karboksilat suku tinggi



(mirisil palmitat/lilin tawon)



(mirisil serotat/lilin carnauba)

10.2.1. Sifat-Sifat Fisika

a. Wujud

Ester bersuku rendah berwujud cair encer, ester bersuku tengah berwujud cair kental, ester bersuku tinggi berwujud padat.

b. Titik didih dan titik leleh

Td dan Tl rendah karena tidak memiliki ikatan H.

c. Kelarutan

Ester bersuku rendah sedikit larut, sedangkan ester bersuku tinggi makin mudah larut.

d. Daya Hantar Listrik

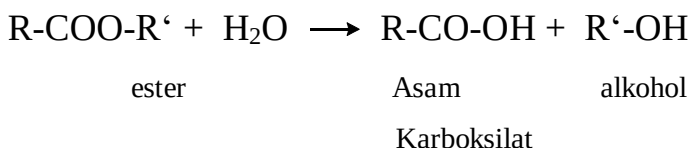
Merupakan senyawa nonelektrolit.

10.2.2. Sifat-Sifat Kimia

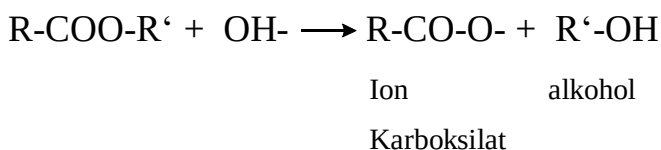
- Tidak terdapat ikatan H, tetapi ada ikatan van der Waals.
- Senyawa bersuku rendah sedikit polar, sedangkan senyawa bersuku tinggi hampir nonpolar
- Ester kurang reaktif.

10.2.3. Reaksi-Reaksi Ester

- Proses hidrolisis dalam suasana asam



- Proses hidrolisis dalam suasana basa



10.2.4. Kegunaan Ester

- Ester yang berasal dari buah-buahan digunakan untuk aroma (essence) pada makanan.
- Ester lemak untuk membuat mentega, margarin, dan sabun.
- Ester lilin digunakan untuk mobil dan batik, dapat diperoleh dari tawon, daun palma Bracillia.

10.2.5. Sintesis Ester

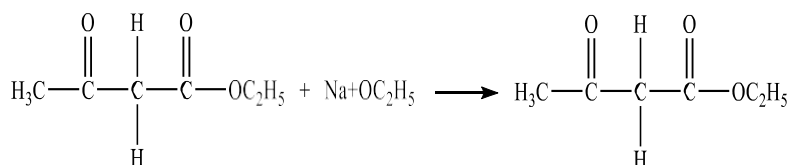
Secara umum, produk reaksi dari ester malonat atau ester asetoasetat adalah asam-asam asetat tersubstitusi atau aseton tersubstitusi (Feassenden, 1982:171). Menurut Clayden sebagaimana dikutip oleh Firdaus et al, (2013) berdasarkan struktur kimia dari etil asetoasetat, diketahui bahwa senyawa ini memiliki posisi dua hydrogen α , yaitu hydrogen α yang bertetangga dengan gugus karbonil keto serta hydrogen α yang diapit oleh dua gugus karbonil. Keasaman kedua posisi hidrogen $-\alpha$ ini berbeda, dimana hidrogen $-\alpha$ yang diapit oleh dua gugus karbonil bersifat lebih asam ($pK_a = 11$) dibandingkan yang hanya bertetangga dengan karbonil keto ($pK_a > 20$). Hal ini disebabkan terjadinya kestabilan anion melalui delokalisasi electron pada kedua oksigen karbonil. Oleh karena itu, pembentukan ion enolat terjadi melalui pelepasan hidrogen $-\alpha$ yang diapit oleh dua gugus karbonil tersebut (Fauziyah, 2015). Senyawa karbonil mempunyai keasaman yang jauh lebih besar daripada analog hidrokarbonnya. Hal ini disebabkan oleh kemampuan gugus karbonil untuk mengawak tempatkan muatan negative basa konjugasinya (Pine, 1988:304).

Pembentukan ion enolat dari reaksi antara etil asetoasetat dan natrium dalam etanol kering. Pelarut etanol yang digunakan haruslah bebas dari air agar tidak bereaksi dengan natrium etoksida membentuk natrium hidroksida (Firdaus, 2013). Reaksi alkilasi tidak terbatas hanya pada enolat dari dietil malonat. Enolat lain juga menjalani reaksi SN_2 dengan alkil halide untuk menghasilkan produk teralkilasi. Enolat lain yang lazim digunakan adalah enolat yang diperoleh dari etil asetoasetat

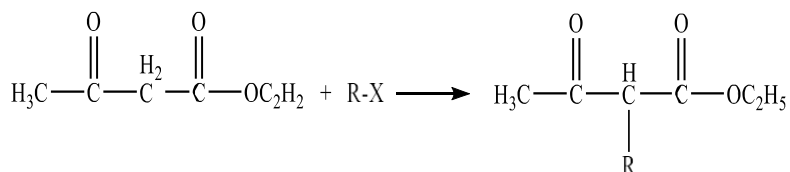
(ester asetoasetat). Produk akhir alkilasi ester asetoasetat adalah aseton tersubstitusi α (Feassenden, 1982:170). Jadi, sebelum mengalami tahap selanjutnya dari sintesis ester asetoasetat, senyawa ester asetoasetat ini terlebih dahulu diubah menjadi anion enolat oleh perlakuan natrium etoksida, yang kemudian ion enolatnya akan dialkilasi melalui reaksi SN2 dengan alkil halide. Pada proses alkilasi ini dapat dilakukan dua kali jika diinginkan, hal ini dikarenakan ester asetoasetat memiliki dua hydrogen α .

Tahap-tahap dalam suatu sintesis ester asetoasetat mirip dengan tahap-tahap sintesis ester malonat, yaitu sebagai berikut:

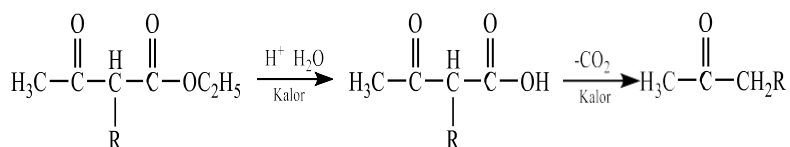
1. Pembuatan enolat



2. Alkilasi



3. Hidrolisis dan Dekarboksilasi



Jadi, dapat disimpulkan hasil sintesis dari senyawa ester asetoasetat akan menghasilkan suatu aseton tersubstitusi α . Untuk mendapatkan senyawa aseton tersubstitusi tersebut dapat dilakukan melalui beberapa tahap. Tahap sintesis ester asetoasetat tersebut dilakukan dengan mengubah senyawa ester asetoasetat menjadi ion enolat dengan penambahan natrium etoksida, yang kemudian dialkylasi melalui reaksi SN_2 dengan alkil halide primer dan dihidrolisis serta didekarboksilasi.

BAB XI

ALDEHIDA DAN KETON

11.1. Aldehida

Alkanal merujuk pada segolongan senyawa organik yang memiliki gugus fungsional karbonil yang terikat pada rantai karbon di satu sisi dan atom hidrogen di sisi yang lain. Golongan ini dikenal pula sebagai golongan aldehid (aldehid juga merupakan nama gugus fungsional). Contoh senyawa yang paling dikenal dari golongan ini adalah *metanal* atau lebih populer dengan nama trivialnya *formaldehida* atau *formalin*.



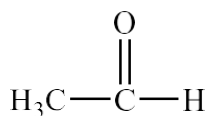
11.1.1. Struktur Aldehida

Aldehida merupakan senyawa organik yang mengandung unsur C, H, dan O dengan rumus R-CHO, dimana :

R : Alkil

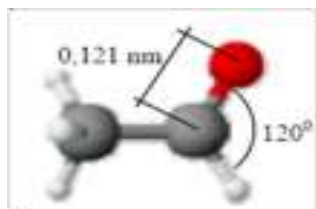
-CHO : Gugus fungsi aldehida

Contoh :

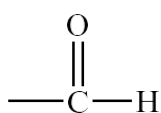


Sudut yang dibentuk oleh gugus fungsi -CHO sebesar 120 derajat dan panjang ikatan rangkap C=O sebesar 0,121 nm.

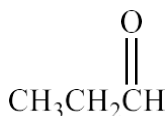
Contoh struktur :



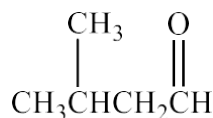
Karena sebuah aldehida $-(RCHO)-$ mengandung suatu gugus karbonil yang terikat-pada sebuah atom nitrogen, -maka gugus aldehida haruslah menjadi ujung suatu rantai-karbon. Karbon aldehida itu dianggap karbon -1, jadi tak diperlukan nomor untuk-menyatakan posisinya. Akhiran nama aldehida-ialah:- $\parallel$.



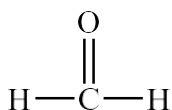
Gugus aldehida



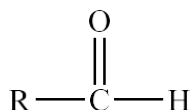
Propanal



3-metilbutanal



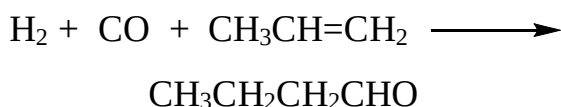
Formaldehida



Rumus umum aldehida

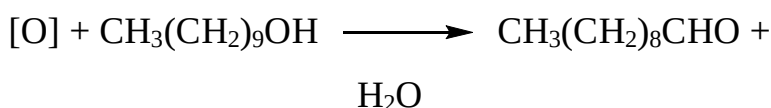
11.1.2. Sintesis

Ada beberapa metode untuk membuat aldehida, namun yang paling umum adalah hidroformilasi. Sebagai contoh adalah butiraldehida yang dihasilkan dengan hidroformilasi propena:



11.1.3. Reaksi oksidatif

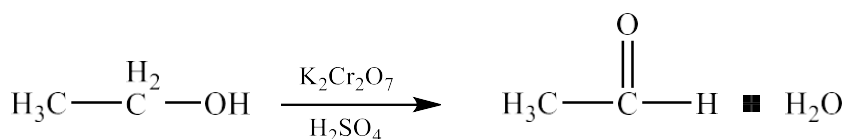
Aldehida pada umumnya didapatkan dari oksidasi alkohol. Dalam industri, formaldehida diproduksi dalam skala besar dengan mengoksidasi metanol. Oksigen adalah reagen yang digunakan karena murah. Di laboratorium, terkadang digunakan agen pengoksidasi khusus seperti kromium(VI). Oksidasi dilakukan dengan cara memanaskan alkohol dengan larutan kalium dikromat. Dikromat yang berlebih akan mengoksidasi aldehida menjadi asam karboksilat, maka dari itu aldehida yang terbentuk segera didistilasi.



11.1.4. Oksidasi alkohol primer

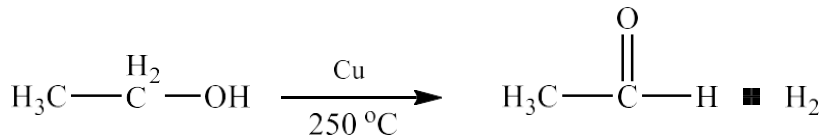
- a. Alkohol primer dapat teroksidasi menghasilkan suatu aldehida dengan katalis kalium bikromat dan asam sulfat.

Contoh :



- b. Mengalirkan uap alkohol primer di atas tembaga panas
Uap alkohol primer teroksidasi menghasilkan suatu aldehida dengan katalis tembaga panas.

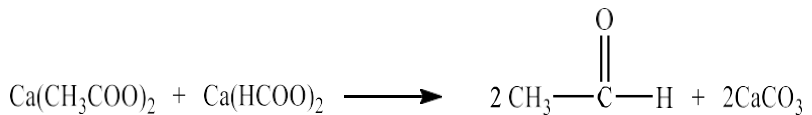
Contoh :



c. Memanaskan garam kalsium suatu asam monokarboksilat jenuh dengan kalsium format.

Pemanasan campuran garam kalsium asam monokarboksilat jenuh dengan kalsium format akan menghasilkan aldehida.

Contoh :



11.1.5. Sifat Fisik Aldehida

- Aldehida dengan 1-2 atom karbon (formaldehida, dan asetaldehida) berwujud gas pada suhu kamar dengan bau tidak enak.
- Aldehida dengan 3-12 atom karbon berwujud cair pada suhu kamar dengan bau sedap.
- Aldehida dengan atom karbon lebih dari 12 berwujud padat pada suhu kamar.
- Aldehida suku rendah (formaldehida, dan asetaldehida) dapat larut dalam air.
- Aldehida suku tinggi tidak larut air.

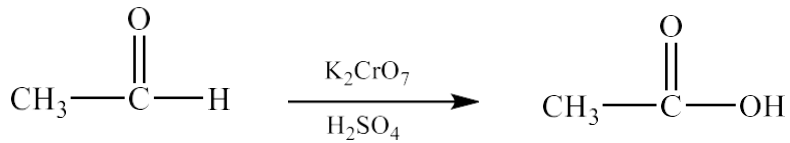
11.1.6. Sifat Kimia aldehida

A. Oksidasi oleh kalium bikromat dan asam sulfat

Oksidasi aldehida dengan campuran kalium bikromat dan

asam sulfat akan menghasilkan asam karboksilat.

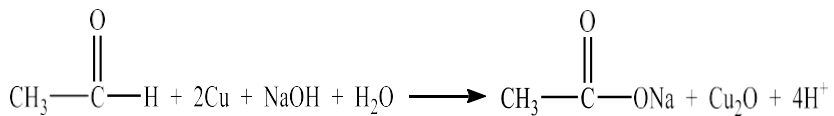
Contoh :



B. Oksidasi oleh larutan Fehling

Aldehida dapat mereduksi larutan Fehling menghasilkan endapan merah bata dari senyawa tembaga(I) oksida.

Contoh :



- Oksidasi oleh larutan Tollens

Aldehida dapat mereduksi larutan Tollens menghasilkan cermin perak.

11.1.7. Kegunaan Aldehida

Aldehida mempunyai kegunaan dalam kehidupan sehari-hari, antara lain:

- Untuk membuat formalin, yaitu larutan 40% formaldehida dalam air. Formalin digunakan untuk mengawetkan contoh biologi dan juga mengawetkan mayat.



Mumi adalah mayat yang diawetkan dengan menggunakan balsem yang mengandung formalin.

- Untuk membuat berbagai jenis plastik termoset (plastik yang tidak meleleh pada pemanasan).



plastik termoset

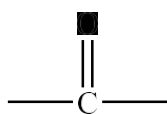
- Paraldehyde digunakan sebagai akselerator vulkanisasi karet

11.2. KETON

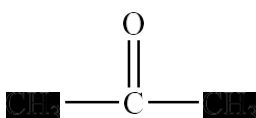
Keton bisa berarti gugus fungsi yang dikarakterisasikan oleh sebuah gugus fungsi karbonil ($\text{O}=\text{C}$) yang terhubung dengan dua atom karbon ataupun senyawa kimia yang mengandung gugus karbonil. Keton memiliki rumus umum:



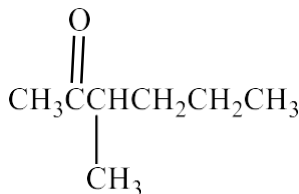
Sebuah gugus -||ketol menurut definisinya, tak dapat berada pada awal-sebuah rantai karbon. Karena itu diperlukan suatu nomor awalan kecuali untuk-propanon dan beberapa keton sederhana lainnya. Rantai hendaknya dinomori-sedemikian agar gugus karbonil itu memperoleh nomor serendah mungkin. Akhiran untuk nama keton -ialah:-|onl.



Gugus keto



Propanon
nama trivial : aseton

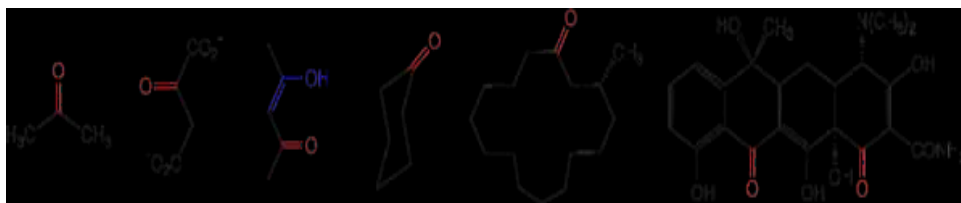


metil-2-heksanon

Senyawa karbonil yang berikatan dengan dua karbon membedakan keton dari asam karboksilat, aldehida, ester, amida, dan senyawa-senyawa beroksigen lainnya. Ikatan ganda gugus karbonil membedakan keton dari alkohol dan eter. Keton yang paling sederhana adalah aseton (secara sistematis dinamakan 2-propanon).

Atom karbon yang berada di samping gugus karbonil dinamakan karbon- α . Hidrogen yang melekat pada karbon ini dinamakan hidrogen- α . Dengan keberadaan asam katalis, keton mengalami tautomerisme keto-enol. Reaksi dengan basa kuat menghasilkan enolat. Secara umum, keton dinamakan dengan tatanama IUPAC dengan menggantikan sufiks *-a* pada alkana induk dengan *-on*. Untuk keton yang umumnya dijumpai, nama-nama tradisional digunakan, seperti pada aseton dan benzofenon, nama-nama ini dianggap sebagai nama IUPAC yang dipertahankan ^[1] walaupun beberapa buku kimia menggunakan nama propanon. Okso adalah tatanama IUPAC resmi untuk gugus fungsi keton. Namun prefiks lainnya juga digunakan dalam berbagai buku dan jurnal. Untuk senyawa-senyawa yang umum (terutama pada biokimia), keto atau okso adalah istilah yang digunakan untuk menjelaskan gugus fungsi keton (juga dikenal dengan nama alkanon). Okso juga merujuk pada atom oksigen tunggal yang berkoordinasi dengan logam transisi (okso logam).

11.2.1. Sifat-sifat fisika



Contoh-contoh keton, dari kiri: aseton, digunakan sebagai pelarut; oksaloasetat, salah satu senyawa pada proses

metabolisme glukosa; asetilaseton dalam bentuk (mono) enol (enol ditandai dengan warna biru); sikloheksanona, terkandung pada nilon; muskon, dan tetrasilin, sebuah antibiotik. Gugus karbonil bersifat polar, sehingga mengakibatkan senyawa keton polar. Gugus karbonil akan berinteraksi dengan air melalui ikatan hidrogen, sehingga keton larut dalam air. Ia merupakan akseptor ikatan hidrogen, dan bukannya donor, sehingga ia tidak akan membentuk ikatan hidrogen dengan dirinya sendiri. Hal ini membuat keton lebih mudah menguap daripada alkohol dan asam karboksilat.

11.2.2. Pengelompokan keton

Keton dikelompokkan berdasarkan substituen mereka. Salah satu klasifikasi keton membagi senyawa ini menjadi keton simetris dan keton tidak simetris tergantung dari kemungkinan 2 substituen organik bergabung ke pusat karbonil. Aseton dan benzofenon ($\text{C}_6\text{H}_5\text{C}(\text{O})\text{C}_6\text{H}_5$) termasuk keton simetris. Asetofenon ($\text{C}_6\text{H}_5\text{C}(\text{O})\text{CH}_3$) adalah contoh keton tidak simetris. Di ilmu stereokimia, keton tidak simetris dikenal karena bersifat prokiral.

11.2.3. Keasaman

Hidrogen- α keton lebih asam ($\text{pK}_a \approx 20$) daripada hidrogen alkana biasa ($\text{pK}_a \approx 50$). Hal ini disebabkan oleh stabilisasi resonansi ion enolat yang terbentuk ketika berdisosiasi. Keasaman relatif hidrogen- α sangatlah penting dalam reaksi enolisasi keton dan senyawa karbonil lainnya.

11.2.4. Sifat-sifat spektroskopi

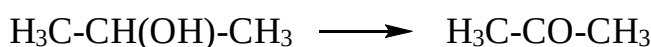
Spektroskopi adalah salah satu cara yang penting untuk mengidentifikasi keton. Keton dan aldehida akan menunjukkan puncak yang signifikan pada spektroskopi inframerah di sekitar

1700 cm^{-1} (agak tinggi atau rendah, bergantung pada lingkungan kimiawi)

11.2.5. Sintesis

Terdapat beberapa metode untuk pembuatan keton dalam laboratorium:

- Keton dapat dihasilkan dengan oksidasi alkohol sekunder. Proses ini memerlukan oksidator kuat seperti kalium permanganat, kalium dikromat, atau senyawa lain yang mengandung Cr(VI). Alkohol dioksidasi dengan pemanasan refluks pada larutan asam. Sebagai contoh, 2-propanol dioksidasi menjadi aseton.



Dua atom hidrogen dilepas, menjadikan atom oksigen berikatan ganda dengan atom karbon.

- Keton juga bisa dihasilkan dari hidrolisis halida gem.
- Alkuna dapat diubah menjadi enol melalui reaksi hidrasi dengan keberadaan asam dan HgSO_4 . Tautomerisme enol-keto enol yang dihasilkan akan menghasilkan keton. Reaksi ini akan selalu menghasilkan keton, bahkan untuk alkuna terminal, dan Sia_2BH diperlukan apabila diinginkan aldehida.
- Keton aromatik dapat dibuat dengan reaksi Friedel-Crafts, reaksi Houben-Hoesch dan penataan ulang Fries.
- Pada penataan ulang Kornblum–DeLaMare keton dibuat dari peroksida dan basa.
- Pada siklisasi Ruzicka, keton siklik dibuat dari asam dikarboksilat.

- Pada reaksi Nef, keton terbentuk dari hidrolisis garam dari senyawa nitro.
- Pada penggantian Fukuyama, keton terbentuk dari tioester dengan sebuah senyawa organoseng.
- Keton juga dibuat dari reaksi asil klorida dengan senyawa organolitium atau senyawa organotembaga

11.2.6. Reaksi

Keton terlibat dalam berbagai macam reaksi organik:

- Adisi nukleofilik. Reaksi keton dengan nukleofil menghasilkan senyawa adisi karbonil tetrahedral.
 - reaksi dengan anion alkuna terminal menghasilkan hidroksialkuna
 - reaksi dengan amonia atau amina primer menghasilkan imina dan air
 - reaksi dengan amina sekunder menghasilkan enamina dan air
 - reaksi dengan reagen Grignard menghasilkan magnesium alkoksida dan setelahnya alkohol tersier
 - reaksi dengan reagen organolitium juga menghasilkan alkohol tersier
 - reaksi dengan alkohol, asam atau basa menghasilkan hemiketal dan air, reaksi lebih jauh menghasilkan ketal dan air. Ini adalah bagian dari reaksi pelindung karbonil.
 - reaksi $RCOR'$ dengan natrium amida menghasilkan pembelahan dengan pembentukan amida $RCONH_2$ dan alkana $R'H$, reaksi ini dikenal sebagai reaksi Haller-Bauer (1909)
- Adisi elektrofilik, reaksi dengan sebuah elektrofili menghasilkan kation yang distabilisasi oleh resonansi.

- reaksi dengan ilida fosfonium pada reaksi Witting menghasilkan alkena
- reaksi dengan air menghasilkan diol geminal
- reaksi dengan tiol menghasilkan tioasetal
- reaksi dengan hidrazina atau turunan hidrazina menghasilkan hidrazon
- reaksi dengan logam hidrida menghasilkan logam alkoksida, kemudian dengan air menghasilkan alkohol
- reaksi enol dengan halogen menghasilkan haloketon- α
- reaksi pada karbon- α keton dengan air berat menghasilkan keton-d berdeuterium
- fragmentasi pada fotokimia reaksi Norrish
- reaksi dengan halogen dan basa metil keton pada reaksi haloform
- reaksi 1,4-aminodiketon menjadi oksazola dengan hidrasi pada sintesis Robinson-Gabriel
- reaksi aril alkil keton dengan sulfur dan amina menghasilkan amida pada reaksi Willgerodt

BAB XII

SUMBER-SUMBER SENYAWA ALIFATIK DI INDONESIA DAN ASPEK EKONOMINYA

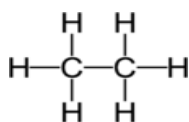
12.1. Senyawa Siklik Dan Alifatik

Dalam kimia, khususnya kimia organik, senyawa yang terbentuk dari ikatan karbon dan hidrogen terbagi menjadi dua bagian, yaitu senyawa siklik dan senyawa alifatik. Alifatik (bahasa Yunani: *aleiphar*, berarti minyak atau lemak) adalah senyawa organik yang tidak mempunyai gugus fenil (bahasa Inggris: *aromatic ring*). Senyawa alifatik dapat berupa:

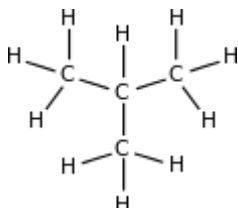
- siklik (bahasa Inggris: *cyclic*), seperti sikloheksana
- asiklik, seperti heksana atau:
- jenuh, seperti heksana
- tak jenuh, seperti heksena

Pada senyawa alifatik, atom karbon dapat saling mengikat dalam bentuk rantai lurus bercabang maupun bercabang, atau cincin non aromatik (alisiklik), dengan ikatan tunggal, ganda dan tiga ikatan kovalen. Ikatan kovalen dapat mengikat unsur lain selain hidrogen, antara lain oksigen, nitrogen, belerang, klor. Pada umumnya senyawa alifatik mudah terbakar (bahasa Inggris: *flammable*) sehingga sering digunakan sebagai bahan bakar, seperti metana untuk bahan bakar kompor dan asetilen untuk pengelasan (bahasa Inggris: *welding*).

Contoh senyawa alifatik:



Etana



Isobutana atau 2-metil-propana

• XXXXXXXXXX

Asetilen atau etuna

Kelompok terpenting dalam senyawa alifatik adalah:

- n-, Iso- dan Siklo-Alkana (Senyawa hidrokarbon jenuh)
- n-, Iso- dan Siklo-Alkena dan -Alkuna (Senyawa hidrokarbon tak jenuh).

Tabel 20. Contoh beberapa senyawa alifatik

Rumus kimia	Nama	Nomor CAS	Rumus struktural	Klasifikasi kimia
CH ₄	<u>Metana</u>	74-82-8		Alkana
C ₂ H ₂	<u>Etuna</u>	74-86-2	H-C≡C-H	Alkuna
C ₂ H ₄	<u>Etena</u>	74-85-1		Alkena
C ₂ H ₆	<u>Etana</u>	74-84-0		Alkana

C_3H_4	<u>Propuna</u>	74-99-7	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	Alkuna
C_3H_6	<u>Propena</u>	-	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C}=\text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{CH}_3 \end{array}$	Alkene
C_3H_8	<u>Propana</u>	-	$\begin{array}{ccccc} & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} \\ & & & & & \\ \text{H} & -\text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & -\text{H} \\ & & & & & \\ & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} \end{array}$	Alkane
C_4H_6	<u>1,2-Butadiena</u>	590-19-2	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_2\text{C}=\text{C}=\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	Diena
C_4H_6	<u>1-Butuna</u>	-	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	Alkuna
C_4H_8	<u>Butena</u>	-	e.g. $\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C}=\text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{CH}_3 \end{array}$	Alkena
C_4H_{10}	<u>Butana</u>	-	$\begin{array}{ccccc} & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} \\ & & & & & & & \\ \text{H} & -\text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & -\text{H} \\ & & & & & & & \\ & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} \end{array}$	Alkana

12.2. Gas Alam Dan Minyak Bumi

Gas alam, yang 60-90% ialah metana, terbentuk oleh peluruhan anerobik-(peluruhan-tanpa-adanya-udara) tumbuhan. Komponen gas alam lainnya ialah-etana, dan propane bersama-sama nitrogen dan karbondioksida. Kadang-kadang-gas alam mengandung banyak helium. Biasanya gas alam dan minyak bumi berada-bersama-sama. Minyak bumi (petroleum) terbentuk dari peluruhan tumbuhan dan-hewan, yang agaknya berasal dari laut. Minyak bumi mentah atau minyak mentah,-adalah campuran rumit senyawa alifatik dan aromatik, termasuk pula senyawa-sulfur,-dan nitrogen -(1-6%). Memang lebih dari 500 senyawa

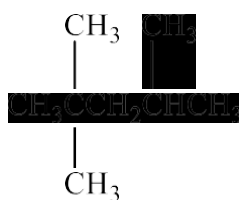
pernah terdeteksi-dalam suatu cuplikan minyak bumi. Komposisi-sebenarnya berbeda-beda dari-sumur ke sumur, seperti terlihat pada tabel dibawah ini.

Tabel Fraksi Distilasi Minyak bumi

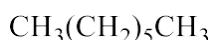
Jangka t.d. (°C)	Banyaknya Atom karbon	Nama	Penggunaan
Dibawah +30	1 – 4	Fraksi gas	Bahan bakar
30 -180	5- 10	Bensin	pemanas
180 -230	11 – 12	Minyak tanah	Bahan bakar mobil
230 – 305	13 – 17	Minyak gas	Bahan bakar jet
305 - 405	18 - 25	Minyak gas berat	Bahan bakar diesel, pemanas Bahan bakar pemanas

Karena kerumitannya minyak mentah sendiri tak terlalu bermanfaat. Memisah misahkan komponen dari dalam minyak mentah disebut:-**refining**-(kilang). Tahap-pertama ialah suatu distilasi fraksional, yang disebut-**distilasil**-(straigh-run-distillation). Fraksi bensin dari penyulingan ini terlalu sedikit bagi masyarakat-masyarakat haus-bensin, dan kualitasnyapun rendah. Untuk- meningkatkan kuantitas dan kualitas-bensin, dilakukan proses kertakan -(cracking)-dan reformasi terhadap fraksi-fraksi bertitik-didih-tinggi. Kertakan katalitik berupa proses memanaskan bahan bertitik-didih tinggi-dibawah tekanan dan dengan hadirnya katalis -(tanah-liat-aluminium-silikat-dicuci-dengan-asam-dan-dijadikan-bubuk-halus). –Dibawah kondisi ini molekul besar akan-patah patah menjadi fragmen kecil. Kertakan kukus adalah suatu teknik mengubah-alkana menjadi alkena.

Reformasi katalitik mengubah senyawa alifatik menjadi-senyawa-aromatik. Alkena dan senyawa-aromatik-yang-diperoleh-dalam-cara-kertakan-dan-reformasi-ini-dijadikan-bahan-baku-untuk-membuat-plastik-dan-senyawa-organik-sintetik-lain.



2,2,4,-Trimetilpentana
(isooktana)



heptana

Dulu isooktana -(suatu-nama-trivial-untuk-2,2,4-trimetilpentana)-adalah alkana-dengan sifat anti kertakan yang terbaik untuk mesin-mobil, sedangkan-*n*-heptana yang terburuk. Kedua senyawa ini digunakan untuk mengembangkan penilaian oktana-bagi-bahan bakar minyak bumi.

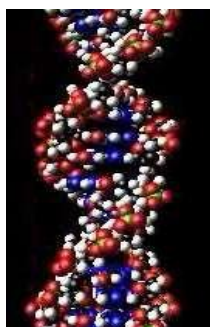
Untuk menilai kualitas bensin bahan-bakar itu dibandingkan dengan campuran-isooktana dan heptana, serta diberi bilangan oktana.

12.3. ASAM NUKLEAT

Asam nukleat (bahasa Inggris: *nucleic acid*) adalah makromolekul biokimia yang kompleks, berbobot molekul tinggi, dan tersusun atas rantai nukleotida yang mengandung informasi genetik. Asam nukleat yang paling umum adalah Asam deoksiribonukleat (DNA) and Asam ribonukleat (RNA). Asam nukleat ditemukan pada semua sel hidup serta pada virus.Asam nukleat dinamai demikian karena keberadaan umumnya di dalam inti (nukleus) sel. Asam nukleat merupakan biopolimer, dan monomer penyusunnya adalah nukleotida. Setiap

nukleotida terdiri dari tiga komponen, yaitu sebuah basa nitrogen heterosiklik (purin atau pirimidin), sebuah gula pentosa, dan sebuah gugus fosfat. Jenis asam nukleat dibedakan oleh jenis gula yang terdapat pada rantai asam nukleat tersebut (misalnya, DNA atau asam deoksiribonukleat mengandung 2-deoksiribosa). Selain itu, basa nitrogen yang ditemukan pada kedua jenis asam nukleat tersebut memiliki perbedaan: adenina, sitosina, dan guanina dapat ditemukan pada RNA maupun DNA, sedangkan timina dapat ditemukan hanya pada DNA dan urasil dapat ditemukan hanya pada RNA.

12.3.1. Asam deoksiribonukleat (DNA)



Gambar Struktur molekul DNA.

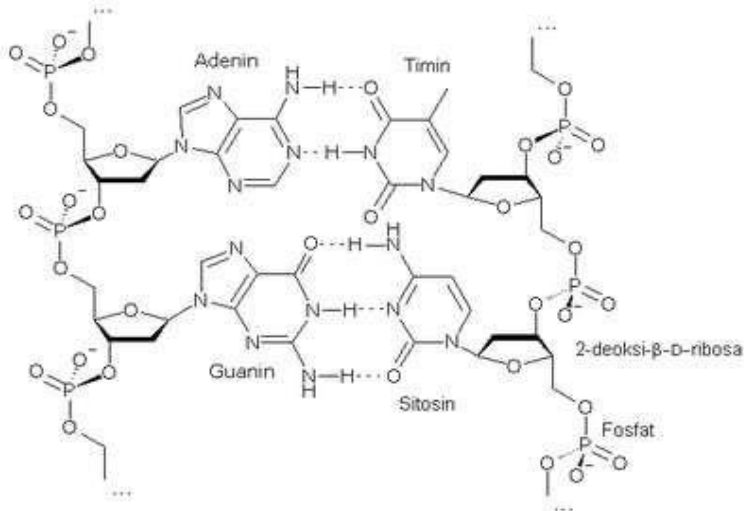
Atom karbon berwarna hitam, oksigen merah, nitrogen biru, fosfor hijau, dan hidrogen putih.

Asam deoksiribonukleat, lebih dikenal dengan DNA (bahasa Inggris: ***deoxyribonucleic acid***), adalah sejenis asam nukleat yang tergolong biomolekul utama penyusun berat kering setiap organisme. Di dalam sel, DNA umumnya terletak di dalam inti sel.

Secara garis besar, peran DNA di dalam sebuah sel adalah sebagai materi genetik; artinya, DNA menyimpan cetak biru bagi segala aktivitas sel. Ini berlaku umum bagi setiap

organisme. Di antara perkecualian yang menonjol adalah beberapa jenis virus (dan virus tidak termasuk organisme) seperti HIV (Human Immunodeficiency Virus).

12.3.2. Karakteristik kimia



Struktur untai komplementer DNA menunjukkan pasangan basa (adenina dengan timina dan guanina dengan sitosina) yang membentuk DNA beruntai ganda. DNA merupakan polimer yang terdiri dari tiga komponen utama:

- gugus fosfat
- gula deoksiribosa
- basa nitrogen, yang terdiri dari:^[1]
 - Adenina (A)
 - Guanina (G)
 - Sitosina (C)
 - Timina (T)

Sebuah unit monomer DNA yang terdiri dari ketiga komponen tersebut dinamakan nukleotida, sehingga DNA tergolong sebagai *polinukleotida*. Rantai DNA memiliki lebar

22-24 Å, sementara panjang satu unit nukleotida 3,3 Å . Walaupun unit monomer ini sangatlah kecil, DNA dapat memiliki jutaan nukleotida yang terangkai seperti rantai. Misalnya, kromosom terbesar pada manusia terdiri atas 220 juta nukleotida .

Rangka utama untai DNA terdiri dari gugus fosfat dan gula yang berselang-seling. Gula pada DNA adalah gula pentosa (berkarbon lima), yaitu 2-deoksiribosa. Dua gugus gula terhubung dengan fosfat melalui ikatan fosfodiester antara atom karbon ketiga pada cincin satu gula dan atom karbon kelima pada gula lainnya. Salah satu perbedaan utama DNA dan RNA adalah gula penyusunnya; gula RNA adalah ribosa. DNA terdiri atas dua untai yang berpilin membentuk struktur heliks ganda. Pada struktur heliks ganda, orientasi rantai nukleotida pada satu untai berlawanan dengan orientasi nukleotida untai lainnya. Hal ini disebut sebagai *antiparalel*. Masing-masing untai terdiri dari rangka utama, sebagai struktur utama, dan basa nitrogen, yang berinteraksi dengan untai DNA satunya pada heliks. Kedua untai pada heliks ganda DNA disatukan oleh ikatan hidrogen antara basa-basa yang terdapat pada kedua untai tersebut. Empat basa yang ditemukan pada DNA adalah adenina (dilambangkan A), sitosina (C, dari *cytosine*), guanina (G), dan timina (T). Adenina berikatan hidrogen dengan timina, sedangkan guanina berikatan dengan sitosina. Segmen polipeptida dari DNA disebut gen, biasanya merupakan molekul RNA.

12.3.3. Penggunaan DNA dalam Teknologi

A. DNA dalam forensik

Ilmuwan forensik dapat menggunakan DNA yang terletak dalam darah, sperma, kulit, liur atau rambut yang tersisa di tempat kejadian kejahatan untuk mengidentifikasi kemungkinan tersangka, sebuah proses yang disebut fingerprinting genetika atau pemrofilan DNA (*DNA profiling*). Dalam pemrofilan DNA panjang relatif dari bagian DNA yang berulang seperti short tandem repeats dan minisatelit, dibandingkan. Pemrofilan DNA dikembangkan pada 1984 oleh genetikawan Inggris Alec Jeffreys dari Universitas Leicester, dan pertama kali digunakan untuk mendakwa Colin Pitchfork pada 1988 dalam kasus pembunuhan Enderby di Leicestershire, Inggris. Banyak yurisdiksi membutuhkan terdakwa dari kejahatan tertentu untuk menyediakan sebuah contoh DNA untuk dimasukkan ke dalam *database* komputer. Hal ini telah membantu investigator menyelesaikan kasus lama di mana pelanggar tidak diketahui dan hanya contoh DNA yang diperoleh dari tempat kejadian (terutama dalam kasus perkosaan antar orang tak dikenal). Metode ini adalah salah satu teknik paling tepercaya untuk mengidentifikasi seorang pelaku kejahatan, tetapi tidak selalu sempurna, misalnya bila tidak ada DNA yang dapat diperoleh, atau bila tempat kejadian terkontaminasi oleh DNA dari banyak orang.

B. DNA dalam komputasi

DNA memainkan peran penting dalam ilmu komputer, baik sebagai masalah riset dan sebagai sebuah cara komputasi. Riset dalam algoritma pencarian string,

yang menemukan kejadian dari urutan huruf di dalam urutan huruf yang lebih besar, dimotivasi sebagian oleh riset DNA, dimana algoritma ini digunakan untuk mencari urutan tertentu dari nukleotida dalam sebuah urutan yang besar. Dalam aplikasi lainnya seperti editor text, bahkan algoritma sederhana untuk masalah ini biasanya mencukupi, tetapi urutan DNA menyebabkan algoritma-algoritma ini untuk menunjukkan sifat kasus-mendekati-terburuk dikarenakan jumlah kecil dari karakter yang berbeda. Teori database juga telah dipengaruhi oleh riset DNA, yang memiliki masalah khusus untuk menaruh dan memanipulasi urutan DNA. Database yang dikhususkan untuk riset DNA disebut database genomik, dan harus menangani sejumlah tantangan teknis yang unik yang dihubungkan dengan operasi perbandingan kira-kira, perbandingan urutan, mencari pola yang berulang, dan pencarian homologi.

12.4. Asam ribonukleat (RNA)

Asam ribonukleat (bahasa Inggris: *ribonucleic acid*, RNA) adalah satu dari tiga makromolekul utama (bersama dengan DNA dan protein) yang berperan penting dalam segala bentuk kehidupan. Asam ribonukleat berperan sebagai pembawa bahan genetik dan memainkan peran utama dalam ekspresi genetik. Dalam dogma pokok (*central dogma*) genetika molekular, RNA menjadi perantara antara informasi yang dibawa DNA dan ekspresi fenotipik yang diwujudkan dalam bentuk protein.

A. Struktur RNA

Struktur dasar RNA mirip dengan DNA. RNA merupakan polimer yang tersusun dari sejumlah nukleotida. Setiap nukleotida memiliki satu gugus fosfat, satu gugus pentosa, dan satu gugus

basa nitrogen (basa N). Polimer tersusun dari ikatan berselang-seling antara gugus fosfat dari satu nukleotida dengan gugus pentosa dari nukleotida yang lain.

Perbedaan RNA dengan DNA terletak pada satu gugus hidroksil cincin gula pentosa, sehingga dinamakan ribosa, sedangkan gugus pentosa pada DNA disebut deoksiribosa. Basa nitrogen pada RNA sama dengan DNA, kecuali basa timina pada DNA diganti dengan urasil pada RNA. Jadi tetap ada empat pilihan: adenina, guanina, sitosina, atau urasil untuk suatu nukleotida. Selain itu, bentuk konformasi RNA tidak berupa pilin ganda sebagaimana DNA, tetapi bervariasi sesuai dengan tipe dan fungsinya.

B. Tipe-tipe RNA

RNA hadir di alam dalam berbagai macam/tipe. Sebagai bahan genetik, RNA berwujud sepasang pita (Inggris *double-stranded RNA*, dsRNA). Genetika molekular klasik mengajarkan, pada eukariota terdapat tiga tipe RNA yang terlibat dalam proses sintesis protein yaitu:

1. RNA-kurir (bahasa Inggris: *messenger-RNA*, mRNA), yang disintesis dengan RNA polimerase I.
2. RNA-ribosom (bahasa Inggris: *ribosomal-RNA*, rRNA), yang disintesis dengan RNA polimerase II
3. RNA-transfer (bahasa Inggris: *transfer-RNA*, tRNA), yang disintesis dengan RNA polimerase III

Pada akhir abad ke-20 dan awal abad ke-21 diketahui bahwa RNA hadir dalam berbagai macam bentuk dan terlibat dalam proses pascatranslasi. Dalam pengaturan ekspresi genetik orang sekarang mengenal RNA-mikro (miRNA) yang terlibat dalam "peredaman gen" atau *gene silencing* dan *small-interfering RNA*

(siRNA) yang terlibat dalam proses pertahanan terhadap serangan virus.

C. Fungsi RNA

Pada sekelompok virus (misalnya bakteriofag), RNA merupakan bahan genetik. Ia berfungsi sebagai penyimpan informasi genetik, sebagaimana DNA pada organisme hidup lain. Ketika virus ini menyerang sel hidup, RNA yang dibawanya masuk ke sitoplasma sel korban, yang kemudian ditranslasi oleh sel inang untuk menghasilkan virus-virus baru. Namun demikian, peran penting RNA terletak pada fungsinya sebagai perantara antara DNA dan protein dalam proses ekspresi genetik karena ini berlaku untuk semua organisme hidup. Dalam peran ini, RNA diproduksi sebagai salinan kode urutan basa nitrogen DNA dalam proses transkripsi. Kode urutan basa ini tersusun dalam bentuk 'triplet', tiga urutan basa N, yang dikenal dengan nama kodon. Setiap kodon berelasi dengan satu asam amino (atau kode untuk berhenti), monomer yang menyusun protein. Lihat ekspresi genetik untuk keterangan lebih lanjut. Penelitian mutakhir atas fungsi RNA menunjukkan bukti yang mendukung atas teori 'dunia RNA', yang menyatakan bahwa pada awal proses evolusi, RNA merupakan bahan genetik universal sebelum organisme hidup memakai DNA.

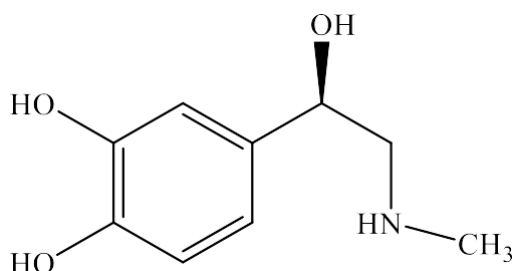
D. Interferensi RNA

Suatu gejala yang baru ditemukan pada penghujung abad ke-20 adalah adanya mekanisme peredaman (*silencing*) dalam ekspresi genetik. Kode genetik yang dibawa RNA tidak diterjemahkan (translasi) menjadi protein oleh tRNA. Ini terjadi karena sebelum sempat ditranslasi, mRNA dicerna/dihancurkan oleh suatu mekanisme yang disebut sebagai "interferensi RNA".

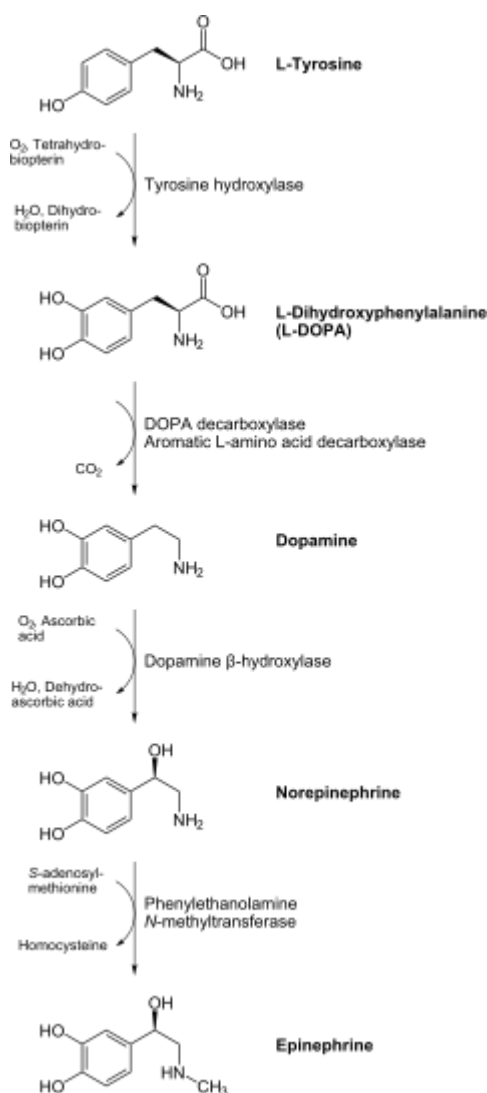
Mekanisme ini melibatkan paling sedikit tiga substansi (enzim dan protein lain). Gejala ini pertama kali ditemukan pada nematoda *Caenorhabditis elegans* tetapi selanjutnya ditemukan pada hampir semua kelompok organisme hidup.

12.5. Adrenalin

Adrenalin (bahasa Inggris: *adrenaline*, *epinephrine*) adalah sebuah hormon yang memicu reaksi terhadap tekanan dan kecepatan gerak tubuh.



Adrenalin



Sintesis adrenalin

Tidak hanya gerak, hormon ini pun memicu reaksi terhadap efek lingkungan seperti suara derau tinggi atau cahaya yang terang. Reaksi yang kita sering rasakan adalah frekuensi detak jantung meningkat, keringat dingin dan keterkejutan. Reaksi ini dalam batas tertentu menjadi sebuah pengalaman yang menyenangkan, mungkin juga menjadi sebuah hobi hingga disebut adrenaline junkie.

Adrenalin (epinefrin) adalah zat yang dilepaskan ke dalam aliran darah oleh kelenjar adrenal. Hormon ini dikenal sebagai hormon -stres, karena sekresinya meningkat selama stres dan ketegangan. Adrenalin menyebabkan perubahan dalam tubuh, seperti denyut nadi dipercepat, dilatasi pupil, dan aliran darah meningkat ke otot-otot ekstremitas bawah. Digunakan secara medis, adrenalin berfungsi untuk resusitasi, pada Asma (melebarkan bronkus), pada operasi (menyempitkan pembuluh darah dan mengurangi perdarahan) dan banyak lagi.

Sekresi adrenalin merupakan salah satu reaksi tubuh manusia saat merespons rasa takut, panik, atau merasa terancam. Selain tubuh kita yang dapat mengeluarkan adrenalin dari kelenjar adrenal, tidak jarang juga adrenalin sengaja dimasukkan ke dalam tubuh melalui beragam metode dengan beragam tujuan.

Macam-macam metode itu misalnya dengan menyuntikkannya ke dalam pembuluh darah, ke dalam otot, ke lapisan bawah kulit, atau dengan menghirupnya. Tujuannya pun beragam, yaitu:

- a. Mengatasi pendarahan yang terletak superfisial (dekat dengan permukaan kulit)
- b. Mengatasi henti jantung
- c. Meredakan reaksi anafilaksis (reaksi alergi yang menyebar ke seluruh tubuh dan dapat menyebabkan kematian)
- d. Meringankan gejala batuk *croup* (batuk yang umumnya disebabkan oleh bakteri *C.Diphtheriae* dan berbunyi seperti mengonggong),
- e. Sebagai pengobatan pilihan terakhir untuk asma.

Adapun efek samping yang mungkin muncul dan umumnya terjadi adalah tubuh berkeringat, bagian tubuh atau tangan gemetar, atau rasa gelisah.

12.5.1. Hubungannya Adrenalin dan Stres

Pada saat Anda stres, adrenalin akan dikeluarkan dan meningkatkan detak jantung Anda, meningkatkan tekanan darah, dan meningkatkan pasokan energi di dalam tubuh.

Kortisol, sebagai hormon stres yang utama, juga akan dihasilkan tubuh dan meningkatkan glukosa atau gula darah di dalam aliran darah tubuh. Tidak hanya itu, kortisol juga akan meningkatkan penggunaan glukosa oleh otak Anda.

Kortisol ini akan menekan sistem pencernaan, sistem reproduksi, dan proses pertumbuhan. Sistem kekebalan tubuh dan bagian otak yang mengontrol suasana hati, rasa takut, serta motivasi di dalam diri Anda, juga akan terpengaruh.

Jika stres yang Anda alami tidak terjadi dalam jangka waktu yang panjang, kondisi di dalam tubuh Anda akan kembali normal. Tekanan darah akan menjadi normal kembali, detak jantung pun kembali normal seiring menurunnya tingkat hormon kortisol dan adrenalin.

12.5.2. Bagaimana Jika Stres yang Dialami Berkepanjangan

Kesehatan Anda bisa terancam. Karena itu artinya hormon stres di dalam tubuh akan mengganggu hampir semua proses tubuh Anda. Sehingga, Anda akan mengalami peningkatan berat badan, gangguan tidur, gangguan pencernaan, meningkatnya risiko penyakit jantung, depresi, merasa gelisah, serta penurunan konsentrasi dan daya ingat.

Setiap orang bereaksi berbeda terhadap tekanan dari lingkungannya. Hal ini karena reaksi terhadap stres dipengaruhi oleh faktor genetik dan pengalaman hidupnya. Setiap orang punya gen pengontrol stres yang memiliki

ambang batas berbeda-beda, tapi gen inilah yang menentukan kewajaran reaksi orang saat stres. Mereka yang memiliki trauma di masa lalu, biasanya lebih mudah menjadi stres terhadap tekanan yang ringan. Misalnya mereka yang pernah ditelantarkan, dianiaya, menjadi korban kejahatan, mengalami kecelakaan, petugas pemadaman kebakaran, dan pasukan polisi atau militer.

Stres bisa dihindari dengan menjalani pertemanan yang sehat, melakukan olahraga teratur, menjaga pola makan sehat, perbanyak melakukan hal yang menyenangkan dan memiliki sifat humoris, dan rutin bermeditasi atau melakukan teknik relaksasi seperti membayangkan situasi yang nyaman dan indah. Selain itu, tidur yang cukup juga tidak kalah pentingnya. Bahkan jika diperlukan, pada kondisi tertentu lakukanlah konseling dengan sang ahli atau bicara dengan kerabat Anda mengenai masalah yang sedang Anda alami.

Pada kondisi tertentu, adrenalin memang dibutuhkan oleh tubuh agar mencapai suatu kondisi yang stabil. Namun jika berlebihan, hormon yang muncul pada saat stres ini juga tidaklah bagus untuk kesehatan tubuh. Sebisa mungkin, jagalah kesehatan dan keseimbangan hormon Anda dengan menjalani hidup sehat serta miliki pengendalian terhadap diri yang baik.

12.6. Feromon

Feromon (bahasa Yunani: *phero* yang artinya pembawa, dan *mone* bermakna sensasi) adalah sejenis zat kimia yang berfungsi untuk merangsang dan memiliki daya pikat seksual pada jantan maupun betina.

Zat ini berasal dari kelenjar endokrin dan digunakan oleh makhluk hidup untuk mengenali sesama jenis, individu lain, kelompok, dan untuk membantu proses reproduksi. Berbeda dengan hormon, feromon menyebar ke luar tubuh dan hanya dapat memengaruhi dan dikenali oleh individu lain yang sejenis (satu spesies).

A. Penemuan feromon

Feromon pertama ditemukan di Jerman oleh Adolph Butenandt, ilmuwan yang juga menemukan hormon seksual pada manusia yaitu estrogen, progesteron dan testosteron. Ketika pertama kali ditemukan pada serangga, feromon banyak dikaitkan dengan fungsi reproduksi serangga. Para ilmuwan mula-mula melihat feromon adalah sebagai padanan dari parfum di dunia manusia. Zat feromon pertama kalinya ditemukan oleh Jean-Henri Fabre pada serangga ketika musim semi tahun 1870-an. Ia mengamati ngengat jenis great peacock betina keluar dari kepompong dan diletakkan di kandang kawat di meja studinya, kemudian ia melihat pada malam harinya lusinan ngengat jantan berkumpul mengerubungi kandang kawat di meja studinya. "Mereka datang dari segala penjuru, tanpa aku tahu bagaimana mereka menemukan betina di mejaku ... " tulis Fabre. Fabre menghabiskan tahun-tahun berikutnya mempelajari bagaimana ngengat-ngengat jantan menemukan betina-betিনnya. Fabre sampai pada kesimpulan kalau ngengat betina menghasilkan zat kimia tertentu yang aromanya menarik ngengat-ngengat jantan. Dengan kesimpulan

Fabre ini, mulailah penelitian baru tentang feromon diteliti.

B. Feromon pada hewan

B.1. Kupu-kupu

Ketika kupu-kupu jantan atau betina mengepakkan sayapnya, saat itulah feromon tersebar di udara dan mengundang lawan jenisnya untuk mendekat secara seksual. Feromon seksual memiliki sifat yang spesifik untuk aktivitas biologis di saat jantan atau betina dari spesies yang lain tidak akan merespons terhadap feromon yang dikeluarkan betina atau jantan dari spesies yang berbeda.

B.2. Rayap

Untuk dapat mendeteksi jalur yang dijelajahnya, individu rayap yang berada di depan mengeluarkan feromon penanda jejak (*trail following pheromone*) yang keluar dari kelenjar *sternum* (*sternal gland* di bagian bawah, belakang abdomen), yang dapat dideteksi oleh rayap yang berada di belakangnya. Sifat kimiawi feromon ini sangat erat hubungannya dengan bau makanannya sehingga rayap mampu mendeteksi obyek makanannya.

B.2..1. Feromon dasar

Di samping feromon penanda jejak, para pakar etologi (perilaku) rayap juga menganggap bahwa pengaturan koloni berada di bawah kendali feromon dasar (*primer pheromones*). Misalnya, terhambatnya pertumbuhan/ pembentukan neoten disebabkan oleh adanya semacam feromon dasar

yang dikeluarkan oleh ratu, yang berfungsi menghambat diferensiasi kelamin. Segera setelah ratu mati, feromon ini hilang sehingga terbentuk neoten-neoten pengganti ratu. Tetapi kemudian neoten yang telah terbentuk kembali mengeluarkan feromon yang sama sehingga pembentukan neoten yang lebih banyak dapat dihambat. Feromon dasar juga berperan dalam diferensiasi pembentukan kasta pekerja dan kasta prajurit, yang dikeluarkan oleh kasta reproduktif. Dilihat dari biologinya, koloni rayap sendiri oleh beberapa pakar dianggap sebagai supra-organisma, yaitu koloni itu sendiri dianggap sebagai makhluk hidup, sedangkan individu-individu rayap dalam koloni hanya merupakan bagian-bagian dari anggota badan supra-organisma itu. Perbandingan banyaknya neoten, prajurit dan pekerja dalam satu koloni biasanya tidak tetap. Koloni yang sedang bertumbuh subur memiliki pekerja yang sangat banyak dengan jumlah prajurit yang tidak banyak (kurang lebih 2 - 4 persen). Koloni yang mengalami banyak gangguan, misalnya karena terdapat banyak semut di sekitarnya akan membentuk lebih banyak prajurit (7 - 10 persen), karena diperlukan untuk mempertahankan sarang.

B.3. Ngengat

Komunikasi melalui feromon sangat meluas dalam keluarga serangga. Feromon bertindak sebagai alat pemikat seksual antara betina dan jantan. Jenis feromon yang sering dianalisis adalah yang digunakan ngengat

sebagai zat untuk melakukan perkawinan. Ngengat gipsi betina dapat memengaruhi ngengat jantan beberapa kilometer jauhnya dengan memproduksi feromon yang disebut "disparlur". Karena ngengat jantan mampu mengindra beberapa ratus molekul dari betina yang mengeluarkan isyarat dalam hanya satu mililiter udara, disparlur tersebut efektif saat disebarkan di wilayah yang sangat besar sekalipun.

B.4. Semut dan lebah madu

Feromon memainkan peran penting dalam komunikasi serangga. Semut menggunakan feromon sebagai penjejak untuk menunjukkan jalan menuju sumber makanan. Bila lebah madu menyengat, ia tak hanya meninggalkan sengat pada kulit korbannya, tetapi juga meninggalkan zat kimia yang memanggil lebah madu lain untuk menyerang. Demikian pula, semut pekerja dari berbagai spesies mensekresi feromon sebagai zat tanda bahaya, yang digunakan ketika terancam musuh; feromon disebar di udara dan mengumpulkan pekerja lain. Bila semut-semut ini bertemu musuh, mereka juga memproduksi feromon sehingga isyaratnya bertambah atau berkurang, bergantung pada sifat bahayanya.

B.5. Kecoak

Kecoak betina menarik lawan jenisnya dengan cara mengeluarkan periplanon-B. Konon senyawa ini dimanfaatkan CIA untuk menangkap seorang mata-mata. Caranya orang yang dicurigai dikenai periplanon-B dan ditangkap kalau beraksi dengan detektor kecoak jantan.

Kecoak jantan dengan sangat tepat akan menemukan orang yang di bajunya dikenai periplanon-B, walau si mata-mata mungkin tidak membaui senyawa ini.

B.6. Hamster, gajah, dan ngengat

Dari penelitian pada hewan-hewan lain, cara kerja yang sama juga ditemukan. Menurut penelitian, hamster betina menggunakan dimetil disulfida untuk menarik hamster jantan mendekat. Tapi yang ternyata mengejutkan adalah gajah dan ngengat mempunyai feromon seksual yang sama, yakni Z-7-dodesen-1-il-asetat. Walaupun sama, gajah dan ngengat tidak akan saling tertarik karena Z-7-dodesen-1-il-asetat yang dihasilkan ngengat terlalu sedikit untuk dirasakan gajah, begitu juga sebaliknya.

C. Feromon pada manusia

Feromon pada manusia merupakan sinyal kimia yang berada di udara yang tidak bisa dideteksi melalui bau-bauan tapi hanya bisa dirasakan oleh VMO di dalam hidung/indra pencium. Sinyal ini dihasilkan oleh jaringan kulit khusus yang terkonsentrasi di dalam lengan. Sinyal feromon ini diterima oleh VMO dan dijangkau oleh bagian otak bernama hipotalamus. Di sinilah terjadi perubahan hormon yang menghasilkan respons perilaku dan fisiologis.

D. Feromon pada siklus haid

Pada tahun 1998, McClintock bersama rekannya Kathleen Stern mempublikasikan kembali hasil penelitiannya di jurnal *Nature*. Kali ini mereka menyatakan ada dua jenis feromon yang secara spesifik

berpengaruh pada kesamaan siklus haid. Siklus menstruasi terdiri atas tiga fase, yakni menses, pra-ovulasi, dan luteal alias pasca ovulasi. Salah satu dari feromon dihasilkan oleh perempuan pada fase pra-ovulasi dari siklusnya dan mempercepat ovulasi di fase berikut. Feromon lain dipancarkan pada saat ovulasi berlangsung. Sinyal ini memiliki efek memperlambat siklus. Hasil akhirnya adalah berupa siklus sejumlah perempuan yang tinggal saling berdekatan.

E. Jatuh cinta: dari hidung turun ke hati

Fenomena feromon sebagai bentuk komunikasi ini lama-lama mulai dicoba diterapkan dalam kehidupan manusia sehari-hari. Terutama sejak ditemukan bahwa feromon juga dihasilkan kelenjar dalam tubuh manusia. Dan yang penting, bisa memengaruhi hormon-hormon dalam tubuh (terutama otak) manusia lainnya. Contoh paling mudah adalah "bau badan". Lepas dari jenis bau badan menyengat hingga bikin orang lain menjauh, setiap manusia punya bau yang khas dan menjadi ciri dirinya. Oleh para ahli dianalogikan bahwa bau badan itu seperti sidik jari. Jadi, kita masing-masing punya bau yang unik dan sangat berbeda dengan manusia lainnya. Dengan demikian feromon yang dihasilkan manusia, di masa depan bisa jadi salah satu identitas diri.

Feromon pada manusia ternyata juga berfungsi sebagai daya tarik seksual. Para ahli kimia dari Huddinge University Hospital di Swedia malah mengklaim bahwa feromon juga punya andil dalam menghasilkan perasaan suka, naksir, cinta, bahkan gairah seksual seorang

manusia pada manusia lainnya. Ini mereka buktikan saat melakukan penelitian terhadap reaksi otak 12 pasang pria-wanita sehabis mencium bau senyawa sintetik mirip feromon. Bebauan tersebut langsung bereaksi terhadap hormon estrogen (pada wanita) dan hormon testoteron (pria). Jadi, ketertarikan manusia pada manusia lain, baik itu berupa hubungan cinta, gairah seksual, maupun dalam memilih teman, juga didasari pada bau feromon yang dihasilkan manusia.

F. Senyawa kimia tubuh lainnya yang berperan

Seperti yang tertulis di majalah National Geographic Indonesia, edisi Februari 2006, hasil penelitian Helen Fisher dan kawan-kawan, ketika seseorang memandang kekasih hatinya, dopamin akan merangsang bagian ventral tegmental dan caudate nucleus di otak menyala. Dalam dosis yang tepat, dopamin menciptakan kekuatan, kegembiraan, perhatian yang terpusat, serta dorongan yang kuat untuk memberikan imbalan. Itulah sebabnya jatuh cinta dapat membuat makan tak enak, tidur tak nyenyak. Para peneliti lainnya menunjukkan bahwa gangguan kimiawi tubuh memang terbukti ketika seseorang jatuh cinta. Misalnya didapatkan bahwa kadar serotonin orang yang terobsesi dan kekasihnya 40 persen lebih rendah dari kadar serotonin orang normal. Manusia dapat hidup rukun sampai mereka berusia lanjut juga karena senyawa kimia yang disebut oksitosin. Menurut penelitian, kesetiaan pada pasangan berhubungan dengan kadar oksitosin yang tinggi. Kadar oksitosin ini dapat

ditingkatkan dengan cara masing-masing dari pasangan yang berusaha saling menyayangi, walau kadang pasangannya menjengkelkan.

G. Alomon dan feromon

Alomon adalah zat yang digunakan untuk komunikasi antargenus. Feromon adalah isyarat kimiawi yang terutama digunakan dalam genus yang sama seperti disekresi pada seekor semut dapat dicium oleh yang lain. Zat kimia ini diduga diproduksi oleh kelenjar endokrin. Saat semut menyekresi cairan ini sebagai isyarat, yang lain menangkap pesan lewat bau atau rasa dan menanggapi.

Penelitian mengenai feromon semut telah mengungkapkan bahwa semua isyarat disekresikan menurut kebutuhan koloni. Selain itu, konsentrasi feromon yang disekresikan semut bervariasi menurut kedaruratan situasi.

H. Perkembangan sains feromon

Seiring dengan berkembangnya sains tentang feromon, dapatlah dimengerti ternyata serangga menghasilkan bermacam-macam zat kimia yang mempengaruhi perilaku serangga sejenis lainnya. Semut misalnya, menghasilkan feromon untuk menarik teman-temannya bergotong-royong mengangkut makanan dari tempat yang jauh ke sarang mereka. Itu sebabnya kita sering melihat semut berjalan beriring-iring. Beberapa spesies lalat, ngengat dan kumbang juga menghasilkan zat kimia tertentu yang dioleskan ke sarang tempat meletakkan telur-telurnya. Zat-zat kimia ini akan

mencegah serangga lain untuk menaruh telur di tempat yang sama, jadi mengurangi kompetisi serangga-serangga baru yang nantinya menetas dari telur tadi. Sampai sekarang, para ilmuwan sudah mengenali lebih dari 1600 feromon yang dipakai oleh berbagai serangga, termasuk serangga-serangga yang dikategorikan hama. Karena telah teridentifikasi, feromon ini bisa dibuat dalam jumlah besar secara sintesis. Feromon sintesis ini banyak dipakai untuk dijadikan perangkap serangga.

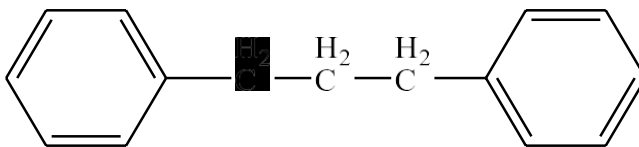
12.7. Senyawa Flavonoid

Senyawa-senyawa flavonoid adalah senyawa-senyawa polifenol yang mempunyai 15 atom karbon, terdiri dari dua cincin benzena yang dihubungkan menjadi satu oleh rantai linier yang terdiri dari tiga atom karbon. Senyawa-senyawa flavonoid adalah senyawa 1,3 diaril propana, senyawa isoflavonoid adalah senyawa 1,2 diaril propana, sedangkan senyawa-senyawa neoflavonoid adalah 1,1 diaril propana. Istilah flavonoid diberikan pada suatu golongan besar senyawa yang berasal dari kelompok senyawa yang paling umum, yaitu senyawa flavon; suatu jembatan oksigen terdapat diantara cincin A dalam kedudukan orto, dan atom karbon benzil yang terletak disebelah cincin B. Senyawa heterosoklik ini, pada tingkat oksidasi yang berbeda terdapat dalam kebanyakan tumbuhan. Flavon adalah bentuk yang mempunyai cincin C dengan tingkat oksidasi paling rendah dan dianggap sebagai struktur induk dalam nomenklatur kelompok senyawa-senyawa ini.

Senyawa flavonoid sebenarnya terdapat pada semua bagian tumbuhan termasuk daun, akar, kayu, kulit, tepung sari, bunga, buah, dan biji. Kebanyakan flavonoid ini berada di dalam tumbuh-tumbuhan, kecuali alga. Namun ada juga flavonoid yang terdapat pada hewan, misalnya dalam kelenjar bau berang-berang dan sekresi lebah. Dalam sayap kupu-kupu dengan anggapan bahwa flavonoid berasal dari tumbuh-tumbuhan yang menjadi makanan hewan tersebut dan tidak dibiosintesis di dalam tubuh mereka. Penyebaran jenis flavonoid pada golongan tumbuhan yang tersebar yaitu angiospermae, klorofita, fungi, briofita.

A. Struktur dasar senyawa flavonoid

Senyawa flavonoid adalah senyawa yang mengandung C₁₅ terdiri atas dua inti fenolat yang dihubungkan dengan tiga satuan karbon. Struktur dasar flavonoid dapat digambarkan sebagai berikut :



Kerangka dasar senyawa flavonoid

B. Klasifikasi Senyawa Flavonoid

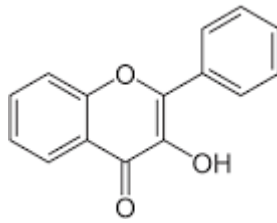
Flavonoid mengandung sistem aromatik yang terkonjugasi sehingga menunjukkan pita serapan kuat pada daerah spektrum sinar ultraviolet dan spektrum sinar tampak, umumnya dalam tumbuhan terikat pada gula yang disebut dengan glikosida. (Harborne, 1996). Pada flavonoida O-glikosida, satu gugus hidroksil flavonoid (atau lebih) terikat pada satu gula (lebih) dengan ikatan

yang tahan asam. Glukosa merupakan gula yang paling umum terlibat dan gula lain yang sering juga terdapat adalah galaktosa, ramnosa, silosa, arabinosa, dan rutinosa. Waktu yang diperlukan untuk memutuskan suatu gula dari suatu flavonoid O-glukosida dengan hidrolisis asam ditentukan oleh sifat gula tersebut. Pada flavonoid C-glikosida, gula terikat pada atom karbon flavonoid dan dalam hal ini gula tersebut terikat langsung pada inti benzena dengan suatu ikatan karbon-karbon yang tahan asam. Gula yang terikat pada atom C hanya ditemukan pada atom C nomor 6 dan 8 dalam inti flavonoid, misalnya pada orientin.

Menurut Robinson (1995), flavonoid dapat dikelompokkan berdasarkan keragaman pada rantai C3 yaitu :

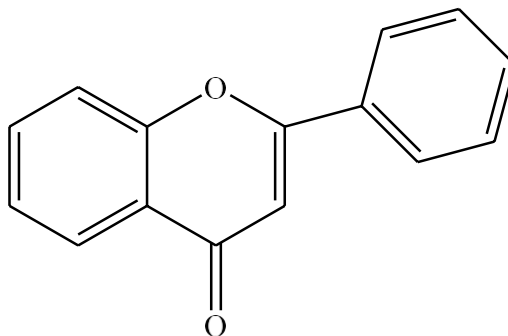
1. Flavonol

Flavonol paling sering terdapat sebagai glikosida, biasanya 3-glikosida, dan aglikon flavonol yang umum yaitu kamferol, kuersetin, dan mirisetin yang berkhasiat sebagai antioksidan dan antiinflamasi. Flavonol lain yang terdapat di alam bebas kebanyakan merupakan variasi struktur sederhana dari flavonol. Larutan flavonol dalam suasana basa dioksidasi oleh udara tetapi tidak begitu cepat sehingga penggunaan basa pada pengerjaannya masih dapat dilakukan.



2. Flavon

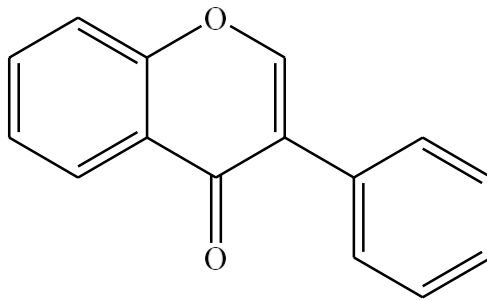
Flavon berbeda dengan flavonol dimana pada flavon tidak terdapat gugusan 3-hidroksi. Hal ini mempunyai serapan UV-nya, gerakan kromatografi, serta reaksi warnanya. Flavon terdapat juga sebagai glikosidanya lebih sedikit daripada jenis glikosida pada flavonol. Flavon yang paling umum dijumpai adalah apigenin dan luteolin. Luteolin merupakan zat warna yang pertama kali dipakai di Eropa. Jenis yang paling umum adalah 7-glukosida dan terdapat juga flavon yang terikat pada gula melalui ikatan karbon-karbon. Contohnya luteolin 8-C-glikosida. Flavon dianggap sebagai induk dalam nomenklatur kelompok senyawa flavonoid.



Struktur Flavon

3. Isoflavon

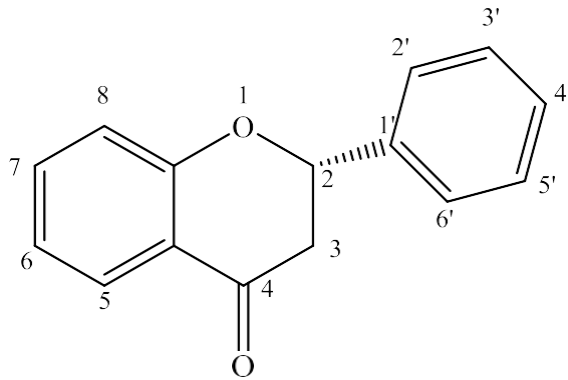
Isoflavon merupakan isomer flavon, tetapi jumlahnya sangat sedikit dan sebagai fitoaleksin yaitu senyawa pelindung yang terbentuk dalam tumbuhan sebagai pertahanan terhadap serangan penyakit. Isoflavon sukar dicirikan karena reaksinya tidak khas dengan pereaksi warna manapun. Beberapa isoflavon (misalnya daidzein) memberikan warna biru muda cemerlang dengan sinar UV bila diuapi amonia, tetapi kebanyakan yang lain tampak sebagai bercak lembayung yang pudar dengan amonia berubah menjadi coklat.



Struktur Isoflavon

4. Flavanon

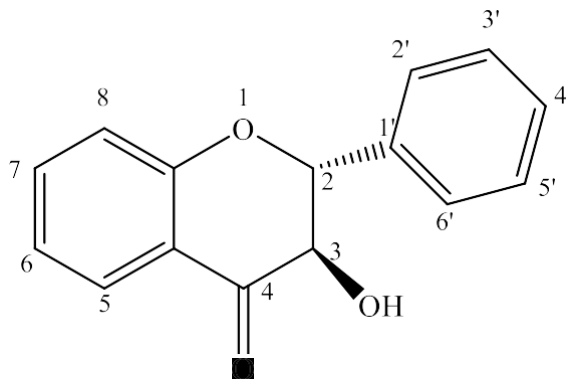
Flavanon terdistribusi luas di alam. Flavanon terdapat di dalam kayu, daun dan bunga. Flavanon glikosida merupakan konstituen utama dari tanaman genus prenus dan buah jeruk; dua glikosida yang paling lazim adalah neringenin dan hesperitin, terdapat dalam buah anggur dan jeruk.



Struktur Flavanon

5. Flavanonol

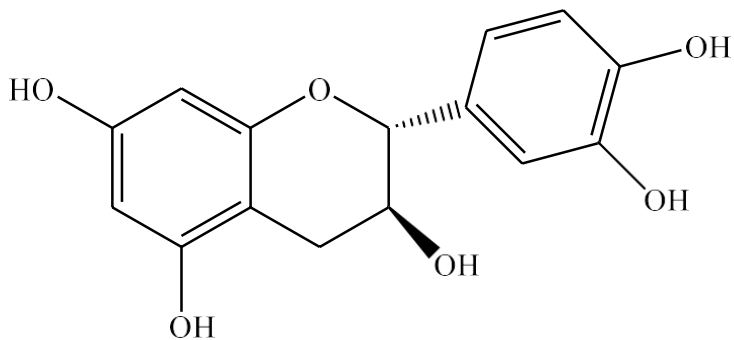
Senyawa ini berkhasiat sebagai antioksidan dan hanya terdapat sedikit sekali jika dibandingkan dengan flavonoid lain. Sebagian besar senyawa ini diabaikan karena konsentrasinya rendah dan tidak berwarna.



Struktur Flavanonol

6. Katekin

Katekin terdapat pada seluruh dunia tumbuhan, terutama pada tumbuhan berkayu. Senyawa ini mudah diperoleh dalam jumlah besar dari ekstrak kental *Uncaria gambir* dan daun teh kering yang mengandung kira-kira 30% senyawa ini. Katekin berkhasiat sebagai antioksidan.



Struktur Katekin

7. Leukoantosianidin

Leukoantosianidin merupakan senyawa tanpa warna, terutama terdapat pada tumbuhan berkayu. Senyawa ini jarang terdapat sebagai glikosida, contohnya melaksidin, apiferol.

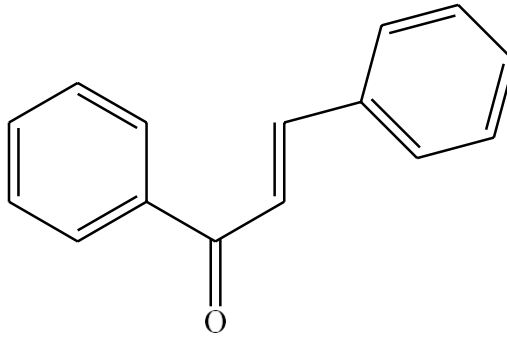
8. Antosianin

Antosianin merupakan pewarna yang paling penting dan paling tersebar luas dalam tumbuhan. Pigmen yang berwarna kuat dan larut dalam air ini adalah penyebab hampir semua warna merah jambu, merah marak , ungu, dan biru dalam daun, bunga, dan buah pada tumbuhan tinggi. Secara kimia semua antosianin merupakan turunan suatu struktur aromatik tunggal yaitu sianidin, dan semuanya terbentuk dari pigmen sianidin ini dengan penambahan atau pengurangan gugus hidroksil atau dengan metilasi atau glikosilasi.

9. Khalkon

Khalkon adalah pigmen fenol kuning yang berwarna coklat kuat dengan sinar UV bila dikromatografi kertas.

Aglikon flavon dapat dibedakan dari glikosidanya, karena hanya pigmen dalam bentuk glikosida yang dapat bergerak pada kromatografi kertas dalam pengembang air.



Struktur Khalkon

10. Auron

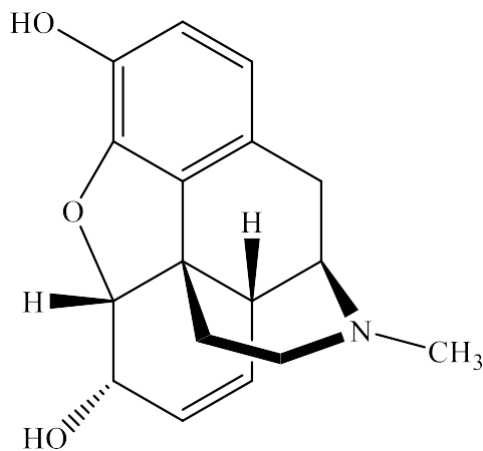
Auron berupa pigmen kuning emas yang terdapat dalam bunga tertentu dan briofita. Dalam larutan basa senyawa ini berwarna merah ros dan tampak pada kromatografi kertas berupa bercak kuning, dengan sinar ultraviolet warna kuning kuat berubah menjadi merah jingga bila diberi uap amonia.

12.7.1. Sifat kelarutan flavonoid

Aglikon flavonoida adalah polifenol dan karena itu mempunyai sifat kimia senyawa fenol, yaitu bersifat agak asam sehingga dapat larut dalam basa. Tetapi harus diingat, bila dibiarkan dalam larutan basa, dan disamping itu terdapat oksigen, banyak yang akan terurai. Karena mempunyai sejumlah gugus hidroksil, atau suatu gula, flavonoida merupakan senyawa polar, maka

umumnya flavonoid cukup larut dalam pelarut polar seperti Etanol (EtOH), Metanol (MeOH), Butanol (BuOH), Aseton, Dimetilsulfoksida (DMSO), Dimetilformamida (DMF), Air dan lain-lain. Adanya gula yang terikat pada flavonoid (bentuk yang umum ditemukan) cenderung menyebabkan flavonoid lebih mudah larut dalam air dan dengan demikian campuran pelarut yang disebut diatas dengan air merupakan pelarut yang lebih baik untuk glikosida. Sebaliknya, aglikon yang kurang polar seperti isoflavon, flavanon dan flavon serta flavonol yang termetoksilasi cenderung lebih mudah larut dalam pelarut seperti Eter dan Kloroform.

12.8. Senyawa Alkaloida



Gambar Struktur molekul senyawa morfin

Alkaloid dihasilkan oleh banyak organisme, mulai dari bakteri, fungi (jamur), tumbuhan, dan hewan. Ekstraksi secara kasar biasanya dengan mudah dapat dilakukan melalui teknik ekstraksi

asam-basa. Rasa pahit atau getir yang dirasakan lidah dapat disebabkan oleh alkaloid. Salah satu contoh tanaman alkaloid adalah pepaya yang merupakan penghasil papaine.

Istilah "alkaloid" (berarti "mirip alkali", karena dianggap bersifat basa) pertama kali dipakai oleh Carl Friedrich Wilhelm Meissner (1819), seorang apoteker dari Halle (Jerman) untuk menyebut berbagai senyawa yang diperoleh dari ekstraksi tumbuhan yang bersifat basa (pada waktu itu sudah dikenal, misalnya, morfina, striknina, serta solanina). Hingga sekarang dikenal sekitar 10.000 senyawa yang tergolong alkaloid dengan struktur sangat beragam, sehingga hingga sekarang tidak ada batasan yang jelas untuknya.

Alkaloid adalah sebuah golongan senyawa basa bernitrogen yang kebanyakan heterosiklik dan terdapat di tetumbuhan (tetapi ini tidak mengecualikan senyawa yang berasal dari hewan). Asam amino, peptida, protein, nukleotid, asam nukleik, gula amino dan antibiotik biasanya tidak digolongkan sebagai alkaloid. Dan dengan prinsip yang sama, senyawa netral yang secara biogenetik berhubungan dengan alkaloid termasuk digolongan ini.

Alkaloid biasanya diklasifikasikan menurut kesamaan sumber asal molekulnya (precursors), didasari dengan metabolisme pathway (metabolic pathway) yang dipakai untuk membentuk molekul itu. Kalau biosintesis dari sebuah alkaloid tidak diketahui, alkaloid digolongkan menurut nama senyawanya, termasuk nama senyawa yang tidak mengandung nitrogen (karena struktur molekulnya terdapat dalam produk akhir. sebagai contoh: alkaloid opium kadang disebut "phenanthrenes"), atau menurut nama tumbuhan atau binatang di mana senyawa itu diisolasi. Jika setelah alkaloid itu dikaji, penggolongan sebuah alkaloid diubah menurut hasil pengkajian itu, biasanya

mengambil nama amine penting-secara-biologi yang mencolok dalam proses sintesisnya.

- Golongan Piridina: piperine, coniine, trigonelline, arecoline, arecaidine, guvacine, cytosine, lobeline, nikotina, anabasine, sparteine, pelletierine.
- Golongan Pyrrolidine: hygrine, cuscohygrine, nikotina
- Golongan Tropane: atropine, kokaina, ecgonine, scopolamine, catuabine
- Golongan Kuinolina: kuinina, kuinidina, dihidrokuinina, dihidrokuinidina, strychnine, brucine, veratrine, cevadine
- Golongan Isokuinolina: alkaloid-alkaloid opium (papaverine, narcotine, narceine), sanguinarine, hydrastine, berberine, emetine, berbamine, oxyacanthine
- Alkaloid Fenantrena: alkaloid-alkaloid opium (morfin, codeine, thebaine)
- Golongan Phenethylamine: mescaline, ephedrine, dopamin
- Golongan Indola:
- Tryptamines: serotonin, DMT, 5-MeO-DMT, bufotenine, psilocybin
- Ergolines (alkaloid-alkaloid dari ergot): ergine, ergotamine, lysergic acid
- Beta-carboline: harmine, harmaline, tetrahydroharmine
- Yohimbans: reserpine, yohimbine
- Alkaloid Vinca: vinblastine, vincristine
- Alkaloid Kratom (*Mitragyna speciosa*): mitragynine, 7-hydroxymitragynine
- Alkaloid *Tabernanthe iboga*: ibogaine, voacangine, coronaridine
- Alkaloid *Strychnos nux-vomica*: strychnine, brucine
- Golongan Purine:

- Xantina: Kafein, teobromina, theophylline
 - Golongan Terpenoid:
 - Alkaloid *Aconitum*: aconitine
 - Alkaloid Steroid (yang bertulang punggung steroid pada struktur yang bernitrogen):
 - *Solanum* (contoh: kentang dan alkaloid tomat) (solanidine, solanine, chaconine)
 - Alkaloid *Veratrum* (veratramine, cyclopamine, cycloposine, jervine, muldamine)^[2]
 - Alkaloid Salamander berapi (samandarin)
 - lainnya: conessine
 - Senyawa ammonium quaternary s: muscarine, choline, neurine
- Lain-lainnya: capsaicin, cynarin, phytolaccine, phytolaccotoxin

12.9. Senyawa Karotenoida



Gambar Pigmen merah pada buah tomat adalah likopena, suatu karotenoid.

Karotenoid adalah pigmen organik yang ditemukan dalam kloroplas dan kromoplas tumbuhan dan kelompok organisme lainnya seperti alga ("ganggang"), sejumlah bakteri (fotosintetik maupun tidak), dan beberapa fungi (non-fotosintetik). Karotenoid dapat diproduksi oleh semua organisme tersebut dari lipid dan molekul-

molekul penyusun metabolit organik dasar. Organisme heterotrof sepenuhnya, seperti hewan, juga memanfaatkan karotenoid dan memperolehnya dari makanan yang dikonsumsi.

Ada dua kelompok besar karotenoid, yaitu xantofil (karotenoid yang membawa atom oksigen) dan karotena (karotenoid yang murni hidrokarbon, tidak memiliki atom oksigen). Semua karotenoid adalah tetraterpenoid karena terbentuk dari delapan molekul isoprena sehingga mempunyai 40 atom karbon.

Sebagai pigmen, karotenoid pada umumnya menyerap cahaya biru dan memantulkan warna-warna berpanjang gelombang besar (merah sampai kuning kehijauan). Pewarna alami pada kisaran merah, jingga, sampai kuning banyak yang merupakan anggotanya, seperti likopena, karotena, lutein, dan zeaxantin. Zat-zat inilah yang biasanya menyebabkan warna merah, kuning atau jingga pada buah dan sayuran.

Peran terpenting karotenoid dalam proses fisiologi adalah sebagai zat antioksidan dan penghantar elektron dalam fotosintesis. Selain itu, beberapa karotenoid dapat diubah menjadi vitamin esensial.

12.9.1. Karakteristik Umum

Karotenoid termasuk dalam tetraterpenoid, suatu senyawa rantai panjang dengan 40 atom karbon, yang dibentuk dari empat unit terpena (masing-masing terdiri dari 10 atom karbon). Secara struktural, karotenoid berbentuk rantai hidrokarbon poliena yang kadang-kadang di bagian ujungnya terdapat gugus cincin dan mungkin memiliki atom oksigen. Namanya berasal dari kata *carotene* yang ditambah sufiks *-oid*, dan berarti "senyawa-senyawa sekelompok atau mirip dengan karotena".

Karotenoid dengan molekul yang mengandung oksigen, seperti lutein dan zeaxantin, dikenal sebagai xantofil

sedangkan karotenoid yang tidak mengandung oksigen seperti α -karotena, β -karotena, dan likopena dikenal sebagai karotena. Karotena hanya mengandung karbon dan hidrogen (hidrokarbon), dan merupakan hidrokarbon tak jenuh karena memiliki ikatan rangkap di antara dua atom karbon.

Ada lebih dari 600 karotenoid yang dikenal. Manusia dapat menyerap dan membawa sekitar 25 jenis karotenoid ke dalam aliran darah. Karotenoid yang paling banyak dikenal sesuai dengan namanya ditemukan dalam akar tunggang wortel (bahasa Latin Vulgar, *carota*) dan menghasilkan warna jingga terang akibat kandungan beta-karotena. Sumber beta-karotena yang juga umum dikenal adalah berbagai jenis waluh. Minyak sawit mentah adalah sumber karotenoid alam dengan nilai kesetaraan retinol (provitamin A) yang tertinggi. Buah pepaya diketahui mengandung konsentrasi likopena tertinggi, meskipun sumber yang paling dikenal orang adalah buah tomat. Karotenoid yang paling biasa ditemukan di alam adalah likopena dan β -karotena.

Warna yang dihasilkan karotenoid beragam, mulai dari kuning pucat, jingga terang, sampai merah tua, yang secara langsung terkait dengan struktur kimia masing-masing. Xantofil umumnya menghasilkan warna kuning, sesuai dengan nama kelas yang diberikan (bahasa Yunani Kuna $\chiανθός$, *xanthos*, berarti "kuning"). Warna terjadi karena atom-atom karbon ikatan rangkap berinteraksi satu sama lain dalam proses yang disebut konjugasi, yang memungkinkan elektron dalam molekul untuk bergerak bebas akibat terjadinya resonansi ikatan rangkap. Seiring dengan

peningkatan jumlah ikatan rangkap, elektron-elektron yang terkait dengan sistem terkonjugasi memiliki lebih banyak ruang untuk bergerak, dan membutuhkan energi lebih sedikit untuk mengubah strukturnya. Hal ini menyebabkan penurunan energi cahaya yang diserap oleh molekul. Semakin tinggi frekuensi cahaya yang diserap dari ujung pendek spektrum yang terlihat, akan menghasilkan penampilan senyawa yang semakin merah.

Karena susunan molekulnya memungkinkan terjadinya konjugasi, karotenoid aktif mereduksi berbagai oksidan (senyawa yang berperan sebagai oksidator). Bagian kromofor molekulnya, yang menyebabkan dihasilkannya warna khas karotenoid, berperan besar sebagai penghantar elektron pada proses transfer energi, seperti pada fotosintesis.

12.9.2. Tumbuhan dan alga

Karotenoid memegang dua fungsi utama pada tumbuhan dan alga. Fungsi pokok pertama adalah menyerap energi cahaya untuk digunakan dalam fotosintesis. Fungsi kedua adalah melindungi klorofil dari kerusakan akibat cahaya.

Beta-karotena memegang peranan penting di pusat reaksi fotosintesis. Karena bekerjanya proses mekanika kuantum yang timbul akibat simetri molekul, terbentuk mekanisme fotoproteksi yang melindungi senyawa-senyawa dan jaringan dari auto-oksidasi. Karotenoid juga terlibat dalam proses transfer energi. Bagi organisme non-fotosintetik, seperti manusia, karotenoid terkait dengan mekanisme pencegahan oksidasi.

Pada tumbuhan, lutein adalah karotenoid yang jumlahnya paling melimpah dan perannya dalam mencegah penyakit mata manusia yang terkait usia sedang diteliti. Lutein dan pigmen karotenoid lainnya yang berada dalam daun sering tidak terlihat karena kalah pekat daripada klorofil, pigmen lain yang juga memiliki "ekor" terpena. Ketika klorofil tidak ada atau hanya sedikit, seperti pada daun muda, daun sakit (misalnya mengalami klorosis), dan daun yang menua siap berguguran (seperti daun-daun di musim gugur), karotenoid kuning, merah, dan jingga akan tampak mendominasi warna daun. Penjelasan yang sama juga berlaku bagi warna buah matang, misalnya pada buah tomat serta kulit buah jeruk dan pisang. Namun, warna merah, ungu, dan kombinasi kedua warna tersebut, yang juga banyak dimiliki daun pada musim gugur dan buah-buahan, dihasilkan dari kelompok pigmen lain di dalam sel, yaitu antosianin. Berbeda dari karotenoid, antosianin tidak dihasilkan daun sepanjang musim, namun hanya aktif diproduksi menjelang akhir musim panas

Karotenoid tertentu adalah bahan baku bagi asam absisat, suatu fitohormon inhibitor bagi proses fisiologi tumbuhan. Selain itu, beberapa metabolit sekunder yang tergolong minyak atsiri, umumnya yang membawa gugus keton, merupakan hasil degradasi karotenoid.

12.9.3. Hewan

Karotenoid memiliki banyak fungsi fisiologi pada hewan. Melihat strukturnya, karotenoid sangat efisien

menangkal radikal bebas dan juga meningkatkan sistem kekebalan tubuhvertebrata. Ada beberapa lusin karotenoid dalam makanan yang dikonsumsi manusia dan sebagian besar merupakan antioksidan^[5] yang berguna bagi kesehatan. Studi epidemiologi telah menunjukkan bahwa asupan β -karotena tinggi dan tingkat β -karotena di plasma darah yang tinggi secara signifikan dapat mengurangi risiko kanker paru-paru. Namun, penelitian suplementasi dengan dosis β -karotena tinggi pada perokok malah menunjukkan peningkatan risiko kanker (kemungkinan karena dosis β -karotena yang berlebihan menghasilkan produk pemecahan yang mengurangi plasma vitamin A dan memperburuk proliferasi sel paru-paru yang disebabkan oleh asap). Hasil serupa juga telah ditemukan pada hewan lainnya.

Sebagian besar hewan, termasuk manusia, tidak mampu menyintesis karotenoid dan mendapatkannya melalui asupan makanan. Perkecualian adalah afid *Acyrtosiphon pisum*, yang memiliki kemampuan sintesis karotenoid bernama torulena oleh gen yang diduga telah diperolehnya dari fungi (jamur) melalui proses transfer gen horizontal

Karotenoid umum ditemukan pada hewan dan kebanyakan memiliki peran sebagai hiasan, seperti warna merah muda pada flamingo dan ikan salem, dan warna merah jingga pada lobster atau udang masak. Peran sebagai hiasan (ornamen) ditunjukkan oleh burung puffin. Warna yang dihasilkan karotenoid menjadi semacam indikator bagi kesehatan individu, dan berguna untuk memilih pasangan potensial dalam perkawinan.

12.9.4. Kesehatan manusia

Pada manusia, empat karotenoid (beta-karotena, alfa-karotena, gamma-karotena, dan beta-kriptoxantin) memiliki aktivitas vitamin A (yang berarti dapat dikonversi menjadi retinol) dan juga dapat bertindak sebagai antioksidan. Pada mata manusia, dua karotenoid lainnya (yaitu lutein dan zeaxantin) berperan langsung sebagai penyerap cahaya biru dan cahaya di sekitar sinar ultraviolet yang bersifat merusak sehingga melindungi makula pada retina. Manusia dapat menyerap dan membawa sekitar 25 jenis karotenoid ke dalam aliran darah. Karotenoid tersebut ditransportasikan oleh partikel kolesterol yang kaya lipid (LDL) di dalam tubuh karena senyawa tersebut paling baik larut dalam lipid.

Di bagian *macula lutea* mata manusia jenis-jenis karotenoid tertentu secara aktif terkonsentrasi pada titik yang menyebabkan warna kuning, dan ini membantu melindungi retina dari cahaya biru dan pancaran fotoaktif, sebagaimana xantofil melindungi fotosistem tumbuhan. Karotenoid juga terkonsentrasi secara aktif dalam korpus luteum indung telur sehingga memberikan warna penciri jaringan tersebut dan bertindak sebagai antioksidan umum.

Manusia yang mengonsumsi makanan alami kaya karotenoid melalui buah-buahan dan sayuran diketahui lebih sehat dan mortalitasnya lebih rendah apabila terkena sejumlah penyakit kronis. Namun, hasil meta-analisis dari 68 percobaan suplementasi antioksidan yang melibatkan total 232.606 individu menyimpulkan bahwa mengonsumsi suplemen β -karotena tidak selalu bermanfaat dan kemungkinan dapat membahayakan, meskipun kesimpulan

ini muncul karena dalam penelitian ini juga melibatkan perokok. Karena lipid diduga menjadi faktor penting untuk ketersediaan hayati karotenoid, sebuah studi yang dilakukan pada tahun 2005 menyelidiki apakah penambahan buah atau minyak apokat, sebagai sumber lipid, akan meningkatkan penyerapan karotenoid pada manusia. Studi ini menemukan bahwa penambahan buah atau minyak apokat secara signifikan meningkatkan penyerapan subyek dari semua karotenoid yang diuji (α -karotena, β -karotena, likopena, lutein, dan zeaxantin).

12.9.5. Biosintesis

Biosintesis karotenoid telah banyak dipelajari dan diketahui dengan cukup baik. Sebagai salah satu bentuk isoprenoid (senyawa-senyawa turunan isoprena), pembentukan karotenoid pada tumbuhan terjadi melalui jalur MEP, suatu cabang siklus Calvin, yang berlangsung secara lokal di plastida.

Jalur MEP (2-C-metil-D-eritriol 4-fosfat) diawali dengan reaksi antara asam piruvat (empat atom karbon, 4C) dan gliseraldehida-3-fosfat (3C) yang dikendalikan oleh enzim sintase DXS dan reduktoisomerase DXR. Rangkaian reaksi selanjutnya membentuk dua bentuk kerangka isoprena difosfat (isopentenildifosfat, IPP dan dimetilalildifosfat, DMAPP). Aktivitas enzim GGDP-sintase akan mengondensasi tiga molekul IPP dan satu molekul DMAPP membentuk geranilgeranildifosfat (GGDP).

Karotenoid dibentuk dari aktivitas enzim fitoena sintase (phytoene synthase) yang disintesis oleh keluarga gen phytoenesynthase (psy) yang menggabungkan dua

GGDP membentuk fitoena dan dua pirofosfat. Tahap pertama ini diketahui berlaku umum, baik untuk tumbuhan, alga, maupun bakteri.

Selanjutnya fitoena akan digarap oleh enzim yang berbeda-beda membentuk likopena, ada yang langsung, seperti pada bakteri *Erwinia uredovora* oleh gen *carotene isomerase, crtI*, maupun yang tidak langsung, seperti pada kebanyakan tumbuhan, melalui pembentukan senyawa antara zeta-karotena.

Likopena akan digarap oleh enzim siklase membentuk alfa- dan beta-karotena. Alfa-karotena dapat terhidroksilasi menjadi lutein, sedangkan beta-karotena terhidroksilasi membentuk zeaxantin. Zeaxantin dapat terketonasi menjadi kantaxantin dan astaxantin, serta dapat terepoksi membentuk violaxantin. Salah satu produk degradasi violaxantin adalah asam absisat, suatu fitohormon.

Biosintesis karotenoid telah dimanfaatkan dalam pembentukan *Golden Rice*, suatu beras hasil rekayasa genetik yang dapat menghasilkan sendiri beta-karotena sehingga berasnya berwarna kekuningan.

12.9.6. Peran Ekonomi

a. Parfum dan wewangian

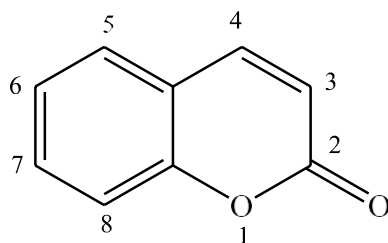
Produk degradasi karotenoid dalam bentuk turunan isoprena dan keton seperti ionon, damaskon dan damaskenon merupakan bahan kimia penting penghasil aroma yang digunakan secara ekstensif dalam industri parfum dan wewangian. β -damaskenon dan β -ionon meskipun dalam konsentrasi rendah dalam air sulingan mawar merupakan senyawa yang berkontribusi

menentukan bau dalam bunga. Bahkan, aroma bunga yang harum yang muncul dalam teh hitam, daun tembakau tua, anggur, dan buah-buahan disebabkan oleh senyawa aromatik yang dihasilkan dari degradasi karotenoid.

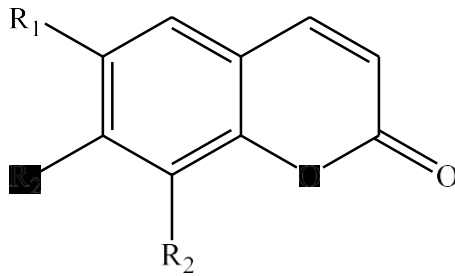
b. Penyakit

Beberapa karotenoid yang diproduksi oleh bakteri berfungsi untuk melindungi diri dari serangan kekebalan oksidatif. Pigmen warna emas yang ditemukan pada beberapa strain *Staphylococcus aureus* sesuai dengan nama yang diberikan (*aureus* : keemasan) adalah karotenoid yang disebut stafiloxantin. Jenis karotenoid ini menentukan faktor virulensi melalui tindak antioksidan yang membantu mikroba tersebut bertahan dari spesies oksigen reaktif yang digunakan oleh sistem kekebalan dalam tubuh inang.

12.10. Senyawa Kumarin



Kumarin



$R_1=R_2=OH, R_3=H$; Aesculetin

$R_1=OCH_3, R_2=OH, R_3=H$; Scopoletin

$R_1=OCH_3, R_2=R_3=OH$; Fraxetin

Kumarin umumnya tersubstitusi oleh sebuah gugus hidroksi pada posisi 7. Umbelliferon yang merupakan 7-hidroksi kumarin adalah prekursor dari 6,7-di- dan 6,7,8-trihidroksi kumarin. Pada kumarin sederhana gugus hidroksi mengalami metilasi, atau membentuk rantai glikosida. Terutama adalah skimmin (Umbelliferon-7-O-glukosa), aesculin dan chicoriin (Aesculetin-6 dan 7-O-glukosa).

Salah satu ciri struktural utama kumarin adalah reaksi prenilasi. Prenilasi dalam cincin terjadi pada posisi 6- atau 8- dari umbelliferon atau Herniarin (aurapten, suberosin, osthol) yang umumnya dalam bentuk O-prenilasi. Pada beberapa kasus terdapat lima karbon residu pada atom C-3. reaktivitas yang tinggi pada rantai isopren (C_5, C_{10} , atau kurang dari C_{15}) menjelaskan mengapa begitu banyak bentuk turunan kumarin (epoksida, mono dan dihidrosilasi, siklik e.x swietenol, peucedanin). Prenilasi juga terjadi pada kumarin polisiklik, furano dan pyrano kumarin, kumarin linear (e.x psoralen, imperatorin, xanthyletin, chalepensiin), dan angular kumarin (

e.x Angelicin, visnadin). Dalam beberapa kasus terdapat bentuk lingkaran benzodioxan (e.x obtusin).

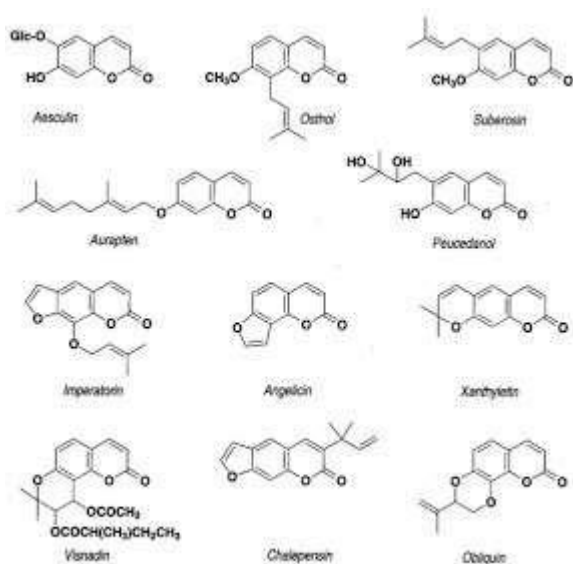
Kumarin merupakan senyawa metabolit sekunder berupa minyak atsiri yang terbentuk terutama dari turunan glukosa nonatsiri saat penuaan atau pelukaan. Hal ini penting terutama ada tumbuhan alfalfa dan semanggi manis di mana kumarin menyebabkan timbulnya aroma yang khas sesaat setelah kedua tumbuhan itu dibabat. Para peneliti telah mengembangkan galur semanggi tertentu yang mengandung sedikit kumarin dan galur lainnya yang mengandung kumarin dalam bentuk terikat. Semua galur itu secara ekonomi sangat penting karena kumarin-bebas dapat berubah menjadi produk yang beracun, dikumarol, jika semanggi rusak selama penyimpanan. Dikumarol adalah senyawa anti penggumpalan yang menyebabkan penyakit semanggi manis (penyakit perdarahan) pada hewan ruminansia (pemamah biak seperti sapi) yang memakan tumbuhan yang mengandung dikumarol.

Skopoletin adalah kumarin beracun yang tersebar luas pada tumbuhan dan sering dijumpai dalam kulit biji. Skopoletin merupakan salah satu senyawa yang diduga menghambat perkecambahan biji tertentu, menyebabkan dormansi sampai senyawa tersebut tercuci (misalnya, oleh hujan yang cukup lebat sehingga kelembapannya cukup bagi pertumbuhan kecambah). Jadi peranannya adalah sebagai penghambat alami perkecambahan biji.

Salah satu jenis kumarin yaitu preosen yang diisolasi pada tahun 1976 dari tumbuhan *Ageratum houstonianum* menyebabkan metamorfosis dini pada beberapa spesies serangga dengan turunya tingkat hormon pemudaan serangga

sehingga menyebabkan pembentukan serangga dewasa yang mandul. [2] Penurunan tingkat hormon juga menurunkan produksi feromon oleh serangga jantan sehingga daya tarik seksual terhadap serangga betina berkurang. Dengan kemampuan seperti itu, preosen memiliki potensi sebagai insektisida yang berpengaruh hanya terhadap spesies sasaran.

Seperti fenilpropanoid, kumarin merupakan metabolisme dari penilalanin melalui asam sinamat, dan p-asam kumarat. Spesifikasi proses terletak pada 2-hidroksilasi (yaitu pada posisi orto yang berhubungan dengan 3-rantai karbon), dan pada Isomerisasi ikatan rangkap oleh fotokatalisator ($E \rightarrow Z$) yang diikuti dengan laktonisasi spontan. Pada kasus tertentu terjadi glukosilasi asam sinamat, sebagai penghalang laktonisasi. Pada kasus lain, kumarin dapat diperoleh melalui jaringan yang dilukai dan hidrolisis enzim. Formasi dari di dan trihidroksi kumarin melalui hidroksi dari umbeliferon lebih banyak daripada laktonisasi asam sinamat.



Example of coumarin structures

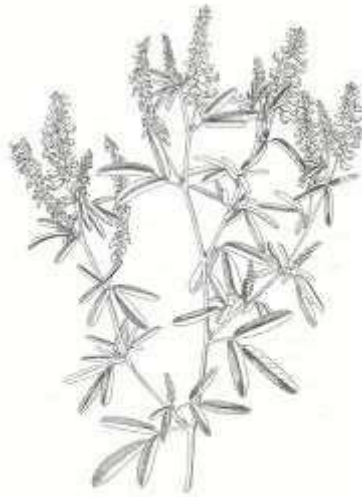
Penelitian secara sistematis menunjukkan bahwa prenilasi cincin benzene oleh dimetilalil pirofosfat (DMAPP) pada posisi 6 atau 8 dari 7-hidroksi kumarin adalah karakteristik dari molekul ini. Hasil prenilasi pada C-6 disebut purano dan piranokumarin linear dan pada C-8 disebut sebagai homolog angular.

Siklisasi pada 6 atau 8 isoprenilkumarin mungkin disebabkan oleh reaksi nukleofil pada gugus hidroksi di posisi 7 dalam bentuk epoksida oleh oksidasi ikatan rangkap pada residu isopentenil. Hasil dari reaksi ini tergantung pada orientasi serangan nukleofilik biasanya pada hidroksiisopropil-dihidrofuranokumarin atau dalam kasus lain pada karbon tersier yaitu pada hidroksidimetildihidropiranokumarin. Ini terjadi pada salah satu spesies Apiaceae yaitu (+)-(R)-lomatina dan (+)-(S)-columbianin yang mendukung hipotesis ini.

Kumarin dalam bentuk bebas larut dalam alkohol dan pelarut organik seperti eter dan pelarut terklorinasi, sehingga dengan pelarut inilah kumarin dapat diekstrak. Bentuk glikosidnya larut

dalam air. Untuk proses pemurnian dapat dilakukan dengan spesifikasi pada lakton yaitu pembukaan cincin alkton pada kondisi alkalis dan penutupan lakton adalm medium asam. Pada beberapa kasus dapat juga dilakukan proses sublimasi. Namun demikaian aplikasi dari dua prosedur diatas terbatas karena resiko terjadi perubahan srtuktur asli. Resiko pembentukan artefak juga terjadi pada teknik kromatografi dengan fasa diam silika gel, terutama untuk kumarin terasilasi ;dan fraksinasi dengan gel akan menyebabkan senyawa berubah dari bentuk bebas menjadi bentuk glikosida. Biasanya digunakn HPLC semipreparatif (pada fasa normal dan fasa bebas).

Kumarin mempunyai karakteristik spektrum UV yang dipengaruhi oleh sifat alami dan posisi substituen dan juga oleh proses alkalinisasi (KOH , NaOCH_3). Ketika dilihat dibawah cahaya UV, noda TLC dari obat yang mengandung kumarin akan bewarna yang akan diperjelas dengan penambahn Amonia pada range warna biru sampai kuning dan ungu. Untuk perkiraan kuantitatif dari senyawa ini dalam obat, adapt dilakukan dengan teknik spektrofлуorometri (setelah elusi noda TLC) atau dengan HPLC.



Melilotus officinalis L.

Penggunaan secara farmakologi dari obat yang mengandung kumarin terbatas. Aesculin disebut sebagai penguat pembuluh vena dan protektif agen pada pembuluh darah. Ekstrak sweet clover digunakan pada pengobatan gejala insufisiensi pembuluh darah vena dan limfa. Beberapa furanokumarin merupakan fotosensitizer, yang diindikasikan untuk terapi psoriasis dan vitiligo. Visnadin yang merupakan piranokumarin yang diisolasi dari khella, telah diekstrak dan dipasarkan karena efeknya sebagai vasodilator pada pembuluh darah dan dipromosikan mempunyai aktivitas yang baik dalam pengobatan kanker; yaitu sebagai imunostimulan pada aktivitas sitotoksik. 7-hidroksikumarin dimetabolisme dengan cepat dihati sehingga pada beberapa kasus menyebabkan hepatonekrosis. Sejumlah kecil obat yang mengandung kumarin digunakan sebagai fitoterapi, contohnya mouse-ear, angelica, ash, sweet woodruff, tetapi hubungan antara kandungan kumarin pada obat dan aktivitasnya belum dapat dibuktikan.

Kumarin itu sendiri dipasarkan di Prancis sampai akhir tahun 1996. indikasinya pada pengobatan limfedema karena radioterapi kanker payudara Dan pembedahan (90-135 mg/hari). Kasus timbulnya hepatitis dalam jumlah yang cukup besar karena penggunaan kumarin (2-4 kasus dalam 10000 di Prancis) menyebabkan kumarin ditarik dari pasaran. Kasus kematian akibat penggunaan kumarin dalam dosis besar juga dilaporkan terjadi di Australia dan Switzerland. Kumarin masih dapat ditemukan dalam dosis yang kecil pada obat yang mengandung sweet clover.

Peraturan pemerintah Prancis, termasuk di negara-negara Eropa lainnya pada tahun 1988, kandungan kumarin dalam makanan dan minuman tidak boleh lebih dari 2 mg/kg,. Pada produk permen dan caramel serta minuman beralkohol kandungan kumarin dibatasi sampai 10 mg/kg., dan 50 mg/kg untuk chewing gum.

DAFTAR PUSTAKA

- Alija AJ, Bresgen N, Sommerburg O, Siems W, Eckl PM (2004). "Cytotoxic and genotoxic effects of β -carotene breakdown products on primary rat hepatocytes". *Carcinogenesis* 25 (5): 827–31. doi:10.1093/carcin/bgh056. PMID 14688018.
- Atkins, Peter; Loretta Jones (1997). *Chemistry: Molecules, Matter and Change*. New York: W. H. Freeman & Co. pp. 294– 295. ISBN 0-7167-3107-X.
- A. T. Balaban, P. v. R. Schleyer and H. S. Rzepa, "Crocker, Not Armit and Robinson, Begat the Six Aromatic Electrons", *Chemical Reviews*, **2005**, 105, 3436-3447. DOI: 10.1021/cr0103221 Abstract.
- Brown, T.L. (2003). *Chemistry the Central Science, 9th Ed*. New Jersey: Prentice Hall. ISBN 0-13-066997-0.
- Best, B (2009). "Phytochemicals as Nutraceuticals". Diakses tanggal 16-07-2011.
- β -Carotene and other carotenoids as antioxidants. From U.S. National Library of Medicine. November, 2008.
- Chang, Raymond (1998). *Chemistry, 6th Ed*. New York: McGraw Hill. ISBN 0-07-115221-0.
- Chang RL, Deen WM, Robertson CR, Brenner BM. (Oct 1975). "Permeability of the glomerular capillary wall: III. Restricted transport of polyanions". *Kidney Int.* **8** (4): 212–218. PMID 1202253.
- Chang RL, Ueki IF, Troy JL, Deen WM, Robertson CR, Brenner BM. (Sept 1975). "Permeability of the glomerular capillary wall to macromolecules. II. Experimental studies in rats using neutral dextran". *Biophys J.* **15** (9): 887–906. PMID 1182263.

- Chandra, Sulekh. *Comprehensive Inorganic Chemistry*. New Age Publishers. ISBN 8122415121.
- Chang F, Hsu CL. 1981. Preocene II affects sex attractancy in medfly. *Bioscience* 31:676-677.
- Davies, Kevin M. (2004). *Plant pigments and their manipulation*. Wiley-Blackwell. p. 6. ISBN 1-4051-1737-0.
- Ebbin, Darrell, D. (1990). *General Chemistry, 3rd Ed*. Boston: Houghton Mifflin Co. ISBN 0-395-43302-9.
- Eberhard Breitmaier: *Alkaloide. Betäubungsmittel, Halluzinogene und andere Wirkstoffe, Leitstrukturen aus der Natur*. B.G. Teubner Verlag (2002), ISBN 3-519-13542-6
- Fessenden, R.J.,; and Fessenden, J.S.; 2012.; *Kimia Organik Jilid 1*. Jakarta : Erlangga.
- Salomon, T.W.G.; 2011.; *Organic Chemistry*,; Jhon Willey and Sons, New-York
- Hart, H.; Craine, L.E. and Hart, D.J.; 2012.; *Kimia Organik*,; Erlangga Jakarta.
- Fessenden, Ralph J dan Joan S. Fessenden. 2013. *Kimia Organik Jilid 2*. Jakarta : Erlangga.
- G. L. Miessler and D. A. Tarr -*Inorganic Chemistry* 3rd Ed, Pearson/Prentice Hall publisher, ISBN 0-13-035471-6.
- Hirschberg J, Cohen M, Harker M, Lotan T, Mann V, Pecker I (1997). "Molecular genetics of the carotenoid biosynthesis pathway in plants and algae". *Pure & Appl Chem* 69 (10): 2151.
- Hart, H. 2012. *Kimia Organik*. Jakarta : Erlangga.
- Ismunandar. "Romansa Kimia" : Harian Kompas, 2006
- IUPAC, *Compendium of Chemical Terminology*, 2nd ed. (the "Gold Book") (1997). Online corrected version: (1994) "molecule".

- Jürgen Müller: *Die Konstitutionserforschung der Alkaloide: Die Pyridin - Piperidin- Gruppe*. Deutscher Apotheker Verlag (1998), ISBN 3-7692-0899-4
- James, H. H.; A. S. Coolidge (1933). "The Ground State of the Hydrogen Molecule". *Journal of Chemical Physics* (American Institute of Physics) **1**: 825 – 835.
- Kotz., John.C, Purcel, K.F., 2010, *Chemistry and Chemical Reactivity*, Saunders College Publishing, New York, USA
- Laidler, K.J. (1993), *The World of Physical Chemistry*, Oxford University Press, p. 347
- Langmuir, I. (1919). *J. Am. Chem. Soc.*; 1919; 41; 868-934.
- March, J. -Advanced Organic Chemistry|| 4th Ed. J. Wiley and Sons, 1991: New York. ISBN 0-471-60180-2.
- Merriam-Webster - Collegiate Dictionary (2000).
- Molecule Definition (Frostburg State University)
- Mithra, S (2011). "What are Carotenoids?". Wisegeek. Diakses tanggal 10-07-2011.
- Oxtoby, D.W., 2011, *Principles of Modern Chemistry*, Nelson Thomson Learning Inc, Toronto, Canada.
- Pauling, Linus (1970). *General Chemistry*. New York: Dover Publications, Inc. ISBN 0-486-65622-5.
- Pauling, L. (1960), *The Nature of the Chemical Bond*, Cornell University Press
- P. v. R. Schleyer, "Aromaticity (Editorial)", *Chemical Reviews*, **2001**, *101*, 1115-1118. DOI: 10.1021/cr0103221 Abstract.
- P. v. R. Schleyer, "Introduction: Delocalization- π and σ (Editorial)", *Chemical Reviews*, **2005**, *105*, 3433-3435. DOI: 10.1021/cr030095y Abstract.

- R. W. Ratcliffe (1988). "Oxidation with the Chromium Trioxide-Pyridine Complex Prepared in situ: 1-Decanal". *Org. Synth.; Coll. Vol. 6*: 373.
- Salisbury FB, Ross CW. 1995. *Fisiologi Tumbuhan, Jilid 2*. penerjemah: Lukman DR, Sumaryono. Bandung:Penerbit ITB. Hal:147-148. [ISBN 979-8591-27-5](#)
- Shriver, D.F., Langford, C.H., Atkins, P.W., 2009, *Inorganic Chemistry*, Oxford University Press, New York, USA
- Sulistiyani, M.Si, 2015 –Asam karboksilat dan Ester. UNY.
- Sutresna, N.(2005).KIMIA untuk SMA Kelas I (Kelas X) Semester 2. Grafindo Media Pratama: Bandung.
- W." Bertleff, M. Roeper, X. Sava, "Carbonylation" in Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry, Wiley-VCH: Weinheim, 2003. doi:10.1002/14356007.a05_217.pub2
10.1002/14356007.a05_217.pub2
<http://bilbo.chm.uri.edu/CHM112/lectures/lecture13.htm>
- Waltraud Stammel, Helmut Thomas: *Endogene Alkaloide in Säugetieren. Ein Beitrag zur Pharmakologie von körpereigenen Neurotoxinen*. In: *Naturwissenschaftliche Rundschau*. 60(3), S. 117–124 (2007), ISSN 0028-1050
- Weinhold, F.; Landis, C. (2005), *Valency and bonding*, Cambridge, pp. 96–100
- Winarto, Dwi. Ikatan Kovalen. Diakses pada tanggal 25 Februari 2015 jam 06.28 WIB.
- W. Heitler and F. London, *Zeitschrift für Physik*, vol. 44, p. 455 (1927). English translation in H. Hettema, *Quantum Chemistry, Classic Scientific Papers*, World Scientific, Singapore (2000).
- Yahya, Harun."Menjelajah Dunia Semut" : Harun Yahya International, 2004

Zumdahl, Steven S. (1997). *Chemistry, 4th ed.* Boston: Houghton Mifflin. ISBN 0-669-41794-7.

GLOSARIUM

Sejarah Kimia Organik Adalah menguraikan tentang masalah sejarah senyawa organik, definisi, dan senyawa anorganik serta hal-hal yang berhubungan dengan ilmu kimia organik, seperti vitalisme, zat-zat organik, analisis organik dan rumusan organik, substitusi dan teori jenis, radikal-radikal bebas, teori type baru, atom karbon tetravalen, gugus fungsi, senyawa alifatik dan aromatik, senyawa heterosiklik, dan polimer.

Ikatan Kimia Adalah menguraikan sejarah, definisi, berbagai macam ikatan kimia, Adalah menguraikan tentang tinjauan, teori ikatan valensi, teori orbital molekul, perbandingan antara teori ikatan valensi dan teori orbital molekul, ikatan dalam rumus kimia, ikatan kuat kimia, ikatan kovalen, ikatan ion, ikatan kovalen koordinat, ikatan aromatik, ikatan logam, ikatan antar molekul, dan ikatan hidrogen.

Karakteristik senyawa organik Adalah menguraikan tentang pengertian senyawa organik, definisi, hidrokarbon, penggolongan senyawa karbon, kerangka senyawa karbon, aspek fisika dan kimia (ciri khas) senyawa organik, type-type reaksi senyawa organik, klassifikasi senyawa organik. Keterkaitan struktur kimia dan sifat-sifat senyawa organik, dan gugus fungsi.

Atom dan Molekul Adalah menguraikan tentang sejarah tinjauan ulang, struktur atom, perkembangan model atom, macam-macam model atom, model atom Jhon Dalton, model atom J.J Thomson, model atom Rutherford, model atom Niels Bohr, sistem periodik unsur, golongan

dan periode unsur-unsur dalam tabel periodik, jari-jari atom, afinitas elektron, energi ionisasi, dan keelektronegatifan.

Asam dan Basa Adalah menguraikan tentang teori asam basa Arrhenius, teori asam basa Bronsted-Lowry, Hubungan teori asam basa Arrhenius dan teori asam basa Bronsted-Lowry, Air, ion hidronium dan auto ionisasi, amphiprotik/amfoter, asam basa Lewis, hubungan antara teori asam basa Lewis dengan teori asam basa Bronsted-Lowry.

Tata Nama Senyawa Organik Adalah menguraikan tentang prinsip dasar tata nama senyawa organik menurut IUPAC, atau lengkapnya tatanama IUPAC untuk kimia organik adalah suatu cara sistematis untuk memberi nama senyawa organik yang direkomendasikan oleh International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC), Alkana, Alkena, Alkuna, gugus fungsi, Alkohol, halogens/alkil halida, keton, aldehida, Eter, Ester, Amina dan amida.

Alkana, Alkena dan Alkuna Adalah menguraikan tentang definisi, rumus umum, tinjauan tata nama, sifat kimia dan fisika, prosedur umum dalam menamai alkana bercabang, cabang ganda, dan substituen lain.

Halida dan Alkohol Adalah menguraikan tentang definisi, type-type senyawa organohalogen, tata nama dan klasifikasi alkil halida, nama trivial alkohol, pengelompokan alkohol, sifat-sifat fisis alkohol, dan kelarutan dalam air.

Asam karboksilat dan Eter Adalah menguraikan tentang definisi pengertian, tata nama asam karboksilat dan eter, sifat-sifat fisika dan

kimia asam karboksilat dan eter, kegunaan, reaksi-reaksi asam karboksilat dan eter, pembuatan asam karboksilat dan eter.

Amina dan Ester Adalah menguraikan tentang definisi pengertian, tata nama, sifat-sifat fisika dan kimia amina dan ester, kegunaan, reaksi-reaksi amina dan ester, dan pembuatan.

Aldehida dan Keton Adalah menguraikan tentang definisi pengertian, tata nama, sifat-sifat fisika dan kimia aldehida dan keton, kegunaan, reaksi-reaksi aldehida dan keton, dan pembuatan.

Sumber-sumber senyawa alifatik di Indonesia dan aspek ekonominya Adalah menguraikan tentang senyawa siklik dan alifatik, gas alam dan minyak bumi, asam nukleat, penggunaan DNA dalam teknologi, struktur asam ribonukleat (RNA), type-type RNA, fungsi RNA, Adrenalin, feromon pada hewan (kupu-kupu, rayap, semut, ngengat, lebah madu, kecoak, hamster, gajah), feromon pada manusia.

INDEKS

- Adrenalin, 196.
- Aldehida dan Keton, 174.
- Alkana, alkena, alkuna, 131.
- Alkohol, 124.
- Afinitas elektron, 85
- Amfoter, 109.
- Amina, amida, 129.
- Amina dan Ester, 163.
- Atom dan Molekul, 72.
- Asam dan Basa, 96.
- Asam karboksilat dan eter, 152
- Asam Lewis, 116.
- Elektronegatifitas atom, 112.
- Eter, 127.
- Feromon, 200.
- Gas alam, 187
- Gugus fungsi, 69
- Halida dan alkohol, 139.
- Hidrokarbon, 64
- Ikatan hidrogen, 56.
- Ikatan Ion, 44
- Ikatan Kimia, 27, 28, 29, 30, 31.
- Ikatan kovalen, 40
- Ikatan Logam, 49
- Karakteristik Senyawa Organik, 59.
- Karotenoida, 2015.
- Kelektronegatifan, 86.
- Kegunaan aldehida, 178.
- Kumarin, 222.
- Macam-macam model atom, 78
- Radikal-radikal Bebas 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18, 19, 20, 21, 22, 23, 24, 25, 26.
- Reaksi, 183.
- Sejarah Kimia Organik, 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11.
- Tata Nama Senyawa Organik, 118.
- Substituen lain, 137
- Sintesis alkohol, 151.
- Sifat-sifat eter, 161.
- Sintesis amina, 167.
- Sintesis ester, 171.
- Sumber-sumber senyawa alifatik di Indonesia dan aspek ekonominya, 185.