

KIMIA DASAR



PENULIS :

Novike Bela Sumanik, Siti Nurlani Harahap,
Matus Stefanus Batu, Jan Setiawan,
Sri Wahyuni, Risky Nurul Fadlila,
Devita Riafinola Andaririt, Rohiman Ahmad Zulkipli,
Aisyah, Adia Putra Wirman, Setiarto Pratigto,
M. Azhar Afandy, Nafisa Rahmah.

KIMIA DASAR

**Novike Bela Sumanik
Siti Nurlani Harahap
Matius Stefanus Batu
Jan Setiawan
Sri Wahyuni
Risky Nurul Fadlila
Devita Riafinola Andaririt
Rohiman Ahmad Zulkipli
Aisyah
Adia Putra Wirman
Setiarto Pratigto
M. Azhar Afandy
Nafisa Rahmah**



GET PRESS INDONESIA

KIMIA DASAR

Penulis :

Novike Bela Sumanik
Siti Nurlani Harahap
Matius Stefanus Batu
Jan Setiawan
Sri Wahyuni
Risky Nurul Fadlila
Devita Riafinola Andaririt
Rohiman Ahmad Zulkipli
Aisyah
Adia Putra Wirman
Setiarto Pratigto
M. Azhar Afandy
Nafisa Rahmah

ISBN : 978-634-255-625-2

Editor : DR., D.Sc., Drs., Sunarno SastroAtmodjo, S.E., S.H.,
S.T., S.AP., S.IP., S.Sos., S.IKom., M.M., M.Sc., M.Si.

Penyunting : Tri Putri Wahyuni, S.Pd

Desain Sampul dan Tata Letak : Atyka Trianisa, S.Pd

Penerbit : GET PRESS INDONESIA

Anggota IKAPI No. 033/SBA/2022

Redaksi :

Jln. Palarik Air Pacah No 26 Kel. Air Pacah
Kec. Koto Tangah Kota Padang Sumatera Barat
Website : www.getpress.co.id
Email : adm.getpress@gmail.com

Cetakan pertama, Juli 2026

Hak cipta dilindungi undang-undang

Dilarang memperbanyak karya tulis ini dalam bentuk dan
dengan cara apapun tanpa izin tertulis dari penerbit.

KATA PENGANTAR

Segala Puji dan syukur atas kehadiran Allah SWT dalam segala kesempatan. Sholawat beriring salam dan doa kita sampaikan kepada Nabi Muhammad SAW. Alhamdulillah atas Rahmat dan Karunia-Nya penulis telah menyelesaikan Buku Kimia Dasar ini.

Buku Ini Membahas Pengantar Kimia, Struktur Atom dan Tabel Periodik, Ikatan Kimia, Stoikiometri, Termokimia, Asam dan Basa, Larutan dan Konsentrasi, Kimia Fisika, Elektrokimia, Hidrokarbon dan Senyawa Aromatik, Senyawa Alifatik dan Aromatik, Kimia Anorganik, Kimia Lingkungan, Aplikasi Kimia dalam Kehidupan Sehari-Hari.

Proses penulisan buku ini berhasil diselesaikan atas kerjasama tim penulis. Demi kualitas yang lebih baik dan kepuasan para pembaca, saran dan masukan yang membangun dari pembaca sangat kami harapkan.

Penulis ucapkan terima kasih kepada semua pihak yang telah mendukung dalam penyelesaian buku ini. Terutama pihak yang telah membantu terbitnya buku ini dan telah mempercayakan mendorong, dan menginisiasi terbitnya buku ini. Semoga buku ini dapat bermanfaat bagi masyarakat Indonesia.

Padang, Mei 2026

Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR	i
DAFTAR ISI	ii
DAFTAR TABEL	x
DAFTAR GAMBAR.....	xi
BAB 1 PENGANTAR KIMIA, STRUKTUR ATOM	
DAN TABEL PERIODIK.....	1
1.1 Pengantar Ilmu Kimia.....	1
1.2 Materi dan Perubahannya	2
1.3 Struktur Atom.....	5
1.4 Perkembangan Model Atom	9
1.5 Konfigurasi Elektron dan Bilangan Kuantum	10
1.6 Sistem Periodik Unsur.....	13
DAFTAR PUSTAKA.....	19
BAB 2 IKATAN KIMIA.....	21
2.1 Lambang Lewis	22
2.2 Jenis Ikatan Kimia	24
2.2.1 Ikatan Ion	24
2.2.2 Energi Kisi Senyawa Ion.....	27
2.2.3 Energi Kisi dari Siklus Born Haber	27
2.2.4 Ikatan Kovalen	28
DAFTAR PUSTAKA.....	39
BAB 3 STOIKIOMETRI.....	41
3.1 Konsep Dasar	41
3.2 Hukum Dasar Reaksi Kimia.....	41
3.2.1 Hukum Kekekalan Massa (Hukum Lavoisier)	41
3.2.2 Hukum Perbandingan Tetap (Hukum Proust) ...	42
3.2.3 Hukum Perbandingan Berganda.....	43
3.2.4 Hukum Perbandingan Terbalik.....	44
3.2.5 Hukum Perbandingan Volume.....	44
3.2.6 Hukum Avogadro	45
3.3 Massa Atom Relatif dan Massa Molekul Relatif.....	46
3.4 Konsep Mol	47
3.5 Persen Hasil Reaksi dan Persen Komposisi	49
3.6 Rumus Empiris dan Rumus Molekul	50
3.6.1 Rumus Empiris	50
3.6.2 Rumus Molekul	51

3.7 Pereaksi Pembatas.....	52
DAFTAR PUSTAKA.....	56
BAB 4 TERMOKIMIA	57
4.1 Energi dan Konversi Energi	57
4.2 Entalpi Reaksi.....	60
4.3 Prinsip Kalorimeter.....	62
4.4 Stoikiometri Persamaan Termokimia.....	65
4.5 Hukum Hess	66
4.6 Entalpi Pembentukan Standar	67
DAFTAR PUSTAKA.....	70
BAB 5 ASAM BASA	71
5.1 Pendahuluan	71
5.2 Pengertian Asam Basa.....	72
5.3 Teori Asam Basa	73
5.3.1 Teori Arrhenius	73
5.3.2 Teori Bronted-Lowry	74
5.3.3 Teori Lewis.....	74
5.4 Tatanama Asam Basa.....	75
5.5 Kekuatan Asam Basa.....	77
5.6 Konstanta Asam Basa	79
5.6.1 Konsep pH, pOH dan pKw.....	80
5.6.2 Perhitungan pH.....	81
DAFTAR PUSTAKA.....	84
BAB 6 LARUTAN DAN KONSENTRASI	85
6.1 Pendahuluan	85
6.1.1 Pengertian Larutan	85
6.1.2 Prinsip “Like Dissolves Like”	85
6.1.3 Jenis-jenis Larutan.....	86
6.1.4 Peranan Larutan dalam Kehidupan.....	87
6.2 Pengertian Konsentrasi Larutan	88
6.2.1 Satuan Konsentrasi Fisik.....	89
6.2.2 Satuan Konsentrasi Kimia	92
6.3 Pengenceran dan Pembuatan Larutan.....	96
6.3.1 Pengenceran Larutan	96
6.3.2 Teknik Pembuatan Larutan di Laboratorium	97
6.4 Aplikasi Konsentrasi Larutan.....	98
6.4.1 Aplikasi dalam Kehidupan Sehari-hari.....	98
6.4.2 Aplikasi dalam Laboratorium Kimia	99

6.4.3 Aplikasi dalam Bidang Kesehatan	99
6.4.4 Aplikasi dalam Lingkungan dan Industri.....	99
DAFTAR PUSTAKA	101
BAB 7 KIMIA FISIKA	103
7.1 Definisi dan Ruang Lingkup Kimia Fisika	103
7.2 Besaran, Satuan, Dan Pengukuran.....	104
7.2.1 Sistem Satuan Internasional (SI)	105
7.2.2 Besaran Pokok dan Besaran Turunan	105
7.2.3 Angka Penting dan Ketidakpastian Pengukuran	106
7.3 Sifat Gas.....	107
7.3.1 Pendahuluan	107
7.3.2 Hukum-Hukum Gas	108
7.3.3 Aplikasi Sifat Gas dalam Kimia Fisika	109
7.4 Termokimia	110
7.4.1 Energi, Kalor, dan Kerja.....	110
7.5 Keseimbangan Larutan	111
7.5.1 Keseimbangan Asam-Basa.....	111
7.5.2 Hidrolisis Garam	111
7.5.3 Larutan Penyangga.....	112
7.5.4 Hasil Kali Kelarutan (Ksp)	112
7.5.5 Titrasi Asam-Basa.....	112
7.6 Aplikasi Kimia Fisika dalam Farmasi	112
7.6.1 Stabilitas Obat	113
7.6.2 Disolusi	113
7.6.3 Bioavailabilitas	113
7.6.4 Sistem Penghantaran Obat.....	113
7.6.5 Nanoteknologi Farmasi	113
DAFTAR PUSTAKA	115
BAB 8 ELEKTROKIMIA.....	117
8.1 Pendahuluan	117
8.2 Konsep Dasar Elektrokimia.....	118
8.2.1 Reaksi Oksidasi dan Reduksi.....	119
8.2.2 Bilangan Oksidasi.....	119
8.2.3 Elektrolit dan Nonelektrolit.....	120
8.3 Sel Elektrokimia.....	121
8.3.1 Sel Galvani (Volta)	121
8.3.2 Sel Elektrolisis.....	122
8.3.3 Notasi Sel Elektrokimia	122

8.4 Potensial Elektrode Standar	123
8.5 Hukum Faraday tentang Elektrolisis.....	124
8.5.1 Hukum Faraday I.....	124
8.5.2 Hukum Faraday II	124
8.6 Korosi dan Pencegahannya	125
8.6.1 Proses Terjadinya Korosi.....	125
8.6.2 Faktor yang Mempengaruhi Korosi.....	125
8.6.3 Metode Pencegahan Korosi.....	126
8.7 Aplikasi Elektrokimia dalam Kehidupan Sehari-hari	126
8.7.1 Baterai dan Aki.....	127
8.7.2 Elektroplating.....	127
8.7.3 Elektrometalurgi	127
8.7.4 Sel Bahan Bakar	127
8.7.5 Sensor Elektrokimia	128
8.8 Elektrokimia dalam Teknologi Modern.....	128
8.9 Elektrokimia dan Energi Berkelanjutan.....	129
8.10 Kesimpulan	129
DAFTAR PUSTAKA.....	130
BAB 9 HIDROKARBON.....	131
9.1 Pendahuluan	131
9.2 Klasifikasi Senyawa Hidrokarbon.....	131
9.3 Geometri Senyawa Hidrokarbon.....	132
9.4 Tata Nama Senyawa Hidrokarbon.....	133
9.5 Isomeri Alkena	135
9.6 Sifat Fisik Senyawa Hidrokarbon.....	137
9.6.1 Sifat Fisik Alkana.....	137
9.6.2 Sifat Fisik Alkena dan Alkuna.....	138
9.5 Reaktivitas Senyawa Hidrokarbon	139
9.5.1 Reaksi Senyawa Alkana	139
9.5.2 Reaksi Senyawa Alkena dan Alkuna	141
DAFTAR PUSTAKA.....	145
BAB 10 SENYAWA ALIFATIK DAN SENYAWA	
AROMATIK.....	149
10.1 Pendahuluan.....	149
10.2 Senyawa Alifatik	150
10.3 Turunan Senyawa alifatik	151
10.3.1 Alkohol	151
10.3.2 Eter.....	156

10.3.3 Aldehid	158
10.3.4 Keton	160
10.3.5 Asam karboksilat.....	161
10.3.6 Ester	164
10.4 Senyawa Aromatik.....	166
10.4.1 Pengertian Senyawa Aromatik.....	166
10.4.2 Benzena.....	167
10.4.3 Senyawa Polisiklik Aromatik.....	170
10.4.4 Reaksi umum senyawa aromatik	173
10.4.5 Sumber dan Kegunaan Senyawa Aromatik.....	174
10.4.6 Perbedaan Senyawa Alifatik dan Senyawa Aromatik	175
DAFTAR PUSTAKA.....	176
BAB 11 KIMIA ANORGANIK	179
11.1 Pendahuluan Kimia Anorganik	179
11.1.1 Definisi dan Ruang Lingkup Kimia Anorganik.	179
11.1.2 Perbedaan Kimia Anorganik dan Kimia Organik	181
11.1.3 Pentingnya Kimia Anorganik dalam Ilmu Kimia dan Aplikasi Praktis	182
11.2 Struktur Atom dan Tabel Periodik.....	184
11.2.1 Pendahuluan	184
11.2.2 Struktur Atom.....	185
11.2.3 Tabel Periodik Unsur	186
11.2.4 Hubungan Struktur Atom dengan Sifat Unsur.	186
11.2.5 Aplikasi Tabel Periodik dalam Kimia Anorganik	187
11.2.6 Kesimpulan	187
11.3 Ikatan Kimia dalam Senyawa Anorganik	187
11.3.1 Ikatan Kimia	187
11.3.2 Ikatan Ionik: Pembentukan dan Sifat	189
11.3.3 Ikatan Kovalen: Polaritas dan Geometri Molekul (Teori VSEPR).....	191
11.4 Senyawa Ionik dan Kristal	193
11.4.1 Pendahuluan	193
11.4.2 Senyawa Ionik	193
11.4.3 Struktur Kristal Senyawa Ionik.....	194
11.4.4 Energi Kisi Kristal	194

11.4.5 Metode Analisis Struktur Kristal	194
11.4.6 Aplikasi Senyawa Ionik dan Kristal	194
11.4.7 Kesimpulan	194
11.5 Senyawa Koordinasi	195
11.6 Asam dan Basa dalam Kimia Anorganik	197
11.7 Reaksi Redoks dan Elektrokimia	200
11.7.1 Pendahuluan	200
11.7.2 Konsep Oksidasi dan Reduksi	202
11.7.3 Bilangan Oksidasi dan Penentuan Reaksi Redoks	204
11.7.4 Sel Elektrokimia dan Potensial Elektroda	205
11.7.5 Aplikasi Elektrokimia: Korosi, Baterai, Elektrolisis	206
11.8 Senyawa Unsur dan Golongan Khusus	207
11.8.1 Hidrogen dan Senyawanya	209
11.8.2 Golongan Alkali dan Alkali Tanah	210
11.8.3 Golongan Halogen dan Gas Mulia	211
11.8.4 Senyawa Logam Transisi dan Blok f	212
11.9 Kimia Padatan dan Material Anorganik	214
11.9.1 Struktur dan Sifat Padatan Anorganik	216
11.9.2 Material Keramik, Semikonduktor, dan Superkonduktor	217
11.9.3 Katalis Anorganik	219
11.10 Metodologi dan Teknik Analisis Kimia Anorganik	220
11.10.1 Analisis Kualitatif dan Kuantitatif	222
11.10.2 Teknik Spektroskopi (IR, UV-Vis, NMR)	224
11.10.3 Teknik Kromatografi dan Elektroforesis	225
11.11 Aplikasi Kimia Anorganik dalam Kehidupan dan Industri	226
11.11.1 Pendahuluan	226
11.11.2 Peran Kimia Anorganik dalam Kehidupan Sehari-hari	227
11.11.3 Industri Asam dan Basa	227
11.11.4 Industri Pupuk dan Pertanian	228
11.11.5 Industri Material dan Konstruksi	228
11.11.6 Industri Logam dan Metalurgi	228
11.11.7 Aplikasi dalam Energi	229
11.11.8 Aplikasi dalam Lingkungan	229

11.11.9 Aplikasi dalam Teknologi Modern	229
11.11.10 Kesimpulan.....	230
DAFTAR PUSTAKA.....	231
BAB 12 KIMIA LINGKUNGAN	233
12.1 Pendahuluan.....	233
12.2 Komponen Lingkungan dan Siklus Biogeokimia.....	234
12.2.1 Atmosfir	235
12.2.2 Hidrosfer.....	235
12.2.3 Litosfer	236
12.2.4 Siklus Biogeokimia.....	236
12.3 Pencemaran Lingkungan.....	238
12.3.1 Defenisi dan Klasifikasi Polutan	239
12.4 Kimia Air dan Pengolahan Air	240
12.4.1 Sifat Kimia Air.....	240
12.4.2 Parameter Kualitas Air.....	241
12.4.3 Pengolahan Air	241
12.5 Kimia Udara dan Perubahan Iklim	243
12.5.1 Reaksi Kimia di Atmosfir.....	244
12.5.2 Efek Rumah Kaca.....	244
12.5.3 Penipisan Lapisan Ozon.....	245
12.6 Kimia Tanah dan Kontaminasi	245
12.7 Teknologi Remediasi Lingkungan.....	247
DAFTAR PUSTAKA.....	250
BAB 13 APLIKASI KIMIA DALAM KEHIDUPAN	
SEHARI-HARI	255
13.1 Pendahuluan.....	255
13.2 Kimia Dalam Rumah Tangga.....	257
13.2.1 Sabun dan Deterjen	257
13.2.2 Bahan Pembersih	258
13.2.3 Bahan Bakar Rumah Tangga.....	258
13.3 Kimia Dalam Bidang Kesehatan Dan Farmasi	259
13.3.1 Obat-obatan.....	259
13.3.2 Antiseptik dan Disinfektan	260
13.3.3 Vitamin dan Suplemen	261
13.4 Kimia Dalam Industri Pangan.....	262
13.4.1 Bahan Tambahan Pangan.....	262
13.4.2 Fermentasi	263
13.4.3 Reaksi Kimia dalam Memasak.....	264

13.5 Kimia Dalam Pertanian	265
13.5.1 Pupuk.....	265
13.5.2 Pestisida.....	266
13.5.3 Dampak Lingkungan	266
13.6 Kimia Dalam Lingkungan	267
13.6.1 Pencemaran Udara	267
13.6.2 Pencemaran Air.....	268
13.6.3 Pengolahan Limbah.....	268
13.7 Kimia Dalam Energi Dan Bahan Bakar.....	268
13.7.1 Bahan Bakar Fosil	269
13.7.2 Energi Terbarukan.....	269
13.7.3 Baterai	269
13.8 Kimia Dalam Industri Dan Teknologi Modern	269
13.8.1 Polimer	270
13.8.2 Nanoteknologi	270
13.8.3 Material Canggih.....	270
13.9 Kimia Dalam Kosmetik Dan Produk Perawatan	
Diri	270
DAFTAR PUSTAKA.....	272
BIODATA PENULIS	

DAFTAR TABEL

Tabel 2.1. Konfigurasi electron atom gas mulia	22
Tabel 2.2. Lambang Lewis unsur – unsur golongan utama	23
Tabel 4.1. Entalpi pembentukan standar beberapa unsur atau senyawa pada suhu 25°C (298K).	68
Tabel 5.1. Tatanama Biner dan Okso	76
Tabel 7.1. Awalan Satuan dalam Sistem Internasional..	105
Tabel 7.2. Besaran Pokok dalam Sistem Internasional..	106
Tabel 7.3. Contoh Besaran Turunan	106
Tabel 8.1. Klasifikasi Larutan Berdasarkan Daya Hantar Listrik	121
Tabel 8.2. Potensial Elektrode Standar	123
Tabel 9.1. Deret homolog alkana	134
Tabel 9.2. Deret homolog alkena dan alkuna.....	135
Tabel 9.3. Beberapa karakteristik fisik senyawa alkane	138
Tabel 9.4. Titik didih beberapa senyawa alkena/alkuna	139
Tabel 10.1. Struktur molekul alkohol dan nama IUPAC (alkanol) dan rival (alkil Alkohol).1	52
Tabel 10.2. Alkohol primer, alkohol sekunder, dan alkohol tersier	153
Tabel 10.3. Alkohol monovenen dan polivalen	154
Tabel 10.4. Struktur molekul dan tata nama eter	156
Tabel 10.5. Struktur dan tata nama aldehyd.....	158
Tabel 10.6. Struktur dan tata nama keton	161
Tabel 10.7. Struktur dan tata nama asam karboksilat...	163
Tabel 10.8. Struktur dan tata nama ester	164
Tabel 10.9. Perbedaan Senyawa Alifatik dan Senyawa Aromatik	175
Tabel 11.1. Perbandingan Teori Asam-Basa	199
Tabel 12.1. Perbandingan Metode Pengolahan Air.....	242
Tabel 12.2. Logam Berat dan Dampaknya Terhadap Kesehatan.....	247
Tabel 12.3. Perbandingan Metode Remediasi Lingkungan.	248

DAFTAR GAMBAR

Gambar 1.1. Klasifikasi Materi dan Perubahannya	5
Gambar 1.2. Struktur Atom.....	6
Gambar 1.3. Perkembangan Teori Atom	9
Gambar 1.4. Aturan Aufbau	12
Gambar 1.5. Peta Konsep Sistem Periodik Unsur	15
Gambar 1.6. Rangkuman Materi Sistem Periodik Unsur.....	16
Gambar 2.1. Proses terjadinya Ikatan Ion pada NaCl.....	25
Gambar 2.2. Ikatan Kovaleh pada F ₂	30
Gambar 2.3. Struktur Lelwis Molekul Air (H ₂ O)	30
Gambar 4.1. Ilustrasi air terjun dan bendungan dengan energi potensial berubah menjadi energi kinetik saat menuju turbin.	59
Gambar 4.2. Diagram proses (a) eksotermis dengan melepas panas dan (b) endotermis menyerap panas.....	62
Gambar 4.3. Perangkat kalorimeter (a) tekanan konstan dan (b) volum konstan.....	64
Gambar 5.1. Kekuatan Asam Basa	79
Gambar 9.1. Geometri tetrahedral dari molekul metana	132
Gambar 9.2. Bentuk planar dari molekul etena ditambah dengan ikatan pi yang tegak lurus bidang planar.	132
Gambar 9.3. Bentuk linear molekul etuna dengan dua ikatan pi yang tegak lurus satu sama lain.	133
Gambar 10.1. Isomer beberapa senyawa alkohol.....	154
Gambar 10.2. Senyawa eter siklik (a) oksiran/epoksida, (b) oksaten, (c) tetrahidrofuran (THF), (d) tetrahidropiran	157
Gambar 10.3. Struktur benzena (aromatik) dan 1,3,5,7-Siklooktatetraena (non aromatik)	167
Gambar 10.4. Struktur resonansi benzena dan delokalisasi	168

Gambar 10.5. Beberapa turunan benzena beserta namanya secara IUPAC/Trivial (a) hidroksibenzena/ fenol, (b) aminobenzena/ anlinia, (c) nitrobenzena, (d) asam benzoat, (e) metoksibenzena/ anisol, (f) asetofenon, (g) klorobenzena, (h) benzaldehid	169
Gambar 10.6. Posisi substituen pada benzena orto (o-), meta (m-), dan para (p-)	170
Gambar 10.7 Senyawa turunan benzena polisubstituen.....	170
Gambar 10.8. Struktur naftalena, antrasena, fenantrena, dan pirena.....	171
Gambar 10.9. Beberapa turunan naftalena	172
Gambar 10.10. Struktur molekul turunan antrasena dan fenantren.....	172
Gambar 12.1. Siklus Karbon.....	237
Gambar 12.2. Siklus Nitrogen	237
Gambar 12.3. Dampak Lingkungan dari Polutan.....	238
Gambar 12.4. Mekanisme Hujan Asam	239
Gambar 12.5. Mekanisme Efek Rumah Kaca	245

BAB 1

PENGANTAR KIMIA, STRUKTUR ATOM DAN TABEL PERIODIK

1.1 Pengantar Ilmu Kimia

Kimia merupakan cabang ilmu pengetahuan alam yang mempelajari materi, meliputi struktur, komposisi, sifat, serta perubahan yang dialaminya. Ilmu kimia tidak hanya menjelaskan “bagaimana” suatu perubahan terjadi, tetapi juga “mengapa” perubahan tersebut dapat berlangsung melalui pendekatan ilmiah berbasis teori dan eksperimen. Kimia bukanlah ilmu yang rumit, kimia justru ilmu yang sangat dekat dengan kehidupan sehari-hari kita. Tanpa disadari sejak kita bangun tidur hingga kembali beristirahat, kita selalu berinteraksi dengan berbagai proses kimia. Saat kita bernapas, udara yang kita hirup mengandung oksigen (O_2) yang kemudian digunakan untuk menghasilkan energi melalui proses respirasi. Ketika kita makan dan minum, makanan yang masuk ke dalam tubuh akan mengalami reaksi kimia yang kompleks untuk diubah menjadi energi dan zat yang dibutuhkan tubuh. Bahkan saat kita mencuci pakaian, sabun bekerja melalui reaksi kimia untuk mengangkat kotoran dan lemak dari kain. Semua proses tersebut adalah contoh nyata bahwa kimia hadir dalam setiap aspek kehidupan manusia. Pembelajaran kimia tidak hanya bersifat teoritis tetapi juga kontekstual dan aplikatif (Tro, 2017).

Kimia pada dasarnya mempelajari tentang materi, yaitu segala sesuatu yang memiliki massa dan menempati ruang, serta perubahan yang terjadi pada materi tersebut. Melalui ilmu kimia, kita dapat menjelaskan mengapa suatu zat dapat berubah, bagaimana suatu reaksi terjadi, dan apa manfaatnya bagi kehidupan. Ilmu ini tidak hanya berfokus pada fenomena yang tampak secara makroskopis, tetapi juga menjelaskan perilaku materi pada tingkat partikel (mikroskopis) hingga tingkat

simbolik melalui persamaan kimia. Kimia menjadi ilmu fundamental yang menjembatani fenomena alam dengan penjelasan ilmiah berbasis teori dan eksperimen (Chang & Goldsby, 2016; Brown et al., 1969).

Kimia dasar dimulai dari penguasaan konsep awal seperti struktur atom dan sistem periodik unsur menjadi landasan penting untuk memahami konsep lanjutan seperti ikatan kimia, reaksi kimia, dan kinetika. Kimia dasar berfungsi sebagai fondasi konseptual yang memungkinkan peserta didik mengembangkan kemampuan berpikir ilmiah, analitis, dan sistematis dalam memecahkan masalah (Petrucci et al., 1977). Mempelajari kimia dasar bukanlah sesuatu yang jauh dari kehidupan, melainkan justru membantu kita memahami hal-hal sederhana yang kita alami setiap hari. Kimia mengajarkan kita untuk melihat dunia dengan cara yang lebih ilmiah, logis, dan terstruktur.

1.2 Materi dan Perubahannya

Materi merupakan segala sesuatu yang memiliki massa dan menempati ruang. Berdasarkan wujudnya materi dikelompokkan menjadi zat padat, cair dan gas. Semua benda yang kita lihat, sentuh, dan rasakan, mulai dari udara yang kita hirup, air yang kita minum, hingga benda-benda di sekitar kita termasuk dalam kategori materi. Kajian mengenai materi dan perubahannya merupakan inti dari ilmu kimia karena menjadi dasar untuk memahami konsep-konsep lanjutan, seperti reaksi kimia, energi, dan keseimbangan. Memahami materi dan bagaimana ia berubah, kita dapat menjelaskan fenomena alam secara ilmiah, mengembangkan teknologi baru, mengelola sumber daya alam secara bijak dan memecahkan masalah dalam kehidupan sehari-hari. Materi dan perubahannya bukan hanya konsep dasar dalam kimia, tetapi juga menjadi kunci untuk memahami dunia secara lebih mendalam dan rasional. Contoh saat bensin dibakar di mesin kendaraan, terjadi reaksi kimia yang menghasilkan energi, saat mencuci penggunaan deterjen membantu memisahkan kotoran dari pakaian melalui reaksi kimia.

Materi diklasifikasikan berdasarkan sifat dan komposisinya. Secara umum, materi dibagi menjadi:

1. Unsur, yaitu zat tunggal yang tidak dapat diuraikan lagi menjadi zat yang lebih sederhana melalui reaksi kimia biasa. Unsur tersusun dari satu jenis atom saja. Unsur di alam ada dua jenis yaitu unsur logam dan non logam. Contoh unsur logam aluminium (Al), emas (Au), besi (Fe), unsur non logam oksigen (O), karbon (C) dan Nitrogen (N). Setiap unsur memiliki sifat khas yang membedakannya dari unsur lain. Misalnya, oksigen berperan penting dalam proses pernapasan, sedangkan besi banyak digunakan dalam konstruksi karena sifatnya yang kuat.
2. Senyawa merupakan zat yang terbentuk dari gabungan dua atau lebih unsur yang berbeda melalui reaksi kimia, dengan perbandingan tertentu yang tetap. Sifat senyawa berbeda dari unsur penyusunnya. Contohnya adalah air (H_2O), yang terbentuk dari hidrogen dan oksigen. Hidrogen bersifat mudah terbakar, sedangkan oksigen mendukung pembakaran, tetapi ketika keduanya bergabung membentuk air, sifatnya berubah menjadi zat cair yang stabil dan tidak mudah terbakar.
3. Campuran adalah gabungan dua atau lebih zat yang tidak melalui reaksi kimia, sehingga masing-masing zat masih mempertahankan sifat aslinya. Campuran dapat dipisahkan kembali dengan cara fisika, seperti penyaringan, penguapan, atau distilasi. Campuran dibedakan menjadi:
 - a. Campuran homogen, yaitu campuran yang seragam (misalnya larutan gula dalam air)
 - b. Campuran heterogen, yaitu campuran yang tidak seragam (misalnya campuran pasir dan air)

Selain berdasarkan komposisi, materi juga dapat dikaji berdasarkan sifatnya, yaitu:

1. Sifat Fisika
Sifat fisika adalah sifat yang dapat diamati tanpa mengubah komposisi zat tersebut. Contohnya meliputi warna, bau, massa jenis, titik didih, dan titik leleh.

2. Sifat Kimia

Sifat kimia berkaitan dengan kemampuan suatu zat untuk mengalami perubahan menjadi zat lain. Contohnya adalah mudah terbakar, berkarat, atau bereaksi dengan zat lain.

Pemahaman sifat materi sangat penting untuk menentukan bagaimana suatu zat dapat digunakan atau diproses dalam kehidupan sehari-hari maupun dalam industri. Materi dapat mengalami perubahan yang dibedakan menjadi dua jenis utama, yaitu perubahan fisika dan perubahan kimia.

1. Perubahan Fisika

Perubahan fisika adalah perubahan yang tidak menghasilkan zat baru, melainkan hanya mengubah bentuk atau wujud zat. Contohnya: es mencair menjadi air; air menguap menjadi uap; kertas dipotong menjadi bagian kecil. Pada perubahan ini, komposisi zat tetap sama, sehingga perubahan tersebut umumnya dapat dibalik (*reversibel*).

2. Perubahan Kimia

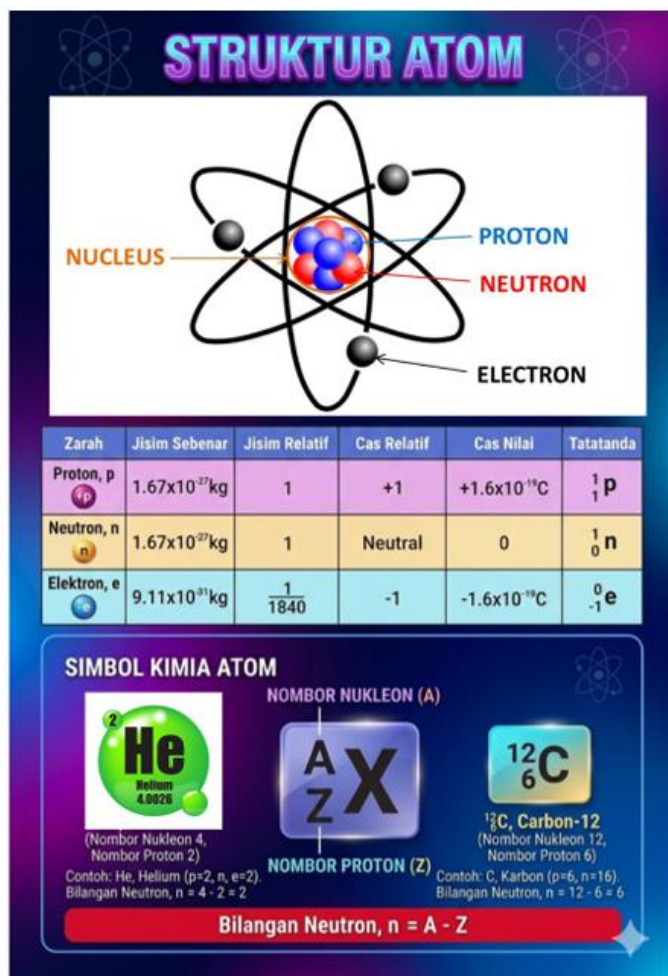
Perubahan kimia adalah perubahan yang menghasilkan zat baru dengan sifat yang berbeda dari zat semula. Contohnya: Pembakaran kayu menjadi abu, besi berkarat, makanan membusuk. Perubahan kimia biasanya sulit atau tidak dapat dibalik (*irreversibel*) dan sering disertai tanda-tanda seperti perubahan warna, terbentuknya gas, endapan, atau perubahan suhu.



Gambar 1.1. Klasifikasi Materi dan Perubahannya

1.3 Struktur Atom

Atom merupakan unit terkecil dari suatu unsur yang masih mempertahankan sifat kimianya. Konsep atom menjadi dasar dalam memahami seluruh fenomena kimia karena semua materi tersusun atas partikel-partikel ini. Struktur atom terdiri atas inti atom (*nukleus*) yang berada di pusat dan dikelilingi oleh elektron yang bergerak dalam ruang tertentu yang disebut orbital. Inti atom mengandung *proton* yang bermuatan positif dan *neutron* yang tidak bermuatan, sedangkan elektron bermuatan negatif dan bergerak mengelilingi inti dengan energi tertentu (Petrucci et al., 1977; Brown et al., 1969). Berikut adalah gambar struktur atom.



Gambar 1.2. Struktur Atom

Jumlah proton dalam inti atom menentukan identitas suatu unsur dan disebut sebagai nomor atom (Z). Artinya, setiap unsur memiliki jumlah proton yang unik. Sebagai contoh, semua atom karbon memiliki 6 proton, sedangkan semua atom oksigen memiliki 8 proton. Selain itu, jumlah total proton dan neutron dalam inti disebut sebagai nomor massa (A). Hubungan ini dapat dinyatakan sebagai:

$$A = Z + N,$$

N = jumlah neutron.

Pemahaman tentang nomor atom dan nomor massa sangat penting dalam mengidentifikasi dan membedakan unsur-unsur kimia (Chang & Goldsby, 2016). Atom tersusun atas tiga partikel utama, yaitu:

1. Proton

Proton adalah partikel bermuatan positif yang terdapat di dalam inti atom. Muatan proton bernilai +1 dan massanya relatif besar dibandingkan elektron. Keberadaan proton menentukan jenis unsur.

2. Neutron

Neutron merupakan partikel netral yang juga berada di dalam inti atom. Neutron memiliki massa hampir sama dengan proton, tetapi tidak memiliki muatan. Neutron berperan dalam menjaga kestabilan inti atom.

3. Elektron

Elektron adalah partikel bermuatan negatif yang bergerak mengelilingi inti atom. Massa elektron sangat kecil dibandingkan proton dan neutron. Elektron memiliki peran penting dalam menentukan sifat kimia suatu unsur, terutama dalam pembentukan ikatan kimia (Petrucci et al., 1977).

Kenyataannya, tidak semua atom dari suatu unsur memiliki jumlah neutron yang sama. Variasi ini menghasilkan beberapa istilah penting dalam kimia atom:

1. Isotop: atom-atom dari unsur yang sama dengan jumlah proton sama tetapi jumlah neutron berbeda. Contoh: karbon-12 dan karbon-14.
2. Isobar: atom-atom dari unsur berbeda yang memiliki nomor massa sama.
3. Isoton: atom-atom yang memiliki jumlah neutron sama tetapi nomor atom berbeda.

Isotop memiliki sifat kimia yang hampir sama tetapi sifat fisika yang berbeda. Konsep isotop sangat penting dalam berbagai aplikasi, seperti penentuan umur fosil menggunakan teknik penanggalan karbon (*carbon dating*), serta dalam bidang medis untuk diagnosis dan terapi, misalnya penggunaan radioisotop dalam pencitraan medis (Tro, 2017; Brown et al.,

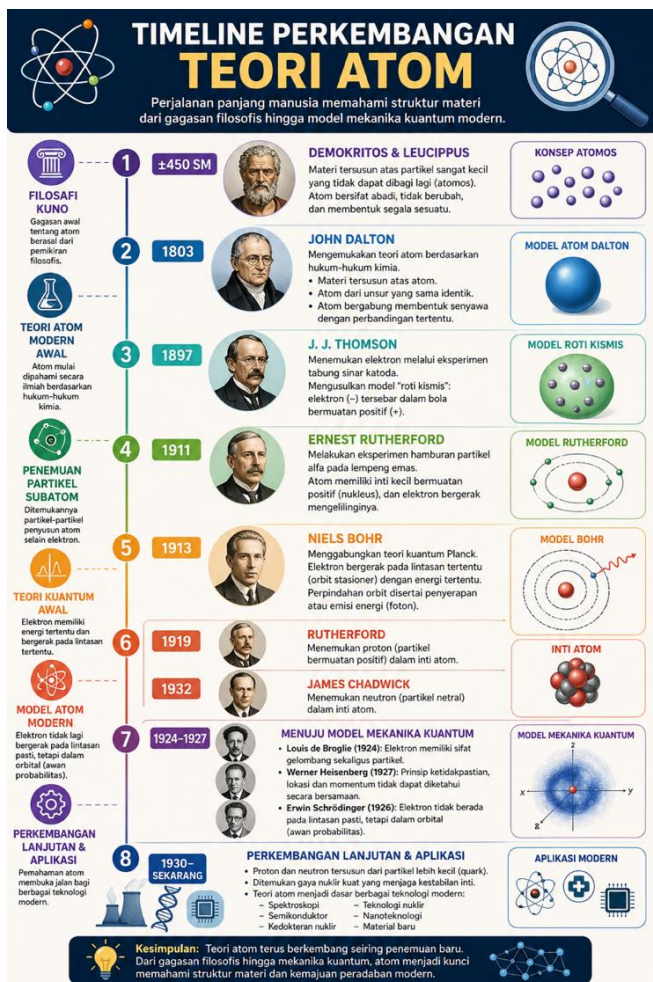
1969). Perkembangan ilmu pengetahuan menunjukkan bahwa elektron tidak bergerak dalam lintasan tetap seperti planet mengelilingi matahari, melainkan berada dalam orbital, yaitu daerah probabilitas ditemukannya elektron. Model atom modern didasarkan pada mekanika kuantum yang menjelaskan bahwa posisi elektron tidak dapat diketahui secara pasti, tetapi dapat diprediksi berdasarkan probabilitas (Chang & Goldsby, 2016).

Konsep ini diperkuat oleh prinsip ketidakpastian Heisenberg yang menyatakan bahwa tidak mungkin mengetahui secara bersamaan posisi dan momentum elektron secara tepat. Oleh karena itu, struktur atom modern lebih menekankan pada distribusi elektron dalam ruang daripada lintasan pasti (Petrucci et al., 1977). Kestabilan inti atom dipengaruhi oleh perbandingan antara jumlah proton dan neutron. Jika jumlah neutron terlalu sedikit atau terlalu banyak dibandingkan proton, inti atom menjadi tidak stabil dan dapat mengalami peluruhan radioaktif. Proses ini menghasilkan radiasi yang dapat dimanfaatkan dalam berbagai bidang, seperti energi nuklir dan kedokteran (Brown et al., 1969).

Pemahaman tentang struktur atom sangat penting karena menjadi dasar untuk menjelaskan berbagai konsep kimia lainnya. Konfigurasi elektron dalam atom menentukan: Sifat kimia suatu unsur; Kemampuan unsur untuk bereaksi; Jenis ikatan kimia yang dapat terbentuk. Sebagai contoh, unsur dengan elektron valensi yang tidak stabil cenderung lebih reaktif dibandingkan unsur yang memiliki konfigurasi elektron stabil seperti gas mulia. Oleh karena itu, struktur atom menjadi kunci utama dalam memahami perilaku unsur dalam reaksi kimia (Tro, 2017). Struktur atom merupakan konsep fundamental dalam kimia yang menjelaskan bagaimana materi tersusun pada tingkat paling dasar. Atom terdiri atas proton, neutron, dan elektron dengan peran masing-masing dalam menentukan sifat unsur. Variasi jumlah neutron menghasilkan isotop yang memiliki banyak aplikasi dalam kehidupan. memahami struktur atom, maka dapat menjelaskan sifat unsur, reaktivitas, serta berbagai fenomena kimia secara lebih mendalam dan ilmiah.

1.4 Perkembangan Model Atom

Konsep atom telah mengalami perjalanan panjang, bertransformasi dari sekadar gagasan filosofis hingga menjadi model matematika yang kompleks dalam mekanika kuantum. Pemahaman mengenai struktur terkecil penyusun materi ini sangat krusial karena menjadi fondasi utama dalam mempelajari bagaimana unsur-berinteraksi dan membentuk segala sesuatu di alam semesta. Secara singkat, berikut Adalah ringkasan evolusi teori atom yang akan divisualisasikan dapat dilihat pada gambar.



Gambar 1.3. Perkembangan Teori Atom

Pemahaman tentang atom tidak terbentuk secara instan, melainkan melalui proses panjang yang melibatkan berbagai eksperimen dan pemikiran ilmiah dari para ahli. Seiring dengan perkembangan ilmu pengetahuan dan teknologi, konsep atom terus mengalami penyempurnaan. Setiap model atom yang dikemukakan memberikan kontribusi penting dalam menjelaskan struktur materi, meskipun pada akhirnya ditemukan keterbatasan yang mendorong lahirnya teori yang lebih baru. Secara garis besar, teori atom berkembang dari konsep sederhana hingga kompleks, yaitu dari model bola pejal → penemuan elektron → konsep inti atom → orbit elektron → hingga orbital dalam mekanika kuantum. Setiap teori baru muncul sebagai upaya untuk memperbaiki kelemahan teori sebelumnya, sehingga menghasilkan pemahaman yang semakin akurat tentang struktur atom. Hingga saat ini, model atom modern berbasis mekanika kuantum menjadi landasan utama dalam ilmu kimia karena mampu menjelaskan perilaku elektron dan sifat materi secara lebih komprehensif.

1.5 Konfigurasi Elektron dan Bilangan Kuantum

Konfigurasi elektron adalah susunan elektron di dalam atom. Jadi elektron merupakan partikel bermuatan negatif yang berputar mengitari inti atom. Jika atom diibaratkan sebagai sebuah lingkungan, maka konfigurasi ini adalah "alamat rumah" bagi setiap elektron. Atau contoh lainnya atom dianalogikan sebagai matahari sedangkan elektron dianalogikan planet yang berputar mengelilingi matahari. Terdapat dua cara utama untuk mendeskripsikan posisi elektron berdasarkan tingkat kecanggihan teorinya:

1. Model Kulit (Niels Bohr)

Bohr menyatakan bahwa elektron berada pada lintasan atau kulit tertentu dengan tingkat energi berbeda. selanjutnya lintasan tersebut dikenal sebagai kulit atom. Elektron harus diisi dari tingkat energi paling rendah, urutan kulit dimulai dari yang terdekat dengan inti, yaitu K ($n=1$), L ($n=2$), M ($n=3$), dan seterusnya. Kapasitas maksimal banyaknya elektron yang mengisi setiap kulit mengikuti rumus $2n^2$.

Dengan demikian: Kulit K: Maksimal 2 elektron; Kulit L: Maksimal 8 elektron dan Kulit M: Maksimal 18 elektron. Contoh: Unsur ${}_{20}\text{Ca}$ memiliki konfigurasi: 2, 8, 8, 2.

2. Model Subkulit (Mekanika Kuantum)

Model ini lebih kompleks dan akurat, fokus pada probabilitas menemukan elektron di dalam orbital. Di sini, kulit dibagi lagi menjadi subkulit (s, p, d, f). Untuk menentukan lokasi pasti elektron secara ilmiah, kita menggunakan empat parameter yang disebut bilangan kuantum:

- Utama (n): Menunjukkan tingkat energi atau kulit atom (1, 2, 3, ...).
- Azimut (l): Menunjukkan jenis subkulit (s=0, p=1, d=2, f=3).
- Magnetik (m): Menunjukkan posisi orbital di dalam subkulit (misal untuk subkulit p, nilainya -1, 0, +1).
- Spin (s): Menunjukkan arah rotasi elektron (ke atas +1/2 atau ke bawah -1/2).

Dalam menyusun elektron ke dalam subkulit, ada tiga prinsip:

1. Prinsip Aufbau

Elektron mengisi subkulit dari tingkat energi terendah ke tertinggi (dimulai dari $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, dst). prinsip Aufbau dapat dilihat pada Gambar 1.4.

2. Larangan Pauli

Dalam satu atom, tidak boleh ada dua elektron yang memiliki keempat bilangan kuantum yang sama persis. Jika berada di orbital yang sama, arah spinnya harus berlawanan.

3. Kaidah Hund

Pada orbital yang setingkat, elektron tidak boleh berpasangan sebelum semua orbital terisi satu elektron secara merata.

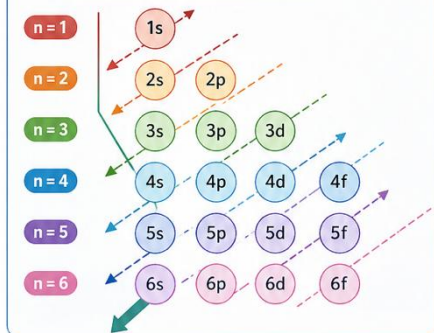


ATURAN AUFBAU



Prinsip Aufbau menyatakan bahwa elektron akan menempati orbital dengan **tingkat energi terendah** terlebih dahulu.

URUTAN PENGISIAN ORBITAL



CARA MEMBACA

➔ Ikuti arah panah dari kiri atas ke kanan bawah.

- Pengisian dimulai dari orbital berenergi paling rendah.
- Setiap orbital memiliki kapasitas maksimum:

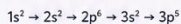
s	: maksimum 2 elektron
p	: maksimum 6 elektron
d	: maksimum 10 elektron
f	: maksimum 14 elektron

CONTOH PENERAPAN

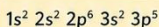
17 Cl (Klorin)

Nomor atom = 17

Langkah pengisian:



Konfigurasi elektron:

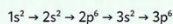


1s	↑↓
2s	↑↓
2p	↑↓ ↑↓ ↑↓
3s	↑↓
3p	↑↓ ↑↓ ↑

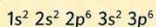
18 Ar (Argon)

Nomor atom = 18

Langkah pengisian:



Konfigurasi elektron:



1s	↑↓
2s	↑↓
2p	↑↓ ↑↓ ↑↓
3s	↑↓
3p	↑↓ ↑↓ ↑↓

INTI ATURAN AUFBAU



Elektron selalu mengisi orbital berenergi paling rendah terlebih dahulu.

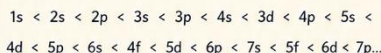


Setelah satu orbital penuh, elektron mengisi orbital berikutnya.



Mengikuti urutan energi seperti pada diagram diagonal.

TINGKAT ENERGI (dari rendah ke tinggi)



Catatan Penting:

Meskipun 4s diisi sebelum 3d karena energinya lebih rendah.



ATURAN AUFBAU adalah kunci untuk memahami susunan elektron dalam atom dan sifat-sifat periodik unsur.



Gambar 1.4. Aturan Aufbau

Terdapat fenomena khusus dan penyederhanaan

1. Aturan Setengah Penuh

Kestabilan adalah kunci dalam kimia. Beberapa unsur seperti ^{24}Cr cenderung memindahkan satu elektronnya agar orbital

- d-nya terisi setengah penuh (d^5), karena kondisi ini jauh lebih stabil dibandingkan hampir penuh (d^4).
2. Singkatan Gas Mulia
Menuliskan konfigurasi elektron unsur yang memiliki banyak elektron bisa sangat panjang. Untuk memudahkannya, kita sering menggunakan unsur Gas Mulia (Golongan VIIIA) sebagai singkatan. Contoh: ${}_{11}\text{Na}$ yang seharusnya $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ bisa disingkat menjadi $[\text{Ne}] 3s^1$.

1.6 Sistem Periodik Unsur

Sistem periodik unsur merupakan pengelompokan unsur berdasarkan kenaikan nomor atom dan kemiripan sifat kimia. Perkembangan sistem periodik unsur mengalami beberapa tahap penting dari pengelompokan sederhana hingga sistem modern:

1. Antoine Lavoisier (1789) mengelompokkan 33 unsur berdasarkan sifat kimia menjadi gas, logam, nonlogam, dan tanah.
2. Johann Wolfgang Dobereiner (1817) mengelompokkan unsur dalam kelompok tiga (triade) dengan sifat mirip, di mana massa unsur tengah merupakan rata-rata dua unsur lainnya.
3. John Newlands (1864) menyusun unsur berdasarkan kenaikan massa atom dan menemukan pola berulang setiap unsur ke-8 (hukum oktaf), tetapi hanya berlaku untuk unsur ringan.
4. Dmitri Mendeleev & Lothar Meyer (1869–1871) mengembangkan tabel periodik berdasarkan massa atom dan sifat kimia, serta menemukan hukum periodik.
5. Henry Moseley (1914) menyempurnakan tabel periodik berdasarkan nomor atom, yang menjadi dasar tabel periodik modern saat ini.

Sistem periodik unsur berkembang dari pengelompokan sederhana → berbasis massa atom → hingga berbasis nomor atom, yang menghasilkan tabel periodik modern yang lebih akurat dan digunakan hingga sekarang. Sistem periodik unsur merupakan susunan unsur-unsur kimia berdasarkan kenaikan

nomor atom dan kemiripan sifatnya. Tabel periodik modern terdiri atas:

1. Periode (baris horizontal) : menunjukkan jumlah kulit elektron (7 periode).
2. Golongan (kolom vertikal) : menunjukkan jumlah elektron valensi (Menurut rekomendasi IUPAC, penomoran golongan menggunakan angka 1–18, meskipun dalam beberapa literatur lama masih digunakan sistem IA–VIIIA dan IB–VIIIB). Unsur-unsur pada golongan yang sama memiliki jumlah elektron valensi yang serupa sehingga menunjukkan sifat kimia yang mirip, sedangkan unsur dalam periode yang sama memiliki jumlah kulit elektron yang sama.
3. Pembagian blok : blok s, p, d, dan f.
4. Deret Khusus : Lantanida (La–Lu) dan Aktinida (Ac–Lr). Deret lantanida dan aktinida ditempatkan terpisah di bagian bawah tabel sebagai unsur transisi dalam.

Secara umum unsur dalam tabel periodik biasanya dibedakan melalui warna untuk menunjukkan kategori unsur:

1. Logam: Terletak di sebelah kiri dan tengah. Bersifat konduktor listrik yang baik, berkilau, dan dapat ditempa (contoh: Besi, Emas, Tembaga).
2. Non-Logam: Terletak di sebelah kanan (kecuali Hidrogen). Umumnya bersifat isolator dan berwujud gas atau padat yang rapuh (contoh: Oksigen, Karbon, Nitrogen).
3. Metaloid: Unsur yang berada di garis "tangga" antara logam dan non-logam, memiliki sifat peralihan (contoh: Silikon, Germanium).
4. Gas Mulia: Terletak di golongan 18, merupakan unsur paling stabil karena kulit elektronnya sudah terisi penuh.

Sifat unsur dalam sistem periodik berubah secara teratur sesuai letaknya.

1. Jari-Jari Atom

Jarak dari inti atom ke kulit elektron terluar. Kecenderungan:

- a. Dalam satu golongan: semakin ke bawah semakin besar
- b. Dalam satu periode: semakin ke kanan semakin kecil

2. Energi Ionisasi

Energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron terluar.

Kecenderungan:

- Dalam satu golongan: semakin ke bawah semakin kecil
- Dalam satu periode: semakin ke kanan semakin besar

3. Afinitas Elektron

Energi yang dilepas atau diserap saat atom menerima elektron. Kecenderungan:

- Dalam satu golongan: semakin ke bawah semakin kecil
- Dalam satu periode: semakin ke kanan semakin besar

4. Keelektronegatifan

Kemampuan atom menarik elektron dalam ikatan. Kecenderungan:

- Dalam satu golongan: semakin ke bawah semakin kecil
- Dalam satu periode: semakin ke kanan semakin besar

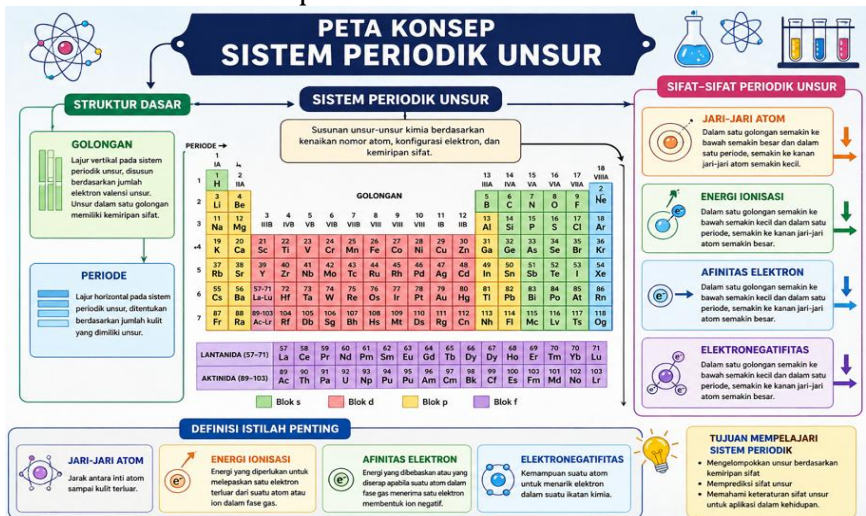
Unsur dengan keelektronegatifan terbesar fluorin (F).

5. Sifat Logam dan Nonlogam

Sifat logam: semakin ke bawah semakin kuat, semakin ke kanan semakin berkurang

Sifat nonlogam: semakin ke kanan semakin kuat, semakin ke bawah semakin berkurang

Berikut adalah sistem periodik unsur menurut IUPAC.



Gambar 1.5. Peta Konsep Sistem Periodik Unsur

Jadi Semakin ke kanan dalam satu periode, unsur cenderung jari-jari mengecil, energi ionisasi meningkat, afinitas elektron meningkat, keelektronegatifan meningkat dan sifat nonlogam bertambah. Sedangkan semakin ke bawah dalam satu golongan, unsur cenderung jari-jari membesar, energi ionisasi menurun, afinitas elektron menurun, keelektronegatifan menurun dan sifat logam bertambah. Konfigurasi elektron menunjukkan susunan elektron dalam atom. **Periode** ditentukan oleh jumlah kulit elektron. **Golongan** ditentukan oleh jumlah elektron valensi. Hal ini juga menjelaskan **sifat kimia unsur**, karena unsur dengan elektron valensi sama cenderung memiliki sifat yang mirip. Sistem periodik terus berkembang seiring penemuan unsur-unsur superberat baru di laboratorium. Berikut secara rangkuman sistem periodik.



Gambar 1.6. Rangkuman Materi Sistem Periodik Unsur

Sistem periodik memiliki peran sangat penting dalam kimia karena:

1. Memprediksi sifat unsur
Letak unsur dalam tabel periodik dapat digunakan untuk memperkirakan sifatnya, seperti ukuran atom, titik leleh, daya hantar listrik, hingga kecenderungan membentuk ion.
2. Menentukan kecenderungan reaksi kimia
Dengan melihat posisi unsur, kita bisa mengetahui apakah unsur cenderung melepas atau menerima elektron, sehingga dapat memprediksi jenis reaksi yang terjadi (misalnya reaksi ionik atau kovalen).
3. Memahami hubungan antar unsur
Unsur dalam satu golongan memiliki sifat mirip, sehingga memudahkan dalam mempelajari banyak unsur tanpa harus menghafal satu per satu.
4. Membantu penemuan unsur baru
Sistem periodik dapat digunakan untuk memperkirakan sifat unsur yang belum ditemukan berdasarkan pola yang ada.
5. Dasar pengembangan ilmu dan teknologi
Banyak konsep dalam kimia, fisika, hingga material modern dikembangkan berdasarkan keteraturan dalam sistem periodik.

Contoh dan Aplikasi Sistem Periodik

1. Dalam kehidupan sehari-hari:
 - a. Logam (Fe, Al, Cu) → digunakan untuk konstruksi bangunan, alat rumah tangga, kabel listrik.
 - b. Gas mulia (He, Ne, Ar) → digunakan pada lampu neon, balon, dan pelindung reaksi kimia.
 - c. Halogen (Cl, F) → digunakan sebagai desinfektan air dan bahan pembersih.
2. Dalam industri
 - a. Pemilihan bahan logam tahan karat (misalnya baja mengandung Cr) berdasarkan sifat periodik.
 - b. Pembuatan pupuk (N, P, K) berdasarkan kebutuhan unsur hara tanaman.
3. Dalam bidang kesehatan
 - a. Unsur seperti Iodium (I) untuk kesehatan kelenjar tiroid.

- b. Kalsium (Ca) untuk tulang dan gigi.
 - c. Oksigen (O₂) untuk pernapasan medis.
 - d. Dalam teknologi
 - e. Silikon (Si) sebagai bahan utama semikonduktor pada komputer dan HP.
 - f. Litium (Li) digunakan pada baterai modern.
4. Dalam analisis dan pendidikan
- a. Membantu siswa memahami tren sifat unsur tanpa menghafal.
 - b. Digunakan dalam penelitian untuk memprediksi perilaku zat dalam reaksi kimia.

Sistem periodik bukan hanya tabel, tetapi alat penting untuk memahami, memprediksi, dan menerapkan sifat unsur dalam kehidupan nyata dan perkembangan teknologi. Bagi dunia pendidikan dan penelitian, tabel periodik adalah alat navigasi utama. Dengan memahami posisi suatu unsur, kita dapat memprediksi bagaimana unsur tersebut akan bereaksi, jenis ikatan apa yang akan dibentuk, hingga kegunaannya dalam teknologi seperti penggunaan Litium dalam baterai atau Semikonduktor dalam cip komputer.

DAFTAR PUSTAKA

- Alfian, Z. (2009). Kimia Dasar. USUpres.
- Asmaningrum, H. P., & Sumanik, N. B. (2022). Kimia Lingkungan: Kontribusi Ilmu Kimia terhadap Lingkungan Berkelanjutan. Yogyakarta: UNY Press.
- Atkins, P., & Jones, L. (2007). Chemical Principles: The Quest for Insight. Macmillan.
- Brown, T. L., LeMay, H. E., & Bursten, B. E. (1969). Chemistry: The Central Science. Upper Saddle River, NJ: Prentice Hall.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016). Chemistry (12th ed.). New York: McGraw-Hill Education.
- Haryono, H. E. (2020). Kimia Dasar. Deepublish.
- IUPAC. (2019). Compendium of Chemical Terminology (the Gold Book). International Union of Pure and Applied Chemistry. <https://doi.org/10.1351/goldbook>
- Keenan, C. W., Kleinfelter, D. C., & Wood, J. H. (1980). Kimia untuk Universitas. Jakarta: Erlangga.
- Mawarnis, E. R. (2021). Kimia Dasar II. Deepublish.
- Petrucci, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (1977). General Chemistry: Principles and Modern Applications (11e). Macmillan.
- Sastrohamidjojo, H. (2018). Kimia Dasar. Yogyakarta: UGM Press.
- Silberberg, M. (2015). Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change with Advanced Topics. McGraw-Hill Higher Education.
- Sumanik, N. B., & Asmaningrum, H. P. (2022). Pengelolaan Laboratorium Kimia. Yogyakarta: UNY Press.
- Tro, N. J., Fridgen, T. D., Shaw, L., & Boikess, R. S. (2017). Chemistry: A Molecular Approach (Vol. 5). Boston: Pearson.

BAB 2

IKATAN KIMIA

Ilmu kimia adalah cabang ilmu yang mempelajari tentang materi, yang meliputi struktur, karakteristik, serta perubahan yang terjadi. Salah satu materi kimia yang mendasar yaitu ikatan kimia, yang merupakan konsep yang menjelaskan proses interaksi antar atom dalam membentuk molekul atau senyawa yang stabil (Goldsby, 2016). Pada ikatan kimia, atom-atom saling berikatan; tanpa adanya ikatan tersebut, atom akan tetap terpisah dan tidak dapat membentuk berbagai zat yang dijumpai dalam kehidupan sehari-hari (Brown, 2018).

Ikatan kimia terjadi karena atom memiliki kecenderungan untuk mencapai keadaan stabil, biasanya dengan cara memperoleh susunan elektron yang mirip dengan konfigurasi gas mulia. (Petrucci, 2017). Proses tersebut dapat berlangsung melalui perpindahan elektron atau penggunaan bersama elektron valensi antaratom. Berdasarkan mekanisme pembentukannya, ikatan kimia dibagi menjadi ikatan kovalen, ikatan ion, dan ikatan logam (Zumdahl, 2014). Selain itu, gaya antarmolekul turut berperan dalam menentukan sifat fisik suatu zat (Atkins, 2019).

Pemahaman terhadap ikatan kimia sangat penting karena berkaitan dengan berbagai sifat zat, seperti titik leleh, titik didih, kelarutan, serta tingkat reaktivitasnya (Brown, 2018). Konsep ini juga menjadi dasar dalam berbagai bidang ilmu, antara lain biokimia, farmasi, teknologi pangan, dan ilmu material (Goldsby, 2016). Oleh sebab itu, kajian mengenai ikatan kimia tidak hanya berperan dalam aspek teoritis, tetapi juga memiliki manfaat praktis dalam kehidupan sehari-hari serta mendukung perkembangan ilmu pengetahuan dan teknologi.

2.1.1. Pengertian Ikatan Kimia

Gaya tarik menarik yang terjadi antaratom atau ion sehingga memungkinkan terbentuknya molekul. atau senyawa

yang stabil merupakan definisi ikatan kimia. Ikatan ini terbentuk karena adanya interaksi antara electron yang berada pada kulit terluar (elektron valensi) dari atom yang saling berikatan. Atom berikatan satu sama lain untuk memperoleh keadaan stabil dengan susunan elektron yang mirip dengan konfigurasi elektron gas mulia atau sesuai dengan aturan oktet., baik melalui pelepasan, penerimaan, maupun penggunaan bersama elektron (Goldsby, 2016); (Brown, 2018).

Ikatan kimia sangat berperan dalam menentukan struktur, sifat fisika dan kimia, serta reaktivitas suatu zat. Sebagai contoh, natrium dan klorin membentuk ikatan ion, sedangkan hidrogen dan oksigen membentuk ikatan kovalen (Petrucci, 2017).

2.1 Lambang Lewis

Lewis dan Langmuir (Amerika) serta Kossel (Jerman) pada tahun 1916 menyatakan bahwa golongan VIII A di alam umumnya berada dalam bentuk atom bebas, hal ini dikarenakan atom gas mulia sulit bereaksi dengan atom lainnya bahkan dengan atom sejenis. Dikarenakan gas mulia bersifat stabil, maka konfigurasi electron atom gas mulia berperan sebagai pedoman dalam mempelajari kestabilan atom – atom lain.

Tabel 2.1. Konfigurasi electron atom gas mulia

Unsur	Nomor atom	Konfigurasi elektron
He	2	1s ²
Ne	10	[He] 2s ² 2p ⁶
Ar	18	[Ne] 3s ² 3p ⁶
Kr	36	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶
Xe	54	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶
Rn	86	[Xe] 5d ¹⁰ 4f ¹⁴ 6s ² 7p ⁶

Sumber (Brown, 2018)

Lewis menyatakan bahwa unsur-unsur selain gas mulia dapat mencapai keadaan stabil jika membentuk molekul, sehingga setiap atom di dalam molekul tersebut memiliki

konfigurasi elektron yang mirip dengan konfigurasi elektron golongan VIIIA atau gas mulia.

Untuk menggambarkan konfigurasi elektron pada kulit terluar atom-atom yang berikatan, Lewis memperkenalkan suatu cara penulisan ikatan kimia dengan menggunakan symbol titik yang dikenal sebagai lambang titik Lewis. Lambang Lewis dituliskan dengan menempatkan simbol atom yang dikelilingi oleh titik-titik atau garis-garis sebagai elektron valensi.. Contoh, unsur hidrogen mempunyai satu electron dalam kulit valensinya, maka lambangnya adalah .H. Contoh penulisan lambang Lewis dapat ditunjukkan pada tabel di bawah ini :

Tabel 2.2. Lambang Lewis unsur – unsur golongan utama

Golongan	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Lambang	.x	•x•	• •x•	• •x• •	•• •x• •	•• ••x••	•• ••x•• •	•• ••Ne•• ••

Sumber (Brown, 2018)

Contoh :

➤ Golongan 1A, lambang Lewis:

Contoh : H, Na

H•

Na•

➤ Golongan IIA, lambang Lewis :

Contoh: Be, Mg, Ca

•Mg•

•Ca•

•Be•

➤ Golongan IIIA, Lambang Lewis :

Contoh: B, Al

•

•Al•

➤ Golongan IVA, Lambang Lewis :

Contoh: C, Si

-
- C•
-
- Golongan VA, Lambang Lewis :
Contoh: N, P
-
- N•
-
- Golongan VIA, Lambang Lewis :
Contoh : O, S
-
- O••
-
- Golongan VIIA, Lambang Lewis :
Contoh: F, Cl
-
- Cl••
-
- Golongan VIIIA, Lambang Lewis :
Contoh: Ne, Ar
-
- Ne••
-

2.2 Jenis Ikatan Kimia

2.2.1 Ikatan Ion

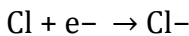
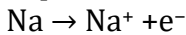
Secara umum, unsur yang mudah membentuk kation adalah logam dari golongan alkali (IA) dan golongan alkali tanah (IIA). Sebaliknya, golongan nonlogam seperti oksigen dan halogen cenderung membentuk anion. Dengan demikian, sebagian besar senyawa ionik terbentuk melalui interaksi antara logam Golongan alkali dan alkali tanah dengan nonlogam golongan oksigen dan halogen.

Gaya tarik elektrostatis yang terjadi antara ion-ion bermuatan berlawanan yang menyebabkan terbentuknya suatu

senyawa didefinisikan sebagai ikatan ionik. Contohnya, atom Na (natrium) melepaskan satu elektron kepada atom klorin.

- Na → melepaskan 1 elektron → menjadi Na^+ (kation)
- Cl → menerima 1 elektron → menjadi Cl^- (anion).

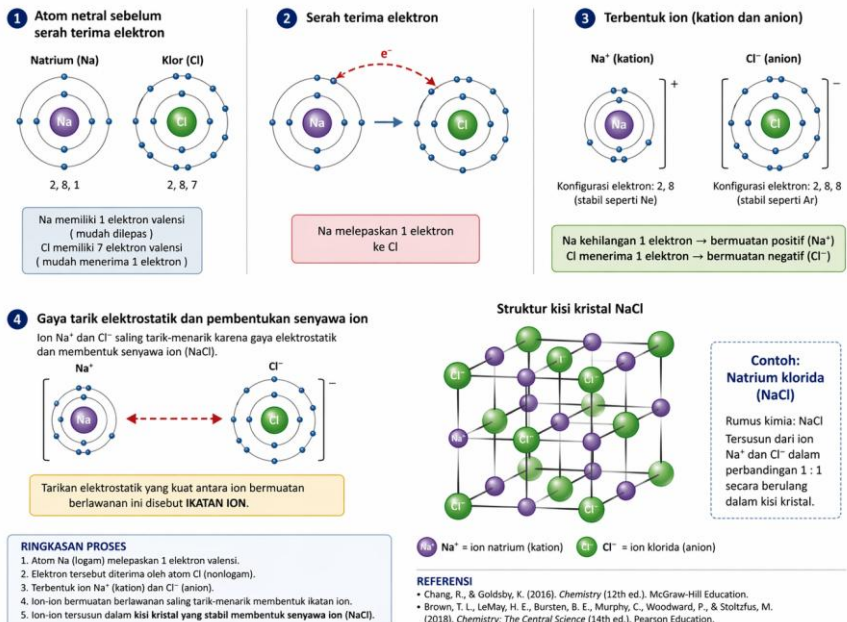
Atom yang melepaskan elektron menjadi kation sedangkan atom yang menerima electron menjadi anion. Hal ini dapat dilihat dari reaksi sederhana berikut :



Ion Na^+ dan Cl^- akan saling tarik-menarik membentuk ikatan ion. Dengan demikian, klorin mencapai konfigurasi oktet yang stabil, sementara natrium menjadi stabil sebagai ion stabil melalui pelepasan satu electron (Goldsby, 2016).

PROSES SERAH TERIMA ELEKTRON PADA IKATAN ION

(Contoh: Pembentukan NaCl)



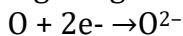
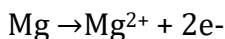
Gambar 2.1. Proses terjadinya Ikatan Ion pada NaCl, sumber (Brown, 2018)

Ikatan ion dapat terjadi akibat perpindahan elektron dari satu atom ke atom lain yang berikatan. Proses ini menghasilkan ion-ion dengan muatan yang berbeda sehingga timbul gaya tarik listrik statis di antara keduanya. Gaya tarik tersebut menjadi dasar terbentuknya ikatan ion. Atom yang melepaskan elektron merupakan kation, sedangkan atom yang menerima elektron merupakan anion. Kedua ion ini memiliki konfigurasi electron yang mirip dengan gas mulia yang berarti sudah mencapai kestabilan dalam tabel periodik (Sunarya, 2023).

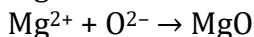
Contoh lain dari ikatan ion yaitu :

1. MgO

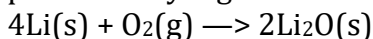
Reaksi serah terima electron :



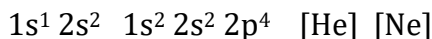
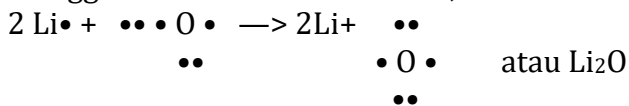
Atom magnesium melepaskan dua elektron sehingga berubah menjadi ion Mg^{2+} . Sebaliknya, atom oksigen menerima dua elektron dan menjadi ion O^{2-} . Ion Mg^{2+} dan O^{2-} kemudian saling tarik-menarik membentuk senyawa ion MgO.



Ion yang bermuatan positif dan ion yang bermuatan negative biasanya tidak muatan yang sama besar. Contoh, ketika unsur Li terbakar di udara, akan membentuk (Li_2O), persamaan yang setara adalah



Menggunakan simbol titik Lewis, kita menulis



Atom O_2 menerima dua elektron (satu dari masing-masing dua atom Li) untuk membentuk ion oksida. Ion Li^+ bersifat isoelektronik dengan He (Goldsby, 2016).

SOAL LATIHAN

1. Buatkan ikatan ion untuk senyawa berikut :

- a. CaCl_2
- b. KF
- c. KBr
- d. NaF
- e. Na_2O

2.2.2 Energi Kisi Senyawa Ion

Kecenderungan suatu unsur untuk membentuk senyawa ion dapat diperkirakan dari nilai energi ionisasi dan afinitas elektronnya. Namun demikian, bagaimana cara menentukan kestabilan suatu senyawa ion?

Proses yang berlangsung pada fase gas, dengan tekanan 1 atm dan suhu 25°C dalam bentuk yang padat pada seluruh senyawa ion merupakan energi ionisasi dan afinitas elektron. Fase padat merupakan lingkungan yang sangat berbeda karena setiap kation dalam padatan dikelilingi oleh sejumlah anion tertentu, demikian pula setiap anion dikelilingi oleh kation. Oleh karena itu, stabilitas keseluruhan dari suatu senyawa ion padat bergantung pada interaksi semua ion ini dan tidak semata-mata pada interaksi antara satu kation dengan satu anion. Ukuran kuantitatif yang digunakan untuk menyatakan kestabilan suatu padatan ion adalah energi kisi, yaitu energi yang diperlukan untuk memisahkan satu mol senyawa ionik padat secara sempurna menjadi ion-ion dalam fase gas. (Jason, 2011).

2.2.3 Energi Kisi dari Siklus Born Haber

Energi yang dilepaskan ketika satu mol senyawa ion terbentuk dari ion-ionnya dalam fase gas merupakan energi kisi. Pada pembentukan satu mol padatan NaCl dari natrium padat dan gas klorin pada tekanan 1 atm dan temperatur 25°C , dilepaskan energi sebesar $410,9 \text{ kJ per mol}$.

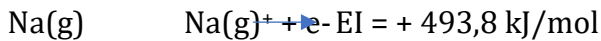
Reaksi pembentukan NaCl dapat dijelaskan melalui beberapa tahapan perubahan energi sebagai berikut:

1. Natrium dalam bentuk padat diubah menjadi atom gas melalui proses sublimasi yang memerlukan energi, S.



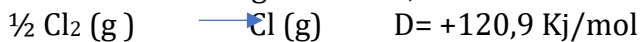
2. **Terbentuknya ion Na^+ .**

Atom Na dalam fase gas melepaskan satu elektron sehingga terbentuk ion Na^+ . Proses ini membutuhkan energi ionisasi.



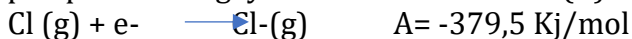
3. **Pemecahan molekul Cl_2**

Molekul Cl_2 diuraikan menjadi atom-atom klorin dalam fase gas. Proses ini memerlukan energi disosiasi. Proses ini memerlukan energi disosiasi, D.

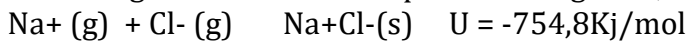


4. **Pembentukan ion klor dari atom klor dalam fase gas.**

Atom klor dalam keadaan gas menerima satu elektron sehingga membentuk ion klorida (Cl^-). Proses ini disertai pelepasan energi yaitu afinitas elektron (A).



5. **Pembentukan NaCl padat dari ion Na^+ dan ion Cl^- dalam keadaan gas.** Proses ini melepaskan energi kisi, U.



Perubahan energi pembentukan satu mol NaCl adalah

$$\Delta H_f = S + \text{EI} + \frac{1}{2}D + A + U$$

$$= (+108,7 + 493,8 + 120,9 - 379,5 - 754,8) \text{ kJ/mol}$$

$$= -410,9 \text{ kJ/mol}$$

Menurut hukum Hess :

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5$$

Dengan demikian, total energi yang terlibat dalam pembentukan kristal NaCl dari natrium dalam keadaan padat dan klorin dalam bentuk gas yaitu :

$$\Delta H_1 = (S + \frac{1}{2}D + \text{EI} - A - U) \text{ kJ/mol} \quad (\text{Sunarya, 2023}).$$

2.2.4 Ikatan Kovalen

Ketika dua atom membentuk ikatan kimia dari unsur nonlogam kemudian berbagi pasangan elektron valensi baik satu atau lebih pasangan valensi untuk mencapai kestabilan konfigurasi elektron, umumnya sesuai dengan aturan oktet merupakan definisi dari ikatan kovalen. Berbeda dengan ikatan ion yang melibatkan perpindahan elektron dari satu atom ke atom lain, pada ikatan kovalen elektron tersebut tetap berada di

antara kedua atom dan dimanfaatkan secara bersama (Goldsby, 2016).

Menurut Raymond Chang, Ikatan kovalen terbentuk akibat adanya gaya tarik antara inti atom dan pasangan elektron yang digunakan secara bersama. Sementara itu, (Petrucci, 2017) menyatakan bahwa melalui pembagian elektron, atom-atom dapat mencapai kestabilan tanpa harus membentuk ion.

Ikatan kovalen terbentuk melalui pemakaian bersama pasangan electron antar atom, sehingga menghasilkan molekul yang lebih stabil dan netral.

Menurut teori Lewis, ikatan kovalen terjadi akibat atom-atom menggunakan bersama satu atau lebih pasangan elektron. Untuk membantu menentukan kebenaran struktur Lewis, digunakan aturan oktet, yaitu prinsip yang menyatakan bahwa sebagian besar atom (kecuali hidrogen) cenderung membentuk ikatan agar memiliki delapan elektron valensi. di kulit terluarnya sehingga lebih stabil .

Dalam ikatan kovalen, setiap elektron yang digunakan bersama akan tertarik oleh inti dari kedua atom yang berikatan. Gaya tarik ini menyebabkan atom-atom, seperti pada H_2 , tetap menyatu dan menjadi dasar terbentuknya ikatan kovalen pada berbagai molekul lain. Pada atom yang memiliki banyak elektron, hanya elektron valensi yang berperan dalam pembentukan ikatan. Sebagai contoh, pada molekul fluor (F_2), atom fluor memiliki konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^5$.

Elektron pada orbital $1s$ memiliki energi yang rendah dan letaknya sangat dekat dengan inti atom, sehingga tidak terlibat dalam pembentukan ikatan. Oleh sebab itu, setiap atom fluor memiliki tujuh elektron valensi yang berasal dari orbital $2s$ dan $2p$. Karena hanya terdapat satu elektron yang belum berpasangan, dua atom fluor akan saling berbagi satu pasangan elektron untuk membentuk molekul F_2 . (Jason, 2011).

IKATAN KOVALEN PADA F₂

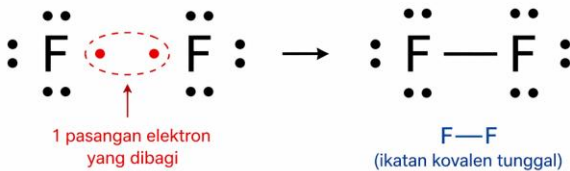
1. Atom F (sebelum berikatan)



Keterangan:

- = elektron (elektron valensi)
- = elektron tidak berpasangan

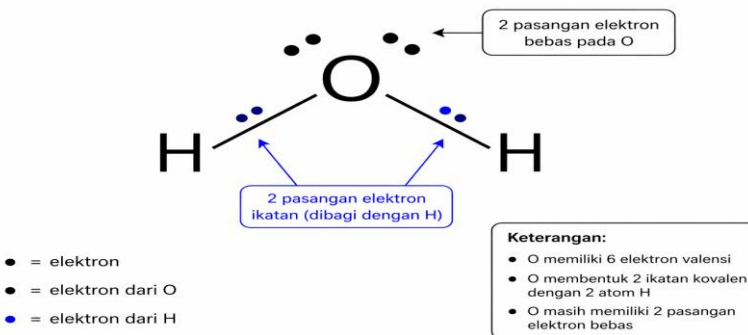
2. Molekul F₂ (setelah berikatan)



Gambar 2.2. Ikatan Kovalen pada F₂ (Sumber (Jason, 2011))

Jika ditinjau dari struktur Lewis molekul air, simbol titik Lewis pada atom oksigen menunjukkan adanya dua elektron yang tidak berpasangan, sehingga atom oksigen dapat membentuk dua ikatan kovalen. Di sisi lain, atom hidrogen yang hanya memiliki satu elektron valensi hanya dapat membentuk satu ikatan kovalen.

Struktur Lewis Molekul Air (H₂O)



Gambar 2.3. Struktur Lewis Molekul Air (H₂O) (Sumber (Jason, 2011))

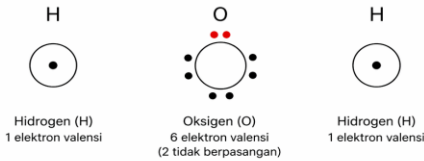
Atom O memiliki dua pasangan elektron bebas, sedangkan atom hidrogen tidak memiliki pasangan elektron bebas karena satu-satunya elektron yang dimilikinya digunakan untuk membentuk ikatan kovalen.

Dengan kata lain, ikatan kovalen terjadi ketika jumlah elektron yang dimiliki atom belum mencukupi untuk mencapai konfigurasi oktet yang stabil. Melalui proses berbagi elektron dalam ikatan kovalen, setiap atom dapat memenuhi kebutuhan oktetnya.

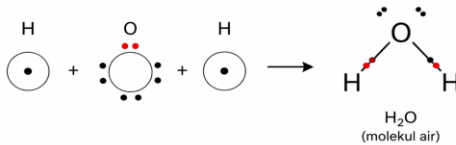
IKATAN KOVALEN MOLEKUL AIR (H₂O)

Struktur Lewis H₂O

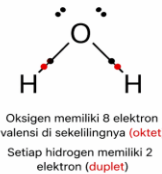
1. Atom-atom penyusun



2. Pembentukan ikatan kovalen



Struktur Lewis H₂O



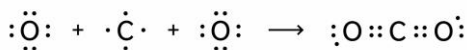
Keterangan:

- = elektron dari O
- = elektron dari H
- = pasangan elektron ikatan (ikatan kovalen)
- : = pasangan elektron bebas (pada O)

Gambar 2.4. Ikatan Kovalen Molekul Air (H₂O) (Sumber: Golsdby, 2016)

Pada ikatan kovalen tunggal, dua atom berikatan melalui satu pasangan elektron yang dipakai bersama. Namun, ada juga senyawa yang memiliki ikatan ganda, yaitu ikatan yang terbentuk ketika dua atom berbagi dua atau lebih pasangan elektron. Jika dua atom berbagi dua pasangan elektron, maka ikatan tersebut disebut ikatan kovalen rangkap dua. Contoh ikatan ini dapat dijumpai pada molekul karbon dioksida (CO₂) dan etilena (C₂H₄).

IKATAN KOVALEN CO₂



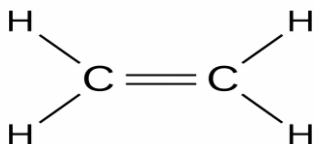
Struktur Lewis CO₂:



Keterangan:

- Setiap ikatan rangkap (=) terdiri dari 2 pasang elektron yang dibagi bersama.
- Molekul CO₂ berbentuk linier (180°).

Ikatan Kovalen C₂H₄ (Etena)

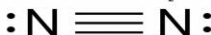


Gambar 2.5. Contoh Ikatan Kovalen Rangkap Dua Pada CO₂ & C₂H₄ (Sumbelr (Goldsby, 2016)

Ikatan rangkap tiga terbentuk ketika dua atom saling berbagi tiga pasangan elektron, seperti yang terdapat pada molekul nitrogen.

IKATAN KOVALEN N₂

Struktur Lewis N₂



Tiga pasang elektron digunakan bersama (ikatan kovalen rangkap tiga).



Rumus molekul: N₂

Struktur: N ≡ N

- = pasangan elektron yang dibagi (ikatan kovalen tunggal)
- = = dua pasangan elektron yang dibagi (ikatan kovalen rangkap dua)
- ≡ = tiga pasangan elektron yang dibagi (ikatan kovalen rangkap tiga)

Gambar 2.6. Contoh ikatan kovalen rangkap tiga pada N₂ (sumber (Nivaldo, 2023)

Soal latihan

1. Jelaskan apa yang dimaksud dengan ikatan kovalen!
2. Gambarkan pembentukan ikatan kovalen tunggal antara atom C dan H pada HCl, Cl₂, H₂ !
3. Gambarkan pembentukan ikatan kovalen yang terbentuk dari :
 - a. C₂H₆
 - b. C₂H₄
 - c. C₂H₂
 - d. NO
 - e. NO₂
 - f. N₂O₄

2.2.5. Elektronegatifitas Dan Polaritas

Elektronegativitas merupakan kemampuan suatu atom untuk menarik pasangan elektron dalam ikatan kimia ke arahnya sendiri. Unsur yang memiliki elektronegativitas tinggi cenderung lebih kuat menarik elektron dibandingkan unsur dengan elektronegativitas rendah. Secara umum, elektronegativitas berkaitan erat dengan afinitas elektron dan energi ionisasi. (Goldsby, 2016).

Namun, pada molekul HF yang berikatan kovalen, atom H dan F tidak membagi pasangan elektron ikatan secara merata karena keduanya merupakan atom yang berbeda. Ikatan dalam molekul HF disebut ikatan kovalen polar, atau disingkat ikatan polar, karena pasangan elektron lebih sering berada di sekitar salah satu atom daripada atom lainnya.



Gambar

2.7. Ikatan Kovalen HF (Sumber (Pauling, 1988))

Simbol δ^+ dan δ^- (dibaca “delta plus” dan “delta minus”) menyatakan muatan parsial positif dan negatif pada atom-atom dalam suatu ikatan. Pada ikatan polar, muatan parsial ini nilainya lebih kecil dibandingkan muatan penuh yang dimiliki ion.

Pada senyawa LiF, perbedaan elektronegativitas antara Li dan F sangat besar sehingga kelapatan elektron lebih banyak tertarik ke atom F. Oleh karena itu, ikatan dalam LiF lebih tepat digambarkan sebagai ikatan ionik. Jika ikatan LiF dianggap sepenuhnya ionik, maka muatan pada Li dapat dinyatakan sebagai $\delta^+ = 1^+$ dan pada F sebagai $\delta^- = 1^-$.

Polaritas ikatan menunjukkan tingkat ketertarikan pembagian pasangan elektron dalam suatu ikatan kovalen. Pada ikatan kovalen nonpolar, elektron dibagi secara merata oleh kedua atom, seperti pada Cl_2 dan N_2 . Sebaliknya, dalam ikatan kovalen polar, salah satu atom menarik pasangan elektron lebih kuat dibandingkan atom pasangannya. Apabila perbedaan kemampuan kedua atom dalam menarik elektron sangat

besar, maka ikatan yang terbentuk cenderung menjadi ikatan ionik (Brown, 2018).

Contoh soal :

Tentukan ikatan yang lebih polar dari pasangan berikut? (a) C-Cl atau B-Cl, dan (b) P-Cl atau P-F. Untuk masing-masing ikatan, tentukan pula atom yang bermuatan parsial negatif (δ^-).

Jawaban :

- a. Karena kedua ikatan sama-sama melibatkan atom klorin, perbandingan cukup dilakukan pada elektronegativitas atom B dan C. Boron terletak di sebelah kiri karbon dalam tabel periodik, sehingga elektronegativitasnya lebih rendah dibandingkan karbon. Sementara itu, klorin yang berada lebih ke kanan memiliki elektronegativitas yang relatif tinggi. Ikatan yang lebih polar adalah ikatan dengan selisih elektronegativitas paling besar, sehingga ikatan B-Cl lebih polar. Dalam ikatan ini, atom klorin memiliki muatan parsial negatif (δ^-) karena elektronegativitasnya lebih tinggi.
- b. Atom fosfor terdapat pada kedua ikatan, sehingga yang perlu dibandingkan hanyalah elektronegativitas F dan Cl. Fluor terletak di atas klorin dalam tabel periodik, sehingga memiliki elektronegativitas yang lebih tinggi. Akibatnya, fluor membentuk ikatan yang lebih polar dengan fosfor. Karena elektronegativitas fluor lebih besar, atom ini akan membawa muatan parsial negatif (δ^-) (Brown, 2018) .

SOAL LATIHAN

1. Kelompokkan ikatan berikut sebagai ikatan ionik, kovalen polar, atau kovalen: (a) ikatan dalam HCl, (b) ikatan dalam KF, dan (c) ikatan C-C dalam H₂CCH₃.
2. Manakah dari ikatan berikut yang paling polar? (a) H-F, (b) H-I, (c) Se-F, (d) N-P, (e) Ga-Cl.
3. Yang manakah dari ikatan berikut yang paling polar: S-Cl, S-Br, Se-Cl, atau Se-Br? (Brown, 2018).

2.2.6. Penulisan Struktur Lewis

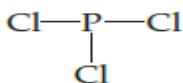
Struktur Lewis sangat berguna untuk memahami jenis ikatan dalam berbagai senyawa dan sering digunakan dalam pembahasan sifat-sifat molekul. Oleh karena itu, kemampuan menggambar struktur Lewis merupakan keterampilan penting yang perlu dikuasai dan dilatih. Berikut langkah-langkah yang dapat diikuti untuk menggambar struktur Lewis:

- Jumlahkan elektron valensi dari semua atom, dengan memperlakukan muatan keseluruhan. Gunakan tabel periodik sebagai acuan untuk menentukan jumlah elektron valensi pada masing-masing atom. Untuk anion, tambahkan satu elektron ke total untuk setiap muatan negatif.
- Tuliskan lambang setiap atom, tentukan atom mana yang saling berikatan, lalu hubungkan atom-atom tersebut dengan ikatan tunggal (satu garis yang mewakili dua elektron). Susunan dalam rumus kimia umumnya menunjukkan urutan keterikatan atom dalam molekul atau ion. Sebagai contoh, rumus HCN menunjukkan bahwa atom karbon berikatan dengan H dan N. Pada banyak molekul dan ion poliatomik, atom pusat umumnya dituliskan terlebih dahulu, seperti pada CO_3^{2-} dan SF_4 . Perlu diingat bahwa atom pusat biasanya memiliki elektron negatifitas lebih rendah dibandingkan atom-atom di sekitarnya. Dalam beberapa kasus lain, diperlukan informasi tambahan sebelum struktur Lewis dapat digambarkan dengan tepat.
- Lengkapi aturan oktet pada atom yang terikat dengan atom pusat. Perlu diingat bahwa atom hidrogen hanya dapat dikelilingi oleh satu pasangan elektron.
- Telapatkan seluruh elektron yang tersisa pada atom pusat, meskipun jumlah elektron di sekeliling atom tersebut menjadi lebih dari delapan.
- Jika jumlah elektron belum cukup untuk memenuhi aturan oktet pada atom pusat, maka penentuan ikatan rangkap perlu dipertimbangkan. Satu atau lebih pasangan elektron bebas dari atom yang terikat pada atom pusat dapat digunakan untuk membentuk ikatan rangkap dua maupun rangkap tiga. (Jason, 2011).

Contoh soal :

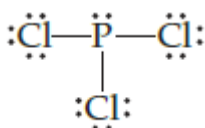
Tuliskan struktur Lewis untuk Posfor triklorida (PCl_3)

Langkah 1: Atom Cl lebih elektronegatif daripada P, jadi struktur kerangka PCl_3 adalah :



Langkah 2: Konfigurasi elektron kulit terluar dari P dan Cl adalah $2s^2 2p^3$ dan $2s^2 2p^5$. Dengan demikian, terdapat $5 + (3 \times 7)$, atau 26, elektron valensi yang perlu dipelrhitungkan dalam PCl_3 .

Langkah 3: Menggambar ikatan kovalen tunggal antara P dan seltiap Cl_3 , selrta menyellelsaikan oktelt untuk atom Cl. Dua elektron yang belbas ditelmpatkan pada P:



Gambar 2.7. Struktur Lewis PCl_3 Sumber (Brown, 2018)

SOAL LATIHAN

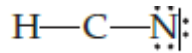
1. Molekul mana dari ini yang memiliki struktur Lewis dengan atom pusat yang tidak memiliki pasangan elektron belbas? (a) CO_2 , (b) H_2S , (c) PF_3 , (d) SiF_4 , (e) lebih dari satu dari a, b, c, d.
2. Belraa banyak elektron valensi yang harus muncul dalam struktur Lewis untuk CH_2Cl_2 ?
3. Gambar struktur Lewis !
4. Gambarlah struktur Lewis untuk HCN !

2.2.7. Struktur Lewis dengan Ikatan Ganda

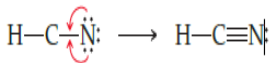
Hidrogen memiliki satu elektron valensi, karbon (golongan 4A) memiliki empat, dan nitrogen (golongan 5A) memiliki lima. Jumlah total elektron valensi adalah $1 + 4 + 5 = 10$. Karena hidrogen hanya dapat menampung satu pasang elektron, maka hanya memiliki satu ikatan tunggal yang telrkait dengannya. kita mulai dengan struktur kerangka H-C-N

Dua ikatan mencakup empat elektron. Atom H hanya dapat memiliki dua elektron yang telrkait dengannya, jadi kita tidak

akan menambahkan elektron lagi padanya. Jika kita menempatkan enam elektron yang tersisa di sekitar N untuk membuatnya oktet, kita tidak mencapai oktet pada C:



Oleh karena itu, kita mencoba ikatan rangkap antara C dan N, menggunakan salah satu pasangan elektron bebas yang kita tempatkan pada N. Sekali lagi kita berakhir dengan kurang dari delapan elektron pada C, sehingga langkah berikutnya adalah mencoba ikatan tiga. Struktur ini memberikan oktet baik pada C maupun N:



Gambar 2.8. Struktur Lewis untuk HCN (Sumber (Brown, 2018)).

Aturan oktet terpenuhi untuk atom C dan N, dan atom H memiliki dua elektron di sekitarnya. Ini adalah struktur Lewis yang benar.

SOAL LATIHAN

1. Tuliskan simbol Lewis untuk atom dari masing-masing unsur berikut:
(a) Al, (b) Br, (c) Ar, (d) Sr.
2. Tuliskan simbol Lewis untuk atom dari masing-masing unsur berikut:
(a) K, (b) As, (c) Sn^{2+} , (d) N^{3-}
3. Ramalkan rumus kimia dari senyawa ionik yang terbentuk antara pasangan unsur berikut: (a) Al dan F, (b) K dan S, (c) Y dan O, (d) Mg dan N.
4. Tuliskan konfigurasi elektron untuk masing-masing ion berikut, dan tentukan ion mana yang memiliki konfigurasi gas mulia:
(a) Sr^{2+} , (b) Ti^{2+} , (c) Se^{2-} , (d) Ni^{2+} , (e) Br⁻, (f) Mn^{3+} .

5. Tuliskan konfigurasi elektron untuk masing-masing ion berikut, dan tentukan ion mana yang memiliki konfigurasi gas mulia:
(a) Cd^{2+} , **(b)** P^{3-} , **(c)** Zr^{4+} , **(d)** Ru^{3+} , **(e)** As^{3-} , **(f)** Ag^{+} .
6. Berapa banyak pasangan elektron bebas yang ada dalam struktur Lewis ion peroksida, O_2^{2-} ?
(a) 7, **(b)** 6, **(c)** 5, **(d)** 4, **(e)** 3.
7. Ikatan berikut mana yang bersifat polar?
(a) B-F, **(b)** Cl-Cl, **(c)** Se-O, **(d)** H-I. Atom mana yang lebih elektronegatif di setiap ikatan polar?
8. Susun ikatan dalam setiap set berikut dalam urutan meningkatnya polaritas: **(a)** C-F, O-F, Be-F; **(b)** O-Cl, S-Br, C-P; **(c)** C-S, B-F, N-O.

DAFTAR PUSTAKA

- Chang, R., & Goldsby, K. 2016. *Chemistry*. New York: McGraw-Hill Education.
- Chang, R, & Overby, Jason. 2011. *General Chemistry*. New York: McGraw-Hill.
- Pauling, Linus. 1988. *General Chemistry*. New York : Dover Publication, Inc.
- Tro, Nivaldo.J. 2023. *Chemistry: a molecular approach*. USA Hoboken : Pearson.
- Petrucchi, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. 2017. *General Chemistry: Principles and Modern Applications*. 11th ed. Pearson.
- Brown, T. L., Lemay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C., & Woodward, P. 2018. *Chemistry: The Central Science*. 14th ed. Pearson.
- Sunarya, Yayan. 2023. *Kimia Dasar 1*. Bandung: Yrama Widya.
- Atkins, P., & de Paula, J. 2014. *Atkins' Physical Chemistry*. 10th ed. Oxford University Press.
- Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. 2014. *Chemistry*. 9th ed. Cengage Learning.

BAB 3

STOIKIOMETRI

3.1 Konsep Dasar

Kata stoikiometri diambil dari bahasa Yunani dari kata *stoicheion* bermakna unsur serta *metrain* berarti ukuran sehingga secara etimologis, stoikiometri dapat dimaknai sebagai “pengukuran unsur”. Dalam konteks kimia, istilah unsur merujuk pada partikel-partikel penyusun zat, seperti atom, ion, molekul, maupun elektron, yang berperan dalam suatu reaksi kimia.

Dalam kajian kimia, stoikiometri membahas hubungan kuantitatif massa antar unsur dalam suatu senyawa yang dikenal sebagai stoikiometri senyawa, serta hubungan kuantitatif antara zat-zat yang terlibat dalam suatu reaksi kimia yang disebut stoikiometri reaksi. Pemahaman mengenai massa atom relatif dan rumus kimia senyawa menjadi landasan fundamental dalam melakukan perhitungan kimia. Dengan demikian, stoikiometri berfokus pada analisis hubungan kuantitatif antar zat yang terlibat dalam reaksi kimia.

3.2 Hukum Dasar Reaksi Kimia

Hukum dasar kimia merupakan landasan konseptual yang mendasari seluruh perhitungan kuantitatif dalam ilmu kimia khususnya dalam kajian stoikiometri. Sebelum berkembangnya teori atom modern, para ilmuwan telah mengamati bahwa reaksi kimia berlangsung mengikuti pola yang konsisten dan dapat dinyatakan dalam bentuk hubungan matematis yang sederhana.

3.2.1 Hukum Kekekalan Massa (Hukum Lavoisier)

Hukum kekekalan massa yang diperkenalkan oleh Antoine Laurent Lavoisier, menyatakan bahwa dalam setiap reaksi kimia, jumlah massa zat sebelum reaksi berlangsung tetap sama dengan jumlah massa zat setelah reaksi terjadi. Hukum ini juga dapat dinyatakan dalam bentuk lain, yaitu bahwa materi tidak dapat diciptakan maupun dimusnahkan, melainkan hanya

mengalami perubahan bentuk atau susunan. Hukum kekekalan massa tetap berlaku saat reaktan bereaksi secara sempurna maupun saat mengalami reaksi parsial. Contohnya 4 gram gas hidrogen + 32 gram gas oksigen, maka akan terbentuk 36 gram air. Hal ini mengindikasikan bahwa jumlah massa sistem tetap konstan, baik sebelum maupun sesudah reaksi berlangsung.

Berdasarkan Hukum Lavoisier, jumlah atom pada sisi reaktan harus setara dengan jumlah atom pada sisi produk. Untuk mencapai kesetaraan tersebut, diperlukan koefisien reaksi yang berfungsi menyeimbangkan jumlah atom sebelum dan sesudah reaksi. Penentuan koefisien ini dapat dilakukan baik secara langsung maupun melalui metode aljabar. Namun demikian, hukum kekekalan massa tidak berlaku pada reaksi inti atau transformasi inti, karena pada proses tersebut terjadi konversi antara massa dan energi. Dengan demikian, hukum ini hanya berlaku untuk reaksi kimia dan tidak berlaku pada reaksi inti.

3.2.2 Hukum Perbandingan Tetap (Hukum Proust)

Hukum ini dirumuskan oleh Joseph Louis Proust pada akhir abad ke-18 melalui serangkaian eksperimen terhadap berbagai senyawa kimia. Dalam penelitiannya, Proust membandingkan komposisi berbagai senyawa yang berasal dari sumber berbeda dan menemukan bahwa perbandingan massa unsur-unsur penyusunnya selalu konstan. Berdasarkan hasil eksperimen tersebut, ia merumuskan Hukum Perbandingan Tetap (Hukum Proust), yang menyatakan bahwa dalam setiap reaksi kimia, massa suatu zat yang bereaksi dengan sejumlah tertentu zat lain selalu tetap; dengan kata lain, suatu senyawa murni tersusun atas unsur-unsur yang sama dalam perbandingan tertentu.

Senyawa murni senantiasa tersusun atas unsur-unsur yang sama yang berikatan dalam perbandingan tertentu. Oleh karena itu, rasio massa unsur-unsur penyusun dalam suatu senyawa bersifat tetap atau konstan. Sebagai ilustrasi, pada senyawa besi sulfida, perbandingan massa antara besi dan belerang adalah 7:4. Hal yang sama berlaku pada air, di mana perbandingan massa antara hidrogen dan oksigen tetap, yaitu 1:8. Jika dua unsur dapat membentuk lebih dari satu senyawa,

maka perbandingan massa salah satu unsur terhadap massa tetap unsur lainnya dinyatakan dalam bilangan bulat sederhana. Contohnya, hasil analisis terhadap garam dapur murni dari berbagai daerah sebagai berikut.

Garam Dapur	Massa Garam Dapur (g)	Massa Na (Natrium) (g)	Massa Cl (Klorida) (g)	Massa Na : Cl (g)
Madura	2	0,786	1,214	1 : 1,54
Bima	1,5	0,590	0,910	1 : 1,54
Kupang	2,5	0,983	1,517	1 : 1,54

Sebagaimana ditunjukkan pada perhitungan dalam tabel tersebut, perbandingan massa Na terhadap Cl diperoleh tetap, yaitu sebesar 1 : 1,54. Oleh karena itu, senyawa tersebut memenuhi Hukum Perbandingan Tetap (Hukum Proust).

3.2.3 Hukum Perbandingan Berganda

Hukum ini dikemukakan oleh John Dalton pada awal abad ke-19 sebagai bagian dari pengembangan teori atom. Dalton mengamati bahwa beberapa pasangan unsur dapat membentuk lebih dari satu senyawa dengan komposisi yang berbeda, namun variasi tersebut mengikuti pola numerik yang teratur. Berdasarkan pengamatan tersebut, Hukum Perbandingan Berganda menyatakan bahwa apabila dua unsur membentuk lebih dari satu senyawa, maka massa salah satu unsur yang bergabung dengan massa tetap unsur lainnya akan berbanding sebagai bilangan bulat sederhana.

Contoh 3.1 Unsur Nitrogen dan Oksigen dapat membentuk 5 jenis senyawa, yaitu:

Senyawa	Massa (gram)		Massa Nitrogen : Massa Oksigen
	Nitrogen	Oksigen	
I	14	8	1 : 0,57
II	14	16	1 : 1,14
III	14	24	1 : 1,71
IV	14	32	1 : 2,28
V	14	40	1 : 2,85

Perbandingan massa oksigen yang bereaksi dengan satu bagian massa nitrogen adalah $0,57 : 1,14 : 1,74 : 2,28 : 2,86 : 3,42$, yang dapat disederhanakan menjadi perbandingan bilangan bulat sederhana, yaitu $1 : 2 : 3 : 4 : 5 : 6$. Dengan demikian, data tersebut sesuai dengan Hukum Perbandingan Berganda.

3.2.4 Hukum Perbandingan Terbalik

Hukum ini menyatakan bahwa apabila dua unsur A dan B masing-masing bereaksi dengan unsur C dalam jumlah massa yang sama sehingga membentuk senyawa AC dan BC, maka perbandingan massa A terhadap B dalam senyawa AB akan sama dengan atau merupakan kelipatan sederhana dari perbandingan massa A dan B pada senyawa AC dan BC.

Contoh 3.2

Dalam senyawa metana, 75 g karbon bereaksi dengan 25 g hidrogen. Pada karbon monoksida, 42,86 g karbon bereaksi dengan 57,14 g oksigen. Sementara itu, dalam air, 11,11 g hidrogen bereaksi dengan 88,89 g oksigen. Buktikan bahwa data tersebut memenuhi Hukum Perbandingan Timbal Balik.

Penyelesaian :

Dalam senyawa metana, 75 g karbon bereaksi dengan 25 g hidrogen. Pada senyawa CO, 42,86 g karbon bereaksi dengan 57,14 g oksigen. Dengan demikian, jika digunakan 75 g karbon, maka massa oksigen yang bereaksi adalah $75 / 42,86 \times 57,14 = 99,99$ gr O.

Perbandingan massa hidrogen dan oksigen yang masing-masing bereaksi dengan 75 g karbon adalah $25 : 99,99$, yang dapat disederhanakan menjadi $1 : 4$. Sementara itu, dalam air, perbandingan massa hidrogen terhadap oksigen adalah $11,11 : 88,89$, atau setara dengan $1 : 8$.

Perbandingan $1 : 4$ dan $1 : 8$ menunjukkan hubungan sebagai kelipatan sederhana. Oleh karena itu, data tersebut memenuhi ketentuan Hukum Perbandingan Timbal Balik.

3.2.5 Hukum Perbandingan Volume

Hukum ini dikemukakan oleh Joseph Louis Gay-Lussac pada tahun 1808 melalui serangkaian pengamatan eksperimental terhadap reaksi-reaksi gas. Ia menemukan bahwa

volume gas-gas yang bereaksi selalu mengikuti perbandingan sederhana apabila diukur pada kondisi yang sama. Hukum Perbandingan Volume menyatakan bahwa pada suhu dan tekanan yang sama, perbandingan volume gas-gas pereaksi dan produk reaksi dinyatakan dalam bilangan bulat sederhana. Sebagai contoh, pada reaksi antara gas nitrogen dan gas hidrogen yang menghasilkan gas amonia, perbandingan volume ketiga gas tersebut adalah 1 : 3 : 2 ($\text{N}_2 : \text{H}_2 : \text{NH}_3$). Hukum ini menegaskan bahwa hubungan kuantitatif dalam reaksi kimia tidak hanya berlaku pada massa, tetapi juga mencakup volume, khususnya untuk zat dalam fase gas.

Contoh 3.3

Hitunglah volume gas SO_2 yang dihasilkan pada reaksi pembakaran 100 L H_2S yang berlangsung sesuai dengan persamaan reaksi berikut $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})} + 3\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{SO}_{2(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$ dengan asumsi seluruh pengukuran dilakukan pada kondisi temperatur dan tekanan yang sama.

Penyelesaian:

Berdasarkan Hukum Perbandingan Volume, pada kondisi suhu dan tekanan yang sama, perbandingan volume gas sebanding dengan koefisien dalam persamaan reaksi. Dari persamaan tersebut, diperoleh bahwa perbandingan volume H_2S terhadap SO_2 adalah 2 : 2 atau setara dengan 1 : 1. Dengan demikian, jika 100 L H_2S bereaksi, maka volume SO_2 yang dihasilkan juga sebesar 100 L.

3.2.6 Hukum Avogadro

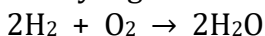
Hukum Avogadro menyatakan bahwa pada kondisi suhu dan tekanan yang sama, gas-gas dengan volume yang sama mengandung jumlah molekul yang identik. Hipotesis ini menegaskan bahwa perbandingan volume gas sebanding dengan perbandingan jumlah molekul yang dikandungnya. Berdasarkan prinsip tersebut, Avogadro menyimpulkan bahwa partikel terkecil suatu unsur tidak selalu berupa atom tunggal, melainkan dapat berupa gabungan beberapa atom yang dikenal sebagai molekul. Melalui pendekatan ini, Avogadro mampu menjelaskan hasil percobaan Gay-Lussac terkait reaksi pembentukan air, sebagai berikut:

2 volume hidrogen + 1 volume oksigen $\rightarrow$ 2 volume uap air

2n mol hidrogen + 1n mol oksigen $\rightarrow$ 2n mol uap air

2 molekul hidrogen + 1 molekul oksigen $\rightarrow$ 2 molekul uap air

Atau yang secara umum dapat dituliskan sebagai berikut:



Dengan demikian, koefisien 2 pada H_2 menunjukkan adanya dua molekul hidrogen, yang masing-masing tersusun atas dua atom hidrogen. Koefisien 1 (yang tidak dituliskan) pada O_2 menyatakan satu molekul oksigen yang terdiri atas dua atom oksigen. Sementara itu, koefisien 2 pada H_2O menunjukkan adanya dua molekul air, yang masing-masing tersusun atas dua atom hidrogen dan satu atom oksigen.

3.3 Massa Atom Relatif dan Massa Molekul Relatif

Atom memiliki ukuran yang sangat kecil, sehingga massa satu atom tidak dapat diukur secara langsung. Oleh karena itu, digunakan pendekatan komparatif, yaitu dengan membandingkan massa satu atom suatu unsur terhadap massa atom unsur lain yang dijadikan sebagai standar. Penetapan unsur acuan ini telah mengalami perkembangan, mulai dari atom hidrogen, kemudian oksigen, hingga saat ini menggunakan isotop karbon-12 sebagai standar. Perbandingan tersebut dikenal sebagai massa atom relatif (A_r).

Massa atom relatif (A_r) didefinisikan sebagai perbandingan antara massa rata-rata atom suatu unsur dengan $1/12$ massa atom isotop karbon-12. Standar ini dipilih karena isotop karbon-12 stabil dan dapat digunakan sebagai acuan universal dalam pengukuran massa atom.

$$\text{Massa Atom Relatif } (A_r) = \frac{\text{Massa satu atom unsur}}{\frac{1}{12} \text{ massa satu atom C} - 12}$$

Massa molekul relatif yang dilambangkan dengan M_r , dirumuskan:

$$\text{Massa Molekul Relatif } (M_r) = \frac{\text{massa satu molekul senyawa}}{\frac{1}{12} \text{ massa satu atom C} - 12}$$

Massa molekul relatif suatu senyawa yang dinyatakan dalam gram setara dengan satu mol senyawa tersebut. Sebagai contoh, 18 g air merepresentasikan 1 mol air yang mengandung $6,02 \times 10^{23}$ molekul. Untuk senyawa ionik yang tidak tersusun atas molekul diskrit, digunakan konsep satuan rumus. Dalam hal ini, satu satuan rumus natrium klorida dinyatakan sebagai NaCl.

Karena massa molar relatif tidak memiliki satuan, maka dalam praktik lebih umum digunakan besaran massa molar. Untuk unsur yang partikelnya berupa atom, nilai massa molar sama dengan massa atom relatif (A_r) yang dinyatakan dalam satuan g/mol. misalnya Massa molar kalsium (Ca) = massa dari 1 mol kalsium (Ca) maka $A_r \text{ Ca} = 40 \text{ gram/mol}$.

Untuk unsur yang partikelnya berupa molekul maupun senyawa, massa molar memiliki nilai yang setara dengan massa molekul relatif (M_r) dan dinyatakan dalam satuan g/mol.

$$M_r = \sum A_r$$

Jika suatu zat memiliki massa sebesar m gram dan massa molar M_r (g/mol), maka jumlah mol (n) dapat dinyatakan dengan persamaan berikut.

$$\text{Jumlah mol (n)} = \frac{\text{massa (m)}}{\text{massa molar (Mr)}}$$

3.4 Konsep Mol

Dalam kehidupan sehari-hari, berbagai satuan sering digunakan untuk menyatakan jumlah yang besar guna mempermudah perhitungan. Sebagai contoh, satuan lusin digunakan untuk menyatakan 12 buah, pasang untuk dua buah, rim untuk 500 lembar, dan gros untuk 144 buah. Dalam Sistem Satuan Internasional (SI), besaran jumlah zat dalam kimia dinyatakan dalam satuan mol. Satu mol suatu zat mengandung jumlah partikel yang setara dengan jumlah atom dalam 12 gram karbon-12, yaitu sebesar $6,02 \times 10^{23}$ partikel. Besaran ini dikenal sebagai bilangan Avogadro (tetapan Avogadro) yang dilambangkan dengan L atau N_A .

Nilai tetapan Avogadro diperoleh melalui pengukuran eksperimental, dan berdasarkan skala karbon-12 untuk massa atom relatif, nilai yang disepakati adalah sebagai berikut.

$$L = (6,022045 \pm 0,000031) \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Jadi, untuk 1 mol besi mengandung $6,02 \times 10^{23}$ atom besi, dalam 1 mol air mengandung $6,02 \times 10^{23}$ molekul air dan dalam 1 ion Na^+ mengandung $6,02 \times 10^{23}$ ion Na^+ .

Konsep mol dapat diterapkan pada zat yang berwujud gas maupun larutan. Pada sistem gas, hubungan antara tekanan, volume, jumlah mol, dan suhu dinyatakan melalui persamaan gas ideal $pV = nRT$, dengan R sebagai tetapan gas universal dan n sebagai jumlah mol gas. Pada kondisi standar, yaitu tekanan 1 atm (101,324 kPa) dan suhu 273 K (STP), satu mol gas menempati volume 22,414 L, yang dalam praktik umumnya dibulatkan menjadi 22,4 L. Pada larutan, konsentrasi molar (M) didefinisikan sebagai jumlah mol zat terlarut yang terdapat dalam setiap 1 liter larutan. Dengan demikian, larutan 1 M mengandung 1 mol zat terlarut dalam 1 L larutan.

Molaritas = Kemolaran = mol/liter = mmol/liter

Jumlah mol zat terlarut dalam suatu volume larutan dapat dinyatakan melalui persamaan $n = M \times V$, dengan n sebagai jumlah mol, M sebagai molaritas, dan V sebagai volume larutan.

Contoh 3.4

Metana (CH_4) adalah komponen utama dalam gas alam. Berapa mol CH_4 yang terkandung dalam 6,07 g CH_4 jika diketahui $A_r \text{ C} = 12 \text{ g/mol}$ dan $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$?

Penyelesaian:

$$\begin{aligned} \text{Massa molar } \text{CH}_4 &= 1 \times A_r \text{ C} + 4 \times A_r \text{ H} \\ &= 1 \times 12 \text{ g/mol} + 4 \times 1 \text{ g/mol} = 16 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\text{Jumlah mol } \text{CH}_4 = \frac{\text{massa } \text{CH}_4}{\text{massa molar } \text{CH}_4} = \frac{6,07 \text{ g/mol}}{16 \text{ g/mol}} = 0,378 \text{ mol}$$

Contoh 3.5

Berapa molaritas larutan dengan melarutkan 5,85 gram NaCl ($A_r \text{ Na} = 23 \text{ g/mol}$ dan $\text{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$) dalam 500 mL air?

Penyelesaian:

$$\text{Mol (n)} = \frac{\text{massa}}{M_r} = \frac{5,85 \text{ gram}}{58,5 \text{ gram/mol}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$\text{Molaritas (M)} = \frac{\text{mol (n)}}{\text{Volume (V)}} = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol/L} = 0,2 \text{ M}$$

3.5 Persen Hasil Reaksi dan Persen Komposisi

Persen hasil merupakan parameter yang digunakan untuk menghitung efisiensi suatu reaksi kimia dan dapat dihitung menggunakan persamaan berikut:

$$\text{Persen Hasil (\%)} = \frac{\text{Massa Hasil Eksperimen}}{\text{Massa Teoritis}} \times 100\%$$

Hasil teoritis merupakan jumlah produk yang dapat dihasilkan dari reaksi berlangsung secara sempurna. Nilai ini ditentukan berdasarkan pereaksi pembatas dalam suatu reaksi. Untuk memperjelas konsep tersebut, perhatikan contoh berikut.

Contoh 3.6

Sebanyak 10 gram CaCO_3 terurai menghasilkan gas CO_2 sesuai persamaan reaksi berikut:



Jika hasil percobaan diperoleh 4,0 gram CO_2 , Hitunglah persen hasil reaksi!

Penyelesaian:

$$\text{Jumlah mol CaCO}_3 = \frac{\text{massa}}{\text{Mr}} = \frac{10 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol}$$

Dari reaksi 1 mol CaCO_3 menghasilkan 1 mol CO_2 maka jumlah mol $\text{CO}_2 = 0,1 \text{ mol}$, maka massa $\text{CO}_2 = n \times \text{Mr} = 0,1 \text{ mol} \times 44 \text{ g/mol} = 4,4 \text{ gram}$. Jadi massa CO_2 secara teoritis sebesar 4,4 gram.

$$\% \text{ Hasil} = \frac{4,0 \text{ gram}}{4,4 \text{ gram}} \times 100\% = 90,9\%$$

Komposisi zat dinyatakan dalam persen massa (% massa). Persen komposisi merupakan persentase masing-masing unsur dalam suatu senyawa. Nilai persen massa setiap komponen dapat dihitung menggunakan persamaan berikut..

$$\text{Persen Massa Komponen} = \frac{\text{Massa Komponen}}{\text{Massa Zat}} \times 100\%$$

Contoh 3.7

Seorang ahli kimia melakukan analisis terhadap beberapa sampel zat dan memperoleh data bahwa sampel dengan massa 65 gram mengandung 48 gram karbon, 9 gram hidrogen, dan 8 gram oksigen. Tentukan komposisi zat tersebut dalam bentuk persen massa.

Penyelesaian

$$\text{➤ \% massa C} = \frac{\text{Massa Karbon}}{\text{Massa Zat}} \times 100\% = \frac{48 \text{ g}}{65 \text{ g}} \times 100\% = 73,85\%$$

$$\text{➤ \% massa H} = \frac{\text{Massa Hidrogen}}{\text{Massa Zat}} \times 100\% = \frac{9 \text{ g}}{65 \text{ g}} \times 100\% = 13,85\%$$

$$\text{➤ \% massa O} = \frac{\text{Massa Oksigen}}{\text{Massa Zat}} \times 100\% = \frac{8 \text{ g}}{65 \text{ g}} \times 100\% = 12,30\%$$

3.6 Rumus Empiris dan Rumus Molekul

3.6.1 Rumus Empiris

Rumus empiris menunjukkan perbandingan paling sederhana jumlah atom unsur-unsur penyusun dalam suatu senyawa. Penentuan rumus empiris dapat dilakukan berdasarkan data jenis unsur dalam senyawa (analisis kualitatif), persentase komposisi unsur (analisis kuantitatif), serta massa atom relatif dari masing-masing unsur.

Penentuan rumus empiris suatu senyawa dapat dilakukan melalui beberapa tahapan berikut:

1. Langkah awal dilakukan dengan menentukan massa masing-masing unsur dalam sejumlah massa tertentu senyawa atau berdasarkan persen massa setiap unsur. Dari data tersebut, dapat dihitung massa relatif tiap unsur yang terdapat dalam senyawa.
2. Membagi massa masing-masing unsur dengan massa atom relatifnya, sehingga diperoleh perbandingan jumlah mol atau perbandingan atom setiap unsur.
3. Sederhanakan perbandingan yang diperoleh pada tahap sebelumnya menjadi bilangan bulat sederhana dengan cara membaginya menggunakan bilangan terkecil yang sesuai. Apabila diperoleh perbandingan seperti 1,5 : 1, maka dapat dikalikan dengan 2 sehingga menjadi bilangan bulat 3 : 2. Demikian pula, jika diperoleh perbandingan 1,33 : 1 atau 1,66 : 1, maka masing-masing dikalikan dengan 3 untuk menghasilkan perbandingan bilangan bulat, yaitu 4 : 3 dan 5 : 3.

Contoh 3.8

Sebanyak 63,5 gram tembaga bereaksi dengan oksigen hingga menghasilkan 71,5 gram oksida, tentukan rumus empiris senyawa tersebut?

Penyelesaian

Massa tembaga = 63,5 gram

Massa oksida = 71,5 gram

Massa oksigen = (71,5 g - 63,5 g) = 8 gram

$$\text{Mol tembaga (Cu)} = \frac{\text{Massa}}{\text{Ar}} = \frac{63,5 \text{ g}}{63,5 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol Cu}$$

$$\text{Mol Oksigen (O)} = \frac{\text{Massa}}{\text{Ar}} = \frac{8 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol O}$$

Perbandingan mol Cu : mol O = 1 : 0,5 = 2 : 1

Jadi rumus empirisnya adalah Cu₂O

3.6.2 Rumus Molekul

Rumus molekul menyatakan jumlah atom dari setiap unsur dalam satu molekul senyawa, bukan hanya perbandingannya saja. Untuk menentukan rumus molekul, diperlukan data berupa rumus empiris serta massa molekul relatif suatu senyawa.

Penentuan rumus molekul dapat menggunakan dua metode:

Metode 1

Mencari rumus empiris

1. Hitung massa rumus empiris
2. Hitung rasio massa molar dan massa rumus empiris
3. Bilangan bulat yang diperoleh pada tahap awal menunjukkan jumlah unit rumus empiris dalam satu molekul. Rumus molekul dapat diperoleh ketika subscripts merupakan bilangan bulat.

Metode 2

1. Dengan menggunakan persen massa dan massa molar, tentukan massa tiap unsur dalam 1 mol senyawa.
2. Tentukan jumlah mol tiap unsur dalam 1 mol senyawa.

3. Bulatkan *subscript* untuk memperoleh rumus molekul.

Contoh 3.9

100 g serbuk putih yang dianalisis ketahui mengandung 43,64% fosfor dan 56,36 % oksigen. Tentukan rumus empiris dan rumus molekul senyawa tersebut.

Penyelesaian:

$$\text{mol P} = 43,64 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{31 \text{ g}} = 1,41 \text{ mol P}$$

$$\text{mol O} = 56,36 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} = 3,52 \text{ mol O}$$

Dengan membagi kedua nilai mol dengan satu nilai yang paling kecil diperoleh:

$$\frac{1,41}{1,41} = 1 \text{ P}$$
$$\frac{3,52}{1,41} = 2,5 \text{ O}$$

Rumus yang diperoleh adalah $\text{PO}_{2,5}$. Rumus molekul senyawa harus merupakan bilangan bulat sehingga dapat diperoleh jika dikalikan dengan 2 diperoleh rumus empiris P_2O_5 . Rumus molekul dapat diperoleh dengan membandingkan Massa rumus empiris dengan massa molar (massa molar $\text{P}_2\text{O}_5 = 141,94$)

$$\frac{\text{Massa molar}}{\text{Massa rumus empiris}} = \frac{283,88}{141,94} = 2$$

Sehingga rumus molekul adalah $(\text{P}_2\text{O}_5)_2$ atau P_4O_{10}

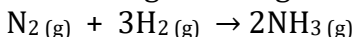
3.7 Pereaksi Pembatas

Dari persamaan reaksi yang telah setara, dapat ditentukan jumlah zat pereaksi maupun produk reaksi melalui perbandingan mol yang terdapat di dalamnya. Dalam praktiknya, tidak semua pereaksi dapat bereaksi secara keseluruhan; salah satu pereaksi akan habis bereaksi, sedangkan pereaksi lainnya tersisa dalam jumlah berlebih. Pereaksi yang habis bereaksi tersebut disebut sebagai pereaksi pembatas, karena perannya menentukan batas

berlangsungnya reaksi. Dengan demikian, jumlah produk reaksi ditentukan oleh pereaksi pembatas.

Contoh 3.10

Amoniak dapat dihasilkan melalui reaksi nitrogen dari udara dengan hidrogen menurut reaksi:



Jika $25 \times 10^3 \text{ Kg N}_2$ dan $5 \times 10^2 \text{ Kg H}_2$ dicampurkan, hitunglah massa amoniak yang terbentuk.

Untuk menyelesaikan problem ini, maka langkah awal adalah menyetarakan reaksi untuk menentukan N_2 atau H_2 yang menjadi reaksi pembatas dan selanjutnya menentukan jumlah amoniak yang terbentuk.

1. Menghitung mol reaktan

$$25 \text{ kg N}_2 \times \frac{1000 \text{ g N}_2}{1 \text{ kg N}_2} \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} = 8,93 \times 10^2 \text{ mol N}_2$$

$$5 \text{ kg H}_2 \times \frac{1000 \text{ g H}_2}{1 \text{ kg H}_2} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,016 \text{ g H}_2} = 2,48 \times 10^3 \text{ mol H}_2$$

2. Menentukan pereaksi pembatas

1 mol N_2 bereaksi dengan 3 mol H_2 , jumlah mol H_2 yang bereaksi dengan $8,93 \times 10^2 \text{ mol N}_2$ adalah

$$8,93 \times 10^2 \text{ mol N}_2 \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol N}_2} = 2,68 \times 10^3 \text{ mol H}_2$$

Selanjutnya $8,93 \times 10^2 \text{ mol N}_2$ memerlukan $2,68 \times 10^3 \text{ mol H}_2$ untuk bereaksi sempurna, sedangkan yang tersedia hanya $2,48 \times 10^3 \text{ mol H}_2$, sehingga hidrogen yang terpakai habis sebelum nitrogen dan hidrogen terbatas jumlahnya dan merupakan **pereaksi pembatas** dalam reaksi ini

$$2,48 \times 10^3 \text{ mol H}_2 \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{3 \text{ mol H}_2} = 8,27 \times 10^2 \text{ mol NH}_3$$

$2,48 \times 10^3 \text{ mol H}_2$ memerlukan $8,27 \times 10^2 \text{ mol N}_2$ dan yang tersedia $8,93 \times 10^2 \text{ mol N}_2$ sehingga nitrogen menjadi berlebihan

3. Menghitung amoniak yang terbentuk

$$2,48 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} = 1,65 \times 10^3 \text{ mol NH}_3$$

$$1,65 \times 10^3 \text{ mol NH}_3 \times \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 2,8 \times 10^4 \text{ mol NH}_3$$

$$= 28 \text{ kg mol NH}_3$$

Cara Menentukan pereaksi pembatas:

1. Pereaksi pembatas pada reaksi yang melibatkan 2 pereaksi

Pada pembuatan NaClO (natrium hipoklorit), pereaksi gas Cl₂ dan NaOH pada suhu kamar bereaksi sebagai berikut:



Bila tersedia 0,71 g Cl₂ dan 0,50g NaOH, manakah pereaksi pembatasnya?

Cara 1; Membandingkan koefisien reaksi dengan perbandingan mol zat yang ada

- 0,71 g Cl₂ = 10 mmol sedangkan 0,5 NaOH = 12,5 mmol
- Perbandingan mol menurut koefisien reaksi Cl₂ : NaOH = 1 : 2
Perbandingan mol zat yang tersedia = 1 : 1,25
- Jadi pereaksi pembatasnya NaOH; sebab seharusnya tersedia sebanyak 2 x Cl₂ tetapi hanya tersedia sebanyak 1,25 saja
- Kekurangannya; (2 - 1,25) x 10 mol = 7,5 mmol NaOH

Cara 2; Membandingkan jumlah hasil yang diperoleh dari pereaksi yang ada; pereaksi pembatas memberikan hasil yang paling sedikit

- Seperti cara 1
- Perbandingan koefisien Cl₂ : NaOH : NaClO = 1 : 2 : 1
- 10 mmol Cl₂ menghasilkan 10 mmol NaClO sedangkan 12,5 mmol NaOH menghasilkan 6,25 mmol NaClO, jadi pereaksi pembatasnya adalah NaOH

Cara 3; Membandingkan satuan jumlah pereaksi (sjp) yang tersedia, yang tersedikit merupakan pereaksi pembatas.

Yang dimaksud dengan pereaksi pembatas adalah jumlah mol pereaksi senilai koefisiennya. Jadi pembuatan NaClO di atas, 1 sjp Cl₂ = 1 mol, 1 sjp NaOH = 2 mol. Bila setiap pereaksi

yang tersedia sebanyak 1 sjp, jelas semua akan habis bereaksi. Jadi untuk pembuatan NaClO ini tersedia.

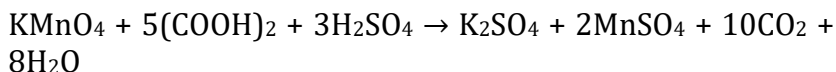
Cl ₂	NaOH
10 mmol	12,5 mmol
10/1 x 10 ³ sjp	12,5/2 x 10 ³ sjp

Karena NaOH tersedia dalam sjp lebih kecil, NaOH merupakan pereaksi pembatas.

Di antara cara 1 sampai cara 3, agaknya cara 3 yang paling menguntungkan, terlebih jika hendak diterapkan pada reaksi dengan pereaksi lebih dari dua macam zat.

2. Pereaksi Pembatas Untuk Reaksi Dengan Lebih Dari Dua Pereaksi

Dalam reaksi:



30 mmol 75 mmol 40 mmol

Manakah pereaksi pembatas?

Berdasarkan sjp :

KMnO ₄	(COOH) ₂	H ₂ SO ₄	
sjp	0,015	0,015	0,013

Jelas H₂SO₄ merupakan pereaksi pembatas, kalau H₂SO₄ dicukupi, semua habis bereaksi.

Bila untuk persamaan reaksi di atas disediakan 20 mmol KMnO₄, 45 mmol (COOH)₂ dan 24 mmol H₂SO₄, manakah pereaksi pembatas?

KMnO₄ = 0,01 sjp; (COOH)₂ = 0,09 sjp; H₂SO₄ = 0,008 sjp

Kalau tidak boleh tersisa pereaksi, maka H₂SO₄ yang jumlahnya paling sedikit merupakan pereaksi pembatas.

DAFTAR PUSTAKA

- Brady, J. E. 1994. Kimia Universitas: Asas dan Struktur, Jilid 1, Bina Pura Aksara, Jakarta.
- Chang, Raymond. 2004. Kimia Dasar Konsep-Konsep Inti Edisi Ketiga Jilid I, Erlangga, Jakarta.
- Oxtoby David W., Gillis H.P., and Campion Alan. 2008. Principle of Modern Chemistry, Sixth Edition. Thomson/Brooks Cole, United States of America.
- Petrucci, R. H., Herring F. Geoffrey, Madura Jeffry D., And Bassinette Carey. 2011. General Chemistry, Principles and Modern Applications, Tenth Edition. Pearson Canada Inc. Toronto.
- Theodore L. Brown, H. Eugene LeMay Jr, Bruce E. Bursten, Catherine Murphy, Patrick Woodward, Steven Langford, Dalius Sagatys & Adrian George, 2014, *Chemistry: The Central Science*, Third Edition, Pearson Australia Group, Australia.

BAB 4

TERMOKIMIA

4.1 Energi dan Konversi Energi

Reaksi kimia, seperti yang terjadi saat menyalakan lampu, lilin dan kipas angin akan melibatkan perubahan energi dan materi. Saat ini semua lapisan masyarakat terikat dengan konversi energi khususnya energi yang dilepaskan oleh reaksi kimia. Struktur konsumsi energi global masih menunjukkan ketergantungan yang kuat terhadap sumber energi berbasis pembakaran, khususnya produk minyak bumi, batu bara, serta biomassa tradisional seperti kayu dan limbah. Meskipun transisi menuju energi terbarukan mengalami percepatan dalam dua dekade terakhir, dominasi bahan bakar fosil tetap menjadi karakter utama sistem energi global. Hal ini tercermin dari proporsi energi primer dunia yang masih didominasi oleh minyak bumi sebagai sumber energi terbesar, diikuti oleh batu bara dan gas, sementara kontribusi biomassa dan limbah tetap signifikan terutama di negara berkembang.

Pemanfaatan energi global dapat diklasifikasikan ke dalam beberapa sektor utama, yaitu produksi listrik, transportasi, industri, serta sektor bangunan yang mencakup rumah tangga dan bisnis. Dalam konteks produksi listrik, sebagian besar energi primer dikonversi menjadi energi listrik melalui pembangkit berbasis fosil, khususnya batu bara dan gas. Meskipun pangsa energi terbarukan dalam pembangkitan listrik meningkat, batu bara masih menyumbang porsi signifikan dalam produksi listrik global. Listrik sendiri menyumbang lebih dari seperlima konsumsi energi final dunia, menunjukkan peran strategisnya dalam mendukung aktivitas ekonomi modern (Global Energy Review 2025 – Analysis - IEA, 2025). Secara keseluruhan, pola konsumsi dan pemanfaatan energi global menunjukkan bahwa meskipun listrik menjadi semakin penting dalam sistem energi modern, sebagian besar penggunaan energi masih terjadi dalam

bentuk non-listrik, terutama untuk kebutuhan panas dan transportasi. Hal ini menegaskan bahwa transformasi sistem energi global tidak hanya bergantung pada peningkatan kapasitas pembangkitan listrik terbarukan, tetapi juga memerlukan inovasi dalam sektor transportasi, industri, dan pemanasan untuk mengurangi ketergantungan terhadap pembakaran bahan bakar fosil.

Energi dapat didefinisikan sebagai kemampuan untuk menghasilkan panas atau melakukan kerja. Salah satu jenis kerja (**w**) adalah proses yang menyebabkan materi bergerak melawan gaya yang berlawanan. Misalnya, kita melakukan kerja saat mengisi ban sepeda—kita memindahkan materi (udara dalam pompa) melawan gaya yang berlawanan dari udara yang sudah ada di dalam ban.

Layaknya materi, energi terbagi menjadi beberapa jenis. Salah satu klasifikasi energi yang membagi dua adalah: energi potensial, merupakan energi yang dimiliki suatu benda karena posisi relatif, komposisi, atau kondisinya, dan energi kinetik, merupakan energi yang dimiliki suatu benda karena gerakannya. Sebagai contoh air di puncak air terjun atau bendungan memiliki energi potensial karena posisinya; ketika mengalir ke bawah menuju generator, air tersebut memiliki energi kinetik yang dapat digunakan untuk melakukan kerja dan menghasilkan listrik di pembangkit listrik tenaga air seperti ilustrasi pada Gambar 4.1. Baterai memiliki energi potensial karena bahan kimia di dalamnya dapat menghasilkan listrik yang dapat melakukan kerja.

Energi dapat diubah dari satu bentuk ke bentuk lainnya, perlu diketahui jumlah energi yang ada sebelum proses terjadi hingga setelah perubahan selalu tetap. Hasil pengamatan ini tertuang dalam hukum kekekalan energi yang menyatakan dalam suatu perubahan yang terjadi secara kimia atau fisika, energi tidak dapat diciptakan maupun dimusnahkan, namun yang terjadi adalah perubahan bentuk energi. Konversi bentuk energi mengikuti saat terjadi perubahan zat. Pada saat itu ada panas yang diserap ataupun yang dilepaskan. Konversi ini kadang melibatkan cahaya, energi listrik atau bentuk energi lainnya. Menurut hukum kekekalan materi, tidak ada perubahan yang

terdeteksi pada jumlah total materi selama reaksi kimia. Selama reaksi kimia terjadi, perubahan energinya relatif kecil dan perubahan massanya juga terlalu kecil untuk diukur, sehingga hukum kekekalan materi dan energi berlaku dengan baik.



Gambar 4.1. Ilustrasi air terjun dan bendungan dengan energi potensial berubah menjadi energi kinetik saat menuju turbin.
(Sumber : dibuat dengan Gemini).

Dalam perubahan energi, perlu didefinisikan **sistem** bagian yang menjadi pengamatan, selain dari bagian ini dikenal sebagai **lingkungan**. Sebagai contoh apabila ada suatu cairan dalam bejana, cairan atau cairan dengan bejananya dapat dikatakan sebagai sistem dan selain dari itu adalah lingkungannya. Dalam suatu sistem dikenal energi internal yang merupakan gabungan dari energi potensial dan energi kinetik yang dimiliki partikel. Energi internal diberi simbol U atau E , energi internal dalam sistem kimia selama proses reaksi akan terjadi perubahan diberikan dengan (Korcef, 2022; Silberberg, 2012),

$$\Delta E = E_{\text{akhir}} - E_{\text{awal}} = E_{\text{produk}} - E_{\text{reaktan}} \quad (4.1)$$

Dari persamaan 4.1, perubahan energi internal (ΔE) merupakan perubahan energi akhir dengan energi awalnya atau energi produk terhadap energi reaktannya. Apabila terjadi pelepasan energi dari sistem ke lingkungan artinya $E_{\text{akhir}} < E_{\text{awal}}$

sehingga $\Delta E < 0$. Sedangkan penyerapan energi dari lingkungan ke sistem berarti $E_{akhir} > E_{awal}$ sehingga $\Delta E > 0$.

Sudah disinggung salah satu bentuk energi adalah kerja (w), bentuk lainnya adalah kalor (q) yang merupakan perpindahan energi dikarenakan adanya perbedaan suhu antara sistem dengan lingkungannya. Perubahan energi internal dari energi yang dipindahkan dalam bentuk kerja dan kalor dituliskan dengan (Korcef, 2022; Silberberg, 2012),

$$\Delta E = q + w \quad (4.2)$$

Dalam persamaan 4.2 ini, q , w dan ΔE dapat bernilai positif ataupun negatif. Konsensus yang digunakan, energi yang dipindahkan ke dalam sistem, energi internal bernilai positif, dan energi yang dipindahkan ke luar sistem, energi internalnya negatif. Perpindahan energi sebagai kalor tanpa ada kerja, perubahan energi internal hanya dipengaruhi oleh nilai q (Korcef, 2022). Perpindahan ini seperti air panas yang akan melepaskan kalor ke sistem sehingga dalam kurun waktu tertentu suhu air menjadi setimbang dengan suhu ruang. Selain itu, es akan mencair, karena ada kalor dari lingkungan yang diterima sampai es mencair seluruhnya dan suhu air setimbang dengan suhu lingkungannya. Begitu juga dengan perpindahan energi hanya kerja, perubahan energi internalnya hanya dipengaruhi oleh nilai w . Satuan untuk energi dalam standar internasional adalah joule (J) yang merupakan turunan dari, $1 \text{ J} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2$

Satuan lainnya adalah kalori (cal) yang merupakan jumlah energi yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu 1 g air sebesar 1 °C. nilai 1 kalori sama dengan 4,184 J atau 1 J sama dengan 0,2390 cal. Satuan lainnya yang digunakan oleh Inggris adalah Btu (British thermal unit) yang mendefinisikan jumlah energi yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu 1 lb air sebesar 1 °F. Kesetaraan dengan Joule adalah 1 Btu sama dengan 1055 J (Silberberg, 2012).

4.2 Entalpi Reaksi

Kebanyakan perubahan fisis dan kimiawi terjadi pada tekanan atmosfer yang konstan. Variabel termodinamika yang

berhubungan langsung dengan perubahan energi pada tekanan konstan dikenal dengan entalpi (Korcef, 2022; Silberberg, 2012). Perubahan energi dapat ditentukan dari kalor maupun kerja. Dua tipe kerja yang penting adalah kimiawi yang merupakan kerja elektirikal akibat dari pergerakan partikel bermuatan, dan kerja tekanan-volum (PV), yang merupakan kerja mekanik ketika adanya perubahan volum (V) dari sistem dikarenakan adanya perubahan tekanan luar (P). Kerja mekanik ini dituliskan dengan (Korcef, 2022; Silberberg, 2012),

$$w = - P\Delta V \quad (4.3)$$

Tanda negatif dalam persamaan terjadi apabila volum sistem meningkat sehingga kerja PV berlaku ke lingkungan. Pada tekanan konstan, entalpi (H) menghilangkan kebutuhan kerja PV. Entalpi (H) sistem didefinisikan sebagai jumlah dari internal energi (E) ditambah dengan kerja PV (persamaan 4.4). Pada tekanan konstan, perubahan entalpi (ΔH) terjadi dengan kerja yang mengalami perubahan volum (ΔV), dituliskan sebagai,

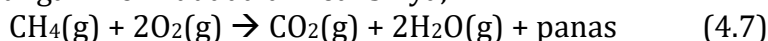
$$H = E + PV \quad (4.4)$$

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V \quad (4.5)$$

Perubahan entalpi dapat dituliskan dengan entalpi akhir dikurangi dengan entalpi awal, sehingga dalam reaksi kimia dapat dituliskan hubungannya sebagai (Korcef, 2022; Silberberg, 2012),

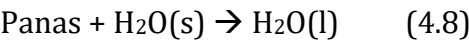
$$\Delta H = H_{\text{akhir}} - H_{\text{awal}} = H_{\text{produk}} - H_{\text{reaktan}} \quad (4.6)$$

Pada proses eksotermis, panas sebagai produk. Proses eksotermis melepas panas sehingga entalpi pada sistem mengalami pengurangan $\Delta H < 0$. Sebagai contoh pada pembakaran metan di udara, panas keluar dari sistem ke lingkungan. Berikut adalah reaksinya,

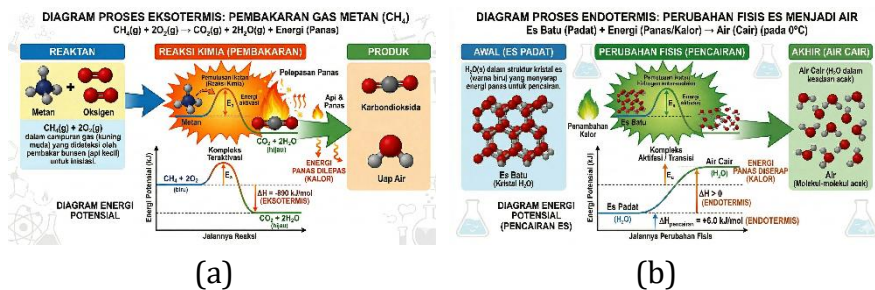


Pada proses endotermis, panas sebagai reaktan. Proses endotermis memerlukan panas, sehingga panas mengalir ke dalam sistem sehingga entalpi pada sistem mengalami peningkatan $\Delta H > 0$. Sebagai contoh ketika panas diterima oleh

es, sehingga es mengalami perubahan fisis dari padat ke cair, dengan reaksi,



Sebagai ilustrasi untuk ke dua proses tersebut diberikan pada Gambar 4.2.



Gambar 4.2. Diagram proses (a) eksotermis dengan melepas panas dan (b) endotermis menyerap panas.
(Sumber : dibuat dengan Gemini).

4.3 Prinsip Kalorimeter

Perubahan energi dalam suatu proses, dapat diukur dari jumlah panas yang dilepaskan atau diserap dengan mengaitkan perubahan suhu yang terjadi. Suhu suatu benda merefleksikan seberapa banyak kalor yang dilepaskan atau diserap. Setiap benda memiliki kapasitas panas tertentu, yang menunjukkan jumlah kalor yang dibutuhkan untuk mengubah suhunya sebesar 1 K. Kapasitas panas merupakan konstanta yang sebanding dengan persamaan (Korcef, 2022),

$$\text{Kapasitas panas} = \frac{q}{\Delta T} \text{ (J/K)} \quad (4.9)$$

Sifat yang berkaitan dengan kapasitas panas adalah kapasitas panas spesifik yang menunjukkan seberapa besar kalor yang dibutuhkan untuk mengubah suhu dari 1 g suatu benda sebesar 1 K (Korcef, 2022).

$$\text{Kapasitas panas spesifik (c)} = \frac{q}{m \cdot \Delta T} \text{ (J/g} \cdot \text{K)} \quad (4.10)$$

Apabila nilai c suatu benda yang sedang dipanaskan atau didinginkan diketahui, dapat diukur massa dan perubahan suhu lalu menghitung berapa kalor yang diserap atau dilepaskan dengan persamaan,

$$q = c \cdot m \cdot \Delta T \quad (4.11)$$

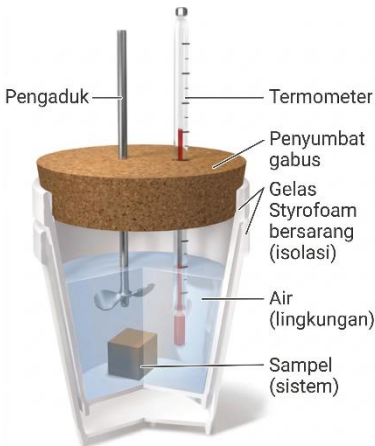
dari persamaan 4.11 ini diketahui, jika benda semakin panas maka $q > 0$ di mana ΔT bernilai positif. Sebaliknya jika benda semakin dingin maka $q < 0$ di mana ΔT bernilai negatif. Besaran lainnya yang berkaitan dengan kapasitas panas spesifik adalah kapasitas panas molar (C), yang menunjukkan jumlah kalor yang dibutuhkan untuk mengubah suhu 1 mol benda sebesar 1K,

$$\text{Kapasitas panas molar (C)} = \frac{q}{\text{mol} \cdot \Delta T} \text{ (J/mol} \cdot \text{K)} \quad (4.12)$$

Konversi dari kapasitas panas spesifik menjadi kapasitas panas molar dapat dicontohkan sebagai berikut, $c_{\text{H}_2\text{O}} = 4,184 \text{ J/g} \cdot \text{K}$, massa molar H_2O sama dengan $18,02 \text{ g/mol}$, sehingga $C_{\text{H}_2\text{O}}$ adalah,

$$C_{\text{H}_2\text{O}} = 4,184 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \times \frac{18,02 \text{ g}}{\text{mol}} = 75,40 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

Untuk mengukur kalor yang dilepaskan atau diserap dalam proses fisis atau kimiawi digunakan perangkat yang dikenal kalorimeter (Korcef, 2022; Brown dkk, 2012; Silberberg, 2012; Flowers dkk, 2019). Perangkat ini berlaku sebagai lingkungan yang akan mengalami perubahan suhu ketika panas dipindahkan baik ke dalam maupun keluar sistem. Dalam desain kalorimeter, ada yang mengukur kalor pada tekanan konstan dan pada volume konstan (Silberberg, 2012).



(a)



(b)

Gambar 4.3. Perangkat kalorimeter (a) tekanan konstan dan (b) volum konstan.

(Sumber : Silberberg, 2012)

Pada proses yang terjadi pada tekanan konstan, panas yang dipindahkan dapat diukur pada kalorimeter yang sederhana. Perangkat ini digunakan untuk mengukur kapasitas panas spesifik dari benda padat yang tidak bereaksi dengan air atau terlarut di dalamnya. Benda padat sebagai sistem ditimbang, kemudian dipanaskan hingga mencapai suhu tertentu, lalu dimasukkan ke dalam sejumlah air yang sudah ada dalam kalorimeter sebagai lingkungan di mana massa dan suhunya sudah diketahui. Setelah diaduk, diukur suhu akhir air, yang merupakan suhu akhir dari benda juga. Ilustrasi kalorimeter ini diberikan pada Gambar 4.3.a. Mengambil asumsi tidak ada panas yang lepas keluar dari kalorimeter, kalor yang dilepas sistem sebanding dengan kalor yang diterima lingkungan dengan tanda yang berlawanan. Dengan kesamaan kalor ini, kapasitas panas spesifik benda dapat ditentukan menggunakan persamaan 4.11 dengan hubungan,

$$-q_{\text{benda}} = q_{\text{air}}$$

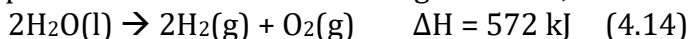
$$-(c_{\text{benda}} \cdot m_{\text{benda}} \cdot \Delta T_{\text{benda}}) = c_{\text{air}} \cdot m_{\text{air}} \cdot \Delta T_{\text{air}}$$

$$c_{\text{benda}} = -\frac{c_{\text{air}} \cdot m_{\text{air}} \cdot \Delta T_{\text{air}}}{m_{\text{benda}} \cdot \Delta T_{\text{benda}}} \quad (4.13)$$

Kalorimeter volum konstan sering disebut sebagai kalorimeter bom. Ilustrasi perangkat ini diberikan oleh Gambar 4.3.b. Perangkat ini umum digunakan untuk mengukur kalor dari reaksi pembakaran, seperti bahan bakar atau makanan. Pada kalorimeter tekanan konstan, asumsi yang diambil adalah seluruh panas diserap oleh air, meski sebagian akan diserap ke pengaduk, termometer dan lainnya. Pada kalorimeter bom, kapasitas panas dari seluruh bagiannya diketahui atau dapat ditentukan.

4.4 Stoikiometri Persamaan Termokimia

Persamaan termokimia merupakan persamaan setimbang yang melibatkan perubahan entalpi dari reaksi (ΔH). Dalam pembahasan ini nilai ΔH yang diberikan dalam jumlah zat (mol) dan bentuk zat dalam persamaan. Perubahan entalpi dari proses memiliki dua aspek, pertama aspek *tanda*, tanda ΔH bergantung pada reaksi yang sedang terjadi baik proses eksotermis (-) atau endotermis (+) (Korcef, 2022; Silberberg, 2012). Reaksi maju memiliki tanda yang berlawanan dengan reaksi balik. Sebagai contoh, dekomposisi 2 mol air menjadi unsur-unsurnya merupakan reaksi endotermis sebagai berikut,



Untuk reaksi pembentukan 2 mol air adalah reaksi eksotermis yang reaksinya adalah,



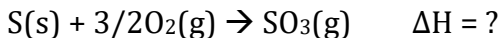
Kemudian aspek *besaran*, nilai dari ΔH sebanding dengan jumlah dari zatnya. Pembentukan untuk 1 mol air besaran ΔH adalah setengah dari entalpi pembentukan dari 2 mol air. Dengan demikian pembentukan 1 mol air = -285,8 kJ. Nilai 285,8 kJ ini memiliki makna ekivalen secara termokimia dengan 1 mol $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ atau $\frac{1}{2}$ mol $\text{O}_2(\text{g})$. Serupa dengan penggunaan rasio molar ekivalen dapat stoikiometri untuk menentukan jumlah zat, kuantitas ekivalen termokimia juga digunakan untuk menentukan ΔH dari reaksi yang diberikan pada sejumlah zat.

4.5 Hukum Hess

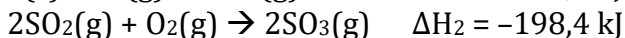
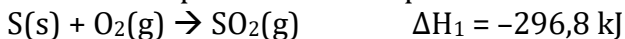
Suatu reaksi kadangkala sangat sulit hingga tidak mungkin untuk dipisahkan secara individu; dikarenakan reaksi ini bagian dari proses biokimia yang kompleks, atau prosesnya terjadi dalam kondisi yang ekstrim, atau memerlukan perubahan untuk terjadi. Perubahan entalpi tetap dapat ditentukan pada reaksi tersebut, dikarenakan perubahan entalpi total dari suatu proses merupakan jumlah dari keseluruhan perubahan entalpi setiap langkahnya (Hukum Hess), yang dituliskan sebagai berikut (Korcef, 2022; Brown dkk, 2012; Silberberg, 2012; Flowers dkk, 2019),

$$\Delta H_{\text{total}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \dots + \Delta H_n \quad (4.16)$$

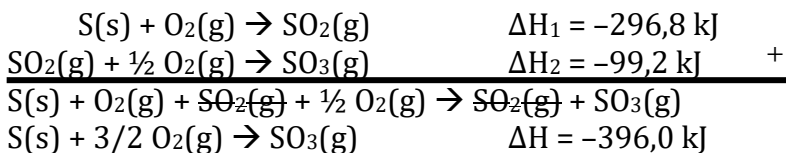
Dengan demikian perubahan entalpi suatu proses hanya bergantung pada perubahan antara kondisi akhir dan awal saja. Sebagai contoh, ingin diketahui perubahan entalpi dari reaksi berikut,



Apabila diketahui perubahan entalpi dari



Untuk menyelesaikan ini, kita perlu melakukan perubahan reaksi ΔH_2 dengan mengalikan $1/2$. Sehingga total prosesnya menjadi,



Dari penyelesaian masalah ini, langkah yang perlu dilakukan adalah,

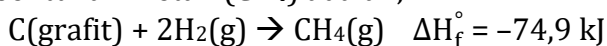
1. Identifikasi persamaan reaksi target yang ΔH akan ditentukan, dan catat jumlah (mol) zat setiap reaktan dan produk.

2. Lakukan perubahan setiap persamaan reaksi yang ΔH diketahui, sehingga jumlah (mol) zat target sesuai baik di sisi reaktan maupun produk. Perubahan dapat mengubah perkalian jumlah, yang akan mengubah nilai ΔH sesuai faktor pengalinya, atau melakukan pembalikan reaksi yang akan mengubah tanda ΔH .
3. Lakukan penjumlahan persamaan reaksi dan nilai ΔH untuk memperoleh ΔH target. Pastikan zat yang tidak ada pada reaksi target sudah saling menghilangkan.

4.6 Entalpi Pembentukan Standar

Seperti yang dikemukakan dalam Hukum Hess, banyak reaksi yang dapat ditentukan perubahan entalpi-nya. Oleh karena itu sangat penting untuk mempelajari dan menentukan berbagai reaksi dalam keadaan standar sehingga diperoleh perubahan entalpi yang dapat dijadikan acuan. Kondisi standar yang menjadi acuan adalah, untuk gas kondisi standar tekanan 1 atm dan kondisi ideal. Untuk zat dalam larutan kondisi standar-nya dalam terlarut dengan konsentrasi 1 M. Sedangkan untuk zat murni (unsur atau senyawa), kondisi standar-nya adalah bentuk stabil dari zat pada 1 atm dan suhu tertentu misalnya suhu ruang 25 °C (298 K). Untuk entalpi reaksi standar, ΔH° (Korcef, 2022; Silberberg, 2012).

Reaksi pembentukan merupakan pembentukan 1 mol senyawa yang terbentuk dari unsur-unsurnya. Entalpi pembentukan standar ΔH_f° , merupakan perubahan entalpi untuk reaksi pembentukan di mana semua zat yang bereaksi berada dalam keadaan standar. Sebagai contoh untuk reaksi pembentukan metan (CH_4) adalah,



Entalpi pembentukan standar untuk berbagai zat sudah banyak ditentukan dan beberapa diberikan pada Tabel 4.1.

Tabel 4.1. Entalpi pembentukan standar beberapa unsur atau senyawa pada suhu 25°C (298K).

Senyawa	Formula	ΔH_f° (kJ/mol)
Asetilen	$C_2H_2(g)$	226,7
Amonia	$NH_3(g)$	-46,19
Kalsium oksida	$CaO(s)$	-635,5
Metanol	$CH_3OH(l)$	-238,6
Air	$H_2O(l)$	-285,8
Uap air	$H_2O(g)$	-241,8
Karbon dioksida	$CO_2(g)$	-393,5
Etanol	$C_2H_5OH(l)$	-277,7
Intan	$C(s)$	1,88

Sumber: (Brown dkk, 2012; Flowers dkk, 2019)

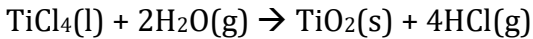
Dari Tabel 4.1 diketahui, untuk unsur dan senyawa unsur dalam keadaan standar-nya nilai $\Delta H_f^\circ = 0$. Ada beberapa unsur atau senyawa unsur yang memiliki beberapa bentuk (alotropi), hanya satu bentuknya yang memiliki nilai $\Delta H_f^\circ = 0$. Seperti pada karbon, yang memiliki nilai $\Delta H_f^\circ = 0$ adalah grafit, bukan intan atau pada sulfur, yang memiliki nilai $\Delta H_f^\circ = 0$ adalah S_8 dengan struktur kristal ortorombik, bukan yang monoklinik. Kebanyakan senyawa memiliki nilai ΔH_f° negatif, hal ini menunjukkan reaksi pembentukan senyawa bersifat endotermis.

Dengan diketahuinya entalpi pembentukan standar ini, dapat ditentukan entalpi reaksi standar dengan menerapkan Hukum Hess. Secara umum dituliskan sebagai berikut (Korcef, 2022; Silberberg, 2012),

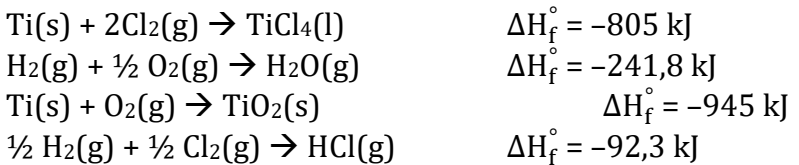
$$\Delta H^\circ = \sum m \Delta H_f^\circ - \sum n \Delta H_f^\circ \quad (4.17)$$

Entalpi pembentukan standar merupakan jumlah dari tiap m (mol) produk yang dikalikan entalpi pembentukan standar-nya, dikurangi dengan jumlah dari tiap n (mol) reaktan yang dikalikan entalpi pembentukan standar-nya ketika reaksinya

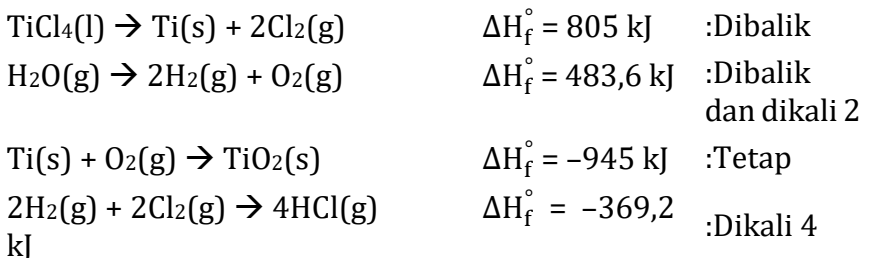
sudah setimbang. Sebagai contoh dalam menentukan ΔH° dari reaksi berikut,



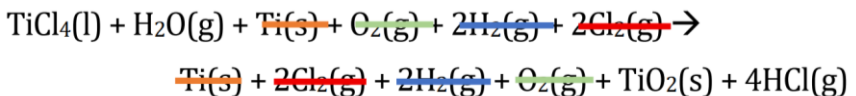
dari reaksi ini dibutuhkan informasi reaksi pembentukan TiCl_4 , H_2O , TiO_2 dan HCl , yang reaksinya dituliskan sebagai berikut,



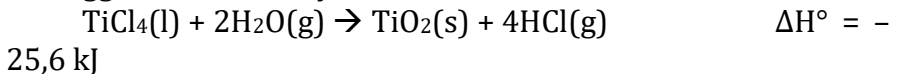
Perubahan yang dilakukan pada tiap reaksi pembentukannya adalah



Reaksi keseluruhannya menjadi,



Sehingga reaksi akhirnya adalah,



Terlihat untuk entalpi reaksi standar diperoleh sebesar $-25,6 \text{ kJ}$.

DAFTAR PUSTAKA

- Brown, T.L., LeMay, H.E. dan Bursten, B.E., 2012. *Chemistry: the central science*. Upper Saddle River, NJ: Prentice Hall.
- Flowers, P., Klaus Theopold, Langley, R. dan Robinson, W.R. (2019). *Ch. 5 Introduction - Chemistry 2e / OpenStax*. [online] Openstax.org. Tersedia di: <https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/5-3-enthalpy> [diakses 28 Maret 2026].
- Global Energy Review 2025 – Analysis - IEA (2025). *Global Energy Review 2025 – Analysis - IEA*. [online] IEA. Tersedia di: <https://www.iea.org/reports/global-energy-review-2025> [diakses 28 Maret 2026].
- Korchef, A. (2022). *Understanding General Chemistry*. CRC Press: Boca Raton.
- Silberberg, M., 2012. *Principles of general chemistry*. McGraw-Hill.

BAB 5

ASAM BASA

5.1 Pendahuluan

Asam dan basa merupakan bagian penting dalam kimia dasar karena konsep ini menjadi landasan untuk memahami berbagai fenomena kimia, baik dalam sistem alami maupun dalam aplikasi teknologi (Chang and Goldsby, 2016). Pemahaman tentang sifat asam dan basa tidak hanya terbatas pada reaksi di laboratorium, tetapi juga berperan penting dalam sistem biologis, lingkungan, serta proses industri (Brown et al., 2018). Sebagai contoh, keseimbangan asam-basa dalam tubuh manusia berkontribusi terhadap kestabilan fungsi fisiologis (Skoog et al., 2014). Sementara itu, dalam dunia industri konsep ini dimanfaatkan dalam berbagai proses seperti produksi bahan kimia, pengolahan limbah, dan formulasi produk (Petrucci et al., 2017).

Perkembangan konsep asam dan basa menunjukkan adanya dinamika dalam ilmu kimia (Atkins and de Paula, 2014). Definisi awal yang diperkenalkan oleh Arrhenius menitikberatkan pada kemampuan zat menghasilkan ion H^+ dan OH^- dalam pelarut air (Chang and Goldsby, 2016). Akan tetapi, pendekatan ini memiliki keterbatasan karena tidak dapat menjelaskan reaksi yang terjadi di luar medium berair (Petrucci et al., 2017). Untuk mengatasi hal tersebut, teori Brønsted-Lowry memperluas definisi dengan menekankan pada transfer proton (Brown et al., 2018). Selanjutnya, teori Lewis memberikan cakupan yang lebih luas dengan memandang asam sebagai penerima pasangan elektron dan basa sebagai pemberi pasangan elektron (Atkins and de Paula, 2014). Selain definisi, kekuatan relatif asam dan basa juga menjadi fokus penting dalam pembelajaran kimia dasar (Skoog et al., 2014).

Kekuatan ini berkaitan dengan tingkat disosiasi suatu zat dalam larutan yang dinyatakan melalui konstanta kesetimbangan, seperti K_a dan K_b (Petrucci et al., 2017).

Parameter lain yang sering digunakan adalah pH, yang memberikan gambaran kuantitatif mengenai tingkat keasaman atau kebasaan suatu larutan (Chang and Goldsby, 2016). Pemahaman terhadap konsep-konsep ini sangat diperlukan dalam berbagai bidang, termasuk analisis kimia, pengelolaan kualitas lingkungan, serta proses biokimia (Brown et al., 2018). Seiring dengan perkembangan ilmu pengetahuan dan teknologi, pendekatan pembelajaran asam dan basa juga mengalami inovasi (Czysz, Schroeder and Clark, 2020). Berbagai penelitian menunjukkan bahwa materi ini tergolong kompleks karena melibatkan keterkaitan antara representasi makroskopik, mikroskopik, dan simbolik (Czysz, Schroeder and Clark, 2020). Oleh karena itu, penggunaan media pembelajaran berbasis teknologi, seperti laboratorium virtual, mulai banyak diterapkan untuk meningkatkan pemahaman konseptual peserta didik (Putra and Zainul, 2024). Pendekatan berbasis augmented reality juga dikembangkan untuk meningkatkan keterlibatan siswa dalam pembelajaran kimia (Yuhelman et al., 2025). Selain itu, pengembangan bahan ajar berbasis video demonstrasi terbukti mampu mendukung efektivitas pembelajaran (Nabilah and Hardeli, 2025). Dengan mempertimbangkan aspek konseptual dan perkembangan mutakhir tersebut, penyusunan book chapter ini diarahkan untuk menyajikan pembahasan asam dan basa secara komprehensif dan sistematis (Brown et al., 2018). Materi yang disajikan tidak hanya mencakup teori dasar, tetapi juga mengintegrasikan penerapannya dalam kehidupan sehari-hari serta perkembangan terbaru dalam pembelajaran kimia (Petrucci et al., 2017). Dengan demikian, diharapkan pembahasan ini dapat memberikan pemahaman yang lebih mendalam dan kontekstual bagi pembaca (Chang and Goldsby, 2016).

5.2 Pengertian Asam Basa

Asam dan basa merupakan dua kelompok zat kimia yang memiliki sifat berlawanan dan banyak dijumpai dalam kehidupan sehari-hari (Chang and Goldsby, 2016). Zat asam umumnya memiliki rasa masam, dapat mengubah lakmus biru menjadi

merah, serta bersifat korosif dalam konsentrasi tinggi (Brown et al., 2018). Sebaliknya, basa memiliki rasa pahit, terasa licin, dan dapat mengubah lakmus merah menjadi biru (Petrucchi et al., 2017). Secara umum, sifat-sifat ini menjadi dasar identifikasi awal suatu zat sebagai asam atau basa dalam pendekatan makroskopik (Skoog et al., 2014).

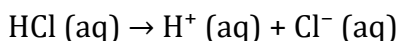
5.3 Teori Asam Basa

5.3.1 Teori Arrhenius

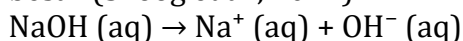
Menurut Arrhenius, asam adalah zat yang menghasilkan ion hidrogen (H^+) ketika dilarutkan dalam air (Chang and Goldsby, 2016). Sementara itu, basa adalah zat yang menghasilkan ion hidroksida (OH^-) ketika dilarutkan dalam air (Brown et al., 2018). Teori ini sangat berguna dalam menjelaskan reaksi asam-basa sederhana, khususnya dalam sistem larutan (Petrucchi et al., 2017). Namun, keterbatasannya terletak pada ketidakmampuannya menjelaskan reaksi yang tidak melibatkan pelarut air (Atkins and de Paula, 2014). Ion H^+ (aq) tidak berupa proton bebas tetapi terikat secara kimia pada molekul air, membentuk H_3O^+ (aq). Spesi ini dinamakan ion hidronium yang terasosiasi dengan sendirinya melalui ikatan hidrogen dengan sejumlah molekul air. Adanya ion hidronium dan ion hidroksida dalam larutan air akibat dari reaksi swa-ionisasi air seperti pada reaksi berikut : $2H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$

Dalam reaksi tersebut Satu molekul H_2O melepaskan proton (H^+) bertindak sebagai asam, Molekul H_2O lain menerima proton membentuk ion hidronium (H_3O^+) Selain itu terbentuk ion hidroksida (OH^-).

Menurut teori Arrhenius, asam kuat adalah zat yang terionisasi sempurna dalam air menghasilkan ion H^+ , sedangkan basa kuat terionisasi sempurna menghasilkan ion OH^- (Chang and Goldsby, 2016). Tingkat ionisasi yang tinggi menyebabkan konsentrasi ion dalam larutan besar sehingga sifat keasaman atau kebasaaan menjadi sangat kuat (Brown et al., 2018). Contohnya, asam klorida mengalami ionisasi sempurna dalam air melalui reaksi :



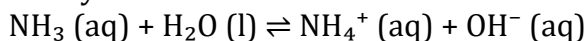
Reaksi tersebut menunjukkan bahwa seluruh molekul HCl terurai menjadi ion penyusunnya (Petrucchi et al., 2017). Sementara itu, basa kuat seperti natrium hidroksida terdisosiasi melalui reaksi yang menghasilkan ion hidroksida dalam jumlah besar (Skoog et al., 2014).



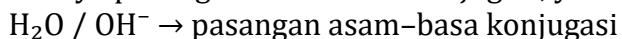
Ion H^+ dari asam dan ion OH^- dari basa kemudian dapat bereaksi membentuk air dalam reaksi netralisasi, yaitu $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, sehingga pada kondisi tertentu menghasilkan larutan netral (Atkins and de Paula, 2014).

5.3.2 Teori Brønsted-Lowry

Teori Brønsted-Lowry mendefinisikan asam sebagai donor proton dan basa sebagai akseptor proton (Petrucchi *et al.*, 2017). Konsep ini memperkenalkan pasangan asam-basa konjugasi yang terbentuk selama reaksi berlangsung (Brown *et al.*, 2018). Dengan pendekatan ini, reaksi asam-basa dapat dijelaskan tidak hanya dalam larutan tetapi juga dalam fase gas (Atkins and de Paula, 2014). Contoh Model Reaksi Brønsted-Lowry.



Dalam teori Brønsted-Lowry, asam adalah donor proton (H^+) dan basa adalah akseptor proton. Pada reaksi di atas, molekul air (H_2O) bertindak sebagai asam karena mendonorkan proton (H^+) kepada amonia (NH_3). Sementara itu, NH_3 bertindak sebagai basa karena menerima proton dan berubah menjadi ion amonium (NH_4^+). Setelah melepaskan proton, H_2O berubah menjadi ion hidroksida (OH^-). Reaksi ini juga menunjukkan adanya pasangan asam-basa konjugasi, yaitu :

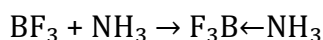


Artinya, setiap asam setelah melepas proton akan menjadi basa konjugasinya, dan setiap basa setelah menerima proton akan menjadi asam konjugasinya.

5.3.3 Teori Lewis

Teori Lewis memperluas definisi asam dan basa dengan menitikberatkan pada interaksi pasangan elektron (Atkins and

de Paula, 2014). Asam didefinisikan sebagai akseptor pasangan elektron, sedangkan basa sebagai donor pasangan elektron (Chang and Goldsby, 2016). Pendekatan ini memungkinkan penjelasan reaksi kimia yang tidak melibatkan proton, seperti pembentukan kompleks koordinasi (Petrucci *et al.*, 2017). Contoh Model Reaksi Lewis



Menurut teori Lewis, asam adalah akseptor pasangan elektron, sedangkan basa adalah donor pasangan elektron. Pada reaksi di atas, boron trifluorida (BF_3) bertindak sebagai asam Lewis karena memiliki orbital kosong yang dapat menerima pasangan elektron. Sementara itu, amonia (NH_3) bertindak sebagai basa Lewis karena memiliki pasangan elektron bebas pada atom nitrogen yang dapat didonasikan.

Ketika NH_3 mendonorkan pasangan elektronnya ke BF_3 , terbentuk ikatan kovalen koordinasi (ditunjukkan dengan tanda panah $\rightarrow$), menghasilkan senyawa kompleks $\text{F}_3\text{B} \leftarrow \text{NH}_3$. Dalam hal ini, tidak terjadi perpindahan proton (H^+), sehingga reaksi ini tidak dapat dijelaskan oleh teori Arrhenius maupun Brønsted-Lowry, tetapi dapat dijelaskan dengan baik oleh teori Lewis.

5.4 Tatanama Asam Basa

Tata nama asam dalam kimia umumnya didasarkan pada jenis anion yang menyusun senyawa tersebut, yaitu apakah berasal dari asam biner atau asam okso (Chang and Goldsby, 2016). Asam biner terdiri dari hidrogen dan satu unsur nonlogam, sehingga penamaannya mengikuti pola “asam + nama anion berakhiran -ida” (Brown *et al.*, 2018). Sebagai contoh, HCl dinamakan asam klorida karena berasal dari ion klorida (Cl^-) (Petrucci *et al.*, 2017). Contoh lain adalah H_2S yang dinamakan asam sulfida karena berasal dari ion sulfida (S^{2-}) (Skoog *et al.*, 2014). Penamaan ini menunjukkan bahwa ion hidrogen (H^+) berikatan dengan anion sederhana tanpa oksigen (Atkins and de Paula, 2014).

Sementara itu, asam okso merupakan asam yang mengandung hidrogen, unsur pusat, dan oksigen sehingga tata namanya bergantung pada jenis anion okso yang terbentuk

(Chang and Goldsby, 2016). Jika anion berakhiran “-at”, maka nama asam menjadi “asam + anion berakhiran -at”, seperti H_2SO_4 yang dinamakan asam sulfat karena berasal dari ion sulfat (SO_4^{2-}) (Brown et al., 2018). Jika anion berakhiran “-it”, maka nama asam menjadi “asam + anion berakhiran -it”, seperti H_2SO_3 yang dinamakan asam sulfit karena berasal dari ion sulfit (SO_3^{2-}) (Petrucci et al., 2017). Selain itu, variasi jumlah oksigen juga dinyatakan dengan awalan “per-” untuk jumlah oksigen lebih banyak dan “hipo-” untuk jumlah oksigen lebih sedikit, seperti HClO_4 (asam perklorat) dan HClO (asam hipoklorit) (Skoog et al., 2014).

Dengan demikian, tata nama asam tidak hanya berfungsi sebagai sistem penamaan, tetapi juga memberikan informasi mengenai komposisi dan struktur senyawa tersebut (Atkins and de Paula, 2014). Pemahaman terhadap aturan tata nama ini sangat penting dalam kimia dasar karena membantu dalam mengidentifikasi sifat dan reaktivitas berbagai jenis asam dalam konteks ilmiah maupun aplikasi praktis (Chang and Goldsby, 2016).

Tabel 5.1. Tatanama Biner dan Okso

Jenis Asam	Komposisi	Aturan Penamaan	Contoh Senyawa	Nama Asam	Penjelasan
Asam Biner	H + nonlogam (tanpa O)	Asam + nama anion (-ida)	HCl	Asam klorida	$\text{Cl}^- \rightarrow$ klorida
			HBr	Asam bromida	$\text{Br}^- \rightarrow$ bromida
			H_2S	Asam sulfida	$\text{S}^{2-} \rightarrow$ sulfida
			HF	Asam fluorida	$\text{F}^- \rightarrow$ fluorida
Asam Okso	H + nonlogam + O	Asam + anion (-at)	H_2SO_4	Asam sulfat	$\text{SO}_4^{2-} \rightarrow$ sulfat

Jenis Asam	Komposisi	Aturan Penamaan	Contoh Senyawa	Nama Asam	Penjelasan
			HNO_3	Asam nitrat	$\text{NO}_3^- \rightarrow$ nitrat
		Asam + anion (-it)	H_2SO_3	Asam sulfit	$\text{SO}_3^{2-} \rightarrow$ sulfit
			HNO_2	Asam nitrit	$\text{NO}_2^- \rightarrow$ nitrit
		Awalan "per-" (0 lebih banyak)	HClO_4	Asam perklorat	0 paling banyak
		Awalan "hipo-" (0 lebih sedikit)	HClO	Asam hipoklorit	0 paling sedikit

5.5 Kekuatan Asam Basa

Kekuatan asam dan basa menggambarkan sejauh mana suatu zat mampu menghasilkan ion H^+ atau OH^- ketika berada dalam larutan (Chang and Goldsby, 2016). Asam dikategorikan sebagai kuat apabila mengalami disosiasi hampir sempurna di dalam air sehingga menghasilkan ion hidrogen dalam jumlah besar (Brown et al., 2018). Sebaliknya, asam lemah hanya terurai sebagian dan membentuk kesetimbangan antara bentuk terionisasi dan tidak terionisasi (Petrucchi et al., 2017). Prinsip yang sama juga berlaku pada basa, di mana basa kuat menghasilkan ion hidroksida secara penuh, sedangkan basa lemah hanya menghasilkan ion tersebut dalam jumlah terbatas (Skoog et al., 2014).

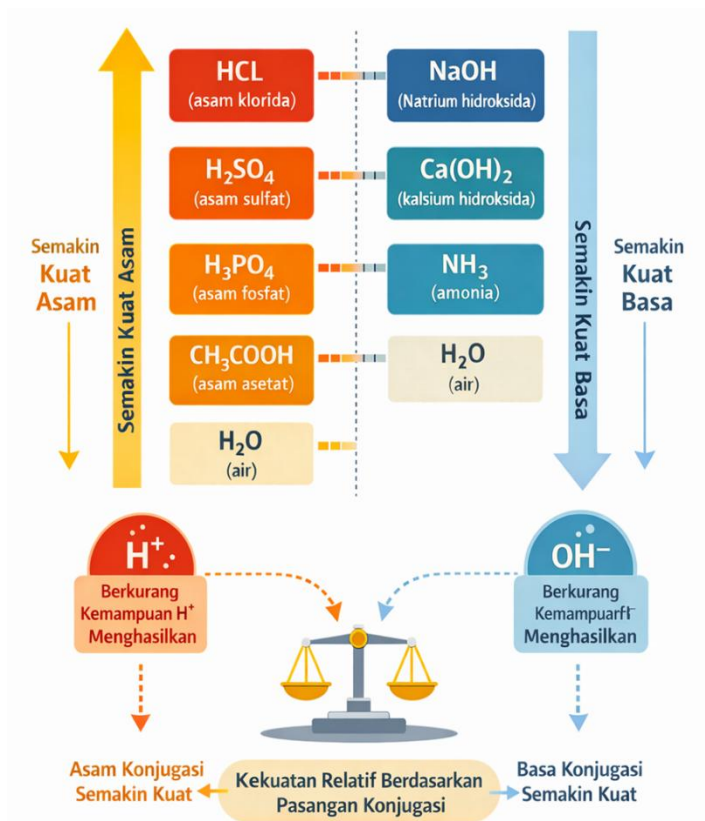
Sebagai ilustrasi, asam klorida (HCl) merupakan contoh asam kuat yang terurai sempurna dalam air melalui reaksi $\text{HCl (aq)} \rightarrow \text{H}^+ \text{(aq)} + \text{Cl}^- \text{(aq)}$ (Chang and Goldsby, 2016). Keadaan ini menyebabkan konsentrasi ion H^+ meningkat secara signifikan sehingga larutan memiliki pH yang sangat rendah (Brown et al., 2018). Sebaliknya, asam asetat (CH_3COOH) hanya terionisasi sebagian melalui reaksi kesetimbangan $\text{CH}_3\text{COOH (aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+ \text{(aq)}$

+ CH_3COO^- (aq), sehingga sebagian besar zat tetap dalam bentuk molekul (Petrucci et al., 2017). Hal ini menjadikan sifat keasamannya relatif lebih lemah dibandingkan asam kuat (Atkins and de Paula, 2014).

Pada kelompok basa, natrium hidroksida (NaOH) termasuk basa kuat karena mampu terdisosiasi sepenuhnya menghasilkan ion OH^- melalui reaksi $\text{NaOH (aq)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{(aq)} + \text{OH}^- \text{(aq)}$ (Skoog et al., 2014). Berbeda dengan itu, amonia (NH_3) merupakan basa lemah yang hanya bereaksi sebagian dengan air melalui reaksi $\text{NH}_3 \text{(aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ \text{(aq)} + \text{OH}^- \text{(aq)}$ (Petrucci et al., 2017). Karena reaksi ini tidak berlangsung sempurna, jumlah ion hidroksida yang terbentuk relatif kecil sehingga tingkat kebasaannya lebih rendah (Brown et al., 2018).

Selain ditentukan oleh derajat ionisasi, kekuatan asam dan basa juga dipengaruhi oleh faktor struktural seperti polaritas ikatan, ukuran atom, serta kestabilan ion konjugasi yang terbentuk (Atkins and de Paula, 2014). Secara kuantitatif, kekuatan tersebut dinyatakan melalui konstanta kesetimbangan, yaitu K_a untuk asam dan K_b untuk basa (Chang and Goldsby, 2016). Nilai konstanta yang lebih besar menunjukkan tingkat ionisasi yang lebih tinggi dan menandakan sifat asam atau basa yang lebih kuat (Skoog et al., 2014).

Dengan demikian, konsep kekuatan asam dan basa tidak hanya berkaitan dengan jumlah ion yang dihasilkan, tetapi juga mencerminkan perilaku kesetimbangan kimia yang sangat penting dalam berbagai proses, baik dalam sistem biologis, lingkungan, maupun aplikasi industri (Brown et al., 2018). Berikut ini adalah contoh urutan kekuatan asam basa beberapa senyawa yang umum ditemui.



Gambar 5.1. Kekuatan Asam Basa

5.6 Konstanta Asam Basa

Konstanta asam (K_a) dan konstanta basa (K_b) digunakan untuk menyatakan kekuatan relatif suatu asam atau basa berdasarkan derajat ionisasinya dalam larutan (Chang and Goldsby, 2016). Nilai K_a yang besar menunjukkan bahwa asam mudah melepaskan proton sehingga tergolong kuat, sedangkan nilai K_a kecil menunjukkan asam lemah yang hanya terionisasi sebagian (Brown et al., 2018). Sebagai contoh, asam asetat (CH_3COOH) mengalami kesetimbangan dalam air melalui reaksi $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$, dengan nilai K_a sekitar $1,8 \times 10^{-5}$ yang menandakan sifatnya sebagai asam lemah (Petrucci et al., 2017). Prinsip yang sama berlaku pada basa, di mana nilai K_b menunjukkan kemampuan suatu zat dalam

menghasilkan ion OH^- melalui reaksi dengan air (Skoog et al., 2014).

Sebagai contoh, amonia (NH_3) merupakan basa lemah yang bereaksi dengan air membentuk kesetimbangan $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$, dengan nilai K_b yang relatif kecil (Brown et al., 2018). Hubungan antara K_a dan K_b dalam pasangan asam-basa konjugasi dinyatakan melalui persamaan $K_a \times K_b = K_w$, dengan K_w sebesar $1,0 \times 10^{-14}$ pada suhu 25°C (Atkins and de Paula, 2014). Hal ini menunjukkan bahwa semakin kuat suatu asam, semakin lemah basa konjugasinya, sehingga konsep konstanta ini menjadi dasar penting dalam analisis kesetimbangan dan perhitungan pH dalam kimia (Sunarya, 2022).

5.6.1 Konsep pH, pOH dan pKw

Konsep pH, pOH, dan pKw digunakan untuk menyatakan tingkat keasaman dan kebasaan suatu larutan secara kuantitatif. Nilai pH (*power of hydrogen*) menunjukkan konsentrasi ion hidrogen (H^+) dalam larutan, sedangkan pOH (*power of hydroxide*) menunjukkan konsentrasi ion hidroksida (OH^-). Secara matematis, pH dan pOH dinyatakan sebagai:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Hubungan antara pH dan pOH dinyatakan melalui konstanta ionisasi air (pKw), yaitu:

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{pKw}$$

Pada suhu 25°C , nilai $\text{pKw} = 14$, sehingga:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Nilai $\text{pH} < 7$ menunjukkan larutan bersifat asam, $\text{pH} = 7$ bersifat netral, dan $\text{pH} > 7$ bersifat basa. Konsep ini sangat penting dalam berbagai aplikasi kimia, termasuk analisis larutan, sistem biologis, dan proses industri.

Contoh 1:

Tentukan pH larutan dengan konsentrasi H^+ sebesar $1 \times 10^{-3} \text{ M}$.

Penyelesaian:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1 \times 10^{-3}) = 3 \text{ (Chang and Goldsby, 2016).}$$

Contoh 2:

Jika konsentrasi $\text{OH}^- = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$, tentukan pOH dan pH.

Penyelesaian:

$pOH = -\log[OH^-] = 5$ (Petrucci et al., 2017).

$pH = 14 - pOH = 14 - 5 = 9$ (Atkins and de Paula, 2014).

5.6.2 Perhitungan pH

1. Perhitungan pH Asam Kuat

Pemahaman perhitungan pH larutan asam kuat merupakan konsep dasar dalam kimia untuk menentukan tingkat keasaman larutan secara kuantitatif. Asam kuat terionisasi sempurna di dalam air sehingga konsentrasi ion hidrogen (H^+) sama dengan konsentrasi awal larutan, sehingga perhitungan pH menjadi lebih sederhana. Nilai pH dapat ditentukan menggunakan persamaan berikut:

$$pH = -\log [H^+]$$

$[H^+] =$ Konsentrasi asam kuat

Dengan demikian, semakin besar konsentrasi asam, semakin kecil nilai pH yang dihasilkan.

Contoh soal: Hitung pH larutan HCl 0,01 M.

Penyelesaian:

$$[H^+] = 1 \times 10^{-2}$$

$$pH = -\log(10^{-2}) = 2$$

HCl merupakan asam kuat sehingga terionisasi sempurna, maka konsentrasi H^+ langsung sama dengan konsentrasi larutan.

2. Perhitungan pH Asam Lemah

Perhitungan pH larutan asam lemah merupakan konsep penting dalam kimia karena asam lemah tidak terionisasi sempurna, melainkan berada dalam kesetimbangan antara bentuk molekul dan ionnya. Berbeda dengan asam kuat, konsentrasi ion hidrogen (H^+) pada asam lemah tidak sama dengan konsentrasi awal, sehingga diperlukan pendekatan menggunakan konstanta asam (K_a). Secara umum, untuk larutan asam lemah dengan konsentrasi awal C , konsentrasi ion H^+ dapat diperkirakan dengan persamaan berikut:

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

Contoh soal : Jika diketahui larutan CH_3COOH 0,1 M dengan K_a $1,8 \times 10^{-5}$

Penyelesaian:

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M \text{ asam lemah}}$$

$$= \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \cdot 0,1}$$

$$= 1,34 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

$$= -\log [1,34 \times 10^{-3}]$$

$$= 3 - \log 1,34$$

3. Perhitungan pH Basa Kuat

Perhitungan pH larutan basa kuat merupakan konsep dasar dalam kimia karena basa kuat terdisosiasi sempurna di dalam air sehingga menghasilkan ion hidroksida (OH^-) sesuai dengan konsentrasi awalnya. Oleh karena itu, perhitungan dilakukan dengan menentukan pOH terlebih dahulu menggunakan hubungan logaritmik, kemudian dikonversi menjadi pH. Secara matematis, hubungan yang digunakan adalah:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \text{Konsentrasi Basa Kuat}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pOH}$$

$$= 14 - \text{pOH}$$

Contoh soal : Sebagai contoh, untuk larutan NaOH 0,001 M, karena terdisosiasi sempurna maka $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-3}$, sehingga $\text{pOH} = 3$ dan $\text{pH} = 14 - 3 = 11$. Hal ini menunjukkan bahwa semakin besar konsentrasi basa kuat, semakin tinggi nilai pH yang dihasilkan sehingga larutan bersifat semakin basa.

4. Perhitungan pH Basa Lemah

Perhitungan pH larutan basa lemah penting dipahami karena basa lemah tidak terdisosiasi sempurna, melainkan membentuk kesetimbangan dengan air sehingga konsentrasi ion OH^- harus dihitung menggunakan konstanta basa (K_b). Berbeda dengan basa kuat, konsentrasi OH^- pada basa lemah lebih kecil dari konsentrasi awalnya sehingga digunakan pendekatan kesetimbangan untuk mempermudah perhitungan. Secara matematis, konsentrasi ion hidroksida dapat diperkirakan dengan:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot M \text{ basa lemah}}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pOH}$$

$$= 14 - \text{pOH}$$

Contoh soal: Larutan NH_4OH 0,1 M dengan $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$, maka

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \times 0,1}$$

$$= \sqrt{1,8 \times 10^{-6}}$$

$$= 1,34 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log 1,34 \times 10^{-3}$$

$$= 3 - \log 1,34$$

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pOH}$$

$$= 14 - (3 - \log 1,34)$$

$$= 11 + \log 1,34$$

DAFTAR PUSTAKA

- Atkins, P. and de Paula, J. (2014) *Atkins' Physical Chemistry*. 10th edn. Oxford: Oxford University Press.
- Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E., Murphy, C.J. and Woodward, P.M. (2018) *Chemistry: The Central Science*. 14th edn. Boston: Pearson.
- Chang, R. and Goldsby, K. (2016) *Chemistry*. 12th edn. New York: McGraw-Hill Education.
- Czysz, K., Schroeder, L. and Clark, G.A. (2020) 'Making acids and bases more basic: Supporting students' conceptualization of acid-base chemistry', *Journal of Chemical Education*, 97(2), pp. 484–489.
- Nabilah, H. and Hardeli (2025) 'Development of chemistry teaching materials with demonstration videos on the acid-base concept to support the Merdeka curriculum', *Journal of Educational Sciences*, 9(4), pp. 2101–2111.
- Petrucci, R.H., Herring, F.G., Madura, J.D. and Bissonnette, C. (2017) *General Chemistry: Principles and Modern Applications*. 11th edn. New York: Pearson.
- Putra, A.S. and Zainul, R. (2024) 'Designing an interactive virtual laboratory learning experience for acid-base indicators', *Orbital: Jurnal Pendidikan Kimia*.
- Skoog, D.A., West, D.M., Holler, F.J. and Crouch, S.R. (2014) *Fundamentals of Analytical Chemistry*. 9th edn. Belmont: Cengage Learning.
- Sunarya, Y. (2022) *Kimia Dasar 1: Materi Perkuliahan Kimia Dasar 1*. Bandung: Yrama Widya.
- Yuhelman, N., Rivaldo, I., Burhan, K. and Sazaliana, A. (2025) 'Innovative acid-base learning based on augmented reality: A literature review', *TOFEDU: The Future of Education Journal*.

BAB 6

LARUTAN DAN KONSENTRASI

6.1 Pendahuluan

6.1.1 Pengertian Larutan

Larutan merupakan sistem homogen yang tersusun atas dua komponen utama atau lebih yang saling bercampur secara molekuler tanpa membentuk fase baru (Chang & Goldsby, 2016). Dalam konteks kimia, larutan didefinisikan sebagai campuran yang komposisinya seragam di seluruh bagiannya, sehingga tidak memiliki batas pemisah yang jelas antara komponen penyusunnya (Petrucchi, *et al.*, 2017). Sifat homogenitas ini menjadi ciri khas yang membedakan larutan dengan suspensi atau koloid, di mana partikel-partikel dalam larutan tersebar secara merata hingga tingkat molekul dan tidak dapat dipisahkan melalui penyaringan sederhana (Brown, *et al.*, 2021).

Komponen larutan tersusun atas zat pelarut (*solvent*) dan zat terlarut (*solute*). Zat terlarut dapat berupa zat tunggal maupun campuran (Alauhdin, 2020). Pemahaman tentang komponen larutan menjadi prasyarat penting dalam mempelajari konsentrasi, sebab perhitungan konsentrasi larutan selalu mengacu pada perbandingan kuantitatif antara zat terlarut dan pelarut atau larutan secara keseluruhan (Brady, *et al.*, 2020). Interaksi antara zat terlarut dan pelarut dipengaruhi oleh sifat polaritas, di mana prinsip *like dissolves like* menjadi panduan umum dalam memprediksi kelarutan suatu zat (Tro, 2021).

6.1.2 Prinsip “Like Dissolves Like”

Prinsip “*like dissolves like*” merupakan konsep dasar dalam kimia larutan yang menyatakan bahwa zat dengan sifat kepolaran yang serupa cenderung saling melarutkan. Dengan kata lain, pelarut polar akan lebih efektif melarutkan zat terlarut yang juga bersifat polar atau ionik, sedangkan pelarut nonpolar cenderung melarutkan zat nonpolar. Kesesuaian kepolaran ini

berkaitan erat dengan energi interaksi antarmolekul yang harus sebanding antara pelarut dan zat terlarut agar proses pelarutan berlangsung secara termodinamika menguntungkan (Atkins, *et al.*, 2022).

Secara molekuler, keberhasilan proses pelarutan ditentukan oleh keseimbangan antara gaya tarik-menarik antarpartikel dalam zat terlarut, gaya tarik dalam pelarut, serta interaksi baru yang terbentuk antara keduanya. Gaya-gaya tersebut meliputi ikatan hidrogen, gaya dipol-dipol, dan gaya dispersi London yang berkontribusi terhadap stabilitas larutan. Suatu zat akan mudah larut apabila energi yang dilepaskan saat pembentukan interaksi baru mampu mengimbangi atau melebihi energi yang diperlukan untuk memisahkan partikel-partikel awal (Brown, *et al.*, 2021). Hal ini menjelaskan mengapa senyawa ionik seperti natrium klorida mudah larut dalam air, tetapi sulit larut dalam pelarut nonpolar seperti heksana.

6.1.3 Jenis-jenis Larutan

Larutan dapat diklasifikasikan ke dalam berbagai kategori berdasarkan kriteria tertentu, salah satunya adalah wujud zat terlarut dan pelarut yang membentuknya. Klasifikasi larutan berdasarkan wujud menjadi dasar dalam menentukan metode pemisahan dan analisis yang tepat. Berdasarkan wujudnya, larutan dapat dibedakan menjadi larutan padat, larutan cair, dan larutan gas (Petrucchi, *et al.*, 2017). Larutan padat terbentuk ketika zat padat dilarutkan dalam zat padat lainnya, contohnya paduan logam seperti kuningan yang merupakan campuran tembaga dan seng dalam fase padat (Chang & Goldsby, 2016). Larutan cair merupakan jenis larutan yang paling umum ditemui dalam kehidupan sehari-hari, seperti gula yang dilarutkan dalam air. Sedangkan larutan gas terbentuk dari campuran dua gas atau lebih, misalnya udara yang terdiri atas nitrogen, oksigen, dan gas lainnya (Zumdahl & Zumdahl, 2019).

Jika ditinjau berdasarkan sifat hantaran listriknya, larutan dapat dibedakan menjadi larutan elektrolit dan non-elektrolit (Alauhdin, 2020). Larutan elektrolit mengandung zat yang terionisasi sempurna atau sebagian dalam pelarut (biasanya air), sehingga mampu menghantarkan arus listrik (Tro, 2021)

1. Elektrolit Kuat (terionisasi sempurna)
 $\text{NaCl}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$
 $\text{HCl}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{H}^{+}_{(\text{aq})} + \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$
2. Elektrolit Lemah (terionisasi sebagian)
 $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{H}^{+}_{(\text{aq})} + \text{CH}_3\text{COO}^{-}_{(\text{aq})}$

Hampir semua zat anorganik, seperti asam, basa, dan garam dalam air membentuk larutan elektrolit. Sedangkan zat-zat organik seperti glukosa, etanol, urea termasuk golongan larutan non-elektrolit karena terdiri atas molekul yang tidak terionisasi dalam pelarut, sehingga tidak dapat menghantarkan arus listrik (Alauhdin, 2020). Sifat elektrolit suatu larutan memiliki relevansi langsung dengan bidang kesehatan dan industri, di mana pemilihan larutan infus atau cairan proses produksi harus mempertimbangkan sifat elektrolitiknya agar tidak menimbulkan reaksi yang tidak diinginkan (Sunarya, 2021).

Berdasarkan kejenuhan, larutan dapat dikelompokkan menjadi larutan jenuh, larutan tidak jenuh, dan larutan lewat jenuh (Silberberg & Amateis, 2021). Larutan jenuh adalah larutan yang mengandung zat terlarut dalam jumlah maksimum pada suhu tertentu, sehingga tidak dapat melarutkan zat tambahan lagi (Hill, *et al.*, 2023). Larutan tak jenuh adalah larutan yang mengandung kurang dari jumlah maksimum zat terlarut dalam pelarut pada suhu tertentu sehingga masih dapat melarutkan zat terlarut tambahan. Sedangkan larutan lewat jenuh adalah larutan yang memiliki jumlah zat terlarut melebihi batas kelarutannya, sehingga bersifat tidak stabil dan berpotensi mengalami pengendapan (Brown, *et al.*, 2021).

61.4 Peranan Larutan dalam Kehidupan

Larutan memiliki peranan esensial dalam sistem biologis, karena hampir seluruh proses fisiologis berlangsung dalam medium larutan. Cairan tubuh seperti darah, cairan intraseluler, dan ekstraseluler merupakan larutan kompleks yang mengandung ion, protein, dan molekul organik, yang berfungsi menjaga keseimbangan osmotik serta mendukung reaksi biokimia (OpenStax, 2018). Reaksi enzimatik dalam sel hanya

dapat berlangsung secara optimal dalam kondisi larutan yang terkontrol, terutama terkait pH, konsentrasi ion, dan suhu (Moran, *et al.*, 2021).

Dalam bidang kesehatan dan farmasi, larutan digunakan sebagai media penghantaran zat aktif dalam berbagai bentuk sediaan, seperti larutan oral, infus, dan injeksi. Keakuratan konsentrasi larutan sangat menentukan efektivitas terapi dan keamanan pasien, sehingga perhitungan konsentrasi menjadi aspek krusial dalam praktik farmasi (Sharma & Dunham, 2023). Formulasi sediaan larutan harus dirancang dengan mempertimbangkan stabilitas kimia, kompatibilitas bahan, serta bioavailabilitas zat aktif agar dapat memberikan efek terapeutik yang optimal (Allen & Ansel, 2022).

Dalam bidang lingkungan dan industri, larutan digunakan dalam analisis kimia dan pengolahan limbah. Banyak parameter kualitas lingkungan, seperti kadar logam berat, pH, dan konsentrasi polutan ditentukan melalui analisis larutan menggunakan teknik instrumentasi modern (Meher & Zarouri, 2025). Sebagian besar metode analisis kimia, termasuk titrimetri dan spektrofotometri, berbasis pada sistem larutan yang memerlukan ketelitian tinggi dalam penyiapan dan pengukuran konsentrasi. Pemahaman mengenai larutan menjadi landasan penting dalam upaya pengendalian pencemaran serta pengembangan proses industri yang berkelanjutan (Harris, 2020).

6.2 Pengertian Konsentrasi Larutan

Konsentrasi larutan didefinisikan sebagai parameter kuantitatif yang menyatakan jumlah zat terlarut yang terdapat dalam sejumlah pelarut atau larutan. Dalam kimia, konsentrasi digunakan untuk menggambarkan tingkat kepekatan suatu larutan, yang berhubungan langsung dengan jumlah partikel zat terlarut. Pada umumnya konsentrasi dinyatakan dalam satuan fisik, misalnya satuan berat atau satuan volume dan satuan kimia (Haryono, 2019).

Dalam praktik laboratorium dan industri, konsentrasi dinyatakan dalam berbagai satuan yang disesuaikan dengan

ebutuhan analisis, seperti persen komposisi, molaritas, molalitas, dan fraksi mol. Pemilihan satuan konsentrasi yang tepat sangat penting untuk memastikan keakuratan hasil eksperimen dan reproduktibilitas data. Penggunaan satuan konsentrasi yang berbeda akan memberikan perspektif yang berbeda pula terhadap sistem larutan, terutama dalam kondisi perubahan suhu dan tekanan (Chang & Goldsby, 2020).

6.2.1 Satuan Konsentrasi Fisik

Satuan konsentrasi fisik merupakan cara penyajian konsentrasi yang didasarkan pada perbandingan massa atau volume zat terlarut dengan massa atau volume larutan tanpa melibatkan perhitungan mol (Petrucchi, *et al.*, 2017).

1. Persen Massa (% b/b)

Persen massa atau berat (% b/b) digunakan untuk menyatakan jumlah gram zat terlarut dalam 100 gram larutan.

$$\begin{aligned}\text{Persen Berat (\% b/b)} &= \\ &= \frac{\text{Gram zat terlarut}}{\text{Gram zat terlarut} + \text{Gram pelarut}} \times 100 \% \\ &= \frac{\text{Gram zat terlarut}}{\text{Gram larutan}} \times 100 \%\end{aligned}$$

Sebagai contoh, jika sebanyak 10 gram natrium klorida (NaCl) dilarutkan kedalam 90 gram air (H₂O), maka persen massa (% b/b) dapat dihitung sebagai berikut

$$\begin{aligned}\text{Persen Berat (\% b/b)} &= \frac{10 \text{ g}}{10 \text{ g} + 90 \text{ g}} \times 100 \% \\ &= \frac{10 \text{ g}}{100 \text{ g}} \times 100 \% \\ &= 10 \%\end{aligned}$$

2. Persen Volume (% v/v)

Persen volume (% v/v) digunakan untuk menyatakan volume zat terlarut dalam 100 mL larutan.

$$\text{Persen Volume (\% v/v)} = \frac{\text{Volume zat terlarut}}{\text{Volume larutan}} \times 100 \%$$

Sebagai contoh, jika 25 mL etanol dicampurkan dengan air hingga volume total larutan menjadi 100 mL, maka persen volume (% v/v) adalah

$$\begin{aligned}\text{Persen Volume (\% v/v)} &= \frac{25 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} \times 100 \% \\ &= 25 \%\end{aligned}$$

3. Persen Massa/Volume (% b/v)

Persen berat/volume (% b/v) digunakan untuk menyatakan jumlah gram zat terlarut dalam setiap 100 mL larutan.

$$\text{Persen Berat/Volume (\% b/v)} = \frac{\text{Gram zat terlarut}}{\text{Volume larutan}} \times 100 \%$$

Sebagai contoh, jika 5 gram glukosa dilarutkan hingga volume larutan menjadi 100 mL, maka persen berat/volume (% b/v) adalah

$$\begin{aligned}\text{Persen Berat/Volume (\% b/v)} &= \frac{5 \text{ g}}{100 \text{ mL}} \times 100 \% \\ &= 5 \%\end{aligned}$$

4. Parts Per Million (ppm)

Parts per million (ppm) adalah satuan konsentrasi yang menyatakan jumlah bagian zat terlarut dalam satu juta bagian larutan atau campuran.

$$1 \text{ ppm} = \frac{1}{1.000.000} = 10^{-6}$$

Dalam larutan cair (air) :

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg/L}$$

Artinya 1 mg zat dalam 1 L air

Dalam massa :

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg/kg}$$

Artinya 1 mg zat dalam 1 kg zat A

Sebagai contoh, dalam 5 L air terdapat 10 mg zat X, maka konsentrasi larutan tersebut (dalam ppm) adalah

$$\begin{aligned} \text{ppm} &= 10 \text{ mg}/5 \text{ L} \\ &= 2 \text{ mg/L} = 2 \text{ ppm} \end{aligned}$$

Contoh lain dalam massa, sebuah sampel tanah mengandung 10 mg logam Fe dalam 1 kg tanah, maka konsentrasi logam Fe (dalam ppm) adalah

$$\begin{aligned} \text{ppm} &= 10 \text{ mg}/1 \text{ kg} \\ &= 10 \text{ mg/kg} = 10 \text{ ppm} \end{aligned}$$

5. Parts Per Billion (ppb)

Parts per billion (ppb) adalah satuan konsentrasi yang menyatakan jumlah bagian zat terlarut dalam satu miliar bagian larutan atau campuran.

$$1 \text{ ppb} = \frac{1}{1.000.000.000} = 10^{-9}$$

Dalam larutan cair (air) :

$$1 \text{ ppb} = 1 \mu\text{g/L}$$

Artinya 1 μg zat dalam 1 L air

Dalam massa :

$$1 \text{ ppb} = 1 \mu\text{g/kg}$$

Artinya 1 μg zat dalam 1 kg zat A

Hubungan satuan :

- 1 ppm = 1000 ppb
- 1 ppb = 0,001 ppm

Sebagai contoh, dalam 10 L air terdapat 50 mg zat X, maka konsentrasi larutan tersebut (dalam ppb) adalah

$$\begin{aligned} 50 \text{ mg} &= 50.000 \mu\text{g} \\ \text{ppb} &= 50.000 \mu\text{g} / 10 \text{ L} \\ &= 5000 \mu\text{g} / \text{L} = 5000 \text{ ppb} \end{aligned}$$

Contoh lain dalam massa, sebuah sampel tanah mengandung 15 μg logam Fe dalam 1 kg tanah, maka konsentrasi logam Fe (dalam ppb) adalah

$$\begin{aligned} \text{ppb} &= 15 \mu\text{g} / 1 \text{ kg} \\ &= 15 \mu\text{g} / \text{kg} = 15 \text{ ppb} \end{aligned}$$

6.2.2 Satuan Konsentrasi Kimia

Satuan konsentrasi kimia merupakan cara penyajian konsentrasi yang melibatkan perhitungan mol, sehingga memungkinkan analisis stoikiometri yang presisi dalam reaksi kimia (Petrucchi, *et al.*, 2017). Berbeda dengan satuan konsentrasi fisik yang hanya menggambarkan perbandingan massa dan volume, satuan konsentrasi kimia menghubungkan jumlah partikel zat terlarut dengan volume atau massa pelarut, yang

menjadi dasar perhitungan dalam hukum-hukum kimia fundamental (Chang & Goldsby, 2016).

1. Molaritas (M)

Molaritas adalah satuan konsentrasi yang menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam setiap liter larutan.

$$\text{Molaritas (M)} = \frac{n}{V(L)}$$

Keterangan:

M = Molaritas (mol/L)

n = Jumlah mol zat terlarut (mol)

V = Volume larutan (liter)

Sebagai contoh, sebanyak 1 mol NaCl dilarutkan dalam 1 L larutan, maka molaritasnya adalah

$$\begin{aligned}\text{Molaritas (M)} &= \frac{n}{V(L)} \\ &= \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \\ &= 1 \text{ mol/L atau 1 M}\end{aligned}$$

Rumus Molaritas dapat diuraikan menjadi

$$\text{Molaritas (M)} = \frac{g}{Mr} \times \frac{1000}{\text{mL}}$$

Keterangan:

M = Molaritas (mol/L)

g = Massa suatu zat (gram)

Mr = Massa molekul relatif

mL = Volume larutan (mL)

Sebagai contoh, sebanyak 4 g NaOH (Mr = 40) dilarutkan dalam 250 mL larutan, maka Molaritas larutan tersebut adalah

$$\begin{aligned}\text{Molaritas (M)} &= \frac{g}{Mr} \times \frac{1000}{\text{mL}} \\ &= \frac{4}{40} \times \frac{1000}{250} \\ &= 0,4 \text{ M}\end{aligned}$$

Jika dalam soal persen dan massa jenis suatu zat diketahui, maka rumus mencari Molaritasnya yaitu:

$$\text{Molaritas (M)} = \frac{\% \times \rho \times 10}{M_r}$$

Keterangan:

M = Molaritas (mol/L)

ρ = Massa jenis (g/mL)

M_r = Massa molekul relatif

% = Persen suatu zat

Sebagai contoh, kemolaran HCl 37% ($M_r = 36,5$) dengan massa jenis 1,19 g/mL adalah:

$$\begin{aligned}\text{Molaritas (M)} &= \frac{\% \times \rho \times 10}{M_r} \\ &= \frac{37 \times 1,19 \times 10}{36,5} \\ &= 12,06 \text{ M}\end{aligned}$$

2. Molalitas (m)

Molalitas (m) adalah satuan konsentrasi yang menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam setiap kilogram pelarut

$$\text{molalitas (m)} = \frac{n}{\text{massa pelarut (Kg)}}$$

Keterangan:

m = molalitas (mol/kg)

n = Jumlah mol zat terlarut (mol)

Massa pelarut = dalam kilogram (kg)

Sebagai contoh, 5 mol zat dilarutkan dalam 2 kg pelarut, maka molalitasnya adalah

$$\begin{aligned}\text{molalitas (m)} &= \frac{5 \text{ mol}}{2 \text{ kg}} \\ &= 2,5 \text{ mol/kg atau } 2,5 \text{ m}\end{aligned}$$

Rumus molalitas dapat diuraikan menjadi

$$\text{molalitas (m)} = \frac{g}{M_r} \times \frac{1000}{\text{massa pelarut (g)}}$$

Keterangan:

m = molalitas (mol/kg)

g = Massa suatu zat (gram)

M_r = Massa molekul relatif

Massa pelarut = dalam gram (g)

Sebagai contoh, sebanyak 10 g NaOH (M_r=40) dilarutkan dalam 200 g air, maka molalitasnya adalah

$$\begin{aligned} \text{molalitas (m)} &= \frac{10}{40} \times \frac{1000}{200} \\ &= 1,25 \text{ m} \end{aligned}$$

3. Normalitas (N)

Normalitas (N) didefinisikan sebagai jumlah ekuivalen zat terlarut per liter larutan.

$$N = \frac{\text{ekivalen zat terlarut}}{\text{volume larutan (L)}} \qquad N = \frac{\text{gram zat terlarut}}{\text{berat ekuivalen} \times \text{volume larutan (L)}}$$

$$N = \text{Molaritas} \times \text{valensi}$$

Sebagai contoh, sebanyak 49 g H₂SO₄ (M_r = 98) dilarutkan hingga 1 L, maka normalitasnya adalah

$$\text{Berat ekuivalen} = \frac{M_r}{\text{valensi}} = \frac{98}{2} = 49$$

$$N = \frac{\text{gram zat terlarut}}{\text{berat ekuivalen} \times \text{liter larutan}}$$

$$= \frac{49}{49 \times 1} = 1 \text{ N}$$

4. Fraksi Mol (x)

Fraksi mol adalah satuan konsentrasi yang menyatakan perbandingan ujumlah mol suatu komponen terhadap jumlah total mol seluruh komponen dalam larutan.

$$\text{Fraksi mol} = X_A = \frac{\text{Jumlah mol A}}{\text{Jumlah semua komponen}}$$

Fraksi mol zat terlarut =

$$\frac{\text{Jumlah mol zat terlarut}}{\text{Jumlah mol zat terlarut} + \text{jumlah mol zat pelarut}}$$

$$\text{Fraksi mol zat pelarut} = \frac{\text{Jumlah mol zat pelarut}}{\text{Jumlah mol zat terlarut} + \text{jumlah mol zat pelarut}}$$

$$\text{Fraksi mol zat terlarut} + \text{Fraksi mol zat pelarut} = 1$$

Sebagai contoh, 10 g urea ($M_r = 60$) dicampur dengan 90 g air. Maka fraksi mol masing-masing komponen adalah

$$\text{Mol urea (zat terlarut)} = \frac{10}{60} = 0,167 \text{ mol}$$

$$\text{Mol air (zat pelarut)} = \frac{90}{18} = 5 \text{ mol}$$

$$\text{Fraksi mol zat terlarut} = \frac{0,167}{0,167+5} = 0,032$$

$$\text{Fraksi mol zat pelarut} = \frac{5}{0,167+5} = 0,968$$

6.3 Pengenceran dan Pembuatan Larutan

6.3.1 Pengenceran Larutan

Pengenceran larutan merupakan proses penambahan pelarut ke dalam suatu larutan tanpa mengubah jumlah mol zat terlarut yang terkandung di dalamnya. Proses ini bertujuan untuk menurunkan konsentrasi larutan hingga mencapai nilai tertentu yang diinginkan. Secara konseptual, pengenceran tidak mengubah jumlah zat terlarut, melainkan hanya memperbesar volume larutan sehingga menyebabkan konsentrasinya menurun. Prinsip dasar pengenceran didasarkan pada kekekalan jumlah mol zat terlarut sebelum dan sesudah pengenceran (Chang & Goldsby, 2020). Secara matematis, prinsip pengenceran dinyatakan dalam persamaan berikut:

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

Di mana C_1 dan V_1 adalah konsentrasi dan volume larutan awal, sedangkan C_2 dan V_2 adalah konsentrasi dan volume setelah

pengenceran. Persamaan ini banyak digunakan dalam analisis laboratorium untuk menentukan volume larutan stok yang diperlukan dalam pembuatan larutan kerja dengan konsentrasi lebih rendah (Harris, 2020). Keakuratan hasil perhitungan sangat bergantung pada ketelitian dalam pengukuran volume dan penggunaan alat gelas yang tepat.

Sebagai contoh, larutan 2 M sebanyak 50 mL diencerkan menjadi 200 mL, maka konsentrasi akhirnya adalah

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$2 \text{ M} \times 50 \text{ mL} = M_2 \times 200 \text{ mL}$$

$$M_2 = \frac{2 \text{ M} \times 50 \text{ mL}}{200 \text{ mL}} = 0,5 \text{ M}$$

Pengenceran larutan sering dilakukan dalam berbagai prosedur analisis kimia, seperti titrasi, spektrofotometri, dan preparasi larutan standar. Kesalahan dalam proses pengenceran dapat menyebabkan deviasi hasil yang signifikan, sehingga diperlukan ketelitian tinggi dalam setiap tahapnya. Penguasaan teknik pengenceran yang benar merupakan kompetensi dasar yang harus dimiliki untuk menjamin validitas dan reproduktibilitas hasil eksperimen (Brown, *et al.*, 2021).

6.3.2 Teknik Pembuatan Larutan di Laboratorium

Pembuatan larutan di laboratorium merupakan prosedur dasar yang harus dilakukan dengan ketelitian tinggi untuk memperoleh konsentrasi yang akurat dan dapat direproduksi. Proses ini umumnya diawali dengan penimbangan zat terlarut menggunakan neraca analitik, diikuti dengan pelarutan dalam pelarut yang sesuai, dan pengenceran hingga volume tertentu menggunakan alat gelas ukur yang terkalibrasi. Ketelitian dalam setiap tahapan pembuatan larutan sangat menentukan kualitas data analisis yang dihasilkan, terutama dalam analisis kuantitatif. Oleh karena itu, prosedur standar operasional harus diikuti secara konsisten untuk meminimalkan kesalahan sistematis (Harris, 2020).

Penggunaan alat gelas seperti labu ukur (*volumetric flask*) menjadi sangat penting dalam memastikan ketepatan volume larutan. Larutan harus diencerkan hingga tanda batas (miniskus) dengan posisi mata sejajar untuk menghindari kesalahan

pembacaan. Selain itu, proses homogenisasi dilakukan dengan cara mengocok larutan secara perlahan sehingga zat terlarut tersebar secara merata di seluruh bagian larutan. Penggunaan teknik yang tepat dalam pembuatan larutan akan meningkatkan akurasi dan presisi hasil eksperimen. Hal ini menunjukkan bahwa aspek teknis memiliki peranan penting dalam keberhasilan analisis kimia (Chang & Goldsby, 2020). Pembuatan larutan juga harus memperhatikan faktor-faktor seperti kemurnian bahan kimia, suhu lingkungan, serta potensi kontaminasi dari alat atau lingkungan sekitar. Larutan standar, misalnya harus dibuat dari bahan dengan kemurnian tinggi dan disimpan dalam kondisi yang sesuai untuk menjaga kestabilannya. Kesalahan kecil dalam proses pembuatan larutan dapat berdampak besar terhadap hasil akhir, terutama dalam eksperimen yang membutuhkan ketelitian tinggi (Brown, *et al.*, 2021).

6.4 Aplikasi Konsentrasi Larutan

6.4.1 Aplikasi dalam Kehidupan Sehari-hari

Konsep konsentrasi larutan memiliki relevansi praktis yang sangat luas dalam kehidupan sehari-hari hingga proses industri (Petrucci, *et al.*, 2017). Dalam kehidupan sehari-hari, berbagai produk pembersih diformulasikan berdasarkan prinsip kimia larutan dan interaksi antarmolekul untuk meningkatkan efektivitas pembersihan (Chang & Goldsby, 2016). Pembentukan misel oleh surfaktan hanya terjadi ketika konsentrasi zat aktif mencapai nilai tertentu (*critical micelle concentration*), sehingga konsentrasi yang terlalu rendah dapat menurunkan efektivitas dalam mengangkat lemak dan minyak (Tro, 2021). Dalam bidang pangan, konsentrasi komponen gula, asam, dan garam berperan penting dalam menentukan sifat fisik dan kimia produk, termasuk cita rasa, tekstur, dan stabilitas (Atkins & de Paula, 2018). Selain itu, dalam praktik pengolahan makanan, variasi konsentrasi bahan seperti santan dapat memengaruhi kekentalan dan karakteristik sensori, yang berkaitan dengan prinsip dan sistem koloid (Sunarya, 2021).

6.4.2 Aplikasi dalam Laboratorium Kimia

Konsentrasi larutan memiliki peranan penting dalam analisis kimia kuantitatif, karena banyak metode analisis bergantung pada keakuratan larutan standar. Ketelitian dalam penyiapan larutan sangat memengaruhi hasil analisis, karena kesalahan kecil dalam konsentrasi dapat menyebabkan penyimpangan yang signifikan (Harris, 2020)

6.4.3 Aplikasi dalam Bidang Kesehatan

Penggunaan konsentrasi dan dosis obat dalam bidang kesehatan memerlukan ketelitian tinggi karena berpengaruh langsung terhadap efektivitas terapi dan keselamatan pasien (Sharma & Dunham, 2023). Kesalahan dalam perhitungan konsentrasi obat injeksi dapat berakibat fatal, karena dosis yang terlalu rendah tidak efektif mengobati penyakit, sedangkan dosis yang terlalu tinggi dapat menyebabkan keracunan atau efek samping tertentu. Pemahaman konsentrasi larutan sangat penting dalam interpretasi hasil pemeriksaan laboratorium klinis, seperti kadar glukosa darah dan kolesterol yang dinyatakan dalam satuan mg/dL atau mmol/L, yang digunakan sebagai dasar dalam diagnosis penyakit metabolik (Bishop, *et al.*, 2018). Aplikasi konsentrasi larutan dalam bidang kesehatan memiliki implikasi langsung terhadap kualitas pelayanan medis (Tariq, *et al.*, 2024)

6.4.4 Aplikasi dalam Lingkungan dan Industri

Dalam bidang lingkungan, konsentrasi larutan digunakan untuk mengukur tingkat pencemaran dan kualitas lingkungan, seperti kadar logam berat, nutrien, dan senyawa berbahaya dalam air, tanah, dan udara. Analisis ini penting untuk memantau kondisi lingkungan serta merancang strategi pengendalian pencemaran. Teknik analisis berbasis larutan memungkinkan penentuan konsentrasi zat pencemar dengan tingkat akurasi dan sensitivitas yang tinggi dalam berbagai sampel lingkungan (American Public Health Association (APHA), 2017).

Dalam sektor industri, konsentrasi larutan berperan dalam proses produksi, pengendalian kualitas, dan efisiensi reaksi kimia. Industri kimia, pangan, dan kosmetik sangat

bergantung pada pengaturan konsentrasi bahan baku untuk menghasilkan produk dengan kualitas yang konsisten. Konsentrasi zat berperan penting dalam kinetika reaksi dan kesetimbangan kimia, yang secara langsung memengaruhi laju reaksi dan komposisi sistem pada keadaan setimbang (Atkins, *et al.*, 2022).

DAFTAR PUSTAKA

- Alauhdin, M., 2020. *Kimia Analitik Dasar*. In: Semarang: UNNES PRESS.
- Allen, L. V. J. & Ansel, H. C., 2022. *Ansel's pharmaceutical calculations (16th ed.)*. Wolters Kluwer.
- American Public Health Association (APHA), A. W. W. A. (. & W. E. F. (., 2017. *Standard methods for the examination of water and wastewater (23rd ed.)*. APHA.
- Atkins, P. & de Paula, J., 2018. *Atkins' physical chemistry (11th ed.)*. In: Oxford University Press.
- Atkins, P., de Paula, J. & Keeler, J., 2022. *Atkins' physical chemistry (12th ed.)*. Oxford University Press.
- Bishop, M. L., Fody, E. P. & Schoeff, L. E., 2018. *Tietz fundamentals of clinical chemistry and molecular diagnostics (8th ed.)* Elsevie.
- Brady, J. E., Jespersen, N. D. & Hyslop, A., 2020. In: *Chemistry: The molecular nature of matter (7th ed.)*. Wiley.
- Brown, T. L. LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., & Stoltzfus, M. W., 2021. In: *Chemistry: The central science (15th ed.)*. Pearson.
- Chang, R. & Goldsby, K. A., 2016. *Chemistry (12th ed.)*. McGraw-Hill Education.
- Chang, R. & Goldsby, K. A., 2020. *Chemistry (14th ed.)*. McGraw-Hill Education.
- Harris, D. C., 2020. *Quantitative chemical analysis (10th ed.)*. W. H. Freeman.
- Haryono, H. E., 2019. *Kimia Dasar*. Yogyakarta: Deepublish.
- Hill, J. W., McCreary, T. W. & Kolb, D. K., 2023. In: *Chemistry for changing times (15th ed.)*. Pearson.
- Meher, A. K. & Zarouri, A., 2025. Green Analytical Chemistry-Recent Innovations. *Analitica*, 6(1), p. 10.
- Moran, L. A., Horton, H. R., Scrimgeour, K. G., Perry, M. D., & Rawn, J. D., 2021. In: *Principles of biochemistry (5th ed.)*. Pearson.
- OpenStax, 2018. In: *Biology 2e*. Texas: Rice University.
- Petrucci, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D. & Bissonnette, C., 2017. In: *General chemistry: Principles and modern applications (11th ed.)*. Pearson.

- Sharma, P. & Dunham, A., 2023. *Pharmacy calculations*. StatPearls (NCBI Bookshelf).
- Silberberg, M. & Amateis, P., 2021. *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change (9th ed)*. s.l.:McGraw-Hill Education.
- Sunarya, Y., 2021. In: *Kimia dasar: Prinsip-prinsip kimia modern*. Jakarta: Buku Kedokteran EGC.
- Tariq, R. A., Vashisht, R., Sinha, A. & Scherbak, Y., 2024. *Medication dispensing errors and prevention*. s.l.:StatPearls Publishing.
- Tro, N., 2021. *Chemistry: A molecular approach (6th ed.)*. Pearson.
- Zumdahl, S. S. & Zumdahl, S. A., 2019. *Chemistry (10th ed.)*. Cengage Learning.

BAB 7

KIMIA FISIKA

7.1 Definisi dan Ruang Lingkup Kimia Fisika

Kimia fisika adalah cabang ilmu kimia yang mempelajari penerapan prinsip-prinsip fisika untuk menjelaskan sifat, struktur, perubahan, dan interaksi materi pada tingkat atom, molekul, maupun sistem makroskopik. Cabang ilmu ini menghubungkan konsep-konsep dasar kimia, fisika, sehingga berbagai fenomena kimia dapat dianalisis, dijelaskan, dan diprediksi secara kuantitatif serta sistematis. Sehingga, kimia fisika menjadi landasan yang sangat penting dalam memahami perilaku zat, transformasi energi, serta berbagai proses kimia yang terjadi di alam maupun di laboratorium (Atkins & de Paula, 2018; Levine, 2014).

Ruang lingkup kimia fisika mencakup berbagai topik utama, antara lain termodinamika, termokimia, kinetika kimia, kesetimbangan kimia, elektrokimia, kimia kuantum, kimia permukaan, dan spektroskopi. Termodinamika mempelajari hubungan antara energi, kalor, dan kerja dalam suatu sistem. Kinetika kimia membahas laju reaksi dan mekanisme reaksi, sedangkan elektrokimia mengkaji hubungan antara reaksi kimia dengan energi listrik. Kimia kuantum menjelaskan struktur atom dan molekul berdasarkan prinsip mekanika kuantum. Keseluruhan topik tersebut saling berkaitan dan membentuk dasar teoritis dalam ilmu kimia modern (Castellan, 1983; Atkins & de Paula, 2018).

Peranan Kimia Fisika dalam Ilmu Farmasi

Kimia fisika memiliki peranan yang sangat penting dalam bidang farmasi karena berbagai sifat fisikokimia suatu obat menentukan keberhasilan terapi. Karakteristik seperti kelarutan, stabilitas, koefisien partisi, ukuran partikel, memengaruhi proses absorpsi, distribusi, metabolisme, dan ekskresi obat di dalam

tubuh. Oleh sebab itu, pemahaman terhadap prinsip kimia fisika menjadi dasar dalam pengembangan dan evaluasi sediaan farmasi (Sinko, 2016; Martin et al., 2011).

Dalam formulasi sediaan farmasi, kimia fisika digunakan untuk menentukan kompatibilitas bahan, meningkatkan kelarutan zat aktif, serta menjaga stabilitas produk selama penyimpanan. Prinsip termodinamika membantu dalam memprediksi kestabilan sistem, sedangkan kinetika kimia digunakan untuk memperkirakan laju degradasi obat dan menentukan umur simpan. Selain itu, konsep kesetimbangan berperan dalam formulasi larutan penyangga, sistem suspensi, dan emulsi (Martin et al., 2011).

Kimia fisika juga berperan dalam pengembangan sistem penghantaran obat modern, seperti nanopartikel, liposom, dan sistem pelepasan terkendali. Di bidang analisis farmasi, prinsip elektrokimia digunakan dalam pengukuran pH, potensiometri, dan pengembangan biosensor. Sehingga, kimia fisika menjadi salah satu ilmu dasar yang sangat diperlukan dalam pendidikan, penelitian, dan praktik kefarmasian (Sinko, 2016).

7.2 Besaran, Satuan, Dan Pengukuran

Setiap hasil pengukuran dinyatakan dalam dua komponen utama, yaitu nilai numerik dan satuan. Nilai numerik menunjukkan besar suatu kuantitas, sedangkan satuan berfungsi sebagai standar pembandingan yang digunakan dalam pengukuran. Sesuatu yang dapat diukur dan dinyatakan dengan nilai serta satuan disebut besaran. Dalam ilmu kimia fisika, besaran dan satuan merupakan dasar yang sangat penting karena seluruh pengamatan, perhitungan, dan analisis bergantung pada ketepatan pengukuran (Atkins & de Paula, 2018; Chang & Goldsby, 2016).

Besaran yang dapat diukur secara kuantitatif disebut besaran fisis, misalnya panjang, massa, waktu, suhu, dan volume. Sebaliknya, terdapat pula konsep yang belum dapat diukur secara objektif, seperti rasa, bau, atau emosi, sehingga tidak termasuk dalam kategori besaran fisis. Dalam kegiatan ilmiah,

hanya besaran fisis yang digunakan karena memiliki nilai yang terukur, dapat diuji (Serway & Jewett, 2018).

7.2.1 Sistem Satuan Internasional (SI)

Sistem Satuan Internasional (*International System of Units* atau SI) merupakan sistem satuan yang digunakan secara global dalam kegiatan ilmiah, industri, perdagangan, dan pendidikan. Sistem ini mulai diresmikan pada tahun 1960 oleh *General Conference on Weights and Measures* untuk menggantikan berbagai sistem satuan yang sebelumnya digunakan secara terpisah di berbagai negara (BIPM, 2019).

Keunggulan utama sistem SI adalah penggunaan desimal, sehingga konversi antar satuan menjadi lebih mudah dan sistematis. Sistem ini menggunakan awalan tertentu untuk menyatakan kelipatan maupun pecahan dari satuan dasar.

Tabel 7.1. Awalan Satuan dalam Sistem Internasional

Awalan	Simbol	Faktor
giga	G	10^9
mega	M	10^6
kilo	k	10^3
hekto	h	10^2
deka	da	10^1
desi	d	10^{-1}
senti	c	10^{-2}
mili	m	10^{-3}
mikro	μ	10^{-6}
nano	n	10^{-9}
piko	p	10^{-12}

7.2.2 Besaran Pokok dan Besaran Turunan

Besaran fisis dikelompokkan menjadi dua, yaitu besaran pokok dan besaran turunan. Besaran pokok adalah besaran yang satuannya ditetapkan secara mandiri dan tidak diturunkan dari besaran lain. Menurut Sistem Internasional, terdapat tujuh besaran pokok yang menjadi dasar seluruh pengukuran ilmiah (BIPM, 2019).

Tabel 7.2. Besaran Pokok dalam Sistem Internasional

Besaran Pokok	Satuan SI	Lambang
Panjang	meter	m
Massa	kilogram	kg
Waktu	sekon	s
Arus listrik	ampere	A
Suhu	kelvin	K
Jumlah zat	mol	mol
Intensitas cahaya	kandela	cd

Besaran turunan adalah besaran yang diperoleh dari kombinasi matematis satu atau lebih besaran pokok. Contoh besaran turunan yang sering digunakan dalam kimia fisika meliputi volume, tekanan, massa jenis, energi, kecepatan, dan konsentrasi (Atkins & de Paula, 2018)

Tabel 7.3. Contoh Besaran Turunan

Besaran Turunan	Satuan SI	Lambang
Luas	meter persegi	m ²
Volume	meter kubik	m ³
Kecepatan	meter per sekon	m/s
Tekanan	pascal	Pa
Energi	joule	J

7.2.3 Angka Penting dan Ketidakpastian Pengukuran

Setiap hasil pengukuran memiliki tingkat ketelitian tertentu yang dinyatakan melalui angka penting. Angka penting terdiri atas seluruh angka yang diketahui secara pasti ditambah satu angka taksiran. Penggunaan angka penting bertujuan untuk

menunjukkan tingkat keandalan hasil pengukuran (Skoog et al., 2018).

Sebagai contoh, hasil pengukuran massa sebesar 12,35 gram memiliki empat angka penting. Dalam operasi matematika, aturan angka penting harus diperhatikan agar hasil akhir tidak melebihi ketelitian data awal.

Ketidakpastian pengukuran dapat timbul akibat keterbatasan alat, metode, maupun pengamat. Dua parameter penting dalam evaluasi hasil pengukuran adalah akurasi dan presisi. Akurasi menunjukkan kedekatan hasil pengukuran terhadap nilai sebenarnya, sedangkan presisi menunjukkan konsistensi hasil pengukuran berulang (Serway & Jewett, 2018). Tujuan angka penting dan ketidakpastian diperlukan untuk menjamin validitas data eksperimen dan kualitas hasil penelitian dalam kimia fisika.

7.3 Sifat Gas

7.3.1 Pendahuluan

Gas merupakan salah satu wujud materi yang tidak memiliki bentuk maupun volume tetap. Partikel-partikel gas bergerak bebas ke segala arah dan akan mengisi seluruh ruang yang tersedia. Dibandingkan dengan zat padat dan zat cair, gaya tarik antarmolekul pada fase gas relatif sangat lemah sehingga partikel-partikelnya memiliki kebebasan gerak yang tinggi. Karakteristik tersebut menyebabkan gas memiliki sifat fisika yang berbeda dari wujud materi lainnya (Atkins & de Paula, 2018; Levine, 2014).

Sifat gas umumnya dinyatakan melalui tekanan, volume, suhu, dan jumlah zat. Hubungan antara besaran-besaran tersebut dijelaskan melalui hukum-hukum gas yang diperoleh berdasarkan hasil pengamatan eksperimental. Hukum-hukum tersebut kemudian menjadi landasan bagi pengembangan persamaan gas ideal dan teori kinetik gas.

7.3.2 Hukum-Hukum Gas

1. Hukum Boyle

Hukum Boyle menyatakan bahwa pada suhu dan jumlah gas yang tetap, volume gas berbanding terbalik dengan tekanannya. Sehingga, jika tekanan meningkat, volume gas akan menurun, dan sebaliknya. Hubungan tersebut dinyatakan sebagai berikut:

$PV = \text{konstan}$

atau

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

Hukum ini menunjukkan bahwa peningkatan tekanan menyebabkan molekul-molekul gas menempati ruang yang lebih kecil, sehingga frekuensi tumbukan terhadap dinding wadah meningkat (Atkins & de Paula, 2018).

2. Hukum Charles

Hukum Charles menyatakan bahwa pada tekanan tetap, volume gas berbanding lurus dengan suhu absolutnya. Sehingga, semakin tinggi suhu, semakin besar pula volume gas.

$$\frac{V}{T} = \text{Konstan}$$

atau

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Peningkatan suhu menyebabkan energi kinetik molekul bertambah, sehingga gerakan molekul menjadi lebih cepat dan volume gas meningkat (Levine, 2014).

3. Hukum Gay-Lussac

Hukum Gay-Lussac menyatakan bahwa pada volume tetap, tekanan gas berbanding lurus dengan suhu absolutnya. Semakin tinggi suhu, semakin besar tekanan gas.

$$\frac{P}{T} = \text{Konstan}$$

Peningkatan suhu menyebabkan energi kinetik molekul bertambah. Sehingga, frekuensi dan kekuatan tumbukan molekul terhadap dinding wadah meningkat, sehingga tekanan gas menjadi lebih besar (Chang & Goldsby, 2016).

4. Hukum Avogadro

Hukum Avogadro menyatakan bahwa pada suhu dan tekanan yang sama, volume gas berbanding lurus dengan jumlah mol gas.

$$\frac{V}{n} = \text{Konstan}$$

Hukum ini menjelaskan bahwa semakin banyak molekul gas yang terdapat dalam suatu wadah, semakin besar volume yang diperlukan. (Atkins & de Paula, 2018).

5. Persamaan Gas Ideal

Gabungan hukum Boyle, Charles, Gay-Lussac, dan Avogadro menghasilkan persamaan gas ideal sebagai berikut:

$$P V = n R T$$

dengan:

P = tekanan

V = volume

n = jumlah mol

R = konstanta gas

T = suhu mutlak

Persamaan gas ideal merupakan salah satu persamaan dasar dalam kimia fisika. Persamaan ini menggambarkan hubungan kuantitatif antara tekanan, volume, suhu, dan jumlah zat dalam suatu sistem gas. Persamaan tersebut memberikan pendekatan yang akurat pada kondisi tekanan rendah dan suhu tinggi, ketika gaya tarik antarmolekul serta volume molekul relatif dapat dianggap tidak signifikan (Levine, 2014).

7.3.3 Aplikasi Sifat Gas dalam Kimia Fisika

Konsep sifat gas memiliki peranan yang sangat penting dalam kimia fisika, baik dalam pengembangan teori maupun penerapannya pada berbagai bidang ilmu. Penerapan tersebut mencakup penentuan massa molekul relatif, kajian kinetika reaksi pada fase gas, analisis tekanan osmotik, serta perancangan berbagai proses industri yang melibatkan sistem gas.

Dalam bidang farmasi, prinsip-prinsip sifat gas dimanfaatkan dalam berbagai aspek formulasi dan produksi sediaan. Contohnya meliputi pengembangan sediaan aerosol,

inhaler dosis terukur, serta proses pengemasan produk steril dengan menggunakan gas inert untuk menjaga stabilitas dan kualitas produk (Sinko, 2016).

7.4 Termokimia

Termokimia merupakan cabang kimia fisika yang mempelajari perubahan energi yang terjadi selama reaksi kimia maupun perubahan fisika berlangsung. Setiap proses kimia selalu melibatkan perpindahan energi, baik dalam bentuk kalor maupun kerja. Ilmu ini menjelaskan jumlah energi yang diserap atau dilepaskan selama suatu proses, sehingga perubahan yang terjadi dalam sistem kimia dapat dianalisis secara kuantitatif (Atkins & de Paula, 2018; Levine, 2014).

Dalam kimia fisika, termokimia berperan penting sebagai dasar untuk mempelajari termodinamika, kinetika kimia, dan kesetimbangan kimia. Selain itu, konsep-konsep termokimia diterapkan secara luas dalam berbagai bidang, seperti industri kimia, teknologi material, dan ilmu farmasi. Penguasaan konsep termokimia sangat diperlukan untuk menjelaskan stabilitas senyawa, mekanisme reaksi, serta efisiensi berbagai proses kimia.

7.4.1 Energi, Kalor, dan Kerja

Energi adalah kemampuan suatu sistem untuk melakukan kerja atau menghasilkan perubahan. Dalam termokimia, energi internal merupakan jumlah seluruh energi yang dimiliki oleh partikel-partikel dalam sistem, meliputi energi kinetik dan energi potensial pada tingkat molekuler (Atkins & de Paula, 2018).

Kalor merupakan energi yang berpindah akibat adanya perbedaan suhu antara sistem dan lingkungan. Jika sistem menyerap kalor dari lingkungan, nilai kalor bernilai positif. Sebaliknya, apabila sistem melepaskan kalor ke lingkungan, nilai kalor bernilai negatif. Dalam sistem gas, kerja umumnya terjadi akibat perubahan volume terhadap tekanan luar. Hubungan antara kerja, kalor, dan perubahan energi internal dinyatakan melalui Hukum Pertama Termodinamika:

$$\Delta U = q + w$$

Persamaan tersebut menyatakan bahwa perubahan energi internal sistem sama dengan jumlah kalor yang diterima sistem dan kerja yang dilakukan terhadap sistem (Chang & Goldsby, 2016).

7.5 Keketimbangan Larutan

Keketimbangan larutan merupakan keadaan ketika reaksi berlangsung dua arah dengan laju yang sama, sehingga konsentrasi setiap komponen dalam larutan tetap konstan. Konsep ini sangat penting dalam kimia fisika karena menjelaskan berbagai fenomena yang terjadi dalam sistem larutan, seperti reaksi asam-basa, kelarutan, dan pembentukan endapan. Pemahaman mengenai keketimbangan larutan juga memiliki banyak penerapan dalam bidang farmasi, terutama dalam formulasi dan analisis sediaan obat (Atkins & de Paula, 2018; Levine, 2014).

7.5.1 Keketimbangan Asam-Basa

Keketimbangan asam-basa terjadi ketika asam atau basa terionisasi di dalam larutan. Besarnya ionisasi dinyatakan dengan tetapan ionisasi asam (K_a) atau tetapan ionisasi basa (K_b). Nilai tetapan ini menunjukkan kekuatan suatu asam atau basa. Semakin besar nilai tetapan ionisasi, semakin kuat sifat asam atau basa tersebut. Tujuan keketimbangan asam-basa sangat penting dalam perhitungan pH, pemilihan pelarut, dan perancangan formulasi farmasi yang stabil (Chang & Goldsby, 2016).

7.5.2 Hidrolisis Garam

Hidrolisis garam adalah reaksi antara ion-ion garam dengan air yang menyebabkan perubahan pH larutan. Garam yang berasal dari asam lemah atau basa lemah umumnya mengalami hidrolisis, sedangkan garam yang berasal dari asam kuat dan basa kuat umumnya tidak mengalami hidrolisis. Konsep ini penting dalam formulasi sediaan cair karena pH larutan sangat memengaruhi stabilitas dan kenyamanan penggunaan (Levine, 2014).

7.5.3 Larutan Penyangga

Larutan penyangga adalah larutan yang mampu mempertahankan pH relatif tetap meskipun ditambahkan sedikit asam, basa, atau air. Larutan ini biasanya terdiri atas asam lemah dan garamnya, atau basa lemah dan garamnya. Dalam bidang farmasi, larutan penyangga digunakan untuk menjaga kestabilan obat, meningkatkan kenyamanan penggunaan, serta mempertahankan efektivitas sediaan (Sinko, 2016).

7.5.4 Hasil Kali Kelarutan (Ksp)

Hasil kali kelarutan (Ksp) adalah tetapan kesetimbangan untuk senyawa ionik yang sukar larut dalam air. Nilai Ksp menunjukkan tingkat kelarutan suatu senyawa pada suhu tertentu. Konsep ini digunakan untuk memperkirakan kelarutan obat, mencegah pembentukan endapan, dan merancang sediaan farmasi yang stabil secara fisik (Atkins & de Paula, 2018).

7.5.5 Titrasi Asam-Basa

Titration asam-basa merupakan metode analisis yang digunakan untuk menentukan konsentrasi asam atau basa melalui reaksi netralisasi. Titik akhir titrasi dicapai ketika jumlah asam dan basa yang bereaksi berada dalam perbandingan stoikiometri. Metode ini banyak digunakan dalam analisis farmasi, terutama untuk penetapan kadar bahan aktif dan pengendalian mutu sediaan obat (Harris, 2020).

7.6 Aplikasi Kimia Fisika dalam Farmasi

Kimia fisika memiliki peranan penting dalam bidang farmasi, terutama dalam pengembangan, formulasi, produksi, dan evaluasi sediaan obat. Prinsip-prinsip kimia fisika digunakan untuk memahami sifat bahan obat, interaksi antara zat aktif dan bahan tambahan, serta faktor-faktor yang memengaruhi efektivitas dan kestabilan sediaan. Oleh karena itu, pemahaman kimia fisika sangat diperlukan dalam pengembangan produk farmasi yang aman, bermutu, dan efektif (Sinko, 2016).

7.6.1 Stabilitas Obat

Stabilitas obat adalah kemampuan suatu bahan aktif atau sediaan farmasi untuk mempertahankan identitas, kadar, mutu, dan kemurniannya selama penyimpanan. Stabilitas obat dipengaruhi oleh berbagai faktor, seperti suhu, pH, cahaya, kelembapan, dan oksigen. Pemahaman mengenai stabilitas sangat penting untuk menentukan umur simpan serta kondisi penyimpanan yang sesuai (Aulton & Taylor, 2018).

7.6.2 Disolusi

Disolusi adalah proses melarutnya zat aktif dari suatu sediaan ke dalam medium pelarut. Kecepatan disolusi dipengaruhi oleh ukuran partikel, luas permukaan, suhu, dan sifat fisikokimia zat aktif. Uji disolusi digunakan untuk menilai mutu sediaan serta memprediksi pelepasan obat di dalam tubuh (Sinko, 2016).

7.6.3 Bioavailabilitas

Bioavailabilitas adalah jumlah dan kecepatan zat aktif yang mencapai sirkulasi sistemik setelah pemberian obat. Parameter ini dipengaruhi oleh kelarutan, permeabilitas, stabilitas, dan formulasi obat. Bioavailabilitas yang baik diperlukan agar obat dapat memberikan efek terapi secara optimal (Shargel, Wu-Pong, & Yu, 2016).

7.6.4 Sistem Penghantaran Obat

Sistem penghantaran obat merupakan metode yang dirancang untuk menyalurkan obat ke tempat kerjanya dalam tubuh secara tepat dan terkendali. Tujuan utama sistem ini adalah meningkatkan efektivitas terapi, mengurangi efek samping, dan meningkatkan kenyamanan penggunaan obat (Allen, Popovich, & Ansel, 2021).

7.6.5 Nanoteknologi Farmasi

Nanoteknologi farmasi memanfaatkan partikel berukuran nanometer dalam pengembangan sediaan obat. Teknologi ini dapat meningkatkan kelarutan, stabilitas, bioavailabilitas, serta ketepatan penghantaran obat ke target. Penggunaan

nanoteknologi telah memberikan banyak kemajuan dalam pengembangan terapi modern (Jain, 2008).

Kimia fisika menjadi dasar dalam berbagai inovasi di bidang farmasi. Pemahaman yang baik terhadap konsep-konsep kimia fisika akan mendukung pengembangan sediaan obat yang lebih efektif, aman, dan berkualitas tinggi (Sinko, 2016).

DAFTAR PUSTAKA

- Allen, L. V., Popovich, N. G., & Ansel, H. C. (2021). *Ansel's Pharmaceutical Dosage Forms and Drug Delivery Systems* (12th ed.). Wolters Kluwer.
- Atkins, P., & de Paula, J. (2018). *Atkins' Physical Chemistry* (11th ed.). Oxford University Press.
- Aulton, M. E., & Taylor, K. M. G. (2018). *Aulton's Pharmaceutics: The Design and Manufacture of Medicines* (5th ed.). Elsevier.
- Bureau International des Poids et Mesures. (2019). *The International System of Units (SI)* (9th ed.). BIPM.
- Castellan, G. W. (1983). *Physical Chemistry* (3rd ed.). Addison-Wesley Publishing Company.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016). *Chemistry* (12th ed.). McGraw-Hill Education.
- Harris, D. C. (2020). *Quantitative Chemical Analysis* (10th ed.). W. H. Freeman.
- Jain, K. K. (2008). *The Handbook of Nanomedicine*. Humana Press.
- Levine, I. N. (2014). *Physical Chemistry* (6th ed.). McGraw-Hill Education.
- Martin, A., Sinko, P. J., & Singh, Y. (2011). *Martin's Physical Pharmacy and Pharmaceutical Sciences* (6th ed.). Lippincott Williams & Wilkins.
- McQuarrie, D. A., & Simon, J. D. (1997). *Physical Chemistry: A Molecular Approach*. University Science Books.
- Serway, R. A., & Jewett, J. W. (2018). *Physics for Scientists and Engineers* (10th ed.). Cengage Learning.
- Shargel, L., Wu-Pong, S., & Yu, A. B. C. (2016). *Applied Biopharmaceutics and Pharmacokinetics* (7th ed.). McGraw-Hill Education.
- Sinko, P. J. (2016). *Martin's Physical Pharmacy and Pharmaceutical Sciences*. Wolters Kluwer.
- Skoog, D. A., West, D. M., Holler, F. J., & Crouch, S. R. (2018). *Fundamentals of Analytical Chemistry* (9th ed.). Cengage Learning.

BAB 8

ELEKTROKIMIA

8.1 Pendahuluan

Ilmu elektrokimia merupakan spesialisasi dalam ilmu kimia yang membahas kaitannya energi listrik dengan energi kimia, terutama dalam sistem yang melibatkan perpindahan elektron melalui reaksi redoks (reduksi dan oksidasi) (Bard & Faulkner, 2001). Melalui proses ini, energi listrik dapat diperoleh dari suatu reaksi kimia, seperti pada sel galvanik, atau energi listrik juga dapat dimanfaatkan untuk memicu reaksi kimia yang tidak spontan, seperti dalam sel elektrolisis (Atkins & de Paula, 2014).

Reaksi redoks adalah inti dari elektrokimia karena melibatkan transfer elektron dari spesies yang mengalami oksidasi (hilang elektron) kepada spesies yang mengalami reduksi (mendapatkan elektron). Perpindahan elektron ini dapat digunakan untuk menghasilkan arus listrik apabila terjadi dalam sirkuit tertutup, yang menjadi prinsip fundamental dari berbagai alat elektrokimia (Brown et al., 2018).

Umumnya, sistem elektrokimia terdiri atas dua elektroda, yakni anoda dan katoda, serta medium penghantar ion yang berbentuk elektrolit. Di anoda terjadi suatu reaksi yang dinamakan reaksi oksidasi, sementara di katoda terjadi reaksi reduksi. Perbedaan potensial antara dua elektroda inilah yang menghasilkan arus listrik (Chang & Goldsby, 2016). Pemahaman mengenai potensial elektroda dan energi bebas Gibbs juga penting dalam menentukan arah dan spontanitas reaksi elektrokimia.

Elektrokimia memiliki peran yang sangat krusial dalam kehidupan kontemporer. Dalam sektor energi, sel bahan bakar dan teknologi baterai merupakan solusi utama untuk penyimpanan serta konversi energi yang lebih ramah lingkungan (Winter & Brodd, 2004). Dalam industri, elektrokimia digunakan untuk elektroplating (penyepuhan logam), pemurnian logam,

serta produksi senyawa kimia seperti klorin dan natrium hidroksida melalui proses elektrolisis (Housecroft & Sharpe, 2018).

Dalam bidang lingkungan, prinsip elektrokimia diterapkan pada pengolahan limbah cair dengan metode elektrokoagulasi dan elektrodegradasi, yang mampu mengurangi tingkat polutan berbahaya (Chen, 2004). Selain itu, di bidang kesehatan, elektrokimia memainkan peranan dalam pengembangan biosensor dan alat diagnostik yang berlandaskan reaksi elektrokimia, seperti sensor glukosa bagi pasien diabetes.

Fenomena korosi juga merupakan contoh krusial dari proses elektrokimia yang memiliki dampak besar terhadap infrastruktur dan ekonomi. Korosi muncul karena reaksi redoks antara logam dan lingkungan sekitarnya, yang menyebabkan degradasi material secara perlahan (Revie & Uhlig, 2008). Sehingga, pengetahuan mengenai elektrokimia juga penting untuk merancang teknik pencegahan korosi, seperti pelapisan pelindung dan perlindungan katodik.

Seiring dengan kemajuan teknologi yang cepat, elektrokimia semakin terlihat sebagai bidang yang penting, terutama dalam mendukung peralihan energi bersih, pengelolaan sumber daya mineral, dan inovasi material canggih. Dengan demikian, pemahaman tentang konsep elektrokimia sangat vital tidak hanya dalam ranah akademis, tetapi juga dalam aplikasi praktis yang berpengaruh langsung terhadap kehidupan manusia.

8.2 Konsep Dasar Elektrokimia

Elektrokimia berlandaskan pada pemahaman konsep reaksi reduksi-oksidasi, angka oksidasi, dan karakteristik larutan dalam menghantarkan arus listrik. Tiga konsep ini berfungsi sebagai dasar utama untuk menjelaskan cara energi kimia diubah menjadi energi listrik ataupun sebaliknya (Chang & Goldsby, 2016).

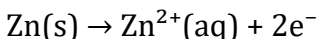
8.2.1 Reaksi Oksidasi dan Reduksi

Reaksi redoks (reduksi–oksidasi) merupakan reaksi kimia yang melibatkan perpindahan elektron dari satu spesies ke spesies lain. Oksidasi didefinisikan sebagai proses lepasnya suatu elektron, sedangkan reduksi adalah proses penerimaan suatu elektron (Brown et al., 2018). Proses reduksi dan oksidasi ini selalu terjadi secara bersamaan dalam suatu reaksi, sehingga tidak mungkin terjadi oksidasi tanpa reduksi.

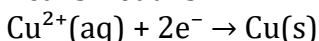
Dalam reaksi redoks, zat yang mengalami oksidasi disebut sebagai reduktor (pereduksi), sedangkan zat yang mengalami reduksi disebut sebagai oksidator (pengoksidasi). Pemahaman ini penting dalam analisis reaksi elektrokimia, terutama dalam menentukan arah aliran elektron.

Sebagai contoh:

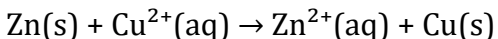
Reaksi oksidasi:



Reaksi reduksi:



Reaksi total:



Pada reaksi tersebut, seng (Zn) mengalami oksidasi dikarenakan melepaskan elektron, sedangkan ion tembaga (Cu^{2+}) mengalami reduksi karena menerima elektron. Reaksi ini merupakan dasar dari kerja sel galvanik yang menghasilkan arus listrik secara spontan (Atkins & de Paula, 2014).

8.2.2 Bilangan Oksidasi

Bilangan oksidasi atau biloks merupakan muatan semu yang dimiliki oleh suatu atom dalam senyawa atau ion, yang digunakan untuk melacak perpindahan elektron dalam reaksi redoks (Housecroft & Sharpe, 2018). Dengan menentukan bilangan oksidasi, kita dapat mengidentifikasi unsur mana yang mengalami oksidasi dan reduksi.

Beberapa aturan umum bilangan oksidasi antara lain:

1. Unsur bebas memiliki biloks 0 (misalnya Zn, Cu).

2. Logam golongan IA memiliki biloks +1, dan IIA +2.
3. Oksigen umumnya -2, kecuali dalam peroksida.
4. Hidrogen umumnya +1 (dengan nonlogam) dan -1 (dengan logam).

Dalam contoh reaksi sebelumnya:

1. Zn: dari 0 menjadi +2 → oksidasi
2. Cu: dari +2 menjadi 0 → reduksi

Perubahan bilangan oksidasi ini menunjukkan adanya transfer elektron yang menjadi ciri utama reaksi redoks (Chang & Goldsby, 2016).

8.2.3 Elektrolit dan Nonelektrolit

Larutan elektrolit adalah larutan yang dapat menghantarkan arus listrik sebab mengandung ion-ion yang bergerak bebas. Sebaliknya, larutan nonelektrolit tidak dapat menghantarkan arus listrik karena tidak menghasilkan ion dalam larutan (Brown et al., 2018).

Berdasarkan daya hantar listriknya, larutan dibedakan menjadi:

1. Elektrolit kuat
Terionisasi sempurna dalam larutan, sehingga menghasilkan banyak ion. Contoh: HCl, NaOH, NaCl.
2. Elektrolit lemah
Terionisasi sebagian, sehingga jumlah ion yang dihasilkan relatif sedikit. Contoh: CH_3COOH , NH_3 .
3. Nonelektrolit
Tidak terionisasi dalam larutan. Contoh: glukosa dan urea.

Kemampuan suatu larutan dalam menghantarkan listrik sangat penting dalam sistem elektrokimia, karena arus listrik dalam sel elektrokimia bergantung pada pergerakan ion dalam elektrolit.

Tabel 8.1. Klasifikasi Larutan Berdasarkan Daya Hantar Listrik
(Bard & Faulkner, 2001)

Jenis Larutan	Contoh Zat	Karakteristik Utama
Elektrolit Kuat	HCl, NaOH, NaCl	Terionisasi sempurna, konduktivitas tinggi
Elektrolit Lemah	CH ₃ COOH, NH ₃	Terionisasi sebagian, konduktivitas rendah
Nonelektrolit	Glukosa, Urea	Tidak menghasilkan ion, tidak menghantarkan listrik

8.3 Sel Elektrokimia

Sel elektrokimia adalah sistem yang memungkinkan konversi antara energi kimia dan energi listrik melalui reaksi redoks. Sistem ini terdiri dari dua elektroda (anoda dan katoda) serta elektrolit yang berfungsi sebagai medium perpindahan ion (Bard & Faulkner, 2001). Berdasarkan arah perubahan energi, sel elektrokimia dibedakan menjadi sel Galvani dan sel elektrolisis.

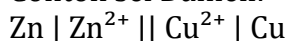
8.3.1 Sel Galvani (Volta)

Sel Galvani (atau sel Volta) adalah sel elektrokimia yang dapat menghasilkan energi listrik dari reaksi reduksi oksidasi yang spontan. Dalam sistem ini, energi kimia diubah menjadi energi listrik melalui aliran elektron dari anoda ke katoda (Atkins & de Paula, 2014).

Pada sel Galvani:

1. Anoda menjadi tempat terjadinya oksidasi (pelepasan elektron)
2. Katoda menjadi tempat terjadinya reduksi (penerimaan elektron)

Contoh sel Daniell:



Reaksi yang terjadi:

- Anoda: $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
- Katoda: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$

Elektron mengalir dari seng (Zn) ke tembaga (Cu) melalui rangkaian luar, sedangkan ion dalam larutan bergerak melalui jembatan garam untuk menjaga netralitas muatan. Sel Galvani menjadi dasar kerja baterai yang banyak digunakan dalam kehidupan sehari-hari (Chang & Goldsby, 2016).

8.3.2 Sel Elektrolisis

Sel elektrolisis merupakan sel elektrokimia yang memanfaatkan energi listrik untuk membuat reaksi redoks berlangsung tidak spontan. Dalam sistem ini, energi listrik diubah menjadi energi kimia (Brown et al., 2018).

Karakteristik utama sel elektrolisis:

1. Memerlukan sumber listrik eksternal
2. Reaksi tidak berlangsung secara spontan
3. Anoda tetap sebagai tempat oksidasi
4. Katoda sebagai tempat reduksi

Contoh penerapan sel elektrolisis meliputi:

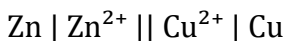
1. Elektrolisis air untuk menghasilkan hidrogen dan oksigen
2. Penyepuhan logam (*electroplating*)
3. Pemurnian logam, seperti tembaga

Teknologi elektrolisis memiliki peran penting dalam industri kimia dan metalurgi modern (Housecroft & Sharpe, 2018).

8.3.3 Notasi Sel Elektrokimia

Notasi sel elektrokimia digunakan untuk merepresentasikan susunan suatu sel dalam bentuk simbolik. Notasi ini mempermudah dalam memahami arah reaksi dan proses yang terjadi dalam sel.

Contoh notasi sel Daniell:



Keterangan:

- Tanda | menunjukkan batas antar fase
- Tanda || menunjukkan jembatan garam
- Bagian kiri menunjukkan anoda (oksidasi)

- Bagian kanan menunjukkan katoda (reduksi)

Notasi ini penting dalam analisis dan perhitungan potensial sel elektrokimia (Atkins & de Paula, 2014).

8.4 Potensial Elektrode Standar

Potensial elektrode standar (E°) menjadi ukuran kecenderungan suatu spesies untuk mengalami reduksi dalam kondisi standar (25°C, tekanan 1 atm, dan konsentrasi 1 M). Nilai ini digunakan untuk menentukan apakah suatu reaksi redoks berlangsung secara spontan atau tidak (Bard & Faulkner, 2001).

Hubungan antara potensial sel dan potensial elektroda dinyatakan dengan persamaan:

$$E_{\text{sel}}^\circ = E_{\text{katoda}}^\circ - E_{\text{anoda}}^\circ$$

Jika nilai E_{sel}° bernilai positif, maka reaksi berlangsung spontan. Sebaliknya, jika bernilai negatif, reaksi tidak spontan. Sebagai contoh pada sel Daniell:

$$E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34 \text{ V}$$

$$E^\circ \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ V}$$

Maka diperoleh:

$$E_{\text{sel}}^\circ = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$$

Nilai positif ini menunjukkan bahwa reaksi berlangsung secara spontan.

Tabel 8.2. Potensial Elektrode Standar (Chang & Goldsby, 2016)

Pasangan Redoks	Nilai E° (V)
Cu^{2+}/Cu	+0,34
Zn^{2+}/Zn	-0,76
Ag^+/Ag	+0,80
Fe^{2+}/Fe	-0,44

Semakin tinggi nilai potensial reduksi standar, semakin besar kecenderungan zat tersebut mengalami reduksi.

Sebaliknya, nilai yang lebih negatif menunjukkan kecenderungan zat untuk mengalami oksidasi.

8.5 Hukum Faraday tentang Elektrolisis

Hukum Faraday menjelaskan hubungan kuantitatif antara jumlah listrik yang digunakan dalam proses elektrolisis dengan massa zat yang dihasilkan atau diendapkan pada elektroda. Hukum ini menjadi dasar dalam perhitungan elektrokimia, khususnya pada proses industri seperti elektroplating dan pemurnian logam (Bard & Faulkner, 2001).

8.5.1 Hukum Faraday I

Hukum Faraday I menjelaskan bahwa massa suatu zat yang dihasilkan pada elektroda selama elektrolisis berbanding lurus dengan jumlah muatan listrik yang mengalir melalui larutan. Secara matematis dinyatakan sebagai:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{n \cdot F}$$

Persamaan ini menunjukkan bahwa semakin besar arus listrik (I) dan semakin lama waktu (t), maka massa zat (m) yang dihasilkan juga semakin besar (Chang & Goldsby, 2016).

8.5.2 Hukum Faraday II

Hukum Faraday II menyatakan bahwa massa zat yang dihasilkan oleh jumlah listrik yang sama akan sebanding dengan massa ekivalen zat tersebut. Massa ekivalen diperoleh dari perbandingan antara massa molar (M) dengan jumlah elektron yang terlibat dalam reaksi (n).

Dengan kata lain, zat yang membutuhkan lebih sedikit elektron untuk direduksi akan diendapkan dalam jumlah massa yang lebih besar untuk jumlah muatan listrik yang sama (Atkins & de Paula, 2014).

Hukum Faraday sangat penting dalam aplikasi industri, seperti perhitungan ketebalan lapisan logam pada proses elektroplating dan efisiensi proses elektrolisis (Housecroft & Sharpe, 2018).

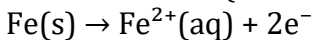
8.6 Korosi dan Pencegahannya

Korosi merupakan proses degradasi atau kerusakan logam karena reaksi kimia atau elektrokimia dengan lingkungannya. Proses ini umumnya melibatkan oksidasi logam menjadi ionnya, yang menyebabkan penurunan kualitas dan kekuatan material (Revie & Uhlig, 2008).

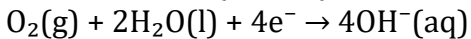
8.6.1 Proses Terjadinya Korosi

Korosi adalah proses elektrokimia yang melibatkan reaksi redoks. Sebagai contoh, pada korosi besi:

1. Reaksi oksidasi (anoda):



2. Reaksi reduksi (katoda):



Ion Fe^{2+} yang terbentuk kemudian bereaksi lebih lanjut membentuk karat ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$). Proses ini berlangsung terus-menerus selama terdapat air dan oksigen di lingkungan (Brown et al., 2018).

8.6.2 Faktor yang Mempengaruhi Korosi

Faktor-faktor yang mempengaruhi laju korosi antara lain:

1. Air dan oksigen
Kehadiran air dan oksigen mempercepat reaksi korosi karena keduanya berperan dalam reaksi elektrokimia.
2. Elektrolit
Larutan yang mengandung ion (seperti air laut) meningkatkan konduktivitas dan mempercepat korosi.
3. Suhu
Suhu yang lebih tinggi meningkatkan laju reaksi kimia, termasuk korosi.
4. pH lingkungan
Lingkungan asam cenderung mempercepat korosi dibandingkan lingkungan netral atau basa.

Faktor-faktor ini sangat penting dalam menentukan ketahanan material terhadap lingkungan tertentu (Revie & Uhlig, 2008).

8.6.3 Metode Pencegahan Korosi

Upaya pencegahan korosi bertujuan untuk memperlambat atau menghentikan proses oksidasi logam. Beberapa metode yang umum digunakan adalah:

1. Pengecatan
Melapisi permukaan logam dengan cat untuk mencegah kontak langsung dengan udara dan air.
2. Galvanisasi
Suatu logam dilapisi dengan seng (Zn) yang lebih mudah teroksidasi, sehingga melindungi logam utama.
3. Proteksi katodik
Menghubungkan logam dengan logam lain yang lebih reaktif (anoda korban), sehingga logam utama tidak mengalami oksidasi.
4. Pelapisan logam (electroplating)
Melapisi logam dengan logam lain yang lebih tahan korosi, seperti krom atau nikel.
5. Penggunaan paduan logam
Menggunakan logam campuran (alloy) yang lebih tahan terhadap korosi, seperti stainless steel.

Metode-metode ini banyak digunakan dalam industri konstruksi, transportasi, dan energi untuk meningkatkan umur pakai material (Housecroft & Sharpe, 2018).

8.7 Aplikasi Elektrokimia dalam Kehidupan Sehari-hari

Elektrokimia memiliki berbagai aplikasi praktis yang sangat dekat dengan kehidupan manusia. Pemanfaatan prinsip reaksi redoks dalam sistem elektrokimia memungkinkan pengembangan teknologi yang mendukung kebutuhan energi, industri, kesehatan, dan lingkungan (Winter & Brodd, 2004).

8.7.1 Baterai dan Aki

Baterai dan aki adalah contoh paling umum dari sel Galvani yang mengubah energi kimia menjadi energi listrik. Baterai dimanfaatkan pada alat elektronik seperti ponsel, laptop, dan jam tangan, sedangkan aki banyak digunakan pada kendaraan bermotor.

Aki (accumulator), seperti aki timbal-asam, bekerja melalui reaksi redoks antara timbal (Pb), timbal dioksida (PbO_2), dan larutan asam sulfat. Sistem ini dapat diisi ulang, sehingga termasuk dalam kategori baterai sekunder (Atkins & de Paula, 2014).

8.7.2 Elektroplating

Elektroplating adalah proses pelapisan logam menggunakan prinsip elektrolisis. Dalam proses ini, logam dilapiskan pada permukaan benda lain untuk meningkatkan ketahanan terhadap korosi, memperbaiki penampilan, serta meningkatkan sifat mekanik.

Contoh aplikasi elektroplating meliputi pelapisan emas pada perhiasan, krom pada komponen kendaraan, dan nikel pada peralatan rumah tangga. Proses ini sangat penting dalam industri manufaktur modern (Housecroft & Sharpe, 2018).

8.7.3 Elektrometalurgi

Elektrometalurgi adalah cabang metalurgi yang menggunakan prinsip elektrokimia untuk mengekstraksi dan memurnikan logam. Proses ini banyak digunakan dalam produksi logam reaktif seperti aluminium melalui elektrolisis lelehan alumina, serta pemurnian tembaga secara elektrolitik.

Metode ini menghasilkan logam dengan kemurnian tinggi dan menjadi bagian penting dalam industri pertambangan dan material (Chang & Goldsby, 2016).

8.7.4 Sel Bahan Bakar

Sel bahan bakar (*fuel cell*) merupakan perangkat elektrokimia yang menghasilkan energi listrik melalui reaksi antara bahan bakar (umumnya hidrogen) dan oksigen. Berbeda

dengan baterai, sel fuel cell ini dapat menghasilkan listrik secara terus-menerus selama pasokan bahan bakar tersedia.

Reaksi umum pada sel bahan bakar hidrogen:

- Anoda: $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$
- Katoda: $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Sel bahan bakar dianggap sebagai teknologi energi bersih karena produk samping utamanya adalah air (Winter & Brodd, 2004).

8.7.5 Sensor Elektrokimia

Sensor elektrokimia digunakan untuk mendeteksi zat kimia tertentu berdasarkan respon listrik yang dihasilkan dari reaksi kimia. Salah satu contoh yang paling umum adalah glukometer, yang digunakan untuk mengukur kadar glukosa dalam darah.

Sensor ini bekerja berdasarkan reaksi enzimatik yang menghasilkan arus listrik yang sebanding dengan konsentrasi zat yang diukur. Teknologi ini sangat penting dalam bidang kesehatan dan diagnostik medis (Wang, 2006).

8.8 Elektrokimia dalam Teknologi Modern

Perkembangan elektrokimia sangat pesat dalam teknologi modern. Salah satu contohnya adalah baterai lithium-ion yang digunakan pada perangkat elektronik dan kendaraan listrik. Baterai ini memiliki densitas energi tinggi, efisiensi yang baik, serta umur pakai yang panjang (Tarascon & Armand, 2001). Selain itu, superkapasitor dikembangkan sebagai perangkat penyimpan energi dengan kemampuan pengisian dan pelepasan energi yang sangat cepat. Teknologi ini digunakan dalam sistem transportasi dan perangkat elektronik canggih.

Elektrokimia juga berperan dalam pengembangan kendaraan listrik (electric vehicles/EV) yang menjadi solusi untuk mengurangi emisi gas rumah kaca. Selain itu, teknologi berbasis hidrogen, seperti fuel cell, menjadi alternatif energi masa depan yang lebih ramah lingkungan.

8.9 Elektrokimia dan Energi Berkelanjutan

Elektrokimia memiliki peran strategis dalam mendukung energi berkelanjutan. Salah satu kontribusinya adalah dalam sistem penyimpanan energi, seperti baterai skala besar untuk menyimpan energi dari sumber terbarukan (matahari dan angin).

Selain itu, elektrokimia digunakan dalam produksi hidrogen hijau melalui elektrolisis air menggunakan energi terbarukan. Hidrogen ini dapat digunakan sebagai bahan bakar bersih dalam berbagai sektor energi.

Teknologi elektrokimia juga berkontribusi dalam pengolahan limbah dan pengurangan polusi melalui proses elektrokimia yang ramah lingkungan (Chen, 2004). Oleh karena itu, elektrokimia menjadi salah satu pilar penting dalam transisi menuju sistem energi yang berkelanjutan.

8.10 Kesimpulan

Elektrokimia merupakan cabang ilmu kimia yang mempelajari hubungan antara energi listrik dan energi kimia melalui reaksi redoks. Ilmu ini tidak hanya penting secara teoritis, tetapi juga memiliki aplikasi luas dalam kehidupan sehari-hari, industri, dan teknologi modern.

Peran elektrokimia semakin signifikan dalam pengembangan energi berkelanjutan, seperti baterai, sel bahan bakar, dan produksi hidrogen hijau. Dengan kemajuan teknologi, elektrokimia diharapkan terus memberikan solusi inovatif terhadap tantangan energi dan lingkungan di masa depan.

DAFTAR PUSTAKA

- Atkins, P. & de Paula, J., 2014. *Physical Chemistry*. 10th ed. Oxford: Oxford University Press.
- Atkins, P. & Jones, L., 2010. *Chemical Principles*. New York: W.H. Freeman.
- Bard, A.J. & Faulkner, L.R., 2001. *Electrochemical Methods: Fundamentals and Applications*. 2nd ed. New York: Wiley.
- Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E., Murphy, C.J. & Woodward, P.M., 2018. *Chemistry: The Central Science*. 14th ed. Boston: Pearson.
- Chang, R. & Goldsby, K., 2016. *Chemistry*. 12th ed. New York: McGraw-Hill Education.
- Chen, G., 2004. Electrochemical technologies in wastewater treatment. *Separation and Purification Technology*, 38(1), pp.11–41.
- Housecroft, C.E. & Sharpe, A.G., 2018. *Inorganic Chemistry*. 5th ed. Harlow: Pearson.
- Petrucchi, R.H., Herring, F.G., Madura, J.D. & Bissonnette, C., 2017. *General Chemistry: Principles and Modern Applications*. 11th ed. Harlow: Pearson.
- Revie, R.W. & Uhlig, H.H., 2008. *Corrosion and Corrosion Control*. 4th ed. Hoboken: Wiley.
- Skoog, D.A., West, D.M., Holler, F.J. & Crouch, S.R., 2014. *Fundamentals of Analytical Chemistry*. 9th ed. Boston: Cengage Learning.
- Tarascon, J.M. & Armand, M., 2001. Issues and challenges facing rechargeable lithium batteries. *Nature*, 414(6861), pp.359–367.
- Wang, J., 2006. *Analytical Electrochemistry*. 3rd ed. Hoboken: Wiley.
- Winter, M. & Brodd, R.J., 2004. What are batteries, fuel cells, and supercapacitors?. *Chemical Reviews*, 104(10), pp.4245–4270.

BAB 9

HIDROKARBON

9.1 Pendahuluan

Sebagian besar senyawa kimia yang ada di alam saat ini baik alami maupun sintesis merupakan senyawa organik. Dari bahan makanan, obat-obatan, material, bahan bakar hingga jaringan tubuh dan sistem metabolisme makhluk hidup, semuanya mengandung senyawa karbon. Dalam persenyawaannya, atom karbon umumnya berikatan dengan hidrogen dan heteroatom lainnya seperti oksigen, nitrogen, sulfur, dan unsur golongan halida (Mann, 2021; Shankar, Mam and Jain, 2024).

Senyawa karbon dapat berupa rantai lurus, rantai cabang dan siklik. Kemampuan berikatan atom karbon ini melahirkan keragaman senyawa organik yang tidak terhingga, mulai dari senyawa sederhana golongan hidrokarbon hingga senyawa polifungsi dengan arsitektur struktur yang kompleks (Burrows et al., 2021).

9.2 Klasifikasi Senyawa Hidrokarbon

Senyawa organik yang paling sederhana adalah golongan hidrokarbon. Unsur penyusunnya hanya karbon dan hidrogen saja. Walaupun penyusunnya hanya dua macam unsur saja, tetapi keragaman senyawa yang dihasilkan sangat tinggi, mulai dari senyawa sederhana metan hingga senyawa polisiklik aromatik seperti naftalen, dan antrasen.

Golongan hidrokarbon diklasifikasikan sebagai berikut (Crowe and Bradshaw, 2021):

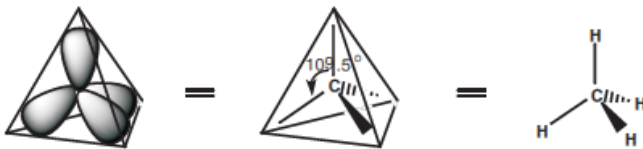
1. Hidrokarbon jenuh (alkana), memiliki ikatan tunggal dan deret homolognya ditandai dengan akhiran -ana.
2. Hidrokarbon tidak jenuh, dapat berupa alkena bila memiliki minimal satu ikatan rangkap dua dan alkuna bila memiliki

minimal satu ikatan rangkap tiga. Deret homolognya ditandai dengan akhiran -ena dan -una.

3. Hidrokarbon siklik, hidrokarbon jenuh dengan satu atau lebih struktur siklik.
4. Hidrokarbon aromatik, hidrokarbon yang memiliki minimal satu cincin aromatik.

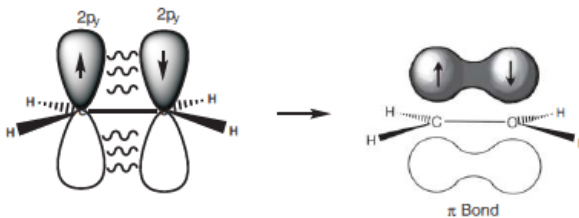
9.3 Geometri Senyawa Hidrokarbon

Berdasarkan teori tolakan pasangan electron valensi (VSEPR), model geometri dari molekul hidrokarbon yang paling sederhana, metana (CH_4), berupa tetrahedral (Gillespie and Robinson, 1996). Atom pusat karbon berikatan kovalen bersama empat atom hidrogen dengan sudut ikatan sebesar $109,28^\circ$ (Winter, 2016).



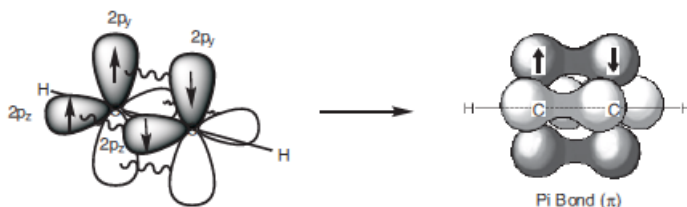
Gambar 9.1. Geometri tetrahedral dari molekul metana
(Sumber : Patrick, 2004)

Molekul etena membentuk suatu bidang planar dari satu ikatan sigma antar karbon-karbon dan dua ikatan sigma karbon-hidrogen dengan sudut ikatan 120° . Sedangkan satu ikatan pi berorientasi tegak lurus terhadap bidang planar pada sumbu y, menghasilkan ikatan rangkap bersama ikatan sigma karbon-karbon (Winter, 2016).



Gambar 9.2. Bentuk planar dari molekul etena ditambah dengan ikatan pi yang tegak lurus bidang planar.
(Sumber : Patrick, 2004)

Pada molekul etuna, satu ikatan sigma antar karbon dan satu ikatan sigma karbon-hidrogen membentuk model molekul linear dengan sudut 180° . Dua ikatan pi membentuk ikatan rangkap tiga dengan ikatan sigma karbon-karbon. Kedua ikatan pi berorientasi tegak lurus satu sama lain pada bidang y dan z (Winter, 2016).



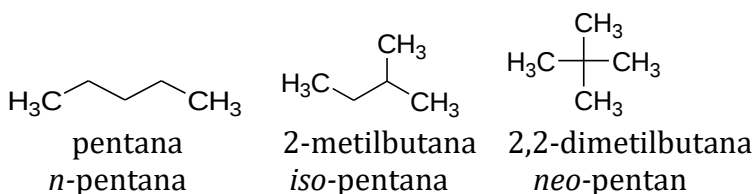
Gambar 9.3. Bentuk linear molekul etuna dengan dua ikatan pi yang tegak lurus satu sama lain.
(Sumber : Patrick, 2004)

9.4 Tata Nama Senyawa Hidrokarbon

Metana termasuk dalam kelompok alkana dengan rumus umum C_nH_{2n+2} . Rumus ini berlaku untuk semua alkana yang memiliki rantai lurus. Namun, jika ada percabangan pada rantai utama, rumus ini hanya dapat digunakan ketika n lebih besar dari 3.

Sistem tatanama alkana mengikuti aturan IUPAC dengan ketentuan sebagai berikut:

1. Rantai karbon terpanjang ditetapkan sebagai rantai induk.
2. Rantai yang lebih pendek diidentifikasi sebagai rantai samping. Akhiran -an pada rantai ini diganti menjadi -il.
3. Penomoran rantai induk dibuat sedemikian rupa sehingga rantai-rantai samping mendapatkan penomoran sekecil mungkin.
4. Nomor dan nama gugus samping disebutkan sebelum rantai induk.
5. Jika terdapat lebih dari satu gugus samping yang serupa, maka diidentifikasi menggunakan awalan di- dan tri- serta diberi nomor untuk setiap gugus samping.
6. Penyebutan gugus samping sebelum rantai induk diurutkan secara alfabetis.



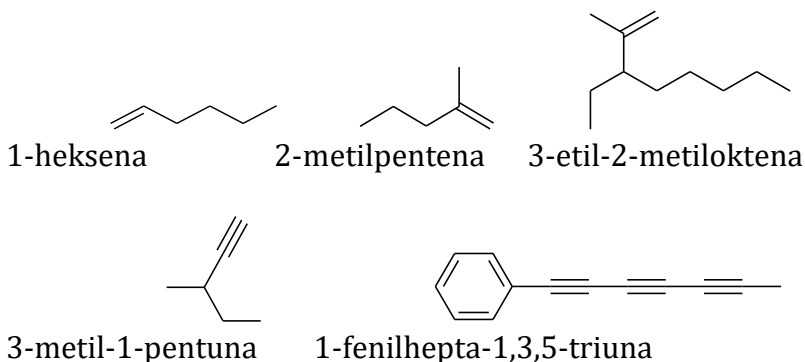
Tabel 9.1. Deret homolog alkana

Nama IUPAC	Rumus Struktur	Rumus Molekul
Metana	CH ₄	CH ₄
Etana	CH ₃ CH ₃	C ₂ H ₆
Propan	CH ₃ CH ₂ CH ₃	C ₃ H ₈
Butan	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃	C ₄ H ₁₀
Pentana	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	C ₅ H ₁₂
Heksana	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	C ₆ H ₁₄
Heptana	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	C ₇ H ₁₆
Oktana	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	C ₈ H ₁₈
Nonana	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂	C ₉ H ₂₀
Dekana	CH ₂ CH ₃ CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	C ₁₀ H ₂₂

Sumber: (Solomons, Fryhle and Snyder, 2016)

Tatacara penamaan yang lebih kompleks berlaku untuk alkana dan alkuna. Ketentuannya sebagai berikut:

1. Identifikasi rantai karbon terpanjang yang menempatkan ikatan rangkap pada penomoran karbon yang terendah.
2. Penomoran ikatan rangkap didapatkan dari karbon dengan nomor yang lebih rendah.
3. Beri nama pada cabang atau substituen yang terikat pada ikatan rangkap sesuai penamaan pada alkana.
4. Beri nomor pada karbon, beri nama dan nomor pada cabang atau substituen, identifikasi ikatan rangkap dan nama rantai induk.



Tabel 9.2. Deret homolog alkena dan alkuna

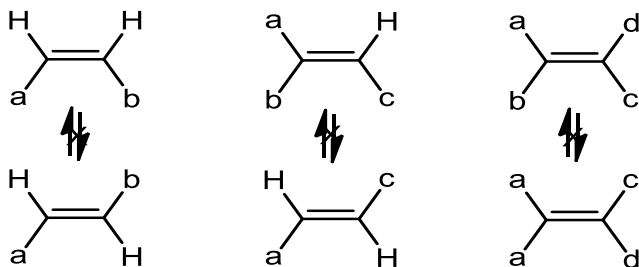
Homolog Alkena	Homolog Alkuna	Rumus Molekul Alkena	Rumus Molekul Alkuna
Etena	Etuna	C ₂ H ₄	C ₂ H ₂
Propena	Propuna	C ₃ H ₆	C ₃ H ₄
Butena	Butuna	C ₄ H ₈	C ₄ H ₆
Pentena	Pentuna	C ₅ H ₁₀	C ₅ H ₈
Heksena	Heksuna	C ₆ H ₁₂	C ₆ H ₁₀
Heptena	Heptuna	C ₇ H ₁₄	C ₇ H ₁₂
Oktena	Oktuna	C ₈ H ₁₆	C ₈ H ₁₄
Nonena	Nonuna	C ₉ H ₁₈	C ₉ H ₁₆
Dekena	Dekuna	C ₁₀ H ₂₀	C ₁₀ H ₁₈

Sumber: (Solomons, Fryhle and Snyder, 2016)

9.5 Isomeri Alkena

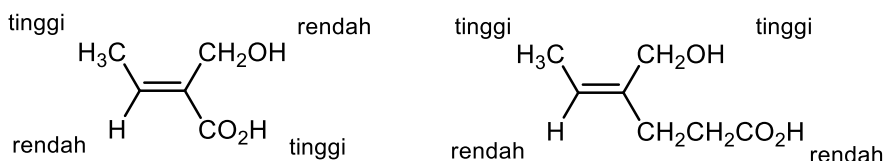
Dalam keadaan terhibridisasi sp^2 , dua atom karbon beserta atom atau gugus yang terikat langsung padanya cenderung berada pada satu bidang yang sama. Susunan tersebut menghasilkan geometri planar di sekitar ikatan rangkap. Ikatan rangkap memiliki hambatan rotasi yang tinggi, umumnya melebihi 50 kkal/mol (Kleinpeter, Klod and Rudorf, 2004). Jika substituen pada masing-masing atom karbon berbeda, maka dapat terbentuk dua struktur molekul yang berlainan karena

kedua struktur tersebut tidak mudah saling berinterkonversi. Keduanya merupakan isomer satu sama lain dengan sifat fisika serta sifat kimia yang berbeda.



Penamaan isomer alkena umumnya dilakukan dengan dua sistem (Carey and Sundberg, 2007). Jika setiap atom karbon pada ikatan rangkap hanya mengikat satu substituen, maka digunakan istilah *cis* dan *trans*. Isomer *cis* menunjukkan kedua substituen berada pada sisi yang sama terhadap bidang ikatan rangkap. Sebaliknya, isomer *trans* menunjukkan kedua substituen berada pada sisi yang berlawanan.

Apabila salah satu atom karbon mengikat lebih dari satu substituen, penggunaan istilah *cis-trans* sering menjadi tidak relevan. Dalam kondisi tersebut digunakan sistem penamaan *E/Z* yang bersifat lebih umum dan tidak ambigu. Sistem ini dapat diterapkan pada semua alkena. Sistem tersebut juga sesuai digunakan untuk senyawa dengan substituen sederhana maupun kompleks. Huruf Z berasal dari kata Jerman *zusammen* yang berarti bersama, sedangkan huruf *E* berasal dari kata *entgegen* yang berarti berlawanan.



Penentuan konfigurasi *E/Z* didasarkan pada aturan prioritas Cahn–Ingold–Prelog. Prioritas substituen mula-mula ditetapkan berdasarkan nomor atom. Atom dengan nomor atom

lebih besar memperoleh prioritas lebih tinggi. Jika atom pertama identik, maka dilakukan perbandingan terhadap atom berikutnya hingga ditemukan perbedaan. Ikatan rangkap dan ikatan rangkap tiga diperlakukan seolah-olah atom tersebut berikatan dengan dua atau tiga atom yang sama. Perbedaan pertama yang ditemukan menjadi dasar penetapan prioritas. Setelah prioritas ditentukan, isomer dengan dua substituen berprioritas tertinggi yang berada pada sisi yang sama dari ikatan rangkap disebut isomer *Z*. Sebaliknya, jika kedua substituen berprioritas tertinggi berada pada sisi berlawanan, maka senyawa tersebut diklasifikasikan sebagai isomer *E*.

9.6 Sifat Fisik Senyawa Hidrokarbon

9.6.1 Sifat Fisik Alkana

Alkana yang hanya terdiri dari atom karbon dan hidrogen memiliki perbedaan keelektronegatifan sebesar 0,3 berdasarkan skala Pauling, menjadikannya senyawa nonpolar (Dutta et al., 2022). Interaksi antar molekul dalam alkana ini hanya mengandalkan gaya London yang lemah (Hunter, 2013). Oleh karena itu, alkana tidak dapat larut dalam air, tetapi dapat larut dalam pelarut nonpolar.

Alkana mempunyai densitas lebih rendah daripada air, yaitu sekitar 0,5–0,8 g/mL pada suhu ruang (Schultz and Kofke, 2010). Secara umum, senyawa ini juga memiliki titik leleh dan titik didih yang rendah. Pada suhu kamar, alkana dengan satu hingga empat atom karbon berada dalam fase gas, sedangkan alkana yang mengandung lima sampai tujuh belas atom karbon berada dalam fase cair. Alkana dengan jumlah atom karbon lebih banyak umumnya berwujud padat pada suhu kamar. Semakin panjang rantai karbon atau semakin besar jumlah atom karbon, maka titik leleh dan titik didih alkana akan meningkat. Sebaliknya, semakin banyak percabangan pada rantai karbon, titik leleh dan titik didihnya cenderung menurun. Hal ini terjadi karena percabangan membuat susunan molekul menjadi kurang rapat, sehingga gaya tarik antarmolekul berupa gaya van der Waals menjadi lebih lemah (Slovokhotov, Neretin and Howard, 2004).

Tabel 9.3. Beberapa karakteristik fisik senyawa alkana

Alkana	Titik didih [°C]	Titik leleh [°C]	Densitas [g·cm ⁻³] (20 °C)
Metana	-162	-182	gas
Etana	-89	-183	gas
Propana	-42	-188	gas
Butana	0	-138	gas
Pentana	36	-130	0.626 (cair)
Heksana	69	-95	0.659 (cair)
Heptana	98	-91	0.684 (cair)
Oktana	126	-57	0.703 (cair)
Nonana	151	-54	0.718 (cair)
Decana	174	-30	0.730 (cair)
Undecana	196	-26	0.740 (cair)
Dodecana	216	-10	0.749 (cair)
Hexadecana	281	18	0.773
Icosana	343	37	padat
Triacontana	450	66	padat
Tetracontana	525	82	padat
Pentacontana	575	91	padat
Hexacontana	625	100	padat

Sumber: (Solomons, Fryhle and Snyder, 2016)

9.6.2 Sifat Fisik Alkena dan Alkuna

Secara umum, sifat fisis alkena dan alkuna tidak jauh berbeda dengan alkana. Ketiga golongan hidrokarbon ini mempunyai densitas lebih kecil daripada air, tidak mudah larut dalam air, tetapi larut dalam pelarut nonpolar. Nilai titik didih dan titik leleh akan bertambah seiring meningkatnya jumlah atom karbon atau panjang rantai molekul. Penambahan satu

gugus metilen ($-\text{CH}_2-$) biasanya menaikkan titik didih sekitar $20\text{--}30^\circ\text{C}$ (Costa, Mendes and Santos, 2017). Pada suhu ruang, anggota dengan rantai pendek umumnya berupa gas, rantai sedang berupa cairan, sedangkan rantai panjang cenderung berbentuk padat.

Tabel 9.4. Titik didih beberapa senyawa alkena/alkuna

Alkena/Alkuna	Titik didih [$^\circ\text{C}$]
Etena	-102
Propena	-48
metil propena	-7
1-butena	-6
1-pentena	30
Etuna	-75
Propuna	-23
1-butuna	8,1
2-butuna	27

Sumber: (Solomons, Fryhle and Snyder, 2016)

Alkena dan alkuna memiliki kepolaran yang sedikit lebih besar dibandingkan alkana. Hal ini berkaitan dengan hibridisasi atom karbonnya, yaitu sp^2 pada alkena dan sp pada alkuna, yang mempunyai karakter s lebih tinggi daripada orbital sp^3 pada alkana. Semakin besar karakter s, elektron berada lebih dekat ke inti atom sehingga atom karbon menjadi lebih elektronegatif (Salvatella, 2025). Sifat tersebut menyebabkan alkuna lebih mudah melepaskan atom hidrogen ketika bereaksi dengan basa kuat, sehingga alkuna bersifat lebih asam daripada alkena. Di sisi lain, alkena juga menunjukkan keasaman yang lebih tinggi dibandingkan alkana sejenis, meskipun masih berada di bawah alkuna.

9.5 Reaktivitas Senyawa Hidrokarbon

9.5.1 Reaksi Senyawa Alkana

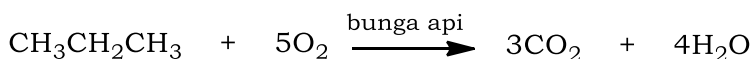
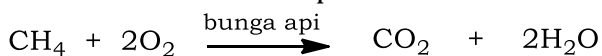
Dibandingkan banyak senyawa organik lainnya, alkana memiliki tingkat reaktivitas yang rendah. Sifat ini disebabkan oleh afinitas kimianya yang kecil, sehingga alkana umumnya

tidak mudah bereaksi dengan asam kuat, basa kuat, zat pengoksidasi, maupun zat pereduksi. Walaupun bersifat kurang reaktif, alkana tetap dapat mengalami beberapa reaksi tertentu. Reaksi reaksi yang paling khas adalah reaksi *cracking* (Li et al., 2016), pembakaran (Koch et al., 2020) dan halogenasi (Rose et al., 2020).

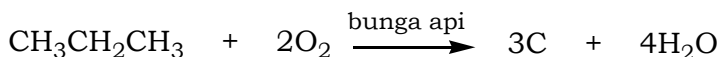
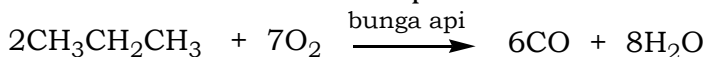
Reaksi *cracking* adalah reaksi pemutusan alkana rantai panjang menjadi molekul dengan rantai yang lebih pendek dan lebih fungsional. Biasanya pemutusan ini membutuhkan katalis seperti asam atau katalis logam untuk meningkatkan rendemen sekaligus selektivitas produk. Proses ini berlangsung dalam industri pengolahan minyak bumi menjadi produk-produk bahan bakar (Kissin, 2001). Selanjutnya, produk-produk reaksi *cracking* yang juga berupa alkana ini akan mengalami reaksi pembakaran. Oleh karena itu alkana berfungsi sebagai bahan bakar paling utama saat ini.

Reaksi pembakaran memerlukan oksigen dan melepaskan energi dalam bentuk kalor serta cahaya selama berlangsungnya reaksi. Jika oksigen yang tersedia cukup, pembakaran berlangsung sempurna dengan menghasilkan karbon dioksida (CO_2) dan air (H_2O) (Wang et al., 2021). Sebaliknya, apabila oksigen tidak mencukupi, pembakaran menjadi tidak sempurna sehingga terbentuk karbon monoksida (CO) atau partikel karbon berupa jelaga.

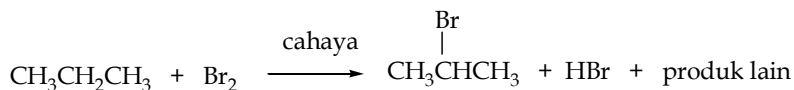
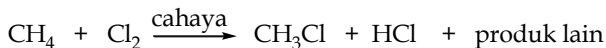
Reaksi Pembakaran sempurna



Reaksi Pembakaran tidak sempurna

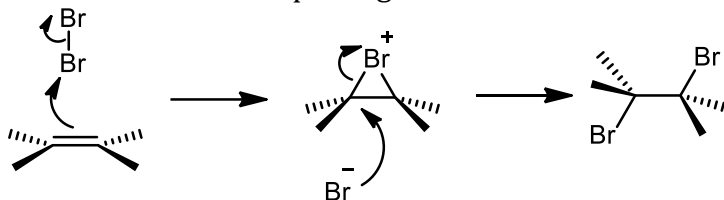


Pada reaksi halogenasi yang menghasilkan produk alkil halida, cahaya diperlukan untuk inisiasi reaksi.

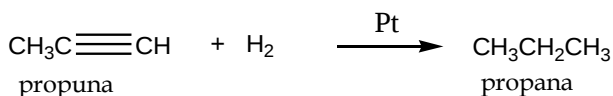
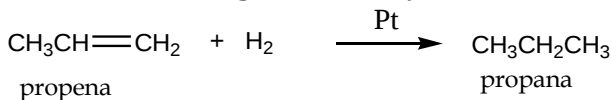


9.5.2 Reaksi Senyawa Alkena dan Alkuna

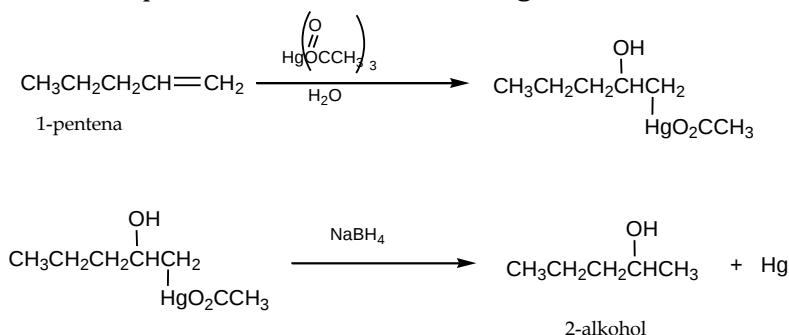
Reaktivitas alkena dan alkuna lebih tinggi dibandingkan alkana karena keduanya memiliki ikatan π yang lebih mudah bereaksi. Oleh sebab itu, alkena dan alkuna dapat mengalami lebih banyak jenis reaksi kimia. Halogenasi merupakan reaksi antara senyawa organik dan unsur halogen dalam bentuk molekul X_2 . Pada alkena, proses ini berlangsung melalui penambahan halogen ke ikatan rangkap karbon-karbon (Dong et al., 2021). Semakin banyak gugus substituen yang terikat pada karbon berikatan rangkap, umumnya semakin tinggi pula kereaktifan alkena terhadap halogen.



Reaksi lain yang umum pada senyawa berikatan π adalah hidrogenasi, yaitu penambahan gas hidrogen ke dalam molekul. Jika terjadi pada alkena, hasil akhirnya berupa alkana yang sesuai. Karena membutuhkan energi aktivasi besar, proses ini biasanya dilakukan pada suhu tinggi dengan bantuan katalis logam seperti platina (Pt), paladium (Pd), atau nikel (Ni) (Zhang et al., 2023; Chang et al., 2024).

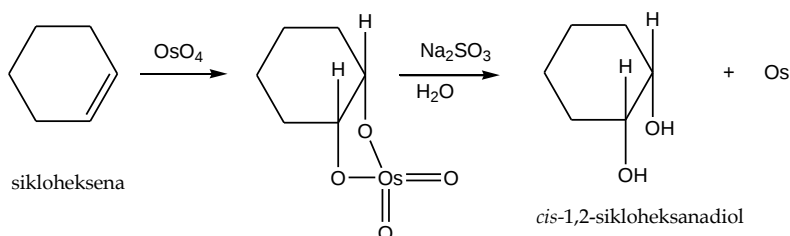


Alkena juga dapat diubah menjadi alkohol melalui reaksi oksimerkurasi (Carey and Sundberg, 2007). Pada tahap pertama, alkena bereaksi dengan merkuri(II) asetat dalam larutan air membentuk senyawa antara. Senyawa tersebut kemudian direduksi menggunakan natrium borohidrida (NaBH_4) sehingga diperoleh alkohol dengan hasil yang baik. Tahap pelepasan merkuri dari produk antara dikenal sebagai demerkurasi.

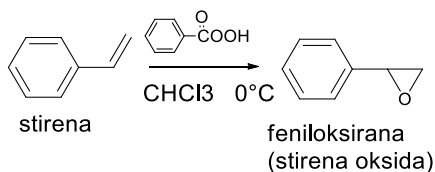


Oksidasi pada alkena dapat dibagi menjadi dua jenis, yaitu oksidasi yang tidak memutus ikatan karbon-karbon dan oksidasi yang menyebabkan pemutusan rantai pada posisi ikatan rangkap. Oksidasi jenis pertama umumnya menghasilkan diol atau epoksida. Sebaliknya, oksidasi dengan pemutusan ikatan rangkap dapat menghasilkan aldehid, keton, asam karboksilat, maupun ozonida.

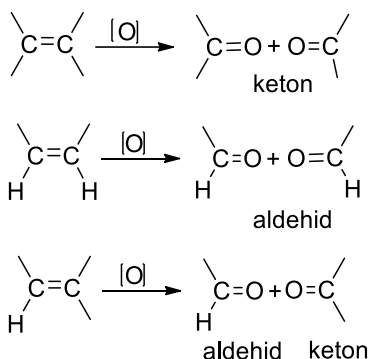
Pembentukan diol sering dilakukan menggunakan kalium permanganat dalam suasana basa dingin (Viesca and Gómez, 2024). Reagen lain yang juga banyak digunakan adalah osmium tetroksida yang dilanjutkan dengan reduksi memakai Na_2SO_3 atau NaHSO_3 . Reaksi ini berlangsung melalui mekanisme *sin*-adisi, sehingga kedua gugus hidroksil masuk pada sisi yang sama dan menghasilkan *cis*-diol (Jones and Tomkinson, 2012).



Epoksida dapat diperoleh dari alkena melalui reaksi epoksidasi menggunakan pereaksi yang mengandung gugus peroksida. Contohnya ialah hidrogen peroksida dan asam peroksikarboksilat. Pereaksi yang sangat populer dalam laboratorium sintesis organik adalah asam *m*-kloroperoksibenzoat (*m*-CPBA) (O'Brien et al., 2003; Shinke et al., 2021).

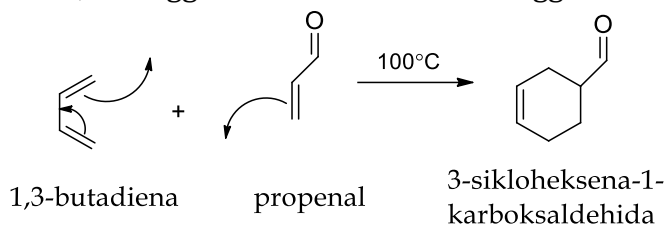


Pada pemutusan oksidatif, ikatan rangkap akan terbelah sehingga ikatan π dan ikatan sigma karbon-karbon sama-sama terputus (Su et al., 2020; Schober et al., 2024). Jenis produk yang dihasilkan dipengaruhi oleh substituen pada masing-masing karbon ikatan rangkap. Alkena tanpa hidrogen vinilik cenderung menghasilkan keton, sedangkan alkena yang masih memiliki hidrogen dapat membentuk aldehid atau asam karboksilat. Jika substituenya tidak simetris, campuran beberapa senyawa karbonil dapat terbentuk.



Reaksi penting lainnya adalah reaksi Diels–Alder, yaitu reaksi sikloadisi pada diena terkonjugasi dengan suatu dienofil. Reaksi ini sangat bernilai dalam sintesis organik karena mampu menghasilkan cincin sikloheksena (Jung and Min, 2005; Kal-

Koshvandi and Heravi, 2018). Selama proses berlangsung, tiga ikatan π berubah menjadi dua ikatan sigma C-C baru dan satu ikatan π baru, sehingga terbentuk cincin beranggota enam.



Secara keseluruhan, alkena dan alkuna mempunyai variasi reaksi yang lebih banyak dibandingkan alkana karena adanya elektron π yang mudah diserang pereaksi elektrofil. Sebaliknya, alkana yang hanya tersusun atas ikatan sigma relatif kurang reaktif. Walaupun demikian, alkana tetap memiliki peranan besar karena menjadi komponen utama berbagai bahan bakar minyak yang penting bagi kehidupan manusia.

DAFTAR PUSTAKA

- Burrows, A. et al. (2021) "The language of organic chemistry," in. Oxford University. Available at: <https://doi.org/10.1093/hesc/9780198829980.003.0002>.
- Carey, F.A. and Sundberg, R.J. (2007) *Advance Organic Chemistry Part A. Structure and Mechanism*. 5th edn. Springer Science+Business Media. Available at: <https://chemistlibrary.wordpress.com/wp-content/uploads/2015/07/advanced-organic-chemistry-4ed-2000-part-a-structure-and-mechanisms-carey-sundberg.pdf> (Accessed: April 26, 2026).
- Chang, A.S.-M. et al. (2024) "Alkene Isomerization Using a Heterogeneous Nickel-Hydride Catalyst," *Journal of the American Chemical Society*, 146(22), pp. 15596–15608. Available at: <https://doi.org/10.1021/jacs.4c04719>.
- Costa, J.C.S., Mendes, A. and Santos, L.M.N.B.F. (2017) "Chain Length Dependence of the Thermodynamic Properties of Alkanes and their Monosubstituted Derivatives," *Journal of Chemical & Engineering Data*, 63(1), pp. 1–20. Available at: <https://doi.org/10.1021/acs.jced.7b00837>.
- Crowe, J. and Bradshaw, T. (2021) "Hydrocarbons: the framework of life," in. Oxford University. Available at: <https://doi.org/10.1093/hesc/9780198791041.003.0006>.
- Dong, X. et al. (2021) "Merging shuttle reactions and paired electrolysis for reversible vicinal dihalogenations," *Science*, 371(6528), pp. 507–514. Available at: <https://doi.org/10.1126/science.abf2974>.
- Dutta, J. et al. (2022) "Carbon-Centered Hydrogen Bonds in Proteins," *Journal of Chemical Information and Modeling*, 62(8), pp. 1998–2008. Available at: <https://doi.org/10.1021/acs.jcim.2c00015>.
- Gillespie, R.J. and Robinson, E.A. (1996) "Electron Domains and the VSEPR Model of Molecular Geometry," *Angewandte*

- Chemie International Edition in English, 35(5), pp. 495–514. Available at: <https://doi.org/10.1002/anie.199604951>.
- Hunter, C.A. (2013) “van der Waals interactions in non-polar liquids,” *Chem. Sci.*, 4(2), pp. 834–848. Available at: <https://doi.org/10.1039/c2sc21666c>.
- Jones, K.M. and Tomkinson, N.C.O. (2012) “Metal-Free Dihydroxylation of Alkenes using Cyclobutane Malonoyl Peroxide,” *The Journal of Organic Chemistry*, 77(2), pp. 921–928. Available at: <https://doi.org/10.1021/jo202084w>.
- Jung, M.E. and Min, S.-J. (2005) “Intramolecular Diels–Alder Reactions of Optically Active Allenic Ketones: Chirality Transfer in the Preparation of Substituted Oxa-Bridged Octalones,” *Journal of the American Chemical Society*, 127(31), pp. 10834–10835. Available at: <https://doi.org/10.1021/ja052771e>.
- Kal-Koshvandi, A.T. and Heravi, M.M. (2018) “Applications of Dainshefsky’s Dienes in the Asymmetric synthesis of Aza-Diels-Alder Reaction,” *The Chemical Record*, 19(2–3), pp. 550–600. Available at: <https://doi.org/10.1002/tcr.201800066>.
- Kissin, Y.V. (2001) “CHEMICAL MECHANISMS OF CATALYTIC CRACKING OVER SOLID ACIDIC CATALYSTS: ALKANES AND ALKENES,” *Catalysis Reviews*, 43(1–2), pp. 85–146. Available at: <https://doi.org/10.1081/cr-100104387>.
- Kleinpeter, E., Klod, S. and Rudorf, W.-D. (2004) “Electronic state of push-pull alkenes: an experimental dynamic NMR and theoretical ab initio MO study,” *The Journal of Organic Chemistry*, 69(13), pp. 4317–4329. Available at: <https://doi.org/10.1021/jo0496345>.
- Koch, G. et al. (2020) “Surface Conditions That Constrain Alkane Oxidation on Perovskites,” *ACS Catalysis*, 10(13), pp. 7007–7020. Available at: <https://doi.org/10.1021/acscatal.0c01289>.
- Li, H. et al. (2016) “Monomolecular Cracking Rates of Light Alkanes over Zeolites Determined by IR Operando

- Spectroscopy," *ACS Catalysis*, 6(7), pp. 4536–4548. Available at: <https://doi.org/10.1021/acscatal.6b01025>.
- Mann, A. (2021) "Organic Structure and Bonding," in. Available at: <https://doi.org/10.1093/hesc/9780198779780.003.0002>.
- O'Brien, P. et al. (2003) "cis- and trans-stereoselective epoxidation of N-protected 2-cyclohexen-1-ylamines.," *Organic Letters*, 5(26), pp. 4955–4957. Available at: <https://doi.org/10.1021/ol035873n>.
- Patrick, G.L., 2004. *Organic Chemistry*. 2nd ed. Abingdon: Garland Science/BIOS Scientific Publishers. Available as Taylor & Francis e-Library, 2005.
- Rose, M.R. et al. (2020) "Exotic Electrophiles in Chlorinated and Chloraminated Water: When Conventional Kinetic Models and Reaction Pathways Fall Short," *Environmental Science & Technology Letters*, 7(6), pp. 360–370. Available at: <https://doi.org/10.1021/acs.estlett.0c00259>.
- Salvatella, L. (2025) "Rethinking Organic Chemistry: The Dual Electronic Behavior of the Alkyl Group," *Journal of Chemical Education*, 102(11), pp. 4666–4675. Available at: <https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.5c00936>.
- Schober, L. et al. (2024) "Harnessing nature's catalysts: Advances in enzymatic alkene cleavage," *Journal of Biotechnology*, 395, pp. 189–204. Available at: <https://doi.org/10.1016/j.jbiotec.2024.09.020>.
- Schultz, A.J. and Kofke, D.A. (2010) "Virial coefficients of model alkanes," *The Journal of Chemical Physics*, 133(10), p. 104101. Available at: <https://doi.org/10.1063/1.3486085>.
- Shankar, G., Mam, M. and Jain, D. (2024) "The Types of Organic Compound in Living Body," *International Journal of Advanced Research in Science, Communication and Technology*, pp. 276–280. Available at: <https://doi.org/10.48175/ijarsct-15041>.
- Shinke, T. et al. (2021) "Revisiting Alkane Hydroxylation with m-CPBA (m-Chloroperbenzoic Acid) Catalyzed by Nickel(II) Complexes.," *Chemistry (Weinheim an der Bergstrasse)*,

- Germany), 27(59), pp. 14730–14737. Available at: <https://doi.org/10.1002/chem.202102532>.
- Slovokhotov, Y.L., Neretin, I.S. and Howard, J.A.K. (2004) "Symmetry of van der Waals molecular shape and melting points of organic compounds," *New Journal of Chemistry*, 28(8), p. 967. Available at: <https://doi.org/10.1039/b310787f>.
- Solomons, T.W.G., Fryhle, C.B. and Snyder, S.A., 2016. *Solomons' Organic Chemistry*. 12th ed. Global ed. New Delhi: Wiley India Pvt. Ltd.
- Su, Y.-L. et al. (2020) "Catalytic Oxidative Cleavage Reactions of Arylalkenes by tert-Butyl Hydroperoxide - A Mechanistic Assessment.," *The Journal of Organic Chemistry*, 85(5), pp. 3728–3741. Available at: <https://doi.org/10.1021/acs.joc.9b03346>.
- Viesca, F. and Gómez, R. (2024) "A complete and sustained organic/inorganic reaction mechanism of Baeyer's test," *World Journal of Chemical and Pharmaceutical Sciences*, 4(2), pp. 001–005. Available at: <https://doi.org/10.53346/wjcps.2024.4.2.0023>.
- Wang, Z. et al. (2021) "Efficient alkane oxidation under combustion engine and atmospheric conditions," *Communications Chemistry*, 4(1), p. 18. Available at: <https://doi.org/10.1038/s42004-020-00445-3>.
- Winter, M.J. (2016) "Molecular geometry: VSEPR," in. Oxford University. Available at: <https://doi.org/10.1093/hesc/9780198700951.003.0004>.
- Zhang, J. et al. (2023) "Tuning hydrogenation chemistry of Pd-based heterogeneous catalysts by introducing homogeneous-like ligands," *Nature Communications*, 14(1), p. 3944. Available at: <https://doi.org/10.1038/s41467-023-39478-2>.

BAB 10

SENYAWA ALIFATIK DAN SENYAWA AROMATIK

10.1 Pendahuluan

Karbon merupakan salah satu unsur yang terletak pada golongan 4A dalam sistem periodik. Unsur ini memiliki kemampuan unik untuk membentuk lebih banyak senyawa dibanding unsur lain. Hal tersebut disebabkan oleh kemampuan atom karbon untuk berikatan tidak hanya melalui ikatan tunggal, tetapi juga melalui ikatan rangkap dua dan rangkap tiga, baik dengan sesama atom karbon maupun dengan unsur lain (Yurkanis Bruice, 2014).

Kimia organik adalah cabang ilmu kimia yang mempelajari senyawa-senyawa berbasis karbon. Dalam kajian kimia organik, senyawa hidrokarbon diklasifikasikan menjadi dua golongan utama, yaitu senyawa alifatik dan senyawa aromatik. Klasifikasi ini didasarkan pada struktur kerangka karbon serta sifat kimianya (Clayden et al., 2012).

Senyawa hidrokarbon memiliki peran sangat penting karena menjadi dasar bagi berbagai senyawa lain, seperti bahan bakar, plastik, obat-obatan, dan biomolekul. Oleh karena itu, pemahaman mengenai perbedaan senyawa alifatik dan aromatik menjadi landasan penting dalam mempelajari sifat dan reaktivitas senyawa organik secara umum.

Secara umum, senyawa alifatik merupakan senyawa dengan rantai karbon terbuka, baik lurus maupun bercabang. Sementara itu, senyawa aromatik memiliki struktur cincin yang khas dan stabil, contoh benzena.

10.2 Senyawa Alifatik

Pengertian Senyawa Alifatik

Senyawa alifatik merupakan jenis hidrokarbon yang tersusun dari atom karbon dan hidrogen rantai terbuka, baik berbentuk lurus maupun bercabang. Senyawa ini tidak mengandung cincin aromatik dalam strukturnya (Yurkanis Bruice, 2014).

Sifat Fisika Senyawa Alifatik

Sifat fisika adalah sifat yang dapat diamati tanpa mengubah struktur senyawa:

1. Wujud zat: rantai pendek berbentuk gas atau cair. Rantai panjang berbentuk cair kental atau padat
2. Titik didih dan titik leleh: meningkat seiring bertambahnya panjang rantai karbon
3. Kelarutan: umumnya tidak larut dalam air (nonpolar), tetapi larut dalam pelarut organik
4. Massa jenis: biasanya lebih kecil dari air
5. Bau: beberapa memiliki bau khas (misalnya hidrokarbon ringan)

Sifat Kimia Senyawa Alifatik

Sifat kimia berkaitan dengan kemampuan senyawa untuk bereaksi dan berubah menjadi zat lain.

1. Mudah terbakar: menghasilkan CO_2 dan H_2O saat dibakar sempurna
2. Reaksi substitusi: terjadi pada alkana (penggantian atom, misalnya hidrogen dengan halogen)
3. Reaksi adisi: terjadi pada alkena dan alkuna (karena adanya ikatan rangkap)
4. Reaksi eliminasi: pembentukan ikatan rangkap dari senyawa jenuh
5. Reaktivitas: alkena dan alkuna lebih reaktif dibanding alkana

Klasifikasi Senyawa Alifatik

Pada bab sebelumnya telah dibahas tentang tiga kelompok senyawa hidrokarbon yaitu alkana, alkena dan alkuna, yang

termasuk golongan senyawa alifatik. Meskipun demikian, sebagian besar senyawa organik yang dijumpai di alam maupun yang dibuat di laboratorium bukanlah hidrokarbon murni, melainkan turunan hidrokarbon yang mengandung atom atau gugus atom lain selain hidrogen dan karbon (McMurry, 2023).

Turunan hidrokarbon alifatik terbentuk melalui penggantian satu atau lebih atom hidrogen pada kerangka karbon oleh atom atau gugus atom tertentu, seperti oksigen, nitrogen, atau halogen. Keberadaan gugus tersebut, yang dikenal dengan istilah gugus fungsional, gugus ini berperan dalam menentukan sifat fisika, sifat kimia, serta kereaktifan dari senyawa tersebut. Perbedaan gugus fungsional dengan kerangka karbon yang sama akan menunjukkan perbedaan karakteristik yang berbeda.

Untuk memudahkan dalam memahami senyawa turunan hidrokarbon alifatik akan dibahas berdasarkan jenis gugus fungsional yaitu alkohol, eter, aldehid dan keton, asam karboksilat, serta ester.

10.3 Turunan Senyawa alifatik

10.3.1 Alkohol

Alkohol adalah senyawa organik turunan hidrokarbon yang memiliki gugus fungsional hidroksil (-OH) yang terikat pada atom karbon jenuh maupun tidak jenuh. Secara umum, struktur dapat dituliskan sebagai R-OH, di mana R adalah gugus alkil (McMurry, 2023). Contoh alkohol adalah CH_3OH (metanol), $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (etanol) dan lain-lain.

Tata Nama IUPAC

Tata nama alkohol mengikuti aturan IUPAC (alkanol) dengan prinsip bahwa gugus fungsional utama adalah gugus hidroksil (-OH). Aturan tata nama seperti tata nama pada alkana dimana -ana diubah menjadi -anol contoh metana menjadi metanol, etana menjadi etanol, propana menjadi propanol. Cara memberi nama senyawa alkohol sama dengan pemberian nama pada alkana beserta cabangnya, yaitu dengan menentukan rantai terpanjang sebagai induk yang memiliki gugus hidroksil. Penomoran dimulai dari ujung yang paling dekat

dengan gugus -OH. Nomor atom karbon yang mengikat -OH ditulis sebelum nama rantai utama. Jika ada cabang dalam struktur, posisi disebutkan, diikuti nama cabang, kemudian nomor posisi -OH, dan diakhiri nama rantai utama. Contoh $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}(\text{C}_2\text{H}_5)\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ struktur ini diberi nama 3-etil-6-metil-1 heptanol.

Tata Nama Trivial

Selain tata nama mengikuti aturan IUPAC (alkanol) senyawa alkohol sering diberi nama dengan nama trivial, yaitu tata nama mengikuti rumusan alkil alkohol, nama alkil kemudian diikuti dengan kata alkohol. Contoh $\text{CH}_3\text{-OH}$ (Metil alkohol), $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ (Etil alkohol)

Tabel 10.1. Struktur molekul alkohol dan nama IUPAC (alkanol) dan rivial (alkil Alkohol).

Struktur Molekul	Nama IUPAC	Nama Trivial
$\text{CH}_3\text{-OH}$	Metanol	Metil alkohol
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$	Etanol	Etil alkohol
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$	Propanol	Propil alkohol
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$	Butanol	Butil alkohol

Berdasarkan struktur karbon yang mengikat gugus -OH pada senyawa alkohol, dapat diklasifikasikan menjadi alkohol primer, sekunder, dan tersier. Alkohol primer adalah alkohol di mana gugus -OH terikat pada karbon dengan satu atom karbon lain, sedangkan alkohol sekunder memiliki gugus -OH pada karbon yang terikat pada dua atom karbon. Sementara itu, alkohol tersier merupakan alkohol memiliki gugus -OH terikat pada tiga atom karbon lainnya. Perbedaan posisi gugus -OH pada struktur mempengaruhi sifat fisika, kimia dan kereaktifan dari masing-masing jenis alkohol.

Tabel 10.2. Alkohol primer, alkohol sekunder, dan alkohol tersier

Struktur Molekul	Jenis Alkohol	Nama (IUPAC)	Nama Trivial
$\begin{array}{c} \text{H}_2 \\ \\ 3\text{HC} - \text{C} - \text{OH} \end{array}$	Alkohol primer	Etanol	Etil alkohol
$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ 3\text{HC} - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{H} \end{array}$	Alkohol sekunder	2 propanol	Isopropil alkohol
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Alkohol tersier	2-metil-2 propanol	Tersier butil alkohol

Alkohol dapat terbagi menjadi dua kelompok berdasarkan jumlah gugus hidroksil (-OH) yaitu alkohol monovalen yaitu alkohol yang memiliki satu gugus hidroksil (-OH), dan alkohol polivalen yaitu alkohol yang memiliki lebih dari satu gugus hidroksil (-OH) (Yurkanis Bruice, 2014). Perbedaan ini tidak hanya berhubungan dengan bentuk struktur molekulnya saja, tetapi juga berpengaruh terhadap sifat fisika, sifat kimia, serta kereaktifan molekul tersebut dalam berbagai reaksi kimia.

Tata nama senyawa alkohol polivalen mengikuti aturan yang sama dengan aturan penamaan senyawa alkohol secara umum, kemudian ditambahkan berapa jumlah gugus hidroksil pada akhir nama seperti diol untuk 2 gugus hidroksil, triol untuk 3 gugus hidroksil dan seterusnya.

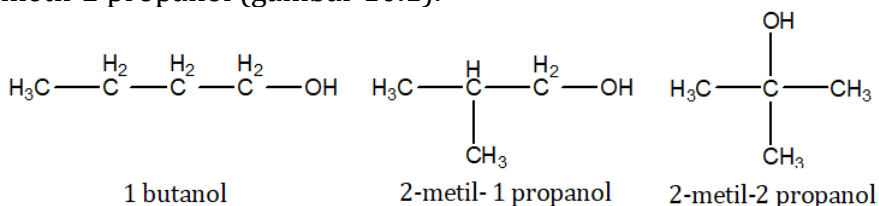
Tabel 10.3. Alkohol monovalen dan polivalen

Struktur Molekul	Jenis Alkohol	Nama (IUPAC)	Nama Trivial
$\text{3HC} - \overset{\text{H}_2}{\underset{ }{\text{C}}} - \text{OH}$	Monovalen	Etanol	Etil alkohol
$\begin{array}{cc} \text{H}_2\text{C} & - & \text{CH}_2 \\ & & \\ \text{OH} & & \text{OH} \end{array}$	Polivalen	1,2- etanadiol	Etilen glkohol
$\begin{array}{ccc} \text{H}_2\text{C} & - & \text{C} & - & \text{CH}_3 \\ & & \\ \text{OH} & & \text{OH} \end{array}$	Polivalen	1,2- propanadiol	Propilen glkohol
$\begin{array}{ccc} \text{H}_2\text{C} & - & \text{C} & - & \text{CH}_2 \\ & & & & \\ \text{OH} & & \text{OH} & & \text{OH} \end{array}$	Polivalen	1,2,3- propanatriol	Gliserol

Isomer pada alkohol

Isomer pada alkohol adalah fenomena ketika senyawa alkohol memiliki rumus molekul yang sama, tetapi struktur atau susunan atomnya berbeda sehingga sifat fisiknya berbeda.

Jenis-jenis isomer pada alkohol yaitu isomer rantai (isomer kerangka), terjadi karena perbedaan bentuk rantai karbon (lurus atau bercabang). Contoh $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ (butanol), senyawa ini memiliki 3 isomer kerangka yaitu 1-butanol, 2-metil-1 proanol, dan 2-metil-2 propanol (gambar 10.1).



Gambar 10.1. Isomer beberapa senyawa alkohol

Reaksi-reaksi pada alkohol

Gugus hidroksil (-OH) pada alkohol dapat mengalami berbagai reaksi kimia, baik reaksi substitusi, eliminasi, oksidasi, maupun reaksi esterifikasi.

Berikut reaksi umum yang terjadi pada alkohol:

1. Reaksi dengan logam alkali: $\text{R-OH} + \text{Na} \rightarrow \text{R-ONa} + \text{H}_2 \text{ (g)}$.
Contoh $2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-ONa} + \text{H}_2 \text{ (g)}$.
2. Reaksi oksidasi pada alkohol: Oksidasi adalah reaksi kimia yang menyebabkan suatu senyawa mengalami peningkatan derajat oksidasi (bilangan oksidasi), yang umumnya ditandai dengan bertambahnya jumlah ikatan dengan oksigen atau berkurangnya jumlah ikatan dengan hidrogen pada atom karbon dalam suatu molekul. Alkohol dapat mengalami reaksi oksidasi, alkohol primer dapat dioksidasi menjadi aldehida, kemudian dapat dioksidasi lagi menjadi asam karboksilat. Alkohol sekunder dioksidasi menjadi keton, sementara itu alkohol tersier umumnya sulit dioksidasi (Clayden et al., 2012). Contoh $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-OH} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COH} + \text{H}_2\text{O}$. Pada contoh reaksi oksidasi etanol menjadi etanal menggunakan KMnO_4 (kalium Permanganat) sebagai oksidator (zat pengoksidasi). Selain KMnO_4 masih ada oksidator lain yang dapat digunakan untuk mengoksidasi senyawa alkohol yaitu $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (kalium dikromat)/ $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (asam dikromat), CrO_3 (Kromium trioksida) atau dikenal sebagai reagen Jones, PCC (*Pyridium Chlorocromate*), dan oksidator berbasis oksigen atau udara (O_2).
3. Reaksi Eliminasi (reaksi dehidrasi/reaksi eliminasi air): reaksi eliminasi pada alkohol dapat terjadi dengan bantuan asam kuat seperti H_2SO_4 pekat dan pemanasan, produk dari reaksi ini adalah suatu alkena (McMurry, 2023). Contoh $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (pemanasan)} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
4. Reaksi substitusi: reaksi substitusi yaitu reaksi penggantian gugus -OH dengan atom gugus lain, misalnya dengan asam halida (HX) seperti HCl, HBr yang menghasilkan haloalkana. Contoh reaksi $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{-Cl} + \text{H}_2\text{O}$.
5. Reaksi esterifikasi: reaksi esterifikasi yaitu reaksi antara asam karboksilat (R-COOH) dengan alkohol (R-OH) dengan katalis asam menghasilkan ester dan air. reaksi umum

esterifikasi $R\text{-COOH} + R'\text{-OH} \rightleftharpoons R\text{-COOR}' + \text{H}_2\text{O}$. contoh reaksi :
 $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COOCH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

10.3.2 Eter

Eter adalah senyawa organik yang memiliki struktur mirip alkohol, namun atom H pada gugus hidroksil diganti oleh suatu alkil, alil maupun aril dengan struktur molekul $R\text{-O-}'R$ (McMurry, 2023).

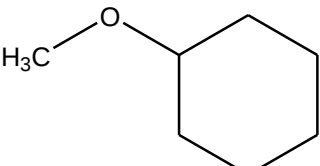
Tata Nama IUPAC

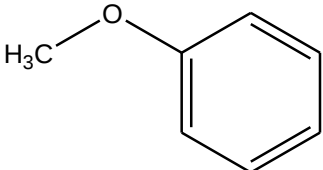
Tata nama eter menurut IUPAC menggunakan nama Alkoksi Alkana. Eter terdiri dari atom oksigen yang berikatan dengan dua alkil (R) atau aril. Alkoksi merupakan gugus alkil yang terikat pada oksigen dengan jumlah atom karbon terpendek dari kedua jenis alkil tersebut, sedangkan penyebutan alkana merupakan rantai karbon terpanjang. Contoh $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$, senyawa ini diberi nama metoksi etana

Tata Nama Trivial

Tata nama trivial menggunakan nama eter pada bagian akhir nama setelah menyebutkan dua gugus alkil pada oksigen. Urutan penyebutan alkil berdasarkan urutan abjad, jika dua alkil yang sama maka diawali dengan nama dialkil. Contoh $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ dengan nama etil metil eter

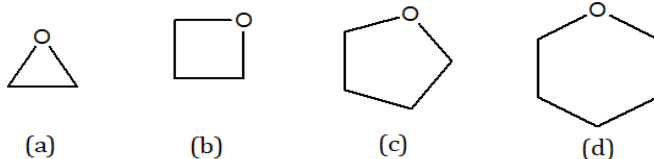
Tabel 10.4. Struktur molekul dan tata nama eter

Struktur Molekul	Nama (IUPAC)	Nama Trivial
$\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$	Metoksi metana	Dimetil eter
$\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$	Metoksi etana	Etil metil eter
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$	Etoksi etana	Dietil eter
	Metoksi sikloheksana	Metil sikloheksil eter

Struktur Molekul	Nama (IUPAC)	Nama Trivial
	Metoksi benzena	Fenil metil eter

Eter Siklik

Eter siklik merupakan senyawa turunan dari eter yang memiliki struktur cincin (tertutup), di mana atom oksigen menjadi bagian dari rantai tertutup bersama atom karbon. Eter siklik memiliki sifat fisika dan sifat kimia dipengaruhi oleh ukuran cincin serta besar atau kecil sudut ikatan dalam strukturnya.



Gambar 10.2. Senyawa eter siklik (a) oksiran/epoksida, (b) oksaten, (c) tetrahidrofuran (THF), (d) tetrahidropiran

Reaksi Umum pada Eter

Eter merupakan salah turunan senyawa siklik terdiri dari dua alkil dan satu oksigen yang relatif stabil, sehingga reaksinya relatif agak terbatas.

1. Reaksi dengan asam halida (HI atau HBr): eter dapat bereaksi dengan asam halida kuat menghasilkan alkohol dan alkil halida. Rumus umum : $R-O-R'+HX \rightarrow R-OH+R'-X$
Contoh : $CH_3-O-CH_3 + HBr \rightarrow CH_3-OH + CH_3-Br$
2. Reaksi oksidasi (pembentukan peroksida): eter dapat bereaksi dengan oksigen dari udara membentuk peroksida eter, senyawa peroksida ini sangat berbahaya karena mudah meledak. Rumus umum reaksi: $R-O-R'+O_2 \rightarrow RO-O-R'$
Contoh: $CH_3-O-CH_3 + O_2 \rightarrow CH_3-O-O-CH_3$ (dimetil peroksida)
3. Reaksi pembakaran: Eter dapat mengalami reaksi pembakaran seperti senyawa hidrokarbon lainnya. Secara

umum senyawa eter jika mengalami reaksi pembakaran sempurna akan menghasilkan karbon dioksida (CO_2) dan air (H_2O).

10.3.3 Aldehid

Aldehid adalah salah satu golongan senyawa organik yang memiliki gugus fungsi yang khas berupa karbonil dengan struktur ditulis secara umum R-CHO (Yurkanis Bruice, 2014). Gugus ini terdiri dari gugus karbonil yaitu karbon yang terikat rangkap dua dengan oksigen serta terikat pada satu atom hidrogen (H).

Tata Nama Aldehid

Tata nama IUPAC

Tata nama berdasarkan IUPAC, senyawa aldehid dikenal juga dengan istilah alkanal. Nama berdasarkan jumlah atom karbon dalam struktur molekul aldehid dengan mengganti akhiran -ana menjadi -anal. Gugus aldehid secara umum mendapatkan nomor 1 dan diikuti nomor gugus cabang lainnya, kemudian diberi nama seperti halnya tata nama alkana. Begitu juga untuk struktur molekul aldehid yang memiliki dua gugus fungsi aldehid, bisa menambahkan di- (di=dua) dalam namanya. Contoh $\text{CH}_3\text{-CHO}$, pada struktur tersebut terdapat dua atom karbon maka nama untuk struktur tersebut adalah etanal.

Tata Nama Trivial

Tata nama trivial atau tata nama umum pada aldehid biasanya menggunakan kata dehid di belakang nama senyawa tersebut. Contoh $\text{CH}_3\text{-CHO}$ (formaldehid).

Tabel 10.5. Struktur dan tata nama aldehid

Struktur Molekul	Nama (IUPAC)	Nama Trivial
HCHO	Metanal	Formaldehid
$\text{CH}_3\text{-CHO}$	Etanal	Asetaldehid
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$	Propanal	Propionaldehid
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$	Butanal	Butiraldehid
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$	Pentanal	Valeraldehid
$\text{C}_6\text{H}_5\text{-CHO}$	Benzaldehid	Benzaldehid

Reaksi Umum Pada Aldehid

Aldehid memiliki gugus karbonil (-C=O), merupakan salah satu gugus paling reaktif dalam kimia organik. Hal ini disebabkan beberapa faktor utama (Clayden et al., 2012):

1. Perbedaan keelektronegatifan: atom oksigen memiliki sifat lebih elektronegatif daripada atom karbon, sehingga menarik pasangan elektron ke arahnya. Hal ini menyebabkan oksigen memiliki muatan parsial negatif (δ^-), sementara itu atom karbon bermuatan parsial positif (δ^+). Atom karbon yang memiliki muatan parsial positif menjadi pusat serangan nukleofil (Nu^-), sehingga reaksi dapat mudah terjadi.
2. Polaritas tinggi: perbedaan keelektronegatifan dalam struktur karbonil antara atom karbon dengan atom oksigen, sehingga karbonil bersifat polar yang dapat dengan mudah berinteraksi dengan pereaksi baik nukleofil maupun elektrofil.

Berikut beberapa reaksi yang umum terjadi pada aldehid:

1. Reaksi oksidasi : aldehid bisa mengalami reaksi oksidasi dengan oksidator membentuk asam karboksilat. Contoh $\text{CH}_3\text{-CHO} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOH} + \text{CO}_2$
2. Reaksi reduksi: aldehid dapat mengalami reaksi reduksi dengan reduktor menjadi alkohol primer melalui penambahan hidrogen pada gugus karbonil (Hasanah, Faridhatul, Wirman, 2018). Contoh $\text{CH}_3\text{-CHO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$.
3. Reaksi dengan pereaksi Grignard: aldehid dapat bereaksi dengan pereaksi Grignar (RMgX) membentuk alkohol (sekunder) setelah tahap hidrolisis (dalam suasana asam) (Peltzer et al., 2020). Contoh $\text{CH}_3\text{-CHO} + \text{CH}_3\text{MgBr} (\text{H}^+/\text{H}_2\text{O}) \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_3 + \text{MgBr(OH)}$
4. Reaksi adisi nukleofilik: aldehid bisa mengalami reaksi adisi nukleofilik, reaksi ini secara umum merubah gugus karbonil (aldehid) menjadi alkohol. Contoh $\text{CH}_3\text{-CHO} + \text{Na-CN}$ (natrium sianida) $\rightarrow \text{CH}_3\text{-CH(OH)-CN}$ (2-hidroksi-*enatantiril*)

10.3.4 Keton

Keton seperti halnya aldehid merupakan senyawa organik yang memiliki gugus karbonil (-C=O), namun pada keton atom hidrogen pada aldehid digantikan oleh sebuah alkil atau aril. Rumus umum dari keton adalah R-CO-R (Yurkanis Bruice, 2014). Contoh $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ dengan nama 2-propanon.

Tata Nama IUPAC

Tata nama keton berdasarkan IUPAC, senyawa keton dikenal juga dengan nama alkanon. Nama senyawa keton mengikuti penamaan alkana dimana kata -ana diakhiri dengan kata -anon. Setiap atom karbon pada kerangka keton diberi nomor. Penomoran dimulai dari ujung rantai yang paling dekat dengan gugus karbonil (C=O) agar gugus karbonil mendapatkan nomor terkecil. Selain itu, cabang atau gugus substituen yang terdapat pada rantai utama juga diberi nomor sesuai posisi atom karbon tempat cabang tersebut terikat, sehingga penulisan nama senyawa menjadi lebih jelas dan sistematis. Begitu juga untuk struktur molekul keton yang memiliki lebih dari satu gugus fungsi keton, bisa menambahkan di-, tri-, dan seterusnya dalam namanya. Contoh $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$ (2-butanon), $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CO-CH}_3$ (2,4-pentanedion).

Tata Nama Trivial

Tata nama keton adalah nama umum yang tidak mengikuti aturan IUPAC secara ketat, tetapi masih sering digunakan berdasarkan kebiasaan historis atau sumber asal senyawa. Pola umum penamaan trivial keton dengan menyebutkan dua gugus alkil yang terikat pada karbonil kemudian ditambahkan kata keton. Contoh $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ (dimetil keton), $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$ (metil etil keton).

Tabel 10.6. Struktur dan tata nama keton

Struktur Molekul	Nama (IUPAC)	Nama Trivial
$\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$	2-propanon	Dimetil keton atau aseton
$\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$	2-butanon	Metil etil Keton
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$	3-pentanon	Dietil keton
$\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$	2-pentanon	Metil propil keton
$\text{C}_6\text{H}_5\text{-CO-CH}_3$	1-feniletanon	Metil fenil keton atau asetofenon

Reaksi Umum pada Keton

Berikut beberapa reaksi pada keton:

1. Reaksi reduksi: keton dapat mengalami reaksi reduksi dengan reduktor menjadi alkohol sekunder melalui penambahan hidrogen pada gugus karbonil. Contoh $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_3$.
2. Reaksi dengan pereaksi Grignard: keton dapat bereaksi dengan pereaksi Grignar (RMgX) membentuk alkohol (tersier) setelah tahap hidrolisis (dalam suasana asam)(Peltzer et al., 2020). Contoh $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3 + \text{CH}_3\text{MgBr} (\text{H}^+/\text{H}_2\text{O}) \rightarrow \text{CH}_3\text{-C(CH}_3\text{)(OH)-CH}_3 + \text{MgBr (OH)}$.
3. Reaksi adisi nukleofilik: keton bisa mengalami reaksi adisi nukleofilik, reaksi ini secara umum merubah gugus karbonil (keton) menjadi alkohol. Contoh $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3 + \text{Na-CN} \rightarrow \text{CH}_3\text{-C(OH)(CN)-CH}_3$ (2- hidroksi-2-metilpropananitril)

Berbeda dengan aldehid, keton umumnya lebih sukar dioksidasi dan tidak mudah mengalami oksidasi dengan oksidator ringan, tetapi dapat dioksidasi dengan oksidator kuat (McMurry, 2023).

10.3.5 Asam karboksilat

Asam karboksilat salah satu gugus fungsi penting dalam kimia organik. Sama halnya dengan aldehid dan keton, gugus fungsi asam karboksilat memiliki gugus karbonil (-C=O). Asam karboksilat mengandung gugus khas berupa gugus karboksil (-COOH).

COOH), yang merupakan gabungan antara gugus karbonil dan gugus hidroksil dalam satu atom karbon (Yurkanis Bruice, 2014).

Keberadaan gugus karboksil (-COOH) memberikan sifat kimia yang berbeda dibandingkan dengan aldehid dan keton, terutama karena kemampuannya untuk melepaskan ion H^+ (bersifat asam). Hal ini menjadikan asam karboksilat memiliki peranan penting dalam berbagai reaksi kimia, seperti pembentukan ester, amida, serta reaksi asam-basa.

Tata Nama Asam Karboksilat

Tata Nama IUPAC

Asam karboksilat disebut juga dengan asam alkanoat dalam tata nama IUPAC. Tata nama dimulai dengan kata asam kemudian dilanjutkan deret alkana, dimana akhir -ana diganti dengan -oat, atau disebut asam alkanoat. Rantai karbon utama merupakan rantai yang memiliki jumlah atom karbon terbanyak. Atom karbon diberi nomor dimana karbon pada gugus karboksilat diberi nomor terkecil, alkil atau cabang ditulis sesuai nomor tempat karbon alkil terikat. Contoh CH_3-COOH , struktur molekul ini diberi nama asam etanoat.

Tata Nama Trivial

Selain tata nama IUPAC, asam karboksilat juga dikenal dengan tata nama trivial (nama umum) yang telah digunakan sejak lama, terutama berdasarkan sumber alami atau sifat khas senyawanya. Nama-nama ini sering dijumpai dalam kehidupan sehari-hari dan dunia industri, sehingga tetap penting untuk dipahami. Contoh $HCOOH$ (asam format) dan CH_3COOH (asam asetat).

Tabel 10.7. Struktur dan tata nama asam karboksilat

Struktur Molekul	Nama (IUPAC)	Nama Trivial
HCOOH	Asam metanoat	Asam format
CH ₃ -COOH	Asam etanoat	Asam asetat
CH ₃ -CH ₂ -COOH	Asam propanoat	Asam propionat
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -COOH	Asam butanoat	Asam butirrat
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -COOH	Asam pentanoat	Asam valerat

Reaksi Umum Pada Asam Karboksilat

Reaksi umum pada asam karboksilat (R-COOH) dapat dikelompokkan berdasarkan sifat khas gugus -COOH yang bersifat asam dan reaktif pada bagian karbonilnya. Berikut beberapa reaksi pada asam karboksilat:

1. Reaksi asam-basa (ionisasi): Asam karboksilat dapat melepaskan ion H⁺ : $\text{R-COOH} \rightleftharpoons \text{R-COO}^- + \text{H}^+$
2. Reaksi penyabunan: asam karboksilat dapat mengalami reaksi penyabunan yaitu bereaksi dengan suatu basa (NaOH) membentuk sabun (garam karboksilat), contoh $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-COONa (sabun)} + \text{H}_2\text{O}$
3. Reaksi esterifikasi: reaksi esterifikasi yaitu reaksi antara asam karboksilat (R-COOH) dengan alkohol (R'-OH) dengan bantuan katalis asam menghasilkan ester dan air (Hasanah, Faridhatul, Wirman, 2018) (McMurry, 2023). Secara umum, reaksi esterifikasi dapat dituliskan sebagai berikut: $\text{R-COOH} + \text{R'-OH} \rightleftharpoons \text{R-COOR'} + \text{H}_2\text{O}$
contoh reaksi : $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COOCH}_2\text{-CH}_3 \text{(etil etanoat)} + \text{H}_2\text{O}$
4. Reaksi pembentukan amida: amida merupakan turunan dari asam karboksilat, gugus hidroksil digantikan oleh gugus amina (-NH₂) (Kushwaha et al., 2011). Amida merupakan hasil reaksi antara asam karboksilat dengan amonia. Rumus umum reaksi: $\text{R-COOH} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{R-CONH}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Contoh $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CONH}_2 \text{(etanamida)} + \text{H}_2\text{O}$

5. Reaksi reduksi: asam karboksilat dapat direduksi dengan reduktor kuat seperti LiAlH_4 (litium aluminium hidrida) menjadi alkohol. Contoh $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{LiAlH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{-OH}$

10.3.6 Ester

Ester merupakan turunan asam karboksilat, struktur ester memiliki kerangka yang mirip dengan asam karboksilat dimana gugus hidroksil digantikan oleh gugus alkoksi (-OR) (Clayden et al., 2012). Senyawa ini memiliki ciri khas berupa gugus fungsi R-COOR yang memberikan sifat unik, terutama bau yang umumnya harum dan banyak ditemukan pada aroma buah-buahan.

Tata Nama Ester

Tata Nama IUPAC

Tata nama IUPAC ester diturunkan dari nama asam karboksilat dan alkohol penyusunnya. Bagian yang berasal dari alkohol disebut terlebih dahulu sebagai alkil, kemudian diikuti nama rantai utama dari asam karboksilat. Contoh $\text{CH}_3\text{-COOCH}_3$ (metil asetat).

Tata Nama Trivial

Ester memiliki nama trivial dengan mengikuti seperti penamaan IUPAC untuk alkilnya, sedangkan untuk asam karboksilat diganti dengan penamaan umum (trivial) untuk asam karboksilat. Contoh $\text{CH}_3\text{-COOCH}_3$ (metil asetat).

Tabel 10.8. Struktur dan tata nama ester

Struktur Molekul	Nama (IUPAC)	Nama Trivial
HCOOCH_3	Metil metanoat	Metil format
$\text{CH}_3\text{-COOCH}_2\text{-CH}_3$	Etil etanoat	Etil asetat asetat
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOCH}_2\text{-CH}_3$	Etil propanoat	Etil propionat
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOCH}_3$	Metil butanoat	Metil butirat
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOCH}_2\text{-CH}_3$	Etil pentanoat	Etil valerat

Reaksi Umum Ester

Reaksi umum pada ester biasanya berkaitan dengan sifat gugus fungsi $-COOR$. Berikut beberapa reaksi yang paling umum terjadi pada ester:

1. Hidrolisis ester: ester dapat dihidrolisis menjadi asam karboksilat dan alkohol.
 - a. Hidrolisis asam (reversibel): $R-COOR + H_2O \rightleftharpoons \text{Asam karboksilat} + \text{Alkohol}$ (dengan katalis asam, misalnya H_2SO_4)
 - b. Hidrolisis basa (saponifikasi, irreversibel): $R-COOR + NaOH \rightarrow R-COONa$ (garam karboksilat atau sabun) + alkohol. Contoh $CH_3-COOCH_3 + NaOH \rightarrow CH_3-COONa + CH_3OH$
2. Reaksi reduksi: ester dapat direduksi menjadi alkohol primer. Contoh $CH_3-COOCH_3 + LiAlH_4 \rightarrow CH_3CH_2-OH$
3. Reaksi dengan amonia: ester dapat bereaksi dengan amonia menghasilkan amida(Kushwaha et al., 2011). Contoh $CH_3-COOCH_3 + NH_3 \rightarrow CH_3-CONH_2 + CH_3OH$
4. Reaksi dengan pereaksi Grignard menghasilkan Keton(Peltzer et al., 2020). Contoh $CH_3-COOCH_3 + CH_3MgBr (H^+/H_2O) \rightarrow CH_3-COCH_3 + CH_3OH + MgBr (OH)$

Sumber dan Kegunaan Turunan Senyawa Alifatik

Alkohol merupakan senyawa yang banyak diperoleh dari proses fermentasi gula oleh ragi yang menghasilkan etanol, serta dari proses industri seperti hidrasi alkena dan reduksi senyawa karbonil(Aulia et al., 2026). Di alam, alkohol juga terdapat dalam lemak dan minyak dalam bentuk gliserol. Kegunaan alkohol sangat luas, mulai dari sebagai antiseptik, bahan bakar (bioetanol), pelarut dalam industri farmasi, hingga bahan baku pembuatan senyawa kimia lainnya(Irham, 2025)(Hadi et al., 2024).

Eter umumnya diperoleh melalui reaksi dehidrasi alkohol atau sintesis willianson, serta ditemukan dalam minyak atsiri tumbuhan(Mandal et al., 2016). Eter banyak digunakan sebagai pelarut organik karena sifatnya yang relatif tidak reaktif, serta pernah digunakan sebagai anetesi dalam dunia medis, meskipun

sekarang sudah jarang digunakan untuk anestesi karena efek sampingnya (Robinson et al., 2012).

Aldehid berasal dari oksidasi alkohol primer, minyak atsiri (misal vanilin), serta proses industri oksidasi hidrokarbon. Kegunaan aldehid sangat penting, misalnya sebagian bahan pewangi dan perisa (vanilin, benzaldehid), bahan pengawet (formaldehid/formalin), serta bahan baku dalam industri plastik dan resin (Goutam, Banerjee and Pritam, 2019).

Keton diperoleh dari oksidasi alkohol sekunder, minyak atsiri, serta proses industri petrokimia seperti produksi aseton. Keton banyak digunakan sebagai pelarut industri (aseton), bahan pembersih, serta bahan baku dalam sintesis obat-obatan dan produk kimia lainnya dalam tubuh manusia, keton juga berperan sebagai sumber energi cadangan saat metabolisme lemak (Sedijani et al., 2024).

Asam karboksilat dapat berasal dari oksidasi alkohol atau aldehid, fermentasi senyawa hidrokarbon (misalnya asam asetat), serta terdapat secara alami dalam buah-buahan (asam sitrat, asam malat) dan lemak (asam lemak). Kegunaannya sangat luas, antara lain sebagai bahan pengawet makanan (Natriumbenzoat), bahan baku sabun (asam lemak), bahan pembuatan obat, serta bahan industri kimia seperti pembuatan polimer (Clayden et al., 2012).

Ester terbentuk dari reaksi antara alkohol dan asam karboksilat, serta banyak ditemukan secara alami dalam buah-buahan, bunga, dan minyak atsiri. Selain itu, lemak dan minyak dalam tubuh juga merupakan ester dalam bentuk trigliserida. Ester banyak digunakan sebagai pemberi aroma dan perisa makanan, bahan parfum, pelarut, serta bahan baku pembuatan biodisel (Rocha, 2020).

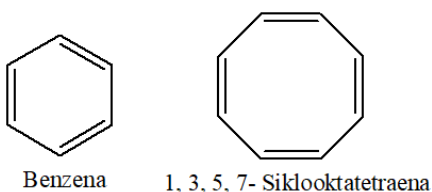
10.4 Senyawa Aromatik

10.4.1 Pengertian Senyawa Aromatik

Senyawa aromatik adalah senyawa organik yang memiliki struktur cincin karbon dengan sistem ikatan rangkap berkonjugasi yang memenuhi aturan kestabilan tertentu, seperti

aturan Hückel ($4n + 2$ elektron π), bersifat planar, sangat stabil dibanding senyawa tak jenuh biasa (McMurry, 2023).

Aturan Hückel menyatakan bahwa suatu senyawa dapat bersifat aromatik jika memiliki jumlah elektron π sebanyak ($4n + 2$), dengan $n = 0, 1, 2, 3$, dan seterusnya (n = bilangan bulat), serta memiliki siklik, planar, dan terkonjugasi (posisi ikatan π saling berselang seling dalam struktur). Benzena memiliki 6 elektron π , sesuai rumus: $4n + 2 = \pi$, maka n dapat kita hitung: $4n + 2 = 6$, sehingga nilai $n = 1$, artinya n bilangan bulat, maka benzena termasuk senyawa aromatik. Senyawa 1, 3, 5, 7-siklooktatetraena memiliki 8 elektron π , dari rumus didapat $4n + 2 = 8$ maka $n = 1,5$ (bukan bilangan bulat). Nilai n tidak memenuhi aturan Hückel, kemudian struktur juga tidak planar, sehingga senyawa 1, 3, 5, 7-siklooktatetraena termasuk non aromatik (gambar 10.3).

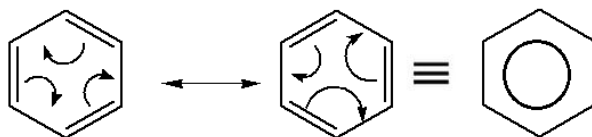


Gambar 10.3. Struktur benzena (aromatik) dan 1,3,5,7-Siklooktatetraena (non aromatik)

10.4.2 Benzena

Benzena merupakan salah satu senyawa aromatik paling sederhana dan penting dalam kimia organik. Senyawa ini memiliki rumus molekul C_6H_6 dengan struktur cincin heksagonal yang khas, di mana elektron π terdelokalisasi di seluruh cincin sehingga memberikan kestabilan yang tinggi. Sifat yang stabil dimiliki oleh benzena menyebabkan senyawa ini menjadi dasar bagi berbagai senyawa aromatik lainnya yang banyak diaplikasikan di berbagai industri kimia, seperti pembuatan plastik, obat-obatan, pewarna dan jenis bahan kimia industri lainnya (Clayden et al., 2012).

Struktur benzena biasanya digambarkan dalam bentuk ikatan siklik enam dengan ikatan rangkap berkonjugasi (kekule) atau dalam bentuk delokalisasi, seperti gambar 10.4.



Gambar 10.4. Struktur resonansi benzena dan delokalisasi

Sifat fisika Benzena

1. Berwujud cair pada suhu ruang
2. Tidak berwarna dan memiliki bau khas (aromatik)
3. Bersifat mudah menguap
4. Tidak larut dalam air (non polar), tetapi larut dalam pelarut organik seperti eter dan alkohol
5. Mudah terbakar
6. Massa jenis lebih kecil dari air ($\pm 0,88 \text{ g/mL}$)(William M. Haynes and David R. Lide, 2023)

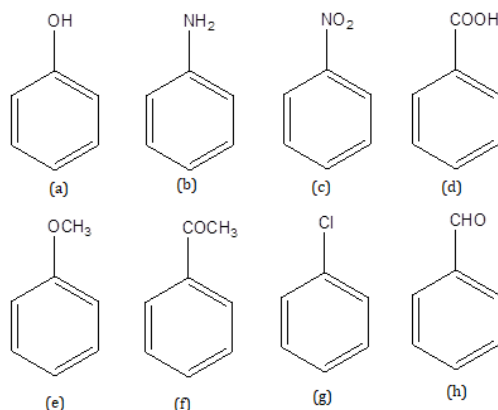
Sifat Kimia Benzena

1. Sulit mengalami reaksi adisi, benzena memiliki kestabilan struktur karena delokalisasi ikatan rangkap, sehingga sulit untuk terjadinya reaksi adisi. Berbeda dengan alkena yang mudah mengalami reaksi adisi.
2. Benzena mudah terbakar, seperti halnya pembakaran senyawa hidrokarbon, pembakaran sempurna benzena menghasilkan karbon dioksida dan air.
3. Benzena mengalami reaksi substitusi elektrofilik aromatik sebagai reaksi utama. Atom hidrogen pada benzena dapat digantikan oleh elektrofil. Contoh reaksi adalah nitrasi, halogenasi, sulfonasi, alkilasi Friedel-Crafts dan asilasi Friedel-Crafts

Tata Nama Benzena

Tata nama benzena mengikuti aturan IUPAC dengan menjadikan benzena sebagai rantai utama, sedangkan gugus substituen dianggap sebagai cabang. Tata nama benzena sering

ditulis bersamaan antara tata nama IUPAC dan tata nama trivial. Beberapa turunan benzena beserta namanya dapat dilihat pada gambar 10.5.



Gambar 10.5. Beberapa turunan benzena beserta namanya secara IUPAC/Trivial (a) hidroksibenzena/fenol, (b) aminobenzena/anilina, (c) nitrobenzena, (d) asam benzoat, (e) metoksibenzena/anisol, (f) asetofenon, (g) klorobenzena, (h) benzaldehid

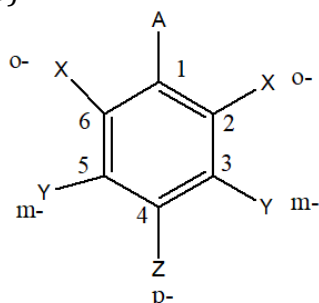
Benzena Tersubstitusi

Benzena merupakan senyawa aromatik yang stabil, sehingga tidak mudah mengalami reaksi adisi. Sebaliknya, benzena lebih cenderung mengalami reaksi substitusi, yaitu penggantian atom hidrogen pada cincin dengan gugus lain tanpa merusak kestabilan aromatiknya. Melalui reaksi substitusi yang dapat berlangsung lebih dari satu kali, benzena dapat menghasilkan berbagai turunan dengan lebih dari satu substituen pada cincinnya. Posisi substituen ini dapat dinyatakan dengan sistem penomoran atau menggunakan istilah orto (o-), meta (m-), dan para (p-) untuk dua substituen (Yurkanis Bruice, 2014).

Posisi Orto, Meta dan Para

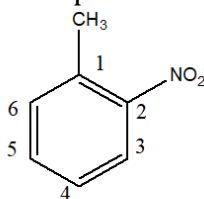
Pada gambar 10.4 dapat kita lihat posisi substituen A, X, dan Y. Posisi orto (o-) ditunjukkan oleh posisi atom A terhadap atom X, posisi meta (m-) ditunjukkan oleh posisi atom A terhadap atom

Y, dan posisi para (p-) ditunjukkan oleh posisi atom A terhadap atom Z (gambar 10.6).

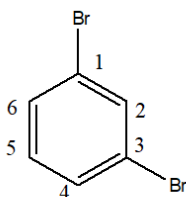


Gambar 10.6. Posisi substituen pada benzena orto (o-), meta (m-), dan para (p-)

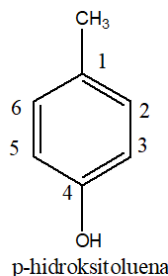
Tata nama beberapa turunan benzena tersubstitusi lebih dari satu dapat dilihat pada gambar 10.7.



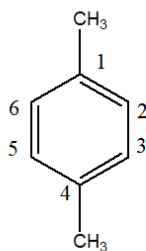
o-nitrotoluena



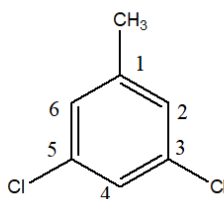
m-dibromobenzena



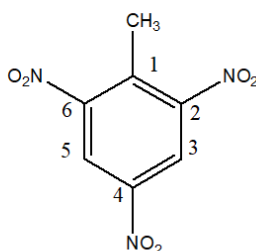
p-hidroksitoluena



p-dimetilbenzena (p-silena)



3,5-diklorotoluena



2,4,6- Trinitrotoluena (TNT)

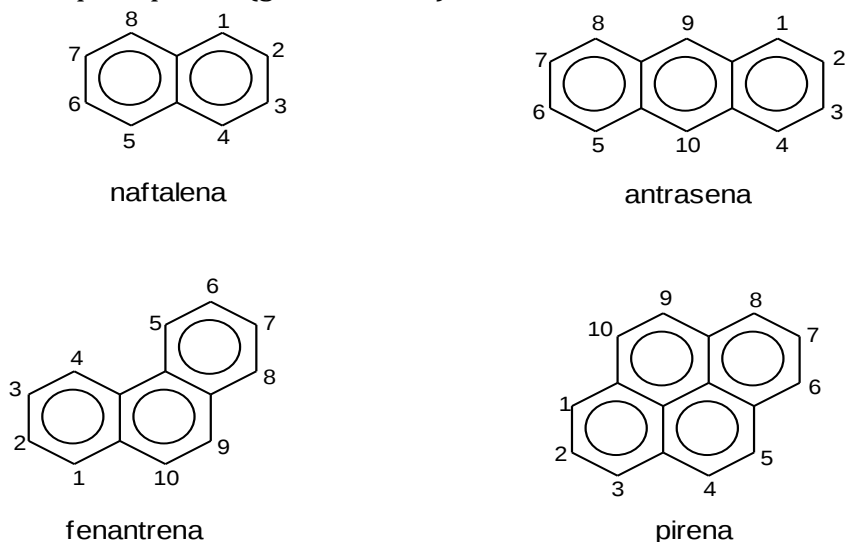
Gambar 10.7. Senyawa turunan benzena polisubstituen.

10.4.3 Senyawa Polisiklik Aromatik

Benzena tidak hanya membentuk turunan dengan satu cincin saja, tetapi juga dapat bergabung dengan cincin benzena lainnya membentuk senyawa polisiklik aromatik. Melalui

penyatuan beberapa cincin aromatik, benzena dapat membentuk struktur yang lebih kompleks dengan sistem elektron π yang lebih luas, sehingga memberikan sifat khas yang berbeda dibandingkan senyawa aromatik sederhana (Clayden et al., 2012; Yurkanis Bruice, 2014).

Benzena dapat membentuk senyawa polisiklik aromatik dengan jumlah cincin yang lebih banyak, seperti dua cincin pada naftalena, tiga cincin pada antrasena dan fenantrena, serta empat cincin pada pirena (gambar 1.0.8).



Gambar 10.8. Struktur naftalena, antrasena, fenantrena, dan pirena

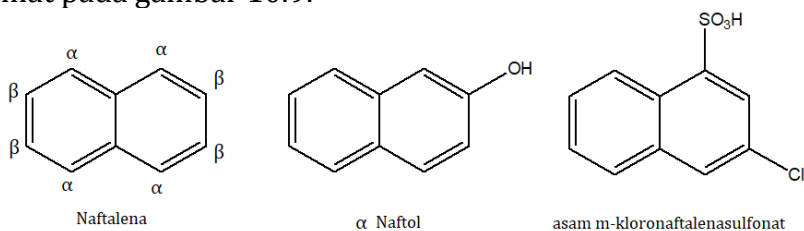
Tata Nama Senyawa Polisiklik Aromatik

Naftalena

Naftalen merupakan salah satu senyawa aromatik polisiklik yang terdiri dari dua cincin benzena yang menyatu (satu struktur molekul memiliki 10 atom karbon). Dalam tata nama IUPAC, naftalen dipertahankan sebagai nama yang diakui, sehingga tidak perlu diubah menjadi nama sistematis panjang seperti pada senyawa alifatik (McMurry, 2023).

Penomoran atom karbon pada naftalen dimulai dari salah satu atom karbon pada posisi penggabungan (titik pertemuan dua cincin), lalu dilanjutkan mengelilingi struktur sehingga

menghasilkan urutan nomor 1 sampai 8 (gambar 10.8). Pemberian nomor pada cincin ini penting untuk menentukan letak substituen. Secara umum, posisi, 1, 4, 5, dan 8 disebut posisi α (alfa), sedangkan posisi 2, 3, 6, dan 7 disebut posisi β (beta). Sementara itu, substituen diberi nama sesuai nomor tempat substituen terikat. Beberapa senyawa turunan naftalen dapat dilihat pada gambar 10.9.

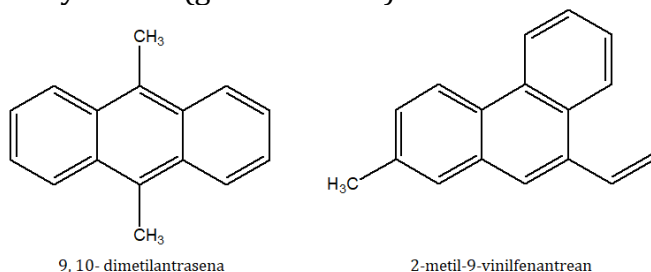


Gambar 10.9. Beberapa turunan naftalena

Antrasena dan Fenantrena

Antrasena dan fenantrena adalah senyawa aromatik polisiklik yang disusun oleh tiga benzena seperti halnya naftalena. Tata nama tetap menggunakan masing-masing nama induk seperti antrasena dan fenantrena.

Pada antrasena, tiga cincing benzena tersusun linier (lurus). Penomoran atom karbon dimulai dari salah satu ujung cincin dan dilanjutkan sepanjang struktur hingga mencakup seluruh atom karbon. Posisi karbon pada antrasena biasanya diberi nomor 1 sampai 14 (gambar 10.8). Dalam penamaan turunannya, posisi 9 dan 10 yang berada ditengah cincin sering menjadi lokasi reaksi yang paling umum, sehingga sering muncul dalam penaman turunan senyawa ini (gambar 10.10).



Gambar 10.10. Struktur molekul turunan antrasena dan fenantren

Sementara itu fenantren memiliki tiga cincin benzena yang tersusun secara tidak linier. Penomoran dimulai dari salah satu ujung cincin dan mengikuti jalur terpanjang di sepanjang struktur hingga seluruh atom karbon teridentifikasi. Sama dengan antrasena, atom karbonnya juga diberi nomor 1 sampai 14. Namun, karena bentuknya benkok, distribusi posisi menjadi berbeda, dan posisi nomor 9 dan 10 juga menjadi pusat reaktivitas dalam banyak reaksi kimia (gambar 10.8).

10.4.4 Reaksi umum senyawa aromatik

Reaksi Substitusi Elektrofilik Aromatik (SEA) merupakan salah satu reaksi khas yang terjadi pada senyawa aromatik seperti benzena. Reaksi ini melibatkan penggantian satu atom hidrogen pada cincin benzena oleh suatu elektrofil (spesi yang kekurangan elektron), tanpa merusak kestabilan sistem aromatiknya (McMurry, 2023).

Secara umum, mekanisme reaksi ini berlangsung dalam tiga tahap utama. Pertama adalah pembentukan elektrofil, biasanya melalui bantuan katalis. Tahap kedua adalah serangan elektrofil ke cincin benzena yang kaya elektron, membentuk intermediet yang disebut kompleks sigma (ion arenium). Pada tahap ini, sifat aromatik hilang sementara. Tahap ketiga adalah pelepasan ion hidrogen (H^+) dari kompleks tersebut sehingga aromatisitas benzena kembali terbentuk dan menghasilkan produk substitusi.

Beberapa jenis reaksi substitusi elektrofilik aromatik yang umum pada benzena antara lain (Clayden et al., 2012):

1. Nitrasi: Benzena bereaksi dengan asam nitrat (HNO_3) dengan bantuan asam sulfat (H_2SO_4) menghasilkan nitrobenzena (Mane et al., 2014). Elektrofil yang berperan adalah ion nitronium (NO_2^+).
Contoh: $C_6H_6 + HNO_3/H_2SO_4 \rightarrow C_6H_5NO_2$ (nitrobenzena)
2. Halogenasi: Benzena dapat bereaksi dengan halogen seperti Cl_2 atau Br_2 dengan katalis $FeCl_3$ atau $FeBr_3$ menghasilkan klorobenzena atau bromobenzena. Contoh $C_6H_6 + Cl_2/FeCl_3 \rightarrow C_6H_5Cl$ (klorobenzena) + HCl
3. Sulfonasi: Benzena bereaksi dengan asam sulfat pekat menghasilkan asam benzenasulfonat. Elektrofil dalam reaksi ini adalah SO_3^+ .

Contoh: $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{p}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{SO}_3\text{H}$ (asam benzensulfonat)

4. Alkilasi Friedel-Crafts: Benzena bereaksi dengan alkil halida (R-X) dengan katalis AlCl_3 menghasilkan alkilbenzena.

Contoh: $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{CH}_3\text{Cl}/\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_3$ (metilbenzena) + HCl .

5. Asilasi Friedel-Crafts: Benzena bereaksi dengan asil halida (R-COX) dengan katalis AlCl_3 menghasilkan asilbenzena (keton aromatik).

Contoh: $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{CH}_3\text{-CO-Cl}/\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{-CO-CH}_3$ (asetofenon) + HCl

Senyawa aromatik polisiklik seperti naftalena, antrasena, dan fenantrena memiliki reaktivitas yang mirip dengan benzena, tapi umumnya lebih reaktif karena distribusi elektron π yang lebih luas. Reaksi substitusi elektrofilik aromatik juga terjadi pada naftalena, antrasena, dan fenantrena (Clayden et al., 2012). Beberapa catatan penting reaksi pada senyawa aromatik polisiklik seperti naftalena cenderung mengalami substitusi pada karbon nomor 1 (atau karbon α). Antrasena dan fenantrena, umumnya sering terjadi reaksi substitusi elektrofilik aromatik pada posisi atom 9 dan 10 (cincin bagian tengah) (Yurkanis Bruice, 2014).

10.4.5 Sumber dan Kegunaan Senyawa Aromatik

Senyawa aromatik seperti benzena dan kelompok hidrokarbon aromatik polisiklik (PAH) seperti naftalena, antrasena, dan fenantrena memiliki sumber yang umumnya berasal dari proses alam maupun aktivitas industri, serta memiliki kegunaan yang sangat luas dalam berbagai bidang (Content et al., 2015; McMurphy, 2023).

Benzena terutama diperoleh dari minyak bumi melalui proses perengkahan (*cracking*), dan reforming katalitik, serta dari distilasi batubara yang menghasilkan tar batubara. Selain itu, benzena juga dapat terbentuk dalam jumlah kecil dari pembakaran tidak sempurna bahan organik. Dalam industri, benzena sangat penting sebagai bahan baku utama untuk menghasilkan berbagai produk kimia, plastik, karet, diterjen,

serta ban kimia dan obat (Hua et al., 2020)(McMurry, 2023; Yurkanis Bruice, 2014).

10.4.6 Perbedaan Senyawa Alifatik dan Senyawa Aromatik
Senyawa alifatik dan senyawa aromatik memiliki perbedaan satu dengan yang lainnya, baik dari struktur, kereaktifan, dan kestabilannya (tabel 10.9).

Tabel 10.9. Perbedaan Senyawa Alifatik dan Senyawa Aromatik

Aspek	Senyawa Alifatik	Senyawa Aromatik
Struktur	Rantai terbuka (lurus/bercabang) atau siklik non aromatik	Cincin planar dengan sistem π terkonjugasi
Ikatan	Ikatan tunggal (C-C), rangkap dua (C=C) rangkap tiga (C $\equiv$ C)	Ikatan rangkap terkonjugasi dalam cincin
Kestabilan	Relatif kurang stabil (turunan senyawa alifatik memiliki gugus fungsi)	Sangat stabil karena adanya resonansi dala sistem cincin
Sifat	Lebih reaktif	Lebih stabil
Aturan khusus	Tidak ada aturan khusus	Mengikuti aturan Hückel ($4n+2$ elektron π)

DAFTAR PUSTAKA

- Aulia, U., Saputri, T., & Mairisiska, T. (2026). *Fermentasi Tape Singkong sebagai Model Pembelajaran Biokimia Kontekstual: Transformasi Karbohidrat Menjadi Etanol*. 10, 498–505.
- Clayden, J., Nick, G., & Warren, S. (2012). Organic Chemistry. In *Organic Chemistry Frontiers*. <http://dx.doi.org/10.1039/d1qo00478f>
- Content, T., Waters, P. J., & Regency, K. (2015). *Kandungan dan Sumber Asal Senyawa Polisiklik Aromatik Hidrokarbon (PAH) dalam Sedimen di Perairan Pakis Jaya , Kabupaten Karawang*. 2015(2).
- Goutam, Banerjee and Pritam, C. (2019). Vanillin biotechnology: the perspectives and future. *The Journal of the Science of Food and Agriculture*, 99(2), 499–506. <https://doi.org/10.1002/jsfa.9303>
- Hadi, I., Tuzzahra, F., & Irawan, A. (2024). *Formulasi Dan Evaluasi Sediaan Gel Handsanitizer Kombinasi Ekstrak Etanol Jerami Padi (Oryza Sativa) Dengan Minyak Atsiri Kulit Jeruk Bali (Citrus Maxima)*. 1, 9–14.
- Hasanah, Faridhatul , Wirman, A. P. (2018). *Modifikasi Vanilin Dengan Asam p-Hidroksi Benzoat Dan Uji Aktivitasnya Terhadap Pseudomonas aeruginosa, Staphylococcus aureus dan Candida albicans*. 15(02), 183–201.
- Hua, D., Wang, X., Han, L., Zhou, J., Cheng, X., Wang, B., Zhang, J., & Li, J. (2020). *Industry Distribution Characteristics of Benzene-Exposed Workers with Cytopenia — Four Provinces , China , 2020*. 4(51), 1143–1147.
- Irham, W. H. (2025). Pengembangan Bahan Aktif Antimikroba Dari Asam Lemak Sawit Melalui Modifikasi Kimia: Fokus Pada Sintesis Mono/Diasil Gliserol Dan Turunan Asam Lemak Teroksidasi Untuk Aplikasi Pangan Dan Farmasi. *Agro Fabrica*, 7(2), 105–113.
- Kushwaha, N., Saini, R. K., & Kushwaha, S. K. S. (2011). *Synthesis of some Amide derivatives and their Biological activity*. 3(1), 203–209.

- Mandal, S., Mandal, S., Ghosh, S. K., Sar, P., Ghosh, A., Saha, R., & Saha, B. (2016). *A review on the advancement of ether synthesis from organic solvent to water*. 69605–69614. <https://doi.org/10.1039/c6ra12914e>
- Mane, V., Lalaso, M., Waghmode, S., Jadhav, K. D., Dongare, M. K., & Dagade, S. P. (2014). *Nitration of Benzene Using Mixed Oxide Catalysts*. 7(7), 50–57.
- McMurry, J. (2023). *Organic Chemistry* (10th ed.). OpenStax.
- Peltzer, R. M., Gauss, J., Eisenstein, O., & Cascella, M. (2020). *The Grignard Reaction – Unraveling a Chemical Puzzle*. <https://doi.org/10.1021/jacs.9b11829>
- Robinson, D. H., Toledo, A. H., & Pain, C. (2012). *Historical Development of Modern Anesthesia*. 141–149. <https://doi.org/10.3109/08941939.2012.690328>
- Rocha, S. M. (2020). *Revealing the Usefulness of Aroma Networks to Explain Wine Aroma Properties: A Case Study of Portuguese Wines*.
- Sedijani, P., Muhidayani, R. E. S., & Sukarso, A. A. (2024). Washing Test: with or without involvement of chloroform & acetone. *Jurnal Biologi Tropis*, 24(1b), 203 – 209.
- William M. Haynes and David R. Lide. (2023). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. CRC Press (Taylor & Francis Group).
- Yurkanis Bruice, P. (2014). *Organic Chemistry* (7th ed.). Pearson.

BAB 11

KIMIA ANORGANIK

11.1 Pendahuluan Kimia Anorganik

11.1.1 Definisi dan Ruang Lingkup Kimia Anorganik

1. Pendahuluan

Kimia anorganik merupakan cabang ilmu kimia yang fokus mempelajari sifat, struktur, komposisi, serta reaksi dari senyawa anorganik. Senyawa ini umumnya mencakup semua zat yang tidak termasuk senyawa karbon-hidrogen (organik), meskipun terdapat pengecualian seperti karbon dioksida (CO_2) dan ion karbonat (CO_3^{2-}). Bidang kimia anorganik memiliki peranan penting dalam berbagai disiplin ilmu dan teknologi, seperti material, katalisis, biokimia, serta ilmu lingkungan.

2. Definisi Kimia Anorganik

Menurut Housecroft dan Sharpe (2012), kimia anorganik adalah studi mengenai semua unsur dan senyawa yang tidak tergolong dalam kimia organik. Definisi ini mencakup beragam senyawa, mulai dari garam sederhana, oksida, asam, basa, hingga senyawa kompleks koordinasi dan material padat. Selain itu, kimia anorganik juga mempelajari unsur logam dan non-logam serta interaksi mereka dalam berbagai bentuk senyawa.

3. Ruang Lingkup Kimia Anorganik

Ruang lingkup kimia anorganik sangat luas, meliputi:

a. Unsur dan Senyawa Anorganik

Mempelajari seluruh unsur dalam tabel periodik, termasuk logam, non-logam, dan gas mulia, serta senyawa yang terbentuk dari unsur tersebut seperti oksida, halida, sulfida, dan senyawa kompleks.

b. Struktur dan Ikatan Kimia

Memahami struktur atom, konfigurasi elektron, dan berbagai jenis ikatan kimia (ionik, kovalen, logam,

koordinasi). Teori seperti teori medan ligan dan orbital molekul digunakan untuk menjelaskan sifat dan reaktivitas senyawa.

c. Reaksi Kimia Anorganik

Menganalisis reaksi yang melibatkan senyawa anorganik, termasuk reaksi redoks, asam-basa, pembentukan kompleks, dan perubahan fase padatan.

d. Material Anorganik

Mempelajari material anorganik seperti keramik, semikonduktor, katalis, dan superkonduktor yang memiliki aplikasi luas di industri dan teknologi.

e. Aplikasi Kimia Anorganik

Berperan dalam berbagai bidang seperti kimia lingkungan, teknologi material, biokimia, farmasi, dan energi.

f. Sejarah Singkat

Kimia anorganik berkembang sejak zaman kuno dengan penemuan unsur dan senyawa dasar. Perkembangan tabel periodik oleh Mendeleev pada abad ke-19 menjadi tonggak penting, diikuti kemajuan teori atom dan mekanika kuantum di abad ke-20 yang memperdalam pemahaman struktur dan reaktivitas senyawa.

g. Peran dalam Ilmu Pengetahuan dan Teknologi

Kimia anorganik menyediakan dasar penting untuk berbagai ilmu dan teknologi, seperti katalis logam dalam industri, material anorganik dalam elektronik dan konstruksi, serta senyawa anorganik dalam pengolahan lingkungan dan obat-obatan.

h. Kesimpulan

Kimia anorganik merupakan cabang ilmu yang luas dan fundamental, mempelajari unsur dan senyawa non-organik, struktur dan ikatan kimia, reaksi, serta aplikasi material anorganik yang sangat penting bagi kemajuan ilmu pengetahuan dan teknologi.

11.1.2 Perbedaan Kimia Anorganik dan Kimia Organik

1. Pendahuluan

Kimia, sebagai ilmu yang mempelajari materi dan perubahan yang dialaminya, terbagi menjadi beberapa cabang utama, termasuk kimia anorganik dan kimia organik. Meskipun keduanya saling melengkapi, fokus kajiannya berbeda. Memahami perbedaan ini penting untuk membangun dasar pengetahuan kimia yang kuat.

2. Definisi Kimia Anorganik dan Kimia Organik

Kimia anorganik mempelajari unsur dan senyawa yang umumnya tidak mengandung ikatan karbon-hidrogen (C-H), seperti logam, mineral, dan senyawa sederhana (Housecroft & Sharpe, 2012). Sebaliknya, kimia organik fokus pada senyawa karbon, terutama yang mengandung ikatan C-H, yang menjadi dasar molekul kehidupan dan bahan sintetis (Solomons & Fryhle, 2011).

3. Perbedaan Fundamental

1. Komposisi Unsur

Kimia organik berpusat pada senyawa karbon yang biasanya mengandung hidrogen, oksigen, nitrogen, sulfur, dan halogen.

Kimia anorganik mencakup unsur lain dalam tabel periodik, termasuk logam dan non-logam yang tidak termasuk senyawa organik.

2. Struktur Molekul

Senyawa organik biasanya memiliki struktur kompleks dengan rantai karbon panjang dan berbagai gugus fungsi. Senyawa anorganik cenderung memiliki struktur lebih sederhana, seperti ion, molekul kecil, atau kristal padat.

3. Jenis Ikatan Kimia

Kimia organik didominasi ikatan kovalen antara karbon dan atom lain.

Kimia anorganik melibatkan berbagai jenis ikatan, termasuk ionik, kovalen, logam, dan koordinasi.

4. Reaktivitas dan Sifat Kimia

Senyawa organik biasanya mengalami reaksi substitusi, adisi, dan eliminasi.

Senyawa anorganik sering terlibat dalam reaksi redoks, pembentukan kompleks, dan perubahan fase.

4. Contoh Senyawa dan Aplikasinya

Senyawa organik seperti hidrokarbon, alkohol, asam karboksilat, protein, dan plastik digunakan dalam farmasi, bahan bakar, polimer, dan biokimia.

Senyawa anorganik meliputi garam, oksida, asam dan basa mineral, kompleks logam dengan aplikasi dalam katalisis, konstruksi, elektronik, dan lingkungan.

Metodologi studi berbeda, dengan kimia organik menggunakan spektroskopi NMR, kromatografi, dan sintesis organik, sedangkan kimia anorganik menggunakan spektroskopi UV-Vis, difraksi sinar-X, dan analisis elemen.

Meski berbeda, kedua cabang ini saling terkait, terutama dalam kimia koordinasi, bioanorganik, dan kimia material, seperti senyawa organologam yang menggabungkan aspek keduanya.

5. Kesimpulan

Kimia anorganik dan organik memiliki fokus, struktur, jenis ikatan, dan aplikasi yang berbeda, namun keduanya saling melengkapi dalam pengembangan ilmu kimia dan aplikasinya.

11.1.3 Pentingnya Kimia Anorganik dalam Ilmu Kimia dan Aplikasi Praktis

1. Pendahuluan

Kimia anorganik adalah salah satu cabang utama kimia yang mempelajari unsur dan senyawa non-organik. Perannya sangat penting dalam pengembangan ilmu pengetahuan dan teknologi. Bagian ini membahas peran kimia anorganik dalam ilmu kimia serta aplikasinya yang berpengaruh pada kehidupan sehari-hari dan industri.

2. Peran Kimia Anorganik dalam Ilmu Kimia

a. Dasar Pemahaman Unsur dan Senyawa

Kimia anorganik memberikan pemahaman mendalam mengenai sifat fisik dan kimia unsur serta senyawa yang terbentuk, penting untuk memahami reaktivitas,

kestabilan, dan interaksi antar unsur (Housecroft & Sharpe, 2012).

b. Kontribusi terhadap Teori Kimia

Kimia anorganik berkontribusi pada pengembangan teori ikatan kimia, teori medan ligan, dan teori orbital molekul yang membantu menjelaskan struktur dan sifat senyawa secara kuantitatif dan kualitatif (Cotton *et al.*, 1999).

c. Pengembangan Metode Analisis

Bidang ini juga berperan dalam pengembangan teknik analisis seperti spektroskopi, kromatografi, dan difraksi sinar-X untuk identifikasi dan karakterisasi senyawa (Miessler *et al.*, 2013).

d. Aplikasi Praktis Kimia Anorganik

Industri Kimia dan Katalisis: Senyawa anorganik digunakan sebagai katalis dalam berbagai reaksi industri, seperti proses *Haber-Bosch* dan produksi asam sulfat. Katalis logam transisi meningkatkan efisiensi reaksi (Shriver *et al.*, 2014).

Material dan Teknologi: Material anorganik seperti keramik, semikonduktor, dan superkonduktor digunakan dalam teknologi modern, misalnya silikon untuk chip komputer dan keramik tahan panas (Greenwood & Earnshaw, 1997).

Kimia Lingkungan: Peranannya dalam pengelolaan limbah, pengolahan air, dan pengendalian polusi dengan senyawa anorganik yang mengendapkan logam berat dan menguraikan zat pencemar (Housecroft & Sharpe, 2012).

Kesehatan dan Farmasi: Penggunaan senyawa anorganik dalam obat-obatan, seperti senyawa platinum untuk kemoterapi dan fluorida untuk pencegahan karies (Cotton *et al.*, 1999).

Energi: Kontribusi dalam pengembangan sumber energi alternatif seperti baterai ion litium, sel bahan bakar, dan katalis hidrogenasi (Miessler *et al.*, 2013).

e. Studi Kasus Aplikasi

Proses *Haber-Bosch* sebagai contoh aplikasi sintesis amonia yang mendukung produksi pupuk (Shriver *et al.*, 2014).

Penggunaan silikon dan material anorganik lain dalam industri elektronik yang menunjukkan pentingnya kimia anorganik (Greenwood & Earnshaw, 1997).

f. Tantangan dan Masa Depan

Kimia anorganik terus berkembang untuk menghadapi tantangan global seperti perubahan iklim, kebutuhan energi bersih, dan pengembangan material ramah lingkungan. Penelitian dan inovasi di bidang ini sangat penting untuk kemajuan teknologi dan keberlanjutan (Housecroft & Sharpe, 2012).

3. Kesimpulan

Kimia anorganik memiliki peran fundamental dalam ilmu kimia dan aplikasi praktis yang luas di berbagai sektor. Pemahaman dan pengembangannya menjadi kunci dalam menjawab tantangan ilmiah dan teknologi masa depan.

4. Daftar Pustaka

Housecroft, C. E., & Sharpe, A. G. (2012). *Inorganic Chemistry* (4th ed.). Pearson Education Limited.

Shriver, D. F., Weller, M. T., Overton, T. L., & Armstrong, F. A. (2014). *Inorganic Chemistry* (6th ed.). W. H. Freeman and Company.

Cotton, F. A., Wilkinson, G., Murillo, C. A., & Bochmann, M. (1999). *Advanced Inorganic Chemistry* (6th ed.). Wiley-Interscience.

Miessler, G. L., Fischer, P. J., & Tarr, D. A. (2013). *Inorganic Chemistry* (5th ed.). Pearson.

Greenwood, N. N., & Earnshaw, A. (1997). *Chemistry of the Elements* (2nd ed.). Butterworth-Heinemann.

11.2 Struktur Atom dan Tabel Periodik

11.2.1 Pendahuluan

Konsep struktur atom dan tabel periodik merupakan landasan utama dalam kimia anorganik. Pemahaman tentang

struktur atom memberikan penjelasan mengenai sifat-sifat unsur dan senyawa, sementara tabel periodik menyediakan sistem pengelompokan unsur yang teratur berdasarkan karakteristik kimia dan fisiknya. Dalam bab ini, akan dibahas teori-teori terkait struktur atom, konfigurasi elektron, prinsip-prinsip tabel periodik, serta penerapannya dalam kimia.

11.2.2 Struktur Atom

1. Sejarah Model Atom

Perkembangan model atom dimulai dari gagasan Dalton (1803) yang menganggap atom sebagai partikel terkecil yang tidak dapat dibagi lagi. Selanjutnya, Thomson (1897) memperkenalkan model "roti kismis" dengan penemuan elektron. Rutherford (1911) menemukan inti atom bermuatan positif. Bohr (1913) mengusulkan model dengan elektron mengorbit pada tingkat energi tertentu. Akhirnya, pada 1920-an, model mekanika kuantum menggantikan model Bohr dengan pendekatan probabilistik terhadap posisi elektron (Housecroft & Sharpe, 2012).

2. Teori Mekanika Kuantum

Model atom modern didasarkan pada mekanika kuantum, yang menggambarkan elektron sebagai gelombang dengan fungsi gelombang (ψ) yang menentukan probabilitas keberadaan elektron dalam ruang tertentu. Orbital atom adalah daerah dengan kemungkinan tinggi ditemukannya elektron (Miessler *et al.*, 2013).

3. Konfigurasi Elektron

Elektron menempati orbital berdasarkan prinsip Aufbau, aturan Pauli, dan prinsip Hund. Konfigurasi ini sangat menentukan sifat kimia unsur. Contohnya, konfigurasi elektron karbon adalah $1s^2 2s^2 2p^2$ (Cotton *et al.*, 1999).

4. Bilangan Kuantum

Empat bilangan kuantum mendeskripsikan keadaan elektron dalam atom:

- Bilangan kuantum utama (n) menunjukkan tingkat energi,
- Bilangan kuantum azimut (l) menentukan bentuk orbital,

- c. Bilangan kuantum magnetik (m_l) menunjukkan orientasi orbital,
- d. Bilangan kuantum spin (m_s) menggambarkan arah spin elektron.

11.2.3 Tabel Periodik Unsur

1. Sejarah Tabel Periodik
Dmitri Mendeleev (1869) menyusun tabel periodik berdasarkan kenaikan massa atom dan sifat kimia unsur, yang memungkinkan prediksi unsur yang belum ditemukan (Greenwood & Earnshaw, 1997).
2. Struktur Tabel Periodik Modern
Tabel periodik modern diorganisasi berdasarkan nomor atom (jumlah proton). Unsur-unsur dikelompokkan dalam periode (baris horizontal) dan golongan (kolom vertikal) yang mencerminkan sifat kimia mereka (Housecroft & Sharpe, 2012).
3. Blok dan Golongan Unsur
Unsur dibagi menjadi blok s, p, d, dan f sesuai orbital valensi yang diisi:
 - a. Blok s: golongan 1 dan 2,
 - b. Blok p: golongan 13 hingga 18,
 - c. Blok d: logam transisi (golongan 3-12),
 - d. Blok f: lantanida dan aktinida.
5. Tren Periodik
Sifat unsur berubah secara periodik dalam tabel:
 - a. Jari-jari atom menurun dari kiri ke kanan dan bertambah dari atas ke bawah,
 - b. Energi ionisasi meningkat dari kiri ke kanan dan menurun dari atas ke bawah,
 - c. Afinitas elektron dan elektronegativitas mengikuti pola yang memengaruhi reaktivitas unsur (Miessler *et al.*, 2013).

11.2.4 Hubungan Struktur Atom dengan Sifat Unsur

Konfigurasi elektron dan posisi unsur dalam tabel periodik menentukan sifat kimia dan fisika, seperti kecenderungan

pembentukan ion, jenis ikatan, serta tingkat reaktivitas (Cotton *et al.*, 1999).

11.2.5 Aplikasi Tabel Periodik dalam Kimia Anorganik

Tabel periodik digunakan untuk memprediksi sifat unsur, memahami mekanisme reaksi kimia, dan merancang senyawa baru. Misalnya, pemilihan logam transisi dalam katalisis didasarkan pada sifat elektron valensi mereka (Shriver *et al.*, 2014).

11.2.6 Kesimpulan

Pemahaman yang mendalam tentang struktur atom dan tabel periodik merupakan fondasi penting dalam kimia anorganik. Konsep-konsep ini membantu menjelaskan sifat unsur dan senyawa serta memandu penelitian dan aplikasi kimia lebih lanjut.

11.3 Ikatan Kimia dalam Senyawa Anorganik

11.3.1 Ikatan Kimia

Ikatan kimia merupakan konsep utama dalam kimia anorganik yang menjelaskan bagaimana atom-atom bergabung membentuk molekul atau senyawa. Pemahaman ikatan kimia sangat penting untuk menjelaskan struktur, sifat, dan reaktivitas senyawa anorganik.

Definisi Ikatan Kimia

Ikatan kimia adalah gaya yang menghubungkan dua atau lebih atom sehingga membentuk molekul atau senyawa. Ikatan ini memungkinkan atom mencapai konfigurasi elektron yang lebih stabil dengan mengisi kulit valensi mereka.

Jenis-jenis Ikatan Kimia dalam Senyawa Anorganik
Beberapa jenis ikatan kimia yang sering ditemukan dalam kimia anorganik meliputi:

1. Ikatan ionic

Ikatan ionik terbentuk ketika elektron dipindahkan dari atom logam ke atom non-logam, membentuk ion positif (kation) dan negatif (anion) yang saling tarik-menarik secara elektrostatis. Contoh senyawa ionik adalah natrium klorida

(NaCl). Sifat khas ikatan ionik meliputi titik leleh dan didih tinggi, kelarutan dalam air, dan kemampuan menghantarkan listrik dalam larutan atau keadaan leleh.

2. Ikatan

Kovalen

Ikatan kovalen terjadi saat dua atom berbagi pasangan elektron untuk mencapai kestabilan elektron valensi. Ikatan ini dapat bersifat polar atau non-polar, tergantung pada perbedaan elektronegativitas antar atom. Contoh senyawa kovalen adalah air (H_2O) dan karbon dioksida (CO_2). Ikatan kovalen mempengaruhi bentuk molekul dan sifat kimianya.

3. Ikatan Logam

Ikatan logam terjadi antara atom-atom logam yang melepaskan elektron valensinya ke dalam “lautan elektron” yang bergerak bebas di antara ion logam positif. Ikatan ini memberikan sifat khas logam seperti konduktivitas listrik dan panas yang tinggi, kilap, serta kelenturan.

4. Ikatan Koordinasi

Ikatan koordinasi atau ikatan kompleks terbentuk ketika atom pusat, biasanya logam transisi, menerima pasangan elektron dari ligan, yaitu molekul atau ion yang menyumbangkan pasangan elektron. Ikatan ini penting dalam pembentukan kompleks dan katalis.

Teori Ikatan Kimia

Beberapa teori yang menjelaskan ikatan kimia dalam senyawa anorganik antara lain:

1. Teori Ikatan Valensi (*Valence Bond Theory*)

Teori ini menjelaskan ikatan kimia sebagai hasil tumpang tindih orbital atom yang membentuk pasangan elektron bersama. Konsep hibridisasi orbital juga diperkenalkan untuk menjelaskan bentuk molekul.

2. Teori Orbital Molekul (*Molecular Orbital Theory*)

Teori ini menggambarkan pembentukan orbital molekul dari kombinasi orbital atom. Orbital molekul dapat bersifat ikatan atau anti-ikatan, yang mempengaruhi stabilitas molekul.

3. Teori Medan Ligan (*Ligand Field Theory*)

Teori ini membahas interaksi antara ligan dan ion logam pusat dalam senyawa koordinasi, menjelaskan pembelahan energi orbital d dan sifat magnetik kompleks.

Kesimpulan

Ikatan kimia dalam senyawa anorganik sangat beragam dan kompleks. Pemahaman mengenai berbagai jenis ikatan dan teori yang mendasarinya sangat penting untuk menjelaskan struktur, sifat, dan reaktivitas senyawa anorganik.

11.3.2 Ikatan Ionik: Pembentukan dan Sifat

Ikatan ionik merupakan jenis ikatan yang terjadi antara ion bermuatan positif dan negatif yang saling tarik-menarik secara elektrostatis. Senyawa yang terbentuk memiliki sifat fisik dan kimia yang khas, membedakannya dari senyawa kovalen atau logam.

Pembentukan Ikatan Ionik

Ikatan ionik terjadi melalui transfer elektron dari atom dengan energi ionisasi rendah (biasanya logam) ke atom dengan afinitas elektron tinggi (biasanya non-logam). Contohnya adalah pembentukan NaCl, di mana atom natrium melepaskan satu elektron menjadi Na^+ , dan atom klorin menerima elektron menjadi Cl^- .

Energi yang Terlibat

Pembentukan ikatan ionik melibatkan:

1. Energi ionisasi, yaitu energi yang dibutuhkan untuk melepaskan elektron dari logam,
2. Afinitas elektron, energi yang dilepaskan saat non-logam menerima elektron,
3. Energi kisi kristal, energi yang dilepaskan saat ion-ion membentuk struktur kristal padat.
4. Gabungan energi ini menentukan kestabilan senyawa ionik.

Struktur Kristal Senyawa Ionik

Senyawa ionik membentuk kisi kristal yang teratur, di mana ion positif dan negatif tersusun sedemikian rupa untuk

memaksimalkan gaya tarik elektrostatik dan meminimalkan tolakan.

Sifat Fisik Senyawa Ionik

1. Titik leleh dan didih tinggi karena gaya tarik antar ion sangat kuat,
2. Keras namun rapuh, karena tekanan dapat menyebabkan ion sejenis berdekatan dan menimbulkan tolakan,
3. Tidak menghantarkan listrik dalam bentuk padat, tetapi dapat menghantarkan listrik saat dilelehkan atau dilarutkan,
4. Sebagian besar larut dalam air karena molekul air yang polar dapat mengelilingi dan memisahkan ion.

Contoh Senyawa Ionik dan Aplikasinya

1. Natrium klorida (NaCl), digunakan dalam industri makanan dan kimia,
2. Kalsium karbonat (CaCO_3), bahan bangunan dan industri kertas,
3. Magnesium oksida (MgO), bahan isolator dan refraktori.

Teori dan Model Ikatan Ionik

Model klasik ikatan ionik didasarkan pada gaya Coulomb antara ion bermuatan berlawanan. Energi potensial elektrostatik dihitung dengan rumus:

$$E = \frac{k \cdot Q_1 \cdot Q_2}{r}$$

di mana k adalah konstanta Coulomb, Q_1 dan Q_2 adalah muatan ion, dan r adalah jarak antar ion.

Perbandingan Ikatan Ionik dan Kovalen

Ikatan ionik melibatkan transfer elektron dan gaya elektrostatik, sedangkan ikatan kovalen melibatkan pembagian pasangan elektron.

Kesimpulan

Ikatan ionik terbentuk melalui transfer elektron antara logam dan non-logam, menghasilkan senyawa dengan sifat khas

seperti titik leleh tinggi, kekerasan, dan konduktivitas listrik dalam larutan. Pemahaman ikatan ionik sangat penting dalam kimia anorganik dan aplikasinya.

11.3.3 Ikatan Kovalen: Polaritas dan Geometri Molekul (Teori VSEPR)

Pendahuluan

Ikatan kovalen terbentuk dari pembagian pasangan elektron antara dua atom. Ikatan ini sangat penting dalam kimia anorganik karena banyak senyawa anorganik yang mengandung ikatan kovalen. Memahami polaritas ikatan dan geometri molekul sangat penting untuk menjelaskan sifat fisik dan reaktivitas senyawa.

Definisi Ikatan Kovalen

Ikatan kovalen terjadi saat dua atom berbagi satu atau lebih pasangan elektron untuk mencapai konfigurasi elektron stabil, biasanya antara non-logam.

Jenis Ikatan Kovalen

1. Tunggal: berbagi satu pasangan elektron,
2. Rangkap dua: berbagi dua pasangan elektron,
3. Rangkap tiga: berbagi tiga pasangan elektron.

Polaritas Ikatan Kovalen

Polaritas bergantung pada perbedaan elektronegativitas antara atom yang berikatan. Elektronegativitas adalah kemampuan atom menarik pasangan elektron. Ikatan kovalen nonpolar terjadi bila elektronegativitas kedua atom hampir sama, sedangkan ikatan polar terjadi bila ada perbedaan signifikan, menghasilkan dipol listrik.

Momen Dipol

Molekul dengan ikatan polar memiliki momen dipol yang mengukur polaritas molekul secara keseluruhan.

Geometri Molekul (Teori VSEPR)

Teori VSEPR menjelaskan bentuk molekul berdasarkan tolak-menolak pasangan elektron di kulit valensi atom pusat. Pasangan elektron terikat dan bebas mengatur diri untuk meminimalkan tolakan, menentukan bentuk molekul. Contoh bentuk umum: linear, trigonal planar, tetrahedral, piramida segitiga, dan bentuk sudut.

Pengaruh Pasangan Elektron Bebas

Pasangan elektron bebas menempati ruang lebih besar dibanding pasangan terikat, sehingga mempengaruhi sudut ikatan dan bentuk molekul.

Contoh Aplikasi Teori VSEPR

1. Molekul air (H_2O) berbentuk sudut karena dua pasangan elektron bebas pada oksigen,
2. Ammonia (NH_3) berbentuk piramida segitiga dengan satu pasangan elektron bebas,
3. Karbon dioksida (CO_2) berbentuk linear tanpa pasangan elektron bebas pada atom pusat.

Hubungan Polaritas dan Geometri Molekul

Molekul bisa memiliki ikatan polar namun bersifat nonpolar secara keseluruhan jika geometri simetris sehingga momen dipol saling meniadakan (contoh: CO_2). Molekul dengan geometri asimetris biasanya polar.

Metode Penentuan Geometri dan Polaritas

Spektroskopi, difraksi sinar-X, serta perhitungan teori kuantum dan simulasi komputer digunakan untuk menentukan geometri molekul dan polaritas.

Kesimpulan

Memahami ikatan kovalen, polaritas, dan geometri molekul dengan teori VSEPR sangat penting dalam kimia anorganik untuk menjelaskan sifat dan reaktivitas molekul serta memprediksi bentuk dan polaritasnya.

11.4 Senyawa Ionik dan Kristal

11.4.1 Pendahuluan

Senyawa ionik merupakan jenis senyawa yang terbentuk akibat adanya gaya elektrostatik antara ion bermuatan positif (kation) dan ion bermuatan negatif (anion). Senyawa ini biasanya membentuk struktur kristal yang teratur dan stabil. Memahami senyawa ionik beserta struktur kristalnya sangat penting dalam kimia anorganik karena hal tersebut berpengaruh pada sifat fisik dan kimia senyawa tersebut.

11.4.2 Senyawa Ionik

1. Pembentukan Senyawa Ionik

Senyawa ionik terbentuk melalui proses transfer elektron dari atom logam ke atom non-logam, sehingga menghasilkan ion positif dan negatif yang saling tarik-menarik secara elektrostatik. Contoh klasik adalah natrium klorida (NaCl), di mana atom natrium melepaskan satu elektron menjadi ion Na^+ dan atom klorin menerima elektron menjadi ion Cl^- .

2. Energi dalam Pembentukan Senyawa Ionik

Proses pembentukan senyawa ionik melibatkan beberapa jenis energi, yaitu energi ionisasi, afinitas elektron, dan energi kisi kristal. Energi kisi kristal adalah energi yang dilepaskan saat ion-ion membentuk struktur kristal padat dan merupakan faktor utama yang menentukan kestabilan senyawa ionik.

3. Sifat Senyawa Ionik

- a. Memiliki titik leleh dan titik didih yang tinggi karena gaya tarik elektrostatik yang kuat antar ion.
- b. Bersifat keras namun rapuh.
- c. Dapat menghantarkan listrik dalam keadaan cair atau larutan, tetapi tidak dalam bentuk padat.
- d. Umumnya larut dalam pelarut polar seperti air.

11.4.3 Struktur Kristal Senyawa Ionik

1. Kisi Kristal

Kisi kristal merupakan susunan tiga dimensi dari ion-ion yang berulang secara teratur dan periodik. Struktur ini menjaga keseimbangan antara gaya tarik dan tolak antar ion.

2. Tipe Kisi Kristal

- Struktur NaCl (kubus muka pusat): setiap ion dikelilingi oleh enam ion lawan jenis.
- Struktur CsCl (kubus pusat badan): setiap ion dikelilingi oleh delapan ion lawan jenis.
- Struktur ZnS (seng blende): memiliki kisi tetrahedral.

3. Faktor yang Mempengaruhi Struktur Kristal

- Rasio jari-jari ion kation terhadap anion.
- Muatan ion.
- Energi kisi kristal.

11.4.4 Energi Kisi Kristal

Energi kisi kristal dapat dihitung menggunakan persamaan Born-Landé yang menggabungkan gaya Coulomb dan gaya tolakan antar ion. Besarnya energi ini menentukan kestabilan termodinamika senyawa ionik.

11.4.5 Metode Analisis Struktur Kristal

Difraksi sinar-X sebagai metode utama untuk menentukan struktur kristal.

- Mikroskop elektron.
- Spektroskopi.

11.4.6 Aplikasi Senyawa Ionik dan Kristal

Garam dapur (NaCl) digunakan sebagai bahan konsumsi dan dalam industri.

- Material keramik dan refraktori.
- Elektrolit dalam baterai dan sel elektrokimia.
- Katalis dan bahan semikonduktor.

11.4.7 Kesimpulan

Senyawa ionik beserta struktur kristalnya merupakan aspek penting dalam kimia anorganik yang berpengaruh pada

sifat dan aplikasi senyawa tersebut. Pemahaman tentang proses pembentukan, struktur, dan energi kisi kristal sangat krusial untuk pengembangan material dan teknologi.

11.5 Senyawa Koordinasi

Senyawa koordinasi merupakan topik utama dalam kimia anorganik yang mempelajari kompleks yang terbentuk dari ion logam pusat beserta ligan-ligan yang melekat di sekitarnya. Kajian mengenai senyawa ini sangat penting karena memiliki berbagai aplikasi dalam bidang kimia, biokimia, dan industri.

Definisi Senyawa Koordinasi

Senyawa koordinasi adalah senyawa yang terdiri dari ion logam pusat yang berikatan dengan satu atau lebih ligan melalui ikatan koordinasi, yaitu ikatan kovalen khusus di mana pasangan elektron berasal dari ligan.

Komponen Senyawa Koordinasi

1. Ion logam pusat: Biasanya logam transisi dengan orbital kosong yang dapat menerima pasangan elektron.
2. Ligan: Molekul atau ion yang menyumbangkan pasangan elektron ke logam pusat.
3. Bilangan koordinasi: Jumlah ligan yang berikatan langsung dengan logam pusat.
4. Sifat geometris: Bentuk molekul kompleks yang tergantung pada bilangan koordinasi dan karakteristik ligan.

Jenis Ligan

Ligan dapat berupa:

Monodentat: Berikatan melalui satu atom donor, seperti H_2O , NH_3 , Cl^- .

Bidentat: Berikatan melalui dua atom donor, contohnya etilendiamin (en).

Polidentat: Memiliki lebih dari dua atom donor yang berikatan secara bersamaan, misalnya EDTA (etilendiamintetraasetat).

Teori Senyawa Koordinasi

Beberapa teori yang digunakan untuk menjelaskan struktur dan sifat senyawa koordinasi meliputi:

1. Teori medan ligan (*Crystal Field Theory* - CFT)
2. Teori medan ligan yang diperluas (*Ligand Field Theory* - LFT)
3. Teori orbital molekul (*Molecular Orbital Theory* - MOT)
4. Teori Medan Ligan (CFT)

CFT menggambarkan interaksi antara orbital d pada logam pusat dengan medan listrik yang dihasilkan oleh ligan, yang membantu memahami pemisahan energi orbital d serta sifat magnetik dan spektrum kompleks.

Geometri Senyawa Koordinasi

Bentuk senyawa koordinasi tergantung pada bilangan koordinasi dan jenis ligan, dengan geometri umum seperti:

1. Bilangan koordinasi 4: tetrahedral atau persegi datar
2. Bilangan koordinasi 6: oktahedral
3. Bilangan koordinasi 2: linear

Sifat Magnetik dan Spektroskopi

Sifat magnetik dipengaruhi oleh konfigurasi elektron dan pemisahan orbital d, sementara spektroskopi UV-Vis digunakan untuk mengamati transisi elektron dalam kompleks.

Aplikasi Senyawa Koordinasi

Senyawa koordinasi memiliki peran penting dalam:

1. Katalisis reaksi kimia
2. Obat-obatan, seperti cisplatin dalam kemoterapi
3. Material magnetik dan elektronik
4. Pengolahan lingkungan dan sensor kimia

Kesimpulan

Senyawa koordinasi merupakan bagian krusial dalam kimia anorganik dengan struktur dan sifat yang beragam. Teori medan ligan dan orbital molekul memberikan pemahaman mendalam

mengenai perilaku kompleks ini, yang aplikasinya luas di berbagai bidang.

11.6 Asam dan Basa dalam Kimia Anorganik

Pengertian Asam dan Basa

Konsep asam dan basa telah dijelaskan melalui beberapa teori utama, yakni teori Arrhenius, Brønsted-Lowry, dan Lewis. Menurut Arrhenius, asam adalah zat yang menghasilkan ion hidrogen (H^+) saat dilarutkan dalam air, sedangkan basa menghasilkan ion hidroksida (OH^-).

Teori Brønsted-Lowry menyatakan bahwa asam merupakan donor proton (H^+), sementara basa adalah penerima proton.

Dalam teori Lewis, asam diartikan sebagai akseptor pasangan elektron, sedangkan basa sebagai donor pasangan elektron.

Kekuatan Asam dan Basa

Kekuatan suatu asam atau basa bergantung pada kemampuannya dalam melepaskan atau menerima proton atau pasangan elektron. Hal ini biasanya diukur melalui konstanta disosiasi asam (K_a) dan basa (K_b). Asam dan basa kuat akan terdisosiasi sepenuhnya dalam larutan, sedangkan asam dan basa lemah hanya mengalami disosiasi sebagian.

Oksida Asam dan Basa

Sifat asam atau basa dari oksida tergantung pada jenis unsur yang menyusunnya. Oksida non-logam umumnya bersifat asam, seperti SO_3 dan CO_2 . Sebaliknya, oksida logam biasanya menunjukkan sifat basa, contohnya Na_2O dan CaO . Beberapa oksida bersifat amfoter, artinya dapat bertindak sebagai asam maupun basa, misalnya Al_2O_3 dan ZnO .

pH dan pOH

pH adalah ukuran keasaman larutan yang dihitung sebagai negatif logaritma konsentrasi ion hidrogen (H^+). Sebaliknya, pOH mengukur kebasaan larutan berdasarkan negatif logaritma

konsentrasi ion hidroksida (OH^-). Pada suhu 25°C , hubungan antara pH dan pOH adalah $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

Larutan Penyangga (Buffer)

Larutan penyangga merupakan larutan yang mampu menjaga kestabilan pH meskipun ditambahkan asam atau basa. Biasanya, larutan ini terdiri dari pasangan asam lemah dan basa konjugasinya. Buffer sangat penting dalam berbagai sistem biologis serta aplikasi kimia analitik.

Aplikasi Asam dan Basa dalam Kimia Anorganik

Asam dan basa banyak digunakan dalam berbagai proses kimia anorganik, seperti sintesis senyawa, katalisis, pengolahan air, dan industri. Contohnya adalah penggunaan asam sulfat dalam produksi pupuk dan basa untuk menetralkan limbah asam.

Kesimpulan

Pemahaman tentang asam dan basa sangat krusial dalam kimia anorganik. Berbagai teori yang ada memberikan wawasan mendalam mengenai sifat dan reaktivitas asam serta basa yang diterapkan dalam berbagai bidang ilmu dan industri.

Teori Asam-Basa (Arrhenius, Brønsted-Lowry, Lewis)

Konsep asam dan basa merupakan dasar fundamental dalam kimia, terutama kimia anorganik. Seiring perkembangan ilmu, definisi asam dan basa telah berevolusi dari teori Arrhenius, Brønsted-Lowry, hingga Lewis, yang membantu menjelaskan berbagai reaksi dan sifat senyawa dalam berbagai kondisi.

1. Teori Arrhenius

Definisi: Asam adalah zat yang menghasilkan ion H^+ dalam air, sedangkan basa menghasilkan ion OH^- dalam air.

Contoh: HCl menghasilkan H^+ dan Cl^- dalam air, NaOH menghasilkan Na^+ dan OH^- .

Keterbatasan: Teori ini hanya berlaku untuk reaksi dalam larutan air dan tidak mencakup pelarut lain atau reaksi non-aqueous.

2. Teori Brønsted-Lowry

Definisi: Asam adalah donor proton (H^+), dan basa adalah akseptor proton.

Asam dan Basa Konjugasi: Setiap asam memiliki basa konjugasi setelah kehilangan proton, dan setiap basa memiliki asam konjugasi setelah menerima proton.

Contoh Reaksi: $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$, di mana NH_3 bertindak sebagai basa dan H_2O sebagai asam.

Kelebihan: Lebih umum daripada teori Arrhenius, dapat diterapkan pada reaksi non-aqueous.

3. Teori Lewis

Definisi: Asam adalah akseptor pasangan elektron, dan basa adalah donor pasangan elektron.

Ikatan Koordinasi: Teori ini menjelaskan pembentukan ikatan koordinasi, di mana ligan menyumbang pasangan elektron ke logam pusat.

Contoh: BF_3 sebagai asam Lewis dan NH_3 sebagai basa Lewis.

Kelebihan: Teori ini paling luas cakupannya dan mencakup reaksi yang tidak melibatkan proton.

Tabel 11.1. Perbandingan Teori Asam-Basa

Teori	Asam	Basa	Kelebihan	Keterbatasan
Arrhenius	Menghasilkan H^+ dalam air	Menghasilkan OH^- dalam air	Sederhana dan mudah dipahami	Terbatas pada larutan air
Brønsted-Lowry	Donor proton (H^+)	Akseptor proton (H^+)	Lebih umum, mencakup reaksi non-aqueous	Tidak mencakup reaksi tanpa proton
Lewis	Akseptor pasangan elektron	Donor pasangan elektron	Paling umum dan inklusif	Lebih abstrak dan kompleks

4. Aplikasi Teori Asam-Basa

Teori-teori ini diaplikasikan dalam sintesis kimia, katalisis, pengolahan limbah, biokimia, farmasi, serta industri makanan dan bahan kimia.

5. Kesimpulan

Ketiga teori asam-basa saling melengkapi dalam memberikan pemahaman tentang sifat dan reaktivitas asam dan basa. Pemilihan teori yang sesuai bergantung pada jenis reaksi dan kondisi lingkungan kimia yang dipelajari.

11.7 Reaksi Redoks dan Elektrokimia

11.7.1 Pendahuluan

Reaksi redoks dan elektrokimia merupakan konsep dasar yang sangat penting dalam kimia anorganik, khususnya pada tingkat perguruan tinggi. Reaksi redoks melibatkan perpindahan elektron antar zat, sedangkan elektrokimia mempelajari hubungan antara reaksi kimia dengan arus listrik yang dihasilkan atau digunakan selama reaksi tersebut berlangsung. Sub bab ini membahas prinsip dasar reaksi redoks, cara menulis persamaan reaksi redoks, konsep sel elektrokimia, serta penerapan praktis reaksi redoks dan elektrokimia dalam kehidupan sehari-hari dan di dunia industri.

Konsep Dasar Reaksi Redoks

Reaksi redoks adalah jenis reaksi kimia yang mencakup transfer elektron dari satu zat ke zat lain. Proses ini terdiri dari dua tahap utama: oksidasi, yaitu kehilangan elektron, dan reduksi, yaitu penerimaan elektron. Zat yang mengalami oksidasi disebut reduktor, sementara zat yang mengalami reduksi disebut oksidator. Persamaan reaksi redoks biasanya ditulis dalam bentuk setengah reaksi yang menggambarkan proses oksidasi dan reduksi secara terpisah.

Penulisan Persamaan Redoks

Penulisan persamaan reaksi redoks dilakukan dengan metode setengah reaksi yang meliputi langkah-langkah berikut:

1. Menulis persamaan oksidasi dan reduksi secara terpisah.

2. Menyetarakan atom selain hidrogen dan oksigen.
3. Menyetarakan atom oksigen dengan menambahkan molekul air (H_2O).
4. Menyetarakan atom hidrogen dengan menambahkan ion H^+ (dalam larutan asam).
5. Menyetarakan muatan dengan menambahkan elektron (e^-).
6. Menggabungkan kedua setengah reaksi sehingga jumlah elektron yang dilepaskan dan diterima seimbang.

Sel Elektrokimia

Sel elektrokimia adalah alat yang dapat mengubah energi kimia menjadi energi listrik atau sebaliknya. Sel ini terdiri dari dua elektroda, yaitu anoda dan katoda, yang terendam dalam larutan elektrolit. Anoda adalah tempat terjadinya oksidasi, sedangkan katoda adalah tempat terjadinya reduksi. Arus listrik mengalir dari anoda ke katoda melalui rangkaian luar. Sel elektrokimia terbagi menjadi dua jenis utama: sel volta (galvani) yang menghasilkan listrik dari reaksi spontan, dan sel elektrolisis yang menggunakan listrik untuk memaksa reaksi non-spontan.

Sel Volta (Galvani)

Sel volta menghasilkan arus listrik dari reaksi redoks yang berlangsung secara spontan. Contohnya adalah sel Daniell yang menggunakan elektroda seng dan tembaga. Potensial sel dapat dihitung berdasarkan data potensial reduksi standar elektroda dan menggunakan prinsip Hess.

Sel Elektrolisis

Sel elektrolisis memanfaatkan arus listrik eksternal untuk menggerakkan reaksi yang tidak spontan, seperti elektrolisis air untuk menghasilkan gas hidrogen dan oksigen. Reaksi di anoda dan katoda dianalisis menggunakan prinsip redoks dan elektrokimia.

Potensial Elektroda dan Seri Elektrode

Potensial elektroda menunjukkan kecenderungan suatu zat untuk mengalami reduksi, diukur relatif terhadap elektroda standar hidrogen (SHE). Seri elektrode mengurutkan elektroda

berdasarkan potensial reduksi mereka, yang berguna untuk memprediksi arah reaksi redoks.

Aplikasi Reaksi Redoks dan Elektrokimia

Reaksi redoks dan elektrokimia banyak diaplikasikan dalam industri dan kehidupan sehari-hari, seperti pada baterai, korosi logam, pelapisan elektro, dan produksi bahan kimia. Baterai merupakan contoh sel volta yang menyimpan dan menyediakan energi listrik melalui reaksi redoks.

Metode Analisis Elektrokimia

Berbagai teknik analisis elektrokimia seperti voltametri, amperometri, dan potensiometri digunakan untuk mengkaji sifat dan konsentrasi zat dalam larutan berdasarkan reaksi redoks. Metode ini sangat berguna dalam kimia analitik dan penelitian ilmiah.

Kesimpulan

Reaksi redoks dan elektrokimia adalah konsep penting dalam kimia anorganik yang mengaitkan reaksi kimia dengan fenomena listrik. Pemahaman mendalam tentang konsep ini sangat penting untuk aplikasi praktis dan pengembangan teknologi.

11.7.2 Konsep Oksidasi dan Reduksi

Pendahuluan

Oksidasi dan reduksi adalah konsep dasar dalam kimia anorganik yang menjelaskan perubahan kimia melalui transfer elektron. Reaksi redoks melibatkan perubahan bilangan oksidasi unsur yang berperan dalam berbagai proses kimia dan industri. Bab ini membahas definisi oksidasi dan reduksi, penentuan bilangan oksidasi, mekanisme reaksi, serta aplikasinya.

Definisi Oksidasi dan Reduksi

Oksidasi adalah proses pelepasan elektron oleh atom, ion, atau molekul, sedangkan reduksi adalah proses penerimaan elektron. Kedua proses ini selalu terjadi bersamaan dalam reaksi

redoks. Contohnya, natrium teroksidasi menjadi ion natrium, sementara klorin direduksi menjadi ion klorida.

Bilangan Oksidasi

Bilangan oksidasi menunjukkan jumlah elektron yang hilang atau diterima oleh atom dalam senyawa. Penentuan bilangan oksidasi penting untuk mengidentifikasi reaksi redoks. Aturan umum meliputi: unsur bebas memiliki bilangan oksidasi nol, ion monoatomik sama dengan muatan ion, dan jumlah bilangan oksidasi dalam molekul netral adalah nol.

Penulisan Persamaan Reaksi Redoks

Persamaan reaksi redoks ditulis dengan memisahkan setengah reaksi oksidasi dan reduksi, kemudian disetarakan atom dan muatannya agar jumlah elektron yang dilepaskan dan diterima seimbang. Metode ion-elektron digunakan untuk menyeimbangkan reaksi dalam larutan asam atau basa.

Mekanisme Reaksi Oksidasi dan Reduksi

Transfer elektron dalam reaksi redoks dapat terjadi langsung antar atom atau melalui perantara. Memahami mekanisme ini penting untuk analisis kinetika dan dinamika reaksi.

Contoh dan Aplikasi

Reaksi redoks dalam kimia anorganik meliputi pembakaran, korosi logam, dan reaksi dalam sel galvanik. Konsep ini juga diterapkan dalam industri kimia, biokimia, teknologi energi, dan pengolahan limbah.

Metode Analisis Redoks

Titration redoks menggunakan oksidator atau reduktor standar untuk menentukan konsentrasi zat dalam larutan.

Kesimpulan

Oksidasi dan reduksi adalah konsep fundamental dalam kimia anorganik yang menjelaskan perubahan kimia melalui

transfer elektron. Pemahaman konsep ini penting untuk aplikasi praktis di berbagai bidang ilmu dan teknologi.

11.7.3 Bilangan Oksidasi dan Penentuan Reaksi Redoks

Pendahuluan

Bilangan oksidasi dan reaksi redoks adalah konsep penting dalam memahami perubahan kimia yang melibatkan transfer elektron. Bab ini membahas cara menentukan bilangan oksidasi dan menulis reaksi redoks.

Konsep Bilangan Oksidasi

Bilangan oksidasi adalah angka yang menunjukkan jumlah elektron yang hilang, diperoleh, atau dibagi oleh atom dalam ikatan kimia. Aturan dasar termasuk: unsur bebas bernilai nol, ion monoatomik sama dengan muatan ion, oksigen biasanya -2 kecuali dalam peroksida, dan hidrogen biasanya +1 kecuali dalam hidrida logam.

Penentuan Bilangan Oksidasi dalam Senyawa

Contoh penentuan bilangan oksidasi pada H_2O , KMnO_4 , dan Fe_2O_3 .

1. Reaksi Redoks: Definisi dan Karakteristik
2. Reaksi redoks melibatkan transfer elektron dengan perubahan bilangan oksidasi unsur yang terlibat.
3. Penulisan Persamaan Reaksi Redoks

Langkah-langkah meliputi menentukan bilangan oksidasi, menulis setengah reaksi oksidasi dan reduksi, menyetarakan atom dan muatan, dan menggabungkan setengah reaksi.

Contoh

Reaksi antara ion Fe^{2+} dan MnO_4^- di larutan asam sebagai contoh penulisan reaksi redoks.

Metode Analisis

Titration redoks, elektroda, dan spektroskopi digunakan untuk memantau perubahan bilangan oksidasi dan konsentrasi zat.

Aplikasi

Konsep ini digunakan dalam kimia industri, biokimia, lingkungan, dan teknologi energi.

Kesimpulan

Bilangan oksidasi dan reaksi redoks membantu memahami mekanisme reaksi kimia yang melibatkan transfer elektron.

11.7.4 Sel Elektrokimia dan Potensial Elektroda

Pendahuluan

Sel elektrokimia mengubah energi kimia menjadi listrik atau sebaliknya melalui reaksi redoks. Konsep ini penting dalam kimia anorganik dan teknologi seperti baterai, korosi, dan elektrolisis.

Konsep Dasar

Sel terdiri dari anoda (tempat oksidasi) dan katoda (tempat reduksi) yang terhubung oleh penghantar eksternal dan larutan elektrolit. Elektron mengalir dari anoda ke katoda menghasilkan arus listrik.

Jenis Sel

Sel galvanik (volta) menghasilkan listrik dari reaksi spontan, seperti sel Daniell.

Sel elektrolitik menggunakan listrik untuk memaksa reaksi non-spontan, misalnya elektrolisis air.

Potensial Elektroda Standar

Diukur terhadap elektroda standar hidrogen (SHE) dengan nilai 0 V, potensial ini menunjukkan kecenderungan reduksi elektroda.

Notasi Sel Elektrokimia

Ditulis dengan format: Anoda | Larutan Anoda || Larutan Katoda | Katoda, contoh: $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \mid \text{Cu(s)}$.

Perhitungan Tegangan Sel

Tegangan sel dihitung dari selisih potensial katoda dan anoda. Nilai positif menunjukkan reaksi spontan.

Aplikasi

Baterai, korosi, elektrolisis, dan sensor elektrokimia.

Metode Analisis

Pengukuran potensial menggunakan voltmeter dan elektroda referensi untuk menentukan konstanta kesetimbangan dan laju reaksi.

Kesimpulan

Pemahaman sel elektrokimia dan potensial elektroda penting untuk pengembangan teknologi energi dan analisis kimia.

11.7.5 Aplikasi Elektrokimia: Korosi, Baterai, Elektrolisis

Pendahuluan

Elektrokimia mempelajari hubungan antara reaksi kimia dan arus listrik dengan aplikasi luas di industri, teknologi energi, dan perlindungan material.

Korosi

Korosi adalah kerusakan material logam akibat reaksi kimia atau elektrokimia dengan lingkungan, menyebabkan degradasi struktural dan kerugian ekonomi. Korosi besi yang membentuk karat adalah contoh umum. Pencegahan dilakukan dengan pelapis, inhibitor, dan teknik pelindung anoda.

Mekanisme dan Pencegahan Korosi

Korosi terjadi melalui reaksi oksidasi dan reduksi di permukaan logam yang membentuk sel elektrokimia lokal. Faktor seperti kelembaban dan ion klorida mempercepat korosi.

Baterai

Baterai mengubah energi kimia menjadi listrik melalui reaksi redoks spontan antara anoda dan katoda yang dipisahkan

elektrolit. Jenis baterai meliputi primer (sekali pakai) dan sekunder (dapat diisi ulang) seperti lithium-ion.

Elektrolisis

Elektrolisis menggunakan arus listrik untuk memecah zat kimia, seperti elektrolisis air menghasilkan hidrogen dan oksigen. Digunakan juga untuk pelapisan logam dan pemurnian.

Aplikasi Elektrokimia dalam Kehidupan

Elektrokimia penting dalam penyimpanan energi, perlindungan material, dan produksi bahan kimia.

Kesimpulan

Aplikasi elektrokimia seperti korosi, baterai, dan elektrolisis sangat penting dalam kimia anorganik dan teknologi modern, dengan pemahaman mekanisme yang diperlukan untuk pengembangan teknologi ramah lingkungan.

11.8 Senyawa Unsur dan Golongan Khusus

Pendahuluan

Bab ini membahas senyawa unsur dan golongan khusus dalam kimia anorganik, meliputi karakteristik, struktur, reaktivitas, dan penerapan senyawa tersebut. Fokus utama adalah pada senyawa dari unsur golongan utama dan transisi yang memiliki sifat khas.

Senyawa Unsur Golongan Utama

Senyawa dari unsur golongan utama meliputi golongan 1 (alkali), 2 (alkali tanah), serta golongan 13 sampai 18. Senyawa ini memiliki ciri khas kimia, seperti kecenderungan membentuk ion dengan muatan tertentu dan pola ikatan yang beragam. Contohnya adalah natrium klorida (NaCl) dari golongan alkali, kalsium oksida (CaO) dari golongan alkali tanah, serta klorin (Cl_2) dan fluorida (F^-) dari golongan halogen.

Senyawa Unsur Golongan Transisi

Unsur golongan transisi memiliki orbital d yang tidak penuh, sehingga senyawa mereka menunjukkan warna khas, sifat magnetik, dan berbagai bilangan oksidasi. Contoh senyawa transisi adalah besi(III) klorida (FeCl_3), tembaga(I) oksida (Cu_2O), dan krom(III) oksida (Cr_2O_3). Senyawa ini penting dalam katalisis dan material magnetik.

Senyawa Golongan Khusus

Golongan khusus mencakup senyawa oksida, sulfida, nitrida, dan halida yang memiliki struktur serta sifat unik. Senyawa tersebut sering digunakan dalam industri dan teknologi, misalnya titanium dioksida (TiO_2) sebagai katalis dan pigmen, serta boron nitrida (BN) yang tahan panas dan isolator listrik.

Struktur dan Sifat Senyawa Unsur dan Golongan Khusus

Struktur kristal dan ikatan kimia dalam senyawa ini menentukan sifat fisik dan kimia mereka. Interaksi antar atom dan molekul memengaruhi kestabilan, reaktivitas, dan sifat optik. Misalnya, senyawa halida ionik memiliki titik leleh tinggi dan konduktivitas listrik dalam keadaan cair, sedangkan senyawa kovalen seperti silikon karbida (SiC) memiliki kekerasan tinggi dan tahan korosi.

Reaktivitas dan Penggunaan

Senyawa unsur dan golongan khusus memiliki reaktivitas berbeda sesuai struktur dan ikatan kimianya. Mereka digunakan dalam katalisis, material elektronik, dan bahan tahan panas. Contohnya, titanium dalam pembuatan pesawat, tembaga dalam elektronik, dan boron untuk bahan abrasif.

Metode Sintesis

Sintesis senyawa dilakukan melalui reaksi langsung antar unsur, presipitasi, dan metode sol-gel. Kontrol kondisi reaksi penting agar produk memiliki kemurnian dan sifat yang diinginkan.

Karakterisasi

Teknik seperti spektroskopi inframerah (IR), difraksi sinar-X (XRD), dan mikroskop elektron digunakan untuk menentukan struktur dan sifat senyawa, membantu memahami hubungan struktur dan sifat.

Tantangan dan Perkembangan

Penelitian terus dilakukan untuk mengembangkan senyawa dengan sifat lebih baik, seperti katalis efisien dan material konduktif tinggi. Tantangan utama meliputi pengendalian struktur pada skala nano dan kestabilan termal.

Kesimpulan

Senyawa unsur dan golongan khusus memiliki peran penting dalam kimia anorganik dan aplikasi teknologi. Memahami struktur dan sifatnya sangat penting untuk pengembangan material baru dengan fungsi spesifik.

11.8.1 Hidrogen dan Senyawanya

Pendahuluan

Hidrogen adalah unsur paling ringan dan melimpah di alam semesta. Dalam kimia anorganik, hidrogen penting karena sifat unik dan kemampuannya membentuk berbagai senyawa. Bab ini membahas sifat dasar, isotop, dan senyawanya yang penting.

Sifat Dasar

Hidrogen memiliki konfigurasi elektron $1s^1$, sangat reaktif dan mudah membentuk ikatan. Biasanya ditemukan sebagai molekul diatomik (H_2) dengan titik leleh dan didih sangat rendah.

Isotop

Tiga isotop utama hidrogen adalah protium (1H), deuterium ($^2H/D$), dan tritium ($^3H/T$). Protium paling umum, sedangkan deuterium dan tritium digunakan dalam nuklir dan penelitian.

Senyawa Hidrogen

Hidrogen membentuk senyawa seperti hidroksida, asam, dan hidrida. Hidrida mengandung ion H^- dan dibagi menjadi

ionik, kovalen, dan logam. Asam hidrogen termasuk asam halida (HCl, HBr, HI) yang kuat dan penting dalam reaksi kimia. Air (H₂O) adalah senyawa hidrogen utama sebagai pelarut universal, dan hidroksida seperti NaOH dan KOH adalah basa kuat.

Reaksi dan Aplikasi

Hidrogen bereaksi dengan oksigen membentuk air, dan dengan logam membentuk hidrida. Digunakan sebagai bahan bakar ramah lingkungan, dalam petrokimia, dan proses metalurgi.

Kesimpulan

Hidrogen sangat penting dalam kimia anorganik dengan senyawa yang berperan vital dalam ilmu dan industri. Pemahaman sifat dan reaksinya mendukung pengembangan teknologi baru.

11.8.2 Golongan Alkali dan Alkali Tanah

Pendahuluan

Golongan alkali dan alkali tanah adalah bagian penting dari kimia anorganik, dengan sifat khas yang membuatnya berguna dalam industri dan penelitian. Bab ini membahas karakteristik, struktur atom, sifat kimia, dan aplikasi keduanya.

Golongan Alkali

Terdiri dari Li, Na, K, Rb, Cs, dan Fr dengan konfigurasi ns^1 , sangat reaktif dan cenderung membentuk senyawa ionik. Memiliki titik leleh dan didih rendah, konduktivitas listrik baik, dan bereaksi cepat dengan air menghasilkan basa kuat dan gas hidrogen.

Golongan Alkali Tanah

Berisi Be, Mg, Ca, Sr, Ba, dan Ra dengan konfigurasi ns^2 , lebih stabil dibanding alkali. Sifatnya termasuk kekerasan dan titik leleh lebih tinggi, serta kemampuan membentuk oksida dan hidroksida basa.

Struktur Elektron

Alkali mudah kehilangan satu elektron membentuk ion +1, alkali tanah membentuk ion +2, memengaruhi sifat dan reaktivitas.

Sifat Fisik dan Kimia

Alkali lunak, berwarna perak, sangat reaktif terutama dengan air dan oksigen. Alkali tanah lebih keras dan kurang reaktif, bereaksi lebih lambat dengan air.

Reaksi dan Senyawa

Alkali bereaksi dengan air menghasilkan NaOH dan gas hidrogen; alkali tanah membentuk oksida dan hidroksida seperti MgO dan $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Aplikasi

Alkali digunakan dalam pembuatan kaca, sabun, dan baterai; alkali tanah dalam konstruksi, alloy, dan katalis.

Persiapan

Biasanya diperoleh melalui elektrolisis garam leleh atau reduksi senyawa.

Kesimpulan

Kedua golongan ini penting dalam kimia anorganik dan industri, dengan pemahaman struktur dan sifat mendukung kemajuan teknologi.

11.8.3 Golongan Halogen dan Gas Mulia

Pendahuluan

Halogen dan gas mulia adalah dua kelompok utama dalam tabel periodik dengan sifat kimia dan fisika berbeda. Halogen (F, Cl, Br, I, At) sangat reaktif dan digunakan luas, sedangkan gas mulia (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) sangat stabil karena konfigurasi elektron penuh.

Golongan Halogen

Memiliki tujuh elektron valensi, sangat reaktif, membentuk senyawa ionik dan kovalen. Fisikanya bervariasi dari gas sampai padat. Halogen adalah oksidator kuat, dengan fluor paling reaktif. Senyawa halogen meliputi halida, interhalogen, oksida, dan asam halida.

Aplikasi Halogen

Digunakan dalam disinfektan, obat, pestisida, bahan bakar roket, fotografi, dan antiseptik.

Golongan Gas Mulia

Sangat inert, gas monoatomik dengan titik didih rendah dan energi ionisasi tinggi. Beberapa senyawa gas mulia berhasil disintesis, terutama dengan xenon dan kripton.

Aplikasi Gas Mulia

Dipakai dalam lampu neon, las argon, pendingin helium, dan atmosfer pelindung industri. Xenon digunakan dalam lampu flash dan anestesi.

Perbandingan

Halogen sangat reaktif, gas mulia sangat inert, namun keduanya penting dalam kimia dan industri.

Kesimpulan

Kedua golongan ini memiliki sifat berbeda namun sama-sama penting untuk memahami fenomena kimia dan teknologi.

11.8.4 Senyawa Logam Transisi dan Blok f **Pendahuluan**

Senyawa logam transisi dan blok f adalah bagian penting dalam kimia anorganik, mempelajari unsur dengan konfigurasi elektron khusus dan sifat unik. Logam transisi berada di blok d, blok f meliputi lantanida dan aktinida dengan elektron subkulit f.

Karakteristik Logam Transisi

Memiliki orbital d tidak penuh, menunjukkan berbagai bilangan oksidasi, warna khas, sifat magnetik dan katalitik. Contohnya Fe, Cu, Ni, sering digunakan sebagai katalis.

Senyawa Logam Transisi

Meliputi kompleks koordinasi, oksida, halida, dan sulfida. Struktur dan sifat dipengaruhi ligan dan bilangan oksidasi.

Unsur Blok f

Lantanida dan aktinida dengan elektron 4f dan 5f. Lantanida memiliki sifat magnetik dan fluoresensi, aktinida bersifat radioaktif, penting dalam teknologi nuklir dan material magnetik.

Senyawa Lantanida dan Aktinida

Lantanida biasanya +3 dan membentuk kompleks dengan ligan organik/anorganik, digunakan dalam katalisis dan lampu fluoresen. Aktinida radioaktif, membentuk berbagai bilangan oksidasi, seperti uranium dan plutonium dalam reaktor dan senjata nuklir.

Sifat dan Reaktivitas

Senyawa ini kompleks dengan variasi bilangan oksidasi dan kemampuan ikatan koordinasi. Sifat magnetik, warna, dan katalitik dipengaruhi struktur elektron dan geometri.

Aplikasi

Digunakan sebagai katalis industri, bahan magnetik, kaca khusus, teknologi nuklir, dan medis.

Sintesis dan Karakterisasi

Metode presipitasi, reaksi redoks, sol-gel; karakterisasi dengan UV-Vis, FTIR, NMR, dan XRD.

Kesimpulan

Senyawa logam transisi dan blok f penting dalam kimia anorganik dan teknologi, dengan pemahaman struktur dan reaktivitas mendukung pengembangan aplikasi baru.

11.9 Kimia Padatan dan Material Anorganik

Pendahuluan

Kimia padatan dan material anorganik merupakan cabang krusial dalam kimia anorganik yang mengkaji struktur, sifat, dan penerapan material padat yang tersusun dari senyawa anorganik. Material ini mencakup beragam jenis seperti kristal, keramik, logam, dan semikonduktor yang memiliki peranan penting dalam teknologi serta industri modern. Bab ini membahas konsep dasar kimia padatan, struktur kristal, ikatan dalam padatan, sifat fisik dan kimia material anorganik, serta penggunaannya di berbagai bidang.

Konsep Dasar Kimia Padatan

Kimia padatan mempelajari zat padat dengan struktur yang bisa teratur (kristalin) atau tidak teratur (amorf). Padatan kristalin memiliki kisi kristal yang menentukan sifat fisik dan kimianya, terbentuk dari pengulangan unit sel terkecil yang disebut sel satuan.

Struktur Kristal dan Kisi Kristal

Struktur kristal adalah susunan atom, ion, atau molekul dalam pola tiga dimensi yang berulang secara periodik. Kisi kristal merupakan gambaran geometris dari struktur tersebut. Ada tujuh sistem kristal utama: kubus, tetragonal, ortorombik, heksagonal, monoklinik, triklinik, dan rombohedral, masing-masing dengan parameter kisi yang berbeda.

Jenis Ikatan dalam Material Anorganik

Material padat anorganik memiliki ikatan ionik, kovalen, logam, dan van der Waals. Jenis ikatan ini memengaruhi sifat mekanik, listrik, dan termal material. Ikatan ionik umum pada

garam dan keramik, ikatan kovalen dominan pada berlian dan silikon.

Sifat Fisik dan Kimia Material Anorganik

Material anorganik padat menunjukkan sifat fisik seperti titik leleh, kekerasan, konduktivitas listrik dan termal, serta sifat optik yang sangat dipengaruhi oleh struktur kristal dan jenis ikatan. Contohnya, logam memiliki konduktivitas listrik tinggi karena ikatan logam yang memungkinkan elektron bergerak bebas.

Keramik dan Material Komposit

Keramik adalah material anorganik padat yang keras, rapuh, tahan suhu tinggi dan korosi, banyak digunakan dalam teknik dan elektronik. Material komposit terdiri dari kombinasi dua atau lebih material dengan sifat berbeda untuk menghasilkan material dengan performa unggul.

Material Semikonduktor

Semikonduktor memiliki konduktivitas listrik antara isolator dan logam, penting dalam teknologi elektronik seperti transistor dan dioda. Contoh semikonduktor anorganik adalah silikon dan germanium.

Metode Sintesis Material Anorganik

Berbagai metode sintesis seperti metode padatan, sol-gel, deposisi uap, dan rekristalisasi digunakan untuk menghasilkan material anorganik dengan sifat tertentu. Pemilihan metode bergantung pada aplikasi dan sifat yang diinginkan.

Aplikasi Material Anorganik dalam Industri

Material anorganik diterapkan luas dalam industri elektronik, otomotif, konstruksi, dan energi, misalnya keramik sebagai isolator listrik, semikonduktor dalam perangkat elektronik, dan material tahan panas pada turbin gas.

Kesimpulan

Kimia padatan dan material anorganik sangat penting dalam kimia anorganik dengan aplikasi luas dalam teknologi modern. Pemahaman struktur, ikatan, dan sifat material mendukung pengembangan material baru dengan fungsi spesifik, yang sangat penting bagi mahasiswa kimia untuk penelitian dan inovasi material.

11.9.1 Struktur dan Sifat Padatan Anorganik

Pendahuluan

Padatan anorganik merupakan topik utama dalam kimia anorganik yang mempelajari struktur dan sifat material yang tersusun dari unsur bukan karbon. Pengetahuan tentang struktur dan sifat ini sangat penting dalam teknologi dan industri seperti keramik, semikonduktor, dan katalis.

Konsep Dasar Struktur Padatan

Struktur padatan anorganik dianalisis melalui kisi kristal, yaitu susunan atom, ion, atau molekul dalam pola tiga dimensi yang berulang. Kisi ini menentukan sifat fisik dan kimia material. Unit sel adalah bagian terkecil yang menggambarkan keseluruhan struktur. Tipe kisi meliputi kubik, tetragonal, ortorombik, heksagonal, monoklinik, triklinik, dan rombohedral.

Jenis Ikatan dalam Padatan Anorganik

Ikatan kimia dalam padatan anorganik menentukan sifat material, meliputi:

1. Ikatan ionik (misal NaCl)
2. Ikatan kovalen (misal berlian)
3. Ikatan logam (elektron bebas bergerak antar ion logam)
4. Ikatan van der Waals (ikatan lemah antar molekul)

Sifat Fisik Padatan Anorganik

Sifat fisik seperti kekerasan, titik leleh, konduktivitas listrik dan termal, serta sifat optik sangat tergantung pada ikatan dan struktur kristal. Berlian adalah padatan paling keras akibat ikatan kovalen kuat, padatan ionik memiliki titik leleh tinggi, logam konduktif, sedangkan keramik sebagai isolator.

1. Struktur Kristal Umum
2. Struktur kristal yang sering ditemui antara lain:
3. Kubik sederhana (SC)
4. Kubik berpusat muka (FCC), contohnya NaCl
5. Kubik berpusat badan (BCC), misalnya besi alfa
6. Heksagonal berlapis (HCP), seperti magnesium dan titanium

Defek Kristal

Ketidaktepatan dalam kisi kristal, seperti vakansi, interstisial, substitusi, dan dislokasi, memengaruhi sifat mekanik, listrik, dan optik padatan.

Metode Karakterisasi

Teknik seperti difraksi sinar-X (XRD), mikroskop elektron (SEM, TEM), spektroskopi, dan analisis termal digunakan untuk mempelajari struktur dan sifat padatan anorganik.

Aplikasi

Padatan anorganik digunakan dalam elektronik, katalisis, material konstruksi, dan penyimpanan energi, seperti keramik teknik, semikonduktor, katalis heterogen, baterai, dan superkapasitor.

Kesimpulan

Memahami struktur dan sifat padatan anorganik penting untuk pengembangan material baru dan aplikasi teknologi, menggabungkan konsep kimia, fisika, dan teknik.

11.9.2 Material Keramik, Semikonduktor, dan Superkonduktor

Pendahuluan

Material keramik, semikonduktor, dan superkonduktor merupakan bagian penting dalam kimia anorganik dan teknologi material, dengan sifat unik yang memungkinkan berbagai aplikasi di industri, elektronik, dan energi.

Material Keramik

Keramik adalah material anorganik non-logam yang biasanya kristalin dengan ikatan ionik dan kovalen kuat. Keramik memiliki kekerasan tinggi, tahan aus, dan tahan suhu tinggi. Contoh keramik tradisional adalah alumina, silika, dan zirconia, yang digunakan sebagai isolator listrik dan bahan tahan panas.

Material Semikonduktor

Semikonduktor memiliki konduktivitas listrik antara logam dan isolator, dapat diatur melalui doping dan kondisi eksternal. Struktur kristalnya biasanya kovalen, misalnya silikon dan germanium. Semikonduktor penting dalam perangkat elektronik seperti transistor dan solar cell.

Material Superkonduktor

Superkonduktor menghantarkan listrik tanpa hambatan pada suhu di bawah suhu kritis. Contohnya logam murni dan keramik oksida. Aplikasinya meliputi magnet kuat, MRI, dan transportasi energi. Mekanisme superkonduktivitas dijelaskan oleh teori BCS.

Struktur dan Sifat Material

Keramik memiliki struktur kisi stabil dengan ikatan kuat, memiliki titik leleh tinggi dan kekerasan, namun rapuh. Semikonduktor memiliki struktur kristal diamond atau zinc blende, dengan sifat listrik dan optik yang dipengaruhi doping dan temperatur. Superkonduktor memiliki struktur kompleks dan sifat resistansi nol serta efek Meissner.

Metode Sintesis dan Karakterisasi

Sintesis dilakukan dengan metode seperti sol-gel, sintering, dan deposisi uap kimia. Karakterisasi menggunakan XRD, SEM/TEM, spektroskopi, dan pengukuran listrik.

Aplikasi

Keramik untuk isolator dan bahan tahan panas, semikonduktor untuk elektronik, dan superkonduktor untuk magnet kuat dan teknologi medis.

Kesimpulan

Material ini sangat penting dalam kimia anorganik dan teknologi modern, dengan pemahaman struktur dan sifat yang mendukung pengembangan aplikasi baru.

11.9.3 Katalis Anorganik

Pendahuluan

Katalis anorganik adalah zat yang mempercepat reaksi kimia tanpa berubah secara permanen. Dalam kimia anorganik, katalis berperan penting dalam berbagai reaksi di laboratorium dan industri, biasanya berupa senyawa logam, oksida logam, atau material padat dengan sifat khusus.

Konsep Dasar

Katalis menurunkan energi aktivasi sehingga reaksi berlangsung lebih cepat. Ada dua jenis utama: katalisis homogen (katalis dan reaktan dalam fase sama) dan katalisis heterogen (fase berbeda).

Sifat Katalis

Luas permukaan, struktur kristal, dan keadaan oksidasi logam memengaruhi aktivitas katalitik.

Jenis Katalis

1. Katalis logam transisi (platinum, palladium, rhodium) untuk hidrogenasi dan oksidasi.
2. Katalis oksida logam (titanium, alumina, zirkonia) untuk oksidasi dan dekomposisi.
3. Katalis zeolit untuk cracking dan isomerisasi.
4. Katalis kompleks logam untuk katalisis homogen.

Mekanisme

Melibatkan pembentukan kompleks katalis-substrat, penurunan energi aktivasi, dan pembentukan produk. Adsorpsi substrat pada permukaan katalis penting pada katalisis heterogen.

Sintesis

1. Metode presipitasi, impregnasi, sol-gel, dan deposisi uap memengaruhi ukuran partikel dan distribusi katalis.
2. Karakterisasi
3. Spektroskopi FTIR, XRD, SEM, TEM, dan analisis BET digunakan untuk mempelajari struktur dan luas permukaan.

Aplikasi

1. Industri petrokimia (reformasi dan cracking minyak).
2. Produksi bahan kimia (amonias, metanol, asam sulfat).
3. Lingkungan (pengurangan emisi gas buang, pengolahan limbah).
4. Energi (sel bahan bakar, produksi hidrogen).
5. Tantangan dan Peluang
6. Termasuk kestabilan termal, keracunan katalis, dan biaya produksi. Teknologi nanomaterial dan komputasi membuka peluang untuk katalis lebih efisien.

Kesimpulan

Katalis anorganik sangat penting dalam kimia anorganik dan berbagai proses kimia. Pemahaman jenis, mekanisme, dan aplikasinya mendukung pengembangan teknologi kimia berkelanjutan.

11.10 Metodologi dan Teknik Analisis Kimia Anorganik

Pendahuluan

Analisis kimia anorganik merupakan bagian penting dari ilmu kimia yang berfokus pada identifikasi dan pengukuran unsur-unsur anorganik dalam berbagai jenis sampel. Penggunaan metode dan teknik analisis yang tepat sangat penting untuk memperoleh data yang valid dan dapat dipercaya. Bab ini mengulas berbagai metode dan teknik yang sering diterapkan dalam analisis kimia anorganik, seperti teknik gravimetri, volumetri, spektroskopi, dan kromatografi.

Metodologi Analisis Kimia Anorganik

Metode analisis kimia anorganik terbagi menjadi dua kategori utama, yaitu analisis kualitatif yang bertujuan mengidentifikasi jenis unsur atau ion dalam sampel, dan analisis kuantitatif yang menentukan jumlah atau konsentrasi unsur tersebut.

1. Analisis Kualitatif: Fokus pada deteksi keberadaan ion logam dan non-logam.
2. Analisis Kuantitatif: Melibatkan pengukuran kuantitas unsur menggunakan teknik gravimetri, volumetri, dan instrumen.

Teknik Gravimetri

Metode gravimetri adalah teknik kuantitatif yang mengukur massa senyawa yang terbentuk melalui reaksi kimia, biasanya berupa endapan yang dapat dipisahkan, dikeringkan, dan ditimbang. Kelebihan teknik ini adalah akurasi tinggi dan peralatan sederhana, meskipun prosesnya memakan waktu relatif lama.

Teknik Volumetri

Volumetri atau titrasi adalah metode kuantitatif yang bergantung pada pengukuran volume larutan reagen yang bereaksi dengan sampel. Metode ini populer karena cepat dan mudah dilakukan, meliputi berbagai jenis titrasi seperti asam-basa, redoks, kompleksometri, dan presipitasi.

Spektroskopi dalam Analisis Kimia Anorganik

Spektroskopi adalah teknik instrumental yang memanfaatkan interaksi radiasi elektromagnetik dengan materi untuk menentukan komposisi unsur. Teknik yang umum digunakan meliputi:

1. Spektroskopi Serapan Atom (AAS)
2. Spektroskopi Emisi Atom (AES)
3. Spektroskopi Massa (MS)
4. Spektroskopi UV-Vis

Kromatografi dalam Analisis Kimia Anorganik

Kromatografi adalah teknik pemisahan yang didasarkan pada perbedaan afinitas komponen terhadap fase diam dan fase gerak. Dalam kimia anorganik, kromatografi digunakan untuk memisahkan ion atau senyawa tertentu, meliputi kromatografi kertas, lapis tipis (TLC), dan kromatografi kolom.

Persiapan Sampel

Persiapan sampel merupakan tahap krusial untuk memastikan sampel siap dianalisis, meliputi pengambilan, pengeringan, penggilingan, pelarutan, dan pemurnian.

Keakuratan dan Presisi

Keakuratan mengacu pada seberapa dekat hasil pengukuran dengan nilai sebenarnya, sedangkan presisi menunjukkan konsistensi hasil dalam pengulangan pengukuran. Keduanya penting untuk validitas data analisis.

Kelebihan dan Keterbatasan Teknik

Setiap teknik analisis memiliki keunggulan dan keterbatasan yang perlu dipertimbangkan berdasarkan jenis sampel, tujuan analisis, dan fasilitas yang tersedia.

Kesimpulan

Metode dan teknik analisis kimia anorganik sangat beragam dan terus berkembang seiring kemajuan teknologi. Pemahaman yang baik tentang prinsip dan aplikasi teknik ini sangat penting bagi mahasiswa dan praktisi kimia untuk menghasilkan analisis yang tepat dan efisien.

11.10.1 Analisis Kualitatif dan Kuantitatif

Pendahuluan

Analisis kimia merupakan aspek penting dalam kimia anorganik yang bertujuan mengidentifikasi dan menentukan komposisi unsur atau senyawa dalam sampel. Analisis ini dibagi menjadi dua jenis utama: kualitatif dan kuantitatif.

Analisis Kualitatif

Bertujuan untuk mengetahui jenis unsur atau senyawa yang ada tanpa mengukur jumlahnya. Teknik yang digunakan antara lain reaksi presipitasi, uji nyala, spektroskopi serapan atom, dan kromatografi. Contohnya, uji nyala mengenali ion logam alkali dan alkali tanah berdasarkan warna nyala.

Analisis Kuantitatif

Digunakan untuk menentukan jumlah atau konsentrasi unsur dalam sampel. Metode yang sering dipakai meliputi titrasi volumetri, gravimetri, spektrofotometri, dan teknik elektrokimia. Titrasi volumetri melibatkan pengukuran volume reagen yang bereaksi dengan sampel, sedangkan gravimetri mengandalkan pengendapan dan penimbangan endapan.

Teknik Analisis Kualitatif

Uji Nyala: Menggunakan warna nyala untuk mengenali ion logam, seperti natrium (kuning), kalium (ungu), dan kalsium (merah bata).

1. Reaksi Presipitasi: Ion tertentu membentuk endapan khas, misalnya Pb^{2+} membentuk PbI_2 berwarna kuning.
2. Spektroskopi Serapan Atom: Mengukur cahaya yang diserap oleh atom gas untuk mendeteksi ion logam.

Teknik Analisis Kuantitatif

1. Titrasi Volumetri: Penambahan larutan reagen hingga reaksi selesai, seperti titrasi asam-basa dan redoks.
2. Gravimetri: Penentuan kuantitas zat dengan mengendapkan dan menimbang endapan.
3. Spektrofotometri: Mengukur absorbansi cahaya untuk menentukan konsentrasi zat.

Persiapan Sampel dan Pengendalian Kualitas

Persiapan yang tepat sangat penting, termasuk pengambilan, pelarutan, dan pemurnian sampel. Pengendalian kualitas melibatkan penggunaan standar, kalibrasi alat, dan pengulangan pengukuran untuk memastikan keakuratan dan presisi.

Kesimpulan

Analisis kualitatif dan kuantitatif saling melengkapi dalam kimia anorganik. Pemahaman metodologi dan teknik analisis sangat penting untuk menghasilkan data yang valid dan dapat diandalkan.

11.10.2 Teknik Spektroskopi (IR, UV-Vis, NMR)

Pendahuluan

Spektroskopi adalah teknik analisis penting dalam kimia anorganik yang membantu mengidentifikasi struktur dan komposisi senyawa. Teknik yang umum digunakan meliputi *Infrared* (IR), *Ultraviolet-Visible* (UV-Vis), dan *Nuclear Magnetic Resonance* (NMR).

Spektroskopi Infrared (IR)

Memanfaatkan interaksi radiasi inframerah dengan molekul untuk mengamati vibrasi ikatan kimia. Setiap ikatan memiliki frekuensi vibrasi khas yang menghasilkan pola serapan tertentu. Dalam kimia anorganik, IR digunakan untuk mengidentifikasi gugus fungsi seperti ligan dalam kompleks logam.

Spektroskopi Ultraviolet-Visible (UV-Vis)

Mengukur absorpsi radiasi UV dan cahaya tampak oleh elektron molekul. Berguna untuk mempelajari transisi elektronik dalam ion logam dan kompleksnya, memberikan informasi tentang struktur elektronik dan keadaan oksidasi.

Spektroskopi Resonansi Magnetik Inti (NMR)

Memanfaatkan interaksi inti atom dengan medan magnet eksternal untuk mendapatkan informasi tentang lingkungan kimia inti. Digunakan untuk inti seperti ^1H , ^{13}C , ^{31}P , dan ^{19}F , sangat berguna dalam studi kompleks koordinasi dan senyawa organologam.

Kombinasi Teknik Spektroskopi

Ketiga teknik ini saling melengkapi; IR fokus pada ikatan dan gugus fungsi, UV-Vis pada transisi elektronik, dan NMR pada

struktur molekul. Penggunaan bersama memungkinkan karakterisasi senyawa anorganik secara menyeluruh.

Persiapan Sampel dan Validasi Data

Persiapan sampel yang benar dan kalibrasi instrumen sangat penting untuk mendapatkan data yang akurat dan dapat diulang. Validasi meliputi pengujian batas deteksi dan kuantifikasi.

Kesimpulan

Teknik spektroskopi IR, UV-Vis, dan NMR adalah alat penting dalam analisis kimia anorganik yang memberikan gambaran komprehensif mengenai struktur dan komposisi senyawa.

11.10.3 Teknik Kromatografi dan Elektroforesis

Pendahuluan

Kromatografi dan elektroforesis adalah teknik penting untuk memisahkan, mengidentifikasi, dan mengukur komponen dalam campuran kimia anorganik. Meskipun berbeda prinsip kerja, keduanya sangat berguna dalam penelitian dan aplikasi praktis.

Prinsip Kromatografi

Kromatografi memisahkan komponen berdasarkan perbedaan distribusi antara fase diam dan fase gerak. Jenis kromatografi yang sering digunakan meliputi: kolom, lapis tipis (TLC), gas (GC), dan cair kinerja tinggi (HPLC).

Jenis Kromatografi

1. Kolom: Fase diam dalam kolom, fase gerak dialirkan untuk memisahkan komponen.
2. Lapis Tipis (TLC): Fase diam berupa pelat tipis, fase gerak naik melalui kapiler.
3. Gas (GC): Fase gerak gas, fase diam cair atau padat, untuk senyawa volatil.
4. Cair Kinerja Tinggi (HPLC): Menggunakan tekanan tinggi untuk mengalirkan fase gerak cair melalui kolom padat.

Aplikasi Kromatografi

Digunakan untuk memisahkan ion logam, kompleks, dan anion dalam sampel kimia anorganik, serta memurnikan senyawa dan menentukan komposisi.

Prinsip Elektroforesis

Elektroforesis memisahkan partikel bermuatan berdasarkan pergerakannya dalam medan listrik melalui medium gel atau cairan.

Jenis Elektroforesis

1. Gel: Menggunakan gel agarosa atau poliakrilamida.
2. Kapiler: Kapiler sempit untuk pemisahan cepat dan resolusi tinggi.
3. Isoelektrik Focusing: Memisahkan molekul berdasarkan titik isoelektrik.

Aplikasi Elektroforesis

Memisahkan ion logam, anion, dan kompleks dalam kimia anorganik serta analisis biomolekul yang mengandung logam.

Persiapan Sampel dan Validasi

Sampel harus homogen dan bebas partikel pengganggu. Kondisi seperti pH dan suhu harus dikontrol. Validasi meliputi uji linearitas, batas deteksi, dan kuantifikasi.

Kesimpulan

Kromatografi dan elektroforesis adalah teknik analisis efektif yang penting dalam kimia anorganik, dengan pemahaman prinsip dan aplikasinya mendukung penelitian dan aplikasi praktis.

11.11 Aplikasi Kimia Anorganik dalam Kehidupan dan Industri

11.11.1 Pendahuluan

Kimia anorganik adalah cabang ilmu kimia yang fokus pada unsur dan senyawa selain karbon, dengan beberapa

pengecualian seperti karbonat dan sianida. Bidang ini memiliki peranan penting dalam berbagai aspek kehidupan sehari-hari dan sektor industri modern, mulai dari produksi bahan kimia dasar hingga pengembangan material berteknologi tinggi. Dalam kehidupan sehari-hari, senyawa anorganik digunakan dalam pengolahan air, pupuk, bahan bangunan, hingga obat-obatan. Di sisi industri, kimia anorganik menjadi fondasi utama dalam proses manufaktur besar seperti petrokimia, metalurgi, energi, dan pengelolaan lingkungan. Dengan kemajuan teknologi, aplikasinya meluas ke bidang nanoteknologi, semikonduktor, dan energi terbarukan.

11.11.2 Peran Kimia Anorganik dalam Kehidupan Sehari-hari

Senyawa anorganik memberikan kontribusi langsung pada kebutuhan manusia, antara lain:

1. Pengolahan Air: Senyawa seperti aluminium sulfat digunakan untuk mengendapkan kotoran sehingga air menjadi jernih.
2. Garam Mineral: Natrium klorida berfungsi sebagai elektrolit tubuh dan bahan pengawet makanan.
3. Produk Rumah Tangga: Natrium hipoklorit digunakan sebagai pemutih, sedangkan amonia sebagai bahan pembersih.
4. Kesehatan: Magnesium hidroksida dipakai sebagai antasida untuk mengatasi gangguan pencernaan.

Hal ini menunjukkan bahwa kimia anorganik tidak hanya bersifat teoritis, tetapi sangat dekat dengan kehidupan manusia.

11.11.3 Industri Asam dan Basa

Industri kimia anorganik sangat bergantung pada produksi bahan kimia utama seperti:

1. Asam Sulfat (H_2SO_4): Senyawa yang paling banyak diproduksi di dunia, digunakan dalam pembuatan pupuk, pengolahan logam, dan petrokimia.
2. Asam Nitrat (HNO_3): Digunakan dalam produksi pupuk dan bahan peledak.

3. Natrium Hidroksida (NaOH): Berperan dalam industri sabun, deterjen, serta pengolahan pulp dan kertas. Produksi bahan-bahan ini sering menjadi indikator kemajuan industri suatu negara.

11.11.4 Industri Pupuk dan Pertanian

Kimia anorganik memiliki peran penting dalam pertanian melalui produksi berbagai jenis pupuk:

1. Pupuk nitrogen seperti amonia dan urea.
2. Pupuk fosfat seperti kalsium fosfat.
3. Pupuk kalium seperti kalium klorida.

Proses *Haber-Bosch* untuk sintesis amonia merupakan pencapaian besar yang mendukung ketahanan pangan global. Selain itu, pestisida dan herbisida berbasis senyawa anorganik membantu meningkatkan hasil pertanian.

11.11.5 Industri Material dan Konstruksi

Kimia anorganik berkontribusi dalam pembuatan berbagai material konstruksi:

1. Semen dan Beton: Terbuat dari kalsium silikat dan aluminat.
2. Kaca: Dibuat dari silika dengan tambahan natrium dan kalsium oksida.
3. Keramik: Digunakan dalam peralatan rumah tangga dan industri, memiliki sifat tahan panas, kuat, dan stabil secara kimia.

Material-material ini menjadi fondasi pembangunan infrastruktur modern.

11.11.6 Industri Logam dan Metalurgi

Kimia anorganik berperan dalam ekstraksi dan pemurnian logam:

1. Reduksi Bijih Logam: Contohnya reduksi besi oksida menjadi besi dalam tanur tinggi.
2. Elektrolisis: Digunakan untuk produksi aluminium dari alumina.
3. Pelapisan Logam (Electroplating): Meningkatkan ketahanan logam terhadap korosi.

Logam yang dihasilkan digunakan dalam konstruksi, elektronik, dan transportasi.

11.11.7 Aplikasi dalam Energi

Kimia anorganik berkontribusi pada sektor energi melalui:

1. Baterai dan Sel Elektrokimia: Termasuk baterai lithium-ion dan timbal-asam.
2. Sel Surya (Fotovoltaik): Material semikonduktor seperti silikon mengubah cahaya menjadi listrik.
3. Katalis Industri: Digunakan dalam proses *Haber* dan proses kontak.

Pengembangan material anorganik baru menjadi kunci dalam transisi menuju energi bersih.

11.11.8 Aplikasi dalam Lingkungan

Kimia anorganik membantu pengelolaan lingkungan melalui:

1. Pengolahan Limbah: Presipitasi logam berat dan netralisasi asam-basa.
2. Pengendalian Polusi Udara: Menghilangkan gas NO_x dan SO_x.
3. Remediasi Tanah: Menetralkan kontaminan menggunakan senyawa anorganik.

Teknologi ini penting untuk mengurangi dampak negatif industri terhadap lingkungan.

11.11.9 Aplikasi dalam Teknologi Modern

Perkembangan kimia anorganik mendorong inovasi teknologi seperti:

1. Nanomaterial: Digunakan dalam katalis dan sensor.
2. Semikonduktor: Material seperti silikon dan fosfor untuk elektronik modern.
3. Material Superkonduktor: Dipakai dalam teknologi medis dan transportasi.
4. Material Optik dan Elektronik: Digunakan dalam LED dan perangkat optik elektronik.

Bidang ini berkembang pesat seiring kemajuan ilmu material.

11.11.10 Kesimpulan

Kimia anorganik memainkan peran luas dalam kehidupan dan industri, dari kebutuhan dasar manusia hingga teknologi canggih. Peran utama mencakup penyediaan bahan kimia dasar, dukungan sektor pertanian, pengembangan material dan energi, serta perlindungan lingkungan. Dengan kemajuan teknologi, kimia anorganik akan terus menjadi bidang strategis dalam mendukung pembangunan berkelanjutan.

DAFTAR PUSTAKA

- Housecroft, C. E., & Sharpe, A. G. (2012). *Inorganic Chemistry* (4th ed.). Pearson Education Limited.
- Shriver, D. F., Weller, M. T., Overton, T. L., & Armstrong, F. A. (2014). *Inorganic Chemistry* (6th ed.). W. H. Freeman and Company.
- Cotton, F. A., Wilkinson, G., Murillo, C. A., & Bochmann, M. (1999). *Advanced Inorganic Chemistry* (6th ed.). Wiley-Interscience.
- Miessler, G. L., Fischer, P. J., & Tarr, D. A. (2013). *Inorganic Chemistry* (5th ed.). Pearson.
- Greenwood, N. N., & Earnshaw, A. (1997). *Chemistry of the Elements* (2nd ed.). Butterworth-Heinemann.
- Atkins, P., & de Paula, J. (2010). *Physical Chemistry* (9th ed.). Oxford University Press.
- Skoog, D. A., West, D. M., Holler, F. J., & Crouch, S. R. (2014). *Fundamentals of Analytical Chemistry*. Cengage Learning.
- Harris, D. C. (2015). *Quantitative Chemical Analysis* (9th ed.). W. H. Freeman and Company.

BAB 12

KIMIA LINGKUNGAN

12.1 Pendahuluan

Kimia lingkungan merupakan cabang ilmu yang mempelajari fenomena kimia dan biokimia yang terjadi di alam serta sumber, interaksi, transportasi yang terjadi di lingkungan, meliputi udara, air dan tanah. Ilmu ini berperan penting dalam memahami bagaimana berbagai senyawa kimia, baik yang berasal dari proses alami maupun aktivitas manusia, dapat memengaruhi kualitas lingkungan dan keberlanjutan kehidupan (J. G. Speight, 2018).

Lingkungan pada dasarnya memiliki kemampuan alami untuk menjaga keseimbangannya sendiri melalui berbagai siklus biogeokimia, seperti siklus karbon dan nitrogen,. Namun, dalam beberapa dekade terakhir, aktivitas manusia semakin memberi tekanan terhadap sistem tersebut. Emisi kendaraan, limbah industri, penggunaan pupuk dan pestisida, hingga pembuangan limbah rumah tangga yang tidak terkelola dengan baik turut mengganggu keseimbangan alami ini. Dampaknya mulai terlihat dalam berbagai bentuk pencemaran, baik pada udara, air, maupun tanah, yang pada akhirnya berpengaruh terhadap kesehatan manusia dan kelangsungan makhluk hidup lainnya (Shetty et al., 2023).

Pencemaran terjadi ketika zat atau energi masuk ke lingkungan dalam jumlah yang melampaui kemampuan alam untuk menetralsirkannya. Zat pencemar ini bisa berupa senyawa organik maupun anorganik. Beberapa di antaranya yang cukup berbahaya adalah logam berat seperti timbal (Pb), merkuri (Hg), dan kadmium (Cd), serta senyawa organik dari pestisida atau limbah industri (Zhu et al., 2023). Selain berasal langsung dari sumbernya, polutan juga dapat terbentuk melalui proses kimia di lingkungan, misalnya pembentukan ozon di lapisan troposfer atau terjadinya hujan asam akibat reaksi gas sulfur dan nitrogen

di atmosfer. Oleh karena itu, memahami karakteristik, sumber, dan reaksi kimia dari berbagai polutan menjadi langkah penting dalam merancang upaya pengendalian yang tepat.

Dalam kajian air, kimia lingkungan banyak membahas parameter kualitas seperti pH, *dissolved oxygen* (DO), *biochemical oxygen demand* (BOD), dan *chemical oxygen demand* (COD) yang digunakan untuk menilai tingkat pencemaran (Misman et al., 2023). Untuk udara, perhatian lebih diarahkan pada reaksi-reaksi fotokimia, keberadaan gas rumah kaca, serta isu perubahan iklim global. Sementara itu, pada tanah, fokus kajian mencakup interaksi antara mineral, bahan organik, dan zat pencemar, terutama terkait proses adsorpsi dan pergerakan logam berat di dalam tanah (Moghimi Dehkordi et al., 2024).

Tidak hanya berhenti pada identifikasi masalah, kimia lingkungan juga berkembang dalam merancang berbagai solusi untuk mengatasi pencemaran. Beragam metode pengolahan dan remediasi telah dikembangkan, baik melalui pendekatan fisika, kimia, maupun biologi (Yao et al., 2012). Contohnya meliputi proses koagulasi-flokulasi, adsorpsi, bioremediasi, hingga fotokatalisis. Seiring perkembangan teknologi, penggunaan material canggih seperti nanomaterial juga mulai banyak diterapkan untuk meningkatkan efektivitas pengolahan limbah (Kefeni et al., 2017).

Dengan demikian, pemahaman tentang kimia lingkungan menjadi sangat penting, khususnya bagi mahasiswa dan praktisi di bidang sains. Melalui pemahaman ini, diharapkan dapat dikembangkan solusi yang tidak hanya efektif tetapi juga berkelanjutan dalam mengatasi berbagai permasalahan lingkungan. Bab ini akan mengulas konsep dasar kimia lingkungan, komponen utama lingkungan, berbagai jenis pencemaran, serta teknologi yang dapat digunakan untuk pengendalian dan pemulihan kualitas lingkungan.

12.2 Komponen Lingkungan dan Siklus Biogeokimia

Lingkungan terdiri atas tiga komponen utama yang saling berinteraksi, yaitu atmosfer, hidrosfer, dan litosfer. Ketiga

kompartmenten ini berperan sebagai media berlangsungnya berbagai proses fisika, kimia, dan biologi yang menentukan kualitas lingkungan. Interaksi antar komponen tersebut berlangsung secara terus-menerus melalui perpindahan materi dan energi, yang dikenal sebagai siklus biogeokimia. Pemahaman terhadap masing-masing komponen serta keterkaitannya sangat penting dalam kajian kimia lingkungan, terutama untuk menjelaskan distribusi dan transformasi zat kimia di alam.

12.2.1 Atmosfir

Atmosfer adalah lapisan gas yang menyelimuti bumi dan berfungsi melindungi kehidupan serta menjaga keseimbangan energi. Komposisi utama atmosfer terdiri atas nitrogen (N_2) sekitar 78% dan oksigen (O_2) sekitar 21%, sedangkan sisanya merupakan gas minor seperti karbon dioksida (CO_2), argon, dan uap air. Meskipun jumlahnya kecil, gas-gas ini memiliki peran penting dalam berbagai proses lingkungan, termasuk pengaturan suhu bumi melalui efek rumah kaca(Isaksen et al., 2009).

Berdasarkan ketinggian, atmosfer terbagi menjadi beberapa lapisan, yaitu troposfer, stratosfer, mesosfer, dan termosfer. Troposfer merupakan lapisan terbawah yang menjadi tempat berlangsungnya aktivitas manusia dan fenomena cuaca, sehingga paling rentan terhadap pencemaran. Di atasnya terdapat stratosfer yang mengandung lapisan ozon yang berfungsi menyerap radiasi ultraviolet. Reaksi kimia di atmosfer, khususnya reaksi fotokimia, berperan dalam pembentukan dan transformasi berbagai polutan(Isaksen et al., 2009).

12.2.2 Hidrosfer

Hidrosfer mencakup seluruh air yang terdapat di bumi, baik di permukaan maupun di bawah permukaan, seperti sungai, danau, laut, dan air tanah. Air memiliki peran penting sebagai pelarut yang memungkinkan berlangsungnya berbagai reaksi kimia dan proses biologis(Wei et al., 2025). Air permukaan lebih rentan terhadap pencemaran karena langsung terpapar aktivitas manusia, seperti limbah domestik dan industri. Sementara itu, air tanah relatif lebih terlindungi, tetapi tetap dapat tercemar melalui infiltrasi zat pencemar dari permukaan. Kualitas air umumnya dinilai menggunakan parameter seperti pH, *dissolved*

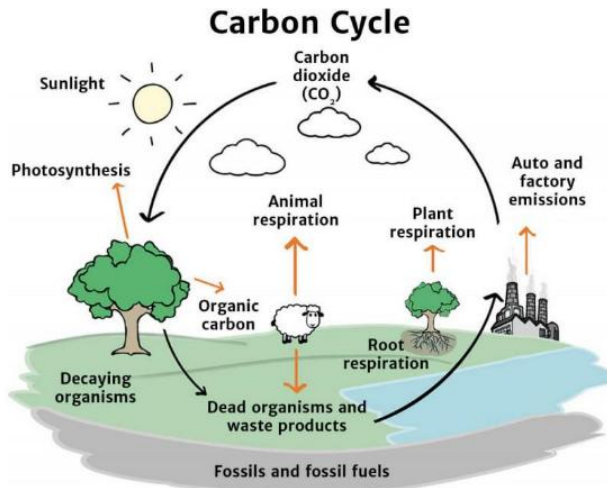
oxygen (DO), *biochemical oxygen demand* (BOD), dan *chemical oxygen demand* (COD), yang mencerminkan kondisi kimia dan tingkat pencemaran suatu perairan.

12.2.3 Litosfer

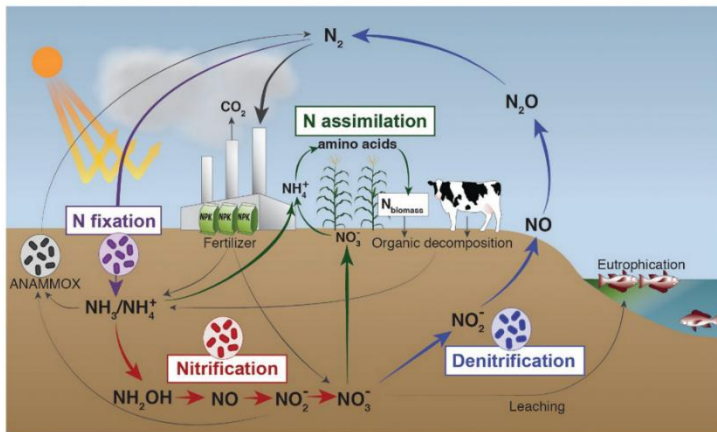
Litosfer merupakan lapisan padat bumi yang terdiri atas tanah dan batuan. Tanah sebagai bagian utama litosfer tersusun atas mineral, bahan organik, air, dan udara. Mineral tanah berasal dari pelapukan batuan, sedangkan bahan organik berasal dari sisa makhluk hidup yang telah terdekomposisi. Peran penting litosfer dalam kimia lingkungan terletak pada kemampuannya dalam mengikat dan menahan zat kimia, termasuk kontaminan. Proses adsorpsi pada permukaan partikel tanah, seperti lempung dan bahan organik, dapat mengurangi mobilitas zat pencemar, terutama logam berat. Namun, perubahan kondisi lingkungan seperti pH dapat memengaruhi kestabilan ikatan tersebut, sehingga kontaminan dapat kembali terlepas ke lingkungan (Hansen, 1999).

12.2.4 Siklus Biogeokimia

Siklus biogeokimia merupakan proses peredaran unsur-unsur kimia antara komponen biotik dan abiotik di lingkungan. Siklus ini melibatkan interaksi antara atmosfer, hidrosfer, dan litosfer serta memastikan ketersediaan unsur-unsur penting bagi kehidupan. Siklus karbon melibatkan perpindahan karbon dari atmosfer ke tumbuhan melalui fotosintesis, kemudian ke hewan melalui rantai makanan, dan kembali ke atmosfer melalui respirasi dan dekomposisi. Aktivitas manusia seperti pembakaran bahan bakar fosil telah meningkatkan konsentrasi karbon dioksida di atmosfer (Amelse, 2020).



Gambar 12.1. Siklus Karbon
(sumber: (Amelse, 2020))



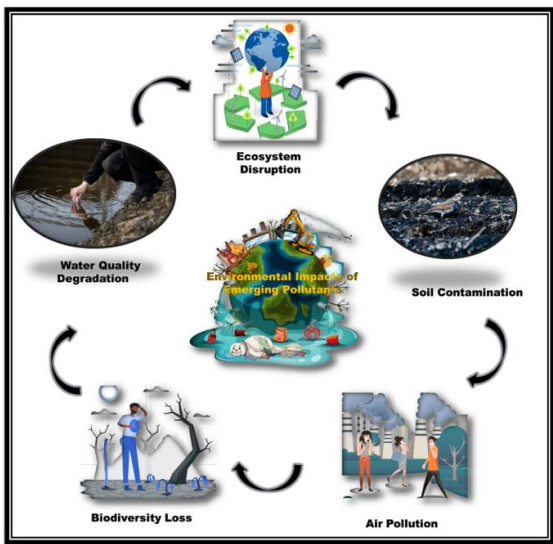
Gambar 12.2. Siklus Nitrogen
(Sumber : (Lehnert et al., 2021))

Siklus nitrogen mencakup perubahan nitrogen dari bentuk gas di atmosfer menjadi bentuk yang dapat dimanfaatkan oleh organisme, seperti amonia dan nitrat. Proses ini melibatkan fiksasi nitrogen, nitrifikasi, dan denitrifikasi. Penggunaan pupuk nitrogen yang berlebihan dapat menyebabkan pencemaran perairan. Secara keseluruhan, siklus biogeokimia menunjukkan

bahwa perubahan pada satu komponen lingkungan dapat memengaruhi komponen lainnya. Oleh karena itu, pemahaman yang menyeluruh mengenai interaksi ini sangat penting dalam mengelola lingkungan secara berkelanjutan(Lehnert et al., 2021).

12.3 Pencemaran Lingkungan

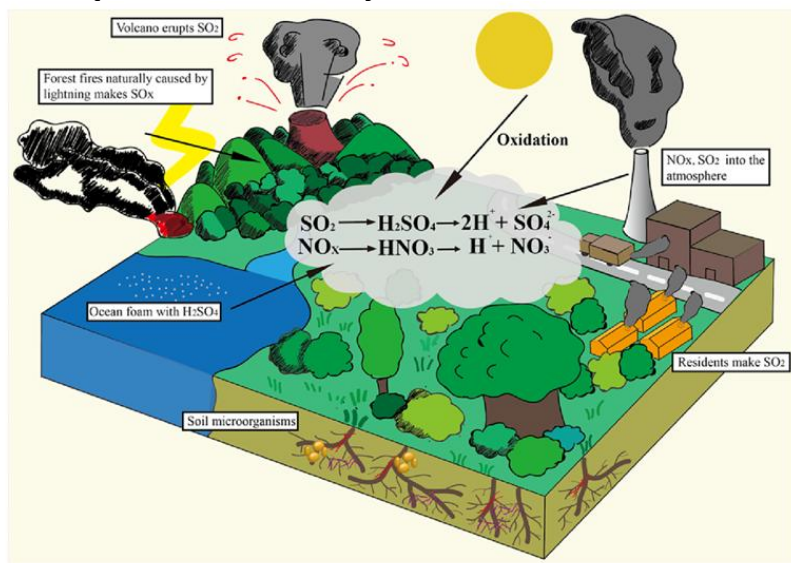
Pencemaran lingkungan merupakan salah satu permasalahan utama yang dihadapi dunia modern akibat meningkatnya aktivitas manusia. Pencemaran terjadi ketika suatu zat, energi, atau komponen lain masuk ke lingkungan dalam jumlah yang melebihi kemampuan alami lingkungan untuk menetralkannya. Kondisi ini menyebabkan perubahan sifat fisika, kimia, maupun biologi lingkungan, sehingga menurunkan kualitasnya dan berpotensi membahayakan makhluk hidup. Pencemaran dapat terjadi pada berbagai kompartemen lingkungan, seperti udara, air, dan tanah, yang saling terhubung satu sama lain. Oleh karena itu, pemahaman mengenai jenis-jenis polutan, sumbernya, serta dampaknya menjadi penting dalam upaya pengendalian pencemaran(Bărbulescu et al., 2024).



Gambar 12.3. Dampak Lingkungan dari Polutan
(sumber : (Liu et al., 2024))

12.3.1 Defenisi dan Klasifikasi Polutan

Polutan adalah segala bentuk zat atau energi yang keberadaannya di lingkungan dapat menimbulkan dampak negatif. Berdasarkan asal terbentuknya, polutan dapat diklasifikasikan menjadi polutan primer dan polutan sekunder. Polutan primer merupakan zat pencemar yang langsung dilepaskan ke lingkungan dari sumbernya, seperti karbon monoksida (CO) dari kendaraan bermotor atau sulfur dioksida (SO₂) dari pembakaran bahan bakar fosil. Sementara itu, polutan sekunder terbentuk melalui reaksi kimia di lingkungan, misalnya ozon troposfer yang terbentuk dari reaksi nitrogen oksida (NO_x) dan senyawa organik volatil di bawah pengaruh sinar matahari (Kuebler et al., 2001).



Gambar 12.4. Mekanisme Hujan Asam
(Sumber : (Zhang et al., 2023))

Selain itu, polutan juga dapat dibedakan berdasarkan sifat kimianya menjadi polutan organik dan anorganik. Polutan organik umumnya berasal dari senyawa berbasis karbon, seperti pestisida, deterjen, dan limbah industri organik. Beberapa di antaranya bersifat persisten dan sulit terurai di lingkungan. Di

sisi lain, polutan anorganik meliputi logam berat seperti timbal (Pb), kadmium (Cd), dan merkuri (Hg), serta senyawa anorganik lain seperti nitrat dan fosfat. Polutan anorganik, khususnya logam berat, dikenal memiliki sifat toksik dan cenderung terakumulasi dalam jaringan organisme hidup (Zhu et al., 2023).

12.4 Kimia Air dan Pengolahan Air

Air merupakan komponen penting dalam kehidupan serta berperan sebagai medium utama dalam berbagai proses kimia dan biologis di lingkungan. Dalam kajian kimia lingkungan, pemahaman mengenai sifat kimia air dan parameter kualitasnya sangat diperlukan untuk menilai kondisi perairan serta menentukan metode pengolahan yang tepat. Air yang digunakan untuk kebutuhan domestik maupun industri harus memenuhi standar kualitas tertentu agar aman bagi kesehatan dan tidak merusak lingkungan.

12.4.1 Sifat Kimia Air

Air (H_2O) memiliki sifat kimia yang unik yang menjadikannya sangat penting dalam sistem lingkungan. Struktur molekul air berbentuk bengkok (bent) dengan sudut sekitar $104,5^\circ$, di mana atom oksigen berikatan kovalen dengan dua atom hidrogen. Perbedaan keelektronegatifan antara oksigen dan hidrogen menyebabkan molekul air bersifat polar, sehingga mampu membentuk ikatan hidrogen antar molekul. Sifat ini memberikan air kemampuan sebagai pelarut yang sangat baik bagi berbagai zat, baik senyawa ionik maupun polar (Dewangan et al., 2024).

Salah satu aspek penting dalam kimia air adalah kesadahan air, yang disebabkan oleh keberadaan ion kalsium (Ca^{2+}) dan magnesium (Mg^{2+}). Kesadahan air dibedakan menjadi kesadahan sementara (yang disebabkan oleh bikarbonat) dan kesadahan tetap (yang disebabkan oleh sulfat atau klorida). Air dengan kesadahan tinggi dapat menimbulkan kerak pada peralatan dan mengurangi efektivitas sabun, sehingga sering kali memerlukan pengolahan terlebih dahulu sebelum digunakan.

12.4.2 Parameter Kualitas Air

Kualitas air dinilai melalui beberapa parameter kimia utama yang memberikan gambaran kondisi perairan. pH menunjukkan tingkat keasaman atau kebasaan air, yang memengaruhi kelarutan dan toksisitas zat kimia. *Dissolved oxygen* (DO) merupakan jumlah oksigen terlarut yang penting bagi kehidupan organisme akuatik. Nilai DO yang rendah biasanya menandakan adanya pencemaran. *Biochemical oxygen demand* (BOD) menggambarkan kebutuhan oksigen oleh mikroorganisme untuk menguraikan bahan organik secara biologis, sedangkan *chemical oxygen demand* (COD) menunjukkan jumlah oksigen yang dibutuhkan untuk mengoksidasi bahan organik secara kimia. Selain itu, *total dissolved solids* (TDS) menyatakan jumlah zat terlarut dalam air, seperti garam dan mineral, yang dapat memengaruhi rasa dan kejernihan air. Secara umum, peningkatan nilai BOD, COD, dan TDS mengindikasikan penurunan kualitas air (Misman et al., 2023).

12.4.3 Pengolahan Air

Pengolahan air bertujuan untuk menghilangkan kontaminan agar air memenuhi standar kualitas yang aman digunakan. Salah satu tahap awal adalah koagulasi-flokulasi, yaitu penambahan bahan kimia untuk menggumpalkan partikel koloid agar mudah diendapkan. Selanjutnya, filtrasi dilakukan untuk menyaring partikel halus menggunakan media seperti pasir atau karbon aktif. Untuk menghilangkan zat terlarut, terutama logam berat dan senyawa organik, digunakan proses adsorpsi yang memanfaatkan kemampuan permukaan adsorben. Tahap akhir adalah desinfeksi, yang bertujuan membunuh mikroorganisme patogen, biasanya menggunakan klorin atau sinar ultraviolet. Dalam praktiknya, beberapa metode ini sering dikombinasikan untuk memperoleh hasil pengolahan yang lebih optimal. Berbagai metode pengolahan air beserta perbandingannya dapat dilihat pada tabel yang disajikan dalam Tabel 12.1.

Tabel 12.1. Perbandingan Metode Pengolahan Air

Metode	Keunggulan	Kekurangan
Klorinasi	Metode yang efektif dan terkenal untuk mendisinfeksi air, memberikan perlindungan terhadap pertumbuhan bakteri dalam air yang disimpan.	NaOCl dan gas klorin dapat sulit/berbahaya untuk disimpan dan diangkut, dapat merusak proses membran di hilir, pembentukan produk sampingan disinfeksi yang berbahaya.
<i>Sand Filtration</i>	Sederhana, biaya rendah, efektif menghilangkan partikel tersuspensi	Tidak efektif untuk zat terlarut dan mikroorganisme kecil
Adsorpsi	Efektif menghilangkan zat organik, warna, bau, dan logam berat	Memerlukan regenerasi atau penggantian adsorben
<i>Solar Disinfection</i>	Murah, ramah lingkungan, tidak memerlukan bahan kimia	Bergantung pada intensitas sinar matahari, waktu proses relatif lama
Mikrofiltrasi	Menghilangkan partikel dan bakteri, tekanan operasi rendah	Tidak efektif untuk virus dan zat terlarut
Ultrafiltrasi	Menghilangkan virus dan makromolekul, kualitas air baik	Memerlukan tekanan lebih tinggi, fouling membran
Nanofiltrasi	Menghilangkan ion divalen dan senyawa organik	Biaya relatif tinggi, tidak semua ion monovalen terpisah
Reverse Osmosis	Sangat efektif menghilangkan hampir semua kontaminan termasuk garam	Biaya tinggi, konsumsi energi besar, menghasilkan limbah (brine)

Metode	Keunggulan	Kekurangan
<i>Membrane Distillation</i>	Efektif untuk air dengan salinitas tinggi, dapat menggunakan energi panas rendah	Teknologi masih berkembang, fouling dan wetting membran
Elektrodialisis	Efektif untuk pemisahan ion, konsumsi energi lebih rendah dibanding RO untuk air payau	Kurang efektif untuk air dengan konsentrasi tinggi atau non-ionik
<i>Capacitive deionization</i>	Hemat energi untuk air dengan salinitas rendah, regenerasi elektroda mudah	Kapasitas terbatas, kurang efektif untuk konsentrasi tinggi
<i>Ultraviolet</i>	Efektif membunuh mikroorganisme tanpa bahan kimia	Tidak menghilangkan zat terlarut, tidak memiliki efek residu
Ozonasi	Oksidator kuat, efektif menghilangkan mikroorganisme dan senyawa organik	Biaya tinggi, tidak stabil, membutuhkan peralatan khusus

Sumber : (Rubel et al., 2025)

12.5 Kimia Udara dan Perubahan Iklim

Kimia udara mempelajari komposisi, reaksi, dan transformasi zat kimia di atmosfer yang berperan penting dalam menjaga keseimbangan lingkungan. Atmosfer tidak hanya berfungsi sebagai pelindung bumi dari radiasi berbahaya, tetapi juga sebagai media berlangsungnya berbagai reaksi kimia yang memengaruhi kualitas udara dan iklim global. Aktivitas manusia seperti pembakaran bahan bakar fosil, industri, dan penggunaan bahan kimia sintetis telah mengubah komposisi atmosfer secara signifikan, sehingga memicu berbagai fenomena lingkungan seperti pencemaran udara, pemanasan global, dan penipisan lapisan ozon.

12.5.1 Reaksi Kimia di Atmosfir

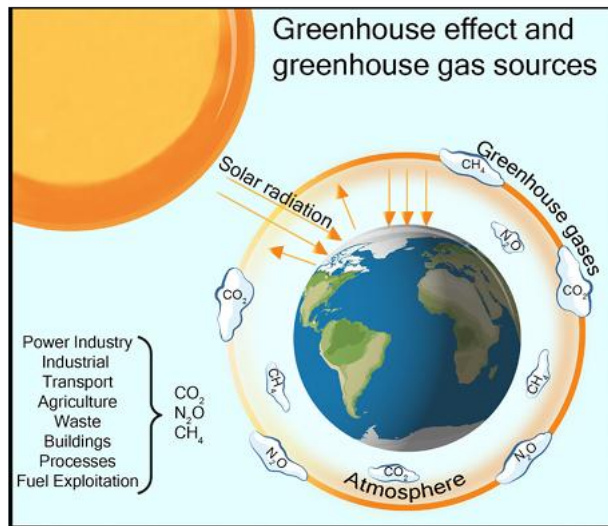
Reaksi kimia di atmosfer banyak dipengaruhi oleh energi matahari, terutama melalui proses fotokimia. Reaksi fotokimia terjadi ketika molekul menyerap radiasi ultraviolet (UV) sehingga mengalami pemutusan ikatan dan membentuk spesies reaktif seperti radikal bebas. Radikal ini kemudian bereaksi lebih lanjut dengan senyawa lain di atmosfer, membentuk berbagai produk reaksi yang dapat bersifat menguntungkan maupun merugikan (Getter et al., 2025).

Salah satu contoh penting adalah pembentukan ozon di troposfer. Ozon troposfer terbentuk melalui reaksi antara oksida nitrogen (NO_x) dan senyawa organik volatil (VOCs) di bawah pengaruh sinar matahari. Berbeda dengan ozon di stratosfer yang bersifat melindungi, ozon di troposfer merupakan polutan yang dapat menyebabkan gangguan pernapasan serta merusak tanaman. Selain itu, reaksi fotokimia juga berperan dalam pembentukan kabut asap (smog) yang sering terjadi di daerah perkotaan dengan tingkat polusi tinggi (van den Oever et al., 2024).

12.5.2 Efek Rumah Kaca

Efek rumah kaca merupakan fenomena alami yang menjaga suhu bumi tetap hangat dan memungkinkan kehidupan berlangsung. Gas rumah kaca seperti karbon dioksida (CO_2), metana (CH_4), dan dinitrogen oksida (N_2O) memiliki kemampuan menyerap dan memancarkan kembali radiasi inframerah yang dipancarkan oleh permukaan bumi. Proses ini menyebabkan panas terperangkap di atmosfer, sehingga suhu bumi meningkat (Filonchuk et al., 2024).

Namun, peningkatan konsentrasi gas rumah kaca akibat aktivitas manusia telah memperkuat efek ini, yang dikenal sebagai pemanasan global. Pembakaran bahan bakar fosil, deforestasi, dan aktivitas pertanian merupakan sumber utama peningkatan emisi gas rumah kaca. Dampak dari pemanasan global antara lain peningkatan suhu rata-rata bumi, perubahan pola cuaca, mencairnya es di kutub, serta kenaikan permukaan air laut.



Gambar 12.5. Mekanisme Efek Rumah Kaca
(Sumber : (Filonchyk et al., 2024))

12.5.3 Penipisan Lapisan Ozon

Lapisan ozon yang berada di stratosfer berfungsi menyerap sebagian besar radiasi *ultraviolet* (UV) dari matahari, sehingga melindungi makhluk hidup dari dampak berbahaya radiasi tersebut. Namun, penggunaan senyawa kimia seperti *chlorofluorocarbons* (CFCs) telah menyebabkan penipisan lapisan ozon. CFC yang dilepaskan ke atmosfer dapat mencapai stratosfer dan terurai oleh radiasi UV, menghasilkan atom klorin yang sangat reaktif. Atom klorin ini dapat merusak molekul ozon melalui reaksi berantai, sehingga mengurangi konsentrasi ozon di atmosfer. Dampak dari penipisan lapisan ozon adalah meningkatnya paparan radiasi UV ke permukaan bumi, yang dapat menyebabkan kanker kulit, kerusakan mata, serta gangguan pada ekosistem(van den Oever et al., 2024).

12.6 Kimia Tanah dan Kontaminasi

Tanah merupakan sistem yang kompleks yang tersusun atas mineral, bahan organik, air, dan udara, yang secara bersama-sama mengontrol berbagai proses kimia di lingkungan. Fraksi

mineral, khususnya lempung, memiliki luas permukaan besar dan muatan negatif sehingga mampu mengikat ion-ion terlarut. Bahan organik juga berperan penting melalui gugus fungsi aktif yang dapat berinteraksi dengan zat kimia, termasuk logam berat. Dalam tanah, air berfungsi sebagai media reaksi dan transport, sementara udara memengaruhi kondisi redoks yang menentukan bentuk kimia suatu unsur. Kombinasi sifat-sifat ini menjadikan tanah sebagai kompartemen penting dalam mengendalikan distribusi dan transformasi kontaminan.

Interaksi antara ion logam dengan tanah terjadi melalui proses adsorpsi dan kompleksasi. Logam berat seperti Pb, Cd, Hg, dan As dapat terikat pada permukaan mineral tanah atau membentuk kompleks dengan bahan organik, sehingga memengaruhi ketersediaan hayatinya. Mobilitas logam dalam tanah sangat dipengaruhi oleh faktor seperti pH, kapasitas tukar kation, kandungan bahan organik, dan kondisi redoks. Pada kondisi asam, logam cenderung lebih larut dan mudah bergerak, sedangkan pada kondisi netral hingga basa, logam lebih stabil dan terikat dalam tanah. Oleh karena itu, perubahan kondisi lingkungan dapat meningkatkan risiko perpindahan logam ke air tanah atau penyerapan oleh tanaman (Zhou & Wang, 2019).

Untuk mengatasi kontaminasi tanah, berbagai teknik remediasi telah dikembangkan, seperti stabilisasi/solidifikasi untuk mengurangi mobilitas kontaminan, *soil washing* untuk menghilangkan zat pencemar, serta bioremediasi dan fitoremediasi yang memanfaatkan mikroorganisme dan tanaman. Pemilihan metode yang tepat bergantung pada jenis kontaminan dan kondisi tanah. Dampak logam berat terhadap lingkungan dan kesehatan manusia sangat beragam, sehingga pemahaman mengenai karakteristiknya menjadi penting (Moghimi Dehkordi et al., 2024). Beberapa jenis logam berat beserta dampaknya terhadap kesehatan dapat dilihat pada Tabel 12.2.

Tabel 12.2. Logam Berat dan Dampaknya Terhadap Kesehatan

Logam berat	Sumber	Bentuk toksik utama	Dampak terhadap kesehatan
Timbal (Pb)	Baterai, cat, emisi kendaraan.	Pb ²⁺	Gangguan sistem saraf, anemia, kerusakan ginjal.
Merkuri (Hg)	Limbah industri, pertambangan emas, pembakaran batu bara.	CH ₃ Hg ⁺	Kerusakan sistem saraf, gangguan perkembangan janin, tremor, gangguan sensorik
Kadmium (Cd)	Baterai, pupuk fosfat, limbah industri	Cd ²⁺	Kerusakan ginjal, kerapuhan tulang (osteoporosis), gangguan paru-paru
Kromium (Cr)	Industri pelapisan logam, pewarna, limbah industri	Cr(VI)	Karsinogenik, iritasi kulit, kerusakan hati dan ginjal
Arsen (As)	Air tanah tercemar, pestisida, limbah industri	As(III), As(V)	Kanker kulit, paru-paru, gangguan sistem pencernaan, kerusakan organ
Nikel (Ni)	Industri logam, stainless steel, limbah elektroplating	Ni ²⁺	Alergi kulit (dermatitis), gangguan pernapasan, potensi karsinogen
Kobalt (Co)	Industri logam, baterai, limbah industri	Co ²⁺	Gangguan jantung, iritasi paru-paru, gangguan tiroid
Tembaga (Cu)	Pipa air, limbah industri, pestisida	Cu ²⁺	Mual, muntah, kerusakan hati jika berlebihan
Seng (Zn)	Galvanisasi, limbah industri	Zn ²⁺	Gangguan pencernaan, mual (dalam konsentrasi tinggi)
Besi (Fe)	Limbah industri, korosi pipa	Fe ³⁺ , Fe ²⁺	Gangguan pencernaan, kerusakan organ pada kadar tinggi

Sumber : (Das et al., 2023; Harsha et al., 2019; Shehu et al., 2026)

12.7 Teknologi Remediasi Lingkungan

Teknologi remediasi lingkungan merupakan serangkaian metode yang digunakan untuk mengurangi, menghilangkan, atau

menetralkan kontaminan dari media lingkungan seperti air, tanah, dan udara, sehingga kualitas lingkungan dapat dipulihkan dan risiko terhadap kesehatan manusia serta ekosistem dapat diminimalkan(Naidu et al., 2019). Pendekatan remediasi umumnya diklasifikasikan menjadi metode fisika, kimia, dan biologi, yang masing-masing bekerja berdasarkan prinsip berbeda. Metode fisika berfokus pada pemisahan kontaminan tanpa mengubah sifat kimianya, seperti filtrasi dan sedimentasi, metode kimia melibatkan reaksi kimia untuk mengubah kontaminan menjadi bentuk yang kurang berbahaya, seperti oksidasi dan koagulasi, sedangkan metode biologi memanfaatkan aktivitas mikroorganisme atau tanaman untuk mendegradasi atau mengakumulasi polutan, seperti pada bioremediasi dan fitoremediasi(Ilias et al., 2021; Michael-igolima et al., 2022). Selain itu, perkembangan teknologi modern seperti penggunaan adsorben berbasis nanomaterial dan proses fotokatalisis semakin meningkatkan efisiensi remediasi, terutama untuk kontaminan yang sulit diolah. Pemilihan metode yang tepat sangat bergantung pada jenis polutan, karakteristik media, biaya, serta efektivitas proses yang diinginkan. Perbandingan beberapa metode remediasi lingkungan dapat dilihat pada Tabel 12.3

Tabel 12.3. Perbandingan Metode Remediasi Lingkungan

Metode	Contoh Teknologi	Keunggulan	Kekurangan
Fisika	Filtrasi, Sedimentasi, Adsorpsi.	• Proses sederhana • mudah dioperasikan • tidak menghasilkan hasil samping berbahaya	• Tidak menghancurkan polutan • efisiensi terbatas untuk kontaminan pelarut • memerlukan tahapan lanjutan
Kimia	Koagulasi-flokulasi, oksidasi, reduksi	• Efektif untuk berbagai jenis polutan	• Menghasilkan lumpur/produk samping • Biaya bahan kimia tinggi

Metode	Contoh Teknologi	Keunggulan	Kekurangan
		• Dapat menghilangkan zat terlarut • Proses relatif cepat	• Memerlukan kontrol kondisi reaksi
Biologi	Bioremediasi dan Fitoremediasi	• Ramah Lingkungan • Biaya relatif rendah • Dapat dilakukan <i>in situ</i>	• Proses lambat • Sensitif terhadap kondisi lingkungan • Tidak efektif untuk semua polutan
Teknologi Modern	Nano adsorben, fotokatalisis	• Efisiensi tinggi • Dapat mengolah polutan kompleks • Potensi regenerasi material	• Biaya awal tinggi • Teknologi masih berkembang • Potensi resiko material baru

Sumber : (Michael-igolima et al., 2022).

DAFTAR PUSTAKA

- Amelse, J. A. (2020). *Achieving Net Zero Carbon Dioxide by Sequestering Biomass Carbon*. July, 1–36. <https://doi.org/10.20944/preprints202007.0576.v1>
- Bărbulescu, A., Barbeș, L., & Dumitriu, C. Ș. (2024). Advances in Water, Air and Soil Pollution Monitoring, Modeling and Restoration. In *Toxics* (Vol. 12, Issue 4, p. 244). <https://doi.org/10.3390/toxics12040244>
- Das, S., Sultana, K. W., Ndhkala, A. R., Mondal, M., & Chandra, I. (2023). Heavy Metal Pollution in the Environment and Its Impact on Health: Exploring Green Technology for Remediation. *Environmental Health Insights*, 17, 1–10. <https://doi.org/10.1177/11786302231201259>
- Dewangan, S. K., Minj, D., Mahant, M., & Singh, A. (2024). Physico-Chemical Properties Of Water : A Comprehensive Review Of Methods , Trends , And Applications. *EPRA International Journal of Research and Development*, 7838(December), 352–356.
- Filonchik, M., Peterson, M. P., Zhang, L., & Hurynovich, V. (2024). Science of the Total Environment Greenhouse gases emissions and global climate change: Examining the influence of CO₂, CH₄, and N₂O. *Science of The Total Environment*, 935(January), 1–7. <https://doi.org/10.1016/j.scitotenv.2024.173359>
- Getter, D., Sturm, P. O., & Silva, S. J. (2025). Data-Driven Discovery of Atmospheric Chemical Reactions. *Journal of Geophysical Research: Machine Learning and Computation*, 2(4), e2025JH000895. <https://doi.org/https://doi.org/10.1029/2025JH000895>
- Hansen, L. G. (1999). *The Hydrosphere and Lithosphere BT - The ortho Side of PCBs: Occurrence and Disposition* (L. G. Hansen (ed.); pp. 51–80). Springer US. https://doi.org/10.1007/978-1-4615-5057-0_5
- Harsha, K., Senthil, P., & Panda, R. C. (2019). A review on heavy metal pollution , toxicity and remedial measures : Current trends and future perspectives. *Journal of Molecular*

- Liquids*, 290, 111197.
<https://doi.org/10.1016/j.molliq.2019.111197>
- Ilias, M. K. M., Hossain, M. S., Ngteni, R., Al-Gheethi, A., Ahmad, H., Omar, F. M., Naushad, M., & Pandey, S. (2021). Environmental remediation potential of ferrous sulfate waste as an eco-friendly coagulant for the removal of $\text{NH}_3\text{-N}$ and COD from the rubber processing effluent. *International Journal of Environmental Research and Public Health*, 18(23), 1–16.
<https://doi.org/10.3390/ijerph182312427>
- Isaksen, I. S. A., Granier, C., Myhre, G., Berntsen, T. K., Dalsøren, S. B., Gauss, M., Klimont, Z., Benestad, R., Bousquet, P., Collins, W., Cox, T., Eyring, V., Fowler, D., Fuzzi, S., Jöckel, P., Laj, P., Lohmann, U., Maione, M., Monks, P., ... Wuebbles, D. (2009). Atmospheric composition change: Climate–Chemistry interactions. *Atmospheric Environment*, 43(33), 5138–5192.
<https://doi.org/https://doi.org/10.1016/j.atmosenv.2009.08.003>
- Kefeni, K. K., Msagati, T. A. M., & Mamba, B. B. (2017). Acid mine drainage: Prevention, treatment options, and resource recovery: A review. *Journal of Cleaner Production*.
<https://doi.org/10.1016/j.jclepro.2017.03.082>
- Kuebler, J., van den Bergh, H., & Russell, A. G. (2001). Long-term trends of primary and secondary pollutant concentrations in Switzerland and their response to emission controls and economic changes. *Atmospheric Environment*, 35(8), 1351–1363.
[https://doi.org/https://doi.org/10.1016/S1352-2310\(00\)00401-5](https://doi.org/https://doi.org/10.1016/S1352-2310(00)00401-5)
- Lehnert, N., Musselman, B. W., & Seefeldt, L. C. (2021). Grand challenges in the nitrogen cycle. *Chemical Society Review*, 50(3640), 3640–3646.
<https://doi.org/10.1039/d0cs00923g>
- Liu, X., Sathishkumar, K., Zhang, H., Saxena, K. K., Zhang, F., Naraginti, S., Anbarasu, K., & Rajendiran, R. (2024). Journal of Hazardous Materials Advances Frontiers in environmental cleanup : Recent advances in remediation

- of emerging pollutants from soil and water. *Journal of Hazardous Materials Advances*, 16(June), 100461.
<https://doi.org/10.1016/j.hazadv.2024.100461>
- Michael-igolima, U., Abbey, S. J., & Ifelebuegu, A. O. (2022). A systematic review on the effectiveness of remediation methods for oil contaminated soils. *Environmental Advances*, 9(November), 100319.
<https://doi.org/10.1016/j.envadv.2022.100319>
- Misman, N. A., Sharif, M. F., Chowdhury, A. J. K., & Azizan, N. H. (2023). Water pollution and the assessment of water quality parameters: a review. *Desalination and Water Treatment*, 294, 79–88.
<https://doi.org/https://doi.org/10.5004/dwt.2023.29433>
- Moghimi Dehkordi, M., Pournuroz Nodeh, Z., Soleimani Dehkordi, K., salmanvandi, H., Rasouli Khorjestan, R., & Ghaffarzadeh, M. (2024). Soil, air, and water pollution from mining and industrial activities: Sources of pollution, environmental impacts, and prevention and control methods. *Results in Engineering*, 23, 102729.
<https://doi.org/https://doi.org/10.1016/j.rineng.2024.102729>
- Naidu, G., Ryu, S., Thiruvengkatachari, R., Choi, Y., Jeong, S., & Vigneswaran, S. (2019). A critical review on remediation, reuse, and resource recovery from acid mine drainage. In *Environmental Pollution* (Vol. 247). Elsevier Ltd.
<https://doi.org/10.1016/j.envpol.2019.01.085>
- Rubel, J., Buysschaert, F., & Vandeginste, V. (2025). Review and selection methodology for water treatment systems in mobile encampments for military applications. *Cleaner Water*, 3(January), 1–15.
- Shehu, L., Victoria, O., & Shola, K. (2026). Review article A comprehensive review on potential heavy metals in the environment: Persistence , bioaccumulation , ecotoxicology , and agricultural impacts. *Ecological Frontiers*, 46(2), 434–449.
<https://doi.org/10.1016/j.ecofro.2025.10.009>
- Shetty, S. S., D, D., S, H., Sonkusare, S., Naik, P. B., Kumari N, S., &

- Madhyastha, H. (2023). Environmental pollutants and their effects on human health. *Heliyon*, 9(9), e19496. <https://doi.org/https://doi.org/10.1016/j.heliyon.2023.e19496>
- Speight, J. G. (2018). *Chapter 1 - Environmental Chemistry* (J. G. B. T.-R. M. in E. E. Speight (ed.); pp. 3–41). Butterworth-Heinemann. <https://doi.org/https://doi.org/10.1016/B978-0-12-804422-3.00001-8>
- van den Oever, A. E. M., Puricelli, S., Costa, D., Thonemann, N., Lavigne Philippot, M., & Messagie, M. (2024). Revisiting the challenges of ozone depletion in life cycle assessment. *Cleaner Environmental Systems*, 13, 100196. <https://doi.org/https://doi.org/10.1016/j.cesys.2024.100196>
- Wei, J., Huang, Y., Shao, S., Cao, Y., & Zhang, M. (2025). On hydrosphere: Its definition, concerns, and challenges. *Hydrosphere*, 2.
- Yao, Z., Li, J., Xie, H., & Yu, C. (2012). Review on Remediation Technologies of Soil Contaminated by Heavy Metals. *Procedia Environmental Sciences*, 16, 722–729. <https://doi.org/https://doi.org/10.1016/j.proenv.2012.10.099>
- Zhang, Y., Li, J., Tan, J., Li, W., Pal, B., Yang, X., & Bolan, N. (2023). Science of the Total Environment An overview of the direct and indirect effects of acid rain on plants: Relationships among acid rain , soil, microorganisms , and plants. *Science of the Total Environment*, 873(February), 162388. <https://doi.org/10.1016/j.scitotenv.2023.162388>
- Zhou, X.-Y., & Wang, X.-R. (2019). Impact of industrial activities on heavy metal contamination in soils in three major urban agglomerations of China. *Journal of Cleaner Production*, 230, 1–10. <https://doi.org/https://doi.org/10.1016/j.jclepro.2019.05.098>
- Zhu, Q., Ji, J., Tang, X., Wang, C., & Sun, H. (2023). Bioavailability Assessment of Heavy Metals and Organic Pollutants in

Water and Soil Using DGT: A Review. In *Applied Sciences*
(Vol. 13, Issue 17, p. 9760).
<https://doi.org/10.3390/app13179760>

BAB 13

APLIKASI KIMIA DALAM KEHIDUPAN SEHARI-HARI

13.1 Pendahuluan

Kimia adalah disiplin yang mempelajari susunan, komposisi, karakteristik, serta perubahan materi dan energi yang terlibat (Chang & Goldsby, 2016). Pengetahuan ini tidak hanya menitikberatkan pada bahan dan reaksi yang terjadi di laboratorium, tetapi juga menguraikan berbagai fenomena alam serta proses yang berlangsung dalam kehidupan sehari-hari. Dari siklus pernapasan manusia sampai pembentukan bintang di alam semesta, prinsip-prinsip kimia sangat penting untuk memahami mekanisme transformasi materi dan energi. Dengan demikian, kimia merupakan dasar yang krusial dalam kemajuan ilmu pengetahuan dan teknologi masa kini.

Kimia kerap disebut sebagai ilmu pusat atau *central science* karena menghubungkan berbagai disiplin ilmu, seperti fisika, biologi, geologi, kedokteran, farmasi, dan teknik (Brown et al., 2018). Dalam ilmu biologi, kimia menjelaskan mekanisme metabolisme serta struktur molekul yang membentuk organisme, seperti protein, karbohidrat, lipid, dan asam nukleat. Dalam fisika, istilah kimia berhubungan dengan energi, termodinamika, dan susunan atom. Sementara itu, dalam geologi, kimia membantu dalam mengerti komposisi mineral dan proses pembentukan batuan. Dalam sektor teknik dan industri, ilmu kimia berperan sebagai fondasi dalam penciptaan material inovatif, sumber energi terbarukan, serta proses produksi yang hemat dan berkelanjutan.

Sebagai disiplin eksperimen, kimia menganalisis substansi pada tingkat atom dan molekul. Materi didefinisikan sebagai segala sesuatu yang memiliki massa dan memerlukan ruang, sementara perubahan materi dapat berupa perubahan fisik

maupun perubahan kimia. Perubahan fisika tidak menciptakan substansi baru, contohnya perubahan wujud air dari cair ke gas. Sebaliknya, reaksi kimia menciptakan materi baru dengan karakteristik yang berbeda, misalnya pembakaran bahan bakar atau proses pengkaratan besi (Petrucchi et al., 2017). Pemahaman mengenai perubahan ini sangat krusial dalam berbagai aplikasi, termasuk pengolahan makanan, produksi obat, dan pengendalian polusi lingkungan.

Bidang-bidang utama kimia mencakup kimia organik, kimia anorganik, kimia fisik, kimia analitik, serta biokimia. Kimia organik mengkaji senyawa berbasis karbon serta penggunaannya di sektor farmasi dan petrokimia. Kimia anorganik memusatkan perhatian pada senyawa yang tidak mengandung karbon, seperti logam dan mineral. Kimia fisik mempelajari dasar-dasar energi, kinetika, dan termodinamika yang mengatur reaksi kimia. Kimia analitik berperan dalam menentukan komposisi zat secara kualitatif dan kuantitatif, sedangkan biokimia mempelajari reaksi kimia yang terjadi dalam organisme hidup (Atkins et al., 2018). Perkembangan cabang-cabang ini telah mendorong inovasi di berbagai bidang, seperti nanoteknologi, teknologi material, dan energi terbarukan.

Dalam aktivitas sehari-hari, fungsi kimia sangat beragam dan penting. Barang-barang seperti sabun, deterjen, kosmetik, obat, pupuk, serta bahan bakar adalah hasil dari penerapan ilmu kimia. Selain itu, kimia juga berfungsi dalam melestarikan kualitas lingkungan dengan pengolahan limbah, pembersihan air, dan pengendalian pencemaran udara. Kemajuan kimia hijau semakin menegaskan urgensi praktik ilmiah berkelanjutan untuk mengurangi efek buruk terhadap lingkungan dan kesehatan manusia (Anastas & Warner, 1998).

Oleh karena itu, kimia bukan hanya ilmu fundamental yang mendukung kemajuan sains dan teknologi, tetapi juga memiliki peran penting dalam meningkatkan kualitas hidup manusia. Pemahaman mengenai konsep-konsep kimia memberikan kesempatan bagi manusia untuk menghasilkan inovasi yang berguna, mengatasi masalah global, dan mendorong pembangunan yang berkelanjutan.

13.2 Kimia Dalam Rumah Tangga

Kimia memainkan peran yang sangat krusial dalam kehidupan sehari-hari. Kegiatan sehari-hari yang berbeda, seperti mencuci, membersihkan, memasak, dan menjaga kesehatan, melibatkan prinsip serta reaksi kimia. Barang-barang rumah tangga yang dipakai secara teratur adalah hasil dari pengembangan ilmu kimia yang bertujuan untuk meningkatkan kenyamanan, efisiensi, dan kebersihan area tempat tinggal

13.2.1 Sabun dan Deterjen

Sabun adalah salah satu produk kimia paling kuno yang dimanfaatkan manusia untuk menghilangkan kotoran. Sabun dibuat melalui proses saponifikasi, yaitu reaksi antara minyak atau lemak dengan basa kuat seperti natrium hidroksida (NaOH) atau kalium hidroksida (KOH) (Brown et al., 2018). Reaksi ini menghasilkan natrium atau kalium garam dari asam lemak (sabun) dan gliserol sebagai hasil sampingan.

Secara umum, reaksi saponifikasi dapat dituliskan sebagai berikut:

Lemak/Minyak + NaOH $\rightarrow$ Sabun + Gliserol

Sabun memiliki struktur molekul amfifilik, yaitu terdiri atas:

1. Kepala hidrofilik (polar) yang larut dalam air.
2. Ekor hidrofobik (nonpolar) yang larut dalam minyak atau lemak.

Struktur ini memungkinkan sabun mengangkat kotoran minyak melalui proses pembentukan misel. Ekor yang bersifat hidrofobik akan menyerap minyak, sementara kepala hidrofilik berhubungan dengan air sehingga kotoran bisa terbawa pergi.

Tidak sama seperti sabun, deterjen sintesis berasal dari turunan minyak bumi dan memiliki kemampuan membersihkan yang lebih ampuh, terutama dalam air sadah yang mengandung ion kalsium (Ca^{2+}) dan magnesium (Mg^{2+}). Deterjen mempunyai surfaktan yang dapat mengurangi tegangan permukaan air dan mengemulsikan lemak, sehingga pembersihan menjadi lebih efektif (Chang & Goldsby, 2016). Selain itu, deterjen juga

mengandung bahan tambahan seperti enzim, pemutih optik, dan pewangi untuk memperbaiki kinerjanya.

13.2.2 Bahan Pembersih

Berbagai bahan kimia digunakan dalam produk pembersih rumah tangga untuk membunuh mikroorganisme, menghilangkan noda, dan menjaga kebersihan. Beberapa di antaranya adalah:

1. Natrium Hipoklorit (NaClO)

Natrium hipoklorit merupakan bahan aktif dalam pemutih pakaian dan desinfektan. Senyawa ini bekerja sebagai oksidator kuat yang mampu menghancurkan pigmen noda dan membunuh mikroorganisme. Reaksi oksidasi menyebabkan perubahan struktur kimia zat warna sehingga noda menjadi tidak terlihat (Petrucci et al., 2017).

2. Alkohol

Alkohol, seperti etanol dan isopropanol, digunakan sebagai antiseptik dan desinfektan. Senyawa ini bekerja dengan mendenaturasi protein dan merusak membran sel mikroorganisme, sehingga efektif dalam membunuh bakteri dan virus. Konsentrasi optimal sebagai desinfektan adalah sekitar 60–70% (Chang & Goldsby, 2016).

3. Amonia (NH_3)

Amonia merupakan bahan pembersih yang efektif untuk membersihkan kaca dan menghilangkan lemak. Larutan amonia bersifat basa dan mampu melarutkan kotoran organik tanpa meninggalkan residu. Oleh karena itu, amonia sering digunakan dalam pembersih kaca dan lantai.

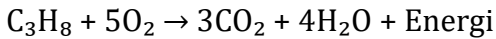
Namun, penggunaan bahan kimia rumah tangga harus dilakukan dengan hati-hati. Pencampuran natrium hipoklorit dengan amonia dapat menghasilkan gas kloramin yang beracun dan berbahaya bagi kesehatan.

13.2.3 Bahan Bakar Rumah Tangga

Energi yang digunakan untuk memasak di rumah tangga umumnya berasal dari Liquefied Petroleum Gas (LPG). LPG

merupakan campuran hidrokarbon ringan, terutama propana (C_3H_8) dan butana (C_4H_{10}), yang diperoleh dari pengolahan minyak bumi dan gas alam (Petrucchi et al., 2017).

Reaksi pembakaran LPG menghasilkan energi panas yang digunakan untuk memasak. Contoh reaksi pembakaran sempurna propana adalah:



Keunggulan LPG meliputi:

1. Nilai kalor tinggi dan efisien.
2. Pembakaran relatif bersih.
3. Mudah disimpan dan didistribusikan.

Selain LPG, bahan bakar alternatif seperti biogas dan kompor listrik berbasis energi terbarukan juga mulai dikembangkan untuk mendukung keberlanjutan lingkungan.

13.3 Kimia Dalam Bidang Kesehatan Dan Farmasi

Kimia memiliki peran yang sangat vital dalam bidang kesehatan dan farmasi, terutama dalam penemuan, sintesis, formulasi, dan pengembangan obat-obatan serta teknologi medis. Melalui pendekatan kimia, para ilmuwan dapat memahami struktur molekul penyakit, merancang obat yang efektif, dan mengembangkan metode diagnosis serta terapi yang lebih aman dan efisien. Perkembangan kimia medisinal dan farmasi modern telah berkontribusi signifikan terhadap peningkatan kualitas hidup dan harapan hidup manusia di seluruh dunia (Lemke et al., 2012).

Ilmu kimia juga mendukung pengembangan vaksin, biomaterial, alat diagnostik, serta teknologi penghantaran obat (*drug delivery systems*) seperti nanopartikel dan liposom. Oleh karena itu, kimia menjadi fondasi utama dalam sistem pelayanan kesehatan modern.

13.3.1 Obat-obatan

Obat-obatan merupakan senyawa kimia yang digunakan untuk mencegah, mengobati, atau meringankan gejala penyakit. Dalam bidang farmasi, kimia berperan dalam sintesis, isolasi,

pemurnian, dan formulasi zat aktif yang aman dan efektif. Beberapa contoh senyawa kimia penting dalam dunia medis antara lain:

1. Paracetamol (Acetaminophen)

Paracetamol merupakan obat analgesik dan antipiretik yang digunakan untuk meredakan nyeri dan menurunkan demam. Senyawa ini bekerja dengan menghambat enzim siklooksigenase (COX) di sistem saraf pusat, sehingga menurunkan produksi prostaglandin penyebab rasa sakit dan demam. Paracetamol dikenal relatif aman jika digunakan sesuai dosis yang dianjurkan (Lemke et al., 2012).

2. Aspirin (Asam Asetilsalisilat)

Aspirin merupakan obat antiinflamasi nonsteroid (NSAID) yang berfungsi sebagai analgesik, antipiretik, dan antiplatelet. Mekanisme kerjanya adalah menghambat enzim siklooksigenase (COX), sehingga mengurangi pembentukan prostaglandin dan tromboksan. Aspirin juga digunakan untuk mencegah serangan jantung dan stroke (Rang et al., 2016).

3. Amoksisilin

Amoksisilin adalah antibiotik golongan penisilin yang digunakan untuk mengobati infeksi bakteri. Senyawa ini bekerja dengan menghambat sintesis dinding sel bakteri, sehingga menyebabkan kematian sel mikroorganisme. Amoksisilin merupakan salah satu antibiotik yang paling banyak digunakan karena efektivitas dan keamanannya (Lemke et al., 2012).

Pengembangan obat-obatan modern memanfaatkan pendekatan kimia medisinal, yaitu ilmu yang menggabungkan kimia organik, biokimia, dan farmakologi untuk merancang senyawa terapeutik yang lebih efektif dan selektif.

13.3.2 Antiseptik dan Disinfektan

Antiseptik dan disinfektan merupakan bahan kimia yang digunakan untuk menghambat atau membunuh mikroorganisme

patogen. Antiseptik digunakan pada jaringan hidup, sedangkan disinfektan digunakan pada permukaan benda mati.

1. Alkohol (Etanol dan Isopropanol)

Alkohol dengan konsentrasi 60–80% efektif dalam membunuh bakteri, virus, dan jamur. Mekanisme kerjanya adalah dengan mendenaturasi protein dan merusak membran sel mikroorganisme. Oleh karena itu, alkohol banyak digunakan dalam hand sanitizer dan antiseptik medis (WHO, 2020).

2. Hidrogen Peroksida (H_2O_2)

Hidrogen peroksida merupakan oksidator kuat yang bekerja dengan menghasilkan radikal bebas yang merusak komponen sel mikroorganisme. Senyawa ini digunakan sebagai antiseptik luka, disinfektan alat kesehatan, dan pemutih ringan.

Penggunaan antiseptik dan disinfektan menjadi sangat penting dalam mencegah penyebaran penyakit menular dan menjaga standar kebersihan di fasilitas kesehatan.

13.3.3 Vitamin dan Suplemen

Vitamin merupakan senyawa organik esensial yang dibutuhkan tubuh dalam jumlah kecil untuk mendukung metabolisme, pertumbuhan, dan fungsi fisiologis. Karena tubuh tidak dapat mensintesis sebagian besar vitamin, maka zat ini harus diperoleh dari makanan atau suplemen (Nelson & Cox, 2021).

Vitamin dibagi menjadi dua kelompok utama:

6. Vitamin Larut Lemak

- a. Vitamin A: menjaga kesehatan mata dan sistem imun.
- b. Vitamin D: membantu penyerapan kalsium dan pembentukan tulang.
- c. Vitamin E: berfungsi sebagai antioksidan.
- d. Vitamin K: berperan dalam proses pembekuan darah.

7. Vitamin Larut Air

- a. Vitamin B kompleks: berperan dalam metabolisme energi.

- b. Vitamin C: meningkatkan sistem kekebalan tubuh dan berperan dalam sintesis kolagen.

Selain vitamin, suplemen mineral seperti zat besi (Fe), kalsium (Ca), seng (Zn), dan magnesium (Mg) juga berperan penting dalam menjaga kesehatan tubuh. Kekurangan vitamin dan mineral dapat menyebabkan berbagai gangguan kesehatan, seperti anemia, osteoporosis, dan penurunan sistem imun.

13.4 Kimia Dalam Industri Pangan

Kimia memiliki peran yang sangat penting dalam industri pangan, mulai dari pengolahan, pengawetan, peningkatan kualitas, hingga keamanan makanan. Penerapan prinsip-prinsip kimia memungkinkan produksi pangan yang higienis, bergizi, dan memiliki masa simpan yang lebih lama. Selain itu, ilmu kimia juga membantu dalam memahami perubahan fisik dan kimia yang terjadi selama proses pengolahan dan penyimpanan makanan. Dengan demikian, kimia menjadi fondasi utama dalam pengembangan teknologi pangan modern (Damodaran et al., 2017).

13.4.1 Bahan Tambahan Pangan

Bahan tambahan pangan (BTP) adalah senyawa yang ditambahkan ke dalam makanan untuk meningkatkan kualitas, stabilitas, rasa, tekstur, dan daya simpan. Penggunaan BTP di Indonesia diatur secara ketat oleh Badan Pengawas Obat dan Makanan (BPOM) guna menjamin keamanan konsumen (BPOM RI, 2019).

Beberapa contoh bahan tambahan pangan yang umum digunakan antara lain:

1. Natrium Benzoat sebagai Pengawet

Natrium benzoat ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$) digunakan sebagai pengawet untuk menghambat pertumbuhan bakteri, ragi, dan jamur, terutama dalam makanan dan minuman yang bersifat asam seperti sirup, minuman ringan, dan saus. Senyawa ini bekerja dengan mengganggu metabolisme mikroorganisme sehingga memperpanjang masa simpan produk.

2. Aspartam sebagai Pemanis Buatan

Aspartam merupakan pemanis rendah kalori yang memiliki tingkat kemanisan sekitar 200 kali lebih tinggi dibandingkan sukrosa. Senyawa ini banyak digunakan dalam produk diet dan minuman bebas gula karena membantu mengurangi asupan kalori tanpa mengurangi rasa manis.

3. Monosodium Glutamat sebagai Penyedap Rasa

Monosodium glutamat (MSG) adalah garam natrium dari asam glutamat yang berfungsi sebagai penyedap rasa. MSG memberikan sensasi rasa gurih atau *umami*, yang dapat meningkatkan cita rasa makanan. Senyawa ini secara alami juga ditemukan dalam tomat, keju, dan rumput laut (Damodaran et al., 2017).

Penggunaan bahan tambahan pangan harus sesuai dengan batas aman yang ditetapkan oleh otoritas kesehatan untuk memastikan keamanan dan kesehatan konsumen.

13.4.2 Fermentasi

Fermentasi merupakan proses biokimia yang melibatkan aktivitas mikroorganisme seperti bakteri, ragi, dan kapang untuk mengubah substrat organik menjadi produk yang lebih stabil, bergizi, dan bercita rasa khas. Proses ini telah digunakan sejak zaman kuno dan terus berkembang dalam industri pangan modern (Fellows, 2017). Contoh produk hasil fermentasi antara lain:

1. Tempe: dihasilkan melalui fermentasi kedelai oleh kapang *Rhizopus oligosporus*.
2. Yogurt: dibuat menggunakan bakteri *Lactobacillus bulgaricus* dan *Streptococcus thermophilus*.
3. Roti: dihasilkan melalui fermentasi oleh ragi *Saccharomyces cerevisiae*, yang menghasilkan gas karbon dioksida sehingga adonan mengembang.
4. Keju dan tape: merupakan produk fermentasi yang memiliki cita rasa dan tekstur khas.

Fermentasi memberikan berbagai manfaat, di antaranya:

1. Meningkatkan nilai gizi dan pencernaan makanan.

2. Menghasilkan senyawa bioaktif yang bermanfaat bagi kesehatan.
3. Memperpanjang masa simpan produk.
4. Meningkatkan aroma dan cita rasa.

Proses ini juga berperan dalam pengembangan pangan fungsional dan probiotik yang mendukung kesehatan sistem pencernaan.

13.4.3 Reaksi Kimia dalam Memasak

Memasak melibatkan berbagai reaksi kimia yang memengaruhi warna, aroma, rasa, dan tekstur makanan. Salah satu reaksi yang paling penting adalah reaksi Maillard, yaitu reaksi antara gula pereduksi dan asam amino pada suhu tinggi. Reaksi ini menghasilkan senyawa kompleks yang memberikan warna cokelat dan aroma khas pada makanan (Damodaran et al., 2017).

Contoh penerapan reaksi Maillard antara lain:

1. Pembentukan kerak cokelat pada roti panggang.
2. Warna dan aroma khas pada daging panggang.
3. Rasa gurih pada kopi dan cokelat.
4. Karamelisasi pada makanan yang dipanggang atau digoreng.

Selain reaksi Maillard, terdapat reaksi kimia lain dalam proses memasak, seperti:

1. Karamelisasi: pemanasan gula yang menghasilkan warna cokelat dan aroma manis.
2. Denaturasi protein: perubahan struktur protein saat dipanaskan, seperti pada telur rebus.
3. Gelatinisasi pati: pembengkakan granula pati saat dipanaskan dalam air, seperti pada nasi dan mie.
4. Oksidasi lemak: reaksi yang dapat menyebabkan ketengikan pada makanan.

Pemahaman terhadap reaksi kimia ini membantu industri pangan dalam meningkatkan kualitas produk serta mengoptimalkan proses pengolahan makanan.

13.5 Kimia Dalam Pertanian

Kimia memiliki peran strategis dalam sektor pertanian modern, terutama dalam meningkatkan produktivitas, kualitas hasil panen, dan ketahanan pangan. Penerapan ilmu kimia memungkinkan pengelolaan unsur hara tanah, pengendalian hama dan penyakit tanaman, serta pelestarian lingkungan. Dengan dukungan teknologi kimia, sektor pertanian mampu memenuhi kebutuhan pangan yang terus meningkat seiring pertumbuhan populasi dunia (Havlin et al., 2014).

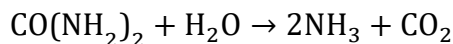
13.5.1 Pupuk

Pupuk merupakan bahan kimia yang ditambahkan ke tanah untuk menyediakan unsur hara esensial bagi pertumbuhan tanaman. Unsur hara utama yang dibutuhkan tanaman meliputi nitrogen (N), fosfor (P), dan kalium (K), yang berperan penting dalam proses metabolisme dan perkembangan tanaman (Havlin et al., 2014).

1. Pupuk Urea

Urea ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) adalah pupuk nitrogen yang paling banyak digunakan di dunia. Pupuk ini mengandung sekitar 46% nitrogen, sehingga sangat efektif dalam meningkatkan pertumbuhan vegetatif tanaman. Di dalam tanah, urea mengalami hidrolisis oleh enzim urease menjadi amonia dan karbon dioksida, yang kemudian diserap oleh tanaman dalam bentuk ion amonium (NH_4^+) dan nitrat (NO_3^-).

Reaksi hidrolisis urea:



2. Pupuk NPK

Pupuk NPK merupakan pupuk majemuk yang mengandung tiga unsur hara utama:

- Nitrogen (N): merangsang pertumbuhan daun dan batang.
- Fosfor (P): mendukung perkembangan akar dan pembentukan bunga serta buah.
- Kalium (K): meningkatkan ketahanan tanaman terhadap penyakit dan stres lingkungan.

Penggunaan pupuk yang tepat dapat meningkatkan kesuburan tanah dan produktivitas tanaman secara signifikan (Havlin et al., 2014).

13.5.2 Pestisida

Pestisida adalah senyawa kimia yang digunakan untuk melindungi tanaman dari organisme pengganggu seperti hama, gulma, dan patogen. Penggunaan pestisida membantu meningkatkan hasil panen dan mengurangi kerugian pertanian.

Jenis-Jenis Pestisida

1. Insektisida – untuk mengendalikan serangga (misalnya malation dan karbaril).
2. Herbisida – untuk mengendalikan gulma (misalnya glifosat).
3. Fungisida – untuk mengendalikan penyakit akibat jamur (misalnya mankozeb).
4. Rodentisida – untuk mengendalikan hama pengerat.

Pestisida bekerja melalui berbagai mekanisme, seperti menghambat sistem saraf, mengganggu metabolisme, atau merusak struktur sel organisme sasaran. Namun, penggunaannya harus dilakukan secara bijaksana dan sesuai dosis yang dianjurkan untuk menghindari dampak negatif terhadap kesehatan manusia dan lingkungan (Aktor et al., 2009).

Pendekatan modern seperti Pengendalian Hama Terpadu (PHT) atau *Integrated Pest Management (IPM)* menekankan penggunaan pestisida secara selektif dan ramah lingkungan.

13.5.3 Dampak Lingkungan

Penggunaan bahan kimia pertanian yang berlebihan dapat menimbulkan dampak negatif terhadap lingkungan. Oleh karena itu, pengelolaan yang bijaksana sangat diperlukan untuk mendukung pertanian berkelanjutan.

1. Degradasi Tanah

Pemupukan berlebihan dapat menyebabkan perubahan struktur tanah, penurunan kesuburan, serta peningkatan keasaman tanah. Selain itu, akumulasi logam berat dapat merusak ekosistem tanah (Alloway, 2013).

2. Pencemaran Air

Limpasan pupuk yang mengandung nitrogen dan fosfor dapat mencemari perairan dan menyebabkan eutrofikasi, yaitu pertumbuhan alga yang berlebihan sehingga menurunkan kadar oksigen terlarut dan merusak ekosistem akuatik.

3. Bioakumulasi dan Biomagnifikasi

Beberapa pestisida persisten dapat terakumulasi dalam rantai makanan dan membahayakan organisme hidup, termasuk manusia.

4. Emisi Gas Rumah Kaca

Penggunaan pupuk nitrogen dapat menghasilkan gas dinitrogen oksida (N_2O), yang berkontribusi terhadap pemanasan global.

13.6 Kimia Dalam Lingkungan

Kimia lingkungan merupakan cabang ilmu kimia yang mempelajari interaksi antara zat kimia dengan lingkungan, termasuk udara, air, tanah, dan makhluk hidup. Ilmu ini berperan penting dalam memahami sumber pencemaran, dampaknya terhadap ekosistem, serta solusi untuk menjaga keberlanjutan lingkungan (Manahan, 2017).

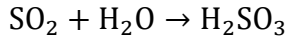
13.6.1 Pencemaran Udara

Pencemaran udara terjadi akibat masuknya zat berbahaya ke atmosfer yang dapat membahayakan kesehatan manusia dan lingkungan. Beberapa polutan utama meliputi karbon monoksida (CO), sulfur dioksida (SO_2), dan nitrogen dioksida (NO_2) (Manahan, 2017).

1. Karbon Monoksida (CO): Dihasilkan dari pembakaran tidak sempurna bahan bakar fosil dan dapat mengganggu pengikatan oksigen dalam darah.
2. Sulfur Dioksida (SO_2): Berasal dari pembakaran batu bara dan dapat menyebabkan hujan asam.

3. Nitrogen Dioksida (NO_2): Berperan dalam pembentukan kabut asap fotokimia (*photochemical smog*).

Reaksi pembentukan hujan asam:



Pencemaran udara berdampak pada gangguan pernapasan, pemanasan global, dan kerusakan ekosistem.

13.6.2 Pencemaran Air

Pencemaran air disebabkan oleh limbah industri, domestik, dan pertanian yang mengandung bahan kimia berbahaya seperti logam berat, pestisida, dan deterjen. Kontaminasi ini dapat menurunkan kualitas air dan membahayakan kesehatan manusia (Manahan, 2017).

Dampak utama pencemaran air meliputi:

1. Penyebaran penyakit bawaan air.
2. Kerusakan ekosistem perairan.
3. Eutrofikasi akibat kelebihan nutrien nitrogen dan fosfor.

13.6.3 Pengolahan Limbah

Pengolahan limbah bertujuan untuk mengurangi dampak negatif terhadap lingkungan. Teknik utama yang digunakan meliputi:

1. Koagulasi: Menggumpalkan partikel koloid menggunakan bahan kimia seperti tawas.
2. Filtrasi: Menyaring partikel padat dari air.
3. Adsorpsi: Menggunakan karbon aktif untuk menyerap zat berbahaya.
4. Netralisasi: Menyetarakan pH limbah asam atau basa.

Metode-metode ini merupakan bagian penting dari sistem pengolahan air limbah modern (Spellman, 2013).

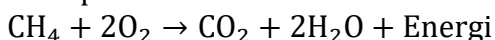
13.7 Kimia Dalam Energi Dan Bahan Bakar

Kimia berperan penting dalam produksi, penyimpanan, dan pemanfaatan energi untuk memenuhi kebutuhan global.

13.7.1 Bahan Bakar Fosil

Bahan bakar fosil seperti minyak bumi, batu bara, dan gas alam merupakan sumber energi utama dunia. Energi dihasilkan melalui reaksi pembakaran hidrokarbon (Boyle, 2012).

Contoh reaksi pembakaran metana:



Meskipun efisien, penggunaan bahan bakar fosil menghasilkan emisi gas rumah kaca yang berkontribusi terhadap perubahan iklim.

13.7.2 Energi Terbarukan

Energi terbarukan dikembangkan untuk mengurangi ketergantungan pada bahan bakar fosil dan menekan emisi karbon.

Contohnya:

1. Bioetanol: Dihasilkan dari fermentasi biomassa.
2. Biodiesel: Diproduksi melalui reaksi transesterifikasi minyak nabati.
3. Energi surya dan angin: Sumber energi bersih dan berkelanjutan.

Energi alternatif ini mendukung transisi menuju sistem energi yang ramah lingkungan.

13.7.3 Baterai

Baterai lithium-ion merupakan teknologi penyimpanan energi yang banyak digunakan pada perangkat elektronik, kendaraan listrik, dan sistem energi terbarukan (Tarascon & Armand, 2001). Keunggulannya meliputi kapasitas energi tinggi, efisiensi tinggi, dan masa pakai yang panjang.

13.8 Kimia Dalam Industri Dan Teknologi Modern

Perkembangan teknologi modern sangat bergantung pada inovasi di bidang kimia material.

13.8.1 Polimer

Polimer adalah molekul besar yang tersusun dari unit berulang (monomer). Contohnya meliputi:

1. Polietilena (PE): Digunakan dalam kantong plastik.
2. Polivinil Klorida (PVC): Digunakan dalam pipa dan kabel.
3. Polipropilena (PP): Digunakan dalam kemasan makanan.

Polimer memiliki sifat ringan, kuat, dan tahan korosi (Callister & Rethwisch, 2020).

13.8.2 Nanoteknologi

Nanoteknologi mempelajari material berukuran 1–100 nanometer. Pada skala ini, material memiliki sifat unik yang berbeda dari ukuran makroskopis (Kelsall et al., 2005).

Aplikasinya meliputi:

1. Kedokteran (penghantaran obat).
2. Elektronik (chip semikonduktor).
3. Lingkungan (nanofilter air).

13.8.3 Material Canggih

Material canggih mendukung perkembangan teknologi modern, seperti:

1. Material komposit: Digunakan dalam industri pesawat terbang.
2. Semikonduktor: Digunakan dalam komputer dan perangkat elektronik.
3. Superkonduktor: Digunakan dalam teknologi medis seperti MRI.

13.9 Kimia Dalam Kosmetik Dan Produk

Perawatan Diri

Kosmetik merupakan hasil formulasi bahan kimia yang dirancang untuk meningkatkan kesehatan dan estetika kulit (Draelos, 2015). Produk kosmetik harus memenuhi standar keamanan dan mutu yang ketat.

Contoh Bahan Kosmetik

1. Titanium Dioksida (TiO_2): Berfungsi sebagai pelindung sinar ultraviolet pada tabir surya.
2. Gliserin: Bertindak sebagai humektan yang menjaga kelembapan kulit.
3. Asam Salisilat: Digunakan untuk mengatasi jerawat dan eksfoliasi kulit.

Keamanan kosmetik di Indonesia diawasi oleh Badan Pengawas Obat dan Makanan (BPOM RI, 2020).

DAFTAR PUSTAKA

- Aktar, W., Sengupta, D. and Chowdhury, A., 2009. Impact of pesticides use in agriculture: Their benefits and hazards. *Interdisciplinary Toxicology*, 2(1), pp.1–12.
- Alloway, B.J., 2013. *Heavy Metals in Soils: Trace Metals and Metalloids in Soils and Their Bioavailability*. 3rd ed. Dordrecht: Springer.
- Anastas, P.T. and Warner, J.C., 1998. *Green Chemistry: Theory and Practice*. Oxford: Oxford University Press.
- Atkins, P., de Paula, J. and Keeler, J., 2018. *Atkins' Physical Chemistry*. 11th ed. Oxford: Oxford University Press.
- Badan Pengawas Obat dan Makanan Republik Indonesia (BPOM RI), 2019. *Peraturan Badan Pengawas Obat dan Makanan tentang Bahan Tambahan Pangan*. Jakarta: BPOM RI.
- Badan Pengawas Obat dan Makanan Republik Indonesia (BPOM RI), 2020. *Peraturan tentang Kosmetik*. Jakarta: BPOM RI.
- Boyle, G., 2012. *Renewable Energy: Power for a Sustainable Future*. Oxford: Oxford University Press.
- Brady, N.C. and Weil, R.R., 2016. *The Nature and Properties of Soils*. 15th ed. Harlow: Pearson.
- Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E., Murphy, C.J., Woodward, P.M. and Stoltzfus, M.W., 2018. *Chemistry: The Central Science*. 14th ed. Harlow: Pearson.
- Callister, W.D. and Rethwisch, D.G., 2020. *Materials Science and Engineering: An Introduction*. 10th ed. Hoboken: Wiley.
- Chang, R. and Goldsby, K.A., 2016. *Chemistry*. 12th ed. New York: McGraw-Hill Education.
- Damodaran, S., Parkin, K.L. and Fennema, O.R., 2017. *Fennema's Food Chemistry*. 5th ed. Boca Raton: CRC Press.
- Draelos, Z.D., 2015. *Cosmetic Dermatology: Products and Procedures*. 3rd ed. Hoboken: Wiley-Blackwell.
- Fellows, P.J., 2017. *Food Processing Technology: Principles and Practice*. 4th ed. Cambridge: Woodhead Publishing.
- Havlin, J.L., Tisdale, S.L., Nelson, W.L. and Beaton, J.D., 2014. *Soil Fertility and Fertilizers: An Introduction to Nutrient Management*. 8th ed. Harlow: Pearson.

- Housecroft, C.E. and Sharpe, A.G., 2018. *Inorganic Chemistry*. 5th ed. Harlow: Pearson.
- Kelsall, R., Hamley, I. and Geoghegan, M., 2005. *Nanoscale Science and Technology*. Chichester: Wiley.
- Kementerian Pertanian Republik Indonesia, 2020. *Pedoman Pemupukan Berimbang*. Jakarta: Kementerian Pertanian RI.
- Lemke, T.L., Williams, D.A., Roche, V.F. and Zito, S.W., 2012. *Foye's Principles of Medicinal Chemistry*. 7th ed. Philadelphia: Lippincott Williams & Wilkins.
- Manahan, S.E., 2017. *Environmental Chemistry*. 10th ed. Boca Raton: CRC Press.
- Nelson, D.L. and Cox, M.M., 2021. *Lehninger Principles of Biochemistry*. 8th ed. New York: W.H. Freeman and Company.
- Petrucchi, R.H., Herring, F.G., Madura, J.D. and Bissonnette, C., 2017. *General Chemistry: Principles and Modern Applications*. 11th ed. Harlow: Pearson.
- Potter, N.N. and Hotchkiss, J.H., 2012. *Food Science*. 5th ed. New York: Springer.
- Rang, H.P., Ritter, J.M., Flower, R.J. and Henderson, G., 2016. *Rang and Dale's Pharmacology*. 8th ed. Edinburgh: Elsevier.
- Rosen, M.J. and Kunjappu, J.T., 2012. *Surfactants and Interfacial Phenomena*. 4th ed. Hoboken: Wiley.
- Silberberg, M.S., 2017. *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*. 8th ed. New York: McGraw-Hill Education.
- Spellman, F.R., 2013. *Handbook of Water and Wastewater Treatment Plant Operations*. 3rd ed. Boca Raton: CRC Press.
- Taiz, L., Zeiger, E., Møller, I.M. and Murphy, A., 2015. *Plant Physiology and Development*. 6th ed. Sunderland: Sinauer Associates.
- Tarascon, J.M. and Armand, M., 2001. Issues and challenges facing rechargeable lithium batteries. *Nature*, 414, pp.359–367.
- World Health Organization (WHO), 2020. *Guide to Local Production: WHO-Recommended Handrub Formulations*. Geneva: World Health Organization.

- Winarno, F.G., 2004. *Kimia Pangan dan Gizi*. Jakarta: PT Gramedia Pustaka Utama.
- Zumdahl, S.S. and Zumdahl, S.A., 2014. *Chemistry*. 9th ed. Belmont: Cengage Learning.

BIODATA PENULIS



Novike Bela Sumanik , S.T., M.Pd.

Dosen Program Studi Pendidikan Kimia
Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan
Universitas Musamus

Penulis lahir di Malang tanggal 13 November 1991. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Pendidikan Kimia Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan, Universitas Musamus dan telah mengajar berbagai mata kuliah yang berkaitan dengan topik buku ini. Ia meraih gelar sarjana di bidang Teknik Kimia dari Institut Teknologi Nasional Malang, kemudian melanjutkan pendidikan magisternya di bidang Pendidikan Kimia di Universitas Negeri Malang. Saat ini penulis sedang proses menyelesaikan Program Doktor Ilmu Pendidikan di Universitas Negeri Makassar. Selama lebih dari 7 tahun, penulis aktif dalam penelitian dan pengembangan di bidang pendidikan, dengan fokus utama pada pendidikan kimia.

Penulis memiliki sejumlah publikasi ilmiah yang diterbitkan di jurnal internasional terkemuka dan telah menjadi pembicara pada berbagai konferensi internasional di bidang pendidikan. Karya-karya sebelumnya telah menulis sepuluh buku referensi dan dua buku ajar serta aktif menulis artikel-artikel yang membahas pendidikan, literasi sains, dan pengembangan media pembelajaran. Dengan pengalaman dan keahlian yang dimilikinya, penulis berharap dapat memberikan wawasan serta pengetahuan yang bermanfaat bagi pembaca buku ini. Penulis dapat dihubungi melalui:

e-mail: sumanik_fkip@unmus.ac.id

BIODATA PENULIS



Siti Nurlani Harahap, S. Si., M.Pd

Dosen Program Studi Ilmu Gizi
Fakultas Ilmu Kesehatan

Penulis lahir di Medan tanggal 2 Desember 1983. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Ilmu Gizi Fakultas Ilmu Kesehatan, Universitas Nahdlatul Ulama Sumatera Utara. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia Universitas Sumatera Utara (USU) dan melanjutkan S2 pada Jurusan Pendidikan Kimia Universitas Negeri Medan (UNIMED).

Penulis aktif dalam menjadi Dosen dan berbagai kegiatan akademik di Universitas Nahdlatul Ulama Sumatera Utara sampai sekarang serta terlibat dalam penelitian yang berkaitan dengan kimia, pendidikan kimia, analisis zat gizi dan inovasi produk pangan. Beberapa karya ilmiah penulis telah dipublikasikan pada jurnal ilmiah.

Buku ini merupakan bentuk kontribusi penulis dalam pengembangan ilmu pengetahuan kepada mahasiswa, akademisi dan masyarakat luas.

Buku ini merupakan salah satu bentuk kontribusi penulis dalam menyebarkan ilmu pengetahuan kepada mahasiswa, akademisi, dan masyarakat luas.

BIODATA PENULIS



Matius Stefanus Batu, S. Pd., M.Si.

Dosen Program Studi Kimia
Fakultas Pertanian, Sains dan Kesehatan
Universitas Timor

Penulis lahir di kota Masohi pada tanggal 25 September 1986 dan sekarang telah menetap di Kota Kefamenanu, Kabupaten Timor Tengah Utara, NTT. Menyelesaikan pendidikan S1 Pendidikan Kimia di Universitas Pattimura dan melanjutkan studi S2 di Program Studi Kimia Institut Teknologi Sepuluh Nopember (ITS) Surabaya. Saat ini, penulis bekerja sebagai dosen tetap di Program Studi Kimia, Fakultas Pertanian, Sains dan Kesehatan Universitas Timor (2019-Sekarang). Penulis juga aktif dalam berbagai kegiatan ilmiah dan organisasi keprofesian serta memiliki kontribusi dalam penulisan jurnal dan *book chapter*. Dalam kesehariannya, penulis mengampu mata kuliah yang berkaitan dengan bidang Kimia Fisika, Teknik Laboratorium dan Kimia Dasar serta terus berupaya memberikan kontribusi bagi pengembangan Pendidikan tinggi dan dunia keilmuan.

Penulis dapat dihubungi melalui e-mail: stevebato79@gmail.com

BIODATA PENULIS



Dr. Jan Setiawan, S.Si., M.Si.

Periset Badan Riset dan Inovasi Nasional

Dosen Program Studi Teknik Elektro – Universitas Pamulang

Penulis lahir di Jakarta pada tahun 1980. Penulis menyelesaikan pendidikan S1 di Institut Pertanian Bogor pada Program studi Fisika tahun 2003. Penulis melanjutkan Pendidikan S2 program studi ilmu bahan-bahan di Universitas Indonesia pada tahun 2008 dan menyelesaikan pendidikan pada tahun 2010. Dilanjutkan pendidikan S3 di program studi yang sama pada tahun 2012 dan diselesaikan pada tahun 2015. Tahun 2026, penulis diberi amanah sebagai Kepala Pusat Teknologi Bahan Bakar dan memiliki jabatan Peneliti Ahli Madya di Badan Riset dan Inovasi Nasional. Selain itu, juga menjadi pengajar pada Program Studi Teknik Elektro Universitas Pamulang. Penulis memiliki kepakaran dalam bidang teknik material. Mulai aktif menulis berbagai buku untuk bidang MIPA dan keteknikan semenjak tahun 2020. Beberapa tulisan telah dihasilkan juga dalam jurnal nasional yang terakreditasi maupun jurnal internasional bereputasi. Penulis juga aktif sebagai editor untuk jurnal ilmiah nasional dan mitra bestari untuk jurnal ilmiah baik nasional maupun internasional. Penulis dapat dihubungi melalui e-mail: jansetiawan.lecturer@gmail.com

BIODATA PENULIS



Sri Wahyuni, S.Pd., M.Si.

Dosen Program Studi Kimia

Fakultas Sains dan Teknologi Universitas Wanita Internasional

Penulis lahir di Garut tanggal 7 Mei 1983. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Kimia Fakultas Sains dan Teknologi, Universitas Wanita Internasional. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Pendidikan Kimia di Universitas Pendidikan Indonesia dan melanjutkan S2 pada Jurusan Kimia di Institut Teknologi Bandung. Penulis mengampu mata kuliah kimia dasar, Praktikum Kimia Dasar, Kimia analitik dasar, Praktikum Kimia Analitik Dasar, Kimia Bahan Alam Indonesia, Pengawetan Bahan Pangan Indonesia.

BIODATA PENULIS



Risky Nurul Fadlila RN, S.Si., M.Si

Dosen Program Studi Diploma IV Teknologi Laboratorium Medis
Fakultas Teknologi Kesehatan Universitas Megarezky

Penulis lahir di Makassar tanggal 26 Juni 1989. Penulis adalah dosen tetap pada program studi DIV Teknologi Laboratorium Medis Fakultas Teknologi Kesehatan, Universitas Megarezky. Menyelesaikan Pendidikan S1 pada Jurusan Kimia di Universitas Islam Negri (UIN) Alauddin Makassar dan melanjutkan S2 pada Jurusan Kimia di Universitas Hasanuddin. Penulis menekuni bidang kimia dan saat ini aktif mengajar dan membimbing mahasiswa dalam pengajaran dan penelitian.

BIODATA PENULIS



Apt.Devita Riafinola Andaririt, S.Farm., M.Kes

Dosen tetap pada Program Studi S1 Farmasi, Fakultas Farmasi,
Universitas STRADA Indonesia.

Penulis lahir di Nganjuk pada tanggal 14 Desember 1995. Saat ini, penulis merupakan dosen tetap pada Program Studi S1 Farmasi, Fakultas Farmasi, Universitas STRADA Indonesia. Penulis menyelesaikan pendidikan Sarjana (S1) Farmasi di Universitas Muhammadiyah Malang pada tahun 2019. Selanjutnya, penulis melanjutkan pendidikan Magister (S2) Kesehatan Masyarakat dan lulus pada tahun 2022. Pada tahun yang sama, penulis juga menyelesaikan pendidikan Profesi Apoteker di Universitas Kadiri.

Selain berkarier sebagai akademisi, penulis juga aktif sebagai praktisi apoteker. Peran sebagai akademisi dan praktisi mendorong penulis untuk terus mengembangkan ilmu pengetahuan dan kompetensi secara berkelanjutan, sehingga dapat memberikan manfaat bagi masyarakat.

BIODATA PENULIS



Rohiman Ahmad Zulkipli, S.T., M.Eng.

Dosen Program Studi D3 Teknologi Proses Industri Petrokimia
Politeknik Industri Petrokimia Banten

Penulis lahir pada 14 Juli 1995. Penulis menyelesaikan Diploma Tiga (D3) Analisis Kimia di Universitas Islam Indonesia (UII). Selanjutnya, ia melanjutkan studi Sarjana (S1) Teknik Kimia di Universitas Jayabaya, dan kemudian meraih gelar Magister Teknik (S2) Teknik Kimia di Universitas Gadjah Mada (UGM).

Dalam bidang penelitian, memiliki fokus pada mineral processing, *lithium extraction*, pengolahan limbah industri, serta teknologi petrokimia. Penulis telah menghasilkan berbagai publikasi ilmiah yang mencakup topik ekstraksi litium dari baterai bekas, adsorpsi logam berat, analisis proses industri, hingga pengolahan limbah cair di sektor petrokimia.

BIODATA PENULIS



Aisyah, S.Si., M.Si

Dosen Program Studi Kimia

Fakultas Sains dan Teknologi Universitas Islam Negeri Alauddin
Makassari bio

Penulis menempuh pendidikan sarjana pada Jurusan Kimia Universitas Padjadjaran dan menyelesaikannya pada tahun 2004. Pendidikan magister kemudian diraih dari Program Pascasarjana Kimia Institut Teknologi Bandung pada tahun 2011. Saat ini penulis berkiprah sebagai dosen tetap pada Program Studi Kimia UIN Alauddin Makassar. Dalam kegiatan akademik, penulis mengajar sejumlah mata kuliah, di antaranya Sintesis Organik, Sintesis Organik Hijau, Preparasi Senyawa Organik, dan Bioorganik. Selain aktif di bidang pengajaran, penulis juga produktif menulis artikel pada laman resmi Program Studi Kimia UIN Alauddin Makassar serta menerbitkan karya ilmiah di berbagai jurnal. Penulis telah menghasilkan beberapa buku referensi, seperti Senyawa Organik Monofungsi, Mekanisme Reaksi Senyawa Organik, Teknik Isolasi Minyak Atsiri, Kimia Dasar II, dan Minyak Atsiri dalam Praktek Klinis. Di samping itu, penulis juga kerap dipercaya sebagai narasumber dalam berbagai kegiatan akademik di lingkungan UIN Alauddin Makassar serta menjadi pembicara pada sejumlah seminar dan konferensi internasional.

BIODATA PENULIS



Dr. Adia Putra Wirman, M.Si.

Dosen Program Studi Sarjana Farmasi

Fakultas Farmasi dan Sains

Universitas Muhammadiyah Prof. DR. Hamka

Penulis merupakan akademisi dan peneliti di bidang kimia dan farmasi yang berafiliasi dengan Universitas Muhammadiyah Prof. DR. Hamka (Uhamka). Penulis memiliki kepakaran pada bidang kimia organik, kimia bahan alam (*natural product chemistry*), senyawa bioaktif, serta teknik pemisahan dan pemurnian.

Penulis menempuh pendidikan tinggi dibidang kimia, mulai dari jenjang sarjana hingga pascasarjana, yang membentuk keilmuan dan kompetensinya dalam riset kimia terapan dan biomolekuler. Latar belakang pendidikannya mendukung fokus penelitiannya dalam eksplorasi senyawa alam, analisis aktivitas antioksidan, serta metoda analisis biomolekuler. Selain itu, penulis juga terlibat dalam kegiatan pengabdian kepada masyarakat dan pengembangan teknologi sederhana di bidang kesehatan dan kimia terapan.

BIODATA PENULIS



Setiarto Pratigto, S.Si.,M.T.

Dosen Program Studi D3 Teknik Kimia Mineral
Politeknik Industri Logam Morowali

Penulis lahir di Pati pada 30 April 1991. Penulis menyelesaikan Pendidikan sarjana sains (S.Si) pada jurusan Kimia FMIPA Universitas Negeri Semarang pada tahun 2014, kemudian menyelesaikan studi Pendidikan Magister Teknik (M.T) pada jurusan Teknik Kimia FT Universitas Diponegoro pada tahun 2019. Memperoleh pengalaman professional sebagai Sales Engineer di PT Himalaya Everest Jaya pada periode 2018-2019 dengan fokus pada trading, engineering, distribusi dan layanan teknis untuk produk-produk listrik dan mekanik industri di Indonesia. Kemudian sebagai Quality Control di PT Muliapack Gravurinda pada periode 2020 dengan fokus pada industri percetakan dan kemasan fleksibel (flexible packaging). Setelah itu mengabdikan sebagai Dosen di Politeknik Industri Logam Morowali sampai saat ini. Aktif di beberapa asosiasi sejak 2019 seperti Indonesia ISO Expert Association (IIEA), Asosiasi Profesi Metalurgi Indonesia (APMI-Prometindo), Persatuan Insinyur Indonesia (PII) Bidang Keahlian Teknik Kimia, Asosiasi Pendidikan Tinggi Teknik Kimia Indonesia (APTEKIM). Dengan perpaduan latar belakang akademik, asosiasi, non akademik dan pengalaman industri, penulis berkomitmen menghadirkan Pendidikan vokasi yang professional, berintegritas dan relevan dengan kebutuhan industri khususnya di bidang teknik rekayasa kimia.

BIODATA PENULIS



Moh. Azhar Afandy, S. Pd., M.Eng.

Dosen Teknik Kimia Mineral
Politeknik Industri Logam Morowali

Moh. Azhar Afandy adalah dosen di Politeknik Industri Logam Morowali serta peneliti di bidang kimia lingkungan dan teknologi remediasi. Fokus keahliannya meliputi pengembangan material fungsional untuk pengolahan limbah, khususnya adsorben berbasis biomassa dan limbah industri, komposit magnetik, serta nanomaterial untuk penyisihan pencemar organik dan anorganik. Penulis aktif melakukan penelitian terkait proses adsorpsi, elektrokoagulasi, dan fotokatalisis, serta optimasi proses dan pemodelan berbasis data. Hasil penelitiannya telah dipublikasikan dalam berbagai jurnal ilmiah nasional terakreditasi dan forum ilmiah. Selain kegiatan riset, penulis juga terlibat dalam pengembangan bahan ajar dan penyusunan proposal hibah penelitian di bidang teknologi ramah lingkungan dan pengelolaan limbah berkelanjutan.

BIODATA PENULIS



Nafisa Rahmah, M.Pd

Dosen Program Studi Teknik Kimia
Sekolah Tinggi Teknologi Fatahillah Cilegon

Nafisa Rahmah lahir di Klaten pada 20 November 1997. Penulis menyelesaikan pendidikan D3 Analisis Kimia dan S1 Pendidikan Kimia di Universitas Islam Indonesia, serta S2 Pendidikan Kimia di Universitas Negeri Yogyakarta (UNY). Saat ini, ia merupakan Dosen Tetap di Sekolah Tinggi Teknologi Fatahillah (STTF) Cilegon. Mengampu mata kuliah Kimia Dasar, Teknik Bioproses, Pengolahan Limbah Industri, Teknik Pengembangan Produk, dan Ekonomi Teknik.

Nafisa Rahmah aktif dalam kegiatan penelitian dan publikasi ilmiah di tingkat nasional maupun internasional. Karya ilmiah yang telah dipublikasikannya antara lain berjudul *Towards Sustainable Scandium Extraction: Atmospheric Sulfuric Acid Leaching of Indonesian Lateritic Nickel Ore* yang diterbitkan dalam jurnal *Transition Metal Chemistry* pada tahun 2025; *Application of Problem-Based Learning and Scientific Approach to Self-Efficacy and Problem-Solving Ability in Reaction Rate Material* yang diterbitkan dalam *Jurnal Penelitian Pendidikan IPA* pada tahun 2023; *The Implementation of Think Pair Share (TPS) Learning Model toward Student Achievement Learning in Material Acid and Base* yang diterbitkan dalam *International Journal of Chemistry Education Research* pada tahun 2020; serta

Measurement of Cation Exchange Capacity (CEC) on Natural Zeolite by Percolation Method yang dipublikasikan dalam *AIP Conference Proceedings* pada tahun 2017. Melalui publikasi tersebut, penulis berkontribusi dalam pengembangan ilmu kimia, pendidikan kimia, dan teknologi material.