



Direktorat Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan
Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan

Modul Belajar Mandiri

CALON GURU

Aparatur Sipil Negara (ASN)

Pegawai Pemerintah dengan Perjanjian Kerja (PPPK)

Bidang Studi

Kimia



MODUL BELAJAR MANDIRI CALON GURU

**Aparatur Sipil Negara (ASN)
Pegawai Pemerintah dengan Perjanjian Kerja
(PPPK)**

**Bidang Studi
Kimia**

Penulis :
Tim GTK DIKDAS

Desain Grafis dan Ilustrasi :
Tim Desain Grafis

Copyright © 2021
Direktorat GTK Pendidikan Dasar
Direktorat Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan
Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan

Hak Cipta Dilindungi Undang-Undang
Dilarang mengopi sebagian atau keseluruhan isi buku ini untuk kepentingan komersial
tanpa izin tertulis dari Kementerian Pendidikan Kebudayaan

Kata Sambutan

Peran guru profesional dalam proses pembelajaran sangat penting sebagai kunci keberhasilan belajar peserta didik. Guru profesional adalah guru yang kompeten membangun proses pembelajaran yang baik sehingga dapat menghasilkan pendidikan yang berkualitas dan berkarakter Pancasila yang prima. Hal tersebut menjadikan guru sebagai komponen utama dalam pendidikan sehingga menjadi fokus perhatian Pemerintah maupun Pemerintah Daerah dalam seleksi Guru Aparatur Sipil Negara (ASN) Pegawai Pemerintah dengan Perjanjian Kontrak (PPPK).

Seleksi Guru ASN PPPK dibuka berdasarkan pada Data Pokok Pendidikan. Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan mengestimasi bahwa kebutuhan guru di sekolah negeri mencapai satu juta guru (di luar guru PNS yang saat ini mengajar). Pembukaan seleksi untuk menjadi guru ASN PPPK adalah upaya menyediakan kesempatan yang adil bagi guru-guru honorer yang kompeten agar mendapatkan penghasilan yang layak. Pemerintah membuka kesempatan bagi: 1). Guru honorer di sekolah negeri dan swasta (termasuk guru eks-Tenaga Honorer Kategori dua yang belum pernah lulus seleksi menjadi PNS atau PPPK sebelumnya. 2). Guru yang terdaftar di Data Pokok Pendidikan; dan Lulusan Pendidikan Profesi Guru yang saat ini tidak mengajar.

Seleksi guru ASN PPPK kali ini berbeda dari tahun-tahun sebelumnya, dimana pada tahun sebelumnya formasi untuk guru ASN PPPK terbatas. Sedangkan pada tahun 2021 semua guru honorer dan lulusan PPG bisa mendaftar untuk mengikuti seleksi. Semua yang lulus seleksi akan menjadi guru ASN PPPK hingga batas satu juta guru. Oleh karenanya agar pemerintah bisa mencapai target satu juta guru, maka pemerintah pusat mengundang pemerintah daerah untuk mengajukan formasi lebih banyak sesuai kebutuhan.

Untuk mempersiapkan calon guru ASN PPPK siap dalam melaksanakan seleksi guru ASN PPPK, maka Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan melalui Direktorat Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan (Ditjen GTK) mempersiapkan modul-modul pembelajaran setiap bidang studi yang digunakan sebagai bahan belajar mandiri, pemanfaatan komunitas pembelajaran menjadi

hal yang sangat penting dalam belajar antara calon guru ASN PPPK secara mandiri. Modul akan disajikan dalam konsep pembelajaran mandiri menyajikan pembelajaran yang berfungsi sebagai bahan belajar untuk mengingatkan kembali substansi materi pada setiap bidang studi, modul yang dikembangkan bukanlah modul utama yang menjadi dasar atau satu-satunya sumber belajar dalam pelaksanaan seleksi calon guru ASN PPPK tetapi dapat dikombinasikan dengan sumber belajar lainnya. Peran Kemendikbud melalui Ditjen GTK dalam rangka meningkatkan kualitas lulusan guru ASN PPPK melalui pembelajaran yang bermuara pada peningkatan kualitas peserta didik adalah menyiapkan modul belajar mandiri.

Direktorat Guru dan Tenaga Kependidikan Pendidikan Dasar (Direktorat GTK Dikdas) bekerja sama dengan Pusat Pengembangan dan Pemberdayaan Pendidik dan Tenaga Kependidikan (PPPPTK) yang merupakan Unit Pelaksana Teknis di lingkungan Direktorat Jenderal Guru dan Tenaga Kependidikan yang bertanggung jawab dalam mengembangkan modul belajar mandiri bagi calon guru ASN PPPK. Adapun modul belajar mandiri yang dikembangkan tersebut adalah modul yang di tulis oleh penulis dengan menggabungkan hasil kurasi dari modul Pendidikan Profesi Guru (PPG), Pengembangan Keprofesian Berkelanjutan (PKB), Peningkatan Kompetensi Pembelajaran (PKP), dan bahan lainnya yang relevan. Dengan modul ini diharapkan calon guru ASN PPPK memiliki salah satu sumber dari banyaknya sumber yang tersedia dalam mempersiapkan seleksi Guru ASN PPPK.

Mari kita tingkatkan terus kemampuan dan profesionalisme dalam mewujudkan pelajar Pancasila.

Jakarta, Februari 2021

Direktur Jenderal Guru dan Tenaga
Kependidikan,



Iwan Syahril

Kata Pengantar

Puji dan syukur kami panjatkan ke hadirat Allah SWT atas selesainya Modul Belajar Mandiri bagi Calon Guru Aparatur Sipil Negara (ASN) Pegawai Pemerintah dengan Perjanjian Kontrak (PPPK) untuk 25 Bidang Studi (berjumlah 39 Modul). Modul ini merupakan salah satu bahan belajar mandiri yang dapat digunakan oleh calon guru ASN PPPK dan bukan bahan belajar yang utama.

Seleksi Guru ASN PPPK adalah upaya menyediakan kesempatan yang adil untuk guru-guru honorer yang kompeten dan profesional yang memiliki peran sangat penting sebagai kunci keberhasilan belajar peserta didik. Guru profesional adalah guru yang kompeten membangun proses pembelajaran yang baik sehingga dapat menghasilkan pendidikan yang berkualitas dan berkarakter Pancasila yang prima.

Sebagai salah satu upaya untuk mendukung keberhasilan seleksi guru ASN PPPK, Direktorat Guru dan Tenaga Kependidikan Pendidikan Dasar pada tahun 2021 mengembangkan dan mengkurasi modul Pendidikan Profesi Guru (PPG), Pengembangan Keprofesian Berkelanjutan (PKB), Peningkatan Kompetensi Pembelajaran (PKP), dan bahan lainnya yang relevan sebagai salah satu bahan belajar mandiri.

Modul Belajar Mandiri bagi Calon Guru ASN PPPK ini diharapkan dapat menjadi salah satu bahan bacaan (bukan bacaan utama) untuk dapat meningkatkan pemahaman tentang kompetensi pedagogik dan profesional sesuai dengan bidang studinya masing-masing.

Terima kasih dan penghargaan yang tinggi disampaikan kepada pimpinan Pusat Pengembangan dan Pemberdayaan Pendidik dan Tenaga Kependidikan (PPPPTK) yang telah mengizinkan stafnya dalam menyelesaikan Modul Belajar Mandiri bagi Calon Guru ASN PPPK. Tidak lupa saya juga sampaikan terima kasih kepada para widyaiswara dan Pengembang Teknologi Pembelajaran (PTP) di dalam penyusunan modul ini.

Semoga Modul Belajar Mandiri bagi Calon Guru ASN PPPK dapat memberikan dan mengingatkan pemahaman dan keterampilan sesuai dengan bidang studinya masing-masing..

Jakarta, Februari 2021

Direktur Guru dan Tenaga
Kependidikan Pendidikan Dasar,



Dr. Drs. Rachmadi Widdiharto, M. A
NIP. 196805211995121002

Daftar Isi

	Hlm.
Kata Sambutan.....	i
Kata Pengantar.....	iv
Daftar Isi.....	vi
Daftar Gambar.....	ix
Daftar Tabel.....	xvi
Pendahuluan.....	1
A. Deskripsi Singkat.....	1
B. Peta Kompetensi.....	2
C. Ruang Lingkup.....	9
D. Petunjuk Belajar.....	9
Pembelajaran 1. Struktur Atom Sistem Periodik.....	11
A. Kompetensi.....	11
B. Indikator Pencapaian Kompetensi.....	11
C. Uraian Materi.....	12
1. Perkembangan teori Atom.....	12
2. Atom, molekul, dan ion.....	20
3. Sistem Periodik Unsur.....	28
4. Sifat-sifat keperiodikan unsur.....	39
D. Rangkuman.....	46
Pembelajaran 2. Ikatan Kimia.....	49
A. Kompetensi.....	49
B. Indikator Pencapaian Kompetensi.....	49
C. Uraian Materi.....	50
1. Jenis- jenis Ikatan Kimia.....	50
2. Struktur Lewis dan Muatan Formal.....	59
3. Bentuk Molekul dan Gaya Antar Molekul.....	63
4. Pengaruh Struktur Molekul terhadap Zat.....	79
D. Rangkuman.....	87
Pembelajaran 3. Stoikiometri.....	89
A. Kompetensi.....	89

B.	Indikator Pencapaian Kompetensi	89
C.	Uraian Materi.....	90
1.	Metode ilmiah dan faktor konversi	90
2.	Materi dan Hukum Dasar Kimia.....	96
3.	Massa Atom, Massa Molar, dan Rumus Senyawa	105
4.	Persamaan Reaksi.....	117
D.	Rangkuman.....	127
Pembelajaran 4. Kinetika, Energetika, Redoks dan Elektrokimia		129
A.	Kompetensi	129
B.	Indikator Pencapaian Kompetensi	129
C.	Uraian Materi.....	130
1.	Kinetika	130
2.	Keseimbangan Kimia	140
3.	Energetika	156
4.	Redoks dan Elektrokimia.....	177
D.	Rangkuman.....	204
Pembelajaran 5. Larutan dan Sistem Koloid		207
A.	Kompetensi	207
B.	Indikator Pencapaian Kompetensi	207
C.	Uraian Materi.....	209
1.	Asam, Basa, pH dan Indikator	209
2.	Reaksi Asam Basa dan Ksp	229
3.	Sifat Koligatif Larutan	254
4.	Sistem Koloid	263
D.	Rangkuman.....	279
Pembelajaran 6. Kimia organik dan polimer		283
A.	Kompetensi	283
B.	Indikator Pencapaian Kompetensi	283
C.	Uraian Materi.....	284
1.	Hidrokarbon.....	284
2.	Reaksi Senyawa Organik	293
3.	Biomolekul dan Polimer.....	305
4.	Penerapan Kimia dalam Industri dan Lingkungan	324
D.	Rangkuman.....	331



Modul Belajar Mandiri

Penutup	335
---------------	-----

Daftar Gambar

	Hlm.
Gambar 1 Alur Pembelajaran Bahan Belajar Mandiri	10
Gambar 2 Model Atom Dalton.....	13
Gambar 3 Tabung Sinar Katoda	14
Gambar 4 Model Atom Thomson	14
Gambar 5 (a) Percobaan Lempeng emas Rutherford dan (b) Pemandangan yang Diperbesar dari Partikel α yang Menembus dan Dibelokkan oleh Inti.....	15
Gambar 6 Model Atom Rutherford	15
Gambar 7 Spektrum Atom Hidrogen	17
Gambar 8 (a) Model Atom Bohr, (b) Tingkat Energi Bohr.....	18
Gambar 9 Perkembangan Model Atom.....	20
Gambar 10 Notasi Nomor Massa dan Nomor Atom suatu Atom. X = Lambang unsur; A = Nomor massa; dan Z = Nomor atom.....	22
Gambar 11 Isotop Atom Hidrogen	22
Gambar 12 Contoh Isotop, Isobar dan Isoton	23
Gambar 13 Ion kelompok utama dan konfigurasi elektron gas mulia. Sebagian besar unsur yang membentuk ion monatomik yang isoelektronik dengan gas mulia terletak pada empat kelompok yang mengapit golongan 8A (18), dua di kedua sisi	24
Gambar 14 Tabel Periodik Modern	31
Gambar 15 Orbital p_x , p_y , dan p_z (Jespersen, et al., 2012).....	34
Gambar 16 Orbital d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$, dan d_{z^2}	34
Gambar 17 Konfigurasi Elektron Unsur-unsur pada Keadaan Dasar	35
Gambar 18 Penggolongan Unsur-unsur	37
Gambar 19 Klasifikasi Golongan Unsur-unsur Berdasarkan Jenis Subkulit Terluar	39
Gambar 20 Jari-jari Cl_2	40
Gambar 21 Jari-jari Al dan Cl_2	40
Gambar 22 Jari jari atom	41
Gambar 23 Jari-jari atom dan ion dari unsur-unsur golongan utama.....	42
Gambar 24 Harga Energi Ionisasi Pertama.....	43

Gambar 25 Grafik energi ionisasi pertama.....	43
Gambar 26 Afinitas Elektron	44
Gambar 27 Keelektronegatifan Unsur-Unsur	45
Gambar 28 Proses pembentukan senyawa ion NaCl.....	51
Gambar 29 Ilustrasi ukuran ion Na ⁺ , K ⁺ , dan jarak antara ion pada NaCl dan KCl.....	53
Gambar 30 Pembentukan ikatan kovalen pada H ₂	55
Gambar 31 Ikatan kovalen koordinasi pada ion hidronium.....	56
Gambar 32 Ikatan kovalen koordinasi pada ion ammonium	57
Gambar 33 Ikatan ion dan kovalen pada natrium asetat	57
Gambar 34 Ikatan kovalen nonpolar pada Br ₂ , serta ikatan kovalen polar pada HCl, dan CO	58
Gambar 35 Ikatan Logam	58
Gambar 36 Struktur Lewis CH ₄ , NH ₃ , H ₂ O, dan CO ₂	59
Gambar 37 Bentuk geometri balon-balon dalam ikatan.....	64
Gambar 38 Bentuk molekul dan sudut ikatannya	64
Gambar 39 Ikatan dan pasangan elektron pada molekul	65
Gambar 40 Molekul AsH ₃	71
Gambar 41 Bentuk orbital pada BCl ₂	73
Gambar 42 Bentuk orbital pada BF ₃	74
Gambar 43 Bentuk orbital sp ³	74
Gambar 44 Ikatan sigma pada etena (Sumber: ekimia.web.id).....	77
Gambar 45 Ikatan pada etuna	77
Gambar 46 Kompresibility (a) gas dan (b) cairan	80
Gambar 47. Lalat, umpan pancing dan klip yang terapung diatas permukaan zat cair (Chang, 2010: 469; Tro, 2011: 414)	81
Gambar 48. (a) Gaya antarmolekul yang bekerja pada lapisan permukaan suatu cairan dan pada daerah dalam cairan; (b) Lalat tidak tenggelam karena tegangan permukaan air yang tinggi.....	81
Gambar 49. (a) bila adhesi lebih besar daripada kohesi, cairan naik dalam tabung kapiler, (b) bila kohesi lebih besar daripada adhesi terjadi penurunan cairan dalam tabung kapiler.....	83
Gambar 50 Kiri: Es batu terapung dalam air. Kanan: Benzena padat tenggelam ke dasar cairan benzena.....	84

Gambar 51 Struktur tiga dimensi es.....	85
Gambar 52 Peneliti kimia sedang mengamati zat di laboratorium moden	90
Gambar 53 Peneliti kimia sedang mengamati pengukuran pH sumber air panas	90
Gambar 54 Metoda ilmiah merupakan siklus	92
Gambar 55 Bagan Klasifikasi Materi.....	97
Gambar 56 Unsur, Senyawa dan Campuran secara Molekular.....	98
Gambar 57 Campuran Heterogen Serbuk Besi dan Serbuk Belerang.....	100
Gambar 58 Reaksi Cu dan Asam Nitrat	101
Gambar 59 Pemisahan Campuran dengan Kromatografi.....	101
Gambar 60 Reaksi Gas Hidrogen dan Gas Oksigen Membentuk Air	102
Gambar 61 Atom Oksigen pada Senyawa Sulfur Mengikuti Hukum Perbandingan Berganda.....	104
Gambar 62 Lambang Unsur Karbon dalam Sistem Periodik Unsur.....	106
Gambar 63 Satu Mol O ₂ , H ₂ O dan NaCl	108
Gambar 64 Contoh Reaksi Kombinasi, Mg Terbakar	118
Gambar 65 Persamaan Reaksi Pembakaran Metana (CH ₄).....	119
Gambar 66 Makna Koefisen dan <i>Subscript</i>	119
Gambar 67 Reaksi 3 Molekul Etilen dengan 5 Molekul Air.....	123
Gambar 68 Perubahan konsentrasi reaktan menjadi produk setiap 10 detik selama 60 detik	131
Gambar 69 Grafik reaksi A → B seiring bertambahnya waktu	131
Gambar 70 Grafik orde nol	134
Gambar 71 Grafik orde satu	134
Gambar 72 Grafik orde dua	135
Gambar 73 Tumbukan hidrogen dan iodium yang tidak menghasilkan reaksi..	136
Gambar 74 Tumbukan hidrogen dan iodium yang menghasilkan reaksi	137
Gambar 75 (a) Reaksi Na dengan air, (b) Kalium lebih cepat bereaksi dengan air dibandingkan Na.....	137
Gambar 76 Pembakaran kayu (a) kayu ukuran kecil (b) kayu ukuran besar	138
Gambar 77 Pengaruh suhu terhadap laju reaksi (a) suhu rendah (b) suhu tinggi	139

Gambar 78 Perbedaan energi aktivasi antara reaksi tanpa katalis dengan reaksi yang melibatkan katalis. (a) energi aktivasi tanpa katalis, (b) energi aktivasi dengan katalis.....	139
Gambar 79 Ketercapaian reaksi keseimbangan pada tingkat makroskopik dan molekul.	141
Gambar 80 Grafik perubahan konsentrasi N_2O_4 dan NO_2	142
Gambar 81 Kestimbangan heterogen (a), kesetimbangan homogen (b)	143
Gambar 82 Pengaruh perubahan konsentrasi pada posisi kesetimbangan.....	150
Gambar 83 Pengaruh perubahan konsentrasi pada kesetimbangan.....	150
Gambar 84 Pengaruh suhu pada kesetimbangan kimia.....	155
Gambar 85 Sistem tertutup	157
Gambar 86 Air di dalam tiga termos yang menggambarkan tiga jenis sistem ..	158
Gambar 87 Kerja ekspansi.....	159
Gambar 88 Kerja kompresi	159
Gambar 89 (a) Pemampatan pegas mempunyai energi potensial (b) Ketika pegas dilepas energi potensial yang dimiliki diubah menjadi energi kinetic	162
Gambar 90 Kalorimeter Bom	168
Gambar 91 Diagram entalpi untuk pembentukan $CO_2(g)$ dari unsur-unsurnya melalui dua tahap yang berbeda	169
Gambar 92 Perubahan entalpi untuk reaksi kapur tohor dengan air.....	170
Gambar 93 Contoh reaksi redoks (pembentukan senyawa ion)	177
Gambar 94 Hubungan oksidator, reduktor, perubahan bilangan oksidasi dan perubahan elektron.....	178
Gambar 95 Oksidasi dan reduksi.....	178
Gambar 96 Sepotong logam Zn dicelupkan ke dalam larutan Cu^{2+}	184
Gambar 97 Suatu rangkaian Sel Volta, yang mengubah energi reaksi redoks menjadi energi listrik	185
Gambar 98 Elektroda hidrogen standar (SHE).....	189
Gambar 99 Sel volta dengan setengah-selnya SHE	189
Gambar 100 Baterai kering (Sel Leclanche) dan komponennya	193
Gambar 101 Baterai basah (aki) dan komponennya	194
Gambar 102 Sel elektrolisis dari lelehan $NaCl$	195
Gambar 103 Hasil percobaan elektrolisis larutan KI	198
Gambar 104 Svante August Arrhenius.....	210

Gambar 105 Reaksi antara HCl dan NH ₃	211
Gambar 106 Pengukuran pH larutan menggunakan kertas indikator universal	216
Gambar 107 pH meter	216
Gambar 108 Titrasi larutan HCl dengan Larutan NaOH menggunakan indikator phenolphthalein	228
Gambar 109 Grafik perubahan pH larutan asam lemah yang dititrasi dengan larutan basa kuat, 25 mL larutan CH ₃ COOH 0,1 M dititrasi dengan larutan NaOH 0,1 M	232
Gambar 110 Grafik perubahan pH basa lemah dititrasi dengan asam kuat pada titrasi 25 mL larutan NH ₃ 0,1 M dengan larutan HCl 0,1 M.....	233
Gambar 111 Penambahan KI dalam larutan jenuh PbI ₂	248
Gambar 112 Contoh reaksi pengendapan	253
Gambar 113 Peristiwa Penguapan Zat	254
Gambar 114 Diagram fasa yang mengilustrasikan kenaikan titik didih dan penurunan titik beku larutan berair.....	258
Gambar 115 Jenis sistem koloid berdasarkan fase terdispersi dan medium pendispersi	265
Gambar 116 Seberkas cahaya melewati a) Larutan b) Melewati koloid	268
Gambar 117 Akibat Efek Tyndall yang terlihat ketika sinar matahari melewati sela pepohonan saat udara berkabut/ di pagi hari	269
Gambar 118 (a). Partikel Sol Fe(OH) ₃ mengadsorpsi kation dari medium pendispersinya sehingga bermuatan positif, (b) Partikel sol As ₂ S ₃ mengadsorpsi anion dari medium pendispersinya sehingga bermuatan negative	270
Gambar 119 Di dalam medan listrik, partikel koloid yang bermuatan positif akan bergerak menuju katode (-). Sebaliknya, partikel koloid yang bermuatan negatif akan bergerak menuju anode (+). Pergerakan partikel koloid ini disebut elektroforesis	270
Gambar 120 Penambahan elektrolit untuk mengkoagulasi partikel koloid	274
Gambar 121 Koagulasi besi(III)oksida, diperoleh dengan menambahkan FeCl ₃ ke air panas.....	274
Gambar 122 Proses dialysis	276
Gambar 123 Struktur molekul sabun.....	278
Gambar 124 Hidrokarbon siklik.....	286

Gambar 125 Contoh isomer kerangka	289
Gambar 126 Contoh isomer posisi.....	289
Gambar 127 Contoh isomer gugus fungsi.....	289
Gambar 128 Contoh isomer geometri.....	290
Gambar 129 Contoh isomer optis	290
Gambar 130 Senyawa bahan alam.....	291
Gambar 131 Beberapa senyawa metabolit sekunder.....	293
Gambar 132 Mekanisme reaksi S_N2 antara metil klorida dan basa kuat	294
Gambar 133 Tahapan reaksi S_N1	295
Gambar 134 Pergeseran karbokation primer menjadi karbokation tersier yang lebih stabil.....	296
Gambar 135 Contoh reaksi halogenasi aromatik elektrofilik.....	296
Gambar 136 Pembentukan elektrofil NO_2^+ oleh katalis H_2SO_4 dan mekanisme reaksi substitusi elektrofilik (nitirasi pada benzena)	297
Gambar 137 Reaksi 2-bromopropana dengan suatu nukleofil kuat.....	298
Gambar 138 Mekanisme reaksi eliminasi 2 antara 2-bromopropana dengan suatu nukleofil kuat.....	299
Gambar 139 Tahapan reaksi $E1$	299
Gambar 140 Mekanisme reaksi adisi HBr pada 2-butena	300
Gambar 141 Mekanisme reaksi hidrasi alkena.....	301
Gambar 142 Reaksi anti-Markovnikov pada HBr dan alkena	302
Gambar 143 Mekanisme reaksi adisi Br_2 pada suatu alkena	303
Gambar 144 Contoh reaksi reduksi senyawa organik	305
Gambar 145 Selulosa	306
Gambar 146 (a) Amilopektin (b) Amilosa	307
Gambar 147 Struktur glikogen	308
Gambar 148 (a) Kitin (b) Hidrolisis kitin.....	308
Gambar 149 Reaksi glukosa terhadap uji Molisch	309
Gambar 150 Reaksi glukosa dengan reagen Fehling.....	309
Gambar 151 Reaksi aldosa/pentosa dengan reagen Benedict.....	310
Gambar 152 Reaksi aldosa terhadap reagen Tollens	311
Gambar 153 Struktur umum asam amino	311
Gambar 154 Proses terbentuknya ikatan peptida	315
Gambar 155 Struktur protein primer.....	317

Gambar 156 Struktur protein sekunder	318
Gambar 157 Struktur protein tersier.....	319
Gambar 158 Struktur protein kuarterner	319
Gambar 159 Struktur umum polipropilena	321
Gambar 160 Jenis-jenis kopolimer.....	321
Gambar 161 Proses pembentukan dan struktur SBR	322
Gambar 162 Struktur karet alam.....	322
Gambar 163 Proses pembentukan polimer dengan polimerisasi adisi dengan mekanisme radikal.....	323
Gambar 164 Proses polimerisasi kondensasi	324
Gambar 165 Struktur asam lemak dan sabun.....	326
Gambar 166 Reaksi Saponifikasi.....	326

Daftar Tabel

	Hlm.
Tabel 1 Penggolongan Unsur Menurut Hukum Oktaf Newlands	30
Tabel 2 Nama Beberapa Golongan dalam Tabel Periodik	32
Tabel 3 Konfigurasi Elektron Unsur-unsur Golongan IA dan Golongan IIA.....	36
Tabel 4 Bentuk Molekul dengan Dua Domain Elektron	66
Tabel 5 Bentuk molekul dengan tiga domain elektron.....	67
Tabel 6 Bentuk molekul dengan empat pasangan elektron.....	68
Tabel 7 Bentuk molekul dengan lima domain elektron	69
Tabel 8 Bentuk molekul dengan enam domain elektron.....	70
Tabel 9 Macam-macam Hibridisasi	78
Tabel 10 Nilai viskositas beberapa zat cair (Chang, 2010: 471).....	83
Tabel 11. Karakteristik tipe padatan.....	86
Tabel 12 Sifat fisik dari natrium, klor, dan natrium klorida.	99
Tabel 13 Hasil Eksperimen Proust.....	103
Tabel 14 Data percobaan pengukuran volum pada suhu dan tekanan standar	105
Tabel 15 Makna Rumus Molekul Air	114
Tabel 16 Informasi pada Pesamaan Reaksi Setara, Pembakaran Etana	121
Tabel 17 Perbandingan Mol pada Pembakaran Hidrogen.....	124
Tabel 18 mol, jika H ₂ habis bereaksi (Tabel A).....	124
Tabel 19 mol, jika N ₂ habis bereaksi (Tabel B).....	124
Tabel 20 mol.....	126
Tabel 21 Kalor jenis beberapa zat (J/g°C).....	160
Tabel 22 Trayek perubahan warna dari beberapa indikator asam basa	215
Tabel 23 Beberapa zat yang mudah dan yang sukar larut dalam air.....	243
Tabel 24 Perbandingan antara nilai Q _C dan K _{SP} untuk Pembentukan endapan	253
Tabel 25 Jenis sistem koloid berdasarkan fase terdispersi dan medium pendispersi	264
Tabel 26 Titik didih beberapa alkana	284
Tabel 27 Sepuluh alkana rantai lurus.....	285
Tabel 28 Gugus alkil	285

Tabel 29 Beberapa substituen yang terikat pada alkana.....	285
Tabel 30 Klasifikasi senyawa organik	287
Tabel 31 Nama dan singkatan dari beberapa asam amino	312
Tabel 32 Konversi bahan baku tanaman yang mengandung pati atau karbohidrat dan tetes menjadi bioetanol	325
Tabel 33 Komposisi biogas	325
Tabel 34 Unsur logam dan mineralnya	328

Pendahuluan

A. Deskripsi Singkat

Dalam rangka memudahkan guru mempelajarinya bahan belajar mandiri calon guru P3K, di dalam bahan belajar ini dimuat pada model kompetensi terkait yang memuat target kompetensi guru dan indikator pencapaian kompetensi.

Bahan belajar mandiri bidang studi kimia berisi pembelajaran - pembelajaran bagi calon guru P3K yang yang terdiri dari :

- Pembelajaran 1. Struktur Atom Sistem Periodik
- Pembelajaran 2. Ikatan Kimia
- Pembelajaran 3. Stoikiometri
- Pembelajaran 4. Kinetika, Energetika, Redoks
- Pembelajaran 5. Larutan Sistem Koloid
- Pembelajaran 6. Kimia organik dan Polimer

Bahan belajar mandiri ini memberikan pengamalan belajar bagi calon guru P3K dalam memahami teori dan konsep dari pembelajaran dari setiap materi dan substansi materi yang disajikan.

Komponen-komponen di dalam bahan belajar mandiri ini dikembangkan dengan tujuan agar calon guru P3K dapat dengan mudah memahami teori dan konsep bidang studi kimia, sekaligus mendorong guru untuk mencapai kemampuan berpikir tingkat tinggi.

Bahan belajar mandiri calon guru P3K diberikan latihan-lathan soal dan kasus beserta pembahasan yang bertujuan memberikan pengalaman dalam meningkatkan pengetahuan dan keterampilan calon guru P3K.

Rangkuman pembelajaran selalu diberikan di setiap akhir pembelajaran yang berfungsi untuk memudahkan dalam membaca substansi materi esensial, mudah dalam mengingat pembelajaran dan materi-materi esensial, mudah dalam memahami pembelajaran dan materi-materi esensial, dan cepat dalam mengingat kembali pembelajaran dan materi-materi esensial

B. Peta Kompetensi

Bahan belajar mandiri ini dikembangkan berdasarkan model kompetensi guru. Kompetensi tersebut dapat dijabarkan menjadi beberapa indikator. Target kompetensi menjadi patokan penguasaan kompetensi oleh guru P3K.

Kategori Penguasaan Pengetahuan Profesional yang terdapat pada dokumen model kompetensi yang akan dicapai oleh guru P3K ini dapat dilihat pada Tabel 1.

Tabel 1. Target Kompetensi Guru P3K

KOMPETENSI	INDIKATOR
Menganalisis struktur & alur pengetahuan untuk pembelajaran	1.1.1 Menganalisis struktur & alur pengetahuan untuk pembelajaran
	1.1.2 Menganalisis prasyarat untuk menguasai konsep dari suatu disiplin ilmu
	1.1.3. Menjelaskan keterkaitan suatu konsep dengan konsep yang lain

Untuk menterjemahkan model kompetensi guru, maka dijabarkanlah target kompetensi guru bidang studi yang terangkum dalam pembelajaran-pembelajaran dan disajikan dalam bahan belajar mandiri bidang studi kimia. Kompetensi guru bidang studi Kimia dapat dilihat pada tabel 2 dibawah ini.

Tabel 2. Peta Kompetensi Bahan Belajar Bidang Studi Kimia

KOMPETENSI GURU	INDIKATOR PENCAPAIAN KOMPETENSI
Pembelajaran 1. Struktur Atom Sistem Periodik	
1. Menganalisis hubungan struktur atom dengan sifat-sifat keperiodikan unsur.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Menganalisis perkembangan teori atom (Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr, dan mekanika gelombang), 2. Menganalisis partikel penyusun suatu atom atau ion, 3. Menganalisis pengelompokan unsur ke dalam isotop, isobar, dan isoton. 4. Menentukan tata nama senyawa 5. Menganalisis perkembangan sistem periodik unsur, 6. Menganalisis hubungan konfigurasi elektron terhadap letak suatu unsur

KOMPETENSI GURU	INDIKATOR PENCAPAIAN KOMPETENSI
	<p>dalam sistem periodik unsur, dan</p> <p>7. Menganalisis empat sifat keperiodikan unsur dalam tabel periodik terhadap hubungan struktur atom.</p>
Pembelajaran 2. Ikatan Kimia	
<p>Menganalisis sifat senyawa berdasarkan struktur molekulnya.</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Membuat struktur Lewis dan menghubungkan dengan kestabilan unsur, 2. Menganalisis proses pembentukan ikatan ion, 3. Menganalisis peranan energi kisi dalam pembentukan senyawa ion, 4. Menganalisis hubungan energi kisi dengan sifat senyawa ion, 5. Menganalisis pembentukan ikatan kovalen, 6. Menganalisis perbedaan pembentukan ikatan kovalen non polar, polar dan ion, 7. Menganalisis struktur Lewis dari suatu senyawa kovalen, 8. Menganalisis geometri molekul berdasarkan model VSEPR, 9. Menganalisis teori pembentukan ikatan kimia, 10. Menganalisis perbedaan gaya antar molekul, 11. Menganalisis sifat zat berdasarkan gaya antar molekul, 12. Menganalisis Sifat zat cair berdasarkan struktur molekul, dan 13. Menganalisis Sifat zat padat berdasarkan struktur molekul.
Pembelajaran 3. Stoikiometri	

KOMPTENSI GURU	INDIKATOR PENCAPAIAN KOMPTENSI
<p>Menerapkan metoda ilmiah, faktor konversi, materi dan hukum-hukum dasar kimia pada stoikiometri.</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Mengaitkan istilah pengamatan, hukum dan teori pada metoda ilmiah, 2. Menggunakan faktor konversi pada perhitungan kimia yang berkaitan dengan perhitungan pada rumus kimia dan persamaan reaksi, 3. Membedakan unsur, senyawa dan campuran, 4. Memberikan contoh materi yang termasuk senyawa, unsur, campuran homogen dan campuran heterogen, 5. Menguasai konsep massa atom, massa molar dan rumus senyawa, 6. Menentukan massa atom rata-rata dari data spektroskopi massa, 7. Menentukan massa 1 mol unsur dan senyawa dari data massa atom, 8. Menentukan hubungan massa dengan mol suatu unsur dan senyawa, 9. Menganalisis hubungan <i>subscript</i> dan mol dalam rumus senyawa, 10. Menggunakan konsep mol pada perhitungan rumus senyawa, 11. Menentukan kadar suatu unsur dalam suatu senyawa, 12. Menyetarakan persamaan reaksi, 13. Menentukan hubungan koefisien reaksi dengan mol pada persamaan reaksi, 14. Menerapkan konsep pereaksi pembatas pada suatu reaksi, dan 15. Menentukan presentasi hasil suatu reaksi.
<p>Pembelajaran 4. Kinetika, Energetika, Redoks dan Elektrokimia</p>	
<p>Menganalisis hubungan struktur materi dengan sifat-sifat dinamis, kereaktifan, energi dan fungsi dalam berbagai perubahan kimia.</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Menentukan konsep laju reaksi. 2. Menentukan hukum laju dan orde reaksi. 3. Menganalisis pengaruh tumbukan terhadap laju reaksi. 4. Menganalisis faktor-faktor yang

KOMPTENSI GURU	INDIKATOR PENCAPAIAN KOMPTENSI
	<p>mempengaruhi laju reaksi.</p> <ol style="list-style-type: none"> 5. Menjelaskan konsep Kesetimbangan Homogen dan Heterogen. 6. Menerapkan Hukum Kesetimbangan. 7. Menghitung Tetapan Kesetimbangan dan Stoikiometri Reaksi. 8. Menghitung Tetapan Kesetimbangan Berdasarkan Konsentrasi (Kc). 9. Menghitung Tetapan Kesetimbangan Berdasarkan Tekanan Parsial (Kp). 10. Menganalisis Hubungan Kc dengan Kp. 11. Menganalisis Kesetimbangan Disosiasi. 12. Menganalisis Faktor – Faktor Yang Mempengaruhi Kesetimbangan. 13. Menjelaskan Konsep sistem, lingkungan, kalor, kerja, energi dalam. 14. Menentukan Rumusan Hukum Pertama Termodinamika. 15. Menghitung Hukum Pertama Termodinamika. 16. Menganalisis Perubahan Energi pada Berbagai Proses. 17. Menganalisis Reaksi Eksoterm dan Endoterm. 18. Menganalisis Perubahan Kalor Reaksi pada Tekanan Tetap (ΔH). 19. Menganalisis Penentuan Harga ΔH 20. Menganalisis Perhitungan Entropi. 21. Menganalisis Rumusan Hukum Kedua Termodinamika. 22. Menganalisis Energi Bebas Gibbs. 23. Menganalisis Reaksi redoks. 24. Merancang Sel volta dalam kehidupan sehari-hari. 25. Menganalisis Sel elektrolisis.
Pembelajaran 5. Larutan Sistem Koloid	
1. Mengaplikasikan konsep-	1. Menjelaskan sifat umum asam dan

KOMPTENSI GURU	INDIKATOR PENCAPAIAN KOMPTENSI
<p>konsep kimia larutan dan koloid dalam berbagai peristiwa kimia,</p> <ol style="list-style-type: none"> 2. Menguasai reaksi-reaksi yang terlibat dalam reaksi asam dan basa, menguasai teori aplikasi materi tentang hidrolisis garam dan buffer, dan menguasai konsep serta aplikasi kelarutan dan tetapan hasil kali kelarutan, 3. mengaplikasikan konsep-konsep kimia larutan dan koloid dalam berbagai peristiwa kimia, dan 4. Menguasai konsep dan aplikasi koloid dalam kehidupan sehari-hari. 	<p>basa,</p> <ol style="list-style-type: none"> 2. Menjelaskan teori asam dan basa menurut Arrhenius, 3. Menjelaskan teori asam dan basa menurut Arrhenius Bronsted-Lowry, 4. Menjelaskan teori asam dan basa menurut Lewis, 5. Mengidentifikasi sifat larutan asam atau basa menggunakan indikator asam-basa, 6. Menghubungkan kekuatan asam atau basa dengan derajat pengionan (α) dan tetapan asam (K_a) atau tetapan basa (K_b), 7. Menghitung pH larutan asam dan basa, 8. Memperkirakan pH suatu larutan elektrolit yang tidak dikenal berdasarkan hasil pengamatan trayek perubahan warna berbagai indikator asam dan basa, 9. Melakukan titrasi untuk menentukan konsentrasi suatu larutan asam atau basa, 10. Menentukan reaksi asam kuat dengan basa kuat, 11. Menentukan reaksi asam lemah dengan basa lemah, 12. Menjelaskan pengertian larutan penyangga, 13. Menentukan komponen penyusun larutan penyangga, 14. Menjelaskan cara kerja larutan penyangga, 15. Menghitung pH larutan penyangga, 16. Menjelaskan pengertian hidrolisis garam berdasarkan bahan ajar dengan benar, 17. Menghitung pH dari larutan garam, 18. Menuliskan ungkapan berbagai ksp elektrolit yang sukar larut, 19. Menghitung kelarutan suatu zat berdasarkan data hasil kali kelarutan, 20. Menjelaskan pengaruh penambahan ion sejenis terhadap kelarutan, 21. Menjelaskan pengaruh perubahan

KOMPETENSI GURU	INDIKATOR PENCAPAIAN KOMPETENSI
	<p>pH terhadap kelarutan,</p> <p>22. Menghitung pengaruh pH larutan terhadap kelarutan,</p> <p>23. Menjelaskan pengaruh penambahan ion senama terhadap kelarutan melalui percobaan,</p> <p>24. Menjelaskan sifat koligatif larutan,</p> <p>25. Menjelaskan pengaruh jumlah zat terlarut yang sukar menguap (non volatile) terhadap tekanan uap pelarut,</p> <p>26. Menjelaskan hubungan penurunan tekanan uap larutan dengan fraksi mol zat terlarut,</p> <p>27. Menyimpulkan kenaikan titik didih suatu zat cair akibat penambahan zat terlarut,</p> <p>28. Menyimpulkan penurunan titik beku suatu zat cair akibat penambahan zat terlarut,</p> <p>29. Menganalisis diagram P-T untuk menafsirkan penurunan tekanan uap, penurunan titik beku dan kenaikan titik didih larutan,</p> <p>30. Menjelaskan pengertian osmosis dan tekanan osmosis larutan,</p> <p>31. Mendiskusikan sifat koligatif larutan elektrolit yang dipengaruhi oleh faktor van't Hoff,</p> <p>32. Membandingkan penurunan tekanan uap larutan elektrolit dengan penurunan tekanan uap larutan non elektrolit,</p> <p>33. Membandingkan kenaikan titik didih larutan elektrolit dan larutan non elektrolit pada konsentrasi yang sama,</p> <p>34. Membandingkan penurunan titik beku larutan elektrolit dan larutan non elektrolit pada konsentrasi yang sama,</p> <p>35. Menjelaskan perbedaan sistem koloid dengan larutan dan suspensi,</p> <p>36. Mengelompokkan jenis sistem koloid berdasarkan fase terdispersi dan pendispersi,</p> <p>37. Menjelaskan sifat sistem koloid,</p> <p>38. Menjelaskan cara pembuatan</p>

KOMPTENSI GURU	INDIKATOR PENCAPAIAN KOMPTENSI
	sistem koloid, 39. Menjelaskan cara penstabilan sistem koloid, 40. Menjelaskan aplikasi dan kegunaan koloid dalam kehidupan sehari-hari, 41. Merancang dan melakukan percobaan untuk pembuatan sistem koloid.
Pembelajaran 6. Kimia organik dan Polimer	
Menganalisis struktur senyawa organik dan penerapan kimia dalam industri serta lingkungan.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Menganalisis struktur, sifat, dan tata nama alkana, alkena, dan alkuna dalam senyawa organik, 2. Menganalisis Gugus fungsi dan isomer, 3. Menganalisis Jenis-jenis senyawa organik di alam, 4. Menganalisis Reaksi substitusi nukleofilik, 5. Menganalisis Reaksi eliminasi, 6. Menganalisis Reaksi adisi, 7. Menganalisis Reaksi substitusi elektrofilik, 8. Menganalisis Reaksi oksidasi-reduksi pada senyawa organik, 9. Menganalisis Karbohidrat dan identifikasinya, 10. Menganalisis Asam amino dan protein, 11. Menganalisis Polimer alami dan sintesis, 12. Menganalisis Pembentukan polimer melalui mekanisme adisi dan kondensasi, 13. Menganalisis Prinsip dasar reaksi kimia dalam biofuel, 14. Menganalisis Prinsip dasar reaksi kimia dalam biogas, 15. Menganalisis Prinsip dasar reaksi kimia dalam pemuatan sabun, 16. Menganalisis Prinsip dasar reaksi kimia dalam fermentasi alkohol, 17. Menganalisis Prinsip dasar reaksi kimia dalam produksi <i>nata de coco</i>, 18. Menganalisis Prinsip dasar reaksi kimia dalam pengolahan logam, dan

KOMPETENSI GURU	INDIKATOR PENCAPAIAN KOMPETENSI
	19. Menganalisis Fenomena kimia di lingkungan sekitar.

C. Ruang Lingkup

Ruang lingkup materi pada bahan belajar mandiri calon guru P3K ini disusun dalam dua bagian besar, bagian pertama adalah pendahuluan dan bagian berikutnya adalah pembelajaran – pembelajaran.

Bagian Pendahuluan berisi deskripsi singkat, Peta Kompetensi yang diharapkan dicapai setelah pembelajaran, Ruang Lingkup, dan Petunjuk Belajar. Bagian Pembelajaran terdiri dari lima bagian, yaitu bagian Kompetensi, Indikator Pencapaian Kompetensi, Uraian Materi, Latihan Soal/Kasus, dan Rangkuman. Latihan/Kasus akan diberikan kunci dan pembahasan di bagian lampiran bahan belajar mandiri. Bahan belajar mandiri diakhiri dengan Penutup, Daftar Pustaka, dan Lampiran.

Rincian materi pada bahan belajar mandiri bagi calon guru P3K adalah substansi materi esensial terkait Struktur Atom Sistem Periodik, Ikatan Kimia, Stoikiometri, Kinetika, Energetika, Redoks, Larutan Sistem Koloid, dan Kimia organik dan polimer.

D. Petunjuk Belajar

Secara umum, cara penggunaan bahan belajar mandiri bagi calon guru P3K pada setiap Pembelajaran disesuaikan dengan skenario setiap penyajian substansi materi bidang studi. Bahan belajar mandiri ini dapat digunakan dalam kegiatan peningkatan kompetensi guru bidang studi, baik melalui untuk moda mandiri, maupun moda daring yang menggunakan konsep pembelajaran Bersama dalam komunitas pembelajaran secara daring.



Gambar 1 Alur Pembelajaran Bahan Belajar Mandiri

Berdasarkan Gambar 1 dapat dilihat bahwa akses ke bahan belajar mandiri dapat melalui SIMPB, dimana bahan belajar mandiri akan didapat secara mudah dan dipelajari secara mandiri oleh calon Guru P3K. Bahan belajar mandiri dapat di unduh dan dipelajari secara mandiri, system LMS akan memberikan perangkat ajar lainnya dan latihan-latihan soal yang dimungkinkan para guru untuk berlatih.

Sisten dikembangkan secara sederhana, mudah, dan ringan sehingga *user friendly* dengan memanfaatkan komunitas pembelajaran secara daring, sehingga segala permasalahan yang muncul dalam proses pembelajaran mandiri dapat di selesaikan secara komunitas, karena konsep dari bahan belajar ini tidak ada pendampingan Narasumber / Instruktur / Fasilitator sehingga komunitas pembelajaran menjadi hal yang sangat membantu guru.

Pembelajaran 1. Struktur Atom Sistem Periodik

Sumber.

Modul Pendidikan Profesi Guru, Modul 1. Struktur Atom dan Sistem Periodik,
Penulis : Dr. Yerimadesi, S.Pd., M.Si.

Modul Pengembangan Keprofesian Berkelanjutan, Kelompok Kompetensi A :
Struktur Atom dan Tabel Periodik, Penulis : Dr. Poppy Kamalia Devi, M.Pd.

A. Kompetensi

Penjabaran model kompetensi yang selanjutnya dikembangkan pada kompetensi guru bidang studi yang lebih spesifik pada pembelajaran 1. Struktur Atom Sistem Periodik adalah guru P3K mampu :

1. Menganalisis perkembangan teori atom,
2. Menganalisis hubungan struktur atom dengan sifat-sifat keperiodikan unsur,

B. Indikator Pencapaian Kompetensi

Dalam rangka mencapai kompetensi guru bidang studi, maka dikembangkanlah indikator - indikator yang sesuai dengan tuntutan kompetensi guru bidang studi. Indikator pencapaian kompetensi yang akan dicapai dalam pembelajaran 1. Struktur Atom Sistem Periodik adalah sebagai berikut.

1. Menganalisis perkembangan teori atom (Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr, dan mekanika gelombang),
2. Menganalisis partikel penyusun suatu atom atau ion,
3. Menganalisis pengelompokan unsur ke dalam isotop, isobar, dan isoton,
4. Menentukan tata nama senyawa
5. Menganalisis perkembangan sistem periodik unsur,
6. Menganalisis hubungan konfigurasi elektron terhadap letak suatu unsur dalam sistem periodik unsur, dan
7. Menganalisis empat sifat keperiodikan unsur dalam tabel periodik terhadap hubungan struktur atom.

C. Uraian Materi

Teori atom modern merupakan teori atom yang sudah didasarkan pada percobaan-percobaan, mulai dari teori atom Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr, dan mekanika gelombang. Teori atom didasarkan pada hukum dasar kimia (Hukum Lavoisier, Proust, dan hukum Dalton sendiri). Namun, Dalton tidak hanya dapat menjelaskan hukum dasar kimia, tetapi juga hukum penyatuan volume dan hukum Avogadro. Teori atom Thomson berdasarkan percobaan tabung sinar katoda, Teori atom Rutherford berdasarkan percobaan penembakkan sinar alfa pada suatu lempeng emas tipis, teori atom Bohr didasarkan pada spektrum atom hidrogen, dan teori atom mekanika gelombang didasarkan pada persamaan Heisenberg, hukum Enstein, dan hukum Planck.

Perkembangan teori atom merupakan dasar dalam mempelajari struktur atom dan sistem periodik unsur. Dengan mengetahui perkembangan teori atom, kita bisa mengetahui partikel-partikel penyusun suatu atom. Pemahaman hukum dasar kimia akan memudahkan kita dalam mempelajari materi stoikiometri, dan materi kimia lainnya.

1. Perkembangan teori Atom

Filsuf Yunani Democritus (470 – 400 SM) mengungkapkan keyakinannya bahwa semua materi terdiri atas partikel yang sangat kecil dan tidak dapat dibagi lagi, yang ia namakan atomos (berarti tidak dapat dibelah/dibagi). Walaupun gagasan Democritus ini tidak dapat diterima oleh rekan-rekannya, tetapi gagasan ini tetap bertahan. Baru pada tahun 1808, seorang ilmuwan Inggris bernama John Dalton memperoleh bukti percobaan dari penyelidikan ilmiah yang mendukung konsep “atomisme”.

a. Teori Atom Dalton

Pada tahun 1808, John Dalton, seorang ahli kimia di Inggris mengemukakan teori atom. Hipotesis tentang sifat materi yang merupakan landasan teori atom Dalton dapat dirangkumkan sebagai berikut:

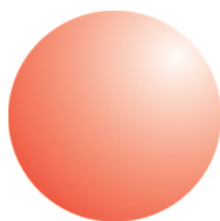
- 1) Unsur tersusun atas partikel yang sangat kecil, yang disebut atom. Semua atom unsur tertentu adalah identik, yaitu mempunyai ukuran, massa, dan sifat kimia yang sama. Atom satu unsur tertentu berbeda dari atom semua unsur yang lain.

- 2) Senyawa tersusun atas atom-atom dari dua unsur atau lebih. Dalam setiap senyawa, perbandingan antara jumlah atom dari setiap dua unsur yang ada bisa merupakan bilangan bulat atau pecahan sederhana.
- 3) Yang terjadi dalam reaksi kimia hanyalah pemisahan, penggabungan, atau penyusunan ulang atom - atom; reaksi kimia tidak mengakibatkan penciptaan atau pemusnahan atom – atom.

Pada akhir abad ke 19 berdasarkan penemuan fisika mengenai listrik, memberikan bukti-bukti bahwa di dalam atom terdapat subatom atau partikel dasar yang terdiri atas elektron, proton, dan neutron. Atom suatu unsur berbeda dengan atom unsur lain disebabkan oleh perbedaan susunan jumlah partikel subatom penyusun atom tersebut.

Atom demikian kecilnya sehingga tidak dapat dilihat walaupun dengan mikroskop. Akan tetapi, sifat atom dapat dipelajari dari gejala yang timbul bila diberi medan listrik, medan magnet, atau cahaya. Dari gejala-gejala tersebut telah dibuktikan bahwa atom mengandung elektron, proton, dan neutron yang disebut partikel dasar penyusun atom. Dengan ditemukan partikel-partikel atom tersebut, maka munculah konsep struktur atom.

Kelemahan teori atom Dalton, yaitu: tidak dapat menjelaskan adanya partikel yang lebih kecil dari atom yang disebut partikel subatom; dan tidak dapat menerangkan sifat listrik atom. Dalton menggambarkan model atom seperti Gambar 2.

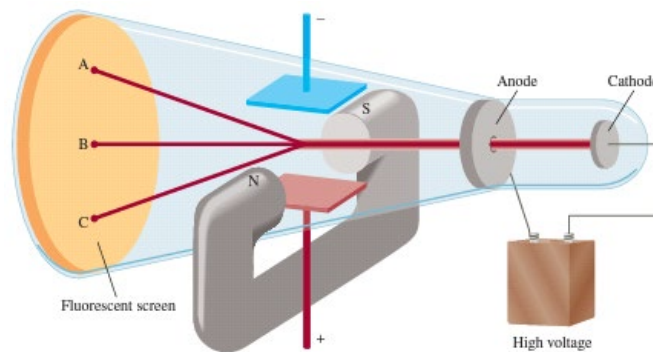


Gambar 2 Model Atom Dalton
Sumber : Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen *et al.*, 2012

Teori tentang atom terus berkembang sehingga dikenal model-model atom yaitu: model atom Thomson, model atom Rutherford, model atom Bohr dan model atom mekanika gelombang.

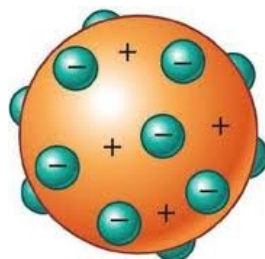
b. Teori Atom Thomson

Model atom Thomson berdasarkan kepada percobaan tabung sinar katoda (perhatikan Gambar 1.2). Tabung itu berupa tabung kaca yang sebagian besar udaranya sudah disedot keluar. Ketika dua lempeng logam dihubungkan dengan sumber tegangan tinggi, lempeng yang bermuatan negatif, disebut katoda, memancarkan sinar yang tidak terlihat. Sinar katoda ini tertarik ke lempeng bermuatan positif, yang disebut anoda. Sinar itu akan melalui suatu lubang dan terus merambat menuju ujung tabung yang satunya. Ketika sinar ini menumbuk permukaan yang telah dilapisi secara khusus, sinar katoda tersebut menghasilkan pendaran yang kuat, atau cahaya yang terang (Syukri, 1999; Silberberg, 2009; Chang, 2011; Tro, 2011; Jespersen et al., 2012)



Gambar 3 Tabung Sinar Katoda
(Sumber: Chang, 2011).

Berdasarkan percobaan sinar katoda, Joseph John Thomson (1897) menyatakan teori atomnya bahwa dalam atom terdapat elektron yang tersebar secara merata dalam bola pejal bermuatan positif.

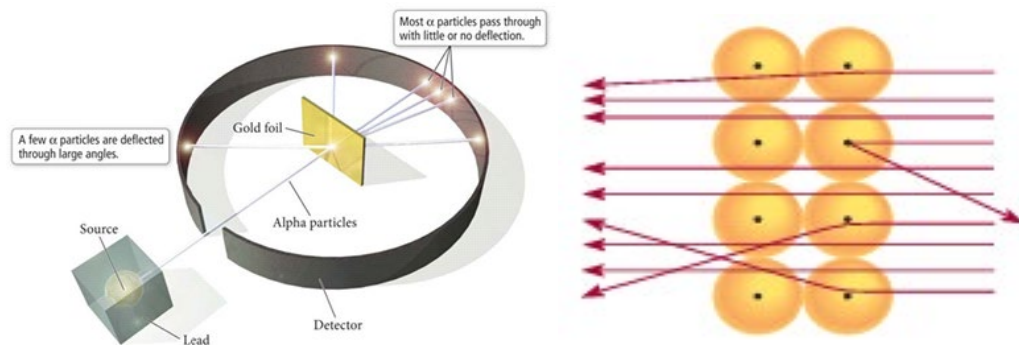


Gambar 4 Model Atom Thomson
(Sumber: www.ilmukimia.org)

Kelemahan yang dimiliki teori atom Thomson yaitu tidak dapat menjelaskan susunan muatan positif dan negatif dalam atom tersebut. Untuk mengatasi kelemahan tersebut berkembanglah teori atom Rutherford.

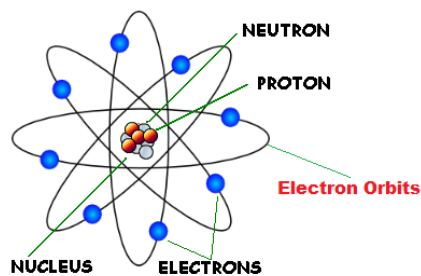
c. Teori Atom Ernest Rutherford

Berdasarkan hasil eksperimen Rutherford tentang penghamburan sinar alfa, membuktikan, bahwa massa suatu atom tertumpu pada inti atom yang bermuatan positif. Rutherford menyarankan suatu model atom yang terdiri atas inti (yang terdiri dari proton yang bermuatan positif dan neutron yang tidak bermuatan), serta elektron mengelilingi inti.



Gambar 5 (a) Percobaan Lempong emas Rutherford dan (b) Pemandangan yang Diperbesar dari Partikel α yang Menembus dan Dibelokkan oleh Inti (Sumber: Chang, 2011)

Kelemahan dari teori atom Rutherford adalah tidak dapat menjelaskan mengapa elektron tidak jatuh ke dalam inti atom akibat gaya tarik elektrostatis inti terhadap elektron. Teori Rutherford disempurnakan oleh Neils Bohr.

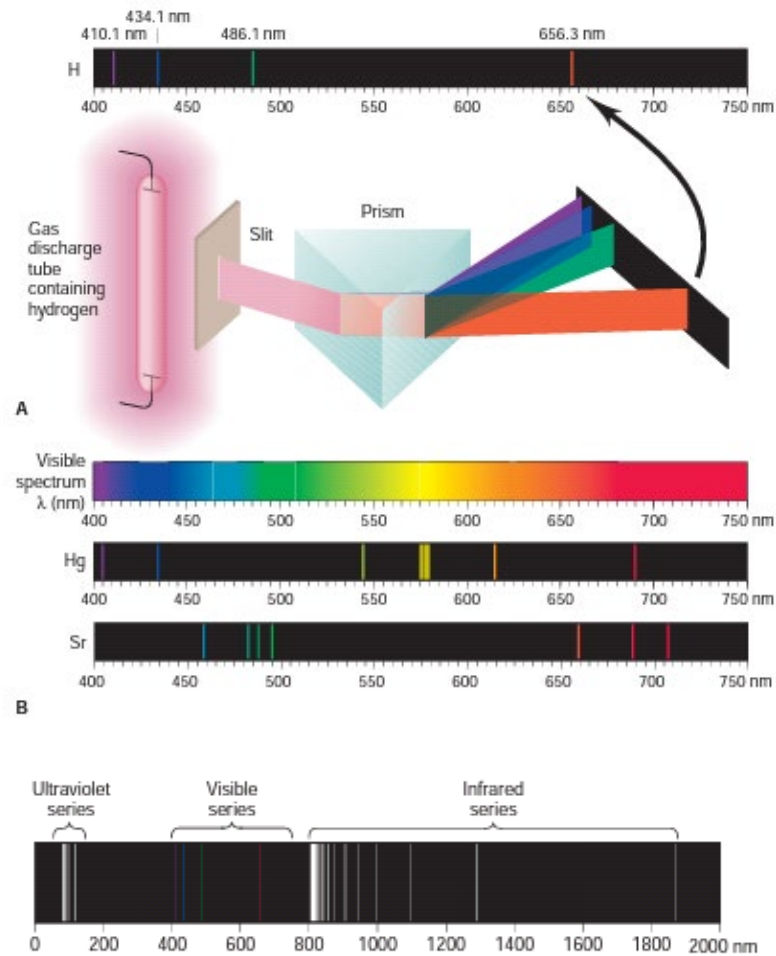


Gambar 6 Model Atom Rutherford (Sumber: <http://chemistry.tutorcircle.com>)

d. Teori Atom Neils Bohr

Pada tahun 1913, Niels Bohr mengajukan suatu model atom untuk menyempurnakan model atom Rutherford. Penjelasan Bohr didasarkan pada spektrum atom hidrogen yang terdiri atas beberapa garis. Spektrum atom yang berupa garis menandakan bahwa atom tersebut hanya dapat menyerap/memancarkan gelombang elektromagnetik dengan frekuensi tertentu saja. Bohr menyatakan elektron bergerak di sekitar inti atom dengan lintasan berbentuk lingkaran. Hanya lintasan dengan jari-jari dan energi tertentu saja yang diperbolehkan. Elektron yang bergerak pada lintasan yang diperbolehkan tidak memancarkan energi. Elektron dapat berpindah lintasan dengan menyerap atau memancarkan energi.

Bohr melakukan serangkaian percobaan atas dasar postulat Planck tentang cahaya dan spektrum hidrogen yang terdiri dari garis-garis. Menurut Planck cahaya merupakan paket energi yang nilainya bergantung pada frekuensi gelombangnya serta hidrogen dapat menyerap dan memancarkan cahaya dengan energi tertentu.



Gambar 7 Spektrum Atom Hidrogen
(Sumber: Silberberg, 2009)

Dari keduanya lahirlah teori atom Bohr yang menyatakan sebagai berikut.

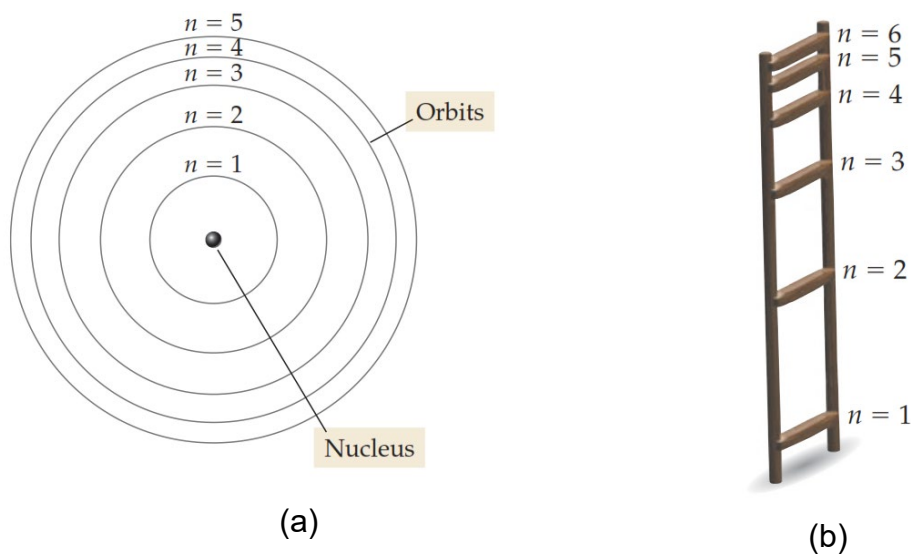
- 1) Elektron-elektron dalam mengelilingi inti atom berada pada tingkat-tingkat energi atau orbit tertentu. Tingkat-tingkat energi ini dilambangkan dengan $n=1$, $n=2$, $n=3$, dan seterusnya.
- 2) Tingkat energi elektron yang dibolehkan memiliki momentum sudut tertentu. Besar momentum sudut ini merupakan kelipatan dari $h/2\pi$ atau $nh/2\pi$, "n" adalah bilangan bulat dan "h" tetapan Planck.

Selama elektron berada pada tingkat energi tertentu, misalnya $n=1$, energi elektron tetap. Artinya, tidak ada energi yang diemisikan (dipancarkan) maupun diserap.

Elektron dapat beralih dari satu tingkat energi ke tingkat energi lain disertai perubahan energi.

Menurut Bohr, elektron berada pada tingkat energi tertentu. Jika elektron turun ke tingkat energi yang lebih rendah, akan disertai emisi cahaya dengan panjang gelombang (λ) tertentu.

Perhatikanlah model atom Bohr dan tingkat energinya pada Gambar 18!



Gambar 8 (a) Model Atom Bohr, (b) Tingkat Energi Bohr
(Sumber: Tro, 2011:293)

Energi radiasi yang diserap oleh atom menyebabkan elektronnya berpindah dari orbit yang berenergi rendah (n lebih kecil) ke orbit yang berenergi lebih tinggi (n lebih besar). Sebaliknya, energi radiasi dipancarkan bila elektron berpindah dari orbit yang berenergi lebih tinggi ke orbit yang berenergi lebih rendah.

Jumlah energi yang diperlukan untuk memindahkan sebuah elektron dalam atom adalah selisih tingkat energi keadaan awal dan keadaan akhir. Pada keadaan stabil, atom hidrogen memiliki energi terendah, yakni elektron berada pada tingkat energi dasar ($n=1$). Jika elektron menempati $n>1$, dinamakan keadaan tereksitasi. Keadaan tereksitasi ini tidak stabil dan terjadi jika atom hidrogen menyerap sejumlah energi.

Atom hidrogen pada keadaan tereksitasi tidak stabil sehingga energi yang diserap akan diemisikan kembali menghasilkan garis-garis spektrum, kemudian elektron akan turun ke tingkat energi yang lebih rendah.

Beberapa kelemahan Model Atom Bohr:

- 1) Jika atom ditempatkan dalam medan magnet maka akan terbentuk spektrum emisi yang rumit. Gejala ini disebut efek Zeeman.
- 2) Jika atom ditempatkan dalam medan listrik maka akan menghasilkan spektrum halus yang rumit. Gejala ini disebut efek Strack.

Kegagalan teori atom Bohr dalam menerangkan spektra atom hidrogen dalam medan magnet dan medan listrik, muncullah teori-teori baru tentang atom. Pakar fisika Jerman, Sommerfeld menyarankan, disamping orbit berbentuk lingkaran juga harus mencakup orbit berbentuk elips. Hasilnya, efek Zeeman dapat dijelaskan dengan model tersebut, tetapi model atom Bohr-Sommerfeld tidak mampu menjelaskan spektrum dari atom berelektron banyak.

e. Model Atom Mekanika Gelombang

Pada tahun 1923, muncul gagasan de Broglie tentang dualisme materi dan gelombang, Louis de Broglie mengemukakan bahwa semua materi memiliki sifat gelombang dan setiap partikel yang bergerak memiliki sifat gelombang dengan panjang gelombang tertentu. Elektron yang bergerak mengelilingi inti, keberadaan dalam lintasannya tidak pasti. Hal ini tidak sesuai dengan yang dikemukakan Bohr yaitu elektron bergerak pada lintasan tertentu.

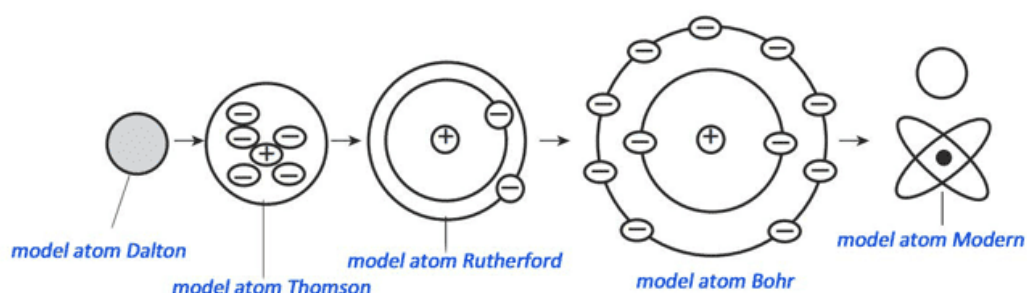
Pada tahun 1926 Erwin Schrodinger dan Werner Heisenberg mengemukakan teori bahwa lokasi elektron dalam atom tidak dapat ditentukan secara pasti, yang dapat ditentukan hanyalah daerah kemungkinan keberadaan elektron. Oleh karena keberadaan elektron diperkirakan dengan mekanika kuantum maka teori ini disebut teori atom mekanika kuantum.

Menurut teori atom mekanika kuantum, posisi elektron dalam mengelilingi inti atom tidak dapat diketahui secara pasti sesuai prinsip ketidakpastian Heisenberg. Oleh karena itu, kebolehjadian (peluang) terbesar ditemukannya elektron berada pada orbit atom tersebut. Dengan kata lain, orbital adalah daerah kebolehjadian ditemukannya elektron dalam atom.

Menurut model atom mekanika kuantum, gerakan elektron dalam mengelilingi inti atom memiliki sifat dualisme sebagaimana diajukan oleh de Broglie. Oleh karena gerakan elektron dalam mengelilingi inti memiliki sifat seperti gelombang maka persamaan gerak elektron dalam mengelilingi inti harus terkait dengan fungsi

gelombang. Persamaan yang menyatakan gerakan elektron dalam mengelilingi inti atom dihubungkan dengan sifat dualisme materi yang diungkapkan dalam bentuk koordinat Cartesius. Persamaan ini dikenal sebagai persamaan Schrodinger. Dari persamaan Schrodinger ini dihasilkan tiga bilangan kuantum, yaitu bilangan kuantum utama (n), bilangan kuantum azimut (l), dan bilangan kuantum magnetik (m). Orbital diturunkan dari persamaan Schrodinger sehingga terdapat hubungan antara orbital dan ketiga bilangan kuantum tersebut.

Gambaran perkembangan model/ teori atom , perhatikan gambar di bawah ini.



Gambar 9 Perkembangan Model Atom
(Sumber : mathinsscience.blogspot.com)

2. Atom, molekul, dan ion

Partikel materi adalah bagian terkecil dari suatu materi. Setiap materi mengandung partikel-partikel kecil yang menyusun zat tersebut yang dapat berupa atom, ion dan molekul. Setiap zat yang berbeda disusun oleh partikel-partikel terkecil yang berbeda pula. Misalnya, air disusun oleh partikel-partikel terkecil yang berbeda dengan partikel-partikel terkecil yang menyusun gula pasir.

a. Partikel dasar penyusun atom

Berdasarkan percobaan tabung sinar katoda oleh Crookes bahwa atom mengandung partikel bermuatan negatif yang disebut **elektron**. Kemudian percobaan Golstein menunjukkan bahwa dalam atom terdapat partikel bermuatan positif yang besar muatannya bergantung pada jenis unsur. Muatan positif terkecil adalah dalam atom hidrogen yang kemudian disebut **proton** yang besar muatannya sama dengan muatan negatif elektron dengan tanda berlawanan. Muatan inti unsur yang lain selalu merupakan kelipatan muatan proton. Ini

menunjukkan bahwa muatan positif atom bergantung pada jumlah proton yang dikandungnya.

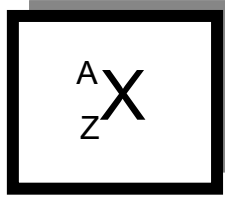
Atom terdiri dari inti bermuatan positif dan di ruang hampa terdapat elektron yang mengelilingi inti tersebut. dalam inti tidak hanya mengandung proton tetapi juga **neutron**, yaitu partikel yang tidak bermuatan tetapi massanya sama dengan proton. Jumlah elektron dalam inti atom sama dengan jumlah protonnya. Perbedaan atom suatu unsur dengan unsur yang lain adalah jumlah proton dan neutron dalam inti dan jumlah elektron yang mengelilinginya. Hal ini menimbulkan persamaan suatu atom dengan atom lain yang dikenal sebagai **isotop, isobar, isoton, dan isoelektron** (Syukri, 1999).

b. Nomor atom dan nomor massa

Semua atom dapat diidentifikasi berdasarkan jumlah proton dan neutron yang dikandungnya. Jumlah proton dalam inti setiap atom suatu unsur disebut **nomor atom (*atomic number*) (Z)**. Dalam suatu atom netral jumlah proton sama dengan jumlah elektron, sehingga nomor atom juga menandakan jumlah elektron yang ada dalam atom. Identitas kimia suatu atom dapat ditentukan cukup berdasarkan nomor atomnya. Sebagai contoh, nomor atom nitrogen adalah 7, ini berarti bahwa setiap atom nitrogen netral mempunyai 7 proton dan 7 elektron. Atau dari sudut pandang lain, setiap atom di alam yang mengandung 7 proton pasti benar jika diberi nama “nitrogen”.

Nomor massa (*mass number*) (A) adalah jumlah total neutron dan proton yang ada dalam inti atom suatu unsur. Kecuali untuk bentuk paling umum dari hidrogen yang mempunyai satu proton dan tidak mempunyai neutron, semua inti atom mengandung baik proton maupun neutron. Secara umum, nomor massa ditentukan oleh jumlah proton + jumlah neutron/nomor atom + jumlah neutron. Jumlah neutron dalam suatu atom sama dengan selisih antara nomor massa dan nomor atom, atau $(A - Z)$. Misalnya, nomor massa fluorin adalah 19, dan nomor atomnya adalah 9 (menunjukkan 9 proton dalam inti). Jadi, jumlah neutron dalam satu atom fluorin adalah $19 - 9 = 10$. Perhatikan bahwa ketiga kuantitas (*nomor atom, jumlah neutron, dan nomor massa*) harus berupa *bilangan bulat positif* (Chang, 2010).

Perhatikan notasi nomor atom dan nomor massa pada Gambar 1.9



Gambar 10 Notasi Nomor Massa dan Nomor Atom suatu Atom. X = Lambang unsur; A = Nomor massa; dan Z = Nomor atom
(Silberberg, 2009)

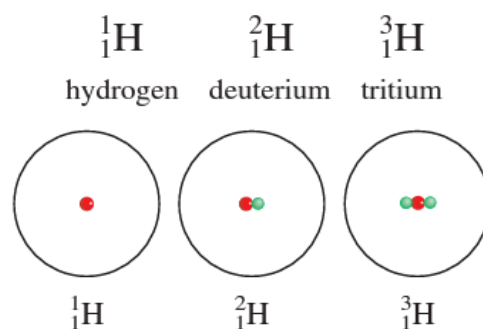
Massa atom merupakan massa dari seluruh partikel penyusun atom. Oleh karena sangat kecil, maka massa elektron dapat diabaikan sehingga massa atom dianggap merupakan jumlah massa proton dan neutron saja. Jumlah proton dan neutron selanjutnya disebut sebagai nomor massa dari suatu atom.

c. Isotop, isobar, isoton, dan isoelektron

1) Isotop

Atom-atom yang mempunyai nomor atom yang sama tetapi berbeda nomor massanya disebut **isotop** (*isotope*). Sebagai contoh, terdapat tiga isotop untuk hidrogen. Isotop pertama, dikenal sebagai hidrogen, mempunyai satu proton dan tidak mempunyai neutron. Isotop deuterium mempunyai satu proton dan satu neutron, dan tritium mempunyai satu proton dan dua neutron.

Perhatikanlah isotop-isotop atom hidrogen berikut ini!



Gambar 11 Isotop Atom Hidrogen
(Chang, 2010)

Sifat-sifat kimia suatu unsur ditentukan terutama oleh proton dan elektron dalam atomnya; neutron tidak ikut serta dalam perubahan kimia pada keadaan normal. Isotop-isotop dari unsur yang sama mempunyai sifat-sifat kimia yang sama,

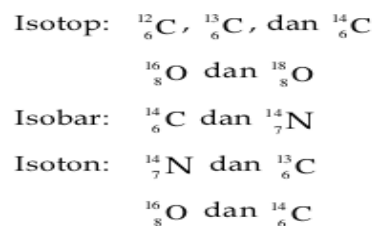
membentuk jenis senyawa yang sama, dan menunjukkan kereaktifan yang serupa (Chang, 2010).

2) Isobar

Isobar adalah atom dari unsur yang berbeda (mempunyai nomor atom berbeda) tetapi mempunyai jumlah nomor massa yang sama.

3) Isoton

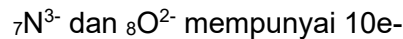
Isoton adalah atom dari unsur yang berbeda (mempunyai nomor atom dan nomor massa berbeda), tetapi mempunyai jumlah neutron yang sama.



Gambar 12 Contoh Isotop, Isobar dan Isoton

4) Isoelektron

Untuk memahami pengertian isoelektron coba diperhatikan contoh berikut ini!



Berdasarkan contoh di atas terlihat ${}_9\text{F}^-$, ${}_7\text{N}^{3-}$, O^{2-} dan Ne mempunyai 10 elektron. Ion-ion dan unsur (${}_9\text{F}^-$, ${}_7\text{N}^{3-}$, O^{2-} dan Ne) tersebut merupakan isoelektron, karena memiliki jumlah elektron sama, yaitu 10 elektron, sehingga juga memiliki konfigurasi elektron yang sama, yaitu $1s^2 2s^2 2p^6$.

Untuk mencapai kestabilan seperti konfigurasi elektron gas mulia, unsur golongan 1A (1) dan 2A (2) cenderung untuk melepaskan elektron valensinya sehingga membentuk ion positif (kation). Sedangkan unsur golongan 6A (16) dan 7A (17) cenderung membentuk ion negatif (anion). Ion-ion ini dikatakan isoelektronik (iso Yunani, "sama") dengan gas mulia terdekat. Gambar 8 menunjukkan hubungan ini. Ketika atom logam alkali [Grup 1A (1)] kehilangan elektron valensi tunggalnya, ia menjadi isoelektronik dengan gas mulia sebelumnya. Sebagai contoh ion Na^+ ($1s^2 2s^2 2p^6$) isoelektronik dengan neon (Ne):

Ne ($1s^2 2s^2 2p^6$). Ketika atom halogen [Grup 7A (17)] menerima satu elektron

maka ia menjadi isoelektronik dengan gas mulia berikutnya, contoh ion bromida isoelektronik dengan krypton (Kr): Br ([Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁵), Br ([Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁶) [isoelektronik dengan Kr ([Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁶)] (Silbergberg, 2010). Berdasarkan uraian di atas dapat disimpulkan, **isoelektron** merupakan unsur atau ion yang mempunyai jumlah elektron sama, untuk lebih memahaminya perhatikan Gambar 1.12!

Period	6A (16)	7A (17)	(18)	1A (1)	2A (2)
2	O	F	He	Li	Mg
3	S	Cl	Ne	Na	Ca
4	Se	Br	Ar	K	Sr
5	I		Kr	Rb	Ba
6			Xe	Cs	

Gain electrons →
Lose electrons ←

Gambar 13 Ion kelompok utama dan konfigurasi elektron gas mulia. Sebagian besar unsur yang membentuk ion monatomik yang isoelektronik dengan gas mulia terletak pada empat kelompok yang mengapit golongan 8A (18), dua di kedua sisi (Silbergberg, 2010)

Untuk lebih jelasnya perbedaan isotop, isobar, isoton, dan isoelektron simaklah video berikut <https://www.youtube.com/watch?v=xjDXExzkS38>.

d. Penamaan Senyawa

Selain menggunakan rumus untuk menunjukkan komposisi molekul dan komposisi senyawa, kimiawan telah mengembangkan sistem penamaan zat berdasarkan komposisinya. Pertama, kita membagi senyawa dalam tiga kategori: senyawa ionik, senyawa molekuler serta asam dan basa. Kemudian kita menerapkan aturan-aturan tertentu untuk menurunkan nama ilmiah untuk zat bersangkutan.

Senyawa ionik terbentuk dari kation (ion positif) dan anion (ion negatif). Dengan pengecualian penting untuk ion amonium, NH₄⁺, semua kation yang akan Anda pelajari di sini diturunkan dari atom logam. Kation logam mengambil namanya dari nama unsurnya. Sebagai contoh:

Unsur		Nama Kation	
Na	Natrium	Na ⁺	ion natrium (kation natrium)
Mg	Magnesium	Mg ²⁺	ion magnesium (kation magnesium)
Al	Aluminium	Al ³⁺	ion aluminium (kation aluminium)

Banyak senyawa ionik merupakan **senyawa biner** (*binary compound*), yaitu senyawa yang terbentuk dari hanya dua unsur. Untuk senyawa ionik biner, unsur pertama yang diberi nama adalah kation logam, diikuti dengan anion nonlogam. Jadi NaCl adalah natrium klorida. Anion diberi nama dengan mengambil bagian awal dari nama unsur itu (klorin) dan ditambah "-ida". Kalium bromida (KBr), seng iodida (ZnI₂), dan aluminium oksida (Al₂O₃) semuanya adalah senyawa biner.

Akhiran "-ida" juga digunakan untuk gugus anion tertentu yang mengandung unsur yang berbeda, seperti hidroksida (OH⁻) dan sianida (CN⁻). Jadi senyawa LiOH dan KCN diberi nama litium hidroksida dan kalium sianida. Senyawa ini dan beberapa senyawa ionik lainnya disebut **senyawa tersier** (*ternary compound*), yang berarti senyawa yang tersusun atas tiga unsur.

Logam-logam tertentu, khususnya **logam transisi**, dapat membentuk lebih dari satu jenis kation. Contohnya adalah besi. Besi dapat membentuk dua kation: Fe²⁺ dan Fe³⁺. Prosedur yang biasa dipakai untuk menunjukkan kation-kation berbeda dari unsur yang sama adalah dengan menggunakan angka Romawi. Angka Romawi I digunakan untuk memuat positif satu, II untuk memuat positif dua, dan seterusnya. Ini disebut *sistem Stock*. Dalam sistem ini, ion Fe²⁺ dan Fe³⁺ disebut besi (II) dan besi (III), dan senyawa FeCl₂ (mengandung ion Fe²⁺) dan FeCl₃, (mengandung ion Fe³⁺) disebut turut-turut besi-dua klorida dan besi-tiga klorida. Sebagai contoh lain, atom mangan (Mn) dapat memiliki beberapa memuat positif yang berbeda:

Mn ²⁺	MnO	mangan (II) oksida
Mn ³⁺	Mn ₂ O ₃	mangan (III) oksida
Mn ⁴⁺	MnO ₂	mangan (IV) oksida

Nama-nama senyawa ini disebut sebagai mangan-dua oksida, mangan-tiga oksida dan mangan-empat oksida.

1) Senyawa Molekuler

Senyawa molekuler mengandung unit-unit molekuler yang terpisah. Senyawa ini biasanya tersusun atas unsur-unsur nonlogam. Banyak senyawa molekuler yang berupa senyawa biner. Penamaan senyawa molekuler biner mirip dengan penamaan senyawa ionik biner. Pertama kita menempatkan nama dari unsur pertama dalam rumus dan sesudahnya unsur kedua diberi nama dengan menambahkan “-ida” ke nama dasar unsur tersebut. Contohnya: HCl (hidrogen klorida), HBr (hidrogen bromida), SiC (silikon karbida).

Sepasang unsur umumnya bisa saja membentuk beberapa senyawa yang berbeda. Contohnya: CO (karbon monoksida), CO₂ (karbon dioksida), SO₂ (belerang dioksida), SO₃ (belerang trioksida), NO₂ (nitrogen dioksida), N₂O₄ (dinitrogen tetroksida).

Sebagai pengecualian, kita tidak menggunakan awalan Yunani untuk senyawa molekuler yang mengandung hidrogen. Biasanya, banyak dari senyawa-senyawa ini disebut dengan nama umum yang tidak sistematis atau dengan nama yang tidak secara khusus menandakan jumlah atom H yang ada. Contohnya: B₂H₆ (Dibroman), CH₄ (Metana), SiH₄ (Silan), NH₃ (Amonia), PH₃ (Fosfin), H₂O (Air), H₂S (Hidrogen sulfida).

2) Asam dan Basa

Asam (*acid*) dapat digambarkan sebagai zat yang menghasilkan ion hidrogen (H⁺) ketika dilarutkan dalam air. Rumus untuk asam tersusun atas satu atau lebih atom hidrogen dan sebuah gugus anion. Anion yang namanya diakhiri dengan “-ida” mempunyai bentuk asam dengan nama yang diawali dengan kata “asam” dan diikuti dengan nama anion tersebut. Contohnya:

Anion	Asam
F ⁻ (fluorida)	HF (asam fluorida)
Cl ⁻ (klorida)	HCl (asam klorida)
Br ⁻ (bromida)	HBr (asam bromida)

I⁻ (iodida)

HI (asam iodida)

Asam yang mengandung hidrogen, oksigen dan unsur lain (unsur pusat) disebut **asam okso** (*oxoacid*). Rumus okso biasanya diawali dengan H, diikuti dengan unsur pusat dan kemudian O, seperti contoh berikut ini:

HNO ₃	Asam Nitrat
H ₂ SO ₄	Asam Sulfat
H ₂ CO ₃	Asam Karbonat

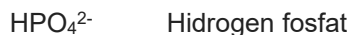
Dua atau lebih asam okso mempunyai atom pusat yang sama tetapi jumlah O yang berbeda, aturan penamaan senyawa tersebut adalah sebagai berikut ini.

- (1) Penambahan satu atom O pada asam “-at”: Asamnya disebut asam “per...-at”. Jadi, menambahkan satu atom O pada HClO₃ akan mengubah asam klorat menjadi asam perklorat, HClO₄.
- (2) Pengurangan satu atom O dari asam “-at”: Asamnya disebut asam “-it”, Jadi, asam nitrat, HNO₃ menjadi asam nitrit, untuk HNO₂.
- (3) Pengurangan dua atom O dari asam “-at”: Asamnya disebut asam “hipo... -it”. Jadi, ketika HBrO₃ diubah menjadi HBrO asamnya disebut asam hipobromit.

Aturan untuk penamaan anion dari asam okso, disebut **anion okso** (*oxoanion*), adalah:

- (1) Ketika semua ion H dihilangkan dari asam yang berakhiran “-at”, nama anionnya sama dengan nama asamnya tetapi kata “asam” dihilangkan. Sebagai contoh, anion CO₃²⁻ yang diturunkan dari H₂CO₃ disebut karbonat.
- (2) Ketika semua ion H dihilangkan dari asam yang berakhiran “-it” nama anionnya sama dengan nama asamnya. Maka anion ClO₂⁻ yang diturunkan dari HClO₂ disebut klorit.
- (3) Nama dari anion yang satu atau lebih tapi tidak semua ion hidrogennya dihilangkan, harus menunjukkan jumlah ion H yang ada. Sebagai contoh, perbatikan anion-anion yang diturunkan dari asam fosfat:

H ₃ PO ₄	Asam fosfat
H ₂ PO ₄ ⁻	Dihidrogen fosfat
PO ₄ ³⁻	Fosfat



Perhatikan bahwa kita menghilangkan awalan “mono-” ketika hanya terdapat satu H dalam anion.

Asam	Anion
HClO_4 (asam perklorat)	ClO_4^- (perklorat)
HClO_3 (asam klorat)	ClO_3^- (klorat)
HClO_2 (asam klorit)	ClO_2^- (klorit)
HClO (asam hipoklorit)	ClO^- (hipoklorit)

Penamaan Basa

Basa (*base*) dapat digambarkan sebagai zat yang menghasilkan ion hidroksida (OH^-) ketika dilarutkan dalam air. Beberapa contohnya sebagai berikut ini!

NaOH	Natrium hidroksida
KOH	Kalium hidroksida
Ba(OH)_2	Barium hidroksida

Amonia (NH_3), merupakan suatu senyawa molekular yang berwujud gas atau cairan murni, juga digolongkan sebagai basa. Senyawa ini tampak seperti satu pengecualian untuk definisi basa. Namun, perhatikan bahwa sepanjang suatu zat menghasilkan ion hidroksida ketika itu tetap bisa disebut basa. Pada kenyataannya, ketika amonia dilarutkan dalam air, NH_3 bereaksi sebagian dengan air menghasilkan ion NH_4^+ dan OH^- . Jadi amonia dapat digolongkan sebagai basa (Chang, 2010).

3. Sistem Periodik Unsur

Manusia cenderung mengelompokkan sesuatu dengan kriteria tertentu agar mudah mengingat, mencari atau memakainya. Begitu pula dengan unsur-unsur kimia, setiap unsur memiliki sifat kimia dan sifat fisika yang berbeda. Sejak semula, para ahli kimia telah mengamati bahwa sekelompok unsur tertentu menunjukkan sifat-sifat yang mirip. Pada abad kesembilan belas kimiawan menemukan pengulangan periodik yang teratur dalam sifat-sifat fisika dan kimia,

sehingga ditemukan suatu sistem yang dikenal dengan istilah sistem periodik unsur atau tabel periodik unsur.

a. Perkembangan sistem periodik unsur

Pada abad kesembilan belas, ketika para kimiawan masih samar-samar dalam memahami gagasan tentang atom dan molekul, dan belum mengetahui adanya elektron dan proton, mereka menyusun tabel periodik dengan menggunakan pengetahuannya tentang massa atom. Mereka telah melakukan pengukuran massa atom dari sejumlah unsur dengan teliti. Penyusunan unsur-unsur menurut massa atomnya dalam tabel periodik tampak logis bagi para kimiawan yang berpendapat bahwa perilaku kimia bagaimanapun juga harus berhubungan dengan massa atom.

1) Sistem Periodik Dobereiner

Johann W Dobereiner, pada tahun 1817 menemukan kelompok tiga unsur yang mempunyai kemiripan sifat yang ada hubungannya dengan massa atom relative. Pada tahun itu, telah dikenal sekitar 40 macam unsur.

2) Sistem Periodik Newlands

Daftar unsur yang disusun oleh Newlands ini dinamakan dengan **Hukum Oktaf Newland**. (Achmad, 2001 dan Syukri, 1999). John Newlands menyusun unsur dalam kelompok tujuh unsur dan menemukan hubungan antara sifat unsur dengan massa atom relatifnya, yaitu:

“Jika unsur disusun berdasarkan kenaikan massa atom relatifnya, maka pada unsur kedelapan sifatnya mirip dengan unsur yang pertama, dan unsur yang kesembilan dengan unsur yang kedua, dan seterusnya” (Syukri, 1999).

Tabel 1 Penggolongan Unsur Menurut Hukum Oktaf Newlands

I	II	III	IV	V	VI	VII
Li 6,94	Be 9,01	B 10,9	C 12	N 14	O 16	F 19
Na 23	Mg 24,3	Al 27	Si 28,1	P 31	S 32,1	Cl 35,5
K 39,1	Ca 40,1	Ti 47,9	Cr 52,0	Mn 54,9	Fe 55,9	Dst

(Achmad, 2001)

3) Sistem Periodik Mendeleev

Dalam waktu tiga tahun setelah Newlands mengumumkan “Hukum Oktaf” Lothar Meyer dan Dimitri Ivanovich Mendeleev (Gambar 4) bekerja di tempat terpisah menemukan hubungan yang lebih terperinci antara massa atom relatif dan sifat unsur. Tabel menunjukkan bahwa unsur-unsur yang sifatnya mirip, terletak di tempat tertentu dalam setiap bagian tabel yang mirip bentuknya.

Sistem periodik Mendeleev memiliki beberapa kelebihan, yaitu Sifat kimia dan fisika unsur dalam satu golongan mirip dan berubah secara teratur, Kemiripan sifat ini dikenal sebagai hubungan diagonal, Valensi tertinggi suatu unsur sama dengan nomor golongannya, Dapat meramalkan sifat unsur yang belum ditemukan waktu itu dan telah mempunyai tempat yang kosong, Perubahan sifat yang mendadak dari unsur halogen yang sangat elektronegatif ke unsur alkali yang sangat elektropositif menunjukkan adanya sekelompok unsur yang tidak bersifat elektronegatif maupun elektropositif, dan Daftar ini tidak mengalami perubahan setelah ditemukan unsur-unsur gas mulia He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn diantara tahun 1890-1900.

4) Sistem Periodik Modern

Sistem periodik modern (disebut juga **sistem periodik panjang**) disusun berdasarkan **konfigurasi elektron unsur**. Letak unsur dalam sistem ini ditentukan oleh orbital yang terisi paling akhir. Sistem periodik terdiri atas **periode** (baris/row, horizontal) dan **golongan** (kolom vertikal). Dalam sistem periodik, tiap unsur terletak pada kotak tertentu sehingga ada kelompok yang mempunyai kemiripan sifat. Kemiripan itu terdapat dalam arah vertikal, horizontal dan diagonal. (Syukri, 1999 & Jespersen, et al., 2012).

Untuk lebih memahami perkembangan unsur, silahkan dilihat, dipelajari dan dipahami video perkembangan sistem periodik lengkap pada link: https://www.youtube.com/watch?v=SpsHNcXgVao_

The image shows a modern periodic table with various elements and their atomic numbers and masses. Annotations include:

- Alkali metals (except H):** 1A (1)
- Alkaline earth metals:** 2A (2)
- Atomic number:** 1 H 1.00794
- Atomic mass:** 1 H 1.00794
- Group designation:** 3A (13), 4A (14), 5A (15), 6A (16), 7A (17), 8A (18)
- Halogens:** 7A (17)
- Noble gases:** 8A (18)

1	2	3B (3) 4B (4) 5B (5) 6B (6) 7B (7) 8B (8) (9) (10) 1B (11) 2B (12)										3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)	
1	H 1.008																	He 4.003
2	3 Li 6.941	4 Be 9.012											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
3	11 Na 22.99	12 Mg 24.31											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
4	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.41	31 Ga 69.72	32 Ge 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
5	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc [98]	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29
6	55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm [145]	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97	
7	87 Fr [223]	88 Ra [226]	89 Ac [227]	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np [237]	94 Pu [244]	95 Am [243]	96 Cm [247]	97 Bk [247]	98 Cf [251]	99 Es [252]	100 Fm [257]	101 Md [258]	102 No [259]	103 Lr [262]	

Gambar 14 Tabel Periodik Modern
(Jespersen *et. al.*, 2012:73 dan M. E. Wieser)

b. Penggolongan periodik unsur

Dalam tabel periodik modern, periode dan golongan ditandai dengan angka biasa atau arab. Sistem penomoran yang selama ini dipakai di Amerika Serikat hampir sama dengan sistem Mendeleev, setiap golongan menggunakan angka Romawi dan huruf A atau B. Hal ini dapat dilihat pada bagian atas setiap golongan seperti pada Gambar 10 (Brady, *at. al.*, 2009).

Unsur-unsur di kolom yang lebih panjang (golongan A) dikenal sebagai unsur representatif atau **unsur golongan utama**. Yang termasuk dalam golongan B di tengah tabel disebut **unsur transisi**. Unsur dalam dua baris panjang di bawah badan utama tabel adalah **unsur transisi bagian dalam**, dan setiap baris diberi nama setelah unsur yang mengikuti di bagian utama tabel. Dengan demikian, unsur 58–71 disebut **unsur lantanida** karena mereka mengikuti lantanum ($Z = 57$), dan unsur 90–103 disebut **unsur aktinida** karena mereka mengikuti actinium ($Z = 89$). Beberapa golongan telah memperoleh nama umum. Misalnya, kecuali

untuk hidrogen, unsur-unsur **Golongan 1A** adalah logam. Mereka membentuk senyawa dengan oksigen yang larut dalam air untuk memberikan solusi yang sangat basa, atau kaustik. Akibatnya, mereka disebut **logam alkali** atau hanya alkali. Unsur-unsur Golongan 2A juga merupakan logam. Senyawa oksigennya juga bersifat basa, tetapi banyak senyawa dari unsur Golongan 2A yang tidak dapat larut dalam air dan ditemukan dalam endapan di tanah. Karena sifat mereka dan di mana mereka terjadi di alam, unsur-unsur **Golongan 2A dikenal sebagai logam alkali tanah.**

Golongan 8A, disebut gas mulia, dulu disebut gas inert sampai diketahui bahwa anggota yang lebih berat dari golongan tersebut menunjukkan tingkat reaktivitas kimia yang kecil. Istilah mulia digunakan ketika ahli ingin menyarankan tingkat reaktivitas kimia yang sangat terbatas. Emas, misalnya, sering disebut sebagai logam mulia karena sangat sedikit bahan kimia yang mampu bereaksi dengannya. Akhirnya, unsur-unsur **Golongan 7A disebut halogen**, berasal dari kata Yunani yang berarti "laut" atau "garam." Klorin (Cl), misalnya, ditemukan dalam garam meja yang dikenal, suatu senyawa yang bertanggung jawab besar dalam rasa air laut yang asin. Golongan lain dari unsur perwakilan memiliki nama yang jarang digunakan, dan kami akan menamai golongan tersebut berdasarkan unsur pertama dalam keluarga. Misalnya, **golongan 5A adalah kelompok nitrogen**. Pengelompokan unsur berdasarkan golongannya dapat dilihat pada Tabel 1

Tabel 2 Nama Beberapa Golongan dalam Tabel Periodik

Golongan	Nama	Unsur
1A/1	Logam Alkali	Li,Na, K, Rb,Cs, Fr
2A/2	Logam Alkali Tanah	Be, Mg,Ca, Sr, Ba, Ra
6A/16	Chalcogens	O, S, Se, Te, Po
7A/17	Halogen	F, Cl, Br, I, At
8A/18	Gas Mulia	He, Ne,Ar, Kr,Xe, Rn

(Brown, *at. al.*, 2012; 51)

Untuk lebih memahami materi ini, silahkan lihat dan pahami video penggolongan periodik unsur lengkap pada link

<https://www.youtube.com/watch?v=C61fAcPXxCU>.

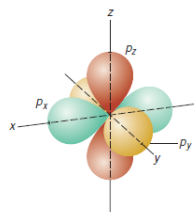
c. Hubungan Konfigurasi Elektron dengan Sistem Periodik Unsur

Dalam tabel modern, unsur-unsur terdaftar dalam urutan peningkatan nomor atom daripada peningkatan massa relatif. Tabel periodik modern juga mengandung lebih banyak unsur daripada tabel asli Mendeleev karena banyak lagi yang telah ditemukan sejak zamannya. Hukum periodik Mendeleev didasarkan pada observasi. Unsur-unsur dalam tabel periodik dapat secara luas diklasifikasikan sebagai logam, bukan logam, dan metaloid. Logam menempati sisi kiri tabel periodik dan memiliki sifat serupa: yaitu konduktor panas dan listrik yang baik; dapat ditumbuk menjadi lembaran datar (kelenturan); bisa ditarik ke dalam kabel (daktilitas); sering mengkilap; dan cenderung kehilangan elektron ketika mengalami perubahan kimia. Contoh logam yang baik adalah besi, magnesium, kromium, dan natrium. Bukan logam menempati sisi kanan tabel periodik (Syukri, 1999, Jespersen, et al., 2012, & Chang, 2011).

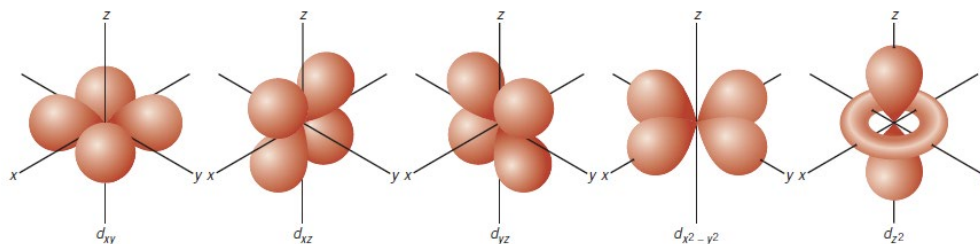
Kedudukan dan jumlah elektron dalam masing-masing tingkat disebut konfigurasi elektron. Penulisan konfigurasi elektron harus sesuai dengan aturan Aufbau, larangan Pauli dan aturan Hund. Untuk itu pelajari kembali ketiga aturan penulisan konfigurasi elektron ini pada modul 1, kegiatan belajar 1 (M1KB1) sebelumnya.

*Bagaimana caranya menentukan letak suatu unsur dalam sistem periodik? Melalui konfigurasi elektron, Anda dapat menentukan terletak pada golongan dan periode berapa suatu unsur. Salah satunya berdasarkan konfigurasi elektron yang mengikuti aturan Aufbau yaitu cara *s*, *p*, *d*, dan *f*. Konfigurasi elektron menggambarkan sebaran/susunan elektron dalam suatu atom. Konfigurasi elektron dapat dituliskan berdasarkan nomor atom unsur yang diketahui.*

Kemungkinan daerah ditemukannya elektron dalam suatu atom disebut *orbital*. Tingkat energi orbital atom terdiri dari *s*, *p*, *d*, dan *f*. Orbital *s* maksimal diisi oleh 2 elektron, orbital *p* diisi oleh 6 elektron, orbital *d* diisi oleh 10 elektron, dan orbital *f* diisi oleh 14 elektron. Orbital *p* akan mempunyai tiga arah orbital yaitu p_x , p_y , dan p_z . orbital *d* mempunyai 5 arah orbital yaitu d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$, dan d_z^2 yang masing-masing berisi 2 elektron. Sementara itu orbital *f* mempunyai 7 arah orbital. Amatilah Gambar 1.14!



Gambar 15 Orbital p_x , p_y , dan p_z (Jespersen, et al., 2012)



Gambar 16 Orbital d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$, dan d_{z^2}
(Jespersen, et. al., 2012 dan Chang, 2011)

Dari Gambar 15 dan 16 dapat dilihat bahwa elektron tidak hanya berada pada suatu orbit, tetapi pada suatu daerah atau ruang dengan arah orbital tertentu. Untuk pengisian elektron dalam suatu atom. Coba perhatikan kembali urutan konfigurasi elektron berdasarkan aturan Aufbau.

Berdasarkan aturan Aufbau, dapat dibuatkan konfigurasi elektron dari suatu atom. Subkulit atom terdiri dari subkulit s , p , d , dan f . Subkulit s maksimal diisi oleh 2 elektron, subkulit p diisi oleh 6 elektron, subkulit d diisi oleh 10 elektron, dan subkulit f diisi oleh 14 elektron (Chang, 2011).

Coba Anda perhatikan Gambar 17!

1	1A												18 8A					
1	1 H 1s ¹	2 2A He 1s ²											13 3A B 2s ² 2p ¹	14 4A C 2s ² 2p ²	15 5A N 2s ² 2p ³	16 6A O 2s ² 2p ⁴	17 7A F 2s ² 2p ⁵	18 8A Ne 2s ² 2p ⁶
2	3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²											5 B 2s ² 2p ¹	6 C 2s ² 2p ²	7 N 2s ² 2p ³	8 O 2s ² 2p ⁴	9 F 2s ² 2p ⁵	10 Ne 2s ² 2p ⁶
3	11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al 3s ² 3p ¹	14 Si 3s ² 3p ²	15 P 3s ² 3p ³	16 S 3s ² 3p ⁴	17 Cl 3s ² 3p ⁵	18 Ar 3s ² 3p ⁶
4	19 K 4s ¹	20 Ca 4s ²	21 Sc 4s ² 3d ¹	22 Ti 4s ² 3d ²	23 V 4s ² 3d ³	24 Cr 4s ¹ 3d ⁵	25 Mn 4s ² 3d ⁵	26 Fe 4s ² 3d ⁶	27 Co 4s ¹ 3d ⁷	28 Ni 4s ² 3d ⁸	29 Cu 4s ¹ 3d ¹⁰	30 Zn 4s ² 3d ¹⁰	31 Ga 4s ² 4p ¹	32 Ge 4s ² 4p ²	33 As 4s ² 4p ³	34 Se 4s ² 4p ⁴	35 Br 4s ² 4p ⁵	36 Kr 4s ² 4p ⁶
5	37 Rb 5s ¹	38 Sr 5s ²	39 Y 5s ² 4d ¹	40 Zr 5s ² 4d ²	41 Nb 5s ¹ 4d ⁴	42 Mo 5s ¹ 4d ⁵	43 Tc 5s ² 4d ⁵	44 Ru 5s ¹ 4d ⁷	45 Rh 5s ¹ 4d ⁸	46 Pd 4d ¹⁰	47 Ag 5s ¹ 4d ¹⁰	48 Cd 5s ² 4d ¹⁰	49 In 5s ² 5p ¹	50 Sn 5s ² 5p ²	51 Sb 5s ² 5p ³	52 Te 5s ² 5p ⁴	53 I 5s ² 5p ⁵	54 Xe 5s ² 5p ⁶
6	55 Cs 6s ¹	56 Ba 6s ²	57 La 6s ² 5d ¹	72 Hf 6s ² 5d ²	73 Ta 6s ² 5d ³	74 W 6s ² 5d ⁴	75 Re 6s ² 5d ⁵	76 Os 6s ² 5d ⁶	77 Ir 6s ² 5d ⁷	78 Pt 6s ¹ 5d ⁹	79 Au 6s ¹ 5d ¹⁰	80 Hg 6s ² 5d ¹⁰	81 Tl 6s ² 6p ¹	82 Pb 6s ² 6p ²	83 Bi 6s ² 6p ³	84 Po 6s ² 6p ⁴	85 At 6s ² 6p ⁵	86 Rn 6s ² 6p ⁶
7	87 Fr 7s ¹	88 Ra 7s ²	89 Ac 7s ² 6d ¹	104 Rf 7s ² 6d ²	105 Db 7s ² 6d ³	106 Sg 7s ² 6d ⁴	107 Bh 7s ² 6d ⁵	108 Hs 7s ² 6d ⁶	109 Mt 7s ² 6d ⁷	110 Ds 7s ² 6d ⁸	111 Rg 7s ² 6d ⁹	112 Cn 7s ² 6d ¹⁰	113 Nh 7s ² 7p ¹	114 Fl 7s ² 7p ²	115 Mc 7s ² 7p ³	116 Lv 7s ² 7p ⁴	(117)	118 Og 7s ² 7p ⁶
			58 Ce 6s ² 4f ⁵ 5d ¹	59 Pr 6s ² 4f ⁶	60 Nd 6s ² 4f ⁷	61 Pm 6s ² 4f ⁶	62 Sm 6s ² 4f ⁶	63 Eu 6s ² 4f ⁷	64 Gd 6s ² 4f ⁷ 5d ¹	65 Tb 6s ² 4f ⁷	66 Dy 6s ² 4f ⁹	67 Ho 6s ² 4f ¹⁰	68 Er 6s ² 4f ¹²	69 Tm 6s ² 4f ¹³	70 Yb 6s ² 4f ¹⁴	71 Lu 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹		
			90 Th 7s ² 6d ²	91 Pa 7s ² 5f ⁶ 6d ¹	92 U 7s ² 5f ⁶ 6d ¹	93 Np 7s ² 5f ⁷ 6d ¹	94 Pu 7s ² 5f ⁷	95 Am 7s ² 5f ⁷	96 Cm 7s ² 5f ⁷ 6d ¹	97 Bk 7s ² 5f ⁷	98 Cf 7s ² 5f ⁷	99 Es 7s ² 5f ¹¹	100 Fm 7s ² 5f ¹²	101 Md 7s ² 5f ¹³	102 No 7s ² 5f ¹⁴	103 Lr 7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹		

Gambar 17 Konfigurasi Elektron Unsur-unsur pada Keadaan Dasar
(Sumber: Chang,2010)

Gambar 17 menunjukkan tabel periodik unsur-unsur bersama dengan konfigurasi elektronnya dalam keadaan dasar. Diawali dengan hidrogen, kita lihat bahwa subkulit terisi sesuai urutan yang ditunjukkan. Menurut jenis subkulit yang terisi, unsur-unsur dapat dibagi menjadi beberapa golongan unsur utama, gas mulia, unsur transisi (logam transisi), lantanida, dan aktinida. Merujuk pada Gambar 8, unsur-unsur utama (*representative unsurts*) adalah unsur-unsur dalam golongan IA hingga VIIA, yang semuanya memiliki subkulit *s* atau *p* dengan bilangan kuantum utama tertinggi yang belum terisi penuh. Dengan pengecualian pada helium, seluruh unsur-unsur golongan VIIIA, gas mulia (*noble gas*) mempunyai subkulit *p* yang terisi penuh dengan konfigurasi elektronnya adalah $1s^2$ untuk helium dan $ns^2 ns^6$ untuk gas mulia yang lain dan *n* adalah bilangan kuantum utama untuk kulit terluar. Logam transisi adalah unsur-unsur dalam golongan 1B dan 3B hingga 8B, yang mempunyai subkulit *d* yang tidak terisi penuh atau mudah menghasilkan kation dengan subkulit *d* yang tak terisi penuh. Logam-logam ini kadang-kadang disebut dengan unsur-unsur transisi blok-*d*). Unsur-unsur golongan IIB adalah Zn, Cd dan Hg yang bukan merupakan unsur utama maupun unsur transisi. Lantanida dan aktinida biasa disebut unsur transisi blok-*f*

karena kedua golongan ini memiliki sub kulit f yang tidak terisi penuh (Chang, 2011).

Pola yang jelas akan muncul ketika Anda mengkaji konfigurasi elektron unsur-unsur dalam golongan tertentu. Konfigurasi elektron untuk unsur-unsur golongan IA dan IIA ditunjukkan dalam Tabel 1.2.

Tabel 3 Konfigurasi Elektron Unsur-unsur Golongan IA dan Golongan IIA

Golongan IA	Golongan IIA
Li [He] $2s^1$	Be [He] $2s^2$
Na [Ne] $3s^1$	Mg [Ne] $3s^2$
K [Ar] $4s^1$	Ca [Ar] $4s^2$
Rb [Kr] $5s^1$	Sr [Kr] $5s^2$
Cs [Xe] $6s^1$	Ba [Xe] $6s^2$
Fr [Rn] $7s^1$	Ra [Rn] $7s^2$

(Jespersen, et al., 2012 dan Petrucci, *at. al.*, 2017)

Dari Tabel 1.3 dapat dilihat bahwa semua unsur golongan IA yaitu logam alkali memiliki konfigurasi elektron terluar yang mirip, masing-masing memiliki inti gas mulia dan konfigurasi ns^1 untuk elektron terluarnya. Demikian pula golongan IIA yaitu logam alkali tanah juga mempunyai inti gas mulia dan konfigurasi elektron terluar ns^2 . Elektron terluar suatu atom yang terlibat dalam ikatan kimia disebut elektron valensi (*valence electron*). Jumlah elektron valensi yang sama menentukan kemiripan sifat kimia diantara unsur-unsur setiap golongan. Hal ini juga berlaku untuk halogen (unsur-unsur golongan VIIA), yang memiliki konfigurasi elektron terluar ns^2np^5 dan menunjukkan sifat-sifat yang sangat mirip. Kita harus berhati-hati dalam meramalkan sifat-sifat golongan IIIA sampai VI A. Sebagai contoh, unsur-unsur dalam golongan IVA memiliki konfigurasi elektron terluar yang sama ns^2np^2 , tetapi terdapat lebih banyak keragaman dalam sifat-sifat kimia diantara unsur-unsur berikut ini: karbon adalah non logam, silikon dan germanium adalah metaloid, serta timah dan timbal adalah logam. Penggolongan sifat-sifat unsur dapat dilihat pada Gambar berikut.

1 1A 1 H	2 2A 2 He	Representative elements										Zinc Cadmium Mercury		Noble gases					Lanthanides		Actinides		13 3A 13 Al	14 4A 14 Si	15 5A 15 P	16 6A 16 S	17 7A 17 Cl	18 8A 18 Ar																	
3 Li	4 Be	Transition metals																					5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																	
11 Na	12 Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9	10	11 1B	12 2B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr										
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn										
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112	113	114	115	116	(117)	118	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Gambar 18 Penggolongan Unsur-unsur
(Sumber: Chang, 2011)

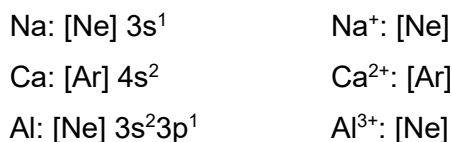
Dalam satu golongan, unsur-unsur gas mulia memiliki sifat yang sama, kecuali Krypton dan Xenon karena unsur ini secara kimia bersifat inert. Hal ini disebabkan karena subkulit terluar dari unsur ini terisi penuh (ns^2np^6) yaitu suatu keadaan yang menggambarkan kestabilan tinggi. Walaupun konfigurasi elektron terluar logam transisi tidak selalu sama dalam satu golongan dan tidak ada pola yang teratur dalam perubahan konfigurasi elektron dari satu logam ke logam lain dalam periode yang sama, seluruh logam transisi memiliki ciri-ciri tertentu yang membedakannya dari unsur-unsur lainnya. Hal ini karena seluruh logam-logam ini memiliki subkulit d yang tidak terisi penuh. Demikian pula unsur-unsur lantanida dan aktinida menyerupai satu sama lain dalam deretnya karena mempunyai subkulit f yang tidak terisi penuh.

Konfigurasi Elektron Kation dan Anion

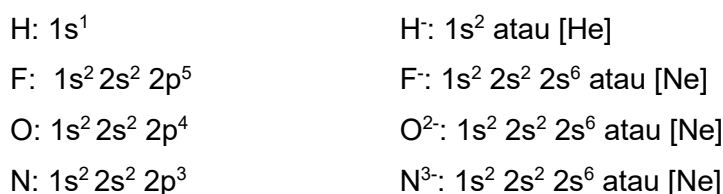
Senyawa ionik yang banyak terbentuk dari anion dan kation monoatomik akan sangat membantu untuk mengetahui bagaimana menulis konfigurasi elektron spesi-spesi ion. Cara untuk menulis konfigurasi elektron ion-ion memerlukan metode yang hanya sedikit diperluas dari metode yang digunakan untuk atom netral. Ion dibagi menjadi dua kelompok sebagai berikut ini.

1) Ion yang dihasilkan dari unsur golongan utama

Pada pembentukan kation dari atom netral unsur golongan utama, satu elektron atau lebih dikeluarkan dari n terluar yang masih terisi. Dibawah ini adalah konfigurasi elektron beberapa atom netral dan kation-kationnya.



Berdasarkan konfigurasi elektron di atas terlihat setiap ion mempunyai konfigurasi gas mulia yang stabil. Dalam pembentukan anion, satu elektron atau lebih ditambahkan ke kulit n terluar yang terisi sebagian. Perhatikan contoh berikut ini!



Semua anion mempunyai konfigurasi elektron gas mulia yang stabil. Berdasarkan contoh terlihat bahwa ciri khusus dari semua unsur golongan utama adalah ion-ion yang dihasilkan dari atom-atom netralnya mempunyai konfigurasi elektron terluar gas mulia $ns^2 np^6$. Atom-atom atau ion-ion yang mempunyai jumlah elektron yang sama, maka memiliki konfigurasi elektron tingkat dasarnya sama disebut isoelektron (*isoelectronic*). Jadi, H⁻ dan He adalah isoelektron, F⁻, Na⁺ dan Ne adalah isoelektron dan seterusnya (Chang, 2011).

2) Kation yang dihasilkan dari logam transisi

Kita telah mengetahui bahwa pada baris pertama logam transisi (Sc sampai Cu), orbital $4s$ selalu diisi lebih dulu sebelum orbital $3d$. Perhatikan konfigurasi elektron dari unsur mangan, yaitu [Ar] $4s^2 3d^5$. Jika terbentuk ion Mn²⁺, kita mungkin menduga bahwa dua elektron dikeluarkan dari orbital $3d$ untuk menghasilkan [Ar] $4s^2 3d^5$. Pada kenyataannya, konfigurasi elektron Mn²⁺ adalah [Ar] $3d^5$. Hal ini karena interaksi elektron-elektron dan elektron inti pada atom netral agak berbeda dengan interaksi pada ionnya. Jadi, meskipun dalam Mn orbital $4s$ selalu terisi lebih dulu sebelum orbital $3d$, elektron dikeluarkan dari $4s$ pada p membentuk Mn²⁺, karena orbital $3d$ lebih stabil daripada orbital $4s$ dalam

ion logam transisi. Oleh karena itu, jika kation terbentuk dari atom logam transisi, elektron yang dilepaskan pertama selalu dari orbital ns dan kemudian baru dari orbital $(n-1) d$.

Perhatikan klasifikasi golongan unsur-unsur dalam tabel periodik menurut jenis subkulit terluar yang terisi dengan elektron pada Gambar 1.14.

1s		1s
2s		2p
3s		3p
4s	3d	4p
5s	4d	5p
6s	5d	6p
7s	6d	7p
	4f	
	5f	

Gambar 19 Klasifikasi Golongan Unsur-unsur Berdasarkan Jenis Subkulit Terluar (Achmad, 2001, Jespersen, et al., 2012, Chang, 2011 dan Petrucci, *at al.*, 2017)

Perhatikanlah atom X dengan nomor atom 14 dengan konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, dan atom Y dengan nomor atom 6 dengan konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^2$. Elektron atom X mengisi orbital terakhir pada $3s^2$, berarti berada pada tingkat energi ke tiga, jika dihubungkan dengan sistem periodik atom ini berada pada periode ke-3. Elektron kulit terluar dari atom X berada pada orbital $3s^2 3p^2$ yang berisi 4 elektron, disebut dengan elektron valensi. Jumlah elektron valensi pada sistem periodik menunjukkan golongan. Untuk lebih memahami materi ini lihat Video konfigurasi elektron dan sistem periodik unsur pada link berikut ini. https://www.youtube.com/watch?v=qF_UxwLzjEY.

4. Sifat-sifat keperiodikan unsur

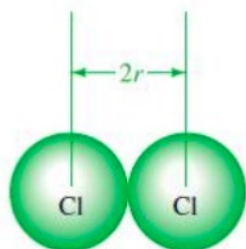
Hampir semua unsur di alam ditemukan dalam bentuk senyawanya. Hal ini disebabkan unsur itu belum stabil sehingga mudah bereaksi dengan unsur lainnya. Kereaktifan suatu unsur bergantung pada harga jari-jari atom, energi ionisasi, afinitas elektronnya, dan keelektronegatifan. Unsur-unsur ada yang

berwujud padat, cair dan gas. Unsur-unsur Periode 3 pada tabel periodik dari kiri ke kanan berupa padatan (Na , Mg , Al , Si , P , S) kemudian berupa gas (Cl , Ar). Natrium yang paling bersifat logam dan Argon bukan logam.

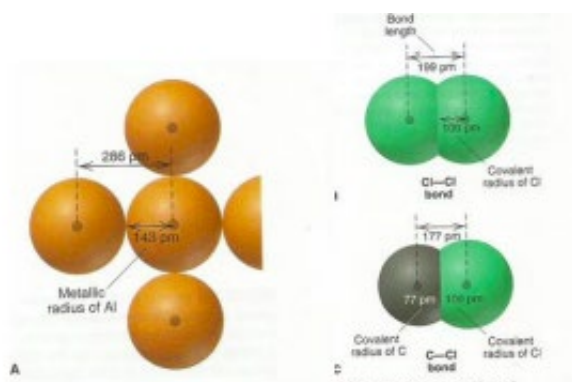
Keteraturan sifat secara periodik dari kiri kekanan atau dari atas ke bawah dalam tabel periodik merupakan keperiodikan sifat unsur. Keperiodikan sifat unsur atau sifat periodik unsur terdiri dari jari-jari atom, energi ionisasi, afinitas elektron dan keelektronegatifan.

a. Jari-jari atom

Ukuran jari-jari atom dari suatu unsur ditentukan dengan sinar X, dengan mengukur jarak inti atom terhadap pasangan elektron bersama dalam ikatannya. Cara pengukuran jari-jari atom logam dan non logam ditunjukkan seperti pada gambar 14.



Gambar 20 Jari-jari Cl₂
(Sumber: Whitten, Chemistry, 2010)



Gambar 21 Jari-jari Al dan Cl₂
(Sumber: Silberberg, General Chemistry, 2007)

Kecenderungan jari-jari atom dalam satu golongan dan periode pada tabel periodik tertera pada Gambar berikut






IA	IIA	III A	IV A	VA	VIA	VII A	VIII A
Atomic radii							
H 0.37							He 0.31
Li 1.52	Be 1.12	B 0.85	C 0.77	N 0.75	O 0.73	F 0.72	Ne 0.71
Na 1.86	Mg 1.60	Al 1.43	Si 1.18	P 1.10	S 1.03	Cl 1.00	Ar 0.98
K 2.27	Ca 1.97	Ga 1.35	Ge 1.22	As 1.20	Se 1.19	Br 1.14	Kr 1.12
Rb 2.48	Sr 2.15	In 1.67	Sn 1.40	Sb 1.40	Te 1.42	I 1.33	Xe 1.31
Cs 2.65	Ba 2.22	Tl 1.70	Pb 1.46	Bi 1.50	Po 1.68	At 1.90	Rn 1.41

Gambar 22 Jari jari atom
(Sumber: Silberberg, General Chemistry, 2007)

Dari gambar tersebut dapat diperoleh gambaran sebagai berikut:

- 1) Dalam tiap-tiap periode unsur golongan 1A mempunyai jari-jari paling besar dan ukuran jari-jari menurun sampai unsur golongan VIIIA.
- 2) Dalam satu golongan unsur periode ke-1 mempunyai jari-jari paling kecil dan ukuran jari-jari naik sampai unsur periode ke-7.

Dalam satu periode dengan bertambahnya nomor atom, jari-jari makin kecil. Dalam satu golongan dengan bertambahnya nomor atom, jari-jari makin besar. Beberapa unsur pada bagian kiri tabel periodik bereaksi dengan unsur lain dengan melepaskan elektron dan membentuk ion positif, misalnya Li membentuk ion Li^+ , dan Na membentuk Na^+ . Ukuran jari-jari ion berbeda dengan ukuran jari-jari atomnya seperti yang tertera pada gambar 1.22.

1A	2A	3A	5A	6A	7A
Li 1,52 	Be 1,12 		N 0,72 	O 0,73 	F 0,72 
Na 1,96 	Mg 1,60 	Al 1,43 		S 1,03 	Cl 1,06 
K 2,27 	Ca 1,97 	Ga 1,35 		Se 1,19 	Br 1,14 
Rb 2,48 	Sr 2,15 	In 1,67 		Te 1,42 	I 1,33 
Cs 2,65 	Ba 2,22 	Tl 1,70 			

Gambar 23 Jari-jari atom dan ion dari unsur-unsur golongan utama
(Sumber: Whitten, Chemistry 2010)

Berdasarkan gambar di atas ukuran ion positif selalu lebih kecil dari ukuran atom netralnya sedangkan ukuran ion negatif selalu lebih besar dari ukuran atom netralnya. Contohnya unsur-unsur golongan VIIA (F, Cl, Br, I) memiliki konfigurasi elektron terluar $ns^2 np^5$. Unsur ini dapat melengkapi orbital p terluar dengan mengikat elektron untuk mencapai konfigurasi gas mulia. Dengan demikian, ketika sebuah atom fluorin (dengan tujuh elektron di kulit terluarnya mengikat satu elektron, ia menjadi ion fluoride, F^- yang memiliki delapan elektron di kulit terluarnya. Kedelapan elektron menolak satu sama lain lebih kuat dari pada tujuh elektron pada atom F yang asli, maka awan elektron ion mengembang sehingga ion F jauh lebih besar ukurannya dari F atom netral (lihat pada gambar).

b. Energi ionisasi

Energi Ionisasi pertama (IE1), juga disebut potensial ionisasi pertama, adalah jumlah minimum energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron yang terikat paling lemah dari sebuah atom gas untuk membentuk ion dengan muatan +1. Contoh: Untuk kalsium, energi ionisasi pertama, IE1 adalah 590 kJ / mol:



Energi ionisasi kedua (IE2) adalah jumlah energi yang dibutuhkan untuk melepaskan elektron kedua:

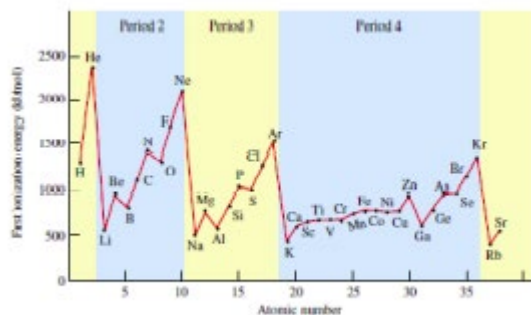


IE2 selalu lebih besar dari IE1 karena lebih sulit untuk melepaskan elektron dari ion bermuatan positif. Harga energi ionisasi pertama dari unsur-unsur pada tabel periodik tertera pada Gambar 2.11

H 1312																	He 2372
Li 520	Be 899											B 801	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2081
Na 496	Mg 738											Al 578	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521
K 419	Ca 599	Sc 631	Ti 658	V 650	Cr 652	Mn 717	Fe 739	Co 758	Ni 737	Cu 745	Zn 906	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1331
Rb 403	Sr 550	Y 617	Zr 661	Nb 664	Mo 685	Tc 702	Ru 711	Rh 720	Pd 804	Ag 731	Cd 868	In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170
Cs 377	Ba 503	La 538	Hf 681	Ta 761	W 770	Re 760	Os 840	Ir 880	Pt 870	Au 890	Hg 1007	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 812	At 890	Rn 1037

Gambar 24 Harga Energi Ionisasi Pertama

Kecenderungan energi ionisasi unsur-unsur dalam satu golongan atau satu perioda dapat dipelajari melalui gambar grafik 2.12 berikut.

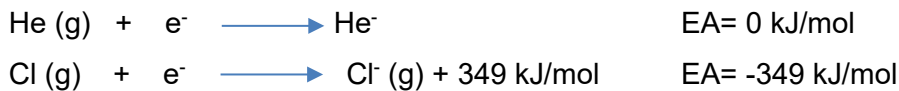


Gambar 25 Grafik energi ionisasi pertama
(Sumber: Whitten, Chemistry 2010)

Berdasarkan data pada gambar tersebut, dalam satu periode, dengan bertambahnya nomor atom harga energi ionisasi cenderung makin besar. Dalam satu golongan dengan bertambahnya nomor atom harga energi ionisasi cenderung makin kecil.

c. Afinitas Elektron

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



Persamaan pertama mengatakan bahwa helium tidak dapat mengikat elektron maka EA = 0 kJ/mol. Persamaan kedua menyatakan bahwa satu mol atom gas mengikat satu elektron untuk membentuk ion klorida, energi dilepaskan (eksotermis) sebesar 349 kJ. Afinitas beberapa unsur tertera pada Gambar 2.13

1	H -73							He 0		
2	Li -60	Be (-0)		B -29	C -122	N 0	O -141	F -328	Ne 0	
3	Na -53	Mg (-0)		Cu -118	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar 0
4	K -48	Ca (-0)		Ag -125	Ga -29	Ge -119	As -78	Se -195	Br -324	Kr 0
5	Rb -47	Sr (-0)		Au -282	In -29	Sn -107	Sb -101	Te -190	I -295	Xe 0
6	Cs -45	Ba (-0)			Tl -19	Pb -35	Bi -91			

Gambar 26 Afinitas Elektron
(Sumber: Whitten, Chemistry 2010)

Unsur-unsur yang terdapat pada golongan VIIA mempunyai afinitas elektron yang paling besar, sebab dibandingkan dengan unsur seperiodenya unsur F, Cl, Br, dan I paling mudah menangkap elektron, karena jari-jarinya paling kecil. Pada Gambar 2.13. tidak terdapat harga afinitas elektron untuk golongan IIA dan VIIIA. Hal ini disebabkan unsur golongan IIA subkulit terluarnya telah penuh terisi elektron, sedangkan golongan VIIIA kulit terluarnya sudah penuh sehingga tidak dapat lagi menerima elektron.

Dalam satu periode dengan bertambahnya nomor atom, harga afinitas elektron cenderung bertambah besar.

Dalam satu golongan dengan bertambah nya nomor atom, harga afinitas elektron atom cenderung semakin kecil.

d. Keelektronegatifan

Pada tahun 1932, Linus Pauling ahli kimia dari Amerika membuat besaran lain yang dikenal dengan skala keelektronegatifan. Keelektronegatifan adalah kemampuan atau kecenderungan suatu atom untuk menangkap elektron dari atom lain dalam senyawanya. Unsur dengan keelektronegatifan tinggi (non logam) merupakan unsur yang mudah menangkap elektron untuk membentuk anion. Unsur dengan keelektronegatifan yang rendah (logam) merupakan unsur yang mudah melepaskan elektron untuk membentuk kation. Harga keelektronegatifan unsur ditentukan dalam Skala Pauling seperti pada gambar 1.26.

1	2											10																
IA	IIA											VIIIA																
1 H 2.1																			2 He									
3 Li 1.0	4 Be 1.5											5 B 2.0	6 C 2.5	7 N 3.0	8 O 3.5	9 F 4.0		10 Ne										
11 Na 1.0	12 Mg 1.2											13 Al 1.5	14 Si 1.8	15 P 2.1	16 S 2.5	17 Cl 3.0		18 Ar										
19 K 0.9	20 Ca 1.0	21 Sc 1.3										22 Ti 1.4	23 V 1.5	24 Cr 1.6	25 Mn 1.6	26 Fe 1.7	27 Co 1.7	28 Ni 1.8	29 Cu 1.8	30 Zn 1.6	31 Ga 1.7	32 Ge 1.9	33 As 2.1	34 Se 2.4	35 Br 2.8	36 Kr		
37 Rb 0.9	38 Sr 1.0	39 Y 1.2										40 Zr 1.3	41 Nb 1.5	42 Mo 1.6	43 Tc 1.7	44 Ru 1.8	45 Rh 1.8	46 Pd 1.8	47 Ag 1.6	48 Cd 1.6	49 In 1.6	50 Sn 1.8	51 Sb 1.9	52 Te 2.1	53 I 2.5	54 Xe		
55 Cs 0.8	56 Ba 1.0	57 La 1.1										72 Hf 1.3	73 Ta 1.4	74 W 1.5	75 Re 1.7	76 Os 1.9	77 Ir 1.9	78 Pt 1.8	79 Au 1.9	80 Hg 1.7	81 Tl 1.6	82 Pb 1.7	83 Bi 1.8	84 Po 1.9	85 At 2.1	86 Rn		
87 Fr 0.8	88 Ra 1.0	89 Ac 1.1																										
			58 Ce 1.1	59 Pr 1.1	60 Nd 1.1	61 Pm 1.1	62 Sm 1.1	63 Eu 1.1	64 Gd 1.1	65 Tb 1.1	66 Dy 1.1	67 Ho 1.1	68 Er 1.1	69 Tm 1.1	70 Yb 1.0	71 Lu 1.2												
			90 Th 1.2	91 Pa 1.3	92 U 1.5	93 Np 1.3	94 Pu 1.3	95 Am 1.3	96 Cm 1.3	97 Bk 1.3	98 Cf 1.3	99 Es 1.3	100 Fm 1.3	101 Md 1.3	102 No 1.3	103 Lr 1.5												

Gambar 27 Keelektronegatifan Unsur-Unsur
(Sumber: Whitten, Chemistry 2010)

Pada tabel dapat dilihat keelektronegatifan fluor memiliki harga keelektronegatifan terbesar yaitu 4, artinya fluor paling mudah menarik elektron dari atom lain. Fransium dengan harga keelektronegatifan paling rendah yaitu 0,7 merupakan unsur yang sangat sukar menarik elektron atau lebih mudah melepaskan elektronnya.

Dalam satu periode dengan bertambahnya nomor atom, keelektronegatifan cenderung makin besar.

Dalam satu golongan dengan bertambahnya nomor atom, keelektronegatifan cenderung makin kecil

D. Rangkuman

- Teori atom modern berdasarkan kepada percobaan-percobaan yang sudah teruji kebenarannya oleh para ahli. Teori atom modern terdiri dari 5 model, yaitu model atom Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr dan mekanika gelombang.
- Atom menurut Dalton adalah partikel terkecil dari suatu materi berbentuk seperti bola pejal yang tidak dapat dibagi lagi serta tidak dapat diciptakan dan dimusnahkan.
- Suatu atom terdiri dari sebuah inti (di pusat atom) yang sangat padat yang tersusun atas proton dan neutron, dan elektron yang bergerak di sekitar inti pada jarak yang relatif besar dari inti. Proton bermuatan positif, neutron tidak bermuatan, dan elektron bermuatan negatif. Proton dan neutron mempunyai massa yang kira-kira sama, yaitu sekitar 1840 kali lebih besar dari pada massa elektron.
- Bentuk dan ukuran orbital atom hidrogen dapat ditentukan penerapan persamaan gelombang Schrodinger yang dinyatakan dengan empat bilangan kuantum, yaitu utama (n), azimuth (l), magnetik (m) dan spin (s). Bilangan kuantum utama dengan nilai 1, 2, 3 ... menunjukkan ukuran dan energi orbital, makin besar n makin besar ukuran dan energi orbitalnya
- Nomor atom suatu unsur adalah jumlah proton dalam inti atom dari unsur tersebut; nomor atom menentukan identitas suatu unsur. Nomor massa adalah hasil penjumlahan antara jumlah proton dan jumlah neutron dalam inti.
- Isotop adalah atom-atom yang mempunyai nomor atom yang sama tetapi berbeda nomor massanya. Isobar adalah atom yang mempunyai nomor atom berbeda tetapi mempunyai nomor massa yang sama. Isoton adalah atom yang mempunyai nomor atom dan nomor massa berbeda tetapi mempunyai jumlah neutron yang sama. Isoelektron adalah atom atau ion yang memiliki jumlah elektron yang sama, sehingga konfigurasi elektronnya juga sama.

- Newlands, Mendeleev, dan Meyer membuat tabel periodik dengan menyusun unsur-unsur dalam urutan peningkatan massanya.
- Sistem periodik modern disusun berdasarkan konfigurasi elektron unsur. Sistem periodik unsur dibagi atas blok s, p, d, dan f serta terdiri atas golongan utama (blok s dan p) dan golongan transisi (blok d dan f).
- Unsur segolongan mempunyai elektron valensi yang sama, dan yang seperiode mempunyai jumlah kulit yang sama. Unsur yang cenderung melepaskan elektron disebut logam (unsur blok s, d, f dan sebagian p) dan yang cenderung menerima elektron disebut bukan logam (sebagian blok p). Unsur yang dapat melepaskan dan menerima elektron disebut metaloid (sebagian kecil blok p).
- Hubungan antara letak unsur dalam sistem periodik dengan konfigurasi elektronnya dapat disimpulkan sebagai berikut ini. Nomor periode sama dengan jumlah kulit. Nomor golongan sama dengan elektron valensi
- Letak unsur dalam sistem periodik dapat ditentukan berdasarkan konfigurasi elektron.
- Jari-jari atom adalah setengah jarak inti dua atom yang sama dalam ikatan tunggal. Jari-jari atom unsur diukur dari jarak dua atom kristal padatnya, sedangkan unsur non logam dari panjang ikatan kovalen tunggal.
- Dalam satu periode jari-jari bertambah dari kiri ke kanan sedangkan dalam satu golongan jari-jari bertambah dari atas ke bawah.
- Energi ionisasi adalah energi yang diperlukan untuk melepaskan elektron terlemah suatu atom dalam keadaan gas. Dalam satu periode energi ionisasi pertama bertambah dari kiri ke kanan, sedangkan dalam satu golongan energi ionisasi pertama bertambah dari bawah ke atas.
- Afinitas elektron adalah energi yang dilepaskan atau diperlukan bila satu elektron masuk ke orbital terluar suatu atom. Dalam satu periode afinitas elektron bertambah dari kiri ke kanan, sedangkan dalam satu golongan afinitas elektron bertambah dari bawah ke atas.
- Keelektronegatifan adalah daya tarik atom terhadap pasangan elektron yang dipakai bersama dalam ikatan kovalen. Dalam satu periode

keelektronegatifan bertambah dari kiri ke kanan, sedangkan dalam satu golongan keelektronegatifan bertambah dari bawah ke atas.

Pembelajaran 2. Ikatan Kimia

Sumber.

Modul Pendidikan Profesi Guru, Modul 2. Ikatan Kimia, Penulis : Dr. Andromeda, M.Si.

Modul Pengembangan Keprofesian Berkelanjutan, Kelompok Kompetensi B : Struktur Atom dan Tabel Periodik, Penulis : Dr. Poppy Kamalia Devi, M.Pd.

A. Kompetensi

Penjabaran model kompetensi yang selanjutnya dikembangkan pada kompetensi guru bidang studi yang lebih spesifik pada pembelajaran 2. Ikatan Kimia adalah guru PPPK mampu menganalisis sifat senyawa berdasarkan struktur molekulnya.

B. Indikator Pencapaian Kompetensi

Dalam rangka mencapai kompetensi guru bidang studi, maka dikembangkanlah indikator - indikator yang sesuai dengan tuntutan kompetensi guru bidang studi. Indikator Pencapaian Kompetensi yang akan dicapai dalam pembelajaran 2. Ikatan Kimia adalah sebagai berikut:

1. Membuat struktur Lewis dan menghubungkan dengan kestabilan unsur,
2. Menganalisis proses pembentukan ikatan ion,
3. Menganalisis peranan energi kisi dalam pembentukan senyawa ion,
4. Menganalisis hubungan energi kisi dengan sifat senyawa ion,
5. Menganalisis pembentukan ikatan kovalen,
6. Menganalisis perbedaan pembentukan ikatan kovalen non polar, polar dan ion,
7. Menganalisis struktur Lewis dari suatu senyawa kovalen,
8. Menganalisis geometri molekul berdasarkan model VSEPR,
9. Menganalisis teori pembentukan ikatan kimia,
10. Menganalisis perbedaan gaya antar molekul,
11. Menganalisis sifat zat berdasarkan gaya antar molekul,
12. Menganalisis Sifat zat cair berdasarkan struktur molekul, dan

13. Menganalisis Sifat zat padat berdasarkan struktur molekul.

C. Uraian Materi

Pada umumnya atom tidak dalam keadaan bebas tetapi bergabung dengan atom lain membentuk senyawa/molekul. Atom-atom memiliki kecenderungan saling bereaksi untuk mencapai konfigurasi elektron stabil yang menyerupai konfigurasi elektron atom-atom gas mulia, yaitu delapan elektron pada kulit terluar. Kecenderungan inilah yang menyebabkan atom-atom berikatan satu dengan lainnya. Ikatan yang terjadi mengakibatkan terjadinya gaya tarik antar atom. Gaya tarik yang mengikat atom-atom disebut **ikatan kimia**. Pembentukan ikatan bergantung pada keadaan elektron valensi dari atom-atom yang berikatan untuk bergabung membentuk molekul.

Pembentukan molekul dapat terjadi dengan cara transfer elektron atau pemakaian elektron secara bersama-sama pada kulit terluar. Jenis dan kekuatan ikatan yang terjadi sangat menentukan sifat molekul yang terbentuk.

Seorang ahli kimia dari Amerika Serikat, yaitu Gilbert Newton Lewis (1875 – 1946) dan Albrecht Kosel dari Jerman (1853 – 1972) menerangkan tentang konsep ikatan kimia.

- Unsur-unsur gas mulia (golongan 8A/18) sukar membentuk senyawa karena konfigurasi elektronnya memiliki susunan elektron yang stabil.
- Setiap unsur berusaha memiliki konfigurasi elektron seperti yang dimiliki oleh unsur gas mulia, yaitu dengan cara melepaskan elektron atau menangkap elektron.
- Kecenderungan atom-atom unsur untuk memiliki delapan elektron di kulit terluar disebut kaidah oktet.

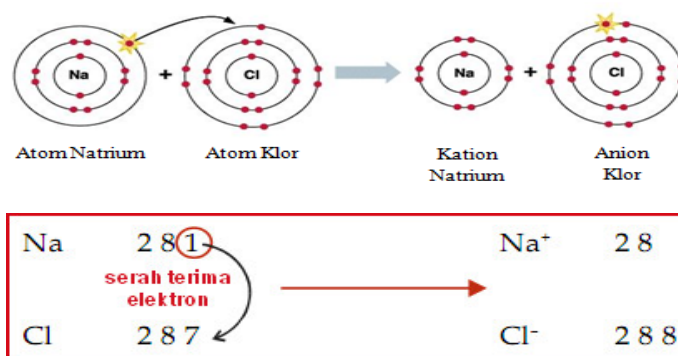
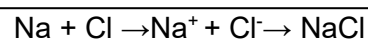
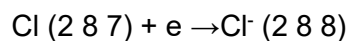
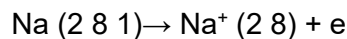
1. Jenis-jenis Ikatan Kimia

Ikatan kimia terbentuk karena atom cenderung membentuk struktur elektron stabil. Ikatan kimia digolongkan menjadi ikatan ion, ikatan kovalen, dan ikatan logam.

a. Ikatan Ion

Ikatan ion terbentuk jika terjadi transfer elektron antar atom-atom yang berikatan. Atom yang melepas elektron menjadi ion positif. Atom yang menerima elektron menjadi ion negatif. Muatan yang berlawanan ini menyebabkan ion-ion tersebut saling tarik menarik. Ikatan ion juga dikenal sebagai **ikatan elektrovalen**.

Contohnya garam dapur atau natrium klorida (NaCl). NaCl tersusun atas ion natrium (Na^+) dan ion klor (Cl^-) yang saling tarik menarik secara elektrostatik. Bagaimana ion Na^+ dan Cl^- terbentuk? Untuk mencapai konfigurasi elektron stabil, atom natrium memberikan satu elektronnya kepada atom klor, sehingga atom natrium membentuk ion yang bermuatan positif, karena memiliki jumlah proton yang lebih banyak dibandingkan dengan elektronnya. Sebaliknya, atom klor menerima satu elektron untuk membentuk konfigurasi elektron yang stabil. Akibatnya, atom klor membentuk ion yang bermuatan negatif karena memiliki jumlah proton yang lebih sedikit dibandingkan dengan elektronnya. Jadi, masing-masing ion memiliki muatan yang berlawanan sehingga saling menarik satu sama lain membentuk senyawa natrium klorida.



Gambar 28 Proses pembentukan senyawa ion NaCl

Ikatan ion hanya dapat terbentuk apabila unsur-unsur yang berikatan mempunyai perbedaan daya tarik elektron (keelektronegatifan) cukup besar.

Perbedaan keelektronegatifan yang besar ini memungkinkan terjadinya serah-terima elektron. Sifat-Sifat ikatan ionik adalah:

- 1) Bersifat polar sehingga larut dalam pelarut polar
- 2) Memiliki titik leleh yang tinggi
- 3) Baik larutan maupun lelehannya bersifat elektrolit

Untuk menambah pemahaman anda tentang proses pembentukan ikatan ion dapat dilihat pada PPT yang sudah disediakan dan dapat dikunjungi *link* berikut <https://www.youtube.com/watch?v=zpaHPXVR8WU&feature=youtu.be>, Anda juga bisa menggunakan media *game* untuk menentukan jenis ikatan. Beberapa *link* yang bisa digunakan dapat di *download* pada *play store* antara lain adalah: <https://play.google.com/store/apps/details?id=com.sifnt.bonding>, <https://www.learner.org/interactives/periodic/bonding/> dan <https://play.google.com/store/apps/details?id=com.TDGames.Valence>

1) Energi Kisi Senyawa Ion

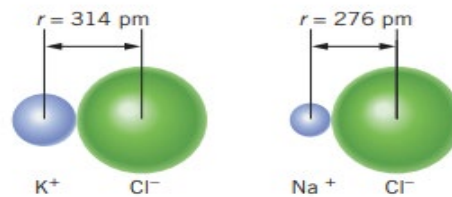
Pada pembentukan ikatan ion dari dua atom maka perubahan energi yang terjadi dapat diperhitungkan dari energi ionisasi kation, afinitas elektron anion dan gaya tarik elektrostatik kedua ion yang berikatan. Kita dapat memprediksi unsur mana yang cenderung membentuk senyawa ion berdasarkan energi ionisasi dan afinitas electron.

Ukuran kuantitatif stabilitas setiap padatan ion adalah energi kisinya. **Energi kisi** didefinisikan sebagai energi yang dibutuhkan untuk memisahkan satu mol senyawa ion padat menjadi ion ionnya dalam fasa gas (Jespersen, *et al.*, 2012; Chang, 2010). Energi kisi menunjukkan kekuatan interaksi ionik, yang mempengaruhi titik lebur, kekerasan, kelarutan, dan sifat lainnya.

2) Kecenderungan energi kisi dalam tabel periodik

Karena energi kisi adalah hasil dari interaksi elektrostatik di antara ion, maka diperkirakan besarnya tergantung pada beberapa faktor, yaitu ukuran ion, muatan ion, dan susunan ion dalam padatan. Kecenderungan energi kisi dapat ditinjau dari efek ukuran dan muatan ionik:

- a) Pengaruh ukuran ion. Coba perhatikan kecenderungan dalam satu golongan dalam tabel periodik, jari-jari ion meningkat. Oleh karena itu, energi elektrostatik antara kation dan anion berkurang karena jarak interion lebih besar. Gambar berikut menunjukkan ilustrasi ukuran ikatan yang berhubungan dengan jarak ikatan yang akan berpengaruh pada kekuatan ikatan dan energi kisi.



Gambar 29 Ilustrasi ukuran ion Na^+ , K^+ , dan jarak antara ion pada NaCl dan KCl.
(Jespersen, et al.,2012: 362)

- b) Pengaruh muatan ion. Ketika kita membandingkan litium fluorida dengan magnesium oksida, kita menemukan kation dengan jari-jari yang hampir sama ($\text{Li}^+ = 76 \text{ pm}$ dan $\text{Mg}^{2+} = 72 \text{ pm}$) dan anion dengan jari-jari yang hampir sama ($\text{F}^- = 133 \text{ pm}$ dan $\text{O}^{2-} = 140 \text{ pm}$). Dengan demikian, satu-satunya perbedaan yang signifikan adalah muatan ion. LiF berisi ion Li^+ dan F^- yang bermuatan tunggal, sedangkan MgO mengandung ion Mg^{2+} dan O^{2-} yang bermuatan ganda. Perbedaan energi kisi mereka sangat mencolok (Brady, 2012).

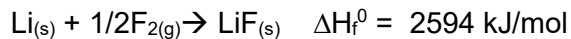
$$\Delta H^\circ \text{kisi dari LiF} = 1050 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \quad \text{dan} \quad \Delta H^\circ \text{kisi dari MgO} = 3923 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Energi kisi MgO yang sangat besar mengimbangi energi yang diperlukan untuk membentuk ion Mg^{2+} dan O^{2-} . Faktanya, energi kisi adalah alasan adanya senyawa dengan 2 kation dan 2 anion.

3) Siklus Born-Haber

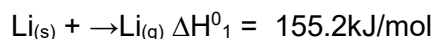
Energi kisi dapat kita tentukan secara tidak langsung, yaitu dengan mengasumsikan bahwa pembentukan senyawa ion terjadi dalam serangkaian langkah. Prosedur ini, dikenal sebagai siklus Born-Haber, menghubungkan energi kisi senyawa ion dengan energi ionisasi, afinitas elektron, dan sifat-sifat atom dan molekul lainnya. Itu didasarkan pada hukum Hess. Dikembangkan oleh Max Born dan Fritz Haber (Chang, 2010)

Siklus Born-Haber mendefinisikan berbagai langkah yang mendahului pembentukan padatan ion. Sebagai contoh reaksi pembentukan antara litium dan fluorin:



Pembentukan LiF dari unsur-unsurnya dapat melalui lima langkah terpisah. dengan aplikasi hukum Hess.

- a) Konversi litium padat menjadi uap litium (sublimasi):

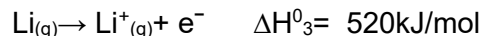


Energi sublimasi untuk lithium adalah 155,2 kJ / mol.

- b) Pisahkan 1/2 mol gas F₂ menjadi atom F gas yang terpisah:

Energi yang dibutuhkan untuk memutus ikatan dalam 1 mol molekul F₂ adalah 150,6 kJ. Di sini kita mematahkan ikatan menjadi setengah mol F₂, jadi perubahan entalpi adalah 150,6 / 2, atau 75,3, kJ.

- c) Ionisasi 1 mol atom Li gas

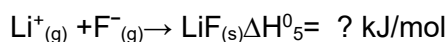


Proses ini sesuai dengan ionisasi lithium pertama.

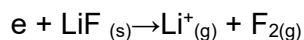
- d) Tambahkan 1 mol elektron ke 1 mol atom F gas.



- e) Gabungkan 1 mol Li gas dan 1 mol F₂ untuk membentuk 1 mol LiF padat:



Kebalikan dari langkah 5,



Meskipun kita tidak dapat menentukan ΔH_5^0 langsung, kita dapat menghitung nilainya dengan prosedur berikut.

- a) $\text{Li}_{(s)} \rightarrow \text{Li}_{(g)} \quad \Delta H_1^0 = 155.2 \text{ kJ/mol}$
 b) $\frac{1}{2}\text{F}_{2(g)} \rightarrow \text{F}_{(g)} \quad \Delta H_2^0 = 75.3 \text{ kJ/mol}$
 c) $\text{Li}_{(g)} \rightarrow \text{Li}^+_{(g)} + e^- \quad \Delta H_3^0 = 520 \text{ kJ/mol}$
 d) $\text{F}_{(g)} + e^- \rightarrow \text{F}^-_{(g)} \quad \Delta H_4^0 = -328 \text{ kJ/mol}$
 e) $\text{Li}^+_{(g)} + \text{F}^-_{(g)} \rightarrow \text{LiF}_{(s)} \quad \Delta H_5^0 = ? \text{ kJ/mol}$
-
- $\text{Li}_{(s)} + \frac{1}{2}\text{F}_{2(g)} \rightarrow \text{LiF}_{(s)} \quad \Delta H_{\text{keseluruhan}}^0 = -594.1 \text{ kJ/mol}$

Berdasarkan hukum Hess dapat kita simpulkan

$$\Delta H^0_{\text{keseluruhan}} = \Delta H^0_1 + \Delta H^0_2 + \Delta H^0_3 + \Delta H^0_4 + \Delta H^0_5 \text{ atau}$$

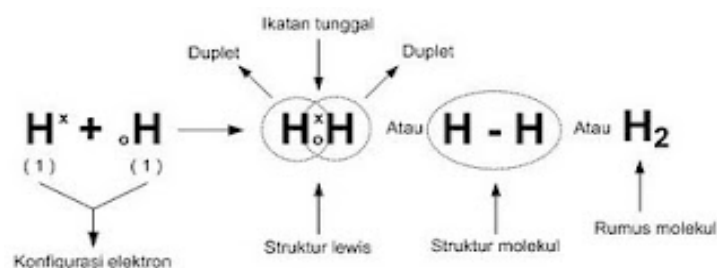
$$-594.1 \text{ kJ/mol} = 155.2 \text{ kJ/mol} + 75.3 \text{ kJ/mol} + 520 \text{ kJ/mol} - 328 \text{ kJ/mol} + \Delta H^0_5$$

Sehingga $\Delta H^0_5 = 1017 \text{ kJ/mol}$

Perlu diingat bahwa energi kisi selalu merupakan jumlah yang positif karena pemisahan ion dalam padatan menjadi ion dalam fase gas, oleh hukum Coulomb prosesnya endotermik. Semakin besar energi kisi, semakin mantap benda padat dan semakin erat ikatan antar ion

b. Ikatan Kovalen dan Jenis Ikatan Kovalen

Gas-gas yang kita temukan di alam, seperti hidrogen, nitrogen, oksigen, berada dalam bentuk molekulnya: H_2 , N_2 , dan O_2 . Sebagai atom tunggal, unsur-unsur ini sangat reaktif, sehingga membentuk molekul untuk mencapai konfigurasi elektron yang stabil. Contohnya adalah molekul hidrogen (H_2). Atom H hanya mempunyai 1 e^- , perlu tambahan 1 e^- agar menjadi seperti He. Jika 2 atom H berdekatan, keduanya dapat menggunakan 2 e^- yang ada secara bersama, sehingga masing-masing atom H menjadi seperti He. 2 e^- tersebut menarik kedua atom H untuk berikatan menjadi molekul H_2 . Ikatan yang terbentuk adalah ikatan kovalen. Pada **ikatan kovalen tidak terjadi transfer elektron, tetapi atom-atomnya menggunakan pasangan elektron valensinya bersama-sama**. Ikatan kovalen biasanya digambarkan dengan titik-titik yang mewakili pasangan elektron yang digunakan bersama, atau dengan suatu garis. Ikatan kovalen yang terbentuk pada molekul hidrogen hanya melibatkan satu pasangan elektron atau dua buah elektron, sehingga disebut juga sebagai **ikatan kovalen tunggal**. Ikatan kovalen tunggal juga terjadi pada gas fluor dan gas klor.

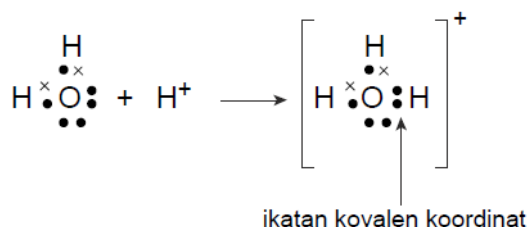


Gambar 30 Pembentukan ikatan kovalen pada H_2 .
(sumber: mp-sma.blogspot.com)

Ikatan kovalen pada oksigen dan nitrogen sedikit berbeda. Oksigen memiliki enam elektron pada kulit terluarnya sehingga memerlukan dua elektron tambahan untuk mencapai konfigurasi yang stabil. Dua atom oksigen akan menggunakan dua pasangan elektronnya bersama-sama untuk membentuk ikatan kovalen rangkap dua. Nitrogen memerlukan tiga elektron untuk mencapai konfigurasi elektron yang stabil. Dua atom nitrogen harus menggunakan tiga pasangan elektronnya bersama-sama dan membentuk ikatan kovalen rangkap tiga. Ikatan kovalen juga terjadi antar unsur-unsur yang berbeda. Contohnya HCl dan air, (H₂O).

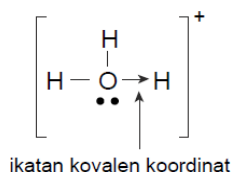
1) Ikatan Kovalen Koordinasi

Pasangan elektron yang digunakan untuk berikatan berasal dari salah satu pihak. Jika *pasangan elektron yang digunakan bersama hanya berasal dari salah satu atom saja*, maka ikatan yang terbentuk disebut **ikatan kovalen** koordinasi. Ion ammonium dan ion hidronium masing-masing mengandung satu ikatan kovalen koordinasi. Ion hidronium, H₃O⁺ dibentuk dari molekul air yang mengikat ion hidrogen melalui reaksi: H₂O + H⁺ → H₃O⁺. Struktur Lewisnya ditulis sebagai berikut.



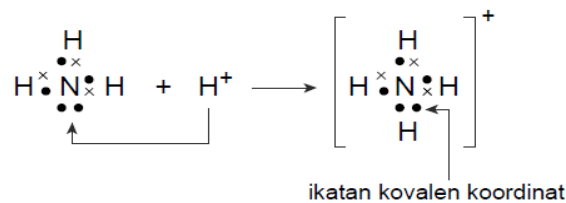
Gambar 31 Ikatan kovalen koordinasi pada ion hidronium

Pada molekul H₂O, atom oksigen mempunyai dua pasang elektron bebas. H⁺ tidak mempunyai elektron. Untuk membentuk ikatan digunakan salah satu pasangan elektron bebas dari oksigen sehingga terbentuk ikatan kovalen koordinasi. Ikatan ini bisa dituliskan sebagai berikut.

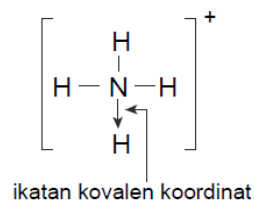


Tanda panah (\rightarrow) menunjukkan pasangan elektron ikatan kovalen koordinasi berasal dari atom oksigen. Ion amonium, NH_4^+ dibentuk dari NH_3 dan ion H^+ melalui reaksi: $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$.

Struktur Lewisnya ditulis sebagai berikut



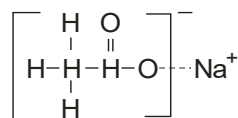
Gambar 32 Ikatan kovalen koordinasi pada ion ammonium



Pasangan elektron ikatan kovalen koordinasi berasal dari atom nitrogen.

Suatu senyawa dapat sekaligus mengandung ikatan ion dan/atau ikatan kovalen.

Contoh: senyawa natrium asetat. Ikatan antara natrium dan ion asetat adalah ikatan ion, sedangkan ikatan yang terjadi antara karbon, hidrogen, dan oksigen dalam gugus asetat adalah ikatan kovalen.



Ket.

≡ Ikatan Kovalen

--- Ikatan Ion

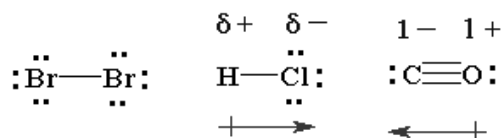
Gambar 33 Ikatan ion dan kovalen pada natrium asetat
(sumber: dokumentasi P4TK IPA)

Ikatan kovalen terdiri atas ikatan kovalen polar dan ikatan kovalen non polar. Berikut ini akan diuraikan mengenai kedua ikatan tersebut.

2) Ikatan Kovalen Polar dan Nonpolar

Suatu senyawa mempunyai jenis ikatan yaitu ionik, kovalen polar, atau kovalen nonpolar. **Ikatan kovalen polar** ditentukan oleh selisih harga keelektronegatifan antar unsur yang berikatan. Atom dengan keelektronegatifan yang sama atau

hampir sama membentuk **ikatan kovalen nonpolar**. Molekul-molekul organik, ikatan C-C dan ikatan C-H adalah jenis ikatan nonpolar. Contoh lainnya adalah ikatan pada molekul Br₂. Senyawa kovalen seperti HCl, CO, H₂O, CH₃OH, atau H₂C=O, salah satu atomnya mempunyai keelektronegatifan yang lebih besar daripada yang lainnya. Akibatnya, ikatan yang terbentuk memiliki distribusi rapat elektron yang tidak merata. Ikatan ini disebut ikatan **kovalen polar**.

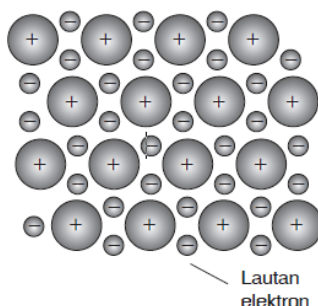


Gambar 34 Ikatan kovalen nonpolar pada Br₂, serta ikatan kovalen polar pada HCl, dan CO

(sumber: dokumentasi P4TK IPA)

c. Ikatan Logam

Kawat tembaga digunakan sebagai penghantar listrik dalam kabel, besi digunakan untuk setrika sebagai penghantar panas, dan emas atau perak digunakan untuk perhiasan dalam bentuk yang indah. Apa penyebab logam memiliki sifat tersebut? Hal ini disebabkan atom-atom pada logam tersebut tidak berdiri sendiri-sendiri tetapi bergabung melalui ikatan logam.



Gambar 35 Ikatan Logam

(Sumber: Ebbing, General Chemistry, 2012.)

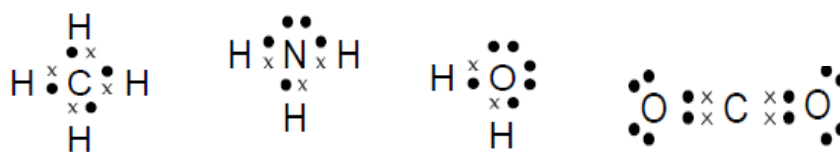
Atom logam mempunyai keelektronegatifan rendah, artinya mereka cenderung mudah melepaskan elektron terluarnya. Jika atom logam melepaskan elektron maka terbentuk kation atau ion positif. Berdasarkan sinar X, logam-logam membentuk kisi kristal. Struktur kisi logam tersusun dalam kation-kation.

Elektron-elektron dari atom logam ditemukan di dalam kisi-kisi logam dan bebas bergerak di antara semua kation, membentuk lautan elektron. Gaya elektrostatis antarmuatan (+) logam dan muatan (-) dari elektron akan menggabungkan kisi-kisi logam tersebut.

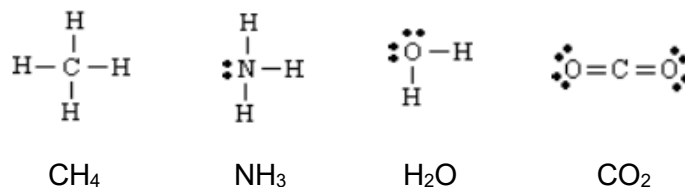
Tarik-menarik dari kation di dalam lautan elektron yang bertindak sebagai perekat dan menggabungkan kation-kation disebut ikatan logam. Mengapa logam dapat menghantarkan listrik? Elektron yang bebas bergerak pada lautan elektron menyebabkan logam dapat menghantarkan listrik sehingga logam banyak digunakan sebagai penghantar listrik dalam kabel. Logam pada umumnya titik didihnya tinggi, penghantar panas yang baik dan dapat ditempa. Atom logam dengan atom logam tersusun rapat membentuk struktur raksasa sehingga logam mempunyai titik leleh dan kekerasan yang tinggi. Dengan demikian, logam banyak digunakan sebagai penghantar panas. Ada logam yang mudah dibentuk dengan ditempa maka logam banyak digunakan untuk perhiasan atau pajangan dengan bentuk yang indah

2. Struktur Lewis dan Muatan Formal

Keadaan elektron valensi suatu unsur dapat digambarkan dengan menggunakan notasi khusus yang disebut struktur Lewis. Struktur ini dikembangkan oleh G.N. Lewis. Struktur Lewis suatu unsur digambarkan sebagai simbol atomnya yang dikelilingi oleh sejumlah titik, lingkaran, atau tanda silang yang melambangkan elektron valensinya. Contohnya, hidrogen, dengan satu elektron valensi, digambarkan sebagai $H\cdot$. Pembentukan ikatan yang terjadi antar atom dapat lebih mudah dipahami dengan menggunakan struktur Lewisnya. Contoh struktur Lewis untuk beberapa senyawa disajikan di bawah ini.



Jika sepasang elektron yang digunakan bersama ditulis sebagai $-$, maka



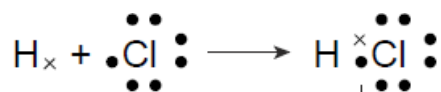
Gambar 36 Struktur Lewis CH_4 , NH_3 , H_2O , dan CO_2
(sumber: dokumentasi P4TK IPA)

Tahap pertama yang harus dilakukan untuk menggambar struktur Lewis adalah menentukan atom-atom mana yang saling berikatan. Contohnya, pada CO_2 , kedua atom oksigen terikat pada atom karbon sebagai pusat molekulnya, sehingga strukturnya tidak mungkin berupa O-O=C . Sesungguhnya, satu-satunya cara yang pasti untuk menentukan bagaimana atom-atom ini berikatan adalah melalui percobaan. Pada senyawa biner sederhana dan ion-ion poliatom, seperti CO_2 dan CO_3^{2-} , atom pusat biasanya disebutkan pertama kali. Contohnya, karbon adalah atom pusat dalam CO_2 dan CO_3^{2-} ; nitrogen adalah atom pusat dalam NH_3 , NO_2 , dan NO_3^- ; sulfur adalah atom pusat dalam SO_3 dan SO_4^{2-} . Tetapi hal ini tidak berlaku untuk H_2O dan H_2S dan untuk molekul-molekul seperti HClO atau SCN .

Perkiraan yang tepat memang tidak mungkin dibuat dengan cara ini. Setelah susunan atom dalam molekul diketahui, dapat dilanjutkan dengan menempatkan elektron-elektron valensinya. Hal ini dapat dilakukan dalam beberapa tahap berikut.

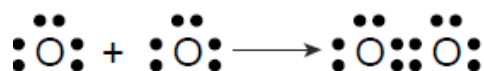
- Hitung jumlah seluruh elektron valensi yang dimiliki oleh seluruh atom dalam molekul atau ion poliatom. Untuk ion poliatom yang bermuatan negatif, tambahkan elektron sesuai besar muatannya. Sebaliknya, untuk ion poliatom yang bermuatan positif, kurangi jumlah elektron sesuai besar muatannya.
- Letakan sepasang elektron diantara dua atom yang berikatan.
- Lengkapi konfigurasi oktet atom-atom (ingatlah bahwa kulit valensi atom hidrogen hanya dapat diisi dua elektron $\text{H}_x^x \text{H}$)

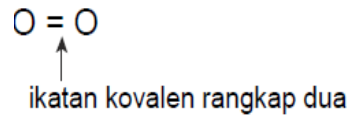
Konfigurasi oktet atom :



Jika atom pusat masih belum memenuhi aturan oktet, bentuklah ikatan rangkap sehingga aturan ini dipenuhi oleh setiap atom yang berikatan.

Contoh:

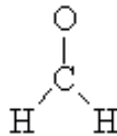




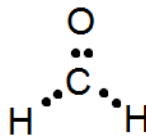
Harus diperhatikan pula bahwa hal ini tidak berlaku untuk senyawa-senyawa yang menyimpang dari aturan oktet, seperti BCl_3 dan BeCl_2 .

Contoh: Struktur Lewis untuk formaldehida, CH_2O , dapat digambarkan sebagai berikut.

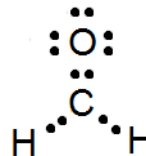
- a. Tuliskan kerangka molekulnya.



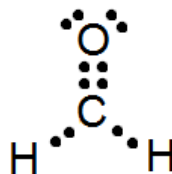
- b. Hitung jumlah elektron valensi yang ada pada H_2CO . Jumlah elektron valensi = $2 + 4 + 6 = 12$.
- c. Letakkan sepasang elektron diantara dua atom yang berikatan.



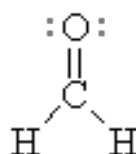
- d. Letakkan sisa elektron pada atom ujung yang lebih elektronegatif, yaitu O.



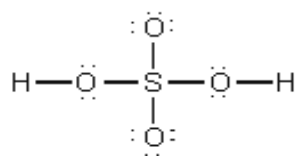
- e. Sampai tahap ini, atom C belum oktet tetapi sudah tidak ada elektron untuk membuatnya oktet. Struktur oktet dapat dicapai dengan menggeser pasangan elektron bebas pada atom O menjadi elektron ikatan.



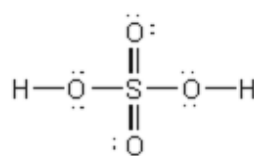
Jadi struktur Lewis H_2CO adalah :



Kadang-kadang, ada dua struktur Lewis atau lebih yang dapat digambarkan untuk satu senyawa. Contohnya molekul H_2SO_4 . Kita dapat menggambarkan struktur Lewis untuk senyawa ini sebagai berikut.



(struktur I)



(struktur II)

Melalui percobaan, dapat ditentukan struktur mana yang lebih sesuai untuk H_2SO_4 . Struktur I nampaknya sesuai karena telah mengikuti aturan oktet. Tetapi, hasil percobaan menunjukkan bahwa panjang ikatan antara sulfur dan oksigen yang tidak berikatan dengan hidrogen lebih pendek dibandingkan panjang ikatan yang seharusnya untuk suatu ikatan tunggal S-O. Ikatan rangkap dalam struktur II memiliki panjang ikatan S-O yang sesuai dengan hasil percobaan. Dengan demikian, struktur yang kedua ini adalah struktur yang lebih sesuai untuk H_2SO_4 .

Cara lain untuk menentukan struktur Lewis mana yang lebih sesuai adalah dengan menghitung muatan formalnya. Pada struktur I, sulfur membentuk empat ikatan tunggal dengan oksigen. Jika elektron-elektron dalam ikatan tersebut dibagi bersama oleh S dan O, maka masing-masing atom memiliki setengah dari pasangan elektron yang digunakan untuk berikatan, atau sebanyak satu elektron untuk setiap ikatan. Dengan perkataan lain, keempat ikatan ini menunjukkan bahwa ada empat elektron dalam kulit valensi sulfur. Atom sulfur seharusnya memiliki enam elektron valensi. Hal ini berarti bahwa dalam struktur I, sulfur kekurangan dua elektron valensi, atau bermuatan $2+$. Muatan ini dinamakan **muatan formal**. Secara umum, muatan formal suatu atom dalam suatu struktur Lewis dapat dihitung sesuai rumus:

$$\left(\begin{array}{c} \text{muatan formal suatu} \\ \text{atom dalam struktur} \\ \text{Lewis} \end{array} \right) = \left(\begin{array}{c} \text{jumlah elektron} \\ \text{valensi atom} \\ \text{tersebut} \end{array} \right) - \left(\begin{array}{c} \text{jumlah} \\ \text{elektron} \\ \text{ikatan}/2 \end{array} \right) - \left(\begin{array}{c} \text{jumlah elektron yang} \\ \text{tidak digunakan untuk} \\ \text{berikatan} \end{array} \right)$$

Jadi, untuk **struktur Lewis pertama**,

$$\text{Muatan formal sulfur} = 6 - 4 - 0 = +2$$

$$\text{Muatan formal hidrogen} = 1 - 1 - 0 = 0$$

Muatan formal oksigen yang tidak berikatan dengan hidrogen
 $= 6 - 1 - 6 = -1$

Muatan formal oksigen yang berikatan dengan hidrogen
 $= 6 - 2 - 4 = 0$

Untuk struktur Lewis kedua,

Muatan formal sulfur $= 6 - 6 - 0 = 0$

Muatan formal hidrogen $= 1 - 1 - 0 = 0$

Muatan formal oksigen yang tidak berikatan dengan hidrogen
 $= 6 - 2 - 4 = 0$

Muatan formal oksigen yang juga berikatan dengan hidrogen
 $= 6 - 2 - 4 = 0$

Perhatikan bahwa jumlah total muatan formal H_2SO_4 adalah nol sesuai dengan kenyataan bahwa molekul ini netral. Suatu ion poliatom, jumlah muatan formal atom-atomnya harus sama dengan muatan ionnya. Untuk menentukan struktur Lewis mana yang lebih sesuai, ada aturan yang dapat kita ikuti. Jika ada beberapa struktur Lewis yang mungkin, struktur yang muatan formal atom-atomnya mendekati nol adalah struktur yang paling stabil dan lebih disukai. Pada struktur kedua, seluruh atomnya memiliki muatan formal nol. Dengan demikian, struktur inilah yang lebih disukai.

3. Bentuk Molekul dan Gaya Antar Molekul

Molekul-molekul senyawa memiliki bentuk molekul atau geometri molekul tertentu. Bentuk ini dapat mempengaruhi terjadinya suatu proses atau reaksi kimia juga menyebabkan perbedaan sifat-sifat dari berbagai molekul. Bentuk molekul dapat dijelaskan melalui teori *Tolakan Pasangan Elektron Kulit Valensi* maupun teori *Hibridisasi*.

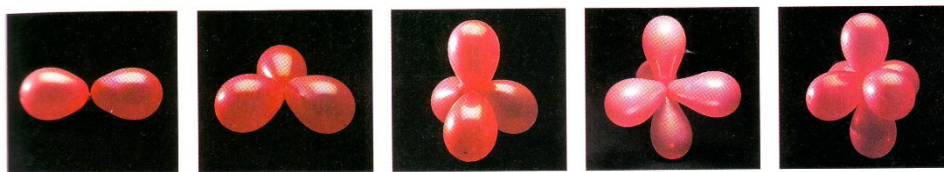
a. Teori Tolakan Pasangan Elektron Kulit Valensi

Bentuk molekul merujuk pada susunan tiga dimensi dari atom-atom dalam molekul. Di dalam suatu molekul terdapat suatu atom yang menjadi pusat dan dikelilingi oleh atom-atom lain yang berikatan baik ikatan tunggal, rangkap dua atau tiga. Struktur lewis dari suatu molekul menggambarkan posisi pasangan

elektron yang mengelilingi atom pusat baik pasangan elektron ikatan (PEI) atau pasangan elektron bebas (PEB).

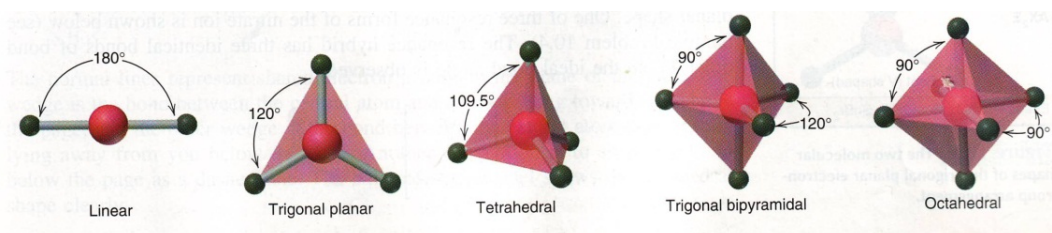
Untuk molekul yang relatif kecil atom pusatnya mengandung dua hingga enam ikatan, bentuknya dapat diramalkan dengan menggunakan teori *Tolakan Pasangan Elektron Kulit Valensi* atau lebih dikenal dengan teori *Valence Shell Electron Pair Repulsion* (VSEPR). Teori ini didasarkan pada asumsi bahwa pasangan elektron ikatan dan pasangan elektron bebas yang mengelilingi atom pusat cenderung berada sejauh mungkin satu sama lainnya karena saling tolak menolak.

Teori VSEPR dapat digambarkan dengan menggunakan model sederhana yaitu balon-balon yang diikat. Di dalam setiap ikatan balon-balon akan tolak menolak sejauh mungkin. Posisi balon pada masing-masing ikatan adalah seperti gambar berikut.



Gambar 37 Bentuk geometri balon-balon dalam ikatan

Jika sudut antara balon dengan balon diukur didapat data sebagai berikut.



Chemistry The Molecular Nature of Matter and Change

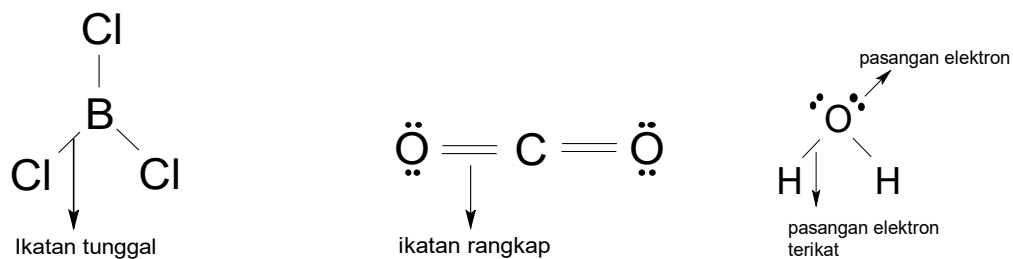
Gambar 38 Bentuk molekul dan sudut ikatannya

Bentuk geometri molekul tersebut merupakan bentuk dari molekul yang memiliki ikatan kovalen tunggal, dan semua pasangan elektron pada atom pusat berupa pasangan elektron ikatan. Bagaimana dengan molekul yang memiliki ikatan kovalen rangkap dua atau tiga? Untuk menjawab ini digunakan teori domain elektron. Teori domain elektron merupakan penyempurnaan dari teori VSEPR.

Domain elektron berarti suatu wilayah yang ditempati oleh elektron. Domain elektron dapat pula disebut kelompok elektron. Prinsip teori domain elektron adalah: setiap elektron ikatan (baik itu ikatan tunggal, rangkap, atau rangkap tiga) berarti 1 domain dan setiap pasangan elektron bebas dinyatakan sebagai 1 domain. Ikatan rangkap dua dan ikatan rangkap tiga daya tolak menolaknya disamakan dengan ikatan tunggal.

Untuk menentukan geometri molekul teori VSEPR menggunakan teori domain elektron. Antar domain elektron pada kulit luar atom pusat saling tolak-menolak sehingga domain elektron akan mengatur diri (mengambil formasi) sedemikian rupa, sehingga tolak-menolak di antaranya menjadi minimum.

Melalui teori ini, dapat meramalkan bentuk molekul dan ion secara sistematis. Untuk mempelajari ini, molekul-molekul dibagi kedalam dua golongan, yaitu molekul dengan atom pusat yang memiliki pasangan elektron ikatan saja dan molekul yang memiliki pasangan elektron bebas dan ikatan seperti yang ditunjukkan pada gambar berikut.



Gambar 39 Ikatan dan pasangan elektron pada molekul

Bentuk-bentuk molekul dituliskan dalam beberapa rumus dengan lambang huruf-huruf, ada beberapa huruf yang melambangkan atom pusat, pasangan elektron ikatan, dan pasangan elektron bebas yaitu:

A = atom pusat

X = jumlah pasangan elektron ikatan

E = jumlah pasangan elektron bebas

Berbagai bentuk molekul berdasarkan teori domain elektron dijelaskan sebagai berikut.

1) Bentuk Molekul dengan Dua Pasangan Elektron atau Dua Domain Elektron di sekitar Atom Pusat

Pada uraian ini bentuk molekul hanya diambil dari molekul-molekul yang hanya mengandung dua unsur saja seperti CH_4 , H_2O , XeF_6 . dan dilambangkan dengan A dan X. Bentuk molekul dengan dua pasangan elektron di sekitar atom pusat tertera pada tabel berikut.

Tabel 4 Bentuk Molekul dengan Dua Domain Elektron

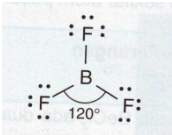
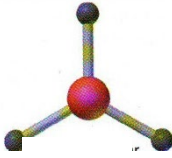
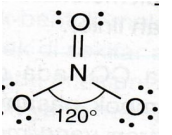
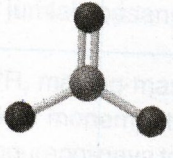
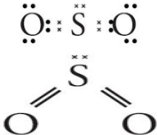

Struktur Lewis	Klasifikasi	Bentuk Molekul	Keterangan
BeCl_2 	AX_2		Berilium klorida memiliki dua pasangan elektron yang mengelilingi atom pusat dan berada pada ujung-ujung yang berlawanan satu garis lurus agar keduanya berada sejauh mungkin satu sama lain. Sudut Cl-Be-Cl diramalkan 180° , dan molekulnya berbentuk linier
CO_2 	AX_2		Karbon dioksida memiliki dua kelompok pasangan atau domain elektron yang membentuk ikatan rangkap. Dua kelompok ini tolak menolak sejauh mungkin sehingga CO_2 membentuk Linier.

Dua domain elektron yang berada di sekitar atom pusat akan tolak menolak membentuk susunan elektron linier.

2) Bentuk Molekul dengan Tiga Pasangan Elektron atau tiga domain elektron di sekitar Atom Pusat

Bentuk molekul atau ion dengan tiga domain elektron di sekitar atom pusat tertera pada tabel berikut.

Tabel 5 Bentuk molekul dengan tiga domain elektron

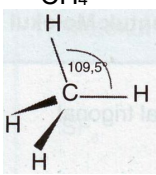
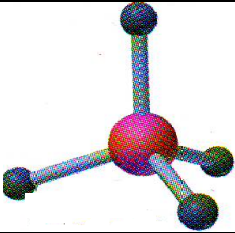
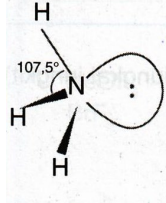
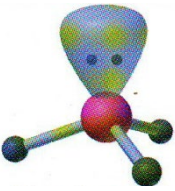
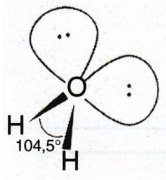
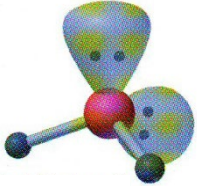
Struktur Lewis	Klasifikasi	Bentuk Molekul	Keterangan
BF_3 	AX_3		Boron trifluorida memiliki tiga pasangan elektron. Dalam susunan yang paling stabil, ketiga ikatannya mengarah pada titik sudut segitiga sama sisi. Bentuk molekul BF_3 adalah segitiga datar dengan sudut 120°
NO_3^- 	AX_3		Ion nitrat memiliki empat pasangan elektron, dua pasang elektron membentuk ikatan tunggal dan dua pasang elektron membentuk ikatan rangkap. Bentuk ion NO_3^- adalah segitiga planar dengan sudut ONO 120°
SO_2 	AX_2E		Belerang dioksida memiliki empat pasangan elektron pada atom pusat. Dua PEI ikatan rangkap dan satu adalah PEB. Susunan dari domain elektron adalah segitiga datar. Tapi karena salah satunya PEB, maka molekul SO_2 memiliki bentuk V atau bentuk "tekuk" dengan sudut OSO lebih kecil dari 120° .

Tiga pasangan elektron terikat yang berada di sekitar atom pusat akan tolak menolak sehingga terbentuk susunan elektron segitiga planar. Jika ada satu PEB maka geometri molekul berbentuk sudut.

3) Bentuk Molekul dengan Empat Pasangan Elektron atau empat domain di sekitar Atom Pusat

Bentuk molekul dengan empat pasangan elektron di sekitar atom pusat tertera pada tabel berikut.

Tabel 6 Bentuk molekul dengan empat pasangan elektron

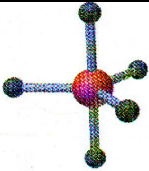
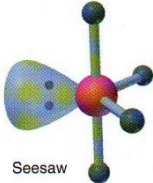
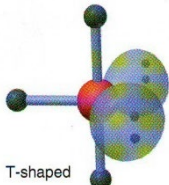
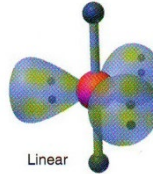
Struktur Lewis	Klasifikasi	Bentuk Molekul	Keterangan
CH_4 	AX_4		Metana mengandung empat ikatan kovalen. Atom C terletak pada pusat tetrahedral dan empat atom H terletak pada sudut-sudutnya. Sudut ikatan H-C-H adalah $109,5^\circ$.
NH_3 	AX_3E		Amonia mengandung 4 pasang elektron, 3 PEI dan 1 PEB. Struktur ruang elektron membentuk tetrahedral. Oleh karena ada 1 PEB yang daya tolaknya lebih kuat dari PEI maka bentuk molekul NH_3 adalah piramida segitiga dengan sudut H-N-H adalah $107,5^\circ$.
H_2O 	AX_2E_2		Air mengandung empat pasangan elektron pada atom pusat O. Dua PEI dan dua PEB. Struktur ruang keempat pasangan elektron adalah tetrahedral. Tapi karena ada 2 PEB, maka molekul H_2O memiliki bentuk V atau bentuk "tekuk" dengan sudut H-O-H adalah $104,5^\circ$.

Empat pasangan elektron terikat yang berada di sekitar atom pusat akan tolak menolak sehingga terbentuk struktur ruang elektron tetrahedral dengan sudut-sudut ikatan yang sama yaitu $109,5^\circ$. Jika ada PEB diantara pasangan elektron tersebut maka sudut-sudut ikatan yang dibentuk oleh PEB akan lebih kecil dari $109,5^\circ$.

4) Bentuk Molekul dengan lima Pasangan Elektron atau lima domain di sekitar Atom Pusat

Bentuk molekul atau ion dengan lima pasangan elektron di sekitar atom pusat tertera pada tabel berikut.

Tabel 7 Bentuk molekul dengan lima domain elektron

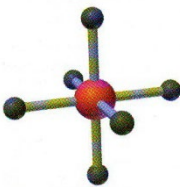
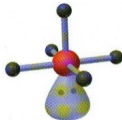
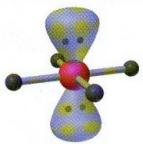
Rumus Molekul	Klasifikasi	Bentuk Molekul	Keterangan
PCl ₅ AsF ₅	AX ₅		Molekul yang mengandung lima pasangan elektron yang mengelilingi atom pusat membentuk molekul bipiramida segitiga. Sudut antara dua ikatan ekuatorial adalah 120°, sudut antara ikatan aksial dan ikatan ekuatorial adalah 90°
SF ₄ XeO ₂ F ₂	AX ₄ E	 Seesaw	Molekul yang mengandung lima pasang elektron dengan 4 PEI dan 1 PEB memiliki bentuk molekul <i>Seesaw</i> atau <i>jungkat-jungkit</i>
ClF ₃ BrF ₃	AX ₃ E ₂	 T-shaped	Molekul yang mengandung lima pasang elektron dengan 3 PEI dan 2 PEB memiliki bentuk molekul <i>T-Shape</i> atau <i>bentuk T</i>
XeF ₂	AX ₂ E ₃	 Linear	Molekul yang mengandung lima pasang elektron dengan 3 PEI dan 2 PEB memiliki bentuk molekul <i>Linier</i>

Lima pasangan elektron yang berada di sekitar atom pusat akan tolak menolak sehingga terbentuk struktur ruang elektron bipiramidal trigonal.

5) Bentuk Molekul dengan Enam Pasangan Elektron atau enam domain di sekitar Atom Pusat

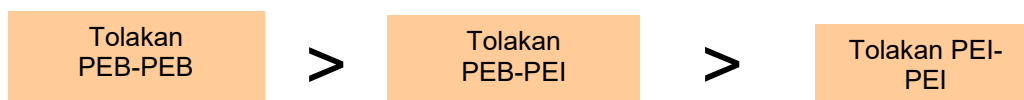
Enam pasangan elektron di sekitar atom pusat akan membentuk struktur ruang elektron oktahedral. Contoh molekul tertera pada tabel berikut.

Tabel 8 Bentuk molekul dengan enam domain elektron

Struktur Lewis	Klasifikasi VSEPR	Bentuk Molekul	Keterangan
SF ₆	AX ₆		Molekul yang mengandung enam pasangan elektron yang mengelilingi atom pusat membentuk molekul <i>oktahedral</i> . Semua sudut ikatan adalah 90°
BrF ₅ XeOF ₄	AX ₅ E		Molekul yang mengandung enam pasang elektron dengan 5 PEI dan 1 PEB memiliki bentuk molekul <i>piramida segiempat</i>
XeF ₄	AX ₄ E ₂		Molekul yang mengandung enam pasang elektron dengan 4 PEI dan 2 PEB memiliki bentuk molekul <i>segiempat planar</i>

Enam pasangan elektron yang berada di sekitar atom pusat akan tolak menolak sehingga terbentuk struktur ruang elektron oktahedral

Dari bentuk-bentuk molekul yang ada pada contoh-contoh ternyata bentuk molekul sangat dipengaruhi oleh jumlah pasangan elektron yang mengelilingi atom pusat baik PEI atau PEB. Bentuk molekul akan lebih rumit jika atom pusatnya memiliki pasangan elektron bebas dan pasangan elektron ikatan. Dalam molekul tersebut terdapat tiga jenis gaya tolak antara pasangan elektron ikatan, antara pasangan elektron bebas, dan antara pasangan elektron ikatan dengan pasangan elektron bebas. Secara umum, gaya tolak menurun menurut urutan berikut :



Elektron-elektron dalam suatu ikatan ditahan oleh gaya tarik inti kedua atom yang berikatan. Elektron-elektron ini mempunyai “distribusi ruang” yang lebih kecil dibandingkan pasangan elektron bebas. Pasangan elektron ikatan mengalami tolakan yang lebih kuat dari pasangan elektron bebas tetangganya dan dari pasangan elektron ikatan.

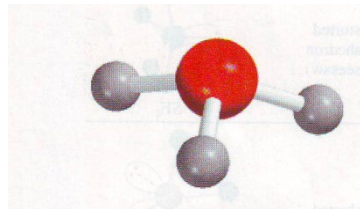
Untuk meramalkan bentuk molekul menggunakan teori VSEPR, ada beberapa langkah yang dapat dilakukan.

- 1) Tulis struktur Lewis molekul tersebut.
- 2) Hitung jumlah pasangan elektron di sekitar atom pusat (pasangan elektron ikatan dan pasangan elektron bebas). Perlakukan ikatan rangkap dan ikatan rangkap tiga seolah-olah seperti ikatan tunggal.
- 3) Gunakan Tabel 2.1 sampai dengan 2.5 untuk memperkirakan bentuk molekulnya.

Dalam memperkirakan sudut ikatan, perhatikan bahwa pasangan elektron bebas saling tolak-menolak lebih kuat dengan pasangan elektron bebas yang lain atau dengan pasangan elektron ikatan dibandingkan tolak-menolak antara pasangan elektron ikatan lainnya. Contoh memperkirakan bentuk molekul dari beberapa molekul.

Molekul AsH₃

- Struktur Lewis AsH₃ =
$$\begin{array}{c} \text{..} \\ \text{H}-\text{As} \text{---H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$$
- Jumlah pasangan elektron di sekeliling As = 4 pasang (3 PEI dan 1 PEB)
- Klasifikasi VSEPR = AX₃E
- Bentuk molekul AsH₃ adalah segitiga piramida



Gambar 40 Molekul AsH₃

- Sudut H-As-H tidak dapat diramalkan secara tepat, tetapi lebih kecil dari 109,5° karena tolakan antara pasangan elektron ikatan dengan pasangan

elektron bebas pada As lebih besar daripada tolakan antara pasangan elektron ikatan.

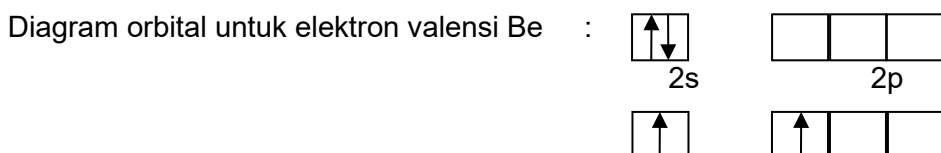
b. Teori Hibridisasi

Hibridisasi merupakan gambaran mekanika kuantum tentang ikatan kimia. Hibridisasi adalah proses dimana orbital atom bergabung membentuk orbital hibrida yang memiliki tingkat energi yang sama. Orbital-orbital ini kemudian berinteraksi dengan orbital atom yang lain untuk membentuk ikatan kimia. Berbagai bentuk molekul dapat dihasilkan dari hibridisasi yang berbeda. Konsep hibridisasi dapat menjelaskan pengecualian aturan oktet dan juga menjelaskan pembentukan ikatan rangkap dua dan ikatan rangkap tiga.

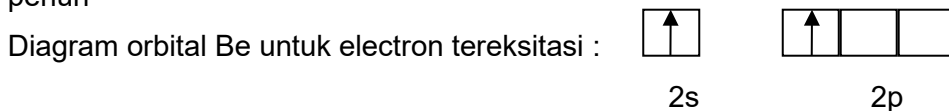
1) Hibridisasi pada molekul yang memiliki Ikatan Tunggal

Hibridisasi sp

Contoh molekul yang menggunakan hibridisasi sp untuk membentuk ikatan adalah BeCl_2 . Untuk berikatan dengan 2 atom Cl, Be memerlukan 2 orbital yang terisi satu elektron. Pada keadaan dasarnya Be tidak memiliki orbital setengah penuh



Satu elektron 2s dapat tereksitasi ke orbital 2p menghasilkan 2 orbital setengah penuh



Pada keadaan tereksitasi, Be memiliki dua orbital yang tersedia untuk ikatan, yaitu 2s dan 2p. Tetapi, jika dua atom Cl bergabung dengan Be dalam keadaan tereksitasi ini, elektron dari satu atom Cl akan berpasangan dengan elektron 2s dan electron dari satu atom Cl yang lain akan berpasangan dengan elektron 2p.

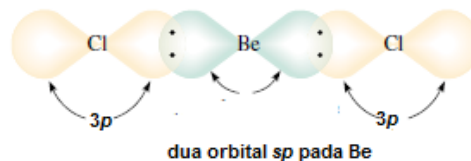
Dua ikatan BeCl tersebut tidak identik dan ini bertentangan dengan bukti percobaan. Dalam molekul BeCl₂ yang sebenarnya, kedua ikatan BeCl identik. Jadi orbital 2s dan 2p harus berhibridisasi dahulu, untuk membentuk dua orbital hibrida *sp* yang identik.

Diagram orbital Be terhibridisasi



orbital *sp* orbital 2p kosong

Kedua orbital hibrida ini terletak pada garis yang sama, sehingga sudut diantaranya adalah 180°. Maka setiap ikatan BeCl terbentuk akibat tumpang-tindih dari satu orbital hibrida *sp* dari Be dengan satu orbital 3p dari Cl, dan menghasilkan molekul BeCl₂ yang memiliki geometri linier.



Gambar 41 Bentuk orbital pada BCl₂

Hibridisasi *sp*²

Hibridisasi *sp*² pada BF₃ uraiannya sama dengan BeCl₂

Diagram orbital B adalah

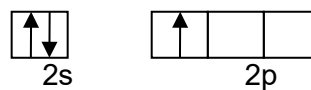
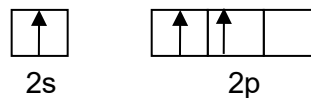
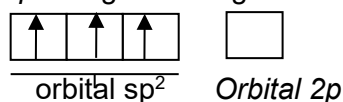


Diagram orbital B tereksitasi

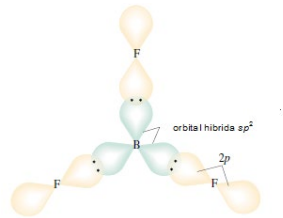


Pencampuran orbital 2s dan dua orbital 2p menghasilkan tiga orbital hibrida *sp*²



Ketiga orbital *sp*² ini terletak pada bidang yang sama, dan membentuk sudut 120° antara satu dengan lainnya. Setiap ikatan BF terbentuk dari tumpang-tindih

orbital hibrida sp^2 boron dan orbital $2p$ fluorin. Molekul BF_3 berbentuk datar dengan semua sudut FBF sama dengan 120° . Hal ini sesuai dengan hasil percobaan juga ramalan teori VSEPR



Gambar 42 Bentuk orbital pada BF_3

Hibridisasi sp^3

Molekul CH_4 memiliki bentuk molekul tetrahedral berdasarkan teori VSEPR.

Diagram orbital C adalah

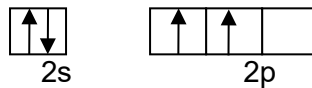
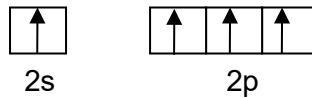
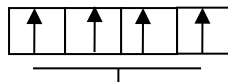


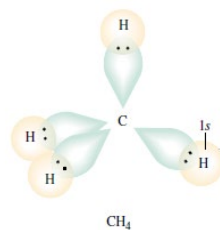
Diagram orbital C tereksitasi



Pencampuran orbital $2s$ dan tiga orbital $2p$ menghasilkan empat orbital hibrida sp^3



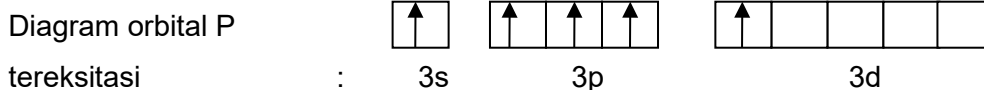
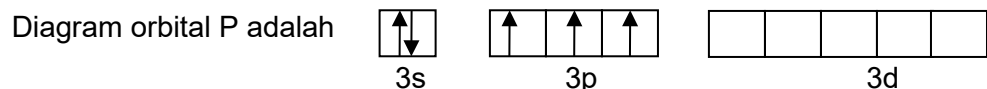
Gambar Orbital sp^3 pada CH_4 adalah sebagai berikut.



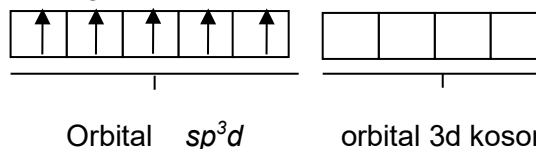
Gambar 43 Bentuk orbital sp^3

Hibridisasi sp^3d

Molekul PCl_5 memiliki bentuk molekul bipiramida trigonal berdasarkan teori VSEPR.



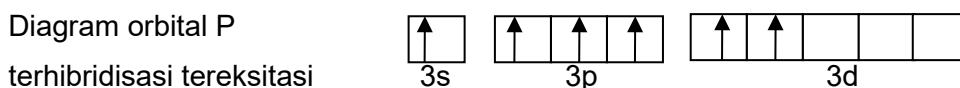
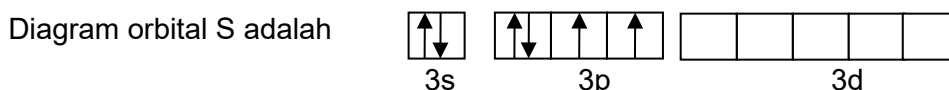
Pencampuran orbital 3s dan tiga orbital 3p dan 1 orbital 3d menghasilkan lima orbital hibrida sp^3d



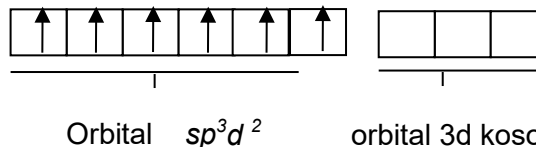
Lima elektron yang tidak berpasangan pada orbital sp^3d akan berpasangan dengan elektron dari atom Cl. Bentuk orbital PCl_5 adalah bipiramidal trigonal

Hibridisasi sp^3d^2

Molekul SF_6 memiliki bentuk molekul oktahedral berdasarkan teori VSEPR.



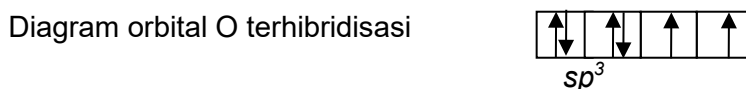
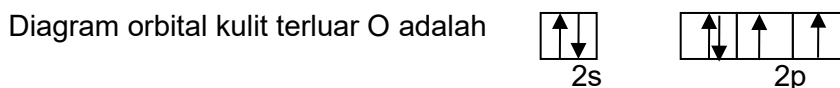
Pencampuran orbital 3s dan tiga orbital 3p dan 2 orbital 3d menghasilkan lima orbital hibrida sp^3d^2




Enam elektron yang tidak berpasangan pada orbital sp^3d^2 akan berpasangan dengan elektron dari atom F. Bentuk orbital SF_6 adalah oktahedral.

2) Hibridisasi pada atom pusat yang memiliki pasangan elektron bebas.

Atom O memiliki satu orbital s dan 2p. Penyusunan Orbital hibridanya adalah:



Pada O terdapat dua pasangan elektron bebas dan dua elektron yang belum berpasangan akan berikatan dengan hidrogen.

Konfigurasi elektron pada molekul H₂O adalah : 

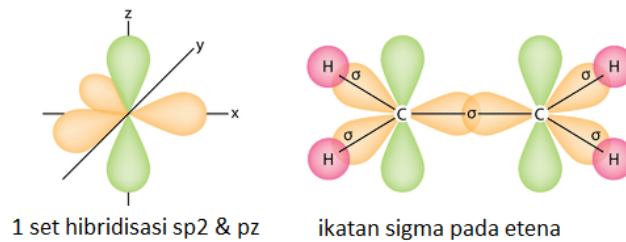
3) Hibridisasi dalam molekul yang mengandung ikatan Rangkap Dua dan Ikatan Rangkap Tiga

Konsep hibridisasi dapat pula diterapkan pada molekul dengan ikatan rangkap dua dan ikatan rangkap tiga.

Molekul etena, C₂H₄

C₂H₄ mengandung ikatan rangkap diantara karbon-karbon dan memiliki geometri datar. Setiap atom karbon terhibridisasi sp². Pada molekul ini hanya orbital 2px dan 2py yang bergabung dengan orbital 2s, dan orbital 2pz tetap tidak berubah. Orbital 2pz tegak lurus terhadap bidang orbital hibrida. Setiap atom karbon menggunakan tiga orbital hibrida sp² untuk membentuk dua ikatan dengan dua orbital 1s dari hidrogen dan satu ikatan dengan orbital hibrida sp² atom C disebelahnya. Sebagai tambahan, dua orbital 2pz dari dua atom C yang tidak terhibridisasi membentuk ikatan lain dengan saling tumpang-tindih secara menyamping.

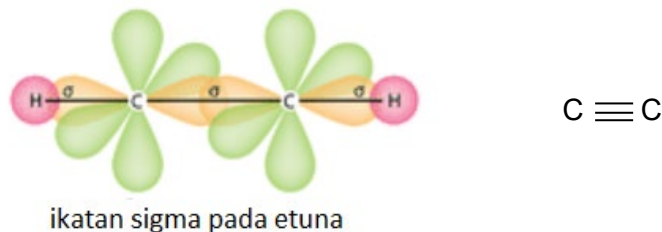
Ikatan kovalen dalam C₂H₄ terdiri dari ikatan sigma dan ikatan pi. Ikatan yang dibentuk oleh atom C-C dan C-H. Ketiga ikatan yang dibentuk adalah **ikatan sigma** yaitu ikatan kovalen yang terbentuk akibat tumpang-tindih orbital-orbital ujung-ke-ujung, dengan kerapatan electron yang terkonsentrasi diantara inti atom yang berikatan. Jenis ikatan C-C yang kedua disebut **ikatan pi (π)**, yaitu ikatan kovalen yang terbentuk akibat tumpang-tindih orbital-orbital secara menyamping dengan kerapatan elektron yang terkonsentrasi di atas dan di bawah bidang molekul. Orbital-orbital yang membentuk ikatan pada etena tertera pada gambar 1.10



Gambar 44 Ikatan sigma pada etena (Sumber: ekimia.web.id)

Molekul asetilena, C_2H_2

Molekul asetilena mengandung ikatan rangkap tiga diantara karbon-karbon, karenanya molekul tersebut linier, kita dapat menjelaskan geometrinya dan ikatannya dengan mengasumsikan bahwa setiap atom C terhibridisasi sp dengan mencampurkan orbital 2s dengan orbital $2p_x$ Seperti ditunjukkan pada gambar



Gambar 45 Ikatan pada etuna
(Sumber: ekimia.web.id)

Kedua orbital hibrida sp pada setiap atom membentuk satu ikatan sigma dengan orbital 1s hydrogen dan ikatan sigma lain dengan atom C lainnya. Dua ikatan pi terbentuk akibat tumpang-tindih secara menyamping orbital $2p_y$ dan $2p_z$ yang tidak terhibridisasi. Jadi, ikatan tersusun atas satu ikatan sigma dan dua ikatan pi.

Aturan hibridisasi dalam molekul yang mengandung ikatan rangkap;

- jika atom pusat membentuk satu ikatan rangkap dua, molekul itu terhibridisasi sp^2
- jika atom pusat tersebut membentuk dua ikatan rangkap dua atau satu ikatan rangkap tiga, molekul itu terhibridisasi sp .

Perhatikan bahwa aturan ini berlaku hanya pada atom-atom unsur perioda kedua.

Hibridisasi pada molekul dengan jumlah pasangan elektron berbeda tertera pada tabel 9

Tabel 9 Macam-macam Hibridisasi

Molekul	Pasangan elektron	Bentuk molekul tanpa pasangan elektron bebas	Hibridisasi atom pusat
BeH ₂	2	linier	sp
BF ₃	3	trigonal planar	sp ²
CH ₄	4	tetrahedral	sp ³
NH ₃	4	trigonal piramidal	sp ³
H ₂ S	4	bent	sp ³
PF ₅	5	bipiramidal trigonal	sp ³ d
BrF ₃	5	bentuk -T	sp ³ d
TeCl ₄	5	Seesaw	sp ³ d
XeF ₂	5	linier	sp ³ d
SF ₆	6	oktahedral	sp ³ d ²
XeF ₄	6	segiempat planar	sp ³ d ²

c. Hubungan Bentuk Molekul dan Kepolaran Senyawa

Molekul-molekul yang memiliki ikatan kovalen ada yang bersifat polar, Ukuran kuantitatif kepolaran ikatan adalah **momen dipol** (μ), yang merupakan *hasil kali muatan Q dan jarak antar muatan r* :

$$\mu = Q \times r$$

Momen dipol biasanya dinyatakan dalam satuan debye (D), yang diambil dari nama seorang kimiawan Belanda-Amerika Peter Debye. Faktor konversinya adalah $1 \text{ D} = 3,336 \times 10^{-30} \text{ C m}$, C adalah Coulomb, m = meter

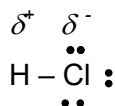
Molekul diatomik yang mengandung atom-atom *yang berbeda* (misalnya, HCl, CO, dan NO) *memiliki momen dipol* sehingga membentuk **molekul polar**. Molekul diatomik yang mengandung atom-atom *yang sama* (contohnya, H₂, O₂, dan F₂) membentuk **molekul nonpolar** karena molekul-molekul itu *tidak memiliki momen dipol*.

Molekul yang tersusun atas tiga atau lebih atom, ada tidaknya momen dipol ditentukan oleh kepolaran ikatan dan bentuk molekul.

Molekul Asam Klorida (HCl)

Pada molekul HCl terjadi pergeseran kerapatan elektron dari H ke Cl karena atom Cl lebih elektronegatif daripada atom H

Pergeseran kerapatan elektron dilambangkan dengan menempatkan panah tanda (\rightarrow) yang menunjukkan momen dipol di atas struktur Lewis untuk menunjukkan arah pergeseran.



δ (delta) melambangkan muatan parsial. Pemisahan muatan ini dapat dibuktikan dengan medan listrik ketika muatan listrik didekatkan, molekul HCl mengarahkan ujung negatifnya ke arah lempeng positif dan ujung positifnya ke arah lempeng negatif.

4. Pengaruh Struktur Molekul terhadap Zat

Perbedaan antara padatan dan cairan adalah dalam kebebasan bergerak molekul atau atom penyusunnya. Dalam cairan, meskipun atom atau molekul berada dalam kontak dekat, mereka masih bebas bergerak di sekitar satu sama lain. Dalam padatan, atom-atom atau molekul-molekul tetap pada posisinya, walaupun energi panas menyebabkan mereka bergetar pada titik tetap.

Sifat cairan dan padatan ini dipengaruhi **kekuatan antarmolekul**. Kekuatan ikatan antarmolekul dipengaruhi **komposisi kimia** dan **struktur molekul**. Beberapa sifat zat yang akan kita bahas adalah, **kompresibilitas, tegangan permukaan, kapilaritas, viskositas, dan sifat spesifik dari air**, yang merupakan perilaku zat cair. Pada zat padat kita akan membahas sifat **padatan ionik, kovalen, molekular dan atom**.

a. Sifat Zat Cair berdasarkan Struktur molekul

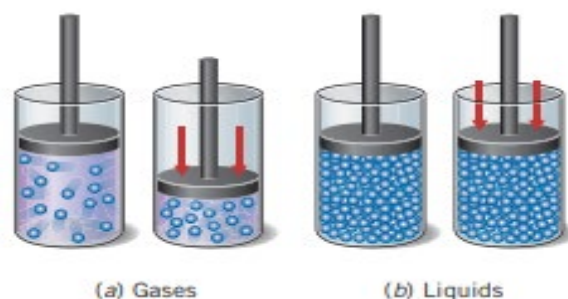
Dari tiga keadaan materi, **cairan** adalah yang paling sedikit dipahami pada **tingkat molekul**. Karena keacakan partikel dalam gas, setiap wilayah sampel hampir identik dengan yang lain, begitu juga dengan padatan, padatan kristal identik karena keteraturan partikelnya. Meskipun kompleksitas pada tingkat molekuler, sifat makroskopik cairan dipahami dengan baik. Pada bagian ini, kita akan membahas sifat zat cair yaitu: kompresibilitas, tegangan permukaan, kapilaritas, dan viskositas. serta struktur dan sifat air.

1) Kompresibilitas

Kompresibilitas suatu zat adalah ukuran kemampuannya untuk dipaksa menjadi volume yang lebih kecil. Gas sangat kompresibel karena molekulnya terpisah jauh. Namun, dalam cairan atau padat, sebagian besar ruang diambil oleh molekul, dan ada sangat sedikit ruang kosong yang digunakan untuk berkerumun dengan molekul lain.

Cairan memiliki kepadatan yang tinggi dibandingkan dengan gas karena atom atau molekul yang menyusun cairan lebih dekat satu sama lain. Kepadatan air cair, misalnya, adalah $1,0 \text{ g/cm}^3$ (pada 25°C), sedangkan kepadatan air gas pada 100°C dan 1 atm adalah $0,59 \text{ g/L}$ (Tro, 2011).

Sifat sulitnya zat cair untuk dimampatkan sangat bermanfaat dalam kehidupan kita. Ketika Anda "menginjak rem" mobil, misalnya, Anda mengandalkan ketidakmampatan minyak rem untuk mengirimkan tekanan yang berlaku pada kaki Anda dan ke sepatu rem di atas roda. Sifat ini juga merupakan dasar dari ilmu teknik hidrolika, yang menggunakan cairan untuk mengirimkan kekuatan yang mengangkat atau memindahkan benda berat

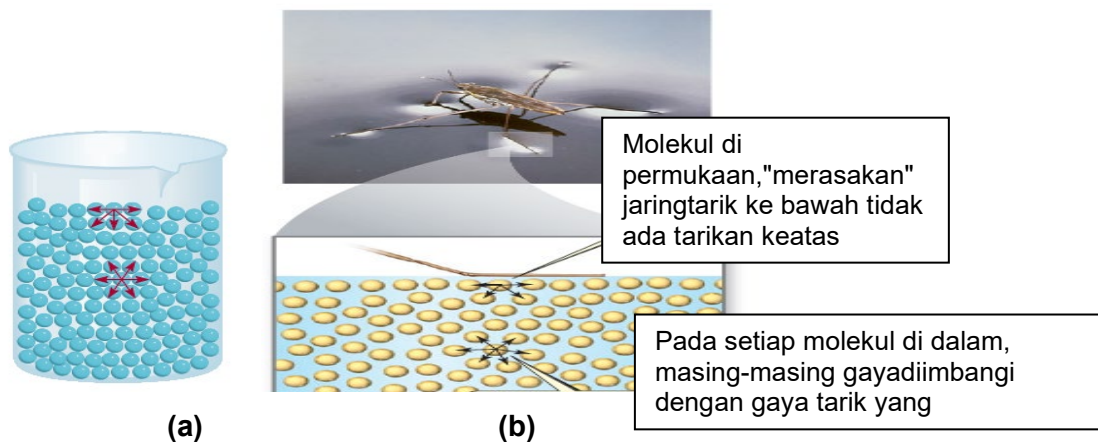


Gambar 46 Kompresibility (a) gas dan (b) cairan
(Jespersen, *et al.*, 2012: 537)

2) Tegangan permukaan



Gambar 47. Lalat, umpan pancing dan klip yang terapung diatas permukaan zat cair
(Chang, 2010: 469; Tro, 2011: 414)



Gambar 48. (a) Gaya antarmolekul yang bekerja pada lapisan permukaan suatu cairan dan pada daerah dalam cairan; (b) Lalat tidak tenggelam karena tegangan permukaan air yang tinggi.

(Chang, 2010: 469)

(Sumber: Brown, *et al.*, 2012: 327)

Pada Gambar 70, perhatikan molekul dalam cairan ditarik ke segala arah oleh kekuatan antarmolekul. Namun demikian, molekul pada permukaan ditarik ke bawah dan ke samping oleh molekul lain, tetapi tidak ke atas dari permukaan. Atraksi antarmolekul ini cenderung menarik molekul ke dalam cairan dan menyebabkan permukaan mengencang seperti lapisan tipis elastis. Dengan demikian, cairan cenderung meminimalkan jumlah molekul di permukaan, yang menghasilkan tegangan permukaan (Silberberg, 2010)

Permukaan air berperilaku hampir seolah-olah memiliki kulit yang elastis, seperti yang dibuktikan oleh kemampuan serangga tertentu untuk "berjalan" di atas air.

Perilaku ini disebabkan oleh ketidakseimbangan gaya antarmolekul pada permukaan cairan. Gaya total ini cenderung menarik molekul permukaan ke arah bagian dalam, sehingga mengurangi luas permukaan dan membuat molekul di permukaan bersama (Brown, *et al.*, 2012).

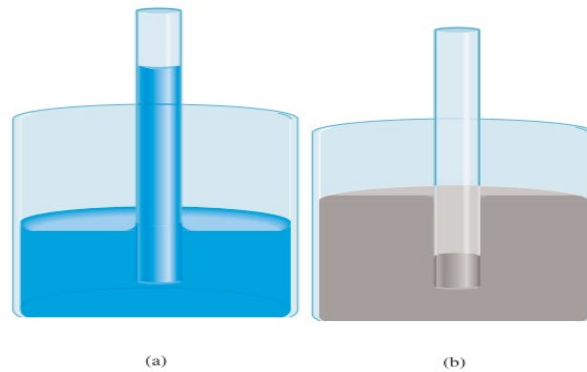
Ukuran gaya elastis di permukaan cairan adalah tegangan permukaan. Untuk menambah luas permukaan, molekul harus bergerak ke permukaan, sehingga memecah beberapa daya tarik di bagian dalam, yang membutuhkan energi. Ketegangan permukaan adalah energi yang dibutuhkan untuk menambah luas permukaan dengan satuan J/m^2 (Silberberg, 2010).

Secara umum, semakin kuat gaya antara partikel dalam cairan, semakin besar tegangan permukaan. Air memiliki tegangan permukaan yang tinggi ($4.6 \times 10^{-1} \text{ J/m}^2$) karena ikatan hidrogennya yang kuat. Surfaktan (agen aktif-permukaan), seperti sabun, agen pemulihan minyak bumi, dan pengemulsi lemak biologis, mengurangi tegangan permukaan air dengan berkumpul di permukaan dan mengganggu ikatan H. Tegangan permukaan merkuri lebih tinggi dari air karena ikatan logam yang lebih kuat antara atom atom merkuri (Brown, *et al.*, 2012)

3) Kapilaritas

Ketika tabung gelas berdiameter kecil, atau kapiler, ditempatkan dalam air, air akan naik ke dalam tabung. Munculnya cairan melalui ruang sempit melawan tarikan gravitasi disebut aksi kapiler, atau kapilaritas. Cairan naik sampai gaya gravitasi pada cairan menyeimbangkan daya rekat dan kohesif.

Lapisan tipis air melekat pada dinding dari tabung gelas. Ketegangan permukaan air menyebabkan lapisan ini mengerut, dan ketika hal ini terjadi, lapisan menarik air ke atas tabung. Dua jenis kekuatan menghasilkan aksi kapiler. Pertama adalah **kohesi**, yang merupakan tarikan antar molekul sejenis (dalam kasus ini, molekul air). Kekuatan kedua, yang disebut **adhesi**, adalah daya tarik antara molekul yang berbeda, seperti yang ada pada air dan sisi tabung gelas (silika). Jika adhesi lebih kuat dari kohesi, isi tabung akan ditarik ke atas. Proses ini berlanjut hingga gaya adhesi diseimbangkan oleh berat air dalam tabung.



Gambar 49. (a) bila adhesi lebih besar daripada kohesi, cairan naik dalam tabung kapiler, (b) bila kohesi lebih besar daripada adhesi terjadi penurunan cairan dalam tabung kapiler (Sumber: Chang, 2010: 470)

4) Viskositas

Hambatan cairan mengalir disebut viskositas. Lebih besar viskositas cairan, semakin lambat mengalir. Viskositas dapat diukur dengan cara menentukan lama waktu dibutuhkan sejumlah cairan untuk mengalir melalui tabung vertikal tipis. Viskositas juga dapat ditentukan dengan mengukur laju dimana bola baja jatuh melalui cairan. Bola jatuh lebih lambat saat viskositas meningkat.

Viskositas terkait dengan kemudahan molekul cairan bergerak relatif satu sama lain. Kemudahan molekul bergerak tergantung pada kekuatan gaya tarik antara molekul dan pada struktur molekul. Cairan yang memiliki kekuatan antarmolekul yang kuat memiliki viskositas yang lebih tinggi dari pada yang memiliki gaya antarmolekul lemah (Silberberg, 2011; Brown, *et al.*, 2012; Tro, 2011). Berikut adalah viskositas beberapa cairan pada suhu 20^o C!

Tabel 10 Nilai viskositas beberapa zat cair (Chang, 2010: 471)

Liquid	Viscosity (N s/m ²)*
Acetone (C ₃ H ₆ O)	3.16×10^{-4}
Benzene (C ₆ H ₆)	6.25×10^{-4}
Blood	4×10^{-3}
Carbon tetrachloride (CCl ₄)	9.69×10^{-4}
Diethyl ether (C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅)	2.33×10^{-4}
Ethanol (C ₂ H ₅ OH)	1.20×10^{-3}
Glycerol (C ₃ H ₈ O ₃)	1.49
Mercury (Hg)	1.55×10^{-3}
Water (H ₂ O)	1.01×10^{-3}

*The SI units of viscosity are newton-second per meter squared.

Bentuk molekul juga memainkan peran penting dalam viskositas cairan. Molekul kecil dan bulat membuat sedikit kontak sehingga lebih mudah dituangkan. Molekul panjang membuat lebih banyak kontak dan, seperti spageti dalam gelas, menjadi terjerat dan sangat perlahan bila dituangkan. Jadi cairan yang mengandung molekul yang lebih panjang memiliki viskositas yang lebih tinggi

Viskositas juga dipengaruhi oleh suhu. Viskositas berkurang dengan pemanasan, oktan, misalnya, memiliki viskositas $7,06 \times 10^{-4}$ kg/ms pada 0°C dan $4,33 \times 10^{-4}$ kg/ms pada suhu 40°C . Pada suhu tinggi lebih besar energi molekul mengatasi daya tarik antar molekul (Brown, *et al.*, 2012).

Silahkan buka percobaan bagaimana menguji viskositas cairan pada *link* berikut <https://youtu.be/2Gdxu4XcsbY>

5) Struktur dan Sifat Air

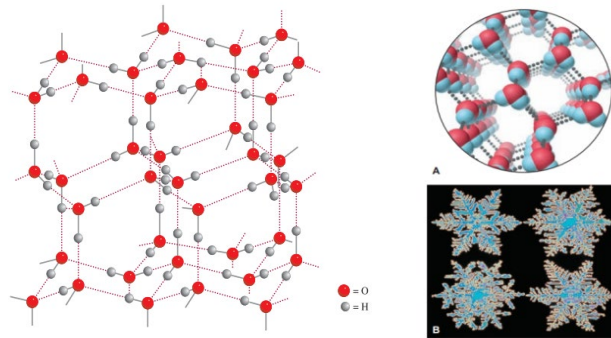
Air adalah pelarut yang sangat baik untuk banyak senyawa ionik, serta untuk zat lain yang mampu membentuk ikatan hidrogen dengan air. Air memiliki panas spesifik yang tinggi. Alasannya adalah untuk meningkatkan suhu air (yaitu, untuk meningkatkan energi kinetik rata-rata molekul air).

Sifat air yang paling mencolok adalah bentuknya yang padat kurang padat dari pada airnya bentuk cair: lapisan es akan ditemukan di permukaan air cair. Kepadatan hampir semua zat lainnya lebih besar dalam bentuk padat daripada dalam bentuk cair (perhatikan Gambar 2.23).



Gambar 50 Kiri: Es batu terapung dalam air. Kanan: Benzena padat tenggelam ke dasar cairan benzena
(Sumber: Chang, 2010: 471)

Pada Gambar 2.24 terlihat susunan geometris dari ikatan H dalam H₂O mengarah pada struktur kristal es terbuka yang berbentuk heksagon. Ketika air cair membeku, volumenya meningkat. Keindahan halus dari kepingan salju dengan enam lapis mencerminkan struktur kristal es heksagonal.



Gambar 51 Struktur tiga dimensi es.

Setiap atom O terikat pada empat atom H. Ikatan kovalen ditunjukkan dengan garis pendek tidak putus-putus dan ikatan hidrogen yang lebih lemah ditunjukkan dengan garis putus-putus yang panjang antara O dan H. Ruang kosong dalam struktur itu menjelaskan rendahnya kerapatan es.

(Sumber: Chang, 2010: 472)

Sifat-sifat unik lain yang muncul dari sifat atom H dan O yang membentuk molekul. Dengan dua pasangan ikatan dan dua pasangan elektron bebas di sekitar atom O dan perbedaan elektronegativitas yang besar pada setiap ikatan OH, molekul H₂O berbentuk bengkok dan sangat polar. Pengaturan ini sangat penting karena memungkinkan setiap molekul air untuk terlibat dalam empat ikatan H dengan tetangganya. Dari sifat-sifat atom dan molekul yang mendasar ini muncul perilaku makroskopis yang unik dan luar biasa, antara lain: sifatnya sebagai pelarut, sifat termal dan sifat tegangan permukaan air.

b. Sifat zat padat berdasarkan struktur molekul

Ada dua perbedaan yang paling mendasar antara **jenis padatan**, yaitu **kristalin** dan **amorf**. Padatan kristalin adalah padatan yang terdiri dari atom, ion, atau molekul yang memiliki susunan memanjang berurutan dalam rentang yang

panjang. padatan amorf adalah partikel yang konstituennya tersusun secara acak dan tidak memiliki struktur jangka panjang yang teratur contohnya adalah karet.

Struktur dan sifat kristal, seperti titik leleh, kerapatan, dan kekerasan, ditentukan oleh jenis kekuatan yang menyatukan partikel. Kita dapat mengklasifikasikan kristal apa pun sebagai salah satu dari empat jenis: **ionik, kovalen, molekuler, dan logam**. Berbagai jenis padatan kristalin dan karakteristiknya diberikan pada Tabel 11.

Tabel 11. Karakteristik tipe padatan

Jenis Padatan	Gaya Antarmolekul	Sifat	Contoh
Ionik	Gaya ion-ion	Rapuh, keras, titik leleh tinggi	NaCl, KBr, MgCl ₂
Molekular	Gaya dispersi, gaya dipol-dipol, ikatan hidrogen	Lunak, titik leleh rendah, tidak konduktor	H ₂ O, CO ₂ , CH ₄ , Br ₂
Kovalen	Ikatan kovalen	Keras, titik leleh tinggi	C (intan, grafit), SiO ₂
Logam	Ikatan kovalen	Kekerasan dan titik leleh bervariasi, konduktor	Na, Zn, Cu, Fe

(McMurry, 2003: 401)

Padatan kristal dapat dikategorikan sebagai ion, molekuler, jaringan kovalen, atau logam. Zat padat ionik adalah yang seperti natrium klorida, yang partikel penyusunnya adalah ion. Padatan molekuler adalah yang seperti sukrosa atau es, yang partikel penyusunnya adalah molekul yang disatukan oleh gaya antarmolekul. Kristal es, misalnya, tersusun atas molekul-molekul yang disatukan secara teratur oleh ikatan hidrogen. Padatan jaringan kovalen adalah yang seperti kuarsa atau berlian, yang atom-atomnya dihubungkan bersama oleh ikatan kovalen ke dalam susunan tiga dimensi raksasa. Akibatnya, jaringan padat kovalen adalah satu molekul yang sangat besar.

D. Rangkuman

- Ikatan ion terjadi ketika atom logam mentransfer elektron ke atom non logam, dan ion yang dihasilkan menarik masing-masing atom lainnya dan membentuk padatan ionik. Simbol titik elektron Lewis dari atom menggambarkan jumlah elektron valensi untuk unsur golongan utama.
- Kelompok unsur utama cenderung mencapai kestabilan kulit terluar (baik delapan atau dua) dengan membentuk ion sehingga konfigurasi elektron terluarnya sama dengan salah satu unsur gas mulia terdekat.
- **Ikatan kovalen** terjadi karena dua elektron (satu pasang) digunakan secara bersama oleh dua atom. Dalam banyak ikatan kovalen, **dua atau tigapasang elektron** dibagi oleh dua atom. Beberapa atom yang terikat secara kovalen juga memiliki **pasangan elektron bebas**, yaitu pasangan elektron valensi yang tidak terlibat dalam ikatan.
- **Energi ikatan** (energi yang dibutuhkan untuk memisahkan ikatan atom) dan **panjang ikatan** (jarak antara inti atom atom yang dihubungkan oleh ikatan) adalah dua besaran yang dapat diukur secara eksperimen.
- **Elektronegativitas** adalah ukuran kemampuan atom untuk menarik elektron dalam ikatan kimia. Ketika atom dari elektronegativitas berbeda terbentuk ikatan kovalen polar. Ketika kedua atom memiliki elektronegativitas yang sama, ikatannya adalah nonpolar.
- Ikatan Kovalen Koordinat yaitu ikatan kovalen yang pasangannya elektronnya berasal dari salah satu dari dua atom yang terikat. Panah digunakan untuk menunjukkan pasangan elektron yang disumbangkan.
- Struktur Lewis digunakan untuk menggambarkan pasangan elektron dari atom yang berikatan. Kadang kala dalam membuat struktur Lewis ditemukan beberapa struktur yang mungkin, untuk menentukan struktur mana yang lebih disukai dapat digunakan konsep **muatan formal**.
- **Model VSEPR** untuk memprediksi geometri molekul didasarkan pada asumsi bahwa pasangan elektron kulit valensi saling tolak dan cenderung mencari posisi sejauh mungkin untuk meminimalkan tolakan.
- Orbital hibrida semuanya memiliki energi dan kerapatan elektron yang sama, dan jumlah orbital hibrida sama dengan jumlah orbital atom murni yang bergabung.

- Perluasan *Valence-shell* dapat dijelaskan dengan asumsi hibridisasi orbital s, p, dan d. Dalam hibridisasi sp, dua orbital hibrida terletak pada satu garis lurus; dalam sp² hibridisasi, ketiga orbital hibrida diarahkan ke sudut-sudut segitiga sama sisi; dalam sp³ hibridisasi, keempat orbital hibrida diarahkan ke sudut tetrahedron; dalam sp³d hibridisasi, lima orbital hibrida diarahkan ke sudut-sudut trigonal bipiramid; dalam sp³d² hibridisasi, keenam orbital hibrida diarahkan ke sudut-sudut sebuah segi delapan oktahedral.
- Gaya antar molekul merupakan gaya tarik diantara molekul-molekul. **Gaya dipol-dipol** merupakan gaya yang bekerja antara molekul-molekul polar, yaitu antara molekul-molekul yang memiliki momen dipol. Jika dilihat dari nilai momen dipol semakin tinggi nilai momen dipol maka titik didih dan titik leleh juga semakin tinggi.
- **Gaya dispersi** merupakan Interaksi tarik-menarik antara ion dan dipol terinduksi disebut *interaksi ion-dipol terinduksi*, dan interaksi tarik-menarik antara molekul polar dan dipol terinduksi disebut interaksi *dipol-dipol terinduksi*
- **Ikatan hidrogen** adalah gaya tarik antar-molekul yang terjadi antara atom hidrogen yang terikat dengan atom sangat elektronegatif (N, O, atau F).
- Tegangan permukaan adalah ukuran energi yang dibutuhkan untuk meningkatkan luas permukaan cairan. Gaya antarmolekul yang lebih besar dalam cairan menciptakan tegangan permukaan yang lebih tinggi. Tindakan kapiler, peningkatan cairan melalui ruang sempit, terjadi ketika kekuatan antara cairan dan permukaan padat (perekat) lebih besar daripada kekuatan di dalam cairan itu sendiri (kohesif). Viskositas, daya tahan untuk mengalir, tergantung pada bentuk molekul dan berkurang dengan suhu. Gaya antarmolekul yang lebih kuat menciptakan viskositas yang lebih tinggi.
- Padatan kristal dapat dikategorikan sebagai ion, molekul, jaringan kovalen, atau logam.

Pembelajaran 3. Stoikiometri

Sumber.

Modul Pendidikan Profesi Guru, Modul 3. Stoikiometri, Penulis : Prof. Dr. Minda Azhar, M.Si.

Modul Pengembangan Keprofesian Berkelanjutan, Kelompok Kompetensi A : Stoikiometri 1, Penulis : Dr. Poppy Kamalia Devi, M.Pd.

A. Kompetensi

Penjabaran model kompetensi yang selanjutnya dikembangkan pada kompetensi guru bidang studi yang lebih spesifik pada pembelajaran 3. Stoikiometri adalah guru mampu menerapkan metoda ilmiah, faktor konversi, materi dan hukum – hukum dasar kimia pada stoikiometri.

B. Indikator Pencapaian Kompetensi

Dalam rangka mencapai kompetensi guru bidang studi, maka dikembangkanlah indikator - indikator yang sesuai dengan tuntutan kompetensi guru bidang studi. Indikator Pencapaian Kompetensi yang akan dicapai dalam pembelajaran 3. Stoikiometri adalah sebagai berikut :

1. dapat mengaitkan istilah pengamatan, hukum dan teori pada metoda ilmiah.
2. dapat menggunakan faktor konversi pada perhitungan kimia yang berkaitan dengan perhitungan pada rumus kimia dan persamaan reaksi.
3. dapat membedakan unsur, senyawa dan campuran.
4. dapat memberikan contoh materi yang termasuk senyawa, unsur, campuran homogen dan campuran heterogen
5. Menguasai konsep massa atom, massa molar dan rumus senyawa.
6. Dapat menentukan massa 1 mol unsur dan senyawa dari data massa atom.
7. Dapat menentukan hubungan massa dengan mol suatu unsur dan senyawa.
8. Dapat menganalisis hubungan *subscript* dan mol dalam rumus senyawa.
9. Dapat menggunakan konsep mol pada perhitungan rumus senyawa.
10. Dapat menentukan kadar suatu unsur dalam suatu senyawa.

11. Dapat menyetarakan persamaan reaksi.
12. Dapat menentukan hubungan koefisien reaksi dengan mol pada persamaan reaksi.
13. Dapat menerapkan konsep pereaksi pembatas pada suatu reaksi.
14. Dapat menentukan presentasi hasil suatu reaksi.

C. Uraian Materi

1. Metode ilmiah dan faktor konversi

a. Metoda Ilmiah

Roger Bacon, philosopher abad ke 13 dinobatkan sebagai orang yang pertama mengusulkan bahwa **pengamatan pada eksperimen harus menjadi dasar perkembangan sains modern**. Ilmu kimia berkembang tidak lepas dari pengamatan yang dilakukan pada langkah eksperimen oleh peneliti. Perhatikan Gambar 1, seorang peneliti kimia sedang bekerja di laboratorium kimia modern, sedangkan Gambar 2, seorang peneliti kimia mengukur pH sumber air panas “Sapan Maluluang” di Solok Selatan. Suhu sumber air panas tersebut sekitar 110°C. Pada sumber air panas tersebut ternyata ditemukan bakteri.



Gambar 52 Peneliti kimia sedang mengamati zat di laboratorium moden (Jespersen *et al.*, 2012)



Gambar 53 Peneliti kimia sedang mengamati pengukuran pH sumber air panas

Ilmuwan adalah makhluk yang keingintahuannya pada alam ini besar, sehigga membuat ilmu pengetahuan alam ini berkembang dengan cepat. Pendekatan yang digunakan oleh ilmuwan bukan dengan cara “trial and error” tetapi melalui metoda ilmiah. Pada prinsipnya metoda ilmiah adalah ilmuwan mengumpulkan infomasi dan merumuskan penjelasannya.

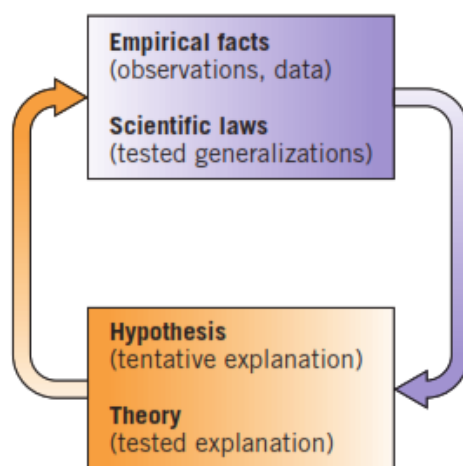
Pada bidang kimia, kita mengumpulkan informasi dengan cara melakukan eksperimen di laboratorium di bawah kondisi yang dikontrol agar pengamatan dapat menghasilkan informasi yang jika diulang kembali akan menghasilkan informasi yang sama. **Pengamatan** yang dilakukan pada saat melakukan eksperimen disebut **data**. Data dihasilkan secara akurat yang menggambarkan sesuatu yang kita lihat, dengar dan rasa atau kita bau. Keakuratan data sangat tergantung pada alat dan instrumen yang digunakan pada saat melakukan eksperimen. Alat dan instrumen selalu berkembang dari tahun ke tahun. Oleh sebab itu, terjadilah perkembangan ilmu pengetahuan yang semakin lengkap dan detail.

Tujuan utama ilmuwan mempelajari alam semesta ini adalah untuk mengorganisasi fakta (data) agar generalisasi dari data dapat ditetapkan. Sebagai contoh jika kita mempelajari sifat gas, ternyata sifat gas tergantung dari sejumlah faktor yaitu jumlah gas, suhu, volume dan tekanan. Dari hasil pengamatan ternyata terdapat hubungan faktor-faktor tersebut. Generalisasi yang dihasilkan kita kenal dengan persamaan gas ideal " $PV=nRT$ ". Generalisasi ini dihasilkan dari banyak eksperimen yaitu hubungan P dengan V, hubungan P dengan T, hubungan V dengan T. Jika kita mengulang eksperimen ini akan menghasilkan hasil yang sama seperti yang dilakukan peneliti sebelumnya. Oleh sebab itu, generalisasi ini dikenal dengan **hukum** atau **hukum ilmiah**. Generalisasi dapat merupakan kalimat atau merupakan formula (persamaan matematik) seperti $PV=nRT$.

Seiring waktu para ilmuwan membangun gambaran mental yang disebut **model teoretis** yang memungkinkan ilmuwan membuat penjelasan tentang hukum yang berasal dari pengamatan.

Dalam pengembangan model teoretis, peneliti membentuk penjelasan sementara disebut **hipotesis**. Hipotesis ini perlu diuji melalui pengamatan/eksperimen agar dihasilkan data. Peneliti kemudian melakukan eksperimen untuk menguji prediksi yang diperoleh dari model teoretis yang telah ditetapkan. Model teoretis akan bertahan jika pengujian dilakukan berulang menghasilkan data yang sama, maka model teoretis tadi mencapai status **teori**.

Teori adalah penjelasan yang teruji dari tingkah laku dari alam. Yang perlu diperhatikan adalah bagaimanapun juga setiap uji mungkin dapat memperlihatkan teori yang salah. Oleh sebab itu, kita tidak pernah secara absolut menyatakan bahwa suatu teori selalu benar sepanjang masa. Perkembangan alat untuk mengamati gejala alam telah terbukti merubah teori menjadi lebih berkembang dan lebih lengkap. Oleh sebab itu, metoda ilmiah merupakan siklus (Gambar 3).



Gambar 54 Metoda ilmiah merupakan siklus (Jespersen *et al.*, 2012)

b. Faktor Konversi

Faktor konversi dapat berasal dari sebuah persamaan atau dari sebuah perbandingan. Faktor konversi yang berasal dari sebuah persamaan diperoleh dengan membagi kedua sisi persamaan dengan salah satu kuantitasnya.

Contoh :

$$1 \text{ m} = 100 \text{ cm}$$

Bila persamaan dibagi 100 cm, maka $\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = 1$, dan

bila dibagi dengan 1 m, maka $1 = \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}}$,

Dengan demikian, $\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}}$ dan $\frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}}$ merupakan faktor konversi dari 1 m = 100 cm.

Faktor konversi yang berasal dari sebuah perbandingan dapat dilihat pada contoh berikut.

Contoh :

Seorang siswa memperoleh imbalan Rp 500 tiap jam.

Contoh ini dapat ditulis $\text{Rp } 500 \approx 1 \text{ jam}$

Faktor konversinya $\frac{\text{Rp } 500}{1 \text{ jam}}$

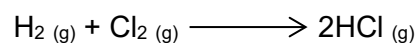
Penggunaan faktor konversi dapat dilihat pada video (<https://www.youtube.com/watch?v=7N0IRJLwpPI>).

Penggunaan faktor konversi pada beberapa konsep kimia diperlihatkan seperti di bawah ini yaitu pada:

1) Hukum Perbandingan Volume

Berdasarkan hukum perbandingan volume dapat disimpulkan bahwa pada temperatur dan tekanan tetap, perbandingan volume gas-gas yang terlibat dalam suatu reaksi sesuai dengan koefisien reaksi masing-masing gas tersebut. Ini berarti jika salah satu gas sudah diketahui volumenya maka volume gas-gas lain pada persamaan reaksi itu dapat dicari.

Jika satuan volume adalah 1, maka faktor konversi untuk reaksi



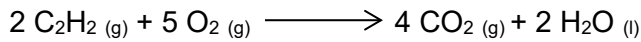
diantaranya

$$\frac{1 \text{ L H}_2}{1 \text{ L Cl}_2} \text{ dan } \frac{2 \text{ L HCl}}{1 \text{ L H}_2}$$

Faktor konversi ini berturut-turut digunakan untuk menghitung volume gas H_2 jika volume gas Cl_2 diketahui untuk menghitung volume gas HCl jika volume gas H_2 diketahui,

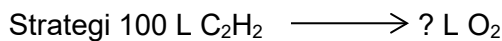
Contoh :

Pada pembakaran gas karbid menurut persamaan reaksi



Untuk 100 L gas karbid, berapa volume gas oksigen yang diperlukan?

Penyelesaian :



$$\text{Volume O}_2 \text{ yang diperlukan} = 100 \text{ L C}_2\text{H}_2 \times \frac{5 \text{ L O}_2}{2 \text{ L C}_2\text{H}_2} = 250 \text{ L O}_2$$

2) Tetapan Avogadro

Tetapan Avogadro dapat didefinisikan sebagai jumlah partikel dalam 1 mol zat. Menurut pengukuran harga tetapan Avogadro adalah $(6,022045 \pm 0,00003) \times 10^{23}$. Agar sederhana dalam modul ini digunakan $6,02 \times 10^{23}$. Dengan demikian, zat baik berupa unsur maupun senyawa, bila mengandung partikel partikel sebanyak bilangan $6,02 \times 10^{23}$ disebut 1 mol.

Atom Ca sebanyak $6,02 \times 10^{23}$ disebut 1 mol, dan dapat ditulis $1 \text{ mol Ca} = 6,02 \times 10^{23} \text{ atom Ca}$. Seperti telah dikemukakan terdahulu, bahwa faktor konversi dapat berasal dari sebuah persamaan, maka faktor konversi dari persamaan $1 \text{ mol Ca} = 6,02 \times 10^{23} \text{ atom Ca}$ adalah :

$$\frac{1 \text{ mol Ca}}{6,02 \times 10^{23} \text{ atom Ca}} \text{ dan } \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ atom Ca}}{1 \text{ mol Ca}}$$

Faktor konversi ini berturut-turut digunakan untuk mengubah atom Ca ke mol dan mengubah mol Ca ke atom Ca.

Contoh :

Berapa jumlah atom yang terdapat dalam 0,75 mol Ca?

Penyelesaian :



Pengubahan satuan,

$$\begin{aligned}0,75 \text{ mol Ca} &= 0,75 \text{ mol Ca} \times 1 \\ &= 0,75 \text{ mol Ca} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ atom Ca}}{1 \text{ mol Ca}} \\ &= 0,75 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ atom Ca} \\ &= 4,515 \times 10^{23} \text{ atom Ca}\end{aligned}$$

3) Massa Molar

A_r suatu unsur adalah perbandingan antara massa 1 atom unsur itu dengan 1/12 massa atom C-12. Karena massa 1 atom C-12 adalah 12 SMA, maka massa 1 atom suatu unsur adalah sama dengan A_r SMA unsur itu ($1 \text{ SMA} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$).

Jika dicari massa molar suatu unsur atau senyawa dalam satuan gram, akan diperoleh angka yang sama dengan angka A_r atau M_r dari unsur atau senyawa tersebut. Dengan demikian, kalau data A_r diketahui, maka dapat ditentukan massa molar unsur atau senyawa.

Diketahui $A_r \text{ Ca} = 40$, maka 1 mol atom Ca = 40 g Ca. Untuk merubah mol atom Ca ke g Ca atau sebaliknya digunakan faktor konversi yang berasal dari persamaan 1 mol atom Ca = 40 g Ca.

Contoh :

Berapa mol 20 g Ca ?

Penyelesaian :

Strategi : 20 g Ca \longrightarrow ? mol atom Ca

Pengubahan satuan : 20 g Ca = 20 g Ca \times 1

$$= 20 \text{ g Ca} \times \frac{1 \text{ mol Ca}}{40 \text{ g Ca}}$$

$$= 0,5 \text{ mol atom Ca}$$

Massa molar dari unsur atau senyawa merupakan massa partikel (atom, atau molekul, atau ion) sebesar tetapan Avogadro. Jadi bila, A_r dan massa partikel diketahui akan dapat ditentukan jumlah partikel, atau sebaliknya.

Contoh :

Berapa massa $3,01 \times 10^{25}$ atom Fe ? (A_r Fe = 56)

Penyelesaian :

Strategi : atom Fe \longrightarrow ? mol Fe \longrightarrow ? g Fe

Pengubahan satuan :

$$\begin{aligned} 3,01 \times 10^{25} \text{ atom Fe} &= 3,01 \times 10^{25} \text{ atom Fe} \times \frac{1 \text{ mol Fe}}{6,02 \times 10^{23} \text{ atom Fe}} \times \frac{56 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} \\ &= \frac{3,01 \times 10^{25} \times 56}{6,02 \times 10^{23}} \text{ g Fe} \end{aligned}$$

4) Volume Molar Gas (VMG)

Berdasarkan hukum Avogadro dan tetapan Avogadro, dapat dikatakan bahwa volume 1 mol gas (volume molar gas) apa saja pada tekanan dan suhu yang tetap adalah sama. Percobaan yang dilakukan pada 0°C dan tekanan 1 atm, ditemukan $1 \text{ L O}_2 = 1,429 \text{ g O}_2$. Maka 1 mol molekul O_2 akan mempunyai volume menurut perhitungan berikut :

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol molekul O}_2 &= 32 \text{ g O}_2 \\ &= 32 \text{ g O}_2 \times 1 \\ &= 32 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ L O}_2}{1,429 \text{ g O}_2} \\ &= 22,4 \text{ L O}_2 \end{aligned}$$

Sesuai dengan hukum Avogadro dan tetapan Avogadro, dapat disimpulkan bahwa volume 1 mol gas apa saja pada 0°C dan 1 atm (STP) adalah 22,4 L. Dengan demikian, volume 1 mol molekul gas CH_4 pada STP adalah 22,4 L, atau dapat ditulis 1 mol molekul $\text{CH}_4 = 22,4 \text{ L CH}_4$. Persamaan 1 mol molekul $\text{CH}_4 = 22,4 \text{ L CH}_4$ dapat digunakan untuk mengubah mol molekul CH_4 ke L CH_4 atau sebaliknya.

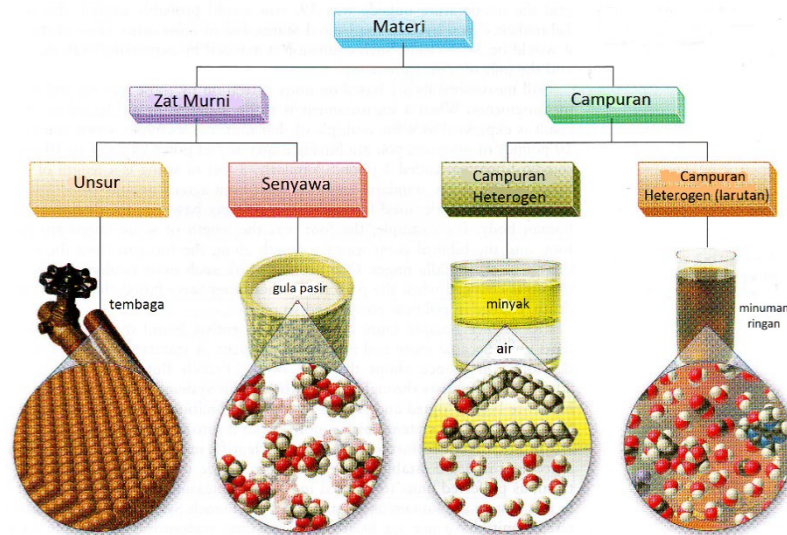
2. Materi dan Hukum Dasar Kimia

Kimia merupakan ilmu yang mempelajari komposisi, struktur dan sifat materi serta perubahan yang menyertai materi tersebut. Materi dipandang sebagai

segala sesuatu yang menempati ruang dan mempunyai massa. Komposisi dan struktur suatu materi menentukan sifat materi tersebut. Sifat materi menentukan apakah materi tersebut mudah atau sulit bereaksi dengan zat lain.

a. Klasifikasi Materi

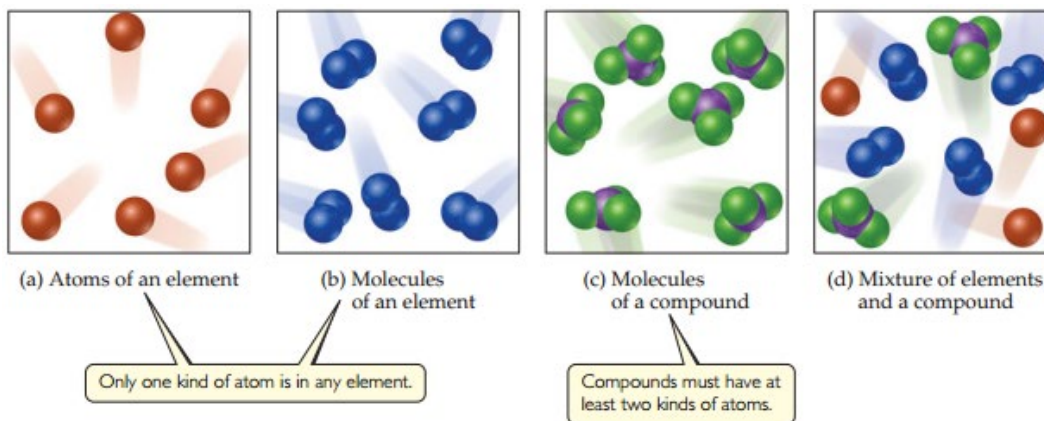
Berdasarkan zat-zat penyusunnya materi dapat dibedakan menjadi dua golongan, yaitu **zat murni** dan **campuran**. Zat murni menurut susunan kimianya dapat dibedakan menjadi dua macam, yaitu **unsur** dan **senyawa**. Gambar berikut menggambarkan skema klasifikasi materi.



Gambar 55 Bagan Klasifikasi Materi
(Sumber: Seager & Slabaugh, 2008, Chemistry for Today)

Pada tingkat molekuler, setiap unsur terdiri dari hanya satu jenis atom (Gambar 3.5 a, b). Senyawa adalah zat yang terdiri dari dua unsur atau lebih yang mengandung dua jenis atau lebih atom (Gambar 3.5 c). Air, misalnya, adalah senyawa yang terdiri dari dua unsur yaitu hidrogen dan oksigen. Gambar 3.5 d menunjukkan campuran zat. Campuran adalah kombinasi dari dua atau lebih zat di mana masing-masing zat mempertahankan identitas kimianya sendiri. Setiap unsur mengandung jenis atom yang unik. Unsur mungkin terdiri dari atom atau molekul (atom-atomnya berikatan). Senyawa mengandung dua atau lebih atom yang berbeda yang berikatan secara kimia. Suatu campuran mengandung unit

tunggal dari komponen ini misalnya unsur dengan senyawa yang perbandingannya bervariasi.



Gambar 56 Unsur, Senyawa dan Campuran secara Molekular
(Brown *et al.*, 2012)

Unsur


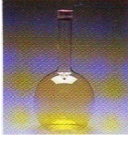

Unsur merupakan jenis materi yang paling sederhana dengan sifat fisika dan kimia yang unik. Suatu unsur hanya memiliki satu jenis atom penyusun. Unsur tidak dapat diuraikan lagi menjadi zat-zat lain yang lebih sederhana, Oleh karena itu unsur merupakan zat tunggal.

Unsur-unsur dikelompokkan pada suatu tabel yang disebut *Tabel Periodik Unsur* yang sudah dibahas pada pembelajaran 1.

Senyawa

Senyawa yang dibentuk dari dua unsur atau lebih melalui reaksi kimia. Sifat suatu senyawa berbeda dengan sifat unsur-unsur penyusunnya. Contohnya adalah natrium klorida atau yang biasa dikenal dengan garam dapur.

Tabel 12 Sifat fisik dari natrium, klor, dan natrium klorida.

Sifat Fisik	Natrium	+	Klor	→	Natrium klorida	
Titik leleh	97,8 °C		-101 °C		801 °C	
Titik didih	881,4 °C		-34 °C		1413 °C	
warna	perak		Kuning kehijauan		Tidak berwarna (putih)	
Massa jenis	0,97 g/cm ³		0,0032 g/cm ³		2,16 g/cm ³	
Kelarutan dalam air	reaktif		sedikit		banyak	
Sumber : <i>Chemistry The Molecular Nature of Matter and Change</i>						

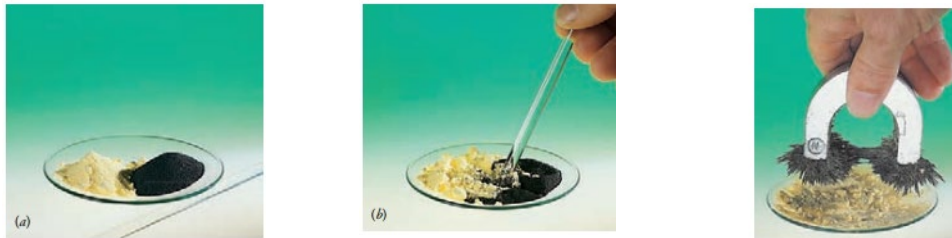
Senyawa natrium klorida pada suhu kamar berupa kristal berwarna putih. Natrium klorida dibentuk dari unsur natrium dan gas klorida. Unsur natrium pada suhu ruang berupa logam yang sangat reaktif dengan air, sedangkan klor pada suhu kamar merupakan gas berwarna kuning kehijauan, gas klor bersifat racun. Dari data terlihat sifat natrium klorida berbeda dengan sifat unsur-unsur natrium maupun klor, oleh karena itu sifat senyawa berbeda dengan sifat unsur-unsur pembentuknya.

Campuran

Campuran merupakan gabungan dua atau lebih zat tanpa perbandingan tertentu. Campuran ada yang berupa campuran homogen dan campuran heterogen. Campuran heterogen merupakan campuran yang masih memiliki batas yang dapat terlihat antara komponen-komponen penyusunnya. Campuran homogen merupakan campuran yang batas antar komponennya tidak terlihat. Campuran homogen dinamakan juga larutan, sedangkan campuran heterogen disebut juga suspensi.

Bagaimana jika yang dicampurkan adalah unsur dengan unsur misalnya belerang dengan besi apakah menghasilkan campuran heterogen (Gambar 9). Serbuk belerang dan bubuk besi jika diaduk membentuk campuran heterogen. Serbuk besi dapat dipisahkan kembali dari campuran tersebut menggunakan magnet. Kita lihat campuran besi dan belerang tidak merubah sifat besi dan sifat belerang ke suatu senyawa yang mengandung dua unsur ini. Campuran tersebut dapat dipisahkan

kembali menggunakan magnet. Pembuatan campuran tersebut hanya menyebabkan perubahan fisika.

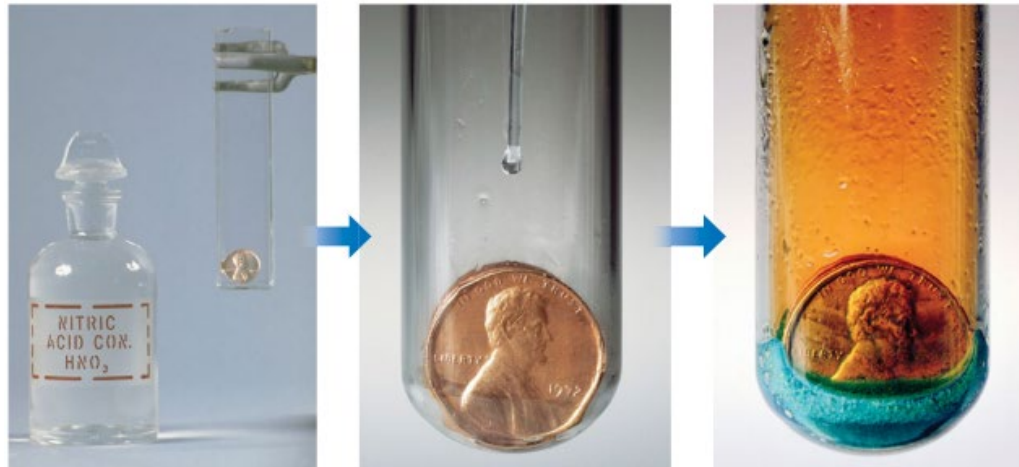


Gambar 57 Campuran Heterogen Serbuk Besi dan Serbuk Belerang
(Jespersen *et al.*,2012)

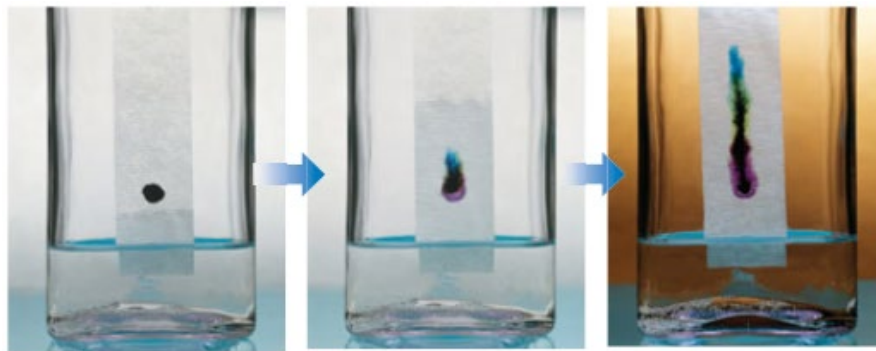
b. Perubahan Fisika dan Perubahan Kimia

Pembentukan senyawa melibatkan perubahan kimia (reaksi kimia) karena susunan kimiawi zat yang terlibat diubah. Campuran besi dan belerang jika dipanaskan membentuk senyawa yang sering disebut "emas bodoh" karena sangat mirip emas. Pada senyawa ini unsur-unsur tidak lagi memiliki sifat yang sama dengan sebelum besi dan belerang bergabung dan bereaksi. Belerang dan besi pada senyawa yang terbentuk tidak dapat dipisahkan dengan cara fisika, tetapi dengan cara perubahan kimia. Dekomposisi senyawa besi belerang menjadi besi dan belerang merupakan perubahan kimia.

Perubahan kimia juga terjadi jika coin Cu dicelupkan pada asam nitrat (Gambar 3.7). Cu larut dan menghasilkan larutan berwarna biru-kehijauan ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) dan gas coklat kemerahan (NO) yang merupakan gas nitrogen dioksida. Dengan demikian, perubahan kimia dapat diamati dengan adanya tanda perubahan warna atau terbentuk gas, atau terjadi endapan. Dengan demikian, materi dapat dikelompokkan dua yaitu zat murni dan campuran. Zat murni dapat berbentuk unsur atau senyawa. Campuran dapat terdiri: unsur dengan unsur, unsur dengan senyawa, senyawa dengan senyawa.



Gambar 58 Reaksi Cu dan Asam Nitrat
(Sumber: Brown *et al.*, 2012)



Gambar 59 Pemisahan Campuran dengan Kromatografi
(Sumber: Brown *et al.*, 2012)

c. Hukum-hukum Dasar Kimia

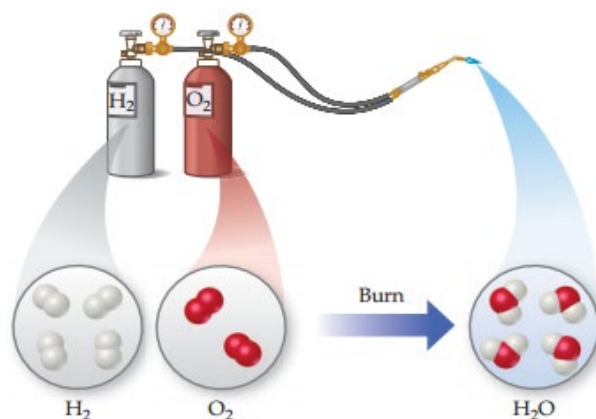
1) Hukum Kekekalan Massa (*Hukum Lavoisier*)

Antoine Laurent Lavoisier, seorang ilmuwan kimia Perancis (1743-1794) mempelajari pengaruh pemanasan beberapa logam di tempat terbuka. Dia menimbang logam itu sebelum pembakaran dan sesudah pembakaran seperti diilustrasikan pada gambar. Ia mendapatkan bahwa logam yang telah dibakar di tempat terbuka, massanya lebih besar daripada massa logam sebelum dibakar. Jika Logam hasil pembakaran dipanaskan dengan batu bara, akan diperoleh massa logam semula.

Lavoisier berpendapat bahwa udara di tempat terbuka mengandung gas yang dapat bereaksi dengan logam yang dipanaskan. Ia menamakan gas tersebut oksigen. Dengan demikian, dipikirkan bahwa bertambahnya massa logam setelah dibakar disebabkan oleh bereaksinya oksigen dengan logam yang dibakar. Massa oksigen dan massa logam yang bereaksi sama dengan massa oksida logam yang terbentuk. Eksperimen Lavoisier tersebut menghasilkan hukum Lavoisier yang terkenal dengan hukum Kekekalan massa yang berbunyi : “Pada setiap reaksi kimia, massa zat-zat yang bereaksi adalah sama dengan massa zat-zat hasil reaksi”

2) Hukum Perbandingan Tetap (*Hukum Proust*)

Louis Proust (1754-1826) seorang kimiawan Perancis yang pertama kali menyatakan bahwa suatu senyawa kimia terdiri dari unsur-unsur dengan perbandingan massa yang selalu sama. Hal ini dikemukakan oleh Proust setelah melakukan serangkaian eksperimen di tahun 1797 dan 1804. **Joseph Louis Proust** pada tahun 1797 melakukan sederetan percobaan mengenai perbandingan jumlah zat-zat yang bereaksi. Misalnya pada Hidrogen + Oksigen → Air. Pada reaksi ini, perbandingan atom hidrogen dan atom oksigen yang membentuk molekul air selalu tetap, yaitu hidrogen:oksigen = 1:8 atau 11,11% hidrogen dan 88,89% oksigen.



Gambar 60 Reaksi Gas Hidrogen dan Gas Oksigen Membentuk Air
(Sumber: Brown *et al.*, 2009)

Tabel 13 Hasil Eksperimen Proust

Massa Hidrogen yang direaksikan (gram)	Massa Oksigen Yang direaksikan (gram)	Massa air yang terbentuk (gram)	Sisa Hidrogen atau Oksigen (gram)
1	8	9	-
2	8	9	1 gram hidrogen
1	9	9	1 gram oksigen
2	16	18	-

Dari percobaan yang dilakukannya, Proust mengemukakan teorinya yang terkenal dengan sebutan, *Hukum Perbandingan Tetap*, yang berbunyi: “Setiap Senyawa tersusun dari unsur-unsur dengan perbandingan yang tetap”.

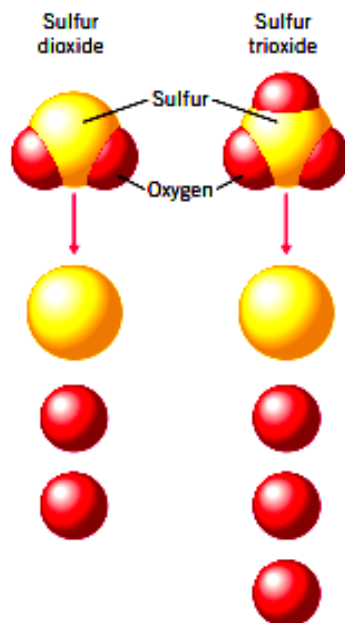
3) Hukum perbandingan berganda atau Hukum kelipatan perbandingan

“Setiap kali dua unsur membentuk lebih dari satu senyawa, massa yang berbeda satu unsur yang bergabung dengan massa yang sama dari unsur lainnya dengan perbandingan bilangan bulat yang kecil”.

Apa arti hukum ini, perhatikan dua senyawa sulfur dioksida, SO_2 , dan sulfur trioksida, SO_3 (Gambar 14). Dalam satu molekul dari masing-masing senyawa ini ada satu atom belerang, sehingga kedua molekul harus memiliki massa belerang yang sama. Sekarang mari kita perhatikan atom oksigen. Molekul SO_2 memiliki dua atom O; molekul SO_3 memiliki tiga atom O. Ini berarti bahwa perbandingan atom O dalam kedua senyawa tersebut adalah 2 : 3.

$$\frac{\text{atoms of O in SO}_2}{\text{atoms of O in SO}_3} = \frac{2 \text{ atoms O}}{3 \text{ atoms O}} = \frac{2}{3}$$

Karena semua atom O memiliki massa yang sama, rasio massa O dalam dua molekul harus sama dengan rasio atom, dan rasio ini (2 : 3) adalah perbandingan dengan bilangan bulat kecil.

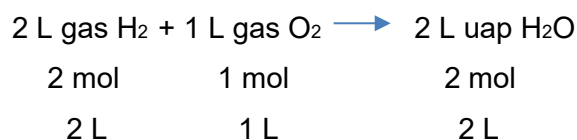


Gambar 61 Atom Oksigen pada Senyawa Sulfur Mengikuti Hukum Perbandingan Berganda
(Sumber: Brady *et al.*, 2012)

4) Hukum Perbandingan Volume (*Gay Lussac*)

Pada tahun 1808, ilmuwan Perancis, Joseph Louis Gay Lussac, berhasil melakukan percobaan tentang volume gas yang terlibat pada berbagai reaksi dengan menggunakan berbagai macam gas. Menurut Gay Lussac 2 volume gas hidrogen bereaksi dengan 1 volume gas oksigen membentuk 2 volume uap air. Reaksi pembentukan uap air berjalan sempurna, memerlukan 2 volume gas hidrogen dan 1 volume gas oksigen, untuk menghasilkan 2 volume uap air, lihat Gambar 13.

Dari percobaan ini ternyata diketahui bahwa 2 liter uap air dapat terjadi, jika direaksikan 2 liter gas Hidrogen dengan 1 liter gas Oksigen. Reaksi ini ditulis :



Dari persamaan reaksi yang dituliskan diatas tampak bahwa perbandingan volume dari H₂: gas O₂: uap H₂O adalah 2 : 1 : 2.

Data percobaan ini sesuai dengan Hukum perbandingan volume atau yang dikenal sebagai Hukum Gay Lussac. Dari hasil eksperimen dan pengamatannya

disimpulkan bahwa : “volume gas-gas yang bereaksi dan volume gas-gas hasil reaksi, jika diukur pada suhu dan tekanan yang sama, akan berbanding sebagai bilangan bulat dan sederhana”

5) Hukum Avogadro (*Hipotesis Avogadro atau Prinsip Avogadro*)

Seorang ahli fisika dari Italia bernama Amadeo Avogadro (1776-1856) berpendapat bahwa ada hubungan antara jumlah partikel dalam gas dan volume gas, yang tidak bergantung pada jenis gas. Untuk memahaminya, perhatikan data percobaan penentuan jumlah molekul beberapa gas pada volum 1L, suhu dan tekanan standar (0°C, 76 cmHg) pada tabel 3.3 dibawah ini :

Tabel 14 Data percobaan pengukuran volum pada suhu dan tekanan standar

Nama	Massa (gram)	Volum (L)	Jumlah molekul
Oksigen	1,460	1	$2,688 \times 10^{22}$
Nitrogen	1,250	1	$2,688 \times 10^{22}$
Karbon dioksida	1,961	1	$2,688 \times 10^{22}$

Dari data tersebut ternyata dalam volum yang sama dan keadaan yang sama terdapat jumlah molekul yang sama pula. Hipotesis ini dijadikan suatu hukum, yang dikenal sebagai hukum Avogadro. Hipotesis Avogadro berbunyi : “Pada temperatur dan tekanan yang sama, semua gas pada volum yang sama mengandung jumlah molekul yang sama pula.”

3. Massa Atom, Massa Molar, dan Rumus Senyawa

a. Massa Atom dan Massa Atom Relatif

Massa atom tergantung pada jumlah elektron, proton dan netron yang terdapat pada suatu atom. Sebuah atom isotop Carbon-12 mempunyai massa 12 amu (*atomic mass unit*). Data ini diperoleh dari spektroskopi massa. Massa molar karbon-12 adalah 12 g (mengandung $6,02 \times 10^{23}$ atom karbon-12).

Langkah pertama menentukan massa atom adalah menandai nilai massa satu atom dari unsur agar dapat digunakan sebagai standar. Persetujuan internasional, massa atom adalah massa dari atom dalam satuan “***atomic mass unit***”(amu). **Satu amu didefinisikan sebagai massa dari seperduabelas massa satu atom Carbon-12.** Dengan demikian dapat dikatakan bahwa massa

atom relatif disingkat “Ar” adalah massa atom dibandingkan dengan 1/12 massa atom C-12. Secara matematika dapat ditulis sebagai berikut:

$$Ar X = \frac{\text{Massa 1 atom } X}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom C} - 12}$$

Bagaimana cara menghitung massa atom relatif berdasarkan rumus di atas?

Perhatikan contoh soal berikut.

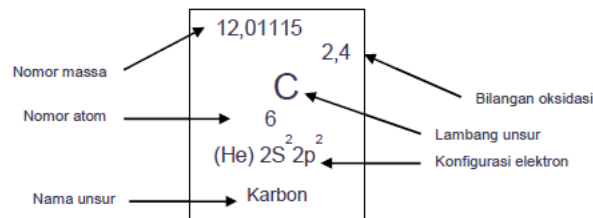
Contoh Soal 1:

Hitung massa atom relatif Fe jika diketahui massa Fe = 55,874 !

Penyelesaian :

$$Ar \text{ unsur Fe} = \frac{\text{Massa 1 atom unsur Fe}}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom C} - 12} = \frac{55,874}{\frac{1}{12} \times 12} = 55,874 \text{ dibulatkan menjadi } 56$$

Massa atom relatif unsur-unsur dapat ditemukan dalam tabel sistem periodik unsur-unsur. Pada gambar 1 ditunjukkan lambang unsur karbon.



Gambar 62 Lambang Unsur Karbon dalam Sistem Periodik Unsur

Jika kita mencari massa atom karbon pada sistem periodik unsur, maka yang ditemukan nilainya bukanlah 12,00 sma tetapi 12,01 sma. Perbedaan ini terjadi karena sebagian besar unsur yang ada di alam (termasuk karbon) memiliki lebih dari satu isotop. Hal ini berarti bahwa ketika kita mengukur massa atom suatu unsur, yang kita peroleh adalah massa rata-rata dari berbagai jenis isotop yang ada di alam.

Contohnya, Di alam atom karbon ditemukan dalam dua jenis isotop yaitu C-12 dan C-13, dengan kelimpahan untuk masing-masing adalah 98,90% dan 1,10% .

Massa atom karbon-13 telah ditetapkan sebesar 13,00335 sma. Jadi massa atom rata-rata dari karbon dapat dihitung sebagai berikut:

Massa atom rata-rata karbon = $(0,9890 \times 12,00000) + (0,0110 \times 13,003350) = 12,0$ sma

Karena jumlah atom karbon -12 di alam jauh lebih banyak daripada atom karbon-13, maka massa atom rata-ratanya lebih mendekati 12 sma daripada 13 sma.

Contoh Latihan

Tembaga digunakan pada kabel listrik dan uang koin. Massa atom dari dua isotop stabil tembaga adalah Cu-63 (69,09 %) dan Cu-65 (30,91%) berturut-turut adalah 62,93 amu dan 64,9278 amu. Hitung massa rata-rata atom Cu. Berapakah massa atom relatifnya (A_r Cu)?

Konsep : Masing-masing isotop berkontribusi ke massa atom rata-rata berdasarkan kelimpahannya (persentasenya)

Strategi pemecahan

Massa rata-rata atom Cu = $(0,6909)(62,93 \text{ amu}) + 0,3091)(64,9278 \text{ amu}) = 63,55$ amu

$$A_r \text{Cu} = \frac{\text{Massa rata-rata Cu}}{\frac{1}{12} \text{massa C-12 amu}} = \frac{63,55 \text{ amu}}{\frac{1}{12} \text{massa C-12 amu}} = 63,55$$

Penguatan konsep

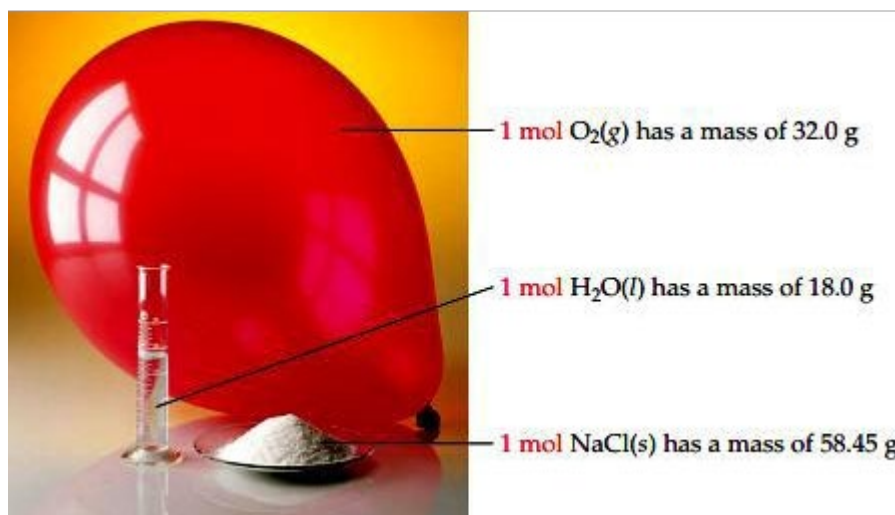
Massa rata-rata atom tentu massa diantara dua isotop tersebut. Massa rata-rata atom Cu tentu lebih dekat ke 62,93 amu dibandingkan ke 64,9278 amu. Massa atom relatif tidak punya satuan karena dibandingkan dengan 1/12 massa atom C-12.

b. Bilangan Avogadro dan Massa Molar

Dalam situasi nyata di laboratorium dan industri, kita berurusan dengan makroskopik yaitu zat yang dapat dilihat dan dipegang, sedangkan sampel mengandung sejumlah besar atom. Oleh karena itu, mudah untuk memiliki satuan khusus yang menggambarkan sejumlah besar atom. Ide satuan yang merupakan notasi jumlah objek tertentu bukanlah hal baru. Sebagai contoh 1 pasang (2 item), 1 lusin (12 item), 1 gross (144 item), 1 kodi (20 item) dan 1 rim (500 item). Semua satuan ini sangat kita kenal. Ahli kimia menggunakan satuan mole disingkat mol yang merupakan satuan SI untuk jumlah zat. **Definisi SI mol**

merujuk ke jumlah atom yang terdapat tepat pada 12 g isotop Carbon-12. Berapakah angkanya? Angka sesungguhnya telah ditentukan secara eksperimen. Telah banyak eksperimen yang dilakukan untuk menentukannya. Angka yang baru-baru ini diterima adalah $6,0221415 \times 10^{23}$, dibulatkan menjadi $6,022 \times 10^{23}$. Angka ini dikenal sebagai bilangan Avogadro, penghargaan kepada ilmuwan Italia Amedeo Avogadro. Dengan demikian, 1 lusin jeruk terdapat 12 jeruk, 1 mol Carbon mengandung $6,022 \times 10^{23}$ atom C, 1 mol tembaga mengandung $6,022 \times 10^{23}$ atom Cu.

Seberapa besar bilangan Avogadro sulit untuk dibayangkan. Sebagai ilustrasi $6,022 \times 10^{23}$ jeruk dapat menutupi permukaan bumi yang tebalnya 9 mi ke udara! Menghitung 1 lusin jeruk sangat sebentar, tetapi berapa lama kita menghitung jeruk sebanyak $6,022 \times 10^{23}$ jika setiap detik kita dapat menghitung hanya 10 jeruk? Dengan demikian, angka $6,022 \times 10^{23}$ merupakan angka yang sangat besar dan sangat cocok digunakan sebagai satuan jumlah atom, molekul, ion yang ukurannya sangat kecil sekali. Gambar 3.12 memperlihatkan sampel yang mengandung 1 mol dari unsur dan senyawa.



Gambar 63 Satu Mol O₂, H₂O dan NaCl
(Sumber: Brown *et al.*, 2012:89)

Kita telah mengetahui bahwa massa 1 mol Carbon-12 adalah 12 g dan mengandung $6,022 \times 10^{23}$ atom. Massa 1 mol Carbon-12 ini dinamakan **massa**

molar. Lebih umum lagi dapat dinyatakan bahwa **massa molar adalah massa 1 mol unsur atau massa 1 mol senyawa.** Dari data spektrometer massa, massa 1 atom Natrium adalah 22,99 amu, tentu massa molarnya 22,99 g. Massa 1 atom Phosphorus adalah 30,97 amu, tentu massa molarnya adalah 30,97 g. Dengan demikian, jika kita mengetahui massa 1 atom suatu unsur kita akan dapat menentukan massa molarnya (massa 1 mol) unsur tersebut. Data massa 1 (satu) atom suatu unsur dapat dilihat pada sistem periodik modern.

Dari data massa molar dan bilangan Avogadro, kita dapat menghitung massa 1 atom dalam satuan gram. Sebagai contoh kita mengetahui massa molar Carbon-12 adalah 12 g dan terdapat $6,022 \times 10^{23}$ atom Carbon-12. Berapakah massa 1 atom Carbon-12 ? Pertanyaan ini analog dengan 1 kg jeruk terdapat 8 jeruk, berapa massa 1 jeruk? Dengan demikian, massa 1 atom Carbon-12 adalah

$$\frac{12.00 \text{ g carbon-12 atoms}}{6.022 \times 10^{23} \text{ carbon-12 atoms}} = 1.993 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Bagaimanakah hubungan “amu” dengan “gram”? Karena massa setiap atom Carbon-12 tepat 12 amu, maka hubungan amu dan gram adalah sebagai berikut;

$$\begin{aligned} \frac{\text{amu}}{\text{gram}} &= \frac{12 \text{ amu}}{1 \text{ carbon-12 atom}} \times \frac{1 \text{ carbon-12 atom}}{1.993 \times 10^{-23} \text{ g}} \\ &= 6.022 \times 10^{23} \text{ amu/g} \end{aligned}$$

Dengan demikian, **1 gram = $6,022 \times 10^{23}$ amu**

$$\begin{aligned} 1 \text{ amu} &= \frac{1 \text{ grsm}}{6,022 \times 10^{23}} \\ &= 1,66 \times 10^{-24} \text{ gram} \\ &= 0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 00166 \text{ gram} \end{aligned}$$

Dengan demikian, 1 gram = $6,022 \times 10^{23}$ amu, tentu 1 amu = 0,000 000 000 000 000 000 000 00166 gram. Seberapa besar 1 amu? Suatu kenyataan yang luar biasa. Angka yang sangat kecil. Tidak ada satu timbanganpun di dunia ini yang dapat menimbang 1 amu. Timbangan analitik yang terdapat di laboratorium hanya dapat menimbang benda dalam satuan mg dengan empat di belakang koma!.

Notasi bilangan Avogadro ($1 \text{ mol X} = 6,02 \times 10^{23} \text{ atom X}$, atau $1 \text{ mol X} = 6,02 \times 10^{23} \text{ molekul X}$) dan massa molar ($1 \text{ mol X} = \text{massa molar X}$) dapat digunakan sebagai faktor konversi. Faktor konversi ini menghubungkan antara massa dan mol dari atom dan antara mol dan jumlah atom atau jumlah molekul. Kita menggunakan faktor konversi dalam perhitungan, dimana X adalah simbol unsur.

$$\frac{1 \text{ mol X}}{\text{molar mass of X}} \quad \text{and} \quad \frac{1 \text{ mol X}}{6.022 \times 10^{23} \text{ X atoms}}$$

Penggunaan faktor konversi ini dapat dilihat pada contoh latihan ke-2. Penggunaan faktor konversi yang lain dapat dilihat pada contoh latihan.

Contoh latihan

Seng (Zn) adalah logam seperti perak yang digunakan untuk membuat kuningan dan dilating ke besi untuk mencegah korosi. **Berapa mol Zn pada 45,9 g Zn?** ($A_r \text{ Zn}$ adalah 65,39).

Konsep

Apa arti $A_r \text{ Zn} = 65,39$? Artinya adalah

Massa 1 atom Zn = **65,39 amu**

Faktor konversinya adalah $\frac{1 \text{ atom Zn}}{65,39 \text{ amu}}$ atau $\frac{65,39 \text{ amu}}{1 \text{ atom Zn}}$

Massa 1 mol Zn = **65,39 g**

Faktor konversinya adalah $\frac{1 \text{ mol Zn}}{65,39 \text{ g Zn}}$ atau $\frac{65,39 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}}$

Apa faktor konversi untuk mengubah g ke mol? Faktor konversi mana yang dipilih?

Strategi pemecahan

g Zn \rightarrow ? mol Zn

$$45,9 \text{ g Zn} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,39 \text{ g Zn}} = 0,702 \text{ mol Zn}$$

Dengan demikian, 45,9 g Zn adalah 0,702 mol Zn

Penguatan konsep

45,9 g Zn adalah lebih kecil dari massa molar Zn, kita memang mengharapkan hasil lebih kecil dari 1 mol.

Pertanyaan kedua

Berapa jumlah atom pada 45,9 g Zn?

Konsep

1 mol Zn = $6,022 \times 10^{23}$ atom Zn

Faktor konversinya $\frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atom Zn}}{1 \text{ mol Zn}}$ atau $\frac{1 \text{ mol Zn}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atom Zn}}$

Apa faktor konversi untuk mengubah mol ke atom ?

Strategi

Mol Zn → ? Atom Zn

$0,702 \text{ mol Zn} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atom Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 4,227 \times 10^{23} \text{ atom Zn}$

Penguatan konsep

Jumlah 1 mol Zn adalah $6,022 \times 10^{23}$ atom Zn. Karena jumlah atom Zn kurang dari satu mol, maka jumlah atomnya kurang dari $6,022 \times 10^{23}$ buah.

Massa molekul dan massa molar

Jika kita mengetahui massa atom dari atom yang terikat pada suatu molekul kita dapat menghitung massa molekul tersebut bukan? **Massa molekul adalah jumlah massa atom pada molekul tersebut. Massa molar molekul merupakan massa 1 mol molekul tersebut.** Kita sangat mudah menentukan massa molekul jika rumus molekulnya telah diketahui. Sebagai contoh, Air mempunyai rumus molekul H₂O. Apa artinya rumus molekul ini? Rumus molekul H₂O dapat diartikan bahwa 1 molekul H₂O terikat 2 atom H dan 1 atom O secara kovalen.

Contoh Latihan

Kita tidak dapat hidup tanpa air (Gambar 30). Sekitar 80% air terdapat di setiap sel kita. Hitung berapa massa 1 molekul H₂O? Hitung juga massa 1 mol air ?

(Diketahui A_r O=16, H=1)

Konsep

1 molekul H₂O = 2 atom H + 1 atom O

1 mol H₂O = 6,022 x 10²³ molekul H₂O

Strategi pemecahan

Massa 1 molekul H₂O = massa 2 atom H + massa 1 atom O

$$= (2 \times 1,008 \text{ amu}) + (16,00 \text{ amu})$$

$$= \mathbf{16,02 \text{ amu}}$$

Massa 1 mol H₂O = 6,022 x 10²³ x 16,02 amu

$$= 6,022 \times 10^{23} \times 16,02 \text{ amu} \times \frac{1 \text{ gram}}{6,022 \times 10^{23} \text{ amu}}$$

$$= 16,02 \text{ gram}$$

Penguatan konsep

Kita dapat menghitung massa molekul jika kita mengetahui rumus molekulnya.

c. Hubungan indeks (*subscript*) dengan mol pada rumus molekul dan rumus senyawa ion




Pada bagian ini membahas dua tipe rumus kimia yaitu **rumus molekul** dan **rumus empiris**. **Rumus senyawa ion** merupakan rumus empiris. Dengan demikian, kita mengenal rumus molekul, rumus empiris dan rumus senyawa ion. Selain itu kita mengenal juga rumus struktur.

Rumus molekul

Suatu rumus molekul memperlihatkan secara pasti jumlah dari atom unsur yang berikatan membentuk molekul melalui ikatan kovalen. Sebagai contoh rumus molekul hidrogen adalah H_2 , rumus molekul oksigen adalah O_2 , rumus molekul ozon adalah O_3 , rumus molekul air adalah H_2O . Oksigen dan ozon adalah *allotrope* yaitu molekul yang berbeda dari atom yang sama. Sifat ozon berbeda dengan oksigen. Contoh lain, *allotrope* adalah diamond dan grafit. Sifat diamond sangat berbeda dengan grafit. Agar mudah memahami rumus molekul kita menggunakan model molekul.

Dengan menggunakan model molekul kita lebih mudah memahami rumus molekul. Apakah makna indeks (*subscript*) pada H_2O ? Pada H_2O , indeks (*subscript*) H adalah 2, sedangkan indeks (*subscript*) O adalah 1. Apa artinya? Pada 1 molekul H_2O terikat 2 atom H dan 1 atom O. Berapakah massa 1 molekul H_2O ? Apakah hubungan indeks (*subscript*) dengan mol pada rumus molekul? Dengan demikian, indeks (*subscript*) menunjukkan **jumlah** dan dapat dinyatakan sebagai mol. Perhatikan makna rumus molekul air, H_2O pada Tabel 15.

Tabel 15 Makna Rumus Molekul Air

Simbol kimia	Artinya	Komposisi	Massa
Interprestasi pada skala molekul			
H ₂ O	1 molekul air 	2 atom H 1 atom O	2 amu 16 amu
	2 molekul air 	4 atom H 2 atom O	4 amu 32 amu
	4 molekul air 	8 atom H 4 atom O	8 amu 64 amu
Interprestasi pada skala mol			
H ₂ O	1 mol air = $6,02 \times 10^{23}$ molekul air (tidak mungkin digambar)	2 mol H 1 mol O	2 g 16 g

Rumus empiris

Rumus molekul hidrogen peroksida, zat yang digunakan sebagai antiseptik dan sebagai zat pemutih untuk tekstil adalah H₂O₂. Formula ini menunjukkan bahwa setiap molekul peroksida terdiri dari 2 atom hidrogen dan 2 atom oksigen. Rasio atom hidrogen dengan atom oksigen dalam molekul ini adalah 2: 2 atau 1: 1. Rumus empiris dari hidrogen peroksida adalah HO. Dengan demikian, rumus empiris memberi tahu kita atom-atom yang terikat dan rasio paling sederhana dari atom-atomnya. Rumus ini ditulis dengan mengurangi *subscript* dalam rumus molekul ke bilangan bulat paling kecil. Rumus molekul adalah rumus yang memberitahu kita jumlah dan jenis atom yang sesungguhnya terikat pada suatu molekul. Jika kita mengetahui rumus molekulnya, kita dapat menentukan rumus empirisnya, tetapi tidak sebaliknya. Apakah perbedaan rumus empiris dengan rumus molekul? Perhatikan video pada <https://www.youtube.com/watch?v=wnRaBWvhYKY>.

Rumus senyawa ion

Senyawa ion yang berwujud padat akan membentuk kristal dengan partikel-partikel terkecil ion positif dan ion negatif. Partikel-partikel ini bersusun selang

seling melalui ikatan ion yang kuat. Setiap ion positif akan dikelilingi oleh ion negatif dan begitu pula sebaliknya senyawa ion tidak terdiri dari satuan molekul terpisah. Senyawa ion, misalnya natrium klorida (NaCl) terdiri dari sejumlah ion Na^+ dan ion Cl^- yang sama. Ion-ion diatur dalam ruang tiga dimensi (Gambar 13). Pada NaCl, rasio kation dan anion adalah 1:1 sehingga senyawa ini netral. Dengan demikian, NaCl adalah rumus empiris untuk natrium klorida.

Dalam senyawa ionik lainnya, struktur sebenarnya mungkin berbeda, tetapi pengaturan kation dan anion adalah sedemikian rupa sehingga senyawa netral. Muatan pada kation dan anion tidak ditunjukkan dalam rumus senyawa ion. Agar senyawa ion menjadi netral secara listrik, jumlah muatan kation dan anion di setiap satuan rumus harus nol. Rumus senyawa ionik merupakan rumus paling sederhana yang dikenal dengan rumus empiris. Dengan demikian, *subscript* harus selalu direduksi menjadi rasio terkecil.

Kita menggunakan istilah massa formula (massa rumus) untuk senyawa ion sebagai pengganti massa molekul untuk senyawa kovalen. Satuan formula NaCl terdiri dari 1 ion Na^+ dan 1 ion Cl^- . Dengan demikian, massa formula NaCl adalah massa satuan formula. Apakah hubungan *subscript* dengan mol pada senyawa ion dan rumus molekul? Marilah diperhatikan contoh latihan berikut.

Contoh Latihan

Garam dapur (NaCl) digunakan sebagai pemantap rasa pada makanan. Tanpa tambahan sedikit NaCl masakan hambar dan kurang disukai. NaCl adalah senyawa ion. Tentukan hubungan *subscript* pada rumus formula NaCl dengan mol?

Konsep

Satuan formula NaCl terikat 1 ion Na^+ dan 1 ion Cl^-

Massa satuan formula NaCl = 1 ion Na^+ + 1 ion Cl^-

$$= 23 \text{ amu} + 35,5 \text{ amu} = 58,5 \text{ amu}$$

Massa 1 mol NaCl = 1 mol Na^+ + 1 mol Cl^-

$$= 23 \text{ g} + 35,5 \text{ g} = 58,5 \text{ g}$$

Strategi pemecahan

Pada NaCl, subscript Na adalah 1, subscript Cl adalah 1. Dengan kata lain, pada satuan formula NaCl, terdapat 1 ion Na⁺ dan 1 ion Cl⁻. Jika ion Na⁺ 10, tentu ion Cl⁻ 10. Jika ion Na⁺ 1 mol tentu ion Cl⁻ 1 mol, Jika ion Na⁺ 20 mol tentu ion Cl⁻ 20 mol dan seterusnya.

Penguatan konsep

Rumus senyawa ion merupakan rumus empiris. Dengan demikian, subscript pada rumus formula (senyawa ion) menunjukkan perbandingan mol paling sederhana.

d. Persen Komposisi Unsur pada Senyawa

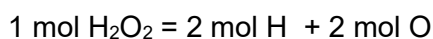
Seperti yang telah kita lihat rumus suatu senyawa menceritakan jumlah atom dari setiap unsur pada satuan dari senyawa. **Rumus senyawa** memberikan informasi jumlah atom masing-masing unsur dalam satu satuan senyawa. **Persen komposisi unsur** dalam suatu senyawa dapat membuktikan kemurnian dari senyawa tersebut. Kita bisa menghitung berapa persendari total massa senyawa disumbangkan oleh masing-masing unsur dari rumus senyawa dan membandingkan hasilnya dengan komposisi persen yang diperoleh secara eksperimen. **Persen komposisi** suatu unsur pada suatu senyawa adalah persen massa dari setiap unsur pada senyawa tersebut. Komposisi persen diperoleh dengan membagi massa setiap unsur dengan massa molar dari senyawa dan mengalikan dengan 100 persen. Persen komposisi unsur pada peroksida dimuat pada Contoh latihan berikut.

Contoh Latihan

Hidrogen peroksida (H₂O₂) adalah cairan bening, agak lebih kental dibandingkan air. H₂O₂ merupakan oksidator kuat, memiliki sifat antibakteri, anti-jamur. Tentukanlah berapa persen hidrogen, berapa persen oksigen pada hidrogen peroksida?

Konsep

Subscript (indek) pada rumus kimia menunjukkan mol. Perhatikan rumus peroksida dan struktur molekulnya.



$$\begin{aligned} &= 2(1,01) \text{ gram H} + 2(16) \text{ gram} \\ &= 2,02 \text{ g H} + 32 \text{ g O} = 34,02 \text{ g} \end{aligned}$$

Strategi pemecahan

Persentase O tentu massa Oksigen dibagi massa keseluruhan dan dijadikan persen (perseratus). Begitu juga persentase H.

$$\frac{32 \text{ g oksigen}}{34,02 \text{ g H}_2\text{O}_2} \times 100\% = 94,0623 \%$$

$$\frac{2,02 \text{ g oksigen}}{34,02 \text{ g H}_2\text{O}_2} \times 100\% = 5,9377 \%$$

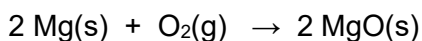
Penguatan konsep

Jika kita menggunakan rumus empiris HO, kita memperoleh angka persentase komposisi massa yang sama. Hal ini karena rumus molekul dan rumus empiris menggambarkan persen komposisi massa unsur. Dengan demikian, persen komposisi unsur pada suatu senyawa dapat menentukan rumus empiris.

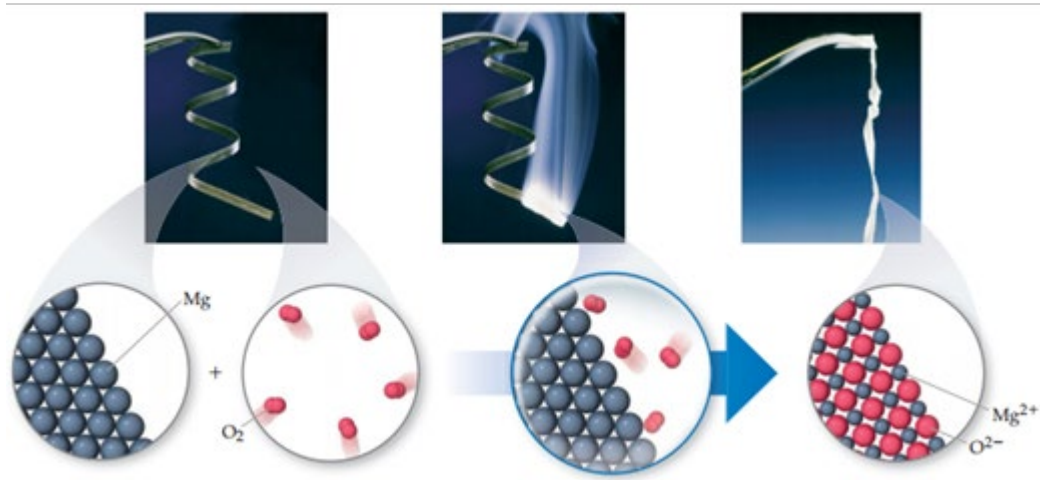
4. Persamaan Reaksi

a. Reaksi Kimia dan Persamaan Reaksi

Pada modul ini kita mempelajari tiga tipe reaksi yang sering ditemui yaitu **reaksi kombinasi**, **reaksi dekomposisi** (penguraian) dan **reaksi pembakaran**. Pada reaksi kombinasi, dua atau lebih zat bereaksi untuk membentuk satu produk. Sebagai contoh adalah pembakaran logam magnesium di udara menghasilkan magnesium oksida (Gambar 3.13). Persamaan reaksi adalah



Proses reaksi adalah sebagai berikut : Pita magnesium dikelilingi gas oksigen kemudian dihasilkan nyala sebagai akibat atom Mg bereaksi dengan O₂. Reaksi pembentukan MgO suatu senyawa putih sebagai padatan ionik. Dengan demikian, reaksi yang termasuk reaksi kombinasi ketika reaktan merupakan logam dan non logam.



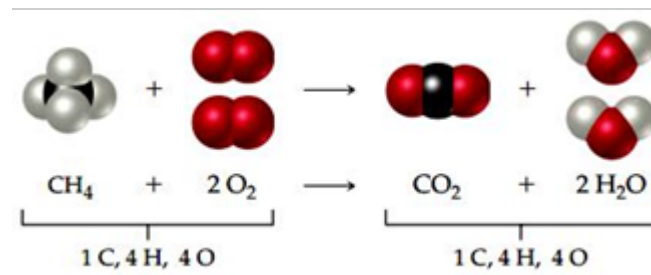
Gambar 64 Contoh Reaksi Kombinasi, Mg Terbakar
(Sumber: Brown *et al.*, 2012:82)

Pada **reaksi dekomposisi** satu senyawa terurai menghasilkan dua atau lebih senyawa lain. Sebagai contoh kebanyakan logam karbonat jika dipanaskan terurai membentuk logam oksida dan karbon dioksida.



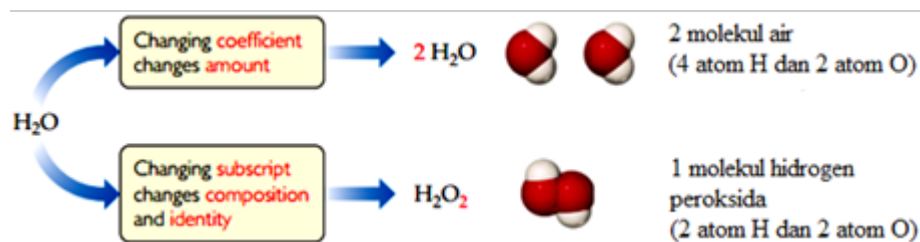
Reaksi pembakaran adalah reaksi yang cepat menghasilkan nyala. Kebanyakan reaksi pembakaran kita amati melibatkan O_2 dari udara sebagai reaktan. Reaksi pembakaran yang umum terjadi adalah pembakaran gas CH_4 (komponen utama gas alam). Hidrokarbon ini terbakar di udara bereaksi dengan O_2 membentuk CO_2 dan H_2O . Jumlah molekul O_2 yang dibutuhkan tergantung dari jumlah molekul CO_2 , dan H_2O yang terbentuk tergantung dari komposisi dari hidrokarbon.

Reaksi pembakaran metana (CH_4) menghasilkan CO_2 dan uap air. Atom H di kiri 4, agar di kanan juga 4 maka koefisien reaksi 2 ditulis di depan H_2O . Jumlah atom O di kanan tanda panah 4 agar sama di kiri dan kanan tanda panah ditulis koefisien reaksi 2 di depan O_2 . Koefisien 1 (tidak ditulis) untuk CH_4 dan CO_2 . Koefisien reaksi merupakan bilangan bulat yang paling sederhana. Dengan demikian, persamaan reaksi yang telah “setara” pada pembakaran metana, jumlah atom C, atom H dan atom O di kiri dan di kanan tanda panah sama (Gambar 3.14)



Gambar 65 Persamaan Reaksi Pembakaran Metana (CH₄)
(Sumber: Brown et al., 2012:80)

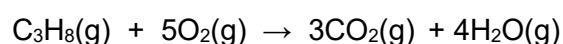
Pada penyetaraan persamaan reaksi harus dipahami dengan baik perbedaan koefisien reaksi dengan *subscript*. Perubahan *subscript* akan merubah zat, seperti perubahan *subscript* pada rumus H₂O ke H₂O₂. Oleh sebab itu, tidak boleh merubah *subscript* ketika menyetarakan persamaan reaksi. Merubah koefisien reaksi di depan rumus kimia berarti merubah jumlah senyawa. Dengan demikian, 2H₂O pada persamaan reaksi Gambar 43 dapat diartikan 2 molekul H₂O.



Gambar 66 Makna Koefisien dan *Subscript*
(Sumber: Brown et al., 2012:79)

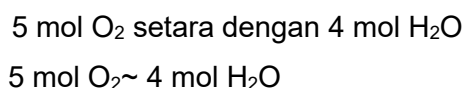
b. Perhitungan Jumlah Reaktan dan Produk

Bagaimana kita menafsirkan persamaan reaksi yang telah setara? Kita sebenarnya memaknai koefisien reaksi pada persamaan reaksi setara dan *subscript* pada rumus kimia. Perhatikan reaksi pembakaran etana (C₃H₈) menghasilkan CO₂ dan H₂O.

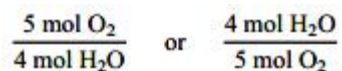


Persamaan reaksi tersebut dapat kita maknai dari segi molekul, jumlah dalam mol, massa dalam satuan amu dan massa dalam satuan gram (Tabel 3.5).

Pada Tabel 3.5 dimuat informasi kuantitatif dari persamaan reaksi pembakaran propana (C_3H_8) telah setara. Disini dapat kita lihat bagaimana pernyataan “ekuivalen secara stoikiometri” atau dinamakan juga “setara” dengan lambang ~ dapat digunakan sebagai faktor konversi. Misalnya, pada pembakaran propana, berapa mol O_2 dihabiskan jika dihasilkan 10 mol H_2O ? Untuk menjawab pertanyaan ini, kita harus menemukan perbandingan mol antara O_2 dan H_2O . Dari persamaan reaksi pembakaran etana yang telah setara (Tabel 3.5), kita melihat bahwa setiap 5 mol O_2 dihabiskan, 4 mol H_2O terbentuk. Dengan demikian,



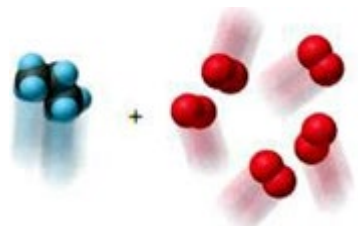
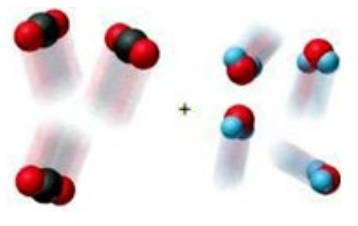
Pernyataan ini dapat dibuat 2 faktor konversi yaitu



Karena kita ingin menemukan mol O_2 dari 10 mol H_2O ($10 \text{ mol } H_2O \rightarrow ? \text{ mol } O_2$) maka kita memilih faktor konversi yang kedua agar “mol H_2O ” dapat dicoret.

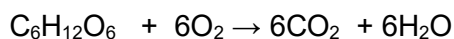
$$\text{Moles of } O_2 \text{ consumed} = 10.0 \text{ mol } H_2O \times \frac{5 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol } H_2O} = 12.5 \text{ mol } O_2$$

Tabel 16 Informasi pada Persamaan Reaksi Setara, Pembakaran Etana

Gambaran Konsep	Reaktan $C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow$	Produk $3CO_2(g) + 4H_2O(g)$
Molekul	 1 molekul C_3H_8 + 5 molekul O_2	 3 molekul CO_2 + 4 molekul H_2O
Jumlah molekul (mol)	1 mol C_3H_8 + 5 mol O_2	3 mol CO_2 + 4 mol H_2O
Massa (amu)	44,09 amu C_3H_8 + 160,00 amu O_2	132,03 amu CO_2 + 72,06 amu H_2O
Massa (g)	44,09 g C_3H_8 + 160,00 g O_2	132,03 amu CO_2 + 72,06 amu H_2O
Massa total (g)	204,09 g	204,09 g

Contoh Latihan

Glukosa didegradasi di dalam sel melalui sejumlah reaksi untuk menghasilkan energi. Energi itulah yang anda gunakan untuk beraktivitas. Reaksi keseluruhan degradasi glukosa ($C_6H_{12}O_6$) ke karbon dioksida (CO_2) dan air (H_2O) dapat ditulis sebagai berikut,



Jika 968 g $C_6H_{12}O_6$ dikonsumsi oleh seseorang pada periode tertentu, berapa massa CO_2 yang dihasilkan?

Konsep

Perhatikan persamaan reaksi yang setara, fokuskan perhatian ke $C_6H_{12}O_6$ dan CO_2 . ternyata 1 mol $C_6H_{12}O_6 \sim 6$ mol CO_2 .

1 mol $C_6H_{12}O_6 = 180,2$ g, dan

1 mol $CO_2 = 44,01$ g CO_2

1 mol $H_2O = 18$ g H_2O

Strategi

Setarakan persamaan reaksi

968 g C₆H₁₂O₆ → ? mol C₆H₁₂O₆

$$968 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \times \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,2 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 5,372 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

mol C₆H₁₂O₆ → ? mol CO₂

$$5,372 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \times \frac{6 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 32,23 \text{ mol CO}_2$$

mol CO₂ → ? g CO₂

$$32,23 \text{ mol CO}_2 \times \frac{44,01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 1,42 \times 10^3 \text{ g CO}_2$$

Agar lebih praktis kita dapat mengga-bungkan langkah 2 sampai dengan 4 yaitu

968 g C₆H₁₂O₆ → ? mol C₆H₁₂O₆ → ? mol CO₂ → ? g CO₂

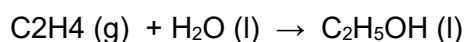
$$968 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \times \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,2 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \times \frac{6 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 1,42 \times 10^3 \text{ g CO}_2$$

Penguatan konsep

Apakah jawaban di atas masuk akal? Apakah massa CO₂ yang dihasilkan lebih besar dari massa C₆H₁₂O₆ yang bereaksi. Massa molar CO₂ lebih kecil dibandingkan massa molar C₆H₁₂O₆. Berapakah perbandingan massa molar CO₂ dan C₆H₁₂O₆?

c. Pereaksi Pembatas

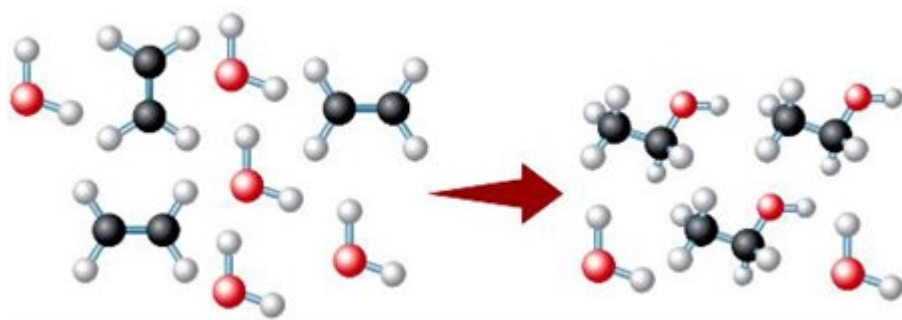
Perhatikan persamaan reaksi pembentukan etanol di industri dari etilen dan air.



Apa yang terjadi jika kita mereaksikan 3 molekul etilen dengan 5 molekul air? Tentu semua molekul etilen digunakan untuk membentuk 3 molekul etanol. Pada keadaan ini etilen mengandung 2 molekul air, bukan?. Kita dapat mengartikan bahwa etilen tidak cukup untuk bereaksi dengan semua molekul air. Air yang

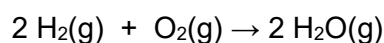
tersedia berlebih setelah reaksi berhenti. Dengan kata lain, etanol yang dihasilkan mengandung air. Keadaan ini dapat menjadi masalah pada pabrik pembentukan etanol karena tidak diinginkan produk bercampur dengan reaktan. Dengan kata lain produk mengandung kontaminan reaktan.

Pada campuran ini etilen adalah “reaktan pembatas” karena jumlah etilen membatasi pembentukan etanol. Air dikatakan sebagai reaktan yang berlebih karena kita mempunyai lebih dari yang diperlukan untuk membuat etanol. Dengan demikian, untuk meramalkan jumlah produk yang akan diperoleh dari sebuah reaksi kita perlu menentukan reaktan mana sebagai reaktan pembatas. Pada contoh di atas kita katakan bahwa kita hanya memerlukan 3 molekul H_2O untuk bereaksi dengan 3 molekul C_2H_4 , tetapi kita mempunyai 5 molekul H_2O , akibatnya H_2O berlebih dan C_2H_4 sebagai reaktan pembatas. Kita punya alasan bahwa 5 molekul H_2O akan membutuhkan 5 molekul C_2H_4 , bukan?



Gambar 67 Reaksi 3 Molekul Etilen dengan 5 Molekul Air

Ide cerita ini dapat digunakan untuk menentukan pereaksi pembatas pada persamaan reaksi air dari pembakaran hidrogen. Persamaan reaksinya dapat ditulis sebagai berikut:



Jika kita mempunyai campuran 10 mol H_2 dan 7 mol O_2 yang mana yang habis bereaksi? hidrogen atau oksigenkah? Dari persamaan reaksi 2 mol H_2 setara dengan 1 mol O_2 . (dapat ditulis “2 mol $\text{H}_2 \sim 1$ mol O_2 ”). Karena 2 mol H_2 setara dengan 1 mol O_2 , maka 10 mol H_2 tentu habis bereaksi dengan 5 mol O_2 .

$$(10 \text{ mol H}_2) \left(\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2} \right) = 5 \text{ mol O}_2$$

O₂ yang tersedia 7 mol. Dengan demikian, sebagai pereaksi pembatas adalah H₂ karena H₂ habis bereaksi, sedangkan O₂ bersisa 2 mol. **Reaktan yang habis bereaksi dinamakan pereaksi pembatas** (*limiting reactant*). Dengan demikian, jika kita ingin semua hidrogen terbakar maka yang dibuat berlebih adalah oksigen. Untuk memudahkan perhitungan data dapat kita buat tabel mol sebagai berikut

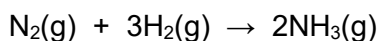
Tabel 17 Perbandingan Mol pada Pembakaran Hidrogen

	2H ₂ (g) +	O ₂ (g) →	2H ₂ O
Awal	10 mol	7 mol	0 mol
Perubahan	-10 mol	-5 mol	+10 mol
Akhir	0 mol	2 mol	10 mol

Contoh Latihan

Proses komersial yang paling penting untuk pengubahan N₂ dari udara ke senyawa yang mengandung N adalah reaksi pembentukan amoniak dari N₂ dan H₂. Berapa mol NH₃ dapat terbentuk dari 3 mol N₂ dan 6 mol H₂?

Konsep



$$1 \text{ mol N}_2 \sim 3 \text{ mol H}_2$$

$$1 \text{ mol N}_2 \sim 2 \text{ mol NH}_3$$

$$3 \text{ mol H}_2 \sim 2 \text{ mol NH}_3$$

Strategi jawaban

Tabel 18 mol, jika H₂ habis bereaksi (Tabel A)

	N ₂ (g) +	3H ₂ (g) →	2NH ₃ (g)
Awal	3 mol	6 mol	0 mol
Perubaha	-2 mol	-6 mol	+4 mol
Akhir	1 mol	0 mol	4 mol

Tabel 19 mol, jika N₂ habis bereaksi (Tabel B)

Jumlah	N ₂ (g) +	3H ₂ (g) →	2NH ₃ (g)
Awal	3 mol	6 mol	0 mol
Perubahan	-3 mol	-9 mol	+6 mol
Akhir	0 mol	-3 mol	6 mol

Pada Tabel A, H₂ habis bereaksi, H₂ adalah pereaksi pembatas. Pada Tabel B, jika N₂ habis bereaksi tidak cukup H₂ untuk membentuk 6 mol NH₃. Dengan demikian, dari 3 mol N₂ dan 6 mol H₂ terbentuk 4 mol NH₃.

d. Hasil Teoritis, Hasil Sesungguhnya dan Presentasi Hasil

Perhitungan jumlah produk yang terbentuk ketika semua reaktan pembatas habis bereaksi dinamakan **hasil teoritis** (*theoretical yield*). Jumlah produk sesungguhnya dinamakan **hasil sesungguhnya** (*actual yield*) yang hampir selalu kurang dan tidak akan pernah lebih besar dari hasil teoritis. Kenapa terjadi perbedaan antara hasil teoritis dengan hasil sesungguhnya. Banyak alasan kenapa terjadi demikian? Jawaban yang paling mungkin adalah reaksi belum terjadi pada kondisi optimum. Hal ini mungkin disebabkan tekanan (P) belum tepat, atau mungkin suhu (T) reaksi belum tepat. Dengan kata lain, reaksi berlangsung belum pada kondisi optimum. Alasan lain adalah sebagian reaktan mungkin tidak bereaksi atau mungkin bereaksi dengan cara berbeda dari yang diinginkan. Dengan demikian, tentu **persen hasil** (*percent yield*) berhubungan dengan reaksi sesungguhnya dan hasil teoritis.

$$\text{Persen hasil} = \frac{\text{hasil sesungguhnya}}{\text{hasil teoritis}} \times 100\%$$

Pada hasil teoritis, kita telah mengasumsikan 100% reaktan pembatas menjadi produk dengan pemisahan ideal dan metoda pemurnian untuk isolasi produk serta menggunakan teknik laboratorium yang sempurna untuk mengumpulkan produk yang terbentuk. Berdasarkan asumsi ini, kita memperoleh hasil teoritis yaitu jumlah yang ditunjukkan oleh perbandingan mol dalam persamaan reaksi. Pada kenyataannya hasil teoritis tidak akan pernah diperoleh di lapangan.

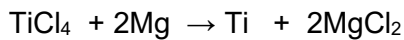
Contoh Latihan

Titanium merupakan logam yang kuat, berkilau dan tahan korosi. Logam ini dapat dibuat dengan mereaksikan titanium (IV) chloride dengan lelehan magnesium pada suhu antara 950°C dan 1150°C. Pada industri tertentu 2,84 x 10⁷ g TiCl₄ direaksikan dengan 1,09 x 10⁷ g Mg. (a) Hitunglah hasil teoritis Ti

dalam g. (b) Hitunglah persentasi hasil jika $5,97 \times 10^6$ g Ti sesungguhnya yang diperoleh pada industri tersebut?

Konsep

Tulislah persamaan reaksi setara



$$1 \text{ mol TiCl}_4 = 189,68 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol Mg} = 24,31 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol TiCl}_4 \sim 1 \text{ mol Ti}$$

$$2 \text{ mol Mg} \sim 1 \text{ mol Ti}$$

Strategi

Tentukan dulu reaktan pembatas dari dua reaktan ini

$$2,84 \times 10^7 \text{ g TiCl}_4 \rightarrow ? \text{ mol TiCl}_4$$

$$1,09 \times 10^7 \text{ g Mg} \rightarrow ? \text{ mol Mg}$$

Tabel 20 mol

	TiCl ₄ +	2Mg →	Ti +	2MgCl ₂
Awal	149 725,854	448 375,154	0 mol	0 mol
Perubahan	149 725,854	299 451,70	149 725,85	
Akhir	0			

Dari tabel dapat disimpulkan, reaktan pembatas adalah TiCl₄

$$\text{mol TiCl}_4 \sim \text{mol Ti}$$

$$\text{mol TiCl}_4 \rightarrow ? \text{ mol Ti} \rightarrow ? \text{ g Ti}$$

$$2,84 \times 10^7 \text{ g TiCl}_4 \rightarrow ? \text{ mol TiCl}_4 \rightarrow ? \text{ mol Ti} \rightarrow ? \text{ g Ti}$$

$$2,84 \times 10^7 \text{ g TiCl}_4 \times \frac{1 \text{ mol TiCl}_4}{189,68 \text{ g TiCl}_4} \times \frac{1 \text{ mol Ti}}{1 \text{ mol TiCl}_4} \times \frac{47,88 \text{ g Ti}}{1 \text{ mol Ti}} = 7,18 \times 10^6 \text{ g Ti}$$

$$\% \text{ hasil} = \frac{\text{hasil sesungguhnya}}{\text{hasil teoritis}} \times 100 \%$$

$$= \frac{5970000}{7180000} \times 100 \% = 83,1 \%$$

Penguatan konsep

Persen hasil harus kurang dari 100%

D. Rangkuman

- Kimia merupakan ilmu yang mempelajari struktur, komposisi dan sifat materi serta perubahan yang menyertai materi tersebut.
- Ilmu kimia menggunakan metoda ilmiah yang mengamati untuk mengumpulkan bukti empiris atau data yang dapat digeneralisasi menjadi hukum ilmiah. Hukum ini perlu penjelasan menggunakan model ilmiah, Model dari alam dimulai dari hipotesa yang mengarah ke teori, ketika model tersebut tahan uji.
- Faktor konversi merupakan hubungan yang tepat antara dua kuantitas yang dinyatakan sebagai pecahan.
- Materi mempunyai massa dan menempati ruang. Materi disebut juga zat
- . Materi dapat juga dikelompokkan berdasarkan komposisinya yaitu unsur, senyawa dan campuran.
- Zat yang tidak dapat diuraikan menjadi zat yang lebih sederhana melalui reaksi kimia biasa disebut **unsur**.
- Senyawa adalah zat yang terdiri dari dua unsur atau lebih yang mengandung dua jenis atau lebih atom yang tidak dapat dipisahkan melalui reaksi kimia biasa.
- Campuran adalah kombinasi dari dua atau lebih zat di mana masing-masing zat mempertahankan identitas kimianya sendiri.
- **Massa atom** adalah massa dari atom dalam satuan "atomic mass unit" (amu). **Satu amu** didefinisikan sebagai massa dari seperduabelas massa satu atom Carbon-12.
- **Definisi SI mol** merujuk ke sejumlah atom yang terdapat tepat pada 12 g isotop Carbon-12. Angka yang baru-baru ini diterima adalah $6,0221415 \times 10^{23}$, dibulatkan menjadi $6,022 \times 10^{23}$.

- Kita dapat mengetahui hubungan g dan amu ($1 \text{ g} = 6,022 \times 10^{23} \text{ amu}$) berdasarkan data massa molar Carbon-12 adalah 12 g dan terdapat $6,022 \times 10^{23}$ atom Carbon-12.
- **Rumus empiris** adalah rumus yang menunjukkan jumlah dan tipe atom dalam senyawa dengan perbandingan terendah dan bilangan bulat.
- **Rumus molekul** adalah rumus yang menunjukkan jumlah dan jenis atom sesungguhnya pada molekul.
- **Massa molekul** adalah jumlah massa atom pada molekul tersebut. **Massa molar** molekul merupakan massa 1 mol molekul tersebut. Massa molar adalah massa 1 mol zat.
- **Rumus senyawa ionik** merupakan rumus paling sederhana yang dikenal dengan rumus empiris.
- Tiga tipe reaksi yang sering kita temui yaitu **reaksi kombinasi**, **reaksi dekomposisi** (penguraian) dan **reaksi pembakaran**.
- Reaksi kimia dinyatakan dalam persamaan kimia: Persamaan kimia mewakili reaksi kimia pada persamaan reaksi ditulis formula untuk reaktan (zat yang ada sebelum reaksi) dan untuk produk (zat baru yang terbentuk oleh reaksi). Persamaan kimia harus seimbang yang mencerminkan perubahan materi di alam.
- Pada **persamaan reaksi setara**, jumlah mol satu senyawa adalah ekuivalen (setara, sebanding) dengan jumlah mol dari senyawa lainnya pada persamaan reaksi tersebut.
- Reaktan pembatas (*limiting reactant*) dalam reaksi kimia adalah reaktan yang membatasi jumlah produk (habis bereaksi). Hasil teoritis dalam suatu reaksi kimia adalah jumlah produk yang dapat dibuat berdasarkan jumlah reaktan pembatas. Hasil sesungguhnya (actual) dalam reaksi kimia adalah jumlah produk yang dapat diproduksi. Persen hasil dalam reaksi kimia adalah hasil sesungguhnya dibagi dengan hasil teoritis kali 100%.

$$\text{Persen hasil} = \frac{\text{hasil sesungguhnya}}{\text{hasil teoritis}} \times 100\%$$

Pembelajaran 4. Kinetika, Energetika, Redoks dan Elektrokimia

Sumber.

Modul Pendidikan Profesi Guru, Modul 4. Kinetika, Energetika, Redoks, dan Elektrokimia Penulis : Dra. Iryani, M.S.

Modul Pengembangan Keprofesian Berkelanjutan, Kelompok Kompetensi C : Laju Reaksi 1, Penulis : Dr. Poppy Kamalia Devi, M.Pd.; Kelompok Kompetensi D : Laju Reaksi 2, Penulis : Dr. Poppy Kamalia Devi, M.Pd.; Kelompok Kompetensi E : Keseimbangan 1, Penulis : Dr. Poppy Kamalia Devi, M.Pd.; Kelompok Kompetensi F : Keseimbangan 2, Penulis : Dr. Poppy Kamalia Devi, M.Pd.

A. Kompetensi

Penjabaran model kompetensi yang selanjutnya dikembangkan pada kompetensi guru bidang studi yang lebih spesifik pada pembelajaran 4. Kinetika, Energetika, Redoks dan Elektrokimia adalah guru mampu menganalisis hubungan struktur materi dengan sifat-sifat dinamis, kereaktifan, energi dan fungsi dalam berbagai perubahan kimia.

B. Indikator Pencapaian Kompetensi

Dalam rangka mencapai kompetensi guru bidang studi, maka dikembangkanlah indikator - indikator yang sesuai dengan tuntutan kompetensi guru bidang studi. Indikator Pencapaian Kompetensi yang akan dicapai dalam pembelajaran 4. Kinetika, Energetika, Redoks dan Elektrokimia adalah sebagai berikut :

1. Menentukan konsep laju reaksi.
2. Menentukan hukum laju dan orde reaksi.
3. Menganalisis pengaruh tumbukan terhadap laju reaksi.
4. Menganalisis faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi.
5. Menjelaskan konsep Keseimbangan Homogen dan Heterogen.
6. Menerapkan Hukum Keseimbangan.
7. Menghitung Tetapan Keseimbangan dan Stoikiometri Reaksi.
8. Menghitung Tetapan Keseimbangan Berdasarkan Konsentrasi (K_c).
9. Menghitung Tetapan Keseimbangan Berdasarkan Tekanan Parsial (K_p).

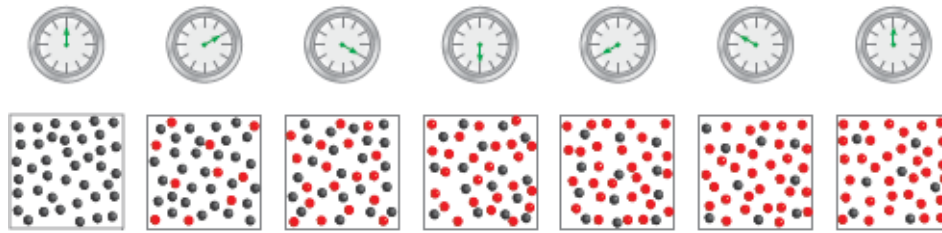
10. Menganalisis Hubungan K_c dengan K_p .
11. Menganalisis Kesetimbangan Disosiasi.
12. Menganalisis Faktor – Faktor Yang Mempengaruhi Kesetimbangan.
13. Menjelaskan Konsep sistem, lingkungan, kalor, kerja, energi dalam.
14. Menentukan Rumusan Hukum Pertama Termodinamika.
15. Menghitung Hukum Pertama Termodinamika.
16. Menganalisis Perubahan Energi pada Berbagai Proses.
17. Menganalisis Reaksi Eksoterm dan Endoterm.
18. Menganalisis Perubahan Kalor Reaksi pada Tekanan Tetap (ΔH).
19. Menganalisis Penentuan Harga ΔH
20. Menganalisis Perhitungan Entropi.
21. Menganalisis Rumusan Hukum Kedua Termodinamika.
22. Menganalisis Energi Bebas Gibbs.
23. Menganalisis Reaksi redoks.
24. Merancang Sel volta dalam kehidupan sehari-hari.
25. Menganalisis Sel elektrolisis.

C. Uraian Materi

1. Kinetika

a. Konsep Laju Reaksi

Laju reaksi atau kecepatan reaksi adalah perubahan konsentrasi pereaksi maupun produk dalam satuan waktu. Laju suatu reaksi dapat dinyatakan sebagai laju berkurangnya konsentrasi suatu pereaksi, atau laju bertambahnya konsentrasi suatu produk persatuan waktu. Konsentrasi biasanya dinyatakan dalam mol per liter (molar/M). Satuan waktu dapat berupa detik, menit, jam hari atau bahkan tahun, tergantung pada apakah reaksi itu berlangsung cepat atau lambat (Keenan, 1986: 516). Untuk lebih jelasnya konsep laju reaksi ini bisa kita lihat pada Gambar 4.1.



Gambar 68 Perubahan konsentrasi reaktan menjadi produk setiap 10 detik selama 60 detik

(Sumber: Chang, 2010: 558)

Keterangan :

● : molekul reaktan

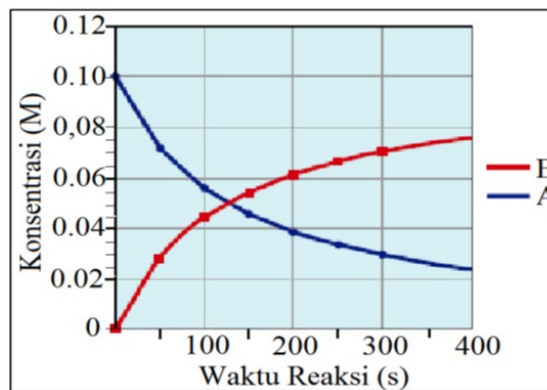
● : molekul produk

Laju reaksi terbagi menjadi dua yaitu laju reaksi rata-rata dan laju reaksi sesaat.

Laju reaksi rata-rata adalah perubahan konsentrasi zat dalam **selang waktu tertentu**, laju reaksi rata-rata menggunakan Δt . Sedangkan laju reaksi sesaat adalah perubahan konsentrasi zat pada **waktu tertentu**, laju sesaat dari suatu reaksi tidak dihitung, tetapi diperoleh dari aluran perubahan konsentrasi terhadap waktu biasanya menggunakan diferensial.

Berikut ini merupakan contoh dari laju reaksi rata-rata. Silahkan Anda amati

Gambar 4.2 yang merupakan grafik dari reaksi: $A \rightarrow B$



Gambar 69 Grafik reaksi $A \rightarrow B$ seiring bertambahnya waktu

(Sumber: Brady, 2012: 637)

Keterangan: A (biru) = reaktan dan B (merah) = produk

Berdasarkan Gambar 4.2, bagaimanakah hubungan antara berkurangnya A, bertambahnya B setiap perubahan waktu?

Secara umum kita dapat menyatakan laju pada perubahan konsentrasi A dan B terhadap selang waktu tertentu, sebagai berikut.

$$r = +\frac{\Delta[B]}{\Delta t} \quad r = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$
$$r_A = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{atau} \quad r_B = +\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

Keterangan: $\Delta[A]$ dan $\Delta[B]$ adalah perubahan konsentrasi (dalam molaritas) selang waktu tertentu (Δt). karena konsentrasi A **menurun** selama selang waktu tersebut, maka $\Delta[A]$ merupakan kuantitas negatif. Laju reaksi adalah kuantitas positif, sehingga tanda minus diperlukan dalam rumus laju agar lajunya positif. Sebaliknya, laju pembentukan produk tidak memerlukan tanda minus sebab $\Delta[B]$ adalah kuantitas positif (Konsentrasi B **meningkat** seiring waktu).

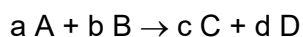
Untuk reaksi yang koefisiennya lebih besar dari satu, maka penulisan rumus laju ditentukan oleh koefisien reaksinya. Contohnya bisa kita lihat pada persamaan reaksi berikut:



Berdasarkan persamaan diatas dapat kita ketahui bahwa dua mol A akan habis beraksi membentuk 1 mol B pada selang waktu tertentu. Artinya kecepatan reaksi berkurangnya A pada waktu tertentu dua kali lebih cepat dibandingkan laju terbentuknya B pada selang waktu tertentu. Untuk reaksi diatas persamaan lajunya dapat ditulis sebagai berikut:

$$\text{Laju} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{atau} \quad \text{Laju} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

Persamaan reaksi kimia juga dapat ditulis sebagai berikut :



A dan B adalah zat-zat pereaksi (reaktan), C dan D merupakan zat-zat hasil reaksi (produk), dan a, b, c, d merupakan koefisien reaksi (Brady, 2012).

Persamaan laju reaksinya menjadi:

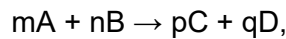
$$r = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = +\frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Dengan demikian maka laju reaksi dapat dinyatakan $\frac{1}{n}$ kali perubahan konsentrasi persatuan waktu untuk zat dengan n mol pada persamaan reaksi.

b. Hukum Laju dan Orde Reaksi

Hukum laju merupakan persamaan yang menghubungkan laju reaksi dengan konstanta laju dan konsentrasi reaktan. Sedangkan jumlah dari pangkat-pangkat konsentrasi reaktan yang ada dalam hukum laju disebut dengan **orde reaksi** keseluruhan.

Laju reaksi akan dipengaruhi oleh setiap perubahan konsentrasi zat-zat yang bereaksi. Sehingga pengaruh tersebut secara matematis ditunjukkan dalam suatu persamaan laju reaksi. Untuk persamaan reaksi secara umum bisa kita lihat sebagai berikut:



maka persamaan lajunya adalah:

$$r = k [A]^x [B]^y$$

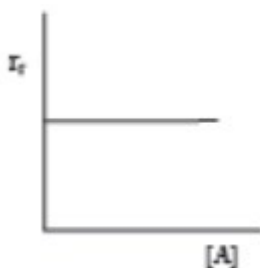
Keterangan:

- r = laju reaksi (M/s)
- k = konstanta laju
- [A] = konsentrasi zat A
- [B] = konsentrasi zat B
- x = orde reaksi terhadap A
- y = orde reaksi terhadap B
- x + y = orde total reaksi

Jadi, untuk menentukan persamaan laju dari suatu reaksi, kita harus menentukan terlebih dahulu orde reaksinya. Orde reaksi ini hanya bisa ditentukan melalui data hasil percobaan.

1) Orde Nol

Pada orde nol, laju reaksi tidak dipengaruhi oleh besarnya konsentrasi pereaksi. Persamaan laju reaksinya ditulis: $r_r = k.[A]^0$. Grafik reaksi orde nol adalah sebagai berikut

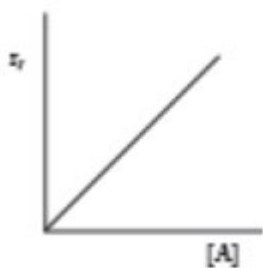


Bilangan dipangkatkan nol sama dengan satu sehingga persamaan laju reaksi menjadi: $r_r = k$. Jadi, reaksi dengan laju tetap mempunyai orde reaksi nol.

Gambar 70 Grafik orde nol

2) Orde Satu

Pada reaksi orde satu, laju reaksi dipengaruhi oleh besarnya konsentrasi pereaksi. Persamaan laju reaksi ditulis : $r = k.[A]^1$. Grafik reaksi orde satu adalah sebagai berikut.

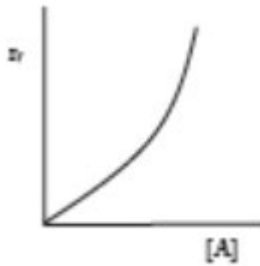


Persamaan reaksi orde satu merupakan persamaan linier berarti laju reaksi berbanding lurus terhadap konsentrasi pereaksinya. Contoh, jika konsentrasi pereaksinya dinaikkan misalnya 4 kali, maka laju reaksi akan menjadi 4^1 atau 4 kali lebih besar.

Gambar 71 Grafik orde satu

3) Orde Dua

Pada reaksi orde dua, persamaan laju reaksi ditulis: $r = k.[A]^2$. Grafik reaksi orde dua adalah sebagai berikut.

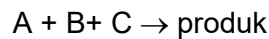


Pada suatu reaksi orde dua, laju reaksi berubah secara kuadrat terhadap perubahan konsentrasinya. Apabila konsentrasi zat A dinaikkan misalnya 2 kali, maka laju reaksi akan menjadi 2^2 atau 4 kali lebih besar. Secara grafik reaksi orde 2 dan orde 3 tidak dapat dibedakan, karena kurvanya sama-sama melengkung.

Gambar 72 Grafik orde dua

4) Orde Tiga

Suatu reaksi dikatakan berorde tiga terhadap reaktan apabila laju reaksinya berbanding lurus dengan konsentrasi reaktan itu dipangkatkan tiga. Misalnya “jika konsentrasi pereaksi dinaikkan dua kali maka laju reaksinya akan meningkat delapan kali lebih cepat dari semula”. Untuk reaksi orde tiga dengan tiga reaktan dengan persamaan umum:



Jika konsentrasi awal $A = B = C$. Hukum lajunya dituliskan:

$r = k[A]^3$ atau $r = k[B]^3$ atau $r = k[C]^3$, dari persamaan ini maka persamaan laju dalam diferensial dapat ditulis sebagai berikut :

$$-\frac{d[A]}{dt} = k[A]^3, \text{ atau } -\frac{d[B]}{dt} = k[B]^3, \text{ atau } -\frac{d[C]}{dt} = k[C]^3$$

Apabila a adalah konsentrasi zat mula-mula dan x adalah zat yang telah bereaksi selama waktu t , maka persamaan diferensial diatas dapat kita tulis sebagai berikut:

$$\frac{dx}{dt} = k(a - x)^3$$

Jika persamaan ini kita integralkan antara limit $x=0$, pada $t= 0$ dan $x =x$ pada waktu t .

$$\int_0^x \frac{dx}{(a-x)^3} = k \int_0^t dt$$

$$\frac{1}{2(a-x)^2} = kt + \text{tetapan}$$

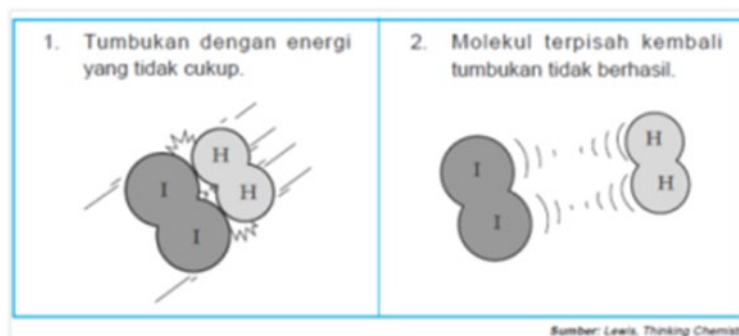
Jika $x = 0, t=0$ maka tetapan = $\frac{1}{2a^2}$

$$k t = \frac{1}{2(a-x)^2} - \frac{1}{2a^2}$$

(Achmad, 2001: 175)

c. Pengaruh Tumbukan Terhadap Laju Reaksi

Teori tumbukan menggambarkan pertemuan partikel-partikel pereaksi sebagai suatu tumbukan. Tumbukan ada yang menghasilkan reaksi dan ada yang tidak menghasilkan reaksi. Tumbukan yang menghasilkan partikel-partikel produk reaksi disebut tumbukan efektif. Faktor-faktor yang menentukan tumbukan efektif yaitu energi kinetik partikel (molekul) dan orientasi atau arah partikel. Sebagai contoh silahkan Anda amati gambar reaksi antara hidrogen dan iodium berikut



Gambar 73 Tumbukan hidrogen dan iodium yang tidak menghasilkan reaksi
(Sumber: Lewis, M and Guy W, 1997)



Gambar 74 Tumbukan hidrogen dan iodium yang menghasilkan reaksi
(Sumber: Lewis, M and Guy W, 1997)

Untuk lebih memahami materi teori tumbukan ini, silahkan Anda lihat video pada https://www.youtube.com/watch?v=A_CCe6RPfcs.

d. Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi

1) Keadaan Pereaksi

Unsur yang memiliki kereaktifan yang tinggi akan lebih cepat bereaksi dibandingkan unsur yang kurang reaktif. Contohnya reaksi Natrium (Na) dengan air dan reaksi Kalium (K) dengan air. Diantara kedua unsur tersebut yang lebih reaktif adalah K karena K lebih mudah melepas atau kehilangan elektron dibandingkan dengan Na. Untuk lebih jelasnya bisa Anda lihat pada Gambar 4.8.



Gambar 75 (a) Reaksi Na dengan air, (b) Kalium lebih cepat bereaksi dengan air dibandingkan Na
(Sumber: Brady, 2012 : 638)

2) Pengaruh Konsentrasi

Laju reaksi tergantung kepada konsentrasi pereaksi. Untuk lebih memahami pengaruh konsentrasi pada laju reaksi silahkan Anda amati video percobaan

percobaan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi pada link berikut:

<https://www.youtube.com/watch?v=32Clu-gps80>.

(385) Science Experiment | Chemistry | Effect of Concentration on reaction rate -
YouTube

3) Pengaruh Luas Permukaan

Tentu Anda pernah membakar kayu atau membuat api unggun bukan? Pernahkah Anda membandingkan kayu dengan ukuran besar dengan kayu ukuran kecil? Manakah yang akan cepat habis apabila dibakar dengan ukuran kecil atau besar? Kenapa hal itu bisa terjadi? Silahkan Anda perhatikan Gambar 4.9!



(a)



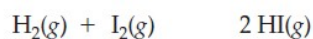
(b)

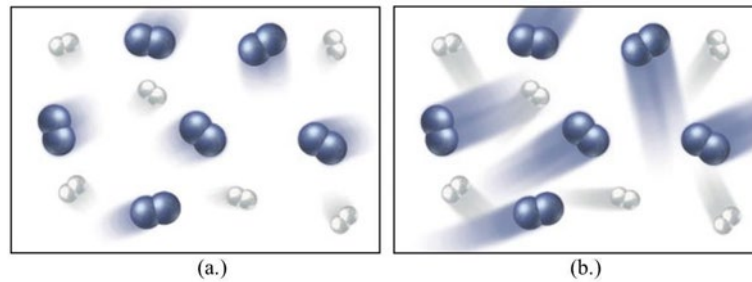
Gambar 76 Pembakaran kayu (a) kayu ukuran kecil (b) kayu ukuran besar

4) Pengaruh Suhu

Tingginya suhu akan menyebabkan energi kinetik partikel bertambah, sehingga pergerakan partikel semakin cepat dan tumbukan akan lebih banyak terjadi. Seperti yang terlihat pada Gambar 4.10 dibawah ini.

Contoh : $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HI}(\text{g})$

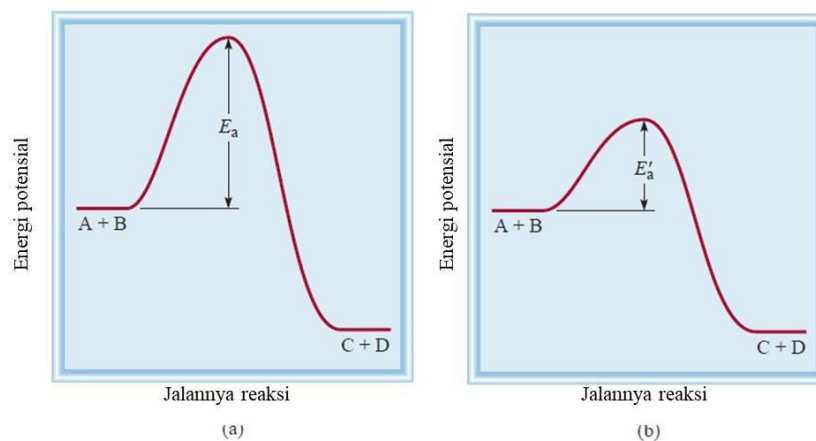




Gambar 77 Pengaruh suhu terhadap laju reaksi (a) suhu rendah (b) suhu tinggi
(Sumber: Tro, 2011)

5) Pengaruh Katalis

Katalis adalah zat yang meningkatkan laju reaksi kimia. Katalis dapat bereaksi membentuk zat antara, tetapi akan diperoleh kembali dalam tahap reaksi berikutnya. Bagaimana kerja katalis sehingga dapat mempercepat terjadinya reaksi? Perhatikan Gambar berikut.



Gambar 78 Perbedaan energi aktivasi antara reaksi tanpa katalis dengan reaksi yang melibatkan katalis. (a) energi aktivasi tanpa katalis, (b) energi aktivasi dengan katalis
(Sumber: Chang, 2011)

Pada Gambar, proses reaksi tanpa katalis digambarkan dengan satu puncak kurva yang tinggi sedangkan dengan katalis reaksi menjadi beberapa tahap dengan puncak kurva yang rendah sehingga energi aktivasi pada reaksi dengan katalis lebih rendah daripada energi aktivasi pada reaksi tanpa katalis. Berarti secara keseluruhan katalis dapat menurunkan energi aktivasi dengan cara mengubah jalannya reaksi atau mekanisme reaksi sehingga reaksi lebih cepat.

2. Kestimbangan Kimia

Reaksi kimia kebanyakan berlangsung dalam arah bolak-balik (*reversible*), dan hanya sebagian kecil saja yang berlangsung satu arah. Pada awal proses *reversible*, reaksi berlangsung ke arah pembentukan hasil reaksi. Segera setelah beberapa molekul hasil reaksi terbentuk, reaksi balik mulai berlangsung yaitu pembentukan molekul pereaksi dari molekul hasil reaksi. Bila laju reaksi maju dan reaksi balik sama besar, maka konsentrasi pereaksi dan hasil reaksi tidak lagi berubah seiring berjalannya waktu, keadaan ini disebut kesetimbangan kimia.

Reaksi *reversible* dapat ditunjukkan dengan persamaan reaksi sebagai berikut:



Huruf kapital mewakili rumus pereaksi dan hasil reaksi, huruf kecil mewakili koefisien reaksi. Tanda anak panah rangkap (\rightleftharpoons) menunjukkan bahwa reaksi berlangsung secara *reversible*.

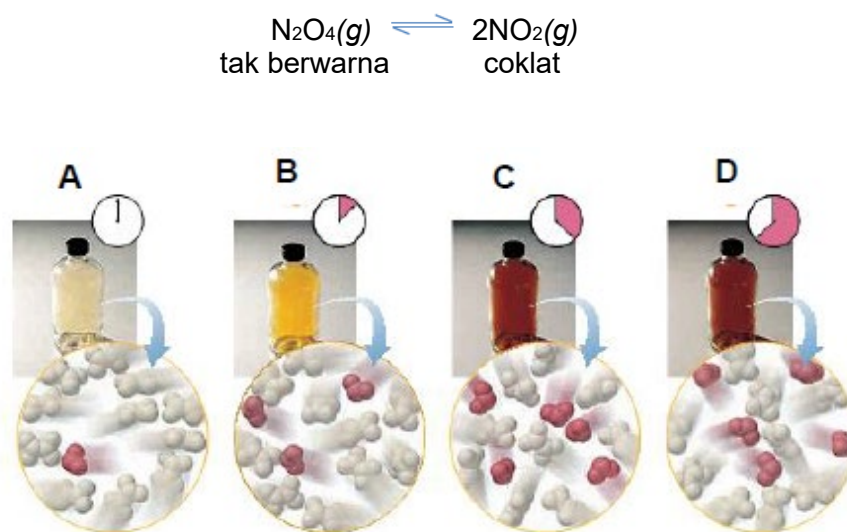
Reaksi kesetimbangan kimia melibatkan zat-zat yang berbeda untuk pereaksi dan hasil reaksi. Kesetimbangan antara dua fasa dari zat yang sama dinamakan kesetimbangan fisis karena perubahan yang terjadi hanya pada proses fisis. Penguapan air dalam wadah tertutup pada suhu tertentu, misalnya contoh kesetimbangan fisis. Persamaan reaksi nya adalah:



Pada saat kesetimbangan laju penguapan sama dengan laju pengembunan.

Pada umumnya suatu reaksi kimia yang berlangsung spontan akan terus berlangsung sampai dicapai keadaan kesetimbangan. Berbagai hasil percobaan menunjukkan bahwa secara umum dalam suatu reaksi kimia perubahan pereaksi menjadi hasil reaksi tidak sempurna, meskipun reaksi dilakukan dalam waktu relatif lama. Pada awal, reaksi berlangsung ke arah pembentukan hasil reaksi. Segera setelah ada hasil reaksi, terjadi reaksi ke arah sebaliknya yaitu dari hasil reaksi kembali menjadi pereaksi. Laju reaksi ke kanan menjadi semakin lambat

karena konsentrasi pereaksi menjadi semakin kecil, sedangkan reaksi ke arah kiri menjadi semakin cepat karena konsentrasi hasil reaksi semakin tinggi. Akhirnya laju reaksi ke kanan sama dengan laju reaksi ke kiri, sehingga konsentrasi pereaksi dan konsentrasi hasil reaksi tidak lagi berubah (tetap) keadaan ini disebut dengan kesetimbangan. Pada gambar 4.12 ditunjukkan contoh kesetimbangan dinamis yaitu penguraian (disosiasi) gas N_2O_4 , reaksinya :



Gambar 79 Ketercapaian reaksi keseimbangan pada tingkat makroskopik dan molekul.
(Sumber: Silberberg. 2007, Principles Of General Chemistry)

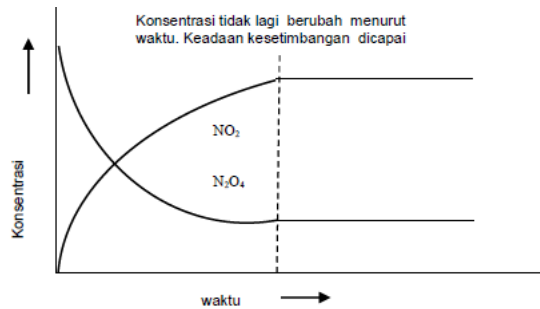
Ket: A, ketika percobaan dimulai, campuran reaksi sebagian besar terdiri dari gas tidak berwarna (N_2O_4). B, Sebagian N_2O_4 terurai menjadi NO_2 yang berwarna coklat, warna campuran menjadi coklat pucat. C, ketika kesetimbangan tercapai, konsentrasi dari NO_2 dan N_2O_4 adalah konstan, dan warna mencapai intensitas akhir. D, karena reaksi maju dan balik terus berlangsung dengan kecepatan yang sama, maka konsentrasi (dan warna) tetap konstan.

Berdasarkan gambar 4.12, apabila sejumlah mol gas N_2O_4 yang tidak berwarna dimasukkan ke dalam suatu bejana tertutup, maka dengan segera gas N_2O_4 terdisosiasi menjadi NO_2 yang berwarna coklat (coklat muda). Warna akan semakin tua dengan terus berlangsungnya penguraian N_2O_4 sampai akhirnya tercapai kesetimbangan. Setelah itu tidak terlihat lagi perubahan warna. Pada percobaan untuk mencapai keadaan kesetimbangan dapat dimulai dari NO_2 , dari campuran NO_2 dan N_2O_4 , atau dari NO_2 .

Namun setiap 2 molekul NO_2 yang terbentuk dengan mudah bergabung kembali menjadi molekul N_2O_4 . Pada suatu saat laju reaksi disosiasi N_2O_4 akan sama

dengan laju reaksi pembentukan N_2O_4 , maka keadaan ini disebut keadaan kesetimbangan.

Proses di atas dapat ditunjukkan pada gambar sebagai berikut.



Gambar 80 Grafik perubahan konsentrasi N_2O_4 dan NO_2

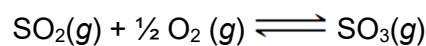
Pada keadaan kesetimbangan, jumlah molekul NO_2 dan N_2O_4 tetap. Oleh karena itu ketika keadaan kesetimbangan tercapai perubahan *sifat makroskopis zat* tidak terjadi (perubahan yang dapat diamati atau diukur), akan tetapi reaksi penguraian dan pembentukan N_2O_4 tetap berlangsung secara terus menerus. Oleh karena itu disebut kesetimbangan dinamis walaupun secara makroskopis tidak terjadi perubahan, tetapi secara *mikroskopis* tetap terjadi perubahan terus menerus.

d. Kesetimbangan Homogen dan Heterogen

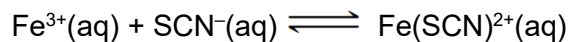
Berdasarkan fasa zatnya reaksi kesetimbangan dikelompokkan menjadi :

1) Kesetimbangan homogen, yaitu kesetimbangan yang komponennya mempunyai fasa yang sama, contoh :

a) Kesetimbangan yang terdiri atas gas-gas



b) Kesetimbangan yang terdiri atas ion-ion dalam campuran

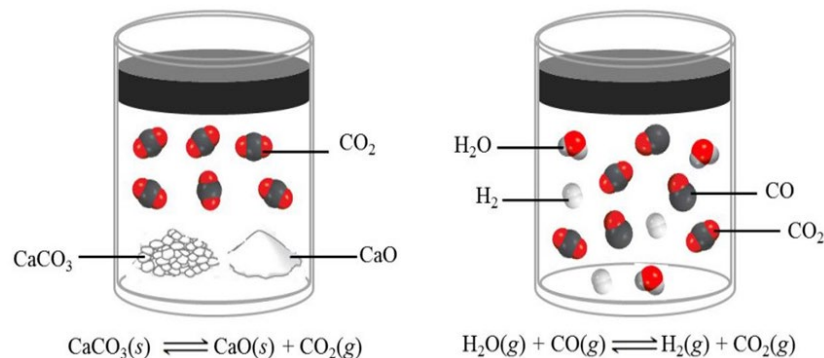
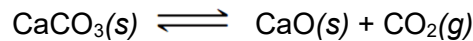


c) Kesetimbangan yang terdiri atas zat yang berwujud cair



2) Sistem kesetimbangan heterogen, yaitu kesetimbangan yang komponennya terdiri atas zat-zat dengan fasa yang berbeda, contoh :

a) Kesetimbangan dalam sistem padat gas



Gambar 81 Kesetimbangan heterogen (a), kesetimbangan homogen (b)
(Zumdahl, 2010: 562, 551)

Fasa zat pada Gambar 4.14 (a) merupakan kesetimbangan heterogen karena terdapat lebih dari satu fasa yaitu solid (s) dan gas (g). Sementara Gambar 21 (b) merupakan kesetimbangan homogen karena hanya terdapat satu fasa yaitu gas (g).

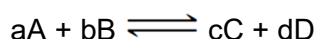
b) Kesetimbangan sistem padat larutan



e. Hukum Kesetimbangan

Pada tahun 1864, *Cato Maximilian Guldberg* dan *Peter Waage* menemukan hubungan antara konsentrasi reaktan dan produk saat reaksi kimia mencapai kesetimbangan yang dirumuskan dalam Hukum Aksi Massa atau Hukum Tetapan Kesetimbangan:

“Pada keadaan setimbang, perbandingan hasil kali konsentrasi produk yang dipangkatkan dengan koefisiennya terhadap hasil kali konsentrasi reaktan dipangkatkan koefisiennya adalah tetap”. Contoh reaksi berikut

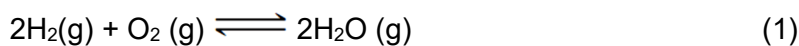


tetapan kesetimbangan empiris (K)

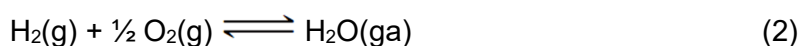
$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

f. Tetapan Kesetimbangan dan Stoikiometri Reaksi

Kita dapat menentukan hubungan tetapan kesetimbangan antara dua reaksi melalui persamaan stoikiometrinya. Contoh sebagai berikut:



$$K_1 = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2 [O_2]}$$



$$K_2 = \frac{[H_2O]}{[H_2][O_2]^{1/2}}$$

Jika kita perhatikan kedua persamaan di atas, maka semua koefisien pada persamaan reaksi (2) setengah dari koefisien pada persamaan reaksi (1). Hubungan antara kedua tetapan kesetimbangan

$$K_2 = \sqrt{K_1}$$

Contoh soal:

1. Pada suatu temperatur harga tetapan kesetimbangan dari reaksi $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ adalah 36. Tentukanlah tetapan kesetimbangan untuk reaksi : $NO_2(g) \rightleftharpoons \frac{1}{2} N_2(g) + O_2(g)$.

Penyelesaian:

$$K_1 = \frac{[NO_2]^2}{[N_2][O_2]}$$

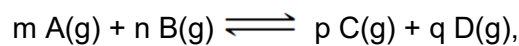
$$K_2 = \frac{[N_2]^{1/2}[O_2]}{[NO_2]}$$

Dari persamaan di atas diperoleh hubungan $K_2 = \frac{1}{\sqrt{K_1}}$.

$$\text{Jadi } K_2 = \frac{1}{\sqrt{36}} = \frac{1}{6}$$

g. Tetapan Kesetimbangan Berdasarkan Konsentrasi (K_c)

Tetapan kesetimbangan berdasarkan konsentrasi dinyatakan dengan notasi K_c , yaitu hasil kali konsentrasi zat-zat hasil reaksi dibagi hasil kali zat-zat pereaksi, setelah masing-masing konsentrasi dipangkatkan koefisiennya pada reaksi tersebut. Jadi, pada kesetimbangan :

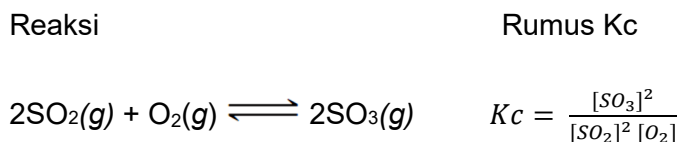


harga K_c adalah:

$$K_c = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n}$$

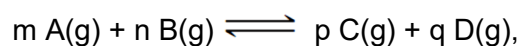
Untuk menentukan K_c konsentrasi zat dinyatakan dalam molar (mol L^{-1}).

Contoh penulisan rumus kesetimbangan dapat dilihat berikut ini :



h. Tetapan Kesetimbangan Berdasarkan Tekanan Parsial (K_p)

Tetapan kesetimbangan berdasarkan tekanan dinyatakan dengan simbol K_p , yaitu hasil kali tekanan parsial gas-gas hasil reaksi dibagi dengan hasil kali tekanan parsial gas-gas pereaksi, setelah masing-masing gas dipangkatkan dengan koefisiennya menurut persamaan reaksi. Jadi, konstanta kesetimbangan pada reaksi :



harga K_p adalah:

$$K_p = \frac{P_C^p P_D^q}{P_A^m P_B^n}$$

Dimana

P_A = tekanan parsial A P_B = tekanan parsial B

P_C = tekanan parsial C P_D = tekanan parsial D

Tekanan parsial diberi lambang P dan ditentukan dengan rumus :

$$P = \frac{\text{Jumlah mol gas } X}{\text{Jumlah mol total semua gas}} \times \text{Tekanan total}$$

$$P_i = X_i \cdot P_{\text{total}}$$

Untuk menentukan K_p tekanan gas dinyatakan dalam atmosfer(atm).

Catatan:

- 1) Tekanan total sistem (P total) merupakan jumlah dari tekanan parsial masing-masing gas.

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B + P_C + P_D$$

- 2) Nilai tekanan parsial dari masing-masing gas dalam campuran dapat dihitung:

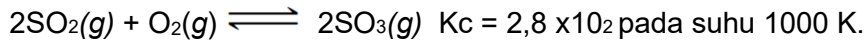
$$P_A = \frac{n_A}{n_{\text{total}}} \times P_{\text{Total}} \quad P_B = \frac{n_B}{n_{\text{total}}} \times P_{\text{Total}}$$

$$P_C = \frac{n_C}{n_{\text{total}}} \times P_{\text{Total}} \quad P_D = \frac{n_D}{n_{\text{total}}} \times P_{\text{Total}}$$

i. Hubungan K_c dengan K_p

Tetapan kesetimbangan dalam sistem gas dapat dinyatakan berdasarkan tekanan parsial gas bukan dengan konsentrasi molarnya, yang dilambangkan

dengan K_p . Untuk menggambarkan hubungan antara K_p dan K_c suatu reaksi, maka perhatikan persamaan reaksi berikut :



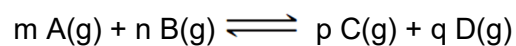
Berdasarkan hukum gas ideal dimana : $P V = n R T$

$$[\text{SO}_3] = \frac{n_{\text{SO}_3}}{V} = \frac{P_{\text{SO}_3}}{RT}, [\text{SO}_2] = \frac{n_{\text{SO}_2}}{V} = \frac{P_{\text{SO}_2}}{RT}, [\text{O}_2] = \frac{n_{\text{O}_2}}{V} = \frac{P_{\text{O}_2}}{RT}$$

$$K_c = \frac{\left(\frac{P_{\text{SO}_3}}{RT}\right)^2}{\left(\frac{P_{\text{SO}_2}}{RT}\right)^2 \left(\frac{P_{\text{O}_2}}{RT}\right)} = \frac{(P_{\text{SO}_3})^2}{(P_{\text{SO}_2})^2 (P_{\text{O}_2})} \times RT$$

$$\text{Maka : } K_c = K_p \times RT \text{ dan } K_p = \frac{K_c}{RT} = K_c (RT)^{-1}$$

Jika penurunan yang sama dilakukan terhadap reaksi umum



$$K_p = \frac{K_c}{RT} = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$\Delta n = (p+q) - (m+n) =$ Selisih jumlah mol gas hasil reaksi dan jumlah mol gas pereaksi

j. Kestimbangan Disosiasi

Penguraian senyawa menjadi lebih sederhana disebut reaksi *disosiasi*. Jika reaksi disosiasi dapat balik, terbentuklah kesetimbangan disosiasi. Sebagai contoh:

- $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
- $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$
- $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$
- $2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$
- $2 \text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g})$
- $2 \text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

Reaksi disosiasi mengandung satu jenis pereaksi, sedangkan hasil reaksinya dapat satu, dua atau tiga senyawa atau unsur. Kestimbangan disosiasi dapat

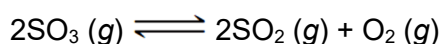
terjadi bila pada mulanya sistem mengandung pereaksi, dan kemudian terurai menjadi hasil reaksi. Dalam sistem masih terdapat pereaksi karena hanya sebagian saja terdisosiasi (terurai). Bagian yang terdisosiasi ini disebut *derajat disosiasi* (α).

$$\alpha = \frac{\text{Jumlah mol pereaksi yang terdisosiasi}}{\text{jumlah mol pereaksi mula - mula}}$$

Nilai α berada antara 0 dan 1. Nilai $\alpha = 0$, bila pereaksi tidak terurai sama sekali, dan $\alpha = 1$ bila terurai sempurna.

Contoh:

Di dalam ruang yang volumenya 2 L dipanaskan 0,5 mol gas SO_3 sehingga terurai menjadi gas SO_2 dan gas O_2 membentuk reaksi kesetimbangan:



Setelah terjadi kesetimbangan ternyata di dalam sistem terdapat 0,1 mol gas oksigen. Hitunglah nilai derajat disosiasi (α) SO_3 !

Jawab :

$$2\text{SO}_3(g) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(g) + \text{O}_2(g)$$
$$\alpha = \frac{\text{mol zat yang terurai}}{\text{mol zat mula-mula}} = \frac{0,2}{0,5} = 0,4$$

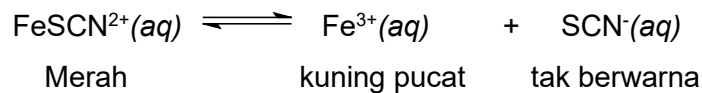
Untuk lebih memahami materi kesetimbangan kimia ini, lihatlah video animasi ini <https://www.youtube.com/watch?v=IV7uI9arvIE>

k. Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Kesetimbangan Kimia

Faktor-faktor yang mempengaruhi reaksi kesetimbangan adalah perubahan konsentrasi, perubahan volume atau tekanan serta perubahan suhu.

1) Pengaruh Perubahan Konsentrasi Pada Kesetimbangan

Besi (III) tiosianat $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$ mudah larut dalam air dan menghasilkan larutan berwarna merah. Warna merah ini disebabkan oleh adanya ion terhidrasi FeSCN^{2+} . Kestimbangan antara ion-ion FeSCN^{2+} yang tidak terurai dan Fe^{3+} dan SCN^- persamaan reaksi nya sebagai berikut :



Apa yang terjadi jika kita tambahkan sedikit natrium tiosianat (NaSCN) ke dalam larutan ini? Dalam hal ini, pengaruh yang diberikan pada kestimbangan sistem ialah penambahan konsentrasi SCN^- berasal dari penguraian NaSCN . Dalam sistem beberapa ion Fe^{3+} bereaksi dengan ion SCN^- yang ditambahkan, sehingga kesetimbangannya bergeser dari kanan ke kiri :

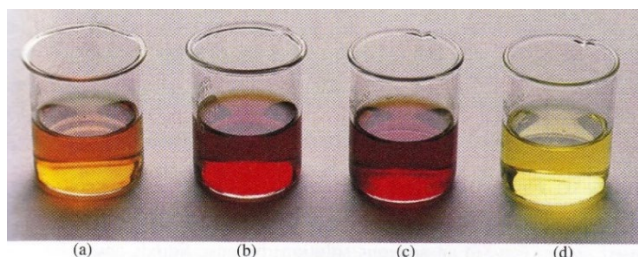


Akibatnya, warna merah larutan bertambah tua (gambar 4.15), demikian juga apabila kita tambahkan besi (III) nitrat $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ke dalam larutan asal, warna merah larutan akan bertambah tua karena ion Fe^{3+} yang berasal dari $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ akan menggeser kesetimbangan dari kanan ke kiri. Ion Na^+ maupun ion NO_3^- ialah ion-ion pendamping yang tidak berwarna.

Apabila kita menambahkan sedikit asam oksalat ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) ke dalam larutan asal, asam oksalat terionisasi dalam air membentuk ion oksalat $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, yang terikat kuat dengan ion-ion Fe^{3+} . Pembentukan ion stabil berwarna kuning $\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3^{3-}$ mengambil ion Fe^{3+} dari larutan. Akibatnya lebih banyak larutan FeSCN^{2+} yang terurai dan kesetimbangan bergeser dari kiri ke kanan.



Larutan merah akan berubah menjadi kuning karena terbentuknya ion $\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3^{3-}$

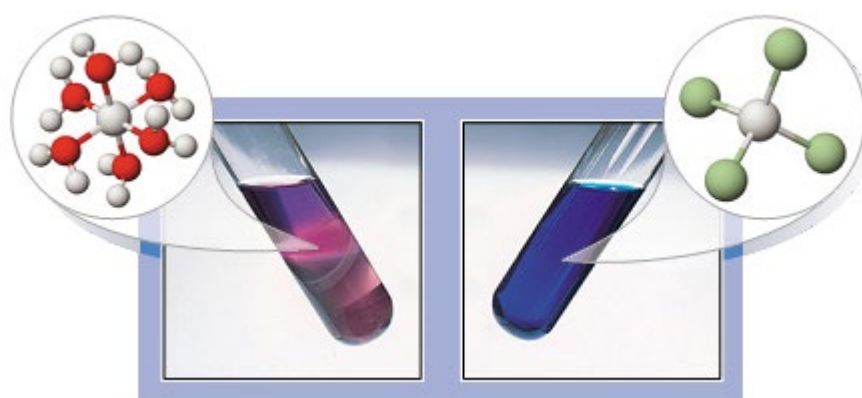


Gambar 82 Pengaruh perubahan konsentrasi pada posisi kesetimbangan.
(Sumber: Chang, 2008, General Chemistry)

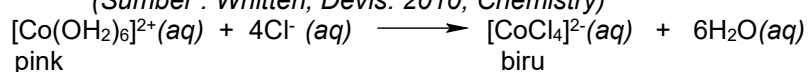
Ket: (a) larutan berair FeSCN^{2+} , warna larutan timbul karena spesi FeSCN^{2+} yang merah dan spesi Fe^{3+} yang kuning. (b) sesudah ditambahkan sedikit NaSCN kedalam larutan (a), kesetimbangan bergeser ke kiri. (c) Sesudah ditambahkan sedikit $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ke dalam larutan (a), kesetimbangana bergeser ke kiri. (d) Sesudah ditambahkan sedikit $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ke dalam larutan (a), kesetimbangan bergeser ke kanan. Warna larutan disebabkan oleh ion $\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3^{3-}$.

Percobaan ini menunjukkan bahwa pada kesetimbangan, semua reaktan dan produk berada dalam sistem reaksi. Peningkatan konsentrasi produk (Fe^{3+} dan SCN^-) akan menggeser kesetimbangan ke kiri, dan penurunan konsentrasi produk Fe^{3+} akan menggeser kesetimbangan ke kanan.

Contoh lain untuk pengaruh konsentrasi pada kesetimbangan kimia dapat dilihat pada gambar 4.16.



Gambar 83 Pengaruh perubahan konsentrasi pada kesetimbangan
(Sumber : Whitten, Devis. 2010, Chemistry)



Larutan $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ dalam isopropil alkohol dan air berwarna ungu (larutan ini tidak ditampilkan dalam gambar) pada gambar 4.16 terlihat larutan $[\text{Co}(\text{OH}_2)_6]^{2+}$ berwarna pink dan $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ berwarna biru. Jika kita menambahkan HCl pekat, pada sistem di atas maka kesetimbangan akan menggeser reaksi ke kanan (ke arah larutan berwarna biru). Jika kita menambahkan larutan $\text{AgNO}_3(\text{aq})$ akan menarik Cl^- sehingga terbentuk endapan $\text{AgCl}(\text{s})$ dan kesetimbangan reaksi bergeser ke kiri menghasilkan lebih $[\text{Co}(\text{OH}_2)_6]^{2+}$ yang berwarna pink.

Hal ini sesuai dengan prinsip *Le Chatelier*, dimana :

- Jika pada sistem kesetimbangan salah satu komponen ditambah, kesetimbangan akan bergeser ke arah yang berlawanan.
- Jika pada sistem kesetimbangan salah satu komponennya dikurangi, kesetimbangan akan bergeser ke arah komponen tersebut.

Contoh soal:

- 1) Dalam suatu ruangan 1 liter pada suhu T terdapat 1 mol N_2O_4 dan 2 mol NO_2 dalam keadaan setimbang menurut persamaan :

$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$, kemudian pada suhu tetap, ke dalam ruangan itu ditambahkan 1 mol N_2O_4 . Ke arah mana kesetimbangan bergeser?

Penyelesaian :

Kesetimbangan awal : $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$
 1 mol 2 mol

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{2^2}{1} = 4$$

Setelah penambahan 1 mol N_2O_4 maka:

$$\frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{2^2}{2} = 2 < K_c$$

Dengan demikian maka $[\text{N}_2\text{O}_4]$ harus dikurangi sesuai dengan azas *Le Chatelier* artinya kesetimbangan bergeser ke kanan.

Komponen campuran sebagai berikut :

	$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$	
Komposisi awal	: 2 mol	2 mol
Misal N_2O_4 yang terurai	: x mol	
Yang berubah	: -x mol	+2x mol
Komponen setimbang	: (2-x) mol	(2+2x) mol

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \quad (\text{volume ruang 1 Liter})$$

$$4 = \frac{(2 + 2x)^2}{(2 - x)} \rightarrow x = 0,303 \text{ mol}$$

$[N_2O_4] = 2 - x$	$[NO_2] = 2 + 2x$
$= 1,697 \text{ mol}$	$= 2,606 \text{ mol}$

Ini berarti pada kesetimbangan yang baru di dapat $[N_2O_4] = 1,697 \text{ mol}$ dan $[NO_2] = 2,606 \text{ mol}$.

- 2) Pada suhu 720°C , konstanta kesetimbangan K_c untuk reaksi :
 $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ adalah $2,37 \times 10^{-3}$. Pada percobaan tertentu, konsentrasi kesetimbangan $[N_2] = 0,683 \text{ M}$, $[H_2] = 8,80 \text{ M}$, dan $[NH_3] = 1,05 \text{ M}$. Misalkan sedikit NH_3 ditambahkan ke dalam campuran ini sehingga konsentrasinya meningkat menjadi $3,65 \text{ M}$.
- (a) Gunakan azas *Le Chatelier* untuk memprediksi arah pergeseran reaksi bersih untuk mencapai kesetimbangan baru.
 - (b) Periksa prediksi anda dengan menghitung hasil bagi reaksi (Q_c) dan bandingkan nilainya dengan K_c .

Penyelesaian :

- (a) Berdasarkan azas *Le Chatelier*, jika pada sistem kesetimbangan salah satu komponen ditambah, kesetimbangan akan bergeser ke arah yang berlawanan. Pada sistem di atas ada penambahan $[NH_3]$ maka kesetimbangan bergeser dari kanan ke kiri.

(b) Pada saat penambahan sedikit NH_3 , sistem tidak lagi berada pada kesetimbangan. Hasil bagi reaksinya adalah :

$$Q_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{[3,65]^2}{[0,683][8,80]^3} = 2,86 \times 10^{-2}$$

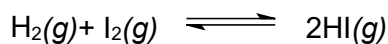
Karena nilai ini lebih besar daripada $2,37 \times 10^{-3}$ dimana $Q_c > K_c$, maka reaksi bersih bergeser dari kanan ke kiri sampai Q_c sama dengan K_c .

2) Perubahan Volume dan Tekanan Pada Kesetimbangan

Jika dalam suatu sistem kesetimbangan dilakukan aksi yang menyebabkan perubahan volume (bersamaan dengan perubahan tekanan), maka dalam sistem akan mengadakan berupa pergeseran kesetimbangan.

Perubahan tekanan karena penambahan volume sistem hanya mempengaruhi sistem kesetimbangan gas.

1) Perubahan volume tidak berpengaruh pada sistem yang mempunyai reaksi berikut :



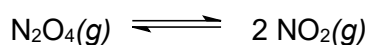
Misalkan pada kesetimbangan terdapat a mol H_2 , b mol I_2 , dan c mol HI dengan volume V L maka :

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{\left[\frac{c}{v}\right]^2}{\left[\frac{a}{v}\right]\left[\frac{b}{v}\right]} = \frac{c^2}{ab}$$

Dari perhitungan untuk reaksi di atas perubahan volume tidak berpengaruh.

Pada sistem kesetimbangan dimana jumlah koefisien reaksi sebelah kiri = jumlah koefisien sebelah kanan, maka perubahan tekanan/volume **tidak menggeser** letak kesetimbangan.

2) Perubahan volume berpengaruh pada sistem yang mencapai reaksi berikut :



Misalkan pada kesetimbangan terdapat a mol N_2O_4 dan b mol NO_2 dengan volume = V liter maka:

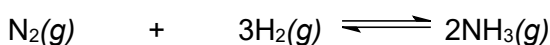
$$K = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left[\frac{b}{v}\right]^2}{\left[\frac{a}{v}\right]} = \frac{b^2}{av}$$

Jika volume diubah pada suhu tetap (T tetap), maka $\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$ tidak lagi sama

dengan K. Hal ini berarti terjadi pergeseran yaitu : jika volum diperbesar, jumlah mol NO_2 harus menjadi lebih besar dari b atau jumlah mol N_2O_4 menjadi lebih kecil dari a. Kestimbangan bergeser ke arah NO_2 .

- Jika tekanan diperbesar = volume diperkecil, kesetimbangan akan bergeser ke arah jumlah **koefisien reaksi kecil**.
- Jika tekanan diperkecil = volume diperbesar, kesetimbangan akan bergeser ke arah jumlah **koefisien reaksi besar**.

Contoh:



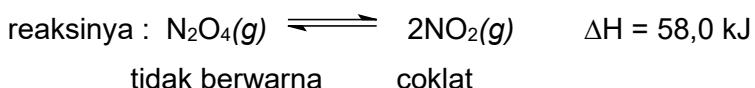
Koefisien reaksi di kanan = 2, sedangkan koefisien reaksi di kiri = 4

- Bila pada sistem kesetimbangan tekanan diperbesar (= volume diperkecil), maka kesetimbangan akan bergeser ke kanan.
- Bila pada sistem kesetimbangan tekanan diperkecil (= volume diperbesar), maka kesetimbangan akan bergeser ke kiri.

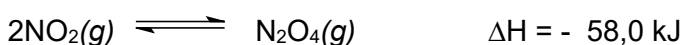
3) Pengaruh Perubahan Suhu Pada Kestimbangan

Perubahan konsentrasi, tekanan, atau volume dapat mengubah posisi kesetimbangan, tetapi tidak mengubah nilai konstanta kesetimbangan. Hanya perubahan suhu yang dapat mengubah konstanta kesetimbangan.

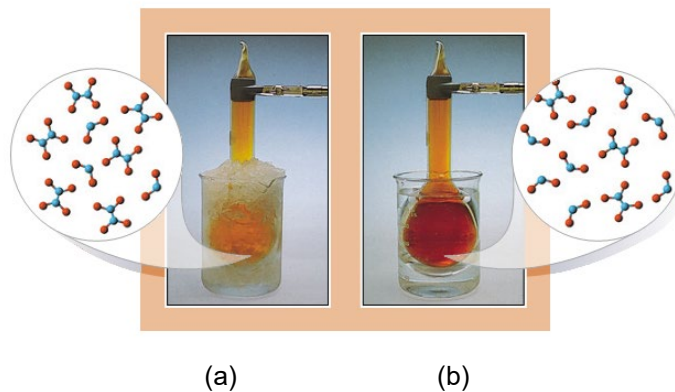
Pada pembentukan NO_2 dari N_2O_4 adalah proses endotermik, persamaan



dan reaksi baliknya adalah proses eksotermik, persamaan reaksinya :



Pada kesetimbangan, pengaruh kalor adalah nol karena tidak ada reaksi bersih. Apa yang terjadi jika sistem kesetimbangan $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ dipanaskan pada volume tetap? Karena proses endotermik menyerap kalor dari lingkungan, proses pemanasan akan menyebabkan terurainya molekul N_2O_4 menjadi NO_2 . Akibatnya, konstanta kesetimbangan $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$ meningkat dengan meningkatnya suhu (gambar 4.17).



Gambar 84 Pengaruh suhu pada kesetimbangan kimia.
(Sumber : Whitten, Devis. 2010. Chemistry)

Kedua labu berisi sejumlah gas yang sama yaitu NO_2 dan N_2O_4 . Jika suhu dinaikkan (50°C) maka campuran akan berwarna coklat tua karena mengandung lebih banyak gas NO_2 (gambar 1.3.b)). Jika suhu diturunkan (gambar 1.3.a)) maka warna coklat berkurang karena kandungan gas NO_2 semakin berkurang.

Berdasarkan percobaan diatas diperoleh data sebagai berikut. Jika suhu dinaikkan, warna coklat bertambah artinya gas NO_2 bertambah. Jika suhu diturunkan, warna coklat berkurang artinya gas N_2O_4 bertambah.

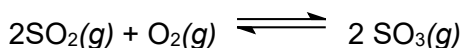
Harga K berubah dengan adanya perubahan suhu. Hal ini sesuai dengan Azas *Le Chatelier* bila suhu dinaikkan (penambahan kalor) maka sistem menyerap kalor, kesetimbangan bergeser ke pihak endoterm. Sebaliknya, bila suhu diturunkan maka sistem akan membebaskan kalor, kesetimbangan bergeser ke pihak eksoterm.

4) Pengaruh Katalis Terhadap Kesetimbangan Kimia

Di dalam kesetimbangan kimia, katalis tidak berpengaruh pada tetapan kesetimbangan, akan tetapi mempercepat tercapainya keadaan kesetimbangan.

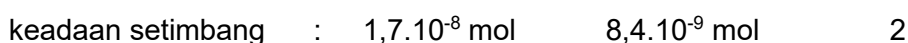
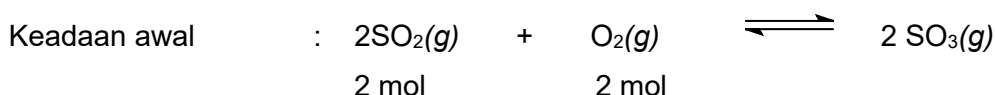
Katalis itu memberi pengaruh yang sama pada kedua arah reaksi, reaksi ke kanan dan ke kiri.

Contoh reaksi berikut:



Reaksi berlangsung lebih cepat bila ditambahkan vanadium pentaoksida (V_2O_5).

Pembahasan hal ini adalah sebagai berikut.



$K_c = 1,648 \cdot 10^{26}$ dalam $V = 100 \text{ L}$

Katalis tidak mempengaruhi komposisi kesetimbangan tetapi hanya mempercepat tercapainya keadaan kesetimbangan. Perlu juga ditekankan bahwa katalis hanya mempunyai arti praktis untuk reaksi kesetimbangan yang mempunyai harga K cukup besar. Bagi reaksi-reaksi yang mempunyai harga K kecil, katalis tidak banyak membantu, misalnya untuk reaksi



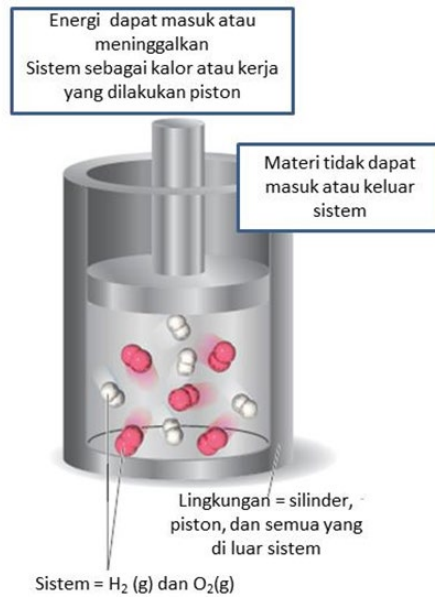
$K_c (25^\circ\text{C}) = 4,6 \times 10^{-31}$, berarti pada keadaan setimbang $[\text{NO}]$ sangat kecil.

Katalis tidak banyak berguna untuk reaksi itu.

3. Energetika

a. Sistem dan Lingkungan

Pada kegiatan belajar kali ini kita akan mempelajari dan membahas tentang termodinamika kimia. Apakah Anda masih ingat tentang materi dan energi? Setiap perubahan kimia selalu disertai oleh perubahan energi. Bagian dari ilmu kimia yang mempelajari tentang energi ini adalah termodinamika kimia. Dalam termodinamika kimia kita akan mempelajari tentang hukum pertama termodinamika dan aplikasi hukum pertama termodinamika. Dalam mempelajari termodinamika perlu dipahami beberapa istilah seperti: alam semesta, sistem, lingkungan, energi, kalor, kerja. Untuk memahami apa itu sistem dan lingkungan, coba Anda perhatikan Gambar 4.18!



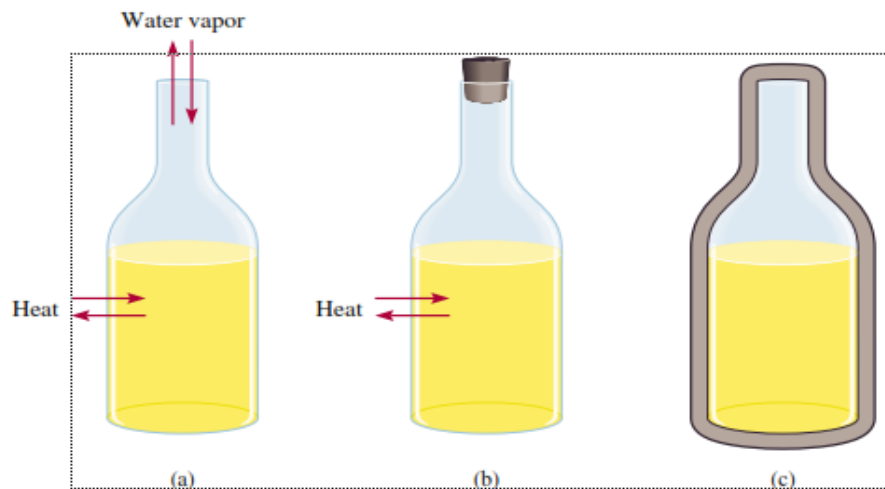
Gambar 85 Sistem tertutup
(Brown, et al., 2012: 162)

Pada Gambar 84 yang menjadi sistem adalah gas H_2 dan gas O_2 , sedangkan silinder, piston dan segala sesuatu yang berada di luar sistem adalah lingkungan. Alam semesta terdiri dari sistem dan lingkungan.

Sistem adalah Bagian dari alam semesta yang menjadi pusat perhatian atau yang akan kita pelajari

Lingkungan adalah Suatu yang berada diluar sistem

Sistem dan lingkungan dibatasi oleh suatu dinding yang bersifat diatermal (dapat ditembus energi) dan adiatermal (tidak tembus energi). Berdasarkan hal ini maka sistem dapat dibagi atas tiga bagian yaitu: sistem terbuka, tertutup dan terisolasi. Untuk lebih jelasnya Anda dapat melihat Gambar 4.19!



Gambar 86 Air di dalam tiga termos yang menggambarkan tiga jenis sistem (Sumber: Chang, 2010: 231)

Termos (a) merupakan sistem terbuka: terjadi perpindahan kalor dan materi (air) dari dalam termos ke lingkungan dan dari lingkungan ke dalam termos. Temos (b) merupakan sistem tertutup: terjadi perpindahan kalor dari termos ke lingkungan dan sebaliknya. Termos (c) merupakan sistem terisolasi: tidak terjadi perpindahan kalor maupun materi (air) dari dalam termos ke lingkungan dan sebaliknya.

Video\System, surroundings, universe.MP4

b. Kerja, Kalor, dan Energi Dalam

1) Kerja (W)

Kerja adalah setiap bentuk energi yang bukan kalor yang dipertukarkan antara sistem dan lingkungan. Contoh: kerja ekspansi, kerja mekanis, kerja listrik.

$$W = - p \Delta V \text{ (Persamaan 1)}$$

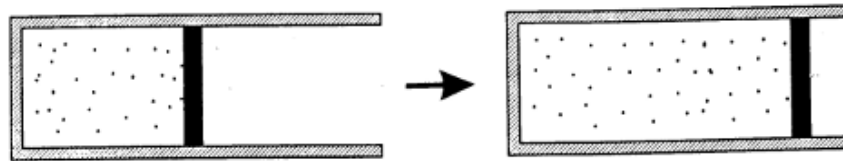
w= kerja ekspansi /kompresi

p= tekanan eksternal (satuan atm)

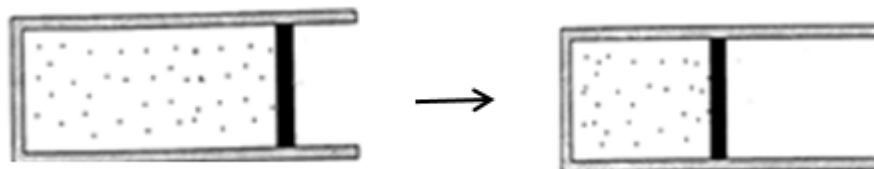
ΔV = perubahan volume ($V_2 - V_1$) satuan Liter

Kerja Ekspansi dan Kompresi

Untuk memahami kerja ekspansi dan kompresi coba Anda perhatikan Gambar 87 dan 88!



Gambar 87 Kerja ekspansi



Gambar 88 Kerja kompresi
(Syukri S, 1999: 73)

Kerja ekspansi: kerja yang menyebabkan volume sistem bertambah.

$$(V_2 > V_1), P_{in} > P_{eks}$$

Kerja Kompresi: Kerja yang menyebabkan volume sistem berkurang.

$$(V_2 < V_1), P_{in} < P_{eks}$$

2) Kalor (q)

Kalor (q): energi yang dipindahkan melalui batas-batas sistem, akibat perbedaan suhu sistem dan lingkungan. Kalor akan berpindah dari suhu tinggi ke suhu rendah. Apabila suhu sistem lebih tinggi dari suhu lingkungan maka sistem akan melepaskan kalor ke lingkungan (lingkungan menerima kalor). Apabila suhu lingkungan lebih tinggi dari suhu sistem maka lingkungan akan melepaskan kalor ke sistem (sistem menerima kalor)

Video\Relation Between Internal Energy Work And Heat.MP4

$$q = C \cdot \Delta t \text{ (persamaan 2)}$$

$$\Delta t = t_2 - t_1$$

$$\text{atau } q = m c \Delta t \text{ (persamaan 3)}$$

C = kapasitas kalor (J/°C)

c = kalor jenis (J/g°C)

Kapasitas kalor (C) adalah kalor yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu sistem sebanyak satu derajat Celcius (J/°C). Kapasitas kalor merupakan sifat ekstensif dari materi.

Kapasitas kalor pada volume tetap $(C_v) = \frac{q_v}{\Delta t}$

Kapasitas kalor pada tekanan tetap $(C_p) = \frac{q_p}{\Delta t}$

Kalor jenis (c) adalah kalor yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu 1 gram zat sebanyak 1 derajat Celcius

Beberapa satuan yang perlu diingat:

Joule = Kgm²s⁻² 1L atm = 101,325 J 1 kalori = 4,2 J 1J = 0,24 Kal

Tabel 21 Kalor jenis beberapa zat (J/g°C)

Padatan	Kalor Jenis (J/g °C)	Cairan	Kalor Jenis (J/g °C)
Pb(s)	0.130	Hg(l)	0.140
Cu(s)	0.385	Br ₂ (l)	0.474
Fe(s)	0.449	CCl ₄ (l)	0.850
S ₈ (s)	0.708	CH ₃ COOH(l)	2.15
P ₄ (s)	0.769	CH ₃ CH ₂ OH(l)	2.44
Al(s)	0.897	H ₂ O(l)	4.18
Mg(s)	1.023		
H ₂ O(s)	2.11		
Gas			
CO ₂ (g)	0.843		
N ₂ (g)	1.040		
C ₃ H ₈ (g)	1.67		
NH ₃ (g)	2.06		
H ₂ O(g)	2.08		
H ₂ (g)	14.3		

Petrucci, et.al., 2017: 251)

Perjanjian :

1. Jika sistem melakukan kerja, w bertanda negatif ($w = -$)
2. Jika sistem menerima kerja, w bertanda positif ($w = +$)
3. Jika sistem melepaskan kalor, q bertanda negatif ($q = -$)
4. Jika sistem menerima kalor, q bertanda positif ($q = +$)

Contoh Soal

Seseorang setiap pagi minum 250 mL teh panas (suhu 65°C) agar tubuhnya tetap hangat. Berapakah kalor yang diserap oleh tubuh orang tersebut, jika suhu air teh turun menjadi suhu tubuh (37°C). Diketahui kalor jenis air teh = $4,2 \text{ J/g}^{\circ}\text{C}$

Penyelesaian:

Kalor yang diterima tubuh = kalor yang dilepaskan air teh

$$q = mc\Delta t$$

$$q = 250 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \times 4,2 \text{ J/g}^{\circ}\text{C} \times (37^{\circ}\text{C} - 65^{\circ}\text{C})$$

$$q = 250 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \times 4,2 \text{ J/g}^{\circ}\text{C} \times -28^{\circ}\text{C}$$

$$q = -29400 \text{ J}$$

Jadi kalor yang diterima tubuh = 29400 J

3) Energi Dalam (U)

Energi adalah kemampuan untuk melakukan kerja. Energi suatu partikel terdiri dari energi potensial dan energi kinetika. Energi potensial adalah energi yang didasarkan pada posisi benda, dipengaruhi oleh massa, tinggi dan gaya gravitasi.

Secara matematika rumusan energi potensial adalah sebagai berikut.

$$E_p = m g h$$

E_p = energi potensial (Joule)

m = massa benda (kg)

g = gaya gravitasi ($9,8 \text{ m s}^{-2}$)

h = tinggi benda dari permukaan bumi (m)

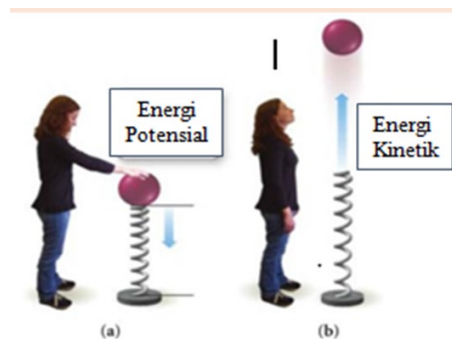
Energi kinetika adalah energi pada benda yang bergerak. Energi kinetik ini dipengaruhi oleh massa dan kecepatan dari benda. Semakin besar massa dan kecepatan benda maka energi kinetik semakin besar pula. Secara matematika energi potensial dapat dirumuskan sebagai berikut.

$$E_k = \frac{1}{2} m v^2$$

E_k = Energi kinetik (Joule)

m = massa benda (Kg)

v = kecepatan benda (m/sec)



Gambar 89 (a) Pemampatan pegas mempunyai energi potensial (b) Ketika pegas dilepas energi potensial yang dimiliki diubah menjadi energi kinetik
(Sumber: Nivaldo, 2011: 233)

Energi dalam adalah energi total (energi potensial dan energi kinetik) yang terkandung dalam suatu materi. Energi dalam dilambangkan dengan E atau U . Besarnya energi dalam tidak dapat diukur, yang dapat diukur adalah perubahannya. Bila suhu sistem naik maka energi dalam juga akan naik, dan sebaliknya jika suhu sistem turun maka energi dalam juga akan turun. Jadi perubahan energi dalam dinyatakan dengan:

$$\Delta E = E_2 - E_1 \text{ atau } \Delta U = U_2 - U_1$$

c. Hukum Pertama Termodinamika

Hukum pertama termodinamika disebut juga dengan hukum kekekalan energi yang berbunyi "Energi tidak dapat diciptakan dan tidak dapat dimusnahkan, hanya dapat dirubah dari suatu bentuk ke bentuk yang lain".

Video\What is the First Law of Thermodynamics-.MP4

Perubahan energi dalam dapat berupa kalor dan kerja. Secara matematika perubahan energi dalam dapat dirumuskan sebagai berikut.

$$\Delta E = q + w \text{ (persamaan 3) } w = - P_{\text{eks}} \cdot \Delta V$$

Atau

$$\Delta E = q - P_{\text{eks}} \cdot \Delta V$$

Contoh Soal

Suatu gas sebanyak 20 L diberi kalor sebesar 100 kalori sehingga berekspansi melawan tekanan udara luar 1 atm, volume gas naik menjadi 50 L. Tentukanlah:

- a. kerja yang dilakukan gas!
- b. perubahan energi dalam!

Penyelesaian:

$$\text{Diket : } V_1 = 20 \text{ L} \quad V_2 = 50 \text{ L}$$

$$q = 100 \text{ kal} \quad P_{\text{eks}} = 1 \text{ atm}$$

Ditanya : w dan ΔE

Jawab : $w = - P \Delta V$

$$w = -1 \text{ atm} (50 \text{ L} - 20 \text{ L})$$

$$w = -30 \text{ L} \cdot \text{atm} = 30 \text{ L} \cdot \text{atm} \times \frac{101,325 \text{ J}}{1 \text{ L} \cdot \text{atm}}$$

$$= 3039,75 \text{ J} = -3,03975 \text{ kJ}$$

$$\Delta E = q + w$$

$$\Delta E = 100 \text{ Kal} \times \frac{4,2 \text{ J}}{1 \text{ Kal}} + (-3039,75 \text{ J})$$

$$\Delta E = -2619,75 \text{ J}$$

Kesimpulan: sistem/gas melepaskan kalor ke lingkungan sebesar 2619,75 J.

d. Perubahan Energi Dalam Berbagai Macam Proses

- 1) Proses isothermal (temperatur tetap, $T_1 = T_2$), $\Delta E = 0$ sehingga $q = -w$ artinya seluruh kalor yang diberikan pada sistem diubah menjadi kerja.
- 2) Proses isovolum (isokhor). Pada proses ini $V_1 = V_2$, sehingga $\Delta E = q$.

- 3) Proses adiabatik (sistem tidak menerima maupun melepaskan kalor), $q = 0$, sehingga $\Delta E = -w$.
- 4) Ekspansi isobarik reversibel: $w = -P_s (V_2 - V_1)$, $\Delta E = q - P_s (V_2 - V_1)$.
- 5) Ekspansi isothermal reversibel: $w_{\text{maks}} = -n RT \ln \frac{V_1}{V_2}$

Media-media:

Isotermik : [animasi\isothermal process.html](#)

isobarik : [animasi\isobaric process.html](#)

isokorik : [animasi\isochoric process.html](#)

adiabatik : [animasi\Adiabatic process.html](#)

Contoh Soal

32 gam gas metana pada suhu 27°C dan tekanan 1,5 atm berekspansi ke udara luar 1 atm. Apabila prosesnya adiabatik, hitunglah perubahan energi dalam!

Penyelesaian

Diket : massa $\text{CH}_4 = 32 \text{ g}$ $T = 27^\circ\text{C}$ $P_1 = 1,5 \text{ atm}$ $P_2 = 1 \text{ atm}$

Ditanya : $\Delta E = \dots$

Jawab : Pada proses adiabatik $\Delta E = w = -P (V_2 - V_1)$

$$V_1 = \frac{nRT_1}{P_1} = \frac{2 \text{ mol} \times 0,082 \text{ Latm/mol.K} \times 300\text{K}}{1,5 \text{ atm}} = 32,8 \text{ L}$$

$$V_2 = \frac{nRT_2}{P_2} = \frac{2 \text{ mol} \times 0,082 \text{ Latm/mol.K} \times 300\text{K}}{1 \text{ atm}} = 49,2 \text{ L}$$

$$\Delta E = -P (V_2 - V_1) = -1 \text{ atm} (49,2\text{L} - 32,8\text{L}) = -12,4 \text{ L.atm} = -1,256 \text{ kJ}$$

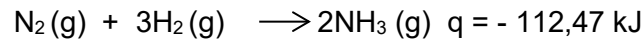
e. Reaksi Eksoterm dan Endoterm

Pernahkah Anda mereaksikan larutan NaOH dengan larutan HCl di laboratorium? Apa yang Anda rasakan pada dinding tabung reaksi sebelum dan sesudah reaksi? Jika Anda sudah pernah melakukannya, pasti Anda akan merasakan panas pada dinding tabung reaksi setelah terjadi reaksi. Reaksi antara larutan NaOH dan larutan HCl disebut dengan reaksi eksoterm. Kalau begitu apa yang dimaksud dengan reaksi eksoterm?

Reaksi eksoterm adalah reaksi yang pada saat berlangsung disertai pelepasan kalor atau sistem melepaskan kalor ke lingkungan. Kalor reaksi ditulis dengan

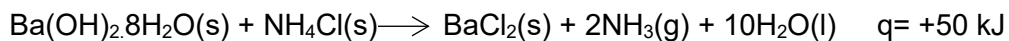
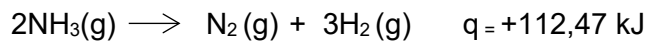
tanda negatif.

Contoh :



Pernahkah Anda mereaksikan kristal $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ dan kristal NH_4Cl ? Jika pernah, Anda akan merasakan dingin pada dinding tabung reaksi. Reaksi antara kristal $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ dan kristal NH_4Cl disebut reaksi endoterm. Jadi apakah yang dimaksud dengan reaksi endoterm?

Reaksi endoterm adalah reaksi yang pada saat berlangsung disertai penyerapan kalor atau sistem menyerap kalor dari lingkungan. Kalor reaksi ditulis dengan tanda positif. Contoh reaksi endoterm adalah sebagai berikut.



f. Kalor Reaksi pada Tekanan Tetap (Perubahan Entalpi)

Pada umumnya reaksi kimia berlangsung pada tekanan tetap, kalor reaksi pada tekanan tetap dilambangkan dengan q_p dan energi dinyatakan dengan entalpi (H). Entalpi dinyatakan dalam bentuk persamaan :

$$\mathbf{H = E + PV}$$

Pada tekanan tetap :

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$$

$$\Delta H = (q_p + w) + P\Delta V$$

$$\Delta H = q_p - P\Delta V + P\Delta V$$

Jadi pada tekanan tetap: $\Delta H = q_p$

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

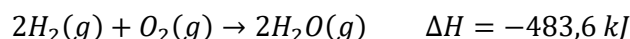
$$\Delta H = H_{\text{produk}} - H_{\text{reaktan}}$$

Jika reaksi melepaskan kalor: ΔH negatif (reaksi eksoterm)

Jika reaksi menerima kalor: ΔH positif (reaksi endoterm)

1) Entalpi reaksi (ΔH_r)

Ketika kita memberikan nilai numerik untuk ΔH_r , kita harus menentukan reaksi yang terlibat. Misalnya ketika 2 mol $H_2(g)$ terbakar untuk membentuk 2 mol $H_2O(g)$ pada tekanan konstan, maka sistem melepaskan kalor sebesar 483,6 kJ. Persamaan reaksinya bisa dilihat sebagai berikut.



Tanda negatif untuk ΔH memberi tahu kita bahwa reaksi ini eksoterm. Persamaan reaksi kimia yang telah setara dan dilengkapi dengan perubahan entalpi reaksi disebut persamaan termokimia.

2) Entalpi Pembentukan Standar

Entalpi pembentukan standar (*standart enthalpy of formation*, ΔH_f°) suatu zat adalah perubahan entalpi yang terjadi dalam pembentukan satu mol zat/senyawa dari unsur-unsurnya pada keadaan standar ($T = 298K$ $P = 1\text{atm}$) (Petrucci, 2011: 246).

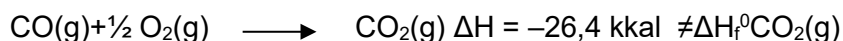
Berdasarkan perjanjian entalpi pembentukan standar unsur bebas = 0. Data Entalpi pembentukan standar beberapa senyawa (hal 1008) dan Data Entalpi pembentukan standar zat anorganik (hal 253) dapat dilihat pada **textbook Chang, Raymond. 2010. Chemistry. Tenth Edition. New York: McGraw-Hill.**



ΔH pembentukan standar $CO_2(g) = -393,5 \text{ kJ/mol}$.

Umumnya dituliskan $\Delta H_f^\circ CO_2(g) = -393,5 \text{ kJ/mol}$.

Jika suatu senyawa dibentuk bukan dari unsur-unsur penyusunnya, maka ΔH nya tidak sama dengan ΔH pembentukan standar.

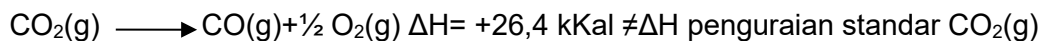
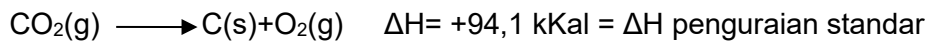


$CO(g)$ bukan unsur, unsur-unsur penyusun $CO_2(g)$ pada keadaan standar adalah

C(s) dan O₂(g).

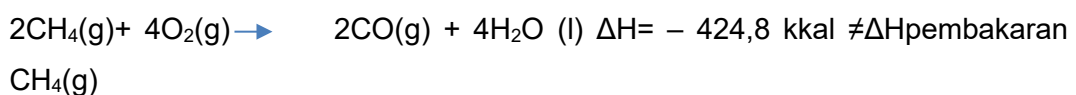
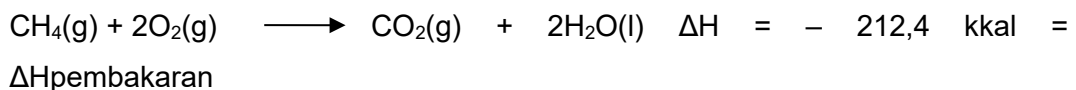
3) Entalpi Penguraian Standar (ΔH_d^0)

Entalpi penguraian standar adalah ΔH untuk menguraikan 1 mol suatu senyawa menjadi unsur-unsur penyusunnya pada keadaan standar.



4) ΔH Pembakaran Standar (ΔH_c^0)

Entalpi pembakaran standar adalah ΔH dalam pembakaran sempurna 1 mol suatu zat pada keadaan standar.



g. Penentuan Kalor Reaksi (ΔH)

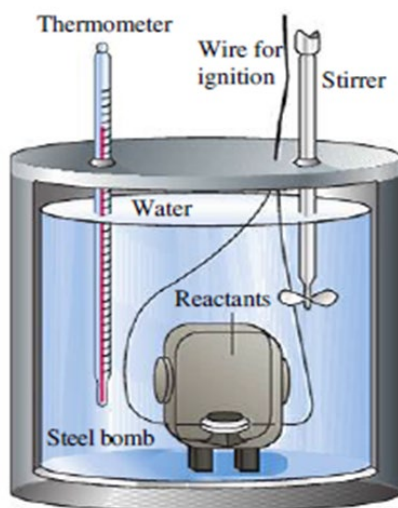
Kalor reaksi (ΔH) dapat ditentukan dengan beberapa cara yaitu: dengan metode kalorimetri menggunakan alat kalorimeter bom, hukum Hess, entalpi pembentukan standar dan data energi ikatan

1) Kalorimetri

Penentuan ΔH secara kalorimetri melalui eksperimen dengan menggunakan alat kalorimeter bom. Kalorimeter bom terdiri dari wadah yang terbuat dari baja kuat yang menyerupai bom dimana reaktan (sampel) ditempatkan. Dengan demikian, perubahan volume (ΔV) adalah nol selama reaksi berlangsung. Oleh sebab itu, kalor reaksi yang dihitung dalam kalorimeter bom adalah kalor reaksi pada volume tetap dan ini menunjukkan nilai ΔE . Kalor reaksi (ΔH) yang dapat ditentukan secara kalorimetri adalah reaksi-reaksi berkesudahan (irreversibel) seperti: reaksi pembakaran, reaksi penetralan, dan reaksi pelarutan. Kalorimeter bom digunakan untuk menentukan kalor dari reaksi-reaksi pembakaran. Alat kalorimeter bom dapat anda lihat pada Gambar 4.12.

Sesuai dengan asas black, maka :

$$q_{\text{sistem}} = -q_{\text{lingkungan}}$$
$$q_{\text{reaksi}} = -(q_{\text{air}} + q_{\text{kalorimeter}})$$



Gambar 90 Kalorimeter Bom
(Sumber: Petrucci, 2017: 253)

Contoh soal:

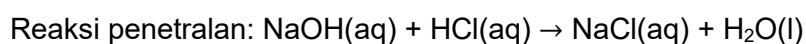
Larutan HCl 0,4 M sebanyak 150 cm³ dinetralkan dengan larutan NaOH berlebih dalam kalorimeter bom sehingga terjadi kenaikan suhu larutan sebesar 2,36°C. Jika diasumsikan kapasitas kalor kalorimeter bom dan isinya setelah reaksi adalah 1318 J/K. Tentukanlah entalpi penetralan larutan HCl tersebut!

Penyelesaian:

$$q_{\text{sistem}} = -q_{\text{lingkungan}}$$

$$q_{\text{reaksi}} = -q_{\text{kalorimeter}}$$

Pada tekanan tetap $q_{\text{reaksi}} = \Delta H$



Tentukan terlebih dahulu mol HCl

$$\begin{aligned} \text{Mol HCl} &= \text{Molar} \times V \\ &= 0,4 \text{ mol/L} \times 0,150 \text{ L} \end{aligned}$$

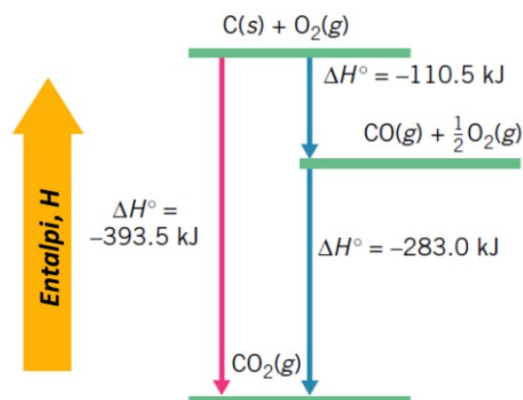
$$= 0,06 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \Delta H_{reaksi} &= Cp \times \Delta T \\ &= 1318 \text{ J/K} \times 2,36 \text{ K} \times \frac{1}{0,06 \text{ mol}} \\ &= 51841,33 \text{ J/mol} = 51,84 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Karena reaksi penetralan adalah reaksi eksoterm maka entalpi penetralan HCl = - 51,84 kJ/mol

2) Hukum Hess

Hukum Hess dapat dinyatakan dalam diagram entalpi, manipulasi persamaan termokimia, dan menggunakan entalpi pembentukan standar (ΔH_f°). Bagaimana cara menentukan ΔH dengan menerapkan hukum Hess tersebut? Anda dapat memahaminya melalui Gambar 4.13



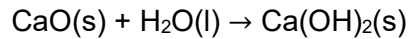
Gambar 91 Diagram entalpi untuk pembentukan $\text{CO}_2(\text{g})$ dari unsur-unsurnya melalui dua tahap yang berbeda
(Sumber: Brady, 2012: 279)

Walaupun ada alat untuk mengukur kalor reaksi, tetapi ada reaksi yang berlangsung terlalu cepat atau lambat sehingga sulit diukur. Disamping itu, ada reaksi yang tidak terjadi tetapi kita ingin mengetahui kalor reaksinya. Masalah ini dapat kita pecahkan dengan hukum Hess yang menyatakan:

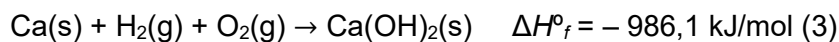
“Kalor yang menyertai suatu reaksi tidak bergantung pada jalan yang ditempuh, tetapi hanya pada keadaan awal (sebelum reaksi) dan keadaan akhir (setelah reaksi)”.

Contoh soal:

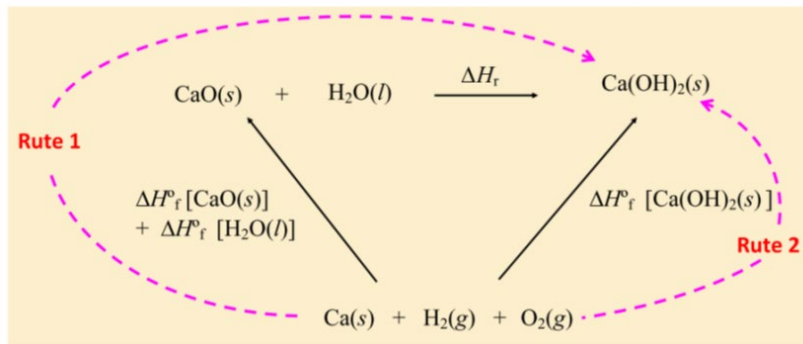
Reaksi antara CaO dengan H₂O menghasilkan Ca(OH)₂, dengan persamaan reaksi sebagai berikut:



Tentukanlah ΔH untuk reaksi di atas jika diketahui ΔH_f° reaksi di bawah ini:



Dari data ΔH_f° di atas, digambarkan dalam suatu bentuk diagram siklus.



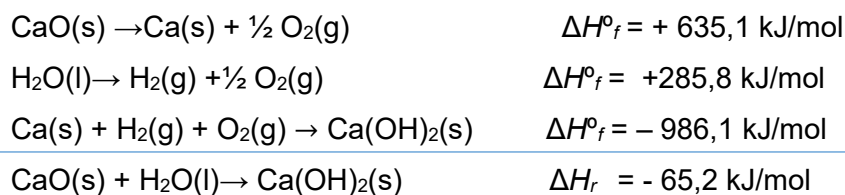
Gambar 92 Perubahan entalpi untuk reaksi kapur tohor dengan air (Ratcliff, 2000: 158)

Penyelesaian:

Berdasarkan Gambar 4.14,

$$\begin{aligned} \Delta H_r &= \Delta H_f^\circ \text{Ca(OH)}_2 - (\Delta H_f^\circ \text{CaO} + \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}) \\ &= -986,1 \text{ kJ/mol} - (-635,1 \text{ kJ/mol} - 285,8 \text{ kJ/mol}) \\ &= -986,1 \text{ kJ/mol} + 920,9 \text{ kJ/mol} = -65,2 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

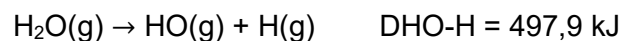
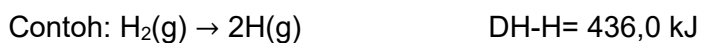
Cara lain untuk menentukan ΔH_r dengan menjumlahkan ketiga tahap reaksi, dimana reaksi 1 dan 2 harus dibalik, agar hasil penjumlahan ke 3 reaksi sama dengan reaksi yang akan dicari ΔH nya.



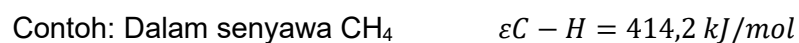
3) Energi Ikatan

Energi ikatan adalah energi yang terlibat dalam pembentukan atau pemutusan ikatan. Energi ikatan terbagi atas dua yaitu: energi disosiasi ikatan (D) dan energi ikatan rata-rata (ϵ).

Energi disosiasi ikatan adalah perubahan entalpi yang terjadi dalam proses pemutusan ikatan dalam molekul dwiatom atau ikatan tertentu dalam suatu senyawa dalam keadaan gas.



Energi ikat rata-rata adalah energi rata-rata yang diperlukan untuk memutuskan ikatan tertentu dalam semua senyawa yang mengandung ikat tersebut.



Penentuan ΔH_{reaksi} berdasarkan data energi ikat hanya berlaku untuk reaksi menyangkut gas dengan ikatan kovalen. Daftar energi ikat beberapa zat (hal 906) dan Entalpi pembentukan atom dalam keadaan gas dari unsur pada keadaan standar (hal 905) dapat dilihat di **Textbook Brady, James E, Jespersen, D. Neil, Alison Hyslop. 2012. Chemistry 6st. John Wiley and Sons: Hoboken River Street.**

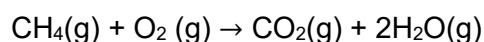
Entalpi reaksi berdasarkan data energi ikat ditentukan dengan cara mengurangi jumlah energi ikat pereaksi dengan energi ikat produk. Secara matematika dapat dirumuskan sebagai berikut.

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = \sum(\text{energi ikat pereaksi}) - \sum(\text{energi ikat produk})$$

Contoh soal:

16 gram metana dibakar secara sempurna menghasilkan gas CO_2 dan uap air. Dengan menggunakan data dari Tabel 8 dan Tabel 9, hitunglah ΔH_{reaksi} pembakaran metana tersebut!

Penyelesaian:



$$\Delta H_{reaksi} = \sum(\text{energi ikat pereaksi}) - \sum(\text{energi ikat produk})$$

$$\begin{aligned}\sum \text{Energi ikat pereaksi} &= 4 \times (\text{eC} - \text{H}) + 1 \times \text{D} (2\text{O}) \\ &= 4 \times 412 \text{ kJ} + 1 \times (2 \times 249 \text{ kJ}) \\ &= 1648 \text{ kJ} + 498 \text{ kJ} \\ &= 2146 \text{ kJ}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\sum \text{energi ikat produk} &= 2 \times (\text{eC} = \text{O}) + 4 \times (\text{eH} - \text{O}) \\ &= 2 \times 743 + 4 \times 463 \\ &= 3338 \text{ kJ}\end{aligned}$$

Jadi, $\Delta H_{reaksi} = 2146 \text{ kJ} - 3338 \text{ kJ} = -1192 \text{ kJ/mol}$

4) Penentuan ΔH_{reaksi} berdasarkan entalpi pembentukan standar

$$\Delta H_{reaksi} = \sum \Delta H_f^{\circ} \text{produk} - \sum \Delta H_f^{\circ} \text{reaktan}$$

Reaksi : $n\text{A} + m\text{B} \rightarrow p\text{D} + r\text{E}$

$$\Delta H_{reaksi} = (p \cdot \Delta H_f^{\circ} \text{D} + r \cdot \Delta H_f^{\circ} \text{E}) - (n \cdot \Delta H_f^{\circ} \text{A} + m \cdot \Delta H_f^{\circ} \text{B})$$

Contoh soal

Kalsium karbonat ($M_r = 100$) sebanyak 200 gram dipanaskan sehingga terurai menjadi gas karbondioksida dan kalsium oksida. Hitunglah kalor reaksi pada keadaan standar dengan menggunakan data pada Tabel 8!

Penyelesaian ;

Persamaan reaksi : $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{CaO}(\text{s})$

$$\Delta H_{reaksi} = \sum \Delta H_f^{\circ} \text{produk} - \sum \Delta H_f^{\circ} \text{reaktan}$$

$$\Delta H_{reaksi} = (\Delta H_f^{\circ} \text{CO}_2 + \Delta H_f^{\circ} \text{CaO}) - (\Delta H_f^{\circ} \text{CaCO}_3)$$

$$\Delta H_{reaksi} = (-393,5 + -635,0) \text{ kJ/mol} - (-1206,9) \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{reaksi} = -1028,5 \text{ kJ/mol} + 1206,9 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{reaksi} = 178,4 \text{ kJ/mol}$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{reaksi} \text{ untuk penguraian } 200 \text{ gram (2 mol) CaCO}_3 &= 2 \text{ mol} \times 178,4 \\ \text{kJ/mol} &= 356,8 \text{ kJ}\end{aligned}$$

h. Entropi

Kespontanan suatu proses atau reaksi dapat kita prediksi dengan mengetahui dua hal tentang sistem itu, yaitu: perubahan entalpi, yang hampir setara dengan

ΔE untuk kebanyakan proses dan entropi (S), yakni *ukuran keacakan atau ketidakteraturan suatu sistem*. Semakin besar ketidakteraturan suatu sistem, semakin besar entropinya. Sebaliknya, semakin teratur suatu sistem semakin, semakin kecil entropinya.

Untuk zat apapun, partikel dalam keadaan padat lebih teratur dibandingkan dalam keadaan cair, dan partikel dalam keadaan cair lebih teratur dibandingkan dalam keadaan gas. Jadi, untuk jumlah molar yang sama dari suatu zat, kita dapat tuliskan:

$$S_{\text{padatan}} < S_{\text{cairan}} < S_{\text{gas}}$$

Dengan kata lain entropi menjelaskan banyaknya atom, molekul, atau ion yang terdistribusi secara tidak teratur dalam ruang tertentu.

Seperti halnya energi dan entalpi, entropi merupakan suatu fungsi keadaan (*state function*). Mari kita lihat proses tertentu yang sistemnya berubah dari suatu keadaan awal ke suatu keadaan akhir. Perubahan entropi untuk proses ini ΔS ialah:

$$\Delta S = S_f - S_i$$

Dimana S_f dan S_i berturut-turut adalah entropi sistem pada keadaan akhir (*final state*) dan keadaan awal (*initial state*). Jika perubahan mengakibatkan kenaikan keacakan, atau ketidakteraturan maka $S_f > S_i$ atau $\Delta S > 0$.

Data entropi untuk beberapa senyawa dapat dilihat pada Textbook **Chang, Raymond; Overby, Jason (2011). General Chemistry, the essential concept. New York: McGraw-Hill.**

Menentukan perubahan entropi pada reaksi kimia. Kita dapat menentukan perubahan entropi pada suatu reaksi kimia dengan cara menentukan selisih entropi produk terhadap entropi pereaksi, secara matematik dapat dirumuskan:

$$\Delta S = \sum S^{\circ}_{\text{produk}} - \sum S^{\circ}_{\text{reaktan}}$$
$$pA + qB \rightarrow rC + sB$$

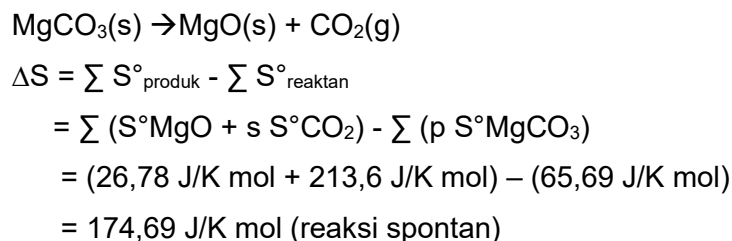
perubahan entropi pada reaksi tersebut adalah

$$\begin{aligned}\Delta S &= \sum S^{\circ}_{\text{produk}} - \sum S^{\circ}_{\text{reaktan}} \\ &= \sum (r S^{\circ}C + s S^{\circ}B) - \sum (p S^{\circ}A + q S^{\circ}B)\end{aligned}$$

Contoh Soal

Magnesium karbonat dipanaskan pada suhu tertentu sehingga terurai menjadi magnesium oksida dan gas karbondioksida. Tentukanlah perubahan entropi pada reaksi penguraian magnesium karbonat tersebut! Dan apakah termasuk reaksi spontan?

Jawab:



i. Hukum Kedua Termodinamika

Hubungan antara entropi dan kespontanan reaksi dinyatakan oleh *hukum kedua termodinamika* yaitu *entropi alam semesta (universe) akan meningkat dalam proses spontan dan tidak berubah dalam proses kesetimbangan*. Karena alam semesta terdiri atas sistem dan lingkungan (*surrounding*), perubahan entropi alam semesta (ΔS_{as}) untuk proses apa saja adalah jumlah perubahan entropi dalam sistem (ΔS_{sis}) dan perubahan entropi lingkungan (ΔS_l).

Secara matematis, kita dapat menyatakan hukum kedua termodinamika sebagai berikut:

Untuk proses spontan: $\Delta S_{as} = \Delta S_{sis} + \Delta S_l > 0$

Untuk proses kesetimbangan: $\Delta S_{as} = \Delta S_{sis} + \Delta S_l = 0$

j. Energi Bebas Gibbs

Kespontanan reaksi biasanya kita tentukan dengan mengukur ΔS_{as} , dengan cara menentukan ΔS_{sis} dan ΔS_l . Untuk mengukur ΔS_l cukup sulit, biasanya kita hanya memperhatikan ΔS_{sis} , sehingga penentuan ΔS_{as} tidak tepat. Untuk mengatasi hal ini maka kita hanya menggunakan besaran termodinamika lainnya yaitu **Energi Bebas Gibbs (G)**.

Harga Energi bebas Gibbs secara umum adalah:

$$G = H - TS$$

Perubahan energi bebas (ΔG) suatu sistem pada suhu tetap ialah

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Dalam konteks ini, energi bebas ialah *energi yang tersedia untuk melakukan kerja*. Jadi, jika suatu reaksi diiringi dengan pelepasan energi yang berguna (dengan kata lain, jika ΔG negatif), kenyataan ini sendiri saja sudah menjamin bahwa reaksinya spontan, dan kita tidak perlu mengkhawatirkan bagian lain dari semesta.

Syarat-syarat untuk kespontanan dan kesetimbangan pada suhu dan tekanan tetap dari segi ΔG :

$\Delta G < 0$ Reaksi spontan

$\Delta G > 0$ Reaksi nonspontan, reaksi ini spontan pada arah yang berlawanan

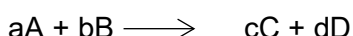
$\Delta G = 0$ Sistem berada pada kesetimbangan, tidak ada perubahan bersih

Perubahan energi bebas standar (ΔG_f°)

Perubahan energi bebas pada reaksi yang berlangsung pada keadaan standar (1 atm, 25°C). Untuk menentukan besarnya ΔG_f° adalah dengan menentukan selisih jumlah ΔG_f° produk – jumlah ΔG_f° reaktan secara matematis dapat ditulis:

$$\Delta G_f^\circ = \sum \Delta G_f^\circ \text{produk} - \sum \Delta G_f^\circ \text{reaktan}$$

Diketahui reaksi:



maka perubahan energi bebas standar pada reaksi tersebut adalah

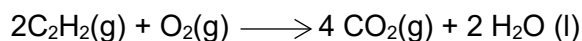
$$\Delta G_f^\circ = \sum (c\Delta G_f^\circ C + d\Delta G_f^\circ D) - \sum (a\Delta G_f^\circ A + b\Delta G_f^\circ B)$$

Berikut data energi bebas Gibbs pada senyawa organik (hal 1008) dan anorganik (1003) pada Textbook **Chang, Raymond. 2010. Chemistry. Tenth Edition. New York: McGraw-Hill.**

Agar Anda lebih memahami tentang energi bebas Gibbs ini, mari kita selesaikan soal berikut.

*Asetilen adalah salah satu gas hasil destilasi dari minyak bumi. Asetilen ini banyak digunakan sebagai bahan bakar. Jika asetilen dibakar secara sempurna akan dihasilkan gas karbondioksida dan air. Tentukanlah perubahan energi bebas Gibbs pada keadaan standar!.

Jawab:



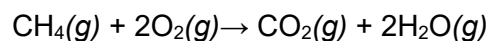
$$\begin{aligned}\Delta G_f^\circ &= \sum (2\Delta G_f^\circ C_2H_2 + \Delta G_f^\circ O_2) - \sum (4\Delta G_f^\circ CO_2 + 2\Delta G_f^\circ H_2O) \\ &= (2(209,2\text{J/Kmol})+(205\text{J/K mol})-(4(213,6\text{J/K mol})+2 (69,9\text{J/K mol})) \\ &= 623,4 \text{ J/K mol} - 994,2 \text{ J/K mol} \\ &= -370,8 \text{ J/K mol (reaksi spontan)}\end{aligned}$$

4. Redoks dan Elektrokimia

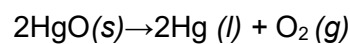
a. Reaksi Redoks

1) Konsep Redoks

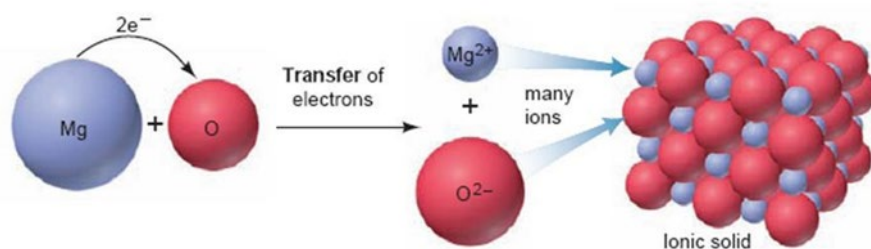
Istilah oksidasi dan reduksi bisa dikemukakan berdasarkan reaksi berikut yaitu reaksi pembakaran gas alam CH_4 .



Berdasarkan reaksi di atas bisa kita lihat bahwa saat metana (CH_4) terbakar, gas ini bereaksi dengan oksigen dan melepaskan hidrogen. Proses melepaskan atau menghilangkan hidrogen kita sebut juga dengan reaksi oksidasi. Sedangkan reaksi yang berhubungan dengan penguraian zat dengan melepaskan oksigen kita namakan dengan reduksi. Contoh reaksi reduksi adalah sebagai berikut:



Seiring dengan perkembangan ilmu kimia, konsep oksidasi reduksi yang semula hanya menyangkut pengikatan atau pelepasan oksigen kini diperluas menjadi reaksi yang melibatkan elektron dan bilangan oksidasi unsur. Apabila suatu reaksi **melepaskan elektron** dan **bilangan oksidasi unsur menjadi bertambah atau naik**, maka reaksi ini disebut dengan **oksidasi**. Dan sebaliknya jika reaksi **menangkap elektron** dan **bilangan oksidasi unsur menjadi berkurang atau turun**, maka reaksi disebut dengan **reduksi**.



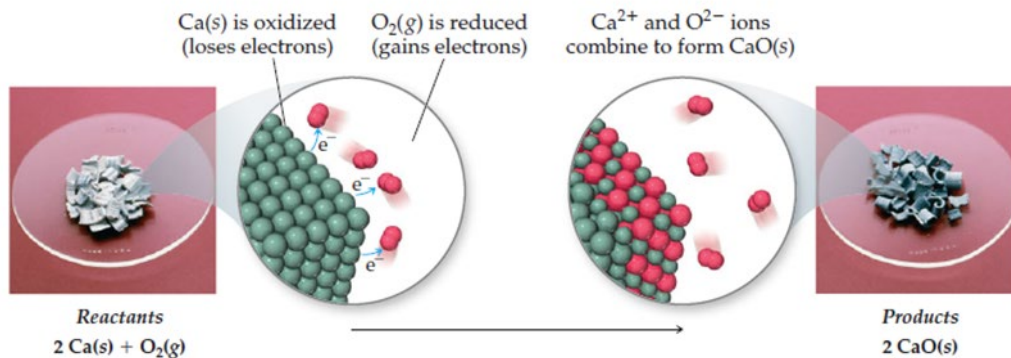
Gambar 93 Contoh reaksi redoks (pembentukan senyawa ion)
(Silberberg, 2009: 158)

2) Oksidator dan Reduktor

Oksidator (zat pengoksidasi) merupakan zat yang mengoksidasi zat lain, sedangkan reduktor (zat pereduksi) merupakan zat yang mereduksi zat lain. Hubungan oksidator, reduktor, perubahan bilangan oksidasi dan perubahan elektron bisa kita lihat pada Tabel 4.2 Dalam suatu reaksi oksidator mengalami reduksi sedangkan reduktor mengalami oksidasi.

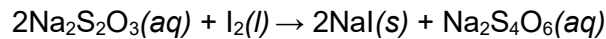
Gambar 94 Hubungan oksidator, reduktor, perubahan bilangan oksidasi dan perubahan elektron

	Bilangan Oksidasi	Perubahan elektron
Oksidasi	bertambah	Elektron berkurang
Reduksi	berkurang	Elektron bertambah
Oksidator	berkurang	Elektron bertambah
Reduktor	bertambah	Elektron berkurang
Zat yang dioksidasi	bertambah	Elektron berkurang
Zat yang direduksi	berkurang	Elektron bertambah



Gambar 95 Oksidasi dan reduksi (Brown et al, 2012: 132)

Agar lebih memahami tentang oksidator dan reduktor silahkan Anda perhatikan contoh reaksi berikut.



Jawab :

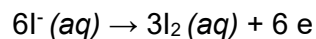
- Zat yang dioksidasi : $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
- Zat yang direduksi : I_2
- Oksidator : I_2
- Reduktor : $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

3) Setengah Reaksi

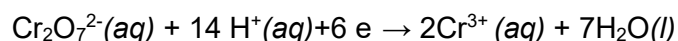
Suatu reaksi redoks terdiri atas dua setengah reaksi yaitu setengah reaksi oksidasi dan setengah reaksi reduksi. Coba anda perhatikan contoh berikut.

Contoh :

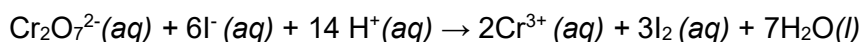
Reaksi oksida ion iodida oleh kalium dikromat dalam suasana asam.



Setengah reaksi redoks :



Jumlah kedua setengah reaksi,



4) Bilangan Oksidasi

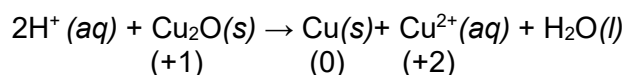
Hirarki dalam menentukan bilangan oksidasi.

- Bilangan oksidasi
- Atom dari unsur bebas mempunyai bilangan oksidasi 0
- Logam golongan IA, IIA, IIIA mempunyai bilangan oksidasi +1, +2, +3 secara berurutan
- H dan F dalam senyawa mempunyai bilangan oksidasi +1 dan -1 secara berurutan

- e) Oksigen mempunyai bilangan oksidasi -2 unsur-unsur golongan VIIA punya bilangan oksidasi -1
- f) Unsur-unsur golongan VIA punya bilangan oksidasi -2
- g) Unsur-unsur golongan VA punya bilangan oksidasi -3
- h) Jika terdapat konflik antara dua dari aturan ini, pilih aturan dengan nomor terendah dan abaikan aturan dengan nomor yang lebih tinggi.

5) Reaksi Disproporsionasi

Reaksi oksidasi dan reduksi yang terjadi simultan oleh suatu spesi disebut reaksi disproporsionasi atau reaksi autoreduksi. Reaksi ini terjadi pada unsur yang mempunyai bilangan oksidasi lebih dari dua, diantara bilangan oksidasi tertinggi dan terendah saling bereaksi.



6) Penyetaraan Reaksi Redoks

Prinsip penyetaraan reaksi redoks adalah jumlah elektron yang dilepaskan oleh reduktor sama dengan jumlah elektron yang diterima oleh oksidator. Ada dua cara yang bisa kita gunakan untuk menyetarakan reaksi redoks, yaitu cara setengah reaksi dan cara perubahan bilangan oksidasi. Kita akan membahas cara setengah reaksi terlebih dahulu.

a) Cara Setengah Reaksi

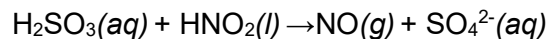
Cara setengah reaksi ini terdiri dari beberapa tahapan yaitu:

- (1) Setiap persamaan reaksi redoks merupakan penjumlahan dua setengah reaksi
- (2) Dalam persamaan reaksi redoks yang sudah setara, jumlah elektron yang dilepaskan pada oksidasi sama banyak dengan jumlah elektron yang diterima pada reduksi
- (3) Tahapannya :

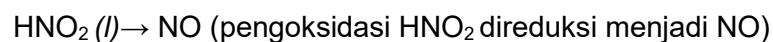
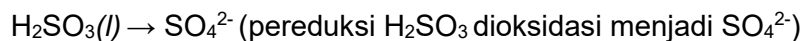
- (a) Menuliskan kerangka setengah reaksi
- (b) Mengimbangkan setiap setengah reaksi
- (c) Menjumlahkan kedua setengah reaksi

Contoh :

1. Setarakan reaksi yang berlangsung dalam suasana asam berikut.

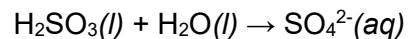


Tahap 1 menulis kedua kerangka setengah reaksi

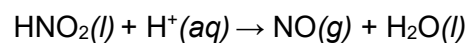
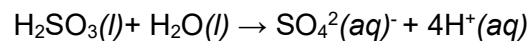


Tahap 2 mengimbangkan setiap setengah reaksi

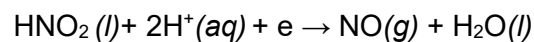
- a) Menambahkan H₂O untuk mengimbangkan O



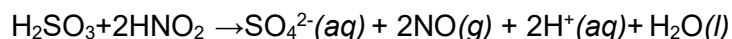
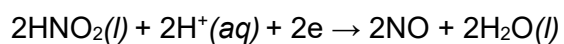
- b) Menambahkan H⁺ untuk mengimbangkan H



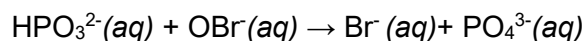
- c) Menambahkan elektron untuk mengimbangkan muatan



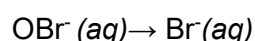
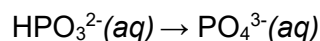
Tahap 3 menjumlahkan kedua setengah reaksi



2. Setarakan reaksi yang berlangsung dalam suasana basa



Tahap 1

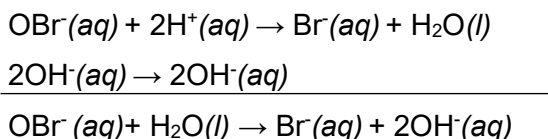
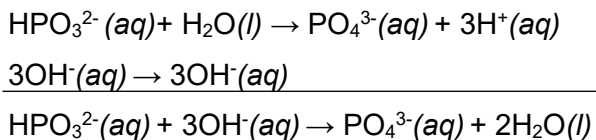


Tahap 2

- a) $\text{HPO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$

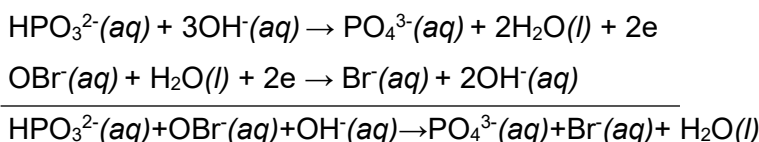


b) Pada tahap ini seperti pada suasana, kemudian menghilangkan H^+ dengan menambahkan jumlah ion OH^- yang sama banyak di kedua ruas.



c) $HPO_3^{2-}(aq) + 3OH^-(aq) \rightarrow PO_4^{3-}(aq) + 2H_2O(l) + 2e^-$
 $OBr^-(aq) + H_2O(l) + 2e^- \rightarrow Br^-(aq) + 2OH^-(aq)$

Tahap 3



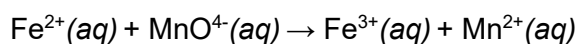
b) Cara Perubahan Bilangan Oksidasi

Cara ini dilakukan melalui beberapa tahapan.

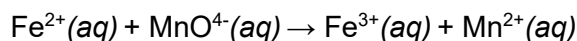
- (1) Tulis pereaksi dan hasil reaksi
- (2) Tandai unsur-unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi
- (3) Setarakan jumlah unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi diruas kiri dan ruas kanan persamaan reaksi.
- (4) Hitung jumlah berkurangnya dan bertambahnya bilangan oksidasi
- (5) Samakan jumlah berkurangnya dan bertambahnya bilangan oksidasi
- (6) Samakan jumlah muatan diruas kiri dan ruas kanan dengan menambahkan H^+ bila larutan bersifat asam atau OH^- bila larutan bersifat basa
- (7) Tambahkan H_2O untuk menyamakan jumlah atom H diruas kiri dan ruas kanan

Contoh :

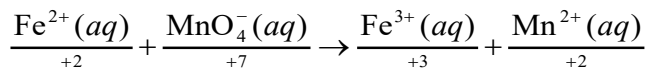
1. Setarakan reaksi berikut berlangsung dalam suasana asam !



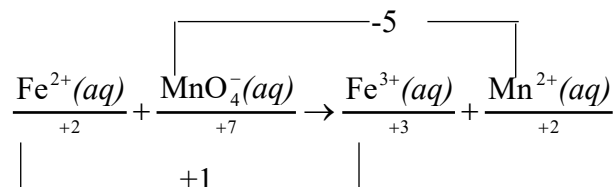
Tahap 1



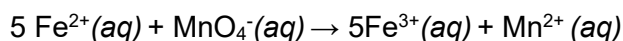
Tahap 2,3



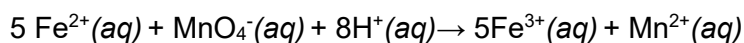
Tahap 4



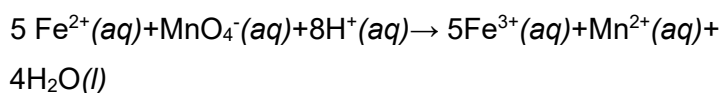
Tahap 5



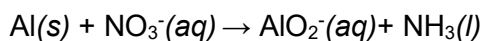
Tahap 6



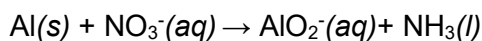
Tahap 7



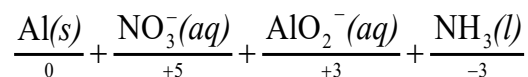
2. Setarakan reaksi berikut dalam suasana basa !



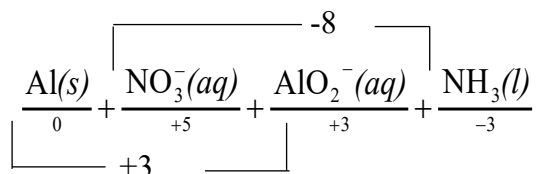
Tahap 1



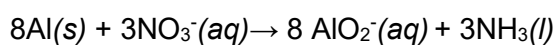
Tahap 2,3



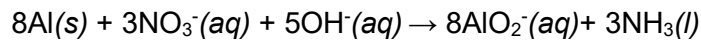
Tahap 4



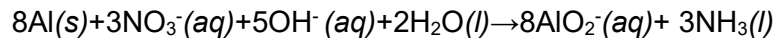
Tahap 5



Tahap 6

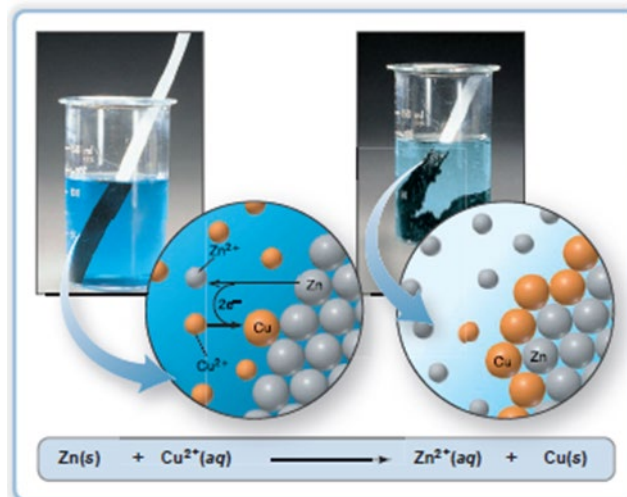


Tahap 7



b. Sel volta/sel galvanik

Jika lempengan Zn dicelupkan ke dalam larutan Cu^{2+} yang berwarna biru, seperti yang dapat kita lihat pada Gambar 48, akan terjadi reaksi redoks spontan yang mudah diamati, dimana terjadinya perubahan warna larutan Cu^{2+} dari biru menjadi hampir tidak berwarna.



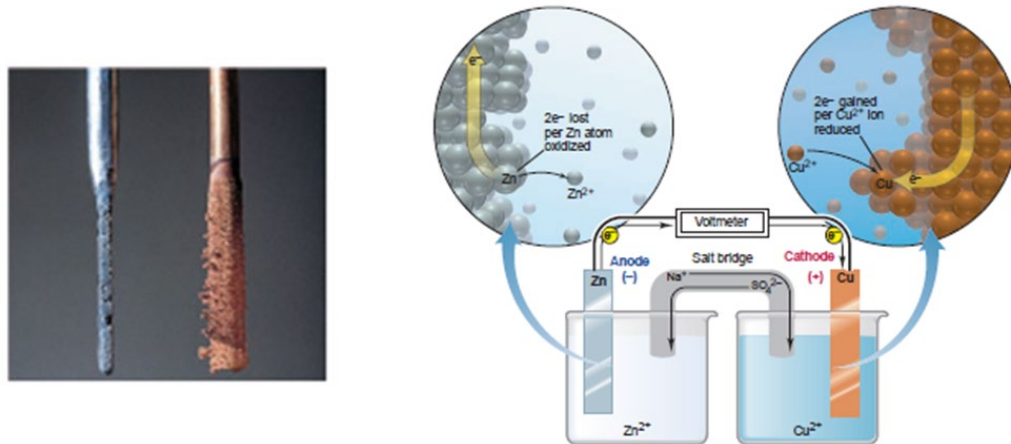
Gambar 96 Sepotong logam Zn dicelupkan ke dalam larutan Cu^{2+}
(Silberbeg, 2009: 929)

Reaksi ini merupakan reaksi spontan. Sementara reaksi sebaliknya merupakan reaksi yang tidak spontan. Untuk lebih jelas dapat dilihat pada video animasi.

(<https://www.youtube.com/watch?v=gdrRSUdGUul&t=170s>)

1) Sel Volta dan Susunannya

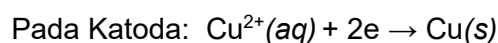
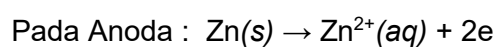
Sel elektrokimia tersebut dikenal sebagai **sel volta** atau sel Galvani. Gambar 4.28 merupakan contoh sel volta.



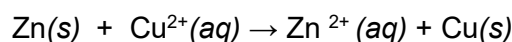
Gambar 97 Suatu rangkaian Sel Volta, yang mengubah energi reaksi redoks menjadi energi listrik
(Silberbeg, 2009: 931)

Pada Gambar 49, logam Zn dicelupkan ke dalam larutannya yang mengandung ion Zn²⁺, sedangkan logam Cu dicelupkan ke dalam larutannya yang mengandung ion Cu²⁺. Logam seng dan tembaga pada sel ini merupakan **elektroda**. Elektroda mengalirkan arus listrik (elektron) masuk atau keluar dari suatu larutan. Elektroda terbagi dua, yaitu **anoda dan katoda**. Anoda merupakan elektroda tempat terjadinya reaksi oksidasi. Reaksi oksidasi merupakan reaksi yang membebaskan elektron. Karena elektron dibebaskan dari anoda maka anoda dilambungkan dengan muatan negatif. Sementara, katoda merupakan elektroda tempat terjadi reaksi reduksi. Karena anoda dilambungkan dengan muatan negatif maka katoda dilambungkan dengan muatan positif.

Berdasarkan harga potensial reduksinya, Cu mempunyai harga potensial reduksi yang lebih besar dibandingkan Zn. Oleh karena itu logam Zn akan lebih mudah teroksidasi. Oksidasi logam Zn melepaskan 2 elektron menjadi ion Zn²⁺. Ion Zn²⁺ ini akan larut sehingga jumlah logam Zn berkurang. Elektron-elektron yang dibebaskan oleh logam Zn melewati kawat ke arah logam Cu sehingga ion Cu²⁺ tereduksi menjadi Cu. Hal ini menyebabkan jumlah logam Cu bertambah. Reaksi redoks yang terjadi dapat kita tulis sebagai berikut:



Reaksi ini menyebabkan konsentrasi ion Zn^{2+} dalam setengah sel meningkat, sehingga muatan positif dalam larutan Zn^{2+} bertambah. Sementara, konsentrasi ion Cu^{2+} menurun pada setengah sel yang lain karena ion Cu^{2+} tereduksi menjadi Cu sehingga jumlah ion positif (Cu^{2+}) menjadi berkurang di dalam larutan, sehingga jumlah ion negatif (SO_4^{2-}) menjadi lebih besar dari ion positif. Karena ketidakseimbangan muatan ini, aliran elektron dalam kabel akan sangat cepat berhenti. Oleh karena itu, dibutuhkan jembatan garam untuk menetralkan kembali muatan-muatan yang berlebih pada masing-masing setengah sel tersebut. Pada Gambar 49, garam yang digunakan pada jembatan garamnya adalah Na_2SO_4 . Kelebihan muatan positif akibat bertambahnya jumlah ion Zn^{2+} pada salah satu setengah sel akan dinetralkan oleh ion SO_4^{2-} . Kelebihan muatan negatif akibat berkurangnya ion Cu^{2+} pada setengah sel yang lain dinetralkan oleh ion Na^+ . Ada notasi singkat untuk merepresentasikan sel elektrokimia. Untuk sel ditunjukkan pada Gambar 49 dengan reaksi redoks.



dinyatakan dengan notasi:



Istilah-istilah yang biasa digunakan untuk sel volta adalah :

1. Elektroda adalah penghantar listrik dan reaksi berlangsung dipermukaan elektroda
2. Anoda adalah elektroda dimana terjadi reaksi oksidasi
3. Katoda adalah elektroda dimana terjadi reaksi reduksi
4. Elektrolit adalah larutan yang menghantar listrik dan muatan listrik diangkat oleh ion yang bergerak.

Dalam sel volta:

- Anoda disebut elektroda negatif diberi tanda (-)
- Katoda disebut elektroda positif diberi tanda (+)
- Elektron mengalir dari elektroda negatif ke elektroda positif melalui sirkuit luar.

Video tentang proses yang terjadi pada sel volta dapat dilihat pada

https://www.youtube.com/watch?v=C26pH8kC_Wk

<https://www.youtube.com/watch?v=gdrRSUdGUul&t=170s>

2) Potensial Sel

Sel volta merupakan sel yang merubah perubahan energi bebas suatu reaksi spontan menjadi energi kinetik dari elektron (disebut juga sebagai energi listrik) yang mengalir melalui suatu sirkuit. Energi listrik ini sebanding dengan perbedaan potensial listrik antar dua elektroda, yang disebut potensial sel (E_{sel}); yang juga dikenal sebagai voltage sel atau *electromotive force* (emf).

Pada Gambar 49, kira-kira mengapa elektron dapat berpindah secara spontan dari Zn ke Cu^{2+} ? Elektron mengalir secara spontan karena adanya perbedaan energi potensial. Energi potensial elektron pada anoda lebih besar daripada katoda. Oleh karena itu, elektron mengalir ke arah elektroda dengan potensial listrik yang lebih positif secara spontan. Perbedaan energi potensial per muatan listrik antar dua elektroda diukur dalam Volt (V). Jika dua elektroda mempunyai beda potensial 1 V, dihasilkan kerja sebesar 1 J per setiap muatan yang berpindah antar elektroda.

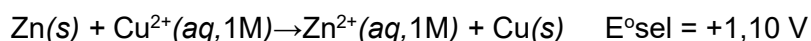
$$1V = 1 \frac{J}{C}$$

(Ingat kembali bahwa 1 elektron mempunyai muatan $1,6 \times 10^{-19}C$)

Perbedaan potensial antara dua elektroda dari sel volta disebut dengan potensial sel (E^0_{sel}). Karena perbedaan potensial ini menyebabkan elektron berpindah

melalui sirkuit, potensial ini disebut juga dengan *electromotif (causing elektron motion*, menyebabkan elektron berpindah) *force*, atau **emf**. Karena E_{sel} mempunyai satuan volt, sering juga diistilahkan dengan **voltage**.

Potensial sel untuk setiap sel volta selalu bernilai positif. Nilai ini bergantung pada reaksi yang terjadi pada katoda dan anoda, konsentrasi reaktan dan produk, suhu. Jika berada pada suhu 25°C maka disebut sebagai keadaan standar. (Ingat bahwa keadaan standar merupakan keadaan pada tekanan 1 atm untuk gas dan konsentrasi 1M jika dalam bentuk larutan). Potensial sel pada keadaan standar disebut sebagai potensial sel standar atau emf standar dan dilambangkan dengan E°_{sel} . Untuk sel volta Zn-Cu pada Gambar 49, potensial sel standar pada suhu 25°C adalah +1,10 V.

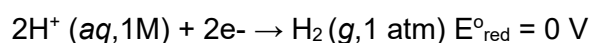


3) Potensial Reduksi Standar

Potensial sel standar merupakan potensial reduksi reaksi pada katoda, $E^{\circ}_{\text{red}}(\text{katoda})$ dikurangi dengan potensial reduksi pada anoda, $E^{\circ}_{\text{oks}}(\text{anoda})$:

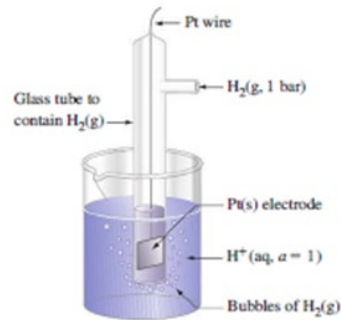
$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{red}}(\text{katoda}) - E^{\circ}_{\text{oks}}(\text{anoda})$$

Kita tidak mungkin dapat mengukur potensial reduksi standar secara langsung. Jika kita menandai suatu potensial reduksi standar suatu setengah reaksi tertentu dan nilai ini dijadikan patokan maka kita bisa menentukan potensial reduksi standar dari setengah sel lainnya yang relatif terhadap nilai patokan tersebut. Dengan perjanjian, setengah reaksi yang dijadikan patokan adalah reaksi reduksi $\text{H}^+(\text{aq})$ menjadi $\text{H}_2(\text{g})$ pada keadaan standar dengan nilai potensial reduksi standar = 0 V. Persamaan reaksinya adalah sebagai berikut:

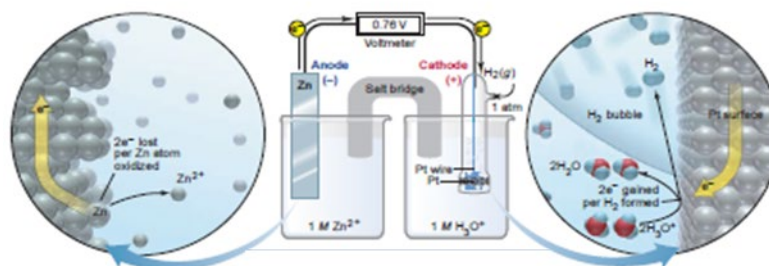


Suatu elektroda dirancang untuk menghasilkan setengah-reaksi ini sehingga disebut sebagai elektroda hidrogen standar (*Standard Hydrogen Electrode*, SHE). Gambar SHE dapat dilihat pada Gambar 4.29 SHE terdiri atas kawat platina yang dihubungkan dengan platina foil yang berperan sebagai permukaan inert tempat terjadinya reaksi. Pada SHE, platinum berinteraksi dengan 1 M

$H^+(aq)$ dan gas hidrogen pada tekanan 1 atm. SHE dapat bertindak sebagai anoda maupun katoda, tergantung pada sifat elektroda lainnya.

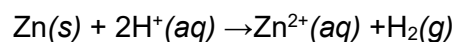


Gambar 98 Elektroda hidrogen standar (SHE)
(Petrucci, 2010: 869)



Gambar 99 Sel volta dengan setengah-selnya SHE
(Silberbeg, 2009: 936)

Gambar 99 diatas memperlihatkan sel volta yang menggunakan SHE. Reaksi spontannya adalah:

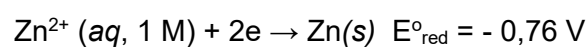


Ketika sel ini bekerja pada keadaan standar, E°_{sel} nya mempunyai harga +0,76 V.

Karena $E^{\circ}_{red} H_2 = 0$ V, maka:

$$\begin{aligned} E^{\circ}_{sel} &= E^{\circ}_{red} H_2 - E^{\circ}_{oks} Zn \\ + 0,76 \text{ V} &= 0 - E^{\circ}_{oks} Zn \\ E^{\circ}_{oks} Zn &= - 0,76 \text{ V} \end{aligned}$$

Oleh karena itu, potensial reduksi standar Zn^{2+} menjadi Zn adalah -0,76 V:



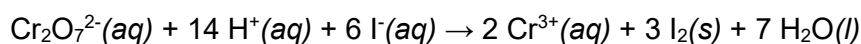
Setengah-reaksi terkadang ditulis dengan dua panah (\rightleftharpoons) antara reaktan dengan produk, seperti reaksi kesetimbangan. Untuk lebih jelas dapat dilihat pada video animasi

(<https://www.youtube.com/watch?v=i5Y8PS0FOVs>)

Daftar beberapa potensial reduksi standar dapat dilihat pada Textbook **Chang, Raymond; Overby, Jason (2011). General Chemistry, the essential concept. New York: McGraw-Hill.** (hal 670)

Contoh Soal:

Pada reaksi redoks berikut:



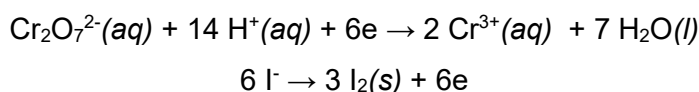
Logam platinum dibenamkan pada masing-masing setengah sel sebagai elektroda.

Tentukanlah:

- Reaksi yang terjadi pada katoda dan anoda!
- E°_{sel} berdasarkan daftar potensial reduksi standar.

Jawab:

- Untuk mengetahui reaksi yang terjadi pada katoda dan anoda, kita dapat membuat masing-masing setengah reaksi dari reaksi redoks ini. Setengah reaksi yang merupakan reaksi reduksi terjadi di katoda dan setengah reaksi yang merupakan reaksi oksidasi terjadi di anoda.



- Berdasarkan daftar potensial reduksi standar, bahwa potensial reduksi standar dari reduksi $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ menjadi Cr^{3+} adalah +1,33 V dan untuk reaksi reduksi I_2 menjadi I^- adalah +0,54 V.

$$E^\circ_{\text{sel}} = E^\circ_{\text{red}}(\text{katoda}) - E^\circ_{\text{oks}}(\text{Anoda}) = 1,33 \text{ V} - 0,54 \text{ V} = 0,79 \text{ V}$$

Walaupun jumlah I_2 pada setengah reaksi dikali 3 agar reaksi setara kita tidak mengali nilai E°_{red} nya dengan 3. Hal ini disebabkan oleh E°_{red} merupakan sifat intensif yang tidak bergantung pada jumlah zat dan tidak bergantung pada koefisien stoikiometri.

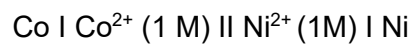
Elektron mengalir secara spontan melalui sirkuit dari elektroda dengan nilai E°_{red} yang lebih negatif ke elektroda dengan nilai E°_{red} lebih positif.

4) E sel dan Persamaan Nernst

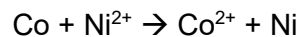
E sel standar untuk suatu sel sama dengan potensial elektroda standar elektroda pada katoda dikurangi elektroda standar pada anoda.

$$E^{\circ}_{\text{Sel}} = E^{\circ}_{\text{Kat}} - E^{\circ}_{\text{Ano}}$$

Contoh:



Reaksi sel,



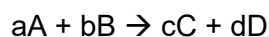
$$E^{\circ}_{\text{Sel}} = E^{\circ}_{\text{Kat}} - E^{\circ}_{\text{Ano}}$$

$$= -0,25 \text{ V} + 0,27 \text{ V}$$

$$= +0,02 \text{ V}$$

Persamaan Nernst

Untuk reaksi redoks dengan persamaan umum



Persamaan Nernst,

$$E_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{Sel}} - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

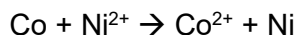
$$E_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{Sel}} - \frac{2,303 RT}{nF} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Pada 298 K,

$$\frac{2,303 RT}{F} = \frac{2,303 \times 8,314 \times 298}{96500} = 0,0591 \text{ V}$$

$$E_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{Sel}} - \frac{0,0591}{n} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Dengan menggunakan persamaan Nernst potensial sel dengan reaksi,

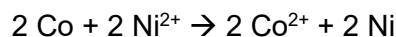


Sebagai berikut.

$$E_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{sel}} - \frac{0,0591}{n} \log \frac{\text{Co}^{2+}}{\text{Ni}^{2+}}$$

$$E_{\text{sel}} = 0,03 - \frac{0,0591}{2} \log \frac{\text{Co}^{2+}}{\text{Ni}^{2+}}$$

Untuk sel dengan reaksi,



$$E_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{sel}} - \frac{0,0591}{4} \log \frac{(\text{Co}^{2+})^2}{(\text{Ni}^{2+})^2}$$

$$E_{\text{sel}} = 0,03 - \frac{0,0591}{4} \log \frac{(\text{Co}^{2+})^2}{(\text{Ni}^{2+})^2}$$

$$E_{\text{sel}} = 0,03 - \frac{0,0591}{2} \log \frac{\text{Co}^{2+}}{\text{Ni}^{2+}}$$

Reaksi sel dapat dikalikan dengan suatu bilangan tanpa mengubah harga DGL.

Cara perhitungan jika salah satu konsentrasi tidak sama dengan 1 M

$$\text{Jika } [\text{Co}^{2+}] = 0,01 \text{ M}; [\text{Ni}^{2+}] = 1 \text{ M}$$

$$E_{\text{sel}} = 0,03 - \frac{0,0591}{2} \log \frac{\text{Co}^{2+}}{\text{Ni}^{2+}}$$

$$E_{\text{sel}} = 0,03 - \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,01}{1}$$

$$E_{\text{sel}} = 0,03 + 0,059$$

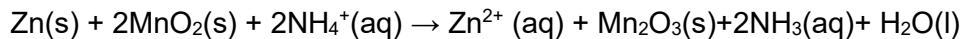
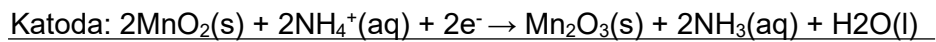
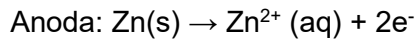
$$E_{\text{sel}} = 0,089 \text{ V}$$

5) **Sel Volta dalam kehidupan sehari – hari :**

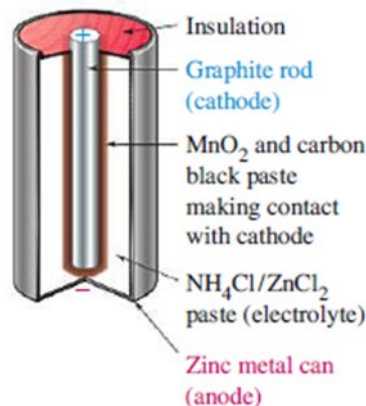
- a) **Sel primer** (sel Leclanche atau sel kering): sel yang reaksinya satu arah, sel ini setelah digunakan tidak dapat dipakai kembali. Contoh: sel Leclanche atau sel kering, baterai alkali, baterai merkuri dan baterai nikel kadmium.

Sel Leclance digunakan untuk baterai senter, mainan anak dan lampu. Sel ini terdiri dari Zn sebagai anoda dan batang grafit sebagai katoda yang dicelupkan dalam campuran NH_4Cl , MnO_2

Reaksi pada sel ini adalah sebagai berikut.



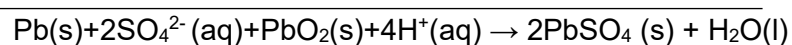
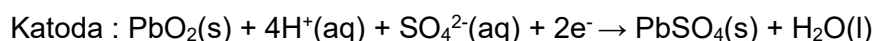
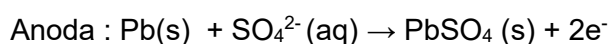
Susunan sel dapat dilihat pada Gambar 4.31.

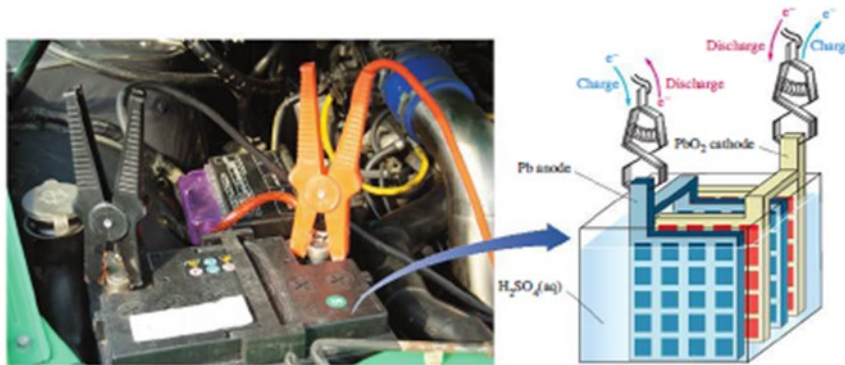


Gambar 100 Baterai kering (Sel Leclanche) dan komponennya
(Petrucci, 2017: 891)

b) **Sel sekunder**, contoh: Sel penyimpan timbal (aki) dan sel bahan bakar.

Sel penyimpan timbal disebut juga aki, yang banyak digunakan pada kendaraan bermotor. Anoda dari sel aki adalah logam timbal (Pb) dan sebagai katoda adalah timbal oksida (PbO_2). Kedua elektroda ini dicelupkan dalam larutan H_2SO_4 encer (konsentrasi 30% berat) pada tempat yang terpisah. Reaksi sel pada saat dipakai adalah sebagai berikut.



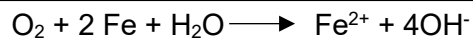
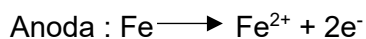
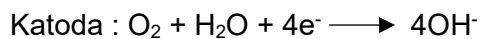


Gambar 101 Baterai basah (aki) dan komponennya
(Petrucci, 2011: 889)

Untuk lebih jelasnya dapat dilihat pada video animasi berikut.
(<https://www.youtube.com/watch?v=sTN33M6BJRM>)

c. Korosi

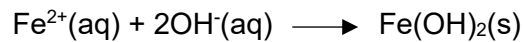
Secara kimia, korosi adalah reaksi antara logam dengan zat lain yang menyentuh permukaannya sehingga membentuk oksida logam. Korosi termasuk reaksi redoks dan prosesnya merupakan proses sel Galvani. Pemicu korosi adalah tetesan air di permukaan logam yang mengandung oksigen. Air dengan oksigen cenderung tereduksi ($O_2 + H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$), sedangkan besi cenderung teroksidasi ($Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$) dengan potensial reduksi masing-masing +0,401 V dan 0,44 V. Oksigen dari udara akan larut dalam tetesan air, dan konsentrasinya di pinggir tetesan lebih besar daripada bagian tengah. Akibatnya, potensial reduksi di pinggir lebih besar sehingga terjadi reduksi oksigen, bagian pinggir menjadi katoda dan tengah sebagai anoda dengan reaksi.



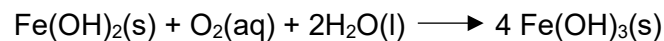
Jika tetesan air mengandung asam, maka reaksi pada katoda.



Sedangkan reaksi pada anoda tetap. Itulah sebabnya air yang mengandung asam akan mempercepat reaksi korosi. Prosesnya tidak berhenti disitu, tetapi Fe^{2+} yang larut akan bereaksi pula dengan OH^- membentuk padatan $\text{Fe}(\text{OH})_2$.



Kemudian $\text{Fe}(\text{OH})_2$ mudah teroksidasi oleh oksigen dan air.

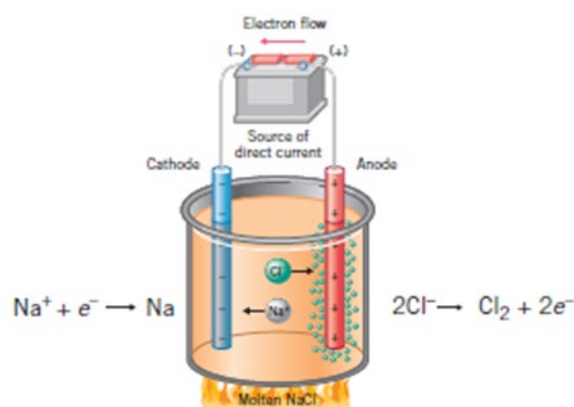


Padatan $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ini mudah terhidrasi (menyerap air) menjadi karat ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{XH}_2\text{O}$) berupa padatan yang agak cokelat, berongga, dan rapuh.

d. Sel Elektrolisis

Sel Elektrolisis adalah sel elektrokimia dimana arus listrik (dua arah) digunakan untuk melangsungkan reaksi redoks tidak spontan. Agar suatu reaksi berlangsung, diperlukan beda potensial antara kedua elektroda lebih besar dari 1,1 volt. Diperlukan tambahan potensial yang cukup besar, sehingga reaksi tak spontan pada sel elektrolisis dapat berlangsung. Tambahan potensial ini disebut **overpotensial**. Besarnya overpotensial sangat bergantung pada berbagai hal seperti jenis spesi zat yang terlibat dan jenis elektroda yang digunakan.

1) Susunan Sel Elektrolisis



Gambar 102 Sel elektrolisis dari lelehan NaCl
(Brady, 2012: 953)

Sebenarnya, sel elektrolisis tidak memerlukan jembatan garam sehingga susunan sel lebih sederhana. Komponen utamanya adalah sebuah wadah, elektroda, elektrolit, dan sumber arus searah. Elektrolit dapat berupa lelehan senyawa ion atau larutan elektrolit biasa. Elektron (listrik) memasuki elektrolit melalui kutub negatif (katoda). Spesi tertentu dalam elektrolit menangkap elektron dari katoda dan mengalami reduksi. Sementara itu, spesi lain melepas elektron di anoda dan mengalami oksidasi. Pada sel elektrolisis, katoda bermuatan negatif karena dihubungkan dengan sumber arus dengan muatan negatif, sedangkan anoda bermuatan positif karena dihubungkan dengan sumber arus yang bermuatan positif. Untuk lebih jelas dapat dilihat video animasi berikut.

(<https://www.youtube.com/watch?v=uzYVK7aa5oU>)

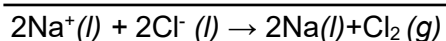
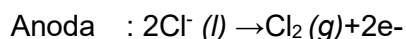
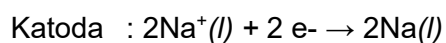
2) Reaksi-Reaksi Elektrolisis

Reaksi yang terjadi ketika listrik dialirkan melalui elektrolit disebut reaksi elektrolisis. Elektrolisis dapat diartikan sebagai penguraian yang disebabkan arus listrik. Jika elektrolitnya merupakan lelehan senyawa ion, maka kation akan direduksi di katoda, sedangkan anion dioksidasi di anoda seperti yang terlihat dalam Gambar 4.23

Contoh:

Jika lelehan NaCl dialiri listrik, maka NaCl akan diuraikan menjadi Na dan Cl₂.

Reaksi yang terjadi di anoda dan katoda sebagai berikut:



Beberapa poin penting yang perlu diperhatikan dalam elektrolisis lelehan garam adalah sebagai berikut:

- Elektroda yang digunakan merupakan elektroda inert (C, Pt, atau Au).
- Logam akan selalu membentuk ion positif. Ion positif akan selalu mengarah ke katoda sehingga dinamakan kation.

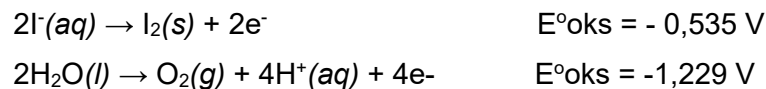
- c) Ketika lelehan senyawa ion (jika kationnya berupa ion logam dan anionnya berupa ion nonlogam) dielektrolisis, logam akan selalu terbentuk di katoda dan nonlogam akan terbentuk di anoda. Contohnya dapat dilihat pada tabel berikut:

Tabel 4.3 Reaksi-reaksi elektrolisis

Elektrolit	Reaksi Dekomposisi	Reaksi Pada Katoda	Reaksi Pada Anoda
Lelehan NaCl	$2\text{NaCl}(l) \rightarrow 2\text{Na}(s) + \text{Cl}_2(g)$	$2\text{Na}^+(aq) + 2e^- \rightarrow 2\text{Na}(s)$	$2\text{Cl}^-(aq) \rightarrow \text{Cl}_2(g) + 2e^-$
Lelehan KI	$2\text{KI}(l) \rightarrow 2\text{K}(s) + \text{I}_2(s)$	$2\text{K}^+(aq) + 2e^- \rightarrow 2\text{K}(s)$	$2\text{I}^-(aq) \rightarrow \text{I}_2(s) + 2e^-$
Lelehan CuBr ₂	$\text{CuBr}_2(l) \rightarrow \text{Cu}(s) + \text{Br}_2(l)$	$\text{Cu}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Cu}(s)$	$2\text{Br}^-(aq) \rightarrow \text{Br}_2(l) + 2e^-$

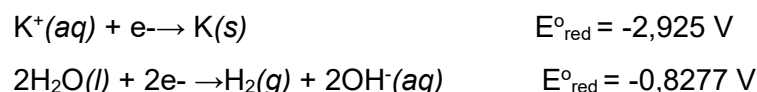
(Achmad, 2001)

Pada elektrolisis larutan garam contohnya larutan KI, kita tidak hanya mempertimbangkan kemungkinan oksidasi dan reduksi elektrolitnya (K^+ dan I^-) tapi juga harus mempertimbangkan kemungkinan oksidasi dan reduksi air. Dalam larutan KI terdapat ion K^+ , ion I^- , dan molekul H_2O . Bilangan oksidasi K pada K^+ merupakan bilangan oksidasi tertinggi K, sehingga K^+ tidak bisa lagi dioksidasi. Berarti yang tersisa hanya ion I^- dan molekul H_2O yang dapat teroksidasi. Reaksi oksidasi dan potensial oksidasinya adalah:

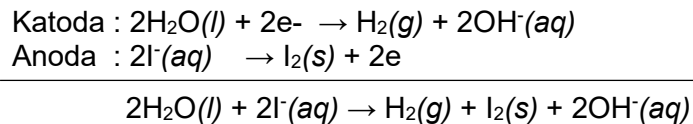


Berdasarkan data ini terlihat bahwa potensial oksidasi I^- lebih besar dari H_2O sehingga I^- lebih mudah teroksidasi dibandingkan H_2O . Jadi, pada anoda terjadi reaksi oksidasi dari I^- yang akan menghasilkan I_2 .

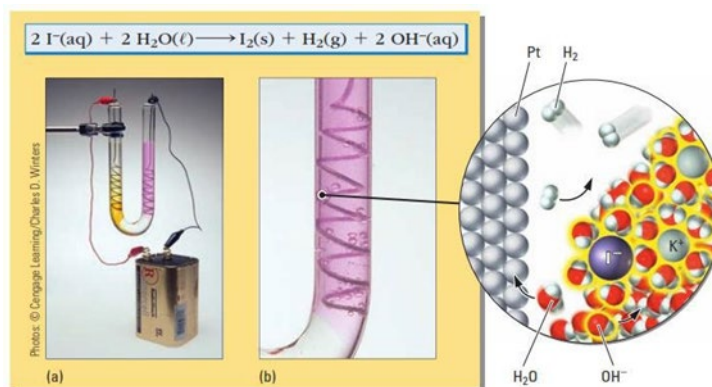
Sementara itu, karena I^- merupakan bentuk bilangan oksidasi terendah dari iodin, I^- tidak akan bisa tereduksi sehingga pada katoda hanya terjadi persaingan antara ion K^+ dengan H_2O . Reduksi dan potensial reduksinya adalah:



Data ini memperlihatkan nilai potensial reduksi air lebih besar daripada potensial reduksi K^+ sehingga yang akan tereduksi di katoda adalah H_2O . Maka reaksi total untuk elektrolisis larutan KI adalah:



Suatu hasil percobaan elektrolisis larutan KI dapat dilihat pada Gambar 55. Pada anoda (sebelah kanan pada gambar) oksidasi I^- menghasilkan I_2 yang berwarna kuning kecoklatan. Pada katoda, reduksi air menghasilkan gas hidrogen dan ion OH^- . Jumlah ion OH^- yang berlebih dalam larutan mengakibatkan suasana larutan menjadi basa sehingga ketika ditambah indikator fenolftalein larutan akan berubah menjadi merah muda.



Gambar 103 Hasil percobaan elektrolisis larutan KI
(Moore, *et al*, 2011)

Untuk lebih jelas dapat dilihat video berikut ini

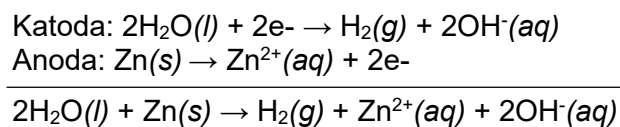
(<https://www.youtube.com/watch?v=q3Z17IZYekI>)

3) Elektroda Aktif

Proses elektrolisis yang baru saja dibicarakan, menggunakan elektroda inert (tidak aktif). Elektroda inert dapat terbuat dari grafit (C), emas (Au) atau platinum

(Pt). Unsur-unsur ini tidak reaktif sehingga disebut elektroda inert. Artinya unsur-unsur ini tidak bereaksi dengan elektrolit maupun hasil elektrolisis. Jika elektroda yang digunakan selain elektroda inert, maka disebut elektroda aktif. Disebut aktif karena elektrodanya juga ikut bersaing dengan elektrolit dan air (elektrolitnya berupa larutan) untuk terlibat dalam reaksi redoks.

Contohnya adalah proses elektrolisis larutan KI menggunakan elektroda Zn. Pada katoda, yang bersaing hanya ion K^+ dengan air, sementara Zn tidak. Maka yang akan tereduksi adalah H_2O karena potensial reduksinya yang lebih besar daripada ion K^+ . Sementara pada anoda, zat yang bersaing adalah ion I^- , air, dan Zn. Dari nilai potensial oksidasinya, Zn adalah yang terbesar, sehingga Zn yang akan teroksidasi. Persamaan reaksi pada elektrodanya adalah:



Jumlah Zn (anoda) akan berkurang karena Zn tersebut teroksidasi menjadi Zn^{2+} yang larut ke dalam larutan. Contoh reaksi elektrolisis dengan elektroda aktif dapat diklik

<https://www.youtube.com/watch?v=cV35DHVeNm8>

4) Konstanta Faraday

Arus atau muatan merupakan elektron yang bergerak. Jumlah muatan ini dihasilkan dari jumlah total muatan elektron yang terlibat dalam reaksi redoks pada sel elektrokimia. Satu elektron mempunyai muatan sebesar $1,60218 \times 10^{-19}$ C. Jika elektron yang terlibat dalam reaksi redoks tersebut sebanyak 1 mol, maka total muatannya adalah:

$$6,02 \times 10^{23} e^- \times (1,60218 \times 10^{-19} C/e^-) = 96.485 C$$

Berarti muatan 1 mol elektron adalah sebesar 96.485 C (biasanya dibulatkan menjadi 96.500 C). Nilai ini dikenal dengan konstanta Faraday (F) untuk menghormati Michael Faraday yang menemukan nilai ini.

5) Hukum Faraday

Perhitungan-perhitungan di atas mengikuti hukum Faraday.

Hukum Faraday 1:

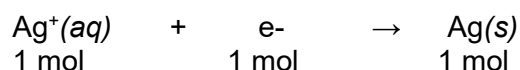
“Massa zat yang dibebaskan pada elektrolisis berbanding lurus dengan jumlah listrik yang digunakan”.

Hukum Faraday 2:

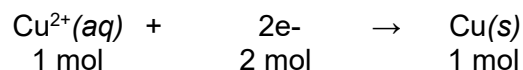
“Jumlah zat yang dihasilkan oleh arus yang sama dalam beberapa sel yang berbeda sebanding dengan berat ekuivalen zat tersebut”

Aplikasi Dari Hukum Faraday

Saat arus listrik dialirkan ke larutan AgNO_3 , logam perak akan dihasilkan di katoda. Setiap 1 mol Ag^+ yang tereduksi membutuhkan 1 mol elektron dan akan dihasilkan 1 mol logam Ag:



Sementara jika larutan $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ yang di elektrolisis, maka pada katoda dihasilkan logam Cu. Setiap 1 mol Cu^{2+} yang tereduksi membutuhkan 2 mol elektron dan menghasilkan 1 mol logam Cu:



Berdasarkan hal ini, jika kita mengukur jumlah mol elektron yang mengalir ke sel elektrolisis, kita akan dapat mengetahui jumlah mol Ag atau Cu yang dihasilkan. Sebaliknya, jika kita mengetahui jumlah mol Ag atau Cu yang dihasilkan, kita juga bisa mengetahui berapa mol elektron yang terlibat dalam proses elektrolisis tersebut. Jumlah mol elektron yang mengalir selama reaksi redoks yang terjadi pada sel elektrolisis biasanya ditentukan secara eksperimen dengan mengukur arus yang digunakan selama waktu tertentu. Hasil pengukuran ini (arus diukur

dengan satuan Ampere dan waktu dihitung dalam sekon) sama dengan muatan listrik yang mengalir (satuan Coulomb, C).

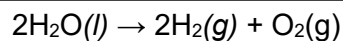
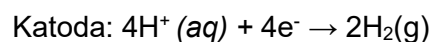
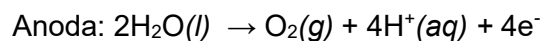
$$\begin{aligned} \text{Muatan} &= \text{Arus} \times \text{waktu} \\ 1 \text{ coulomb} &= 1 \text{ Ampere} \times 1 \text{ sekon} \\ Q &= I \times t \end{aligned}$$

Konstanta Faraday dapat digunakan untuk menentukan jumlah mol elektron jika diketahui muatan listrik yang mengalir.

Contoh soal:

Arus sebesar 1,26 A dilewatkan dalam sel elektrolitik yang berisi larutan asam sulfat encer selama 7,44 jam. Tuliskanlah reaksi setengah sel dan hitung volume gas yang dihasilkan pada STP.

Jawab:



Hitung muatan listrik yang dilewati

$$\begin{aligned} C &= 1,26 \text{ A} \times 7,44 \text{ jam} \times \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ jam}} \times \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A}} \\ &= 3,37 \times 10^4 \text{ C} \end{aligned}$$

Hitung setiap mol O₂ yang terbentuk pada anoda

$$\begin{aligned} \text{g O}_2 &= 3,37 \times 10^4 \text{ C} \times \frac{1 \text{ mol } e^-}{96500 \text{ C}} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol } e^-} \times \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \\ &= 2,79 \text{ g O}_2 \end{aligned}$$

Volume dari 2,79 g O₂ pada STP

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$= \frac{2,79 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} \times 0,0821 \text{ L atm/K mol} \times 273 \text{ K} \times \frac{1}{1 \text{ atm}} = 1,95 \text{ L}$$

Untuk hidrogen

$$\text{g H}_2 = 3,37 \times 10^4 \text{ C} \times \frac{1 \text{ mol e}^-}{96500 \text{ C}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol e}^-} \times \frac{2,106 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2}$$
$$= 0,352 \text{ g H}_2$$

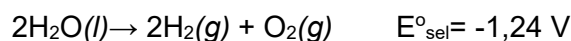
Volume dari 2,79 g O₂ pada STP

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,352 \text{ g}}{2,106 \text{ g/mol}} \times 0,0821 \text{ L atm/K mol} \times 273 \text{ K} \times \frac{1}{1 \text{ atm}}$$
$$= 3,91 \text{ L}$$

6) Kegunaan Elektrolisis

a) Produksi Hidrogen

Hidrogen dapat dihasilkan melalui elektrolisis air dengan menambah satu atau dua tetes asam sulfat untuk menghasilkan larutan elektrolit (walaupun konsentrasinya sangat kecil). Reaksi keseluruhan dari elektrolisis air ini adalah:

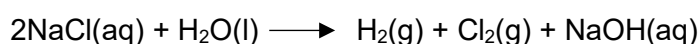


b) Pembuatan klor dan natrium

Gas klor dan natrium dapat dibuat dengan mengelektrolisis NaCl cair, tetapi untuk mendapatkan Na dan Cl₂ yang murni secara besar-besaran dipakai elektrolisis dengan sel Downs. Alat ini dibuat sedemikian agar Cl₂ dan Na yang terhasil tidak bercampur.

c) Pembuatan natrium hidroksida

Natrium hidroksida dapat dibuat dengan elektrolisis larutan NaCl, dengan reaksi total:



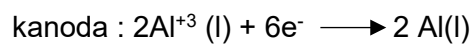
Disamping menghasilkan larutan NaOH, dalam elektrolisis ini juga terbentuk gas H₂ dan Cl₂.

d) Pembuatan aluminium, magnesium, dan tembaga

Pada tahun 1886, Charles Hall dapat menghasilkan aluminium dengan mengelektrolisis campuran Al₂O₃ (biji aluminium) dengan mineral kriolit (Na₃AlF₆). Mineral ini dapat menurunkan titik cair campuran dari 2000°C menjadi 1000°C. campuran yang cair itu dielektrolisis dalam keadaan panas. Senyawa Al₂O₃ dalam kriolit terion menjadi:



reaksi pada:



e) Penyepuhan/Elektroplating

Suatu katoda dapat dilapisi oleh logam lain melalui elektrolisis yang disebut penyepuhan. Bahan yang akan dilapisi dipasang sebagai katoda dalam larutan ion logam pelapis. Sebagai contoh, sendok yang akan dilapisi tembaga dipasang sebagai katoda dan logam tembaga sebagai anoda dalam larutan tembaga sulfat.

Logam pelapis biasanya mempunyai warna menarik dan berharga, seperti tembaga, zink, kromium, perak, emas, agar terlihat mengkilat dan menarik. Di samping itu, logam pelapis juga tahan korosi agar tahan lama. Kadang-kadang pelapis terdiri dari campuran beberapa logam (alloy), sehingga lebih bagus dan lebih tahan.

D. Rangkuman

- Kinetika kimia membahas laju reaksi dan faktor yang mempengaruhinya.
- Persamaan laju dapat ditentukan berdasarkan data percobaan. Dari data percobaan dapat ditentukan orde reaksi apakah orde satu, dua, dan tiga serta konstanta laju.
- Kecepatan suatu reaksi dipengaruhi oleh beberapa faktor, yaitu faktor suhu, konsentrasi, luas permukaan, dan katalis.
- Kestimbangan kimia merupakan kesetimbangan dinamis dimana laju perubahan zat pereaksi menjadi zat hasil reaksi sama dengan laju perubahan produk menjadi reaktan, pada saat setimbang hasil kali konsentrasi pereaksi dibandingkan dengan hasil kali konsentrasi reaktan pangkat koefisien merupakan bilangan yang konstan yang disebut dengan konstanta kesetimbangan (K_c). Kesetimbangan gas mempunyai konstanta kesetimbangan tekanan (K_p) yaitu perbandingan antara tekanan parsial produk dan reaktan pangkat koefisien. K_p dapat ditentukan dari K_c apabila tekanan dan suhu diketahui.
- Faktor yang menggeser kesetimbangan adalah perubahan konsentrasi, suhu, tekanan, dan volume. Kesetimbangan bergeser dari arah penambahan komponen atau ke arah pengurangan komponen.
- Kenaikan suhu menyebabkan pergeseran kesetimbangan ke arah endoterm, dan sebaliknya penurunan suhu pergeseran ke arah eksoterm.
- Memperbesar tekanan atau memperkecil volume akan menggeser kesetimbangan ke arah molekul terkecil, dan sebaliknya, memperkecil tekanan atau memperbesar volume akan menggeser kesetimbangan ke arah molekul terbesar.
- Termodinamika kimia adalah bagian dari ilmu kimia yang mempelajari tentang perubahan energi yang menyertai proses kimia.
- Energi dapat berpindah dari sistem ke lingkungan atau dari lingkungan ke sistem melalui batas sistem berupa dinding diatermal dan adiatermal.
- Sistem dapat dibagi atas tiga yaitu sistem terbuka, tertutup dan terisolasi.
- Energi adalah kemampuan untuk melakukan kerja.

- Hukum kekekalan energi menyatakan bahwa energi tidak dapat diciptakan dan tidak dapat dimusnahkan hanya bisa dirubah dari suatu bentuk ke bentuk lain. Hukum kekekalan energi ini disebut juga Hukum pertama termodinamika yang dinyatakan dalam bentuk perubahan energi dalam (ΔE).
- Konsep reaksi redoks dapat ditinjau dari beberapa aspek, yaitu :
 - a. reaksi zat dengan oksigen dinamakan reaksi oksidasi dan reaksi yang melepaskan oksigen dinamakan reduksi.
 - b. reaksi yang melepaskan elektron dinamakan oksidasi dan reaksi yang menerima elektron dinamakan reduksi
 - c. reaksi dimana terjadi kenaikan bilangan oksidasi dinamakan reaksi oksidasi dan reaksi dimana terjadi penurunan bilangan oksidasi dinamakan reaksi reduksi.
- Oksidator adalah zat yang dapat mengoksidasi zat lain. Oksidator akan mengalami reduksi.
- Reduktor adalah zat yang mereduksi zat lain. Reduktor akan mengalami oksidasi. Persamaan reaksi redoks dapat disetarakan dengan dua cara yaitu: dengan setengah reaksi dan perubahan bilangan oksidasi.
- Reaksi redoks dapat berlangsung dalam suasana asam dan suasana basa.
- Elektrokimia merupakan cabang ilmu kimia yang mempelajari hubungan antara energi listrik dan reaksi kimia.
- Sel Volta/ sel galvani adalah sel elektrokimia di mana energi kimia dari reaksi redoks spontan diubah kedalam energi listrik.
- Komponen dari sel Volta terdiri dari: anoda sebagai elektroda negatif dan katoda sebagai elektroda positif, larutan elektrolit dan jembatan garam yang menghubungkan kedua elektroda.
- Potensial sel pada keadaan standar dapat ditentukan dengan menentukan selisih E katoda dengan E anoda. $E^0 \text{ sel} = E^0_{\text{katoda}} - E^0_{\text{anoda}}$.
- Sel Volta banyak ditemukan dalam kehidupan kita, seperti: sel penyimpan timbal (aki), baterai kering, baterai nikel cadmium dll.
- Sel elektrolisis merupakan kebalikan dari sel volta yaitu sel elektrokimia dimana arus listrik (dua arah) digunakan untuk melangsungkan reaksi redoks tidak spontan.

- Sel elektrolisis terdiri dari dua elektroda yaitu: elektroda negatif (katoda) yaitu tempat berlangsungnya reaksi reduksi. dan elektroda positif (anoda) yaitu tempat berlangsungnya reaksi oksidasi.
- Untuk menentukan aspek kuantitatif dari elektrolisis digunakan hukum faraday 1 dan 2.
- Sel elektrolisis dimanfaatkan antara lain untuk memproduksi gas hidrogen, logam natrium, aluminium dan magnesium dan lain-lain.

Pembelajaran 5. Larutan dan Sistem Koloid

Sumber.

Modul Pendidikan Profesi Guru, Modul 5. Larutan dan Sistem Koloid Penulis : Dr. Mawardi, M.Si.

Modul Pengembangan Keprofesian Berkelanjutan, Kelompok Kompetensi A : Sifat Larutan dan Konsep Asam Basa, Penulis : Dr. Poppy Kamalia Devi, M.Pd.

Modul Pengembangan Keprofesian Berkelanjutan, Kelompok Kompetensi G : Sifat Koligatif, Penulis : Aritta Megadomani, S.Si., M.Pd.

A. Kompetensi

Penjabaran model kompetensi yang selanjutnya dikembangkan pada kompetensi guru bidang studi yang lebih spesifik pada pembelajaran 5. Larutan dan Sistem Koloid adalah guru P3K mampu :

1. Mengaplikasikan konsep-konsep kimia larutan dan koloid dalam berbagai peristiwa kimia,
2. Menguasai reaksi-reaksi yang terlibat dalam reaksi asam dan basa, menguasai teori aplikasi materi tentang hidrolisis garam dan buffer, dan menguasai konsep serta aplikasi kelarutan dan tetapan hasil kali kelarutan,
3. Mengaplikasikan konsep-konsep kimia larutan dan koloid dalam berbagai peristiwa kimia, dan
4. Menguasai konsep dan aplikasi koloid dalam kehidupan sehari-hari.

B. Indikator Pencapaian Kompetensi

Dalam rangka mencapai kompetensi guru bidang studi, maka dikembangkanlah indikator - indikator yang sesuai dengan tuntutan kompetensi guru bidang studi. Indikator Pencapaian Kompetensi yang akan dicapai dalam pembelajaran Larutan dan Sistem Koloid adalah sebagai berikut :

1. Menjelaskan sifat umum asam dan basa,
2. Menjelaskan teori asam dan basa menurut Arrhenius,
3. Menjelaskan teori asam dan basa menurut Arrhenius Bronsted-Lowry,
4. Menjelaskan teori asam dan basa menurut Lewis,

5. Mengidentifikasi sifat larutan asam atau basa menggunakan indikator asam-basa,
6. Menghubungkan kekuatan asam atau basa dengan derajat pengionan (α) dan tetapan asam (K_a) atau tetapan basa (K_b),
7. Menghitung pH larutan asam dan basa,
8. Memperkirakan pH suatu larutan elektrolit yang tidak dikenal berdasarkan hasil pengamatan trayek perubahan warna berbagai indikator asam dan basa,
9. Melakukan titrasi untuk menentukan konsentrasi suatu larutan asam atau basa,
10. Menentukan reaksi asam kuat dengan basa kuat,
11. Menentukan reaksi asam lemah dengan basa lemah,
12. Menjelaskan pengertian larutan penyangga,
13. Menentukan komponen penyusun larutan penyangga,
14. Menjelaskan cara kerja larutan penyangga,
15. Menghitung pH larutan penyangga,
16. Menjelaskan pengertian hidrolisis garam berdasarkan bahan ajar dengan benar,
17. Menghitung pH dari larutan garam,
18. Menuliskan ungkapan berbagai ksp elektrolit yang sukar larut,
19. Menghitung kelarutan suatu zat berdasarkan data hasil kali kelarutan,
20. Menjelaskan pengaruh penambahan ion sejenis terhadap kelarutan,
21. Menjelaskan pengaruh perubahan pH terhadap kelarutan,
22. Menghitung pengaruh pH larutan terhadap kelarutan,
23. Menjelaskan pengaruh penambahan ion senama terhadap kelarutan melalui percobaan,
24. Menjelaskan sifat koligatif larutan,
25. Menjelaskan pengaruh jumlah zat terlarut yang sukar menguap (non volatile) terhadap tekanan uap pelarut,
26. Menjelaskan hubungan penurunan tekanan uap larutan dengan fraksi mol zat terlarut,
27. Menyimpulkan kenaikan titik didih suatu zat cair akibat penambahan zat terlarut,

28. Menyimpulkan penurunan titik beku suatu zat cair akibat penambahan zat terlarut,
29. Menganalisis diagram p-t untuk menafsirkan penurunan tekanan uap, penurunan titik beku dan kenaikan titik didih larutan,
30. Menjelaskan pengertian osmosis dan tekanan osmosis larutan,
31. Mendiskusikan sifat koligatif larutan elektrolit yang dipengaruhi oleh faktor van't Hoff,
32. Membandingkan penurunan tekanan uap larutan elektrolit dengan penurunan tekanan uap larutan non elektrolit,
33. Membandingkan kenaikan titik didih larutan elektrolit dan larutan non elektrolit pada konsentrasi yang sama,
34. Membandingkan penurunan titik beku larutan elektrolit dan larutan non elektrolit pada konsentrasi yang sama,
35. Menjelaskan perbedaan sistem koloid dengan larutan dan suspensi,
36. Mengelompokkan jenis sistem koloid berdasarkan fase terdispersi dan pendispersi,
37. Menjelaskan sifat sistem koloid,
38. Menjelaskan cara pembuatan sistem koloid,
39. Menjelaskan cara penstabilan sistem koloid,
40. Menjelaskan aplikasi dan kegunaan koloid dalam kehidupan sehari-hari,
41. Merancang dan melakukan percobaan untuk pembuatan sistem koloid.

C. Uraian Materi

1. Asam, Basa, pH dan Indikator

a. Konsep Asam Basa

Larutan asam dan basa memiliki sifat yang berbeda, ini dapat dijelaskan melalui beberapa teori. Teori asam basa yang dikenal sampai saat ini, yakni teori asam basa Arrhenius, Bronsted-Lowry, dan Lewis. Konsep asam basa yang akan dibahas pada bagian ini adalah teori asam basa Arrhenius, Bronsted-Lowry, dan Lewis.

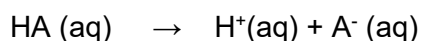
1) Teori Asam Basa Arrhenius

Pada tahun 1884 seorang ahli kimia berkebangsaan Swedia yaitu **Svante August Arrhenius** mengusulkan teori asam basa dalam tesisnya. Arrhenius mendefinisikan **asam** sebagai zat yang bila dilarutkan dalam air dapat melepaskan ion hidrogen (H^+) sebagai satusatunya ion positif, sedangkan **basa** yang melepaskan ion hidroksida (OH^-), sebagai pembawa sifat basa.



Gambar 104 Svante August Arrhenius

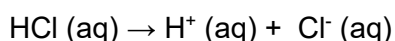
Penulisan reaksi ionisasi yang terjadi ditulis sebagai berikut.



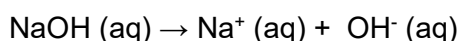
Ion H^+ tidak berupa proton bebas tetapi terikat secara kimia pada molekul air membentuk $H_3O^+(aq)$.

Spesi ini dinamakan ion hidronium yang terasosiasi dengan sendirinya membentuk ikatan dengan sejumlah molekul air. Jumlah ion H^+ yang dihasilkan oleh suatu molekul asam disebut *valensi asam*, sedangkan jumlah ion OH^- yang dapat dilepaskan oleh satu molekul basa disebut *valensi basa*.

Menurut Arrhenius asam kuat adalah zat yang terionisasi sempurna dalam larutan air membentuk $H^+ (aq)$ dan anion sisa asam. Contoh asam kuat adalah asam klorida atau HCl , H_2SO_4 , HI , HBr , dan HNO_3 .



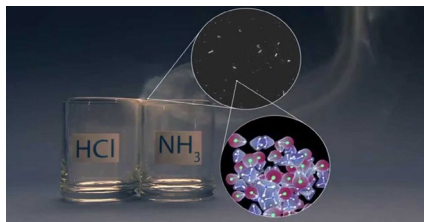
Suatu basa kuat akan terionisasi sempurna di dalam larutan air membentuk ion OH^- dan kation sisa basa. Contoh basa kuat adalah Natrium hidroksida



2) Teori Asam-Basa Bronsted-Lowry

Teori asam basa Arrhenius hanya terbatas pada penerapan dalam larutan dengan medium air. Pada tahun 1920, seorang ahli kimia berkebangsaan

Denmark yakni **Johannes Nicolaus Bronsted** mengajukan sebuah teori asam basa. Konsep asam basa menurut Bronsted yaitu reaksi asam basa terjadi dengan melibatkan transfer proton (H^+). Pada saat yang hampir bersamaan, yaitu pada tahun 1923, seorang ahli kimia berkebangsaan Inggris, **Thomas Martin Lowry** juga mengajukan konsep asam basa yang ternyata sama dengan konsep yang diajukan Bronsted. Oleh karena itu, teori kedua ilmuwan ini terkenal dengan teori asam basa Bronsted-Lowry.

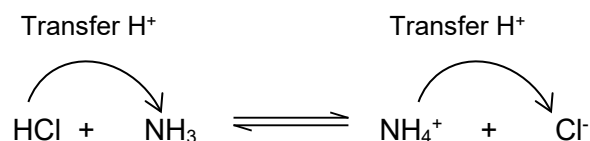


Gambar 105 Reaksi antara HCl dan NH_3
(Sumber: General Chemistry)

Bagaimana reaksi asam basa menurut Bronsted-Lowry? Cermati uraian berikut!

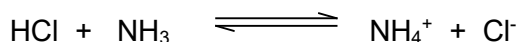
Reaksi antara gas dari asam klorida dan amoniak yang bersifat basa menghasilkan NH_4Cl yang berupa kabut putih. Gas HCl dan NH_3 tersebut berasal dari larutan HCl dan NH_3 yang pekat.

Reaksi tersebut dapat dijelaskan dengan teori asam basa Bronsted-Lowry. Pada reaksi antara HCl dan NH_3 terjadi perpindahan ion H^+ atau proton, seperti pada persamaan reaksi berikut.



HCl memberikan H^+ atau proton kepada NH_3 sehingga terbentuk ion NH_4^+ dan ion Cl^- . Reaksi sebaliknya NH_4^+ dapat memberikan H^+ pada ion Cl^- sehingga terjadi lagi HCl dan NH_3 .

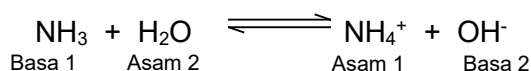
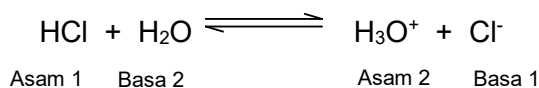
Dari penjelasan di atas dapat dinyatakan bahwa asam memberikan proton sedangkan basa menerima proton. Dengan demikian pada reaksi di atas dapat dituliskan asam dan basanya sebagai berikut



Menurut Bronsted-Lowry dapat disimpulkan bahwa asam adalah senyawa yang dapat memberikan ion H^+ atau proton atau disebut *donor proton*, basa adalah senyawa yang dapat menerima ion H^+ atau proton, atau disebut *akseptor proton*.

Pemindahan proton dari satu partikel ke partikel lainnya dinamakan proses *protolisis*. Apabila proses protolisis berlangsung antara molekul-molekul air sendiri proses ini dinamakan *autoprotolisis*. Zat yang mempunyai dua sifat yaitu dapat bertindak sebagai asam dan sebagai basa, dinamakan *amfiprotik*.

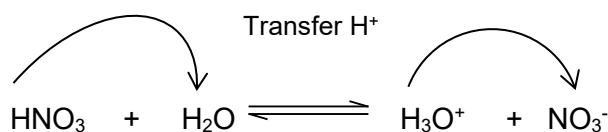
Contoh reaksi asam basa Bronsted Lowry:



Pada reaksi (a) air bersifat asam, pada reaksi (b) bertindak sebagai basa, oleh karena itu air bersifat *amfiprotik*.

Pasangan Asam Basa Konjugasi

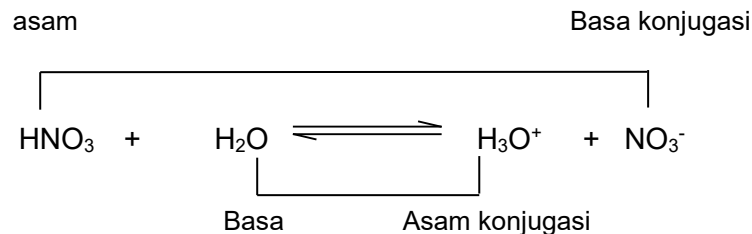
Perhatikan reaksi asam basa berikut ini:



HNO_3 bertindak sebagai asam dan H_2O bertindak sebagai basa. Ion NO_3^- atau sisa asam ini dinamakan dengan **basa konjugasi** dari HNO_3 karena menerima proton dan membentuk kembali asam semula. H_2O bertindak sebagai basa, sedangkan H_3O^+ (Ion hidronium) dinamakan dengan **asam konjugasi** dari H_2O sebab H_3O^+ dapat memberi proton kepada NO_3^- . Berdasarkan hal tersebut, maka dapat dinyatakan sebuah konsep mengenai pasangan asam basa konjugasi. Menurut Bronsted-Lowry asam adalah senyawa yang dapat memberikan ion H^+

atau proton dan disebut donor proton, basa adalah senyawa yang dapat menerima ion H^+ atau proton, dan disebut akseptor proton

Contoh:



Pada reaksi tersebut terbentuk dua pasang asam basa konjugasi yaitu pasangan $\text{HNO}_3/\text{NO}_3^-$ dan pasangan $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$.

Keunggulan dan Kelemahan Asam Basa Arrhenius dan Bronsted-Lowry

Arrhenius hanya dapat menjelaskan sifat asam dan sifat basa bagi senyawa-senyawa yang memiliki H dan OH dengan rumus kimia HA untuk asam dan LOH untuk basa. Atau dengan kata lain, Arrhenius hanya memandang reaksi asam basa hanya dalam pelarut air. Konsep asam basa dari Bronsted dan Lowry lebih luas daripada konsep asam basa Arrhenius. Sedangkan teori Bronsted dan Lowry mempunyai beberapa keunggulan diantaranya:

- 1) Konsep asam basa Bronsted dan Lowry tidak terbatas dalam pelarut air, tetapi juga dapat menjelaskan reaksi asam basa dalam pelarut lain.

Contoh: Reaksi HCl dengan NH_3 dalam pelarut benzena.

- 1) Asam dan basa dari Bronsted-Lowry tidak hanya berupa molekul tetapi dapat juga berupa kation dan anion.

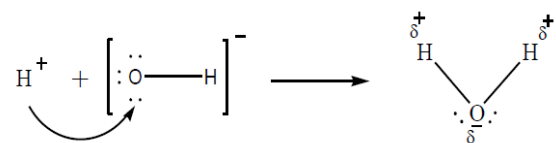
Contoh: NH_4^+ dalam air dapat melepas proton.

- 2) Dapat menjelaskan senyawa yang bersifat asam, basa, atau amfiprotik.

3) Teori Asam dan Basa Menurut Lewis

Pada tahun 1923 G.N Lewis seorang ahli kimia dari Amerika Serikat memperkenalkan teori asam dan basa melibatkan penyerahan dan penerimaan pasangan elektron bebas. Lewis mengemukakan teori baru tentang asam dan basa sehingga partikel ion atau molekul yang tidak mempunyai atom hidrogen atau proton dapat diklasifikasikan ke dalam asam dan basa.

Perhatikan reaksi antara ion hidrogen dan ion hidroksida yang digambarkan dalam struktur Lewis sebagai berikut.



Ion hidroksida memberikan sepasang elektron kepada hidrogen yang dipakai bersama membentuk ikatan kovalen koordinasi dan menghasilkan molekul H_2O , karena ion OH^- memberikan sepasang elektron, maka oleh Lewis disebut basa, sedangkan ion hidrogen yang menerima sepasang elektron disebut asam Lewis. Jadi menurut Lewis, yang dimaksud dengan **asam** adalah suatu senyawa yang mampu menerima pasangan elektron atau **akseptor elektron**. Sedangkan **basa** adalah suatu senyawa yang dapat memberikan pasangan elektron kepada senyawa lain atau **donor elektron**.

Beberapa keunggulan asam-basa Lewis yaitu sebagai berikut :

- Sama dengan teori Bronsted dan Lowry, dapat menjelaskan sifat asam, basa dalam pelarut lain ataupun tidak mempunyai pelarut.
- Teori asam-basa Lewis dapat menjelaskan sifat asam-basa dari zat terlarut yang tidak menghasilkan H^+ atau OH^- (seperti teori Arrhenius) dan tidak melibatkan transfer proton (seperti teori Bronsted-Lowry), melalui serah-terima pasangan elektron bebas
- Dapat menerangkan sifat basa dari zat-zat organik seperti DNA dan RNA yang mengandung atom nitrogen yang memiliki pasangan elektron bebas.

b. Indikator Asam-Basa

Indikator asam-basa adalah zat warna yang mampu menunjukkan warna berbeda dalam larutan asam dan basa. Indikator asam-basa ada yang alami dan ada juga yang buatan.

Indikator alami contohnya adalah kubis merah/ ungu, bunga kembang sepatu, kunyit, dan lain-lain.

Contoh indikator buatan adalah kertas lakmus (yang terbuat dari lumut kerak) phenolphtalein, metil jingga, metil merah, bromtimol biru dan lain-lain. Indikator buatan ada yang berupa larutan maupun kertas. Ada dua jenis kertas lakmus yaitu: lakmus merah dan biru (Johari, 2010: 11-12).

Indikator asam-basa akan mengalami perubahan warna pada trayek pH tertentu. **Trayek perubahan warna** indikator adalah batas pH dimana indikator mengalami perubahan warna. Dari uji larutan dengan beberapa indikator akan diperoleh daerah irisan pH larutan untuk masing-masing indikator, seperti diperlihatkan dalam Tabel dan Gambar berikut.

Tabel 22 Trayek perubahan warna dari beberapa indikator asam basa

Indikator	Trayek pH	Perubahan Warna
Metil Jingga (MO)	3,1-4,4	Merah ke kuning
Metil Merah (MM)	4,4-6,2	Merah ke kuning
Lakmus	4,5-8,3	Merah ke biru
Bromtimol Biru (BTB)	6,0-7,6	Kuning ke biru
Fenofalein (PP)	8,3-10,0	Tidak berwarna ke merah ungu

(<http://www.google.com>)

Bila beberapa indikator dicampur akan dihasilkan indikator universal, yang akan mengalami perubahan warna dalam berbagai rentang pH. Indikator universal ada yang berbentuk larutan ataupun kertas. Kertas indikator universal dilengkapi dengan kotak indikator yang memiliki skala warna.



Gambar 106 Pengukuran pH larutan menggunakan kertas indikator universal (<http://www.google.com>)

Pengukuran pH dengan menggunakan indikator kurang teliti. Pengukuran pH yang lebih teliti dan cepat adalah menggunakan pH meter. Salah satu contoh pH meter diperlihatkan dalam Gambar 5.6.



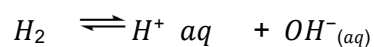
Gambar 107 pH meter

(<http://www.google.com>)

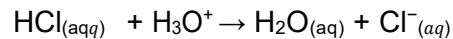
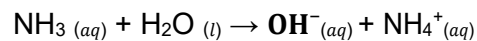
Dengan pH meter, kita tinggal mencelupkan elektroda ke dalam larutan yang akan diukur pHnya dan pH larutan ditunjukkan di layar digital alat tersebut.

c. pH Larutan Asam dan Basa

Pada pembahasan sebelumnya telah disebutkan bahwa konsentrasi ion H^+ dan OH^- di dalam larutan berair selalu berada dalam kesetimbangan dengan molekul air.



Dengan demikian perhitungan konsentrasi H^+ dalam larutan dapat diperoleh dari kesetimbangan auto-ionisasi air. Sebelumnya kita juga telah melihat bahwa air dapat berperan sebagai asam ketika bereaksi dengan NH_3 dan bersifat basa ketika bereaksi dengan HCl .



Ketika didalam larutan terdapat lebih banyak ion H^+ (ion H_3O^+) maka larutan akan bersifat asam, ketika terdapat lebih banyak ion OH^- maka larutan akan bersifat basa. Ketika $[H^+] = OH^-$ bersifat netral.

Untuk memudahkan pengukuran H^+ serta mengamati dan mengukur perubahan konsentrasi H^+ yang sangat kecil dalam larutan tersebut, maka biokimiawan Denmark yang bernama **Soren Sorensen** (1868-1939) pada tahun 1909 mengusulkan penggunaan konsep pH (pangkat ion hidrogen). Jadi, pH merupakan cara lain untuk menentukan tingkat keasaman larutan karena menggambarkan jumlah ion H^+ yang terdapat di dalam larutan.

Nilai pH suatu larutan dapat didefinisikan sebagai negatif logaritma dari konsentrasi ion hidronium,

$$pH = -\log [H^+] \text{ sehingga } H^+ = 10^{-pH}$$

Dengan mengetahui pH, kita juga dapat mengetahui konsentrasi ion OH^- yang dalam larutan. Nilai negatif logaritma dari konsentrasi ion OH^- sama dengan pOH. Jika pH menyatakan kekuatan asam, maka pOH menyatakan kekuatan basa.

Cara yang sama juga bisa digunakan untuk menyatakan kekuatan basa, pOH

$$pOH = -\log [OH^-] \text{ sehingga } [OH^-] = 10^{-pOH}$$

Lambang yang sama dapat juga diterapkan untuk negatif logaritma tetapan hasil kali ion, K_w , yaitu:

$$-\log K_w = -\log[H^+] - \log[OH^-]$$

Sehingga, $pK_w = pH + pOH$

Karena $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$, maka $pK_w = -\log 1,0 \times 10^{-14} = 14,0$

Maka, $pK_w = pH + pOH$

$$14 = pH + pOH$$

Jadi, $pH = 14,0 - pOH$

$$**pOH = 14,0 - pH.**$$

Jadi, untuk dapat menentukan nilai pH dan pOH suatu larutan, kita harus mengetahui nilai dari $[H^+]$ dan $[OH^-]$ terlebih dahulu.

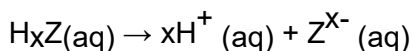
Berdasarkan kekuatan asam dan basa dikenal istilah asam kuat, asam lemah, basa kuat dan basa lemah. Perbedaan kekuatan larutan asam dan basa tersebut dipengaruhi oleh banyak sedikitnya **ion-ion pembawa sifat** asam dan ion-ion pembawa sifat basa yang dihasilkan saat terionisasi. Pembawa sifat asam adalah H^+ sedangkan pembawa sifat basa adalah OH^-

1) Kekuatan Larutan Asam Kuat

Suatu senyawa asam dikategorikan sebagai asam kuat jika senyawa asam tersebut dilarutkan akan terionisasi sempurna menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi asam kuat merupakan reaksi berkesudahan. Pada larutan asam kuat, sumber H^+ ada dua, yaitu dari ionisasi asam itu sendiri dan dari autoionisasi air. Untuk menghitung $[H^+]$ total yang terdapat dalam larutan dilakukan dengan cara berikut:

H^+ yang berasal dari asam kuat:

ionisasi asam kuat dirumuskan sebagai berikut :



Secara stoikiometri, konsentrasi H^+ dari ionisasi asam dapat diketahui dengan mengetahui konsentrasi asam, sesuai dengan persamaan berikut:

$$[H^+] = x \cdot [H_xZ]$$

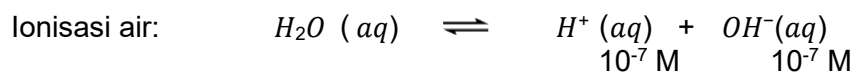
$$[H^+] = \text{valensi asam} \times \text{konsentrasi asam}$$

Dengan :

x = valensi asam = koefisien H^+ dalam reaksi

$[H_xZ]$ = Konsentrasi asam

Ion H^+ yang berasal dari ionisasi air:



Maka: $H^+_{total} = H^+_{\text{dari ionisasi air}} + H^+_{\text{dari ionisasi asam}}$

Untuk asam kuat pekat jumlah ion H^+ yang diberikan air ($[H^+]$ dari air) jauh lebih kecil dibandingkan H^+ yang diberikan asam ($[H^+]$ dari asam). Sehingga $[H^+]$ dari air dapat diabaikan. Untuk larutan asam kuat encer, konsentrasi H^+ dari air tidak bisa diabaikan, karena nilainya relatif besar jika dibandingkan dengan H^+ yang dari asam. Untuk lebih jelasnya dapat diperhatikan contoh soal berikut ini.

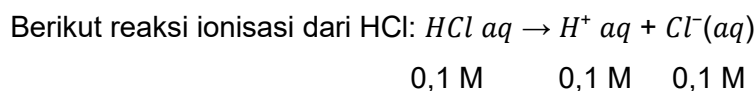
Contoh soal:

Hitunglah pH dari larutan

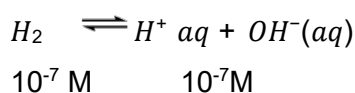
- HCl pekat dengan konsentrasi 0,1 M
- HCl encer dengan konsentrasi 10^{-8} M

Penyelesaian:

- pH HCl pekat dengan konsentrasi 0,1 M



Sedangkan reaksi ionisasi air:



Jadi, $H^+_{total} = H^+_{\text{dari air}} + H^+_{\text{dari asam}}$

$$H^+_{total} = 10^{-7}M + 0,1 M \quad (10^{-7}M \lll 0,1 M ,$$

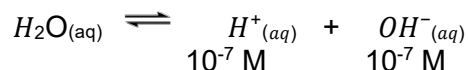
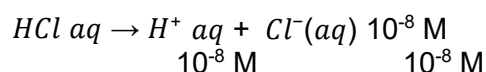
(maka dapat diabaikan)

$$[H^+] = 10^{-7}M + 0,1 M = 0,1 M$$

$$pH = -\log H^+ = -\log 0,1 = -\log 10^{-1} = 1 \text{ Jadi pH larutan HCl } 0,1 M = 1$$

b. Larutan HCl encer dengan konsentrasi $10^{-8} M$

Apa yang terjadi jika larutan asam kuat tersebut sangat encer? Misal HCl dengan konsentrasi $10^{-8} M$. apakah larutan asam ini mempunyai $pH = 8$? Tentu saja tidak, karena $pH = 8$ adalah untuk larutan yang bersifat basa.



Jadi, $H^+ = H^+ \text{ dari air} + H^+ \text{ dari asam}$

$$H^+ = 10^{-7}M + 10^{-8}M$$

$$H^+ = 10 \cdot 10^{-8}M + 1 \cdot 10^{-8}M = 11 \cdot 10^{-8} M$$

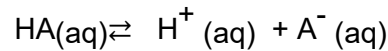
(Jadi untuk larutan asam kuat encer, konsentrasi H^+ dari air tidak bisa diabaikan, karena nilainya relatif besar jika dibandingkan dengan H^+ yang dari asam), sehingga:

$$\begin{aligned} pH &= -\log H^+ = -[\log 11 \cdot 10^{-8}] = -(\log 11 + \log 10^{-8}) \\ &= \log 10^{-8} - \log 11 \\ &= 8 \log 10 - \log 11 \\ &= (8 \times 1) - 1,041 \\ &= 6,959 \end{aligned}$$

Jadi pH larutan asam HCl dengan konsentrasi $10^{-8} M$ adalah =6,959 (**bukan 8**)

2) Kekuatan Larutan Asam Lemah

Asam lemah merupakan senyawa asam yang dalam larutannya hanya sedikit terionisasi menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi asam lemah merupakan reaksi kesetimbangan antara ion-ion dengan asam yang tidak terionisasi. Secara umum, ionisasi **asam lemah velensi satu** dapat dirumuskan sebagai berikut:



Tetapan untuk reaksi kesetimbangan asam tersebut dinyatakan dengan K_a .

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Dari reaksi kesetimbangan di atas, dapat dipahami bahwa jika semakin mudah HA tersebut melepaskan H^+ maka akan menyebabkan pergeseran kesetimbangan ke kanan. Hal ini berarti akan memperbesar K_a (sesuai dengan persamaan K_a yang diberikan diatas)

Oleh karena itu harga K_a merupakan ukuran kekuatan asam, makin besar K_a makin kuat suatu asam. Makin banyak terdapat H^+ dalam larutan. Sesuai dengan reaksi kesetimbangan $\text{HA}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{A}^-_{(\text{aq})}$ maka pada **asam lemah bervalensi satu** $[\text{H}^+] = [\text{A}^-]$ maka persamaan di atas dapat diubah menjadi :

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{H}^+]^2 = K_a \cdot [\text{HA}]$$

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

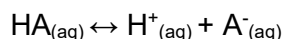
Dengan $K_a =$ Tetapan ionisasi asam

Selain menggunakan K_a (cara di atas), konsentrasi ion H^+ asam lemah bevalensi satu juga dapat dihitung dengan menggunakan data **derajat ionisasinya (α)**, sesuai dengan persamaan berikut:

$$[\text{H}^+] = [\text{HA}] \cdot \alpha$$

dengan: $0 \leq \alpha \leq 1$

Semakin banyak asam yang terion, maka α semakin besar. Hubungan antara K_a dan derajat ionisasi (α) adalah sebagai berikut. Reaksi kesetimbangan:



Mula-mula : a M 0 0

Terionisasi : a α a α a α

Setimbang : (a-a α) a α a α

Dengan rumusan: $[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times [\text{HA}]}$

$$a\alpha = \sqrt{K_a \times (a - a\alpha)}$$

Karena asam lemah terionisasi sangat sedikit maka $[\text{HA}]$ dianggap tetap.

Sehingga $(a - a\alpha) = a$

$$a\alpha = \sqrt{K_a \times a}$$

$$a^2\alpha^2 = K_a \times a$$

$$a^2 = \frac{K_a \times a}{\alpha^2}$$

sehingga :

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{a}} = \sqrt{\frac{K_a}{[\text{HA}]}}$$

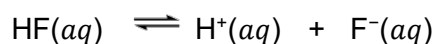
Rumus di atas menunjukkan bahwa jika larutan semakin encer, derajat ionisasi semakin besar. Sebaliknya, semakin pekat larutan maka derajat ionisasinya semakin kecil. Asam yang sangat pekat memiliki derajat ionisasi yang mendekati nol.

Contoh:

Berapakah konsentrasi H^+ , F^- dan HF dalam larutan HF 0,1 M? Jika diketahui bahwa derajat ionisasi HF = 8,4 %.

Penyelesaian:

HF merupakan asam lemah yang terionisasi sebagian dalam larutannya. Sehingga, untuk menghitung konsentrasi spesi yang ada di dalam larutan berlaku hukum kesetimbangan.



Mula-mula	:	0,1 M	0	0
Terionisasi	:	(0,1 × 8,4 %)	0,0084	0,0084
Setimbang	:	0,1- 0,0084	0,0084	0,0084
		0,016		

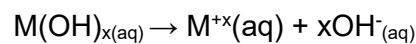
Jadi, konsentrasi masing-masing spesi dalam larutan HF adalah : 0084 M, 0084 M, 0,0160 M

3) Kekuatan Larutan Basa Kuat

Suatu senyawa basa dikategorikan sebagai basa kuat jika senyawa basa tersebut dilarutkan, akan terionisasi sempurna menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi basa kuat merupakan reaksi berkesudahan. Pada larutan basa kuat, sumber OH^- ada dua, yaitu dari ionisasi basa itu sendiri dan dari autoionisasi air. Untuk menghitung $[OH^-]_{total}$ yang terdapat dalam larutan dilakukan dengan cara berikut :

- OH^- yang berasal dari basa kuat:

ionisasi basa kuat dirumuskan sebagai berikut :



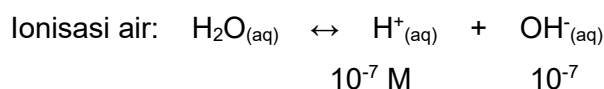
Secara stoikiometri, konsentrasi OH^- dari ionisasi basa dapat diketahui dengan mengetahui konsentrasi basa, sesuai dengan persamaan berikut:

$$[OH^-] = x \cdot [M(OH)_x]$$

Dengan : x = valensi basa = koefisien OH^- dalam reaksi

$[M(OH)_x]$ = konsentrasi basa

- OH^- yang berasal dari air:



Maka:

$$OH^-_{total} = OH^-_{\text{dari ionisasi air}} + OH^-_{\text{dari ionisasi basa}}$$

Untuk basa kuat pekat jumlah ion OH^- yang diberikan air ($[OH^-]$ dari air) jauh lebih kecil dibandingkan OH^- yang diberikan basa ($[^-]$ dari basa). Sehingga $[OH^-]$ dari air dapat diabaikan. Untuk larutan basa kuat encer, konsentrasi OH^- dari air tidak

bisa diabaikan, karena nilainya relatif besar jika dibandingkan dengan OH^- yang dari basa. Untuk lebih jelasnya dapat diperhatikan contoh soal berikut ini.

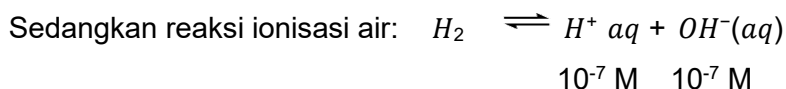
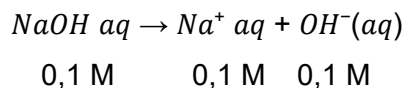
Contoh soal:

Hitunglah pH dari larutan

- NaOH pekat dengan konsentrasi 0,1 M
- NaOH encer dengan konsentrasi 10^{-8} M

Penyelesaian:

- pH NaOH pekat dengan konsentrasi 0,1 M Berikut reaksi ionisasi dari NaOH:



Jadi, $\text{OH}^- \text{ total} = \text{OH}^- \text{ dari air} + \text{OH}^- \text{ dari basa}$

$$\text{OH}^- \text{ total} = 10^{-7} \text{ M} + 0,1 \text{ M}$$

($10^{-7} \text{ M} \lll 0,1 \text{ M}$, maka dapat diabaikan)

$$\text{OH}^- = 10^{-7} \text{ M} + 0,1 \text{ M} = 0,1 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log \text{OH}^- = -\log 0,1 = -\log$$

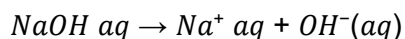
$$10^{-1} = 1 \text{ Jadi pH} = 14 - 1 = 13$$

Jadi pH larutan NaOH 0,1 M = 13

- Larutan NaOH encer dengan konsentrasi 10^{-8} M

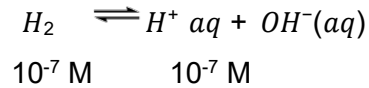
Apa yang terjadi jika larutan basa kuat tersebut sangat encer? Misal NaOH dengan konsentrasi 10^{-8} M. apakah larutan basa ini mempunyai pH = 6? Tentu saja tidak, karena pH = 6 adalah untuk larutan yang bersifat asam.

Berikut reaksi ionisasi dari NaOH:



$$10^{-8} \text{ M} \quad 10^{-8} \text{ M} \quad 10^{-8} \text{ M}$$

Sedangkan reaksi ionisasi air:



Jadi, $OH^- \text{ total} = OH^- \text{ dari air} + OH^- \text{ dari basa}$

$$OH^- \text{ total} = 10^{-7} \text{ M} + 10^{-8} \text{ M} = 11 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

(Jadi untuk larutan basa kuat encer, konsentrasi OH^- dari air tidak bisa diabaikan, karena nilainya relatif besar jika dibandingkan dengan OH^- yang dari basa), sehingga:

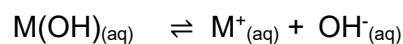
$$\begin{aligned} pOH &= -\log OH^- = -[\log 11 \cdot 10^{-8}] = -(\log 11 + \log 10^{-8}) \\ &= \log 10^{-8} - \log 11 \\ &= 8 \log 10 - \log 11 \\ &= (8 \times 1) - 1,041 \\ &= 6,959 \end{aligned}$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 6,959 = 7,041$$

Jadi pH larutan asam NaOH dengan konsentrasi 10^{-8} M adalah = 7,041 (bukan 6)

4) Kekuatan Larutan Basa Lemah

Basa lemah merupakan senyawa basa yang dalam larutannya hanya sedikit terionisasi menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi basa lemah merupakan reaksi kesetimbangan antara ion-ion dengan basa yang tidak terionisasi. Secara umum, ionisasi **basa lemah velensi satu** dapat dirumuskan sebagai berikut



Tetapan untuk reaksi kesetimbangan basa tersebut dinyatakan dengan K_b

$$K_b = \frac{[M^+][OH^-]}{[M(OH)]}$$

Dari reaksi kesetimbangan di atas, dapat dipahami bahwa jika semakin mudah $M(OH)$ tersebut melepaskan OH^- maka akan menyebabkan pergeseran

kesetimbangan ke kanan. Hal ini berarti akan memperbesar K_b (sesuai dengan persamaan K_b yang diberikan diatas)

Oleh karena itu harga K_b merupakan ukuran kekuatan basa, makin besar K_b makin kuat suatu basa. Makin banyak terdapat OH^- dalam larutan.

Sesuai dengan reaksi kesetimbangan $\text{M}(\text{OH})_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{M}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$

maka pada **basa lemah bervalensi satu** $[\text{M}(\text{OH})] = [\text{M}^+]$ maka persamaan di atas dapat diubah menjadi :

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{\text{M}(\text{OH})}$$

$$[\text{OH}^-]^2 = K_b \cdot [\text{M}(\text{OH})]$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot [\text{M}(\text{OH})]}$$

Dengan K_b = Tetapan ionisasi basa

Selain cara di atas, konsentrasi ion OH^- basa lemah **bevalensi satu** juga dapat dihitung dengan menggunakan data derajat ionisasinya (α), sesuai dengan persamaan berikut:

$$[\text{OH}^-] = [\text{M}(\text{OH})] \cdot \alpha$$

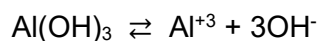
$$\alpha = \frac{\text{Jumlah zat yang terion}}{\text{Jumlah zat mula - mula}}$$

dengan: $0 \leq \alpha \leq 1$ Semakin banyak basa yang terion, maka α semakin besar.

Contoh soal:

Tentukanlah pH larutan $\text{Al}(\text{OH})_3$ 0,4 M jika diketahui $K_b = 2,5 \times 10^{-6}$

Penyelesaian:



$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot [\text{M}(\text{OH})]}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{2,5 \times 10^{-6} \cdot 0,4}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log (1 \times 10^{-3} \text{ M}) = 3 \log 10 - \log 1$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3 = 11$$

Catatan: Hubungan antara K_a dan K_b dapat dilihat dengan cara mengalikan rumus K_a dan K_b .

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

Sehingga,

$$K_a \times K_b = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \times \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = [H^+][OH^-] = K_w$$

$$K_a \times K_b = K_w$$

Contoh:

K_a dari HCN adalah $4,0 \times 10^{-10}$. Nilai K_b dari basa konjugasi CN^- adalah

Jawab:
$$K_b = \frac{K_w}{K_a(\text{untuk HCN})} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{4,0 \times 10^{-10}} = 2,5 \times 10^{-5}$$

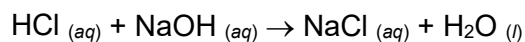
d. Titrasi Asam Basa

Titration adalah salah satu teknik analisis kuantitatif untuk mengetahui konsentrasi suatu larutan berdasarkan volume larutan standar yang telah diketahui konsentrasinya. Dalam titration dikenal beberapa istilah yaitu titran, titik ekuivalen, titik akhir titration dan indikator. **Titran** adalah larutan standar yang telah diketahui konsentrasinya (di tempatkan di dalam buret). **Titik ekuivalen** adalah saat jumlah basa tepat habis bereaksi dengan sejumlah asam (asam dan basa tepat habis bereaksi, tidak ada asam maupun basa yang bersisa). Namun titik ekuivalen tidak bisa diamati, oleh karena itu digunakan bantuan indikator. **Indikator** adalah zat yang bisa berubah warna di dalam larutan asam maupun basa (warna indikator ketika berada di dalam asam tidak sama dengan warna indikator ketika berada di dalam basa). Dalam titration, indikator berfungsi untuk mengetahui titik akhir titration. **Titik akhir titration** adalah saat berakhirnya titration, yaitu ditandai dengan perubahan warna dari larutan yang dititrasi. Pada saat titik akhir dicapai

maka titrasi dihentikan. Untuk ketepatan pengukuran, diusahakan titik akhir titrasi sedekat mungkin dengan titik ekuivalen.

Untuk lebih memahami tentang titrasi, sebagai contoh dapat dilihat titrasi HCl dengan NaOH seperti diperlihatkan dalam Gambar 5.5.

Dalam gambar tersebut, ke dalam buret dimasukkan larutan standar NaOH yang telah diketahui konsentrasinya, sedangkan ke dalam Erlenmeyer dimasukkan sejumlah tertentu larutan HCl yang akan ditentukan konsentrasinya (misal 25 mL). Kemudian ke dalam Erlenmeyer dimasukkan 2 tetes indikator phenolphthalein. Lalu ke dalam erlenmeyer diteteskan sedikit-demi sedikit larutan NaOH yang ada di buret, sehingga terjadi reaksi antara HCl dengan NaOH (jadi, dasar titrasi adalah reaksi asam basa):



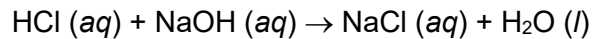
Gambar 108 Titrasi larutan HCl dengan Larutan NaOH menggunakan indikator phenolphthalein

(Brady, 2012)

Contoh soal:

Dalam titrasi untuk menentukan konsentrasi larutan HCl dengan larutan NaOH, titik akhir titrasi tercapai pada saat penambahan 5 ml NaOH 0,1M. Tentukanlah konsentrasi larutan HCl tersebut!

Pembahasan:



Mol NaOH yang bereaksi = $0,1 \text{ M} \times 5 \text{ mL} = 0,1 \text{ mol/L} \times 5 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Secara stoikiometri, mol HCl = mol NaOH

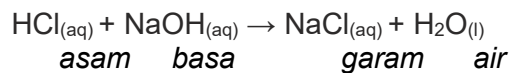
$$M_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \quad M_{\text{HCl}} \times 25 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}; M_{\text{HCl}} = 0,02 \text{ M}$$

Jadi konsentrasi larutan HCl tersebut adalah $0,02 \text{ M}$

2. Reaksi Asam Basa dan Ksp

a. Reaksi Penetralkan (Reaksi Asam dan Basa)

Reaksi penetralan termasuk reaksi pada larutan elektrolit yaitu reaksi antara asam dengan basa sampai terjadi suasana netral.



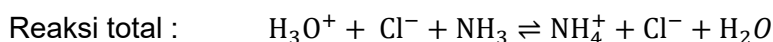
Reaksi penetralan merupakan reaksi antara senyawa asam dengan senyawa basa atau reaksi pengaraman yang menghasilkan air. Jika suatu asam kuat dan basa kuat ekuimolar, direaksikan (dicampur) dalam larutan air, maka ion hidronium dari asam dan ion hidroksida dari basa akan bersenyawa membentuk air. Demikian juga dengan asam lemah maupun basa lemah. Sehingga dalam perhitungan kimia, reaksi penetralan akan terjadi dalam beberapa kasus, dan menghasilkan garam-garam dengan sifat yang berbeda.

Asam kuat dengan basa kuat. Dalam reaksi asam kuat dengan basa kuat, mula-mula asam maupun basa terdisosiasi atau mengion dalam pelarut (air). Asam kuat, misalkan HCl, akan terion menjadi hidronium ($\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$), sedangkan basa kuat, misalnya NaOH, akan terion menjadi ion hidroksida (OH^-) dan kation (Na^+). Kemudian ion-ion akan melakukan reaksi (penetralkan) membentuk garam dan air. Reaksi lengkap: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ dengan persamaan ion netto sederhananya sebagai berikut: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$. Ion Na^+ dan Cl^- ini akan tetap dalam bentuk ion pada larutan air, dikarenakan kelarutannya sangat besar pada pelarut ini (hampir semua garam dapat larut dengan baik di air). Dengan melakukan evaporasi pelarutnya (penguapan air), akan diperoleh padatan/kristal NaCl.

Asam kuat dengan basa lemah. Reaksi antara asam dengan basa, tak selalu menghasilkan larutan netto yang bersifat netral, karena larutan netral hanya diperoleh jika asam dan basa yang bereaksi sama kuatnya. Dapat diperhatikan untuk kasus HCl, asam kuat, dicampurkan dengan NH₃, basa lemah, akan menghasilkan garam yang mempunyai kation bersifat asam (NH₄⁺) sehingga larutan bersifat asam. Mula-mula HCl akan terhidrolisis dalam pelarut air, menghasilkan ion-ionnya.

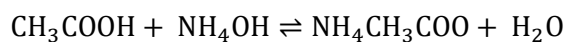


ion ini akan melakukan reaksi dengan NH₃ secara cepat, membentuk air dan garam terlarut, ammonium klorida (NH₄Cl).



Asam lemah dengan basa lemah. Kejadian yang agak berbeda terjadi pada kasus reaksi antara asam lemah dan basa lemah. Jika pada reaksi asam kuat dengan basa kuat, garam yang dihasilkan pasti netral. Pada asam lemah dan basa kuat, garamnya basa. Dan pada asam kuat dengan basa lemah garam yang dihasilkan bersifat asam. Lain halnya dengan reaksi asam lemah dengan basa lemah. Nilai konstanta keasamaan/kebasaan atau konstanta pengionan menjadi faktor utama untuk menentukan apakah garam yang dihasilkan bersifat asam, netral, maupun basa.

Dalam reaksi dapat diambil contoh reaksi asam asetat dengan ammonia (dalam larutan air membentuk ammonium hidrokisda). Asam basa ini akan mengalami reaksi sebagai berikut:



b. Larutan Penyangga

Apa yang dimaksud dengan larutan penyangga? Larutan penyangga adalah larutan yang pH nya relatif tidak berubah apabila ditambah sedikit asam atau basa. Kalau ke dalam larutan yang mengandung CH₃COOH dan CH₃COONa,

atau NH_3 dengan NH_4Cl ditambahkan sedikit asam atau basa, akan didapat harga pH seperti yang tertera pada Tabel 5.2

Tabel 5.2 pH larutan sebelum dan sesudah ditambah sedikit asam atau basa

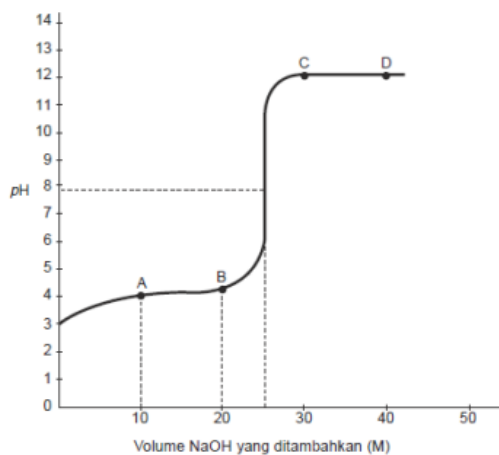
No	Jenis Zat	Volume	pH awal	pH setelah ditambah 1 mL	
				HCl 0,1M	NaOH 0,1M
1	Air	10 mL	7	3,0	11,0
2	CH_3COOH dan CH_3COONa	10 mL	4,74	4,73	4,75
3	$\text{NH}_3(\text{aq})$ dengan NH_4Cl	10 mL	9,27	9,30	9,32

Pada data percobaan tersebut campuran yang terdiri dari larutan CH_3COOH dan CH_3COONa , juga larutan $\text{NH}_3(\text{aq})$ dan NH_4Cl pH nya hampir tidak berubah setelah ditambah sedikit asam maupun sedikit basa. Kedua jenis campuran tersebut merupakan contoh larutan penyangga. Pada Tabel 1 terdapat dua macam larutan penyangga yaitu campuran antara CH_3COOH dengan CH_3COONa dan $\text{NH}_3(\text{aq})$ dengan NH_4Cl . Zat apa dari campuran-campuran tersebut yang membentuk larutan penyangga?

Pada campuran CH_3COOH dengan CH_3COONa yang membentuk larutan penyangga adalah CH_3COOH yang bersifat *asam lemah* dengan CH_3COO^- yang berasal dari CH_3COONa . CH_3COO^- adalah *basa konjugasi* dari CH_3COOH , maka komponen larutan penyangga ini adalah CH_3COOH dengan CH_3COO^- .

Pada campuran $\text{NH}_3(\text{aq})$ dengan NH_4Cl yang membentuk larutan penyangganya adalah NH_3 yang bersifat *basa lemah* dengan NH_4^+ dari NH_4Cl . NH_4^+ adalah *asam konjugasi* dari $\text{NH}_3(\text{aq})$, maka komponen larutan penyangga ini adalah $\text{NH}_3(\text{aq})$ dengan NH_4^+ .

Sifat larutan penyangga dapat mempertahankan pH nya jika ditambah sedikit asam atau basa, dapat dilihat pada data dalam Table 2 dan Gambar 1 grafik titrasi CH_3COOH dengan NaOH berikut.



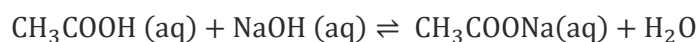
Sumber: Ebbing, General Chemistry

Volume NaOH yang ditambahkan (M)	pH
0,0	2,87
5,0	4,14
10,0	4,57
15,0	4,92
20,0	5,35
22,0	5,61
24,0	6,12
25,0	8,72
30,0	11,96
40,0	12,26
45,0	12,46
50,0	12,52

Gambar 109 Grafik perubahan pH larutan asam lemah yang dititrasi dengan larutan basa kuat, 25 mL larutan CH_3COOH 0,1 M dititrasi dengan larutan NaOH 0,1 M

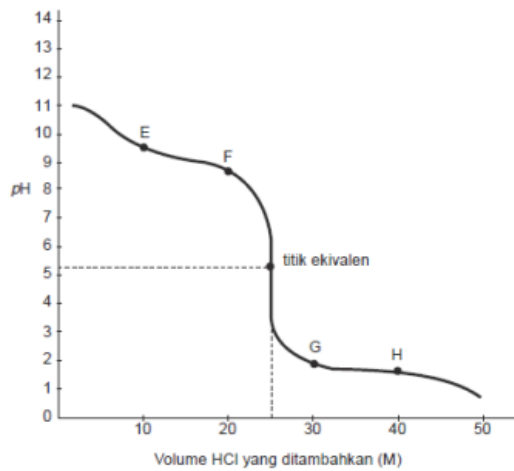
Pada grafik dapat dilihat di antara A dan B, pada penambahan NaOH yang merupakan basa kuat, hampir tidak berubah pH campuran, walaupun penambahan basa tetap dilakukan. Kenapa larutan ini tahan terhadap perubahan pH saat penambahan awal, tetapi saat jumlah mol ekuivalen asam sama dengan basa, ketahanan tersebut hilang? Ketahanan tersebut ada karena terbentuknya larutan penyangga. Larutan penyangga dapat terbentuk dari asam lemah dengan garamnya, dan basa lemah dengan garamnya.

Apa penyebabnya? Ketika larutan CH_3COOH direaksikan dengan NaOH dengan volume di antara 10 sampai dengan 20 mL, terjadi reaksi berikut:



Selama penambahan NaOH pada campuran akan terbentuk CH_3COONa dan sisa asam CH_3COOH . Campuran CH_3COOH dengan CH_3COONa menghasilkan larutan penyangga. Setelah CH_3COOH habis bereaksi dengan NaOH tidak terjadi lagi larutan penyangga sehingga pH pada titrasi melonjak naik secara drastis.

Demikian pula pada Tabel 3 dan grafik titrasi $\text{NH}_3(\text{aq})$ dengan HCl pada Gambar 2. Di antara titik E dan F perubahan pH relatif kecil, hal ini disebabkan terjadi larutan penyangga yang mengandung komponen $\text{NH}_3(\text{aq})$ dan NH_4Cl .



Sumber: Ebbing, General Chemistr

Volume HCl ditambahkan (1mL)	pH
0,0	11,13
5,0	9,86
10,0	9,44
15,0	9,08
20,0	8,66
24,0	7,88
25,0	5,28
30,0	2,00
35,0	1,70
40,0	1,40
50,0	1,30

Gambar 110 Grafik perubahan pH basa lemah dititrasi dengan asam kuat pada titrasi 25 mL larutan NH_3 0,1 M dengan larutan HCl 0,1 M

Larutan penyangga dapat dibuat dengan dua cara. Pertama, dengan cara mencampurkan langsung komponen-komponennya yaitu suatu asam lemah dengan garamnya atau suatu basa lemah dengan garamnya. Kedua dengan cara mencampurkan asam lemah dan basa kuat dengan jumlah asam lemah yang berlebih atau mencampurkan basa lemah dan asam kuat dengan jumlah basa lemah berlebih.

- a. Mencampurkan asam lemah atau basa lemah dengan garamnya.

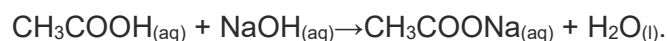
Contoh:

- 1) H_2CO_3 dicampur dengan NaHCO_3 , NaHCO_3 membentuk ion HCO_3^- sehingga terbentuk larutan penyangga $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$.
- 2) $\text{NH}_3(\text{aq})$ dicampur dengan NH_4Cl . NH_4Cl membentuk ion NH_4^+ , sehingga terbentuk larutan penyangga $\text{NH}_3(\text{aq})/\text{NH}_4^+$.

- b. Mencampurkan asam lemah dengan basa kuat atau basa lemah dengan asam kuat.

Contoh:

- 1) Campuran larutan CH_3COOH dengan larutan NaOH akan bereaksi dengan persamaan reaksi:



Jika jumlah CH_3COOH yang direaksikan lebih banyak daripada NaOH maka akan terbentuk CH_3COONa dan ada sisa CH_3COOH sehingga terjadi larutan penyangga $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$.

- 2) Campuran $\text{NH}_3(\text{aq})$ dengan HCl akan bereaksi dengan persamaan reaksi

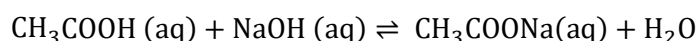


Jika jumlah $\text{NH}_3(\text{aq})$ berlebihan setelah bereaksi akan terbentuk NH_4Cl dan ada sisa $\text{NH}_3(\text{aq})$ sehingga terjadi larutan penyangga $\text{NH}_3(\text{aq})/\text{NH}_4^+$

Contoh soal:

Apakah terjadi larutan penyangga jika 100 mL CH_3COOH 0,5 M direaksikan dengan 200 mL NaOH 0,2 M?

Penyelesaian:

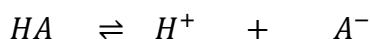


Mol zat mula-mula :	50 mmol	40 mmol	-	-
Mol zat bereaksi :	40 mmol	40 mmol	-	-
Mol zat hasil reaksi:	-	-	40 mmol	40 mmol
Mol zat sisa :	10 mmol			

Setelah bereaksi terdapat campuran antara CH_3COOH dengan CH_3COONa sehingga terjadi larutan penyangga $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$.

c. pH Larutan Penyangga

Untuk menentukan pH terlebih dahulu dihitung jumlah H^+ yang ada pada larutan. Misalnya 1 L larutan penyangga mengandung x mol asam lemah HA (= x) dan y mol basa konjugasi A^- dari suatu garam. Persamaan reaksi dan jumlah masing-masing ion yang terjadi adalah:



Mula- mula	:	x mol		
Terurai	:	x mol		
Hasil reaksi	:	-	x. mol	x. mol
Pada keadaan setimbang :	(x - x)		x. mol	x. mol

A^- pada larutan terdapat dari basa konjugasi dan hasil penguraian HA , maka jumlah $\text{A}^- = x + y$ mol.

A⁻ dari suatu garam akan mendesak reaksi kesetimbangan HA ke arah HA, sehingga konsentrasi HA dianggap tetap maka harga K_a untuk reaksi kesetimbangan HA adalah:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

H⁺ dan A⁻ yang dihasilkan dari HA sangat kecil maka jumlah x dapat diabaikan sehingga di dalam campuran terdapat HA = x mold an A⁻ = y mol (tetap seperti semula).

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$[H^+] = K_a \times \frac{[HA]}{[A^-]} \text{ atau } [H^+] = K_a \times \frac{[HA]}{[\text{basa konjugasi}]}$$

pH = - log [H⁺] maka pH larutan penyangga adalah:

$$pH = -\log \left(K_a \times \frac{[HA]}{[\text{basa konjugasi}]} \right)$$

Dengan cara yang sama untuk larutan penyangga yang terdiri dari basa lemah (LOH) dengan asam konjugasinya (L⁺) didapat rumus:

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[LOH]}{[L^+]} \text{ atau } [OH^-] = K_b \times \frac{[\text{Basa}]}{[\text{Asam konjugasi}]}$$

$$pOH = -\log \left(K_b \times \frac{[\text{Basa}]}{[\text{Asam konjugasi}]} \right)$$

Contoh Soal

Hitunglah pH larutan yang terdiri dari campuran 50 mL CH₃COOH 0,1M dan 50mL CH₃COONa 0,1M, K_a = 1,7. 10⁻⁵.

Penyelesaian:

Dalam 50 mL CH₃COOH 0,1M terdapat 0,005 mol CH₃COOH

Dalam 50 mL CH₃COONa 0,1M terdapat 0,005 mol CH₃COO⁻

Volume campuran = 100 mL

$$[CH_3COOH] = 0,005 \times \frac{1000}{100} = 0,05 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,05 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \times \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$[\text{H}^+] = 1,7 \cdot 10^{-5} \times \frac{0,05}{0,05} = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

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

$$= -\log 1,7 \cdot 10^{-5}$$

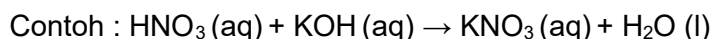
$$= 5 - 0,23 = 4,77.$$

Jadi, pH larutan adalah 4,77.

d. Jenis Larutan Garam Dan Konsep Hidrolisis

Garam adalah senyawa yang dihasilkan dari reaksi asam dan basa, kation dari basa akan bereaksi dengan anion dari asam. Berdasarkan kekuatan asam dan basa pembentuknya maka garam dapat dibagi atas 4 bagian yaitu :

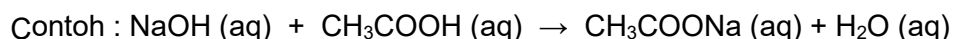
1. Garam yang berasal dari asam kuat dan basa kuat



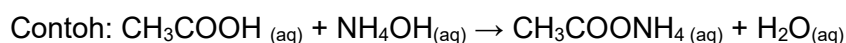
2. Garam yang berasal dari asam kuat dan basa lemah



3. Garam yang berasal dari basa kuat asam lemah



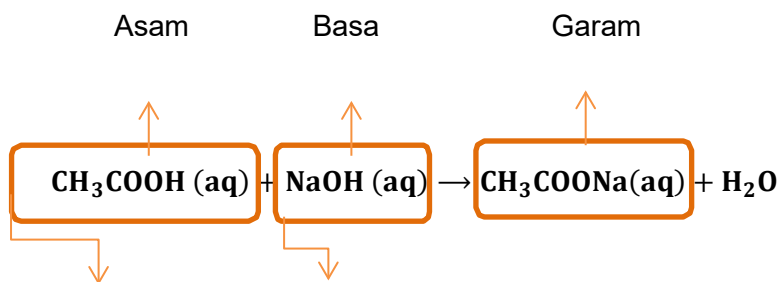
4. Garam yang berasal dari asam lemah basa lemah



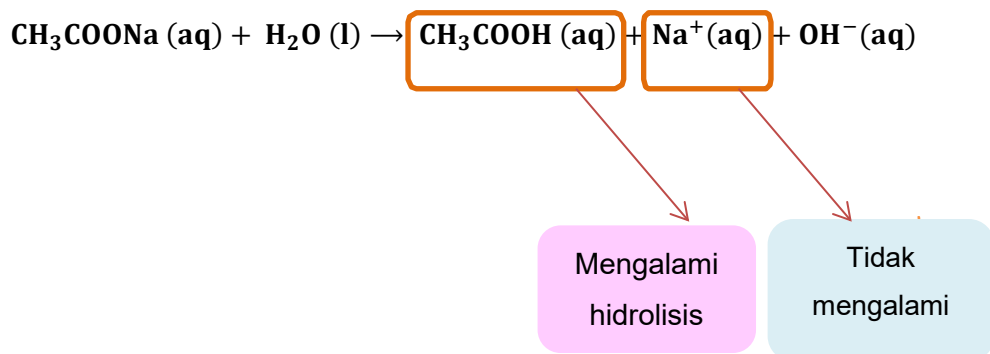
Pada umumnya garam mudah larut dalam air. Garam merupakan elektrolit kuat. Jika garam dilarutkan dalam air, garam tersebut akan terurai menjadi kation dan anionnya. Ion-ion ini akan bereaksi dengan air maka dikatakan bahwa garam mengalami hidrolisis. Hidrolisis merupakan istilah yang umum

digunakan untuk reaksi zat dengan air, dimana hidrolisis berasal dari kata *hydro* yang berarti air dan *lysis* yang berarti peruraian. Ada larutan garam yang mengalami hidrolisis dan ada larutan garam yang tidak mengalami hidrolisis. Apa perbedaan larutan garam yang mengalami hidrolisis dengan larutan garam yang tidak mengalami hidrolisis?

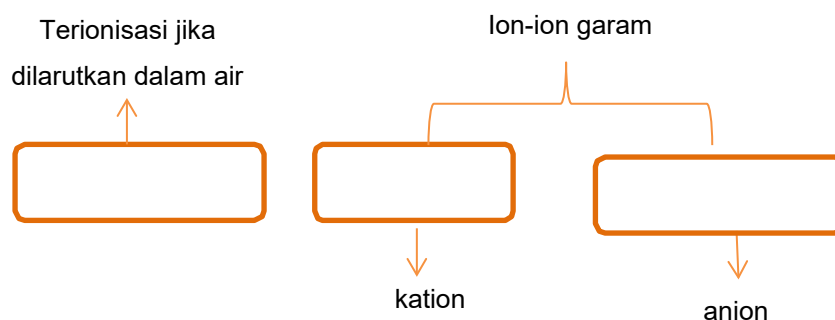
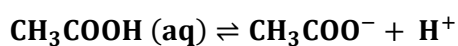
Perhatikan Reaksi dibawah ini

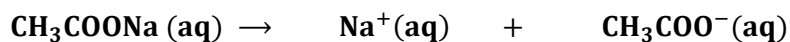


Larutan asam lemah Larutan basa kuat



Dimana CH_3COOH akan mengalami reaksi kesetimbangan



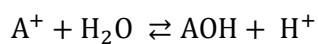


e. pH Larutan Garam

Berikut ini adalah beberapa jenis dan sifat larutan garam berdasarkan asam dan basa pembentuknya.

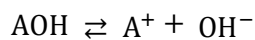
1) Garam yang berasal dari asam kuat dan basa lemah

K_h = tetapan hidrolisis garam



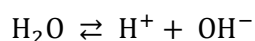
$$K_h = \frac{[\text{AOH}][\text{H}^+]}{[\text{A}^+]}$$

K_b = tetapan ionisasi basa lemah



$$K_b = \frac{[\text{A}^+][\text{OH}^-]}{[\text{AOH}]}$$

K_w = tetapan kesetimbangan air



$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

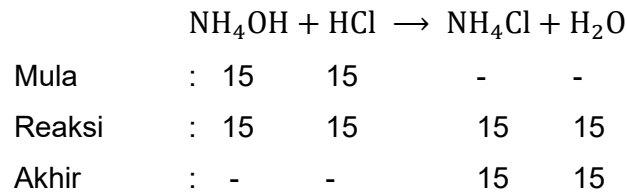
Contoh soal

Jika sebanyak 100 mL larutan NH_4OH 0,15 M dicampurkan dengan 50 mL larutan HCl 0,3 M ($K_b \text{NH}_4\text{OH} = 10^{-5}$), maka pH campuran sebesar ?

Jawab: Jumlah mol $\text{NH}_4\text{OH} = (100)(0,15) = 15 = 15 \text{ mmol}$

$$\text{Jumlah mol HCl} = (50)(0,3) = 15 \text{ mmol}$$

$$\text{Volum total} = 100 + 50 = 150 \text{ ml}$$



Pereaksi basa lemah NH_4OH dan asam kuat HCl tepat habis bereaksi, sehingga terbentuk garam terhidrolisis NH_4Cl dengan valensi 1 sesuai jumlah ion lemah NH_4^+ . Garam bersifat asam karena dominasi asam kuat. Jumlah garam yang dihasilkan sebesar 15 mmol. Konsentrasi NH_4OH ,

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = \frac{15 \text{ mmol}}{150 \text{ ml}} = 0,1 \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b}} \times M \text{ gram} \times \text{valensi}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{10^{-14}}{10^{-5}}} \times 0,1 \times 1$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{10^{-10}}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ M}$$

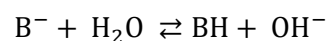
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log[10^{-5}]$$

Jadi nilai pH campuran sebesar 5

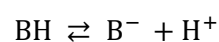
2) Garam yang berasal dari asam lemah dan basa kuat

K_h = tetapan hidrolisis garam



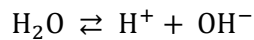
$$K_h = \frac{[\text{BH}][\text{OH}^-]}{[\text{B}^-]}$$

K_a = tetapan ionisasi asam lemah



$$K_a = \frac{[\text{B}^-][\text{H}^+]}{[\text{BH}]}$$

K_w = tetapan kesetimbangan air



$$K_w = [\text{H}^+] + [\text{OH}^-]$$

Contoh soal

Diketahui: 50 mL larutan NaOH 0,1 M dilarutkan dengan 50 ml CH_3COOH 0,1 M ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

- tentukan pH masing larutan sebelum dicampurkan
- Tentukan pH setelah pencampuran

Jawab :

- Sebelum dicampurkan

CH_3COOH 0,1 M

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

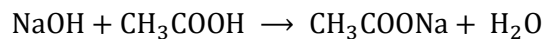
$$[\text{H}^+] = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \times 10^{-1}} = 4,24 \cdot 10^{-3} \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log 4,24 \times 10^{-3} = 2,87$$

- Setelah dicampurkan

$$\text{mmol NaOH} = 0,1 \times 50 = 5 \text{ Mmol}$$

$$\text{mmol CH}_3\text{COOH} = 0,1 \times 50 = 5 \text{ Mmol}$$



Mula-mula : 5 mmol 5 mmol

Bereaksi : 5 mmol 5 mmol 5 mmol 5 mmol

Sisa : - - 5 mmol 5 mmol

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a}} \times \text{M CH}_3\text{COONa}$$

$$= \sqrt{\frac{10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}}} \times 5 \text{ mmol}$$

$$= \sqrt{2,78 \times 10^{-8}}$$

$$= \sqrt{2,78 \times 10^{-4}}$$

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

$$= -\log \sqrt{2,78 \times 10^{-4}}$$

$$= 4 - \log \sqrt{2,78}$$

$$= 3,55$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$= 14 - (4 - \log \sqrt{2,78})$$

$$= 10,44$$

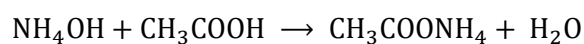
3) Garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah

Harga $[H^+]$ tidak tergantung pada konsentrasi garam tetapi bergantung pada harga K_a dan K_b , yaitu sebagai berikut.

- 1) Jika $K_a = K_b$, larutan bersifat netral maka $[H^+] = \sqrt{K_w}$, $pH = 7$
- 2) Jika $K_a > K_b$, larutan bersifat asam, $pH < 7$
- 3) Jika $K_a < K_b$, larutan bersifat basa, $pH > 7$

Contoh Soal

Diketahui 50 mL CH_3COOH 0,1 M dilarutkan dalam NH_4OH 50 ml 0,1 M. ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$). Tentukanlah pH setelah dicampurkan



Mula-mula : 5 mmol 5 mmol

Bereaksi : 5 mmol 5 mmol 5 mmol 5 mmol

Sisa : - - 5 mmol 5 mmol

$$pH = \frac{1}{2}pK_w + \frac{1}{2}pK_a - \frac{1}{2}pK_b$$

$$= 7 + 2,37 - 2,37$$

$$= 7$$

Suplemen Pembelajaran

- Video Percobaan Hidrolisis Garam

https://www.youtube.com/watch?v=nz_rt2XmSXM

- File PPT Hidrolisis Garam

https://ashfarkurnia.files.wordpress.com/2015/10/kd_7_hidrolisis-garam.ppt

f. Kelarutan senyawa ion

Kemampuan suatu zat untuk dapat larut dalam air berbeda-beda. Berdasarkan nilai kelarutan (s) dikenal istilah zat terlarut yang sukar larut dan yang mudah larut. Zat yang memiliki kelarutan lebih kecil dari $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$ dianggap sukar larut. NaCl merupakan salah satu garam yang mudah larut dalam air, sedangkan Ag_2CrO_4 adalah zat yang sukar larut dalam air. Mengapa Ag_2CrO_4 sukar larut dalam air? Apa saja yang menjadi faktor-faktor yang mempengaruhi kelarutan suatu zat?

Kelarutan zat di dalam pelarut dipengaruhi oleh beberapa faktor, antara lain:

1) Suhu

Kelarutan suatu zat berwujud padat semakin tinggi, jika suhunya dinaikkan. Dengan naiknya suhu larutan, jarak antarmolekul zat padat menjadi renggang. Hal ini menyebabkan ikatan antar zat padat mudah terlepas oleh gaya tarik molekul-molekul air, sehingga zat tersebut mudah larut.

2) Jenis Pelarut

Senyawa polar (mempunyai kutub muatan) akan mudah larut dalam senyawa polar, misalnya alkohol dan semua asam merupakan senyawa polar sehingga mudah larut dalam air yang juga merupakan senyawa polar. Selain senyawa polar, senyawa ion NaCl juga mudah larut dalam air dan terurai menjadi ion-ion. Senyawa non polar akan mudah larut dalam senyawa nonpolar, misalnya lemak mudah larut dalam minyak. Senyawa polar umumnya tidak larut dalam senyawa non polar, misalnya alkohol tidak larut dalam minyak tanah.

3) Jenis zat terlarut

Setiap zat memiliki harga kelarutan sendiri-sendiri pada suatu pelarut. Ada yang mudah larut dan ada yang sukar larut.

- 4) pH
5) Adanya ion senama/ ion sejenis

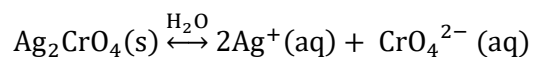
Tabel 23 Beberapa zat yang mudah dan yang sukar larut dalam air

No	Senyawa	Kelarutan	Kecuali
1	Nitrat (NO ₃ ⁻)	Mudah larut	-
2	Asetat (CH ₃ COO ⁻)	Mudah larut	-
3	Natrium (Na ⁺), kalium (K ⁺),	Mudah larut	-
4	Klorida (Cl ⁻)	Mudah larut	AgCl, Hg ₂ Cl ₂ , PbCl ₂ , CuCl ₂
5	Bromida (Br ⁻)	Mudah larut	AgBr, Hg ₂ Br ₂ , PbBr ₂ , CuBr ₂
6	Iodida (I ⁻)	Mudah larut	AgI, Hg ₂ I ₂ , PbI ₂ , CuI ₂
7	Hidroksida (OH ⁻)	Sukar larut	Semua basa logam alkali Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂
8	Klorat (ClO ₃ ⁻)	Mudah larut	-
9	Sulfida (S ²⁻)	Sukar larut	Semua sulfide dari unsur golongan IA dan IIA (kecuali Be), (NH ₄) ₂ S
10	Sulfat (SO ₄ ²⁻)	Mudah larut	SrSO ₄ , BaSO ₄ , PbSO ₄
11	Karbonat (CO ₃ ²⁻)	Sukar larut	Na ₂ CO ₃ , K ₂ CO ₃ , (NH ₄) ₂ CO ₃ ,
12	Fosfat (PO ₄ ³⁻)	Sukar larut	Na ₂ PO ₄ , K ₂ PO ₄ , (NH ₄) ₂ PO ₄ ,

(Sugiarti, 2015: 276)

g. Tetapan Hasil Kali Kelarutan

Salah satu contoh zat yang sukar larut dalam air adalah perak kromat (Ag₂CrO₄). Untuk larutan jenuh Ag₂CrO₄ kesetimbangan itu terjadi antara Ag₂CrO₄ padat tak larut dengan ion-ionnya, seperti berikut:

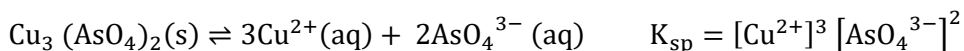


Tetapan kesetimbangan untuk garam atau basa yang sukar larut disebut tetapan hasil kali kelarutan (dinyatakan dengan lambang K_{sp}). K_{sp} merupakan hasil kali konsentrasi ion-ion dipangkatkan dengan koefisien masing-masing ion tersebut.

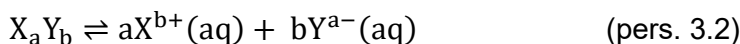
Persamaan tetapan hasil kali kelarutan untuk larutan jenuh Ag_2CrO_4 adalah :

$$K_{sp} = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}]$$

Dalam persamaan tersebut konsentrasi Ag^+ dipangkatkan 2, angka 2 berasal dari koefisien ion Ag^+ dari reaksi kesetimbangan tersebut. Koefisien untuk ion-ion dalam larutan diperlukan untuk menyeimbangkan persamaan. Koefisien kemudian menentukan pangkat bagi konsentrasi-konsentrasi ion dalam rumus K_{sp} . Contoh:



Jadi, pada larutan jenuh senyawa ion X_aY_b di dalam air akan menghasilkan reaksi kesetimbangan:



Tetapan hasil kali kelarutannya dinyatakan dengan rumus:

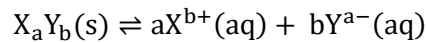
$$K_{sp} X_a Y_b \rightleftharpoons [X^{b+}]^a [Y^{a-}]^b \quad (\text{pers 3.3})$$

Persamaan 3.3 menyatakan hubungan antara tetapan hasil kali kelarutan dengan konsentrasi ion-ion zat terlarut.

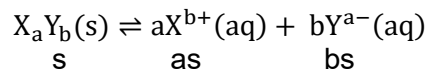
h. Hubungan kelarutan, hasil kali kelarutan dan konsentrasi ion dalam larutan

Persamaan tetapan hasil kali kelarutan yang dinyatakan dalam pers. 3.3 dinyatakan sebagai fungsi konsentrasi ion-ion zat terlarut. Persamaan tetapan hasil kali kelarutan juga dapat dinyatakan sebagai fungsi dari kelarutan zat

terlarut. Senyawa X_aY_b yang terlarut akan mengalami ionisasi dalam sistem kesetimbangan: $X_aY_b(s)$



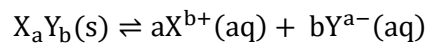
Jika kelarutan dari senyawa X_aY_b dinyatakan dengan s mol/L, maka secara stoikiometri dalam reaksi kesetimbangan tersebut konsentrasi ion-ion X^{b+} dan Y^{a-} adalah:



Sehingga tetapan hasil kali kelarutan X_aY_b adalah:

$$\begin{aligned} K_{sp}X_aY_b &= [a.s]^a \cdot [b.s]^b \\ &= a^a \cdot s^a \cdot b^b \cdot s^b \\ &= a^a \cdot b^b \cdot s^{a+b} \end{aligned}$$

Jadi, untuk reaksi kesetimbangan:



$$K_{sp}X_aY_b = a^a \cdot b^b \cdot s^{a+b} \quad (\text{pers.3.4})$$

dengan: s = kelarutan X_aY_b dalam satuan mol/L

Berdasarkan rumus tersebut dapat ditentukan nilai kelarutannya (s) sebagai berikut.

$$s = \sqrt[a+b]{\frac{K_{sp}}{a^a \cdot b^b}} \quad (\text{pers.3.5})$$

Nilai tetapan hasil kali kelarutan (K_{sp}) suatu zat selalu tetap pada suhu tetap. Jika suhunya berubah, nilai K_{sp} juga akan mengalami perubahan.

Jadi, berdasarkan uraian di atas dan sesuai dengan persamaan 3.3, 3.4 dan 3.5 terlihat adanya hubungan antara kelarutan, tetapan hasil kali kelarutan dan konsentrasi masing-masing ion dalam larutan. Agar dapat menentukan hubungan antara ketiga aspek tersebut, yang perlu diketahui adalah:

- reaksi kesetimbangan dari larutan jenuh senyawa ion tersebut
- salah satu data: kelarutan, atau K_{sp} , atau konsentrasi salah satu ion

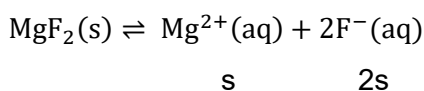
Jadi dengan mengetahui Nilai K_{sp} , kita dapat mengetahui kelarutan senyawa ionik dalam pelarutnya. Semakin kecil K_{sp} , semakin sedikit kelarutan senyawa tersebut dalam air. Namun, dalam menggunakan nilai K_{sp} untuk membandingkan kelarutan, kita harus memilih senyawa yang memiliki rumus yang "sama". Misalnya $AgCl$ dibandingkan dengan ZnS , atau CaF_2 dibandingkan dengan $Fe(OH)_2$.

Contoh :

Jika 50 ml larutan tepat jenuh MgF_2 diuapkan dan diperoleh 3,8 mg MgF_2 padat, hitunglah K_{sp} MgF_2 tersebut!

Jawab:

Perhatikan persamaan reaksi:



$$\text{mol } MgF_2 \text{ padat} = \frac{3,8 \times 10^{-3}}{(24+2 \times 19)} = 6,1 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

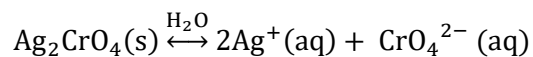
jika kelarutan dinyatakan dengan s maka:

$$s = \frac{6,1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{5 \times 10^{-2} \text{ L}} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\begin{aligned} K_{sp} MgF_2 &= [Mg^{2+}][F^{-}]^2 \\ &= (s)(2s)^2 \\ &= 4s^3 \\ &= 4 \times (0.0012)^3 \end{aligned}$$

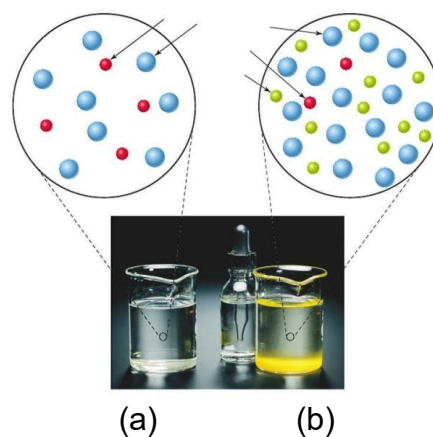
i. Pengaruh Ion Senama Terhadap Kelarutan

Jika Ag_2CrO_4 dilarutkan dalam air murni, akan terion membentuk ion Ag^+ dan ion CrO_4^{2-} . Dalam hal ini, satu-satunya sumber ion Ag^+ dan ion CrO_4^{2-} hanyalah dari zat terlarut Ag_2CrO_4 . Namun apakah yang akan terjadi jika ke dalam larutan jenuh Ag_2CrO_4 ditambahkan K_2CrO_4 ? Dalam larutan jenuh Ag_2CrO_4 terdapat kesetimbangan antara Ag_2CrO_4 padat dengan ion Ag^+ dan ion CrO_4^{2-} , sesuai dengan reaksi berikut:



Ag_2CrO_4 dan K_2CrO_4 sama-sama mengandung ion CrO_4^{2-} . Penambahan K_2CrO_4 ke dalam larutan jenuh Ag_2CrO_4 , berarti menambah ion CrO_4^{2-} ke dalam larutan jenuh tersebut. Jika konsentrasi CrO_4^{2-} ditambah, maka kesetimbangan akan bergeser ke arah Ag_2CrO_4 padatan (sesuai dengan prinsip *Asas Le Chatelier*). Pergeseran kesetimbangan ke arah Ag_2CrO_4 padatan akan menambah jumlah Ag_2CrO_4 padatan yang tidak larut. Hal ini berarti, penambahan ion sejenis (CrO_4^{2-}) akan menambah jumlah Ag_2CrO_4 padat yang tidak larut (memperkecil kelarutan).

Contoh pengaruh penambahan ion senama juga dapat dilihat pada Gambar 5.11. Larutan a, merupakan larutan jenuh PbI_2 , jika kedalam larutan tersebut ditambahkan larutan KI maka akan terbentuk endapan PbI_2 yang berwarna kuning (larutan b).



Gambar 111 Penambahan KI dalam larutan jenuh PbI_2

(Hill-Petrucci : 78)

Jadi, penambahan ion senama akan menggeser kesetimbangan ionik dalam larutan ke arah padatan yang tidak larut. Pergeseran tersebut menunjukkan adanya perubahan kelarutan zat. (menambah jumlah padatan yang tidak larut/ menurunkan kelarutan). Jadi, kelarutan senyawa ionik akan menurun dengan hadirnya zat terlarut kedua yang memberikan ion senama.

Pengaruh ion senama dapat dimanfaatkan untuk menghilangkan kesadahan air. Air sadah adalah istilah yang digunakan untuk menjelaskan larutan mengandung kation bermuatan dua (terutama Ca^{2+} dan Mg^{2+}) dan ion karbonat (CO_3^{2-}).

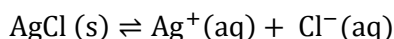
Contoh soal:

K_{sp} untuk AgCl adalah $1,8 \times 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$. Tentukan :

- Kelarutan AgCl dalam air,
- Kelarutan AgCl dalam larutan HCl 0,01 M, Apa pengaruh ion senama Cl^- terhadap kelarutan AgCl?

Jawab :

- Kelarutan AgCl dalam air:



$$K_{sp} \text{ AgCl} = [Ag^+][Cl^-]$$

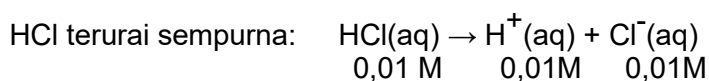
$$1,8 \times 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2 = (s)(s)$$

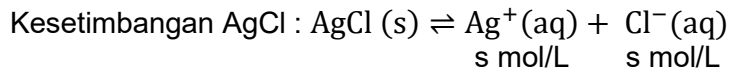
$$1,8 \times 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2 = s^2$$

$$s = 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

- Kelarutan AgCl dalam HCl 0,01 M:

HCl terurai sempurna menjadi H^+ dan Cl^- . Setelah penambahan AgCl, total konsentrasi ion Ag^+ dan Cl^- dalam larutan adalah:





Kita peroleh $[\text{Ag}^+] = s$, dan $[\text{Cl}^-] = 0,01 \text{ M} + s$.

Dengan asumsi, $[\text{Cl}^-]$ yang berasal dari AgCl sangat sedikit dibandingkan $[\text{Cl}^-]$ yang berasal dari HCl, maka $[\text{Cl}^-]$ yang berasal dari AgCl dapat diabaikan.

$$\begin{aligned} K_{sp} \text{ AgCl} &= [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \\ 1,8 \times 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2 &= 0,01 \text{ M} + s \\ &= (s)(0,01 \text{ M}) \\ s &= 1,8 \times 10^{-8} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

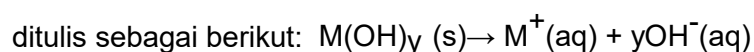
Jadi, ion senama Cl^- menurunkan kelarutan AgCl $1,34 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ menjadi $1,8 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$

j. Pengaruh pH Terhadap Kelarutan

Tingkat keasaman larutan (pH) dapat mempengaruhi kelarutan dari berbagai jenis zat. Perubahan pH pada larutan akan menggeser kesetimbangan ionik dalam larutan. Pergeseran tersebut menunjukkan adanya perubahan kelarutan zat. Suatu basa umumnya lebih mudah larut dalam larutan yang bersifat asam dibandingkan dalam air murni. Sebaliknya, suatu basa lebih sukar larut dalam larutan yang bersifat basa. Hal ini berarti bahwa penurunan pH akan meningkatkan kelarutan senyawa basa. Sementara itu, garam-garam yang berasal dari asam lemah akan lebih mudah larut dalam larutan yang bersifat asam kuat. (peningkatan pH akan meningkatkan kelarutan garam-garam yang berasal dari asam lemah). Hal ini disebabkan karena pergeseran kesetimbangan yang disebabkan oleh bertambahnya ion sejenis akibat peningkatan dan penurunan pH tersebut.

1) Pengaruh pH terhadap kelarutan basa yang sukar larut

Reaksi kesetimbangan dari basa (logam hidroksida) yang sukar larut, dapat



Jika terjadi perubahan pH pada larutan, menurut Asas Le Chatelier:

- **Kenaikan pH**, berarti konsentrasi ion H^+ berkurang atau konsentrasi ion OH^- bertambah. Dengan demikian, kesetimbangan akan bergeser ke kiri membentuk lebih banyak padatan $M(OH)_2$. Jadi, kelarutan zat akan berkurang
- **Penurunan pH**, berarti konsentrasi ion H^+ bertambah atau konsentrasi ion OH^- berkurang. Dengan demikian, kesetimbangan akan bergeser ke kanan membentuk lebih banyak padatan $M(OH)_2$ akan terurai menjadi ion-ionnya. Jadi, kelarutan zat akan bertambah
- **Suatu basa akan lebih susah larut dalam suatu pelarut basa** dibandingkan dalam pelarut air, karena adanya efek ion senama (yaitu ion OH^-), yang mana penambahan ion OH^- akan menyebabkan kesetimbangan bergeser ke arah kiri (kearah padatan tak larut).

Contoh soal:

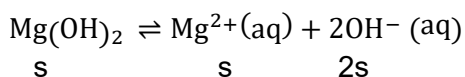
Diketahui tetapan hasil kali kelarutan $Mg(OH)_2 = 1,2 \times 10^{-13} \text{ mol}^3/L^3$.

Tentukanlah kelarutan $Mg(OH)_2$ dalam

- a. Aquades (air murni)
- b. Larutan dengan pH 13

Jawab:

- a. Kesetimbangan ionik $Mg(OH)_2$



$$K_{sp} = [Mg^{2+}][OH^-]^2$$

$$1,2 \times 10^{-13} \text{ mol}^3/L^3 = (s)(2s)^2 = 4s^3$$

$$s = 1,44 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Kelarutan $Mg(OH)_2$ dalam air murni sebesar $1,44 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

- b. Kelarutan $Mg(OH)_2$ dalam larutan dengan pH = 13,

Dari pH, kita peroleh $[OH^-]$ dalam larutan dengan pH 13 tersebut $pOH = 14 - pH = 14 - 13 = 1$, $[OH^-] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$

Jadi $[\text{OH}^-]$ yang berasal dari larutan dengan pH 13 adalah: $1,0 \times 10^{-1}$ mol/L Sehingga:

$[\text{OH}^-]$ total = $[\text{OH}^-]$ dari $\text{Mg}(\text{OH})_2$ + $[\text{OH}^-]$ dari larutan dengan pH 13.

$$= 2s + 1,0 \times 10^{-1} \text{ M}$$

$$K_{\text{sp}} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2$$

$$K_{\text{sp}} = (s) \times (2s + 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L})^2$$

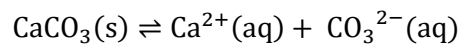
$$1,2 \times 10^{-11} \text{ mol}^3/\text{L}^3 = (s) \times (1,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L})^2$$

$$s = \frac{1,2 \times 10^{-11} \text{ mol}^3/\text{L}^3}{(1,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L})^2} = 1,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Jadi kelarutan $\text{Mg}(\text{OH})_2$ dalam larutan dengan pH 13 adalah $1,2 \cdot 10^{-7}$ mol/L, jauh lebih kecil daripada kelarutan $\text{Mg}(\text{OH})_2$ dalam air murni. Kelarutan $\text{Mg}(\text{OH})_2$ dalam air murni hampir adalah 1200 kali lebih besar dari kelarutan dalam larutan basa dengan pH 13.

2) Pengaruh pH terhadap kelarutan garam dari asam lemah yang sukar larut

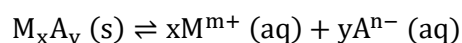
Kalsium karbonat (CaCO_3) sukar larut dalam air, tetapi larut dalam larutan HCl. Fakta ini dapat diterangkan sebagai berikut. Dalam larutan jenuh CaCO_3 terdapat kesetimbangan:



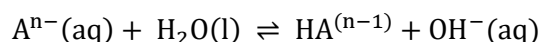
Dalam larutan asam, ion CO_3^{2-} akan diikat oleh ion H^+ membentuk HCO_3^- atau H_2CO_3 . H_2CO_3 selanjutnya akan terurai membentuk CO_2 dan H_2O . Hal ini akan menggeser kesetimbangan ke kanan. Dengan kata lain menyebabkan CaCO_3 melarut.

Perubahan pH hanya akan berpengaruh apabila garam sukar larut berasal dari asam lemah. Untuk jelasnya, perhatikan kesetimbangan kelarutan garam M_xA_y dari asam lemah

HA berikut:



Anion A^{n-} adalah basa konjugasi yang relatif kuat karena berasal dari asam lemah HA. Dengan demikian anion A^{n-} dapat terhidrolisis dan melepas ion OH^- .



Pelepasan ion OH^- menyebabkan perubahan pH, yang dapat mempengaruhi kelarutan garam M_xA_y . Pengaruh tersebut dapat di jelaskan menggunakan *Asas Le Chatelier*:

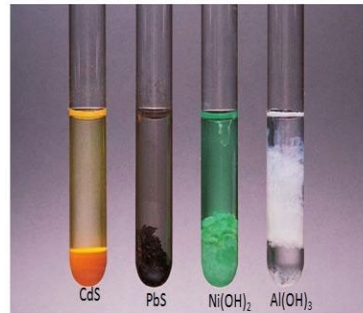
Penurunan pH, berarti konsentrasi ion H^+ bertambah atau konsentrasi ion OH^- berkurang. Dengan demikian, kesetimbangan hidrolisis

$A^{n-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HA^{(n-1)} + OH^-(aq)$ akan bergeser ke kanan. Akibatnya, konsentrasi A^{n-} akan berkurang dan menyebabkan kesetimbangan ionik $M_xA_y(s) \rightleftharpoons xM^{m+}(aq) + yA^{n-}(aq)$ bergeser ke kanan yang menyebabkan lebih banyak garam M_xA_y terurai menjadi ion-ionnya. Jadi, **kelarutan zat akan bertambah**.

Kenaikan pH, berarti konsentrasi ion H^+ berkurang atau konsentrasi ion OH^- bertambah. Dengan demikian, kesetimbangan hidrolisis $A^{n-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HA^{(n-1)} + OH^-(aq)$ akan bergeser ke kiri. Akibatnya, konsentrasi A^{n-} akan bertambah dan menyebabkan kesetimbangan ionik $M_xA_y(s) \rightleftharpoons xM^{m+}(aq) + yA^{n-}(aq)$ bergeser ke kiri membentuk lebih banyak endapan garam M_xA_y . Jadi, **kelarutan zat berkurang**.

k. Meramalkan Terbentuknya Endapan Berdasarkan Nilai K_{sp}

Reaksi antara dua senyawa ionik dalam bentuk larutan dapat menghasilkan endapan, misalnya reaksi antara $Pb(NO_3)_2$ dan KI. Ketika padatan $Pb(NO_3)_2$ dan KI masing-masing dilarutkan dalam air, setiap zat akan terionisasi menjadi ion-ionnya.



Sumber: Raymon Cang: 99

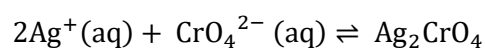
Gambar 112 Contoh reaksi pengendapan

Nilai tetapan hasil kali kelarutan dapat memberi informasi mengenai pembentukan endapan suatu senyawa dalam air. Berdasarkan nilai K_{Sp} , kita dapat meramalkan apakah reaksi pengendapan dapat terjadi/ tidak. Pembentukan endapan dapat diperkirakan dengan membandingkan antara K_{Sp} dengan hasil kali konsentrasi ion dalam larutanyang bereaksi (Q_C). Seperti yang tertera pada Tabel 5.4.

Tabel 24 Perbandingan antara nilai Q_C dan K_{Sp} untuk Pembentukan endapan

Perbandingan	Perkiraan
$Q_C < K_{Sp}$	Tidak terbentuk endapan
$Q_C = K_{Sp}$	Jernih, endapan belum terbentuk
$Q_C > K_{Sp}$	Terbentuk endapan

Makin besar nilai K_{Sp} , makin sulit terjadi pembentukan endapan. Pengendapan senyawa ionik dari larutan terjadi bila hasil kali ion melebihi K_{Sp} zat tersebut. Kita dapat mengeluarkan suatu ion dari larutannya melalui reaksi pengendapan. Sebagai contoh, kita dapat mengeluarkan ion Ag^+ dari larutan $AgNO_3$ dengan menambahkan larutan Na_2CrO_4 ke dalam larutan tersebut. Ion CrO_4^{2-} yang berasal dari Na_2CrO_4 akan bergabung dengan ion Ag^+ membentuk Ag_2CrO_4 yang sukar larut dalam air sehingga akan terbentuk endapan Ag_2CrO_4 yang berwarna merah kecoklatan, seperti yang diperlihatkan dalam Gambar berikut:



$$Q_c = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}]$$

Apabila hasil kali $[Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}]$ dalam larutan tersebut (Q_c) lebih besar dari nilai K_{sp} Ag_2CrO_4 , maka di dalam larutan tersebut akan terbentuk endapan Ag_2CrO_4 . Tapi jika Q_c lebih kecil dari nilai K_{sp} Ag_2CrO_4 akan terbentuk larutan belum jenuh, sedangkan bila $Q_c =$ nilai K_{sp} Ag_2CrO_4 akan terbentuk larutan tepat jenuh.

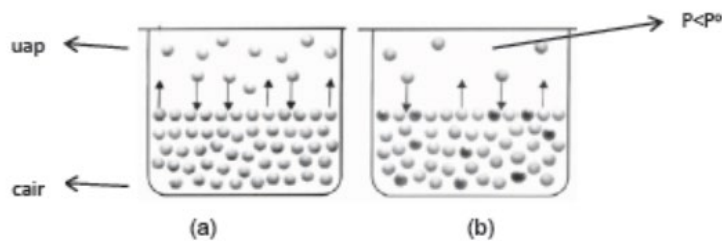
3. Sifat Koligatif Larutan

a. Sifat Koligatif Larutan Non Elektrolit

1) Penurunan Tekanan Uap Jenuh

Untuk mengetahui penurunan tekanan uap maka pada tahun 1880-an kimiawan Perancis **F.M. Raoult** mendapati bahwa melarutkan suatu zat terlarut mempunyai efek penurunan tekanan uap dari pelarut. Apabila pada pelarut murni kita tambahkan sejumlah zat terlarut yang tidak mudah menguap, apa yang akan terjadi?

Coba perhatikan gambar berikut ini.



Gambar 113 Peristiwa Penguapan Zat
(Sumber: General Chemistry, Principles and Structure, James E Brady, 1990)

- (a) Peristiwa penguapan zat cair dalam ruang tertutup sampai mencapai kesetimbangan antara laju penguapan dan laju pengembunan (b) Tekanan uap jenuh pelarut lebih besar daripada tekanan uap jenuh larutan ($P_0 > P$)

Gambar 1.2 menjelaskan bahwa partikel-partikel pada larutan lebih tidak teratur dibandingkan partikel-partikel pada pelarut murni. Hal ini menyebabkan tekanan uap larutan lebih kecil daripada pelarut murni. Inilah yang dinamakan penurunan

tekanan uap jenuh. Selisih antara tekanan uap pelarut murni dengan tekanan uap jenuh larutan dapat dituliskan secara matematis seperti berikut.

$$\Delta P = P^0 - P$$

Keterangan:

ΔP = penurunan tekanan uap

P^0 = tekanan uap jenuh pelarut murni

P = tekanan uap jenuh larutan

Jika zat terlarut bersifat tidak menguap (*non volatile*), artinya tidak memiliki tekanan uap yang dapat diukur sehingga tekanan uap dari larutan selalu lebih kecil daripada pelarut murninya. Jadi, hubungan antara tekanan uap larutan dan tekanan uap pelarut bergantung pada konsentrasi zat terlarut dalam larutan. Hubungan itu dirumuskan dalam Hukum *Raoult* (berasal dari nama kimiawan Perancis *Francois Raoult*) menyatakan bahwa tekanan uap larutan (P_1) sama dengan tekanan uap pelarut murni (P_1^0), dikalikan fraksi mol pelarut dalam larutan X_1

$$P_1 = P_1^0 X_1$$

Dalam larutan yang mengandung hanya satu zat terlarut, $X_1 = 1 - X_2$ dimana X_2 adalah fraksi mol zat terlarut

$$P_1 = (1 - X_2) P_1^0$$

sehingga

$$P_1^0 - P_1 = \Delta P = X_2 \cdot P_1^0$$

Jadi penurunan tekanan uap, ΔP , berbanding lurus terhadap konsentrasi zat terlarut yang diukur dalam fraksi mol.

Contoh Soal

Pada 25°C tekanan uap air murni adalah 23,76 mmHg dan tekanan uap larutan urea adalah 22,98 mmHg. Perkirakan molalitas larutan tersebut !

Penjelasan dan penyelesaian :

Penentuan fraksi mol urea

$$\begin{aligned}\Delta P &= P^{\circ} - P \\ &= 23,76 - 22,98 \text{ mmHg} \\ &= 0,78 \text{ mmHg}\end{aligned}$$

Dengan menggunakan rumus $\Delta P = X_2 \cdot P_1^{\circ}$ didapat $X_2 = 0,033$

$$X_2 = 0,033$$

Rumus: $X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$

Keterangan: n_1 dan n_2 masing-masing adalah jumlah mol pelarut dan zat terlarut. Oleh karena fraksi mol urea dalam larutan ini hanya 0,033, larutan ini termasuk encer sehingga dapat diasumsikan bahwa n_1 jauh lebih besar daripada n_2 .

Jadi dapat dituliskan:

$$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{n_2}{n_1} \quad (n_1 > n_2)$$

$$n_2 = n_1 \cdot X_2$$

Jumlah mol air dalam 1 kg air adalah:

$$1000 \text{ g H}_2\text{O} \times (1 \text{ mol H}_2\text{O} / 18,02 \text{ g H}_2\text{O}) = 55,49 \text{ mol}$$

dan jumlah mol urea yang ada dalam 1 kg air adalah :

$$n_2 = n_1 \cdot X_2 = (55,49 \text{ mol}) (0,033)$$

$$= 1,8 \text{ mol}$$

Jadi konsentrasi larutan urea adalah 1,8 molal

Jika kedua komponen cairan yang mudah menguap (volatil) artinya memiliki tekanan uap yang dapat diukur, maka tekanan uap total dalam campuran jumlah

dari tekanan parsial masing-masing komponen. Hukum Raoult juga berlaku untuk cair-cair:

$$P_A = X_A P_A^0$$

$$P_B = X_B P_B^0$$

P_A dan P_B adalah tekanan uap parsial untuk komponen A dan B

P_A^0 dan P_B^0 adalah tekanan uap zat murni

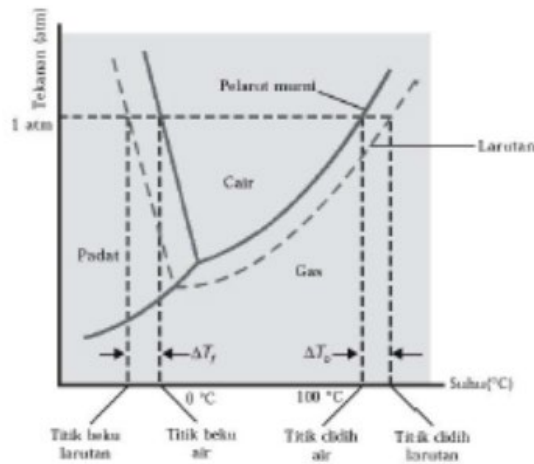
X_A dan X_B adalah fraksi mol masing masing zat.

Bunyi Hukum Raoult:

Tekanan uap jenuh larutan sama dengan fraksi mol pelarut dikalikan dengan tekanan uap jenuh pelarut murni.

2) Kenaikan Titik Didih

Proses pendidihan terjadi karena panas meningkatkan gerakan atau energi kinetik, dari molekul yang menyebabkan cairan berada pada titik di mana cairan itu menguap. Titik didih cairan berhubungan dengan tekanan uap. Jika suatu larutan mempunyai tekanan uap yang tinggi pada suhu tertentu, maka molekul-molekul yang berada dalam larutan tersebut mudah untuk melepaskan diri dari permukaan larutan menuju fasa uap jika mempunyai tekanan uap yang rendah, maka molekul-molekul dalam larutan tersebut tidak dapat dengan mudah melepaskan diri dari larutan menuju fasa uap. Jadi larutan dengan tekanan uap yang lebih tinggi pada suhu tertentu akan memiliki titik didih yang lebih rendah. Cairan akan mendidih ketika tekanan uapnya menjadi sama dengan tekanan udara luar. Hubungan antara tekanan uap jenuh dan suhu air dalam larutan berair ditunjukkan pada Gambar 5.13 berikut.



Gambar 114 Diagram fasa yang mengilustrasikan kenaikan titik didih dan penurunan titik beku larutan berair

Sumber: Kimia Dasar, Konsep konsep Inti, Raymond Chang, 2003

Pada gambar 5.13 terlihat kurva putus-putus untuk larutan dan kurva biasa untuk pelarut murni. Coba Anda amati, analisis dan pelajari dengan teliti, diagram juga memperlihatkan titik didih larutan lebih tinggi dibandingkan titik didih air dan titik beku larutan lebih rendah dibandingkan titik beku air. Titik bertemunya ketiga garis kurva biasa disebut dengan *titik Triple* yang menyatakan keseimbangan ketiga fasa, yaitu padat, cair dan gas. Selain itu, dapat terlihat bahwa pada suhu berapapun tekanan uap larutan lebih rendah daripada tekanan uap pelarut murninya. Sehingga mengakibatkan kurva larutan (putus-putus) memotong garis horisontal yang bertanda $P=1 \text{ atm}$ pada suhu yang lebih tinggi daripada titik didih normal pelarut murni. Analisis dari gambar menunjukkan bahwa titik didih larutan lebih tinggi daripada titik didih pelarut murninya sehingga kenaikan titik didih ΔT_b di definisikan sebagai berikut.

$$\Delta T_b = T_b - T_b^0$$

T_b adalah titik didih larutan dan T_b^0 adalah titik didih pelarut murni. Kenaikan titik didih (ΔT_b) berbanding lurus dengan penurunan tekanan uap maka akan

berbanding lurus juga dengan konsentrasi (molalitas) larutan, sehingga dapat dirumuskan:

$$\Delta T_b = K_b \cdot m$$

$$\Delta T_b = K_b \cdot \frac{w}{M} \cdot \frac{1000}{\text{massa pelarut}}$$

Dengan

ΔT_b = kenaikan titik didih larutan ($^{\circ}\text{C}$)

w = massa zat terlarut (gram) dan massa pelarut (gram)

M = massa molar (g/mol)

K_b = kenaikan titik didih molal ($^{\circ}\text{C}/m$) yang bergantung pada pelarut

Contoh Soal

Suatu larutan non elektrolit mengandung 4 gram zat terlarut dalam 1000 gram air. Larutan tersebut mendidih pada suhu $100,0347^{\circ}\text{C}$. Berapa massa molekul zat tersebut, jika $K_b = 0,52^{\circ}\text{C}\cdot m^{-1}$?

Penyelesaian:

$$\Delta T_b = K_b \cdot \frac{w}{M} \cdot \frac{1000}{\text{massa pelarut}}$$

Sehingga:

$$\text{Massa molar (Mr)} = \frac{K_b}{\Delta T_b} \cdot \frac{w \cdot 1000}{\text{massa pelarut}}$$

$$= \frac{0,52}{0,0347} \cdot \frac{4 \cdot 1000}{1000}$$

$$= 60 \text{ g/mol} \text{ Jadi massa molar adalah } 60$$

3) Penurunan Titik Beku

Mengapa bisa terjadi penurunan titik beku? Faktor apa sajakah yang dapat mempengaruhi terjadinya penurunan titik beku? Jelaskan secara kreatif dan jelas mengenai hal tersebut. Jelaskan pula dengan menggunakan diagram fasa secara cermat.

Perhatikan secara cermat, diketahui pada diagram fasa, gambar 1.3 menunjukkan penurunan tekanan uap larutan bergeser kurva padatan – cairan ke arah kiri. Akibatnya, garis ini memotong garis horisontal pada suhu yang lebih rendah daripada titik beku air. Penurunan titik beku air didefinisikan sebagai berikut.

$$\Delta T_f = T_f^\circ - T_f$$

Dimana T_f adalah titik didih larutan dan T_f° adalah titik didih pelarut murni. Penurunan titik beku (ΔT_f) berbanding lurus dengan penurunan tekanan uap maka akan berbanding lurus juga dengan konsentrasi (molalitas) larutan, sehingga dapat dirumuskan:

$$\Delta T_f = K_f \cdot m$$

$$\Delta T_f = K_f \cdot \frac{w}{M} \cdot \frac{1000}{\text{massa pelarut}}$$

Dengan

ΔT_f = penurunan titik beku larutan ($^\circ\text{C}$)

w = massa zat terlarut (gram) massa pelarut (gram)

M = massa molar (g/mol)

K_f = kenaikan titik didih molal ($^\circ\text{C}/m$)

Dimana dalam persamaan tersebut terdapat m adalah konsentrasi dari zat terlarut dalam satuan molal dan K_f adalah konstanta penurunan titik beku molal ($^\circ\text{C}/\text{molal}$).

Contoh Soal

Berapa gram urea yang terlarut di dalam 500 gram air jika larutan tersebut titik bekunya $-1,4^{\circ}\text{C}$? (K_f air = $1,86^{\circ}\text{C}\cdot\text{m}^{-1}$ dan M_r Urea = 60)

Penyelesaian:

$$\Delta T_b = K_b \cdot \frac{w}{M} \cdot \frac{1000}{\text{massa pelarut}}$$

Sehingga:

$$\Delta T_f = K_f \cdot \frac{w}{M} \cdot \frac{1000}{\text{massa pelarut}}$$

$$1,4^{\circ}\text{C} = 1,86^{\circ}\text{C}/\text{molal} \cdot \frac{w(g)}{60 \text{ g/mol}} \cdot \frac{1000}{500} \text{ kg}^{-1}$$
$$W = \frac{1,4 \times 60 \times 500}{1000 \times 1,86} = 22,58 \text{ gram}$$

Jadi massa urea adalah 22, 58 gram

4) Tekanan Osmosis

Osmosis adalah proses merembes pelarut dari larutan encer ke larutan pekat melalui selaput semipermeable. Perbedaan volume dua larutan pada saat kesetimbangan menghasilkan tekanan yang disebut **Tekanan osmosis** (π). **Tekanan osmosis** (π) adalah tekanan yang diberikan untuk mencegah peristiwa osmosis. **Tekanan osmosis** (π) berbanding lurus dengan tetapan Rydberg (R), suhu (T) dan molaritas (M) larutan.

$$\pi = MRT$$

$$\pi V = nRT$$

Keterangan:

M = molaritas larutan

R = konstanta gas (0,0821 L.atm/K.mol)

T = suhu mutlak (K) ;

π = tekanan (atm)

n = jumlah mol zat terlarut

V = volume larutan (L)

Contoh Soal

Sebanyak 7,85 g sampel senyawa dengan rumus empiris C_5H_4 dilarutkan ke dalam 301 g benzena. Titik beku larutan adalah $1,05^\circ C$ di bawah titik beku benzena murni. Berapa massa molar dan rumus molekul senyawa tersebut?

Penyelesaian

Tahap 1 Menghitung molalitas larutan dari titik bekunya

$$\text{Molalitas} = \frac{\Delta T_b}{K_b} = \frac{1,05 \text{ } ^\circ C}{5,12 \text{ } ^\circ C/m} = 0,205 \text{ } m$$

Karena ada 0,205 mol zat terlarut dalam 1 kg pelarut, jumlah mol zat terlarut dalam 301 g atau 0,301 kg, pelarut adalah:

Tahap 2 menentukan jumlah mol senyawa dalam 7,58 g

$$\text{Molalitas} = \frac{0,205 \text{ } mol}{1 \text{ } kg \text{ } pelarut} \times 0,301 \text{ } kg \text{ } pelarut = 0,0617 \text{ } mol$$

Sehingga dapat dihitung massa molar zat terlarut

$$\frac{7,85 \text{ } g}{0,0617 \text{ } mol} = 127 \text{ } g/mol$$

Karena massa rumus C_5H_4 adalah 64 g dan massa molarnya adalah 127 g, maka rumus molekulnya adalah $C_{10}H_8$ (naftalena)

b. Sifat Koligatif Larutan Elektrolit

Sifat koligatif larutan dapat terjadi pula pada larutan elektrolit. Pada larutan elektrolit terjadi proses terurainya ion-ion dalam larutan. Banyaknya partikel zat terlarut adalah yang menentukan sifat koligatif larutan. Contohnya adalah, larutan garam NaCl didalamnya akan terurai menjadi ion ion Na^+ dan Cl^- sehingga 0,1 m larutan NaCl akan dua kali lebih besar dibandingkan 0,1 molal larutan nonelektrolit. Larutan non elektrolit, misalnya sukrosa atau gula. Bagaimana dengan Larutan $CaCl_2$ pada penurunan titik beku? 0,1 m larutan $CaCl_2$ tentunya akan menurunkan titik beku tiga kali lebih banyak daripada 0,1 m larutan

sukrosa. Mengapa hal ini terjadi? Untuk melihat pengaruh ini, perhatikan persamaan berikut ini

$$\begin{aligned}\Delta T_b &= i \cdot K_b \cdot m \\ \Delta T_f &= i \cdot K_f \cdot m \\ \pi &= i \cdot M \cdot R \cdot T\end{aligned}$$

Variabel i adalah faktor Van't Hoff yang didefinisikan sebagai berikut.

$$i = \frac{\text{jumlah partikel sebenarnya dalam larutan setelah penguraian}}{\text{jumlah satuan rumus yang semula terlarut dalam larutan}}$$

Perbedaan sifat koligatif larutan elektrolit dengan larutan non elektrolit secara kuantitatif dinyatakan oleh faktor van't Hoff (i). Harga i dapat ditentukan dengan rumus berikut.

$$i = \frac{n\alpha + (1 - \alpha)}{1} \text{ atau } i = \frac{1 + (n - 1)\alpha}{1} \text{ atau } i = 1 + (n - 1)\alpha$$

i merupakan faktor van't Hoff sebagai pengali untuk memperoleh harga sifat koligatif larutan elektrolit, n adalah jumlah ion dari zat elektrolit, dan α adalah derajat ionisasi zat elektrolit. Harga faktor Van't Hoff setiap zat elektrolit sangat bervariasi bergantung pada konsentrasi larutannya. Harga i berlaku untuk larutan elektrolit encer.

4. Sistem Koloid

a. Jenis Sistem Koloid

Sistem koloid terdiri atas dua fase, yaitu fase terdispersi dan medium pendispersi. Fase pendispersi maupun medium pendispersi dapat berupa gas, cair maupun padat.

Berdasarkan fase terdispersi dikenal 3 jenis koloid, yaitu:

1) Sol

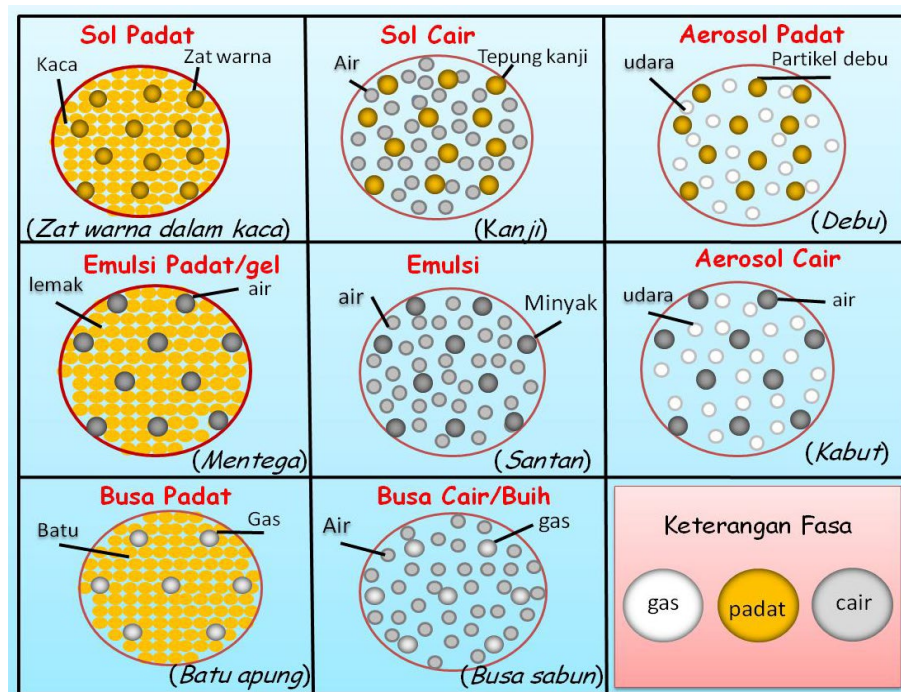
Sol merupakan koloid dengan fase terdispersi padat. Medium pendispersi sol bisa berupa padat, cair dan gas. Berdasarkan medium pendispersinya dikenal 3 jenis sol, yaitu sol padat (padat dalam padat), sol cair (padat dalam cair) dan sol gas (padat dalam gas). Istilah sol biasanya digunakan untuk menyatakan sol cair, sedangkan sol gas sering juga disebut dengan istilah aerosol padat.

Tabel 25 Jenis sistem koloid berdasarkan fase terdispersi dan medium pendispersi

Fasa Terdispersi	Fasa Pendispersi	Nama Sistem Koloid	Contoh
Padat	Padat	Sol padat	alloy baja (karbon dalam besi) gelas berwarna intan hitam
	Cair	Sol cair	tinta (bubuk warna dalam air) cat (bubuk warna dalam air atau minyak) sol belerang, sol emas sol kanji (amilum dalam air)
	Gas	Sol gas (aerosol padat)	asap debu dalam udara
Cair	Padat	Emulsi Padat (gel)	mentega, mutiara, gelatin, gel sabun, dan gel silika(dalam gel, zat terdispersi mengadsorbsi medium pendispersi sehingga membentuk koloid yang agak padat)
	Cair	Emulsi cair	air dalam minyak, seperti : mayonaise, minyak bumi minyak dalam air, seperti: santan
	Gas	Emulsi gas (aerosol cair)	air dalam udara seperti: kabut (<i>fog</i>), awan, embun semprot rambut (<i>hair spray</i>), obat nyamuk semprot
Gas	Padat	Buih padat	spon, batu apung, kasur busa, stirofoam
	Cair	buih cair	buih sabun, buih air, krim kocok

2) Emulsi

Emulsi merupakan koloid dengan fase terdispersi cair. Medium pendispersi emulsi bisa berupa padat, cair dan gas. Berdasarkan medium pendispersinya dikenal 3 jenis emulsi, yaitu emulsi padat atau sering juga disebut dengan istilah gel (cair dalam padat), emulsi cair (cair dalam cair) dan emulsi gas (cair dalam gas). Istilah emulsi biasanya digunakan untuk menyatakan emulsi cair, sedangkan emulsi gas sering juga disebut dengan istilah aerosol cair. Syarat terbentuknya emulsi cair, kedua cairan tidak saling melarutkan.



Gambar 115 Jenis sistem koloid berdasarkan fase terdispersi dan medium pendispersi

Emulsi cair terbagi 2, yaitu:

- Minyak dalam air (M/A): sabun, susu, latex
- Air dalam minyak (A/M): mayonaise, minyak bumi, ikan (yang dimaksud minyak adalah semua zat cair yang tidak bercampur dengan air)

Emulsi terbentuk karena adanya emulgator (pengemulsi). Contoh emulgator adalah sabun dan deterjen. Sabun dan deterjen dapat mencampurkan minyak ke dalam air membentuk emulsi yang stabil. Jika tidak ada sabun, minyak dan air

akan bercampur secara heterogen dan jika dibiarkan beberapa saat saja minyak dan air akan terpisah. Jadi minyak dan air tidak bisa bercampur membentuk emulsi tanpa adanya emulgator sabun atau deterjen. Contoh emulgator yang lain yaitu kasein dalam susu (yang membantu mencampurkan susu dengan air), dan kuning telur dalam mayonaise.

3) **Buih**

Buih merupakan koloid dengan fase terdispersi gas. Medium pendispersi buih bisa berupa padat dan cair. Berdasarkan medium pendispersinya dikenal 2 jenis buih, yaitu buih padat (gas dalam padat) dan buih cair (gas dalam cair). Istilah buih biasanya digunakan untuk menyatakan buih cair.

Untuk menstabilkan buih diperlukan zat pembuih. Contoh zat pembuih adalah sabun, deterjen dan protein. Buih dapat dibuat dengan mengalirkan gas ke dalam zat cair yang mengandung pembuih. Kadang-kadang keberadaan buih tidak dikehendaki, oleh karena itu diperlukan zat untuk penghilang buih atau pemecah buih (agen anti buih/*de-foaming agent*).

Untuk koloid yang medium dispersinya cair dikenal 2 jenis koloid berdasarkan interaksi antara fasa terdispersi dan dasa pendispersi, yaitu:

a) Koloid liofob

Liofob berasal dari bahasa Yunani yang berarti takut cairan (lio=cairan, phobia=takut/benci). Liofob adalah koloid yang tidak suka dengan medium pendispersi (gaya tarik-menarik antara fasa terdispersi dan medium pendispersi sangat lemah sekali, sehingga cenderung memisah, akibatnya tidak stabil). Bila mediumnya air disebut koloid hidrofob (tidak suka air). Contoh Koloid Liofob : Sol-sol logam, sol sulfida, susu, mayonaise, sol besi III hidroksida $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

b) Koloid liofil

Liofil berasal dari bahasa Yunani yang berarti suka cairan (lio = cairan, philia = suka). Liofil adalah koloid yang suka dengan medium pendispersinya (terdapat gaya tarik-menarik yang cukup kuat antara fasa terdispersi dengan medium pendispersi, sehingga sulit dipisahkan atau sangat stabil). Jika medium

pendispersinya air disebut hidrofil (suka air), contoh agar-agar dan tepung kanji dalam air, gelatin, protein.

Berdasarkan uraian sebelumnya, jika ditinjau dari fase terdispersi dan medium pendispersi maka terdapat 8 jenis sistem koloid, seperti ditunjukkan dalam Tabel 5.5 dan Gambar 5.13.

Koloid bisa berubah menjadi bukan koloid, dan beberapa di antaranya bisa berubah kembali menjadi koloid seperti semula. Berdasarkan perubahan tersebut dikenal dua kelompok koloid, yaitu:

1. Koloid reversibel (koloid yang dapat balik)

Koloid reversibel adalah koloid yang jika dibiarkan akan berubah menjadi tidak koloid, namun bisa berubah kembali menjadi koloid. Contoh campuran air dengan susu (koloid) jika dibiarkan maka susu akan mengendap dan airnya terpisah (dalam hal ini koloid sudah berubah menjadi suspensi), namun jika suspensi tersebut dikocok akan kembali diperoleh koloid susu seperti semula.

2. Koloid irreversibel (koloid yang tidak dapat balik)

Koloid irreversibel yaitu koloid yang jika dibiarkan akan berubah menjadi bukan koloid, dan tidak bisa kembali berubah menjadi koloid. Contoh koloid irreversibel adalah sol emas.

b. Sifat Koloid

Sifat-sifat koloid disajikan pada bagian berikut.

1) Efek Tyndall



Gambar 116 Seberkas cahaya melewati a) Larutan b) Melewati koloid

(Brown, *et al.*, 2012)



www.youtube.com/watch?v=uNm9rA_js8s.mp4

Efek Tyndall adalah penghamburan berkas sinar oleh partikel koloid. Efek Tyndall bergantung pada jenis sinar dan ukuran partikel. Apabila sinar dilewati ke koloid dan larutan maka di koloid sinar akan dihamburkan sedangkan pada larutan sinar tersebut akan diteruskan. Contoh efek Tyndall dalam kehidupan sehari-hari yaitu:

- a) Sorot lampu mobil yang dihamburkan pada malam hari yang berkabut.
- b) Sorot lampu proyektor yang dihamburkan dalam ruang yang berdebu/berasap
- c) Berkas sinar matahari yang masuk lewat celah atap/dinding ruangan yang berdebu, atau lewat celah-celah tumbuhan di pagi hari yang berkabut



Gambar 117 Akibat Efek Tyndall yang terlihat ketika sinar matahari melewati sela pepohonan saat udara berkabut/ di pagi hari

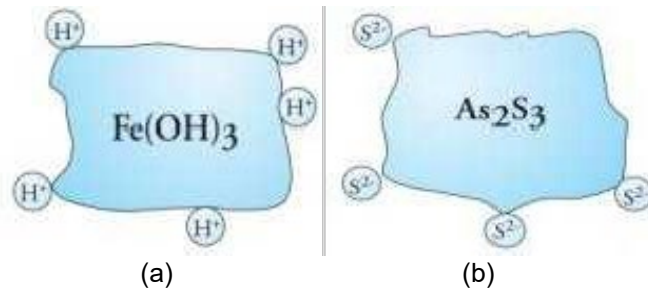
(Brown, *et al*, 2012)

2) Gerak Brown

Partikel koloid akan bergerak *zig-zag* (bergerak lurus dan patah-patah). Gerak ini dinamai sesuai dengan nama penemunya yaitu Robert Brown, seorang ahli biologi berkebangsaan Inggris. Gerak Brown terjadi karena tumbukan yang tidak seimbang antara partikel koloid dengan molekul pendispersi. Gerak Brown yang terus menerus dapat mencegah koloid dari pengendapan (karena gerakan tersebut dapat mengimbangi gaya gravitasi dan menghindari pengendapan).

3) Adsorpsi

Partikel koloid dapat menyerap (mengadsorpsi) partikel lain (ion, atau molekul lain) di permukaannya. Adsorpsi ion-ion tertentu pada permukaan koloid menyebabkan timbulnya muatan pada koloid. Antara partikel bermuatan sejenis akan terjadi tolak menolak, sehingga terhindar dari pengelompokan (pengendapan) antar sesama partikel koloid. Jika partikel koloid saling bertumbukan dan saling tarik-menarik maka akan terjadi pengelompokan (pengendapan).

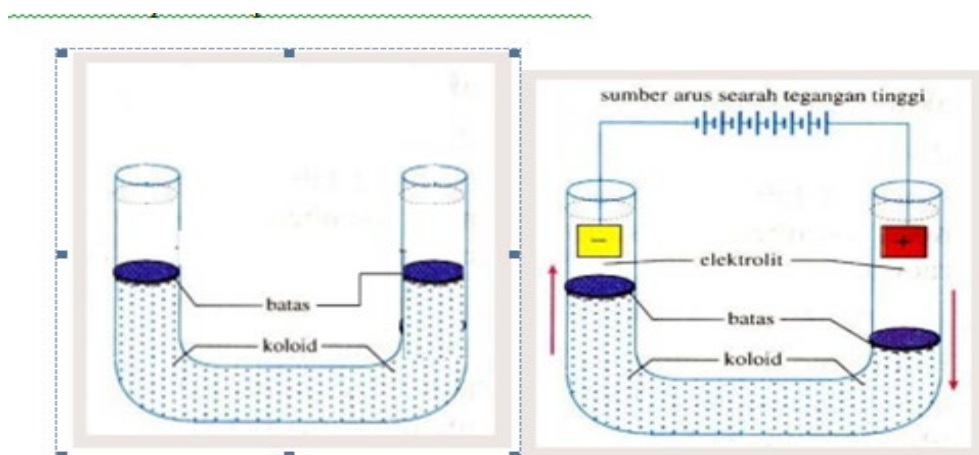


Gambar 118 (a). Partikel Sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$ mengadsorpsi kation dari medium pendispersinya sehingga bermuatan positif, (b) Partikel sol As_2S_3 mengadsorpsi anion dari medium pendispersinya sehingga bermuatan negative

(Johari, 2009 :308)

4) Elektroforesis

Elektroforesis adalah pergerakan partikel koloid dalam medan listrik. Pergerakan partikel koloid dalam medan listrik disebabkan karena koloid tersebut memiliki muatan. Koloid bermuatan negatif akan bergerak ke anode (elektrode positif) dan yang bermuatan positif akan bergerak ke katode (elektrode negatif). Elektroforesis dapat digunakan untuk menentukan muatan koloid. Identifikasi DNA merupakan aplikasi dari elektroforesis.



Gambar 119 Di dalam medan listrik, partikel koloid yang bermuatan positif akan bergerak menuju katode (-). Sebaliknya, partikel koloid yang bermuatan negatif akan bergerak menuju anode (+). Pergerakan partikel koloid ini disebut elektroforesis

(Johari, 2009:310)

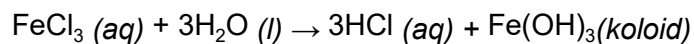
c. Cara Pembuatan Sistem Koloid

Ada dua cara pembuatan partikel koloid yaitu secara kondensasi dan dispersi.

1) Cara Kondensasi

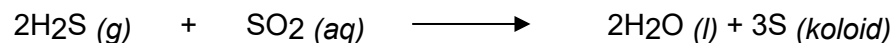
Cara kondensasi dilakukan melalui reaksi-reaksi kimia seperti: a) reaksi hidrolisis; b) redoks, c) pergantian pelarut dan d) dekomposisi rangkap.

a) Reaksi hidrolisis (reaksi penguraian dengan air), yaitu menghidrolisis senyawa ion sehingga terbentuk senyawa yang sukar larut (koloid). Contoh: Pembuatan sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$ dengan memasukkan larutan jenuh FeCl_3 ke dalam air mendidih, sesuai dengan reaksi berikut:



b) Reaksi redoks (reaksi yang disertai perubahan bilangan oksidasi).

Contoh: Pembuatan sol belerang dilakukan dengan mengalirkan gas hidrogen sulfida ke dalam larutan belerang dioksida, sesuai dengan reaksi berikut:



c) Pergantian pelarut. Pembuatan koloid dengan cara pergantian pelarut dilakukan dengan mengganti pelarut dari suatu larutan atau menambahkan pelarut lain, yang zat terlarut lebih sukar larut dalam pelarut pengganti/ pelarut yang ditambahkan tersebut. Contoh: Ke dalam larutan belerang dengan alkohol ditambahkan air untuk membuat koloid belerang, dalam hal ini belerang lebih sukar larut dalam air daripada dalam alkohol.

d) Dekomposisi rangkap/ metatesis, dengan penukaran ion sehingga terbentuk koloid. Contoh: Pembuatan sol AgCl dengan cara mencampurkan larutan perak nitrat encer dengan larutan HCl encer, sesuai dengan reaksi berikut:



2) Cara Dispersi

Cara dispersi dilakukan dengan cara mekanik, peptisasi, atau dengan loncatan bunga api (busur Bredig).

a) Cara mekanik

Pembuatan koloid dengan cara mekanik dilakukan dengan menggerus partikel kasar menggunakan lumpang atau penggiling koloid sampai diperoleh partikel berukuran tertentu, kemudian partikel yang dihasilkan diaduk dengan medium pendispersi sehingga diperoleh koloid. Contoh: pembuatan sol belerang dapat dilakukan dengan menggerus serbuk belerang sampai halus kemudian mencampurnya dengan air.

b) Cara peptisasi

Pembuatan koloid dengan cara peptisasi dilakukan dengan memecah partikel kasar menjadi partikel halus berukuran koloid dengan menambahkan zat pemeptisasi (pemecah).

Contoh:

- 1) Peptisasi endapan $\text{Al}(\text{OH})_3$ oleh AlCl_3 .
- 2) Peptisasi endapan $\text{Fe}(\text{OH})_3$ dengan menambahkan larutan FeCl_3

c) Cara Busur Bredig (Loncatan Bunga Api)

Pembuatan koloid dengan cara busur Bredig merupakan gabungan cara kondensasi dan cara dispersi. Pembuatan cara busur Bredig digunakan untuk membuat sol-sol logam, seperti pembuatan sol emas, sol perak, sol platina. Logam yang akan dijadikan koloid dijadikan sebagai elektrode dan dicelupkan ke dalam medium dispersi, kemudian kedua ujung elektroda tersebut dihubungkan dengan listrik tegangan tinggi (seperti diperlihatkan dalam Gambar 8). Setelah dihubungkan dengan listrik tegangan tinggi, maka atom-atom logam akan lepas dari elektroda dan larut dalam air dan kemudian partikel logam yang larut dalam air tersebut mengalami kondensasi membentuk partikel koloid.

Untuk lebih jelasnya mengenai pembuatan koloid dapat dilihat video di *link* berikut:

<https://www.youtube.com/watch?v=c0yi2o2XQPQ>

d. Koagulasi

Proses penggumpalan partikel koloid ini dikenal dengan istilah koagulasi. Koagulasi dapat terjadi secara kebetulan atau disengaja. Biasanya koagulasi koloid dengan sengaja dilakukan dengan tujuan untuk menghilangkan koloid yang berbahaya/ tidak diinginkan keberadaannya. Contoh koagulasi secara kebetulan adalah menggumpalnya susu jika dibiarkan lama-lama, sedangkan contoh koagulasi yang disengaja adalah penggumpalan partikel-partikel koloid pada penjernihan air laut.

Untuk mempercepat proses koagulasi dapat dilakukan dengan menghilangkan muatan listrik pada partikel koloid. Penghilangan muatan partikel koloid dapat dilakukan dengan empat cara yaitu:

Cara melakukan koagulasi:

1) Cara elektroforesis

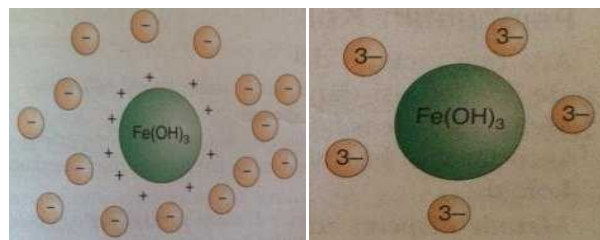
Dalam cara elektroforesis koloid diberi arus listrik, sehingga partikel koloid yang bermuatan bergerak ke elektroda yang berlawanan muatannya. Akibatnya partikel akan kehilangan muatan/menjadi netral dan menggumpal dan mengendap di sekitar elektroda.

2) Cara pemanasan

Dengan adanya pemanasan, terjadi peningkatan energi kinetik partikel koloid. Dan pergerakan partikel koloid menjadi lebih banyak dan cepat sehingga terjadi tabrakan antar partikel koloid. Tabrakan tersebut dapat menyebabkan terbentuknya ikatan antar partikel koloid sehingga terbentuk gumpalan. Contohnya koloid putih telur jika dipanaskan akan menggumpal (terkoagulasi)

3) Penambahan elektrolit

Koloid yang distabilkan oleh ion positif menjadi tidak stabil jika ke dalam koloid tersebut ditambahkan ion negatif, begitu juga sebaliknya. Koloid yang distabilkan oleh ion negatif akan terganggu kestabilannya jika ditambahkan ion positif. Hal ini disebabkan karena terjadi tarik-menarik antara ion yang ditambahkan dengan ion penstabil koloid tersebut, sehingga koloid tidak lagi stabil.



(a) Sol Fe(OH)_3 dikelilingi ion Cl^- (b) Sol Fe(OH)_3 dikelilingi ion PO_4^{3-}

Gambar 120 Penambahan elektrolit untuk mengkoagulasi partikel koloid

(Johari, 2009 : 311)

4) Mencampur dua macam elektrolit

Koagulasi dapat terjadi dengan mencampurkan dua jenis koloid yang berlawanan muatan. Apabila dua macam koloid yang berlawanan muatan dicampurkan akan terjadi tarik menarik antar partikelnya, sehingga akan terjadi penggumpalan (koagulasi). Contoh, Koagulasi besi(III)oksida, diperoleh dengan menambahkan FeCl_3 ke air panas. Ketika beberapa tetes $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ditambahkan, partikel tersuspensi akan mengkoagulasi dengan cepat membentuk endapan $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ seperti terlihat pada Gambar 5.20.



Gambar 121 Koagulasi besi(III)oksida, diperoleh dengan menambahkan FeCl_3 ke air panas.

Ketika beberapa tetes $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ditambahkan, partikel tersuspensi akan mengkoagulasi dengan cepat membentuk endapan $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$, seperti pada Gambar (b)

e. Cara Menjaga Kestabilan Sistem Koloid

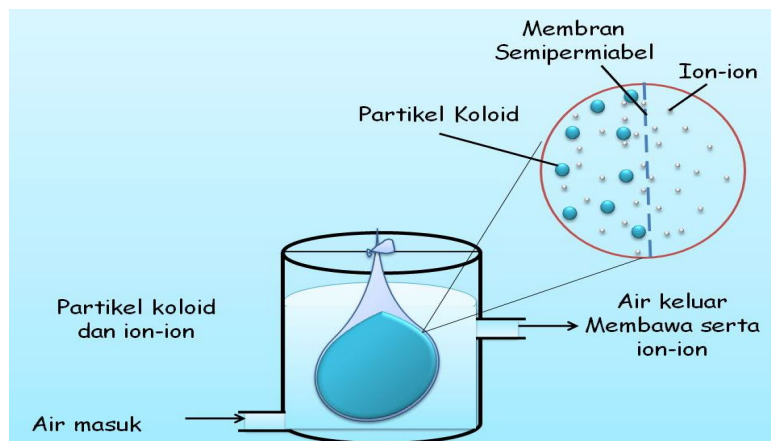
Kestabilan koloid bisa rusak karena terjadinya koagulasi ataupun adanya partikel pengotor yang merusak kestabilan koloid. Seperti yang telah diuraikan sebelumnya jika keberadaan koloid tersebut tidak diharapkan (misal karena membahayakan) maka dapat dilakukan penggumpalan (koagulasi). Namun untuk koloid yang diharapkan keberadaannya maka kita harus mempertahankan kestabilan koloid tersebut (mencegah terjadinya koagulasi). Untuk mempertahankan kestabilan koloid dapat dilakukan beberapa usaha sebagai berikut:

1) Dialisis

Dialisis adalah proses untuk menghilangkan pengotor yang mengganggu kestabilan koloid, pengotor tersebut bisa berupa ion-ion ataupun molekul lainnya. Dalam pembuatan koloid, sering terdapat ion-ion yang mengganggu kestabilan sistem koloid. Pengotor pengganggu tersebut dapat dihilangkan dengan proses dialisis.

Cara melakukan dialisis:

- a) Koloid dimasukkan dalam kantong yang terbuat dari selaput semipermeabel (selaput yang hanya dapat dilewati oleh partikel-partikel kecil, seperti ion dan molekul, tapi tidak dapat dilewati oleh partikel koloid)
- b) Kemudian kantong tersebut dimasukkan ke dalam bejana yang berisi air mengalir, sehingga ion-ion atau molekul pengotor akan keluar dan hanyut, dan didapat koloid yang bersih dari pengotor.



Gambar 122 Proses dialysis

(Brown, *et al.*, 2012)

- c) Pemisahan hasil metabolisme dari darah oleh ginjal. Dalam hal ini ginjal bersifat sebagai selaput semipermeabel, yang dapat menahan butir-butir darah sebagai koloid dan melewatkan ion-ion dan molekul-molekul kecil seperti air, urea dan kreatinin).

2. Menambahkan emulgator (zat pengemulsi)

Koloid dalam bentuk emulsi dapat dijaga kestabilannya dengan menambahkan emulgator, seperti menambahkan sabun atau deterjen pada emulsi minyak dan air. Campuran minyak dan air jika dikocok kuat akan terbentuk emulsi. Namun jika emulsi tersebut dibiarkan, emulsi akan rusak membentuk suspensi yang terdiri dari dua lapisan, yaitu lapisan minyak dan lapisan air. Agar emulsi tersebut tidak rusak, ke dalam emulsi tersebut dapat ditambahkan sabun atau deterjen sebagai emulgator.

3. Menambahkan ion

Pada umumnya koloid sol dapat menyerap ion sehingga menjadi bermuatan listrik. Jika ke dalam koloid yang bermuatan ditambahkan ion bermuatan sama maka akan terjadi tolak-menolak antara partikel koloid dengan ion yang ditambahkan sehingga dapat menjaga kestabilan koloid tersebut (tidak terkoagulasi). Contohnya koloid $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ dapat distabilkan dengan menambahkan ion Fe^{3+} .

4. Menambahkan koloid pelindung

Koloid pelindung akan membungkus zat terdispersi sehingga zat terdispersi tidak bisa lagi terkoagulasi. Seperti penambahan gelatin untuk menjaga kestabilan es krim agar tidak mengkristal.

5. Menambahkan emulgator (zat pengemulsi)

Koloid dalam bentuk emulsi dapat dijaga kestabilannya dengan menambahkan emulgator, seperti menambahkan sabun atau deterjen pada emulsi minyak dan air. Campuran minyak dan air jika dikocok kuat akan terbentuk emulsi. Namun jika emulsi tersebut dibiarkan, emulsi akan rusak membentuk suspensi yang terdiri dari dua lapisan, yaitu lapisan minyak dan lapisan air. Agar emulsi tersebut tidak rusak, kedalam emulsi tersebut dapat ditambahkan sabun atau deterjen sebagai emulgator.

f. Penggunaan Koloid Dalam Kehidupan Sehari-Hari

Beberapa kegunaan koloid:

1) Untuk penggumpalan lateks

Lateks adalah koloid (karet dalam air) yang bermuatan negatif. Agar lateks mudah dikemas dan dicetak, maka ke dalam lateks ditambahkan ion positif sehingga terjadi tarik-menarik antara ion yang berlawanan tersebut. Akibat tarik-menarik tersebut lateks akan menggumpal dan mudah dicetak ataupun dikemas.

2) Mengurangi polusi udara

Gas buangan pabrik yang mengandung partikel berbahaya dapat diatasi dengan menggunakan koloid. Asap buangan dimasukkan ke dalam ruangan bertegangan listrik tinggi (pengendap Cottrell). Di dalam ruangan tersebut terjadi pengionan molekul udara, asap akan menyerap ion positif dan tertarik ke elektroda negatif, sehingga menggumpal. Sehingga dihasilkan gas yang tidak berbahaya dan bebas dari padatan (karena sudah digumpalkan).

3) Sebagai Penjernih air

Tawas (aluminium sulfat) jika dicampurkan ke dalam air akan terhidrolisis

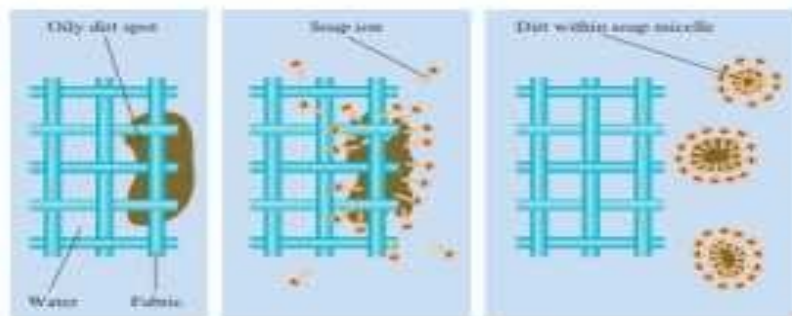
membentuk koloid $\text{Al}(\text{OH})_3$, dan koloid tersebut akan menyerap/mengadsorpsi pengotor-pengotor dalam air, sehingga air menjadi jernih dan bersih.

4) Sebagai deodorant

Deodorant mengandung aluminium klorida untuk mengkoagulasi protein dalam keringat. Endapan protein dan keringat ini akan menghambat kerja kelenjer keringat, sehingga keringat dan protein yang dihasilkan berkurang.

5) Sebagai bahan pencuci

Sabun atau deterjen jika dicampurkan dengan air akan membentuk koloid. Molekul sabun atau deterjen terdiri dari bagian kepala (polar) dan ekor (non polar), seperti diperlihatkan dalam Gambar 5.20



Ekor (hidrofob)

Kepala (hidrofil)

Gambar 123 Struktur molekul sabun

Bagian kepala merupakan koloid hidrofil (suka air, karena air juga polar) sedangkan bagian ekor merupakan koloid hidrofob (tidak suka air) dan suka minyak (kotoran yang menempel pada pakaian). Sehingga molekul sabun dalam air akan memposisikan diri dengan kepala mengarah dan menempel pada air sedangkan ekor mengarah dan menempel pada minyak (kotoran), sehingga terjadi tarik-menarik antara bagian kepala dan ekor yang mengakibatkan lepasnya kotoran dari pakaian. Air yang mengandung sabun juga mempunyai

tegangan permukaan yang lebih rendah, sehingga air bersabun akan mudah masuk/meresap ke pori-pori bahan yang di cuci.

6) Sebagai bahan kosmetik

Beberapa bahan kosmetik ada yang susah digunakan dalam bentuk padatan, sehingga dikembangkan kosmetik dalam bentuk koloid, seperti lotion.

7) Sebagai bahan makanan

Beberapa jenis makanan dan obat tidak larut dalam air dan sulit ditelan dalam bentuk padatan, oleh karena itu bahan makanan atau obat tersebut diolah menjadi koloid sehingga mudah dikonsumsi.

8) Pemutihan gula tebu

Zat-zat warna dalam gula dapat diadsorpsi dengan koloid sehingga gula menjadi putih bersih.

9) Sebagai obat sakit perut (seperti norit)

Norit merupakan karbon aktif dan di dalam usus akan membentuk koloid. Norit dapat mengadsorpsi gas atau zat racun yang terdapat dalam usus.

D. Rangkuman

- Asam-basa dapat dibedakan berdasarkan sifat-sifatnya secara umum, Larutan asam mempunyai rasa masam dan bersifat korosif terhadap logam. Larutan basa berasa pahit
- Teori asam-basa:
 - o Arrhenius:
 - Asam: zat yang dalam air dapat menghasilkan H^+ atau H_3O^+
 - Basa: zat yang dalam air menghasilkan OH^-
 - o Bronsted Lowry:
 - Asam: donor proton
 - Basa: akseptor proton
 - o Lewis:
 - Asam: akseptor elektron

- Basa: donor elektron
- Untuk menentukan larutan asam atau basa dapat digunakan indikator atau dapat juga dengan mengukur pH larutan tersebut
- Pembawa sifat asam adalah ion H^+ , sedangkan pembawa sifat basa adalah OH^- .
- Indikator asam basa adalah zat yang bisa berubah warna dalam trayek pH tertentu.
- Berdasarkan konsentrasi ion pembawa (H^+ dan OH^-) dikenal asam kuat dan asam lemah, serta basa kuat dan basa lemah. Asam kuat dan basa kuat terionisasi sempurna dalam pelarutnya ($\alpha=1$), sedangkan asam lemah dan basa lemah terionisasi sebagian dalam larutannya. ($0 < \alpha < 1$).
- Air merupakan pelarut yang amfoter, yaitu dapat bersifat asam ataupun basa.

$$K_w = 10^{-14}$$

$$pK_w = 14$$

$$pH = -\log[H^+] \quad pOH = -\log[OH^-] \quad pK_w = -\log K_w$$

jika $[H^+] = [OH^-]$, maka pH larutan = 7, maka larutan bersifat netral.

jika $[H^+] < [OH^-]$, maka pH larutan > 7, maka larutan bersifat basa.

jika $[H^+] > [OH^-]$, maka pH larutan < 7, maka larutan bersifat asam.

$$- K_a \times K_b = K_w$$

- Untuk Asam kuat:

$$[H^+] = \text{valensi} \times [\text{Asam}]$$

- Asam Lemah

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

$$[H^+] = [HA] \cdot \alpha$$

$$\alpha = \frac{\text{jumlah zat yang terion}}{\text{jumlah zat mula - mula}}$$

- Basa Kuat:

$$[OH^-] = \text{valensi} \times [\text{basa}]$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot [M(\text{OH})]}$$

$$\alpha = \frac{\text{jumlah zat yang terion}}{\text{jumlah zat mula} - \text{mula}}$$

- Asam kuat dan basa kuat dapat terionisasi sempurna, sehingga konsentrasi ion H^+ (asam) dan OH^- (basa) sama dengan molaritas larutannya. Asam dan basa lemah hanya dapat terionisasi sebagian dalam larutan. Sehingga asam dan basa mempunyai harga tetapan asam (K_a) dan basa (K_b). Larutan penyangga asam yaitu larutan yang mengandung asam lemah dengan basa konjugasinya. Larutan penyangga basa yaitu larutan yang mengandung basa lemah dengan asam konjugasinya.
- Larutan merupakan campuran homogen (membentuk satu fasa) antara dua zat atau lebih. Larutan terdiri dari pelarut dan zat terlarut. Pelarut: zat yang jumlahnya lebih banyak dan zat terlarut zat yang jumlahnya lebih sedikit
- Kelarutan digunakan untuk menyatakan jumlah maksimum zat terlarut yang dapat larut dalam sejumlah pelarut pada suhu tertentu. Kelarutan dapat dinyatakan dalam g/L ataupun mol/L. Zat yang memiliki kelarutan lebih kecil dari $0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dianggap sukar larut. Kelarutan dipengaruhi oleh: suhu., keberadaan ion sejenis, pH, jenis pelarut, jenis zat terlarut.
- Terdapat hubungan antara kelarutan, tetapan hasil kali kelarutan dan konsentrasi masing-masing ion dalam larutan. Penambahan ion sejenis akan memperkecil kelarutan. Suatu basa akan sukar larut dalam larutan basa, tapi mudah larut dalam asam. Pembentukan endapan dapat diperkirakan dengan membandingkan antara K_{sp} dengan hasil kali konsentrasi ion dalam larutan yang bereaksi (Q_c).
- Sifat Koligatif adalah sifat larutan yang hanya bergantung pada jumlah partikel zat terlarut.
- Sifat koligatif larutan terbagi empat yaitu penurunan tekanan uap larutan, kenaikan titik didih larutan, penurunan titik beku larutan, dan tekanan osmosis.

- Penurunan tekanan uap (ΔP) adalah turunya tekanan uap jenuh suatu larutan (P) relatif terhadap tekanan uap pelarut murninya (P^0) karena adanya zat terlarut *non volatile*.
- Kenaikan titik didih larutan (ΔT_b) adalah selisih antara titik didih larutan (T_b larutan) dengan titik didih pelarut murni (T_b larutan).
- Penurunan titik beku (ΔT_f) larutan adalah turunya titik beku larutan (T_b larutan) dibanding titik beku pelarut murni (T_f pelarut) karena terdapatnya sejumlah zat terlarut.
- Tekanan osmosis (π) adalah tekanan yang diberikan untuk mencegah peristiwa osmosis.
- Pada konsentrasi yang sama, sifat koligatif larutan elektrolit lebih besar dibandingkan sifat koligatif larutan non elektrolit.
- Koloid adalah suatu campuran zat heterogen (dua fase) antara dua zat atau lebih dimana partikel-partikel zat yang berukuran koloid (fase terdispersi/yang dipecah) tersebar secara merata di dalam zat lain (medium pendispersi/pemecah). Ukuran partikel koloid berkisar antara 1-100 nm, ukuran yang dimaksud dapat berupa diameter, panjang, lebar, maupun tebal dari suatu partikel.
- Berdasarkan ukuran partikel dan sifat campuran yang terbentuk dikenal 3 jenis campuran, yaitu Larutan, koloid, dan suspensi
- Sistem koloid terdiri atas dua fase, yaitu fase terdispersi dan medium pendispersi. Fase pendispersi maupun medium pendispersi dapat berupa gas, cair maupun padat.
- Sifat koloid: Mengalami efek tyndall, Melakukan gerak brown, Mengalami elektroforesis.

Pembelajaran 6. Kimia organik dan polimer

Sumber.

Modul Pendidikan Profesi Guru, Modul 6. Kimia Organik dan Polimer Penulis : Hesty Parbuntari, S.Pd., M.Sc,

A. Kompetensi

Penjabaran model kompetensi yang selanjutnya dikembangkan pada kompetensi guru bidang studi yang lebih spesifik pada pembelajaran 6. Kimia Organik dan Polimer adalah guru P3K mampu menganalisis struktur senyawa organik dan penerapan kimia dalam industri serta lingkungan.

B. Indikator Pencapaian Kompetensi

Dalam rangka mencapai kompetensi guru bidang studi, maka dikembangkanlah indikator - indikator yang sesuai dengan tuntutan kompetensi guru bidang studi. Indikator Pencapaian Kompetensi yang akan dicapai dalam pembelajaran Kimia Organik dan Polimer adalah sebagai berikut :

1. Menganalisis Alkana, alkena, dan alkuna dalam senyawa organik,
2. Menganalisis Gugus fungsi dan isomer,
3. Menganalisis Jenis-jenis senyawa organik di alam,
4. Menganalisis Reaksi subsitusi nukleofilik,
5. Menganalisis Reaksi eliminasi,
6. Menganalisis Reaksi adisi,
7. Menganalisis Reaksi substitusi elektrofilik,
8. Menganalisis Reaksi oksidasi-reduksi pada senyawa organik,
9. Menganalisis Karbohidrat dan identifikasinya,
10. Menganalisis Asam amino dan protein,
11. Menganalisis Polimer alami dan sintesis,
12. Menganalisis Pembentukan polimer melalui mekanisme adisi dan kondensasi,
13. Menganalisis Prinsip dasar reaksi kimia dalam biofuel,
14. Menganalisis Prinsip dasar reaksi kimia dalam biogas,
15. Menganalisis Prinsip dasar reaksi kimia dalam pemuatan sabun,
16. Menganalisis Prinsip dasar reaksi kimia dalam fermentasi alkohol,

17. Menganalisis Prinsip dasar reaksi kimia dalam produksi *nata de coco*,
18. Menganalisis Prinsip dasar reaksi kimia dalam pengolahan logam, dan
19. Menganalisis Fenomena kimia di lingkungan sekitar.

C. Uraian Materi

1. Hidrokarbon

a. Alkana, alkena, dan alkuna

1) Alkana

a) Rumus Molekul dan Sifat Fisika

Senyawa golongan alkana mempunyai rumus molekul C_2H_{2n+2} . Alkana dan sikloalkana dikenal sebagai hidrokarbon jenuh dan tidak memiliki gugus fungsional. Alkana dan sikloalkana juga merupakan senyawa nonpolar. Ciri lainnya dari senyawa alkana adalah fasanya. Alkana C_1 sampai C_4 memiliki fasa gas pada temperature kamar, alkana C_5 sampai C_{17} memiliki fasa cair dan alkana rantai lurus C_{18} atau lebih berada dalam fasa padat.

Titik didih suatu senyawa dipengaruhi oleh banyaknya energi yang diperlukan molekul-molekul untuk berubah dari fasa cair menjadi gas.

Tabel 26 Titik didih beberapa alkana

Struktur	Titik didih (°C)	Struktur	Titik didih (°C)
CH ₄	-162	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃	69
CH ₃ CH ₃	-88,5	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₃	98
CH ₃ CH ₂ CH ₃	-42	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₃	126
CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₃	0	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH ₃	151
CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₃	36	CH ₃ (CH ₂) ₈ CH ₃	174

b) Tata Nama Alkana

Struktur dan nama sepuluh alkana rantai lurus dicantumkan dalam tabel berikut.

Tabel 27 Sepuluh alkana rantai lurus

Banyak karbon	Struktur	Nama
1	CH ₄	Metana
2	CH ₃ CH ₃	Etana
3	CH ₃ CH ₂ CH ₃	Propana
4	CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₃	Butana
5	CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₃	Pentana
6	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃	Heksana
7	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₃	Heptana
8	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₃	Oktana
9	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH ₃	Nonana
10	CH ₃ (CH ₂) ₈ CH ₃	Dekana

Jika cabang yang terikat pada rantai induk alkana, maka nama cabangnya disebut **alkil** (alkana kekurangan 1 atom H), seperti CH₃ (**metil**), C₂H₅ (**etil**), dan seterusnya. Nama gugus alkil rantai lurus dicantumkan dalam Tabel 3.

Tabel 28 Gugus alkil

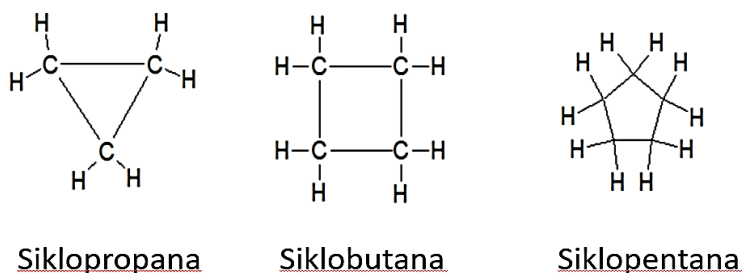
Struktur	Nama	Struktur	Nama
CH ₃ —	Metil	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₂ —	Heksil
CH ₃ CH ₂ —	Etil	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₂ —	Heptil
CH ₃ CH ₂ CH ₂ —	Propil	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₂ —	Oktil
CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₂ —	Butil	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH ₂ —	Nonil
CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₂ —	Pentil	CH ₃ (CH ₂) ₈ CH ₂ —	Dekil

Jika cabang merupakan substituen lain, penomoran tetap dilakukan berdasarkan letak posisi terkecil. Berikut ini merupakan beberapa substituen yang terikat pada alkana.

Tabel 29 Beberapa substituen yang terikat pada alkana

Substituen	Nama Awalan
-NO ₂	Nitro-
-F	Fluoro-
-Cl	Kloro-
-Br	Bromo-
-I	Iodo-

Penamaan sikloalkana berdasarkan banyaknya atom karbon dalam lingkaran atau cincin dan adanya penambahan awalan siklo. Penomoran cabang diberikan dari nomor yang paling kecil dengan urutan prioritas atom.



Gambar 124 Hidrokarbon siklik
(Smith, 2008)

2) Alkena dan Alkuna

Hidrokarbon berikatan rangkap dua dikenal sebagai senyawa-senyawa kelompok **alkena** dan hidrokarbon berikatan rangkap tiga dikenal sebagai senyawa-senyawa kelompok **alkuna**. Senyawa-senyawa alkena dan alkuna merupakan senyawa-senyawa yang tidak jenuh. Alkena memiliki rumus molekul C_nH_{2n} dan alkuna memiliki rumus C_nH_n .

Dalam pemberian nama rantai induk, akhiran **-ana** diganti dengan **-ena** untuk alkena dan **-una** untuk alkuna.

Penomoran cabang tetap dimulai dari posisi yang paling dekat dengan ujung rantai induk. Selain itu, terdapat penomoran untuk posisi dari ikatan rangkapnya. Misalnya, $CH_3CH_2CH=CHCH_3$. Maka nama dari senyawa ini yaitu 2-butena bukan 3-butena.





Alkena dan alkuna yang memiliki ikatan rangkap mempunyai peluang untuk lebih reaktif dibandingkan dengan alkana karena alkena dan alkuna memiliki ikatan phi yang sangat mudah putus untuk membentuk ikatan baru dengan atom lainnya. Titik didih alkena dan alkuna rantai lurus juga lebih tinggi daripada alkuna dengan jumlah karbon yang sama.







b. Gugus fungsi dan isomer

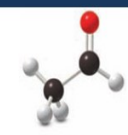
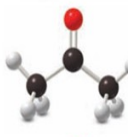
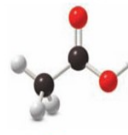
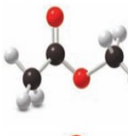
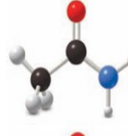
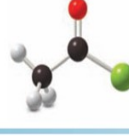
1) Gugus Fungsi

Gugus fungsional adalah bagian dari molekul senyawa organik yang merupakan pusat kereaktifan dan sifat molekul.

Tabel 30 Klasifikasi senyawa organik

Jenis Senyawa	Struktur umum	Contoh	Ggs fungsional
Alkana	$R-H$	CH_3CH_3	—
Alkena			Ikatan rangkap
Alkuna	$-C\equiv C-$	$H-C\equiv C-H$	Rangkap tiga
Senyawa aromatik			Gugus phenil

Jenis Senyawa	Struktur Umum	Contoh	Struktur 3-D	Gugus Fungsi
Alkil Halida	$R-\ddot{X}$ (X = F, Cl, Br, I)	$CH_3-\ddot{Br}$		$-X$ Gugus halogen
Alkohol	$R-\ddot{O}H$	$CH_3-\ddot{O}H$		$-OH$ Gugus hidroksi
Eter	$R-\ddot{O}-R$	$CH_3-\ddot{O}-CH_3$		$-OR$ Gugus alkoksi
Amina	$R-\ddot{N}H_2$ or $R_2\ddot{N}H$ or $R_3\ddot{N}$	$CH_3-\ddot{N}H_2$		$-NH_2$ Gugus amina
Tiol	$R-\ddot{S}H$	$CH_3-\ddot{S}H$		$-SH$ Gugus merkapto
Sulfida	$R-\ddot{S}-R$	$CH_3-\ddot{S}-CH_3$		$-SR$ Gugus alkiltio

Jenis Senyawa	Struktur Umum	Contoh	Struktur 3D	Gugus Fungsi
Aldehid	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{H} \end{array}$		C=O
Keton	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{R} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$		C=O
Asam Karboksilat	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\ddot{\text{O}}\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\ddot{\text{O}}\text{H} \end{array}$		-COOH
Ester	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\ddot{\text{O}}\text{R} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\ddot{\text{O}}\text{CH}_3 \end{array}$		-COOR
Amida	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{N}(\text{H or R}) \\ \\ \text{H (or R)} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$		-CONH ₂ , -CONHR, or -CONR ₂
Asil Klorida	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\ddot{\text{O}}\text{Cl} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\ddot{\text{O}}\text{Cl} \end{array}$		-COCl

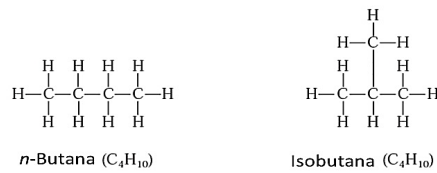
(Sumber: Smith, 2008)

2) Keisomeran

Jenis isomer yang terdapat di dalam senyawa organik yaitu; isomer rangka, isomer posisi, isomer gugus fungsi, isomer geometri.

a) Isomer rangka

Isomer rangka ini terjadi antara bentuk rantai lurus dengan bentuk rantai bercabang. Contoh isomer rangka senyawa butana (C₄H₁₀), memiliki dua isomer yaitu butana dan 2-metil butana atau isobutana, seperti gambar berikut.



Gambar 125 Contoh isomer kerangka
(Sumber: Denniston, 2011)

b) Isomer posisi

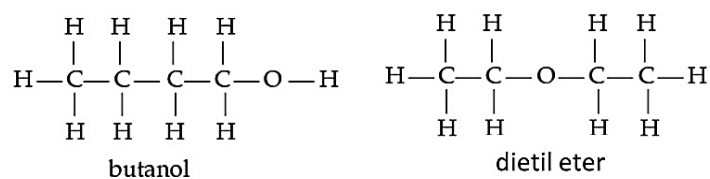
Dua senyawa dengan rumus molekul sama dan gugus fungsi yang sama, tetapi letak atau posisi gugus fungsinya yang berbeda. Contohnya pada senyawa 2-butena dengan 1-butena, seperti gambar berikut ini!



Gambar 126 Contoh isomer posisi

c) Isomer fungsional

Dua senyawa dengan rumus molekul sama dan jenis gugus fungsinya berbeda. Contoh pada senyawa aldehyd dengan keton, asam karboksilat dengan ester, dan alkohol dengan eter seperti gambar berikut.

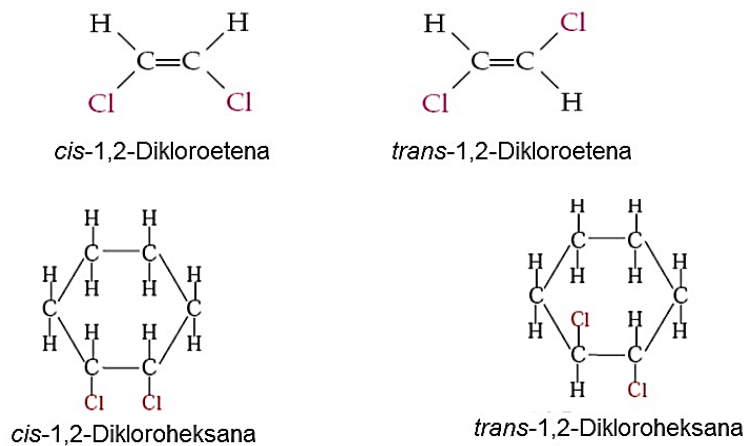


Gambar 127 Contoh isomer gugus fungsi
(Sumber: Denniston, 2011)

d) Isomer geometri

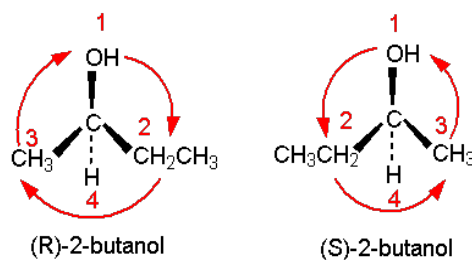
Isomer geometri terjadi karena perbedaan letak suatu gugus di dalam ruang. Isomer geometri ada dua macam yaitu isomer geometri **cis-trans**, **isomer optik**.

Gugus fungsi yang terletak pada bidang yang sama atau sepihak disebut dengan kedudukan **cis**, sedangkan gugus-gugus yang berada berseberangan (berbeda ruang), disebut dengan kedudukan **trans**. Berikut ini contoh isomer **cis** dan **trans** yang terdapat senyawa berikut.



Gambar 128 Contoh isomer geometri
(Sumber: Denniston, 2011)

Isomer optik terdapat pada senyawa organik yang mempunyai atom C kiral atau atom C asimetri. Senyawa yang mempunyai atom C kiral dapat memutar bidang optik. Dalam sistem ini terdapat dua konfigurasi yaitu (R) dan (S) atau sistem Cahn-Ingold-Prelog. (R) merupakan singkatan dari bahasa latin *rectus*, yang berarti kanan. Sementara, (S) adalah *sinister*, yang berarti kiri. Setiap atom karbon kiral mempunyai konfigurasi (R) atau (S)



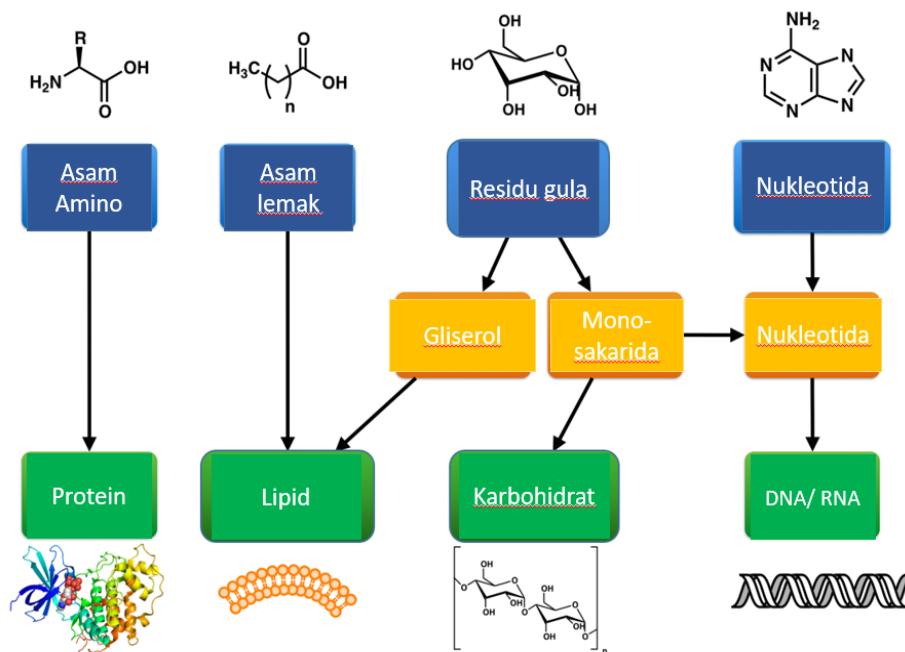
Gambar 129 Contoh isomer optis

Untuk pemahaman lebih lanjut, Anda dapat lihat video berikut ini!
<https://youtu.be/6vd7S3T7R8k>

c. Jenis-jenis senyawa organik di alam

Senyawa-senyawa organik di alam sering juga disebut sebagai senyawa bahan alam. Definisi yang lebih luas dari senyawa bahan alam senyawa organik yang disintesis oleh organisme hidup.

Senyawa bahan alam dapat diklasifikasikan menurut fungsi biologisnya, jalur biosintesis, atau sumbernya. Senyawa bahan alam sering dibagi menjadi dua kelas utama: metabolit primer dan sekunder. Metabolit primer adalah molekul organik yang memiliki fungsi intrinsik yang penting untuk kelangsungan hidup organisme. Contoh-contoh metabolit primer termasuk molekul blok pembangun inti (asam nukleat, asam amino, gula, dan asam lemak) yang diperlukan untuk membuat makromolekul utama (DNA, RNA, protein, karbohidrat, dan lemak) yang bertanggung jawab untuk mempertahankan kehidupan. Sebaliknya, metabolit sekunder adalah molekul organik yang biasanya memiliki fungsi ekstrinsik yang terutama memengaruhi organisme lain di luar produsen. Metabolit sekunder tidak penting untuk bertahan hidup tetapi meningkatkan daya saing organisme dalam lingkungannya.

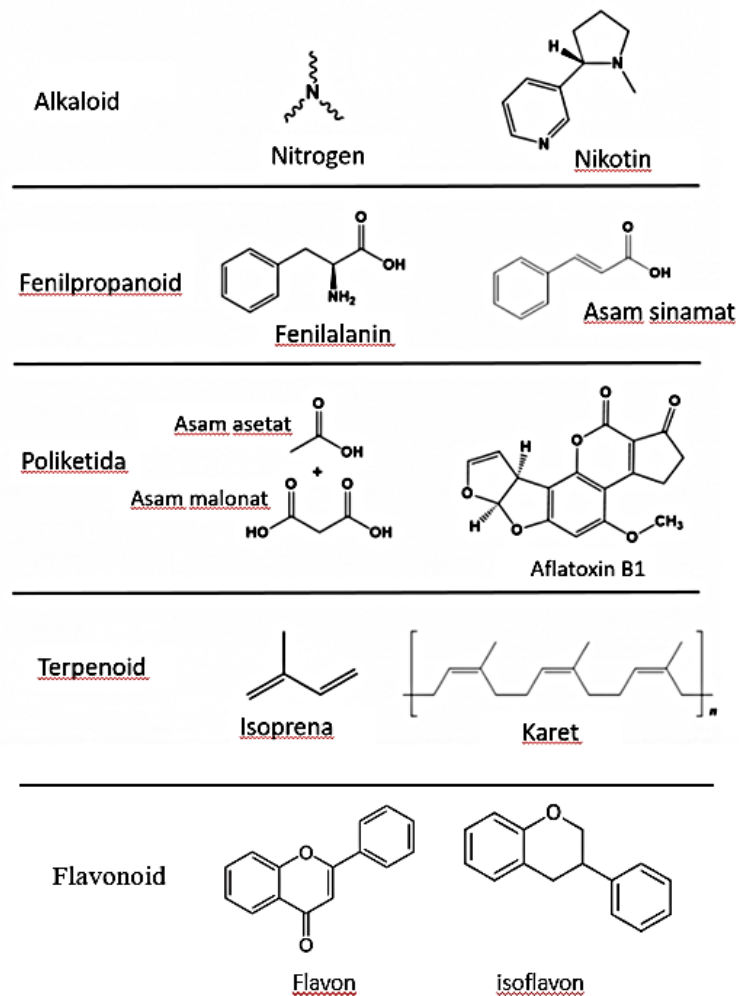


Gambar 130 Senyawa bahan alam

(Sumber: <http://www.wou.edu/chemistry/courses/online-chemistry-textbooks/ch105-consumer-chemistry/ch105-chapter-6-hydrocarbons/>)

Metabolit primer yang terlibat dengan produksi energi meliputi banyak enzim yang memecah molekul makanan, seperti karbohidrat dan lipid, dan menangkap energi yang dilepaskan dalam molekul adenosin trifosfat (ATP). Enzim adalah katalis biologis yang mempercepat laju reaksi kimia. Biasanya enzim adalah protein, yang terdiri dari blok bangunan asam amino. Struktur dasar sel dan organisme juga terdiri dari metabolit primer. Ini termasuk membran sel (Fosfolipid), dinding sel (peptidoglikan, kitin), dan sitoskeleton (protein). DNA dan RNA yang menyimpan dan mengirimkan informasi genetik terdiri dari metabolit primer asam nukleat.

Metabolit sekunder memiliki beragam struktur dan termasuk contoh-contoh seperti alkaloid, flavonoid, steroid, saponin, fenilpropanoid, poliketida, dan terpenoid, seperti yang ditunjukkan pada Gambar 6.8. Alkaloid adalah metabolit sekunder yang mengandung nitrogen sebagai komponen struktur organiknya dan dapat dibagi menjadi banyak subkelas senyawa. Nikotin, zat adiktif dalam tembakau diberikan sebagai contoh alkaloid (Gambar 6.8). Fenilpropanoid adalah keluarga beragam senyawa organik yang disintesis dari asam amino fenilalanin dan tirosin (fenilalanin ditunjukkan pada Gambar 6.8).



Gambar 131 Beberapa senyawa metabolit sekunder
(Sumber: (<http://www.wou.edu/chemistry/courses/online-chemistry-textbooks/ch105-consumer-chemistry/ch105-chapter-6-hydrocarbons/>))

2. Reaksi Senyawa Organik

a. Reaksi Substitusi Nukleofilik

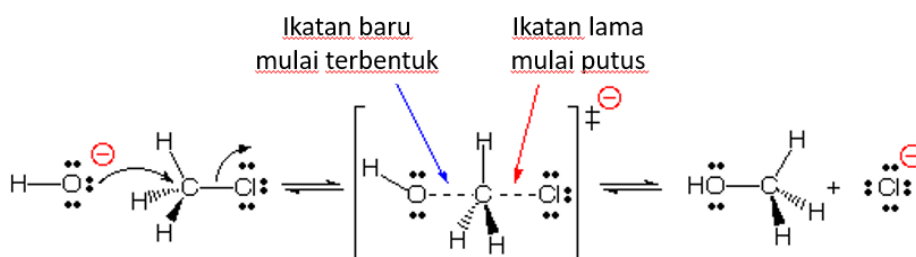
Reaksi substitusi nukleofilik ini terbagi menjadi dua jenis yaitu substitusi nukleofilik unimolekuler atau S_N1 dan substitusi nukleofilik bimolekuler atau S_N2 .

1) Reaksi Substitusi Nukleofilik Bimolekuler (S_N2)

Pada reaksi S_N2 , penyerangan hanya bisa terjadi dari belakang (sisi yang berbeda dari gugus pergi) dan nukleofil dapat menyerang langsung pada karbon alfa ($C\alpha$) yang terikat langsung dengan gugus pergi. Oleh sebab itu, nukleofil yang dapat menyerang merupakan nukleofil kuat. Tahapan yang lebih rinci dapat Anda baca di bawah ini!

- Suatu nukleofil menabrak sisi belakang suatu atom **karbon tetrahedral** yang terikat pada suatu gugus pergi yang baik seperti halogen.
- Ikatan baru antara nukleofil dan karbon tetrahedral sudah mulai terbentuk dan ikatan antara karbon tetrahedral dengan halogen juga mulai putus. Proses ini merupakan proses satu tahap artinya disaat ikatan baru terbentuk, ikatan lama mulai putus. Pada saat proses ini berlangsung, energi potensial sangat tinggi yang menyebabkan ada kemungkinan untuk kembali menjadi pereaksi atau diteruskan menjadi produk. Keadaan ini dinamakan keadaan transisi atau kompleks teraktifkan. Keadaan transisi ini melibatkan nukleofil dan gugus pergi, sehingga reaksi S_N2 bersifat bimolekular.
- Gugus-gugus yang terikat pada karbon yang diserang nukleofil akan berubah posisi menjadi rata dalam keadaan transisi dan berubah menjadi posisi berkebalikan dengan posisi awal pada saat telah menjadi produk. Proses ini dikenal dengan **inversi konfigurasi** atau **inversi Walden**.

Agar lebih jelas lagi bisa Anda lihat dari contoh reaksi metil klorida dalam suatu basa kuat berikut ini yah!



Gambar 132 Mekanisme reaksi S_N2 antara metil klorida dan basa kuat

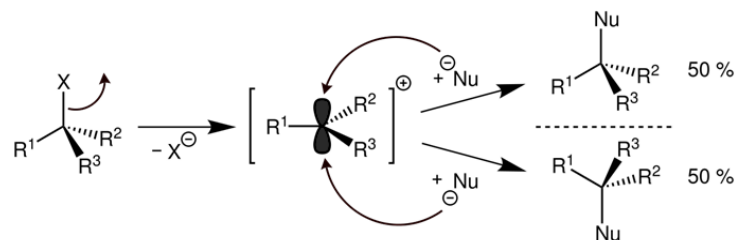
2) Reaksi Substitusi Nukleofilik Unimolekuler

Alkil halida tersier mengalami substitusi dengan suatu mekanisme yang disebut sebagai S_N1 atau substitusi nukleofil unimolekular.

Reaksi S_N1 merupakan reaksi bertahap, dengan langkah-langkah terjadi reaksi sebagai berikut;

- Pemutusan ion halida yang menghasilkan suatu karbokation (karbon yang bermuatan positif). Karena reaksi S_N1 melibatkan ionisasi, reaksi-reaksi ini dibantu oleh pelarut polar seperti H_2O yang dapat menstabilkan ion dengan cara solvasi.
- Penyerangan karbokation oleh suatu nukleofil lemah (H_2O) yang menghasilkan suatu alkohol berproton.
- Lepasnya H^+ dari dalam alkohol berproton melalui reaksi asam-basa.

Secara keseluruhan reaksi S_N1 dapat dilihat dari Gambar berikut.

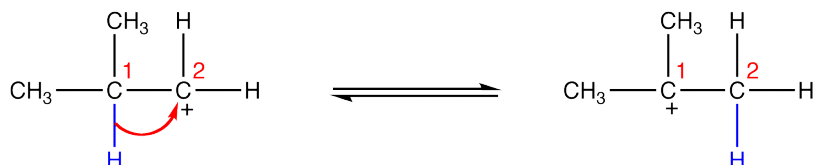


Gambar 133 Tahapan reaksi S_N1

Jika meninjau lebih lanjut lagi, ada beberapa hal yang membedakan S_N1 dengan S_N2 , yaitu sebagai berikut;

- Pada reaksi S_N1 , alkil halida yang terlibat dalam reaksi adalah alkil halida tersier.
- Pada reaksi S_N1 , nukleofil yang terlibat merupakan nukleofil lemah.
- Pada reaksi S_N1 , terdapat tahapan pembentukan karbokation terlebih dahulu sebelum nukleofil menyerang.
- Laju reaksi pada S_N1 merupakan orde pertama disebabkan karena pada tahap penyerangan nukleofil berlangsung sangat cepat namun konsentrasinya sangat kecil, sehingga laju reaksi ditentukan seluruhnya oleh cepatnya alkil halida terionisasi dan membentuk suatu karbokation.

- e) Dalam reaksi S_N1 , kestabilan karbokation mempengaruhi produk reaksinya. Kestabilan karbokation tersier > karbokation sekunder > karbokation primer. Karena adanya faktor kestabilan ini, dalam suatu reaksi sering terjadi proses penataan ulang karbokation. Proses penggeseran suatu atom atau gugus dari suatu karbon ke karbon lainnya yang berada di dekatnya dikenal sebagai pergeseran-1,2.



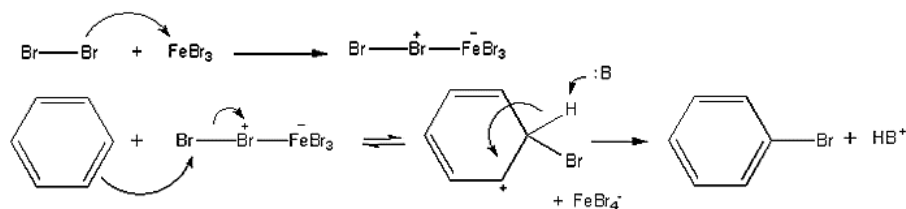
Gambar 134 Pergeseran karbokation primer menjadi karbokation tersier yang lebih stabil

b. Reaksi Substitusi Elektrofilik pada Senyawa Aromatik

Senyawa aromatis seperti benzena memiliki suatu kestabilan unik pada orbital π yang berarti elektron-elektron pada orbital π tersebut lebih suka digunakan untuk resonansi daripada untuk reaksi. Meskipun demikian, pada kondisi tertentu ternyata benzena tetap bisa bereaksi melalui suatu mekanisme reaksi yang dikenal sebagai reaksi substitusi elektrofilik.

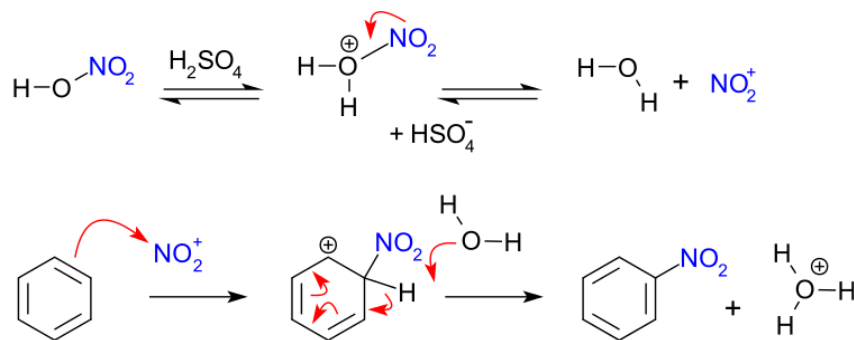
1) Substitusi Elektrofilik (S_E) Pertama

Reaksi substitusi elektrofilik merupakan suatu reaksi yang ditandai dengan adanya pergantian satu atau lebih atom hidrogen pada cincin senyawa aromatis (benzena) dengan satu atau lebih substituen. Mula-mula akan terjadi monosubstitusi (substitusi) dan kemudian substitusi lebih lanjut yang akan menghasilkan suatu benzena tersubstitusi. Sebelum pembahasan lebih lanjut, coba perhatikan reaksi berikut ini!



Gambar 135 Contoh reaksi halogenasi aromatik elektrofilik

Jika Anda perhatikan pada Gambar 28, adanya suatu katalis berperan penting dalam reaksi substitusi elektrofilik. Katalis yang digunakan dapat merupakan suatu asam Lewis. Katalis inilah yang nantinya akan menghasilkan suatu elektrofil ketika katalis bereaksi dengan suatu pereaksi seperti halogen (X_2 , HNO_3 , SO_3 , asetil klorida, dan lain-lain). Agar Anda lebih mudah memahami, kita perhatikan reaksi nitrasi yang menggunakan asam sulfat sebagai katalis. Pada reaksi ini, H_2SO_4 akan bereaksi dengan HNO_3 membentuk NO_2^+ yang merupakan suatu elektrofil yang nantinya akan mensubstitusi salah satu hidrogen pada cincin aromatis.



Gambar 136 Pembentukan elektrofil NO_2^+ oleh katalis H_2SO_4 dan mekanisme reaksi substitusi elektrofilik (nitration pada benzena)

Setelah terbentuk elektrofil, elektrofil ini akan dapat dengan mudah masuk ke dalam cincin aromatik dan membentuk suatu karbokation yang terstabilkan oleh resonansi.

2) Substitusi Elektrofilik (S_E) Kedua

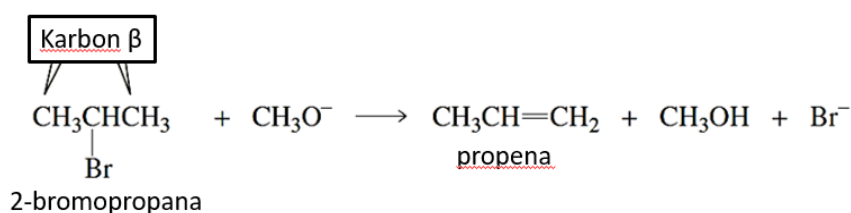
Suatu benzena mengikat suatu gugus anilin maka reaksi lebih lanjut dapat dilakukan tanpa adanya katalis karena anilin merupakan gugus pengaktivasi. Akan tetapi, apabila suatu benzena telah terikat pada gugus nitro merupakan gugus pen-deaktivasi, sehingga adanya gugus ini akan menyebabkan cincin aromatis lebih tertutup dan memerlukan suatu katalis agar reaksi substitusi kedua dapat berlangsung.

Reaksi substitusi kedua adalah bahwa gugus baru yang akan menggantikan atom hidrogen **tidak dapat sembarang menentukan posisi**. Posisi gugus baru pada substitusi kedua ditentukan oleh gugus yang telah berada pada cincin.

Terdapat tiga jenis posisi yang dapat diganti oleh gugus baru yaitu posisi **orto**, **meta**, dan **para**.

c. Reaksi Eliminasi

Senyawa 2-bromopropana dapat mengalami reaksi substitusi nukleofil yang menghasilkan suatu alkohol dan reaksi eliminasi yang menghasilkan suatu alkena.



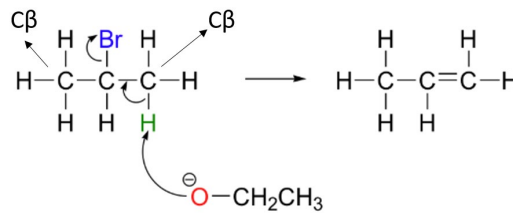
Gambar 137 Reaksi 2-bromopropana dengan suatu nukleofil kuat
(Sumber: Bruice, 2003)

1) Reaksi Eliminasi Bimolekuler (E2)

Mekanisme reaksi eliminasi bimolekuler mempunyai kecenderungan mekanisme yang tidak terlalu berbeda dengan reaksi substitusi dua karena reaksinya berlangsung serentak atau satu tahap. Sebagai contoh, reaksi alkil halida sekunder dengan suatu nukleofil kuat seperti $-\text{OH}$ dan $-\text{OR}$ dalam temperatur tinggi. Berdasarkan penelitian, reaksi E2 dapat berlangsung melalui pemanasan alkil halida dengan $\text{K}^+ \text{OH}^-$ atau $\text{Na}^+ \text{OCH}_2\text{CH}_3^-$ dalam suatu etanol.

Adapun tahapan-tahapan yang berlangsung adalah sebagai berikut;

- Basa membentuk ikatan dengan hidrogen yang terikat pada C_β (atom karbon yang terikat setelah C_α)
- Elektron-elektron C-H membentuk ikatan π (ikatan rangkap dua)
- Ikatan antara brom dan karbon putus

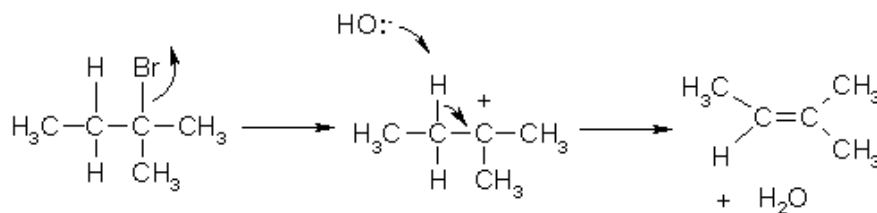


Gambar 138 Mekanisme reaksi eliminasi 2 antara 2-bromopropana dengan suatu nukleofil kuat

2) Reaksi Eliminasi Unimolekuler (E1)

Seperti yang telah dijelaskan sebelumnya bahwa karbokation mempunyai energi yang sangat tinggi dan tidak stabil, sehingga untuk mencapai kestabilannya, karbokation dapat mengalami beberapa cara. Pada reaksi S_N1 , karbokation diserang langsung oleh nukleofil tetapi pada reaksi E1, nukleofil bereaksi dengan $H\beta$. Jadi, bagaimana mekanisme reaksi E1 yang sebenarnya terjadi?

- Seperti pada S_N1 , terjadi pelepasan gugus pergi misal halogen (X). Tahapan ini menentukan laju reaksi karena merupakan tahapan yang lambat. Seperti halnya S_N1 , reaksi E1 merupakan reaksi orde pertama (unimolekul).
- Basa menyerang hidrogen β , sehingga ikatan (pasangan elektron) antara karbon dan hidrogen yang diserang akan bergeser atau berpindah ke arah karbokation dan mengalami hibridisasi.
- Hasil hibridisasi tersebut berupa orbital sp^2 atau dengan kata lain ikatan rangkap dua.



Gambar 139 Tahapan reaksi E1
(Sumber: <http://www.chemhelper.com/e1.html>)

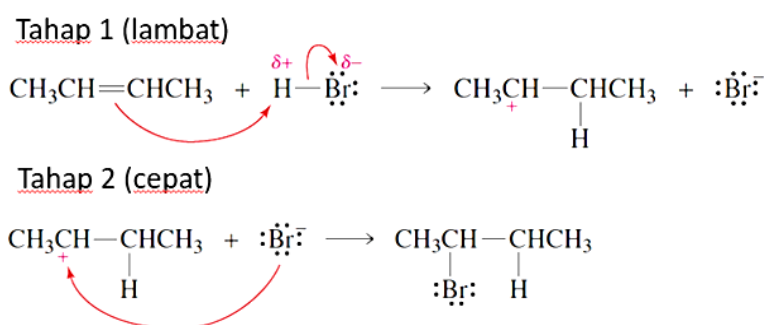
d. Reaksi Adisi

Reaksi adisi dapat kita definisikan sebagai reaksi yang pada akhirnya akan menghasilkan produk dengan suatu tambahan gugus atau substituen tanpa adanya gugus pergi yang diusir seperti reaksi substitusi. Reaksi adisi biasanya

terjadi pada senyawa-senyawa tidak jenuh atau berikatan rangkap, baik itu ikatan rangkap dua maupun ikatan rangkap tiga.

1) Reaksi Asam Halida (HX)

Reaksi HX dengan suatu alkena merupakan salah satu reaksi sintesis alkil halida. Suatu senyawa HX mengandung ikatan yang bersifat sangat polar, sehingga dapat dengan mudah melepaskan ion H^+ dari ikatan π yang ada pada suatu alkena. Akibat serangan tersebut, suatu karbokation akan terbentuk yang kemudian akan diserang oleh ion X^- dan menghasilkan suatu produk adisi.



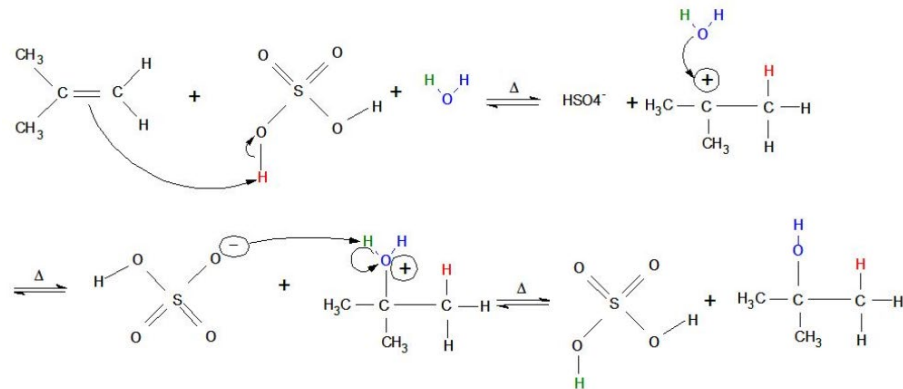
Gambar 140 Mekanisme reaksi adisi HBr pada 2-butena
(Sumber: Bruice, 2003)

2) Reaksi Adisi H_2SO_4 dalam air.

Reaksi adisi dengan asam sulfat akan menghasilkan suatu alkil hidrogen sulfat, sedangkan reaksi adisi dengan air akan menghasilkan suatu alkohol.

Seperti halnya reaksi adisi, terdapat dua tahap pada reaksi adisi dengan asam sulfat. Tahap pertama yaitu protonasi alkena yang akan menghasilkan suatu karbokation. Reaksi ini juga mengikuti aturan Markovnikov. Tahap kedua adalah penyerangan karbokation oleh nukleofil.

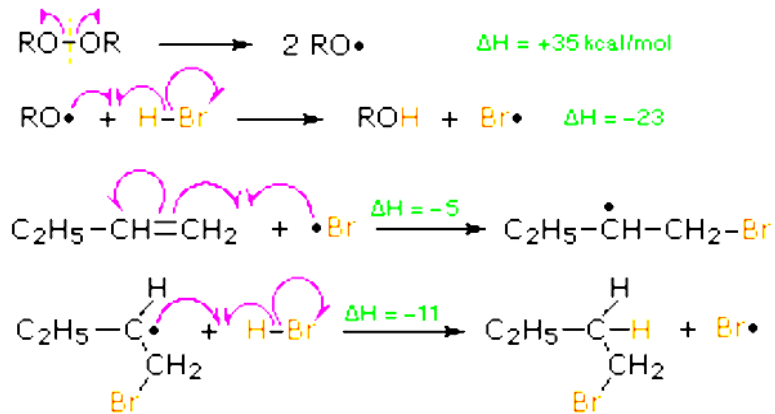
Reaksi asam sulfat dalam air dikenal sebagai reaksi hidrasi alkena karena yang mengadisi adalah air untuk menghasilkan suatu alkohol. Proton pada asam sulfat digunakan sebagai katalis pada proses pemutusan ikatan rangkap yang menghasilkan suatu karbokation. Agar lebih jelasnya silahkan Anda pahami mekanisme reaksi berikut ini!



Gambar 141 Mekanisme reaksi hidrasi alkena
(Sumber: https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Organic_Chemistry/)

3) Reaksi dengan HBr

Tahapan pertama adalah inisiasi. Pada tahap ini, terjadi pemaksapisahan homolitik pada suatu peroksia (ROOR) atau oksigen (O_2) yang akan menghasilkan suatu radikal bebas. Tahapan kedua merupakan tahapan propagasi, pada tahapan ini radikal yang terbentuk sebelumnya dapat bertabrakan dengan molekul netral lainnya dan membentuk radikal bebas yang baru. Pada tahap ini pula, radikal Br dapat masuk ke dalam molekul netral dari suatu alkena. Berbeda dengan reaksi yang memenuhi aturan Markovnikov, radikal Br akan cenderung masuk pada posisi karbon yang telah terikat pada atom hidrogen yang lebih banyak karena radikal atom karbon tersebut lebih stabil. Selanjutnya, radikal atom karbon ini akan bertabrakan dengan molekul asam bromida lainnya dan membentuk suatu alkil halida.



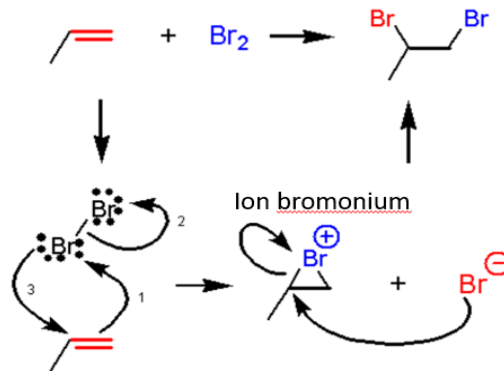
Gambar 142 Reaksi anti-Markovnikov pada HBr dan alkena

(Sumber: https://chem.libretexts.org/Courses/Winona_State_University/)

4) Adisi Halogen (X₂)

Halogen bebas (X₂) dapat mengadisi suatu senyawa berikatan rangkap (alkena dan alkuna). Mekanisme reaksinya adalah :

- Serangan elektron-elektron terhadap ikatan antar halogen (X-X) mengakibatkan ikatan antar halogen tersebut menjadi lemah dan terputus. Hasilnya adalah sebuah ion halida dan sebuah ion organohalogen yang bermuatan positif (ion halonium). Ion halonium ini tidak dapat menghasilkan suatu karbokation yang sederhana seperti pada reaksi adisi lainnya. Ion halonium ini merupakan ion-antara bertitikan. Apa maksudnya? Maksudnya halogen yang terikat dengan sama kuat antar dua karbon. Jika alkena tidak simetris, sebagian besar ikatan halogen cenderung pada karbon yang lebih tersubstitusi karena lebih stabil.
- Penyerangan X⁻ pada karbon yang mempunyai kecenderungan ikatan yang lebih lemah.



Gambar 143 Mekanisme reaksi adisi Br₂ pada suatu alkena

(Sumber: <https://instruct.uwo.ca/chemistry/>)

Reaksi adisi halogen seringkali digunakan untuk mengidentifikasi ikatan rangkap pada suatu larutan. Mengapa demikian? Silahkan Anda pelajari dengan klik link berikut ini!

<https://www.youtube.com/watch?v=RuhcXAVgwyk>

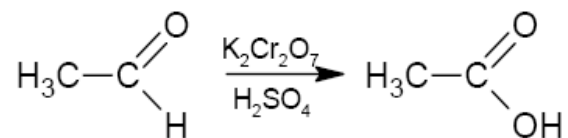
e. Reaksi Oksidasi dan Reduksi

Dalam reaksi organik, reaksi oksidasi dan reduksi “terlihat” sama seperti reaksi organik-organik lainnya. Meskipun demikian, ada beberapa ciri atau aturan yang dapat mengidentifikasi apakah itu merupakan reaksi oksidasi ataupun reaksi reduksi.

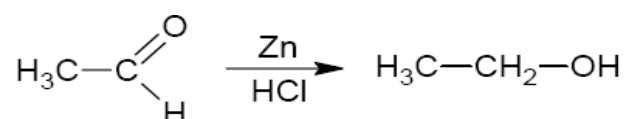
- 1) Jika sebuah molekul memperoleh oksigen atau kehilangan hidrogen, maka terdapat kemungkinan bahwa molekul tersebut telah teroksidasi (mengalami reaksi oksidasi). Lambang [O] sering digunakan untuk mengidentifikasi bahwa senyawa tersebut bereaksi dengan suatu zat pengoksida.

Contoh :

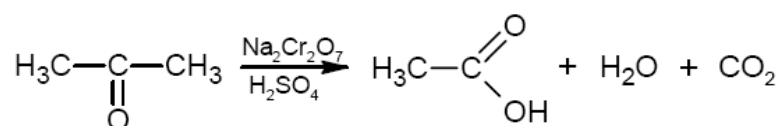
- a) Oksidasi aldehida dengan campuran kalium bikromat dan asam sulfat akan menghasilkan asam karboksilat. Contoh :



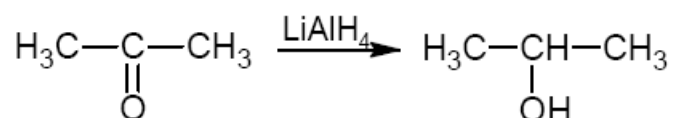
- b) Reduksi aldehida oleh seng dan asam klorida akan menghasilkan alkohol primer. Contoh :



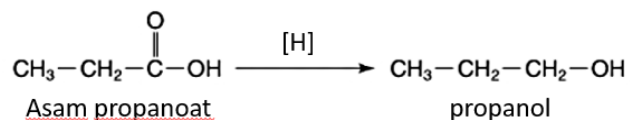
- c) Oksidasi keton dengan campuran natrium bikarbonat dan asam sulfat akan menghasilkan asam karboksilat, air, dan karbondioksida. Contoh :

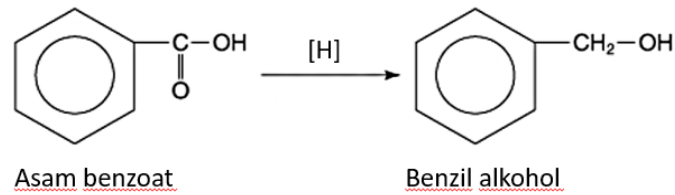


- d) Reduksi keton dengan katalis litium alumunium hidrida akan menghasilkan alkohol sekunder. Contoh :



- 2) Jika molekul itu kehilangan oksigen atau memperoleh hidrogen, maka terdapat kemungkinan bahwa molekul tersebut telah tereduksi (mengalami reaksi reduksi). Lambang [H] sering digunakan untuk mengidentifikasi bahwa senyawa tersebut bereaksi dengan suatu zat pereduksi.





Gambar 144 Contoh reaksi reduksi senyawa organik

3. Biomolekul dan Polimer

Karbohidrat merupakan jenis biomolekul yang melimpah ditemukan di alam. Dari segi nama, molekul karbohidrat terdiri atas karbon (C) dan hidrat. Berdasarkan monomer pembentuknya, karbohidrat diklasifikasikan menjadi 3 golongan yaitu monosakarida, oligosakarida, dan polisakarida.

a. Monosakarida

Monosakarida merupakan karbohidrat paling sederhana, dengan rumus molekul $(\text{CH}_2\text{O})_n$. Jika kita tinjau berdasarkan gugus fungsi yang menyusunnya, monosakarida terdapat dalam 2 bentuk yaitu **aldosa**, dan **ketosa**. Akan tetapi, jika ditinjau berdasarkan jumlah atom karbon penyusunnya, monosakarida dapat dikelompokkan atas **triosa** (3 atom karbon), **tetrosa** (4 atom karbon), **pentosa** (5 atom karbon), **heksosa** (6 atom karbon), dan **heptosa** (7 atom karbon).

b. Oligosakarida

Oligosakarida merupakan gabungan dari molekul-molekul monosakarida yang jumlahnya antara 2 (dua) sampai dengan 8 (delapan) molekul monosakarida. Oligosakarida dapat berupa disakarida, trisakarida dan lainnya. Oligosakarida secara eksperimen banyak dihasilkan dari proses hidrolisis polisakarida dan hanya beberapa oligosakarida yang secara alami terdapat di alam. Oligosakarida yang paling banyak digunakan dan terdapat di alam adalah bentuk disakarida seperti maltosa, laktosa dan sukrosa.

c. Polisakarida

Secara fungsional polisakarida dibagi atas dua kelompok yaitu polisakarida struktural dan polisakarida nutrient. **Polisakarida struktural** adalah polisakarida

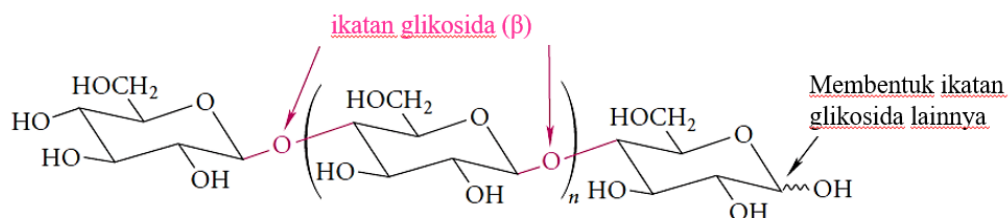
yang berfungsi untuk penyokong dinding sel tanaman, seperti kitin sebagai penyusun kulit udang dan kulit kepiting. **Polisakarida nutrient** meliputi glikogen, pati, dan amilum yang berfungsi sebagai sumber makanan bagi makhluk hidup.

Jika ditinjau dari strukturnya polisakarida dikelompokkan atas dua jenis yaitu **homopolisakarida** dan **heteropolisakarida**. Homopolisakarida adalah polisakarida yang disusun oleh monomer yang sama, contoh selulosa yang disusun dari glukosa, pati disusun oleh glukosa, atau glikogen disusun oleh glukosa. Heteropolisakarida adalah polisakarida yang disusun oleh monomer yang berbeda, misalnya asam hialuronat yang merupakan polimer dari senyawa N-asetilglukosamin dengan N-asetilmuramat.

Beberapa contoh komponen polisakarida adalah sebagai berikut.

1) Selulosa

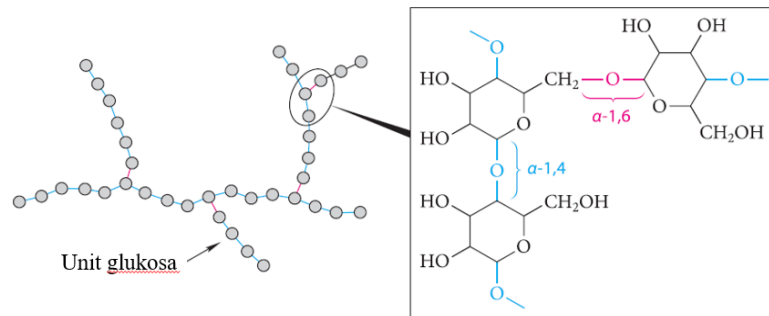
Selulosa merupakan karbohidrat struktural utama pada tumbuhan berkayu dan berserat. Selulosa dengan polimer D-glukosa linear, ikatan glikosidik β -1 \rightarrow 4. Selulosa berbentuk seperti fiber/ serat lurus dan memanjang.



Gambar 145 Selulosa

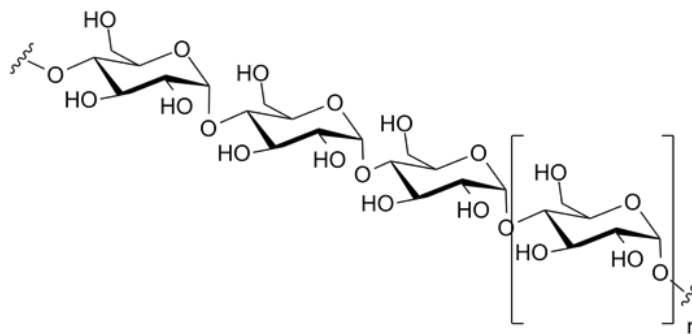
2) Pati

Pati termasuk golongan homopolimer dengan monomernya adalah glukosa. Faktanya, pati merupakan suatu campuran dari dua jenis polimer glukosa. Unit glukosa yang pertama adalah suatu amilosa. Ikatan glikosida pada unit pertama ini terjadi antar glukosa melalui ikatan glikosidik α -1,4. Unit yang lainnya adalah suatu amilopektin. Amilopektin cenderung memiliki rantai glukosa yang lebih pendek yang masing-masing glukosa dihubungkan oleh ikatan glikosida ikatan glikosidik α -1,4. Selain itu, amilopektin memiliki cabang yang dihubungkan melalui ikatan glikosidik α -1,6.



Suatu cabang amilopektin

(a)

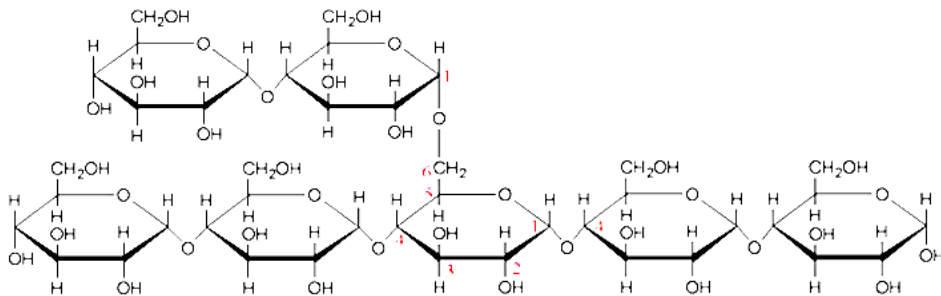


(b)

Gambar 146 (a) Amilopektin (b) Amilosa

3) Glikogen

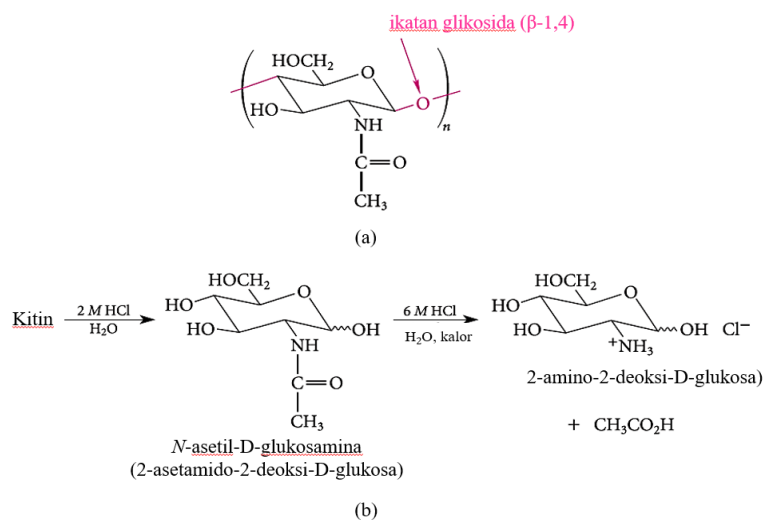
Polimer dari glukosa dengan struktur yang mirip dengan amilopektin, dengan cabang yang banyak (setiap 8 residu) dan lebih pendek merupakan **glikogen**. Glikogen terdapat pada hewan sebagai bentuk simpanan karbohidrat (energi cadangan). Glikogen disimpan pada tubuh makhluk hidup pada hati dan otot sehingga sering disebut dengan **gula hati** dan **gula otot**. Pada mulanya para ahli berpendapat bahwa glikogen hanya terdapat pada hewan tingkat tinggi termasuk manusia, akan akhir-akhir ini telah dilaporkan bahwa glikogen juga ditemukan pada benih jagung, kapang, dan bakteri.



Gambar 147 Struktur glikogen

4) Kitin

Kitin merupakan suatu polisakarida yang juga terdapat di alam seperti pada kulit udang dan kepiting. Kitin merupakan suatu polimer yang tersusun atas *N*-asetil-D-glukosamina (2-asetamido-2-deoksi-D-glukosa).



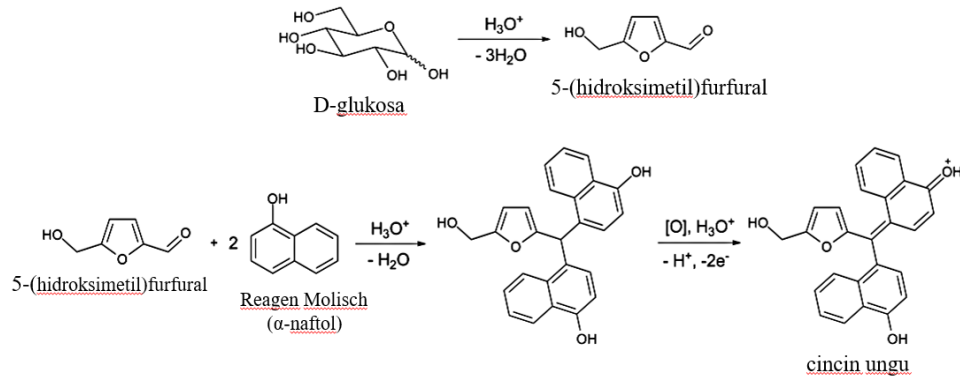
Gambar 148 (a) Kitin (b) Hidrolisis kitin

d. Reaksi Identifikasi Karbohidrat

1) Uji Molisch

Uji Molisch adalah suatu uji untuk mengidentifikasi keberadaan karbohidrat. Prinsip dari uji Molisch ini adalah berdasarkan dehidrasi karbohidrat oleh asam sulfat atau asam klorida untuk menghasilkan aldehida. Hasil dehidrasi ini direaksikan dengan reagen Molisch (α -naftol yang terlarut dalam etanol). Reaksi

positif ditunjukkan dengan munculnya cincin merah ungu di tengah-tengah larutan.

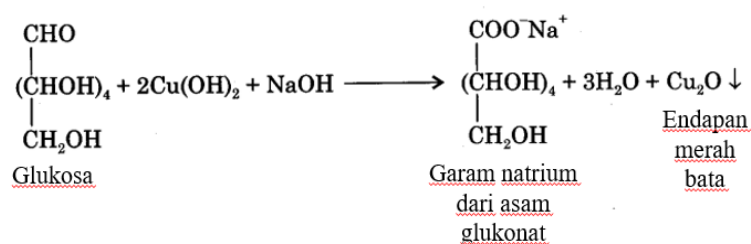


Gambar 149 Reaksi glukosa terhadap uji Molisch

2) Uji Fehling

Larutan Fehling ditemukan oleh ahli Kimia Jerman Hermann von Fehling tahun 1849. Larutan ini digunakan untuk menguji kandungan gula tereduksi (monosakarida atau disakarida) dalam suatu sampel. Pengujian secara kualitatif ini berdasarkan keberadaan gugus aldehid atau keton yang bebas. Larutan Fehling dibagi atas dua macam yaitu larutan Fehling A [tembaga(II) sulfat atau $CuSO_4$] dan larutan Fehling B (KOH dan natrium kalium tartarat). Ketika larutan basa dari $Cu(OH)_2$ dipanaskan dalam sampel yang mengandung gula tereduksi, hasil yang didapatkan adalah warna kuning yang tidak larut atau warna merah bata yang berasal dari Cu_2O .

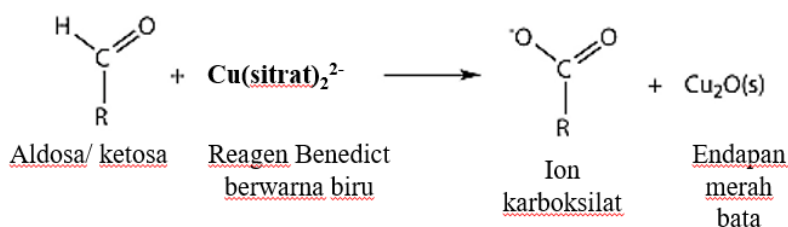
Larutan Fehling akan bereaksi dengan monosakarida (glukosa, fruktosa, dan galaktosa) dan disakarida (laktosa dan maltosa) yang memiliki gugus aldehida dan keton bebas. Akan tetapi, sukrosa tidak memiliki gugus aldehida dan keton bebas, sehingga sukrosa tidak dapat dideteksi dengan larutan Fehling.



Gambar 150 Reaksi glukosa dengan reagen Fehling

3) Uji Benedict

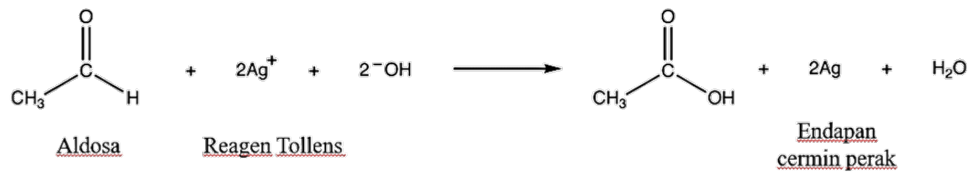
Larutan Benedict ditemukan oleh ahli kimia Amerika, **Stanley Rossiter Benedict**. Larutan Benedict digunakan untuk menguji keberadaan **gula pereduksi** dalam suatu sampel. Prinsip pengujiannya sama dengan uji menggunakan **larutan Fehling**. Gula pereduksi yang dapat diuji berupa **monosakarida, disakarida** kecuali **sukrosa**. Larutan Benedict akan mengidentifikasi keberadaan gugus aldehid dan keton pada gula aldosa dan ketosa. Larutan Benedict mengandung sodium sitrat, natrium karbonat anhidrat, dan tembaga sulfat x 7H₂O, dan semua garam tersebut dilarutkan dalam air. Lalu apa yang membedakannya dengan uji Fehling? Dalam larutan Benedict mengandung natrium karbonat sehingga tidak terlalu basa. Hasil positif yang ditunjukkan dari uji ini adalah terbentuknya endapan berwarna merah bata yang tidak larut. Endapan merah bata diakibatkan reaksi dari ion logam tembaga(II) direduksi menjadi tembaga (I). Uji gula reduksi dengan menggunakan larutan Benedict bersifat sangat sensitif hingga dapat mendeteksi kadar **glukosa** sebesar 0.1% dalam campuran, sehingga sangat sering digunakan untuk sampel **urin** dan **darah**.



Gambar 151 Reaksi aldosa/pentosa dengan reagen Benedict

4) Uji Tollens

Uji Tollens digunakan untuk mengidentifikasi karbohidrat dari golongan aldosa dan ketosa. Sampel ditambahkan dengan reagen Tollens, maka akan terbentuk endapan cermin perak jika sampel tersebut mengandung aldosa, sedangkan dengan ketosa tidak bereaksi.



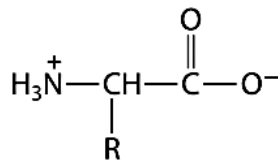
Gambar 152 Reaksi aldosa terhadap reagen Tollens

5) Uji Iodin

Uji iodine dilakukan untuk mengidentifikasi adanya amilum, selulosa, dan glikogen dalam sampel. Jika sampel ditetesi dengan reagen iodine, warna biru-ungu sampel mengandung amilum, warna merah kecoklatan sampel mengandung glikogen dan pati, dan jika berwarna merah anggur sampel mengandung dekstrin.

e. Asam Amino

Asam amino merupakan unit penyusun protein. Gugus amino penyusun protein terikat pada kedudukan atom C- α . Asam amino yang paling sederhana adalah asam amino glisin. Semua protein, baik yang berasal dari bakteri, tumbuhan, dan hewan tingkat tinggi dibangun dari rangkaian dasar yang sama yaitu 20 macam asam amino yang berikatan secara kovalen. Ke-20 asam amino penyusun protein tersebut dinamakan dengan asam amino standar. Dengan demikian semua asam amino standar yang membentuk protein adalah asam α -amino. Di dalam sel, dibawah kondisi psikologis normal, gugus amino bermuatan positif (NH_3^+) dan gugus karboksil dalam bentuk ion COO^- .



Gambar 153 Struktur umum asam amino

Berdasarkan proses terbentuknya, asam amino dibagi menjadi 2 yaitu asam amino esensial dan asam amino nonesensial. Asam amino yang termasuk ke dalam asam amino esensial yaitu: arginin, histidin, triptofan, fenilalanin, leusin,

lisin, isoleusin, threonin, metionin, dan valin. Asam amino nonesensial adalah asam amino yang dapat dihasilkan oleh manusia seperti; alanin, asam aspartat, sistein, glisin, asparagin, glutamin, tirosin, hidroksilin, 4-hidroksiprolin, prolin, serin, dan asam glutamat.

Tabel 31 Nama dan singkatan dari beberapa asam amino

No	Nama Asam Amino	Simbol 3 huruf	Simbol satu huruf
1.	Alanin	Ala	A
2.	Arginin*	Arg	R
3.	Asparagin	Asn	N
4.	Asam Aspartat	Asp	D
5.	Sistein	Cys	C
6.	Histidin*	His	H
7.	Glutamin	Gln	Q
8.	Asam Glutamat	Glu	E
9.	Glysin	Gly	G
10.	Isoleusin*	Ile	I
11.	Leusin*	Leu	L
12.	Lisin*	Lys	K
13.	Metionin*	Met	M
14.	Fenilalanin*	Phe	F
15.	Prolin	Pro	P
16.	Serin	Ser	S
17.	Threonin*	Thr	T
18.	Triptofan*	Trp	W
19.	Tirosin	Tyr	Y
20.	Valin*	Val	V

*asam amino essensial.

Asam-asam sebagai penyusun suatu protein atau disebut dengan asam-asam amino standar, dapat diklasifikasikan berdasarkan jenis rantai sampingnya atau jenis R-nya. Berikut ini adalah klasifikasi asam-asam amino standar berdasarkan R-nya.

- 1) Klasifikasi Asam-Asam Amino Berdasarkan Rantai Samping
 - a) Asam amino polar.

Asam amino polar ditandai dengan adanya **gugus R yang tidak bermuatan**. Contoh dari asam amino polar yaitu serin, threonin, sistein, metionin, asparagin, dan glutamin. Selain itu, asam amino ini bersifat hidrofilik, sehingga mudah larut dalam air.

b) Asam amino dengan gugus R aromatik

Fenilalanin, tirosin dan triptofan termasuk asam amino dengan **gugus R aromatik** yang bersifat relatif non polar, sehingga bersifat hidrofobik.

c) Asam amino dengan gugus R terionisasi

Lisin, arginin, dan histidin mempunyai **gugus yang bersifat basa** pada rantai sampingnya. Asam amino ini bersifat polar sehingga apabila berada di permukaan protein dapat mengikat air. Histidin mempunyai muatan mendekati netral (pada gugus imidazol) dibanding lisin dan arginin.

d) Asam Amino Alifatis

Golongan asam amino alifatik adalah asam-asam amino dengan **gugus R mengutup dan tidak bermuatan**. Asam-asam amino alifatik tersebut adalah; Glisin, Alanin, Valin, Leusin, Isoleusin, dan Prolin.

e) Asam amino nonstandar

Asam amino nonstandar merupakan asam amino diluar dari ke 20 macam asam amino standar. Asam amino nonstandard terbentuk karena adanya modifikasi setelah suatu asam amino standar menjadi protein. Kurang lebih 300 asam amino yang diketahui terdapat dalam bentuk bebas atau terikat di dalam beberapa sel dan jaringan, tetapi tidak merupakan satuan pembentuk protein, dengan kata lain asam amino tersebut merupakan asam amino nonstandar. Beberapa asam amino bukan penyusun protein juga terdapat pada tumbuh-tumbuhan. Asam-asam amino tersebut bersifat racun, contohnya kanavanin, asam jengkolat, dan β -sianoalanin.

2) Reaksi Kimia Asam Amino

Asam-asam amino dapat bereaksi dengan pereaksi lain karena asam amino memiliki gugus α -karboksil dan gugus α -amino, serta gugus yang terdapat pada rantai samping (R). Senyawa-senyawa organik yang dapat bereaksi dengan asam amino antara lain adalah senyawa amida, ester dan asilhalida. Reaksi kimia asam amino yang terkenal yaitu sebagai berikut.

a) Reaksi Ninhidrin

Reaksi ninhidrin dapat digunakan untuk penentuan kuantitatif asam amino. Dengan melakukan proses pemanasan campuran asam amino dengan larutan ninhidrin, campuran tersebut akan berubah menjadi warna biru. Reaksi dengan ninhidrin ini akan memberikan hasil yang positif terhadap semua asam amino dan peptida yang mengandung gugus α -amino bebas. Khusus untuk asam amino prolin dan hidroksi prolin yang gugus aminonya tersubstitusi akan memberikan hasil reaksi yang berwarna kuning.

b) Reaksi Sanger

Reaksi Sanger merupakan reaksi antara gugus α -amino dengan reagen 1-fluoro-2,4-dinitrobenzen (FDNB). Dalam suasana basa lemah, FDNB bereaksi dengan gugus α - amino, sehingga membentuk derivat 2,4-dinitrofenil. Pereaksi Sanger ini khusus untuk penentuan asam amino N-ujung suatu rantai polipeptida.

c) Reaksi Dansil Klorida

Reaksi Dansil Klorida adalah reaksi antara gugus amino dengan 1-dimetilamino naftalen-5-sulfonil klorida. Gugus Dansil mempunyai sifat *fluoresensi* yang tinggi, sehingga derivat dansil asam amino dapat ditentukan dengan cara fluoromer.

d) Reaksi Edman

Reaksi Edman merupakan reaksi antara gugus α -asam amino dengan *fenilsotiosianat*, yang menghasilkan derivat asam amino *feniltiokarbamil*. Reaksi Edman ini juga digunakan untuk penentuan asam amino N-ujung suatu rantai polipeptida.

e) Reaksi Basa Schiff

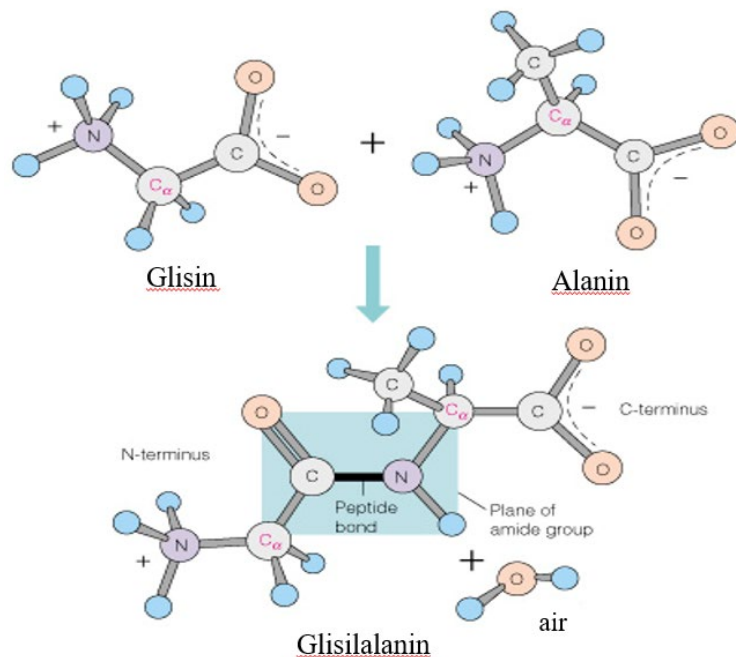
Reaksi basa Schiff adalah tipe reaksi yang bersifat reversibel antara gugus α -asam amino dengan gugus aldehyd. Basa Schiff biasanya terjadi sebagai senyawa antara dalam reaksi enzim antara α - asam amino dengan substrat.

f) Reaksi dengan Gugus R

Gugus sulfhidril pada sistein bereaksi dengan ion logam seperti ion Ag^+ , dan Hg^{2+} akan menghasilkan merkaptan. Sedangkan reaksi oksidasi sistein dengan ion Fe^{3+} akan memberikan hasil senyawa disulfida dan sistin.

f. Protein

Protein merupakan polimer yang disusun oleh minimal 20 macam asam amino. Masing-masing monomer (asam amino) berikat dengan asam amino lain dengan membentuk ikatan peptida.



Gambar 154 Proses terbentuknya ikatan peptida

1) Klasifikasi Protein

Protein memiliki berbagai fungsi seperti sebagai enzim, protein pembangun, protein pengangkut, protein hormone, protein yang bersifat racun, protein sebagai pelindung, dan protein cadangan. Jika kita pelajari lebih dalam lagi, klasifikasi protein dapat dilakukan berdasarkan kelarutan, dan berdasarkan susunan molekulnya.

a) Berdasarkan kelarutan

Protein diklasifikasikan dalam dua jenis yaitu **protein yang larut dan tidak larut** dalam air, asam, basa encer, maupun dalam garam. Protein yang larut dalam air, asam, basa, maupun garam biasanya dalam bentuk protein globular. Hampir semua enzim merupakan protein globular. Protein globular ini rantai-rantai polipeptida berlipat rapat, sehingga berbentuk bola (*globular*). Protein yang tidak larut dalam pelarut air, asam, dan basa disebut juga dengan protein serat (*fibrous*), seperti α -keratin pada rambut, dan wol.

b) Berdasarkan struktur molekul

Berdasarkan struktur molekulnya, protein dibedakan menjadi protein sederhana dan protein majemuk. **Protein Sederhana**, sering juga disebut dengan protein tunggal karena apabila dihidrolisis sempurna akan menghasilkan asam-asam amino saja. Protein yang termasuk ke dalam protein sederhana adalah **albumin, glutelin, prolamin, albuminoid dan histon**. **Protein Majemuk**, sering juga disebut dengan nama protein konjugasi. Protein majemuk ini apabila dihidrolisis sempurna, tidak saja menghasilkan asam-asam amino saja, tetapi juga menghasilkan senyawa-senyawa bukan asam amino. Protein yang tergolong ke dalam protein majemuk yaitu **kromoprotein, nukleoprotein, glukoprotein, fosoprotein, lipoprotein, dan metallo protein**.

2) Sifat-sifat Fisika dan Kimia Protein

a) Sifat Fisika

Protein mempunyai daya serap air yang sangat besar, sehingga apabila ditambahkan dengan garam, protein akan mampu menarik air. Peristiwa ini disebut dengan *salting out*. Sebagai contoh, jika ke dalam suatu larutan protein ditambahkan garam amonium sulfat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, maka protein akan mengendap.

b) Sifat Kimia

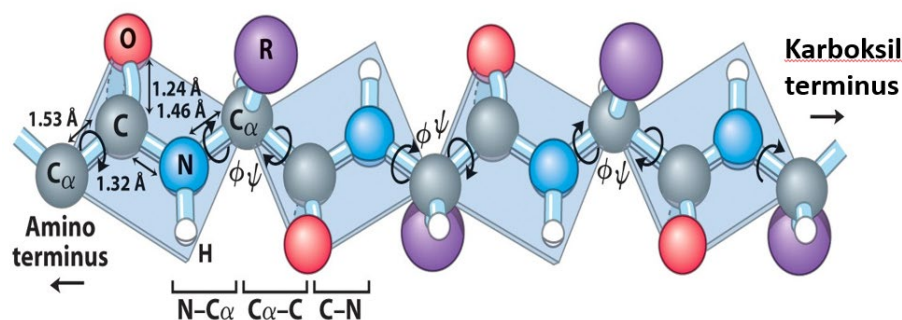
Beberapa sifat kimia dari suatu protein adalah amfoter, denaturasi, presipitasi, hidrolisis. Protein merupakan rantai polipeptida, yang pada ujungnya diakhiri dengan gugus-COOH pada ujung yang satu, dan gugus-NH₂ pada ujung yang lain. Protein dengan jumlah gugus fungsi yang bebas lebih sedikit dibanding dengan asam amino, maka sifat **amfoter** protein lebih lemah. **Denaturasi** adalah pemecahan struktur protein tersier dari molekul protein yang terjadi pada akibat bagian yang melipat, akibat putusnya interaksi-interaksi yang mempertahankan struktur molekul protein tersebut.

3) Struktur Protein

Struktur tiga dimensi protein dapat dijelaskan dengan mempelajari tingkat organisasi struktur, yaitu struktur protein primer, struktur protein sekunder, struktur protein tersier, dan struktur protein kuartern.

a) Struktur Protein Primer

Struktur protein primer ditentukan oleh ikatan kovalen antara residu asam amino yang berurutan yang membentuk **ikatan peptida**. Struktur primer protein dapat digambarkan sebagai rumus bangun yang biasa ditulis untuk senyawa organik. Struktur protein primer seperti gambar berikut.

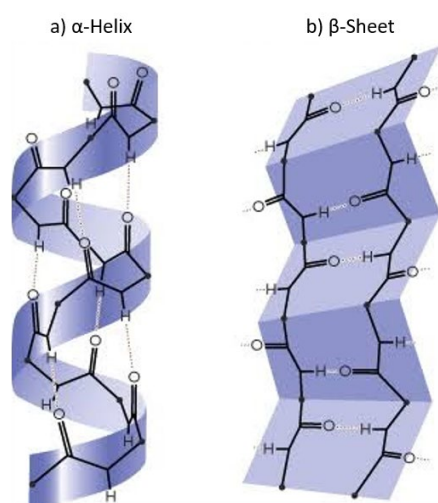


Gambar 155 Struktur protein primer

b) Struktur Protein Sekunder

Struktur protein sekunder terjadi karena ikatan hidrogen antara atom O dari gugus karbonil ($\text{C}=\text{O}$) dengan atom H dari gugus amino (NH_2) dalam satu rantai

polipeptida. Peristiwa ini memungkinkan terbentuknya konformasi spiral yang disebut struktur *helix*. Jika ikatan hidrogen yang terbentuk antara dua rantai polipeptida, maka akan terbentuk rantai paralel dengan bentuk berkelok-kelok yang disebut *konformasi β* . Struktur sekunder berkaitan dengan bentuk dari suatu rantai polipeptida. Oleh karena gaya-gaya nonkovalen, seperti ikatan hidrogen atau gaya dispersi, suatu rantai polipeptida menggulung seperti spiral (alfa heliks) atau seperti lembaran kertas *continues form (beta-pleated sheet)*, atau bentuk triple heliks.

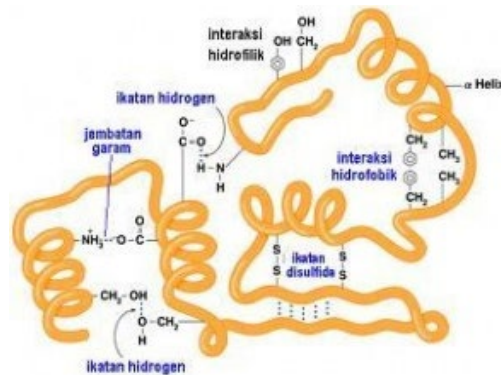


Gambar 156 Struktur protein sekunder

c) Struktur Protein Tersier

Struktur protein tersier terbentuk karena terjadinya pelipatan (*folding*) rantai α -heliks, konformasi β , maupun gulungan rambang suatu polipeptida membentuk protein globular, yang struktur 3 dimensinya lebih rumit jika dibandingkan dengan struktur protein sekunder. Struktur tersier protein merupakan bentuk tiga dimensi dari suatu protein, seperti mioglobin. Struktur tersier protein dikukuhkan oleh berbagai macam gaya, seperti ikatan hidrogen, ikatan silang disulfida, interaksi hidrofobik atau hidrofilik, serta jembatan garam.

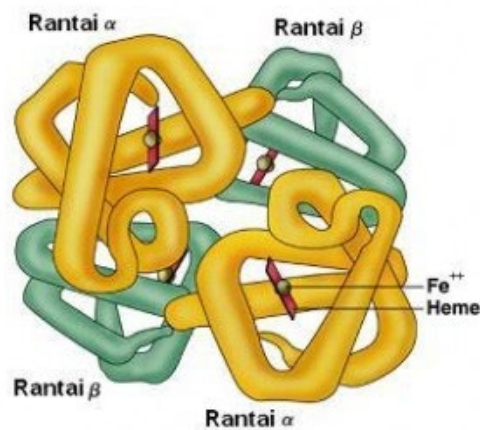
Ikatan yang terdapat pada struktur protein tersier disamping ikatan peptida (kovalen), juga terdapat ikatan lain seperti ikatan disulfida, ikatan ion, ikatan nonpolar, dan ikatan Vander walls.



Gambar 157 Struktur protein tersier

d) Struktur Protein Kuarterner

Struktur protein kuarterner terdiri atas beberapa rantai polipeptida yang saling terpisah. Rantai polipeptida (disebut juga dengan *protomer*) ini saling berinteraksi.



Gambar 158 Struktur protein kuarterner

Interaksi yang terjadi diantaranya adalah ikatan hidrogen, jembatan garam, dan ikatan disulfida. Sebagian besar protein kuarterner tersebut berbentuk globular yang mempunyai berat molekul lebih dari 50.000, yang merupakan suatu *oligomer*.

4) Reaksi-reaksi Warna terhadap Protein

Untuk menyatakan bahwa suatu bahan mengandung protein atau tidak dapat diidentifikasi dengan menggunakan beberapa pereaksi sebagai berikut ini.

a) Uji Biuret

Reaksi ini umum untuk suatu peptida atau protein. Reaksi akan positif jika terbentuk warna ungu, yaitu terbentuknya kompleks senyawa yang terjadi antara Cu /tembaga dengan N /nitrogen dari molekul ikatan peptida.

b) Uji Xantoprotein

Uji ini positif ditandai dengan terbentuknya warna kuning setelah penambahan HNO_3 pekat ke dalam sampel dan kemudian dipanaskan. Reaksi ini terjadi karena proses nitrasasi inti benzena. Oleh karena itu, reaksi ini positif bagi protein yang mengandung asam amino yang mengandung inti benzena seperti tirosin, triptofan, dan fenilalanin.

c) Uji Ninhidrin

Jika ke dalam larutan ditambahkan pereaksi ninhidrin dan dipanaskan beberapa saat, kompleks berwarna ungu/lembayung akan terbentuk. Komplek ini terjadi akibat adanya oksidasi, sehingga NH_3 dan CO_2 akan dilepaskan. NH_3 yang dilepaskan akan bereaksi dengan hidratin membentuk kompleks berwarna lembayung / ungu.

d) Uji Millon Nasse

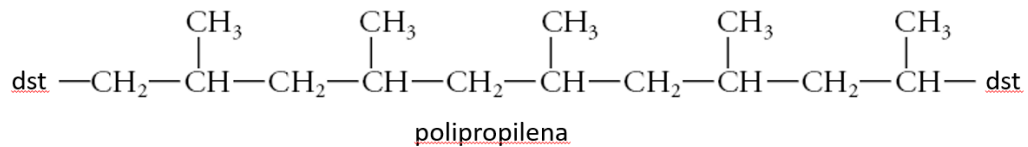
Reaksi akan positif, karena terjadi reaksi antara Hg dengan gugus hidroksi fenil. Dengan demikian reaksi ini positif untuk protein yang mengandung tirosin. Peraksi Millon terdiri dari campuran *merkuronitro* dalam asam nitrat. Reaksi positif ditandai dengan terbentuknya endapan merah.

e) Uji Belerang

Protein yang mengandung sulfur seperti sistein akan menghasilkan endapan hitam dari PbS ketika dipanaskan dengan Pb(asetat) dalam keadaan basa.

g. Polimer

Polimer adalah makromolekul yang terdiri atas unit struktural yang disebut sebagai monomer (Smith, 2008). Suatu polimer dapat dibuat dari ribuan monomer. Contoh polimer adalah polipropilena, polimer yang mempunyai banyak kegunaan.

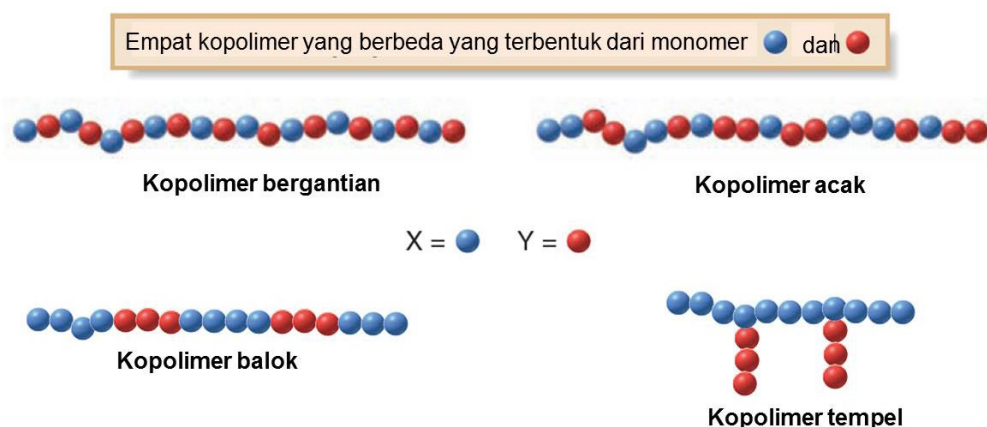


Gambar 159 Struktur umum polipropilena

(Jespersen, *et al*, 2012)

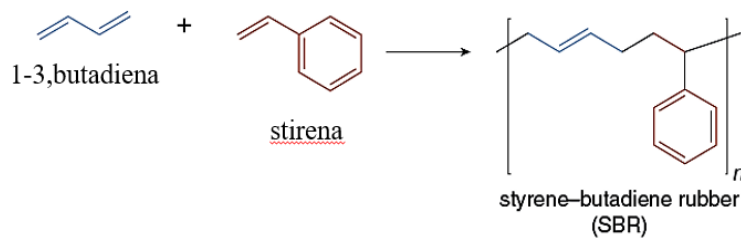
Jika anda perhatikan struktur molekul polipropilena, molekul ini terdiri atas kerangka karbon panjang dengan gugus CH₃ terikat pada kerangka karbon dengan interval yang berkala. Jika diamati, monomernya berulang ribuan kali. Struktur polimer biasanya direpresentasikan menggunakan struktur dari unit yang berulang yang berada dalam tanda kurung dengan *subscript n* yang menyatakan jumlah unit yang berulang ribuan kali.

Polimer umumnya diklasifikasikan menjadi beberapa kelompok antara lain atas dasar jenis monomer, asal, sifat termal, dan reaksi pembentukannya. Berdasarkan jenis monomernya, polimer dibedakan atas **homopolimer** dan **kopolimer**. Homopolimer merupakan polimer terbentuk dari reaksi polimerisasi dari monomer-monomer yang sama. Kopolimer merupakan polimer terbentuk dari reaksi polimerisasi dari monomer-monomer yang berbeda.



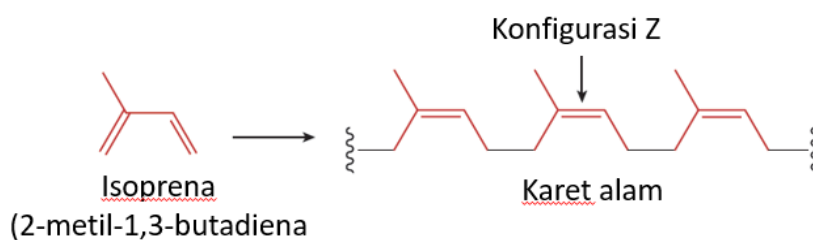
Gambar 160 Jenis-jenis kopolimer
(Smith, 2008)

Berdasarkan susunan monomernya, kopolimer dapat dibedakan atas kopolimer acak, kopolimer bergantian, kopolimer balok, dan kopolimer tempel. Contoh kopolimer yang penting dalam industry adalah kopolimer dari 1,3-butadiena dengan stirena membentuk karet stirena-butadiena (stirene-butadiene rubber, SBR) yaitu polimer yang digunakan pada pembuatan ban mobil/ motor.



Gambar 161 Proses pembentukan dan struktur SBR (Smith, 2008)

Berdasarkan asalnya, polimer dibedakan atas **polimer alami** dan **polimer buatan**. Polimer alami adalah polimer yang telah tersedia di alam. Polimer alami memainkan peranan penting dalam kehidupan organisme. Contohnya adalah karbohidrat (seperti selulosa dan amilum), protein, asam nukleat, dan karet alam. Polimer alami yang akan dibahas di sini adalah karet alam. Karet alam terdiri dari unit isoprene yang berulang-ulang, dengan semua ikatan rangkapnya mempunyai konfigurasi Z.



Gambar 162 Struktur karet alam

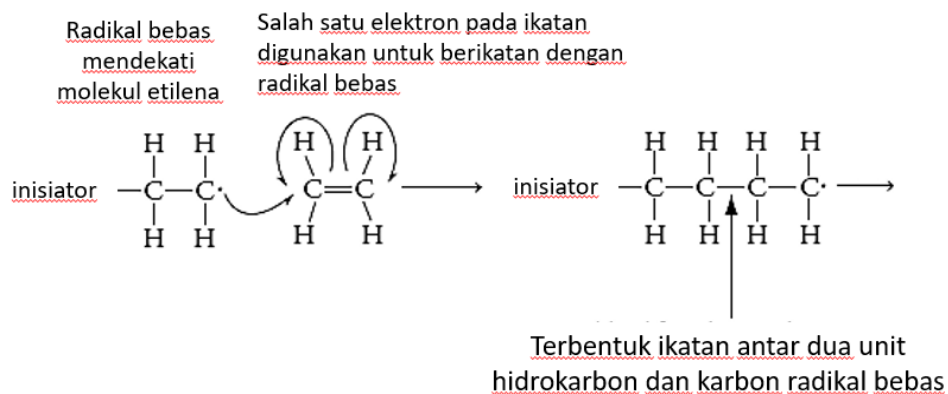
(Smith, 2008)

Polimer sintesis merupakan polimer yang dihasilkan dari reaksi polimerisasi yang dibuat di pabrik. Contohnya adalah tas plastik, pembungkus makanan, styrofoam, teflon, dan lain-lain.

Polimerisasi adalah reaksi pembentukan polimer dari monomer-monomernya. Reaksi polimerisasi terbagi 2 yaitu polimerisasi adisi dan polimerisasi kondensasi.

1) Polimerisasi adisi

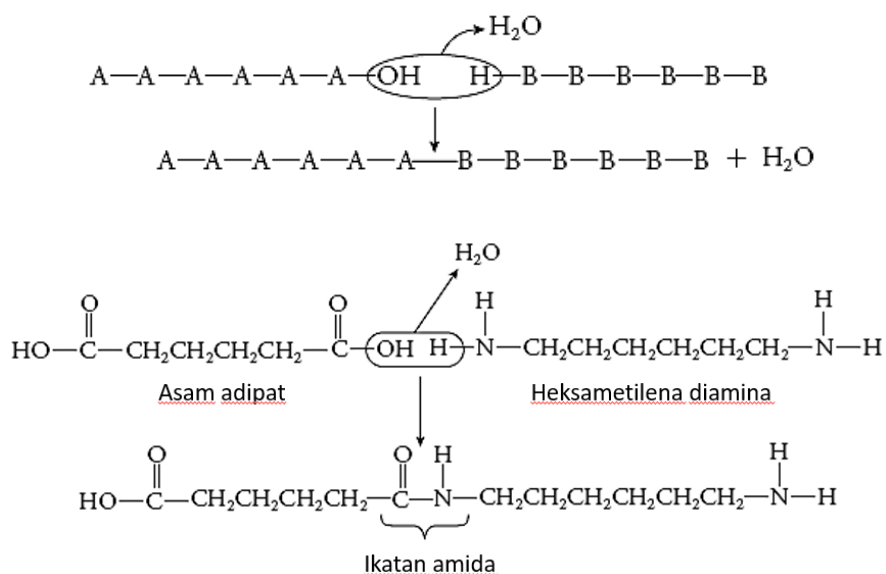
Polimerisasi Adisi adalah penambahan satu monomer ke monomer lain untuk membentuk polimer rantai panjang. Ada tiga jenis mekanisme polimerisasi adisi, yaitu; mekanisme radikal bebas, mekanisme ionik, mekanisme koordinasi. Polimer yang dihasilkan oleh proses polimerisasi adisi disebut polimer adisi. Contoh-contoh polimer adisi termasuk polivinil klorida atau PVC, poli(propilena), poli(tetrafluoroetena) atau TEFLON, dan lain-lain.



Gambar 163 Proses pembentukan polimer dengan polimerisasi adisi dengan mekanisme radikal

2) Polimerisasi kondensasi

Polimerisasi kondensasi adalah proses pembentukan polimer melalui penggabungan molekul-molekul kecil melalui reaksi yang melibatkan gugus fungsi, dengan atau tanpa diikuti lepasnya molekul kecil. Dengan kata lain, polimerisasi kondensasi hanya dilangsungkan oleh monomer yang mempunyai gugus fungsional. Molekul kecil yang dilepaskan biasanya adalah air. Selain itu, metanol juga sering dihasilkan sebagai efek samping polimerisasi kondensasi. Bakelite, nilon dan poliester adalah beberapa contoh umum polimer kondensasi



Gambar 164 Proses polimerisasi kondensasi

4. Penerapan Kimia dalam Industri dan Lingkungan

c. Biofuel

Biofuel adalah bahan bakar yang berasal dari bahan-bahan organik dengan kelebihan menghasilkan lebih sedikit gas rumah kaca dan memiliki kemurnian yang cukup tinggi seperti bahan bakar petroleum (Luque, Campelo, dan Clark, 2011). Teknologi dalam pembuatan biofuel mencakup proses fermentasi dan proses biologis.

1) Bio-etanol

Bio-etanol adalah etanol yang diproduksi dari tumbuhan. Produksi etanol/bioetanol (atau alkohol) dengan bahan baku tanaman yang mengandung pati atau karbohidrat dilakukan melalui proses konversi karbohidrat menjadi gula (glukosa) larut air. Konversi bahan baku tanaman yang mengandung pati atau karbohidrat menjadi bioetanol ditunjukkan pada Tabel 32.

Tabel 32 Konversi bahan baku tanaman yang mengandung pati atau karbohidrat dan tetes menjadi bioetanol

Bahan Baku		Kandungan Gula dalam Bahan Baku (Kg)	Jumlah Hasil Konversi Bioetanol (L)	Perbandingan Bahan Baku dan Bioetanol
Jenis	Konsumsi (Kg)			
Ubi Kayu	1000	250-300	166,6	6,5 : 1
Ubi Jalar	1000	150-200	125	8 : 1
Jagung	1000	600-700	200	5 : 1
Sagu	1000	120-160	90	12 : 1
Tetes	1000	500	250	4 : 1

2) Biodiesel/ biosolar

Biodiesel/ biosolar adalah senyawa organik yang dapat digunakan sebagai bahan bakar diesel, yang dihasilkan dari minyak nabati, lemak, hewani atau minyak bekas. Oleh sebab itu, minyak nabati ini baik digunakan sebagai pengganti/campuran solar. Biodiesel berasal dari asam lemak pada tanaman yang mengandung minyak nabati meliputi sirsak, kelapa, kelapa sawit, kapuk, jarak pagar, kedelai dan lainnya. Dalam proses pembuatan biodiesel senyawa utama dalam bahan bakunya yaitu ester. Biodiesel dapat dibuat dari transesterifikasi asam lemak. Asam lemak dari minyak nabati direaksikan dengan alkohol menghasilkan ester dan produk sampingnya berupa gliserin yang bernilai ekonomi cukup tinggi.

3) Biogas

Biogas adalah campuran gas yang dapat dibakar (Tabel 6.8) yang terbentuk dari dekomposisi senyawa organik oleh bakteri anaerob.

Tabel 33 Komposisi biogas

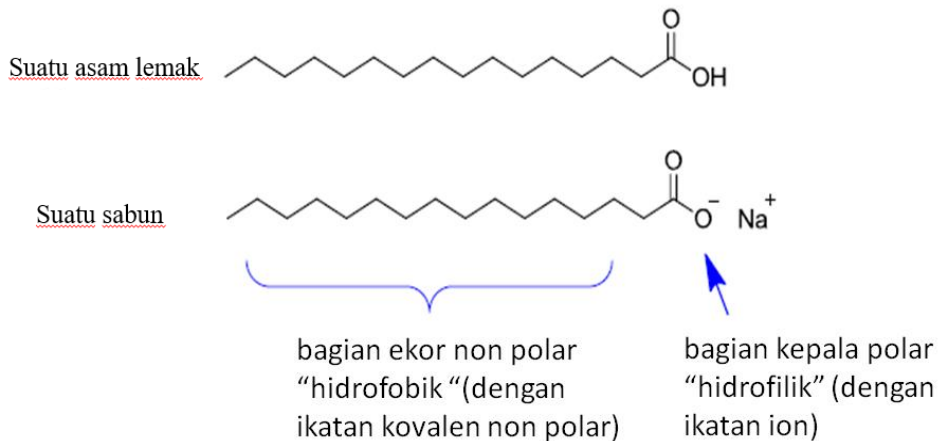
Gas	%
Metana (CH ₄)	55-70%
Karbon dioksida (CO ₂)	30-45%
Hidrogen Sulfida (H ₂ S)	1-2%
Hidrogen (H ₂)	1-2%
Ammonia (NH ₃)	1-2%
Karbon Monoksida	<i>Trace</i>
Nitrogen (N ₂)	<i>Trace</i>
Oksigen (O ₂)	<i>Trace</i>

*Komposisi sebenarnya bergantung pada zat yang didekomposisi

(Sumber: Jørgensen, 2009)

d. Saponifikasi

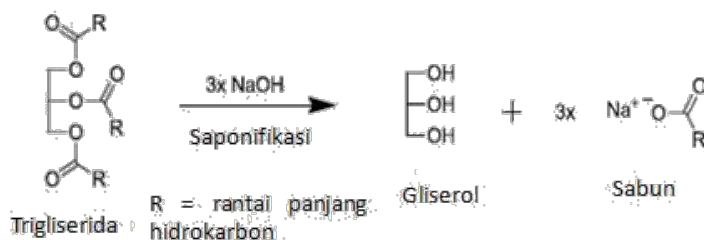
Sabun merupakan garam dari asam lemak. Asam lemak adalah asam karboksilat dengan rantai panjang hidrokarbon tanpa cabang (alifatik). Strukturnya dapat dilihat pada **Gambar 6.43**.



Gambar 165 Struktur asam lemak dan sabun
(Sumber: Magolan, 2010)

Bagian kepala pada struktur sabun bersifat polar dan bermuatan sehingga dapat larut dalam air. Ujung hidrokarbon (alifatik, biasa disebut dengan bagian ekor) bersifat non polar sehingga sabun dapat bercampur dengan zat non polar dan membantu zat tersebut larut dalam air.

Sabun dibuat melalui proses saponifikasi. Reaksinya dapat dilihat pada Gambar 166.



Gambar 166 Reaksi Saponifikasi
(Sumber: Magolan, 2010)

e. Fermentasi Alkohol

Alkohol dapat dihasilkan dari glukosa melalui mekanisme fermentasi alkohol. Glukosa menjadi substrat untuk mikroorganisme yang dapat mengalami fermentasi alkohol.

f. Pembuatan Nata de Coco

Nata adalah selulosa bakteri yang dihasilkan oleh *Acetobacter xylinum* (Jagannath, 2008). Struktur molekul dari nata adalah $(C_6H_{10}O_5)_n$, sama seperti selulosa tumbuhan. Namun, sifat fisika dan kimianya berbeda. Nata mempunyai tingkat kemurnian yang lebih tinggi daripada selulosa tumbuhan. Derajat polimerisasinya pun lebih tinggi. Kekuatan tarikan dan sifatnya yang tinggi dan kemampuan menyerap air yang besar membuat nata lebih unggul dibandingkan selulosa tumbuhan. Fibrilnya 100 kali lebih tipis daripada selulosa tumbuhan (Chawla, 2009).

g. Logam dan Pengolahannya

Kebanyakan logam-logam yang ada di alam terdapat dalam bentuk mineralnya. Komponen anorganik berbentuk kristal dari bebatuan yang dibentuk pada kerak bumi. Silikat dan aluminasilikat adalah mineral yang paling banyak kelimpahannya di kerak bumi. Akan tetapi, proses pemekatan dan reduksinya yang lebih rumit menjadikan silikat dan alumina kurang begitu penting secara komersial sebagai sumber logam. *Malachite* ($Cu_2CO_3(OH)_2$), *magnetit* (Fe_2O_3), *cinnabar* (HgS), yang menghasilkan logam tembaga, besi, dan air raksa menjadi mineral yang sangat penting secara komersial (Gambar 98). Mineral deposit yang merupakan logam mudah di produksi secara ekonomis disebut sebagai Bijih logam (Tabel 6.9).

Tabel 34 Unsur logam dan mineralnya

Logam	Mineral	Komposisi
Aluminium	Corundum	Al_2O_3
	Gibbsite	$\text{Al}(\text{OH})_3$
Kromium	Chromite	FeCr_2O_4
Tembaga	Chalcocite	Cu_2S
	Chalcopyrite	CuFeS_2
	Malachite	$\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$
Besi	Hematite	Fe_2O_3
	Magnetite	Fe_3O_4
Timbal	Galena	PbS
Magnesium	Pyrolusite	MnO_2
Merkuri	Cinnabar	HgS
Molibdenum	Molybdenite	MoS_2
Timah	Cassiterite	SnO_2
Titanium	Rutile	TiO_2
	Ilmenite	FeTiO_3
Zink	Sphalerite	ZnS

Metalurgi merupakan ilmu dan teknologi mengekstrak logam-logam dari bijihnya atau senyawa amalgamnya serta persiapan untuk aspek kegunaannya. Biasanya proses pengambilan logam dari bijihnya melibatkan tiga tahap utama yaitu (1) penambangan dan persiapan bijih, (2) Tahap produksi logam dan (3) pemurnian logam.

1) Penambangan dan Penyapihan Biji

Setelah proses penambangan, tahap selanjutnya yaitu persiapan bijih. Pada proses ini, mineral dipisahkan dari materi pengotor dengan metode flotasi. Limbah biasanya berupa lumpur dan mineral silikat. Pada proses ini bijih mentah secara halus digerus dan ditambahkan ke dalam air yang berisi minyak dan deterjen. Setelah diaerasikan, bijih tersebut terbawa ke atas oleh busa deterjen yang kemudian dikeringkan untuk mendapatkan bijih matang.

2) Produksi Logam

Sifat keelektronegatifan yang sangat rendah menyebabkan logam selalu bermuatan positif. Proses pengolahan logam bebas dari mineral atau bijihnya adalah menggunakan proses reduksi pada tahap akhir produksinya. Sebelum

dilakukan proses reduksi, teknik-teknik metalurgi digunakan agar bijih lebih mudah direduksi menjadi logam bebasnya. Beberapa proses metalurgi yang sering digunakan dalam industri logam adalah *pyrometalurgi*, *hydrometalurgi*, dan *elektrometalurgi*.

3) Pemurnian Logam

Tahap terakhir dari pengolahan logam adalah proses pemurniannya. Pada proses ini logam mentah atau produk logam yang masih ada pengotor dilakukan proses metalurgi agar meningkatkan kemurniannya meningkatkan kemurniannya dan komposisi logamnya menjadi lebih jelas. Tujuan dari proses pemurnian ini agar menghasilkan logam tunggal murni. Namun kadang juga menghasilkan produk campuran yang komponen atom-atomnya terdefinisi, misalnya dalam produksi baja dari besi mentah.

Agar Anda lebih memahami materi ini, silahkan simak video berikut ini.
<https://www.youtube.com/watch?v=8sPYECIAb80>.

h. Kimia dalam Lingkungan

Kita sering sekali melihat fenomena atau reaksi-reaksi kimia yang terjadi di lingkungan sekitar. Salah satu contoh yang paling sederhana ada ketika kita berkendara bermotor.

Pembakaran bahan bakar fosil dalam mesin kendaraan mengakibatkan pelepasan berbagai zat yang dapat mengakibatkan **pencemaran udara** seperti CO₂, CO dari pembakaran bahan bakar yang tidak sempurna dan bersifat racun, serta NO_x (NO, NO₂). Pembakaran bahan bakar dalam suhu yang tinggi, sehingga nitrogen dalam udara ikut teroksidasi. NO_x dapat menyebabkan hujan asam dan smog fotokimia. Pb pada penggunaan bensin yang mengandung aditif senyawa timbal bersifat racun.

Jika kita perhatikan lebih mendalam, terdapat beberapa masalah yang sedang kita hadapi saat ini seperti asap, penipisan lapisan ozon (yang disebabkan oleh CFC) di kota-kota besar, gas rumah kaca (seperti CO₂) dan gas CO. Bagaimana efek yang terjadi? Gas CO yang dihasilkan apabila masuk ke dalam tubuh

manusia akan mudah berikatan dengan hemoglobin yang seharusnya berikatan dengan oksigen, sehingga dapat menimbulkan keracunan bahkan bias memicu kematian. Selain gas CO₂ dan CO, gas NO_x dan SO₂ dapat memberikan efek negatif seperti hujan asam. Penting untuk diketahui bahwa hujan asam tidak selalu hujan yang turun dalam bentuk butiran air saja. Fenomena alam ini juga bisa terjadi dalam bentuk kabut, hujan es, salju, bahkan gas dan debu yang mengandung asam.

Pencemaran air beberapa dekade ini juga menyita perhatian yang cukup tinggi. Hal ini disebabkan oleh kehadiran industri di tanah air yang semakin meningkat. Limbah industri cair sebagian besar mengandung logam berat yang sulit untuk diolah kembali sehingga kualitas air akan semakin menurun apabila tercemar oleh logam-logam berat ini.

Logam berat merupakan logam yang melebihi 5 g/cm³. Sebagian besar elemen yang merupakan logam berat sangat larut dalam air, racun dan agen karsinogenik. Logam berat yang biasanya dihasilkan dari industri seperti Cu, Ag, Zn, Cd, Au, Hg, Sn, Cr, Fe, Ni, Ar, Se, Mo, Co, Mn, dan Al. Logam-logam berat ini memberikan ancaman serius bagi populasi manusia, fauna dan flora. Logam-logam berat dapat diserap dan terakumulasi dalam tubuh manusia dan menyebabkan efek serius pada kesehatan seperti kanker, kerusakan organ, kerusakan sistem, dan bahkan kematian. Logam berat yang dihasilkan dari industri dihasilkan pada proses-proses yang berlangsung di industri tersebut seperti *elektroplating*, pengendapan, elektrolisis, konversi, pemurnian, dan lain-lain.

Pada saat ini, sudah banyak studi yang mengembangkan metode-metode untuk penyerapan logam berat yang ada pada perairan. Metode-metode ini sangat bervariasi seperti penggunaan mikroalga, arang aktif, senyawa kimia tertentu (kitosan dan selulosa) sebagai agen dalam proses biosorpsi maupun adsorpsi. Hingga saat ini, para ahli terus berusaha untuk menyelesaikan masalah limbah cair industri dengan mengembangkan metode-metode yang efektif dan ramah lingkungan.

D. Rangkuman

- Rumus senyawa alkana adalah C_nH_{2n+2} , senyawa alkena adalah C_nH_{2n} , dan senyawa alkuna adalah C_nH_n . Ketiga kelompok senyawa hidrokarbon ini memiliki kecenderungan sifat yang mirip. Perbedaan hanya pada kereaktifan dan kepolaran. Alkana bersifat kurang reaktif dan non polar dibandingkan alkena dan alkuna. Aturan tatanama alkana, alkena, dan alkuna diawali dengan penentuan rantai induk, penentuan cabang, dan penomoran.
- Selain golongan hidrokarbon, senyawa-senyawa organik dapat diklasifikasikan menjadi beberapa golongan berdasarkan gugus fungsi. Seperti alkohol dengan gugus fungsi $-OH$, eter dengan gugus fungsi $-O-$, amina dengan gugus fungsi $-NH_2$, dan lain-lain. Banyaknya senyawa-senyawa organik ini memunculkan istilah isomer yang berarti senyawa-senyawa dengan rumus molekul yang sama namun rumus struktur yang berbeda. Beberapa jenis isomer yaitu isomer kerangka, isomer posisi, isomer fungsional, dan isomer geometri (isomer optik).
- Reaksi-reaksi senyawa organik, yang meliputi reaksi substitusi, eliminasi, adisi, oksidasi, dan reduksi. Reaksi substitusi dibagi menjadi dua yaitu reaksi substitusi nukleofilik dan reaksi substitusi elektrofilik. Reaksi substitusi nukleofilik dibagi menjadi dua lagi, yaitu reaksi substitusi nukleofilik unimolekular (S_N1) dan reaksi substitusi nukleofilik bimolekular (S_N2). Metil halida, alkil halida primer dan sekunder bereaksi dengan mekanisme S_N2 . S_N2 selalu melibatkan suatu nukleofil kuat seperti ^-OH , ^-CN , dan ^-OR . S_N2 hanya terdiri atas satu tahap reaksi dan menghasilkan suatu produk inversi. Di sisi lain, alkil halida tersier terlalu terintangi untuk menjalani reaksi S_N2 , sehingga mekanisme yang berlangsung berupa mekanisme reaksi S_N1 . Pada reaksi S_N1 , Terdapat tahap pembentukan karbokation terlebih dahulu sebelum penyerangan oleh suatu nukleofil. Nukleofil yang menyerang biasanya merupakan suatu nukleofil lemah dan produk yang dihasilkan merupakan suatu produk campuran atau rasemat.
- Sintesis suatu alkena atau alkuna dapat dilakukan melalui reaksi eliminasi suatu alkil halide. Terdapat dua jenis reaksi eliminasi yaitu eliminasi 1 ($E1$) dan eliminasi 2 ($E2$). Suatu alkil halide tersier dapat mengalami reaksi $E1$.

Bila suatu basa kuat digunakan untuk menjalankan eliminasi, alkil halide baik tersier, sekunder, bahkan primer dapat mengalami reaksi eliminasi. Tahapan pada reaksi eliminasi tidak jauh berbeda dengan reaksi substitusi, perbedaannya adalah pada arah serangan nukleofil. Pada reaksi eliminasi, nukleofil menyerang hidrogen beta ($H\beta$) yang nantinya akan menyebabkan pembentukan ikatan rangkap (ikatan π).

- Benzena dan senyawa aromatis lainnya akan bereaksi secara substitusi elektrofilik karena elektron π pada benzene atau senyawa aromatis lainnya lebih suka digunakan untuk beresonansi. Suatu substitusi kedua akan menghasilkan isomer *o*- , *p*- atau *m*- bergantung pada substituent pertama yang telah berikatan pada benzene atau senyawa aromatis lainnya. Pengaruh *o*- dan *p*- kecuali X bersifat mengaktifkan cincin keseluruhan terhadap substitusi elektrofilik sedangkan semua pengaruh *m*- dan gugus X bersifat mendeaktivasi cincin terhadap substitusi elektrofilik lanjutan melalui penarikan elektron.
- Biomolekul adalah senyawa organik dengan massa molekul yang sangat besar (makromolekul). Beberapa contoh biomolekul adalah karbohidrat, protein, dan lain-lain. Karbohidrat adalah polimer dengan satuan penyusunnya adalah monosakarida. Karbohidrat dapat diklasifikasikan berdasarkan jumlah atom karbon, yaitu monosakarida, oligosakarida, dan polisakarida. Beberapa contoh monosakarida yaitu heksosa, pentose, tetrosa, dan triosa. Berdasarkan gugus fungsi monosakarida dibedakan atas dua yaitu golongan ketosa (keton) dan aldosa (aldehid).
- Oligosakarida terdiri atas dua atau lebih monosakarida yang berikatan dengan ikatan glikosida. Beberapa contoh yang termasuk oligosakarida adalah maltosa, laktosa, sukrosa. Polisakarida terdiri atas 8 monomer. Identifikasi senyawa karbohidrat dapat dilakukan dengan menggunakan beberapa reagen atau pereaksi, seperti pereaksi Molisch, Benedict, Tollens, dan iodin.
- Protein adalah polimer dengan monomer asam-asam amino. Asam amino dapat diklasifikasi berdasarkan rantai samping, seperti asam amino asam, asam amino basa, netral dan lain sebagainya. Berdasarkan ketersediannya

asam amino dikelompokkan atas dua yaitu asam amino esensial, dan non-esensial. Protein dapat diklasifikasikan berdasarkan kelarutan yaitu globular, dan fibrous. Berdasarkan susunan molekulnya ada dua yaitu protein sederhana dan protein majemuk. Jika ditinjau dari strukturnya protein mempunyai struktur primer, sekunder, tersier, dan kuartener. Identifikasi asam amino dan protein dapat dilakukan dengan menggunakan pereaksi Biuret, Ninhidrin, dan Xantoprotein.

- Polimer adalah molekul yang terdiri atas unit yang berulang. Polimer adisi adalah polimer yang dihasilkan dari reaksi adisi. Polimer kondensasi adalah polimer yang dihasilkan dari reaksi antar monomer yang menghasilkan molekul kecil. Contoh polimer alami adalah protein, karbohidrat sementara polimer sintesis contohnya adalah polipropilen, PVC, dan lain-lain.
- Biofuel merupakan bahan bakar yang berasal dari bahan-bahan organik sehingga bahan bakar yang dihasilkan lebih ramah lingkungan. Biofuel dapat menghasilkan bahan bakar berupa bioetanol dan biodiesel. Biogas merupakan campuran gas yang terbentuk dari dekomposisi senyawa organik oleh bakteri anaerob. Biogas yang paling banyak dihasilkan mengandung metana dan karbon dioksida. Proses pembentukan biogas secara umum terdiri atas hidrolisis, *acidogenesis* (fermentasi) dan *methagenesis*. Saponifikasi merupakan proses pembuatan sabun dengan mereaksikan asam lemak dengan alkali (misal NaOH). Fermentasi alkohol merupakan proses pembuatan alkohol dari glukosa. Glukosa menjadi substrat untuk mikroorganisme yang dapat melakukan fermentasi alkohol. Pada awalnya, glukosa akan diubah menjadi piruvat melalui jalur glikolisis kemudian piruvat akan diubah menjadi etanol dan CO₂. Nata merupakan selulosa bakteri yang dihasilkan oleh *Acetobacter xylinum*. Struktur molekul dari Nata adalah (C₆H₁₀O₅)_n (sama seperti selulosa tumbuhan) namun sifat fisika dan kimianya berbeda.
- Metalurgi merupakan ilmu dan teknologi mengekstrak logam-logam dari bijihnya atau senyawa amalgamnya serta persiapan untuk aspek kegunaannya. Biasanya proses pengambilan logam dari bijihnya melibatkan

tiga tahap utama yaitu (1) penambangan dan penyiapan bijih, (2) Tahap produksi logam dan (3) pemurnian logam.

- Tahap terakhir dari pengolahan logam adalah proses pemurniannya. Pada proses ini logam mentah atau produk logam yang masih ada pengotor dilakukan proses metalurgi agar meningkatkan kemurniannya meningkat kemurniannya dan komposisi logamnya menjadi lebih jelas. Tujuan dari proses pemurnian ini agar menghasilkan logam tunggal murni. Namun kadang juga menghasilkan produk campuran yang komponen atom-atomnya terdefinisi, misalnya dalam produksi baja dari besi mentah. Tahap ini meliputi *pyrometalurgi*, hidrometalurgi, dan elektrometalurgi.
- Kimia sangat berhubungan dengan kehidupan sekitar. Melalui ilmu kimia, kita dapat mengatasi berbagai masalah yang ada pada saat ini. Misalnya, untuk mengatasi pencemaran udara oleh gas buangan kendaraan bermotor, saat ini para ahli sedang mengembangkan suatu sumber energy alternative. Selain itu, industri juga menghasilkan limbah cair yang mengandung logam berat. Saat ini, para ahli juga sedang mengembangkan berbagai metode untuk penyerapan logam berat tersebut.

Penutup

Modul belajar mandiri yang telah dikembangkan diharapkan dapat menjadi referensi bagi Anda dalam mengembangkan dan *me-refresh* pengetahuan dan keletampilan. Selanjutnya, Anda dapat menggunakan modul belajar mandiri sebagai salah satu bahan belajar mandiri untuk menghadapi seleksi Guru P3K.

Anda perlu memahami substansi materi dalam modul dengan baik. Oleh karena itu, modul perlu dipelajari dan dikaji lebih lanjut bersama rekan sejawat baik dalam komunitas pembelajaran secara daring maupun komunitas praktisi (Gugus, KKG, MGMP) masing-masing. Kajian semua substansi materi yang disajikan perlu dilakukan, sehingga Anda mendapatkan gambaran teknis mengenai rincian materi substansi. Selain itu, Anda juga diharapkan dapat mengantisipasi kesulitan-kesulitan dalam materi substansi yang mungkin akan dihadapi saat proses seleksi Guru P3K.

Pembelajaran-pembelajaran yang disajikan dalam setiap modul merupakan gambaran substansi materi yang digunakan mencapai masing-masing kompetensi Guru sesuai dengan indikator yang dikembangkan oleh tim penulis/kurator. Selanjutnya Anda perlu mencari bahan belajar lainnya untuk memperkaya pengetahuan dan keterampilan sesuai dengan bidang studinya masing-masing, sehingga memberikan tingkat pengetahuan dan keterampilan yang komprehensif. Selain itu, Anda masih perlu mengembangkan pengetahuan dan keterampilan Anda dengan cara mencoba menjawab latihan-latihan soal tes yang disajikan dalam setiap pembelajaran pada portal komunitas pembelajaran.

Dalam melaksanakan kegiatan belajar mandiri Anda dapat menyesuaikan waktu dan tempat sesuai dengan lingkungan masing-masing (sesuai kondisi demografi). Harapan dari penulis/kurator, Anda dapat mempelajari substansi materi bidang studi pada setiap pembelajaran yang disajikan dalam modul untuk mengembangkan pengetahuan dan keterampilan sehingga siap melaksanakan seleksi Guru P3K.

Selama mengimplementasikan modul ini perlu terus dilakukan refleksi, evaluasi, keberhasilan serta permasalahan. Permasalahan-permasalahan yang ditemukan

dapat langsung didiskusikan dengan rekan sejawat dalam komunitas pembelajarannya masing-masing agar segera menemukan solusinya.

Capaian yang diharapkan dari penggunaan modul ini adalah terselenggaranya pembelajaran bidang studi yang optimal sehingga berdampak langsung terhadap hasil capaian seleksi Guru P3K.

Kami menyadari bahwa modul yang dikembangkan masih jauh dari kesempurnaan. Saran, masukan, dan usulan penyempurnaan dapat disampaikan kepada tim penulis/kurator melalui surat elektronik (e-mail) sangat kami harapkan dalam upaya perbaikan dan pengembangan modul-modul lainnya.

Modul Belajar Mandiri

CALON GURU

Aparatur Sipil Negara (ASN)
Pegawai Pemerintah dengan Perjanjian Kerja (PPPK)