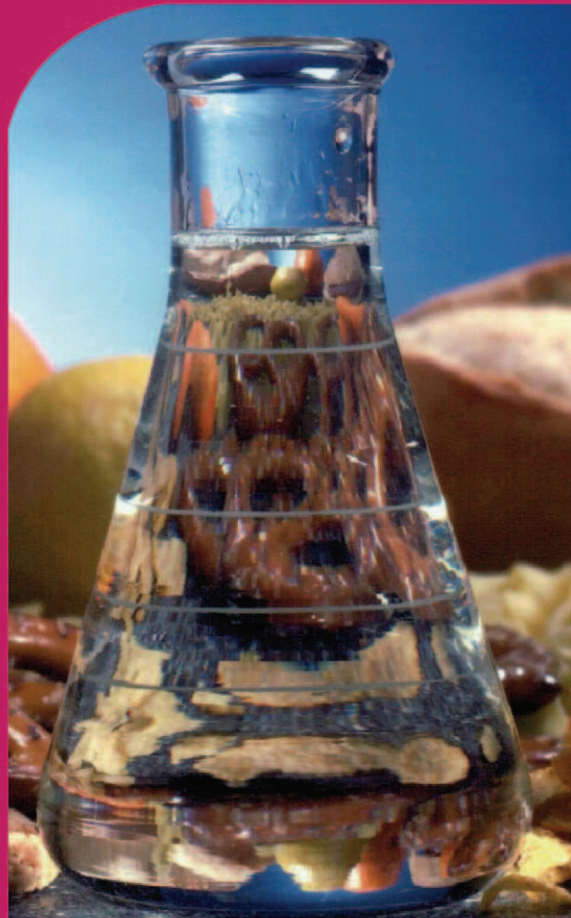


Zulfikar

Kimia Kesehatan

untuk
Sekolah Menengah Kejuruan

JILID 1



Direktorat Pembinaan Sekolah Menengah Kejuruan
Direktorat Jenderal Manajemen Pendidikan Dasar dan Menengah
Departemen Pendidikan Nasional

Zulfikar

KIMIA KESEHATAN

JILID 1

SMK



Direktorat Pembinaan Sekolah Menengah Kejuruan
Direktorat Jenderal Manajemen Pendidikan Dasar dan Menengah
Departemen Pendidikan Nasional

Hak Cipta pada Departemen Pendidikan Nasional
Dilindungi Undang-undang

KIMIA KESEHATAN JILID 1

Untuk SMK

Penulis : Zulfikar

Perancang Kulit : TIM

Ukuran Buku : 17,6 x 25 cm

ZUL ZULFIKAR

k

Kimia Kesehatan Jilid 1 untuk SMK /oleh Zulfikar ----
Jakarta : Direktorat Pembinaan Sekolah Menengah Kejuruan,
Direktorat Jenderal Manajemen Pendidikan Dasar dan Menengah,
Departemen Pendidikan Nasional, 2008.

ix, 182 hlm

Daftar Pustaka : Lampiran. A

Lampiran : Lampiran. B

Indeks : Lampiran. C

ISBN : 978-602-8320-48-1

ISBN : 978-602-8320-49-8

Diterbitkan oleh

Direktorat Pembinaan Sekolah Menengah Kejuruan

Direktorat Jenderal Manajemen Pendidikan Dasar dan Menengah
Departemen Pendidikan Nasional

Tahun 2008

KATA SAMBUTAN

Puji syukur kami panjatkan kehadirat Allah SWT, berkat rahmat dan karunia Nya, Pemerintah, dalam hal ini, Direktorat Pembinaan Sekolah Menengah Kejuruan Direktorat Jenderal Manajemen Pendidikan Dasar dan Menengah Departemen Pendidikan Nasional, telah melaksanakan kegiatan penulisan buku kejuruan sebagai bentuk dari kegiatan pembelian hak cipta buku teks pelajaran kejuruan bagi siswa SMK. Karena buku-buku pelajaran kejuruan sangat sulit di dapatkan di pasaran.

Buku teks pelajaran ini telah melalui proses penilaian oleh Badan Standar Nasional Pendidikan sebagai buku teks pelajaran untuk SMK dan telah dinyatakan memenuhi syarat kelayakan untuk digunakan dalam proses pembelajaran melalui Peraturan Menteri Pendidikan Nasional Nomor 45 Tahun 2008 tanggal 15 Agustus 2008.

Kami menyampaikan penghargaan yang setinggi-tingginya kepada seluruh penulis yang telah berkenan mengalihkan hak cipta karyanya kepada Departemen Pendidikan Nasional untuk digunakan secara luas oleh para pendidik dan peserta didik SMK.

Buku teks pelajaran yang telah dialihkan hak ciptanya kepada Departemen Pendidikan Nasional ini, dapat diunduh (*download*), digandakan, dicetak, dialihmediakan, atau difotokopi oleh masyarakat. Namun untuk penggandaan yang bersifat komersial harga penjualannya harus memenuhi ketentuan yang ditetapkan oleh Pemerintah. Dengan ditayangkan *soft copy* ini diharapkan akan lebih memudahkan bagi masyarakat khususnya para pendidik dan peserta didik SMK di seluruh Indonesia maupun sekolah Indonesia yang berada di luar negeri untuk mengakses dan memanfaatkannya sebagai sumber belajar.

Kami berharap, semua pihak dapat mendukung kebijakan ini. Kepada para peserta didik kami ucapkan selamat belajar dan semoga dapat memanfaatkan buku ini sebaik-baiknya. Kami menyadari bahwa buku ini masih perlu ditingkatkan mutunya. Oleh karena itu, saran dan kritik sangat kami harapkan.

Jakarta, 17 Agustus 2008
Direktur Pembinaan SMK

Kata Pengantar

Buku ini ditulis untuk dipergunakan sebagai panduan belajar dan mengajar di lingkungan Sekolah Menengah Kejuruan, dengan ruang lingkup Kimia untuk bidang Kesehatan. Materi disajikan dengan pendekatan konsep kimia dan penerapannya dalam bidang kesehatan. Luasnya materi kajian yang diberikan juga menuntut agar pembaca perlu tambahan pengetahuan khususnya bidang kimia.

Teknik penyajian buku ditekankan pada penerapan konsep-konsep dasar bidang kimia dalam bidang kesehatan dibantu dengan gambar dan bagan sederhana yang diharapkan mampu membantu pembaca dalam memahami buku dengan mudah dan dapat disebarluaskan kepada pihak lain agar dapat dimanfaatkan.

Dalam menjabarkan isi buku, penulis juga memberikan arahan isi melalui alur fikir dan bagan konsep kimia. Materi disusun atas dasar Standar Kompetensi Kimia Kesehatan yang selanjutnya dikembangkan menjadi pokok-pokok bahasan yang mengacu pada Kompetensi Dasar.

Keberhasilan penulisan buku ini tidak lepas dari dukungan adik-adik kami, Ali Muhammad Yusuf Shofa dan Wahid Hasyim di Jurusan Kimia, serta dukungan keluarga tercinta. Tidak berlebihan jika penulis persembahkan buku ini untuk putra-putri penulis, Rizti Khairinnisa, Ahmad Reza Zulfi dan Ahmad Fikri Zulfi serta istri penulis Agustin Anita.

Ucapan terima kasih penulis sampaikan kepada Direktorat Pendidikan Menengah dan Kejuruan yang telah memberi kesempatan dan dukungan dalam penyelesaian buku ini.

Penulis dengan senang hati dan sangat berharap kritik dan saran yang membangun dan dapat dipergunakan sebagai bahan penyempurnaan dari buku ini. Mudah-mudahan karya sederhana ini dapat memberikan kontribusi yang berarti untuk pengembangan pendidikan di jenjang sekolah menengah kejuruan. Atas saran dan kritik yang diberikan pembaca, sebelumnya penulis mengucapkan banyak terima kasih.

Zulfikar

Alur Fikir Buku

Buku Kimia kesehatan memberikan informasi sederhana tentang peran ilmu kimia dalam bidang kesehatan. Pemaparan dan penyajian konsep dilakukan dengan memvisualisasikan konsep dalam bentuk gambar-gambar. Dengan pola ini diharapkan mampu menyederhanakan konsep dan dapat diterima siswa dengan mudah.

Substansi dan materi buku disusun dengan tujuan untuk memberikan pengetahuan dasar ilmu kimia yang dapat dijadikan acuan atau kerangka dasar dalam mempelajari ilmu bidang kesehatan dengan pendekatan kimia. Atas dasar ini maka sajian difokuskan pada pemahaman

1. Konsep materi dan perubahannya, fenomena reaksi kimia yang terkait dengan kinetika, kesetimbangan, kekekalan masa dan kekekalan energy.
2. Tentang sifat berbagai larutan asam-basa, larutan koloid, larutan elektrolit-non elektrolit, termasuk cara pengukuran dan kegunaannya
3. Konsep reaksi oksidasi-reduksi dan elektrokimia serta penerapannya dalam fenomena pembentukan energi listrik, korosi logam, dan pemisahan bahan.
4. Tentang struktur molekul dan reaksi senyawa organik yang meliputi benzena dan turunannya, lemak, karbohidrat, protein, dan polimer serta kegunaannya dalam kehidupan sehari-hari

Kekuatan pengetahuan dasar kimia diharapkan dapat berkembang dan dapat diartikulasikan kedalam perilaku hidup, oleh sebab itu keintegrasian materi juga dikembangkan yang dituangkan kedalam materi seperti;

1. Memahami konsep, prinsip, hukum, dan teori kimia serta saling keterkaitannya dan penerapannya untuk menyelesaikan masalah dalam kehidupan sehari-hari dan teknologi.
2. Menggunakan pengetahuan dasar kimia dalam kehidupan sehari-hari, dan memiliki kemampuan dasar kimia sebagai landasan dalam mengembangkan kompetensi di bidang kesehatan.

Standar kompetensi kompetensi dasar yang dijabarkan diatas merupakan dasar bagi pengembangan isi buku. Dengan alur fikir yang sistematis diharapkan mampu memberikan arahan dalam pembelajaran untuk pencapaian kompetensi dasar dari Kimia kesehatan yang ditetapkan.

Daftar Isi

Kata pengantar.....	i
Alur fikir isi buku.....	ii
Daftar Isi	iii
JILID 1	
Bab 1. Ruang Lingkup Ilmu Kimia	1
1. Ilmu Kimia	1
2. Materi dan wujudnya	1
3. Sifat Materi	3
4. Perubahan Materi	4
5. Energi menyertai Perubahan Kimia	5
6. Klasifikasi Materi	6
7. Peran Ilmu Kimia	9
Rangkuman	11
Uji Kompetensi	12
Bab 2. Unsur dan Senyawa	14
2.1. Unsur	14
2.1.1 Nama unsur	15
2.1.2 Lambang unsur	15
2.1.3 Unsur di alam	16
2.1.4 Atom	18
2.1.5 Ion	19
2.2. Senyawa	19
2.2.1 Senyawa di alam	19
2.2.2 Molekul	22
2.2.3 Komposisi senyawa	23
2.2.4 Rumus Kimia	24
2.3. Persamaan reaksi	26
2.3.1 Penyetaraan reaksi	27
Rangkuman	29
Uji Kompetensi	31
Bab.3. Atom dan Molekul	33
3.1. Atom	33
3.1.1. Atom dan lambang atom	33
3.1.2. Perkembangan teori atom	36
3.1.3. Konfigurasi Elektron	42
Rangkuman	46
Uji Kompetensi	50
Bab 4 Tabel Periodik	52
4.1. Tabel Periodik	52
4.1.1. Sifat unsur merupakan fungsi masa atom	52
4.1.2. Tabel periodik panjang	53
4.1.2.1 Jalur horizontal	53
4.1.2.1 Jalur vertikal	52
4.2. Hubungan table periodic dengan konfigurasi elektron	56
4.2.1. Elektron valensi	56
4.2.2. Jari-jari atom	56
4.2.3. Energi ionisasi	57

4.2.4. Afinitas elektron.....	58
Rangkuman.....	59
UjiKompetensi	61
Bab 5 Ikatan Kimia	
5.1. Ikatan Kimia	62
5.1.1. Ikatan ion	63
5.1.2. Ikatan Kovalen	65
5.1.3. Hibridisasi dan bentuk molekul.....	69
5.1.4. Interaksi atom	71
5.1.4.1. Ikatan Logam	71
5.1.5. Gaya tarik menarik antar molekul	74
5.1.6. Ikatan Hidrogen	75
Rangkuman.....	77
Uji Kompetensi	80
Bab 6 Stoikiometri	
6.1. Tata nama senyawa sederhana	81
6.1.1. Penamaan senyawa biner	81
6.1.2. Penamaan senyawa ion.....	83
6.1.3. Penamaan senyawa terner	84
6.2. Hukum Dasar Kimia	85
6.2.1. Hukum kekekalan massa	85
6.2.2. Hukum perbandingan tetap	86
6.2.3. Hukum perbandingan berganda	87
6.2.4. Hukum perbandingan volume.....	87
6.2.5. Penentuan volume gas pereaksi dan hasil reaksi	88
6.3. Atomic relative (Ar) dan Molecule relative (Mr)	90
6.4. Konsep mol	91
6.5. Hubungan persamaan reaksi dan mol zat	92
6.6. Hitungan kimia.....	92
6.7. Perhitungan komposisi zat	95
Rangkuman	97
Uji Komptensi	99
Bab 7 Reaksi Kimia	
7.1. Reaksi kimia.....	101
7.2. Jenis reaksi kimia.....	102
7.2.1. Reaksi pembentukan	102
7.2.2. Reaksi penguraian	102
7.2.3. Reaksi pengendapan	103
7.2.4. Reaksi pertukaran.....	103
7.2.5. Reaksi netralisasi	104
7.2.6. Reaksi pembakaran	104
7.3. Reaksi oksidasi dan reduksi.....	104
7.4. Bilangan oksidasi.....	105
7.5. Bilangan oksidasi pada senyawa ion	106
7.6. Menyetarakan reaksi redoks.....	107
7.6.1. Cara ion elektron	108
7.6.2. Cara bilangan oksidasi	110
7.7. Sel elektrokimia.....	113

7.7.1. Sel volta	114
7.7.2. Sel Elektrolisa	115
7.8. Hukum Faraday	117
7.9. Sel elektrokimia komersial	118
7.9.1. Sel volta komersial.....	118
7.9.2. Sel elektrolisa dalam industri	119
7.10. Korosi	120
Rangkuman.....	122
Uji Kompetensi	124

JILID 2

Bab 8 Larutan	
8.1. Larutan	128
8.1.1. Larutan elektrolit dan elektrolit.....	129
8.1.2. Derajat ionisasi.....	129
8.2. Konsentrasi Larutan	131
8.2.1. Persen berat.....	131
8.2.2. Persen volume	132
8.2.3. Fraksi mol.....	132
8.2.4. Molalitas	133
8.2.5. Molaritas	133
8.2.6. Normalitas.....	133
8.3. Pengenceran	134
8.4. Sifat Larutan	135
8.4.1. Asam dan basa	135
8.4.2. Pembentukan asam dan basa.....	137
8.4.3. Derajat keasaman dan kebasaan	139
8.4.4. Keseimbangan air	141
8.5. Garam	142
8.5.1. Reaksi antara asam dengan basa.....	143
8.5.2. Asam dengan oksida basa.....	143
8.5.3. Basa dengan oksida asam	143
8.5.4. Logam dengan asam	144
8.5.5. Reaksi metatesis	144
8.6. Hidrolisis Garam.....	145
8.6.1. Garam yang berasal dari asam kuat basa kuat	145
8.6.2. Garam yang berasal dari asam kuat basa lemah	146
8.6.3. Garam yang berasal dari asam lemah basa kuat	146
8.6.4. Garam yang berasal dari asam lemah basa lemah	147
8.7. Larutan penyangga atau buffer	147
8.7.1. Garam dengan asam lemahnya	148
8.7.2. Garam dengan basa lemahnya	148
Rangkuman.....	151
Uji kompetensi bagian asam	155
Uji kompetensi bagian garam	157

Bab 9 Keseimbangan Kimia	
9.1. Keseimbangan	159
9.1.1. Sistem tertutup.....	160
9.1.2. Keseimbangan dinamis	160
9.1.3. Jenis reaksi keseimbangan	161
9.2. Tetapan Keseimbangan	162

9.3. Pergeseran Kesetimbangan	164
9.3.1. Pengaruh konsentrasi.....	164
9.3.2. Pengaruh suhu.....	164
9.3.3. Pengaruh volume dan tekanan	165
9.3.4. Katalisator.....	166
9.4. Disosiasi	167
9.5. Aplikasi kesetimbangan dalam industri.....	167
9.6. Kesetimbangan larutan.....	168
Rangkuman.....	170
Uji kompetensi	171

Bab 10 Kecepatan reaksi dan energi

10.1. Kecepatan reaksi	175
10.2. Tahap reaksi	177
10.3. Tingkat reaksi.....	178
10.4. Faktor-faktor kecepatan reaksi	179
10.4.1. Luas permukaan.....	180
10.4.2. Konsentrasi	180
10.4.3. Suhu	180
10.4.4. Katalisator.....	181
Rangkuman	183
Uji Kompetensi.....	184
10.5. Energi	187
10.5.1. Termokimia.....	187
10.5.2. Hukum-hukum dalam termokimia	188
10.5.3. ΔH pembentukan.....	190
10.5.4. ΔH penguraian	190
10.5.5. ΔH pembakaran	191
10.5.6. ΔH pelarutan.....	191
10.6. Energi ikatan.....	192
10.7. Kalor pembakaran berbagai bahan bakar	193
10.7.1. Komposisi Minyak bumi.....	193
10.7.2. Bahan bakar hasil pengolahan minyak bumi.....	194
10.7.3. Kalor pembakaran bahan bakar.....	195
10.8. Termodinamika	196
10.8.1. Hukum kedua termodinamika.....	197
10.8.2. Entropi	197
10.8.3. Hukum ketiga termodinamika	198
Rangkuman	200
Uji Kompetensi.....	203

Bab 11 Sifat Koligatif dan Koloid

11.1 Sifat Koligatif Larutan	206
11.1.1 Penurunan Tekanan uap jenuh	206
11.1.2 Jumlah partikel elektrolit dan non elektrolit.....	208
11.1.3 Kenaikan titik didih.....	208
11.1.4 Penurunan titik beku.....	210
11.2 Tekanan Osmotik	211
Rangkuman	212
Uji Kompetensi	213
11.3 Sistem Dispersi	215

11.3.1	Macam-macam Koloid	215
11.3.2	Pembuatan Koloid	218
11.3.3	Pemisahan Koloid	219
	Rangkuman	220
	Uji Kompetensi	222
Bab 12 Senyawa Hidrokarbon		
12.1.	Kekhasan atom karbon	224
12.2.	Senyawa hidrokarbon	225
12.2.1	Isomer	226
12.3.	Alkana	227
12.3.1	Penamaan alkana	228
12.4.	Alkena	229
12.4.1	Penamaan alkena	230
12.4.2.	Stereoisomer alkena	230
12.5.	Alkuna	234
12.5.1	Tata nama alkuna	234
	Rangkuman	238
	Uji Kompetensi	240
12.6.	Alkanon	244
12.6.1	Tata nama alkanon	244
12.6.2.	Beberapa senyawa alkanon penting	244
12.6.3.	Sifat fisika alkanon	245
12.6.4.	Sifat kimia alkanon	245
12.7.	Alkanal	245
12.7.1.	Tata nama aldehid	246
12.7.2.	Pembuatan aldehid	246
12.7.3.	Reaksi-reaksi aldehid	247
12.7.3.	Pemanfaatan aldehid	247
12.8.	Alkanol	247
12.8.1.	Tata nama alkohol	248
12.7.2.	Sifat-sifat alkohol	248
12.7.3.	Pemanfaatan alkohol	249
12.9.	Alkoksi Alkana	250
12.9.1.	Tata nama eter	250
12.9.2.	Sifat-sifat eter	251
12.9.3.	Pemanfaatan eter	251
12.10.	Asam Alkanoat	251
12.10.1.	Tata nama asam karboksilat	252
12.10.2.	Sifat-sifat asam karboksilat	252
12.10.3.	Pemanfaatan asam karboksilat	253
12.11.	Alkil alkanoat	253
12.11.1.	Tata nama ester	254
12.11.2.	Sifat-sifat ester	254
12.11.3.	Pemanfaatan ester	255
12.12.	Alkil amina	255
12.12.1.	Tata nama alkil amina	256
12.12.2.	Sifat-sifat alkil amina	256
12.13.	Siklo alkana	259
12.13.1.	Tata nama siklo alkana	259
12.14.	Benzena	260

12.14.1. Tata nama dan turunan benzena	260
12.14.2. Sifat-sifat benzena dan turunannya	261
12.14.3. Pemanfaatan senyawa benzena	261
Rangkuman	263
Uji kompetensi	266

JILID 3

Bab 13 Makromolekul	
13.1. Polimer	268
13.2. Klasifikasi polimer	269
13.2.1 Polimer Alam	269
13.2.2. Polimer sintetik	269
13.3. Monomer.....	270
13.4. Polimerisasi	270
13.4.1 Polimerisasi adisi.....	271
13.4.2. Polimerisasi kondensasi	271
13.5. Tata nama polimer	272
13.6. Sifat-sifat polimer	273
13.7. Polimer di sekeliling kita.....	274
Rangkuman	277
Uji Kompetensi	279
Bab 14 Biomolekul.....	
14.1. Makromolekul pada makhluk hidup	281
14.2. Air.....	281
14.3. Karbohidrat	283
14.3.1. Monosakarida	285
14.3.2. Oligosakarida.....	287
14.3.3. Polisakarida	289
14.4. Protein.....	292
14.4.1 Peptida sebagai rantai protein.....	295
14.5. Lipida	301
14.5.1 Asam lemak	301
14.5.2. Prostaglandin	303
14.5.3. Gliserol	304
14.5.4. Trigliserida.....	304
14.5.5. Wax	305
14.5.6. Membran sel	305
14.5.7. Gliseroposfolipida	306
14.5.8. Sfingolipid dan glikosfingolipid	306
14.5.9. Terpena	307
14.5.10. Steroida	307
14.6. Asam nukleat.....	309
14.6.1 Nukleosida.....	310
14.6.2. Nukleotida.....	311
Rangkuman	312
Uji Kompetensi	315
Bab 15 Pemisahan kimia dan analisis	
15.1. Pemisahan.....	319
15.1.1. Pengayakan	319
15.1.2. Filtrasi.....	320

15.1.3. Sentrifugasi	321
15.1.4. Kristalisasi.....	322
15.1.5. Destilasi	323
15.2. Analisis kuantitatif.....	324
15.2.1. Sampling.....	324
15.2.2. Sediaan sampel	324
15.2.3. Pengukuran sampel.....	325
15.3. Gravimetri	328
15.4. Volumetri	329
15.4.1. Titrasi asam basa.....	331
15.4.2. Titrasi redoks.....	332
15.4.3. Titrasi Argentometri.....	334
15.4.4. Nitrimetri.....	334
Rangkuman	336
Uji Kompetensi	338

LAMPIRAN. A

Daftar Pustaka	340
Glosarium	342

LAMPIRAN. B

Lampiran	
1. Kunci Jawaban	356
2. Tabel Periodik.....	357
3. Daftar Unsur	358
4. Konfigurasi Elektron	359
5. Energi Ionisasi Kation	360
6. Tetapan Ionisasi Asam Lemah	361
7. Tetapan Ionisasi Basa Lemah	368
8. Data Hasil Kali Kelarutan	369
9. Potensial Reduksi Standar	373
10. Eltapi Pembentukan Std. (ΔH_f°), (ΔG_f°) dan (S°).	381

LAMPIRAN. C

Indeks	386
---------------------	-----

BAB. 1. Ruang lingkup Ilmu Kimia

Standar Kompetensi

Memahami konsep materi dan perubahannya

Kompetensi Dasar

Mengelompokkan sifat materi

Mengelompokkan perubahan materi

Mengklasifikasi materi

Tujuan Pembelajaran

1. Siswa dapat mengenal ruang lingkup dan kajian ilmu kimia
2. Siswa mampu mendeskripsikan materi beserta perubahan wujudnya
3. Siswa dapat membedakan materi berdasarkan wujudnya
4. Siswa mampu mendeskripsikan sifat dan perubahan materi
5. Siswa mampu mengidentifikasi peran energy dalam perubahan materi
6. Siswa dapat mengklasifikasikan materi
7. Siswa mengenal keberadaan materi di alam

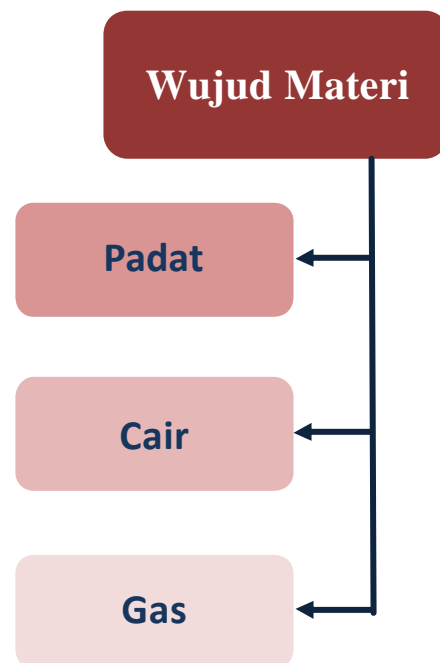
1. Ilmu Kimia

Dalam mempelajari Ilmu Pengetahuan, kita selalu mengamati pada lingkungan sekitar, dan yang menjadi fokus perhatian kita adalah lingkungan sekitar. Alam semesta merupakan salah satu daerah pengamatan bagi para peneliti ilmu pengetahuan alam. Sedangkan interaksi sesama manusia dipelajari para ahli ilmu sosial.

Salah satu bagian dari ilmu pengetahuan alam adalah ilmu kimia, daerah yang dipelajari ahli kimia adalah materi terkait dengan struktur, susunan, sifat dan perubahan materi serta energi yang menyertainya.

2. Materi dan Wujudnya

Istilah materi sudah sering kita dengar dan juga menjadi kata-kata yang dipilih sebagai bahan ejekan terhadap seseorang yang memiliki orientasi terhadap uang dan kebendaan lainnya. Istilah materi dapat kita rujukan dengan alam sekitar kita seperti tumbuhan, hewan, manusia, bebatuan dan lainnya. Alam sekitar kita merupakan ruang dan yang kita lihat adalah sesuatu yang memiliki massa atau berat dan juga



Gambar 1.1. Bagan pengelompokan materi berdasarkan wujudnya

volume, sehingga materi didefinisikan sebagai segala sesuatu yang menempati ruang memiliki massa, volume dan memiliki sifat-sifat tertentu.

Materi memiliki massa, volume dan sifat, sehingga setiap materi memiliki wujud tertentu. Jika kita melihat sebuah benda atau materi, maka wujudnya bermacam-macam. Di lingkungan sekitar kita mudah dijumpai materi seperti kayu, air, dan udara.

Berdasarkan wujudnya maka materi dapat dikelompokkan menjadi tiga yaitu : padat, cair dan gas (Gambar 1.1).

Kita dengan mudah menemui materi yang berwujud gas, seperti: udara, gas bumi, gas elpiji, uap air, dan lainnya. Untuk yang berwujud cair, mudah kita temui dalam kehidupan sehari-hari kita seperti: air, minyak goreng, alkohol, bensin, solar, larutan gula, air laut.

Demikian pula materi dalam wujud padat, terdapat dalam lingkungan sekitar kita dan yang paling sering kita jumpai seperti: baja, batu, gelas, kaca, kayu, kapur dan sebagainya.

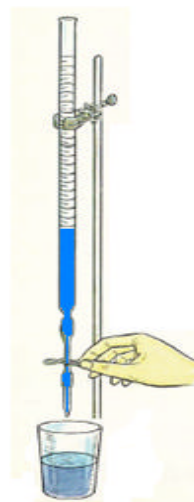
Perbedaan dari ketiga macam wujud materi adalah kemungkinan dimampatkan, sifat fluida, bentuk dan volumenya, disajikan dalam Tabel 1.

Tabel 1. Perbandingan sifat materi Gas, Cair dan Padat

Gas	Cair	Padat
<p>Materi berwujud gas, mudah dimampatkan, jika terdapat gas pada satu ruang tertentu, maka ruang tersebut dapat diperkecil dengan menambah tekanan sehingga volume gas juga mengecil.</p> <p>Gas dapat mengalir dari satu ruang yang bertekanan tinggi ke ruang yang bertekanan rendah. Gas dapat berubah bentuk dan volumenya sesuai dengan ruang yang ditempatinya, (Gambar 1.2).</p>	<p>Materi berwujud cair, sulit dimampatkan, dapat dialirkan dari daerah yang tinggi ke daerah yang lebih rendah, perhatikan Gambar 1.3.</p> <p>Posisi tabung panjang lebih tinggi dibandingkan gelas yang ada di bawahnya, Bentuk zat cair dapat berubah-ubah sesuai dengan tempatnya, namun volumenya tetap, pada gambar tampak bentuk zat cair mula-mula berupa tabung panjang dan berubah menjadi bentuk gelas.</p>	<p>Materi yang berwujud padat tidak dapat dimampatkan, tidak memiliki sifat fluida atau mengalir dan bentuk serta volumenya tidak dapat berubah-ubah.</p>



Gambar 1.2. Gas mengalir dari dalam botol yang memiliki tekanan menuju balon yang memiliki tekanan rendah, Dari dalam botol gas mengalir ke balon dan memiliki bentuk sesuai dengan bentuk balon.



Gambar 1.3. Cairan mengalir ketika kran dibuka dari tempat yang tinggi ke tempat yang lebih rendah, bentuk zat cair berubah dari bentuk tabung panjang menjadi bentuk gelas, namun volume zat cair tetap.

3. Sifat Materi

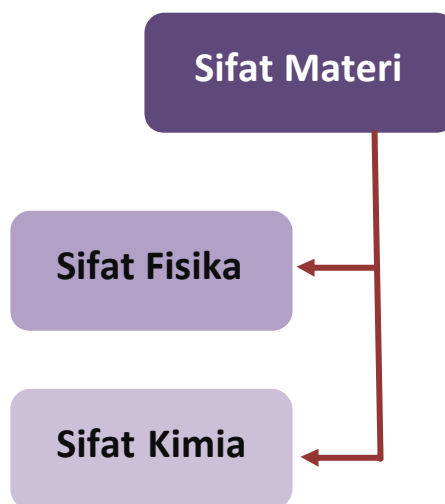
Ketiga wujud materi yang sudah kita bahas pada dasarnya memiliki sifat-sifat tertentu. Secara umum sifat tersebut dapat kita bagi menjadi dua macam, yaitu sifat kimia dan sifat fisika, lihat Gambar 1.4.

Sifat fisika dari sebuah materi adalah sifat-sifat yang terkait dengan perubahan fisika, yaitu sebuah sifat yang dapat diamati karena adanya perubahan fisika atau perubahan yang tidak kekal.

Air sebagai zat cair memiliki sifat fisika seperti mendidih pada suhu 100°C . Sedangkan logam memiliki titik lebur yang cukup tinggi, misalnya besi melebur pada suhu 1500°C .

Sifat Kimia dari sebuah materi merupakan sifat-sifat yang dapat diamati muncul pada saat terjadi perubahan kimia. Untuk lebih mudahnya, kita dapat mengamati dua buah zat yang berbeda misalnya minyak dan kayu. Jika kita melakukan pembakaran, maka minyak lebih mudah terbakar dibandingkan kayu, sehingga mudah tidaknya sebuah zat terbakar merupakan sifat kimia dari zat tersebut.

Beberapa sifat kimia yang lain adalah bagaimana sebuah zat dapat terurai, seperti Batu kapur yang mudah berubah menjadi kapur tohor yang sering disebut dengan kapur sirih dan gas karbon dioksida.



Gambar 1.4. Bagan sifat materi

4. Perubahan Materi

Perubahan materi adalah perubahan sifat suatu zat atau materi menjadi zat yang lain baik yang menjadi zat baru maupun tidak. Perubahan materi terjadi dipengaruhi oleh energi baik berupa kalor maupun listrik. Perubahan materi dibedakan dalam dua macam yaitu perubahan fisika dan perubahan kimia, perhatikan Gambar 1.5.

4.1. Perubahan Fisika

Suatu materi mengalami perubahan fisika, adalah perubahan zat yang bersifat sementara, seperti perubahan wujud, bentuk atau ukuran. Perubahan ini tidak menghasilkan zat baru.

Jika kita memanaskan es, maka es tersebut akan berubah menjadi air, selanjutnya jika kita panaskan terus maka air akan berubah menjadi uap air.

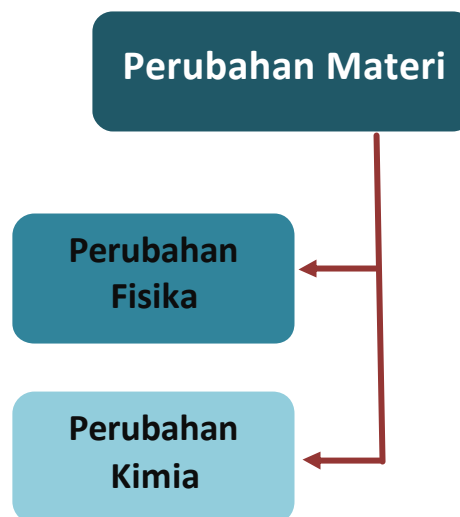
Peristiwa ini hanya menunjukkan perubahan wujud dimana es, adalah air yang berbentuk padat, dan air yang berbentuk cair, dan uap air adalah air yang berbentuk gas. Tampak bahwa zat masih tetap air.

Berbagai macam perubahan wujud adalah contoh perubahan fisika. Beberapa contoh di bawah ini, adalah perubahan wujud yang mudah kita amati.

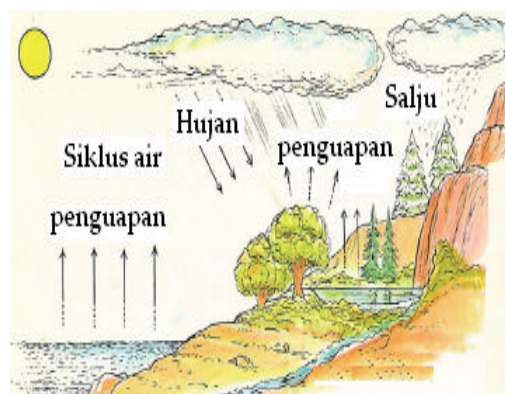
Proses membeku, perubahan dari zat cair menjadi zat padat karena terjadi penurunan suhu, membuat es dan membuat agar-agar atau jelly adalah proses yang sering dilakukan oleh ibu kita.

Penyubliman adalah peristiwa perubahan zat padat berubah menjadi gas. Dalam kehidupan sehari-hari mudah kita jumpai, misalnya kapur barus yang menyublim menjadi gas berbau wangi. Menghablur merupakan peristiwa perubahan gas menjadi padatan, peristiwa ini sering disebut juga dengan pengkristalan. Proses di laboratorium dapat dilakukan untuk membuat kristal amonium sulfat yang berasal dari gas amonia dan belerang dioksida.

Perubahan wujud yang lain adalah menguap, mencair dan mengembun. Peristiwa ini dapat diamati pada peristiwa hujan. Peristiwa ini diawali dengan penguapan air ke udara, selanjutnya mencair kembali dan kembali ke permukaan bumi (Gambar 1.6).



Gambar 1.5. Bagan perubahan materi



Gambar 1.6. Siklus air, proses terjadinya hujan dan salju

Perubahan bentuk juga termasuk dalam perubahan fisika, misalnya gandum yang digiling menjadi tepung terigu. Benang dipintal menjadi kain dan batang pohon dipotong-potong menjadi kayu balok, papan dan triplek.

4.2. Perubahan Kimia

Perubahan kimia merupakan yang bersifat kekal dengan menghasilkan zat baru. Perubahan kimia disebut juga reaksi kimia. Untuk mempermudah, dapat kita lakukan percobaan sederhana.

Batang kayu kita ambil dan dibakar, Batang kayu tersebut berubah menjadi abu, asap dan disertai keluarnya panas. Abu, asap dan panas yang keluar tidak berubah kembali menjadi batang kayu. Perhatikan Gambar 1.7.

Perubahan yang terjadi kekal dan menjadi ciri perubahan kimia, dengan kata lain, zat sebelum bereaksi berbeda dengan zat sesudah bereaksi. Beberapa contoh lain adalah :

1. Pembakaran bahan bakar, bensin atau solar menghasilkan zat cair dan asap serta energi yang dapat menggerakkan kendaraan bermotor.
2. Proses fotosintesis pada tumbuhan yang memiliki zat hijau daun, mengubah air, gas carbon dioksida dan bantuan cahaya matahari dapat diubah menjadi makanan atau karbohidrat,
3. Pemanasan batu kapur menghasilkan kapur tohor dan gas karbondioksida.

5. Energi menyertai perubahan materi

Perubahan yang terjadi pada materi selalu disertai dengan energi. Energi dapat dihasilkan karena adanya perubahan atau energi dihasilkan oleh perubahan materi itu sendiri.

Pada perubahan fisika dapat dihasilkan energi, misalnya air terjun atau bendungan air, air yang berada di atas jatuh ke tempat yang lebih rendah dengan melepaskan energi, dalam pembangkit listrik energi dari air dipergunakan untuk memutar kincir atau baling-baling pembangkit tenaga listrik, perhatikan Gambar 1.8.

Demikian pula sebaliknya jika kita pindahkan air dari



Gambar 1.7. Kertas dibakar dihasilkan abu, kertas dan abu adalah zat yang berbeda



Gambar 1.8. Energi dari air yang berasal dari bendungan dipergunakan untuk pembangkit tenaga listrik.

tempat yang rendah ke tempat yang lebih tinggi, kita memerlukan energi, dan kita akan mempergunakan pompa air sebagai penghasil energinya.

Dalam perubahan kimia atau lebih dikenal dengan reaksi kimia, dikenal dua istilah eksoterm dan endoterm. Eksoterm adalah reaksi yang menghasilkan panas atau energi dan endoterm reaksi yang membutuhkan energi atau panas.

Dalam kehidupan sehari-hari kita telah memanfaatkan perubahan kimia yang menghasilkan energi listrik, misalnya baterai, baterai digunakan sebagai sumber energi pada radio. Energi listrik yang dihasilkan baterai akan dipergunakan untuk menghidupkan radio. Dalam hal ini terjadi reaksi didalam baterai yang menghasilkan energi listrik. Untuk menyederhanakan bagaimana sebuah perubahan kimia dapat menghasilkan energi atau membutuhkan energi disajikan pada Gambar 1.9.

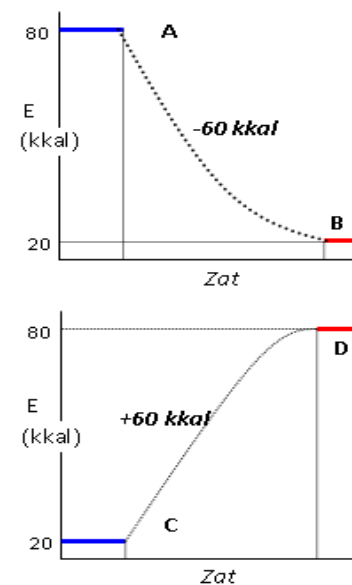
Zat A memiliki energi sebesar 80 kkal, berubah menjadi zat B, dimana zat B hanya memiliki energi sebesar 20 kkal. Perubahan A menjadi B hanya dapat terjadi jika zat A melepaskan energi sebesar 60 kkal. Perubahan atau reaksi semacam ini disebut dengan reaksi eksoterm. Penulisan dengan tanda (-) menunjukkan bahwa perubahan kimia melepaskan atau menghasilkan energi. Demikian pula sebaliknya pada reaksi endoterm, misalnya zat C memiliki energi 20 kkal, dapat berubah menjadi zat D yang memiliki energi sebesar 80 kkal, asalkan zat C mendapatkan energi dari luar sebesar 60 kkal, perhatikan Gambar 1.9. Penulisan tanda positif menunjukkan bahwa perubahan kimia membutuhkan energi.

6. Klasifikasi materi

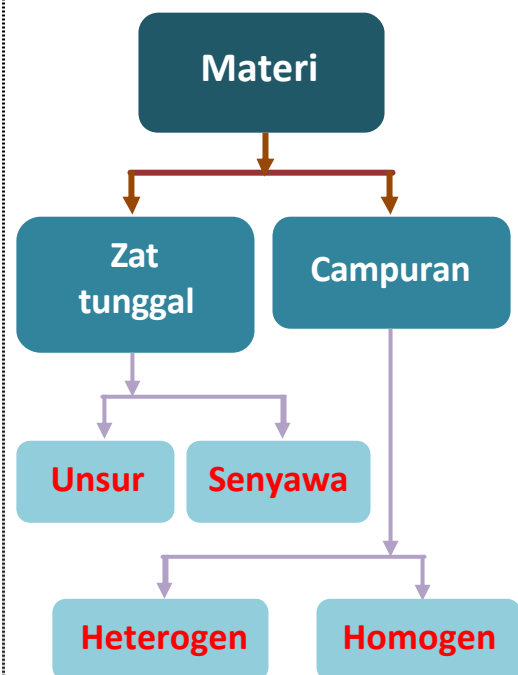
Zat-zat yang kita temukan di alam semesta ini hanya ada dua kemungkinan, yaitu adalah zat tunggal dan campuran (Gambar 1.10).

6.1. Zat tunggal

Zat tunggal adalah materi yang memiliki susunan partikel yang tidak mudah dirubah dan memiliki komposisi yang tetap. Zat tunggal dapat diklasifikasikan sebagai unsur dan senyawa.



Gambar 1.9. Perubahan Zat A menjadi B adalah bagian reaksi eksoterm, perubahan C menjadi D adalah reaksi endoterm



Gambar 1.10. Bagan klasifikasi materi

Zat tunggal berupa unsur didefinisikan sebagai zat yang tidak dapat diuraikan menjadi zat lain yang lebih sederhana. Unsur besi tidak bisa diuraikan menjadi zat lain, jika ukuran besi ini diperkecil, maka suatu saat akan didapatkan bagian terkecil yang tidak dapat dibagi lagi dan disebut dengan atom besi.

Unsur di alam dapat dibagi menjadi dua bagian besar yaitu unsur logam dan bukan logam (bukan logam).

Unsur logam umumnya berbentuk padat kecuali unsur air raksa atau mercury (Hg), menghantarkan arus listrik dan panas. Logam permukaannya mengkilat dapat ditempa menjadi plat ataupun kawat. Saat ini kita lebih mengenal dengan nama aliasnya, seperti unsur Ferum dengan lambang Fe yang kita kenal dengan Besi. Aurum dengan lambang Au adalah unsur Emas, dan Argentum (Ag) untuk unsur Perak.

Unsur bukan logam memiliki sifat yang berbeda seperti; tidak dapat menghantarkan arus listrik, panas dan bersifat sebagai isolator. Permukaan atau penampang unsurnya tidak mengkilat kecuali unsur Karbon. Wujud unsur ini berupa gas, sehingga tidak dapat ditempa. Secara umum unsur bukan logam juga sudah kita kenal, seperti Oksigen dengan lambang O, Nitrogen dengan lambang N, dan unsur Sulfur dengan lambang S, dalam istilah kita adalah Belerang.

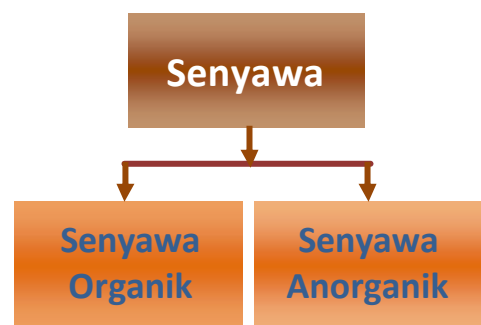
Zat tunggal berupa senyawa didefinisikan sebagai zat yang dibentuk dari berbagai jenis unsur yang saling terikat secara kimia dan memiliki komposisi yang tetap. Senyawa terdiri dari beberapa unsur, maka senyawa dapat diuraikan menjadi unsur-unsurnya dengan proses tertentu. Contoh senyawa yang paling mudah kita kenal adalah air. Senyawa air diberi lambang H_2O . Senyawa air terbentuk oleh dua jenis unsur yaitu unsur Hidrogen (H) dan unsur Oksigen (O), dengan komposisi 2 unsur H dan satu unsur O. Gambar 1.11 menjelaskan perbedaan unsur dan senyawa.

Di alam senyawa dapat dikelompokkan menjadi dua bagian yaitu senyawa Organik dan senyawa Anorganik, pengelompokkan didasari pada unsur-unsur pembentuknya, lihat Gambar 1.12.

Senyawa Organik didefinisikan sebagai senyawa yang dibangun oleh unsur karbon sebagai kerangka utamanya. Senyawa-senyawa ini umumnya berasal dari



Gambar 1.11. Bagan hubungan unsur dan senyawa dalam proses penguraian dan pembentukan



Gambar 1.12. Pengelompokan senyawa berdasarkan unsur pembentuknya

makhuk hidup atau yang terbentuk oleh makhluk hidup (organisme).

Senyawa ini mudah kita jumpai seperti ureum atau urea terdapat pada air seni (urin). Gula pasir atau sakarosa yang banyak terdapat didalam tebu dan alkohol merupakan hasil fermentasi dari lautan gula.

Senyawa Anorganik adalah senyawa-senyawa yang tidak disusun dari atom karbon, umumnya senyawa ini ditemukan di alam, beberapa contoh senyawa ini seperti garam dapur (Natrium klorida) dengan lambang NaCl , alumunium hidroksida yang dijumpai pada obat mag, memiliki lambang $\text{Al}(\text{OH})_3$. Demikian juga dengan gas yang terlibat dalam proses respirasi yaitu gas oksigen dengan lambang O_2 dan gas karbon dioksida dengan lambang CO_2 . Asam juga merupakan salah satu senyawa anorganik yang mudah kita kenal misalnya asam nitrat (HNO_3), asam klorida (HCl) dan lainnya.

6.2. Campuran

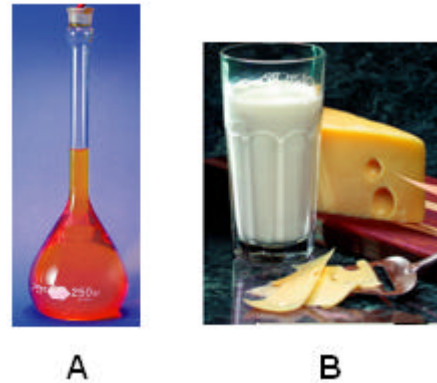
Campuran adalah materi yang disusun oleh beberapa zat tunggal baik berupa unsur atau senyawa dengan komposisi yang tidak tetap. Dalam campuran sifat dari materi penyusunnya tidak berubah.

Contoh sederhana dari campuran dapat kita jumpai di dapur misalnya saus tomat. Campuran ini mengandung karbohidrat, protein, vitamin C dan masih banyak zat-zat lainnya. Sifat karbohidrat, protein dan vitamin C tidak berubah.

Campuran dapat kita bagi menjadi dua jenis, yaitu campuran homogen dan campuran heterogen.

Campuran homogen adalah campuran serbasama yang materi-materi penyusunnya berinteraksi, namun tidak membentuk zat baru. Untuk lebih jelasnya kita perhatikan contohnya larutan gula dalam sebuah gelas. Larutan ini merupakan campuran air dengan gula, jika kita coba rasakan, maka rasa larutan diseluruh bagian gelas adalah sama manisnya, baik yang dipermukaan, ditengah maupun dibagian bawah. Campuran homogen yang memiliki pelarut air sering disebut juga dengan larutan lihat Gambar 1.13.

Campuran homogen dapat pula berbentuk sebagai campuran antara logam dengan logam, seperti emas 23 karat merupakan campuran antara logam emas dan



Gambar 1.13. Contoh campuran homogeny dan heterogen, A. Larutan Kalium bikromat dan B. Susu

perak. Kedua logam tersebut memadu sehingga tidak tampak lagi bagian emas atau bagian peraknya. Campuran logam lain seperti perunggu, alloy, amalgam dan lain sebagainya.

Campuran heterogen adalah campuran serbaneka, dimana materi-materi penyusunnya tidak berinteraksi, sehingga kita dapat mengamati dengan jelas dari materi penyusun campuran tersebut (Gambar 1.13).

Campuran heterogen tidak memerlukan komposisi yang tetap seperti halnya senyawa, jika kita mencampurkan dua materi atau lebih maka akan terjadi campuran.

Contoh yang paling mudah kita amati dan kita lakukan adalah mencampur minyak dengan air, kita dapat menentukan bagian minyak dan bagian air dengan indera mata kita. Perhatikan pula susu campuran yang kompleks, terdiri dari berbagai macam zat seperti protein, karbohidrat, lemak, vitamin C dan E dan mineral (Gambar 1.13).

7. Peran Ilmu Kimia

Pembahasan ringkas tentang materi, wujud, sifat dan perubahan dari materi serta energi merupakan ruang lingkup pengkajian ilmu kimia. Saat ini perkembangan ilmu kimia sangat pesat dan telah memberikan andil yang sangat besar dalam kehidupan manusia.

Ilmu Kimia telah menghantarkan produk-produk baru yang sangat bermanfaat untuk memenuhi kebutuhan hidup manusia. Dalam kehidupan sehari-hari banyak produk yang telah kita pergunakan seperti, sabun, deterjen, pasta gigi dan kosmetik. Penggunaan polimer pengganti untuk kebutuhan industri dan peralatan rumah tangga dari penggunaan bahan baku logam telah beralih menjadi bahan baku plastik polivinyl clorida (PVC). Kebutuhan makanan juga menjadi bagian yang banyak dikembangkan dari kemasan, makanan olahan (Gambar 1.14) sampai dengan pengawetan.

Luasnya area pengembangan ilmu kimia, sehingga keterkaitan antara satu bidang ilmu dengan bidang ilmu lainnya menjadi sangat erat. Peran ilmu kimia untuk membantu pengembangan ilmu lainnya seperti pada bidang geologi, sifat-sifat kimia dari berbagai material bumi dan teknik analisisnya telah mempermudah geolog dalam mempelajari kandungan material bumi; logam maupun minyak bumi.



Gambar 1.14. Produk olahan industri pangan, susu, keju, gula pasir dan asam cuka.

Pada bidang pertanian, analisis kimia mampu memberikan informasi tentang kandungan tanah yang terkait dengan kesuburan tanah, dengan data tersebut para petani dapat menetapkan tumbuhan/tanaman yang tepat. Kekurangan zat-zat yang dibutuhkan tanaman dapat dipenuhi dengan pupuk buatan, demikian pula dengan serangan hama dan penyakit dapat menggunakan pestisida dan Insektisida. Dalam bidang kesehatan, ilmu kimia cukup memberikan kontribusi, dengan diketemukannya jalur perombakan makanan seperti karbohidrat, protein dan lipid. Hal ini mempermudah para ahli bidang kesehatan untuk mendiagnosa berbagai penyakit. Interaksi kimia dalam tubuh manusia dalam sistem pencernaan, pernafasan, sirkulasi, ekskresi, gerak, reproduksi, hormon dan sistem saraf, juga telah mengantarkan penemuan dalam bidang farmasi khususnya penemuan obat-obatan (Gambar 1.15).



Gambar 1.15. Produk industri rumah tangga berlapis teflon, gelas polystiren, suplemen mineral, suplemen makanan dan obat sakit kepala dan flu.

RANGKUMAN

1. Ilmu Kimia ialah ilmu pengetahuan yang mempelajari tentang materi meliputi susunan, struktur, sifat dan perubahan materi, serta energi yang menyertainya.
2. Materi adalah segala sesuatu yang menempati ruang dan mempunyai massa.
3. Perubahan yang terjadi pada materi yaitu perubahan fisika dan perubahan kimia.
4. Perubahan fisika yaitu perubahan yang tidak menghasilkan materi baru, yang berubah bentuk dan wujud materi, sedangkan perubahan kimia yaitu perubahan yang menghasilkan materi baru
5. Materi dapat diklasifikasikan menjadi dua bagian yaitu zat tunggal dan campuran
6. Zat tunggal dapat dikelompokkan menjadi dua yaitu unsur dan senyawa.
7. Unsur zat yang tidak dapat diuraikan menjadi zat lain yang lebih sederhana.
8. Senyawa didefinisikan sebagai zat yang dibentuk dari berbagai jenis unsur yang saling terikat secara kimia dan memiliki komposisi yang tetap.
9. Di alam terdapat dua macam senyawa yaitu senyawa organik dan senyawa anorganik.
10. Senyawa organik adalah senyawa yang dibangun oleh unsur karbon sebagai kerangka utamanya. Senyawa-senyawa ini umumnya berasal dari makhluk hidup atau yang terbentuk oleh makhluk hidup (organisme).
11. Senyawa anorganik senyawa-senyawa yang tidak disusun dari atom karbon, umumnya senyawa ini ditemukan di alam,
12. Campuran dapat diklasifikasikan menjadi dua bagian yaitu campuran homogen dan campuran heterogen.
13. Campuran homogen adalah campuran serbasama yang materi-materi penyusunnya berinteraksi, namun tidak membentuk zat baru.
14. Campuran heterogen campuran serbaneka, dimana materi-materi penyusunnya tidak berinteraksi, sehingga kita dapat mengamati dengan jelas dari materi penyusun campuran tersebut.
15. Ilmu kimia berperan dalam peningkatan kesejahteraan manusia dan perkembangan lain, misalnya dalam pemenuhan kebutuhan lain, misalnya dalam pemenuhan kebutuhan rumah tangga, kemajuan ilmu kedokteran, peningkatan produktivitas pertanian, kemajuan teknologi, transportasi, penegakan hukum, kelestarian lingkungan dan kemajuan fotografi dan seni.

UJI KOMPETENSI

Pilihlah Salah satu jawaban yang paling tepat

1. Ruang lingkup kajian Ilmu Kimia adalah
 - a. Berat Jenis
 - b. Susunan materi
 - c. Sifat-sifat materi
 - d. Perubahan materi
 - e. Perubahan energi
2. Berikut ini adalah contoh dari perubahan kimia.
 - a. Lilin meleleh
 - b. Melarutkan garam
 - c. Pembekuan air
 - d. Pembuatan kompos
 - e. Penguapan
3. Perubahan fisika ditunjukkan pada proses, kecuali
 - a. Penguapan
 - b. Pelarutan
 - c. Perkaratan
 - d. Pengembunan
 - e. Pengkristalan
4. Contoh peristiwa pengembunan terjadi pada proses
 - a. Nasi menjadi bubur
 - b. Lilin yang dipanaskan
 - c. Uap menjadi air
 - d. Kapur barus menjadi gas
 - e. Besi dipanaskan 1000°C
5. Contoh untuk campuran heterogen adalah
 - a. Larutan Garam
 - b. Larutan gula
 - c. Amalgam
 - d. Susu
 - e. Alloy
6. Campuran homogen yang menggunakan pelarut air disebut dengan....
 - a. Senyawa
 - b. Unsur
 - c. Larutan
 - d. Alloy
 - e. Amalgam
7. Contoh unsur yang tepat adalah
 - a. Garam dapur
 - b. Gula
 - c. Amalgam
 - d. Alloy
 - e. Oksigen

UJI KOMPETENSI

8. Di bawah ini adalah contoh senyawa, kecuali...
 - a. Alkohol
 - b. Sakarosa
 - c. Hidrogen
 - d. Air
 - e. Garam dapur
9. Gas oksigen dengan lambang O_2 , merupakan
 - a. Senyawa
 - b. Unsur
 - c. Campuran homogen
 - d. Campuran heterogen
 - e. Salah semua
10. Senyawa air dengan lambang H_2O memiliki komposisi yang tetap yaitu ...
 - a. Satu unsur H dan satu unsur O
 - b. Dua unsur H dan dua unsur O
 - c. Dua unsur H dan satu unsur O
 - d. Satu unsur H dan dua unsur O
 - e. Campuran a dan b

Jawablah dengan singkat

1. Sebutkan sumbangan ilmu kimia dibidang industri makanan.
2. Sebutkan sumbangan ilmu kimia dibidang industri pertanian.
3. Sebutkan sumbangan ilmu kimia dibidang industri kesehatan.

BAB 2. Unsur dan Senyawa

Standar Kompetensi

Memahami konsep penulisan lambing unsur dan persamaan reaksi

Kompetensi Dasar

Memahami lambing unsur

Memahami rumus kimia

Menyetarakan persamaan reaksi

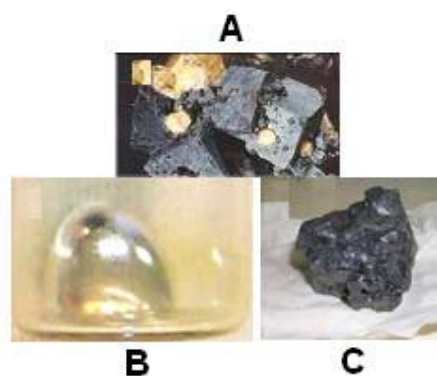
Tujuan Pembelajaran

1. Siswa mengenal materi dalam bentuk unsur yang ada di alam
2. Siswa dapat menuliskan lambang unsur dengan benar
3. Siswa dapat mengenal atom, ion dan molekul sebagai partikel zat yang ada di alam
4. Siswa dapat mengenal lambang senyawa dalam bentuk rumus kimia
5. Siswa dapat mengetahui komposisi unsur dalam sebuah senyawa
6. Siswa dapat membedakan rumus molekul dan rumus empiris
7. Siswa dapat menyetarakan persamaan reaksi

2.1. Unsur

Dalam Bab 1, kita telah membahas tentang unsur dan senyawa sebagai zat tunggal. Pada bab ini kita akan membahas secara detil tentang unsur dan senyawa.

Unsur merupakan zat tunggal yang tidak dapat diuraikan lagi menjadi zat-zat lain yang lebih sederhana dengan reaksi kimia biasa. Dalam kehidupan sehari-hari kita mudah menjumpai dan mengenal unsur. Arang yang berwarna hitam, kita jumpai pada sisa pembakaran, pensil dan juga digunakan sebagai elektroda dalam baterai, arang adalah unsur karbon. Logam juga dapat kita jumpai dalam bentuk perhiasan emas, perak dan platina. Selain itu beberapa logam lain didapat dari barang tambang yang ada di Indonesia seperti aluminium di Asahan, timah di Bangka, besi di Sulawesi, tembaga di Timika dan nikel di Soroako. Contoh unsur logam cadmium, air raksa dan timah hitam disajikan pada Gambar 2.1.



Gambar 2.1. Contoh unsur logam, A unsur cadmium, B air raksa dan C adalah timah hitam.

2.1.1. Nama unsur

Nama unsur yang kita kenal dalam bahasa Indonesia belum tentu sama dengan nama unsur baku yang ditetapkan oleh *International Union of Pure and applied Chemistry* (IUPAC) yang kita kenal kadang-kadang berbeda, misalnya tembaga nama kimia yang menurut IUPAC adalah Cuprum, demikian juga emas adalah aurum.

Nama unsur diambil dari nama satu daerah seperti germanium (Jerman), polonium (Polandia), Fransium (Perancis), europium (Eropa), amerisium (Amerika), kalifornium (Kalifornia), stronsium (Strontia, Scotlandia) lihat Gambar 2.2. ilmuwan yang berjasa didalam bidang kimia juga digunakan seperti: einstenium (Einstein), curium (Marie dan P Curie), fermium (Enrico Fermi), nobelium (Alfred Nobel). Nama-nama planet juga diabadikan sebagai nama unsur seperti: uranium (Uranus), plutonium (Pluto), dan neptunium (Neptunus).

Untuk beberapa unsur yang baru ditemukan, khususnya untuk unsur dengan nomor 104 keatas mempergunakan akar kata dari bilangan.

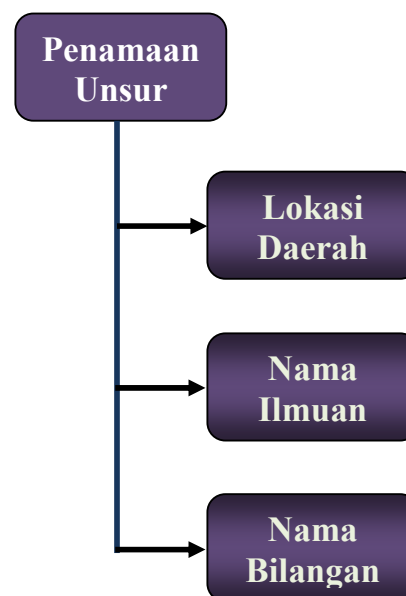
nil = 0, un = 1, bi = 2, tri = 3 quad = 4, pent = 5, hex = 6, sept = 7, okt = 8 dan enn = 9.

Untuk lebih jelasnya kita ambil contoh untuk unsur dengan nomor 107 yaitu unnilseptium, yang berasal dari bilangan 1 : un, bilangan 0 : nil, dan tujuh : sept serta + ium, sehingga nama unsur tersebut adalah unilseptium (Uns).

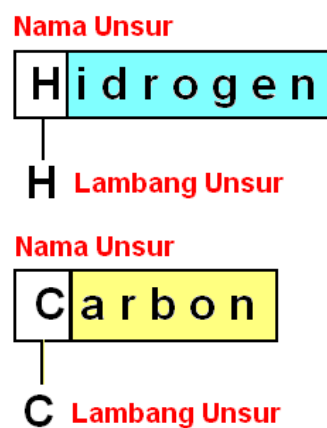
2.1.2. Lambang Unsur

Kita sudah mengenal nama-nama unsur, tentunya cukup sulit jika kita menggunakan nama unsur dalam mempelajari ilmu kimia, tentunya kita perlu melakukan penyederhanaan agar lebih mudah diingat.

Pencetus ide lambang unsur adalah Jons Jacob Berzelius pada tahun 1813. Dia mengusulkan pemberian lambang kepada setiap unsur dengan huruf. Pemilihan lambang unsur diambil dari huruf pertama (huruf besar atau kapital) dari unsur tersebut. Perhatikan nama unsur berikut, oksigen dilambangkan dengan huruf O (kapital), carbon dengan C (kapital) dan nitrogen yang diberi lambang dengan huruf N (kapital), Gambar 2.3.



Gambar 2.2. Aturan penamaan unsur

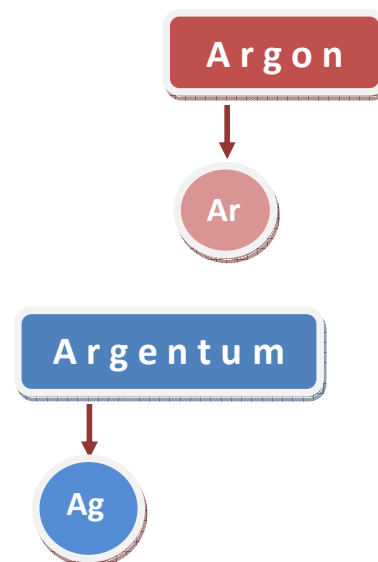


Gambar 2.3. Penamaan lambang unsur dengan menggunakan huruf kapital dari nama unsurnya

Banyak nama unsur yang diawali dengan huruf yang sama misalnya hidrogen dengan hidrargirum, tidak mungkin menggunakan satu huruf awal dari kedua unsur tersebut. Sehingga penamaan unsur dapat dilambangkan dengan menggunakan lebih dari satu huruf.

Penulisan dapat dilakukan dengan menggunakan huruf kapital dari nama unsur sebagai huruf pertamanya, dilanjutkan dengan menuliskan huruf kecil dari salah satu huruf yang ada pada unsur tersebut. Untuk lebih mudahnya kita ambil contoh di bawah ini unsur Zinc dilambangkan dengan Zn dan cuprum dengan huruf Cu.

Beberapa kasus menarik terjadi, misalnya untuk unsur argon dan argentums, kedua unsur ini memiliki huruf pertama yang sama, dalam penamaannya huruf keduanya menjadi pembeda. Untuk argon dilambangkan dengan Ar, sedangkan argentum dilambangkan dengan Ag, perhatikan Gambar 2.4. Kasus lainnya adalah unsur cobalt, dilambangkan dengan huruf Co, jika kita tidak hati-hati dalam penulisannya dan ditulis dengan CO yang berarti gas carbon monoksida.



Gambar 2.4. Pelambangan unsur menggunakan dua huruf dari nama unsur tersebut

2.1.3. Unsur dialam

Unsur di alam cukup melimpah, berdasarkan jenisnya maka unsur dapat kita kelompokkan menjadi dua jenis yaitu unsur logam dan unsur bukan logam.

Unsur logam mudah dikenali dengan ciri-ciri; permukaannya mengkilat, berbentuk padat, kecuali air raksa (Hg) yang berbentuk cair. Unsur logam mudah ditempa dapat menjadi plat atau kawat dan memiliki kemampuan menghantar arus listrik atau konduktor. Unsur logam banyak terdapat di bumi kita dan beberapa contoh disajikan dalam di bawah ini.

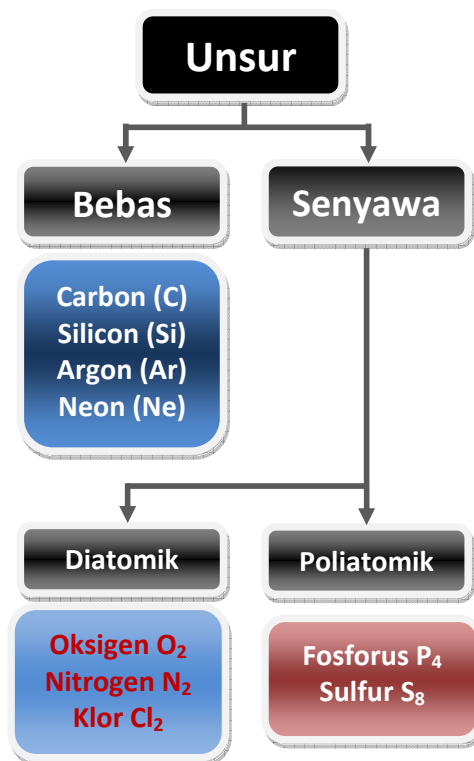
Tabel 2.1. Daftar unsur logam yang mudah kita temukan

Nama	Lambang	Nama lain
Ferum	Fe	Besi atau Iron
Hydrargirum	Hg	Air raksa atau Mercury
Cuprum	Cu	Tembaga atau Copper
Plumbum	Pb	Timah hitam atau Lead
Argentum	Ag	Perak atau Silver
Kalium	K	Potassium

Unsur bukan logam umumnya di alam terdapat dalam wujud padat atau gas, unsur ini tidak dapat menghantarkan arus listrik dan juga panas (isolator), dalam wujud padat tidak dapat ditempa dan juga tidak mengkilat.

Untuk unsur bukan logam yang berwujud padat ditemukan dalam bentuk unsurnya, misalnya silikon dalam bentuk Si dan carbon dalam bentuk C. Selain itu juga ditemukan dalam bentuk senyawa seperti; unsur fosforus ditemukan dalam bentuk P_4 , dan unsur Sulfur atau belerang ditemukan dalam bentuk S_8 . Molekul unsur untuk fosforus dan sulfur disebut juga dengan molekul poliatomik, karena dibentuk oleh lebih dari dua atom yang sejenis perhatikan Gambar 2.5.

Untuk yang berwujud gas, umumnya tidak dalam keadaan bebas sebagai unsurnya namun berbentuk molekul senyawa, misalnya unsur oksigen dalam tidak pernah ditemukan dalam bentuk O, tetapi dalam bentuk gas oksigen atau O_2 , demikian pula dengan nitrogen dalam bentuk N_2 dan klor dalam bentuk Cl_2 . Molekul unsur untuk oksigen, nitrogen dan klor disebut juga dengan molekul diatomik atau molekul yang disusun oleh dua atom yang sejenis, lihat Gambar 2.5.



Gambar. 2.5. Bagan pengelompokan unsur bukan logam di alam

Beberapa Unsur logam dengan bentuk dan keberadaannya di alam disajikan dalam Tabel 2.2.

Tabel 2.2. Daftar unsur bukan logam yang mudah kita temukan

Nama	Lambang	Di alam sebagai	
		Unsur	Senyawa
Hidrogen	H	-	H_2
Oksigen	O	-	O_2
Nitrogen	N	-	N_2
Belerang	S	-	S_8
Posfor	P	-	P_4
Argon	Ar	Ar	-
Carbon	C	C	-

2.1.4. Atom

Jika unsur kita potong kecil, dan dihaluskan maka suatu saat kita akan mendapatkan bagian (partikel) yang terkecil, dan sudah tidak tampak oleh mata kita, bagian terkecil dari sebuah dikenal dengan istilah atom. Walaupun tidak terlihat oleh mata kita, namun keberadaan atom sudah terbukti. Untuk mempermudah kita analogikan dengan kejadian berikut ini. Jika kita melemparkan sebuah kelereng ke lapangan sepakbola, tentu kita sulit melihat kelereng tersebut. Suatu saat kita dapat melihat adanya kelereng tersebut, ketika ada kilauan yang tampak oleh mata kita akibat kelereng memantulkan cahaya matahari. Dengan kata lain keberadaan kelereng diketahui karena adanya sifat dimana kelereng dapat memantulkan cahaya.

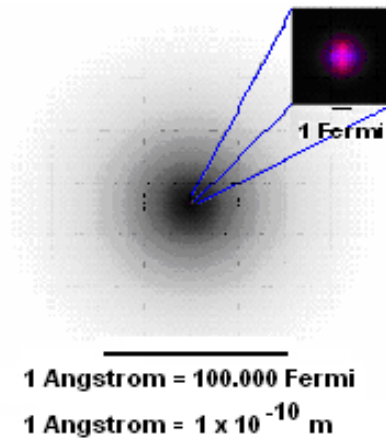
Demikian pula dengan atom, dengan kemajuan teknologi sifat atau ciri khas atom diketahui, sehingga atom dapat ditemukan. Saat ini telah ditemukan mikroskop elektron, dengan mikroskop ini kita dapat mengamati atom. Sebuah inti atom memiliki ukuran sekitar 1 Fermi, lihat Gambar 2.6.

Pengertian atom sebagai partikel terkecil yang tidak dapat dipecah lagi, pertama kali dikemukakan oleh seorang ahli filsafat Yunani Leukippos dan Demokritos yang hidup pada abad ke-4 sebelum Masehi (400 – 370 SM).

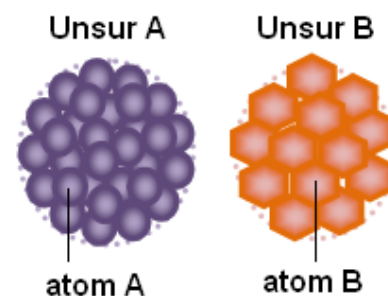
Pendapat Leukippos dan Demokritos selanjutnya dikembangkan oleh John Dalton, pada tahun 1805 mengajukan teori menyatakan bahwa;

1. Setiap materi tersusun atas partikel terkecil yang disebut atom.
2. Atom tidak dapat dipecah lagi menjadi partikel yang lebih kecil dengan sifat yang sama.
3. Atom-atom dari unsur tertentu mempunyai sifat dan massa yang identik. Unsur-unsur yang berbeda memiliki atom-atom yang massanya berbeda, perhatikan Gambar 2.7 sebagai ilustrasi atom menurut John Dalton.

Selanjutnya para ilmuwan melanjutkan penelitian yang terfokus pada massa atom. Hasil penelitian terakhir menunjukkan bahwa setiap unsur terdapat dalam beberapa bentuk isotop, dan hanya atom isotop yang sama yang identik.



Gambar 2.6. Ukuran atom dari unsur Helium



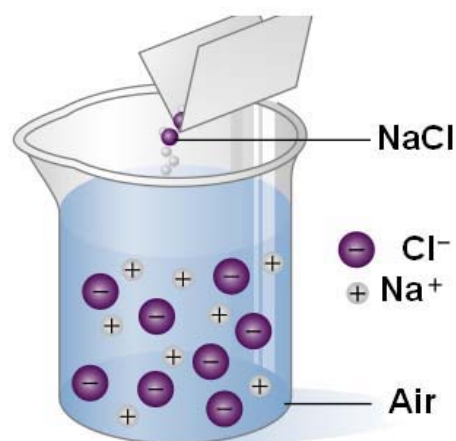
Gambar 2.7. Setiap Unsur disusun oleh atom-atom yang identik, unsur disusun oleh atom A yang identik, demikian pula dengan unsur B

2.1.5. Ion

Unsur logam di alam dapat berupa unsur bebas dan dapat berbentuk senyawa. Beberapa unsur logam berbentuk bebas sudah kita bahas sebelumnya seperti emas, perak, platina dan lainnya. Kenyataannya banyak unsur logam di alam ditemukan dalam bentuk senyawa, seperti besi yang ditemukan dalam bentuk besi oksida (Fe_2O_3), kalsium dalam bentuk kapur atau CaCO_3 .

Senyawa Fe_2O_3 , merupakan gabungan dari atom atau kumpulan yang bermuatan, baik yang bermuatan positif atau bermuatan negatif. Dalam hal ini atom besi bermuatan positif, sedangkan oksigen bermuatan negatif.

Atom atau kumpulan atom yang bermuatan disebut juga dengan ion, berdasarkan jenis muatannya dibedakan sebagai kation yaitu ion bermuatan positif dan anion adalah ion yang bermuatan negatif. Pembuktian bahwa senyawa mengandung dilakukan dengan melarutkan senyawa kedalam air, misal melarutkan NaCl , maka senyawa tersebut terurai atau terionisasi menjadi ion-ionnya, NaCl terurai menjadi Na^+ dan Cl^- , untuk lebih mudahnya lihat Gambar 2.8.



Gambar 2.8. Senyawa NaCl terurai menjadi ion-ion, sebagai bentuk bahwa ion ada di alam

2.2. Senyawa

2.2.1. Senyawa di alam

Dalam kehidupan sehari-hari kita mendapatkan senyawa kimia dalam dua golongan yaitu senyawa organik dan senyawa anorganik. Senyawa organik dibangun oleh atom utamanya karbon, sehingga senyawa ini juga dikenal dengan istilah hidrokarbon.

Senyawa hidrokarbon banyak terdapat di alam dan juga pada makhluk hidup, dimulai dari bahan bakar sampai dengan molekul yang berasal atau ditemukan dalam makhluk hidup seperti karbohidrat, protein, lemak, asam amino dan lain-lain. Senyawa-senyawa ini akan dibahas secara detil pada bab selanjutnya.

Senyawa anorganik merupakan senyawa yang disusun oleh atom utama logam, banyak kita jumpai pada zat yang tidak hidup, misalnya tanah, batu-batuan, air laut dan lain sebagainya.

Senyawa anorganik dapat diklasifikasikan sebagai senyawa bentuk oksida asam basa dan bentuk garam lihat Gambar 2.9.

Senyawa oksida merupakan senyawa yang dibentuk oleh atom oksigen dengan atom lainnya. Keberadaan atom oksigen sebagai penciri senyawa oksida.

Berdasarkan unsur pembentuk senyawa oksida senyawa oksida dapat dibedakan menjadi dua macam, yaitu senyawa oksida logam dan oksida bukan logam, penggolongan ini disederhanakan pada Gambar 2.10.

Senyawa oksida logam merupakan senyawa yang dapat larut dalam air membentuk larutan basa. Di alam banyak ditemukan senyawa oksida, umumnya berupa bahan tambang. Dalam table 2.3 disajikan beberapa contoh senyawa oksida logam.

Tabel 2.3 Contoh dan penamaan oksida logam

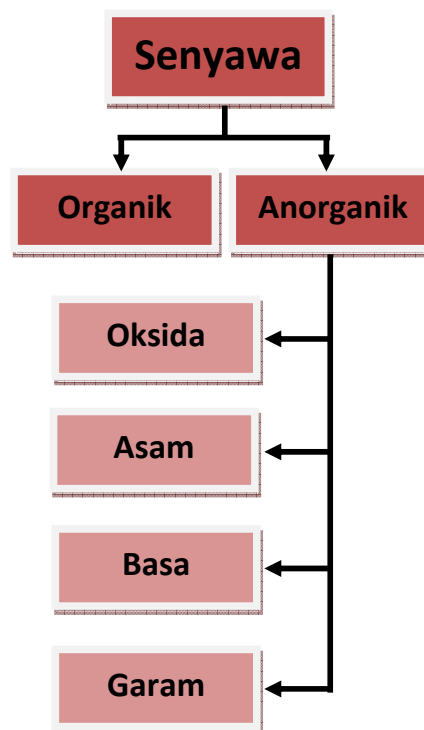
Nama	Lambang	Logam pembentuk
Kalsium Oksida	CaO	Logam kalsium
Natrium Oksida	Na ₂ O	Natrium
Magnesium Oksida	MgO	Magnesium

Senyawa oksida bukan logam adalah senyawa yang dibentuk dari unsur bukan logam dengan oksigen, misalnya antara unsur nitrogen dengan oksigen. Senyawa oksida bukan logam dapat larut dalam air membentuk larutan asam.

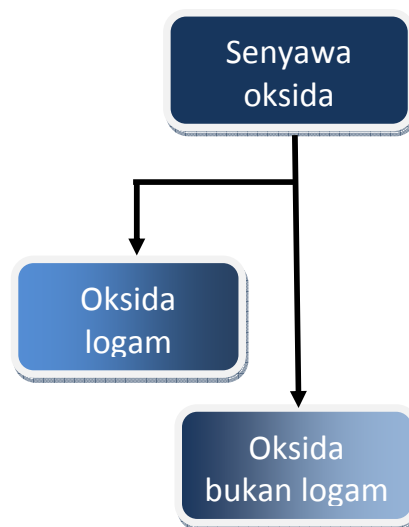
Beberapa senyawa oksida bukan logam biasanya berbentuk gas, dalam Tabel 2,4 dibawah ini disajikan beberapa contoh senyawa oksida bukan logam.

Tabel 2.4 Contoh dan penamaan oksida bukan logam

Nama	Lambang	Keterangan
Karbon monoksida	CO	1 oksigen
Karbon dioksida	CO ₂	2 oksigen
Difosfor pentaoksida	P ₂ O ₅	2 fosfor, 5 oksigen



Gambar 2.9. Klasifikasi senyawa anorganik



Gambar 2.10. Penggolongan senyawa oksida

Senyawa asam, adalah senyawa yang memiliki sifat-sifat seperti, rasanya masam, dapat menghantarkan arus listrik, dalam bentuk cair terionisasi dan menghasilkan ion hidrogen dan sisa asam.

Berdasarkan unsur-unsur pembentuknya terdapat tiga jenis asam, pertama asam yang dibentuk oleh unsur H, unsur bukan logam dan unsur O, kedua asam yang dibentuk oleh unsur H dengan unsur halogen lebih dikenal dengan asam halida dan yang ketiga asam pada senyawa organik yang disebut dengan karboksilat.

Beberapa contoh asam dengan jenis pertama seperti asam karbonat (H_2CO_3), yang disusun oleh 2 unsur H, 1 unsur C dan 3 unsur O. Jika asam ini terionisasi dihasilkan ion 2H^+ dan ion CO_3^{2-} . Contoh asam lainnya seperti asam fosfat, dan nitrat seperti pada Tabel 2.5.

Untuk mengetahui asam halida, kita perlu mengetahui unsur-unsur halogen yaitu unsur Fluor, Klor, Brom, Iod dan lainnya. Asam halida, dapat terbentuk jika unsur berikatan dengan unsur Fluor, Klor, Brom, atau Iod. Penamaannya dilakukan dengan memulai dengan kata asam dengan kata dari unsur halogen ditambahkan kata ida. Contoh untuk senyawa asam HF, namanya menjadi asam florida. Untuk lebih jelasnya perhatikan contoh asam ini pada Tabel 2.6.

Untuk asam organik adalah senyawa karbon yang memiliki karboksilat (COOH), dimana senyawa organik merupakan senyawa yang memiliki kerangka atom karbon. Senyawa asam organik yang paling sederhana adalah H-COOH dikenal dengan asam format. yang memiliki satu atom karbon pada karboksilat disebut dengan asam asetat, penulisan dapat dilakukan dengan mengganti unsur H-nya saja sehingga $\text{H}_3\text{C-COOH}$. Untuk lebih mudahnya kita perhatikan contoh asam-asam organik yang disajikan pada Tabel 2.7.

Senyawa basa, merupakan senyawa yang dibentuk oleh unsur logam dan dengan gugus hidroksida (OH). Senyawa basa dapat dikenali karena memiliki beberapa sifat yang khas; terasa pahit atau getir jika dirasakan, di kulit dapat menimbulkan rasa gatal panas. Larutan basa dapat menghantarkan arus listrik, karena mengalami ionisasi. Hasil ionisasi berupa ion logam dan gugus OH^- .

Tabel. 2.5. Asam yang dibentuk dari Unsur H, unsur bukan logam dan unsur O.

Nama asam	Lambang	Unsur pembentuk
Asam fosfat	H_3PO_4	3 unsur H 1 unsur P 4 unsur O
Asam nitrat	HNO_3	1 unsur H 1 unsur N 3 unsur O
Asam sulfat	H_2SO_4	2 unsur H 1 unsur S 4 unsur O

Tabel. 2.6. Asam yang dibentuk dari unsur H, dengan unsur halogen

Nama asam	Lambang	Unsur halogen
Asam klorida	HCl	Klor (Cl)
Asam bromida	HBr	Brom (Br)
Asam iodida	HI	Iod (I)

Tabel 2.7 Contoh dan penamaan oksida bukan logam

Nama	Lambang	Nama lain	Keterangan
Asam formiat	H-COOH	Hydrogen karboksilat	Memiliki H
Asam asetat	H ₃ C-COOH	Metil karboksilat	Memiliki CH ₃
Asam propanoat	H ₅ C ₂ -COOH	Etil karboksilat	Memiliki C ₂ H ₅
Asam butanoat	H ₇ C ₃ -COOH	Propil karboksilat	Memiliki C ₃ H ₇

Beberapa senyawa basa yang mudah kita temukan seperti soda api atau Natrium hidroksida atau NaOH. Dalam larutan terionisasi menjadi Na⁺ dan OH⁻, contoh senyawa basa lainnya pada Tabel 2.8.

Tabel. 2.8. Senyawa basa dan penamaannya.

Logam	Lambang senyawa	Nama senyawa
Mg	Mg(OH) ₂	Magnesium hidroksida
Na	NaOH	Natrium hidroksida
K	KOH	Kalium hidroksida
Al	Al(OH) ₃	Alumunium hidroksida

Senyawa garam, adalah senyawa yang dibentuk oleh unsur logam dan sisa asam. Senyawa garam memiliki rasa asin, dalam keadaan larutan senyawa ini dapat menghantarkan arus listrik karena terjadi ionisasi. Senyawa garam NaCl, terionisasi menjadi ion Na⁺ dan ion sisa asam Cl⁻. Lihat Tabel 2.9.

Tabel 2.9. Senyawa garam, ionnya dan namanya.

Nama Garam	Lambang	Ion penyusun
Kalium iodida	KI	K ⁺ dan I ⁻
Kalsium karbonat	CaCO ₃	Ca ²⁺ dan CO ₃ ²⁻
Litium sulfat	Li ₂ SO ₄	2 Li ⁺ dan SO ₄ ²⁻

2.2.2. Molekul

Molekul memiliki pengertian seperti halnya atom, yaitu partikel terkecil dari suatu senyawa. Jika suatu senyawa disusun oleh satu atau beberapa unsur, maka molekul tersusun dari satu atau beberapa atom.

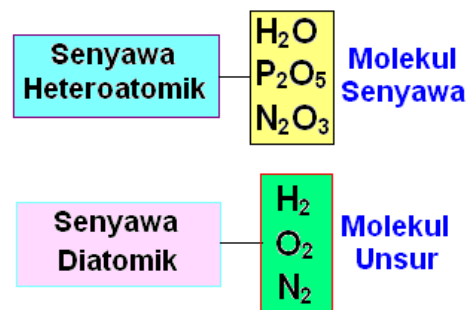
Untuk senyawa yang disusun oleh satu unsur disebut dengan molekul unsur, ditunjukkan oleh senyawa diatomik seperti senyawa H₂, dan O₂. Sebuah molekul gas oksigen (O₂) terdiri atas dua atom oksigen. Sedangkan senyawa yang disusun oleh beberapa unsur, bagian terkecilnya disebut dengan molekul senyawa, molekul semacam ini ditemui pada

senyawa heteroatomik, seperti H_2O , dan P_2O_5 , N_2O_3 . Kita ambil contoh molekul air, setiap satu molekul air tersusun dari satu atom oksigen dan dua atom hydrogen, perhatikan Gambar 2.11.

2.2.3. Komposisi Senyawa

Senyawa didefinisikan sebagai zat yang dibentuk dari berbagai jenis unsur yang saling terikat secara kimia dan memiliki komposisi yang tetap. Dari definisi di atas, kita dapat memahami bahwa sebuah senyawa hanya dapat terjadi jika komposisi senyawa tersebut tetap dan tepat. Kesimpulan ini diambil dari serangkaian percobaan antara gas hidrogen dengan gas oksigen.

Empat percobaan dilakukan dengan menggunakan massa gas hydrogen sebanyak 1, 1, 2 dan 2 gram, sedangkan gas oksigen yang dipergunakan adalah 8,16,8 dan 16 gram. Percobaan dan hasilnya disederhanakan Tabel 2.10.



Gambar 2.11. Perbedaan molekul senyawa dan molekul unsur

abel 2.10. Percobaan dan hasil percobaan antara gas hidrogen dan oksigen

No	Massa zat sebelum bereaksi		Massa zat sesudah bereaksi	
	Hidrogen	Oksigen	Air	Sisa zat
1	1 gram	8 gram	9 gram	-
2	1 gram	16 gram	9 gram	8 gram Oksigen
3	2 gram	8 gram	9 gram	1 gram Hidrogen
4	2 gram	16 gram	18 gram	-

Dari eksperimen, pada percobaan pertama dengan data baris pertama; molekul air yang terjadi memiliki massa 9 gram, dengan komposisi massa 1 gram hidrogen dan 8 gram oksigen. Pada baris kedua dan ketiga air yang terjadi tetap 9 gram, yang berasal 1 gram hidrogen dan 8 gram oksigen. Kelebihan massa dari salah satu unsur, tidak dipergunakan sehingga terjadi sisa. Pada baris ke empat, air yang terbentuk 18 gram yang berasal dari 2 gram hidrogen dan 16 gram oksigen, pada percobaan ke empat rasio massa hidrogen dan oksigen sama dengan percobaan pertama yaitu 1 : 8 untuk hidrogen dan oksigen dalam membentuk senyawa air.

Dari eksperimen ini di atas dapat diambil kesimpulan bahwa perbandingan massa unsur-unsur dalam suatu senyawa adalah tetap. Pernyataan ini dikenal dengan hukum perbandingan tetap yang diajukan oleh Proust dan sering disebut juga dengan Hukum Proust.

2.2.4. Rumus Kimia

Kita telah membahas senyawa kimia, baik dari sisi lambang senyawa kimia, sampai dengan komposisi massa dari unsur penyusunnya yang selalu tetap. Lambang senyawa kimia HNO_3 , P_2O_5 dan H_2O adalah rumus kimia suatu zat.

Rumus kimia menyatakan jenis dan jumlah relatif unsur atau atom yang menyusun suatu zat, dengan kata lain rumus kimia memberikan informasi tentang jenis unsur dan jumlah atau perbandingan atom-atom unsure penyusun zat.

Penulisan rumus kimia dilakukan dengan menyatakan lambang unsur dan angka indeks. Lambang unsur menunjukkan jenis unsur dan angka indeks menyatakan jumlah unsur yang menyusun senyawa tersebut. Untuk itu kita ambil contoh rumus kimia untuk asam sulfat yaitu H_2SO_4 . Dari rumus kimia ini kita dapatkan informasi :

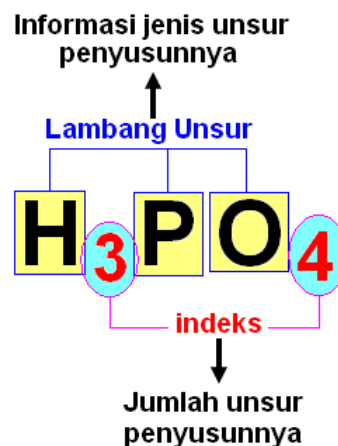
1. Unsur penyusunnya adalah Hidrogen (H), Sulfur (S), dan Oksigen.
2. Banyak unsur penyusun asam sulfat adalah; 2 unsur H, 1 unsur S dan 4 unsur O.
3. Jika hanya terdapat satu unsur, maka indeks tidak perlu dituliskan.

Contoh lain pengertian dari rumus kimia disajikan pada Gambar 2.12.

2.2.4.1. Rumus Molekul

Rumus kimia dapat dibagi menjadi dua yaitu rumus molekul dan rumus empiris. Pembagian ini terkait dengan informasi yang dikandungnya.

Rumus molekul adalah rumus kimia yang memberikan informasi secara tepat tentang jenis unsur pembentuk satu molekul senyawa dan jumlah atom masing-masing unsur. Misalnya satu molekul senyawa glukosa dengan rumus molekul $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, tersusun atas unsur karbon, hidrogen, dan oksigen.



Gambar 2.12. Contoh rumus kimia yang memberikan jenis unsur dan jumlah unsur penyusunnya

Banyaknya atom penyusun satu molekul glukosa adalah 6 atom karbon (C), 12 atom Hidrogen (H) dan 6 atom Oksigen (O).

Perhatikan contoh lainnya, misalnya Vanili $C_8H_8O_3$ yang juga memiliki unsure penyusun yang sama dengan glukosa, tetapi jumlah atom penyusunnya berbeda.

Vanili mengandung 8 atom karbon, 8 atom hidrogen, dan 3 atom oksigen. Akibat perbedaan jumlah atom penyusunnya maka gula dengan vanili memiliki sifat berbeda. Contoh lainnya adalah Asam cuka yang sering dipergunakan untuk memasak. Asam cuka memiliki rumus $C_2H_4O_2$, unsur-unsur penyusunnya sama dengan glukosa, vanili. Sifat dari ketiga zat ini sangat berbeda, untuk asam cuka komposisi dari atom-atom penyusunnya adalah 2 atom karbon, 4 atom H dan 2 atom O. Contoh lainnya lihat Tabel 2.11.

2.2.4.2. Rumus Empiris

Rumus empiris adalah rumus kimia yang menyatakan rasio perbandingan terkecil dari atom-atom pembentuk sebuah senyawa.

Untuk lebih mudah membedakan antara rumus molekul dan rumus empiris, kita bahas contoh untuk senyawa glukosa dan asam cuka. Glukosa memiliki rumus molekul $C_6H_{12}O_6$ yang mengindikasikan bahwa rasio C : H : O adalah 6 : 12 : 6. Rasio ini dapat kita sederhanakan kembali misalnya kita bagi dengan angka 6, maka rasionya menjadi 1 : 2 : 1, Rasio ini adalah rasi terkecil. Jika kita tuliskan rasio ini, maka rumus kimia yang kita dapat adalah CH_2O , rumus ini disebut dengan rumus empiris.

Kita ambil contoh kedua, yaitu asam cuka dengan rumus molekul $C_2H_4O_2$, dengan mudah kita katakan bahwa rasio terkecilnya 1 : 2 : 1, sehingga rumus empirisnya adalah CH_2O . Menarik bukan? bahwa glukosa dan asam cuka memiliki rumus empiris yang sama.

Ingat, bahwa rumus empiris bukan menyatakan sebuah senyawa atau zat. Rumus empiris hanya memberikan informasi rasio paling sederhana dari sebuah molekul.

Tabel 2.11. Contoh rumus molekul untuk zat-zat yang ada dalam lingkungan sekitar kita

Senyawa	Rumus molekul	Kegunaan
Asam asetat	CH_3COOH	Cuka (makanan)
Asam askorbat	$C_6H_8O_6$	Vitamin C (Kesehatan)
Aspirin	$C_9H_8O_4$	Penghilang rasa sakit (obat)

Kasus menarik untuk Vanili $C_8H_8O_3$, komposisi atom penyusunnya adalah C, H dan O, dengan rasio 8 : 8 : 3, rasio ini tidak dapat kita sederhanakan lagi sehingga untuk kasus vanili rumus molekulnya sama dengan rumus empirisnya. Kasus ini juga terjadi pada senyawa air H_2O , dimana perbandingan antara atom H dan O nya sudah merupakan rasio terkecil. Demikian pula dengan karbon dioksida CO_2 , juga sudah memiliki rasio rasio terkecil. Untuk kedua zat ini rumus molekul sama dengan rumus empirisnya.

Pada table 2.13 disajikan beberapa contoh rumus molekul dan rumus empirisnya dari beberapa senyawa.

Tabel. 2.13. Rumus molekul, empiris dan rasio atom penyusunnya

Nama senyawa	Rumus molekul	Rasio atom penyusunnya	Rasio atom terkecil	Rumus empiris
Butana	C_4H_{10}	C:H = 4:10	C:H = 2:5	C_2H_5
Butena	C_4H_8	C:H = 4:8	C:H = 1:2	CH_2
Butanoat	$C_4H_8O_2$	C:H:O = 4:8:2	C:H:O = 2:4:1	C_2H_4O
Etanol	C_2H_6O	C:H:O = 2:6:1	C:H:O = 2:6:1	C_2H_6O
Aspirin	$C_9H_8O_4$	C:H:O = 9:8:4	C:H:O = 4:8:4	$C_9H_8O_4$
Air	H_2O	H : O = 2 : 1	H : O = 2 : 1	H_2O
Karbon dioksida	CO_2	C : O = 1 : 2	C : O = 1 : 2	CO_2

2.3. Persamaan reaksi

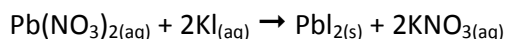
Setiap perubahan kimia yang terjadi, misalnya kertas terbakar, besi berubah menjadi berkarat atau yang lainnya, harus dapat kita tuliskan secara sederhana agar dapat dengan mudah dimengerti. Oleh sebab itu perubahan-perubahan kimia diubah menjadi persamaan reaksi.

Persamaan reaksi didefinisikan sebagai penulisan suatu reaksi atau perubahan kimia yang mengacu pada hukum-hukum dasar kimia.

Penulisan persamaan reaksi memberikan kesederhanaan tentang sebuah reaksi. Misalnya jika kita mereaksikan antara larutan timah hitam nitrat dengan kalium iodida (Gambar 2.13). Persamaan reaksinya dapat dituliskan dengan tanda-tanda yang menyertainya seperti dibawah ini :



Gambar. 2.13. Mereaksikan Timah hitam nitrat dengan kalium iodida dan membentuk endapan kunin



Penyederhanaan menggunakan istilah-istilah seperti;
+ (ditambah) “bereaksi dengan”

→ (tanda panah) yang dibaca “menghasilkan”
dan keterangan tentang zat-zat yang terlibat dalam reaksi kimia adalah;
(s) padatan (s = solid),
(g) gas (g = gas),
(l) cairan atau leburan (l = liquid),
(aq) terlarut dalam air (aq = aqueous).

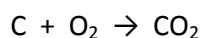
Persamaan reaksi di atas, dibaca dengan “Pb-nitrat yang terlarut dalam air bereaksi dengan kalium iodida yang terlarut dalam air menghasilkan Pb-iodida berbentuk endapan dan kalium nitrat yang terlarut dalam air.

2.3.1. Penyetaraan reaksi kimia

Dasar untuk penyetaraan reaksi kimia adalah hukum kekekalan massa yang diajukan oleh Lavoiser, dan dinyatakan “Dalam sebuah reaksi, massa zat-zat sebelum bereaksi sama dengan massa zat sesudah bereaksi”. Hal ini menunjukkan kepada kita bahwa tidak ada massa yang hilang selama berlangsung reaksi.

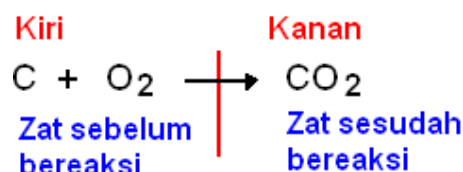
Dalam persamaan reaksi kimia terdapat dua daerah, daerah dimana zat sebelum bereaksi di sebelah kiri tanda panah dan daerah dimana zat telah bereaksi di sebelah kanan tanda panah. Untuk lebih mudahnya perhatikan bagan reaksi 2.14.

Di kedua daerah tersebut, kita akan mendapatkan informasi bahwa zat sebelum dan sesudah reaksi adalah sama, kesamaan ini dapat ditunjukkan dengan kesetaraan jumlah atom, atau jumlah massa. Contoh di bawah ini dapat menjelaskan informasi apa saja yang kita dapat dari sebuah persamaan reaksi

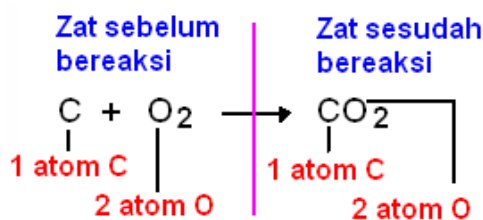


Persamaan reaksi ini benar jika jumlah atom karbon di sebelah kiri tanda panah (sebelum bereaksi) sama dengan jumlah atom sebelah kanan tanda panah (sesudah reaksi). Demikian pula dengan atom Oksigen sebelum dan sesudah reaksi adalah sama. Lihat bagan reaksi 2.15.

Bagan. 2.14. Bagan reaksi yang menyatakan zat sebelum dan sesudah reaksi



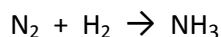
Bagan 2.15. Bagan reaksi menjelaskan komposisi jumlah atom di sebelah kiri dan kanan tanda panah



Dari gambar tampak bahwa jumlah atom C di sebelah kiri dan kanan adalah sama, sebanyak 1 buah. Demikian pula untuk atom O jumlahnya sama yaitu 2 buah. Dengan demikian persamaan reaksi ini sudah benar.

Informasi lain adalah jumlah massa Karbon dan Oksigen sebelum dan sesudah reaksi adalah sama, misalnya terdapat 12 gram karbon dan 32 gram oksigen sebelum bereaksi, berdasarkan kesetaraan jumlah atom yang sama, maka secara otomatis jumlah zat yang terjadi juga memiliki komposisi massa yang sama. Senyawa CO_2 , mengandung 12 gram C dan 32 gram O, perhatikan persamaan reaksi pada bagan reaksi 2.16.

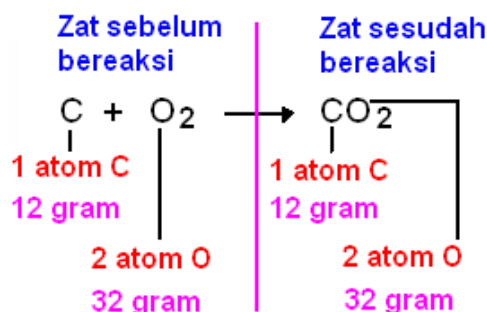
Umumnya persamaan reaksi dituliskan belum sempurna, dimana jumlah atom sesudah dan sebelum bereaksi belum sama seperti :



Jumlah atom N sebelah kiri tanda panah sebanyak 1 buah, di sebelah kanan tanda panah 1 buah, sehingga yang di sebelah kanan tanda panah dikalikan 2. Akibat perkalian ini jumlah atom H di sebelah kanan menjadi 6 buah, sedangkan di sebelah kiri terdapat 2 buah. Untuk menyetarakan jumlah atom H, maka atom H sebelah kiri dikalikan 3. Lihat bagan reaksi 2.17.

Angka pengali yang dipergunakan untuk menyetarakan reaksi, selanjutnya dimasukan ke dalam persamaan reaksi.

Bagan 2.16. Bagan reaksi yang menggambarkan kesetaraan massa dari atom C dan O di sebelah kiri dan kanan tanda panah



Bagan 2.17. Bagan reaksi yang menggambarkan tahap penyetaraan persamaan reaksi pembentukan NH_3



RANGKUMAN

1. Unsur merupakan zat tunggal yang tidak dapat diuraikan lagi menjadi zat-zat lain yang lebih sederhana dengan reaksi kimia biasa.
2. Nama unsur diambil dari berbagai macam nama seperti nama benua/daerah, nama tokoh, nama negara dan juga nama planet.
3. Lambang unsur ditetapkan oleh *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC).
4. Unsur di alam dapat berbentuk unsur bebas dan dapat berbentuk senyawa.
5. Dalam bentuk senyawa unsur dapat berupa senyawa diatomik seperti H_2 , O_2 dan lainnya.
6. Partikel penyusun materi dapat berbentuk atom, molekul, atau ion.
7. Atom merupakan partikel terkecil yang tidak dapat dipecah lagi.
8. Molekul merupakan partikel terkecil dari suatu senyawa.
9. Ion adalah suatu atom atau kumpulan atom yang bermuatan listrik.
10. Ion yang bermuatan positif disebut dengan kation, sedangkan yang bermuatan negatif disebut dengan anion.
11. Perbandingan massa unsur-unsur dalam suatu senyawa adalah tetap.
12. Senyawa dalam diklasifikasikan menjadi senyawa organik dan senyawa anorganik.
13. Senyawa organik adalah senyawa yang disusun oleh karbon sebagai kerangka utamanya.
14. Senyawa anorganik, senyawa yang tidak disusun oleh atom karbon sebagai kerangka utamanya.
15. Beberapa contoh senyawa anorganik yang mudah ditemukan adalah senyawa oksida, asam, basa dan garam.
16. Senyawa oksida adalah senyawa yang dibentuk oleh unsur logam dan bukan logam dengan oksigen.
17. Ada tiga jenis asam, yang pertama dibentuk oleh unsur H, unsur bukan logam dan unsur O. kedua asam yang dibentuk oleh unsur H dengan unsur halogen lebih dikenal dengan asam halida dan yang ketiga asam pada senyawa organik yang disebut dengan karboksilat.

18. Senyawa basa, merupakan senyawa yang dibentuk oleh unsur logam dan dengan gugus hidroksida (OH).
19. Rumus kimia suatu zat memuat informasi tentang jenis unsur dan jumlah atau perbandingan atom-atom unsur penyusun zat.
20. Rumus molekul merupakan gabungan lambang unsur yang menunjukkan jenis unsur pembentuk senyawa dan jumlah atom masing-masing unsur.
21. Rumus empiris adalah rumus kimia yang menyatakan perbandingan atom-atom yang paling kecil.
22. Hukum kekekalan massa menyatakan bahwa massa zat sebelum reaksi sama dengan setelah reaksi.
23. Pada persamaan reaksi sebelah kiri tanda panah adalah zat yang bereaksi dan sebelah kanan tanda panah adalah produk atau zat yang bereaksi.
24. Persamaan reaksi memberikan informasi tentang zat sebelum dan sesudah reaksi adalah sama, kesamaan ini dapat ditunjukkan dengan kesetaraan jumlah atom, atau jumlah massa.
25. Langkah-langkah menyetarakan reaksi:
 - a. Tulis persamaan reaksinya
 - b. Tetapkan daerah sebelah kiri dan kanan tanda panah
 - c. Hitung jumlah atom sebelah kiri, dan setarakan atom di sebelah kanannya
 - d. Jika belum setara kalikan dengan sebuah bilangan agar setara
 - e. Gunakan bilangan tersebut sebagai koefisien
 - f. Tuliskan kembali persamaan reaksi lengkap dengan koefisiennya.

UJI KOMPETENSI

Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat

1. Zat di bawah ini adalah sebuah unsur...
 - a. Grafit
 - b. Udara
 - c. Perunggu
 - d. Perak
 - e. Bensin
2. Contoh zat yang merupakan senyawa adalah ...
 - a. Emas
 - b. Platina
 - c. Argon
 - d. Alkohol
 - e. Natrium
3. Zat yang merupakan campuran air kecuali.....
 - a. Air laut
 - b. Air jeruk
 - c. Air suling
 - d. Air Ledeng
 - e. Air susu
4. Contoh molekul senyawa adalah didapat dari...
 - a. SO_2
 - b. SO_3
 - c. CO_2
 - d. CO
 - e. O_2
5. Contoh senyawa oksida logam adalah...
 - a. SO_2
 - b. SO_3
 - c. CO_2
 - d. CO
 - e. Na_2O
6. Atom atau kumpulan atom yang bermuatan neaktif adalah
 - a. Keton
 - b. Kation
 - c. Anion
 - d. Lion
 - e. Ion
7. Ciri senyawa asam adalah mengandung ion bermuatan positif dari atom
 - a. Atom Fe
 - b. Atom Cu
 - c. Atom H
 - d. Atom O
 - e. semua benar

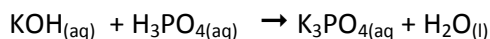
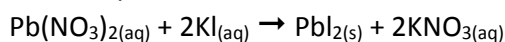
8. Pasangan unsur yang tergolong unsur logam adalah.....
 - a. Karbon dan arsen
 - b. Kalsium dan silikon
 - c. Belerang dan kromium
 - d. Perak dan magnesium
 - e. Kalium dan fosfor
9. Senyawa basa mengandung gugus.....
 - a. hidroksida
 - b. oksida
 - c. klorida
 - d. hidrida
 - e. semua benar
10. Senyawa garam dibentuk oleh logam Na dengan.....
 - a. hidroksida
 - b. oksida
 - c. klorida
 - d. hidrida
 - e. semua benar

Jawablah pertanyaan-pertanyaan di bawah ini dengan singkat.

1. Berikan contoh unsure yang berbentuk senyawa diatomik dan poliatomik
2. Berikan beberapa contoh unsure bukan logam
3. Sebutkan perbedaan senyawa organik dan anorganik
4. Sebutkan cirri-ciri senyawa oksida
5. Sebutkan cirri-ciri senyawa asam
6. Sebutkan cirri-ciri senyawa garam
7. Tuliskan rumus kimia dari:
 - a. senyawa yang mengandung 3 atom P dan 3 atom Cl
 - b. senyawa yang mengandung 12 atom C, 22 atom H, 11
8. Tentukan perbandingan jumlah masing-masing atom dalam setiap molekul dibawah ini.
 - a. Kafein ($C_8H_{10}N_4O_2$)
 - b. Karbon dioksida (CO_2)
9. Jika perbandingan massa dari senyawa CO_2 adalah 12 : 32, Lengkapi table dibawah ini.

Massa C	Massa O	Massa CO_2	Sisa
6 gram	20 gram gram gram
10 gram	16 gram gram gram

10. Perbaiki persamaan reaksi dibawah ini



Bab 3. Atom dan Perkembangannya

Standar Kompetensi

Mengidentifikasi struktur atom dan sifat-sifat periodik pada tabel periodik unsur.

Kompetensi Dasar

Mendeskripsikan perkembangan teori atom

Menginterpretasikan data dalam tabel periodik

Tujuan Pembelajaran

1. Siswa dapat menyebutkan partikel dasar penyusun atom
2. Siswa dapat mengidentifikasi masa atom
3. Siswa dapat membedakan isotop, isoton dan isobar
4. Siswa dapat membedakan teori atom menurut Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr dan berdasarkan mekanika kuantum
5. Siswa dapat menuliskan konfigurasi electron dari sebuah atom

3.1. Atom

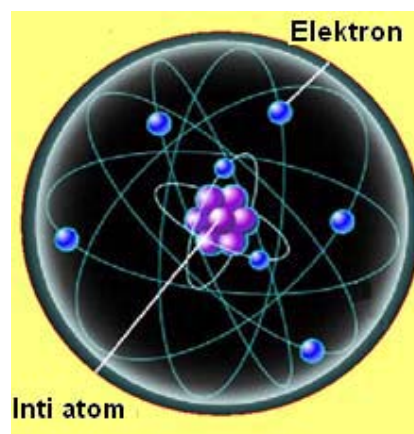
Dalam pembahasan pad bab sebelumnya, kita telah membahas atom, dimana atom adalah bagian yang terkecil dari suatu unsur yang tidak dapat dipecahkan lagi dengan reaksi kimia biasa. Demikian pula bahwa atom dari sebuah unsur dapat membentuk atau berinteraksi membentuk sebuah senyawa. Bagaimana struktur, sifat dan perkembangan akan menjadi bahasan kita selanjutnya.

3.1.1. Atom dan Lambang atom

Perkembangan teknologi telah mengantarkan para ahli untuk mempelejadi atom secara teliti. Sehingga diketahui partikel-patikel penyusun atom dan massanya secara teliti.

Setiap atom tersusun atas inti atom yang bermuatan positif yang dikelingi oleh partikel elektron yang bermuatan negatif. Di dalam inti juga terdapat partikel lain yang tidak bermuatan atau netral, perhatikan Gambar 3.1.

Atom dibangun oleh tiga partikel yaitu elektron, proton dan netron. Elektron adalah partikel yang bermuatan listrik negatif dan diberi lambang dengan huruf (e), memiliki muatan sebesar -1.6×10^{-19} Coulomb, tanda



Gambar 3.1. Dalam atom terdapat 7 muatan positif di inti dan 7 muatan negatif yang mengelilinya

negatif pada angka (-) untuk menunjukkan bahwa elektron bermuatan negatif. Elektron memiliki massa sebesar 9.10×10^{-31} Kg.

Proton merupakan partikel dasar kedua, yang terletak di dalam inti atom dan bermuatan positif. Muatan proton sama dengan muatan elektron sebesar 1.6×10^{-19} Coulomb bertanda positif.

Dengan adanya besar muatan yang sama dengan elektron, namun berbeda dalam muatannya menyebabkan setiap atom bersifat netral. Berdasarkan hasil perhiungan diketahui massa sebuah proton adalah 1.673×10^{-27} Kg. Hal ini mengindikasikan bahwa massa proton lebih besar sekitar 1800 kali massa sebuah elektron.

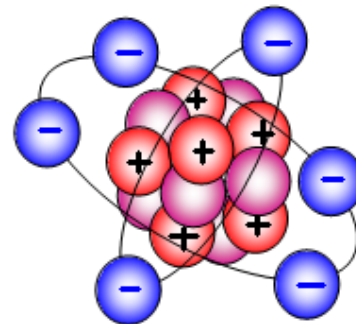
Netron, merupakan partikel dasar yang ketiga, dan terletak di inti atom bersama-sama dengan proton. Netron tidak bermuatan listrik, namun netron memiliki massa yaitu 1.675×10^{-27} Kg, massa ini setara dengan massa proton.

Tampak bahwa massa partikel atom yang relatif besar adalah proton dan netron, sehingga massa kedua partikel ditetapkan sebagai dari sebuah atom. Untuk sebuah unsur yang disusun oleh 1 (satu) proton dan 1 (satu) netron, maka massa akan memiliki massa sebesar 3.348×10^{-27} Kg.

Untuk lebih memperjelas lagi tentang kedudukan partikel dasar dalam sebuah atom, kita ambil contoh jika sebuah unsur memiliki 6 proton, 6 elektron dan 6 netron maka Di dalam inti atom akan terdapat 6 proton dan 6 netron yang dikelilingi 6 elektron lihat Gambar 3.2.

Perbedaan antara satu atom unsur dengan atom unsur lainnya, hanya terletak pada jumlah proton dan elektronnya saja. Akibat perbedaan ini juga sebuah unsur memiliki sifat yang berbeda.

Dengan adanya perbedaan sifat-sifat, maka dibuatlah lambang-lambang atom untuk mempermudah dalam mempelajarinya. Saat ini telah ditemukan tidak kurang dari 109 unsur, dan penelitian terus dilakukan dan sangat mungkin dalam waktu dekat ditemukan kembali unsur-unsur baru. Unsur tersebut tersedia pada Lampiran.



Gambar 3.2. Enam Proton dan 6 netron di inti (merah dan ungu), dikelilingi 6 elektron (biru)

Penulisan lambang atom mencerminkan adanya proton, elektron netron seperti di bawah ini. Secara umum penulisan tanda atom adalah



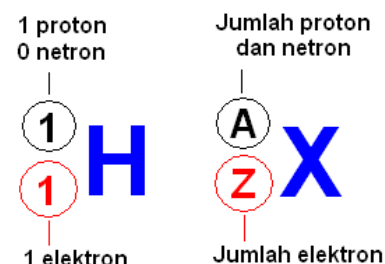
dimana X adalah nama unsur, A : nomor massa merupakan jumlah proton dan netron dan Z : nomor atom merupakan jumlah proton atau jumlah elektron.

Unsur yang paling sederhana adalah hidrogen dengan lambang huruf H, yang memiliki jumlah proton dan elektron sebanyak satu buah, dan tidak memiliki netron dengan lambang atom disajikan pada Gambar 3.3.

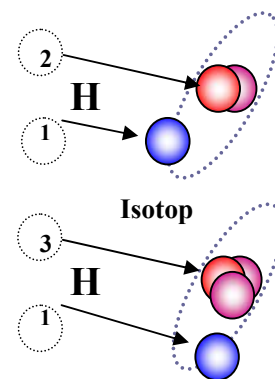
Di alam keberadaan atom hidrogen tidak hanya seperti ${}^1_1\text{H}$ namun masih ada bentuk lainnya yaitu deuterium dan tritium yang dituliskan, ${}^2_1\text{H}$ ${}^3_1\text{H}$ artinya terdapat dua unsur hidrogen yang memiliki massa berbeda. Untuk atom hidrogen yang pertama, memiliki masing-masing 1 (satu) proton, 1 (satu) elektron dan 1 (satu) netron. Berbeda dengan atom hidrogen yang kedua, memiliki 1 (satu) proton dan 1 (satu) elektron, namun jumlah netronnya sebanyak 2 (dua) buah. Untuk lebih jelasnya perhatikan Gambar 3.4. Dengan adanya perbedaan ini dapat disimpulkan bahwa unsur dapat memiliki jumlah elektron dan proton yang sama, dan berbeda dalam netronnya, sehingga unsur ini memiliki isotop.

Hal lain juga terjadi misalnya jika dua buah unsur memiliki jumlah netron yang sama, namun berbeda dalam hal jumlah proton elektron seperti yang ditunjukkan oleh ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_7\text{N}$. Untuk unsur C (Karbon) memiliki 6 (enam) elektron dan 6 (enam) proton serta 7 (tujuh) proton. Untuk unsur N (Nitrogen) memiliki proton, elektron dan netron yang sama yaitu 7 (tujuh) buah. Kondisi dimana dua unsur memiliki jumlah netron yang sama dikatakan sebagai isoton (Gambar 3.5).

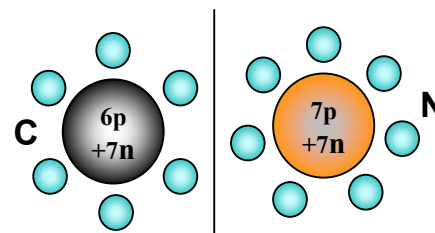
Dalam kasus lain juga terjadi dimana dua unsur memiliki massa yang sama, namun berbeda dalam hal nomor massanya, seperti pada unsur ${}^{59}_{27}\text{Co}$, ${}^{59}_{28}\text{Ni}$, hal ini terjadi karena baik unsur Co (Kobal) maupun Ni (Nikel) memiliki jumlah proton dan netron yang berbeda. Namun jumlah proton dan netronnya sama, untuk Co, terdapat 27 proton dan 32 netron, sedangkan Ni memiliki 28 proton dan 31 netron, kondisi dimana massa atom sama disebut dengan isobar.



Gambar 3.3. Atom hidrogen dengan satu proton dan elektron dan tidak memiliki netron.



Gambar 3.4. Dua jenis unsur hidrogen deuterium dan tritium, warna merah untuk proton, ungu netron dan biru untuk elektron



Gambar 3.5. Isoton, atom C dan atom N yang memiliki jumlah netron yang sama

Dari contoh isotop, isoton dan isobar, kita dapat menarik beberapa kesimpulan:

1. Isotop hanya terjadi karena perbedaan netron, sama dalam hal jumlah proton dan elektronnya dan isotop hanya terjadi pada unsur yang sama.
2. Isoton terjadi karena terdapat kesamaan dalam hal jumlah netron, namun berbeda dalam jumlah proton dan elektronnya, dan terjadi pada unsur yang berbeda.
3. Isobar terjadi kesamaan dalam massa atom yaitu jumlah proton dan netronnya, namun berbeda untuk setiap jumlah proton, elektron dan netronnya, isobar terjadi pada unsur yang berbeda.
4. Perbedaan satu unsur terhadap unsur lainnya ditentukan oleh jumlah protonnya.

Untuk lebih mudahnya memahami kesimpulan dapat dilihat perbedaan dari isotop, isoton dan isobar seperti pada Gambar 3.6.

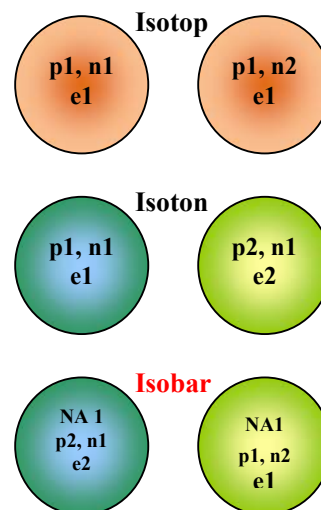
3.1.2. Perkembangan teori atom

Dalam satu unsur sudah kita ketahui bahwa peran elektron dan proton merupakan satu faktor pembeda, perbedaan ini juga mengakibatkan perbedaan sifat-sifat dari suatu unsur, seperti ada unsur berbentuk padat atau logam seperti; emas (Au), perak (Ag), berbentuk gas seperti Helium (He), Neon (Ne), berbentuk cair seperti air raksa (Hg). Untuk melihat bagaimana susunan atau konfigurasi elektron dan proton dalam sebuah atom perlu ditinjau perkembangan teori atom.

Perkembangan teori atom yang akan disajikan adalah Perkembangan awal teori atom dilanjutkan dengan teori atom Dalton, Thomson, Rutherford, dan Niels Bohr serta teori Mekanika Quantum.

3.1.2.1. Awal perkembangan teori atom

Atom berasal dari atomos bahas bahasa Yunani yang berarti tidak dapat dibagi-bagi lagi. Pengertian ini tidak lepas dari konsep atom hasil buah pemikiran Demokritus (460-370-S.M).



Gambar 3.6. Contoh dua atom yang memiliki karakteristik isotop atas, isoton tengah dan isobar bawah.

Konsep atom yang dikemukakan oleh Demokritus murni sebagai hasil pemikiran semata, tanpa disertai adanya percobaan. Suatu benda dapat dibagi menjadi bagian-bagian yang lebih kecil, jika pembagian ini diteruskan, maka menurut logika pembagian itu akan sampai pada batas yang terkecil yang tidak dapat dibagi lagi.

Gagasan tentang atom dari Demokritus menjadi tantangan bagi para ilmuwan selanjutnya dan menjadi pembuka pintu ke arah perkembangan teori atom yang lebih tinggi.

3.1.2.2. Teori atom Dalton

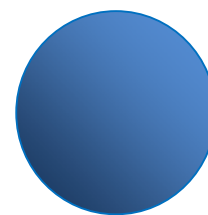
Pemahaman tentang atom adalah bagian terkecil dari sebuah materi merupakan landasan yang dipergunakan oleh John Dalton (1805). Dia mengembangkan teori atom berdasarkan hukum kekekalan massa (Lavoisier) dan hukum perbandingan tetap (Proust). Dalton mengajukan bahwa

- 1) Setiap materi disusun oleh partikel kecil yang disebut dengan atom
- 2) Atom merupakan bola pejal yang sangat kecil (lihat Gambar 3.7)
- 3) Unsur adalah materi yang terdiri atas atom yang sejenis dan berbeda dengan atom dari unsur lainnya.
- 4) Senyawa adalah materi yang disusun oleh dua atau lebih jenis atom dengan perbandingan tertentu
- 5) Pembentukan senyawa melalui reaksi kimia yang merupakan proses penataan dari atom-atom yang terlibat dalam reaksi tersebut.

Teori atom yang diajukan oleh Dalton, belum dapat menjawab fenomena tentang yang terkait sifat listrik, diketahui bahwa banyak larutan yang dapat menghantarkan arus listrik. Dengan demikian atom masih mengandung partikel lainnya. Kelemahan ini mendorong ilmuwan lain untuk memperbaiki teori atom Dalton.

3.1.2.3. Teori atom Thomson

Kelemahan dari teori yang diajukan Dalton diperbaiki oleh JJ. Thomson. Dia memfokuskan pada muatan listrik yang ada dalam sebuah atom. Dengan eksperimen menggunakan sinar katoda, membuktikan adanya partikel lain yang bermuatan negatif dalam atom dan



Gambar 3.7. Model atom Dalton yang merupakan bola kecil yang pejal dan padat

partikel tersebut adalah elektron. Thomson juga memastikan bahwa atom bersifat netral, sehingga didalam atom juga terdapat partikel yang bermuatan positif.

Selanjutnya Thomson mengajukan model atom, yang dinyatakan bahwa atom merupakan bola yang bermuatan positif, dan elektron tersebar dipermukaannya, seperti roti ditaburi kismis atau seperti kue onde-onde dimana permukaannya tersebar wijen, lihat Gambar 3.8.

Thomson juga menambahkan bahwa atom bersifat netral sehingga jumlah proton dalam bola sama dengan jumlah elektron yang ada di permukaannya.

3.1.2.4. Teori atom Rutherford

Atom yang bermuatan positif menjadi fokus Rutherford untuk dikaji. Eksperimen yang dilakukan Rutherford adalah menembakan partikel alpha pad sebuah lempeng tipis dari emas, dengan partikel alpha. Hasil pengamatan Rutherford adalah partikel alpha yang ditembakkan ada yang diteruskan, dan ada yang dibelokkan. Dari eksperimen ini diketahui bahwa masih ada ruang kosong didalam atom, dan ada partikel yang bermuatan positif dan negatif.

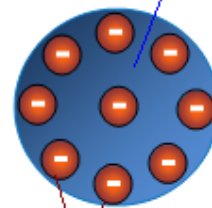
Dari hasil ini, selanjutnya Rutherford mengajukan model atom dan dinyatakan bahwa; atom terdiri dari inti atom yang bermuatan positif dan dikelilingi oleh elektron-elektron yang bermuatan negatif. Elektron bergerak mengelilingi inti dengan lintasan yang berbentuk lingkaran atau elips, lihat Gambar 3.9.

Teori Rutherford banyak mendapat sanggahan, jika elektron bergerak mengelilingi inti, maka elektron akan melepaskan atau memancarkan energi sehingga energi yang dimiliki elektron lama-kelamaan akan berkurang dan menyebabkan lintasannya makin lama semakin kecil dan suatu saat elektron akan jatuh ke dalam inti. Teori Rutherford tidak dapat menjelaskan fenomena ini.

3.1.2.5. Teori atom Bohr

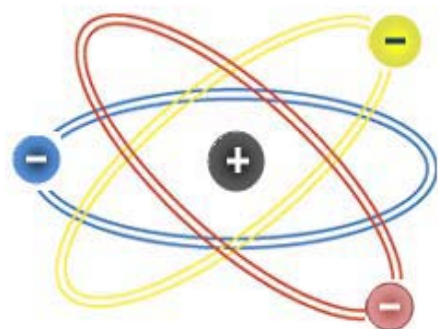
Teori Rutherford selanjutnya diperbaiki oleh Niels Bohr, Pendekatan yang dilakukan Bohr adalah sifat dualisme yang dapat bersifat sebagai partikel dan dapat bersifat sebagai gelombang.

Bola pejal bermuatan positif



Elektron tersebar di permukaan bola

Gambar 3.8. Model atom Thomson, bola pejal bermuatan positif dan elektron tersebar di permukaannya



Gambar. 3.9 Model atom Rutherford, Muatan positif sebagai inti atom dan elektron bergerak mengelilingi inti.

Hal ini dibuktikan oleh Bohr dengan melihat spektrum dari atom hidrogen yang dipanaskan. Spektrum yang dihasilkan sangat spesifik hanya cahaya dari frekuensi tertentu. Spektrum yang dihasilkan merupakan gambaran bahwa elektron mengelilingi inti, beberapa spektrum yang dihasilkan mengindikasikan bahwa elektron mengelilingi inti dalam berbagai tingkat energi.

Hasil ini telah mengantarkan Bohr untuk mengembangkan model atom (Gambar 3.10) yang dinyatakan bahwa :

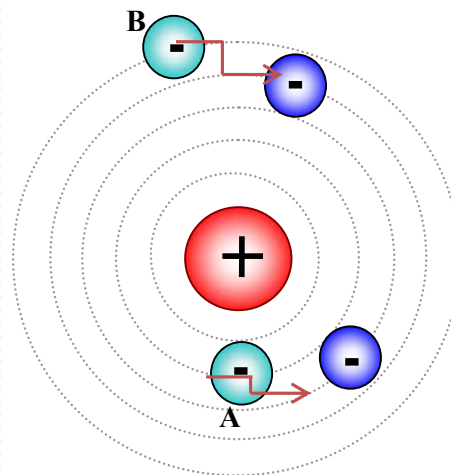
1. Atom tersusun atas inti bermuatan positif dan dikelilingi oleh elektron yang bermuatan negatif.
2. Elektron mengelilingi inti atom pada orbit tertentu dan stasioner (tetap), dengan tingkat energi tertentu.
3. Elektron pada orbit tertentu dapat berpindah lebih tinggi dengan menyerap energi. Sebaliknya, elektron dapat berpindah dari orbit yang lebih tinggi ke yang rendah dengan melepaskan energi.
4. Pada keadaan normal (tanpa pengaruh luar), elektron menempati tingkat energi terendah (disebut tingkat dasar = *ground state*).

Teori atom yang diajukan oleh Bohr, hanya dapat menjelaskan hubungan antara energi dengan elektron untuk atom hidrogen, namun belum memuaskan untuk atom yang lebih besar.

3.1.2.6. Mekanika kuantum

Terobosan besar yang dilakukan oleh Bohr dengan memperhatikan aspek gelombang dilanjutkan oleh Schrodinger, Heisenberg dan Paul Dirac, memfokuskan pada sifat gelombang seperti yang dinyatakan oleh de Broglie bukan hanya cahaya saja yang memiliki sifat ganda sebagai partikel dan gelombang, partikel juga memiliki sifat gelombang.

Dari persamaan gelombang Schrodinger, dapat menjelaskan secara teliti tentang energi yang terkait dengan posisi dan kebolehjadian tempat kedudukan elektron dari inti yang dinyatakan sebagai fungsi gelombang. Aspek tersebut dapat dijelaskan dengan teliti dengan memperkenalkan bilangan kuantum utama, azimut dan bilangan kuantum magnetik.



Gambar 3.10. Model atom menurut teori atom Bohr, (A) elektron berpindah dari lintasan dalam keluar dan (B) dari lintasan luar ke dalam

Tabel 3.1. Hubungan antara bilangan kuantum utama (n) dengan kulit

Bilangan kuantum utama	Kulit
1	K
2	L
3	M
4	N

Bilangan kuantum utama diberi notasi dengan huruf (n) bilangan ini menentukan tingkat energi satu elektron yang menempati sebuah ruang tertentu dalam atom, hal ini juga menjelaskan kedudukan elektron terhadap inti atom. Semakin jauh jarak tempat kedudukan elektron terhadap inti semakin besar tingkat energinya. Tingkat energi ini sering disebut juga sebagai lintasan atau kulit lihat Tabel 3.1. Tingkat energi pertama ($n = 1$), merupakan tingkat energi yang terdekat dari inti atom dengan kulit K.

Tingkat energi kedua ($n = 2$), dengan kulit L, tingkat energi ketiga ($n = 3$) dengan kulit M, dilanjutkan dengan tingkat energi berikutnya. Jumlah elektron yang terdapat dalam setiap tingkat energi mengikuti persamaan:

$(2n^2)$ dimana n adalah bilangan kuantum utama

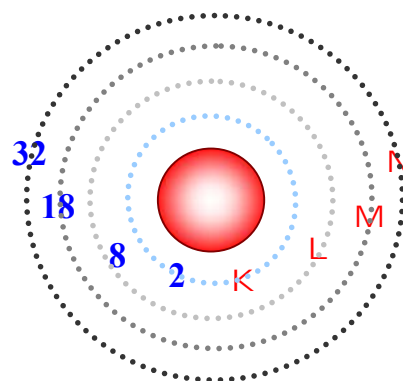
sehingga dalam tingkat energi pertama atau kulit K sebanyak 2 (dua) elektron, dan untuk tingkat energi kedua atau kulit L adalah 8 (delapan), untuk kulit M atau tingkat energi ketiga sebanyak 18 elektron dan seterusnya. perhatikan Gambar 3.11.

Bilangan kuantum azimut (ℓ) menentukan bentuk dan posisi orbital sebagai kebolehjadian menemukan tempat kedudukan elektron dan merupakan sub tingkat energi. Beberapa kebolehjadian tersebut ditentukan oleh bilangan kuantumnya dan didapatkan berdasarkan tingkat energinya, jumlah bilangan kuantum azimut secara umum mengikuti persamaan : $\ell = n - 1$, dimana ℓ adalah bilangan kuantum azimut dan n adalah bilangan kuantum utama. Bilangan kuantum azimut memiliki harga dari 0 sampai dengan $n-1$.

Untuk $n = 1$, maka, $\ell = 0$, nilai 0 (nol) menunjukkan kebolehjadian tempat kedudukan elektron pada sub tingkat energi **s** (*sharp*).

Untuk $n = 2$, maka $\ell = 1$, maka didapat dua kebolehjadian tempat kedudukan elektron atau sub tingkat energi dari nilai 0 menunjukkan orbital **s** dan nilai 1 untuk sub tingkat energi **p** (*principle*).

Untuk $n = 3$, maka $\ell = 2$, maka akan didapatkan 3 (tiga) sub tingkat energi yaitu untuk harga 0 adalah sub tingkat energi **s**, dan harga 1 untuk sub tingkat energi **p** dan harga 2 untuk sub tingkat energi **d** (*diffuse*).



Gambar 3.11. Tingkat energi atau kulit dalam sebuah atom dan jumlah elektron maksimum yang dapat ditempati

Untuk $n = 4$, maka $\ell = 3$ maka akan didapatkan 4 (empat) sub tingkat energi yaitu untuk harga 0 adalah sub tingkat energi **s**, dan harga 1 untuk sub tingkat energi **p** dan harga 2 untuk sub tingkat energi **d** (*diffuse*) dan harga 3, untuk sub tingkat energi **f** (*fundamental*). Hubungan bilangan kuantum utama dan bilangan kuantum azimuth disederhanakan dalam Tabel 3.2.

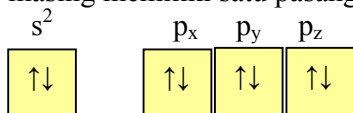
Setelah diketahui orbital dari bilangan kuantum azimuth, maka dapat ditentukan bagaimana orientasi sudut orbital dalam ruang melalui penetapan bilangan kuantum magnetik yang bernotasi (m) yang didasari oleh bilangan kuantum azimuth dan mengikuti persamaan :

$$m = (-\ell, +\ell)$$

Untuk atom dengan harga $\ell = 0$, maka harga $m = 0$, menunjukkan terdapat 1 buah orbital dalam sub tingkat energi atau orbital **s**. Untuk harga $\ell = 1$, maka harga m adalah dimulai dari -1, 0, dan +1. Hal ini mengindikasikan Di dalam sub tingkat energi **p** ($\ell = 1$), terdapat tiga orbital yang dinotasikan dengan p_x , p_y dan p_z . Sedangkan untuk harga $\ell = 3$ (sub tingkat energi ketiga atau orbital **d**) memiliki harga m adalah -2, -1, 0, +1 dan +2, sehingga dalam sub tingkat energi ketiga terdapat lima orbital yaitu, d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$ dan d_{z^2} . Gambar 3.12, menunjukkan hubungan bilangan kuantum utama, azimuth dan magnetik.

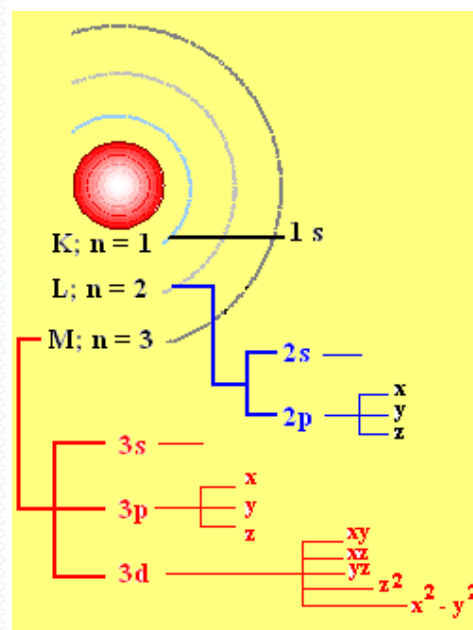
Selain tiga bilangan kuantum tersebut, masih terdapat satu bilangan kuantum yang lain yaitu spin. Bilangan ini menggambarkan ciri dari elektron itu sendiri, yang berotasi terhadap sumbunya, dan menghasilkan dua perbedaan arah spin yang berbeda atau berlawanan dan diberi harga $+1/2$ dan $-1/2$. Dengan harga ini dapat kita ketahui bahwa setiap orbital akan memiliki dua elektron yang berlawanan arah. Orbital digambarkan dalam bentuk kotak dan elektron dituliskan dalam bentuk tanda panah.

Penggambaran orbital **s** dan orbital yang masing-masing memiliki satu pasang elektron.



Tabel 3.2. Hubungan bilangan kuantum utama dengan bilangan kuantum azimuth.

Bilangan kuantum utama (n)	Bilangan kuantum azimuth (ℓ)
1	s
2	s, p
3	s, p, d
4	s, p, d, f



Gambar 3.12. Susunan dan hubungan bilangan kuantum utama, azimuth dan bilangan kuantum magnetik

3.1.3. Konfigurasi Elektron

Jumlah elektron dan proton merupakan pembeda bagi setiap unsur dan juga merupakan ciri serta yang menentukan sifat-sifat suatu unsur. Atas dasar ini diperlukan satu gambaran utuh bagaimana sebuah elektron berada dalam sebuah atom. Kajian lanjut dilakukan oleh Pauli dan menyatakan “ Bahwa dua elektron di dalam sebuah atom tidak mungkin memiliki ke empat bilangan kuantum yang sama”.

Dengan ketentuan ini maka membatasi jumlah elektron untuk berbagai kombinasi bilangan kuantum utama dengan kuantum azimut. Hal ini menyebabkan jumlah elektron maksimum dalam setiap sub tingkat energi atau orbital memiliki jumlah tertentu dan besarnya setara dengan :

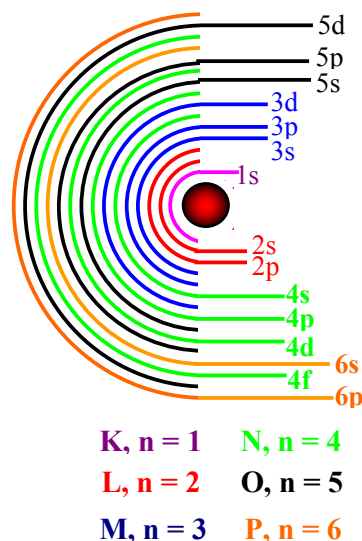
$2(2\ell + 1)$, dimana ℓ adalah bilangan kuantum azimut, atas dasar ini dapat kita simpulkan jumlah elektron yang berada dalam setiap orbital seperti tabel berikut.

Sub tingkat Energi (Orbital)	Jumlah Elektron Maksimum $2(2\ell + 1)$
s	2
p	6
d	10
f	14
g	18

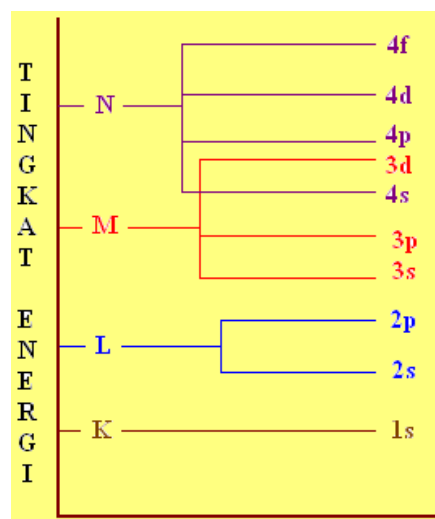
Berdasarkan konsep Bangunan (Aufbau), elektron-elektron dalam suatu atom akan mengisi orbital yang memiliki energi paling rendah dilanjutkan ke orbital yang lebih tinggi, perhatikan juga Gambar 3.13.

Kombinasi dari pendapat ini mengantarkan hubungan antara Tingkat energi dengan orbital dalam sebuah atom secara detil dan teliti. Kedudukan orbital dimulai dari tingkat energi terendah, secara berurutan sebagai berikut : $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d < 4f < 6p < 7s < 6d < 5f$, untuk lebih mudahnya perhatikan Gambar 3.14.

Atas dasar kombinasi ini maka, pengisian elektron merujuk pada tingkat energinya sehingga pengisian orbital secara berurutan adalah $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 5d$ dan seterusnya.



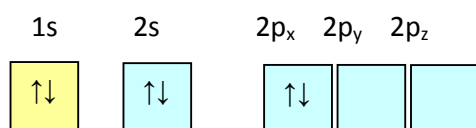
Gambar 3.13. Konfigurasi Elektron dalam bentuk lingkaran, dimana posisi orbital sesuai dengan sub tingkat energi



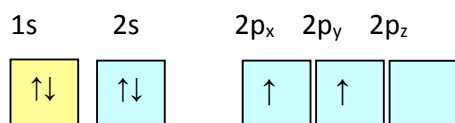
Gambar 3.14. Susunan dan hubungan bilangan kuantum utama, azimut dan bilangan kuantum magnetik

Pengisian elektron dalam sebuah orbital disajikan pada Gambar 3.15.

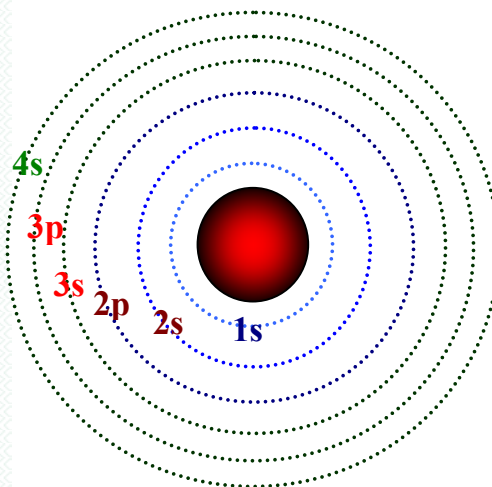
Kajian selanjutnya dilakukan oleh Hund, yang menyatakan Elektron dalam mengisi orbital tidak membentuk pasangan terlebih dahulu. Hal ini terkait bahwa setiap orbital dapat terisi oleh dua elektron yang berbeda arah momen spinnya. Dengan aturan Hund, konfigurasi elektron dalam sebuah atom menjadi lengkap dan kita dapat menggambarkan sebuah atom dengan teliti. Sebagai contoh atom karbon dengan nomor atom 6. Atom karbon memiliki 6 elektron, sehingga memiliki orbital 1s (pada tingkat energi pertama), pada tingkat energi kedua terdapat orbital 2s dan 2p. Pengisian elektron memiliki dua alternatif, pertama orbital 1s, 2s dan 2p_x terisi dua elektron, seperti di bawah ini



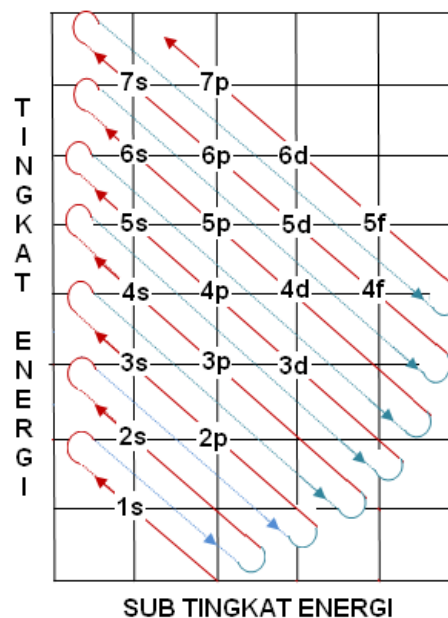
Namun ini tidak memenuhi aturan Hund, dimana setiap orbital harus terisi terlebih dahulu dengan satu elektron, menurut susunan elektron Karbon menjadi :



Pengisian elektron diawali pada tingkat energi terendah yaitu orbital 1s, dilanjutkan pada orbital 2s, karena jumlah elektron yang tersisa 2 buah, maka elektron akan mengisi orbital 2p_x, dilanjutkan dengan orbital 2p_y, mengikuti aturan Hund. Untuk mempermudah membuat konfigurasi elektron dalam sebuah atom dapat dipergunakan bagan pengisian elektron sebagaimana ditampilkan pada Gambar 3.15 dan 3.16. Peran elektron dalam memunculkan sifat tertentu bagi suatu unsur ditentukan oleh elektron yang berada pada tingkat energi tertinggi. Jika kita mempergunakan istilah kulit maka elektron yang berperan adalah elektron yang berada pada kulit terluar, posisi elektron pada tingkat energi tertinggi atau elektron pada kulit terluar disebut sebagai elektron valensi.



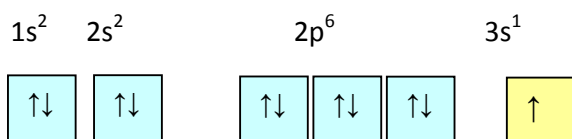
Gambar 3.15. Susunan elektron berdasarkan sub tingkat energi atau orbitalnya



Gambar 3.16. Susunan elektron sesuai dengan tingkat energi dan sub tingkat energinya

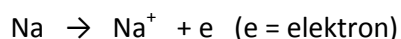
Dalam susunan elektron diketahui bahwa elektron yang berjarak paling dekat ke inti adalah elektron yang menempati orbital 1s. Inti yang bermuatan positif akan menarik elektron, sehingga semakin dekat inti otomatis elektron akan tertarik ke inti. Hal ini berdampak pada terjadi pengurangan jarak dari elektron tersebut ke inti atom. Berbeda dengan elektron yang berada pada tingkat energi yang tinggi, jarak dari inti semakin jauh sehingga daya tarik inti atom juga semakin menurun. Oleh sebab itu posisi elektron terluar relatif kurang stabil dan memiliki kecenderungan mudah dilepaskan.

Apa yang terjadi jika suatu elektron terlepas dari sebuah atom?. Kita dapat mengambil contoh pada sebuah atom yang memiliki nomor atom 11. Dari informasi ini kita ketahui bahwa atom tersebut memiliki 11 proton dan 11 elektron. Susunan elektron pada atom tersebut adalah : $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$ dan $3s^1$ pada Gambar 3.17. Jika elektron pada kulit terluar terlepas (karena daya tarik inti lemah jika dibandingkan dengan $2p^6$), maka atom ini berubah komposisi proton dan elektronnya yaitu jumlah proton tetap (11) jumlah elektron berkurang menjadi 10, sehingga atom tersebut kelebihan muatan positif atau berubah menjadi ion positif.



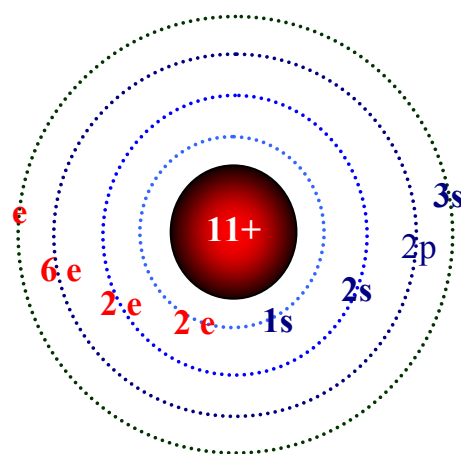
Elektron $3s^1$ adalah elektron yang mudah dilepaskan

Perubahan ini dapat kita tuliskan dengan persamaan reaksi dimana atom yang bernomor atom 11 adalah Na (Natrium)

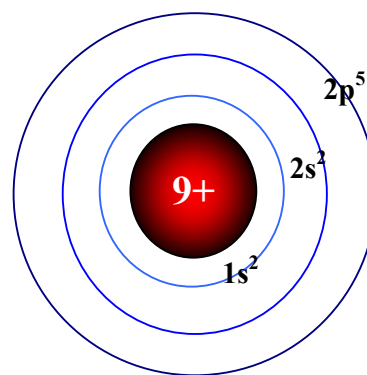


Unsur-unsur dengan elektron valensi s^1 , memiliki kecenderungan yang tinggi menjadi ion positif atau elektropositif.

Dalam kasus lain, sebuah atom juga memiliki kecenderungan menarik elektron, dalam hal ini elektron dari luar. Hal ini terjadi karena inti atom memiliki daya tarik yang kuat, proses penarikan elektron oleh sebuah atom ditunjukkan oleh atom Fluor (F). Konfigurasi elektron untuk atom ini adalah $1s^2$, $2s^2$, dan $2p^5$, perhatikan Gambar 3.18.



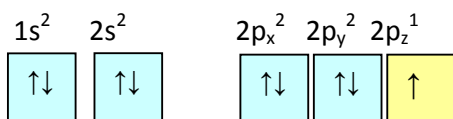
Gambar 3.17. Orbital 3s berisi satu elektron dengan jarak terjauh dari inti dan mudah dilepaskan



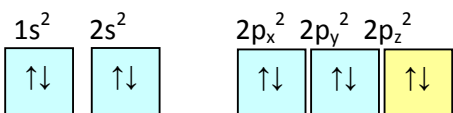
Gambar 3.18. Susunan Elektron untuk atom Fluor

Jika atom ini menarik sebuah elektron, maka konfigurasinya berubah menjadi $1s^2$, $2s^2$, dan $2p^6$. Di dalam inti atom Flor terdapat 9 proton atau muatan positif, sehingga tidak dapat menetralkan jumlah elektron yang ada. Dengan kelebihan elektron maka atom ini berubah menjadi ion negatif.

Orbital atom Flor, dengan 5 elektron terluar, masih tersedia ruang dalam orbital p_z .



Elektron dari luar akan masuk kedalam orbital $2p_z$, dan mengubah konfigurasinya menjadi



sehingga atom Flor menjadi ion Flor yang bermuatan negatif. Unsur-unsur dengan elektron valensi p^5 memiliki kecenderungan yang tinggi menjadi ion negatif atau memiliki keelektronegatifan yang tinggi. Perubahan pada atom Flor juga dapat dinyatakan kedalam bentuk persamaan reaksi seperti di bawah ini.



Makna persamaan di atas adalah, atom Flor dapat berubah menjadi ion Flor dengan cara menarik elektron dari luar, sehingga atom Flor menjadi kelebihan muatan negatif dan menjadi ion Flor. Perubahan konfigurasi elektron di dalam orbitalnya atau pada setiap tingkat energinya dapat kita bandingkan dengan menggunakan Gambar 2.17 dan Gambar 2.18.

Dari penjelasan di atas tampak bahwa elektron terluar memegang peranan penting, khususnya bagaimana sebuah atom berinteraksi menjadi ion. Konsep ini mendasari bagaimana sebuah atom dapat berinteraksi dengan atom lain dan menghasilkan zat baru atau molekul baru. Selain faktor lain seperti kestabilan dari atom itu sendiri.

RANGKUMAN

1. Atom tersusun atas beberapa partikel yaitu proton, elektron dan netron. Proton merupakan partikel bermuatan positif 1.6×10^{-19} Coulomb dengan massa 1.673×10^{-27} Kg. Elektron bermuatan negatif sebesar -1.6×10^{-19} Coulomb dan memiliki massa sebesar 9.10×10^{-31} Kg. Sedangkan netron tidak bermuatan namun memiliki massa yang besarnya 1.675×10^{-27} Kg.
2. Tanda atom dituliskan sebagai A_ZX dimana X adalah nama unsur, A adalah nomor massa merupakan jumlah proton dan netron, sedangkan Z adalah nomor atom merupakan jumlah proton atau jumlah elektron.
3. Perbedaan antara satu atom dengan atom lainnya adalah jumlah elektronnya, karena setiap memiliki jumlah proton dan netron yang bervariasi, maka terjadi beberapa komposisi yang berbeda dan diberi istilah sebagai berikut :
 - Isotop hanya terjadi karena perbedaan netron, sama dalam hal jumlah proton dan elektronnya dan isotop hanya terjadi **pada unsur yang sama**.
 - Isoton terjadi karena terdapat kesamaan dalam hal jumlah netron, namun berbeda dalam jumlah proton dan elektronnya, dan terjadi **pada unsur yang berbeda**.
 - Isobar terjadi kesamaan dalam massa atom yaitu jumlah proton dan netronnya, namun berbeda untuk setiap jumlah proton, elektron dan netronnya, isobar terjadi **pada unsur yang berbeda**.
4. Teori atom Dalton; atom suatu unsure berupa bola pejal yang disusun oleh partikel kecil yang disebut dengan atom. Unsur adalah materi yang terdiri atas atom yang sejenis dan berbeda dengan atom dari unsur lainnya. Senyawa adalah materi yang disusun oleh dua atau lebih jenis atom dengan perbandingan tertentu dan proses pembentukan senyawa melalui reaksi kimia yang merupakan proses penataan dari atom-atom yang terlibat dalam reaksi tersebut.
5. Teori atom menurut Thomson, atom merupakan bola yang bermuatan positif, dan elektron tersebar dipermukaannya, atom bersifat netral sehingga jumlah protonnya sama dengan jumlah elektronnya.
6. Teori atom menurut Rutherford, atom terdiri dari inti atom yang bermuatan positif dan dikelilingi oleh elektron-elektron yang bermuatan negatif. Elektron bergerak mengelilingi inti dengan lintasan yang berbentuk lingkaran atau elips. Teori Rutherford banyak mendapat sanggahan, secara sederhana

disampaikan jika elektron mengelilingi inti maka energi elektron semakin lama semakin berkurang dan suatu saat elektron akan jatuh ke inti atom.

7. Teori atom Bohr ; setiap elektron bergerak mengelilingi inti atom dengan lintasan sesuai dengan tingkat energi tertentu, selama elektron mengelilingi inti atom, tidak terjadi proses pelepasan energi maupun penyerapan energi. Bohr juga menyatakan, elektron dapat berpindah dari lintasan bagian dalam ke lintasan bagian luar dengan menyerap energi, sebaliknya juga demikian, elektron dapat berpindah dari lintasan luar ke lintasan yang lebih dalam dengan melepaskan energi.
8. Schrodinger, Heisenberg dan Paul Dirac, memfokuskan partikel atom juga memiliki sifat gelombang. Dari persamaan gelombang Schrodinger, dapat menjelaskan secara teliti tentang energi yang terkait dengan posisinya dan kebolehjadian tempat kedudukan elektron dari inti yang dinyatakan sebagai fungsi gelombang. Aspek tersebut dapat dijelaskan dengan teliti dengan memperkenalkan bilangan kuantum utama, azimut dan bilangan kuantum magnetik.
9. Bilangan kuantum utama diberi notasi dengan huruf (n) bilangan ini menentukan tingkat energi satu elektron yang menempati sebuah ruang tertentu dalam atom, hal ini juga menjelaskan kedudukan elektron terhadap inti atom. Semakin jauh jarak tempat kedudukan elektron terhadap inti semakin besar tingkat energinya.
10. Tingkat energi pertama ($n = 1$) dan sering disebut dengan kulit K, tingkat energi kedua ($n = 2$), dengan kulit L, tingkat energi ketiga ($n = 3$) dengan kulit M, dan seterusnya. Jumlah elektron yang terdapat dalam setiap tingkat energi mengikuti persamaan: $(2n^2)$ dimana n adalah bilangan kuantum utama.
 - K, $n = 1$, Total elektronnya $(2 \cdot 1^2) = 2$ elektron
 - L, $n = 2$, Total elektronnya $(2 \cdot 2^2) = 8$ elektron
 - M, $n = 3$, Total elektronnya $(2 \cdot 3^2) = 18$ elektron, dan seterusnya.
11. Bilangan kuantum azimut (ℓ) menentukan bentuk dan posisi orbital sebagai kebolehjadian menemukan tempat kedudukan elektron dan merupakan sub tingkat energi. Jumlah bilangan kuantum azimut secara umum mengikuti persamaan : $\ell = n - 1$, dimana ℓ adalah bilangan kuantum

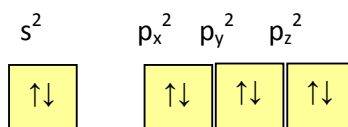
azimut dan n adalah bilangan kuantum utama. Bilangan kuantum azimut memiliki harga dari 0 sampai dengan $n-1$.

- Untuk $n = 1$, maka, terdapat sub tingkat energi s (sharp).
- Untuk $n = 2$, terdapat sub tingkat energi s dan p (principle).
- Untuk $n = 3$, terdapat sub tingkat energi s , p dan d (diffuse).
- Untuk $n = 4$, terdapat sub tingkat energi s , p , d , dan f (fundamental).

12. Bilangan kuantum magnetik yang bernotasi (m) menentukan orientasi sudut orbital (tempat keboleh jadian elektron berada) dalam ruang. Bilangan kuantum magnetik ditetapkan berdasarkan bilangan kuantum azimut, $m = (-\ell, +\ell)$

- Untuk sub tingkat energi s , terdapat 1 orbital, karena $m=0$.
- Untuk sub tingkat energi p terdapat 3 orbital (p_x , p_y dan p_z), karena $m = -1, 0, +1$.
- Untuk sub tingkat energi d terdapat 5 orbital, karena $m = -2, -1, 0, 1, 2$.
- Untuk sub tingkat energi f terdapat 7 orbital, karena $m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$.

13. Bilangan kuantum spin merupakan rotasi elektron terhadap sumbunya, dan menghasilkan dua perbedaan arah spin yang berbeda atau berlawanan dan diberi harga $+1/2$ dan $-1/2$. Sehingga setiap orbital memiliki sepasang elektron yang berlawanan arah.



14. Bilangan kuantum spin ini juga didukung oleh Pauli yang menyatakan dua elektron di dalam sebuah atom tidak mungkin memiliki ke empat bilangan kuantum yang sama. Sehingga jumlah elektron maksimum dalam setiap sub tingkat energi atau orbital memiliki jumlah tertentu dan besarnya setara dengan : $2 (2 \ell + 1)$, dimana ℓ adalah bilangan kuantum azimut dan jumlah elaktron maksimum dalam setiap orbital adalah $s = 2$ elektron, $p = 6$ elektron, $d = 10$ elektron, $f = 14$ elektron dan seterusnya.
15. Berdasarkan konsep Bangunan (Aufbau), elektron-elektron dalam suatu atom akan mengisi orbital yang memiliki energi paling rendah dilanjutkan ke orbital yang lebih tinggi, sehingga tampak adanya hubungan tingkat energi orbital

secara teliti. Kedudukan orbital dimulai dari tingkat energi terendah, secara berurutan sebagai berikut : $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d < 4f < 6p < 7s < 6d < 5f$.

16. Dalam pengisian elektron pada setiap orbital, maka elektron tidak membentuk pasangan terlebih dahulu, namun mengisi terlebih dahulu orbital lainnya, sesuai dengan aturan bahwa setiap orbital dapat terisi oleh dua elektron yang berbeda arah momen spinnya.
17. Elektron memiliki peran penting sebagai pembawa sifat sebuah atom. Elektron yang memiliki peran tersebut adalah elektron yang berada pada tingkat energi tertinggi atau elektron pada kulit terluar (elektron valensi). Jika sebuah atom memiliki elektron yang dekat dengan inti, maka daya tarik inti besar dan elektron sulit dilepaskan. Berbeda dengan atom yang elektronnya jauh dari inti, maka daya tarik inti lemah dan elektron mudah dilepaskan.

UJI KOMPETENSI

Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat

- Suatu atom memiliki partikel yang bermuatan negatif yaitu
A. Proton B. Elektron
C. Netron D. Meson
- Massa atom setara dengan jumlah massa
A. Proton + elektron B. Proton + meson
C. Netron + proton D. Netron + elektron
- Pernyataan di bawah ini benar untuk unsur dengan massa 23 dan nomor atom 11, kecuali:
A. mempunyai 11 elektron dan 11 proton
B. mempunyai 11 elektron dan 12 netron
C. mempunyai nomor massa 23
D. mempunyai massa atom kurang lebih 23 sma
- Suatu unsur A dengan 10 proton dan 12 netron, unsur B 10 proton dan 13 netron maka kedua unsur tersebut:
A. Isoton B. Isobar
C. Isotop D. Isokhor
- Jika suatu atom mempunyai 18 elektron dan 17 netron, maka nomor massanya adalah:
A. 11 B. 18
C. 35 D. 25
- Banyaknya elektron dalam kulit M adalah:
A. 18 elektron B. 9 elektron
C. 32 elektron D. 30 elektron
- Konfigurasi elektron dari suatu atom yang mempunyai nomor atom 10 adalah:
A. $1s^2, 2s^2, 2p^6$
B. $1s^2, 2s^2, 2p^4, 3s^2$
C. $1s^2, 2s^2, 2p^5, 3s^2$
D. $2s^2, 2s^1, 2p^7$
- Diantara pasangan-pasangan ion/atom di bawah ini yang memiliki struktur elektron terluar yang sama adalah:
A. F dan Ne B. F dan O^-
C. F dan Ne D. F dan Ne^-
- Sesuai dengan model atom mekanika gelombang, maka kedudukan elektron:
A. Dapat ditentukan dengan mudah
B. Dapat ditentukan tetapi sulit
C. Posisi elektron hanya merupakan kebolehhadian
D. Elektron dianggap tidak ada
- Tidak mungkin elektron memiliki bilangan kuantum yang sama, dinyatakan oleh
A. Pauli B. Hund
C. Bohr D. Rutherford

11. Jumlah elektron yang terdapat pada gas mulia dikulit terluar umumnya adalah
 A. 2 B. 4
 C. 8 D. 10
12. Stabil atau tidaknya suatu atom ditentukan oleh:
 A. Jumlah elektron di kulit yang paling dekat dengan inti
 B. Jumlah kulit lintasan elektron
 C. Perbandingan jumlah elektron dan netron
 D. Perbandingan jumlah netron dan proton
13. Unsur yang mempunyai nomor atom 31 membentuk ion yang bermuatan
 A. -3 B. +2
 C. -1 D. +1
14. Beda suatu unsur dengan isotopnya adalah:
 A. Jumlah elektronnya B. Jumlah protonnya
 C. Nomor atomnya D. Jumlah netronnya
15. Di bawah ini tercantum lambang unsur-unsur dengan nomor atomnya. Atom yang mempunyai 6 elektron valensi adalah:
 A. ${}_8\text{O}$ B. ${}_6\text{C}$
 C. ${}_{12}\text{Mg}$ D. ${}_{10}\text{N}$
16. Kalsium mempunyai nomor atom 20, susunan elektron-elektronnya pada kulit K, L, M, N adalah:
 A. 2, 8, 10, 0 B. 2, 8, 6, 4
 C. 2, 8, 9, 1 D. 2, 8, 8, 2
17. Kelemahan dari teori atom Niels Bohr adalah Bohr tidak menjelaskan tentang:
 A. Kestabilan atom B. Lintasan elektron
 C. perpindahan elektron D. Kedudukan elektron .
18. Harga keempat bilangan kuantum terakhir dari atom S yang mempunyai nomor atom 16 adalah:
 A. $n = 2, l = 0, m = 0, s = -1/2$ B. $n = 3, l = 1, m = -1, s = -1/2$
 C. $n = 2, l = 0, m = -1, s = +1/2$ D. $n = 3, l = 1, m = +1, s = -1/2$
19. Salah satu yang menjadi dasar timbulnya model atom modern adalah:
 A. Rutherford, Bohr, dan De Broglie
 B. Pauli, Bohr, dan De Broglie
 C. Rutherford, De Broglie, dan Hund
 D. De Broglie, Schrodinger, dan Heisenberg
20. Kedudukan orbital suatu atom ditentukan oleh bilangan kuantum....
 A. utama, azimut dan magnetik
 B. magnetik
 C. azimut dan spin
 D. spin

Bab 4. Tabel Periodik

Standar Kompetensi

Mengidentifikasi struktur atom dan sifat-sifat periodik pada tabel periodik unsur.

Kompetensi Dasar

Mendeskripsikan perkembangan teori atom

Mengintepretasikan data dalam tabel periodik

Tujuan Pembelajaran

1. Siswa dapat menyebutkan perkembangan table periodik
2. Siswa dapat membedakan table periodik berdasarkan kenaikan berat atom dan nomor atom
3. Siswa dapat mendeskripsikan informasi dari jalur horizontal dan vertikal dari tabel periodik
4. Siswa dapat mendeskripsikan hubungan antara konfigurasi elektron dengan golongan dalam tabel periodik
5. Siswa dapat mendeskripsikan sifat-sifat unsure dalam satu golongan dan periode

4.1. Tabel Periodik

Jumlah unsur yang telah ditemukan cukup banyak, sampai dengan saat ini telah dikenal 108 unsur. Tentu tidak mudah mempelajari sekian banyak unsur. Usaha untuk membuat daftar unsur dan menggolongkannya telah dilakukan. Hasil penggolongan dan daftar unsur tersebut dikenal dengan Tabel periodik. Perkembangan tabel periodik cukup lama dan banyak melibatkan para ahli kimia, dan saat ini kita sudah mendapatkan tabel periodik bentuk panjang.

4.1.2. Sifat Unsur merupakan fungsi massa atom

Pada tahun 1829, Johan W Dobereiner mengemukakan cara sederhana untuk mengelompokan unsur. Ia membuat kelompok unsur-unsur, yang memiliki sifat yang sama dan masing-masing kelompok terdiri dari tiga unsur, ternyata unsur kedua memiliki massa atom yang relatif sama dengan massa rata-rata dari unsur pertama dan ketiga. Model ini dikenal dengan istilah Triad Dobereiner, Perhatikan tabel 4.1. di bawah ini.

Tabel 4.1. Susunan 3 unsur yang memiliki sifat yang sama berdasar rata-rata massa atom pertama dan ketiga, sebagai penentu unsur kedua

No	Lambang Unsur	Massa	Lambang Unsur	Massa
1	Cl	35.45		
2		Br	79.92
3	I	126.91		
	Rata-rata	81.18		

Dari table tampak bahwa massa atom Br relative mendekati harga rata-rata dari massa pertama dan ketiga.

Penyusunan unsur berdasarkan kenaikan massa atom dengan cara lain juga dilakukan oleh John Newland dan terkenal Hukum Oktaf. Newlands menyatakan jika unsur-unsur disusun berdasarkan kenaikan massa atomnya, maka sifat-sifat unsur akan kembali terulang secara berkala setelah 8 (delapan=oktaf) unsur.

Mendeleev dan Lothar Matheus yang bekerja secara terpisah mempersiapkan susunan berkala unsur. mereka sepakat untuk menyusun unsur-unsur berdasarkan kenaikan massa atomnya.

Mendeleev memperhatikan kesamaan sifat-sifat kimia, sedangkan Lothar Matheus lebih focus pada sifat-sifat fisiknya. Mendeleev berhasil menyusun tabel unsur dari kiri ke kanan berdasarkan kenaikan massa atomnya. Pada awalnya tersusun untuk 60 buah unsur dan berkembang, karena dalam table tersebut tersedia ruang-ruang kosong yang dapat dipergunakan untuk menemukan unsur ataupun meramalkan sifat-sifat unsur. Dalam perkembangan teori atom, tabel yang dibuat oleh Mendeleev menjadi kurang sesuai dan terdapat banyak kelemahan.

4.1.2. Tabel periodik bentuk panjang

Pada tahun 1895, Julius Thomson memperkenalkan model tabel periodik yang lain. Thomson menyatakan bahwa sifat-sifat unsur merupakan fungsi periodik dari kenaikan nomor atomnya. Hal ini selaras dengan perkembangan teori atom dengan pendekatan mekanika kuantum yang berkembang kemudian. Tabel periodik yang diajukan oleh Thomson dikenal dengan Tabel periodik bentuk panjang. Tabel periodik panjang terdiri dari dua jalur horizontal dan jalur vertikal, seperti yang ditunjukkan pada Gambar 4.1.

4.1.2.1. Jalur horizontal

Jalur horizontal disebut periode dan terdapat 7 (tujuh) periode yang menunjukkan tingkat energi atau kulit dalam sebuah atom. Nomor dalam setiap kotak adalah nomor atom merupakan jumlah elektron atau proton yang dikandung unsur tersebut. Periode pertama terdiri dari 2 unsur sesuai

dengan jumlah elektron pada kulit K atau $1s$, sehingga unsur pertama memiliki elektron $1s^1$ dan unsur kedua $1s^2$. Pada periode kedua terdapat 8 unsur setara dengan kulit L ($2s$ dan $2p$). Untuk periode ketiga atau kulit M masih terdapat 8 unsur ($3s$ dan $3p$), karena orbital $3d$ belum terisi.

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

Gambar 4.1. Tabel Periodik bentuk Panjang tersusun atas 7 periode

Pada periode ke empat kulit N, mulai terisi orbital $3d$, dengan susunan $4s$, $3d$ dan $4p$, sehingga total unsur yang ada dalam periode ini adalah 18 unsur. Hal yang sama juga terjadi dan periode ke lima, orbital $4d$ mulai terisi, dengan konfigurasi elektron valensinya $5s$, $4d$ dan $5p$ setara dengan 18 unsur. Periode ke enam dan ketujuh, orbital f mulai terisi dan didapat jumlah 32 unsur setara dengan elektron pada orbital s , p , d dan f .

Unsur pertama yang mulai mengisi orbital $4f$ pada baris bawah pertama adalah La (Lantanum). Pada baris atau deret ini, dimulai dari unsur lantanum berisi 14 unsur dikenal dengan deret Lantanida, keempat belas unsur memiliki kemiripan yang sama dan menyerupai unsur lantanum. Sedangkan, baris atau deret bawah kedua merupakan unsur-unsur yang mengisi orbital $5f$ dimulai dari unsur Ac (Actinium), dalam deret ini seluruh unsur memiliki kemiripan sifat dengan actinium sehingga dikenal dengan deret Actinida.

4.1.2.2. Jalur Vertikal

Jalur vertikal disebut juga dengan golongan, dalam tabel periodik bentuk panjang terdapat Golongan A, yang berisi Golongan IA dengan elektron valensi $1s^1$ dan IIA dengan elektron valensi $1s^2$, dilanjutkan dengan Golongan IIIA sampai dengan VII A yang mengisi orbital p^1 sampai dengan p^5 , unsur-unsur ini merupakan unsur non logam. Untuk Golongan VIIIA dan lebih dikenal dengan Golongan 0 memiliki elektron valensi p^6 dan merupakan gas mulia, perhatikan Gambar 4.2.

Jalur vertikal (Golongan)

IA																		VIIA=0																	
1	H	IIA																				2	He												
3	Li	4	Be																			5	B	6	C	7	N	8	O	9	F	10	Ne		
11	Na	12	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII				IB	IIIB	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	58	Hf	59	Ta	60	W	61	Re	62	Os	63	Ir	64	Pt	65	Au	66	Hg	67	Tl	68	Pb	69	Bi	70	Po	71	At	72	Rn
87	Fr	88	Ra	89	Lr	90	Rf	91	Db	92	Sg	93	Bh	94	Hs	95	Mt	96	Uun	97	Uuu	98	Uub	99	Uut	100	Uuq	101	Uup	102	Uuh	103	Uus	104	Uuo

57	La	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
89	Ac	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

Gambar 4.2. Tabel Periodik bentuk Panjang tersusun atas Golongan A dengan unsur yang memiliki elektron valensi pada orbital s dan p, dan Golongan B yang dengan elektron valensi pada orbital d dan f.

Golongan B merupakan golongan yang memiliki elektron valensi pada orbital d, unsur-unsur dalam golongan ini merupakan logam. Untuk Golongan IIIB sampai dengan golongan VIIB mencirikan elektron ns^2 dan $(n-1)d^{(1s/d\ 5)}$, untuk lebih jelasnya, kita ambil contoh Golongan IIIB memiliki elektron valensi $4s^2$, $3d^1$, dilanjutkan dengan $5s^2$, $4d^1$. Jika kita ingin mengetahui golongan VB, dengan mudah kita tetapkan elektron valensinya yaitu s^2 dan d^3 . Pada golongan IIIB yang masuk golongan ini, bukan hanya yang memiliki konfigurasi s^2 , d^1 , namun juga untuk unsur dengan elektron valensi orbital f, hal ini terjadi khusus untuk unsur pada periode ke enam dan ke tujuh. Hal ini terjadi karena sebelum mengisi orbital 5d, orbital 4f terisi terlebih dahulu. Ada 14 unsur yang memiliki elektron valensi orbital 4f yaitu deret lantanida. Demikian pula pada pengisian orbital 6d, maka orbital 5f terisi terlebih dahulu dan terdapat 14 unsur lainnya yang dikenal deret Aktinida.

Untuk golongan VIIIB memiliki 3 kolom, sehingga untuk golongan VIII memiliki tiga kemungkinan elektron valensi pada orbital d. Secara umum elektron valensinya adalah ns^2 dan $(n-1)d^{(6s/d\ 8)}$, tiga kemungkinan tersebut adalah, d^6 , d^7 dan d^8 . Sebagai contoh unsur Fe (Besi) memiliki $4s^2$, $3d^6$, Kobal (Co) dengan elektron valensi $4s^2$, $3d^7$, dan Nikel (Ni) memiliki elektron valensi $4s^2$, $3d^8$. Sedangkan untuk golongan IB dan IIB, memiliki elektron valensi masing-masing $4s^2$, $3d^9$, dan $4s^2$, $3d^{10}$.

Untuk menyederhanakan penggolongan unsur dapat kita lakukan dengan memperhatikan elektron valensi yang dimiliki oleh unsur tersebut, meliputi unsur blok s, yaitu yang memiliki elektron valensi pada orbital s. Blok p adalah unsur yang memiliki elektron valensi pada orbital p, blok d dengan elektron valensi pada orbital p dan blok f yang memiliki elektron valensi pada orbital f, lihat Gambar 4.3.

Blok s										Blok p, kecuali s ² pada periode 1														
	IA																					0		
1	s ¹	IIA																					s ²	
2	s ¹	s ²	Blok d										III A	IV A	V A	VIA	VII A	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶	
3	s ¹	s ²											p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶						
4	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶						
5	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶						
6	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶						
7	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶						
Blok f																								
			f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ⁸	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴								
			f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ⁸	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴								

Gambar 4.3. Tabel Periodik dengan pengelompokan Blok dari elektron valensinya

4.2. Hubungan table periodik dengan konfigurasi elektron

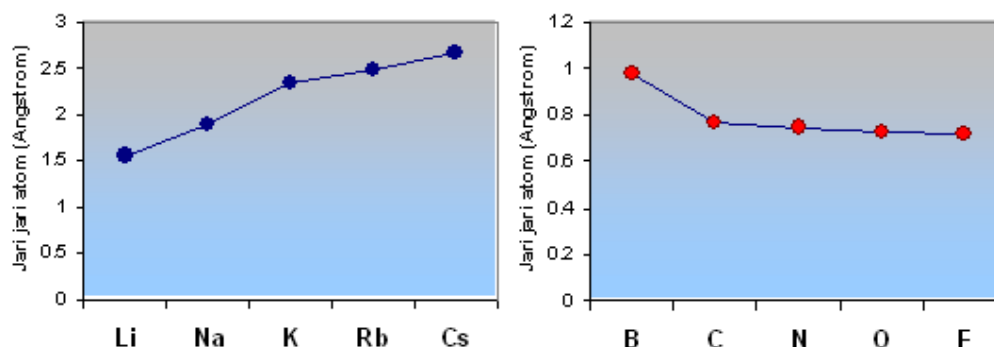
4.2.1. Elektron Valensi

Telah kita bahas bahwa sifat-sifat unsur merupakan fungsi kenaikan nomor atomnya, dan kita juga sudah bahas bahwa perbedaan dari suatu unsur terhadap unsur lainnya adalah elektron valensi. Atas dasar ini kita bisa melihat sifat tersebut.

Elektron valensi adalah elektron yang berada pada orbital terluar dan elektron ini yang berperan untuk melakukan interaksi. Pada Gambar 2.21, tampak bahwa jumlah elektron valensi meningkat naik dari kiri kekanan, elektron valensi pada golongan IA adalah s^1 , meningkat pada golongan IIA menjadi s^2 , demikian pula pada golongan IIIA meningkat menjadi s^2, p^1 , semakin kekanan jumlah elektron valensi bertambah. Sehingga dapat kita simpulkan bahwa dalam tabel periodik, elektron valensi meningkat jumlahnya, karena unsur disusun berdasarkan kenaikan nomor atom yang mencerminkan jumlah elektron maupun jumlah proton. Sedangkan dalam satu golongan setiap unsur memiliki elektron valensi yang sama karena penggolongan unsur didasari atas kesamaan jumlah elektron valensi.

4.2.2. Jari-jari atom

Jari-jari atom adalah jarak dari inti atom sampai dengan elektron pada kulit terluar. Hasil pengamatan dari jari-jari atom untuk golongan IA, IIA dan IIIA, menunjukkan bahwa dalam satu golongan dari atas ke bawah, jari-jari atom semakin membesar. Dalam satu periode dari kiri ke kanan jari-jari semakin mengecil, seperti yang ditunjukkan pada Gambar 4.4.



Gambar 2.22. Jari-jari atom meningkat dalam satu Golongan IA, dan periode unsur non-logam periode tiga

Peningkatan jari-jari atom didalam satu golongan disebabkan meningkatnya tingkat energi dari atom atau meningkatnya kulit. Untuk atom Li (Litium) terletak pada kulit L, sedangkan Na (Natrium) pada kulit M, dan atom K (Kalium) terletak pada kulit N.

Sedangkan dalam satu periode jari-jari atom semakin mengecil. Dalam satu periode setiap atom memiliki tingkat energi yang sama, namun jumlah intinya semakin membesar, karena kenaikan nomor atomnya, sehingga daya tarik inti terhadap elektron semakin kuat dan jari-jari atom menjadi lebih kecil.

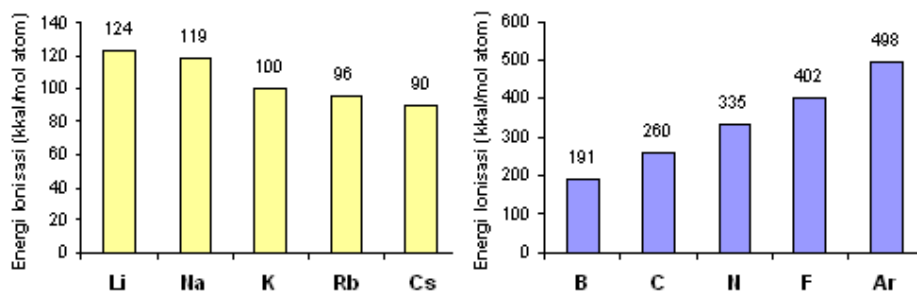
4.2.3. Energi Ionisasi

Energi ionisasi didefinisikan sebagai energi terendah yang dibutuhkan sebuah atom untuk dapat melepaskan elektron valensinya. Hasil eksperimen untuk energi ionisasi yang dilakukan pada unsur-unsur golongan IA menunjukkan bahwa energi ionisasi dari logam Litium (Li) sampai dengan Cesium (Cs) menurun. Sedangkan energi ionisasi dari unsur-unsur dalam satu periode, ditunjukkan pada periode ke tiga yaitu dari unsur Boron (B) sampai dengan Flor (F) menunjukkan adanya peningkatan. Trend peningkatan dan penurunan energi ionisasi dalam Tabel periodik ditunjukkan pada Gambar 4.5.

Untuk unsur dalam satu golongan, semakin ke bawah jumlah kulit semakin banyak dan elektron semakin jauh dari inti. Hal ini menyebabkan elektron semakin mudah dilepaskan, dan dapat disimpulkan bahwa energi ionisasi dalam satu golongan semakin kecil dari atas ke bawah.

Unsur-unsur dalam tabel periodik disusun berdasarkan kenaikan nomor atom sehingga jumlah elektron semakin besar dari kiri ke kanan dan semakin sulit melepaskan karena memerlukan energi yang cukup besar. Sehingga dapat disimpulkan bahwa energi ionisasi dalam satu periode dari kiri kekanan semakin besar.

Kemudahan sebuah elektron dilepaskan oleh sebuah unsur merupakan ciri khas sifat logam dari sebuah unsur, sehingga sifat kelogaman sangat dipengaruhi oleh besar kecilnya energi ionisasi.



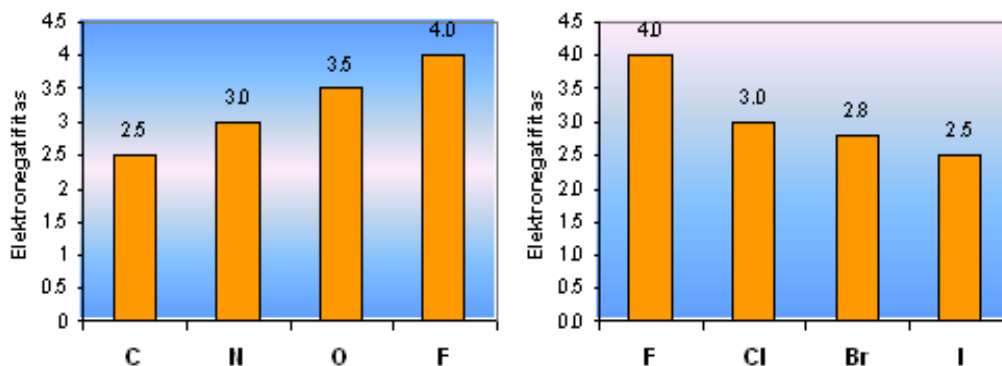
Gambar 4.5. Jari-jari atom meningkat dalam satu Golongan IA, dan periode unsur non-logam periode tiga

Dalam satu golongan, sifat kelogaman meningkat dari atas ke bawah, yang berlawanan dengan energi ionisasinya. Demikian pula sifat kelogaman dalam satu periode semakin kecil dari kiri kekanan, sehingga unsur-unsur yang berada disebelah kanan khususnya yang memiliki orbital p bersifat sebagai non logam.

4.2.4. Affinitas elektron

Affinitas elektron didefinisikan sebagai energi yang dibebaskan oleh sebuah atom untuk menerima elektron. Dengan membebaskan energi, menunjukkan bahwa atom tersebut memiliki kecenderungan yang tinggi untuk berubah menjadi ion negatif. Dalam satu periode, dari kiri kekanan affinitas elektron bertambah besar. Sedangkan dalam satu golongan, dari atas ke bawah affinitas elektron semakin berkurang.

Jika kita tinjau dari sisi atomnya, maka ada satu kemampuan suatu atom untuk menarik elektron yang disebut dengan elektronegatifitas. Keterkaitan antara elektronegatifitas dengan affinitas elektron adalah sebanding, semakin besar affinitas elektron semakin besar pula elektronegatifitasnya. Dalam satu periode dari kiri ke kanan elektronegatifitas semakin besar, sedangkan dalam satu golongan dari atas ke bawah, elektronegatifitasnya semakin menurun. Hasil ini juga didukung oleh data seperti yang ditunjukkan pada Gambar 4.6.

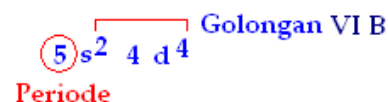
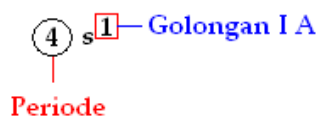


Gambar 4.6. Elektronegatifitas untuk periode 3 dan Golongan VIIA

RANGKUMAN

1. Tabel periodik disusun untuk mempermudah kita dalam mempelajari Ilmu Kimia, khususnya unsur. Tabel periodik disusun atas dasar kenaikan nomor atom atau kenaikan jumlah elektron, dan terjadi kesamaan sifat-sifat unsur secara periodik. Tabel periodik panjang terdiri dari dua jalur yaitu jalur horizontal dan jalur vertikal,
2. Jalur horizontal disebut periode dan terdapat 7 (tujuh) periode yang menunjukkan tingkat energi atau kulit. Periode 1 sesuai dengan kulit K, yang berisi orbital s dengan 2 maksimum elektron yang berarti bahwa pada periode 1 hanya terdapat 2 unsur.
3. Periode kedua, memiliki kulit L, dengan orbital 2s dan 2p, dengan total elektron maksimum sebanyak 8 elektron setara dengan jumlah unsur yang ada pada periode ini.
4. Periode ketiga M, dengan orbital 3s, 3p dan 3d, namun orbital 3d, belum terisi elektron, sehingga elektron hanya mengisi pada orbital 3s, 3p, sehingga terdapat 8 elektron atau tersedia 8 unsur pada periode ini.
5. Untuk periode ke empat dan ke lima, orbital s, p dan d sudah terisi penuh sehingga terdapat 18 unsur. Sedangkan untuk periode ke enam orbital s, p, d dan orbital f sudah terisi sehingga terdapat 32 unsur, dan periode ke tujuh jika terisi maksimum juga akan terdapat 32 unsur, namun sampai dengan saat ini belum terisi seluruhnya.
6. Dalam tabel periodik bentuk panjang terdapat dua golongan yaitu golongan A dan golongan B yang merupakan jalur vertikal. Golongan terkait erat dengan elektron valensi, untuk Golongan A, seluruh unsur memiliki elektron valensi pada orbital s dan orbital p. Golongan IA dengan elektron valensi $1s^1$ dan IIA dengan elektron valensi $1s^2$. Golongan IA dan IIA dikenal dengan logam alkali dan alkali tanah, Golongan IIIA sampai dengan VII A yang mengisi orbital p^1 sampai dengan p^5 , unsur-unsur ini merupakan unsur non logam. Untuk golongan VIIIA dan lebih dikenal dengan Golongan 0 memiliki elektron valensi p^6 dan merupakan gas mulia.
7. Golongan B memiliki elektron valensi pada orbital d, unsur-unsur dalam golongan ini merupakan logam. Untuk Golongan IIIB sampai dengan golongan VIIB mencirikan elektron ns^2 dan $(n-1)d^{(1s/d\ 5)}$, (contoh Gol III B; $4s^2, 3d^1$, Gol VII B ; $4s^2, 3d^5$). Dalam golongan IIIB ada hal yang khusus yaitu pada periode ke enam dan ke tujuh unsur yang memiliki elektron valensi pada orbital f juga masuk pada golongan IIIB. Pada periode enam unsur ini dikenal dengan deret actinida dan pada periode ke tujuh dikenal dengan deret lantanida.

8. Untuk golongan VIIIB lebih dikenal dengan golongan VIII, memiliki elektron valensi ns^2 dan $(n-1)d^{(6,7 \text{ dan } 8)}$. Untuk unsur dengan elektron valensi $4s^2, 5d^6, 4s^2, 5d^7$ dan $4s^2, 5d^8$, adalah unsur-unsur yang masuk dalam Golongan VIII.
9. Untuk golongan IB dan golongan IIB memiliki elektron valensi ns^2 dan $(n-1)d^{(9 \text{ dan } 10)}$. Untuk unsur dengan elektron valensi $4s^2, 5d^9$ golongan I B dan $4s^2, 5d^{10}$ golongan IIB.
10. Dapat disimpulkan bahwa elektron valensi adalah penentu dari golongan, dengan mengetahui elektron valensi kita dapat mengetahui kedudukan unsur tersebut dalam tabel periodik, perhatikan contoh di bawah ini, jika sebuah unsur memiliki elektron valensi:



UJI KOMPETENSI

Pilihlah salah satu jawaban yang paling tepat

1. Tabel periodik Mendelleyev disusun berdasarkan:
 - A. Kenaikan nomor atom
 - B. Kenaikan berat atom
 - C. Kenaikan jumlah elektron
 - D. Kenaikan jumlah proton
2. Periode dalam Tabel periodik menunjukkan:
 - A. Banyaknya kulit dalam atom
 - B. Banyaknya orbital dalam atom
 - C. Besarnya muatan inti
 - D. Banyaknya proton dalam atom
3. Golongan dalam tabel periodik menunjukkan:
 - A. Banyaknya elektron dalam atom
 - B. Banyaknya elektron pada kulit terluar
 - C. Banyaknya proton dalam inti atom
 - D. Banyaknya neutron dalam inti atom
4. Tabel periodik bentuk panjang unsur-unsur transisi terletak diantara:
 - A. Golongan IIB dan IB
 - B. Golongan IIA dan IIIB
 - C. Golongan IIIA dan IV A
 - D. Golongan II A dan IIIA
5. Unsur dengan konfigurasi elektron $3d^{10} 4s^2 4p^4$, terletak pada periode:
 - A. Periode kelima
 - B. Periode ketiga
 - C. Periode keempat
 - D. Periode kedua
6. Afinitas elektron didefinisikan sebagai:
 - A. Jumlah elektron pada kulit terluar
 - B. Energi yang dibebaskan bila atom menerima elektron
 - C. Jumlah kulit pada suatu atom
 - D. Energi yang diperlukan untuk melepas elektron
7. Dari ketiga unsur A, B dan C dengan nomor atom masing-masing 16, 17 dan 18 dapat kita simpulkan:
 - A. Elektron valensi C paling besar
 - B. Afinitas elektron C paling kecil
 - C. Elektron valensi ketiga unsur sama
 - D. Afinitas elektron A lebih besar
8. Unsur-unsur dalam golongan IIIA, memiliki elektron valensi
 - A. ns^2
 - B. $ns^2 np^5$
 - C. $ns^2 np^1$
 - D. $ns^2 np^3$
9. Dalam satu golongan dari atas ke bawah maka:
 - A. Elektron valensi naik
 - B. Afinitas elektron bertambah
 - C. Elektronegatifitas bertambah
 - D. Elektron valensi tetap
10. Dari unsur Li, Na, Rb dan Cs, yang mempunyai jari-jari atom terbesar
 - A. Li
 - B. Rb
 - C. Cs
 - D. Na

Bab 5. Ikatan Kimia

Standar Kompetensi

Memahami terjadinya ikatan kimia

Kompetensi Dasar

Mendeskripsikan terjadinya ikatan ion
Mendeskripsikan terjadinya ikatan kovalen
Menjelaskan ikatan logam

Tujuan Pembelajaran

1. Siswa dapat mengetahui adanya kecenderungan unsur untuk membentuk senyawa
2. Siswa dapat mendeskripsikan proses terjadinya ion dari suatu unsur
3. Siswa dapat menyebutkan interaksi elektrostatika dalam ikatan ion
4. Siswa mampu mengidentifikasi bentuk ikatan kovalen
5. Siswa dapat menyebutkan definisi hibridisasi
6. Siswa dapat menyebutkan jenis-jenis ikatan kovalen
7. Siswa dapat mendeskripsikan ikatan logam
8. Siswa dapat menyebutkan sifat-sifat unsur yang memiliki ikatan logam
9. Siswa dapat menyebutkan jenis-jenis gaya tarik menarik inter dan antar molekul

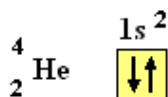
5.1. Ikatan Kimia

Di alam banyak ditemukan zat baik berupa unsur atau senyawa. Keberadaan zat tersebut sangat ditentukan oleh kestabilan zat itu sendiri. Jika suatu zat stabil maka kita akan menemukannya dalam bentuk unsur bebas, namun jika zat itu tidak stabil maka kita akan menemukannya dalam bentuk senyawa.

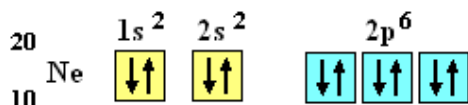
Beberapa penemuan terdahulu menunjukkan bahwa beberapa gas ditemukan sebagai atomnya, seperti gas Helium (He), Neon (Ne) dan Argon (Ar). Berbeda dengan gas Oksigen yang ditemukan dalam bentuk senyawa (O_2), demikian pula dengan gas Nitrogen (N_2) dan gas Karbondioksida (CO_2). Dari sisi penulisan atau lambang dapat kita lihat bahwa gas yang stabil ditemukan di alam dituliskan dengan nama atomnya seperti He, Ne dan Ar. Sedangkan senyawa penulisannya didasari pada atom penyusunnya, misalnya gas Oksigen disusun oleh 2 (dua) atom oksigen sehingga dituliskan atau dilambangkan dengan O_2 , demikian pula untuk Karbondioksida yang dilambangkan dengan CO_2 yang memiliki arti bahwa gas tersebut disusun oleh satu atom Karbon dan 2 (dua) atom Oksigen. Hasil penemuan para ahli kimia menunjukkan bahwa gas yang stabil dalam bentuk atomnya memiliki konfigurasi elektron yang khas.

Konfigurasi tersebut ditunjukkan dengan terisinya seluruh elektron pada sub tingkat energi terluarnya khususnya untuk orbital p dan pengecualian untuk gas He mengisi pada orbital s, perhatikan Gambar 5.1.

Untuk He yang memiliki nomor atom 2, maka terdapat dua elektron dan atom Helium hanya memiliki satu sub tingkat energi dengan orbital 1s. Kedua elektron tersebut tepat penuh mengisi orbital 1s².



Sedangkan gas Neon yang memiliki nomor atom 10, memiliki 10 elektron dengan konfigurasi 1s², 2s², 2p⁶, tampak bahwa orbital 2p terisi penuh.



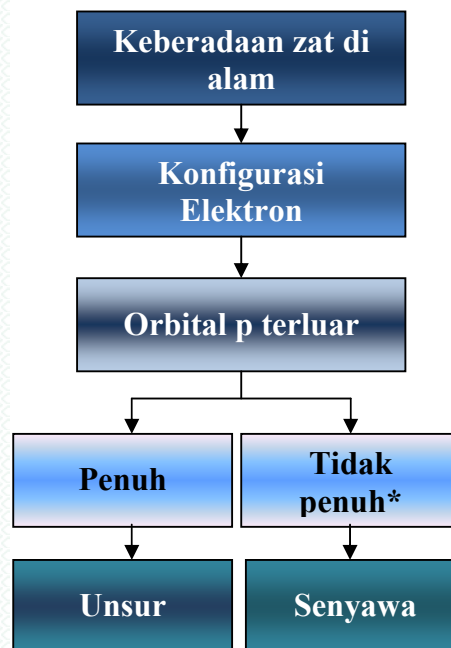
Demikian pula dengan Ar, yang bernomor atom 18, memiliki konfigurasi elektron dengan orbital terluar terisi penuh.

Gas-gas yang memiliki konfigurasi elektron dimana seluruh orbital p-nya terisi penuh memiliki kestabilan dan sulit bereaksi, gas-gas tersebut dikenal dengan gas mulia.

Atom-atom yang tidak memiliki konfigurasi seperti gas mulia, memiliki kecenderungan untuk mengikuti pola gas mulia, sehingga elektron valensi atau elektron orbital terluarnya terisi penuh. Kecenderungan dilakukan oleh atom dengan berbagai cara seperti melepaskan elektron, menarik elektron dari luar atau dengan cara menggunakan elektron secara bersama-sama dengan atom lainnya. Perubahan satu atom dalam mencapai konfigurasi gas mulia diikuti dengan peristiwa ikatan kimia. Atas dasar kecenderungan ini ikatan kimia dapat diklasifikasikan.

5.1.1. Ikatan Ion

Pencapaian kestabilan satu atom dapat terjadi dengan cara pembentukan ikatan ion. Ikatan ini terjadi karena adanya gaya listrik elektrostatik antara ion yang bermuatan positif (kation) dengan ion yang bermuatan negatif (anion).

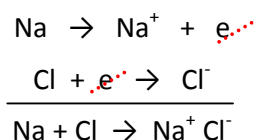


**Pengecualian untuk logam stabil dalam orbital d*

Gambar 5.1. Konfigurasi elektron terluar dan kestabilan

Peristiwa ikatan ion diawali dengan proses pelepasan elektron dari sebuah atom menjadi ion positif, sebagai contoh kita pergunakan atom Na, bersamaan dengan elektron yang dilepaskan ditangkap oleh atom Cl lainnya sehingga atom tersebut menjadi bermuatan negatif. Dengan kata lain proses pelepasan dan penangkapan elektron melibatkan dua atom atau lebih dan berlangsung secara simultan, perhatikan Gambar 5.2.

Perbedaan muatan listrik dari kedua ion itulah yang menimbulkan gaya tarik elektrostatik dan kedua ion berikatan (lihat Gambar 5.3). Dalam kimia, kita tuliskan persamaan reaksinya

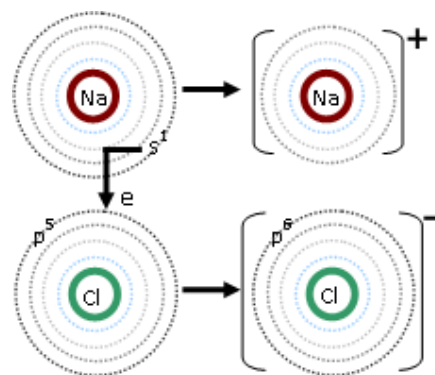


Dalam penulisan e^- dapat dicoret atau dihapus, karena keberadaannya saling meniadakan disebelah kiri tanda panah dan disebelah kanan tanda panah.

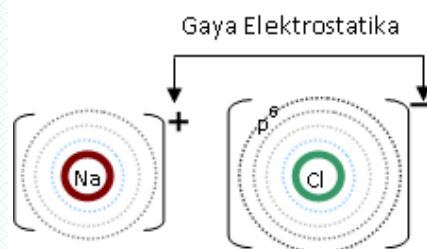
Senyawa yang memiliki derajat paling tinggi dalam ikatan ionik adalah yang terbentuk oleh reaksi antara unsur yang memiliki orbital terluar s^1 dengan unsur yang memiliki orbital terluar p^5 . Kedua unsur tersebut memiliki perbedaan elektro-negativitas yang besar. Dalam tabel periodik, unsur-unsur yang umumnya membentuk ikatan ionik adalah unsur alkali dan alkali tanah (memiliki elektron valensi s^1 dan s^2) dengan unsur halogen (memiliki elektron valensi p^4 dan p^5). Beberapa pengecualian terjadi untuk Fluor yang memiliki elektronegativitas tertinggi, dan atom Cesium (Cs) yang memiliki elektronegativitas terendah mengakibatkan ikatan yang terbentuk dari kedua atom ini tidak sepenuhnya ionik.

Penamaan untuk senyawa yang dibangun melalui ikatan ion diberikan dengan “menyebutkan nama atom logam (kation) dan menyebutkan nama anion ditambahkan dengan akhiran ida”. Pada Tabel 5.1. di bawah ini diberikan lambang dan nama atom logam yang memiliki elektron valensi s^1 dan s^2 dan p^4 dan p^5 .

Senyawa yang terbentuk dari ikatan ionik umumnya berupa kristal padat seperti; Natrium Klorida (NaCl), Cesium Klorida (CsCl), Kalium Bromida (KBr), Natrium Yodida (NaI) dan lainnya.



Gambar 5.2. Proses pelepasan dan penarikan elektron dari atom Na ke atom Cl, menghasilkan ion-ion bermuatan



Gambar 5.3. Ikatan ion terjadi karena adanya gaya elektrostatika dari ion positif dengan ion negatif

Tabel 5.1. Hubungan electron valensi dengan ikatan ion pada senyawa

s^1 dan s^2 (Bentuk ion)	p^4 dan p^5 (Bentuk ion)	Contoh senyawa ion
Na : Na^+ Natrium/ Sodium	O : O^{2-} Oksigen, Oksida	NaCl, Natrium klorida
K : K^+ Kalium/Potasium	S : S^{2-} Sulfur : Sulfida	KBr, Kalium bromide
Cs : Cs^+ Cesium	F : F^- Flor, Florida	CsCl, Cesium klorida
Be : Be^{2+} Berilium	Cl : Cl^- Klor, Klorida	BeCl_2 , Berilium klorida
Mg : Mg^{2+} Magnesium	Br : Br^- Brom, Bromida	MgO, Magnesium oksida
Ca : Ca^{2+} Calsium	I : I^- Iod, Iodida	CaS, Calsium sulfida
Sr : Sr^{2+} , Strontium	-	SrCl_2 , Strontium klorida
Ba : Ba^{2+} , Barium	-	BaS, Barium Sulfida

Bentuk kristal padat sangat kuat, untuk senyawa NaCl, dibangun oleh ion Na^+ dan Cl^- , dimana setiap kation Na^+ dikelilingi oleh 6 anion Cl^- pada jarak yang sama, demikian pula sebaliknya setiap Cl^- dikelilingi oleh 6 kation Na^+ juga pada jarak yang sama.

Sehingga kekuatan yang dibangun sama kuatnya baik untuk kation maupun anion. Perhatikan kristal padat NaCl pada Gambar 5.5.

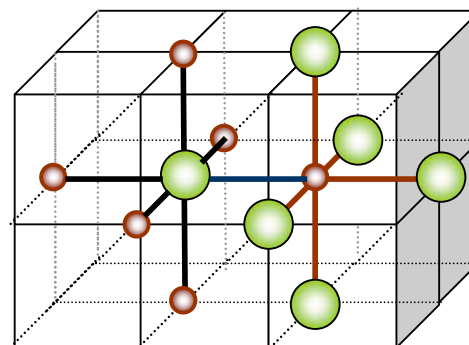
Struktur kristal ionik sangat kuat sehingga umumnya hanya dapat larut dalam air atau dengan pelarut lainnya yang bersifat polar. Kristal ionik berbentuk padatan, lelehan maupun dalam bentuk larutan, bersifat konduktif atau menghantarkan listrik.

dipergunakan dan sisanya sebagai penyusun tulang. Kation natrium menjaga kestabilan proses osmosis ekstraselular dan intraseluler, di daerah ekstraseluler kation natrium dibutuhkan sekitar 135-145 mmol, sedangkan di intraseluler sekitar 4-10 mmol.

Senyawa ionik dibutuhkan dalam tubuh, misalnya kation Na^+ dalam bentuk senyawa Natrium Klorida dan Natrium Karbonat (Na_2CO_3), didalam tubuh terdapat sekitar 3000 mmol atau setara dengan 69 gram, 70% berada dalam keadaan bebas yang dapat

5.1.2. Ikatan Kovalen

Proses pembentukan kestabilan suatu atom tidak hanya melalui pelepasan dan penerimaan elektron, kenyataan kestabilan juga dapat dicapai dengan cara



Gambar 5.5. Bentuk kristal ionik, seperti NaCl, setiap Na^+ (merah) dikelilingi 6 anion Cl^- dan sebaliknya Cl^- (hijau) dikelilingi 6 kation Na^+

menggunakan elektron secara bersama. Bagaimana satu atom dapat menggunakan elektron terluarnya secara bersama dapat dilihat pada Gambar 5.6.

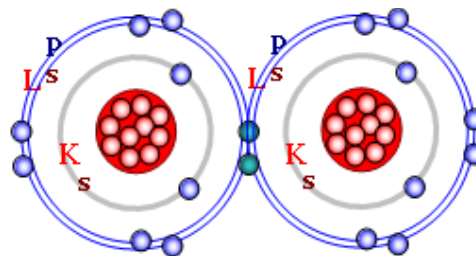
Atom Fluor, memiliki nomor atom 7, sehingga memiliki 7 (tujuh) elektron yang berada pada dua tingkat energi yaitu energi pertama (kulit K) dan tingkat energi kedua yaitu kulit L, elektron terdistribusi pada orbital $1s^2$, $2s^2$ dan orbital p^3 , seperti Gambar 5.6. Pada orbital p, dua elektron dibedakan (biru gelap) berasal dari atom F sebelah kiri dan kanan, kedua atom itu dipergunakan agar konfigurasi mengikuti gas mulia. Gambar 5.7 A dan B, menunjukkan ikatan kovalen dari senyawa H_2 , dan adanya gaya tarik kovalen dari setiap inti atom H terhadap pasangan elektron, dan dapat ditarik kesimpulan bahwa gaya tarik-menarik bersih (netto) yang terjadi ketika setiap atom memberikan 1 (satu) elektron tidak berpasangan untuk dipasangkan dengan elektron dari atom yang lain, pada satu ruang kosong, maka pasangan elektron ditarik oleh kedua inti atom tersebut.

Ikatan kovalen terjadi karena atom-atom yang berikatan memiliki elektronegativitas yang setara dan tidak memiliki kelebihan orbital kosong yang berenergi rendah.

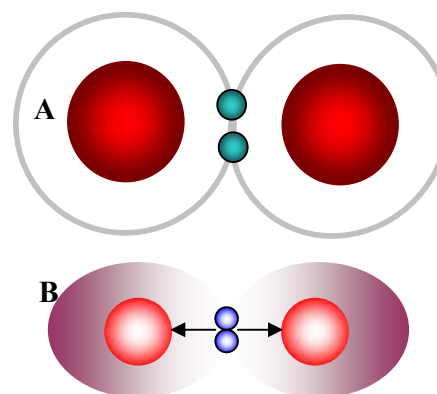
Kondisi semacam ini tampak pada unsur-unsur non logam, paling tidak terdapat antara 4 (elektron) sampai 8 (delapan) elektron yang berada pada kulit terluar. Beberapa pengecualian perlu diperhatikan khususnya untuk unsur H (hidrogen) elektron valensi $1s^1$ (satu elektron pada tingkat energi terendah, He (Helium) elektron $1s^2$ (dua elektron pada tingkat energi terendah. Demikian pula untuk B (Boron) memiliki 3 elektron valensi ($2s^2$, $2p^1$), sehingga unsur non logam cenderung membentuk ikatan kovalen.

Beberapa unsur non logam yang membentuk senyawa kovalen seperti, Hidrogen (H), Karbon (C), Nitrogen (N), Oksigen (O), Fosfor (P), Sulfur atau Belerang (S) dan Selenium (Se). Atas dasar kemampuan menarik atau melepas elektron, umumnya muatan dari unsur-unsur non logam adalah +4, -4, -3, -2 dan -1.

Penggambaran ikatan kovalen didasarkan pada kaidah oktet (delapan) atau *octet rule*, menurut kaidah ini elektron valensi berjumlah delapan (s^2 dan p^6) sebagai



Gambar 5.6. Pasangan elektron bersama untuk atom F yang membentuk senyawa F_2



Gambar 5.7. Ikatan kovalen yang terjadi pada atom H membentuk H_2 , dengan menggunakan elektron bersama dari orbital $1s^1$

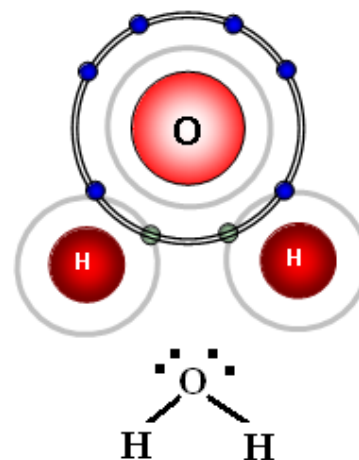
bentuk kestabilan dari konfigurasi gas mulia, sehingga jumlah 8 (delapan) elektron merupakan jumlah yang harus dipenuhi untuk membentuk ikatan kovalen, kecuali untuk hidrogen hanya dua elektron. Lewis memperkenalkan cara penulisan ikatan dan senyawa kovalen, pasangan elektron yang dipergunakan bersama digambarkan sebagai garis lurus. Gambar 5.8, menjelaskan dan menyederhanakan cara penulisan dan penggambaran senyawa kovalen untuk beberapa senyawa kovalen yang dibentuk dari atom yang berbeda.

Ikatan kovalen dapat terbentuk dari beberapa pasangan elektron, seperti tunggal contohnya F_2 atau H_2 , namun dapat pula terjadi rangkap dua seperti pada molekul gas CO_2 , dan rangkap tiga terjadi gas astilen C_2H_2 .

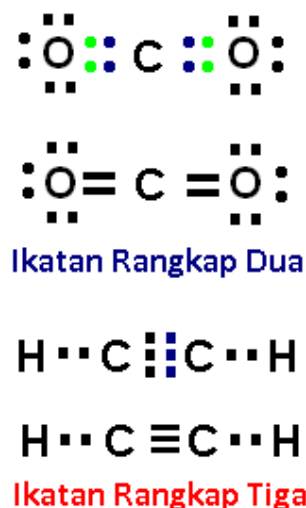
Pada molekul CO_2 , atom Karbon menyumbangkan 2 (dua) elektron untuk setiap atom oksigen, demikian pula dengan atom oksigen masing-masing memberikan 2 (dua) elektronnya.

Untuk molekul C_2H_2 , dua atom Karbon saling memberikan 3 (tiga elektronnya) sehingga terjadi tiga pasangan elektron, dan setiap atom Karbon juga menyumbangkan satu elektronnya ke atom hidrogen, sedangkan kedua atom hidrogen, masing-masing memberikan satu elektronnya kepada karbon dan membentuk 2 (dua) pasangan elektron, perhatikan Gambar 5.9.

Secara teliti, jika kita amati ikatan kovalen antara dua atom yang berbeda akan terlihat bahwa salah satu inti atom lebih besar dari atom yang lainnya, misalnya air, yang disusun oleh satu atom oksigen dan dua atom H, seperti pada Gambar 5.10. Inti atom oksigen jauh lebih besar dan jumlah muatan protonnya juga lebih banyak, sehingga 2 pasang dari pasangan elektron yang dibentuk oleh atom H dan O akan lebih tertarik ke inti atom oksigen. Hal ini menyebabkan, atom oksigen lebih bermuatan negatif dan masing-masing atom hidrogen akan bermuatan sedikit positif, dengan demikian terjadi polarisasi muatan dalam senyawa tersebut, dan terbentuk dua kutub (positif dan negatif) atau dipol. Perbedaan muatan untuk senyawa dipol dinyatakan dalam momen dipol.



Gambar 5.8. Ikatan molekul dengan atom penyusun yang berbeda atom H dan O, membentuk senyawa air



Gambar 5.9. Ikatan kovalen rangkap dua pada senyawa CO_2 dan rangkap tiga pada senyawa C_2H_2

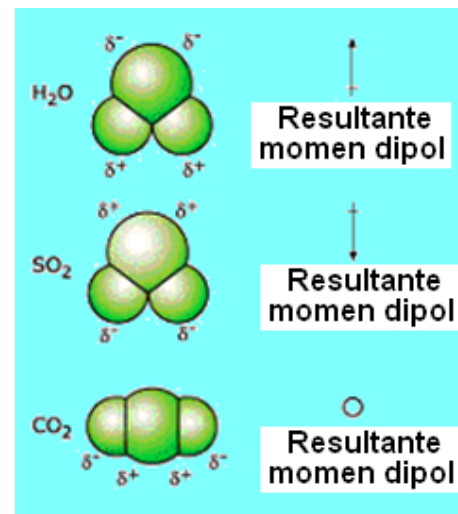
Perhitungan momen dipol didasari atas perbedaan keelektronegatifan dari atom-atom penyusunnya. Secara kualitatif kita dapat memprediksi terjadinya polarisasi muatan dan resultante momen dipol yang dapat dipergunakan untuk melihat sebaran dari muatan parsial positif dan parsial negatif, seperti yang ditunjukkan oleh molekul air, sulfur dioksida dan karbondioksida pada Gambar 5.10. Dari gambar tampak bahwa untuk molekul air muatan parsial negatif terakumulasi di atom Oksigen, sama halnya dengan molekul sulfur dioksida. Berbeda dengan seyaw CO₂ tidak terjadi polarisasi.

Ikatan kovalen yang memiliki bentuk lain juga diamati, dimana ikatan terbentuk akibat sebuah senyawa memiliki sepasang elektron yang tidak dipergunakan (pasangan elektron bebas) disumbangkan kepada sebuah ion atau senyawa, ikatan ini disebut juga dengan ikatan kovalen koordinasi. Contoh menarik yang dapat kita temui adalah pembentukan ion amonium dan pembentukan senyawa BF₃NH₃.

Molekul NH₃ terpusat pada atom Nitrogen yang memiliki 5 (lima) elektron valensi, 2 elektron pada orbital s (2s²) dan 3 elektron pada orbital p (2p³). Tiga elektron pada orbital p dari Nitrogen membentuk pasangan electron dengan 3 elektron dari atom H masing-masing memiliki satu elektron, elektron valensi orbital s atom Nitrogen belum dipergunakan, dan disebut dengan pasangan elektron bebas. Pasangan elektron bebas hanya dapat disumbangkan kepada ion yang kekurangan elektron, misalnya ion H⁺ atau molekul Boron triflorida BF₃.

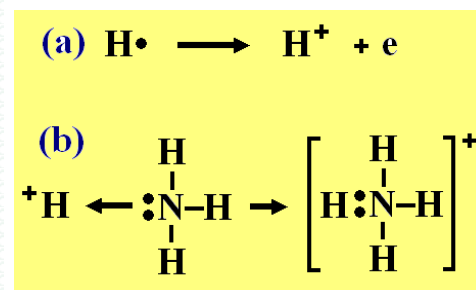
Kita ketahui bahwa atom memiliki satu buah proton dan satu buah elektron, atom H akan berubah menjadi ion H⁺, jika melepaskan elektronnya, sehingga orbital 1s-nya tidak berisi elektron, dan orbital s inilah yang akan menerima sumbangan dari pasangan elektron bebas dari senyawa NH₃. Dengan diterimanya elektron dari senyawa NH₃, maka konfigurasi ion H⁺ memiliki dua elektron. Bagan reaksi 5.11, menyederhanakan terjadinya ikatan kovalen koordinasi.

Sedangkan untuk molekul NH₃BF₃, pasangan elektron bebas diberikan kepada atom pusat molekul BF₃ yaitu B (Boron). Atom ini memiliki memiliki elektron valensi



Gambar 5.10. Momen dipol dan sebaran muatan parsial negatif yang ditunjukkan arah resultante momen dipol untuk molekul H₂O, SO₂ dan CO₂

Bagan 5.11. Bagan reaksi proses pembentukan ikatan kovalen koordinasi, (a) pembentukan ion H⁺ dari atom H dan (b) NH₃ menyumbang elektron bebasnya membentuk ion amonium (NH₄)⁺



$2s^2$ dan $2p^1$. Pembentukan molekul BF_3 cukup unik, pertama-tama elektron pada orbital s berpindah ke orbital p, sehingga konfigurasi yang lebih teliti adalah $2s^1$, $2px^1$, $2py^1$ dan $2pz^0$ masih tetap kosong. Orbital yang berisi satu elektron ini dipergunakan secara bersama dengan 3 (tiga) atom F, sehingga membentuk ikatan kovalen. Atom B masih memiliki orbital kosongnya yaitu $2pz^0$ dan orbital inilah yang menerima sumbangan pasangan elektron bebas dari molekul NH_3 dan membentuk ikatan kovalen koordinasi dari molekul NH_3BF_3 . Proses pembentukannya dapat dilihat pada Bagan 5.12.

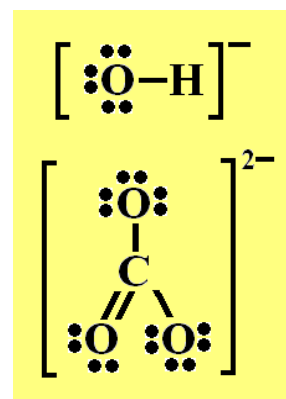
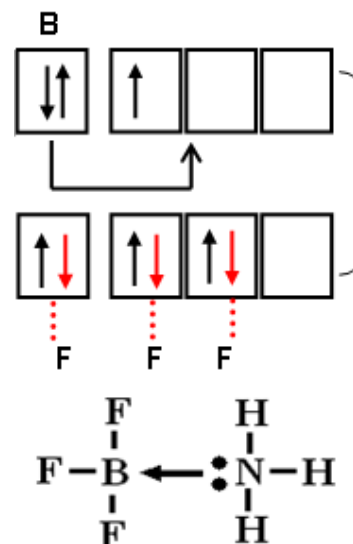
Dalam ikatan kovalen dapat pula membentuk ion, misalnya ion hidroksida (OH^-) ion ini terbentuk karena terjadi pasangan elektron antara atom H dan O, namun oksigen memiliki kelebihan elektron sebanyak satu buah, dan menyebabkan terbentuknya ion (OH^-). Contoh lain adalah ion Carbonat (CO_3^{2-}), yang terbentuk dari satu ikatan rangkap dua antara atom C dengan O, dan dua ikatan tunggal antara atom C dengan atom O, namun 2 atom oksigen kelebihan masing-masing satu elektron, sehingga ion ini kelebihan 2 muatan negatif. Pembentukan anion untuk senyawa dengan ikatan kovalen ditunjukkan pada Gambar 5.13.

Dari tinjauan energi, pembentukan ikatan kimia melalui ikatan kovalen merupakan reaksi eksoterm, berbeda dengan ikatan ion yang justru membutuhkan energi (endoterm), dan umumnya reaksi eksoterm berlangsung secara spontan, sehingga senyawa yang dibentuk oleh ikatan kovalen lebih banyak dibandingkan dengan senyawa yang dibentuk oleh ikatan ion. Molekul yang membangun sel makhluk hidup berupa protein, lemak, karbohidrat merupakan contoh molekul atau senyawa yang dibentuk oleh ikatan kovalen.

5.1.3. Hibridisasi dan bentuk molekul

Pembentukan ikatan, juga sering dikatakan sebagai penataan kembali orbital atom menjadi orbital molekul, yang merupakan hasil tumpang tindih dari kedua orbital atom. Contoh sederhana proses penataan orbital molekul dengan model ini dapat ditunjukkan pada proses pembentukan molekul Asam Florida (HF). Konfigurasi atom H : $1s^1$ dan atom F : $1s^2$

Bagan 5.12. Bagan reaksi proses pembentukan ikatan kovalen BF_3 dan ikatan kovalen koordinasi antara molekul NH_3 dan molekul BF_3

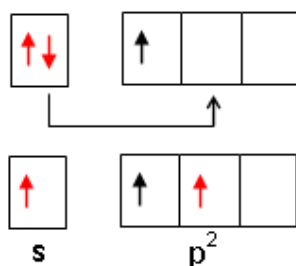


Gambar 5.13. Anion hidroksida (OH^-) dan carbonat (CO_3^{2-}) yang dibentuk melalui ikatan kovalen

$2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$, tampak kemungkinan terjadi pasangan elektron antara $1s^1$ dari atom H dan $2p_z^1$, sehingga terjadi tumpang tindih kedua orbital tersebut, dan membentuk orbital molekul sp, dan menghasilkan bentuk molekul yang linier, perhatikan Gambar 5.14.

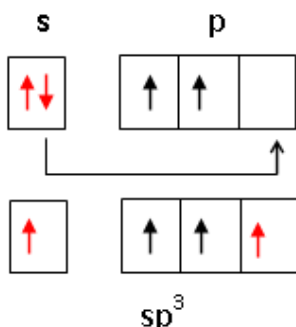
Seperti yang dibahas pada pembentukan molekul BF_3 , proses perpindahan elektron dari tingkat orbital yang rendah ke yang lebih tinggi umum terjadi proses perpindahan ini dikenal dengan proses hibridisasi. Orbital hasil hibridisasi disebut orbital hibrid, dalam pembentukan BF_3 , terjadi orbital hibrid sp^2 , dimana ikatan akan terjadi pada orbital tersebut.

Proses hibridisasi sp^2 , secara sederhana melalui tahap sebagai berikut. Elektron yang berada pada orbital 2s dipromosikan dan berpindah pada orbital $2p_y$.



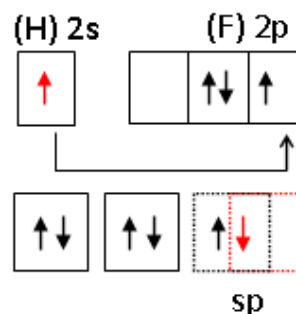
Sehingga terbentuk orbital hibrid sp^2 , yang dapat bereaksi dengan atom lain dengan membentuk ikatan yang hampir sama. Hal ini menyebabkan bentuk molekulnya sebagai segi tiga datar, lihat Gambar 5.15.

Proses hibridisasi tipe lain, terjadi pada molekul gas metana (CH_4), atom memiliki konfigurasi konfigurasi atom H: $1s^1$ dan konfigurasi atom C: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$.

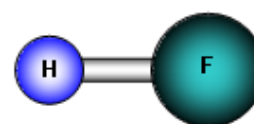


Dalam mengikat 4 atom H menjadi CH_4 , maka 1 elektron (orbital 2s) dari atom C akan dipromosikan ke orbital $2p_z$, sehingga konfigurasi elektronnya menjadi: $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

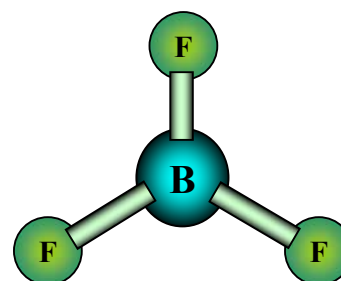
Orbital Molekul sp



Bentuk Molekul sp



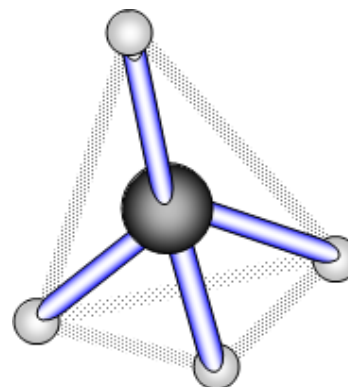
Gambar 5.14. Model hibridisasi dan bentuk molekul sp



Gambar 5.15. Bentuk molekul dengan hibridisasi sp^2

Perubahan yang terjadi meliputi 1 orbital 2s dan 3 orbital 2p, maka disebut hibridisasi sp^3 . Kekuatan ikatan untuk keempat orbital relatif setara sehingga membentuk molekul tetrahedron, seperti Gambar 5.16. Struktur molekul tetrahedral cukup stabil, sehingga banyak molekul yang memiliki struktur ini.

Bentuk hibridisasi yang lebih kompleks jika banyak orbital yang terlibat dalam proses promosi elektron seperti orbital s, p, dan d, seperti pada hibridisasi dsp^3 dengan bentuk molekul trigonal bipiramidal, sp^2d ; dsp^2 dengan bentuk molekul segiempat datar dan d^2sp^3 ; sp^3d^2 dengan bentuk molekul oktahedron.



Gambar 5.16. Bentuk molekul dengan hibridisasi sp^3

5.1.4. Interaksi atom

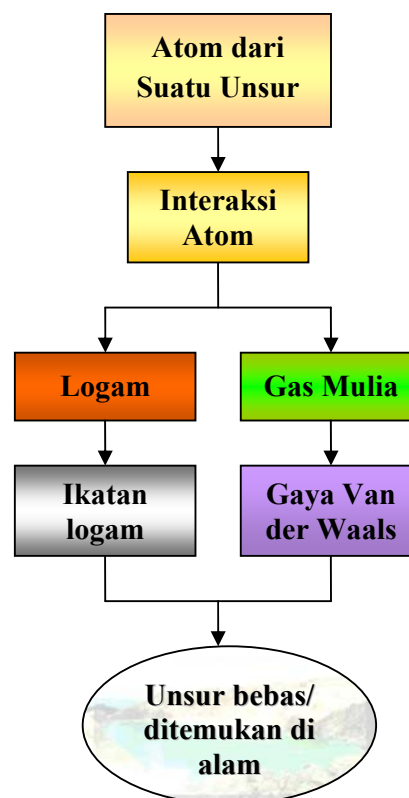
Zat yang ada di alam dapat berupa unsur dan senyawa, kita ketahui atom adalah bagian terkecil dari suatu unsur, sedangkan molekul bagian terkecil dari suatu senyawa. Keberadaan atom dan molekul tidak tampak oleh mata kita, sehingga yang kita temukan adalah merupakan kumpulan yang tak terpisahkan dari atom dan molekul, dan diketahui ada interaksi dan ikatan yang terjadi antara atom dan molekul. Untuk lebih jelasnya perhatikan bagan pada Gambar 5.17.

5.1.4.1. Ikatan Logam

Logam yang ada di alam kita temukan sebagai zat tunggal atau unsur, dan kita ketahui bahwa bagian terkecil dari unsur adalah atom, sehingga pasti logam yang kita temukan tersusun oleh banyak atom logam.

Ikatan logam terjadi karena adanya saling meminjamkan elektron, namun proses ini tidak hanya terjadi antara dua atau beberapa atom tetapi dalam jumlah yang tidak terbatas. Setiap atom memberikan elektron valensinya untuk digunakan bersama, sehingga terjadi ikatan atau tarik menarik antara atom-atom yang saling berdekatan.

Jarak antar atom dalam ikatan logam tetap sama, jika ada atom yang bergerak menjauh maka gaya tarik menarik akan “menariknya” kembali ke posisi semula. Demikian pula jika atom mendekat kesalah satu atom maka akan ada gaya tolak antar inti atom.



Gambar 5.17. Bagan keberadaan interaksi atom dan molekul

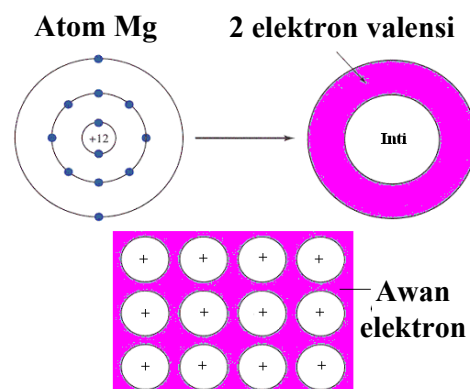
Jarak yang sama disebabkan oleh muatan listrik yang sama dari atom logam tersebut, lihat Gambar 5.18.

Pada ikatan logam, inti-inti atom berjarak tertentu dan beraturan sedangkan elektron yang saling dipinjamkan bergerak sangat mobil seolah-olah membentuk “kabut elektron”. Hal ini yang menyebabkan munculnya sifat daya hantar listrik pada logam.

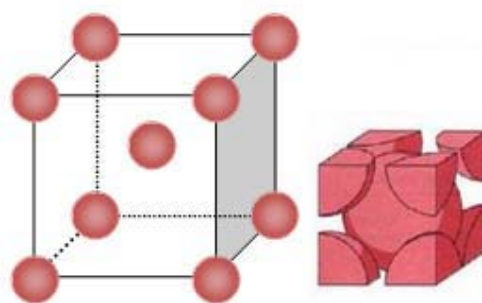
Keteraturan dari logam karena adanya ikatan antar atom, yang ditunjukkan dengan jarak antar atom yang sama, dan atom-atom logam tersusun secara teratur menurut suatu pola tertentu. Susunan yang teratur inilah yang dinamakan dengan Kristal. Struktur Kristal pada logam cukup banyak, dalam bahasan ini kita ambil dua struktur Kristal. *Body Centered Cubic* (BCC), kubus berpusat badan, merupakan struktur kristal yang banyak dijumpai pada logam *Crom* (Cr), *Besi Alpha*, *Molebdenum* (Mo), *Tantalum* (Ta) dan lain-lain. Struktur kristal ini memiliki satu atom pusat dan dikelilingi oleh 8 atom lainnya yang berposisi diagonal ruang. Ciri khas dari struktur Kristal ini adalah jumlah atom yang berdekatan sebanyak 2 buah dan sering disebut dengan bilangan koordinasi. Untuk lebih mudahnya perhatikan Gambar 5.19.

Face Centered Cubic (FCC), kubus berpusat muka, struktur kristal ini banyak dijumpai pada logam-logam seperti aluminium, besi *gamma*, *Timbal*, *Nickel*, *Platina*, Ag, dan lain-lain. Atom pusat terletak pada setiap bidang atau sisi, dan terdapat 6 atom. Sebagai ciri khas dari kristal ini, adalah bilangan koordinasinya 4. Struktur kristal kubus berpusat muka disajikan pada Gambar 5.20.

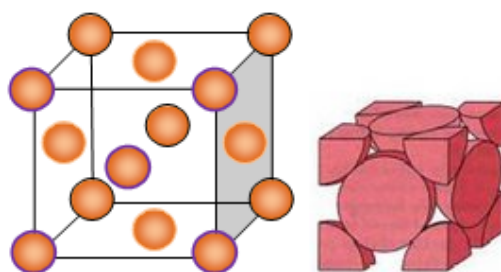
Jika kita perhatikan besi yang memiliki dua struktur Kristal yaitu besi alpha (BCC) dan gamma (FCC), kedua kristal ini dapat terjadi pada suhu tinggi, untuk alpha terjadi pada suhu sekitar 700°C sedangkan struktur gamma terjadi pada suhu sekitar 1100°C.



Gambar 5.18. Ikatan Logam, dalam atom Magnesium



Gambar 5.19. Struktur Kristal kubus berpusat badan



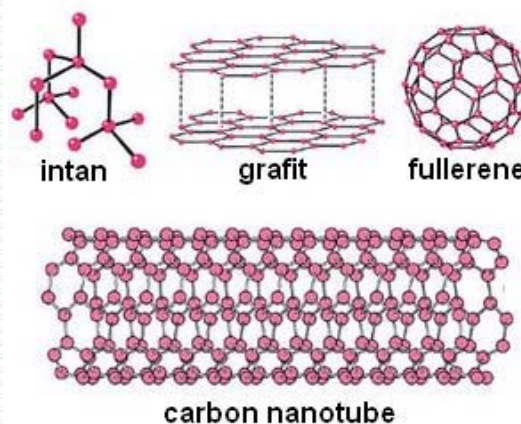
Gambar 5.20. Struktur Kristal kubus berpusat badan

Material mempunyai lebih dari satu struktur kristal tetapi dalam keadaan padat yang tergantung dari temperatur, maka inilah yang disebut dengan *Allotropy*.

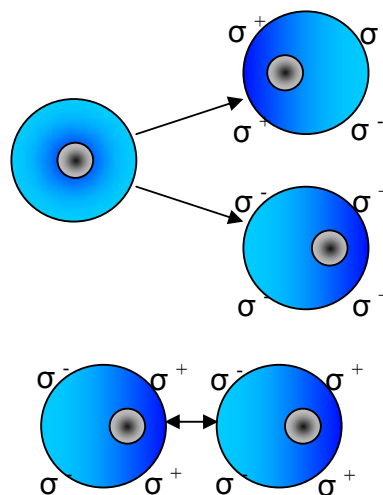
Struktur Kristal tidak hanya dimiliki oleh logam, unsur bukan logam juga dapat berbentuk Kristal. Di alam unsur karbon terdapat dalam berbagai bentuk Kristal, seperti intan memiliki struktur kristal yang berbeda dengan struktur kristal grafit maupun *buckminsterfullerene (buckyball)*. Jika sebuah material memiliki beberapa bentuk Kristal, material ini sering disebut juga dengan polymorphism.

Saat ini para ahli telah menemukan struktur Kristal dari karbon yaitu nanotube. Struktur Kristal ini telah diujicobakan ke berbagai bidang khususnya untuk miniaturisasi peralatan. Beberapa bentuk Kristal karbon disajikan pada Gambar 5.21. Gas mulia yang kita temukan bukan merupakan atom tunggal, namun sejumlah molekul atom dalam gas yang bergabung dan berikatan. Contoh menarik Pembentukan kristal gas mulia seperti (He, Ne, dan Ar). Proses tersebut diawali dari bentuk gas yang berubah menjadi cairan dilanjutkan dengan pembentukan kristal yang memiliki titik leleh rendah. Kristal tersebut umumnya transparan, dan bersifat sebagai isolator.

Atom-atom dari gas memiliki orbital dengan elektron valensi yang terisi penuh elektron, sehingga elektron-elektron valensi tidak memungkinkan lagi membentuk ikatan. Pada kenyataannya atom-atom gas berinteraksi dan dapat membentuk kristal. Proses ikatan terjadi karena atom gas inert mengalami distorsi pada distribusi elektronnya walaupun sangat kecil, menyebabkan dispersi muatan positif atau dispersi muatan negatifnya, sehingga terjadinya dipol yang bersifat temporer dalam setiap atomnya, dan menimbulkan gaya tarik menarik. Gaya ini diamati oleh Fritz London dan Van der Waals, sehingga gaya tarik menarik dikenal dengan gaya Van der Waals atau gaya London. Gaya tarik menarik ini menyebabkan terjadinya ikatan pada atom gas mulia (Gambar 5.22).



Gambar 5.21. Beberapa struktur kristal karbon yang telah ditemukan



Gambar 5.22. Gaya Van der Waals atau Gaya London, proses diawali dengan dispersi muatan dan dilanjutkan dengan interaksi dipol temporer antar atom

5.1.5. Gaya tarik menarik antar molekul

Bagian terkecil dari sebuah senyawa adalah molekul. Jika kita melihat segelas air, tentunya kita tahu bahwa di dalam gelas terdapat jutaan molekul air, sehingga terjadi interaksi antar molekul air. Ada beberapa gaya yang bekerja pada interaksi antar molekul seperti gaya Van der Waals dan ikatan hidrogen.

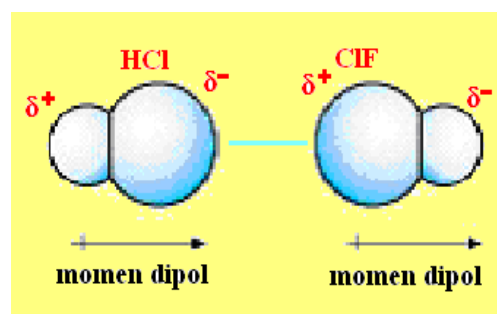
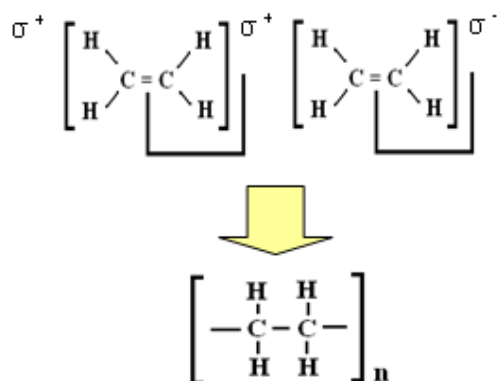
Ikatan Van der Waals tidak hanya terjadi pada atom gas mulia, tetapi juga ditemukan pada polymer dan plastik. Senyawa ini dibangun oleh satu rantai molekul yang memiliki atom karbon, berikatan secara kovalen dengan berbagai atom seperti hidrogen, oksigen, nitrogen, dan atom lainnya. Interaksi dari setiap untaian rantai merupakan ikatan Van der Waals. Interaksi dari setiap untaian rantai merupakan ikatan Van der Waals. Hal ini diketahui dari pengamatan terhadap polietilen (Bagan 5.23), polietilen memiliki pola yang sama dengan gas mulia, etilen berbentuk gas menjadi cairan dan mengkristal atau memadat sesuai dengan pertambahan

jumlah atom atau rantai molekulnya. Dispersi muatan terjadi dari sebuah molekul etilen, C_2H_4 , yang menyebabkan terjadinya dipol temporer serta terjadi interaksi Van der Waals. Dalam kasus ini molekul $H_2C=CH_2$, selanjutnya melepaskan satu pasangan elektronnya dan terjadi ikatan yang membentuk rantai panjang atau polietilen. Pembentukan rantai yang panjang dari molekul sederhana dikenal dengan istilah polimerisasi.

Van der Waals juga mengamati ikatan yang terjadi pada molekul yang bersifat polar, dimana molekul tersebut memiliki momen dipol yang permanen, perbedaan muatan yang terjadi menyebabkan terjadinya interaksi antar molekul. Gaya yang bekerja disebut juga dengan gaya tarik dipol-dipol dan jauh lebih kuat dibandingkan dengan interaksi molekul non polar.

Sebagai contoh, terjadinya interaksi antara molekul HCl dengan ClF. Pada molekul HCl,

Bagan 5.23. Bagan reaksi yang menggambarkan peran interaksi Van der Waals dalam pembentukan molekul polietilen sebanyak n molekul



Gambar 5.24. Gaya tarik dipol-dipol yang terjadi pada molekul-molekul yang bersifat polar.

atom Cl memiliki muatan yang lebih besar dan memiliki elektronegatifitas yang besar pula sehingga pasangan elektron ikatan akan tertarik pada atom Cl, dan menyebabkan pembentukan muatan parsial negatif, sedangkan atom H bermuatan parsial positif. Pada senyawa ClF, elektronegatifitas atom F lebih besar dibandingkan dengan atom Cl, sehingga atom Cl bermuatan parsial positif. Interaksi Van der Waals terjadi pada kedua molekul tersebut seperti yang ditunjukkan pada Gambar 5.24.

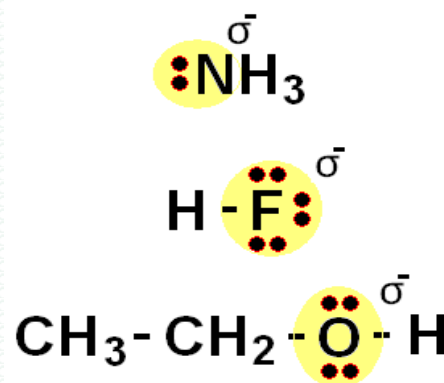
5.1.6. Ikatan hidrogen

Ikatan hidrogen merupakan ikatan yang terjadi akibat gaya tarik antarmolekul antara dua muatan listrik parsial dengan polaritas yang berlawanan. Ikatan hidrogen seperti interaksi dipol-dipol dari Van der Waals. Perbedaannya adalah muatan parsial positifnya berasal dari sebuah atom hidrogen dalam sebuah molekul. Sedangkan muatan parsial negatifnya berasal dari sebuah molekul yang dibangun oleh atom yang memiliki elektronegatifitas yang besar, seperti atom Fluor (F), Oksigen (O), Nitrogen (N), Belerang (S) dan Fosfor (P). Muatan parsial negatif tersebut berasal dari pasangan elektron bebas yang dimilikinya. Perhatikan Gambar 5.25.

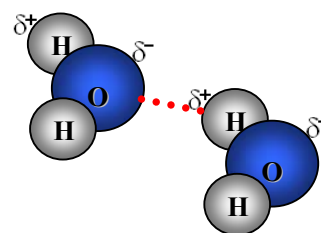
Ikatan hidrogen lebih kuat dari gaya antarmolekul lainnya, namun lebih lemah dibandingkan dengan ikatan kovalen dan ikatan ion, contoh ikatan hidrogen tampak pada Gambar 5.26.

Ikatan hidrogen dapat terjadi inter molekul dan intra molekul. Jika ikatan terjadi antara atom-atom dalam molekul yang sama maka disebut ikatan hidrogen intramolekul atau didalam molekul, seperti molekul H_2O dengan molekul H_2O . Ikatan hidrogen, juga terbentuk pada antar molekul seperti molekul NH_3 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ dengan molekul H_2O , ikatan yang semacam ini disebut dengan ikatan hidrogen intermolekul.

Sebagai gambaran, di apotik umumnya dijual alkohol 70% atau etanol, digunakan untuk membersihkan bagian tubuh agar terbebas dari kuman. Tentunya berbeda dengan etanol murni. Perbedaan berdasarkan komposisi larutan tersebut, untuk yang murni hanya terdapat molekul etanol, sedangkan untuk etanol 70%



Gambar 5.25. Muatan parsial yang berasal dari atom yang memiliki pasangan elektron bebas.



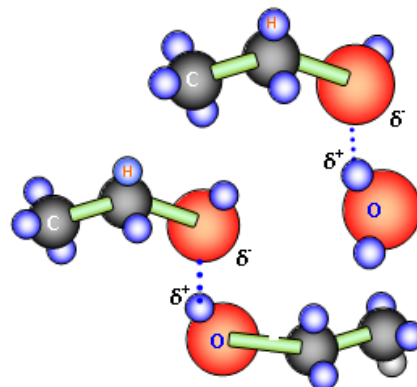
Gambar 5.26. Ikatan hidrogen yang terjadi antar molekul air, dimana muatan parsial positif berasal dari atom H yang berasal dari salah satu molekul air

mengandung etanol 70 bagian dan 30 bagiannya adalah air.

Untuk etanol murni terjadi ikatan hidrogen antar molekul etanol, sedangkan yang 70% terjadi ikatan antara molekul etanol dengan air. Perbedaan kedua ikatan tersebut ditunjukkan pada Gambar 5.27.

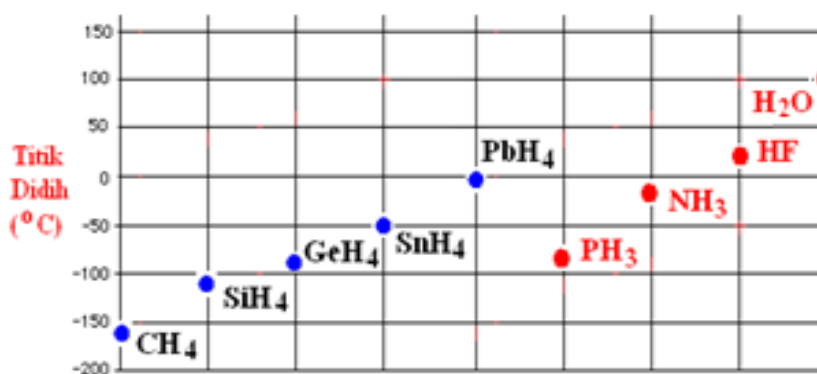
Pembuktian adanya ikatan hidrogen diketahui dari kajian tentang titik didih. Kajian dilakukan terhadap molekul yang memiliki atom hidrogen seperti CH_4 , SiH_4 , GeH_4 , SnH_4 dan PbH_4 dikelompokkan kedalam group 1 dan PH_3 , NH_3 , HF , dan H_2O masuk dalam group 2.

Ternyata untuk group 1 titik didihnya semakin meningkat dan diketahui interaksi yang terjadi karena atom-atom yang berikatan semakin polar, sehingga interaksi dipol-dipol semakin besar dan meningkatkan titik didihnya (CH_4 , SiH_4 , GeH_4 , SnH_4 dan PbH_4).



Gambar 5.27. Ikatan hidrogen intramolekul dalam etanol dan intermolekul antara etanol dengan air

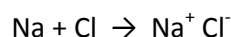
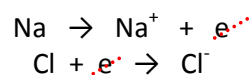
Sedangkan dalam group 2, atom-atom yang berikatan dengan hidrogen yaitu atom P, N, O dan F seluruhnya memiliki pasangan elektron bebas atau memiliki elektronegatifitas yang besar, sehingga ikatan antar molekul dapat terjadi. Semakin kuatnya ikatan hydrogen yang terbentuk menyebabkan terjadinya kenaikan titik didih. Sehingga molekul pada group 2 memiliki titik didih lebih besar dibandingkan dengan molekul pada group 1. Jika kita membandingkan senyawa-senyawa di dalam group 2, antara molekul PH_3 dan NH_3 memiliki 1 (satu) pasangan elektron bebas, untuk molekul H_2O memiliki 2 (dua) pasangan elektron bebas. Titik didih air lebih besar dibandingkan dengan molekul PH_3 dan NH_3 . Dalam kasus ini molekul air lebih memiliki peluang yang lebih besar untuk membentuk ikatan hydrogen. Kecenderungan kenaikan titik didih akibat adanya ikatan hydrogen disajikan pada Gambar 5. 28



Gambar 5.28. Hubungan titik didih dengan ikatan hidrogen

RANGKUMAN

1. Setiap unsur selalu memiliki kecenderungan menjadi unsur yang stabil. Kestabilan unsur dilakukan dengan cara mengubah konfigurasi elektronnya seperti gas mulia.
2. Usaha untuk mencapai kestabilan atau membentuk konfigurasi gas mulia dilakukan pelepasan, penarikan elektron atau menggunakan elektron secara bersama. Proses ini diikuti dengan peristiwa ikatan kimia.
3. Ikatan ion terjadi karena adanya gaya elektrostatis dari atom-atom yang berbeda muatannya, proses ikatan ion yang berasal dari atom-atomnya diawali dengan peristiwa pelepasan dan penangkapan elektron, seperti persamaan dibawah ini.

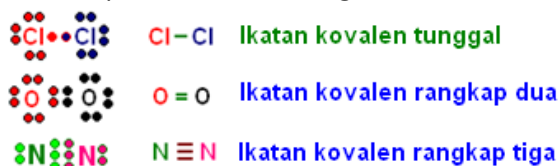


Atom Na (Natrium) melepaskan elektron

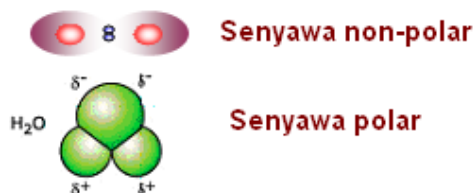
Atom Cl menerima elektron yang dilepaskan oleh atom Na

Ikatan terjadi karena atom Na^+ bermuatan positif dan Cl^- bermuatan negatif.

4. Ikatan kovalen terjadi karena adanya penggunaan elektron secara bersama dari atom yang satu ke atom yang lainnya. Berdasarkan jumlah pasangan elektron yang dipergunakan, maka ikatan dapat terbentuk sebagai berikut :

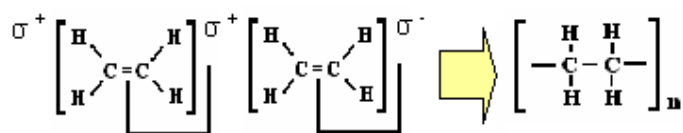


5. Berdasarkan perbedaan keelektronegatifan ikatan kovalen, maka akan terjadi polarisasi muatan membentuk senyawa polar atau tidak terpolarisasi membentuk senyawa non-polar.

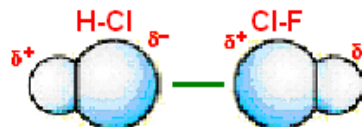


6. Ikatan logam, interaksi terjadi karena adanya gaya tarik menarik antar elektron oleh inti atom yang berbeda, misalnya inti atom pertama menarik elektron dari atom kedua dan inti atom kedua menarik elektron disekelilingnya.

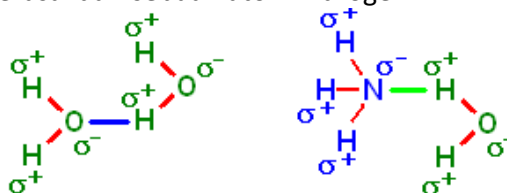
7. Pada atom gas mulia dapat mengalami distorsi pada distribusi elektronnya, walaupun sangat kecil menyebabkan dispersi muatan positif atau dispersi muatan negatif, sehingga terjadi dipol yang bersifat temporer, dan timbul gaya tarik menarik. Gaya tarik menarik inilah yang menyebabkan terjadinya ikatan pada atom gas mulia. Peristiwa ini diamati oleh Fritz London dan Van der Waals, sehingga gaya ini dikenal dengan gaya Van der Waals atau gaya London.
8. Ikatan yang disebabkan karena adanya gaya Van der Waals pada senyawa non polar terjadi karena adanya dispersi muatan yang menyebabkan terjadinya dipol temporer dilanjutkan dengan terjadinya interaksi antar molekul tersebut. Contoh yang mudah adalah ikatan Van der Waals pada polimer etilen (polyetilen).



9. Gaya Van der Waals terjadi pada senyawa polar, hal ini terjadi karena adanya polarisasi muatan permanen pada molekul-molekul polar. Perbedaan muatan antar dua kutub tersebut yang menghasilkan terjadinya interaksi pada senyawa polar.



10. Ikatan hidrogen merupakan ikatan yang terjadi akibat gaya tarik antarmolekul antara dua muatan listrik parsial dengan polaritas yang berlawanan, dimana muatan parsial positif berasal dari sebuah atom hidrogen.



11. Atom yang memiliki elektronegatifitas besar adalah Fluor (F), Oksigen (O), Nitrogen (N), Belerang dan Fosfor (P).
12. Pembuktian adanya ikatan hidrogen antar molekul diketahui dari titik didih. Senyawa yang memiliki ikatan hidrogen antar molekulnya akan memiliki sifat titik didih yang lebih tinggi.
13. Ikatan kovalen koordinasi terbentuk akibat sebuah senyawa memiliki sepasang elektron yang tidak dipergunakan yang disumbangkan kepada sebuah ion atau senyawa.

14. Pembentukan ikatan sering dikatakan sebagai penataan kembali orbital atom menjadi orbital molekul, yang merupakan hasil tumpang tindih dari kedua orbital atom. Pada asam Florida (HF) terjadi tumpang tindih sp (hibridisasi sp).
15. Proses hibridisasi pada sp^2 (orbital hibrid sp^2) terjadi perpindahan elektron dari tingkat orbital yang rendah (s) ke yang lebih tinggi (p).
16. Hibridisasi sp^3 atau pembentukan orbital hibrid sp^3 , terjadi karena elektron dari orbital s menuju p , khususnya orbital s menuju p_z . Untuk atom C, elektron pada $2s$ berpindah menuju orbital $2p_z$.
17. Adanya orbital hibrid memberikan informasi bentuk molekul, untuk sp berbentuk linier, sp^2 berbentuk segitiga datar dan sp^3 berbentuk tetrahedron.

UJI KOMPETENSI

Pilihlah salah satu jawaban yang benar

1. Unsur bernomor atom 11 mudah berikatan dengan unsur bernomor atom 17, maka senyawanya yang terjadi memiliki ikatan

A. Ikatan kovalen
C. Ikatan ion

B. Ikatan logam
D. Van der Waals

2. Elektronegatifitas unsur-unsur sebagai berikut:

Cl	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
3,16	1,57	1,31	1,00	0,95	0,89

Berdasarkan data diatas dapat ditafsirkan bahwa ikatan ion paling lemah adalah:

A. $BaCl_2$
C. $MgCl_2$

B. $SrCl_2$
D. $BeCl_2$

3. Unsur-unsur B, N dan H masing-masing mempunyai elektron valensi 3, 5, 1. Ketiga unsur-unsur dapat membentuk BF_3NH_3 , dengan ikatan yang khas yaitu

A. Kovalen polar
C. Kovalen non-polar

B. Kovalen Koordinasi
D. Ionik

4. Unsur X dengan 1 elektron valensi, dan unsur Y mempunyai affinitas elektron yang besar maka ikatan X – Y adalah ikatan:

A. Kovalen polar
C. Kovalen Koordinasi

B. Kovalen non Polar
D. Ikatan ion

5. NH_3 mempunyai struktur tetrahedral, tiga sudut-nya ditempati oleh atom hidrogen dan sudut keempat ditempati oleh pasangan elektron bebas, maka terjadi orbital hibrid :

A. sp
C. sp^2

B. sp^2d
D. sp^3

6. Orbital hibrid sp memiliki bentuk molekul yang khas yaitu :

A. Linier
B. C. Tetrahedral

B. Segitiga datar
D. Pentagonal

7. Jika terjadi hibridisasi sp^2 akan memberikan bentuk molekul:

A. 2 ikatan
C. 4 ikatan

B. 3 ikatan
D. 5 ikatan

8. Ikatan ion lebih kuat dari ikatan kimia lain karena:

A. Berbentuk padat
C. Adanya gaya elektrostatis

B. Adanya elektron bebas
D. Adanya Van der Waals

9. Pembentukan ion positif oleh atom dapat dilakukan dengan

A. Menerima elektron
C. Melepas proton

B. Melepas elektron
D. Menerima proton

10. Unsur X dengan nomor atom 5 berikatan dengan unsur Y bernomor atom 17 membentuk XY_3 . Bentuk molekul yang terbentuk :

A. Linier
C. Tetrahedron

B. Segitiga sama kaki
D. Bujursangkar

Bab 6. Stoikiometri

Standar Kompetensi

Memahami terjadinya ikatan kimia

Memahami konsep mol

Kompetensi Dasar

Menuliskan nama senyawa kimia

Menjelaskan konsep mol

Menerapkan hukum Gay Lussac dan hukum Avogadro

Tujuan Pembelajaran

1. Siswa dapat mengetahui tata penamaan senyawa biner, ion dan terner
2. Siswa dapat mendeskripsikan hukum-hukum dasar kimia
3. Siswa dapat menghubungkan hukum kekekalan masa dengan persamaan reaksi
4. Siswa dapat mengidentifikasi komposisi senyawa kimia sesuai dengan hukum perbandingan tetap
5. Siswa dapat member contoh penerapan hukum perbandingan tetap dengan hukum perbandingan berganda
6. Siswa dapat dapat memberikan contoh penerapan hukum perbandingan volume untuk reaksi dalam bentuk gas
7. Siswa dapat menjelaskan hubungan antara jumlah molekul dengan volume gas dalam keadaan tertentu
8. Siswa dapat mendefinisikan masa atom relatif dan masa molekul relatif
9. Siswa dapat megubah satuan berat kedalam satuan mol
10. Siswa dapat menetapkan volume, berat berdasarkan hubungan konsep mol dengan persamaan reaksi

Dalam Bab 5 kita telah mempelajari bagaimana atom berinteraksi membentuk suatu senyawa, dan terbentuk senyawa ion, kovalen dan sebagainya. Demikian pula dengan senyawa yang terbentuk dapat berupa senyawa organik maupun senyawa anorganik. Berdasarkan bentuk ikatan dan jumlah unsur, maka dapat kita bahas tentang penamaannya.

6.1. Tata Nama Senyawa Sederhana

Dalam pemberian tata nama senyawa untuk senyawa sederhana, terlebih dahulu kita lakukan penggolongan senyawa berdasarkan jumlah atom penyusunnya, senyawa biner dan senyawa terner.

6.1.1. Penamaan senyawa biner

Senyawa biner adalah senyawa yang disusun oleh dua jenis unsur. Dua bentuk senyawa biner yang pertama disusun oleh unsur logam dengan bukan logam, dan sesama unsur bukan logam.

Untuk senyawa yang disusun oleh unsur logam dengan bukan logam, berupa logam dengan oksigen dan logam dengan hydrogen.

Beberapa contoh senyawa ini ditunjukkan pada Tabel 6.1. Penamaan untuk senyawa tersebut dilakukan dengan menyebutkan nama logamnya dilanjutkan dengan menyebutkan unsur keduanya dan mengubah akhirnya dengan kata ida.

Contoh sederhana adalah senyawa Fe_2O_3 dan NaH disebut dengan Besi oksida dan Natrium hidrida. Perhatikan bagan 6.2.

Untuk senyawa yang disusun oleh unsur bukan logam dengan bukan logam, senyawa ini merupakan senyawa dengan ikatan kovalen. Beberapa contoh senyawa ini ditunjukkan pada Tabel 6.3.

Penamaan untuk senyawa biner dari dua jenis unsur non logam adalah merangkaikan nama kedua jenis unsur dan memberi akhiran -ida pada unsur keduanya. Untuk lebih mudahnya, perhatikan model penamaan senyawa ini seperti yang ditunjukkan pada Bagan 6.4.

Jika pasangan unsur yang bersenyawa membentuk lebih dari satu jenis senyawa, dapat kita bedakan dengan menyebutkan angka indeks dalam bahasa Yunani. Misalnya, ada senyawa berupa SO_2 dan SO_3 , agar nama senyawa tersebut berbeda kita biasa menyebutkan indeks 2 = di dan 3 = tri, untuk kedua senyawa tersebut. Sehingga untuk SO_2 : Sulfur dioksida, dan untuk SO_3 adalah Sulfur tri oksida. Bilangan yang dapat dipergunakan untuk mengganti indeks disajikan pada Tabel 6.5.

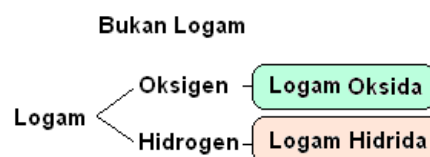
Tabel 6.5. Bilangan yang dipergunakan untuk menggantikan indeks pada senyawa kimia

Indeks	Nama
1	mono
2	di
3	tri
4	tetra
5	penta
6	heksa
7	hepta
8	okta
9	nona
10	deka

Tabel 6.1. Senyawa biner yang disusun oleh unsur logam dan unsure bukan logam

Logam	Bukan logam	Senyawa
Fe	O	Fe_2O_3
Pb	O	PbO
Na	H	NaH
Pb	H	PbH_4

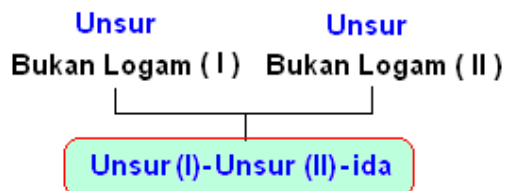
Bagan 6.2. Bagan penamaan senyawa biner yang disusun oleh unsure logam dan bukan logam



Tabel 6.3. Senyawa biner yang disusun oleh unsur bukan logam dan unsur bukan logam

Logam	Bukan logam	Senyawa
C	O	CO_2
H	O	PbO
N	H	NH_3

Bagan 6.4. senyawa biner yang disusun oleh unsur bukan logam



Beberapa senyawa kadang-kadang lebih terkenal bukan dengan nama kimianya, seperti senyawa air dalam bahasa Inggris water, jarang sekali kita menyebutkan hidrogen oksida. Demikian pula dengan senyawa amoniak yang memiliki nama kimia nitrogen trihidrida.

TUGAS

Carilah nama-nama zat di sekitar kita yang nama kimianya kurang populer dibandingkan dengan nama komersialnya.

6.1.2. Penamaan senyawa ion

Senyawa ion merupakan senyawa yang dibentuk oleh kation (ion bermuatan positif) dan anion (ion bermuatan negatif), sehingga senyawa bersifat netral. Kation umumnya berupa ion logam, namun beberapa ion bukan logam seperti H^+ (ion hidrogen) dan NH_4^+ (ion amonium). Sedangkan anion adalah ion bukan logam atau ion dari molekul yang disusun oleh beberapa unsur. Beberapa contoh kation dan anion pembentuk senyawa ion disajikan dalam Tabel 6.6.

Senyawa ion bersifat netral, maka jumlah muatan positif sama dengan jumlah muatan negatifnya. Jika terjadi perbedaan muatan dapat disetarakan selanjutnya diberi indeks. Perhatikan contoh senyawa yang berasal dari ion Na^+ , dan Cl^- , memiliki rumus molekul $NaCl$, karena muatannya sama. Namun untuk senyawa yang disusun oleh ion Ca^{2+} dengan Cl^- , rumus molekul menjadi $CaCl_2$, angka 2 (dua) pada atom Cl adalah indeks yang digunakan untuk menyetarakan muatan $2+$ dari Ca .

Untuk lebih mudah memahami penyetaraan muatan pada senyawa ion perhatikan berbagai variasi dari senyawa ion yang ada dalam Tabel 6.7.

Penamaan senyawa ion dilakukan dengan merangkaikan nama kation diikuti dengan nama anionnya. Misalnya, senyawa $NaCl$: Natrium klorida dan $Ca(NO_3)_2$: Kalsium nitrat.

Dalam penamaan perlu diperhatikan muatan dari ion logam, mengingat beberapa ion logam umumnya memiliki lebih dari satu muatan, misalnya besi memiliki muatan $2+$ dan $3+$. Senyawa besi dapat memiliki rumus $FeCl_2$ dan $FeCl_3$ maka penamaannya dapat dilakukan dengan memberi bilangan romawi didalam kurung dibelakang unsur logam

Tabel 6.6. Beberapa contoh kation dan anion pembentuk senyawa ion

Kation	Nama ion
Na^+	Ion natrium
Ca^{2+}	Ion Kalsium
NH_4^+	Ion amonium
Fe^{3+}	Ion besi (III)
Anion	Nama ion
Cl^-	Ion klorida
S^{2-}	Ion sulfida
NO_3^-	Ion nitrat
SO_4^{2-}	Ion sulfat
PO_4^{3-}	Ion posfat

Tabel 6.7. Contoh senyawa ion yang disusun dari kation dan anion

Kation	Anion	Senyawa
Na^+	S^{2-}	Na_2S
Ca^{2+}	NO_3^-	$Ca(NO_3)_2$
Fe^{3+}	SO_4^{2-}	$Fe_2(SO_4)_3$
K^+	PO_4^{3-}	K_3PO_4

FeCl_2 : Besi (II) klorida

FeCl_3 : Besi (III) klorida

Penamaan lain untuk logam yang memiliki beberapa muatan, dilakukan dengan memberi akhiran (-o) untuk logam yang bermuatan rendah dan akhiran (-i) untuk yang bermuatan lebih besar. Untuk senyawa FeCl_2 dan FeCl_3 menjadi:

FeCl_2 : Fero klorida

FeCl_3 : Feri klorida

Beberapa contoh penamaan senyawa ion disajikan dalam Tabel 6.8.

6.1.3. Penamaan senyawa terner

Senyawa terner adalah senyawa yang disusun lebih dari dua unsur. Beberapa senyawa yang dapat digolongkan sebagai senyawa terner meliputi; senyawa asam, basa dan garam.

Asam adalah senyawa yang disusun oleh unsur hidrogen dengan unsur lainnya. Ciri khas dari asam adalah terionisasi didalam air menghasilkan ion hidrogen (H^+) atau hidronium dan sisa asam, atas dasar inilah pemberian nama asam. Penamaan asam dilakukan dengan menyebutkan nama asam yang dirangkaikan dengan kata sisa asamnya. Beberapa contoh senyawa asam dan penamaannya ditampilkan pada Tabel 6.9.

Untuk senyawa basa merupakan zat yang dapat terionisasi di dalam dan menghasilkan ion OH^- (hidroksida). Umumnya, basa merupakan senyawa ion yang terdiri dari kation logam dan anion OH^- (hidroksida).

Nama basa disusun dengan merangkaikan nama kationnya yang diikuti kata *hidroksida*, misalnya KOH disebut dengan Kalium hidroksida, beberapa contoh lain dapat dilihat dalam Tabel 6.10.

Garam merupakan senyawa yang disusun oleh ion logam dan sisa asam. Garam dapat dihasilkan jika asam direaksikan dengan basa. Penamaan garam sama dengan penamaan basa, yaitu menyebutkan logam atau kationnya dilanjutkan dengan menyebutkan sisa asamnya.

Tabel 6.8. Beberapa contoh Penamaan senyawa ion

Rumus	Nama Senyawa
Na NO_3	Natrium nitrat
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Kalsium fosfat
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	Amonium sulfat
FeS	Besi (II) sulfida Fero sulfida
FeCl_3	Besi (III) klorida Feri klorida

Tabel 6.9. Contoh senyawa dan penamaan asam

Rumus	Nama senyawa
H_2S	Asam sulfida
HNO_3	asam nitrat
H_2SO_4	Asam sulfat
H_3PO_4	Asam fosfat
HCl	Asam klorida
HBr	Asam Bromida

Tabel 6.10. Contoh senyawa dan penamaan basa

Rumus	Nama senyawa
KOH	Kalium hidroksida
NaOH	Natrium hidroksida
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Barium hidroksida
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Kalsium hidroksida
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Besi (III) hidroksida

Beberapa contoh penamaan untuk senyawa garam disajikan pada Tabel 6.11

Asam, basa dan garam akan dibahas secara detil pada Bab selanjutnya. Demikian pula untuk tata nama senyawa organik akan dibahas secara detil dan terpisah.

6.2. Hukum-hukum Dasar Ilmu Kimia

Pembahasan atom dan strukturnya serta ikatan kimia telah mengantarkan kita kepada senyawa dan bagian terkecilnya yaitu molekul.

Bagian yang menjadi perhatian kita pada bahasan kali ini adalah bagaimana sebuah molekul terbentuk, apakah kita dapat mencampurkan satu atom dengan atom lain dan terjadi molekul baru? atau ada aturan-aturan yang harus dipenuhi agar sebuah molekul terbentuk?. Pembentukan satu molekul baru harus mengikuti beberapa aturan, baik untuk molekul anorganik maupun molekul organik.

Pembentukan molekul baru harus memenuhi hukum-hukum dasar kimia seperti; Hukum Kekekalan Massa, Hukum Perbandingan Tetap, Hukum Perbandingan Berganda, Hukum Perbandingan Volume dan Hukum Avogadro.

6.2.1. Hukum Kekekalan Massa

Lavoiser mengamati tentang perubahan-perubahan zat di alam dan dia mengajukan pendapat yang dikenal dengan Hukum kekekalan massa ;” Dalam sebuah reaksi, massa zat-zat sebelum bereaksi sama dengan massa zat sesudah bereaksi”. Hal ini menunjukkan kepada kita bahwa tidak ada massa yang hilang selama berlangsung reaksi.

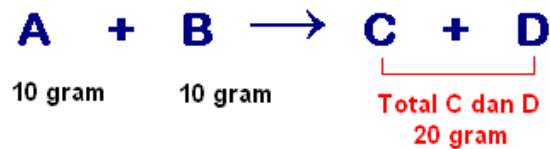
Sebagai contoh, jika kita mereaksikan zat A yang memiliki massa 10 gram dengan zat B (massa 10 gram) sehingga dihasilkan zat C dan D, dimana jumlah massa zat yang dihasilkan sama dengan jumlah massa yang bereaksi yaitu 20 gram.

Reaksi kimia dituliskan dengan tanda panah, disebelah kiri tanda panah adalah zat-zat yang bereaksi dan disebelah kanan tanda panah adalah zat hasil reaksi. Hukum ini diperkenalkan oleh Lavoiser. Perhatikan bagan 6.12.

Tabel 6.11. Contoh senyawa dan penamaan garam

Rumus	Nama senyawa
KCl	Kalium klorida
NaBr	Natrium Bromida
Ba(NO ₃) ₂	Barium nitrat
Ca(Cl) ₂	Kalsium klorida
FeSO ₄	Besi (II) sulfat
Al ₂ (SO ₄) ₃	Alumunium sulfat

Bagan 6.12. Bagan reaksi yang menyatakan massa sebelum dan sesudah reaksi sama.



Diketahui bahwa massa sesudah reaksi, merupakan massa total, hal ini berarti komposisi zat C dan D dapat saja berbeda dengan massa zat A dan B yang berkomposisi 10 gram dan 10 gram. Zat C dan D yang terbentuk mungkin 8 gram dan 12 gram atau sebaliknya 12 gram dan 8 gram. Hukum kekekalan massa hanya membatasi pada jumlah zat yang terjadi sama dengan zat sebelumnya, belum menjelaskan tentang senyawa yang terbentuk.

Hukum yang diajukan oleh Lavoiser belum menjelaskan tentang senyawa yang dibentuk dan komposisinya. Masalah ini selanjutnya diteliti dan diselesaikan oleh beberapa ahli lainnya yaitu Proust dan Dalton. Mereka mencoba menjelaskan bagaimana suatu senyawa terbentuk dan bagaimana komposisinya. Komposisi atau perbandingan atom-atom dalam suatu senyawa merupakan penciri yang khas untuk molekul tersebut.

6.2.2. Hukum Perbandingan tetap

Lavoiser mengamati massa dari sebuah reaksi, sedangkan Proust mencoba mengamati komposisi massa dari sebuah senyawa. Proust menyatakan bahwa “perbandingan massa unsur-unsur penyusun sebuah senyawa adalah tetap” dan dikenal dengan hukum perbandingan tetap. Dari hukum ini kita akan mendapatkan informasi bahwa sebuah molekul tidak berubah komposisinya dimana molekul atau zat itu berada.

Sebagai contoh adalah senyawa atau molekul amonia (NH_3), dari rumus tersebut tampak bahwa molekul amonia tersusun atas 1 (satu) atom N dan 3 (tiga) atom H. Untuk mengetahui perbandingan massa dari molekul tersebut, terlebih dahulu kita lihat massa atomnya (bagan 6.13).

Untuk nitrogen memiliki massa 14, dan massa atom hidrogen adalah 1. Dengan demikian dalam molekul NH_3 terdapat 14 gram atom nitrogen dan 3 gram atom hidrogen, atau perbandingan massa untuk molekul air adalah 14 : 3.

Bagan 6.13. Perbandingan komposisi massa untuk senyawa amonia



6.2.3. Hukum Perbandingan berganda

Dalton juga mengamati molekul dan difokuskan pada beberapa senyawa yang memiliki kesamaan dalam atom-atom penyusunnya. Misalnya gas karbon monoksida (CO) dengan karbon dioksida (CO₂), yang lain seperti air (H₂O) dengan Hidrogen Peroksida (H₂O₂).

Dalton menyimpulkan “dapat terjadi dua macam unsur membentuk dua senyawa atau lebih, jika unsur pertama memiliki massa yang sama, maka unsur kedua dalam senyawa-senyawa tersebut memiliki perbandingan sebagai bilangan bulat dan sederhana”.

Dalam senyawa CO terdapat 1 atom C dan 1 atom O, sedangkan untuk CO₂ terdapat 1 atom C dan 2 atom O. Massa atom C adalah 12 gram dan atom O adalah 16 gram, Karena kedua senyawa tersebut memiliki 1 atom C dengan massa 12, maka perbandingan massa atom oksigen pada senyawa pertama dan kedua adalah 16 gram dan 32 gram, atau 1 : 2. Lihat bagan 6.14.

Untuk lebih mudah memahaminya, kita ambil contoh yang lain dimana atom nitrogen dapat membentuk senyawa N₂O, NO, N₂O₃, dan N₂O₄, Massa atom nitrogen adalah 14 dan massa atom oksigen adalah 16. Senyawa N₂O, memiliki rasio sebesar 28 : 16, senyawa NO, 14 : 16, N₂O₃, 28 : 48 dan senyawa N₂O₄, memiliki rasio 28 : 64.

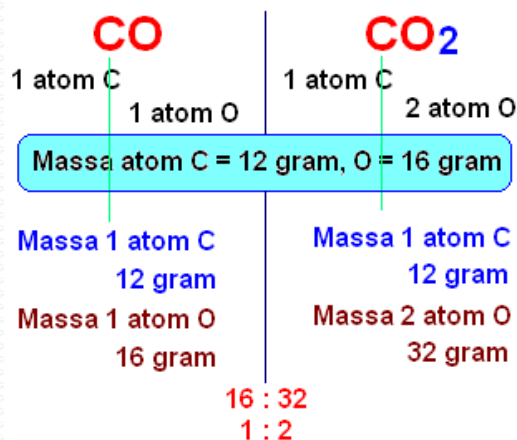
Rasio ini, kita sederhanakan lagi sehingga sampai dengan rasio terkecilnya. Komposisi massa untuk keempat senyawa tersebut disederhanakan dalam Tabel 6.15.

Dari tabel tampak bahwa rasio terkecil untuk senyawa N₂O, NO, N₂O₃, dan N₂O₄, berturut-turut adalah 7:4, 7:8, 7:12 dan 7:16. Dapat kita simpulkan rasio oksigen yang berikatan dengan nitrogen dalam keempat senyawa itu adalah 4 : 8 : 12 : 16 atau 1 : 2 : 3 : 4.

6.2.4. Hukum perbandingan volume

Reaksi pembentukan sebuah senyawa tidak selalu dalam bentuk padat, namun juga terjadi dalam bentuk gas.

Bagan 6.14. Perbandingan komposisi massa atom karbon terhadap oksigen pada senyawa karbon monoksida dan karbon dioksida



Tabel 6.15. Perbandingan nitrogen dan oksigen dalam beberapa senyawa

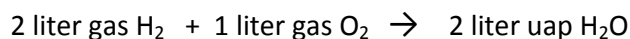
Rumus	Massa N	Massa O	Rasio N : O
N ₂ O	28	16	7 : 4
NO	14	16	7 : 8
N ₂ O ₃	28	48	7 : 12
N ₂ O ₄	28	64	7 : 16

Pada tahun 1808, ilmuwan Perancis, Joseph Louis Gay Lussac, berhasil melakukan berbagai percobaan/reaksi menggunakan berbagai macam gas dengan volume sebagai titik perhatiannya.

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 model percobaan pembentukan uap air pada Gambar 6.15.

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.

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 :

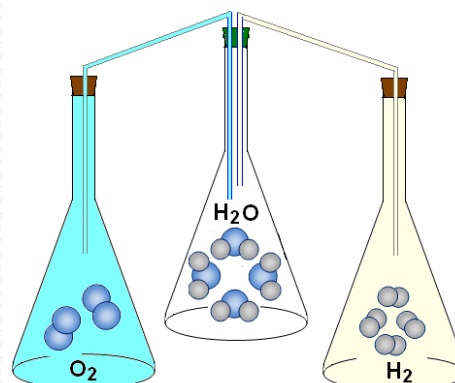


Dari persamaan reaksi yang dituliskan diatas tampak bahwa perbandingan volume dari H₂: gas O₂ : uap H₂O adalah 2 : 1 : 2.

Untuk lebih menyederhanakan pengertian dari konsep perbandingan volume yang diajukan oleh Gay Lussac, perhatikan contoh kasus dibawah ini pengukuran dilakukan pada ruang yang sama artinya suhu dan tekanannya sama. Reaksi antara gas nitrogen sebanyak 2 liter dengan gas hydrogen sebanyak 6 liter menghasilkan gas amoniak sebanyak 3 Liter, sehingga perbandingan dari ketiga gas tersebut adalah 2 : 6 : 3, masing-masing untuk gas N₂, H₂, dan gas NH₃. Perhatikan Tabel 6.16.

6.2.5. Penentuan volume gas pereaksi dan hasil reaksi

Percobaan yang dilakukan oleh Gay Lussac, selanjutnya dikembangkan oleh Amadeo Avogadro, dan dia lebih memfokuskan pada jumlah molekul gas yang beraksi dan jumlah molekul gas hasil reaksi. Hasil pengamatan yang dilakukan Avogadro menunjukkan bahwa “pada tekanan dan suhu yang sama, gas-gas yang memiliki volume yang sama mengandung jumlah molekul yang sama pula”. Perhatikan bagan reaksi 6.17. Pernyataan ini dikenal dengan Hukum Avogadro.

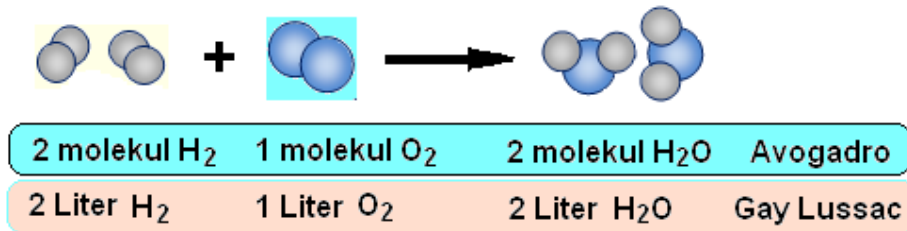


Gambar 6.15. Model percobaan Gay Lussac untuk pembentukan uap air dari gas hidrogen dan oksigen

Tabel 6.16. Beberapa contoh reaksi gas yang menunjukkan perbandingan volume yang tetap

Volume gas yang bereaksi	Volume hasil reaksi	Rasio volume
N ₂ + H ₂ 2L, 6L	NH ₃ 3L	N ₂ :H ₂ :NH ₃ 2:6:3
H ₂ + Cl ₂ 1L, 1L	HCl 1L	H ₂ :Cl ₂ :HCl 1:1:1
C ₂ H ₄ + H ₂ 1L, 1L	C ₂ H ₆ 1 L	C ₂ H ₄ :H ₂ : C ₂ H ₆ 1:1:1

Bagan 6.17. Bagan reaksi pembentukan uap air



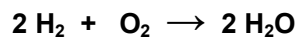
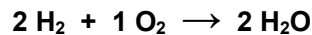
Dari hasil eksperimen tersebut, tampak ada kesetaraan antara volume dengan jumlah molekul. Perbandingan jumlah molekul $H_2 : O_2 : H_2O$ adalah 2 : 1 : 2, Demikian pula perbandingan volumenya juga 2 : 1 : 2.

Perbandingan jumlah molekul ini, dituliskan sebagai koefisien reaksi seperti persamaan reaksi 6.18.

Persamaan reaksi 6.18. Persamaan reaksi pembentukan uap air dari gas H_2 dan O_2

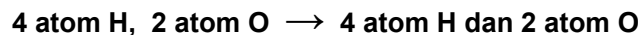
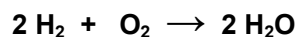


dituliskan



Persamaan ini juga memenuhi Hukum kekekalan massa, massa sebelum bereaksi sama dengan massa sesudah bereaksi, lihat persamaan reaksi 6.19.

Persamaan reaksi 6.19. Reaksi pembentukan uap air yang memenuhi Hukum kekekalan masa



Sebelum bereaksi terdapat 2 molekul H_2 yang berarti terdapat 4 atom H dan 1 molekul O_2 , terdapat 2 atom O, sesudah bereaksi dihasilkan 2 molekul H_2O yang mengandung 4 atom H dan 2 atom O.

Hukum Avogadro juga menjelaskan kepada kita tentang keberadaan gas pada suhu dan tekanan tertentu, dimana pada suhu dan tekanan tertentu setiap gas yang dengan volume yang sama, akan memiliki jumlah molekul yang sama pula. Kita ambil contoh, terdapat 2 molekul gas NO_2 sebanyak 4 liter dalam sebuah tabung, maka keadaan tersebut seluruh gas yang jumlah molekulnya 2 mol akan memiliki volume sebanyak 4 liter.

Untuk lebih jelasnya perhatikan contoh berikut, pada suhu 25°C dan tekanan 1 atm, diketahui 1 molekul gas Oksigen (O₂), volumenya 4 liter. Pada keadaan tersebut, terdapat 5 molekul gas hidrogen, tentunya kita dapat menghitung berapa volume gas hidrogen (H₂) tersebut.

1 molekul O₂ yang bervolume 5 liter setara dengan 1 molekul H₂ yang memiliki volume 5 liter, karena jumlah molekul H₂ adalah 4 x lebih besar dari molekul O₂ maka volume H₂ juga 4 x lebih besar dari volume H₂ yaitu 20 liter. Penyelesaian secara rinci tampak pada bagan 6.20.

6.3. Atomic relative (Ar) dan Molecule relative (Mr)

Lambang atom menginformasikan kepada kita tentang nomor massa dan kita ketahui massa atom sangat kecil misalnya massa atom hidrogen sebesar 3.348×10^{-27} Kg. Untuk mempermudah dalam mempelajari ditetapkan oleh IUPAC satuan massa atom (sma). Hal ini diperlukan untuk mempermudah dalam penulisan serta dengan sederhana kita dapat menetapkan massa sebuah molekul.

Satuan massa atom (sma) dan 1 (satu) sma didefinisikan sebagai:

$$1 \text{ sma} : \frac{1}{12} \times \text{masa 1 atom } ^{12}\text{C}$$

$$\text{dimana masa atom } ^{12}\text{C} = 12$$

$$1 \text{ sma} : \frac{1}{12} \times 12$$

dilanjutkan dengan penetapan Atomic relative (Ar) atau sering disebut juga dengan Massa Atom dan Massa Molekul yang diberi lambing dengan Mr = Molecule relative. Kedua definisi atau persamaan untuk Atomic relative (Ar) dan Molecule relative (Mr) disajikan pada bagan 6.21.

Berdasarkan nomor massa dalam tabel periodik kita dapat tetap, misalnya atom Hidrogen yaitu 1.00079 sma, maka massa atom atau Atomic relative (Ar) dibulatkan menjadi 1 sma. Demikianpula untuk atom Oksigen didalam tabel periodik nomor massanya 15.99994, Atomic relative dibulatkan menjadi 16 sma.

Bagan 6.20. Penyelesaian secara matematis

$$1 \text{ molekul O}_2 \propto 4 \text{ liter}$$

$$5 \text{ molekul H}_2 \propto \dots \text{ liter}$$

atau

$$1 : 4 = 5 : \text{volume H}_2$$

$$\text{volume H}_2 = \frac{4}{1} \times 5 \text{ liter}$$

$$\text{volume H}_2 = 20 \text{ liter.}$$

Bagan 6.21. Persamaan untuk Ar dan Mr

$$\text{Ar} : \frac{\text{masa 1 atom unsur}}{\frac{1}{12} \times \text{masa 1 atom } ^{12}\text{C}}$$

$$\text{Ar} : \frac{\text{masa 1 atom unsur}}{1 \text{ sma}}$$

$$\text{Mr} : \frac{\text{masa 1 molekul senyawa}}{\frac{1}{12} \times \text{masa 1 atom } ^{12}\text{C}}$$

$$\text{Mr} : \frac{\text{masa 1 molekul senyawa}}{1 \text{ sma}}$$

Untuk menetapkan Molecule relative (Mr) dari sebuah senyawa dapat dihitung dengan memperhatikan jumlah atom penyusunnya dibagi dengan 1 sma. Sebagai contoh, jika kita menetapkan Mr dari H₂O.

Atom-atom penyusunnya adalah Hidrogen dan Oksigen, jumlah atomnya adalah 2 untuk Hidrogen dan 1 untuk Oksigen, Sehingga massanya adalah :

$$\text{Mr H}_2\text{O} = \frac{2 \text{ massa atom H} + 1 \text{ massa atom O}}{1 \text{ sma}}$$

$$\text{Mr H}_2\text{O} = \frac{2 \times 1 + 1 \times 16 \text{ sma}}{1 \text{ sma}}$$

$$\text{Mr H}_2\text{O} = 18$$

Dengan cara yang sama kita dapat menghitung Mr senyawa-senyawa lain, dengan bantuan tabel periodik untuk mendapatkan data massa setiap atom.

6.4. Konsep Mol

Dalam mereaksikan zat, banyak hal yang perlu kita perhatikan misalnya wujud zat berupa gas, cair dan padat. Cukup sulit bagi kita untuk mereaksikan zat dalam ketiga wujud zat tersebut, dalam bentuk padat dipergunakan ukuran dalam massa (gram), dalam bentuk cair dipergunakan volume zat cair dimana didalamnya ada pelarut dan ada zat yang terlarut. Demikianpula yang berwujud gas memiliki ukuran volume gas.

Kondisi ini menuntut para ahli kimia untuk memberikan satuan yang baru yang dapat mencerminkan jumlah zat dalam berbagai wujud zat. Avogadro mencoba memperkenalkan satuan baru yang disebut dengan mol. Definisi untuk 1 (satu) mol adalah banyaknya zat yang mengandung partikel sebanyak 6.023×10^{23} . Bilangan ini dikenal dengan Bilangan Avogadro yang dilambangkan dengan huruf N.

Lihat persamaan hubungan 1 mol dengan jumlah partikel pada Bagan 6.22. Dari persamaan diatas dapat kita nyatakan bahwa : 1 mol Karbon (C) mengandung 6.023×10^{23} atom Karbon. 1 mol senyawa H₂O mengandung 6.023×10^{23} molekul air.

Dari pernyataan ini juga muncul berapa massa 6.023×10^{23} partikel atom Karbon dan berapa massa dari 6.023×10^{23} molekul Air (H₂O).

Bagan 6.22. Persamaan yang menyatakan hubungan jumlah mol dengan jumlah partikel untuk atom dan molekul

$$1 \text{ mol Unsur} = 6.023 \times 10^{23} \text{ partikel atom unsur}$$

$$1 \text{ mol Senyawa} = 6.023 \times 10^{23} \text{ partikel molekul senyawa}$$

Dengan mempertimbangkan aspek massa zat, 1 mol zat didefinisikan sebagai massa zat tersebut yang sesuai dengan massa molekul relatifnya (M_r) atau massa atomnya (A_r).

Untuk 1 mol zat Karbon maka memiliki massa sesuai dengan massa atom Karbon, diketahui dari tabel periodik bahwa massa atom karbon adalah 12 sma, sehingga massa zat tersebut juga 12 gram. Untuk itu 1 mol zat dapat kita ubah kedalam bentuk persamaan :

$$\text{Mol (Unsur)} = \frac{\text{Berat zat}}{A_r}$$

$$\text{Mol (Senyawa)} = \frac{\text{Berat zat}}{M_r}$$

6.5 . Hubungan persamaan reaksi dengan mol zat

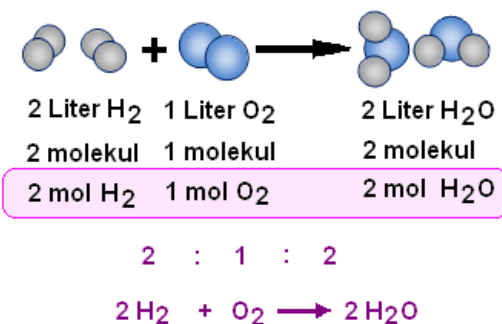
Hukum kekekalan masa, perbandingan volume Gay Lussac dan hukum Avogadro telah mengantarkan kita untuk memahami hubungan kesetaraan antara massa, volume dan jumlah molekul dari zat-zat yang bereaksi dengan hasil reaksi. Berdasarkan hukum Gay Lussac dan persamaan diatas tampak bahwa jumlah volume gas setara dengan jumlah molekul, jumlah mol zat, juga dengan koefisien reaksi. Perhatikan bagan reaksi 6.23.

6.6. Hitungan Kimia

Hukum-hukum dasar kimia dan persamaan reaksi telah memberikan dasar-dasar dalam memahami bagaimana suatu reaksi dapat berjalan. berapa zat-zat yang dibutuhkan dan berapa banyak zat yang terbentuk. Baik reaksi yang melibatkan zat berwujud padat, gas maupun cairan.

Secara sederhana alur perhitungan kimia dapat kita jabarkan dan disederhanakan dalam bagan 6.24 dibawah ini. Reaksi yang kita jadikan contoh adalah reaksi oksidasi dari senyawa Propana.

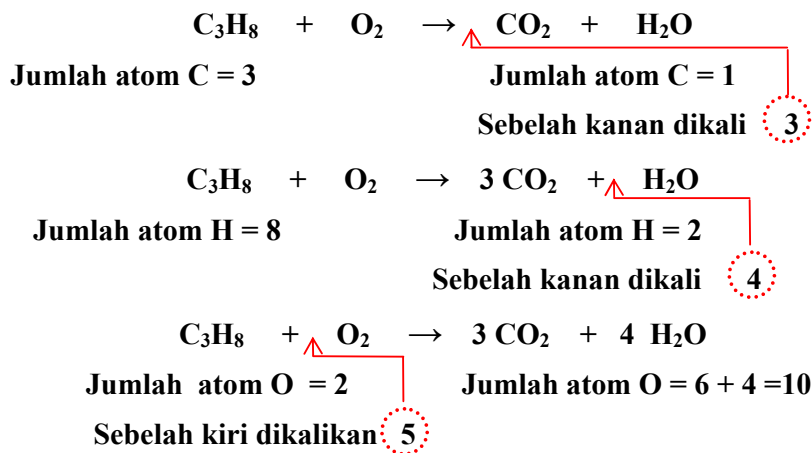
Bagan 6.23. Persamaan reaksi menyatakan kesetaraan jumlah volume, jumlah molekul dan jumlah mol



Bagan 6.24. Tahapan dalam hitungan kimia

Dari sebuah reaksi : $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

1. Pertama-tama adalah memperbaiki persamaan reaksi :



Persamaan reaksi menjadi : $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

2. Catat apa saja yang diketahui, misalnya massa air yang dihasilkan adalah 36 gram, dan lihat tabel periodik untuk massa atom, seperti massa atom C = 12, H = 1 dan O = 16.

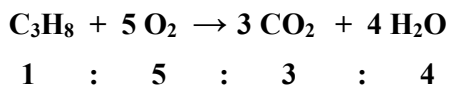
3. Dari data yang diketahui dikonversikan ke dalam satuan mol

Untuk H_2O , massa molekulnya adalah, 2 atom H : $2 \times 1 = 2$, dan 1 atom O = 16, sehingga massa molekul $\text{H}_2\text{O} = 18$.

Jumlah mol H_2O adalah

$$\frac{\text{Berat H}_2\text{O}}{\text{Berat molekul H}_2\text{O}} = \frac{36}{18} = 2 \text{ mol}$$

4. Cermati dengan baik apa yang ditanyakan, jika yang ditanyakan adalah hanya massa C_3H_8 . Tuliskan persamaan reaksi dan tentukan perbandingan molnya



1 mol C_3H_8 bereaksi dengan 5 mol O_2 menghasilkan 3 mol CO_2 dan 4 mol H_2O

Menentukan massa C_3H_8 , massa molekulnya = $3 \times 12 + 8 \times 1 = 44$

Mol C_3H_8 , = $\frac{1}{4} \times 2 \text{ mol} = 0.5 \text{ mol}$ (ingat H_2O yang terjadi 2 mol)

Massa $\text{C}_3\text{H}_8 = 0.5 \text{ mol} \times 44 = 22 \text{ gram}$

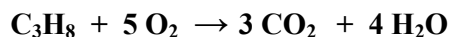
Jika pertanyaan menyangkut gas, ada beberapa hal yang harus kita perhatikan dengan cermat adalah keadaan berlangsungnya reaksi. Pertama keadaan, dimana suhu 0°C dengan tekanan 1 atm atau keadaan standar dan keadaan diluar keadaan standar. Untuk keadaan standar, setiap 1 (satu) mol gas akan memiliki volume sebesar 22.4 liter. Untuk keadaan tidak standar kita mempergunakan hukum Avogadro, pada tekanan dan suhu yang sama, gas-gas yang memiliki volume yang sama mengandung jumlah molekul yang sama pula.

Perhatikan contoh dibawah ini

Dari sebuah reaksi : $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Berapa volume gas Karbondioksida yang dihasilkan, jika tersedia 11 gram C_3H_8 , jika reaksi berlangsung pada keadaan standar. Berapa volume gas karbondioksida yang dihasilkan jika reaksi berlangsung pada suatu keadaan tertentu, dimana 1 mol gas N_2 volumenya 5 L. Penyelesaian dapat kita lakukan secara bertahap.

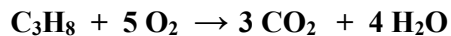
1. Pertama-tama adalah memperbaiki persamaan reaksi, dengan cara yang sama dengan halaman sebelumnya, kita akan dapati persamaan.



2. Catat apa saja yang diketahui, misalnya 11 gram C_3H_8 dan tentukan massa molekul relatif dari senyawa C_3H_8 , gunakan tabel periodik untuk massa atom, seperti massa atom C = 12, dan H = 1.

$$\text{Jumlah mol C}_3\text{H}_8 = \frac{\text{Berat C}_3\text{H}_8}{\text{Berat Molekul C}_3\text{H}_8} = \frac{11}{3 \times 12 + 8 \times 1} = 0,25 \text{ mol}$$

3. Cermati dengan baik apa yang ditanyakan, dalam hal ini CO_2 ditanyakan, tetapkan jumlah mol CO_2 dengan menuliskan persamaan reaksi untuk melihat rasio mol zat yang bereaksi dan hasil reaksinya.



1 mol C_3H_8 bereaksi dengan 5 mol O_2 menghasilkan 3 mol CO_2 dan 4 mol H_2O

Untuk setiap 1mol C_3H_8 , dihasilkan 3 mol CO_2 ,

diketahui C_3H_8 yang tersedia 0.25 mol,

CO_2 yang terjadi $3 \times 0.25 = 0.75 \text{ mol}$

4. Tetapkan volume gas CO_2 yang dihasilkan dalam keadaan standar, (ingat 1 mol setiap gas dalam keadaan standar adalah 22.4 liter.

$$1 \text{ mol} = 22.4 \text{ liter}$$

$$\text{Sehingga volume CO}_2 = 0.75 \times 22.4 = 16.8 \text{ liter}$$

5. Tetapkan volume gas CO_2 yang dihasilkan pada keadaan dimana 1 mol gas N_2 volumenya 5 liter

$$1 \text{ mol} = 5 \text{ liter}$$

$$\text{Sehingga volume CO}_2 = 0.75 \times 5 = 3.75 \text{ liter}$$

6.7. Perhitungan komposisi zat

Pada Bab 2, Rumus molekul merupakan gabungan lambang unsur yang menunjukkan jenis unsur pembentuk senyawa dan jumlah atom masing-masing unsur dengan perbandingan yang tetap. Atas dasar perbandingan molekul, volume dan massa yang setara dengan jumlah mol, maka rumus molekul juga dapat berarti perbandingan mol dari atom-atom penyusunnya.

Sebagai contoh rumus molekul air H_2O , terdiri dari jenis atom H dan O, dengan jumlah mol sebanyak 2 mol atom hydrogen dan 1 mol atom Oksigen.

Demikian pula untuk senyawa Glukosa dengan rumus molekul $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ terdiri dari atom C, H dan O, dengan komposisi mol yaitu 6 mol atom C, 12 mol atom H dan 6 mol atom O, lihat bagan 6.25.

Informasi yang didapat dari rumus molekul tidak terbatas pada jumlah atom namun kita juga dapat menentukan massa dari atom penyusunnya ataupun persentasenya.

Rumus molekul C_2H_2 menunjukkan ada 2 mol atom Karbon dan 2 mol atom Hidrogen, jika massa atom C = 12, dan H = 1.

Massa Karbon = $2 \times 12 = 24$

Massa Hidrogen = $2 \times 1 = 2$

Massa Molekulnya (Mr) = 26

Dengan komposisi tersebut maka persen massa Karbon adalah :

$$\frac{\text{C}}{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{24}{26} \times 100\% = 92.3\%$$

Sedangkan persen massa Hidrogen adalah :

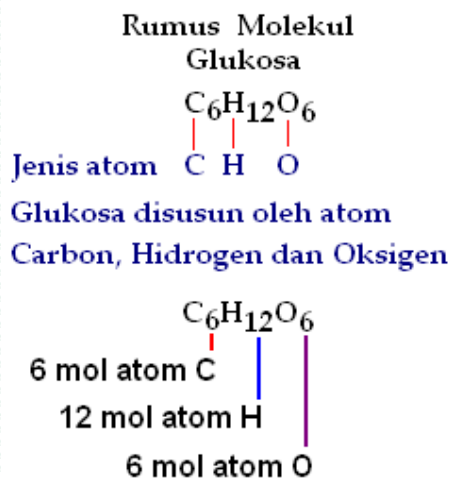
$$\frac{\text{H}}{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{2}{26} \times 100\% = 7.7\%$$

Dengan rasio mol, ini juga terkandung penertian rumus empiris bagi satu zat.

Beberapa contoh soal di bawah ini mengangkat berbagai makna yang terkandung di dalam rumus molekul dan rumus empiris.

Sebuah senyawa $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, dengan massa atom N=14, H=1, S=32 dan O=16. Tentukan masing-masing persen berat dari atom-atom penyusunnya.

Bagan 6.25. Komposisi mol atom dalam rumus molekul



Untuk atom N = 2, atom H = 4, atom S = 1 dan atom O=4.

$$N = 2 \times 14 = 28$$

$$H = 4 \times 2 \times 1 = 8$$

$$S = 1 \times 32 = 32$$

$$O = 4 \times 16 = 64$$

Massa molekulnya adalah = 132

$$\text{Persen berat N} = 28/132 \times 100\% = 21.21\%$$

$$\text{Persen berat H} = 8/132 \times 100\% = 6.06\%$$

$$\text{Persen berat S} = 32/132 \times 100\% = 24.24\%$$

$$\text{Persen berat O} = 64/132 \times 100\% = 48.49\%$$

Untuk soal yang lebih kompleks, misalnya sebuah senyawa tersusun atom Karbon dan atom Hidrogen, Persen berat Karbon adalah 92.3% dan sisanya Hidrogen, Jika massa molekul tersebut adalah 78, dimana atom C = 12 dan atom H = 1. Tentukan rumus molekulnya.

1. Pertama kita tetapkan massa Karbon
Berdasarkan persen berat terhadap massa molekul senyawanya.
 $C = 0.923 \times 78 = 71.994$ dibulatkan 72
2. Kedua kita tetapkan massa hidrogen
Berdasarkan persen berat terhadap massa molekul senyawanya
 $100\% - 92.3\% = 7.7\%$
 $H = 0.077 \times 78 = 6.006$ dibulatkan 6
3. Jumlah karbon dan hidrogen
 $C = 72/12 = 6$
 $H = 6/1 = 6$
4. Rumus Molekulnya
 C_6H_6

Seorang petani memiliki masalah dengan lahannya yang membutuhkan unsur Nitrogen, namun dia tidak tahu bagaimana cara menghitung kadar N dalam sebuah pupuk urea yang memiliki rumus molekul $CO(NH_2)_2$. Berat atom untuk C: 12, O:16, N:14 dan H:1.

Jika petani tersebut memiliki 1 karung pupuk urea dengan berat yang tertulis dalam labelnya adalah 120 Kg. Berapakah kadar Nitrogen dalam 1 karung pupuk urea tersebut.

Pemecahan masalah ini dapat anda lihat dalam Bagan 6.26. di sebelah.

Bagan 6.26. Contoh penyelesaian perhitungan komposisi unsure-unsut dalam sebuah senyawa

Rumus Molekul Pupuk Urea



massa atom C =12 Jumlah atom C = 1

massa atom O =16 Jumlah atom O = 1

massa atom N =14 Jumlah atom N = 2

massa atom H = 1 Jumlah atom H = 4

$$Mr = 12 \times 1 + 16 \times 1 + 14 \times 2 + 1 \times 4 = 60$$

$$\text{Persen berat C} = 12/60 \times 100\% = 20.00\%$$

$$\text{Persen berat O} = 16/60 \times 100\% = 26.67\%$$

$$\text{Persen berat N} = 28/60 \times 100\% = 46.67\%$$



$$\text{Persen berat H} = 4/60 \times 100\% = 6.66\%$$

Biasanya pupuk urea dijual dalam karung yang berisi 120 Kg, tentukan massa N dalam karung

$$\text{Berat N} = 46.67\% \times 120 \text{ Kg} = 56 \text{ Kg}$$

RANGKUMAN

1. Pembentukan sebuah molekul baru harus memenuhi hukum-hukum dasar kimia seperti;
 Hukum Kekekalan Massa
 Massa zat-zat sebelum bereaksi sama dengan massa zat sesudah bereaksi
 Hukum Perbandingan Tetap
 Dalam sebuah senyawa perbandingan tetap, massa unsur-unsur penyusun adalah tetap, hal ini berarti komposisi suatu senyawa selalu sama, dimanapun molekul itu berada.
 Hukum Perbandingan Berganda
 Dua macam unsur dapat membentuk dua senyawa atau lebih, jika unsur pertama memiliki massa yang sama, maka unsur kedua dalam senyawa-senyawa tersebut memiliki perbandingan sebagai bilangan bulat dan sederhana.
 Hukum Perbandingan Volume
 Volume gas-gas yang bereaksi dan volume gas-gas hasil reaksi, jika diukur pada suhu dan tekanan yang sama, akan berbanding sebagai bilangan bulat yang sederhana.
 Hukum Avogadro
 Pada keadaan yang sama Avogadro juga menyatakan bahwa setiap gas yang mempunyai jumlah mol yang sama memiliki volume yang sama.
2. Pada keadaan standar yaitu pada suhu 0 °C dengan tekanan 1 atm, setiap 1 mol gas memiliki volume sebesar 22.4 Liter.
3. Persamaan reaksi didefinisikan sebagai cara penulisan suatu reaksi atau perubahan kimia yang mengacu pada hukum-hukum dasar kimia.
4. Persamaan reaksi yang benar telah memberikan informasi tentang; banyaknya mol zat yang bereaksi dan sesudah reaksi memiliki kesetaraan, dan jumlah unsur-unsur disebelah kiri tanda panah (sebelum bereaksi) sama dengan jumlah unsur-unsur disebelah kanan tanda panah (sesudah bereaksi).
5. Atas dasar kesepakatan massa satu atom adalah sama dengan massa dari $\frac{1}{12}$ massa atom ^{12}C , dan massa setiap atom (A_r) dapat dicari pada lampiran. Massa dari sebuah molekul (M_r) dapat ditentukan dengan menjumlahkan massa dari setiap unsur yang menyusunnya. Misalnya H_2O , memiliki massa 2 x massa atom H + 1 x massa atom O.
5. Mol suatu zat merupakan rasio dari massa satu zat dengan massa relatifnya (A_r atau M_r) dan dinyatakan dalam persamaan :

$\text{Mol (Unsur)} = \frac{\text{Berat zat}}{\text{Ar}}$		$\text{Berat zat} = \text{Mol} \times \text{Ar}$
$\text{Mol (Senyawa)} = \frac{\text{Berat zat}}{\text{Mr}}$		$\text{Berat zat} = \text{Mol} \times \text{Mr}$

6. Rumus kimia sebuah zat merupakan lambang dari sebuah zat yang mencerminkan jenis zat dan jumlah atom-atomnya yang menyusun zat tersebut.
7. Rumus molekul adalah lambang sebuah molekul yang memberikan informasi tentang jenis dan jumlah atom-atom secara akurat dari molekul tersebut.
8. Rumus empiris adalah rumus kimia yang mencirikan jenis atom dan rasio dari jumlah atom-atom penyusunnya, rumus empiris tidak menyatakan rumus molekulnya, sebagai contoh rumus empiris dari $(\text{CH})_n$, rumus molekul diketahui jika nilai n diketahui.
9. Beberapa makna dari Rumus molekul
 - Menyatakan banyak unsur dari atom-atom penyusunnya
 - Menyatakan perbandingan mol setiap unsur untuk membentuk senyawa tersebut
 - Menyatakan perbandingan massa setiap unsur dalam senyawa tersebut.
 - Misalkan ; Senyawa air H_2O
 - Menyatakan jumlah atom Hidrogen sebanyak 2 (dua) buah dan atom Oksigen sebanyak 1 (satu) buah.
 - Ada 2 mol unsur/atom Hidrogen dan 1 mol unsur/atom Oksigen

UJI KOMPETENSI

Pilihlah salah satu jawaban yang tepat

1. Massa zat sebelum dan sesudah reaksi adalah sama, pernyataan ini dikemukakan oleh:
 - a. Dalton
 - b. Gay Lussac
 - c. Avogadro
 - d. Lavoisier
2. Pada temperatur dan tekanan yang sama 1 mol setiap gas mempunyai volume yang sama. Pernyataan ini dikemukakan oleh:
 - a. Dalton
 - b. Gay Lussac
 - c. Avogadro
 - d. Proust
3. Ada dua senyawa dari Fe dan S masing-masing adalah FeS dan Fe_2S_3 maka perbandingan massa S dalam kedua senyawa itu untuk Fe yang tetap adalah:
 - a. 112 : 64
 - b. 56 : 32
 - c. 2 : 1
 - d. 1 : 2
4. Bilangan Avogadro menyatakan jumlah :
 - a. Atom dalam 2 gram suatu unsur
 - b. Atom/molekul dalam 1 mol unsur/senyawa
 - c. Molekul dalam 1 gram senyawa
 - d. Jumlah partikel dalam 1 mol senyawa/unsur
5. Dari 1 kg suatu batuan didapatkan 80% CuS_2 bila diketahui Ar Cu = 63,5 dan S = 32 maka massa Cu kira-kira yang terdapat dalam batuan itu adalah :
 - a. 398 gram
 - b. 498 gram
 - c. 127 gram
 - d. 500 gram
6. Banyaknya atom dalam 1 mol suatu unsur adalah
 - a. $6,02 \times 10^{-23}$
 - b. $6,02 \times 10^{23}$
 - c. $60,2 \times 10^{23}$
 - d. $60,2 \times 10^{-23}$
7. Bila diketahui Ar Na = 23, H = 1, O = 16. Berapa molkah 5 gram NaOH?
 - a. 1/8
 - b. 1/5
 - c. 1/40
 - d. 5/16

8. Bila diketahui N adalah bilangan Avogadro, maka 1 liter gas CO_2 pada 0°C dan 1 atm berisi : ($M_r \text{ CO}_2 = 46$)
- 22,4 liter CO_2
 - $1/46$ gram CO_2
 - $1/22,4 \times \frac{1}{4}$ molekul CO_2
 - $N/22,4$ molekul CO_2
9. Diketahui reaksi $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$. Berapa gram air yang terjadi bila digunakan 2 gram hidrogen pada keadaan 0°C dan 1 atm?
- 4 gram
 - 18 gram
 - 2 gram
 - 36 gram
10. Gas dengan jumlah gram yang paling sedikit per-mililiternya, pada t dan p yang sama adalah :
- H_2
 - N_2
 - NH_3
 - N_2H_4
11. Diketahui 1 liter gas pada 0°C dan 1 atm massanya = 0,712 gram. Maka massa molekul gas tersebut kira-kira:
- 14
 - 32
 - 16
 - 18
12. Berapa gram Fe yang diperlukan untuk membuat 49,5 gram FeS (diketahui BA Fe = 55,85 dan S = 32)
- 1,5 gram
 - 4,5 gram
 - 9 gram
 - 32 gram
13. Pada suhu dan tekanan tertentu, 1 liter gas X massanya = 15 gram jika pada keadaan itu massa 10 liter gas NO adalah 7,5 gram. Maka massa molekul gas X adalah : (Massa Atom N = 14, O = 16)
- 60
 - 30
 - 40
 - 50
14. Berapa gram karbon yang terdapat dalam gula $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ sebanyak $\frac{1}{2}$ mol
- 144 gram
 - 72 gram
 - 36 gram
 - 40 gram

Bab 7. Reaksi Kimia

Standar Kompetensi

Memahami perkembangan konsep reaksi kimia

Memahami konsep larutan elektrolit dan elektrokimia

Kompetensi Dasar

Mendeskripsikan pengertian umum reaksi kimia

Membedakan konsep oksidasi, reduksi, dan reaksi lainnya

Menerapkan konsep reaksi redoks dalam elektrokimia

Tujuan Pembelajaran

1. Siswa dapat mendefinisikan reaksi kimia
2. Siswa dapat menyebutkan jenis-jenis reaksi kimia
3. Siswa dapat mengidentifikasi peristiwa oksidasi
4. Siswa mampu mengidentifikasi peristiwa reduksi
5. Siswa dapat menyebutkan definisi reaksi reduksi-oksidasi (redoks)
6. Siswa dapat menyetarakan persamaan reaksi redoks berdasarkan kesetaraan elektron
7. Siswa dapat myetarakan persamaan reaksi redoks berdasarkan perubahan bilangan oksidasi
8. Siswa dapat membedakan sel elektrokimia
9. Siswa dapat menyebutkan pemanfaatan sel volta dan sel elektrolisa
10. Siswa dapat menjelaskan hubungan antara zat dengan arus listrik dalam sel elektrokimia
11. Siswa dapat menjelaskan peristiwa korosi

7.1. Reaksi Kimia

Sudah kita bahas sebelumnya bahwa reaksi kimia adalah dari perubahan kimia. Dalam perubahan tersebut terjadi interaksi antara senyawa kimia atau unsur kimia yang melibatkan perubahan struktur, akibat adanya pemutusan dan pembentukan ikatan kimia dalam proses ini energi dapat dihasilkan maupun dilepaskan.

Reaksi kimia dituliskan kedalam bentuk persamaan kimia, untuk lebih mudah mengingatnya perhatikan contoh reaksi kimia dibawah ini:



Dari persamaan ini kita akan mendapatkan informasi tentang zat-zat yang bereaksi yaitu logam tembaga dan asam sulfat, menghasilkan tembaga (II) sulfat, air dan sulfur dioksida.

Persamaan ini juga mengindikasikan bentuk-bentuk zat yang bereaksi, padatan dengan notasi (s), terlarut dalam air dengan notasi (aq), (l) cairan dan (g) adalah gas. Selain itu informasi lain juga kita dapatkan seperti perbandingan mol dari zat-zat yang bereaksi maupun hasil reaksi.

7.2. Jenis reaksi kimia

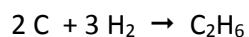
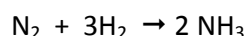
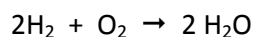
Didalam laboratorium kimia, reaksi kimia dapat diamati dengan mudah, karena perubahan kimia selalu menghasilkan zat baru. Zat-zat yang dihasilkan dapat berupa endapan, gas, perubahan warna dan juga terjadi perubahan suhu. Beberapa contoh reaksi kimia yang dapat dilihat dengan indera mata kita pada Gambar 7.1.

Berdasarkan proses yang terjadi pada suatu reaksi kimia maka reaksi kimia dapat kita golongkan menjadi 7 jenis reaksi, meliputi reaksi pembentukan, penguraian, pengendapan, pertukaran, netralisasi, pembakaran atau oksidasi, dan reduksi.

7.2.1 Reaksi pembentukan

Reaksi pembentukan merupakan penggabungan atom-atom dari beberapa unsur membentuk senyawa baru. Contoh untuk reaksi ini adalah :

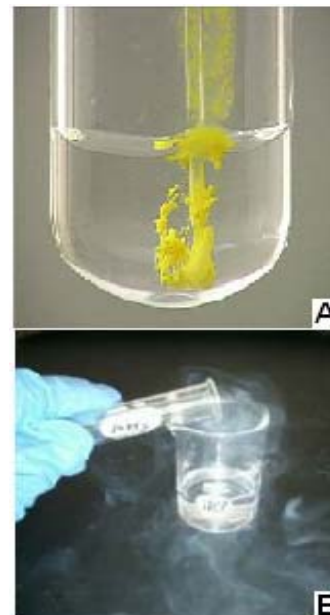
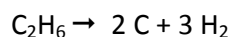
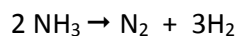
Pembentukan molekul air



Dari contoh diatas bahwa senyawa H_2O , (air) NH_3 amonia dan C_2H_6 , (etana) dibentuk dari unsur-unsur yaitu hidrogen dan oksigen untuk air, nitrogen dan hidrogen untuk ammonia, dan karbon dan hidrogen untuk gas etana.

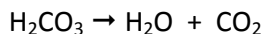
7.2.2. Reaksi penguraian

Reaksi penguraian merupakan reaksi kebalikan dari reaksi pembentukan. Pada reaksi penguraian, senyawa terurai menjadi senyawa yang lebih sederhana atau menjadi unsur-unsurnya. Reaksi penguraian dapat kita cermati, reaksi penguraian senyawa menjadi unsur-unsurnya, seperti :



Gambar 7.1. Reaksi pengendapan (A) dan reaksi pembentukan gas (B) yang mudah kita amati

Sedangkan penguraian dari senyawa menjadi senyawa yang lebih sederhana, seperti :

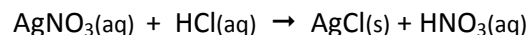


Umumnya reaksi penguraian tidak berlangsung secara spontan, namun memerlukan energi dari luar, misalnya listrik, panas atau dengan bantuan cahaya matahari.

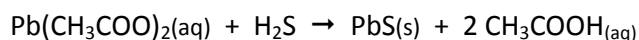
7.2.3. Reaksi pengendapan.

Reaksi pengendapan merupakan reaksi yang salah satu produknya berbentuk endapan. Endapan terjadi karena zat yang terjadi tidak atau sukar larut didalam air atau pelarutnya. Tidak semua zat mengendap, sehingga reaksi pengendapan juga dipergunakan untuk identifikasi sebuah kation atau anion.

Dibawah ini disajikan beberapa reaksi pengendapan, sebagai tanda bahwa zat yang terjadi adalah endapan perhatikan tanda (s) solid, setelah indeks dari rumus kimianya.



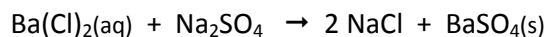
Endapan yang terbentuk adalah endapan putih dari AgCl.



Dari reaksi ini akan dihasilkan endapan yang berwarna hitam dari PbS.

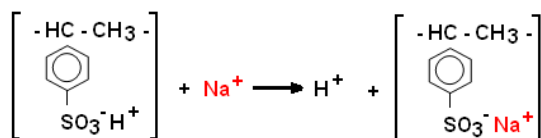
7.2.4. Reaksi pertukaran

Jenis reaksi ini adalah jenis pertukaran antara kation-kation ataupun pertukaran antar anion, dalam istilah lainnya disebut dengan ion exchange. Pada peristiwa reaksi pertukaran maka salah satu produk dapat berupa endapan atau bentuk gas sehingga zat terpisahkan.



Dalam reaksi ini atom Ba berpindah pasangan dengan atom Cl, membentuk endapan putih BaSO₄.

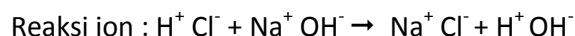
Contoh lain adalah resin penukar kation



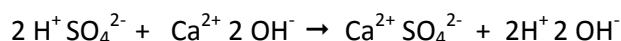
divinilbenzene sulfonat mengikat logam Na⁺ dan melepaskan ion H⁺

7.2.5. Reaksi netralisasi

Reaksi netralisasi merupakan reaksi penetralan asam oleh basa dan menghasilkan air. Hasil air merupakan produk dari reaksi antara ion H^+ pembawa sifat asam dengan ion hidroksida (OH^-) pembawa sifat basa, reaksi : $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$



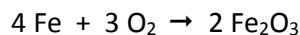
Reaksi netralisasi yang lain ditunjukkan oleh reaksi antara asam sulfat H_2SO_4 dengan calcium hidroksida $Ca(OH)_2$, seperti dibawah ini :



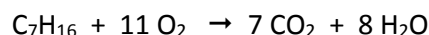
7.2.6. Reaksi pembakaran

Reaksi pembakaran dengan defines yang paling sederhana adalah reaksi dari unsur maupun senyawa dengan oksigen. Reaksi pembakaran ini ditunjukkan dalam pada persamaan dibawah ini :

Reaksi pembakaran logam besi



Dari persamaan tampak bahwa reaksi pembakaran ditunjukkan dengan adanya gas oksigen. Contoh lain dari reaksi ini adalah pembakaran dari salah satu campuran bahan bakar :



Reaksi diatas juga mengindikasikan adanya gas oksigen. Reaksi pembakaran sering juga disebut dengan reaksi oksidasi, dan akan kita bahas secara terpisah.

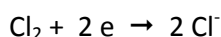
7.3. Reaksi oksidasi dan reduksi.

Reaksi oksidasi dan reduksi sering diistilahkan dengan “reaksi redoks”, hal ini dikarenakan kedua peristiwa tersebut berlangsung secara simultan. Oksidasi merupakan perubahan dari sebuah atom atau kelompok atom (gugus) melepaskan elektron, bersamaan itu pula atom atau kelompok atom akan mengalami kenaikan bilangan oksidasi. Demikian pula sebaliknya reduksi adalah perubahan dari sebuah atom atau kelompok atom menerima atau menangkap elektron. Perhatikan contoh berikut yang menggambarkan peristiwa atau reaksi oksidasi.



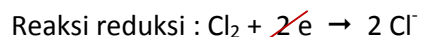
Elektron dilambangkan dengan (e) yang dituliskan pada sebelah kanan tanda panah dari persamaan reaksi, jumlah elektron yang dilepaskan setara dengan jumlah muatan pada kedua belah persamaan. Dari reaksi diatas 2 e, menyetarakan muatan Fe^{2+} .

Untuk reaksi reduksi dicontohkan oleh peristiwa reaksi dibawah ini:



Reaksi ini menunjukkan adanya penarikan atau penangkapan elektron (e) molekul unsur Cl_2 dan menyebabkan molekul tersebut berubah menjadi anion Cl^- . Untuk mempermudah pengertian, kita dapat sederhanakan makna Cl^- , sebagai Cl kelebihan elektron karena menangkap elektron dari luar.

Reaksi redoks merupakan reaksi gabungan dari reaksi oksidasi dan reduksi, dan menjadi cirri khas bahwa jumlah elektron yang dilepas pada peristiwa oksidasi sama dengan jumlah elektron yang diterima atau di tangkap pada peristiwa reduksi, perhatikan contoh :



Total reaksi diatas mengindikasikan bahwa muatan dari besi dan klor sudah netral, demikian pula dengan jumlah electron yang sama dan dapat kita coret pada persamaan reaksi redoksnya.

Peristiwa reaksi redoks selalu melibatkan muatan, untuk hal tersebut sebelum kita lanjutkan dengan persamaan reaksi redoks, lebih dulu kita nahas tentang tingkat atau keadaan oksidasi suatu zat.

7.4. Bilangan Oksidasi

Adalah sebuah bilangan yang ada dalam sebuah unsur dan menyatakan tingkat oksidasi dari unsur tersebut. Tingkat oksidasi ini dicapai dalam rangka pencapaian kestabilan unsur dan konfigurasi elektronnya mengikuti pola gas mulia.

Sehingga ada kecenderungan bahwa bilangan oksidasi sama dengan jumlah elektron yang dilepas atau ditangkap oleh sebuah atom.

Beberapa aturan dalam penetapan bilangan oksidasi :

1. Unsur yang ada dalam keadaan bebas di alam memiliki bilangan oksidasi 0 (nol), seperti Gas mulia (He, Ne, Ar dst), logam Cu, Fe, Ag, Pt dan lainnya Gambar 7.2.
2. Molekul baik yang beratom sejenis dan yang tidak memiliki bilangan oksidasi 0 (nol). Molekul beratom sejenis misalnya N_2 , O_2 , Cl_2 , H_2 dan lainnya. Untuk



Gambar 7.2. Rumus molekul mencirikan jenis dan jumlah atom-atom penyusunnya

1. molekul yang tidak sejenis, misalnya NaCl, K₂O, SO₂, NO₂, KCl, H₂SO₂ dan lain sebagainya. Untuk senyawa yang disusun oleh atom yang tidak sejenis, bilangan oksidasinya 0 (nol) merupakan jumlah dari bilangan oksidasi dari atom-atom penyusunnya perhatikan bagan 7.3.
2. Logam-logam pada golongan IA bermuatan positif satu (+1).
3. Atom-atom yang berada pada Gol VIIA Halogen memiliki bilangan oksidasi negatif satu (-1).
4. Bilangan oksidasi atom H, positif satu (+1) kecuali dalam senyawa hidrida, atom H berikatan dengan logam seperti NaH : Natrium hidrida, BaH₂ : Barium hidrida, dalam senyawa ini atom memiliki bilangan oksidasi negatif satu (-1).
5. Bilangan oksidasi atom Oksigen adalah negatif dua (-2), ada beberapa pengecualian dimana bilangan oksidasi adalah positif dua (+2) pada molekul F₂O, memiliki bilangan oksidasi negatif satu (-1) terdapat pada molekul H₂O₂ dan Na₂O₂.

Jumlah bilangan oksidasi dari satu molekul poliatom yang berbentuk ion, jumlah bilangan oksidasinya sama dengan muatan ionnya, sebagai contoh SO₄²⁻. Untuk atom Oksigen bilangan oksidasinya -2, sehingga terdapat muatan -8, karena selisih bilangan oksidasi antara atom O dan S adalah -2, maka bilangan oksidasi S adalah +6.

7.5. Bilangan oksidasi pada senyawa dan ion

Aturan tentang keadaan oksidasi atau bilangan oksidasi telah kita bahas, namun demikian kita perlu mengetahui dengan tepat berapa besar bilangan oksidasi sebuah atom dari sebuah senyawa. Untuk itu mari kita perhatikan contoh sebagai berikut : tetapkan bilangan oksidasi dari atom Cl, didalam senyawa KClO₃ dan atom Cr pada dalam ion Cr₂O₇²⁻. Perhatikan penyelesaian disebelah pada Bagan 7.4.

Dengan cara yang sama kita dapat tentukan bilangan oksidasi Cr dalam ion Cr₂O₇²⁻

Misal bilangan oksidasi Cr dalam Cr₂O₇²⁻ = x, Jumlah oksidasi Cr₂O₇²⁻ = -2, Bilangan oksidasi O = -2

7 atom O = 7 (-2) = -14. Persamaan: 2(x) + (-14) = -2 dan harga x = 6.

Jadi bilangan oksidasi Cr dalam ion Cr₂O₇²⁻ = 6

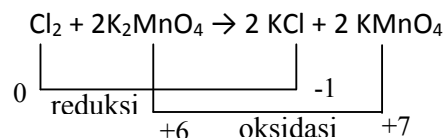
Bagan 7.3. Cara menghitung bilangan oksidasi dari senyawa poliatom.



Bagan 7.4. Penetapan bilangan oksidasi Cl dalam senyawa KClO₃

Bilangan oksidasi Cl dalam KClO₃
Misal bilangan oksidasi Cl dalam KClO₃ = x.
Bilangan oksidasi KClO₃ = 0,
Bilangan oksidasi O dalam KClO₃ = 3(-2) = -6
Bilangan oksidasi K dalam KClO₃ = +1
Maka: 1 + x + (-6) = 0
x = 5
Jadi bilangan oksidasi Cl dalam KClO₃ = 5

Pada suatu reaksi redoks peristiwa kenaikan dan penurunan bilangan oksidasi suatu unsur atau kelompok molekul selalu terjadi dan berlangsung bersamaan. Untuk hal tersebut kita perlu mengenal dengan cermat perubahan bilangan oksidasi pada sebuah reaksi kimia. Kita ambil contoh perubahan bilangan oksidasi dari Cl_2 dan atom Mn.



Penentuan dari bilangan oksidasi. Perlu kita ingat, bilangan oksidasi senyawa adalah 0 (nol), bilangan oksidasi oksigen perlu -2 dan logam golongan IA adalah +1.

Bilangan Oksidasi $\text{Cl}_2 = 0$.

Bilangan oksidasi Cl dalam KCl adalah -1, karena K bermuatan =1, merupakan logam dari Golongan IA.

Dari persamaan Cl mengalami peristiwa reduksi.

Bilangan Oksidasi Mn dalam K_2MnO_4 adalah.

$\text{K}_2\text{MnO}_4 = 0$

K = 1+, sebanyak 2 atom, jumlah muatan +2,

O = 2-, sebanyak 4 atom, jumlah muatan -8

Mn = ?, sebanyak 1 atom, jumlah muatan x

Total muatan senyawa adalah nol (0).

$\text{K}_2\text{MnO}_4 = 0$

$(+2) + (x) + (-8) = 0$

$(x) + (-6) = 0$

$(x) = +6$

Bilangan Oksidasi Mn dalam KMnO_4

KMnO_4

$(+1) + (x) + (-8) = 0$

$(x) + (-7) = 0$

$(x) = +7$

Atom Mn mengalami kenaikan bilangan oksidasi, disebelah kiri bermuatan +6 berubah menjadi +7 disebelah kanan tanda panah.

7.6. Menyetarakan persamaan reaksi redoks

Dalam reaksi redoks, hal yang cukup pelik adalah perubahan untuk beberapa atom atau ion, dimana perubahannya belum tentu mudah diingat, sehingga kita sangat memerlukan data perubahan-perubahan tersebut, seperti yang kita tampilkan dalam Tabel 7.1.

Tabel 7.1. Beberapa perubahan unsur atau senyawa, ion dalam reaksi redoks

Oksidator		Perubahan
$\text{MnO}_2/\text{PbO}_2$	\rightarrow	$\text{Mn}^{2+}/\text{Pb}^{2+}$
KMnO_4	<u>Asam</u>	Mn^{2+}
KMnO_4	<u>Basa</u>	MnO_2
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	\rightarrow	Cr^{3+}
$\text{X}_2(\text{F, Cl, Br, I})$	\rightarrow	X^-
XO_3	\rightarrow	X^-
XO	\rightarrow	X^-
KClO_3	\rightarrow	Cl^-
NaClO	\rightarrow	Cl^-
H_2O_2	<u>Asam</u>	H_2O
H_2O_2	<u>Basa</u>	H_2O
H_2SO_4	\rightarrow	SO_2
HNO_3	<u>Pekat</u>	NO_2
HNO_3	<u>Encer</u>	NO
H^+	\rightarrow	H_2

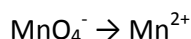
Untuk menuliskan persamaan reaksi redoks dapat dilakukan dalam dua cara yaitu cara ion dan cara bilangan oksidasi.

7.6.1. Cara Ion Elektron

Beberapa langkah menyelesaikan persamaan reaksi redoks adalah :

1. Tentukan zat yang berperan sebagai oksidator dan tuliskan reaksi perubahannya.
2. Tentukan zat yang berperan sebagai reduktor dan tuliskan reaksi perubahannya
3. Seimbangkan persamaan oksidator/reduktor menurut jumlah atom masing-masing unsur dengan cara:
 - a. Jika reaksi berlangsung dalam larutan yang bersifat netral atau asam, tambahkan H_2O atau H^+ untuk menyeimbangkan jumlah atom O dan H. Perhatikan penyetaraan, untuk setiap kelebihan 1 atom O diseimbangkan dengan menambahkan satu molekul H_2O pada posisi yang berlawanan (sebelah kiri atau kanan tanda panah), dilanjutkan dengan penambahan ion H^+ untuk menyeimbangkan atom-atom H.

Contoh:



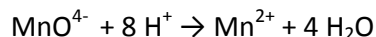
Sebelum perubahan terdapat 4 atom O

Sesudah perubahan tidak ada atom O

Sebelah kanan tanda panah harus ditambahkan 4 molekul H_2O untuk menyeimbangkannya 4 atom O dan persamaannya:



Sebelah kanan reaksi terdapat 8 atom H, sedangkan sebelah kiri reaksi tidak ada atom H, sehingga ditambahkan 8 ion H^+ , dan persamaan reaksi menjadi:

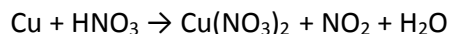


- b. Berbeda jika reaksi redoks berlangsung dalam larutan yang bersifat basa. kelebihan 1 atom Oksigen diseimbangkan dengan 1 molekul H_2O pada sisi yang sama dan ditambahkan 1 ion OH^- disisi tanda panah yang berlawanan.

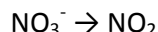
Setiap kelebihan 1 atom H diseimbangkan dengan menambahkan 1 ion OH^- pada pihak yang sama, kemudian 1 molekul H_2O pada pihak yang lain.

- c. Jika atom H dan O berlebih pada pihak yang sama, dapat diseimbangkan dengan menambahkan 1 ion OH^- . Perhatikan contoh pada Bagan 7.4.
4. Jika dalam perubahan, oksidasi suatu unsur membentuk kompleks dengan unsur lain, penyeimbangan dilakukan dengan menambah gugus atau unsur pembentuk kompleks tersebut.
5. Persamaan reaksi juga perlu disetarakan muatannya dengan cara menambahkan elektron-elektron.
6. Keseimbangan jumlah elektron yang dilepas reduktor harus sama dengan jumlah elektron yang diambil oksidator. Penambahan kedua persamaan oksidator dan reduktor dan semua elektron disebelah kiri dan kanan tanda panah saling meniadakan.

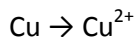
Contoh:



- 1) menentukan zat oksidator dan perubahannya

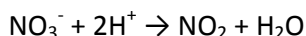
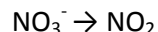


- 2) menentukan zat reduktor dan perubahannya

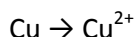


- 3) menyeimbangkan persamaan reaksi oksidator dan reduktor.

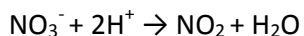
Oksidator:



Reduktor:



- 4) menyeimbangkan Muatan reaksi.



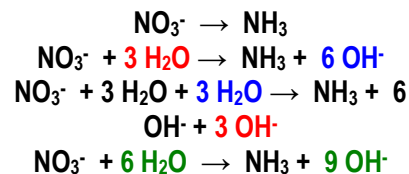
Jumlah muatan sebelah kiri reaksi adalah:

$$\text{dalam } \text{NO}_3^- = -1$$

$$\text{dalam } 2\text{H}^+ = +2$$

maka jumlah muatan sebelah kiri = $(-1) + 2 = +1$

Bagan 7.4. Reaksi setengah sel untuk senyawa NO_3^- dalam suasana basa



Kelebihan atom 3 atom Oksigen pada NO_3^- , diseimbangkan dengan menambahkan 3 molekul air pada sisi ini dan menambahkan ion OH^- disebelah kanan tanda panah. Hal ini menyebabkan disebelah kanan tanda panah kelebihan 3 atom yang selanjutnya ditambahkan kembali dengan 3 ion OH^- pada sisi tersebut dan diseimbangkan dengan menambahkan 3 molekul air pada sisi yang berlawanan sehingga reaksi menjadi setara.

Sedangkan sebelah kanan muatannya adalah nol (0).

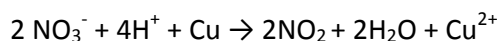
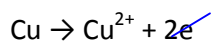
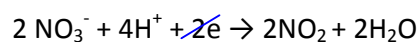
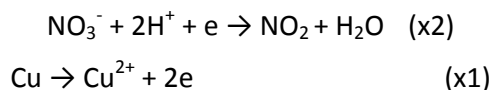
dalam $\text{NO}_2 = 0$

dalam $\text{H}_2\text{O} = 0$

Maka jumlah muatan sebelah kanan = 0

Penyetaraan selanjutnya dengan menjumlahkan reaksi oksidator dan reduktornya.

5) Penambahan persamaan oksidator reduktor.



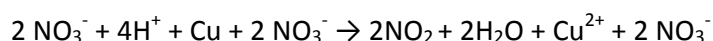
Persamaan diatas merupakan peristiwa redoks yang terjadi, Sedangkan untuk mengoksidasi atom Cu diperlukan 2 nitrat sehingga bilangan oksidasinya naik menjadi dua (+2)

Disisi lain bilangan oksidasi N pada $\text{NO}_3^- =$

5 dan bilangan oksidasi N pada $\text{NO}_2 = 4$, berarti turun.

Setiap ion Cu^{2+} di sebelah kanan reaksi mengikat molekul NO_3^- , maka tambahkan 2 ion NO_3^- di sebelah kiri.

Persamaan menjadi



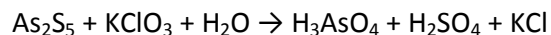
7.6.2. Cara Bilangan Oksidasi

Menyelesaikan persamaan reaksi redoks dengan cara bilangan oksidasi, dilakukan dalam beberapa tahap :

- 1) Menentukan bilangan oksidasi atom-atom pada masing-masing zat yang bereaksi.
- 2) Menentukan zat mana yang merupakan oksidator dan mana yang reduktor, oksidator bercirikan adanya penurunan bilangan oksidasi, sedangkan reduktor peningkatan bilangan oksidasi.
- 3) Menentukan jumlah elektron-elektron yang diambil harus sama dengan jumlah elektron-elektron yang dilepas.

- 4) Melengkapi koefisien-koefisien sehingga reaksi seimbang.

Perhatikan contoh reaksi berikut :



Menentukan bilangan Oksidasi

Bilangan oksidasi zat yang bereaksi:

Melakukan pengecekan bilangan untuk atom As dalam As_2S_5 ,

Bilangan Oksidasi S adalah -2

Senyawa $\text{As}_2\text{S}_5 = 0$, bilangan oksidasi S dalam As_2S_5

$$S = 5(-2) = -10$$

Sehingga bilangan oksidasi As dalam $\text{As}_2\text{S}_5 = +5$

Bilangan oksidasi atom Cl dalam KClO_3 ,

$\text{KClO}_3 = 0$

Bilangan oksidasi K = +1 dan O = $(-2 \times 3) = -6$, sehingga Cl = +5

Bilangan oksidasi zat hasil reaksi.

Dari senyawa H_3AsO_4 , bilangan oksidasi masing-masing adalah H = +3 dan O = -8, sedangkan As = +5

Untuk H_2SO_4 , bilangan oksidasi masing-masing atom adalah H = +2, O = -8

Sehingga bilangan oksidasi menjadi S = +6

$\text{KCl} \rightarrow$ bilangan oksidasi masing-masing K = +1 dan Cl = -1

Menentukan oksidator atau reduktor

Oksidator: Bilangan oksidasinya berkurang

Tingkat oksidasi Cl : +5 pada KClO_3 menjadi -1 pada KCl. Sehingga yang berperan sebagai oksidator adalah KClO_3

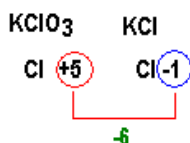
Reduktor: bilangan oksidasinya bertambah

Tingkat oksidasi S: -2 pada As_2S_5 menjadi +5 pada H_2SO_4 , sehingga yang berperan sebagai reduktor adalah As_2S_5

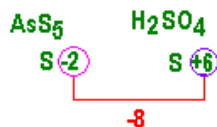
Menentukan jumlah elektron-elektron

Jumlah elektron yang diambil = jumlah elektron yang dilepas

Atom yang mengambil elektron adalah Cl, bilangan oksidasinya dari +5 menjadi -1, agar bilangan oksidasinya berubah menjadi -1, maka Cl harus mengambil 6 elektron.



Disisi lain atom S melepas elektron, karena atom berubah muatannya dari -2 menjadi +6, maka elektron yang dilepaskannya 8 elektron. Sehingga setiap atom S akan melepas 8 elektron.



Berdasarkan asal senyawa As_2S_5 maka terdapat 5 atom S, artinya terdapat 5 atom S melepaskan $5 \times 8 = 40$ elektron.

Jumlah elektron yang diambil = jumlah elektron yang dilepas

Setiap atom Cl dapat menangkap 6 elektron, sedangkan elektron yang dilepas oleh atom S sebanyak 40 elektron, jumlah elektron harus sama, cara yang mudah adalah mengalikannya.

Untuk Cl dikali 20 sehingga terdapat 20 Cl yang masing-masing menangkap 6 elektron.

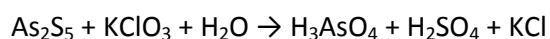
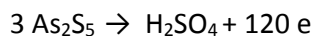
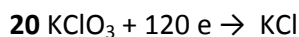
Total elektron yang dapat ditangkap adalah 120 elektron.

$20 \times \text{Cl} (6e) = 120$ elektron

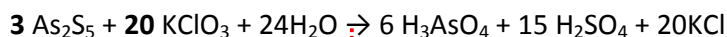
Demikian pula untuk S harus dapat melepaskan 120 elektron, dimana setiap As_2S_5 dapat melepaskan 40 elektron, sehingga dibutuhkan 3 molekul As_2S_5 .

$3 \times \text{As}_2\text{S}_5 (40e) = 120$ elektron

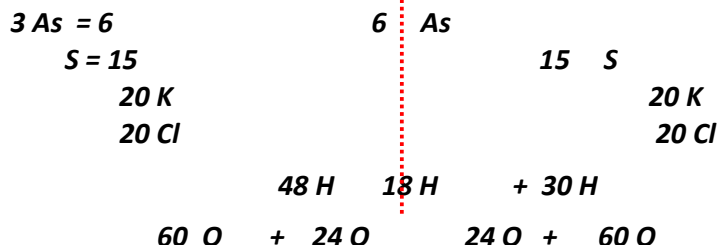
Melengkapi koefisien reaksi redoks



Persamaan reaksi selanjutnya kita sesuaikan



dan kita buktikan jumlah masing-masing atom disebelah kiri dan kanan tanda panah harus sama.



7.7. Sel Elektrokimia dan Potensial Elektroda

Seperti kita sudah singgung dalam bahasan sebelumnya bahwa reaksi kimia dapat melepaskan energi maupun membutuhkan energi. Berdasarkan sifat listrik maka energi yang dihasilkan reaksi kimia dapat diukur dalam bentuk energi potensial (E) dengan satuan Volt.

Pembuktian adanya potensial dapat dilakukan dengan memasukkan dua batang logam ke dalam larutan dan kedua logam tersebut dihubungkan dengan voltmeter. Jika kita memasukkan logam yang sama maka voltmeter akan membaca nilai 0, artinya tidak ada beda potensial.

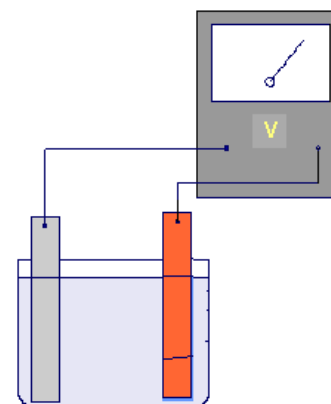
Jika kita memasukkan dua logam yang berbeda maka voltmeter menunjukkan nilai tertentu, atau ada beda potensial yang terbaca voltmeter (Gambar 7.5).

Dua logam yang tercelup dalam larutan dikatakan sebagai sel, dan logam-logam tersebut dikatakan sebagai elektroda, yang didefinisikan sebagai kutub atau lempeng pada suatu sel elektrokimia, dimana arus memasuki atau meninggalkan sel.

Dua logam atau dua elektroda yang ada dalam sel elektrokimia memiliki peran tertentu. Elektroda yang memiliki peran dalam proses pengikatan elektron (proses reduksi) disebut dengan katoda. Katoda menarik ion-ion bermuatan positif dan ion-ion tersebut disebut *kation*. Sedangkan elektroda yang berperan dalam pelepasan elektron (proses oksidasi) disebut anoda. Anoda menarik ion-ion negatif dari larutan elektrolit, ion-ion ini disebut *anion*.

Untuk melakukan pengukuran potensial yang dihasilkan dari sebuah reaksi kimia dipergunakan voltmeter, maka salah satu elektroda yang dipergunakan adalah elektroda baku yang telah diketahui potensialnya. Eksperimen yang dilakukan menunjukan bahwa elektroda baku yang didapat adalah elektroda Hidrogen dikenal dengan SHE, standart hidrogen elektroda, dengan potensial 0.0 Volt.

Dengan ditemukanya Elektroda standart maka disusun potensial elektroda dari beberapa zat, potensial yang dipergunakan adalah potensial reduksi dari zat yang diukur. Pengukuran dilakukan dengan menggunakan pembanding elektroda hidrogen (SHE). Lihat Tabel 7.2 Potensial reduksi dari beberapa logam.



Gambar 7.5. Gambar sel elektrokimia, dengan dua buah elektroda yang berbeda, beda potensial terbaca oleh voltmeter

Tabel.7.2. Potensial reduksi dari beberapa zat

Logam	E^{θ} (Volt)
$K^{+} \rightarrow K + e$	-2,93
$Ba^{2+} \rightarrow K + e$	-2,90
$Ca^{2+} \rightarrow Ca + 2e$	-2,87
$Na^{+} \rightarrow Na + e$	-2,71
$Mg^{2+} \rightarrow Mg + 2e$	-2,34
$Al^{3+} \rightarrow Al + 3e$	-1,76
$Mn^{2+} \rightarrow Mn + 2e$	-1,10
$Zn^{2+} \rightarrow Zn + 2e$	-0,76
$Cr^{3+} \rightarrow Cr + 3e$	-0,60
$Fe^{2+} \rightarrow Fe + 2e$	-0,44
$Ni^{2+} \rightarrow Ni + 2e$	-0,23
$Sn^{2+} \rightarrow Sn + 2e$	-0,14
$Pb^{2+} \rightarrow Pb + 2e$	-0,13
$H^{+} \rightarrow H + e$	0,00
$Cu^{2+} \rightarrow Cu + 2e$	+0,34
$Hg^{+} \rightarrow Hg + e$	+0,79
$Ag^{+} \rightarrow Ag + e$	+0,80
$Au^{+} \rightarrow Au + e$	+1,50

Dari tabel dapat kita lihat bahwa zat yang lebih mudah tereduksi dari elektroda standart hidrogen diberi harga potensial reduksi positif, dan sukar tereduksi dari diberi harga potensial reduksi negatif. Potensial elektroda adalah beda potensial suatu unsur terhadap elektroda hidrogen standart dinyatakan sebagai potensial reduksi.

Oksidator paling kuat adalah Au (unsur yang paling kuat menarik elektron). Reduktor yang paling kuat adalah K (unsur yang paling mudah melepaskan elektron). Potensial oksidasi merupakan kebalikan dari harga potensial reduksi.

Penggunaan elektroda hidrogen cukup rumit, para peneliti kimia mengembangkan elektroda lainnya dan membandingkannya dengan elektroda hidrogen.

Beberapa elektroda yang cukup stabil ditemukan yaitu elektroda air raksa atau *Saturated Calomel Electrode* (SCE) dan elektroda Perak-Perak klorida (Ag/AgCl).

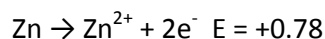
Berdasarkan tinjauan energi, sel elektrokimia dibagi menjadi dua bagian. Ada sel yang menghasilkan energi ketika terjadi reaksi atau reaksi kimia menghasilkan energi. Sel elektrokimia ini disebut dengan sel volta. Sebaliknya ada sel yang membutuhkan energi agar terjadi reaksi kimia didalamnya, sel ini disebut dengan sel elektrolisa.

7.7.1. Sel Volta

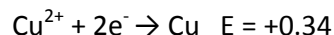
Pada sel vota energi yang dihasilkan oleh reaksi kimia berupa energi listrik. Reaksi yang berlangsung dalam sel volta adalah reaksi redoks.

Salah satu contoh sel volta adalah batere. Misalnya sel yang disusun oleh elektrode Zn yang dicelupkan dalam larutan ZnSO_4 dan elektrode Cu yang dicelupkan dalam larutan Cu SO_4 . Kedua larutan dipisahkan dinding yang berpori. Jika elektroda Zn dan Cu dihubungkan dengan kawat akan terjadi energi listrik. Elektron mengalir dari elektroda Zn (elektroda negatif) ke elektroda Cu (elektroda positif).

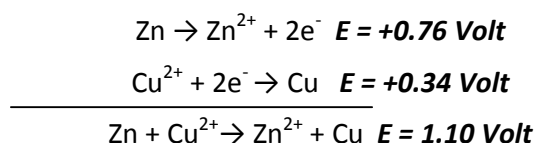
Pada elektroda Zn terjadi reaksi oksidasi:



Pada elktroda Cu terjadi reaksi reduksi:



Proses diatas mengakibatkan terjadinya aliran elektron, maka terjadi energi listrik yang besarnya



7.7.2. Sel Elektrolisa

Dalam sel elektrolisa terjadinya reaksi kimia karena adanya energi dari luar dalam bentuk potensial atau arus listrik. Reaksi yang berlangsung pada sel elektrolisa adalah reaksi yang tergolong dalam reaksi redoks.

Dalam sel elektrolisa katoda merupakan kutub negatif dan anoda merupakan kutub positif. Arus listrik dalam larutan dihantarkan oleh ion-ion, ion positif (kation) bergerak ke katoda (negatif) dimana terjadi reaksi reduksi. Ion negatif (anion) bergerak ke anoda (positif) dimana terjadi reaksi oksidasi.

Ingat : Ion positif adalah sebuah atom atau suatu gugusan atom-atom yang kekurangan satu atau beberapa elektron. Ion negatif adalah sebuah atom atau suatu gugusan atom-atom yang kelebihan satu atau beberapa elektron.

Pada elektrolisa larutan elektrolit dalam air, ion-ion hidrogen dan ion-ion logam yang bermuatan positif selalu bergerak ke katoda dan ion-ion OH^- dan ion-ion sisa asam yang bermuatan negatif menuju ke anoda.

Dengan menggunakan daftar potensial elektroda standart dapat diketahui apakah suatu reaksi redoks dapat berlangsung atau tidak, yaitu bila potensial reaksi redoksnya positif, maka reaksi redoks tersebut dapat berlangsung. Sebaliknya jika potensial reaksi redoksnya negatif, reaksi redoks tidak dapat berlangsung. Perhatikan contoh pada Bagan 7.6.

Reaksi yang terjadi pada proses elektrolisa dibagi menjadi dua bagian yaitu reaksi yang terjadi pada katoda dan pada anoda.

Reaksi pada katoda; ion-ion yang bergerak menuju katoda adalah ion-ion positif dan pada katoda terjadi reaksi reduksi, perhatikan Gambar 7.7.

Reduksi untuk ion H^+



Reduksi untuk ion logam, mengikuti beberapa syarat yang terkait dengan kemudahan ion logam tereduksi dibandingkan dengan ion H^+ . Jika kation lebih mudah dioksidasi (atau melepaskan elektron), maka air yang akan direduksi.

Bagan 7.6. Potensial reaksi redoks sebagai penentu berlangsung atau tidak berlangsungnya suatu reaksi

Dari reaksi
 $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$

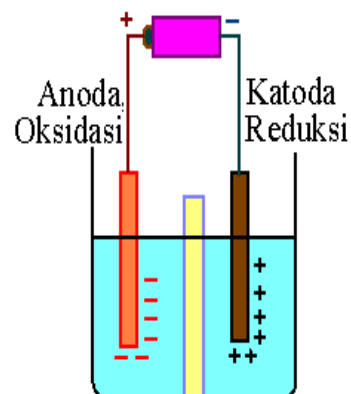
$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,76 volt
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34 volt
$\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$	+1,10 volt

Reaksi terjadi

Dari reaksi
 $\text{Zn}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Zn} + \text{Cu}^{2+}$

$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76 volt
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,34 volt
$\text{Zn}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Zn} + \text{Cu}^{2+}$	-1,10 volt

Reaksi tidak terjadi



Gambar 7.7. Sel Elektrolisis, Katoda terjadi reaksi reduksi dan pada anoda terjadi oksidasi

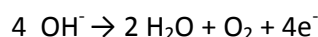
Ion-ion tersebut meliputi Gol IA dan IIA seperti ion-ion logam alkali dan alkali tanah, terutama ion Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , dan Ba^{2+} . Jika ion-ion tersebut lebih mudah tereduksi dibanding ion H^+ , maka ion tersebut akan langsung tereduksi seperti ion-ion Cu^{2+} , Ni^{2+} , Ag^+ .

Reaksi pada Anoda merupakan reaksi oksidasi. Ion-ion yang bergerak ke anoda adalah ion-ion negatif (anion). Reaksi yang terjadi dipengaruhi oleh jenis elektroda yang dipakai dan jenis anion.

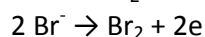
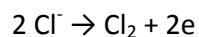
Anion: ion OH^- dan ion sisa asam.

Jika anoda terdiri dari platina, maka anoda ini tidak mengalami perubahan melainkan ion negatif yang dioksidasi.

Ion OH^- akan dioksidasi menjadi H_2O dan O_2 .



Ion sisa asam akan dioksidasi menjadi molekulnya. misalnya: Cl^- dan Br^-



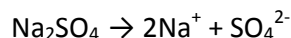
Ion sisa asam yang mengandung oksigen. Misalnya: SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , NO_3^- , tidak mengalami oksidasi maka yang mengalami oksidasi adalah air.



Bila elektroda reaktif logam ini akan melepas elektron dan memasuki larutan sebagai ion positif.

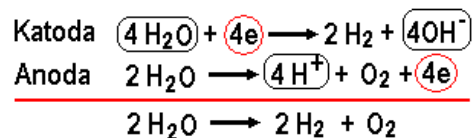
Prinsip ini digunakan dalam proses penyepuhan dan pemurnian suatu logam.

Perhatikan proses elektrolisa larutan garam Natrium Sulfat dibawah ini,



Dari tabel tampak bahwa Hidrogen lebih mudah tereduksi dibandingkan logam Natrium.

Demikian pula jika kita bandingkan antara anion SO_4^{2-} dengan air, sehingga air akan teroksidasi. Na lebih aktif dari H sehingga sukar tereduksi, dan SO_4^{2-} sukar teroksidasi.



Hasil elektrolisis dari larutan Na_2SO_4 adalah:

Pada katoda terjadi gas Hidrogen (H_2) dari hasil reduksi H^+ dalam bentuk H_2O .

Pada Anoda terjadi gas O_2 hasil oksidasi dari O^{2-} dalam bentuk H_2O .

Karena terjadi perubahan air menjadi gas hidrogen dan oksigen, semakin lama air semakin berkurang, sehingga larutan garam Na_2SO_4 semakin pekat. Contoh lain perhatikan pada Bagan 7.8.

7.8. Hukum Faraday

Faraday mengamati peristiwa elektrolisis melalui berbagai percobaan yang dia lakukan. Dalam pengamatannya jika arus listrik searah dialirkan ke dalam suatu larutan elektrolit, mengakibatkan perubahan kimia dalam larutan tersebut.

Sehingga Faraday menemukan hubungan antara massa yang dibebaskan atau diendapkan dengan arus listrik. Hubungan ini dikenal dengan Hukum Faraday.

Menurut Faraday

1. Jumlah berat (massa) zat yang dihasilkan (diendapkan) pada elektroda sebanding dengan jumlah muatan listrik (Coulomb) yang dialirkan melalui larutan elektrolit tersebut.
2. Masa zat yang dibebaskan atau diendapkan oleh arus listrik sebanding dengan bobot ekuivalen zat-zat tersebut.

Dari dua pernyataan diatas, disederhanakan menjadi persamaan :

$$M = \frac{e \cdot i \cdot t}{F}$$

dimana,

M = massa zat dalam gram

e = berat ekuivalen dalam gram = berat atom: valensi

i = kuat arus dalam Ampere

t = waktu dalam detik

F = Faraday

Dalam peristiwa elektrolisis terjadi reduksi pada katoda untuk mengambil elektron yang mengalir dan oksidasi pada anoda yang memberikan aliran elektron tersebut. Dalam hal ini elektron yang dilepas dan yang diambil dalam jumlah yang sama.

Bagan 7.8. Elektrolisis larutan garam dapur

Elektrolisa larutan garam NaCl



Reaksi reduksi dari ion hidrogen dalam bentuk H_2O menghasilkan gas H_2 pada Katoda

ion klorida lebih teroksidasi pada anoda dan dihasilkan gas Cl_2 .

Molekul air berubah menjadi gas H_2 dan gugus OH^- , sehingga larutan bersifat basa.

Bobot zat yang dipindahkan atau yang tereduksi setara dengan elektron, sehingga masa yang dipindahkan merupakan gram ekivalen dan sama dengan mol elektron. Faraday menyimpulkan bahwa Satu faraday adalah jumlah listrik yang diperlukan untuk menghasilkan satu ekivalen zat pada elektroda.

$$\begin{aligned}\text{Muatan 1 elektron} &= 1,6 \times 10^{-19} \text{ Coulomb} \\ 1 \text{ mol elektron} &= 6,023 \times 10^{23} \text{ elektron} \\ \text{Muatan untuk 1 mol elektron} &= 6,023 \cdot 10^{23} \times 1,6 \cdot 10^{-19} \\ &= 96.500 \text{ Coulomb} \\ &= 1 \text{ Faraday}\end{aligned}$$

7.9. Sel elektrokimia komersial

7.9.1. Sel volta komersial

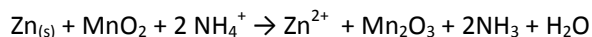
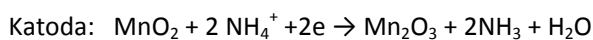
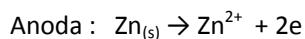
Aki atau accumulator merupakan sel volta yang tersusun atas elektroda Pb dan PbO₂, dalam larutan asam sulfat yang berfungsi sebagai elektrolit. Pada aki, sel disusun dalam beberapa pasang dan setiap pasang menghasilkan 2 Volt.

Aki umumnya kita temui memiliki potensial sebesar 6 Volt (kecil) sebagai sumber arus sepeda motor dan 12 V (besar) untuk mobil. Aki merupakan sel yang dapat diisi kembali, sehingga aki dapat dipergunakan secara terus menerus. Sehingga ada dua mekanisme reaksi yang terjadi. Reaksi penggunaan aki merupakan sel volta, dan reaksi pengisian menggunakan arus listrik dari luar seperti peristiwa elektrolisa. Mekanisme reaksi ditampilkan pada Bagan reaksi 7.9.

Batere atau sel kering merupakan salah satu sel volta, yaitu sel yang menghasilkan arus listrik, berbeda dengan aki, batere tidak dapat diisi kembali.

Sehingga batere juga disebut dengan sel primer dan aki dikenal dengan sel sekunder.

Batere disusun oleh Seng sebagai anoda, dan grafit dalam elektrolit MnO₂, NH₄Cl dan air bertindak sebagai katoda (lihat Gambar 7.10). Reaksi yang terjadi pada sel kering adalah :



Bagan 7.9. Reaksi penggunaan dan pengisian aki

Reaksi Penggunaan

ANODA



KATODA

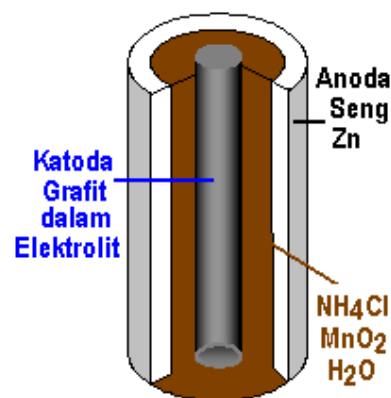
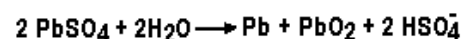


Reaksi Pengisian

ANODA



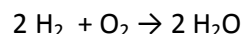
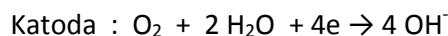
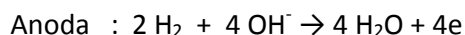
KATODA



Gambar 7.10. Model sel Kering komersial

Sel bahan bakar merupakan bagian dari sel volta yang mirip dengan aki atau baterai, dimana bahan bakarnya diisi secara terus menerus, sehingga dapat dipergunakan secara terus menerus juga.

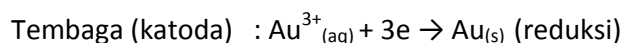
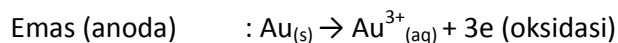
Bahan baku dari sel bahan bakar adalah gas hidrogen dan oksigen, sel ini digunakan dalam pesawat ruang angkasa, reaksi yang terjadi pada sel bahan bakar adalah :



7.9.2. Sel elektrolisa dalam industri

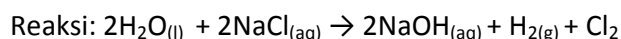
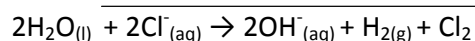
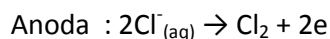
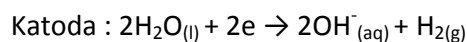
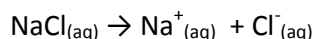
Elektrolisa digunakan di dalam industri dan di dalam berbagai pemanfaatan seperti penyepuhan atau pelapisan atau elektroplating, sintesa atau pembuatan zat tertentu dan pemurnian logam.

Elektroplating atau penyepuhan merupakan proses pelapisan permukaan logam dengan logam lain. Misalnya tembaga dilapisi dengan emas dengan menggunakan elektrolit larutan emas (AuCl_3).



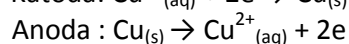
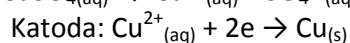
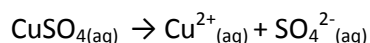
Dari persamaan reaksi tampak pada permukaan tembaga akan terjadi reaksi reduksi $\text{Au}_{(aq)}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}_{(s)}$. Dengan kata lain emas Au terbentuk pada permukaan tembaga dalam bentuk lapisan tipis. Ketebalan lapisan juga dapat diatur sesuai dengan lama proses reduksi. Semakin lama maka lapisan yang terbentuk semakin tebal.

Sintesa atau pembuatan senyawa basa, cara elektrolisa merupakan teknik yang handal. Misalnya pada pembuatan logam dari garam yaitu K, Na dan Ba dari senyawa KOH, NaOH, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, hasil samping dari proses ini adalah terbentuknya serta pada pembuatan gas H_2 , O_2 , dan Cl_2 . Seperti reaksi yang telah kita bahas. Dalam skala industri, pembuatan Cl_2 dan NaOH dilakukan dengan elektrolisis larutan NaCl dengan reaksi sebagai berikut:



Proses pemurnian logam juga mengandalkan proses elektrolisa. Proses pemurnian tembaga merupakan contoh yang menarik dan mudah dilaksanakan. Pemurnian ini menggunakan elektrolit yaitu CuSO_4 . Pada proses ini tembaga yang kotor dipergunakan sebagai anoda, dimana zat tersebut akan mengalami oksidasi, $\text{Cu}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e$

reaksi oksidasi ini akan melarutkan tembaga menjadi Cu^{2+} . Di lain pihak pada katoda terjadi reaksi reduksi Cu^{2+} menjadi tembaga murni. Mula-mula Cu^{2+} berasal dari CuSO_4 , dan secara terus menerus digantikan oleh Cu^{2+} yang berasal dari pelarutan tembaga kotor. Proses reaksi redoks dalam elektrolisis larutan CuSO_4 adalah :



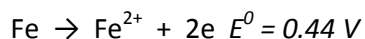
Pengotor tembaga umumnya terdiri dari perak, emas, dan platina. Oleh karena E^0 unsur Ag, Pt dan Au > dari E^0 Cu, maka ketiga logam tidak larut dan tetap berada di anoda biasanya berupa lumpur. Demikian juga jika pengotor berupa Fe atau Zn, unsur ini dapat larut namun cukup sulit tereduksi dibandingkan Cu, sehingga tidak mengganggu proses reduksi Cu.

7.10. Korosi

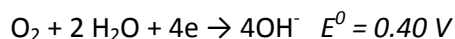
Korosi atau perkaratan logam merupakan proses oksidasi sebuah logam dengan udara atau elektrolit lainnya, dimana udara atau elektrolit akan mengalami reduksi, sehingga proses korosi merupakan proses elektrokimia, lihat Gambar 7.11.

Korosi dapat terjadi oleh air yang mengandung garam, karena logam akan bereaksi secara elektrokimia dalam larutan garam (elektrolit). Pada proses elektrokimianya akan terbentuk anoda dan katoda pada sebatang logam.

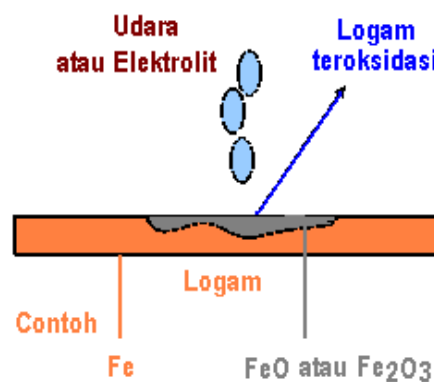
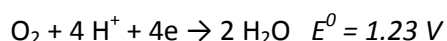
Untuk itu, kita bahas bagaimana proses korosi pada logam besi. Pertama-tama besi mengalami oksidasi;



dilanjutkan dengan reduksi gas Oksigen;



Kedua reaksi menghasilkan potensial reaksi yang positif ($E = 0.84 \text{ V}$) menunjukkan bahwa reaksi ini dapat terjadi. Jika proses ini dalam suasana asam maka, proses oksidasinya adalah



Gambar 7.11. Korosi logam Fe dan berubah menjadi oksidanya

dan potensial reaksinya semakin besar yaitu:

$$E = (0.44 + 1.23) = 1.63 \text{ Volt.}$$

Dengan kata lain proses korosi besi akan lebih mudah terjadi dalam suasana asam.

Faktor yang mempengaruhi proses korosi meliputi potensial reduksi yang negatif, logam dengan potensial elektrodanya yang negatif lebih mudah mengalami korosi. Demikian pula untuk dengan logam yang potensial elektrodanya positif sukar mengalami korosi.

Untuk mencegah terjadinya korosi, beberapa teknik atau cara diusahakan. Dalam industri logam, biasanya zat pengisi (campuran) atau impurities diusahakan tersebar merata didalam logam. Logam diusahakan agar tidak kontak langsung dengan oksigen atau air, dengan cara mengecat permukaan logam dan dapat pula dengan melapisi permukaan logam tersebut dengan logam lain yang lebih mudah mengalami oksidasi.

Cara lain yang juga sering dipergunakan adalah galvanisasi atau perlindungan katoda. Proses ini digunakan pada pelapisan besi dengan seng. Seng amat mudah teroksidasi membentuk lapisan ZnO. Lapisan inilah yang akan melindungi besi dari oksidator.

RANGKUMAN

1. Reaksi pembentukan merupakan penggabungan atom-atom dari beberapa unsur membentuk senyawa baru.
2. Reaksi penguraian merupakan reaksi kebalikan dari reaksi pembentukan. Pada reaksi penguraian, senyawa terurai menjadi senyawa yang lebih sederhana atau menjadi unsur-unsurnya.
3. Reaksi pengendapan merupakan reaksi yang salah satu produknya berbentuk endapan atau zat yang sukar larut didalam air atau pelarutnya.
4. Jenis reaksi ini adalah jenis pertukaran antara kation-kation ataupun pertukaran antar anion, dalam istilah lainnya disebut dengan ion exchange.
5. Reaksi netralisasi merupakan reaksi penetralan asam oleh basa dan menghasilkan air.
6. Reaksi pembakaran dengan definisi yang paling sederhana adalah reaksi dari unsur maupun senyawa dengan oksigen.
7. Persamaan reaksi yang dapat langsung mencerminkan sifat-sifat listrik dituliskan dalam bentuk peristiwa reduksi dan oksidasi atau lebih dikenal dengan istilah redoks.
8. Unsur yang ada dalam keadaan bebas di alam memiliki bilangan oksidasi 0 (nol), seperti Gas mulia (He, Ne, Ar dst), logam Cu, Fe, Ag, Pt dan lainnya.
6. Molekul baik yang beratom sejenis dan yang tidak memiliki bilangan oksidasi 0 (nol). Untuk senyawa yang disusun oleh atom yang tidak sejenis, bilangan oksidasinya 0 (nol) merupakan jumlah dari bilangan oksidasi dari atom-atom penyusunnya.
7. Logam-logam pada golongan IA bermuatan positif satu (+1).
8. Atom-atom yang berada pada Gol VIIA Halogen memiliki bilangan oksidasi negatif satu (-1).
9. Bilangan oksidasi atom H, positif satu (+1) kecuali dalam senyawa hidrida, bilangan oksidasinya negatif satu (-1).
10. Bilangan oksidasi atom Oksigen adalah negatif dua (-2), ada beberapa pengecualian dimana bilangan oksidasi adalah positif dua (+2) pada molekul F_2O , memiliki bilangan oksidasi negatif satu (-1) pada molekul H_2O_2 dan Na_2O_2 .
11. Penyetaraan persamaan reaksi redoks dapat dilakukan dengan cara ion electron dan bilangan oksidasi.

12. Elektroda yang memiliki peran dalam proses pengikatan elektron (proses reduksi) disebut dengan katoda. Katoda menarik ion-ion bermuatan positif dan ion-ion tersebut disebut *kation*. Sedangkan elektroda yang berperan dalam pelepasan elektron (proses oksidasi) disebut anoda. Anoda menarik ion-ion negatif dari larutan elektrolit, ion-ion ini disebut *anion*.
13. Potensial elektroda adalah beda potensial suatu unsur terhadap elektroda hidrogen standart yang dinyatakan sebagai potensial reduksi. Potensial oksidasi merupakan kebalikan dari harga potensial reduksi.
14. Sel elektrokimia adalah sel yang menghasilkan energi ketika terjadi reaksi kimia, sebaliknya ada sel yang membutuhkan energi agar terjadi reaksi kimia didalamnya, sel ini disebut dengan sel elektrolisa.
15. Ion positif adalah sebuah atom atau suatu gugusan atom-atom yang kekurangan satu atau beberapa elektron. Ion negatif adalah sebuah atom atau suatu gugusan atom-atom yang kelebihan satu atau beberapa elektron. Ion-ion yang bergerak menuju katoda adalah ion-ion positif dan pada katoda terjadi reaksi reduksi. Ion-ion yang bergerak ke anoda adalah ion-ion negatif (anion) dan pada anoda terjadi reaksi oksidasi.
16. Jumlah berat (masa) zat yang dihasilkan (diendapkan) pada elektroda sebanding dengan jumlah muatan listrik (Coulomb) yang dialirkan melalui larutan elektrolit tersebut. Masa zat yang dibebaskan atau diendapkan oleh arus listrik sebanding dengan bobot ekivalen zat-zat tersebut.
17. Elektrolisa digunakan oleh industri dalam berbagai pemanfaatan seperti penyepuhan atau pelapisan (electroplating), sintesa atau pembuatan zat tertentu dan pemurnian logam.
18. Korosi atau perkaratan logam merupakan proses oksidasi sebuah logam dengan udara atau elektrolit lainnya.

UJI KOMPETENSI

Pilihlah salah satu jawaban yang benar

- Reaksi dari unsur-unsur membentuk senyawa baru disebut dengan reaksi
 - Reaksi pembentukan
 - Reaksi penguraian
 - Reaksi Pertukaran
 - Reaksi oksidasi
- Contoh reaksi penguraian yang benar adalah
 - $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2$
 - $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- Dibawah ini merupakan reaksi netralisasi, kecuali
 - $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - $4. \text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HBr} + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
- Zat yang memiliki bilangan oksidasi 0 adalah, kecuali
 - HCl
 - Fe^{2+}
 - Cl^-
 - Mn^{4+}
- Diantara ion-ion berikut pada ion manakah pada unsur belerang mempunyai bilangan oksidasi terendah:
 - SO_4^{2-}
 - HSO_4^-
 - HSO_3^-
 - S^{2-}
- Dari reaksi : $\text{Cl}_2 + 2\text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow 2 \text{KCl} + 2 \text{KMnO}_4$ zat yang mengalami reduksi adalah
 - Cl_2
 - Cl^-
 - K_2MnO_4
 - Mn^{4+}
- Bilangan Oksidasi dari Oksigen pada senyawa H_2O_2 adalah
 - 1+
 - 1
 - 2+
 - 2-
- Yang termasuk reaksi redoks adalah
 - $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - $4. \text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HBr} + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$

9. Reaksi pengendapan terjadi, karena zat
 - A. Sukar larut dalam pelarut
 - B. Zat terionisasi
 - C. Zat mudah menguap
 - D. Benar seluruhnya
10. Senyawa yang dapat membentuk endapan
 - A. $\text{Ba}(\text{SO}_4)_2$
 - B. BaCl_2
 - C. BaNO_3
 - D. BaS

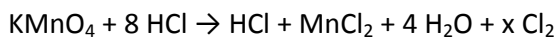
Jawablah pertanyaan ini

1. Setarakan reaksi $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
2. Buat persamaan reaksinya $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
3. Setarakan reaksi $\text{HNO}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. Setarakan : $\text{CdS} + \text{I}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cd}(\text{Cl})_2 + \text{HI} + \text{S}$

SOAL-SOAL REDOKS DAN SEL ELEKTROKIMIA

1. Diantara ion-ion berikut pada ion manakah pada unsur belerang mempunyai bilangan oksidasi terendah:
 - a. SO_4^{2-}
 - b. HSO_4^-
 - c. HSO_3^-
 - d. S^{2-}
2. Dalam proses elektrolisa larutan CuSO_4 , arus listrik sebanyak 0,1 Faraday dilewatkan selama 2 jam. Maka jumlah tembaga yang mengendap pada katoda ialah:
 - a. 0,05 mol
 - b. 0,1 mol
 - c. 0,2 mol
 - d. 0,25 mol
3. Manakah dari reaksi-reaksi berikut yang bukan reaksi redoks:
 - a. $\text{MnCO}_3 \rightarrow \text{MnO} + \text{CO}_2$
 - b. $\text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{I}_2$
 - c. $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{HCl}$
 - d. $\text{SO}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{HSO}_3^-$

4. Kalium permanganat mengoksidasi HCl pekat dengan persamaan reaksi:



Berapakah x:

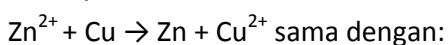
- a. 2,5
 - b. 2
 - c. 1,5
 - d. 1
5. Mangan yang tidak dapat dioksidasi lagi terdapat pada ion:
- a. MnO_4^-
 - b. MnO_4^{2-}
 - c. Mn^{3+}
 - d. MnCl_4^{2-}

Dalam sel elektrolisa terdapat 200 ml larutan CuSO_4

1 M. Untuk mengendapkan semua tembaga dengan kuat arus 10 Ampere diperlukan waktu:

- a. 965 detik
 - b. 3860 detik
 - c. 96500 detik
 - d. 9650 detik
7. Jika potensial elektroda dari
- $$\text{Zn} (\text{Zn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Zn}) = -0,76 \text{ volt}$$
- $$\text{Cu} (\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}) = +0,34 \text{ volt}$$

Maka potensial sel untuk reaksi:



- a. -0,42 volt
 - b. +1,52 volt
 - c. -1,10 volt
 - d. +1,10 volt
8. Reduktor yang digunakan secara besar-besaran untuk mereduksi bijih besi menjadi logamnya adalah:
- a. Na
 - b. Hidrogen
 - c. Alumunium (Al)
 - d. Karbon (C)

9. Diantara reaksi-reaksi dibawah ini, manakah yang bukan reaksi redoks:

- a. $\text{SnCl}_2 + \text{I}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + 2 \text{HI}$
- b. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$
- c. $\text{CuO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d. $\text{Cu}_2\text{O} + \text{C} \rightarrow 2 \text{Cu} + \text{CO}$

10. Jika senyawa magnesium amonium fosfat MgNH_4PO_4 dilarutkan dalam air, maka di dalam larutan akan ada ion-ion:

- a. Mg^{2+} dan $\text{NH}_4\text{PO}_4^{2-}$
- b. MgNH_4^{3+} dan PO_4^{3-}
- c. NH_4^- dan MgPO_4^-
- d. Mg^{2+} , NH_4^+ dan PO_4^{3-}

DAFTAR PUSTAKA

- Anastas and Warner, 2000. *Green Chemistry Theory and Practice*, Oxford University Press.
- Byce C.F.A, 1991, *The Structure and Function of Nucleic Acid*, Revised Ed, Ports Mouth: Biochemical Society.
- Cotton FA, Darlington, Lawrence D, Lynch, 1973, *Chemistry an investigative Approach*, Boston, HoughtonMifflin Company.
- Darrel D Ebbink and Mark S Wrigton, 1987, *General Chemistry*, Boston, HoughtonMifflin Company.
- Davis Alison, 2006, *Chemitry of Health*, London:, national Institute of General Medical Science.
- Donal C Gregg, 1971, *Principle of Chemistry*. Third edition, Boston, Allyin and Beacon.
- Graham T.W, and Solomon. 1984, *Organic Chemistry*, Third edition, New York, John willey and Sons.
- Hutagalung, H. 2004, *Karboksilat*, USU digital library.
- Hassi R dan Abzeni, 1984, *Intisari Kimia*, Bandung Empat Saudara.
- Indah M, 2004, *Mekanisme kerja hormone*. USU dgital library.
- James E Brady, 1990, *General chemistry: Principle and Structure*. Fifth edition, New York, John Willey and Sons.
- Keenan, C.W. D.C. Klienfilte and JH Wood, 1984, *Kimia untuk Universitas, Jilid I*, Jakarta, Erlangga.
- Kumalasari, L. 2006, *Pemanfaatan Obat tradisional dengan Pertimbangan Manfaat dan Keamanannya*. Majalah Ilmu Kefarmasian, Vol.III, No.1, April 2006.
- Lehninger., 1995, *Dasar-dasar Biokimia, Jilid I*, terjemahan, Thenawijaya Maggy, terjemahan dari Principle of Biochemistry (1982). Jakarta Erlangga.
- Liska, Ken, Pryde Lucy T. 1984, *Chemistry for Health Care Proffesionals*, Mc Millan publishing Company.
- Mardiani, 2004. *Metabolisme Heme*, USU digital Library.
- Nuijten H., 2007. *Air dan Sifat dari air, Pontianak* : PDAM Pontianak-Oasen 604 DA.
- Peraturan Mentri Pendidikan Nasional Indonesia, No. 22, tahun 2006 *tentang Standar Isi Untuk Satuan Pendidikan Dasar dan Menengah*. Jakarta: Departemen Pendidikan Nasional Republik Indonesia.

Peraturan Menteri Pendidikan Nasional Indonesia, No. 23, tahun 2006 tentang *Standar Kompetensi Lulusan Untuk Satuan Pendidikan Dasar dan Menengah*. Jakarta: Departemen Pendidikan Nasional Republik Indonesia.

Rusdiyana, 2004. *Metabolisme Asam Lemak*, USU digital Library.

Simanjuntak, M.T. dan Silalahi J. 2004, *Biokimia* USU digital Library

Sudarmaji dkk, 2006: *Toksikologi Logam Berat B3 dan dampaknya bagi Kesehatan*, Surabaya: FKM Universitas Airlangga.

Suharsono, 2006, *Struktur dan Ekspresi Gen*, Bogor: IPB

Timberlake, Karen, C. 2000, *Cemistry: An Introduction to General Organic and Biological Chemistry*, London,: Pearso education Inc.

Wahyuni Sri ST. 2003, *Materi Ringkas dan Soal Terpadu Kimia SMA*, Jakarta : Erlangga.

GLOSSARIUM

ΔG°	Perubahan energi bebas standar
2-Deoksi-D-Ribosa	Gula pentosa penyusun DNA
Accumulator	Lihat Aki
Adenosin	Nukleosida yang terdiri atas gugus adenin dan ribosa
Adsorben	Zat penyerap
Adsorpsi	Penyerapan secara fisika, dengan mengikat molekul yang diserap pada permukaan adsorben
Aerob	Keadaan yang kontak langsung dengan udara atau oksigen
Aerosol Cair	Koloid dengan fasa terdispersi cair dan medium pendispersinya gas
Aerosol Padat	Koloid yang disusun oleh fasa terdispersi padat dengan medium pendispersinya berupa gas
Affinitas Elektron	Energi yang dibebaskan oleh sebuah atom untuk menerima elektron
Air	Substansi kimia dengan rumus kimia H_2O : satu molekul air tersusun atas dua atom hidrogen yang terikat secara kovalen pada satu atom oksigen, bersifat tidak berwarna, tidak berasa dan tidak berbau pada kondisi standar, yaitu pada tekanan 100 kpa (1 bar) and temperatur 273,15 K (0 °C), merupakan suatu pelarut universal
Aki	Salah satu aplikasi sel volta yang tersusun atas elektroda Pb dan PbO , dalam larutan asam sulfat yang berfungsi sebagai elektrolit
Aldolase Fruktosa Difosfat	Enzim yang mengkatalisis penguraian fruktosa 1,6-bifosfat membentuk senyawa gliseraldehida 3-fosfat dan dihidroksiaseton fosfat melalui reaksi kondensasi aldol
Aldosa	Polihidroksi dengan gugus aldehyd
Alkalosis	Kelebihan oksigen pada sistem respirasi yang mengakibatkan penurunan kadar CO_2 , yang memberi dampak pada kenaikan pH darah
Alkana	Senyawa karbon yang memiliki ikatan tunggal
Alkanal	Aldehyda
Alkanol	Senyawa monohidroksi turunan alkana
Alkanon	Senyawa karbon yang mempunyai gugus fungsi karbonil diantara alkil
Alkena	Senyawa karbon yang memiliki ikatan rangkap dua
Alkil Alkanoat	Senyawa turunan asam karboksilat hasil reaksi dengan alkohol
Alkohol Primer	Senyawa alkohol yang gugus hidroksilnya terikat pada atom C primer
Alkohol Sekunder	Senyawa alkohol yang gugus hidroksilnya terikat pada atom C sekunder

Alkohol Tersier	Senyawa alkohol yang gugus hidroksilnya terikat pada atom C tersier
Alkoksi Alkana	Senyawa yang memiliki gugus fungsi alkoksi yang mengikat gugus alkil atau aril
Alkuna	Suatu hidrokarbon dengan minimal satu ikatan rangkap tiga
Amfoterik	Sifat suatu molekul yang dapat berperilaku sebagai asam yang dapat mendonasikan proton pada basa kuat, atau dapat juga berperilaku sebagai basa yang dapat menerima proton dari asam kuat
Amilase	Enzim penghidrolisis pati
Amilopektin	Polisakarida yang terdiri dari molekul D-Glukopiranososa yang berikatan α (1 \rightarrow 4) glikosidik dan juga mengandung ikatan silang α (1 \rightarrow 6) glikosidik
Amilosa	Polisakarida tak bercabang terdiri dari molekul D-Glukopiranososa yang berikatan α (1 \rightarrow 4) glikosidik dalam struktur rantai lurus
Anhidrat	Keadaan senyawa yang kehilangan molekul air
Anoda	Elektroda tempat terjadinya reaksi oksidasi
Apoenzim	Yaitu bagian enzim yang tersusun dari protein, yang akan rusak bila suhu terlampaui panas
Ar	Berat atom relatif yang menggunakan berat atom C sebagai pembanding
Asam	Zat yang memiliki sifat-sifat yang spesifik, misalnya memiliki rasa asam, dapat merusak permukaan logam juga lantai marmer atau sering juga disebut dengan korosif
Asam Alkanoat	Asam organik yang memiliki gugus fungsi karboksilat
Asam Amino	Gugus fungsional karboksilat (COOH) dan amina (NH ₂) yang terikat pada satu atom karbon (C α) yang sama
Asam Cuka	Asam asetat
Asam Konyugasi	Molekul yang dapat mendonorkan protonnya, sehingga berperan sebagai asam
Asam Lemak	Asam alkanoat atau asam karboksilat berderajat tinggi (memiliki rantai C lebih dari 6)
Asam Lemak Jenuh	Asam lemak yang hanya memiliki ikatan tunggal di antara atom-atom karbon penyusunnya
Asam Lemak Tidak jenuh	asam lemak yang hanya memiliki minimal memiliki satu ikatan rangkap di antara atom-atom karbon penyusunnya
Asam Nukleat	Polinukleotida
Asetilena	Alkuna yang paling sederhana
Aseton	Senyawa alkanon paling sederhana
Asidosis	Peningkatan jumlah CO ₂ dalam darah, sehingga jumlah H ₂ CO ₃ semakin besar dan terjadi penurunan pH
Atom	Bagian terkecil dari sebuah unsure

ATP	<i>Adenosine triphosphate</i> , suatu nukleotida yang dikenal di dunia biokimia sebagai zat yang paling bertanggung jawab dalam perpindahan energi intraseluler
Aturan Aufbau	Aturan ini menyatakan bahwa elektron-elektron dalam suatu atom akan mengisi orbital yang memiliki energi paling rendah dilanjutkan ke orbital yang lebih tinggi
Aturan Hund	Aturan ini menyatakan bahwa elektron dalam mengisi orbital tidak membentuk pasangan terlebih dahulu
Aturan Pauli	Aturan ini menyatakan bahwa dua elektron didalam sebuah atom tidak mungkin memiliki ke empat bilangan kuantum yang sama
Autokatalis	Katalisator yang terbentuk dengan sendirinya dalam suatu reaksi
Basa	Zat yang memiliki sifat-sifat yang spesifik, seperti licin jika mengenai kulit dan terasa getir serta dapat merubah kertas lakmus biru menjadi merah
Basa Konyugasi	Molekul yang menerima proton dan berperan sebagai basa
Batere	Sel kering yang merupakan salah satu sel volta yang tidak dapat diisi kembali
Benzena	Senyawa heksatriena yang memiliki ikatan rangkap terkonjugasi
Bilangan Avogadro	Bilangan yang sebanding dengan $6,023 \times 10^{23}$ partikel
Bilangan Kuantum Azimut	Bilangan yang menentukan bentuk dan posisi orbital sebagai kebolehjadian menemukan tempat kedudukan elektron dan merupakan sub tingkat energi
Bilangan Kuantum Magnetik	Bilangan yang menentukan bagaimana orientasi sudut orbital dalam ruang
Bilangan Kuantum Spin	Bilangan yang menggambarkan ciri dari elektron yang berotasi terhadap sumbunya dan menghasilkan dua arah spin yang berbeda
Bilangan Kuantum Utama	Bilangan ini menentukan tingkat energi satu elektron yang menempati sebuah ruang tertentu dalam atom, hal ini juga menjelaskan kedudukan elektron terhadap inti atom
Bilangan Oksidasi	Sebuah bilangan yang ada dalam sebuah unsur dan menyatakan tingkat oksidasi dari unsur tersebut
Biomolekul	Molekul yang menyokong aktivitas kehidupan yang tersusun atas atom-atom: karbon, oksigen, hidrogen, nitrogen, sulfur dan fospor.
Buih	Koloid yang dibentuk oleh fasa terdispersi gas dan medium pendispersinya cair
Busa Padat	Koloid yang fasa terdispersinya gas dan medium pendispersinya padat
C Asimetri	Atom C yang mengikat atom atau molekul yang berbeda
Cincin Piranosa	Bentuk siklik dari monosakarida dengan lima karbon dan satu oksigennya

CMC	<i>Carboxymethyl cellulose</i>
Coulomb	Satuan muatan listrik
Deaminasi	Proses penghilangan gugus amino dari suatu molekul
Defisiensi Vitamin	Kekurangan vitamin
Dehidrogenase	Enzim yang mengkatalisi reaksi dehidrogenasi
Dehidrohalogenasi	Reaksi yang menyebabkan hilangnya hidrogen dan halogen dari suatu molekul
Dekarboksilasi	Reaksi pelepasan molekul CO ₂
Denaturasi Protein	Proses pemecahan atau merusak ikatan-ikatan kimia yang lemah dalam protein akibat perlakuan tertentu yang menyebabkan rusaknya struktur kuarterner, tersier bahkan struktur sekunder protein
Derajat Disosiasi	Perbandingan antara banyaknya zat yang terurai dengan jumlah zat awalnya
Deret Actinida	Deret yang seluruh unsurnya memiliki kemiripan sifat dengan actinium
Deret Lantanida	Deret yang seluruh unsurnya memiliki kemiripan yang sama dan menyerupai unsur lantanum.
Dialisis	Pemurnian medium pendispersi dari elektrolit, dengan cara penyaringan koloid dengan menggunakan kertas perkamen atau membran yang ditempatkan di dalam air yang mengalir
Dicer	Enzim pemotong RNA
Disakarida	Sakarida yang tersusun dari dua cincin monosakarida
Disosiasi	Peristiwa penguraian zat secara spontan menjadi bagian-bagian yang lebih sederhana
DNA	<i>Deoxyribonucleic Acid</i> , material genetik yang menyimpan cetak biru seluruh aktivitas sel
DNA Polimerase	Enzim yang mengkatalisis replikasi DNA
D-Ribosa	Gula pentosa penyusun RNA
Efek Tyndall	Penghamburan cahaya oleh partikel-partikel yang terdapat dalam sistem koloid sehingga berkas cahaya dapat dilihat jelas walaupun partikelnya tidak tampak
Ektoenzim	Enzim yang bekerja di luar sel
Elektroforesis	Proses pemisahan koloid yang bermuatan dengan bantuan arus listrik
Elektrokimia	Cabang ilmu yang mempelajari hubungan energi listrik dengan reaksi kimia
Elektrolisis Air	Penguraian molekul air menjadi unsur-unsur asalnya dengan mengalirkan arus listrik
Elektron	Partikel penyusun atom yang bermuatan negatif
Elektron Valensi	Elektron pada orbital terluar
Elektronegatifitas	Kemampuan suatu atom untuk menarik elektron
Elektroplating	Proses pelapisan permukaan logam dengan logam lain

Emulsi	Koloid yang dibentuk oleh fasa terdispersi cair didalam medium pendispersi cair
Emulsi Padat	Koloid yang disusun oleh fasa terdispersi cair dalam medium pendispersi padat
Endoenzim	Enzim yang bekerja di dalam sel
Energi Aktivasi	Energi kinetik minimum yang harus dimiliki atau diberikan kepada partikel agar tumbukannya menghasilkan sebuah reaksi
Energi Bebas Gibbs	Energi yang menyertai reaksi yang merupakan ukuran pasti kecenderungan reaksi
Energi Ikatan	Energi yang diperlukan untuk memutuskan ikatan antar atom dari satu mol senyawa dalam bentuk gas dan dihasilkan atom-atom gas
Energi Ionisasi	Energi terendah yang dibutuhkan sebuah atom untuk dapat melepaskan elektron valensinya
Enol	Senyawa alkohol yang memiliki ikatan rangkap pada atom karbon yang mengikat gugus hidroksil
Enolase	Enzim yang mengkatalisis proses dehidrasi molekul 2-fosfoglisarat menjadi fosfoenol piruvat
Entalpi	Kandungan energi suatu zat pada tekanan tetap
Entalpi Pelarutan	Entalpi reaksi pelarutan dari satu mol senyawa kedalam pelarut dan menjadi larutan encer
Entalpi Pembakaran	Entalpi reaksi pembakaran sempurna satu mol senyawa dengan oksigen
Entalpi Pembentukan	Entalpi reaksi pembentukan satu mol senyawa dari unsur-unsurnya
Entalpi penguraian	Entalpi reaksi penguraian dari satu mol senyawa menjadi unsur-unsurnya
Enzim	Satu atau beberapa gugus polipeptida (protein) yang berfungsi sebagai katalis
Enzimologi	Ilmu yang mempelajari tentang enzim
Essense	Senyawa ester yang digunakan sebagai penambah aroma sintetis
Eter	Lihat alkoksi alkana
Fermi	Satuan yang setara dengan 10^{-5} Å
Formaldehida	Senyawa paling sederhana dari aldehida
Fosfatase	Enzim yang mengkatalisis reaksi pelepasan gugus fosfat dari suatu senyawa
Fosfofruktokinase	Enzim yang mengkatalisis fosforilasi fruktosa 6-fosfat menjadi fruktosa 1,6-bisfosfat
Fraksi Mol	Bilangan yang menyatakan rasio jumlah mol zat terlarut dan pelarut dalam sebuah larutan
Garam	Senyawa yang bersifat elektrolit, dibentuk dari sisa basa atau logam yang bermuatan positif dengan sisa asam yang bermuatan negative

Gaya Adhesi	Gaya tarik-menarik antar molekul yang tidak sejenis
Gaya Kohesi	Gaya tarik antar molekul sejenis
Gaya London	Lihat gaya Van der Waals
Gel	Lihat emulsi padat
Gaya Van Der Waals	Gaya tarik menarik antar dipol dalam suatu zat yang disebabkan distorsi pada distribusi elektronnya sehingga terjadi dispersi muatan positif atau dispersi muatan negatifnya membentuk dipol yang bersifat temporer dalam setiap atom
Gerak Brown	Pergerakan yang tidak teratur (zig-zag) dari partikel-partikel koloid
Glikogen	Homopolimer dari glukosa yang bercabang, terdiri dari satuan glukosa yang berikatan α (1 \rightarrow 4) dan ikatan silang α (1 \rightarrow 6) glikosidik, mirip amilopektin
Glikogenesis	Pelepasan insulin oleh pankreas akibat peningkatan kadar gula darah, sehingga hati mengubah glukosa menjadi glikogen dan asam piruvat, bersamaan dengan pengangkutan glukosa ke dalam otot.
Glikogenolisis	Katabolisme glikogen menjadi glukosa
Glikogenosis	Penyakit penimbunan glikogen akibat tidak adanya 1 atau beberapa enzim yang diperlukan untuk mengubah glikogen menjadi glukosa (untuk digunakan sebagai energi)
Glikol	Dialkohol dengan dua gugus hidroksil saling bersebelahan
Glikolisis	Reaksi pemecahan glukosa menghasilkan 2 ATP dan 2 molekul piruvat
Glikosfingolipid	Lipid mengandung monosakarida yang terikat pada gugus OH gugus sfingosin melalui ikatan glikosida
Glikosida	Senyawa asetal yang terbentuk dari proses penggantian gugus hidroksil (OH) dengan gugus alkoksi (OR)
Gliserol	Senyawa alkohol yang memiliki 3 gugus hidroksil yang saling bersebelahan
Gliseroposfolipid	Lipida yang dibangun oleh molekul asam lemak, posfat, gliserol, amino dan alkohol
Glukokinase	Enzim yang mengkatalisis fosforilasi D-glukosa yang terdapat di dalam hati
Glukoneogenesis	Reaksi pembentukan glukosa dari molekul non karbohidrat
Glukosa	Suatu gula monosakarida, salah satu karbohidrat terpenting yang digunakan sebagai sumber tenaga bagi hewan dan tumbuhan dan merupakan salah satu hasil utama fotosintesis
Gugus Alkoksi	Gugus -OR
Gugus Karbonil	Gugus yang terdiri dari sebuah atom karbon sp^2 yang dihubungkan sebuah atom oksigen oleh satu ikatan sigma dan satu ikatan pi
Hasil Kali Kelarutan	Lihat Ksp

Heksokinase	Enzim yang mengkatalisis fosforilasi heksosa
Hibrid Resonansi	Bentuk stabil yang dibentuk dari proses hibridisasi dan resonansi ikatan, sehingga memiliki tingkat energi minimum
Hibridisasi	Proses perpindahan elektron dari tingkat orbital yang rendah ke yang lebih tinggi
Hidrasi	Reaksi Penyisipan molekul air ke dalam suatu senyawa
Hidrolisis	Reaksi penguraian zat oleh air
Hidrolisis Garam	Lihat hidrolisis
Hukum Avogadro	Pada tekanan dan suhu yang sama, gas-gas yang memiliki volume yang sama mengandung jumlah molekul yang sama pula
Hukum Faraday	Hukum ini menjelaskan hubungan massa suatu zat yang berhasil diendapkan oleh energi listrik
Hukum Gay Lussac	Lihat hukum perbandingan volume
Hukum Hess	Hukum ini menyatakan bahwa entalpi reaksi (ΔH) hanya tergantung pada keadaan awal reaksi dan hasil reaksi dan tidak bergantung pada jalannya reaksi
Hukum Kekekalan Energi	Hukum ini menyatakan bahwa dalam perubahan kimia atau fisika energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, energi hanya dapat diubah dari satu bentuk ke bentuk lainnya
Hukum Kekekalan Massa	Hukum ini menyatakan bahwa dalam sebuah reaksi, massa zat-zat sebelum bereaksi sama dengan massa zat sesudah bereaksi
Hukum Laplace	Hukum ini menyatakan bahwa jumlah kalor yang dilepaskan dalam pembentukan sebuah senyawa dari unsur-unsurnya sama dengan jumlah kalor yang dibutuhkan untuk menguraikan senyawa tersebut menjadi unsur-unsurnya
Hukum Lavoiser	Lihat hukum kekekalan massa
Hukum Le Cathelier	Hukum ini menyatakan jika suatu sistem berada dalam keadaan setimbang, dan kedalamnya diberikan sebuah aksi, maka sistem tersebut akan memberikan reaksi
Hukum Perbandingan Beganda	Hukum ini menyatakan bahwa dapat terjadi dua macam unsur membentuk dua senyawa atau lebih, jika unsur pertama memiliki massa yang sama, maka unsur kedua dalam senyawa-senyawa tersebut memiliki perbandingan sebagai bilangan bulat dan sederhana
Hukum Perbandingan Tetap	Perbandingan massa unsur-unsur penyusun sebuah senyawa adalah tetap
Hukum Perbandingan Volume	Hukum ini menyatakan 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
Hukum Proust	Lihat hukum perbandingan tetap

IDDM	<i>Insulin-dependent diabetes mellitus</i> , diabetes melitus akibat rusaknya sel beta penghasil insulin dalam pankreas yang menyebabkan penderitanya sangat tergantung pada pasokan insulin dari luar
Ikatan Glikosida	Ikatan yang menghubungkan dua monosakarida, terbentuk dengan cara kondensasi gugus hidroksil dari atom karbon pertama pada monosakarida pertama dengan salah satu atom karbon nomor 2, 4, atau 6 pada monosakarida kedua
Ikatan Hidrogen	Ikatan yang terjadi akibat gaya tarik antarmolekul antara dua muatan listrik parsial dengan polaritas yang berlawanan dengan H sebagai atom bermuatan parsial positif.
Ikatan Ion	Ikatan yang terjadi karena adanya gaya listrik elektrostatis antara ion yang bermuatan positif (kation) dengan ion yang bermuatan negatif (anion)
Ikatan Kovalen	Ikatan yang bentuk dengan cara penggunaan elektron secara bersama
Ikatan Logam	Interaksi antar atom di dalam sebuah logam
Ikatan Peptida	Ikatan yang terjadi antara gugus karboksilat dari satu asam amino dengan gugus α amino dari molekul asam amino lainnya dengan melepas molekul air
Ilmu Kimia	Ilmu yang mempelajari tentang materi terkait dengan struktur, susunan, sifat dan perubahan materi serta energi yang menyertainya
Isobar	Unsur yang memiliki nomor massa yang sama, namun memiliki jumlah proton dan neutron yang berbeda
Isomer	Dua molekul yang memiliki kesamaan rumus molekul namun berbeda dalam penataan atom dalam molekulnya
Isoton	Kondisi dimana dua unsur memiliki jumlah neutron yang sama
Isotop	Unsur yang memiliki jumlah elektron dan proton yang sama namun berbeda jumlah neutronnya
IUPAC	<i>International Union of Pure and applied Chemistry</i>
Jari-Jari Atom	Jarak dari inti atom sampai dengan elektron pada kulit terluar
Jembatan Fosfo Diester	Molekul yang menghubungkan unit-unit nukleotida membentuk DNA atau RNA
Ka	Tetapan ionisasi asam
Kalorimeter	Alat yang digunakan untuk mengukur kalor yang diserap atau dilepas suatu zat
Karbohidrat	Hidrat suatu karbon: $C_x(H_2O)_y$, berupa polihidroksi aldehida atau polihidroksi keton, turunan senyawa tersebut, dan berbagai bahan yang bila dihidrolisis menghasilkan senyawa tersebut
Katabolisme	Proses pembongkaran molekul kompleks menjadi molekul yang lebih sederhana
Katalisator	Zat yang berperan untuk menurunkan Energi aktivasi dalam suatu reaksi kimia

Katoda	Elektroda tempat terjadinya reaksi reduksi
Kb	Tetapan ionisasi basa
Kecepatan Reaksi	Berkurangnya atau bertambahnya konsentrasi zat A dalam selang waktu tertentu
Keseimbangan Kimia	Reaksi dua arah dimana kecepatan pembentukan produk sama dengan kecepatan penguraian produk
Keton	Lihat alkanon
Ketosa	Polihidroksi dengan gugus keton
Ketosis	Peristiwa peningkatan senyawa keton dalam darah, jaringan dan urin, secara abnormal
Km	Konstanta Michaelis
Koagulasi	Pengumpulan
Kodon	Kode urutan basa nitrogen tersusun dalam bentuk 'triplet', yang menyandikan asam amino tertentu atau kode berhenti
Koenzim	Bagian enzim yang tidak tersusun dari protein, tetapi dari ion-ion logam atau molekul-molekul organik
Kolesterol	Steroid yang memiliki 27 atom karbon dengan satu gugus hidroksi pada atom C3 pada cincin A.
Koloid	Bagian dari campuran yang memiliki sifat khas karena memiliki ukuran partikel dengan diameter antara 1 -100 nm
Koloid Dispersi	Koloid yang dihasilkan dari proses memperkecil partikel suspensi
Koloid Kondensasi	Partikel koloid yang dibentuk dari partikel larutan
Koloid Liofil	Koloid yang memiliki gaya tarik menarik antara partikel-partikel terdispersi dengan medium pendispersi cairan
Koloid Liofob	Koloid yang memiliki gaya tarik menarik yang lemah antara partikel-partikel terdispersi dengan medium pendispersi cairan
Koloid Pelindung	Koloid yang dapat melindungi koloid lain agar tidak terkoagulasikan
Kondensasi Aldol	Reaksi pembentukan senyawa yang mengandung gugus hidroksil dan gugus karbonil
Konjugasi	Deretan ikatan rangkap yang dipisahkan oleh satu ikatan tunggal
Konsentrasi	Besaran yang menyatakan perbandingan zat terlarut dengan pelarutnya
Korosi logam	Proses oksidasi sebuah logam dengan udara atau elektrolit lainnya, dimana udara atau elektrolit akan mengalami reduksi
Kp	Tetapan keseimbangan (dalam fase gas)
Ksp	Hasil kali konsentrasi ion-ion dalam larutan tepat jenuh dan tiap konsentrasinya dipangkatkan dengan koefisien reaksinya
Larutan	Campuran homogen (serba sama) antara dua zat atau lebih
Larutan Buffer	Larutan yang terdiri dari garam dengan asam lemahnya atau garam dengan basa lemahnya

Larutan Elektrolit	Larutan yang zat terlarutnya mengalami ionisasi, atau zat terlarutnya terurai menjadi ion positif dan negatif
Lipase	Enzim yang mengkatalisis reaksi penguraian ester lipid menjadi asam lemak dan gliserol
Lipid	Berasal dari kata lipos (bahasa Yunani) yang berarti lemak
Lipolisis	Reaksi hidrolisis triasilgliserol oleh lipase yang akan menghasilkan gliserol dan asam lemak
Massa	Jumlah partikel yang dikandung setiap benda
Materi	Segala sesuatu yang menempati ruang dan memiliki massa
Meta	Posisi substituen dalam cincin benzene pada posisi 1,3
Metabolisme	Reaksi kimia yang terjadi di dalam makhluk hidup, mulai dari makhluk bersel satu yang sangat sederhana seperti bakteri, jamur, tumbuhan, hewan sampai manusia dengan tujuan memperoleh, mengubah, dan memakai senyawa kimia dari sekitarnya untuk kelangsungan hidupnya.
Mol	Satuan yang sebanding dengan partikel sebanyak $6,023 \times 10^{23}$ dalam setiap 1 satuannya
Molalitas	Satuan konsentrasi yang menyatakan jumlah mol zat yang terdapat didalam 1000 gram pelarut
Molaritas	Satuan konsentrasi yang didefinisikan sebagai banyak mol zat terlarut dalam 1 liter (1000 ml) larutan
Molekul	Bagian terkecil dari suatu senyawa
Monosakarida	Sakarida sederhana yang tidak dapat dihidrolisis menjadi sakarida yang lebih kecil walaupun dalam suasana yang lunak sekalipun
Mr	Berat molekul relatif yang menggunakan berat atom C sebagai pembanding
mRNA	RNA kurir
NAD	Nikotinamida adenin dinukleotida, koenzim yang memiliki gugus nikotinamida yang berfungsi sebagai pembawa atom hidrogen dan elektron dalam reaksi redoks intraseluler
NADP	Nikotinamida adenin dinukleotida fosfat, fungsi lihat NAD
NADPH	Merupakan bentuk tereduksi dari NADP
Netron	Partikel penyusun inti yang tidak bermuatan
Normalitas	Didefinisikan banyaknya zat dalam gram ekuivalen dalam satu liter larutan
Nukleosida	Suatu N-glikosida, yang tersusun atas basa purina atau pirimidina yang terhubung pada atom karbon anomerik (C-1') gula pentosa
Nukleotida	Ester fosfat dari nukleosida
Oksidasi	Reaksi dari suatu unsur atau senyawa yang mengikat oksigen
Oligosakarida	Gabungan dari molekul-molekul monosakarida yang jumlahnya antara 2 (dua) sampai dengan 8 (delapan) molekul monosakarida

Orbital	Sub tingkat energi
Orto	Posisi substituen dalam cincin benzena pada posisi 1,2
Osmosa	Lihat osmosis
Osmosis	Proses merembesnya atau mengalirnya pelarut ke dalam larutan melalui selaput semipermeabel
Para	Posisi substituen dalam cincin benzena pada posisi 1,4
Pati	Merupakan campuran dari dua polisakarida berbeda, yaitu amilum dan amilopektin
Pelarut	Bagian terbesar dalam larutan
Pelarut Universal	Pelarut yang dapat berinteraksi dan melarutkan banyak senyawa kimia
Pemekatan	Bertambahnya rasio konsentrasi zat terlarut didalam larutan akibat penambahan zat terlarut
Pengenceran	Berkurangnya rasio zat terlarut didalam larutan akibat penambahan pelarut
Peptipasi	Pemecahan partikel kasar menjadi partikel koloid yang dilakukan dengan penambahan molekul spesifik
Pereaksi Fehling	Reagen yang digunakan untuk membedakan aldehida dan keton berdasarkan pembentukan endapan merah Cu_2O
Pereaksi Tollens	Reagen yang digunakan untuk membedakan aldehida dan keton berdasarkan pembentukan cermin perak
Persen Berat	Satuan konsentrasi yang menyatakan banyaknya zat terlarut dalam 100 gram larutan
Persen Volume	Satuan konsentrasi yang menyatakan jumlah volume (ml) dari zat terlarut dalam 100 ml larutan
pH	Derajat keasaman
pH Meter	Alat elektronik yang digunakan untuk mengukur pH
Pi	Senyawa fosfat anorganik
pOH	Derajat kebasaan
Polimerisasi	Pembentukan rantai yang panjang dari molekul sederhana
Polisakarida	Molekul yang tersusun dari rantai monosakarida, yang dapat digolongkan ke dalam dua kelompok besar secara fungsional, yaitu struktural polisakarida dan nutrien polisakarida. Sebagai komponen struktural, berperan sebagai pembangun komponen organel sel dan sebagai unsur pendukung intrasel
Polusi	Pencemaran yang terjadi akibat perubahan komposisi penyusun lingkungan tertentu
Potensial Reduksi	Beda potensial elektroda yang ukur menggunakan pembanding SHE
PPi	Senyawa pirofosfat anorganik
Prostaglandin	Lipid yang mengandung gugus hidroksil (OH) diposisi atom C nomor 11 dan atom C nomor 15, dan memiliki ikatan rangkap pada atom C no 13

Protein	Senyawa organik kompleks berbobot molekul tinggi yang merupakan polimer dari monomer asam amino yang dihubungkan satu sama lain dengan ikatan peptida
Protein Kontraktil	Dikenal sebagai protein motil, didalam sel dan organisme protein ini berperan untuk bergerak seperti aktin dan myosin
Protein Nutrient	Sering disebut protein penyimpanan, merupakan protein yang sebagai cadangan makanan yang dibutuhkan untuk pertumbuhan dan perkembangan
Protein Pengatur	Protein yang membantu pengaturan aktifitas seluler atau fisiologis, contoh: hormon dan repressor.
Proton	Partikel penyusun inti yang bermuatan positif
Protein Pertahanan	Protein yang memiliki fungsi untuk membangun sistem pertahanan makhluk hidup dari berbagai bentuk serangan dari kuman atau organisme lain
Protein Struktural	Protein yang berperan untuk menyangga atau membangun struktur biologi makhluk hidup
Protein Transport	Protein yang dapat mengikat dan membawa molekul atau ion yang khas dari satu organ ke organ lainnya
PVC	Poli(vinil klorida)
Reaksi Adisi	Reaksi pemutusan ikatan rangkap dengan cara penambahan unsur baru
Reaksi Dehidrasi	Reaksi penghilangan molekul H ₂ O
Reaksi Eksoterm	Reaksi yang diikuti dengan pelepasan energi atau menghasilkan energi,
Reaksi Endoterm	Reaksi terjadi apabila kedalamnya diberikan energi atau reaksi membutuhkan energi
Reaksi Esterifikasi	Reaksi pembentukan senyawa ester dari molekul asam karboksilat dan alkohol
Reaksi Hidrasi	Reaksi adisi alkena menggunakan air (H ₂ O) dengan menggunakan katalis asam
Reaksi Irreversibel	Reaksi tidak dapat balik, reaksi yang hanya berlangsung kearah pembentukan produk
Reaksi Metatesis	Reaksi pertukaran ion dari dua buah elektrolit pembentuk garam
Reaksi Pembakaran	Reaksi zat dengan oksigen
Reaksi Reversibel	Reaksi dapat balik, reaksi yang dapat berjalan pada dua arah (pembentukan produk sekaligus penguraian kembali produk menjadi reaktan)
Redoks	Reduksi oksidasi
Reduksi	Peristiwa pengeluaran atau pelepasan oksigen dari senyawa yang mengandung oksigen
Reduksi Alkena	Penambahan hidrogen dari gas hidrogen H ₂ menghasilkan suatu alkana
RNA	<i>Ribonucleic Acid</i> , material genetik yang berperan dalam ekspresi gen yang diwujudkan dalam bentuk protein

RNAi	RNA <i>interference</i>
rRNA	RNA ribosomal
Rumus Empiris	Rumus kimia yang mencirikan jenis atom dan rasio dari jumlah atom-atom penyusunnya
Rumus Kimia	Lambang dari sebuah zat yang mencerminkan jenis zat dan jumlah atom-atomnya yang menyusun suatu zat
Rumus Molekul	Lambang sebuah molekul yang memberikan informasi tentang jenis dan jumlah atom-atom secara akurat dari molekul tersebut
Sabun	Garam natrium atau kalium dari asam karboksilat
SCE	<i>Saturated Calomel Electrode</i> , elektroda air raksa
Sel Elektrolisa	Sel elektrokimia yang membutuhkan energi agar terjadi reaksi kimia didalamnya
Sel Eukariotik	Sel yang telah memiliki membran inti
Sel Leclanche	Lihat baterai
Sel Volta	Sel elektrokimia yang menghasilkan energi ketika terjadi reaksi atau reaksi kimia menghasilkan energi listrik
Selaput Permeabel	Selaput yang hanya dapat dilewati oleh partikel-partikel dengan ukuran tertentu
Senyawa Karbon	Senyawa yang tersusun atas atom C sebagai atom utamanya
Sfingolipida	Posfolipida yang memiliki ikatan amida antara asam lemak dengan sfingosin
SHE	<i>Standart hydrogen electrode</i> , elektroda hidrogen standar
Sifat Kimia	Sifat yang timbul akibat adanya perubahan materi yang relatif lebih kekal atau terbentuknya materi yang baru
Sikloalkana	Senyawa alkana siklik
Sistem Dispersi	Lihat koloid
sma	Satuan massa atom, merupakan satuan yang sebanding dengan 1/12 berat atom ^{12}C
Sol	Koloid yang fasa terdispersinya berwujud padat dengan medium pendispersinya berwujud cair
Sol Padat	Koloid yang memiliki fasa terdispersi dan medium pendispersinya zat padat
Stereoisomer	Isomer akibat gugus yang sejajar (<i>cis</i>) atau yang berseberangan atau (<i>trans</i>)
Steroid	Lipid yang memiliki sistem empat cincin yang tergabung. Cincin A, B dan C beranggotakan enam atom karbon, dan cincin D beranggotakan lima atom karbon.
Struktur Kekulé	Struktur benzena dengan 3 ikatan rangkap yang saling terkonjugasi
Struktur Primer Protein	Rantai polipeptida sebuah protein yang terdiri dari asam-asam amino yang dihubungkan satu sama lain secara kovalen melalui ikatan peptida membentuk rantai lurus dan panjang sebagai untaian polipeptida tunggal

Struktur Sekunder Protein	Protein yang sudah mengalami interaksi intermolekul, melalui rantai samping asam amino.
Struktur Tersier Protein	Struktur yang dibangun oleh struktur primer atau sekunder dan distabilkan oleh interaksi hidrofobik, hidrofilik, jembatan garam, ikatan hidrogen dan ikatan disulfida (antar atom S)
Struktur Kuartener Protein	Hasil interaksi dari beberapa molekul protein tersier, setiap unit molekul tersier disebut dikenal dengan subunit
Substrat	Reaktan dalam reaksi enzimatik
Tabel Periodik	Tabel yang berisi nama-nama unsur yang disusun berdasarkan kenaikan nomor atomnya.
Termokimia	Cabang ilmu yang mempelajari hubungan kalor dengan reaksi kimia
Termolabil	Tidak tahan panas tinggi
Terpena	Lipid yang memiliki jumlah atom karbon kelipatan 5, dan tersusun dari unit isoprena yang memiliki 4 atom karbon dan satu cabang pada C2
Tetrahedral	Bentuk 3 dimensi dengan sudut 105
Tingkat Reaksi	Kecepatan reaksi pada sistem homogen (satu fase) berbanding langsung dengan konsentrasi zat-zat yang bereaksi dipangkatkan dengan koefisien masing-masing zat yang bereaksi sesuai dengan persamaan reaksinya
TNT	2,4,6-Trinitro toluena, senyawa turunan benzena yang digunakan sebagai bahan peledak
Toksik	Bersifat racun
Toluena	Senyawa turunan benzena dengan gugus samping metil
Vitamin C	Asam askorbat
Volatil	Mudah menguap
Voltmeter	Alat elektronik yang digunakan untuk mengukur beda potensial
Wax	Lipid yang dibentuk oleh senyawa asam lemak jenuh dengan alkohol yang memiliki rantai atom karbon yang panjang
Zat Terlarut	Bagian terkecil dalam larutan
Zwitter Ion	Senyawa yang memiliki sekaligus gugus yang bersifat asam dan basa. Pada pH netral bermuatan positif (kation) maupun bermuatan negatif (anion), mudah larut dalam air karena bermuatan (air adalah pelarut polar) dan sukar larut dalam pelarut nonpolar

Lampiran 1

Kunci Jawaban

Sub Bab	Ruang lingkup ilmu Kimia	Unsur dan Senyawa	Atom dan Perkembangan	Tabel Periodik	Ikatan Kimia	Stoikiometri
Hal	11	29	48	59	78	96
No	Jawaban					
1	A	D	B	B	C	D
2	D	D	C	A	D	C
3	C	C	D	B	B	B
4	C	E	C	D	A	D
5	D	E	C	C	D	A
6	C	C	A	B	A	A
7	C	C	A	B	B	A
8	D	D	C	C	C	D
9	A	A	C	D	B	B
10	C	C	A	C	B	A

Sub Bab	Reaksi Kimia	Redoks dan Elektrokimia	Larutan Bagian asam	Larutan Bagian garam	Laju reaksi reaksi	Energi
Hal	120	139	150	152	178	197
No	Jawaban					
1	A	D	C	D	B	B
2	D	A	C	C	B	B
3	C	C	D	C	A	A
4	A	A	C	A	D	D
5	D	A	D	B	B	D
6	A	C	B	D	D	A
7	B	D	B	C	C	B
8	C	D	D	A	A	D
9	A	C	B	B	C	D
10	A	D	C	C	A	C

Sub Bab	Koloid	Senyawa Hidrokarbon	Aldehid Keton	Polimer	Biomolekul	Pemisahan Kimia
Hal	216	234	260	273	308	331
No	Jawaban					
1	D	B	C	D	C	C
2	B	C	A	B	C	D
3	C	C	B	D	D	D
4	A	C	D	A	A	B
5	B	B	B	C	B	C
6	B	B	C	C	D	A
7	C	C	C	B	C	B
8	C	D	A	D	C	B
9	D	D	A	D	C	B
10	C	A	A	B	C	A

Lampiran 2 Tabel Periodik

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1 H Hydrogen 1.008	4 Be Beryllium 9.012	5 B Boron 10.81	6 C Carbon 12.01	7 N Nitrogen 14.01	8 O Oxygen 16.00	9 F Fluorine 19.00	10 Ne Neon 20.18
11 Na Sodium 22.99	12 Mg Magnesium 24.31	13 Al Aluminum 26.98	14 Si Silicon 28.09	15 P Phosphorus 30.97	16 S Sulfur 32.07	17 Cl Chlorine 35.45	18 Ar Argon 39.95
19 K Potassium 39.10	20 Ca Calcium 40.08	31 Ga Gallium 69.72	32 Ge Germanium 72.58	33 As Arsenic 74.92	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.90	36 Kr Krypton 83.80
37 Rb Rubidium 85.47	38 Sr Strontium 87.62	49 In Indium 114.8	50 Sn Tin 118.7	51 Sb Antimony 121.8	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.9	54 Xe Xenon 131.3
55 Cs Cesium 132.9	56 Ba Barium 137.3	81 Tl Thallium 204.4	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.9	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	114 Uuq Ununquadium (294)	115 Uuh Ununhexium (295)	116 Uuh Ununhexium (296)	117 Uuh Ununhexium (297)	118 Uuo Ununoctium (298)	119 Uuo Ununoctium (299)

58 Ce Cerium 140.1	59 Pr Praseodymium 140.9	60 Nd Neodymium 144.2	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.4	63 Eu Europium 152.0	64 Gd Gadolinium 157.3	65 Tb Terbium 158.9	66 Dy Dysprosium 162.5	67 Ho Holmium 164.9	68 Er Erbium 167.3	69 Tm Thulium 168.9	70 Yb Ytterbium 173.0	71 Lu Lutetium 175.0
90 Th Thorium 232.0	91 Pa Protactinium (231)	92 U Uranium (238)	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (242)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (262)

Deret Lantanida*

Deret Actinida~

Unsur berwarna biru berwujud cair pada suhu kamar
 Unsur berwarna merah berwujud gas pada suhu kamar
 Unsur berwarna hitam berwujud padatan pada suhu kamar



Lampiran 3 Daftar Unsur

Nama	Simbol	Nomor Atom	Masa Atom
Aktinium	Ac	89	227.028
Alumunium	Al	13	26.992
Antimon	Sb	51	121.75
Argon	Ar	18	39.948
Arsen	As	33	74.922
Astatin	At	85	210
Barium	Ba	56	137.327
Belerang	S	16	32.066
Berilium	Be	4	9.012
Berkelium	Bk	97	247
Besi	Fe	26	55.847
Bismut	Bi	83	208.908
Boron	B	5	10.811
Cerium	Ce	58	140.115
Curium	Cm	96	247
Disprosium	Dy	66	162.50
Dubnium	Ha	105	262
Einsteinium	Es	99	252
Emas	Au	79	196.967
Erbium	Er	68	167.26
Europium	Eu	63	151.965
Fermium	Fm	100	257
Fluorin	F	9	18.998
Fosforus	P	15	30.974
Fransium	Fr	87	223
Gadolinium	Gd	64	157.25
Galium	Ga	31	69.923
Germanium	Ge	32	72.61
Hafnium	Hf	72	178.49
Helium	He	2	4.003
Hidrogen	H	1	1.008
Holmium	Ho	67	164.930
Indium	In	49	114.818
Iodin	I	53	126.904
Iridium	Ir	77	173.04
Iterbium	Yb	70	192.22
Itrium	Y	39	88.906
Kadmium	Cd	48	112.41
Kalium	K	19	39.906
Kalsium	Ca	20	40.078
Karbon	C	6	12.011
Klorin	Cl	17	35.453
Kobal	Co	27	58.933
Kripton	Kr	36	83.8
Kromium	Cr	24	51.996
Lanthanum	La	57	138.906
Lawrencium	Lr	103	260
Litium	Li	3	6.941
Lutenium	Lu	71	174.967
Magnesium	Mg	12	24.305
Seng	Zn	30	65.39

Nama	Simbol	Nomor Atom	Masa Atom
Mangan	Mn	25	54.938
Meitnerium	Mt	109	266
Molibdenum	Mo	42	95.940
Mendelevium	Md	101	258
Natrium	Na	11	22.989
Neodinium	Nd	60	144.24
Neon	Ne	10	20.197
Neptunium	Np	93	237.048
Nikel	Ni	28	58.69
Niobium	Nb	41	92.906
Nitrogen	N	7	14.007
Nobelium	No	102	259
Oksigen	O	8	15.999
Osmium	Os	76	190.23
Paladium	Pd	46	106.42
Perak	Ag	47	107.968
Platina	Pt	78	195.08
Plutonium	Pu	94	244
Polonium	Po	84	209
Praseodimium	Pr	59	140.908
Prometium	Pm	61	145
Protactinium	Pa	91	231.036
Radium	Ra	88	226.025
Radon	Rn	86	222
Raksa	Hg	80	200.59
Renium	Re	75	186.207
Rhodium	Rh	45	102.906
Rubidium	Rb	37	85.468
Ruthenium	Ru	44	101.07
Samarium	Sm	62	150.36
Scandium	Sc	21	44.956
Selenium	Se	34	78.96
Sesium	Cs	55	132.905
Silikon	Si	14	28.086
Stronsium	Sr	38	87.62
Talium	Tl	81	204.383
Tantalum	Ta	73	180.984
Teknisium	Tc	43	98
Tembaga	Cu	29	63.546
Timah	Sn	50	118.71
Timbal	Pb	82	207.22
Titanium	Ti	22	47.88
Telurium	Te	52	127.60
Terbium	Tb	65	158.925
Thorium	Th	90	232.038
Tulium	Tm	69	168.934
Uranium	U	92	238.029
Vanadium	V	23	50.942
Wolfram	W	74	183.85
Xenon	Xe	54	131.29
Zirkonium	Zr	40	91.224

Lampiran 4 Konfigurasi Elektron

Z	Unsur	Konfigurasi
1	H	1s1
2	He	1s2
3	Li	(He) 2s1
4	Be	(He) 2s2
5	B	(He) 2s2, 2p1
6	C	(He) 2s2, 2p2
7	N	(He) 2s2, 2p3
8	O	(He) 2s2, 2p4
9	F	(He) 2s2, 2p5
10	Ne	(He) 2s2, 2p6
11	Na	(Ne) 3s1
12	Mg	(Ne) 3s2
13	Al	(Ne) 3s2, 3p1
14	Si	(Ne) 3s2, 3p2
15	P	(Ne) 3s2, 3p3
16	S	(Ne) 3s2, 3p4
17	Cl	(Ne) 3s2, 3p5
18	Ar	(Ne) 3s2, 3p6
19	K	(Ar) 4s1
20	Ca	(Ar) 4s2
21	Sc	(Ar) 4s2, 3d1
22	Ti	(Ar) 4s2, 3d2
23	V	(Ar) 4s2, 3d3
24	Cr	(Ar) 4s2, 3d4
25	Mn	(Ar) 4s2, 3d5
26	Fe	(Ar) 4s2, 3d6
27	Co	(Ar) 4s2, 3d7
28	Ni	(Ar) 4s2, 3d8
29	Cu	(Ar) 4s1, 3d10
30	Zn	(Ar) 4s2, 3d10
31	Ga	(Ar) 4s2, 3d10, 4p1
32	Ge	(Ar) 4s2, 3d10, 4p2
33	As	(Ar) 4s2, 3d10, 4p3
34	Se	(Ar) 4s2, 3d10, 4p4
35	Br	(Ar) 4s2, 3d10, 4p5
36	Kr	(Ar) 4s2, 3d10, 4p6
37	Rb	(Kr) 5s1
38	Sr	(Kr) 5s2
39	Y	(Kr) 5s2, 4d1
40	Zr	(Kr) 5s2, 4d2
41	Nb	(Kr) 5s1, 4d4
42	Mo	(Kr) 5s1, 4d5
43	Tc	(Kr) 5s2, 4d5
44	Ru	(Kr) 5s2, 4d6
45	Rh	(Kr) 5s2, 4d7
46	Pd	(Kr) 5s2, 4d8
47	Ag	(Kr) 5s1, 4d10
48	Cd	(Kr) 5s2, 4d10
49	In	(Kr) 5s2, 4d10, 5p1
50	Sn	(Kr) 5s2, 4d10, 5p2
51	Sb	(Kr) 5s2, 4d10, 5p3

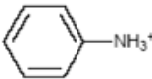

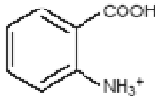
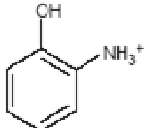
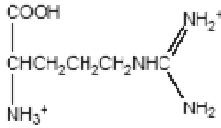
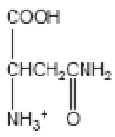
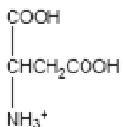
Z	Unsur	Nomor Atom
52	Te	(Kr), 5s2, 4d10, 5p4
53	I	(Kr), 5s2, 4d10, 5p5
54	Xe	(Kr), 5s2, 4d10, 5p6
55	Cs	(Xe), 6s1
56	Ba	(Xe), 6s2
57	La	(Xe), 6s2, 5d1
58	Ce	(Xe), 6s2, 4f2
59	Pr	(Xe), 6s2, 4f3
60	Nd	(Xe), 6s2, 4f4
61	Pm	(Xe), 6s2, 4f5
62	Sm	(Xe), 6s2, 4f6
63	Eu	(Xe), 6s2, 4f7
64	Gd	(Xe), 6s2, 4f7, 5d1
65	Tb	(Xe), 6s2, 4f9
66	Dy	(Xe), 6s2, 4f10
67	Ho	(Xe), 6s2, 4f11
68	Er	(Xe), 6s2, 4f12
69	Tm	(Xe), 6s2, 4f13
70	Yb	(Xe), 6s2, 4f14
71	Lu	(Xe), 6s2, 4f14, 5d1
72	Hf	(Xe), 6s2, 4f14, 5d2
73	Ta	(Xe), 6s2, 4f14, 5d3
74	W	(Xe), 6s2, 4f14, 5d4
75	Re	(Xe), 6s2, 4f14, 5d5
76	Os	(Xe), 6s2, 4f14, 5d6
77	Ir	(Xe), 6s2, 4f14, 5d7
78	Pt	(Xe), 6s1, 4f14, 5d9
79	Au	(Xe), 6s1, 4f14, 5d10
80	Hg	(Xe), 6s2, 4f14, 5d10
81	Tl	(Xe), 6s2, 4f14, 5d10, 6p1
82	Pb	(Xe), 6s2, 4f14, 5d10, 6p2
83	Bi	(Xe), 6s2, 4f14, 5d10, 6p3
84	Po	(Xe), 6s2, 4f14, 5d10, 6p4
85	At	(Xe), 6s2, 4f14, 5d10, 6p5
86	Rn	(Xe), 6s2, 4f14, 5d10, 6p6
87	Fr	(Rn), 7s1
88	Ra	(Rn), 7s2
89	Ac	(Rn), 7s2, 6d1
90	Th	(Rn), 7s2, 6d2
91	Pa	(Rn), 7s2, 5f2, 6d1
92	U	(Rn), 7s2, 5f3, 6d1
93	Np	(Rn), 7s2, 5f4, 6d1
94	Pu	(Rn), 7s2, 5f6
95	Am	(Rn), 7s2, 5f7
96	Cm	(Rn), 7s2, 5f7, 6d1
97	Bk	(Rn), 7s2, 5f9
98	Cf	(Rn), 7s2, 5f10
99	Es	(Rn), 7s2, 5f11
100	Fm	(Rn), 7s2, 5f12
101	Md	(Rn), 7s2, 5f13
102	No	(Rn), 7s2, 5f14

Lampiran 5 Daftar Energi Ionisasi Kation

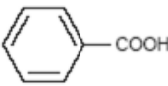
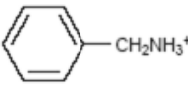
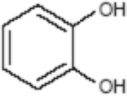
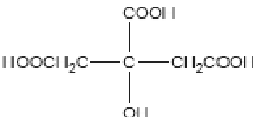
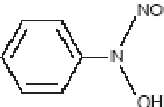
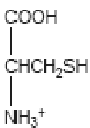
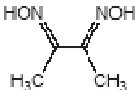
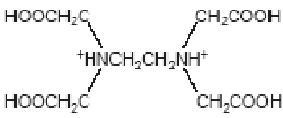
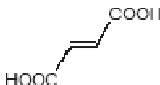
IONIZATION POTENTIALS*

Z	Element	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII	XIX	XX	XXI
1	H	13.598																				
2	He	24.587	54.416																			
3	Li	5.392	75.638	122.431																		
4	Be	9.322	18.211	153.893	217.713																	
5	B	8.298	25.154	37.930	259.368	340.217																
6	C	11.260	24.383	47.887	64.492	392.077	489.981															
7	N	14.534	29.601	47.448	77.472	113.896	138.116	739.315	871.387													
8	O	13.618	35.116	54.934	77.412	113.896	138.116	739.315	871.387													
9	F	17.422	34.970	62.707	87.138	114.340	157.161	185.182	953.886	1103.089												
10	Ne	21.564	40.962	63.45	97.11	126.21	157.93	207.27	259.09	1195.797	1382.164											
11	Na	5.139	47.286	71.64	98.91	138.39	172.15	208.47	264.18	299.87	1465.091											
12	Mg	7.646	15.035	80.143	109.24	141.26	186.50	224.94	265.90	327.95	367.53											
13	Al	5.986	18.828	28.447	119.99	153.71	190.47	241.43	284.59	330.21	398.57											
14	Si	8.151	16.345	33.492	45.141	166.77	205.05	246.52	303.17	351.10	401.43											
15	P	10.486	19.725	30.18	51.37	65.023	230.43	263.22	309.41	371.73	424.50											
16	S	10.360	23.33	34.83	47.30	72.68	88.049	280.93	328.23	379.10	447.09											
17	Cl	12.967	23.81	39.61	53.46	67.8	98.03	114.193	348.28	400.05	455.62											
18	Ar	15.759	27.629	40.74	59.81	75.02	91.007	124.319	143.456	422.44	478.68											
19	K	4.341	31.625	45.72	60.91	82.66	100.0	117.56	154.86	175.814	203.44											
20	Ca	6.113	11.871	50.908	67.10	84.41	108.78	127.7	147.24	188.54	211.270											
21	Sc	6.54	12.80	24.76	73.47	91.66	111.1	138.0	158.7	180.02	225.32											
22	Ti	6.82	13.58	27.491	43.266	99.22	119.36	140.8	168.5	193.2	215.91											
23	V	6.74	14.65	29.310	46.707	65.23	128.12	150.17	173.7	203.8	230.5											
24	Cr	6.766	16.50	30.96	49.1	69.3	90.56	161.1	184.7	209.3	244.4											
25	Mn	7.435	15.640	33.667	51.2	72.4	95	119.27	196.46	221.8	248.3											
26	Fe	7.870	16.18	30.651	54.8	75.0	99	125	151.06	235.04	262.1											
27	Co	7.86	17.06	33.50	51.3	79.5	102	129	157	186.13	276											
28	Ni	7.635	18.168	35.17	54.9	75.5	108	133	162	193	224.5											
29	Cu	7.726	20.292	36.83	55.2	79.9	103	139	166	199	232											
30	Zn	9.394	17.964	39.722	59.4	82.6	108	134	174	203	238											
31	Ga	5.999	20.51	30.71	64																	
32	Ge	7.899	15.934	34.22	45.71	93.5																
33	As	9.81	18.633	28.351	50.13	62.63	127.6															
34	Se	9.752	21.19	30.820	42.944	68.3	81.70	155.4														
35	Br	11.814	21.8	36	47.3	59.7	88.6	103.0	192.8													
36	Kr	13.999	24.359	36.95	52.5	64.7	78.5	111.0	126	230.39												
37	Rb	4.177	27.28	40	52.6	71.0	84.4	99.2	136													
38	Sr	5.695	11.030	43.6	57	71.6	90.8	106	122.3	162	177											
39	Y	6.38	12.24	20.52	61.8	77.0	93.0	116	129	146.52	191											
40	Zr	6.84	13.13	22.99	34.34	81.5																
41	Nb	6.88	14.32	25.04	38.3	50.55	102.6	125														
42	Mo	7.099	16.15	27.16	46.4	61.2	68	126.8	153													
43	Tc	7.28	15.26	28.47																		
44	Ru	7.37	16.76	28.47																		
45	Rh	7.46	18.08	31.06																		
46	Pd	8.34	19.43	32.93																		
47	Ag	7.576	21.49	34.83																		

Lampiran 6 Daftar Tetapan Ionisasi Asam lemah pada 25⁰C

Compound	Conjugate Acid	pK _a	K _a
acetic acid	CH ₃ COOH	4.757	1.75 × 10 ⁻⁵
adipic acid	HOOC(CH ₂) ₄ COOH	4.42	3.8 × 10 ⁻⁵
		5.42	3.8 × 10 ⁻⁶
alanine	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_3 \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	2.348 (COOH) 9.867 (NH ₃)	4.49 × 10 ⁻³ 1.36 × 10 ⁻¹⁰
aminobenzene		4.601	2.51 × 10 ⁻⁵
4-aminobenzene sulfonic acid		3.232	5.86 × 10 ⁻⁴
2-aminobenzoic acid		2.08 (COOH) 4.96 (NH ₃)	8.3 × 10 ⁻³ 1.1 × 10 ⁻⁵
2-aminophenol		4.78 (NH ₃); (T = 20 °C) 9.97 (OH); (T = 20 °C)	1.7 × 10 ⁻⁵ 1.05 × 10 ⁻¹⁰
ammonia	NH ₄ ⁺	9.244	5.70 × 10 ⁻¹⁰
arginine		1.823 (COOH) 8.991 (NH ₃) (12.48) (NH ₂)	1.50 × 10 ⁻² 1.02 × 10 ⁻⁹ 3.3 × 10 ⁻¹³
arsenic acid	H ₃ AsO ₄	2.24 6.96 11.50	5.8 × 10 ⁻³ 1.1 × 10 ⁻⁷ 3.2 × 10 ⁻¹²
asparagine		2.14 (COOH); (μ = 0.1 M) 8.72 (NH ₃); (μ = 0.1 M)	7.2 × 10 ⁻³ 1.9 × 10 ⁻⁹
aspartic acid		1.990 (α-COOH) 3.900 (β-COOH) 10.002 (NH ₃)	1.02 × 10 ⁻² 1.26 × 10 ⁻⁴ 9.95 × 10 ⁻¹¹


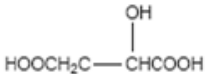

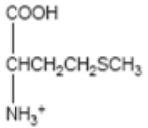

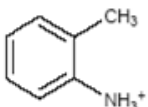

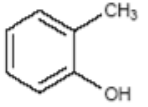
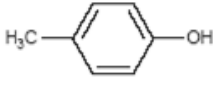
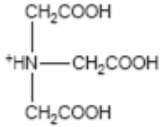
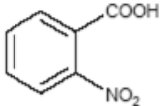
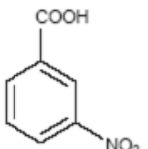
Lampiran 6

benzoic acid		4.202	6.28×10^{-5}
benzylamine		9.35	4.5×10^{-10}
boric acid	H_3BO_3	9.236 (12.74); ($T = 20^\circ\text{C}$) (13.80); ($T = 20^\circ\text{C}$)	5.81×10^{-10} 1.82×10^{-13} 1.58×10^{-14}
carbonic acid	H_2CO_3	6.352 10.329	4.45×10^{-7} 4.69×10^{-11}
catechol		9.40 12.8	4.0×10^{-10} 1.6×10^{-13}
chloroacetic acid	ClCH_2COOH	2.865	1.36×10^{-3}
chromic acid	H_2CrO_4	-0.2; ($T = 20^\circ\text{C}$) 6.51	1.6 3.1×10^{-7}
citric acid		3.128 (COOH) 4.761 (COOH) 6.396 (COOH)	7.45×10^{-4} 1.73×10^{-5} 4.02×10^{-7}
cupferron		4.16; ($\mu = 0.1 \text{ M}$)	6.9×10^{-4}
cysteine		(1.71) (COOH) 8.36 (SH) 10.77 (NH3+)	1.9×10^{-2} 4.4×10^{-6} 1.7×10^{-11}
dichloroacetic acid	Cl_2CHCOOH	1.30	5.0×10^{-2}
diethylamine	$(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{NH}_2^+$	10.933	1.17×10^{-11}
dimethylamine	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$	10.774	1.68×10^{-11}
dimethylgloxime		10.66 12.0	2.2×10^{-11} 1×10^{-12}
ethylamine	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+$	10.636	2.31×10^{-11}
ethylenediamine	$^+\text{H}_3\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_3^+$	6.848 9.928	1.42×10^{-7} 1.18×10^{-10}
ethylenediaminetetraacetic acid (EDTA)		0.0 (COOH); ($\mu = 1.0 \text{ M}$) 1.5 (COOH); ($\mu = 0.1 \text{ M}$) 2.0 (COOH); ($\mu = 0.1 \text{ M}$) 2.68 (COOH); ($\mu = 0.1 \text{ M}$) 6.11 (NH); ($\mu = 0.1 \text{ M}$) 10.17 (NH); ($\mu = 0.1 \text{ M}$)	1.0 3.2×10^{-2} 1.0×10^{-2} 2.1×10^{-3} 7.8×10^{-7} 6.8×10^{-11}
formic acid	HCOOH	3.745	1.80×10^{-4}
fumaric acid		3.053 4.494	8.85×10^{-4} 3.21×10^{-5}


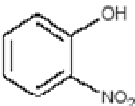
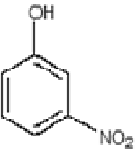
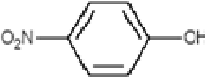
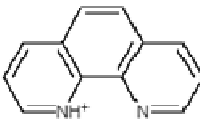
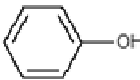
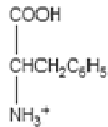
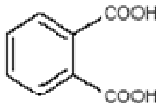
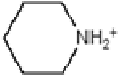
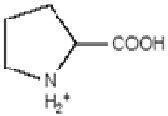
Lampiran 6

glutamic acid	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	2.23 (α -COOH) 4.42 (β -COOH) 9.95 (NH_3)	5.9×10^{-3} 3.8×10^{-5} 1.12×10^{-10}
glutamine	$\begin{array}{c} \text{COOH} \quad \text{O} \\ \quad \parallel \\ \text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{CNH}_2 \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	2.17 (COOH); ($\mu = 0.1 \text{ M}$) 9.01 (NH_3); ($\mu = 0.1 \text{ M}$)	6.8×10^{-3} 9.8×10^{-10}
glycine	$\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COOH}$	2.350 (COOH) 9.778 (NH_3)	4.47×10^{-3} 1.67×10^{-10}
glycolic acid	HOCH_2COOH	3.831 (COOH)	1.48×10^{-4}
histidine	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_2 - \text{Imidazole} \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	1.7 (COOH); ($\mu = 0.1 \text{ M}$) 6.02 (NH); ($\mu = 0.1 \text{ M}$) 9.08 (NH_3); ($\mu = 0.1 \text{ M}$)	2×10^{-2} 9.5×10^{-7} 8.3×10^{-10}
hydrogen cyanide	HCN	9.21	6.2×10^{-10}
hydrogen fluoride	HF	3.17	6.8×10^{-4}
hydrogen peroxide	H_2O_2	11.65	2.2×10^{-12}
hydrogen sulfide	H_2S	7.02	9.5×10^{-8}
		13.9	1.3×10^{-14}
hydrogen thiocyanate	HSCN	0.9	1.3×10^{-1}
8-hydroxyquinoline	$\begin{array}{c} \text{Quinoline} \\ \text{OH at position 8} \\ \text{N}^+ \text{ at position 1} \end{array}$	4.91 (NH) 9.81 (OH)	1.23×10^{-5} 1.55×10^{-10}
hydroxylamine	HONH_3^+	5.96	1.1×10^{-6}
hypobromous	HOBr	8.63	2.3×10^{-9}
hypochlorous	HOCl	7.53	3.0×10^{-8}
hypoiodous	HOI	10.64	2.3×10^{-11}
iodic acid	HIO_3	0.77	1.7×10^{-1}
isoleucine	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3 \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	2.319 (COOH) 9.754 (NH_3)	4.80×10^{-3} 1.76×10^{-10}
leucine	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)_2 \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	2.329 (COOH) 9.747 (NH_3)	4.69×10^{-3} 1.79×10^{-10}
lysine	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_3^+ \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	2.04 (COOH); ($\mu = 0.1 \text{ M}$) 9.08 (α - NH_3); ($\mu = 0.1 \text{ M}$) 10.69 (ϵ - NH_3); ($\mu = 0.1 \text{ M}$)	9.1×10^{-3} 8.3×10^{-10} 2.0×10^{-11}

Lampiran 6

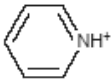
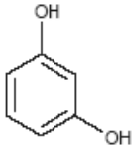
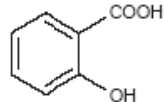
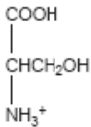
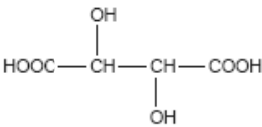
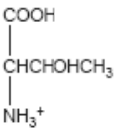
maleic acid		1.910 6.332	1.23×10^{-2} 4.66×10^{-7}
malic acid		3.459 (COOH) 5.097 (COOH)	3.48×10^{-4} 8.00×10^{-6}
malonic acid		2.847 5.696	1.42×10^{-3} 2.01×10^{-6}
methionine		2.20 (COOH); ($\mu = 0.1$ M) 9.05 (NH ₃); ($\mu = 0.1$ M)	6.3×10^{-3} 8.9×10^{-10}
methylamine		10.64	2.3×10^{-11}
2-methylaniline		4.447	3.57×10^{-5}
4-methylaniline		5.084	8.24×10^{-6}
2-methylphenol		10.28	5.2×10^{-11}
4-methylphenol		10.26	5.5×10^{-11}
nitrilotriacetic acid		1.1 (COOH); ($T = 20$ °C, $\mu = 1.0$ M) 1.650 (COOH); ($T = 20$ °C) 2.940 (COOH); ($T = 20$ °C) 10.334 (NH ₃); ($T = 20$ °C)	8×10^{-2} 2.24×10^{-2} 1.15×10^{-3} 4.63×10^{-11}
2-nitrobenzoic acid		2.179	6.62×10^{-3}
3-nitrobenzoic acid		3.449	3.56×10^{-4}

Lampiran 6

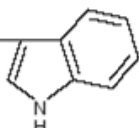
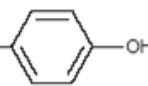
4-nitrobenzoic acid		3.442	3.61×10^{-4}
2-nitrophenol		7.21	6.2×10^{-4}
3-nitrophenol		8.39	4.1×10^{-4}
4-nitrophenol		7.15	7.1×10^{-4}
nitrous acid	HNO_2	3.15	7.1×10^{-4}
oxalic acid	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	1.252	5.60×10^{-2}
1,10-phenanthroline		4.266	5.42×10^{-5}
		4.86	1.38×10^{-5}
phenol		9.98	1.05×10^{-10}
phenylalanine		2.20 (COOH)	6.3×10^{-3}
		9.31 (NH ₂)	4.9×10^{-10}
phosphoric acid	H_3PO_4	2.148	7.11×10^{-3}
		7.199	6.32×10^{-8}
		12.35	4.5×10^{-13}
phthalic acid		2.950	1.12×10^{-3}
		5.408	3.91×10^{-6}
piperidine		11.123	7.53×10^{-12}
proline		1.952 (COOH)	1.12×10^{-2}
		10.640 (NH)	2.29×10^{-11}

continued

Lampiran 6

propanoic acid	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	4.874	1.34×10^{-5}
propylamine	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_3^+$	10.566	2.72×10^{-11}
pyridine		5.229	5.90×10^{-6}
resorcinol		9.30 11.06	5.0×10^{-10} 8.7×10^{-12}
salicylic acid		2.97 (COOH) 13.74 (OH)	1.07×10^{-3} 1.8×10^{-14}
serine		2.187 (COOH) 9.209 (NH ₃)	6.50×10^{-3} 6.18×10^{-10}
succinic acid	$\text{HOOCCH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	4.207 5.636	6.21×10^{-5} 2.31×10^{-6}
sulfuric acid	H_2SO_4	strong 1.99	strong 1.0×10^{-2}
sulfurous acid	H_2SO_3	1.91 7.18	1.2×10^{-2} 6.6×10^{-8}
D-tartaric acid		3.036 (COOH) 4.366 (COOH)	9.20×10^{-4} 4.31×10^{-5}
threonine		2.088 (COOH) 9.100 (NH ₃)	8.17×10^{-3} 7.94×10^{-10}
thiosulfuric acid	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	0.6 1.6	3×10^{-1} 3×10^{-2}
trichloroacetic acid	Cl_3CCOOH	0.66; ($\mu = 0.1 \text{ M}$)	2.2×10^{-1}
triethanolamine	$(\text{HOCH}_2\text{CH}_2)_3\text{NH}^+$	7.762	1.73×10^{-8}
triethylamine	$(\text{CH}_3\text{CH}_2)_3\text{NH}^+$	10.715	1.93×10^{-11}

Lampiran 6

trimethylamine	$(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$	9.800	1.58×10^{-10}
tris(hydroxymethyl)- aminomethane (TRIS or THAM)	$(\text{HOCH}_2)_3\text{CNH}_3^+$	8.075	8.41×10^{-9}
tryptophan	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_2 \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$ 	2.35 (COOH); ($\mu = 0.1 \text{ M}$) 9.33 (NH_3); ($\mu = 0.1 \text{ M}$)	4.5×10^{-3} 4.7×10^{-10}
tyrosine	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}_2 \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$ 	2.17 (COOH); ($\mu = 0.1 \text{ M}$) 9.19 (NH_3) 10.47 (OH)	6.8×10^{-3} 6.5×10^{-10} 3.4×10^{-11}
valine	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{CHCH}(\text{CH}_3)_2 \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$	2.286 (COOH) 9.718 (OH)	5.18×10^{-3} 1.91×10^{-10}

Sumber: Harvey, David. 2000. *Modern Analytical Chemistry*. New York: McGraw Hill Companies

Lampiran 7 Daftar Tetapan Ionisasi Basa lemah pada 25 °C

Base	pK_a	Base	pK_a
Ammonia	9.24	Hydrazine	7.93
Methylamine	10.64	Hydroxylamine	5.82
Ethylamine	10.63	Benzylamine	9.35
Propylamine	10.57	Aniline	4.58
Butylamine	10.62	<i>o</i> -Toluidine	4.39
Cyclohexylamine	10.64	<i>m</i> -Toluidine	4.68
Dimethylamine	10.77	<i>p</i> -Toluidine	5.09
Diethylamine	10.93	2-Chloroaniline	2.62
Monoethanolamine	9.50	3-Chloroaniline	3.32
Triethanolamine	7.77	4-Chloroaniline	3.81
Trimethylamine	9.80	<i>N</i> -Methylaniline	4.85
Triethylamine	10.72	<i>NN</i> -Dimethylaniline	5.15
Tris(hydroxymethyl)aminomethane	8.08	Pyridine	5.17
Piperidine	11.12	2-Methylpyridine	5.97
Ethylenediamine K_1	7.50	3-Methylpyridine	5.68
K_2	10.09	4-Methylpyridine	6.02
1,3-Propylenediamine K_1	8.64	Benzidine K_1	4.97
K_2	10.62	K_2	3.75
1,4-Butylenediamine K_1	9.35	1,10-Phenanthroline	4.86
K_2	10.80		

Mengingat nilai pK_w pada 25 °C adalah 14, nilai $pK_b = 14 - pK_a$.

Sumber: Vogel, A.I. 1989. *Textbook of Quantitative Chemical Analysis*. 5th Edition. London: Longman Group.

Lampiran 8 Data Hasil kali Kelarutan dari beberapa Bahan Kimia.

Bromide (Br⁻)	pK_{sp}	K_{sp}
CuBr	8.3	5×10^{-9}
AgBr	12.30	5.0×10^{-13}
Hg ₂ Br ₂	22.25	5.6×10^{-23}
HgBr ₂ (μ = 0.5 M)	18.9	1.3×10^{-19}
PbBr ₂ (μ = 4.0 M)	5.68	2.1×10^{-6}
Carbonate (CO₃²⁻)	pK_{sp}	K_{sp}
MgCO ₃	7.46	3.5×10^{-8}
CaCO ₃ (calcite)	8.35	4.5×10^{-9}
CaCO ₃ (aragonite)	8.22	6.0×10^{-9}
SrCO ₃	9.03	9.3×10^{-10}
BaCO ₃	8.30	5.0×10^{-9}
MnCO ₃	9.30	5.0×10^{-10}
FeCO ₃	10.68	2.1×10^{-11}
CoCO ₃	9.98	1.0×10^{-10}
NiCO ₃	6.87	1.3×10^{-7}
Ag ₂ CO ₃	11.09	8.1×10^{-12}
Hg ₂ CO ₃	16.05	8.9×10^{-17}
ZnCO ₃	10.00	1.0×10^{-10}
CdCO ₃	13.74	1.8×10^{-14}
PbCO ₃	13.13	7.4×10^{-14}
Chloride (Cl⁻)	pK_{sp}	K_{sp}
CuCl	6.73	1.9×10^{-7}
AgCl	9.74	1.8×10^{-10}
Hg ₂ Cl ₂	17.91	1.2×10^{-18}
PbCl ₂	4.78	1.7×10^{-5}
Chromate (CrO₄²⁻)	pK_{sp}	K_{sp}
BaCrO ₄	9.67	2.1×10^{-10}
CuCrO ₄	5.44	3.6×10^{-6}
Ag ₂ CrO ₄	11.92	1.2×10^{-12}
Hg ₂ CrO ₄	8.70	2.0×10^{-9}

Lampiran 8

Cyanide (CN ⁻)	pK _{sp}	K _{sp}
AgCN	15.66	2.2×10^{-16}
Zn(CN) ₂ ($\mu = 3.0$ M)	15.5	3×10^{-16}
Hg ₂ (CN) ₂	39.3	5×10^{-40}
Ferrocyanide ([Fe(CN) ₆ ⁴⁻])	pK _{sp}	K _{sp}
Zn ₂ [Fe(CN) ₆]	15.68	2.1×10^{-16}
Cd ₂ [Fe(CN) ₆]	17.38	4.2×10^{-18}
Pb ₂ [Fe(CN) ₆]	18.02	9.5×10^{-19}
Fluoride (F ⁻)	pK _{sp}	K _{sp}
MgF ₂	8.18	6.6×10^{-9}
CaF ₂	10.41	3.9×10^{-11}
SrF ₂	8.54	2.9×10^{-9}
BaF ₂	5.76	1.7×10^{-6}
PbF ₂	7.44	3.6×10^{-8}
Hydroxide (OH ⁻)	pK _{sp}	K _{sp}
Mg(OH) ₂	11.15	7.1×10^{-12}
Ca(OH) ₂	5.19	6.5×10^{-6}
Ba(OH) ₂ · 8H ₂ O	3.6	3×10^{-4}
La(OH) ₃	20.7	2×10^{-21}
Mn(OH) ₂	12.8	1.6×10^{-13}
Fe(OH) ₂	15.1	8×10^{-16}
Co(OH) ₂	14.9	1.3×10^{-15}
Ni(OH) ₂	15.2	6×10^{-16}
Cu(OH) ₂	19.32	4.8×10^{-20}
Fe(OH) ₃	38.8	1.6×10^{-39}
Co(OH) ₃ (T = 19 °C)	44.5	3×10^{-45}
Ag ₂ O (+H ₂ O ⇌ 2Ag ⁺ + 2OH ⁻)	15.42	3.8×10^{-16}
Cu ₂ O (+ H ₂ O ⇌ 2Cu ⁺ + 2OH ⁻)	29.4	4×10^{-30}
Zn(OH) ₂ (amorphous)	15.52	3.0×10^{-16}
Cd(OH) ₂ (β)	14.35	4.5×10^{-15}
HgO (red) (+ H ₂ O ⇌ Hg ²⁺ + 2OH ⁻)	25.44	3.6×10^{-26}
SnO (+ H ₂ O ⇌ Sn ²⁺ + 2OH ⁻)	26.2	6×10^{-27}
PbO (yellow) (+ H ₂ O ⇌ Pb ²⁺ + 2OH ⁻)	15.1	8×10^{-16}
Al(OH) ₃ (α)	33.5	3×10^{-34}

Lampiran 8

Iodate (IO_3^-)	$\text{p}K_{\text{sp}}$	K_{sp}
$\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$	6.15	7.1×10^{-7}
$\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$	8.81	1.5×10^{-9}
AgIO_3	7.51	3.1×10^{-8}
$\text{Hg}_2(\text{IO}_3)_2$	17.89	1.3×10^{-18}
$\text{Zn}(\text{IO}_3)_2$	5.41	3.9×10^{-6}
$\text{Cd}(\text{IO}_3)_2$	7.64	2.3×10^{-8}
$\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$	12.61	2.5×10^{-13}
Iodide (I^-)	$\text{p}K_{\text{sp}}$	K_{sp}
AgI	16.08	8.3×10^{-17}
Hg_2I_2	28.33	4.7×10^{-29}
HgI_2 ($\mu = 0.5 \text{ M}$)	27.95	1.1×10^{-28}
PbI_2	8.10	7.9×10^{-9}
Oxalate ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$)	$\text{p}K_{\text{sp}}$	K_{sp}
CaC_2O_4 ($\mu = 0.1 \text{ M}$, $T = 20^\circ\text{C}$)	7.9	1.3×10^{-8}
BaC_2O_4 ($\mu = 0.1 \text{ M}$, $T = 20^\circ\text{C}$)	6.0	1×10^{-6}
SrC_2O_4 ($\mu = 0.1 \text{ M}$, $T = 20^\circ\text{C}$)	6.4	4×10^{-7}
Phosphate (PO_4^{3-})	$\text{p}K_{\text{sp}}$	K_{sp}
$\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$	36.0	1×10^{-36}
$\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	35.3	5×10^{-36}
Ag_3PO_4	17.55	2.8×10^{-18}
$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ ($T = 38^\circ\text{C}$)	43.53	3.0×10^{-44}
Sulfide (S^{2-})	$\text{p}K_{\text{sp}}$	K_{sp}
MnS (green)	13.5	3×10^{-14}
FeS	18.1	8×10^{-19}
CoS (β)	25.6	3×10^{-26}
NiS (γ)	26.6	3×10^{-27}
CuS	36.1	8×10^{-37}
Cu_2S	48.5	3×10^{-49}
Ag_2S	50.1	8×10^{-51}
ZnS (α)	24.7	2×10^{-25}
CdS	27.0	1×10^{-27}
Hg_2S (red)	53.3	5×10^{-54}
PbS	27.5	3×10^{-28}

Lampiran 8

Sulfate (SO_4^{2-})	$\text{p}K_{\text{sp}}$	K_{sp}
CaSO_4	4.62	2.4×10^{-5}
SrSO_4	6.50	3.2×10^{-7}
BaSO_4	9.96	1.1×10^{-10}
Ag_2SO_4	4.83	1.5×10^{-5}
Hg_2SO_4	6.13	7.4×10^{-7}
PbSO_4	7.79	1.6×10^{-8}

Thiocyanate (SCN^-)	$\text{p}K_{\text{sp}}$	K_{sp}
CuSCN ($\mu = 5.0 \text{ M}$)	13.40	4.0×10^{-14}
AgSCN	11.97	1.1×10^{-12}
$\text{Hg}_2(\text{SCN})_2$	19.52	3.0×10^{-20}
$\text{Hg}(\text{SCN})_2$ ($\mu = 1.0 \text{ M}$)	19.56	2.8×10^{-20}

Sumber: Harvey, David. 2000. *Modern Analytical Chemistry*. New York: McGraw Hill Companies

Lampiran 9 Potensial Reduksi Standar

Aluminum	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Al}^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Al}(s)$	-1.676	
$\text{Al}(\text{OH})_4^{-} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Al}(s) + 4\text{OH}^{-}$	-2.310	
$\text{AlF}_6^{3-} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Al}(s) + 6\text{F}^{-}$	-2.07	
Antimony	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Sb}(s) + 3\text{H}^{+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{SbH}_3(g)$	-0.510	
$\text{Sb}_2\text{O}_5(s) + 6\text{H}^{+} + 4e^{-} \rightleftharpoons 2\text{SbO}^{+} + 3\text{H}_2\text{O}$	0.605	
$\text{SbO}^{+} + 2\text{H}^{+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Sb}(s) + \text{H}_2\text{O}$	0.212	
Arsenic	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{As}(s) + 3\text{H}^{+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{AsH}_3(g)$	-0.225	
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0.560	
$\text{HAsO}_2 + 3\text{H}^{+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{As}(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	0.240	
Barium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Ba}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Ba}(s)$	-2.92	
$\text{BaO}(s) + 2\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Ba}(s) + \text{H}_2\text{O}$	2.365	
Beryllium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Be}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Be}(s)$	-1.99	
Bismuth	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Bi}^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Bi}(s)$	0.317	
$\text{BiCl}_4^{-} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Bi}(s) + 4\text{Cl}^{-}$	0.199	
Boron	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{B}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^{+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{B}(s) + 3\text{H}_2\text{O}$	-0.890	
$\text{B}(\text{OH})_4^{-} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{B}(s) + 4\text{OH}^{-}$	-1.811	

Lampiran 9

Bromine	E^0 (V)	$E^{0'}$ (V)
$\text{Br}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	1.087	
$\text{HOBr} + \text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1.341	
$\text{HOBr} + \text{H}^+ + e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{Br}_2(\ell) + \text{H}_2\text{O}$	1.604	
$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$		0.76 1 M NaOH
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{Br}_2(\ell) + 3\text{H}_2\text{O}$	1.5	
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1.478	
Cadmium	E^0 (V)	$E^{0'}$ (V)
$\text{Cd}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cd}(s)$	-0.4030	
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cd}(s) + 4\text{CN}^-$	-0.943	
$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cd}(s) + 4\text{NH}_3$	-0.622	
Calcium	E^0 (V)	$E^{0'}$ (V)
$\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ca}(s)$	-2.84	
Carbon	E^0 (V)	$E^{0'}$ (V)
$\text{CO}_2(g) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{CO}(g) + \text{H}_2\text{O}$	-0.106	
$\text{CO}_2(g) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{HCO}_2\text{H}$	-0.20	
$2\text{CO}_2(g) + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0.481	
$\text{HCHO} + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}$	0.2323	
Cerium	E^0 (V)	$E^{0'}$ (V)
$\text{Ce}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Ce}(s)$	-2.336	
$\text{Ce}^{4+} + e^- \rightleftharpoons \text{Ce}^{3+}$	1.72	1.70 1 M HClO_4 1.44 1 M H_2SO_4 1.61 1 M HNO_3 1.28 1 M HCl
Chlorine	E^0 (V)	$E^{0'}$ (V)
$\text{Cl}_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	1.396	
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{Cl}_2(g) + 2\text{OH}^-$		0.421 1 M NaOH
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$		0.890 1 M NaOH
$\text{HClO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{HOCl} + \text{H}_2\text{O}$	1.64	
$\text{ClO}_3^- + 2\text{H}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{ClO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}$	1.175	
$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1.181	
$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1.201	

Lampiran 9

Chromium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Cr}^{3+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0.424	
$\text{Cr}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Cr}(s)$	-0.90	
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^{+} + 6e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1.36	
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_4^{-} + 4\text{OH}^{-}$		0.13 1 M NaOH
Cobalt	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Co}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Co}(s)$	-0.277	
$\text{Co}^{3+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	1.92	
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	0.1	
$\text{Co}(\text{OH})_3(s) + e^{-} \rightleftharpoons \text{Co}(\text{OH})_2(s) + \text{OH}^{-}$	0.17	
$\text{Co}(\text{OH})_2(s) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Co}(s) + 2\text{OH}^{-}$	-0.746	
Copper	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Cu}^{+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}(s)$	0.520	
$\text{Cu}^{2+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{+}$	0.159	
$\text{Cu}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}(s)$	0.3419	
$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^{-} + e^{-} \rightleftharpoons \text{CuI}(s)$	0.86	
$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^{-} + e^{-} \rightleftharpoons \text{CuCl}(s)$	0.559	
Fluorine	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{F}_2(g) + 2\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{HF}$	3.053	
$\text{F}_2(g) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{F}^{-}$	2.87	
Gallium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Ga}^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Ga}(s)$	-0.529	
Gold	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Au}^{+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Au}(s)$	1.83	
$\text{Au}^{3+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Au}^{+}$	1.36	
$\text{Au}^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Au}(s)$	1.52	
$\text{AuCl}_4^{-} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Au}(s) + 4\text{Cl}^{-}$	1.002	
Hydrogen	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$2\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2(g)$	0.00000	
$\text{H}_2\text{O} + e^{-} \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{H}_2(g) + \text{OH}^{-}$	-0.828	

Lampiran 9

Iodine	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$I_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	0.5355	
$I_3^- + 2e^- \rightleftharpoons 3I^-$	0.536	
$HIO + H^+ + 2e^- \rightleftharpoons I^- + H_2O$	0.985	
$IO_3^- + 6H^+ + 5e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2}I_2(s) + 3H_2O$	1.195	
$IO_3^- + 3H_2O + 6e^- \rightleftharpoons I^- + 6OH^-$	0.257	

Iron	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$	-0.44	
$Fe^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Fe(s)$	-0.037	
$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	0.771	0.70 1 M HCl 0.767 1 M HClO ₄ 0.746 1 M HNO ₃ 0.68 1 M H ₂ SO ₄ 0.44 0.3 M H ₃ PO ₄
$Fe(CN)_6^{3-} + e^- \rightleftharpoons Fe(CN)_6^{4-}$	0.356	0.71 1 M HCl
$Fe(phen)_3^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe(phen)_3^{2+}$	1.147	
$Fe(CN)_6^{3-} + e^- \rightleftharpoons Fe(CN)_6^{4-}$	0.356	

Lanthanum	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$La^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons La(s)$	-2.38	

Lead	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb(s)$	-0.126	
$PbO_2(s) + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2H_2O$	1.46	
$PbO_2(s) + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons PbSO_4(s) + 2H_2O$	1.690	
$PbSO_4(s) + 2e^- \rightleftharpoons Pb(s) + SO_4^{2-}$	-0.356	

Lithium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$Li^+ + e^- \rightleftharpoons Li(s)$	-3.040	

Magnesium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg(s)$	-2.356	
$Mg(OH)_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons Mg(s) + 2OH^-$	-2.687	

Lampiran 9

Manganese	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Mn}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Mn}(s)$	-1.17	
$\text{M}^{3+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}$	1.5	
$\text{MnO}_2(s) + 4\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1.23	
$\text{MnO}_4^{-} + 4\text{H}^{+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{MnO}_2(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	1.70	
$\text{MnO}_4^{-} + 8\text{H}^{+} + 5e^{-} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1.51	
$\text{MnO}_4^{-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{MnO}_2(s) + 4\text{OH}^{-}$	0.60	
Mercury	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Hg}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Hg}(\ell)$	0.8535	
$2\text{Hg}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}$	0.911	
$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\ell)$	0.7960	
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(s) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\ell) + 2\text{Cl}^{-}$	0.2682	
$\text{HgO}(s) + 2\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Hg}(\ell) + \text{H}_2\text{O}$	0.926	
$\text{Hg}_2\text{Br}_2(s) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\ell) + 2\text{Br}^{-}$	0.1392	
$\text{Hg}_2\text{I}_2(s) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\ell) + 2\text{I}^{-}$	-0.0405	
Molybdenum	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Mo}^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Mo}(s)$	-0.2	
$\text{MoO}_2(s) + 4\text{H}^{+} + 4e^{-} \rightleftharpoons \text{Mo}(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.152	
$\text{MoO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6e^{-} \rightleftharpoons \text{Mo}(s) + 8\text{OH}^{-}$	-0.913	
Nickel	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Ni}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Ni}(s)$	-0.257	
$\text{Ni}(\text{OH})_2(s) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Ni}(s) + 2\text{OH}^{-}$	-0.72	
$\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Ni}(s) + 6\text{NH}_3$	-0.49	
Nitrogen	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{N}_2(g) + 5\text{H}^{+} + 4e^{-} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^{+}$	-0.23	
$\text{N}_2\text{O}(g) + 2\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{N}_2(g) + \text{H}_2\text{O}$	1.77	
$2\text{NO}(g) + 2\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}(g) + \text{H}_2\text{O}$	1.59	
$\text{HNO}_2 + \text{H}^{+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{NO}(g) + \text{H}_2\text{O}$	0.996	
$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^{+} + 4e^{-} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}(g) + 3\text{H}_2\text{O}$	1.297	
$\text{NO}_3^{-} + 3\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0.94	

Lampiran 9

Oxygen	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$O_2(g) + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2O_2$	0.695	
$O_2(g) + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	1.229	
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	1.763	
$O_2(g) + 2H_2O + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-$	0.401	
$O_3(g) + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons O_2(g) + H_2O$	2.07	
Phosphorus	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$P(s, \text{white}) + 3H^+ + 3e^- \rightleftharpoons PH_3(g)$	-0.063	
$H_3PO_3 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_3PO_2 + H_2O$	-0.499	
$H_3PO_4 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_3PO_3 + H_2O$	-0.276	
Platinum	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$Pt^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pt(s)$	1.188	
$PtCl_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons Pt(s) + 4Cl^-$	0.758	
Potassium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$K^+ + e^- \rightleftharpoons K(s)$	-2.924	
Ruthenium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$Ru^{3+} + e^- \rightleftharpoons Ru^{2+}$	0.249	
$RuO_2(s) + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons Ru(s) + 2H_2O$	0.68	
$Ru(NH_3)_6^{3+} + e^- \rightleftharpoons Ru(NH_3)_6^{2+}$	0.10	
$Ru(CN)_6^{3-} + e^- \rightleftharpoons Ru(CN)_6^{4-}$	0.86	
Selenium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$Se(s) + 2e^- \rightleftharpoons Se^{2-}$		-0.670 1 M NaOH
$Se(s) + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2Se(g)$	-0.115	
$H_2SeO_3 + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons Se(s) + 3H_2O$	0.74	
$SeO_4^{3-} + 4H^+ + e^- \rightleftharpoons H_2SeO_3 + H_2O$	1.151	
Silicon	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$SiF_6^{2-} + 4e^- \rightleftharpoons Si(s) + 6F^-$	-1.37	
$SiO_2(s) + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons Si(s) + 2H_2O$	-0.909	
$SiO_2(s) + 8H^+ + 8e^- \rightleftharpoons SiH_4(g) + 2H_2O$	-0.516	

Lampiran 9

Silver	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Ag}^{+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}(s)$	0.7996	
$\text{AgBr}(s) + e^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}(s) + \text{Br}^{-}$	0.071	
$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4(s) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Ag}(s) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	0.47	
$\text{AgCl}(s) + e^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}(s) + \text{Cl}^{-}$	0.2223	
$\text{AgI}(s) + e^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}(s) + \text{I}^{-}$	-0.152	
$\text{Ag}_2\text{S}(s) + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{Ag}(s) + \text{S}^{2-}$	-0.71	
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^{+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}(s) + 2\text{NH}_3$	0.373	
Sodium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Na}^{+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Na}(s)$	-2.713	
Strontium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Sr}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Sr}(s)$	-2.89	
Sulfur	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{S}(s) + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0.407	
$\text{S}(s) + 2\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$	0.144	
$\text{S}_2\text{O}_6^{2-} + 4\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{SO}_3$	0.569	
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-}$	1.96	
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0.080	
$2\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{S}_2\text{O}_4^{2-} + 4\text{OH}^{-}$	-1.13	
$2\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4e^{-} \rightleftharpoons \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{OH}^{-}$	-0.576	1 M NaOH
$2\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{S}_2\text{O}_6^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.25	
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^{-}$	-0.936	
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0.172	
Thallium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Tl}^{3+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Tl}^{+}$	1.25	1 M HClO_4
	0.77	1 M HCl
$\text{Tl}^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{Tl}(s)$	0.742	
Tin	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Sn}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Sn}(s)$	-0.19	1 M HCl
$\text{Sn}^{4+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	0.154	0.139 1 M HCl

Lampiran 9

Titanium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Ti}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Ti}(s)$	-1.63	
$\text{Ti}^{3+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{Ti}^{2+}$	-0.37	
<hr/>		
Tungsten	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{WO}_2(s) + 4\text{H}^{+} + 4e^{-} \rightleftharpoons \text{W}(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.119	
$\text{WO}_3(s) + 6\text{H}^{+} + 6e^{-} \rightleftharpoons \text{W}(s) + 3\text{H}_2\text{O}$	-0.090	
<hr/>		
Uranium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{U}^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons \text{U}(s)$	-1.66	
$\text{U}^{4+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{U}^{3+}$	-0.52	
$\text{UO}_2^{+} + 4\text{H}^{+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{U}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$	0.27	
$\text{UO}_2^{2+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{UO}_2^{+}$	0.16	
$\text{UO}_2^{2+} + 4\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{U}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$	0.327	
<hr/>		
Vanadium	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{V}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{V}(s)$	-1.13	
$\text{V}^{3+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{V}^{2+}$	-0.255	
$\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^{+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0.337	
$\text{VO}_2^{+} + 2\text{H}^{+} + e^{-} \rightleftharpoons \text{VO}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	1.000	
<hr/>		
Zinc	E° (V)	$E^{\circ'}$ (V)
$\text{Zn}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Zn}(s)$	-0.7618	
$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Zn}(s) + 4\text{OH}^{-}$	-1.285	
$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Zn}(s) + 4\text{NH}_3$	-1.04	
$\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Zn}(s) + 4\text{CN}^{-}$	-1.34	

Sumber: Harvey, David. 2000. *Modern Analytical Chemistry*. New York: McGraw Hill Companies

Lampiran 10 Eltalti Pembentukan Standar (ΔH_f°), Energi Bebas Pembentukan Standar (ΔG_f°) dan Entropi Absolut (S°).

Substance	ΔH_f° (kJ/mol _{rxn})	ΔG_f° (kJ/mol _{rxn})	S° (J/mol _{rxn} ·K)
Aluminum			
Al (s)	0	0	28.33
Al ³⁺ (aq)	-531	-485	-321.7
Al ₂ O ₃ (s)	-1675.7	-1582.3	50.92
AlCl ₃ (s)	-704.2	-628.8	110.67
Barium			
Ba (s)	0	0	62.8
Ba ²⁺ (aq)	-537.64	-560.77	9.6
BaO (s)	-553.5	-525.1	70.42
Ba(OH) ₂ ·8H ₂ O (s)	-3342.2	-810.4	123.68
BaCl ₂ (s)	-871.95	-823.21	122.6
BaSO ₄ (s)	-1473.2	-1362.2	132.2
Ba(NO ₃) ₂ (s)	-992.07	-769.59	213.8
Beryllium			
Be (s)	0	0	9.50
Be ²⁺ (aq)	-382.8	-379.73	-129.7
BeO (s)	-609.6	-508.3	-129.7
BeCl ₂ (s)	-490.4	-445.6	82.68
Bismuth			
Bi (s)	0	0	56.74
Bi ₂ O ₃ (s)	-573.88	-493.7	151.5
BiCl ₃ (s)	-379.1	-315.0	177.0
Boron			
B (s)	0	0	5.86
B ₂ H ₆ (g)	35.6	86.7	232.11
Bromine			
Br ₂ (l)	0	0	152.231
Br ₂ (g)	30.907	3.110	245.463
Br ⁻ (aq)	-121.55	-103.96	82.4
HBr (g)	-36.40	-53.45	198.695
Calcium			
Ca (s)	0	0	41.42
Ca ²⁺ (aq)	-542.83	-553.58	-53.1
CaO (s)	-653.09	-604.03	39.75
Ca(OH) ₂ (s)	0986.09	-898.49	83.39
CaCl ₂ (aq)	-795.8	-748.1	104.6

Lampiran 10

Substance	ΔH_f° (kJ/mol _{rxn})	ΔG_f° (kJ/mol _{rxn})	S° (J/mol _{rxn} ·K)
CaSO ₄ (s)	-1434.11	-1321.79	106.7
CaSO ₄ ·2H ₂ O (s)	-2022.63	-1797.28	194.1
Ca(NO ₃) ₂ (s)	-938.39	-743.07	193.3
CaCO ₃ (s)	-1206.92	-1128.79	92.9
Ca ₃ (PO ₄) ₂ (s)	-4120.8	-3884.7	236.0
Carbon			
C (s, graphite)	0	0	5.74
C (s, diamond)	1.895	2.900	2.377
CO (g)	-110.525	-137.168	197.764
CO ₂ (g)	-393.509	-394.359	213.74
CH ₄ (g)	-74.81	-50.752	186.264
H ₂ CO ₃ (aq)	-699.65	-623.08	187.4
HCO ₃ ⁻ (aq)	-691.99	-586.77	91.2
CO ₃ ²⁻ (aq)	-677.14	-527.81	-56.9
CH ₃ COOH (aq)	-485.76	-396.46	178.7
CH ₃ COO ⁻ (aq)	-486.01	-369.31	86.6
Chlorine			
Cl ₂ (g)	0	0	223.066
Cl ⁻ (aq)	-167.159	-131.228	56.5
Chromium			
Cr (s)	0	0	23.77
CrO ₄ ²⁻ (aq)	-881.15	-727.75	50.21
Cr ₂ O ₇ ²⁻ (aq)	-1490.3	-1301.1	261.9
Cobalt			
Co (s)	0	0	30.04
Co ²⁺ (aq)	-58.2	-54.4	-113
Co ³⁺ (aq)	92	134	-305
Co(NH ₃) ₆ ²⁺ (aq)	-584.9	-157.0	146
Copper			
Cu (s)	0	0	33.150
Cu ⁺ (aq)	71.67	49.98	40.6
Cu ²⁺ (aq)	64.77	65.49	-99.6
CuO (s)	-157.3	-129.7	42.63
CuS (s)	-53.1	-53.6	66.5
CuSO ₄ (s)	-771.36	-66.69	109
Cu(NH ₃) ₄ ²⁺ (aq)	-384.5	-110.07	273.6
Fluorine			
F ₂ (g)	0	0	202.78
F ⁻ (aq)	-332.63	-278.79	-13.8
HF (aq)	-320.08	-296.82	88.7

Lampiran 10

Substance	ΔH_f° (kJ/mol _{rxn})	ΔG_f° (kJ/mol _{rxn})	S° (J/mol _{rxn} ·K)
Hydrogen			
H ₂ (g)	0	0	130.684
H ⁺ (aq)	0	0	0
OH ⁻ (aq)	-229.994	-157.244	-10.75
H ₂ O (l)	-285.830	-237.129	69.91
H ₂ O (g)	-241.818	-228.572	188.25
H ₂ O ₂ (aq)	-191.17	-134.03	143.9
Iodine			
I ₂ (s)	0	0	116.135
Iron			
Fe (s)	0	0	27.28
Fe ²⁺ (aq)	-89.1	-78.90	-137.7
Fe ³⁺ (aq)	-48.5	-4.7	-315.9
Fe ₂ O ₃ (s)	-824.2	-742.2	87.40
Fe ₃ O ₄ (s)	-1118.4	-1015.4	146.4
Fe(OH) ₂ (s)	-569.0	-486.5	88
Fe(OH) ₃ (s)	-823.0	-696.5	106.7
FeS ₂ (s)	-178.2	-166.9	52.93
Lead			
Pb (s)	0	0	64.81
Pb ²⁺ (aq)	-1.7	-24.43	10.5
PbO (s)	-217.32	-187.89	68.7
PbO ₂ (s)	-277.4	-217.33	68.6
PbS (s)	-100.4	-98.7	91.2
PbSO ₄ (s)	-919.94	-813.14	148.57
Lithium			
Li (s)	0	0	29.12
Li ⁺ (aq)	-278.49	-293.31	13.4
Magnesium			
Mg (s)	0	0	32.68
Mg ²⁺ (aq)	-466.85	-454.8	-138.1
Mg(OH) ₂ (s)	-924.54	-833.58	63.18
MgCO ₃ (s)	-1095.8	-1012.1	65.7
MgSO ₄ (s)	-1284.9	-1170.6	91.6
Manganese			
Mn (s)	0	0	32.01
Mn ²⁺ (aq)	-220.75	-228.1	-73.6
MnO ₂ (s)	-520.03	-465.14	53.05
KMnO ₄ (s)	-837.2	-737.6	171.76
MnS (s)	-214.2	-218.4	78.2

Lampiran 10

Substance	ΔH_f° (kJ/mol _{rxn})	ΔG_f° (kJ/mol _{rxn})	S° (J/mol _{rxn} ·K)
Mercury			
Hg (l)	0	0	76.02
Hg ²⁺ (aq)	171.1	164.40	-32.2
HgO (s)	-90.83	-58.539	70.29
HgCl ₂ (s)	-224.3	-178.6	146.0
Hg ₂ Cl ₂ (s)	-265.22	-210.745	192.5
HgS (s)	-58.2	-50.6	82.4
Nitrogen			
N ₂ (g)	0	0	191.61
NO ₃ ⁻ (aq)	-205.0	-108.74	146.4
HNO ₂ (aq)	-119.2	-50.6	135.6
NH ₃ (aq)	-80.92	-26.50	111.3
NH ₄ ⁺ (aq)	-132.51	-79.31	113.4
NH ₄ NO ₃ (s)	-365.56	-183.87	151.08
NH ₄ Cl (s)	-314.43	-203.87	94.6
Oxygen			
O ₂ (g)	0	0	205.138
Phosphorous			
P (s, white)	0	0	41.09
PO ₄ ³⁻ (aq)	-1277.4	-1018.7	-222
Potassium			
K (s)	0	0	64.18
K ⁺ (aq)	-252.38	-283.27	102.5
KOH (s)	-424.764	-379.08	78.9
KCl (s)	-436.747	-409.14	82.59
KNO ₃ (s)	-494.63	-394.86	133.05
K ₂ Cr ₂ O ₇ (s)	-2061.5	-1881.8	291.2
Silicon			
Si (s)	0	0	18.83
SiO ₂ (s)	-910.94	-856.64	41.84
Silver			
Ag (s)	0	0	42.55
Ag ⁺ (aq)	105.579	77.107	72.68
Ag(NH ₃) ₂ ⁺ (aq)	-111.29	-17.12	245.2
AgCl (s)	-127.068	-109.789	96.2
AgBr (s)	-100.37	-96.90	107.1
AgI (s)	-61.84	-66.19	-115.5
Sodium			
Na (s)	0	0	51.21
Na ⁺ (aq)	-240.13	-261.905	59.0
NaOH (s)	-425.609	-379.494	64.555
NaCl (s)	-411.153	-384.138	72.13

Lampiran 10

Substance	ΔH_f° (kJ/mol _{rxn})	ΔG_f° (kJ/mol _{rxn})	S° (J/mol _{rxn} ·K)
Sodium			
NaNO ₃ (s)	-467.85	-367.00	116.52
Na ₃ PO ₄ (s)	-1917.40	-1788.80	173.80
Na ₂ SO ₄ (s)	-1387.08	-1270.16	149.58
Na ₂ CO ₃ (s)	-1130.68	-1044.44	134.98
NaHCO ₃ (s)	-950.81	-851.0	101.7
NaCH ₃ COO (s)	-708.81	-607.18	123.0
Sulfur			
S ₈ (s)	0	0	31.80
S ²⁻ (aq)	33.1	85.8	-14.6
SO ₂ (g)	-296.830	-300.194	248.22
SO ₃ (g)	-395.72	-371.06	256.76
SO ₄ ²⁻ (aq)	-909.27	-744.53	20.1
SCN ⁻ (aq)	76.44	92.71	144.3
Tin			
Sn (s)	0	0	44.14
SnO (s)	-285.5	-256.9	56.5
SnO ₂ (s)	-580.7	-519.76	52.3
Zinc			
Zn (s)	0	0	41.63
Zn ²⁺ (aq)	-153.89	-147.06	-112.1
ZnO (s)	-348.28	-318.30	43.64
ZnCl ₂ (s)	-415.05	-369.39	111.46
ZnS (s)	-205.98	-201.29	57.7
ZnSO ₄ (s)	-982.8	-871.5	110.5

Sumber: Harvey, David. 2000. *Modern Analytical Chemistry*. New York: McGraw Hill Companies

INDEX

2-Deoksi-D-Ribosa	309,312	Atom	33
Accumulator	113,114,118	Aturan Aufbau	42,45
Adenin	310,311	Aturan Hund	42,45
Aerosol Cair	215	Aturan Pauli	42,45
Aerosol Padat	215	Autokatalis	166,181
Affinitas Elektron	58	Basa	135
Air	161, 281	Basa Konyugasi	135
Aki	113,114,118	Basa Nitrogen	311,312
Aldosa	283	Basa Pirimidin	311, 312
Alkana	250	Basa Purin	311, 312
Alkanal	245	Batere	114,118
Alkanol	247	Benzena	260,261
Alkanon	244	Bilangan Avogadro	87,92
Alkena	229	Bilangan Kuantum Azimut	42,45
Alkil Alkanoat	251	Bilangan Kuantum Magnetik	42,45
Alkohol Primer	247	Bilangan Kuantum Spin	42,45
Alkohol Sekunder	247	Bilangan Kuantum Utama	42-45
Alkohol Tersier	247	Bilangan Oksidasi	105
Alkoksi Alkana	250	Biomolekul	281
Alkuna	234	Bohr	135
Amfoterik	292	Bronsted	135
Amilase	289	Buih	215
Amilopektin	289	Busa Padat	2.5
Anoda	113	C-Asimetri	224
Apoenzim	294	Cincin Piranosa	285
Ar	90	CMC	289
Arrhenius	82, 84	Coulomb	118
Asam	135	De Broglie	43
asam alkanoat	301	Dehidrohalogenasi	187
Asam amino	292	Denaturasi Protein	292
Asam Cuka	135, 301	Dendrit	18

Asam Konyugasi	135	Derajat Disosiasi	154, 156
Asam Lemak	301	Deret Actinida.	53
Asam Lemak Jenuh	301	Deret Lantanida	53
Asam Lemak Tidak Jenuh	301	<i>Dextro</i>	287
Asam Stearat	301	Dialisis	175 – 176
Asetilena	234	Disakarida	223, 225
Asetofenon	244	Disosiasi	287
Aseton	244	Gliseroposfolipid	306
DNA	247, 250, 253	Glikol	304
DNA Polimerase	255	Glikosfingolipid	306
Efek Tyndall	172	Glikosida	283
Elektroforesis	175, 177	Gliserol	304
Elektrokimia	103, 112	Glukosa	285
Elektron	25 – 36	Guanin	310
Elektron Valensi	40 – 43, 46 - 51	Gugus Alkoksi	250
Elektronegatifitas	44, 47, 55 – 56	Gugus Karbonil	244, 254
Elektroplating	130	Guldenberg	160
Emulsi	206	Hasil Kali Kelarutan	168
Emulsi Padat	207	Heliks Ganda	294
Emulsifier	228	Hemoglobin	293
Endoenzim	259	Hibridisasi	69
Energi Aktivasi	139, 142	Hidrolisis	147
Energi Bebas Gibbs	110 – 111	Hidrolisis Garam	145
Energi Ikatan	192	Hukum Avogadro	85, 87
Energi Ionisasi	43, 44	Hukum Faraday	117
Entalpi Pelarutan	191	Hukum Gay Lussac	86
Entalpi Pembakaran	191	Hukum Hess	85
Entalpi Pembentukan	190	Hukum kekekalan energi	85, 87
Entalpi Penguraian	190	Hukum Kekekalan massa	85
Entalpi	188	Hukum Laplace	104
Entropi	197	Hukum Le Cathelier	151
Enzim	293, 295	Hukum Perbandingan Berganda	62, 63

Eter	250,251	Hukum Perbandingan Tetap	62, 63
Fasa Dispersi	215	Hukum Perbandingan Volume	62, 64
Fermi	18	Ikatan Glikosida	225 – 228, 242
Formaldehida	246	Ikatan Hidrogen	54 – 56
Fraksi Mol	78	Ikatan Ion	46 – 47, 51, 55
Garam	142	Ikatan Kovalen	48 – 51, 55
Gaya Adhesi	221	Ikatan Logam	53
Gaya Kohesi	221	Ikatan Peptida	232
Gaya London	54	Inti Atom	25 – 26, 28
Gaya Van Der Waals	54	Isobar	28, 35
Gel	215	Kp	150, 153
Isomer	227	Ksp	159
Isoton	27, 28	Larutan	77 – 90
Isotop	27	Larutan Buffer	147
IUPAC	104, 197, 203, 212	Larutan Elektrolit	129
Jari-jari atom	43 - 44	Ka	85
Jembatan Fosfodiester	253	Kalorimeter	107
John Tyndall	172	Karbohidrat	220 - 241
Julius Thomson	40	Lothar Matheus	40
Katabolisme	20	Lowry	83
Katalisator	140, 142	Lavoiser	62
Katoda	117, 124 – 133	Levo	224
Kayu Manis	200	Lewis	83
Kb	135	Lipid	237 - 245
Kecepatan Reaksi	175	Medium Pendispersi	171
Kelenjar Keringat	13, 16	Membran Sel	19
Kenaikan Titik Didih	163 – 165, 168	Mendelleyev	40
Kesetimbangan Kimia	150 – 154, 155	Mentol	237, 243
Keton	244	Meta	260
Ketosa	242	Mikroskop Elektron	25
Koagulasi	294	Mol	64, 66 – 70
Kodon	309	Molalitas	132

Koenzim	294	Molaritas	132
Kolagen	307	Molekul	25, 34 – 35
Kolesterol	307	Monosakarida	285
Koloid	171 – 175	Mr	65 – 66
Koloid Asosiasi	175	mRNA	310
Koloid Dispersi	215	Mutarotasi	224
Koloid Kondensasi	215	Netron	26, 28, 29
Koloid Liofil	216	Normalitas	79, 89
Koloid Liofob	216	Nukleosida	311
Koloid Pelindung	217	Nukleotida	312
Konsentrasi	180	Nukleus	18, 19, 20
Orbital	40	Oksidasi	104
Orto	260	Reaksi Dehidrasi	205
Osmosa	167, 168	Reaksi Eksoterm	187
Osmosis	167	Reaksi Asam Halida	230
Para	212	Oligosakarida	287
Pati	226, 228	Reaksi Endoterm	187
Pelarut	77 – 81	Reaksi Esterifikasi	254
Pelarut Universal	221	Reaksi Halogenasi	230, 234
Pemekatan	134	Reaksi Hidrasi	188, 192
Pengenceran	134	Reaksi Metatesis	144
Penurunan Tekanan Uap	206	Reaksi Pembakaran	104
Penurunan Titik Beku	210	Redoks	104
Pepsin	295	Reduksi	104
Peptipasi	284	Reduksi Alkena	229
Pereaksi Fehling	247	Rumus Kimia	24
Pereaksi Tollens	247	Rumus Molekul	23
Persen Berat	131	Rutherford	36
Persen Volume	131	Sabun	254
pH	135	Sel	113
pH Meter	137	Sel Elektrokimia	114, 118

pOH	135	Tingkat Reaksi	178
Polimerisasi	270	TNT	259
Polisakarida	289	Toluena	260
Potensial Reduksi	113	Trigliserida	304
Proses Kontak	167	Unsur	15
Prostaglandin	303	Urea	168
Protein	293,294	Sel Elektrolisa	115, 119
Protein Globular	293	Sel Leclanche	114
Protein Kontraktil	293	Senyawa	81
Protein Nutrient	293	Senyawa Hidrokarbon	224
Protein Pengatur	293	Sfingolipida	306
Protein Pertahanan	293	SHE	114
Protein Serabut	293,294	Sifat Koligatif Larutan	206
Protein Struktural	293,294	Sikloalkana	259
Protein Transport	293,294	sma	91
Proton	18	Sol	215
Proust	86	Sol Padat	216
Ribosa	285	Stabilizer	217
RNA	285	Stereoisomer	230
Robert Brown	215	Steroid	307
Roult	162	Struktur Kekulé	285
Rumus Empiris	25	Struktur Kuartener Protein	293,295
SCE	125	Struktur Primer Protein	293, 295
Tabel Periodik	52	Struktur Sekunder Protein	293,295
Tahap Reaksi	177	Struktur Tersier Protein	293,295
Tekanan Osmotik	211	Van Het Hoff	206
Tekanan Osmotik	211	Volatil	247,249
Teknik Busur Bredig	218	Voltmeter	113
Termodinamika	196	Wax	305
Termokimia	187	Zat Terlarut	128
Terpena	307	Zwitter Ion	293
Tetrahedral	224		
Timin	311-312		

ISBN 978-602-8320-48-1
ISBN 978-602-8320-49-8

Buku ini telah dinilai oleh Badan Standar Nasional Pendidikan (BSNP) dan telah dinyatakan layak sebagai buku teks pelajaran berdasarkan Peraturan Menteri Pendidikan Nasional Nomor 45 Tahun 2008 tanggal 15 Agustus 2008 tentang Penetapan Buku Teks Pelajaran yang Memenuhi Syarat Kelayakan untuk digunakan dalam Proses Pembelajaran.

HET (Harga Eceran Tertinggi) Rp. 17,842,00