

KIMIA KELAS X

KURIKULUM MERDEKA

-
- Kostiawan Sukamto
 - MusrifahTahar
 - NuramaniyahTaufiq
 - Andis Sugrani
 - Erlinda Ningsih
 - I WayanTanjung Aryasa
 - Pra Dian Mariadi
 - Imranah
 - Neny Rochyani
 - Nurull Fanani
 - HennyParida Hutapea



KIMIA KELAS X KURIKULUM MERDEKA

**Kostiawan Sukamto
Musrifah Tahar
Nuramaniyah Taufiq
Andis Sugrani
Erlinda Ningsih
I Wayan Tanjung Aryasa
Pra Dian Mariadi
Imranah
Neny Rochyani
Nurull Fanani
Henny Parida Hutapea**



GETPRESS INDONESIA

KIMIA KELAS X KURIKULUM MERDEKA

Penulis :

Kostiawan Sukamto
Musrifah Tahar
Nuramaniyah Taufiq
Andis Sugrani
Erlinda Ningsih
I Wayan Tanjung Aryasa
Pra Dian Mariadi
Imranah
Neny Rochyani
Nurull Fanani
Henny Parida Hutapea

ISBN :978-623-198-886-7

Editor : Dr. Oktavianis, M.Biomed.
Tri Putri Wahyuni, S.Pd.

Penyunting: Yuliatr Novita, M.Hum.

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

Penerbit:CVGETPRESS INDONESIA
Anggota IKAPI No. 033/SBA/2022

Redaksi:

Jl. Palarik RT 01 RW 06, Kelurahan Air Pacah
Kecamatan Koto Tengah, Padang, Sumatera Barat

website: www.getpress.co.id
email: adm.getpress@gmail.com

Cetakan pertama, November 2023

Hak cipta dilindungi undang-undang
Dilarang memperbanyak karya tulis ini dalam bentuk
dan dengan cara apapun tanpa izin tertulis dari penerbit.

KATA PENGANTAR

Dengan mengucapkan puji syukur kehadirat Allah SWT, atas limpahan rahmat dan hidayahNya, maka Penulisan Buku dengan judul Kimia Kelas X Kurikulum Merdeka dapat diselesaikan dengan kerjasama tim penulis. Buku Kimia Kelas X Kurikulum Merdeka merupakan buku yang memberikan pemahaman bagaimana cara kita memahami segala sesuatu tentang zat-zat di sekitar kita, bagaimana zat-zat itu dibangun, dan mengapa zat-zat berperilaku seperti itu. Buku ini berisikan bahasan mengenai hakikat ilmu kimia, kimia hijau, struktur atom, konfigurasi elektron, sistem periodik unsur, bilangan oksidasi, tata nama senyawa, ikatan kimia, hukum-hukum dasar kimia, perhitungan kimia, dan persamaan reaksi.

Buku ini masih banyak kekurangan dalam penyusunannya. Oleh karena itu, kami sangat mengharapkan kritik dan saran demi perbaikan dan kesempurnaan buku ini selanjutnya. Kami mengucapkan terima kasih kepada berbagai pihak yang telah membantu dalam proses penyelesaian Buku ini. Semoga Buku ini dapat menjadi sumber referensi dan literatur yang mudah dipahami.

Padang, Oktober 2023
Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR.....	i
DAFTAR ISI.....	ii
DAFTAR GAMBAR.....	vi
DAFTAR TABEL.....	vii
BAB 1 HAKIKAT ILMU KIMIA.....	1
1.1 Definisi dan Ruang Lingkup Ilmu Kimia.....	1
1.2 Perkembangan Ilmu Kimia.....	3
1.2.1 Periode Kuno.....	3
1.2.2 Alkimia.....	3
1.2.3 Revolusi Ilmiah.....	4
1.2.4 Teori Atom.....	4
1.2.5 Perkembangan Abad ke-20.....	5
1.2.6 Zaman Modern.....	5
1.3 Konsep Materi.....	6
1.3.1 Susunan Materi.....	6
1.3.2 Struktur Materi.....	8
1.3.3 Sifat Materi.....	10
1.3.4 Perubahan Materi.....	11
1.3.5 Energi dalam Perubahan Materi.....	12
1.4 Cabang-Cabang Ilmu Kimia.....	14
1.4.1 Kimia Anorganik.....	14
1.4.2 Kimia Organik.....	15
1.4.3 Kimia Fisik.....	15
1.4.4 Kimia Analitik.....	16
1.4.5 Biokimia.....	17
1.4.6 Kimia Lingkungan.....	17
1.4.7 Kimia Material.....	18
1.4.8 Kimia Teoretis.....	19
1.5 Keterkaitan dengan Cabang Ilmu Lain.....	19
DAFTAR PUSTAKA.....	21
BAB 2 KIMIA HIJAU.....	23
2.1 Pengertian Kimia Hijau.....	23
2.2 Manfaat Kimia Hijau.....	24
2.3 Prinsip Kimia Hijau.....	26
2.4 Aplikasi Kimia Hijau.....	31
2.4.1 Bidang Farmasi.....	31
2.4.2 Dalam Kehidupan Sehari-hari.....	33
DAFTAR PUSTAKA.....	35
BAB 3 STRUKTUR ATOM.....	37
3.1 Konfigurasi Elektron.....	37
3.2 Elektron Valensi.....	42
DAFTAR PUSTAKA.....	48

BAB 4 KONFIGURASI ELEKTRON	49
4.1 Definisi Konfigurasi Elektron	49
4.2 Peran Konfigurasi Elektron dalam Kimia	50
4.3 Penentuan Konfigurasi Elektron	51
4.3.1 Konfigurasi Elektron Bohr	52
4.2.1 Konfigurasi Elektron Mekanika Kuantum	54
DAFTAR PUSTAKA	59
BAB 5 SISTEM PERIODIK UNSUR	61
5.1 Teori Perkembangan Sistem Periodik Unsur	61
5.1.1 Teori Lavoisier (1789)	62
5.1.2 Teori Triade Dobereiner (1829)	63
5.1.3 Teori Oktaf Newlands (1866)	63
5.1.4 Teori Lothar Meyer (1869)	64
5.1.5 Teori Dmitri Mendeleev (1871)	64
5.1.6 Teori John Rayleigh dan William Ramsay (1893)	65
5.1.7 Teori Henry Moseley (1814)	66
5.2 Golongan	66
5.2.1 Blok Suatu Unsur	67
5.2.2 Golongan Unsur	67
5.2.3 Hubungan Konfigurasi Elektron dengan Golongan Unsur	67
5.3 Periode	68
5.4 Sifat-Sifat Unsur dalam Sistem Periodik Unsur	69
5.4.1 Jari-Jari Atom	70
5.4.2 Energi Ionisasi (EI)	72
5.4.3 Afinitas Elektron (AE)	73
5.4.4 Keelektronegatifan (EN)	74
5.4.5 Perbandingan Sifat Unsur Logam dan Non Logam	75
5.4.6 Kereaktifan	77
5.4.7 Titik Didih dan Titik Leleh	77
DAFTAR PUSTAKA	78
BAB 6 BILANGAN OKSIDASI	79
6.1 Pendahuluan Bilangan Oksidasi	79
6.2 Pengenalan Bilangan Oksidasi	80
6.3 Cara Mencari Bilangan Oksidasi Pada Atom	81
6.4 Atom, Molekul dan Ion Yang Memiliki Keadaan Oksidasi Konstan (Bilangan Oksidasi Konstan)	81
6.5 Perhitungan Bilangan Oksidasi Suatu Atom dalam Molekul/Ion	82
6.6 Perhitungan Jumlah Oksidasi Atom yang Hanya Terjadi Sekali dalam Suatu Molekul	82
6.7 Perhitungan Jumlah Oksidasi Atom yang Terjadi Lebih dari Sekali dalam Suatu Molekul dan Memiliki Ikatan Identik	83
6.8 Perhitungan Jumlah Oksidasi Atom yang Terjadi Lebih dari Sekali dalam Suatu Molekul dan Memiliki Perbedaan Ikatan	86
6.9 Jumlah Oksidasi Atom dalam Molekul Diatomik	88

6.10 Keadaan Oksidasi Fraksional	89
6.11 Oksidasi, Reduksi dan Reaksi Redoks	91
DAFTAR PUSTAKA	93
BAB 7 TATA NAMA SENYAWA	95
7.1 Pendahuluan	95
7.2 Tata Nama Senyawa Anorganik	96
7.2.1 Tata Nama Biner dari Logam dan Non Logam	96
7.2.2 Tata Nama Biner dari Non Logam dan Non Logam	102
7.2.3. Tata Nama Asam	103
7.2.4 Tata Nama Basa	104
7.3 Tata Nama Senyawa Organik	105
DAFTAR PUSTAKA	111
BAB 8 IKATAN KIMIA	113
8.1 Pendahuluan	113
8.2 Ikatan Ion	114
8.2.1 Pembentukan Ikatan Ion	114
8.2.2 Sifat-sifat Senyawa Ion	115
8.3 Ikatan Kovalen	116
8.3.1 Pembentukan Ikatan Kovalen	116
8.3.2 Jenis-Jenis Ikatan Kovalen	118
8.3.3 Sifat-Sifat Senyawa Kovalen	121
8.4 Ikatan Logam	122
8.4.1 Sifat-Sifat Logam	123
8.5 Ikatan Hidrogen	124
8.5.1 Pembentukan Ikatan Hidrogen	125
8.5.2 Sifat-Sifat Ikatan Hidrogen	126
DAFTAR PUSTAKA	127
BAB 9 HUKUM-HUKUM DASAR KIMIA	129
9.1 Pendahuluan	129
9.2 Hukum Lavoisier (Hukum Kekekalan Massa)	130
9.3 Hukum Proust (Hukum Perbandingan Tetap)	131
9.4 Hukum Dalton (Hukum Perbandingan Berganda)	133
9.5 Hukum Gay Lussac (Hukum Perbandingan Volume)	135
9.6 Hukum Avogadro	137
9.7 Kesimpulan`	138
DAFTAR PUSTAKA	140
BAB 10 PERHITUNGAN KIMIA	141
10.1 Pendahuluan	141
10.2 Prinsip Penyetaraan Persamaan Reaksi	142
10.3 Konsep Mol	143
10.4 Rumus Molekul dan Rumus Empiris	145
10.5 Pereaksi Pembatas	147
10.6 Persen Hasil	148
10.7 Persen Kemurnian	150

DAFTAR PUSTAKA	152
BAB 11 PERSAMAAN REAKSI	153
11.1 Mengenal Persamaan Reaksi	153
11.2 Penulisan Persamaan Reaksi	157
11.3 Penyetaraan Persamaan Reaksi	160
DAFTAR PUSTAKA	164
BIODATA PENULIS	165

DAFTAR GAMBAR

Gambar 1.1 Skema Penggolongan Materi.....	6
Gambar 2.1 Ibuprofen.....	31
Gambar 2.2 Sitagliptin.....	32
Gambar 2.3 Jasminaldehida, Aspirin.....	32
Gambar 3.1 Jumlah Elektron pada Kulitnya.....	37
Gambar 4.1 Balon yang Menempel pada Dinding.....	49
Gambar 4.2 Konfigurasi Elektron Bohr.....	52
Gambar 4.3 Urutan Pengisian Elektron.....	55
Gambar 5.1 Sistem Periodik Unsur Bentuk Panjang.....	66
Gambar 5.2 Jari-Jari Atom.....	70
Gambar 5.3 Energi Ionisasi.....	73
Gambar 5.4 Afinitas Elektron.....	74
Gambar 5.5 Keelektronegatifan.....	75
Gambar 6.1 Senyawa Cl_2O	83
Gambar 6.2 Senyawa Cl_2O_5	84
Gambar 6.3 Senyawa Cl_2O_7	84
Gambar 6.4 Ion dikromat adalah $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	85
Gambar 6.5 Struktur Cl_2O_4	86
Gambar 6.6 Anion Siklopentadienil C_5H_5^-	87
Gambar 6.7 Struktur Ion Superoksida.....	89
Gambar 6.8 Ion Tetrionat.....	90
Gambar 8.1 Ikatan Ion pada NaCl	118
Gambar 8.2 Ikatan Kovalen Tunggal.....	119
Gambar 8.3 Ikatan Kovalen Rangkap Dua.....	119
Gambar 8.4 Ikatan Kovalen Rangkap Tiga.....	119
Gambar 8.5 Ikatan Kovalen Polar.....	120
Gambar 8.6 Ikatan Kovalen Nonpolar.....	121
Gambar 8.7 Ikatan Kovalen Koordinasi.....	121
Gambar 8.8 Simbol Ikatan Kovalen Koordinasi.....	122
Gambar 8.9 Lautan Elektron.....	125
Gambar 11.1 Keseimbangan.....	153
Gambar 11.2 Pembentukan Molekul H_2O	155
Gambar 11.3 Penyetaraan Reaksi H_2 dan O_2 sehingga Terbentuk H_2O	155
Gambar 11.4 Besi (III) Oksida.....	158

DAFTAR TABEL

Tabel 2. 1 Manfaat Kimia Hijau Diberbagai Bidang.....	24
Tabel 3.1 Konfigurasi Elektron Beberapa Unsur.....	41
Tabel 3.2 Elektron Valensi	43
Tabel 4.1 Jumlah Maksimal Elektron dalam Kulit.....	53
Tabel 4.2 Konfigurasi Elektron Bohr beberapa Unsur.....	54
Tabel 5.1 Susunan Unsur Teori Oktaf Newlands.....	64
Tabel 5.2 Hubungan Konfigurasi Elektron dengan Unsur Utama.....	67
Tabel 5.3 Hubungan Konfigurasi Elektron dengan Unsur Transis.....	68
Tabel 5.4 Hubungan Periode dengan Pengisian Orbital.....	69
Tabel 5.5 Perbedaan Sifat Unsur Logam dan Non Logam.....	76
Tabel 6.1 Reaksi Reduksi Oksidasi (Redoks).....	92
Tabel 7.1 Beberapa Kation sederhana.....	97
Tabel 7.2 Beberapa Anion	98
Tabel 7.3 Nama Alkana, Alkena dan Alkuna.....	105
Tabel 7.4 Nama Senyawa Organik.....	106
Tabel 8.1 Struktur Lewis dari Beberapa Atom.....	117
Tabel 11.1 Penulisan Wujud Molekul dalam Persamaan Reaksi.....	179

BAB 1

HAKIKAT ILMU KIMIA

Oleh Kostiawan Sukamto

1.1 Definisi dan Ruang Lingkup Ilmu Kimia

Pikirkan sejenak, apa yang terlintas di benakmu ketika kata "Kimia" disebutkan? Apakah kamu mengasosiasikannya dengan bahan berbahaya seperti racun atau potensi ledakan? Ini adalah reaksi yang umumnya muncul di pikiran banyak orang ketika berbicara tentang Kimia.

Tapi tahukah kamu bahwa ilmu Kimia memiliki peran yang jauh lebih besar dalam kehidupan sehari-hari kita daripada yang mungkin kita sadari? Bayangkan ketika kamu mandi dengan sabun. Saat sabun menghasilkan busa yang lembut dan membersihkan kulitmu, itu adalah hasil dari kimia. Kimia memungkinkan kita untuk membuat sabun yang efektif membersihkan kotoran dan minyak dari kulit kita. Lalu, bagaimana dengan sarapanmu tadi pagi saat kamu menikmati segelas susu? Itu juga melibatkan kimia! Kimia membantu kita memahami komposisi susu, seperti protein, lemak, dan gula. Bahkan, dalam proses produksi susu, ilmu Kimia digunakan untuk memastikan susu yang kamu minum aman dan bergizi.

Jadi, ilmu Kimia tidak hanya ada di dalam buku teks atau di dalam laboratorium. Ilmu ini ada di setiap sudut kehidupan kita, dari makanan yang kita makan, minuman yang kita nikmati, hingga produk kecantikan yang kita gunakan. Kimia membantu kita memahami "rahasia" dari hal-hal sehari-hari yang kita nikmati dan gunakan serta membuatnya lebih baik.

Kimia, kata ini berasal dari bahasa Arab "kimiya" yang berarti perubahan benda atau zat, atau dari bahasa Yunani "khemeia" dengan arti perubahan materi. Ilmu Kimia pada dasarnya adalah ilmu yang memungkinkan kita untuk memahami lebih dalam tentang zat-zat di sekitar kita. Secara istilah pengertian ilmu kimia adalah ilmu yang mempelajari tentang susunan, struktur, dan sifat zat, mulai dari yang sangat kecil yaitu atom, hingga zat yang terbentuk oleh molekul yang lebih besar (Oxtoby, Freeman and Block, 1998).

Ilmu Kimia membantu kita memahami bagaimana atom-atom tersusun dan berhubungan satu sama lain dalam suatu zat, seperti cara atom hidrogen dan oksigen bergabung untuk membentuk molekul air, menjelaskan mengapa air adalah cairan dan oksigen adalah gas, meskipun keduanya terbuat dari atom yang sama. Ilmu Kimia juga membantu kita memahami mengapa zat-zat memiliki sifat-sifat tertentu, seperti mengapa garam rasanya asin atau mengapa besi bisa berkarat.

Selain itu, ilmu Kimia memeriksa zat-zat di tingkat yang sangat kecil, yaitu atom, yang merupakan bagian terkecil dari materi, dan pada tingkat yang lebih besar ketika atom-atom ini bergabung untuk membentuk molekul yang lebih besar. Terakhir, ketika zat-zat berubah, ilmu Kimia memeriksa perubahan energi yang terjadi selama proses ini, membantu kita memahami mengapa reaksi kimia terjadi dan bagaimana mereka mempengaruhi lingkungan sekitar. Jadi, intinya, ilmu Kimia adalah cara kita memahami segala sesuatu tentang zat-zat di sekitar kita, bagaimana mereka dibangun, mengapa mereka berperilaku seperti itu, dan apa yang terjadi saat mereka berubah. Ini adalah ilmu yang sangat penting dalam memahami dunia kita.

1.2 Perkembangan Ilmu Kimia

Perkembangan Ilmu Kimia adalah kisah panjang perkembangan pengetahuan tentang materi dan reaksi kimia yang melibatkan tokoh-tokoh penting dan peristiwa-peristiwa yang membentuk fondasi ilmu ini. Berikut adalah beberapa poin penting dalam sejarah ilmu kimia:

1.2.1 Periode Kuno

Periode Kuno dalam sejarah ilmu kimia mencakup zaman Mesir dan Mesopotamia di mana praktik-praktik awal kimia seperti pemurnian logam dan pembuatan keramik telah dikembangkan. Selain itu, periode ini melahirkan konsep dasar seperti empat unsur alam (tanah, air, udara, dan api), yang kemudian menjadi landasan filosofi alkimia di masa depan. Meskipun sederhana dibandingkan dengan ilmu kimia modern, Periode Kuno memberikan fondasi penting bagi perkembangan ilmu kimia selanjutnya dengan mengenalkan prinsip-prinsip dasar dalam manipulasi dan pemahaman materi (Weirauch and Cammarosano, 2021).

1.2.2 Alkimia

Alkimia adalah praktik dan filsafat yang berkembang pada Abad Pertengahan yang berusaha untuk mencapai tujuan seperti mengubah logam menjadi emas, mencari obat-obatan keabadian, dan pemahaman tentang hakikat alam semesta melalui campuran antara praktik kimia, filsafat, dan mistisisme. Meskipun alkimia memberikan beberapa kontribusi penting seperti teknik-teknik pemurnian logam, banyak teori alkimia dianggap sebagai pseudosains. Meskipun demikian, alkimia memberikan fondasi dan inspirasi bagi perkembangan ilmu kimia modern dengan fokus pada transformasi materi dan pemahaman tentang sifat-sifat kimia (Rinotas, 2017).

1.2.3 Revolusi Ilmiah

Revolusi Ilmiah pada abad ke-17 adalah periode penting dalam sejarah ilmu kimia yang melihat perkembangan pesat dalam pemahaman tentang materi dan reaksi kimia. Tokoh-tokoh seperti Robert Boyle dan Antoine Lavoisier menyumbang kontribusi besar dengan merumuskan hukum-hukum dasar kimia seperti Hukum Boyle dan Hukum Konservasi Massa. Lavoisier juga memperkenalkan sistem nomenklatur kimia yang menjadi dasar bagi bahasa kimia modern. Revolusi Ilmiah mengubah cara kita melihat dunia materi dan memberikan fondasi kokoh bagi perkembangan ilmu kimia yang lebih sistematis dan empiris (Anderson, 2016).

1.2.4 Teori Atom

Teori Atom adalah konsep dasar dalam ilmu kimia yang menggambarkan bahwa materi terdiri dari partikel-partikel kecil yang disebut atom, yang tidak dapat dibagi lagi dan memiliki struktur yang khas. John Dalton pada abad ke-19 merumuskan teori atom dengan mengusulkan bahwa atom-atom dari unsur-unsur berbeda memiliki berat yang berbeda dan dapat menggabungkan diri dalam perbandingan berat yang sederhana untuk membentuk senyawa kimia. Teori atom menjadi dasar bagi pemahaman tentang struktur kimia dan reaksi kimia, dan telah berkembang lebih lanjut melalui konsep-konsep seperti model Bohr dan model mekanika kuantum, yang menjelaskan perilaku elektron di sekitar inti atom dan memberikan wawasan mendalam tentang sifat-sifat materi (Srivastava *et al.*, 2021).

1.2.5 Perkembangan Abad ke-20

Perkembangan Abad ke-20 dalam ilmu kimia melibatkan kemajuan besar dalam pemahaman tentang materi dan reaksi kimia. Pada abad ini, model-model atom seperti model Bohr dan model mekanika kuantum diperkenalkan untuk menjelaskan perilaku elektron dalam atom. Selain itu, periode ini melihat penemuan dan sintesis berbagai senyawa organik dan anorganik yang penting dalam industri dan kehidupan sehari-hari, termasuk pengembangan plastik, obat-obatan, bahan kimia industri, dan material canggih. Perkembangan teknologi analitik seperti spektroskopi NMR dan kromatografi juga membuka pintu bagi analisis yang lebih mendalam tentang struktur dan komposisi senyawa kimia. Semua ini menjadikan Abad ke-20 sebagai periode signifikan dalam kemajuan ilmu kimia yang telah membentuk dunia seperti yang kita kenal saat ini (Labinger, 2014).

1.2.6 Zaman Modern

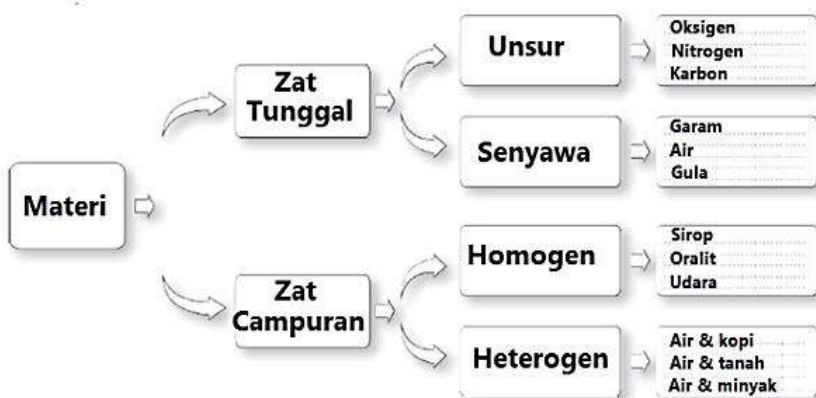
Zaman Modern dalam ilmu kimia adalah era yang ditandai oleh kemajuan teknologi dan pemahaman yang mendalam tentang kimia pada tingkat molekuler dan atom. Ini melibatkan penggunaan teknologi komputasi yang kuat untuk menggambarkan perilaku molekuler, merancang material baru, dan memprediksi reaksi kimia. Kimia komputasi dan biokimia, khususnya, telah memungkinkan penemuan baru dalam berbagai bidang, termasuk pengembangan obat-obatan, material canggih, dan teknologi energi terbarukan. Zaman Modern juga melihat penekanan pada *green chemistry* yang berkelanjutan dan ramah lingkungan, dengan upaya untuk mengurangi dampak negatif aktivitas manusia terhadap lingkungan. Dengan pemahaman yang semakin mendalam tentang kimia pada tingkat partikel, Zaman Modern mengilhami inovasi besar dan solusi untuk tantangan ilmiah dan teknologi di berbagai bidang.

1.3 Konsep Materi

Konsep materi adalah salah satu konsep dasar yang menjadi fokus utama dalam ilmu kimia dan merupakan salah satu aspek terpenting dari hakikat ilmu kimia. Dalam konteks hakikat ilmu kimia, konsep materi mencakup pemahaman bahwa segala sesuatu di alam semesta ini terdiri dari materi. Mari kita eksplorasi lebih lanjut konsep materi ini:

1.3.1 Susunan Materi

Ilmu Kimia mempelajari bagaimana materi tersusun, termasuk unsur-unsur kimia, senyawa, dan campuran. Ini membantu kita memahami apa yang membuat suatu bahan atau zat terbentuk, serta komponen-komponen yang ada di dalamnya. Dalam konteks ini, ilmu Kimia memeriksa unsur-unsur kimia yang membentuk materi, senyawa-senyawa yang terbentuk dari unsur-unsur ini, dan campuran-campuran yang terjadi saat berbagai zat dicampur bersama.



Gambar 1. 1 Skema Penggolongan Materi
(Myranthika, 2020)

Susunan Materi adalah cara kita memikirkan tentang bagaimana segala sesuatu di sekitar kita terbentuk. Bayangkan Anda memiliki kantong kelereng yang berisi berbagai jenis kelereng. Sekarang, mari kita bandingkan kantong itu dengan materi.

1. Air (H_2O): Bayangkan jika kita bisa melihat air di bawah mikroskop. Kita akan melihat bahwa air terbuat dari potongan-potongan kecil yang disebut molekul air. Setiap molekul air seperti kelereng mini yang terbuat dari dua bola, yaitu atom hidrogen dan atom oksigen. Kedua atom ini bergabung bersama seperti kelereng yang disusun menjadi rantai.
2. Garam Dapur (NaCl): Garam dapur juga seperti kantong kelereng. Dalam kantong ini, ada dua jenis kelereng, satu berwarna natrium (Na) dan satu lagi berwarna klorin (Cl). Mereka bergabung bersama untuk membentuk molekul garam yang tersusun rapi seperti barisan kelereng.
3. Logam (Contohnya, Besi): Logam seperti besi juga punya susunan unik. Bayangkan jika logam itu seperti kantong penuh dengan kelereng-kelereng besi yang sangat padat. Yang menarik adalah, kelereng-kelereng ini bisa bergerak sedikit-sedikit dan bergeser dalam kantong. Ini yang membuat logam bisa ditekuk dan dibentuk dengan mudah.
4. Plastik (Contohnya, Plastik PVC): Plastik seperti tumpukan kelereng panjang yang terhubung bersama. Setiap kelereng adalah molekul plastik yang terulang-ulang. Mereka membentuk rantai plastik yang fleksibel dan bisa digerakkan, mirip dengan rantai kelereng yang bisa bergerak dalam tumpukan.

Jadi, susunan materi adalah cara kita membayangkan bagaimana bahan-bahan ini diatur bersama-sama. Dengan pemahaman tentang susunan materi, kita bisa menjelaskan mengapa berbagai bahan memiliki sifat-sifat yang berbeda dan mengapa mereka dapat berinteraksi satu sama lain. Itu seperti memahami bagaimana kelereng-kelereng dapat membentuk berbagai bentuk dan pola dalam kantong. Intinya, susunan materi adalah tentang apa yang membuat suatu bahan atau zat terbentuk dan komponen-komponen apa yang ada di dalamnya. Ini membantu kita memahami bagaimana dunia mikroskopis dari atom dan molekul membentuk dunia makroskopis yang kita lihat sehari-hari.

1.3.2 Struktur Materi

Ilmu Kimia juga memeriksa struktur partikel penyusun suatu materi, seperti atom dan molekul. Hal ini membantu kita memahami bagaimana atom-atom tersebut saling berikatan dan berinteraksi, membentuk molekul unsur, senyawa, atau ion. Struktur ini sangat penting dalam menjelaskan sifat-sifat materi (Chen *et al.*, 2022). Struktur Materi adalah tentang tata letak atau susunan atom dan molekul dalam suatu materi. Ini adalah seperti cara puzzle diatur, yang memengaruhi bagaimana materi tersebut bertindak.

Kita tahu bahwa air terbuat dari molekul air. Sekarang, mari kita perbesar molekul air ini. Setiap molekul air terdiri dari dua atom hidrogen (H) yang terikat dengan satu atom oksigen (O). Atom-atom ini seperti pasangan tari yang selalu bergandengan tangan. Atom hidrogen dan oksigen berbagi elektron sehingga mereka saling terikat erat. Karena ikatan ini, molekul air cenderung bergerak dan mengalir dengan bebas, sehingga air tetap cair pada suhu kamar. Ini adalah mengapa kita bisa minum dan mandi dengan air.

Contoh lainnya adalah garam dapur juga punya struktur yang menarik. Garam dapur, seperti yang kita gunakan di meja makan, memiliki struktur yang berbeda. Di dalam garam, ada ion-ion natrium positif (Na^+) dan ion-ion klorin negatif (Cl^-). Ion-ion ini tersusun dalam bentuk kristal yang sangat teratur. Mereka seperti batu bata yang terkunci rapat, sehingga membuat garam dapur padat dan keras. Inilah yang membuat garam dapur menjadi pelengkap makanan yang renyah.

Contoh lain juga adalah besi dalam bentuk logam dan besi dalam bentuk magnet. Ketika besi berada dalam bentuk logam, atom-atom besi tersusun dalam struktur yang khusus. Ini seperti susunan blok Lego yang sangat rapat. Atom-atom besi ini saling berbagi elektron dan membentuk lapisan-lapisan yang bisa bergeser. Ini mengapa besi dalam bentuk logam bisa diteguk, dibentuk, dan ditarik menjadi benang-benang tipis. Ini juga membuat besi menjadi konduktor panas dan listrik yang baik. Kita gunakan ini untuk membuat banyak perkakas, dari kawat listrik hingga kendaraan.

Sekarang, bayangkan kita mengubah besi menjadi magnet. Ketika besi mengalami proses ini, atom-atom besi juga mengalami perubahan dalam susunannya. Mereka menjadi sangat teratur dan sejajar satu sama lain. Inilah yang membuat besi magnet memiliki sifat menarik benda logam lain atau jarum kompas menunjuk utara. Struktur yang teratur ini memungkinkan atom-atom besi dalam magnet untuk saling berinteraksi dengan kuat dan menghasilkan medan magnetik.

Jadi, struktur materi adalah tentang cara atom dan molekul diatur dan berhubungan satu sama lain dalam suatu bahan. Ini sangat penting karena struktur ini memengaruhi sifat-sifat zat tersebut. Contohnya, struktur molekul air membuatnya cair pada suhu kamar, sedangkan struktur kristal garam membuatnya padat dan keras. Dengan memahami struktur ini, kita dapat menjelaskan mengapa berbagai zat memiliki sifat-sifat yang berbeda dan bagaimana mereka berinteraksi.

1.3.3 Sifat Materi

Ilmu Kimia mempelajari sifat-sifat materi, termasuk sifat fisis (wujud dan penampilan) serta sifat kimia. Sifat-sifat materi ini dipengaruhi oleh susunan dan struktur dari materi. Sifat Materi adalah sifat-sifat yang membuat suatu zat menjadi unik. Bayangkan jika setiap benda di dunia ini tidak punya sifat khusus, semuanya akan terasa sama dan tidak ada yang menarik. Berikut adalah beberapa contoh sifat materi:

1. **Sifat Fisik (Wujud dan Penampilan):** Ini adalah tentang bagaimana zat itu berwujud. Misalnya, es adalah padat, air adalah cairan, dan uap air adalah gas. Yang menarik, air bisa berubah dari cair menjadi es saat suhu turun, atau menjadi uap air saat dipanaskan. Ini semua tergantung pada sifat wujudnya.
2. **Sifat Kimia:** Ini tentang bagaimana zat-zat bereaksi satu sama lain. Misalnya, ketika Anda mencampurkan cuka dengan baking soda, itu akan menghasilkan gelembung-gelembung kecil dan mengeluarkan gas. Itu adalah reaksi kimia yang mengubah zat-zat menjadi zat baru dengan sifat yang berbeda. Ini seperti sulap alamiah!
3. **Sifat Panas dan Dingin:** Pernahkah Anda menyentuh besi panas? Pasti terasa panas, bukan? Itu karena besi adalah konduktor panas yang baik, artinya ia bisa menghantarkan panas dengan cepat. Sementara kayu, yang kurang baik menghantarkan panas, terasa hangat ketika disentuh meskipun panasnya tidak tinggi. Ini adalah contoh bagaimana sifat panas dan dingin memengaruhi zat.
4. **Sifat Bau dan Rasa:** Beberapa benda memiliki bau dan rasa yang khas. Coba bayangkan jika kue coklat tidak memiliki rasa manis atau jika bunga mawar tidak berbau harum. Kita tidak akan bisa menikmati makanan atau bunga seperti sekarang.

Jadi, sifat-sifat materi ini adalah apa yang membuat dunia ini menjadi begitu berwarna dan menarik. Mereka memungkinkan kita untuk mengenal dan memahami berbagai benda di sekitar kita. Terkadang, sifat-sifat ini juga membuat ilmu kimia menjadi seru, karena kita dapat memahami mengapa zat-zat tersebut berperilaku seperti itu dan bagaimana mereka bisa berubah menjadi zat lain. Ilmu kimia adalah seperti petualangan di dunia sifat-sifat materi yang ajaib!

1.3.4 Perubahan Materi

Perubahan Materi adalah fenomena di mana suatu zat atau bahan mengalami transformasi dan berubah menjadi zat dengan karakteristik yang berbeda. Ini adalah seperti mengubah satu hal menjadi hal lain yang memiliki sifat baru. Misalnya, bayangkan jika kita punya es batu. Es batu ini adalah air yang beku, dan ketika kita membiarkannya di ruangan yang hangat, es batu tersebut akan berubah menjadi air cair. Proses ini adalah contoh dari perubahan materi.

Namun, ada juga perubahan kimia di mana zat-zat tersebut benar-benar berubah menjadi zat yang berbeda. Misalnya, ketika Anda membakar sepotong kertas, kertas itu akan berubah menjadi abu. Ini adalah contoh perubahan kimia karena kertas yang awalnya adalah bahan organik, berubah menjadi abu yang memiliki sifat yang sangat berbeda. Perubahan kimia sering melibatkan reaksi antara zat-zat yang berbeda dan dapat menghasilkan zat-zat baru dengan sifat-sifat unik.

Perubahan materi juga bisa terjadi karena pengaruh eksternal seperti suhu atau tekanan. Ketika besi dibiarkan terkena udara dan air, besi akan berkarat. Ini adalah perubahan kimia karena besi yang awalnya berkilauan berubah menjadi zat yang berkarat dan memiliki warna yang berbeda. Ini menunjukkan bagaimana pengaruh dari lingkungan sekitarnya dapat memengaruhi perubahan materi. Selain itu, perubahan materi juga dapat terjadi melalui proses kimia yang lebih

kompleks seperti fermentasi dalam pembuatan roti atau bir. Ketika ragi digunakan untuk mengubah gula dalam adonan roti menjadi gas karbon dioksida, ini adalah contoh perubahan materi yang melibatkan berbagai reaksi kimia yang menghasilkan produk yang berbeda.

Jadi, perubahan materi adalah proses yang bisa berupa perubahan fisik, perubahan kimia, atau bahkan kombinasi dari keduanya. Ini adalah bagian penting dari pemahaman ilmu kimia dan membantu kita memahami bagaimana dunia di sekitar kita bisa berubah dan berkembang. Dengan memahami konsep ini, kita dapat mengaplikasikannya dalam berbagai aspek kehidupan sehari-hari dan ilmu pengetahuan.

1.3.5 Energi dalam Perubahan Materi

Energi dalam perubahan materi adalah konsep penting yang membantu kita memahami bagaimana energi memengaruhi perubahan yang terjadi pada zat. Untuk lebih memahami ini, mari kita lihat contoh yang umum kita temui dalam kehidupan sehari-hari.

Salah satu contoh paling sederhana adalah saat kita memasak. Ketika kita menyalakan kompor gas dan meletakkan panci di atasnya dengan air, kita perlu menambahkan energi panas dari kompor untuk membuat air mendidih. Ketika air mendidih, itu berubah dari wujud cair menjadi wujud uap. Proses ini membutuhkan energi panas tambahan untuk merusak ikatan-ikatan antar molekul air dan mengubahnya menjadi uap. Jadi, energi panas yang kita tambahkan ke panci adalah yang membuat perubahan materi ini terjadi. Sebaliknya, saat kita membiarkan es di lemari es, air dalam es akan kehilangan energi panas dan berubah menjadi es. Ini adalah contoh lain di mana energi sangat berperan dalam perubahan materi. Energi panas di dalam es dipindahkan ke lingkungan sekitar sehingga suhunya turun, dan air cair berubah menjadi es padat.

Perubahan materi juga bisa melibatkan energi kimia. Misalnya, dalam pembakaran kayu, kayu berubah menjadi abu dan asap. Ini terjadi karena energi kimia yang dilepaskan saat kayu terbakar. Molekul-molekul dalam kayu berreaksi dengan oksigen dari udara dan menghasilkan panas serta gas-gas tertentu. Inilah yang membuat kita merasa hangat ketika duduk di dekat api unggun. Energi juga sangat penting dalam reaksi kimia di laboratorium. Ketika dua zat bereaksi satu sama lain, energi kimia diperlukan untuk mengubah ikatan-ikatan antar atom dan molekul. Beberapa reaksi memerlukan energi tambahan untuk dimulai, seperti saat kita mengaktifkan korek api sebelum api terbakar. Selama reaksi kimia berlangsung, energi kimia bisa dilepaskan, dan ini bisa terjadi dalam bentuk panas atau cahaya.

Dalam kehidupan sehari-hari kita, kita juga melihat energi dalam perubahan materi dalam proses seperti memasak makanan, membakar bahan bakar untuk menggerakkan mobil, atau mengisi baterai ponsel kita. Semua ini adalah contoh bagaimana energi memainkan peran penting dalam perubahan materi di sekitar kita. Dengan memahami konsep Energi dalam Perubahan Materi, kita dapat mengerti bahwa energi adalah sesuatu yang tak terpisahkan dari perubahan yang terjadi pada zat. Kita juga bisa mengaplikasikan pemahaman ini dalam berbagai aspek kehidupan sehari-hari, seperti penghematan energi dan penggunaan energi dalam teknologi yang kita gunakan.

1.4 Cabang-Cabang Ilmu Kimia

Cabang-cabang ilmu kimia merujuk pada sub-disiplin atau fokus khusus dalam ilmu kimia yang mengeksplorasi aspek tertentu dari materi dan reaksi kimia. Berikut adalah penjelasan singkat tentang beberapa cabang utama ilmu kimia:

1.4.1 Kimia Anorganik

Kimia Anorganik adalah salah satu cabang ilmu kimia yang mempelajari zat-zat yang tidak mengandung unsur karbon dalam ikatan kimianya. Ini termasuk unsur-unsur seperti logam, non-logam, serta senyawa yang terbentuk dari unsur-unsur ini (Rayner-Canham and Overton, 2014). Contoh yang mudah dipahami adalah pengkajian logam, seperti besi, tembaga, dan emas. Kimia anorganik mempelajari sifat-sifat logam, bagaimana mereka bereaksi dengan zat lain, dan bagaimana mereka digunakan dalam berbagai aplikasi, seperti pembuatan kendaraan, peralatan rumah tangga, dan konstruksi.

Selain itu, kimia anorganik juga mencakup penelitian senyawa-senyawa anorganik. Contohnya adalah senyawa-senyawa seperti air (H_2O), garam dapur (NaCl), dan asam sulfat (H_2SO_4). Kimia anorganik memahami bagaimana senyawa-senyawa ini terbentuk, sifat-sifat kimianya, dan bagaimana mereka digunakan dalam berbagai industri seperti kimia, farmasi, dan pertanian. Dengan memahami kimia anorganik, kita dapat mengembangkan berbagai produk dan teknologi yang memengaruhi banyak aspek kehidupan kita sehari-hari.

1.4.2 Kimia Organik

Kimia Organik adalah cabang ilmu kimia yang mempelajari zat-zat yang mengandung unsur karbon dalam ikatan kimianya. Ini melibatkan kajian tentang senyawa-senyawa organik, seperti hidrokarbon (senyawa yang terdiri dari karbon dan hidrogen), alkohol, asam amino, dan berbagai senyawa lain yang ditemukan dalam makhluk hidup (Solomons, Fryhle and Snyder, 2016). Contoh yang mudah dipahami adalah propana, yang merupakan senyawa organik yang digunakan dalam tabung gas untuk memasak. Kimia organik juga memahami cara senyawa organik bereaksi satu sama lain dan bagaimana mereka digunakan dalam industri kimia, farmasi, dan berbagai aplikasi lainnya.

Selain itu, kimia organik juga mencakup penelitian tentang polimer. Polimer adalah senyawa organik besar yang terdiri dari rantai panjang atau jaringan berulang dari unit-unit kecil yang disebut monomer. Contoh polimer yang sangat umum adalah plastik. Plastik terbuat dari berbagai polimer, seperti polietilena, PVC, dan polipropilena. Kimia organik memahami bagaimana polimer dibuat, sifat-sifatnya, dan berbagai aplikasi polimer dalam pembuatan produk seperti botol plastik, kemasan makanan, dan bahkan pakaian. Dengan memahami kimia organik, kita dapat mengembangkan berbagai bahan dan produk yang digunakan dalam kehidupan sehari-hari kita.

1.4.3 Kimia Fisik

Kimia Fisik adalah salah satu cabang ilmu kimia yang mempelajari sifat-sifat fisik dan perilaku kimia dari zat serta energi yang terlibat dalam reaksi kimia. Bidang ini mencakup pemahaman tentang bagaimana suhu, tekanan, dan konsentrasi zat memengaruhi reaksi kimia. Sebagai contoh, dalam kimia fisik, kita dapat mempelajari bagaimana reaksi larutan (Mortimer, 2000). Hal ini penting dalam pemahaman proses-proses kimia yang terjadi dalam laboratorium dan industri.

Selain itu, kimia fisik juga mencakup spektroskopi. Ini adalah teknik yang digunakan untuk menganalisis spektrum cahaya yang dipancarkan atau diserap oleh suatu zat. Misalnya, dalam kimia fisik, kita dapat menggunakan spektroskopi untuk mengidentifikasi unsur-unsur dalam sampel atau untuk memahami sifat-sifat molekul dalam senyawa kimia. Contohnya adalah spektroskopi inframerah yang digunakan dalam analisis komposisi kimia suatu senyawa. Kimia fisik membantu kita memahami bagaimana zat-zat berinteraksi dengan cahaya dan energi, dan ini memiliki banyak aplikasi dalam berbagai bidang, termasuk ilmu kedokteran dan ilmu material.

1.4.4 Kimia Analitik

Kimia Analitik adalah cabang ilmu kimia yang fokus pada identifikasi dan pengukuran zat-zat kimia dalam sampel. Ini berarti kita memahami bagaimana cara menguji dan menganalisis apa yang ada dalam suatu bahan atau campuran (Christian, Dasgupta and Schug, 2004). Sebagai contoh, dalam kimia analitik, kita dapat menguji sampel air untuk menentukan konsentrasi zat-zat seperti klorin, besi, atau logam berat lainnya. Ini sangat penting dalam memastikan air minum aman dan sesuai dengan standar kesehatan.

Selain itu, kimia analitik juga melibatkan penggunaan berbagai metode analisis, seperti spektrometri massa atau kromatografi cair kinerja tinggi. Misalnya, dalam spektrometri massa, kita dapat mengidentifikasi berbagai senyawa berdasarkan massa dan strukturnya. Kimia analitik membantu kita dalam banyak aplikasi praktis, termasuk di laboratorium medis untuk menguji darah dan urin pasien, dalam pengendalian kualitas makanan untuk memastikan keamanan produk, atau dalam pemantauan lingkungan untuk mendeteksi polusi. Dengan pemahaman dalam kimia analitik, kita dapat melakukan pengujian yang akurat dan membantu memastikan kualitas dan keamanan berbagai bahan yang kita gunakan sehari-hari.

1.4.5 Biokimia

Biokimia adalah cabang ilmu kimia yang memfokuskan diri pada kajian senyawa-senyawa kimia yang terdapat dalam makhluk hidup, terutama dalam organisme seperti manusia, hewan, dan tumbuhan. Cabang ilmu ini berfokus untuk memahami bagaimana kimia berperan dalam proses kehidupan, seperti metabolisme, sintesis protein, dan reaksi kimia dalam sel-sel hidup (Nelson and Cox, 2017). Sebagai contoh, dalam biokimia, kita dapat mempelajari bagaimana asam amino bergabung untuk membentuk protein dalam tubuh manusia. Ini sangat penting dalam pemahaman tentang bagaimana tubuh berfungsi dan bagaimana penyakit dapat terjadi ketika proses kimia ini terganggu.

Selain itu, biokimia juga melibatkan studi tentang enzim, yaitu molekul yang mempercepat reaksi kimia dalam tubuh. Contohnya adalah enzim amilase dalam saliva yang membantu mencerna karbohidrat saat kita makan makanan. Biokimia membantu kita memahami mekanisme di balik proses-proses penting ini dalam tubuh dan memiliki aplikasi dalam ilmu kedokteran, farmasi, dan bioteknologi. Dengan pemahaman dalam biokimia, kita dapat mengembangkan obat-obatan, diagnosis medis, dan teknologi berbasis biologi yang meningkatkan kualitas hidup manusia dan organisme lainnya.

1.4.6 Kimia Lingkungan

Kimia Lingkungan adalah cabang ilmu kimia yang mempelajari dampak zat-zat kimia terhadap lingkungan alam, serta cara-cara untuk menjaga dan melindungi lingkungan. Cabang ilmu ini fokus untuk memahami bagaimana polusi kimia, seperti limbah industri atau pestisida, dapat memengaruhi ekosistem, air, udara, dan tanah (Manahan, 2010). Contohnya adalah pengkajian efek polusi air sungai oleh logam berat seperti merkuri, yang dapat berdampak buruk pada organisme air dan juga pada manusia yang mengonsumsi ikan yang terkontaminasi.

Selain itu, kimia lingkungan juga mencakup pengembangan solusi berkelanjutan untuk masalah lingkungan. Ini melibatkan penggunaan kimia untuk mendaur ulang material, mengurangi emisi gas rumah kaca, dan menciptakan teknologi yang lebih ramah lingkungan. Contohnya adalah penggunaan sel surya atau bahan bakar alternatif yang lebih bersih dalam transportasi. Kimia lingkungan membantu kita menjaga keberlanjutan lingkungan dan meminimalkan dampak negatif dari aktivitas manusia terhadap bumi. Dengan pemahaman dalam kimia lingkungan, kita dapat berperan dalam menjaga kelestarian planet ini untuk generasi mendatang.

1.4.7 Kimia Material

Kimia Material adalah cabang ilmu kimia yang fokus pada pengkajian dan pengembangan material-material baru yang digunakan dalam berbagai aplikasi, seperti pembuatan bahan bangunan, komponen elektronik, atau bahan untuk industri. Cabang ilmu ini fokus untuk memahami kimia di balik sifat-sifat material, seperti kekuatan, konduktivitas, atau tahan terhadap korosi. Sebagai contoh, dalam kimia material, kita dapat mempelajari bagaimana logam seperti aluminium atau titanium digunakan dalam industri pesawat terbang karena kekuatan dan ketahanannya terhadap korosi.

Selain itu, kimia material juga melibatkan desain material inovatif. Ini termasuk pengembangan material cerdas yang dapat berubah-ubah sesuai dengan kondisi lingkungan, seperti memori bentuk pada kaca pintar atau bahan-bahan superkonduktor yang digunakan dalam teknologi medis dan transportasi. Kimia material membantu kita menciptakan bahan baru dengan kinerja yang lebih baik, yang dapat membawa perkembangan teknologi dan inovasi dalam berbagai industri. Dengan pemahaman dalam kimia material, kita dapat terlibat dalam pengembangan bahan yang mendukung peradaban modern dan meningkatkan kualitas hidup kita.

1.4.8 Kimia Teoretis

Kimia Teoretis adalah cabang ilmu kimia yang menggunakan komputer dan perhitungan matematika untuk memahami dan meramalkan perilaku zat-zat kimia serta reaksi kimia. Ini berarti kita menggunakan model dan simulasi komputer untuk menjelaskan mengapa reaksi kimia terjadi, bagaimana zat-zat berinteraksi, dan bagaimana sifat-sifat kimia dapat dipahami. Contohnya, dalam kimia teoretis, kita dapat menggunakan perhitungan komputer untuk memprediksi bagaimana molekul-molekul tertentu akan berinteraksi atau bagaimana suatu senyawa akan berperilaku dalam kondisi tertentu.

Selain itu, kimia teoretis juga terlibat dalam pengembangan teori kimia yang mendasari ilmu kimia secara keseluruhan. Ini termasuk pengembangan hukum-hukum kimia yang mendasari reaksi kimia, seperti Hukum Kekuatan Massa, atau pengembangan model atom dan ikatan kimia. Kimia teoretis membantu kita memahami dasar-dasar ilmu kimia dan memberikan landasan untuk penelitian kimia lebih lanjut. Dengan pemahaman dalam kimia teoretis, kita dapat merancang senyawa kimia baru atau mengoptimalkan proses kimia dengan lebih baik melalui pendekatan komputasi.

1.5 Keterkaitan dengan Cabang Ilmu Lain

Ilmu Kimia tidak berdiri sendiri, melainkan saling terkait dan berdampingan dengan berbagai cabang ilmu lainnya. Dengan adanya keterkaitan yang kuat ini, ilmu kimia menjadi disiplin ilmu yang sangat penting karena berperan sebagai jembatan antara berbagai cabang ilmu, memungkinkan pemahaman dan inovasi yang lebih baik dalam berbagai aspek kehidupan. Salah satu cabang ilmu yang erat kaitannya dengan Kimia adalah Fisika. Fisika membantu Kimia dalam pemahaman tentang dasar-dasar ilmu alam seperti energi, panas, dan tekanan yang berperan penting dalam reaksi kimia. Sebagai contoh, dalam Kimia, kita memahami

bagaimana energi terlibat dalam reaksi kimia, dan ini didasarkan pada prinsip-prinsip fisika seperti hukum termodinamika.

Selain Fisika, Matematika juga memiliki peran penting dalam Kimia. Kimia sering menggunakan perhitungan matematika untuk meramalkan reaksi kimia, mengukur konsentrasi zat dalam larutan, atau menginterpretasikan data hasil percobaan. Misalnya, dalam kimia analitik, kita menggunakan matematika untuk menghitung konsentrasi zat-zat dalam sampel. Biologi juga terkait erat dengan Kimia, khususnya dalam cabang ilmu Biokimia. Biokimia mempelajari kimia yang terjadi dalam makhluk hidup, seperti reaksi-reaksi dalam sel-sel tubuh. Contohnya adalah pemahaman tentang bagaimana protein yang terbentuk dari rantai asam amino, yang merupakan dasar Biokimia, membantu kita memahami proses-proses biologis dalam tubuh. Teknik seperti Spektroskopi, yang sering digunakan dalam Kimia Analitik, juga berhubungan dengan Ilmu Optik. Spektroskopi melibatkan analisis cahaya yang dipancarkan atau diserap oleh zat-zat kimia, dan ini melibatkan prinsip-prinsip optik dan spektroskopi. Selanjutnya, Kimia Material sangat berkaitan dengan Ilmu Material. Ilmu Material mempelajari sifat-sifat material dan pengembangan bahan baru. Ini erat terkait dengan Kimia Material karena kimia memainkan peran penting dalam pemahaman tentang sifat-sifat kimia material dan pengembangan material inovatif.

Terakhir, Kimia juga berperan dalam Ilmu Lingkungan. Kimia Lingkungan mempelajari dampak zat-zat kimia terhadap lingkungan alam. Kimia membantu kita dalam pemantauan dan analisis polusi lingkungan serta pengembangan solusi untuk masalah lingkungan. Dengan demikian, ilmu Kimia tidak hanya berdiri sendiri, melainkan saling terkait dengan banyak cabang ilmu lainnya, membantu kita memahami dunia alam dan menerapkan pengetahuan tersebut untuk kepentingan manusia dan lingkungan.

DAFTAR PUSTAKA

- Anderson, E.N. (2016) 'The Invention of Science: A New History of the Scientific Revolution. By David Wootton. 2015. Harper Collins, New York. 784 pp.', *Ethnobiology Letters*, 7(1).
- Chen, Z. *et al.* (2022) 'Emerging Organic Surface Chemistry for Si Anodes in Lithium-Ion Batteries: Advances, Prospects, and Beyond', *Advanced Energy Materials*, 12(32).
- Christian, G.D., Dasgupta, P.K. and Schug, K.A. (2004) *Analytical Chemistry*. 7th Editio, John Wiley & Sons, Inc.
- Labinger, J.A. (2014) 'Alfred Werner's Role in the Mid-20th Century Flourishing of American Inorganic Chemistry', *Chimia*, 68(5), pp. 292–296.
- Manahan, S.E. (2010) *Environmental Chemistry*. 9th editio. Taylor & Francis/CRC Press.
- Mortimer, R.G. (2000) *Physical Chemistry*. Second Edi. London: Elsevier Academic Press.
- Myranthika, F.O. (2020) *Modul Kimia Kelas X*. Direktorat SMA, Direktorat Jenderal PAUD, DIKDAS dan DIKMEN.
- Nelson, D.L. and Cox, M.M. (2017) *Lehninger Principles of Biochemistry*. 7th Editio. W H Freeman & Co.
- Oxtoby, D.W., Freeman, W.A. and Block, T.F. (1998) *Chemistry: Science of Change*. Michigan: Saunders College Pub.
- Rayner-Canham, G. and Overton, T. (2014) *Descriptive Inorganic Chemistry*. New York: W.H. Freeman and Company.
- Rinotas, A. (2017) 'The Interplay among Alchemy, Theology and Philosophy in the Late Middle Ages: The Cases of Roger Bacon and John of Rupescissa', *Vegueta: Anuario de la Facultad de Geografía e Historia* [Preprint].
- Solomons, T.W.G., Fryhle, C.B. and Snyder, S.A. (Scott A.. (2016) *Organic Chemistry*. 12th Editi. New Jersey: Wiley.

Srivastava, A.K. *et al.* (2021) 'Editorial: Atomic Clusters: Theory & Experiments', *Frontiers in Chemistry*, 9.

Weirauch, K. and Cammarosano, M. (2021) 'WoW! Writing on Wax in Ancient Mesopotamia and Today: Questions and Results from an Interdisciplinary Project', *Traces of Ink*, pp. 6–32.

BAB 2

KIMIA HIJAU

Oleh Musrifah Tahar

2.1 Pengertian Kimia Hijau

Kimia hijau adalah area terdepan dari penelitian ilmu kimia modern saat ini, yang digabungkan dengan pencapaian teoritis terbaru dari berbagai disiplin ilmu, seperti teknologi kimia, teknik kimia, fisika, biologi, material, lingkungan, informasi, dan lain-lain. Kimia hijau berfokus pada perancangan produk dan proses yang meminimalkan penggunaan dan pembentukan zat berbahaya yang menggunakan pendekatan teknologi untuk mencegah polusi dan mengurangi konsumsi sumber daya tak terbarukan. Tujuan kimia hijau yaitu, desain molekul, bahan, produk, dan proses yang lebih hemat sumber daya dan secara inheren lebih aman dilakukan dalam berbagai konteks (Anastas, 2003). Green Chemistry adalah suatu falsafah atau konsep yang mendorong desain dari sebuah produk ataupun proses yang mengurangi ataupun mengeliminir penggunaan dan penghasilan zat-zat (substansi) berbahaya (Mitarlis, 2016).

Kimia hijau dimulai pada tahun 1990an yang kini telah menjadi garda depan penelitian kimia internasional yang paling signifikan pada abad kedua puluh satu. Inti dari kimia hijau adalah menerapkan teori kimia dan teknologi kimia baru, berdasarkan prinsip ekonomi atom, untuk mengurangi atau menghilangkan polusi dari sumbernya, untuk memenuhi kebutuhan pembangunan berkelanjutan secara maksimal dalam hal pemanfaatan sumber daya secara rasional, untuk keseimbangan ekologi, untuk perlindungan lingkungan, dan terlebih lagi untuk mewujudkan koordinasi dan keselarasan antara manusia dan alam. Oleh karena

itu, kimia hijau dengan teknologi yang sesuai telah menjadi fokus penelitian utama dan diupayakan oleh banyak pemerintah, akademisi, dan industri untuk mengidentifikasi kebutuhan dalam merancang produk kimia baru, sekaligus meminimalkan dampak buruk terhadap kesehatan manusia dan lingkungan (Zhang, 2018). Selain itu pada tahun 1990 diterbitkan Undang-Undang Pencegahan Pencemaran yang disahkan di Amerika Serikat yang bertujuan untuk membantu mencegah terjadinya masalah pencemaran lingkungan akibat bahan kimia berbahaya (Mawardha, 2020).

2.2 Manfaat Kimia Hijau

Saat ini peneliti dunia sedang berperan aktif dalam pencegahan pencemaran lingkungan melalui prinsip kimia hijau. Namun kimia hijau tidak hanya membantu menangani masalah lingkungan tetapi juga telah merambah pada bidang lain. Berikut beberapa manfaat kimia hijau di bidang kesehatan manusia, lingkungan dan ekonomi (Karagolge dan Gur, 2016). Manfaat-manfaat tersebut dapat dilihat pada Tabel 2.1.

Tabel 2. 1 Manfaat Kimia Hijau Diberbagai Bidang

Bidang	Manfaat
Kesehatan	1. Udara lebih bersih karena lebih sedikit pelepasan bahan kimia berbahaya ke udara sehingga paru-paru lebih terlindungi. 2. Tersedianya air bersih karena tidak ada limbah berbahaya yang masuk kedalam air sehingga sistem pencernaan lebih baik. 3. Pekerja industri lebih sehat karena lebih sedikit penggunaan bahan beracun, lebih sedikit perlengkapan pelindung diri yang diperlukan, lebih sedikit risiko kecelakaan (misalnya kebakaran atau ledakan) 4. Bahan pangan yang lebih aman, bebas dari bahan kimia beracun yang dapat masuk ke dalam rantai makanan
Lingkungan	1. Tumbuhan dan hewan terpapar bahan kimia beracun lebih sedikit karena lingkungan

	semakin terjaga 2. Menurunkan risiko pemanasan global, penipisan ozon, pembentukan kabut asap dan mengurangi emisi gas rumah kaca. 3. Lebih sedikit kerusakan akibat bahan kimia terhadap ekosistem
Ekonomi dan Bisnis	1. Peningkatan hasil reaksi kimia membuat penggunaan bahan baku lebih sedikit untuk mendapatkan jumlah produk yang sama 2. Reaksi sintetis yang lebih sederhana membuat proses produksi berjalan dengan cepat, dan menghemat penggunaan energi dan air 3. Produksi limbah terbarukan dapat diolah menjadi bahan baku baru 4. Mengurangi penggunaan produk minyak bumi, dan menghindari fluktuasi biaya 5. Meningkatkan penjualan dan pendapatan dengan menampilkan label produk yang lebih aman

Pada tahun 2019 Singamsetty dkk, juga telah menuliskan beberapa kelebihan dan kekurangan kimia hijau. Kelebihannya yaitu meminimalkan penggunaan energi, kustomisasi, bahan kimia yang dilepaskan dilingkungan lebih sedikit, teknologi produksinya lebih bersih, dapat di daur ulang, minim produk samping yang berbahaya, reagen yang digunakan aman dan tidak beracun. Sedangkan kekurangannya yaitu, biaya implementasinya cukup tinggi, kurangnya sumber daya manusia yang terampil dibidangnya, waktu pengerjaan cukup lama, serta konsistensi dan reproduktifitasnya dapat bervariasi.

2.3 Prinsip Kimia Hijau

Kimia hijau adalah teknologi yang bertujuan untuk mendukung pengembangan penelitian berkelanjutan dengan mengintegrasikan faktor sosial, ekonomi dan ekologi untuk menghilangkan polusi dan memaksimalkan pemanfaatan sumber daya alam sekaligus melindungi lingkungan ekologi. Oleh karena itu, ini merupakan subjek teoretis yang penting dalam penilaian sifat ramah lingkungan dari suatu proses kimia untuk mengembangkan teknologi ramah lingkungan yang efisien dalam industri kimia. Meskipun organisasi profesi kimia hijau telah menaruh perhatian pada penilaian kimia dan proses kimia sejak abad kedua puluh satu di beberapa negara, sampai saat ini belum terbentuk spesifikasi standar untuk penilaian kimia hijau dalam proses kimia (Benvenuto dan Kolopajlo, 2019). Sedangkan aspek kimia hijau adalah meminimalkan penggunaan zat berbahaya, penggunaan katalis dalam reaksi kimia, penggunaan reagen yang tidak beracun, penggunaan sumber daya terbarukan, meningkatnya efisiensi atom, penggunaan pelarut yang ramah lingkungan dan *biodegradable*. Kimia hijau bertujuan mengembangkan proses dan produk kimia yang ramah lingkungan dan mewujudkan pembangunan berkelanjutan (Prabawati dan Wijayanto, 2015).

Menurut Idrus dkk (2021), terdapat 12 prinsip kimia hijau yang dapat digunakan sebagai panduan bagi pengembangan kimia hijau dalam proses kimiawi yang melibatkan berbagai aspek kimia sintetik seperti penghijauan bahan mentah, proses dan produksi, biaya produksi, konsumsi energi, dan teknik keselamatan. Selain itu prinsip ini juga digunakan untuk memandu desain teknik kimia, dan pengembangan teknologi rekayasa kimia hijau baru yang ramah lingkungan. Dua belas prinsip tersebut, yaitu:

1. Mencegah timbulnya limbah

Prinsip ini menegaskan bahwa dalam proses sintesis pencegahan timbulnya limbah lebih baik daripada mengatasi limbah yang telah dikeluarkan, hal ini dikarenakan biaya pembersihan limbah sangat besar dan hasil yang diperoleh tidak maksimal.

2. Desain produk bahan kimia yang aman

Desain produk yang aman dapat dilakukan jika mengetahui struktur kimianya. Hal ini karena toksisitas molekul dapat dikarakterisasi. Tujuan utamanya adalah mencari nilai optimal agar produk kimia mempunyai sifat dan fungsi yang baik, namun juga aman (toksisitas rendah). Biasanya gugus fungsi diganti atau nilai bioavailabilitasnya diturunkan.

3. Desain proses sintesis yang aman

Desain yang aman diharapkan menghasilkan proses sintesis yang aman dengan menghasilkan bahan kimia yang tidak beracun bagi manusia dan lingkungan. Hal ini bisa dilakukan dengan meminimalkan penggunaan bahan kimia berbahaya dalam proses tersebut.

4. Menggunakan bahan baku terbarukan

Dalam proses industri, disarankan untuk lebih banyak menggunakan bahan baku terbarukan dibandingkan bahan baku tidak terbarukan. Bahan baku terbarukan biasanya berasal dari hasil pertanian atau hasil alam, sedangkan bahan baku yang tidak terbarukan berasal dari bahan bakar fosil seperti minyak bumi, gas alam, batu bara, dan lainnya.

5. Menggunakan katalis

Katalis adalah zat yang berperan dalam percepatan proses reaksi. Penggunaan katalis memberikan hasil yang lebih baik, menghemat energi dan penggunaan waktu yang relative lebih singkat serta mampu mengurangi produk samping yang tidak digunakan. Katalis juga dapat meningkatkan selektifitas dan mengurangi penggunaan zat kimia.

6. Menghindari derivatisasi dan modifikasi dalam reaksi kimia

Pengurangan sifat derivative yang tidak perlu, seperti pemakaian gugus pelindung dalam reaksi, proteksi dan deproteksi dalam proses fisik atau kimia. Hal ini disebabkan proses derivatisasi memerlukan reagen tambahan yang mahal dan meningkatkan produksi limbah.

7. Menggunakan konsep ekonomi atom

Metode sintesis diharapkan dapat meminimalkan penggunaan bahan baku, namun dapat meningkatkan produk yang dihasilkan. Konsep ekonomi atom ini mengevaluasi sistem sebelumnya yang melihat hasil rendemen sebagai parameter untuk menentukan suatu reaksi yang efektif dan efisien tanpa melihat seberapa besar limbah yang dihasilkan. Konsep ekonomi atom ini bertujuan untuk menilai produk yang dihasilkan dibandingkan dengan reaktan yang digunakan. Proses ini diharapkan semua reaktan dapat dikonversi semuanya menjadi produk, sehingga reaksi tersebut memiliki nilai ekonomi atom sebesar 100%.

8. Penggunaan pelarut yang tidak berbahaya

Penggunaan pelarut yang aman sangat dianjurkan dalam proses reaksi kimia. Penggunaan pelarut dengan konsentrasi rendah dapat meminimalisir produksi limbah yang berbahaya. Berbagai macam penggunaan pelarut yaitu, pada proses reaksi, sebagai fasa gerak pada kromatografi, rekristalisasi, dan lainnya. Penggunaan pelarut yang berlebih akan menimbulkan polusi yang mencemari lingkungan. Sehingga sebagai alternatif yaitu dengan menggunakan beberapa tipe pelarut yang ramah lingkungan, contohnya pelarut ionic liquids, fluorous phase chemistry, supercritical carbon dioxide, dan biosolvents. Selain itu juga dapat diterapkan metode sintesis yang lebih aman seperti reaksi dalam media air atau reaksi tanpa menggunakan pelarut.

9. Meningkatkan efisiensi energi

Energi yang digunakan dalam suatu proses kimia diharapkan dapat mempertimbangkan berbagai aspek baik terhadap lingkungan ataupun aspek ekonomi. Reaksi kimia yang dilakukan dalam suhu ruang dan menggunakan tekanan merupakan salah satu efisiensi energi. Efisiensi energi dapat menggunakan beberapa metode baru diantaranya adalah dengan menggunakan radiasi

gelombang mikro (microwave), ultrasonik maupun fotokimia.

10. Penggunaan bahan kimia yang mudah terdegradasi
Bahan kimia yang digunakan harus mempertimbangkan aspek lingkungan, bahannya mudah terdegradasi dan tidak terakumulasi di lingkungan. Seperti proses sintesis biodegradable plastic dan biodergradable polimer.

11. Mengurangi polusi dengan metode yang tepat
Metode analisis yang dilakukan diharapkan dapat mengurangi hasil samping yang tidak diinginkan. Sehingga pengembangan metode dan teknologi analisis mampu mengurangi penggunaan bahan kimia yang berbahaya.

12. Memperhatikan keselamatan

Bahan kimia yang digunakan dalam suatu reaksi kimia harus dipilih dengan baik agar potensi terjadinya kecelakaan yang dapat mengakibatkan masuknya limbah bahan kimia ke lingkungan, ledakan dan api dapat dihindari.

Selain itu, terdapat Sembilan prinsip tambahan teknik kimia ramah lingkungan, yang dikemukakan dalam konferensi teknik kimia ramah lingkungan di Florida, yaitu:

1. Analisis sistem dalam desain produk dan metode rekayasa harus dipertimbangkan selain mengintegrasikan alat analisis dampak lingkungan dalam suatu proyek.
2. Perlindungan dan perbaikan sistem ekologi harus dipertimbangkan ketika produk dan metode rekayasa dirancang untuk melindungi kesehatan manusia dan kesejahteraan sosial.
3. Pemikiran siklus hidup harus dikedepankan dalam semua kegiatan Teknik kimia.
4. Semua input dan output energi dan material harus aman dan ramah lingkungan.
5. Konsumsi sumber daya alam harus dikurangi semaksimal mungkin.
6. Produksi limbah harus dihindari.

7. Teknik kimia yang dikembangkan dan dilaksanakan harus sesuai dengan situasi dan kebutuhan dengan melihat keadaan geografis dan budaya setempat.
8. Perbaikan, inovasi dan penemuan teknologi harus sesuai dengan prinsip pembangunan berkelanjutan.
9. Masyarakat dan pemangku kepentingan harus berperan aktif dalam perancangan dan pengembangan.

Prinsip-prinsip proyek ramah lingkungan di atas tidak lagi terbatas pada bidang Teknik kimia ramah lingkungan, namun diperluas ke seluruh bidang teknik. Lebih lanjut prinsip di atas juga lebih memperhatikan keselarasan antara manusia dan alam serta keamanan dan pembangunan masyarakat yang berkelanjutan.

Dari prinsip-prinsip diatas, maka dikembangkanlah suatu alternatif dalam proses reaksi kimia untuk tercapainya kimia hijau:

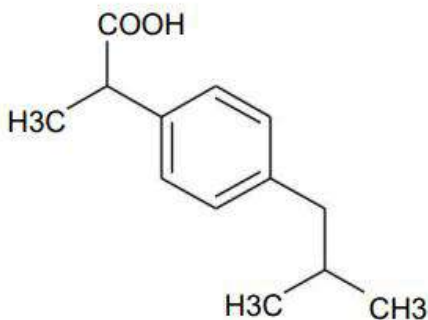
- (1) Menganalisis proses yang digunakan, mengidentifikasi bahan yang digunakan seperti material awal, pereaksi, pelarut dan produk/produk samping serta kondisi reaksi.
- (2) Mengidentifikasi potensi bahaya yang timbul karena penggunaan bahan-bahan kimia serta mempertimbangkan sifat-sifat dari energi yang digunakan.
- (3) Memperhitungkan semua reaksi yang digunakan untuk menghasilkan suatu produk akhir yang diinginkan.
- (4) Merancang modifikasi proses atau metode yang digunakan. Selanjutnya metode tersebut diuji untuk menentukan apakah metode baru ini efektif dan lebih ekonomis.

2.4 Aplikasi Kimia Hijau

2.4.1 Bidang Farmasi

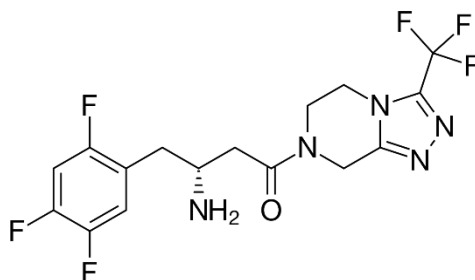
Perusahaan farmasi mengalami perbaikan yang signifikan melalui penerapan kimia hijau dalam memproduksi molekul obat, sekaligus menyelamatkan lingkungan dengan penggunaan bahan kimia ramah lingkungan. Metode-metode ini jauh lebih efektif dan tidak berbahaya, sehingga memberikan manfaat bagi jutaan pasien.

Salah satu obat yang banyak dikenal masyarakat adalah ibuprofen. Ibuprofen adalah obat nonsteroid dan obat anti inflamasi yang digunakan untuk meredakan nyeri arthritis, kejang otot, sakit kepala dan sakit gigi. Namun metode Sintesis asli maupun konvensional ibuprofen banyak menghasilkan produk samping yang tidak diinginkan. Sehingga pada tahun 2011 obat tersebut disintesis oleh Kijonaaas dkk, dengan metode baru yang ramah lingkungan dan mengurangi produksi produk samping yang tidak diinginkan. Metode sintesis tersebut memenangkan penghargaan sebagai jalur sintetik yang lebih ramah lingkungan.



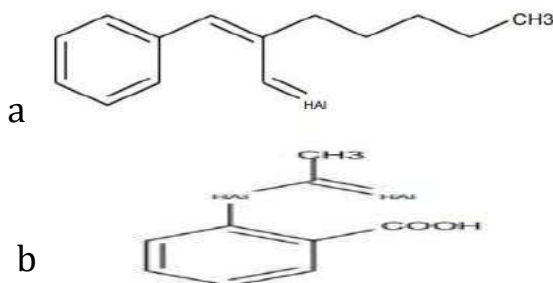
Gambar 2.1 Ibuprofen
(Kijonaaas dkk, 2011)

Sitagliptin yang digunakan sebagai obat diabetes tipe 2 juga disintesis dengan mempraktekkan katalis logam dan biokatalis, sehingga lebih aman untuk lingkungan. Begiupun obat imidazol yang bertindak sebagai inhibitor protein kinase saat ini sedang disintesis dengan dimetil aseton-1,3- dikarboksilat yang prosesnya lebih murah, dapat diperbarui dandidaur ulang (Pathak, 2018).



Gambar 2.2 Sitagliptin

Montes dkk (2006) telah mensintesis senyawa Aspirin melalui pendekatan bebas pelarut. Proses sintesis ini menunjukkan metode alternatif baru dan lebih ramah lingkungan dibandingkan prosedur sintesis konvensional. Sudheesh dkk (2011) juga telah mensintesis jasminaldehid melalui reaksi kondensasi antara 1-heptanal dan benzaldehid dengan perbandingan 1:5 dengan adanya kitosan sebagai katalis dalam atmosfer nitrogen untuk mencegah pembentukan asam dari aldehida. Metode ini memiliki waktu reaksi yang lebih singkat dan tidak menghasilkan limbah beracun.



Gambar 2.3 a: Jasminaldehida, b: Aspirin
(a. Sudheesh dkk, 2011 ; b. Montes dkk, 2006)

2.4.2 Dalam Kehidupan Sehari-hari

Pendekatan kimia hijau secara tidak langsung telah berkontribusi terhadap perkembangan teknologi dan lingkungan. Banyak industri seperti industri tekstil, pewarna, plastik, dan industri farmasi telah menerapkan prinsip kimia hijau. Tentu hal ini dapat membantu mengatasi dampak berbahaya yang tidak diinginkan dari penggunaan bahan kimia.

- Salah satu contoh terbaik dari teknologi ramah lingkungan adalah sel surya. Sel surya mengubah sinar matahari menjadi energi listrik. Listrik yang dihasilkan dari proses ini berarti mengurangi konsumsi bahan bakar fosil, mengurangi polusi dan emisi gas rumah kaca.
- Perchloroethane (PERC) umumnya digunakan sebagai pelarut untuk mengeringkan pakaian yang dapat mencemari sumber air dan penyebab terjadinya kanker. Oleh karena itu Joseph dkk mengembangkan teknologi baru yang dikenal dengan teknologi Micell. Dalam teknologi ini mereka menggunakan CO₂ cair dan surfaktan sebagai pelarut untuk mengeringkan pakaian. Sehingga mengatasi terbentuknya senyawa halogen penyebab kanker dari Perchloroethane (Hazra, 2021).
- Penggunaan minyak bekas saat ini telah digunakan oleh para peneliti sebagai bahan bakar kendaraan dengan melakukan sedikit modifikasi pada mobil yang digunakan. Hasil yang mengejutkan ditemukan bahwa dengan menggunakan minyak bekas, emisi CO₂ telah berkurang hingga hampir 67% tanpa mempengaruhi efisiensi kendaraan.
- Penggunaan cat ramah lingkungan juga merupakan bentuk penerapan kimia hijau. Senyawa organik yang mudah menguap atau volatile organic compounds (VOC) biasa diidentifikasi sebagai aroma yang terdapat pada cat yang bisa bersifat berbahaya bagi kesehatan dan lingkungan. Sehingga salah satu perusahaan cat di Inggris berhasil membuat cat yang tidak mengandung VOC tetapi memiliki sifat dan kegunaan yang sama. Perusahaan tersebut

membuat cat yang berbasis pelarut dari tanaman yang tidak menimbulkan bau, mudah dibersihkan, dan aman bagi kesehatan dan lingkungan. Saat ini cat-cat yang digunakan di Indonesia umumnya sudah mulai memperhatikan keamanan bagi kesehatan dan lingkungan.

- Salah satu masalah lingkungan adalah banyaknya timbunan sampah plastik yang mengganggu ekosistem lingkungan. Pembuatan plastik ramah lingkungan diharapkan sebagai salah satu upaya pencegahannya. Saat ini sudah banyak produk-produk plastik yang berbahan dasar gula dari tanaman hasil pertanian, seperti jagung dan kentang untuk mulai menggantikan plastik yang berasal dari petroleum. Perusahaan di Amerika telah memasarkan plastik PLA dari tumbuhan yang berasal dari jagung dan dapat digunakan sebagai kemasan makanan dan minuman. Perusahaan ini juga telah membuat Ingeo, yaitu serat dari jagung yang digunakan untuk membuat selimut dan hasil tekstil lain. Bahan karpet yang berasal dari tanaman juga telah digunakan di Amerika Serikat yang lebih ramah lingkungan dan lebih rendah toksisitasnya serta memiliki daya rekat yang tinggi dan tidak mudah menyusut. Karpet tersebut digunakan untuk rumah, sekolah, rumah sakit, dan kantor (Mustafa, 2016).

DAFTAR PUSTAKA

- Anastas, P.T & Warner J.C. 2003. *Green Chemistry : Theory and Practices*. New York: Oxford University Press.
- Benvenuto, M.A & Kolopajlo, L.H. 2019. Green chemistry education: recent developments. Berlin: De Gruyter.
- Hazra, M. 2021. Applications of Green Chemistry. *BIGYAN - an interdisciplinary journal of Science*. 1: 28-30. <https://sabangcollege.ac.in/wp-content/uploads/2022/04/Vol-1-No.-1-Article-7.pdf>
- Idrus, S. W. A., Mutiah, M., Rahmawati, R., Junaedi, E., Anwar, Y. A. S. 2021. Sosialiasi Prinsip Green Chemistry untuk Meningkatkan Kesadaran Akan Bahaya Limbah Kimia Terhadap Lingkungan pad Mahasiswa Prodi Pendidikan Kimia FKIP UNRAM. *Jurnal Pengabdian Masyarakat Sains Indonesia (JPMSI)*. 3(2): 127-133. <https://jpfis.unram.ac.id/index.php/jpmsi/article/view/135/101>
- Karagolge, Z & Gur, B. 2016. Sustainable Chemistry: Green Chemistry. *J. Inst. Sci. & Tech.* 6(2): 89-96. <https://dergipark.org.tr/tr/download/article-file/412421>
- Kjonaas R. A., Williams P. E., Counce D. A., Crawly L. R. 2011. Synthesis of Ibuprofen in the Introductory Organic Laboratory. *Jour. Chem. Edu.* 88(6): 825-828. <https://www.chemijournal.com/archives/2018/vol6issue1/PartV/6-1-39-179.pdf>
- Mawardha, N. 2020. *Ringkasan Materi Kimia Hijau*. Malang: SMKN 1 Turen.
- Mitarlis, Yonata, B dan Hidayah, R. 2016. Rancangan Pembelajaran Karakter Sains Berwawasan Green Chemistry pada Perkuliahan Kimia Dasar Di Jurusan Kimia FMIPA Universitas Negeri Surabaya. *Prosiding Seminar Nasional Kimia dan Pembelajarannya*: 144-160. <https://adoc.pub/queue/rancangan-pembelajaran-karakter-sains-berwawasan-green-chemi.html>

- Montes, I., Sanabria, D., García, M., Castro, J., and Fajardo, J. 2006. A Greener Approach to Aspirin Synthesis Using Microwave Irradiation. *Journal of Chemical Education*. 83(4):628-631. <http://www.scheikundeinbedrijf.nl/content/Modules/Modulenaam/Files/p628.pdf>
- Mustafa, D. 2016. *Kimia Hijau dan Pembangunan Kesehatan yang Berkelanjutan di Perkotaan*. Universitas Terbuka: Tangerang Selatan.
- Pathak, J. 2018. Applications of green chemistry. *International Journal of Advanced Educational Research*. 3(2): 281-281. <https://www.multidisciplinaryjournals.org/assets/archives/2018/vol3issue2/3-2-121-510.pdf>
- Prabawati, S. Y. dan Wijayanto, A. 2015. Penerapan Green Chemistry dalam Praktikum Kimia Organik (Materi Reaksi Nitration pada Benzena). *Jurnal integrated laboratory*. 3(1): 1-8.
- Singamsetty, L. P. V., Priya, G. L., Sana, N. R., Uppuluri, S. 2019. Green Chemistry: Reduction Of Harmful Substances In The Creation Of Chemical Products. *Journal Of Emerging Technologies And Innovative Research (Jetir)*. 6(2): 121-130.
- Sudheesh N., Sharma, S. K., Khokar M. D., Shukla R. S. 2011. Kinetic investigations on the modified chitosan catalyzed solvent-free synthesis of jasminaldehyde. *Journal of Molecular Catalysis A Chemical*. 339(1): 86-91.
- Zhang, L. 2018. *Green chemistry and technologies*. Berlin: De Gruyter Huazhong University of Science and Technology Press.

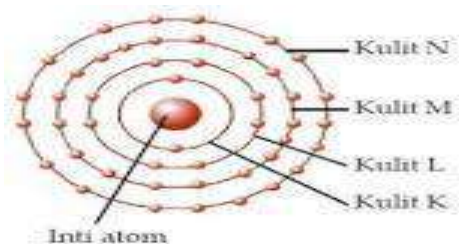
BAB 3

STRUKTUR ATOM

Oleh Nuramaniyah Taufiq

3.1 Konfigurasi Elektron

Elektron bergerak mengelilingi inti atom pada masing-masing orbitnya yang dikenal sebagai kulit elektron. Jumlah kulit elektron suatu atom pada tabel periodik unsur sesuai dengan nomor periode unsur atom tersebut, sedangkan jumlah seluruh elektron sama dengan nomor atomnya. Kulit elektron diberi lambang K, L, M, N. Sesuai dengan posisinya dari inti, K untuk kulit pertama, L kulit kedua, M kulit ketiga, dan N kulit keempat. Berapa jumlah elektron yang terdapat pada masing-masing kulit? Untuk mempelajari jumlah elektron pada kulitnya perhatikan Gambar 3.1! Tentukan jumlah elektron maksimum pada masing-masing kulit! Berdasarkan gambar tersebut jumlah elektron maksimum pada masing-masing kulit berbeda-beda yaitu sebagai berikut (Devi, Masmiani dan Syahrul, 2009):



Gambar 3.1 Jumlah Elektron pada Kulitnya
(Devi, Masmiani dan Syahrul, 2009)

Beberapa kali ahli kimia telah membuat konfigurasi elektron untuk menentukan golongan dan periode suatu unsur dengan melihat dan elektron valensi. Elektron valensi (ev) adalah elektron yang terletak pada elektron yang paling luar. Golongan ditentukan oleh elektron valensi, sedangkan periode ditentukan oleh jumlah kulit. Jumlah elektron maksimum menempati kulit masing masing sebagai berikut:

- a. Kulit K ($n=1$) maksimum 2 elektron
- b. Kulit L ($n=2$) maksimum 8 elektron
- c. Kulit M ($n=3$) maksimum 18 elektron

$$\text{Jumlah elektron maksimum} = 2 n^2$$

n adalah nomor kulit (Hermawan, Sutarjawanata dan Al, 2009).

Aturan penulisan konfigurasi elektron untuk golongan utama (golongan A) adalah:

- a. Pengisian elektron di mulai dari kulit dalam ke kulit luar, sehingga urutannya : K L M N O dan seterusnya
- b. Mengisi penuh sebanyakmungkin kulit, dimulai dari kulit K dan menghitung jumlah elektron yang tersisa
- c. Misal kulit terakhir yang terisi adalah kulit L (maksimum 8) maka kulit berikutnya adalah kulit M (maksimum 18) diisi dengan 18 elektron, jika elektron yang tersisa tidak cukup elektron sebanyak kulit sebelumnya, yaitu sebanyak kulit L (8 elektron)
- d. Jika elektron yang tersisa < 8 , langsung ditempatkan pada kulit berikutnya
- e. Jumlah maksimum elektron pada kulit terluar adalah 8

Kulit	Nomor	Jumlah elektron maksimum
	kulit(n)	$\Sigma = 2(n^2)$
K	1	2
L	2	8
M	3	18
N	4	32
O	5	50

Contoh Soal :

Konfigurasi unsur Ca (Z= 20)

Kulit K : maksimum 2 elektron, terisi penuh K=2

Kulit L : maksimum 8 eletron, terisi penuh L=8

Kulit M : maksimum 18 elektron, karena sisa eletron 10 (tidak cukup) maka diisi dengan elektron dari kulit sebelumnya yaitu M sebanyak 8

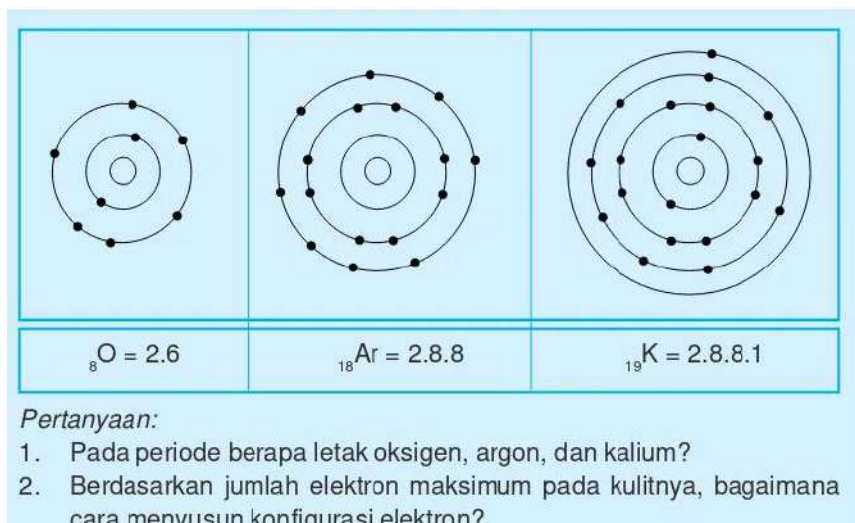
Kulit N : maksimum 32 eletron, karena ada sisa elektron 2 (kurang dari 8) maka langsung diisikan N=2

Jadi, Konfigurasi elektron Ca adalah 2 8 8 2.

Elektron valensinya : 2, maka Ca terletak pada golongan II.

Jumlah kulit 4, maka Ca terdapat pada periode 4 (Hermawan, Sutarjwinata dan Al, 2009).

Jumlah elektron yang dimiliki suatu atom sama dengan nomor atomnya. Misalnya, unsur dengan nomor atom 19 memiliki 19 elektron. Susunan elektron pada masing-masing elektron disebut konfigurasi elektron.



Oksigen memiliki 2 kulit elektron, maka oksigen terletak pada periode 2. Pada kulit pertama berisi 2 elektron, kulit kedua berisi 6 elektron. Konfigurasi elektron oksigen. Argon memiliki 3 kulit elektron, terletak pada periode 3. Pada kulit pertama berisi 2 elektron, kulit kedua 8 elektron, kulit ketiga 8 elektron. Konfigurasi elektronnya ditulis 2.8.8. Mengapa konfigurasi atom kalium 2.8.8.1 bukan 2.8.9? Hal ini karena ada aturan yang menyatakan bahwa penyusunan konfigurasi elektron pada kulit terluar maksimal 8 elektron. Demikian juga pada kalsium, konfigurasi elektron ${}^{20}\text{Ca}$ adalah 2.8.8.2 bukan 2.8.10. (Ari Harnanto, 2004)

Bagaimana konfigurasi elektron unsur lainnya? Perhatikan konfigurasi elektron beberapa unsur

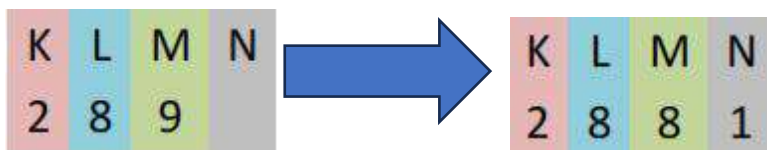
Tabel 3.1 Konfigurasi Elektron Beberapa Unsur

Lambang Unsur	Nama Unsur	Nomor Atom	Konfigurasi Elektron			
			K	L	M	N
H	Hidrogen	1	1			
He	Helium	2	2			
Li	Litium	3	2	1		
Be	Berelium	4	2	2		
B	Boron	5	2	3		
C	Karbon	6	2	4		
N	Nitrogen	7	2	5		
O	Oksigen	8	2	6		
F	Flourin	9	2	7		
Ne	Neon	10	2	8		
Na	Natrium	11	2	8	1	
Mg	Magnesium	12	2	8	2	
Al	Aluminium	13	2	8	3	
Si	Silikon	14	2	8	4	
P	Fosforus	15	2	8	5	
S	Belerang	16	2	8	6	
Cl	Klor	17	2	8	7	
Ar	Argon	18	2	8	8	
K	Kalium	19	2	8	8	1
Ca	Kalsium	20	2	8	8	2

Sumber :(Kristian , 2004)

Sebagai contoh:

1. Perhatikan konfigurasi elektron pada unsur dengan nomor atom 19. Konfigurasi elektronnya bukanlah seperti berikut ini.



Unsur dengan nomor atom 88 akan terisi sesuai dengan kapasitas kulit pada kulit K, L, M, dan N serta masih ada sisa 28. Sisa ini tidak boleh diletakkan seluruhnya di kulit O, sisa ini diletakkan pada kulit sesudahnya mengikuti daya tampung maksimum kulit sebelumnya yang dapat diisi yaitu 18, 8 atau 2 sehingga sisanya diisikan

Perbedaan jari jari atom dan energi ionisasi yang relatif kecil misalnya antara atom unsur H dan He menempati orbit pertama ($n=1$). Oleh karena itu unsur berikutnya yaitu Li mempunyai jari jari atom yang jauh lebih besar dari pada jari jari atom H, bahwa dapat diartikan elektron ketiga tentu menempati orbit tertentu mempunyai orbit baru yaitu orbit ke dua ($n=2$), Unsur lain berikutnya terletak pada satu periode (Be-Ne), penambahan elektron berlangsung pada orbit yang sama yaitu pada $n=2$. Tetapi pada unsur Na, elektron ke 11 menempati orbit baru lagi yaitu ke tiga ($n=3$) demikianlah seterusnya (Kristian, 2004).

3.2 Elektron Valensi

Teori elektron valensi yang dikembangkan telah dapat menerangkan dua ikatan prinsip, yaitu prinsip ikatan ion dan ikatan kovalen. Jenis ikatan ketiga adalah ikatan logam yang dianggap sebagai turunan dari ikatan ion dan ikatan kovalen. Ikatan ion diperoleh dari tarik menarik antara muatan yang berlawanan. Senyawa ion dalam bentuk kristalnya tidak mempunyai olekul distrik biasanya keras dan titik leburnya tinggi. Ikatan kovalen

diperoleh dari penggabungan spin elektron dari dua atom. Keadaan ini kadang kala menghasilkan bahan yang keras, tahan lebur, seperti intan (tidak mempunyai molekul distrik) tetapi sering menghasilkan senyawa yang mudah menguap, senyawa dengan molekul diskrit. Ikatan tunggal, ikatan rangkap dua, ikatan rangkap tiga, pecahan dan ikatan kovalen lain yang telah dikenal. Sepasang elektron terlibat langsung pada pembentukan ikatan tunggal yang kemungkinan setiap satu elektron diperoleh setiap atom yang memperoleh molekul ataupun kedua elektron yang berasal dari satu atom (Sjahrul, 2010).

Elektron yang berperan dalam reaksi pembentukan ikatan kimia dan reaksi kimia adalah elektron pada kulit terluar atau elektron valensi. Jumlah elektron valensi suatu atom ditentukan berdasarkan elektron yang terdapat pada kulit terakhir dari konfigurasi elektron atom tersebut. Perhatikan tabel di bawah untuk menentukan jumlah elektron valensi. Unsur-unsur yang mempunyai jumlah elektron valensi yang sama akan memiliki sifat kimia yang sama pula (Fadillah, 2018).

Tabel 3.2 Elektron Valensi

Nomor Atom (Jumlah Elektron)	Kulit				Jumlah Elektron Valensi
	K	L	M	N	
₁₁ Na	2	8	1	-	1
₁₂ Mg	2	8	2	-	2
₁₄ Si	2	8	4	-	4
₁₉ K	2	8	4	1	1

Sumber : (Fadillah, 2018)

Pada logam elektron valensi membentuk pasangan yang digabungkan dalam satu ikatan secara daya hambar listrik. Elektron yang bergerak ini memberikan sifat khas dari logam yaitu kilap. Telah disebutkan bahwa terbentuknya ikatan kimia dapat terjadi melalui 2 proses, yaitu serah terima elektron dan pemakaian bersama pasangan elektron. Pada saat atom-atom membentuk ikatan kimia, hanya elektron pada kulit terluar yang berperan yaitu elektron valensi. Elektron valensi yang digunakan untuk

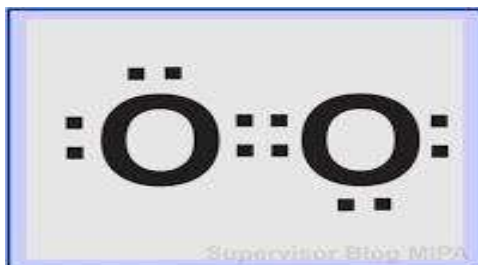
membentuk ikatan kimia digambarkan dalam suatu pola atau diagram yang disebut Struktur Lewis. Sebelum membahas struktur Lewis, konsep konfigurasi elektron, elektron valensi harus dikuasai. Konsep ini sudah banyak dibahas dalam kuliah kimia dasar maupun ikatan kimia. Elektron valensi golongan alkali, alkali tanah serta blok p, sesuai dengan nomor golongannya (Adlim, 2017)

Misalnya fosfor mempunyai 5 elektron valensi maka struktur Lewis fosfor. Prinsip utama dalam penulisan struktur Lewis ialah kecenderungan atom mencapai elektron valensi 2 (doblet) atau delapan (oktet) mengikuti struktur gas mulia yang terkenal stabil. Dalam kuliah ikatan kimia telah dijelaskan kestabilan gas mulia berhubungan dengan orbital valensinya yang sudah penuh yaitu 2 atau 8. Hidrogen hanya mempunyai satu elektron dan berusaha agar elektron valensi menjadi dua dengan cara bergabung dengan sesama atom hidrogen atau atom yang lain. Karena itu kita kenal adanya gas H_2 yang stabil dan tidak ada gas H_3 . Demikian juga gas O_2 yang sangat stabil dibandingkan dengan ozon (O_3). Kebanyakan unsur utama yang mempunyai empat orbital valensi (satu tipe s dan 3 tipe p) cenderung mencapai oktet (delapan elektron valensi). Sebagai contoh oksigen yang mempunyai 6 elektron valensi cenderung membentuk dua ikatan misalnya dengan dua atom Flour untuk menghasilkan senyawa yang stabil, OF_2 (Adlim, 2017).

Struktur lewis dapat dilambangkan dengan gambar titik, silang atau bulatan-bulatan kecil, atau bisa juga kombinasi dari titik silang atau bulatan kecil. Satu jenis lambang misalnya titik atau silang biasanya digunakan untuk menggambarkan struktur lewis unsur atau molekul. Lambang kombinasi biasanya digunakan untuk menuliskan ikatan senyawa yang terdiri dari dua atau lebih unsur sehingga akan lebih mudah membedakan elektron valensi masing-masing unsur (Fadillah, 2018).

Sedangkan jika menggunakan satu jenis lambang saja, misalnya bulatan, maka dalam menggambarkan ikatan senyawa, bulatan bisa diberi warna yang berbeda untuk membedakan elektron valensi unsur penyusunnya. Berikut ini adalah contoh beberapa lambang lewis dalam unsur, molekul atau senyawa.

1. Lambang titik



Struktur lewis molekul O_2



Struktur lewis unsur N

2. Lambang silang

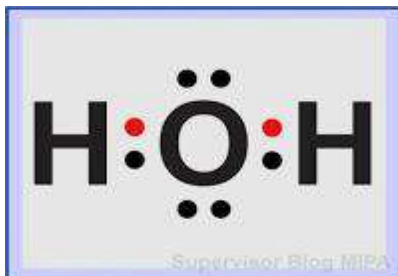


Struktur lewis unsur F

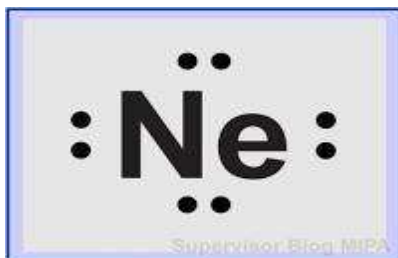


Struktur lewis unsur Cl_2

3. Lambang bulatan



Struktur lewis unsur H₂O



Struktur lewis unsur Ne

4. Lambang kombinasi



Struktur lewis unsur NH₃



Struktur lewis unsur SiF₄

Lambang struktur lewis dapat disederhanakan dengan mengganti lambang titik atau silang atau bulatan menjadi sepotong garis. Lambang garis pada struktur lewis ini disebut dengan rumus bangun. Dimana sepotong garis menyatakan sepasang elektron yang digunakan bersama (Fadillah, 2018).

DAFTAR PUSTAKA

- Adlim, A. (2017) "Struktur Lewis Dan Ikatan Kovalen," in *Kimia Anorganik*, hal. 41–69.
- Ari Harnanto, R. (2004) "KIMIA," in, hal. 1–14.
- Devi, P. K., Masmiani, S. K. dan Syahrul, H. (1981) *Kimia I Kelas X SMA dan MA, Journal of Chemical Information and Modeling*.
- Fadillah, R. (2018). Struktur Atom, Konfigurasi dan Teori Lewis. Universitas Esa Unggul.
- Hermawan, Sutarjawanata, P. dan Al, H. P. (2009) *Aktif Belajar Kimia Untuk SMA & MA*.
- Kristian, H.S. (2004). Kimia Anorganik I. Jurusan Kimia Fakultas Pendidikan Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam : UNY
- Sjahrul, M. (2010). Dasar Dasar Kimia Anorganik. Umitoha Ukhuwa Grafika: Makassar

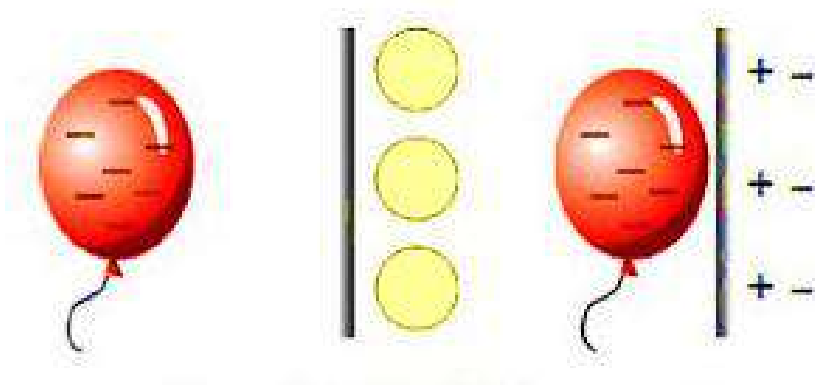
BAB 4

KONFIGURASI ELEKTRON

Oleh Andis Sugrani

4.1 Defenisi Konfigurasi Elektron

Elektron merupakan subpartikel atom yang menyusun berbagai macam benda. Jika suatu atom berinteraksi dengan atom lain, maka satu atau beberapa elektron atom dapat berpindah ke atom yang lain. Misalnya ketika balon digosokkan ke rambut, elektron akan berpindah dari rambut ke balon dan membuat balon bermuatan negatif. Ketika balon didekatkan ke dinding yang bermuatan netral, maka balon akan menempel (Gambar 4.1).



Gambar 4.1 Balon yang Menempel pada Dinding
(<https://www.sciencemadesimple.com/>)

Peristiwa yang terjadi ini disebut muatan listrik statis. Peristiwa ini dapat dijelaskan menggunakan konfigurasi elektron. Apa itu konfigurasi elektron? Sangat banyak penjelasan mengenai definisi konfigurasi elektron. Konfigurasi elektron adalah distribusi elektron dalam orbital atom (Clark, 2023). Konfigurasi elektron suatu atom merupakan representasi susunan elektron yang tersebar di antara kulit orbital dan subkulit (Belford, 2023). Konfigurasi elektron suatu atom dalam model mekanika kuantum dinyatakan dengan mencantumkan orbital-orbital yang terisi, sesuai urutan pengisian, dengan jumlah elektron di setiap orbital ditunjukkan dengan superskrip (pangkat) (Britannica. 2023). Konfigurasi elektron adalah ringkasan letak elektron di sekitar inti (Boudreaux. 2011). Sebagai kesimpulan dari beberapa definisi telah disebutkan, konfigurasi elektron adalah susunan elektron dalam suatu atom.

4.2 Peran Konfigurasi Elektron dalam Kimia

Kontribusi atau peran konfigurasi elektron dalam mempelajari kimia sangatlah penting dan krusial. Berikut ini disajikan beberapa peran penting konfigurasi elektron dalam kimia:

1. Menentukan sifat fisik dan kimia suatu unsur: Konfigurasi elektron suatu atom bersifat unik untuk setiap unsur dan menentukan sifat fisik dan kimianya. Elektron valensi, yaitu elektron pada kulit terluar, merupakan faktor penentu sifat kimia unik suatu unsur (Faizi, 2023).
2. Memprediksi sifat-sifat sekelompok unsur: Unsur-unsur dengan konfigurasi elektron yang serupa cenderung menunjukkan sifat yang serupa. Tabel periodik disusun sedemikian rupa sehingga unsur-unsur dengan konfigurasi elektron serupa akan disejajarkan ke dalam golongan (kolom) yang sama (Khan Academy. 2023).
3. Memahami ikatan dan reaksi kimia: Jumlah dan susunan elektron pada tingkat energi terluar suatu atom menentukan reaktivitas dan kemampuannya membentuk ikatan kimia. Misalnya, gas mulia memiliki kulit terluar

yang penuh dengan elektron, sehingga sangat stabil dan tidak reaktif. Sebaliknya, logam alkali hanya memiliki satu elektron pada tingkat energi terluarnya, sehingga sangat reaktif dan cenderung membentuk ikatan ionik dengan unsur lain. Konfigurasi elektron suatu atom juga mempengaruhi kemampuannya untuk berpartisipasi dalam reaksi kimia (Faizi, 2023).

4. Menafsirkan spektrum atom: Konfigurasi elektron suatu atom dapat mempengaruhi sifat magnetiknya, karena elektron yang tidak berpasangan dapat menciptakan medan magnet. Properti ini digunakan dalam *Magnetic Resonance Imaging (MRI)* (Faizi, 2023).
5. Mengklasifikasikan ion: Konfigurasi elektron suatu ion dapat digunakan untuk mengklasifikasikannya. Misalnya, konfigurasi elektron suatu kation atau anion dapat digunakan untuk menentukan elektron valensinya dan memprediksi perilaku kimianya (Faizi, 2023).

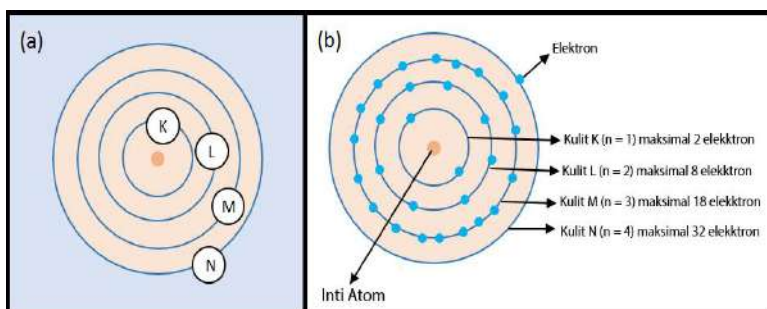
Singkatnya, konfigurasi elektron memainkan peran penting dalam kimia dengan menentukan sifat fisik dan kimia suatu unsur, memprediksi sifat sekelompok unsur, memahami ikatan dan reaksi kimia, menafsirkan spektrum atom, dan mengklasifikasikan ion.

4.3 Penentuan Konfigurasi Elektron

Konfigurasi elektron suatu atom dapat ditentukan dengan menggunakan seperangkat pedoman yang menjelaskan urutan pengisian orbital elektron (Clark, 2023). Ada dua cara penentuan konfigurasi elektron yaitu konfigurasi elektron Bohr dan konfigurasi elektron mekanika kuantum. Konfigurasi elektron suatu atom dapat dilakukan jika jumlah elektron suatu atom telah diketahui, jumlah atom ditunjukkan melalui nomor atomnya. Berikut akan dijelaskan lebih lanjut mengenai dua cara penentuan konfigurasi elektron.

4.3.1 Konfigurasi Elektron Bohr

Konfigurasi elektron Bohr disusun berdasarkan teori Model atom Bohr. Model atom Bohr diusulkan oleh fisikawan Denmark Niels Bohr pada tahun 1913. Model atom Niels Bohr mengusulkan bahwa atom terdiri dari inti proton (bermuatan positif) yang dikelilingi oleh elektron (bermuatan negatif). Elektron ini bergerak mengelilingi inti melalui jalur berdasarkan tingkat energi tertentu. Jalur elektron ini kemudian disebut kulit elektron (Gambar 4.2a). Setiap kulit atom ini dapat menampung sejumlah elektron (Gambar 4.2b).



Gambar 4.2 Konfigurasi Elektron Bohr

(<https://www.idschool.net/>)

Konfigurasi elektron Bohr merupakan pengisian elektron yang dimulai dari tingkat energi terendah (kulit pertama, $n=1$), kemudian jika kulit pertama sudah penuh maka elektron akan mengisi kulit tingkat berikutnya kulit L, M, N, dan seterusnya. Sederhananya konfigurasi elektron model Bohr dilakukan dengan pengisian elektron dari kulit K ke kulit L, M, N, dan selanjutnya sampai elektron habis dan menempati tempatnya. Banyaknya elektron yang mengisi tiap kulit atom dinyatakan melalui rumus $2n^2$, sehingga banyak elektron untuk kulit K, L, M, N dapat dilihat pada Table 4.1.

Tabel 4.1 Jumlah Maksimal Elektron dalam Kulit

Kulit	n	$2n^2$	Maksimal elektron
K	1	$2(1)^2$	2
L	2	$2(2)^2$	8
M	3	$2(3)^2$	18
N	4	$2(4)^2$	32

Penulisan konfigurasi elektron suatu atom harus mengetahui jumlah elektronnya terlebih dahulu. jumlah elektron suatu atom ditunjukkan melalui nomor atom. Berikut contoh serta penjelasannya (Akbar, 2018).

Timah (Sn) dengan nomor atom 50 berarti jumlah elektronnya juga 50, maka penjelasan konfigurasi elektronnya pada:

Kulit ke-1 = 2 (jumlah maksimal pada kulit ke-1)

Kulit ke-2 = 8 (jumlah maksimal pada kulit ke-2)

Kulit ke-3 = 18 (jumlah maksimal pada kulit ke-3)

Kulit ke-4 = 18 (bukan 22 meskipun jumlah maksimal pada kulit keempat 32, akan tetapi karena kulit terluar tidak boleh melebihi 8 elektron, maka ditambah kulit berikutnya)

Kulit ke-5 = 4 (jumlah elektron tersisa, $50 - 46$)

Maka konfigurasi elektronnya adalah : 2, 8, 18, 18, 4

Contoh konfigurasi elektron Bohr untuk beberapa atom lain disajikan pada Table 4.2.

Tabel 4.2 Konfigurasi Elektron Bohr beberapa Unsur

Simbol Atom	Jumlah Elektron	Konfigurasi Elektron
${}^3\text{Li}$	3	2, 1
${}^9\text{F}$	9	2, 7
${}^{12}\text{Mg}$	12	2, 8, 2
${}^{20}\text{Ca}$	20	2, 8, 8, 2
${}^{56}\text{Ba}$	56	2, 8, 18, 18, 8, 2
${}^{86}\text{Rn}$	86	2, 8, 18, 32, 18, 8

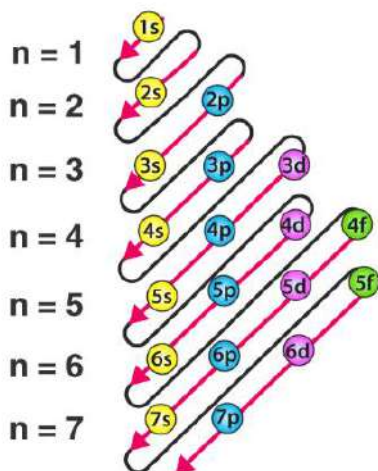
4.2.1 Konfigurasi Elektron Mekanika Kuantum

Model konfigurasi elektron Bohr masih memiliki kekurangan. Sehingga, model konfigurasi disempurnakan dengan berdasar pada model atom mekanika kuantum atau mekanika gelombang yang diusulkan oleh Werner Heisenberg pada tahun 1926. Menurut model atom mekanika kuantum, elektron-elektron dalam atom bergerak mengelilingi inti pada tingkat energi tertentu (kulit atom). Pada setiap kulit atom terdapat subkulit yang merupakan kumpulan orbital (tempat kemungkinan adanya elektron).

Teori konfigurasi ini dikembangkan lebih lanjut oleh Wolfgang Pauli pada tahun 1928, yang mengusulkan tiga prinsip atau asas dalam menuliskan konfigurasi elektron (Faizi, 2023). Ketiga Asas dalam penulisan konfigurasi elektron mekanika kuantum yaitu Asas Aufbau, Asas Larangan Pauli, Kaidah Hund.

1. Asas Aufbau

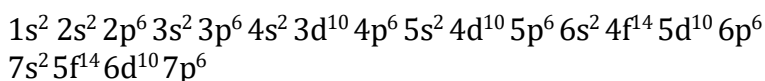
Aufbau berprinsip bahwa pengisian elektron pada orbital dimulai dari tingkat energi terendah ke tingkat energi yang lebih tinggi. Orbital s mempunyai tingkat energi terendah, dan berturut-turut makin tinggi untuk orbital p, d, dan f. Pengisian elektron pada orbital atau subkulit akan lebih jelas terlihat pada gambar 4.3.



Gambar 4.3 Urutan Pengisian Elektron

(<https://byjus.com/>)

Berdasarkan pada gambar terlihat bahwa tingkat energi 3d lebih tinggi dibandingkan 4s. Sehingga, pengisian orbital 4s harus dilakukan lebih dahulu kemudian dilanjutkan pada orbital 3d. Hal yang sama berlaku untuk 5s-4d dan 6d-4f. Perlu diingat bahwa subkulit s, p, d, dan f masing-masing maksimal ditempati oleh 2, 6, 10, dan 14 elektron, maka orbital-orbital menurut kenaikan tingkat energi dapat ditulis sebagai berikut:



Contoh:

$_{11}\text{Na}$ Konfigurasi elektronnya $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

$_{21}\text{Sc}$ Konfigurasi elektronnya $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

2. Asas Larangan Pauli

Asas larangan Pauli menyatakan bahwa tidak mungkin dalam suatu atom ada dua elektron yang harga keempat bilangan kuantumnya sama.

Contoh:

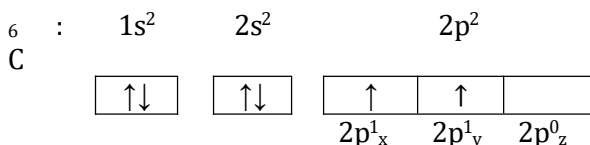
pada atom Hidrogen (H) memiliki nomor atom = 1 dan Helium (He) memiliki nomor atom = 2. Letak elektron untuk kedua atom ini terdapat pada orbital $1s$ yang menunjukkan bahwa dua atom ini memiliki tiga bilangan kuantum yang sama yaitu $n = 1$, $l = 0$, dan $m = 0$. Namun kedua atom ini memiliki bilangan kuantum spin yang berbeda yaitu $s = +1/2$ (untuk atom H) dan $s = -1/2$ (untuk atom He).

3. Kaidah Hund

Menurut kaidah Hund, bahwa pengisian elektron pada orbital-orbital yang tingkat energinya sama, elektron tidak berpasangan dahulu sebelum orbital-orbital lainnya masing-masing terisi satu elektron.

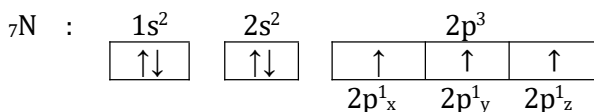
Contoh

Berikut adalah konfigurasi elektron atom ${}^6\text{C}$ dan ${}^7\text{N}$

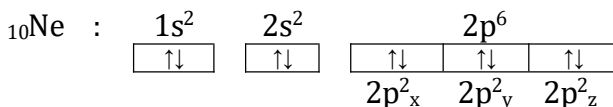


Bilangan Kuantum elektron terakhir dari atom karbon adalah:

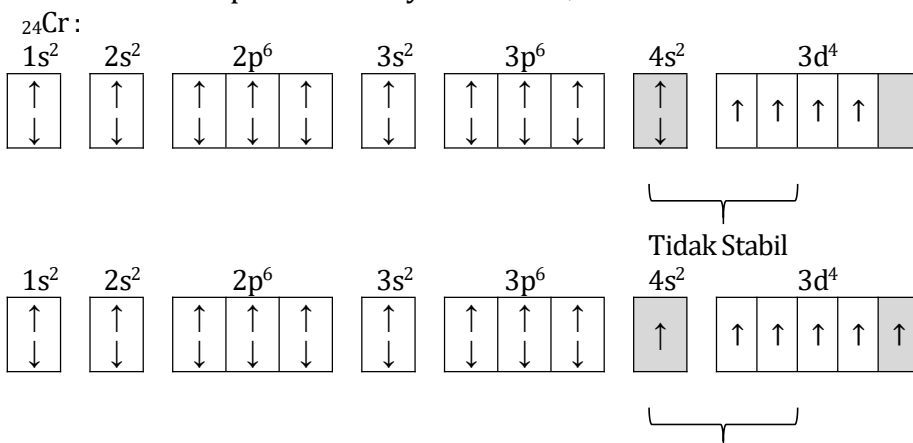
$n=2$ $l=1$ $m=0$ $s=+1/2$

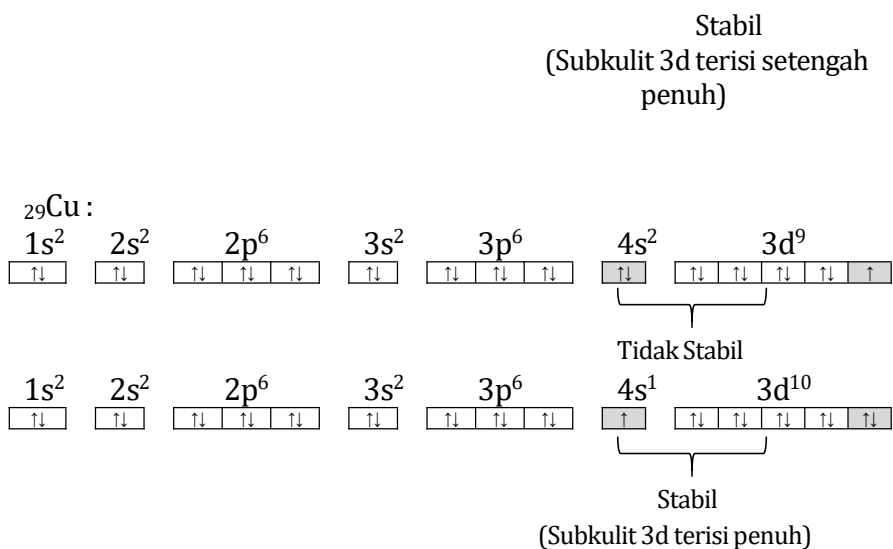


Bandingkan dua konfigurasi elektron diatas dengan konfigurasi elektron gas mulia ${}^{10}\text{Ne}$



Unsur-unsur gas mulia merupakan unsur stabil, karena subkulitnya terisi penuh (sebagaimana dicontohkan dengan ${}^{10}\text{Ne}$). Namun, ada unsur lain yang stabil namun subkulitnya tidak terisi penuh misalnya ${}^{24}\text{Cr}$ dan ${}^{29}\text{Cu}$.





Berdasarkan dua contoh yaitu ^{24}Cr dan ^{29}Cu , maka jelas bahwa kestabilan suatu unsur dapat tercapai apabila subkulit terluar terisi elektron penuh ataupun setengah penuh

DAFTAR PUSTAKA

- Akbar, I. 2018. Konfigurasi Elektron untuk Kimia SMA/MA Kelas X. Penerbit Dharmamuda.
- Belford, R. 2023. UALR 1402: General Chemistry I. University of Arkansas at Little Rock. LibreText. Diakses 27 September 2023.
[https://chem.libretexts.org/Courses/University_of_Arkansas_Little_Rock/Chem_1402%3A_General_Chemistry_1_\(Kattoum\)/Text/7%3A_The_Structure_of_Atoms_and_Periodic_Trends/7.3%3A_Electron_Configurations_of_Atoms](https://chem.libretexts.org/Courses/University_of_Arkansas_Little_Rock/Chem_1402%3A_General_Chemistry_1_(Kattoum)/Text/7%3A_The_Structure_of_Atoms_and_Periodic_Trends/7.3%3A_Electron_Configurations_of_Atoms).
- Boudreaux, K. A. 2011. Quantum Numbers, Atomic Orbitals, and Electron Configurations. Angelo State University, Department of Chemistry and Biochemistry, Texas.
https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/general/quantum_numbers/Quantum_Numbers.htm
- Britannica. 2023, The Editors of Encyclopaedia. "electronic configuration". Encyclopedia Britannica, 8 Sep. 2023,
<https://www.britannica.com/science/electronic-configuration>. Accessed 27 September 2023.
- Clark, A. 2023. Oregon Institute of Technology: CHE 202 General Chemistry II. The LibreTexts libraries. Diakses 27 September 2023.
https://chem.libretexts.org/Courses/Oregon_Institute_of_Technology/OIT%3A_CHE_202_-_General_Chemistry_II/Unit_3%3A_Periodic_Patterns/3.1%3A_Electron_Configurations.
- Faizi, S. 2023. Electronic Configurations, University of California Davis, LibreTexts. Diakses 27 September 2023.
[https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Physical_and_Theoretical_Chemistry_Textbook_Maps/Supplemental_Modules_\(Physical_and_Theoretical_Chemistry\)/Electronic_Structure_of_Atoms_and_Molecules/Electronic_Configurations/Electronic_Configurations_Intro](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Physical_and_Theoretical_Chemistry_Textbook_Maps/Supplemental_Modules_(Physical_and_Theoretical_Chemistry)/Electronic_Structure_of_Atoms_and_Molecules/Electronic_Configurations/Electronic_Configurations_Intro).
- Khan Academy. 2023. Electronic configurations article. Diakses 27 September 2023.

<https://www.khanacademy.org/science/physical-chemistry-essentials/x98cdf762ed888601:structure-of-atom/x98cdf762ed888601:electronic-configuration-of-atom/a/electron-configurations-article>.

BAB 5

SISTEM PERIODIK UNSUR

Oleh Erlinda Ningsih

5.1 Teori Perkembangan Sistem Periodik Unsur

Tabel Periodik bisa dibilang merupakan konsep yang paling penting dalam kimia, baik secara prinsip maupun praktik. Ini adalah dukungan sehari-hari bagi siswa, ini menunjukkan jalan baru penelitian kepada para profesional, dan memberikan ringkasan organisasi seluruh ilmu kimia. Ini luar biasa demonstrasi fakta bahwa unsur-unsur kimia adalah bukan sekelompok entitas acak tetapi menampilkan tren dan terletak bersama dalam golongan. Kesadaran akan Tabel Periodik sangat penting bagi siapa saja yang ingin menguraikan dunia dan melihat bagaimana dunia dibangun dari dasar blok bangunan kimia, unsur-unsur kimia (Glenn T. Seaborg).

Unsur-Unsur dalam tabel periodik yang berbeda memiliki kemiripan sifat fisika dan kimia yang berguna untuk membantu memudahkan dan mempelajari hubungan sifat-sifat antar unsur-unsur yang lain. Perkembangan sistem periodik unsur telah banyak ditemukan sejak tahun 1789 Johann Dobereiner adalah orang pertama yang mempertimbangkan gagasan tren di antara properti elemen. Pada tahun 1829 ia mencatat kesamaan antara sifat fisik dan kimia dari beberapa kelompok tiga elemen (Triad). Dalam setiap kasus, ia memperhatikan bahwa elemen tengah dari masing-masing Triad memiliki berat atom sekitar setengah dari berat atom kedua unsur lainnya dan juga sifat-sifatnya dari unsur tengah berada di antara keduanya dari dua anggota lainnya. Karena

Dobereiner perulangan sifat-sifat secara periodik. Selanjut adalah John Alexander Newlands pada tahun 1865 mendalami Hukum Oktaf. Dia mengatur unsur-unsur dalam urutan yang meningkat dari berat atom mereka dan mencatat bahwa setiap unsur kedelapan memiliki sifat yang mirip dengan unsur pertama.

Hubungannya adalah sama seperti setiap nada kedelapan yang menyerupai nada pertama dalam oktaf musik. Hukum Newlands tentang Oktaf tampaknya hanya berlaku untuk elemen hingga kalsium. Meskipun idenya tidak diterima secara luas pada saat itu, dia, untuk karyanya, kemudian dianugerahi Medali Davy pada tahun 1887 oleh Royal Society, London. Secara lebih lengkap berikut adalah sejarah perkembangan sistem periodik unsur yang ditemukan oleh para ahli kimia.

5.1.1 Teori Lavoisier (1789)

Pada masa ini, Lavoisier mengelompokkan unsur-unsur berdasarkan kemampuannya menghantarkan listrik dan panas. Lavoisier mengelompokkan faktor-faktor tersebut menjadi 2 kelompok, yaitu: Golongan logam dan nonlogam. Faktor-faktor tersebut dibedakan berdasarkan kesamaan cirinya (Sundari, 2014).

1. Unsur logam adalah unsur yang mempunyai kemampuan menghantarkan listrik dan panas. Faktor-faktor ini meliputi: besi, emas, perak dan tembaga.
2. Unsur bukan logam adalah unsur yang tidak dapat menghantarkan listrik atau panas. Faktor-faktor ini meliputi: karbon, belerang, oksigen, arsenik, klor, fosfor, hidrogen dan nitrogen (PPT).

Kelemahan teori ini adalah adanya ketidakpastian dalam klasifikasi silikon, arsenik dan antimon karena unsur-unsur tersebut mempunyai sifat logam dan non logam.

5.1.2 Teori Triade Dobereiner (1829)

Triade Dobereiner mengemukakan sebuah hukum yang disebut Hukum Triade Dobereiner yang menyatakan bahwa “Massa atom (A_r) unsur yang kedua dalam triade merupakan nilai rata-rata dari unsur pertama dan ketiga”. Dalam teori ini gugus pada unsur dikelompokkan berdasarkan dengan sifat fisika dan kimia yang sama. Setiap satu golongan terdapat tiga unsur yang memiliki sifat sama (Sundari, 2014).

Contoh :

Litium (Li), Natrium (Na), dan Kalium (K) dimasukkan dalam satu triade. Litium mempunyai $A_r = 7$, Kalium mempunyai $A_r = 39$, sehingga Natrium mempunyai A_r sebesar 23.

$$A_r Na = \frac{7 + 39}{2} = 23$$

5.1.3 Teori Oktaf Newlands (1866)

Pada teori ini dikemukakan oleh John Alexander Reina Newlands, setiap unsur disusun berdasarkan urutan kenaikan massa atom relatif yang mana sifat dari unsur tersebut akan berulang pada setiap unsur kedelapan. Unsur dengan nomor massa atom yang selisihnya satu oktaf (1 dengan 8, 15, dst), memiliki kemiripan sifat seperti tangga nada musik (Sundari, 2014).

Tabel 5.1 Susunan Unsur Teori Oktaf Newlands

1	2	3	4	5	6	7
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca					

Sumber : Sundari, 2014

Kelemahan teori ini adalah teori ini hanya cocok untuk unsur-unsur dengan nomor massa kecil. Selain itu, ada beberapa unsur-unsur yang saling berhimpitan.

5.1.4 Teori Lothar Meyer (1869)

Teori ini menyusun unsur-unsur pada satu tabel berdasarkan massa relatif atom dan kesamaan sifat fisika. Selain itu, pada teori ini unsur-unsur disusun dalam suatu tabel yang disebut dengan tabel sistem periodik unsur dan unsur-unsur ditempatkan yang memiliki sifat sama pada suatu kolom vertikal yang sama. Secara umum, sifat suatu unsur adalah fungsi periodik dari berat atomnya (Sulistiyani, 2020).

5.1.5 Teori Dmitri Mendeleev (1871)

Teori ini dikemukakan oleh Dmitri Ivanovich Mendeleev. Dalam teori ini, unsur-unsur diklasifikasikan menurut tabel berdasarkan massa atom relatifnya dan persamaan sifat fisika dan kimia unsur-unsur tersebut. Pada tahun 1869, Mendeleev membuat tabel yang membentuk versi pertama sistem periodik unsur. Ia melakukan percobaan dengan membuat peta berdasarkan massa atom setiap unsur yang diketahui serta lengkap dengan sifat fisika dan kimianya. Jika data unsur tidak ada, percobaan diulangi. Unsur-unsur disusun menurut kenaikan massa atomnya, sehingga berulang dalam siklus. Kemudian pada tahun 1871 disusunlah tabel periodik

unsur kimia Mendeleev yang terdiri dari 12 baris dan 8 kolom. Mendeleev sengaja memberikan ruang bagi unsur-unsur yang belum ditemukan. Mendeleev meramalkan akan ada suatu unsur tertentu yang mempunyai sifat-sifatnya (Sundari, 2014).

Keuntungan dari sistem periodik Mendeleev adalah menciptakan sistem yang terkalibrasi pada massa atom tertentu dan posisi unsur-unsur tersebut dimodifikasi dalam sistem periodik unsur menjadi koheren dan lebih konsisten dengan sifat-sifatnya serta memberikan ruang kosong untuk beberapa bilangan prima. belum tereksplorasi (Sundari, 2014). Selain itu, terdapat kelemahan pada sistem periodik unsur yang disusun oleh Mendeleev, yaitu terdapat unsur yang mempunyai massa atom relatif (A_r) lebih besar dan terletak di depan unsur yang A_r nya lebih kecil. Memang benar, tata letak tabel didasarkan pada peningkatan relatif massa atom. Misalnya unsur telurium (Te) yang mempunyai nilai A_r 128 terdapat di depan atom iodium (I) yang mempunyai nilai A_r 127 (Sundari, 2014).

5.1.6 Teori John Rayleigh dan William Ramsay (1893)

Teori John Rayleigh dan William Ramsay pada saat itu juga menemukan unsur gas yang tidak mudah bereaksi (tidak reaktif), seperti unsur gas argon (Ar). Namun pada saat itu unsur ini tidak bisa ditempatkan ke tabel sistem periodik unsur Mendeleev. Kemudian pada tahun 1893 ditemukan kembali gas yang baru seperti : Helium (He), Neon (Ne), Krypton (Kr), dan Xenon (Xe) (Sulistiyani, 2020).

5.1.7 Teori Henry Moseley (1814)

Pada teori ini Henry melakukan percobaan dengan sinar X yang dikenakan pada suatu target unsur dimana hasil perhitungan akar kuadrat pada frekuensi sinar ini sebanding dengan nomor atom relatif unsur. Henry menyusun sistem periodik unsur berdasarkan nomor atomnya yang diberi nama “Tabel Sistem Periodik Unsur Modern Bentuk Panjang” yang disusun dengan konfigurasi elektron dan kenaikan nomor atom relatif. Selain itu, dalam sistem periodik unsur ini terdiri dari golongan yang berjumlah 18 dan periode berjumlah 7 (Sundari, 2014). Berikut ini adalah gambar dari Tabel Sistem Periodik Unsur Bentuk Panjang.

The image shows a long-form periodic table of elements. At the top left is the ACS logo with the text 'ACS Chemistry for Life®'. At the top right is the title 'PERIODIC TABLE OF ELEMENTS'. The table is color-coded by groups: Group 1 (yellow), Group 2 (orange), Groups 3-10 (various blues and greens), Groups 11-18 (various purples and pinks), and the Lanthanide and Actinide series (red and green). The elements are arranged in rows (periods) and columns (groups). The bottom of the table features the Lanthanide and Actinide series. The American Chemical Society logo is at the bottom left, and the website 'www.acs.org/education' is at the bottom right.

Gambar 5.1 Sistem Periodik Unsur Bentuk Panjang
(Sumber : American Chemical Society)

5.2 Golongan

Jumlah elektron yang berada di kulit terluar atau yang biasa disebut dengan elektron valensi (Sundari, 2014). Golongan dalam sistem periodik unsur berbentuk kolom vertikal yang berisi unsur-unsur sejenis yang disusun berdasarkan elektronnya. Biasanya golongan dalam sistem periodik unsur ditulis dengan angka romawi dan huruf (A dan B), contoh : golongan IA, IIB, IIA, dst. Selain itu, berdasarkan elektron valensi suatu unsur golongan terbagi menjadi 4 blok dan 3 golongan unsur (Sulistiyani, 2020). Berikut ini adalah

macam-macam blok dan golongan pada unsur dalam sistem periodik :

5.2.1 Blok Suatu Unsur Terdiri dari :

1. Unsur-unsur blok s dengan elektron valensi ns^{1-2}
2. Unsur-unsur blok p dengan elektron valensi ns^2np^{1-6}
3. Unsur-unsur blok d dengan elektron valensi $ns^2(n-1)d^{1-10}$
4. Unsur-unsur blok f dengan elektron valensi $(n-2)f^{1-14}(n-1)d^{10}ns^2$

5.2.2 Golongan Unsur Terdiri dari :

1. Golongan utama (A)
2. Golongan transisi (B)
3. Golongan transisi dalam terdiri dari Lantanida dan Aktinida

5.2.3 Hubungan Konfigurasi Elektron dengan Golongan Unsur :

Tabel 5.2 Hubungan Konfigurasi Elektron dengan Unsur Utama

Konfigurasi Elektron Kulit Terluar	Elektron Valensi	Nomor Golongan	Nama Golongan	Blok
ns^1	1	IA	Alkali	s
ns^2	2	IIA	Alkali Tanah	s
$ns^2 np^1$	3	IIIA	Aluminium	p
$ns^2 np^2$	4	IVA	Karbon	p
$ns^2 np^3$	5	VA	Nitrogen	p
$ns^2 np^4$	6	VIA	Oksigen	p
$ns^2 np^5$	7	VIIA	Halogen	p
$ns^2 np^6$	8	VIIIA	Gas Mulia	p

Sumber : Sundari, 2014

Tabel 5.3 Hubungan Konfigurasi Elektron dengan Unsur Transisi

Konfigurasi Elektron Subkulit	Nomor Golongan	Blok
$(n-1)d^1 ns^2$	IIIB	d
$(n-1)d^2 ns^2$	IVB	d
$(n-1)d^3 ns^2$	VB	d
$(n-1)d^5 ns^1$	VIB	d
$(n-1)d^5 ns^2$	VIIB	d
$(n-1)d^6 ns^2$	VIIIB	d
$(n-1)d^7 ns^2$		
$(n-1)d^8 ns^2$		
$(n-1)d^{10} ns^1$	IB	d
$(n-1)d^{10} ns^2$	IIB	d

Sumber : Sundari, 2014

Note :

- Unsur-unsur golongan Lantanida : konfigurasi elektron subkulit terluarnya : $4f^{1-14}$, $5s^2$ $5p^5$, $6s^2$ (blok f)
- Unsur-unsur golongan Aktinida : konfigurasi elektron subkulit terluarnya : $5f^{1-14}$, $6s^2$ $6p^6$, $7s^2$ (blok f)

5.3 Periode

Jumlah kulit suatu unsur yang memiliki kuantitas sama dan ditempatkan di periode (baris) yang sama juga (Sundari, 2014). Periode merupakan bilangan kuantum utama terbesar yang dimiliki oleh suatu unsur dan terdapat dalam periode (baris) tersebut (Sulistiyani, 2020). Adapun hubungan antara periode dan pengisian orbital, yaitu:

Tabel 5.4 Hubungan Periode dengan Pengisian Orbital

Periode	Orbital yang Terisi Elektron
1	s
2	s p
3	s p
4	s p d
5	s p d
6	s p d f
7	s p d f

Sumber : Sundari, 2014

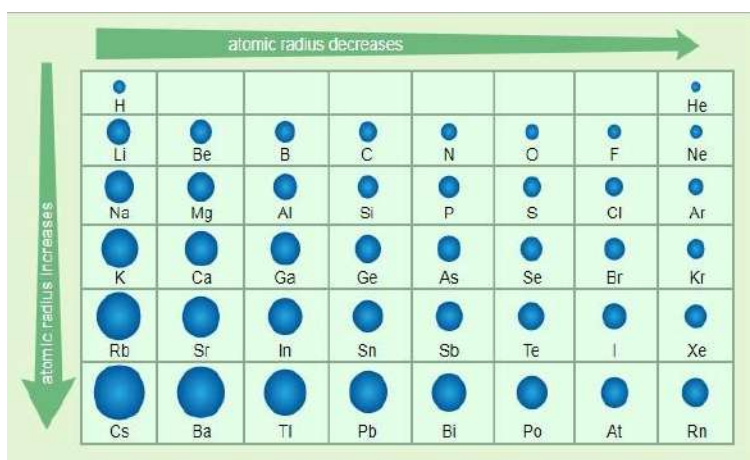
5.4 Sifat-Sifat Unsur dalam Sistem Periodik Unsur :

Unsur dalam sistem periodik unsur disusun dengan acuan sifat fisika dan kimia yang memiliki kemiripan sifat. Adapun sifat-sifat sistem periodik unsur diantaranya sebagai berikut :

1. Jari-jari Atom
2. Energi Ionisasi (EI)
3. Afinitas Elektron (AE)
4. Keelektronegatifan (EN)
5. Sifat Logam
6. Kereaktifan
7. Titik Didih dan Titik Leleh

5.4.1 Jari-Jari Atom

Penghapusan elektron dari sebuah atom menghasilkan pembentukan kation, sedangkan perolehan ion dari sebuah elektron menghasilkan anion. Jari-jari ionik dapat diperkirakan dengan mengukur jarak antara kation dan anion dalam kristal ionik. Secara umum, jari-jari ionik elemen menunjukkan tren yang sama dengan jari-jari atom. Sebuah kation lebih kecil dari atom induknya karena memiliki lebih sedikit elektron sementara muatan nuklirnya tetap sama. Ukuran anion akan lebih besar daripada atom induknya karena penambahan satu atau lebih elektron akan menghasilkan peningkatan tolakan di antara elektron dan penurunan dalam muatan nuklir efektif. Sebagai contoh jari-jari ionik ion fluorida (F^-) adalah 136 pm sedangkan jari-jari atom fluorin hanya 64 pm. Di sisi lain, jari-jari atom natrium adalah 186 pm dibandingkan dengan ion jari-jari 95 pm untuk Na^+ . Ketika kita menemukan beberapa atom dan ion yang mengandung jumlah elektron yang sama, disebut sebagai spesies isoelektronik. Sebagai contoh, O^{2-} , F^- , Na^+ dan Mg^{2+} memiliki jumlah yang sama elektron (10). Jari-jari mereka akan berbeda karena muatan nuklirnya yang berbeda.

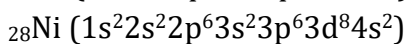
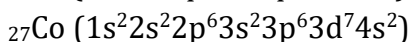
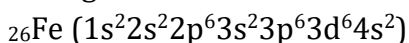


Gambar 5.2 Jari-Jari Atom
(Sumber : hafizahchemistry.wordpress.com)

Menurut Sulistyani, 2020 Jari-jari Atom merupakan jarak elektron terluar dari inti atom dan memiliki faktor-faktor yang memengaruhi jarak, yaitu :

1. Perubahan ukuran atom dalam golongan, jarak elektron dari inti atom bergantung pada bilangan kuantum utama (n). Semakin tinggi bilangan kuantum utama, semakin besar ukuran atomnya. Semakin banyak kulit atom dalam suatu golongan (dari atas ke bawah), semakin besar ukuran atomnya. Sehingga, jari-jari atom bertambah.
2. Perubahan ukuran atom dalam jangka waktu tertentu Selama satu siklus, dari kanan ke kiri, nomor atom berkurang. Selain itu, semakin besar gaya tarik-menarik suatu atom ke kanan sebesar satu satuan muatan positif (inti) atau satu elektron (kulit terluar), maka semakin besar pula gaya tarik-menariknya. Jadi jari-jari atom mengecil dari kiri ke kanan.
3. Perubahan ukuran atom pada rantai transisi, Elektron pada kulit terluar suatu atom bersifat tetap. Misalnya: Fe, Co, Ni (golongan VIIIB)

Konfigurasi Elektron :



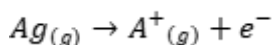
Berdasarkan konfigurasi elektron dapat terlihat bahwa jumlah elektron atom di kulit terluar sama namun, jumlah elektron pada kulit bagian dalam berbeda. Tetapi, sifat dan ukuran atomnya sama.

5.4.2 Energi Ionisasi (EI) adalah

Energi ionisasi (EI) adalah energi yang dibutuhkan untuk melepaskan elektron valensi dari 1 mol atom gas. Ukuran relatif EI memengaruhi jenis ion dan ikatan yang dibentuk atom: unsur dengan EI rendah lebih cenderung kehilangan elektron dan membentuk kation, dan unsur dengan EI tinggi lebih cenderung memperoleh elektron dan membentuk anion atau berbagi elektron dalam ikatan kovalen (tidak termasuk gas mulia).

Energi Ionisasi umumnya meningkat sepanjang elektron kulit valensi ditahan lebih kuat. Tren Energi Ionisasi berlawanan dengan tren ukuran atom: lebih mudah untuk melepaskan elektron (EI lebih rendah) dari atom besar daripada atom kecil.

Contoh :

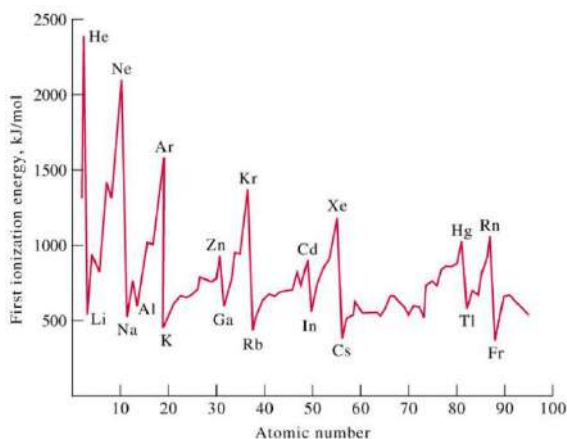


Adapun cara melepaskan elektronnya melalui penyinaran unsur dengan suatu frekuensi tertentu (efek fotolistrik). Selain itu, pelepasan elektron juga disebabkan karena pemanasan (efek termionik)

Energi selalu diperlukan untuk menghilangkan elektron dari atom dan karenanya ionisasi entalpi selalu positif. Yang kedua entalpi ionisasi akan lebih tinggi dari entalpi ionisasi pertama karena lebih sulit untuk menghilangkan elektron dari positif ion bermuatan positif daripada dari atom netral. Dalam dengan cara yang sama entalpi ionisasi ketiga akan lebih tinggi dari yang kedua dan seterusnya. Istilah "entalpi ionisasi", jika tidak memenuhi syarat, diambil sebagai entalpi ionisasi pertama.

Adapun keterkaitan atau karakteristik energi ionisasi pada sistem periodik unsur adalah :

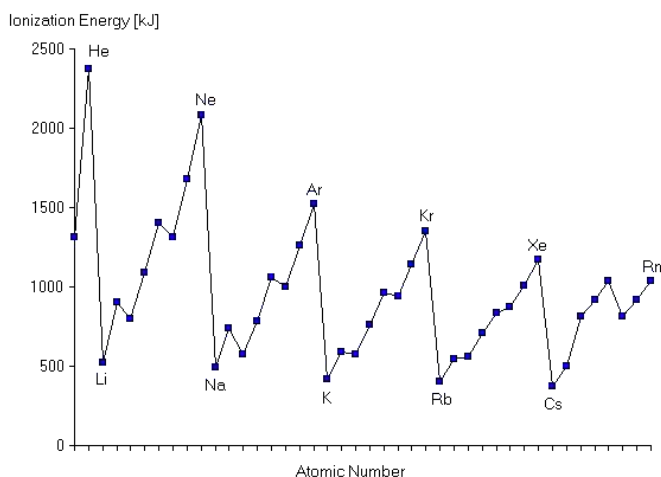
1. Pada suatu golongan dari bawah ke atas maka energi ionisasi semakin bertambah.
2. Pada suatu periode dari kanan ke kiri maka energi ionisasi semakin berkurang.



Gambar 5.3 Energi Ionisasi
(Sumber : materikimia.com)

5.4.3 Afinitas Elektron (AE) adalah

Besarnya energi yang dilepaskan/diserap ketika suatu atom dalam wujud gas menerima suatu elektron. Unsur halogen merupakan yang paling mudah menerima elektron karena afinitas elektronnya besar, sehingga nilai afinitas bertanda negatif karena atom gas saat menyerap elektron disertai dengan pelepasan energi. Sedangkan, unsur gas mulia memiliki afinitas elektron paling kecil, sehingga sulit menerima elektron dan nilai afinitas bertanda positif karena menyerap elektron dibutuhkan energi (Sulistiyani, 2020). Kesimpulannya, Pada satu golongan dari bawah ke atas, afinitas elektron semakin bertambah. Pada satu periode dari kanan ke kiri, afinitas elektron semakin berkurang.



Gambar 5.4 Afinitas Elektron
(Sumber : socratic.org)

5.4.4 Keelektronegatifan (EN) adalah

Kemampuan oleh suatu atom untuk menarik suatu elektron dari atom lain untuk saling berikatan (Sulistiyani, 2020). Kecenderungan elektronegatifan dalam sistem periodik, yaitu: Golongan dalam sistem periodik unsur urutan dari dari bawah ke atas, memiliki keelektronegatifan semakin bertambah. Sedangkan golongan pada satu periode dari urutan unsur yang paling kanan ke kiri, memiliki keelektronegatifan semakin berkurang.

IA																		VIIIA	
1	2																	3	4
H	He																	Li	Be
1,0	2,1																	1,0	1,5
11	12																	13	14
Na	Mg																	Al	Si
0,9	1,2																	1,5	1,8
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		
0,8	1,01	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,8	1,8	1,9	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8	–		
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		
0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5	–		
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
0,7	0,9	1,1	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,8	1,9	2,0	2,2	–		
87	88	89																	
Fr	Ra	Ac																	
0,7	0,9	1,1																	

Gambar 5.5 Keelektronegatifan
(Sumber : hafizahchemistry.wordpress.com)

5.4.5 Perbandingan Sifat Unsur Logam dan Non Logam

Tren umum perilaku logam dan non logam unsur-unsur dalam tabel periodik:

1. Sifat logam meningkat dan sifat nonlogam menurun dari atas ke bawah dalam satu kelompok;
2. Sifat logam menurun dan sifat nonlogam meningkat dari kiri ke kanan di seluruh periode;
3. Reaktivitas logam dalam kelompok utama meningkat dari atas ke bawah dan menurun dari kiri ke kanan di seluruh periode;
4. Reaktivitas bukan logam (tidak termasuk gas mulia) menurun dari atas ke bawah dalam kelompok dan meningkat dari kiri ke kanan di seluruh periode.

Berikut adalah perbandingan unsur logam dan non logam dari beberapa sifat dan karakteristiknya:

Tabel 5.5 Perbedaan Sifat Unsur Logam dan Non Logam

	Logam	Non Logam
Sifat Atom	➤ Memiliki lebih sedikit elektron valensi ➤ Ukuran Atom yang lebih besar ➤ Energi Ionisasi yang lebih rendah ➤ Elektronegativitas lebih rendah	➤ Mempunyai lebih banyak elektron valensi ➤ Ukuran Atom lebih kecil ➤ Energi Ionisasi lebih tinggi ➤ Elektronegativitas lebih tinggi
Sifat Fisik	➤ Padat pada suhu kamar (Ex: Hg) ➤ Pengantar listrik dan panas yang baik ➤ Berkilau dan mudah dibentuk	➤ Sebagian besar gas, Br₂ adalah cairan, unsur lainnya padat ➤ Umumnya non konduktor kecuali Grafit ➤ Tidak mudah dibentuk
Sifat Kimia	➤ Kehilangan elektron untuk menjadi kation ➤ Bereaksi dengan non logam untuk membentuk senyawa ionik (garam) ➤ Logam tidak bereaksi dengan satu sama lain	➤ Mendapatkan elektron untuk menjadi anion ➤ Bereaksi dengan logam untuk membentuk senyawa ionik ➤ Nonlogam (kecuali gas mulia) bereaksi membentuk kompon kovalen

Sumber: Periodic-Properties-of-Elements.pdf

5.4.6 Kereaktifan

Kereaktifan suatu unsur adalah kemampuan suatu unsur untuk mudah bereaksi (Sulistiyani, 2020).

1. Unsur logam pada sistem periodik unsur semakin ke atas semakin kurang reaktif dikarenakan semakin tidak mudah melepas elektron.
2. Unsur non logam pada sistem periodik unsur semakin ke atas semakin reaktif karena semakin mudah menangkap elektron.

5.4.7 Titik Didih dan Titik Leleh

Setiap unsur-unsur dalam tabel sistem periodek memiliki titik didih dan titik leleh yang berbeda tergantung pada faktor-faktor pendukung, sifat dan karakteristiknya. Pada satu golongan unsur-unsur logam yang memiliki titik didih dan titik leleh yang semakin berkurang. Sedangkan dalam satu golongan unsur non logam memiliki titik didih dan titik leleh yang semakin tinggi. (Sulistiyani, 2020).

DAFTAR PUSTAKA

- Sulistiyani. 2020. *Sistem Periodik Unsur*. Yogyakarta: Universitas Negeri Yogyakarta.
- Sundari, Fatima Septi. 2014. *Big Bank Soal + Bahas Kimia SMA/MA Kelas 1,2, dan 3*. Jakarta: Bintang Wahyu.
- Classification of Elements and Periodicity in Properties, rationalised, 2023-24

BAB 6

BILANGAN OKSIDASI

Oleh I Wayan Tanjung Aryasa

6.1 Pendahuluan Bilangan Oksidasi

Bilangan Oksidasi, secara sederhana dapat digambarkan sebagai bilangan yang dialokasikan untuk unsur-unsur dalam suatu kombinasi kimia. Bilangan oksidasi pada dasarnya adalah jumlah elektron yang dapat dibagi, dihilangkan, atau diperoleh oleh atom-atom dalam suatu molekul saat membentuk ikatan kimia dengan atom lain dari unsur yang berbeda. Bilangan oksidasi disebut juga dengan keadaan oksidasi. Namun, terkadang istilah-istilah ini dapat memiliki arti yang berbeda tergantung pada apakah kita mempertimbangkan keelektronegatifan atom atau tidak. Istilah bilangan oksidasi sering digunakan dalam kimia koordinasi.

Secara umum, bilangan oksidasi membantu kita menggambarkan transfer elektron. Namun, siswa harus memperhatikan bahwa ini berbeda dengan muatan formal yang menentukan susunan atom. Bilangan/keadaan oksidasi juga digunakan untuk menentukan perubahan yang terjadi pada reaksi redoks. Selain itu, ini juga sangat mirip dengan elektron valensi.

6.2 Pengenalan Bilangan Oksidasi

Bilangan oksidasi suatu atom didefinisikan sebagai muatan yang dimiliki suatu atom dalam membentuk ikatan ionik dengan heteroatom lainnya. Atom yang memiliki keelektronegatifan lebih tinggi (walaupun atom tersebut membentuk ikatan kovalen) mempunyai bilangan oksidasi negatif.

Definisi tersebut menetapkan bilangan oksidasi pada suatu atom dengan syarat bahwa atom :

1. Ikatan dengan heteroatom.
2. Selalu membentuk ikatan ionik dengan memperoleh atau melepaskan elektron, terlepas dari sifat ikatan yang sebenarnya.

Karena sebuah atom dapat memiliki banyak elektron valensi dan membentuk banyak ikatan, semuanya akan dianggap ionik dan diberi bilangan oksidasi yang sama dengan jumlah elektron yang terlibat dalam ikatan tersebut. Jadi, bilangan atau keadaan oksidasi adalah kasus hipotetis dari asumsi atom yang membentuk ikatan ion. Dalam kation kompleks tetroxoplatinum $(\text{PtO}_4)^{2+}$, platina memiliki bilangan oksidasi 10. Sepuluh adalah bilangan oksidasi maksimum yang dimiliki oleh atom mana pun. Platina tampaknya telah kehilangan sepuluh elektron untuk membentuk ion. Namun, energi ionisasi yang diperlukan untuk melepaskan elektron dari spesies atom bermuatan positif dapat meningkat pesat.

Semakin besar muatan atomnya, semakin sulit atom untuk melepaskan elektron, sehingga semakin tinggi energi ionisasinya. Jadi, pelepasan sepuluh elektron sangat bersifat hipotetis. Demikian pula penambahan elektron juga menjadi sulit dengan bertambahnya muatan negatif. Keadaan oksidasi yang lebih besar dari tiga, baik positif maupun negatif, secara praktis tidak mungkin terjadi. Terlepas dari asumsi tersebut, hal ini membantu kita dalam memahami perubahan yang menyertai atom yang mengalami perubahan kimia.

6.3 Cara Mencari Bilangan Oksidasi Pada Atom

Bilangan oksidasi atau keadaan suatu atom/ion adalah jumlah elektron suatu atom/ion yang diperoleh atau hilang dari suatu molekul dibandingkan dengan atom netral. Atom logam elektropositif golongan 1, 2 dan 3 kehilangan sejumlah elektron dan selalu mempunyai bilangan oksidasi positif yang konstan. Dalam molekul, atom yang lebih elektronegatif memperoleh elektron dari atom yang kurang elektronegatif dan memiliki bilangan oksidasi negatif. Nilai numerik bilangan oksidasi sama dengan jumlah elektron yang hilang atau diperoleh. Bilangan oksidasi atau keadaan oksidasi suatu atom atau ion dalam suatu molekul/ion ditentukan dengan cara:

- a. i) Menjumlahkan bilangan oksidasi konstan atom/ molekul/ ion lain yang terikat padanya
- b. ii) Menyamakan bilangan oksidasi total suatu molekul atau ion dengan muatan total molekul atau ion tersebut

6.4 Atom, Molekul dan Ion Yang Memiliki Keadaan Oksidasi Konstan (Bilangan Oksidasi Konstan)

- a) Muatan total atom atau molekul netral adalah nol. Jadi, bilangan oksidasi keseluruhannya adalah nol. Misalnya, bilangan oksidasi atom unsur seperti natrium, magnesium, dan besi adalah nol. Demikian pula, bilangan oksidasi bersih molekul netral seperti oksigen, klor, air, amonia, metana, dan kalium permanganat adalah nol. Bilangan oksidasi atom dalam molekul homopolar adalah nol. Bilangan oksidasi atom dalam molekul oksigen adalah nol.
- b) Bilangan oksidasi ion bermuatan sama dengan muatan bersih ion tersebut. Jadi, Bilangan oksidasi semua ion logam alkali selalu = +1. Bilangan oksidasi semua ion logam alkali tanah selalu = +2. Bilangan oksidasi semua ion logam golongan boron selalu = +3. Bilangan oksidasi hidrogen dalam proton (H^+) adalah +1, dan dalam hidrida adalah -1. Bilangan oksidasi dan

oksigen pada ion oksida (O^{2-}) adalah -2, dan pada ion peroksida ($O-O^{2-}$) adalah -1.

6.5 Perhitungan Bilangan Oksidasi Suatu Atom dalam Molekul/Ion

Bilangan oksidasi kalium permanganat ($KMnO_4$) = Jumlah bilangan oksidasi ($K + Mn + 4O$) = 0. Bilangan oksidasi ion permanganat (MnO_4)⁻ = Jumlah bilangan oksidasi ($Mn + 4O$) = -1.

6.6 Perhitungan Jumlah Oksidasi Atom yang Hanya Terjadi Sekali dalam Suatu Molekul

Contoh 1: Keadaan Oksidasi Klorin dalam KCl. KCl bersifat netral sehingga muatan bersihnya = 0. Bilangan oksidasi KCl = Bilangan oksidasi kalium + bilangan oksidasi klor = 0. Keadaan oksidasi kalium = +1. Keadaan oksidasi $\rightarrow +1 + x = 0$; $x = -1$. Atom dalam spesies $\rightarrow$ KCl. Keadaan oksidasi klorin dalam KCl = -1.

Contoh 2: Bilangan oksidasi mangan dalam ion permanganat MnO_4^- . Muatan ion permanganat adalah -1. Bilangan oksidasi ion permanganat = Bilangan oksidasi mangan + 4, bilangan oksidasi oksigen = -1. Keadaan oksidasi oksigen = -2. Keadaan oksidasi $\rightarrow x + (4 \cdot -2) = -1$; $x = +7$. Atom dalam spesies $\rightarrow$ Mn 4O. Keadaan oksidasi mangan = +7.

Contoh 3: Bilangan oksidasi ion logam dalam kompleks.

i) $Ni(CO)_4$.

Total muatan kompleks adalah nol. CO adalah molekul netral. Keadaan oksidasi $\rightarrow x + (4 \cdot 0) = 0$; $x = 0$. Atom dalam spesies $\rightarrow$ Ni 4 CO. Nikel juga berada dalam keadaan oksidasi nol.

ii) $[CoCl_2(NH_3)_4]Cl$.

Kompleks ini dapat ditulis dalam bentuk ionik sebagai $[CoCl_2(NH_3)_4]^+Cl^-$. Logam berada dalam kompleks kationik dengan

muatan positif kesatuan. Amonia adalah ligan netral, dan klor memiliki satuan muatan negatif. Bilangan oksidasi $[\text{CoCl}_2(\text{NH}_3)_4]^+ =$ Bilangan oksidasi $(\text{Co} + 2\text{Cl} + 4 \times 0) = +1$. Keadaan oksidasi $\rightarrow x + (2 \times -1) + 4 \times 0 = +1$: $x = +3$. Atom dalam spesies $\rightarrow \text{Co } 2\text{Cl } 4 \text{ NH}_3$. Bilangan oksidasi kobalt dalam kompleks = +3.

6.7 Perhitungan Jumlah Oksidasi Atom yang Terjadi Lebih dari Sekali dalam Suatu Molekul dan Memiliki Ikatan Identik

Atom-atom yang terdapat lebih dari satu kali dalam suatu molekul mungkin terikat dengan cara yang sama atau tidak. Jika atom-atom tersebut terikat secara identik, maka tidak ada perbedaan di antara keduanya, dan semua atom akan mempunyai bilangan oksidasi yang sama. Bilangan oksidasi suatu atom dalam suatu molekul dapat dihitung dengan metode normal.

Bilangan oksidasi rata-rata akan sama dengan yang dihitung secara individual dan bilangan bulat.

Contoh 1: Jumlah atom klor adalah dua pada molekul Cl_2O , Cl_2O_5 dan Cl_2O_7 . Namun, lingkungan kedua atom klor adalah sama, seperti yang ditunjukkan oleh strukturnya. Bilangan oksidasi atom-atom yang dihitung baik secara individu maupun dari keseluruhan molekul adalah sama.

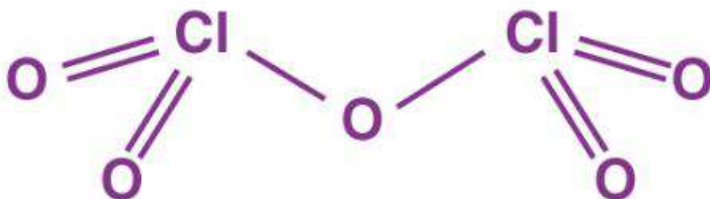
i) Cl_2O :



Gambar 6.1 Senyawa Cl_2O

Cl_2O bersifat netral, sehingga muatan bersihnya = 0. Bilangan oksidasi bersih $\text{Cl}_2\text{O} = 2x$ Bilangan oksidasi klorin $+1x$ Bilangan oksidasi oksigen = 0. Keadaan oksidasi oksigen = -2. Keadaan oksidasi $\rightarrow 2x + (-2) = 0$: $x = +1$. Atom dalam spesies $\rightarrow 2\text{Cl } \text{O}$. Bilangan oksidasi klorin dalam $\text{Cl}_2\text{O} = 2/2 = +1$.

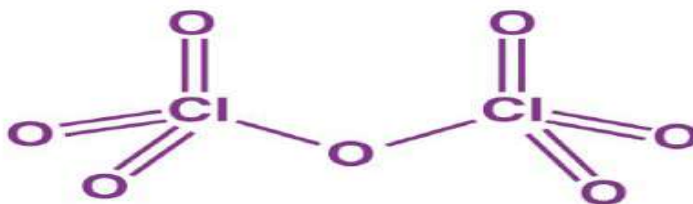
ii) Cl_2O_5 :



Gambar 6.2 Senyawa Cl_2O_5

Cl_2O_5 bersifat netral, sehingga muatan bersihnya = 0. Bilangan oksidasi $\text{Cl}_2\text{O}_5 = 2x$ Bilangan oksidasi klorin + $5x$ bilangan oksidasi oksigen = 0. Karena itu, Keadaan Oksidasi Oksigen = -2. Keadaan oksidasi $\rightarrow 2x + (5 \cdot -2) = 0$: $x = +5$. Atom dalam spesies $\rightarrow 2\text{Cl}$ 50. Bilangan oksidasi klorin dalam $\text{Cl}_2\text{O}_5 = 10/2 = +5$

iii) Cl_2O_7 :



Gambar 6.3 Senyawa Cl_2O_7

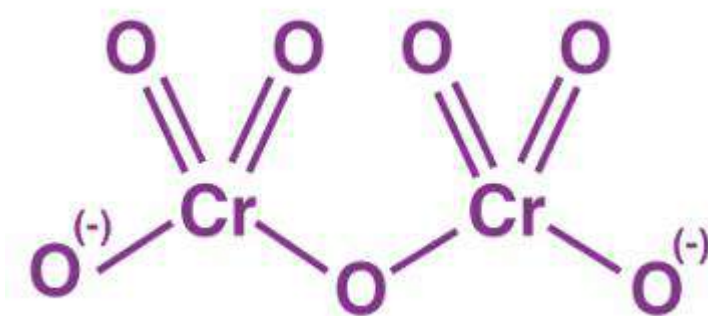
Cl_2O_7 bersifat netral, sehingga muatan bersihnya = 0. Bilangan oksidasi $\text{Cl}_2\text{O}_7 = 2x$ Bilangan oksidasi klorin + $7x$ bilangan oksidasi oksigen = 0. Keadaan oksidasi oksigen = -2. Keadaan oksidasi $\rightarrow 2x + (7 \cdot -2) = 0$: $x = +7$. Atom dalam spesies $\rightarrow 2\text{Cl}$ 70. Bilangan oksidasi klorin dalam $\text{Cl}_2\text{O} = 14/2 = +7$.

Catatan: Kecuali atom/molekul/ion yang telah disebutkan memiliki bilangan oksidasi konstan, bilangan oksidasi atom/molekul dan ion lain akan bervariasi tergantung pada molekul yang ada di dalamnya.

Dalam contoh diatas, bilangan oksidasi klorin tidak konstan, tetapi bervariasi (+1, +5, dan +7).

Contoh 2: Keadaan oksidasi kromium dalam anion dikromat.

Ion dikromat adalah $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.



Gambar 6.4 Ion dikromat adalah $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Muatan ionnya adalah -2. Bilangan oksidasi ion dikromat = $2x$
Bilangan oksidasi kromium + $7x$ bilangan oksidasi oksigen = -2.
Keadaan oksidasi oksigen = -2. Keadaan oksidasi $\rightarrow 2x + (7 \cdot -2) = -2$:
 $x = +6$. Atom dalam spesies $\rightarrow 2\text{Cr}$ 70. Keadaan oksidasi kromium =
 $12/2 = 6$.

6.8 Perhitungan Jumlah Oksidasi Atom yang Terjadi Lebih dari Sekali dalam Suatu Molekul dan Memiliki Perbedaan Ikatan

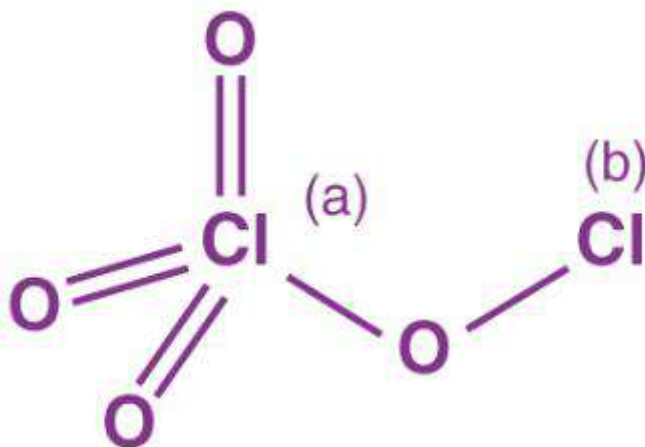
Atom-atom yang memiliki struktur ikatan berbeda akan mempunyai bilangan oksidasi berbeda. Oleh karena itu, bilangan oksidasinya harus ditentukan secara individual dari struktur molekulnya. Bilangan oksidasi rata-rata dapat dihitung dengan mengasumsikan keduanya sama. Dalam kasus seperti ini, oksidasi rata-rata dapat berbentuk pecahan, bukan bilangan bulat.

Contoh 1: Cl_2O_4

i) Bilangan oksidasi rata-rata klorin

Cl_2O_4 bersifat netral, sehingga muatan bersihnya = 0. Bilangan oksidasi $\text{Cl}_2\text{O}_4 = 2x$ Bilangan oksidasi klorin $+4x$ bilangan oksidasi oksigen = 0. Keadaan oksidasi oksigen = -2. Keadaan oksidasi $\rightarrow 2x + (4 \cdot -2) = 0$: $x = +4$. Atom dalam spesies $\rightarrow 2\text{Cl}$ 40. Bilangan oksidasi klorin dalam $\text{Cl}_2\text{O}_5 = 8/2 = +4$.

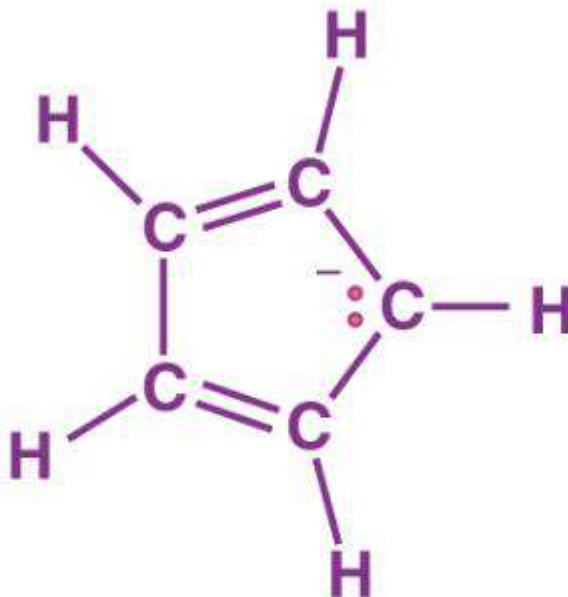
ii) Struktur Cl_2O_4



Gambar 6.5 Struktur Cl_2O_4

Keadaan oksidasi individu oksigen 'a' adalah +7. Bilangan oksidasi individu oksigen 'b' adalah +1. Tidak ada oksigen yang mempunyai bilangan oksidasi +4.

Contoh 2: Anion Siklopentadienil $C_5H_5^-$



Gambar 6.6 Anion Siklopentadienil $C_5H_5^-$

- i) Bilangan oksidasi rata-rata karbon. Lima atom karbon berbagi lima elektron dari lima atom hidrogen dan satu elektron tambahan bermuatan negatif melalui resonansi. Jadi, enam elektron dipakai bersama oleh lima karbon. Bilangan oksidasi rata-rata setiap karbon = $6/5 =$ fraksi.
- ii) Tanpa resonansi, empat karbon memiliki bilangan oksidasi -1, dan satu karbon memiliki bilangan oksidasi -2.

6.9 Jumlah Oksidasi Atom dalam Molekul Diatomik

Molekul diatomik dapat berupa homo atau heteronuklear.

i) Molekul diatomik homonuklear

Konsep bilangan oksidasi hanya berlaku untuk heteroatom yang membentuk suatu molekul. Oleh karena itu, dalam molekul diatomik homonuklir, bilangan oksidasi atomnya adalah nol. Selain itu, bilangan oksidasi hidrogen atau oksigen, nitrogen, dan klor dalam masing-masing molekul adalah nol.

ii) Molekul diatomik heteronuklir

Dalam molekul hetero diatomik, semua ikatan yang terbentuk antar atom dianggap ionik. Atom yang lebih elektronegatif diasumsikan mengambil elektron ikatan dari atom yang kurang elektronegatif. Jadi, atom yang elektronegatif akan mempunyai bilangan oksidasi negatif, dan besarnya sama dengan jumlah elektron yang diambilnya. Atom yang kurang elektronegatif seharusnya kehilangan elektronnya ke atom yang lebih elektronegatif. Jadi, atom yang kurang elektronegatif akan mempunyai bilangan oksidasi positif yang sama dengan jumlah elektron yang dilepaskannya.

Contoh 1: HCl

Klorin lebih elektronegatif daripada hidrogen. Jadi, klorin diasumsikan mengambil elektron dari hidrogen. Klorin, yang menerima satu elektron, memiliki bilangan oksidasi -1, sedangkan hidrogen yang kehilangan satu elektron, memiliki bilangan oksidasi +1.

Contoh 2: H₂O

Oksigen lebih elektronegatif daripada hidrogen. Jadi, atom oksigen masing-masing menerima satu elektron dari atom dua hidrogen dan akan memiliki bilangan oksidasi -2. Kedua hidrogen yang masing-masing kehilangan satu elektron akan mempunyai bilangan oksidasi masing-masing +1.

6.10 Keadaan Oksidasi Fraksional

Bilangan oksidasi adalah jumlah elektron yang diasumsikan telah hilang atau diambil oleh heteroatom selama ikatannya. Karena jumlah elektron adalah bilangan bulat, bilangan oksidasi masing-masing atom juga harus bilangan bulat. Namun, ada molekul yang mengandung atom lebih dari satu kali dan masing-masing terikat secara berbeda. Atom-atom tersebut akan mempunyai bilangan oksidasi yang berbeda pada posisi yang berbeda dan karenanya harus dihitung secara individual, dengan mempertimbangkan atom-atom yang terikat.

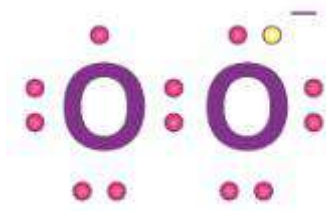
Perhitungan bilangan oksidasi suatu atom menggunakan metode normal mengasumsikan semua atom yang sama adalah sama dan hanya akan memberikan rata-rata bilangan oksidasi yang berbeda dari atom yang sama dalam molekul. Bilangan oksidasi rata-rata ini sebagian besar berupa pecahan, bukan bilangan bulat.

Jadi, bilangan oksidasi fraksional selalu merupakan bilangan oksidasi rata-rata atom yang sama dalam suatu molekul dan tidak mencerminkan bilangan oksidasi atom yang sebenarnya.

Contoh 1: Superoksida - KO_2

Ion kalium mempunyai bilangan oksidasi +1. Molekul kalium superoksida bersifat netral, bilangan oksidasi dua atom oksigen secara bersamaan adalah -1. Jadi, bilangan oksidasi rata-rata oksigen dalam superoksida adalah $-1/2$.

Struktur ion superoksida diberikan di bawah ini:



Gambar 6.7 Struktur Ion Superoksida

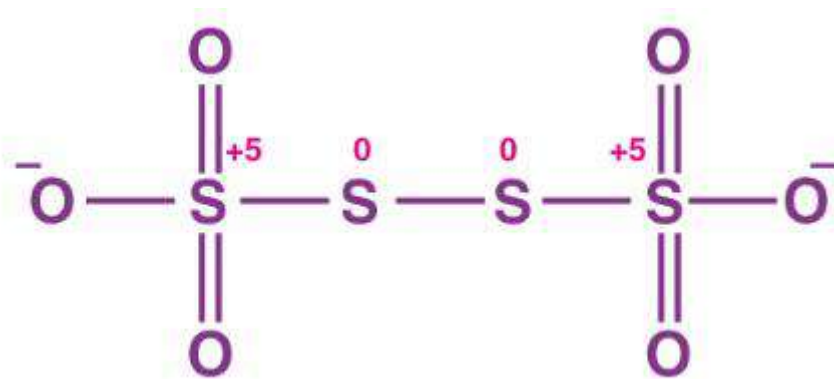
Sesuai strukturnya, satu atom oksigen memiliki bilangan oksidasi nol. Atom oksigen kedua bermuatan negatif dan memiliki bilangan oksidasi -1. Jadi, bilangan oksidasi sebenarnya atom oksigen masing-masing tidak dikurangi setengahnya melainkan 0 dan -1.

Contoh 2: Fe_3O_4

Mengingat bilangan oksidasi oksigen -2, bilangan oksidasi rata-rata atom besi adalah $+8/3$. Namun molekulnya merupakan campuran dua senyawa FeO dan Fe_2O_3 . Dalam FeO dan Fe_2O_3 , besi berada dalam keadaan oksidasi +2 dan +3. Jadi, dalam Fe_3O_4 , satu besi memiliki +2, dan besi lainnya memiliki bilangan oksidasi +3. Keadaan oksidasi rata-rata adalah

$$= +\frac{2+3+3}{3} = +\frac{8}{3}$$

Contoh 3: Ion tetratonat



Gambar 6.8 Ion Tetratonat

Ion tetratonat memiliki empat atom belerang yang terikat pada oksigen seperti pada strukturnya. Dari empat atom belerang, atom belerang dua terminal terhubung ke tiga heteroatom oksigen dan satu atom belerang homo. Setiap atom belerang terminal membentuk lima ikatan dengan heteroatom oksigen, sehingga bilangan oksidasinya adalah +5. Atom-atom belerang yang menjadi penghubung adalah homonuklir, dan mempunyai bilangan oksidasi

nol. Oksidasi total keempat atom belerang adalah sepuluh. Jadi, bilangan oksidasi rata-rata belerang = $10/4 = 2,5$.

6.11 Oksidasi, Reduksi dan Reaksi Redoks

Atom dan molekul bereaksi membentuk produk. Reaksi diklasifikasikan menjadi beberapa jenis berdasarkan sifat perubahan reaktan menjadi produk. Apa pun jenis reaksinya, atom/ion reaktan dan produk dalam reaksi dapat memiliki jumlah elektron valensi yang sama atau berbeda. Reaksi yang jumlah elektron valensi pada atom/ion reaktan berbeda dengan sisi produknya disebut reaksi reduksi-oksidasi atau sederhananya reaksi redoks. Atom/ion mungkin kehilangan atau memperoleh elektron selama reaksi, dan oleh karena itu, atom/ion dikatakan teroksidasi atau tereduksi.

Atom/ion dalam reaksi diwakili oleh simbol atomnya dengan superskrip. Superskrip mewakili perbedaan jumlah elektron atom/ion dibandingkan dengan atom netral. Superskrip juga mempunyai tanda positif jika elektron hilang dan tanda negatif jika elektron diperoleh dibandingkan dengan atom netral. Superskrip beserta tandanya disebut 'bilangan oksidasi' atom. Atom mungkin memiliki keadaan oksidasi yang berbeda tergantung pada jumlah elektron yang diperoleh atau hilang. Atom netral mempunyai bilangan oksidasi nol.

Tabel 6.1 Reaksi Reduksi Oksidasi (Redoks)

Reaction	Reaction Type	The Oxidation State of the Atom in the Reactant Side	The Oxidation State of the Atom in the Product Side
$M^0 \rightarrow M^+ + e^-$	Oxidation reaction	0	+1
$M^+ + e^- \rightarrow M^0$	Reduction	+1	0
$M^{2+} \rightarrow M^{3+} + e^-$	Oxidation reaction	+2	+3
$M^{3+} + e^- \rightarrow M^{2+}$	Reduction	+3	+2

Dalam reaksi redoks: atom atau ion kehilangan atau memperoleh elektron dan memiliki bilangan oksidasi yang berbeda sebelum dan sesudah reaksi.

- Bilangan oksidasi bisa positif atau nol, atau negatif
- Bilangan oksidasi harus berupa bilangan bulat, karena jumlah elektron hanya boleh berupa bilangan bulat.
- Bilangan oksidasi tidak boleh pecahan
- Bilangan oksidasi sama dengan bilangan oksidasi.

DAFTAR PUSTAKA

- Chang, Raymond. 2005 Chemistry 8th Ed, America: Northern Arizona University.
- Suminar, N. R. 2007. Analisa Kimia Redoks. Semarang: Ganesha.
- W Oxoby, David. 2001. Prinsip-prinsip Kimia Modern Jilid I, Jakarta: Erlangga.
- Byjus.com. Oxidation Number. Diakses pada tanggal 11 Oktober 2023, <https://byjus.com/jee/oxidation-number/>

BAB 7

TATA NAMA SENYAWA

Oleh Pra Dian Mariadi

7.1 Pendahuluan

Dalam dunia kimia, tata nama senyawa merupakan hal penting untuk memahami karakteristik dan komposisi kimia dari zat-zat tersebut. Setiap senyawa kimia memiliki nama yang spesifik untuk membedakan dari senyawa yang lain. Kita tidak bisa memberi nama yang sama pada dua senyawa yang berbeda, sementara kita menginginkan ada sistem penamaan yang sama untuk komposisi unsur yang mirip. Pembelajaran ini membutuhkan penerapan konsep dan hafalan sehingga memerlukan konsentrasi tinggi dan perhatian dalam mempelajari bab ini (Azarianti, Sadiana and Asi, 2020). Jika senyawa kimia di dunia ini menggunakan nama trivial (nama umum) seperti Air (H_2O) dan ammonia (NH_3), maka akan ada jutaan nama senyawa kimia dan sangat sulit untuk menghafal keseluruhan nama senyawa kimia tersebut.

Sistem tata nama kimia dibagi menjadi dua kategori besar tergantung unsur penyusunnya. Jika senyawa kimia tersebut tersusun atas Karbon (C), Hidrogen (H) beserta unsur lain seperti Oksigen (O), Nitrogen (N) dan unsur lainnya maka akan kelompok senyawa ini disebut senyawa organik. Tata nama senyawa organik tidak dibahas secara mendalam pada bagian ini karena merupakan bagian pembelajaran kelas 12. Untuk senyawa yang tidak cocok dengan deskripsi diatas digolongkan senyawa Anorganik yang memiliki beberapa kategori, termasuk

tata nama biner, ionik, kovalen, asam, dan basa. Setiap kategori memiliki aturan-aturan tertentu yang harus diikuti agar nama senyawa kimia dapat dipahami dengan jelas oleh ilmuwan dan praktisi kimia. Sub-bab ini akan menjelaskan masing-masing kategori tata nama kimia dan menyertakan beberapa contoh beserta soal-soal pilihan ganda untuk membantu pemahaman materi ini.

7.2 Tata Nama Senyawa Anorganik

7.2.1 Tata Nama Biner dari Logam dan Non Logam

Tata nama senyawa biner digunakan untuk senyawa yang terdiri dari dua unsur. Unsur pertama adalah unsur logam yang bersifat kation (memiliki muatan positif), sementara unsur kedua non logam bersifat anion (memiliki muatan negatif). Senyawa biner yang terbentuk dari ion ion akan membentuk senyawa biner ionik. Tata nama ionik digunakan untuk senyawa yang terbentuk dari transfer elektron antara logam (kation) dan non-logam (anion). Biasanya, logam menyerahkan satu atau lebih elektron kepada non-logam Menurut IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) pemberian nama senyawa ini sesuai nama ion penyusunnya yaitu kation dan anion (Bergmeier, 1999)

Untuk memahami tata cara pemberian nama senyawa biner ini maka kita terlebih dahulu harus mengenal beberapa jenis Kation dan anion. Kation terdiri dari dua jenis yaitu kation yang memiliki satu jenis muatan dan kation yang memiliki dua/lebih muatan. Untuk lebih jelasnya kita dapat melihat tabel 7.1 dibawah ini.

Tabel 7.1 Beberapa Kation sederhana

Kation dengan muatan 1 jenis		Kation dengan muatan 2 jenis	
Nama	Lambang	Nama	Lambang
Ion Litium	Li^+	Ion kromium (II)	Cr^{+2}
Ion Natrium	Na^+	Ion Kromium (III)	Cr^{+3}
Ion Kalium	K^+	Ion Besi (II)	Fe^{+2}
Ion Rubidium	Rb^+	Ion Besi (III)	Fe^{+3}
Ion Sesium	Cs^+	Ion Kobalt (II)	Co^{+2}
Ion Magnesium	Mg^{+2}	Ion Kobalt (III)	Co^{+3}
Ion Kalsium	Ca^{+2}	Ion Tembaga (I)	Cu^{+1}
Ion Stronsium	Sr^{+2}	Ion Tembaga (II)	Cu^{+2}
Ion Barium	Ba^{+2}	Ion Merkuri (I)	Hg_2^{+2}
Ion Alumunium	Al^{+3}	Ion Merkuri (II)	Hg^{+2}
Ion Seng	Zn^{+2}	Ion Timah (II)	Sn^{+2}
Ion Perak	Ag^+	Ion Timah (IV)	Sn^{+4}
Ion Kadmium	Cd^{+2}	Ion Mangan (II)	Mn^{+2}
Ion Timbal	Pb^{+2}	Ion Mangan (IV)	Mn^{+4}

(sumber : Petrucci, R.H., Harwood, W.S., Herring, F.G.,
Madura, 2002)

Anion juga memiliki beberapa jenis, terdapat anion monoatom dan anion poliatom. Untuk anion monoatom dan poliatom akan diberi nama dengan menambahkan akhiran -ida pada nama unsur tersebut. Bagi anion Oksi (anion yang mengandung O) akan menggunakan akhiran -it dan -at. Anion oksida yang memiliki O lebih sedikit banyak diberi akhiran -at sebaliknya anion oksida dengan O lebih sedikit diberi akhiran -it.

Bila anion tersebut membentuk seri anion oksida (bisa 3-4) mengikat atom O, maka diberi awalan Hipo- (terendah) untuk anion oksida yang memiliki atom O paling sedikit dan Per- (tertinggi) untuk anion oksida yang memiliki atom O paling banyak. Untuk memahami penjelasan diatas, dapat memperhatikan tabel 7.2 dibawah ini.

Tabel 7.2 Beberapa Anion

Anion Monoatom		Anion Poliatom	
Nama	Lambang	Nama	Lambang
Ion hibrida	H^-	Ion hidroksida	OH^-
Ion flourida	F^-	Ion sianida	CN^-
Ion klorida	Cl^-	Ion peroksida	O_2^{2-}
Ion bromida	Br^-	Anion Poliatom yang lazim	
Ion iodida	I^-	Ion karbonat	CO_3^{2-}
Ion oksida	O^{2-}	Ion hydrogen karbonat (bikarbonat)	HCO_3^{2-}
Ion sulfida	S^{2-}	Ion asetat	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
Ion nitrida	N^{3-}	Ion kromat	CrO_4^{2-}
Anion Okso		Ion dikromat	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Ion Nitrit	NO_2^-	Ion oksalat	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Ion Nitrat	NO_3^-	Ion fosfat	PO_4^{3-}
Ion Sulfit	SO_3^{2-}	Ion hydrogen fosfat	HPO_4^{2-}
Ion Sulfat	SO_4^{2-}	Ion dihidrogen fosfat	H_2PO_4^-
Ion Hipoklorit	ClO^-	Ion hydrogen sulfit (bisulfit)	HSO_3^{2-}
Ion Klorit	ClO_2^-	Ion hydrogen sulfat (bisulfat)	HSO_4^{2-}
Ion Klorat	ClO_3^-	Ion tiosulfat	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
Ion Perklorat	ClO_4^-	Ion sianat	OCN^-

(sumber : (Petrucchi, R.H., Harwood, W.S., Herring, F.G.,
Madura, 2002)

Tata nama senyawa kimia pada bagian ini terdiri dari dua cara yaitu sebagai berikut (Bergmeier, 1999) (McMurry, J., 2017).

1. Kation (1 Macam) + Anion

Kation monoatom yang muatannya satu macam yaitu golongan IA, IIA, III A, Zn, Ag, Cd, Pb yang berikatan dengan anion diberi nama dengan ketentuan :

Kation + Anion + Ida/sesuai nama lazim anion

Contoh tata nama kation satu macam dengan anion

a. Berilah nama pada senyawa berikut

- a. BaCl_2
- b. CaF_2
- c. Na_2S
- d. ZnO
- e. KClO_4

Jawaban:

- a. BaCl_2 tersusun dari kation Ba^{+2} (atom barium) dan dua anion Cl^- (atom klor). Nama kation sama dengan nama atom dan nama anion sama dengan nama atom yang diberi akhiran ida. Penamaan jenis ini tidak memerlukan penambahan prefix/awalan jumlah unsur penyusun sehingga nama senyawa ini adalah Barium Klorida

- 1) CaF_2 : Kalsium Florida
- 2) Na_2S : Natrium Sulfida
- 3) ZnO : Seng Oksida
- 4) KClO_4 : Kalium perklorat

- b. Tuliskanlah rumus senyawa dari nama-nama senyawa berikut ini

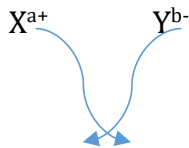
- 1) Natrium bromida

- 2) Magnesium oksida
- 3) Kalium iodida
- 4) Seng klorida
- 5) Alumunium hidrida

Jawaban:

“Ingat pola rumus senyawa”

Rumus senyawa didapatkan dari penggabungan kation dan anion dimana kita mengupayakan agar jumlah muatan sama dengan netral yang dilakukan dengan perkalian silang



$$\text{Jumlah muatan } X_bY_a = (a+) \times b + (b-) \times a = 0$$

- 1) Natrium = Na^+ dan bromida = Br^-

Maka rumus senyawanya NaBr

- 2) MgO
- 3) KI
- 4) ZnCl_2
- 5) AlH_3

2. Kation (Lebih dari Satu macam) + Anion

Kation monoatom yang dapat membentuk lebih dari satu macam kation menggunakan 2 cara :

Cara Baru (Stock)

Kation (Biloks) + Anion + Ida/sesuai nama lazim

Cara Lama (Klasik)

Kation+ akhiran O atau I + Anion + Ida/sesuai nama

Catatan : akhiran O untuk biloks yang lebih rendah

Akhiran I untuk biloks yang lebih tinggi

Contoh

- a. Berilah nama senyawa FeCl_2 dan FeCl_3 baik menggunakan cara baru maupun cara klasik



Besi (II) Klorida (Cara baru)

Ferro Klorida (Cara lama)



Besi (III) Klorida (Cara baru)

Ferri Klorida (Cara lama)

7.2.2 Tata Nama Biner dari Non Logam dan Non Logam

Tata nama senyawa biner digunakan untuk senyawa yang terdiri dari dua unsur, apabila unsur tersebut berupa unsur non logam maka akan membentuk senyawa Biner Kovalen dimana atom-atom dalam senyawa ini berbagi elektron.

Tata nama senyawa pada bagian ini mengikuti aturan sebagai berikut :

Prefiks+ Non logam + Prefiks + non logam + Ida

Prefiks diidentifikasi sebagai jumlah relative atom sesuai dengan awalnya yaitu Mono =1; di =2; tri =3; tetra =4; penta=5; heksa = 6; hepta = 7, okta = 8; nona = 9; deka = 10.

Contoh

Berilah nama senyawa dibawah ini

- a. BCl_3
- b. CS_2
- c. CO
- d. CO_2
- e. N_2O_4

Jawab

- a. BCl_3 tersusun atas satu atom Boron dan tiga atom klor sehingga namanya adalah Boron triklorida (ingat prefix satu/mono di unsur pertama tidak disebutkan.
- b. CCl_4 tersusun atas satu atom karbon dan empat atom klor sehingga namanya Karbon tetraklorida
- c. CO : Karbon Monoksida
- d. CO_2 : Karbon dioksida

- e. N_2O_4 : dinitrogen tetraoksida

Catatan : awalan mono di unsur pertama tidak digunakan dan beberapa zat memiliki nama lazim seperti H_2O yang namanya adalah air.

7.2.3. Tata Nama Asam

Asam adalah zat yang terurai atau terion menghasilkan ion hydrogen (H^+). Pengenalan teori asam diperdalam pada kelas 11 dan pada bagian subbab ini diperkenalkan sistem penamaan asam saja. Penamaan senyawa ini mengikuti aturan sebagai berikut :

Asam + Anion + ida/ sesuai nama lazim

Contoh

Berilah nama senyawa asam dibawah ini

- a. HCl
- b. H_2S
- c. H_2SO_4
- d. HNO_3
- e. HClO_4

Jawab

- a. HCl : Asam Klorida
- b. H_2S : Asam Sulfida
- c. H_2SO_4 : Asam Sulfat
- d. HNO_3 : Asam Nitrat
- e. HClO_4 : Asam perklorat

7.2.4 Tata Nama Basa

Basa adalah zat yang terurai atau terion menghasilkan ion hidroksida (OH^-). Pengenalan teori basa diperdalam pada kelas 11 dan pada bagian subbab ini diperkenalkan sistem penamaan basa saja. Penamaan senyawa ini mengikuti aturan sebagai berikut :

Kation + Hidroksida

Contoh

Berilah nama senyawa asam dibawah ini

- a. NaOH
- b. KOH
- c. $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- d. $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- e. $\text{Fe}(\text{OH})_3$

Jawab

- a. NaOH : Natrium hidroksida
- b. KOH : Kalium hidroksida
- c. $\text{Mg}(\text{OH})_2$: Magnesium hidroksida
- d. $\text{Fe}(\text{OH})_2$: Besi (II) hidroksida
- e. $\text{Fe}(\text{OH})_3$: Besi (III) Hidroksida

7.3 Tata Nama Senyawa Organik

Keragaman senyawa organik begitu luas sehingga kimia organik ditempatkan sebagai cabang kimia tersendiri dan dipelajari di kelas 12. Tingginya keragaman senyawa organik karena keistimewaan atom karbon mengikat atom karbon lain atau atom lain membentuk rantai lurus maupun cincin. Atom lain dapat berupa hidrogen, Oksigen, Nitrogen dan sulfur.

Berikut ini contoh tata nama senyawa hidrokarbon golongan alkane, alkena dan alkuna. Nama senyawa golongan alkane semuanya diberi akhiran -ana. Golongan alkena diberi akhiran -ena dan golongan alkuna diberi akhiran -una. Hidrokarbon yang memiliki gugus fungsi organik dikelompokkan senyawa organik.. Contoh penamaan hidrokarbon dan senyawa organik dapat dilihat pada tabel 7.3 dan 7.4 dibawah ini.

Tabel 7.3 Nama Alkana, Alkena dan Alkuna

Alkana		Alkena		Alkuna	
CH ₄	Metana	-	-	-	-
C ₂ H ₆	Etana	C ₂ H ₄	Etena	C ₂ H ₂	Etuna
C ₃ H ₈	Propana	C ₃ H ₆	Propena	C ₃ H ₄	Propuna
C ₄ H ₁₀	Butana	C ₄ H ₈	Butena	C ₄ H ₆	Butuna
C ₅ H ₁₂	Pentana	C ₅ H ₁₀	Pentena	C ₅ H ₈	Pentuna
C ₆ H ₁₄	Heksana	C ₆ H ₁₂	Heksena	C ₆ H ₁₀	Heksuna
C ₇ H ₁₆	Heptana	C ₇ H ₁₄	Heptena	C ₇ H ₁₂	Heptuna
C ₈ H ₁₈	Oktana	C ₈ H ₁₆	Oktena	C ₈ H ₁₄	Oktuna
C ₉ H ₂₀	Nonana	C ₉ H ₁₈	Nonena	C ₉ H ₁₆	Nonuna
C ₁₀ H ₂₂	Dekana	C ₁₀ H ₂₀	Dekena	C ₁₀ H ₁₈	Dekuna

Tabel 7.4 Nama Senyawa Organik

Kelompok	Ciri-ciri	Contoh	Kegunaan
Alkohol	R-OH	C ₂ H ₅ -OH (Etanol)	Bahan bakar, desinfektan, pelarut
Eter	R-O-R	C ₂ H ₅ -O-C ₂ H ₅ (dietil eter)	Aditif bahan bakar
Aldehida	R-CHO	HCHO (Formaldehid)	Desinfektan, pengawet mayat
Keton	R-CO-R	CH ₃ CO-CH ₃ (Aseton)	Pencuci kuteks
Asam Karboksilat	R-COOH	CH ₃ -COOH (asam Asetat)	Pengawet alami
Ester	R-COO-R	CH ₃ -COO-CH ₃ (Etil asetat)	Perisa jeruk, pelarut

(dikutip dari berbagai sumber; (Onyekwelu, 2019)(Hasrianti, Nururrahmah and Nurasia, 2016), (Doan *et al.*, 2022)

Soal Pilihan Ganda

1. Senyawa yang terbentuk dari logam dan non-logam disebut:
 - a. Senyawa Kovalen
 - b. Senyawa Ionik
 - c. Senyawa Hidrokarbon
 - d. Senyawa Logamik
 - e. Senyawa Organik
2. Ikatan di mana atom-atom berbagi elektron disebut ikatan:
 - a. Kovalen
 - b. Ionik
 - c. Logam
 - d. Koordinasi
 - e. Hidrogen
3. Apa nama kimia dari senyawa MgO ?
 - a. Magnesium Oksida
 - b. Mangan Oksida
 - c. Merkurius Oksida
 - d. Molibdenum Oksida
 - e. Magnesium monoksida
4. Asam sulfat memiliki rumus kimia:
 - a. HNO_3
 - b. H_2SO_4
 - c. HCl
 - d. H_3PO_4
 - e. HCN
5. Senyawa H_2O merupakan contoh dari senyawa jenis apa?
 - a. Biner
 - b. Ionik
 - c. Kovalen
 - d. Asam
 - e. Basa

6. Apa nama kimia untuk senyawa MgCl_2 ?
 - a. Magnesium klorida
 - b. Magnesium klorat
 - c. Magnesium klorin
 - d. Magnesium kloratida
 - e. Magnesium diklorida
7. Jika ditentukan ion pembentuk senyawa adalah Ca^{+2} , Al^{3+} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, OH^- , SO_4^{2-} . Rumus kimia senyawa yang benar adalah ...
 - a. CaOH
 - b. CaSO_4
 - c. $\text{Al}_3(\text{SO}_4)_2$
 - d. $\text{Al}(\text{OH})_2$
 - e. $\text{Ca}_2\text{C}_2\text{O}_4$
8. Rumus kimia dari ferri karbonat adalah...
 - a. FeC_2O_4
 - b. $\text{Fe}_3(\text{C}_2\text{O}_4)_2$
 - c. $\text{Fe}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_3$
 - d. FeCO_3
 - e. $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$
9. Nama Kimia untuk senyawa SnO_2 adalah ...
 - a. Timah dioksida
 - b. Timah (II) oksida
 - c. Seng (II) oksida
 - d. Seng (IV) oksida
 - e. Timah (IV) Oksida
10. Senyawa organik dibawah ini yang digunakan sebagai pembersih kuteks adalah ...
 - a. Etanol
 - b. Dietil eter
 - c. Oktil asetat
 - d. Asam formiat
 - e. Aseton

Soal Isian

1. Berilah nama senyawa dibawah ini
 - a. ZnS
 - b. $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$
 - c. KIO_3
 - d. NaHSO_4
 - e. $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$
 - f. ClF_3
 - g. N_2O_4
 - h. BrF_5
 - i. H_3PO_3
 - j. $\text{Al}(\text{OH})_3$

2. Tuliskanlah nama senyawa dibawah ini
 - a. Alumunium sulfat
 - b. Kobalt (II) nitrat
 - c. Asam hipoklorit
 - d. Besi (III) oksida
 - e. Asam iodat
 - f. Alumunium fosfat
 - g. Natrium hidroksida
 - h. Karbon monoksida
 - i. Siliko tetraflorida
 - j. Diiodin heksaklorida

3. Lengkapi tabel senyawa yang dapat dibentuk Antara kation dan anion dibawah ini

	NO_3^-	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Na^+				
Ca^{+2}				
Al^{+3}				
Fe^{+3}				

DAFTAR PUSTAKA

- Azarianti, D., Sadiana, I.M. And Asi, N.B. (2020) 'Profil penguasaan konsep tatanama senyawa dan persamaan reaksi pada siswa kelas xi ipa-4 sma negeri 2 sampit tahun ajaran 2018/2019', *jurnal ilmiah kanderang tingang*, 11(1), pp. 102–116. Available at: <https://doi.org/10.37304/jikt.v11i1.79>.
- Bergmeier, s.c. (1999) *principles of chemical nomenclature. A guide to iupac recommendations edited by g. J. Leigh. Blackwell science, oxford, u.k. 1998. Viii + 133 pp. 19 x 27 cm. Isbn 0-86542-685-6. \$28.50., journal of medicinal chemistry.* Available at: <https://doi.org/10.1021/jm990206e>.
- Doan, b.q. *Et al.* (2022) 'performance and emission characteristics of diesel engine using ether additives: a review', *international journal of renewable energy development*, 11(1), pp. 255–274. Available at: <https://doi.org/10.14710/ijred.2022.42522>.
- Hasrianti, Nururrahmah and Nurasia (2016) 'pemanfaatan ekstrak bawang merah dan asam asetat sebagai pengawet bakso', *jurnal dinamika*, 07(1), pp. 9–30.
- Mcmurphy, j., & f. (2017) *chemistry*. Pearson.
- Onyekwelu, k. (2019) 'ethanol', in. Available at: <https://doi.org/10.5772/intechopen.79861>.
- Petrucci, r.h., harwood, w.s., herring, f.g., madura, j.. (2002) *kimia dasar (prinsip-prinsip dan aplikasi modern)*. Ix. Erlangga.
- .

BAB 8

IKATAN KIMIA

Oleh Imranah

8.1 Pendahuluan

Ikatan kimia adalah interaksi atau gaya tarik antara atom-atom yang menghasilkan pembentukan molekul atau senyawa kimia. Tujuan dari pembentukan ikatan ini adalah karena atom-atom ingin mencapai kestabilan dengan mengisi atau melakukan transfer elektron pada kulit terluar mereka. Dengan kata lain, ikatan kimia merupakan gaya yang bekerja pada atom-atom sehingga mereka menjadi lebih stabil (Hulu, 2019). Ikatan kimia merupakan dasar bagi pembentukan senyawa kimia dan interaksi antar materi. Oleh karena itu, ikatan kimia memegang peran yang sangat penting dalam dunia kimia dan ilmu pengetahuan secara umum. Berikut beberapa alasan pentingnya ikatan kimia:

1. Pembentukan senyawa baru; ikatan kimia memungkinkan atom-atom untuk membentuk senyawa baru dari unsur-unsur yang memiliki sifat dan karakter yang berbeda.
2. Kehidupan dan reaksi biologis; reaksi biologis seperti metabolisme dan sintesis molekul yang diperlukan oleh tubuh sangat dipengaruhi oleh ikatan kimia.
3. Energi; proses pembentukan ikatan kimia tidak lepas dari perubahan energi baik itu menyerap ataupun sebaliknya menghasilkan energi.
4. Industri material; industri material sangat dibantu oleh adanya ikatan kimia dalam hal pembentukan material-material baru yang berupa plastik, kaca, maupun logam yang dapat digunakan dalam kehidupan sehari-hari.

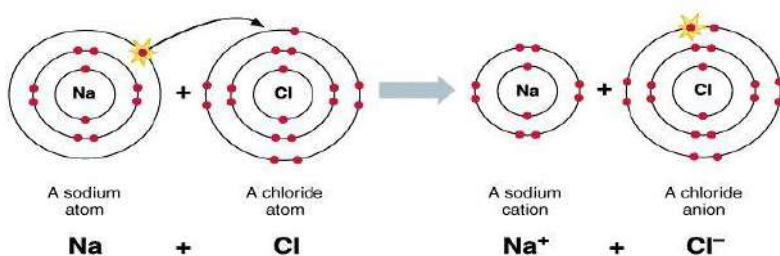
5. Dunia pengobatan; dunia pengobatan menggunakan pemahaman tentang ikatan kimia untuk membuat obat-obat yang efektif.

8.2 Ikatan Ion

Ikatan ion adalah ikatan yang terjadi ketika terdapat perpindahan elektron dari atom yang satu ke atom yang lain dan menghasilkan ion positif (kation) dan ion negatif (anion). Ion-ion yang berbeda tersebut akan mengalami tarikan gaya elektrostatis sehingga saling mempertahankan kestabilannya. Meski demikian, pada kenyataannya di alam hanya sedikit senyawa yang bersifat ionik murni (Sugiarto and Suyanti, 2010).

8.2.1 Pembentukan Ikatan Ion

Ikatan ion dapat terbentuk ketika atom yang memiliki kecenderungan untuk melepas elektron bertemu dengan atom yang memiliki kecenderungan untuk menerima. Sebagaimana telah dijelaskan sebelumnya, ikatan ion merupakan ikatan antara ion positif dan ion negatif yang disebabkan karena adanya tarik-menarik antar partikel yang muatannya berlawanan. Ion positif dan ion negatif tersebut dapat terbentuk apabila antar atom mengalami serah terima elektron. Atom yang melepaskan elektron akan membentuk kation begitupun sebaliknya atom yang menerima elektron akan membentuk anion (Syukri S, 1999). Contohnya dapat dilihat pada Na dan Cl seperti berikut.

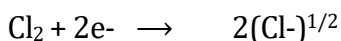


Gambar 8.1 Ikatan Ion pada NaCl

(Sumber : Satria, 2016)

Notasi Na mengacu pada atom Natrium yang tidak memiliki muatan dan memiliki 1 elektron valensi, sedangkan notasi Na^+ mengacu pada kation natrium yang bermuatan netto $1+$. Begitu pula untuk notasi Cl merujuk kepada atom Klor yang tidak memiliki muatan dan memiliki 7 elektron valensi, dan notasi Cl^- merujuk kepada anion klorida yang bermuatan netto $1-$ (Charles W. Keenan, Donald C. Kleinfelter and Jesse H. Wood, 1998).

Berdasarkan serah terima elektron pada Gambar 9.1, secara ringkas untuk memperoleh rumus senyawanya dapat dituliskan sebagai berikut:



koefisien reaksi harus disetarakan agar jumlah elektron yang diberikan dari satu atom sama dengan yang diterima oleh atom lain (Syukri S, 1999).

8.2.2 Sifat-sifat Senyawa Ion

Menurut Hulu (2019), senyawa ion memiliki beberapa sifat seperti berikut:

1. Senyawa ion memiliki sifat yang keras sekaligus juga bersifat rapuh. Hal dikarenakan ion positif dan ion negatif akan mengalami pergeseran posisi ketika senyawa ion dipukul atau ditepa. Ion yang sebelumnya bersilangan akan menjadi berhadapan dan menimbulkan gaya tolak sehingga senyawa akan bersifat rapuh.
2. Di antara ion positif dan ion negatif terdapat gaya elektrostatis yang kuat sehingga menyebabkan senyawa ion memiliki titik didih dan titik lebur yang tinggi.

3. Senyawa ion mudah larut dalam air. Hal ini karena molekul air dapat masuk ke dalam ruang antara ion positif dan ion negatif sehingga gaya elektrostatisnya melemah lalu kemudian terpecah.
4. Senyawa ion tidak dapat menghantarkan listrik dalam fase padat tetapi dapat menghantarkan listrik dalam fase cair.

8.3 Ikatan Kovalen

Seorang Gilbert Lewis pada awal abad ke-20 membuat sebuah terobosan baru dengan menyatakan bahwa pada ikatan kimia, atom-atom yang berikatan melakukan penggunaan elektron secara bersama. Pemakaian elektron secara bersama inilah yang kemudian menyebabkan adanya gaya tarikan inti antar atom sehingga membentuk sebuah ikatan. Ikatan inilah yang disebut sebagai ikatan kovalen (Chang, 2005). Hal ini dikarenakan tidak semua unsur mampu melepaskan atau menerima elektron dan membentuk ion-ion. Dalam rangka mencapai konfigurasi oktet, unsur yang tidak mengalami transfer elektron akan melakukan penggunaan bersama elektron valensi sehingga membentuk molekul unsur atau molekul senyawa. Elektron yang digunakan secara bersama kemudian akan menjadi milik dari atom-atom yang saling berikatan sehingga bisa mencapai konfigurasi oktet.

8.3.1 Pembentukan Ikatan Kovalen

Unsur yang memiliki nilai keelektronegatifan $\geq 2,0$ atau memiliki kecenderungan untuk menerima elektron disebut sebagai unsur elektronegatif. Kecenderungan unsur elektronegatif tersebut untuk menerima elektron dikarenakan adanya upaya untuk mencapai sebuah kestabilan. Permasalahan yang muncul adalah unsur elektronegatif tersebut tidak akan dapat memperoleh elektron apabila tidak ada unsur lain yang memberikan elektron. Setelah diseleksi lebih jauh, ternyata dua buah atom dapat melakukan pemakaian elektron secara bersama dengan menggabungkan

orbital terluarnya. Orbital gabungan dan elektron yang berada di dalam orbital tersebut selanjutnya menjadi milik bersama kedua atom. Hal ini menyebabkan atom yang satu akan terikat dengan atom yang lainnya. Penggabungan orbital tersebut akan menambah elektron valensi masing-masing atom sehingga dapat mencapai kestabilan, contohnya seperti H dengan H, H dengan Cl, dan F dengan F. (Syukri S, 1999).

Konsep ikatan untuk mencapai kestabilan tersebut merupakan dasar dari Hukum Oktet. Hukum Oktet menyatakan bahwa suatu atom dapat dikatakan stabil apabila atom tersebut dikelilingi oleh 8 elektron agar tercapai susunan elektron dari gas mulia Ne, atau memiliki 2 elektron untuk mencapai susunan elektron gas mulia He (Rasyid, 2009). Untuk menunjukkan bagaimana ikatan kovalen terjadi maka digunakanlah rumus dot elektron (Struktur Lewis) yang menunjukkan elektron valensi atom yang berikatan. Umumnya elektron tersebut akan digambarkan berupa titik, silang, ataupun bulatan-bulatan kecil yang diberikan berdasarkan konfigurasi elektron.

Tabel 8.1 Struktur Lewis dari Beberapa Atom

Golongan	Unsur	Konfigurasi Elektron	Elektron Valensi	Struktur Lewis	Pasangan Elektron	Elektron Ikatan
IV	C	2,4	4		0	4
V	N	2,5	5		1	3
VI	O	2,6	6		2	2
VII	F	2,7	7		3	1
VIII	Ne	2,8	8		4	0

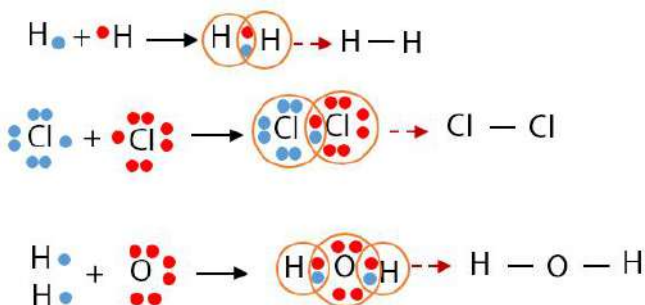
Sumber:(Hulu, 2019)

Struktur Lewis ini nantinya yang akan memperlihatkan elektron-elektron mana saja yang berikatan dan elektron mana saja yang menjadi elektron bebas (Hulu, 2019).

8.3.2 Jenis-Jenis Ikatan Kovalen

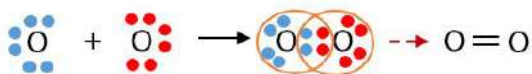
Atom-atom dapat membentuk berbagai jenis ikatan kovalen yang berbeda. Ikatan kovalen yang terbentuk pun dapat dikelompokkan berdasarkan jumlah pasangan elektron ikatan (PEI) dan berdasarkan kepolaran ikatan. Apabila ditinjau dari jumlah PEI yang terdapat dalam suatu molekul maka ikatan kovalen digolongkan menjadi tiga, yakni kovalen tunggal, kovalen rangkap dua, dan kovalen rangkap tiga (Chang, 2005).

Ikatan kovalen tunggal (*single bond*) terjadi apabila dua atom berikatan melalui sepasang elektron atau dalam kata lain 1 PEI.



Gambar 8.2 Ikatan Kovalen Tunggal
(Sumber : idschool.net)

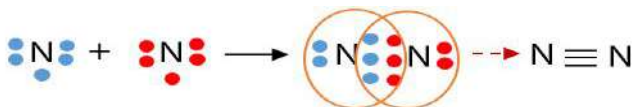
Ikatan kovalen rangkap dua (*double bond*) terjadi apabila dua atom menggunakan bersama dua pasang elektron atau 2 PEI.



Gambar 8.3 Ikatan Kovalen Rangkap Dua

(Sumber : idschool.net)

Begitupun pada ikatan kovalen rangkap tiga (*triple bond*) terjadi apabila dua atom menggunakan bersama tiga pasang elektron atau 3 PEI.



Gambar 8.4 Ikatan Kovalen Rangkap Tiga

(Sumber : idschool.net)

Sedangkan jika ditinjau dari kepolaran ikatan, maka ikatan kovalen dikelompokkan menjadi ikatan kovalen polar dan kovalen nonpolar. Ikatan kovalen polar adalah ikatan kovalen yang memiliki pengutuban muatan atau polarisasi muatan. Hal ini dikarenakan adanya perbedaan nilai elektronegatifitas dari atom-atom yang berikatan.



Gambar 8.5 Ikatan Kovalen Polar

(Sumber: Rahayu, 2007)

Adapun ikatan kovalen nonpolar adalah ikatan kovalen yang tidak memiliki perbedaan keelektronegatifan atau memiliki keelektronegatifan yang sama. Ikatan ini biasanya terjadi pada atom-atom nonlogam sejenis (diatomik) yang saling terikat.

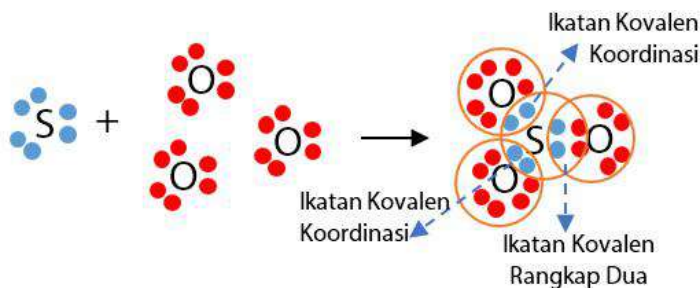


Gambar 8.6 Ikatan Kovalen Nonpolar

(Sumber: Rahayu, 2007)

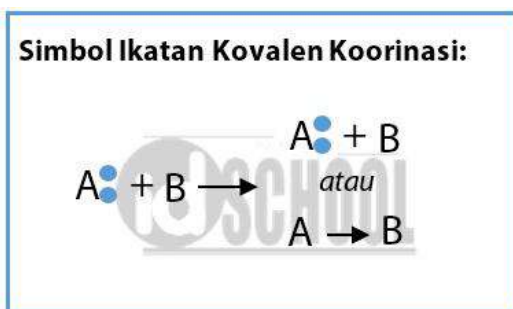
Selain daripada ikatan-ikatan kovalen yang telah disebutkan di atas, terdapat juga suatu ikatan kovalen yang disebut sebagai ikatan kovalen koordinasi. Ikatan kovalen koordinasi sendiri merupakan suatu ikatan yang terbentuk dikarenakan adanya penggunaan elektron secara bersama namun hanya salah satu atom yang berikatan yang menyumbangkan pasangan elektron tersebut (Hulu, 2019).

Ikatan kovalen koordinasi atau biasa disebut sebagai ikatan kovalen koordinat terjadi ketika suatu atom yang telah mencapai konfigurasi oktet dan memiliki pasangan elektron bebas bertemu dengan atom yang kekurangan elektron atau belum mencapai oktet. Adapun contoh dari ikatan kovalen koordinasi terjadi pada molekul SO_3 . Atom S yang berikatan dengan 3 atom O memiliki 6 elektron valensi sehingga S hanya memerlukan sepasang elektron untuk mencapai oktet. Lain halnya dengan atom O yang menggunakan 6 elektron valensi dari atom S untuk ketiga atom O agar dapat mencapai oktet. Hal ini dapat dilihat pada Gambar 8.7 berikut.



Gambar 8.7 Ikatan Kovalen Koordinasi
(Sumber : idschool.net)

Terhusus untuk ikatan kovalen koordinasi, simbol yang digunakan untuk menunjukkan ikatan yang terbentuk adalah dengan memberikan tanda panah. Tanda panah menandakan sumber elektron yang digunakan secara bersama.



Gambar 8.8 Simbol Ikatan Kovalen Koordinasi
(Sumber : idschool.net)

8.3.3 Sifat-Sifat Senyawa Kovalen

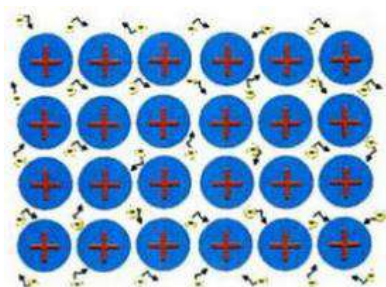
Menurut Sunarya and Setiabudi (2007), sifat-sifat dari senyawa yang berikatan kovalen adalah sebagai berikut:

1. Senyawa dengan ikatan kovalen memiliki gaya tarik antar molekul yang relatif lemah apabila dibandingkan dengan senyawa dengan ikatan ion.
2. Senyawa yang berikatan kovalen baik dalam wujud padat maupun dalam wujud cair tidak dapat menghantarkan arus listrik.

3. Dari segi kelarutan, senyawa dengan ikatan kovalen nonpolar akan larut pada pelarut nonpolar dan begitupun senyawa dengan ikatan polar hanya akan larut pada pelarut polar.

8.4 Ikatan Logam

Atom-atom logam dapat saling berikatan membentuk suatu ikatan logam. Pada setiap atom logam tersebut terdapat elektron konduksi yang berasal dari elektron valensi atom (Saito, 2004). Ikatan logam adalah ikatan yang disebabkan oleh adanya gaya tarik menarik antara inti atom logam dengan lautan elektron (Hulu, 2019). Adapun model lautan elektron ini adalah teori ikatan logam yang paling sederhana jika dibandingkan dengan teori lain seperti teori pita dan teori orbital molekul. Model ini menunjukkan bahwa setiap elektron valensi dapat bergerak bebas di antara tumpukan bangun logam. Oleh sebab itu, diberikanlah istilah lautan elektron.



Gambar 8.9 Lautan Elektron

(Sumber : Jamilah, 2018)

Pada unsur atom logam hanya terdapat sedikit elektron valensi sehingga memiliki banyak orbital kosong pada kulit terluarnya. Hal ini menyebabkan elektron valensi tersebut dapat bergerak secara bebas melakukan perpindahan dari orbital yang satu ke orbital yang lain dalam satu atom ataupun antaratom. Elektron yang bergerak secara bebas tersebut kemudian akan menyelimuti seluruh atom atau dengan kata lain terdelokalisasi (Jamilah, 2018). Elektron-elektron valensi yang bergerak bebas inilah yang mampu

menghantarkan arus listrik serta kalor dalam logam (Sugiarto and Suyanti, 2010).

8.4.1 Sifat-Sifat Logam

Kisi kristal logam terdiri atas kation logam dalam sebuah lautan elektron. Lautan elektron ini terbentuk dari elektron-elektron valensi atom yang saling bertumpang tindih. Pada kation logam dan lautan elektron tersebut kemudian akan terjadi gaya tarik-menarik yang sangat kuat. Gaya-gaya yang mempersatukan atom logam tersebut membuat logam memiliki beberapa sifat yang khas. Adapun sifat-sifat tersebut dikemukakan oleh Jamilah (2018) sebagaimana berikut:

1. Mampu menghantarkan listrik atau panas dengan baik (konduktor); aliran listrik dapat terjadi pada sebuah logam ketika terdapat beda potensial. Arus listrik yang dialirkan ke logam akan terbawa oleh atom-atom yang bergerak dari kutub negatif menuju ke kutub positif. Begitu pula dengan energi panas. Energi panas akan membuat bertambahnya jumlah tumbukan partikel dan elektron bergerak semakin cepat sehingga panas dapat dihantarkan.
2. Mampu mengubah bentuk tanpa terpecah (mudah ditempa dan dapat diulur); pada kebanyakan unsur logam, posisi atom-atom logam dapat berubah ketika dikenakan sebuah energi namun ion-ionnya tetap berikatan dengan lautan elektron. Hal ini membuat logam tersebut dapat ditempa dan dapat diulur. Beberapa logam seperti emas, timbal, aluminium, dan perak adalah contoh logam yang dapat ditempa. Adapun logam seperti besi, krom, nikel, dan tembaga adalah beberapa logam yang dapat diulur.
3. Selain raksa (Hg) yang berwujud cair, logam pada umumnya berwujud keras, kuat, dan padat pada suhu kamar.
4. Mengkilap jika terkena sinar; logam dapat mengkilap apabila terkena cahaya dikarenakan elektron-elektron

dapat memantulkan cahaya yang mengenai permukaan logam tersebut.

5. Memiliki titik didih dan titik leleh yang tinggi; kation logam dan elektron-elektron valensi memiliki gaya tarik-menarik yang cukup kuat sehingga diperlukan energi yang sangat besar untuk memutuskan ikatan tersebut. Hal inilah yang menyebabkan logam memiliki titik didih dan titik leleh yang cukup tinggi.

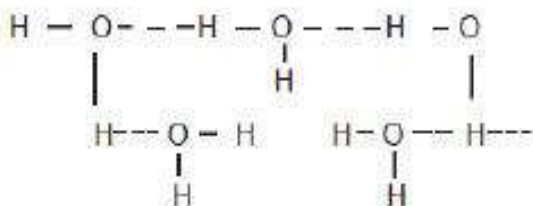
8.5 Ikatan Hidrogen

Ikatan hidrogen adalah ikatan yang terbentuk ketika sebuah atom hidrogen terikat dengan atom elektronegatif yang memiliki pasangan elektron bebas (Housecroft and Sharpe, 2005). Ikatan hidrogen yang kuat hanya terjadi pada molekul-molekul yang mengandung fluorin, oksigen, dan nitrogen. Pasangan elektron bebas dalam sebuah atom kecil kelihatannya lebih efektif daripada yang ada dalam atom besar dalam hal menarik suatu atom hidrogen tetangganya. Contohnya, walaupun klorin dan nitrogen memiliki nilai keelektronegatifan yang sama, ikatan hidrogen yang jauh lebih kuat terjadi pada atom nitrogen yang lebih kecil. Adapun tiga zat yang sifat-sifatnya sangat dipengaruhi oleh ikatan hidrogen yaitu, air, H_2O ; amonia, NH_3 ; dan hidrogen florida, HF (Charles W. Keenan, 2005).

Ikatan hidrogen terbagi menjadi 2 macam yakni ikatan hidrogen antarmolekul dan ikatan hidrogen intramolekul. Ikatan hidrogen antarmolekul merupakan ikatan hidrogen yang terjadi di antara 2 atau lebih dari 2 molekul yang sama ataupun berbeda jenis, misalnya pada alkohol, HF , CH_3COOH , H_2O , dan $HF-NH_3$. Sedangkan ikatan hidrogen intramolekul adalah ikatan yang terjadi antara 2 gugus fungsi pada sebuah molekul, misalnya yang terjadi pada , O-hidroksi asam benzoat, O-hidroksi benzaldehid, dan O-klorofenol. Ikatan hidrogen yang terdapat dalam molekul-molekul senyawa polar tersebut dapat mempertahankan kestabilannya dalam bentuk kristal (Syarifuddin, 1994).

8.5.1 Pembentukan Ikatan Hidrogen

Di antara molekul-molekul dapat terjadi tarikan antar molekul yang sangat kuat. Tarikan ini dapat terjadi ketika sebuah atom yang memiliki nilai elektronegatifitas yang besar terikat dengan satu atom hidrogen dari satu molekul dan molekul tetangganya memiliki sebuah atom berelektronegatifitas tinggi yang memiliki pasangan elektron bebas. Proton yang menjadi inti hidrogen berayun secara bolak-balik di antara atom karena adanya tarikan dari pasangan elektron yang berdekatan. Penggunaan bersama proton yang berayun di antara 2 molekul itulah yang membentuk sebuah ikatan hidrogen (Charles W. Keenan, Donald C. Kleinfelter and Jesse H. Wood, 1998).



Gambar 8.10 Ikatan Hidrogen

(Sumber : Jamilah, 2018)

Pada molekul air, atom O memiliki keelektronegatifan yang tinggi sehingga menyebabkan elektron yang terdapat antara atom O dan atom H akan tertarik ke arah atom O sehingga terbentuk suatu dipol (terbentuk kutub positif dan kutub negatif). Gaya tarik antardipol melalui atom hidrogen inilah yang kemudian disebut sebagai ikatan hidrogen.

8.5.2 Sifat-Sifat Ikatan Hidrogen

Syarifuddin (1994) mengemukakan bahwa meskipun ikatannya lemah, tetapi ikatan hidrogen dapat memengaruhi beberapa sifat fisik dari senyawa, diantaranya adalah sebagai berikut:

1. Senyawa yang memiliki ikatan hidrogen memiliki titik didih yang cenderung lebih tinggi karena memerlukan energi yang lebih tinggi untuk memutuskan ikatannya. Apabila diurutkan penyimpangan titik didih NH_3 , H_2O , dan HF adalah $\text{H}_2\text{O} > \text{NH}_3 > \text{HF}$. Hal ini disebabkan karena NH_3 atom N hanya memiliki 1 pasang elektron bebas, sedangkan dalam molekul H_2O atom O memiliki 2 pasang elektron bebas yang dapat membentuk ikatan hidrogen.
2. Anomali H_2O ; sebagaimana diketahui massa jenis es adalah 0,5 gr. Setiap molekul H_2O akan berikatan dengan 4 molekul H_2O yang lain membentuk struktur tetrahedral melalui ikatan hidrogen. Karena adanya ikatan hidrogen menyebabkan struktur es menjadi berongga. Pada saat es mencair, sebagian ikatan hidrogennya akan terputus sehingga struktur rongganya mengalami kerusakan. Hal inilah yang kemudian menyebabkan ruang di antara molekul menjadi lebih kecil sehingga massa jenis dan volumenya akan berkurang.

DAFTAR PUSTAKA

- Chang, R. (2005) *Kimia Dasar: Konsep-konsep Inti*. Terjemahan. Jakarta: Penerbit Erlangga.
- Charles W. Keenan (2005) *Kimia untuk Universitas*. Jakarta: Erlangga.
- Charles W. Keenan, Donald C. Kleinfelter and Jesse H. Wood (1998) *Kimia Untuk Universitas*. Terjemahan. Jakarta: Penerbit Erlangga.
- Housecroft, C.E. and Sharpe, A.G. (2005) *Inorganic Chemistry*. Edinburgh: Pearson Education.
- Hulu, D.B.T. (2019) *e-Modul Kimia*. Jakarta: Direktorat Pembinaan SMA - Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan.
- idschool.net (no date) *Macam-macam Ikatan Kovalen*, *idschool.net*. Available at: <https://idschool.net/sma/macam-macam-ikatan-kovalen/>.
- Jamilah, S. (2018) *Buku Panduan Pendidik: Ikatan Kimia Berorientasi Chemo-entrepreneurship*. Yogyakarta: Universitas Islam Negeri Sunan Kalijaga.
- Rahayu, I. (2007) *Praktis Belajar Kimia*. Jakarta: Visindo Media Persada.
- Rasyid, M. (2009) *Kimia Organik 1*. Makassar: Badan Penerbit UNM.
- Saito, T. (2004) *Kimia Anorganik*. Terjemahan. Edited by Ismunandar. Tokyo: Iwanami Shoten.
- Satria, V. (2016) *Ringkasan Materi tentang Ikatan Ion*, *Cekrisna.com*. Available at: <http://les.cekrisna.com/2016/02/ringkasan-materi-tentang-ikatan-ion.html>.
- Sugiarto, K.H. and Suyanti, R.D. (2010) *Kimia Anorganik Logam*. Yogyakarta: Graha Ilmu.
- Sunarya, Y. and Setiabudi, A. (2007) *Mudah dan Aktif Belajar Kimia*. Bandung: PT. Grafindo Media Pratama.
- Syarifuddin, N. (1994) *Ikatan Kimia*. Yogyakarta: Gajah Mada University Press.
- Syukri S (1999) *Kimia Dasar 1*. Bandung: Penerbit ITB.

BAB 9

HUKUM-HUKUM DASAR KIMIA

Oleh Neny Rochyani

9.1 Pendahuluan

Kimia, sebagai bagian dari ilmu pengetahuan alam, mengkaji bahan-bahan, termasuk susunannya, karakteristiknya, perubahan yang terjadi pada bahan, serta peran energi dalam transformasi tersebut. Dalam ilmu kimia, pemahaman terhadap prinsip-prinsip dasar memiliki peranan penting dalam mendukung penelitian, eksperimen, dan resolusi masalah kimia. Prinsip-prinsip ini bukan hanya mengungkap aspek mendasar mengenai materi, tetapi juga membentuk dasar teoretis untuk menjelaskan serta meramalkan perilaku kimia. Tujuannya adalah untuk mengurai dan memahami hukum dasar kimia yang menjadi dasar bagi seluruh cabang ilmu kimia.

Koneksi kuantitatif antara berbagai zat yang terlibat dalam reaksi kimia, baik sebagai reaktan (zat awal) maupun produk (hasil reaksi), dijelaskan melalui hukum-hukum mendasar dalam bidang kimia yang disebut stoikiometri. Stoikiometri adalah cabang ilmu kimia yang berfokus pada perhitungan kuantitatif yang berkaitan dengan komposisi dan reaksi zat. Asal usul kata "stoikiometri" dapat ditelusuri dari kata-kata Yunani "stoicheo" yang berarti unsur, dan "metrein" yang berarti mengukur.

Prinsip-prinsip mendasar dalam ilmu kimia menjadi dasar yang krusial untuk pemahaman dan perkembangan lebih lanjut dalam bidang ini. Beberapa dari hukum-hukum dasar kimia yang akan diuraikan dalam tulisan ini meliputi: Hukum Lavoisier (Prinsip Kekekalan Massa), Hukum Proust (Prinsip Perbandingan Tetap), Hukum Dalton (Prinsip Perbandingan Berganda), Hukum Gay-Lussac (Prinsip Perbandingan Volume), dan Hukum Avogadro.

9.2 Hukum Lavoisier(Hukum Kekekalan Massa)

Hukum kekekalan massa, yang dirumuskan oleh Antoine Lavoisier, menyatakan bahwa massa keseluruhan dalam suatu sistem yang terisolasi akan tetap tidak berubah selama berlangsungnya sebuah reaksi kimia. Lavoisier memperkenalkan konsep ini dalam penelitiannya pada tahun 1789, dan sejak saat itu, hukum ini dikenal dengan nama "hukum konservasi massa." (Chang, R. 2010). Adapun pernyataan hukum Lavoisier sebagai berikut ;

"Massa unsur-unsur atau zat sebelum dan sesudah reaksi dalam sistem tertutup adalah sama".

Contoh Soal 1 :

Apabila 20 atom unsur kalsium (Ca) berinteraksi dengan 8 atom oksigen, berapa banyak senyawa kalsium oksida (CaO) yang akan terbentuk? Mohon dicantumkan persamaan reaksinya.

Pembahasan :



Contoh Soal 2 :

Dari hasil reaksi antara 28 gram kalsium oksida (CaO) dan 22 gram karbon dioksida (CO₂), berapa jumlah senyawa yang dihasilkan?

Pembahasan :

28 gram kalsium oksida bereaksi dengan 22 gram karbon dioksida menghasilkan 50gram Calsium Carbonat (CaCO₃).



9.3 Hukum Proust (Hukum Perbandingan Tetap)

Hukum ini mengemukakan bahwa unsur-unsur dalam suatu senyawa selalu ada dalam rasio massa yang konsisten. Joseph Proust adalah penemu hukum ini, yang menunjukkan bahwa senyawa kimia memiliki struktur yang konsisten. Pada tahun 1799, penelitiannya mengindikasikan bahwa setiap senyawa tersusun dari unsur-unsur dengan komposisi tetap dan tertentu. Hasil penelitian Proust ini kemudian dikenal sebagai hukum perbandingan tetap.

Contoh Penerapan

Misalnya, air (H_2O) selalu memiliki rasio massa tetap antara hidrogen dan oksigen. Pernyataan hukum Proust adalah sebagai berikut :

“Perbandingan massa unsur-unsur dalam suatu senyawa selalu tetap”.

Contoh soal 1 :

Berdasarkan Hukum Proust, perbandingan massa antara unsur X dan unsur Y dalam senyawa ini dapat ditentukan dengan informasi bahwa 12 gram unsur X bereaksi dengan 8 gram unsur Y (Silberberg, M. S. 2017).

Pembahasan :

Menurut Hukum Proust, perbandingan massa antara unsur X dan unsur Y dalam senyawa tersebut akan selalu konstan. Untuk menghitung perbandingan massa, kita dapat membagi massa masing-masing unsur dengan faktor pengali yang sama. Dalam hal ini, faktor pengali yang sesuai adalah 4. Oleh karena itu, perbandingan massa antara unsur X dan unsur Y adalah ;

$$\begin{array}{l} 12 \text{ gram X} : 8 \text{ gram Y} \quad \text{dibagi faktor pengali 4,} \\ 3 \text{ gram X} : 2 \text{ gram Y.} \end{array}$$

Jadi, perbandingan massa antara unsur X dan unsur Y dalam senyawa tersebut adalah 3:2.

Contoh soal 2 :

Tentukan massa unsur A dan massa unsur B dimana Berdasarkan hukum perbandingan tetap yang terdapat dalam suatu senyawa Z terdiri dari 20 gram dengan perbandingan massa 5:3.

Pembahasan :

Berdasarkan Hukum Proust, perbandingan massa antara unsur A dan unsur B dalam senyawa tersebut akan tetap. Dalam hal ini, perbandingan massa A : B adalah 5 : 3.

Untuk menentukan massa masing-masing unsur, kita dapat menggunakan faktor pengali yang sama, yaitu 8.

Maka, massa unsur A dalam senyawa Z adalah ;

$$5/8 \times 20 \text{ gram} = 12,5 \text{ gram}$$

dan massa unsur B dalam senyawa Z adalah ;

$$3/8 \times 20 \text{ gram} = 7,5 \text{ gram}$$

9.4 Hukum Dalton (Hukum Perbandingan Berganda)

Hukum ini mengungkapkan bahwa ketika dua unsur berpartisipasi dalam pembentukan lebih dari satu senyawa, massa unsur yang bergabung selalu membentuk rasio bilangan bulat yang sederhana dengan massa unsur lain. John Dalton adalah penemu hukum ini, yang menggambarkan cara unsur-unsur yang sama dapat membentuk senyawa dengan variasi tertentu. (Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. 2017)

Senyawa	Massa C	Massa O	Massa C : Massa O
CO	1,2 gram	1,6 gram	3 : 4
CO ₂	1,2 gram	3,2 gram	3 : 8

Jika massa karbon dalam CO dan CO₂ adalah sama, maka perbandingan massa oksigen dalam kedua senyawa tersebut akan menghasilkan perbandingan tertentu. John Dalton menemukan bahwa perbandingan massa oksigen dalam CO dan CO₂ adalah 4 : 8, yang dapat disederhanakan menjadi 1 : 2. Oleh karena itu, hukum yang ditemukan oleh Dalton ini dikenal sebagai hukum perbandingan berganda., berikut pernyataan hukum Dalton :

“Jika dua unsur dapat membentuk lebih dari satu senyawa dengan salah satu massa unsur dibuat tetap, maka perbandingan unsur unsur lainnya dalam senyawa tersebut merupakan bilangan bulat yang sederhana”.

Contoh soal 1 :

Tentukan perbandingan tingkat massa unsur B dalam senyawa I dan II. Jika Unsur A yang berinteraksi dengan unsur B dapat membentuk dua senyawa, yaitu senyawa I dan senyawa II. Dalam senyawa I, terdapat 30 gram unsur A dan 160 gram unsur B, sementara dalam senyawa II, terdapat 90 gram unsur A dan 240 gram unsur B ?.

Pembahasan :

Senyawa	Massa A	Massa B	Massa A : Massa B
I	30 gram	160 gram	3 : 16
II	90 gram	240 gram	3 : 8

Berdasarkan tabel di atas, maka perbandingan massa unsur Y dalam senyawa I dan II adalah 16 : 8 atau 2 : 1.

Contoh soal 2 :

Apakah hukum perbandingan berganda berlaku untuk senyawa berikut, jika Unsur belerang (S) dan oksigen (O) menghasilkan dua tipe senyawa. Kandungan belerang dalam senyawa X adalah 50%, sedangkan dalam senyawa Y adalah 40%. ?.

Pembahasan :

Senyawa **X** mengandung 50% unsur belerang, berarti massa oksigennya adalah 50%. Massa S : O dalam senyawa, yaitu;

$$\mathbf{X = 50 : 50 = 1 : 1}$$

Senyawa **Y** mengandung 40% unsur belerang, berarti massa oksigennya adalah 60%. Massa S : O dalam senyawa, yaitu;

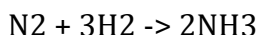
$$\mathbf{Y = 40 : 60 = 1 : 1,5}$$

Jika massa belerang (S) dalam kedua senyawa adalah sama, maka perbandingan massa oksigen pada senyawa X dan Y adalah 1 : 1,5 atau 2 : 3.

Angka perbandingan merupakan bilangan bulat dan sederhana. Itu artinya, kedua senyawa tersebut memenuhi hukum perbandingan berganda.

9.5 Hukum Gay Lussac (Hukum Perbandingan Volume)

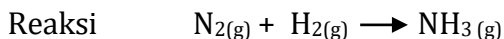
Ilmuwan Prancis, Joseph Gay Lussac, yang memfokuskan penelitiannya pada volume gas dalam reaksi kimia, mengemukakan hukum ini. Dalam konteks reaksi kimia yang diwakili oleh persamaan:



Joseph Gay Lussac menyimpulkan bahwa perubahan volume gas dalam reaksi dipengaruhi oleh suhu dan tekanan. Pada kondisi suhu dan tekanan tertentu, 1 liter gas nitrogen bisa bereaksi dengan 3 liter gas hidrogen untuk menghasilkan 2 liter gas amon. Pernyataan hukum Gay Lussac, yaitu (Atkins, P., & Jones, L. 2008) :

“Pada suhu dan tekanan yang sama perbandingan volume gas yang bereaksi dan hasil reaksi merupakan bilangan bulat yang sederhana”.

Contoh soal 1 :



Berapakah volume hydrogen yang dibutuhkan dan volume amonia yang terbentuk pada kondisi suhu dan tekanan yang sama, apabila volume 2 liter nitrogen yang bereaksi dari persamaan tersebut ?.

Pembahasan :

Perbandingan volume $N_2 : H_2 : NH_3 = 1 : 3 : 2$.

Jika volume $N_2 = 2$ liter maka

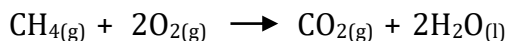
Volume $H_2 = \text{Koefisien } H_2 / \text{koefisien } N_2 \times \text{Volume } N_2$
 $= 3/1 \times 2 \text{ liter} = 6 \text{ liter.}$

Volume $NH_3 = \text{koefisien } NH_3 / \text{Koefisien } N_2 \times \text{Volume } N_2$
 $= 2/1 \times 2 \text{ liter} = 4 \text{ liter.}$

Jadi, volume hidrogen yang dibutuhkan adalah 6liter dan volume amonia yang terbentuk adalah 4 liter.

Contoh soal 2 :

Persamaan reaksi :



Diketahui sebanyak 4liter CH_4 dibakar habis dengan gas oksigen pada suhu dan tekanan yang sama. Berapa volume gas CO_2 yang dihasilkan ?.

Pembahasan :

Perbandingan volume $CH_4 : O_2 : CO_2 : H_2O$
 $= 1 : 2 : 1 : 2$

Jika volume CH_4 sebanyak 4 liter, maka volume gas CO_2 yang dihasilkan yaitu ;

Volume $CO_2 = \text{koefisien } CO_2 / \text{koefisien } CH_4 \times \text{volume } CH_4$
 $= 1/1 \times 4L = 4 \text{ liter}$

9.6 Hukum Avogadro

Pada tahun 1811, ilmuwan Italia bernama Amadeo Avogadro mengemukakan apa yang dikenal sebagai Hipotesis Avogadro atau Hukum Avogadro. Avogadro mengusulkan bahwa partikel unsur tidak selalu muncul sebagai atom yang berdiri sendiri, melainkan dapat terbentuk sebagai molekul unsur, seperti H_2 , O_2 , N_2 , dan P_4 . Dengan pemikiran ini, Avogadro berhasil menjelaskan hukum yang diajukan oleh Gay Lussac dengan merumuskan hipotesis atau hukum berikut (Tro, N. J. 2017) (Kotz, J. C., Treichel, P. M., Townsend, J. R., & Treichel, D. A. 2018):

"Pada tekanan (P) dan suhu (T) sama, setiap gas yang volumenya sama mengandung jumlah molekul yang sama".

Contoh soal 1 :

Pada suhu dan tekanan tertentu 1 liter gas NO = 0.75 gram.
Tentukan :

a. Volume 1 mol NO

b. Volume 4 gram H_2

Pembahasan :

a. 1 Mol NO = 0.75 gram (Mr NO = 30 gram/mol)

1 Mol NO = 30 gr

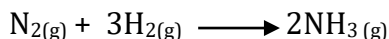
Volume 1 Mol NO = $30 \text{ gram} / 0.75 \text{ gram} \times 1 \text{ L}$
= 40 L (t.p)

b. 4 gram H_2 = $4/2$ mol (Mr H_2 = 2 gram/mol)

= 2 mol $\times$ 40 L = 80 liter

Contoh Soal 2 :

Berapa molekul gas Hidrogen dan gas NH_3 yang dihasilkan apabila diketahui terdapat 30 molekul gas Nitrogen pada reaksi pembentukan gas ammonia sebagai berikut :



Pembahasan :

Perbandingan koefisien = 1 : 3 : 2

Perbandingan volume = 1 vol : 3 vol : 2 vol

Perbandingan molekul = 30 mol : 3 x 30 mol : 2 x 30 mol

Molekul Gas H_2 yang diperlukan = 3 x 30 mol = 90 mol

Molekul gas NH_3 yang dihasilkan = 2 x 30 mol = 60 mol

Jadi gas H_2 yang diperlukan = 90 mol dan molekul gas NH_3 yang dihasilkan = 60 mol .

9.7 Kesimpulan`

Pemahaman akan hukum-hukum dasar kimia ini adalah kunci dalam memahami dasar-dasar ilmu kimia dan mengembangkan aplikasi praktis dalam berbagai bidang, termasuk industri kimia, lingkungan, dan ilmu bahan. Pada materi ini menjelaskan bahwa :

1. Hukum Lavoisier (Hukum Kekekalan Massa) menetapkan bahwa dalam suatu reaksi kimia, massa total pereaksi akan selalu sama dengan massa total produk yang dihasilkan. Ini menegaskan prinsip fundamental bahwa massa dalam reaksi kimia selalu konstan.
2. Hukum Proust (Hukum Perbandingan Tetap) menunjukkan bahwa setiap senyawa kimia memiliki komposisi massa yang konsisten, dengan perbandingan massa unsur-unsurnya yang tetap dan terukur.
3. Hukum Dalton (Hukum Perbandingan Berganda) menjelaskan bahwa unsur-unsur dalam senyawa memiliki perbandingan massa yang sederhana dan tetap.

4. Hukum Gay-Lussac (Hukum Perbandingan Volume) membahas perubahan volume gas dalam reaksi kimia dan menghubungkannya dengan suhu dan tekanan yang ada.
5. Hipotesis Avogadro mengemukakan bahwa pada tekanan dan suhu yang sama, perbandingan volume gas dalam reaksi kimia adalah bilangan bulat sederhana, membantu dalam menggambarkan hubungan antara volume gas dan jumlah partikel dalam reaksi kimia.

DAFTAR PUSTAKA

Chang, R. (2010). Chemistry. McGraw-Hill Education.

Silberberg, M. S. (2017). Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change. McGraw-Hill Education.

Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2017). Chemistry. Cengage Learning.

Atkins, P., & Jones, L. (2008). Chemical Principles: The Quest for Insight. W.H. Freeman.

Tro, N. J. (2017). Chemistry: A Molecular Approach. Pearson

Kotz, J. C., Treichel, P. M., Townsend, J. R., & Treichel, D. A. (2018). Chemistry & Chemical Reactivity. Cengage Learning

BAB 10

PERHITUNGAN KIMIA

Oleh Nurull Fanani

10.1 Pendahuluan

Dalam Bab 11 ini, reaksi kimia dapat kita hitung secara matematis dengan memahami stoikiometri. Stoikiometri dalam sebuah reaksi kimia merupakan hubungan kuantitatif antara reaktan dan jumlah produk. Beberapa hal yang terlibat dalam reaksi kimia seperti massa, volume dan jumlah zat dapat dihitung dengan informasi-informasi yang tersedia dalam hubungan antara reaktan dan produk. Keterampilan dalam melakukan perhitungan ini dibutuhkan dalam penyetaraan persamaan reaksi kimia. Pada kelas X kita telah mempelajari penyetaraan persamaan reaksi kimia pada pelajaran Ilmu Pengetahuan Alam. Pada bab ini selain akan membahas perhitungan kimia secara matematis juga akan dibahas mengenai hipotesis Avogadro dan juga perhitungan kimia yang meliputi mol, kadar zat, rumus empiris, rumus molekul dan juga garam hidrat.

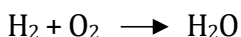
10.2 Prinsip Penyetaraan Persamaan Reaksi

Sebelum kita mempelajari prinsip pada sub bab ini, marilah mengasah ketrampilan terlebih dahulu dalam menyetarakan persamaan reaksi dengan mengerjakan beberapa soal.

Buatlah persamaan reaksi tersebut menjadi setara!

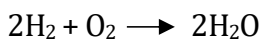
1. $\text{Al} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
2. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_3$
3. $\text{P}_4\text{O}_{10} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$

Setelah menyelesaikan latihan diatas, dapat dipahami bahwa prinsip penyetaraan persamaan reaksi kimia harus memiliki jumlah atom yang sama antara reaktan (sebelah kiri) dan produk (sebelah kanan). Contoh reaksi yang belum setara adalah sebagai berikut.



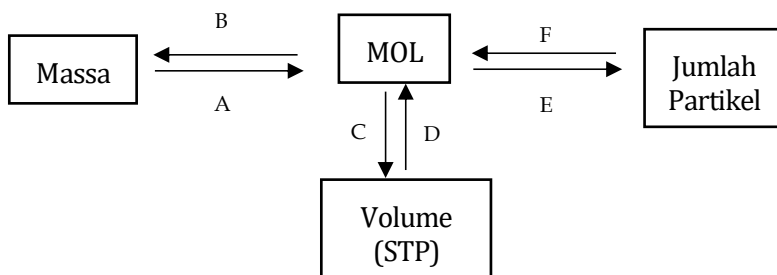
Pada persamaan tersebut jumlah reaktan (H) sebelah kiri sama dengan jumlah produk (H) sebelah kanan, namun jumlah reaktan (O) sebelah kiri berbeda dengan jumlah produk (O) disebalah kanan sehingga reaksi kimia tersebut belum setara.

Untuk membuat persamaan tersebut menjadi setara maka perlu ditambahkan koefisien yaitu angka yang berada di depan unsur maupun senyawa sehingga jumlah antara sebelah kiri (reaktan) dan sebelah kanan (produk) itu sama. Persamaan reaksi yang telah disetarakan menjadi seperti berikut :



10.3 Konsep Mol

Konsep mol perlu di pahami dalam ketrampilan menyetarakan persamaan reaksi kimia. Mengapa demikian? Karena mol merupakan satuan jumlah zat sehingga mol dapat menyatakan banyaknya partikel yang terkandung dalam suatu atom, ion, maupun molekul (Martin S. Silberberg 2000). Satu mol zat dapat mengandung jumlah partikel yang sama dengan jumlah partikel dalam 12 gram C-12, yaitu $6,02 \times 10^{23}$ partikel. Jumlah partikel ini biasa dikenal sebagai *bilangan Avogadro*. Sebagai contoh 1 mol besi (Fe) mengandung $6,02 \times 10^{23}$ ataom besi (partikel unsur besi adalah atom) begitu juga dengan 1 mol air (H₂O) mengandung $6,02 \times 10^{23}$ molekul air (partikel senyawa air adalah molekul). Perhatikan bagan jembatan mol dibawah ini untuk memudahkan dalam menentukan mol suatu zat.



A	$g = n \times Mr$	C	$V = n \times 22,4 \text{ liter}$	E	$X = n \times 6,02 \times 10^{23}$
B	$n = \frac{g}{Mr}$	D	$n = \frac{V}{22,4 \text{ liter}}$	F	$n = \frac{X}{6,02 \times 10^{23}}$

Untuk meningkatkan ketrampilan dalam pemahaman konsep mol ini, marilah perhatikan contoh soal dibawah ini :

1. Berapakah jumlah mol dari 36 gram H_2O !

Penyelesaian :

$$Mol H_2O = \frac{massa}{massa\ molar} = \frac{36\ g}{18\ g \cdot mol^{-1}} = 2\ mol$$

2. Berapakan massa yang dimiliki oleh gas karbon dioksida 1 mol ?

Penyelesaian :

$$\begin{aligned} Mass\ CO_2 &= mol \times massa\ molar\ CO_2 \\ &= 1\ mol \times 44\ g \cdot mol^{-1} \\ &= 44\ g \end{aligned}$$

3. Berapakah jumlah mol dari 22,4 liter gas hidrogen pada kondisi *standart temperature and pressure* (suhu 273 K dan tekanan 1 atm)?

Diketahui : volume hidrogen pada STP 22,4 liter

Ditanya : mol hidrogen

Jawab :

$$Mol\ Hidrogen = \frac{Volume\ pada\ STP}{22,4\ l \cdot mol^{-1}} = \frac{22,4\ l}{22,4\ l \cdot mol^{-1}} = 1\ mol$$

Jumlah mol dengan jumlah partikel tentunya memiliki hubungan yang mana hubungan keduanya dalam sebuah zat dapat dinyatakan sebagai berikut :

Jumlah partikel (X) = jumlah mol (n) x Bil. Avogadro

$$X = n \times 6,02 \times 10^{23}$$

Atau

$$\text{Jumlah mol (n)} = \frac{\text{jumlah partikel (X)}}{6,02 \times 10^{23}}$$

$$n = \frac{(X)}{6,02 \times 10^{23}}$$

Dengan memahami latihan soal diatas, diharapkan kalian sudah dapat mengetahui bagaimana hubungan jumlah zat, massa dan volume dengan mol.

10.4 Rumus Molekul dan Rumus Empiris

Rumus kimia terdiri dari dua bentuk yaitu rumus molekul dan rumus empiris. Rumus kimia ini dapat menunjukkan jenis dan jumlah relatif atom-atom yang menyusun sebuah senyawa kimia. Rumus yang digunakan untuk menentukan jumlah atom penyusun molekul senyawa disebut dengan rumus molekul sedangkan rumus yang menunjukkan perbandingan sederhana antara jumlah atom-atom penyusun molekul suatu senyawa disebut rumus empiris. Kedua rumus ini memiliki perbedaan diantaranya adalah rumus empiris merupakan hasil dari sebuah eksperimen sedangkan rumus molekul hanya dapat diperoleh dari hasil sebuah alat instrumen kimia. Massa molekul relatif suatu senyawa dan rumus empirisnya dapat digunakan untuk menentukan rumus molekul dari suatu senyawa. Adapun langkah-langkah untuk menentukan rumus empiris suatu senyawa adalah sebagai berikut :

- Menentukan massa atom yang menyusun molekulnya
- Menentukan mol dari atom yang menyusun molekulnya masing - masing
- Menentukan rasio mol dari masing-masing atom yang menyusun molekulnya
- Menentukan rumus empiris dari rasio masing-masing atom yang telah diketahui pada poin 4

Contoh rumus empiris yaitu seperti peroksida yang mempunyai rumus molekul H_2O_2 . Perbandingan jumlah penyusun atom H dan O adalah 1:1 sehingga rumus empirisnya adalah HO. Sedangkan rumus molekul dapat ditentukan dengan mengetahui dua hal yaitu rumus empiris dan massa molekul relatif (M_r). Bentuk persamaan rumus molekul dapat dibuat secara matematis sebagai berikut :

$$\begin{aligned} \text{Rumus molekul} &= \text{rumus empiris} \times n \\ \text{dimana } n &= \frac{\text{Massa molekul relatif}}{\text{Massa molekul relatif dari rumus empiris}} \\ &\text{atau} \\ \text{RM} &= [\text{RE}]n \end{aligned}$$

Rumus molekul merupakan rumus sebenarnya dari sebuah senyawa yang dihasilkan dari kelipatan rumus empirisnya, perhatikan contoh soal berikut.

Contoh soal

Suatu senyawa organik yang tersusun dari karbon sebanyak 40%, hidrogen sebanyak 6,6% dan sisanya adalah oksigen memiliki $M_r = 90$. Carilah rumus empiris dari molekul senyawanya dengan $A_r \text{ C}=12$, $\text{H} = 1$ dan $\text{O}=16$

Diketahui : $\text{C} = 40\%$

$\text{H} = 6,6\%$

$\text{O} = 53,4\%$

Ditanya : Rumus empiris molekul senyawa ?

Dijawab :

$$\begin{aligned} \text{Mol C : mol H : mol O} &= \frac{40}{12} : \frac{6,6}{1} : \frac{53,4}{16} \\ &= 3,3 : 6,6 : 3,3 \\ &= 1 : 2 : 1 \end{aligned}$$

Berdasarkan perbandingan tersebut maka diperoleh rumus empirisnya yaitu CH_2O , sehingga rumus molekulnya dapat dicari menggunakan rumus :

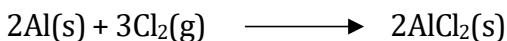
$$\begin{aligned}\text{RM} &= (\text{RE})n \\ 90 &= (\text{CH}_2\text{O})n \\ 90 &= ((1 \times 12) + (2 \times 1) + (1 \times 16))n \\ 90 &= 30n \\ n &= 90/30 \\ n &= 3\end{aligned}$$

maka, rumus molekul senyawa organiknya adalah $(\text{CH}_2\text{O})_3 = \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$.

10.5 Pereaksi Pembatas

Senyawa-senyawa pada reaksi kimia yang bereaksi secara bersamaan akan tersisa karena ada reaktan yang habis pada saat reaksi dan juga ada reaktan yang masih bersisa. Reaktan yang masih bersisa inilah yang disebut dengan pereaksi pembatas dimana keberadaannya membatasi jumlah produk yang dihasilkan pada saat reaksi. Ketersediaan pereaksi pembatas ini memiliki perbandingan yang cukup kecil dengan kebutuhannya. Untuk memudahkan memahami konsep reaksi pembatas ini, simak contoh soal berikut.

Sebanyak 2,7 gram aluminium direaksikan dengan 3,55 gram gas klorin dengan reaksi sebagai berikut :



Berdasarkan reaksi tersebut, manakah zat yang menjadi pereaksi pembatas? Mula-mula hitung mol dari Al dan Cl_2 yang telah diketahui,

$$\text{Mol Al} = \frac{\text{M Al}}{\text{Mm Al}} = \frac{2,7 \text{ g}}{27 \text{ g.mol}^{-1}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$\text{Mol Cl}_2 = \frac{\text{M Cl}_2}{\text{Mm Cl}_2} = \frac{3,55 \text{ g}}{71 \text{ g.mol}^{-1}} = 0,05 \text{ mol}$$

Selanjutnya, hitung kebutuhan Al dari Cl_2 yang ada, Cl_2 yang ada sebanyak 0,05 mol. Jika semua Cl_2 digunakan untuk bereaksi maka diperlukan Al sebanyak $\frac{2}{3} \times 0,05 \text{ mol} = 0,03 \text{ mol}$. Dengan demikian ketersediaan Al melebihi kebutuhan reaksi sehingga Al akan bersisa. Dari perhitungan ini maka dapat disimpulkan bahwa yang berperan sebagai pereaksi pembatas adalah gas klorin atau Cl_2 .

10.6 Persen Hasil

Hingga saat ini mungkin sering kita temui produk dari hasil reaksi kimia yang belum murni. Hal ini sering terjadi karena perkiraan jumlah produk tidak sesuai dengan hasil yang diperoleh dari reaksi kimia. Mengapa hal ini bisa terjadi? Tentunya banyak faktor yang mempengaruhi ketidaksesuaian jumlah produk yang dihasilkan berdasarkan perhitungan secara matematis, diantaranya adalah sebagai berikut :

- Reaksi kimia belum selesai sepenuhnya
- Terjadinya kesalahan pada saat melakukan penimbangan dan pengukuran reaktan
- Terjadi kesalahan saat pemindahan reaktan
- Tercampurnya bahan kimia yang digunakan dengan bahan lain
- Adanya produk samping yang dihasilkan pada saat reaksi
- Produk terkontaminasi adanya pengotor

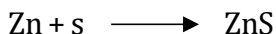
Pada reaksi kimia, hasil yang diperoleh dari hasil percobaan reaksi kimia merupakan hasil sebenarnya (aktual) dan hasil yang diperkirakan berdasarkan literatur merupakan hasil teoritis. Perbandingan antara hasil aktual dan hasil teoritis inilah yang disebut sebagai persen hasil yang secara matematis dapat ditulis sebagai berikut.

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

Perhatikan contoh soal dibawah ini untuk lebih mudah memahaminya.

Contoh Soal

Pada reaksi seng dan belerang yang membentuk seng sulfida dibutuhkan 1 mol seng dan 1 mol belerang yang menghasilkan 90 gram seng sulfida. Hitunglah persen hasil dari reaksi tersebut.



Penyelesaian

Pertama, lihatlah koefisien reaksi apakah sudah setara apa belum. Apabila jumlah atom pada reaktan sudah sama dengan jumlah atom pada produk, maka reaksi tersebut telah setara

Kedua, hitunglah hasil teoritisnya

$$\begin{aligned}\text{Massa ZnS} &= \text{mol} \times \text{massa molar} \\ &= 1 \text{ mol} \times 97 \text{ g.mol}^{-1} \\ &= 97 \text{ g}\end{aligned}$$

Ketiga, hitung persen hasil

$$\begin{aligned}\text{Persen hasil} &= \frac{\text{hasil aktual}}{\text{hasil teoritis}} \times 100\% \\ &= \frac{90 \text{ g}}{97 \text{ g}} \times 100\% \\ &= 92\%\end{aligned}$$

10.7 Persen Kemurnian

Sebagaimana yang telah kita ketahui bahwa bahan atau reaktan yang digunakan pada reaksi kimia tidak memiliki kemurnian 100% yang artinya bahan atau reaktan tersebut harus dihitung terlebih dahulu untuk menentukan berapa kadar kemurniannya. Kadar kemurnian pada bahan kimia ini biasanya dinyatakan dalam bentuk persen dan disebut sebagai persen kemurnian.

$$\% \text{ kemurnian} = \frac{M \text{ senyawa dalam sampel campuran}}{M \text{ sampel}} \times 100\%$$

Contoh soal

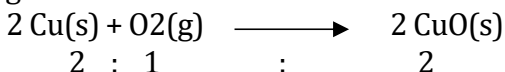
Tembaga yang memiliki kandungan zat lain akan bereaksi dengan oksigen ketika dipanaskan didalam tungku dengan reaksi kima dibawah ini :



Jika tembaga memiliki berat 6,4 gram dan pada reaksi tersebut dihasilkan tembaga (II) oksida yang berwarna hitam sebanyak 6,8 gram maka berapa persen kemurnian tembaga tersebut?

Penyelesaian

Pertama, hitung mol Cu secara stoikiometri



$$\begin{aligned} \text{Mol CuO} &= \frac{M \text{ CuO}}{Mm \text{ CuO}} \\ &= \frac{6,8 \text{ g}}{79,5 \text{ g.mol}^{-1}} \end{aligned}$$

$$= 8,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{Mol Cu} = \text{mol CuO} = 8,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Kedua, hitung massa Cu

$$\begin{aligned} \text{Massa Cu} &= \text{mol Cu} \times Mm \text{ Cu} \\ &= 8,5 \times 10^{-2} \times 63,5 \text{ g.mol}^{-1} \\ &= 5,34 \text{ g} \end{aligned}$$

Ketiga, hitung % kemurnian Cu

$$\begin{aligned}\% \text{ kemurnian} &= \frac{\text{M senyawa dalam campuran}}{\text{M sampel}} \times 100\% \\ &= \frac{5,34 \text{ g}}{6,4 \text{ g}} \times 100\% \\ &= 83\%\end{aligned}$$

DAFTAR PUSTAKA

- Brady, J.E. 1990. *General Chemistry: Principles & Structures*. New York: John Wiley and Sons.
- Devi, K. Poppy, dkk. 2009. *Kimia 1 Kelas X SMA dan MA*. Jakarta: Pusat Perbukuan Departemen Pendidikan Nasional.
- Harwood, R. & Lode, I. 2014. *Cambridge IGCSE Chemistry: coursebook*. Cambridge: Cambridge University Press.
- Nuryono. 2018. *Kimia Anorganik: Struktur dan Ikatan*. Yogyakarta : UGM-Press.
- Permana, Irvan. 2009. *Memahami KIMIA SMA/MA Untuk kelas X, Semester 1 dan 2*. Jakarta: Pusat Perbukuan Departemen Pendidikan Nasional.
- Schaum, Daniel B. S. 1966. *Schaum's Outline of Theory and Problems of Collage Chemistry*. USA : Mc Graw Hill Book Company.
- Utami, Budi, dkk. 2009. *KIMIA untuk SMA/MA kelas X*. Jakarta : Pusat Perbukuan Departemen Pendidikan Nasional.

BAB 11

PERSAMAAN REAKSI

Oleh Henny Parida Hutapea

11.1 Mengenal Persamaan Reaksi

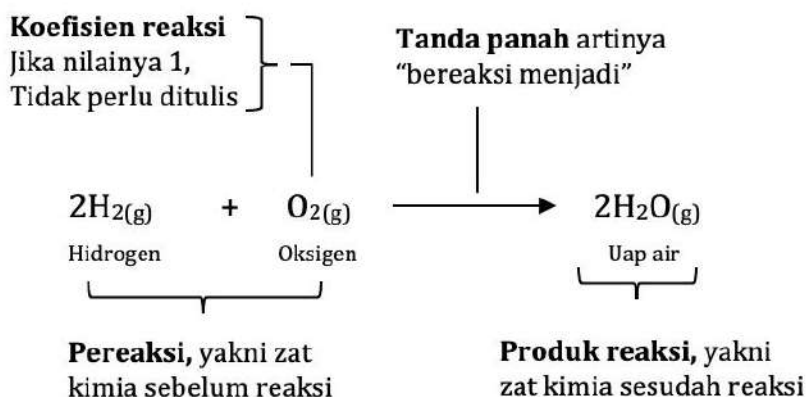


Gambar 11.1 Kesenjangan
Jungkat-jungkit
Sumber : (Novitasari, 2021)

Anak perempuan pada Gambar 14.1 di jungkat-jungkit ini lebih berat daripada anak laki-laki di seberangnya. Itulah sebabnya sisi jungkat-jungkit di anak perempuan berada di tanah dan sisi jungkat-jungkit anak laki-laki berada di udara. Agar jungkat-jungkit dapat seimbang, kedua anak yang menduduki jungkat-jungkit harus memiliki berat yang sama. Persamaan kimia yang mewakili reaksi kimia mirip seperti jungkat-jungkit. Agar persamaan kimia bisa seimbang, perlu

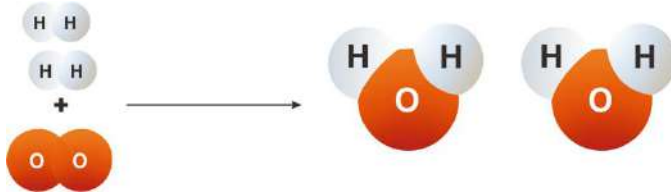
adanya total yang sama pada tiap jenis atom di dua sisi pada persamaan.

Persamaan reaksi mendeskripsikan keterkaitan antar atom sebelum dan sesudah dalam suatu reaksi kimia. Hal ini dinyatakan oleh rumus molekul kimia, koefisien reaksi dan wujudnya (Johari and Rachmawati, 2004). Persamaan reaksi adalah persamaan yang menyatakan reaksi kimia menggunakan representasi simbolis rumus kimia. Sederhananya: persamaan kimia mewakili reaksi kimia dan setiap molekul diwakili oleh rumus kimia, misalkan pada H_2O mewakili air (FHSST, 2005). Untuk lebih jelasnya penyusunan persamaan reaksi pada gas Hidrogen (H_2) dan gas oksigen (O_2) sehingga dihasilkan uap air (H_2O) sebagai berikut:



Rumus kimia molekul

Molekul yang terlibat dalam reaksi kimia dinyatakan oleh rumus kimianya. Molekul yang berada di ruas kiri disebut dengan pereaksi (reaktan), sedangkan zat di ruas kanan disebut produk reaksi (hasil reaksi).

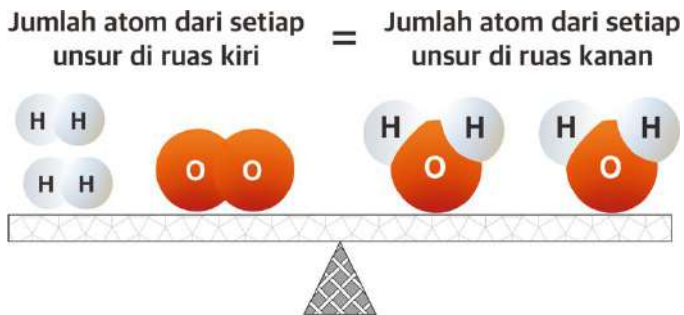


Gambar 11.2 Pembentukan Molekul H_2O

Sumber : (Johari and Rachmawati, 2004)

Koefisien reaksi

Dinyatakan dengan banyaknya partikel dari tiap pereaksi dan produk reaksi. Seperti contoh, 2 molekul H_2 , bereaksi bersama 1 molekul O_2 , sehingga dihasilkan 2 molekul H_2O . Yang perlu dipahami, koefisien reaksi dengan nilai 1 umumnya tidak ditulis.



Gambar 11.3 Penyetaraan Reaksi H_2 dan O_2 sehingga Terbentuk H_2O

Sumber : (Johari and Rachmawati, 2004)

Dari gambar 11.3 terlihat bahwa banyaknya atom H dan O di ruas kiri sudah sama dengan di ruas kanan. Sehingga dapat dikatakan bahwa reaksi ini dikatakan telah setara.

	Jumlah di ruas kiri	=	Jumlah di ruas kanan
Atom H	4	=	4
Atom O	2	=	2

Wujud

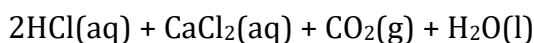
Didalam persamaan reaksi, wujud atom atau molekul dapat disetarakan. Terdapat 4 wujud yang tertulis menjadi subskrip (huruf kecil yang terletak setelah rumus kimia).

Tabel 11.1 Penulisan Wujud Molekul dalam Persamaan Reaksi

Wujud	Subskrip
Padat (<i>solid</i>)	s
Cair (<i>liquid</i>)	l
Gas (<i>gas</i>)	g
Larutan dalam air (<i>aqueous</i>)	aq

Sumber: (Johari and Rachmawati, 2004)

Perhatikan persamaan berikut:

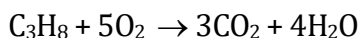


Cara menjelaskan apa yang terjadi dalam persamaan kimia ini adalah sebagai berikut: Kalsium karbonat padat (CaCO_3) ditambahkan ke dalam larutan asam klorida (HCl) yang bereaksi menghasilkan larutan kalsium klorida (CaCl_2), gas karbon dioksida (CO_2) dan air cair (H_2O).

11.2 Penulisan Persamaan Reaksi

Seperti yang kita ketahui, simbol melambangkan unsur, dan rumus melambangkan senyawa. Dengan cara yang sama, persamaan digunakan untuk mewakili reaksi kimia. Persamaan kimia yaitu representasi reaksi kimia yang menggunakan simbol untuk menunjukkan hubungan antara reaktan dan produk. Persamaan kimia yang tertulis menyatakan rumus kimia dan jumlah relatif semua reaktan dan produk. Persamaan ini memuat nama reaktan dan produk yang terpisah dengan tanda panah. Tanda panahnya memiliki arti “menghasilkan”. Kemudian, rumus kimianya diganti dengan namanya. Terakhir, penyetaraan persamaan ini agar sesuai dengan hukum kekekalan massa. Jumlah atom tiap unsur harus sama pada kedua sisi tanda panah (Myers, Oldham and Salvatore, 2004).

Contohnya dapat kita lihat dalam persamaan reaksi pada pembakaran propana (C_3H_8).



Menurut definisi, persamaan kimia di atas menjelaskan apa yang terjadi pada reaksi kimia. Jadi yang terjadi dalam reaksi kimia diatas adalah: pertama; propana (C_3H_8) dan oksigen (O_2) disebut dikonsumsi. Kedua; karbon dioksida (CO_2) dan air (H_2O) disebut diproduksi. Cara yang lebih baik untuk menyatakan reaksinya adalah sebagai berikut: Propana dan oksigen bereaksi menghasilkan karbon dioksida dan air. Hal ini kemudian membuat propana dan oksigen (komponen di kiri panah) menjadi reaktan dan karbon dioksida dan air (komponen di sebelah kanan panah) menjadi produknya (Pitzer, 2014).

Persamaan kimia mewakili perubahan kimia yang sedang terjadi. Di sebelah kiri panah reaksi terdapat reaktan, yaitu zat kimia yang mengalami perubahan. Di sebelah kanan panah reaksi terdapat produk reaksi, zat baru yang terbentuk. Terkadang informasi tambahan muncul di atas atau di bawah panah reaksi. Hukum Kekekalan Massa menunjukkan pada massa total tidak berubah. Artinya, massa total atom setiap unsur yang direpresentasikan dalam reaktan bertindak sebagai produk. Untuk menunjukkan hal ini, kita harus menyetarakan reaksinya. Saat menyetarakan persamaan kimia, satu-satunya hal yang dapat di ubah adalah koefisien reaktan dan produk. Koefisien

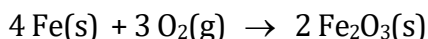
menunjukkan berapa banyak setiap spesies kimia yang bereaksi atau terbentuk. Persamaan seimbang terdapat jumlah yang sama pada tiap jenis atom yang terdapat pada kedua sisi persamaan dan koefisiennya terdapat pada rasio bilangan bulat terendah. Misalnya logam besi bereaksi dengan gas oksigen membentuk besi(III) oksida (Moore and Langley, 2007).



Gambar 11.3 Besi (III) Oksida

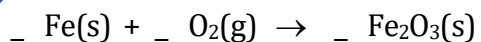
Sumber : (Wikipedia, 2023)

Reaksi ini dapat kita nyatakan dengan persamaan setara berikut:

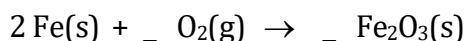


Persamaan diatas menunjukkan bahwa 4 atom besi bereaksi dengan 3 molekul oksigen membentuk 2 senyawa besi (III) oksida. Dapat dilihat jumlah atom besi dan atom oksigen adalah sama pada kedua ruas persamaan (2 Fe_2O_3 ; 4 Fe dan 6 O). Secara terperinci dapat diuraikan seperti dibawah ini.

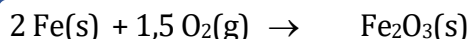
Pertama, tulis persamaan tak seimbang yang menunjukkan reaktan dan produk:



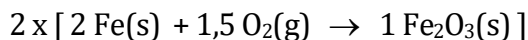
Bagian yang kosong menunjukkan di mana akan ditambahkan koefisien. Saat menyeimbangkan, kita tidak dapat melakukan perubahan selain menempatkan angka di bagian yang kosong. Dapat kita lihat terdapat satu besi di sisi reaktan dan dua di sisi produk. Untuk menyetarakan besi, memerlukan koefisien 2 di depan Fe pada sisi reaktan (kiri):



Besi seimbang tetapi terdapat 2 oksigen pada sisi reaktan dan 3 oksigen pada sisi produk. Oksigen memasuki reaksi dalam kelompok dua, O_2 . Diperoleh penyetaraan atom oksigen dengan menuliskan koefisien 1,5 di depan O_2 di sebelah kiri:

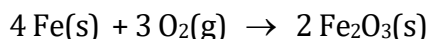


Hal ini akan menghasilkan 3 oksigen pada kedua sisi (1,5, 2, 3), namun kita harus mempunyai koefisien yang merupakan bilangan bulat. Cara termudah untuk mencapainya adalah dengan mengalikan semuanya dengan 2:



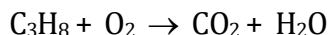
Koefisien 1 biasanya tidak dituliskan

Sehingga didapat hasil persamaan reaksi:

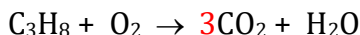


11.3 Penyetaraan Persamaan Reaksi

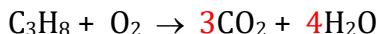
Dalam semua persamaan kimia, konsep awal Dalton tentang kekekalan massa berlaku secara langsung. Artinya massa produk harus sama dengan massa reaktan. Berdasarkan dengan konsep ini kita dapat menyetarakan persamaan pembakaran propana (C_3H_8).



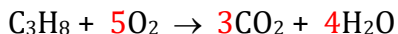
- 1) Tempatkan angka 3 di depan CO_2 untuk menyeimbangkan jumlah karbon.



- 2) Tempatkan angka 4 di depan H_2O untuk menyeimbangkan jumlah hidrogen.



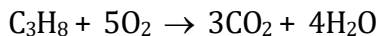
- 3) Tempatkan angka 5 di depan O_2 untuk menyeimbangkan jumlah oksigen.



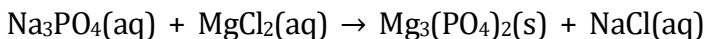
- 4) Periksa jumlah setiap atom untuk semua ruas

	Jumlah di ruas kiri	=	Jumlah di ruas kanan
Atom C	3	=	3
Atom H	8	=	8
Atom O	10	=	10

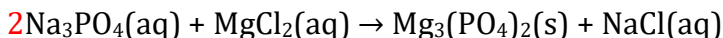
Sehingga didapat hasil persamaan reaksi:



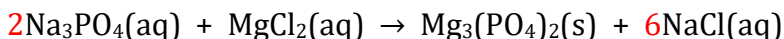
Reaksi pembakaran di atas hanyalah salah satu jenis reaksi kimia. Mari kita lihat reaksi metatesis yang terkadang disebut sebagai reaksi penggantian ganda (Pitzer, 2014).



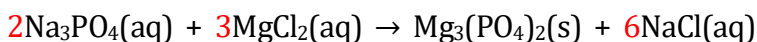
- 1) Tempatkan angka 2 di depan Na_3PO_4 untuk menyeimbangkan PO_4 .



- 2) Tempatkan angka 6 di depan NaCl untuk menyeimbangkan Na



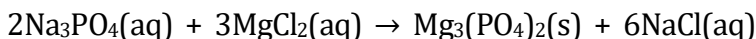
- 3) Tempatkan angka 3 di depan MgCl_2 untuk menyeimbangkan Mg dan Cl.



- 4) Periksa jumlah setiap atom untuk semua ruas

	Jumlah di ruas kiri	=	Jumlah di ruas kanan
Atom Na	6	=	6
Atom P	2	=	2
Atom O	8	=	8
Atom Mg	3	=	3
Atom Cl	6	=	6

Sehingga didapat hasil persamaan reaksi:



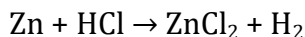
Contoh Menyetarakan Persamaan Reaksi Sederhana:

1. Logam seng padat bereaksi dengan asam klorida encer membentuk larutan seng klorida dan gas hidrogen. Tulis persamaan seimbang.

Jawab:

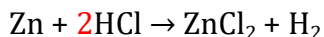
Langkah 1 : Identifikasi reaktan maupun produk serta rumus kimianya: Reaktannya adalah seng (Zn) dan asam klorida (HCl). Produknya adalah seng klorida (ZnCl₂) dan hidrogen (H₂).

Langkah 2 : Tempatkan reaktan di sisi kiri maupun produk di sisi kanan tanda panah:



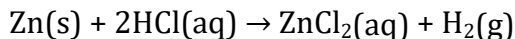
Langkah 3 : Setarakan persamaannya:

Terlihat bahwa atom seng seimbang tetapi atom klorida dan hidrogen tidak. Karena memiliki dua atom klorida di sebelah kanan dan hanya satu di sebelah kiri, kita berikan koefisien HCl sebesar dua sehingga terdapat dua atom klorida pada setiap ruas persamaan.



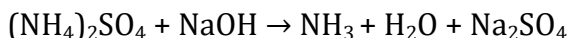
Langkah 4 : Periksa kembali keseimbangan persamaan: Dengan memeriksa kembali persamaan tersebut, terlihat bahwa semua atom kini seimbang.

Langkah 5: Pastikan semua detail telah ditambahkan: Awalnya kami diberitahu bahwa Seng adalah logam, asam klorida dan seng klorida berada dalam larutan air dan hidrogen adalah gas.



Contoh Menyetarakan Persamaan Reaksi Kompleks:

1. Setarakan persamaan reaksi berikut:

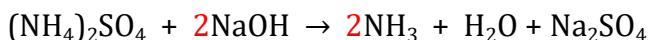


Dalam contoh ini langkah satu dan dua tidak diperlukan karena reaktan dan produk sudah diberikan.

Jawab:

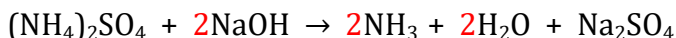
Langkah 1 : Setarakan persamaannya:

Persamaan kompleks sebaiknya dimulai dengan atom yang hanya muncul satu kali pada setiap sisi, misalnya atom Na, N, dan S. Karena atom S sudah seimbang, dapat dimulai dengan atom Na dan N. Ada dua atom Na di kanan dan satu di kiri. Tambahkan atom Na kedua dengan memberi NaOH koefisien dua. Ada dua atom N di kiri dan satu di kanan. Untuk menyetarakan atom N pada NH_3 akan diberi koefisien dua. Persamaannya sekarang akan terlihat sebagai berikut.

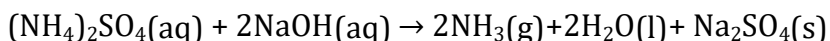


Langkah 2 : Periksa kembali keseimbangan persamaan:

Atom N, Na dan S seimbang, tetapi atom O dan H tidak. Ada enam atom O dan sepuluh atom H di sebelah kiri dan lima atom O dan delapan atom H di sebelah kanan. Perlu menambahkan satu atom O dan dua atom H di sebelah kanan untuk menyetarakan persamaannya. Hal ini dilakukan dengan menambahkan molekul H_2O lain di sisi kanan. Perlu di cek kembali kesetaraannya.



Terlihat persamaan di atas telah setara. Sehingga penyetaraan persamaan reaksinya adalah



DAFTAR PUSTAKA

- FHSST (2005) *The Free High School Science Texts: A Textbook for High School Students Studying Chemistry*. Free Software Foundation, Inc.
- Johari, J. M. . and Rachmawati, M. (2004) *Kimia SMA*. Erlangga.
- Moore, J. and Langley, R. (2007) *Chemistry For The Utterly Confused*. The McGraw-Hill Companies.
- Myers, R. T., Oldham, K. B. and Salvatore, T. (2004) *Chemistry*. Holt, Rinehart and Winston.
- Novitasari, M. (2021) *Penerapan Momen Gaya Pada Permainan Jungkat-Jungkit / Science News*. Available at: <https://sains.1001tutorial.com/2021/06/24/1233/> (Accessed: 6 September 2023).
- Pitzer, E. W. (2014) *Introductory Chemistry*. Bookboon Learning.
- Wikipedia (2023) *Besi(III) oksida*. Available at: [https://id.wikipedia.org/wiki/Besi\(III\)_oksida](https://id.wikipedia.org/wiki/Besi(III)_oksida) (Accessed: 6 September 2023).

BIODATA PENULIS



Kostiawan Sukanto, S.Pd., M.T.

Dosen Program Studi Kimia
Fakultas MIPA Universitas Negeri Gorontalo

Kostiawan Sukanto lahir di Kabupaten Bolaang Mongondow Timur Provinsi Sulawesi Utara, pada 20 Januari 1991. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Kimia Fakultas Matematika dan IPA, Universitas Negeri Gorontalo (UNG). Ia tercatat sebagai lulusan Universitas Negeri Gorontalo (S1) Jurusan Kimia dan Institut Teknologi Bandung (S2) Rekayasa Pertambangan bidang khusus Rekayasa Mineral dan Metalurgi. Penulis berfokus pada riset dalam bidang preparasi dan ekstraksi mineral logam dengan metode hidrometalurgi. Selain itu, penulis juga banyak bergelut dalam penyiapan material yang cocok untuk menjamin keberhasilan proses preparasi dan ekstraksi mineral logam tersebut.

BIODATA PENULIS



Musrifah Tahar, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi Pendidikan Biologi
Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan
Universitas Sulawesi Barat

Penulis lahir di Watubangga tanggal 30 Oktober 1995. Merupakan anak terakhir dari tiga bersaudara Dan sekarang sebagai seorang istri dengan satu orang anak. Penulis menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia Universitas Hasanuddin dan melanjutkan Pendidikan S2 pada Jurusan Kimia Universitas Hasanuddin, yang berfokus pada bidang Kimia Organik.

Pada tahun 2022 penulis lulus seleksi Aparatur Sipil Negara (ASN) sebagai seorang dosen di Program Studi Pendidikan Biologi Universitas Sulawesi Barat dan telah melaksanakan kewajibannya dalam Pengajaran, Penelitian dan Pengabdian Kepada masyarakat sebagai wujud Tridharma Perguruan Tinggi. Setelah satu tahun bertugas menjadi seorang dosen, penulis berkomitmen agar terus melakukan publikasi, tidak hanya publikasi artikel ilmiah yang dimuat dalam jurnal penelitian tetapi juga ikut berkontribusi dalam penyusunan buku. Buku ini merupakan buku pertama yang penulis tulis dan penulis berharap kedepannya akan banyak buku yang ia terbitkan.

BIODATA PENULIS



Nuramaniyah Taufiq, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi DIII Teknologi Laboratorium Medis
Fakultas Teknologi Kesehatan Universitas Megarezky

Penulis lahir di Menge tanggal 4 Maret 1989. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi DIII Teknologi Laboratorium Medis Fakultas Teknologi Kesehatan, Universitas Megarezky. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia di Universitas Islam Negeri Alauddin Makassar pada tahun 2011 dan melanjutkan pendidikan S2 pada Jurusan Kimia di Universitas Hasanuddin pada tahun 2015.

BIODATA PENULIS



Dr. Andis Sugrani, M.Si

Dosen Program Studi DIII Teknologi Laboratorium Medis
Fakultas Teknologi Kesehatan
Universitas Megarezky

Penulis lahir di Kaccope (Kab. Bone, Prov. Sulawesi Selatan) tanggal 26 Juni 1985. Penulis menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Pendidikan Kimia FMIPA Universitas Negeri Makassar (2007) kemudian S2 & S3 pada Jurusan Kimia FMIPA Universitas Hasanuddin Makassar pada tahun 2010 dan 2020. Saat ini penulis menjabat sebagai koordinator Unit Penelitian dan Pengabdian Masyarakat (UP2M) Prodi DIII TLM, Fakultas Teknologi Kesehatan, Universitas Megarezky. Sebelumnya penulis telah menerbitkan dua buku di GetPress Indonesia ini yaitu Buku Elektrokimia dan Buku Kimia Dasar: Panduan Lengkap untuk Pemula.

BIODATA PENULIS



Erlinda Ningsih, ST.MT
Dosen Jurusan Teknik Kimia ITATS

Penulis lahir di Bangkalan tanggal 09 Juni 1984. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Teknik Kimia Fakultas Teknologi Industri, Institut Teknologi Sepuluh Nopember. Menyelesaikan Pendidikan S1 pada Jurusan Teknik Kimia dan melanjutkan S2 pada Jurusan Teknik Kimia. Penulis menekuni bidang Energi terbarukan dan material maju.

BIODATA PENULIS



I Wayan Tanjung Aryasa, S.Si, M.Si

Dosen Program Studi Teknologi Laboratorium Medik
Fakultas Ilmu-Ilmu Kesehatan Universitas Bali Internasional

Penulis bernama lengkap I Wayan Tanjung Aryasa., tempat lahir Denpasar, 13 Maret 1986, ia adalah anak pertama dari dua bersaudara. Jenjang pendidikan penulis adalah merupakan lulusan S1 Kimia ITS dan S2 Kimia ITB, dan sekarang mengabdikan sebagai dosen pengajar di Universitas Bali Internasional program studi Teknologi Laboratorium Medik. Selain mengajar ia juga aktif menulis beberapa buku yaitu buku Kimia Organik dan *Green Technology Innovation: transformasi teknologi ramah lingkungan berbagai sektor*, Mineralogi dan Kimia Dasar: Panduan Lengkap untuk Pemula serta penelitian-penelitian yang berkaitan dengan ilmu kimia.

BIODATA PENULIS



Pra Dian Mariadi S.Si.,M.T

Dosen D4 Teknologi Laboratorium Medis
Fakultas Ilmu Kesehatan Universitas Katolik Musi Charitas

Penulis lahir di Palembang tanggal 13 Maret 1985 merupakan dosen tetap program studi D4 Teknologi Laboratorium Medis Fakultas Ilmu Kesehatan UKMC Palembang dengan pengalaman mengampu beberapa mata kuliah antara lain Kimia Analitik, Biokimia, Kimia fisika, Kimia Organik, Kimia dasar Farmasi, Statistik dan Analisa Air. Lulus Sarjana di program studi Kimia Fakultas Ilmu Pengetahuan alam Universitas Sriwijaya dan lulus Magister program International Class on Energy and Environment di Fakultas Teknik kimia Pasca Sarjana Univeritas Sriwijaya. Penulis menekuni bidang kimia dan telah menghasilkan berbagai naskah publikasi jurnal mulai dari sinta 3 – 5 dan scopus Q4 di jurnal International Pollution Research. Untuk bidang pengajaran sesuai keilmuan telah menghasilkan beberapa modul pembelajaran praktek mulai dari Modul rancangan penelitian bagi perawat klinis, Modul praktek Biokimia, Kimia Analitik dan Kimia Farmasi Kualitatif.

BIODATA PENULIS



Imranah, M.Pd.

Dosen Program Studi Tadris IPA
Fakultas Tarbiyah Institut Agama Islam Negeri Parepare

Penulis lahir di Parepare tanggal 15 Mei 1995. Penulis menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia Universitas Negeri Makassar, Program Studi Pendidikan Kimia Kelas Internasional dan melanjutkan S2 pada Jurusan yang sama. Sejak kuliah penulis merupakan aktivis lembaga kemahasiswaan, aktif menjadi volunteer di berbagai kegiatan kemanusiaan, mengikuti *Student Exchange projected by SEAMEO (Southeast Asian Ministers of Education Organization)*, dan juga menjadi presenter pada seminar nasional maupun internasional. Pada tahun 2021 lulus menjadi pegawai negeri sipil dan menjadi dosen tetap pada Program Studi Tadris IPA Fakultas Tarbiyah, Institut Agama Islam Negeri Parepare. Hingga saat ini, penulis menekuni bidang menulis, melakukan penelitian dan aktif dalam mengisi beberapa webinar dan pelatihan pendidikan.

BIODATA PENULIS



Nenya Rochyani

Dosen Program Studi Teknik Kimia
Fakultas Teknik Universitas PGRI Palembang

Penulis lahir di Palembang tanggal 09 Juni, menikah dengan Gonan Sumadi, dikaruniai 2 orang putra Ahmad Fadlan Abdullah latif Al-Ghozali (alm.) dan Muhammad Aufar Nurhasyim Ar-rambani. Menyelesaikan pendidikan S1, S2 pada Jurusan Teknik kimia dan melanjutkan S3 pada program studi ilmu-ilmu lingkungan dengan BKU: Agro Industri Energi di UNSRI-Palembang, pendidikan profesi keinsinyuran (Ir.) pada Unika Atmajaya Jakarta dan memegang registrasi sebagai Insinyur Profesional Madya (IPM) serta ASEAN Eng. Pada bidang penulisan karya ilmiah, sampai dengan saat ini telah menghasilkan karya ilmiah utamanya penelitian yang berhubungan dengan materi ilmu kimia dan lingkungan dengan kajian utama berfokus terhadap restorasi dan pendalaman karakteristik lingkungan sebagai objek penelitian yang menjadi kekuatan pengelolaan lingkungan. Dalam ranah penulisan buku, sampai dengan saat ini telah menghasilkan buku materi ajar dan modul paktikum yang dipakai dan diaplikasikan pada lingkungan perguruan tinggi.

BIODATA PENULIS



Nurull Fanani, S.T., M.T.

Dosen Program Studi Teknik Kimia
Fakultas Kimia Universitas WR Supratman

Penulis lahir di Surabaya tanggal 12 Oktober 1984. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Teknik Kimia Fakultas Teknik, Universitas WR Supratman. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Teknik Kimia dan melanjutkan S2 pada Jurusan Teknik Kimia. Salah satu mata kuliah yang diampuh oleh penulis di jurusan teknik kimia fakultas teknik universitas WR Supratman adalah Kimia Dasar.

BIODATA PENULIS



Henny Parida Hutapea, S.Si., M.Sc.

Dosen Program Studi Kimia Industri
Politeknik Santo Paulus Surakarta

Penulis lahir di Singkawang tanggal 07 Juni 1988. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Kimia Industri Politeknik Santo Paulus Surakarta sejak tahun 2016. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia di Universitas Negeri Yogyakarta dan melanjutkan S2 pada Jurusan Ilmu Kimia di Universitas Gadjah Mada. Selain pernah mengajar Kimia Dasar, Kimia Organik, Kimia Atsiri dan lainnya yang berkaitan dengan Kimia, penulis menekuni bidang Menulis. Harapannya dapat lebih banyak berkontribusi terhadap perkembangan ilmu kimia agar ilmu dan pembelajaran dapat diakses dengan mudah oleh semua orang.

KIMIA KELAS X

KURIKULUM MERDEKA

Apa yang terlintas di benakmu ketika kata "Kimia" disebutkan? pasti akan terbayang akan Bahan peledak, dan racun. Ini adalah reaksi yang umumnya muncul di pikiran banyak orang ketika berbicara tentang Kimia.

Tapi tahukah kamu bahwa ilmu Kimia memiliki peran yang jauh lebih besar dalam kehidupan sehari-hari kita daripada yang mungkin kita sadari.

ilmu Kimia tidak hanya ada di dalam buku teks atau di dalam laboratorium. Ilmu ini ada di setiap sudut kehidupan kita, dari makanan yang kita makan, minuman yang kita nikmati, hingga produk kecantikan yang kita gunakan. Kimia membantu kita memahami "rahasia" dari hal-hal sehari-hari yang kita nikmati dan gunakan serta membuatnya lebih baik.



Jln. Palarik Air Pacah
RT001/006 Kec. Koto Tengah
Kota Padang



IKAPI
IKATAN PENERBIT INDONESIA

