KIMIA DASAR:
KONSEP, TEORI, DAN APLIKASINYA

PENULIS :
Nurisa Ainulhaq
Abraham Mariwy
Ifan Wiranto
Didiek Hari Nugroho
Cindy Moyna Clara L.A
M. Raidil

PUSTAKA
BUKU NUSANTARA

KIMIA DASAR: KONSEP, TEORI, DAN APLIKASINYA

Nurisa Ainulhaq
Abraham Mariwy
Ifan Wiranto
Didiek Hari Nugroho
Cindy Moyna Clara L.A
M. Raidil

CV PUSTAKA BUKU NUSANTARA

KIMIA DASAR: KONSEP, TEORI, DAN APLIKASINYA

Penulis :
Nurisa Ainulhaq
Abraham Mariwy
Ifan Wiranto
Didiek Hari Nugroho
Cindy Moyna Clara L.A
M. Raidil

ISBN : 978-623-10-9874-0
Editor : Diana Purnama Sari, S.E., M.E.
Desain Sampul dan Tata Letak : Robby Efendi, S.E., M.M.

PENERBIT CV PUSTAKA BUKU NUSANTARA
Nomor IKAPI 060/SBA/2024
Jl. N. DJ. Mangkuto Amh, Kel. Koto Selayan, Kec. Mandiangin
Koto Selayan, Kota Bukittinggi Sumatera Barat
Website : www.bukunusantara.com
Email : pustakabukunusantara@gmail.com
Cetakan pertama, Mai 2025

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

KATA PENGANTAR

Puji syukur kami panjatkan ke hadirat Tuhan Yang Maha Esa atas selesainya penyusunan buku Kimia Dasar: Konsep, Teori, dan Aplikasinya. Buku ini berisikan bahasan tentang Pengantar Kimia dan Pentingnya dalam Kehidupan, Sistem Periodik Unsur, Ikatan Kimia dan Struktur Molekul, Stoikiometri dan Hukum Dasar Kimia, Larutan dan Konsentrasi, dan Asam Basa dan pH.

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.

Jakarta, Maret 2025
Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR ..... **i**

DAFTAR ISI ..... **ii**

BAB 1 PENGANTAR KIMIA DAN PENTINGNYA DALAM KEHIDUPAN .. **1**

1.1 Ilmu Kimia 1

1.2 Metode Ilmiah 3

1.3 Pentingnya Kimia dalam Kehidupan 6

DAFTAR PUSTAKA **8**

BAB 2 SISTEM PERIODIK UNSUR **9**

2.1 Pengantar 9

2.2 Sejarah Perkembangan Sistem Periodik 9

2.2.1 Triade Dobreiner 9

2.2.2 Hukum Oktaf Newlands 10

2.2.3 Sistem Periodik Mendeleev 11

2.3 Sistem Periodik Modern 13

2.4 Penggolongan Unsur dalam Sistem Periodik 15

2.5 Penamaan Unsur dalam Tabel Periodik 19

2.5.1 Berdasarkan Nama Mitologi atau Astrologi 19

2.5.2 Berdasarkan Sifat Fisik atau Kimia 20

2.5.3 Berdasarkan Tempat Penemuan 20

2.5.4 Berdasarkan Nama Ilmuwan 20

2.5.5 Berdasarkan Nama Latin 21

2.5.6 Peran IUPAC dalam Standarisasi 22
2.6 Kemiripan Sifat Unsur 22
2.7 Beberapa Sifat Unsur yang Penting 23
2.7.1 Volume Atom 23
2.7.2 Titik Leleh dan Titik Didih 23
2.7.3 Energi Ionisasi 25
2.7.4 Afinitas Elektron 26
2.7.5 Jari-Jari Atom 27
2.7.6 Ke-elektronegativan 28
DAFTAR PUSTAKA 31
BAB 3 IKATAN KIMIA DAN STRUKTUR MOLEKUL 32
3.1 Jenis-Jenis Ikatan Kimia 34
3.2 Simbol Lewis dan Aturan Oktet 36
3.3 Ikatan Ion 38
3.4 Ikatan Kovalen 43
3.5 Struktur Molekul (Model VSEPR) 46
3.6 Ikatan Logam 51
3.7 Kesimpulan 53
DAFTAR PUSTAKA 55
BAB 4 STOIKIOMETRI DAN HUKUM DASAR KIMIA 56
4.1 Pengantar Stoikiometri dan Hukum Dasar Kimia 56
4.1.1 Definisi dan Ruang Lingkup Stoikiometri 56
4.1.2 Sejarah Hukum Dasar Kimia 57
4.2 Hukum Dasar Kimia 58

4.2.1 Hukum Kekekalan Massa (Hukum Lavoisier) 58
4.2.2 Hukum Perbandingan Tetap (Hukum Proust) 58
4.2.3 Hukum Perbandingan Berganda (Hukum Dalton) . 59
4.3 Stoikiometri dan Persamaan Kimia 60
4.3.1 Penulisan dany Penyetaraan Persamaan Kimia 60
4.3.2 Perhitungan Stoikiometri 61
4.4 Aplikasi Stoikiometri dan Hukum Dasar Kimia 61
4.4.1 Stoikiometri dalam Reaksi Pembakaran 61
4.4.2 Penerapan Hukum Dasar Kimia dalam Industri 62
4.5 Latihan dan Evaluasi 63
4.5.1 Latihan Soal Stoikiometri dan Hukum Dasar Kimia 62
4.5.2 Studi Kasus dan Diskusi 66
DAFTAR PUSTAKA 72
BAB 5 LARUTAN DAN KONSENTRASI 74
5.1 Definisi Larutan dalam Kimia 74
5.2 Jenis Zat Pelarut dan Terlarut 75
5.3 Interaksi Molekul pada Proses Pelarutan 76
5.4 Definisi Konsentrasi Larutan 78
5.5 Jenis Satuan Konsentrasi 78
5.5.1 Molaritas (M) 79
5.5.2 Normalitas (N) 81
5.5.3 Molalitas (m) 86
5.5.4 Persen (%) 89

5.5.5 Part per Million (ppm) 92
5.5.6 Part per Billion (ppb) 93
DAFTAR PUSTAKA..... 95
BAB 6 ASAM BASA DAN pH..... 96
6.1 Pengertian Asam dan Basa 96
6.2 Sifat-Sifat Asam dan Basa..... 97
6.3 Teori Asam dan Basa..... 99
6.4 pH : Ukuran Kesamaan atau Kebasaan..... 100
6.5 Cara Mengukur Ph..... 102
6.6 Penerapan Asam, Basa, dan pH 104
6.7 Kesimpulan 108
DAFTAR PUSTAKA..... 109
BIODATA PENULIS 110

BAB 1
PENGANTAR KIMIA DAN PENTINGNYA DALAM KEHIDUPAN

Oleh Nurisa Ainulhaq

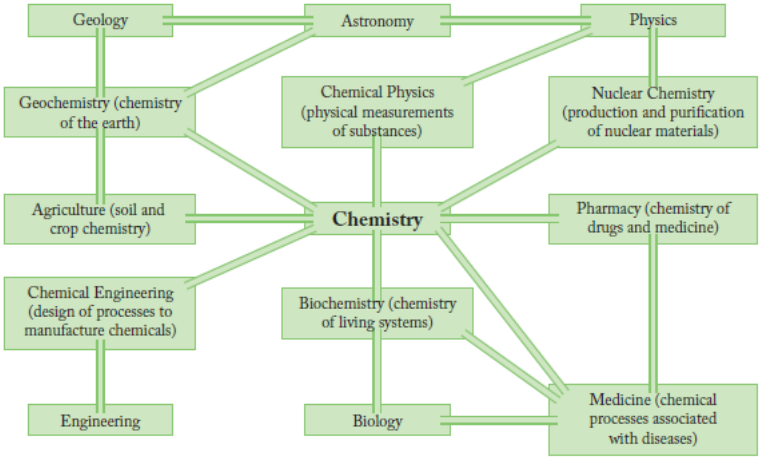
1.1 Ilmu Kimia

Sains berasal dari bahasa Latin *scientia*, yang diterjemahkan sebagai "pengetahuan". Proses sains melibatkan observasi dan eksperimen, yang hasilnya adalah suatu pengetahuan yang didasarkan pada pengalaman. Sains dikatakan sebagai jenis aktivitas tertentu dan juga hasil dari aktivitas tersebut. Sains dilakukan oleh manusia (ilmuwan) yang melakukan pengamatan, eksperimen, dan pengujian gagasan mereka. Dengan mengamati dan bereksperimen, kita dapat mempelajari cara kerja alam semesta yang sebenarnya. Sains merupakan bidang yang luas, dan untuk waktu yang lama sains telah dipecah menjadi bidang ilmu yang lebih terspesialisasi.

Ilmu kimia merupakan bagian dari ilmu sains. Kimia adalah ilmu yang mempelajari materi dan interaksinya dengan materi lain yang melibatkan penyerapan maupun pelepasan energi. Segala sesuatu yang kita lihat, sentuh, dan rasakan adalah materi. Ilmu kimia menggambarkan kejadian sehari-hari, serta kejadian dalam Laboratorium. Ahli kimia (ilmuwan) melakukan pengamatan terhadap interaksi materi

dan mencoba menjelaskan hasilnya dengan prinsip-prinsip yang mereka harapkan akan membantu memprediksi hasil eksperimen baru. Apabila hasil eksperimen pertama konsisten melalui prediksi, maka prinsip-prinsip tersebut diuji menggunakan eksperimen yang lebih luas. Jika prediksi tidak sesuai dengan hasil yang diamati, prinsip-prinsip tersebut dimodifikasi untuk menemukan hasil yang baru.

Kimia pada dasarnya adalah ilmu eksperimental (suatu proses), dan kita memperoleh pengetahuan dari eksperimen yang direncanakan dan dilakukan dengan seksama. Proses penemuan Ilmu Kimia mencakup keterlibatan proses antara pengamatan pada percobaan (penelitian), pemodelan matematika, dan konsep teoritis. Kimia mengajarkan banyak aspek penting dalam pemecahan masalah yang dapat berlaku untuk semua bidang studi. Berikut gambaran hubungan ilmu kimia dengan berbagai bidang ilmu lainnya:



Sumber: (Reger, et al., 2010)

Dampak atau aplikasi ilmu kimia dapat kita rasakan dalam kehidupan sehari-hari, sehingga sulit untuk menyebutkan hal-hal apa saja yang tidak melibatkan kimia dalam kehidupan. Kebutuhan akan air murni yang melimpah, pemanfaatan minyak bumi, penanganan terhadap penyakit, hingga perjalanan ke ke luar angkasa semuanya melibatkan kimia. Ilmuwan kimia telah banyak mempelajari aspek kehidupan, mulai dari komposisi bintang hingga pengembangan alat untuk memudahkan kehidupan manusia. Meskipun, masih banyak aspek kimia yang belum sepenuhnya dipahami, tetapi bidang ilmu kimia adalah ilmu eksperimental yang terus berkembang, bukan kumpulan pengetahuan statis yang dikuasai oleh para ilmuwan yang telah lama meninggal. Namun, setiap harinya terjadi kemajuan dan penemuan baru.

1.2 Metode Ilmiah

Metode ilmiah umumnya memuat serangkaian aktivitas pengumpulan data melalui observasi atau eksperimen, mengolah informasi atau data, menganalisis, kemudian memformulasi, dan menguji hipotesis. Menurut Helmenstine, langkah-langkah metode ilmiah diantaranya: melakukan pengamatan, menentukan hipotesis, merancang eksperimen untuk menguji hipotesis, menguji hipotesis, menerima atau menolak hipotesis dan merevisi hipotesis atau membuat kesimpulan.

Metode ilmiah dalam bidang ilmu kimia merupakan pendekatan yang secara sistematis digunakan oleh para ilmuwan untuk melakukan pengamatan, merumuskan

pertanyaan atau masalah, mengumpulkan data baik kualitatif maupun kuantitatif, serta menguji hipotesis melalui eksperimen (percobaan) yang dapat diulang. Metode ilmiah harus ditempuh dengan tujuan untuk memahami fenomena kimia secara terstruktur dan objektif. Adapun langkah-langkah metode ilmiah di bidang kimia sebagai berikut:

1. **Observasi (Pengamatan)**

   Langkah pertama yaitu melakukan observasi (pengamatan) terhadap fenomena alam khususnya kimia yang menarik dan belum dipahami dengan baik. Dalam melakukan pengamatan dapat dilakukan secara langsung maupun dengan bantuan alat. Contohnya, mengamati suatu reaksi kimia tertentu, mengidentifikasi sifat-sifat materi di berbagai kondisi.

2. **Merumuskan Pertanyaan atau Masalah**

   Berdasarkan observasi, ilmuwan merumuskan pertanyaan dari masalah yang ingin dipecahkan. Misalnya, "Apa saja tanda telah terjadinya reaksi kimia?" atau "Apa yang mempengaruhi kesetimbangan kimia?"

3. **Menyusun Hipotesis**

   Hipotesis adalah dugaan/prediksi sementara atau jawaban sementara terhadap pertanyaan atau masalah yang diajukan sebelumnya. Misalnya, "Jika ukuran pertikel diperkecil, maka akan meningkatkan laju reaksi kimia." Hipotesis tersebut harus dapat diuji melalui eksperimen selanjutnya.

4. **Eksperimen dan Pengumpulan Data**

   Eksperimen (Percobaan) dilakukan dengan tujuan menguji hipotesis yang telah dibuat sebelumnya. Dalam

eksperimen kimia, data yang dikumpulkan bisa berupa tanda telah terjadinya reaksi kimia diantaranya perubahan warna, volume gas yang terbentuk, perubahan suhu, atau massa (terbentuknya endapan). Eksperimen ini harus dilakukan secara teliti dan prosedural yang dapat diulang sampai memperoleh hasil yang konsisten.

5. **Analisis Data**

   Setelah data diperoleh melalui eksperimen, kemudian data dianalisis untuk menentukan apakah hasil eksperimen mendukung atau menolak hipotesis yang diajukan sebelumnya. Misalnya, apakah benar konsentrasi pereaksi yang lebih rendah menurunkan laju reaksi?

6. **Kesimpulan dan Penyusunan Teori**

   Ilmuwan menyimpulkan apakah hipotesis yang diajukan terbukti benar atau salah berdasarkan analisis data. Apabila hipotesis terbukti salah, ilmuwan dapat merevisi hipotesisnya dan mengulang eksperimen kembali. Namun apabila hasil eksperimen mendukung hipotesis setelah melakukan banyak percobaan yang berbeda, maka ilmuwan dapat melanjutkan dengan mengembangkan teori. Teori adalah penjelasan yang lebih luas dan bersifat umum mengenai fenomena yang telah dipelajari. Teori ini selanjutnya harus dapat diuji dan dipertanyakan lebih lanjut.

7. **Publikasi dan Verifikasi**

   Hasil temuan ilmuwan kemudian harus dipublikasikan dalam jurnal ilmiah agar bisa diperiksa dan diverifikasi oleh ilmuwan yang lain. Hal ini guna memastikan bahwa

eksperimen yang dilakukan benar dan hasilnya dapat dipertanggungjawabkan.

Melalui penerapan metode ilmiah ini, ilmu kimia akan terus berkembang dan memberikan pemahaman yang lebih mendalam tentang fenomena alam yang lebih luas lagi.

1.3 Pentingnya Kimia dalam Kehidupan

Ilmu kimia berperan sangat penting dalam kehidupan sehari-hari manusia, mulai dari pemenuhan kebutuhan dasar manusia hingga kemajuan industry dan teknologi. Beberapa aspek yang menunjukkan pentingnya kimia dalam kehidupan dipaparkan sebagai berikut:

1. **Bidang Kesehatan dan Pengobatan**

   Dalam bidang kesehatan, meliputi pengembangan obat-obatan dan pemahaman terhadap tubuh manusia. Obat-obatan yang digunakan untuk mengobati berbagai penyakit, seperti penemuan antibiotik dan vaksin dirancang berdasarkan prinsip-prinsip kimia. Selain itu, pemahaman tentang reaksi kimia yang terjadi dalam tubuh manusia juga penting dalam mendiagnosis dan menentukan langkah perawatan penyakit.

2. **Bidang Industri dan Teknologi**

   Dalam bidang industri, kimia bermanfaat untuk mengembangkan bahan baru, seperti logam, plastik, tekstil, dan bahan konstruksi lainnya. Di samping itu, kimia juga terlibat dalam produksi energi melalui bahan bakar fosil maupun sumber energi terbarukan (seperti: energi nuklir dan sel surya, serta dalam pengembangan baterai

dan teknologi penyimpanan cadangan energi.

3. **Bidang Pertanian dan Ketahanan Pangan**

   Adanya pupuk kimia, herbisida, dan pestisida yang digunakan dalam pertanian dapat mendorong peningkatan produksi pangan yang sangat dibutuhkan oleh penduduk dunia yang terus berkembang. Selain itu, ilmu kimia juga bermanfaat dalam pengolahan makanan dalam hal memperpanjang umur simpan makanan sampai meningkatkan kualitas produk pangan.

4. **Bidang Lingkungan dan Perlindungan Alam**

   Kimia juga berperan penting dalam memahami dan mengelola permasalahan yang terjadi di lingkungan. Ilmu kimia berperan dalam pengembangan teknologi untuk mengurangi polusi, seperti teknologi pengolahan sampah, pengurangan emisi gas rumah kaca, dan pengolahan air limbah. Selain itu, kimia berperan dalam memahami perubahan iklim dan pengembangan bahan yang lebih ramah lingkungan.

5. **Kehidupan Sehari-hari**

   Di samping yang telah dipaparkan di atas, kimia juga sangat berperan dalam banyak aspek kehidupan sehari-hari, dimulai dari bahan p (Ainulhaq & Rahayu, 2023)roduk kebersihan rumah tangga, kosmetik, dll. Pemahaman yang benar mengenai sifat-sifat kimia dari bahan-bahan yang digunakan sehari-hari ini memungkinkan kita untuk memanfaatkan produk-produk tersebut dengan aman dan efektif.

DAFTAR PUSTAKA

Ainulhaq, N. & Rahayu, M., 2023. Pengembangan Penilaian Kinerja pada Praktikum Larutan Penyangga untuk Menilai Keterampilan Proses Sains (KPS) Siswa SMA. Orbital: Jurnal Pendidikan Kimia, 7(2), pp. 222-236.

Atkins, P. & de Paula, J., 2014. Physical Chemistry. 10th ed. s.l.:Oxford University Press.

Reger, D. L., Goode, S. R. & Ball, D. W., 2010. CHEMISTRY: Principle and Practice. 3rd ed. Canada: Mary Finch.

Tro, N. J., 2018. A Molecular Approach. 4th ed. s.l.:Pearson.

Zumdahl, S. S. & Zumdahl, S. A., 2014. Chemistry: An Atoms First Approach. 2nd ed. s.l.:Cengange Learning.

BAB 2
SISTEM PERIODIK UNSUR

Oleh Abraham Mariwy

2.1 Pengantar

Sejak lama, para ahli telah mengamati bahwa beberapa unsur memiliki sifat yang serupa. Namun, pada awalnya belum ada upaya untuk mengorganisir atau mengelompokkan unsur-unsur tersebut berdasarkan kesamaan sifat atom maupun senyawanya. Sebagai contoh, pada tahun 1789, Lavoisier mencatat keberadaan 26 unsur, jumlah ini meningkat menjadi 60 unsur pada tahun 1870, dan kini telah ditemukan lebih dari 110 unsur. Tanpa adanya pengelompokan unsur dalam tabel periodik seperti yang digunakan saat ini, mempelajari prinsip-prinsip dasar kimia akan menjadi sangat sulit. Tabel periodik merupakan salah satu sistem paling penting dalam ilmu kimia, memainkan peran utama dalam perkembangan ilmu material. Sistem ini berkontribusi besar dalam penemuan unsur baru serta membantu mengklasifikasikan dan mengatur akumulasi pengetahuan kimia secara sistematis

2.2 Sejarah Perkembangan Sistem Periodik

2.2.1 Triade Dobreiner

Johan W. Döbereiner merupakan ilmuwan pertama yang mengidentifikasi adanya keterkaitan antara sifat suatu unsur dengan massa atom relatifnya. Ia mengamati bahwa tiga unsur

dengan sifat yang mirip memiliki hubungan tertentu dengan massa atom relatifnya, seperti

Litium	Kalsium	Klor
Natrium	Stronsium	Brom
Kalium	Barium	Yod

Kelompok tiga unsur ini dikenal sebagai triade. Menurut Döbereiner, massa atom relatif brom, yaitu 80, hampir setara dengan rata-rata dari jumlah massa atom relatif klorin (35) dan yodium (127).

$$\text{Massa atom relatif Br} = \tfrac{1}{2}(35 + 127) = 81$$

Walaupun teori ini belum sempurna, konsep tersebut telah mendorong para ilmuwan lain untuk mengelompokkan unsur-unsur berdasarkan sifat-sifatnya.

2.2.2 Hukum Oktaf Newlands

Pada tahun 1865, John Newlands mengajukan sebuah hukum yang kemudian dikenal sebagai Hukum Oktaf Newlands. Ia mengelompokkan unsur-unsur dalam set kelompok yang terdiri dari tujuh unsur, di mana setiap unsur kedelapan memiliki sifat yang mirip dengan unsur pertama dalam kelompok sebelumnya, mirip dengan pola oktaf dalam tangga nada musik.

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	Br

Meskipun terdapat beberapa ketidaksesuaian, seperti Cr yang tidak memiliki kemiripan dengan Al, Mn yang berbeda dari P, serta Fe yang tidak menyerupai S, gagasan yang dirintis oleh Döbereiner tetap menjadi dasar bagi perkembangan tabel periodik modern yang digunakan saat ini.

2.2.3 Sistem Periodik Mendeleev

Dmitri Ivanovich Mendeleev, seorang ahli kimia asal Rusia, dan Lothar Meyer, seorang ahli kimia dari Jerman, secara terpisah menemukan hubungan yang lebih mendalam antara massa atom relatif dengan sifat unsur. Mereka mengamati bahwa ketika unsur-unsur disusun berdasarkan kenaikan massa atom relatif, pola kemiripan sifat unsur muncul secara berulang dalam suatu keteraturan periodik. Berdasarkan pengamatan ini, Mendeleev kemudian menyusun daftar yang mencakup 65 unsur yang telah diketahui saat itu. Keunggulan utama dari daftar yang disusun oleh Mendeleev adalah penyertaan tidak hanya sifat fisika tetapi juga sifat kimia unsur dalam sistem periodiknya. Metode penyusunan tabel periodik ini memiliki kemiripan dengan pendekatan yang dilakukan oleh Newlands, namun dengan beberapa perbaikan, di antaranya:

a. Unsur-unsur yang termasuk dalam kategori transisi ditempatkan pada jalur yang khusus.
b. Beberapa posisi kosong sengaja disediakan untuk unsur-unsur yang pada waktu itu belum ditemukan, yaitu unsur dengan massa atom 44, 68, 72, dan 100.
c. Memperbaiki nilai massa atom relatif yang dianggap keliru, contohnya pada kromium, yang seharusnya 52,0, bukan 43,3

d. Meramalkan sifat-sifat unsur yang belum dikenal, misalnya sifat-sifat ekalsilikon (Es) yang sekarang kita kenal sebagai germanium (Ge). Sistem periodik yang diusulkan oleh Mendeleev dapat dilihat pada tabel 3.1 berikut ini

Tabel 2.1 sistem periodik yang disusun oleh Mendeleev

REIHEN	GRUPPE I – R^2O	GRUPPE II – RO	GRUPPE III – R^2O^3	GRUPPE IV RH^4 RO^2	GRUPPE V RH^3 R^2O^5	GRUPPE VI RH^2 RO^3	GRUPPE VII RH R^2O^7	GRUPPE VIII – RO^4
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	– = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	– = 68	– = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	– = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108.
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	–	–	–	– – – –
9	(–)	–	–	–	–	–	–	
10	–	–	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	–	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	–	–	
12	–	–	–	Th = 231	–	U = 240	–	– – – –

Beberapa keunggulan dari sistem periodik Mendeleeev adalah:

1. Karakteristik kimia dan fisika unsur dalam satu golongan mengalami perubahan yang sistematis..
2. Ada kemiripan sifat anara Li dengan Mg, Be dengan Al, dan B degan Si
   Kemiripan sifat ini dikenal sebagai hubungan diagonal.
3. Mendeleev dapat memprediksi sifat unsur yang belum ditemukan yang nantinya akan mengisi kekosongan dalam tabel
4. Ditemukannya unsur-unsur gas mulia.tidak mengubah daftar ini

Meskipun masih mengandung kelemahan, namun sistem periodik yang disusun oleh Mendeleyev ini telah memberikan sumbangsi yang sangat besar dalam bidang ilmu pengetahuan khususnya dalam bidang kimia anorganik.

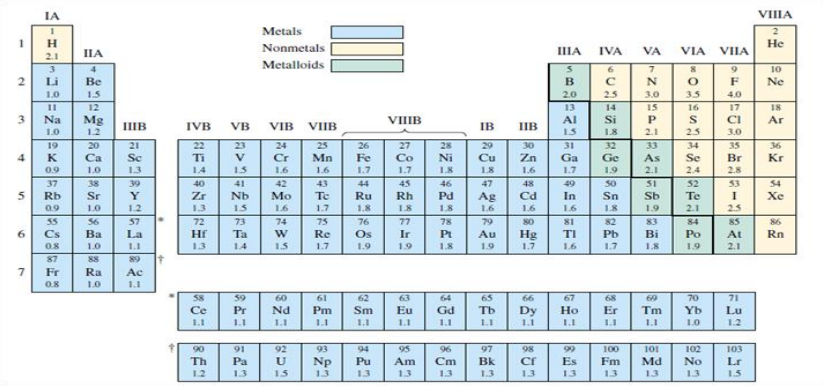
2.3 Sistem Periodik Modern

Penemuan sinar-X oleh William Röntgen mendorong Moseley untuk melakukan eksperimen dengan berbagai logam sebagai antikatoda dalam tabung sinar-X. Hasil eksperimen tersebut menunjukkan bahwa frekuensi garis spektrum sinar-X berhubungan dengan nomor atom (Z) suatu unsur. Moseley menyimpulkan bahwa energi sinar-X berubah secara teratur seiring dengan perubahan nomor atom, bukan massa atom relatif. Kesimpulannya kemudian menjadi dasar bagi definisi hukum periodik modern, yang menyatakan bahwa *sifat unsur merupakan fungsi berkala dari nomor atom dan bergantung pada konfigurasi elektron*.

Terdapat berbagai bentuk sistem periodik, namun yang akan dibahas di sini adalah sistem periodik bentuk panjang. Tabel ini disusun berdasarkan konfigurasi elektron dari atom-atom unsur. Unsur-unsur dengan konfigurasi elektron yang serupa memiliki sifat yang berhubungan satu sama lain. Oleh karena itu, dapat disimpulkan bahwa sifat suatu unsur berkaitan dengan konfigurasi elektronnya. Hubungan tersebut dapat dirangkum sebagai berikut:

1. Elektron-elektron berada dalam susunan orbital.
2. setiap orbital hanya dapat ditempati oleh maksimal dua elektron, sesuai dengan prinsip Pauli.
3. Orbital-orbital diklasifikasikan ke dalam kulit elektron.

4. Terdapat empat jenis orbital dengan bentuk yang berbeda yaitu: orbital *s*, *p*, *d*, dan orbital *f.*
5. Elektron yang berada di lapisan terluar atom memiliki peran penting dalam menentukan sifat kimia. Elektron ini dikenal sebagai elektron valensi dan berperan signifikan dalam reaksi kimia.
6. Unsur-unsur yang berada dalam satu kolom vertikal memiliki struktur elektron terluar yang serupa, sehingga memiliki sifat kimia yang mirip dan dikelompokkan dalam satu golongan
7. Selain dalam arah vertikal, terdapat perubahan sifat kimia yang teratur dalam baris horizontal pada sistem periodik, yang disebut periode. Diagram sistem periodik bentuk panjang dapat ditemukan pada Gambar 2.1 berikut



Gambar 2.1 Bagan sistem periodik bentuk panjang.

Unsur-unsur blok *s* dan *p* biasanya disebut unsur-unsur golongan utama atau unsur-unsur reperesentatif, unsur-unsur blok *d* biasanya disebut unsur-unsur golongan transisi,

sedangkan unsur-unsurnblok *f* terbagi atas dua bagian yaitu: blok *4f* biasanya disebut *lantanoida*, dan blok *5f* biasannya disebut *aktinoida*. Pembagian unsur-unsur dalam setiap blok didasarkan pada konfigurasi elektron pada kulit terluar (elektron valensi) dari setiap unsur. Sebagai contoh adalah Ok (Na) dengan nomor atom 11. Konfigurasi elektronnya adalah: $_{11}$Na.1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1 karena elektron terluarnya berada pada orbital *s* sehingga Natrium berada pada blok *s*.

2.4 Penggolongan Unsur dalam Sistem Periodik

Selain pengelompokan berdasarkan blok, sistem periodik modern juga terbagi menjadi dua golongan, yaitu golongan A dan B. Namun, penggunaan klasifikasi ini sering membingungkan karena penerapannya berbeda di berbagai negara. Misalnya, di Amerika, unsur-unsur dalam blok s dan p dikategorikan sebagai golongan A, sedangkan semua unsur transisi dalam blok d dimasukkan ke dalam golongan B. Indonesia mengikuti sistem ini. Sementara itu, IUPAC mengklasifikasikan unsur dalam blok s sebagai golongan A, unsur dalam blok p sebagai golongan B, dan unsur transisi dalam blok d dibagi antara golongan A dan B. Sistem IUPAC ini lebih umum digunakan di negara-negara Eropa. Perbedaan klasifikasi antara sistem Amerika dan IUPAC dapat dilihat pada Tabel 2.2 di bawah ini.

Tabel 2.2 Penggolongan Unsur antara Amerika dan IUPAC

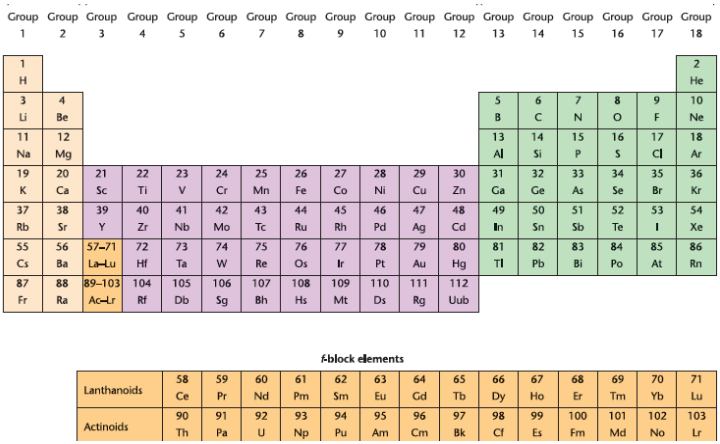
Nama Golongan	Konfigurasi Elektron terluar	Lambang Golongan	
		USA	IUPAC
Alkali	ns^1	IA	IA
Alkali tanah	ns^2	IIA	IIA
Boron, Aluminium	ns^2np^1	IIIA	IIIB
Karbon	ns^2np^2	IVA	IVB
Nirogen Fosfr	ns^2np^3	VA	VB
Oksigen, Belerang	ns^2np^4	VIA	VIB
Halogen	ns^2np^5	VIIA	VIIB
Gas Mulia	Ns^2np^6	VIIIA	VIIIB
Transisi	$(n-1)d^1ns^2$	IIIB	IIIA
Transisi	$(n-1)d^2ns^2$	IVB	IVA
Transisi	$(n-1)d^3ns^2$	VB	VA
Transisi	$(n-1)d^5ns^1$	VIB	VIA
Transisi	$(n-1)d^5ns^2$	VIIB	VIIA
Transisi	$(n-1)d^6ns^2$	VIIIB	VIIIA
Transisi	$(n-1)d^7ns^2$	VIIIB	VIIIA
Transisi	$(n-1)d^8ns^2$	VIIIB	VIIIA
Transisi	$(n-1)d^{10}ns^2$	IB	IB
Transisi	$(n-1)d^{10}ns^2$	IB	IB

Perbedaan dalam sistem penggolongan ini akhirnya diselesaikan ketika IUPAC mengeluarkan rekomendasi pada tahun 1985 mengenai aturan baru dalam klasifikasi sistem periodik. Aturan tersebut dapat dilihat pada Tabel 3.3 berikut

Tabel 2. 3 Penggolongan Unsur Baru Menurut IUPAC 1985

Nama Golongn	Konfigurasi Elektron terluar	Rekomendasi IUPAC
Alkali	ns^1	1
Alkali tanah	ns^2	2
Transisi	$(n-1)d^1ns^2$	3
Transisi	$(n-1)d^2ns^2$	4
Transisi	$(n-1)d^3ns^2$	5
Transisi	$(n-1)d^5ns^1$	6
Transisi	$(n-1)d^5ns^2$	7
Transisi	$(n-1)d^6ns^2$	8
Transisi	$(n-1)d^7ns^2$	9
Transisi	$(n-1)d^8ns^2$	10
Transisi	$(n-1)d^{10}ns^2$	11
Transisi	$(n-1)d^{10}ns^2$	12
Boron, Aluminium	Ns^2np^1	13
Karbon	Ns^2np^2	14
Nirogen Fosfr	Ns^2np^3	15
Oksigen, Belerang	Ns^2np^4	16
Halogen	Ns^2np^5	17
Gas Mulia	Ns^2np^6	18

Penandaan unsur-unsur golongan utama yang berada pada blok *s* dan p dengan angka romawi (II,II,.....VIII) sampai sekarang masih digunakan tetapi akan diganti dengan sitem yang direkomendasikan oleh IUPAC. Tabel sistem periodik hasil rekomendasi IUPAC yang sekarang berlaku dan diakui semua negara adalah seperti pada Gambar 2.2 di bawah ini.



Gambar 2.2 Tabel sistem periodik hasil rekomendasi IUPAC

Berdasarkan rekomendasi IUPAC maka tata cara penamaan golongan utama (blok *s* dan *p*) dapat dilihat pada tabel 2.4 di bawah ini.

Tabel 2.4 .Rekomendasi penamaan golongan utama oleh IUPAC

Golongan	Nama
1	Alkali
2	Alkali tanah
15	Pniktogen
16	Khalkogen
17	Halogen
18	Gas Mulia

Selain golongan, sistem periodik terdidri dari delapan perioda yang menunjukkan bilangan kuantum terbesar yang dapat dimilikk oleh atom dari unur

Perioda pertama menyangkut orbital *s*
Perioda kedua menyangkut orbital *s, p*
Periodaketiga menyangkut orbital s, p,
Perioda keempat menyangkut orbital *s, p, d*,
Perioda kelima menyangkut orbital *s, p, d*
Perioda keenam menyangkut orbital *s, p, d, f*
Perioda ketuju menyangkut orbital *s, p, d, f*
Perioda kedelapan menyangkut orbital *s, p, d, f, g**

*Catatan: Orbital *g* dicantumkan karena menurut perhitungan para ahli dari Amerika, setelah periode ketuju terisi penuh, maka periode kedelapan mulai menggunakan orbital *5g.*

2.5 Penamaan Unsur dalam Tabel Periodik

Sebelum International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) menetapkan aturan resmi dalam penamaan unsur, cara pemberian nama unsur dilakukan secara tidak sistematis dan sering kali berdasarkan berbagai faktor subjektif. Berikut adalah beberapa metode utama yang digunakan dalam sejarah penamaan unsur sebelum adanya standar IUPAC:

2.5.1 Berdasarkan Nama Mitologi atau Astrologi

Banyak unsur yang diberi nama berdasarkan mitologi atau benda langit karena keterkaitan dengan kepercayaan atau sifat khas unsur tersebut. Contoh:

- Titanium ($_{22}$Ti) → diambil dari *Titan*, makhluk raksasa dalam mitologi Yunani.
- Selenium ($_{34}$Se) → berasal dari kata Yunani *Selene*, yang berarti bulan.

2.5.2 Berdasarkan Sifat Fisik atau Kimia

Beberapa unsur dinamai berdasarkan sifat yang dapat diamati, seperti warna, bau, atau reaktivitasnya. Contoh:

- Bromine ($_{35}$Br) → berasal dari bahasa Yunani *bromos*, yang berarti 'berbau busuk', karena baunya yang menyengat.
- Chlorine ($_{17}$Cl) → berasal dari bahasa Yunani *chloros*, yang berarti 'hijau kekuningan', sesuai dengan warna gasnya.

2.5.3 Berdasarkan Tempat Penemuan

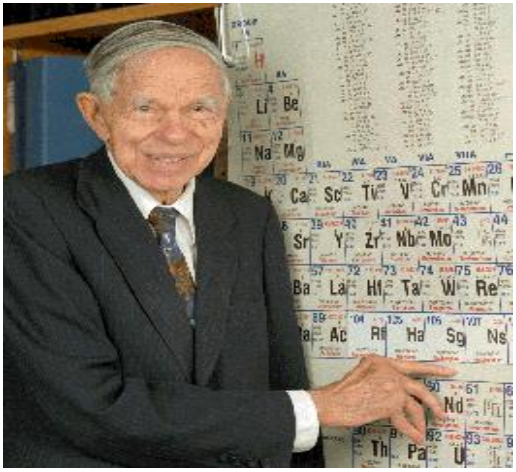
Unsur-unsur juga sering dinamai sesuai dengan tempat di mana unsur tersebut pertama kali ditemukan atau diteliti. Contoh:

- Francium ($_{87}$Fr) → berasal dari nama France (Perancis), ditemukan oleh Marguerite Perey (1939) ahli kimia nuklir asal Perancis
- Magnesium ($_{12}$Mg) → diambil dari Magnesia, daerah di Yunani tempat senyawa magnesium pertama kali ditemukan.

2.5.4 Berdasarkan Nama Ilmuwan

Dalam Tabel Periodik, beberapa unsur dinamai untuk menghormati ilmuwan yang berjasa dalam bidang kimia, fisika, atau ilmu nuklir. Penamaan ini merupakan bentuk

penghargaan atas kontribusi mereka dalam sains. Sebagai contoh Seaborgium ($_{106}$Sg) dinamai dari nama Glenn T. Seaborg ahli kimia Nuklir asal Amerika Serikat . Seaborg adalah satu-satunya ahli kimia yang masih hidup ketika namanya diabadikan sebagai nama unsur ke-106 dalam tabel periodik unsur pada tahun 1997.



Gambar 2. 3 Glenn T. Seaborg sedang menunjuk
unsur ke- 106 yang diabadikan sesuai dengan namanya

2.5.5 Berdasarkan Nama Latin

Sebelum ada standar resmi, beberapa unsur diberi nama berdasarkan nama Latin, yang hingga kini masih digunakan dalam simbol kimia. Contoh:

- Ferrum ($_{26}$Fe**)** → untuk Besi.
- Aurum ($_{79}$Au) → untuk Emas.
- Argentum ($_{47}$Ag) → untuk Perak.

2.5.6 Peran IUPAC dalam Standarisasi

Karena tidak ada aturan baku, penamaan unsur sering kali membingungkan dan bervariasi di berbagai negara. Beberapa unsur memiliki nama berbeda dalam bahasa yang berbeda, sehingga sulit untuk digunakan secara universal dalam penelitian ilmiah Untuk mengatasi kebingungan ini, IUPAC akhirnya menetapkan aturan resmi untuk penamaan unsur pada awal abad ke-20. Aturan ini memastikan bahwa setiap unsur memiliki nama yang unik dan dapat digunakan secara internasional tanpa ambiguitas

2.6 Kemiripan Sifat Unsur

Kemiripan sifat unsur dapat dikategorikan berdasarkan kesamaan dalam arah vertikal, horizontal, dan diagonal.

a. Kemiripan vertikal

   Unsur-unsur dalam satu golongan memiliki sifat yang serupa karena jumlah elektron valensinya sama.

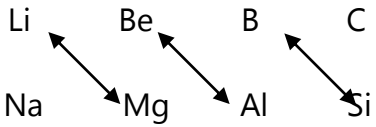
b. Kemiripan horisontal

   Beberapa unsur dalam satu periode memiliki sifat yang mirip, seperti unsur-unsur transisi yang membentuk triade, misalnya (Fe, Co, Ni), (Ru, Rh, Pd), dan (Os, Ir, Pt). Kemiripan ini terjadi karena unsur-unsur tersebut memiliki jari-jari atom yang hampir sama.

c. Kemiripan diagonal

   Kemiripan diagonal ditemukan di bagian kiri atas tabel periodik. Contoh yang paling jelas adalah litium dan magnesium, yang memiliki keelektronegatifan, jari-jari atom, dan ion yang serupa, sehingga menunjukkan sifat yang mirip. Kemiripan lainnya terlihat antara berilium dan

aluminium serta boron dan silikon. Meskipun bilangan oksidasi unsur-unsur ini sesuai dengan golongannya, sifat asam-basa serta sifat fisiknya menunjukkan pola kemiripan secara diagonal.



2.7 Beberapa Sifat Unsur yang Penting

2.7.1 Volume Atom

Pada tahun 1870, Lothar Meyer merupakan orang pertama yang menemukan keterkaitan antara volume atom dan massa atom relatif. Volume atom dipengaruhi oleh tiga faktor, yaitu

1. Jenis kulit terluar; semakin jauh letak kulit terluar dari inti atom, semakin besar volume atomnya.
2. Gaya tarik inti terhadap kulit; semakin besar muatan inti, semakin kuat gaya tarikannya.
3. Interaksi tolakan antar elektron dalam atom; semakin banyak elektron di kulit terluar, semakin besar gaya tolak-menolak antar elektron

2.7.2 Titik Leleh dan Titik Didih

Pada golongan alkali, karena atom-atomnya tersusun dalam struktur yang rapat dengan ikatan logam yang lemah serta hanya memiliki satu elektron valensi, ikatan antar atom

semakin melemah seiring bertambahnya jari-jari atom. Akibatnya, titik leleh unsur alkali menurun dari atas ke bawah dalam satu golongan. Sementara itu, pada golongan halogen, dalam keadaan padat, ikatan antar molekul didominasi oleh gaya Van der Waals. Semakin besar jari-jari atom, gaya Van der Waals semakin kuat, sehingga titik leleh cenderung meningkat dari atas ke bawah dalam satu golongan.

Hal serupa juga terjadi pada unsur-unsur golongan transisi, di mana kekuatan ikatan antar atom bertambah dari atas ke bawah, sehingga berkontribusi pada peningkatan titik leleh. Dalam satu periode, kekuatan ikatan logam sangat dipengaruhi oleh jumlah elektron valensi. Dari kiri ke kanan dalam satu periode, jumlah elektron valensi meningkat, sehingga titik leleh juga cenderung semakin tinggi. Titik leleh dan titik didih dari beberapa unsur dapat dilihat pada Tabel berikut

Tabel 2.5. Titik Leleh dan Titik Didih dari Beberapa Unsur

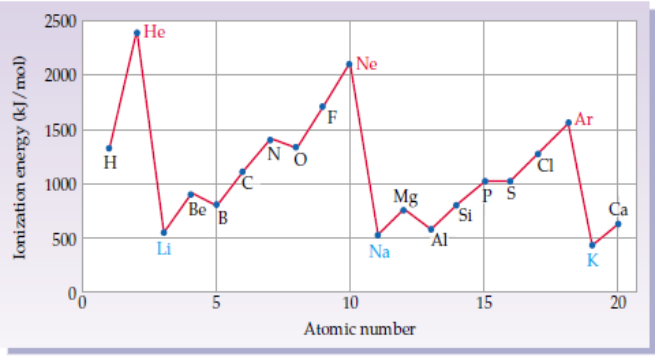
Nama Unsur	Lambang Unsur	Nomor atom	Titik Leleh (K)	Titik Didih (K)
Natrium	Na	11	371	1156
Magnesium	Mg	12	922	1380
Aluminium	Al	13	933	2740
Silicon	Si	14	1683	2628
Phosphorus	P	15	317	553
Sulfur	S	16	392	718
Chlorine	Cl	17	172	238
Argon	Ar	18	84	87

2.7.3 Energi Ionisasi

Energi ionisasi didefinisikan sebagai energi minimum yang diperlukan untuk mengeluarkan elektron dari atom dalam fasa gas (g), sebagaimana ditunjukkan dalam persamaan berikut

$$A_{(g)} \rightarrow A^{+} + e_{(g)}$$

Energi ionisasi diungkapkan dalam satuan elektron Volt (eV), 1 eV = 96,49 $kJmol^{-1}$. Energi ionisasi pertama yang mengeluarkan elektron terluar merupakan energi ionisasi terendah. Dapat dipahami bahwa unsur alkali umumnya memiliki energi ionisasi terendah sebab unsur-unsur ini akan terstabilkan dengan pengeluaran satu elektron terluar untuk mencapai konfigurasi gas mulia. Sedangkan unsur-unsur gas mulia memiliki struktur elektronik yang stabil, dan dengan demikian energi ionisasinya terbesar. Harga enegi ionisasi pertama dari unsur-usur gas mulia dapat dilihat pada Gambar 2.4 berikut.



Gambar 2. 4 Grafik Energi ionisasi pertama dari unsur-unsur gas mulia.

Pola yang muncul jika energi ionisasi dialurkan terhadap nomor atom (gambar 3) adalah:

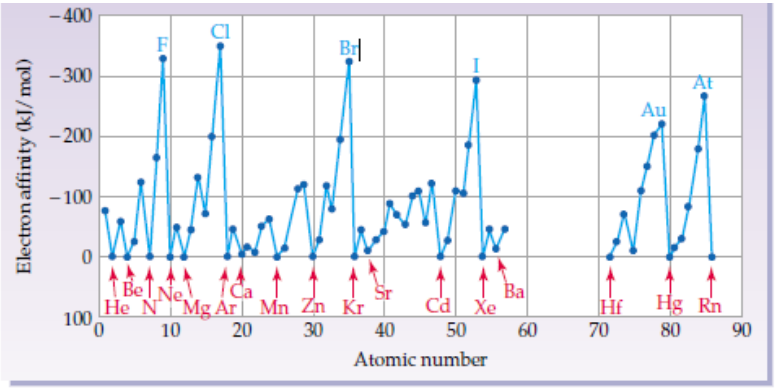
a. Unsur-unsur gas mulia He, Ne, Ar, Kr berada di puncak
b. Unsur-unsur alkali Seperti Li, Na, K, Rb berada di lembah

2.7.4 Afinitas Elektron

Afinitas elektron adalah negatif entalpi penagkapan elektron oleh atom dalam fasa gas, atau dengan kata lain afinitas elektron adalah proses pembentukan ion negatif dengan membebaskan enertgi. sebagaimana ditunjukkan dalam persamaan berikut

$A_{(g)} + e \rightarrow A^-_{(g)}$

Karena unsur-unsur halogen mencapai konfigurasi elektron gas mulia bila satu elektron ditambahkan maka afinitas elektron halogen bernilai besar. Selanjutnya grafik afinitas elektron setiap unsur dapat dlihat pada Gambar berikut

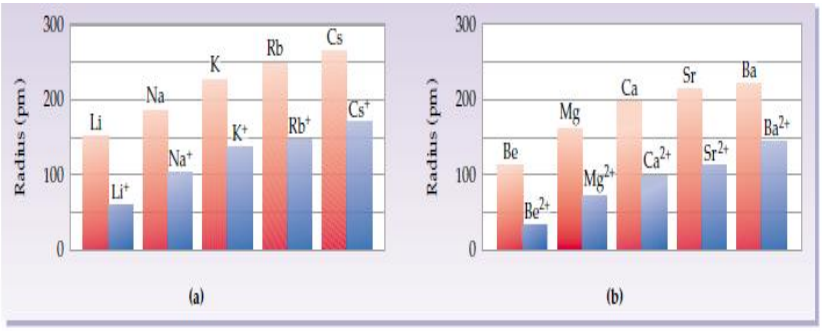


Gambar 2. 5 Grafik Afinitas Elektron Setiap Unsur

2.7.5 Jari-jari Atom

Ukuran atau besar atom umumnya dinyatakan dalam bentuk jari-jari atom (jari-jari kovalen). Jari-jari atom didefinisikan sebagai setengah dari jarak antara inti dua atom yang berdekatan dan terikat oleh ikatan kovalen tunggal. Terdapat dua jenis jari-jari atom, yaitu jari-jari logam yang berlaku untuk unsur-unsur logam, serta jari-jari kovalen yang berlaku untuk unsur-unsur non-logam. Adapun pola perubahan jari-jari atom dalam sistem periodik adalah sebagai berikut:

a. Dalam satu periode, dari kiri ke kanan, jari-jari atom semakin mengecil. Hal ini disebabkan oleh peningkatan muatan inti, yang mengakibatkan gaya tarik terhadap elektron semakin kuat.
b. Dalam satu golongan dari atas ke bawah, ukuran jari-jari atom semakin meningkat. Hal ini terjadi karena, meskipun jumlah muatan inti bertambah, efektivitas tarikan inti terhadap elektron tetap lemah. Hal ini disebabkan oleh semakin jauhnya elektron dari inti, sehingga muatan inti efektif hampir tidak mengalami perubahan yang signifikan. Grafik jari-jari atom unsur-unsur pada golongan I A dan II A dapat dilihat pada Gambar berikut.



Gambar 2. 6 Grafik jar-jari atom Unsur-unsur Golongan I dan II A

2.7.6 Ke-elektronegativan

Ke-elektronegativan merupakan salah satu sifat dasar atom yang secara numerik menggambarkan kecenderungan suatu atom dalam menarik elektron dalam suatu molekul. Sifat ini sangat berguna dalam memahami perbedaan jenis ikatan, struktur, dan reaktivitas dari sudut pandang karakter atom. Berbagai pendekatan telah diajukan untuk menjelaskan teori mengenai kekuatan tarik-menarik elektron, namun Linus Pauling dikenal sebagai tokoh pertama yang merumuskan konsep ini secara sistematis melalui skala Pauling yang terkenal. Menurut Pauling, dalam senyawa biner yang terdiri dari atom A dan B, jika keelektronegativan atom B lebih tinggi dibandingkan dengan atom A, maka tingkat karakter ioniknya dapat diperkirakan menggunakan persamaan berikut:

$$\text{Karakter ionik} = 1 - e^{-1/4(\chi B - \chi A)}$$

χ_A = keelektronegativan atom A

χ_B = Kelektronegativan atom B

Berdasarkan skala ini, diketahui bahwa unsur dengan keelektronegativan tertinggi adalah fluor (F) dengan nilai 4, sedangkan unsur dengan keelektronegativan terendah adalah fransium (Fr) dengan nilai 0,7. Dari pola ini, dapat disimpulkan bahwa dalam satu periode, keelektronegativan cenderung meningkat dari kiri ke kanan, sedangkan dalam satu golongan, keelektronegativan semakin menurun dari atas ke bawah

LATIHAN SOAL

1. Sebutkan hukum periodik versi moderen
2. Jelaskan apa sebabnya volume atom unsur-unsur menunjukkan sifat-sifat periodik
3. Dari pasangan atom di bawah ini manakah yang mempunyai jari-jari atom terbesar
   a. Cl, Br, I
   b. Se, Kr, Sr
   c. K, Ga, Br
   d. B, P, Br
   e. Al, Ge, Sb.
4. Diantara deretan unsur-unsur di bawah ini, manakah yang mempunyai energi ionisasi pertama terbesar
   a. Li, Be, B
   b. P, S, Cl
   c. Cl, Br, I
   d. Sr, Ba, Ra
   e. Xe, I, Cs
5. Pasangan manakah yang tidak menunjukkan kemiripan sifat
   a. Li, Na
   b. Li, Mg
   c. be, Al
   d. Fe, Co
   e. Be, B
6. Unsur kesepuluh dalam susunan berkala mirip dengan unsur
   a. Pertama
   b. Kedua
   c. Ketiga
   d. keempat
   e. kesembilan

DAFTAR PUSTAKA

Achmad. H (2001), Elektrokimia dan kinetika kimia, Penerbit Citra Aditya Bakti Bandung

Achmad . H, Tupamahu, M.S (2001), Kimia unsur dan sistem periodik, Penerbit Citra Aditya Bakti Bandung

Cotton F.A.Wilkinson,G (1998), Kimia Anorganik, Penerbit UI Press

Housecroft C.E, Sharp A.G (2005). Inorganic Chemistry, Pearson Prentice Hall

Huhey, J.L, Keiter, E.A (1993), Inorganic Chemistry principles of structure and reactivity, 4th edition, Harper Colins colege

Miesler G.L, Tarr, D.(2001), Inorganic Chemistry, Pearson Prentice Hall

Oxtoby D.W, Giliis, H.P, Nachtrieb. N.H (2001), Prinsip-prinsip kimia modern, penerbit Erlangga

Taro. S (2006), Inorganic Chemistry online, Iwami Shoten and introductionary Chemistry group.

Wulfsberg. G (1990), Principle of descriptive inorganic chemistry, University science Books

BAB 3
IKATAN KIMIA DAN STRUKTUR MOLEKUL

Oleh Ifan Wiranto

Jika kita melihat alam di sekitar kita, kita menemukan bahwa hampir semua materi di alam merupakan senyawa dan campuran senyawa. Batu-batuan, batubara, tanah, minyak bumi, pohon, dan tubuh manusia semuanya merupakan campuran senyawa kimia yang kompleks yang terdiri dari berbagai jenis atom yang terikat bersama. Materi yang tersusun dari atom-atom yang tidak terikat dengan atom lain memang ada di alam, namun sangat sedikit. Di antaranya adalah Argon yang berada di atmosfir dan Helium yang bercampur dengan cadangan gas alam. Cara atom-atom terikat bersama membentuk materi mempunyai pengaruh yang besar terhadap sifat kimia dan sifat fisik materi tersebut. Misalnya, grafit adalah bahan lunak dan licin yang digunakan sebagai pelumas untuk membuat peralatan mekanik bekerja lebih lancar, dan berlian adalah salah satu bahan paling keras yang diketahui, dan berharga sebagai batu permata dan alat pemotong industri. Mengapa bahan-bahan ini, yang keduanya tersusun hanya terdiri dari atom karbon, mempunyai sifat yang berbeda? Jawabannya, adalah karena kedua zat tersebut memiliki struktur molekul yang berbeda dalam ikatan atom-

atomnya. Ikatan kimia dan struktur molekul memainkan peran penting dalam menentukan jalannya suatu reaksi kimia, yang sebagian besar sangat penting bagi kelangsungan hidup kita.

Bagaimana dan mengapa atom bergabung membentuk molekul? Seperti apa sebenarnya bentuk molekul-molekul tersebut, dan faktor apa yang menentukannya bentuknya? Dalam bidang rekayasa, jawaban atas pertanyaan-pertanyaan yang tampaknya abstrak ini bisa mempunyai arti penting secara praktis dan ekonomi. Mengetahui cara mengendalikan atau secara selektif mengeksploitasi pembentukan ikatan kimia telah memainkan peran penting dalam pengembangan banyak material dan penemuan senyawa baru.

Banyak permasalahan dunia saat ini memerlukan jawaban kimiawi yang mendasar: pengendalian penyakit dan polusi, pencarian sumber energi baru, pengembangan pupuk baru untuk meningkatkan hasil panen, peningkatan kandungan protein pada berbagai biji-bijian, dan masih banyak lagi. Untuk memahami perilaku bahan alami, kita harus memahami sifat ikatan kimia dan faktor-faktor yang membentuk struktur senyawa. Pada bab ini, kita akan melihat alasan atom membentuk ikatan satu sama lain, yang berbeda-beda jenis ikatan kimia, dan hubungan antara ikatan kimia dan bentuk molekul. Pemeriksaan terhadap ciri-ciri ini dapat membantu kita memahami sifat-sifat zat dan sangat penting untuk memahami bagaimana molekul berinteraksi dan bereaksi dengan zat lain.

3.1 Jenis-Jenis Ikatan Kimia

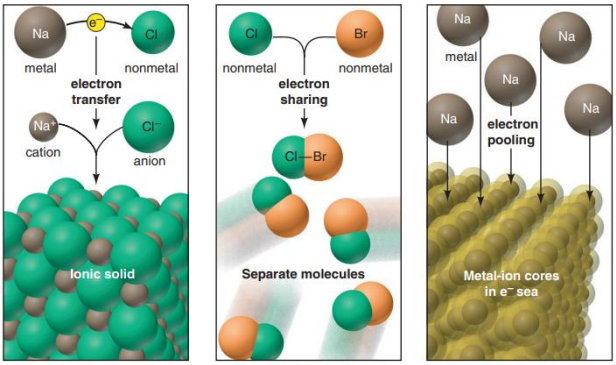
Mengapa zat memiliki karakter yang berbeda-beda? Mengapa garam dapur merupakan suatu padatan yang keras, rapuh, dan mempunyai titik leleh tinggi dan hanya dapat menghantarkan arus listrik ketika dicairkan atau dilarutkan dalam air? Mengapa lilin titik lelehnya rendah, lunak, dan tidak dapat menghantarkan arus listrik? Mengapa intan titik lelehnya tinggi dan sangat keras? Dan mengapa tembaga (dan sebagian besar logam lainnya) mengkilat, mudah dibentuk, dan mampu menghantarkan arus listrik baik dalam bentuk cair atau padat? Jawabannya terletak pada jenis ikatan di dalam zat tersebut. Perilaku dari suatu zat sangat bergantung pada bagaimana atom tersebut berikatan.

Secara sederhana ikatan kimia didefinisikan sebagai gaya yang menyatukan kelompok atom-atom dan membentuknya menjadi satu kesatuan fungsi. Pertanyaan mendasar: mengapa atom-atom dapat berikatan? Secara umum, ikatan terjadi karena partikel-partikel berusaha menurunkan energi potensial antara partikel positif dan partikel negatif, apakah itu dalam bentuk ion-ion yang bermuatan berlawanan atau pasangan inti atom dan elektron. Sederhananya, ikatan terjadi ketika kumpulan atom lebih stabil (energinya lebih rendah) dibandingkan atom yang terpisah. Sama seperti kekuatan tarik-menarik dan tolak-menolak antara inti dan elektron menentukan sifat-sifat suatu atom, jenis dan kekuatan ikatan kimia menentukan sifat-sifat suatu zat.

Secara umum, dalam sistem periodik, sifat logam unsur menurun dari kiri ke kanan (atau sifat nonlogam naik dari kiri ke kanan) dalam satu periodik; dan sifat logam juga menurun

dari atas ke bawah (atau sifat nonlogam naik dari atas ke bawah) dalam satu golongan. Sehingga terdapat tiga jenis ikatan kimia yang dihasilkan dari tiga cara kedua jenis unsur ini dapat bergabung (Gambar 3.1.). Ketiga jenis ikatan itu adalah:

1. Ikatan unsur logam dengan nonlogam. Disebut sebagai perpindahan electron *(electron transfer)* atau ikatan ion (Gambar 3.1. A). Ikatan ini terjadi antara atom logam yang mudah melepaskan elektron dan atom nonlogam yang mudah menerima elektron. Sehingga terjadi perpindahan elektron.
2. Ikatan unsur nonlogam dengan nonlogam. Disebut sebagai penggunaan elektron bersama *(electron sharing)* atau ikatan kovalen (Gambar 3.1. B). Ikatan ini terjadi ketika dua atom berbeda sedikit, atau tidak memiliki perbedaan, dalam hal kecenderungannya untuk melepaskan atau memperoleh elektron, sehingga terjadi penggunaan elektron bersama untuk membentuk konfigurasi elektron gas mulia.
3. Ikatan unsur logam dengan logam. Disebut sebagai mengumpul elektron *(electron pooling)* atau ikatan logam (Gambar 3.1. C). Atom logam cenderung melepaskan elektron terluar dengan mudah (Energi Ionisasi rendah) dan tidak mudah menarik elektron (Afinitas Elektron sedikit negatif atau positif). Sifat-sifat ini mengakibatkan atom untuk berbagi elektron valensinya.



Gambar 3.1. Tiga Jenis Ikatan Kimia. (Sumber: Silberberg, 2013)

3.2 Simbol Lewis dan Aturan Oktet

Pada sebuah atom, elektron yang terlibat dalam ikatan kimia adalah elektron valensi, yang pada sebagian besar atom, adalah elektron yang berada pada kulit terluar. Ahli kimia Amerika G. N. Lewis (1875–1946) menyarankan cara sederhana untuk menunjukkan elektron valensi dalam suatu atom dengan menggunakan apa yang sekarang dikenal sebagai simbol titik elektron Lewis atau simbol Lewis. Simbol Lewis suatu unsur terdiri dari lambang kimia unsur tersebut ditambah satu titik untuk setiap elektron valensi. Belerang, misalnya, memiliki konfigurasi elektron $[Ne]3s^23p^4$ dan karenanya memiliki enam elektron valensi. Simbol Lewisnya adalah:

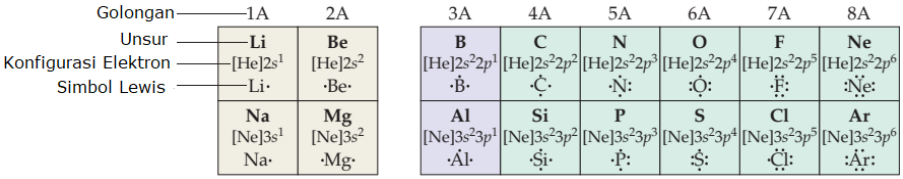
Titik-titik ditempatkan di empat sisi simbol; atas, bawah, kiri, dan kanan; dan masing-masing sisi dapat menampung hingga dua elektron. Keempat sisinya setara, yang mana

berarti pilihan sisi untuk penempatan dua elektron ataupun satu elektron sesuka hati. Secara umum, penyebaran titik-titik tersebut sedapat mungkin mengisi keempat sisi. Dalam simbol Lewis untuk S, misalnya, kita lebih memilih susunan titik-titik seperti yang ditampilkan, daripada susunannya memiliki dua elektron pada tiga sisi dan tidak ada elektron pada sisi keempat.

Konfigurasi elektron dan simbol Lewis untuk unsur golongan utama periode 2 dan 3 ditunjukkan pada Gambar 3.2. Perhatikan bahwa jumlah elektron valensi di setiap unsur yang mewakili sama dengan nomor golongan unsur tersebut. Misalnya, Simbol Lewis untuk oksigen dan belerang, anggota golongan 6A, keduanya menunjukkan enam titik.

Atom sering kali memperoleh, kehilangan, atau berbagi elektron untuk mencapai jumlah elektron yang sama dengan gas mulia yang paling dekat dengannya dalam tabel periodik. Gas mulia mempunyai sifat yang sangat stabil susunan elektronnya, yang dibuktikan dengan energi ionisasinya yang tinggi, afinitas elektronnya yang rendah, dan secara umum reaktivitas kimianya kurang. Karena semua gas mulia kecuali He (Helium) memiliki delapan elektron valensi, banyak atom yang menjalani reaksi berakhir dengan delapan elektron valensi. Pengamatan ini menghasilkan suatu aturan yang dikenal sebagai **Aturan Oktet** yaitu: Atom cenderung memperoleh, kehilangan, atau berbagi elektron hingga atom tersebut dikelilingi oleh delapan elektron valensi. Satu oktet elektron terdiri dari subkulit s dan p penuh dalam sebuah atom. Dalam simbol Lewis, oktet ditampilkan sebagai empat pasang elektron valensi yang disusun mengelilingi simbol unsur, seperti pada simbol Lewis untuk Ne dan Ar pada

Gambar 3.2. Ada pengecualian terhadap aturan oktet, namun aturan ini memberikan kerangka kerja yang berguna untuk memperkenalkan banyak konsep penting tentang ikatan kimia. Aturan Oktet sebagian besar berlaku untuk atom yang memiliki elektron valensi s dan p.



Gambar 3.2. Konfigurasi Elektron dan Simbol Lewis Unsur Golongan Utama Periode 2 dan 3. (Sumber: Brown, dkk., 2017)

3.3 Ikatan Ion

Sebuah atom logam (Energi Ionisasi rendah) kehilangan satu atau dua elektron valensinya, dan atom bukan logam (Afinitas Elektron sangat negatif) memperoleh elektron. Perpindahan elektron dari logam ke nonlogam terjadi, dan setiap atom membentuk ion dengan konfigurasi elektron gas mulia. Gaya tarik-menarik elektrostatik antara ion-ion positif dan negatif menarik mereka ke dalam susunan tiga dimensi untuk membentuk padatan ionik. Senyawa ionik biasanya dihasilkan dari interaksi logam pada kolom sebelah kiri tabel periodik dengan nonlogam di kolom kanan (tidak termasuk gas mulia, golongan 8A). Atom unsur dengan energi ionisasi rendah cenderung membentuk kation, sedangkan yang memiliki afinitas elektron tinggi cenderung membentuk anion. Dengan demikian, unsur yang mampu membentuk kation dalam senyawa ionik adalah logam alkali dan logam alkali

tanah, dan unsur yang mampu membentuk anion adalah halogen dan oksigen. Oleh karena itu, berbagai jenis senyawa ionik terbentuk dari unsur Golongan 1A atau logam Golongan 2A dengan unsur Halogen atau Oksigen. Sebagai contoh, reaksi antara Litium dan Fluor untuk membentuk Litium Fluorida, dimana Litium memiliki konfigurasi elektron $1s^2 2s^1$, dan konfigurasi elektron Fluor $1s^2 2s^2 2p^5$. Saat atom Litium dan atom Fluor bereaksi satu sama lain, 1 elektron valensi pada subkulit *2s* dari Litium dipindahkan ke atom Fluor. Menggunakan simbol titik Lewis, reaksi ini ditulis sebagai berikut (Chang, 2010):

$$\underset{1s^2 2s^1}{\cdot \mathrm{Li}} + \underset{1s^2 2s^2 2p^5}{:\ddot{\mathrm{F}}\cdot} \longrightarrow \underset{1s^2}{\mathrm{Li}^+} \underset{1s^2 2s^2 2p^6}{:\ddot{\mathrm{F}}:^-}$$

Atom Litium melepaskan 1 elektron sehingga menjadi ion positif dan memiliki konfigurasi elektron sama dengan atom unsur gas mulia yaitu Helium (He), sedangkan atom Flour menerima elektron dari atom Litium sehingga menjadi ion negatif dan konfigurasi elektronnya sama dengan atom unsur gas mulia yaitu Neon (Ne). Ikatan ion dalam senyawa LiF adalah gaya tarik-menarik elektrostatis antara ion litium yang bermuatan positif dan ion fluorida yang bermuatan negatif. Senyawa ini secara fisik tidak bermuatan listrik.

Berbagai reaksi lainnya yang membentuk ikatan ion adalah reaksi pembakaran Kalsium menghasilkan Kalsium Oksida:

$$2\mathrm{Ca}(s) + \mathrm{O}_2(g) \longrightarrow 2\mathrm{CaO}(s)$$

Dengan menganggap molekul diatomik O_2 awalnya terpecah menjadi atom oksigen yang terpisah, kita dapat menggambarkan reaksinya dengan Simbol Lewis sebagai berikut:

$$\cdot Ca \cdot + \cdot \ddot{O} \cdot \longrightarrow Ca^{2+} \; :\ddot{O}:^{2-}$$
$$[Ar]4s^2 \quad 1s^2 2s^2 2p^4 \quad [Ar] \quad [Ne]$$

Atom Kalsium (Ca) melepaskan 2 elektron sehingga konfigurasi elektronnya sama dengan atom Argon (Ar), dan atom Oksigen (O) menangkap 2 elektron dari atom Kalsium sehingga konfigurasi elektronnya sama dengan atom Neon (Ne). Senyawa ion CaO netral secara listrik.

Contoh lainnya adalah, ketika terjadi reaksi Magnesium (Mg) dengan Nitrogen (N) pada suhu tinggi, terbentuk padatan putih senyawa Magnesium Nitrida (Mg_3N_2), sebagai berikut:

$$3Mg(s) + N_2(g) \longrightarrow Mg_3N_2(s)$$

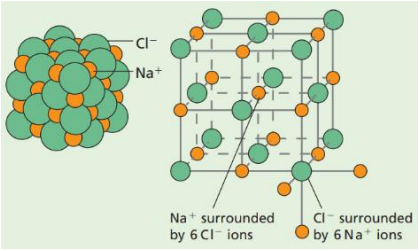
Dengan Simbol Lewis, dapat dinyatakan sebagai berikut:

$$3 \cdot Mg \cdot + 2 \cdot \ddot{N} \cdot \longrightarrow 3Mg^{2+} \; 2 \; :\ddot{N}:^{3-}$$
$$[Ne]3s^2 \quad 1s^2 2s^2 2p^3 \quad [Ne] \quad [Ne]$$

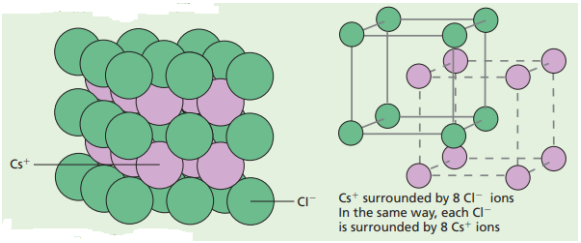
Tiga atom Mg masing-masing melepaskan dua elektron sehingga bermuatan 2+ dan membentuk konfigurasi elektron sama dengan atom Ne. Sedangkan dua atom N masing-masing menangkap tiga elektron sehingga bermuatan 3-. Tiga ion Mg dan dua ion N akan tarik menarik secara elektrostatis membentuk padatan senyawa ion Mg_3N_2 .

Struktur Senyawa Ion

Struktur senyawa ion berbentuk padat pada suhu kamar dan titik leleh serta titik didihnya tinggi. Ion-ion dikemas bersama dalam susunan yang teratur yang disebut kisi. Di dalam kisi, ion-ion yang bermuatan berlawanan tarik menarik satu sama lain dengan kuat. Gambar 3.3. menunjukkan sampel kristal natrium klorida. Jutaan ion natrium dan ion klorida akan tersusun dengan cara ini dalam kristal natrium klorida untuk membuat struktur ionik raksasa. Tiap ion natrium dalam kisi dilingkupi oleh enam ion klorida, dan tiap ion klorida dilingkupi oleh enam ion natrium. Tidak semua senyawa ion membentuk struktur yang sama. Cesium Klorida (CsCl), misalnya, membentuk struktur yang berbeda karena ukuran ion cesium yang lebih besar dibandingkan dengan ion natrium. Hal ini menimbulkan struktur yang ditunjukkan pada Gambar 3.4., yang disebut sebagai struktur *body-centred cubic*. Setiap ion Cesium dilingkupi oleh delapan ion klorida dan, setiap ion klorida dikelilingi oleh delapan ion Cesium.



Gambar 3.3. Struktur dari Senyawa Natrium Klorida (NaCl). (Sumber: Earl dan Wilford, 2014)

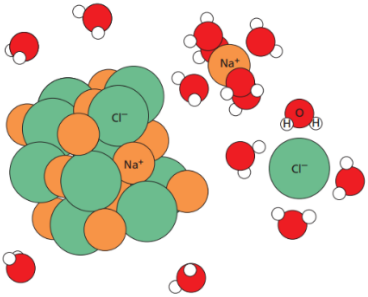


Gambar 3.4. Struktur dari Senyawa Cesium Klorida (CsCl).
(Sumber: Earl dan Wilford, 2014)

Sifat-sifat Senyawa Ion

Senyawa ion mempunyai sifat sebagai berikut;

- Biasanya berbentuk padat pada suhu kamar, dengan titik leleh yang tinggi. Hal ini disebabkan oleh kuatnya gaya elektrostatis yang menahan kisi kristal bersama. Oleh karena itu diperlukan banyak energi untuk memisahkan ion-ionnya dan melelehkan zatnya.
- Biasanya struktur kristalnya keras tapi rapuh.
- Biasanya tidak dapat menghantarkan listrik ketika padat,karena ion-ion tersebut tidak bebas bergerak.
- Umumnya larut dalam air. Hal ini dikarenakan molekul air mampu berikatan dengan ion positif dan negatif, yang terpecah kisi dan memisahkan ion-ionnya. Gambar 3.5. menunjukkan interaksi antara molekul air (pelarut) dan ion natrium dan klorida dari natrium klorida (zat terlarut).
- Biasanya dapat menghantarkan listrik ketika berada di dalam keadaan cair atau dalam larutan air. Kekuatan dari tarik-menarik antar ion melemah dan ion-ion bebas bergerak menuju elektroda yang sesuai. Hal ini memungkinkan arus listrik melewatinya senyawa cair.



Gambar 3.5. Garam (suatu senyawa ion) dalam larutan air.
(Sumber: Earl dan Wilford, 2014)

3.4 Ikatan Kovalen

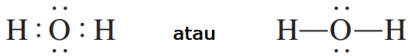
Ikatan ini terjadi ketika dua atom berbeda sedikit, atau tidak memiliki perbedaan, dalam hal kecenderungannya untuk melepaskan atau memperoleh elektron, sehingga terjadi penggunaan bersama elektron untuk membentuk konfigurasi elektron gas mulia dan disebut sebagai ikatan kovalen. Ikatan ini umumnya dapat terjadi antara unsur-unsur yang letaknya berdekatan dalam tabel periodik. Mayoritas ikatan kovalen terbentuk antar atom dari unsur bukan logam (Buthelezi, dkk., 2008). Setiap atom memegang elektronnya dengan erat (Energi Ionisasi tinggi) dan menarik elektron lain (Afinitas Elektron sangat negatif). Inti setiap atom menarik elektron valensi satu sama lain, yang menyatukan atom-atom untuk menghasilkan konfigurasi elektron gas mulia.

Pada ikatan kovalen, setiap elektron dalam pasangan bersama tertarik ke kedua inti atom. Gaya tarik-menarik ini menyatukan dua atom dan bersifat bertanggung jawab untuk membentuk ikatan kovalen pada molekul. Ikatan kovalen antara atom hanya melibatkan elektron valensi. Contohnya

molekul Fluor, F_2. Konfigurasi elektron F adalah $1s^2 2s^2 2p^5$.Elektron *1s* berenergi rendah dan sebagian besar berada di dekat inti, sehingga tidak ikut serta dalam membentuk ikatan. Oleh karena itu, setiap atom F memiliki tujuh elektron valensi (elektron *2s* dan *2p*). Hanya ada satu elektron yang tidak berpasangan pada F, dan pembentukan molekul F_2 dapat direpresentasikan dalam:

Setiap atom memberikan 1 elektron untuk digunakan bersama dan membentuk konfigurasi elektron seperti gas mulia yaitu Neon. Dalam penggambaran sederhana, pasangan elektron yang digunakan bersama digambarkan dengan sebuah garis. Pasangan elektron valensi yang tidak ikut serta dalam pembentukan ikatan kovalen disebut pasangan elektron bebas (PEB), dan pasangan elektron valensi yang ikut serta dalam pembentukan ikatan kovalen disebut pasangan elektron terikat (PEI). Jadi, setiap atom F di molekul F_2 memiliki tiga pasangan elektron bebas dan satu pasangan elektron terikat.

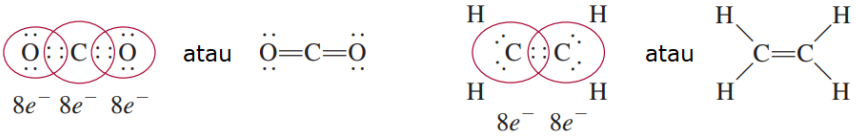
Untuk molekul air (H_2O), ikatan kovalennya dapat digambarkan sebagai berikut:



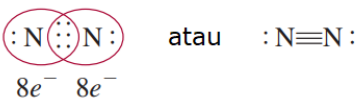
Setiap atom H memberikan 1 elektron dan atom O memberikan 2 elektron untuk digunakan bersama. Sehingga konfigurasi elektron atom H sama dengan atom He dan atom O konfigurasi elektronnya seperti atom Ne.

Berbagai macam ikatan kovalen dapat dibentuk oleh atom-atom. Dua atom dapat disatukan dalam ikatan satu

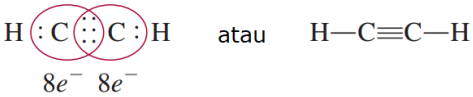
pasangan elektron. Beberapa senyawa disatukan melalui ikatan rangkap, dimana ikatan ini terbentuk ketika dua atom menggunakan secara bersama dua atau lebih pasang elektron. Jika dua atom menggunakan bersama dua pasang elektron, ikatan kovalen ini disebut ikatan rangkap dua. Ikatan ini terdapat pada molekul Karbon Dioksida (CO_2) dan Etilen (C_2H_4):



Ketika dua atom menggunakan bersama tiga pasang elektron, maka disebut sebagai ikatan rangkap tiga, misalnya pada molekul Nitrogen (N_2):



Ikatan rangkap tiga juga terjadi pada molekul Asetilena (C_2H_2) , dalam hal ini antara dua atom Karbon:



Terlihat bahwa pada etilena dan asetilena semua elektron valensi digunakan dalam ikatan, tidak ada pasangan elektron bebas.

Sifat-sifat Senyawa Kovalen

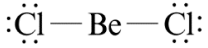
Senyawa kovalen mempunyai sifat sebagai berikut; (Gallagher dan Ingram, 2011)

- Senyawa kovalen molekul mempunyai titik leleh dan titik didih yang rendah. Hal ini disebabkan karena daya tarik antar molekulnya rendah. Jadi tidak memerlukan banyak energi untuk memecah kisi-kisi dan memisahkannya satu sama lain. Itu menjelaskan mengapa banyak senyawa molekuler berbentuk cair atau gas pada suhu kamar, dan mengapa banyak dari cairan tersebut mudah menguap.
- Senyawa kovalen cenderung tidak larut dalam air. Tapi mereka larut dalam beberapa pelarut, misalnya Tetraklorometana.
- Biasanya tidak dapat menghantarkan listrik ketika padat,karena ion-ion tersebut tidak bebas bergerak.
- Senyawa kovalen tidak dapat menghantarkan listrik. Tidak ada partikel bermuatan sehingga tidak dapat menghantarkan listrik.

3.5 Struktur Molekul (Model VSEPR)

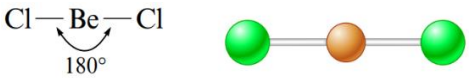
Struktur molekul memainkan peran yang sangat penting dalam menentukan sifat kimia zat. Banyak metode akurat yang ada sekarang untuk menentukan struktur molekul, susunan tiga dimensi atom dalam suatu molekul. Metode ini harus digunakan jika diperlukan informasi yang tepat tentang struktur. Namun, seringkali berguna untuk bisa melakukannya untuk memprediksi perkiraan struktur molekul suatu molekul (Zumdahl, dkk., 2018). Pada bagian ini kita mempertimbangkan model sederhana yang memungkinkan

kita melakukan hal ini. Model ini disebut VSEPR (Valance Shell Electron Pair Repulsion) atau model Tolakan Pasangan Elektron Valensi, berguna dalam memprediksi geometri molekul yang terbentuk dari nonlogam. Postulat utama model ini adalah bahwa struktur di sekitar atom ditentukan terutama dengan meminimalkan tolakan pasangan elektron. Idenya di sini adalah bahwa pasangan ikatan dan nonikatan di sekitar atom tertentu akan terjadi ditempatkan sejauh mungkin. Untuk melihat cara kerja model ini, pertama-tama kita akan mempertimbangkan molekul $BeCl_2$, yang memiliki struktur Lewis:

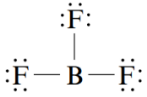


Perhatikan bahwa ada dua pasang elektron di sekitar atom Berilium. Susunan pasangan elektron ini memungkinkan mereka untuk berjauhan sejauh mungkin untuk meminimalkan gaya tolakan. Jelas, pengaturan terbaik menempatkan pasangan di sisi yang berlawanan atom Berilium yang berjarak 180 derajat satu sama lain:

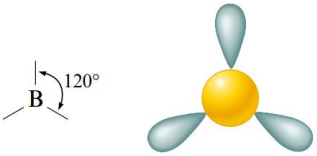
Ini adalah pemisahan maksimum yang mungkin untuk dua pasangan elektron. Setelah kita menentukan susunan optimal pasangan elektron di sekitar atom pusat, kita bisa tentukan struktur molekul $BeCl_2$, yaitu posisi atom-atomnya. Masing-masing pasangan elektron pada Berilium dibagi dengan atom Klor, molekulnya berbentuk struktur linier dengan sudut ikatan 180 derajat:



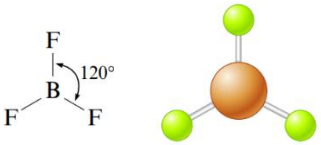
Selanjutnya, mari kita perhatikan BF_3, yang memiliki struktur Lewis:



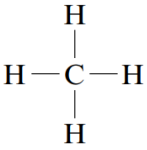
Di sini atom Boron dikelilingi oleh tiga pasang elektron. Pengaturan yang akan meminimalkan gaya tolakan adalah pasangan elektron mempunyai jarak terjauh pada sudut 120 derajat:



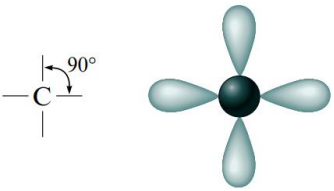
Karena masing-masing pasangan elektron digunakan bersama dengan atom Fluor, struktur molekulnya akan berbentuk sebagai berikut:



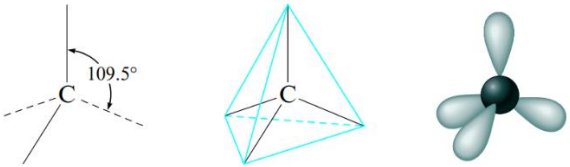
Ini adalah molekul planar (datar) dan segitiga, yang umumnya digambarkan sebagai struktur segitiga datar. Selanjutnya, mari kita perhatikan molekul metana, yang memiliki struktur Lewis:



Ada empat pasang elektron di sekitar atom Karbon pusat. Pengaturan apa pasangan elektron ini agar meminimalkan gaya tolakan? Pertama, mari kita coba bidang segiempat beraturan:



Atom Karbon dan pasangan elektron berada di tengah bidang kertas, dan sudut antara pasangan elektron semuanya 90 derajat. Apakah ada susunan lain dengan sudut lebih besar dari 90 derajat yang dapat menempatkan pasangan elektron semakin jauh satu sama lain? awabannya iya. Struktur Tetrahedral memiliki sudut 109,5 derajat:



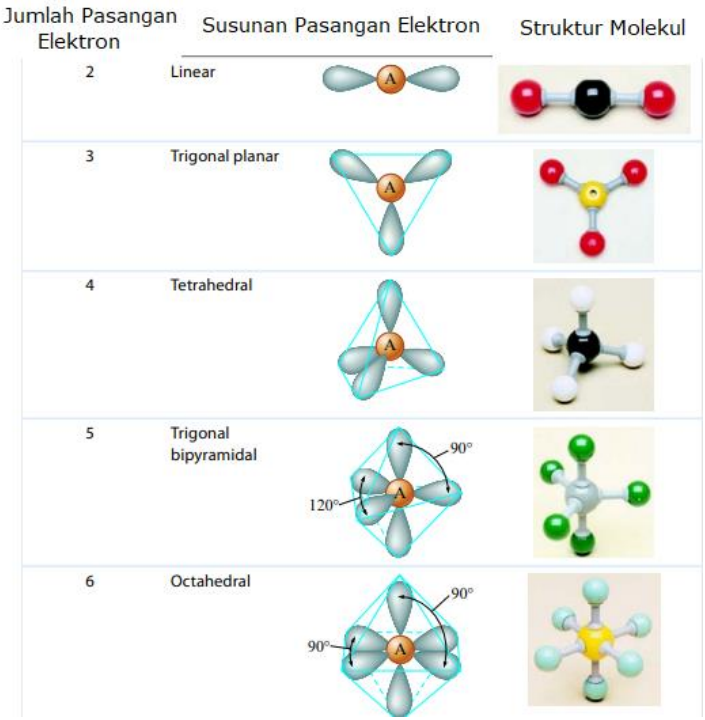
Dapat ditunjukkan bahwa ini adalah pemisahan maksimum yang mungkin dari empat pasangan elektron di sekitar atom yang diberikan. Ini berarti bahwa setiap kali ada empat pasang elektron di sekitar suatu atom, mereka harus selalu disusun secara tetrahedral. Sekarang kita mempunyai

susunan pasangan elektron yang memberikan tolakan paling kecil, kemudian kita dapat menentukan posisi atom dan dengan demikian dapat ditentukan struktur molekul CH_4. Ingatlah bahwa gagasan utama model VSEPR adalah mencari susunan pasangan elektron di sekitar atom pusat yang meminimalkan gaya tolakan. Gunakan langkah-langkah berikut untuk memprediksi struktur molekul menggunakan model VSEPR:

1. Gambarkan struktur Lewis untuk molekul tersebut.
2. Hitung pasangan elektron dan atur sedemikian rupa sehingga meminimalkan gaya tolakan (letakkan pasangan-pasangan tersebut sejauh mungkin).
3. Tentukan posisi atom dari cara pembagian pasangan elektron.
4. Tentukan nama struktur molekul berdasarkan posisi atomnya.

Tabel 3.1. memperlihatkan susunan pasangan elektron di sekitar atom yang menghasilkan tolakan minimum.

Tabel 3.1. Susunan Pasangan Elektron di Sekitar Atom yang Menghasilkan Tolakan Minimum.

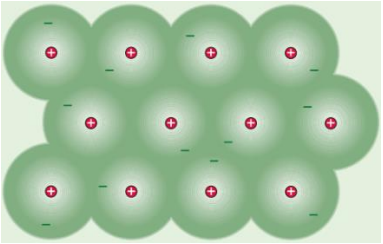


(Sumber: Zumdahl, dkk., 2018)

3.6 Ikatan Logam

Atom logam cenderung melepaskan elektron terluar dengan mudah (Energi Ionisasi rendah) dan tidak mudah menarik elektron (Afinitas Elektron sedikit negatif atau positif). Sifat-sifat ini mengakibatkan atom untuk berbagi elektron valensinya, tetapi tidak melalui ikatan kovalen. Tetapi dengan cara model ikatan logam. Banyaknya atom dalam suatu sampel logam mengumpulkan elektron valensinya menjadi "lautan" elektron yang "mengalir" di antara dan di sekitar setiap inti ion logam (inti ditambah elektron bagian dalam), sehingga

menarik dan menahannya bersama-sama (Gambar 4.6.). Berbeda dengan elektron yang terlokalisasi pada ikatan kovalen, elektron pada ikatan logam terdelokalisasi, bergerak bebas ke seluruh bagian logam.



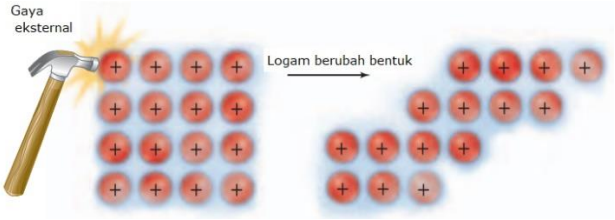
Gambar 3.6. Logam terdiri dari ion-ion positif (kation) yang dikelilingi oleh "lautan" electron. (Sumber: Earl dan Wilford, 2014)

Sifat-sifat Logam

Logam memiliki sifat-sifat sebagai berikut:

- Biasanya mempunyai titik leleh dan titik didih yang tinggi karena adanya gaya tarik menarik yang kuat antara ion-ion positif logam dan 'lautan' elektron yang bergerak.
- Logam dikenal sebagai penghantar listrik yang baik karena mobilitas elektron dalam struktur logam. Ketika sebuah logam dihubungkan dalam suatu rangkaian, elektron bergerak menuju terminal positif, dan pada saat yang sama elektron menyulang ke ujung yang lain logam dari terminal negatif.
- Logam mudah dibentuk (ditempa) dan elastik. Jika suatu gaya diterapkan pada suatu logam, maka akan terjadi lapisan-lapisan ion dapat meluncur satu sama lain.

Lapisan-lapisan ini mengubah posisinya sendiri dan ikatan yang kuat terbentuk kembali seperti yang ditunjukkan pada Gambar 3.7. Mudah dibentuk artinya logam bisa dipalu menjadi berbagai bentuk. Elastik berarti bahwa logam dapat ditarik menjadi kawat tipis.



Gambar 3.7. Gaya yang diterapkan menyebabkan ion logam bergerak melaluinya elektron yang terdelokalisasi, menjadikan logam mudah dibentuk dan elastik.

3.7 Kesimpulan

Ikatan kimia adalah ikatan oleh gaya yang menyatukan kelompok atom-atom dan membentuknya menjadi satu kesatuan fungsi. Secara umum, ikatan terjadi karena partikel-partikel berusaha menurunkan energi potensial antara partikel positif dan partikel negatif. Ikatan terjadi ketika kumpulan atom-atom lebih stabil (energinya lebih rendah) dibandingkan atom yang terpisah.

Terdapat tiga jenis ikatan kimia yaitu: 1.)Ikatan unsur logam dengan nonlogam. Disebut sebagai perpindahan elektron (electron transfer) atau ikatan ion. 2.) Ikatan unsur nonlogam dengan nonlogam. Disebut sebagai penggunaan elektron bersama (electron sharing) atau ikatan kovalen. 3.)

Ikatan unsur logam dengan logam. Disebut sebagai mengumpul elektron (electron pooling) atau ikatan logam.

DAFTAR PUSTAKA

Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E., Murphy, C.J., Woodward, P.M., Stoltzfus, M.W., and Lufaso, M.W., 2017. Chemistry The Central Science 14th edition. Pearson International: New Jersey.

Buthelezi, T., Dingrando, L., Hainen, N., Wistrom C., and Zike, D. 2008. Chemistry Matter and Change . McGraw-Hill Glencoe: New York

Chang, R.2010. Chemistry 10th edition. McGraw-Hill: New York.

Earl, B., Wilford, D. 2014. Chemistry 3rd edition. Cambridge IGCSE: London

Gallagher, R., Ingram, P. 2011. Complete Chemistry for Cambridge IGCSE 2nd edition. Oxford University Press: Oxford

Silberberg, M.S., 2013. Principles of General Chemistry 3rd edition. McGraw-Hill: New York

Zumdahl, S.S., Zumdahl, S.A., and DeCoste, D.J., 2018. Chemistry 10th edition. Chengage Learning: Boston.

BAB 4
STOIKIOMETRI DAN HUKUM DASAR KIMIA

Oleh Didiek Hari Nugroho

4.1 Pengantar Stoikiometri dan Hukum Dasar Kimia

4.1.1 Definisi dan Ruang Lingkup Stoikiometri

Stoikiometri sebagai cabang ilmu kimia yang mempelajari hubungan kuantitatif dalam reaksi kimia, termasuk massa, mol, volume, dan jumlah partikel. Stoikiometri berasal dari kata Yunani "stoicheion" yang berarti elemen, dan "metron" yang berarti pengukuran. Hubungan ini sangat penting dalam memprediksi hasil reaksi kimia dan menentukan kebutuhan bahan baku dalam skala laboratorium maupun industri. Stoikiometri juga menjadi dasar untuk memahami prinsip-prinsip seperti efesiensi reaksi dan yield. Penjelasan ini mencakup pula aplikasinya dalam bidang farmasi untuk formulasi obat, teknik untuk desain reaktor kimia, serta lingkungan untuk analisis polutan (Brown, et al., 2020; Kotz, Treichel, Townsend, & Treichel, 2018).

Contoh aplikasi industri:

- Industri Farmasi: Perhitungan dosis obat berdasarkan reaksi kimia dalam tubuh

- Industri Petrokimia: Produksi bahan bakar dari hidrokarbon dengan efisiensi maksimal
- Industri Pangan: Penyesuaian komposisi kimia dalam formulasi makanan dan minuman.

4.1.2 Sejarah Hukum Dasar Kimia

Antonie Lavosier, dikenal sebagai "Bapak Kimia Modern", mengemukakalandasann Hukum Kekekalan Massa yang menjadi ladasan utama dalam kimia. Selanjutnya, Joseph Proust memperkenalkan Hukum Perbandingan Tetap yang menjelaskan bahwa setiap senyawa memiliki komposisi tetap berdasarkan massa. John Dalton menyempurnakan konsep tersebut melalui Hukum Perbandingan Berganda yang mendasari teori atom modern (Rocke, 2001). Selain itu, sub bab ini juga mencakup bagaimana ketiga hukum tersebut diterapkan untuk memahami reaksi kimia dan membangun dasar stoikiometri sebagai ilmu yang mengukur hubungan kuantitatif antar zat dalam reaksi kimia.

Contoh eksperimen:

- Eksperimen Lavoisier: Pembakaran forfor dalam bejana tertutup.
- Eksperimen Proust: Analisis tembaga karbonat dari berbagai sumber.
- Eksperimen Dalton: Studi rasio massa dalam senyawa karbon monoksida dan karbon dioksida.

4.2 Hukum Dasar Kimia

4.2.1 Hukum Kekekalan Massa (Hukum Lavoisier)

Hukum ini menyatakan bahwa massa total zat sebelum dan sesudah reaksi kimia adalah sama. Penjelasan dilengkapi dengan eksperimen Antoine Lavoisier, di mana ia melakukan pembakaran forfor dalam bejana tertutp dan menemukan bahwa massa total sistem tetap konstan. Eksperimen ini menunjukkan bahwa meskipun zat-zat mengalami perubahan bentuk atau wujud, tidak ada massa yang hilang atau diciptakan. Hal ini memperkuat konsep bahwa reaksi kimia hanya melibatkan transformasi materi, bukan penciptaan atau penghancuran zat. Selain itu, hukum ini menjadi landasan penting dalam penyetaraan persamaan kimia dan berbagai aplikasi stoikiometri, seperti dalam desain reaktor kimia dan analisis bahan bakar (Atkins & Paula, 2014).

Contoh penerapan di industri:

- Industri baja: Perhitungan massa bahan baku dalam produksi baja.
- Industri Kimia: Produksi asam sulfat dengan pemantauan massa reaktan dan produk.
- Industri Farmasi: Formulasi obat harus mengikuti prinsip hukum kekekalan massa agar tidak ada bahan aktif yang hilang selama proses produksi.

4.2.2 Hukum Perbandingan Tetap (Hukum Proust)

Hukum ini menyatakan bahwa setiap senyawa kimia memiliki perbandingan massa unsur-unsur penyusunnya yang tetap, tanpa tergantung pada jumlah atau sumber senyawa tersebut. Joseph Proust melalui eksperimennya pada senyawa

tembaga karbonat menunjukkan bahwa senyawa ini selalu terdiri dari 5,3 bagian tembaga, 4 bagian karbon, dan 1 bagian oksigen berdasarkan massa. Hukum ini menegaskan bahwa komposisi kimia suatu senyawa tidak berubah, memberikan dasar penting bagi analisis kuantitatif dan penyusunan rumus kimia. Contoh perhitungan empiris disertakan untuk memperkuat konsep, seperti menentukan komposisi massa air (H_2O) yang terdiri dari 11,1% hidrogen dan 88,9% oksigen (Chang, 2010).

Contoh penerapan:

- Industri semikonduktor: Produksi silikon dengan komposisi yang sangat presisi.
- Industri Farmasi: Kontrol kualitas senyawa aktif dalam obat.
- Industri Produksi Baja: Komposisi karbon dalam baja harus selalu dijaga agar produk akhir memiliki sifat mekanik yang sesuai

4.2.3 Hukum Perbandingan Berganda (Hukum Dalton)

Hukum Dalton menjelaskan secara rinci dengan membahas bahwa senyawa yang terdiri dari dua unsur dapat memiliki lebih dari satu jenis kombinasi massa, namun selalu mengikuti pola perbandingan sederhana dan bulat. Sebagai Contoh, karbon dan oksigen dapat membentuk karbon monoksida (CO) dan karbon dioksida (CO_2). Dalam kedua senyawa ini, rasio massa oksigen yang bergabung dengan jumlah tetap karbon adalah 1:2. Penjelasan ini didukung oleh eksperimen Dalton dan penerapannya dalam formulasi teori atom modern, yang menjadikan hukum ini sebagai dasar dalam memahami stoikiometri reaksi kimia (Gillespie & A,

2001).

Contoh penerapan:

- Produksi gas industri seperti CO dan CO_2, rasio perbandingan oksigen harus sesuai agar produksi gas yang dhasilkan dapat digunakan untuk aplikasi yang berbeda.

4.3 Stoikiometri dan Persamaan Kimia

4.3.1 Penulisan dan Penyetaraan Persamaan Kimia

Sub ini menjelaskan tentang teknik dasar penulisan persamaan kimia, termasuk aturan penggunaan rumus kimia dan simbol unsur. Penekanan diberikan pada Langkah-langkah menyetarakan persamaan untuk memastikan massa zat pereaksi sama dengan massa hasil reaksi, sesuai dengan hukum Kekekalan massa (Zumdahl & Zumdahl, 2012). Contoh praktis, seperti reaksi pembakaran metana:

$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

Selain itu, manfaat penyetaraan persamaan kimia dalam aplikasi nyata, seperti peghitungan kebutuhan bahan baku dalam proses industri, perhitungan kebutuhan oksigen dalam pembakaran bahan bakar di mesin industri untuk memastikan efisiensi energi dan mengurangi emisi polutan.

Contoh penerapan:

- Industri Otomotif: Perhitungan kebutuhan bahan bakar dalam mesin pembakaran.
- Industri Pembangkit Listrik: Perhitungan kebutuhan oksigen dalam pembakaran Batubara dan gas alam.

4.3.2 Perhitungan Stoikiometri

Perhitungan stoikiometri, dimulai dengan pengenalan konsep mol sebagai satuan dasar dalam kimia, disusul dengan rumus dan Langkah-langkah untuk menghitung massa zat berdasarkan stoikiometri reaksi. Selain itu juga, dapat menghitung volume gas berdasarkan hukum gas ideal dan hubungan antara molaritas serta volume larutan untuk menentukan konsentrasi. Pada sub bab ini, kita akan menghitung jumlah mol gas yang dihasilkan dalam reaksi pembakaran atau konsentrasi ion dalam larutan elektrolit, untuk memperkuat pemahaman konsep dan aplikasinya dalam situasi nyata (Kotz, Treichel, Townsend, & Treichel, 2018).

4.4 Aplikasi Stoikiometri dan Hukum Dasar Kimia

4.4.1 Stoikiometri dalam Reaksi Pembakaran

Sub bab ini membahas secara mendetail bagaimana konsep stoikiometri digunakan untuk menghitung kebutuhan oksigen dalam berbagai reaksi pembakaran, seperti pembakaran hidrokarbon. Dengan pendekatan stoikiometris, massa oksigen yang diperlukan dan jumlah produk gas, seperti karbon dioksida (CO_2) dan uap air (H_2O), dapat dihitung berdasarkan rumus kimia reaksi yang disetarakan. Sebagai Contoh, dalam reaksi pembakaran propana (C_3H_8), perhitungan dimulai dengan menyetarakan persamaan kimia, diikuti dengan analisis molar untuk menentukan rasio pereaksi dan produk. Penjelasan ini dilengkapi dengan ilustrasi perhitungan dan aplikasi nyata, seperti estimasi kebutuhan oksigen dalam system pembakaran mesin atau prediksi emisi gas rumah kaca dari pembakaran bahan bakar fosil (William,

Masterton, & Hurley, 2015).

4.4.2 Penerapan Hukum Dasar Kimia dalam Industri

Sub bab ini mengulas penerapan hukum dasar kimia diberbagai industri untuk meningkatkan efisiensi proses dan mengurangi dampak lingkungan. Dalam industri manufaktur, hukum Kekekalan massa digunakan untuk menghitung kebutuhan bahan baku dan produk sampingan dalam proses pembuatan logam, seperti ekstraksi alumunium dan bauksit. Hukum perbandingan tetap memastikan kualitas produk seperti baja dengan komposisi unsur yang konsisten. Dalam farmasi, hukum dasar kima diterapkan untuk merancang formula obat yang tepat, memastikan rasio molar bahan aktif terhadap eksipien, serta mengontrol reaksi sintesis bahan aktif farmasi. Di bidang pengolahan limbah, hukum Kekekalan massa dan energi membantu dalam desain reaktor untuk pengolahan air limbah, termasuk proses netralisasi asam atau pengendapan logam berat. Contoh spesifik adalah penggunaan stoikiometri dalam menentukan dosis bahan kimia seperti kapur ($Ca(OH)_2$) untuk mengatasi limbah asam dari industri tekstil. Penjelasan ini disertai studi kasus dari masing-masing sektor untuk memberikan pemahaman mendalam tentang relevansi hukum dasar kimia dalam dunia nyata (Miessler, Fischer, & Tarr, 2013).

Contoh studi kasus:

- Industri Minyak dan Gas: Optimasi reaksi reforming metana untuk produksi hydrogen.
- Industri Semen: Pemanfaatan stoikiometri dalam produksi klinker dengan emisi CO_2 yang minimal.

- Penggunaan stoikiometri dalam pengolahan limbah kimia untuk menentukan jumlah zat yang diperlukan agar limbah dapat dinetralisasi dengan efisien.

4.5 Latihan dan Evaluasi

4.5.1 Latihan Soal Stoikiometri dan Hukum Dasar Kimia

Berisi soal mencakup hukum kekekalan massa, perbandingan tetap, perbandingan berganda, dan perhitungan stoikiometri dalam reaksi kimia untuk mengevaluasi pemahaman siswa.

1. **Soal:** Hukum Kekekalan Massa

   Dalam suatu reaksi kimia, 10 gram kalsium karbonat ($CaCO_3$) dipanaskan hingga terurai menjadi kalsium oksida (CaO). Jika massa kalsium oksida yang terbentuk adalah 5,6 gram, tentukan massa karbon dioksida yang dihasilkan!

   Solusi:

   Massa total zat sebelum reaksi = Massa total zat sesudah reaksi

   10 gr = 5,6 g + Massa CO_2

   Massa CO_2 = 10 – 5,6 = 4,4 gr

2. **Soal:** Hukum Perbandingan Tetap

   Sebuah senyawa mengandung 75% karbon dan 25% hydrogen berdasarkan massa. Jika massa total sampel adalah 8 gram, hitung massa karbon dan hydrogen dalam sampel tersebut!

Solusi:
Massa karbon = 75% x 8 gr = 6 gr
Massa hydrogen = 25% x 8 gr = 2 gr

3. **Soal:** Hukum Perbandingan Berganda

Dua senyawa karbon dan oksigen memiliki komposisi sebagai berikut:

- Senyawa 1: mengandung 42,9% karbon dan 57,1 oksigen.
- Senyawa 2: mengandung 27,3% karbon dan 72,7% oksigen.

Tentukan apakah kedua senyawa ini mengikuti hukum perbandingan berganda! (Ar C = 12, Ar O = 16)
Solusi:

Hitung perbandingan mol:

Senyawa 1: $\frac{42,9}{12} = 3,575$ dan $\frac{57,1}{16} = 3,569$

Rasio molar: 3,575 : 3,569 ≈ 1 : 1

Senyawa 2: $\frac{27,3}{12} = 2,275$ dan $\frac{72,7}{16} = 4,544$

Rasio molar: 2,275 : 4,544 ≈ 1 : 2

Karena perbandingan oksigen di kedua senyawa adalah 1 : 2, hukum perbandingan berganda berlaku.

4. **Soal:** Perhitungan Stoikiometri dalam Reaksi Kimia

   Berapa gram air yang terbentuk jika 8 gram hydrogen (H_2) bereaksi dengan oksigen (O_2) sesuai dengan reaksi: (Ar H =1, Ar O = 16 gr/mol)

   $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

   Solusi:

   - Hitung mol hidrogen: $\frac{8}{2} = 4\ mol$
   - Dari reaksi, 2 mol H_2 menghasilkan 2 mol H_2O, sehingga 4 mol H_2 menghasilkan 4 mol H_2O
   - Massa air yang terbentuk: 4 mol x 18 gr/mol = 72 gr

5. **Soal:** Perhitungan Gas dalam Reaksi Pembakaran
   Jika 5 gram metana (CH_4) dibakar dalam jumlah oksigen yang cukup, hitung volume karbon dioksida (CO_2) yang dihasilkan pada kondisi STP. (Ar C = 12, H = 1, O = 16)
   Reaksi: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

   Solusi:

   - Mol CH_4: $\frac{5}{16} = 0{,}3125\ mol$
   - Dari reaksi, 1 mol CH_4 menghasilkan 1 mol CO_2, sehingga 0,3125 mol CH_4 menghasilkan 0,3125 mol CO_2
   - Pada STP, 1 mol gas = 22,4 L
   - Volume CO_2 : 0,3125 x 22,4 = 7 L

4.5.2 Studi Kasus dan Diskusi

Berikut ini ada 2 contoh studi kasus yang melibatkan stoikiometri beserta perhitungannya:

Stusi Kasus 1: Produksi Amonia dalam Industri Pupuk (Proses Haber)

Dalam industri pupuk, ammonia (NH_3) diproduksi melalui proses Haber dengan reaksi berikut (Smith, Ness, & Michael, 2022):

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$$

Jika suatu pabrik memiliki 500 kg nitrogen (N_2) dan pasokan hydrogen (H_2) berlebih, hitung massa ammonia yang dapat dihasilkan jika reaksi berlangsung dengan efisiensi 90%.

Solusi:

- Hitung mol N_2:

$$Mol\ N_2 = \frac{massa}{Mr} = \frac{500\ kg}{28\ kg/kmol} = 17{,}86\ kmol$$

- Dari persamaan reaksi, setiap 1 mol N_2 menghasilkan 2 mol NH_3, sehingga:

$$\text{Mol } NH_3 = 17{,}86 \text{ kmol x } 2 = 35{,}72 \text{ kmol}$$

- Hitung massa NH_3 yang dihasilkan:

$$Massa\ NH_3 = 35{,}72\ kmol \times 17\ kg/kmol = 607{,}24 kg$$

- Dengan efisiensi 90%, massa NH_3 aktual adalah:

$$607{,}24 \text{ kg x } 0{,}9 = 546{,}52 \text{ kg}$$

Studi Kasus 2: Pengendalian Emisi SO_2 dalam Industri PLTU
Pembangkit Listrik tenaga uap (PLTU) sering menggunakan $CaCO_2$ (kalsium karbonat) untuk menyerap SO_2 dari emisi gas buang. Reaksi yang terjadi adalah (Manahan, 2017):

$$CaCO_{3(s)} + SO_{2(g)} + 1/2\,O_{2(g)} \rightarrow CaSO_{4(s)} + CO_{2(g)}$$

Jika suatu PLTU menghasilkan 2000 kg SO_2 per hari, berapa kg $CaCO_3$ yang dibutuhkan untuk menetralisir emisi ini?
Solusi:

- Hitung mol SO_2:

$$Mol\ SO_2 = \frac{massa}{Mr} = \frac{2000\ kg}{64\ kg/kmol} = 31{,}25\ kmol$$

- Dari reaksi, 1 mol SO_2 bereaksi dengan 1 mol $CaCO_3$, sehingga mol $CaCO_3$ yang dibutuhkan juga 31,25 kmol
- Hitung massa $CaCO_3$:

$$Massa\ CaCO_3 = 31{,}25\ kmol \times 100\,kg/kmol = 3125kg$$

Studi Kasus 3: Penyisihan Emisi CO_2 Kendaraan Bermotor
Penelitian yang dilakukan untuk mengurangi emisi CO_2 dari kendaraan bermotor dengan menggunakan NaOH pada Reaktor Gelembung Pancaran dengan mengikuti reaksi (Ramadhan, Purnamasari, Ramayanti, & Nugroho, 2025):

$$CO_{2(g)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCO_{3(s)} + H_2O_{(l)}$$

Diketahui gas CO_2 dengan konsentrasi awal sebesar 3212 ppm dialirkan ke dalam reaktor gelembung pancaran yang memiliki volume 7 L. Laju alir gas CO_2 adalah 0,3 L/menit selama 3 menit. Jika konversi CO_2 yang diperoleh sebesar 86,83%, hitunglah massa NaOH yang dibutuhkan untuk menyerap gas CO_2 (Massa molar gas buang (rata-rata) = 28,97 g/mol) dan densitas (ρ) = 1,184 kg/m^3).

Solusi:

- Hitung total volume gas yang masuk ke dalam reaktor:

$V_{total} = 0{,}3\ L/menit \times 3menit = 0{,}9L$

$= 0{,}0009\ m^3$

- Hitung massa total gas yang masuk ke dalam reaktor:

$m_{total} = Densitas \times V_{total}$

$= 1{,}184\ kg/m^3 \times 0{,}0009m^3 = 0{,}0010656kg$

$= 1{,}0656g$

- Hitung konsentrasi massa CO_2:

Konsentrasi dalam ppm dihitung sebagai fraksi massa:

$$Fraksi\ massa = \frac{3212}{10^6}$$

Massa CO_2:

$m_{CO_2} = m_{total} \times Fraksi\ massa$

$m_{CO_2} = 1{,}0656g \times \frac{3212}{10^6} = 0{,}003424g$

- Hitung massa CO_2 yang bereaksi:

Dengan konversi 86,83% massa CO_2 yang bereaksi:

$$m_{CO_2,reaksi} = 0{,}003424g \times 0{,}8683 = 0{,}002972g$$

- Stoikiometri reaksi:

Reaksi antara CO_2 dan NaOH:

$$CO_{2(g)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCO_{3(s)} + H_2O_{(l)}$$

Massa molar:

- CO_2 = 44,01 g/mol
- NaOH = 40 g/mol

Maka jumlah mol CO_2:

$$n_{CO_2} = \frac{0{,}002972g}{44{,}01\,g/mol} = 6{,}75 \times 10^{-5}mol$$

Jumlah mol NaOH yang dibutuhkan:

$n_{NaOH} = 2 \times n_{CO_2} = 2 \times 6{,}75 \times 10^{-5}mol = 1{,}35 \times 10^{-4}mol$

Massa NaOH:

$m_{NaOH} = n_{NaOH} \times 40mol = 1{,}35 \times 10^{-4} \times 40 = 0{,}0054g$

Soal Latihan

1. Hitunglah molekul dalam reaksi: tentukan jumlah molekul karbon dioksida (CO_2) yang dihasilkan dari pembakaran sempurna 10 gram propona (C_3H_8)
2. Hukum kekekalan massa: Dalam reaksi kimia A + B → C + D, jika massa A = 12 gr, massa B = 18 gr, dan massa C = 22 gr, hitunglah massa D
3. Komposisi massa senyawa: Sebuah senyawa mengandung 40% karbon, 6,7% hydrogen, dan sisanya oksigen. Tentukan rumus empirisnya.
4. Rasio molar: Berapa mol NaCl yang terbentuk jika 0,5 mol NaOH bereaksi sempurna dengan HCl?
5. Hukum perbandingan tetap: Analisis percobaan menunjukkan bahwa massa magnesium oksida yang terbentuk adalah 40,3% magnesium dan 59,7% oksigen. Verifikasi apakah ini konsisten dengan hukum Proust.

Solusi Soal Latihan

1. Reaksi: $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$
   Mol $C_3H_8 = {}^{10gr}/_{44\ gr/mol} = 0{,}227\ mol$
   Mol $CO_2 = 3 \times 0{,}227 mol = 0{,}681\ mol$
   Molekul $CO_2 = 0{,}681\ mol \times 6{,}022 \times 10^{23}$
   $= 4{,}10 \times 10^{23}$

2. Massa total pereaksi = Massa total produk
   Maka:
   massa D = massa A + massa B – massa C
   = 12 + 18 – 22 = 8 gr

3. Mol $C = {}^{12gr}/_{12\ gr/mol} = 3{,}33\ mol$
   Mol $H = {}^{6{,}7gr}/_{1\ gr/mol} = 6{,}7\ mol$
   Mol $O = {}^{53{,}3gr}/_{16\ gr/mol} = 3{,}33\ mol$
   Rasio C : H : O = 3,33 : 6,7 : 3,33
   = 1 : 2 : 1
   Maka rumus empiris = CH_2O

4. Reaksi: $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
   Mol NaOH = 0,5 mol
   Maka mol NaCl = 1 x 0,5 mol = 0,5 mol

5. Mol $Mg = {}^{40{,}3gr}/_{24{,}3\ gr/mol} = 1{,}66\ mol$
   Mol $O = {}^{59{,}7gr}/_{16\ gr/mol} = 3{,}73\ mol$
   Rasio mol

Mg : O = 1,66 : 3,73
= 1 : 2 (sesuai hukum perbandingan tetap)

DAFTAR PUSTAKA

Atkins, P. W., & Paula, J. d. (2014). Atkins' Physical Chemistry. 10th Edition. Oxford: Oxford University Press.

Brown, T. E., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C., Woodward, P., & Stoltzfus, M. E. (2020). Chemistry: The Central Science, 14th edition. Pearson.

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

Gillespie, R. J., & A, P. L. (2001). Chemical Bonding and Molecular Geometry. Oxford: Oxford University Press.

Kotz, J., Treichel, P., Townsend, J., & Treichel, D. (2018). Chemistry and Chemical Reactivity, 10th Edition. Cengage Learning.

Manahan, S. E. (2017). Environmental Chemistry, 10th Edition. Boca Raton: CRC Press.

Miessler, G. L., Fischer, P. J., & Tarr, D. A. (2013). Inorganic Chemistry. Pearson Education.

Ramadhan, K., Purnamasari, I., Ramayanti, C., & Nugroho, D. H. (2025). Kinetika Reaksi Co2 Dari Gas Buang Motor dengan Menggunakan NaOH pada Reaktor Gelembung Pancaran, Vol.10, No.1. Teknika (Jurnal Ilmiah Bidang

Ilmu Rekayasa), 123-134.

Rocke, A. J. (2001). Nationalizing Science: Adolphe Wurtz and the Battle for French Chemistry. MIT Press.

Smith, J. M., Ness, H. V., & Michael. (2022). Introduction to Chemical Engineering Thermodynamics, 9th Edition. McGrawHill.

William, L., Masterton, & Hurley, C. N. (2015). Chemistry: Principles and Reactions. Cengage Learning.

Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2012). Chemistry: An Atoms First Approach. Cengage Learning.

BAB 5
LARUTAN DAN KONSENTRASI

Oleh Cindy Moyna Clara L.A.

5.1 Definisi Larutan dalam Kimia

Larutan memiliki sifat homogen dimana di dalamnya terdapat campuran dua atau lebih molekul zat. Komposisi penyusun suatu larutan, terdiri dari zat yang jumlahnya lebih besar sebagai zat pelarut (*solvent*), dan zat yang jumlahnya lebih kecil sebagai zat terlarut (*solute*). Zat pelarut dan zat terlarut sebelum menjadi larutan, dapat berupa fase padat, cair, maupun, gas.

Tabel 5.1 Beberapa Fase Zat Pelarut dan Zat Terlarut

Zat Pelarut	Zat Terlarut	Contoh Aplikasi
Fase Padat	Fase Padat	Perunggu (tembaga dan timah)
Fase Padat	Fase Cair	Amalgam (perak dan merkuri)
Fase Padat	Fase Gas	Hidrida (paladium dan gas H_2)
Fase Cair	Fase Padat	Larutan soda api (H_2O dan NaOH)
Fase Cair	Fase Cair	Larutan aki (H_2O dan H_2SO_4)
Fase Cair	Fase Gas	Minuman soda (air dan gas CO_2)
Fase Gas	Fase Gas	Udara atmosfer (gas O_2 dan gas N_2)

Kelarutan zat meningkat apabila luas permukaan partikelnya besar, terdapat kenaikan suhu atau tekanan, dan adanya proses pengadukan. Berdasarkan daya larutnya, larutan dibagi menjadi:

a. Larutan Tidak Jenuh, ketika zat terlarut memiliki jumlah yang lebih sedikit dibandingkan zat pelarut, sehingga zat terlarut tersebut dapat larut sempurna.
b. Larutan Jenuh, ketika zat terlarut sebanyak jumlah maksimum yang dapat larut dalam zat pelarut, dengan kondisi suhu tertentu.
c. Larutan Lewat Jenuh, ketika zat terlarut memiliki jumlah yang lebih banyak dibandingkan zat pelarut, sehingga zat terlarut tersebut sebagian menjadi tidak larut dan dapat membentuk kristalnya.

5.2 Jenis Zat Pelarut dan Terlarut

Zat pelarut umum yang digunakan dalam pembuatan larutan kimia yaitu air (H_2O). Air hanya dapat melarutkan zat terlarut yang bersifat polar, sedangkan zat terlarut yang bersifat non-polar hanya dapat terlarut dalam zat pelarut non-polar. Contoh zat pelarut non-polar yaitu karbon tetraklorida (CCl_4), benzena (C_6H_6), dietil eter $(C_2H_5)_2O$, heksana (C_6H_{14}), toluena ($C_6H_5CH_3$), dan sejenisnya.

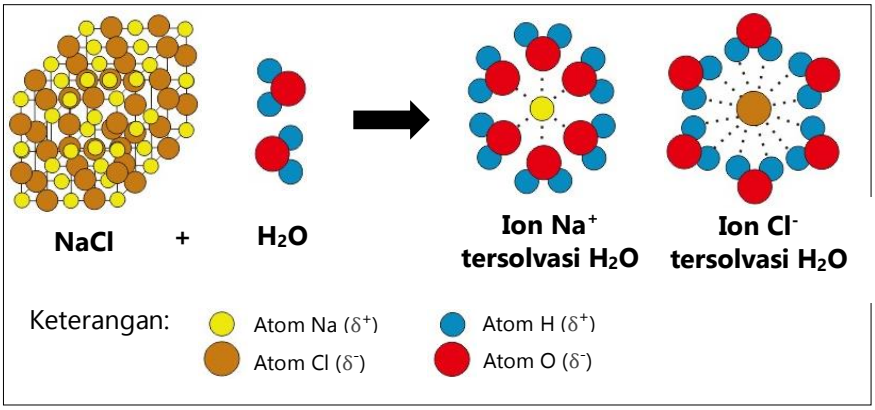
Kepolaran suatu zat erat kaitannya dengan elektronegatifitas, momen dipol, serta keberadaan pasangan elektron bebas (PEB). Zat yang bersifat polar memiliki perbedaan elektronegatifitas yang besar akibat distribusi elektron tidak merata, momen dipolnya juga cenderung besar, dan keberadaan PEB membuat struktur zat menjadi asimetris. Zat yang bersifat non-polar hampir tidak memiliki perbedaan elektronegatifitas, nilai momen dipolnya nol, dan tidak ada PEB pada atom pusatnya membuat struktur zat menjadi simetris.

Tabel 5.2 Momen Dipol Beberapa Pelarut

Pelarut	Momen Dipol (D)
Air	1,85
Etanol	1,69
Karbon Tetraklorida	0
Benzena	0
Dietil eter	1,3
n-Heksana	0,08
Toluena	0,36

5.3 Interaksi Molekul pada Proses Pelarutan

Dalam larutan, molekul-molekul zat pelarut ataupun zat terlarut akan mengalami interaksi tarik menarik akibat gaya antarmolekul. Pada larutan polar terjadi gaya dipol-dipol atau ion dipol, akibat interaksi dipol bermuatan positif dengan dipol bermuatan negatif.

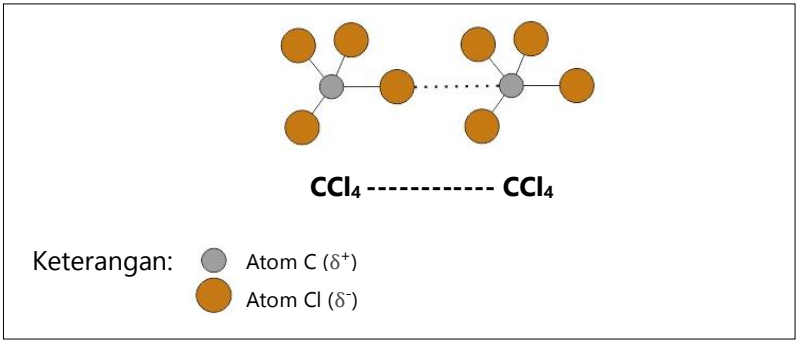


Gambar 5.1 Interaksi Molekul NaCl Dalam Pelarut Air

Berdasarkan Gambar 5.1, garam NaCl dalam pelarut air akan terionisasi menjadi ion Na^+ dan ion Cl^-. Ion Na^+ akan

tersolvasi oleh molekul H_2O, peristiwa ini terjadi karena adanya interaksi antara dipol positif dari ion Na^+ dan dipol negatif dari atom oksigen pada H_2O. Di sisi lain ion Cl^- akan tersolvasi oleh molekul H_2O, peristiwa ini terjadi karena adanya interaksi antara dipol negatif dari ion Cl^- dan dipol positif dari dua atom hidrogen pada H_2O.

Pada larutan non-polar terjadi gaya dispersi atau gaya london, akibat interaksi dipol terinduksi. Berdasarkan Gambar 5.2 di bawah ini, antara molekul-molekul CCl_4 saling berinteraksi melalui adanya dipol positif pada atom karbon molekul CCl_4 satu dengan dipol negatif pada atom klor molekul CCl_4 lainnya.



Gambar 5.2 Interaksi Molekul Pelarut CCl_4

Dari kedua gambar di atas, interaksi akibat gaya antarmolekul dalam larutan dibagi ke dalam tiga jenis, yaitu:

a. Interaksi antara zat pelarut dengan zat terlarut (ΔH_a)
b. Interaksi antar sesama zat pelarut (ΔH_b)
c. Interaksi antar sesama zat terlarut (ΔH_c)

Berbagai jenis interaksi dapat mempengaruhi entalpi dalam proses pelarutan. Saat $\Delta H_a > \Delta H_b + \Delta H_c$ maka proses pelarutan ini bersifat eksoterm (ΔH bernilai negatif). Saat $\Delta H_a < \Delta H_b + \Delta H_c$ maka proses pelarutan ini bersifat endoterm (ΔH bernilai positif).

5.4 Definisi Konsentrasi Larutan

Apabila terdapat larutan gula, maka yang ada dalam pemikiran kita adalah kristal gula sukrosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) yang awalnya padat kemudian dilarutkan dalam pelarut air. Tetapi bagaimana cara mengetahui banyaknya kristal gula yang larut dalam air tersebut, atau banyaknya air yang digunakan untuk melarutkan. Sehingga diperlukan istilah konsentrasi, yang merupakan satuan untuk menggambarkan banyaknya zat terlarut yang larut dalam zat pelarut atau larutannya.

5.5 Jenis Satuan Konsentrasi

Meskipun satuan konsentrasi berbeda-beda tetapi umumnya didasarkan pada konsep mol. Mol diperoleh dari massa suatu atom atau molekul dibagi dengan massa atom atau molekul relatifnya. Satuan yang erat dengan konsep mol yaitu molaritas (M), normalitas (N), dan molalitas (m). Satuan lainnya yaitu persen (%berat/berat; %berat/volume; %volume/volume), *part per million* (ppm), dan *part per billion* (ppb). Definisi dan contoh pembuatan larutan dari setiap konsentrasi.

5.5.1 Molaritas (M)

Konsentrasi molaritas didefinisikan sebagai banyaknya zat terlarut dalam satuan mol, dalam satu liter larutannya. Rumus berikut dapat digunakan dalam mencari molaritas zat terlarut berupa padatan:

$$\mathbf{M} = \frac{\textbf{(n)} \text{ zat terlarut}}{\textbf{(V)} \text{ larutan}} \qquad \textbf{(n)} = \frac{\textbf{(g)} \text{ zat terlarut}}{\textbf{(Mr)} \text{ zat terlarut}}$$

$$\mathbf{M} = \frac{\textbf{(g)} \text{ zat terlarut}}{\textbf{(Mr)} \text{ zat terlarut}} \times \frac{\textbf{1000}}{\textbf{(V)} \text{ larutan}}$$

Keterangan:
- **M** = konsentrasi larutan dalam molaritas (M)
- **n** = mol zat terlarut (gram / Mr)
- **V** = volume larutan (L)
- **g** = massa zat terlarut (gram)
- **Mr** = massa molekul relatif (g/mol)

Ditanya: g $CaCl_2$ = ? g

Jawab: $M = \frac{\text{(g) zat terlarut}}{\text{(Mr) zat terlarut}} \times \frac{1000}{\text{(V) larutan}}$

$2\ M = \frac{\text{(g) } CaCl_2}{110{,}98 \text{ g/mol}} \times \frac{1000}{250 \text{ mL}}$

(g) $CaCl_2$ = **55,49 g**

Jadi: Pembuatan larutan $CaCl_2$ 2 M, yaitu dengan melarutkan sebanyak 55,49 gram padatan $CaCl_2$ ke dalam labu ukur 250 mL dengan pelarut air hingga tanda tera.

Rumus berikut dapat digunakan dalam mencari molaritas zat terlarut berupa cairan pekat:

$$M_p = \frac{(\rho) \text{ zat terlarut} \times (\%) \text{ zat terlarut} \times (1000 \text{ g} / 1 \text{ kg})}{(Mr) \text{ zat terlarut}}$$

Keterangan:
- M_p = konsentrasi cairan pekat (M)
- ρ = massa jenis zat terlarut (kg/L)
- % = persen kemurnian zat terlarut (%)
- 1000 g / 1 kg = faktor konversi satuan
- Mr = massa molekul relatif (g/mol)

Setelah diperoleh molaritas zat terlarut cairan pekat, untuk mengencerkan larutannya dapat menggunakan rumus berikut:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

Keterangan:
- M_1 = konsentrasi zat terlarut pekat (M)
- M_2 = konsentrasi zat terlarut encer (M)
- V_1 = volume zat terlarut pekat (mL atau L)
- V_2 = volume zat terlarut encer (mL atau L)

Contoh Soal 2:

Jelaskan cara membuat 250 mL larutan H_3PO_4 2 M dari cairan pekatnya. Cairan pekatnya merupakan H_3PO_4 85% dengan massa jenis 1,88 kg/L. (Mr H_3PO_4 = 97,99 g/mol).

Diketahui: M H_3PO_4 encer = 2 M
V H_3PO_4 encer = 250 mL
ρ H_3PO_4 = 1,88 kg/L
% H_3PO_4 = 85%
Mr H_3PO_4 = 97,99 g/mol

Ditanya: M_p = ? g → V_1 = ? mL

Jawab:
$$M_p = \frac{(\rho) \text{ zat terlarut x } (\%) \text{ zat terlarut x } (1000 \text{ g } / 1 \text{ kg})}{(Mr) \text{ zat terlarut}}$$

$$M_p = \frac{1{,}88 \text{ kg/L x } (85/100) \text{ x } (1000 \text{ g } / 1 \text{ kg})}{97{,}99 \text{ g/mol}} = \mathbf{16{,}31\ M}$$

M_1 x V_1 = M_2 x V_2
16,31 M x V_1 = 2 M x 250 mL
V_1 = **30,66 mL**

Jadi: Pembuatan larutan H_3PO_4 2 M, yaitu dengan melarutkan sebanyak 30,66 mL cairan pekat H_3PO_4 ke dalam labu ukur 250 mL dengan pelarut air hingga tanda tera.

5.5.2 Normalitas (N)

Konsentrasi normalitas didefinisikan sebagai banyaknya zat terlarut dalam satuan mol ekivalen, dalam satu liter larutannya. Rumus berikut dapat digunakan dalam mencari normalitas zat terlarut berupa padatan:

$$\mathbf{N} = \frac{\mathbf{(n_{eq})}\text{ zat terlarut}}{\mathbf{(V)}\text{ larutan}} \qquad \mathbf{(n_{eq})} = \frac{\mathbf{(g)}\text{ zat terlarut}}{\mathbf{(Mr/\alpha)}\text{ zat terlarut}}$$

$$\mathbf{N} = \frac{\mathbf{(g)}\text{ zat terlarut}}{\mathbf{(Mr/\alpha)}\text{ zat terlarut}} \times \frac{\mathbf{1000}}{\mathbf{(V)}\text{ larutan}}$$

Keterangan: **N** = konsentrasi larutan dalam normalitas (N)
n_{eq} = mol ekivalen zat terlarut (gram / (Mr/α))
V = volume larutan (L)
g = massa zat terlarut (gram)
Mr = massa molekul relatif (g/mol)
α = muatan positif / negatif dalam larutannya

Contoh Soal 3:

Jelaskan cara membuat larutan $CaCl_2$ konsentrasi 2 N sebanyak 250 mL, dengan pelarut air. (Mr $CaCl_2$ = 110,98 g/mol).

Diketahui: N $CaCl_2$ = 2 N
Mr $CaCl_2$ = 110,98 g/mol
α $CaCl_2$ = 2
V larutan = 250 mL

Ditanya: g $CaCl_2$ = ? g

Jawab: $N = \frac{\text{(g) zat terlarut}}{\text{(Mr/}\alpha\text{) zat terlarut}} \times \frac{1000}{\text{(V) larutan}}$

$2\ N = \frac{\text{(g) } CaCl_2}{110{,}98/2\ \text{g/mol}} \times \frac{1000}{250\ \text{mL}}$

(g) $CaCl_2$ = **27,75 g**

Jadi: Pembuatan larutan $CaCl_2$ 2 N, yaitu dengan melarutkan sebanyak 27,75 gram padatan $CaCl_2$ ke dalam labu ukur 250 mL dengan pelarut air hingga tanda tera.

Rumus berikut dapat digunakan dalam mencari normalitas zat terlarut berupa cairan pekat:

$$\mathbf{N_p} = \frac{\mathbf{(\rho)}\text{ zat terlarut x }\mathbf{(\%)}\text{ zat terlarut x (}\mathbf{1000\ g\ /1\ kg}\text{)}}{\mathbf{(Mr/\alpha)}\text{ zat terlarut}}$$

Keterangan:
- $\mathbf{N_p}$ = konsentrasi cairan pekat (N)
- $\boldsymbol{\rho}$ = massa jenis zat terlarut (kg/L)
- **%** = persen kemurnian zat terlarut (%)
- **1000 g / 1 kg** = faktor konversi satuan
- **Mr** = massa atom atau molekul relatif (g/mol)
- $\boldsymbol{\alpha}$ = muatan positif / negatif dalam larutannya

Setelah diperoleh normalitas zat terlarut cairan pekat, untuk mengencerkan larutannya dapat menggunakan rumus berikut:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

Keterangan:
- N_1 = konsentrasi zat terlarut pekat (N)
- N_2 = konsentrasi zat terlarut encer (N)
- V_1 = volume zat terlarut pekat (mL atau L)
- V_2 = volume zat terlarut encer (mL atau L)

Contoh Soal 4:

Jelaskan cara membuat 250 mL larutan H_3PO_4 2 N dari cairan pekatnya. Cairan pekatnya merupakan H_3PO_4 85% dengan massa jenis 1,88 kg/L. (Mr H_3PO_4 = 97,99 g/mol).

Diketahui: N H_3PO_4 encer = 2 N
V H_3PO_4 encer = 250 mL
ρ H_3PO_4 = 1,88 kg/L
% H_3PO_4 = 85%
Mr H_3PO_4 = 97,99 g/mol
α H_3PO_4 = 3

Ditanya: N_p = ? g → V_1 = ? mL

Jawab:
$$N_p = \frac{(\rho) \text{ zat terlarut x } (\%) \text{ zat terlarut x } (1000 \text{ g } / 1 \text{ kg})}{(Mr/\alpha) \text{ zat terlarut}}$$

$$N_p = \frac{1{,}88 \text{ kg/L x } (85/100) \text{ x } (1000 \text{ g } / 1 \text{ kg})}{97{,}99/3 \text{ g/mol}} = \mathbf{48{,}93\ N}$$

N_1 x V_1 = N_2 x V_2
48,93 N x V_1 = 2 N x 250 mL
V_1 = **10,22 mL**

Jadi: Pembuatan larutan H_3PO_4 2N, yaitu dengan melarutkan sebanyak 10,22 mL cairan pekat H_3PO_4 ke dalam labu ukur 250 mL dengan pelarut air hingga tanda tera.

5.5.3 Molalitas (m)

Konsentrasi molalitas didefinisikan sebagai banyaknya zat terlarut dalam satuan mol, yang larut dalam 1 kg pelarutnya. Rumus berikut dapat digunakan dalam mencari molalitas zat terlarut berupa padatan:

$$\mathbf{m} = \frac{\mathbf{(n)}\text{ zat terlarut}}{\mathbf{(kg)}\text{ larutan}} \qquad \mathbf{(n)} = \frac{\mathbf{(g)}\text{ zat terlarut}}{\mathbf{(Mr)}\text{ zat terlarut}}$$

$$\mathbf{m} = \frac{\mathbf{(g)}\text{ zat terlarut}}{\mathbf{(Mr)}\text{ zat terlarut}} \times \frac{\mathbf{1000}}{\mathbf{(p)}\text{ zat pelarut}}$$

Keterangan:
- **m** = konsentrasi larutan dalam molalitas (m)
- **n** = mol zat terlarut (gram / Mr)
- **kg** = massa zat terlarut (kilogram)
- **Mr** = massa molekul relatif (g/mol)
- **p** = massa zat pelarut (gram)

Contoh Soal 5:

Jelaskan cara membuat larutan $CaCl_2$ konsentrasi 2 m yang dilarutkan dalam 250 gram pelarut air. (Mr $CaCl_2$ = 110,98 g/mol).

Diketahui: m $CaCl_2$ = 2 m
Mr $CaCl_2$ = 110,98 g/mol
p zat pelarut = 250 gram

Ditanya: g $CaCl_2$ = ? g

Jawab: $m = \frac{\text{(g) zat terlarut}}{\text{(Mr) zat terlarut}} \times \frac{1000}{\text{(p) zat pelarut}}$

$2\ m = \frac{\text{(g) } CaCl_2}{110{,}98\ \text{g/mol}} \times \frac{1000}{250\ \text{g}}$

(g) $CaCl_2$ = **55,49 g**

Jadi: Pembuatan larutan $CaCl_2$ 2 m, yaitu dengan melarutkan sebanyak 55,49 gram padatan $CaCl_2$ ke dalam 250 gram pelarut air, pada suatu wadah tertentu.

Rumus berikut dapat digunakan dalam mencari molalitas zat terlarut berupa cairan pekat:

$$\mathbf{m_p} = \frac{\mathbf{(\rho)}\text{ zat terlarut x }\mathbf{(\%)}\text{ zat terlarut x (}\mathbf{1000\ g\ /1\ kg}\text{)}}{\mathbf{(Mr)}\text{ zat terlarut x }\mathbf{(\rho)}\text{ zat terlarut x (100\% - }\mathbf{(\%)}\text{ zat terlarut)}}$$

Keterangan:

$\mathbf{m_p}$	=	konsentrasi cairan pekat (m)
$\boldsymbol{\rho}$	=	massa jenis zat terlarut (kg/L)
%	=	persen kemurnian zat terlarut (%)
1000 g / 1 kg	=	faktor konversi satuan
Mr	=	massa molekul relatif (g/mol)

Setelah diperoleh molalitas zat terlarut cairan pekat, untuk mengencerkan larutannya dapat menggunakan rumus berikut:

$$\mathbf{m_1 \times V_1 = m_2 \times V_2}$$

Keterangan: $\mathbf{m_1}$ = konsentrasi zat terlarut pekat (m)
$\mathbf{m_2}$ = konsentrasi zat terlarut encer (m)
$\mathbf{V_1}$ = volume zat terlarut pekat (mL atau L)
$\mathbf{V_2}$ = volume zat terlarut encer (mL atau L)

Contoh Soal 6:

Jelaskan cara membuat 250 mL larutan H_3PO_4 2 m dari cairan pekatnya. Cairan pekatnya merupakan H_3PO_4 85% dengan massa jenis 1,88 kg/L. (Mr H_3PO_4 = 97,99 g/mol).

Diketahui: m H_3PO_4 encer = 2 m
V H_3PO_4 encer = 250 mL
ρ H_3PO_4 = 1,88 kg/L
% H_3PO_4 = 85%
Mr H_3PO_4 = 97,99 g/mol

Ditanya: m_p = ? g → V_1 = ? mL

Jawab:
$$m_p = \frac{(\rho) \text{ zat terlarut x } (\%) \text{ zat terlarut x } (1000 \text{ g } / 1 \text{ kg})}{(\text{Mr}) \text{ zat terlarut x } (\rho) \text{ zat terlarut x } (100\% - (\%) \text{ zat terlarut}}$$

$$m_p = \frac{1{,}88 \text{ kg/L x } (85\%) \text{ x } (1000 \text{ g } / 1 \text{ kg})}{97{,}99 \text{ g/mol x } 1{,}88 \text{ kg/L x } (100\%-85\%)} = \mathbf{57{,}83\ m}$$

m_1 x V_1 = m_2 x V_2
57,83 m x V_1 = 2 m x 250 mL
V_1 = **8,65 mL**

Jadi: Pembuatan larutan H_3PO_4 2 m, yaitu dengan melarutkan sebanyak 8,65 mL cairan pekat H_3PO_4 ke dalam labu ukur 250 mL dengan pelarut air hingga tanda tera.

5.5.4 Persen (%)

Konsentrasi dalam persen dibagi menjadi tiga bagian, yaitu:

a. % berat / berat (% b/b), didefinisikan sebagai massa zat terlarut di dalam larutannya (dalam satuan massa), dikalikan 100%.

$$\textbf{\% b/b} = \frac{\textbf{(g)} \text{ zat terlarut}}{\textbf{(g}_t\textbf{)} \text{ larutan}} \times \textbf{100\%}$$

Keterangan: **%b/b** = konsentrasi larutan dalam % (% b/b)
g = massa zat terlarut (gram)
$\mathbf{g_t}$ = massa larutan (gram)

Contoh Soal 7:

Jelaskan cara membuat larutan $CaCl_2$ konsentrasi 2 % b/b sebanyak 250 gram, dengan pelarut air.

Diketahui: % b/b $CaCl_2$ = 2 %
g_t larutan = 250 gram

Ditanya: g $CaCl_2$ = ? g

Jawab: $\%\ b/b = \frac{(g) \text{ zat terlarut}}{(g_t) \text{ larutan}} \times 100\%$

$2\ \% = \frac{(g)\ CaCl_2}{250\ g} \times 100\%$

(g) $CaCl_2$ = **5 g**

Jadi: Pembuatan larutan $CaCl_2$ 2 % b/b, yaitu dengan melarutkan sebanyak 5 gram padatan $CaCl_2$ hingga massanya 250 gram menggunakan pelarut air, dalam suatu wadah tertentu.

b. % berat / volume (% b/v), didefinisikan sebagai massa zat terlarut di dalam larutannya (dalam satuan volume), dikalikan 100%.

$$\textbf{\% b/v} = \frac{\textbf{(g)} \text{ zat terlarut}}{\textbf{(V}_\textbf{t}\textbf{)} \text{ larutan}} \times \textbf{100\%}$$

Keterangan: **%b/v** = konsentrasi larutan dalam % (% b/v)
g = massa zat terlarut (gram)
$\mathbf{V_t}$ = volume larutan (mL)

Contoh Soal 8:

Jelaskan cara membuat larutan $CaCl_2$ konsentrasi 2 % b/v sebanyak 250 mL, dengan pelarut air.

Diketahui: % b/v $CaCl_2$ = 2 %
V_t larutan = 250 mL

Ditanya: g $CaCl_2$ = ? g

Jawab: $$\% \text{ b/v} = \frac{\text{(g) zat terlarut}}{(V_t) \text{ larutan}} \times 100\%$$

$$2\ \% = \frac{\text{(g) } CaCl_2}{250 \text{ mL}} \times 100\%$$

(g) $CaCl_2$ = **5 g**

Jadi: Pembuatan larutan $CaCl_2$ 2 % b/b, yaitu dengan melarutkan sebanyak 5 gram padatan $CaCl_2$ ke dalam labu ukur 250 mL dengan pelarut air hingga tanda tera.

c. % volume/volume (% v/v), didefinisikan sebagai volume zat terlarut di dalam larutannya (dalam satuan volume), dikalikan 100%.

$$\textbf{\% v/v} = \frac{\textbf{(V)} \text{ zat terlarut}}{\textbf{(V}_\textbf{t}\textbf{)} \text{ larutan}} \times \textbf{100\%}$$

Keterangan: **%v/v** = konsentrasi larutan dalam % (% v/v)
V = volume zat terlarut (mL)
$\mathbf{V_t}$ = volume larutan (mL)

Contoh Soal 9:

Jelaskan cara membuat larutan CH_3CH_2OH konsentrasi 2 % v/v sebanyak 250 mL, dengan pelarut air.

Diketahui: % v/v CH_3CH_2OH = 2 %
V_t larutan = 250 mL

Ditanya: V CH_3CH_2OH = ? mL

Jawab: $$\%\ v/v = \frac{(V) \text{ zat terlarut}}{(V_t) \text{ larutan}} \times 100\%$$

$$2\ \% = \frac{(V)\ CH_3CH_2OH}{250\ mL} \times 100\%$$

(V) CH_3CH_2OH = **5 mL**

Jadi: Pembuatan larutan CH_3CH_2OH 2 % b/b, yaitu dengan melarutkan sebanyak 5 mL larutan CH_3CH_2OH ke dalam labu ukur 250 mL dengan pelarut air hingga tanda tera.

5.5.5 Part per Million (ppm)

Konsentrasi *part per million* (ppm) memiliki definisi, terdapat sebanyak 1 mg zat terlarut, di dalam 1 liter larutannya.

$$\textbf{ppm} = \frac{\textbf{(mg)} \text{ zat terlarut}}{\textbf{(V)} \text{ larutan}}$$

Keterangan: **ppm** = konsentrasi larutan dalam part per million (ppm)
mg = massa zat terlarut (mg)
V = volume larutan (L)

Contoh Soal 10:

Jelaskan cara membuat larutan $CaCl_2$ konsentrasi 2 ppm sebanyak 250 mL, dengan pelarut air.

Diketahui: ppm $CaCl_2$ = 2 ppm
V larutan = 250 mL = 0,25 L

Ditanya: mg $CaCl_2$ = ? mg

Jawab: $\text{ppm} = \frac{\text{(mg) zat terlarut}}{\text{(V) larutan}}$

2 ppm = $\frac{\text{(mg) zat terlarut}}{0{,}25\ \text{L}}$

mg $CaCl_2$ = 0,5 mg

Jadi: Pembuatan larutan $CaCl_2$ 2 ppm, yaitu dengan melarutkan sebanyak 0,5 mg padatan $CaCl_2$ ke dalam labu ukur 250 mL dengan pelarut air hingga tanda tera.

5.5.6 Part per Billion (ppb)

Konsentrasi *part per billion* (ppb) memiliki definisi, terdapat sebanyak 1 µg zat terlarut, di dalam 1 liter larutannya.

$$\textbf{ppb} = \frac{\textbf{(µg)}\ \text{zat terlarut}}{\textbf{(V)}\ \text{larutan}}$$

Keterangan: **ppb** = konsentrasi larutan dalam part per million (ppm)
µg = massa zat terlarut (µg)
V = volume larutan (L)

Contoh Soal 10:

Jelaskan cara membuat larutan $CaCl_2$ konsentrasi 2 ppb sebanyak 250 mL, dengan pelarut air.

Diketahui: ppb $CaCl_2$ = 2 ppb
V larutan = 250 mL = 0,25 L

Ditanya: µg $CaCl_2$ = ? µg

Jawab: ppb = $\frac{\text{(µg) zat terlarut}}{\text{(V) larutan}}$

$$2 \text{ ppb} = \frac{(\mu g) \text{ zat terlarut}}{0{,}25 \text{ L}}$$

$\mu g\ CaCl_2 = 0{,}5\ \mu g$

Jadi: Pembuatan larutan $CaCl_2$ 2 ppb, yaitu dengan melarutkan sebanyak 0,5 µg padatan $CaCl_2$ ke dalam labu ukur 250 mL dengan pelarut air hingga tanda tera.

DAFTAR PUSTAKA

Chang, Raymond. (2003). Kimia Dasar; Konsep-konsep Inti (Jilid 2 - Edisi 3). Jakarta: Erlangga.

Di, Ping; Yang, Daniel P.Y. Microwave Regeneration of Volatile Compound (VOC) Adsorbents.

Haryono, Heny Ekawati. (2019). Kimia Dasar. Yogyakarta: Deepublish.

Petrucci, Ralph H. (1987). Kimia Dasar; Prinsip dan Terapan Modern (Jilid 2 - Edisi 4). Jakarta: Erlangga.

Rusman; Rahmayani, Ratu Fazlia Inda; Mukhlis. (2018). Kimia Larutan. Aceh: Syiah Kuala University Press.

Sevcik, J. (1984). Thermal Desorption of Environmental Sample. American Laboratory: 16 (7) - pp 48.

Skoog, Douglas A.; West, Donald M.; Holler, F. James; Crouch, Stanley R. (2013). Fundamentals of Analytical Chemistry (9E). Cangage Learning: United States of America.

BAB 6
ASAM BASA DAN pH

Oleh M. Raidil

6.1 Pengertian Asam dan Basa

Asam**,** basa**,** dan pH adalah konsep-konsep dasar dalam kimia yang berkaitan dengan sifat larutan dan keseimbangan ion di dalamnya.

1. Asam

   Zat yang Ketika larut dalam H_2O, menghasilkan ion hidrogen (H^+) atau proton ialah asam. Adapaun karakteristik dari asam seperti berasa asam, mengubah warna indikator (misalnya, menjadi merah pada indikator lakmus), dan dapat bereaksi dengan basa untuk menghasilkan air dan garam dalam proses yang disebut netralisasi. Cuka (asam asetat, CH_3COOH) dan asam klorida (HCl) adalah salah satu contoh asam yang sering ditemui.

2. Basa

   Zat yang ketika larut dalam H_2O, menghasilkan ion hidroksida (OH^-) atau menerima ion hidrogen (H^+) ialah basa. Adapun karakteristik dari basa seperti rasa pahit, licin, dan dapat mengubah warna indikator (misalnya, menjadi biru pada indikator lakmus). Basa dapat bereaksi dengan asam untuk menghasilkan air dan garam. Natrium

hidroksida (NaOH) dan amonia (NH_3) adalah salah satu contoh basa yang sering ditemui.

3. pH

   Ukuran yang dimanfaatkan sebagai petunjuk tingkat asam dan basa suatu larutan disebut pH. pH memiliki skala 0-14:

   - pH dibawah 7 mengartikan larutan asam.
   - pH sama dengan 7 mengartikan larutan netral (seperti air murni).
   - pH lebih dari 7 mengartikan larutan basa.

   pH dilihat dari konsentrasi ion hidrogen (H^+) yang terdapat pada suatu larutan. Jika besar konsentrasi H^+, maka kecil pH-nya, yang berarti larutan semakin asam. Sebaliknya, semakin kurang konsentrasi H^+, semakin besar pH-nya, yang berarti larutan semakin basa.

6.2 Sifat-Sifat Asam dan Basa

Berikut adalah sifat-sifat umum dari masing-masing:

Sifat Asam:

1. Rasa Asam:

   Seperti namanya, asam memiliki rasa asam, misalnya pada buah jeruk atau cuka.

2. Melepaskan Ion H^+ (Proton):

   Asam yang terkandung pada air akan melepaskan ion hidrogen (H^+). Contoh: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$.

3. Menyebabkan Kertas Lakmus Merah:

   Kertas lakmus biru menjadi merah menunjukkan zat tersebut asam.

4. Mempunyai pH dibawah dari 7:
   pH asam berada di bawah 7.
5. Dapat Menghancurkan Logam:
   Asam dapat bereaksi dengan logam tertentu seperti seng atau besi, menghasilkan gas hidrogen.
6. Dapat Menghasilkan Garam:
   Reaksi asam dan garam akan membentuk garam dan air (reaksi netralisasi).

Sifat Basa:

1. Rasa Pahit dan Licin:
   Basa cenderung memiliki rasa pahit dan tekstur licin saat bersentuhan dengan kulit, seperti pada sabun.
2. Melepaskan Ion OH^- (Hidroksida):
   Basa dalam air akan melepaskan ion hidroksida (OH^-). Contoh: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$.
3. Menyebabkan Kertas Lakmus Biru:
   Basa dapat merubah warna kertas lakmus merah menjadi biru.
4. Mempunyai pH lebih dari 7:
   pH basa lebih besar dari 7.
5. Dapat Menetralkan Asam:
   Basa dapat bereaksi dengan asam untuk membentuk garam dan air (reaksi netralisasi).
6. Dapat Mengikat Proton:
   Basa cenderung menerima ion hidrogen (H^+).

6.3 Teori Asam dan Basa

Berikut penjelasan tentang teori-teori asam basa :

1. Teori Asam-Basa Arrhenius

   Dijelaskan oleh Svante Arrhenius tahun 1887. Teori ini menjelaskan, asam ialah senyawa yang dapat melepaskan ion hidrogen (H^+) atau proton dalam larutan air, sedangkan basa adalah senyawa yang melepaskan ion hidroksida (OH^-) dalam larutan air.

   Contoh:

   - Asam: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$
   - Basa: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

   Teori ini terbatas pada larutan air dan tidak menjelaskan asam atau basa yang tidak larut dalam air.

2. Teori Asam-Basa Bronsted-Lowry

   Teori ini dijelaskan oleh Johannes Bronsted dan Thomas Lowry pada tahun 1923. Teori ini mengemukakan, zat yang melepaskan proton (H^+) adalah asam, sedangkan zat yang dapat menerima proton (H^+) ialah basa. Pendapat ini lebih luas karena tidak terbatas hanya pada larutan air.

   Contoh:

   - Asam: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$
   - Basa: $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$

3. Teori Asam-Basa Lewis

   Teori ini dijelaskan oleh Gilbert Lewis pada tahun 1923. Menurut teori ini, zat yang dapat menerima pasangan electron adalah asam, sedangkan zat yang

dapat menyumbangkan pasangan electron adalah basa. Teori ini sangat luas karena dapat menjelaskan interaksi asam-basa dalam konteks kimia koordinasi dan reaksi kompleks.

Contoh:

- Asam: BF_3 (karena dapat menerima pasangan elektron)
- Basa: NH_3 (karena dapat menyumbangkan pasangan elektron)

Teori ini juga menjelaskan asam dan basa yang tidak melibatkan proton.

4. Teori Asam-Basa Lewis-Langmuir

   Teori ini lebih mengarah pada interaksi molekul dalam sistem yang lebih kompleks dan menekankan peran pasangan elektron dalam reaksi asam-basa. Teori ini memperluas konsep Lewis dengan memasukkan molekul yang memiliki struktur atom yang dapat berinteraksi lebih kompleks dengan molekul lain.

6.4 pH : Ukuran Kesamaan atau Kebasaan

pH: Ukuran Keasaman atau Kebasaan

pH merupakan derajat yang dimanfaatkan untuk melihat tingkat keasaman atau kebasaan suatu larutan. Skala pH ini berkisar antara 0 hingga 14, di mana angka 7 menunjukkan kondisi netral (pH = 7).

- pH kurang dari 7 menunjukkan sifat asam. Semakin rendah nilai pH, semakin kuat sifat keasamannya.
- pH lebih dari 7 menunjukkan sifat basa (alkalis). Semakin

tinggi nilai pH, semakin kuat sifat kebasaannya.

- pH = 7 menunjukkan bahwa larutan tersebut netral, seperti air murni pada suhu 25°C.

Pengukuran pH

pH dapat diukur menggunakan berbagai metode, antara lain:

1. Indikator pH: Zat-zat tertentu yang berubah warna sesuai dengan pH larutan, seperti kertas lakmus atau indikator fenolftalein.
2. pH Meter: Alat yang mengukur konsentrasi ion hidrogen (H^+) dalam larutan dan memberikan pembacaan pH secara langsung.

Pentingnya pH dalam Kehidupan Sehari-hari

pH memiliki peranan penting dalam berbagai proses alami dan industri, seperti:

- Biologi: pH tubuh manusia harus dijaga pada tingkat yang tepat (sekitar 7.4) agar proses metabolisme berjalan dengan baik.
- Pertanian: Tanah dengan pH yang tepat dapat mendukung pertumbuhan tanaman dengan optimal.
- Industri: Banyak proses kimia dan produksi yang memerlukan pengaturan pH yang presisi, seperti dalam pembuatan obat, makanan, dan minuman.

Contoh Larutan Berdasarkan pH:

- Asam: Jus lemon, cuka, dan asam sulfat memiliki pH antara 0 hingga 7.
- Netral: Air murni memiliki pH sekitar 7.
- Basa: Sabun, amonia, dan natrium hidroksida memiliki pH lebih dari 7.

6.5 Cara Mengukur Ph

Ada beberapa cara yang dapat dilakukan untuk mengetahui pH, di antaranya adalah:

1. Menggunakan Kertas Lakmus

   Kertas lakmus adalah cara paling sederhana dan sering digunakan untuk mengukur pH secara cepat. Kertas lakmus tersedia dalam dua jenis, yaitu:

   - Kertas Lakmus Merah: berubah biru jika larutan bersifat basa.
   - Kertas Lakmus Biru: berubah merah jika larutan bersifat asam.

   Langkah-langkah penggunaan kertas lakmus:

   1. Ambil selembar kertas lakmus dan celupkan ke dalam larutan yang akan diukur.
   2. Amati perubahan warna yang terjadi pada kertas lakmus.
   3. Cocokkan warna kertas lakmus dengan tabel warna indikator untuk menentukan pH larutan.

   Kelemahan metode ini adalah hasilnya tidak terlalu akurat karena hanya menunjukkan indikasi kasar.

2. Menggunakan Indikator Cair

   Indikator cair seperti fenolftalein, bromtimol biru, atau metil jingga juga digunakan untuk mengukur pH. Indikator ini akan berubah warna tergantung pada pH larutan.

   Langkah-langkah penggunaan indikator cair:

   1. Tambahkan beberapa tetes indikator cair ke dalam larutan yang akan diuji.

2. Amati perubahan warna yang terjadi pada larutan.
3. Bandingkan warna larutan dengan tabel warna yang tersedia untuk menentukan pH larutan.

Metode ini lebih akurat dibandingkan dengan kertas lakmus dan dapat memberikan gambaran pH yang lebih jelas.

3. Menggunakan pH Meter

pH meter adalah alat elektronik yang memberikan pengukuran pH secara langsung dan lebih akurat. Alat ini terdiri dari elektroda yang digunakan untuk mengukur konsentrasi ion hidrogen (H^+) dalam larutan.

Langkah-langkah penggunaan pH meter:

1. Kalibrasi pH meter menggunakan larutan standar pH diketahui.
2. Celupkan elektroda pH meter pada larutan.
3. Tunggu hingga alat menunjukkan hasil pH larutan.
4. Baca dan catat nilai pH yang ditampilkan pada layar pH meter.

Ini ialah cara yang paling tepat dan akurat dalam mengukur pH larutan, terutama di laboratorium atau dalam pengaturan industri.

4. Menggunakan Strips pH

Strips pH adalah kertas kecil yang sudah dilapisi dengan indikator pH tertentu. Ketika strip pH dicelupkan ke dalam larutan, warna strip akan berubah sesuai dengan pH larutan tersebut. Warna yang muncul dapat dibandingkan dengan skala warna yang tertera pada kemasan strip pH untuk mengetahui pH larutan.

Langkah-langkah penggunaan strips pH:

1. Celupkan strip pH ke dalam larutan yang akan diukur.
2. Amati perubahan warna pada strip.
3. Cocokkan warna strip dengan skala warna yang ada pada kemasan untuk menentukan pH.

Metode ini sangat mudah digunakan dan sering digunakan untuk pengukuran pH air kolam, air minum, atau air limbah.

6.6 Penerapan Asam, Basa, dan pH

Asam, basa, dan pH memiliki berbagai penerapan penting dalam kehidupan sehari-hari, industri, dan berbagai bidang ilmu. Berikut adalah beberapa contoh penerapannya:

Penerapan Asam:

1. Industri Makanan dan Minuman

   Asam biasanya dimanfaatkan berbagai produk makanan dan minuman, seperti asam sitrat dalam jus lemon atau asam asetat dalam cuka. Asam digunakan untuk memberikan rasa asam, mengawetkan makanan, dan juga berperan dalam proses fermentasi.

   Contoh:

   - Asam sitrat: Digunakan dalam minuman ringan dan permen untuk memberi rasa asam.
   - Asam fosfat: Digunakan dalam industri cola untuk memberikan rasa tajam.

2. Pengolahan Logam

   Asam juga digunakan untuk membersihkan dan mengolah logam. Proses ini biasanya melibatkan reaksi asam dengan logam untuk menghilangkan karat atau kotoran.

   Contoh:

   - Asam klorida digunakan untuk menghilangkan karat dari permukaan besi.

3. Pencernaan dalam Tubuh Manusia

   Asam klorida (HCl) yang terdapat di lambung membantu mencerna makanan dengan memecah protein dan membunuh mikroorganisme berbahaya yang masuk bersama makanan.

Penerapan Basa:

1. Produk Pembersih

   Basa banyak digunakan dalam produk pembersih karena sifatnya yang dapat mengurai lemak dan kotoran. Produk seperti sabun dan deterjen mengandung basa, seperti natrium hidroksida (NaOH).

   Contoh:

   - Natrium hidroksida digunakan dalam pembuatan sabun dan deterjen.
   - Amonia digunakan dalam pembersih rumah tangga dan penghilang noda.

2. Pengolahan Air

   Basa digunakan dalam pengolahan air untuk menetralkan asam yang ada dan meningkatkan pH air.

Proses ini sangat penting untuk memastikan air aman dikonsumsi atau digunakan.

Contoh:

- Kapur ($Ca(OH)_2$) sering digunakan dalam pengolahan air untuk mengatur pH dan mengendapkan kotoran.

3. Industri Farmasi

   Beberapa obat memiliki sifat basa dan digunakan untuk mengatasi kondisi medis tertentu, seperti mengatasi gangguan pencernaan atau sebagai antasida untuk menetralkan kelebihan asam lambung.

Penerapan pH:

1. Pertanian

   pH tanah mendukung tumbuh kembang tanaman. Tingkat keasaman dan kebasaan suatu tanah dapat berdampak pada proses penyerapan nutrisi oleh akar tanaman. Pengelolaan pH tanah sangat penting untuk mendapatkan hasil pertanian yang optimal.

   Contoh:

   - Tanah dengan pH rendah (asam) dapat ditingkatkan dengan penambahan kapur.
   - Tanah dengan pH tinggi (basa) dapat disesuaikan dengan menambahkan sulfur atau bahan organik.

2. Kualitas Air

   pH air sangat penting untuk memastikan air aman digunakan dalam berbagai kegiatan. Tingkat keasaman

atau kebasaan suatu air akan berdampak rusaknya berbagai peralatan serta mengganggu makhluk hidup di dalamnya. Oleh karena itu, pengukuran pH air secara rutin dilakukan dalam pengelolaan sumber daya air.
Contoh:

- Air untuk kolam renang biasanya dijaga pada pH sekitar 7.4 hingga 7.6 untuk kenyamanan pengguna dan efektivitas klorin sebagai desinfektan.
- pH air sungai atau danau harus diperiksa untuk memastikan ekosistem air tetap sehat.

3. Industri Kosmetik

pH produk kosmetik, seperti sabun, sampo, dan krim wajah, dirancang agar sesuai dengan pH kulit manusia yang sekitar 5.5. Produk dengan pH yang tidak seimbang bisa menyebabkan iritasi atau gangguan kulit.
Contoh:

- Shampo dan sabun dirancang untuk memiliki pH sedikit asam agar aman digunakan di kulit dan rambut.

4. Pengendalian pH dalam Proses Kimia

Dalam berbagai proses kimia di industri, pengendalian pH sangat penting untuk memastikan reaksi kimia berjalan dengan efisien dan aman. Banyak proses, seperti pemurnian logam atau pembuatan produk kimia, memerlukan pengaturan pH yang tepat.
Contoh:

- Industri tekstil: Pengaturan pH sangat penting dalam proses pewarnaan kain.
- Industri farmasi: Beberapa reaksi kimia dalam pembuatan obat memerlukan pH yang terkontrol agar produk yang dihasilkan efektif dan aman.

6.7 Kesimpulan

Asam, basa, dan pH memberikan manfaat pada kehidupan sehari-hari, industri, dan ilmu pengetahuan. Dimana asam cenderung melepaskan ion hidrogen (H^+) dalam larutan, sedangkan basa melepaskan ion hidroksida (OH^-). Reaksi antara asam dan basa menghasilkan air dan garam, yang dikenal sebagai reaksi netralisasi.

pH digunakan mengukur tingkat asam basa larutan, dimanfaatkan juga menilai sejauh apa suatu zat bersifat asam atau basa. pH memiliki skala 0-14, pH 7 menunjukkan kondisi netral, pH kurang dari 7 mengartikan sifat asam, dan pH lebih dari 7 mengartikan sifat basa.

Penerapan konsep asam, basa, dan pH sangat luas, mencakup bidang industri, pertanian, pengolahan air, kesehatan, dan teknologi. Seperti pada kehidupan sehari-hari, asam sebagai pembuatan makanan, pembersihan, dan pengolahan logam, sedangkan basa digunakan dalam produk pembersih, pengolahan air, dan pengobatan. Pengukuran pH juga sangat penting untuk memastikan kualitas air, tanah, serta produk-produk seperti kosmetik dan obat-obatan.

DAFTAR PUSTAKA

Brady, J.E. and Senese, F., 2009. *Kimia Dasar: Konsep dan Aplikasi*. Jakarta: Erlangga.

Chang, R., 2010. *Chemistry*. 10th ed. New York: McGraw-Hill.

Petrucci, R.H., Herring, F.G., Madura, J.D. and Bissonnette, C., 2017. *General Chemistry: Principles and Modern Applications*. 11th ed. Boston: Pearson.

Silberberg, M.S., 2013. *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*. 6th ed. New York: McGraw-Hill.

Skoog, D.A., West, D.M., Holler, F.J. and Crouch, S.R., 2013. *Fundamentals of Analytical Chemistry*. 9th ed. Belmont: Cengage Learning.

Zumdahl, S.S. and Zumdahl, S.A., 2014. *Chemistry*. 9th ed. Boston: Cengage Learning.

BIODATA PENULIS

Nurisa Ainulhaq, M.Pd.
Program Studi Pendidikan Biologi Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan
Universitas Bina Bangsa (UNIBA)

Penulis lahir di Bandung tanggal 7 Agustus 1990. Menyelesaikan Pendidikan S1 Pendidikan Kimia pada Fakultas Ilmu Tarbiyah dan Keguruan di Universitas Islam Negeri (UIN) Sunan Gunung Djati Bandung pada tahun 2012, dan S2 Pendidikan Kimia di Universitas Pendidikan Indonesia (UPI) Bandung pada tahun 2016. Saat ini penulis berprofesi sebagai dosen tetap pada Prodi Pendidikan Biologi, FKIP Universitas Bina Bangsa Kota Serang Provinsi Banten. Sebelumnya Penulis pernah menjadi dosen di STIT Qurrota 'Ayun, Kabupaten Garut. Untuk mengembangkan potensi akademik, penulis mengharapkan kerjasama, kritik, dan saran dari pembaca melalui e-mail: nurisaainulhaq@gmail.com

BIODATA PENULIS

Dr. Abraham. Mariwy, S.Pd, M.Si

Penulis Lahir di Wiratan Kabupaten Maluku Barat Daya, 30 Maret 1974. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi pendidikan Kimia FKIP universitas Pattimura Ambon. Menyelesaikan pendidikan Sarjana pada Program Studi pendidikan Kimia FKIP universitas Pattimura, Pendidikan Magister pada Jurusan Kimia ITB Bandung dan pendidikan Doktor pada Program Doktor Ilmu kelautan Universitas Pattimura Ambon. Beberapa mata kuliah yang diampuh adalah Kimia dasar 1 dan 2, Struktur Atom dan Kimia Unsur Nonlogam, Kimia unsur Logam serta Mekanisme Rekasi Anorganik. Penulis dapat dihubungi melalu email: abraham.mariwy@lecturer.unpatti.ac.id

BIODATA PENULIS

Ifan Wiranto, S.T., M.T.
Dosen Program Studi Sarjana Teknik Elektro
Fakultas Teknik Universitas Negeri Gorontalo

Penulis lahir di Manado pada tanggal 28 Januari 1972. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Sarjana teknik Elektro, Jurusan Teknik Elektro dan Komputer, Fakultas Teknik, Universitas Negeri Gorontalo. Menyelesaikan pendidikan Sarjana pada Jurusan Teknik Elektro di Universitas Gadjah Mada dan melanjutkan program Magister pada Program Studi Instrumentasi dan Kontrol di Institut Teknologi Bandung. Penulis menekuni bidang Rekayasa Kontrol dan Kecerdasan Tiruan. Beberapa mata kuliah yang diampu penulis baik di dalam program studi maupun diluar program studi adalah Kalkulus, Matematika Teknik, Fisika Dasar, Kimia Elektro, Teknik Kendali Dasar, Isyarat dan Sistem, Medan Elektromagnetis, Kecerdasan Buatan, Pengantar logika Fuzzy, Kontrol Optimal, Aljabar Linier serta Probabilitas dan

Statistika.

Penulis dapat dihubungi melalui e-mail: ifan_te@ung.ac.id

BIODATA PENULIS

Didiek Hari Nugroho
Dosen Program Studi D4 Teknologi Kimia Industri
Jurusan Teknik Kimia – Politeknik Negeri Sriwijaya

Penulis Lahir di Maumere, 30 Oktober 1980, adalah alumni Sarjana (S1) Teknik Kimia Universitas Indonesia dan Magister (S2) Teknik Kimia Universitas Syiah Kuala. Selain itu juga merupakan alumni pada Program Drilling, Production and Liquidified Natural Gas Applied Competencies di Southern Alberta Institute of Technology (SAIT), Calgary, Canada; Program IVLP di Wright State University, Ohio, U.S.A; dan Program Wastewater Treatment di Environment Protection Training and Research Institute (EPTRI), Hyderabad, India.

Penulis pernah menjabat sebagai Wakil Direktur Bidang Akademik dan Kemahasiswaan (2012-2014), dan Wakil Direktur Bidang Kerjasama (2015-2017) di Politeknik Aceh. Sekarang, penulis aktif mengajar di Program Studi D4 Teknologi Kimia Industri. Selain mengajar, penulis juga aktif

menulis buku dan melakukan penelitian di bidang teknologi proses kimia dan pengolahan limbah industri. Beberapa penelitian yang telah dilaksanakan oleh penulis dibiayai oleh DRPM Kemdikbudristek dan hasil penelitiannya juga diterbitkan di beberapa junal ilmiah nasional maupun internasional, buku, dan HKI/paten. Penulis sering juga di undang baik sebagai pembicara maupun konsultan yang merupakan bagian dalam melaksanakan kegiatan pengabdian kepada masyarakat. Penulis dapat dihubungi melalui e-mail: dh.nugroho@polsri.ac.id

BIODATA PENULIS

Cindy Moyna Clara L.A.
Program Studi Kimia
Fakultas Sains
Institut Teknologi Sumatera

Penulis lahir di Bandar Lampung tanggal 02 November 1993. Menyelesaikan pendidikan S1 dan S2 Kimia pada Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam di Universitas Lampung. Saat ini penulis bekerja sebagai salah satu Dosen Program Studi Kimia pada Fakultas Sains di Institut Teknologi Sumatera. Penulis dapat dihubungi melalui e-mail: cindy.moyna@itera.ac.id

BIODATA PENULIS

M. Raidil, M.Pd.
Program Studi Pendidikan Kimia Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan Universitas Cenderawasih

Penulis lahir di Jambi, 30 Desember 1999. Menyelesaikan Pendidikan S1 dan S2 pada Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan Universitas Jambi. Untuk saat ini penulis bekerja sebagai dosen PNS pada Program Studi Pendidikan Kimia Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan Universitas Cenderawasih di Jayapura Papua.

Dengan latar belakang sebagai seorang dosen yang memiliki pengalaman dalam mengajar berupaya menyajikan konsep-konsep ilmiah secara sederhana dan mudah dipahami.

Buku "Asam, Basa, dan pH" ini ditulis untuk membantu pembaca memahami dasar-dasar kimia, khususnya tentang sifat asam dan basa serta peran pH dalam berbagai aspek kehidupan. Penulis dapat dihubungi melalui e-mail: muhammadraidil@gmail.com