

KONSEP DASAR KIMIA KESEHATAN

Ani Qomariyah, S.Si., M.Sc.

KONSEP DASAR KIMIA KESEHATAN

Penulis:
Ani Qomariyah, S.Si., M.Sc.



GETPRESS INDONESIA

KONSEP DASAR KIMIA KESEHATAN

Penulis:

Ani Qomariyah, S.Si., M.Sc.

ISBN: 978-623-198-739-6

Editor: Dr. Oktavianis, M.Biomed.

Penyunting: Mila Sari, M.Si.

Desain Sampul dan Tata Letak: Tri Putri Wahyuni, S.Pd.

Penerbit: GETPRESS INDONESIA

Anggota IKAPI No. 033/SBA/2022

Redaksi:

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

website: www.getpress.co.id

email: adm.getpress@gmail.com

Cetakan pertama, September 2023

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

KATA PENGANTAR

Dengan mengucapkan puji syukur kehadirat Allah SWT, atas limpahan rahmat dan hidayahNya, maka Penulisan Buku dengan judul Konsep Dasar Kimia Kesehatan dapat diselesaikan. Buku ini berisikan bahasan tentang Ruang Lingkup Ilmu Kimia, Atom, Unsur dan Senyawa, Tabel Periodik Unsur, Ikatan Kimia, Stoikiometri, Larutan, Asam dan Basa, Larutan Buffer, dan Hidrolisis Garam.

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

Padang, September 2023
Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR.....	i
DAFTAR GAMBAR.....	v
DAFTAR TABEL.....	viii
BAB 1 RUANG LINGKUP ILMU KIMIA	1
1.1. Definisi Ilmu Kimia	1
1.2. Materi dan Wujudnya	1
1.3. Sifat Materi	3
1.4. Perubahan Materi.....	4
1.4.1. Perubahan Fisika.....	5
1.4.2. Perubahan Kimia.....	6
1.5. Klasifikasi Materi.....	7
1.5.1. Zat Tunggal.....	7
1.5.2. Campuran.....	10
1.6. Peran Ilmu Kimia.....	11
BAB 2 ATOM.....	15
2.1. Atom dan Lambang Atom.....	15
2.2. Perkembangan Teori Atom	20
2.2.1. Teori Atom Dalton	21
2.2.2. Teori Atom Thomson.....	22
2.2.3. Teori Atom Rutherford	23
2.2.4. Teori Atom Niels Bohr	24
2.2.5. Teori Mekanika Kuantum	25
2.3. Konfigurasi Elektron	29
BAB 3 UNSUR DAN SENYAWA	34
3.1. Nama dan Lambang Unsur	34
3.3. Ion.....	40
3.5. Molekul	45
3.6. Rumus Kimia	45
3.6.1. Rumus Molekul.....	46
3.6.2. Rumus Empiris.....	47
BAB 4 TABEL PERIODIK UNSUR.....	50
4.1. Tabel Periodik Panjang	51
4.1.1. Jalur Horizontal.....	52
4.1.2. Jalur Vertikal.....	53
4.2. Hubungan Tabel Periodik dengan Sifat Unsur	55
4.2.1. Elektron Valensi	56
4.2.2. Jari-jari Atom	57
4.2.3. Energi Ionisasi dan Kelogaman.....	58
4.2.4. Afinitas Elektron dan Elektronegativitas	59

BAB 5 IKATAN KIMIA	62
5.1 Ikatan Ionik.....	63
5.2 Ikatan Kovalen.....	66
5.2.1. Ikatan Kovalen Polar dan Non Polar	66
5.2.2. Ikatan Kovalen Koordinasi.....	70
5.3 Ikatan Logam.....	71
5.4 Gaya Antar Molekul	73
5.4.1. Gaya Van der Waals	73
5.4.2. Ikatan Hidrogen.....	75
BAB 6 STOIKIOMETRI.....	79
6.1. Tata Nama Senyawa Sederhana	79
6.1.1. Penamaan Senyawa ionik.....	79
6.1.2. Penamaan Senyawa Biner	80
6.1.3. Penamaan Senyawa Terner	82
6.2. Hukum Dasar Kimia	84
6.2.1. Hukum Kekekalan Massa.....	84
6.2.2. Hukum Perbandingan Tetap	85
6.2.3. Hukum Perbandingan Berganda	85
6.2.4. Hukum Perbandingan Volume	86
6.3. Perhitungan Kimia	88
6.3.1. Massa Atom (Ar) dan Massa Molekul (Mr)	88
6.3.2. Konsep Mol.....	90
6.3.3. Massa Zat.....	90
6.3.4. Volume Zat.....	92
6.3.5. Penentuan Komposisi Zat.....	94
BAB 7 LARUTAN	98
7.1. Larutan Elektrolit dan Non Elektrolit	99
7.2. Derajat Ionisasi	101
7.3. Perhitungan Konsentrasi Larutan.....	102
7.3.1. Persen Berat (%).....	102
7.3.2. Persen Volume (%)	103
7.3.3. Fraksi Mol (x)	103
7.3.4. Molalitas (m).....	104
7.3.5. Molaritas (M)	106
7.3.6. Normalitas (N)	107
7.4. Pengenceran.....	108
BAB 8 ASAM DAN BASA	111
8.1. Definisi Asam dan Basa.....	111
8.1.1. Konsep Asam Basa Arrhenius.....	111
8.1.2. Konsep Asam Basa Bronsted Lowry	112
8.1.3. Konsep Asam Basa Lewis	113

8.2. Pembentukan Asam dan Basa	113
8.3. Perhitungan Derajat Keasaman (pH)	115
8.3.1. Perhitungan pH Asam Kuat.....	117
8.3.2. Perhitungan pH Basa Kuat	118
8.3.3. Perhitungan pH Asam Lemah	119
8.3.4. Perhitungan pH Basa Lemah	119
8.4. Aplikasi Larutan Asam dan Basa.....	120
BAB 9 LARUTAN BUFFER.....	123
9.1. Garam dengan Asam Lemahnya	124
9.2. Garam dengan Basa Lemahnya.....	124
BAB 10 HIDROLISIS GARAM	127
10.1. Garam dari Asam Kuat dan Basa Kuat.....	127
10.2. Garam dari Asam Kuat dan Basa Lemah	128
10.3 Garam dari Asam Lemah dan Basa Kuat	129
10.4. Garam dari Asam Lemah dan Basa Lemah.....	131
DAFTAR PUSTAKA	133
BIODATA PENULIS	148

DAFTAR GAMBAR

Gambar 1.1. Penggolongan Materi Berdasarkan Wujudnya	2
Gambar 1.2. Gas Mengalir dari Botol ke Balon, Menempati Ruang Balon sehingga Bentuknya Sesuai dengan Bentuk Balon	3
Gambar 1.3. Penggolongan Sifat Materi.....	4
Gambar 1.4. Diagram Jenis Perubahan Materi	5
Gambar 1.5. Diagram Perubahan Wujud Zat	6
Gambar 1.6. Kayu Dibakar Menjadi Abu, Abu Tidak Dapat Berubah Kembali Menjadi Kayu	6
Gambar 1.7. Bagan Klasifikasi Materi	7
Gambar 1.8. Hubungan Unsur dan Senyawa dalam Proses Pembentukan dan Penguraian	9
Gambar 1.9. Penggolongan Senyawa Berdasarkan Unsur Pembentuknya	10
Gambar 1.10. Contoh Campuran: A) Homogen (Larutan Kalium Bikromat), dan B) Heterogeny (Susu) ..	11
Gambar 2.1. Dalam Satu Atom Terdapat 7 Elektron dan 7 Proton.....	16
Gambar 2.2. Sebuah Atom dengan Inti 6 Proton dan 6 Netron, Serta Dikelilingi 6 Elektron	17
Gambar 2.3. Lambang Atom Hidrogen dengan Satu Proton dan Elektron	18
Gambar 2.4. Isotop dari Atom Hidrogen: Deuterium dan Tritium	18
Gambar 2.5. Atom N dan atom C Merupakan Isoton.....	19
Gambar 2.6. Contoh Isotop, Isoton, dan Isobar	20
Gambar 2.7. Model Atom Dalton yaitu Bola Pejal, Kecil dan Padat.....	21
Gambar 2.8. Model Atom Thomson	22
Gambar 2.9. Model Atom Rutherford.....	23
Gambar 2.10. Model Atom Bohr	24
Gambar 2.11. Jumlah Elektron Maksimum yang Menempati Kulit Atom.....	26
Gambar 2.12. Gambaran Bentuk Orbital s, p, dan d	27
Gambar 2.13. Hubungan dan Susunan Bilangan Kuantum n, l, dan m	28

Gambar 2.14. Konfigurasi Elektron dalam Bentuk	
Lingkaran.....	30
Gambar 2.15. Tingkat Energi Orbital pada Kulit Atom	30
Gambar 2.16. Susunan Elektron Berdasarkan Orbitalnya....	31
Gambar 3.1. Contoh unsur logam: A) Kadmium, B)	
Merkuri, dan C) Timah	34
Gambar 3.2. Aturan Penamaan Unsur.....	36
Gambar 3.3. Contoh Penulisan Lambang Unsur.....	36
Gambar 3.4. Aturan Pemberian Lambang Unsur	37
Gambar 3.5. Klasifikasi Unsur Non-Logam di Alam	39
Gambar 3.6. Ionisasi Senyawa NaCl dalam Air	41
Gambar 3.7. Penggolongan Senyawa Anorganik dan	
Senyawa Oksida	41
Gambar 3.8. Perbedaan Molekul Senyawa dan Molekul	
Unsur.....	45
Gambar 3.9. Contoh Rumus Kimia yang Memberikan	
Informasi Jenis dan Jumlah Unsur	46
Gambar 4.1. Tabel Periodik Unsur Model Mendeleev.....	51
Gambar 4.2. Tabel Periodik Bentuk Panjang yang	
Menggambarkan Periode	52
Gambar 4.3. Tabel Periodik Bentuk Panjang yang	
Menggambarkan Golongan.....	54
Gambar 4.4. Tabel Periodik dengan Pengelompokan	
Berdasarkan Blok.....	55
Gambar 4.5. Jari-jari Atom Golongan IA Semakin	
Meningkat dan Dalam Satu Periode Semakin	
Menurun.....	57
Gambar 4.6. Energi Ionisasi pada Satu Golongan Semakin	
Menurun dan pada Satu Periode Semakin	
Meningkat.....	58
Gambar 4.7. Elektronegativitas untuk Periode 3 dan	
Golongan VIIA.....	59
Gambar 5.1. Hubungan Elektron Valensi dengan	
Pembentukan Unsur dan Senyawa.....	63
Gambar 5.2. Proses Pelepasan Elektron dari Atom Na dan	
Penarikan Elektron ke Atom Cl.....	64
Gambar 5.3. Gaya Elektrostatis pada Ikatan Ionik.....	65

Gambar 5.4. Bentuk Kristal Ionik NaCl, Satu Na ⁺ Dikelilingi oleh 6 Cl ⁻ dan Sebaliknya.....	66
Gambar 5.5. Pembentukan Senyawa F ₂ yang Melibatkan Pasangan Elektron Bersama.....	67
Gambar 5.6. Ikatan Kovalen pada H ₂	68
Gambar 5.7. Ikatan Kovalen pada Senyawa H ₂ O	68
Gambar 5.8. Ikatan Kovalen Rangkap Dua dan Tiga	69
Gambar 5.9. Arah Resultan Momen Dipol untuk Senyawa H ₂ O, SO ₂ , dan CO ₂	70
Gambar 5.10. Proses Pembentukan Ikatan Koordinasi pada Senyawa NH ₃ BF ₃	71
Gambar 5.11. Ikatan Logam pada Atom Magnesium	72
Gambar 5.12. Struktur Kristal BCC (kiri) dan FCC (kanan) ..	73
Gambar 5.13. Interaksi Dipol-dipol pada HCl dan ClF.....	74
Gambar 5.14. Muatan Parsial Negatif dari Pasangan Elektron Bebas Atom N, F, dan O	75
Gambar 5.15. Ikatan Hidrogen Intramolekul pada Air.....	76
Gambar 5.16. Ikatan Hidrogen Intramolekul pada Etanol dan Intermolekul pada Etanol dan Air	76
Gambar 5.17. Hubungan Ikatan Hidrogen dengan Titik Didih.....	77
Gambar 6.1. Pembentukan Uap Air Model Gay Lussac	87
Gambar 7.1. Pembuatan Larutan Natrium Bikromat.....	99
Gambar 7.2. Rangkaian Percobaan Uji Daya Hantar Listrik Larutan.....	100
Gambar 7.3. Skala Derajat Ionisasi (α) pada Larutan Elektrolit	101
Gambar 7.4. Etanol 96% Kemasan 1 L.....	103
Gambar 7.5. Larutan CuSO ₄ 0,5 m dengan Volume 250 mL ..	105
Gambar 7.6. Larutan 3 M HNO ₃ dengan Volume 1 L.....	106
Gambar 8.1. Konsep Asam Basa Lewis	113
Gambar 8.2. Skala pH dan Contoh Senyawanya.....	115
Gambar 8.3. Berbagai Macam Alat Ukur pH	116

DAFTAR TABEL

Tabel 1.1. Perbedaan Sifat Zat Cair, Padat, dan Gas	2
Tabel 1.2. Sejarah Psikologi Kesehatan dari Perspektif Ahli.....	10
Tabel 2.1. Hubungan Antara Bilangan Kuantum Utama dan Bilangan Kuantum Azimut.....	27
Tabel 2.2. Nilai Bilangan Kuantum Magnetik	28
Tabel 2.3. Jumlah Elektron Maksimum dalam Setiap Orbital.....	29
Tabel 2.4. Contoh Penentuan Konfigurasi Elektron.....	32
Tabel 3.1. Daftar Unsur Non-Logam yang Sering Dijumpai	39
Tabel 3.2. Contoh Unsur Logam di Alam	40
Tabel 3.3. Contoh dan Penamaan Senyawa Oksida Logam dan Non Logam.....	42
Tabel 3.4. Penamaan Asam yang Dibentuk dari Unsur H, unsur Non-Logam, dan Unsur O.....	43
Tabel 3.5. Penamaan Asam Halida.....	43
Tabel 3.6. Penamaan Asam Organik.....	43
Tabel 3.7. Penamaan Senyawa Basa.....	44
Tabel 3.8. Penamaan Senyawa Garam dan Ionnya.....	44
Tabel 3.9. Contoh Rumus Molekul	46
Tabel 3.10. Contoh Rumus Empiris dan Rumus Molekul.....	48
Tabel 4.1. Tabel Periodik Model Triad Dobereiner	50
Tabel 5.1. Contoh Senyawa Ionik dan Penamaannya.....	71
Tabel 6.1. Contoh Kation dan Anion Pembentuk Senyawa Ionik.....	872
Tabel 6.2. Contoh Penamaan Senyawa Ionik.....	80
Tabel 6.3. Contoh Penamaan Senyawa Biner dari Logam dan Non Logam.....	81
Tabel 6.4. Penyebutan Indeks Bilangan pada Senyawa Biner Non Logam dan Non Logam	81
Tabel 6.5. Contoh Penamaan Senyawa Biner Non Logam dan Non Logam.....	81
Tabel 6.6. Contoh Penamaan Senyawa Asam	82
Tabel 6.7. Contoh Penamaan Senyawa Basa	83
Tabel 6.8. Contoh Penamaan Senyawa Garam.....	83

Tabel 6.9. Perbandingan Massa Atom S dan O dalam Berbagai Senyawa.....	86
Tabel 6.10. Contoh Hukum Perbandingan Volume	88
Tabel 7.1. Contoh Pengamatan Daya Hantar Listrik Larutan	100
Tabel 8.1. Pasangan Oksida Asam & Asam, Oksida Basa & Basa.....	114
Tabel 8.2. Contoh Asam Basa Kuat dan Lemah	114

BAB 1

RUANG LINGKUP ILMU KIMIA

1.1. Definisi Ilmu Kimia

Ilmu kimia merupakan salah satu ilmu pengetahuan yang mempelajari tentang materi, struktur, sifat, reaksi atau perubahannya beserta energi yang menyertai perubahan tersebut. Pembagian ilmu kimia secara khusus meliputi: kimia organik, kimia fisik, kimia anorganik, kimia analitik, kimia komputasi, dan biokimia (Hardjono Sastrohamidjodjo, 2018).

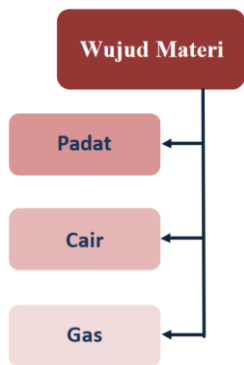
Dalam ilmu kimia, dikaji sifat dari suatu zat, juga dipelajari reaksi yang terjadi pada perubahan zat satu ke zat yang lain. Dengan mempelajari ilmu kimia, bahan yang benar-benar baru dapat dirancang dan diciptakan sesuai dengan sifat tertentu yang diharapkan. Dengan adanya hal ini, kimia memiliki peranan besar terhadap pengembangan dan perbaikan produk pertanian, peningkatan produksi energi terbarukan, pengendalian penyebaran penyakit, serta penurunan dampak pencemaran lingkungan.

Dalam kehidupan kita, sangat dipengaruhi oleh bahan-bahan kimia. Oleh karena itu, ilmu kimia menjadi salah satu bidang ilmu yang paling penting saat ini. Dalam kehidupan sehari-hari, bahan kimia telah digunakan secara luas. Bahan kimia akan terus diperlukan dan digunakan sehingga perlu pengembangan bahan baru. Sehingga, dalam pengembangan kualitas derajat hidup manusia sangat diperlukan peranan ilmu kimia.

1.2. Materi dan Wujudnya

Di sekitar kita, terdapat materi seperti hewan, tumbuhan, manusia, air, batuan, udara, dan sebagainya. Materi didefinisikan sebagai setiap sesuatu yang memiliki massa (berat), menempati ruang, memiliki volume, serta memiliki sifat-sifat tertentu. Sehingga, setiap materi yang ada di alam ini selalu memiliki wujud tertentu. Apabila kita melihat suatu materi, maka wujudnya dapat bermacam-macam. Berdasarkan wujudnya, ada tiga penggolongan materi, yaitu

padat, cair, dan gas seperti yang ditunjukkan pada Gambar 1.1 di bawah ini.



Gambar 1.1. Penggolongan Materi Berdasarkan Wujudnya

Materi dengan wujud cair contohnya air, minyak, susu, bensin, alkohol, larutan gula, dan lainnya. Materi berwujud padat dapat kita temui di sekitar kita seperti kayu, meja, kursi, pohon, batu, tepung, dan lainnya. Materi yang berwujud gas dalam kehidupan kita contohnya udara, uap air, gas elpiji dan lainnya. Perbandingan sifat zat cair, padat, dan gas dapat dijelaskan pada Tabel 1.1 di bawah ini.

Tabel 1.1. Perbedaan Sifat Zat Cair, Padat, dan Gas

Zat Cair	Zat Padat	Zat Gas
Materi berwujud cair	Materi berwujud padat	Materi berwujud gas
Sulit dimampatkan	Tidak dapat dimampatkan	Mudah dimampatkan
Dapat berubah bentuknya sesuai dengan tempatnya, namun volumenya tetap.	Bentuk dan volumenya tidak dapat berubah-ubah.	Dapat berubah bentuk dan volumenya tergantung ruangan yang ditempatinya (Gambar 1.2)

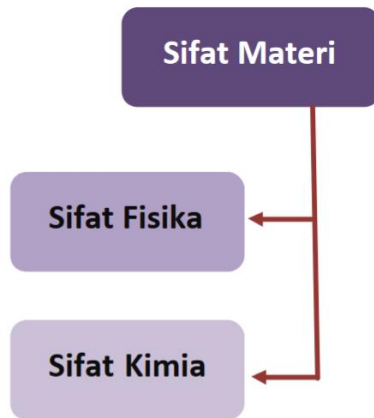


Gambar 1.2. Gas Mengalir dari Botol ke Balon, Menempati Ruang Balon sehingga Bentuknya Sesuai dengan Bentuk Balon

1.3. Sifat Materi

Sifat suatu materi dapat digolongkan ke dalam dua bagian, yaitu sifat secara fisika dan sifat secara kimia. Sifat fisika merupakan sifat suatu materi yang terkait dengan perubahan-perubahan secara fisika yang dialami oleh zat tersebut. Perubahan pada sifat fisika merupakan perubahan yang sementara atau tidak kekal. Besaran perubahan fisika yaitu titik didih, titik leleh, titik lebur, suhu, tekanan, kelembapan, pH, warna, bentuk zat, serta rasa. Contohnya, air memiliki sifat fisika misalnya membeku pada suhu 0°C dan mendidih pada suhu 100°C . Logam sebagai zat padat memiliki sifat fisika melebur pada suhu 1450°C (Heny Ekawati Haryono, 2019).

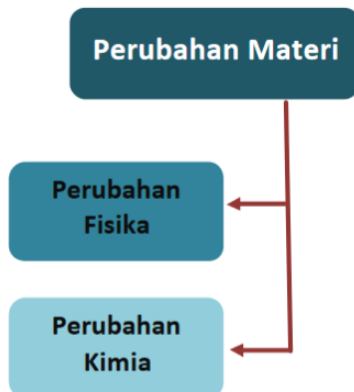
Sifat kimia merupakan sifat-sifat yang terjadi dikarenakan adanya perubahan kimia. Perubahan kimia merupakan perubahan zat yang kekal atau permanen dan tidak dapat kembali pada bentuk asalnya. Misalnya kertas dibakar maka akan menjadi abu. Perubahan dari kertas menjadi abu, maka tidak dapat dikembalikan. Abu tidak dapat kembali menjadi kertas. Sehingga, ini dinamakan perubahan secara kimia. Contoh lain, kayu dibakar menjadi arang, tabung gas meledak, petasan, gas klorin dicampur dengan gas hydrogen menjadi asam klorida, dan sebagainya. Beberapa contoh perubahan kimia yang lain adalah bagaimana suatu benda dapat terurai menjadi zat lain, misalnya batu kapur (CaCO_3) yang dapat terurai menjadi gas karbon dioksida (CO_2) dan kapur (CaO). Kunci dari adanya perubahan secara kimia adalah adanya perubahan dari struktur senyawa dari zat tersebut.



Gambar 1.3. Penggolongan Sifat Materi

1.4. Perubahan Materi

Perubahan materi didefinisikan sebagai suatu perubahan sifat materi atau zat tertentu menjadi zat lain baik perubahan tersebut menghasilkan zat baru maupun tidak menghasilkan zat baru. Terjadinya perubahan materi ini dipengaruhi oleh adanya energi yaitu energi listrik dan energi panas. Terdapat dua macam perubahan materi yaitu perubahan fisika dan perubahan kimia (Gambar 1.4).

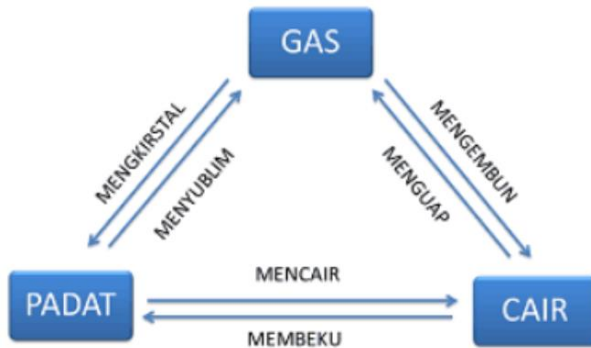


Gambar 1.4. Diagram Jenis Perubahan Materi

1.4.1. Perubahan Fisika

Perubahan fisika merupakan perubahan materi yang bersifat sementara serta perubahan tersebut dapat kembali ke bentuk semula, sehingga perubahan ini tidak menghasilkan zat baru. Sebagai contoh, jika kita memanaskan es batu, maka es batu akan menjadi air yang bentuknya cair, jika kita panaskan lebih lanjut, akan berubah menjadi uap air. Hal ini menunjukkan bahwa es batu adalah air yang berwujud padat, air adalah berbentuk cair, dan uap air adalah air yang berwujud gas. Sehingga, zat atau materinya tetap sama yaitu air. Diagram perubahan wujud zat ditunjukkan pada Gambar 1.5.

Pada diagram tersebut ditunjukkan terdapat enam jenis perubahan wujud zat yaitu mengembun, menguap, mencair, membeku, mengkristal, dan menyublim. Mengembun yaitu proses perubahan wujud zat dari fasa gas menjadi fasa cair. Contohnya yaitu tetesan embun pada pagi hari yang awalnya berasal dari uap air kemudian lama-lama akan meneteskan air jika terkena benda. Sebaliknya, jika zat dari cair berubah menjadi gas disebut menguap. Contohnya apabila mendidihkan air, maka air yang berwujud cair pada suhu 100°C akan berubah menjadi uap atau gas. Perubahan wujud zat dari bentuk padat menjadi cair disebut mencair. Contohnya es batu dari kulkas yang ditelakkan di luar (suhu ruang) maka lama-lama akan mencair menjadi air. Apabila sebaliknya yaitu zat cair yang berubah menjadi padat, maka disebut sebagai membeku. Contohnya air yang dimasukkan ke dalam kantong plastik kemudian kita masukkan ke dalam *freezer* (kulkas) maka akan mengeras (membeku). Selanjutnya, perubahan zat padat menjadi zat gas disebut dengan menyublim. Contohnya adalah kapur barus yang merupakan benda berwujud padat, jika diletakkan di ruang terbuka, maka lama-lama kapur barus tersebut akan habis, artinya kapur barus tersebut berubah menjadi uap. Terakhir, perubahan wujud zat dari zat gas menjadi zat padat disebut mengkristal. Sebagai contoh, uap air yang merupakan zat gas, dengan suhu yang sangat rendah, maka akan berubah menjadi salju yaitu air yang mengkristal atau memadat.



Gambar 1.5. Diagram Perubahan Wujud Zat

1.4.2. Perubahan Kimia

Tidak seperti perubahan fisika yang bersifat sementara, perubahan kimia merupakan perubahan yang kekal. Perubahan kimia akan menghasilkan zat baru dan tidak dapat kembali ke bentuk zat semula. Nama lain dari perubahan kimia adalah reaksi kimia. Sebagai contoh, ketika kita membakar kayu, maka kayu akan berubah menjadi abu, keluar asap dan panas yang menyertainya. Abu, asap, dan panas yang terbentuk dari hasil pembakaran ini, tidak mungkin dapat berubah kembali menjadi sebuah kayu. Oleh karena itu, perubahan ini dinamakan dengan perubahan kimia (Gambar 1.6). Kita dapat mengatakan bahwa kayu merupakan zat sebelum bereaksi (reaktan) dan abu adalah zat hasil reaksi (produk).



Gambar 1.6. Kayu Dibakar Menjadi Abu, Abu Tidak Dapat Berubah Kembali Menjadi Kayu

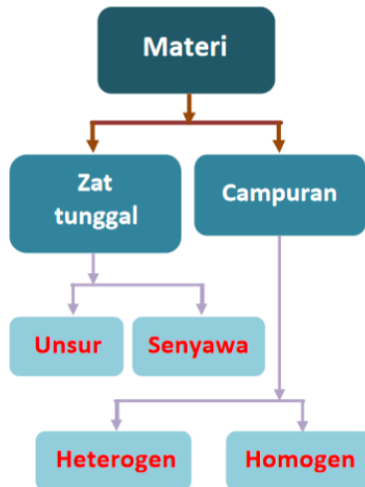
Beberapa contoh lain dari perubahan kimia adalah sebagai berikut:

- Pada tumbuhan yang memiliki klorofil (zat hijau daun) akan terjadisuatu proses yaitu fotosintesis. Dalam reaksi fotosintesis,

- gas karbondioksida dan air akan diubah menjadi karbohidrat dengan bantuan sinar matahari.
- b. Pada kendaraan bermotor, bensin atau solar akan dibakar atau diubah menjadi asap, zat cair, serta energi apabila kendaraan tersebut dijalankan.
 - c. Pada batu kapur yang dipanaskan akan berubah menjadi gas karbondioksida dan kapur tohor.

1.5. Klasifikasi Materi

Materi atau zat yang kita jumpai di alam semesta ini hanya ada dua bentuk yaitu zat tunggal dan campuran. Bagan klasifikasi materi digambarkan pada Gambar 1.7 di bawah ini.



Gambar 1.7. Bagan Klasifikasi Materi

1.5.1. Zat Tunggal

Yang disebut dengan zat tunggal yaitu suatu zat yang komposisi susunan partikelnya tetap dan sulit dirubah. Zat tunggal ini merupakan unsur dan senyawa. Unsur yaitu zat terkecil yang tidak dapat diurakan menjadi zat lain. Sebagai contoh, unsur emas (Aurum, dengan lambang Au) tidak dapat dipecah lagi menjadi yang lebih sederhana. Apabila dipecah, bukan lagi didapati emas tetapi sudah dalam bentuk atom. Unsur yang berada di alam ini, dijumpai dalam bentuk dua jenis yaitu unsur logam dan unsur non logam.

Unsur logam biasanya berwujud padat pada suhu ruangan kecuali merkuri atau air raksa (Hydrargyrum, dengan lambang Hg), bersifat konduktor (menghantarkan panas) dan dapat menghantarkan listrik. Secara fisik, penampakan permukaan logam adalah mengkilat. Logam secara luas yang dikenal seperti logam perak (Argentum, dengan lambang Ag), logam timah (Stannum, dengan lambang Sn), logam besi (Ferrum, dengan lambang Fe), logam seng (Zincum, dengan lambang Zn), logam tembaga (Cuprum, dengan lambang Cu).

Unsur non logam memiliki sifat yang tentu saja berbeda dengan sifat unsur logam. Sifat unsur non logam yaitu tidak dapat menghantarkan arus listrik serta tidak dapat menghantarkan panas (isolator). Penampakan permukaan unsur non logam tidak mengkilat kecuali karbon. Unsur non logam dapat berupa gas maupun cair. Contoh unsur non logam yaitu oksigen dengan lambang O, helium dengan lambang He, hidrogen dengan lambang H, nitrogen dengan lambang N, sulfur atau belerang dengan lambang S, fluor dengan lambang F. Kesemuanya unsur-unsur tersebut memiliki wujud gas.

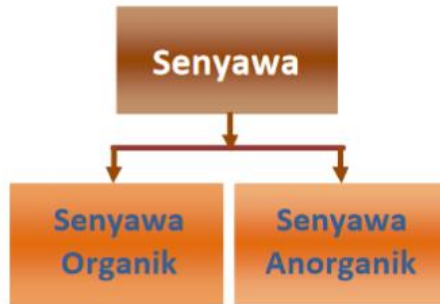
Zat tunggal dalam bentuk senyawa dapat diartikan sebagai gabungan dari beberapa unsur dengan komposisi yang tetap dan terikat secara kimia. Dikarenakan senyawa merupakan gabungan dari beberapa unsur, sehingga senyawa dapat diuraikan menjadi unsur-unsurnya. Sebagai contoh senyawa yang kita kenal adalah air. Air memiliki lambang H_2O yaitu terbentuk dari dua unsur hidrogen (H) dan satu unsur oksigen (O). Urea dengan rumus senyawa $CO(NH_2)_2$ dapat terbentuk dari satu unsur karbon (C), satu unsur oksigen (O), dua unsur nitrogen (N), dan empat unsur hidrogen (H). Glukosa atau gula memiliki rumus senyawa $C_6H_{12}O_6$ terbentuk dari enam unsur karbon (C), dua belas unsur hidrogen (H), serta enam unsur oksigen (O). Bagan senyawa dan unsur dijelaskan pada Gambar 1.8. di bawah ini.



Gambar 1.8. Hubungan Unsur dan Senyawa dalam Proses Pembentukan dan Penguraian

Senyawa yang terdapat di alam semesta, ada dua jenis yaitu senyawa organik dan senyawa anorganik (Gambar 1.9). Senyawa organik yaitu senyawa yang unsur utamanya adalah karbon (C). Senyawa-senyawa karbon pada umumnya terbentuk oleh makhluk hidup atau organisme. Sebagai contoh senyawa organik yaitu gula pasir ($C_6H_{12}O_6$) yang berasal dari tebu, urea $CO(NH_2)_2$ yang terdapat pada air seni, metana CH_4 yang merupakan gas alam.

Senyawa anorganik merupakan senyawa-senyawa yang tidak berasal dari karbon, ditemukan di alam, namun kebanyakan bukan berasal dari makhluk hidup. Sebagai contoh garam dapur (NaCl) yang dijumpai pada air laut, magnesium hidroksida ($Mg(OH)_2$) yang merupakan obat maag, asam sulfida (H_2S) yang berasal dari hujan asam, silika (SiO_2) yang terdapat pada pasir.



Gambar 1.9. Penggolongan Senyawa Berdasarkan Unsur Pembentuknya

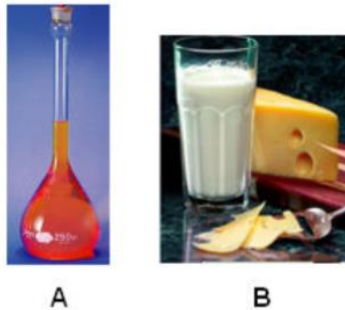
1.5.2. Campuran

Gabungan dari beberapa zat tunggal dapat membentuk campuran. Zat tunggal dapat berupa unsur maupun senyawa dengan komposisi yang tidak tetap. Sifat dari materi penyusun senyawa tidak berubah. Contoh sederhana dari campuran adalah saus tomat. Saus tomat yang merupakan campuran terbentuk dari gabungan karbohidrat, vitamin C, protein dan lainnya. Dimana sifat dari karbohidrat, vitamin C, dan protein ini adalah tetap atau tidak berubah.

Jenis campuran yang kita jumpai ada dua yaitu campuran homogen dan campuran heterogen. Campuran homogen merupakan campuran yang zat tunggal atau materi penyusunnya saling berinteraksi, akan tetapi tidak menghasilkan zat baru. Contoh sederhananya, kita perhatikan larutan gula yang diletakkan dalam sebuah gelas. Larutan gula disebut sebagai campuran, sehingga materi penyusunnya yaitu senyawa glukosa atau gula ($C_6H_{12}O_6$) dengan air (H_2O). Gula dengan air akan berinteraksi, namun tidak menghasilkan senyawa baru. Yang dihasilkan dari campuran ini adalah cairan dengan rasa manis yang menyeluruh, baik di permukaan, tengah, maupun bagian dalam gelas. Dikarenakan zat pelarutnya adalah air, maka seringkali campuran ini disebut sebagai larutan.

Sebaliknya, campuran heterogen terdiri dari berbagai macam zat tunggal yang penyusunnya tidak berinteraksi, sehingga kita dapat melihat jelas komponen penyusunnya (Gambar 1.10). Untuk membentuk campuran yang heterogen, tidak memerlukan

komposisi yang tetap seperti pada campuran homogen. Sebagai contoh campuran heterogen adalah ketika kita menyeduh kopi dengan air panas. Maka lama-lama kopi akan mengendap pada bagian bawah gelas. Hal ini terlihat jelas bahwa kita masih bisa mengamati adanya kopi dan adanya air di dalam gelas tersebut. Minyak yang dicampur dengan air juga merupakan campuran heterogen, dikarenakan fasa air dan fasa minyak tidak akan bisa bersatu dan kita dapat mengamati masing-masing zat pembentuknya. Susu juga merupakan campuran heterogen yang berasal dari senyawa yang kompleks yaitu air, protein, lemak, karbohidrat, mineral, vitamin E, vitamin C.



Gambar 1.10. Contoh Campuran: A) Homogen (Larutan Kalium Bikromat), dan B) Heterogeny (Susu)

1.6. Peran Ilmu Kimia

Pembahasan singkat tentang wujud, materi, sifat serta perubahan zat merupakan bagian dari pembahasan ilmu kimia. Seiring dengan berjalannya waktu, ilmu kimia berkembang sangat pesat sesuai dengan perkembangan ilmu pengetahuan dan teknologi.

Produk-produk baru yang bermanfaat bagi kehidupan manusia dapat diciptakan dengan ilmu kimia. Dalam kehidupan kita sehari-hari tidak lepas dari produk-produk hasil teknologi kimia, diantaranya yaitu sampo, sabun, pasta gigi, cat, obat-obatan, krim wajah, deterjen, serta kosmetik. Untuk peralatan rumah tangga dan juga kebutuhan industri, kini telah beralih dari penggunaan polimer menjadi polyvinyl klorida (PVC). Dalam bidang makanan, teknologi terkini dalam bidang kimia juga tengah dikembangkan misalnya

dalam bidang teknologi pengemasan pangan, pengawetan, serta makanan olahan.

Dikarenakan ilmu kimia merupakan ilmu dasar, dan aplikasinya pun sangat luas sehingga banyak keterkaitan antara satu bidang ilmu dengan ilmu lainnya. Pada bidang kesehatan, ilmu kimia sering digunakan untuk menghasilkan obat baru. Hasil penelitian terhadap bahan kimia diaplikasikan untuk membuat senyawa obat baru yang lebih efektif dan berkhasiat secara medis. Pada proses pembuatan obat, ilmu kimia sangat berperan yaitu untuk penetapan kadar senyawa dalam obat, untuk menentukan komposisi senyawa dalam obat, untuk mempelajari mekanisme reaksi obat dalam tubuh terhadap target. Dalam bidang analisis kesehatan, ilmu kimia sangat berperan untuk membuat reagen-reagen yang digunakan dalam proses analisis suatu penyakit di laboratorium. Misalnya untuk menentukan protein urin dalam tubuh seseorang, maka pada proses analisis di laboratorium diperlukan reagen asam sulfosalisilat 20% dan asam asetat 6%. Untuk pembuatan reagen-reagen tersebut maka diperlukan ilmu kimia yaitu bagaimana cara perhitungan pengenceran larutan asam sulfosalisilat dari pekat sehingga diperoleh konsentrasi 20%.

Pada bidang pertanian, untuk meningkatkan kesuburan tanah dan pemberian nutrisi bagi tanaman, maka para petani biasanya menggunakan pupuk. Pupuk ini merupakan terapan dari ilmu kimia, misalnya pupuk urea dengan rumus kimia $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ dapat dibuat di industri. Para peneliti di industri pupuk urea akan terus meneliti kandungan yang baik (senyawa yang sesuai) untuk dihasilkan pupuk dengan kualitas yang terbaik. Akhir-akhir ini, dengan perkembangan ilmu kimia, para peneliti mengembangkan *slow release fertilizer*, dimana pupuk ini dapat bereaksi dengan tanaman dengan melepaskan senyawa tertentu yang dapat dikontrol dan disesuaikan dengan kebutuhan tanaman.

Ilmu kimia juga berperan dalam bidang hukum. Sebagai contoh ditemukannya kasus pembunuhan. Maka perlu dilakukan pemeriksaan oleh tim ahli forensik. Pemeriksaan dalam bidang forensik tentu saja menerapkan ilmu kimia, dimana pada kasus ini akan dilakukan pemeriksaan darah dan rambut kemudian dapat diketahui struktur DNA-nya. Setiap individu memiliki struktur DNA

yang berbeda-beda sehingga hasil ini dapat digunakan untuk mengidentifikasi seseorang dan berguna sebagai alat bukti kriminal.

Dalam bidang geologi, ilmu kimia juga sangat diperlukan oleh seorang geolog yaitu untuk mempelajari teknik analisis menentukan sifat-sifat kimia dari berbagai material bumi. Dengan mempelajari ilmu kimia, seorang geolog mampu mempelajari kandungan logam, minyak bumi, maupun material bumi.

SOAL PENDALAMAN MATERI

1. Jelaskan definisi ilmu kimia menurut bahasamu sendiri!
2. Sebutkan dan jelaskan cabang-cabang ilmu kimia!
3. Jelaskan perbedaan antara zat padat, zat cair, dan zat gas serta berilah contoh minimal 5 dari masing-masing jenis zat!
4. Jelaskan perbedaan sifat fisika dan sifat kimia dari suatu materi!
5. Jelaskan perbedaan perubahan fisika dan perubahan kimia serta berilah contohnya masing-masing 3!
6. Jelaskan perbedaan unsur logam dan unsur non logam dan berikan masing-masing contohnya minimal 5!
7. Jelaskan bagaimana hubungan unsur dan senyawa dalam proses pembentukan dan penguraian!
8. Jelaskan perbedaan unsur, senyawa, dan campuran!
9. Jelaskan bagaimana ilmu kimia sangat berperan dalam bidang farmasi!
10. Jelaskan bagaimana ilmu kimia sangat berperan dalam bidang analisis kesehatan atau teknologi laboratorium medik!

BAB 2

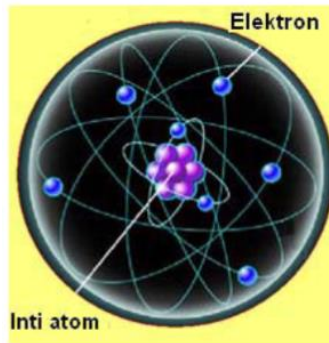
ATOM

Atom merupakan bagian terkecil dari suatu unsur. Atom tidak dapat dipecah lagi menjadi bagian yang lebih kecil lagi dengan reaksi kimia biasa. Dalam sebuah unsur, suatu atom dapat bergabung dengan atom lainnya membentuk suatu senyawa. Selanjutnya, akan kita bahas sifat, struktur, dan perkembangan teori atom.

2.1. Atom dan Lambang Atom

Atom dipelajari oleh para ahli dengan teliti seiring dengan perkembangan ilmu pengetahuan dan teknologi. Dengan adanya hal ini, para ahli mengetahui dan menemukan adanya partikel-partikel penyusun atom dan juga dapat mengetahui massa dari partikel-partikel tersebut.

Para ilmuwan akhirnya berhasil mengungkap atom. Dalam suatu atom terdiri dari inti atom yang dikelilingi oleh elektron-elektron. Inti atom bermuatan positif sedangkan elektron bermuatan negatif. Di dalam inti atom terdapat beberapa partikel, yaitu proton yang bermuatan positif dan neutron yang tidak bermuatan. Jadi, dalam satu atom setidaknya ada tiga partikel yaitu proton, neutron, dan elektron (Gambar 2.1). Elektron yaitu partikel dengan muatan listrik negatif. Lambang dari elektron yaitu (e). Sebuah elektron memiliki muatan $-1,6 \times 10^{-19}$ Colomb. Tanda negative (-) pada angka tersebut menunjukkan bahwa elektron bermuatan negatif. Massa dari sebuah elektron diketahui yaitu $9,10 \times 10^{-31}$ Kg.

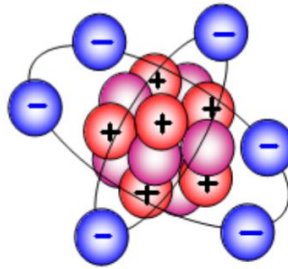


Gambar 2.1. Dalam Satu Atom Terdapat 7 Elektron dan 7 Proton

Partikel dasar kedua yang berada dalam suatu atom yaitu proton. Proton bermuatan positif dan terletak di dalam inti atom. Sebuah proton memiliki muatan yang sama dengan sebuah elektron yaitu $1,6 \times 10^{-19}$ Coulomb dan bertanda positif. Dikarenakan besaran muatan antara proton sama dengan elektron, namun berbeda dalam hal muatannya, maka dapat diketahui bahwa dalam sebuah atom akan bersifat netral atau tidak bermuatan. Dari hasil perhitungan yang dilakukan oleh para ilmuwan, didapatkan bahwa sebuah proton memiliki massa sebesar $1,673 \times 10^{-27}$ Kg. Hasil ini menunjukkan bahwa satu proton beratnya 1800 kali massa sebuah elektron.

Partikel dasar yang ketiga yaitu neutron. Neutron terletak di dalam inti atom, yang juga bersama dengan proton. Neutron bersifat netral atau tidak memiliki muatan listrik, namun neutron memiliki massa. Dimana massa dari sebuah neutron yaitu $1,675 \times 10^{-27}$ Kg. Massa sebuah neutron ini ternyata setara dengan massa sebuah proton (Zul Alfian, 2009).

Dengan melihat massa ketiga partikel di atas, massa partikel atom yang paling besar yaitu massa proton dan massa neutron. Sehingga, massa dari suatu atom berdasarkan massa dari proton dan neutron. Untuk sebuah atom yang mengandung 1 neutron dan 1 proton maka akan memiliki massa $3,348 \times 10^{-27}$ Kg. Untuk lebih jelas lagi, jika sebuah atom memiliki 6 elektron, 6 proton, dan 6 neutron, maka di dalam inti atom tersebut terdapat 6 neutron dan 6 proton (Gambar 2.2).



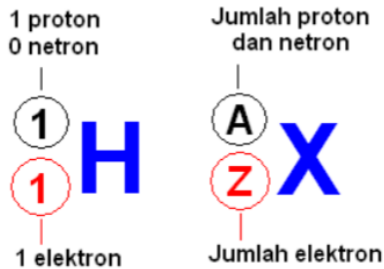
Gambar 2.2. Sebuah Atom dengan Inti 6 Proton dan 6 Netron, Serta Dikelilingi 6 Elektron

Suatu atom dengan atom yang lainnya hanyalah berbeda pada jumlah elektron dan protonnya saja. Dikarenakan perbedaan jumlah elektron dan proton dari suatu atom, maka inilah yang membedakan sifat atom yang satu dengan atom yang lainnya. Dengan adanya sifat yang berbeda, maka untuk membedakan atom yang satu dengan atom yang lain, para ilmuwan membuat suatu lambang atom. Lambang atom dibuat dengan tujuan untuk mempermudah mempelajari dan memahami atom. Hingga saat ini terdapat 109 unsur di alam yang semuanya memiliki sifat yang berbeda-beda. Dimungkinkan jumlah ini akan dapat bertambah apabila ditemukan atom atau unsur yang baru.

Lambang atom dituliskan dengan huruf A, Z, dan X. Dimana A adalah nomor massa yang merupakan jumlahan dari proton dan neutron. Z merupakan nomor atom yang mencerminkan jumlah dari proton atau neutron. Sedangkan X merupakan lambang atom. Lambang atom dituliskan sebagai berikut:

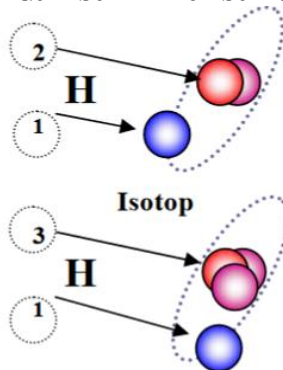


Sebagai contoh unsur yang paling sederhana adalah hidrogen (H). Jumlah proton dan neutron atom hidrogen adalah 1 dan tidak memiliki netron, sehingga massa nya adalah $1+0=1$. Untuk mempermudah pemahaman kita, perhatikan penulisan lambang atom hidrogen tersebut dalam Gambar 2.3. di bawah ini.



Gambar 2.3. Lambang Atom Hidrogen dengan Satu Proton dan Elektron

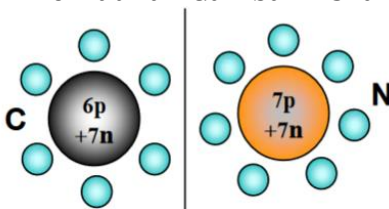
Di dalam alam semesta ini, keberadaan atom hidrogen tidaklah satu-satunya hanya dengan 0 neutron. Akan tetapi, atom hidrogen juga muncul dengan 1 neutron dan 2 neutron. Atom hidrogen dengan 1 neutron, maka massa atomnya akan menjadi $1+1=2$ disebut sebagai detrium (${}^2_1\text{H}$). Atom hidrogen dengan 2 neutron maka massa atomnya akan menjadi $1+2=3$ disebut sebagai tritium (${}^3_1\text{H}$). Detrium dan tritium kelimpahan di alam relative sedikit apabila dibandingkan dengan Hidrogen dengan 0 neutron (${}^1_1\text{H}$). Dengan adanya perbedaan jumlah neutron, dan dengan adanya persamaan jumlah proton pada atom Hidrogen, maka disebut sebagai isotop. Jadi, isotop merupakan beberapa atom yang memiliki jumlah proton yang sama dan jumlah neutron yang berbeda. Untuk mempermudah pemahaman, perhatikan Gambar 2.4. di bawah ini.



Gambar 2.4. Isotop dari Atom Hidrogen: Detrium dan Tritium

Dalam hal lain, ada beberapa atom yang memiliki massa yang sama, namun memiliki jumlah proton yang berbeda, disebut sebagai isobar. Contoh isobar adalah atom $^{59}_{28}\text{Ni}$ dan atom $^{59}_{27}\text{Co}$. Atom Nikel dan atom Cobalt tersebut sama-sama memiliki jumlah massa 59, akan tetapi nomor atomnya berbeda. Pada atom nikel, jumlah protonnya yaitu 28, sedangkan jumlah netronnya yaitu $59-28 = 31$. Sedangkan pada atom cobalt, jumlah protonnya adalah 27 dan jumlah netronnya yaitu $59-27=32$.

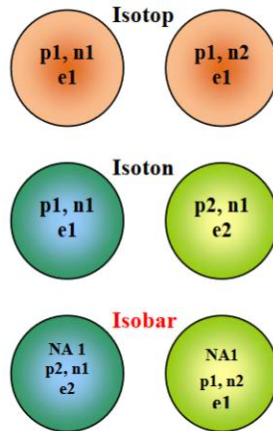
Apabila beberapa atom memiliki jumlah netron yang sama, akan tetapi memiliki jumlah proton dan elektron, maka disebut sebagai isoton. Contohnya adalah atom $^{14}_7\text{N}$ dan atom $^{13}_6\text{C}$. Jumlah netron pada atom nitrogen dan karbon adalah sama. Dimana jumlah netron atom Nitrogen $14-7=7$ dan jumlah netron pada atom Karbon yaitu $13-6=7$. Perhatikan Gambar 2.5. di bawah ini.



Gambar 2.5. Atom N dan atom C Merupakan Isoton

Dari penjelasan mengenai isotop, isobar, dan isoton di atas, maka dapat diberikan suatu kesimpulan di bawah ini sehingga lebih memudahkan pemahaman kita (Gambar 2.6).

- Isotop hanya terjadi pada unsur yang sama. Isotop terjadi karena adanya persamaan dalam jumlah proton, sehingga jumlah netronnya berbeda.
- Isobar terjadi karena adanya persamaan dalam jumlah massa atom (jumlah netron dan proton), dan berbeda dalam jumlah elektron, proton, dan netronnya. Atom yang berbeda dapat membentuk isobar.
- Isoton merupakan beberapa atom yang berbeda terjadi kesamaan dalam jumlah netron. Sedangkan jumlah proton dan elektronnya adalah berbeda.
- Jumlah proton menentukan perbedaan sifat antara atom yang satu dengan atom yang lainnya.



Gambar 2.6. Contoh Isotop, Isoton, dan Isobar

2.2. Perkembangan Teori Atom

Suatu atom atau unsur memiliki sifat yang berbeda dikarenakan adanya peran proton dan elektron. Dengan adanya perbedaan jumlah proton dan elektron, maka suatu unsur dapat berbentuk padat seperti perak (Ag) dan emas (Au), cair seperti merkuri atau raksa (Hg), dan gas seperti helium (He) dan neon (Ne). Untuk mendapatkan pengetahuan dan penjelasan mengenai elektron dan proton dalam sebuah atom, maka para ilmuwan sejak zaman dahulu terus mengembangkan penelitian pada skala atom dan muncullah perkembangan teori atom. Teori atom merupakan suatu teori yang mempelajari tentang partikel-partikel penyusun atom dan sifat-sifatnya. Teori atom tentu saja berkembang seiring dengan munculnya teori baru hasil dari penelitian terbaru. Pada mulanya, teori awal yang berkembang adalah teori atom Dalton, kemudian dibantah oleh Thomson, disempurnakan oleh Rutherford, dan disempurnakan kembali oleh Niels Bohrs dan teori atom yang saat ini sedang diyakini oleh ilmuwan sebagai teori yang sempurna yaitu teori Mekanika Kuantum.

Pada mulanya, atom merupakan buah pemikiran dari Demokritus (tahun 460-370 Sebelum Masehi). Atom berasal dari Bahasa Yunani yaitu "*atomos*" yang memiliki arti tidak dapat dibagi-bagi lagi. Konsep yang dikemukakan oleh Demokritus ini merupakan konsep murni dari hasil pemikirannya saja dan tanpa dibuktikan dengan suatu eksperimen. Demokritus memiliki pemikiran bahwa

apabila suatu benda dibagi-bagi menjadi bagian yang paling kecil, maka suatu waktu pembagian tersebut akan mencapai pada batas yang sudah tidak bisa dibagi lagi dan batas terkecil ini dinamakan atom.

Dengan adanya konsep gagasan oleh Demokritus inilah, yang menjadi cikal bakal para ilmuwan lain tertantang dan tertarik untuk mempelajari atom. Sehingga menjadi pintu gerbang ke arah konsep perkembangan teori dan eksperimen tentang atom.

2.2.1. Teori Atom Dalton

John Dalton pada tahun 1805 menggunakan landasan dari pemikiran Demokritus bahwa atom merupakan sesuatu zat yang paling kecil yang tidak dapat dibagi lagi. Teori atom dikembangkan oleh Dalton berdasarkan hukum perbandingan tetap (proust) dan hukum kekekalan massa (Lavoisier). Berikut ini beberapa gagasan yang diajukan oleh Dalton:

- Atom digambarkan sebagai sebuah bola tidak berongga (pejal) yang sangat kecil (Gambar 2.7)
- Setiap benda atau materi di alam ini tersusun atas partikel kecil yang selanjutnya partikel kecil ini disebut sebagai atom.
- Gabungan dari beberapa atom dengan jenis yang sama akan membentuk unsur.
- Apabila dua atom atau lebih dengan jenis atau perbandingan yang berbeda ini bergabung, maka akan membentuk senyawa.
- Proses penataan atom disebut sebagai reaksi kimia yang akan menghasilkan pembentukan suatu senyawa.



Gambar 2.7. Model Atom Dalton yaitu Bola Pejal, Kecil dan Padat

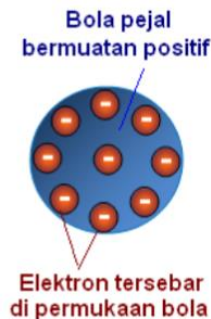
Teori atom yang dikemukakan oleh Dalton ini memiliki kelemahan. Diantara kelemahannya yaitu teori ini tidak dapat menjelaskan fenomena sifat kelistrikan dari suatu senyawa. Banyak senyawa yang apabila dilarutkan dalam air akan terjadi muatan

listrik, namun fenomena ini belum dapat dijelaskan dengan teori atom Dalton. Hal ini menunjukkan bahwa di dalam atom tersebut masih terdapat partikel lain yang berperan dalam fenomena arus listrik. Dengan adanya kelemahan pada teori atom Dalton, maka ilmuwan yang lain terpacu untuk mengembangkan teori atom.

2.2.2. Teori Atom Thomson

Adanya kelemahan pada teori atom yang dikemukakan oleh Dalton di atas, selanjutnya diteliti lebih jauh oleh JJ. Thomson. Thomson fokus pada eksperimen yang menunjukkan adanya muatan listrik pada atom. Untuk membuktikan gagasannya tersebut, Thomson melakukan eksperimen yaitu dengan menggunakan sinar katoda. Ternyata, hasil dari eksperimennya dapat menunjukkan bahwa terdapat partikel lain pada atom yang bermuatan negatif. Partikel tersebut adalah elektron. Dalam eksperimen Thomson juga menunjukkan bahwa dalam suatu atom bersifat netral, sehingga ada partikel lain yang bermuatan positif.

Dari hasil eksperimen yang dilakukannya, Thomson membuat sebuah model atom. Di dalam model atau gambar atom, Thomson menggambarkan bahwa atom merupakan bola pejal yang bermuatan positif (Zulfikar, 2008). Bola pejal yang bermuatan positif ini dikelilingi oleh elektron-elektron yang tersebar merata di permukaan bola atom, seperti roti yang ditaburi kismis. Thomson mengemukakan bahwa atom bersifat netral sehingga dia menjelaskan bahwa jumlah muatan negatif (elektron) dalam suatu atom akan sama dengan jumlah muatan positifnya (proton). Model atom Thomson dijelaskan pada Gambar 2.8. di bawah ini.

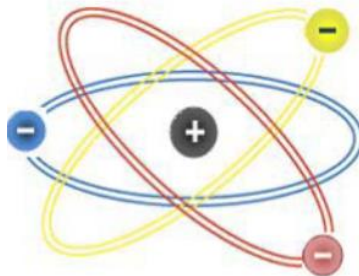


Gambar 2.8. Model Atom Thomson

2.2.3. Teori Atom Rutherford

Dikarenakan adanya gagasan Thomson, maka Rutherford selanjutnya tertarik meneliti tentang bagian bola pejal yang bermuatan positif. Ia melakukan eksperimen dengan menembakkan partikel alpha pada sebuah atom. Partikel alpha tersebut ditembakkan pada lempengan tipis yang terbuat dari emas. Hasil dari eksperimen tersebut, partikel alpha yang ditembakkan pada lempengan tipis emas, ada yang dibelokkan dan ada juga yang diteruskan. Dengan hasil dari eksperimen ini, Rutherford memberikan kesimpulan bahwa pada atom masih terdapat ruangan kosong. Dan juga ada partikel yang bermuatan negatif dan ada yang bermuatan positif.

Selanjutnya, dari hasil eksperimen yang telah dilakukannya, Rutherford membuat gagasan gambar atom. Dia menggambarkan bahwa di dalam atom, terdapat suatu partikel yang bermuatan positif. Partikel yang bermuatan positif tersebut dikelilingi oleh beberapa partikel yang bermuatan negatif. Partikel yang bermuatan negatif ini mengelilingi partikel yang bermuatan positif dengan lintasan elips atau lingkaran seperti yang ditunjukkan pada Gambar 2.9. berikut ini.



Gambar 2.9. Model Atom Rutherford

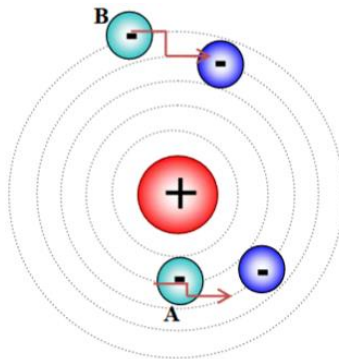
Munculnya teori atom Rutherford ini banyak menuai sanggahan dari para ilmuwan yang lainnya. Apabila elektron bergerak mengelilingi inti dengan lintasan tersebut, maka pergerakan elektron akan memancarkan atau melepaskan energi. Apabila dilanjutkan terus-menerus, maka energi elektron lama-lama akan habis dan akhirnya elektron dapat jatuh ke inti. Fenomena ini tidak dapat dijelaskan oleh teori Rutherford.

2.2.4. Teori Atom Niels Bohr

Teori atom Rutherford yang memunculkan banyak kesenjangan, selanjutnya diperbaiki oleh Niels Bohr. Niels Bohr menggunakan dualisme sifat partikel. Dualisme sifat yaitu dua sifat yang muncul bersamaan dalam suatu atom. Dua sifat tersebut yaitu sifat sebagai partikel dan sifat sebagai gelombang.

Bohr memilih atom Hidrogen dalam eksperimennya. Dikarenakan atom Hidrogen hanya memiliki satu elektron di dalamnya sehingga lebih spesifik. Bohr memanaskan atom Hidrogen. Dari hasil pemanasan tersebut, dihasilkan spektrum yang sangat spesifik yaitu hanya dari frekuensi tertentu. Dengan hal ini membuktikan bahwa elektron bergerak mengelilingi inti atom. Adanya beberapa spektrum yang dihasilkan menunjukkan bahwa elektron memiliki tingkat energi tertentu.

Dari hasil penelitian yang dilakukan, Bohr kemudian membuat model atom seperti yang digambarkan pada Gambar 2.10. di bawah ini.



Gambar 2.10. Model Atom Bohr

Hasil eksperimen Bohr, melahirkan teori-teori yang menyatakan bahwa:

- Suatu atom terdiri dari inti atom yang dikelilingi elektron, dimana inti atom bermuatan positif dan elektron bermuatan negatif.
- Elektron bergerak mengelilingi inti atom pada lintasan tertentu. Lintasan tersebut tetap (stationer). Orbit atau lintasan elektron tersebut memiliki energi tertentu.

- c. Elektron dapat berpindah ke lintasan yang lebih rendah yang disertai dengan pelepasan energi. Sebaliknya, elektron juga dapat berpindah ke lintasan yang lebih tinggi dengan menyerap energi.
- d. Tanpa adanya pengaruh dari luar atau pada keadaan normal, maka elektron akan otomatis menempati tingkat orbital dengan energi yang paling rendah. Keadaan ini disebut sebagai *ground state* atau keadaan dasar.

Walaupun teori atom Bohr sudah mendekati sempurna, namun terdapat kelemahan. Teori atom Bohr sukses menjelaskan atom yang hanya memiliki 1 buah elektron yaitu atom Hidrogen dan belum dapat menjelaskan dengan baik untuk atom yang memiliki jumlah elektron yang lebih banyak.

2.2.5. Teori Mekanika Kuantum

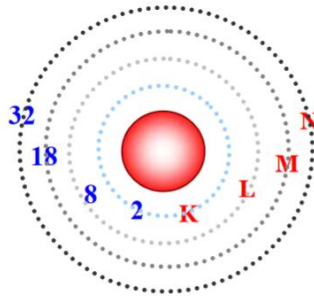
Adanya kelemahan dari teori Bohr, mendorong ilmuwan lain seperti Heisenberg, Schrodinger, dan Paul Dirac membuat terobosan baru. Mereka mendefinisikan tidak hanya Cahaya saja yang memiliki dualisme sifat, akan tetapi partikel sendiri juga dapat memiliki sifat seperti gelombang.

Schrodinger membuat suatu persamaan fungsi gelombang yang menyatakan secara teliti tentang energi yang berkaitan dengan peluang tempat kedudukan dan posisi elektron dari inti. Hal-hal tersebut dapat dijelaskan secara detail dengan mengenalkan bilangan kuantum pada suatu atom yang berjumlah empat macam. Keempat bilangan kuantum tersebut yaitu bilangan kuantum utama, bilangan kuantum azimuth, bilangan kuantum magnetik, dan bilangan kuantum spin.

Bilangan kuantum utama diberikan simbol dengan huruf n . Dimana bilangan kuantum utama menyatakan kedudukan elektron dalam suatu kulit atom, yang juga menunjukkan kedudukan elektron dari inti atom. Semakin jauh letak elektron sebagai dari inti atom, maka tingkat energinya juga semakin besar. Tingkat energi ini sering disebut kulit atom atau lintasan atom (Tabel 2.1). Tingkat energi pertama dinyatakan sebagai tingkat energi yang paling dekat dengan inti atom dan dituliskan sebagai $n = 1$. Energi dari tingkat ini yaitu dari inti atom ke kulit paling dekat dengan inti atom yaitu kulit

K. Tingkat energi kedua dilambangkan dengan $n = 2$ dengan kulit L, tingkat energi ketiga ($n = 3$) dengan kulit M, dan seterusnya.

Pada setiap kulit atom, terdapat jumlah elektron yang berbeda-beda. Jumlah elektron dalam setiap kulit atom dinyatakan sebagai: $2n^2$ dimana n adalah bilangan kuantum utama. Berikut ini disajikan gambar jumlah maksimum elektron yang menempati setiap orbital atom.



Gambar 2.11. Jumlah Elektron Maksimum yang Menempati Kulit Atom

Bilangan kuantum yang kedua yaitu bilangan kuantum azimut yang diberikan dengan lambang (l). Bilangan kuantum azimut menyatakan tempat posisi dan bentuk orbital sebagai peluang menemukan posisi elektron. Bilangan kuantum azimut juga merupakan sub kulit atau sub tingkat energi. Jumlah bilangan kuantum azimut mengikuti persamaan $l = n - 1$, dimana n adalah bilangan kuantum utama dan l adalah bilangan kuantum azimut. Nilai terkecil bilangan kuantum azimut adalah 0, dan nilai maksimumnya adalah $n - 1$.

Pada $n = 1$, maka nilai $l = 0$. Hal ini menunjukkan bahwa pada tingkat energi pertama suatu atom, terdapat satu peluang menemukan elektron, yang dinamakan dengan sub bab tingkat energi **s (sharp)**.

Pada $n = 2$, maka nilai $l = 1$. Hal ini menunjukkan terdapat dua posisi kebolehjadian menemukan elektron, yaitu nilai 0 yang menunjukkan orbital s, dan nilai 1 untuk orbital dengan nama orbital **p (principle)**.

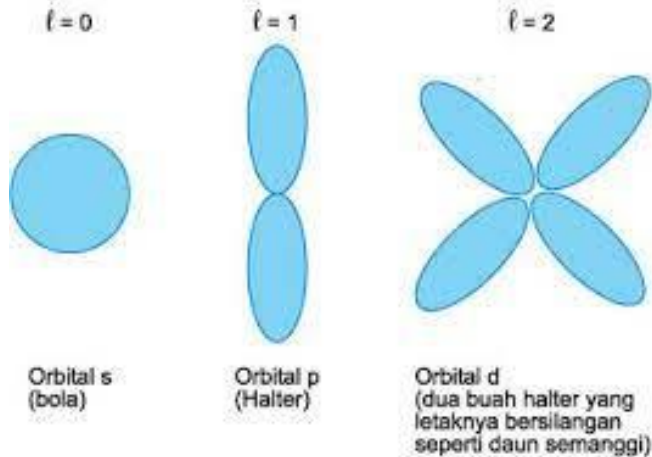
Pada $n = 3$, maka nilai $l = 2$. Hal ini menunjukkan terdapat tiga posisi kebolehjadian menemukan elektron, yaitu nilai 0 (orbital s), nilai 1 (orbital p), dan nilai 2 yang menunjukkan orbital **d (diffuse)**.

Pada $n = 4$, maka nilai $l = 3$. Hal ini menunjukkan terdapat empat posisi kebolehjadian menemukan elektron, yaitu nilai 0 (orbital s), nilai 1 (orbital p), nilai 2 (orbital d), dan nilai 3 yang menunjukkan orbital **f (fundamental)**. Hubungan bilangan kuantum utama (n) dengan bilangan kuantum azimut (l) disimpulkan pada Tabel 2.1. di bawah ini.

Tabel 2.1. Hubungan Antara Bilangan Kuantum Utama dan Bilangan Kuantum Azimut

Bilangan Kuantum Utama (n)	Bilangan Kuantum Azimut (l)
1	s
2	s, p
3	s, p, d
4	s, p, d, f

Berikut ini ditampilkan bentuk orbital s, p, dan d



Gambar 2.12. Gambaran Bentuk Orbital s, p, dan d

Setelah kita mengetahui nilai bilangan kuantum utama dan nilai bilangan kuantum azimut, selanjutnya dapat ditentukan bilangan kuantum ketiga, yaitu bilangan kuantum magnetik (m). Bilangan kuantum magnetik ini didasari dengan adanya bilangan kuantum azimut. Nilai bilangan kuantum magnetik dirumuskan sebagai berikut:

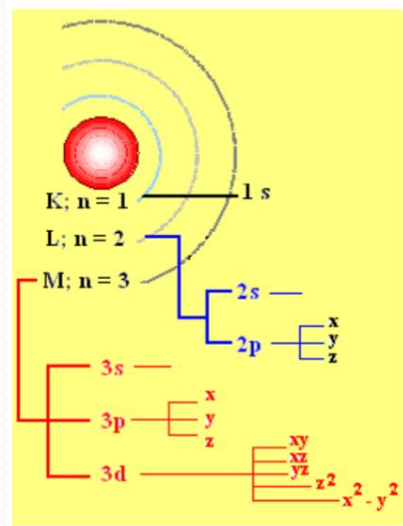
$$m = (-l, +l)$$

Dari persamaan di atas, dapat ditentukan nilai m sesuai dengan Tabel 2.2. di bawah ini.

Tabel 2.2. Nilai Bilangan Kuantum Magnetik

Bilangan Kuantum Azimut (l)	Bilangan Kuantum Magnetik (m)	Bentuk Orbital
0	0	s
1	-1, 0, +1	p_x, p_y, p_z
2	-2, -1, 0, +1, +2	$d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$

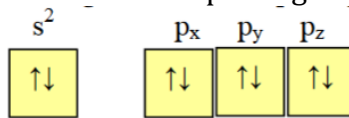
Terdapat hubungan antara bilangan kuantum utama, bilangan kuantum azimut, dan bilangan kuantum magnetik yang diilustrasikan pada Gambar 2.13 berikut ini.



Gambar 2.13. Hubungan dan Susunan Bilangan Kuantum n , l , dan m

Bilangan kuantum terakhir yaitu bilangan kuantum spin yang diberikan dengan lambang s . Bilangan kuantum spin ini menggambarkan ciri elektron sendiri, bahwa tidak ada dua atom dengan kebolehjadian yang sama. Jika ketiga bilangan kuantum di atas lahir dari adanya persamaan mekanika kuantum, maka bilangan kuantum hanya untuk membedakan arah rotasi elektron. Jika dua atom memiliki ketiga bilangan kuantum (n , l , dan m) sama, maka tidak mungkin keduanya berotasi pada arah yang sama. Dua

arah spin yang berlawanan diberikan nilai $-1/2$ dan $+1/2$. Sehingga hanya ada dua nilai s , yaitu $s = -1/2$ dan $s = +1/2$. Dengan adanya bilangan kuantum spin, kita dapat mengetahui bahwa dalam setiap orbital, akan ada dua arah elektron yang berbeda. Apabila dalam satu orbital hanya terisi satu elektron (elektron tidak berpasangan), maka nilai $s = +1/2$, sebaliknya jika dalam satu orbital terdapat elektron yang berpasangan, maka nilai $s = -1/2$. Untuk mempermudah pemahaman, maka orbital digambarkan dengan kotak dan elektron digambarkan dengan panah. Panah atas nilai spin positif dan panah bawah nilai spin negatif.



2.3. Konfigurasi Elektron

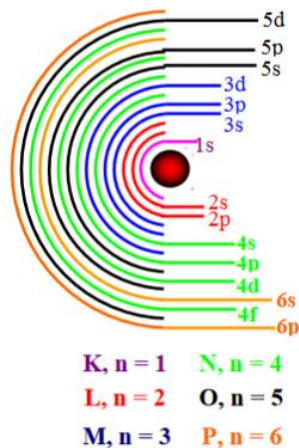
Setiap unsur yang satu tentu saja memiliki sifat yang berbeda dengan unsur yang lainnya, dimana pembedanya yaitu terletak pada jumlah elektron dan juga jumlah proton. Dengan adanya perbedaan jumlah elektron dan proton, setiap unsur memiliki ciri dan sifat yang khas. Atas pemahaman ini diperlukan suatu kajian utuh mengenai gambaran bagaimana kedudukan atau letak suatu elektron dalam suatu atom. Prinsip Pauli menyatakan bahwa tidak mungkin dua buah elektron memiliki keempat bilangan kuantum yang sama.

Atas dasar ini, maka dalam setiap jenis orbital, terdapat jumlah maksimum suatu atom. Jumlah elektron yang berada dalam suatu atom dinyatakan dengan : $2(2l + 1)$ dimana l adalah bilangan kuantum azimut, yang dijelaskan pada Tabel 2.3. di bawah ini.

Tabel 2.3. Jumlah Elektron Maksimum dalam Setiap Orbital

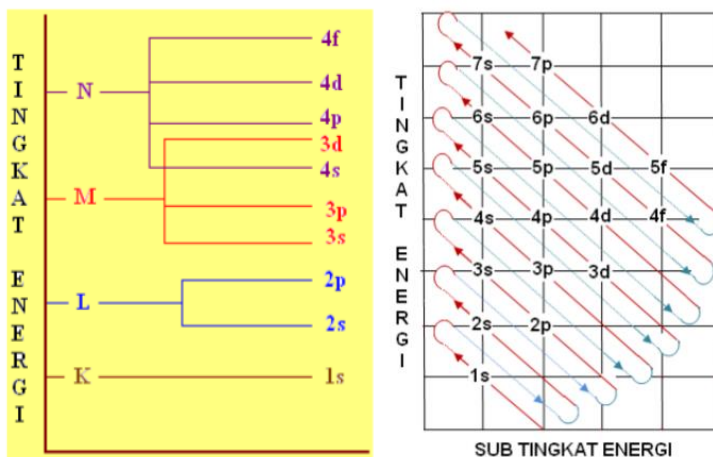
Sub Tingkat Energi (Orbital)	Jumlah Elektron Maksimum $2(2l + 1)$
s	2
p	6
d	10
f	14
g	18

Berdasarkan aturan Aufbau, bahwa elektron akan menempati posisi dengan energi yang paling rendah dahulu kemudian dilanjutkan dengan tingkat energi yang lebih besar (Gambar 2.14).



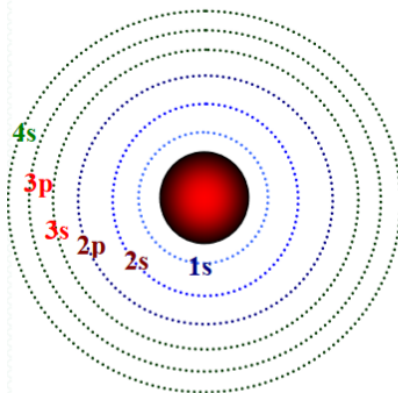
Gambar 2.14. Konfigurasi Elektron dalam Bentuk Lingkaran

Dalam sebuah atom, terdapat hubungan antara orbital dengan tingkat energi, yang dapat dijelaskan dengan detail dengan adanya teori mekanika kuantum ini. Tingkat energi orbital dari yang paling rendah dapat dituliskan sebagai berikut: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d < 4f < 6p < 7s < 6d < 5f$, dapat dijelaskan pada Gambar 2.15.



Gambar 2.15 Tingkat Energi Orbital pada Kulit Atom

Berdasarkan adanya tingkatan energi pada orbital atom, maka pengisian elektron dapat mengikuti hal ini. Pengisian elektron dimulai dari orbital dengan nilai energi yang terendah. Adapun urutan pengisian elektron adalah: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 5d, dan seterusnya. Gambar 2.16 di bawah ini menunjukkan diagram pengisian elektron pada orbital yang dimulai dari orbital dengan nilai energi yang paling rendah.

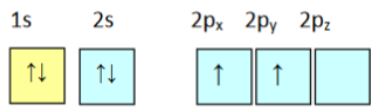


Gambar 2.16. Susunan Elektron Berdasarkan Orbitalnya

Setelah kita mengetahui urutan pengisian elektron berdasarkan orbitalnya, maka selanjutnya yang perlu dipahami adalah bahwa dalam satu orbital tidak boleh membentuk pasangan terlebih dahulu. Misalkan suatu elektron akan mengisi pada orbital 2p. Seperti yang kita ketahui bahwa dalam orbital 2p terdapat tiga bentuk orbital p, yaitu $2p_x$, $2p_y$, dan $2p_z$. Suatu elektron tidak bisa langsung mengisi di $2p_x$ secara berpasangan terlebih dahulu, melainkan elektron tersebut harus mengisi dari $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ baru kemudian jika ada elektron lagi yang akan mengisi maka elektron tersebut akan mengisi kembali mulai dari $2p_x$ dan seterusnya.



Diagram di atas tidak memenuhi kaidah Hund, dikarenakan ada elektron yang berpasangan pada orbital $2p_x$. Seharusnya dua elektron pada 2p satu-satu mengisi $2p_x$ dahulu kemudian mengisi $2p_y$ seperti pada diagram di bawah ini.



Berikut ini disajikan contoh konfigurasi elektron beserta nilai ke empat bilangan kuantumnya.

Tabel 2.4. Contoh Penentuan Konfigurasi Elektron

Unsur	Konfigurasi Elektron	Bilangan Kuantum
¹⁵ P	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p³	n=3, l= 1, m=+1, s= +1/2
²⁰ Ca	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s²	n=4, l=0, m=0, s=-1/2
³⁰ Zn	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d¹⁰	n=3, l=2, m=+2, s=-1/2

SOAL PENDALAMAN MATERI

1. Tulislah lambang atom dari unsur berikut ini:
 - a. Unsur besi dengan jumlah proton 28 serta jumlah neutron 28
 - b. Unsur kalium dengan nomor massa 39 dan jumlah netron 20
 - c. Unsur klor dengan jumlah proton 9 serta jumlah netron 10
2. Jelaskan perbedaan isotop, isoton, dan isobar! Berilah masing-masing contohnya!
3. Jelaskan konsep teori atom menurut Demokritus?
4. Jelaskan gagasan teori atom Dalton dan jelaskan pula kelemahan teori tersebut?
5. Jelaskan eksperimen yang dilakukan oleh Thomson! Gambarkan pula model atom Thomson! Jelaskan kelemahan teori atom Thomson!
6. Jelaskan bagaimana Rutherford membuktikan bahwa teori atom Thomson kurang sempurna! Serta gambarkan model atom Rutherford!
7. Jelaskan kelemahan teori atom Rutherford! Jelaskan eksperimen yang dilakukan oleh Bohr untuk memperbaiki terori atom Rutherford!
8. Apakah teori atom Bohr terdapat kelemahan? Jelaskan! Gambarkan model atom Bohr!
9. Jelaskan bahwa teori mekanika kuantum dapat menjelaskan lebih gambling tentang atom!
10. Tulislah konfigurasi elektron dari unsur di bawah ini, kemudian tentukan nilai bilangan kuantum utama (n), bilangan kuantum azimuth (l), bilangan kuantum magnetic (m), dan bilangan kuantum spin (s) nya!

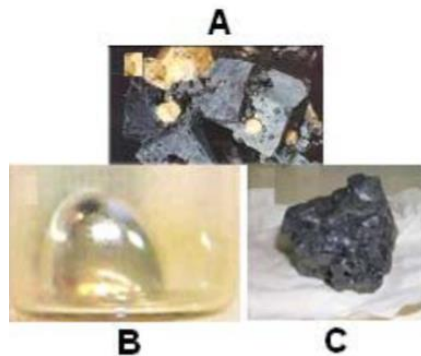
a. ^{12}C	c. ^{18}Ar	e. ^{17}Cl
b. ^{11}Na	d. ^{28}Fe	f. ^{54}Ag

BAB 3

UNSUR DAN SENYAWA

Pada bab sebelumnya kita telah membahas tentang zat tunggal yang dapat merupakan unsur dan senyawa. Kemudian, kita juga telah membahas tentang atom serta perkembangannya. Pada bab ini, unsur dan senyawa akan dibahas secara detail.

Dengan reaksi kimia biasa, unsur tidak dapat dipecah lagi menjadi zat yang lebih kecil. Dalam kehidupan sehari-hari, kita telah mengenal unsur. Sebagai contoh, perhiasan yang terbuat dari emas, perabotan rumah yang terbuat dari tembaga, besi, alumunium. Kesemuanya logam-logam tersebut (emas, tembaga, besi, alumunium) merupakan contoh unsur. Contoh lain adalah arang hasil dari pemakaran merupakan suatu unsur karbon. Barang tambang di Bangka yaitu timah dan di Soroako yaitu nikel juga merupakan contoh unsur. Berikut ini disajikan contoh unsur logam cadmium, logam merkuri, dan logam timah pada Gambar 3.1.



Gambar 3.1. Contoh unsur logam: A) Kadmium, B) Merkuri, dan C) Timah

3.1. Nama dan Lambang Unsur

Penamaan unsur di alam ini, telah diatur dan ditetapkan oleh Lembaga Internasional yaitu IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*). Nama IUPAC suatu unsur tentu saja berbeda dengan nama Bahasa Indonesia. Sebagai contoh timah secara IUPAC

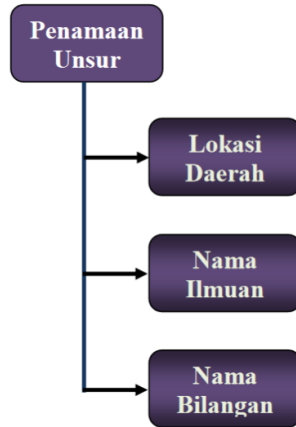
adalah stanum, emas adalah aurum, tembaga adalah argentum dan lain sebagainya.

Asal-usul penamaan unsur dapat berbeda-beda, beberapa unsur penamaannya diambil dari nama ilmuwan, nama daerah asal ditemukan, serta nama planet (Gambar 3.2). Contoh unsur yang penamaannya diambil dari ilmuwan yang berjasa dalam penemuan unsur tersebut yaitu curium (ditemukan oleh Marie dan P Curie), nobelium (ditemukan oleh Alfred Nobel), einsteinium (ditemukan oleh Albert Einstein), serta fermium (ditemukan oleh Enrico Fermi). Contoh nama unsur yang penamaannya diambil dari asal daerahnya yaitu polonium (Polandia), europium (Eropa), stronsium (Strontia, Scotlandia), germaium (Jerman), fransium (Perancis), kalifornium (Kalifornia). Beberapa contoh unsur yang penamaannya berasal dari nama planet seperti plutonium (Pluto), uranium (Uranus), serta neptunium (Neptunus).

Unsur yang baru ditemukan akhir-akhir ini, penamaannya sudah tidak mengikuti seperti unsur pada jaman dahulu, yaitu dengan sistem bilangan. Hal ini khususnya untuk unsur dengan nomor atom lebih dari 104. Aturan penamaan dengan bilangan adalah sebagai berikut:

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

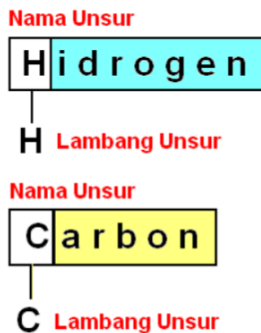
Agar lebih mudah dalam memahi, kita ambil contoh unsur dengan nomor 106 yaitu unnilhexium, yang berasal dari bilangan 1 = un, bilangan 0 = nil, bilangan 6 = hex + ium, sehingga nama unsur tersebut adalah unnilhexium (Unn).



Gambar 3.2. Aturan Penamaan Unsur

Apabila kita sudah mengenal nama-nama unsur dengan berbagai penamaan di atas, maka tidak mudah bagi kita untuk menghafalkan satu-persatu. Sehingga kita perlu untuk menyederhanakan nama-nama unsur tersebut agar lebih mudah difahami dalam Ilmu Kimia, dan juga agar memudahkan kita dalam mengingatnya.

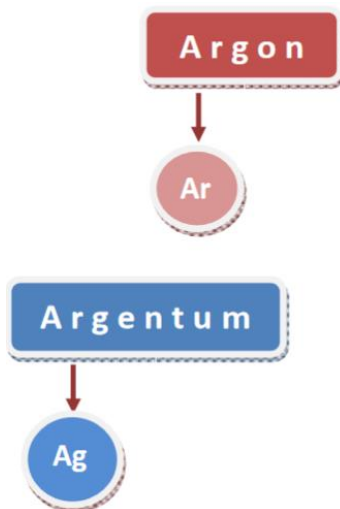
Lambang unsur pertama kali dicetuskan pada tahun 1813 oleh seorang ilmuwan bernama Jons Jacob Berzelius (WT. Read, 1953). Dia memberikan ide bahwa pemberian lambang setiap unsur adalah dengan huruf. Lambang unsur diberikan huruf dari nama unsur pertamanya dengan huruf besar atau kapital. Contohnya adalah unsur carbon diberikan lambang C (kapital), oksigen diberikan lambang dengan O (kapital) serta lambang N (kapital) untuk unsur nitrogen. Perhatikan Gambar 3.3.



Gambar 3.3. Contoh Penulisan Lambang Unsur

Banyak lambang unsur yang sama untuk beberapa unsur apabila hanya menggunakan satu huruf depan saja. Oleh karena itu, untuk membedakan lambang unsur yang satu dengan unsur yang lain agar tidak sama, maka digunakan dua huruf. Huruf pertama ditulis dengan kapital (huruf besar) serta huruf kedua ditulis dengan huruf kecil. Sebagai contoh, unsur hidrogen diberikan lambang H (kapital). Jika unsur hydrargyrum juga sama H saja, maka akan sama dengan hidrogen, sehingga untuk unsur Hydrargyrum diberi simbol sebagai Hg (kapital dan huruf kecil). Contoh lain adalah unsur ferum dengan lambang Fe, unsur zink dengan lambang Zn, unsur natrium dengan lambang Na, unsur nikel dengan lambang Ni, unsur cuprum dengan lambang Cu, unsur aurum dengan lambang Au, unsur argentum dengan lambang Ag, dan masih banyak lagi.

Beberapa kasus lain terjadi misalnya antara unsur argentum dengan unsur argon, keduanya setelah huruf pertama A kemudian huruf kedua sama-sama r. Oleh karena itu para ilmuwan yang tergabung di IUPAC, memberi lambang Ag untuk argentum dan Ar untuk argon. Kasus lainnya adalah pada contoh penamaan unsur cobalt, dimana cobalt diberi lambang Co (huruf C kapital dan huruf o kecil). Harus hati-hati dalam penulisannya karena dikhawatirkan akan sama dengan CO yang berarti karbon monoksida. Untuk lebih jelasnya, perhatikan Gambar 3.4.



Gambar 3.4. Aturan Pemberian Lambang Unsur

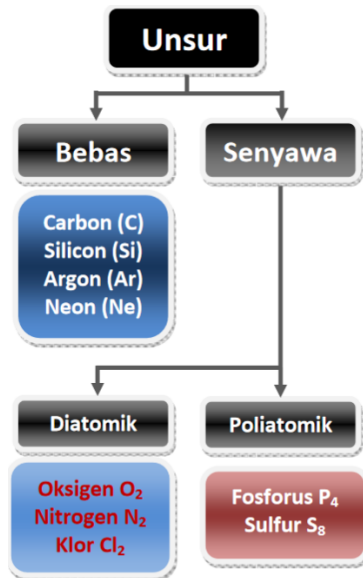
3.2. Unsur di Alam

Di alam semesta ini, keberadaan unsur sangat melimpah. Unsur dikelompokkan dalam dua jenis yaitu unsur non-logam (bukan logam) dan unsur logam (A.G. Guy, 1976).

Unsur non-logam di alam, umumnya berwujud gas atau padat. Ciri-ciri dari unsur non-logam yaitu tidak dapat ditempa, tidak dapat menghantarkan arus listrik serta bersifat isolator (tidak dapat menghantarkan panas).

Untuk unsur non-logam yang berwujud gas, umumnya tidak pernah kita jumpai sebagai unsur tunggal atau unsur yang membentuk senyawa. Akan tetapi unsur yang berwujud gas biasanya dijumpai sebagai unsur berbentuk molekul senyawa. Misalnya gas nitrogen tidak dijumpai dalam bentuk N akan tetapi sebagai N_2 , gas oksigen sebagai O_2 , gas hidrogen sebagai H_2 , gas klor sebagai Cl_2 . Molekul-molekul ini (N_2 , O_2 , H_2 , Cl_2) disebut sebagai molekul diatomik dikarenakan mengikat dua unsur yang sama jenisnya.

Unsur non-logam yang berwujud padat, biasanya ditemukan dalam bentuk unsurnya. Sebagai contoh unsur carbon dalam bentuk C, silicon dalam bentuk Si. Ada juga unsur non-logam padat yang ditemukan dalam bentuk senyawa seperti fosfor ditemukan dalam bentuk P_4 , belerang dalam bentuk S_8 . Molekul unsur yang mengikat lebih dari dua unsur lainnya yang sejenis disebut poliatomik (Gambar 3.5).



Gambar 3.5. Klasifikasi Unsur Non-Logam di Alam

Berikut ini ditampilkan tabel daftar unsur non-logam yang sering kita jumpai di alam ini.

Tabel 3.1. Daftar Unsur Non-Logam yang Sering Dijumpai

Nama Unsur	Lambang	Keberadaan di Alam	
		Unsur	Senyawa
Hidrogen	H	-	H ₂
Oksigen	O	-	O ₂
Nitrogen	N	-	N ₂
Belerang	S	-	S ₈
Fosfor	F	-	P ₄
Argon	Ar	Ar	-
Carbon	C	C	-

Setelah kita membahas unsur non-logam, maka selanjutnya akan kita bahas unsur logam. Unsur logam mudah ditemukan dalam kehidupan sehari-hari dengan ciri-ciri berwujud padat kecuali raksa/merkuri yang berwujud cair, permukaannya mengkilat, mudah ditempa, dapat menghantarkan arus listrik (konduktor),

serta beberapa dapat menarik medan magnet. Contoh unsur logam disajikan pada Tabel 3.2. di bawah ini.

Tabel 3.2. Contoh Unsur Logam di Alam

Nama Unsur	Lambang	Nama Lain
Cuprum	Cu	Tembaga atau Copper
Argentum	Ag	Perak atau Silver
Kalium	K	Pottasium
Ferum	Fe	Besi atau Iron
Plumbum	Pb	Timah hitam atau Lead
Hydrargyrum	Hg	Air raksa atau Mercury

3.3. Ion

Unsur-unsur logam yang terdapat di alam dapat berupa unsur bebas maupun dalam bentuk senyawa. Kita telah mengenal unsur bebas sebelumnya, sebagai contoh yaitu emas, platina, perak, dan lainnya. Pada kenyataannya, terdapat banyak unsur di alam yang keberadaannya dalam bentuk senyawanya. Contohnya adalah unsur besi yang ditemukan dalam bentuk Fe_2O_3 (besi oksida) dan unsur kalsium yang ditemukan dalam bentuk senyawa CaCO_3 (batu kapur).

Pada senyawa besi oksida Fe_2O_3 , merupakan perkumpulan dari atom yang bermuatan, baik yang bermuatan negatif maupun yang bermuatan positif. Dalam contoh ini, atom besi bermuatan positif (Fe^{3+}) dan atom oksigen bermuatan negative (O^{2-}). Sekumpulan atom atau atom yang bermuatan ini disebut dengan ion. Ion yang bermuatan negatif disebut dengan anion, sedangkan ion yang bermuatan positif disebut dengan kation (Rowan et al., 2009).

Bukti bahwa suatu senyawa mengandung sejumlah ion, dapat dilakukan percobaan dengan melarutkan senyawa ke dalam air. Contoh yang paling mudah adalah melarutkan senyawa NaCl ke dalam air, maka akan terurai atau terionisasi menjadi ion-ionnya yaitu kation Na^+ dan anion Cl^- (Lihat Gambar 3.6).

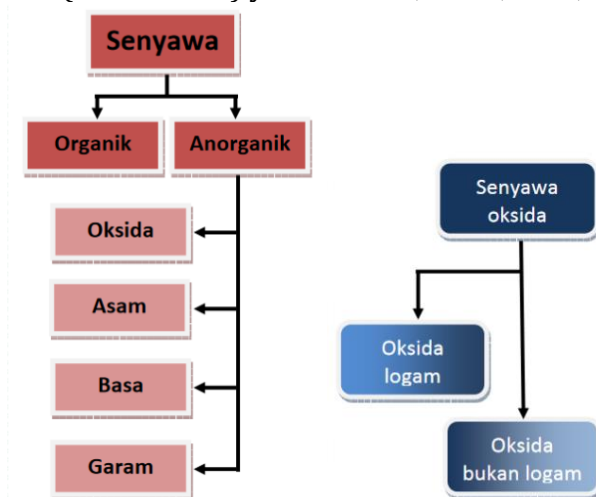


Gambar 3.6. Ionisasi Senyawa NaCl dalam Air

3.4. Senyawa di Alam

Di alam semesta ini, kita mengenal penggolongan unsur ada dua jenis, yaitu senyawa organik dan senyawa anorganik. Senyawa organik merupakan senyawa yang berasal dari makhluk hidup sehingga unsur penyusun yang utama yaitu senyawa karbon dan hidrogen. Oleh karena itu, senyawa organik disebut juga dengan hidrokarbon. Contoh senyawa organik yaitu asam amino, protein, karbohidrat, asam lemak, lemak, dan lainnya.

Senyawa anorganik merupakan senyawa yang unsur penyusunnya adalah logam, senyawa ini berasal dari makhluk tidak hidup. Contoh senyawa anorganik yaitu batuan, tanah, air laut, pasir, dan lainnya. Senyawa anorganik dapat digolongkan menjadi beberapa jenis (Gambar 3.7) yaitu oksida, asam, basa, dan garam.



Gambar 3.7. Penggolongan Senyawa Anorganik dan Senyawa Oksida

Senyawa oksida yaitu senyawa yang unsur utamanya adalah atom oksigen. Senyawa oksida dibedakan lagi menjadi dua jenis, yaitu oksida logam dan oksida non logam. Senyawa oksida logam yaitu senyawa yang mengandung oksigen yang terikat dengan unsur logam yang dapat larut dalam air dan menghasilkan larutan basa. Biasanya ditemukan di alam yaitu bahan tambang. Senyawa oksida non logam (bukan logam) yang unsur utamanya adalah oksigen yang mengikat unsur non logam. Berikut ini dijelaskan contoh dan penamaan senyawa oksida.

Tabel 3.3. Contoh dan Penamaan Senyawa Oksida Logam dan Non Logam

Jenis Senyawa Oksida	Nama Senyawa	Lambang	Keterangan
Oksida logam	Kalsium Oksida	CaO	Dibentuk oleh logam kalsium
Oksida logam	Natrium Oksida	Na ₂ O	Dibentuk oleh logam natrium
Oksida logam	Magnesium Oksida	MgO	Dibentuk oleh logam magnesium
Oksida non logam	Karbon Monoksida	CO	Terdapat 1 unsur oksigen
Oksida non logam	Karbon Dioksida	CO ₂	Terdapat 2 unsur oksigen
Oksida non logam	Difosfor Pentaoksida	P ₂ O ₅	Terdapat 5 unsur oksigen

Senyawa asam biasanya memiliki ciri-ciri rasanya masam, pahit, dalam bentuk cair dapat berubah menjadi ion-ionnya, dapat menghantarkan arus listrik, serta dapat menghasilkan ion hidrogen apabila dilarutkan dalam air.

Berdasarkan unsur-unsur pembentuknya ada 3 jenis asam, yaitu:

1. Asam yang dibentuk dari unsur H, unsur non logam, dan unsur O
2. Asam yang dibentuk dari unsur H dengan unsur-unsur golongan VII A seperti F, Cl, Br, I yang selanjutnya disebut sebagai asam halida
3. Asam pada senyawa organik yang biasanya disebut sebagai asam karboksilat.

Berikut ini disajikan contoh dan penamaan asam.

Tabel 3.4. Penamaan Asam yang Dibentuk dari Unsur H, unsur Non-Logam, dan Unsur O

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

Tabel 3.5. Penamaan Asam Halida

Nama Asam	Lambang	Unsur Halogen
Asam klorida	HCl	Klor (Cl)
Asam bromide	HBr	Brom (Br)
Asam iodida	HI	Iodin (I)

Tabel 3.6. Penamaan Asam Organik

Nama Asam	Nama Lain	Lambang	Keterangan
Asam formiat	Asam karboksilat	H-COOH	Memiliki H
Asam asetat	Metil karboksilat	$\text{H}_3\text{C-COOH}$	Memiliki CH_3
Asam propanoat	Etil karboksilat	$\text{H}_5\text{C}_2\text{-COOH}$	Memiliki C_2H_5
Asam butanoat	Propil karboksilat	$\text{H}_7\text{C}_3\text{-COOH}$	Memiliki C_3H_7

Setelah kita mengenal senyawa asam dan macam-macamnya, selanjutnya kita akan membahas senyawa basa. Senyawa basa merupakan senyawa yang unsur pembentuknya yaitu unsur logam

dengan gugus OH (hidroksida). Ciri khas dari senyawa basa ini adalah jika dirasakan akan terasa getir atau pahit dan dapat menimbulkan rasa gatal di kulit. Senyawa basa juga dapat terionisasi menjadi kation dari logamnya dan anion OH⁻ sehingga senyawa basa dapat menghantarkan arus listrik. Contoh senyawa basa yang umum dijumpai yaitu larutan NaOH. Di dalam air, NaOH akan terionisasi menjadi kation Na⁺ dan anion OH⁻. Berikut ini tabel contoh penamaan senyawa basa.

Tabel 3.7. Penamaan Senyawa Basa

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

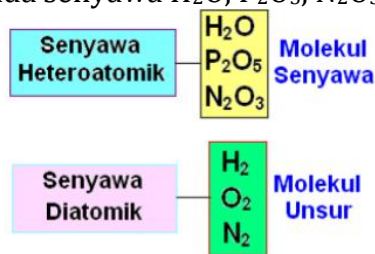
Terakhir dari jenis senyawa yaitu senyawa garam. Senyawa garam merupakan senyawa yang dibentuk oleh sisa asam dan unsur logam, atau senyawa garam juga dapat dibentuk dari gabungan antara senyawa asam dan senyawa basa. Ciri khas dari senyawa garam yaitu rasanya yang asin. Di dalam air, larutan garam dapat terionisasi menjadi kation logam dan anion sisa asam, sehingga senyawa garam dapat menghantarkan arus listrik, atau dikenal sebagai senyawa elektrolit. Contoh senyawa garam adalah NaCl yang dibentuk dari logam Na dan sisa asam HCl. Senyawa NaCl apabila dilarutkan dalam air maka akan terionisasi menjadi Na⁺ dan Cl⁻. Berikut ini disajikan contoh penamaan senyawa garam serta ionnya.

Tabel 3.8. Penamaan Senyawa Garam dan Ionnya

Nama Garam	Lambang	Ion Penyusun
Kalium iodida	KI	K ⁺ dan I ⁻
Litium sulfat	Li ₂ SO ₄	2 Li ⁺ dan SO ₄ ²⁻
Magnesium fluorida	MgF ₂	Mg ²⁺ dan 2 F ⁻
Kalsium karbonat	CaCO ₃	Ca ²⁺ dan CO ₃ ²⁻

3.5. Molekul

Pengertian molekul sama halnya dengan pengertian atom. Molekul merupakan partikel paling kecil yang terdapat pada suatu senyawa. Molekul tersusun dari satu atom atau beberapa atom. Senyawa yang tersusun atas satu jenis unsur disebut dengan molekul unsur. Contohnya adalah H_2 , N_2 , O_2 . Dikarenakan molekul unsur tersusun dari dua atom maka dinamakan senyawa diatomik. Senyawa yang disusun oleh beberapa unsur dengan jenis yang berbeda maka disebut sebagai senyawa heteroatomik atau molekul unsur, contohnya pada senyawa H_2O , P_2O_5 , N_2O_3 .



Gambar 3.8. Perbedaan Molekul Senyawa dan Molekul Unsur

3.6. Rumus Kimia

Rumus kimia memberikan informasi jenis unsur dan jumlah unsur dalam setiap senyawa. Lambang unsur dituliskan terlebih dahulu kemudian jumlah unsur tersebut atau perbandingan unsur dituliskan dalam bentuk angka atau indeks (*subscript*). Sebagai contoh kita ambil senyawa K_2SO_4 . Dari rumus kimia ini maka kita mendapatkan informasi dari hal-hal berikut ini:

1. Unsur penyusun senyawa tersebut adalah Kalium (K), Sulfur (S), dan Oksigen (O).
2. Jumlah unsur penyusun senyawa tersebut adalah 2 unsur K, 1 unsur S, dan 4 unsur O.

Contoh lain rumus kimia, dijelaskan pada Gambar 3.11 berikut ini.



Gambar 3.9. Contoh Rumus Kimia yang Memberikan Informasi Jenis dan Jumlah Unsur

3.6.1. Rumus Molekul

Rumus kimia yang sudah kita pahami di atas, ternyata dibagi lagi menjadi dua jenis, yaitu rumus molekul dan rumus empiris. Rumus molekul merupakan suatu rumus kimia yang memeberikan informasi secara tepat mengenai jumlah atom masing-masing unsur berapapun jumlahnya dan juga jenis atom penyusunnya. Sebagai contoh Vanili dengan rumus molekul $C_8H_8O_3$ mengandung 8 unsur C, 8 unsur H, dan 3 unsur O. Contoh lain adalah glukosa dengan rumus molekul $C_6H_{12}O_6$ yang mengandung 6 unsur C, 12 unsur H, dan 6 unsur O. Contoh lain adalah heksana yang memiliki rumus molekul C_6H_{14} yang terdiri dari 6 unsur C dan 14 unsur H. Contoh lainnya di Tabel 3.9 berikut ini.

Tabel 3.9. Contoh Rumus Molekul

Senyawa	Rumus Molekul	Kegunaan
Asam askorbat	$C_6H_8O_6$	Vitamin C (kesehatan)
Butana	C_4H_{10}	Gas alam/ LPG
Asam asetat	$C_2H_4O_2$	Cuka (makanan)
Aspirin	$C_9H_8O_4$	Obat penghilang rasa sakit

3.6.2. Rumus Empiris

Rumus empiris merupakan penyederhanaan dari rumus molekul. Dengan kata lain, rumus empiris merupakan rasio atau perbandingan yang paling kecil dari unsur-unsur yang membentuk senyawa.

Untuk lebih mudah memahami mengenai rumus empiris, kita ambil contoh senyawa glukosa yang memiliki rumus molekul $C_6H_{12}O_6$. Seperti yang kita ketahui dari rumus molekul ini, didapatkan jumlah unsur C yaitu 6, jumlah unsur H yaitu 12, dan jumlah unsur O yaitu 6. Kita dapat membuat perbandingan jumlah unsur C : H : O yaitu 6 : 12 : 6. Perbandingan jumlah unsur ini, dapat lebih disederhakan kembali menjadi angka yang lebih kecil, yaitu masing-masing angka dapat kita bagi dengan bilangan 6, sehingga diperoleh rasio baru unsur C : H : O yaitu 1 : 2 : 1. Penyederhanaan perbandingan jumlah unsur inilah yang dinamakan sebagai rumus empiris. Sehingga, rumus empiris dari senyawa glukosa yaitu CH_2O .

Contoh lain kita ambil contoh dari senyawa butana dengan rumus molekul C_4H_{10} . Butana memiliki perbandingan komposisi unsur yaitu C : H = 4 : 10. Angka perbandingan ini dapat kita sederhakan dengan masing-masing dibagi dengan angka 2, sehingga kita peroleh perbandingan C : H = 2 : 5. Rumus butana yang baru yaitu C_2H_5 , rumus ini disebut sebagai rumus empiris (Andreev and Lifshitz, 2020).

Lalu, bagaimana dengan senyawa yang angka perbandingannya sudah tidak dapat dibagi lagi? Sebagai contoh pada senyawa vanili $C_8H_8O_3$. Perbandingan C : H : O = 8 : 8 : 3. Kita tidak mungkin menyederhanakan angka ini dengan dibagi 3 dikarenakan angka 8 jika dibagi 3 maka hasilnya bukan merupakan bilangan bulat. Dikarenakan perbandingan ini tidak dapat kita sederhanakan lagi, maka rumus empiris dari vanili yaitu sama dengan rumus molekulnya. Berikut ini disajikan contoh lain dari rumus empiris suatu senyawa.

Tabel 3.10. Contoh Rumus Empiris dan Rumus Molekul

Nama Senyawa	Rumus Molekul	Rasio Unsur Penyusun	Rasio Unsur Terkecil	Rumus Empiris
Butena	C_4H_8	C:H=4:8	C:H=1:2	CH_2
Etanol	C_2H_6O	C:H:O=2:6:1	C:H:O=2:6:1	C_2H_6O
Heksana	C_6H_{14}	C:H=6:14	C:H=3:7	C_3H_7
Air	H_2O	H:O=2:1	H:O=2:1	H_2O
Karbon dioksida	CO_2	C:O=1:2	C:O=1:2	CO_2
Butanoat	$C_4H_8O_2$	C:H:O=4:8:2	C:H:O=2:4:1	C_2H_4O
Aspirin	$C_9H_8O_4$	C:H:O=9:8:4	C:H:O=9:8:4	$C_9H_8O_4$

SOAL PENDALAMAN MATERI

1. Jelaskan perbedaan unsur dan senyawa!
2. Tuliskan lambang unsur berikut ini:
 - a. Timah c. Rubidium e. Seng
 - b. Germanium d. Astatin f. Kripton
3. Jelaskan perbedaan senyawa diatomik dan senyawa poliatomik, serta berilah masing-masing contohnya!
4. Tuliskanlah reaksi pengionan dari senyawa di bawah ini!
 - a. FeSO_4 c. $\text{Hg}(\text{OH})_2$
 - b. K_3PO_4 d. $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$
5. Sebutkan ciri-ciri yang mendasari perbedaan senyawa anorganik dan senyawa organik! Lebih melimpah mana keberadaan senyawa organik atau senyawa anorganik di alam semesta ini?
6. Jelaskan perbedaan antara asam halida dan asam organik serta berilah masing-masing contohnya!
7. Jelaskan dari contoh senyawa-senyawa di bawah ini, manakah senyawa yang dapat menghantarkan arus listrik? Jelaskan!
 - a. C_8H_{16} c. HNO_3 e. HBr
 - b. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ d. H_2O_2 f. $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$
8. Berikankah identifikasi unsur pembentuk senyawa pada soal no.7 beserta jumlahnya!
9. Jelaskan perbedaan rumus molekul dan rumus empiris!
10. Tulislah rumus empiris dari senyawa pada soal no. 7 di atas!

BAB 4

TABEL PERIODIK UNSUR

Sampai saat ini, unsur ditemukan di alam dalam jumlah yang cukup banyak, yaitu 118 unsur. Tentu saja untuk mempelajari satu persatu unsur ini tidaklah mudah. Para ilmuwan telah mengembangkan suatu sistem yang dapat memudahkan kita untuk mempelajari unsur-unsur tersebut, yaitu dengan cara dibuat daftar dan penggolongan unsur yang dikenal sebagai Tabel Periodik. Perkembangan pembuatan tabel periodik sangat pesat dan melibatkan banyak ilmuwan kimia. Saat ini dikenal Tabel Periodik Unsur bentuk panjang yang merupakan pengembangan dari tabel periodik bentuk terdahulu.

Johan W. Dobereiner pada tahun 1829, membuat pengelompokan unsur dengan cara yang sederhana. Dia mengelompokkan unsur yang memiliki sifat yang sama dengan jumlah tiga unsur. Ternyata, massa unsur kedua merupakan massa rata-rata dari jumlahan unsur pertama dan ketiga. Model pengelompokan unsur ini dikenal sebagai Triad Dobereiner. Sebagai contoh dijelaskan pada Tabel 4.1. di bawah ini:

Tabel 4.1. Tabel Periodik Model Triad Dobereiner

No.	Lambang Unsur	Massa	Lambang Unsur	Massa
1.	Cl	35,45		
2.	...		Br	79,92
3.	I	126,91		
	Rata-rata	81,18		

Dari tabel di atas, dapat diketahui bahwa unsur Br memiliki massa yang mendekati rata-rata massa unsur Cl dan I. Ilmuwan lain juga telah mengembangkan penyusunan unsur-unsur yang didasarkan pada bertambahnya massa atom. Ilmuwan tersebut

yaitu John Newland. Sistem urutan unsur-unsur yang dikembangkan oleh John Newland disebut sebagai Hukum Oktaf. Dalam model ini, unsur-unsur disusun berdasarkan kenaikan massa atom. Ternyata, setiap 8 unsur (oktaf=delapan), sifat unsur yang kesembilan akan sama dengan unsur yang pertama dan begitu seterusnya akan terulang secara berkala (Smart, L.E., 2005).

Setelah itu, ilmuwan lain juga mengembangkan model tabel periodik yaitu Lothar Matheus dan Mendeleev. Mereka sepakat mengembangkan tabel periodik berdasarkan kenaikan massa atomnya. Lothar Matheus lebih fokus kepada sifat fisiknya, sedangkan Mendeleev memperhatikan adanya kesamaan sifat kimia unsur. Pada mulanya, telah tersusun 60 unsur pada tabel periodik unsur model Mendeleev. Di dalam tabel tersebut masih banyak ruang kosong yang dapat diisi oleh atom lain yang akan ditemukan seiring dengan berkembangnya teori atom. Namun, ternyata atom yang ditemukan tidak cocok jika diletakkan di tabel tersebut, sehingga tabel periodik model Mendeleev menjumpai banyak kelemahan.

Periodic Table of Elements
based on Mendeleev's Periodic Law

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX
H 1.01								
He 4.00	Li 6.94	Be 9.01	B 10.8	C 12.0	N 14.0	O 16.0	F 19.0	
Ne 20.2	Na 22.9	Mg 24.3	Al 27.0	Si 28.1	P 31.0	S 32.1	Cl 35.5	
Ar 40.0	K 39.1	Ca 40.1	Sc 45.0	Ti 47.9	V 50.9	Cr 52.0	Mn 54.9	Fe 55.8
	Cu 63.5	Zn 65.4	Ga 69.7	Ge 72.6	As 74.9	Se 79.0	Br 79.9	
Kr 83.8	Rb 85.5	Sr 87.6	Y 88.9	Zr 91.2	Nb 92.9	Mo 95.9	Tc (98)	Ru 101
	Ag 108	Cd 112	In 115	Sn 119	Sb 122	Te 127	I 127	
Xe 131	Ce 137	Ba 137	La 139	Hf 179	Ta 181	W 184	Re 186	
	Au 197	Hg 201	Tl 204	Pb 207	Bi 209	Po (210)	At (210)	
Rn (222)	Fr (223)	Ra (226)	Ac (227)	Th 232	Pa (231)	U 238		

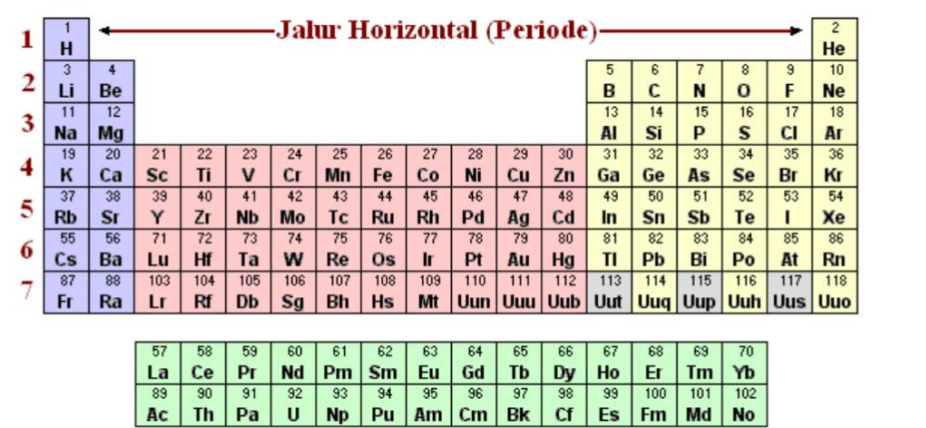
Legend:
 • Lanthanide series
 • Actinide series
 • Known to Mendeleev
 • Known to Ancients
 • Dobereiner's triads

Gambar 4.1. Tabel Periodik Unsur Model Mendeleev

4.1. Tabel Periodik Panjang

Tabel unsur bentuk lain dikembangkan oleh ilmuwan lain, seperti Julius Thomson pada tahun 1895. Julius Thomson mengemukakan gagasan bahwa kenaikan nomor atomnya menyebabkan adanya fungsi periodik dari sifat-sifat unsur. Gagasan

ini selaras dengan perkembangan teori mekanika kuantum yang berkembang kemudian. Tabel periodik unsur yang diajukan dan dikembangkan oleh Julius Thomson ini kemudian dikenal sebagai tabel periodik panjang. Pada tabel periodik jenis ini terdiri dari dua jalur, yakni jalur kesamping (jalur horizontal) dan jalur kebawah (jalur vertikal) dan lebih jelasnya digambarkan pada Gambar 4.2. di bawah ini.



Gambar 4.2. Tabel Periodik Bentuk Panjang yang Menggambarkan Periode

4.1.1. Jalur Horizontal

Nama lain dari jalur horizontal adalah periode. Di dalam sistem periodik unsur bentuk panjang, terdapat 7 (tujuh) periode yang menyatakan jumlah kulit atom atau tingkatan energi atom. Di dalam setiap kotak terdapat angka kecil yang letaknya di atas lambang unsur. Angka ini menunjukkan nomor atom yang menyatakan jumlah proton atau jumlah elektron dalam suatu unsur. Periode pertama terdapat hanya dua unsur yaitu unsur H dan unsur He, dikarenakan jumlah elektron pada kedua unsur tersebut hanya sampai dengan kulit K atau subkulit 1s. Dimana konfigurasi unsur H yaitu $1s^1$ dan konfigurasi unsur He yaitu $1s^2$. Untuk unsur-unsur yang terdapat pada periode kedua, terdapat 8 unsur yang bersesuaian dengan kulit L yaitu 2s dan 2p. pada periode ketiga, ada

8 unsur yang sesuai dengan kulit M (3s dan 3p) dikarenakan pada periode ini orbital d belum terisi oleh elektron (Rao et al., 1995).

Pada periode keempat yaitu pada kulit N, orbital 3d sudah mulai terisi oleh elektron. Dimana susunanya yaitu 4s, 3d, dan 4p. Sehingga terdapat 18 unsur yang menempati periode keempat ini. Pada periode kelima, orbital 4d juga sudah mulai diisi oleh elektron. Pada periode kelima juga terdapat 18 unsur dengan elektron valensi 5s, 4d, dan 5p. Pada periode selanjutnya, yaitu periode keenam dan ketujuh, orbital f sudah mulai terisi. Jumlah unsur yang menempati periode keenam dan ketujuh ini yaitu 32 unsur. Hal ini beresuaian dengan elektron yang menempati orbital s, p, d, dan f.

Pada periode keenam, unsur pertama yang menempati orbital 4f yaitu Lantanum (La). Pada deret atau baris ini terisi 14 unsur yang memiliki sifat yang mirip dengan unsur Lantanum sehingga dikenal sebagai deret Lantanida. Unsur yang terletak di bawah unsur La yaitu unsur Actanida (Ac) yang mengisi orbital 5f. Kesemua unsur yang terletak pada deret atau sebaris dengan unsur Ac ini memiliki sifat mirip dengan unsur Ac, dan disebut sebagai deret Actinida (Zhao et al., 2015).

4.1.2. Jalur Vertikal

Nama lain dari jalur vertikal yaitu golongan. Golongan dalam sistem periodik unsur bentuk panjang dibaca mulai dari atas ke bawah. Dalam tabel periodik bentuk panjang, terdapat dua jenis golongan, yaitu golongan A (disebut sebagai golongan utama) dan golongan B (disebut sebagai golongan transisi). Pada golongan A terdapat 8 golongan dimulai dari IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIIA. Nama golongan dituliskan dengan angka romawi. Untuk golongan B, ada 10 golongan yaitu IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB (ada 3 golongan), IB dan IIB. Perhatikan Gambar 4.3. di bawah ini.

Jalur vertikal (Golongan)

IA																		VIIIA=0																																								
1	IIA																	3	4	IIIA IVA VA VIA VIIA								2																														
H																		B	C	N	O	F	Ne									He																										
3	4																	5	6	7	8	9	10																																			
Li	Be																	B	C	N	O	F	Ne																																			
11	12																	13	14	15	16	17	18																																			
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII					IB	II B																																													
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30																																															
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge																			As	Se	Br	Kr																							
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54																																									
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																									
55	56	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86																																									
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																									
87	88	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118																																									
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo																																									

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

Gambar 4.3. Tabel Periodik Bentuk Panjang yang Menggambarkan Golongan

Nama lain dari golongan IA yaitu golongan alkali, golongan IIA yaitu golongan alkali tanah, golongan IIIA yaitu golongan boron, golongan IVA yaitu golongan karbon, golongan VA yaitu golongan nitrogen, golongan VIA yaitu golongan oksigen, golongan VIIA yaitu golongan halogen, dan golongan VIIIA yaitu golongan gas mulia.

Elektron terakhir yang menempati golongan IA yaitu pada s^1 dan golongan IIA yaitu s^2 . Dilanjutkan dengan golongan IIIA hingga VIIIA dengan elektron terakhir mulai dari p^1 hingga p^6 . Golongan B memiliki elektron valensi pada orbital d, sedangkan golongan actinida dan lantanida memiliki elektron valensi yang menempati orbital f. Unsur-unsur yang menempati golongan B merupakan unsur logam. Untuk golongan IIIB sampai VIIB elektron valensinya $ns^2 (n-1)d^{(1 \text{ hingga } 5)}$. Kita ambil contoh unsur yang terletak di periode 5 golongan IIIB akan memiliki elektron valensi $5s^2 4d^1$.

Pada golongan VIIIB memiliki tiga kolom golongan. Hal ini memiliki arti bahwa ada kemungkinan tiga elektron valensi yang terletak pada orbital d di golongan VIIIB. Elektron valensi yang menempati orbital ini secara umum dirumuskan sebagai: $ns^2(n-1)d^{(6 \text{ hingga } 8)}$. Tiga kemungkinan tersebut adalah d^6 , d^7 , dan d^8 . Sebagai contoh unsur besi (Fe) dengan nomor atom 26 yang terletak

pada periode 4 golongan VIIIB memiliki elektron valensi $4s^2 3d^6$. Untuk golongan IB memiliki elektron valensi $ns^2(n-1)d^9$ dan untuk golongan IIB memiliki elektron valensi $ns^2(n-1)d^{10}$.

Agar pemahaman terdapat penggolongan unsur ini lebih baik, maka dapat disederhakan berdasarkan jumlah elektron valensi yang dimiliki oleh masing-masing unsur tersebut. Penggolongan tersebut yaitu pada blok s, p, d, dan f. Blok s yaitu unsur-unsur yang terletak di elektron valensi pada orbital s yaitu pada golongan IA dan IIA. Blok p yaitu unsur yang elektron valensinya yaitu pada orbital p, terletak pada golongan IIIA hingga VIIA. Blok d yaitu unsur yang elektron valensinya pada orbital d, terletak pada golongan IIIB hingga IIB. Terakhir, blok f yaitu unsur-unsur yang elektron valensinya pada orbital f yaitu yang terletak pada golongan Lantanida dan Aktinida. Lebih jelasnya, diilustrasikan pada Gambar 4.4. di bawah ini.

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

Gambar 4.4. Tabel Periodik dengan Pengelompokan Berdasarkan Blok

4.2. Hubungan Tabel Periodik dengan Sifat Unsur

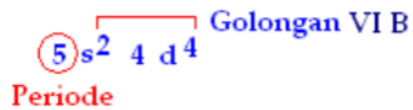
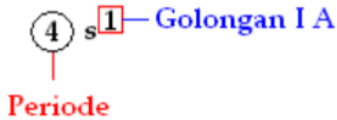
Dari penjelasan di atas, kita memahami bahwa dalam tabel periodik mencerminkan keperiodikan sifat-sifat unsur-unsur. Adapun sifat-sifat unsur yang terkait dengan tabel periodik

diantaranya yaitu elektron valensi, jari-jari atom, energi ionisasi, dan afinitas elektron.

4.2.1. Elektron Valensi

Sifat-sifat unsur merupakan fungsi dari naiknya nomor atomnya. Perbedaan antara unsur yang satu dengan unsur yang lainnya adalah elektron valensi. Elektron valensi merupakan elektron yang terletak pada orbital paling luar dalam sebuah atom. Atom paling luar ini bertugas mengadakan suatu interaksi kimia. Dalam satu golongan, dari atas ke bawah, elektron valensi unsur-unsur adalah sama, dikarenakan semua unsur terakhir pengisian adalah pada orbital s^1 . Dalam satu periode, dari kiri ke kanan, jumlah elektron valensi unsur-unsur dalam sistem periodik adalah semakin meningkat. Jumlah elektron valensi suatu unsur adalah sama dengan nomor golongannya. Golongan IA, maka jumlah elektron valensi adalah 1 (satu) karena terletak pada orbital s^1 . Elektron valensi pada golongan IIA adalah 2 (dua) yang menempati orbital s^2 . Golongan IIIA, memiliki elektron valensi 3 (tiga) dikarenakan terletak pada orbital s^2p^1 . Golongan IVA memiliki 4 (empat) elektron valensi karena orbital terakhir adalah s^2p^2 . Begitu pula pada golongan VA, VIA, VIIA, dan VIIIA memiliki elektron valensi berturut-turut 5, 6, 7, dan 8 dengan orbital terluar adalah s^2p^3 , s^2p^4 , s^2p^5 , dan s^2p^6 . Jumlah dari elektron valensinya tersebut adalah jumlahan dari elektron dari orbital s dan orbital p. Untuk unsur yang terletak pada golongan transisi (IIIB hingga IIB) maka jumlah elektron valensinya adalah jumlahan dari orbital s dan orbital d nya. Sebagai contoh unsur yang terletak pada golongan VB, maka elektron valensinya adalah 5 (lima) dikarenakan kulit terluarnya adalah s^2d^3 .

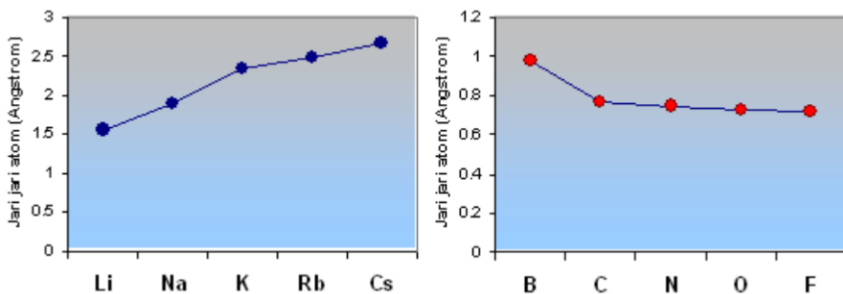
Kita dapat menarik kesimpulan bahwa penentu dari golongan adalah elektron valensi. Elektron valensi berguna untuk mengetahui kedudukan unsur dalam tabel periodik. Apabila suatu unsur memiliki elektron valensi, maka dapat ditentukan unsur tersebut berada pada golongan berapa, seperti contoh di bawah ini:



4.2.2. Jari-jari Atom

Jari-jari atom didefinisikan sebagai jarak dari inti atom sampai dengan elektron valensi (elektron pada kulit terluar). Dalam satu golongan (dari atas ke bawah), jari-jari atom semakin meningkat. Hal ini dikarenakan semakin banyak kulit atom, maka energinya semakin tinggi dan ukuran atom juga semakin besar. Hal ini mengakibatkan jarak antara inti atom ke elektron kulit terluar pun juga akan semakin meningkat. Sebagai contoh ukuran jari-jari atom unsur-unsur golongan IA adalah $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb} < \text{Cs}$. Dimana Li (litium) terletak pada kulit K, Na (Natrium) terletak pada kulit L, K (Kalium) terletak pada kulit M, dan seterusnya.

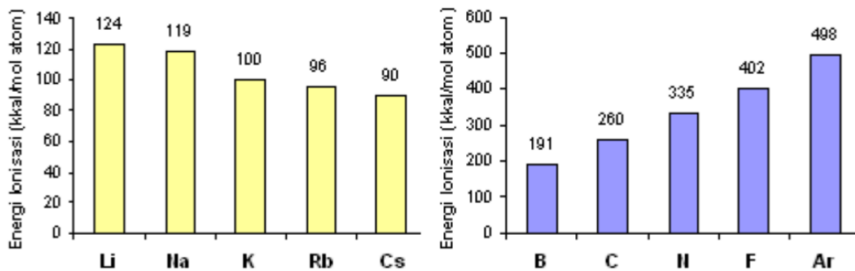
Pada satu periode yaitu dari kiri ke kanan, jari-jari atom semakin menurun. Hal ini dikarenakan dalam satu periode, jumlah kulit atom adalah sama (atom memiliki tingkat energi yang sama) tetapi jumlah inti atom semakin banyak. Jumlah inti atom yang semakin banyak ini mengakibatkan gaya tarik inti terhadap elektron akan semakin kuat. Hal ini mengakibatkan jari-jari atom menjadi semakin mengecil.



Gambar 4.5. Jari-jari Atom Golongan IA Semakin Meningkat dan Dalam Satu Periode Semakin Menurun

4.2.3. Energi Ionisasi dan Kelogaman

Energi ionisasi merupakan energi yang paling rendah yang digunakan oleh suatu atom untuk dapat melepaskan elektron terluarnya (elektron valensinya). Dari hasil eksperimen, dalam satu golongan dari atas ke bawah, energi ionisasi menurun. Dalam satu periode dari kiri ke kanan, energi ionisasi meningkat. Penurunan dan kenaikan energi ionisasi dalam Tabel Periodik dijelaskan pada Gambar 4.6. di bawah ini:



Gambar 4.6. Energi Ionisasi pada Satu Golongan Semakin Menurun dan pada Satu Periode Semakin Meningkat

Energi ionisasi unsur-unsur dalam satu golongan yang semakin menurun disebabkan karena jumlah kulit atom semakin banyak sehingga elektron terluarnya semakin jauh dari inti. Elektron yang letaknya semakin jauh dari inti ini, maka untuk lepasnya akan membutuhkan energi yang juga lebih kecil. Sehingga dapat disimpulkan bahwa energi ionisasi atom dalam satu golongan semakin ke bawah maka semakin kecil.

Dalam satu periode, jumlah kulit atom adalah sama sedangkan jumlah elektron semakin banyak pada kulit tersebut. Untuk melepas satu elektron dari kulit yang memiliki jumlah elektron banyak, maka dibutuhkan energi yang semakin besar pula. Sehingga dapat disimpulkan bahwa dalam satu periode dari kiri ke kanan, energi ionisasi semakin besar.

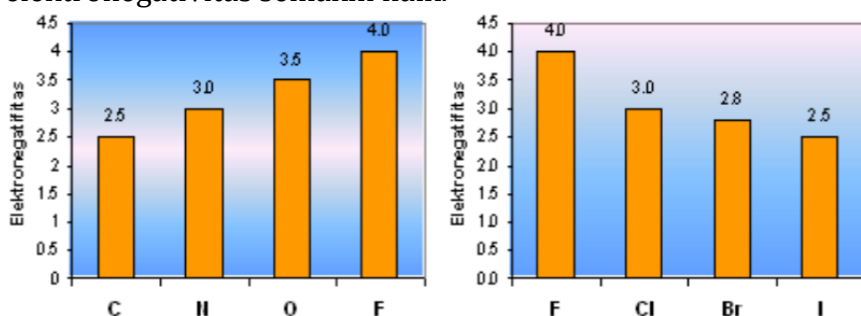
Sifat kelogaman suatu unsur juga dipengaruhi oleh besar kecilnya energi ionisasinya. Sifat kelogaman berbanding terbalik. Oleh karena hal ini, maka dalam satu golongan dari atas ke bawah sifat kelogaman suatu unsur semakin meningkat. Sedangkan dalam

satu periode dari kiri ke kanan kelogaman unsur semakin kecil. Hal ini senada dengan elektron valensi pada unsur-unsur yang terletak di sebelah kanan sistem periodik adalah pada orbital p yang bersifat non-logam.

4.2.4. Afinitas Elektron dan Elektronegativitas

Energi yang dilepaskan oleh suatu atom untuk menerima elektron disebut sebagai afinitas elektron. Dengan adanya pembebasan energi yang dilakukan oleh atom ini, menunjukkan bahwa ion negatif akan cenderung dibentuk oleh atom tersebut. Dalam satu golongan dari atas ke bawah, afinitas elektron semakin kecil. Hal ini dikarenakan elektron terletak jauh dari inti atom, berada pada tingkat energi yang lebih tinggi sehingga tarikannya pun juga akan semakin menurun. Dalam satu periode dari atas ke bawah, afinitas elektron semakin besar.

Apabila ditinjau dari sisi atom, maka ada hubungannya dengan sifat elektronegativitas. Elektronegativitas adalah suatu kemampuan atom dalam menarik elektron. Elektronegativitas suatu atom sebanding dengan afinitas elektron. Semakin kecil afinitas elektron, maka semakin kecil pula elektronegativitas. Sehingga, dalam satu golongan dari bawah ke atas, elektronegativitas semakin menurun, dan dalam satu periode dari kiri ke kanan elektronegativitas semakin naik.



Gambar 4.7. Elektronegativitas untuk Periode 3 dan Golongan VIIA

Apabila kita lihat contoh pada Gambar 4.7. di atas, pada golongan VIIA nilai elektronegativitas semakin turun. Penurunan nilai elektronegativitas ini dikarenakan semakin jauhnya jarak antara elektron valensi dengan inti atom sehingga mengurangi daya

tarik elektron yang membuat atom tersebut kurang menarik proton maupun elektron. Sedangkan pada periode 3, kenaikan nilai elektronegatifitas atom dikarenakan jari-jari atom yang semakin pendek. Jari-jari atom yang semakin pendek ini menyebabkan daya tarik inti terhadap elektron semakin kuat sehingga nilai elektronegatifitas akan semakin naik (Fontcuberta i Morral et al., 2007).

SOAL PENDALAMAN MATERI

1. Jelaskan tujuan dibuatkannya Sistem Periodik Unsur!
2. Siapakah yang pertama kali menggagas konsep pengelompokan unsur? Serta jelaskan konsep yang ia kembangkan!
3. Jelaskan konsep tabel periodik unsur yang dikembangkan oleh Mendeleev?
4. Jelaskan jalur vertikal dan jalur horizontal dari sistem periodik bentuk panjang!
5. Apabila di jaman yang akan datang, ditemukan suatu atom baru dengan elektron valensi terakhir menempati orbital f. Terletak di manakan atom tersebut di sistem periodik unsur?
6. Jelaskan mengapa blok p terdiri dari 6 golongan?
7. Jelaskan mengapa hidrogen dimasukkan ke dalam golongan IA, sedangkan hidrogen bukanlah logam akan tetapi berupa unsur gas?
8. Jelaskan mengapa dalam satu periode jari-jari atom semakin mengecil?
9. Jelaskan mengapa dalam satu golongan semakin meningkat?
10. Jelaskan elektronegativitas atom dalam 1 golongan dan dalam 1 periode! Jelaskan alasannya!

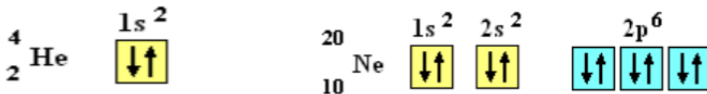
BAB 5

IKATAN KIMIA

Di alam semesta ini, unsur atau senyawa banyak ditemukan. Keberadaan unsur atau senyawa tersebut ditentukan oleh kestabilannya. Apabila zat tersebut stabil, maka akan kita jumpai sebagai unsur. Jika tidak stabil, maka zat tersebut akan membentuk kestabilan yaitu dengan cara bereaksi dengan unsur lain dan membentuk senyawa.

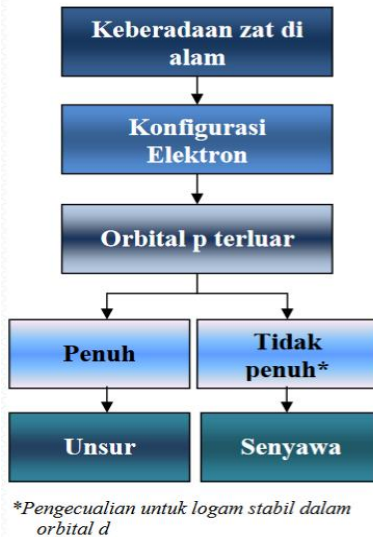
Beberapa penemuan sebelumnya, telah menemukan zat yang stabil dalam bentuk unsur atau senyawa. Sebagai contoh, gas Neon (Ne), gas Argon (Ar) dan gas Helium (He) stabil dalam bentuk atomnya. Berbeda dengan gas Hidrogen (H_2), gas Nitrogen (N_2), gas Oksigen (O_2), gas karbonmonoksida (CO) yang stabil dan ditemukan dalam bentuk senyawanya. Ahli kimia menemukan bahwa gas yang ditemukan di alam dalam bentuk atom atau unsurnya, maka memiliki tatanan (konfigurasi) elektron yang unik. Keunikannya tersebut yaitu seluruh elektron yang berada di orbital p terisi penuh (pengecualian untuk unsur gas He yang hanya sampai di orbital s).

Unsur Helium yang memiliki 2 elektron dikarenakan nomor atomnya adalah 2, maka pengisian elektron terakhir adalah berada pada orbital s. Sehingga orbital s penuh terisi oleh 2 elektron.



Gas Neon yang memiliki 10 elektron, maka orbital 2p akan penuh terisi 6 elektron. Demikian juga dengan unsur Argon (Ar) yang memiliki nomor atom 18 maka orbital 3p nya akan diisi penuh oleh elektron. Unsur-unsur gas yang konfigurasi elektronnya dimana pada orbital p terisi penuh oleh elektron, disebut dengan Gas Mulia. Gas mulia ini sangat sulit bereaksi dan dapat dikatakan stabil dikarenakan elektron yang mengisi pada orbital p sudah penuh

sehingga sangat sulit dilepas ataupun ditambahkan dengan elektron lain. Kestabilan gas mulia di alam semesta ini menjadikan unsur-unsur gas mulia stabil dalam bentuk unturnya yaitu He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn dan tidak akan dijumpai dalam bentuk diatomik maupun poliatomik.



Gambar 5.1. Hubungan Elektron Valensi dengan Pembentukan Unsur dan Senyawa

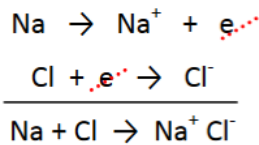
Atom-atom lain di alam semesta ini yang tidak memiliki konfigurasi seperti gas mulia, atau memiliki konfigurasi yang orbital terakhirnya tidak terisi penuh oleh elektron, maka elektron terakhir akan cenderung terisi oleh elektron lain atau melepaskan elektronnya untuk membentuk kestabilannya. Atas dasar inilah, maka muncullah klasifikasi ikatan kimia.

5.1 Ikatan Ionik

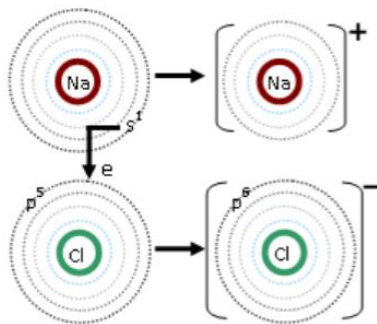
Ikatan ionik terjadi karena adanya interaksi antara ion positif (kation) dengan ion negatif (anion), dimana interaksi ini dikenal sebagai gaya elektrostatik. Ikatan ionik bertujuan membentuk kestabilan suatu atom. Kation biasanya merupakan unsur-unsur yang berasal dari golongan IA, IIA, dan IIIA pada sistem periodik

unsur (Lihat kembali bab 4). Sedangkan unsur-unsur yang cenderung membentuk anion biasanya berasal dari unsur-unsur golongan VA dan VIIA.

Proses pembentukan kation biasanya diawali dengan lepasnya elektron valensi pada atom tersebut. Sebagai contoh kita ambil unsur dari golongan IA yaitu unsur Natrium (Na). Natrium memiliki 11 elektron dengan konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Elektron valensi Na yaitu 1 yang terletak di orbital 3s. Agar elektron terakhirnya berada pada orbital 2p, maka 1 elektron yang terletak pada orbital 3s ini harus dilepas. Dikarenakan 1 elektron lepas dari atom Na, maka atom Na kini menjadi bermuatan positif, membentuk kation Na^+ . Kemudian, 1 elektron yang lepas dari unsur Na, akan ditangkap oleh atom lain yang kekurangan elektron. Kita ambil contoh unsur klor (Cl) yang terletak di golongan VIIA dengan konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ karena memiliki nomor atom 17. Orbital 3p hanya terisi 5 elektron, dan agar stabil maka membutuhkan 1 elektron lagi, yaitu dengan menangkap 1 buah elektron dari unsur Na. Sehingga atom Cl akan menjadi anion Cl^- . Reaksi ionisasi Na dan Cl dapat kita tuliskan sebagai berikut:

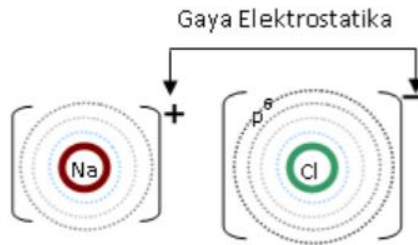


Adapun proses pembentukan senyawa NaCl dapat diilustrasikan pada Gambar 5.2. di bawah ini.



Gambar 5.2. Proses Pelepasan Elektron dari Atom Na dan Penarikan Elektron ke Atom Cl

Senyawa ionik yang berasal dari kation golongan IA (s^1) dengan anion golongan VIIA (p^5) memiliki derajat yang tinggi dikarenakan perbedaan nilai elektronegativitas yang tinggi. Berbeda dengan senyawa ionik yang terbentuk dari golongan selain itu, maka perbedaan nilai elektronegativitas rendah, sehingga senyawa tidak sepenuhnya ionik. Dapat dikatakan bahwa ikatan ionik dapat terjadi dikarenakan adanya gaya elektrostatis antara kation dengan anion, yang diilustrasikan pada Gambar 5.3. di bawah ini.



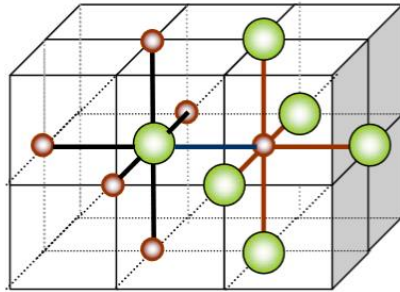
Gambar 5.3. Gaya Elektrostatis pada Ikatan Ionik

Penamaan senyawa yang berasal dari pembentukan antar ion atau senyawa ionik yaitu dengan menyebutkan nama kation atom logam dan nama anion atom non logam diakhiri dengan -ida. Pada Tabel 5.1. diberikan contoh penamaan dan lambang senyawa ionik. Pada umumnya, senyawa ionik berwujud padatan kristal karena hampir semuanya merupakan garam (Bridges et al., 1990).

Tabel 5.1. Contoh Senyawa Ionik dan Penamaannya

Kation (Valensi s^1 dan s^2)	Anion (Valensi p^4 dan p^5)	Contoh
Na $\rightarrow$ Na ⁺ K $\rightarrow$ K ⁺ Cs $\rightarrow$ Cs ⁺ Be $\rightarrow$ Be ²⁺ Mg $\rightarrow$ Mg ²⁺ Ca $\rightarrow$ Ca ²⁺ Sr $\rightarrow$ Sr ²⁺ Ba $\rightarrow$ Ba ²⁺	O $\rightarrow$ O ²⁻ S $\rightarrow$ S ²⁻ F $\rightarrow$ F ⁻ Cl $\rightarrow$ Cl ⁻ Br $\rightarrow$ Br ⁻ I $\rightarrow$ I ⁻	NaCl, Natrium klorida KBr, Kalium bromida CsCl, Cesium klorida BeCl ₂ , Berilium klorida MgO, Magnesium oksida CaS, Calsium sulfida SrCl ₂ , Stronsium klorida BaS, Barium Sulfida

Untuk senyawa NaCl, bentuk kristalnya sangat kuat dan padat. Senyawa NaCl dibangun oleh kation Na^+ dan anion Cl^- . Pada bentuk kristal NaCl, satu kation Na^+ dikelilingi oleh enam anion Cl^- . Dan sebaliknya, satu anion Cl^- dikelilingi oleh enam kation Na^+ . Oleh karena itu, kation dan anion saling membangun membentuk bangunan yang sangat kuat dan teratur. Kristal padat NaCl diilustrasikan pada Gambar 5.4. di bawah ini.



Gambar 5.4. Bentuk Kristal Ionik NaCl, Satu Na^+ Dikelilingi oleh 6 Cl^- dan Sebaliknya.

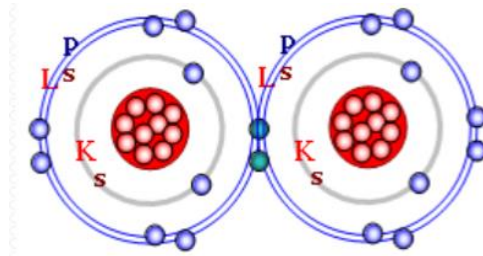
Kristal NaCl berwujud kristal dan dapat larut dalam air, atau pelarut polar lainnya. Kristal NaCl bersifat dapat menghantarkan listrik (konduktif) dalam bentuk padatan, lelehan, dan larutannya.

Senyawa ionik memiliki banyak fungsi. Diantara fungsi senyawa ionik yaitu kation Na^+ dalam senyawa Na_2CO_3 (natrium karbonat) dan NaCl (natrium klorida) di dalam tubuh terdapat 69 gr (setara dengan 3000 mmol). Kation ini menjaga keseimbangan proses osmosis intraseluler (sekitar 4-10 mmol) dan ekstraselular (sekitar 135-145 mmol).

5.2 Ikatan Kovalen

5.2.1. Ikatan Kovalen Polar dan Non Polar

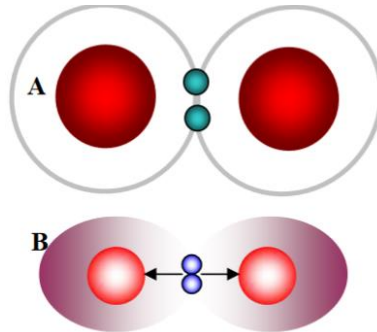
Untuk mencapai kestabilan, sebuah atom tidak hanya dengan melepaskan dan dengan menangkap elektron saja, akan tetapi dapat juga dilakukan dengan cara menggunakan bersama elektron. Suatu atom dapat bersama-sama menggunakan elektron terluarnya dijelaskan pada Gambar 5.5. di bawah ini.



Gambar 5.5. Pembentukan Senyawa F_2 yang Melibatkan Pasangan Elektron Bersama

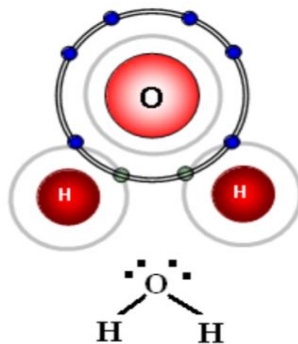
Dari gambar di atas, terlihat unsur fluor memiliki jumlah elektron 9, yaitu 2 elektron terletak di kulit K, dan 7 elektron terletak di kulit L. Konfigurasi elektron atom F adalah $1s^2 2s^2 2p^5$. Pada orbital 2p, ada 5 elektron. Empat elektron berpasangan menjadi dua pasang, dan satu elektron lagi tidak memiliki pasangan (digambarkan dengan warna biru). Satu elektron yang tidak berpasangan ini, berinteraksi dengan elektron lain pada atom F yang lain yang juga tidak memiliki pasangan. Sehingga dua buah elektron (satu dari atom F dari satu dari atom F yang lain) akan digunakan secara bersama-sama membentuk senyawa F_2 yang stabil. Penggunaan bersama pasangan elektron ini disebut sebagai ikatan kovalen.

Contoh lain pada senyawa H_2 . Hidrogen hanya memiliki satu elektron yang dapat dipasangkan dengan elektron dari atom H yang lain. Satu elektron dari atom H ini akan mengadakan tarikan dengan inti dari kedua atom hidrogen. Terjadilah ikatan kovalen dikarenakan kedua atom memiliki keelektronegativan yang setara (Gambar 5.6).



Gambar 5.6. Ikatan Kovalen pada H_2

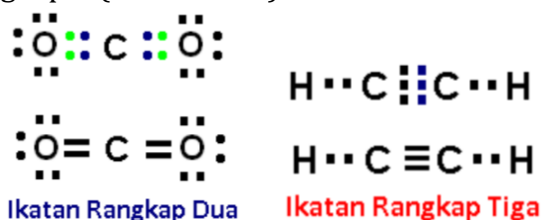
Ikatan kovalen juga dapat terjadi pada atom yang berbeda jenis, asalkan memiliki keelektronegativan yang setara dan biasanya merupakan unsur-unsur non logam (yang terletak pada blok p). Contohnya adalah ikatan kovalen antara unsur H (Hidrogen) dengan unsur Oksigen (O) membentuk senyawa H_2O . Pada atom O terdapat 6 elektron valensi sehingga kurang 2 elektron lagi untuk membentuk kestabilan. Dua elektron ini diambil dari dua atom H. Sehingga terbentuk 2 ikatan kovalen, yaitu 2 pasang elektron digunakan bersama-sama oleh atom O dan atom H (Gambar 5.7).



Gambar 5.7. Ikatan Kovalen pada Senyawa H_2O

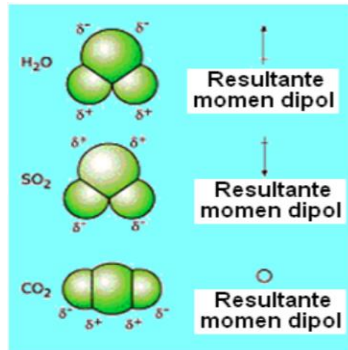
Ikatan antar atom dari jenis ikatan kovalen, ada yang 2 elektron (1 pasang) digunakan bersama-sama, ada pula yang 2 pasang, bahkan 3 pasang digunakan secara bersama. Apabila menggunakan 1 pasang elektron maka akan terbentuk ikatan tunggal. Apabila digunakan 2 pasang elektron maka akan terbentuk

ikatan rangkap dua dan apabila 3 pasang elektron maka akan terbentuk rangkap 3 (Gambar 5.8).



Gambar 5.8. Ikatan Kovalen Rangkap Dua dan Tiga

Jika diamati lebih jauh, pada senyawa H_2O , pasangan elektron yang digunakan bersama tersebut akan lebih tertarik ke arah atom oksigen. Hal ini dikarenakan pada atom Oksigen terdapat lebih banyak proton sehingga lebih cenderung membentuk kutub negatif. Dikarenakan pasangan elektron tadi lebih tertarik ke arah atom Oksigen, sehingga pada atom Hidrogen terasa kekurangan elektron atau cenderung membentuk kutub positif. Adanya perbedaan kutub (muatan) pada ujung-ujung atom senyawa H_2O ini dinamakan dengan momen dipol. Momen dipol memiliki arah dan memiliki nilai, sehingga momen dipol memiliki nilai resultan. Pada senyawa H_2O dikarenakan elektron cenderung tertarik ke arah atom Oksigen, sehingga resultan momen dipolnya ke atas (arah atom O). Hal ini berbeda pada senyawa S_2O . Pada senyawa ini, jumlah proton pada atom Sulfur lebih banyak dibandingkan dengan atom Oksigen. Pasangan elektron ikatan yang digunakan bersama lebih tertarik ke arah inti atom S. Kedua atom S membentuk kutub negatif, sedangkan atom O membentuk kutub positif (Gambar 5.9). Momen dipol senyawa S_2O ini ke arah bawah (arah atom S). Hal lain dialami oleh senyawa CO_2 . Pada senyawa CO_2 , terjadi ikatan rangkap dua dan bentuk senyawanya adalah planar. Jumlah proton pada atom O lebih banyak dibandingkan dengan proton pada atom C. Terjadi dipol parsial negatif ke kedua arah atom O, yaitu kanan dan kiri. Momen dipol terjadi ke kedua arah yaitu ke kanan dan ke kiri, sehingga resultan momen dipolnya adalah nol.



Gambar 5.9. Arah Resultan Momen Dipol untuk Senyawa H_2O , SO_2 , dan CO_2

Suatu senyawa kovalen yang memiliki nilai arah momen dipol (tidak sama dengan nol) disebut sebagai ikatan kovalen polar, sedangkan suatu senyawa kovalen yang tidak memiliki nilai atau resultan momen dipolnya nol disebut sebagai senyawa kovalen non polar.

5.2.2. Ikatan Kovalen Koordinasi

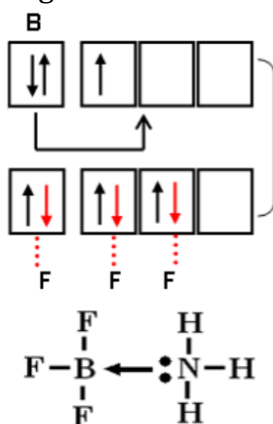
Telah kita bahas sebelumnya bahwa pada ikatan kovalen melibatkan penggunaan bersama pasangan elektron. Jika pada ikatan kovalen polar maupun non polar, elektron yang digunakan bersama berasal dari kedua atom. Bagaimana jika elektron yang digunakan bersama tersebut berasal hanya dari satu atom saja sedangkan atom yang lain tidak menyumbangkan elektron? Kita akan pelajari hal ini lebih jauh. Ternyata pada beberapa senyawa kovalen, tidak seluruhnya ikatan yang terjadi merupakan pasangan elektron dari hasil sumbangan oleh kedua atom. Ada beberapa senyawa yang ikatan kovalennya hanya berasal dari pasangan elektron yang berasal dari atom saja sedangkan atom yang lain tidak menyumbangkan elektron. Senyawa yang ikatan kovalennya terjadi seperti ini disebut sebagai ikatan kovalen koordinasi.

Contoh ikatan kovalen koordinasi terjadi pada senyawa NH_3BF_3 . Senyawa ini terbentuk dari NH_3 yang berikatan dengan BF_3 . Pada senyawa NH_3 , ada 5 elektron valensi pada atom N. Ketiga

elektron valensinya digunakan berikatan dengan tiga elektron pada tiga atom Hidrogen, sehingga pada NH_3 terdapat 2 elektron valensi sisa yang tidak berikatan. Kedua elektron sisa ini disebut sebagai pasangan elektron bebas. Jadi pada senyawa NH_3 terdapat 3 PEI (Pasangan Elektron Ikatan) dan terdapat 1 PEB (Pasangan Elektron Bebas).

Pada senyawa BF_3 , terdapat 3 elektron valensi pada atom Boron yang tepat digunakan berikatan dengan 3 elektron dari 3 atom F. Dimana pada atom F yang memiliki 7 elektron valensi, maka ada 1 elektron yang tidak memiliki pasangan, yang mana satu elektron inilah yang digunakan berpasangan dengan elektron dari atom B. Sehingga, pada senyawa BF_3 terdapat 3 PEI dan 0 PEB.

Senyawa NH_3 yang memiliki 2 PEB ini akan didonorkan ke BF_3 yang tidak memiliki PEB. Kedua elektron dari NH_3 ini selanjutnya digunakan secara bersama-sama antara atom N dan atom B. Penggunaan bersama pasangan elektron yang hanya dari atom N ini dinamakan dengan ikatan kovalen koordinasi.

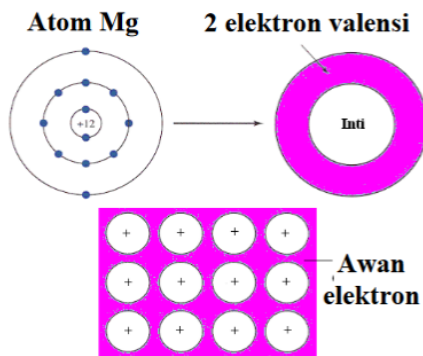


Gambar 5.10. Proses Pembentukan Ikatan Koordinasi pada Senyawa NH_3BF_3

5.3 Ikatan Logam

Ikatan logam terjadi antar atom logam. Antara atom logam yang satu dengan atom logam yang lain terjadi interaksi yang sangat kuat yang disebut dengan ikatan logam. Interaksi elektron valensi

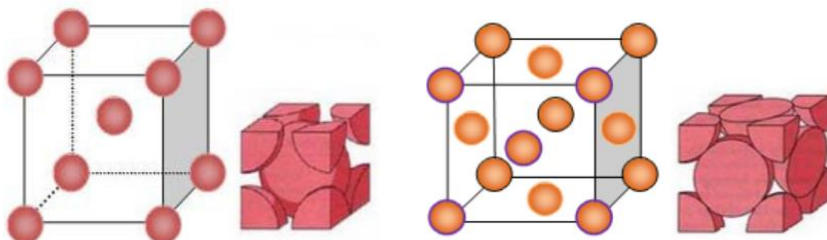
atom logam ini tidak hanya terjadi pada dua atom, akan tetapi pada setiap atom logam. Bayangkan ada banyak atom logam yang dijejer sedemikian ruma dengan posisi yang rapi pada setiap barisnya. Setiap elektron valensi pada logam digunakan bersama dengan elektron pada atom logam lain di dekatnya, baik di depannya, atasnya, belakangnya, sampingnya, maupun bawahnya. Semuanya saling menggunakan elektron bersama. Kejadian ini menimbulkan adanya saling interaksi antar semua atom yang menciptakan sebuah awan elektron.



Gambar 5.11. Ikatan Logam pada Atom Magnesium

Pada senyawa yang terdiri dari unsur logam, penataan setiap atomnya adalah sangat teratur membentuk suatu kristal. Jenis keteraturan kristal logam sangat banyak, sebagai contoh kita ambil dua sistem yaitu BCC (*Body Centered Cubic*) dan FCC (*Face Centered Cubic*). Pada BCC atau kubus berpusat badan, banyak dijumpai pada atom Molebdenium (Mo), Tantalum (Ta), Krom (Cr) dan juga pada Besi Alpha (Fe- α). Ciri khas dari BCC adalah jumlah atom dalam setiap kubusnya adalah 2, yaitu 1 atom di tengah dan $1/8$ atom masing-masing mengisi di delapan sudut-sudut kubus (Gambar 5.12). Pada FCC atau kubus berpusat muka, ciri-cirinya adalah pada setiap sisi kubus terdapat $1/2$ atom dan terdapat $1/8$ atom masing-masing mengisi di delapan sudut-sudut kubus, sehingga jumlah atom dalam setiap kubusnya adalah 4 (Gambar 5.12). FCC dijumpai pada atom Nikel (Ni), Perak (Ag), Timbal (Pb), Platina (Pt), Aluminium (Al), Besi Gamma (Fe- γ), dan lainnya. Besi yang

memiliki dua struktur kristal yaitu besi alpha (BCC) dan besi gamma (FCC), terlihat pada ciri fisiknya. Struktur kristal besi alpha terjadi pada suhu 700°C dan struktur kristal besi gamma terjadi pada suhu 1100°C (Nuryono et al., 2019).



Gambar 5.12. Struktur Kristal BCC (kiri) dan FCC (kanan)

5.4 Gaya Antar Molekul

Pada bahasan sebelumnya, kita sudah mempelajari bagaimana interaksi antar atom yaitu dengan adanya pembentukan ikatan kimia yang merupakan pasangan elektron bersama. Kemudian, bagaimana interaksi yang terjadi antar senyawa? Akan kita bahas pada bahasan ini. Jadi, antara senyawa yang satu dengan senyawa yang lain tentu saja akan mengadakan suatu interaksi, yang disebut dengan gaya antar molekul. Pada prinsipnya, antara molekul yang satu dengan molekul yang lain akan mengadakan suatu interaksi yang hanya bersifat sementara dan tidak membentuk ikatan kimia. Gaya antar molekul terjadi tergantung pada jenis molekulnya. Apabila terjadi pada atom gas mulia, molekul ion, molekul polar atau molekul nonpolar maka interaksi yang terjadi adalah Gaya Van der Waals. Namun, apabila interaksinya antara atom H pada molekul yang satu dengan atom N, O, F, S, P molekul lain maka interaksinya merupakan ikatan hidrogen.

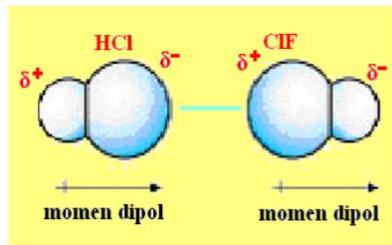
5.4.1. Gaya Van der Waals

Gaya Van der Waals, sesuai namanya, pertama kali digagas oleh ilmuwan kimia bernama Johannes van der Waals. Akibat adanya molekul dengan kepolaran yang permanen, maka akan menimbulkan gaya listrik karena adanya dipol. Interaksi antara gaya

listrik antar molekul inilah yang mendasari adanya gaya Van der Waals. Gaya ini dapat terjadi pada berbagai kepolaran molekul. Gaya ini dibagi menjadi 4 jenis yaitu:

a. Interaksi dipol-dipol (molekul polar)

Merupakan interaksi yang terjadi antara sesama molekul polar. Interaksi ini terjadi karena adanya momen dipol pada molekul molekul polar. Contohnya adalah interaksi yang terjadi antara atom Cl dari molekul HCl dengan atom Cl dari molekul ClF (Gambar 5.13).



Gambar 5.13. Interaksi Dipol-dipol pada HCl dan ClF

b. Interaksi dipol-dipol terinduksi

Interaksi ini terjadi karena adanya interaksi dipol dari molekul polar dengan molekul non polar. Gaya ini relatif lebih lemah dibandingkan dengan interaksi dipol-dipol.

c. Interaksi ion-dipol

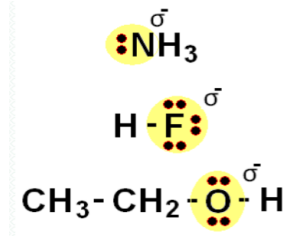
Interaksi ini terjadi antara molekul ion dengan molekul polar. Terjadi gaya tarik menarik antara ion dengan molekul polar dengan interaksi yang relatif kuat. Semakin tinggi massa relatif molekul (M_r), maka semakin besar pula gaya ion-dipolnya.

d. Interaksi ion-dipol terinduksi

Interaksi ini terjadi antara ion dengan molekul non polar. Molekul non polar yang awalnya tidak memiliki momen dipol, maka karena adanya interaksi dengan ion, maka akan memiliki dipol. Sehingga ion dan dipol dari senyawa non polar ini dapat berinteraksi. Gaya intraksi ini relatif lemah karena dipol yang dibuat oleh molekul non polar bersifat sementara.

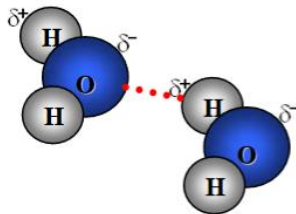
5.4.2. Ikatan Hidrogen

Seperti pada gaya Van der Waals yang terjadi antara molekul dengan momen dipol parsial positif dan parsial negatif, ikatan hidrogen ini juga demikian. Bedanya, pada ikatan hidrogen, parsial positifnya hanya berasal dari atom Hidrogen (H) sedangkan parsial negatifnya dapat berasal dari atom Nitrogen (N), Oksigen (O), Fluor (F), Sulfur (S) dan Fosfor (P). Atom-atom N, O, F, S, P memiliki pasangan elektron bebas sehingga dapat membentuk parsial negatif (Gambar 5.14).

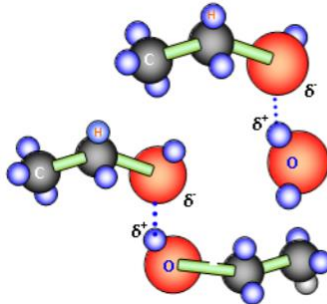


Gambar 5.14. Muatan Parsial Negatif dari Pasangan Elektron Bebas Atom N, F, dan O

Interaksi yang terjadi pada ikatan hidrogen ini jauh lebih kuat dibandingkan dengan keempat jenis gaya Van der Waals, namun lebih lemah jika dibandingkan dengan ikatan ion dan ikatan kovalen. Ikatan hidrogen dapat terjadi antara jenis molekul yang sama atau antara jenis molekul yang berbeda. Apabila terjadi pada jenis molekul yang sama atau di dalam molekul, maka disebut sebagai ikatan hidrogen intramolekul. Apabila terjadi pada molekul yang berbeda maka disebut sebagai ikatan hidrogen intermolekul. Contoh ikatan hidrogen intramolekul adalah adanya ikatan antara atom H pada H₂O yang satu dengan atom O pada H₂O yang lain (Gambar 5.15). Contoh ikatan hidrogen intermolekul yaitu ikatan antara atom H pada H₂O dengan atom N pada NH₃, atom O pada CH₃OH dengan atom H pada H₂O dan sebagainya (Gambar 5.16).



Gambar 5.15. Ikatan Hidrogen Intramolekul pada Air



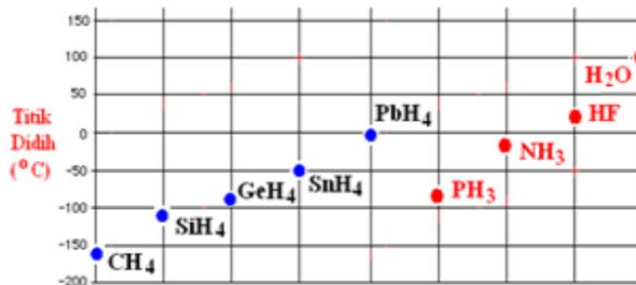
Gambar 5.16. Ikatan Hidrogen Intramolekul pada Etanol dan Intermolekul pada Etanol dan Air

Pembuktian adanya ikatan hidrogen yaitu adanya fenomena perbedaan titik didih. Kajian dilakukan pada molekul yang terdapat atom hidrogen. Dipilih molekul kelompok pertama yaitu CH_4 , SiH_4 , GeH_4 , SnH_4 , PbH_4 dimana atom C, Si, Ge, Sn, dan Pb merupakan satu golongan IVA pada tabel periodik unsur. Kelompok 2 dipilih molekul PH_3 , NH_3 , HF dan H_2O .

Hasil kajian menunjukkan bahwa pada kelompok 1, titik didih molekul meningkat dengan meningkatnya nomor atom. Hal ini terjadi karena atom-atom yang berikatan semakin membesar dan memperbesar kepolarannya. Kepolaran yang semakin besar berarti interaksi dipol-dipol semakin besar sehingga titik didihnya meningkat (titik didih $\text{CH}_4 < \text{SiH}_4 < \text{GeH}_4 < \text{SnH}_4 < \text{PbH}_4$).

Pada kelompok 2, yaitu atom-atom H yang dapat mengadakan interaksi dengan P, N, F, dan O membentuk ikatan hidrogen. Jika kita membandingkan dengan kelompok 1, maka titik didih molekul di kelompok 2 lebih besar dikarenakan adanya ikatan hidrogen. Dengan semakin kuatnya ikatan hidrogen, maka semakin tinggi pula titik didihnya. Apabila kita melihat molekul pada kelompok 2, terlihat bahwa titik didih $\text{PH}_3 < \text{NH}_3 < \text{HF} < \text{H}_2\text{O}$. Hal ini

dikarenakan pada PH_3 dan NH_3 memiliki satu pasangan elektron bebas, sedangkan pada H_2O memiliki dua pasangan elektron bebas. Dengan bertambahnya jumlah elektron bebas, maka peluang pembentukan ikatan hidrogen juga semakin besar sehingga titik didih yang paling tinggi yaitu air. Berikut ini disajikan gambar hubungan ikatan hidrogen dengan titik didih molekul.



Gambar 5.17. Hubungan Ikatan Hidrogen dengan Titik Didih

SOAL PENDALAMAN MATERI

1. Jelaskan proses terjadinya ikatan ionik pada senyawa KBr !
2. Tuliskan reaksi ionisasi dari senyawa ionik di bawah ini !
 - a. MgF_2
 - b. AlCl_3
 - c. CaI_2
 - d. SrO
 - e. K_2S
 - f. B_2O_3
3. Tuliskan nama senyawa pada soal Nomor 2 di atas !
4. Jelaskan mengapa pada senyawa XeF_4 terbentuk ikatan kovalen non polar?
5. Jelaskan proses terbentuknya ikatan kovalen koordinasi pada senyawa PH_3AlCl_3 !
6. Jelaskan mengapa ikatan logam terbentuk dengan sangat kuat?
7. Jelaskan bagaimana cara membedakan struktur Fe- α dengan Fe- γ !
8. Tunjukkan arah momen dipol pada senyawa PH_3 dan senyawa XeCl_6 !
9. Berdasarkan teori, urutkan titik didih senyawa berikut ini mulai dari yang paling rendah !
 CH_4 , H_2O , CO_2 , NH_3
10. Seorang praktikan melarutkan amoniak dalam air. Tunjukkan adanya interaksi ikatan hidrogen intramolekul dan intermolekul!

BAB 6

STOIKIOMETRI

6.1. Tata Nama Senyawa Sederhana

6.1.1. Penamaan Senyawa ionik

Suatu senyawa yang pembentuknya terdiri dari ion bermuatan positif (kation) dan ion bermuatan negatif (anion) disebut sebagai senyawa ionik. Karena jumlah muatan negatif sama dengan muatan negatif, sehingga senyawa ionik menjadi tidak bermuatan atau netral. Umumnya kation berasal dari kation logam, kecuali kation NH_4^+ dan H^+ yang bersifat non logam. Anion umumnya merupakan unsur non logam yang terdiri dari satu atau gabungan beberapa unsur. Contoh kation dan anion yang membentuk senyawa ionik pada Tabel 6.1.

Tabel 6.1. Contoh Kation dan Anion Pembentuk Senyawa Ionik

Jenis Ion	Rumus Ion	Nama Ion
Kation	Ca^{2+}	Ion kalsium
	Fe^{3+}	Ion besi (III)
	Na^+	Ion natrium
	K^+	Ion kalium
	Zn^{2+}	Ion seng (II)
	Al^{3+}	Ion alumunium
	NH_4^+	Ion ammonium
Anion	S_2^-	Ion sulfida
	Cl^-	Ion klorida
	SO_4^{2-}	Ion sulfat
	NO_3^-	Ion nitrat
	CN^-	Ion sianida
	PO_4^{3-}	Ion fosfat

Prinsip pembentukan senyawa ionik adalah jumlah muatan unsur kation sama dengan jumlah muatan unsur anion sehingga senyawa bersifat netral. Apabila muatan unsur kation tidak sama

dengan muatan unsur anion, maka terlebih dahulu harus disamakan atau disetarakan jumlahnya agar seimbang. Contohnya pembentukan senyawa ionik yang berasal dari kation K^+ dengan anion PO_4^{3-} . Jumlah muatan pada kation adalah +1 sedangkan pada anion adalah -3. Untuk menyeimbangkan muatan ini, maka diperlukan 3 kation atau 3 unsur K^+ . Sehingga dapat dituliskan reaksi: $3 K^+ + PO_4^{3-} \rightarrow K_3PO_4$. Pada hasil reaksi, jumlah unsur K yaitu 3, dimana angka 3 dituliskan dalam bentuk indeks (*subscript*). Contoh lain pembentukan senyawa ionik:



Penamaan senyawa ionik adalah sebagai berikut:

NAMA KATION + NAMA ANION

Nama kation untuk unsur-unsur yang berasal dari golongan transisi, disebutkan nama unsurnya diikuti dengan jumlah muatannya yang dituliskan dengan angka romawi di dalam kurung. Contoh penamaan senyawa ionik pada Tabel 6.2 di bawah ini.

Tabel 6.2. Contoh Penamaan Senyawa Ionik

Rumus	Nama Senyawa	Keterangan
Na_2S	Natrium sulfida	Kation Gol. IA
$Ca(NO_3)_2$	Kalsium nitrat	Kation Gol. IIA
$LiCl$	Litium klorida	Kation Gol. IA
KCN	Kalium sianida	Kation Gol. IA
$Fe_2(SO_4)_3$	Besi (II) sulfat	Kation Gol. Transisi
NH_4NO_3	Ammonium nitrat	Kation poliatomik
$ZnCl_2$	Seng (II) klorida	Kation Gol. Transisi

6.1.2. Penamaan Senyawa Biner

Senyawa biner merupakan suatu senyawa yang pembentukannya berasal dari dua macam unsur. Dua macam unsur yang membentuk senyawa biner dapat berasal dari unsur logam dan non logam serta dari unsur non logam dan non logam.

Penamaan untuk senyawa biner yang tersusun dari unsur logaam dan non logam adalah:

NAMA LOGAM + NAMA NON LOGAM + IDA

Contoh penamaan senyawa biner dari unsur logam dan non logam sebagai berikut:

Tabel 6.3. Contoh Penamaan Senyawa Biner dari Logam dan Non Logam

Unsur Logam	Unsur Non Logam	Senyawa	Nama Senyawa
Pb	H	PbH ₄	Timbal hidrida
Na	H	NaH	Natrium hidrida
Fe	O	Fe ₂ O ₃	Besi oksida
Pb	O	PbO	Timbal oksida

Senyawa biner jenis kedua adalah berasal dari unsur non logam dengan unsur non logam. Penamaan senyawa ini adalah dengan menggunakan nama jumlah masing-masing unsurnya dengan dengan indeks sebagai berikut:

Tabel 6.4. Penyebutan Indeks Bilangan pada Senyawa Biner Non Logam dan Non Logam

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

Berikut ini tabel contoh penamaan senyawa biner dari unsur non logam dan non logam.

Tabel 6.5. Contoh Penamaan Senyawa Biner Non Logam dan Non Logam

Non Logam	Non Logam	Senyawa	Penamaan
N	H	NH ₃	Nitrogen trihidrida
C	O	CO	Karbon monoksida
		CO ₂	Karbon dioksida
		CO ₃	Karbon trioksida

Non Logam	Non Logam	Senyawa	Penamaan
H	O	H ₂ O	Dihidrogen monoksida
		H ₂ O ₂	Dihidrogen dioksida
S	O	SO ₂	Sulfur dioksida
		SO ₃	Sulfur trioksida
C	H	CH ₄	Karbon tetrahidrida
C	Cl	CCl ₄	Karbon tetraklorida

*Catatan: Untuk mono digunakan pada unsur non logam kedua. Pada unsur non logam pertama jika jumlahnya satu, maka tidak perlu disebutkan dengan mono.

Banyak sekali senyawa yang namanya terkenal dengan bukan dari nama kimianya. Seperti NH₃ bukan nitrogen trihidrida akan tetapi terkenal dengan amoniak, CH₄ bukan terkenal sebagai karbon tetrahidrida akan tetapi metana, dan sebagainya.

6.1.3. Penamaan Senyawa Terner

Senyawa terner merupakan senyawa yang mengandung unsur dengan jumlah lebih dari dua. Senyawa terner termasuk kelompok asam, basa, dan garam. Senyawa asam merupakan senyawa yang tersusun dari kation asam (atom H⁺) dengan anion dari golongan VIA, VIIA, maupun dari anion poliatomik. Unsur H⁺ dari senyawa asam diberi nama “asam” dan bukan hidrogen. Berikut ini tabel contoh penamaan senyawa asam.

Tabel 6.6. Contoh Penamaan Senyawa Asam

Rumus	Nama Senyawa	Rumus	Nama Senyawa
H ₂ SO ₄	Asam asetat	H ₂ S	Asam sulfida
HCl	Asam klorida	HI	Asam iodida
HBr	Asam bromide	CH ₃ COOH	Asam asetat
HNO ₃	Asam nitrat	HF	Asam florida
HCN	Asam sianida	H ₃ BO ₃	Asam borat
H ₃ PO ₄	Asam fosfat	C ₂ H ₅ COOH	Asam etanoat

Senyawa basa merupakan senyawa yang memiliki ciri-ciri rasanya pahit dan apabila dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion hidroksida (OH⁻). Pada umumnya, senyawa basa berasal dari anion OH⁻ dan kation logam. Penamaan senyawa basa adalah

disebutkan nama logamnya kemudian diikuti dengan hidroksida. Untuk logam dari golongan transisi maka penamaan logam disertai dengan jumlah muatan dalam angka romawi. Contoh penamaan senyawa basa terdapat pada Tabel 6.7. di bawah ini.

Tabel 6.7. Contoh Penamaan Senyawa Basa

Rumus	Nama Senyawa Basa
NaOH	Natrium hidroksida
LiOH	Litium hidroksida
Be(OH) ₂	Berilium hidroksida
Fe(OH) ₃	Besi (III) hidroksida
Zn(OH) ₃	Seng (II) hidroksida
KOH	Kalium hidroksida
Al(OH) ₃	Alumunium hidroksida

Reaksi antara asam dengan basa akan menghasilkan suatu garam. Jadi, garam merupakan senyawa yang berasal dari kation dari ion logam beserta anion sisa asam. Penamaan garam sama dengan penamaan basa yaitu dengan menyebutkan nama kationnya diikuti dengan nama sisa asam dan diakhiri dengan “ida” untuk sisa asam (anion) tunggal. Untuk anion poliatom sesuai dengan nama anion tersebut. Contoh penamaan senyawa garam pada Tabel 6.8. di bawah ini. Secara detail, senyawa asam, basa, dan garam akan dibahas pada bab-bab berikutnya.

Tabel 6.8. Contoh Penamaan Senyawa Garam

Basa	Asam	Garam	Nama Senyawa
KOH	HCl	KCl	Kalium klorida
Ca(OH) ₂	HCl	CaCl ₂	Kalsium klorida
NaOH	HBr	NaBr	Natrium bromide
Fe(OH) ₂	H ₂ SO ₄	FeSO ₄	Besi (II) sulfat
Ba(OH) ₂	HNO ₃	Ba(NO ₃) ₂	Barium nitrat
NH ₄ OH	HI	NH ₄ I	Ammonium iodida

6.2. Hukum Dasar Kimia

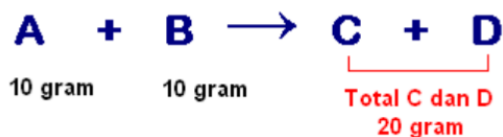
Dalam pembentukan suatu molekul baru melalui suatu reaksi kimia, maka diperlukan suatu pemahaman mengenai hukum dasar kimia. Dengan mempelajari hukum dasar kimia, kita dapat mengetahui aturan-aturan dalam proses pembentukan molekul melalui reaksi kimia. Hukum-hukum dasar kimia yang harus dipenuhi tersebut yaitu: 1) hukum kekekalan massa, 2) hukum perbandingan tetap, 3) hukum perbandingan ganda, serta 4) hukum perbandingan volume. Kita akan membahas hukum-hukum tersebut berikut ini.

6.2.1. Hukum Kekekalan Massa

Hukum kekekalan massa menyatakan adanya kekekalan massa atau massa yang tetap dari sebelum reaksi hingga setelah reaksi berlangsung. Hukum ini dikemukakan oleh seorang ilmuwan bernama Lavoisier. Sehingga, nama lain dari hukum kekekalan massa yaitu Hukum Lavoisier.

Bunyi hukum kekekalan massa: “Massa zat-zat sebelum reaksi sama dengan massa zat-zat setelah reaksi”

Contohnya, jika kita mereaksikan zat A yang massanya 10 gram dengan zat B yang massanya 10 gram maka akan menghasilkan zat C dan zat D yang jumlah massa zat C dan zat D sama dengan sebelum reaksi yaitu 20 gram. Pada reaksi kimia terdapat zat-zat yang letaknya berada di kiri disebut sebagai reaktan atau zat-zat yang bereaksi. Reaksi kimia dilambangkan dengan tanda panah. Kemudian, zat-zat yang letaknya di sebelah kiri dari tanda panah ini disebut sebagai zat-zat hasil reaksi atau produk reaksi.



Diketahui bahwa massa setelah reaksi yaitu 20 gram (total massa zat C dengan zat D). Apabila massa zat C adalah 7 gram, maka massa zat D adalah 13 gram, atau dengan perbandingan massa lain yang penting hasil akhirnya jumlah massa zat D dan zat D adalah 20 gram.

Pada hukum Lavoisier ini, hanya menjelaskan total massa zat yang bereaksi dan hasil reaksi, dan belum menjelaskan tentang jenis senyawa yang terbentuk dari hasil reaksi serta komposisinya. Hal ini menjadi kelemahan dari hukum ini. Adanya masalah ini, memicu ilmuawan lain untuk meneliti lebih jauh, yaitu Dalton dan Proust. Mereka mencoba membuat suatu eksperimen yang dapat menjelaskan bagaimana terbentuknya suatu senyawa serta komposisinya. Perbandingan atom-atom dalam suatu senyawa atau komposisi atom inilah yang menurut Dalton dan Proust merupakan penciri khas suatu molekul.

6.2.2. Hukum Perbandingan Tetap

Pembahasan sebelumnya telah kita ketahui bahwa massa dari suatu reaksi kimia telah diteliti oleh Lavoisier. Komposisi dari massa tersebut selanjutnya diteliti oleh Proust. Dari hasil pengamatannya, Proust menyatakan bahwa massa unsur-unsur yang Menyusun suatu senyawa memiliki perbandingan yang tetap. Dari pengertian ini, dapat kita pahami bahwa komposisi suatu senyawa tidak akan mengalami perubahan. Kita dapat mencotohkan pada senyawa asam cuka dengan rumus CH_3COOH yang memiliki atom karbon dengan jumlah 2, atom oksigen dengan jumlah 2 serta atom hidrogen dengan jumlah 4. Terkait perbandingan massa atom-atom penyusun senyawa asam cuka tersebut, maka kita harus melihat massa dari masing-masing atom. Massa dari atom karbon adalah 12, massa dari atom oksigen adalah 16, dan massa dari atom hidrogen adalah 1. Jadi, dalam senyawa asam cuka, terdapat 12 gram atom C, 16 gram atom O serta 2 gram atom H. Dengan kata lain $\text{C} : \text{O} : \text{H} = 12 : 16 : 2$ dan dapat disederhanakan $\text{C} : \text{O} : \text{H} = 6 : 8 : 1$.

6.2.3. Hukum Perbandingan Berganda

Atom-atom dapat bergabung membentuk senyawa dengan susunan yang mirip, misalnya N_2O dengan NO_2 , CO dengan CO_3 dan lain sebagainya. Hal ini diteliti oleh seorang ilmuwan kimia yaitu Dalton. Dari hasil pengamatannya, Dalton mengatakan bahwa atom-atom yang bergabung membentuk senyawa dapat menghasilkan senyawa yang bermacam-macam, dapat dua macam atau lebih. Jika massa pada atom pertama memiliki massa yang sama dengan atom

pertama senyawa yang lain, maka atom yang kedua akan memiliki perbandingan bilangan bulat sederhana.

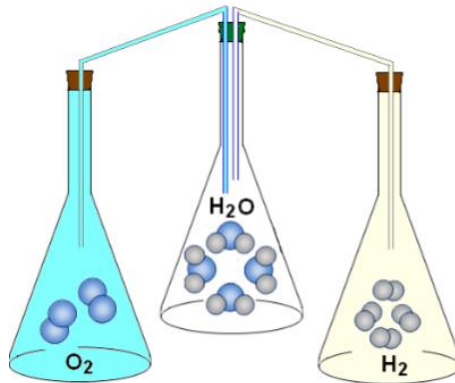
Kita akan mencontohkan pada atom S yang bergabung dengan atom O maka akan membentuk berbagai macam senyawa. Diantaranya yaitu senyawa SO (sulfur monoksida), SO₂ (sulfur dioksida), SO₃ (sulfur trioksida atau sulfit), serta SO₄ (sulfur pentaoksida atau sulfat). Massa atom sulfur adalah 32 sedangkan massa atom oksigen adalah 16. Perbandingan massa atom S dan atom O ditampilkan pada Tabel 6.9.

Tabel 6.9. Perbandingan Massa Atom S dan O dalam Berbagai Senyawa

Rumus	Massa S	Massa O	Rasio S : O
SO	32	16	2 : 1
SO ₂	32	32	2 : 2 atau 1 : 1
SO ₃	32	48	2 : 3
SO ₄	32	64	2 : 4

6.2.4. Hukum Perbandingan Volume

Pembentukan senyawa dari suatu atom-atom tidak selalu berwujud padat, akan tetapi dapat berwujud cairan maupun gas. Pada tahun 1808 M, seorang ilmuwan kimia yang bernama Gay Lussac melakukan suatu percobaan. Dalam percobaanya, ia mereaksikan satu liter gas oksigen (O₂) dengan dua liter gas hidrogen (H₂). Ternyata, hasilnya adalah ia mendapati 2 liter gas H₂O atau uap air. Percobaan tersebut dilakukan dengan tiga wadah yang berisi masing-masing jenis gas serta dilakukan pada suhu dan tekanan yang sama. Berikut ini gambaran percobaan yang dilakukan oleh Gay Lussac.

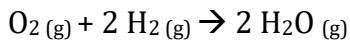


Gambar 6.1. Pembentukan Uap Air Model Gay Lussac

Dari percobaan yang dilakukan oleh Gay Lussac tersebut, dapat dituliskan suatu reaksi kimia sebagai berikut:



Perbandingan volume $\text{O}_2 : \text{H}_2 : \text{H}_2\text{O} = 1 : 2 : 2$. Hal ini berlaku kelipatannya bahwa jika kita mereaksikan 3 liter gas oksigen dengan 6 liter gas hidrogen maka akan dihasilkan 6 liter uap air. Jika ada kelebihan, maka tidak akan ikut bereaksi dan akan menjadi sisa. Contohnya, reaksi antara 2 liter gas oksigen dengan 5 liter gas hidrogen, maka hasilnya adalah 4 liter uap air. Gas hidrogen yang digunakan untuk bereaksi adalah sesuai perbandingan yaitu 4 liter, serta ada sisa yaitu 1 liter. Selanjutnya, perbandingan volume pada setiap zat-zat yang bereaksi ini dinyatakan sebagai koefisien reaksi. Koefisien reaksi yaitu suatu angka yang terletak di depan senyawa yang juga menggambarkan perbandingan volume atau juga merupakan perbandingan mol pada setiap senyawa. Pembahasan mengenai mol akan diterangkan lebih lanjut pada bahasan berikutnya. Sehingga, reaksi pembentukan uap air dapat dituliskan sebagai berikut:



Berikut ini contoh lain dari hukum perbandingan volume Gay Lussac.

Tabel 6.10 Contoh Hukum Perbandingan Volume

Volume Gas Reaktan	Volume Gas Produk	Perbandingan Volume
H ₂ + S ₂ 2L, 1L	H ₂ S 2L	H ₂ :S ₂ :H ₂ S 2:1:2
C + H ₂ 1L, 2L	CH ₄ 1L	C:H ₂ :CH ₄ 1:2:1
N ₂ + O ₂ 1L, 2L	NO ₂ 2L	N ₂ :O ₂ :NO ₂ 1:2:2

6.3. Perhitungan Kimia

6.3.1. Massa Atom (Ar) dan Massa Molekul (Mr)

Sebuah atom dapat dihitung massanya walaupun atom merupakan zat yang sangat kecil hingga tidak dapat dilihat oleh mata telanjang. Massa atom disebut juga dengan Ar yang merupakan kependekan dari *Atomic relative*. Dikatakan relative karena massa dari sebuah atom merupakan perbandingan dari massa atom yang lainnya. Satuan dari massa atom bukanlah Kg seperti massa benda pada umumnya. Akan tetapi massa sebuah atom diatur oleh IUPAC dan diberikan satuan sma (satuan massa atom) atau *amu (atomic mass unit)*.

Satuan atom 1 sma didefinisikan sebagai seperdua belas kali massa dari sebuah atom karbon dengan nomor atom 12 (C-12). Dimana massa dari atom C-12 yaitu 12.

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

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

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

Dengan mengetahui nilai ini, maka kita dapat menentukan besarnya Ar serta Mr. Dimana Mr (*molecule relative*) merupakan massa molekul yang juga merupakan jumlahan dari massa atom-atom penyusunnya.

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

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

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

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

Contoh kita akan menentukan Mr dari H_2O . Kita telah mengetahui bahwa Ar dari H adalah 1 dan Ar dari O adalah 16, maka Mr H_2O dapat dihitung sebagai berikut:

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

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

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

Nilai Ar juga dapat dilihat pada tabel periodik unsur. Untuk perhitungan Mr dikarenakan pembagiannya adalah bilangan 1, maka boleh juga tidak ditulis. Sebagai contoh perhitungan Mr senyawa-senyawa adalah sebagai berikut.

Jika diketahui Ar dari H = 1, O = 16, C = 12, N = 14, S = 32, maka tentukanlah Mr dari senyawa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glukosa), $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ (urea) dan H_2SO_4 (asam sulfat).

Jawab:

$$\begin{aligned} \text{Mr } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 &= 6 \text{ Ar C} + 12 \text{ Ar H} + 6 \text{ Ar O} \\ &= 6 (12) + 12 (1) + 6 (16) \\ &= 72 + 12 + 96 \\ &= 180 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Mr } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 &= 1 \text{ Ar C} + 1 \text{ Ar O} + 2 \text{ Ar N} + 4 \text{ Ar H} \\ &= 1 (12) + 1 (16) + 2 (14) + 4 (1) \\ &= 12 + 16 + 28 + 4 \\ &= 60 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Mr } \text{H}_2\text{SO}_4 &= 2 \text{ Ar H} + 1 \text{ Ar S} + 4 \text{ Ar O} \\ &= 2 (1) + 1 (32) + 4 (16) \\ &= 2 + 32 + 48 \\ &= 72 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

6.3.2. Konsep Mol

Para ahli kimia khususnya Avogadro mencoba memberikan satuan terhadap jumlah zat, baik zat dalam bentuk padat, cair, maupun gas. Satuan baru dari jumlah zat diperkenalkan oleh Avogadro dengan nama mol. Dimana 1 (satu) mol zat yaitu banyaknya zat dalam suatu wadah yang mengandung sejumlah $6,023 \times 10^{23}$ partikel. Bilangan ini kemudian dikenal sebagai bilangan Avogadro, dengan simbol N.

Sebagai contoh, apabila terdapat 1 mol senyawa H_2SO_4 maka terkandung sejumlah $6,023 \times 10^{23}$ molekul H_2SO_4 . Apabila 2 mol HCN, maka terkandung $12,046 \times 10^{23}$ molekul HCN.

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol Unsur} &= 6.023 \times 10^{23} \text{ partikel} \\ &\quad \text{atom unsur} \\ 1 \text{ mol Senyawa} &= 6.023 \times 10^{23} \text{ partikel} \\ &\quad \text{molekul senyawa} \end{aligned}$$

6.3.3. Massa Zat

Massa suatu zat dapat dihitung apabila kita mengetahui mol dari zat tersebut. Berat zat untuk unsur, maka massanya merupakan hasil kali mol dengan Ar unsur tersebut. Berat zat untuk senyawa merupakan hasil kali antara mol senyawa tersebut dengan Mr nya.

$$\begin{aligned} \text{Mol (Unsur)} &= \frac{\text{Berat zat}}{\text{Ar}} & \Rightarrow & \text{Berat zat} = \text{Mol} \times \text{Ar} \\ \text{Mol (Senyawa)} &= \frac{\text{Berat zat}}{\text{Mr}} & \Rightarrow & \text{Berat zat} = \text{Mol} \times \text{Mr} \end{aligned}$$

Contoh Soal:

1. Tentukan massa 2 mol NH_3 ! (Ar N = 14, Ar H = 1)
2. Tentukan massa dari HCl apabila diketahui jumlah molekul HCl adalah $3,0115 \times 10^{23}$! (Ar H = 1, Ar Cl = 35,5)

Jawab:

1. Massa NH_3 = mol NH_3 x Mr NH_3
 Mr NH_3 = 1 Ar N + 3 Ar H
 = 1 (14) + 3 (1)
 = 14 + 3

$$\begin{aligned}
 &= 17 \text{ g/mol} \\
 \text{Massa NH}_3 &= 2 \text{ mol} \times 17 \text{ g/mol} \\
 &= 34 \text{ gram} \\
 2. \text{ Mol HCl} &= 3,0115 \times 10^{23} / 6,023 \times 10^{23} \\
 &= 0,5 \text{ mol} \\
 \text{Massa HCl} &= \text{mol HCl} \times \text{Mr HCl} \\
 &= 0,5 \text{ mol} \times (1+35,5) \text{ g/mol} \\
 &= 18,25 \text{ gram}
 \end{aligned}$$

Contoh Soal Kompleks:

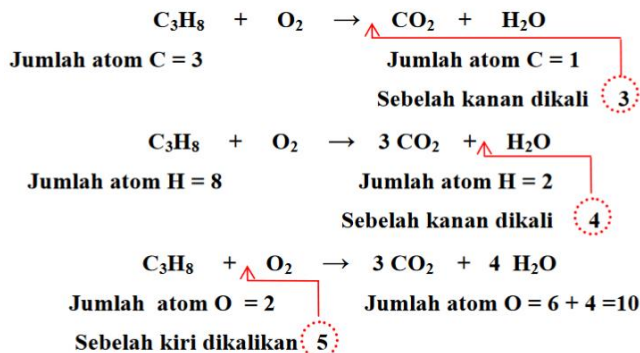
Suatu gas C_3H_8 direaksikan dengan gas oksigen menghasilkan gas karbondioksida dan air. Jika diketahui massa air yang dihasilkan adalah 36 gram, maka tentukan massa C_3H_8 !

Cara mengerjakan:

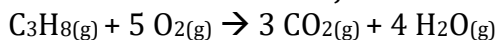
- a. Tuliskan secara lengkap persamaan reaksi kimianya. Apabila reaksi belum setara, maka setarakanlah terlebih dahulu. Reaksi dari soal di atas dapat ditulis:



Reaksi di atas belum setara dikarenakan jumlah masing-masing atom sebelum reaksi belum sama dengan setelah reaksi. Jumlah atom C sebelum reaksi 3 setelah reaksi 1, jumlah atom O sebelum reaksi 2 dan setelah reaksi 3, jumlah atom H sebelum reaksi 8 dan setelah reaksi 2. Oleh karena itu, perlu terlebih dahulu disetarakan dengan cara:



Sehingga, persamaan reaksi akan menjadi:

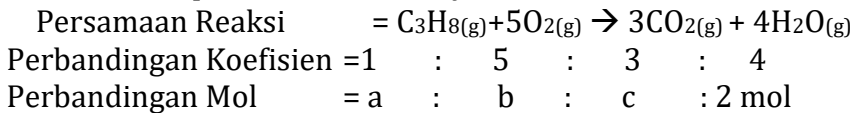


- b. Lihat kembali soal, apa yang diketahui. Dari soal diketahui bahwa massa air yang diperoleh adalah 36 gram. Kemudian, cari

Ar untuk H dan O dengan melihat tabel periodik. Didapatkan Ar H = 1 dan Ar O = 16. Dari sini kita dapat menghitung mol, yaitu dengan menggunakan rumus:

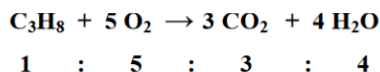
$$\begin{aligned}\text{Mol H}_2\text{O} &= \text{massa H}_2\text{O} / \text{Mr H}_2\text{O} \\ &= 36 \text{ gram} / 18 \text{ g.mol}^{-1} \\ &= 2 \text{ mol}\end{aligned}$$

- c. Kita mengetahui bahwa perbandingan mol zat-zat dalam suatu reaksi juga menyatakan perbandingan koefisien reaksinya. Kita lihat kembali persamaan reaksinya.



- d. Lihat kembali soal dan lihat apa yang ditanyakan oleh soal. Soal menanyakan berapa massa C_3H_8 . Kita mengetahui bahwa massa merupakan hasil kali mol dengan Mr. Untuk mol C_3H_8 dapat ditentukan dengan melihat perbandingan mol serta perbandingan koefisien. Pada H_2O koefisiennya adalah 4 dan senilai dengan 2 mol. Maka pada C_3H_8 karena koefisiennya 1, maka akan senilai dengan 0,5 mol.

$$\begin{aligned}\text{Massa C}_3\text{H}_8 &= \text{mol C}_3\text{H}_8 \times \text{Mr C}_3\text{H}_8 \\ &= 0,5 \text{ mol} \times 44 \text{ g/mol} \\ &= 22 \text{ gram}\end{aligned}$$



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

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

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

Massa C_3H_8 = $0.5 \text{ mol} \times 44 = 22 \text{ gram}$

6.3.4. Volume Zat

Dalam keadaan STP, maka 1 mol zat akan setara dengan 22,4 Liter. Keadaan STP (*Standard Temperature and Pressure*) merupakan kondisi suatu zat yang dihitung pada saat suhu 0°C dengan tekanan 1 atm. Begitu pula dengan persamaan ini, maka mol zat dapat ditentukan yaitu dengan membagi volume STP dengan 22,4.

Contoh Soal:

1. Tentukan volume STP dari 2 mol HF!
2. Tentukan mol NaOH dengan volume STP 11,2 L!

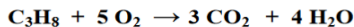
Jawab:

1. Volume STP HF $= \text{mol} \times 22,4 \text{ L}$
 $= 2 \times 22,4 \text{ L}$
 $= 44,8 \text{ L}$
2. Mol NaOH $= \text{Volume STP} / 22,4$
 $= 11,2 / 22,4$
 $= 0,5 \text{ mol}$

Contoh Soal Kompleks:

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

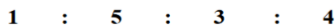
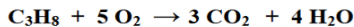
1. Pertama-tama adalah memperbaiki persamaan reaksi, dengan cara yang sama dengan halaman sebelumnya, kita akan dapati persamaan.



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

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

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



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

Untuk setiap 1mol C_3H_8 , dihasilkan 3 mol CO_2 ,

diketahui C_3H_8 yang tersedia 0.25 mol,

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

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

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

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

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

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

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

6.3.5. Penentuan Komposisi Zat

Seperti yang kita pelajari pada pembahasan sebelumnya tentang penyusun unsur-unsur dalam suatu senyawa, maka jumlah unsur penyusun senyawa setara dengan mol zat. Contohnya pada senyawa H_2SO_4 , maka ada 2 mol atom H, 1 mol atom S, dan 4 atom O. Jika massa (Ar) atom H adalah 1, massa atom S adalah 32 dan massa atom O adalah 16, maka:

Massa Hidrogen	= 2 x 1	= 2
Massa Sulfur	= 1 x 32	= 32
Massa Oksigen	= 4 x 16	= <u>64</u> +
		98

Jadi, massa molekul (Mr) H_2SO_4 adalah 98.

Dari komposisi di atas, dapat dihitung persentase massa masing-masing unsur penyusunnya yaitu:

Persentase massa hidrogen adalah:

$$\frac{n \times Ar H}{Mr H_2SO_4} \times 100\% = \frac{2 \times 1}{98} \times 100\% = 2,04\%$$

Persentase massa sulfur adalah:

$$\frac{n \times Ar S}{Mr H_2SO_4} \times 100\% = \frac{1 \times 32}{98} \times 100\% = 32,65\%$$

Persentase massa oksigen adalah:

$$\frac{n \times Ar O}{Mr H_2SO_4} \times 100\% = \frac{4 \times 16}{98} \times 100\% = 65,31\%$$

Contoh Soal:

- Seorang petani ingin meningkatkan kualitas lahannya dengan menambahkan unsur Nitrogen melalui pemberian pupuk urea, dimana pupuk urea yang dimiliki dengan rumus molekul

$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. Petani tersebut membeli setengah karung pupuk urea, dimana berat 1 karungnya yaitu 100 Kg. Namun, petani tersebut kesulitan menghitung berapa Kg Nitrogen yang terkandung dalam pupuk yang dia beli. Bantulah petani tersebut menghitungnya!

2. Sebuah senyawa tersusun atas atom nitrogen dan oksigen. Persen berat atom nitrogen adalah 36,84% dan sisanya adalah atom oksigen. Jika diketahui massa atom N = 14 dan atom O = 16, serta Mr = 76, maka tentukanlah rumus molekulnya!

Jawaban:

1. Rumus molekul pupuk urea: $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

Massa atom C=12 Jumlah atom C=1

Massa atom O=16 Jumlah atom O=1

Massa atom N=14 Jumlah atom N=2

Massa atom H=1 Jumlah atom H=4

Mr pupuk urea = $(12 \times 1) + (16 \times 1) + (14 \times 2) + (1 \times 4)$
 = $12 + 16 + 28 + 4 = 60$

Persen berat C = $12/60 \times 100\%$
 = 20,00%

Persen berat O = $16/60 \times 100\%$
 = 26,67%

Persen berat N = $28/60 \times 100\%$
 = 46,67%

Persen berat H = $4/60 \times 100\%$
 = 6,66%

Pupuk urea yang dibeli petani tersebut adalah setengah karung
 = $\frac{1}{2} \times 100 \text{ Kg} = 50 \text{ Kg}$. Sehingga berat N = $46,67\% \times 50 = 23,33 \text{ Kg}$.

2. Massa nitrogen = $36,84\% \times 76$
 = 27,9984 dibulatkan menjadi 28

Jumlah atom N = $28/14 = 2$

Persentase oksigen = $100\% - 36,84\%$
 = 63,16%

Massa oksigen = $63,16\% \times 76$
 = 48

Jumlah atom O = $48/16 = 3$

Sehingga didapatkan rumus molekulnya yaitu N_2O_3

SOAL PENDALAMAN MATERI

1. Tuliskan hasil reaksi antara kation dan anion berikut ini!
 - a. $\text{Be}^{2+} + \text{O}^{2-}$
 - b. $\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^-$
 - c. $\text{Au}^{3+} + \text{Cl}^-$
 - d. $\text{Li}^+ + \text{S}^{2-}$
 - e. $\text{Mg}^{2+} + \text{Br}^-$
 - f. $\text{Al}^{3+} + \text{O}^{2-}$
2. Berilah nama senyawa hasil reaksi pada soal nomor 1 di atas!
3. Tulislah nama senyawa berikut ini!
 - a. CO
 - b. SO₂
 - c. NO₃
 - d. N₂O₃
 - e. P₂O₅
 - f. CO₃
4. Gas metana dibakar dengan gas oksigen menghasilkan gas karbondioksida dan uap air. Apabila massa gas metana adalah 13,56 gram dan massa gas oksigen adalah 17,44 gram. Tentukan massa uap air apabila massa gas karbondioksida adalah 8,75 gram! Hitunglah berdasarkan hukum kekekalan massa.
5. Gas etana dibakar dengan gas oksigen menghasilkan gas karbondioksida dan uap air. Berdasarkan hukum perbandingan volume, apabila gas etana 2 L, maka tentukanlah volume gas karbondioksida yang dihasilkan!
6. Hitunglah Mr dari molekul-molekul berikut ini!
 - a. CH₃CH₂Cl
 - b. KH₂PO₄
 - c. Fe(CN)₆
 - d. NaHCO₃
 - e. CH₃COONa
 - f. Xe(OH)₆
7. Tentukan massa dari KCl apabila diketahui jumlah molekul KCl adalah $3,0115 \times 10^{23}$! (Ar K = 39, Cl = 35,5)
8. Suatu gas C₂H₆ direaksikan dengan gas oksigen menghasilkan CO₂ dan uap air. Jika diketahui massa air yang dihasilkan adalah 72 gram, maka tentukan massa C₂H₆!
9. Tentukan volume STP dari 4,25 mol KBr!
10. Tentukan mol HF dengan volume STP 16,8 L!
11. Berapa volume gas Karbondioksida yang dihasilkan, jika tersedia 11,6 gram C₄H₁₀, jika reaksi berlangsung pada keadaan standar. Berapa volume gas karbondioksida yang dihasilkan jika reaksi berlangsung pada suatu keadaan tertentu, dimana 1 mol gas N₂ volumenya 2,5 L!
12. Hitunglah persentase massa unsur besi pada senyawa Fe₂O₃ dengan massa 0,5 gram! (Ar Fe = 56, O = 16)

13. Seorang peneliti ingin mengetahui kadar emas dalam suatu sampel. Emas diekstraksi dari padatnya dan didapatkan rumus molekul AuCl_4 dengan massa 0,76 gram. Tentukan persentase berat emas tersebut! (Ar Au = 197, Cl = 35,5)
14. Sebuah senyawa tersusun atas atom sulfur dan oksigen. Persen berat atom sulfur adalah 50,00% dan sisanya adalah atom oksigen. Jika diketahui massa atom S = 32 dan atom O = 16, serta Mr = 64, maka tentukanlah rumus molekulnya!
15. Hitunglah massa atom C dan massa atom Na yang terkandung dalam 5,5 gram CH_3COONa ! (Ar Na = 23, C = 12, H = 1, O = 16)

BAB 7

LARUTAN

Larutan didefinisikan sebagai dua zat atau lebih yang bercampur secara homogen. Untuk membentuk suatu larutan diperlukan dua buah komponen yaitu solute dan solvent. Solute merupakan suatu zat yang terlarut dalam larutan, sedangkan zat yang bertugas sebagai pelarutnya merupakan solvent. Cara membedakan solute (zat yang terlarut) dan solvent (pelarut) adalah dari jumlah kuantitasnya. Jika jumlahnya lebih banyak maka dinamakan pelarut, dan jika jumlahnya lebih sedikit maka zat tersebut merupakan solute.

Sebagai contoh, seorang peneliti melarutkan 100 mL asam klorida ke dalam 200 mL akuades. Dari sini kita ketahui bahwa jumlah akuades lebih banyak dibandingkan dengan jumlah asam klorida, sehingga akuades bertindak sebagai solvent dan asam klorida bertindak sebagai solute. Solvent atau pelarut yang paling sering dijumpai adalah air (akuades). Namun, air tidak selamanya bertindak sebagai solvent. Akan tetapi, dapat juga bertindak sebagai solute apabila jumlahnya lebih sedikit dibandingkan dengan zat lain dalam membentuk suatu larutan. Contoh, pencampuran antara 200 mL alkohol ke dalam 100 mL akuades. Dalam contoh ini, alkohol bertindak sebagai solvent dan akuades bertindak sebagai solute. Contoh lain, seorang praktikan membuat larutan kalium bikromat dengan cara menimbang sejumlah 0,5 gram natrium bikromat kemudian dilarutkan dengan 100 mL akuades. Dalam contoh ini, natrium bikromat adalah zat terlarutnya sedangkan akuades adalah pelarut (Gambar 7.1).



Gambar 7.1. Pembuatan Larutan Natrium Bikromat

7.1. Larutan Elektrolit dan Non Elektrolit

Dalam proses pembentukan larutan, maka akan terjadi pemecahan zat terlarut. Proses pemecahan zat terlarut melibatkan reaksi kimia yaitu pembentukan ion apabila zat tersebut dapat terpecah menjadi ion-ionnya ketika dilarutkan dalam air. Namun, ada juga zat yang tidak dapat terurai membentuk ion-ionnya apabila dilarutkan.

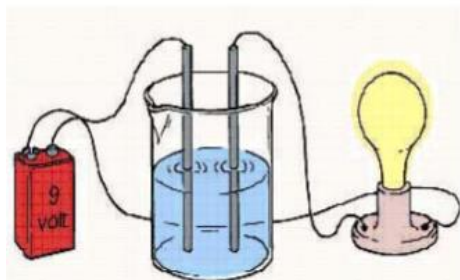
Seorang ahli kimia, Arrhenius dari Swedia pada tahun 1887 berhasil melakukan percobaan terhadap sifat kelistrikan dari larutan. Dia berhasil membuktikan bahwa larutan yang dapat menghantarkan listrik adalah yang di dalam larutan tersebut terkandung ion-ion hasil peruraian senyawa zat terlarut. Larutan yang dapat menghantarkan arus listrik ini disebut sebagai larutan elektrolit. Contoh larutan elektrolit yaitu garam dapur (NaCl), asam asetat (H_2SO_4), asam klorida (HCl), asam nitrat (HNO_3), kalium iodide (KI), dan lain sebagainya. Dapat disimpulkan bahwa larutan elektrolit kuat terdiri dari semua jenis garam yang berasal dari asam kuat dan basa kuat, larutan asam kuat, serta larutan basa kuat. Larutan elektrolit kuat, senyawa di dalamnya akan seluruhnya terionisasi menjadi kation-kation dan anion-anion. Adanya kation dan anion inilah sehingga menyebabkan larutan dapat menghantarkan arus listrik.

Larutan elektrolit lemah terdiri dari garam yang berasal dari asam atau basa lemah, larutan asam lemah, dan larutan basa lemah. Contoh cuka (CH_3COOH), $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$, dan $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$. Senyawa-senyawa dalam larutan ini, tidak seluruhnya terionisasi (akan terionisasi

Sebagian saja), jumlah ion-ionnya (kation dan anion tidak banyak), sehingga hasil daya hantarnya pun juga lemah.

Sebaliknya, larutan yang tidak dapat menghantarkan arus listrik disebut sebagai larutan non elektrolit. Contohnya yaitu glukosa ($C_6H_{12}O_6$), amoniak (NH_3), etanol (C_2H_5OH), urea ($CO(NH_2)_2$) dan lain sebagainya. Senyawa-senyawa ini di dalam larutan tidak dapat mengalami ionisasi sehingga tidak dapat memunculkan aliran listrik pada larutannya.

Percobaan daya hantar listrik suatu larutan dapat dilakukan dengan cara seperti pada Gambar 7.2. Apabila lampu menyala terang dan banyak gelembung gas pada larutan, maka dapat disimpulkan bahwa larutan tersebut merupakan larutan elektrolit kuat. Apabila lampu menyala redup dan terdapat sedikit gelembung gas pada larutan atau tidak ada gelembung gas, maka larutan tersebut merupakan larutan elektrolit lemah. Apabila lampu tidak menyala dan tidak ada gelembung gas pada larutan, maka termasuk larutan non elektrolit.



Gambar 7.2. Rangkaian Percobaan Uji Daya Hantar Listrik Larutan

Contoh hasil percobaan uji daya hantar listrik pada larutan, disajikan pada Tabel 7.1.

Tabel 7.1. Contoh Pengamatan Daya Hantar Listrik Larutan

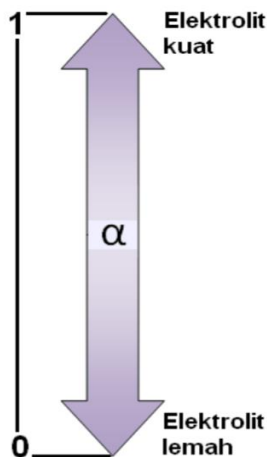
Larutan	Nyala Lampu	Gelembung	Jenis Larutan
$CuSO_4$	Terang	Ada banyak	Elektrolit kuat
$NaCl$	Terang	Ada banyak	Elektrolit kuat
CH_3COOH	Kurang terang	Ada sedikit	Elektrolit lemah
$C_2H_2O_4$	Kurang terang	Tidak ada	Elektrolit lemah
C_2H_5OH	Tidak menyala	Tidak ada	Non elektrolit
$CO(NH_2)_2$	Tidak menyala	Tidak ada	Non elektrolit

7.2. Derajat Ionisasi

Adanya larutan yang dapat menghantarkan arus listrik disebabkan karena adanya ion-ion baik kation maupun anion. Semakin banyak ion-ion, maka daya hantarnya pun juga semakin besar. Larutan elektrolit kuat mampu membentuk ion hampir seluruhnya (mendekati 100%). Larutan elektrolit lemah, tidak semua senyawa berubah menjadi ion, sedangkan pada larutan non elektrolit maka tidak dapat terbentuk ion (0%). Kemampuan suatu senyawa untuk membentuk ionnya diukur dengan derajat ionisasi yang diberikan simbol α (alpha). Besarnya derajat ionisasi dapat dihitung dengan menggunakan rumus di bawah ini:

$$\alpha = \frac{\text{mol zat yang terionisasi}}{\text{mol zat mula-mula}}$$

Harga α bervariasi tergantung pada jenis larutan. Larutan elektrolit kuat, maka $\alpha = 1$, larutan elektrolit lemah $0 < \alpha < 1$, dan non elektrolit $\alpha = 0$. Semakin tinggi nilai α maka kekuatan daya hantar listriknya akan semakin besar. Untuk mempermudah pemahaman mengenai derajat ionisasi (α) maka dapat diilustrasikan pada Gambar 7.3.



Gambar 7.3. Skala Derajat Ionisasi (α) pada Larutan Elektrolit

Contoh soal:

1. Asam sulfat (H_2SO_4) mula-mula terdapat 2,5 mol, setelah larut di dalam air, maka tersisa 0,5 mol dan selebihnya terurai menjadi ion H^+ dan SO_4^{2-} . Tentukan nilai derajat ionisasinya!
2. Diketahui derajat ionisasi senyawa HCl adalah 98%, apabila mol zat sisa adalah 0,35 mol, maka tentukanlah mol zat awal!

Jawab:

1. $\alpha = \text{mol zat yang terionisasi} / \text{mol zat mula-mula}$
 $= (2,5 - 0,5) / 2,5$
 $= 2,0 / 2,5$
 $= 0,8 \text{ atau } 80\%$
2. $\alpha = \text{mol zat yang terionisasi} / \text{mol zat awal}$
 $98\% = (\text{mol zat awal} - \text{mol zat akhir}) / \text{mol zat awal}$
 $0,98 = (n - 0,35) / n$
 $0,98 n = n - 0,35$
 $0,35 = n - 0,98 n$
 $0,35 = 0,02 n$
 $n = 0,35 / 0,02$
 $= 17,5 \text{ mol}$

7.3. Perhitungan Konsentrasi Larutan

Suatu larutan diketahui kekentalan atau banyak sedikit zat nya adalah dari konsentrasinya. Konsentrasi larutan merupakan satuan atau besaran untuk menyatakan jumlah zat dalam suatu larutan. Konsentrasi larutan dapat dinyatakan dalam beberapa jenis, yaitu persen berat, persen volume, fraksi mol, molalitas, molaritas, serta normalitas.

7.3.1. Persen Berat (%)

Persen berat dinyatakan sebagai banyaknya solute yang terdapat dalam 100 gram larutan. Satuan dari persen berat dapat dituliskan % berat atau % b/b. Sebagai contoh, pada label botol kimia dituliskan 20% HF (% b/b). Ini menunjukkan bahwa terdapat 20 gram HF ditambah dengan $100 - 20 = 80$ gram pelarut atau akuades atau H_2O .

7.3.2. Persen Volume (%)

Persen volume menyatakan persentase volume solute dengan solvenya yang totalnya 100 mL larutan. Satuan untuk menyatakan persen volume adalah % volume atau % v/v. Contoh, terdapat 96% $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (% v/v). Maka di dalam 100 mL larutan terdapat sejumlah 96 mL etanol serta $100 - 96 = 4$ mL air. Dikarenakan wadah tersebut tertera kemasan 1 liter (1000 mL), maka terdapat 960 mL etanol dan 40 mL H_2O .



Gambar 7.4. Etanol 96% Kemasan 1 L

7.3.3. Fraksi Mol (x)

Fraksi mol yang dilambangkan dengan huruf “x” menyatakan perbandingan jumlah mol solute atau jumlah mol solvent dengan jumlah mol larutan tersebut. Dikarenakan dalam suatu larutan terdapat solute dan solvent, maka akan ada dua nilai fraksi mol, yaitu fraksi mol solute dan fraksi mol solvent. Nilai fraksi mol masing-masing zat apabila dijumlahkan, maka jumlahnya adalah 1. Jika fraksi mol solute kita lambangkan sebagai X_A dan fraksi mol solvent kita lambangkan dengan X_B , maka X_A ditambah dengan X_B harus sama dengan 1 (satu). Perhitungan fraksi mol solute adalah sebagai berikut:

$$X_A = \frac{\text{mol A}}{\text{mol A} + \text{mol B}}$$

Fraksi mol solvent dihitung sebagai berikut:

$$X_B = \frac{\text{mol B}}{\text{mol A} + \text{mol B}}$$

Jumlah fraksi mol solute dan solven adalah sebagai berikut:

$$\begin{aligned} X_A + X_B &= \frac{\text{mol A}}{\text{mol A} + \text{mol B}} + \frac{\text{mol B}}{\text{mol A} + \text{mol B}} \\ &= \frac{\text{mol A} + \text{mol B}}{\text{mol A} + \text{mol B}} \\ &= 1 \end{aligned}$$

Contoh soal:

1. Sebanyak 0,4 gram NaOH dilarutkan dalam 100 mL air. Tentukan fraksi mol NaOH (Ar Na = 23, O = 16, H = 1)!
2. Diketahui fraksi mol benzene (C₆H₆) dalam pelarut air adalah 0,42. Tentukan massa benzene yang dilarutkan jika air yang dilarutkan adalah 50 mL! (Ar C = 12, H = 1)

Jawab:

1. $X_{\text{NaOH}} = \frac{\text{mol NaOH}}{(\text{mol NaOH} + \text{mol air})}$
 $= (0,4/40) / [(0,4/40) + (100/18)]$
 $= 0,01 / (0,01 + 5,55) = 0,01 / 5,56 = 0,0018$
2. $X_{\text{C}_6\text{H}_6} = \frac{\text{mol C}_6\text{H}_6}{(\text{mol C}_6\text{H}_6 + \text{mol H}_2\text{O})}$
 $0,42 = (\text{massa C}_6\text{H}_6/78) / [(\text{massa C}_6\text{H}_6/78) + (50/18)]$
 $0,42 = (\text{massa C}_6\text{H}_6/78) / [(\text{massa C}_6\text{H}_6/78) + 2,78]$
 $0,42 \times [(\text{massa C}_6\text{H}_6/78) + 2,78] = (\text{massa C}_6\text{H}_6/78)$
 $(0,42 \times \text{massa C}_6\text{H}_6)/78 + (0,42 \times 2,78) = (\text{massa C}_6\text{H}_6/78)$
 $(\text{massa C}_6\text{H}_6/78) - (0,42 \times \text{massa C}_6\text{H}_6)/78 = 1,1676$
 $0,58 \text{ massa C}_6\text{H}_6/78 = 1,1676$
 $0,58 \text{ massa C}_6\text{H}_6 = 1,1676 \times 78$
 $\text{massa C}_6\text{H}_6 = 91,0728 / 0,58$
 $= 157 \text{ gram}$

7.3.4. Molalitas (m)

Satuan konsentrasi larutan berikutnya yang akan kita bahas yaitu molalitas. Molalitas yang diberikan dengan lambang huruf m (kecil) menyatakan banyaknya jumlah mol suatu zat yang ada di dalam 1000 gram pelarutnya. Sebagai contoh, apabila di dalam botol kimia terdapat larutan Tembaga (II) Sulfat dengan konsentrasi 0,5 m, maka jumlah mol CuSO₄ yaitu 0,5 mol dalam 1000 gram pelarut

(dalam hal ini digunakan air sebagai pelarut). Apabila botol kimia tersebut hanya mampu menampung 250 mL larutan, maka jumlah mol zat CuSO_4 tersebut menjadi $0,5/4 = 0,125$ mol.



Gambar 7.5. Larutan CuSO_4 0,5 m dengan Volume 250 mL

Untuk menghitung molalitas suatu larutan, dapat menggunakan rumus di bawah ini:

$$\text{Molalitas (m)} = (\text{massa}/\text{Mr}) \times (1000/\text{P})$$

Dengan P adalah massa pelarut dalam gram.

Contoh soal:

1. Natrium hidroksida (NaOH) sebanyak 2 gram dilarutkan pada 500 mL air. Tentukan molalitasnya! Massa jenis air diibaratkan 1 sehingga volume air sama dengan beratnya.
2. Di dalam wadah botol kimia bertuliskan 0,4 m HCl dengan volume 200 mL. Tentukan massa HCl ! (Ar H = 1, Cl = 35,5)

Jawab:

1. $m = (\text{massa} / \text{Mr}) \times (1000/\text{P})$
 $= (2 / 40) \times (1000/500)$
 $= 0,05 \times 2$
 $= 0,025 \text{ m}$
2. $m = (\text{massa} / \text{Mr}) \times (1000/\text{P})$
 $0,4 = (\text{massa} / 36,5) \times (1000/200)$
 $0,4 = (\text{massa} / 36,5) \times 5$
 $2 = \text{massa} / 36,5$
 Massa $\text{HCl} = 73 \text{ gram}$

7.3.5. Molaritas (M)

Molaritas hampir sama dengan molalitas, namun berbeda dalam satuan pelarutnya yaitu dengan menggunakan volume dalam mL. Sehingga, molaritas menyatakan banyaknya mol zat terlarut dalam 1000 mL (1 liter) pelarut. Jangan salah menuliskan satuan, satuan molalitas adalah huruf m kecil sedangkan satuan molaritas adalah dengan huruf M besar. Sebagai contoh, dalam suatu wadah botol kimia 1 L terdapat tulisan 3 M HNO_3 . Hal ini menunjukkan di dalam botol tersebut terdapat 3 mol HNO_3 dalam 1 L air.



Gambar 7.6. Larutan 3 M HNO_3 dengan Volume 1 L

Untuk menghitung molaritas, dapat menggunakan rumus di bawah ini:

$$\text{Molalitas (m)} = (\text{massa}/\text{Mr}) \times (1000/\text{V})$$

Dengan V adalah volume pelarut dalam mL.

Contoh soal:

1. Natrium hidroksida (NaOH) sebanyak 2 gram dilarutkan pada 500 mL air. Tentukan molaritasnya!
2. Di dalam wadah botol kimia bertuliskan 0,4 M HCl dengan volume 200 mL. Tentukan massa HCl ! ($\text{Ar H} = 1, \text{Cl} = 35,5$)

Jawab:

1. $M = (\text{massa} / \text{Mr}) \times (1000/\text{V})$
 $= (2 / 40) \times (1000/500)$
 $= 0,05 \times 2$
 $= 0,025 \text{ M}$
2. $M = (\text{massa} / \text{Mr}) \times (1000/\text{V})$

$$0,4 = (\text{massa} / 36,5) \times (1000/200)$$

$$0,4 = (\text{massa} / 36,5) \times 5$$

$$2 = \text{massa} / 36,5$$

$$\text{Massa HCl} = 73 \text{ gram}$$

7.3.6. Normalitas (N)

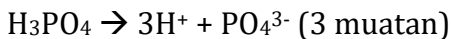
Satuan konsentrasi larutan yang terakhir yaitu normalitas yang diberikan dengan lambang N (huruf besar). Jika konsentrasi larutan dalam bentuk molaritas (M) hanya menghitung jumlah molekul zatnya (dengan jumlah mol), maka normalitas sudah memperhitungkan jumlah ion yang terbentuk dalam suatu larutan. Sebagai contoh, H_2SO_4 maka di dalam larutan akan terbentuk dua muatan H^+ dan 2 muatan SO_4^{2-} . Dalam 1 mol H_2SO_4 ($M_r = 98$), maka akan terdapat massa yaitu 1 mol $\times$ 98 g/mol = 98 gram. Jadi, dalam 98 gram asam sulfat akan menghasilkan 2 muatan atau 2 N atau 1 M. Sehingga untuk mendapatkan 1 N asam sulfat, hanya diperlukan 49 gram atau 0,5 M. Perhatikan penjelasan di bawah ini.

$\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ 1mol 2 mol 1mol ↓ 98 gram 2 muatan 2 muatan 49 gram menghasilkan masing-masing 2 muatan menghasilkan masing-masing satu muatan	<table><tr><th colspan="2">1 liter larutan</th></tr><tr><td>1 Molar</td><td>1 M</td></tr><tr><td>$\frac{1}{2}$ Molar</td><td>$\frac{1}{2}$ M</td></tr></table>	1 liter larutan		1 Molar	1 M	$\frac{1}{2}$ Molar	$\frac{1}{2}$ M	<table><tr><th colspan="2">1 liter larutan</th></tr><tr><td>2 Normal (2 N)</td><td></td></tr><tr><td>1 Normal (1 N)</td><td></td></tr></table>	1 liter larutan		2 Normal (2 N)		1 Normal (1 N)	
1 liter larutan														
1 Molar	1 M													
$\frac{1}{2}$ Molar	$\frac{1}{2}$ M													
1 liter larutan														
2 Normal (2 N)														
1 Normal (1 N)														

Contoh soal:

Bagaimana cara membuat larutan 1 N H_3PO_4 dengan volume 100 mL? (Ar H = 1, P = 31, O = 16)

Jawab:



$$1 \text{ M } \text{H}_3\text{PO}_4 = 3 \text{ N } \text{H}_3\text{PO}_4 \text{ atau}$$

$$1 \text{ N } \text{H}_3\text{PO}_4 = 0,33 \text{ M } \text{H}_3\text{PO}_4$$

Dapat digunakan rumus perhitungan Molaritas

$$M = (\text{massa}/M_r) \times (1000/V)$$

$$3 \text{ N} = (\text{massa}/98) \times (1000/100)$$

$$3 \text{ N} = (\text{massa}/98) \times 10$$

$$3/10\text{N} = (\text{massa}/98)$$

$$0,3 \text{ N} = \text{massa}/98$$

$$\text{Massa} = 0,3 \times 98 = 29,4 \text{ gram}$$

Jadi, diambil 29,4 gram H_3PO_4 kemudian dilarutkan dengan 100 mL akuades untuk mendapatkan larutan H_3PO_4 1 N.

7.4. Pengenceran

Suatu larutan pekat (konsentrasinya tinggi) dapat diencerkan menjadi larutan yang lebih encer (konsentrasi rendah) dengan cara ditambahkan dengan pengencer yaitu akuades atau H_2O melalui perbandingan tertentu agar dihasilkan larutan dengan konsentrasi baru sesuai dengan yang diharapkan.

Di laboratorium kimia, selalu terjadi kegiatan pengenceran larutan dikarenakan bahan kimia biasanya disimpan dalam konsentrasi yang besar (pekat). Kegiatan pengenceran harus dilakukan secara teliti terutama dalam pengambilan jumlah larutan induknya agar dihasilkan larutan encer dengan konsentrasi yang sesuai. Contoh pengenceran larutan HCl 2 M dengan volume awal 50 mL menjadi larutan HCl dengan konsentrasi 0,5 M. Untuk mendapatkan HCl 0,5 M, maka volume akhir setelah pengenceran dapat dihitung dengan menggunakan rumus di bawah ini:

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

M_1 = Konsentrasi mula-mula
 V_1 = Volume mula-mula
 M_2 = Konsentrasi setelah pengenceran
 V_2 = Volume setelah pengenceran

$$2 \times 50 = 0.5 \times V_2$$

$$V_2 = \frac{2 \times 50}{0.5}$$

$$V_2 = 200 \text{ mL}$$

Hal ini berarti bahwa, kita harus menambahkan air agar larutan yang bervolume 50 mL menjadi 200 mL

Air yang ditambahkan = $200 - 50 = 150 \text{ mL}$

Contoh soal:

1. Suatu larutan asam sulfat H_2SO_4 4 M akan diencerkan menjadi 0,2 M dengan volume akhir 250 mL. Hitunglah volume asam sulfat yang harus di ambil!
2. Sebanyak 5 mL NaOH 1 M diencerkan dengan akuades hingga 100 mL. Hitunglah konsentrasi NaOH yang terbentuk!

Jawab:

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

$$4 \text{ M} \times V_1 = 0,2 \text{ M} \times 250 \text{ mL}$$

$$V_1 = (0,2 \times 250)/4$$

$$V_1 = 12,5 \text{ mL}$$

Jadi, untuk mendapatkan asam sulfat 0,2 M, maka diambil 12,5 mL asam sulfat 4 M kemudian diencerkan hingga 250 mL.

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

$$1 \text{ M} \times 5 \text{ mL} = M_2 \times 100 \text{ mL}$$

$$5 = M_2 \times 100$$

$$M_2 = 5/100 = 0,05 \text{ M}$$

Jadi, jika diambil 5 mL NaOH 1 M kemudian diencerkan hingga 100 mL, maka akan terbentuk NaOH dengan konsentrasi 0,05 M.

SOAL PENDALAMAN MATERI

- Seorang peneliti membuat eksperimen daya hantar larutan dan dihasilkan data seperti di bawah ini. Tentukan jenis larutan yang diuji cobakan apakah termasuk elektrolit kuat, elektrolit lemah, atau non elektrolit!

Larutan	Nyala Lampu	Gelembung	Jenis Larutan
A	Kurang terang	Tidak ada	?
B	Terang	Ada banyak	?
C	Kurang terang	Ada sedikit	?
D	Padam	Tidak ada	?
E	Tidak menyala	Tidak ada	?
F	Redup	Ada sedikit	?

- Jelaskan disertai contoh mengapa larutan elektrolit dapat menghantarkan arus listrik?
- Natrium hidroksida (NaOH) mula-mula terdapat 5,5 mol, setelah larut di dalam air, maka tersisa 1,3 mol dan selebihnya terurai menjadi ion Na^+ dan OH^- . Tentukan nilai derajat ionisasinya!
- Diketahui derajat ionisasi senyawa HI adalah 65%, apabila mol zat sisa adalah 1,5 mol, maka tentukanlah mol zat awal!
- Diketahui fraksi mol etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) dalam pelarut air adalah 0,65. Tentukan massa etanol yang dilarutkan jika air yang dilarutkan adalah 100 mL! (Ar C = 12, H = 1, O = 16)
- Di dalam wadah botol kimia bertuliskan 0,2 m $\text{Mg}(\text{OH})_2$ dengan volume 100 mL. Tentukan massa magnesium hidroksida tersebut! (Ar Mg = 24, O = 16, H = 1)
- Natrium iodida (NaI) sebanyak 1,56 gram dilarutkan pada 240 mL air. Tentukan molaritasnya! (Ar Na = 23, I = 127)
- Bagaimana cara membuat larutan 1,5 N CH_3COOH dengan volume 100 mL? (Ar H = 1, C = 12, O = 16)
- Suatu larutan asam klorida HCl 2,5 M akan diencerkan menjadi 0,1 M dengan volume akhir 100 mL. Hitunglah volume asam klorida yang harus di ambil!
- Sebanyak 11,5 mL urea $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ 2 M diencerkan dengan akuades hingga 100 mL. Hitunglah konsentrasi urea yang terbentuk!

BAB 8

ASAM DAN BASA

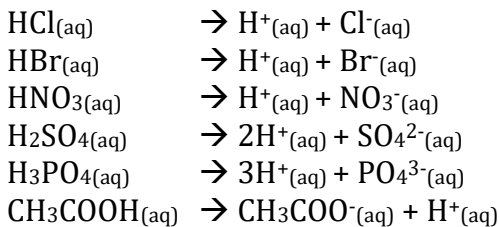
8.1. Definisi Asam dan Basa

Asam merupakan suatu senyawa yang memiliki ciri-ciri yang khas seperti rasanya masam, memiliki sifat mudah berkarat (korosif) dan dapat merusak permukaan logam. Apabila dites dengan kertas lakmus, senyawa asam dapat mengubah lakmus biru menjadi merah. Sedangkan senyawa yang basa memiliki rasa pahit, jika mengenai kulit akan licin, dan apabila dites dengan lakmus maka kertas lakmus merah akan menjadi biru. Konsep atau teori asam basa ini banyak dikembangkan oleh para ilmuwan, diantaranya yaitu Arrhenius, Bronsted Lowry dan Lewis.

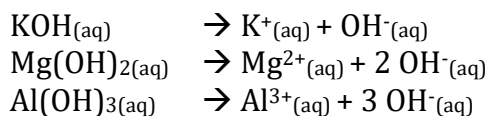
8.1.1. Konsep Asam Basa Arrhenius

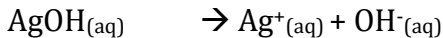
Seorang ilmuwan kimia bernama Arrhenius melakukan experiment pada beberapa larutan yang berbeda-beda. Dia mengamati bahwa ada senyawa-senyawa yang apabila dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion H^+ dan ada juga beberapa larutan yang apabila dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion OH^- . Kemudian, larutan-larutan yang dalam air menghasilkan ion H^+ dinamai sebagai asam, sedangkan apabila menghasilkan ion OH^- maka dinamai sebagai basa.

Contoh larutan asam:



Contoh larutan basa:

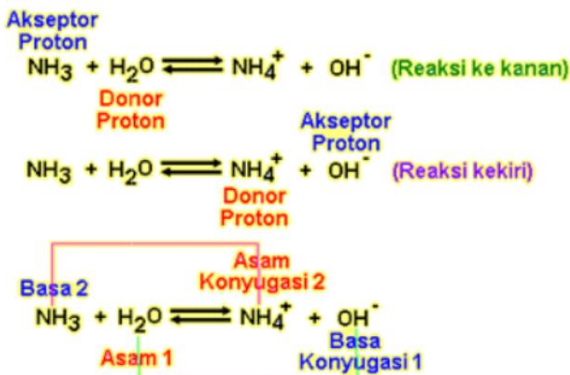




8.1.2. Konsep Asam Basa Bronsted Lowry

Kelihatannya konsep asam basa yang dikembangkan oleh Bronsted Lowry kurang sempurna, dikarenakan tidak semua senyawa asam yang apabila dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion H^{+} dan tidak semua senyawa basa yang apabila dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion OH^{-} . Konsep Arrhenius tidak dapat membuktikan hal ini. Bronsted Lowry berusaha mengembangkan teori asam basa lebih lanjut.

Menurut Bronsted Lowry, asam merupakan zat yang memiliki kemampuan untuk menyumbangkan atau mendonorkan atau memberikan protonnya (ion H^{+}), sedangkan basa merupakan zat yang memiliki kemampuan untuk menerima atau menangkap proton H^{+} . Perhatikan contoh reaksi amoniak (NH_3) yang dilarutkan dalam air berikut ini:

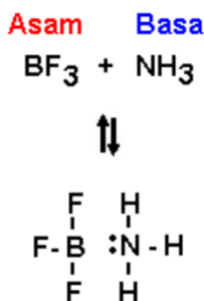


Pada reaksi di atas, dapat diketahui bahwa NH_3 pada reaksi pertama dan pada reaksi ke kanan berperan sebagai penerima atau akseptor proton dikarenakan hasil reaksi tampak bahwa yang awalnya NH_3 dengan menangkap 1 proton H^{+} akan menjadi NH_4^+ . Dikarenakan kemampuannya dapat menangkap proton, maka NH_3 disebut sebagai senyawa basa. Kemudian, H_2O pada reaksi pertama dan pada reaksi ke kanan akan berubah menjadi OH^- artinya dia kehilangan atau melepaskan atau mendonorkan H^{+} nya. Oleh karena itu, H_2O berperan sebagai asam. H_2O dan OH^- disebut sebagai

pasangan asam - basa konjugasi. Sedangkan NH_3 dan NH_4^+ disebut sebagai pasangan basa – asam konjugasi.

8.1.3. Konsep Asam Basa Lewis

Konsep asam basa yang berkembang hingga saat ini diakui oleh para ilmuwan yaitu konsep asam basa Lewis. Jika konsep asam basa Bronsted Lowry mengedepankan proton H^+ maka dalam konsep asam basa lewis, mengedepankan pasangan elektron. Suatu senyawa dikatakan asam apabila senyawa tersebut mampu menerima pasangan elektron bebas. Suatu senyawa dikatakan basa jika mampu mendonorkan atau memberikan pasangan elektron bebasnya. Contohnya pada rekasi antara senyawa BF_3 dengan NH_3 . Pada senyawa BF_3 , tidak ada pasangan elektron bebas, sehingga ia mampu menerima pasangan elektron bebas dari NH_3 . Dengan demikian, BF_3 merupakan asam sedangkan NH_3 merupakan basa. Dari sini dapat diketahui bahwa senyawa dikatakan asam atau basa tidaklah mutlak, melainkan hanya merupakan perbandingan antara senyawa yang satu dengan senyawa yang lainnya sehingga sifat asam basa merupakan sifat yang relatif. Contohnya senyawa air H_2O tidak mesti selalu bersifat asam karena mampu memberikan H^+ nya, akan tetapi H_2O juga bisa bersifat basa jika berikatan dengan senyawa lain (Qomariyah et al., 2021).

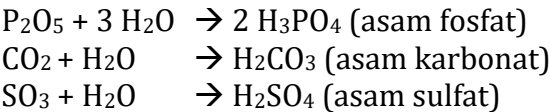


Gambar 8.1. Konsep Asam Basa Lewis

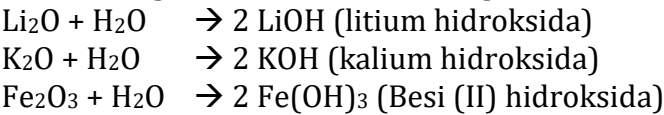
8.2. Pembentukan Asam dan Basa

Oksida asam yang bereaksi dengan air dapat membentuk suatu senyawa asam. Senyawa oksida merupakan suatu senyawa yang berasal dari unsur-unsur yang bukan logam. Contoh beberapa

reaksi pembentukan asam dari oksida non logam dan air adalah sebagai berikut:



Oksida basa yang bereaksi dengan air dapat membentuk suatu senyawa basa. Contoh beberapa reaksi pembentukan basa dari oksida non logam dan air adalah sebagai berikut:



Tabel 8.1. Pasangan Oksida Asam & Asam, Oksida Basa & Basa

Oksida Asam	Asam	Oksida Basa	Basa
SO ₃	H ₂ SO ₄	MgO	Mg(OH) ₂
N ₂ O ₃	HNO ₂	Al ₂ O ₃	Al(OH) ₃
N ₂ O ₅	HNO ₃	CaO	Ca(OH) ₂
P ₂ O ₃	H ₃ PO ₃	BaO	Ba(OH) ₂
SO ₂	H ₂ SO ₃	K ₂ O	KOH
CO ₂	H ₂ CO ₃	Fe ₂ O ₃	Fe(OH) ₃

Asam dan basa ada yang kuat dan ada yang lemah. Asam dan basa yang kuat apabila terurai dalam air maka akan menghasilkan jumlah ion H⁺ dan OH⁻ banyak (terionisasi sempurna), sedangkan untuk asam dan basa lemah tidak seluruhnya terionisasi dalam air. Oleh karena tidak semuanya terionisasi maka muncullah besaran lain yaitu Ka dan Kb. Ka merupakan tetapan kesetimbangan ionisasi asam sedangkan Kb merupakan tetapan kesetimbangan ionisasi basa. Berikut ini disajikan contoh senyawa asam dan basa lemah dan kuat.

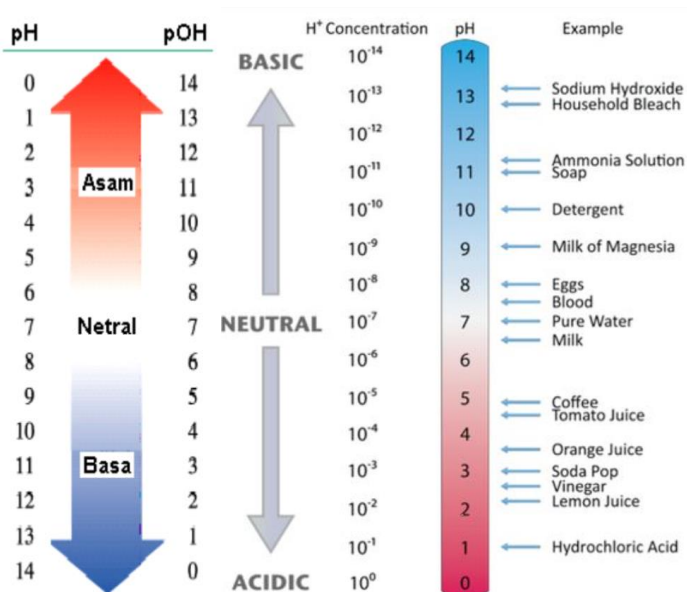
Tabel 8.2. Contoh Asam Basa Kuat dan Lemah

Asam Kuat	Asam Lemah	Basa Kuat	Basa Lemah
HCl	H ₃ PO ₄	NaOH	NH ₃
HNO ₃	HF	LiOH	NH ₄ OH
H ₂ SO ₄	H ₂ CO ₃	KOH	Fe(OH) ₂
HClO ₃	H ₃ BO ₃	Ca(OH) ₂	Cu(OH) ₂
HClO ₄	H ₂ O ₂	Ba(OH) ₂	C ₂ H ₅ NH ₃ OH

Asam Kuat	Asam Lemah	Basa Kuat	Basa Lemah
HBr	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	RbOH	$\text{CH}_3\text{NH}_3\text{OH}$
HI	HCOOH	CsOH	NaHCO_3
	HClO	SrOH	$\text{Pb}(\text{OH})_2$
	CH_3COOH		$\text{Zn}(\text{OH})_2$
	HCN		

8.3. Perhitungan Derajat Keasaman (pH)

Keasaman suatu larutan dapat dibedakan secara kuantitatif yaitu dengan mengetahui nilai derajat keasamannya. Derajat keasaman disebut juga dengan pH yang merupakan singkatan dari *potential of Hydrogen*. pH diberikan nilai paling kecil 0 dan paling tinggi 14. Semakin rendah angka pH nya maka senyawa tersebut semakin asam, dan semakin tinggi nilai pH nya maka sifat senyawa tersebut semakin basa. Tengah-tengah nilai yaitu pH = 7 yang berarti senyawa bersifat netral. Dari sini dapat diketahui bahwa senyawa asam kuat akan memiliki pH 0-3, senyawa asam lemah pH nya adalah 3-6, senyawa basa lemah pH nya 8-10 dan senyawa basa kuat pH nya 11-14.



Gambar 8.2. Skala pH dan Contoh Senyawanya

Nilai pH dari suatu senyawa dapat dilakukan melalui perhitungan dengan rumus tertentu atau juga dapat dilakukan dengan melalui eksperimen dengan alat, misalnya dengan menggunakan kertas lakmus, kertas indikator universal, pH meter, maupun dengan larutan indikator. Pada penggunaan kertas lakmus, ada dua jenis kertas lakmus yaitu merah dan biru. Larutan asam akan mengubah kertas lakmus biru menjadi merah dan larutan basa akan mengubah kertas lakmus merah menjadi biru. Pada larutan netral maka kertas lakmus tidak terjadi perubahan warna. Pada indikator universal, kertas cukup dicelupkan ke dalam larutan yang akan diuji kemudian kertas diangkat dan dianginkan ditunggu 3 menit. Perubahan warna pada kertas kemudian dicocokkan dengan warna standar dan dilihat sesuai dengan pH berapa. Pada pH meter, indikator pada alat cukup dicelupkan ke dalam larutan yang akan diuji dan alat akan menampilkan hasil pH nya. Penggunaan pH meter ini dinilai cukup akurat karena dapat membaca pH hingga dua angka dibelakang koma. Namun, karena termasuk alat instrumentasi, maka membutuhkan kalibrasi secara berkala dan terkadang alat tidak bisa menunjukkan hasil yang akurat apabila kondisi alat tidak stabil. Selain itu, harga alat juga termasuk mahal. Penggunaan larutan indikator termasuk yang murah dikarenakan larutan indikator dapat dibuat dengan bahan alami seperti bunga sepatu dan kunyit. Namun hasilnya hanya bisa secara kualitatif dan tidak bisa menyatakan pH dalam angka (Qomariyah, 2021).



Gambar 8.3. Berbagai Macam Alat Ukur pH

8.3.1. Perhitungan pH Asam Kuat

Asam kuat pH nya dapat ditentukan dengan menggunakan rumus berikut ini:

$$[H^+] = a \cdot Ma$$

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

Dengan a adalah jumlah H^+ dan Ma adalah konsentrasi asam. Apabila konsentrasi asam belum diketahui maka dapat dicari terlebih dahulu dengan menggunakan perhitungan yang sudah dipelajari pada bab sebelumnya.

Contoh Soal:

1. Tentukan pH H_2SO_4 dengan konsentrasi 0,0005 M!
2. Tentukan pH dari HCl jika diketahui terdapat 0,005 mol HCl dengan volume 250 mL!

Jawaban:

1. Diketahui:

$a = 2$ dikarenakan H_2SO_4 akan terionisasi menjadi 2 H^+ dan SO_4^{2-} sehingga jumlah H^+ nya adalah 2.

$Ma = 0,0005$ M, harus diubah ke dalam angka $0,5 \times 10^{-3}$

Ditanya: pH = ?

Jawab:

$$\begin{aligned} [H^+] &= a \cdot Ma \\ &= 2 \times 0,5 \times 10^{-3} \\ &= 1 \times 10^{-3} \\ pH &= -\log [H^+] \\ &= -\log 10^{-3} \\ &= 3 \end{aligned}$$

Jadi pH asam sulfat tersebut adalah 3 (asam kuat).

2. $Ma = \text{mol} / V$
 $= 0,005 / 0,25$
 $= 0,02$
 $= 2 \times 10^{-2}$
 $[H^+] = a \cdot Ma$
 $= 1 \times 2 \times 10^{-2}$
 $= 2 \times 10^{-2}$
 $pH = -\log [H^+]$
 $= -\log (2 \times 10^{-2})$
 $= 2 - \log 2$

Jadi, pH larutan HCl tersebut adalah $2 - \log 2$ (asam kuat).

8.3.2. Perhitungan pH Basa Kuat

Basa kuat pH nya dapat ditentukan dengan menggunakan rumus berikut ini:

$$[\text{OH}^-] = b \cdot \text{Mb}$$

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

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

Dengan b adalah jumlah OH^- dan Mb adalah konsentrasi basa kuat. Apabila konsentrasi basa kuat belum diketahui maka dapat dicari terlebih dahulu dengan menggunakan perhitungan yang sudah dipelajari pada bab sebelumnya.

Contoh Soal:

1. Tentukan pH $\text{Mg}(\text{OH})_2$ dengan konsentrasi 0,00025 M!
2. Sebanyak 0,04 gram NaOH dilarutkan ke dalam 100 mL air.
Tentukan pH larutan tersebut! (Ar Na = 23, O = 16, H = 1)

Jawab:

1. $[\text{OH}^-] = b \times \text{Mb}$
 $= 2 \times (2,5 \times 10^{-4})$
 $= 5 \times 10^{-4}$
 $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$
 $= -\log (5 \times 10^{-4})$
 $= 4 - \log 5$
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$
 $= 14 - (4 - \log 5)$
 $= 10 + \log 5$
2. $\text{Mb} = (\text{gram}/\text{Mr}) \times (1000/\text{V})$
 $= (0,04/40) \times (1000/100)$
 $= 0,001 \times 10$
 $= 0,01 \text{ M}$
 $= 10^{-2} \text{ M}$
 $[\text{OH}^-] = b \times \text{Mb}$
 $= 2 \times 10^{-2}$
 $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$
 $= -\log (2 \times 10^{-2})$
 $= 2 - \log 2$
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

$$\begin{aligned}
 &= 14 - (2 - \log 2) \\
 &= 14 - 2 + \log 2 \\
 &= 12 + \log 2
 \end{aligned}$$

8.3.3. Perhitungan pH Asam Lemah

Asam-asam yang lemah pada perhitungannya memiliki ciri yaitu terdapat nilai K_a yang merupakan konstanta asam atau α yang merupakan derajat disosiasi. Jadi, apabila pada suatu perhitungan atau soal muncul nilai K_a atau α maka sudah dapat dipastikan bahwa senyawa atau larutan tersebut merupakan asam lemah. Perhitungan pH asam lemah adalah sebagai berikut:

$$[H^+] = \sqrt{(K_a \times M_a)}$$

$$[H^+] = \alpha \times M_a$$

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

Contoh Soal:

1. Tentukan pH Asam hipoklorit $HClO$ dengan konsentrasi 0,35 M dan $K_a = 2,9 \times 10^{-8}$!
2. Asam asetat terionisasi 25% dengan konsentrasi asam 10^{-5} M. Tentukan pH nya!

Jawab:

$$\begin{aligned}
 1. [H^+] &= \sqrt{(K_a \times M_a)} \\
 &= \sqrt{(2,9 \times 10^{-8} \times 0,35)} \\
 &= \sqrt{(1,015 \times 10^{-8})} \text{ dibulatkan } \sqrt{(1,0 \times 10^{-8})} \\
 &= 10^{-4}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 pH &= -\log 10^{-4} \\
 &= 4
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 2. [H^+] &= \alpha \times M_a \\
 &= 0,25 \times 10^{-5} \\
 &= 2,5 \times 10^{-6}
 \end{aligned}$$

$$pH = -\log (2,5 \times 10^{-6}) = 6 - \log 2,5$$

8.3.4. Perhitungan pH Basa Lemah

Basa-basa yang lemah pada perhitungannya memiliki ciri yaitu terdapat nilai K_b yang merupakan konstanta basa atau α yang merupakan derajat disosiasi. Jadi, apabila pada suatu perhitungan atau soal muncul nilai K_b atau α maka sudah dapat dipastikan bahwa

senyawa atau larutan tersebut merupakan basa lemah. Perhitungan pH asam lemah adalah sebagai berikut:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(\text{Kb} \times \text{Mb})}$$

$$[\text{OH}^-] = \alpha \times \text{Mb}$$

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

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

Contoh Soal:

1. Tentukan pH larutan Zink hidroksida $\text{Zn}(\text{OH})_2$ sebanyak 0,005 mol dengan volume 100 mL dan $\text{Kb} = 5 \times 10^{-8}$!
2. Besi hidroksida terionisasi 17,5% dengan konsentrasi basa 2×10^{-5} M. Tentukan pH nya!

Jawab:

$$\begin{aligned} 1. [\text{OH}^-] &= \sqrt{(\text{Kb} \times \text{Mb})} \\ &= \sqrt{(\text{Kb} \times \text{mol/V})} \\ &= \sqrt{(5 \times 10^{-8} \times 0,005/0,1)} \\ &= \sqrt{(5 \times 10^{-8} \times 0,05)} \\ &= \sqrt{(0,25 \times 10^{-8})} \\ &= 0,5 \times 10^{-4} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log (0,5 \times 10^{-4}) \\ &= 4 - \log 0,5 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 14 - (4 - \log 0,5) \\ &= 10 + \log 0,5 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 2. [\text{OH}^-] &= \alpha \times \text{Mb} \\ &= 0,175 \times 2 \times 10^{-5} \\ &= 0,35 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log (0,35 \times 10^{-5}) \\ &= 5 - \log 0,35 \end{aligned}$$

$$\text{pH} = 14 - (5 - \log 0,35) = 9 + \log 0,35$$

8.4. Aplikasi Larutan Asam dan Basa

Larutan asam dan basa juga sangat berperan dalam bidang kesehatan terutama di dalam tubuh manusia. Di dalam tubuh, untuk mendapatkan kondisi homeostatis maka harus terdapat kesetimbangan antara penggunaan dan pembuatan hidrogen. Dalam hal ini, organ tubuh yang memiliki peranan sangat penting yaitu ginjal. Senyawa yang berperan penting dalam mengontrol keseimbangan asam basa dalam ginjal adalah ion-ion bikarbonat.

Konsentrasi ion hidrogen dalam tubuh normalnya adalah 0,00004 mEq/L atau setara dengan 40 nEq/L. Karena satuan ini agak sulit diterapkan sehingga satuan konsentrasi ion hidrogen lebih mudah jika dalam bentuk pH. pH normal pada cairan interstitial dan darah vena adalah 7,35 sedangkan pada arteri yaitu 7,4. Nilai ini muncul dikarenakan adanya karbondioksida CO_2 yang dipelaskan dari jaringan tubuh dan terbentuk asam bikarbonat H_2CO_3 . Jika konsentrasi ini tidak dapat dipertahankan oleh tubuh, maka tubuh akan terkena dampaknya yaitu timbul penyakit alkalosis dan asidosis. Pada urin, pH normalnya yaitu 4,5 – 8,0, bervariasi dikarenakan kondisi asam basa pada cairan ekstraselulernya.

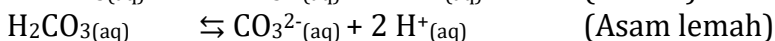
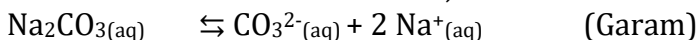
SOAL PENDALAMAN MATERI

1. Jelaskan definisi asam dan basa menurut Arrhenius, Bronsted Lowry dan Lewis! Jelaskan pula kelemahan dari teori tersebut dan berikan pula contohnya!
2. Apa perbedaan asam kuat dan asam lemah? Jelaskan disertai dengan contoh!
3. Apa perbedaan basa kuat dan basa lemah? Jelaskan disertai dengan contoh!
4. Jelaskan mengapa nilai pH tertinggi hanya sampai pada angka 14!
5. Buktikan bahwa H_2O dapat bersifat sebagai asam dan dapat pula bersifat sebagai basa!
6. Tentukan pH dari H_2SO_4 jika diketahui terdapat 0,005 mol HCl dengan volume 250 mL!
7. Sebanyak 0,04 gram AgOH dilarutkan ke dalam 100 mL air. Tentukan pH larutan tersebut! (Ar Ag = 108, O = 16, H = 1)
8. Asam sianida terionisasi 3,5% dengan mol asam adalah 10^{-3} mol dan volumenya adalah 250 mL. Tentukan pH nya!
9. Tentukan pH larutan Tembaga (II) hidroksida $Cu(OH)_2$ sebanyak 0,0025 mol dengan volume 100 mL dan $K_b = 4 \times 10^{-8}$!
10. Jelaskan aplikasi larutan asam dan basa di bidang kesehatan! Jelaskan pula apa yang dimaksud dengan penyakit asidosis dan alkalosis!

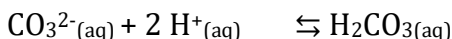
BAB 9

LARUTAN BUFFER

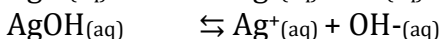
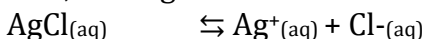
Larutan buffer disebut juga dengan larutan penyangga atau larutan dapar. Larutan penyangga terdiri dari campuran larutan basa lemah dengan garamnya atau basa kuat dengan garamnya. Disebut sebagai larutan penyangga karena larutan ini dapat mempertahankan nilai pH. pH larutan akan menjadi tetap walau dengan penambahan sedikit basa maupun dengan penambahan sedikit asam. Mengapa dapat mempertahankan pH? Dikarenakan komposisi larutan buffer terdiri dari asam basa konjugasi. Contohnya adalah larutan natrium bikarbonat Na_2CO_3 yang merupakan asam lemah. Dalam larutan, akan terionisasi menjadi:



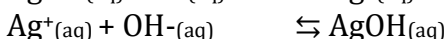
Di dalam larutan tersebut terdapat asam yaitu $\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$ dan basa konjugasi yaitu $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$. Ion dan senyawa ini yang ada dalam larutan bertugas meminimalisir apabila ada tambahan asam lain, sehingga akan terjadi reaksi penetralan (netralisasi) dengan reaksi sebagai berikut:



Hal ini berarti kehadiran basa OH^- dapat dinetralkan oleh H_2CO_3 . Dalam larutan lain, yaitu campuran antara garam dengan basa lemah, maka garam akan terionisasi menjadi:



Adanya ion Ag^+ dan senyawa AgOH di dalam larutan, maka dapat menetralkan jika ada penambahan asam H^+ atau basa OH^- sehingga larutan akan tetap pHnya. Reaksi jika ada penambahan asam dan basa adalah sebagai berikut:



Harga pH larutan penyangga akan berbeda dengan pH garamnya maupun dengan pH larutan basa atau asam lemahnya dikarenakan dalam larutan akan terionisasi. Oleh karena itu untuk menentukan pH larutan buffer diperlukan hitungan sendiri yang berbeda.

9.1. Garam dengan Asam Lemahnya

Merupakan larutan buffer yang berasal dari asam lemah dengan garamnya. Untuk menghitung pH, digunakan rumus di bawah ini:

$$[H^+] = K_a \cdot \frac{[Asam]}{[Garam]} \quad \Rightarrow \quad pH = -\log \left[K_a \cdot \frac{[Asam]}{[Garam]} \right]$$

Contoh Soal:

Ke dalam larutan NaOH 0,2 M sebanyak 40 mL ditambahkan larutan asam asetat 0,2 M sebanyak 80 mL. Hitunglah pH larutan jika K_a asam asetat yaitu 10^{-5} !

Jawaban:



Mol = M x V = 0,2x0,4 0,2x0,8

Mula-mula 0,08 mol 0,16 mol

Bereaksi 0,08 mol 0,08 mol 0,08 mol 0,08 mol

Sisa - 0,08 mol 0,08 mol 0,08 mol

$$\begin{aligned} [H^+] &= K_a \times ([asam] / [garam]) \\ &= 10^{-5} \times ([0,08 / (0,4 + 0,8)] / [0,08 / (0,4 + 0,8)]) \\ &= 10^{-5} \times 1 \end{aligned}$$

$$pH = -\log 10^{-5} = 5$$

9.2. Garam dengan Basa Lemahnya

Merupakan larutan buffer yang berasal dari basa lemah dengan garamnya. Untuk menghitung pH, digunakan rumus di bawah ini:

$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{Asam}]}{[\text{Garam}]} \Rightarrow \text{pOH} = -\log \left[K_b \cdot \frac{[\text{Asam}]}{[\text{Garam}]} \right]$$

Contoh Soal:

Hitunglah pH larutan yang merupakan campuran dari 100 mL NH_4Cl 0,5 M dengan 50 mL larutan NH_3 0,1 M jika diketahui K_b nya adalah 10^{-5} !

Jawab:



Mol asam konjugasi $\text{NH}_4\text{Cl} = 0,1 \times 0,5$

$= 0,05 \text{ mol}$

Mol basa lemah $\text{NH}_3 = 0,05 \times 0,1$

$= 0,005 \text{ mol}$

Volume total $= 0,1 \text{ L} + 0,05 \text{ L}$

$= 0,15 \text{ L}$

$[\text{OH}^-] = K_b \times ([\text{basa}] / [\text{garam}])$

$= K_b \times ([\text{NH}_3] / [\text{NH}_4\text{Cl}])$

$= 10^{-5} \times ([0,005/0,15] / [0,05/0,15])$

$= 10^{-5} \times (0,0333 / 0,333)$

$= 10^{-5} \times 0,1 = 10^{-6}$

$\text{pOH} = -\log 10^{-6}$

$= 6$

$\text{pH} = 14 - 6$

$= 9$

SOAL PENDALAMAN MATERI

1. Jelaskan definisi larutan buffer!
2. Sebutkan pembagian larutan buffer dan contohnya!
3. Jelaskan aplikasi larutan buffer dalam bidang kesehatan!
4. Jelaskan mengapa larutan buffer dapat bersifat mempertahankan pH walau ditambahkan sedikit asam atau sedikit basa!
5. Periksalah campuran larutan 50 mL NaOH 0,25 M dengan larutan 25 mL CH_3COOH 0,1 M termasuk larutan penyangga atau bukan?
6. Suatu larutan penyangga dibuat dengan cara mereaksikan sejumlah 300 mL larutan Natrium asetat 0,2 M dengan 200 mL larutan asam asetat 0,2 M. Jika K_a asam asetat adalah 10^{-5} maka hitunglah pH larutan penyangga tersebut!
7. Seorang peneliti mengambil NaOH dengan massa tertentu kemudian ditimbang di neraca analitik. Setelah itu NaOH dimasukkan ke dalam 0,2 M HCOOH 200 mL. Diketahui K_a HCOOH adalah 10^{-4} . Jika peneliti tersebut ingin membuat larutan buffer dengan $\text{pH} = 4$, maka tentukanlah massa NaOH yang ditimbangnya tersebut!
8. Suatu larutan HCl 0,2 M ditambahkan ke dalam larutan NH_3 0,5 M dengan volume 40 mL untuk mendapatkan larutan buffer dengan $\text{pH} = 9$. Jika diketahui $K_b = 10^{-5}$ maka hitunglah volume larutan HCl yang ditambahkan tersebut!
9. Terdapat larutan NH_4OH 0,2 M sebanyak 2 L ditambahkan dengan larutan NH_4Cl 0,2 M sebanyak 2 L. Diketahui K_b ammonium hidroksida adalah $1,8 \times 10^{-5}$. Tentukanlah pH larutan buffer tersebut!
10. Tentukanlah pH larutan buffer pada soal Nomor 9 jika ditambahkan lagi NaOH 0,1 M dengan volume 10 mL.

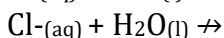
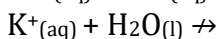
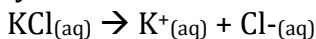
BAB 10

HIDROLISIS GARAM

Hidrolisis merupakan suatu proses reaksi penguraian suatu senyawa atau zat oleh air. Sehingga, hidrolisis garam merupakan suatu proses reaksi terurainya suatu garam oleh air. Garam yang terurai oleh air akan membentuk suatu larutan asam dan basa. Jenis asam dan basa yang terbentuk apakah kuat atau lemah, ditentukan oleh jenis garamnya. Oleh karena itu, ada bermacam-macam jenis garam, yaitu garam yang berasal dari asam kuat dan basa kuat, garam yang berasal dari asam kuat dan basa lemah, garam yang berasal dari asam lemah dan basa kuat, serta garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah. Masing-masing sifat garam ini maka akan menghasilkan larutan dengan pH yang berbeda-beda. Sehingga, untuk menghitung pH nya pun juga berbeda-beda pula.

10.1. Garam dari Asam Kuat dan Basa Kuat

Garam yang pembentukannya berasal dari asam kuat dengan basa kuat, ketika terionisasi di dalam air, maka tidak dapat terhidrolisis oleh air. Hal ini disebabkan karena ion-ion tersebut tidak dapat mengadakan interaksi dengan air, dan hanya sebatas terhidrasi (dikelilingi oleh molekul air) tetapi tidak dapat mengadakan suatu reaksi kimia. Contohnya yaitu garam KCl yang berasal dari asam kuat HCl dengan basa kuat KOH. Di dalam air, garam KCl akan terionisasi menjadi kation K^+ dan anion Cl^- . Masing-masing ion tersebut tidak dapat bereaksi secara kimia dengan H_2O . Dikarenakan berasal dari asam kuat dan basa kuat, maka terdapat kesetimbangan antara $[H^+]$ dengan $[OH^-]$ sebesar 10^{-7} sehingga untuk garam ini baik pH maupun pOHnya adalah 7. Dengan kata lain, garam yang berasal dari asam kuat dan basa kuat maka sifat garamnya adalah netral.



Contoh Soal:

Tentukan pH larutan 100 mL HCl 0,1 M yang dicampur dengan 50 mL NaOH 0,2 M!

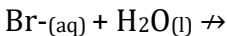
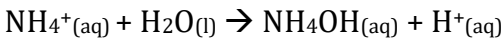
Jawab:

Campuran dari HCl (asam kuat) dengan NaOH (basa kuat) maka akan membentuk garam NaCl. Seperti penjelasan di atas bahwa garam yang terbentuk dari jenis ini akan memiliki sifat netral sehingga pH nya adalah 7. Tanpa melalui perhitungan, jika ada jenis garam yang berasal dari asam kuat dan basa kuat maka dapat langsung ditentukan yaitu 7 (netral).

10.2. Garam dari Asam Kuat dan Basa Lemah

Garam yang berasal dari asam kuat dan basa lemah, maka garam tersebut bersifat asam. Jenis garam ini dapat mengalami hidrolisis sebagian. Contohnya adalah garam NH_4Br yang merupakan garam yang berasal dari asam kuat HBr dan basa lemah NH_4OH . Yang terhidrolisis yaitu yang bersifat lemah yaitu basanya. Karena yang terhidrolisis sebagian adalah basanya, maka basa lemah tersebut akan memiliki nilai K_b (konstanta basa). Walau yang dicari adalah konsentrasi ion H^+ (asam) tetapi rumusnya ada K_b .

Reaksi hidrolisis:



Rumus menentukan pH:

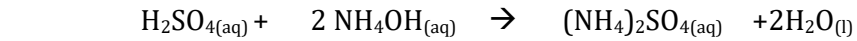
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^{+}]$$

$$\text{pH} = -\log \left[\sqrt{\frac{K_w}{K_b}} [\text{Garam}] \right]$$

Dimana K_w merupakan konstanta water atau air yang besarnya selalu 10^{-14} .

Contoh Soal:

Diketahui sebanyak 1000 mL asam sulfat 1 M direaksikan dengan 1000 mL ammonium hidroksida 2 M. Tentukan pH larutan yang terbentuk!

Jawab:Ammonium hidroksida = NH_4OH (basa lemah)Asam sulfat = H_2SO_4 (asam kuat)

Mula- 1 L x 1 M = 1 L x 2 M =

mula 1 mol 2 mol

Reaksi 1 mol 2 mol 1 mol 2 mol

Sisa - - 1 mol 2 mol

Menentukan konsentrasi garam $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$:

$$M = \frac{n}{v \text{ total}} = \frac{1 \text{ mol}}{2\text{L}}$$

Dimasukkan rumus hidrolisis:

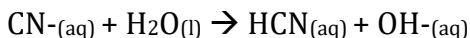
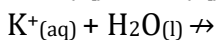
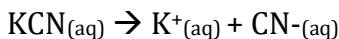
$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \times M} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{10^{-5}} \times \frac{1}{2} \times 2} = \sqrt{10^{-9}} = 10^{-4,5}$$

$$\text{pH} = 4,5$$

10.3 Garam dari Asam Lemah dan Basa Kuat

Kebalikan dari pembahasan di atas, sehingga garam yang berasal dari asam lemah dan basa kuat maka sifat garamnya adalah basa. Di dalam air, yang akan mengalami reaksi hidrolisis yaitu yang lemah yaitu asamnya. Sebagai contoh garam KCN yang merupakan suatu garam yang berasal dari asam lemah HCN dengan basa kuat KOH. Dikarenakan yang bereaksi adalah asamnya maka di dalam rumus perhitungan pH akan ada K_a yang merupakan konstanta asam. Karena yang terhidrolisis hanya asam lemahnya dan basa kuatnya tidak dapat terhidrolisis, maka hidrolisis garam jenis ini merupakan hidrolisis sebagian.

Reaksi hidrolisis:



Karena terdapat spesies OH⁻ pada hasil reaksi hidrolisis ini, menyebabkan larutan menjadi basa sehingga garam dengan jenis ini memiliki pH yang lebih besar dari 7.

Rumus menentukan pH:

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a}} \cdot [Garam]$$

$$pOH = -\log \left[\sqrt{\frac{K_w}{K_a}} \cdot [Garam] \right]$$

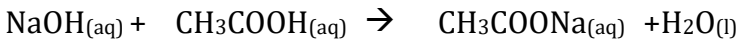
Contoh Soal:

Tentukan pH campuran apabila 500 mL NaOH 2 M bereaksi dengan 500 mL CH₃COOH 2 M!

Jawaban:

NaOH = basa kuat

CH₃COOH = asam lemah



Mula-mula	0,5L x 2M = 1 mol	0,5L x 2M = 1 mol		
Reaksi	1 mol	1 mol	1 mol	1 mol
Sisa	-	-	1 mol	1 mol

Menentukan konsentrasi garam CH₃COONa

$$M = \frac{n}{v \text{ total}} = \frac{1 \text{ mol}}{1L} = 1 M$$

Menentukan pH larutan:

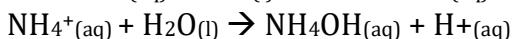
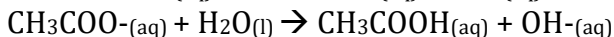
$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a}} \times M = \sqrt{\frac{10^{-14}}{10^{-5}} \times 1 \times 1} = \sqrt{10^{-9}} = 10^{-4,5}$$

$$pOH = 4,5$$

$$pH = 14 - 4,5 = 9,5$$

10.4. Garam dari Asam Lemah dan Basa Lemah

Garam yang dibentuk dari asam lemah dan basa lemah maka akan mengalami hidrolisis sempurna, dikarenakan baik asam lemah maupun basa lemahnya akan terhidrolisis oleh air. Contohnya adalah garam $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ akan mengalami hidrolisis sebagai berikut:



Dikarenakan larutan garam ini terhidrolisis sempurna, maka untuk menentukan pH nya ditentukan oleh nilai K_a (konstanta asam) maupun K_b (konstanta basa) nya, sebagai berikut:

Jika $K_a > K_b$ maka larutan bersifat asam

Jika $K_a < K_b$ maka larutan bersifat basa

Jika $K_a = K_b$ maka larutan bersifat netral

Contoh Soal:

Hitunglah besarnya pH dari larutan $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ($K_b \text{ NH}_3 = 10^{-5}$, $K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 10^{-8}$)!

Jawaban:

Dikarenakan $K_b > K_a$ maka larutan bersifat Basa, sehingga menggunakan rumus di bawah ini:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w \times K_b}{K_a}} = \sqrt{\frac{10^{-14} \times 10^{-5}}{10^{-8}}} = \sqrt{10^{-11}} = 10^{-5,5}$$

$$\text{pOH} = 5,5$$

$$\text{pH} = 14 - 5,5 = 8,5$$

SOAL PENDALAMAN MATERI

1. Jelaskan definisi hidrolisis garam!
2. Sebutkan pembagian hidrolisis garam dan contohnya!
3. Jelaskan aplikasi hidrolisis garam dalam bidang kesehatan!
4. Bagaimana cara menentukan pH garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah?
5. Tentukan pH larutan dari 250 mL KCl 0,3 M!
6. Tentukan pH dari larutan ammonium sulfat dengan konsentrasi 0,25 M apabila diketahui ketetapan basa amoniak $K_b \text{ NH}_3$ adalah 10^{-5} M!
7. Sebanyak 100 mL larutan NH_4OH 0,2 M dicampurkan dengan 100 mL larutan asam sulfat 0,1 M. Tentukan pH campuran larutan tersebut!
8. Hitunglah besarnya pH dari garam NaCN 0,01 M apabila diketahui $K_a \text{ HCN}$ adalah 10^{-5} !
9. Sebanyak 250 mL LiOH 1 M dicampur dengan 250 mL CH_3COOH 1 M membentuk larutan garam. Tentukan pH nya!
10. Hitunglah pH dari larutan $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ jika diketahui $K_b \text{ NH}_3 = 10^{-5}$ dan $K_a \text{ H}_2\text{S} = 10^{-4}$!

DAFTAR PUSTAKA

- A.G. Guy, 1976. *Essentials of Materials Science*. McGraww-Hill Book Company, New York.
- Andreev, A.F., Lifshitz, I.M., 2020. *QUANTUM THEORY OF DEFECTS IN CRYSTALS*.
- Bridges, F., Davies, G., Robertson, J., Stoneham, A.M., 1990. The spectroscopy of crystal defects: a compendium of defect nomenclature. *J. Phys.: Condens. Matter* 2, 2875–2928. <https://doi.org/10.1088/0953-8984/2/13/001>
- Fontcuberta i Morral, A., Arbiol, J., Prades, J.D., Cirera, A., Morante, J.R., 2007. Synthesis of Silicon Nanowires with Wurtzite Crystalline Structure by Using Standard Chemical Vapor Deposition. *Adv. Mater.* 19, 1347–1351. <https://doi.org/10.1002/adma.200602318>
- Hardjono Sastrohamidjodjo, 2018. *Kimia Dasar*. UGM Press, Yogyakarta.
- Heny Ekawati Haryono, 2019. *Kimia Dasar*. Deepublish Publisher, Yogyakarta.
- Nuryono, N., Qomariyah, A., Kim, W., Otomo, R., Rusdiarso, B., Kamiya, Y., 2019. Octyl and propylsulfonic acid co-fixed $\text{Fe}_3\text{O}_4/\text{SiO}_2$ as a magnetically separable, highly active and reusable solid acid catalyst in water. *Molecular Catalysis* 475, 110248. <https://doi.org/10.1016/j.mcat.2018.11.019>
- Qomariyah, A., 2021. Analisis kadar alkalinitas dan asiditas pada air sumur di desa tapanrejo kecamatan muncar kabupaten banyuwangi, *Semnas Sains dan Teknologi*.
- Qomariyah, A., Nuryono, N., Kunarti, E.S., 2021. Recovery of Gold in Au/Cu/Mg System from SH/ $\text{Fe}_3\text{O}_4/\text{SiO}_2$ as a Magnetically Separable and Reusable Adsorbent. *Indo. J. Chem. Res.* 9, 26–34. <https://doi.org/10.30598//ijcr.2021.9-ani>
- Rao, C.N.R., Joshi, S.K., Mashelkar, R.A., 1995. *Solid state chemistry: selected papers of C.N.R. Rao*. World Scientific, Singapore.

- Rowan, A.D., Patterson, C.H., Gasparov, L.V., 2009. Hybrid density functional theory applied to magnetite: Crystal structure, charge order, and phonons. *Phys. Rev. B* 79, 205103. <https://doi.org/10.1103/PhysRevB.79.205103>
- Smart, L.E., M., E.A., 2005. *Solid State Chemistry: An Introduction*, 3rd ed. Taylor & Francais Group, London.
- WT. Read, 1953. *Dislocations in Crystals*. Mc.Graw Hill Book Company, New York.
- Zhao, Z., Tian, J., Sang, Y., Cabot, A., Liu, H., 2015. Structure, Synthesis, and Applications of TiO₂ Nanobelts. *Adv. Mater.* 27, 2557–2582. <https://doi.org/10.1002/adma.201405589>
- Zul Alfian, 2009. *Kimia Dasar*. USU Press, Medan.
- Zulfikar, 2008. *Kimia Kesehatan*. Kementerian Kesehatan RI, Jakarta.

BIODATA PENULIS



Ani Qomariyah, S.Si., M.Sc.

Dosen Program Studi D-IV Teknologi Laboratorium Medik
STIKES Banyuwangi

Penulis lahir di Jombang tanggal 20 Desember 1991. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi D-IV Teknologi Laboratorium Medik STIKES Banyuwangi. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia dan S2 pada Jurusan Ilmu Kimia di kampus yang sama yaitu Universitas Gadjah Mada Yogyakarta. Pada saat kuliah S2, penulis terpilih dalam kegiatan Internasional seperti mengikuti kegiatan *Spring School* di *Kyoto University* Jepang selama tiga minggu dan terpilih mengikuti penelitian dan perkuliahan di *Hokkaido University* Jepang selama enam bulan dengan beasiswa dari Pemerintah Jepang (JASSO). Penulis mendapatkan beasiswa Bidik Misi dari Kemdikbud RI untuk menyelesaikan studi S1, dan mendapatkan beasiswa LPDP dari Kemenkeu RI untuk menyelesaikan studi S2.

Penulis menekuni bidang menulis, baik dalam bentuk buku maupun jurnal ilmiah. Buku yang berhasil diterbitkan yaitu Kimia Zat Padat (Book Chapter) dan Kimia Dasar: Panduan Lengkap untuk Pemula (Book Chapter) oleh penerbit Get Press Indonesia pada tahun 2023. Tulisan-tulisan yang dihasilkan sudah dipublikasikan dalam bentuk jurnal ilmiah internasional dan nasional, serta dimuat

dalam media massa (koran). Tulisan yang berhasil dipublikasikan pada Jurnal Internasional Bereputasi (Q1) berjudul "*Octyl and propylsulfonic acid co-fixed $Fe_3O_4@SiO_2$ as a magnetically separable, highly active and reusable solid acid catalyst in water*" (*Molecular Catalyst* 475, 110248, 2019). Tulisan yang berhasil dipublikasikan pada Jurnal Internasional yaitu "*An Analysis of Mercury (Hg) Levels in River Water Around the Gold Mining Area in Banyuwangi Regency*" (*International Journal of Medicine and Health*, 1 (4), 16-22, 2022). Tulisan yang berhasil dipublikasikan pada Jurnal Nasional terakreditasi Dikti berjumlah 8 judul dan tulisan yang dipublikasikan pada Jurnal Nasional berjumlah 4 judul. Selain aktif menulis sebagai bagian dari Tri Dharma Perguruan Tinggi, penulis juga aktif mengikuti berbagai organisasi kemasyarakatan, membimbing mahasiswa dalam mengikuti hibah kompetisi, mengikuti berbagai seminar atau *workshop* serta mengikuti berbagai pelatihan. Penulis dapat dihubungi melalui email ani.qomariyah@stikesbanyuwangi.ac.id