

KIMIA MODERN

**Andi Budirohmi
Bambang Suhartawan
Inti Mulyo Arti
Nurul Pratiwi
Nurlela
Cory Novi
Hanim Istatik Badi'ah**



GET PRESS INDONESIA

KIMIA MODERN

Penulis :

Andi Budirohmi
Bambang Suhartawan
Inti Mulyo Arti
Nurul Pratiwi
Nurlela
Cory Novi
Hanim Istatik Badi'ah

ISBN :

Editor : Dr. Neila Sulung, S.Pd., Ns., M.Kes.

Penyunting : Rantika Maida Sahara., S.Tr. Kes

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

Penerbit : GET PRESS INDONESIA

Anggota IKAPI No. 033/SBA/2022

Redaksi :

Jln. Palarik Air Pacah No 26 Kel. Air Pacah
Kec. Koto Tangah Kota Padang Sumatera Barat

Website : www.getpress.co.id

Email : adm.getpress@gmail.com

Cetakan pertama, Mei 2024

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

KATA PENGANTAR

Segala Puji dan syukur atas kehadiran Allah SWT dalam segala kesempatan. Sholawat beriring salam dan doa kita sampaikan kepada Nabi Muhammad SAW. Alhamdulillah atas Rahmat dan Karunia-Nya penulis telah menyelesaikan Buku Kimia Modern ini.

Buku Ini Membahas Prinsip-Prinsip Kimia Modern, Struktur Atom Dan Sistem Periodik, Teori Ikatan Kimia, Stoikiometri Dan Hukum-Hukum Kimia, Keseimbangan Kimia, Asam Dan Basa Dalam Kimia, Kimia Material: Polimer Dan Nanoteknologi.

Proses penulisan buku ini berhasil diselesaikan atas kerjasama tim penulis. Demi kualitas yang lebih baik dan kepuasan para pembaca, saran dan masukan yang membangun dari pembaca sangat kami harapkan.

Penulis ucapkan terima kasih kepada semua pihak yang telah mendukung dalam penyelesaian buku ini. Terutama pihak yang telah membantu terbitnya buku ini dan telah mempercayakan mendorong, dan menginisiasi terbitnya buku ini. Semoga buku ini dapat bermanfaat bagi masyarakat Indonesia.

Padang, Mei 2024

Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR	i
DAFTAR ISI	ii
DAFTAR GAMBAR	v
DAFTAR TABEL	vi
BAB 1 PRINSIP -PRINSIP KIMIA MODERN	1
1.1 Ilmu Kimia dan Prinsipnya.....	1
1.2 Temuan Kimia Modern	1
1.3 Bentuk Atom Dan Konsep Atom Modern.....	3
1.3.1 Pemahaman Tentang Atom.....	3
1.3.2 Konsep Atom J. Dalton	4
1.3.3 Teori Atom J. J. Thomson	5
1.3.4 Model Atom Bohr.....	6
1.3.5 Konsep Atom Modern	8
DAFTAR PUSTAKA	10
BAB 2 STRUKTUR ATOM DAN SISTEM PERIODIK.....	11
2.1 Struktur Atom.....	11
2.2 Sistem Periodik.....	21
DAFTAR PUSTAKA	31
BAB 3 TEORI IKATAN KIMIA	33
3.1 Pendahuluan.....	33
3.2 Kestabilan Unsur.....	34
3.3 Teori Ikatan Kimia.....	36
3.3.1 Teori Ikatan Valensi	36
3.3.2 Teori Orbital Molekul	37
3.3.3 Teori Resonansi	38
3.3.4 Teori Hibridisasi Orbital	38
3.3.5 Teori Ikatan Koordinasi	39
3.3.6 Teori Ikatan Hidrogen.....	39
3.3.7 Teori Ikatan Ionik.....	40
3.3.8 Teori Ikatan Logam	41
3.4 Klasifikasi Ikatan Kimia.....	41
3.4.1 Ikatan Ion.....	41
3.4.2 Ikatan Kovalen.....	42
3.4.3 Ikatan Logam.....	43
DAFTAR PUSTAKA	46

BAB 4 STOIKIOMETRI DAN HUKUM-HUKUM KIMIA.....	49
4.1 Pendahuluan	49
4.2 Konsep Mol	49
4.3 Massa Atom Relatif.....	50
4.4 Massa Molekul Relatif.....	51
4.5 Hubungan Mol dengan Jumlah Partikel, Massa, Volume dan Molaritas.....	51
4.6 Rumus Senyawa Kimia	52
4.6.1 Rumus Empiris	52
4.6.1 Rumus Molekul.....	53
4.7 Persamaan Reaksi.....	54
4.7.1 Menyetarakan Reaksi Kimia Sederhana	54
4.7.2 Menyetarakan Reaksi Kimia yang Tidak Sederhana	55
4.7.3 Menyetarakan Reaksi Pembakaran Senyawa Organik.....	56
4.8 Hukum-Hukum Dasar Kimia	56
4.8.1 Hukum Kekekalan Massa	57
4.8.2 Hukum Perbandingan Tetap	58
4.8.3 Hukum Perbandingan Berganda.....	58
4.8.4 Hukum Kimia untuk Gas	59
DAFTAR PUSTAKA.....	61
BAB 5 KESETIMBANGAN KIMIA.....	63
5.1 Pengertian Keseimbangan Kimia	63
5.2 Karakteristik Keseimbangan Kimia	66
5.3 Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Keseimbangan Kimia.....	67
5.4 Pemanfaatan Keseimbangan Kimia Pada Aktivitas Sehari-hari.....	71
5.5 Kesimpulan	72
DAFTAR PUSTAKA.....	74
BAB 6 ASAM BASA DALAM KIMIA	75
6.1 Pendahuluan	75
6.2 Teori Asam-Basa.....	75
6.2.1 Teori Arrhenius.....	75
6.2.2 Teori Bronsted-Lowry.....	76
6.2.3 Teori Lewis	80

6.3 Kekuatan Asam dan Basa.....	81
6.3.1 Asam.....	81
6.3.2 Basa.....	84
6.4 Keketimbangan Asam dan Basa dalam Air	85
6.4.1 Keketimbangan Asam.....	85
6.4.2 Keketimbangan Basa.....	86
6.5 pH dan pOH Larutan Asam dan Basa dalam Air	87
6.6 Larutan Buffer	88
6.6.1 Persamaan Henderson-Hasselbach	90
6.7 Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan	91
DAFTAR PUSTAKA	95
BAB 7 KIMIA MATERIAL: POLIMER & NANOTEKNOLOGI	97
7.1 Pendahuluan.....	97
7.2 Kimia Material	98
7.3 Polimer.....	99
7.3.1 Definisi Polimer	99
7.3.2 Sifat-Sifat Polimer	100
7.3.3 Jenis-jenis Polimer	102
7.3.4 Aplikasi Polimer	107
7.4 Nanoteknologi	107
7.4.1 Pengertian Nanoteknologi.....	107
7.4.2 Sifat-Sifat Nanopartikel	108
7.4.3 Aplikasi Nanopartikel.....	110
DAFTAR PUSTAKA	112
BIODATA PENULIS	

DAFTAR GAMBAR

Gambar 1.1. Antoni Lavoiser pencetus kimia modern	1
Gambar 1.2. J.Dalton	4
Gambar 1.3. Bentuk atom Thomson	6
Gambar 1.4. Jalur stasioner atom Borh	7
Gambar 1.5. Bentuk atom mekanika kuantum	8
Gambar 3.1. Struktur Lewis, konfigurasi elektron, isi elektron pada tiap kulit atom dan jumlah elektron valensi atom C.....	35
Gambar 3.2. Perbedaan gambaran ikatan ion, ikatan kovalen dan ikatan logam.....	45
Gambar 4.1. Hubungan mol dengan jumlah partikel, massa, volume dan molaritas	52
Gambar 4.2. Ilustrasi pembentukan molekul air yang mengikuti hukum kekekalan massa.....	57
Gambar 5.1. Ilustrasi rumus kesetimbangan.....	64
Gambar 5.2. Pengaruh Tekanan Terhadap Kesetimbangan	68
Gambar 6.1. Pembentukan Senyawa Kompleks Ion Hidronium (H_3O^+)	80
Gambar 6.2. Pembentukan Senyawa Kompleks Ion Amonium (NH_4^+).....	81
Gambar 6.3. Ilustrasi ionisasi Asam Kuat (HCl) dan Asam Lemah (HF)	83
Gambar 7.1. Contoh reaksi kondensasi pada silicon	104
Gambar 7.2. Contoh reaksi polimerisasi adhisi	104
Gambar 7.3. Polimer rantai linier	105
Gambar 7.4. Polimer rantai bercabang.....	105
Gambar 7.5. Polimer silang.....	106

DAFTAR TABEL

Tabel 3.1. Berbagai jenis Ikatan Kovalen	43
Tabel 4.1. Perbandingan massa unsur Fe dan unsur S pada pembentukan molekul FeS	58
Tabel 4.2. Perbandingan massa unsur H dan unsur O pada pembentukan molekul H ₂ O dan H ₂ O ₂	58
Tabel 6.1. Kekuatan Relatif beberapa Asam dan Basa Konjugat	79
Tabel 6.3. Nilai <i>K_a</i> dan <i>pK_a</i> dari Asam Lemah Monoprotik pada 25°C	85
Tabel 6.4. Nilai <i>K_a</i> dan <i>pK_a</i> dari Basa Lemah pada 25°C.....	87
Tabel 6.5. Konstanta Hasil Kali Kelarutan	91

BAB 1

PRINSIP -PRINSIP KIMIA MODERN

Oleh Andi Budirohmi

1.1 Ilmu Kimia dan Prinsipnya

Ilmu pengetahuan kimia ialah bagian ilmu yang membahas hal materi dan pengubahannya, mencakup sifat, struktur, dan perubahan materi beserta tenaga yang mengikuti pergantian tersebut (David, W.O, 2021).

Pada ilmu kimia, dalam kenyataan ada penemuan yang diperoleh secara tanpa sengaja, dan ada pula dengan cara proses *trial and error* yang terulang (David W.O, 2004). Namun secara universal ilmu kimia mempunyai dua fundamen penting, yaitu segi teoritis teori dan segi empiris dalam hal ini didasari dari hasil observasi atau riset (David, W.O, 2021).



Gambar 1.1. Antoni Lavoiser pencetus kimia modern
(Sumber: Elvy Rahmi. M. 2021)

1.2 Temuan Kimia Modern

Rangkaian temuan *scientific* yang di hubungkan dengan cara dan *combustion reaction*, dinilai selaku awal permulaan munculnya kimia modern (Heny Ekawati.2019). Berkaitan adanya penemuan yang didasari dengan kaidah dan teori yang dimodifikasi para pakar kimia.

Penemuan yang didapat selanjutnya dialami, melalui uji coba dengan memakai metode ilmiah (Ismail M, dkk. 2010). Sebagaimana yang kita ketahui tidak banyak ahli kimia, namun ada yang dinilai selaku perintis kimia modern yaitu; Joseph Priestley (1733-1804), Antoine Lavoisier (1743-1794), dan John Dalton (1766-1844 (Kohei Sase, dkk. 2023).

Seorang yang dinamai Priestley adalah sosok yang pertama melakukan uji coba pembakaran materi yang dikaji secara ilmiah. Melalui praktik uji coba dan kajian sceintefik pengukuran di dapat kesimpulan bahwa bilamana sesuatu *material* dibakar akan terjadi penghilangan pada zat berflogiston. Dalam peristiwa ini terlihat dari beda massa sebelum dan setelah terbakar (Nhan Nguyen, dkk. 2023).

Konsep pengukuran dalam reaksi *pembakaran* selanjutnya dikenal dengan teori flogiston. Dalam konsep ini di jumpai beberapa kekurangan uji coba Priestley, yakni pembakaran dilaksanakan dalam wajan yang terbuka, hingga dimungkinkan muncul bertukarnya bahan terhadap daerah sekelilingnya. Adanya kekurangan Priestley dalam konsepnya, dikemudian hari dibantah oleh Lavoisier (Heny Ekawati.2019).Bantahan yang dilakukan Lavoisier dinamai sebagai Hukum Kekekalan Massa (Raymond Chang. 2006).

Hingga saat ini, teori yang diprakarsai oleh lavoiser acapkali menjadi rujukan terhadap ilmu kimia modern (Shaoming Ding, dkk. 2023). Seiring dengan berputarnya waktu bidang ilmu kimia terus berupaya berinovasi dalam beragam *material* dan *combustion process* dengan mengurangi tercemarnya daerah sekitar, baik di perairan, udara, dan tanah (Sulastri, dkk. 2017).

Dalam memajukan kimia modern dibutuhkan strategi dan target. Diperlukan pengetahuan tentang gagasan kimia yang valid dan modern untuk terpenuhinya syarat kemajuan kimia modern (Tobias Reiter, dkk. 2023) . Hal ini bisa digapai dengan melakukan riset yang kontiniu dan terpadu (Toshiaki K. 2024).

Satu diantara banyak material yang ada di dunia ini yang sementara ditumbuhkan era iniialah *polymer* sebagai *packaging basic*. Di samping itu, dijumpai bahan lain seperti keramik,

komposit, dan kristal cair. Bahkan pada ini tengah ditumbuhkan *technology* CNTs (Carbon Nano Tubes), (Trevor P, dkk. 2023).

Bahan CNTs ini mempunyai konduktivitas (mampu membawa panas) *thermal* dan listrik yang amat besar, hingga amat bermanfaat selaku elektronik modern. contohnya mikroskop elektron. CNTs ini mempunyai sifat lentur dan tangguh yang amat hebat bahkan melebihi baja. Wajar bila CNTs banyak dipakai selaku bahan pesawat luar angkasa (David.W.O, dkk. 2001).

1.3 Bentuk Atom Dan Konsep Atom Modern

Kemajuan *atomic theory* adalah sesuatu perubahan yang berlangsung disebabkan oleh pendapat para pakar yang berlainan, perihal tersebut diadaptasikan dengan perubahan zamannya (Elvy Rahmi. M. 2021). Pengembangan konsep atom berasal dari beberapa ragam yaitu konsep atom J.Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr teori dan modern (mekanika gelombang).Konsep tersebut semua mempunyai keunggulan dan kelemahan yang patut dipamami agar bisa mengidentifikasinya satu demi satu dan tidak salah dalam menjelaskannya (Heny Ekawati.2019).

1.3.1 Pemahaman Tentang Atom

Atom ialah units yang amat kecil darisuatu unsur yang mempunyai ciri basic khas Tiap-tiap atomic tersusun dari satu inti kecil yang didalamnya terdapat proton dan neutron dan sejumlah elektron dengan jarak yang jauh. (Heny Ekawati.2019). Beberapa konsep atom dibahas oleh para ahli kimia di antaranya; N. Boh, Dalton, Rutherford, dst.

Konsep kuantum atom hidrogen kali pertama diulas oleh N. Bohr di tahun 1913. Bentuk ini menyatakan peralihan antara bentuk mekanika klasik dan mekanika gelombang.

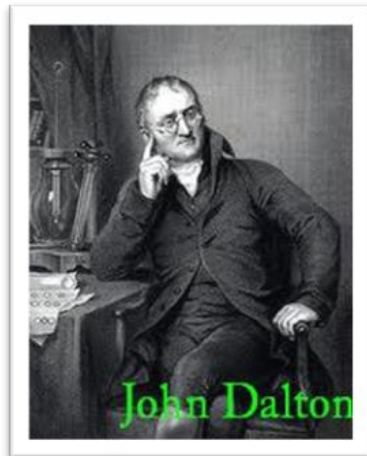
Dalam kaidah *physical classic* ditemukan adanya kestabilan hidrogen atomic yang tidak sesuai dari hasil pengamatan (Heny Ekawati.2019).

Dalam hal ini Bohr menyampaikan bahwasanya elektron seharusnya mengorbit di sekitar inti *atomic*. Akan tetapi konsep atomik yang diutarakan oleh N. Bohr juga mempunyai banyak kekurangan. Bentuk atomic Bohr hanya bisa digunakan pada atom

yang di dalamnya terdapat satu elektron namun bukan untuk atom yang memiliki elektron banyak. Selanjutnya bentuk atomic Bohr diperbaiki oleh Rutherford (Heny Ekawati.2019).

1.3.2 Konsep Atom J. Dalton

Pendapat tentang atom di ulas pula juga J.Dalton di tahun 1803. Konsep atomic Dalton didasari dua dalil, yaitu dalil kekekalan massa (hukum Lavoisier) dan dalil susunan tetap (hukum prouts). Dalam hal ini Lavosier berpendapat bahwa “Massa total zat-zat sebelum reaksi akan selalu sama dengan massa total zat-zat hasil reaksi”. Sebaliknya Prouts berpendapat bahwa “Perbandingan massa unsur-unsur dalam suatu senyawa selalu tetap” (Sulastri, dkk. 2017).



Gambar 1.2. J.Dalton
(Sumber : Sulastri, dkk. 2017)

Dari kedua dalil tersebut Dalton mengutarakan pendapatnya mengenai atomic yakni:

1. Atomic adalah komponen yang amat kecil dari bahan yang tak bisa dipecah lagi
2. Atomic digambarkan selaku bola pejal yang amat kecil, sesuatu unsure mempunyai atomic yang sejenis dan berlainan terhadap unsure yang berlainan juga.

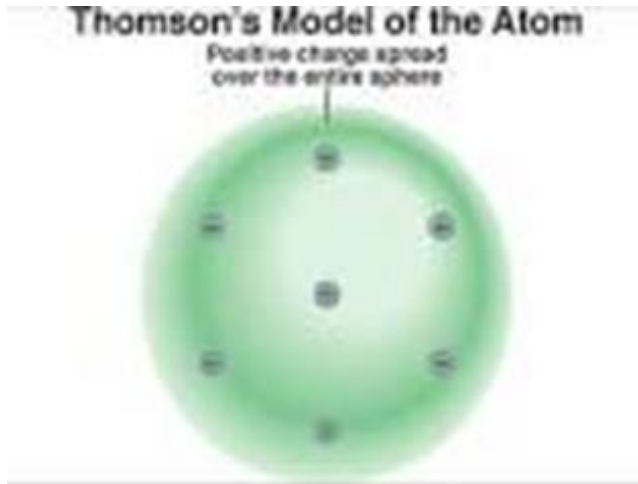
3. Atomic akan menghasilkan senyawa dengan perbandingan bilangan bulat sederhana. contoh air terdiri atom hidrogen dan atom oksigen.
 4. Pemisahan, penggabungan dan penyusunan kembali dari atom-atom, hingga atom tak bisa dicipta atau dimusnah dikenal dengan reaksi kimia.
- Kelemahan: konsep dalton bukan menjelaskan kaitan antara larutan senyawa dan daya hantar arus listrik.
 - Kelebihan: Bisa menjelaskan dalil kekekalan massa (hukum lavoisier). Dapat menguraikan dalil perbandingan tetap (hukum proust),(Sulastri, dkk. 2017).

1.3.3 Teori Atom J. J. Thomson

Berawal dari di temukan tabung katode yang lebih bagus oleh William Crookers, maka Thomson mulai teliti lebih dalam perihal sinar katode dan bisa ditetapkan bahwa sinar katode adalah butiran, sebab bisa memutar baling-baling yang didudukkan diantara katode dan anode. Dari hasiluji coba ini, Thomson mengungkapkan bahwa sinar katode adalah butiran formasi atom (partikel sub atom) yang bermuatan negatif yang di disebut elektron (Sulastri, dkk. 2017).

Atomic adalah butiran yang berciri netral, oleh sebab itu elektron beban negatif, maka harus ada partikel lain yang beban positif untuk menyeimbangkan beban negatif elektron tersebut. Dari temuan Thomson membetulkan kekurangan dari konsep atomic Dalton dan menjelaskan konsep atomic yang dinamai konsep atom Thomson. (Ismail M, dkk. 2010) : “Atomic ialah bola pejal yang mempunyai beban positif dan didalamnya menyebar beban negatif elektron.” menurut Thomson (David.W.O. 2004).

Bentuk atom ini bisa digambarkan selaku semangka yang telah dikelupas kulitnya. Biji semangka diilustrasikan elektron yang tersebar rata dalam bola daging semangka yang pejal. Pada rupa atom Thomson dianalog selaku bola positif yang pejal. Bentuk atom Thomson (Sulastri, dkk. 2017), dapat digambarkan sebagai berikut:



Gambar 1.3. Bentuk atom Thomson
(Sumber : David.W.O. 2004)

- Kekurangan:
Kelemahan bentuk atomic Thomson ini tak bisa mendiskripsikan struktur beban positif dan negatif dalam bola atom tersebut.
- Kelunggulan:
Bisa mendiskripsikan di dapatnya partikel yang lebih kecil daripada atom Bisa menjelaskan sifat listrik daripada atom.

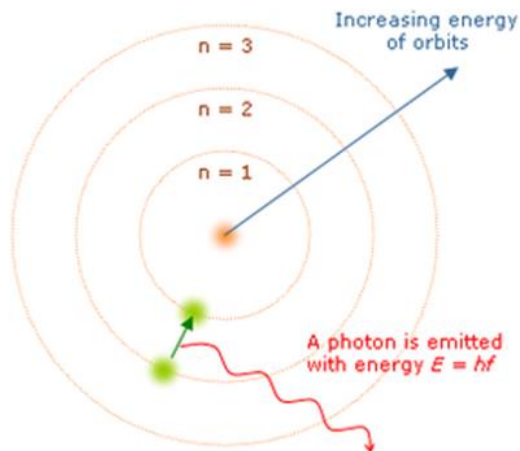
1.3.4 Model Atom Bohr

Pandangan bentuk atom oleh Bohr, dinyatakan selaku elektron-elektron mengitari pusat atom pada jalur-jalur khusus yang dinamai level energi. Level energi amat kurang adalah kulit elektron yang bertempat amat dalam, makin keluar makin besar angka pada kulitnya dan makin besar level energinya (Sulastri, dkk. 2017).

- Kekurangan:
Bentuk atom ini tak dapat menerangkan spectrum warna dari atom dengan elektron banyak.
- Kelebihan:
Penerapan konsep kuantum diperuntukan menjawab kesukaran pada bentuk atom Rutherford. Pengungkapan secara

detail garis spectrum pemancaran (emisi) atau serapan dari atom hidrogen. Dalam hal ini di bahas hal patokan rupa atom Bohr (Sulastri, dkk. 2017) :

- Satu perangkat di temui pada orbit tertentu yang diijinkan untuk persatu elektron dalam atom hidrogen. Orbit ini dideskripsikan selaku kondisi gerakan stasioner elektron yang menunjukkan orbital berlingkar sekeliling inti.
- Semasa elektron berkedudukan dalam orbital stasioner, energi elektron constant hingga tak ada energi dalam wujud radiasi yang dipancarkan maupun diabsorpsi.
- Elektron semata-mata bisa bergeser dari satu lintasan stasioner ke lintasan stasioner lain. Pada pergeseran ini, sekumpulan energi yang khas terikat, jumlahnya sama dengan rumusan planck, $\Delta E = h\nu$.
- Jalur stasioner yang diperkenankan mempunyai besaran dengan ciri khas, utamanya sifat yang dinamai momentum sudut. Jumlah momentum sudut menyatakan kelipatan dari $h/2\pi$ atau $nh/2\pi$, dimana n ialah bilangan bulat dan h ketetapan plank. Jalur stasioner diperlihatkan pada Gambar 1.4.



Gambar 1.4. Jalur stasioner atom Borh
(Sumber : Sulastri, dkk. 2017)

1.3.5 Konsep Atom Modern

Bentuk atom mekanika kuantum diperkembangkan oleh E. Schrodinger (1926). Pakar kimia dahulu telah perkembangan konsep mekanika kuantum yang dinamai dengan kaidah ketidakpastian yakni “Tak mungkin bisa dipastikan posisi dan momentum suatu benda secara tepat pada saat beriringan, yang bisa dipastikan ialah kemungkinan mendapatkan elektron di jangka tertentu dari inti atom (Elvy Rahmi. M. 2021) .

Area diseputar pusat atomic dengan kebolehjadian untuk memperoleh elektron dikenal selaku orbital. Rupa dan level energi orbital perumusnyalah E. Schrodinger, mampu memecahkan persamaan untuk memperoleh fungsi gelombang yang dipakai mengilustrasikan batasan kemungkinan didapati elektron dalam tiga dimensi (Elvy Rahmi. M. 2021).

x, y dan z = kedudukan pada tiga dimensi

Ψ = Fungsi gelombang

m = mass

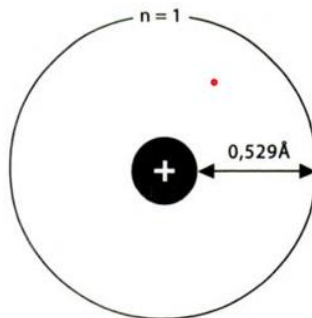
$\hbar$ = $h/2\pi$ dimana h = konstanta plank dan $p = 3,14$

E = Energy total

V = Energy potensial

Persamaan Schrodinger

Bentuk atom mekanika kuantum yang dipakai sampai saat ini, contohnya bisa diperlihatkan pada Gambar 1.5.



Gambar 1.5. Bentuk atom mekanika kuantum
(Sumber : Sulastri, dkk. 2017)

Keistimewaan bentuk atom mekanika gelombang

1. Pergerakan elektron mempunyai ciri gelombang, hingga lintasannya tak stasioner contoh bentuk Bohr, namun menuruti selesainya kuadrat fungsi gelombang yang dikenal orbital tiga dimensi dari kebolehjadian amat besar diperoleh elektron dengan kondisi tertentu dalam suatu atom.
2. Rupa dan ukuran orbital didasari pada nilai dari ketiga bilangan kuantumnya. Elektron yang berkedudukan pada orbital menunjukkan kondisi bilangan kuantum tersebut.
3. Formasi elektron pada 0,529 Amstrong dari inti H oleh Bohr bukanlah suatu yang dipastikan, namun bolehjadi adalah kesempatan amat besar didapatinya elektron. DI bawah ini di tunjukkan contoh gambar penerapan rupa mekanika kuantum.

DAFTAR PUSTAKA

- David.W.O, dkk.2001. *Prinsip-Prinsip Kimia Modern*. Jakarta: Erlangga.
- David.W.O. 2004. Kimia SMA/ MA Kelas XII. Jakarta. Erlangga
- Elvy Rahmi. M. 2021. Kimia Dasar II. Jakarta: Erlangga.
- Heny Ekawati.2019. Kimia Dasar. Yogyakarta. Budi utama Press.
- Ismail M, dkk. 2010. Kimia dalam Keperawatan. Takalar. As Salam Press.
- Kohei Sase, dkk. 2023. Prediction of microstructure evolution at the atomic scale by deep generative model in combination with recurrent neural networks. *Acta Materialia Journal*, (259), 1-11.
- Nhan Nguyen, dkk. 2023. Modelling atomic relaxation and bremsstrahlung in the deterministic code STREAM. *Nuclear Engineering and Technology Journal*, (56), 673-684.
- Raymond Chang. 2006. *General Chemistry: The Essential Concepts*. England. *Publisher McGraw Hill , Higher Education*.
- Shaoming Ding, dkk. 2023. *Chemical Physics Letters Jounal. Fundamental atomic-scale kinetic models for the oxidation of iron/nickel-based alloys in low-density supercritical water, Chemical Physics Letters Journal*, (825), 1-10.
- Sulastri, dkk. 2017. *Kimia Dasar I*. Banda Aceh. Unsyiah Press.
- Tobias Reiter, dkk. 2023. *Modeling the impact of incomplete conformality during atomic layer processing*. *Solid-State Electronics Journal*, (211), 1-10.
- Toshiaki K. 2024. *Ionization and excitation of bound electrons on atomic shells based on the Wave-Packet-Model dielectric function*. *Nuclear Instruments and Methods in Physics Research Section B*, 548. 1-11.
- Trevor P, dkk. 2023. *An Introductory Primer for Modeling atomically Dispersed Catalysts using Density Functional Theory*. *Comprehensive Computational Chemistry Journal*, (4), 586-600.

BAB 2

STRUKTUR ATOM DAN SISTEM PERIODIK

Oleh Bambang Suhartawan

2.1 Struktur Atom

Struktur atom merujuk pada susunan dan karakteristik partikel-partikel penyusun atom, yang melibatkan tiga partikel utama: proton, neutron, dan elektron. Berikut adalah penjelasan singkat mengenai masing-masing partikel dan bagaimana mereka membentuk struktur atom

Konsep struktur atom ini berkembang dari model-model seperti Model Atom Bohr dan Model Atom Kuantum yang lebih modern. Model-model ini menjelaskan bagaimana elektron bergerak di sekitar inti atom dan bagaimana energi elektron terorganisir dalam kulit elektronik. Struktur atom menjadi dasar untuk memahami sifat-sifat kimia dan perilaku unsur-unsur kimia.

1. Partikel Pembentuk Atom

- a. Atom terdiri dari tiga partikel dasar: proton, neutron, dan elektron.

Atom adalah unit dasar materi yang terdiri dari tiga partikel dasar, yaitu proton, neutron, dan elektron.

Berikut adalah uraian singkat tentang masing-masing partikel tersebut:

1) Proton:

- Proton adalah partikel bermuatan positif yang terdapat di dalam inti atom.
- Massa proton sekitar 1 unit massa atom (uma) atau $1,6726219 \times 10^{-27}$ kilogram.
- Jumlah proton dalam inti atom menentukan identitas kimia unsur tersebut.
- Proton bersama dengan elektron merupakan dua partikel bermuatan yang membentuk inti atom.

2) Neutron:

- Neutron adalah partikel netral yang juga terdapat di dalam inti atom.
- Massa neutron hampir sama dengan massa proton, yaitu sekitar 1 uma.
- Neutron tidak memiliki muatan listrik, sehingga tidak berkontribusi pada muatan total atom.
- Jumlah neutron dalam inti atom dapat bervariasi tanpa mengubah identitas kimia unsur tersebut.

3) Elektron:

- Elektron adalah partikel bermuatan negatif yang bergerak dalam sekitar inti atom.
- Massa elektron jauh lebih kecil dibandingkan massa proton atau neutron.
- Elektron memiliki muatan yang setara dengan muatan positif proton, tetapi berlawanan polaritas.
- Elektron mengelilingi inti atom dalam kulit elektronik atau orbital, yang menentukan sifat kimia dan reaktivitas atom.

Struktur atom yang umumnya diterima adalah bahwa inti atom terdiri dari proton dan neutron, sedangkan elektron berada dalam orbit di sekitarnya. Model kuantum modern menggambarkan lokasi kemungkinan elektron dalam bentuk orbital, yang merupakan wilayah ruang di sekitar inti di mana elektron cenderung ditemukan. Kombinasi dari jumlah proton, neutron, dan elektron dalam suatu atom menentukan sifat-sifat kimia dan fisik unsur tersebut.

- b. Proton memiliki muatan positif, neutron netral, dan elektron muatan negatif.

Berikut adalah uraian lebih rinci tentang sifat-sifat proton, neutron, dan elektron:

1) Proton:

- Muatan: Proton memiliki muatan positif.
- Massa: Massa proton sekitar $1,6726219 \times 10^{-27}$ kilogram atau sekitar 1 unit massa atom (uma).
- Lokasi: Proton terdapat di dalam inti atom.

- Peran: Jumlah proton dalam inti atom menentukan identitas kimia unsur tersebut.
- Stabilitas: Proton diyakini stabil dan tidak mengalami pembusukan dalam atom yang stabil.

2) Neutron:

- Muatan: Neutron adalah partikel netral, artinya tidak memiliki muatan listrik.
- Massa: Massa neutron hampir sama dengan massa proton.
- Lokasi: Neutron terdapat di dalam inti atom bersama dengan proton.
- Peran: Neutron membantu menjaga kestabilan inti atom dan mempengaruhi massa atom tanpa mempengaruhi muatan atom.
- Stabilitas: Neutron dapat mengalami pembusukan dalam beberapa kondisi, menghasilkan radioaktivitas.

3) Elektron:

- Muatan: Elektron memiliki muatan negatif yang setara dengan muatan positif proton.
- Massa: Massa elektron jauh lebih kecil dibandingkan massa proton atau neutron.
- Lokasi: Elektron bergerak dalam kulit elektronik atau orbital di sekitar inti atom.
- Peran: Elektron menentukan sifat kimia atom dan berperan dalam pembentukan ikatan kimia.
- Stabilitas: Elektron stabil dalam keadaan tertentu dan memiliki energi tertentu sesuai dengan tingkat energi mereka.

Sifat muatan positif proton, muatan negatif elektron, dan netralnya neutron menciptakan keseimbangan muatan total atom sehingga atom bersifat netral secara keseluruhan. Interaksi antara proton dan elektron dalam suatu atom menciptakan gaya tarik-menarik elektromagnetik yang menjaga elektron tetap berada di sekitar inti atom. Ini membentuk dasar struktur atom dan membentuk dasar untuk pemahaman kimia modern.

2. Model Atom

a. Model atom Bohr

Model atom Bohr menggambarkan elektron bergerak dalam lintasan tetap di sekitar inti atom.

Model atom Bohr adalah model atom yang dikemukakan oleh fisikawan Denmark, Niels Bohr, pada tahun 1913. Model ini pertama kali diusulkan untuk menjelaskan spektrum garis atom hidrogen dan memiliki beberapa karakteristik kunci:

1) Orbit Elektron:

- o Menurut model Bohr, elektron mengelilingi inti atom dalam lintasan atau orbit yang terdefinisi secara tetap.
- o Lintasan ini memiliki tingkat energi tertentu yang disebut sebagai tingkat kuantum.

2) Energi Elektron Tetap:

- o Elektron hanya dapat berada pada lintasan tertentu dan tidak dapat berada di antara lintasan-lintasan itu.
- o Elektron memancarkan atau menyerap energi hanya saat berpindah dari satu tingkat energi ke tingkat energi lainnya.

3) Radiasi Elektromagnetik:

- o Elektron dapat memancarkan energi dalam bentuk foton (kuanta cahaya) ketika berpindah ke tingkat energi yang lebih rendah.
- o Proses ini menghasilkan spektrum garis diskrit, yang sesuai dengan spektrum garis atom hidrogen yang diamati.

4) Kekekalan Momentum Sudut:

- o Bohr mengasumsikan bahwa elektron dalam lintasan tertentu memiliki momentum sudut yang tetap dan tidak memancarkan energi secara terus-menerus.

5) Kondisi Stabil:

- o Elektron hanya dapat menghuni lintasan yang memiliki momentum sudut yang merupakan kelipatan bilangan bulat dari konstanta reduksi Planck dibagi dengan 2π .

Walaupun model Bohr memberikan pemahaman yang baik tentang spektrum garis atom hidrogen, model ini memiliki

keterbatasan. Misalnya, model ini tidak dapat menjelaskan struktur spektrum atom yang lebih kompleks dan tidak menggambarkan dengan akurat perilaku elektron dalam atom yang lebih besar.

Meskipun demikian, model Bohr merupakan langkah penting dalam pengembangan teori atom dan menjadi dasar bagi perkembangan lebih lanjut dalam fisika kuantum, terutama dengan pengembangan mekanika kuantum yang lebih lengkap.

b. Model atom kuantum

Model atom kuantum lebih kompleks dan menggambarkan elektron dalam orbital yang menentukan kemungkinan lokasi mereka.

Model kuantum adalah pengembangan lebih lanjut dari Model Atom Bohr dan memberikan gambaran yang lebih akurat tentang perilaku elektron dalam suatu atom. Beberapa aspek utama dari Model Kuantum adalah:

1) Orbital Elektron

- Orbital adalah wilayah di sekitar inti atom di mana elektron kemungkinan besar ditemukan.
- Tidak seperti lintasan klasik dalam Model Bohr, orbital tidak memiliki lintasan yang tetap dan pasti. Sebaliknya, orbital memberikan distribusi probabilitas untuk menemukan elektron.

2) Prinsip Ketidakpastian Heisenberg:

- Menurut prinsip ketidakpastian, kita tidak dapat secara tepat menentukan posisi dan momentum suatu partikel secara bersamaan.
- Oleh karena itu, orbital memberikan kemungkinan lokasi elektron, tetapi tidak memberikan jalur pasti.

3) Bilangan Kuantum:

- Model kuantum menggunakan bilangan kuantum (n , l , m , dan s) untuk menggambarkan keadaan dan sifat-sifat elektron dalam atom.
- Bilangan utama (n) menentukan tingkat energi atau kulit elektron.

- Bilangan azimuthal (l) menentukan bentuk orbital.
- Bilangan magnetik (m) menentukan orientasi orbital dalam ruang.
- Spin (s) menentukan arah spin elektron.

4) Prinsip Eksklusi Pauli:

- Prinsip eksklusi Pauli menyatakan bahwa tidak ada dua elektron dalam suatu atom yang memiliki empat bilangan kuantum yang sama.
- Ini mengakibatkan pengisian orbital dengan aturan yang mendukung stabilitas dan ketertiban.

5) Distribusi Elektron:

- Model kuantum memberikan gambaran yang lebih kompleks tentang distribusi elektron di sekitar inti atom.
- Subkulit dan orbital membantu menjelaskan bagaimana orbital diisi dengan elektron sesuai dengan aturan-aturan tertentu.

Model kuantum memberikan dasar teoritis yang sangat baik dan sangat sukses dalam menjelaskan berbagai sifat atom dan molekul. Ini merupakan dasar untuk pemahaman struktur atom dan interaksi antar partikel dalam bidang kimia dan fisika modern.

3. Nukleus Atom

a. Nukleus terdiri dari proton dan neutron.

Nukleus adalah bagian terpusat dari atom yang terdiri dari proton dan neutron. Berikut adalah beberapa informasi lebih lanjut tentang nukleus:

1) Proton:

- Proton adalah partikel bermuatan positif.
- Jumlah proton dalam nukleus menentukan identitas kimia suatu unsur.
- Proton berkontribusi pada muatan positif nukleus.

2) Neutron:

- Neutron adalah partikel netral (tidak memiliki muatan listrik).

- Jumlah neutron dalam nukleus dapat bervariasi tanpa mengubah identitas kimia unsur tersebut.
- Neutron membantu menjaga kestabilan nukleus dengan memberikan gaya tarik nuklir yang mengimbangi gaya tolak elektromagnetik antar proton.

3) Massa dan Ukuran Nukleus:

- Massa nukleus lebih besar dibandingkan dengan massa keseluruhan atom.
- Sebagian besar massa atom terkonsentrasi di dalam nukleus yang relatif kecil dibandingkan dengan volume atom secara keseluruhan.

4) Peran Nukleus:

- Nukleus merupakan pusat pengendali atom dan menentukan sifat-sifat kimia suatu unsur.
- Interaksi antara proton dan neutron di dalam nukleus membentuk kestabilan inti atom.

Sementara proton dan neutron berada di dalam nukleus, elektron bergerak di luar nukleus dalam kulit elektronik. Gabungan dari nukleus dan kulit elektronik membentuk struktur atom yang umum dikenal.

Perlu dicatat bahwa sifat-sifat nuklir, seperti radioaktivitas dan pembusukan nuklir, juga merupakan bagian penting dari studi fisika nuklir. Namun, inti dari atom yang stabil terdiri dari proton dan neutron yang saling berkaitan secara kuat melalui gaya nuklir.

- b. Jumlah proton menentukan identitas unsur kimia, sedangkan jumlah total partikel di nukleus disebut nomor massa. proton dan neutron, dalam nukleus atom disebut nomor massa. Mari bahas kedua konsep ini:

1) Nomor Atom (Jumlah Proton):

- Nomor atom suatu unsur kimia adalah jumlah proton di dalam inti atom.
- Nomor atom menentukan identitas kimia unsur tersebut.
- Terletak di bagian bawah simbol unsur di tabel periodik.

2) Nomor Massa (Jumlah Proton + Neutron):

- Nomor massa adalah jumlah total partikel di dalam inti atom, termasuk proton dan neutron.
- Dinyatakan dengan simbol AA , di mana $A=Z+N$, dengan Z adalah nomor atom (jumlah proton) dan N adalah jumlah neutron.
- Nomor massa menunjukkan massa atom dalam satuan massa atom (uma).

Dengan kata lain, untuk suatu atom dengan nomor atom ZZ dan nomor massa AA :

- Jumlah proton (Z) menentukan jenis unsur kimia.
- Nomor massa total (A) mencakup jumlah proton dan neutron di dalam inti.

Contoh:

- Atom karbon memiliki nomor atom $Z=6$, karena memiliki 6 proton di dalam inti.
- Isotop karbon-12 memiliki nomor massa $A=12$, karena memiliki 6 proton dan 6 neutron di dalam inti.

Dengan demikian, sifat-sifat kimia unsur dikendalikan oleh jumlah proton dalam inti atom, sementara massa atom (nomor massa) mencerminkan total partikel di dalam inti, termasuk neutron yang memberikan kontribusi terhadap massa atom.

4. Kemampuan Atom

- a. Atom cenderung mencapai kestabilan dengan mencapai konfigurasi elektron penuh di kulit terluarnya.

Prinsip ini mencerminkan kecenderungan atom untuk mencapai keadaan yang lebih stabil dengan mengisi atau menyelesaikan kulit elektron terluarnya. Konsep ini terkait dengan aturan penyelesaian kulit elektron, yang dikenal sebagai aturan oktet untuk atom-atom nonlogam dan aturan dupleks untuk atom-atom logam.

Berikut adalah beberapa poin yang terkait dengan pernyataan tersebut:

1) Aturan Oktet:

- Atom-atom nonlogam cenderung mencapai kestabilan dengan mengisi delapan elektron di kulit terluarnya. Ini

menciptakan konfigurasi elektron yang serupa dengan gas mulia yang sangat stabil.

- o Contoh: Atom oksigen (O) cenderung membentuk ikatan untuk mencapai konfigurasi elektron yang serupa dengan helium, gas mulia dengan delapan elektron di kulit terluarnya.

2) Aturan Dupleks:

- o Atom-atom logam cenderung mencapai kestabilan dengan mengisi dua elektron di kulit terluarnya.
- o Contoh: Atom natrium (Na) cenderung kehilangan satu elektron untuk mencapai konfigurasi yang serupa dengan neon, yang memiliki dua elektron di kulit terluarnya.

3) Kestabilan Ion:

- o Atom dapat mencapai kestabilan dengan mendapatkan atau kehilangan elektron untuk membentuk ion.
- o Ion positif (kation) terbentuk ketika atom kehilangan elektron, sedangkan ion negatif (anion) terbentuk ketika atom mendapatkan elektron.

4) Hubungan dengan Ikatan Kimia:

- o Aturan penyelesaian kulit elektron memainkan peran penting dalam membentuk ikatan kimia antara atom untuk mencapai konfigurasi elektron yang lebih stabil.
- o Ikatan ionik, kovalen, dan logam melibatkan pertukaran, pembagian, atau "peminjaman" elektron untuk mencapai kestabilan.

Ketika atom mencapai konfigurasi elektron yang lebih stabil, mereka cenderung memiliki energi lebih rendah dan lebih sedikit kecenderungan untuk berikatan atau berinteraksi dengan atom lain. Ini menciptakan suatu keadaan yang lebih stabil bagi atom tersebut.

- b. Atom dapat membentuk ikatan kimia untuk membentuk molekul.

Atom dapat membentuk ikatan kimia dengan atom lain untuk membentuk molekul. Ikatan kimia terjadi ketika elektron di kulit terluar atom berinteraksi dengan elektron dari atom lain. Ada beberapa tipe ikatan kimia yang umum, di antaranya:

1) Ikatan Kovalen:

- Terjadi ketika dua atom berbagi sepasang elektron atau lebih.
- Atom-atom yang terlibat dalam ikatan kovalen cenderung atom nonlogam.
- Contoh: Molekul air (H_2O) terbentuk melalui ikatan kovalen antara atom hidrogen dan oksigen.

2) Ikatan Ionik:

- Terjadi ketika atom menyerahkan elektron ke atom lain, membentuk ion positif (kation) dan ion negatif (anion).
- Atom-atom yang terlibat dalam ikatan ionik biasanya atom logam dan nonlogam.
- Contoh: Garam meja (NaCl) terbentuk melalui ikatan ionik antara ion natrium (Na^+) dan ion klorida (Cl^-).

3) Ikatan Logam:

- Terjadi antara atom logam yang berbagi "lautan" elektron yang bergerak bebas di antara ion logam.
- Ini menyebabkan konduktivitas listrik yang tinggi pada logam.
- Contoh: Ikatan logam terdapat dalam paduan logam seperti baja.

4) Ikatan Kovalen Koordinasi atau Datif:

- Terjadi ketika satu atom menyumbangkan sepasang elektron untuk berbagi dengan atom lain.
- Atom yang memberikan elektron disebut donor, dan yang menerima disebut akseptor.
- Contoh: Molekul amonia (NH_3) terbentuk melalui ikatan kovalen koordinasi antara nitrogen dan hidrogen.

Ikatan kimia membentuk molekul dan memberikan struktur kimiawi yang khas dan sifat-sifat unik kepada senyawa-senyawa kimia. Interaksi ini memainkan peran penting dalam kimia dan biologi, mengatur pembentukan senyawa-senyawa yang berbeda dan memberikan kerangka kerja untuk banyak proses kimia yang terjadi di alam.

2.2 Sistem Periodik

1. Mendeleev dan Sistem Periodik

- a. Dmitri Mendeleev mengembangkan sistem periodik pertama berdasarkan massa atom dan sifat kimia.

Dmitri Mendeleev, seorang kimiawan Rusia, mengembangkan sistem periodik pertama pada tahun 1869 berdasarkan massa atom dan sifat kimia unsur. Sistem periodik Mendeleev adalah salah satu pencapaian besar dalam sejarah kimia. Berikut adalah beberapa poin utama tentang kontribusinya:

1) Pengelompokan Menurut Massa Atom:

- Mendeleev mengelompokkan unsur-unsur berdasarkan massa atomnya.
- Unsur-unsur dengan massa atom serupa ditempatkan bersama dalam kolom vertikal (golongan) dan menyusun baris horizontal (periode) berdasarkan massa atom yang meningkat.

2) Pola Periodik Sifat Kimia:

- Mendeleev mengamati bahwa sifat-sifat kimia unsur berkaitan dengan massa atom, dan dia mengidentifikasi pola periodik dalam sifat-sifat tersebut.
- Dalam menyusun tabelnya, Mendeleev meninggalkan beberapa celah kosong untuk unsur yang belum ditemukan pada saat itu.

3) Prediksi Unsur Baru:

- Salah satu prestasi paling mencolok dari sistem periodik Mendeleev adalah kemampuannya untuk memprediksi sifat-sifat unsur yang belum ditemukan pada masanya.
- Mendeleev meninggalkan tempat kosong untuk unsur yang kemudian ditemukan dan sifat-sifatnya sesuai dengan prediksi Mendeleev.

4) Perbaikan oleh Moseley:

- Sistem periodik Mendeleev kemudian diperbaiki oleh karya Henry Moseley, yang menggantikan pengelompokan berdasarkan massa atom dengan pengelompokan berdasarkan nomor atom (jumlah proton).
- Nomor atom memberikan dasar yang lebih akurat untuk mengurutkan unsur.

Meskipun Mendeleev tidak mengetahui tentang struktur atom pada masanya, kontribusinya sangat besar dalam mengorganisir unsur-unsur dan memberikan kerangka kerja yang memungkinkan pemahaman lebih lanjut tentang sifat-sifat unsur dan pengembangan sistem periodik modern yang kita kenal sekarang.

- b. Sistem periodik modern disusun berdasarkan jumlah proton (nomor atom).

Sistem periodik modern disusun berdasarkan jumlah proton dalam inti atom, yang dikenal sebagai nomor atom. Nomor atom mengidentifikasi unsur kimia secara unik dan menentukan posisi unsur dalam tabel periodik. Seiring dengan penemuan struktur atom yang lebih lanjut, terutama penemuan bahwa nomor atom juga mencerminkan jumlah proton dalam inti, Henry Moseley menyusun tabel periodik modern berdasarkan nomor atom pada awal abad ke-20.

Beberapa poin penting tentang sistem periodik modern:

1) Nomor Atom (Z):

- Nomor atom (Z) adalah jumlah proton dalam inti atom.
- Terletak di bagian atas simbol unsur di tabel periodik.

2) Pengelompokan dalam Periode dan Golongan:

- Unsur-unsur yang memiliki sifat-sifat kimia serupa ditempatkan dalam kolom vertikal yang disebut golongan atau kelompok.
- Unsur-unsur yang memiliki jumlah kulit elektron yang sama ditempatkan dalam baris horizontal yang disebut periode.

3) Tren Periodik:

- Tabel periodik memperlihatkan tren periodik dalam sifat-sifat kimia dan fisika unsur.
- Tren ini mencakup peningkatan nomor atom, ukuran atom, keelektronegatifan, dan sifat-sifat lainnya sepanjang periode atau golongan.

4) Isotop dan Isobar:

- Tabel periodik juga mencantumkan informasi tentang isotop dan isobar dari unsur-unsur.

- Isotop adalah atom dari unsur yang memiliki jumlah proton yang sama tetapi jumlah neutron yang berbeda.
- Isobar adalah atom yang memiliki jumlah massa atom yang sama tetapi jumlah proton dan neutron yang berbeda.

Sistem periodik modern memberikan kerangka kerja yang sangat efisien untuk mengorganisir informasi tentang unsur-unsur dan memahami pola-pola dalam sifat-sifat mereka. Pemahaman ini menjadi dasar bagi banyak konsep dalam kimia modern.

2. Periode dan Golongan

- a. Periode adalah baris horizontal dalam tabel periodik, sedangkan golongan adalah kolom vertikal.

Dalam sistem periodik, unsur-unsur diatur dalam baris horizontal yang disebut periode dan kolom vertikal yang disebut golongan atau kelompok. Berikut adalah penjelasan singkat tentang keduanya:

1) Periode:

- Periode adalah baris horizontal dalam tabel periodik.
- Setiap periode diidentifikasi oleh nomor periode yang menunjukkan jumlah kulit elektron yang dimiliki oleh unsur-unsur dalam periode tersebut.
- Pada setiap periode, sifat-sifat kimia unsur-unsur mengalami perubahan secara periodik.

2) Golongan atau Kelompok:

- Golongan atau kelompok adalah kolom vertikal dalam tabel periodik.
- Unsur-unsur dalam golongan atau kelompok memiliki sifat-sifat kimia yang serupa karena mereka memiliki konfigurasi elektron serupa di kulit terluar.
- Golongan diberi nomor atau nama tertentu, seperti Golongan 1 (logam alkali), Golongan 18 (gas mulia), dsb.

Periode dan golongan adalah organisasi fundamental dalam sistem periodik dan memberikan pola yang bermanfaat untuk memahami sifat-sifat kimia unsur-unsur. Misalnya, unsur-unsur dalam golongan yang sama cenderung memiliki sifat-

sifat kimia yang serupa, sementara unsur-unsur dalam periode yang sama memiliki pola peningkatan dalam nomor atom dan struktur elektron. Konsep ini memberikan dasar bagi prediksi sifat kimia dan perilaku unsur-unsur yang belum dikenal.

- b. Unsur dalam satu golongan memiliki sifat kimia yang serupa. Unsur-unsur dalam satu golongan atau kelompok pada tabel periodik memiliki sifat kimia yang serupa. Ini adalah salah satu prinsip dasar dalam sistem periodik yang membantu mengorganisir unsur-unsur berdasarkan kesamaan sifat kimia mereka.

Beberapa contoh golongan yang menunjukkan kesamaan sifat kimia:

1) Golongan 1 (Logam Alkali):

- o Unsur-unsur seperti lithium (Li), sodium (Na), dan potassium (K) memiliki sifat kimia yang serupa.
- o Mereka cenderung membentuk ion positif dengan kehilangan satu elektron dan reaktif terhadap air.

2) Golongan 17 (Halogen):

- o Unsur-unsur seperti fluorine (F), chlorine (Cl), dan bromine (Br) memiliki sifat kimia yang serupa.
- o Mereka cenderung membentuk ion negatif dengan mendapatkan satu elektron dan memiliki sifat reaktif terhadap logam.

3) Golongan 18 (Gas Mulia):

- o Unsur-unsur seperti helium (He), neon (Ne), dan argon (Ar) memiliki sifat kimia yang serupa.
- o Mereka memiliki konfigurasi elektron penuh di kulit terluar dan bersifat inert atau tidak reaktif secara kimia.

Kesamaan sifat-sifat kimia ini disebabkan oleh konfigurasi elektron serupa di kulit terluar unsur-unsur dalam golongan yang sama. Sebagai aturan umum, jumlah elektron di kulit terluar menentukan sifat kimia unsur, dan unsur-unsur dalam golongan yang sama memiliki jumlah elektron di kulit terluar yang serupa.

Prinsip ini membuat sistem periodik menjadi alat yang sangat berguna untuk meramalkan sifat-sifat kimia unsur yang belum

dikenal dan untuk memahami pola-pola yang ada di antara unsur-unsur kimia.

3. Tren Periodik

- a. Tren utama termasuk peningkatan nomor atom, ukuran atom, keelektronegatifan, dan afinitas elektron sepanjang periode. Ada beberapa tren utama yang terlihat sepanjang periode dalam tabel periodik. Berikut adalah beberapa tren tersebut:

1) Peningkatan Nomor Atom:

- Ketika kita bergerak dari kiri ke kanan di dalam satu periode, nomor atom (jumlah proton) suatu unsur meningkat.
- Hal ini disebabkan oleh penambahan proton ke dalam inti atom.

2) Ukuran Atom:

- Secara umum, ukuran atom cenderung mengecil ketika kita bergerak dari kiri ke kanan dalam satu periode.
- Ini karena peningkatan jumlah proton dalam inti atom menarik elektron lebih erat ke inti, menyebabkan ukuran atom menyusut.

3) Keelektronegatifan:

- Keelektronegatifan adalah kecenderungan suatu atom untuk menarik elektron dalam sebuah ikatan kimia.
- Secara umum, keelektronegatifan meningkat ketika kita bergerak dari kiri ke kanan dalam satu periode.
- Atom yang lebih kecil cenderung memiliki keelektronegatifan yang lebih tinggi karena elektron-elektronnya lebih dekat dengan inti atom.

4) Afinitas Elektron:

- Afinitas elektron adalah energi yang dilepaskan atau diserap ketika suatu atom menambahkan satu elektron ke dalam kulit terluarnya.
- Secara umum, afinitas elektron cenderung meningkat ketika kita bergerak dari kiri ke kanan dalam satu periode.

- Atom yang lebih kecil memiliki afinitas elektron yang lebih tinggi karena lebih mudah menarik dan menahan elektron tambahan.

Pemahaman terhadap tren ini memungkinkan kita untuk memprediksi dan memahami sifat-sifat kimia dan fisika unsur-unsur dalam tabel periodik. Namun, perlu diingat bahwa ada beberapa pengecualian atau anomali di dalam tabel periodik, seperti ketika berpindah ke golongan atau dalam kasus transisi logam.

b. Tren yang signifikan juga terlihat dalam sifat-sifat golongan.

Tren yang signifikan juga terlihat dalam sifat-sifat golongan atau kelompok dalam tabel periodik. Meskipun unsur-unsur dalam golongan yang sama memiliki jumlah proton yang berbeda (sehingga memiliki nomor atom yang berbeda), mereka cenderung memiliki sifat-sifat kimia yang serupa karena konfigurasi elektron yang mirip di kulit terluar. Beberapa tren utama dalam golongan adalah:

1) Ukuran Atom:

- Secara umum, ukuran atom cenderung meningkat ketika kita bergerak ke bawah dalam satu golongan.
- Ini disebabkan oleh penambahan lapisan elektron baru (kulit elektron) yang membuat atom semakin besar.

2) Energi Ionisasi:

- Energi ionisasi adalah energi yang diperlukan untuk melepaskan satu elektron dari suatu atom.
- Secara umum, energi ionisasi cenderung menurun ketika kita bergerak ke bawah dalam satu golongan.
- Atom di bagian atas golongan memiliki energi ionisasi yang lebih tinggi karena elektron terluar lebih dekat dengan inti.

3) Energi Afinitas Elektron:

- Energi afinitas elektron adalah energi yang dilepaskan atau diserap ketika suatu atom menambahkan satu elektron ke dalam kulit terluarnya.
- Energi afinitas elektron cenderung menurun ketika kita bergerak ke bawah dalam satu golongan.

4) Reaktivitas Kimia:

- Unsur-unsur dalam golongan yang sama cenderung memiliki sifat reaktif yang serupa.
- Golongan 1, yang terdiri dari logam alkali, cenderung membentuk ion positif dengan mudah.
- Golongan 17, yang terdiri dari halogen, cenderung membentuk ion negatif atau berbagi elektron dalam ikatan kovalen.

Pemahaman terhadap tren-tren ini membantu menyusun pola dan memprediksi perilaku unsur-unsur dalam golongan tertentu. Meskipun ada variasi karena perbedaan jumlah proton dalam inti atom, pola kesamaan sifat kimia di golongan membuat sistem periodik menjadi alat yang sangat berguna untuk memahami dan mengklasifikasikan unsur-unsur kimia.

4. Klasifikasi Unsur

Unsur dibagi menjadi logam, nonlogam, dan metaloid berdasarkan sifat-sifat fisik dan kimianya.

Unsur-unsur dapat dibagi menjadi tiga kelompok utama berdasarkan sifat-sifat fisik dan kimianya, yaitu logam, nonlogam, dan metaloid (atau semimetals). Berikut adalah karakteristik umum dari masing-masing kelompok ini:

a. Logam:

1) Sifat Fisik:

- Umumnya berkilau, baik konduktor panas dan listrik.
- Cenderung berbentuk padat pada suhu kamar, kecuali merkuri (Hg) yang berbentuk cair pada suhu kamar.
- Fleksibel dan dapat ditempa.

2) Sifat Kimia:

- Cenderung membentuk ion positif (kation) dengan kehilangan elektron.
- Mudah berikatan dengan nonlogam untuk membentuk senyawa ionik atau kovalen polar.

b. Nonlogam:

1) Sifat Fisik:

- Umumnya tidak berkilau, banyak di antaranya bersifat padat pada suhu kamar (kecuali gas mulia).

- Tidak baik konduktor panas dan listrik, kecuali beberapa yang baik konduktor dalam bentuk tertentu (seperti grafit).

2) Sifat Kimia:

- Cenderung membentuk ion negatif (anion) dengan mendapatkan elektron.
- Mudah berikatan dengan logam atau nonlogam lain untuk membentuk senyawa kovalen.

c. Metaloid atau Semimetals:

1) Sifat Fisik:

- Sifat fisiknya intermediat antara logam dan nonlogam.
- Beberapa dapat berkilau dan bersifat konduktor, tetapi tidak sebaik logam.

2) Sifat Kimia:

- Memiliki sifat kimia yang dapat bervariasi tergantung pada kondisi dan unsur yang bersangkutan.
- Dapat membentuk senyawa kovalen dengan nonlogam dan senyawa ionik dengan logam.

Penentuan apakah suatu unsur termasuk logam, nonlogam, atau metaloid didasarkan pada sifat-sifat fisik dan kimianya. Perhatikan bahwa klasifikasi ini adalah cara umum untuk menggambarkan sifat unsur-unsur dan banyak unsur memiliki sifat campuran atau dapat menunjukkan sifat yang bervariasi

5. Isotop dan Isobar

- a. Isotop adalah atom dari unsur yang memiliki jumlah proton yang sama tetapi jumlah neutron yang berbeda.

Isotop adalah atom dari suatu unsur kimia yang memiliki jumlah proton yang sama di dalam inti, sehingga memiliki nomor atom yang identik, tetapi memiliki jumlah neutron yang berbeda. Oleh karena itu, isotop dari suatu unsur memiliki massa atom yang berbeda.

Contoh paling umum adalah isotop hidrogen, yang terdiri dari tiga isotop utama:

1) Protium (H-1):

- Satu proton dan satu elektron.
- Tidak memiliki neutron.

- Konstitusi isotop hidrogen yang paling umum.
- 2) Deuterium (H-2):
 - Satu proton, satu neutron, dan satu elektron.
 - Ditemukan dalam air berat (D₂O).
- 3) Tritium (H-3):
 - Satu proton, dua neutron, dan satu elektron.
 - Bersifat radioaktif dan ditemukan dalam reaksi nuklir dan isotop alamuran.

Isotop-isotop lainnya juga dapat ditemukan untuk unsur-unsur lainnya. Sebagai contoh, karbon memiliki isotop utama, yaitu C-12, tetapi juga memiliki isotop C-13 dan C-14 yang memiliki jumlah neutron yang berbeda.

Perbedaan jumlah neutron dalam isotop mempengaruhi massa atom, tetapi tidak mempengaruhi sifat kimia dasar unsur tersebut karena sifat-sifat kimia umumnya ditentukan oleh jumlah proton (nomor atom) di dalam inti atom. Isotop juga dapat memiliki waktu paruh yang berbeda dan dapat bersifat stabil atau radioaktif, tergantung pada rasio neutron-proton dalam inti.

- b. Isobar adalah atom yang memiliki jumlah massa atom yang sama tetapi jumlah proton dan neutron yang berbeda.
 - 1) Isobar adalah dua atau lebih jenis atom yang memiliki jumlah massa atom yang sama tetapi jumlah proton dan neutron yang berbeda. Artinya, isobar memiliki jumlah massa yang identik tetapi memiliki komposisi nuklir yang berbeda.
 - 2) Untuk menyatakan secara lebih tepat, isobar adalah atom-atom yang memiliki nomor massa (jumlah proton dan neutron) yang sama, tetapi nomor atom (jumlah proton) yang berbeda. Ini membuat isobar memiliki jumlah proton yang berbeda sehingga identitas kimianya berbeda, tetapi massa atomnya tetap sama.
 - 3) Contoh isobar yang umum adalah untuk unsur-unsur yang berdekatan di dalam tabel periodik, seperti isotop karbon-14 (¹⁴C) dan nitrogen-14 (¹⁴N). Kedua isotop ini memiliki nomor massa yang sama (14), tetapi jumlah proton yang berbeda: karbon-14 memiliki 6 proton dan

nitrogen-14 memiliki 7 proton. Oleh karena itu, keduanya disebut isobar.

- 4) Dalam konteks kimia nuklir, pemahaman tentang isobar penting untuk memahami variasi dalam komposisi nuklir dan properti radioaktif dari suatu unsur.

Pemahaman tentang struktur atom dan sistem periodik sangat penting dalam kimia karena ini membantu menjelaskan sifat-sifat unsur dan perilaku kimia mereka.

DAFTAR PUSTAKA

- Devi, P.K., Masmiani, S.K. and Syahrul, H. (2009) *Kimia I Kelas X SMA dan MA*, *Journal of Chemical Information and Modeling*. Available at: <https://edukatif.org/index.php/edukatif/article/view/1472>.
- Erfan Priambodo, Nuryadi, dan S. (2009) *Aktif Belajar Kimia : untuk SMA dan MA Kelas XII*.
- Fadhilla, R., Tp, S. and Si, M. (2019) 'Materi Pertemuan 4 Keperiodisasian Unsur Pada Sistem Periodik Disusun Oleh ', 202, pp. 0–15.
- Kalsum, S. and Devi, P.K. (2009) *Kimia 2 Kelas XI SMA/MA*. Available at: https://mirror.unpad.ac.id/bse/Kurikulum_2006/11_SMA/Kelas11_kimia2_siti_poppy.pdf.
- Myranthika, F.O. (2020) 'Konfigurasi Elektron', pp. 1–41.
- Suarsa, W. (2017) 'Struktur Elektronik Molekular'.
- Utami, B. *et al.* (2009) *Kimia untuk SMAN Kelas XII BSE*. Available at: https://ftp.unpad.ac.id/bse/Kurikulum_2006/10_SMA/kelas_10_sma_kimia_budi_utami.pdf.
- Yosi (2017) 'Pendalaman materi fisika: mekanika kuantum', *Jurnal Fisika UNY*, pp. 1–22.

BAB 3

TEORI IKATAN KIMIA

Oleh Inti Mulyo Arti

3.1 Pendahuluan

Kita telah ketahui, atom adalah unit terkecil dari segala sesuatu di alam dan terdiri dari inti atom yang dikelilingi oleh elektron-elektron disekitarnya. Sekelompok atom ini dapat ditemukan bersatu dengan kesamaan atau kemiripan sifat khas, yang disebut sebagai molekul. Kekuatan yang menyatukan atom-atom tersebut dalam suatu molekul didorong oleh gaya tarik menarik yang disebut ikatan kimia. Ikatan kimia merupakan fenomena yang terjadi pada interaksi antara atom-atom yang bersatu membentuk molekul. Ikatan kimia adalah gaya tarik menarik yang terjadi antar atom sehingga dapat tetap bersama-sama dan terkombinasi dalam suatu senyawaan (Susiloatmadja R. , 2017). Ikatan kimia dapat disebabkan oleh gaya tarik menarik elektrostatis antara muatan-muatan yang berlawanan, baik pada elektron dan inti atom, atau sebagai akibat dari gaya tarik menarik dipol.

Ikatan kimia terbentuk dari ketidakstabilan beberapa unsur untuk saling melengkapi, dan dipengaruhi oleh beberapa parameter lain. Dalam pembentukan ikatan kimia, elektron dapat digunakan bersama, ada yang melepas dan ada juga yang menerima elektron hingga tercapai kestabilan unsur. Ikatan-ikatan ini memiliki syarat dan ketentuan untuk terbentuk seperti besaran keelektronegatifan, jumlah elektron pada kulit terluar, dan hal ini juga dapat berdampak pada sifat fisis unsur seperti titik didih maupun titik leleh. Ikatan kimia dikategorikan secara umum terdiri dari beberapa jenis ikatan antara lain adalah ikatan ion, ikatan kovalen dan ikatan logam. Teori yang berkembang mengenai ikatan kimia mencakup teori ikatan valensi, teori orbital molekul, teori ikatan koordinasi, teori resonansi, teori ikatan hidrogen, teori ikatan ionik, dan teori ikatan logam.

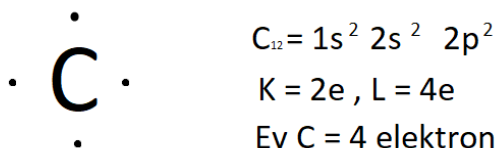
3.2 Kestabilan Unsur

Di alam tidak ditemukan unsur lain sebagai atom independen dalam keadaan normal kecuali pada unsur-unsur gas mulia. Atom dapat mencapai oktet yang stabil yakni memiliki 8 elektron pada kulit terluarnya. Lewis dan Kossel menyatakan bahwa konfigurasi elektron unsur gas mulia pada kulit terluar terisi 8 elektron (oktet), kecuali pada helium yang terisi 2 elektron (Susiloatmadja R. , 2017). Konfigurasi elektron ini menunjukkan pendistribusian elektron pada setiap kulit elektron yang terdapat dalam atom (Hulu, 2019). Walter Kossel dan Gilbert N. Lewis menyatakan bahwa dua atom yang berikatan memiliki perubahan jumlah elektron pada kulit terluar hingga memiliki konfigurasi elektron yang sama dengan konfigurasi elektron pada unsur-unsur gas mulia yakni memiliki jumlah elektron sebanyak 8 di bagian kulit terluarnya. Pernyataan Kossel dan Lewis ini dikenal sebagai aturan oktet. Namun aturan ini tidak berlaku pada hidrogen karena atom H membentuk konfigurasi elektron yang sama seperti helium. Konfigurasi elektron helium stabil akibat dari kulit terluar yang hanya terdiri dari 2 elektron, ini disebut sebagai aturan duplet.

Konsep kimia menurut Kossel dan Lewis pada tahun 1916 (Jamilah, 2018) adalah (1) Unsur-unsur gas mulia yakni Ne, He, Xe, Ar dan Rn memiliki kecenderungan sulit membentuk senyawa akibat susunan elektronnya yang stabil sehingga tidak melepas maupun menerima elektron pada kulit terluarnya, yang disebut sebagai *inert*, (2) Atom memiliki kecenderungan menstabilkan diri dengan saling melepas atau menerima elektron, (3) Kestabilan susunan elektron pada suatu atom dapat tercapai dengan cara berikatan antar atom lainnya. Atom dapat mencapai kestabilan jika elektron valensinya mencapai dua (*doublet*) atau delapan (*octed*) seperti konfigurasi gas mulia (Adlim, 2009). Namun terdapat beberapa atom yang mengalami penyimpangan terhadap aturan oktet antara lain adalah BF₃, NO₂, PCl₃ dan SF₆ yang memiliki kestabilan saat berikatan meskipun jumlah elektron pada kulit terluarnya tidak berjumlah 8 elektron yakni disebut sebagai oktet tak lengkap ketika jumlah elektron terluarnya kurang dari 8 elektron dan disebut sebagai oktet berkembang ketika jumlah

elektron terluarnya lebih dari 8 elektron setelah berikatan (Susiloatmadja R., 2017).

Elektron yang berada pada kulit terluar disebut sebagai elektron valensi atau juga elektron harkat. Elektron valensi berperan dalam membentuk ikatan kimia sesuai aturan duplet maupun oktet. Elektron valensi digambarkan berupa titik atau silang dalam struktur Lewis. Pada struntur lewis ada 2 jenis pasangan elektron yakni pasangan elektron ikatan (PEI) dan pasangan elektron bebas (PEB) (Jamilah, 2018). Berkaitan dengan ikatan lokal dan pasangan elektron bebas disesuaikan pada pembagian fungsi gelombang molekul menjadi wilayah atom (Zhao, Pan, Holzmann, Schwedtfeger, & Frenking, 2019). Sebelum menggambar struktur Lewis, konfigurasi elektron dan elektron valensi harus sudah diketahui (Gambar 2.1). Contohnya adalah atom C yang memiliki elektron valensi 4 pada kulit terluar (l) dengan konfigurasi elektron dan struktur Lewis sebagai berikut.



Gambar 3.1. Struktur Lewis, konfigurasi elektron, isi elektron pada tiap kulit atom dan jumlah elektron valensi atom C
(Sumber : Primer)

Cara unsur dalam mencapai kestabilan antara lain dengan melepas elektron, menerima elektron atau menggunakan pasangan elektron bersama. Pelepasan elektron terjadi pada unsur yang memiliki energi ionisasi kecil lalu membentuk ion positif, seperti pada unsur-unsur dalam golongan alkali (IA) dan alkali tanah (IIA) (Jamilah, 2018). Pada golongan IA dapat melepas 1 elektron di bagian kulit terluar dan golong IIA melepas 2 elektronnya untuk mencapai konfigurasi elektron yang sama dengan gas mulia. Contoh : unsur K yang memiliki konfigurasi elektron $[\text{Ar}] 4s^1$ dari golongan IA dan unsur Sr yang memiliki konfigurasi elektron $[\text{Kr}] 5s^2$.

Penerimaan elektron terjadi pada unsur yang memiliki energi ionisasi besar kemudian membentuk ion negatif (Jamilah, 2018). Contohnya pada unsur golongan VIA yang menerima 1 elektron, unsur golongan VIIA yang menerima 2 elektron dan unsur golongan VA yang menerima 3 elektron untuk mencapai konfigurasi elektron yang mirip dengan gas mulia. Pembentukan ikatan kimia dapat dianalisis dengan berbagai pendekatan, salah satunya adalah dengan analisis dekomposisi energi yang menghubungkan hasil perhitungan kimia kuantum dengan model ikatan pasangan elektron Lewis (Zhao, Pan, & Frenking, *Energy Decomposition Analysis of the Chemical Bond: Scope and Limitation*, 2024).

3.3 Teori Ikatan Kimia

3.3.1 Teori Ikatan Valensi

Teori ini dikembangkan oleh Gilbert N. Lewis dan didasarkan pada percobaan pembentukan ikatan kimia molekul hidrogen oleh W. Heitler dan F. London tahun 1927. Teori ini menyatakan bahwa atom cenderung membentuk ikatan dengan cara berbagi elektron hingga mencapai konfigurasi elektron yang stabil. Teori ikatan valensi menggambarkan ikatan kovalen sebagai orbital atom yang tumpang tindih dan terisi setengah dimana masing-masing orbital atom berisi satu elektron sehingga menghasilkan sepasang elektron yang digunakan bersama antara dua atom yang berikatan (Theopold, Flowers, & Langley, 2019). Gaya saling tarik menarik antara pasangan elektron yang bermuatan negatif dan kedua inti atom yang bermuatan positif ini sering disebut sebagai ikatan kovalen. Kekuatan ikatan kovalen tergantung dari luasan area tumpang tindih. Semakin luas area tumpang tindih dari dua atom yang terhubung secara fisik tersebut maka semakin kuat ikatan kovalen yang terbentuk. Dengan demikian, semakin kuat ikatan kovalen maka energi ikatannya juga semakin besar. Energi ikatan adalah energi (kalor) yang harus diserap dalam pemutusan suatu ikatan kimia dalam wujud gas. Contohnya pada ikatan antara C – C dengan jarak 150,6 pm membutuhkan energi ikatan 347 kJ/ mol sedangkan ikatan C = C dengan jarak 133,5 pm membutuhkan energi ikatan 614 kJ/ mol (Theopold, Flowers, & Langley, 2019).

Dalam teori ikatan valensi terdapat 2 jenis ikatan kovalen yang terbentuk berdasarkan letak orbital tumpang tindih. Ikatan sigma adalah ikatan kovalen yang memiliki kerapatan elektron terfokus di area sepanjang sumbu antar inti atom (garis melewati pusat wilayah tumpang tindih). Ikatan phi adalah ikatan kovalen yang dihasilkan dari tumpang tindih dua orbital yang berdampingan. Ikatan sigma terbentuk ketika orbital tumpang tindih sepanjang sumbu yang mengandung inti dan ikatan phi terbentuk ketika orbital tumpang tindih dan tercipta simpul di sepanjang sumbu (Theopold, Flowers, & Langley, 2019). Simpul ini tidak memiliki elektron di dalamnya. Teori ikatan valensi menguraikan sifat ikatan kimia dari sudut valensi atom dalam molekul (Murrell, Kettle, & Tedder, 1985). Dalam pendekatan ikatan valensi, ikatan mengacu pada perubahan distribusi elektron dan stabilisasi energi yang dihasilkannya (Weisberg, 2008).

3.3.2 Teori Orbital Molekul

Teori konsep orbital molekul menyatakan bahwa elektron yang terdapat dalam ikatan kimia didefinisikan kombinasi linear dari orbital atom menggunakan pendekatan mekanika kuantum. Teori ini dikembangkan oleh Robert S. Mulliken dan F. Hund sejak tahun 1928. Orbital merupakan model representasi pergerakan dan sifat elektron dalam suatu molekul. Gambaran suatu struktur elektronik dalam suatu molekul pada keadaan tereksitasi sebagian besar dideskripsikan pada konsep orbital molekul (Liu, Kilby, Frankcombe, & Schmidt, 2019). Teori orbital molekul (MO) menjelaskan perilaku elektron dalam molekul berkaitan dengan kombinasi fungsi gelombang atom, hasilnya dapat meluas ke seluruh atom dalam molekul. Penggabungan orbital-orbital atom membentuk orbital molekul (Adlim, 2009).

Pada orbital molekul, ikatan dibentuk oleh kombinasi fungsi gelombang atom dalam satu fase dan elektron dalam orbital ini menstabilkan molekul. Orbital molekul antiikatan dihasilkan dari kombinasi di luar fase dan elektron dalam orbital ini membuat molekul menjadi kurang stabil (Theopold, Flowers, & Langley, 2019). Pada unsur tertentu seperti oksigen, dua elektron tanpa pasangan bersifat paramagnetik dan tidak harus berupa elektron

berpasangan yang bersifat diamagnetik sesuai yang dinyatakan pada teori ikatan kovalen akibat dari pendistribusian energinya (Atkins, Overton, Rourke, Weller, & Armstrong, 2010). Dalam teori ini tidak ada penerapan terkait resonansi.

3.3.3 Teori Resonansi

Teori resonansi menyatakan bahwa struktur resonansi dalam beberapa molekul berbeda dapat disusun untuk menunjukkan sifat kimia molekul tersebut. Teori ini dikembangkan oleh Linus Pauling pada tahun 1928. Model resonansi didasarkan pada hasil observasi kristal litium terhadap pola difraksi sinar-X bahwa terdapat 8 atom Li berbeda yang mengelilingi setiap atom Li (Setiawati, Nurhanifah, Nurchaili, Husaeni, & Sutardi, 2020). Struktur Lewis lebih dari satu bentuk dapat dimiliki oleh beberapa molekul (Adlim, 2009). Tanda adanya resonansi biasanya adalah panah dua arah (Chang, 2006). Struktur molekul seperti yang telah diuraikan struktur Lewis dapat terjadi osilasi terhadap ikatan rangkap dan elektron sehingga struktur berbolak balik tidak tetap. Hal ini yang disebut sebagai resonansi. Molekul dan ion yang memenuhi teori resonansi harus memiliki jumlah elektron valensi dan elektron tak berpasangan yang sama dalam struktur Lewisnya (Pauling, 1946). Meskipun berubah-ubah struktur resonansinya, posisi atom akan tetap sama dalam ikatan namun tetap ditulis dalam satu bentuk struktur Lewis (Chang, 2006).

3.3.4 Teori Hibridisasi Orbital

Teori hibridisasi orbital menjelaskan pembentukan orbital hibrida dari gabungan orbital-orbital atom sesuai sifat ikatan atom. Hibridisasi adalah proses pencampuran orbital (Adlim, 2009). Teori ini dikemukakan oleh Linus Pauling pada tahun 1930. Teori orbital atom hibrid menggambarkan kerapatan elektron di sekitar atom yang terikat secara kovalen dan membentuk ikatan sigma yang diarahkan ke atom lain dalam molekul (mengandung pasangan elektron bebas) (Theopold, Flowers, & Langley, 2019). Teori ini berkaitan dengan teori ikatan kovalen. Pada kondisi tertentu, teori ikatan kovalen tidak cukup mampu menjelaskan pembentukan ikatan pada metana dan etilena. Pada etilena dapat terjadi

hibridisasi sp^2 karena adanya pembentukan ikatan sigma dan satu ikatan phi. Orbital s memiliki karakter lebih padat dan membentuk ikatan yang pendek dibandingkan orbital p , d dan f sehingga cenderung menghasilkan ikatan kimia yang lebih pendek (Adlim, 2009).

Pada beberapa molekul, meskipun memiliki kesamaan hibridisasi dan tersusun dari unsur-unsur dengan keelektronegatifitasan yang berbeda juga memiliki perbedaan kepolaran dan sudut ikatan sehingga diprediksi bentuk molekul dan kepolarannya melalui konsep tolakan elektron valensi atau *valence shell elektron repulsion* (VSEPR) dimana kekuatan tolakan elektron valensi dapat diurutkan $PEB \text{ lawan } PEB > PEB \text{ lawan } PEI > PEI \text{ lawan } PEI$ (Adlim, 2009).

3.3.5 Teori Ikatan Koordinasi

Teori ikatan koordinasi menyatakan bahwa pada beberapa ikatan kimia, suatu atom dapat memberikan sepasang elektron untuk digunakan secara bersama dengan atom lainnya. Ikatan koordinat disebut juga sebagai ikatan datif atau ikatan dipolar. Ikatan dari sepasang elektron antara dua atau lebih atom yang hanya diberikan oleh salah satu atom disebut sebagai ikatan kovalen koordinasi, contohnya pada ikatan antara ammonia dan boron trifluorida (Setiawati, Nurhanifah, Nurchaili, Husaeni, & Sutardi, 2020). Teori ikatan kimia koordinasi dapat menginterpretasikan hampir semua senyawa kompleks dan mampu menjelaskan struktur serta sifat magnetiknya meskipun kurang mampu menjelaskan kecepatan spin oktahedron dan bentuk detail dari tetrahedron. Ikatan kovalen koordinasi adalah ikatan kovalen yang terjadi antara atom-atom dimana pasangan elektron yang digunakan bersama hanya berasal dari salah satu atom (Hulu, 2019).

3.3.6 Teori Ikatan Hidrogen

Teori ikatan hidrogen ini berlaku pada ikatan kovalen antara atom hidrogen dengan atom nitrogen, oksigen dan fluorin yang bermuatan parsial negatif. Ikatan yang terjadi pada atom hidrogen dengan salah satu unsur (N,O,F) pada molekul yang lainnya dan

merupakan gaya dipol-dipol terkuat disebut sebagai ikatan hidrogen (Effendy, 2006). Ikatan hidrogen berperan penting karena bermanfaat di berbagai bagian kehidupan alam. Ikatan hidrogen terlapor bertanggung jawab atas sifat air yang berperan penting bagi kehidupan dan mewakili jenis interaksi non-kovalen yang paling signifikan dalam sistem biologis yang menghasilkan fenomena seperti pembentukan pasangan basa dalam heliks ganda DNA, lipatan protein dan rekognisi molekul (Marechal, 2007); (Hubbard & Haider, 2010); (Bissantz, Kuhn, & Stahl, 2010). Ikatan hidrogen merupakan ikatan yang sangat penting dalam penemuan dan pengembangan obat karena kemampuan dapat mempengaruhi proses kimia dan biologi secara signifikan termasuk interaksi molekul kecil dengan molekul lain, protein serta membran (Ghiandoni & Caldeweyher, 2023).

3.3.7 Teori Ikatan Ionik

Teori ikatan ionik ini menjelaskan adanya ikatan yang terbentuk antara atom yang bermuatan ion positif dengan atom yang bermuatan ion negatif akibat transfer elektron dari atom satu ke atom lainnya. Albrecht Kossel pada tahun 1853 – 1927 menganggap kestabilan gas mulia dipengaruhi oleh konfigurasi elektron dengan kondisi elektron di kulit terluar (kulit valensi) terisi penuh sehingga jika elektron berkurang maka atom akan mencari elektron lain untuk melengkapi. Gaya dorong elektrostatis antara kation (kehilangan elektron) dan anion antara dua atom yang berikatan disebut sebagai ikatan ionik.

Ikatan ionik merupakan ikatan kimia akibat adanya gaya tarik-menarik yang elektrostatis dari ion positif dan ion negatif dari suatu senyawa kimia (Hulu, 2019). Ikatan kedua atom yang memiliki perbedaan elektronegativitas yang jauh menyebabkan terjadinya transfer elektron sehingga terbentuk ikatan ionik (Setiawati, Nurhanifah, Nurchaili, Husaeni, & Sutardi, 2020). Senyawa ionik dengan karakteristik polar secara umum disusun atas unsur-unsur yang memiliki beda elektronegativitas tinggi, meskipun juga ada senyawa dengan keelektronegativitas tinggi namun memiliki sifat non polar seperti PCl_5 dan CF_4 akibat dari

tolakan elektron yang berimbang sehingga momen dipolnya cenderung bernilai nol (Adlim, 2009).

3.3.8 Teori Ikatan Logam

Teori ikatan logam menjelaskan bahwa terjadi ikatan pada elektron bebas yang bergerak bebas diantara inti positif atom yang berada dalam kisi kristal logam. Konsep ikatan logam umumnya sama pada semua logam yakni tersusun rapat (biasanya berbentuk kristal padatan) karena adanya daya tarik dengan elektron bebas di sekitarnya (Setiawati, Nurhanifah, Nurchaili, Husaeni, & Sutardi, 2020). Ikatan logam terbentuk dari gaya tarik inti atom dari atom-atom logam dengan lautan elektron (Hulu, 2019). Pendekatan teori ini disarankan oleh Drude pertama kali dan dikembangkan oleh Lorentz dengan menggambarkan gerakan elektron dengan statistika klasik Maxwell-Boltzman dan mekanika kuantum, menganggap suatu kotak yang memiliki ukuran sama dengan dimensi kristal logam mengurung elektron yang ada (Setiawati, Nurhanifah, Nurchaili, Husaeni, & Sutardi, 2020)

3.4 Klasifikasi Ikatan Kimia

3.4.1 Ikatan Ion

Ikatan ion terjadi pada senyawa ion. Senyawa ion terdiri dari kation (ion bermuatan positif) dan anion (ion bermuatan negatif). Ikatan ion dapat terjadi pada unsur-unsur logam maupun non logam. Ikatan ion terjadi pada atom yang memiliki energi ionisasi rendah dengan atom yang memiliki afinitas elektron besar (Jamilah, 2018). Tarik menarik antara ion negatif dan positif melalui gaya elektrostatis hingga terbentuk senyawa yang bermuatan netral berupa kristal ion (padat) yang kokoh (Jamilah, 2018). Ikatan ion dapat disebut juga sebagai ikatan elektrovalen. Contoh dari ikatan ionik adalah NaCl, Ion Na^+ dari atom Na melepaskan 1 elektron terluar kemudian elektron tersebut diterima atom Cl yang membentuk ion Cl^- (Susiloatmadja R., 2017).

Sifat-sifat ion menurut (Jamilah, 2018) adalah

1. Wujud senyawa ion adalah padatan pada suhu kamar
2. Kristal ionik yang terbentuk dari ikatan ion bertekstur keras namun rapuh karena ketika terjadi pergeseran posisi ion

maka posisi ion negatif dan positif yang semula berpasangan akan lepas dan merapuh akibat gaya saling tolak menolak ketika ion yang sejenis bertemu.

3. Senyawa ion bersifat hidroponik atau larut dalam pelarut polar, seperti air dan amonia.
4. Senyawa ion dapat menghantarkan listrik meskipun dilarutkan dalam pelarut polar (terionisasi) kecuali saat dalam bantuk padatan (ion tidak dapat bergerak bebas).
5. Senyawa ion memiliki titik lebur dan didih yang tinggi karena kuatnya ikatan antara ion positif dan negatif. Titik didih yang relatif tinggi diakibatkan oleh energi yang diperlukan untuk memutus gaya-gaya Coulomb antar ion yang relatif besar (Setiawati, Nurhanifah, Nurchaili, Husaeni, & Sutardi, 2020).

3.4.2 Ikatan Kovalen

Ikatan yang terjadi pada unsur-unsur non logam yang memiliki sifat keelektronegatifan tinggi sehingga cenderung lebih mudah menarik elektron disebut sebagai ikatan kovalen. Pasangan elektron yang terbentuk digunakan bersama untuk mencapai kestabilan unsur. Ikatan kovalen biasanya diuraikan dengan teori orbital molekul (MOT) dan teori ikatan valensi (VBT) yang biasanya terjadi pada senyawa-senyawa organik seperti ammonia, polivenil klorida dan gas metana dan *liquid natural gas* (Adlim, 2009). Ikatan kovalen tunggal adalah ikatan kovalen yang hanya melibatkan sepasang elektron yang digunakan secara bersama-sama (Hulu, 2019). Ikatan kovalen sering kali ditulis dengan tanda : atau – seperti Cl : Cl atau Cl – Cl. Ikatan kovalen pada molekul kecil dapat dilihat pada H₂ sebagai contoh dari dua orbital atom dengan basis minimal (Nordholm, 2023). Ikatan antar molekul pada senyawa kovalen diikat oleh gaya van der Waals yang ditemukan oleh Johannes Diderik (1837-1923).

Sifat dipol pada molekul bergantung pada sifat polaritas, bentuk geometri dan adanya PEB (Setiawati, Nurhanifah, Nurchaili, Husaeni, & Sutardi, 2020). Selain ikatan kovalen tunggal, terdapat ikatan kovalen rangkap dua dan tiga serta ikatan kovalen koordinat. Ikatan kovalen rangkap dua adalah ikatan yang melibatkan dua

pasang elektron yang digunakan secara bersama-sama sedangkan ikatan kovalen rangkap tiga melibatkan tiga pasang elektron yang dipakai bersama-sama (Hulu, 2019). Ikatan kovalen koordinat memiliki pasangan elektron yang digunakan secara bersama-sama hanya berasal dari salah satu atom yang berikatan (Susiloatmadja R. , 2017). Beberapa perbedaan parameter dari keempat jenis ikatan kovalen tersebut tersaji dalam Tabel 3.1. Contoh dari ikatan kovalen adalah HCl yang membentuk ikatan kovalen tunggal dimana atom H memerlukan 1 elektron agar mencapai aturan duplet seperti gas Helium sedangkan Cl memerlukan 1 elektron agar mencapai aturan oktet (Susiloatmadja R. , 2017). Beberapa orang salah mengkategorikan HCl sebagai ikatan ionik karena terbentuk dari kation dan anion padahal intraksi antara ion H⁺ dan ion Cl⁻ tidak menghasilkan ikatan ionik melainkan ikatan kovalen (Prodjosantoso, Hertina, & Irwanto, 2019). Pengecualian pada konsep pembentukan kation dan anion dalam senyawa HCl yang tidak selalu membentuk ikatan ionik (Hanson, 2015).

Tabel 3.1. Berbagai jenis Ikatan Kovalen

No	Jenis Ikatan	Lambang	Jumlah Elektron	Contoh
1	Rangkap tunggal	–	1 pasang dari 2 atom berbeda	H-H
2	Rangkap dua	=	2 pasang dari 2 atom berbeda	O=O
3	Rangkap tiga	≡	3 pasang dari 2 atom berbeda	N≡N
4	Koordinat	←→	2 pasang dari salah satu atom yang digunakan bersama	NO ₂ , NH ₄ ⁺

Sumber: Modifikasi dari (Susiloatmadja R. , 2017)

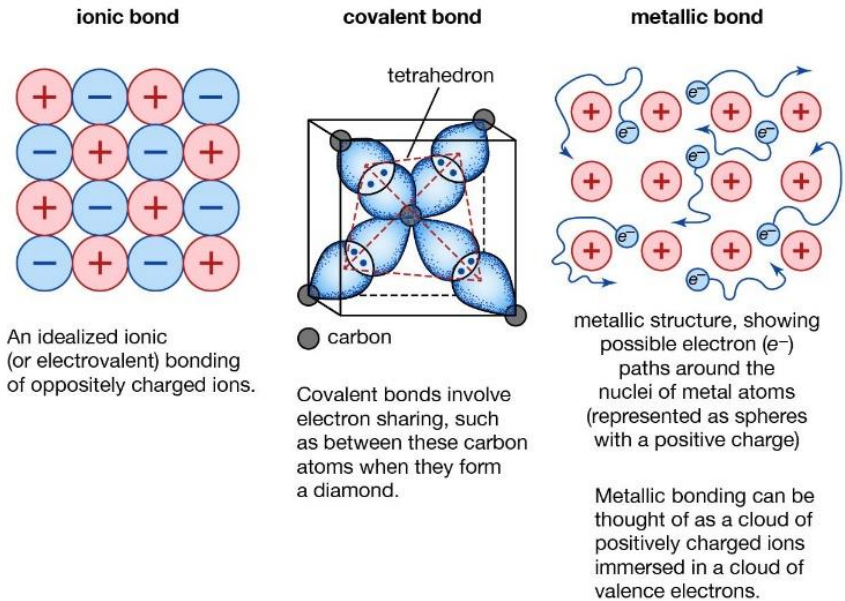
3.4.3 Ikatan Logam

Ikatan logam adalah ikatan yang terjadi pada unsur-unsur logam yang memiliki sifat keelektronegatifan rendah atau cenderung lebih mudah untuk melepaskan elektron pada kulit

terluarnya. Ion positif atau kation terbentuk akibat pelepasan elektron dari atom logam sedangkan ion negatif atau anion terbentuk dari elektron yang bebas bergerak di lautan elektron. Gaya elektrostatis yang terjadi antara ion-ion dan elektron-elektron bebas di sekitarnya disebut sebagai ikatan logam (Setiawati, Nurhanifah, Nurchaili, Husaeni, & Sutardi, 2020). Ikatan logam adalah gaya tarik menarik dari ion positif dalam lautan elektron yang berfungsi sebagai perekat hingga saling tergabung satu sama lainnya. Lautan elektron sendiri terbentuk dari elektron-elektron dari atom logam yang bebas bergerak di antara semua kation dalam kisi-kisi logam. Hal ini dapat menyebabkan logam mampu menghantarkan listrik.

Perbedaan dari ikatan ion, kovalen dan logam antara lain dapat dilihat dari selisih keelektronegatifan kedua atom. Jika selisih keelektronegatifan antara 2 atom yang berikatan adalah lebih dari 2 maka ikatannya cenderung bersifat ionik, 0,5 sampai dengan 2 maka cenderung bersifat kovalen polar dan jika kurang dari 0,5 maka cenderung bersifat kovalen non polar meskipun sebetulnya tidak ada ikatan yang murni ionik, bisa sedikit kovalen (Susiloatmadja R. , 2016). Elektronegatifitas adalah kecenderungan atau kemampuan atom dalam menarik elektron sehingga bermuatan negatif (Adlim, 2009). Perbedaan gambaran secara visual dari ikatan ionik, kovalen dan logam dalam kristal padatan dapat dilihat pada Gambar 2.2.

Chemical bonding in crystalline solids



© Encyclopædia Britannica, Inc.

Gambar 3.2. Perbedaan gambaran ikatan ion, ikatan kovalen dan ikatan logam

(Sumber : Modifikasi dari (Zeidan, 2022))

DAFTAR PUSTAKA

- Adlim. (2009). *Kimia Anorganik* (1 ed.). Banda Aceh: Universitas Syiah Kuala.
- Atkins, P., Overton, T., Rourke, J., Weller, M., & Armstrong, F. (2010). *Shriver & Atkins' Inorganic Chemistry, Fifth Edition*. Great Britain: Oxford University Press.
- Bissantz, C., Kuhn, B., & Stahl, M. (2010). A Medicinal Chemist's Guide to Molecular Interactions. *J. Med. Chem*, 53(14), 5061-5084.
- Chang, R. (2006). *Kimia Dasar: Konsep-Konsep Inti Edisi Ketiga Jilid 1*. Jakarta: Erlangga.
- Effendy. (2006). *Teori VSEPR Kepolaran dan Gaya Antarmolekul*. Malang: Bayumedia Publishing.
- Ghiandoni, G., & Caldeweyher, E. (2023). Fast Calculation of Hydrogen-bond Strengths and Free Energy of Hydration of Small Molecules. *Scientific Reports*, 13(4143).
- Hanson, R. (2015). Identifying students' alternative concepts in basic chemical bonding– A case study of teacher trainees in the university of education, . *International Journal Innovative Research & Development*, 4(1), 115-122.
- Hubbard, R., & Haider, M. (2010). Hydrogen Bonds in Proteins : Role and Strength. In *Encyclopedia of Life Sciences* (pp. 1-7). Chicester: John Wilet & Sons.
- Hulu, D. (2019). *E-Modul Kimia : Ikatan Kimia*. Jakarta: Direktorat Pembinaan SMA - Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan.
- Jamilah, S. (2018). *Buku Panduan Pendidik Ikatan Kimia Berorientasi Chemo-Entrepreneurship*. Yogyakarta: Universitas Islam Negeri Sunan Kalijaga.
- Liu, Y., Kilby, P., Frankcombe, T., & Schmidt, T. (2019). Electronic Transitions of Molecules: Vibrating Lewis Strutures. *Chemical Science*, 10(28), 6809-6814.
- Marechal, Y. (2007). *The Hydrogen Bond and the Water Molecule* (1 ed.). Amsterdam: Elsevier.
- Murrell, J., Kettle, S., & Tedder, J. (1985). *The Chemical Bond*. New York: John Wiley and Sons.

- Nordholm, S. (2023). Analysis of Bonding by Quantum Chemistry-Resolving DElocalization Stabilization in a Mechanistic Basis and New Huckel Model. *The Journal of Physical Chemistry* 127 (15), 3449-3471.
- Pauling, L. (1946, Juli 29). *Al Documents and Media*. Retrieved from Linus Pauling and The Nature of The Chemical Bond : A Documentary History: <https://scarc.library.oregonstate.edu/coll/pauling/bond/notes/1946a.3.html>
- Prodjosantoso, A., Hertina, A., & Irwanto. (2019). The Misconception Diagnosis on Iconic and Covalent Bonds Concepts with Three Tier Diagnostic Test. *International Journal of Instruction*, 12(1), 1477-1488.
- Setiawati, M., Nurhanifah, S., Nurchaili, Husaeni, R., & Sutardi. (2020). Unit Pembelajaran 2 Ikatan Kimia. In E. Cahyono (Ed.), *Modul Pembelajaran Kimia Madrasah Aliyah* (pp. 1-71). Jakarta: Direktorat Guru dan Tenaga Kependidikan Madrasah Kementerian Agama RI.
- Susiloatmadja, R. (2016). Ikatan Kimia. In *Kimia Dasar* (pp. 1-3). Depok: Universitas Gunadarma.
- Susiloatmadja, R. (2017, March 6). *Kimia Dasar 1*. Jakarta: Universitas Gunadarma. Retrieved from romdhoni.staff.gunadarma.ac.id
- Theopold, K., Flowers, P., & Langley, R. (2019). *Chapter 9: Theories of Chemical Bonding*. Dakota Utara: Chemistry LibreTexts.
- Weisberg, M. (2008). Challenges to the Structural Conceptions of Chemical Bonding. *Philosophy of Science* 75 (5), 932-946.
- Zeidan, A. (2022, November 29). Encyclopædia Britannica. *Science & Tech : Metallic Bond*.
- Zhao, L., Pan, S., & Frenking, G. (2024). Energy Decomposition Analysis of the Chemical Bond: Scope and Limitation. *Comprehensive Computational Chemistry* 2, 322-361.
- Zhao, L., Pan, S., Holzmann, N., Schwedtfeger, P., & Frenking, G. (2019). Chemical Bonding and Bonding Models of Main-Group Compounds. *Chemical Reviews* 119 (14), 8781-8845.

BAB 4

STOIKIOMETRI DAN HUKUM-HUKUM KIMIA

Oleh Nurul Pratiwi

4.1 Pendahuluan

Salah satu topik paling penting dalam ilmu kimia adalah stoikiometri. Secara harfiah, stoikiometri berasal dari kata Yunani "*stoicheion*" yang berarti unsur dan "*metron*" yang berarti "ukuran" (Burns, 1999). Dalam konteks ini, stoikiometri bisa dijelaskan sebagai ilmu kimia yang mempelajari hubungan kuantitatif antara jumlah reaktan dan produk dalam suatu reaksi kimia yang seimbang. Ilmu ini melibatkan penggunaan persamaan kimia untuk menghitung massa, volume, atau jumlah partikel dari zat-zat yang terlibat dalam reaksi kimia, berdasarkan perbandingan yang diberikan oleh koefisien dalam persamaan tersebut. Dengan kata lain, stoikiometri memungkinkan kita untuk memprediksi atau menghitung seberapa banyak zat yang akan bereaksi atau dihasilkan dalam suatu reaksi kimia berdasarkan jumlah zat yang terlibat" (Gilbert et al., 2013).

4.2 Konsep Mol

Konsep mol dalam kimia merujuk pada satuan yang digunakan untuk mengukur jumlah partikel dalam sebuah substansi, seperti atom, molekul, atau ion (Brady & Holum, 1981). Sebagai analogi sederhana, jika kita ketahui bahwa 1 lusin (12 buah), maka seperti halnya lusin yang merupakan satuan jumlah, mol-pun juga merupakan satuan jumlah. Jumlah partikel dalam satu mol, yang dinyatakan sebagai $6,022 \times 10^{23}$ atom/mol, disebut bilangan Avogadro. Penentuan jumlah ini didasarkan pada eksperimen yang dilakukan oleh ilmuwan Italia bernama Amedeo Avogadro pada abad ke-19. Bilangan ini menggunakan lambang **L** = Loschmidt.

1 lusin = 12 buah

| 1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ buah

Contoh:

- 1 lusin apel = 12 buah apel
- 1 mol atom karbon = $6,02 \times 10^{23}$ buah atom karbon

4.3 Massa Atom Relatif

Massa atom relatif adalah massa suatu atom yang dibandingkan dengan massa atom standar, yang dilambangkan dengan Ar. Menurut IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*), atom karbon digunakan sebagai standar untuk menentukan massa atom relatif. Atom karbon (C), dengan jumlah proton 6 dan massa 12 satuan massa atom, dapat ditulis sebagai 12 sma atau 12 amu (*atomic mass unit*). Atom karbon-12 ini dijadikan standar sehingga satu satuan massa atom didefinisikan sebagai massa yang sama dengan $\frac{1}{12}$ massa satu atom isotop karbon 12.

$$1 \text{ sma} = \frac{\text{massa 1 atom karbon-12}}{12}$$

Berdasarkan hal tersebut, rumus untuk menentukan massa atom relatif (Ar) adalah sebagai berikut :

$$\text{Ar Unsur X} = \frac{\text{massa rata-rata 1 atom unsur X}}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom C-12}}$$

Contoh:

Jika diketahui massa 1 atom unsur Mg adalah $4,037 \times 10^{-23}$ g dan massa 1 atom unsur C-12 adalah $1,993 \times 10^{-23}$ g. Tentukanlah massa atom relatif unsur Mg tersebut?

Jawab:

$$\begin{aligned} \text{Ar Unsur Mg} &= \frac{\text{massa rata-rata 1 atom unsur Mg}}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom } ^{12}\text{C}} \\ \text{Ar Unsur Mg} &= \frac{4,073 \times 10^{-23} \text{ g}}{\frac{1}{12} \times 1,993 \times 10^{-23} \text{ g}} = 24,307 \end{aligned}$$

4.4 Massa Molekul Relatif

Massa molekul relatif (Mr) suatu senyawa adalah massa satu molekul senyawa tersebut dibagi dengan $\frac{1}{12}$ massa satu atom isotop karbon 12.

$$\text{Mr Senyawa XY} = \frac{\text{massa satu molekul senyawa XY}}{\frac{1}{12} \text{ massa 1 atom C-12}}$$

Dalam satu molekul zat terdiri dari atom-atom penyusunnya. Misal satu molekul CO_2 terdapat 1 atom C dan dua atom O. Nilai Mr dapat dihitung dengan rumus sebagai berikut:

$$\text{Mr Senyawa XY} = \sum \text{Ar unsur-unsur penyusun}$$

Contoh:

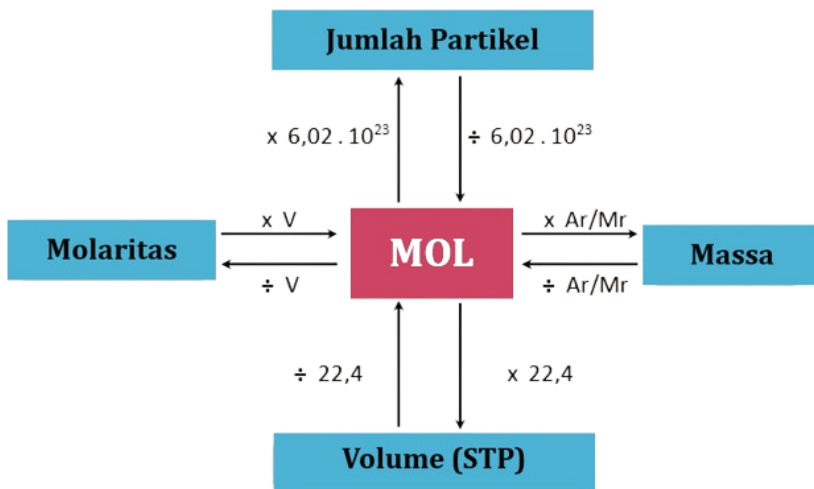
Tentukanlah massa molekul relatif senyawa $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, jika diketahui Ar Al = 27, Ar S = 32 dan Ar O = 16.

Jawab:

$$\begin{aligned}\text{Mr Al}_2(\text{SO}_4)_3 &= (2 \times \text{Ar Al}) + (3 \times \text{Ar S}) + (12 \times \text{Ar O}) \\ &= (2 \times 27) + (3 \times 32) + (12 \times 16) \\ &= 54 + 96 + 192 \\ &= 342\end{aligned}$$

4.5 Hubungan Mol dengan Jumlah Partikel, Massa, Volume dan Molaritas

Ketika mempelajari reaksi kimia, kita sering kali perlu mengubah bolak-balik antara massa, volume, mol, molaritas dan jumlah partikel. Hubungan dari kelima hal tersebut dapat dilihat pada Gambar 4.1.



Gambar 4.1. Hubungan mol dengan jumlah partikel, massa, volume dan molaritas

4.6 Rumus Senyawa Kimia

Rumus senyawa kimia dapat dibagi menjadi dua yaitu rumus empiris dan rumus molekul. Kedua rumus ini digunakan untuk menggambarkan komposisi senyawa kimia (Gilbert et al., 2020).

4.6.1 Rumus Empiris

Rumus kimia empiris adalah rumus yang menyajikan rasio atom yang paling sederhana dalam suatu senyawa kimia. Rumus ini mencerminkan komposisi relatif senyawa dalam jumlah terkecil bilangan bulat. Dengan kata lain, rumus ini memberikan informasi tentang perbandingan jumlah atom tiap elemen yang terkandung dalam senyawa tanpa memberikan informasi tentang bagaimana atom-atom tersebut diatur atau berikatan dalam molekul.

Contoh:

Sebanyak 120 g senyawa organik mengandung 48 g C, 8 g H dan sisanya O. Jika diketahui Ar C = 12, Ar H = 1, dan Ar O = 16. Maka rumus empiris senyawa ini adalah?

Jawab:

Massa C = 48 g

Massa H = 8 g

Maka massa O = $120 - (48 + 8) = 64$ g

$$\begin{aligned}\text{Rumus empiris} &= \text{mol C} : \text{mol H} : \text{mol O} \\ &= \frac{\text{massa C}}{\text{Ar C}} : \frac{\text{massa H}}{\text{Ar H}} : \frac{\text{massa O}}{\text{Ar O}} \\ &= \frac{48}{12} : \frac{8}{1} : \frac{64}{16} \\ &= 4 : 8 : 4 \\ &= 1 : 2 : 1\end{aligned}$$

Jadi, rumus empirisnya adalah CH_2O .

4.6.1 Rumus Molekul

Rumus molekul memberikan informasi tentang komposisi sebenarnya suatu senyawa dan dapat digunakan untuk mengidentifikasi dan menggambarkan struktur molekulnya.

Contoh:

Sebanyak 15 g suatu senyawa hidrokarbon mengandung 12 g C. Jika diketahui massa molekul relatif senyawa tersebut adalah 30, maka tentukanlah rumus empiris dan rumus molekul senyawa tersebut.

Jawab:

Senyawa hidrokarbon adalah senyawa yang mengandung unsur C dan H, sehingga jika diketahui

Massa C = 12 g

maka massa H = $15 - 12 = 3$ g

$$\begin{aligned}\text{Rumus empiris} &= \text{mol C} : \text{mol H} \\ &= \frac{\text{massa C}}{\text{Ar C}} : \frac{\text{massa H}}{\text{Ar H}} \\ &= \frac{12}{12} : \frac{3}{1} \\ &= 1 : 3\end{aligned}$$

Rumus empirisnya adalah CH_3

Maka, rumus molekul adalah

$$(\text{CH}_3)_n = \text{Mr}$$

$$(\text{Ar C} + 3 \cdot \text{Ar H})n = 30$$

$$12n + 3n = 30$$

$$15n = 30$$

$$n = 2$$

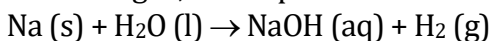
Jadi, rumus molekulnya adalah $(\text{CH}_3)_2$ atau C_2H_6 .

4.7 Persamaan Reaksi

Persamaan reaksi adalah gambaran tentang terjadinya reaksi kimia disertai dengan koefisien-koefisien masing-masing baik koefisien pereaksi maupun koefisien hasil/produk, untuk mempermudah melakukan perhitungan kimia.

Contoh:

Natrium dengan air bereaksi menjadi natrium hidroksida dan hidrogen, dalam persamaan kimia di tulis:



Keterangan

Na (s) dan H₂O (l) adalah pereaksi (reaktan)

NaOH (aq) dan H₂ (g) adalah hasil reaksi (produk)

→ dibaca “ bereaksi menjadi”

(s) : solid (padat) (aq) : aqueous (terlaur dalam air)

(l) : liquid (cair) (g) : gas

4.7.1 Menyetarakan Reaksi Kimia Sederhana

Langkah:

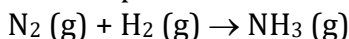
1. Tuliskan rumus kimia masing-masing zat: reaktan di sebelah kiri dan produk di sebelah kanan tulis juga fasanya jika perlu
2. Menyamakan jumlah atom reaktan dengan jumlah atom produk dengan menambahkan koefisien jika perlu
3. Tidak diperbolehkan mengganti rumus kimia zat

Contoh:

Tuliskan persamaan reaksi gas Nitrogen (N₂) dengan gas hidrogen (H₂) bereaksi menjadi gas amoniak (NH₃).

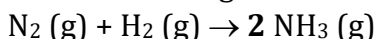
Jawab:

- Tuliskan rumus kimia masing-masing zat: reaktan di sebelah kiri dan produk di sebelah kanan tulis juga fasanya jika perlu

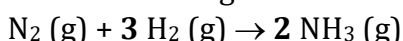


- Menyamakan jumlah atom reaktan dengan jumlah atom produk dengan menambahkan koefisien jika perlu.

Samakan N dengan menambahkan koefisien 2 di depan NH₃



Samakan H dengan menambahkan koefisien 3 di depan H₂



Perhatikan!

Jumlah atom N dan atom H di kiri sudah sama dengan jumlah atom N dan H di kanan.

4.7.2 Menyetarakan Reaksi Kimia yang Tidak Sederhana

Langkah:

1. Tuliskan rumus kimia masing-masing zat, kemudian misalkan koefisien-koefisien reaktan dan koefisien produk dengan abjad berurutan.
2. Misalkan koefisien zat yang paling kompleks = 1
3. Selesaikan dengan cara matematis (aljabar), dengan mengingat jumlah masing-masing atom di ruas kiri = jumlah masing-masing atom di ruas kanan

Contoh:

Tuliskan persamaan reaksi klorin dengan natrium hidroksida bereaksi menjadi natrium klorida, natrium klorat, dan air.

Jawab:

- Misalkan koefisien-koefisien reaktan dan koefisien-koefisien produk dengan abjad berurutan.
- Misalkan koefisien zat yang paling kompleks = 1
$$a \text{ Cl}_2 (\text{g}) + b \text{ NaOH} (\text{aq}) \rightarrow c \text{ Na Cl} (\text{aq}) + 1 \text{ NaClO}_3 (\text{aq}) + d \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$$
- Selesaikan dengan cara matematis (aljabar)
$$a \text{ Cl}_2 (\text{g}) + b \text{ NaOH} (\text{aq}) \rightarrow c \text{ Na Cl} (\text{aq}) + 1 \text{ NaClO}_3 (\text{aq}) + d \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$$

Atom Cl : $2a = c + 1$ (persamaan 1)

Atom Na : $b = c + 1$ (persamaan 2)

Atom O : $b = 3 + d$ (persamaan 3)

Atom H : $b = 2d$ (persamaan 4)

Perhatikan, dari (persamaan 3) dan (persamaan 4), diperoleh

$$3 + d = 2d \Leftrightarrow d = 3$$

sehingga didapat $b = 2d = 6$

Dari (persamaan 2), diperoleh:

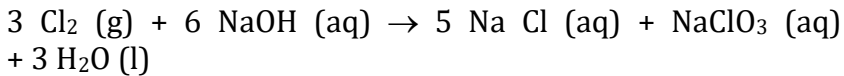
$$2a = c + 1$$

$$2a = 5 + 1$$

$$2a = 6$$

$$a = 3$$

Persamaan menjadi:



Jumlah masing-masing atom di ruas kiri sudah sama dengan masing-masing atom di ruas kanan.

4.7.3 Menyetarakan Reaksi Pembakaran Senyawa Organik

Caranya:

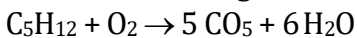
1. Tuliskan rumus kimia masing-masing zat.
2. Samakan jumlah atom C dengan menambahkan koefisien di depan CO_2 .
3. Samakan jumlah atom H dengan menambahkan koefisien depan H_2O .
4. Samakan jumlah atom O di ruas kanan dengan menambah koefisien dengan O_2 .

Contoh:

Tuliskan persamaan reaksi pembakaran pentana (C_5H_{12}).

Jawab:

- Tuliskan rumus kimia masing-masing zat.
 $\text{C}_5\text{H}_{12} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Samakan jumlah atom C dengan menambahkan koefisien di depan CO_2 .
 $\text{C}_5\text{H}_{12} + \text{O}_2 \rightarrow 5 \text{ CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Samakan jumlah atom H dengan menambahkan koefisien di depan H_2O .
 $\text{C}_5\text{H}_{12} + \text{O}_2 \rightarrow 5 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$
- Samakan jumlah atom O di ruas kanan dengan menambah koefisien dengan O_2 .



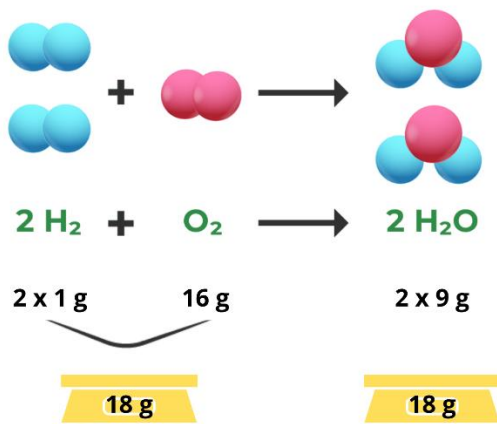
4.8 Hukum-Hukum Dasar Kimia

Ada beberapa hukum dasar kimia yang digunakan dalam stoikiometri, diantaranya adalah hukum kekekalan massa, hukum perbandingan tetap, hukum perbandingan berganda dan hukum

kimia untuk gas. Pemahaman dan penerapan hukum-hukum dasar ini sangat penting dalam melakukan perhitungan stoikiometri untuk memprediksi atau menghitung jumlah zat yang terlibat dalam suatu reaksi kimia (Petrucci & Harwood, 2007).

4.8.1 Hukum Kekekalan Massa

Hukum kekekalan massa digagas oleh seorang ilmuwan Prancis, Antoine Lavoisier. Hukum ini menyatakan bahwa pada setiap reaksi kimia, massa zat-zat yang bereaksi adalah sama dengan massa zat-zat hasil reaksi (Moore & Stanitski, 2014). Sebagai contoh sederhana dari hukum kekekalan massa dapat dilihat pada pembentukan air dari gas hidrogen dan gas oksigen seperti yang diilustrasikan pada Gambar 4.2.



Gambar 4.2. Ilustrasi pembentukan molekul air yang mengikuti hukum kekekalan massa.

Dalam reaksi ini, dua molekul gas hidrogen (H_2) bereaksi dengan satu molekul gas oksigen (O_2) untuk membentuk dua molekul air (H_2O). Menurut Hukum Kekekalan Massa, massa total hidrogen dan oksigen sebelum reaksi harus sama dengan massa total air yang dihasilkan setelah reaksi. Jika dalam reaksi tersebut terdapat 2 g H_2 dan 16 g O_2 , maka sesuai dengan hukum kekekalan massa dalam reaksi ini, massa hidrogen dan oksigen sebelum reaksi (total 18 gram) sama dengan massa air yang dihasilkan setelah reaksi (18 gram).

4.8.2 Hukum Perbandingan Tetap

Hukum perbandingan tetap dikemukakan oleh seorang ilmuwan Prancis bernama Joseph Louis Proust. Hukum ini menyatakan bahwa suatu senyawa kimia selalu mengandung unsur-unsur yang sama yang bergabung bersama dalam perbandingan massa yang tetap. Hal ini menyiratkan bahwa setiap sampel murni suatu senyawa, apa pun sumbernya, akan selalu terdiri dari unsur-unsur yang sama yang terdapat dalam perbandingan massa yang sama (Oxtoby et al., 2016). Sebagai contoh dapat dilihat pada tabel perbandingan massa dari pembentukan molekul FeS berikut.

Tabel 4.1. Perbandingan massa unsur Fe dan unsur S pada pembentukan molekul FeS

Fe (g)	S (g)	FeS (g)	Keterangan
7	4	11	-
8	4	11	Sisa Fe = 1 g
14	9	22	Sisa S = 1 g
21	14	33	Sisa S = 2 g

Berdasarkan tabel 4.1 tersebut dapat diketahui bahwa unsur Fe dan S akan bereaksi membentuk molekul FeS dengan perbandingan massa selalu 7:4.

4.8.3 Hukum Perbandingan Berganda

Hukum perbandingan berganda diperkenalkan oleh ilmuwan John Dalton. Hukum ini menyatakan bahwa jika dua unsur dapat membentuk lebih dari satu senyawa, maka perbandingan massa unsur yang berikatan dengan massa tetap dari unsur lainnya akan berada dalam perbandingan bilangan bulat sederhana yang berbeda (Pauling, 1988).

Sebagai contoh dalam molekul air (H₂O) massa hidrogen dengan massa oksigen akan berbanding 1:8. Sedangkan dalam Hidrogen peroksida (H₂O₂) perbandingan massa hidrogen dengan massa oksigen 1:16 (Tabel 4.2).

Tabel 4.2. Perbandingan massa unsur H dan unsur O pada pembentukan molekul H_2O dan H_2O_2

Unsur	Molekul	Rasio hidrogen terhadap oksigen
H : O	H_2O	$2 : 16 = 1 : 8$
H : O	H_2O_2	$2 : 32 = 1 : 16$

Jika dibandingkan senyawa-senyawa tersebut, maka dalam hydrogen yang sama massanya dapat bersenyawa dengan oksigen yang massanya berbanding 8:16 atau 1:2. Dengan demikian, meskipun hidrogen dan oksigen dapat membentuk lebih dari satu senyawa, perbandingan massa hidrogen terhadap oksigen selalu berada dalam perbandingan bilangan bulat sederhana yang berbeda untuk setiap senyawa yang terbentuk, sesuai dengan Hukum Perbandingan Berganda dari Dalton.

4.8.4 Hukum Kimia untuk Gas

Hukum perbandingan berganda diperkenalkan oleh ilmuwan John Dalton. Hukum ini menyatakan bahwa jika dua unsur dapat membentuk lebih dari satu senyawa, maka perbandingan massa unsur yang berikatan dengan massa tetap dari unsur lainnya akan berada dalam perbandingan bilangan bulat sederhana yang berbeda (Pauling, 1988).

1. Hukum Gay-Lussac

Hukum ini menyatakan bahwa pada tekanan yang tetap, volume gas akan meningkat secara proporsional dengan peningkatan suhu gas. Dengan kata lain, pada kondisi tekanan konstan, volume gas akan berbanding lurus dengan suhunya. Hukum ini dinyatakan dalam rumus matematis sebagai berikut.

$$\frac{\text{koefisien gas A}}{\text{koefisien gas B}} = \frac{\text{volume gas A}}{\text{volume gas b}}$$

2. Hukum Avogadro

Hukum ini menyatakan dalam suatu reaksi kimia, gas-gas dalam volume sama akan mempunyai jumlah molekul yang

sama jika diukur pada suhu dan tekanan yang sama. Hukum ini dinyatakan dalam rumus matematis sebagai berikut.

$$\frac{\text{koefisien gas A}}{\text{koefisien gas B}} = \frac{n \text{ gas A}}{n \text{ gas b}} = \frac{\text{volume gas A}}{\text{volume gas b}}$$

Jika bukan dalam suatu reaksi kimia untuk semua gas dalam suhu dan tekanan (P, T) yang sama berlaku:

$$\frac{n \text{ gas A}}{n \text{ gas b}} = \frac{\text{volume gas A}}{\text{volume gas b}}$$

3. Hukum Boyle

Hukum ini menyatakan hasil kali tekanan gas dan volume gas akan selalu tetap jika diukur pada suhu dan tekanan yang sama.

$$P_A \cdot V_A = P_B \cdot V_B$$

4. Hukum Boyle-Gay Lussac

Hukum ini menyatakan bahwa hasil kali tekanan gas dan volume gas akan selalu tetap jika dibagi dengan suhu mutlak.

$$\frac{P_A V_A}{T_A} = \frac{P_B V_B}{T_B}$$

5. Persamaan Gas Ideal

Persamaan gas ideal adalah sebuah rumus yang digunakan untuk menggambarkan perilaku gas ideal dalam berbagai kondisi. Persamaan ini biasanya dinyatakan sebagai:

$$P V = n R T$$

P = tekanan gas (atm)

V = volume gas (dm³ atau liter)

n = mol gas (mol)

R = tetapan gas (liter.atm/K.mol) = 0,08205

T = suhu absolut (kelvin) = °C + 273

DAFTAR PUSTAKA

- Brady, J.E. & Holum, J.R. 1981. *Fundamentals of Chemistry*. New York: John Willey and Sons.
- Burns, R.A. 1999. *Fundamentals of Chemistry*. Britania Raya: Prentice Hall.
- Gilbert, T.R., Kirss, R. V, Bretz, S.L. & Foster, N. 2020. *Chemistry: An Atoms-focused Approach*. Amerika Serikat: W. W. Norton, Incorporated.
- Gilbert, T.R., Kirss, R. V, Foster, N. & Davies, G. 2013. *Chemistry: The Science in Context, Fourth International Student Edition*. Amerika Serikat: W.W. Norton.
- Moore, J.W. & Stanitski, C.L. 2014. *Chemistry: The Molecular Science*. Brasil: Cengage Learning.
- Oxtoby, D.W., Gillis, H.P. & Butler, L.J. 2016. *Principles of Modern Chemistry*. Amerika Serikat: Cengage Learning.
- Pauling, L. 1988. *General Chemistry*. Amerika Serikat: Dover Publications.
- Petrucchi, R.H. & Harwood, W.S. 2007. *General Chemistry: Principles and Modern Applications*. Britania Raya: Pearson/Prentice Hall.

BAB 5

KESETIMBANGAN KIMIA

Oleh Nurlela

5.1 Pengertian Keseimbangan Kimia

Menurut penafsiran yang tercantum didalam Kamus Besar Bahasa Indonesia (KBBI), "keseimbangan" menggambarkan suatu keadaan yang seimbang atau statis, di mana tidak ada pergerakan yang terjadi. Dalam konteks kimia, keseimbangan kimia terjadi ketika konsentrasi dua reaktan tetap konstan karena kecepatan reaksi maju sama dengan kecepatan reaksi mundur.

Keseimbangan kimia mengacu pada kondisi ketika kecepatan reaksi maju menyamai kecepatan reaksi mundur dalam suatu proses kimia. Pada saat ini, konsentrasi zat awal dan hasil reaksi tetap stabil sepanjang proses berlangsung, meskipun reaksi kimia masih berlangsung. Keseimbangan kimia dapat digambarkan melalui formulasi persamaan keseimbangan, yang mencerminkan kaitan antara konsentrasi bahan reaktan dan hasil reaksi pada kondisi suhu dan tekanan tertentu (Silberberg, 2008).

Keseimbangan kimia merupakan topik kimia yang memiliki kompleksitas konsep, melibatkan pemahaman tentang reaksi yang dapat berbalik, prinsip hukum aksi massa dan perubahan konsentrasi zat dalam reaksi kimia (Mayasri et al., 2023).

Konsep keseimbangan kimia menjadi suatu abstraksi yang menantang bagi sebagian besar peserta didik, di mana sifat dinamis dari reaksi keseimbangan sulit dipahami (Indriani et al., 2017)..

Dilihat dari fase zat-zat yang terlibat dalam suatu reaksi, keseimbangan kimia dapat dibagi menjadi dua jenis, yaitu keseimbangan homogen dan keseimbangan heterogen. Keseimbangan homogen terjadi ketika semua zat yang terlibat dalam reaksi memiliki fase yang sama. Sebaliknya, keseimbangan heterogen terjadi ketika zat-zat yang terlibat dalam reaksi memiliki fase yang berbeda. Salah satu faktor yang memiliki dampak pada keseimbangan kimia adalah konsentrasi larutan.



Gambar 5.1. Ilustrasi rumus kesetimbangan.

Sumber: www.unsplash.com

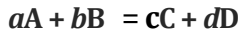
Kesetimbangan kimia mengacu pada suatu reaksi kimia yang dapat berjalan dua arah, di mana produk reaksi dapat mengalami pembalikan menjadi pereaksinya, menjaga produk serta konsentrasi reaktan tetap stabil. Kesetimbangan dalam reaksi kimia tercapai ketika laju reaksi ke arah kanan setara dengan laju reaksi ke arah kiri, sehingga tidak ada perubahan lebih lanjut dalam keseimbangan sistem tersebut (Murti, 2021). Persamaan untuk reaksi kesetimbangan kimia dapat diwujudkan melalui penulisan menggunakan panah dwi arah, yang mengindikasikan bahwa reaksi tersebut terjadi dalam dua arah (Kencanawati, 2012).

Kesetimbangan kimia didasarkan pada prinsip Hukum Aksi Massa, yang menyatakan bahwa dalam suatu sistem tertutup, laju reaksi maju setara dengan laju reaksi mundur saat mencapai kesetimbangan. Prinsip ini diwujudkan dalam bentuk persamaan kesetimbangan kimia.



Kesetimbangan ini terjadi pada reaksi kimia reversibel, yang juga dikenal sebagai reaksi yang dapat berbalik untuk membentuk kembali reaktan. Reaksi reversibel dapat direpresentasikan dengan

panah dua arah, menunjukkan kemampuan reaksi untuk bergerak ke arah maju atau mundur.



Seiring berlalunya waktu, terjadi penurunan konsentrasi reaktan dan peningkatan konsentrasi produk hingga mencapai kondisi stabil, yang disebut sebagai harga kesetimbangan.

1. Reaksi maju serta reaksi balik mempunyai laju yang konstan.
2. Kondisi keseimbangan dalam reaksi kimia.
3. Kombinasi yang mencapai titik kesetimbangan adalah gabungan antara zat-zat reaktan dan hasil yang mencapai keseimbangan
4. Dinamis menggambarkan suatu proses dimana kedua arah reaksi terjadi dengan kecepatan yang seimbang, tanpa transformasi keseluruhan reaktan menjadi produk.

Definisi Kesetimbangan Kimia dari Beberapa Pemikir Terkemuka: (Atkins & Paula, 1961)

Salah satu konsep penting dalam kesetimbangan kimia adalah prinsip **Le Chatelier**, teori ini mengindikasikan bahwa jika kondisi eksternal memengaruhi suatu sistem keseimbangan kimia, sistem tersebut akan menyesuaikan diri untuk mengatasi perubahan tersebut dan mencapai keseimbangan yang baru. Sebagai contoh, jika suhu naik, sistem akan menyerap panas, sedangkan jika suhu turun, sistem akan melepaskan panas.

W. Gibbs Josiah Willard Gibbs mengatakan bahwa ketika energi bebas sistem mencapai nilai minimum pada suhu dan tekanan konstan, kesetimbangan kimia tercapai. Konsep yang dia ciptakan, prinsip Kesetimbangan Gibbs membantu kita memahami kesetimbangan kimia sebagai kondisi di mana energi bebas sistem mencapai titik terendah, menunjukkan stabilitas sistem.

N. Lewis: G.N. Lewis menggambarkan kesetimbangan kimia dianggap sebagai kondisi yang berkelanjutan di mana reaksi maju dan mundur berlangsung secara simultan selama suatu proses

kimia. Dalam perspektif ini, terjadi keseimbangan antara pembentukan produk dan reaktan, dengan kecepatan reaksi maju dan mundur yang seimbang, yang menghasilkan tanpa perubahan konsentrasi keseluruhan.

Keseimbangan kimia merupakan prinsip dasar dalam ilmu kimia kontemporer, memberikan ahli kimia kemampuan untuk merinci reaksi kimia dan mengantisipasi reaksi sistem dalam berbagai kondisi.

Dengan memahami keseimbangan kimia membantu para peneliti merancang proses industri, mengatur reaksi kimia, serta menghasilkan produk dengan tingkat kemurnian optimal.

5.2 Karakteristik Keseimbangan Kimia

Karakteristik kesetimbangan kimia

1. Terjadi pada reaksi kimia yang dapat diperbaiki
2. Tetap dinamis
3. Reaksi tetap terjadi meskipun terlihat berhenti.
4. Tidak terjadi perubahan secara makroskopis; semua bagian tetap ada
5. Dapat disebut kesetimbangan, jika laju reaksi ke kanan sama dengan laju
6. Reaksi ke kiri, sehingga perbandingan konsentrasi antara reaktan dan produk tetap konstan

Karakteristik dari keseimbangan kimia dapat diidentifikasi sebagai berikut:

1. Reaksi terus berlangsung secara berkelanjutan dengan arah yang kontraproduktif.
2. Terjadinya reaksi di lingkungan tertutup dengan temperatur dan tekanan yang konstan.
3. Laju reaksi ke arah produk (juga disebut hasil reaksi, terletak di sebelah kanan persamaan reaksi) dan ke arah reaktan (juga disebut sebagai bahan reaktan, terletak di sebelah kiri persamaan reaksi) seimbang.
4. Tidak ada perubahan makroskopis yang dapat diukur atau diamati.

5. Perubahan mikroskopis (perubahan pada tingkat partikel) terus berlangsung.
6. Semua komponen tetap ada dan tidak mengalami perubahan.

5.3 Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Keseimbangan Kimia

Faktor-faktor yang Mempengaruhi Keseimbangan (Gamais & Meinanda, 2013a)

1. Konsentrasi zat reaktan/hasil reaksi
2. Tekanan dan dimensi ruang (volume).
3. Temperatur/Suhu

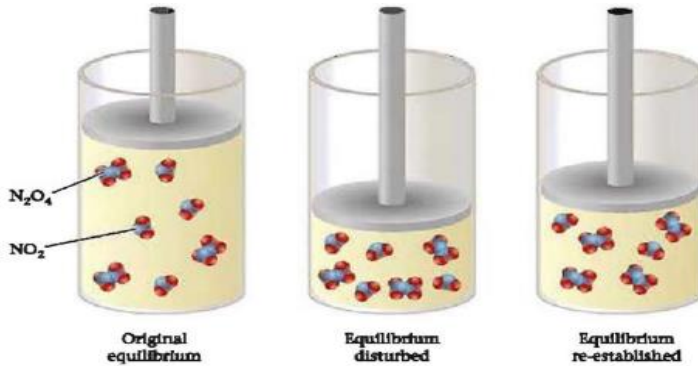
1. Pengaruh Konsentrasi

- Menambah
 - Reaktan $\longrightarrow$ reaksi ke arah produk (kanan)
 - Produk $\longrightarrow$ reaksi ke arah reaktan (kiri)
- Mengurangi
 - Reaktan $\longrightarrow$ reaksi ke arah reaktan (kiri)
 - Produk $\longrightarrow$ reaksi ke arah produk (kanan)

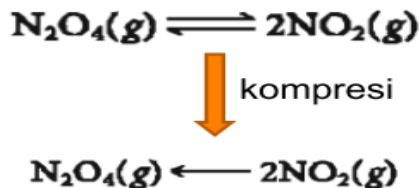
2. Pengaruh Tekanan dan Volume:

- Kenaikan Tekanan (diinduksi oleh penurunan volume) mengakibatkan reaksi bergerak menuju jumlah gas yang lebih rendah dalam bentuk mol.
- Demikian juga sebaliknya, penurunan tekanan mengarahkan reaksi ke jumlah mol gas yang lebih banyak.
- Dalam situasi keseimbangan heterogen, efek tekanan pada fase padat dan cair dianggap tidak signifikan.
- Jika jumlah partikel gas reaktan sama dengan jumlah partikel gas produk, tekanan tidak mempengaruhi kondisi keseimbangan.

Pengaruh Tekanan



Gambar 5.2. Pengaruh Tekanan Terhadap Kestimbangan
Sumber : (Gamais & Meinanda, 2013b)



- Prinsip Le Châtelier menyatakan bahwa penekanan akan mendorong reaksi ke arah dengan jumlah mol yang lebih kecil.
- Molekul NO_2 bergabung membentuk N_2O_4 , menurunkan mol NO_2 dan meningkatkan mol N_2O_4 serta mengurangi tekanan total.

3. Pengaruh Temperatur/Suhu:

- Perubahan dalam konsentrasi, tekanan, serta volume:
 - Q_c tidak sama dengan K_c .
 - K_c stabil pada saat suhu yang konstan.
- Pengaruh suhu tergantung pada tipe reaksi.
 - Pada reaksi yang bersifat eksotermis: kenaikan suhu mengarahkan reaksi ke sebelah kiri.
 - Pada reaksi yang bersifat endotermis: kenaikan temperature/suhu mengarahkan reaksi ke kanan.

Menurut (Brown et al., 2017) Keseimbangan kimia dipengaruhi oleh berbagai faktor yang dapat menyebabkan perubahan orientasi keseimbangan dari satu reaksi ke reaksi lain. Pemahaman mengenai aspek-aspek yang memiliki relevansi penting dalam perencanaan dan pengendalian jalannya reaksi kimia yang diharapkan. Berikut ini adalah faktor-faktor kunci yang memiliki dampak signifikan pada keseimbangan kimia:

1. Variasi Konsentrasi Bahan Awal (Reaktan) serta Produk

Konsentrasi reaktan dan produk dalam suatu reaksi kimia memiliki pengaruh langsung terhadap keseimbangan kimia. Peningkatan konsentrasi reaktan akan mendorong reaksi menuju produk guna mencapai keseimbangan, sementara peningkatan konsentrasi produk akan mengarahkan reaksi kembali ke arah reaktan. Prinsip Le Chatelier mencerminkan bahwa sistem akan menyesuaikan diri untuk menyeimbangkan perubahan dalam konsentrasi.

2. Fluktuasi Temperatur/Suhu

Temperatur turut memengaruhi keseimbangan kimia. Kenaikan temperatur merangsang reaksi endotermis, yang memerlukan penyerapan panas. Sebaliknya, penurunan temperatur mendorong reaksi yang menghasilkan panas dalam proses eksotermis. Prinsip Le Chatelier terapkan di situ, di mana kenaikan temperatur akan memacu reaksi yang membutuhkan panas dalam proses endotermis, sementara penurunan suhu akan mengarahkan reaksi yang melepaskan panas dalam proses eksotermis.

3. Variasi Tekanan

Dalam situasi di mana gas terlibat, perubahan dalam tekanan bisa mempengaruhi keseimbangan kimia. Mengikuti Prinsip Le Chatelier, peningkatan tekanan akan mengarahkan reaksi menuju produksi yang menghasilkan jumlah molekul gas yang lebih sedikit sementara penurunan tekanan akan mengarahkan reaksi menuju produksi yang menghasilkan jumlah molekul gas yang lebih banyak.

4. Penggunaan Katalis

Pemakaian katalis mampu meningkatkan kecepatan reaksi tanpa mengganggu posisi kesetimbangan. Katalis memfasilitasi pencapaian kesetimbangan lebih cepat melalui jalur reaksi alternatif yang memerlukan energi aktivasi lebih rendah. Walaupun katalis mempercepat reaksi, Walau katalis mempercepat reaksi, kesetimbangan antara bahan awal dan hasil tetap tidak terpengaruh tahap akhir reaksi.

5. Pengaruh dari Kompleks Ion

Pada reaksi yang menggunakan kompleks ion, Penambahan jenis ion tertentu mampu memengaruhi keseimbangan dengan menghasilkan kompleks yang bisa meningkatkan kelarutan atau kestabilan ion. Perubahan dalam konsentrasi ion kompleks bisa menyebabkan perubahan posisi keseimbangan sesuai kebutuhan

6. Pengaruh Pelarut

Pelarut memiliki potensi untuk mengubah kesetimbangan kimia, terutama pada proses reaksi yang terlibat dengan senyawa yang memiliki kelarutan tinggi atau rendah dalam jenis pelarut tertentu. Penggantian pelarut dapat mengakibatkan perubahan dalam kesetimbangan reaksi, terutama bila satu dari hasil atau bahan reaksi cenderung lebih mudah terlarut pada jenis pelarut yang baru digunakan

Pemahaman mendalam terhadap aspek-aspek ini memberikan kemampuan kepada para peneliti dan teknisi untuk mengatur serta mengendalikan kesetimbangan kimia, sehingga dapat mencapai hasil reaksi yang diharapkan. Dengan mempertimbangkan situasi ini, strategi yang efisien dapat disusun guna menaikkan hasil serta efektivitas proses kimia didalam beragam konteks perindustrian maupun pusat penelitian

5.4 Pemanfaatan Keseimbangan Kimia Pada Aktivitas Sehari-hari

Peran Keseimbangan kimia penting pada rutinitas harian. Di bawah ini ada beberapa contoh pemanfaatan keseimbangan kimia pada aktivitas sehari-hari:

1. Industri Pertanian serta Pupuk Nitrat

Pertanian dan Pemakaian Pupuk Nitrat Keseimbangan kimia memiliki peran yang sangat penting pada sektor pertanian, khususnya pada produksi pupuk amonium nitrat. Metode pembuatan pupuk amonium nitrat melibatkan proses di mana asam nitrat bereaksi dengan amonia untuk menciptakan pupuk nitrat yang berperan dalam memperbaiki perkembangan tanaman. Pengetahuan mengenai keseimbangan kimia membantu para petani dalam mengelola pembuatan pupuk secara optimal untuk menaikkan hasil panen.

2. Produksi Amoniak

Penggunaan keseimbangan kimia sangat umum di berbagai sektor industri terutama bidang kimia, dalam proses produksi amonia melalui metode Haber-Bosch. Metode ini terdiri dari interaksi antara nitrogen serta hidrogen yang berakhir pada pembentukan amonia. Keseimbangan optimal dicapai melalui penggunaan katalis dan pengaturan kondisi reaksi tertentu.

3. Produksi Baterai

Prinsip keseimbangan kimia dimanfaatkan dalam proses produksi baterai, khususnya baterai asam timbal. Pada proses keseimbangan asam sulfat, timbal serta air didapatkan arus elektron yang dapat mengubah baterai menjadi arus listrik. Pemahaman dalam Penerapan keseimbangan kimia membantu para profesional teknik sedang melakukan perancangan terhadap baterai untuk mencapai kapasitas dan performa optimal.

6. Sistem Respirasi

Keseimbangan kimia memiliki peran penting pada proses pernapasan/respirasi manusia. Saat proses pernapasan berlangsung, terjadi reaksi keseimbangan interaksi antara molekul oksigen serta hemoglobin pada aliran darah untuk menghasilkan oksihemoglobin. Proses ini mendukung transportasi oksigen dari paru-paru ke seluruh tubuh dan juga mengangkut karbon dioksida dari tubuh ke paru-paru untuk dikeluarkan.

7. Industri Pengolahan/Pemrosesan Makanan

Pemrosesan Makanan Keseimbangan kimia dimanfaatkan di dalam sektor industri pengolahan makanan, terutama dalam pembuatan keju, terdapat suatu proses yang melibatkan interaksi yang seimbang antara protein, lemak, dan bakteri, yang menghasilkan karakteristik khas dari berbagai jenis keju. Dengan mengatur kondisi reaksi dengan cermat, para produsen keju dapat menciptakan produk dengan konsistensi, cita rasa, dan aroma yang diinginkan.

5.5 Kesimpulan

Keseimbangan kimia adalah elemen mendasar dalam bidang kimia yang memegang peranan penting untuk dipahami proses reaksi kimia serta hubungan antar unsur pada sebuah sistem.

Dengan memahami prinsip keseimbangan kimia, para peneliti mampu menciptakan proses kimia yang berjalan dengan efisien, memproyeksikan hasil dari proses reaksi diharapkan, serta meningkatkan secara optimal parameter proses untuk mencapai kondisi kesetimbangan yang diharapkan.

Aplikasi keseimbangan kimia mencakup beragam sektor dalam kehidupan, seperti industri, kesehatan, pertanian serta teknologi.

Dalam lingkup industri, prinsip tersebut dimanfaatkan untuk mengembangkan proses produksi yang ramah lingkungan dan efisien, menjaga kualitas produk secara konsisten, serta meningkatkan kinerja operasional secara keseluruhan.

Dalam bidang kesehatan, pengetahuan tentang keseimbangan kimia digunakan untuk memahami berbagai proses biologis, termasuk respirasi serta aktivitas metabolisme.

Dalam konteks pertanian, prinsip keseimbangan kimia memegang peranan yang sangat krusial pada proses pembuatan pupuk serta meningkatkan produktivitas pertanian.

Selain itu, dalam industri teknologi, konsep keseimbangan kimia diaplikasikan pada pengembangan teknologi baterai, pembuatan material, serta kegiatan pengolahan produk pangan.

DAFTAR PUSTAKA

- Atkins, P., & Paula, J. de. (1961). Physical Chemistry. In *Journal of the Franklin Institute* (Vol. 272, Issue 4).
[https://doi.org/10.1016/0016-0032\(61\)90576-2](https://doi.org/10.1016/0016-0032(61)90576-2)
- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., & Murphy, C. (2017). *Chemistry -The Central Science*.
- Gamais, C. D. I., & Meinanda, H. (2013a). Kesenjangan Kimia Kesenjangan Kimia. *Kimia Dasar*, 13406123, 1–14.
- Gamais, C. D. I., & Meinanda, H. (2013b). Kesenjangan Kimia Kesenjangan Kimia. *Kimia Dasar*, 13406123, 1–14.
<https://doi.org/10.13140/RG.2.1.3099.6244>
- Indriani, A., Suryadharma, I. B., & Yahmin, Y. (2017). Identifikasi Kesulitan Peserta Didik Dalam Memahami Kesenjangan Kimia. *J-PEK (Jurnal Pembelajaran Kimia)*, 2(1), 9–13.
<https://doi.org/10.17977/um026v2i12017p009>
- Kencanawati, C. I. P. K. (2012). *Kimia Dasar Universitas Udayana*. Mkk 107, 78.
- Mayasri, A., Reza, M., & Nasir, M. (2023). Identifikasi dan Remediasi Miskonsepsi dengan Pendekatan Perubahan Konseptual pada Materi Kesenjangan Kimia. *Orbital: Jurnal Pendidikan Kimia*, 7(2), 171–186.
<https://doi.org/10.19109/ojpk.v7i2.19810>
- Murti, G. S. W. (2021). *Laporan praktikum kimia dasar kesenjangan kimia*.
- Silberberg, M. (2008). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*. McGraw-Hill Companies, Incorporated.
<https://books.google.co.id/books?id=c0yAPwAACAAJ>

BAB 6

ASAM BASA DALAM KIMIA

Oleh Cory Novi

6.1 Pendahuluan

Asam berasal dari kata Latin yaitu *acidus* yang artinya asam, dan basa atau *alkali* berasal dari bahasa Arab *al-qali*, yang artinya abu dari tanaman dengan daerah rawa garam dan padang pasir. Asam memiliki sifat, yaitu rasa yang asam, yang apabila terkena kulit menyebabkan seperti ditusuk jarum, selain itu asam juga memiliki sifat dapat melarutkan sebagian besar logam, batu kapur dan mineral-mineral karbonat (Ca, Mg, Fe dan Mn). Sedangkan sifat basa yaitu memiliki rasa yang pahit, licin dan suatu basa banyak dijumpai pada sabun dan zat pembersih peralatan rumah tangga seperti detergen, pembersih lantai, dan pemutih. Asam dan basa memiliki kemampuan untuk mempengaruhi warna, misal kertas lakmus dalam larutan asam memberikan warna merah dan kertas lakmus dalam larutan basa memberikan warna biru.

Pada Bab ini diawali dengan memperkenalkan asam dan basa berdasarkan teori Arrhenius, Bronsted-Lowry dan Lewis, selain itu bab ini membahas tentang Kekuatan Asam dan Basa, Tetapan Ionisasi Asam dan Basa, Kesetimbangan Asam Basa, pH dan pOH, Larutan Buffer, Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan.

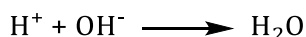
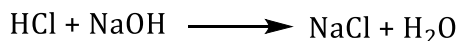
6.2 Teori Asam-Basa

6.2.1 Teori Arrhenius

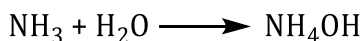
Tahun 1884, Svante Arrhenius mengemukakan bahwa asam dan basa sebagai bagian dalam kajiannya mengenai dissosiasi elektronik, dimana teori Arrhenius menyatakan asam adalah zat yang dapat menghasilkan ion hidrogen (H^+) dan basa adalah zat yang menghasilkan ion hidroksida (OH^-) dalam air dan keduanya saling menetralkan seperti pada reaksi:



Reaksi netralisasi terjadi antara asam dengan basa menghasilkan garam:



Kelemahan teori asam basa Arrhenius yaitu teori ini berlaku hanya pada larutan senyawa yang menggunakan pelarut air dan tidak berlaku untuk senyawa yang tidak dapat larut air, bentuk gas, dan padatan yang tidak memiliki ion hidrogen (H^+) dan ion hidroksida (OH^-). Misalnya basa seperti amonia (NH_3) yang tidak mempunyai ion hidroksida (OH^-), untuk mengatasi kelemahan tersebut, maka dikemukakan ide bahwa dalam larutan air, amonia (NH_3) membentuk amonium hidroksida (NH_4OH), yang terurai sebagai basa lemah menjadi ion amonium (NH_4^+) dan ion hidroksida (OH^-), seperti pada reaksi:



6.2.2 Teori Bronsted-Lowry

Tahun 1923, J. Bronsted dan T. Lowry melengkapi kelemahan teori asam basa Arrhenius, dimana **asam** menurut Bronsted-Lowry adalah zat yang dapat memberikan (donor) ion hidrogen (H^+) berupa kation atau molekul netral, sedangkan **basa** adalah zat yang dapat menerima (Akseptor) ion hidrogen (H^+) berupa anion atau molekul netral. Teori Bronsted-Lowry berlaku tidak hanya pada larutan berair, tetapi semua sistem yang mengandung proton (H^+). Sebagai contoh, asam asetat (CH_3COOH) yang dilarutkan ke dalam air, dimana ion hidrogen (H^+) dari asam asetat dipindahkan ke air

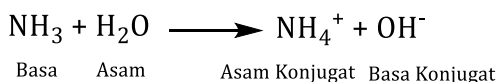
(dari asam ke basa), seperti yang ditunjukkan pada reaksi berikut:
(David W.Oxtoby, H.P.Gillis, 2001)



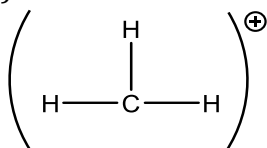
Karakteristik teori asam basa Bronsted-Lowry:

1. Reaksi ionisasi yang terjadi merupakan reaksi bolak balik atau reversibel ($\rightleftharpoons$)
2. Secara keseluruhan, reaksi melibatkan kombinasi asam basa yang dikenal dengan pasangan konjugasi (asam-basa konjugat). Basa konjugat dari asam asetat (CH_3COOH) adalah CH_3COO^- (sebaliknya asam asetat CH_3COOH adalah asam konjugat dari CH_3COO^-), berikutnya ion hidronium (H_3O^+) dan air (H_2O) juga membentuk pasangan asam-basa konjugat.

Berdasarkan teori Bronsted-Lowry, ionisasi asam asetat (CH_3COOH) dan H_2O adalah basa, sedangkan H_2O merupakan asam dalam ionisasi NH_3 , seperti pada reaksi berikut:



Sebuah proton bebas dalam larutan air akan berikatan dengan ion H^+ dari air karena ion H^+ bermuatan positif yang dapat menarik ion bermuatan negatif untuk suatu ikatan. Asam konjugat dari air adalah ion hidronium (H_3O^+), selain itu pendekatan teori Bronsted-Lowry dapat memprediksi bahwa ikatan ion dalam ion hidronium (H_3O^+) adalah suatu ikatan kovalen koordinat. (Heny Ekawati Haryono, 2019)

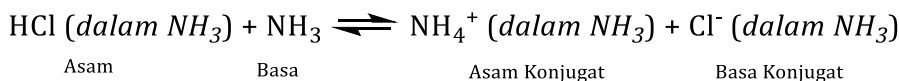


Selanjutnya, ionisasi asam asetat (CH_3COOH), dapat digunakan persamaan berikut:

$$K_b = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

(K_b = tetapan ionisasi asam)

Teori asam dan basa menurut Bronsted-Lowry memiliki kelebihan atau keunggulan dibandingkan dengan teori asam basa menurut Arrhenius dimana pada teori asam basa Bronsted-Lowry berlaku tidak hanya untuk larutan air tetapi pelarut yang lain, misal pelarut amonia (NH_3), yang ditunjukkan pada reaksi berikut:



Pada reaksi di atas memperlihatkan bahwa NH_3 dapat bertindak sebagai basa, walaupun dalam sistem tersebut tidak memiliki ion hidroksida (OH^-). Berdasarkan hal tersebut, teori Arrhenius telah diperluas atau dikembangkan sehingga reaksi asam basa tidak hanya berlaku pada larutan air tetapi juga larutan yang lain, atau dapat dikatakan bahwa suatu ion dan molekul dapat berfungsi sebagai *amfoter*. **Amfoter** merupakan ion atau molekul yang dapat bertindak baik sebagai asam maupun sebagai basa tergantung kondisi reaksi, contoh amfoter adalah air, dimana air berfungsi sebagai asam dengan mendonorkan ion hidrogen (H^+) kepada NH_3 (basa konjugat OH^-) dan sebagai basa dengan menerima ion hidrogen (H^+) dari CH_3COOH (asam konjugat H_3O^+).

Tabel 6.1. Kekuatan Relatif beberapa Asam dan Basa Konjugat

Asam	Nama	<i>pK_a</i>	Basa Konjugat	Nama
CH ₃ CH ₂ OH	Etanol	16.00	CH ₃ CH ₂ O ⁻	Ion etoksida
H ₂ O	Air	15.74	HO ⁻	Ion hidroksida
HCN	Asam sianida	9.31	CN ⁻	Ion sianida
H ₂ PO ₄ ⁻	Ion dihidrogen fosfat	7.21	HPO ₄ ²⁻	Ion hidrogen fosfat
CH ₃ CO ₂ H	Asam Asetat	4.76	CH ₃ CO ₂ ⁻	Ion asetat
H ₃ PO ₄	Asam fosfat	2.16	H ₂ PO ₄ ⁻	Ion dihidrogen fosfat
HNO ₃	Asam nitrat	-1.3	NO ₃ ⁻	Ion nitrat
HCl	Asam klorida	-7.0	Cl ⁻	Ion klorida

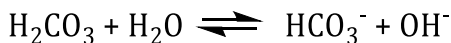
Sumber: (John McMurry, 2012)

Contoh soal

Tentukan asam basa dan konjugatnya pada reaksi berikut:



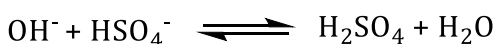
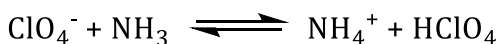
Penyelesaian: H₂CO₃ merupakan asam yang diubah menjadi HCO₃⁻ dengan melepaskan proton H₂CO₃; HCO₃⁻ basa konjugat dari H₂CO₃. H₂O adalah basa dan OH⁻ adalah asam konjugat dari H₂O.



Asam Basa Basa Konjugat Asam Konjugat

Latihan 1.

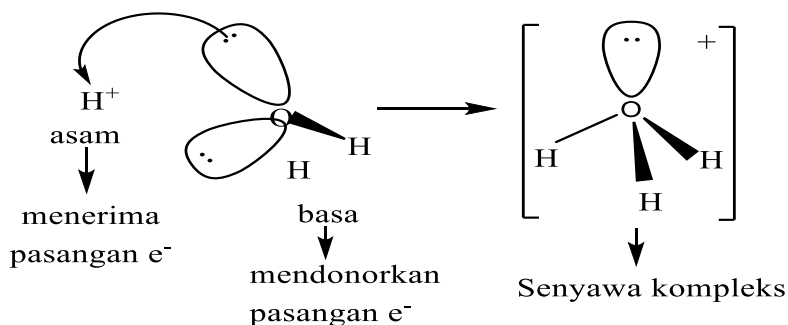
Dari persamaan ionisasi di bawah ini, identifikasi asam basa bronsted-Lowry dan konjugatnya



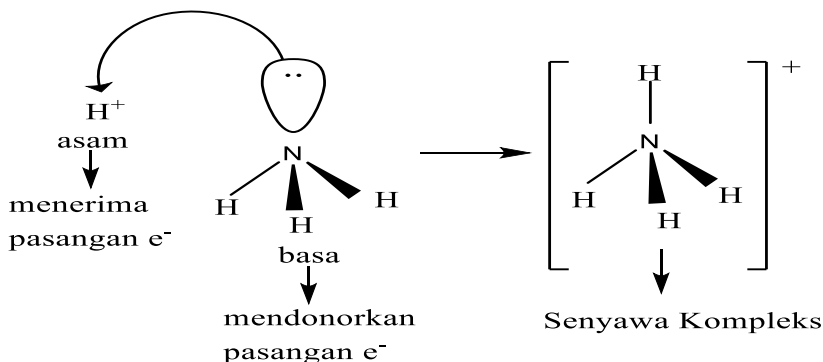


6.2.3 Teori Lewis

Teori Lewis digunakan untuk memberikan gambaran umum dari asam basa, dimana **asam** menurut teori Lewis adalah suatu zat yang dapat menerima (akseptor) sepasang elektron bebas dari zat lain untuk membentuk ikatan baru sedangkan **basa** merupakan zat yang memberikan (donor) sepasang elektron bebas dari zat lain untuk membentuk ikatan baru. Reaksi asam-basa Lewis dapat terjadi jika basa yang bertindak sebagai pendonor pasangan elektron dan asam yang bertindak sebagai penerima pasangan elektron dimana asam dan basa tersebut akan membentuk ikatan baru. Produk hasil dari reaksi asam-basa Lewis disebut dengan senyawa kompleks, dimana ikatan yang terbentuk adalah ikatan kovalen koordinasi.



Gambar 6.1. Pembentukan Senyawa Kompleks Ion Hidronium (H_3O^+)



Gambar 6.2. Pembentukan Senyawa Kompleks Ion Amonium (NH_4^+)

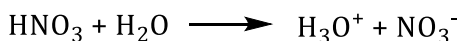
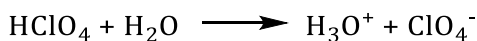
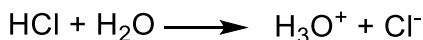
6.3 Kekuatan Asam dan Basa

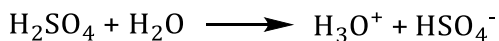
6.3.1 Asam

Asam dibagi menjadi dua yaitu asam kuat dan asam lemah, dimana suatu asam dikatakan kuat atau lemah, bergantung pada ionisasi total atau parsial yang terjadi dalam larutan. Asam kuat didefinisikan juga sebagai asam yang dapat mengion hampir seluruh zat yang ada dalam larutan, dan memiliki derajat ionisasi (α) = 1. Senyawa-senyawa yang tergolong ke dalam asam kuat antara lain;

1. Asam golongan halida, seperti asam klorida (HCl), asam bromida (HBr), dan asam iodida (HI)
2. Asam oksi golongan halida, seperti asam hipoklorit (HClO), asam klorit (HClO_2), asam klorat (HClO_3), asam perklorat (HClO_4), HBrO , asam hipobromat (HBrO_2), asam bromat (HBrO_3), asam perbromat (HBrO_4), asam hipoiodit (HIO), asam iodit (HIO_2), asam iodat (HIO_3), asam periodat (HIO_4)
3. Asam nitrat (HNO_3)
4. Asam sulfat (H_2SO_4)

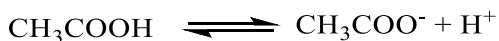
Ionisasi beberapa asam kuat dalam air sebagai berikut:



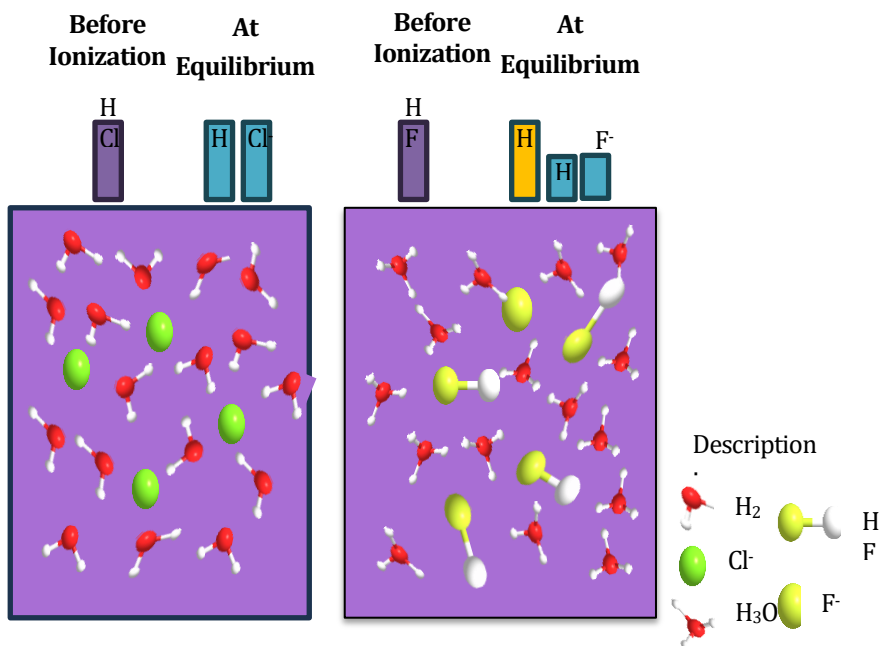


Senyawa asam klorida (HCl), asam perklorat (HClO₄), asam nitrat (HNO₃) dan asam sulfat (H₂SO₄) dalam larutannya dapat terionisasi sempurna membentuk ion masing-masing, dan memiliki derajat ionisasi (α) = 1, dan masuk ke dalam golongan asam kuat. Sedangkan asam lemah tidak terionisasi secara sempurna sehingga memiliki derajat ionisasi $0 < \alpha < 1$. Senyawa yang termasuk ke dalam asam lemah umumnya berada pada golongan asam lemah, dimana pada kondisi setimbang, larutan asam lemah memiliki komposisi campuran molekul asam yang tidak terionisasi, ion hidronium (H₃O⁺) serta basa konjugasinya. Contoh asam lemah seperti asam asetat (CH₃COOH), asam askorbat (C₆H₈O₆), asam fluoride (HF), asam sitrat (C₆H₈O₇) dan ion ammonium (NH₄⁺).

Ionisasi asam lemah dalam air sebagai berikut:



Senyawa asam asetat (CH₃COOH) saat dilarutkan ke dalam air terionisasi sebagian, karena sebagian senyawa atau molekul yang lain terionisasi menjadi ion asetat (CH₃COO⁻) dan ion hidrogen (H⁺), dan sebagian lainnya tetap dalam bentuk asam asetat (CH₃COOH). Contoh lain seperti di ilustrasikan pada Gambar 6.3.

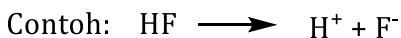


Gambar 6.3. Ilustrasi ionisasi Asam Kuat (HCl) dan Asam Lemah (HF)

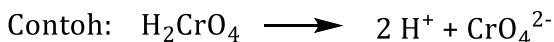
Gambar 6.3 menunjukkan ionisasi asam kuat (HCl) diilustrasikan pada gambar sebelah kiri, sedangkan jumlah ionisasi asam lemah (HF) digambarkan pada bagian sebelah kanan. Dengan jumlah molekul HCl dan HF pada kondisi awal sama, yang selanjutnya asam kuat (HCl) terionisasi sempurna di dalam larutan, dimana proton yang terdapat dalam larutan berupa ion hidronium (H₃O⁺).

Asam berdasarkan penguraian proton, dibagi menjadi tiga yaitu: (Marjoko, 2014)

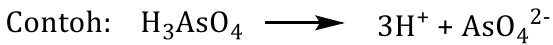
1. Asam monoprotik, merupakan suatu asam yang dapat melepaskan satu proton H⁺



2. Asam diprotik, merupakan suatu asam yang dapat melepaskan dua proton H⁺



3. Asam triprotik, merupakan suatu asam yang dapat melepaskan tiga proton H^+

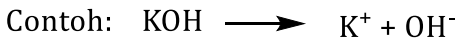


6.3.2 Basa

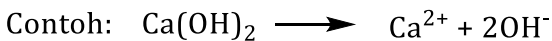
Senyawa basa terbagi menjadi basa kuat dan basa lemah, dimana dikatakan basa kuat apabila senyawa yang ada dalam larutan dapat terionisasi sempurna dan memiliki derajat ionisasi (α) = 1. Suatu basa umumnya terdiri atas ion logam dan ion hidroksida (OH^-) dan biasanya dibentuk oleh atom golongan I pada susunan periodik unsur.

Berdasarkan penguraian protonnya, basa dibagi menjadi tiga, yaitu: (Marjoko, 2014)

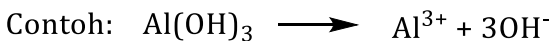
1. Basa Monoprotik merupakan suatu basa yang melepaskan satu proton OH^-



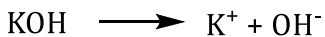
2. Basa Diprotik merupakan suatu basa yang melepaskan dua proton OH^-



3. Basa Triprotik, merupakan suatu basa yang melepaskan tiga proton OH^-

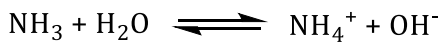


Basa kuat memiliki ionisasi dalam air sebagai berikut:



Berbeda dengan dengan basa kuat, basa lemah memiliki derajat ionisasi $0 < \alpha < 1$ dimana senyawa basa lemah tidak

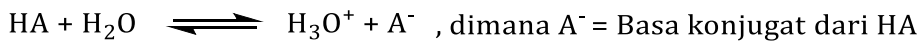
seluruhnya terionisasi jika direaksikan di dalam air. Misalnya pada amoniak (NH₃) yang terionisasi dalam air sebagai berikut:



6.4 Kestimbangan Asam dan Basa dalam Air

6.4.1 Kestimbangan Asam

Teori Bronsted-Lowry membantu menghasilkan skala kuantitatif untuk mengukur kekuatan asam, dimana ionisasi suatu asam dilambangkan dengan dengan "HA" dalam larutan air, dan dapat dituliskan sebagai:



Rumus kestimbangan :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{H}^-]}{[\text{HA}]} \text{ dimana } K_a = \text{Konstanta kestimbangan asam}$$

Kemampuan asam dalam air, memiliki derajat ionisasi (α) dengan nilai 1 sampai 0 (0<α<1) , yang ada kaitannya dengan nilai *K_a* , dimana jika nilai *K_a* ≥ 10 disebut dengan asam kuat, sedangkan jika nilai *K_a* < 10 disebut dengan asam lemah. Derajat ionisasi (α) dinyatakan dengan:

$$\alpha = \frac{\text{Jumlah mol yang terion}}{\text{Jumlah mol mula – mula}}$$

Tabel 6.3. Nilai *K_a* dan *pK_a* dari Asam Lemah Monoprotik pada 25°C

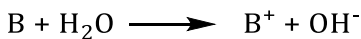
Asam	Nama	<i>K_a</i>	<i>pK_a</i>
HIO ₃	Asam iodat	1,7 x 10 ⁻¹	0,77
HC ₂ H ₂ O ₂ Cl	Asam kloroasetat	1,4 x 10 ⁻³	2,85
HNO ₂	Asam Nitro	4,6 x 10 ⁻⁴	3,34
HF	Asam Hydrofloro	3,5 x 10 ⁻⁴	3,46
HOCN	Asam sianat	2 x 10 ⁻⁴	3,7

Asam	Nama	K_a	pK_a
HCHO ₂	Asam format	$1,8 \times 10^{-4}$	3,74
HC ₄ H ₃ N ₂ O ₃	Asam Barbiturik	$9,8 \times 10^{-5}$	4,01
HN ₃	Asam Hidrazo	$2,5 \times 10^{-5}$	4,60
HC ₂ H ₃ O ₂	Asam asetat	$1,8 \times 10^{-5}$	4,74
HC ₄ H ₇ O ₂	Asam Butanol	$1,5 \times 10^{-5}$	4,82
HC ₃ H ₅ O ₂	Asam propanol	$1,3 \times 10^{-5}$	4,89
HOCl	Asam hidrokloro	$3,0 \times 10^{-8}$	7,52
HCN	Asam hidrosianat	$4,9 \times 10^{-10}$	9,31
HC ₆ H ₅ O	Phenol	$1,3 \times 10^{-10}$	9,89
H ₂ O ₂	Hidrogen peroksida	$2,4 \times 10^{-12}$	11,62

Sumber: (Neil D. Jespersen, James E.Brady, 2012)

6.4.2 Keketimbangan Basa

Ionisasi suatu asam dalam larutan, dituliskan dengan persamaan berikut:



Rumus keketimbangan :

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \quad \text{dimana } K_b = \text{Konstanta keketimbangan basa}$$

Sama halnya dengan asam, kemampuan basa dalam air, juga memiliki derajat ionisasi (α) dengan nilai 1 sampai 0 ($0 < \alpha < 1$) , yang ada kaitannya dengan nilai K_b , dimana nilai $K_a \geq 10$ disebut dengan basa kuat, sedangkan nilai $K_b < 10$ disebut dengan basa lemah. Derajat ionisasi (α) dinyatakan dengan:

$$\alpha = \frac{\text{Jumlah mol yang terion}}{\text{Jumlah mol mula - mula}}$$

Tabel 6.4. Nilai K_a dan pK_a dari Basa Lemah pada 25°C

Basa	Nama	K_b	pK_b
$C_4H_9NH_2$	Butilalamin	$5,9 \times 10^{-4}$	3,23
CH_3NH_2	Metilamina	$4,4 \times 10^{-4}$	3,36
NH_3	Amonia	$1,8 \times 10^{-5}$	4,74
$C_{21}H_{22}N_2O_2$	Stry sine	$1,8 \times 10^{-6}$	5,74
$C_{17}H_{19}NO_3$	Morfin	$1,6 \times 10^{-6}$	5,80
N_2H_4	Hidrazin	$1,3 \times 10^{-6}$	5,89
NH_2OH	Hidroksilamina	$1,1 \times 10^{-8}$	7,96
C_5H_5N	Piridin	$1,7 \times 10^{-9}$	8,87
$C_6H_5NH_2$	Anilina	$3,9 \times 10^{-10}$	9,41

Sumber: (Neil D. Jespersen, James E.Brady, 2012)

6.5 pH dan pOH Larutan Asam dan Basa dalam Air

Tahun 1909, Soren Sorensen seorang ahli biokimia yang bernegara Denmark, mengemukakan pernyataan bahwa lambang pH sebagai "potensial ion hidrogen" dan didefinisikan sebagai negatif logaritma dari $[H^+]$ atau $[H_3O^+]$. pH menggambarkan kekuatan suatu asam, dimana nilai pH yang semakin kecil maka semakin asam juga larutan tersebut.

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

Sedangkan untuk basa,

$$pOH = -\log [OH^-] \text{ dan } [OH^-] = \text{antilog } (-pOH)$$

Hubungan pH dan pOH dari larutan,

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$-\log K_w = -\log [H_3O^+][OH^-] = -\log 1,0 \times 10^{-14}$$

$$pK_w = -\log [H_3O^+] - \log [OH^-] = 14,00$$

$$pK_w = pH + pOH = 14,00$$

Nilai pH dan pOH, dalam sistem air yaitu $[H_3O^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7}M$ atau 7,00. Untuk larutan bersifat asam memiliki rentang $pH < 7$,

sedangkan untuk larutan yang bersifat basa atau alkalin ada direntang $\text{pH} > 7,00$ dan $\text{pH} = 7,00$ adalah netral.

Contoh soal

Tentukan nilai pH dan pOH dari larutan asam HCl 0,05 M dan larutan basa $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,0005 M

Penyelesaian:



$$[\text{H}^+] = 1 \times 5 \times 10^{-2}$$

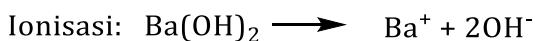
$$= 5 \times 10^{-2}$$

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

$$= -\log [5 \times 10^{-2}]$$

$$= 2 - \log 5$$

$$= 2 - 0,698 = \mathbf{1,3}$$



$$[\text{OH}^+] = 2 \times 5 \times 10^{-4}$$

$$= 10^{-3}$$

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

$$= -\log [10^{-3}]$$

$$= 3$$

$$\text{pH} = 14 - 3 = \mathbf{11}$$

Latihan 2.

Tentukan nilai pH dan pOH dari larutan asam basa berikut ini:

- a) HF 0,0001 M
- b) NaOH 0,010 M
- c) H_2SO_4 0,05 M
- d) H_3PO_4 0,0003 M

6.6 Larutan Buffer

Larutan buffer disebut juga larutan penyangga merupakan larutan yang sedikit mengalami perubahan pada pH apabila ditambahkan sejumlah kecil asam atau basa kuat. Suatu larutan

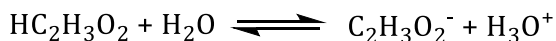
dapat bertindak sebagai larutan buffer harus memiliki kemampuan menetralkan larutan asam dan kemampuan menetralkan larutan basa atau alkalin. Larutan buffer yang umum adalah campuran yang memiliki: (Budiwati, 2019)

- **Asam lemah dan basa konjugatnya (dari garamnya) atau**
- **Basa lemah dan asam konjugatnya (dari garamnya)**

Beberapa sifat larutan buffer:

1. Larutan buffer memiliki pH tertentu sesuai dengan persamaan Henderson-Hasselbach
2. Larutan buffer memiliki pH relatif tidak berubah bila ditambahkan suatu asam maupun basa
3. Larutan buffer memiliki pH tidak berubah apabila diencerkan

Campuran asam asetat dan natrium asetat sebagai asam lemah dan basa konjugatnya merupakan contoh larutan buffer, dimana garam natrium pada larutan tersebut terdisosiasi secara sempurna, dan asam asetat mengalami kesetimbangan, seperti ditunjukkan pada reaksi berikut:



Kesetimbangan cenderung berjalan ke kiri membentuk asam asetat $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, dimana asam asetat tidak dapat terdissosiasi karena adanya keberadaan ion asetat $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ yang merupakan produk dari disosiasi natrium asetat. Apabila suatu asam kuat (H_3O^+) ditambahkan ke dalam sistem tersebut, pH larutan tidak akan mengalami perubahan yang signifikan. Ion hidronium (H_3O^+) akan bereaksi dengan ion asetat $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ dalam larutan membentuk asam asetat yang terdissosiasi seperti ditunjukkan pada reaksi berikut:



Dalam sistem, konsentrasi ion hidronium [H_3O^+] tidak berubah signifikan bahkan hampir tidak mengalami perubahan

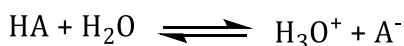
berbeda dengan ion asetat yang konsentrasinya berkurang sehingga bertambahnya asam asetat yang tidak terdisosiasi, dan apabila ke dalam sistem tersebut ditambahkan basa kuat (OH^-), maka ion hidroksi akan bereaksi dengan asam asetat, seperti reaksi yang ditunjukkan berikut:



Konsentrasi ion hidronium $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dan ion hidroksi $[\text{OH}^-]$ dalam sistem tidak mengalami perubahan yang signifikan, perubahan yang terjadi hanya pada konsentrasi ion asetat $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ yang mengalami kenaikan dan konsentrasi asam asetat $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ yang mengalami penurunan.

6.6.1 Persamaan Henderson-Hasselbach

Persamaan Henderson-Hasselbach memberikan gambaran mengenai hubungan atau korelasi dari suatu pH larutan buffer, jumlah relatif suatu asam atau basa lemah dengan basa atau asam konjugatnya. Misalkan pada asam lemah, HA ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) dan garamnya NaA ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$), ditulis dengan:



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{atau} \quad K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] \times \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Harga logaritma negatif dari masing-masing persamaan:

$$-\log K_a = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{dan} \quad \text{p}K_a = -\log K_a$$

$$\text{p}K_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{atau} \quad \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{konjugat basa}]}{[\text{asam}]}$$

Basa lemah dan asam konjugatnya dari larutan buffer, dapat dituliskan dengan persamaan:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{konjugat asam}]}{[\text{basa lemah}]}$$

6.7 Kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan

Kelarutan zat dalam air, dibedakan menjadi dua yaitu zat yang mudah larut dan zat yang tidak mudah atau sukar larut. Dalam air, zat yang mudah larut akan larut sempurna dengan membentuk suatu larutan, sedangkan zat yang tidak mudah atau sukar larut akan membentuk larutan jenuh selama masih terdapat endapan garam pada larutan. **Kelarutan (*solubility*)** suatu garam yang tidak mudah atau sukar larut dapat didefinisikan sebagai jumlah maksimum garam tersebut yang dapat larut dalam satuan volume larutan (liter) dan dinyatakan dalam simbol "*S*". Sementara itu **Hasil Kali Kelarutan (*K_{sp}*)** suatu garam merupakan hasil kali konsentrasi ion-ion dalam larutan jenuh pada temperatur tertentu dimana masing-masing ion dalam larutan tersebut dipangkatkan dengan koefisien ionisasinya. Kelarutan dipengaruhi beberapa faktor antara lain suhu, konstanta dielektrik, pH, pelarut, ukuran partikel, polimorfisme, bentuk garam, tekanan serta *stearic factor*. (Apsari and Chaerunisa, 2020)

Tabel 6.5. Konstanta Hasil Kali Kelarutan

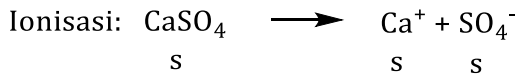
Garam	Keseimbangan Kelarutan	<i>K_{sp}</i>
MgF ₂	$\text{MgF}_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2\text{F}^-$	$7,3 \times 10^{-9}$
LiF	$\text{LiF} \rightleftharpoons \text{Li}^+ + \text{F}^-$	$1,7 \times 10^{-3}$
AgCl	$\text{AgCl} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$	$1,7 \times 10^{-10}$
PbCl ₂	$\text{PbCl}_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^-$	$1,6 \times 10^{-5}$

Garam	Keseimbangan Kelarutan	<i>K_{sp}</i>
CuBr	$\text{CuBr} \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + \text{Br}^-$	5×10^{-9}
Hg ₂ Br ₂	$\text{Hg}_2\text{Br}_2 \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+} + 2\text{Br}^-$	$5,6 \times 10^{-23}$
CuI	$\text{CuI} \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + \text{I}^-$	1×10^{-12}
PbI ₂	$\text{PbI}_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^-$	$1,4 \times 10^{-8}$
Ca(OH) ₂	$\text{Ca(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$6,5 \times 10^{-6}$
Fe(OH) ₃	$\text{Fe(OH)}_3 \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^-$	$1,1 \times 10^{-36}$
AgCN	$\text{AgCN} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{CN}^-$	$1,6 \times 10^{-14}$
Zn(CN) ₂	$\text{Zn(CN)}_2 \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{CN}^-$	3×10^{-16}
CaSO ₃	$\text{CaSO}_3 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_3^{2-}$	3×10^{-7}
BaSO ₃	$\text{BaSO}_3 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_3^{2-}$	8×10^{-7}
SrSO ₄	$\text{SrSO}_4 \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	$3,2 \times 10^{-7}$
BaSO ₄	$\text{BaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	$1,5 \times 10^{-9}$
Ag ₂ CrO ₄	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \rightleftharpoons 2\text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$	$1,9 \times 10^{-12}$
BaCrO ₄	$\text{BaCrO}_4 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-}$	$2,4 \times 10^{-10}$
MgCO ₃	$\text{MgCO}_3 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$	$3,5 \times 10^{-8}$
CaCO ₃	$\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$	9×10^{-9}
Mg ₃ (PO ₄) ₂	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \rightleftharpoons 3\text{Mg}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-}$	$6,3 \times 10^{-26}$
BaHPO ₄	$\text{BaHPO}_4 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{HPO}_4^{3-}$	$4,0 \times 10^{-8}$
Zn ₂ [Fe(CN) ₆]	$\text{Zn}_2[\text{Fe(CN)}_6] \rightleftharpoons 2\text{Zn}^{2+} + \text{Fe(CN)}_6^{4-}$	$2,1 \times 10^{-16}$
Cd ₂ [Fe(CN) ₆]	$\text{Cd}_2[\text{Fe(CN)}_6] \rightleftharpoons 2\text{Cd}^{2+} + \text{Fe(CN)}_6^{4-}$	$4,2 \times 10^{-18}$

Sumber: (E.Brady, no date)

Contoh soal

1. Tuliskan hubungan kelarutan dengan tetapan hasil kali kelarutan dari CaSO_4

Penyelesaian:

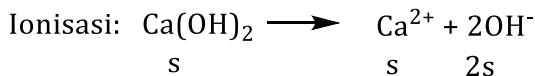
$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$K_{sp} = [s] [s]$$

$$K_{sp} = s^2$$

$$S = \sqrt{K_{sp}}$$

2. Hitunglah pH larutan dari garam $\text{Ca}(\text{OH})_2$, jika diketahui nilai K_{sp} garam tersebut adalah $1,25 \times 10^{-6}$

Penyelesaian:

$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}] [2\text{OH}^-]$$

$$K_{sp} = [s] [2s]$$

$$K_{sp} = 2s^3$$

$$S = \sqrt[3]{K_{sp}} = \sqrt[3]{1,25 \times 10^{-6}} = 0,05$$

$$K_{sp} : [\text{Ca}^{2+}] [2\text{OH}^-]$$

$$[s] \qquad [2s]$$

$$(0,05) \quad (2 \times 0,05)$$

$$(0,05) \quad (0,1)$$

Untuk menentukan nilai pOH, maka $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

$$\text{pOH} = -\log (10^{-1})$$

$$\text{pOH} = 1$$

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

$$\text{pH} = 14 - 1 = \mathbf{13}$$

Latihan 3.

1. Hitunglah pH larutan garam Mg(OH)_2 , jika diketahui nilai $K_{sp} \text{ Mg(OH)}_2$ adalah $7,1 \times 10^{-12}$
2. Tentukan nilai K_{sp} dari larutan garam Fe(OH)_2 , jika diketahui larutan garam tersebut memiliki pH sebesar 10,5

DAFTAR PUSTAKA

- Apsari, K. and Chaerunisa, A.Y. (2020) 'Upaya Peningkatan Kelarutan Obat', *Farmaka*, 18(2), pp. 56–68. Available at: <https://jurnal.unpad.ac.id/farmaka/article/view/27837>.
- Budiwati, R. (2019) 'Kimia Dasar', in. Bandung: Itenas, p. 289. Available at: https://ebook.itenas.ac.id/index.php?p=show_detail&id=31.
- David W.Oxtoby, H.P.Gillis, N.H.N. (2001) *Prinsip-prinsip Kimia Modern Edisi Keempat Jilid 1*. Ed.4/Jl.1. Jakarta: Erlangga. Available at: <https://books.google.co.id/books?id=4GBLLSmS9aQC&printsec=copyright&hl=id#v=onepage&q&f=false>.
- E.Brady, J. (no date) *Kimia Universitas: Asas & Struktur Jilid 1*. Jilid 1. Edited by M.D. Syarifudin, Yayan Wulandari. Binarupa Aksara.
- Heny Ekawati Haryono (2019) *Kimia Dasar*. Deepublish Publisher.
- John McMurry (2012) *McMurry Organic Chemistry 8th txtbk (1)*. Eighth Edi. Cengage Learning.
- Marjoko, N.N.M. (2014) *Kimia Dasar untuk Pendidikan*. Jilid 1. Unindra Press.
- Neil D. Jespersen, James E.Brady, A.H. (2012) *Chemistry The Molecular Nature of Matter*. 6th Edition. United State of America: ASM International. Available at: <https://aisyahfitirusianijisman.wordpress.com/wp-content/uploads/2018/03/brady.pdf>.

BAB 7

KIMIA MATERIAL: POLIMER & NANOTEKNOLOGI

Oleh Hanim Istatik Badi'ah

7.1 Pendahuluan

Pada zaman yang semakin modern ini, kemajuan teknologi tidak bisa dipisahkan dari kemajuan bidang kimia material. Dalam perjalanan menuju Indonesia emas yang berkelanjutan dan inovatif, pemahaman atas sifat-sifat material menjadi semakin penting. Di tengah tantangan global seperti perubahan iklim, krisis energi dan kebutuhan akan teknologi yang lebih canggih membuat bidang kimia material menjadi salah satu kunci penting untuk menemukan solusi yang efektif dan efisien.

Polimer dan nanoteknologi menjadi dua bidang kimia material yang secara signifikan mewarnai perkembangan ilmu material. Bidang-bidang ini menjadi pintu bagi para ilmuwan dan revolusioner dalam berbagai bidang untuk memanfaatkan polimer dan nanoteknologi, mulai dari bidang elektronika hingga kedokteran.

Polimer, dengan keberagaman struktur dan sifatnya, memungkinkan berbagai aplikasi dari plastik hingga biomaterial. Polimer telah menjadi kunci dalam menghadapi tantangan global seperti krisis energi dan polusi lingkungan. Sifat-sifat khusus seperti kekuatan, kelenturan dan daya tahan terhadap korosi yang dapat disesuaikan melalui rancangan struktur molekul, membuka peluang tak terbatas untuk penggunaannya dalam industri, kedokteran dan lingkungan.

Sementara itu, nanoteknologi dengan kemampuannya untuk mengontrol dan memanipulasi materi pada skala nanometer, membawa harapan baru dalam pengembangan material-material pada skala nanometer dengan kinerja yang lebih baik dan aplikasi yang lebih luas. Bahasan terkait nanoteknologi menjadi semakin

familiar dengan keseharian kita dalam beberapa tahun terakhir. Nanomaterial seperti nanopartikel, nanotube dan grafen menawarkan potensi yang luar biasa dalam berbagai bidang seperti untuk penyimpanan energi, sensor dan biomedis.

Dalam buku ini, tidak hanya akan membahas dasar-dasar kimia material, tetapi juga membahas secara komprehensif tentang polimer dan nanoteknologi. Dalam buku ini juga disajikan pemahaman yang mendalam tentang prinsip-prinsip dasar, sintesis, jenis dan aplikasi dari polimer dan nanoteknologi. Dengan mengintegrasikan pengetahuan tentang kimia, fisika dan teknik material, kami berharap buku ini dapat menjadi panduan yang berguna bagi para ilmuwan, insinyur dan mahasiswa yang tertarik dalam memahami serta mengembangkan material-material baru yang akan membentuk masa depan teknologi dan berkelanjutan.

7.2 Kimia Material

Kimia material merupakan salah satu cabang ilmu sains yang mempelajari tentang sifat, karakter, sintesis dan aplikasi suatu material. Dengan fokus pada struktur molekul dan interaksi atomik, kimia material membantu kita memahami tentang mengapa suatu material memiliki sifat tertentu, serta bagaimana kita dapat merancang suatu material baru dengan sifat sesuai yang kita inginkan. Dari logam hingga polimer dan dari nanomaterial hingga material biomimetik, kimia material membuka pintu bagi para akademisi dan ilmuwan untuk berinovasi dan memanfaatkan material di berbagai bidang, mulai dari industri hingga kesehatan (Rao, dkk., 2004).

Kimia material memiliki peran penting dalam pengembangan teknologi modern. Berbagai aplikasi teknologi seperti pembangkit listrik, kendaraan elektrik, komputer, telekomunikasi dan perangkat medis sangat tergantung pada kemajuan dalam kimia material. Misalnya, dalam pengembangan baterai ion lithium untuk kendaraan listrik, kimia material memainkan peranan penting dalam merancang material katoda dan anoda yang efisien dan tahan lama. Demikian pula, dalam pembuatan perangkat elektronik yang semakin kecil ukurannya dan lebih cepat (Robert, 2009).

Material science telah berkembang sejak tahun 1970 dengan terbentuknya beberapa departemen material di universitas terkemuka di dunia. Kajian kimia material yang saat ini banyak dimanfaatkan dalam berbagai aplikasi adalah material jenis polimer dan nanomaterial. Peran polimer dan nanomaterial terus berkembang seiring dengan kemajuan dalam penelitian dan teknologi. Kedua jenis material ini memiliki potensi besar untuk memberikan kontribusi yang signifikan dalam memecahkan berbagai tantangan teknologi dan kesehatan yang dihadapi oleh masyarakat global saat ini.

7.3 Polimer

7.3.1 Definisi Polimer

Polimer merupakan salah satu jenis material yang terdiri dari rantai molekul yang panjang dan terbentuk dari pengulangan satu atau lebih unit struktur yang biasa disebut dengan monomer. Proses pengulangan monomer ini dikenal sebagai polimerisasi dan menghasilkan struktur molekul baru yang memiliki sifat-sifat khusus, seperti kekuatan, elastisitas dan fleksibilitasnya. Karakteristik utama dari sebuah polimer adalah adanya ikatan kovalen antara monomer yang satu dengan monomer yang lainnya membentuk rantai yang panjang dan kompleks (Cowie, 2008).

Terminologi polimer digunakan untuk menerangkan senyawa-senyawa yang memiliki berat molekul yang relatif besar dengan orde 10^4 dan dibentuk dari gabungan monomer-monomer yang kecil dan sederhana. Contoh polimer sederhana adalah polietena. Polietena terdiri dari unit-unit ulang etena dan dibentuk dari reaksi polimerisasi yang terjadi pada molekul etena.

Polimer memiliki keberagaman sifat yang luas tergantung dengan struktur yang dimiliki, sifat dan struktur ini dapat disesuaikan dengan kebutuhan aplikasi tertentu. Misalnya, polietilena yang memiliki rantai yang relatif lurus dan elastisitas yang baik, sementara polistirena memiliki rantai yang bercabang dan kekerasan yang lebih tinggi. Polimer juga dapat dibuat menjadi material yang memiliki konduktifitas listrik tergantung pada komposisi dan struktur kimianya (Cowie, 2008).

Penggunaan polimer telah menyebar ke berbagai industri, termasuk industri otomotif, kesehatan, elektronik dan tekstil. Hal ini dikarenakan kemampuan materi polimer yang dapat diubah struktur dan dimodifikasi sesuai dengan kebutuhan. Contohnya, polimer digunakan untuk pembuatan ban kendaraan guna meningkatkan kekuatan dan ketahanan ausnya. Serta polimer juga telah digunakan sebagai perangkat medis seperti implan dan alat bantu rehabilitasi (Cowie, 2008).

7.3.2 Sifat-Sifat Polimer

1. Sifat Fisika

Beberapa sifat fisika dari material polimer, diantaranya (Callister & Rethwisch, 2018):

- a. **Kelenturan (*Flexibility*)**. Kelenturan polimer terkait dengan mobilitas rantai molekul dalam material. Polimer dengan rantai yang lebih panjang cenderung lebih fleksibel dibandingkan dengan polimer rantai pendek. Hal ini dikarenakan polimer dengan rantai panjang memiliki lebih banyak titik-titik perputaran internal. Fleksibilitas dari polimer akan mempengaruhi kemampuannya untuk diubah bentuk, ditekuk maupun diregangkan tanpa patah ataupun retak.
- b. **Titik leleh (*Melting point*)**. Titik leleh polimer adalah titik atau suhu dimana material polimer berubah wujud dari padatan menjadi cair. Titik leleh polimer dipengaruhi oleh berbagai faktor seperti berat molekul dan struktur kimia. Polimer dengan berat molekul yang tinggi cenderung memiliki titik leleh yang lebih tinggi karena memerlukan energi yang lebih besar untuk memecah atau memutus ikatan antar molekulnya.
- c. **Kekuatan (*Strength*)**. Kekuatan polimer ditentukan oleh berbagai faktor, termasuk ikatan antar rantai molekul, struktur kristal dan berat molekul. Polimer dengan ikatan antar rantai yang cukup kuat cenderung memiliki kekuatan yang lebih tinggi. Selain itu, kristalinitas yang tinggi dalam polimer juga dapat meningkatkan kekuatan dari polimer tersebut.

- d. **Elastisitas (*Elasticity*)**. Elastisitas polimer merupakan kemampuan suatu material untuk kembali ke bentuk asal setelah diberi beban atau adanya gaya tarik. Polimer yang elastis dapat mengalami regangan yang signifikan tanpa mengalami deformasi secara permanen. Elastisitas polimer dipengaruhi oleh beberapa faktor seperti berat molekul, struktur molekul dan sifat kristalnya.
- e. **Ketahanan terhadap korosi (*Corrosion resistance*)**. Ketahanan terhadap korosi pada polimer ditentukan oleh kemampuannya untuk menahan reaksi kimia dengan lingkungan sekitarnya. Beberapa polimer memiliki ketahanan yang tinggi terhadap korosi karena sifat-sifat kimianya yang inert dan stabil terhadap lingkungan yang bersifat korosif.

2. Sifat Kimia

Beberapa sifat kimia dari polimer adalah (Paul & Newman, 2020):

- a. **Reaktivitas kimia**. Polimer dapat bereaksi dengan berbagai zat kimia tergantung pada struktur kimianya. Misalnya, polimer dapat bereaksi dengan reagen tertentu untuk membentuk ikatan kimia baru atau mengalami degradasi kimia. Reaktivitas kimia dari polimer mempengaruhi kemampuannya untuk diubah bentuk, dimodifikasi maupun diproses secara kimia.
- b. **Stabilitas kimia**. Stabilitas kimia polimer mengacu pada kemampuan suatu material polimer untuk bertahan terhadap degradasi kimia atau reaksi kimia yang dapat merusak. Beberapa polimer memiliki stabilitas kimia yang tinggi dan inert terhadap banyak zat kimia, sementara yang lain dapat mengalami degradasi atau kerusakan apabila terpapar dengan agen kimia tertentu.
- c. **Kemampuan rekayasa kimia**. Kemampuan polimer untuk dimodifikasi secara kimia melalui berbagai reaksi kimia seperti esterifikasi, akrilisasi atau kopolimerisasi. Rekayasa kimia polimer memungkinkan penyesuaian

sifat-sifat material untuk memenuhi berbagai kebutuhan aplikasi di berbagai bidang.

- d. **Ketahanan terhadap pelarut.** Sifat ini mengacu pada kemampuan suatu material polimer untuk bertahan terhadap pelarut atau solvent tertentu tanpa mempengaruhi bentuk dan perubahan strukturnya. Beberapa polimer mungkin larut dalam pelarut tertentu, sementara yang lain ada yang bersifat inert atau tahan terhadap sebagian besar jenis pelarut, seperti contohnya adalah polietilen (PE). Polietilen merupakan salah satu jenis polimer yang paling umum digunakan dalam berbagai aplikasi karena ketahanannya terhadap banyak jenis pelarut.
- e. **Kemampuan adhesi.** Sifat ini menunjukkan kemampuan suatu polimer untuk berikatan dengan permukaan lain atau dengan material lain. Sifat ini penting dalam aplikasi seperti perekat, cat, atau laminasi, di mana polimer harus mampu mengikat dengan kuat pada permukaan lain.

7.3.3 Jenis-jenis Polimer

Material polimer memiliki jenis yang berbeda-beda sesuai dengan karakteristiknya.

1. Berdasarkan sumbernya

Berdasarkan sumbernya, polimer dapat dibagi menjadi 4, yaitu (Anwar & Yuliani, 2019):

- a. **Polimer alamiah.** Polimer alamiah ditemukan secara alami dalam sumber daya alam dan diproduksi oleh organisme hidup. Polimer jenis ini seperti, selulosa, kitin dan glikogen, serta protein sutra, kreatinin dan kolagen. Polimer alamiah telah di aplikasikan dalam berbagai bidang, seperti industri makanan, obat-obatan, tekstil dan konstruksi.
- b. **Polimer sintesis.** Polimer sintesis dibuat melalui proses kimia ataupun rekayasa genetika. Contohnya seperti polietilena (PE), polivinil klorida (PVC), polipropilena (PP), dan lain sebagainya. Polimer sintesis

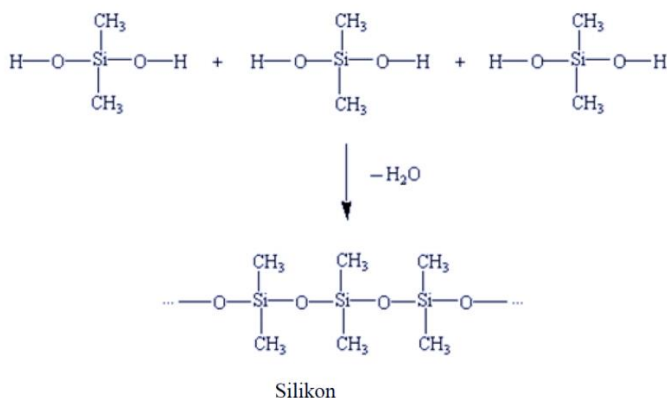
banyak digunakan dalam industri otomotif, kemasan dan elektronik.

- c. **Polimer semi sintesis.** Polimer jenis ini merupakan polimer campuran antara polimer alamiah dan polimer sintesis yang diproses menjadi polimer baru. Contohnya adalah karet sintesis yang merupakan modifikasi dari karet alam. Polimer ini banyak digunakan dalam industri karet, farmasi dan makanan.
- d. **Polimer rekayasa.** Polimer rekayasa merupakan polimer yang dimodifikasi secara kimia atau fisika untuk meningkatkan atau mengubah sifatnya. Contoh polimer jenis ini adalah polimer termoplastik yang diperkuat dengan serat atau polimer termoset dengan penambahan bahan pengisi atau penguat. Polimer rekayasa banyak diaplikasikan mulai dari bidang kedokteran hingga industri aeronautika.

2. Berdasarkan Reaksi Pembentukannya

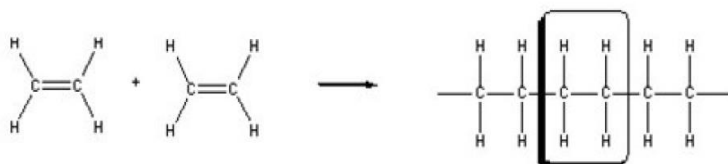
Polimer berdasarkan reaksi pembentukannya terdapat 2 jenis, yaitu polimer kondensasi dan polimer adhisi (Anwar & Yuliani, 2019).

- a. **Polimer kondensasi.** Polimer kondensasi merupakan jenis produk polimer yang diperoleh melalui reaksi polimerisasi kondensasi (polikondensasi) yaitu reaksi kondensasi antar antarmolekul yang bertahap dari gugus-gugus reaktif yang dimiliki molekul-molekul tersebut. Misalnya, pada reaksi polimer kondensasi yang dibentuk dari polimerisasi $(\text{CH}_3)_2\text{Si}(\text{OH})_2$. Setiap satu monomer yang ditambahkan pada rantai polimer dan satu molekul air akan terkondensasi seperti yang ditunjukkan pada Gambar 7.1.



Gambar 7.1. Contoh reaksi kondensasi pada silicon
(Sumber: Anwar & Yuliani, 2019)

- b. Polimer adhesi.** Polimer adhesi diperoleh dari unit monomer tak jenuh yang saling bereaksi membentuk polimer dengan rumus empiris unit ulangnya yang identik dengan monomer, sehingga tidak terdapat produk samping. Contoh reaksi polimerisasi adhesi pada polietilena seperti pada Gambar 7.2.



Gambar 7.2. Contoh reaksi polimerisasi adhesi
(Sumber: Anwar & Yuliani, 2019)

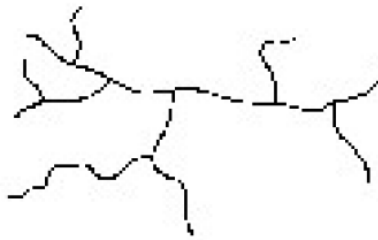
3. Berdasarkan Struktur Rantai Polimer

Berdasarkan struktur rantai polimernya, jenis polimer dibagi menjadi 3, yaitu (Anwar & Yuliani, 2019):

- a. Polimer linier.** Polimer linier atau rantai lurus memiliki rantai molekul yang tersusun secara lurus tanpa cabang atau silang yang signifikan. Polimer linier tidak memiliki percabangan pada rantai utama (Gambar 7.3) sehingga mudah untuk diatur sesuai kebutuhan.

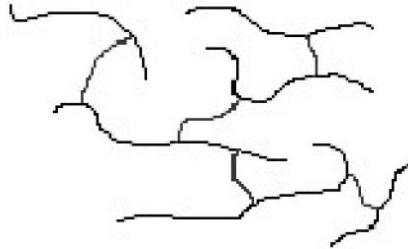
Figure 1 illustrates the chemical structure of polyacetylene. The top part shows three ball-and-stick models of the polymer chain, highlighting the alternating single and double bonds between carbon atoms (black) and the attached hydrogen atoms (white). The middle part shows the chemical structure in a skeletal formula, labeled 'NMM' at both ends, and a condensed formula, also labeled 'NMM' at both ends. The bottom part shows the repeating unit of the polymer, represented by a bracketed structure with a subscript 'n', indicating the periodic nature of the chain.

b. Polimer bercabang. Polimer bercabang memiliki rantai molekul utama yang memiliki cabang-cabang pendek yang bercabang keluar dari rantai utama (Gambar 12.4). Polimer jenis ini memiliki sifat seperti elastisitas tinggi, kelembutan dan ketangguhan yang tinggi. Contoh polimer ini adalah polietilen berdensitas rendah (LDPE) dan polopropilena berdensitas rendah (LDPP).



c. **Polimer silang.** Polimer silang memiliki ikatan silang yang terbentuk antara rantai molekul utama baik secara alami maupun melalui proses pengikatan (Gambar 12.5). Struktur ini memberikan polimer kekuatan, kekakuan dan ketahanan yang tinggi terhadap panas dan senyawa kimia. Contoh dari polimer jenis ini adalah

polietilen berdensitas tinggi (HDPE) dan polivinil klorida (PVC).



Gambar 7.5. Polimer silang
(Sumber: Anwar & Yuliani, 2019)

4. Berdasarkan Kristalinnya

Bentuk molekul dan cara molekul diatur dalam suatu padatan merupakan faktor penting dalam menentukan sifat dari polimer. Salah satu sifat penting yang sangat berpengaruh dan menjadi dasar pengklasifikasian polimer adalah kristalinnya. Berdasarkan kristalinnya, polimer dibagi menjadi 2, yaitu polimer amorf dan semi kristalin (Anwar & Yuliani, 2019).

- a. **Polimer amorf.** Polimer amorf memiliki struktur molekul yang tidak memiliki susunan kristal yang teratur. Rantai molekul dalam polimer amorf tersusun secara acak, sehingga tidak terbentuk kristal yang jelas. Hal ini mengakibatkan polimer jenis ini lebih fleksibel dan lunak. Contoh polimer amorf adalah LDPE dan polistirena
- b. **Polimer semi kristalin.** Polimer ini memiliki struktur molekul yang terdiri dari daerah kristalin (teratur) dan amorf (tidak teratur). Beberapa bagian dari rantai molekul tersusun dalam struktur kristalin yang teratur, sementara yang lainnya tersusun secara acak. Contohnya seperti HDPE dan polipropilena.

7.3.4 Aplikasi Polimer

Polimer telah banyak digunakan diberbagai aplikasi, seperti:

1. **Industri plastik.** Salah satu aplikasi paling umum dari polimer adalah dalam pembuatan plastik. Polimer seperti polietilena dan polipropilena digunakan untuk membuat berbagai produk plastik, termasuk kemasan makanan, botol dan peralatan rumah tangga (Gupta dkk., 2008).
2. **Industri otomotif.** Polimer digunakan dalam pembuatan bagian-bagian mobil seperti karet untuk ban, tali pengikat dan pelapis interior. Polimer yang tahan panas seperti polimida digunakan dalam aplikasi suhu tinggi seperti sistem pembuangan gas (Harper, 2016).
3. **Teknologi medis.** Dalam bidang medis, polimer digunakan untuk membuat perangkat medis seperti kateter, implant dan perangkat pembuluh darah buatan. Polimer biokompatibel seperti poliakrilat dan polikaprolakton banyak digunakan dalam aplikasi ini (Ratner & Hoffman, 2013).
4. **Industri farmasi.** Polimer digunakan dalam formulasi obat untuk meningkatkan kelarutan, stabilitas dan penghantaran obat. Contohnya, termasuk mikrosfer polimerik untuk penghantaran obat berkelanjutan dan sistem penghantaran obat transdermal (Jain, 2008).
5. **Energi terbarukan.** Polimer digunakan dalam pembuatan sel surya organik, yang merupakan alternatif yang lebih murah dan fleksibel untuk sel surya konvensional. Polimer konduktif seperti polianilina dan poli(3,4-etilendioksipen) digunakan dalam aplikasi ini (Krebs, 2014).

7.4 Nanoteknologi

7.4.1 Pengertian Nanoteknologi

Nanoteknologi merupakan bidang ilmu kimia material yang berkaitan dengan manipulasi dan penggunaan materi pada skala nanometer, yaitu material yang berukuran 1 hingga 100 nanometer atau setara dengan 10^{-9} meter. Konsep nanoteknologi pertama kali diperkenalkan oleh fisikawan Richard Feynman pada tahun 1959 (Feynman, 2018). Dalam presentasinya, Feynman mencetuskan idenya

tentang kemungkinan rekayasa molekul dan kontrol ukuran materi. Seiring dengan perkembangan ilmu pengetahuan di bidang optik dan mikroskopi, realisasi teori dan konsep nanoteknologi semakin terlihat dengan jelas. Hal ini didasarkan pada penemuan instrumen Scanning Tunneling Microscope (STM) oleh Gerd Binnig dan Heinrich Rohrer (Binnig dkk., 1982). STM tidak hanya mampu memetakan permukaan material, namun juga mampu memanipulasi suatu material dalam skala nanometer (Eigler & Schweizer, 1990).

Nanoteknologi mengikuti prinsip dasar fisika kuantum, jadi ukuran materi yang semakin kecil akan merubah sifat dan karakteristik dari materi tersebut. Misal, karbon dalam ukuran bulknya berupa grafit yang sering kita jumpai sebagai alat tulis pensil dan memiliki karakteristik yang tidak keras dan mudah patah. Namun, ketika karbon dalam rentang ukuran nanometer seperti carbon nanotube (CNT). Sifat dan karakteristiknya berubah menjadi sangat kuat, tidak mudah patah, namun memiliki elastisitas tinggi dan lebih ringan (Takakura dkk., 2019).

Salah satu karakteristik nanoteknologi yang paling menonjol dibandingkan material lain adalah besarnya luas permukaan dibandingkan material lain. Bayangkan saja, jika kita memiliki kue berbentuk kubus dengan ukuran 1 cm, kemudian kita memotong kue tersebut menjadi banyak bagian dengan ukuran yang lebih kecil, maka dengan semakin kecil ukuran kue tersebut, area permukaan dari kue akan bertambah banyak. Artinya, dengan massa dan total volume yang sama, kita akan mendapatkan luas material yang lebih banyak dengan melakukan rekonstruksi material ke ukuran yang lebih kecil. Analogi ini menggambarkan kenapa material dalam ukuran nanometer bersifat sangat reaktif.

7.4.2 Sifat-Sifat Nanopartikel

Nanopartikel memiliki sifat fisika dan sifat kimia yang unik sehingga sering diaplikasikan dalam berbagai bidang. Beberapa sifat fisika dan kimia dari nanopartikel adalah sebagai berikut.

1. Sifat Fisika

- a. Ukuran partikel.** Nanopartikel atau nanomaterial memiliki ukuran partikel yang sangat kecil, yaitu 1-100

nm. Ukuran yang kecil ini memberikan nanopartikel memiliki luas permukaan yang banyak. Hal ini akan mempengaruhi sifat fisika dari suatu nanopartikel.

- b. Luas permukaan yang banyak atau besar.** Dikarenakan ukuran partikel yang sangat kecil, nanopartikel memiliki luas permukaan yang sangat besar/banyak per unit massa dibandingkan dengan material yang ukurannya lebih besar atau dalam skala makro. Hal ini memungkinkan reaksi kimia yang intens dan interaksi dengan lingkungan sekitarnya.
- c. Efek kuantum.** Nanopartikel, terutama semikonduktor dan logam dalam bentuk nani, dapat menunjukkan efek kuantum yang tidak teramati pada skala makro. Misalnya, nanopartikel logam emas dapat menunjukkan fluoresensi yang bergantung pada ukuran karena efek kuantum.
- d. Sifat optik yang unik.** Nanopartikel sering menunjukkan sifat optik yang unik, seperti penyerapan dan emisi cahaya yang dapat diatur oleh ukuran partikelnya. Ini memberikan potensi aplikasi dalam bidang optoelektronik dan sensor.

2. Sifat Kimia

- a. Reaktivitas permukaan yang tinggi.** Nanopartikel memiliki luas permukaan yang banyak dibandingkan dengan volumenya, sehingga memungkinkan memiliki reaktivitas permukaan yang besar pula.
- b. Stabilitas termal dan kimia.** Meskipun nanopartikel dapat menunjukkan stabilitas termal dan kimia yang unik, sifat-sifat ini dapat bervariasi tergantung pada jenis, komposisi, struktur dan lingkungan. Beberapa jenis nanopartikel mungkin lebih stabil secara kimia dalam ukuran nano dibandingkan dengan ukuran bulknya.
- c. Sifat optik.** Ukuran nanometer dari nanopartikel dapat mengubah sifat optik dari material tersebut secara signifikan. Hal ini disebabkan oleh adanya efek kuantum

yang mempengaruhi penyerapan, emisi dan hamburan cahaya oleh partikel nano.

7.4.3 Aplikasi Nanopartikel

Beberapa pemanfaatan dan aplikasi nanopartikel diberbagai bidang, diantaranya:

1. Bidang kesehatan

- a. **Diagnostik medis.** Nanopartikel telah banyak diaplikasikan sebagai agen pencitraan untuk deteksi suatu penyakit dengan memanfaatkan biomarker dalam tubuh. Hasil penelitian Badi'ah dkk (2023) menunjukkan bahwa nanopartikel emas memiliki potensi sebagai probe untuk deteksi dini penyakit stroke melalui biomarker kortisol yang didasarkan pada adanya perubahan warna melalui sensor kolorimetri. Selain itu, nanopartikel perak juga berpotensi sebagai perangkat diagnostik medis pada diagnostik medis pada penyakit kanker (Badi'ah dkk., 2019).
- b. **Drug Delivery.** Selain sebagai diagnostik medis, nanopartikel juga telah banyak diaplikasikan sebagai *drug delivery* atau agen pembawa obat ke target tertentu pada tubuh manusia. Nanopartikel dapat membawa obat-obatan ke target secara spesifik, meningkatkan efisiensi terapi dan mengurangi efek samping (Afzal dkk., 2022).

2. Teknologi lingkungan

- a. **Deteksi polutan.** Nanopartikel memiliki selektivitas dan sensitifitas yang tinggi sebagai sensor untuk mendeteksi polutan lingkungan dalam kadar yang kecil. Nanopartikel dapat memberikan solusi yang cepat dan sensitif untuk pemantauan kualitas lingkungan, baik di air maupun di udara (Bai dkk., 2017).
- b. **Pembersih lingkungan.** Nanopartikel dapat digunakan dalam proses pengolahan udara maupun air untuk menghilangkan polutan maupun disinfeksi. Nanopartikel dapat berperan dalam proses fotokatalisis

untuk menguraikan polutan organik ataupun mengurangi emisi gas rumah kaca (Roy dkk., 2021).

3. Teknologi energi

- a. **Penyimpanan energi.** Nanopartikel dapat digunakan dalam pembuatan baterai dan sel tata surya yang digunakan untuk meningkatkan kapasitas dan kinerja penyimpanan energi. Nanopartikel dapat digunakan sebagai elektroda atau katalis untuk meningkatkan efisiensi dalam penyimpanan energi (Inada dkk., 2022).
- b. **Konversi energi.** Nanopartikel juga dapat digunakan dalam sel surya dan teknologi konversi energi lainnya untuk meningkatkan efisiensi dan stabilitas perangkat. Nanopartikel dapat digunakan juga sebagai material aktif dalam proses konversi energi (Farooq dkk., 2024).

DAFTAR PUSTAKA

- Afzal, O., Altamimi, A. S. A., Nadeem, M. S., Alzarea, S. I., Almalki, W. H., Tariq, A., Mubeen, B., Murtaza, B. N., Iftikhar, S., Riaz, N., & Kazmi, I. 2022. *Nanoparticles in drug delivery: From history to therapeutic applications*. Nanomaterials (Basel). 12 (24): 4494.
- Anwar, B., & Yuliani, G. 2019. *Kimia Polimer (Edisi 2)*. Tangerang Selatan: Universitas Terbuka.
- Feynman, R. 2018. There's plenty of room at the bottom. In *Feynman and Computation* (ed. Hey, A.) 22-36.
- Badi'ah, H. I., Seede, F., Supriyanto, G., & Zaidan, A. H. 2019. *Synthesis of silver nanoparticles and the development in analysis method*. IOP Conference Series: Earth and Environmental Science, 217 (1): 012005.
- Badi'ah, H. I., Puspaningsih, N. N. T., Supriyanto, G. & Nasronudin, N. 2023. *Rapid colorimetric sensor based on gold nanoparticles functionalized 4-amino-3-hydrazino-1,2,4-triazole for cortisol detection in saliva sample*. Indonesian Journal of Chemistry, 23 (4): 1009-1020.
- Bai, W., Cao, X., Yuyang, L., & Wang, X. 2017. "Nanomaterial-based sensor for environmental and human health monitoring" dalam Nanostructures for the engineering of cells, tissues and organs. Elsevier. 475-494.
- Binning, G., Rohrer, H., Gerber, C., & Weibel, E. 1982. *Surface studies by scanning tunnelling microscope*. Physical Review Letters, 49: 57-61.
- Callister, W. D., & Rethwisch, D. G. 2018. *Materials science and engineering: An introduction*. John Wiley & Sons.
- Cowie, J. M. G. 2008. *Polymers: Chemistry and physics of modern materials*. CRC Press.
- Eigler, D. M. & Schweizer, E. K. 1990. *Positioning single atoms with a scanning tunnelling microscope*. Nature, 344: 524-526.
- Farooq, N., Rehman, Z., Khan, M. I., Asghar, S., Saleem, M., Irshad, R., Sheikh, A., Shanableh, A., Manzoor, S., & Khan, Z. U. 2024. *Nanomaterial-based energy conversion and energy storage*

- devices: a comprehensive review*. New Journal of Chemistry, 217, 1.
- Gupta, R. K. & Gupta, V. 2008. *Basic principles of polymers*. S. Chan Publishing.
- Harper, C. A. 2016. *Handbook of plastics technologies: The complete guide to properties and performance*. McGraw Hill Professional.
- Inada, A. A., Arman, S., & Safael, B. 2022. *A novel review on the efficiency of nanomaterials for solar energy storage systems*. Journal of Energy Storage, 55, 105661.
- Jain, R. A. 2008. *The handbook of pharmaceutical excipients*. Pharmaceutical Press.
- Krebs, F. C. 2014. *Fabrication and processing of organic materials for solar cells*. John Wiley & Sons.
- Paul, D. R., & Newman, S. 2020. *Polymer chemistry: An introduction*, Academic Press.
- Rao, C. N. R., Muller, A., & Cheetham, A. K. 2004. *The chemistry of nanomaterials: Synthesis, properties and applications*. Willey-VCH
- Ratners, B. D., & Hoffman, A. S. 2013. *Biomaterials science: An introduction to materials in medicine*. Academic Press.
- Robert, H. C. 2009. *The organometallic chemistry of the transition metals*. Willey.
- Roy, A., Sharma, A., Yadav, S., Jule, L. T., & Krishnaraj, R. 2021. *Nanomaterials for remediation of environmental pollutants*. Bioinorganic Chemistry & Applications, 1764647.
- Takakura, A., Beppu, K., Nishihara, T., Fukui, A., Kozeki, T., Namazu, T., Miyauchi, Y., & Itami, K. 2019. *Strength of carbon nanotubes depends on their chemical structure*. Nature Communication, 10: 1-7.

BIODATA PENULIS



Dr. Andi Budirohmi, MT

Dosen Program S1 Ilmu Keperawatan
STIKes Gema Insan Akademik Makassar

Penulis lahir di Sengkang tanggal 06 Februari 1970. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi S1 Ilmu Keperawatan, STIKes Gema Insan Akademik Makassar, Menyelesaikan pendidikan S1 dan S2 pada Jurusan Teknik Kimia dan melanjutkan pendidikan S3 pada Jurusan Ilmu Kimia. Penulis menekuni bidang menulis. Berbagai buku dan jurnal telah dipublikasikan dan tulisan ilmiah tersebut terindeks scopus, sinta dll.

BIODATA PENULIS



Drs. Bambang Suhartawan, M.MT

Dosen Jurusan Teknik Lingkungan
Fakultas Teknik Sipil dan Perencanaan
Universitas Sains dan Teknologi Jayapura

Penulis lahir di Blitar tanggal Tahun 1964. Penulis menyelesaikan pendidikan S1 pada Program Studi Kimia Jurusan Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam (MIPA) Universitas Cenderawasih Jayapura pada tahun 1989. Pendidikan Pasca Sarjana diperoleh dari Institut Teknologi Sepuluh Nopember (ITS) Surabaya jurusan Manajemen Teknik Lingkungan pada tahun 2002. Tahun 2021 mutasi sebagai Dosen PNS berstatus diperbantukan di Universitas Sains dan Teknologi Jayapura hingga saat ini. Penulis juga aktif menulis buku-buku ajar maupun referensi diantaranya : 1. Pengelolaan Sumber Daya Air; 2. Penyehatan Udara; 3. Ekotoksikologi; 4. Pengelolaan Limbah Industri; 5. Sistem Lingkungan Industri; 6. Analisis Kualitas Lingkungan; 7. Kesehatan Lingkungan Bancana; 8. Manajemen penyakit tropis berbasis lingkungan; 9. Pengelolaan limbah padat, limbah industry dan B3; 10. Kimia ramah lingkungan; 11. Pencemaran udara dan perubahan iklim; 12. Kimia lingkungan; 13. Entomologi kesehatan lingkungan dan beberapa judul buku lain.

BIODATA PENULIS



Inti Mulyo Arti, STP, MSc

Dosen Program Studi Teknik Industri
Fakultas Teknologi Industri, Universitas Gunadarma

Penulis lahir di Nganjuk tanggal 6 Maret 1991. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Teknik Industri Fakultas Teknologi Industri, Universitas Gunadarma. Penulis berhasil menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Teknologi Hasil Pertanian (THP), Fakultas Teknologi Pertanian, Universitas Brawijaya dan melanjutkan S2 pada Jurusan Ilmu dan Teknologi Pangan, Fakultas Teknologi Pertanian, Universitas Gadjah Mada. Penulis mengajar Fisika dan Kimia Dasar sejak tahun 2016. Penulis menekuni bidang Menulis. Buku ber-ISBN yang telah ditulis antara lain adalah Siaga Stunting di Indonesia dan Pengantar Teknologi Pertanian.

BIODATA PENULIS



Nurul Pratiwi, S.Si, M.Si.

Dosen Program Studi Kimia
Fakultas Sains dan Teknologi Universitas Jambi

Penulis lahir di Sungai Penuh tanggal 26 Maret 1995. Penulis adalah dosen pada Program Studi Kimia Fakultas Sains dan Teknologi, Universitas Jambi. Penulis menyelesaikan pendidikan S1 dan S2 pada Jurusan Kimia, Universitas Andalas. Penulis menekuni bidang kimia anorganik. Selama 5 tahun terakhir, Penulis telah mempublikasikan lebih dari 6 artikel ilmiah internasional yang mengkaji tentang sintesis dan karakterisasi material padatan. Artikel-artikel tersebut banyak membahas terkait struktur dan interaksi yang terdapat dalam material padatan.

BIODATA PENULIS



Nurlela, S.T., M.T

Dosen Program Studi Teknik Kimia
Fakultas Teknik Universitas PGRI Palembang

Penulis lahir di Lahat (Sumatera Selatan) tanggal 21 Desember 1975. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Teknik Kimia Fakultas Teknik, Universitas PGRI Palembang. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Teknik Kimia, melanjutkan S2 pada Jurusan Teknik Kimia dan sekarang sedang studi S3 di Universitas Sriwijaya. Penulis menekuni bidang Menulis.

1. Modul Teknik Bioproses pada Prodi Teknik Kimia Universitas PGRI Palembang.
2. Analisa Bilangan Peroksida Terhadap Kualitas Minyak Goreng Sebelum dan Sesudah Dipakai Berulang (2020)
3. Kualitas Minyak Goreng Sebelum Dan Sesudah Dipakai Ditinjau Dari Kandungan Asam Lemak Bebas dan Perubahan Warna (2020)
4. Analisa Pengaruh Jenis Ragi, Masa Ragidan Waktu Fermentasi Pada Pembuatan Bioetanol dari Limbah Biji Durian (2021)
5. Pemanfaatan Limbah Biji Durian (*Durio Zibethinus Murr*) Sebagai Bahan Baku Pembuatan Plastik *Biodegradable* (2021)
6. Pemanfaatan Limbah Oli Bekas Menjadi Bahan Bakar Mesin Diesel Menggunakan Proses Pemurnian Bahan Kimia Asam

Sulfat (H_2SO_4) dan Natrium Hidroksida (NaOH) dengan Tipe Oli 10-30W (2023)

7. Buku *Kimia Aditif* (2023). Padang Sumatera Barat. Getpress Indonesia

BIODATA PENULIS



Cory Novi, S.Si., M.Sc

Dosen Program Studi Kimia
Fakultas Sains, Farmasi dan Kesehatan
Universitas Mathla'ul Anwar Banten

Penulis lahir di Karawang tanggal 7 Maret 1986, penulis adalah dosen tetap pada program studi Kimia dan saat ini penulis menduduki jabatan Wakil Dekan Bidang Akademik dan Kemahasiswaan di Fakultas Sains, Farmasi dan Kesehatan Universitas Mathla'ul Anwar Banten (periode 2023-2027). Penulis telah menyelesaikan Pendidikan sarjana (S1) pada tahun 2008 pada jurusan Kimia Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam (FMIPA) Universitas Jenderal Achmad Yani Bandung, dan melanjutkan program pascasarjana (S2) Kimia dengan peminatan Kimia Analitik di Universitas Gadjah Mada (UGM) Yogyakarta pada tahun 2009-2012. Penulis juga merupakan dosen di program studi Farmasi Universitas Mathla'ul Anwar sejak 2019 sampai sekarang. Mata kuliah yang diampu yaitu Kimia Analitik, Kimia Lingkungan, Kromatografi dan Kimia Analisis Farmasi. Penulis aktif dalam menulis jurnal ilmiah, yang terbaru dan telah dipublikasikan pada Februari 2024 yaitu tentang *"Application of Chitosan from Litopenaeus vannamei and Baglog Waste from Pleurotus ostreatus for Decolorizing Batik Wastewater"*. Prestasi yang diperoleh penulis yaitu sebagai Dosen Terbaik Tahun 2023 Universitas Mathla'ul Anwar Banten tahun 2023.

BIODATA PENULIS



Ika Fitriani Juli Palupi, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi Teknik Kimia Mineral
Politeknik Industri Logam Morowali

Penulis lahir di Surabaya, tanggal 18 Juli. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Teknik Kimia Mineral, Politeknik Industri Logam Morowali. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia, Institut Teknologi Sepuluh Nopember dan melanjutkan S2 pada Jurusan Kimia, di Universitas Airlangga, Surabaya. Penulis pernah bekerja sebagai peneliti magang di Institut of Tropical Disease di Universitas Airlangga untuk mendalami tentang kinetika enzim. Sejak tahun 2017 penulis menjadi dosen tetap di Politeknik Industri Logam Morowali dan mengajar mata kuliah Mineralogi, Kimia Mineral, Pengujian Bahan Mineral dan Kimia Analisis baik teori maupun praktik. Sejak saat itu, mulai belajar untuk menulis secara rutin, baik untuk bahan ajar kuliah, modul praktikum, maupun publikasi ilmiah.

BIODATA PENULIS



Dr. Hanim Istatik Badi'ah, M.Si

Dosen Program Studi Teknologi Laboratorium Medik
STIKES Banyuwangi

Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Teknologi Laboratorium Medik, STIKES Banyuwangi. Penulis memiliki latar belakang pendidikan di bidang Kimia. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia di UIN Maulana Malik Ibrahim Malang pada tahun 2016. Selanjutnya, penulis melanjutkan S2 pada Kimia di Universitas Airlangga Surabaya dan lulus pada tahun 2018. Setelah menyelesaikan studi S2, penulis mengabdikan diri di STIKES Banyuwangi sebagai dosen kimia sejak tahun 2019. Sembari mengabdikan diri sebagai dosen, penulis juga melanjutkan program doktoral di Program Studi MIPA Universitas Airlangga Surabaya dan lulus pada Oktober 2023. Penulis menekuni bidang Kimia dengan topik penelitian nanomaterial sebagai sensor kolorimetri baik untuk deteksi di bidang kesehatan, makanan maupun lingkungan. Dari hasil penelitian tersebut, penulis telah berhasil menerbitkan beberapa artikel atau jurnal ilmiah, baik di jurnal Nasional terakreditasi SINTA dan jurnal Internasional terindex Scopus.