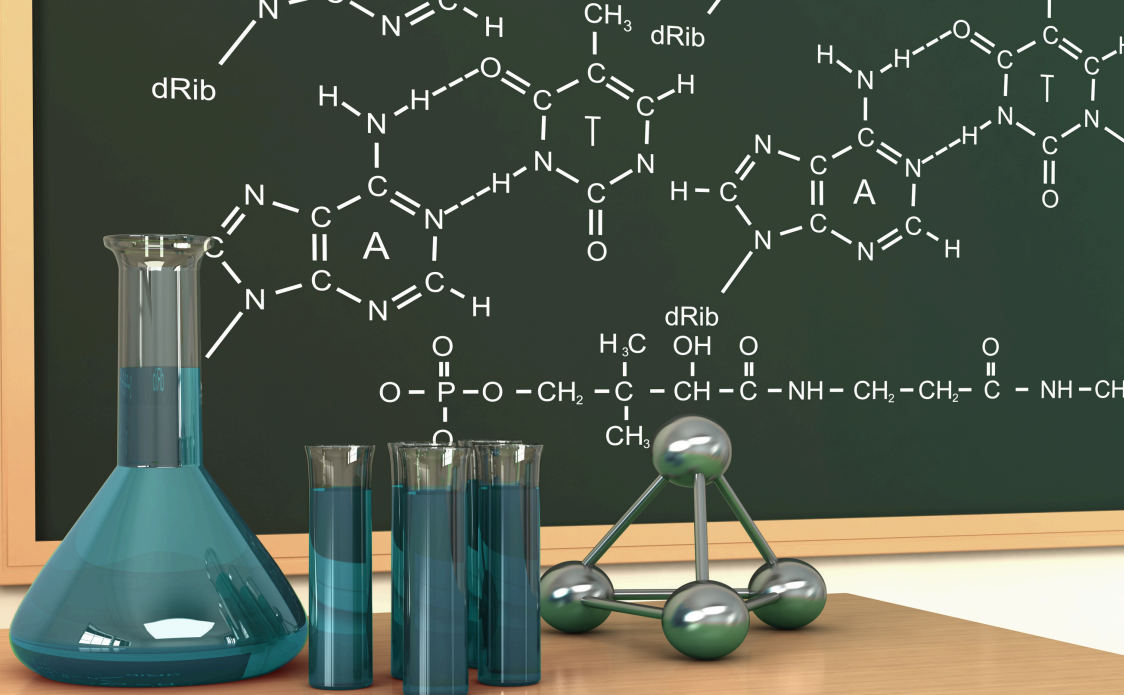




KIMIA DASAR :

KONSEP, STRUKTUR, DAN APLIKASINYA

PENULIS :

Naniek Tri Utami

Sestry Misfadhila

Yudi Yustira

Rina Desni Yetti

Irma Ramadhani Febriaty

KIMIA DASAR: KONSEP, STRUKTUR, DAN APLIKASINYA

**Naniek Tri Utami
Sestry Misfadhila
Yudi Yustira
Rina Desni Yetti
Irma Ramadhani Febriaty**



GETPRESS INDONESIA

KIMIA DASAR: KONSEP, STRUKTUR, DAN APLIKASINYA

Penulis : Naniek Tri Utami

Sestry Misfadhila

Yudi Yustira

Rina Desni Yetti

Irma Ramadhani Febriaty

ISBN : 978-623-125-696-6

Editor : Mila Sari, M.Si.

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

PENERBIT GET PRESS INDONESIA

Anggota IKAPI No. 033/SBA/2022

Jl. Palarik RT 01 RW 06 Kelurahan Air Pacah

Kecamatan Koto Tengah Padang Sumatera Barat

website: www.getpress.co.id

email: adm.getpress@gmail.com

Cetakan pertama, Maret 2025

Hak cipta dilindungi undang-undang

Dilarang memperbanyak karya tulis ini dalam bentuk
dan dengan cara apapun tanpa izin tertulis dari penerbit.

KATA PENGANTAR

Puji syukur kami panjatkan ke hadirat Tuhan Yang Maha Esa atas tersusunnya buku ini yang berjudul Kimia Dasar: Konsep, Struktur, dan Aplikasinya. Buku ini disusun untuk memberikan pemahaman dasar mengenai konsep fundamental dalam ilmu kimia, mulai dari sifat materi, struktur atom, hingga ikatan kimia dan bentuk molekul. Selain itu, buku ini juga membahas konsep penting seperti asam-basa, larutan, serta pengantar kimia organik, yang menjadi dasar dalam memahami berbagai reaksi dan sifat senyawa. Dengan penyajian yang sistematis dan disertai berbagai contoh serta aplikasi dalam kehidupan sehari-hari, buku ini diharapkan dapat menjadi referensi yang bermanfaat bagi mahasiswa, pelajar, dan siapa pun yang ingin mendalami ilmu kimia.

Kami menyadari bahwa dalam penyusunan buku ini masih terdapat kekurangan yang perlu diperbaiki. Oleh karena itu, kami sangat mengharapkan kritik dan saran yang membangun demi penyempurnaan edisi selanjutnya. Akhir kata, kami mengucapkan terima kasih kepada semua pihak yang telah berkontribusi dalam penyusunan buku ini. Semoga buku ini dapat memberikan manfaat serta menambah wawasan bagi para pembaca dalam memahami ilmu kimia secara lebih mendalam.

Padang, Maret 2025

Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR.....	i
DAFTAR ISI	ii
DAFTAR GAMBAR.....	iv
DAFTAR TABEL	v
BAB 1 KONSEP DASAR KIMIA.....	1
1.1 Kimia	1
1.2 Metode Ilmiah.....	3
1.3 Klasifikasi Materi	4
1.4 Sifat Fisika dan Kimia Materi.....	8
1.5 Pengukuran	9
1.6 Penanganan Bilangan	11
1.7 Metode Faktor–Label dalam menyelesaikan masalah	13
DAFTAR PUSTAKA.....	17
BAB 2 STRUKTUR ATOM DAN IKATAN KIMIA	21
2.1 Struktur Atom.....	21
2.1.1 Partikel Pembentuk Atom	22
2.1.2 Nomor Atom dan Nomor Massa	22
2.1.3 Isotop, Isobar dan Isoton.....	23
2.1.4 Konfigurasi elektron.....	24
2.1.5 Perkembangan Teori Atom.....	26
2.2 Ikatan Kimia	31
DAFTAR PUSTAKA.....	35
BAB 3 IKATAN KIMIA DAN BENTUK MOLEKUL	37
3.1 Pendahuluan	37
3.2 Macam-Macam Ikatan Kimia	41
3.2.1. Ikatan Ionik.....	41
3.2.1. Ikatan Kovalen	43
3.2.3 Ikatan Logam.....	45
3.3 Bentuk Molekul.....	47
DAFTAR PUSTAKA.....	52

BAB 4 ASAM BASA DAN LARUTAN.....	53
4.1 Pendahuluan	53
4.1.1 Teori Asam Basa Menurut Para Ahli	54
4.1.2 Jenis Asam Basa.....	58
4.1.3 Reaksi Asam Basa	60
4.1.4 Aplikasi Asam basa di kehidupan Sehari-hari.....	67
4.2 Larutan.....	70
4.2.1 Definisi Larutan.....	70
4.2.2 Jenis-Jenis Larutan	71
DAFTAR PUSTAKA	74
BAB 5 KIMIA ORGANIK DASAR.....	75
5.1 Pengantar Kimia Organik.....	75
5.1.1 Pendahuluan.....	75
5.1.2 Sejarah Perkembangan kimia organik	76
5.1.3 Kekhasan atom karbon.....	77
5.1.4 Perbedaan senyawa organik dan senyawa anorganik....	81
5.2 Penggolongan Senyawa Organik.....	83
5.2.1 Hidrokarbon	83
5.2.2 Tata nama senyawa Hidrokarbon.....	84
5.3 Karakteristik kimia organik.....	86
5.3.1 Klasifikasi senyawa organik.....	86
5.3.2 Karakteristik senyawa organik.....	87
DAFTAR PUSTAKA	88
INDEKS.....	91
GLOSARIUM.....	93
BIODATA PENULIS	

DAFTAR GAMBAR

Gambar 1. 1. Alat ukur di laboratorium	11
Gambar 2. 1. Lambang Unsur	23
Gambar 2. 2. Model atom John Dalton (bola pejal)	27
Gambar 2. 3. Model atom J.J Thomson (model roti kismis)	27
Gambar 2. 4. Model atom Rutherford	28
Gambar 2. 5. Model atom Bohr	29
Gambar 2. 6. Model Atom Mekanika Kuantum	31
Gambar 2. 7. Ikatan Kovalen.....	32
Gambar 2. 8. Ikatan Logam.....	33
Gambar 2. 9. Ikatan Ionik.....	34

DAFTAR TABEL

Tabel 1. 1. Satuan dasar dalam pengukuran	10
Tabel 3. 1. Bentuk dasar molekul berdasarkan jumlah domain elektron.....	49

BAB 1

KONSEP DASAR KIMIA

Oleh Naniek Tri Utami

1.1 Kimia

Kimia adalah salah satu cabang ilmu sains yang fokus pada studi tentang struktur, komposisi, sifat, dan perubahan materi.

Dalam kimia, dipelajari studi tentang berbagai sifat materi beserta perubahan yang terjadi (Mulyani *et al.* 2022). Kimia dianggap sebagai sebuah ilmu yang luas, baik dari segi konseptual maupun eksperimental. Namun, sebagai metode ilmiah, ia juga memiliki sifat yang abstrak. Untuk memahami fenomena yang berkaitan dengan bahan kimia, kita perlu mempelajari berbagai aspek, mulai dari partikel dan unsur, sifat kimia serta fisiknya, hingga senyawa kimia, energi, entropi, dan reaksi kimia. (Rahmawati, 2018).

Ilmu kimia penting untuk dipelajari karena selalu berhubungan dengan kita, terutama dalam kehidupan sehari-hari. Kimia sangat mudah ditemukan diberbagai aspek mulai dari makanan, obat-obatan, pupuk, kosmetik bahkan ke produk pembersih rumah tangga. Bahkan setiap objek yang bisa kita sentuh, dengar dan cium terlibat dalam proses kimia. Oleh karena itu, kimia mampu memegang peranan secara krusial dalam kehidupan kita sehari-hari.

Kimia sangat mudah ditemukan diberbagai aspek mulai dari makanan, obat-obatan, pupuk, kosmetik bahkan ke produk pembersih rumah tangga. Bahkan setiap objek yang bisa kita sentuh, dengar dan cium terlibat dalam proses kimia. Oleh karena itu, kimia mampu memegang peranan secara krusial dalam kehidupan kita sehari-hari. Tujuan dari mempelajari kimia yaitu untuk dapat memahami konsep dan manfaatnya serta aplikasinya di dalam kehidupan kita sehari-hari (Tianingsih, 2019). Namun seringkali masyarakat memiliki pemahaman yang kurang tepat terkait bahan kimia bahkan terdapat ditemukan beberapa sikap negatif ketika mendengar istilah kimia jika ada di dalam suatu produk. Bagi sebagian masyarakat produk berbahan kimia itu selalu berdampak buruk dan sebaiknya dihindari, bahkan terdapat produk yang kita temukan di pasaran, di kemasannya tertulis dengan kalimat : tidak mengandung bahan kimia, padahal seperti yang kita ketahui semua barang atau benda yang ada di bumi ini sejatinya memiliki unsur penyusun berupa senyawa kimia. Oleh karena itu, sangat penting untuk meluruskan kesalahpahaman yang terjadi di masyarakat terkait kimia ini.

Bahan kimia seharusnya tidak dilihat sebagai sesuatu yang perlu ditakuti apalagi sampai dihindari, melainkan sebagai salah satu sumber yang dapat dimanfaatkan dengan cara yang tepat. Sosialisasi terkait pemahaman dan manfaat kimia sangat perlu dilakukan di lingkungan masyarakat. Apabila semakin tinggi pemahaman masyarakat terkait kimia beserta peranannya, maka perkembangan zaman dan kemajuan ilmu pengetahuan akan semakin tinggi.

1.2 Metode Ilmiah

Metode ilmiah adalah suatu pendekatan yang digunakan untuk menyelesaikan masalah atau mengembangkan teori dengan mengikuti serangkaian langkah yang sistematis. Suatu argumen atau teori harus dapat dibuktikan kebenarannya melalui pengamatan. Jika teori yang ada tidak sesuai dengan fakta empiris, maka perlu dilakukan eksperimen ulang untuk dapat merumuskan teori baru yang dapat memberikan manfaat bagi manusia maupun makhluk hidup lainnya (Milasari *et al*, 2021).

Metode ilmiah berfokus pada penyelidikan fenomena, memperoleh pengetahuan baru, serta mencocokkan dan mengintegrasikan pengetahuan yang telah ada (Ningsih *et al*. 2019). Metode ini berfungsi sebagai panduan untuk mencapai hasil yang relevan dengan bidang keilmuan, khususnya dalam proses penelitian (Iqbal, 2022).

Metode ilmiah merupakan suatu pendekatan sistematis yang digunakan dalam aktivitas secara ilmiah untuk memperoleh pengetahuan berdasarkan bukti-bukti yang nyata. Dalam proses ini, penting bagi kita untuk mengikuti pertimbangan logis agar pengetahuan atau kebenaran yang diperoleh dapat dipertanggungjawabkan (Iqbal, 2022).

Hubungan antara penelitian dan metode ilmiah sangatlah erat, bahkan keduanya tidak dapat dipisahkan satu sama lain. Pada dasarnya, metode ilmiah merupakan pendekatan yang digunakan untuk menerapkan prinsip-prinsip logika dalam mencari, memvalidasi dan menjelaskan kebenaran. Dengan menggunakan metode ilmiah, diharapkan pertanyaan-pertanyaan fundamental dalam pencarian kebenaran terkait makna konsep, fenomena yang

terjadi, pengaruh dan bagaimana proses berlangsung dapat dijawab dengan lebih mudah dan tepat.

Proses metode ilmiah dimulai dengan identifikasi dan perumusan masalah. Setelah masalah ditetapkan maka langkah selanjutnya adalah dengan merumuskan hipotesis yang kemudian selanjutnya akan diuji. Dari hasil pengujian inilah akan dapat ditarik kesimpulan yang relatif lebih tepat dan efisien.

Tahap-tahap yang umumnya terdapat dalam suatu metode ilmiah meliputi:

1. Mengamati fenomena yang berlangsung.
2. Merumuskan masalah yang terkait dengan tujuan yang ingin dicapai dalam penelitian
3. Menyusun hipotesis, yaitu dugaan sementara sebagai jawaban atas masalah yang telah dirumuskan.
4. Melakukan eksperimen untuk mengumpulkan data yang relevan dengan hipotesis.
5. Menganalisis data, yang bertujuan untuk memproses informasi yang diperoleh sebelumnya dan menguji kebenaran hipotesis.
6. Menarik kesimpulan dengan membandingkan hasil analisis data terhadap hipotesis yang telah diajukan.
7. Mengomunikasikan hasil penelitian, baik melalui laporan penelitian maupun presentasi.

1.3 Klasifikasi Materi

Materi mencakup segala sesuatu yang memiliki massa dan juga mengisi ruang. Hal Ini mencakup berbagai bentuk, mulai dari yang tampak, seperti zat cair dan zat

padat, hingga yang tidak terlihat, seperti zat gas. Ketika kita mengatakan materi menempati ruang, maksudnya adalah benda tersebut dapat diletakkan dalam wadah tertentu. Sedangkan, ketika kita membahas massa, berarti bahwa materi dapat diukur dan ditimbang menggunakan alat seperti neraca. Selain itu, materi juga akan mengalami perubahan, baik dalam aspek fisik maupun kimia.

Semua sifat materi dapat dibagi menjadi dua kategori : ekstensif dan intensif, baik dalam konteks fisika maupun kimia. Sifat ekstensif, seperti massa dan volume, bergantung pada jumlah materi yang ada. Sementara itu, sifat intensif, yang meliputi kerapatan dan warna, tidak dipengaruhi oleh jumlah materi yang diukur. Dengan demikian, kita dapat membedakan sifat-sifat materi berdasarkan hubungan mereka dengan kuantitas materi yang ada (Sari, 2014).

Sifat ekstensif merujuk pada karakteristik yang dipengaruhi oleh jumlah zat atau materi yang dimiliki, seperti volume, massa, berat, dan massa jenis. Di sisi lain, sifat intensif adalah ciri-ciri yang tidak dipengaruhi oleh kuantitas zat atau materi, contohnya suhu, wujud zat, indeks bias, titik beku, dan titik didih.

Semua materi dapat dikelompokkan menjadi zat atau campuran. Zat itu sendiri terbagi menjadi dua kategori, yakni unsur dan senyawa. Sementara itu, campuran juga memiliki dua jenis, yaitu homogen dan heterogen. Proses peralihan dari unsur menjadi senyawa melibatkan perubahan kimia, sedangkan transisi dari zat ke campuran terjadi melalui perubahan fisik.

Zat dapat diartikan sebagai segala sesuatu yang memiliki massa dan mengisi ruang. Ia terdiri dari partikel-

partikel kecil yang tidak tampak oleh pandangan biasa. Struktur dan sifat masing-masing partikel pada setiap zat beragam, dan keduanya memiliki peranan penting dalam menentukan bentuk atau wujud suatu zat (Putri *et al.* 2017).

Zat dapat ditemukan dalam tiga keadaan : padat, cair, dan gas. Pada zat padat, atom atau molekulnya tersusun sangat rapat, sehingga pergerakannya terbatas. Sebagai hasilnya, zat padat memiliki bentuk dan volume yang tetap. Di sisi lain, zat cair memiliki jarak antar atom atau molekul yang lebih besar, memungkinkan mereka untuk bergerak bebas. Gerakan ini memberikan karakteristik khusus pada cairan, yaitu kemampuannya untuk mengalir dan memenuhi wadah dari bagian dasarnya. Meskipun bentuk cairan dapat berubah sesuai dengan kontur wadahnya, volume cairan tersebut tetap konstan.

Sementara itu, gas memiliki jarak antar atom atau molekul yang relatif jauh, sehingga cenderung mengisi seluruh ruang yang tersedia. Akibatnya, bentuk dan volume gas dapat bervariasi tergantung pada wadahnya. Dalam kondisi tertentu, suatu senyawa dapat eksis dalam satu wujud saja, namun kadang-kadang dapat berada dalam dua atau bahkan tiga wujud secara bersamaan. Contohnya, es yang mulai mencair merupakan contoh di mana air terdapat dalam dua wujud, yaitu padat dan cair.

Zat dapat diklasifikasikan berdasarkan wujudnya menjadi tiga kategori : padat, cair, dan gas. Zat padat memiliki atom-atom atau molekul-molekul yang sangat berdekatan, sehingga pergerakannya terbatas. Hal ini mengakibatkan zat padat memiliki bentuk dan volume yang tetap. Di sisi lain, zat cair memiliki jarak antar atom atau molekul yang lebih besar, memungkinkan mereka untuk

bergerak bebas. Pergerakan ini memberikan sifat khusus pada cairan, yaitu kemampuan untuk mengalir dan mengisi wadah dari bagian dasarnya. Meskipun bentuk cairan dapat berubah sesuai dengan bentuk wadahnya, volumenya tetap konstan.

Sementara itu, zat gas memiliki jarak antar atom atau molekul yang jauh, sehingga cenderung mengisi seluruh ruang yang tersedia. Akibatnya, bentuk dan volume gas dapat bervariasi tergantung pada wadahnya. Dalam kondisi tertentu, suatu senyawa dapat eksis dalam satu wujud saja. Namun, terkadang materi dapat berada dalam dua atau bahkan tiga bentuk secara bersamaan. Contohnya, es yang mulai mencair adalah ilustrasi yang jelas di mana air muncul dalam dua wujud, yaitu padat dan cair.

Zat dapat dibedakan menjadi dua kategori : zat tunggal dan zat campuran. Zat tunggal merujuk pada materi yang terdiri dari satu jenis substansi yang sama (Hayati, 2022). Contoh zat tunggal antara lain adalah air, garam, gula, dan emas 24 karat. Sementara itu, zat campuran merupakan gabungan dari berbagai jenis materi atau zat tunggal (Hayati, 2022). Campuran sendiri dapat dibedakan menjadi dua tipe, yaitu campuran homogen dan campuran heterogen (Hayati, 2022).

Campuran homogen adalah jenis campuran di mana berbagai zat tercampur dengan merata. Dalam jenis campuran ini, komponen-komponennya tidak dapat dibedakan secara visual (Hayati, 2022). Sering kali, campuran homogen disebut sebagai larutan, yang memiliki komposisi dan karakteristik serupa, meskipun dapat bervariasi antara satu jenis materi dengan materi lainnya. Misalnya, rasa asin pada garam, yang dapat berbeda di

antara berbagai larutan, meskipun komposisi dan sifat-sifat garam itu sendiri tetap. Pada campuran homogen, komponen-komponen yang berbeda tidak terlihat secara terpisah: hanya satu komponen yang tampak jelas. Meskipun demikian, campuran homogen dapat dipisahkan menjadi komponen-komponennya menggunakan prosedur fisik yang tepat. Salah satu contoh lain dari campuran homogen adalah udara, yang terdiri dari berbagai gas, terutama nitrogen dan oksigen.

Campuran heterogen adalah jenis campuran di mana komponen-komponennya tidak terdistribusi secara merata. Dalam campuran ini, komponen-komponen dapat dibedakan satu sama lain dengan jelas (Hayati, 2022). Sebagai contoh sederhana, campuran air dan pasir dapat dikategorikan sebagai campuran heterogen. Dalam hal ini, kedua elemen tersebut terpisah secara fisik, dan perbedaan antara keduanya dapat dengan mudah dilihat. Contoh lain yang relevan adalah segelas es sirup, di mana larutan sirup dan bongkahan es tampak jelas sebagai dua bagian yang berbeda. Dengan demikian, karakteristik utama dari campuran heterogen adalah kemampuannya untuk memperlihatkan komponen-komponen yang dapat dikenali dengan mudah.

1.4 Sifat Fisika dan Kimia Materi

Perubahan materi dapat dibedakan menjadi dua kategori utama: perubahan secara kimia dan fisik. Perubahan kimia menciptakan zat baru, sementara perubahan fisik tidak mengubah komposisi zat yang ada. Contoh perubahan kimia termasuk pembakaran kertas dan

proses karat pada besi, sedangkan contoh perubahan fisik meliputi pencairan es dan penguapan air (Siregar, 2017).

Dalam konteks ini, sifat materi dapat diklasifikasikan menjadi dua kategori utama : sifat fisik dan sifat kimia. Sifat kimia meliputi semua karakteristik yang berkaitan dengan reaksi yang mungkin dialami oleh suatu zat, seperti kemampuan untuk terbakar, mengalami korosi, dan sifat reaktif lainnya. Sementara itu, sifat fisik berfokus pada penampilan dan keadaan materi, termasuk bentuk, warna, aroma, kekerasan, titik leleh, titik didih, indeks bias, serta daya hantar. Selanjutnya, kita dapat membedakan sifat materi menjadi sifat ekstensif dan sifat intensif. Sifat ekstensif bergantung pada jumlah materi, contohnya adalah massa dan volume. Sebaliknya, sifat intensif tidak dipengaruhi oleh jumlah materi, mencakup karakteristik seperti warna, rasa, massa jenis, dan wujud. Meskipun sifat fisik dapat termasuk dalam kedua kategori tersebut-ekstensif atau intensif-semua sifat kimia termasuk dalam kategori sifat intensif.

1.5 Pengukuran

Ilmu kimia sangat bergantung pada proses pengukuran, yang merupakan penentuan jumlah satuan standar dari sifat yang melekat pada suatu objek atau sistem (Enke, 2022). Hasil dari pengukuran selalu berupa angka, yang membedakannya dari observasi yang cenderung bersifat kualitatif dan subjektif. Selain itu, penting untuk memahami perbedaan antara pengukuran dan interpretasi : pengukuran memberikan data mentah, sedangkan

interpretasi adalah langkah selanjutnya yang menafsirkan data tersebut untuk mendapatkan informasi yang diinginkan. Aspek penting dalam pengukuran adalah penilaian kualitasnya, yang dapat dinilai melalui beberapa parameter, yaitu akurasi, presisi, resolusi, dan rentang (Enke, 2022).

Dalam penelitian kimia, kita sering menggunakan berbagai jenis pengukuran, di antaranya adalah :

1. Waktu
2. Massa
3. Volume
4. Densitas
5. Suhu

Tabel 1. 1. Satuan dasar dalam pengukuran

Subjek	Satuan
Panjang	Meter
Massa	Kilogram
Waktu	Detik
Arus Listrik	Amper
Suhu	Kelvin
Jumlah Zat	Mol
Intensitas Cahaya	Candela

Sumber : Chang, 2005

Beberapa alat yang digunakan dalam pengukuran volume di laboratorium Kimia yang berhubungan dengan volume yaitu seperti :



Gambar 1. 1. Alat ukur di laboratorium

1.6 Penanganan Bilangan

Penanganan bilangan memainkan peranan penting dalam proses pengukuran. Terdapat beberapa aspek yang perlu diperhatikan, yaitu notasi ilmiah dan angka signifikan. Notasi ilmiah adalah metode untuk menyajikan angka dalam bentuk yang lebih ringkas, dengan menggunakan bilangan bulat antara 1 dan 10 yang dikalikan dengan pangkat 10. Misalnya, bilangan 3.900.000.000 dapat disingkat menjadi 39×10^8 , sedangkan bilangan 0,000025 bisa dituliskan sebagai 25×10^{-6} . Dengan demikian, notasi ilmiah merupakan metode yang efisien untuk mengekspresikan angka dalam bentuk pangkat sepuluh. Dalam format ini, angka dapat dituliskan sebagai :

$$\alpha \times 10^n,$$

α : memenuhi syarat $1 \leq |\alpha| < 10$

Berikut contoh penulisan angka menggunakan notasi ilmiah:

- Angka 1234 dapat ditulis sebagai $1,234 \times 10^3$.
- Angka -0,000023 dapat dituliskan sebagai $-2,3 \times 10^{-5}$.
- Sedangkan 50.000.000 dapat dituliskan sebagai 5×10^7 .

Notasi ilmiah dan angka penting saling terkait dengan erat. Ketika kita ingin menggunakan notasi ilmiah untuk menyederhanakan bilangan dengan banyak nol menggunakan eksponen 10, kita perlu fokus pada bilangan bulatnya. Bilangan inilah yang dikenal sebagai angka penting. Angka penting merupakan hasil dari pengukuran yang terdiri dari angka-angka yang pasti, yang dapat diambil langsung dari alat ukur, serta satu angka terakhir yang bersifat interpretatif atau kurang pasti. Sebaliknya, angka yang dianggap eksak atau pasti adalah angka-angka yang nilainya tidak diragukan, hasil dari proses perhitungan yang dilakukan (Astuti *et al.* 2021). Penentuan angka penting bertujuan untuk memastikan keakuratan dalam penyampaian angka atau hasil pengukuran.

Aturan dalam menentukan angka penting :

1. Semua angka bukan nol adalah angka penting.
Contoh : Jika hasil pengukuran menunjukkan 245 cm, maka terdapat 3 angka penting.
2. Angka nol yang berada di antara angka bukan nol juga dianggap penting.
Contoh : Dalam hasil pengukuran 3,007 gram, terdapat 4 angka penting karena dua angka nol tersebut diapit oleh angka bukan nol.

3. Angka nol yang terletak di akhir setelah tanda desimal tetap dianggap angka penting.

Contoh : Pada pengukuran $2,70 \text{ m}^2$, ada 3 angka penting karena nol yang mengikuti tanda desimal merupakan bagian dari bilangan tersebut. Biasanya, angka nol ini berasal dari proses pembulatan, misalnya, dari $1,503 \text{ m}^2$ atau $1,501 \text{ m}^3$.

4. Angka nol yang digunakan sebagai titik desimal tidak dianggap sebagai angka penting.

Contoh : Jika hasil pengukuran adalah $0,07 \text{ cm}$, maka hanya terdapat 1 angka penting karena kedua angka nol dalam bilangan tersebut berfungsi sebagai titik desimal.

5. Bilangan dalam format puluhan, ratusan, dan ribuan yang dituliskan dalam notasi ilmiah atau diberi garis bawah merupakan angka penting.

Contoh : Pada data pengukuran sebesar $0,05$, hanya terdapat 1 angka penting.

Dengan memahami dan menerapkan aturan-aturan ini, kita dapat dengan tepat menentukan angka penting dalam suatu pengukuran.

1.7 Metode Faktor-Label dalam menyelesaikan masalah

Metode Faktor-Label adalah pendekatan sistematis dan terstruktur untuk menyelesaikan masalah, terutama dalam bidang sains. Metode ini dirancang untuk mengubah

satuan pengukuran dari satu bentuk ke bentuk lainnya. Dalam konteks penyelesaian masalah kimia, prosedur pengubahan satuan ini dikenal sebagai metode faktor-label (Chang, 2005). Sebagai contoh, satuan "rupiah" dalam mata uang berbeda dari satuan "sen", tetapi kita tahu bahwa 1 rupiah memiliki arti yang sama dengan 100 sen, karena keduanya mewakili nilai yang setara. Kesetaraan ini dapat dituliskan sebagai berikut:

$$1 \text{ rupiah} = 100 \text{ sen}$$

Dari sini, kita dapat melihat bahwa rasio antara kedua satuan ini adalah 1, yang dinyatakan sebagai:

$$\frac{1 \text{ rupiah}}{100 \text{ sen}}$$

Rasio ini diungkapkan sebagai 100 sen per 1 rupiah. Selain itu, pecahan $100/1$ sen untuk 1 rupiah juga berfungsi sebagai faktor satuan. Menariknya, kebalikan dari faktor satuan tersebut juga dapat berfungsi sebagai faktor satuan yang lain.

Faktor satuan ini memungkinkan kita untuk mengonversi antara satuan yang berbeda namun mengukur kuantitas yang sama. Sebagai contoh, mari kita konversi 2,50 rupiah menjadi sen. Dalam proses ini, kita perlu memilih faktor satuan yang memiliki "rupiah" di bagian penyebut, untuk menghilangkan "rupiah" dari angka 2,50. Maka, kita dapat menuliskannya sebagai:

$$2,5 \text{ rupiah} \times \frac{100 \text{ sen}}{1 \text{ rupiah}} = 250 \text{ sen}$$

Metode faktor-label memiliki beberapa prinsip dasar yang perlu diperhatikan:

- Setiap besarannya selalu disertai dengan satuan.
- Konversi dilakukan dengan mengalikan faktor konversi yang sesuai. Konversi satuan dilakukan dengan cara mengalikan dengan faktor konversi yang tepat.
- Label diperlakukan sebagai besaran aljabar yang dapat dikalikan atau dibagi.
- Hasil akhir harus mempertahankan satuan yang sesuai dengan yang diminta.

Penggunaan metode faktor-label menawarkan berbagai manfaat, di antaranya:

a) Memudahkan Pemahaman

- Membantu memahami hubungan antara berbagai besaran.
- Memperjelas proses konversi satuan.
- Mengurangi kemungkinan terjadinya kesalahan dalam perhitungan.

b) Meningkatkan Keterampilan Analitis

- Mengembangkan kemampuan berpikir secara sistematis.
- Melatih ketelitian dalam menyelesaikan soal.
- Membangun pemahaman tentang dimensi.

Untuk menyelesaikan soal menggunakan metode faktor-label, langkah-langkah berikut dapat diikuti:

1. Identifikasi

- Menentukan besaran yang diketahui.
- Mengidentifikasi satuan yang digunakan.
- Menentukan besaran yang ingin ditanyakan.

2. Perencanaan

- Menyusun faktor konversi yang diperlukan.
- Menentukan urutan pengerjaan.
- Memastikan konsistensi satuan.

3. Pelaksanaan

- Menuliskan setiap langkah dengan jelas.
- Melakukan perhitungan secara sistematis.
- Memeriksa satuan pada hasil akhir.

Dengan mengikuti langkah-langkah tersebut, proses konversi satuan dapat dilakukan dengan lebih akurat dan terstruktur.

DAFTAR PUSTAKA

- Astuti E.T., Mahendrawan E., Solihat I., Sutopo E.H., Setyowati A.D., Training Reading Dimensional Measuring Instrument Vernier Calipers And Micrometer Screw For The Measurement Of Engineering At Smk Sasmita Jaya 2, Pamulang Barat, Tangerang Selatan. Jurnal Pengabdian kepada Masyarakat. 1(2) :7-16.
- Chang R., 2005. Kimia Dasar : Konsep-Konsep Inti Jilid. Jakarta : Erlangga.
- Enke C., 2022. *The Elements of Measurement*. ACS Publications 2: 405-413.
- Hayati T.U.F., 2022. Metode Demonstrasi untuk Meningkatkan Hasil Belajar IPA Materi Zat Campuran pada Siswa Kelas 5 SDN Minomartani 2. Jurnal Penelitian Inovatif (JUPIN). 2 (2) : 297-306.
- Iqbal A.M., 2022. Kajian Kritis Terhadap Epistemologi Ilmu: Teori Pengetahuan Dan Metode Ilmiah. Jurnal Hikmah: Jurnal Pendidikan Islam. 11(1):1-11.
- Milasari., Badarusyamsi., Syukri, A., Filsafat Ilmu dan Pengembangan Metode Ilmiah. Jurnal Filsafat Indonesia. 4(3). 217-228.
- Mulyani T., Agustina S., Wiraningtyas A., 2022. Perbandingan Efektivitas Hasil Belajar Siswa Menggunakan Model Pembelajaran Problem Based Learning Pada Materi Asam Basa Dan Stokiometri. Jurnal Pendidikan Kimia dan Ilmu Kimia. 5(1):30-38

- Ningsih R.K., Hidayah R., 2019. The Effectiviness Of Chemical Practicum Kit To Train Science Process Skill In 10th Grade. *Journal of Chemistry Education Research*. 3(1):1-8.
- Putri L.M.A., Prihandono T., Supriadi B., 2017. Pengaruh Konsentrasi Larutan Terhadap Laju Kenaikan Suhu Larutan. *Jurnal Pembelajaran Fisika*. 6(2) :147 :153.
- Rahmawati Y., 2018. Peranan Transformative Learning dalam Pendidikan Kimia: Pengembangan Karakter, Identitas Budaya, dan Kompetensi Abad ke-21. *Jurnal Riset Pendidikan Kimia*. 8(1):1-16
- Sari, K. N. (2014). Keefektifan Model Pembelajaran POE (Predict-Observe-Explain) terhadap Aktivitas dan Hasil Belajar IPA Materi Perubahan Sifat Benda pada Siswa kelas V SD Negeri Kejambon 4 Kota Tegal (Doctoral dissertation, Universitas Negeri Semarang).
- Siregar E.J., Pengaruh Penggunaan Model Pembelajaran Berbasis Masalah Terhadap Hasil Belajar Kimia Siswa Pada Pokok Bahasan Perubahan Materi Di Kelas Vii Smp Negeri 2 Padangsidempuan. *Jurnal Education and development STKIP Tapanuli Selatan*. 5(3) :1-4
- Tianingsih N.E., 2019. Analisis Kontekstual Pelajaran Kimia Pada Peserta Didik. *Seminar Nasional Edusainstek*. ISBN: 2685-5852.

BAB 2

STRUKTUR ATOM DAN IKATAN KIMIA

Oleh Sestry Misfadhila

2.1 Struktur Atom

Konsep penting dalam disiplin ilmu kimia dan fisika berkaitan dengan struktur atom, yang menjelaskan komposisi materi. Atom mewakili unit dasar elemen, dan semua zat di seluruh kosmos terdiri dari atom. Atom sendiri terdiri dari tiga konstituen subatomik: proton, neutron, dan elektron. Proton dan neutron secara kolektif membentuk inti atom, sedangkan elektron melintasi orbit tertentu yang mengelilingi nukleus. Istilah “atom” berasal dari kata Yunani “atomos,” yang berarti “tak dapat dibagi.”

Dengan kemajuan dalam mekanika kuantum, pemahaman kita tentang struktur atom semakin mendalam, memungkinkan kita untuk menjelaskan sifat kimia dan fisika dari unsur dan senyawa. Penelitian tentang atom tidak hanya penting untuk ilmu pengetahuan, tetapi juga memiliki aplikasi luas dalam teknologi, kedokteran, dan industri.

2.1.1 Partikel Pembentuk Atom

Komponen dasar struktur atom terdiri dari proton, neutron, dan elektron. Masing-masing partikel ini memiliki peran dan karakteristik yang berbeda dalam struktur atom.

1. Proton

Partikel subatomik yang dicirikan oleh muatan listrik positif yang terletak di dalam inti atom disebut sebagai proton. Massa proton hampir setara dengan neutron, diukur sebagai $1,6726 \times 10^{-24}$ gram.

2. Neutron

Neutron adalah entitas subatomik yang ditandai dengan tidak adanya muatan listrik (netral) dan merupakan konstituen inti atom. Massa neutron sedikit lebih besar daripada proton, sekitar $1,6750 \times 10^{-24}$ gram.

3. Elektron

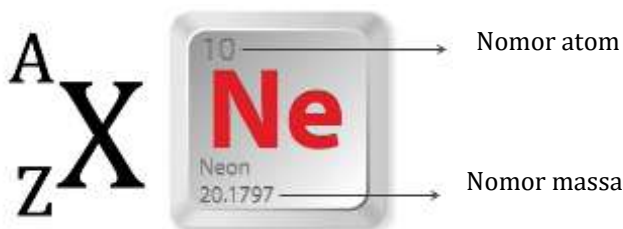
Elektron didefinisikan sebagai partikel subatomik bermuatan negatif yang menghuni jalur orbital tertentu di sekitar inti atom. Massa elektron kira-kira $9,1096 \times 10^{-28}$ gram (Nata *et al.*, 2007).

2.1.2 Nomor Atom dan Nomor Massa

Jumlah proton dan neutron dalam setiap struktur atom dapat ditentukan. Nomor atom mewakili jumlah proton yang ada di dalam inti atom dari unsur tertentu. Setiap elemen berbeda memiliki nomor atom yang unik, yang berfungsi untuk membedakannya dari unsur-unsur lain. Mengingat bahwa jumlah elektron dan proton dalam atom netral setara, jumlah total atom netral juga mencerminkan jumlah elektron yang terkait dengan atom

itu. Simbol Z secara konvensional digunakan untuk menandakan nomor atom. Jumlah massa menunjukkan jumlah total proton dan neutron dalam setiap inti atom. Nomor massa diwakili oleh simbol A . Nomor massa menggambarkan mengenai massa atom, meskipun kontribusi elektron terhadap massa dapat diabaikan karena massanya yang jauh lebih rendah dibandingkan dengan proton dan neutron (Ramadan, 2018).

Nomor atom (Z) menunjukkan Jumlah proton (p), yang sama dengan jumlah elektron (e). Sementara Nomor massa (A) menunjukkan penjumlahan proton (p) dan neutron (n).



Gambar 2. 1. Lambang Unsur

(Sumber : Ramadan, 2018)

2.1.3 Isotop, Isobar dan Isoton

1. Isotop

Istilah "isotop" mengacu pada atom unsur yang sama dengan nomor massa yang berbeda, yang berarti bahwa isotop memiliki jumlah proton yang sama tetapi jumlah neutron yang berbeda. Sebagian besar unsur memiliki 2 atau lebih isotop.

Contoh: Tiga isotop hidrogen adalah protium ($^1\text{H}_1$), deuterium ($^2\text{H}_1$), dan tritium ($^3\text{H}_1$). Isotop karbon $^{12}\text{C}_6$,

$^{13}\text{C}_6$, dan $^{14}\text{C}_6$ memiliki nomor atom yang sama tetapi jumlah neutron yang berbeda.

2. Isobar

Isobar adalah nuklida dari unsur-unsur kimia berbeda yang memiliki nomor massa yang identik namun menunjukkan nomor atom yang berbeda. Jumlah proton dan neutron isobar berbeda, tetapi hasilnya sama jika dijumlahkan.

Contoh: karbon ($^{13}\text{C}_6$) dan nitrogen ($^{13}\text{N}_7$), yang keduanya memiliki nomor massa 13. Contoh lain adalah natrium ($^{24}\text{Na}_{11}$) dan magnesium ($^{24}\text{Mg}_{12}$), yang keduanya memiliki nomor massa 24.

3. Isoton

Isoton adalah atom unsur dengan nomor dan massa yang berbeda tetapi memiliki jumlah neutron yang sama.

Contoh: hidrogen ($^2\text{H}_1$) dan helium ($^3\text{He}_2$), yang keduanya memiliki satu neutron. Contoh lain adalah argon ($^{40}\text{Ar}_{18}$) dan kalsium ($^{42}\text{Ca}_{20}$), yang keduanya memiliki 22 neutron (Yusuf, 2018).

2.1.4 Konfigurasi elektron

Konfigurasi elektron adalah penempatan atau susunan elektron dalam suatu atom berdasarkan tingkat energi dan orbital yang tersedia. Setiap atom memiliki konfigurasi elektron sendiri, yang menentukan sifat kimia dan fisika dari unsur tersebut. Tiga aturan utama mengatur penempatan ini: Aturan Aufbau, Larangan Pauli, dan Aturan Hund.

1. Aturan Aufbau

Urutan orbital yang mencakup keadaan energi terendah dimulai dengan 1s, diikuti oleh 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, dan berlanjut dengan cara ini. Sesuai dengan prinsip Aufbau, elektron awalnya menempati orbital dengan tingkat energi terendah sebelum transisi ke orbital energi yang lebih tinggi. Misalnya, konfigurasi elektron unsur oksigen (O), yang memiliki nomor atom 8, direpresentasikan sebagai $1s^2 2s^2 2p^4$, menandakan bahwa dua elektron mengisi subkulit 1s, dua elektron menempati subkulit 2s, dan empat elektron berada di subkulit 2p.

2. Larangan Pauli

Prinsip eksklusi Pauli menegaskan bahwa maksimal dua elektron dalam satu atom mungkin memiliki set identik dari empat bilangan kuantum. Dengan kata lain, hanya dapat ada dua elektron yang berpasangan dengan spin yang berlawanan dalam satu orbital. Dalam orbital 1s yang dapat menampung dua elektron, jika satu elektron memiliki spin ke atas ($+1/2$), maka elektron kedua harus memiliki spin ke bawah ($-1/2$).

3. Aturan Hund

Menurut aturan Hund, ketika mengisi orbital dengan energi yang sama (seperti dalam subkulit p, d, atau f), elektron akan mengisi orbital tersebut secara terpisah terlebih dahulu dengan spin yang sama sebelum mulai berpasangan. Hal ini bertujuan untuk meminimalkan repulsi antar elektron.

Contoh: Dalam subkulit $2p$ yang memiliki tiga orbital ($2p_x$, $2p_y$, $2p_z$), jika ada enam elektron, mereka akan mengisi orbital sebagai berikut: satu elektron di $2p_x$, satu di $2p_y$, dan satu di $2p_z$, sebelum mulai berpasangan.

Konfigurasi elektron mengikuti aturan-aturan yang ketat untuk menentukan bagaimana elektron terdistribusi dalam atom. Memahami ketiga aturan ini sangat penting dalam mempelajari sifat-sifat kimia unsur (e-modul Konfigurasi Elektron dan Diagram Orbital, 2019).

2.1.5 Perkembangan Teori Atom

Teori tentang partikel penyusun atom telah berkembang seiring dengan penemuan ilmuwan-ilmuwan terkemuka:

1. Teori Atom Dalton

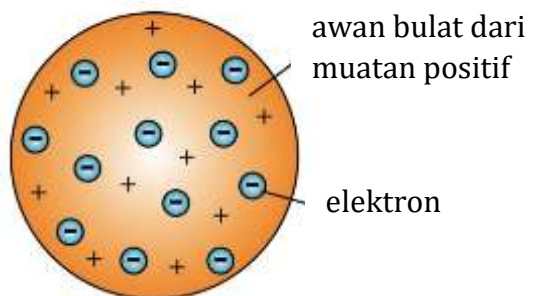
Menurut Dalton, atom mewakili konstituen paling mendasar dari suatu unsur yang tidak dapat dibagi. Atom menunjukkan karakteristik seragam dalam elemen yang sama sambil menampilkan karakteristik yang berbeda di seluruh elemen yang berbeda. Keterbatasan yang melekat dalam teori atom Dalton adalah ketidakmampuannya untuk menjelaskan secara memadai “hukum kekekalan massa” Lavoisier dan “hukum proporsi pasti” Proust. Sebaliknya, partikel subatomik didefinisikan sebagai entitas yang lebih kecil dari atom. Selanjutnya, kerangka teoritis ini gagal menjelaskan sifat listrik atom serta mekanisme di mana atom terlibat dalam interaksi ikatan.



Gambar 2. 2. Model atom John Dalton (bola pejal)
(Sumber : Ramadan, 2018)

2. Teori Atom Thomson

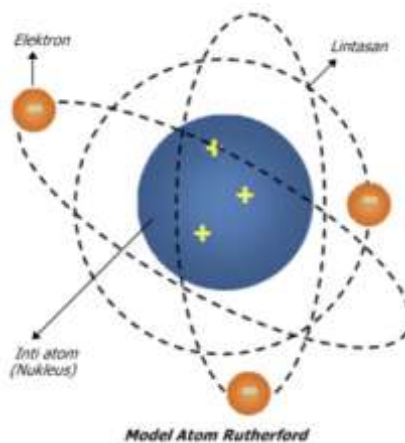
John J. Thomson menjelaskan bahwa elektron terdistribusi secara merata di seluruh atom, yang didalilkan sebagai spheroid bermuatan. Temuannya berkontribusi pada pemahaman tentang keberadaan partikel subatomik (elektron) dan karakteristik elektrostatis atom; Namun, kerangka teoritisnya gagal menjelaskan fenomena hamburan cahaya pada lapisan tipis emas (Yusuf, 2018).



Gambar 2. 3. Model atom J.J Thomson (model roti kismis)
(Sumber : labsmk.com)

3. Teori Atom Rutherford

Inti, yang memiliki muatan positif, terletak di inti atom, sementara elektron, yang ditandai dengan muatan negatif, melintasi ruang di sekitar inti, di mana sebagian besar massa atom terkonsentrasi. Kelebihan penting dari teori atom Rutherford adalah kapasitasnya untuk menjelaskan fenomena hamburan partikel alfa (α) ketika mereka berinteraksi dengan foil emas tipis. Meskipun demikian, kerangka teoritis Rutherford bertentangan dengan teori elektrodinamika klasik Maxwell, yang berpendapat bahwa elektron dalam gerakan abadi akan memancarkan energi dan akibatnya berputar ke dalam inti.



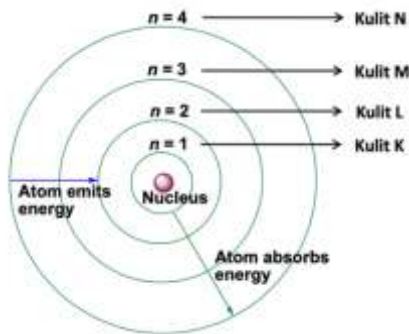
Gambar 2. 4. Model atom Rutherford
(Sumber : Ramadan, 2018)

4. Teori Atom Bohr

Bohr menjelaskan dalam model atomnya bahwa elektron melintasi orbit tertentu di sekitar nukleus, mirip dengan gerakan planet di dalam tata surya. Dia

mengartikulasikan bahwa setiap elektron memiliki tingkat energi yang berbanding lurus dengan bilangan kuantum utama (n), yang dapat mengambil nilai bilangan bulat seperti 1, 2, 3, dan seterusnya. Selain itu, ia mengemukakan bahwa elektron memiliki kapasitas untuk bermigrasi dari tingkat energi yang lebih rendah ke tingkat energi yang lebih tinggi melalui mekanisme penyerapan atau emisi energi.

Kerangka teoritis Bohr menyajikan beberapa keuntungan, karena secara mahir menjelaskan garis spektral atom hidrogen dan mengatasi kekurangan yang melekat dalam model atom Rutherford. Namun demikian, teori Bohr menghadapi keterbatasan, karena gagal menjelaskan secara memadai perilaku atom multi-elektron dan efek Zeeman yang diamati ketika atom mengalami medan magnet eksternal.



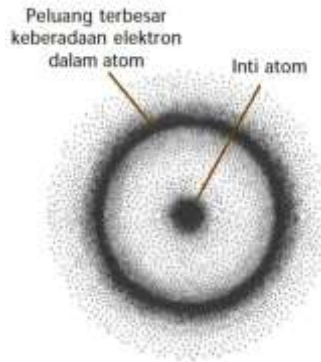
Gambar 2. 5. Model atom Bohr

Perkembangan teori-teori ini menunjukkan bagaimana pemahaman kita tentang struktur atom dan partikel penyusunnya telah berubah dan berkembang seiring dengan kemajuan ilmu pengetahuan.

5. Teori Mekanika Kuantum

Heisenberg menyatakan bahwa tidak mungkin untuk mengetahui posisi elektron dan momentum (kecepatan $\times$ massa) secara bersamaan. Untuk melakukannya, elektron harus ditemukan di jarak tertentu dari inti. Awan adalah orbital di mana elektron memiliki kemungkinan terbesar ditemukan. Ketebalan tipis orbital menunjukkan seberapa besar atau kecil kemungkinan elektron ditemukan di orbital tersebut. “Lokalisasi elektron yang tepat dalam struktur atom tetap tidak pasti, dan informasi yang dapat dipastikan berkaitan dengan distribusi probabilitas elektron sebagai fungsi jarak radial mereka dari inti atom,” seperti dikemukakan oleh ahli teori atom mekanika kuantum Erwin Schrodinger.

Kerangka teori yang ditetapkan oleh Schrödinger dalam hubungannya dengan prinsip ketidakpastian Heisenberg telah memuncak dalam pengembangan model mekanika kuantum atom: Atom terdiri dari kulit elektron yang berbeda (ditetapkan sebagai K, L, M, N, dll.); kulit elektron ini terdiri dari berbagai subkulit elektron (yaitu s, p, d, dan f); dan setiap subkulit elektron mencakup satu atau lebih orbital. Lokalisasi elektron yang tepat dalam struktur atom tetap tidak pasti.



Gambar 2. 6. Model Atom Mekanika Kuantum

(Sumber : Hariyanto, 2022)

2.2 Ikatan Kimia

Ikatan kimia adalah interaksi fundamental yang menyatukan atom dalam molekul dan senyawa. Jenis utama ikatan kimia termasuk ikatan ionik, kovalen, dan logam, dengan ikatan hidrogen dan gaya antarmolekul sering dianggap sekunder. Setiap jenis ikatan dicirikan oleh interaksi elektron dan dinamika energi yang berbeda.

1. Ikatan Kovalen

Pasangan elektron membentuk ikatan kovalen ketika digunakan bersama; namun, jika pasangan elektron hanya berasal dari salah satu atom yang terikat, ikatan yang terbentuk akan menjadi ikatan kovalen koordinasi. Dalam struktur Lewis, rumus titik elektron adalah tanda atom yang dilingkari oleh bulatan kecil, silang, atau titik yang menunjukkan elektron valensi atom yang terikat. Rumus ini menjelaskan peran elektron valensi dalam pembentukan ikatan kovalen.

Konfigurasi elektron harus dibuat sebelum dapat menentukan elektron valensi. Sebagai contoh, molekul dibentuk dengan gabungan atom-atom yang terikat pada ikatan kovalen.

Ikatan kovalen tunggal terjadi ketika hanya ada sepasang elektron yang terikat di antara dua atom dalam molekul. Ikatan kovalen rangkap dua atau tiga terdiri dari dua pasang elektron ikatan masing-masing, dan jumlah tangan ikatan menunjukkan jumlah ikatan dalam molekul kovalen. Pasangan elektron ikatan digunakan oleh dua atom terikat, sedangkan pasangan elektron bebas digunakan oleh dua atom yang tidak terikat. Molekul yang juga memiliki ikatan kovalen biasanya memiliki ikatan kovalen koordinasi (e-modul Ikatan Kimia, 2019).



Gambar 2. 7. Ikatan Kovalen

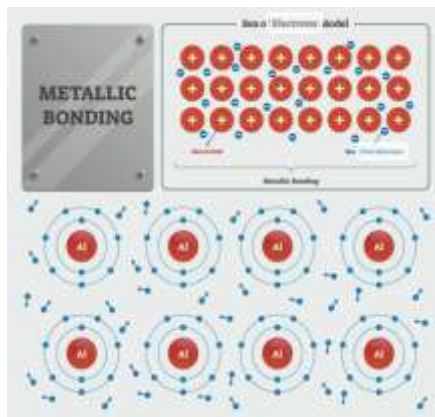
(Gambar dilisensikan oleh Google)

2. Ikatan Logam

Mengkilap, ulet, mudah ditempa, dan diulur menjadi kawat adalah beberapa sifat yang membedakan logam dari yang lain. Kisi kristal terdiri dari ion-ion

positif logam di lautan elektron. Lautan elektron terdiri dari elektron-elektron valensi yang saling tumpang tindih dari masing-masing atom.

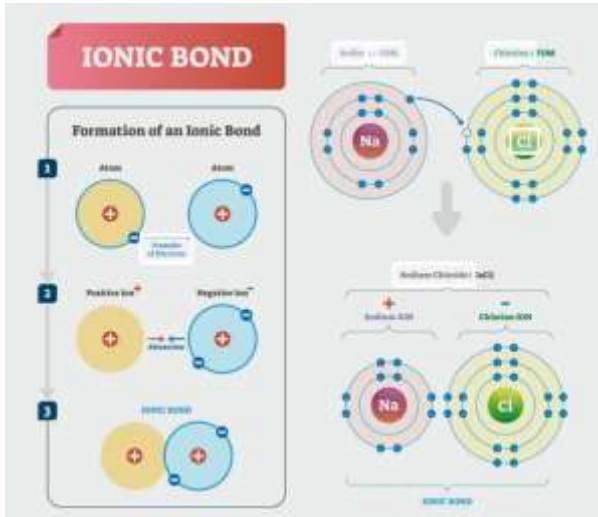
Kemampuan elektron valensi ini, bukan hanya terikat pada satu inti atom, memungkinkan elektron untuk bergerak dari satu inti atom ke inti atom lainnya. Istilah "elektron terdislokalisasi" mengacu pada kemampuan elektron untuk bergerak dari satu inti atom ke inti atom lainnya. Ikatan logam terbentuk karena gaya tarikan inti-atom logam dengan lautan elektron. Logam sangat baik sebagai penghantar panas dan listrik karena memiliki elektron yang dapat bergerak bebas dari satu atom ke atom lainnya (e-modul Ikatan Kimia, 2019).



Gambar 2. 8. Ikatan Logam
(Gambar dilisensikan oleh Google)

3. Ikatan Ionik

Ketika elektron berpindah dari satu atom ke atom lainnya, ikatan ionik terbentuk, yang menghasilkan pembentukan kation dan anion.



Gambar 2. 9. Ikatan Ionik
(Gambar dilisensikan oleh Google)

DAFTAR PUSTAKA

- Atkins, P.W. 1999. Kimia Fisika. Jakarta: Erlangga.
- Sukardjo. 2004. Kimia Fisika. Jakarta: PT Rineka Cipta.
- E-modul Kimia : Ikatan Kimia. 2019. Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan.
- E-modul Kimia : Konfigurasi Elektron dan Diagram Orbital. 2019. Kementerian Pendidikan dan Kebudayaan.
- Hariyanto, Dedi. 2022. Modul ajar Struktur Atom. SMAN 6 Sigi.
- Nata, Iryanti Fatyasari, & Chairul Irawan, Abubakar Tuhuloula. 2007. Buku Ajar Kimia Dasar. Banjarbaru : Universitas Lambung Mangkurat.
- Ramadan, Syarif Akbar. 2018. Struktur Atom dan Sistem Periodik. Yogyakarta: Istana Media.
- Yusuf, Yusnidar. 2018. Kimia dasar. Jakarta: Educenter Indonesia.

BAB 3

IKATAN KIMIA DAN BENTUK MOLEKUL

Oleh Yudi Yustira

3.1 Pendahuluan

Ilmu kimia merupakan ilmu yang mempelajari stuktur suatu materi dan perubahannya, Perubahan yang dimaksud bisa dalam proses alami maupun dalam proses eksperimental yang telah direncanakan. Dengan ilmu kimia tersebut, dapat kita ketahui bagaimana suatu materi berubah ke beberapa bentuk dengan sifat dan karakteristik yang berbeda pula. Konsep ikatan kimia membuat ilmu kimia menjadi lebih menarik untuk dipelajari. Dapat dikatakan bahwa ikatan kimia merupakan salah satu kunci dasar untuk membentuk pemahaman tentang sifat dan karakteristik materi. Hal ini karena dengan konsep ikatan kimia dapat menjelaskan bagaimana atom-atom bergabung membentuk molekul dan senyawa, serta mempengaruhi sifat-sifat fisika dan kimia dari suatu zat.

Pemahaman tentang pembentukan molekul mulai terkuak setelah munculnya teori ikatan kimia. Sebelumnya, meski konsep molekul telah diketahui sejak abad ke-17, namun penjelasan mengenai proses terbentuknya molekul baru dapat dipahami di awal abad ke-20. Para ilmuwan di

abad ke-18 menganut teori afinitas yang diyakini sebagai cikal bakal teori ikatan kimia modern, dengan prinsip dasar bahwa zat-zat yang serupa akan saling tertarik. Menariknya, teori afinitas kimia sebenarnya merupakan penjelasan tentang reaksi kimia. Memasuki pertengahan abad ke-19, para kimiawan berupaya mengukur afinitas kimia secara kuantitatif. Dua ilmuwan, yaitu Hans Peter Jargen Julius Thomsen dari Denmark dan Pierre Eugene Marcellin Berthelot dari Prancis, melakukan pengukuran kalor reaksi untuk menentukan afinitas kimia, namun penelitian mereka menunjukkan tidak adanya korelasi sederhana antara kedua parameter tersebut (Takeuchi, 2006).

Pada dasarnya, pada pembentukan suatu molekul terdapat gaya menghubungkan atom-atom yang disebut ikatan kimia. Proses ini terjadi karena atom memiliki kecenderungan untuk mencapai kondisi stabil dengan menyerupai konfigurasi elektron gas mulia. Penguasaan konsep ikatan kimia sangat esensial untuk memahami bentuk geometri molekul serta karakteristik dan tingkat reaktivitasnya. Keterkaitan ini menjadikan ikatan kimia sebagai konsep fundamental dalam mempelajari materi alam semesta. Pemahaman tentang geometri molekul memungkinkan kita menentukan polaritas molekul yang berpengaruh pada interaksi antar molekul. Variasi dalam interaksi molekuler ini mengakibatkan perbedaan sifat fisik dan reaktivitas senyawa. Beberapa aspek yang berperan dalam pembentukan ikatan kimia meliputi susunan elektron atom, keelektronegatifan, energi ionisasi, afinitas elektron, dan dimensi atom (Chang, & Goldsby, 2016)

Ikatan kimia memegang peranan krusial dalam memahami struktur materi di lingkungan kita, dimana atom yang menyusun suatu materi tersusun atas muatan positif (nukleus) yang dikelilingi elektron bermuatan negatif. Interaksi antar elektron inilah yang mendasari terbentuknya ikatan kimia. Kestabilan molekul terjadi karena adanya gaya tarik-menarik antar atom penyusunnya. Dalam konteks yang lebih luas, kimia menduduki posisi vital dalam perkembangan sains karena semua material di dunia tersusun dari unsur-unsur kimia yang memiliki struktur dan ikatan spesifik yang menjamin kestabilannya. Secara garis besar, ikatan kimia diklasifikasikan menjadi tiga jenis utama yang akan dibahas selanjutnya: ikatan ionik, ikatan kovalen, dan ikatan logam.

Memahami konsep ikatan kimia tidak dapat dipisahkan dari penguasaan teori ikatan Lewis. Teori ini menguraikan bagaimana ikatan terbentuk ketika atom-atom dalam molekul mencapai konfigurasi oktet pada tingkat energi valensinya (kecuali untuk atom hidrogen). Konfigurasi oktet ini tercapai melalui proses pemakaian elektron secara bersama antar atom yang membentuk ikatan. Dalam notasi Lewis, elektron valensi suatu atom atau ion ditunjukkan menggunakan titik-titik yang mengelilingi simbol unsur tersebut. Contohnya:

hidrogen ($1s^1$) ada 1 elektron valensi digambarkan $H\bullet$

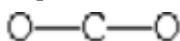
Oksigen ($1s^12s^22p^4$) ada 6 elektron valensi digambarkan

$$\begin{array}{c} \bullet\bullet \\ \bullet O \bullet \\ \bullet\bullet \end{array}$$

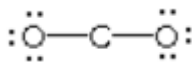
Klor ($1s^1 2s^2 2p^6 2s^2 2p^5$) ada 7 elektron valensi digambarkan $\cdot\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}\cdot$.

Dalam penggambaran struktur Lewis, sepasang elektron yang membentuk ikatan kimia biasanya direpresentasikan dengan sebuah garis. Adapun tahapan untuk menggambarkan struktur Lewis adalah sebagai berikut (La Kilo, 2018):

1. Pertama, hitung total elektron yang berperan dalam pembentukan ikatan. Misalnya pada molekul CO₂: satu atom karbon (C) memiliki 4 elektron valensi (4 e-), sementara dua atom oksigen (O) masing-masing memiliki 6 elektron valensi ($2 \times 6 = 12$ e-), sehingga total elektron yang tersedia adalah 16 e-.
2. Kedua, sambungkan atom pusat dengan atom-atom lainnya menggunakan ikatan tunggal. Pada CO₂, karbon sebagai atom pusat dihubungkan dengan dua atom oksigen, kemudian elektron ditambahkan untuk memenuhi aturan oktet pada atom terluar.

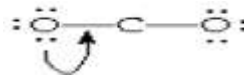


3. Ketiga, lengkapi elektron valensi pada atom-atom terluar molekul.

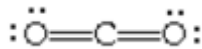


4. Keempat, distribusikan sisa elektron pada atom pusat. Bila tidak ada elektron tersisa seperti pada contoh ini, periksa kelengkapan kulit valensi atom pusat. Jika sudah lengkap, struktur Lewis yang dibuat sudah tepat. Namun jika belum lengkap (seperti karbon yang hanya memiliki empat elektron), gunakan pasangan elektron bebas dari

atom luar untuk membentuk ikatan rangkap dengan atom pusat hingga tercapai konfigurasi oktet.



5. Terakhir, verifikasi struktur yang dihasilkan dengan memastikan jumlah elektron yang digunakan tepat dan tidak ada atom yang melebihi kapasitas kulit valensinya. Untuk molekul karbon dioksida, struktur Lewis terbaiknya menunjukkan adanya ikatan rangkap antara karbon dan kedua atom oksigen.



3.2 Macam-Macam Ikatan Kimia

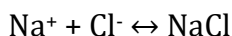
3.2.1. Ikatan Ionik

Ketika perbedaan elektronegativitas antar atom yang membentuk ikatan kovalen meningkat, polaritas ikatan tersebut akan semakin besar. Jika selisih elektronegativitas mencapai nilai yang sangat signifikan, konsep pemakaian elektron secara bersama antar atom tidak lagi relevan. Kondisi ini menyebabkan perubahan sifat ikatan, yang awalnya bersifat kovalen menjadi ikatan dengan karakteristik ionik. Perbedaan nilai elektronegativitas dalam ikatan menunjukkan sifat ionik yang berkelanjutan antara atom-atom yang terikat (La Kilo, 2018).

Albrecht Kossel (1853-1927) mengemukakan teori bahwa gas mulia dapat mencapai kestabilannya dikarenakan memiliki konfigurasi elektron yang lengkap. Berdasarkan pengamatan ini, ia mengembangkan teorinya untuk atom-atom lainnya dan menyimpulkan bahwa pembentukan

ikatan kimia didorong oleh gaya elektrostatik yang terjadi antara ion positif dan negatif, yang kemudian dikenal sebagai ikatan ionik. Proses pembentukan ikatan ionik dimulai saat suatu atom mengalami pelepasan atau penerimaan elektron, menghasilkan ion bermuatan yang saling berinteraksi melalui gaya tarik elektrostatik (Takeuchi, 2006).

Mekanisme pembentukan ikatan ionik terjadi akibat atom logam mentransfer elektronnya kepada atom nonlogam, dimana hal ini menyebabkan atom logam memiliki ion positif (kation) dan atom nonlogam memiliki ion negatif (anion). Ilustrasi yang umum digunakan adalah pembentukan NaCl, di mana muatan +1 dari Na⁺ berinteraksi dengan muatan -1 dari Cl⁻. Kedua ion ini membentuk senyawa ionik NaCl melalui interaksi elektrostatik. Perlu diperhatikan bahwa muatan total senyawa ionik harus netral (jumlah muatan positif dan negatif harus seimbang). Dalam proses pembentukan NaCl, atom natrium melepaskan elektron terluarnya untuk membentuk ion Na⁺ dengan konfigurasi elektron yang identik dengan atom Neon (1s²2s²2p⁶). Sementara itu, atom klorin menerima elektron tersebut untuk membentuk ion Cl⁻, mengubah konfigurasi elektronnya dari (1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵) menjadi (1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶), yang identik dengan konfigurasi elektron Argon (Takeuchi, 2006).



Gambar 3. 1. Pembentukan ikatan ionik NaCl
(Sumber :Vogel, 1985)

3.2.1. Ikatan Kovalen

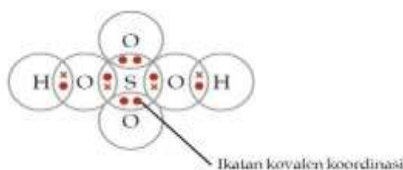
Tahun 1916, Gilbert Newton Lewis (1875-1946) dan Irving Langmuir (1881-1957) menyempurnakan konsep yang belum dijelaskan dalam teori Kossel dengan mengembangkan penjelasan tentang molekul non polar. Mereka mengemukakan bahwa dua atom dapat mencapai konfigurasi kulit terluar yang penuh melalui penggunaan elektron secara bersama. Konsep ini kemudian berkembang menjadi teori oktet, yang menjelaskan kecenderungan atom untuk melakukan pertukaran elektron (baik melalui berbagi, melepas, atau menerima) untuk memperoleh struktur elektron yang stabil seperti gas mulia (kecuali He), yang umumnya memiliki delapan elektron di lapisan terluarnya. Prinsip ini menjadi landasan untuk memahami konsep ikatan kovalen (Takeuchi, 2006).

Pembentukan ikatan kovalen berlangsung ketika atom-atom non-logam saling berbagi pasangan elektron. Berbeda dengan ikatan ionik yang terbentuk karena adanya perbedaan elektronegativitas yang signifikan, ikatan kovalen muncul ketika perbedaan elektronegativitas antar atom relatif kecil, bahkan pada elektronegativitas yang sama. Ikatan jenis ini lazim ditemukan di antara atom-atom nonlogam, dan molekul yang terbentuk dari ikatan ini dikenal sebagai senyawa kovalen (Gillespie & Popelier, 2016).

Dalam pembentukan ikatan kovalen, setiap atom yang terlibat harus memenuhi kaidah oktet, atau dalam kasus hidrogen dan helium, kaidah duplet, untuk mencapai kondisi stabil. Terdapat beberapa variasi berdasarkan

jumlah elektron yang digunakan bersama sehingga dapat diklasifikasikan menjadi beberapa tipe :

1. Pertama, ketika dua atom berbagi satu pasang elektron, terbentuklah ikatan kovalen tunggal. Molekul hidrogen (H_2) merupakan contoh klasik, di mana dua atom H masing-masing menyumbangkan satu elektron untuk membentuk ikatan. Dalam notasi Lewis, proses ini dapat digambarkan sebagai : $H \cdot + \cdot H \rightarrow H:H$
2. Kedua, pembagian dua pasang elektron menghasilkan ikatan kovalen rangkap dua. Pembentukan molekul oksigen (O_2) mengilustrasikan hal ini, di mana dua atom oksigen berbagi masing-masing dua elektron untuk membentuk ikatan ganda. $O \bullet + O \bullet \rightarrow O_2$
3. Ketiga, ikatan kovalen rangkap tiga terbentuk saat tiga pasang elektron dibagi antara dua atom. Molekul nitrogen (N_2) menunjukkan jenis ikatan ini, dimana setiap atom nitrogen memberikan kontribusi tiga elektron, menghasilkan ikatan yang sangat kuat. $N \bullet + N \bullet \rightarrow N_2$
4. Terakhir, tipe khusus dari ikatan kovalen adalah ikatan kovalen koordinasi, dimana pasangan elektron yang digunakan dalam ikatan berasal dari satu atom saja, seperti yang ditemukan dalam molekul H_2SO_4



Gambar 3. 2. Contoh ikatan kovalen koordinasi pada H_2SO_4
(Sumber :Yusuf, 2018)

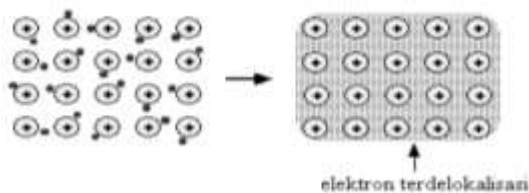
3.2.3 Ikatan Logam

Ikatan logam terjadi antara atom-atom logam, di mana elektron valensi bergerak bebas di antara ion-ion positif logam, membentuk "lautan elektron". Fenomena ini memberikan penjelasan tentang karakteristik khas logam seperti kemampuannya menghantarkan listrik dan panas dengan baik. Memahami konsep ikatan logam menjadi kunci dalam menjelaskan berbagai sifat fisika dan kimia logam, serta pemanfaatannya di berbagai sektor (Housecroft & Sharpe, 2018).

Dalam perkembangan teori ikatan logam, model lautan elektron yang diinisiasi oleh Drude dan disempurnakan oleh Lorentz menjadi acuan utama. Model ini menjelaskan logam sebagai susunan teratur ion-ion positif yang dikelilingi elektron terdelokalisasi, yang berhasil menjelaskan sifat-sifat fundamental logam seperti konduktivitas termal dan elektrik. Teori pita kemudian muncul sebagai pelengkap, menerapkan prinsip mekanika kuantum untuk menjelaskan pembentukan pita energi melalui overlap orbital atom yang menghasilkan orbital molekul dalam jumlah besar (Atkins & de Paula, 2014).

Dalam model ini, elektron valensi tidak terlokalisasi pada atom tertentu melainkan terdistribusi merata di seluruh struktur kristal logam. Fenomena ini dapat diilustrasikan dengan logam Natrium, yang memiliki konfigurasi elektron $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Elektron pada orbital 3s setiap atom Natrium berbagi ruang dengan elektron dari atom-atom tetangganya, membentuk orbital molekul yang meluas. Berbeda dengan ikatan kovalen, dalam struktur kristal natrium, setiap atom dikelilingi oleh delapan atom

tetangga. Orbital 3s dari atom pusat bertumpang tindih dengan orbital dari kedelapan atom tersebut. Proses ini berlanjut ke atom-atom tetangga berikutnya, menciptakan jaringan ikatan yang meliputi seluruh sampel logam. Tumpang tindih orbital 3s dari semua atom menghasilkan sistem orbital molekuler yang terdistribusi di seluruh struktur logam (La Kilo, 2018).



Gambar 3. 3. Susunan atom logam natrium dalam lautan elektron
(Sumber :La Kilo, 2018)

Selain ikatan-ikatan utama tersebut, terdapat juga gaya antarmolekul yang lebih lemah. Gaya Van der Waals mencakup beberapa jenis interaksi, termasuk gaya dispersi London, interaksi antar dipol, dan gaya dipol terinduksi, yang semuanya berkontribusi pada sifat fisik senyawa. Jenis interaksi antarmolekul lainnya adalah ikatan hidrogen, yang merupakan bentuk khusus dari interaksi dipol-dipol. Ikatan ini terjadi ketika atom hidrogen yang terikat pada atom dengan elektronegativitas tinggi (seperti fluorin, oksigen, atau nitrogen) berinteraksi dengan atom elektronegatif lainnya.

3.3 Bentuk Molekul

Bentuk molekul atau geometri molekul adalah susunan tiga dimensi dari atom-atom dalam suatu molekul. Bentuk molekul merupakan aspek fundamental dalam kimia yang menentukan sifat fisika dan kimia suatu senyawa. Pemahaman tentang bentuk molekul memungkinkan prediksi interaksi antar molekul, reaktivitas kimia, dan berbagai sifat makroskopik material (Housecroft & Sharpe, 2018).

Teori VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*) adalah teori utama yang digunakan untuk memahami dan memprediksi bentuk molekul, apakah pasangan elektron berperan dalam ikatan atau tidak (elektron tak ikatan), yang kemudian dapat menghasilkan suatu geometri dengan jarak antar atom diposisikan pada kondisi maksimal untuk meminimalkan tolakan dan dihasilkan suatu geometri dengan energi terendah. Teori ini dikembangkan oleh Ronald Gillespie dan Ronald Nyholm pada tahun 1957. Prinsip dasarnya adalah pasangan elektron di sekitar atom pusat akan saling tolak-menolak dan mengatur diri sedemikian rupa untuk meminimalkan gaya tolak tersebut (Gillespie & Popelier, 2016).

Aturan dasar VSEPR meliputi (Chang & Goldsby, 2016):

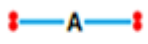
1. Pasangan elektron ikatan dan pasangan elektron bebas akan saling tolak-menolak.
2. Pasangan elektron bebas memberikan gaya tolak lebih besar dibanding pasangan elektron ikatan.
3. Ikatan rangkap memberikan gaya tolak lebih besar dibanding ikatan tunggal.

4. Atom pusat dengan elektronegativitas tinggi cenderung menarik elektron ikatan lebih kuat.

Bentuk dasar molekul berdasarkan jumlah domain elektron teori VSEPR, dalam hal ini, digunakan notasi A (atom pusat), X (atom sekitar yang berikatan), E (kelompok elektron valensi yang tidak berikatan) (Yusuf, 2018 dan Gillespie & Popelier, 2016):

1. Linear (AX₂), Contoh: CO₂, BeCl₂ Terjadi ketika atom pusat dikelilingi oleh dua atom atau gugus atom dengan sudut ikatan 180°.
2. Trigonal planar (AX₃), Contoh: BF₃, SO₃ Memiliki tiga atom yang terikat pada atom pusat dengan sudut ikatan 120°.
3. Tetrahedral (AX₄) - Contoh: CH₄, NH₄⁺ Empat atom atau gugus mengelilingi atom pusat dengan sudut ikatan 109.5°.
4. Trigonal bipiramidal (AX₅) - Contoh: PCl₅ Lima atom atau gugus mengelilingi atom pusat dengan tiga atom pada bidang ekuatorial (120°) dan dua atom pada posisi aksial.
5. Oktahedral (AX₆) - Contoh: SF₆ Enam atom atau gugus mengelilingi atom pusat dengan sudut ikatan 90°.

Tabel 3. 1. Bentuk dasar molekul berdasarkan jumlah domain elektron

Jumlah Domain	Susunan Ruang	Bentuk Geometri Pasangan Elektron	Sudut Ikatan	Kepolaran Awal	Contoh
2		Linear	180°	Non-Polar	CO ₂ , BeCl ₂
		Sp			
3		Trigonal Planar	120°	Non-Polar	BF ₃ , SO ₃
		sp ²			
4		Tetrahedral	109,5°	Non-Polar	CH ₄ , NH ₄ ⁺
		Sp ³			
5		Trigonal bipiramid	90°	Polar	PCl ₅
		Sp ³ d	120°		
6		Oktahedral	90°	Non-Polar	SF ₆
		sp ³ d ²			

Sumber: Yusuf, 2018 dan Gillespie & Popelier, 2016)

Bentuk molekul dipengaruhi oleh beberapa factor, diantaranya adalah jumlah elektron valensi, muatan formal atom pusat, keelektronegatifan atom-atom yang terikat, efek pasangan elektron bebas, dan hibridisasi orbital. Hibridisasi orbital menjelaskan pembentukan orbital hibrida yang menentukan geometri molekul. Teori hibridisasi (1931) yang dikembangkan oleh Linus Pauling menyatakan bahwa orbital atomik bercampur untuk membentuk orbital hibrida baru yang menjelaskan geometri molekul yang tidak dapat dijelaskan oleh teori orbital atomik sederhana. Tipe hibridisasi yang umum meliputi sp hibridisasi menghasilkan bentuk linear, sp² hibridisasi menghasilkan bentuk trigonal planar, sp³ hibridisasi menghasilkan bentuk tetrahedral,

sp^3d hibridisasi menghasilkan bentuk trigonal bipyramidal, sp^3d^2 hibridisasi menghasilkan bentuk octahedral (Housecroft & Sharpe, 2018 dan Chang & Goldsby, 2016).

Ketika berbicara tentang bentuk molekul, tentu juga akan berkaitan dengan sifat senyawa. Pengaruh bentuk molekul terhadap sifat senyawa adalah sebagai berikut (Housecroft & Sharpe, 2018 dan Atkins & de Paula, 2014):

1. Kepolaran molekul, bentuk molekul mempengaruhi distribusi muatan dan momen dipol molekul.
2. Kekuatan ikatan, sudut ikatan yang optimal menghasilkan overlap orbital yang lebih baik dan ikatan yang lebih kuat.
3. Reaktivitas kimia, bentuk molekul mempengaruhi aksesibilitas situs reaktif dan kemampuan molekul untuk berinteraksi dengan reaktan.
4. Sifat fisika, bentuk molekul mempengaruhi titik didih, titik leleh, dan kelarutan senyawa.

Diawal bab telah disampaikan bahwa pembelajaran pada bab ini sangat penting mengingat peran materi ini dalam ilmu kimia. Dalam hal ini, pemahaman tentang bentuk molekul tentu menjadi salah sangat penting dalam berbagai bidang, diantaranya adalah untuk melakukan desain obat dan material baru, untuk memprediksi sifat-sifat senyawa, untuk pemahaman mekanisme reaksi, untuk pengembangan suatu katalis.

Dengan berkembangnya ilmu saat ini, bentuk molekul dapat ditentukan dengan beberapa metode eksperimental diantaranya dengan menggunakan kristalografi sinar-X, spektroskopi NMR, spektroskopi rotasi, difraksi electron.

Selain itu, Perkembangan terkini dalam bidang ini mencakup adanya penggunaan komputasi kimia kuantum untuk prediksi struktur, teknik pencitraan molekul resolusi tinggi, pemahaman dinamika perubahan bentuk molekul, dan bahkan diaplikasi dalam nanoteknologi.

DAFTAR PUSTAKA

- Atkins, P., & de Paula, J. 2014. *Atkins' Physical Chemistry (10th edition)*, Oxford, Oxford University Press.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. 2016. *Chemistry (12th edition)*, New York, McGraw-Hill Education.
- Gillespie, R. J., & Popelier, P. L. A. 2016. *Chemical Bonding and Molecular Geometry*, Oxford, Oxford University Press.
- Housecroft, C. E., & Sharpe, A. G. 2018. *Inorganic Chemistry (5th edition)*, London, Pearson.
- LaKilo, Akram, 2018, *Kimia Anorganik : Struktur Dan Kereaktifan*, Gorontalo, UNG Press.
- Takeuchi, Yasito, 2006, *Buku Teks Pengantar Kimia*, Tokyo : Iwanami Publishing Company, Penerjemah : Ismunandar.
- Yusuf, Yusnidar, 2018, *Kimia Dasar*, Jakarta : EduCenter Indonesia.

BAB 4

ASAM BASA DAN LARUTAN

Oleh Rina Desni Yetti

4.1 Pendahuluan

Dalam kehidupan sehari-hari, kita sering menemukan senyawa asam dan basa baik dalam makanan maupun barang yang digunakan. Salah satu contohnya adalah detergen yang digunakan untuk mencuci pakaian, yang memiliki sifat basa.

Secara umum, asam dan basa termasuk dalam larutan elektrolit. Keduanya memiliki karakteristik khusus, seperti asam yang cenderung memiliki rasa masam. Contohnya adalah cuka dapur, vitamin C, dan jeruk nipis. Sementara itu, basa memiliki rasa pahit dan terasa licin saat disentuh, seperti detergen, pasta gigi, dan kapur sirih.

Seiring perkembangan ilmu pengetahuan dan teknologi, para ahli telah menjelaskan sifat asam dan basa melalui beberapa teori yang lebih rinci. Setidaknya ada tiga teori utama mengenai asam dan basa, yaitu:

1. Teori Arrhenius
2. Teori Brønsted-Lowry
3. Teori Lewis

4.1.1 Teori Asam Basa Menurut Para Ahli

1. Teori Asam Basa Arrhenius

Teori pertama tentang asam dan basa diperkenalkan oleh seorang ahli kimia asal Swedia, Svante Arrhenius, pada tahun 1884. Dalam teorinya, Arrhenius menjelaskan bahwa sifat asam berkaitan erat dengan keberadaan ion hidrogen (H^+) dalam larutan berair.

Menurut teori Arrhenius, asam didefinisikan sebagai zat yang ketika dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion hidrogen (H^+). Contoh sederhana dari reaksi ini adalah asam klorida (HCl) dan asam asetat (CH_3COOH). Reaksi ionisasinya dapat ditulis sebagai berikut:

- $HCl (aq) \rightarrow H^+ (aq) + Cl^- (aq)$
- $CH_3COOH (aq) \rightarrow CH_3COO^- (aq) + H^+ (aq)$

Dari kedua reaksi tersebut, dapat dilihat bahwa asam dalam larutan berair akan melepaskan ion hidrogen bermuatan positif (H^+) dan ion bermuatan negatif yang disebut sisa asam, seperti Cl^- dan CH_3COO^- .

Di sisi lain, basa menurut teori Arrhenius adalah zat yang jika dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion hidroksida (OH^-). Contohnya adalah natrium hidroksida ($NaOH$) dan amonium hidroksida (NH_4OH), dengan reaksi ionisasinya sebagai berikut:

- $NaOH (aq) \rightarrow Na^+ (aq) + OH^- (aq)$
- $NH_4OH (aq) \rightarrow NH_4^+ (aq) + OH^- (aq)$

Berdasarkan reaksi tersebut, larutan seperti natrium hidroksida dan amonium hidroksida menghasilkan banyak ion OH^- , sehingga disebut sebagai basa kuat. Sebaliknya, jika suatu basa hanya melepaskan sedikit ion OH^- , maka disebut sebagai basa lemah.

Namun, tidak semua senyawa yang memiliki gugus hidroksida secara otomatis dikategorikan sebagai basa. Golongan basa ditentukan berdasarkan kemampuannya dalam menghasilkan ion OH^- dalam larutan berair.

2. Teori Asam-Basa Brønsted-Lowry

Teori asam-basa Brønsted-Lowry muncul sebagai penyempurnaan atas kelemahan teori Arrhenius, terutama pada keterbatasannya dalam menggunakan air sebagai satu-satunya pelarut. Teori ini mampu menjelaskan reaksi asam-basa yang tidak hanya terjadi dalam larutan cair, tetapi juga pada fase gas dan padat.

Sebagai contoh, ketika asam klorida (HCl) dilarutkan dalam air, HCl akan terionisasi sempurna dan menghasilkan ion baru. Reaksi tersebut menggambarkan pasangan asam-basa menurut teori Brønsted-Lowry. Dalam reaksi ini, terdapat dua pasangan asam-basa:

1. Pasangan asam dan basa konjugasi pertama adalah spesi yang tersisa setelah proton (H^+) dilepaskan dari asam.
2. Pasangan basa dan asam konjugasi kedua adalah hasil dari penambahan proton ke basa.

Teori Brønsted-Lowry menyatakan bahwa pasangan asam-basa konjugasi memiliki perbedaan hanya satu proton (H^+). Sebagai contoh, dalam reaksi:



- HCl bertindak sebagai asam karena melepaskan proton.
- NH_3 bertindak sebagai basa karena menerima proton.
- Cl^- adalah basa konjugasi dari HCl.
- NH_4^+ adalah asam konjugasi dari NH_3 .

Teori ini pertama kali diperkenalkan pada tahun 1923 oleh J.N. Brønsted, seorang ahli kimia dari Denmark, bersama T.M. Lowry, seorang ahli kimia dari Inggris. Keduanya mendefinisikan asam sebagai pemberi proton (donor H^+) dan basa sebagai penerima proton (akseptor H^+).

Sebagai ilustrasi, ketika HCl dilarutkan dalam air, ionisasi sempurna terjadi karena molekul air menarik proton dari HCl. Dalam hal ini, HCl bertindak sebagai asam, sedangkan air berfungsi sebagai basa. Namun, jika HCl dilarutkan dalam pelarut lain seperti benzena (C_6H_6), reaksi tidak akan terjadi, dan HCl hanya akan mengendap karena benzena tidak mampu menarik proton dari HCl.

Dalam reaksi Brønsted-Lowry, konsep asam dan basa konjugasi menjadi penting:

- Asam konjugasi adalah senyawa di sisi kanan reaksi yang menerima satu proton (H^+) tambahan dibandingkan dengan reaktannya.

- Basa konjugasi adalah senyawa di sisi kanan reaksi yang kehilangan satu proton (H^+) dibandingkan dengan reaktannya.

Perlu diperhatikan bahwa semua asam dalam teori Arrhenius juga termasuk dalam teori Brønsted-Lowry, dan basa Brønsted-Lowry yang mengandung ion OH^- termasuk dalam teori Arrhenius. Namun, tidak semua basa dalam teori Brønsted-Lowry adalah basa menurut teori Arrhenius.

3. Teori Asam Basa Lewis

Teori asam-basa Lewis pertama kali diperkenalkan pada tahun 1923 oleh Gilbert Newton Lewis, seorang ahli kimia dari UC Berkeley. Teori ini merupakan alternatif untuk mempermudah pemahaman tentang asam dan basa, dengan menekankan pada struktur dan ikatan senyawa.

Menurut pandangan Lewis:

- Asam adalah molekul atau ion yang mampu menerima pasangan elektron.
- Basa adalah molekul atau ion yang mampu memberikan pasangan elektronnya.

Teori ini memiliki beberapa kelebihan, di antaranya:

1. Fleksibilitas dalam berbagai pelarut
Teori Lewis dapat menjelaskan sifat asam dan basa baik dalam pelarut selain air maupun ketika tidak ada pelarut sama sekali, serupa dengan teori Brønsted-Lowry.
2. Penjelasan sifat molekul dan ion
Teori ini mampu menggambarkan sifat asam dan

basa pada molekul atau ion yang memiliki pasangan elektron bebas atau yang dapat menerima pasangan elektron. Contohnya adalah pembentukan senyawa kompleks.

3. Menjelaskan sifat basa organik
Teori Lewis juga dapat menjelaskan sifat basa dari senyawa organik, seperti DNA dan RNA, yang mengandung atom nitrogen dengan pasangan elektron bebas.

Contoh Senyawa Asam dan Basa Lewis:

- Asam Lewis: Senyawa seperti SO_3 , BF_3 , dan AlF_3 bertindak sebagai penerima pasangan elektron.
- Basa Lewis: Molekul seperti NH_3 , Cl^- , dan ROH bertindak sebagai pemberi pasangan elektron.

Reaksi Asam-Basa Menurut Lewis:
Lewis mendefinisikan reaksi asam-basa sebagai interaksi di mana terjadi serah terima pasangan elektron. Reaksi ini menghasilkan ikatan kovalen koordinasi, yaitu ikatan yang terbentuk ketika pasangan elektron yang sama digunakan oleh dua atom.

Dengan teori ini, Lewis memberikan penjelasan lebih mendalam tentang sifat asam dan basa, termasuk yang berkaitan dengan senyawa organik serta ion-ion dalam berbagai kondisi.

4.1.2 Jenis Asam Basa

Berikut merupakan Jenis-Jenis Asam,

1. Asam Berdasarkan Teori
 - Asam Arrhenius: Merupakan zat yang ketika dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion

H^+ . Contohnya adalah asam klorida (HCl) dan asam sulfat (H_2SO_4).

- Asam Brønsted-Lowry: Didefinisikan sebagai senyawa yang dapat mendonorkan proton (H^+) kepada senyawa lain. Contohnya adalah ion amonium (NH_4^+) dan asam karbonat (H_2CO_3).
- Asam Lewis: Didefinisikan sebagai senyawa yang dapat menerima pasangan elektron. Contohnya adalah BF_3 dan $AlCl_3$.

2. Asam Berdasarkan Kekuatan

- Asam Kuat: Asam yang terionisasi sempurna dalam larutan. Contohnya adalah HCl dan HNO_3 .
- Asam Lemah: Asam yang hanya terionisasi sebagian dalam larutan. Contohnya adalah CH_3COOH (asam asetat) dan HF (asam fluorida).

3. Asam Berdasarkan Sumbernya

- Asam Organik: Asam yang berasal dari makhluk hidup atau mengandung karbon. Contohnya adalah asam asetat (CH_3COOH) dan asam sitrat ($C_6H_8O_7$).
- Asam Anorganik: Asam yang tidak berasal dari makhluk hidup atau tidak mengandung karbon. Contohnya adalah HCl dan H_2SO_4 .

Berikut merupakan Jenis-Jenis Basa,

1. Basa Berdasarkan Teori

- Basa Arrhenius: Merupakan senyawa yang menghasilkan ion OH^- ketika dilarutkan dalam

air. Contohnya adalah natrium hidroksida (NaOH) dan kalium hidroksida (KOH).

- Basa Brønsted-Lowry: Didefinisikan sebagai senyawa yang dapat menerima proton (H^+) dari senyawa lain. Contohnya adalah NH_3 dan OH^- .
- Basa Lewis: Didefinisikan sebagai senyawa yang dapat memberikan pasangan elektron. Contohnya adalah NH_3 dan Cl^- .

2. Basa Berdasarkan Kekuatan

- Basa Kuat: Basa yang terionisasi sempurna dalam larutan. Contohnya adalah NaOH dan KOH.
- Basa Lemah: Basa yang hanya terionisasi sebagian dalam larutan. Contohnya adalah NH_4OH dan $Mg(OH)_2$.

3. Basa Berdasarkan Sumbernya

- Basa Organik: Basa yang berasal dari senyawa organik, biasanya mengandung nitrogen dengan pasangan elektron bebas. Contohnya adalah amin dan guanin.
- Basa Anorganik: Basa yang tidak berasal dari senyawa organik. Contohnya adalah NaOH dan $Ca(OH)_2$.

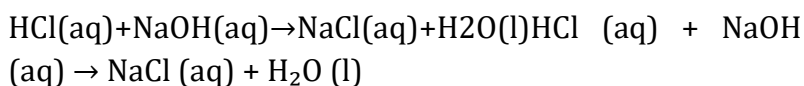
4.1.3 Reaksi Asam Basa

Reaksi asam basa adalah interaksi antara zat asam dan zat basa yang menghasilkan produk berupa air, garam, atau senyawa lain, tergantung pada jenis reaksi yang terjadi. Berikut adalah beberapa jenis reaksi asam basa yang umum:

1. Reaksi Asam-Basa Menurut Teori Arrhenius

Menurut teori ini, asam melepaskan ion H^+ (proton) dalam larutan, sedangkan basa melepaskan ion OH^- (hidroksida). Reaksi antara asam dan basa menghasilkan air (H_2O) dan garam. Reaksi ini dikenal sebagai reaksi netralisasi.

Contoh:

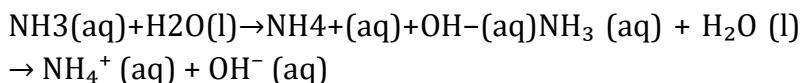


Pada reaksi ini, asam klorida (HCl) bereaksi dengan natrium hidroksida ($NaOH$) membentuk garam natrium klorida ($NaCl$) dan air (H_2O).

2. Reaksi Asam-Basa Menurut Teori Brønsted-Lowry

Teori ini menyatakan bahwa asam adalah donor proton (H^+) dan basa adalah akseptor proton. Dalam teori ini, asam dan basa berinteraksi untuk mentransfer proton (H^+).

Contoh:

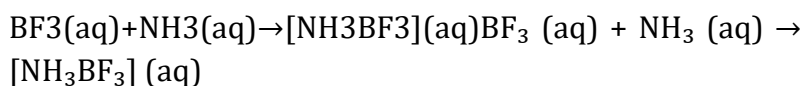


Pada reaksi ini, amonia (NH_3) bertindak sebagai basa yang menerima proton (H^+) dari air, membentuk ion amonium (NH_4^+) dan ion hidroksida (OH^-).

3. Reaksi Asam-Basa Menurut Teori Lewis

Menurut teori Lewis, asam adalah penerima pasangan elektron, sedangkan basa adalah pemberi pasangan elektron. Reaksi antara asam dan basa Lewis menghasilkan ikatan kovalen koordinasi, yang terbentuk ketika basa memberikan pasangan elektron kepada asam.

Contoh:

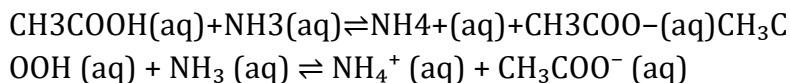


Pada reaksi ini, boron trifluorida (BF_3) bertindak sebagai asam Lewis karena menerima pasangan elektron dari amonia (NH_3), yang bertindak sebagai basa Lewis.

4. Reaksi Asam dan Basa Lemah

Basa atau asam lemah hanya terionisasi sebagian dalam larutan, sehingga reaksi antara asam dan basa lemah tidak sepenuhnya berlangsung. Namun, reaksi ini tetap menghasilkan produk yang mirip dengan reaksi asam basa kuat.

Contoh:



Pada reaksi ini, asam asetat (CH_3COOH) bereaksi dengan amonia (NH_3) untuk membentuk ion amonium (NH_4^+) dan ion asetat (CH_3COO^-). Reaksi ini tidak terjadi sepenuhnya, dan keseimbangan terbentuk antara produk dan reaktan.

5. Reaksi Asam-Basa dalam Kehidupan Sehari-hari

- Detergen dan Sabun: Banyak detergen mengandung basa yang digunakan untuk membersihkan noda berminyak.
- Obat Maag: Asam lambung yang berlebihan dapat dinetralkan oleh basa, seperti magnesium hidroksida ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) atau natrium bikarbonat (NaHCO_3).

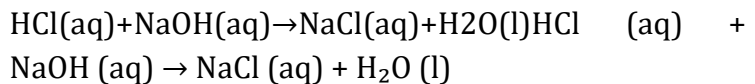
a. Reaksi Netralisasi

Reaksi netralisasi adalah reaksi kimia antara asam dan basa yang menghasilkan air dan garam. Dalam reaksi ini, asam bertindak sebagai donor proton (H^+) dan basa bertindak sebagai akseptor proton (H^+). Ketika keduanya bereaksi, ion H^+ dari asam bergabung dengan ion OH^- dari basa membentuk air (H_2O). Sementara itu, ion sisa asam dan basa membentuk garam.

Reaksi ini sangat umum dalam kehidupan sehari-hari, seperti dalam proses pembersihan, pengolahan air, dan pengobatan gangguan lambung.

Contoh reaksi netralisasi:

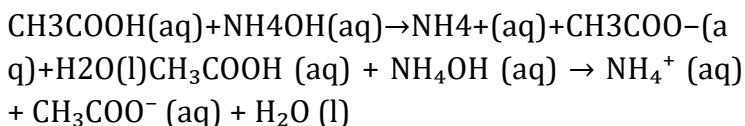
1. Reaksi antara Asam Klorida dan Natrium Hidroksida:



Dalam reaksi ini, asam klorida (HCl) yang memberikan ion H^+ bereaksi dengan natrium hidroksida (NaOH) yang memberikan ion OH^- . H^+ dan OH^- bergabung membentuk air (H_2O), sedangkan ion

Na^+ dan Cl^- membentuk garam natrium klorida (NaCl).

2. Reaksi antara Asam Asetat dan Amonium Hidroksida:



Dalam contoh ini, asam asetat (CH_3COOH) berreaksi dengan amonium hidroksida (NH_4OH), menghasilkan air, ion amonium (NH_4^+), dan ion asetat (CH_3COO^-), yang merupakan garam.

Reaksi netralisasi memainkan peran penting dalam berbagai aspek, baik dalam proses industri, kehidupan sehari-hari, maupun dalam tubuh manusia. Misalnya, obat antasida yang digunakan untuk menetralkan kelebihan asam lambung mengandung basa yang akan bereaksi dengan asam lambung untuk menghasilkan air dan garam yang tidak berbahaya.

Selain itu, reaksi ini juga digunakan dalam pengolahan air untuk menyeimbangkan pH, serta dalam pembuatan berbagai produk kimia seperti pupuk dan deterjen.

b. Reaksi Penguraian

Reaksi penguraian (dekomposisi) adalah jenis reaksi kimia di mana suatu senyawa kompleks terurai menjadi dua atau lebih senyawa atau unsur yang lebih sederhana. Reaksi penguraian biasanya memerlukan energi, baik dalam bentuk panas, listrik, atau cahaya,

untuk memecah ikatan kimia dalam senyawa yang terurai.

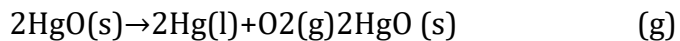
Jenis-Jenis Reaksi Penguraian

Reaksi penguraian dapat dibagi menjadi beberapa jenis berdasarkan faktor yang mempengaruhi terjadinya reaksi tersebut:

1. Penguraian oleh Panas (Termolisis),

Reaksi penguraian yang terjadi akibat pemanasan. Pemanasan senyawa menyebabkan ikatan kimia dalam molekul menjadi lemah dan terputus, menghasilkan produk yang lebih sederhana.

Contoh:

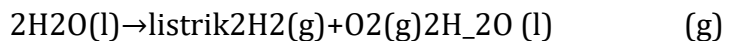


Pada reaksi ini, merkuri(II) oksida (HgO) terurai menjadi merkuri (Hg) dan oksigen (O₂) ketika dipanaskan.

2. Penguraian oleh Listrik (Elektrolisis)

Reaksi penguraian yang terjadi dengan menggunakan arus listrik untuk memecah senyawa menjadi unsur-unsur penyusunnya.

Contoh:

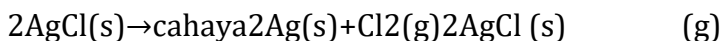


Pada reaksi elektrolisis air, air (H₂O) terurai menjadi hidrogen (H₂) dan oksigen (O₂) ketika dialiri arus listrik.

3. Penguraian oleh Cahaya (Fotolisis)

Reaksi penguraian yang terjadi akibat penyerapan energi cahaya (biasanya cahaya ultraviolet), yang menyebabkan senyawa terurai menjadi bagian-bagian yang lebih sederhana.

Contoh:

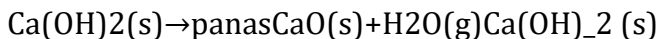


Pada reaksi ini, perak(II) klorida (AgCl) terurai menjadi perak (Ag) dan gas klor (Cl₂) ketika terkena cahaya.

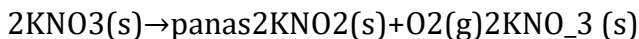
Contoh Reaksi Penguraian Lain:

1. Penguraian Hidralkali (Reaksi penguraian senyawa hidroksida)

Senyawa hidroksida seperti kalsium hidroksida (Ca(OH)₂) akan terurai ketika dipanaskan.



2. Penguraian Garam Nitrat, senyawa garam nitrat, seperti kalium nitrat (KNO₃), dapat terurai ketika dipanaskan, menghasilkan kalium nitrit (KNO₂) dan oksigen.



Pentingnya Reaksi Penguraian:

- Industri: Reaksi penguraian digunakan dalam proses industri untuk memperoleh unsur atau senyawa tertentu, seperti penguraian air dalam elektrolisis untuk menghasilkan hidrogen sebagai sumber energi.

- Lingkungan: Proses-proses alamiah, seperti penguraian bahan organik oleh mikroorganisme, juga merupakan contoh penguraian yang berperan dalam siklus alami di lingkungan.
- Kimia Analitik: Reaksi penguraian sering digunakan dalam kimia analitik untuk memecah senyawa kompleks menjadi bagian yang lebih sederhana, yang kemudian dapat dianalisis lebih lanjut.

4.1.4 Aplikasi Asam basa di kehidupan Sehari-hari

Asam memiliki berbagai aplikasi penting dalam kehidupan sehari-hari. Beberapa aplikasi asam yang sering ditemukan dalam berbagai bidang antara lain:

1. Penggunaan dalam Makanan dan Minuman

- Asam Cuka (Asam Asetat): Cuka mengandung asam asetat yang digunakan dalam masakan sebagai bahan pengawet, pemberi rasa asam, dan bahan dasar untuk saus, seperti saus tomat atau saus salad.
- Asam Sitrat: Ditemukan dalam buah-buahan seperti jeruk, lemon, dan limau nipis. Asam sitrat digunakan sebagai bahan pengawet, penambah rasa, serta dalam produk-produk minuman dan permen.
- Vitamin C (Asam Askorbat): Asam askorbat adalah bentuk vitamin C yang penting untuk kesehatan tubuh. Selain itu, juga digunakan dalam pengawetan makanan dan minuman.

2. Penggunaan dalam Pembersih Rumah Tangga

- Asam Klorida: Sering digunakan dalam pembersih toilet dan penghilang kerak. Asam klorida juga

digunakan untuk membersihkan logam dari oksidasi atau karat.

- Asam Asetat: Cuka yang mengandung asam asetat digunakan untuk membersihkan noda dan kerak yang terbentuk akibat air keras, serta menghilangkan bau tidak sedap di rumah.

3. Obat-Obatan

- Asam Asetilsalisilat (Aspirin): Obat yang sering digunakan untuk mengurangi nyeri, demam, dan peradangan. Aspirin mengandung asam asetilsalisilat yang memiliki efek analgesik (peredam nyeri).
- Asam Lambung (HCl): Asam klorida diproduksi dalam lambung untuk membantu proses pencernaan makanan. Dalam pengobatan, obat seperti antasida digunakan untuk menetralkan kelebihan asam lambung.

4. Penggunaan dalam Industri

- Asam Sulfat (H_2SO_4): Asam sulfat digunakan dalam berbagai industri kimia untuk memproduksi pupuk, deterjen, bahan bakar, dan pengolahan logam.
- Asam Nitrat (HNO_3): Asam ini digunakan dalam pembuatan pupuk, bahan peledak, dan dalam proses pengolahan logam.

5. Pembuatan Kosmetik dan Produk Perawatan Kulit

- Asam Alfa-Hidroksi (AHA): Digunakan dalam produk perawatan kulit untuk mengangkat sel kulit mati dan meremajakan kulit. AHA sering ditemukan dalam produk seperti pembersih wajah dan krim pemutih.
- Asam Salisilat: Dikenal dalam produk perawatan kulit untuk mengatasi jerawat dan masalah kulit lainnya.

Asam salisilat bekerja dengan mengelupas kulit dan membuka pori-pori yang tersumbat.

6. Industri Farmasi

- Asam Borat: Digunakan dalam pengobatan sebagai antiseptik untuk mengobati luka atau infeksi kulit.
- Asam Laktat: Selain digunakan dalam makanan, asam laktat juga ditemukan dalam berbagai obat-obatan dan produk perawatan kulit.

7. Pertanian

- Asam Humic: Digunakan dalam pertanian sebagai bahan pupuk organik untuk meningkatkan kualitas tanah dan hasil pertanian.
- Asam Fosfat: Salah satu komponen utama dalam pembuatan pupuk fosfat yang digunakan untuk meningkatkan kesuburan tanah.

8. Industri Tekstil dan Pembuatan Kertas

- Asam Sulfat: Digunakan dalam proses pembuatan kertas untuk memutihkan pulp kayu serta dalam pewarnaan dan pencetakan tekstil.

9. Pengolahan Air

- Asam Sulfat dan Asam Klorida: Kedua jenis asam ini digunakan dalam pengolahan air, baik untuk membersihkan, mengurangi pH air, atau menghilangkan logam berat yang tidak diinginkan dalam air.

4.2 Larutan

4.2.1 Definisi Larutan

Larutan adalah campuran homogen yang terdiri dari dua atau lebih zat, di mana satu zat (solut) terlarut di dalam zat lainnya (pelarut). Dalam larutan, zat terlarut terdistribusi secara merata di dalam pelarut, membentuk campuran yang tidak dapat dibedakan dengan mata telanjang. Proses pembentukan larutan terjadi ketika partikel zat terlarut (molekul atau ion) tersebar dan berinteraksi dengan molekul pelarut.

Komponen Larutan

1. Pelarut (Solvent)

Pelarut adalah zat yang melarutkan zat terlarut, biasanya dalam jumlah yang lebih banyak. Pelarut yang paling umum adalah air, yang dikenal sebagai "pelarut universal" karena kemampuannya untuk melarutkan banyak zat. Namun, pelarut lain juga digunakan, seperti alkohol, aseton, dan minyak.

2. Zat Terlarut (Solute)

Zat terlarut adalah zat yang larut dalam pelarut untuk membentuk larutan. Zat terlarut bisa berupa gas, cairan, atau padatan. Contoh zat terlarut adalah garam dalam air atau gula dalam teh.

4.2.2 Jenis-Jenis Larutan

Larutan dapat dibedakan berdasarkan fase zat terlarut dan pelarutnya, seperti:

1. Larutan Padat:

Zat terlarut dan pelarut keduanya berupa padatan. Contoh: campuran logam seperti paduan kuningan (campuran tembaga dan seng).

2. Larutan Cair:

Zat terlarut dalam bentuk padat, cair, atau gas, dan pelarutnya berupa cairan. Ini adalah jenis larutan yang paling umum dijumpai dalam kehidupan sehari-hari. Contoh: garam dalam air (larutan garam), alkohol dalam air, atau teh manis.

3. Larutan Gas:

Zat terlarut berupa gas dan pelarutnya berupa gas. Contoh yang paling umum adalah udara, yang terdiri dari campuran gas-gas seperti oksigen, nitrogen, dan karbon dioksida.

4. Larutan Gas dalam Cairan:

Zat terlarut berupa gas, sedangkan pelarutnya berupa cairan. Contoh: karbon dioksida dalam air yang membentuk air soda.

5. Larutan Cair dalam Gas:

Zat terlarut berupa cairan dan pelarutnya berupa gas. Contoh: uap air yang mengandung tetesan air (seperti dalam kabut).

Proses Pembentukan Larutan

Proses pembentukan larutan terjadi ketika zat terlarut disalurkan ke dalam pelarut, dan molekul-molekul pelarut menarik molekul atau ion zat terlarut. Proses ini melibatkan interaksi antara molekul atau ion pelarut dengan molekul atau ion zat terlarut, yang dapat berupa interaksi hidrogen, ikatan ion, atau gaya van der Waals.

Konsep Konsentrasi Larutan

Konsentrasi larutan mengacu pada jumlah zat terlarut yang terdapat dalam jumlah tertentu pelarut atau larutan. Beberapa istilah yang digunakan untuk mengukur konsentrasi larutan antara lain:

- Molaritas (M): Jumlah mol zat terlarut per liter larutan.
- Molalitas (m): Jumlah mol zat terlarut per kilogram pelarut.
- Persentase Berat: Mengukur jumlah massa zat terlarut dalam larutan, sering kali dalam persen berat per berat.

Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Pembentukan Larutan

1. Suhu: Peningkatan suhu umumnya meningkatkan kelarutan zat padat dalam cairan karena partikel-partikel bergerak lebih cepat dan lebih mudah untuk saling berinteraksi.
2. Tekanan: Tekanan lebih berpengaruh pada kelarutan gas dalam cairan. Peningkatan tekanan meningkatkan

kelarutan gas dalam cairan, seperti yang terlihat pada karbonasi dalam minuman soda.

3. Ukuran Partikel Zat Terlarut: Semakin kecil ukuran partikel zat terlarut, semakin cepat zat tersebut larut dalam pelarut.

Aplikasi Larutan dalam Kehidupan Sehari-hari

- Penggunaan dalam Industri: Larutan digunakan dalam berbagai industri, seperti dalam pembuatan obat, pengolahan air, pembuatan makanan dan minuman, serta dalam proses kimia dan farmasi.
- Minuman dan Makanan: Larutan gula dalam air (air gula), teh, kopi, atau larutan garam dalam air digunakan dalam kehidupan sehari-hari untuk memasak atau sebagai minuman.
- Obat-obatan: Banyak obat diberikan dalam bentuk larutan, yang mempermudah penyerapan obat oleh tubuh.

DAFTAR PUSTAKA

- Brown, T. E., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C., Woodward, P., & Stoltzfus, M. E. (2017). *Chemistry: The Central Science* (14th Edition (ed.)). New Jersey: Pearson Education. Inc.
- Chang, R. (2003). *Kimia Dasar Konsep-Konsep Inti Edisi Ketiga Jilid 2*. Erlangga.
- Haryono, H.E. (2019). *Kimia Dasar*. Deepublish.
- Petrucci. (2017). *Asam Basa*. Penerbit Universitas Indonesia.
- Syafriani, D., Hany, N. C., Amdayani, S., Sari, D. P., & Agustina, M. (2024). Larutan Asam-Basa. In *PENERBIT CV. EUREKA MEDIA AKSARA*.
- Tro. (2019). *Chemistry: A Molecular Approach 5th Edition*. Pearson Education.
- Zumdahl,S.S. (2018). *Kimia Dasar*. Erlangga.

BAB 5

KIMIA ORGANIK DASAR

Oleh Irma Ramadhani Febriaty

5.1 Pengantar Kimia Organik

5.1.1 Pendahuluan

Dalam kajian ilmu kimia, terdapat cabang khusus yang mempelajari senyawa berbasis karbon beserta interaksinya, yang dikenal sebagai kimia organik. Bidang ini mengkaji aspek struktural, karakteristik, komposisi dan proses reaksi, dengan fokus utama pada molekul yang memiliki unsur karbon sebagai kerangka dasarnya. Penyusun utama senyawa organik meliputi atom karbon yang berikatan dengan hidrogen, dan dapat juga mengandung oksigen, nitrogen, belerang, fosfor atau unsur halogen. Di dalam tubuh makhluk hidup sendiri, berbagai senyawa organik seperti protein dan karbohidrat memainkan peran vital dalam menopang kehidupan.

Fenomena kimia organik sebenarnya ada di sekeliling kita - dari minuman yang kita konsumsi setiap pagi, perangkat elektronik yang kita gunakan, hingga pakaian yang kita kenakan. Semua itu tersusun dari kombinasi molekul-molekul kecil dengan karakteristik uniknya masing-masing. Kimia organik hadir dalam berbagai aspek kehidupan - mulai dari anatomi tubuh kita, makanan yang

kita santap, obat-obatan yang kita gunakan, bahan bakar kendaraan, hingga produk perawatan dan kebersihan sehari-hari.

Lebih dari sekadar kumpulan rumus dan reaksi kompleks, kimia organik merupakan bahasa yang menjelaskan bagaimana atom-atom karbon berinteraksi dan membentuk berbagai senyawa yang kita temui dalam kehidupan sehari-hari. Kajian ini mencakup sejarah perkembangan bidang kimia organik serta perbedaan mendasar antara senyawa organik dan anorganik.

5.1.2 Sejarah Perkembangan kimia organik

Evolusi Kimia Organik Sepanjang Masa Terminologi "organik" berakar dari konsep makhluk hidup. Di era 1750-an, komunitas ilmuwan meyakini bahwa komponen organik eksklusif berasal dari makhluk bernyawa seperti flora, fauna, dan manusia. Substansi ini dipandang lebih rapuh dibandingkan material mineral, dengan pembentukan yang diatribusikan pada kekuatan mistis bernama *vitalforce*. Keyakinan ini mengakibatkan keengganan para peneliti untuk mensintesis senyawa organik dalam setting laboratorium. Pemahaman ini mendorong ilmuwan Swedia, Torbern Bergman, mengklasifikasikan perbedaan fundamental antara materi organik dan anorganik pada 1770.

Terobosan signifikan terjadi di tahun 1828 ketika kimiawan Jerman, Frederick Wohler, berhasil menghasilkan urea-komponen dalam cairan urin-melalui proses pemanasan ammonium sianat (substansi anorganik). Wohler mengabadikan momen ini dalam korespondensi

dengan mentornya, J.J. Berzelius dari Swedia, menyatakan keberhasilannya menciptakan urea tanpa keterlibatan organ ginjal makhluk hidup. Pernyataan ini menjadi momentum historis dalam perkembangan kimia organik kontemporer. Meski awalnya skeptis, Berzelius akhirnya menerima temuan ini setelah menyaksikan keberhasilan sintesis berbagai molekul seperti asam asetat, glukosa, dan kamfer, yang menandai berakhirnya era kepercayaan vitalforce.

Definisi modern senyawa organik dan anorganik kemudian dirumuskan oleh August Kekule. Ia mengkarakterisasi senyawa organik sebagai struktur molekul dengan basis rantai karbon, sementara senyawa anorganik tidak memiliki karakteristik tersebut. Dengan demikian, kimia organik dapat didefinisikan sebagai cabang ilmu yang mengkaji substansi, senyawa, atau molekul yang memiliki struktur rantai karbon sebagai komponennya.

5.1.3 Kekhasan atom karbon

Atom karbon memiliki karakteristik unik yang membedakannya dari unsur-unsur lain di alam semesta. Beberapa sifat istimewa atom karbon dapat dijelaskan sebagai berikut:

1. Memiliki elektron valensi 4 yang kuat dan stabil

Atom karbon mengandung empat elektron valensi yang memberikan kestabilan dan kekuatan dalam pembentukan ikatan. Dengan nomor atom 6, konfigurasi elektronnya tersusun sebagai $1s^2 2s^2 2p^2$. Posisinya di tabel periodik berada pada golongan IV dan periode 2, mencerminkan jumlah elektron valensi dan lapisan

kulitnya. Untuk mencapai konfigurasi oktet yang stabil, atom karbon membentuk empat ikatan kovalen.

2. Jari-jari atom karbon relatif kecil

Dimensi atom karbon tergolong minimal karena posisinya di periode kedua tabel periodik. Hal ini mengakibatkan atom karbon hanya memiliki dua kulit elektron terluar. Ukuran jari-jari yang kecil ini berdampak pada pembentukan ikatan kovalen yang lebih kukuh. Sebaliknya, atom dengan jari-jari lebih besar cenderung kesulitan membentuk ikatan kovalen melalui tumpang tindih orbital, sehingga umumnya hanya mampu membentuk ikatan tunggal.

3. Atom karbon dapat membentuk rantai karbon

Atom karbon memiliki kemampuan istimewa dalam membentuk berbagai jenis rantai karbon. Kehadiran empat elektron valensi memungkinkan atom karbon menciptakan beragam ikatan kovalen, mulai dari ikatan tunggal hingga rangkap tiga, bahkan membentuk struktur siklik. Kemampuan ini menjadikan karbon dapat membentuk lebih dari 10 juta senyawa berbeda, sehingga dijuluki sebagai "Raja Elemen".

Atom karbon memiliki karakteristik unik dalam pembentukan ikatan, dimana dapat diklasifikasikan berdasarkan jumlah ikatan yang terbentuk dengan atom karbon lainnya. Klasifikasi ini mencakup empat kategori: karbon primer yang berikatan dengan satu atom karbon, karbon sekunder yang berikatan dengan dua atom karbon, karbon tersier yang berikatan dengan tiga atom karbon, dan karbon kuartener yang berikatan dengan empat atom karbon.

Keunikan atom karbon juga terlihat dari kemampuannya membentuk berbagai jenis ikatan kovalen yang menghasilkan dua tipe rantai karbon. Rantai karbon jenuh terbentuk ketika semua ikatan antar karbon merupakan ikatan tunggal. Sedangkan rantai karbon tak jenuh terjadi saat terdapat minimal satu ikatan rangkap dua atau rangkap tiga, menandakan belum tercapainya kapasitas maksimal ikatan kovalen.

Sifat istimewa lainnya dari atom karbon adalah kemampuannya membentuk alotrop, yaitu variasi bentuk struktural dari unsur yang sama. Perbedaan struktur ini memungkinkan terbentuknya material dengan karakteristik yang beragam. Contohnya dapat dilihat pada berlian yang dikenal dengan kekerasan ekstremnya, serta grafit yang umum digunakan dalam pensil.

Struktur molekular yang bervariasi ini menjadikan karbon sebagai unsur fundamental dalam pembentukan berbagai senyawa dengan sifat dan fungsi yang berbeda-beda. Hal ini menunjukkan fleksibilitas atom karbon dalam menghasilkan beragam struktur kimia yang memiliki aplikasi luas dalam kehidupan sehari-hari.

4. Jenis Atom Menurut Ikatan Antar Atom

Atom dapat diklasifikasikan berdasarkan cara mereka berikatan satu sama lain:

Pertama, terdapat ikatan jenuh yang terjadi ketika setiap atom karbon menyumbangkan satu elektron

untuk membentuk satu pasang elektron yang digunakan bersama.

Kedua, ada ikatan tidak jenuh yang terbentuk saat atom-atom karbon memberikan lebih dari satu elektron, menghasilkan beberapa pasang elektron yang dipakai bersama.

5. Jenis Karbon berdasarkan Bentuk Rantai Atom Karbon

Senyawa hidrokarbon dapat dikelompokkan menurut struktur rantai atom karbonnya menjadi tiga kategori.

Kategori pertama adalah rantai karbon alifatik yang memiliki struktur terbuka, baik lurus maupun bercabang, seperti yang ditemukan pada n-butana (C_4H_{10}).

Kategori kedua yaitu rantai karbon siklik yang membentuk struktur tertutup dan dapat memiliki ikatan rangkap. Rantai karbon siklik terbagi menjadi karbosiklik (hanya mengandung atom C dalam lingkarannya) dan heterosiklik (mengandung atom selain C dalam lingkarannya).

Kategori ketiga adalah rantai karbon aromatis yang merupakan karakteristik unik atom karbon. Struktur ini terdiri dari enam atom karbon yang membentuk rantai siklik dengan ikatan rangkap berselang-seling. Susunan ini menciptakan awan elektron di sekitar ikatan rangkap. Senyawa dengan rantai karbon aromatis dikenal sebagai benzena,

contohnya natrium benzoat yang digunakan sebagai pengawet makanan.

5.1.4 Perbedaan senyawa organik dan senyawa anorganik

Perbedaan utama dari senyawa organik dan senyawa anorganik (Kumar, R., et al. 2021) (Smith, J.G.,2020) :

1. Komposisi Dasar

- Senyawa Organik :
Tersusun terutama dari atom karbon yang berikatan dengan hidrogen dan dapat mengandung oksigen, nitrogen , sulfur dan fosfor.
- Senyawa Anorganik :
Umumnya tidak mengandung ikatan C-H dan terdiri dari unsur-unsur selain karbon atau mengandung karbon dalam bentuk yang lebih sederhana seperti CO_2 atau karbonat.

2. Struktur Molekul

- Senyawa Organik :
Memiliki rantai karbon yang dapat membentuk struktur rantai panjang, bercabang atau cincin.
- Senyawa Anorganik :
Struktur lebih sederhana, biasanya berbentuk kristal atau ionik.

3. Ikatan Kimia

- Senyawa Organik :
Didominasi oleh ikatan kovalen, terutama antara C-H, C-C, dan C-O.

- Senyawa Anorganik :
Dapat berupa ikatan ionik, kovalen, atau koordinasi.

4. Stabilitas Termal

- Senyawa Organik :
Umumnya kurang stabil terhadap panas, mudah terdekomposisi pada suhu tinggi.
- Senyawa Anorganik :
Lebih stabil terhadap panas, titik leleh dan titik didih yang tinggi .

5. Kelarutan

- Senyawa Organik :
Umumnya kelarutan dalam pelarut organik seperti alkohol atau heksana.
- Senyawa Anorganik :
Kebanyakan kelarutan dalam air dan pelarut yang bersifat polar.

6. Kecepatan Reaksi

- Senyawa Organik :
Reaksi cenderung lebih lambat dan kompleks.
- Senyawa Anorganik :
Reaksi umumnya berlangsung lebih cepat.

7. Variasi Senyawa

- Senyawa Organik :
Memiliki jumlah variasi yang sangat besar karena kemampuan atom karbon membentuk berbagai macam rantai.
- Senyawa Anorganik :
Memiliki variasi yang lebih terbatas.

5.2 Penggolongan Senyawa Organik

5.2.1 Hidrokarbon

Klasifikasi Komponen Kimia Organik: Fokus pada Hidrokarbon. Dalam dunia kimia organik, hidrokarbon menempati posisi penting sebagai kelompok senyawa yang terbentuk dari perpaduan dua unsur dasar: hidrogen dan karbon (Chang, 2003). Meskipun tampak sederhana dalam komposisi, kompleksitas hidrokarbon terletak pada kemampuan atom karbon yang memiliki empat elektron valensi untuk menciptakan berbagai ikatan kovalen, baik dengan sesama atom karbon maupun dengan atom hidrogen (Purba, 2019).

Keberadaan hidrokarbon di alam dapat ditemukan dalam tiga sumber utama: deposit batu bara, kandungan gas alam, dan reservoir minyak bumi (Fessenden & Fessenden, 1982). Berdasarkan struktur molekulnya, hidrokarbon terbagi dalam tiga kategori utama (Riswiyanto, 2009) :

Pertama, hidrokarbon alifatik yang dicirikan oleh rangkaian atom karbon yang tersusun dalam rantai homolog CH_2 , menghasilkan variasi senyawa seperti alkana, alkena, dan alkuna. Kedua, hidrokarbon alisiklik yang memiliki karakteristik unik berupa atom-atom karbon yang tersusun membentuk struktur cincin. Ketiga, hidrokarbon aromatik yang memiliki kekhasan struktur cincin benzena dalam susunan molekulnya. Struktur molekul yang beragam ini memungkinkan hidrokarbon untuk memiliki sifat dan fungsi yang berbeda-beda, menjadikannya komponen fundamental dalam berbagai aplikasi kimia organik.

5.2.2 Tata nama senyawa Hidrokarbon

Seiring dengan berkembangnya penelitian di bidang kimia organik, *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC) telah membuat ketetapan aturan-aturan baku dalam pemberian nama senyawa hidrokarbon. Sistem ini mempertimbangkan berbagai aspek struktural molekul, termasuk jenis ikatan, cabang, dan gugus fungsi yang terdapat dalam senyawa tersebut. Berikut ini dijelaskan sistem tata nama IUPAC senyawa hidrokarbon alkana, alkena dan alkuna :

A. Alkana

Alkana merupakan hidrokarbon jenuh dengan ikatan tunggal. Alkana memiliki rumus umum C_nH_{2n+2} , di mana n adalah jumlah atom karbon. Penamaan alkana mengikuti pola dengan akhiran "-ana". Contoh: metana (CH_4), etana (C_2H_6), dan propana (C_3H_8).

Pembuatan Alkana

Alkana dapat dibuat dengan reaksi-reaksi sebagai berikut (Riswiyanto, 2009):

- Reduksi alkil halide* ($R-X$; $X=F, Cl, Br$ dan I). Alkil halida diubah menjadi alkana dengan mereduksi, gabungan antara zat Zn/Cu , $LiAlH_4$ atau HI pada suhu $150^\circ C$ dengan menggunakan tekanan.
- Sintesis Wurtz*. Dua macam alkil dapat direaksikan dengan menggunakan Na dalam eter.
- Hidrogenasi suatu alkena*. Reaksi akan berlangsung dengan baik apabila menggunakan katalis Ni atau Pt pada suhu dan tekanan tertentu.

- d. *Dekarboksilasi asam*. Alkana dapat dibuat dengan memanaskan garamnya Bersama soda-lime atau dengan elektrolisis Kolbe.

B. Alkena

Alkena adalah hidrokarbon tak jenuh dengan minimal satu ikatan rangkap dua. Rumus umum untuk alkena adalah C_nH_{2n} . Penamaan alkena menggunakan akhiran "-ena". Contoh: etena (C_2H_4) dan propena (C_3H_6)

Pembuatan Alkena

Alkena dapat dibuat dengan reaksi yang melibatkan senyawa-senyawa berikut ini :

1. Alkil halida. Jika alkil halida direaksikan dengan KOH atau NaOH, maka akan mengalami dehidrohalogenasi menjadi alkena. Urutan kecepatan reaksi dehidrohalogenasi alkil halida : Alkil halida tersier > alkil halida sekunder > alkil halida primer
2. Asetilena. Asetilena jika dihidrogenasi dengan adanya Pd dalam $BaSO_4$ maka menghasilkan alkena.
3. Alkohol. Alkohol akan mengalami reaksi dehidrasi jika ditambahkan asam sulfat pekat, P_2O_5 , Al_2O_3 atau asam fosfat. Urutan kecepatan reaksi dehidrasi: Alkohol tersier > Alkohol sekunder > Alkohol primer

C. Alkuna

Alkuna memiliki minimal satu ikatan rangkap tiga. Alkuna memiliki Rumus umum C_nH_{2n-2} . Penamaan menggunakan akhiran "-una". Contoh: etuna, propuna.

Pembuatan Alkuna

Metode pembuatan alkuna :

1. Hidrolisis kalsium karbida (hanya untuk asetilena)
2. Elektrolisis kolbe dari larutan garam kalium atau natrium maleat atau fumarat
3. Reaksi alkali-logam asetilida dengan alkil halida.

5.3 Karakteristik kimia organik

5.3.1 Klasifikasi senyawa organik

Senyawa organik dapat diklasifikasikan ke dalam beberapa kelompok utama berdasarkan struktur dan gugus fungsinya (Brown, et al., 2018). Hidrokarbon merupakan kelompok paling sederhana yang terdiri dari atom karbon dan hidrogen, termasuk di dalamnya alkana, alkena, dan alkuna (McMurry, J. 2016). Senyawa organik yang mengandung oksigen mencakup alkohol, eter, aldehida, keton, asam karboksilat dan ester, masing-masing dengan karakteristik dan reaktivitas yang berbeda (Vollhardt, et al., 2014).

Kelompok senyawa yang mengandung nitrogen meliputi amina dan amida, yang memiliki peran penting dalam pembentukan protein dan material biologis lainnya (Clayden, et al., 2012) Senyawa aromatik, dengan benzena sebagai struktur dasarnya, membentuk kategori tersendiri dengan stabilitas dan reaktivitas yang khas (Morrison, et al., 2011).

5.3.2 Karakteristik senyawa organik

Senyawa organik memiliki beberapa karakteristik yang membedakannya dari senyawa anorganik (Wade, L.G. 2013). Pertama, senyawa organik selalu mengandung atom karbon yang dapat membentuk ikatan kovalen dengan atom lain, terutama hidrogen, oksigen, nitrogen, dan halogen (Bruice, P.Y. 2017). Kemampuan atom karbon untuk membentuk ikatan tunggal, rangkap dua, dan rangkap tiga menghasilkan variasi struktur yang sangat besar (Smith, J.G. 2019).

Karakteristik kedua adalah titik leleh dan titik didih yang umumnya lebih rendah dibandingkan senyawa anorganik, yang disebabkan oleh dominasi ikatan kovalen dalam strukturnya (Klein, D., 2017). Senyawa organik juga memiliki kelarutan yang bervariasi, di mana polaritas molekul menentukan kelarutannya dalam pelarut polar atau nonpolar (Solomons, et al., 2016).

Sifat khas lainnya adalah kemampuan membentuk isomer, yaitu senyawa dengan rumus molekul sama tetapi struktur berbeda. Reaktivitas senyawa organik sangat dipengaruhi oleh gugus fungsi yang dimilikinya, yang menentukan sifat kimia dan interaksinya dengan senyawa lain.

DAFTAR PUSTAKA

- Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E. (2018). Chemistry: The Central Science, 14th Edition. Pearson Education.
- Bruice, P.Y. (2017). Organic Chemistry, 8th Edition. Pearson Education.
- Chang, R., 2003, Kimia Dasar Jilid 1, Jakarta, Erlangga.
- Clayden, J., Greeves, N., Warren, S. (2012). Organic Chemistry, 2nd Edition. Oxford University Press.
- Klein, D. (2017). Organic Chemistry, 3rd Edition. John Wiley & Sons.
- Fessenden, R. J., & Fessenden, J. S., 1982, Kimia Organik Edisi Ketiga Jilid Satu, Jakarta, Erlangga.
- Kumar, R., et al. (2021). "Comparative Analysis of Organic and Inorganic Compound Properties in Chemical Systems." International Journal of Chemistry Research, 12(3), 89-102.
- Marzuki, I. (2021). Pengantar Kimia Organik Fisis. Jakarta: Tohar Media.
- McMurry, J. (2016). Fundamentals of organic chemistry (7th ed). Brooks/Cole/Cengage Learning.
- Morrison, R.T., Boyd, R.N. (2011). Organic Chemistry, 6th Edition. Prentice-Hall.
- Riswiyanto, 2009, Kimia Organik, Jakarta, Erlangga.

- Rodriguez, M.A., & Chen, H. (2022). "Modern Perspectives on the Classification and Properties of Chemical Compounds." *Chemical Reviews Quarterly*, 33(4), 234-248.
- Salame, I. I., Patel, S., & Suleman, S. (2019). *Examining Some of The Students' Challenges in Learning Organic Chemistry*. *International Journal of Chemistry Education Research*, 6-14. <https://doi.org/10.20885/ijcer.vol3.iss1.art2>
- Smith, J.G., & Organic Chemistry. (2020). "Fundamental Differences Between Organic and Inorganic Compounds: A Comprehensive Review." *Journal of Chemical Education*, 45(2), 156-170.
- Solomons, T.W.G., Fryhle, C.B. (2016). *Organic Chemistry*, 12th Edition. John Wiley & Sons.
- Vollhardt, K.P.C., Schore, N.E. (2014). *Organic Chemistry: Structure and Function*, 7th Edition. W.H. Freeman.
- Wade, L.G. (2013). *Organic Chemistry*, 8th Edition. Pearson Education.
- Yamamoto, K., & Lee, S.H. (2021). "Structural and Functional Differences Between Organic and Inorganic Molecules: A Systematic Review." *Journal of Molecular Structure*, 15(6), 445-460.

INDEKS

A

Atom, ii, 21, 22, 26, 27, 28, 30, 31, 35, 48, 77, 78, 79, 80

E

Elektron, 22, 45, 49

Epidermis, v

H

Hibridisasi, 49

Holistik, vi

I

Ikatan Kovalen, iii, 31, 32, 43

Ikatan Logam, iii, 32, 33, 45

Isobar, ii, 23, 24

Isoton, ii, 23, 24

Isotop, ii, 23

K

Konfigurasi elektron, ii, 24, 26, 32

Konfigurasi Elektron, 26, 35

M

Materi, ii, 4, 8, 17, 18

Mekanisme, 42

Metode Faktor-Label, 13

Metode Ilmiah, ii, 3, 17

N

Nomor atom, 22, 23

nomor massa, 23, 24

O

Otot Jantung, v

Otot Polos, v

Otot Rangka, v

S

Sains, 94, 98

U

Unsur, 23

Z

Zat, 5, 6, 7, 10, 17, 70, 71, 73

GLOSARIUM

Afinitas kimia: Kecenderungan suatu atom untuk menarik elektron dan membentuk ion negatif, diukur sebagai energi yang dilepaskan ketika elektron ditambahkan ke atom netral.

Akurasi : ukuran yang menentukan tingkat kemiripan antara hasil pengukuran dengan nilai yang sebenarnya diukur.

Alkana: Hidrokarbon jenuh dengan ikatan tunggal dan rumus umum C_nH_{2n+2} .

Alkena: Hidrokarbon tak jenuh dengan minimal satu ikatan rangkap dua dan rumus umum C_nH_{2n} .

Alkuna: Hidrokarbon tak jenuh dengan minimal satu ikatan rangkap tiga dan rumus umum C_nH_{2n-2} .

Atom: Unit terkecil dari suatu unsur yang masih memiliki sifat kimia unsur tersebut.

Biomolekul: Molekul yang berperan dalam proses biologis, seperti protein, karbohidrat, dan lipid.

Delokalisasi: Penyebaran elektron dalam sistem ikatan dimana elektron tidak terlokalisasi pada satu ikatan spesifik tetapi tersebar di beberapa atom.

Difraksi elektron: Fenomena gelombang elektron yang dihamburkan oleh atom dalam sampel, digunakan untuk analisis struktur molekul dan kristal.

Eksperimen : kegiatan penelitian yang dilakukan dengan cara sengaja memanipulasi variabel untuk mengetahui pengaruhnya terhadap variabel lain

Ekstensif : sifat yang bergantung pada banyak sedikitnya jumlah zat atau materinya, misalnya volume, massa, berat, massa jenis.

Elektron valensi: Elektron pada kulit terluar atom yang dapat berpartisipasi dalam pembentukan ikatan kimia.

Elektron valensi: Elektron yang berada pada kulit terluar atom dan berperan dalam pembentukan ikatan kimia.

Elektron: Partikel subatomik bermuatan negatif yang mengorbit inti atom dalam lintasan tertentu.

Elektronegativitas: Kemampuan suatu atom untuk menarik elektron dalam ikatan kimia, umumnya diukur dengan skala Pauling.

Energi ionisasi: Energi minimum yang diperlukan untuk melepaskan elektron dari atom atau ion dalam fase gas.

Fakta Empiris : fakta yang didasarkan pada pengalaman langsung, pengamatan, dan percobaan

Geometri molekul: Susunan tiga dimensi dari atom-atom dalam suatu molekul yang menentukan bentuk dan struktur molekul tersebut.

Gugus fungsi: Atom atau kelompok atom yang menentukan sifat karakteristik dari suatu senyawa organik.

Heterogen : campuran dua zat atau lebih yang memiliki komposisi tidak merata

Hidrokarbon alifatik: Senyawa hidrokarbon dengan rantai terbuka, baik bercabang maupun tidak.

Hidrokarbon alisiklik: Senyawa hidrokarbon dengan struktur melingkar (cincin).

Hidrokarbon aromatik: Senyawa hidrokarbon dengan struktur cincin yang mengandung ikatan rangkap terkonjugasi.

Hidrokarbon: Senyawa yang tersusun dari atom karbon (C) dan hidrogen (H).

Homogen : campuran yang memiliki komposisi seragam dan tidak dapat dibedakan

Ikatan ion: Ikatan kimia yang terbentuk oleh gaya tarik-menarik elektrostatis antara ion positif dan ion negatif pada suatu senyawa kimia.

Ikatan kimia: gaya yang bekerja pada penggabungan atom-atom atau ion-ion, sehingga keadaan lebih stabil.

Ikatan kovalen koordinasi: ikatan kovalen antara atom-atom, namun pasangan elektron yang dipakai bersama berasal dari salah satu atom.

Ikatan kovalen rangkap dua dan tiga : ikatan kovalen yang memiliki dua pasang elektron yang dipakai bersama.

Ikatan kovalen tunggal: ikatan kovalen yang memiliki sepasang elektron yang dipakai bersama.

Ikatan kovalen: Ikatan kimia yang terbentuk melalui pemakaian bersama pasangan elektron.

Ikatan kovalen: ikatan yang terjadi antara atom-atom yang bergabung untuk membentuk senyawa kimia dengan menggunakan pasangan elektron bersama.

Ikatan logam: Ikatan yang terbentuk karena gaya tarik inti atom logam dengan lautan elektron.

Intensif : sifat yang tidak bergantung pada banyak sedikitnya jumlah zat atau materinya, misalnya suhu, wujud suatu zat, indeks bias, titik beku, titik didih.

Ion : atom atau kumpulan atom yang bermuatan listrik negatif atau positif.

Ion negatif (anion) : atom yang bermuatan negatif karena arena mengikat elektron.

Ion positif (kation) : atom yang bermuatan positif karena melepaskan elektron.

Isomer: Senyawa dengan rumus molekul sama tetapi struktur berbeda.

IUPAC: *International Union of Pure and Applied Chemistry*; organisasi yang menetapkan aturan penamaan senyawa kimia.

Karbon: Unsur dengan nomor atom 6 yang menjadi dasar pembentukan senyawa organik.

Konfigurasi elektron: menunjukkan bagaimana elektron didistribusikan pada setiap kulit elektron di dalam atom.

Konfigurasi elektron: Susunan atau distribusi elektron dalam orbital-orbital atom berdasarkan tingkat energi dan prinsip aufbau, larangan Pauli, dan aturan Hund.

Kristalografi sinar-X: Teknik analisis struktur kristal menggunakan difraksi sinar-X untuk menentukan susunan atom dalam material kristal.

Materi: Segala sesuatu yang memiliki massa dan menempati ruang, dapat berupa zat padat, cair, atau gas.

Metode Faktor-Label : metode yang digunakan untuk mengubah satuan pengukuran dari satu satuan ke satuan lain

Metode Ilmiah : suatu proses atau cara keilmuan dalam melakukan proses ilmiah (science project) untuk memperoleh pengetahuan secara sistematis berdasarkan bukti fisis

Molekul: Gabungan dua atau lebih atom yang terikat melalui ikatan kimia.

Nanoteknologi: Bidang teknologi yang melibatkan manipulasi materi pada skala nanometer (10^{-9} meter) untuk menghasilkan material dan perangkat dengan sifat khusus.

Notasi Ilmiah : penyajian bilangan bulat antara 1 dan 10 yang dikalikan dengan eksponen 10

Observasi : aktivitas pengamatan yang dilakukan secara cermat dan sistematis terhadap suatu objek atau fenomena tertentu

Overlap: Tumpang tindih orbital atom yang terjadi saat pembentukan ikatan kimia, menghasilkan orbital molekul.

Polimer: Molekul besar yang terbentuk dari gabungan molekul-molekul kecil (*monomer*).

Presisi : ketepatan dalam sistem pengukuran

Reaksi kimia: Proses perubahan senyawa menjadi senyawa lain dengan perubahan struktur molekul.

Senyawa anorganik: Senyawa yang umumnya tidak mengandung ikatan C-H.

Senyawa organik: Senyawa yang mengandung atom karbon dan umumnya berikatan dengan hidrogen.

Sistematis : segala sesuatu yang dilakukan dengan teratur, berurutan, dan logis untuk mencapai tujuan secara efisien

Spektroskopi NMR: Teknik analisis yang menggunakan resonansi magnetik inti untuk menentukan struktur molekul dan dinamika molekuler.

Spektroskopi rotasi: Teknik spektroskopi yang mempelajari transisi energi rotasi molekul, terutama dalam fase gas.

Struktur molekul: Susunan atom-atom dalam molekul yang menentukan sifat senyawa.

Tata nama: Sistem penamaan senyawa kimia berdasarkan aturan IUPAC.

Vital force: Teori kuno yang menyatakan bahwa senyawa organik hanya dapat dihasilkan oleh makhluk hidup.

Zat : materi yang memiliki massa dan menempati ruang

BIODATA PENULIS



Naniek Tri Utami, S.Si., M.Si

Dosen Program Studi Kimia
Fakultas Ilmu Pengetahuan Alam dan Kelautan
UniversitasOSO

Penulis dilahirkan pada tanggal 3 September 1993, di Beduai, Kecamatan Beduai, Kabupaten Sanggau, Provinsi Kalimantan Barat. Penulis adalah anak dari almh. Ibu Susy Ratna Daryati dan Bapak Tukiman, anak ketiga dari empat bersaudara. Penulis menyelesaikan Sekolah Menengah atas di SMA N 1 Kembayan pada tahun 2011. Setelah lulus SMA penulis melanjutkan studi pada jurusan Kimia, Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam, Universitas Tanjungpura. Tahun 2017 penulis menyelesaikan program sarjana dan mendapatkan gelar Sarjana Sains (S.Si). Selanjutnya pada tahun 2019 penulis mendaftar sebagai mahasiswa baru program pascasarjana Kimia, di Universitas Tanjungpura dan lulus pada tahun 2022, serta mendapatkan gelar Magister Sains (M.Si).

Selama menjadi mahasiswa penulis sekaligus menjadi asisten Dosen terutama terkait bidang penelitian di laboratorium sejak tahun 2015-2022. Selain itu sejak lulus sarjana, penulis pernah menjadi guru di sebuah Yayasan Islam yang bernama MIS Fadhillah Kembayan (tahun 2017-2018), selanjutnya menjadi kepala cabang di NSC Finance (tahun 2018-2019). Pada tahun 2021 sampai dengan tahun 2022 penulis juga berkarir sebagai analis kimia di UPT. Laboratorium Lingkungan Hidup, Dinas Lingkungan Hidup, Kota Pontianak. Penulis juga menekuni bidang konsultan lingkungan pada tahun 2022 sampai dengan sekarang dan saat ini penulis menjadi Dosen tetap Program studi Kimia, Fakultas Ilmu Pengetahuan Alam dan kelautan, Universitas OSO Pontianak.

BIODATA PENULIS



Sestry Misfadhila, S.Si, M.Si

Dosen Kimia Farmasi

Sekolah Tinggi Ilmu Farmasi Padang (STIFARM Padang)

Penulis lahir di Padang pada tanggal 29 Oktober 1990. Penulis adalah dosen tetap pada program Studi S1 Farmasi, STIFARM Padang. Penulis melanjutkan pendidikan S1 dan S2 di Program Studi Kimia di Universitas Andalas, di mana ia tidak hanya mendapatkan pengetahuan teoritis tetapi juga terlibat dalam berbagai penelitian yang menambah wawasan dan keterampilannya. Dalam perannya sebagai pendidik, penulis menginspirasi dan membimbing mahasiswa untuk mengeksplorasi dunia kimia dan farmasi. Selain mengajar, penulis juga aktif menulis, menggabungkan pengetahuan ilmiahnya dengan kreativitas dalam karya-karyanya. Dengan latar belakang akademis yang solid dan dedikasi yang tinggi, penulis berkomitmen untuk memberikan kontribusi positif bagi dunia pendidikan dan masyarakat melalui tulisan dan pengajaran.

BIODATA PENULIS



Yudi Yustira, S.Si., M.Si.
Peneliti

Penulis lahir di Kapuas Hulu tanggal 09 September 1992. Penulis telah memiliki ketertarikan terhadap ilmu kimia ketika masih duduk dibangku SMA. Penulis kemudian dapat melanjutkan studi sesuai minatnya pada ilmu kimia dengan melanjutkan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia di Universitas Tanjungpura pada tahun 2011-2015. Penulis kemudian memantapkan ilmu kimianya dengan melanjutkan Pendidikan jenjang S2 dengan jurusan yang sama di Universitas Tanjungpura pada tahun 2015-2017. Ketertarikan penulis pada ilmu kimia kemudian diaplikasikan dengan bergabung menjadi peneliti pada sebuah perusahaan swasta yang bergerak dibidang agroindustri. Perjalanan karir penulis menunjukkan dedikasi dan ketekunan dalam bidang akademik yang kini diaplikasikan dibidang agroindustri.

BIODATA PENULIS



Rina Desni Yetti, S.Si, M.Si.

Dosen Program Studi Farmasi Sekolah Tinggi Ilmu Farmasi
Padang

Penulis lahir di Koto Panjang tanggal 1 Desember 1981 Kecamatan Sutra Kabupaten Pesisir Selatan Provinsi Sumatera Barat. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Farmasi Sekolah Tinggi Ilmu Farmasi Padang. Penulis merupakan Anak Ke-3 pasangan Bapak Asril Sura dan Ibu Yarma. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia Universitas Andalas pada Tahun 2005 mendapatkan gelar Sarjana Sains (S.Si). Selanjutnya di Tahun 2015 penulis juga melanjutkan pendidikan Pasca Sarjana Kimia (S2) pada Jurusan Kimia Universitas Andalas Padang dan lulus pada Tahun 2017 mendapatkan gelar Magister Sains (M.Si). Sejak Tahun 2012 menjadi dosen tetap di Sekolah Tinggi Ilmu Farmasi Padang. Pada Tahun 2019 di angkat menjadi kepala Laboratorium Kimia Farmasi STIFARM Padang. Hingga saat ini adalah dosen tetap program studi Farmasi Sekolah Tinggi Ilmu Farmasi Padang.

BIODATA PENULIS



Irma Ramadhani Febriaty, S.Si., M.Si

Dosen Program Studi Kimia
Fakultas Ilmu Pengetahuan Alam dan Kelautan
Universitas OSO

Penulis lahir di Pontianak pada tanggal 9 Februari 1994. Penulis merupakan Anak Tunggal pasangan Bapak Mislan dan Ibu Erna. Penulis Tamat pendidikan menengah atas di SMAN 8 Pontianak tahun 2011. Setelah lulus SMA penulis melanjutkan studi di Universitas Tanjungpura Pontianak, Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam Program studi Kimia. Tahun 2016 penulis menyelesaikan Program sarjana dan mendapatkan gelar Sarjana Sains (S.Si). Selanjutnya di Tahun 2016 penulis juga langsung melanjutkan pendidikan Pascasarjana Kimia di Universitas Tanjungpura Pontianak dan lulus pada Tahun 2019 mendapatkan gelar Magister Sains (M.Si).

Penulis saat ini menjadi Dosen tetap program studi Kimia, Fakultas IPA dan Kelautan, Universitas OSO. Saat ini bidang yang ditekuni yaitu kimia organik, kimia organik bahan alam serta melakukan penelitian dengan memanfaatkan limbah untuk mengurangi dampak pada lingkungan.