



FUNDAMENTAL KIMIA FISIKA

DARI GAS IDEAL HINGGA ELEKTROKIMIA



IRHAM PRATAMA

Penerbit Al Arsy Media

**FUNDAMENTAL
KIMIA FISIKA**
(DARI GAS IDEAL HINGGA ELEKTROKIMIA)

PENULIS

IRHAM PRATAMA

EDITOR

ISMAIL MARZUKI

Penerbit Al Arsy Media

FUNDAMENTAL KIMIA FISIKA (DARI GAS IDEAL HINGGA ELEKTROKIMIA)

Penulis :

Irham Pratama

Editor :

Ismail Marzuki

Desain Cover :

Faris Jumawan

Tata Letak :

Irham Pratama

Proofreader :

Irham Pratama

Ukuran :

Jml hal judul 2, Jml hal isi naskah 102, Uk: 14x21 cm

ISBN :

978 634 04 8675 9

Cetakan Pertama :

Januari 2026

Hak Cipta 2026, Pada Penulis

Isi diluar tanggung jawab percetakan

Copyright © 2026 by Al Arsy Media

All Right Reserved

Hak cipta dilindungi undang-undang

Dilarang keras menerjemahkan, memfotokopi, atau
memperbanyak sebagian atau seluruh isi buku ini
tanpa izin tertulis dari Penerbit.

PENERBIT AL ARSY MEDIA

Anggota IKAPI 072/SSL/2024

Jl. AMD, Perumahan Grand Sulawesi Antang, Kel. Manggala, Kec. Manggala, Kota
Makassar, Prov. Sul-Sel

Website: www.alarsymedia.com

E-mail: alarsymedia@gmail.com

KATA PENGANTAR

Puji syukur kami panjatkan ke hadirat Allah Subhanahu Wata'ala, karena atas rahmat dan karunia-Nya, buku yang berjudul **"Fundamental Kimia Fisika: Dari Gas Ideal hingga Elektrokimia"** ini dapat diselesaikan dengan baik. Buku ini hadir sebagai salah satu upaya untuk memberikan pemahaman yang komprehensif mengenai konsep-konsep dasar dan lanjutan dalam bidang kimia fisika, yang meliputi teori-teori fundamental, pendekatan matematis, serta aplikasinya dalam berbagai fenomena alam.

Kimia fisika merupakan salah satu cabang ilmu kimia yang memadukan prinsip-prinsip kimia dengan hukum-hukum fisika untuk menjelaskan dan memprediksi perilaku zat. Pemahaman terhadap disiplin ilmu ini sangat penting, tidak hanya untuk mendukung perkembangan ilmu pengetahuan, tetapi juga untuk menjawab berbagai tantangan dalam dunia industri, teknologi, dan lingkungan.

Buku ini dirancang untuk membantu mahasiswa, dosen, dan peneliti dalam memahami materi kimia fisika dengan cara yang sistematis dan mudah dipahami. Materi dalam buku ini mencakup topik-topik seperti termodinamika, kinetika kimia, teori kuantum, serta mekanika statistik, yang dilengkapi dengan contoh-contoh perhitungan dan aplikasi nyata dalam kehidupan sehari-hari.

Kami menyadari bahwa penyusunan buku ini tentu masih memiliki kekurangan. Oleh karena itu, kami sangat mengharapkan masukan dan kritik yang membangun dari para pembaca untuk menyempurnakan edisi-edisi berikutnya.

Akhir kata, kami mengucapkan terima kasih kepada semua pihak yang telah memberikan dukungan, baik secara langsung maupun tidak langsung, sehingga buku ini dapat diterbitkan. Semoga buku ini

dapat memberikan manfaat dan menjadi salah satu sumber inspirasi dalam mendalami bidang kimia fisika.

Makassar, Desember 2026

Irham Pratama

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR	4
DAFTAR ISI.....	6
BAB 1: Gas Ideal.....	8
1.1. Gas.....	9
1.2. Hukum Gas	13
1.2.1. Hukum Boyle.....	13
1.3.2. Hukum Charles	16
1.3.3. Prinsip Avogadro.....	16
1.3.4. Persamaan Gas Ideal.....	16
BAB 2: Termodinamika Kimia	19
2.1. Sistem dan Lingkungan	19
2.2. Hukum Pertama Termodinamika.....	23
2.3. Hukum Kedua Termodinamika.....	37
2.4. Hukum Ketiga Termodinamika	46
BAB 3: Kinetika Kimia	48
3.1. Teori Kinetika Gas	49
3.1.1. Kecepatan Molekul dalam Gas	51
3.1.2. Tekanan Molekul Gas	52
3.1.3. Pergerakan Molekul.....	53
3.1.4. Frekuensi Tumbukan	54
3.2. Laju Reaksi	55
3.2.1. Mengukur Laju Reaksi.....	57
3.2.2. Penafsiran Data Laju Reaksi.....	58
3.2.3. Orde Reaksi dan Konstanta Laju	59
3.2.4. Menentukan Orde Reaksi.....	60
BAB 4 Kimia Koloid dan Permukaan	68
4.2. Sistem Koloid.....	68
4.2.1. Pengertian dan Ukuran Partikel	68
4.2.2. Jenis-jenis Koloid	69

4.2.3.	Contoh-contoh Koloid	70
4.2.4.	Metode Pembuatan Koloid	70
4.3.	Sifat Koloid	74
4.3.1.	Sifat Kinetik	74
4.3.2.	Kestabilan Koloid	81
4.4.	Antarmuka Cair-Gas dan Cair-Cair	81
4.5.	Antarmuka Padat-Gas	82
4.6.	Antarmuka Padat-Cair	83
4.7.	Surfaktan dan Aplikasi	83
BAB 5: Redoks & Elektrokimia		85
5.1.	Pengertian Redoks	85
5.2.	Reduktor dan Oksidator	89
5.5.	Elektrokimia	91
5.6.	Potensial Reduksi Standar (E°)	96
DAFTAR PUSTAKA		101
BIOGRAFI PENULIS		103

BAB 1

Gas Ideal

Kita akan merasa terbantu jika membayangkan gas sebagai kumpulan molekul (atau atom) yang bergerak acak secara terus-menerus, dengan kecepatan rata-rata yang meningkat seiring dengan kenaikan suhu. Gas berbeda dari cairan dalam hal bahwa, kecuali saat terjadi tumbukan, molekul-molekul gas terpisah jauh satu sama lain dan bergerak dalam jalur yang sebagian besar tidak dipengaruhi oleh gaya antarmolekul.

Kondisi fisik dari suatu sampel zat ditentukan oleh sifat fisiknya. Ketika dua sampel zat memiliki sifat fisik yang sama, mereka dianggap berada dalam keadaan yang sama. Misalnya, keadaan gas murni dapat dijelaskan oleh volumenya (V), jumlah zat (n , dalam mol), tekanan (p), dan suhu (T). Secara eksperimen, telah ditunjukkan bahwa dengan menentukan tiga dari variabel ini, variabel keempat akan otomatis diketahui. Ini berarti bahwa setiap zat dapat dijelaskan oleh persamaan keadaan, yaitu formula yang menghubungkan keempat variabel ini.

Bentuk umum dari persamaan keadaan adalah :

$$p = f(T, V, n) \quad \dots\dots\dots (1.1)$$

Dalam kimia fisik, sebuah prosedur umum melibatkan isolasi sebagian alam semesta menggunakan batas nyata atau imajiner. Bagian dari materi yang telah diisolasi untuk keperluan studi disebut sistem. Zat yang ada di dalam sistem bisa berada

dalam satu atau beberapa fase, yaitu padat, cair, atau gas. Berikut adalah rangkuman sifat-sifat umum dari setiap fase zat.

1.1. Gas

Gas adalah zat yang tidak memiliki resistensi terhadap perubahan bentuk dan akan mengembang tanpa batas untuk mengisi wadah apapun tempatnya disimpan. Molekul-molekul atau atom-atom penyusun gas hanya berinteraksi secara lemah satu sama lain. Mereka bergerak dengan cepat dan bertabrakan secara acak.

Keadaan Gas

Sifat fisik gas ideal dijelaskan sepenuhnya oleh empat parameter yang masing-masing menggunakan satuan SI: jumlah zat dalam mol (n); suhu gas dalam Kelvin (T); tekanan gas dalam atmosfer (p); dan volume gas dalam liter (V).

$$p = \frac{nRT}{V} \dots\dots\dots (1.2)$$

Persamaan ini menunjukkan bahwa jika kita mengetahui nilai n , T , dan V untuk suatu zat tertentu, maka tekanannya akan memiliki nilai tetap. Setiap zat memiliki persamaan keadaannya sendiri, tetapi bentuk eksplisit dari persamaan ini hanya diketahui dalam beberapa kasus khusus. Salah satu contohnya yang sangat penting adalah persamaan keadaan untuk 'gas ideal', yang memiliki bentuk ($p=(nRT)/V$), di mana R adalah sebuah konstanta. Sebagian besar sisa bab ini akan

membahas asal usul persamaan keadaan ini dan penerapannya.

a. Tekanan (P)

Tekanan pada suatu permukaan dihasilkan oleh gaya yang bekerja pada permukaan tersebut. Semakin besar gaya yang diterapkan, semakin besar tekanannya. Dengan demikian, tekanan adalah gaya yang diberikan per satuan luas. Terdapat beberapa satuan tekanan, seperti newton per meter persegi (Nm²), pascal (Pa), atmosfer (atm), bar, torr (mmHg), dan pound per inci kuadrat. Satuan tekanan dalam Sistem Internasional (SI) adalah pascal (Pa). Satu pascal didefinisikan sebagai tekanan yang dihasilkan oleh gaya sebesar satu newton yang bekerja pada area seluas satu meter persegi. Satu newton adalah gaya yang diperlukan untuk memberikan percepatan satu meter per detik kuadrat pada objek dengan massa satu kilogram. Berikut adalah hubungan antara satuan-satuan tekanan tersebut:

$$P = \frac{F}{A} = \frac{m \times a}{A} \dots\dots\dots$$

(1.3)

Dimana, satuan dari tekanan:

$$P = \text{Nm}^{-2} = \frac{\text{kg.m.s}^{-2}}{\text{m}^2} = \text{kg.m}^{-1} \text{s}^{-2}$$

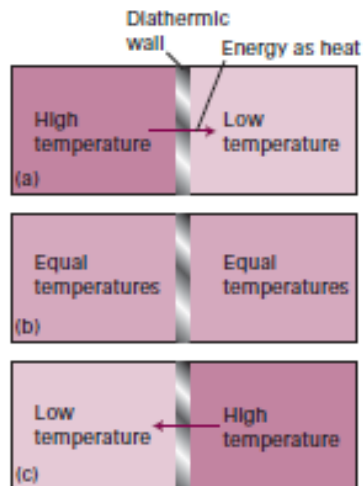
$$1 \text{ Pascal (Pa)} = 1 \text{Nm}^{-2}$$

1 atmosfer (1 atm) = $1,013 \times 10^5$ Pa = 101,3 kPa

1 atm = 76 cmHg = 760 mmHg = 760 Torr

b. Temperatur

Konsep suhu berasal dari pengamatan bahwa perubahan keadaan fisik (misalnya, perubahan volume) dapat terjadi ketika dua objek bersentuhan, seperti saat logam panas merah dicelupkan ke dalam air. Nantinya (Bagian 2.1) kita akan melihat bahwa perubahan keadaan ini dapat diinterpretasikan sebagai akibat dari aliran energi dalam bentuk panas dari satu objek ke objek lainnya. Suhu, T , adalah properti yang menunjukkan arah aliran energi melalui dinding yang konduktif secara termal dan kaku. Jika energi mengalir dari A ke B ketika mereka bersentuhan, maka kita mengatakan bahwa A memiliki suhu yang lebih tinggi daripada B (Gambar 1.1).



Gambar 1.1. Energi mengalir sebagai panas dari daerah bersuhu lebih tinggi ke daerah bersuhu lebih rendah jika

kedua daerah tersebut bersentuhan melalui dinding diatermik, seperti yang ditunjukkan pada gambar (a) dan (c). Namun, jika kedua daerah memiliki suhu yang sama, tidak akan ada transfer energi bersih sebagai panas meskipun kedua daerah dipisahkan oleh dinding diatermik, seperti pada gambar (b). Kondisi ini menunjukkan bahwa kedua daerah berada dalam kesetimbangan termal.

Keadaan kesetimbangan termal disebut **Hukum Ke Nol termodinamika**. Temperatur dinotasikan sebagai T dan dinyatakan dalam Kelvin (K). Hubungan antara temperatur dalam skala Celcius dengan lambang θ dan skala Kelvin dapat dinyatakan sebagai berikut:

$$T (K) = \theta(^{\circ}C) + 273,17 \dots\dots\dots$$

(1.4)

c. Jumlah Gas (n)

Jumlah gas dilambangkan sebagai n menyatakan jumlah gas dalam satuan mol.

$$n = \frac{g}{M} \dots\dots\dots$$

(1.5)

Dimana,

g = massa gas (g)

M = massa molar gas

d. Volume (V)

Zat yang dimasukkan ke dalam wadah memiliki molekul-molekul yang dapat bergerak bebas sehingga memenuhi seluruh volume wadah tersebut. Zat ini dikenal sebagai gas. Volume gas sama dengan volume wadah yang ditempatinya. Satuan SI untuk volume adalah liter, dilambangkan dengan huruf L. Satuan liter ini diambil dari nama seorang ahli bernama Claude Emile Jean-Baptiste Litter (1716-1778).

1.2. Hukum Gas

Dalam fisika dan kimia, hukum-hukum gas menjelaskan bagaimana variabel-variabel seperti tekanan (p), volume (V), jumlah mol (n), dan temperatur (T) saling berhubungan dalam suatu sampel gas. Berikut ini adalah beberapa hukum dasar yang mengatur perilaku gas ideal.

1.2.1. Hukum Boyle

Hukum Boyle menyatakan bahwa untuk jumlah mol gas tertentu pada suhu konstan, hasil kali antara tekanan dan volume adalah konstan.

$$pV = \text{konstan}$$

Ini berarti jika volume gas berkurang, tekanan gas akan meningkat, selama suhu dan jumlah mol gas tetap konstan. Jika kita mempunyai sejumlah gas dalam suatu wadah tertutup dan suhu gas tersebut tetap, perubahan dalam

volume gas akan menyebabkan perubahan tekanan gas tersebut dengan cara yang berlawanan. Dengan kata lain, jika volume gas diperkecil, tekanan gas akan meningkat, dan jika volume gas diperbesar, tekanan gas akan menurun.

1. Rumus Hukum Boyle

Misalkan kita memiliki dua keadaan gas dalam wadah yang sama pada suhu konstan, maka:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

Di mana:

- p_1 adalah tekanan awal
- V_1 adalah volume awal
- p_2 adalah tekanan akhir
- V_2 adalah volume akhir

Contoh Soal:

Sebuah gas dengan volume 2 liter memiliki tekanan 3 atm. Jika volume gas tersebut diubah menjadi 1 liter pada suhu konstan, berapakah tekanan gas tersebut?

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

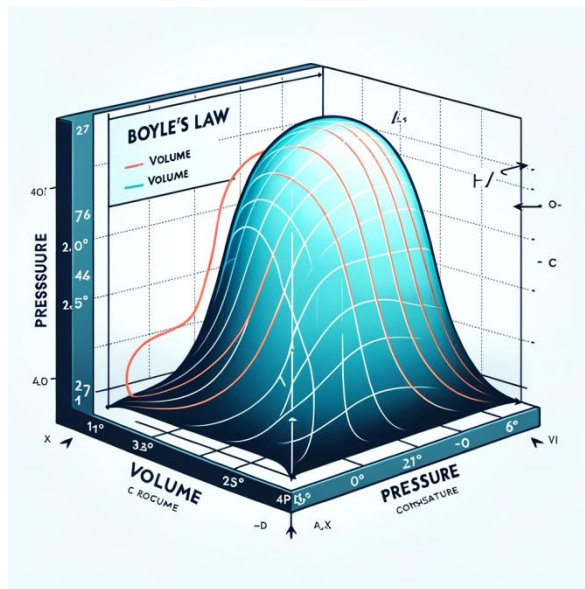
$$3 \text{ atm} \times 2 \text{ L} = p_2 \times 1 \text{ L}$$

$$p_2 = \frac{3 \text{ atm} \times 2 \text{ L}}{1 \text{ L}}$$

$$p_2 = 6 \text{ atm}$$

Jadi, tekanan gas tersebut menjadi 6 atm ketika volumenya dikurangi menjadi 1 liter.

Berikut adalah grafik yang menggambarkan Hukum Boyle. Grafik ini menunjukkan hubungan invers antara tekanan (p) dan volume (V) pada suhu konstan. Saat volume meningkat, tekanan menurun, dan sebaliknya.



Gambar 1.2. Grafik Hukum Boyle

1.3.2. Hukum Charles

Hukum Charles menyatakan bahwa volume suatu gas pada tekanan konstan berbanding lurus dengan suhu absolutnya (dalam Kelvin). Dengan kata lain, ketika suhu meningkat, volume gas juga meningkat, asalkan tekanan tetap konstan.

$$V = \text{konstan} \times T \text{ pada } n \text{ dan } p \text{ konstan}$$

Hukum Charles juga dapat dinyatakan dalam bentuk lain:

$$p = \text{konstan} \times T \text{ pada } n \text{ dan } V \text{ konstan}$$

Ini berarti bahwa pada volume tetap, tekanan gas berbanding lurus dengan suhu absolutnya.

1.3.3. Prinsip Avogadro

Prinsip Avogadro menyatakan bahwa volume suatu gas berbanding lurus dengan jumlah mol gas pada tekanan dan suhu konstan.

$$V = \text{konstan} \times n \text{ pada } p \text{ dan } T \text{ konstan}$$

Ini berarti bahwa pada tekanan dan suhu yang tetap, jika jumlah mol gas bertambah, volume gas juga akan bertambah.

1.3.4. Persamaan Gas Ideal

Dalam gas ideal, tidak ada interaksi antara partikel-partikel, sehingga partikel-partikel tersebut tidak saling memberikan gaya. Namun, partikel-partikel mengalami gaya saat mereka bertumbukan dengan dinding wadah. Mari kita asumsikan bahwa setiap tumbukan dengan dinding bersifat elastis. Mari kita asumsikan bahwa gas berada dalam kotak kubik dengan panjang tertentu dan dua dindingnya terletak

pada posisi tertentu. Jadi, partikel yang bergerak sepanjang arah tertentu pada akhirnya akan bertumbukan dengan salah satu dinding ini dan akan memberikan gaya pada dinding saat bertumbukan, yang akan kita sebut sebagai gaya

F

F. Karena setiap aksi memiliki reaksi yang sama dan berlawanan, dinding tersebut memberikan gaya pada partikel. Menurut hukum kedua Newton, gaya pada partikel dalam arah ini menimbulkan percepatan melalui

$$-F_x = ma_x = m \frac{\Delta v_x}{\Delta t} \dots\dots\dots (1.5)$$

Di sini, Δt mewakili interval waktu antara tumbukan dengan dinding yang sama dari kotak. Dalam tumbukan elastis, yang terjadi pada kecepatan adalah bahwa kecepatan tersebut berubah tanda. Dengan demikian, jika v_x adalah kecepatan dalam arah x sebelum tumbukan, maka $-v_x$ adalah kecepatan setelah tumbukan, dan $\Delta v_x = -v_x - v_x = -2v_x$, sehingga,

$$-F_x = -2m \frac{v_x}{\Delta t} \dots\dots\dots (1.6)$$

Setelah sistem mencapai keadaan tunak, profil percepatan menjadi linier. Hal ini menunjukkan bahwa kecepatan aliran zat cair menjadi konstan dan tidak berubah terhadap waktu. Pada kondisi tunak, momentum ditransfer secara efisien melalui

gerakan cairan atau gas, dan tidak ada perubahan signifikan dalam profil akselerasi. Oleh karena itu, profil percepatan menjadi linier, yang menunjukkan bahwa sistem telah mencapai kesetimbangan yang stabil.

BAB 2

Termodinamika Kimia

Termodinamika adalah cabang ilmu fisika yang mempelajari hubungan antara panas, kerja, suhu, dan energi dalam sistem fisik. Dalam konteks kimia fisika, termodinamika menyediakan kerangka kerja yang penting untuk memahami bagaimana reaksi kimia terjadi, berapa banyak energi yang dibutuhkan atau dilepaskan, dan apa batasan yang mungkin untuk reaksi tersebut.

2.1. Sistem dan Lingkungan

Definisi Sistem dan Lingkungan

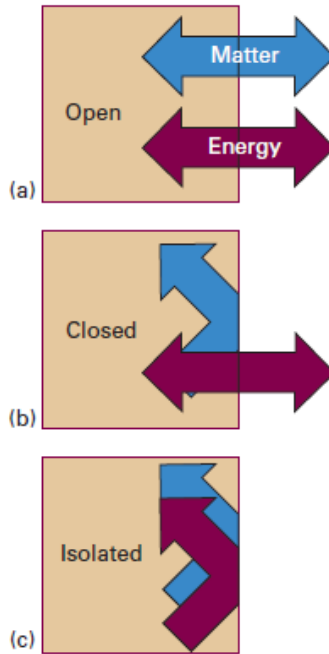
Sistem adalah bagian dari alam semesta yang menjadi fokus perhatian dalam analisis termodinamika. Segala sesuatu di luar sistem disebut sebagai lingkungan. Pemahaman tentang sistem dan lingkungan sangat penting karena membantu menentukan batasan-batasan di mana hukum-hukum termodinamika diterapkan.

2.1.1. Jenis-jenis Sistem

a. Sistem Terbuka:

Sistem terbuka merupakan Sistem di mana materi dan energi dapat dipertukarkan dengan lingkungan. Contoh: Bejana terbuka yang memungkinkan gas atau cairan mengalir masuk atau keluar sehingga baik materi maupun energi bisa berpindah

antara sistem dan lingkungan. Seperti pada proses kimia dalam reaktor terbuka, sistem biologis seperti tubuh manusia.



b. Sistem Tertutup:

Sistem tertutup merupakan sistem di mana hanya energi yang dapat dipertukarkan dengan lingkungan, sedangkan materi tidak. Contoh: Bejana tertutup yang memungkinkan perpindahan panas tetapi tidak memungkinkan perpindahan massa dimana materi tetap konstan dalam sistem, hanya energi (seperti panas atau kerja) yang bisa berpindah. Seperti pada mesin pendingin, reaktor dalam bejana tertutup.

c. Sistem Terisolasi:

Sistem terisolasi merupakan sistem di mana tidak ada pertukaran materi maupun energi dengan lingkungan. Contoh: Botol termos ideal yang tidak memungkinkan perpindahan energi atau materi. Sistem benar-benar terpisah dari lingkungan, tidak ada pertukaran energi atau materi. Seperti pada percobaan dalam botol Dewar.

d. Sistem Adiabatik:

Sistem Adiabatik merupakan sistem terisolasi yang memungkinkan kerja dilakukan tetapi tidak memungkinkan perpindahan kalor. Sebagai contoh: Labu Dewar yang menjaga suhu konstan tetapi memungkinkan kerja mekanis dilakukan. Dengan kondisi tidak ada pertukaran kalor, tetapi sistem bisa melakukan atau menerima kerja. Seperti pada Proses adiabatik dalam mesin piston.

2.1.2. Energi, Kalor, dan Kerja

Parameter yang menentukan keadaan suatu sistem meliputi suhu, tekanan, volume, massa, kerapatan, dan konsentrasi. Fungsi keadaan atau sifat keadaan adalah nilai dari setiap besaran atau variabel yang hanya bergantung pada keadaan sistem tersebut dan tidak bergantung pada cara bagaimana keadaan itu dicapai. Sifat keadaan dibagi menjadi dua jenis, yaitu sifat ekstensif dan sifat intensif. Sifat ekstensif adalah nilai sifat keadaan yang bergantung pada ukuran (luas) sistem. Contoh dari sifat ekstensif termasuk massa, volume, energi, dan entropi.

Sifat fisik dasar dalam termodinamika adalah kerja: kerja dilakukan untuk mencapai gerakan melawan gaya yang berlawanan. Contoh sederhana adalah proses mengangkat beban melawan tarikan gravitasi. Suatu proses melakukan kerja jika, secara prinsip, dapat dimanfaatkan untuk mengangkat beban di suatu tempat di sekitarnya. Contoh melakukan kerja adalah ekspansi gas yang mendorong piston keluar: gerakan piston secara prinsip dapat digunakan untuk mengangkat beban. Reaksi kimia yang menggerakkan arus listrik melalui suatu resistansi juga melakukan kerja, karena arus yang sama dapat dialirkan melalui motor dan digunakan untuk mengangkat beban.

Energi suatu sistem adalah kemampuannya untuk melakukan kerja. Jika kerja dilakukan pada sistem yang terisolasi (seperti memampatkan gas atau menggulung pegas), kemampuan sistem untuk melakukan kerja meningkat, yang berarti energi sistem bertambah. Sebaliknya, ketika sistem melakukan kerja (misalnya, piston bergerak keluar atau pegas terbuka), energi sistem berkurang dan kemampuan untuk melakukan kerja menjadi lebih sedikit daripada sebelumnya.

Kalor (q) adalah perubahan energi dalam sistem yang terjadi karena pemindahan energi melalui batas-batas sistem akibat perbedaan suhu antara sistem dan lingkungannya. Berdasarkan kesepakatan, q bernilai positif jika sistem menerima kalor, dan bernilai negatif jika sistem melepaskan kalor. Batas sistem atau dinding sistem yang tidak memungkinkan perpindahan kalor disebut adiabatik, seperti

labu Dewar yang merupakan contoh wadah adiabatik yang baik. Batas sistem yang memungkinkan perpindahan kalor disebut diatermik, dengan baja dan kaca sebagai contohnya.

Ada dua jenis proses berdasarkan perpindahan kalornya, yaitu proses eksoterm dan proses endoterm. Proses eksoterm adalah pelepasan kalor dari sistem ke lingkungan, seperti yang terjadi pada semua reaksi pembakaran. Proses endoterm adalah penyerapan kalor dari lingkungan ke sistem, seperti penguapan air. Dalam wadah adiabatik, proses eksoterm menyebabkan kenaikan suhu lingkungan, sementara proses endoterm menyebabkan penurunan suhu lingkungan. Nilai kalor (q) hanya dipengaruhi oleh jenis proses, sehingga kalor bukan merupakan fungsi keadaan. Perubahan kalor dapat dinotasikan sebagai Δw , dw , dan ∂w .

2.2. Hukum Pertama Termodinamika

Energi total suatu sistem dikenal sebagai energi dalam (U). Meskipun nilai absolut energi dalam suatu sistem tidak dapat diketahui, dalam termodinamika kita dapat menghitung perubahan energi dalam (ΔU). Dalam sistem tertutup, energi dalam tetap konstan, tetapi energi dapat berubah bentuk dari satu jenis ke jenis lainnya. Kita tidak dapat menciptakan atau menghancurkan energi. Hukum ini ditemukan oleh Mayer pada tahun 1842 dan dikenal sebagai Hukum Kekekalan Energi atau Hukum Pertama Termodinamika.

Hukum pertama termodinamika, menyatakan bahwa energi dalam sistem tertutup selalu konstan; energi tidak dapat

diciptakan atau dimusnahkan, hanya dapat berubah bentuk. Dalam kimia, ini sering digunakan untuk menghitung panas yang terlibat dalam reaksi kimia, apakah itu eksotermik (melepaskan energi) atau endotermik (memerlukan energi).

$$\Delta U = q + w \dots\dots\dots (2.1)$$

Untuk perubahan Energi dalam yang sangat kecil akan berlaku :

$$\partial U = \partial q + \partial w \dots\dots\dots (2.2)$$

Energi Dalam (U)

Energi internal atau energi dalam adalah fungsi keadaan dalam arti bahwa nilainya hanya bergantung pada keadaan saat ini dari sistem dan tidak bergantung pada bagaimana keadaan tersebut dipersiapkan. Dengan kata lain, energi internal adalah fungsi dari sifat-sifat yang menentukan keadaan saat ini dari sistem. Mengubah salah satu variabel keadaan, seperti tekanan, akan mengakibatkan perubahan dalam energi internal. Fakta bahwa energi internal adalah fungsi keadaan memiliki konsekuensi yang sangat penting.

Kita menyatakan ΔU sebagai perubahan energi internal ketika suatu sistem berubah dari keadaan awal *i* dengan energi internal U_i ke keadaan akhir *f* dengan energi internal U_f .

$$\Delta U = U_f - U_i \dots\dots\dots (2.3)$$

Interpretasi Molekuler Energi Internal

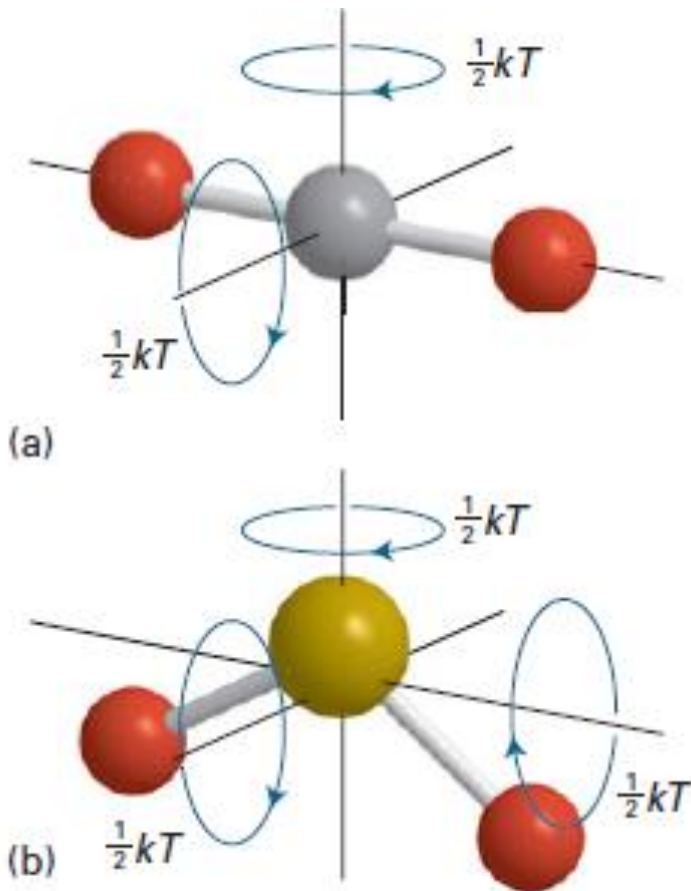
Sebuah molekul memiliki berbagai derajat kebebasan dalam gerakannya, seperti kemampuan untuk bergerak secara translasi (gerakan pusat massanya melalui ruang), berotasi di sekitar pusat massanya, atau bergetar (dengan perubahan

panjang dan sudut ikatannya tanpa mengubah pusat massanya). Banyak sifat fisik dan kimia bergantung pada energi yang terkait dengan setiap mode gerakan ini. Misalnya, sebuah ikatan kimia dapat terputus jika banyak energi terkonsentrasi di dalamnya, seperti melalui getaran yang kuat. Energi rata-rata dari setiap kontribusi kuadratik terhadap energi adalah $\frac{1}{2}kt$. Energi rata-rata dari atom-atom yang bebas bergerak dalam tiga dimensi adalah $\frac{3}{2}kt$ dan energi total dari gas sempurna monoatomik adalah $\frac{3}{2}NkT$, atau $\frac{3}{2}nRT$ (karena $N = nN_A$ dan $R = N_Ak$). Oleh karena itu, kita dapat menuliskannya sebagai:

$$U_m(T) = U_m(0) + \frac{3}{2}RT \quad (\text{gas monoatomik})$$

..... (2.4)

di mana $U_m(0)$ adalah energi internal molar pada $T = 0$, ketika semua gerakan translasi telah berhenti dan satu-satunya kontribusi pada energi internal berasal dari struktur internal atom. Persamaan ini menunjukkan bahwa energi internal gas sempurna meningkat secara linier dengan suhu. Pada 25°C , $\frac{3}{2}RT = 3.7 \text{ kJ.mol}^{-1}$, sehingga gerakan translasi menyumbang sekitar 4 kJ.mol^{-1} terhadap energi internal molar dari sampel gas yang terdiri dari atom atau molekul.

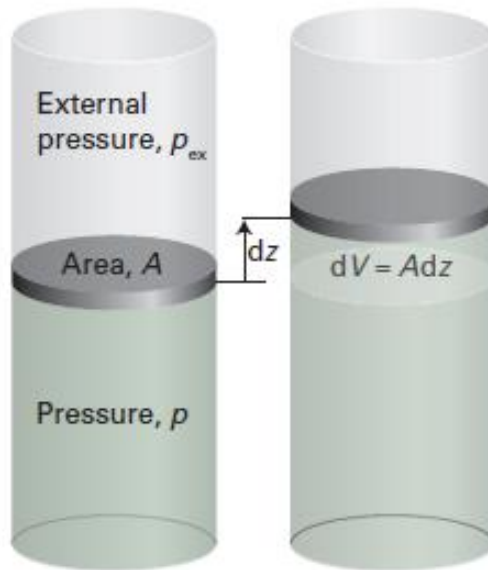


Gambar 2.1. Mode rotasi molekul dan energi rata-rata yang sesuai pada suhu T . (a) Sebuah molekul linear dapat berotasi sekitar dua sumbu yang tegak lurus terhadap garis atom-atomnya. (b) Sebuah molekul non-linear dapat berotasi sekitar tiga sumbu tegak lurus.

Kerja Ekspansi

Kalau volume suatu gas bertambah maka gas akan mendesak sekelilingnya dan gas tersebut akan melakukan kerja. Tetapi sebaliknya bila zat cair diletakkan dalam suatu silinder yang dilengkapi dengan tutup yang tidak memiliki berat dan tidak

memiliki gesekan. Silinder ini diletakkan dalam reservoir sumber panas pada titik didihnya. Tekanan uap zat cair pada temperatur ini tetap sama dengan 1 atm dan seluruh sistem ada dalam keadaan keseimbangan bila temperatur daripada reservoir bertambah maka tekanan uap zat cair akan bertambah pula dan tutupnya akan terdorong, oleh karena volume uap akan bertambah besar sehingga tekanan dalam silinder akan konstan. Ilustrasi kerja pemampatan dan pemuaiian gas dapat dilihat di Gambar 2.2



Gambar 2.2. Ketika sebuah piston dengan luas penampang A bergerak keluar sejauh dz , ia menyapu volume $dV = A \cdot dz$.

Tekanan eksternal P_{ex} setara dengan berat yang menekan piston, dan gaya yang menentang ekspansi adalah $F = p_{ex} \cdot A$.

Dengan kata lain,

- Perubahan volume : $dV = A \cdot dz$
- Gaya yang menentang ekspansi : $F = p_{ex} \cdot A$

Pekerjaan yang dilakukan system ketika piston bergerak adalah :

$$dW = F \cdot dz$$

dengan subs $F = p_{ex} \cdot A$

$$dW = F = p_{ex} \cdot A \cdot dz$$

Karena $dV = A \cdot dz$

$$dW = p_{ex} \cdot dV$$

Jadi, pekerjaan diferensial yang dilakukan oleh system selama perpindahan infinitesimal adalah

$$dW = - p_{ex} \cdot dV \quad \dots\dots\dots$$

(2.5)

Tanda negatif menunjukkan bahwa pekerjaan dilakukan oleh sistem saat volume bertambah (ekspansi).

Sistem gas bertekanan P dalam silinder yang dilengkapi dengan penutup tidak bermassa dan tidak memiliki gesekan seluas A, diletakkan dalam reservoir sumber panas pada temperatur T, penutup silinder akan bergerak dari posisi awal s_i menjadi jarak akhir s_f melawan tekanan luar p_{eks} . Volume gas pada saat penutup silinder pada posisi awal $V_i = A \cdot s_i$ dan pada posisi akhir $V_f = A \cdot s_f$. Kerja total yang dilakukan sistem gas dapat dihitung dengan rumus hasil integral dari persamaan:

$$(2.6) \quad \int dW = - \int_{V_i}^{V_f} P_{eks} dV \quad \dots\dots\dots$$
$$W = - P_{eks} (V_f - V_i)$$

Ekspansi Reversibel (Isotermal)

Dengan mempertimbangkan ekspansi isotermal reversibel dari gas ideal. Ekspansi ini dilakukan secara isotermal dengan menjaga sistem dalam kontak termal dengan lingkungannya (yang bisa berupa bak suhu konstan). Karena persamaan keadaan adalah $pV = nRT$, kita tahu bahwa pada setiap tahap $P = \frac{nRT}{V}$, dengan V adalah volume pada tahap tersebut selama ekspansi. Suhu T tetap konstan dalam ekspansi isotermal, sehingga (bersama dengan n dan R) dapat dikeluarkan dari integral.

Maka, pekerjaan dari ekspansi isotermal reversibel dari gas sempurna dari v_i ke v_f pada suhu T adalah :

$$W = - \int_{v_f}^{v_i} p \, dV \quad \dots\dots\dots$$

(2.7)

dengan substitusi $P = \frac{nRT}{V}$:

$$W = - \int_{v_f}^{v_i} \frac{nRT}{V} \, dV \quad \dots\dots\dots$$

(2.8)

Karena n, R , dan T adalah konstan selama ekspansi isotermal, kita dapat mengeluarkannya dari integral:

$$W = -nRT \int_{v_f}^{v_i} \frac{1}{V} \, dV$$

Dimana integral $\frac{1}{V}$ adalah $\ln V$, sehingga :

$$W = -nRT [\ln V]_{V_i}^{V_f} \text{ sehingga}$$

$$W = -nRT (\ln V_f - \ln V_i) \dots\dots\dots$$

(2.9)

Dengan menggunakan prinsip logaritma, $\ln V_f - \ln V_i = \ln \left(\frac{V_f}{V_i}\right)$, kita mendapatkan :

$$W = -nRT \ln \left(\frac{V_f}{V_i}\right)$$

Tanda negatif menunjukkan bahwa pekerjaan dilakukan oleh sistem selama ekspansi. Berdasarkan hukum gas Gay Lussac, pada gas sempurna berlaku:

$$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f \text{ atau } \frac{V_f}{V_i} = \frac{P_f}{P_i}$$

Kalor dan Entalpi

Proses yang berlangsung pada volume tetap ($\Delta V = 0$) menyebabkan tidak ada kerja mekanik yang dilakukan oleh sistem, sehingga $w=P\Delta V$. Secara umum, perubahan energi internal suatu sistem dapat dinyatakan sebagai:

$$dU = d_q + dw_{\text{exp}} + dw_e \dots\dots\dots (2.10)$$

di mana dw_e adalah pekerjaan tambahan selain dari pekerjaan ekspansi, dw_{exp} . Contoh dari dw_e bisa berupa pekerjaan listrik untuk menggerakkan arus melalui sebuah rangkaian. Jika sistem dijaga pada volume konstan, tidak ada pekerjaan ekspansi yang dilakukan, sehingga $dw_{\text{exp}} = 0$. Jika sistem juga tidak mampu melakukan jenis pekerjaan lain (misalnya, bukan merupakan sel elektrokimia yang terhubung ke motor listrik),

maka $dw_e = 0$ juga. Dalam kondisi ini, perubahan energi internal hanya bergantung pada pertukaran panas dengan lingkungan:

$$dU = dq \quad \dots\dots\dots (2.11)$$

Dengan demikian, jika sistem berada pada volume konstan dan tidak melakukan pekerjaan lain, perubahan energi internal ΔU sama dengan kalor yang ditambahkan atau dilepaskan oleh sistem:

$$dU = q \quad \dots\dots\dots (2.11.1)$$

Ini menunjukkan bahwa pada kondisi volume konstan dan tanpa pekerjaan lain, energi internal suatu sistem hanya berubah karena pertukaran panas dengan lingkungan.

Perubahan energi dalam suatu sistem setara dengan kalor yang menyertai proses yang berlangsung pada volume tetap. Untuk proses suatu sistem yang berlangsung pada tekanan tetap, volume sistem berubah dari keadaan awal (V_i) menjadi keadaan akhir (V_f), maka energi dalam sistem berubah dari U_i menjadi U_f . Persamaan perubahan energi dalam sistem pada tekanan tetap dapat dinyatakan sebagai:

$$\Delta U = q + w \quad \dots\dots\dots (2.12)$$

$$\Delta U = q_p - P \Delta V \quad \dots\dots\dots (2.12.1)$$

$$U_f - U_i = q_p - P (V_f - V_i)$$

$$U_f - U_i = q_p - P V_f + P V_i \quad (U_f + P V_f) - (U_i + P V_i) = q_p \dots\dots (2.12.3)$$

Perubahan energi internal tidak sama dengan energi yang ditransfer sebagai kalor ketika sistem bebas mengubah volumenya. Dalam kondisi ini, sebagian energi yang disuplai sebagai kalor ke sistem dikembalikan ke lingkungan sebagai kerja ekspansi, sehingga dU lebih kecil dari dq . Namun, kita akan menunjukkan bahwa dalam kasus ini, energi yang disuplai sebagai kalor pada tekanan konstan sama dengan perubahan dalam properti termodinamika lain dari sistem, yaitu entalpi.

Entalpi (H) didefinisikan sebagai:

$$H = U + pV \quad \dots\dots\dots (2.13)$$

Di mana p adalah tekanan sistem V adalah volumenya. Karena U , p , dan V semuanya adalah fungsi keadaan, entalpi juga merupakan fungsi keadaan. Seperti halnya fungsi keadaan lainnya, perubahan entalpi, ΔH antara pasangan keadaan awal dan akhir tidak bergantung pada jalur di antara keduanya. Meskipun definisi entalpi mungkin terlihat sewenang-wenang, definisi ini memiliki implikasi penting untuk termokimia. Sebagai contoh, dalam Justifikasi berikut, kita menunjukkan bahwa persamaan 2.13 menyiratkan bahwa perubahan entalpi sama dengan energi yang disuplai sebagai kalor pada tekanan konstan (dengan syarat sistem tidak melakukan kerja tambahan):

$$dH = dq \quad \dots\dots\dots (2.14)$$

Untuk perubahan dapat diukur

$$\Delta H = q_p \quad \dots\dots\dots (2.15)$$

Fungsi keadaan $U + PV$ disebut juga entalpi (H):

$$H = U + PV \quad \dots\dots\dots (2.16)$$

Jadi pada proses sistem yang berlangsung pada tekanan tetap dapat ditulis sebagai:

$$H_f - H_i = q_p$$

$$\Delta H = q_p \quad \dots\dots\dots (2.17)$$

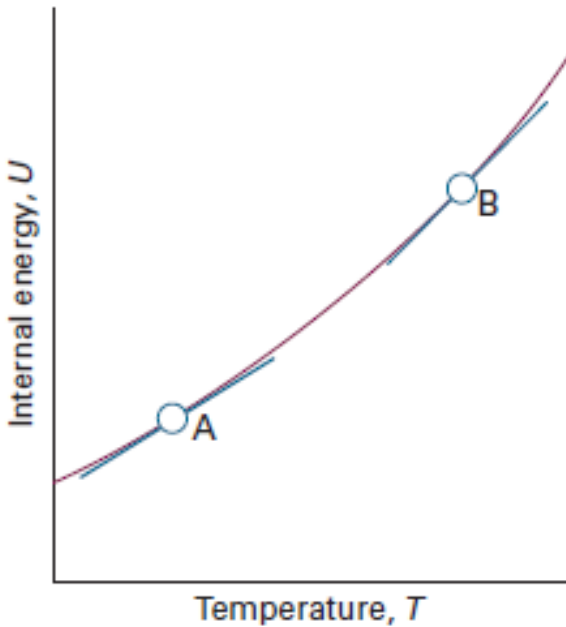
Berdasarkan hasil ini dapat disimpulkan bahwa perubahan entalpi suatu sistem adalah setara dengan kalor yang dipertukarkan antara sistem dan lingkungan dalam proses tekanan tetap.

Kapasitas Kalor

Energi internal suatu sistem bertambah ketika suhunya meningkat. Peningkatan ini bergantung pada kondisi pemanasan, dan dalam contoh ini, kita asumsikan sistem memiliki volume konstan. Misalnya, gas dalam wadah dengan volume tetap. Jika energi internal diplot terhadap suhu, kurva seperti yang terlihat pada Gambar 2.3 mungkin akan terbentuk. Kemiringan garis singgung pada kurva pada setiap suhu disebut kapasitas panas sistem pada suhu tersebut. Kapasitas panas pada volume konstan dilambangkan dengan C_v dan secara formal didefinisikan sebagai:

$$C_v = \left(\frac{\delta U}{\delta T} \right)_v$$

Di mana C_v adalah kapasitas panas pada volume konstan, U adalah energi internal, dan T adalah suhu. Ini menunjukkan seberapa besar energi internal sistem berubah dengan perubahan suhu saat volume tetap konstan.



Gambar 2.3. Energi internal suatu sistem meningkat seiring dengan naiknya suhu; grafik ini menunjukkan variasinya saat sistem dipanaskan pada volume konstan. Kemiringan garis singgung pada kurva di setiap suhu adalah kapasitas panas pada volume konstan pada suhu tersebut. Perlu dicatat bahwa, untuk sistem yang ditunjukkan, kapasitas panas lebih besar pada titik B dibandingkan dengan titik A.

Kapasitas panas yang diukur pada tekanan tetap dapat dirumuskan:

$$C_P = \frac{\partial q_P}{\partial T}$$

$$C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P \dots\dots\dots (2.18)$$

Kapasitas panas pada tekanan tetap (C_p) dan kapasitas panas pada volume tetap (C_v) dipergunakan untuk menyatakan panas setiap mol. Nilai C_p selalu lebih besar daripada nilai C_v , hal ini disebabkan kapasitas panas pada tekanan tetap bagian panas yang diisap oleh sistem tersebut digunakan untuk melakukan kerja, sedangkan kapasitas panas pada volume tetap semua panas yang diisap dipergunakan untuk kenaikan temperatur. Pada gas sempurna perbedaan kapasitas panas pada tekanan tetap (C_p) dengan kapasitas panas pada volume tetap (C_v) dapat dinyatakan:

$$C_p - C_v = nR \quad \dots\dots\dots (2.19)$$

Hal ini dapat dibuktikan dengan :

$$\left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_p - \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_v = nR$$

Karena $H = U + PV$, jika persamaan diturunkan terhadap T pada tekanan tetap, maka :

$$\begin{aligned} \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_p &= \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_p + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_p \\ \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_p + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_p - \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_v &= nR \end{aligned}$$

Jika energi dalam merupakan fungsi temperatur dan volume atau $U = f(T;V)$, maka perubahan energi dalam daripada sistem tersebut secara matematika dapat dinyatakan:

$$\partial U = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_v \partial T + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T \partial V \quad \dots\dots\dots (2.20)$$

Jika perubahan energi dalam diturunkan terhadap temperatur pada tekanan tetap, maka:

$$\begin{aligned} \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P &= \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V \left(\frac{\partial T}{\partial T}\right)_P + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \\ \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P &= \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \\ \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P - \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V &= nR \\ \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P &= nR \end{aligned}$$

Nilai $\left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T$ pada gas sempurna adalah = 0, maka dari itu :

$$P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = nR$$

Persamaan gas sempurna $PV = n R T$, maka:

$$V = \frac{nRT}{P}$$

Jika pers. Volume diturunkan terhadap temperature pada tekanan tetap, maka :

$$\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \frac{n R}{P}$$

Maka:

$$\begin{aligned} P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P &= nR \\ P \frac{nR}{P} &= nR \\ nR &= nR \end{aligned}$$

Untuk padatan dan cairan, pernyataan yang lebih berguna dapat dituliskan

$$C_p - C_v = \frac{\alpha^2 VT}{\beta}$$

Di mana α merupakan koefisien ekspansi termal dan β koefisien kompresi atau factor kompresibilitas. Hal ini didefinisikan sebagai

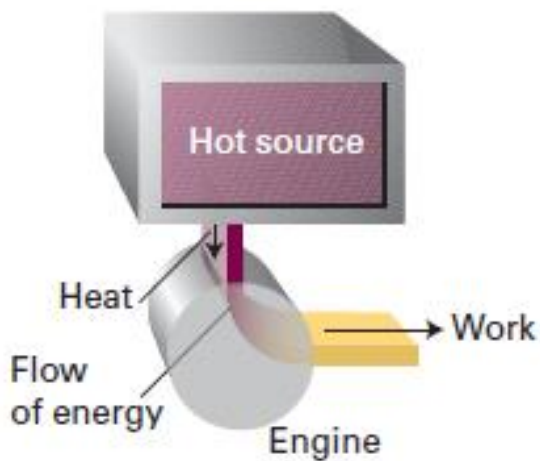
$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$$
$$\alpha = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T$$

2.3. Hukum Kedua Termodinamika

Gas mengembang untuk memenuhi volume yang tersedia, benda panas mendingin hingga mencapai suhu sekitarnya, dan reaksi kimia cenderung berlangsung dalam satu arah daripada arah yang lain. Ada faktor tertentu yang menentukan arah perubahan spontan, yaitu perubahan yang terjadi tanpa memerlukan usaha tambahan. Gas dapat dipaksa masuk ke dalam volume yang lebih kecil, benda dapat didinginkan dengan kulkas, dan beberapa reaksi dapat dibalik (seperti elektrolisis air). Namun, proses-proses tersebut tidak terjadi secara spontan; masing-masing memerlukan usaha untuk terjadi. Penting untuk dicatat bahwa dalam konteks ini, 'spontan' mengacu pada kecenderungan alami yang mungkin atau mungkin tidak terwujud dalam praktik. Termodinamika tidak memberikan informasi mengenai kecepatannya

perubahan spontan, dan beberapa proses spontan (seperti perubahan dari berlian menjadi grafit) mungkin sangat lambat sehingga kecenderungannya tidak pernah terwujud dalam praktik, sementara yang lain (seperti ekspansi gas ke dalam ruang hampa) terjadi hampir seketika.

Pembedaan antara dua jenis proses, yaitu spontan dan tidak spontan, dirangkum dalam Hukum Kedua Termodinamika. Hukum ini dapat dinyatakan dalam berbagai cara yang setara. Salah satu pernyataan tersebut diformulasikan oleh Kelvin: *“Tidak ada proses yang memungkinkan di mana hasil akhirnya hanya berupa penyerapan panas dari suatu reservoir dan konversi seluruhnya menjadi kerja”*



Gambar 2.4. Pernyataan Kelvin tentang Hukum Kedua Termodinamika menolak kemungkinan terjadinya proses di mana panas sepenuhnya diubah menjadi kerja tanpa ada perubahan lain. Proses ini tidak bertentangan dengan Hukum Pertama karena energi tetap terjaga.

Hukum kedua termodinamika menyatakan bahwa dalam setiap proses energi, entropi total dari sistem dan lingkungannya akan meningkat. Dalam kata lain, energi cenderung menyebar atau menyebarkan dirinya kecuali dikendalikan oleh eksternal. Hukum ini sangat penting dalam menentukan arah suatu reaksi kimia dan efisiensi energi dari mesin atau proses.

Entropi

Hukum Pertama Termodinamika memperkenalkan konsep energi dalam, U . Energi dalam adalah fungsi keadaan yang memungkinkan kita menilai apakah suatu perubahan dapat terjadi: hanya perubahan yang menjaga energi dalam suatu sistem terisolasi tetap konstan yang dapat terjadi. Hukum yang digunakan untuk mengidentifikasi tanda perubahan spontan, Hukum Kedua Termodinamika, juga dapat diekspresikan dalam bentuk fungsi keadaan lain, yaitu entropi, S . Kita akan melihat bahwa entropi (yang akan segera kita definisikan, tetapi merupakan ukuran penyebaran energi dalam suatu proses) memungkinkan kita menilai apakah suatu keadaan dapat dicapai dari keadaan lain melalui perubahan spontan. Hukum Pertama menggunakan energi dalam untuk mengidentifikasi perubahan yang diizinkan; Hukum Kedua menggunakan entropi untuk mengidentifikasi perubahan spontan di antara perubahan yang diizinkan tersebut.

Hukum Kedua Termodinamika dapat dinyatakan dalam istilah entropi:

“Entropi dari suatu sistem terisolasi meningkat selama terjadinya perubahan spontan $\Delta S_{tot} > 0$ ”

Di mana S_{tot} adalah entropi total sistem dan lingkungannya. Proses termodinamika yang tidak dapat dibalik (seperti pendinginan hingga mencapai suhu lingkungan dan ekspansi bebas gas) adalah proses spontan, dan karenanya harus disertai dengan peningkatan entropi total.

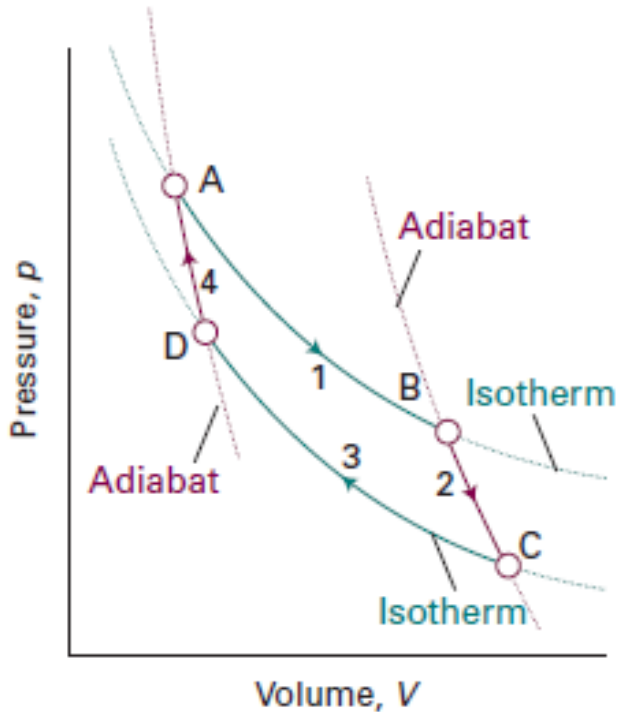
Pintu masuk ke dalam interpretasi molekuler dari Hukum Kedua Termodinamika adalah wawasan Boltzmann, bahwa atom atau molekul hanya dapat memiliki nilai energi tertentu, yang disebut 'tingkat energi'. Agitasi termal kontinu yang dialami molekul dalam sampel pada $T > 0$ memastikan bahwa molekul-molekul tersebut tersebar di seluruh tingkat energi yang tersedia. Boltzmann juga menghubungkan distribusi molekul di atas tingkat energi dengan entropi. Dia mengusulkan bahwa entropi suatu sistem diberikan oleh:

$$S = k \ln W \dots\dots\dots (2.21)$$

di mana S adalah entropi, k adalah konstanta Boltzmann ($1.381 \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$), dan W adalah jumlah kemungkinan mikrostata sistem.

Siklus Carnot

Siklus Carnot, yang dinamai sesuai dengan insinyur Prancis Sadi Carnot, terdiri dari empat tahap reversibel. Berikut adalah penjelasan singkat tentang masing-masing tahap tersebut:



Gambar 2.5. Struktur dasar dari siklus Carnot. Pada Langkah 1, terdapat ekspansi isothermal reversibel pada suhu T_h . Langkah 2 adalah ekspansi adiabatik reversibel di mana suhu turun dari T_h ke T_c . Pada Langkah 3, terdapat kompresi isothermal reversibel pada T_c , dan langkah isothermal tersebut diikuti oleh kompresi adiabatik reversibel, yang mengembalikan sistem ke keadaan awalnya.

Tahapan Siklus Carnot :

1. Ekspansi isothermal reversibel dari A ke B pada T_h ; perubahan entropi adalah $\frac{q_h}{T_h}$, di mana q_h adalah energi yang disuplai ke sistem sebagai panas dari sumber panas.

2. Ekspansi adiabatik reversibel dari B ke C. Tidak ada energi yang meninggalkan sistem sebagai panas, sehingga perubahan entropi adalah nol. Selama ekspansi ini, suhu turun dari T_h ke T_c , suhu dari penampung dingin.
3. Kompresi isothermal reversibel dari C ke D pada T_c . Energi dilepaskan sebagai panas ke penampung dingin; perubahan entropi sistem adalah $\frac{q_c}{T_c}$; dalam ungkapan ini, q_c adalah negatif.
4. Kompresi adiabatik reversibel dari D ke A. Tidak ada energi yang masuk ke sistem sebagai panas, sehingga perubahan entropi adalah nol. Suhu naik dari T_c ke T_h .

Perubahan total dalam entropi sepanjang siklus adalah jumlah dari perubahan dalam masing-masing dari empat langkah ini:

$$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_1 + \Delta S_2 + \Delta S_3 + \Delta S_4$$

Dimana:

- $\Delta S_1 = \frac{q_h}{T_h}$ untuk ekspansi isothermal reversibel dari A ke B.
- $\Delta S_2 = 0$ untuk ekspansi adiabatik reversibel dari B ke C.
- $\Delta S_3 = \frac{q_c}{T_c}$ untuk kompresi isothermal reversibel dari C ke D (dengan q_c negatif).
- $\Delta S_4 = 0$ untuk kompresi adiabatik reversibel dari D ke A.

Karena dua dari perubahan entropi ΔS_2 dan ΔS_4 adalah nol, perubahan total entropi di sekitar siklus Carnot hanya tergantung pada perubahan entropi selama langkah isothermal:

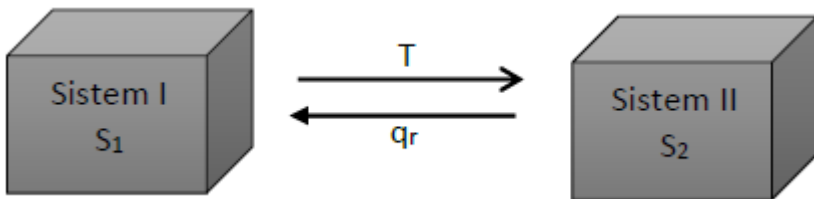
$$\Delta S_{\text{total}} = \frac{q_h}{T_h} + \frac{q_c}{T_c}$$

Untuk siklus Carnot yang ideal, yang bekerja secara reversibel, perubahan total dalam entropi harus sama dengan nol:

$$\frac{q_h}{T_h} + \frac{q_c}{T_c} = 0$$

Ini menunjukkan bahwa jumlah panas yang diserap dan dilepaskan dalam siklus Carnot terkait dengan suhu reservoir panas dan dingin dengan cara yang menjaga entropi total tetap konstan.

Entropi Sistem



Gambar 2.6 Perubahan pada suhu tetap (isothermal) dan dapat balik (reversible) suatu sistem

Perubahan entropi (∂S) suatu sistem yang mengalami perubahan pada suhu tetap (isothermal) dan dapat balik (reversible) dapat dinyatakan:

$$\Delta S = \frac{q_{\text{rev}}}{T}$$

$$S_2 - S_1 = \frac{q_{\text{rev}}}{T}$$

Entropi Lingkungan

jika reaksi kimia berlangsung dalam sistem yang memiliki perubahan entalpi ΔH , kalor yang memasuki lingkungan pada tekanan tetap adalah $q_{rev} = -\Delta H$, sehingga perubahan entropi lingkungannya adalah :

$$\Delta S = \frac{q_{rev}}{T} = -\frac{\Delta H}{T}$$

Perubahan Entropi Terisolir, Isothermal Reversibel

Perubahan entropi total untuk proses dialam semesta yang dilakukan pada keadaan terisolasi, suhu tetap (isothermal) dan dapat balik (reversible) adalah bernilai nol. Demikian juga perubahan entropi total dialam semesta untuk proses siklus bernilai nol.

$$\begin{aligned} 0 &= \frac{q_{rev}}{T} + \left(-\frac{\Delta H}{T}\right) \\ 0 &= \Delta S_{sis} + \left(-\frac{\Delta H}{T}\right) \\ \Delta S_{sis} &= \left(\frac{\Delta H}{T}\right) \\ \partial S_{sis} &= \left(\frac{\partial H}{T}\right) \end{aligned}$$

Menentukan perubahan entropi sistem yang berubah dari keadaan awal ke keadaan akhir pada temperatur tetap (isothermal)

$$\begin{aligned} \partial S_{sis} &= \frac{\partial q_{rev}}{T} \\ \int_i^f \partial S_{sis} &= \int_i^f \frac{\partial q_{rev}}{T} \\ \Delta S_{sis} &= \int_i^f \frac{\partial q_{rev}}{T} = \frac{1}{T} \int_i^f \partial q_{rev} = \frac{q_{rev}}{T} \end{aligned}$$

Proses pada temperatur tetap (isothermal) $\partial U=0$. Hukum termodinamika pertama $\partial U=\partial q+\partial w$, karena $\partial U=0$, maka:

$$\partial q_{\text{rev}} = -\partial w$$

$$\partial q_{\text{rev}} = -(-P\partial V)$$

$$\partial q_{\text{rev}} = (P\partial V)$$

$$\int_i^f \partial q_{\text{rev}} = \int_i^f P\partial V$$

$$q_{\text{rev}} = \int_i^f \frac{nRT}{V} \partial V = nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$

$$\Delta S_{\text{sis}} = \frac{q_{\text{rev}}}{T} = \frac{nRT \ln \frac{V_f}{V_i}}{T} = nR \ln \frac{V_f}{V_i}$$

$$\Delta S_{\text{sis}} = nR \ln \frac{V_f}{V_i}$$

Perubahan Entropi Terisolir, Isothermal Irreversibel

Perubahan entropi sistem terisolasi (ΔS_{sis}), untuk proses pada suhu tetap (isothermal) dan tidak dapat balik (irreversible) adalah sama dengan proses pada suhu tetap (isothermal) dan dapat balik (reversible).

$$\Delta S_{\text{sis}} = \frac{q_{\text{rev}}}{T}$$

Perubahan entropi lingkungan (ΔS_{ling}), untuk pada suhu tetap (isothermal) dan tidak dapat balik (irreversible) adalah:

$$\Delta S_{\text{ling}} = \frac{q}{T}$$

dimana q adalah panas yang diserap sistem. Karena harga $q < q_{\text{rev}}$, maka harga perubahan entropi total akan bernilai lebih dari nol.

$$\frac{q_{\text{rev}}}{T} > \frac{q}{T}$$

$$\Delta S_{as} = \Delta S_{sis} + \Delta S_{ling} > 0$$

$$\partial S_{sis} + \partial S_{ling} > 0$$

$$\partial S_{sis} > -\partial S_{ling}$$

$$\partial S_{sis} > -\frac{\partial q}{T}$$

Perubahan entropi suatu proses siklus A – B – A, adalah sama dengan nol

$$\oint_A^A \partial S = \int_A^B \partial S + \int_B^A \partial S = 0$$

$$\Delta S = S_B - S_A + S_A - S_B = 0$$

Karena $\partial S = \frac{\partial q}{T}$, maka;

$$\oint \partial S = \int_A^B \frac{\partial q_{rev}}{T} + \int_B^A \frac{\partial q_{rev}}{T} = 0$$

Nilai $\int_A^B \frac{\partial q_{rev}}{T}$ tidak bergantung pada jalan yang ditentukan tetapi tergantung pada keadaan awal A dan akhir B.

2.4. Hukum Ketiga Termodinamika

Hukum ketiga termodinamika, atau hukum nol absolut, menyatakan bahwa entropi suatu sistem sempurna berada pada nol mutlak suhu (0 Kelvin). Hukum ini memberikan dasar untuk perhitungan yang melibatkan perubahan entropi mendekati suhu nol dan sangat relevan dalam teknologi suhu rendah serta dalam studi kinetika kimia pada suhu rendah.

Contoh Aplikasi:

- Kriogenik dan penyimpanan energi pada suhu ultra-rendah.

- Studi tentang perilaku molekul dan reaksi pada suhu yang sangat rendah.

Kesimpulan

Termodinamika memberikan kerangka yang kuat untuk memahami banyak aspek penting dari reaksi kimia dan proses industri. Menggunakan hukum-hukum termodinamika, ilmuwan dan insinyur dapat merancang proses yang lebih efisien dan memahami batasan fundamental dari reaksi kimia.

BAB 3

Kinetika Kimia

Kinetika kimia adalah studi tentang laju di mana reaksi kimia berlangsung dan faktor-faktor yang mempengaruhinya. Pemahaman ini sangat penting untuk mengontrol proses kimia dalam industri, pengembangan farmasi, dan teknologi lingkungan. Kinetika tidak hanya menjelaskan seberapa cepat reaksi berlangsung tetapi juga memberikan wawasan tentang mekanisme langkah demi langkah yang terlibat dalam reaksi tersebut.

Kinetika kimia merupakan cabang dari kimia fisika yang mempelajari sistem kimia yang tergantung pada waktu, seperti sistem yang memiliki komposisi kimia yang berubah selama perubahan waktu tertentu. Kinetika kimia membicarakan dinamika reaksi yang meliputi laju reaksi, orde reaksi yang diperoleh dari hasil percobaan, hukum atau persamaan laju, konstanta laju dan mekanisme reaksi. Berdasarkan hukum laju dapat ditentukan jenis reaksi (reaksi sederhana atau reaksi kompleks), jika reaksi merupakan reaksi kompleks berarti reaksi tersebut mempunyai mekanisme. Mekanisme reaksi yang terjadi dapat diramal dari hukum laju. Konsentrasi reaktan merupakan hal yang selalu dikaji yaitu dengan penentuan konsentrasi tiap-tiap spesies sebagai penentu laju reaksi.

Dalam bab ini akan dibicarakan laju reaksi, orde reaksi, dan hal lain yang berhubungan dengan hal di atas, termasuk diantaranya orde satu, dua, tiga dan orde semu. Bagaimana hubungan matematis antara konstanta laju reaksi dan konsentrasi akan dijelaskan secara rinci dengan memberikan beberapa aplikasi terhadap beberapa hasil eksperimen. Beberapa cara dalam menentukan orde reaksi seperti melalui metode integral, diferensial dan metode waktu paruh akan dibahas yang disertai dengan aplikasi terhadap pengolahan data hasil eksperimen. Penentuan laju reaksi juga memerlukan penggunaan beberapa sifat fisik yang mudah diamati seperti sifat optis, konduktivitas, potensial listrik, penurunan tekanan dan lain-lain. Selain itu akan dibahas beberapa faktor yang mempengaruhi laju reaksi.

3.1. Teori Kinetika Gas

Hukum gas dikembangkan secara empiris dari pengamatan eksperimental. Teori kinetik gas berupaya mencapai hasil yang sama ini dari model sifat molekul gas. Gas digambarkan sebagai kumpulan partikel bergerak, dengan sifat fisik makroskopis gas yang muncul dari premis ini. Tekanan dianggap sebagai akibat dari tumbukan molekul dengan dinding wadah, dan suhu berhubungan dengan energi translasi rata-rata molekul. Tiga asumsi dasar mendukung teori ini, dan dianggap benar untuk sistem nyata pada tekanan rendah: (1) Ukuran molekul yang membentuk gas diabaikan dibandingkan dengan jarak antara mereka; (2) Tidak ada gaya tarik-menarik

antara molekul; (3) Molekul-molekul gas mengalami tumbukan elastis sempurna satu sama lain dan dengan dinding wadah.

Molekul-molekul bergerak dalam garis lurus, kecuali saat terjadi tumbukan. Tumbukan antar molekul bersifat elastis sempurna; artinya, energi kinetik molekul tetap konstan dalam setiap tumbukan, meskipun energi tersebut dapat ditransfer antar molekul. Hubungan antara mereka dapat disimpulkan dari teori kinetik dan disebut

$$k = R / N_A$$

$$PV = nRT = NkT$$

Dimana:

- n = banyaknya mol
- R = Universal gas konstan $8,3145 \text{ J / mol K}$
- N = jumlah molekul
- k = konstanta Boltzmann = $1,38066 \times 10^{-23} \text{ J/K}$
 $= 8,617385 \times 10^{-5} \text{ eV/K}$
- N_A = Bilangan Avogadro = $6.0221 \times 10^{23} / \text{mol}$

Hukum gas ideal dapat dipahami sebagai hasil dari tekanan kinetik molekul gas yang bertumbukan dengan dinding wadah sesuai dengan hukum Newton. Dalam menentukan energi kinetik rata-rata molekul-molekul, faktor statistik diperhitungkan. Suhu yang digunakan harus proporsional dengan energi kinetik rata-rata ini, yang disebut sebagai temperatur kinetik. Pada kondisi standar (0°C dan 1 atm), 1 mol gas ideal menempati volume $22,4 \text{ liter}$. Gas ideal harus mengikuti hukum Boyle dan hukum Charles. Namun, gas yang

kita temui dalam kenyataan, yaitu gas nyata, tidak sepenuhnya mengikuti hukum gas ideal. Pada suhu tetap, semakin rendah tekanan gas, semakin kecil deviasinya dari perilaku ideal. Hal ini disebabkan oleh semakin kecilnya jarak antar molekul gas.

Model kinetik didasarkan pada tiga asumsi:

- a. Gas terdiri dari molekul-molekul dengan massa m yang bergerak secara acak tanpa henti.
- b. Ukuran molekul dapat diabaikan, dalam arti bahwa diameter mereka jauh lebih kecil daripada jarak rata-rata yang ditempuh antara tumbukan.
- c. Molekul-molekul hanya berinteraksi melalui tumbukan yang singkat, jarang terjadi, dan elastis.

3.1.1. Kecepatan Molekul dalam Gas

Distribusi kecepatan molekul dalam gas mengikuti distribusi Maxwell-Boltzmann. Secara matematis, distribusi ini diberikan oleh:

$$f(v) = 4\pi \left(\frac{m}{2\pi kT} \right)^{3/2} v^2 e^{-\frac{mv^2}{2kT}}$$

di mana:

- $f(v)$ adalah fungsi distribusi kecepatan,
- v adalah kecepatan molekul,
- m adalah massa molekul,
- k adalah konstanta Boltzmann,
- T adalah suhu mutlak.

Kecepatan yang paling mungkin dari molekul gas hanya maksimal dalam kurva distribusi Maxwell, dan dapat diperoleh dengan diferensiasi ekspresi sebelumnya untuk memberikan:

$$s = \left(\frac{2RT}{M} \right)^{\frac{1}{2}}$$

Sebuah jumlah yang lebih berguna dalam analisis sifat gas adalah root mean square (rms) kecepatan, c . Ini adalah akar kuadrat dari mean aritmetik dari kuadrat kecepatan molekul diberikan oleh:

$$c = \sqrt{\frac{s_1^2 + s_2^2 + \dots + s_N^2}{N}} = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^N s_i^2}{N}}$$

3.1.2. Tekanan Molekul Gas

Dalam teori kinetik gas, tekanan yang diberikan oleh gas dikaitkan dengan tumbukan molekul-molekul gas dengan dinding wadah tempat mereka berada. Ketika sebuah molekul bertumbukan dengan dinding wadah, arah perjalanannya berubah, menghasilkan perubahan momentum (produk dari massa dan kecepatan partikel). Gaya yang diberikan pada dinding sama dengan laju perubahan momentum, sehingga semakin cepat, berat, dan padat molekul gas, semakin besar gaya yang dihasilkan. Persamaan yang dihasilkan dari perlakuan matematis model ini dapat ditulis sebagai:

$$c = \left(\frac{3RT}{M} \right)^{\frac{1}{2}}$$

Di mana n adalah jumlah mol gas dalam volume V (yaitu kerapatan). Persamaan ini dapat disusun kembali ke bentuk yang mirip dengan hukum gas ideal:

$$PV = n \frac{mc^2}{3}$$

Menggantikan c , hasil $PV = nm (3RT / m) / 3 = nRT$, yaitu hukum gas ideal. Atau, kita dapat mengenali bahwa nilai $\frac{1}{2} Mc^2$ mewakili rms energi kinetik gas, $E_{kinetik}$, dan menulis ulang persamaan untuk memperoleh persamaan kinetik untuk gas:

$$pV = \frac{2nE_{kinetik}}{3}$$

3.1.3. Pergerakan Molekul

Partikel gas tidak hanya bertumbukan dengan dinding wadah, tetapi juga dengan partikel gas lainnya. Jarak rata-rata yang ditempuh oleh molekul gas antara tumbukan-tumbukan acak ini disebut sebagai mean free path, λ . Jika dua molekul dianggap sebagai bola keras dengan jari-jari r_A dan r_B , maka mereka akan bertumbukan jika mereka berada dalam jarak d satu sama lain, di mana $d = r_A + r_B$. Daerah yang dibatasi oleh radius ini, yang diberikan oleh πd^2 , adalah penampang tumbukan, σ , dari molekul. Meskipun molekul yang tidak mengalami tumbukan penampang mungkin menyimpang dari gambaran ideal ini, σ masih merupakan luas penampang efektif di mana tumbukan dapat terjadi ketika molekul bergerak melalui gas. Pergerakan bebas molekul gas menurun dengan

meningkatnya nilai σ dan dengan meningkatnya tekanan, dan diberikan oleh:

$$\lambda = \frac{1}{\sqrt{2} n \sigma} \qquad \lambda = \frac{RT}{\sqrt{2} N_A \sigma p} = \frac{k_B T}{\sqrt{2} \sigma p}$$

dimana konstan Avogadro, N_A , mengkonversi antara molar dan unit molekul ($R = N_A k_B$, di mana k_B adalah Constant Boltzmann).

3.1.4. Frekuensi Tumbukan

Frekuensi tumbukan, z , dari molekul dalam gas adalah jumlah rata-rata tumbukan yang dialami oleh molekul setiap detik. Frekuensi tumbukan berbanding terbalik dengan waktu antara tumbukan, sehingga z berbanding terbalik dengan mean free path (λ) dan berbanding lurus dengan kecepatan molekul (c). Dengan demikian, persamaannya adalah:

$$z = \frac{c}{\lambda} \qquad z = \frac{\sqrt{2} N_A \sigma p c}{RT}$$

di mana:

z adalah frekuensi tumbukan,

c adalah kecepatan rata-rata molekul,

λ adalah mean free path.

Persamaan ini menunjukkan bahwa frekuensi tumbukan meningkat ketika kecepatan molekul meningkat atau ketika mean free path menurun.

3.2. Laju Reaksi

Dalam sistem tertutup yang konstan, laju reaksi didefinisikan secara sederhana sebagai perubahan konsentrasi dari reaktan atau produk dalam setiap satuan waktu. Namun laju reaksi juga dapat diketahui melalui perubahan tekanan, perubahan warna, perubahan volume, perubahan muatan, perubahan sudut putar ataupun perubahan indeks bias yang dilakukan melalui analisa fisik. Bila mengamati perubahan konsentrasi reaktan atau produk setiap perubahan waktu:

$$r = -\frac{\Delta R}{\Delta t} = +\frac{\Delta P}{\Delta t} \quad r = -\frac{d(R)}{dt} = +\frac{d(P)}{dt}$$

..... (3.1)

Jika reaksi berbentuk:



ungkapan laju reaksinya adalah:

$$r = -\frac{1}{a} \frac{\Delta(A)}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta(B)}{\Delta t} = +\frac{1}{c} \frac{\Delta(C)}{\Delta t} = +\frac{1}{d} \frac{\Delta(D)}{\Delta t}$$

..... (3.2)

jika perubahan konsentrasi sangat kecil maka ditulis:

$$r = -\frac{1}{a} \frac{d(A)}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d(B)}{dt} = +\frac{1}{c} \frac{d(C)}{dt} = +\frac{1}{d} \frac{d(D)}{dt}$$

Untuk reaksi: $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ Bagaimana ungkapan laju reaksinya?

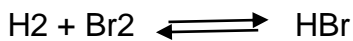
Secara umum laju reaksi dituliskan sebagai fungsi konsentrasi dari semua komponen reaksi yang dirumuskan sebagai berikut:

$$r = f (C_1, C_2, C_3, \dots C_j) \dots\dots\dots$$

(3.3)

Rumusan ini disebut hukum kecepatan untuk suatu reaksi atau hukum laju reaksi. Hukum ini ditentukan dengan percobaan dan tidak boleh hanya diramalkan dari persamaan stoikiometri reaksi. Salah satu tujuan dalam percobaan kinetik adalah membuktikan bentuk mekanisme yang sesuai dengan pendekatan hukum laju reaksi. Langkah penting dalam kinetika adalah penentuan komponen yang aktif dari sistem reaksi yang diukur melalui perubahan konsentrasi setiap perubahan waktu. Hubungan fungsi antara penurunan konsentrasi reaktan atau kenaikan konsentrasi produk dalam satuan waktu didefinisikan sebagai laju reaksi.

Untuk reaksi sederhana, umumnya hukum laju reaksi dapat diramalkan hanya dengan mengetahui persamaan stoikiometri reaksi. Tetapi tidak semua reaksi dapat dibuat seperti itu, terutama untuk reaksi rumit (kompleks). Sebagai contoh adalah reaksi bromine dengan hidrogen.



Hukum laju reaksinya dinyatakan sebagai :

$$r = \frac{d(HBr)}{d(t)} = \frac{k(H_2)(Br_2)^{1/2}}{1+k' \frac{(HBr)}{(Br_2)^{1/2}}}$$

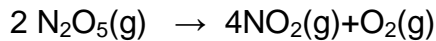
Penjabaran akan dijelaskan pada mekanisme reaksi rantai. Jadi fungsi konsentrasi dalam hukum laju reaksi adalah fakta eksperimen.

3.2.1. Mengukur Laju Reaksi

1. Untuk reaksi yang berupa gas dapat diukur dengan mengamati perubahan tekanan terhadap variasi waktu.

Contoh:

- Dekomposisi di nitrogen penta oksida



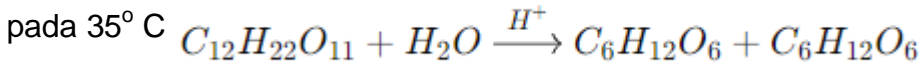
- tidak berwarna → coklat dan ungkapan lajunya?

Dari 1 mol N_2O_5 yang terurai akan menghasilkan 2 mol NO_2 dan $\frac{1}{2}$ mol O_2 , berarti tekanan totalnya akan bertambah dengan berjalannya waktu. Karena itu, perubahan tekanan dapat diamati setiap perubahan waktu dengan alat Barometer.

2. Untuk reaksi dalam bentuk larutan, dapat diamati melalui beberapa cara sebagai berikut ini.
 - a. Pengamatan perubahan warna dengan alat spektrofotometri yaitu mengukur intensitas absorpsi pada panjang gelombang tertentu (sinar tampak).
 - b. Pengamatan perubahan konsentrasi yaitu melalui titrasi
 - c. Pengamatan konduktivitas dengan alat konduktometri
 - d. Pengamatan optis-aktif larutan dengan polarimeter

3.2.2. Penafsiran Data Laju Reaksi

Berikut pengamatan perubahan konsentrasi dari laju hidrolisa sukrosa 0,1 mol/L dalam larutan HCl 0,099 mol/L dalam air pada 35° C



data perubahan konsentrasi dari laju hidrolisa:

<input type="checkbox"/>	t/menit	sisas sukrosa,%
1	9.82	96.5
2	59.6	80.3
3	93.18	71.0
4	142.9	59.1
5	294.8	32.8
6	589.4	11.1

Berdasarkan data di atas, laju reaksi hidrolisa sukrosa sesuai dengan pengertian laju reaksi adalah:

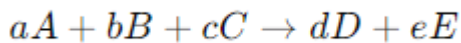
$$r_1 = -\frac{\Delta(S)}{\Delta t} = -\frac{(S_2 - S_1)}{t_2 - t_1} = -\frac{(80,3 - 96,5)}{59,6 - 9,82} = 0,3254319 \text{ mol } L^{-1} m^{-1}$$

$$r_2 = -\frac{\Delta(S)}{\Delta t} = -\frac{(S_3 - S_2)}{t_3 - t_2} = -\frac{(71,0 - 80,3)}{93,18 - 59,6} = 0,276950 \text{ mol } L^{-1} m^{-1}$$

Demikian juga untuk r_3 , r_4 , dan seterusnya.

3.2.3. Orde Reaksi dan Konstanta Laju

Hukum laju reaksi untuk reaksi sederhana berbanding lurus dengan hasil kali konsentrasi-konsentrasi reaktan yang dipangkatkan dengan koefisien reaksinya dan dapat dengan mudah dihitung secara matematika. Misalnya;



Hukum laju reaksinya adalah:

$$r = -\frac{d(A)}{dt} = k(A)^a(B)^b(C)^c$$

a = orde reaksi terhadap komponen A; b = orde reaksi terhadap komponen B; dan c = orde reaksi terhadap komponen C.

Jumlah pangkat konsentrasi setiap komponen dinyatakan sebagai orde reaksi keseluruhan, yaitu $a = b + c$. Konsep orde reaksi seperti ini hanya berlaku untuk reaksi sederhana. Namun untuk reaksi kompleks hal ini tidak berlaku. Pada reaksi kompleks orde reaksi tidak sama dengan stoikiometri reaksi. Dengan demikian, hukum laju reaksi harus dinyatakan sebagai:

$$r = -\frac{d(A)}{dt} = k(A)^x(B)^y(C)^z$$

x = orde reaksi terhadap komponen A; y = orde terhadap B; z = orde terhadap C

Seperti halnya reaksi pembentukan HBr yang telah dijelaskan di atas, orde reaksi tidak sebanding dengan stoikiometri reaksi karena laju reaksi tidak mengikuti konsep reaksi sederhana. Jadi, orde reaksi harus diperoleh melalui hasil eksperimen. Orde reaksi tidak harus merupakan bilangan bulat, bisa berupa pecahan ataupun bernilai negatif. Seperti halnya reaksi khlorin dengan hidrogen mempunyai hukum laju:

$$r = k(H_2)(Cl_2)^{1/2}$$

maka reaksi ini mempunyai orde satu terhadap hidrogen dan orde setengah terhadap klorin, dan orde reaksi keseluruhan adalah satu setengah.

Di samping pengertian tentang tingkat reaksi atau orde reaksi, juga dikenal molekuleritas reaksi. Molekuleritas adalah jumlah molekul yang bereaksi dalam persamaan stoikiometrinya. Hukum laju reaksi uni molekuler mempunyai orde pertama terhadap reaktannya begitu juga reaksi bimolekuler mempunyai orde kedua terhadap reaktannya.

3.2.4. Menentukan Orde Reaksi

Ada tiga metode yang dapat digunakan untuk menentukan orde reaksi, yaitu:

1. Metode integrasi
2. Metode diferensial
3. Metode waktu paroh

Metode Integrasi

Metode ini merupakan suatu metode trial and error (metode coba-coba). Orde reaksi akan diperoleh dari hukum laju yang telah diintegrasikan yang memberikan harga k yang konstan, atau memberikan kurva yang linier.

Untuk Reaksi Orde 1

Contoh Reaksi: $A \rightarrow B$

Jika dianggap reaksi ini adalah orde satu, maka hukum laju dapat dinyatakan sebagai:

$$r = -\frac{d(A)}{dt} = k(A)^1 \text{ atau } -\frac{d(A)}{dt} = k dt$$

Bila diintegrasikan dengan batasan $A = A_0$ pada $t = 0$ dan $A = A$ pada $t = t$ akan diperoleh:

$$-\int_{A_0}^{(A)} \frac{d(A)}{(A)} = k \int_0^t dt \rightarrow \ln \left(\frac{A_0}{(A)} \right) = kt \text{ atau } \ln = -kt + \dots$$

$$k = 1/t (\ln A_0 - \ln A)$$

Untuk reaksi orde satu $\ln(A) = -kt + \ln(A_0)$

Untuk Reaksi Orde 2

Contoh Reaksi: $2A \rightarrow B$

Persamaan Hukum lajunya adalah:

$-\frac{d(A)}{dt} = k_1(A)^2$ bentuk integrasinya menjadi :

$$-\int_{A_0}^A \frac{d(A)}{(A)^2} = k \int_0^t dt$$

$$\frac{1}{A} - \frac{1}{A_0} = kt$$

$$\frac{1}{A} = kt + \ln \frac{1}{A_0}$$

Untuk reaksi orde 2 dengan melibatkan dua jenis reaktan (A dan B):



Hukum laju reaksinya adalah

$$\text{Laju} = k[A][B]$$

Jika konsentrasi awal A dan B adalah $[A]_0$ dan $[B]_0$ dan $[A]_0 = [B]_0$, maka persamaan yang diintegrasikan menjadi lebih sederhana. Untuk kasus umum, dimana $[A]_0$ dan $[B]_0$ tidak sama:

$$\frac{d[A]}{dt} = -k[A][B]$$

Dengan asumsi $[A]_0 \neq [B]_0$, bentuk integrasi untuk reaksi ini adalah lebih kompleks dan tidak akan dijelaskan secara mendalam di sini. Namun, jika $[A]_0 = [B]_0$:

$$\frac{1}{[A]} = kt + \frac{1}{[A]_0} \quad \text{?} \sim$$

Sehingga bentuk integrasinya seperti kasus pertama :

$$\frac{1}{[A]} = kt + \frac{1}{[A]_0}$$

Untuk reaksi orde tiga dengan 2 komponen reaktan:



Hukum laju reaksinya adalah :

$$\text{Laju} = k[A][B]^2$$

Untuk mendapatkan bentuk integrasi dari persamaan ini, kita perlu memisahkan variabel dan mengintegrasikannya. Prosesnya lebih kompleks dibandingkan dengan reaksi orde kedua, tetapi prinsip dasarnya tetap sama. Misalkan konsentrasi awal reaktan A adalah $[A]_0$ dan konsentrasi awal reaktan B adalah $[B]_0$. Maka kita mulai dari:

$$\frac{d[A]}{dt} = -k[A][B]^2$$

Dengan asumsi $[A]_0$ dan $[B]_0$ berkurang, maka

$$\frac{d[A]}{dt} = -k[A]([B]_0 - 2[A])^2$$

Ini karena dua molekul B bereaksi dengan satu molekul A. Memisahkan variabel dan mengintegrasikannya:

$$\int \frac{d[A]}{[A]([B]_0 - 2[A])^2} = -k \int dt$$

Metode Diferensial

Metode diferensial adalah salah satu cara untuk menentukan orde reaksi kimia berdasarkan data percobaan. Metode ini melibatkan analisis data konsentrasi reaktan pada berbagai waktu untuk menemukan hubungan antara laju reaksi dan konsentrasi reaktan. Berikut adalah langkah-langkah yang umum digunakan dalam metode diferensial untuk menentukan orde reaksi:

- a) Kumpulkan data percobaan
 - Lakukan percobaan reaksi dan catat konsentrasi reaktan pada berbagai waktu
 - Kumpulkan data konsentrasi $[A]$ terhadap waktu t
- b) Hitung Laju Reaksi pada berbagai waktu
 - Tentukan laju reaksi $\left(\frac{d[A]}{dt}\right)$ pada berbagai waktu menggunakan data yang dikumpulkan
 - Laju reaksi dapat diaproksimasi dengan perbedaan antara konsentrasi reaktan pada dua waktu yang berdekatan. Misalnya:

$$\text{Laju} \approx -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

dimana $\Delta[A]$ adalah perubahan konsentrasi reaktan dan Δt adalah perubahan waktu

- c) Plot laju reaksi terhadap konsentrasi reaktan:

- Plot data laju reaksi terhadap konsentrasi reaktan [A] untuk melihat pola hubungan di antara mereka.
- Gunakan skala logaritmik jika diperlukan untuk memudahkan analisis visual.

d) Tentukan Orde Reaksi

- Dari plot, tentukan hubungan matematis antara laju reaksi dan konsentrasi reaktan.
- Jika hubungan tersebut berupa garis lurus pada plot logaritmik, orde reaksi dapat ditentukan dari kemiringan garis tersebut.

Secara matematis, untuk reaksi $A \longrightarrow$ Produk, dengan hukum laju

$$\text{Laju} = k[A]^n$$

Kita bisa mengambil logaritma dari kedua sisi:

$$\log(\text{Laju}) = \log(k) + n \log([A])$$

e. Verifikasi Orde Reaksi

- Setelah menentukan orde reaksi, verifikasi hasil dengan melakukan beberapa percobaan tambahan dengan variasi konsentrasi reaktan dan membandingkan laju reaksi yang diharapkan dengan data eksperimental.

Menentukan Orde reaksi dengan Waktu Paruh

Untuk reaksi orde nol ($n=0$): $A \rightarrow \text{Produk}$

Laju reaksi: $\text{Laju} = k[A]^0 = k$

Waktu paruh ($t_{1/2}$) untuk reaksi orde nol:

$$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$$

f. Untuk reaksi orde pertama ($n=1$): $A \rightarrow \text{Produk}$ Laju reaksi:

$$\text{Laju} = k [A]$$

Waktu paruh ($t_{1/2}$) untuk reaksi orde pertama:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

g. Untuk reaksi orde kedua ($n = 2$) $2A \rightarrow \text{Produk}$ (dengan konsentrasi awal $A = B$), maka laju reaksi dan waktu paruh yaitu :

$$\text{Laju} = k[A]^2 \qquad t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$$

- **Reaksi Orde Nol:** Waktu paruh berbanding lurus dengan konsentrasi awal ($[A]_0$).
- **Reaksi Orde Pertama:** Waktu paruh adalah konstan dan tidak bergantung pada konsentrasi awal.

- **Reaksi Orde Kedua:** Waktu paruh berbanding terbalik dengan konsentrasi awal ($[A]_0$).

Menentukan Orde Reaksi dari Waktu Paruh

1. **Kumpulkan Data Waktu Paruh:** Lakukan eksperimen untuk menentukan waktu paruh pada beberapa konsentrasi awal yang berbeda.
2. **Analisis Hubungan:** Analisis bagaimana waktu paruh berubah dengan perubahan konsentrasi awal:
 - Jika $t_{1/2}$ konstan (tidak bergantung pada $[A]_0$), reaksi tersebut adalah orde pertama.
 - Jika $t_{1/2}$ berbanding terbalik dengan $[A]_0$, reaksi tersebut adalah orde kedua.
 - Jika $t_{1/2}$ berbanding lurus dengan $[A]_0$, reaksi tersebut adalah orde nol.

BAB 4

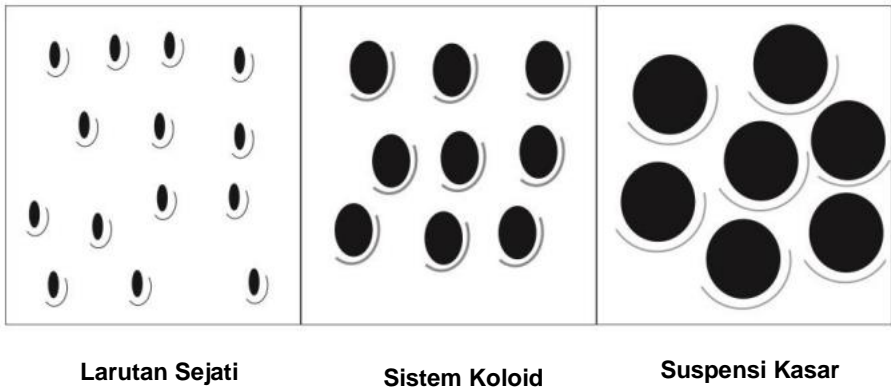
Kimia Koloid dan Permukaan

Kimia koloid dan permukaan adalah cabang ilmu kimia yang mempelajari sistem koloid dan fenomena yang terjadi pada antarmuka atau permukaan zat. Koloid adalah campuran di mana satu zat terdispersi secara halus dalam zat lain. Ukuran partikel koloid berada di antara larutan sejati dan suspensi kasar, yaitu sekitar 1-1000 nm. Fenomena permukaan mempelajari interaksi antara fase yang berbeda, seperti cairan-gas, cairan-cair, dan padat-gas. Fenomena ini penting dalam berbagai proses industri dan biologis.

4.2. Sistem Koloid

4.2.1. Pengertian dan Ukuran Partikel

Istilah koloid berasal dari bahasa Yunani "kolla" yang berarti perekat, pertama kali diperkenalkan oleh Thomas Graham pada tahun 1861. Koloid tidak dapat melewati membran permeabel, berbeda dengan larutan sejati seperti gula atau garam yang dapat melewati membran tersebut. Sistem koloid merupakan suatu bentuk campuran yang terletak antara larutan sejati dan suspensi kasar. Ukuran partikel larutan sejati adalah kurang dari 1 nm, partikel koloid berukuran 1 nm sampai 1000 nm, sedangkan suspensi kasar lebih besar dari 1000 nm. Perbedaan ukuran partikel antara larutan sejati, sistem koloid, dan suspensi kasar diilustrasikan pada gambar 4.1.



Gambar 4.1. Perbedaan ukuran partikel pada larutan sejati, sistem koloid, dan suspensi kasar

4.2.2. Jenis-jenis Koloid

Koloid dapat dibedakan berdasarkan fase pendispersi dan fase terdispersi, yang menghasilkan berbagai jenis koloid seperti aerosol, buih, emulsi, dan sol. Berikut ini adalah tabel yang memberikan rincian jenis-jenis koloid:

Tabel 4.1 Jenis-jenis sistem koloid berdasarkan fase pendispersi dan medium pendispersi

Fase Pendispersi	Fase Terdispersi	Nama	Contoh
Cairan	Gas	Aerosol Cair	Kabut
Padat	Gas	Aerosol Padat	Asap, debu
Gas	Cairan	Busa	Busa sabun
Cairan	Cairan	Emulsi	Susu, mayones
Padat	Cairan	Sol	Tinta, cat, pasta

Fase Pendispersi	Fase Terdispersi	Nama	Contoh
			gigi
Gas	Padat	Busa Padat	Polistirena
Cairan	Padat	Gel	Mentega, keju
Padat	Padat	Suspensi Padat	Plastik berpigmen

4.2.3. Contoh-contoh Koloid

Beberapa contoh koloid yang sering ditemui dalam kehidupan sehari-hari adalah:

1. Mayonnaise: Sistem koloid yang tergolong dalam sistem koloid emulsi air dalam minyak. Komposisi umum terdiri dari minyak sebagai medium pendispersi, air sebagai zat terdispersi, dan kuning telur sebagai emulsifier.
2. Cat: Bahan baku meliputi pigmen, zat aditif, binder, dan liquid. Adonan dasar dicampur dan diaduk hingga siap untuk proses pewarnaan dan penyaringan.
3. Mentega: Emulsi air dalam minyak yang dihasilkan dari inversi krim. Konstituen utama meliputi lemak, air, garam, serta protein, kalsium, dan fosfor.

4.2.4. Metode Pembuatan Koloid

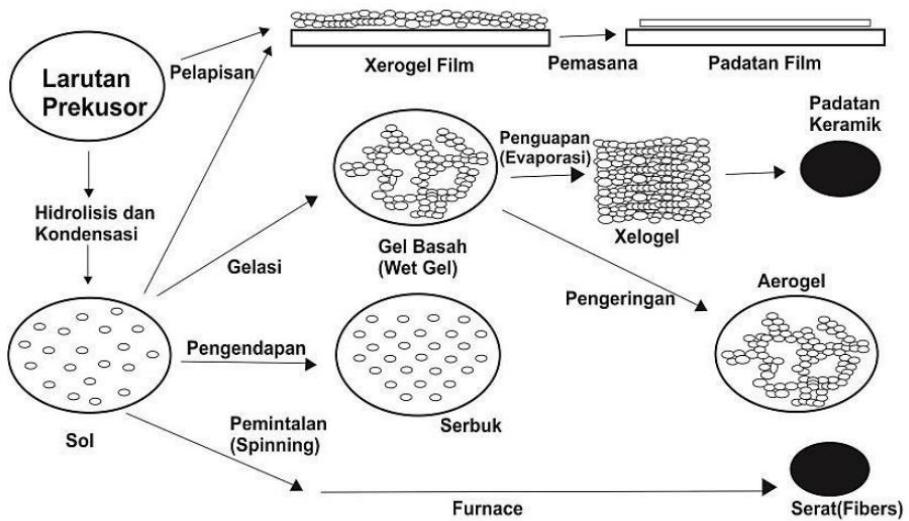
Sistem koloid dapat dibuat dengan beberapa metode yaitu metode dispersi (cara mekanis dan listrik) dan metode kondensasi. Contoh pembuatan koloid dengan metode

kondensasi adalah pembuatan sol perak-iodida dengan mencampurkan perak nitrat dan kalium iodida dalam larutan.

Metode Sol Gel dalam Sintesis Material Anorganik

Sol gel merupakan proses pembuatan polimer anorganik atau material keramik yang diawali dengan mengubah material padatan menjadi sol menjadi gel. Sol adalah suspensi koloid yang fase terdispersinya berbentuk padat dan fase pendispersinya berbentuk cairan dengan ukuran diameter partikel 1-100 nm. Dalam proses ini, awalnya, material padatan tersebar dalam larutan membentuk sol. Partikel dalam sol kemudian akan membentuk suatu polimer dengan menghilangkan komponen penstabil dan selanjutnya menghasilkan gel. Sisa komponen organik dan anorganik dihilangkan dengan perlakuan panas.

Secara umum, proses sol-gel terdiri dari langkah-langkah berikut (Gambar 4.2): (i) Preparasi larutan homogen dengan pelarutan prekursor logam dalam pelarut organik, atau dengan pelarutan garam anorganik dalam air; (ii) mengubah larutan homogen ke sol dengan perlakuan reaksi yang sesuai (umumnya air dengan atau tanpa asam/basa); (iii) aging; (iv) pembentukan gel; dan (v) firing.



Gambar 4.2 Skema metode Sol-Gel (Kumar dkk.,2015)

Precursor atau bahan awal dalam pembuatannya adalah alkoksida logam (M-O-R) atau logam klorida (M-Cl), yang kemudian mengalami reaksi hidrolisis dan reaksi polikondensasi untuk membentuk koloid. Pembentukan material padatan dengan metode sol gel sangat berkaitan dengan laju dari proses pembentukan sol menjadi gel (sol-gelling). Parameter-parameter yang digunakan untuk mengendalikan pembentukan gel ini adalah konsentrasi bahan awal, pH larutan, temperatur dalam proses firing, dan waktu proses firing.

Proses sol gel dapat terjadi di bawah kondisi yang berbeda dan unik yang dapat memfasilitasi penggabungan komponen organik ke dalam struktur polimer anorganik dalam larutan di bawah kondisi termal yang rendah, homogenitasnya dan kemurnian lebih baik, sintesis rendah karena pada material tertentu dapat dilakukan dalam suhu ruang, struktur berpori dari

lapisan sol gel memberikan area permukaan yang luas, ukuran kristal relatif kecil sekitar 100 nm karena distribusi ukuran dapat dikontrol. Salah satu kelemahan dari metode sol-gel adalah bahan baku yang mahal dan juga proses pengeringan dan sintering-nya membutuhkan waktu yang lama.

Sintesis bismut oksida menggunakan metode sol gel dengan bismut nitrat pentahidrat ($\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) sebagai prekursor dan HNO_3 sebagai pelarut kemudian ditambahkan dengan asam sitrat ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$) sebagai agen pengompleks, kemudian ditambahkan polietilen glikol (PEG 6000) sebagai agen pendispersi yang mencegah terjadinya aglomerasi atau penggumpalan produk (Jiang dan Wang, 2015). Mula-mula, campuran berupa larutan tak berwarna. Setelah dipanaskan selama 20 jam, larutan berubah warna menjadi kuning kecokelatan dengan tingkat viskositas yang lebih tinggi dibandingkan larutan awal. Setelah pendiaman proses *ageing* selama 12 jam, warna kuning larutan menjadi memudar. Pada proses ini, viskositas larutan lebih tinggi dibandingkan. Diduga, proses *ageing* ini menyebabkan larutan membentuk gel. Selanjutnya gel yang terbentuk dikeringkan dengan oven pada suhu 100°C selama 12 jam yang bertujuan untuk menghilangkan pelarut pada produk sintesis. Hasil yang diperoleh berupa xerogel berwarna kuning agak kecokelatan yang menggelembung dan mengalami *swelling* akibat adanya gas NO_3 . Xerogel yang terbentuk dari proses pengeringan kemudian memasuki proses kalsinasi. Hasil akhir menunjukkan bismut oksida yang terbentuk berwarna kuning dan berupa

serbuk. Tahapan-tahapan sintesis bismut oksida dengan menggunakan metode sol gel dapat dilihat pada Gambar 4.3.



Gambar 4.3 Tahapan sintesis bismut oksida menggunakan metode sol gel

4.3. Sifat Koloid

Pada bagian ini akan dijelaskan sifat-sifat koloid, yang mencakup sifat kinetik seperti gerak Brown, sifat optik seperti efek Tyndall, dan sifat alir (reologi).

4.3.1. Sifat Kinetik

Gerak Brown

Gerak Brown adalah gerak zig-zag partikel koloid akibat tumbukan dengan molekul cairan. Gerak ini dapat dijelaskan dengan persamaan Einstein:

$$\bar{x} = (2Dt)^{1/2}$$

dimana: \bar{x} adalah pergerakan Brown rata-rata suatu partikel dari tempatnya semula dalam sumbu tertentu setelah waktu t dan D adalah koefisien difusi.

Sedimentasi terjadi akibat gravitasi dan akan lebih cepat bila sentrifuge, salah satu teknik sentrifuge adalah ultrasentrifuge dan sentrifuge dengan kecepatan tinggi yang dilengkapi dengan sistem optik dan dapat memberikan informasi sistem koloid (protein, asam nukleat, dan virus) dan dapat menentukan berat molekul senyawa dengan persamaan:

$$M = \frac{RTs}{D(1 - v\rho)}$$

M sebagai berat molekul dan s sebagai koefisien sedimentasi.

Efek Tyndall

Efek Tyndall adalah gejala penghamburan sinar oleh partikel koloid. Susunan partikel dalam koloid menyebabkan berkas sinar akan dihamburkan oleh partikel-partikel koloid. Jika berkas tersebut dilewatkan melalui larutan, maka seluruh berkas sinar tidak tertahan. Jika berkas sinar dilewatkan melalui suspensi, maka partikel-partikel akan menahan berkas sinar tersebut. Oleh karena itu, efek Tyndall dapat digunakan untuk membedakan antara larutan, koloid, dan suspensi.

Adsorpsi

Adsorpsi yaitu penyerapan partikel oleh permukaan zat. Hal itu dapat terjadi karena permukaan

koloid mempunyai luas permukaan yang besar. Sifat adsorpsi partikel-partikel koloid dapat dimanfaatkan dalam kehidupan sehari-hari, seperti pemutihan gula pasir, penjernihan air, dan pewarnaan kain.

Elektroforesis

Elektroforesis adalah suatu cara untuk menunjukkan bahwa partikel koloid dapat bermuatan. Contohnya, koloid AS_2S_3 bermuatan negatif karena ditarik oleh elektroda positif dan koloid $Fe(OH)_3$ bermuatan positif karena ditarik oleh elektroda negatif.

Koagulasi

Penggumpalan partikel koloid yang terjadi karena kerusakan stabilitas sistem koloid atau karena penggabungan partikel koloid yang berbeda muatan sehingga membentuk partikel yang lebih besar disebut koagulasi. Koagulasi dapat terjadi karena pengaruh pemanasan, pendinginan, penambahan elektrolit, pembusukan, pencampuran koloid yang berbeda muatan. Contoh; perebusan telur, pembuatan yoghurt, pembuatan tahu, pembuatan lateks, dan lain-lain.

Koloid pelindung

Koloid pelindung merupakan sifat koloid yang dapat melindungi koloid lain. Koloid pelindung pada

emulsi dinamakan emulgator. Koloid pelindung ialah koloid yang dapat memberikan efek kestabilan. Contoh: a). tinta tidak mengendap karena dicampur oleh koloid pelindung, b). susu tidak menggumpal karena terdapat kasein dalam susu sebagai koloid pelindung.

Pada skala makroskopik, gerakan termal dapat menyebabkan terjadinya difusi dan osmosis. Difusi adalah perpindahan materi di daerah dengan konsentrasi tinggi ke daerah dengan konsentrasi rendah, merupakan hasil langsung dari gerak Brown. Untuk sistem yang mengandung partikel sferik maka D (koefisien difusi) adalah mengikuti persamaan berikut:

$$D = \frac{RT}{6 \pi \eta a N_A}$$

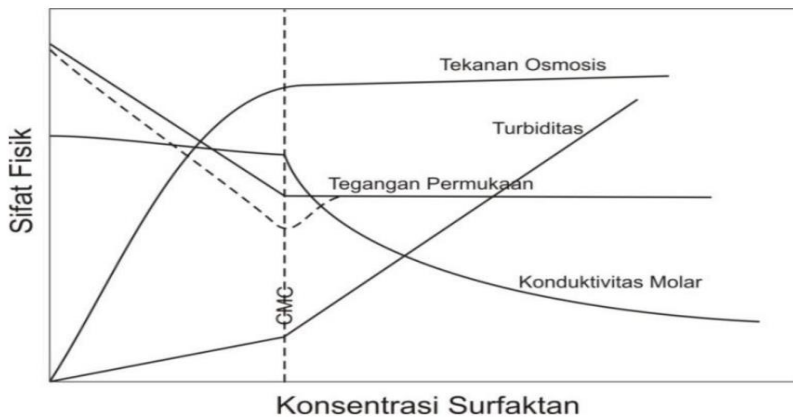
η adalah koefisien viskositas

Osmosis adalah proses berpindahnya molekul-molekul pelarut dari pelarut murni ke larutan melalui membran semipermeabel sedangkan tekanan osmosis adalah tekanan yang mencegah terjadinya osmosis. Prosedur baku untuk penentuan berat molekul zat terlarut adalah dengan pengukuran sifat koligatif yaitu sifat yang ditentukan oleh jumlah molekul zat terlarut bukan dipengaruhi oleh jenis zat terlarut. Sifat koligatif adalah kenaikan titik didih, penurunan titik beku, dan penurunan tekanan uap, dan tekanan osmosis. Diantara sifat-sifat tersebut, hanya tekanan osmosis satu-satunya yang dapat digunakan untuk mengkaji makromolekul. Persamaan Vant' Hoff:

$$\pi V = n R T$$

π adalah tekanan osmosis

Sifat optik sistem koloid adalah hamburan cahaya, penghamburan berkas cahaya oleh dispersi koloid dikenal dengan efek Tyndal. Efek ini bisa diamati dalam kehidupan sehari-hari misalnya pada berkas sinar proyektor film di bioskop dan cahaya lampu mobil pada malam hari berkabut. Efek Tyndal diaplikasikan pada pengukuran kekeruhan pada suatu larutan karena koloid dapat menghamburkan cahaya. Gambar 4.4. menjelaskan hubungan konsentrasi dengan sifat fisik larutan misalnya larutan surfaktan.



Gambar 4.4 Hubungan konsentrasi dan sifat fisik larutan

Misel adalah koloid asosiasi yang mulai terbentuk pada konsentrasi tertentu ($CMC = \text{critical micelle concentration}$) sehingga pada gambar 4.4. terlihat kenaikan turbiditas di atas CMC.

Teori hamburan cahaya dapat dibagi dalam tiga kelompok yaitu teori hamburan Rayleigh, menurut teori ini partikel yang menghamburkan cahaya ini cukup kecil untuk bertindak sebagai sumber cahaya yang terhamburkan. Teori yang kedua yaitu hamburan Debye, partikel relatif besar tetapi perbedaan indeks biasnya dengan indeks bias medium pendispersinya kecil. Teori hamburan Mie adalah teori yang ketiga, partikel relatif besar dan perbedaan indeks bias kedua fasa cukup berbeda.

Sifat alir (reologi) sistem koloid penting sekali dalam bidang teknologi dan industri koloid seperti karet, cat plastik, makanan, kosmetik, obat-obatan, dan tekstil. Reologi berkaitan dengan aliran atau deformasi akibat gaya mekanik yang diberikan dari luar. Sifat alir ini dipengaruhi oleh viskositas medium pendispersi, konsentrasi partikel, bentuk dan ukuran partikel, serta interaksi partikel-partikel dan partikel medium pendispersi.

Menurut jenis alir dan deformasi maka zat dibagi menjadi dua yaitu sistem Newton dan sistem bukan Newton. Sistem Newton mengikuti hukum aliran Newton.

$$\eta = \frac{F}{G}$$

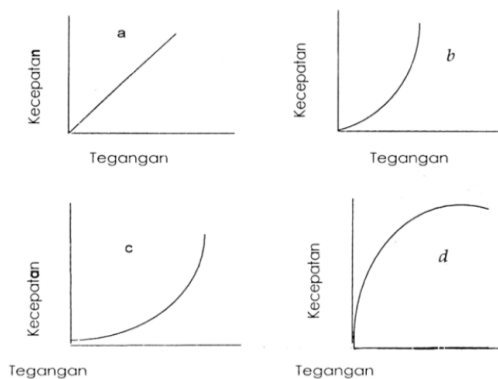
G adalah kecepatan geser dan F adalah tekanan geser.

Sistem bukan Newton adalah zat yang tidak mengikuti persamaan sistem Newton, contohnya sistem dispersi heterogen cair padat seperti larutan koloidal, emulsi dan

suspensi cair. Zat bukan Newton dianalisis dengan viskometer putar dan hasilnya dibuat grafik dan grafik ini menunjukkan jenis aliran: aliran plastik, aliran pseudoplastik, dan aliran dilatan.

Aliran plastik disebut juga tubuh Bingham untuk menghormati perintis reologi dan penemu zat-zat plastik secara sistematis. Beberapa produk industri kimia menunjukkan pseudoplastik, misalnya dispersi cair dari natrium alginat, metil selulosa, dan karboksi metil selulosa, umumnya aliran pseudoplastik ditunjukkan oleh polimer-polimer dalam larutan, kebalikan dari sistem plastik yang tersusun dari partikel-partikel terflokulasi dalam suspensi. Aliran dilatan adalah kebalikan dari aliran pseudoplastik.

Bentuk-bentuk kurva alir dari berbagai macam zat diilustrasikan pada gambar 4.5.



Gambar 4.5. Kurva alir berbagai macam zat: a. Aliran Newton, b. Aliran plastik, c. Aliran pseudoplastik, d. Aliran dilatan

4.3.2. Kestabilan Koloid

Muatan Partikel

Partikel koloid dapat bermuatan positif atau negatif tergantung pada ion yang diserap pada permukaannya. Misalnya, partikel AgI dalam larutan Iodida berlebih akan bermuatan negatif.

Stabilisator Koloid

Stabilisator seperti surfaktan atau polimer dapat ditambahkan untuk meningkatkan kestabilan koloid. Contoh stabilisasi meliputi larutan makromolekul yang distabilkan oleh gabungan interaksi lapis rangkap listrik dan solvasi, serta stabilisasi sterik yang melibatkan makromolekul yang teradsorpsi pada partikel koloid.

4.4. **Antarmuka Cair-Gas dan Cair-Cair**

Tegangan Permukaan

Fenomena tegangan permukaan terjadi karena ketidakseimbangan gaya molekuler pada permukaan cairan. Tegangan permukaan dapat diukur menggunakan berbagai metode seperti metode kenaikan kapiler, metode berat tetes, dan metode pelepasan (Wilhelmy dan cincin Du Nouy).

Isoterm Adsorpsi Gibbs

Adsorpsi Gibbs menjelaskan bagaimana molekul teradsorpsi pada antarmuka dan mempengaruhi tegangan permukaan. Persamaan isoterm adsorpsi Gibbs digunakan untuk menghitung konsentrasi zat terlarut pada permukaan:

$$\Gamma_i = -\frac{1}{RT} \left(\frac{\partial \gamma}{\partial \ln C} \right)_T$$

4.5. Antarmuka Padat-Gas

Isoterm Adsorpsi

Isoterm adsorpsi menggambarkan jumlah gas yang teradsorpsi pada permukaan padat pada berbagai tekanan. Model Langmuir dan BET sering digunakan untuk menganalisis data adsorpsi.

Persamaan Langmuir:

$$\theta = \frac{KP}{1 + KP}$$

di mana θ adalah bagian permukaan yang tertutup adsorbat, K adalah konstanta kesetimbangan, dan P adalah tekanan.

Persamaan BET:

$$\frac{1}{V(P_0/P - 1)} = \frac{1}{V_m C} + \left(\frac{C - 1}{V_m C} \right) \frac{P}{P_0}$$

di mana V adalah volume adsorbat yang teradsorpsi, P_0 adalah tekanan uap jenuh, V_m adalah volume monolayer, dan C adalah konstanta BET.

Histeresis

Histeresis terjadi pada proses adsorpsi dan desorpsi gas dalam pori zat padat, terutama jika pori-pori berbentuk botol tinta. Fenomena ini menyebabkan jalur adsorpsi dan desorpsi tidak sama.

4.6. Antarmuka Padat-Cair

Pembasahan

Pembasahan adalah penyebaran cairan pada permukaan padat. Proses ini dapat dipengaruhi oleh berbagai faktor seperti tegangan permukaan dan sudut kontak.

Flotasi Bijih

Proses flotasi digunakan untuk memisahkan partikel-partikel padat dalam campuran. Teknik ini sangat penting dalam industri pertambangan dan dapat dimodifikasi dengan penambahan surfaktan dan zat aditif lainnya.

4.7. Surfaktan dan Aplikasi

Pengertian Surfaktan

Surfaktan adalah molekul yang dapat menurunkan tegangan permukaan antara dua fase. Mereka memiliki bagian hidrofobik dan hidrofilik.

Jenis Surfaktan

Surfaktan dibagi menjadi empat jenis utama: anionik, kationik, nonionik, dan amfoterik. Masing-masing jenis surfaktan memiliki sifat dan kegunaan yang berbeda dalam berbagai aplikasi industri.

Aplikasi Surfaktan

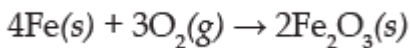
Surfaktan digunakan dalam berbagai aplikasi seperti pembersih, emulsifikasi, dan stabilisasi koloid. Contohnya adalah penggunaan surfaktan dalam pembuatan emulsi untuk produk makanan dan kosmetik.

Referensi

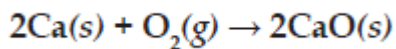
BAB 5

Redoks & Elektrokimia

Peristiwa makroskopis berupa fenomena yang dapat diamati pada peristiwa perkaratan yang terjadi pada pagar yang terbuat dari besi. Peristiwa yang dialami besi tersebut salah satu bukti terjadinya peristiwa redoks. Peristiwa tersebut terjadi oleh karena besi yang dibiarkan diudara terbuka lama-kelamaan akan bereaksi dengan oksigen serta bereaksi dengan air sehingga menimbulkan karat yang berwarna keemasan dan besi akan menjadi rapuh.



Pada peristiwa perkaratan, besi bereaksi dengan oksigen menghasilkan besi oksida. Proses besi mengikat oksigen disebut reaksi oksidasi. Contoh lain yaitu ketika kalsium bereaksi dengan oksigen menghasilkan kalsium oksida, maka reaksi yang terjadi adalah sebagai berikut:

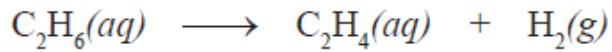


5.1. Pengertian Redoks

Karat besi (Fe_2O_3) berubah menjadi Fe merupakan reaksi reduksi. Karena terjadi penerimaan hidrogen. Persamaan reaksinya dapat dituliskan sebagai berikut:

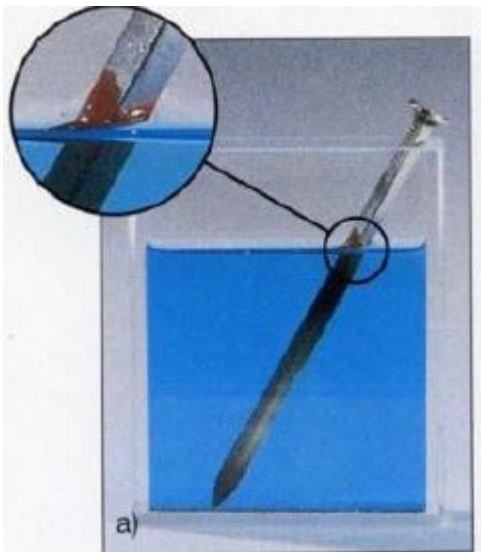


Oleh sebab itu, reaksi reduksi dapat diartikan reaksi menerima hidrogen. Sebaliknya, reaksi oksidasi dapat diartikan sebagai melepasnya hidrogen. Contoh reaksi Oksidasi:



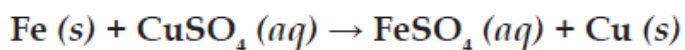
Berdasarkan pengertian serah terima hidrogen, oksidasi adalah reaksi melepasnya hidrogen.

Reaksi oksidasi dapat pula terjadi jika tidak ada oksigen. Ketika suatu zat melepaskan elektron selama reaksi terjadi, maka zat tersebut teroksidasi

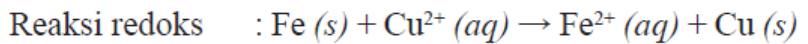
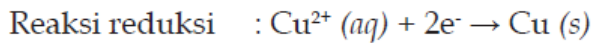
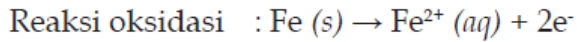


Gambar 5.1. Paku besi dalam larutan CuSO_4

Persamaan reaksi dari percobaan paku besi dan larutan tembaga sulfat dapat dituliskan sebagai berikut:



Sedangkan reaksi redoks berdasarkan transfer elektron dapat dituliskan sebagai berikut:



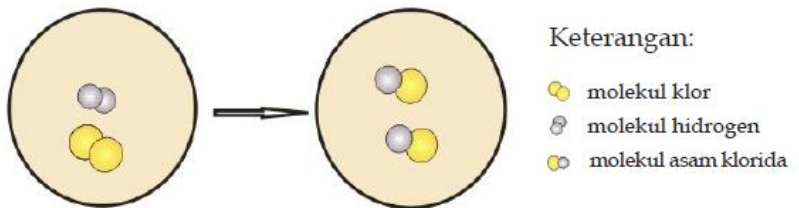
Berdasarkan serah terima elektron, **oksidasi** merupakan reaksi pelepasan elektron dan **reduksi** merupakan reaksi menerima elektron.

Pengertian redoks berdasarkan naik turunnya bilangan oksidasi merupakan pengembangan dari pengertian redoks berdasarkan serah terima elektron. Reaksi redoks tidak hanya berlaku pada senyawa ion tetapi juga pada senyawa kovalen. Itu disebabkan kebanyakan dalam reaksi tidak jelas apakah terjadi perpindahan elektron atau tidak, seperti yang ditunjukkan pada gambar 5.2

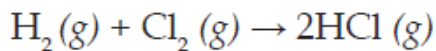


Gambar 5.2. Pembuatan Asam Klorida

Reaksi antara gas hidrogen dan gas klor tidak melibatkan elektron, tetapi terjadi berdasarkan adanya ikatan kovalen dua unsur yang bereaksi. Konsep reaksi reduksi dan oksidasi yang terjadi pada reaksi tersebut dikenal dengan reaksi redoks berdasarkan konsep bilangan oksidasi. Bilangan oksidasi diartikan sebagai muatan yang seolah-olah dimiliki oleh suatu atom. Bilangan oksidasi biasanya disingkat biloks.



Gambar 5.3. Pembentukan Asam Klorida



Reaksi redoks adalah reaksi dimana terjadi perubahan bilangan oksidasi dari atom unsur sebelum dan sesudah reaksi. Bilangan oksidasi adalah banyaknya muatan yang seakan-akan dimiliki oleh unsur dalam suatu senyawa. Bilangan oksidasi mempunyai pengertian yang sama dengan valensi. Beberapa aturan yang berkaitan dengan reaksi redoks adalah sebagai berikut:

1. Biloks unsur bebas dalam molekul bebas = 0. Contoh: Na, Al, Mg, Cu, O₂, N₂, H₂, Cl₂, Br₂, I₂.
2. Biloks H dalam senyawa = +1, kecuali dalam senyawa hibrida biloks H = -1. Contoh senyawa hibrida: NaH, KH, MgH₂.

3. Biloks O dalam senyawa = -2, kecuali pada:
- Peroksida → biloks O = -1
 - Superperoksida → biloks O = -1/2
 - Senyawa OF_2 → biloks O = +2
4. Biloks ion = muatan ion.

Contoh:

Tabel.5.1. Ion beserta muatan

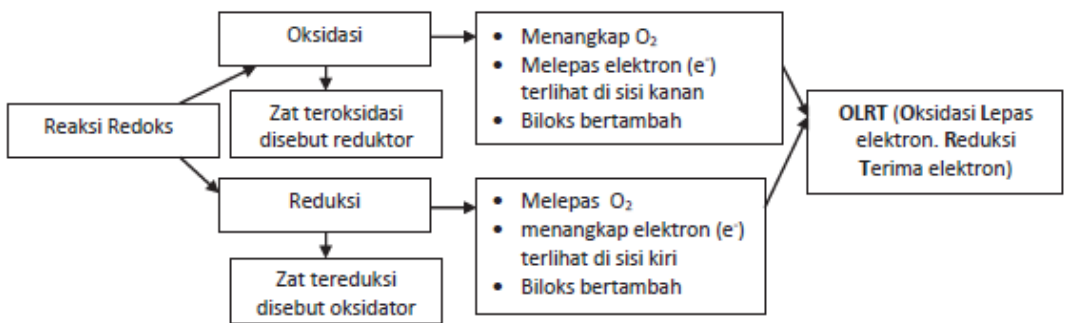
Na:	+1	Fe ³⁺	+3
Mg ²⁺ :	+2	Cl:	-1
Cu ²⁺	+2	S ²⁻ :	-2

5.2. Reduktor dan Oksidator

Definisi reaksi oksidasi dan reaksi reduksi yang dipakai adalah:

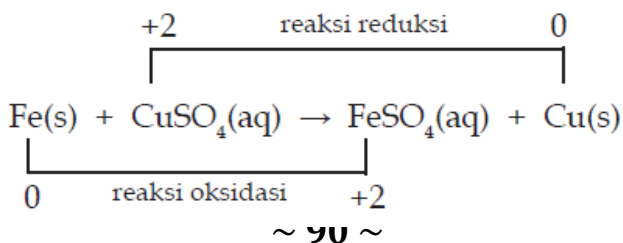
- Oksidasi merupakan suatu proses dimana bilangan oksidasi unsur bertambah dan dimana elektron dilepaskan dan terlihat di sisi kanan dari setengah persamaan oksidasi.
- Zat yang teroksidasi disebut reduktor/pereduksi, karena elektron yang dilepaskan dari zat tersebut menyebabkan zat lain (pasangannya) menangkap elektron tersebut dan menjadi tereduksi.

- Reduksi merupakan suatu proses dimana bilangan oksidasi unsur menurun dan dimana elektron ditangkap dan terlihat di sisi kiri dari setengah persamaan reduksi.
- Zat yang tereduksi disebut oksidator/pengoksidasi, karena kecenderungan zat ini untuk menangkap elektron menyebabkan zat lain (pasangannya) melepaskan elektron yang diinginkan zat ini dan zat yang melepas elektron tersebut menjadi teroksidasi.



Gambar 5.4. Skema konsep reaksi reduksi dan oksidasi

Oksidator atau zat pengoksidasi merupakan zat yang mengoksidasi zat lain, tetapi zatnya sendiri mengalami reduksi. Sedangkan zat yang menyebabkan zat lain tereduksi, tetapi zatnya sendiri mengalami oksidasi disebut reduktor atau pereduksi.



Fe mengalami reaksi oksidasi. Oleh sebab itu, Fe disebut reduktor. Sedangkan CuSO_4 mengalami reaksi reduksi. Oleh sebab itu, CuSO_4 disebut oksidator.

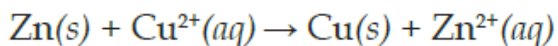
Reduktor adalah zat yang menyebabkan zat lain tereduksi.

Oksidator adalah zat yang menyebabkan zat lain teroksidasi.

5.5. Elektrokimia

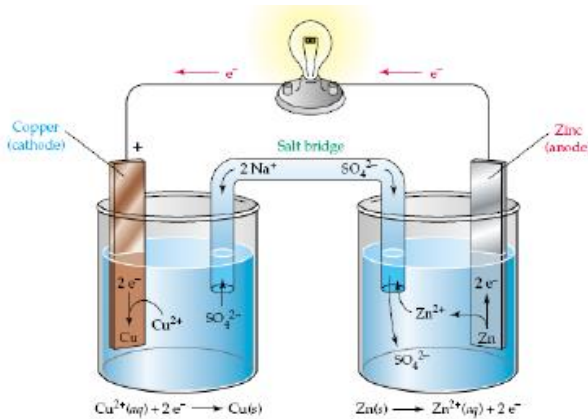
Elektrokimia adalah studi tentang reaksi kimia yang menghasilkan perubahan listrik dan sebaliknya. Area ini sangat penting dalam pengembangan baterai, sel bahan bakar, dan teknologi elektrolisis.

Reaksi redoks terjadi melalui transfer elektron secara langsung dari zat pereduksi (yang mengalami oksidasi) dengan melepaskan sejumlah elektron, dimana sejumlah elektron ini kemudian ditangkap dan digunakan oleh zat pengoksidasi untuk terjadinya reaksi reduksi. Sebagai contoh, ketika logam seng (Zn) dimasukkan dalam larutan CuSO_4 akan terjadi transfer elektron dari logam seng (Zn) yang mengalami oksidasi dengan melepaskan elektron, kemudian elektron ini digunakan ion Cu^{2+} agar tereduksi menjadi logam



Transfer elektron yang dihasilkan reaksi kimia dari reduktor ke oksidator dalam reaksi redoks dapat diubah menjadi energi

listrik jika reduktor dan oksidator ditempatkan dalam wadah terpisah dan dihubungkan dengan kawat eksternal rangkaian luar yang bertujuan mengalirkan elektron yang dilepaskan suatu reduktor untuk menghasilkan energi listrik.



Gambar 5.5. Sel Volta Elektroda Zn dan Cu dengan Larutan ZnSO_4 & CuSO_4

Logam seng (Zn) dan logam tembaga (Cu) sebagai tempat terjadinya reaksi redoks disebut elektroda. Elektroda logam seng (Zn) akan teroksidasi dan melepaskan elektron, kemudian elektron-elektron ini mengalir melalui kawat rangkaian luar yang dapat diuji keberadaannya dengan lampu yang menyala atau dapat juga diukur tegangan listriknya dengan menggunakan voltmeter, selanjutnya elektron-elektron ini sampai di elektroda logam tembaga (Cu) dan digunakan untuk mereduksi ion-ion Cu^{2+} menjadi logam Cu yang menempel dan mempertebal elektroda logam tembaga (Cu). Elektroda tempat terjadinya reaksi oksidasi (dalam kasus ini elektroda Zn) disebut anoda. Sementara elektroda tempat

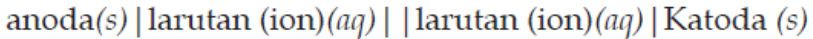
terjadinya reaksi reduksi (dalam kasus ini elektroda Cu) disebut katoda. Karena elektron-elektron (partikel bermuatan negatif) mengalir dari anoda ke katoda, maka pada sel Volta anoda adalah elektroda negatif (karena elektron-elektron tertinggal di belakang atom yang teroksidasi) dan katoda merupakan elektroda positif (karena elektron diekstraksi dari permukaan logam oleh ion ketika terjadi reaksi reduksi).

Namun, aliran listrik (elektron-elektron) ke kawat rangkaian luar akan dengan cepat mati dan terhenti karena terjadi penumpukan muatan positif di anoda sebab pembentukan ion-ion positif (dalam kasus reaksi diatas adalah ion-ion Zn^{2+}) dan terjadi penumpukan muatan negatif di katoda ketika sebagian ion Cu^{2+} tereduksi menjadi Cu. Untuk menjaga kenetralan larutan agar tidak ada muatan ion tertentu yang berlebih, ion-ion ini harus dapat bergerak dengan bebas dari elektroda yang satu ke elektroda lainnya. Pergerakan ion-ion ini dapat dipenuhi oleh jembatan garam yakni berupa tabung U terbalik yang berisi larutan elektrolit inert seperti KCl, Na_2SO_4 atau NH_4NO_3 , yang ion-ionnya tidak akan bereaksi dengan ion lain dalam larutan atau dengan elektroda. Jadi dalam sel Volta, selama reaksi redoks keseluruhan berjalan, elektron mengalir dari anoda (dalam kasus ini Zn) melalui kawat dan voltmeter menuju katoda (dalam kasus ini Cu). Sedangkan dalam larutan, kation-kation (Zn^{2+} , Cu^{2+} , K^+) bergerak ke katoda, sementara anion-anion (SO_4^{2-} , Cl^-) bergerak ke anoda.

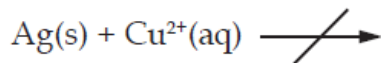
Arus listrik dalam sel Volta yang mengalir dari anoda ke katoda ini dituliskan dalam bentuk diagram sel sebagai berikut:



Dalam bentuk reaksi redoks umum dalam sel Volta dapat dituliskan dalam bentuk diagram sel berikut.



Arus listrik mengalir dari anoda ke katoda karena ada selisih energi potensial diantara kedua elektroda. Analoginya sama dengan air terjun yang jatuh ke tempat lebih rendah karena ada selisih energi potensial gravitasi atau sama dengan aliran gas dari wilayah bertekanan tinggi ke wilayah bertekanan rendah. Dengan adanya sel Volta, logam tertentu dapat dijadikan reduktor untuk mereduksi ion logam lain pada tempat terpisah di anoda dan di katoda untuk menghasilkan energi listrik. Namun, ternyata tidak semua logam dapat mereduksi ion logam lain sehingga reaksi redoks spontan tidak terjadi akibatnya arus listrik tidak mungkin dihasilkan. Sebagai contoh, jika logam Zn diganti dengan logam perak (Ag) sehingga membentuk pasangan elektroda (Cu dan Ag) dan pasangan larutan (CuSO_4 dan Ag_2SO_4) ternyata reaksi redoks tidak dapat berlangsung dan aliran listrik tidak dapat dihasilkan.



Untuk menjelaskan fenomena ini, Volta menggunakan data eksperimen menyusun suatu deret yang disusun berdasarkan kekuatan reduktor suatu logam. Deret volta disusun dari logam

reduktor terkuat (sangat mudah mengalami oksidasi) ke reduktor terlemah (sangat sulit teroksidasi atau logam bersifat mulia).

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn (H₂O) Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Ag Pt Au

←

reduktor paling kuat,
alami oksidasi
mereduksi H₂O
menghasilkan H₂
mereduksi ion-ion logam di
sebelah kanannya

→

reduktor terlemah, alami
reduksi
tak dapat mereduksi H,
H₂O, dan ion-ion di sebelah
kirinya

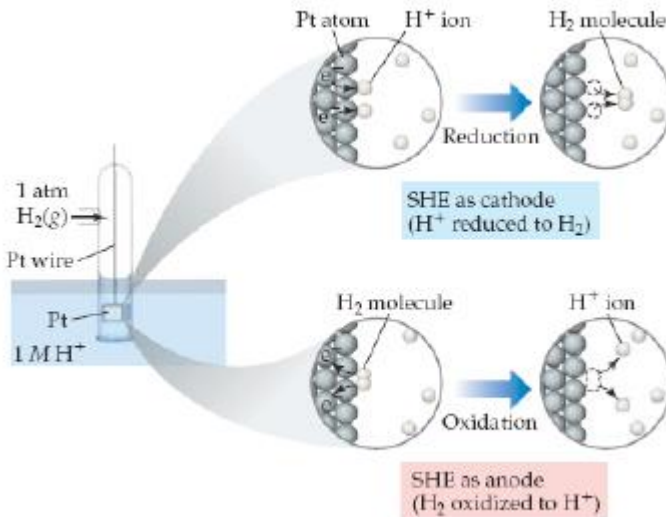
Sel elektrokimia merupakan suatu sistem yang berfungsi untuk mengubah energi kimia menjadi energi listrik melalui reaksi redoks, atau sebaliknya memanfaatkan energi listrik untuk memicu berlangsungnya reaksi kimia. Perangkat ini memiliki peranan yang sangat penting dalam berbagai aplikasi, seperti pada baterai, proses korosi, serta elektrolisis. Secara umum, sel elektrokimia dibedakan menjadi dua jenis utama, yaitu sel Volta (galvanik) dan sel elektrolisis.

Sel Galvani merupakan salah satu bentuk sel elektrokimia yang mampu menghasilkan arus listrik melalui reaksi redoks, dengan mengubah energi kimia menjadi energi listrik. Sel ini umumnya diaplikasikan dalam baterai. Pada sel Galvani, reaksi oksidasi dan reduksi berlangsung pada elektroda yang berbeda. Elektroda tempat terjadinya oksidasi disebut anoda, sedangkan elektroda tempat berlangsungnya reduksi disebut katoda. Arus listrik dalam sel volta timbul akibat aliran elektron dari elektroda bermuatan negatif menuju

elektroda bermuatan positif, yang terjadi karena adanya perbedaan potensial di antara kedua elektroda tersebut.

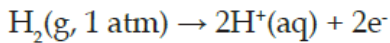
5.6. Potensial Reduksi Standar (E°)

Untuk mengukur potensial elektroda Tunggal, ditetapkan salah satu elektroda rujukan dengan nilai potensial reduksi sama dengan nol, sementara elektroda lain sebagai pasangannya mempunyai potensial reduksi relatif terhadap potensial reduksi bernilai nol elektroda rujukan tersebut. Mereka menetapkan elektroda hidrogen standar sebagai rujukan dan mempunyai potensial reduksi bernilai nol. Elektroda hidrogen ini bekerja pada kondisi standar yakni gas hidrogen pada 1 atm dihembuskan lewat larutan HCl 1 M pada suhu 25°C.

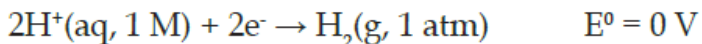


Gambar 5.6. Elektroda Hidrogen Standar

Gas hidrogen (1 atm) yang dihembuskan akan mengalami oksidasi di permukaan permukaan elektroda inert logam platina,



Ion H^+ dari oksidasi gas hidrogen (H_2 , 1 atm) dan dari disosiasi larutan asam klorida (HCl 1 M) selanjutnya direduksi menjadi gas hidrogen kembali,



Nilai potensial reduksi standar H^+ sama dengan nol, karena atom yang dioksidasi dan ion yang direduksi sejenis yakni H_2 dan H^+ . Nilai potensial reduksi standar relatif logam-logam lain adalah potensial listrik yang dihasilkan apabila suatu ion logam mengalami reduksi menjadi logamnya ketika semua zat terlarut 1 M dan semua gas pada 1 atm. Nilai potensial reduksi standar logam-logam lain ini bersifat relatif karena diukur dengan memasangkannya dengan elektroda standar hidrogen dengan $E_0 = 0 \text{ V}$ dan harga potensial reduksi standar logam-logam ini dapat bernilai diatas nol (positif) atau berharga dibawah nol (negatif).

Tabel 5.2. Tabel Potensial Reduksi Standar

Reaksi reduksi	E°_{sel}
$\text{Li}^+(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Li}(\text{s})$	-3,04
$\text{Na}^+(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Na}(\text{s})$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{s})$	-2,38
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$2\text{H}_2\text{O}(\ell) + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	-0,83
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3e^- \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{s})$	-0,74
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s})$	-0,41
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cd}(\text{s})$	-0,40
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{s})$	-0,23
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{s})$	-0,13
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3e^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s})$	-0,04
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{s})$	0,00
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	0,15
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+(\text{aq})$	0,16
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	0,34
$\text{Cu}^+(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	0,52
$\text{I}_2(\text{s}) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-(\text{aq})$	0,54
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	0,77
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	0,80
$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Hg}(\ell)$	0,85
$2\text{Hg}^+(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Hg}_2(\text{aq})$	0,90
$\text{Br}_2(\ell) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-(\text{aq})$	1,07
$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4e^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$	1,23
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	1,36
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$	1,78
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	2,01
$\text{F}_2(\text{g}) + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-(\text{aq})$	2,87

Berdasarkan kesepakatan para ahli kimia, harga potensial reduksi standar (E°) yang terdiri dari reaksi oksidasi di anoda dan reaksi reduksi di katoda dinyatakan sebagai berikut:

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{katoda}} - E^{\circ}_{\text{anoda}}$$

$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{besar}} - E^{\circ}_{\text{kecil}}$$

- E_0 lebih kecil (lebih negatif) akan teroksidasi akibatnya selalu berfungsi sebagai anoda.
- E_0 adalah sifat intensif, sehingga mengubah koefisien reaksi tidak mempengaruhi nilai E_0 .
- E_0 bernilai positif berarti reaksi berlangsung spontan.

Nilai potensial reduksi standar dapat dikonversi ke nilai parameter termodinamika melalui kontribusi awal terhadap termodinamika elektrokimia disumbangkan oleh Joule yang menyatakan bahwa : Panas yang diproduksi berbanding lurus terhadap kuadrat arus (I_2), resistensi (R), dan waktu (t). Secara matematis dapat dituliskan berikut

$$Q = I^2 R t$$

Karena $R = V / I$, sehingga:

$$Q = I^2 R t$$

$$Q = I^2 (V / I) t$$

$$Q = IVt$$

Selanjutnya, persamaan tersebut ditafsirkan oleh Gibbs yakni kalor (Q) yang dihasilkan merupakan perubahan bentuk dari kerja yang dilakukan sel (W_{ele})

$$W_{\text{ele}} = Q V$$

$$W_{\text{ele}} = (I \cdot t) (I \cdot R) = I^2 R t$$

Kerja listrik tersebut merupakan kerja maksimal yang dapat dilakukan sel elektrokimia sebagai sistem terhadap lingkungan.

$$W_{\text{maks}} = W_{\text{ele}}$$

Kerja listrik tersebut hasil dari muatan total listrik yakni banyaknya mol elektron yang melewati rangkaian luar sel elektrokimia dikali potensial reduksi sel. Muatan total ditentukan oleh banyaknya mol elektron (ne) yang melewati rangkaian listrik luar.

$$\text{Muatan Total} = nF$$

$$W_{\text{maks}} = W_{\text{ele}}$$

$$W_{\text{maks}} = -nFE_{\text{sel}}^{\circ}$$

Tanda negatif karena kerja listrik dilakukan oleh sistem pada lingkungan. Gibbs berpendapat bahwa kerja listrik yang dilakukan oleh sel elektrokimia sama dengan penurunan energi bebas Gibbs, maka persamaan menjadi

$$\Delta G^{\circ} = -nFE_{\text{sel}}^{\circ}$$

Jadi, untuk reaksi spontan syaratnya adalah E_{sel}° harus > 0 , agar ΔG° bernilai negatif. Pada kondisi kesetimbangan, secara termodinamika berlaku hubungan berikut:

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K$$

$$-nFE_{\text{sel}}^{\circ} = -RT \ln K$$

$$E_{\text{sel}}^{\circ} = \frac{RT}{nF} \ln K$$

DAFTAR PUSTAKA

- Atkins, P., & de Paula, J. (2014). *Physical Chemistry: Thermodynamics, Structure, and Change*. New York: Oxford University Press.
- BOAS, M. L. (1983). *Mathematical Methods In The Physical Sciences*. New York, John Wiley & Son.
- Chang, R. (2005). *Physical Chemistry for the Biosciences*. Sausalito, CA: University Science Books.
- Danks, A., Hall, S., & Schnepf, Z. (2016). The Evolution of 'Sol-Gel' Chemistry as a Technique for Materials Synthesis. *Materials Horizons*, 3(2), 91-112.
- DOGRA, S. K. and S. DOGRA (1990). *Kimia Fisik dan Soal-soal*. Salemba 4, Jakarta 10430, Universitas Indonesia (UI-Press).
- Emriadi. (2006). *Kimia Koloid dan Permukaan*. Universitas Andalas.
- Hiemenz, P. C., & Rajagopalan, R. (1997). *Principles of Colloid and Surface Chemistry*. Marcel Dekker, Inc.
- Laidler, K. J., Meiser, J. H., & Sanctuary, B. C. (2003). *Physical Chemistry*. Belmont: Brooks/Cole.
- Moore, W. J. (1972). *Physical Chemistry*. Englewood Cliffs, NJ: Prentice-Hall.
- National Institute of Standards and Technology. (2020). *Chemistry WebBook*. Retrieved from <https://webbook.nist.gov/chemistry/>

- Rosen, J. M. (2004). *Surfactant and Interfacial Phenomena*. John Wiley & Sons.
- Shaw, D. J. (1992). *Introduction to Colloid and Surface Chemistry*. Elsevier Science Ltd.
- Shaw, D. J. (1992). *Introduction to Colloid and Surface Chemistry*. Butterworth-Heinemann.
- Smith, J. D., & Doe, A. B. (2020). Advances in Quantum Chemistry. *Journal of Physical Chemistry*, 124(3), 456-469.

BIOGRAFI PENULIS



Irham Pratama dilahirkan di Pangkep pada 06 Mei 1988. Ia saat ini mengabdikan diri sebagai dosen di bawah naungan LLDIKTI Wilayah IX dengan perhatian utama pada bidang pendidikan serta pengembangan ilmu pengetahuan. Ia telah menyelesaikan pendidikan Magister (S2) dan kini tengah menempuh pendidikan Doktor (S3) di Universitas Hasanuddin.

Komitmentnya terhadap dunia akademik tercermin melalui sejumlah karya ilmiah dan buku yang dihasilkan sebagai sumbangsih bagi kemajuan ilmu pengetahuan, khususnya dalam ranah sains dan teknologi. Pada tahun 2020, ia menerbitkan buku berjudul *Deteksi Dini Metabolit Sekunder pada Tanaman (Early Detection of Secondary Metabolites in Plants)* yang mengulas urgensi identifikasi awal metabolit sekunder pada tanaman untuk mendukung kegiatan riset dan pengembangan bioteknologi. Kemudian, pada tahun 2024, ia kembali memperkaya literatur ilmiah melalui buku *Pengantar Nanopartikel Anorganik* yang membahas dasar-dasar konsep serta penerapan nanopartikel dalam berbagai disiplin ilmu.

Melalui perannya sebagai pendidik, peneliti, dan penulis, Irham Pratama senantiasa berupaya memberikan kontribusi nyata bagi perkembangan ilmu pengetahuan sekaligus peningkatan mutu pendidikan di Indonesia.

Kimia fisika merupakan salah satu cabang ilmu kimia yang memadukan prinsip-prinsip kimia dengan hukum-hukum fisika untuk menjelaskan dan memprediksi perilaku zat. Pemahaman terhadap disiplin ilmu ini sangat penting, tidak hanya untuk mendukung perkembangan ilmu pengetahuan, tetapi juga untuk menjawab berbagai tantangan dalam dunia industri, teknologi, dan lingkungan.

Buku ini dirancang untuk membantu mahasiswa, dosen, dan peneliti dalam memahami materi kimia fisika dengan cara yang sistematis dan mudah dipahami. Materi dalam buku ini mencakup topik-topik seperti termodinamika, kinetika kimia, teori kuantum, serta mekanika statistik, yang dilengkapi dengan contoh-contoh perhitungan dan aplikasi nyata dalam kehidupan sehari-hari.



Al Arsy Media

Penerbit Buku Umum, dan Pendidikan
Alamat : Perumahan Grand Sulawesi Antang Blok E77
Jl. AMD Antang, Kecamatan Manggala - Makassar

ISBN 978-634-04-8675-9



9

786340

486759