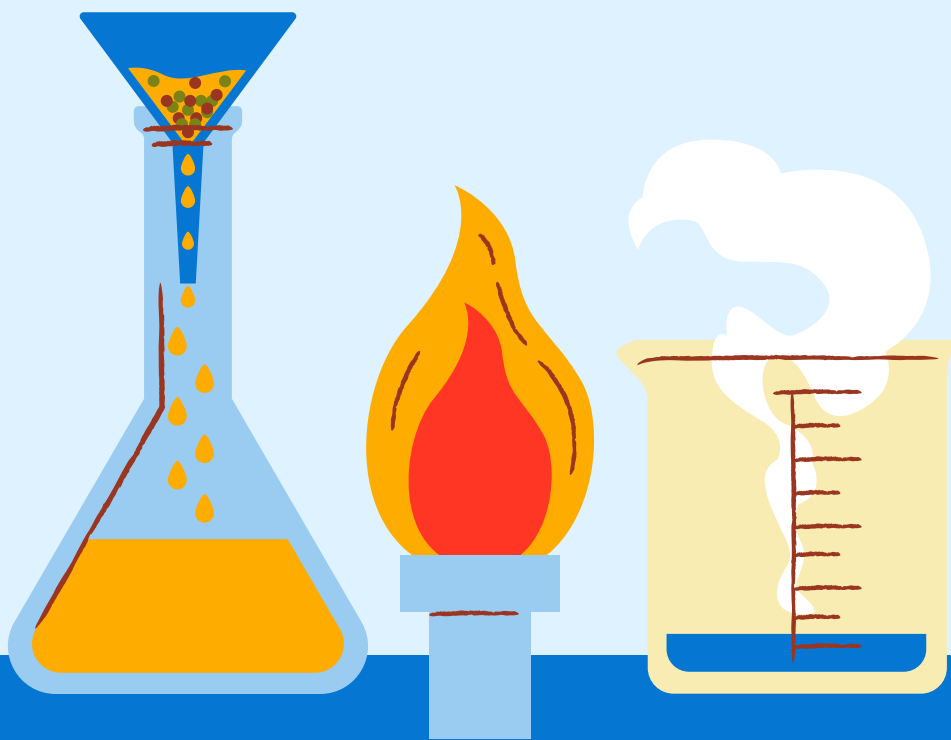


KIMIA

PENULIS :

**Bambang Suhartawan, Andis Sugrani, Ani Siti Wiryani,
Budi Mulyati, Bonni Rubak, Charlis Palupi, Luluk Edahwati,
Martasiana Karbeka**



KIMIA

**Bambang Suhartawan
Andis Sugrani
Ani Siti Wiryani
Budi Mulyati
Bonni Rubak
Charlis Palupi
Luluk Edahwati
Martasiana Karbeka**



GET PRESS INDONESIA

KIMIA

Penulis :

Bambang Suhartawan
Andis Sugrani
Ani Siti Wiryani
Budi Mulyati
Bonni Rubak
Charlis Palupi
Luluk Edahwati
Martasiana Karbeka

ISBN : 978-623-125-298-2

Editor : Mila Sari., S.St., M.Si

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

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

Penerbit : GET PRESS INDONESIA

Anggota IKAPI No. 033/SBA/2022

Redaksi :

Jln. Palarik Air Pacah No 26 Kel. Air Pacah
Kec. Koto Tangah Kota Padang Sumatera Barat
Website : www.getpress.co.id
Email : adm.getpress@gmail.com

Cetakan pertama, Juli 2024

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

KATA PENGANTAR

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

Buku Ini Membahas Prinsip-prinsip Dasar Kimia, Meliputi Konsep Dasar Kimia, Prinsip-prinsip Dasar Kimia, Meliputi Model Dan Struktur Atom, Prinsip-prinsip Dasar Kimia, Meliputi Konfigurasi Elektron Dan Ikatan Kimia, Prinsip-prinsip Dasar Kimia, Meliputi Konsep Mol, Stoikhiometri, Prinsip-prinsip Dasar Kimia, Meliputi Ikatan Kimia, Prinsip-prinsip Dasar Kimia Meliputi Wujud Zat Dan Perubahan Fasa, Termodinamika Kimia Dan Termokimia, Prinsip-prinsip Dasar Ilmu Kimia Meliputi Elektrokimia.

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

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

Padang, Juli 2024

Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR	i
DAFTAR ISI	ii
DAFTAR TABEL	v
DAFTAR GAMBAR.....	vi
BAB 1 PRINSIP DAN KONSEP DASAR KIMIA	1
1.1 Pendahuluan	1
1.2 Prinsip-prinsip dasar kimia	1
1.3 Konsep dasar kimia	16
DAFTAR PUSTAKA.....	18
BAB 2 MODEL DAN STRUKTUR ATOM	19
2.1 Pendahuluan	19
2.2 Perkembangan Model Atom	19
2.2.1 Model Atom Dalton	19
2.2.2 Model Atom Thompson	20
2.2.3 Model Atom Rutherford	22
2.2.4 Model Atom Bohr	23
2.2.5 Model Atom Modern (Mekanika Kuantum).....	23
2.3 Struktur Atom.....	25
2.3.1 Partikel Penyusun Atom.....	25
2.3.2 Keterkaitan Partikel Penyusun Atom	28
DAFTAR PUSTAKA.....	32
BAB 3 PRINSIP-PRINSIP DASAR KIMIA, MELIPUTI KONFIGURASI ELEKTRON DAN IKATAN KIMIA.....	35
3.1 Konfigurasi Elektron.....	35
3.1.1 Konfigurasi Gas Mulia	37
3.1.2 Konfigurasi Atom Golongan A.....	37
3.2 Struktur Lewis.....	38
3.3 Ikatan Kimia	40
3.3.1 Ikatan Ion	41
3.3.2 Ikatan Kovalen	42
3.3.3 Ikatan Kovalen Koordinasi	46
3.3.4 Ikatan Logam	47
DAFTAR PUSTAKA.....	49

BAB 4 PRINSIP-PRINSIP DASAR KIMIA, MELIPUTI KONSEP MOL, STOIKHIOMETRI.....	51
4.1 Pendahuluan	51
4.2 Konsep Mol.....	52
4.2.1 Konsep Mol dalam Wujud Padat.....	52
4.2.2 Konsep Mol dalam Wujud Cair	54
4.2.3 Konsep Mol dalam Wujud Gas	55
4.3 Stoikiometri	56
4.3.1 Hukum Stoikiometri	58
4.3.2 Rumus Empiris dan Rumus Senyawa	59
4.3.3 Pereaksi Pembatas	62
4.4 Aplikasi Stoikiometri dalam Kehidupan Sehari-hari dan Industri.....	63
DAFTAR PUSTAKA.....	66
BAB 5 IKATAN KIMIA	67
5.1 Pendahuluan	67
5.2 Teori Lewis.....	68
5.2.1 Aturan oktet.....	68
5.2.2 Aturan duplet	70
5.2.3 Lambang Lewis.....	70
5.2.3 Struktur Lewis.....	71
5.3 Pembentukan Ikatan Kimia.....	72
5.4 Jenis-jenis Ikatan Kimia	73
5.4.1 Pembentukan Ikatan Ionik.....	74
5.4.2 Energi Kisi dan Kekuatan Ikatan Ion.....	76
5.4.3 Pembentukan Ikatan Kovalen.....	77
5.4.4 Ikatan kovalen polar dan nonpolar.....	79
5.4.5 Pembentukan Ikatan Hidrogen	81
5.4.6 Pembentukan Ikatan Van der Waals	82
DAFTAR PUSTAKA.....	83
BAB 6 PRINSIP-PRINSIP DASAR KIMIA MELIPUTI WUJUD ZAT DAN PERUBAHAN FASA	85
6.1 Pengertian wujud zat.....	85
6.2 Jenis-Jenis Wujud Zat.....	85
6.2.1 Wujud Padat.....	86
6.2.2 Wujud Cair	90
6.2.3 Wujud Gas.....	92
6.3 Perubahan Fasa.....	94

6.3.1 Keseimbangan Cair Uap	94
6.3.2 Keseimbangan Cair Padat	95
6.4 Diagram Fasa	95
DAFTAR PUSTAKA	100
BAB 7 TERMODINAMIKA KIMIA DAN TERMOKIMIA	101
7.1 Pendahuluan	101
7.2 Termodinamika Kimia	103
7.2.1 Variabel Sistem	107
7.3 Termokimia	107
7.4 Hukum pertama termodinamika	108
7.5 Hukum kedua termodinamika	112
7.5.1 Hubungan Hukum Kedua Termodinamika dengan Termokimia:	112
7.6 Hukum ketiga termodinamika	114
7.6.1 Hubungan Hukum Ketiga Termodinamika dengan Termokimia	115
7.7 Hubungan Termodinamika Kimia dan Termokimia ..	118
7.8 Aplikasi hubungan antara termodinamika kimia dan termokimia dalam kehidupan sehari-hari.	120
DAFTAR PUSTAKA	125
BAB 8 ELEKTROKIMIA	127
8.1 Pendahuluan	127
8.2 Sel Galvani atau Sel Volta	128
8.2.1 Penulisan Notasi Sel	129
8.2.2 Deret Volta	130
8.2.3 Potensial Sel	131
8.2.4 Aplikasi Sel Volta atau Galvani	134
8.3 Sel Elektrolisis	137
8.3.1 Reaksi Elektrolisis	138
8.3.2 Perhitungan sel elektrolisis (Hukum Faraday) ..	140
8.3.3 Aplikasi sel elektrolisis dalam kehidupan	144
DAFTAR PUSTAKA	147
BIODATA PENULIS	

DAFTAR TABEL

Tabel 2.1. Perbandingan Partikel Penyusun Atom	27
Tabel 3.1. Konfigurasi KLMNOP dalam urutan penambahan energi	36
Tabel 3.2. Konfigurasi Eelektron Pada Unsur Golongan VIIA (Gas Mulia)	37
Tabel 3.3. Konfigurasi Eelektron Pada Unsur Golongan A.....	38
Tabel 4.1. Perhitungan rumus empiris.....	61
Tabel 6.1. Keadaan fisik air dari berbagai suhu dan tekanan	98
Tabel 8.1. Perbedaan sel Volta dan sel elektrolisis12	89
Tabel 8.2. Standard electrode(half-cell) potentiaais (298 K)°	132

DAFTAR GAMBAR

Gambar 2.1. Model atom Thompson menyerupai puding plum, makanan penutup Inggris yang terdiri dari kue lembab dengan kismis ("plum") yang tertanam di dalamnya	21
Gambar 2.2. Tabung sinar katoda	21
Gambar 2.3. Model Atom Rutherford	22
Gambar 2.4. Model Atom Bohr	23
Gambar 2.5. Model Atom Mekanika Kuantum	24
Gambar 2.6. Penyusun Atom	26
Gambar 2.7. Notasi Atom Karbon (Format A/Z)	28
Gambar 2.8. Notasi Atom Secara umum (Format A/Z) .	28
Gambar 2.9 Notasi Atom Krom (Bukan Format A/Z).....	29
Gambar 3.1. Sebaran elektron maksimal pada tiap kulit pada atom	36
Gambar 3.2. Letak susunan elektrom pada atom gas mulia.....	37
Gambar 3.3. Elektron valensi dari atom-atom Golongan A.....	39
Gambar 3.5. Elektron yang bergerak secara acak menyerupai "lautan elektron" dalam logam Aluminium.....	48
Gambar 4.1. Lambang unsur Kalium dan sifat-sifatnya	53
Gambar 4.2. Hubungan mol dengan jumlah partikel, molaritas, massa dan volume	56
Gambar 5.1. Reaksi pembentukan senyawa KF.....	69
Gambar 5.2. Lambang Lewis unsur	70
Gambar 5.3. lambang Lewis belerang (S) dan aluminium (Al)	71
Gambar 5.4. elektron Lewis.....	72
Gambar 5.5. Reaksi pembentukan H_2O	78
Gambar 5.6. Reaksi pembentukan senyawa NH_4^+	78
Gambar 5.7. Contoh pembentukan ikatan kovalen polar dan kovalen nonpolar	79
Gambar 5.8. Bentuk orbital.....	80
Gambar 5.9. Ikatan hidrogen dalam molekul H_2O	82

Gambar 6.1. Tempat dimana Kurva yang menunjukkan tekanan uap untuk air pada (es) dan cair berpotongan pada titik tripel.....	97
Gambar 6.2. Diagram fase air menunjukkan titik beku normal T_b dan titik didih normal T_d	98
Gambar 6.3. Diagram Fase untuk Karbon dioksida.....	99
Gambar 7.1. Sistem dan lingkungan yang dibatasi oleh batas system.....	105
Gambar 7.2. Jenis-jenis system.....	106
Gambar 8.1. Sel Volta	130
Gambar 8.2. Sel Elektrolisis	138
Gambar 8.3. Penyepuhan emas.....	145

BAB 1

PRINSIP DAN KONSEP DASAR KIMIA

Oleh Bambang Suhartawan

1.1 Pendahuluan

Prinsip dasar kimia adalah konsep-konsep fundamental yang membentuk dasar pemahaman tentang materi, reaksi kimia, dan interaksi antar zat. Prinsip-prinsip ini membentuk landasan bagi berbagai cabang ilmu kimia dan digunakan sebagai pedoman dalam menjelaskan fenomena kimia yang kompleks. Prinsip-prinsip dasar kimia ini membentuk dasar pemahaman yang diperlukan untuk menjelaskan fenomena kimia yang beragam dan digunakan sebagai pedoman dalam penelitian dan aplikasi kimia dalam berbagai bidang.

1.2 Prinsip-prinsip dasar kimia

Prinsip-prinsip dasar kimia mencakup beberapa konsep fundamental yang membentuk dasar pemahaman tentang perilaku materi dan reaksi kimia. Berikut adalah beberapa prinsip dasar kimia yang penting:

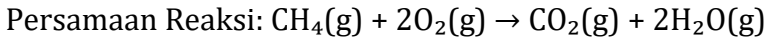
1. Hukum Kekekalan Massa

Prinsip ini menyatakan bahwa massa total reaktan dalam suatu reaksi kimia sama dengan massa total produknya. Dengan kata lain, massa tidak diciptakan atau dihancurkan dalam reaksi kimia, tetapi hanya diubah bentuknya.

Hukum Kekekalan Massa merupakan prinsip dasar dalam kimia yang menyatakan bahwa massa total reaktan dalam suatu reaksi kimia akan selalu sama dengan massa total produk yang dihasilkan. Ini berarti bahwa tidak ada perubahan jumlah total massa sepanjang reaksi kimia tersebut. Massa tidak bisa diciptakan atau dimusnahkan, tetapi hanya mengalami perubahan bentuk atau redistribusi.

Contoh Persamaan Reaksi dan Penerapan Hukum Kekekalan Massa:

- a. Reaksi Pembakaran Metana (CH_4) dalam Oksigen (O_2) untuk Membentuk Karbon Dioksida (CO_2) dan Air (H_2O):



Dalam reaksi ini, 1 molekul metana (CH_4) bereaksi dengan 2 molekul oksigen (O_2) untuk menghasilkan 1 molekul karbon dioksida (CO_2) dan 2 molekul air (H_2O).

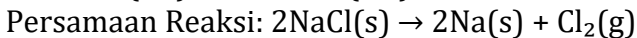
Penerapan Hukum Kekekalan Massa:

Sebelum Reaksi: Massa metana (CH_4) = 1 mol $\times$ massa molar CH_4
Massa oksigen (O_2) = 2 mol $\times$ massa molar O_2

Setelah Reaksi: Massa karbon dioksida (CO_2) = 1 mol $\times$ massa molar CO_2
Massa air (H_2O) = 2 mol $\times$ massa molar H_2O

Massa total reaktan sebelum reaksi = Massa total produk setelah reaksi
Ini menunjukkan bahwa jumlah massa sebelum dan sesudah reaksi tetap sama, sesuai dengan Hukum Kekekalan Massa.

- b. Reaksi Pemisahan Natrium Klorida (NaCl) Menjadi Natrium (Na) dan Klorin (Cl_2):



Dalam reaksi ini, 2 molekul natrium klorida (NaCl) menghasilkan 2 atom natrium (Na) dan 1 molekul gas klorin (Cl_2).

Penerapan Hukum Kekekalan Massa: Sebelum Reaksi:
Massa natrium klorida (NaCl) = 2 mol $\times$ massa molar NaCl

Setelah Reaksi: Massa natrium (Na) = 2 mol $\times$ massa molar Na
Massa klorin (Cl_2) = 1 mol $\times$ massa molar Cl_2

Massa total reaktan sebelum reaksi = Massa total produk setelah reaksi
Ini menunjukkan bahwa jumlah massa sebelum dan sesudah reaksi tetap sama, sesuai dengan Hukum Kekekalan Massa.

Dalam kedua contoh ini, Anda dapat melihat bahwa massa total reaktan sebelum reaksi sama dengan massa total produk setelah reaksi, sesuai dengan Hukum Kekekalan

Massa. Hal ini menegaskan prinsip bahwa massa tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan dalam reaksi kimia, hanya mengalami perubahan bentuk atau redistribusi.

2. Hukum Kekekalan Energi

Hukum kekekalan energi menyatakan bahwa energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, tetapi hanya dapat diubah dari satu bentuk menjadi bentuk lain. Dalam reaksi kimia, energi dalam bentuk panas, cahaya, atau energi lainnya dapat dirilis atau diserap.

Hukum Kekekalan Energi adalah prinsip dalam fisika yang menyatakan bahwa energi total dalam suatu sistem tertutup selalu tetap konstan. Artinya, energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, tetapi hanya dapat berubah bentuk dari satu bentuk menjadi bentuk lain. Ini merupakan salah satu prinsip dasar dalam ilmu fisika, yang berlaku untuk segala jenis energi, termasuk energi kinetik, energi potensial, energi panas, dan lain-lain.

Contoh Penerapan Hukum Kekekalan Energi:

a. Pengayakan Bijih Besi:

Dalam proses pengayakan bijih besi, bijih besi yang dihancurkan dimasukkan ke dalam alat pengayak yang bergetar. Partikel-partikel bijih besi yang lebih kecil melewati saringan, sedangkan yang lebih besar tetap di atas saringan. Proses pengayakan ini memerlukan energi dalam bentuk mekanik untuk menghasilkan gerakan getar pada saringan.

Penerapan Hukum Kekekalan Energi:

- Energi mekanik yang digunakan untuk menggerakkan alat pengayak berasal dari energi listrik atau energi lainnya.
- Meskipun sebagian energi mekanik terbuang sebagai panas akibat gesekan antara partikel-partikel bijih besi dan saringan, serta gesekan dalam mekanisme alat pengayak, namun total energi dalam sistem (termasuk energi kinetik, energi potensial, dan energi panas) tetap konstan.

b. **Pembangkit Listrik Tenaga Uap (PLTU):**

Dalam PLTU, energi panas yang dihasilkan dari pembakaran bahan bakar fosil seperti batu bara, minyak, atau gas alam digunakan untuk menghasilkan uap air yang kemudian digunakan untuk memutar turbin. Gerakan turbin ini kemudian menggerakkan generator listrik untuk menghasilkan energi listrik.

Penerapan Hukum Kekekalan Energi:

- Energi kimia yang terdapat dalam bahan bakar fosil diubah menjadi energi panas melalui proses pembakaran.
- Energi panas ini kemudian diubah menjadi energi mekanik dalam bentuk gerakan turbin.
- Total energi dalam sistem (energi kimia bahan bakar, energi panas, energi kinetik turbin, energi listrik) tetap konstan.

Dalam kedua contoh ini, energi tidak diciptakan atau dimusnahkan, tetapi hanya berubah bentuk dari satu bentuk menjadi bentuk lain. Hukum Kekekalan Energi menggarisbawahi prinsip bahwa dalam suatu sistem tertutup, energi total selalu tetap konstan, meskipun energi dapat berubah dari satu bentuk menjadi bentuk lainnya.

3. Hukum Kekekalan Muatan

Hukum kekekalan muatan menyatakan bahwa muatan listrik total dalam suatu sistem isolasi selalu konstan. Dalam reaksi kimia di mana ion-ion terlibat, jumlah total muatan positif harus sama dengan jumlah total muatan negatif.

Hukum Kekekalan Muatan adalah prinsip dalam fisika yang menyatakan bahwa muatan listrik total dalam suatu sistem tertutup akan tetap konstan. Ini berarti bahwa muatan tidak bisa diciptakan atau dimusnahkan, tetapi hanya dapat dipindahkan dari satu objek ke objek lainnya atau diubah bentuknya dalam sistem tertutup.

Contoh Penerapan Hukum Kekekalan Muatan:

a. Pemindahan Muatan dalam Sirkuit Listrik

Dalam sirkuit listrik, muatan listrik bergerak melalui konduktor seperti kawat tembaga. Ketika sirkuit listrik

ditutup, elektron-elektron di dalam kawat bergerak dari sumber tegangan (misalnya, baterai) menuju beban listrik (misalnya, lampu atau peralatan listrik). Selama pemindahan muatan ini, jumlah total muatan listrik dalam sirkuit tetap konstan.

Penerapan Hukum Kekekalan Muatan:

- Meskipun muatan elektron bergerak dari satu tempat ke tempat lain dalam sirkuit, jumlah total muatan dalam sirkuit tetap konstan.
- Misalnya, ketika elektron-elektron bergerak menuju lampu yang menyala, muatan negatif yang dihilangkan dari satu ujung sirkuit akan diimbangi dengan muatan negatif yang ditambahkan ke ujung lainnya, sehingga jumlah total muatan tetap sama.

b. Reaksi Elektrokimia

Dalam reaksi elektrokimia, muatan listrik ditransfer antara dua elektroda (anoda dan katoda) melalui elektrolit. Misalnya, dalam proses elektrolisis air, air dipecah menjadi oksigen dan hidrogen menggunakan listrik.

Penerapan Hukum Kekekalan Muatan:

- Muatan positif dan negatif yang dihasilkan dari pemecahan air dipindahkan secara konsisten dari satu elektroda ke elektroda lainnya.
- Jumlah total muatan positif dan negatif tetap konstan dalam sistem, bahkan ketika reaksi elektrokimia terjadi.

Dalam kedua contoh ini, Hukum Kekekalan Muatan diterapkan dengan menjaga jumlah total muatan listrik dalam sistem tetap konstan. Meskipun muatan dapat dipindahkan dari satu objek ke objek lainnya atau diubah bentuknya, jumlah total muatan dalam sistem tetap tidak berubah, sesuai dengan prinsip kekekalan muatan.

4. Prinsip Avogadro

Prinsip Avogadro menyatakan bahwa volume yang sama dari gas pada kondisi yang sama mengandung jumlah partikel yang sama, independen dari jenis gasnya. Hal ini

menyiratkan bahwa jumlah partikel dalam suatu zat dapat diukur oleh volumenya, asalkan kondisi suhu dan tekanannya tetap.

Prinsip Avogadro adalah prinsip dalam kimia yang menyatakan bahwa volume yang sama dari gas pada kondisi yang sama mengandung jumlah partikel yang sama, independen dari jenis gasnya. Dengan kata lain, volume gas yang berbeda-beda akan mengandung jumlah molekul yang sama jika mereka berada dalam kondisi yang sama dari suhu dan tekanan. Prinsip ini sangat berguna dalam menjelaskan hubungan antara volume, jumlah molekul, dan suhu/tekanan dalam studi gas.

Contoh Penerapan Prinsip Avogadro:

a. Hukum Gas Ideal

Salah satu penerapan utama Prinsip Avogadro adalah dalam hukum gas ideal. Hukum ini menyatakan bahwa volume gas (V) berbanding lurus dengan jumlah mol gas (n) pada kondisi suhu (T) dan tekanan (P) yang sama. Persamaan umum hukum gas ideal dinyatakan sebagai berikut:

$$PV = nRT$$

di mana:

- P adalah tekanan gas,
- V adalah volume gas,
- n adalah jumlah mol gas,
- R adalah konstanta gas (konstanta universal gas),
- T adalah suhu dalam kelvin.

Prinsip Avogadro menegaskan bahwa jumlah mol gas (n) dan volume gas (V) memiliki hubungan yang proporsional. Dengan kata lain, jika jumlah mol gas ditingkatkan, volume gas juga akan meningkat jika suhu dan tekanannya tetap.

b. Perbandingan Volume Gas dalam Reaksi Kimia

Dalam reaksi kimia di mana gas-gas bereaksi atau dihasilkan, Prinsip Avogadro dapat digunakan untuk menghitung hubungan antara volume gas yang terlibat dalam reaksi tersebut. Misalnya, reaksi pembakaran hidrogen (H_2) dengan oksigen (O_2) untuk membentuk

air (H_2O) dalam kondisi yang sesuai akan menghasilkan 2 mol air untuk setiap 1 mol hidrogen yang bereaksi. Karena Prinsip Avogadro, kita tahu bahwa volume yang sama dari H_2 dan O_2 akan berbanding 1:1 pada kondisi yang sama. Oleh karena itu, jika 1 liter H_2 bereaksi dengan 0,5 liter O_2 , akan dihasilkan 1 liter H_2O .

c. Perbandingan Volume Gas pada Kondisi Standar

Prinsip Avogadro juga memungkinkan kita untuk membuat perbandingan antara volume gas yang terukur pada kondisi standar (1 atm tekanan dan 0°C atau 273 K) dengan jumlah mol gasnya. Misalnya, pada kondisi standar, 1 mol gas akan memiliki volume 22,4 liter. Oleh karena itu, jika kita memiliki 2 mol gas pada kondisi standar, volumenya akan menjadi 44,8 liter.

Dalam semua contoh ini, Prinsip Avogadro membantu kita memahami hubungan antara volume gas dan jumlah molekul gas pada kondisi tertentu, yang penting dalam berbagai aplikasi kimia dan fisika.

5. Hukum Gas Ideal

Hukum gas ideal adalah suatu model matematis yang menggambarkan perilaku gas ideal. Hukum ini menyatakan bahwa tekanan, volume, dan suhu gas terkait oleh persamaan matematis tertentu ($PV = nRT$), di mana P adalah tekanan, V adalah volume, n adalah jumlah mol, R adalah konstanta gas, dan T adalah suhu dalam kelvin.

Hukum Gas Ideal, juga dikenal sebagai Persamaan Gas Ideal, adalah hubungan matematis yang menggambarkan perilaku gas ideal. Hukum ini menyatakan bahwa pada kondisi tertentu suhu dan tekanan, volume gas berbanding lurus dengan jumlah mol gas yang ada, dan berbanding terbalik dengan tekanan gas. Persamaan umumnya dinyatakan sebagai:

$$PV = nRT$$

di mana:

- P adalah tekanan gas (dalam pascal, Pa),
- V adalah volume gas (dalam meter kubik, m^3),
- n adalah jumlah mol gas,

- R adalah konstanta gas (yang berbeda tergantung pada unit yang digunakan), dan
- T adalah suhu gas (dalam kelvin, K).

Nilai konstanta gas R bergantung pada unit yang digunakan untuk tekanan dan volume. Konstanta gas sering kali dinyatakan dalam beberapa bentuk, yang paling umum adalah:

$$R = 8.314 \text{ J/mol}^\circ\text{K} \text{ atau } R = 0.0821 \text{ L.atm/mol}^\circ\text{K}$$

Contoh Penerapan Hukum Gas Ideal:

a. Kondisi Standar Gas

Misalnya, dalam kondisi standar (tekanan 1 atm dan suhu 273 K atau 0°C), 1 mol gas ideal akan memiliki volume sekitar 22.4 liter. Ini adalah hasil dari menerapkan Persamaan Gas Ideal pada kondisi tertentu, di mana tekanan dan suhu telah ditentukan.

b. Pengisian Balon dengan Gas

Ketika Anda mengisi balon dengan gas helium, misalnya, Hukum Gas Ideal dapat digunakan untuk memperkirakan volume gas yang akan dihasilkan dari jumlah mol gas tertentu pada suhu dan tekanan tertentu. Misalnya, jika Anda memiliki 1 mol helium pada suhu 25°C (298 K) dan tekanan atmosferik (1 atm), Anda dapat menggunakan Persamaan Gas Ideal untuk menghitung volume gas yang dihasilkan.

c. Aplikasi dalam Industri Kimia

Dalam industri kimia, Hukum Gas Ideal sering digunakan untuk merencanakan dan memprediksi kondisi reaksi dan produksi gas dalam reaksi kimia. Misalnya, dalam proses Haber-Bosch untuk produksi amonia, Hukum Gas Ideal digunakan untuk memahami bagaimana kondisi suhu, tekanan, dan volume gas mempengaruhi hasil akhir dari reaksi.

d. Kompresi Gas

Ketika gas dikompresi dalam sebuah tabung atau tangki, Hukum Gas Ideal juga dapat digunakan untuk memprediksi bagaimana volume gas akan berubah seiring dengan peningkatan tekanan dan/atau penurunan suhu.

Dalam semua contoh ini, Hukum Gas Ideal memberikan kerangka kerja yang penting untuk memahami dan memprediksi perilaku gas dalam berbagai kondisi, yang penting dalam berbagai bidang ilmu, termasuk kimia, fisika, dan teknik.

6. Teori Atom

Teori atom adalah konsep yang menyatakan bahwa materi terdiri dari partikel kecil yang disebut atom, yang tidak dapat dibagi lagi tanpa kehilangan sifat-sifat kimianya. Atom memiliki inti yang terdiri dari proton dan neutron, dikelilingi oleh elektron yang bergerak dalam orbit.

Teori Atom adalah konsep dasar dalam ilmu kimia dan fisika yang menyatakan bahwa materi terdiri dari unit dasar yang disebut atom. Atom adalah unit terkecil dari suatu unsur yang memiliki sifat-sifat khas dari unsur tersebut. Teori Atom juga mengemukakan bahwa atom tidak dapat dibagi lagi menjadi bagian yang lebih kecil tanpa kehilangan sifat-sifat kimianya. Meskipun atom terlihat sebagai entitas tunggal, mereka sebenarnya terdiri dari bagian-bagian yang lebih kecil, termasuk proton, neutron, dan elektron.

Contoh Penerapan Teori Atom:

a. Model Atom Bohr

Model atom Bohr adalah model atom yang dikembangkan oleh fisikawan Niels Bohr pada tahun 1913. Model ini menyatakan bahwa elektron-elektron dalam atom bergerak dalam orbit tetap sekitar inti atom, mirip dengan planet bergerak mengelilingi matahari. Menurut model ini, elektron hanya dapat berada dalam orbit yang memiliki energi tertentu, yang disebut sebagai tingkat energi diskrit.

Penerapan: Model atom Bohr sangat membantu dalam menjelaskan spektrum emisi atom. Misalnya, ketika elektron berpindah dari tingkat energi yang lebih tinggi ke tingkat energi yang lebih rendah, energi yang dilepaskan dalam bentuk foton dapat diamati sebagai garis spektrum dalam spektrum emisi.

b. Model Atom Modern

Model atom modern didasarkan pada konsep mekanika kuantum dan menyatakan bahwa elektron dalam atom tidak bergerak dalam orbit yang tetap, tetapi lebih merupakan distribusi probabilitas dalam ruang di sekitar inti atom. Model ini, yang sering disebut sebagai model "awan elektron" atau model orbital, menjelaskan bahwa kita tidak dapat dengan pasti menentukan posisi dan momentum elektron pada saat yang sama.

Penerapan: Model atom modern membantu kita memahami sifat-sifat kimia unsur-unsur berdasarkan struktur atom mereka. Misalnya, konfigurasi elektron menentukan bagaimana atom akan bereaksi dengan atom lain dan membentuk ikatan kimia.

c. Struktur Atom

Berdasarkan teori atom, atom terdiri dari inti atom yang terdiri dari proton dan neutron, dikelilingi oleh elektron yang bergerak dalam orbit di sekitarnya. Inti atom memiliki muatan positif karena mengandung proton, sedangkan elektron memiliki muatan negatif. Neutron tidak memiliki muatan listrik. Jumlah proton dalam inti atom menentukan identitas unsur tersebut.

Penerapan: Struktur atom merupakan dasar bagi berbagai aplikasi di berbagai bidang, termasuk kimia, fisika, dan teknologi. Contoh penerapannya meliputi pemahaman tentang sifat-sifat materi, pembangunan teknologi nuklir, dan pengembangan obat-obatan dan material baru.

Dengan demikian, Teori Atom memiliki banyak penerapan dalam ilmu pengetahuan dan teknologi modern, membantu kita memahami sifat-sifat materi serta mengembangkan teknologi baru untuk memenuhi kebutuhan kita.

7. Prinsip Periodisasi

Prinsip ini mencakup pengorganisasian unsur-unsur dalam tabel periodik berdasarkan pola periodik dalam sifat-sifat kimianya, seperti nomor atom, massa atom, konfigurasi elektron, dan reaktivitas.

Prinsip Periodisasi, juga dikenal sebagai Hukum Periodis atau Hukum Periodisitas, adalah konsep penting dalam kimia yang menyatakan bahwa properti kimia unsur-unsur berulang secara teratur ketika unsur-unsur tersebut diatur berdasarkan nomor atom mereka dalam tabel periodik. Dengan kata lain, properti kimia unsur berkorelasi dengan struktur periodik tabel periodik unsur.

Contoh Penerapan Prinsip Periodisasi:

a. Sifat-Sifat Periodis

Tabel periodik unsur merupakan representasi visual dari prinsip periodisasi. Ketika unsur-unsur diatur dalam urutan menaik berdasarkan nomor atom, pola-pola tertentu dalam sifat-sifat kimianya menjadi jelas. Misalnya, pada tabel periodik, unsur-unsur di sebelah kiri cenderung menjadi logam, sedangkan unsur-unsur di sebelah kanan cenderung menjadi non-logam. Ini adalah contoh periodisasi dalam sifat fisik unsur-unsur.

b. Tingkat Oksidasi

Hukum periodis menyatakan bahwa banyak sifat kimia, termasuk tingkat oksidasi, berulang secara teratur dalam tabel periodik unsur. Tingkat oksidasi merupakan jumlah elektron yang diberikan atau diterima oleh atom unsur dalam senyawa kimia tertentu. Misalnya, unsur alkali logam (kelompok 1) cenderung memiliki tingkat oksidasi +1, sementara unsur halogen (kelompok 17) cenderung memiliki tingkat oksidasi -1. Pola ini berulang secara periodik karena urutan unsur dalam tabel periodik.

c. Reaktivitas Kimia

Prinsip periodisasi memengaruhi reaktivitas kimia unsur-unsur. Unsur-unsur yang berada di sebelah kiri tabel periodik (logam alkali dan logam alkali tanah) cenderung lebih reaktif karena mereka memiliki kecenderungan untuk kehilangan elektron dan membentuk ion positif. Di sisi lain, unsur-unsur di sebelah kanan tabel periodik (halogen dan gas mulia) cenderung lebih reaktif karena mereka memiliki

kecenderungan untuk menerima elektron dan membentuk ion negatif.

d. Sifat-Sifat Fisik

Pola periodis juga dapat ditemukan dalam sifat-sifat fisik unsur, seperti titik leleh, titik didih, dan densitas. Misalnya, titik leleh logam cenderung menurun seiring bergerak dari kiri ke kanan di sepanjang periode tabel periodik, sementara titik leleh non-logam cenderung meningkat.

e. Sifat-Sifat Radioaktif

Prinsip periodisasi juga berlaku untuk sifat-sifat radioaktif unsur-unsur. Misalnya, dalam golongan logam alkali tanah (kelompok 2), aktivitas radioaktif biasanya meningkat seiring dengan peningkatan nomor atom.

Prinsip Periodisasi adalah dasar bagi pemahaman yang lebih dalam tentang sifat-sifat kimia unsur-unsur dan membantu dalam mengklasifikasikan, memprediksi, dan memahami perilaku kimia materi dalam berbagai konteks.

8. Teori Ikatan Kimia

Teori ini menjelaskan bagaimana atom-atom berikatan satu sama lain untuk membentuk molekul melalui pembagian atau pembentukan ikatan kimia, seperti ikatan ionik, kovalen, dan logam.

Teori Ikatan Kimia adalah konsep yang digunakan untuk menjelaskan bagaimana atom-atom berikatan satu sama lain untuk membentuk molekul atau zat terkait. Teori ini mencoba untuk menjelaskan kekuatan dan arah ikatan kimia antara atom-atom yang terlibat dalam sebuah molekul atau zat. Beberapa teori ikatan kimia yang paling penting adalah:

a. Teori Ikatan Kovalen

Teori ikatan kovalen menjelaskan bahwa atom-atom berbagi pasangan elektron untuk membentuk ikatan kovalen. Dalam ikatan kovalen, pasangan elektron yang dibagikan terletak di antara atom-atom yang terlibat, menarik keduanya secara elektrostatik. Contoh

penerapannya adalah molekul air (H_2O), di mana atom hidrogen dan oksigen saling berbagi pasangan elektron untuk membentuk ikatan kovalen.

b. Teori Ikatan Ionik

Teori ikatan ionik menjelaskan bahwa atom-atom saling berikatan dengan mentransfer elektron untuk membentuk ion positif dan negatif, yang kemudian saling tertarik secara elektrostatis. Contoh penerapannya adalah natrium klorida (NaCl), di mana natrium (Na) kehilangan satu elektron untuk membentuk ion Na^+ , sementara klorin (Cl) menerima elektron tersebut untuk membentuk ion Cl^- .

c. Teori Ikatan Logam

Teori ikatan logam menjelaskan bahwa atom-atom logam terikat bersama dalam kisi kristal, di mana elektron-elektron valensi bebas bergerak di antara ion-ion positif logam. Ini membentuk struktur logam yang kuat dan fleksibel. Contoh penerapannya adalah logam tembaga (Cu), di mana atom-atom tembaga saling terikat bersama dalam kisi kristal dan elektron-elektron valensi bergerak secara bebas di antara mereka.

d. Teori Hibridisasi Orbital

Teori hibridisasi orbital menjelaskan bagaimana orbital atom berubah untuk membentuk orbital hibrida yang sesuai dengan geometri molekul yang diamati. Contoh penerapannya adalah dalam molekul metana (CH_4), di mana atom karbon mengalami hibridisasi orbital sp^3 untuk membentuk ikatan kovalen dengan empat atom hidrogen.

e. Teori Resonansi

Teori resonansi menjelaskan bahwa dalam beberapa molekul atau ion, struktur resonansi atau variasi dari struktur ikatan dapat ada, di mana pasangan elektron tidak tetap berada di satu posisi tetapi dapat berpindah di antara beberapa posisi. Contoh penerapannya adalah dalam molekul ozon (O_3), di mana terdapat dua struktur resonansi yang mungkin, yang menjelaskan panjang

ikatan yang berada di antara panjang ikatan tunggal dan ganda.

Teori ikatan kimia memberikan kerangka kerja untuk memahami bagaimana atom-atom berinteraksi untuk membentuk molekul atau senyawa kimia. Penerapannya membantu kita memprediksi struktur molekul, sifat kimia, dan perilaku reaktif dari berbagai zat kimia.

9. Konsep Asam dan Basa

Konsep ini menggambarkan sifat-sifat asam dan basa, di mana asam adalah zat yang melepaskan ion H^+ dalam larutan, sedangkan basa adalah zat yang menerima ion H^+ atau melepaskan ion OH^- dalam larutan.

Konsep Asam dan Basa adalah salah satu konsep paling fundamental dalam kimia, yang memungkinkan kita untuk memahami sifat-sifat kimia larutan dan reaksi kimia. Terdapat beberapa definisi asam dan basa yang penting:

a. Definisi Arrhenius

Menurut definisi Arrhenius, asam adalah zat yang menghasilkan ion hidrogen (H^+) dalam larutan air, sedangkan basa adalah zat yang menghasilkan ion hidroksida (OH^-) dalam larutan air.

Contoh penerapannya:

- Ketika asam klorida (HCl) larut dalam air, ia menghasilkan ion hidrogen (H^+), sehingga dapat digolongkan sebagai asam menurut definisi Arrhenius.
- Ketika natrium hidroksida ($NaOH$) larut dalam air, ia menghasilkan ion hidroksida (OH^-), sehingga dapat digolongkan sebagai basa menurut definisi Arrhenius.

b. Definisi Brønsted-Lowry

Menurut definisi Brønsted-Lowry, asam adalah penerima proton (H^+), sedangkan basa adalah donor proton (H^+).

Contoh penerapannya:

- Dalam reaksi antara asam asetat (CH_3COOH) dan air, asam asetat mendonorkan protonnya kepada

molekul air, menghasilkan ion hidronium (H_3O^+) dan ion asetat (CH_3COO^-). Dalam reaksi ini, asam asetat bertindak sebagai donor proton, sehingga dapat digolongkan sebagai asam menurut definisi Brønsted-Lowry.

- o Dalam reaksi antara ion amonia (NH_3) dan ion hidronium (H_3O^+), ion amonia menerima proton dari ion hidronium, membentuk molekul amonia (NH_4^+). Dalam reaksi ini, ion amonia bertindak sebagai penerima proton, sehingga dapat digolongkan sebagai basa menurut definisi Brønsted-Lowry.

c. Definisi Lewis

Menurut definisi Lewis, asam adalah penerima pasangan elektron, sedangkan basa adalah donor pasangan elektron.

Contoh penerapannya:

- o Dalam reaksi antara asam boron trifluorida (BF_3) dan amonia (NH_3), asam boron trifluorida menerima pasangan elektron dari amonia, membentuk aduk antara kedua molekul tersebut. Dalam reaksi ini, asam boron trifluorida bertindak sebagai penerima pasangan elektron, sehingga dapat digolongkan sebagai asam menurut definisi Lewis.
- o Dalam reaksi yang sama, amonia memberikan pasangan elektronnya kepada asam boron trifluorida, sehingga bertindak sebagai donor pasangan elektron dan dapat digolongkan sebagai basa menurut definisi Lewis.

Konsep asam dan basa ini sangat penting dalam kimia dan memungkinkan kita untuk memahami berbagai fenomena kimia yang melibatkan reaksi asam-basa.

Prinsip-prinsip dasar kimia ini membentuk landasan bagi pemahaman yang lebih dalam tentang sifat-sifat materi dan reaksi kimia yang terjadi di alam.

1.3 Konsep dasar kimia

Kimia adalah cabang ilmu pengetahuan alam yang mempelajari sifat, struktur, komposisi, reaksi, dan interaksi materi. Konsep dasar kimia meliputi beberapa hal pokok:

1. Atom

Atom adalah unit dasar dari materi yang terdiri dari inti yang terdiri dari proton dan neutron, dikelilingi oleh elektron yang bergerak dalam orbit di sekitar inti.

2. Unsur Kimia

Unsur adalah materi yang terdiri dari atom dengan jumlah proton yang sama di inti atomnya. Tabel periodik unsur adalah representasi sistematis dari semua unsur kimia yang diketahui, disusun berdasarkan jumlah proton dalam inti atom (nomor atom).

3. Molekul

Molekul adalah gugus terkecil dari suatu zat yang dapat berdiri sendiri dan mempertahankan sifat-sifatnya. Molekul terbentuk ketika atom-atom terikat bersama melalui ikatan kimia.

4. Reaksi Kimia

Reaksi kimia adalah proses di mana ikatan antar atom dalam molekul diubah atau diputus sehingga membentuk molekul-molekul baru dengan sifat-sifat yang berbeda.

5. Ions

Ion adalah atom atau molekul yang memiliki muatan listrik karena kehilangan atau mendapatkan satu atau lebih elektron.

6. Ikatan Kimia

Ikatan kimia adalah gaya tarik antara atom-atom yang menyebabkan mereka membentuk molekul atau kristal.

7. Energi dalam Kimia

Energi dalam kimia dapat dikelompokkan menjadi energi kinetik (energi gerak) dan energi potensial (energi yang disimpan dalam ikatan kimia). Reaksi kimia membutuhkan atau melepaskan energi.

8. Stoikiometri

Stoikiometri adalah cabang kimia yang mempelajari kuantitas relatif dari reaktan dan produk dalam reaksi kimia, serta hubungannya dengan jumlah partikel dalam reaksi tersebut.

9. Larutan

Larutan adalah campuran homogen dua atau lebih zat, di mana satu zat (pelarut) menyebarkan partikel zat lainnya (zat terlarut).

10. Asam dan Basa

Asam adalah senyawa yang menghasilkan ion hidrogen (H^+) dalam larutan air, sedangkan basa adalah senyawa yang menghasilkan ion hidroksida (OH^-) dalam larutan air.

Ini hanya sebagian dari konsep dasar kimia. Ilmu kimia sangat luas dan mencakup berbagai topik, mulai dari kimia organik hingga kimia fisik, dan terus berkembang dengan penemuan baru dan pemahaman yang lebih dalam tentang sifat-sifat materi.

DAFTAR PUSTAKA

- Anonym. 2011. Kimia dasar. Tersedia di <http://indonesia-hijauhitam.blogspot.com/2011/10/kimia-dasar.html> diakses pada tanggal 16 september 2013.
- Ahmad, H. 1992. Penuntun Belajar Kimia Dasar. Bandung. PT. Citra Aditya Bakti.
- Aikenhead, G. S. 2006. Science Education for Everyday Life: Evidence-based Practice. New York Teachers College Press.
- Benny Karyadi, 1997, Kimia 2, P.T. Balai Pustaka, Jakarta.
- Coll, R. K., & Treagust, D. F. (2003a). Investigation of secondary school, undergraduate, and graduate learners' mental models of ionic bonding. *Journal of Research in Science Teaching*, 40(5), 464-486.
- Herron, J. D. & Greenbowe, T. J. (1986). What can we do about Sue: A case study of competence. *Journal of Chemical Education*, 63(6), 528- 531.
- Mahdin, Nuraini.2013.Kimia| Definisi, Prinsip, Materi, Atom, Elemen Kimia Modern. Tersedia di <http://jadipenulis.com/272/ilmu/kimia/> diakses pada tanggal 16 september 2013
- Nakhleh, M. B. (1992). Why some students don't learn chemistry: Chemical misconceptions. *Journal of Chemical Education*, 69(3), 191.
- Oxtoby, D.W., Gillis, H.P., Nachtrieb, N.H. (2001) Prinsip-prinsip Kimia Modern. Edisi ke-4. Jilid 1. Diterjemahkan oleh S.S. Achmadi. Jakarta: Erlangga.
- Petrucci H. Raplh. Suminar, 1987, Kimia Dasar Prinsip dan Terapan Modern, Jilid 2, Erlangga, Jakarta.
- Shakhashiri, B.Z. 2009. Practical Work In Chemistry Education. Keynote Address at the 42 IUPAC Congress Glasgow, Scotland. 5 Agustus 2009.
- Warsito. 1997. Kimia Dasar. Surabaya. Universitas Press IKIP Surabaya.
- Widiyanto, Andhika.2010. Prinsip Dasar Kimia. Tersedia di <http://samuderabenua.blogspot.com/2010/12/prinsip-prinsip-dasar-geokimia.html> diakses pada tanggal 16 september 2013

BAB 2

MODEL DAN STRUKTUR ATOM

Oleh Andis Sugrani

2.1 Pendahuluan

Pendapat pertama bahwa materi terdiri dari atom dikemukakan oleh filsuf Yunani kuno Leucippus dan Democritus, yang mengembangkan gagasan mereka pada abad ke-V Sebelum Masehi. Leucippus dan Democritus berpendapat bahwa semua materi terdiri dari partikel-partikel kecil dan terbatas yang mereka sebut “atomos”, sebuah istilah yang berasal dari kata Yunani yang berarti “tak terpisahkan”. Mereka menganggap atom sebagai partikel bergerak yang berbeda bentuk dan ukurannya, serta dapat bergabung bersama. Belakangan, Aristoteles sampai pada kesimpulan bahwa materi terdiri dari berbagai kombinasi empat elemen “api, tanah, udara, dan air” dan dapat terbagi tanpa batas. Menariknya, para filsuf ini baik itu Leucippus, Democritus, dan Aristoteles menganggap atom dan “elemen” sebagai konsep filosofis, namun tidak pernah mempertimbangkan untuk melakukan eksperimen untuk dalam menguji gagasan mereka (Paul et. al, 2019).

Pandangan Aristoteles tentang komposisi materi bertahan selama lebih dari dua ribu tahun, sampai seorang guru sekolah di Inggris yang bernama John Dalton membantu merevolusi kimia dengan hipotesisnya bahwa perilaku materi dapat dijelaskan dengan menggunakan teori atom. Perkembangan teori atom ini akan dibahas pada sub-sub bab selanjutnya.

2.2 Perkembangan Model Atom

2.2.1 Model Atom Dalton

Konsep atom yang digagas oleh Leucippus, Democritus, dan Aristoteles tidak banyak mengalami perkembangan, hingga akhirnya seorang ilmuwan berkewarganegaraan Inggris John

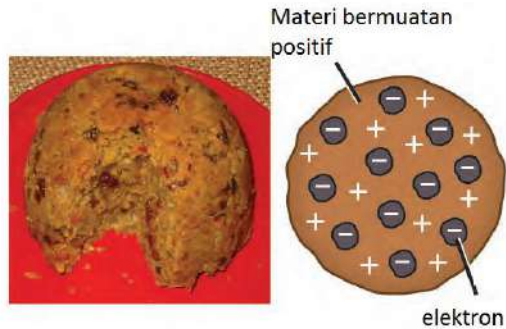
Dalton mempublikasikan hipotesisnya pada tahun 1807. Hipotesis Dalton ini didasarkan atas eksperimen secara mikroskopis. Beberapa hipotesis yang dikemukakan antara lain:

1. Materi terdiri dari partikel-partikel yang sangat kecil yang disebut atom. Atom adalah unit terkecil suatu unsur yang dapat ikut serta dalam perubahan kimia.
2. Suatu unsur hanya terdiri dari satu jenis atom, yang mempunyai massa yang merupakan ciri khas unsur tersebut dan sama untuk semua atom unsur tersebut.
3. Atom suatu unsur berbeda sifatnya dengan atom semua unsur lainnya.
4. Suatu senyawa terdiri dari atom-atom dari dua unsur atau lebih yang digabungkan dalam perbandingan bilangan bulat yang kecil. Dalam suatu senyawa, jumlah atom setiap unsurnya selalu berada dalam perbandingan yang sama.
5. Atom tidak diciptakan atau dimusnahkan, namun disusun ulang untuk menghasilkan zat yang berbeda (Paul et. al, 2019).

Model atom Dalton yang digagas John Dalton mengalami beberapa kekeliruan. Kekeliruan tersebut antara lain atom ternyata bukanlah merupakan unit terkecil dari suatu unsur atau materi, karena atom kemudian diketahui memiliki inti atom dan elektron. Kekeliruan berikutnya menganggap atom yang sejenis memiliki massa yang sama namun kenyataannya suatu atom yang sejenis dapat juga memiliki massa yang berbeda bergantung pada jumlah neutron dalam inti atomnya (Soenarjo, 2013).

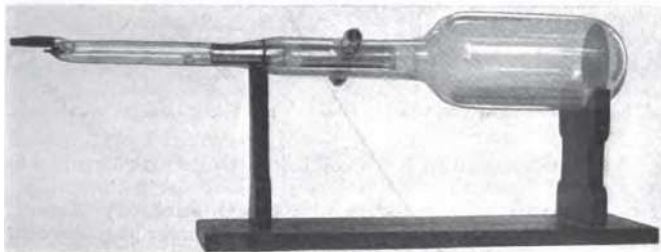
2.2.2 Model Atom Thompson

Pada tahun 1904, Thomson mengusulkan model atom "puding plum" (Model Atom Thomson), yang menggambarkan massa bermuatan positif dengan jumlah muatan negatif yang sama dalam bentuk elektron yang tertanam di dalamnya, karena semua atom netral secara listrik (Gambar 2.1) (Hon and Goldstein, 2013).



Gambar 2.1. Model atom Thompson menyerupai puding plum, makanan penutup Inggris yang terdiri dari kue lembab dengan kismis (“plum”) yang tertanam di dalamnya.
(Sumber: Paul et. al, 2019)

Model atom ini sebenarnya diawali dengan penemuan elektron oleh J. J. Thomson pada tahun 1897 dengan menggunakan tabung sinar katoda sebuah alat yang ditemukan oleh Ferdinand Braun (Gambar 2.2). Peralatan sinar katoda ini terdiri dari tabung kaca tertutup yang hampir seluruh udaranya telah dikeluarkan; tabung itu berisi dua elektroda logam. Ketika tegangan tinggi diterapkan pada elektroda, sinar tampak yang disebut sinar katoda muncul di antara elektroda. Meskipun gagasan Thomson kontroversial pada saat itu, namun bertahap diterima. Partikel sinar katoda sekarang disebut elektron, sedangkan partikel subatom bermuatan negatif dengan massa lebih dari seribu kali lebih kecil dari massa atom. Istilah “elektron” diciptakan pada tahun 1891 oleh fisikawan Irlandia George Stoney, dari “ion listrik.”



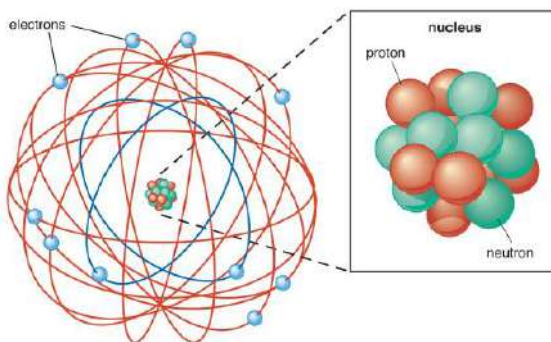
Gambar 2.2. Tabung sinar katoda
(Sumber : Paul et. al, 2019)

Meskipun sebagian besar orang mengadopsi model atom Thomson, akan tetapi model ini dengan cepat ditolak karena gagal mewujudkan stabilitas atom. Model atom tersebut tidak dapat menjelaskan bagaimana muatan negatif (elektron) terkandung di dalam bola positif. Dengan kata lain, model atom Thomson tidak dapat menjelaskan keberadaan inti atom.

2.2.3 Model Atom Rutherford

Model Atom Rutherford digagas tahun 1911 oleh fisikawan kelahiran Selandia Baru Ernest Rutherford, Model atom ini mendeskripsikan atom sebagai inti yang sangat kecil, padat, dan bermuatan positif yang disebut nukleus, yang di dalamnya hampir seluruh massa terkonsentrasi, di sekelilingnya terdapat unsur-unsur ringan dan negatif, yang disebut elektron, yang bersirkulasi pada jarak tertentu, seperti planet yang berputar mengelilingi Matahari (Gambar 2.3).

Model Rutherford menggantikan model atom “puding plum” dari fisikawan Inggris Sir J.J. Thomson, di mana elektron tertanam dalam atom bermuatan positif seperti plum dalam puding. Berdasarkan sepenuhnya pada fisika klasik, model Rutherford sendiri dalam beberapa tahun digantikan oleh model atom Bohr (Petruzzello, 2024).



Gambar 2.3. Model Atom Rutherford
(Sumber : Petruzzello, 2024)

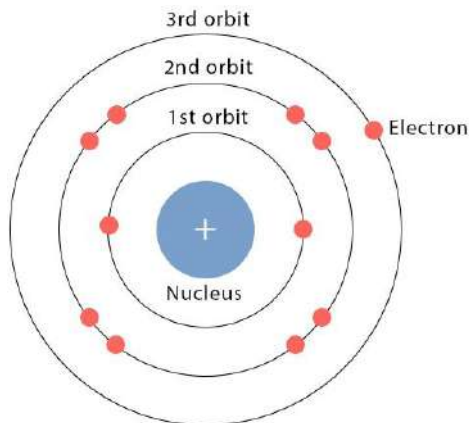
Penyebab gagalnya Model Atom Rutherford bertahan karena memiliki kelemahan yaitu dalam gerakan mengelilingi

inti elektron memancarkan energi, maka energi elektron berkurang, akibatnya jari-jari lintasan mengecil. Lintasan elektron tidak lagi berupa lingkaran dengan jari-jari tetap tetapi berupa putaran berpilin yang mendekati inti dan akhirnya elektron jatuh ke inti (dan hal ini tidak pernah terjadi).

2.2.4 Model Atom Bohr

Pada tahun 1913 Niels Bohr seorang ilmuwan berkebangsaan Swedia menyusun model atom hidrogen berdasarkan model atom Rutherford dan teori kuantum Planck. Model atom ini lebih dikenal dengan Model Atom Bohr (Gambar 2.4). Menurut Reed (2020), Ciri utama Model Atom Bohr adalah sebagai berikut:

1. Elektron mengorbit inti atom dalam orbit yang memiliki ukuran dan energi tertentu.
2. Energi orbit berhubungan dengan ukurannya. Energi terendah terdapat pada orbit terkecil.
3. Radiasi diserap atau terpancar ketika elektron berpindah dari satu orbit ke orbit lainnya.



Gambar 2.4. Model Atom Bohr
(Sumber : ChemistryLearner.com)

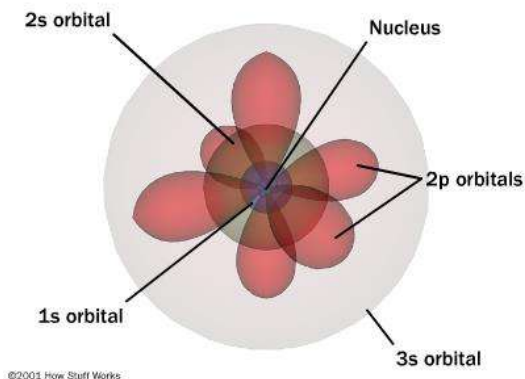
2.2.5 Model Atom Modern (Mekanika Kuantum)

Erwin Schrödinger, seorang fisikawan Austria, menggunakan dualitas gelombang-partikel elektron untuk

mengembangkan dan menyelesaikan persamaan matematika kompleks yang secara akurat menggambarkan perilaku elektron dalam atom hidrogen pada tahun 1926. Penyelesaian persamaan Schrödinger menghasilkan pembentukan persamaan model mekanika kuantum atom (Gambar 2.5). Model mekanika kuantum menggambarkan kemungkinan penempatan elektron di dalam atom dengan menggambarkan tingkat energi utama, orbital (tingkat orbit), dan spin (Akanksha, 2023).

Persamaan gelombang Schrodinger memberikan gambaran atom yang lebih baik dibandingkan model Bohr. Beberapa ciri menonjol dari Model Mekanika Kuantum sebuah atom adalah sebagai berikut:

1. Energi elektron dalam suatu atom terkuantisasi, yaitu hanya dapat mempunyai nilai spesifik tertentu.
2. Tingkat energi terkuantisasi di mana elektron berada diperoleh dari solusi persamaan gelombang Schrodinger.
3. Posisi pasti dan kecepatan (atau momentum) elektron tidak dapat ditentukan secara bersamaan. Oleh karena itu, jalur elektron hanya bersifat kemungkinan dan tidak pasti. Aspek ini pada akhirnya mengarah pada konsep orbital atom.
4. Orbital atom diwakili oleh fungsi gelombang yang juga dikenal sebagai fungsi gelombang orbital.
5. Peluang ditemukannya elektron pada suatu titik dalam atom sebanding dengan kuadrat fungsi gelombang.



Gambar 2.5. Model Atom Mekanika Kuantum
(Sumber : Inspirit Learning Inc. 2023)

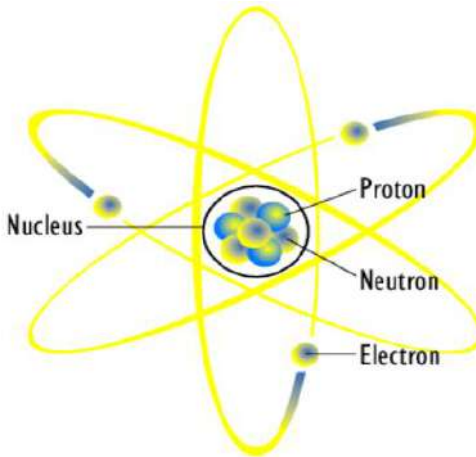
2.3 Struktur Atom

Sebuah atom didapatkan pada tingkat paling dasar dalam segala hal yang terlihat di sekitar kita. Faktanya, atom menyusun setiap organisme hidup. Materi membentuk setiap benda tak hidup di sekitar kita seperti meja, kursi, air, dll. Namun perlu diketahui bahwa bahan penyusun materi adalah atom. Sehingga, komposisi segala sesuatu baik yang hidup maupun yang tidak hidup adalah atom.

Atom merupakan satuan terkecil dari suatu materi. Meskipun atom adalah unit terkecil dari materi, atom tetap mempertahankan semua sifat kimia suatu unsur. Misalnya, atom perak dan beberapa unsur lainnya membentuk sendok perak. Partikel subatom kecil yang menyusun atom perak menentukan sifat-sifat atom perak (Yusnidar, 2018).

2.3.1 Partikel Penyusun Atom

Atom tersusun atas dua bagian yaitu bagian dalam atom dan bagian luar atom. Bagian dalam atom (Inti atom) merupakan pusat atom yang kecil. Bagian ini terdiri dari partikel bermuatan positif “proton” dan partikel yang tak bermuatan “neutron”. Di sisi lainnya, yaitu bagian luar atom (inti ekstra) merupakan wilayah yang jauh lebih besar. Ini terdiri dari awan partikel bermuatan negatif yang disebut elektron. Elektron berputar dalam orbit mengelilingi inti. Gaya tarik-menarik antara proton dan elektron menyatukan struktur atom (Gambar 2.6).



Gambar 2.6. Penyusun Atom
(Sumber : <https://www.toppr.com/>)

Semua atom kecuali hidrogen tersusun atas tiga partikel subatom ini. Pengecualian teradap Hidrogen karena hanya mengandung satu proton dan satu elektron namun tidak memiliki neutron. Jumlah proton dari suatu atom menunjukkan jenis unsurnya. Sedangkan jumlah elektron menunjukkan jenis reaksi yang dapat terjadi pada suatu atom. Inti atom dalam struktur atom terdiri dari sejumlah proton yang tetap. Proton menarik elektron dalam jumlah yang sama sehingga membuat atom menjadi netral secara listrik. Penambahan atau penghilangan elektron dari suatu atom menghasilkan pembentukan ion (Alam & Dhaka. 2022).

1. Elektron

Pada tahun 1897, JJ Thompson (Seorang fisikawan Inggris) mengusulkan bahwa sebuah atom terdiri dari setidaknya satu partikel bermuatan negatif. Dia menamakannya "*Corpuscle*" yang kemudian disebut "elektron".

Simbol "e" digunakan melambangkan elektron dan berkontribusi terhadap muatan negatif atom. Muatan absolut sebuah elektron adalah muatan negatif $-1,6 \times 10^{-19}$ coulomb.

2. Proton

Proton ditemukan oleh Rutherford ketika dia melakukan eksperimen kertas emas yang terkenal. Pada tahun 1886 Goldstein menemukan keberadaan sinar bermuatan positif ketika bereksperimen dengan tabung kosong menggunakan katoda berlubang. Sinar tersebut dinamakan sinar anoda atau sinar kanal. Serangkaian percobaan mengarah pada penemuan proton.

Proton adalah partikel yang berkontribusi terhadap muatan positif atom. Simbol “p” digunakan melambangkan proton. Muatan absolut sebuah proton adalah muatan positif sebesar $1,6 \times 10^{-19}$ coulomb . Massa proton adalah $1,6 \times 10^{-24}$ g

3. Neutron

Penemuan neutron baru terjadi pada tahun 1932. James Chadwick menemukan neutron. Dia menggunakan partikel tersebar untuk menghitung massa partikel netral. Partikel subatom “neutron” terdapat dalam inti atom. Simbol “n” digunakan melambangkan neutron. Ini adalah partikel yang netral. Massa sebuah neutron adalah $1,6 \times 10^{-24}$ g.

Penggunaan satuan Gram bukanlah satuan yang tepat untuk menghitung partikel subatom sekecil itu. Tapi satuan yang paling tepat adalah Dalton atau *amu/sma* (*atomic mass unit/satuan massa unit*) lebih tepat. Selain itu, proton dan neutron memiliki massa hampir 1 sma. Perbandingan massa penyusun atom dapat dilihat pada tabel 2.1.

Tabel 2.1. Perbandingan Partikel Penyusun Atom

Partikel	Lokasi	Muatan		Massa	
		Metrik (coulomb)	Atomik	Metrik (gram)	Atomik (sma)
Proton	<i>Inside</i>	$1,6 \times 10^{-19}$	+1	$1,6 \times 10^{-24}$	1,0073
Neutron	<i>Inside</i>	0	0	$1,6 \times 10^{-24}$	1,0087
Elektron	<i>Outside</i>	$-1,6 \times 10^{-19}$	-1	$9,1 \times 10^{-24}$	0,0005 5

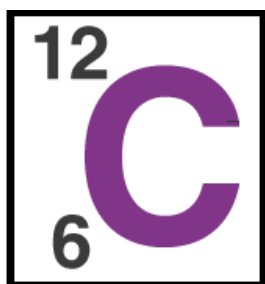
Inside: bagian dalam atom; Outside: bagian luar atom

Sumber: Yusnidar Yusuf, 2018

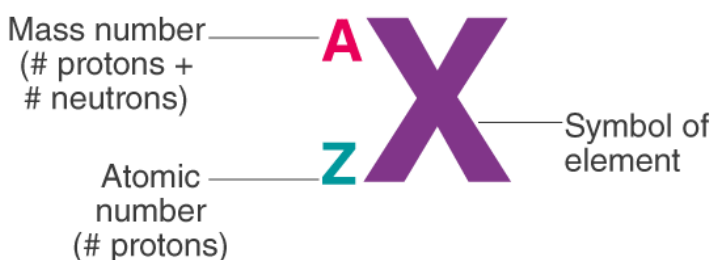
2.3.2 Keterkaitan Partikel Penyusun Atom

Setelah mempelajari bagaimana atom secara umum tersusun, maka akan muncul pertanyaan antara lain atom suatu unsur tertentu kira-kira terdiri dari apa saja? Atau mungkin berapa jumlah proton, neutron, dan elektron dalam suatu jenis atom tertentu?.

Agar dapat menjawab pertanyaan tersebut, terlebih dahulu perlu diketahui bahwa dalam menuliskan notasi suatu atom (misalnya dalam tabel sistem periodik) tidaklah dituliskan proton, neutron dan elektronnya melainkan yang dituliskan adalah nomor atom dan nomor massanya, sebagai contoh karbon (Gambar 2.7). Secara umum notasi penulisan atom dapat dilihat pada gambar 2.8.



Gambar 2.7. Notasi Atom Karbon (Format A/Z)



Gambar 2.8. Notasi Atom Secara umum (Format A/Z)

1. Nomor Atom

Nomor atom (diwakili dengan huruf Z) suatu unsur adalah jumlah proton dalam inti setiap atom unsur tersebut. Suatu atom dapat digolongkan sebagai unsur tertentu hanya berdasarkan nomor atomnya. Misalnya, setiap atom dengan

nomor atom 8 (intinya mengandung 8 proton) adalah atom oksigen, dan setiap atom dengan jumlah proton berbeda akan menjadi unsur berbeda. Jadi

Nomor Atom = Proton

2. Nomor Massa

Nomor massa (diwakili dengan huruf A) didefinisikan sebagai jumlah total proton dan neutron dalam suatu atom.

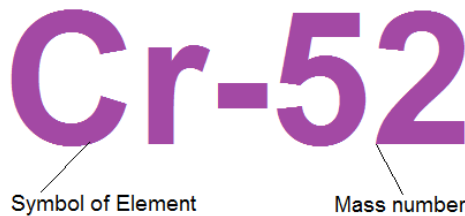
Nomor Massa = Proton + Neutron

Nomor Massa = Nomor Atom + Neutron

Mengetahui nomor massa dan nomor atom suatu atom memungkinkan untuk menentukan jumlah neutron yang ada dalam atom tersebut dengan pengurangan.

Jumlah Neutron = Nomor Massa – Nomor Atom

Komposisi atom apa pun dapat diilustrasikan dengan notasi singkat yang disebut format A/Z. Nomor atom dan massa ditulis di sebelah kiri simbol kimia. Nilai “A” ditulis sebagai superskrip sedangkan nilai “Z” ditulis sebagai subskrip (Gambar 2.8). Cara lain untuk menyebut atom tertentu adalah dengan menuliskan nomor massa atom setelah namanya, dipisahkan dengan tanda hubung (Gambar 2.9). Dalam notasi ini, nomor atom tidak dicantumkan. Anda perlu mengacu pada tabel periodik untuk mengetahui nilai proton (Wittman. 2022).



Gambar 2.9 Notasi Atom Krom (Bukan Format A/Z)

3. Isotop, Isobar, dan Isoton

Isotop

Atom-atom yang mempunyai nomor atom yang sama dan nomor massa yang berbeda. Nomor atom suatu atom adalah

jumlah proton dalam atom tersebut. Jumlah proton dalam suatu unsur kimia tetap. Akibatnya, nomor atom dari unsur kimia yang sama adalah identik. Oleh karena itu, isotop adalah atom dari unsur kimia yang sama. Massa atom adalah jumlah total proton dan neutron. Massa atom isotop berbeda.

Perilaku kimia isotop dari unsur kimia yang sama adalah identik, tetapi kualitas fisiknya berbeda. Isotop ada di hampir setiap unsur kimia. Terdapat 275 isotop dari 81 unsur kimia stabil yang diketahui. Terdapat isotop stabil serta isotop radioaktif untuk setiap unsur kimia (tidak stabil). Isotop radioaktif adalah isotop tidak stabil yang secara spontan terurai menjadi dua unsur anak yang lebih ringan, memancarkan partikel seperti sinar alfa, beta, dan gamma dalam prosesnya.

Nama unsur kimia dan massa atom isotop digunakan untuk memberi nama isotop. Contoh tiga isotop helium (${}^2\text{He}$ -2 dan ${}^4\text{He}$ -4) misalnya, disebut sebagai “helium-2” dan “helium-4”.

Isobar

Isobar adalah atom dari berbagai unsur kimia dengan nomor massa atom yang sama. Jumlah proton dan neutron dalam inti atom dikenal sebagai massa atom.

Karena unsur-unsur kimia yang berbeda mempunyai nomor atom yang bervariasi, nomor atom isobar ini berbeda satu sama lain. Jika dua unsur bertetangga pada tabel periodik mengandung isotop dengan nomor massa (isobar) yang sama, salah satu isotop tersebut harus radioaktif, menurut aturan isobar Mattauch. Jika terdapat tiga isobar berurutan, isobar pertama dan terakhir stabil, sedangkan isobar tengah mungkin mengalami peluruhan radioaktif. Kumpulan berbagai isotop dengan massa atom yang sama dikenal sebagai deret isobar. Contoh: ${}^{16}\text{S}$ -40, ${}^{17}\text{Cl}$ -40, ${}^{18}\text{Ar}$ -40, ${}^{19}\text{K}$ -40, dan ${}^{20}\text{Ca}$ -40 hanyalah beberapa contoh unsur dengan nomor massa 40. Semua unsur di atas mempunyai jumlah proton dan neutron yang sama dalam intinya, tetapi jumlah proton dan neutronnya berbeda.

Isoton

Isoton adalah atom dengan jumlah neutron yang sama dalam inti atom dari berbagai unsur. Isoton memiliki nomor atom yang bervariasi (jumlah proton dalam inti bervariasi) dan massa atom. Untuk menentukan jumlah neutrontya dapat menggunakan rumus yang telah dibahas sebelumnya yaitu:

Jumlah Neutron = Nomor Massa – Nomor Atom

^{16}S -36, ^{17}Cl -37, ^{18}Ar -38, ^{19}K -39, dan ^{20}Ca -40, misalnya, semuanya merupakan isoton 20 karena semuanya mempunyai 20 neutron (Chandrasekharan, et al. 2006).

DAFTAR PUSTAKA

- Akanksha, P. J. (2023) Quantum Mechanical Model of Atom: Introduction, Theory, and Explanation. <https://www.embibe.com/exams/quantum-mechanical-model-of-atom/> (diakses 23 Maret 2024).
- Alam, A. M. U. & Dhaka, A. (2022) Atomic Structure. https://www.researchgate.net/publication/357527520_Atomic_Structure (Diakses 26 Maret 2024)
- Chandrasekharan, H. & Gupta, Navindu. (2006). Fundamentals of Nuclear Science Application in Agriculture. Publisher: Northern Book Centre, New Delhi, ISBN: 81-7211-200-9
- Chemistry Learner. (ND) Bohr Model: Defenition, Features, and Limitations. https://www.chemistrylearner.com/bohr-model.html#google_vignette (diakses 19 Maret 2024)
- Hon, G. and Goldstein, B. R. (2013) J. J. Thomson's plum-pudding atomic model: The making of a scientific myth. *Annalen der Physik* (Berlin) 525, No. 8–9, A129–A133 (2013) / DOI 10.1002/andp.201300732
- Inspirit Learning Inc. (2023) Quantum Mechanical Atomic Model Study. <https://www.inspiritvr.com/quantum-mechanical-atomic-model-study-guide/> (diakses 24 Maret 2024).
- Paul, F., Klaus, T., Richard, L., William, R. R. (2019) Chemistry 2e (Principle of Chemistry), OpenStax Book publiser, Houston, Texas Amerika serikat (<https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/1-introduction>)
- Petruzzello, M. (2024) Rutherford model. Encyclopedia Britannica Inc. <https://www.britannica.com/science/Rutherford-model> (diakses 8 Maret 2024).
- Reed, B. C., (2020) The Bohr Atom. IOP Publishing Ltd. <https://iopscience.iop.org/book/mono/978-0-7503-3611-6.pdf> (diakses 19 Maret 2024).
- Soenarjo, S. (2013) Radioisotop dan Radiofarmaka dari Teori Atom Sampai Teknik Produksi dan Pemeriksaan Kualitas.

- Badan Tenaga Nuklir Nasional. ISBN 978-979-17143-7-2
<https://karya.brin.go.id/id/eprint/9310/>
- Wittman, J. (2022) Chemistry of Food and Cooking. Pressbook.
<https://mhcc.pressbooks.pub/chemfoodcooking/chapter/atomic-number-mass-number-and-isotopes/> (Diakses 26 Maret 2024)
- Yusnidar, Y. (2018) Panduan untuk belajar: Kimia Dasar. Jakarta: EduCenter Indonesia.

BAB 3

PRINSIP-PRINSIP DASAR KIMIA, MELIPUTI KONFIGURASI ELEKTRON DAN IKATAN KIMIA

Oleh Ani Siti Wiryani

3.1 Konfigurasi Elektron

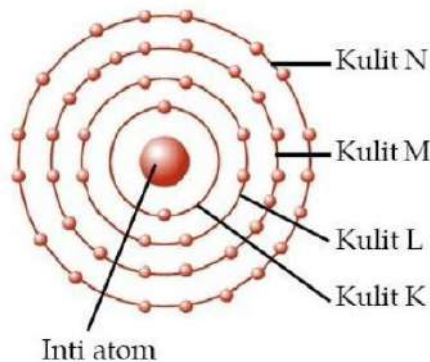
Distribusi elektron dalam atom dijelaskan melalui konfigurasi elektron, yang menunjukkan bagaimana elektron terorganisir dalam berbagai kulit energi di sekitar inti atom. Konfigurasi ini penting untuk memahami dan memprediksi sifat kimia serta reaktivitas atom.

Aturan konfigurasi elektron mengacu pada cara mengisi elektron ke dalam subkulit atau kulit energi atom. Konfigurasi ini diatur berdasarkan prinsip-prinsip dasar kimia kuantum. Aturan konfigurasi KLMN merujuk pada pengisian urutan subkulit atau kulit energi atom.

Sistem konfigurasi KLMN berlandaskan teori atom Bohr, yang menyatakan bahwa elektron bergerak dalam lintasan melingkar mengelilingi inti atom. Lintasan-lintasan ini dilambangkan dengan huruf K, L, M, N, dan seterusnya.

Kulit K adalah yang paling dekat dengan inti atom dan memiliki ukuran paling kecil dibandingkan kulit lainnya. Setelah kulit K, terdapat kulit L, M, dan N.

Masing-masing kulit memiliki tingkat energi tertentu, di mana kulit yang lebih dekat dengan inti memiliki energi yang lebih rendah, sedangkan kulit yang lebih jauh memiliki energi yang lebih tinggi. Jumlah elektron yang dapat mengisi setiap kulit juga bervariasi; semakin besar ukuran kulit, semakin banyak elektron yang dapat bergerak mengelilingi inti pada kulit tersebut.



Gambar 3.1. Sebaran elektron maksimal pada tiap kulit pada atom

Konfigurasi KLMN mengikuti aturan sebagai berikut:

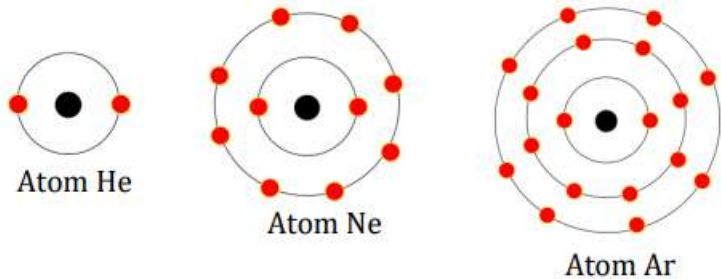
1. Pada kulit K, jika suatu unsur memiliki dua elektron atau lebih, maka isi kulit K dengan 2 elektron dan sisanya ditempatkan di kulit berikutnya.
2. Pada kulit L, jika jumlah elektron suatu unsur mencapai 8, maka isi kulit L dengan 8 elektron dan sisanya ditempatkan di kulit berikutnya.
3. Pada kulit M, jika jumlah elektron suatu unsur cukup untuk diisi dengan 18 elektron, maka tempatkan 18 elektron di kulit M, dan sisanya di kulit berikutnya. Namun, jika tidak cukup untuk 18 elektron, isi kulit M dengan 8 elektron dan sisanya ditempatkan di kulit lain.

Tabel 3.1. Konfigurasi KLMNOP dalam urutan penambahan energi

Kulit	Bilangan Kuantum Utama (n)	Sub-Kulit	Jumlah Maksimal Elektron
K	1	1s	2
L	2	2s, 2p	8
M	3	3s, 3p, 3d	18
N	4	4s, 4p, 4d, 4f	32
O	5	5s, 5p, 5d, 5f	32
P	6	6s, 6p, 6s	18

3.1.1 Konfigurasi Gas Mulia

Atom-atom dapat dikategorikan sebagai logam, nonlogam, metaloid, dan gas mulia. Gas mulia memiliki stabilitas tertinggi dibandingkan dengan unsur lainnya karena kulit terluar mereka terisi penuh oleh elektron. Dalam gas mulia, helium (He) memiliki kulit terluar yang terisi dengan 2 elektron, sedangkan gas mulia lainnya memiliki 8 elektron di kulit terluarnya. Penataan elektron pada gas mulia ini disebut susunan duplet untuk helium dan susunan oktet untuk gas mulia lainnya.



Gambar 3.2. Letak susunan elektrom pada atom gas mulia

Tabel 3.2. Konfigurasi Eelektron Pada Unsur Golongan VIIA (Gas Mulia)

Periode	Unsur	Nomor Atom	Kulit					
			K	L	M	N	O	P
1	He	2	2					
2	Ne	10	2	8				
3	Ar	18	2	8	18			
4	Kr	36	2	8	18	8		
5	Xe	54	2	8	18	18	8	
6	Rn	86	2	8	18	32	18	8

3.1.2 Konfigurasi Atom Golongan A

Dalam kimia, pemahaman tentang konfigurasi elektron sangat penting untuk memprediksi sifat dan perilaku kimia dari suatu unsur. Konfigurasi elektron menggambarkan cara di mana

elektron diatur dalam orbital atom. Untuk unsur dalam golongan A, yang juga dikenal sebagai golongan utama, konfigurasi elektron mengikuti pola yang teratur berdasarkan prinsip-prinsip dasar kimia dan fisika, seperti prinsip Aufbau, aturan Hund, dan aturan eksklusi Pauli.

Prinsip KLMNO digunakan untuk menggambarkan pengaturan elektron dalam lapisan energi atom. Dalam prinsip ini, lapisan energi dilambangkan dengan huruf K, L, M, N, dan O, yang masing-masing mewakili jumlah orbital elektron dalam struktur atom.

Tabel 3.3. Konfigurasi Eelektron Pada Unsur Golongan A

Unsur	Nomor Atom	Kulit					
		K	L	M	N	O	P
Al	13	2	8	3			
O	8	2	6				
Na	11	2	8	1			
F	9	2	7				
Cl	17	2	8	7			
I	53	2	8	18	18	7	

3.2 Struktur Lewis

Struktur Lewis adalah representasi visual yang digunakan untuk menggambarkan ikatan kimia dan distribusi elektron dalam molekul. Struktur ini dinamai dari ilmuwan Amerika Gilbert N. Lewis, yang mengembangkannya pada awal abad ke-20. Dalam struktur ini, atom-atom diwakili oleh simbol atomnya, sementara elektron valensi direpresentasikan dengan titik (·) atau *cross* (x) yang ditempatkan di sekitar simbol atom. Ikatan kimia antara atom-atom ditunjukkan oleh pasangan elektron ikatan (**PEI**), sedangkan pasangan elektron yang tidak terlibat dalam ikatan disebut pasangan elektron bebas (**PEB**). Struktur Lewis membantu memahami geometri molekul, polaritas, dan sifat reaktifnya, meskipun kadang-kadang terbatas karena tidak mempertimbangkan bentuk tiga dimensi molekul dan ikatan resonansi.

Tabel Periodik Elektron Valensi Unsur Golongan Utama

1	2	3	4	5	6	7	8
H•							•He•
Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
K•	•Ca•	•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
Rb•	•Sr•	•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
Cs•	•Ba•						

Sumber: http://www.meta-synthesis.com/webbook/30_timeline/Lewis_FT.png

Gambar 3.3. Elektron valensi dari atom-atom Golongan A

Perhatikan bahwa jumlah elektron valensi pada atom, kecuali helium, sesuai dengan golongan unsurnya. Misalnya, Li dari golongan IA memiliki satu elektron valensi yang ditandai dengan satu titik, sedangkan Be dari golongan IIA memiliki dua elektron valensi yang ditandai dengan dua titik. Setiap unsur dalam golongan yang sama memiliki konfigurasi elektron valensi yang mirip, menghasilkan lambang titik Lewis yang serupa. Logam transisi, lantanida, dan aktinida memiliki kulit dalam yang belum penuh, sehingga lambang titik Lewis untuk unsur-unsur ini biasanya lebih kompleks.

Sebelum membuat simbol Lewis untuk sebuah atom, ada beberapa hal penting yang perlu dipahami:

1. Konfigurasi Elektron

Konfigurasi elektron menggambarkan distribusi elektron dalam sebuah atom, yang membantu menentukan jumlah kulit serta elektron valensi atom tersebut.

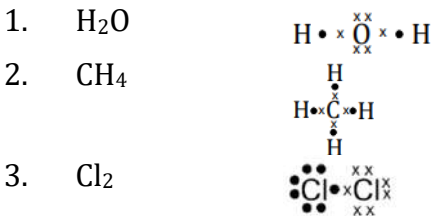
2. Elektron Valensi

Elektron valensi, yang berada di kulit terluar atom netral, memiliki peran penting dalam membentuk ikatan kimia dan memengaruhi sifat kimia atom tersebut karena kemampuannya untuk berikatan dengan elektron valensi atom lain.

Untuk membuat simbol Lewis, ikuti langkah-langkah berikut:

1. Dalam simbol Lewis, semua elektron valensi harus diwakili.
2. Simbol Lewis biasanya menunjukkan elektron sebagai pasangan.
3. Sebagian besar atom berusaha mencapai konfigurasi oktet, kecuali hidrogen yang cenderung mencapai duplet.
4. Ikatan rangkap 2 atau 3 terbentuk pada atom C, N, O, P, dan S dalam situasi tertentu.

Berikut ini adalah penggambaran struktur Lewis untuk beberapa senyawa:



3.3 Ikatan Kimia

Ikatan kimia adalah fondasi dari struktur materi di sekeliling kita, memegang peranan vital dalam pembentukan beragam zat dan substansi yang kita temui sehari-hari. Di tingkat atom, interaksi ini melibatkan pertukaran atau pembagian elektron antara atom-atom, menghasilkan molekul dan senyawa dengan karakteristik unik.

Dengan pemahaman tentang ikatan kimia, kita dapat menjelaskan alasan di balik sifat-sifat berbeda materi, seperti keadaan padat, cair, atau gas, serta proses reaksi antara senyawa-senyawa tersebut dalam kimia. Konsep ini juga memungkinkan kita merancang dan memahami beragam

material baru, obat-obatan, dan teknologi yang menjadi landasan ilmu pengetahuan dan teknologi modern.

Dalam diskusi ini, kita akan mengeksplorasi berbagai jenis ikatan kimia, proses pembentukannya, dan dampaknya terhadap sifat serta perilaku zat-zat.

3.3.1 Ikatan Ion

Ikatan ion muncul akibat tarikan elektrostatik antara ion-ion positif dan negatif. Interaksi ini terjadi antara atom yang cenderung melepaskan elektron dengan mudah (energi ionisasi rendah) dan atom yang cenderung menangkap elektron dengan kuat (afinitas elektron tinggi). Secara umum, logam memiliki energi ionisasi rendah, sedangkan non-logam memiliki afinitas elektron yang tinggi, sehingga membentuk dasar bagi terbentuknya ikatan ion antara logam dan non-logam.

1. Pembentukan Ikatan Ion

Ikatan ion timbul ketika atom dengan energi ionisasi rendah melepaskan elektron, menghasilkan ion positif. Elektron yang terlepas tersebut kemudian ditangkap oleh atom dengan afinitas elektron yang tinggi, membentuk ion negatif. Interaksi antara ion positif dan negatif ini terjadi melalui gaya elektrostatik, membentuk senyawa netral. Jumlah ion positif dan negatif dalam senyawa ini seimbang, menciptakan keseimbangan dalam strukturnya. Gaya elektrostatik inilah yang membentuk ikatan ion, juga dikenal sebagai ikatan elektrovalen. Setiap ion positif membentuk ikatan dengan satu ion negatif, membentuk kristal ion yang stabil. Saat kristal ini terbentuk, energi kisi dilepaskan. Biasanya, ikatan ion terbentuk antara atom logam yang cenderung melepaskan elektron dan atom non-logam yang cenderung menerima elektron.

2. Sifat-Sifat Senyawa Ion

Sifat-sifat senyawa ionik meliputi:

- a. Senyawa ionik umumnya memiliki titik lebur dan titik didih yang tinggi karena adanya gaya elektrostatik yang kuat antara ion-ionnya.
- b. Struktur kristal pada senyawa ionik padat biasanya sangat kaku.

- c. Senyawa ionik larut dengan baik dalam pelarut polar seperti air karena adanya interaksi elektrostatik antara ion-ionnya dengan molekul air.
- d. Senyawa ionik dapat menghantarkan listrik saat larut dalam air atau dalam bentuk lelehan karena ion-ionnya dapat bergerak bebas.
- e. Senyawa ionik memiliki kecenderungan untuk bereaksi dan dapat terionisasi dalam larutan, menghasilkan ion-ion yang dapat bergerak bebas.

3.3.2 Ikatan Kovalen

Ikatan kovalen terbentuk saat atom saling berbagi elektron, biasanya terjadi antara atom non-logam dengan atom non-logam. Karena atom non-logam cenderung menerima elektron, mereka berikatan dengan berbagi sepasang atau lebih elektron untuk membentuk senyawa kovalen.

1. Pembentukan Ikatan Kovalen

Pembentukan ikatan kovalen diilustrasikan dengan struktur Lewis, menunjukkan peran elektron valensi dalam ikatan tersebut. Gabungan atom melalui ikatan kovalen akan membentuk molekul. Ikatan kovalen dapat dibagi menjadi ikatan kovalen tunggal, rangkap dua, dan rangkap tiga.

a. Ikatan Kovalen Tunggal

Ikatan kovalen tunggal adalah ikatan di mana dua atom berbagi satu pasang elektron. Ikatan ini direpresentasikan dengan garis tunggal.

Contoh:

Pembentukan molekul hidrogen (H_2)

Atom hidrogen mempunyai elektron valensi 1. Setiap atom hidrogen berkontribusi dengan satu elektron untuk mencapai konfigurasi oktet.

Struktur Lewis:



Struktur Lewis untuk H_2 dapat diilustrasikan dengan satu garis tunggal (—), menunjukkan pasangan elektron.

Sehingga, molekul H_2 dapat direpresentasikan sebagai berikut.



b. Ikatan Kovalen Rangkap Dua

Ikatan kovalen rangkap dua melibatkan dua pasang elektron yang digunakan bersama oleh dua atom yang berikatan. Ikatan ini diwakili oleh garis rangkap dua (=).

Contoh:

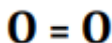
Pembentukan molekul O_2

Setiap atom oksigen berkontribusi dengan dua elektron untuk mencapai konfigurasi oktet.

Struktur Lewis:



Struktur Lewis untuk O_2 dapat diilustrasikan dengan menggunakan tanda garis rangkap dua (=), sehingga molekul O_2 dapat direpresentasikan seperti berikut.



c. Ikatan Kovalen Rangkap Tiga

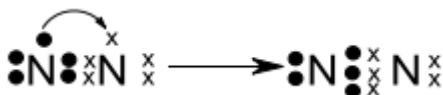
Ikatan kovalen rangkap tiga adalah ikatan di mana dua atom berbagi tiga pasang elektron bersama-sama. Ikatan ini diwakili oleh garis rangkap tiga ($\equiv$).

Contoh:

Pembentukan Molekul N_2

Ikatan kovalen rangkap tiga adalah ikatan di mana dua atom berbagi tiga pasang elektron bersama-sama. Ikatan ini diwakili oleh garis rangkap tiga ($\equiv$).

Struktur Lewis:



Struktur Lewis untuk N_2 dapat diilustrasikan dengan menggunakan garis rangkap tiga ($\equiv$), sehingga molekul N_2 dapat direpresentasikan seperti berikut.



2. Sifat-Sifat Senyawa Kovalen

Sifat-sifat senyawa kovalen meliputi:

- Titik didih rendah: Senyawa kovalen cenderung memiliki titik didih yang lebih rendah daripada senyawa ionik karena gaya tarik-menarik antarmolekulnya yang lemah.
- Kekakuan: Senyawa kovalen padat umumnya memiliki struktur kristal yang kaku.
- Larut dalam pelarut nonpolar: Beberapa senyawa kovalen dapat larut dalam pelarut nonpolar seperti benzena.
- Larut dalam pelarut polar: Sebagian senyawa kovalen juga dapat larut dalam pelarut polar seperti air.
- Volatilitas: Senyawa kovalen cenderung mudah menguap karena gaya tarik-menarik antarmolekulnya yang lemah.
- Kekuatan ikatan: Ikatan kovalen dapat menjadi sangat kuat, terutama pada senyawa dengan ikatan rangkap ganda atau rangkap tiga.
- Konduktivitas listrik: Senyawa kovalen dalam bentuk murni umumnya tidak menghantarkan listrik karena tidak memiliki ion yang bergerak bebas. Namun, beberapa senyawa kovalen dapat menghantarkan listrik dalam bentuk larutan atau lelehan karena ionisasi yang terjadi.

3. Kepolaran Senyawa Kovalen

a. Senyawa Kovalen Nonpolar

Senyawa kovalen nonpolar terbentuk ketika dua atom non-logam berbagi pasangan elektron secara merata dan tidak ada perbedaan elektronegativitas yang signifikan di antara atom-atom tersebut. Hal ini menghasilkan molekul yang secara keseluruhan bersifat netral dan tidak memiliki momen dipol yang signifikan. Contoh senyawa kovalen nonpolar termasuk gas mulia seperti nitrogen (N_2), oksigen (O_2), dan hidrogen (H_2), serta senyawa kovalen seperti metana (CH_4) dan etana (C_2H_6).

Contoh:



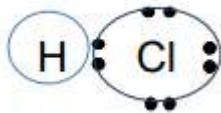
Sifat-sifat senyawa kovalen nonpolar meliputi:

1. Titik didih dan titik lebur yang rendah
2. Kestabilan dalam pelarut nonpolar
3. Ketidakmampuan untuk menghantarkan listrik dalam keadaan murni karena tidak ada ion yang terbentuk.

b. Senyawa Kovalen Polar

Senyawa kovalen polar terbentuk ketika dua atom non-logam berbagi pasangan elektron, tetapi terdapat perbedaan elektronegativitas yang signifikan di antara atom-atom tersebut. Atom dengan elektronegativitas yang lebih tinggi akan menarik pasangan elektron lebih dekat ke arahnya, menyebabkan salah satu ujung molekul memiliki muatan negatif sedangkan ujung lainnya memiliki muatan positif. Sebagai hasilnya, molekul menjadi polar atau memiliki momen dipol neto.

Contoh senyawa kovalen polar termasuk air (H_2O), asam klorida (HCl), amonia (NH_3), dan asam asetat (CH_3COOH).



Sifat-sifat senyawa kovalen polar meliputi:

1. Larut dalam pelarut polar: Senyawa kovalen polar larut dengan baik dalam pelarut polar seperti air karena interaksi antara muatan parsial molekul pelarut dan muatan parsial molekul senyawa.
2. Kekuatan interaksi antarmolekul: Senyawa kovalen polar dapat membentuk ikatan hidrogen atau interaksi dipol-dipol yang kuat, meningkatkan titik didih dan titik lebur mereka.
3. Konduktivitas listrik: Senyawa kovalen polar tidak dapat menghantarkan listrik dalam keadaan murni karena mereka tidak menghasilkan ion saat larut dalam air. Namun,

beberapa senyawa kovalen polar yang bersifat elektrolit lemah dapat sedikit menghantarkan listrik dalam larutan.

4. Sifat fisik lainnya: Senyawa kovalen polar cenderung memiliki titik didih dan titik lebur yang lebih tinggi daripada senyawa kovalen nonpolar dengan berat molekul yang serupa, karena gaya tarik antarmolekul yang lebih kuat akibat interaksi dipol-dipol.

3.3.3 Ikatan Kovalen Koordinasi

Ikatan ion terbentuk karena tarikan elektrostatik antara ion positif dan ion negatif. Ini terjadi antara atom dengan energi ionisasi rendah dan atom dengan afinitas elektron tinggi. Logam biasanya memiliki energi ionisasi rendah, sementara non-logam memiliki afinitas elektron tinggi. Sehingga, ikatan ion bisa terbentuk antara logam dan non-logam.

1. Pembentukan Ikatan Kovalen Koordinasi

Ikatan kovalen koordinasi, juga dikenal sebagai ikatan kovalen datif atau ikatan kovalen polar koordinatif, terjadi ketika sepasang elektron yang dibagikan antara dua atom non-logam berasal dari satu atom saja. Dalam ikatan kovalen koordinasi, atom yang menyumbangkan pasangan elektron tambahan disebut donor, sedangkan atom yang menerima pasangan elektron tersebut disebut akseptor. Perbedaan antara ikatan kovalen koordinasi dengan ikatan kovalen biasa adalah bahwa dalam ikatan kovalen koordinasi, satu atom menyumbangkan sepasang elektron untuk berikatan dengan atom lainnya yang tidak memiliki pasangan elektron bebas.

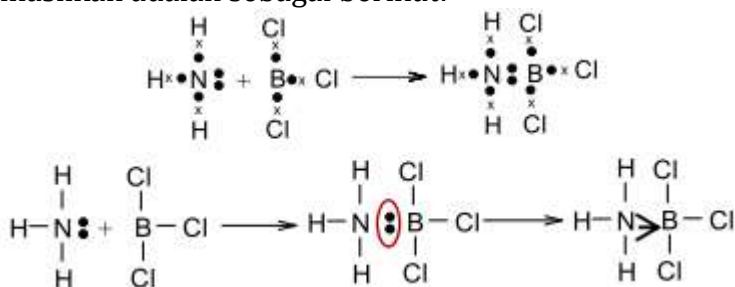
Contoh ikatan kovalen koordinasi adalah dalam pembentukan ion kompleks logam dengan ligand. Ligand adalah molekul atau ion yang menyumbangkan sepasang elektron untuk berikatan dengan logam dan membentuk ikatan kovalen koordinasi. Ikatan kovalen koordinasi sangat umum dalam kimia koordinasi dan memiliki peran penting dalam membentuk berbagai senyawa kompleks logam.

Ikatan kovalen koordinasi biasanya ditunjukkan dengan panah tunggal ($\rightarrow$) yang menunjukkan arah pergerakan pasangan elektron dari donor ke akseptor. Dalam

representasi struktur Lewis, atom donor seringkali ditandai dengan pasangan elektron yang tidak berpasangan di sekitar atomnya.

Contoh:

Amonia (NH_3) dapat membentuk senyawa yang stabil dengan boron triklorida (BCl_3). Struktur Lewis yang dihasilkan adalah sebagai berikut:



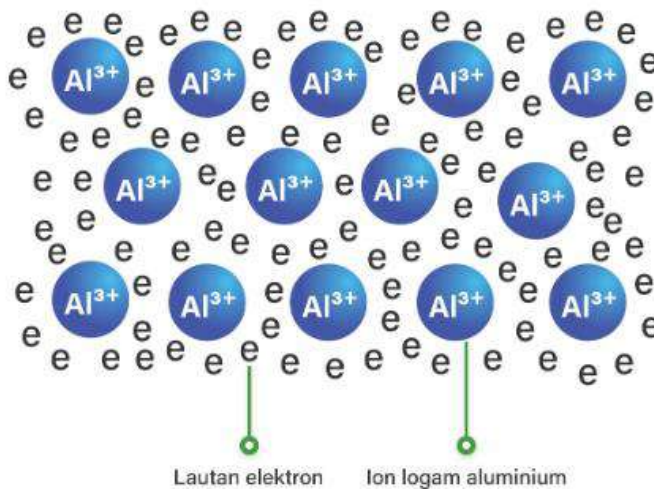
Jika diamati dengan seksama, terlihat bahwa terbentuk ikatan kovalen antara unsur N dan B. Namun, kedua elektron yang digunakan bersama berasal hanya dari N, sementara B tidak memberikan kontribusi elektron. Panah menunjukkan adanya ikatan koordinasi yang terjadi.

3.3.4 Ikatan Logam

Ikatan logam adalah tipe ikatan yang terjadi antara atom logam dalam suatu logam. Ini terjadi ketika atom logam saling berbagi elektron dalam struktur kristal yang padat. Ikatan logam memiliki sifat yang unik dan penting dalam kimia dan fisika material.

1. Pembentukan Ikatan Logam

Proses terbentuknya ikatan logam dimulai dengan atom logam yang memiliki satu hingga beberapa elektron valensi. Atom-atom logam ini berada dalam struktur kristal logam, di mana elektron valensi mereka dapat bergerak secara bebas antar atom. Dalam kristal logam, inti atom logam membentuk kerangka positif yang disebut sebagai "laut elektron," di mana elektron valensi yang bebas bergerak.



Gambar 3.5. Elektron yang bergerak secara acak menyerupai "lautan elektron" dalam logam Aluminium

2. Sifat-Sifat Senyawa Ion

- a. Kekonduktivitas listrik: Elektron valensi yang bebas dalam ikatan logam memungkinkan logam untuk menghantarkan listrik dengan baik. Ketika tegangan diterapkan, elektron bebas ini dapat bergerak melalui logam, membawa arus listrik.
- b. Kekonduktivitas termal: Elektron bebas juga memungkinkan logam untuk menghantarkan panas dengan baik, karena mereka dapat mentransfer energi termal melalui pergerakan mereka.
- c. Kekerasan dan kekuatan: Ikatan logam menyebabkan logam memiliki sifat kekerasan dan kekuatan yang tinggi. Struktur kristal yang padat dan interaksi antara atom logam menghasilkan kekuatan mekanis yang kuat.
- d. Fleksibilitas: Struktur yang relatif fleksibel memungkinkan logam untuk dibentuk menjadi berbagai bentuk dan ukuran tanpa retak atau pecah.
- e. Poin lebur dan poin didih tinggi: Ikatan logam yang kuat menyebabkan logam memiliki poin lebur dan poin didih yang tinggi, membuatnya sering digunakan dalam aplikasi yang memerlukan ketahanan suhu tinggi.

DAFTAR PUSTAKA

- Atkins, P., & de Paula, J. (2019). Atkins' Physical Chemistry. Oxford University Press.
- Chang, R. (2016). Chemistry. McGraw-Hill Education.
- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C., & Woodward, P. (2017). Chemistry: The Central Science. Pearson.
- Kotz, J. C., Treichel, P. M., & Townsend, J. R. (2019). Chemistry & Chemical Reactivity. Cengage Learning.
- McMurry, J., Fay, R. C., & Robinson, J. K. (2016). Chemistry. Pearson.
- Silberberg, M. S. (2017). Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change. McGraw-Hill Education.
- Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. L. (2017). Chemistry. Cengage Learning.
- Burdge, J. R. (2016). Chemistry: Atoms First. McGraw-Hill Education.
- Tro, N. J. (2017). Chemistry: Structure and Properties. Pearson.
- Oxtoby, D. W., Gillis, H. P., & Campion, A. (2016). Principles of Modern Chemistry. Cengage Learning.

BAB 4

PRINSIP-PRINSIP DASAR KIMIA, MELIPUTI KONSEP MOL, STOIKHIOMETRI

Oleh Budi Mulyati

4.1 Pendahuluan

Kimia adalah bidang studi yang fokus pada penelitian tentang materi dan transformasi yang terjadi pada materi tersebut. Dalam konteks kimia, "materi" diidentifikasi sebagai "zat," yang bisa merupakan elemen atau kombinasi dalam bentuk senyawa. Zat dalam kimia diwakili melalui rumus kimia, sementara transformasi kimia dijelaskan melalui persamaan reaksi. Transformasi kimia merupakan aspek krusial dalam kimia, berlangsung baik dalam organisme kita maupun di sekeliling kita secara terus-menerus. Transformasi kimia yang berlangsung di alam menunjukkan variasi dari yang paling sederhana hingga yang paling kompleks.

Dalam rumus kimia dan persamaan reaksi, penggunaan simbol kimia adalah kunci untuk melakukan perhitungan zat. Hal ini menjadi fokus studi dalam bidang stoikiometri. Memiliki pemahaman yang solid tentang simbol-simbol kimia yang digunakan dalam rumus kimia dan persamaan reaksi akan mempermudah proses belajar berbagai topik lain dalam kimia. Untuk mengetahui perhitungan yang akurat mengenai berapa banyak bahan yang diperlukan atau berapa banyak produk yang dihasilkan dalam reaksi tersebut digunakan mol.

Mol adalah unit dasar dalam Sistem Internasional (SI) untuk jumlah zat, yang didefinisikan sebagai jumlah zat yang mengandung sebanyak entitas dasar (seperti atom, molekul, atau ion) seperti yang terdapat dalam 12 gram karbon-12. Ini setara dengan 6.022×10^{23} entitas, nilai yang dikenal sebagai konstanta Avogadro (Lide, 2004). Konsep ini memungkinkan

para ilmuwan untuk berbicara tentang jumlah atom dan molekul dalam cara yang dapat diukur dan bermakna, meskipun jumlahnya sangat besar.

4.2 Konsep Mol

Konsep mol memainkan peran kunci dalam banyak aspek kimia teoretis dan aplikatif. Dengan menyediakan metode standar untuk menghitung jumlah partikel, mol memfasilitasi perhitungan stoikiometri, yang penting dalam menentukan proporsi reaktan dan produk dalam reaksi kimia (Brown, T.L., LeMay, H.E., & Bursten, 2012). Selain itu, mol membantu dalam pemahaman konsep-konsep seperti konsentrasi molar dalam larutan dan tekanan parsial dalam campuran gas, keduanya penting dalam studi kimia fisik dan analitis. Aplikasi konsep mol banyak digunakan mulai dari sintesis kimia hingga farmasi dan biologi molekuler, konsep mol adalah kunci dalam menghitung dan mengoptimalkan reaksi kimia dan proses biokimia. Dalam sintesis kimia, pengetahuan tentang jumlah mol reaktan memungkinkan para ilmuwan untuk merancang eksperimen yang efisien dan menghasilkan produk dalam jumlah yang diinginkan dengan minimnya limbah. Dalam biokimia, pemahaman tentang konsentrasi molar memungkinkan penelitian tentang afinitas enzim dan kinetika reaksi (Jeremy M. Berg, John L. Tymoczko, Gregory J. Gatto, 2002). Konsep mol merupakan prinsip fundamental dalam kimia yang diterapkan pada semua wujud materi padat, cair, dan gas untuk menghitung jumlah zat pada level molekular atau atomik. Penggunaan konsep ini bervariasi tergantung pada wujud materi karena perbedaan sifat fisik dan kimia antara padat, cair, dan gas.

4.2.1 Konsep Mol dalam Wujud Padat

Dalam wujud padat, mol digunakan untuk menghitung jumlah atom, molekul, atau ion yang terdapat dalam struktur kristal atau amorf. Massa molar zat padat memberikan informasi tentang massa satu mol dari zat tersebut, yang penting untuk menentukan komposisi dan struktur materi pada skala atomik.

Perhitungan mol dalam wujud padat adalah berat zat tersebut dibagi dengan nomor atom relatif (Ar) atau massa molekul relatif (Mr).

$$\text{Mol} = \frac{\text{Berat}}{\text{Ar}}$$

Massa atom relatif adalah ukuran yang menunjukkan berapa kali massa satu atom dari suatu unsur lebih berat dibandingkan dengan 1/12 massa atom karbon-12. Dengan kata lain, massa atom relatif adalah perbandingan antara massa rata-rata atom suatu unsur (mengingat unsur tersebut bisa memiliki lebih dari satu isotop dengan proporsi yang berbeda-beda di alam) terhadap 1/12 dari massa atom karbon-12, yang ditetapkan sebagai standar. Nilai ini tidak memiliki satuan karena merupakan sebuah perbandingan (Peter Atkins & Julio de Paula, 2014). Massa atom relatif setiap unsur dapat dilihat pada sistem periodik. Seperti terlihat pada gambar 4.1.

a → 19	39,102 ← e	
	1 ← f	
b → 760		
c → 637	← g	
d → 0,86		
	(Ar) 4s ¹ ← h	
	Kalium ← i	

Keterangan:

- a. Nomor atom
- b. Titik didih (°C)
- c. Titik leleh (°C)
- d. Massa jenis (gr/mL)
- e. Massa atom
- f. Tingkat oksidasi
- g. Simbol unsur
- h. Struktur elektron
- i. Nama unsur

Gambar 4.1. Lambang unsur Kalium dan sifat-sifatnya

Untuk senyawa yang mengandung beberapa unsur, maka massa atom relatif akan menjadi massa molekul relatif. Massa molekul relatif merupakan penjumlahan massa atom relatif tersebut beserta perkalian jumlah atom. Sebagai contoh senyawa kalium karbonat (K₂CO₃), bila massa atom relatif kalium adalah 39, karbon adalah 12, dan oksigen adalah 16,

maka massa molekul relatifnya adalah $(39 \times 2) + (12 \times 1) + (16 \times 3) = 78 + 12 + 48 = 138$.

4.2.2 Konsep Mol dalam Wujud Cair

Pada zat cair, konsep mol diterapkan untuk menentukan konsentrasi larutan, diukur dalam mol per liter (Molaritas). Konsep ini digunakan untuk perhitungan yang akurat tentang reaksi kimia dalam larutan dan pemahaman tentang sifat koligatif larutan, seperti perubahan titik didih dan titik beku, yang tergantung pada jumlah mol zat terlarut. (Brown, T.L., LeMay, H.E., & Bursten, 2012)

$$\text{Molaritas} = \frac{\text{Mol}}{\text{Volume (Liter)}}$$

Perhitungan molaritas dan molalitas adalah dua cara berbeda untuk mengungkapkan konsentrasi zat dalam larutan. Kedua konsep ini penting dalam kimia, terutama ketika berhubungan dengan reaksi kimia dan pembuatan larutan.

Molaritas (M)

Molaritas adalah ukuran konsentrasi zat terlarut dalam larutan, diungkapkan sebagai jumlah mol zat terlarut per liter larutan. Rumusnya adalah:

$N = \text{mol zat terlarut}$

$V = \text{liter larutan}$

Contoh Perhitungan Molaritas:

Misalkan kita memiliki 58,5 gram NaCl (natrium klorida) yang dilarutkan dalam air untuk membuat 0,5 liter larutan. Berat molekul NaCl adalah 58,5 g/mol, jadi kita dapat menghitung molaritas sebagai berikut:

1. Hitung mol NaCl:

$$\text{mol NaCl} = \frac{\text{Berat zat terlarut (g)}}{\text{Mr zat terlarut}} = \frac{58,5 \text{ gram}}{58,5 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$$

2. Hitung molaritas (M):

$$\text{M NaCl} = \frac{\text{Mol}}{V (L)} = \frac{1 \text{ Mol}}{0,5 L} = 2 \text{ M}$$

Molalitas (m)

Molalitas adalah ukuran konsentrasi zat terlarut dalam larutan, diungkapkan sebagai jumlah mol zat terlarut per kilogram pelarut. Rumusnya adalah:

N = mol zat terlarut

m = kg pelarut

Contoh Perhitungan Molalitas:

Misalkan kita memiliki 58,5 gram NaCl yang dilarutkan dalam 1 kg air. Seperti sebelumnya, berat molekul NaCl adalah 58,5 g/mol, sehingga:

1. Hitung mol NaCl:

$$\text{mol NaCl} = \frac{\text{Berat (g) zat terlarut}}{\text{Mr Zat terlarut}} = \frac{58,5 \text{ gram}}{58,5 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$$

2. Hitung molalitas (m):

$$m \text{ NaCl} = \frac{\text{mol}}{m \text{ (Kg)}} = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ kg}} = 1 \text{ m}$$

Perbedaan utama antara molaritas dan molalitas adalah bahwa molaritas bergantung pada volume total larutan, yang dapat berubah dengan suhu karena ekspansi atau kontraksi volume. Molalitas, di sisi lain, bergantung pada massa pelarut, yang tidak berubah dengan suhu, membuatnya lebih berguna dalam studi yang melibatkan perubahan suhu.

4.2.3 Konsep Mol dalam Wujud Gas

Dalam gas, konsep mol penting karena keterkaitannya dengan hukum gas ideal, yang menyatakan hubungan antara volume, tekanan, suhu, dan jumlah mol gas. Mol membantu dalam pemahaman dan prediksi perilaku gas di bawah kondisi fisik yang berbeda, dengan satu mol gas ideal pada STP (kondisi standar tekanan dan suhu) menempati volume yang konsisten (22.4 liter). (Ahmad, 1998) Mencari mol pada zat dalam wujud gas bisa gunakan rumus :

$$P.V = n R.T$$

P = Tekanan (atm)

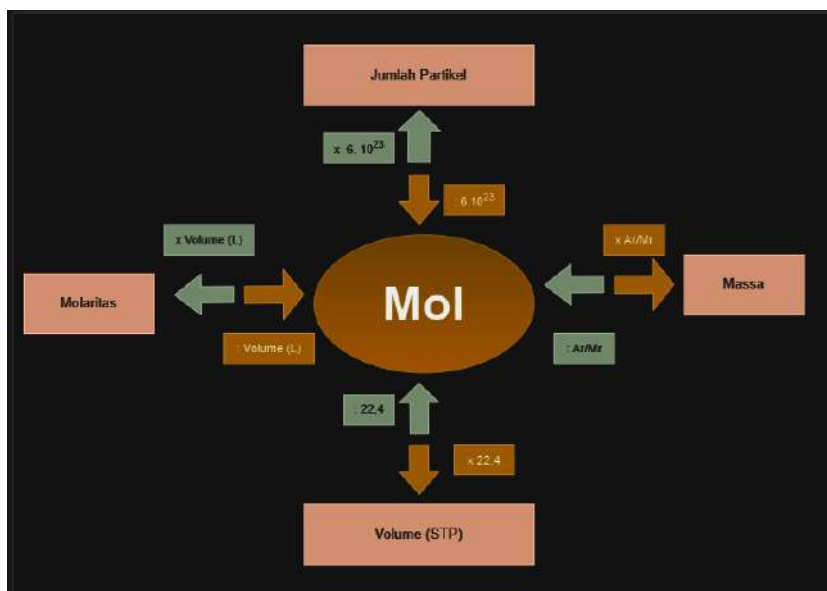
V = Volume (L)

n = Mol

R = tetapan 0,082

T = Temperatur (K)

Hubungan antara bilangan avogadro, mol , molaritas serta hukum gas ideal dapat dirumuskan seperti gambar 1 di bawah ini :



Gambar 4.2. Hubungan mol dengan jumlah partikel, molaritas, massa dan volume

4.3 Stoikiometri

Stoikiometri adalah cabang ilmu kimia yang berfokus pada pengukuran kuantitatif hubungan antara reaktan dan produk dalam reaksi kimia. Istilah ini berasal dari kata Yunani "stoikheion" (elemen) dan "metrin" (mengukur), mencerminkan esensi stoikiometri sebagai ilmu mengukur proporsi elemen dalam kimia. Stoikiometri mengandalkan hukum kekekalan massa dan konsep mol untuk memastikan bahwa perhitungan matematis mengenai jumlah zat yang terlibat dalam reaksi kimia adalah akurat (Raymond, 2016).

Prinsip-prinsip Utama Stoikiometri

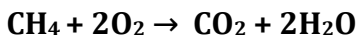
1. Hukum Kekekalan Massa: Hukum ini menyatakan bahwa total massa reaktan dalam suatu reaksi kimia adalah sama dengan total massa produk.
Hal ini mengimplikasikan bahwa materi tidak diciptakan atau dimusnahkan selama reaksi kimia.
2. Konsep Mol: Stoikiometri menggunakan konsep mol untuk menghitung jumlah zat yang terlibat dalam reaksi kimia. Mol memungkinkan ilmuwan untuk mengubah massa zat menjadi jumlah partikel (atom, molekul, atau ion) dan sebaliknya.
3. Persamaan Kimia Seimbang: Sebuah persamaan kimia harus seimbang, artinya jumlah atom untuk setiap elemen harus sama di kedua sisi persamaan (reaktan dan produk). Ini memberikan dasar untuk perhitungan stoikiometrik.

Penggunaan stoikiometri adalah untuk menghitung komposisi persentase elemen dalam senyawa, reaksi kimia, penentuan rumus empiris dan rumus molekul, serta perhitungan konsentrasi larutan. Melalui stoikiometri, bisa ditentukan jumlah reaktan yang diperlukan untuk bereaksi sepenuhnya dengan reaktan lain dan jumlah produk yang dihasilkan dari jumlah reaktan tertentu. Stoikiometri memungkinkan penentuan rumus empiris dan molekuler berdasarkan data komposisi massa dari suatu percobaan. Stoikiometri dapat pula digunakan dalam perhitungan konsentrasi larutan, seperti molaritas, yang merupakan mol zat terlarut per volume larutan dalam liter (Yayan Sunarya, 2010).

Contoh Perhitungan Stoikiometri

Pada reaksi pembakaran metana (CH_4) dengan oksigen (O_2) untuk menghasilkan karbon dioksida (CO_2) dan air (H_2O), stoikiometri digunakan untuk menghitung berapa banyak O_2 yang diperlukan untuk bereaksi sepenuhnya dengan jumlah CH_4 tertentu atau berapa banyak CO_2 dan H_2O yang dihasilkan. Sebelum melakukan perhitungan, hal yang terpenting yang harus dilakukan adalah menyetarakan atau menyeimbangkan reaksi terlebih dahulu. Jumlah atom masing-masing unsur reaktan dan produk harus sama. Koefisien reaksi dari reaktan

dan produk merupakan rasio perbandingan dalam perhitungan mol.



Dengan menggunakan stoikiometri, jika kita memiliki 1 mol CH_4 , kita dapat menghitung bahwa diperlukan 2 mol O_2 untuk bereaksi sepenuhnya dan akan menghasilkan 1 mol CO_2 dan 2 mol H_2O .

4.3.1 Hukum Stoikiometri

1. Hukum Kekalan Massa

Hukum Kekekalan Massa adalah prinsip dasar dalam kimia dan fisika yang menyatakan bahwa **massa dalam sistem tertutup adalah konstan, tidak peduli perubahan apa yang terjadi di dalam sistem tersebut**. Hukum ini merupakan salah satu fondasi penting dalam studi reaksi kimia dan telah menjadi dasar bagi banyak penelitian dan eksperimen dalam kimia. Sebagai contoh, dalam reaksi pembakaran hidrogen untuk menghasilkan air, total massa hidrogen dan oksigen yang bereaksi akan sama dengan total massa air yang dihasilkan. Jika 2 gram hidrogen bereaksi dengan 16 gram oksigen, maka akan dihasilkan 18 gram air.

2. Hukum Perbandingan Tetap,

Hukum perbandingan tetap juga dikenal sebagai hukum proporsi tetap, adalah prinsip fundamental dalam kimia yang dirumuskan oleh Joseph Proust pada awal abad ke-19. Hukum ini merupakan salah satu dasar dari teori atomik dalam kimia dan berperan penting dalam pengembangan tabel periodik serta pemahaman modern kita tentang komposisi kimia. Hukum Perbandingan Tetap menyatakan bahwa suatu senyawa kimia, selalu mengandung unsur-unsur yang sama dalam perbandingan massa yang tetap dan konstan. Dengan kata lain, komposisi massa dari setiap senyawa kimia adalah karakteristik yang unik dan tidak berubah. Sebagai contoh, air (H_2O) selalu terdiri dari hidrogen dan oksigen dalam perbandingan massa 1:8. Tidak peduli bagaimana air itu dibuat - apakah dengan membakar hidrogen dalam oksigen atau melalui proses

kimia lainnya - perbandingan massa hidrogen dan oksigen dalam air akan tetap sama.

3. Hukum Perbandingan Berganda

Hukum Perbandingan Berganda, yang dirumuskan oleh John Dalton pada awal abad ke-19, adalah salah satu prinsip fundamental dalam kimia. Hukum ini menggarisbawahi bagaimana unsur-unsur dapat bergabung dalam lebih dari satu perbandingan untuk membentuk senyawa yang berbeda, mengungkapkan sifat diskrit dan kuantitatif dari materi pada tingkat atomik.

Hukum Perbandingan Berganda menyatakan bahwa jika dua unsur dapat bergabung untuk membentuk lebih dari satu senyawa, maka massa salah satu unsur yang bergabung dengan massa tetap dari unsur lain akan berada dalam perbandingan yang sederhana. Dengan kata lain, rasio massa unsur-unsur dalam senyawa kimia berbeda yang terdiri dari dua unsur yang sama akan menjadi bilangan bulat atau pecahan sederhana.

Contoh klasik dari hukum ini adalah dua senyawa yang terbentuk dari karbon dan oksigen: karbon monoksida (CO) dan karbon dioksida (CO_2). Dalam karbon monoksida, rasio massa karbon terhadap oksigen adalah 12:16 (atau 3:4 dalam bentuk yang disederhanakan), sedangkan dalam karbon dioksida, rasio massa karbon terhadap oksigen adalah 12:32 (atau 3:8). Di sini, kita melihat rasio massa oksigen untuk karbon yang sama adalah 4:8, atau 1:2, sebuah perbandingan sederhana. (Silberberg, 2012)

4.3.2 Rumus Empiris dan Rumus Senyawa

Rumus empiris dan rumus senyawa (rumus molekular) adalah dua konsep kunci dalam kimia yang memberikan informasi tentang komposisi elemen dalam suatu senyawa kimia. Kedua jenis rumus ini memiliki peran penting dalam memahami sifat dan reaksi kimia dari berbagai senyawa, tetapi mereka masing-masing memberikan tingkat detail yang berbeda tentang struktur molekul (Ahmad, 1998)

1. Rumus Empiris

Rumus empiris suatu senyawa adalah bentuk paling sederhana dari rumus kimia, yang menunjukkan rasio terkecil antar atom dari setiap elemen dalam senyawa tersebut. Rumus empiris tidak memberikan informasi tentang jumlah sebenarnya dari setiap atom dalam satu molekul, tetapi hanya rasio relatifnya.

Misalnya, glukosa dan fruktosa memiliki rumus empiris yang sama, $C_6H_{12}O_6$, tetapi susunan atomnya berbeda, sehingga mereka memiliki sifat yang berbeda. Dalam rumus empiris ini, rasio atom karbon, hidrogen, dan oksigen adalah 1:2:1. Rumus empiris sangat berguna dalam analisis kimia, terutama ketika mengidentifikasi senyawa organik dan anorganik.

Cara Menentukan Rumus Empiris

Rumus empiris biasanya ditentukan dari data percobaan. Langkah pertama adalah mengetahui persentase massa dari setiap elemen dalam senyawa. Kemudian, persentase tersebut diubah menjadi mol menggunakan massa atom relatif elemen tersebut. Akhirnya, rasio mol tersebut disederhanakan untuk mendapatkan rumus empiris.

2. Rumus Senyawa (Rumus Molekular)

Rumus senyawa, atau rumus molekular, memberikan informasi yang lebih spesifik dibandingkan rumus empiris. Rumus ini menunjukkan jumlah sebenarnya dari setiap atom dari setiap elemen yang ada dalam satu molekul senyawa tersebut. Rumus molekular memberikan pemahaman yang lebih mendalam tentang struktur molekul, yang penting untuk memahami sifat fisik dan kimia senyawa tersebut.

Sebagai contoh, air memiliki rumus molekular H_2O , yang berarti setiap molekul air terdiri dari dua atom hidrogen dan satu atom oksigen.

Cara Menentukan Rumus Senyawa

Untuk menentukan rumus molekular senyawa, perlu diketahui massa molekul relatifnya. Ini dapat diperoleh melalui metode eksperimen seperti spektrometri massa. Setelah mengetahui massa molekul relatif, dibandingkan dengan massa molar rumus empiris. Perbandingan ini akan

memberikan faktor pengali yang diperlukan untuk mengubah rumus empiris menjadi rumus molekular.

Rumus empiris dan rumus senyawa dapat dipelajari melalui **contoh soal** berikut :

Sebuah senyawa organik ditemukan memiliki komposisi 40% karbon, 6.7% hidrogen, dan sisanya oksigen. Massa molar senyawa ini adalah 180 g/mol. Tentukan rumus empiris dan rumus molekular dari senyawa tersebut.

Penyelesaian Rumus Empiris:

Konversi persentasi tiap unsur menjadi mol, dengan membagi unsur tersebut dengan massa atom relatif setiap unsur. Persentasi oksigen dapat diketahui dari persentasi total dikurangi persentasi masing-masing unsur yang telah diketahui. Pada soal ini persentasi oksigen adalah $100\% - 40\% - 6,7\% = 53,33\%$.

Untuk memudahkan perhitungan, buatlah tabel sebagai berikut :

Tabel 4.1. Perhitungan rumus empiris

Unsur	Karbon	Hidrogen	Oksigen
Persentase	40 %	6,7 %	53,33%
Unsur/Ar	$\frac{40}{12}$	$\frac{6,7}{1}$	$\frac{53,33}{16}$
Mol	3,33	6,7	3,33
Rasio Mol	1	2	1

Dalam penentuan rasio mol, masing – masing unsur dibagi dengan mol terkecil. Pada soal ini mol terkecil adalah 3,33.

Jadi, rumus empirisnya adalah **CH₂O**.

Penyelesaian Rumus Senyawa:

1. Hitung Massa Molar Rumus Empiris:

- CH₂O memiliki massa molar = 12.01 (C) + 2 x 1.01 (H) + 16.00 (O) = 30.03 g/mol

2. Bandingkan dengan Massa Molar Senyawa:

- Massa molar senyawa adalah 180 g/mol.

- Faktor pengali = $\frac{180 \text{ g/mol}}{30.03 \text{ g/mol}} \approx 6$

3. Kalikan Rumus Empiris dengan Faktor Pengali:

- Rumus molekular = $(\text{CH}_2\text{O}) \times 6 = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Jawaban: Rumus empiris senyawa tersebut adalah CH_2O dan rumus molekulnya adalah $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Pemahaman tentang rumus empiris dan rumus molekular sangat penting dalam kimia. Rumus empiris digunakan untuk menganalisis data eksperimental dan memprediksi rasio elemen dalam senyawa. Sementara itu, rumus molekular digunakan untuk memahami reaksi kimia, sifat fisik dan kimia, serta struktur molekul.

Dalam sintesis kimia, misalnya, pengetahuan tentang rumus molekular sangat penting untuk merencanakan reaksi dan mengidentifikasi produk. Dalam kimia farmasi, rumus molekular digunakan untuk merancang obat dan memahami interaksi mereka dengan target biologis. Sementara itu, dalam kimia analitik, rumus empiris membantu dalam identifikasi senyawa dari hasil analisis.

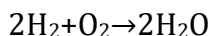
4.3.3 Pereaksi Pembatas

Pereaksi pembatas adalah konsep penting dalam stoikiometri dan kimia reaksi. Dalam suatu reaksi kimia, pereaksi pembatas adalah zat yang habis dikonsumsi terlebih dahulu, sehingga menghentikan reaksi dan menentukan jumlah maksimum produk yang dapat terbentuk. Konsep ini sangat penting dalam perencanaan dan pengoptimalan reaksi kimia, baik dalam skala laboratorium maupun industri, karena memungkinkan kimiawan untuk menghitung jumlah produk yang dapat diharapkan dari jumlah tertentu reaktan. Mengidentifikasi pereaksi pembatas sangat penting dalam industri kimia, dimana efisiensi bahan baku dan biaya produksi menjadi pertimbangan utama. Dengan mengoptimalkan jumlah reaktan berdasarkan pereaksi pembatas, dapat mengurangi limbah dan meningkatkan efisiensi produksi (John C. Kotz, Paul M. Treichel, 2012)

Untuk mengidentifikasi pereaksi pembatas dalam suatu reaksi, kita harus terlebih dahulu menulis persamaan reaksi yang seimbang. Setelah itu, kita menghitung jumlah mol dari setiap reaktan yang tersedia. Dengan menggunakan rasio stoikiometri dari persamaan reaksi seimbang, kita dapat menentukan reaktan mana yang akan habis dikonsumsi terlebih dahulu, berdasarkan jumlah mol reaktan yang tersedia. Setelah pereaksi pembatas diidentifikasi, jumlah produk yang dapat dihasilkan dihitung dengan menggunakan jumlah mol dari pereaksi pembatas tersebut sebagai dasar perhitungan. Ini memastikan bahwa perhitungan produk tidak melebihi kemungkinan maksimum yang dapat terbentuk dari jumlah pereaksi pembatas yang tersedia.

Contoh :

- Sebagai contoh, dalam reaksi pembakaran hidrogen dengan oksigen untuk menghasilkan air:



- Jika kita memiliki 5 mol hidrogen dan 2 mol oksigen menggunakan rasio stoikiometri 2:1 dari 2H_2 ke O_2 , kita dapat menghitung bahwa hanya 4 mol 2H_2 yang dapat bereaksi dengan 2 mol (O_2) untuk membentuk air. Dalam hal ini, 2H_2 adalah reaktan berlebih dan O_2 adalah pereaksi pembatas.

4.4 Aplikasi Stoikiometri dalam Kehidupan Sehari-hari dan Industri

Stoikiometri, konsep fundamental dalam kimia, memainkan peran penting dalam berbagai aspek kehidupan sehari-hari dan industri. Secara umum, stoikiometri adalah ilmu yang mempelajari perhitungan kuantitatif dalam reaksi kimia, khususnya perbandingan di mana zat-zat bereaksi dan terbentuk. Penerapan stoikiometri tidak hanya terbatas pada laboratorium atau industri kimia, tetapi juga merambah ke bidang-bidang seperti farmasi, pertanian, pengolahan makanan,

dan bahkan kegiatan sehari-hari seperti memasak dan pengelolaan limbah (Lide, 2004)

Dalam industri, stoikiometri memiliki peran krusial. Di bidang farmasi, misalnya, stoikiometri digunakan untuk menentukan proporsi bahan aktif yang tepat dalam pembuatan obat. Kesalahan perhitungan bisa menyebabkan obat menjadi tidak efektif atau bahkan berbahaya. Di industri makanan, stoikiometri membantu dalam menghitung jumlah nutrisi, bahan pengawet, dan bahan tambahan lain yang harus ditambahkan untuk mencapai kualitas produk yang diinginkan.

Industri kimia, yang merupakan pengguna stoikiometri terbesar, mengandalkan perhitungan ini untuk mengoptimalkan proses produksi. Dalam pembuatan plastik, detergen, atau pupuk, misalnya, perbandingan bahan baku harus tepat untuk menghasilkan produk akhir yang berkualitas. Kesalahan dalam perhitungan stoikiometri dapat menyebabkan kelebihan atau kekurangan bahan tertentu, yang tidak hanya berpengaruh pada kualitas produk tetapi juga pada efisiensi biaya dan dampak lingkungan.

Di sektor pertanian, stoikiometri digunakan untuk menentukan dosis pupuk dan pestisida yang tepat. Penggunaan pupuk yang berlebihan tidak hanya pemborosan tetapi juga dapat merusak tanah dan sumber air. Dengan menerapkan stoikiometri, petani dapat meningkatkan efisiensi penggunaan pupuk sambil meminimalkan dampak negatif terhadap lingkungan.

Stoikiometri juga penting dalam pengelolaan limbah. Di fasilitas pengolahan air limbah, misalnya, stoikiometri digunakan untuk menghitung jumlah bahan kimia yang diperlukan untuk mengolah limbah sehingga aman untuk dibuang atau didaur ulang. Kesalahan dalam perhitungan dapat menyebabkan polusi atau bahkan kegagalan sistem pengolahan.

Dalam kehidupan sehari-hari, kita sering kali menerapkan prinsip stoikiometri tanpa menyadarinya. Saat memasak, misalnya, kita mengikuti resep yang pada dasarnya adalah perhitungan stoikiometri untuk menghasilkan makanan yang enak dan seimbang. Proporsi tepat antara bahan-bahan

seperti tepung, gula, dan telur penting untuk mendapatkan hasil yang diinginkan.

Selain itu, pemahaman tentang stoikiometri dapat membantu kita membuat keputusan yang lebih sadar tentang produk yang kita gunakan dan cara kita berinteraksi dengan lingkungan. Misalnya, memahami bagaimana bahan kimia dalam produk pembersih rumah tangga bereaksi dapat membantu kita menggunakannya dengan cara yang lebih aman dan efektif.

Dalam pendidikan, mempelajari stoikiometri membantu siswa mengembangkan keterampilan pemecahan masalah dan pemikiran kritis. Ini bukan hanya tentang menghafal formula, tetapi juga tentang memahami bagaimana zat bereaksi dan berubah. Keterampilan ini dapat diterapkan dalam berbagai situasi, dari menyelesaikan masalah sehari-hari hingga mengatasi tantangan kompleks dalam sains dan teknologi.

DAFTAR PUSTAKA

- Ahmad, H. (1998) *Penuntun Belajar Kimia Dasar*. Deepublish Yogyakarta.
- Brown, T.L., LeMay, H.E., & Bursten, B.E. (2012) *Chemistry: The Central Science*. Prentice Hall.
- Jeremy M. Berg, John L. Tymoczko, Gregory J. Gatto, J. and L.S. (2002) *BIOCHEMISTRY*. Available at: <https://chemistry.com.pk/books/biochemistry-8e-by-berg-tymoczko-gatto/>.
- John C. Kotz, Paul M. Treichel, J.R.T. (2012) *Chemistry and chemical reactivity*. Brooks/Cole Cengage Learning.
- Lide, D.. (2004) *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. CRC PRESS.
- Peter Atkins & Julio de Paula (2014) *Physical Chemistry: Thermodynamics, Structure and Change - 10th Edition*. Oxford University Press.
- Raymond, C. (2016) *Chemistry*. Mc. Graw Hill.
- Silberberg, M.S. (2012) *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change (6th ed.)*. Mc. Graw Hill.
- Yayan Sunarya (2010) *Kimia Dasar I*. CV. Yrama Widya.

BAB 5

IKATAN KIMIA

Oleh Bonni Rubak

5.1 Pendahuluan

Untuk memahami materi ikatan kimia, harus dipahami terlebih dahulu mengenai kaidah oktet dan duplet. Kedua kaidah ini membahas mengenai sifat atom yang cenderung untuk membentuk konfigurasi elektron yang stabil seperti halnya pada konfigurasi elektron gas mulia. Pada golongan gas mulia terdapat 8 elektron valensi dan 2 elektron valensi (khusus untuk helium), hal inilah yang mendasari lahirnya kaidah duplet (yang berarti 2) dan oktet (yang berarti 8). Atom-atom akan membentuk ikatan antar atom agar konfigurasi elektronnya stabil untuk memenuhi kaidah oktet dan duplet. Jadi ikatan kimia dapat didefinisikan sebagai gaya yang bekerja pada atom atau ion untuk bergabung Bersama sehingga menjadi lebih stabil (Chemistry 310, 2024).

Konsep molekul yang diperkenalkan sejak abad ke 17 oleh para kimiawan, namun konsep mengenai bagaimana dan mengapa suatu molekul dapat terbentuk baru dapat dipahami pada awal abad ke 20 setelah ditemukannya gas mulia (gas inert). Gas mulia (inert) adalah satu-satunya golongan yang unsur-unsurnya tidak mampu membentuk ikatan satu sama lain atau dengan atom lain. Gas mulia tidak dapat berikatan membentuk senyawa dengan unsur lainnya, dipastikan terdapat keunikan tersendiri dalam konfigurasi elektronnya. Jika dugaan ini benar, atom yang bergabung dengan atom lain membentuk suatu senyawa dapat mengalami perubahan konfigurasi elektronnya sehingga menyebabkan atom tersebut menjadi lebih mirip gas mulia. (Yusuf, Y., 2018). Hal inilah yang menstimulasi pikiran tentang ikatan kimia serta gaya yang mengikat atom-atom dalam suatu unsur dan senyawa.

5.2 Teori Lewis

Pada tahun 1916, Gilbert Lewis Newton memperkenalkan cara sederhana untuk menunjukkan ikatan antar atom dalam suatu molekul melalui elektron Lewis. Lewis menyatakan ikatan kimia yang terlibat pada penggunaan elektron bersama oleh atom-atom yang saling berikatan. Teori Lewis menyatakan bahwa :

1. Elektron valensi (elektron yang terdapat pada kulit terluar) berperan penting pada proses terbentuknya ikatan kimia
2. Pada beberapa hal, disebabkan oleh perpindahan satu atau lebih elektron dari satu atom ke atom yang lain sehingga menyebabkan terbentuknya ikatan kimia. Aktivitas ini mendorong terbentuknya sisi positif dan sisi negatif sehingga terbentuk suatu jenis ikatan yang disebut sebagai **ikatan ion**.
3. Dalam hal lain, karena adanya penggunaan bersama pasangan elektron diantara atom-atom membentuk suatu ikatan kimia, jenis ikatan tersebut disebut **ikatan kovalen**.
4. Perubahan atau penggunaan bersama elektron terjadi sedemikian rupa sehingga setiap atom yang terlibat memperoleh suatu konfigurasi elektron yang stabil. Konfigurasi umumnya adalah konfigurasi gas mulia dengan 8 elektron pada kulit terluarnya yang disebut suatu **oktet** (Yusuf, Y., 2018).

5.2.1 Aturan oktet

Sebagian besar atom-atom menstabilkan diri dengan berusaha mendapatkan delapan elektron pada kulit terluar. Menurut Lewis dan Kossel dalam aturan oktet, jika suatu atom berikatan dengan atom lain, atom tersebut akan menuju kestabilan struktur dengan memiliki delapan elektron valensi. Aturan oktet menyatakan bahwa atom akan memperoleh, kehilangan, atau berbagi elektron hingga atom tersebut memiliki delapan elektron valensi, dengan konfigurasi elektron gas mulia ns^2np^6 , sehingga atom tersebut menjadi stabil seperti pada gas mulia. Sebagai contoh pada pembentukan senyawa KF. K melepaskan satu elektron untuk mencapai konfigurasi

elektron argon, sementara F menangkap satu elektron untuk mencapai konfigurasi elektron neon.



Gambar 5.1. Reaksi pembentukan senyawa KF
Sumber : Oriakhi, C. O. 2021

Gambaran struktur elektron Lewis sebagian besar dipandu oleh aturan oktet : bahwa atom membentuk ikatan untuk mencapai delapan elektron pada kulit valensinya. Sebagian besar unsur, pada kulit valensi terluar memiliki konfigurasi elektron s^2p^6 , atau terdapat delapan elektron. Kecuali pada unsur H (hidrogen) dan He (helium) pada periode pertama dalam sistem periodik unsur. Kedua unsur ini mempunyai $n = 1$ sebagai bilangan valensi, sehingga hanya ada dua elektron yang dapat mengisi kulit valensi terluar tersebut (konfigurasi elektron $1S^2$). Untuk atom-atom yang mustahil memenuhi aturan oktet (H, He), atom-atom tersebut dapat menstabilkan diri hanya dengan dua elektron (duplet) di kulit terluarnya (Haas, K. L., & Franz, K. J., 2009).

5.2.2 Aturan duplet

Atom-atom yang bernomor atom rendah yang memiliki lebih sedikit elektron dari yang dibutuhkan untuk mencapai delapan elektron pada kulit terluar (oktet). Untuk atom-atom yang mustahil memenuhi aturan oktet (H, He) maka atom-atom tersebut dapat menstabilkan diri hanya dengan dua elektron (duplet) di kulit terluarnya (Haas, K. L., & Franz, K. J., 2009).

5.2.3 Lambang Lewis

Lambang Lewis (struktur Lewis) dari suatu unsur digunakan untuk menggambarkan konfigurasi elektron valensi atom dan ion monatomik, dan dapat membantu dalam menentukan bagaimana ikatan terbentuk. Lambang Lewis terdiri dari simbol kimia suatu unsur, yang dituliskan dengan titik-titik ditempatkan satu per satu di sekitar keempat sisi simbol. Titik-titik melambangkan elektron pada kulit terluar, atau elektron valensi. Umumnya ditulis hanya untuk unsur kelompok utama atau perwakilan. Jumlah elektron valensi unsur-unsur tersebut sama dengan nomor golongannya. Contoh yang representatif adalah :



Gambar 5.2. Lambang Lewis unsur

Sumber : Oriakhi, C. O., 2021

Catatan : unsur-unsur dalam golongan yang sama memiliki jumlah elektron valensi yang sama sehingga untuk penulisan simbol titik Lewis juga serupa.

Lambang Lewis dapat ditulis untuk ion seperti halnya untuk atom. Perbedaannya adalah kation memiliki lebih sedikit elektron daripada atom netral, sedangkan anion memiliki lebih banyak elektron. Selain itu, lambang Lewis mencakup tanda kurung siku dan muatan ion. Anion mempunyai delapan titik (satu oktet penuh) yang mengelilinginya, tetapi untuk kation, titik-titik tersebut dihilangkan karena tidak mempunyai elektron valensi. Jadi, lambang Lewis untuk ion belerang dan aluminium dapat ditulis :

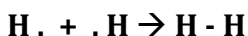


Gambar 5.3. lambang Lewis belerang (S) dan aluminium (Al)
Sumber : Oriakhi, C. O., 2021

Lambang Lewis merupakan simbol dimana elektron pada kulit valensi atom atau ion sederhana, yang diwakili oleh titik-titik yang ditempatkan di sekitar simbol huruf dari unsur. Setiap titik mewakili satu elektron. Misalnya unsur hidrogen, oksigen, klor, dan ion klorida yang masing-masing mempunyai elektron valensi 1, 6, 7, dan 8 (La Kilo, A. 2018).

5.2.3 Struktur Lewis

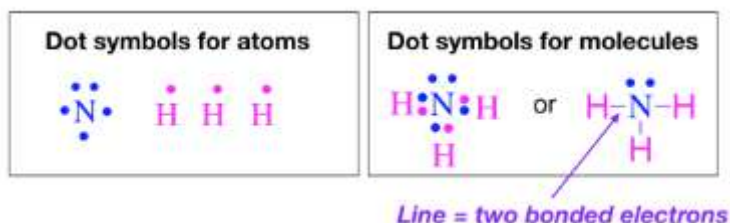
Struktur Lewis merupakan kombinasi lambang Lewis yang menggambarkan perpindahan atau pemakaian bersama elektron dalam sebuah ikatan kimia. Untuk membuat struktur Lewis cukup sederhana dan hanya memerlukan beberapa langkah dan beberapa penghitungan elektron valensi pada setiap atom. Elektron valensi direpresentasikan sebagai titik. Ketika dua elektron berpasangan (pasangan mandiri), mereka diwakili oleh dua titik-titik berdekatan yang terletak pada sebuah atom, dan ketika dua pasangan elektron dibagi antar atom (ikatan), titik-titik tersebut ditampilkan sebagai garis. Contoh penggambaran Lewis pada pembentukan ikatan molekul H_2 (Chang, 2003).



Konsep ikatan Lewis menjabarkan bahwa faktor penentu yang membentuk ikatan adalah pencapaian elektron oktet pada masing-masing atom dalam tingkat energi valensi molekul (kecuali hidrogen). Elektron oktet diperoleh dengan pemakaian bersama pasangan elektron oleh atom-atom yang saling berikatan (La Kilo, A. 2018) .

Berikut ini adalah struktur titik-titik elektron atom dan struktur titik-titik elektron Lewis pada suatu molekul. Pada gambar menunjukkan bagaimana atom-atom terhubung.

Struktur Lewis dapat pula digunakan untuk memprediksi suatu bentuk molekul.



Gambar 5.4. elektron Lewis
(Sumber : Chemistry 310. 2024)

5.3 Pembentukan Ikatan Kimia

Pada suatu reaksi kimia, atom-atom berikatan untuk membentuk suatu konfigurasi elektron yang stabil seperti pada konfigurasi elektron gas mulia. Semua unsur-unsur gas mulia bersifat inert, hal ini disebabkan karena atom-atomnya mempunyai konfigurasi elektron yang stabil, dimana gas mulia mempunyai delapan elektron pada kulit terluarnya kecuali helium (He) yang memiliki dua elektron. Oleh karena itu, unsur-unsur gas mulia tidak dapat mendonorkan atau menangkap elektron.

Salah satu faktor yang mendorong terbentuknya ikatan dalam suatu atom yaitu untuk memiliki konfigurasi elektron valensi yang stabil. Atom dengan kulit terisi penuh juga dikenal sebagai konfigurasi atom gas mulia. Elektron yang mengisi kulit secara penuh disebut elektron inti. Elektron inti tidak berpartisipasi dalam ikatan kimia. Elektron pada kulit yang tidak terisi penuh disebut elektron valensi, juga dikenal sebagai elektron kulit terluar, dan tingkat energi di mana elektron tersebut ditemukan juga dikenal sebagai kulit valensi. Sebagai contoh atom karbon, dengan konfigurasi elektron dasar (*ground state*) $1s^2 2s^2 2p^2$, memiliki empat elektron di kulit terluar. Struktur Lewis biasa digunakan untuk mewakili elektron-elektron pada kulit terluar dari suatu atom (Nahar, L., & Sarker, S. D. 2019).

Suatu atom bergabung dengan atom lain dihubungkan oleh suatu ikatan kimia yang terbentuk diantara atom-atom

tersebut. Elektron valensi dari atom-atom tersebut yang terlibat dalam proses pembentukan ikatan. Ada dua golongan utama ikatan kimia, yaitu ikatan ionik dan ikatan kovalen (Hasan, M., Fitri, Z., & Rahmayani, R. F. I. 2017).

5.4 Jenis-jenis Ikatan Kimia

Bila dua atom atau lebih saling berdekatan, maka akan terjadi interaksi antara elektron yang satu dengan elektron yang lain sehingga akan membentuk suatu susunan elektron baru di seputar inti atom, dimana energi potensial total pada interaksi ini akan lebih rendah daripada atom yang terisolasi. Adanya penurunan energi potensial total ini akan menstabilkan susunan relatif terhadap atom terisolasi tersebut melalui pembentukan ikatan kimia. Ikatan kimia dapat terbentuk karena adanya penggunaan bersama elektron atau peralihan elektron di antara atom.

Ikatan kimia adalah gaya tarik menarik yang menyatukan dua atom, dimana elektron valensi berperan dalam pembentukan ikatan. Atom yang menyumbangkan elektron (akseptor elektron) menjadi anion, ion bermuatan negatif, sedangkan atom yang kehilangan elektron (donor elektron) menjadi kation, ion bermuatan positif. Logam cenderung kehilangan elektron dan nonlogam cenderung memperoleh elektron. Dalam sistem periodik unsur, ukuran atom unsur akan semakin kecil dalam 1 periode sedangkan ukuran atom unsur akan semakin besar dalam 1 golongan dan bertambah pula jumlah kulit yang dapat diisi elektron (Nahar, L., & Sarker, S. D. 2019).

Energi yang diperlukan untuk melepaskan sebuah elektron dari suatu atom atau ion dalam fase gas disebut **energi ionisasi**. Atom akan memiliki energi ionisasi jika satu elektronnya dilepaskan (kecuali hidrogen). Secara umum, energi ionisasi akan meningkat dalam satu periode dan menurun dalam 1 golongan pada sistem periodik unsur. Dibutuhkan sejumlah besar energi untuk melepaskan elektron. Sehingga akseptor elektron lebih sedikit membutuhkan energi ionisasi

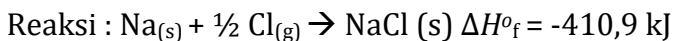
dibandingkan dengan donor elektron (Nahar, L., & Sarker, S. D. 2019).

5.4.1 Pembentukan Ikatan Ionik

Ikatan ionik terbentuk dari hasil dari transfer elektron antara satu atau lebih atom dengan atom lainnya. Atom yang lebih elektronegatif menangkap satu atau lebih elektron valensi dan karenanya menjadi anion. Atom yang kurang elektronegatif kehilangan satu atau lebih elektron valensi dan menjadi kation ((Nahar, L., & Sarker, S. D. 2019).

Ikatan kimia yang terbentuk disebabkan adanya gaya tarik menarik antara anion (ion negatif) dengan kation (ion positif) disebut sebagai ikatan ionik. Gaya tarik menarik tersebut disebut sebagai gaya elektrostatik. Senyawa ionik terdapat dalam bentuk kristal pada suhu kamar disebut sebagai kristal ionik. Kristal ionik terdiri dari ion positif dan ion negatif, dengan struktur yang teratur dan ditentukan oleh muatan dan jari-jari atom pembentuknya (Hasan, M., Fitri, Z., & Rahmayani, R. F. I. 2017).

Suatu senyawa ionik terbentuk jika suatu logam bereaksi dengan nonlogam. Dalam reaksi tersebut, kation dan anion dibentuk melalui transfer elektron dari logam ke nonlogam. Ion-ion bermuatan positif dan negatif ini terikat bersama sebagai padatan ionik melalui interaksi elektrostatik. Sebagai contohnya adalah pembentukan natrium klorida (NaCl) dari reaksi antara $\text{Na}_{(s)}$ dengan $\text{Cl}_{(g)}$. Reaksinya berjalan secara eksotermik dengan melepaskan sejumlah besar kalor.



Pada reaksi ini atom Na melepaskan sebuah elektron sehingga menjadi bermuatan positif (Na^+) sedangkan Cl menangkap sebuah elektron sehingga Cl menjadi bermuatan negatif (Cl^-). Sehingga kedua ion Na^+ dan Cl^- menjadi elektron oktet. Ion-ion tersebut kemudian berinteraksi elektrostatik membentuk padatan NaCl (Oriakhi, C. O. (2021).

Pembentukan ikatan ionik didasari oleh beberapa fakta sebagai berikut :

1. Jika atom **logam** mentransfer satu atau lebih elektronnya ke atom **nonlogam**. Akibatnya, atom logam akan bermuatan positif (kation) dan atom nonlogam akan bermuatan negatif (anion) maka ikatan ionik dapat terbentuk.
2. Terjadi penambahan sejumlah elektron pada atom nonlogam, sehingga elektron pada atom nonlogam tersebut cukup untuk membentuk anion dengan konfigurasi elektron yang sama dengan konfigurasi elektron gas mulia. Secara spesifik, lambang Lewis dari anion akan menunjukkan elektron kulit terluar yang oktet. Untuk beberapa logam (misal logam-logam golongan 1A dan 2A) kehilangan elektron akan menghasilkan kation dengan konfigurasi elektron gas mulia, akan tetapi untuk logam lainnya tidak.
3. Dalam keadaan padat, kation akan dikelilingi oleh anion dan anion akan dikelilingi pula oleh kation. Jika jumlahnya besar, kumpulan ion ini akan tersusun secara teratur, bergantian dan berulang (periodik) dalam jaringan terstruktur yang disebut sebagai kristal ionik. (Oriakhi, C. O. 2021).

Kristal ionik mengandung senyawa ion yaitu senyawa yang terbentuk oleh gaya tarik menarik antara partikel bermuatan positif dan negatif setelah terjadinya serah terima elektron. Gaya tarik ini sangat kuat sehingga sulit diputus. Oleh karena itu kristal ionik, pada suhu kamar berwujud padat dan memiliki titik leleh dan titik didih yang sangat tinggi. Senyawa ionik hanya bisa dengan mudah dipisahkan (disosiasi) menjadi ion positif dan ion negatif jika dimasukkan ke dalam air. Bagian kutub positif air akan mengelilingi ion negatif senyawa ion, sedangkan kutub negatif air akan mengelilingi ion positif senyawa ion. Hal ini mengakibatkan ion-ion senyawa ion dapat bergerak bebas dalam larutan sehingga ia dapat menghantarkan arus listrik.

5.4.2 Energi Kisi dan Kekuatan Ikatan Ion

Dibutuhkan energi untuk membentuk suatu ikatan ionik. Energi dan stabilitas senyawa sebagian besar berasal dari muatan (coulomb) atau gaya tarikan elektrostatik antara ion positif dan ion negatif dalam kristal ionik. Kekuatan ikatan ionik (tarikan elektrostatik) diukur dengan energi kisi senyawa. Energi kisi atau entalpi kisi ($\Delta H_{lattice}$) didefinisikan sebagai energi yang dilepaskan ketika satu mol senyawa kristal ionik terbentuk dari unsur-unsur gas bebasnya. Untuk senyawa kristal ionik MX, energi kisi adalah perubahan entalpi reaksi



Sebagai contoh, pembentukan kristal $NaCl_{(s)}$ sangat eksotermik seperti yang ditunjukkan oleh besarnya energi kisi yang negatif.



Jika ion-ion gas bebas berikatan membentuk senyawa kristal ionik, maka energi kisi akan menjadi eksotermik ($\Delta H_{lattice}$ akan bernilai negatif).

Energi kisi suatu padatan ionik tidak dapat diukur secara langsung karena secara eksperimental sulit untuk mengisolasi ion gas. Namun nilai energinya dapat diperkirakan dengan menggunakan siklus Born – Haber (Oriakhi, C. O. 2021).

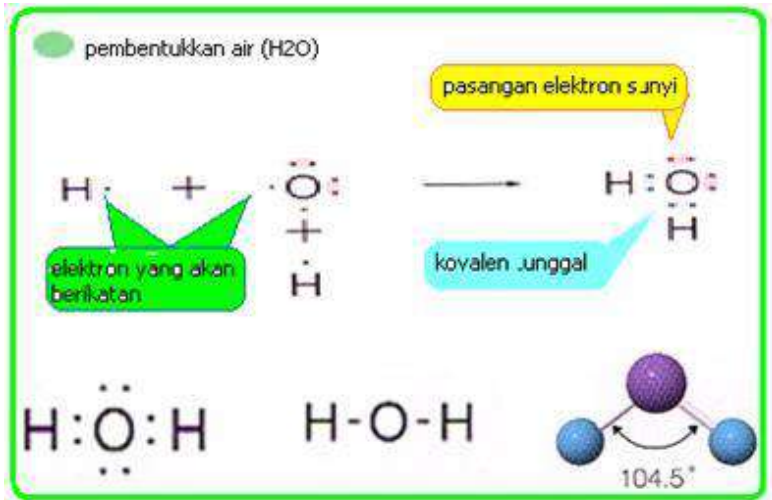
Kristal senyawa ionik terdiri dari kation-kation dan anion-anion yang tersusun secara teratur, bergantian dan berulang dalam kisi kristal (sel satuan kristal). Atom-atom atau ion-ion yang terdapat di setiap pojok kisi kristal harus merupakan atom atau ion yang sama. Kristal senyawa ionik mempunyai bentuk kisi yang berbeda. Struktur kristal senyawa ionik ditentukan oleh dua faktor yaitu ukuran relatif dari kation dan anion serta muatan struktur kristal secara keseluruhan harus netral. Perbandingan jari-jari kation dan anion dapat digunakan untuk menentukan bentuk kristal pada kisi kristal senyawa ionik. Pengaruh jari-jari ion terhadap struktur kristal dapat diperhatikan melalui bilangan koordinasi.

Bilangan koordinasi merupakan bilangan yang menyatakan jumlah kation yang mengelilingi sebuah anion ataupun sebaliknya. Bilangan koordinasi yang memungkinkan kristal ion menjadi stabil ditentukan melalui perbandingan jari-jari ion dengan menganggap ion-ion berbentuk bulat (Hasan, M., Fitri, Z., & Rahmayani, R. F. I. 2017) :

5.4.3 Pembentukan Ikatan Kovalen

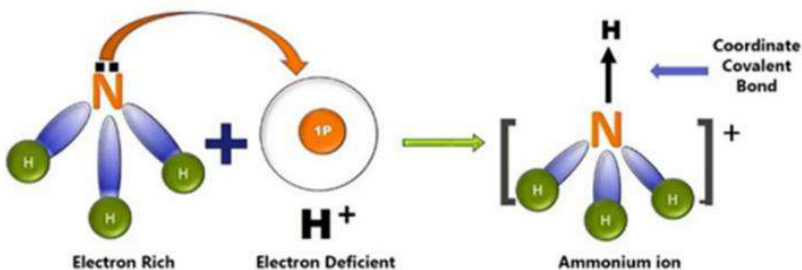
Bila dua atom atau lebih saling berdekatan, maka akan terjadi interaksi antara elektron yang satu dengan elektron yang lain sehingga akan membentuk suatu susunan elektron baru di seputar inti atom, dimana energi potensial total pada interaksi ini akan lebih rendah daripada atom yang terisolasi. Adanya pengurangan energi potensial total ini akan menstabilkan susunan relatif terhadap atom terisolasi tersebut melalui pembentukan ikatan kimia. Ikatan kimia dapat terbentuk karena adanya penggunaan bersama elektron atau pengalihan elektron di antara atom. Ikatan kovalen adalah ikatan kimia yang dibentuk oleh penggunaan bersama sepasang elektron antara dua atom. Struktur Lewis dari senyawa kovalen atau ion poliatomik menunjukkan bagaimana elektron valensi disusun di antara atom-atom dalam molekul untuk menunjukkan konektivitas atom-atom (La Kilo, A. 2018).

Pemakaian bersama pasangan elektron ini umumnya terbentuk antara sesama atom nonlogam yang sama-sama ingin menangkap elektron. Masing-masing atom yang berikatan menyumbang elektron dalam jumlah yang sama.



Gambar 5.5. Reaksi pembentukan H_2O
 Sumber : <https://allkimiaku.wordpress.com>

Jika pasangan elektron yang digunakan bersama untuk membentuk ikatan hanya berasal dari salah satu atom yang berikatan (donor elektron), maka ikatan tersebut disebut sebagai ikatan kovalen koordinasi. Ikatan kovalen koordinasi dapat terjadi jika suatu atom atau molekul mempunyai pasangan elektron bebas yang tidak digunakan (buku ajar kimia dasar). Contoh pembentukan senyawa NH_4^+ .



Gambar 5.6. Reaksi pembentukan senyawa NH_4^+
 Sumber : <https://www.theengineeringprojects.com>

Ikatan kovalen melibatkan donor dan pembagian dua elektron valensi antara dua atom dalam suatu molekul untuk mencapai konfigurasi elektronik yang stabil. Jenis ikatan ini paling umum terjadi pada senyawa nonlogam. Struktur Lewis untuk ikatan kovalen menggunakan garis untuk mewakili ikatan itu sendiri (yaitu, pasangan elektron), dengan elektron yang tidak terbagi ditampilkan sebagai sepasang titik (*lone pairs*) (Oriakhi, C. O. 2021).

5.4.4 Ikatan kovalen polar dan nonpolar

Umumnya ikatan dalam suatu molekul organik bersifat kovalen, kecuali senyawa yang mempunyai atom logam, dimana atom logam tersebut harus diperlakukan sebagai ion. Jika suatu ikatan bersifat kovalen, maka dapat diidentifikasi apakah itu ikatan polar atau nonpolar. Pada suatu ikatan kovalen nonpolar, elektron dibagi rata diantara dua atom, contohnya pada senyawa H_2 (H-H) dan F_2 (F-F). Ikatan yang terjadi antar atom yang berbeda biasanya mengakibatkan elektron tertarik ke satu atom lebih kuat dibandingkan atom lainnya. Pembagian pasangan elektron ikatan yang tidak seimbang menghasilkan ikatan kovalen polar.

Nonpolar covalent bonds:



Polar covalent bonds:



Gambar 5.7. Contoh pembentukan ikatan kovalen polar dan kovalen nonpolar

(Sumber : Nahar, L., & Sarker, S. D. 2019)

Pada suatu ikatan kovalen polar, ada satu atom yang memiliki daya tarik elektron yang lebih besar dibandingkan dengan atom lainnya, contohnya pada senyawa klorometana (CH_3Cl). Ketika klor berikatan dengan karbon, elektron ikatan tertarik lebih kuat ke klor. Dengan kata lain, dalam suatu ikatan kovalen polar, pasangan elektron tidak terbagi rata. Hal ini menghasilkan muatan parsial positif yang kecil pada karbon,

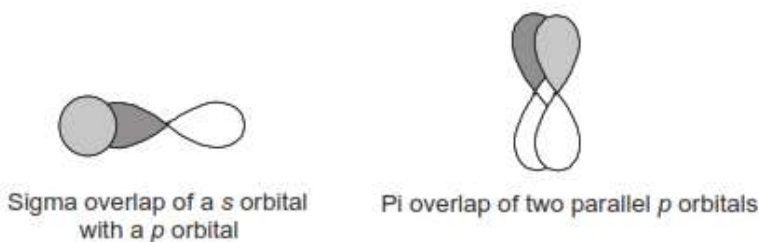
dan muatan negatif parsial yang sama besar namun berlawanan pada klorin.

Ikatan kovalen terbentuk ketika terjadi *overlapping* (tumpang tindih orbital atom). Tumpang tindih orbital atom disebut **hibridisasi**, dan orbital atom yang dihasilkan disebut **orbital hibrid**. Ada dua tipe dari orbital overlap, yang membentuk ikatan sigma (σ) dan ikatan phi (π). Ikatan phi (π) tidak akan terbentuk jika tanpa atom-atom yang terikat juga ikut bergabung melalui suatu ikatan sigma (σ). Karena itu, suatu ikatan rangkap akan terdiri dari sebuah ikatan sigma (σ) dan sebuah ikatan phi (π), sedangkan ikatan rangkap tiga terdiri dari satu ikatan sigma (σ) dan dua ikatan phi (π).

Suatu ikatan sigma overlap terjadi ketika ada satu interaksi ikatan yang dihasilkan dari overlap dua orbital s atau satu orbital s dengan satu orbital p atau dua orbital p.

Suatu ikatan phi (π) overlap terjadi hanya ketika dua interaksi ikatan dihasilkan dari tumpang tindih menyamping dari dua orbital p paralel.

Orbital s berbentuk bulat dan orbital p berbentuk dumbel.



Gambar 5.8. Bentuk orbital
(Sumber : Nahar, L., & Sarker, S. D. 2019)

Ikatan kovalen polar : polaritas dan elektronegativitas ikatan

Elektronegativitas ditentukan dari kemampuan suatu atom dalam sebuah molekul untuk menarik elektron. Perbedaan keelektronegatifitas dari dua atom menentukan jenis ikatan, sifat fisik dan kimia bahan penyusunnya (Oriakhi, C. O., 2021).

Sebagian besar ikatan kimia berada di antara ionik (di mana satu atom telah menyumbangkan elektron sepenuhnya ke atom lain) dan kovalen (di mana kedua atom berbagi elektron secara merata). Polaritas ikatan adalah ukuran seberapa seimbang elektron atau muatan dalam suatu ikatan dibagi antara dua atom.

Polaritas suatu ikatan meningkat seiring dengan meningkatnya perbedaan keelektronegatifan antara kedua atom. Misalnya, Cl_2 ($\text{Cl}-\text{Cl}$) bersifat nonpolar, sedangkan HCl ($\text{H}-\text{Cl}$) bersifat polar.

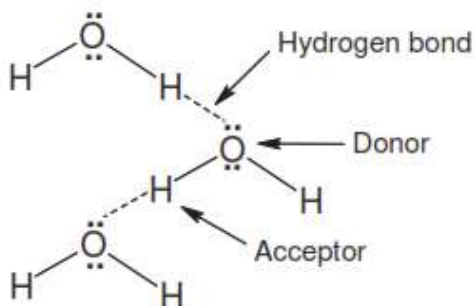
Sebagian besar ikatan kimia memiliki beberapa karakter polar, dengan salah satu ujung parsial positif ($\delta+$) dan ujung lainnya parsial negatif ($\delta-$).

5.4.5 Pembentukan Ikatan Hidrogen

Ikatan hidrogen adalah ikatan yang terbentuk karena adanya gaya tarik menarik antara hidrogen yang melekat pada energi elektronegatif atom dari suatu molekul dan energi elektronegatif atom dari molekul yang sejenis (intermolekul) atau molekul yang berbeda (antarmolekul) (Nahar, L., & Sarker, S. D. 2019). Ikatan hidrogen ini sangat kuat menarik molekul yang sangat polar dimana hidrogen membentuk ikatan kovalen dengan atom nitrogen, oksigen atau fluorin. Oleh sebab itu ikatan hidrogen merupakan jenis ikatan yang unik yang terjadi antar atom. Sebuah ikatan hidrogen terbentuk ketika ikatan kovalen suatu atom polar melibatkan atom hidrogen dalam jarak dekat dari energi elektronegatif dari atom polar tersebut seperti O atau N. Gaya tarik ikatan hidrogen ini umumnya ditandai dengan garis putus-putus sedangkan ikatan kovalen ditandai dengan garis lurus. Sebagai contoh, molekul air membentuk ikatan hidrogen intermolekuler.

Ikatan hidrogen adalah ikatan yang terbentuk antara molekul-molekul yang sangat polar dan mengandung atom hidrogen. Ikatan hidrogen terjadi antara atom hidrogen dengan atom lain yang memiliki keelektronegatifan tinggi seperti F, O, dan N. Ikatan hidrogen memiliki sifat elektrostatik karena atom hidrogen yang terikat secara kovalen pada suatu atom menarik

elektron atom tetangganya yang bersifat elektronegatif (Chang, R).



Gambar 5.9. Ikatan hidrogen dalam molekul H_2O
Sumber (Nahar, L., & Sarker, S. D. 2019)

5.4.6 Pembentukan Ikatan Van der Waals

Johan Diderik Van der Waals (1837-1923) yang menemukan ikatan Van der Waals terbentuk antara senyawa yang berikatan kovalen. Gaya tarik dipol-dipol lebih kuat dibandingkan dipol sesaat. Senyawa dengan ikatan Van der Waals mempunyai titik didih rendah. Gaya ini dihasilkan dari gaya London dan gaya antardipol-dipol. sehingga, gaya Van Der Waals dapat terbentuk pada molekul nonpolar maupun molekul polar (Yusuf, Yusridar. 2018).

DAFTAR PUSTAKA

- Ashkenasy, G., Hermans, T. M., Otto, S., & Taylor, A. F. (2017). Systems chemistry. *Chemical Society Reviews*, 46(9), 2543-2554.
- Chang, Raymond. 2003. *General Chemistry*. New York City : McGraw-Hill.
- Chang, Raymond. 2006. Kimia Dasar, edisi ketiga. Jakarta : Erlangga.
- Chemistry 310 (Wikibook). 2024. Introduction to Inorganic Chemistry. Pennsylvania : Penn State University. [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Inorganic_Chemistry/Book:_Introduction_to_Inorganic_Chemistry_\(Wikibook\)](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Inorganic_Chemistry/Book:_Introduction_to_Inorganic_Chemistry_(Wikibook))
- Haas, K. L., & Franz, K. J. (2009). Application of metal coordination chemistry to explore and manipulate cell biology. *Chemical reviews*, 109(10), 4921-4960.
- Hasan, M., Fitri, Z., & Rahmayani, R. F. I. 2017. *Ikatan Kimia*. Banda Aceh : Syiah Kuala University Press.
- La Kilo, A. 2018. Kimia Anorganik: Struktur dan Kereaktifan. *Gorontalo: UNGPress*.
- Nahar, L., & Sarker, S. D. 2019. *Chemistry for pharmacy students: general, organic and natural product chemistry. Second editon*. John Wiley & Sons.
- Oriakhi, C. O. (2021). *Chemistry in quantitative language: fundamentals of general chemistry calculations*. Oxford University Press.
- Yusuf, Yusnidar. 2018. Modul Kimia Dasar. *Jakarta. Universitas Muhammadiyah Prof. DR. HAMKA*.
<https://allkimiaku.wordpress.com/2009/07/10/ikatan-kovalen/>
<https://www.theengineeringprojects.com/2022/05/introduction-to-molecular-ions.html>

BAB 6

PRINSIP-PRINSIP DASAR KIMIA MELIPUTI WUJUD ZAT DAN PERUBAHAN FASA

Oleh Charlis Palupi

6.1 Pengertian wujud zat

Wujud zat merujuk pada keadaan fisik di mana suatu zat dapat ditemukan, seperti padat, cair, atau gas. Pengertian wujud zat mencakup karakteristik fisik yang membedakan antara satu wujud dengan wujud lainnya, seperti volume, bentuk, dan massa. Konsep wujud zat penting dalam kimia karena mempengaruhi sifat-sifat fisik dan kimia dari suatu zat

Perubahan wujud zat ini terjadi ketika suatu zat mengalami perubahan fisik tanpa mengubah komposisi kimianya. Pada kehidupan sehari-hari, ada enam jenis perubahan wujud zat yang dapat terjadi, seperti membeku, mencair, menyublim, mengkristal, mengembun, dan menguap. Sifat-sifat wujud zat juga berbeda, misalnya zat padat memiliki bentuk tetap dan volume relatif tetap. Sementara itu, zat cair mempertahankan volume tetapi menyesuaikan dengan bentuk wadahnya, dan gas mengembang untuk mengisi volume apa pun yang tersedia.

6.2 Jenis-Jenis Wujud Zat

Pemahaman tentang pengertian dan jenis-jenis wujud zat penting dalam kimia karena membantu memahami perilaku dan sifat-sifat dari berbagai zat dalam berbagai kondisi lingkungan. Dengan memahami konsep ini, dapat menjelaskan fenomena-fenomena seperti perubahan fasa dan proses-proses kimia lainnya dengan lebih baik.

Dengan pemahaman yang mendalam tentang jenis-jenis wujud zat, dapat memprediksi bagaimana suatu zat akan

bereaksi terhadap perubahan suhu, tekanan, atau kondisi lingkungan lainnya. Misalnya, dengan mengetahui bahwa air dapat berubah menjadi wujud padat (es), cair (air), atau gas (uap air) tergantung pada suhu dan tekanan, hal ini dapat merencanakan penggunaan air dalam berbagai aplikasi, mulai dari memasak hingga industri.

Selain itu, pemahaman tentang wujud zat juga penting dalam merancang proses-proses industri yang efisien dan aman. Contohnya, dalam industri farmasi, pemahaman tentang wujud zat sangat penting dalam pengembangan formulasi obat yang stabil dan dapat diserap oleh tubuh dengan baik.

6.2.1 Wujud Padat

Wujud padat ditandai dengan partikel-partikel zat yang rapat terkompresi dan tersusun secara teratur. Dalam wujud padat, partikel-partikel zat memiliki volume tetap dan bentuk yang tidak mudah berubah. Contoh zat padat meliputi beberapa jenis logam seperti besi, emas, dan seng.

Sifat zat padat adalah mempertahankan bentuk dan volume relatif tetap. Ketika zat padat berubah wujud, misalnya dari padat menjadi cair, proses ini disebut mencair. Perubahan wujud zat padat dapat terjadi melalui berbagai proses seperti membeku, menyublim, dan mengkristal.

Dua kategori padatan adalah amorf dan kristal. Dalam padatan kristal, susunan atom, molekul, atau ion adalah sedemikian rupa sehingga gaya tarik menarik molekul neto pada keadaan maksimumnya. Ikatan kovalen, gaya van der Waals, ikatan hidrogen, gaya ion, atau kombinasi gaya ini dapat menyebabkan kestabilan kristal. Karena mereka bersifat reproduktif, stabil, dan mudah dimurnikan, kristal adalah pilihan terbaik. Garam, kuarsa, gula, logam, selulosa, dan lainnya adalah contoh kristal. Untuk memecah gaya antarmolekul, kristal memerlukan titik didih.

Zat padat dapat dibedakan menjadi beberapa jenis berdasarkan struktur kristalnya. Berikut adalah beberapa contoh:

1. Kristal Kubik: Kristal kubik memiliki struktur yang teratur dan simetris, dengan atom-atom yang berada pada titik-titik yang teratur dan berada pada jarak yang sama.
2. Kristal Orthombik: Kristal orthombik memiliki struktur yang teratur dan simetris, dengan atom-atom yang berada pada titik-titik yang teratur dan berada pada jarak yang sama, tetapi memiliki orientasi yang berbeda dengan kristal kubik.
3. Kristal Heksagonal: Kristal heksagonal memiliki struktur yang teratur dan simetris, dengan atom-atom yang berada pada titik-titik yang teratur dan berada pada jarak yang sama, tetapi memiliki orientasi yang berbeda dengan kristal kubik dan orthombik.
4. Kristal Tetragonal: Kristal tetragonal memiliki struktur yang teratur dan simetris, dengan atom-atom yang berada pada titik-titik yang teratur dan berada pada jarak yang sama, tetapi memiliki orientasi yang berbeda dengan kristal kubik, orthombik, dan heksagonal

Dengan memahami struktur kristal, kita dapat lebih memahami sifat-sifat zat padat dan bagaimana mereka berfungsi dalam berbagai aplikasi teknis dan industri.

Padatan amorf seperti gelas tidak memiliki keteraturan molekul yang baik dan susunan yang tertata. Amorf adalah jenis padatan dengan susunan atom atau partikel yang tidak teratur. Bentuk geometris amorf membuatnya disebut sebagai cairan pendingin karena pengaturannya yang tidak teratur. Padatan amorf memiliki tingkat konektivitas tinggi dan tidak memiliki titik leleh yang tajam. Contoh amorf adalah kaca, gelas metalik, polimer, dan gel.

Padatan amorf dapat berubah dari padat menjadi cair pada berbagai suhu dan dapat kembali menjadi kristal jika tetap di bawah titik lelehnya. Jenis atom atau partikel yang membentuk kristal dan amorf berbeda.

Kristal memiliki titik leleh yang teratur, sementara amorf memiliki susunan atom yang tidak teratur. Perbedaan antara kristal dan amorf terletak pada susunan atom atau partikel penyusunnya.

1. Kristal memiliki susunan atom yang teratur dan simetris, sementara amorf memiliki susunan atom yang acak dan tidak teratur.
2. Amorf tidak memiliki titik leleh yang tajam dan dapat berubah bentuk dari padat menjadi cair pada berbagai suhu. Sebaliknya, kristal membutuhkan suhu ekstrim untuk memecah gaya antarmolekul dan memiliki titik leleh yang tajam.

Struktur dan sifat sifat padatan kristal , seperti titik leleh, kerapatan dan kekerasan ditentukan oleh gaya tarik menarik yang mengikat partikel partikel itu. Kita dapat menggolongkan menurut jenis gaya antara lain partikel ionik, molekular, kovalen dan logam.

1. Kristal ionik

Kristal ionik adalah suatu jenis kristal yang terbentuk dari ikatan ionik antar ion. Struktur kristal ionik terdiri dari kation dan anion yang teratur dalam susunan tiga dimensi, dengan ion berlawanan muatan berselingan untuk mencapai interaksi elektrostatis maksimal.

Struktur kristal ionik dipengaruhi oleh muatan dan ukuran ion, serta kestabilan dicapai melalui koordinasi antar ion. Beberapa struktur umum meliputi kemasan rapat kubus, heksagonal, dan variasi lainnya.

Meskipun biasanya keras, kristal ionik juga rapuh. Mereka memiliki titik didih dan lebur tinggi, dapat menghantarkan listrik, dan mudah larut dalam air.

Dengan menurunnya jarak antar ion dan meningkatnya muatan ion, kekerasan ion meningkat. Ion kulit terluar yang memiliki konfigurasi elektron kulit yang serupa dengan gas mulia yang inert (dengan 8 elektron valensi) membuat kristal lebih keras daripada ion kulit terluar yang memiliki konfigurasi elektron kulit yang serupa dengan gas pseudoinert. Namun, kristal ionik juga dapat rapuh dan dapat dipecahkan menjadi butiran dan serbuk kecil dengan palu. Ini disebabkan karena gaya tarik-menarik akan berubah menjadi gaya tolak-menolak antara anion-anion dan kation-kation jika energi cukup diberikan pada lapisan

kristal sel unit, sehingga kristal menjadi rapuh. Dalam sintesis, senyawa ion dapat dibentuk melalui reaksi kimia antara kation dan anion. Proses pembentukan senyawa ionik melibatkan penggantian elektron antara ion-ion yang berbeda muatan, sehingga membentuk ikatan ionik yang kuat.

Contoh kristal ionik adalah NaCl , LiF , MgO , CaCO_3

2. Kristal molekular

Molekul kristal jenis ini terdiri dari molekul yang saling berikatan dengan ikatan hidrogen atau gaya van der Waals. Molekul-molekul ini dapat dibentuk oleh senyawa kovalen polar atau nonpolar yang mengkristal. Dalam kristal molekul polar, seperti SO_2 , NH_3 , dan H_2O , gaya tarik dipol-dipol permanen dan atau ikatan hidrogen terjadi. Dalam kristal molekul nonpolar, seperti Ar , O_2 , CO_2 , I_2 , S_8 , dan P_4 , terjadi gaya tarik dipol-dipol sesaat.

Karena gaya van der Waals dan ikatan hidrogen biasanya lebih lemah daripada kristal ionik dan kovalen, kristal molekular, kecuali dalam es, biasanya memiliki molekul sedekat mungkin oleh ukuran dan bentuk. Sebagian besar menjadi cair atau meleleh pada suhu di bawah 200°C .

3. Kristal Kovalen

Kristal kovalen terdiri dari ikatan kovalen yang terletak di antara atom-atom yang membentuk struktur kristal, dan atom-atom dalam kristal kovalen saling berbagi elektron untuk mencapai konfigurasi elektron yang lebih stabil.

Intan dan silikon karbid adalah contoh kristal kovalen yang sangat keras, yang digunakan sebagai bahan ampelas. Tidak seperti intan, kristal kovalen tembus cahaya, memiliki konduktivitas listrik yang rendah, dan umumnya tidak larut dalam zat cair biasa.

Salah satu contoh proses pembentukan kristal kovalen adalah saat atom karbon saling berbagi elektron untuk membentuk ikatan kovalen dalam struktur intan. Dalam proses ini, atom-atom ini berbagi pasangan elektron untuk mencapai konfigurasi elektron yang lebih stabil.

4. Kristal logam

Struktur kristal logam merupakan yang paling sederhana, karena setiap titik kisi dalam kristal ditempati oleh atom logam yang sama. Ikatan dalam logam cukup berbeda dari ikatan dalam jenis-jenis kristal yang lain. Dalam logam elektron-elektron ikatan tersebar diseluruh kristal. Gaya kohesi yang kuat yang dihasilkan dari delokalisasi menyebabkan kekuatan logam yang meningkat dengan bertambahnya jumlah elektron yang tersedia untuk bertambahnya ikatan. Sebagai contoh titik leleh natrium dengan satu elektron valensi adalah $97,6^{\circ}\text{C}$, sedangkan titik leleh aluminium dengan tiga elektron valensi adalah 600°C . Mobilitas elektron yang terdelokalisasi membuat logam menjadi penghantar kalor dan listrik yang baik (Raymond Chang, 2003)

6.2.2 Wujud Cair

Wujud cair ditandai dengan partikel-partikel zat yang memiliki kebebasan bergerak, tetapi masih saling berdekatan sehingga zat memiliki volume tetap namun bentuknya dapat berubah sesuai dengan wadahnya.

Fenomena yang berkaitan dengan cairan, meliputi tegangan permukaan dan viskositas, keduanya dapat dikaitkan dengan gaya antarmolekul.

1. Tegangan permukaan

Fenomena yang terjadi pada cairan yang dikenal sebagai tegangan permukaan adalah kecenderungan cairan untuk meminimalkan luas permukaannya. Ini karena gaya tarik-menarik antarmolekul di permukaan cairan berbeda dengan gaya di dalam cairan. Energi yang diperlukan untuk menambahkan luas permukaan cairan adalah ukuran tegangan permukaan cairan. Tegangan permukaan cairan menunjukkan gaya elastisnya. Air, misalnya, memiliki tegangan permukaan yang lebih tinggi daripada kebanyakan cairan lain karena ikatan hidrogen.

2. Viskositas

Wujud cairan terkait dengan viskositas, dilihat dari adhesi dan kohesi, adalah fenomena yang terjadi pada cairan dan berhubungan dengan sifat-sifat cairan seperti kekentalan dan gaya gesekan antar molekul. Viskositas adalah kekentalan suatu fluida yang disebabkan adanya gaya gesekan antar molekul yang menyusun fluida.

Suatu benda menjadi lebih sulit untuk bergerak di dalam fluida yang memiliki viskositas yang lebih tinggi. Gaya kohesi antara molekul zat cair memberikan viskositas zat cair, tetapi tumbukan molekul gas memberikan viskositas gas.

Faktor faktor yang mempengaruhi viskositas yaitu:

- a. Pengaruh Suhu: Suhu mempengaruhi viskositas cairan, Jika suhu tinggi, maka viskositas cairan semakin kecil
- b. Pengaruh Tekanan: Tekanan berpengaruh terhadap viskositas cairan, semakin besar tekanan, maka viskositas cairan akan semakin

3. Struktur dan sifat air

Air terdiri dari molekul-molekul hidrogen dan oksigen yang berbentuk seperti kubus. Molekul-molekul air berbentuk seperti kubus karena ikatan kimia antara hidrogen dan oksigen yang kuat. Struktur molekul air mempengaruhi sifat-sifat air seperti viskositas, tegangan permukaan, dan kapasitas panas.

Sifat Air

- a. Viskositas air: $0,001-0,0015 \text{ Pa}\cdot\text{s}$
- b. Tegangan permukaan air: 72 mN/m
- c. Suhu kritis air: 374°C
- d. Titik didih air: 100°C
- e. Titik beku air: 0°C
- f. Kepadatan air: 1 g/cm^3
- g. Konduktivitas panas air: $0,0014 \text{ W/m}\cdot\text{K}$
- h. Konduktivitas listrik air: $0,0005 \text{ S/m}$
- i. Kapasitas panas air: $4,184 \text{ J/g}\cdot\text{K}$

4. Perubahan Wujud Air

Ketika air terus dipanaskan, dapat berubah dari cair menjadi gas, dan ketika didinginkan, dapat berubah dari cair menjadi padat.

Air berbeda dari zat cair lainnya karena struktur elektronnya yang unik. Karena ikatan kimia yang kuat antara hidrogen dan oksigen, molekul air memiliki bentuk kubus dalam struktur elektronnya.

Molekul air (H_2O) terdiri dari satu atom hidrogen dan dua atom oksigen yang berikatan secara polar. Atom-atom ini berbeda dalam elektronegatifannya, yang membuat air bersifat polar. Karena elektronegatif oksigen lebih tinggi daripada hidrogen, elektron cenderung lebih dekat dengan inti oksigen daripada hidrogen. Karena elektron bermuatan negatif, area di dekat oksigen lebih bermuatan negatif, sedangkan area di dekat hidrogen lebih bermuatan positif.

Jika air dituang ke dalam bejana dan kemudian dipanaskan, air yang berbentuk cair akan menguap dan berubah menjadi gas. Jika air yang dituang ke dalam bejana dan kemudian dipanaskan, air yang berbentuk cair akan mengembun dan berubah menjadi padat.

Jika air yang dituang ke dalam bejana dan kemudian dipanaskan, air yang berbentuk cair akan mengembun dan berubah menjadi gas. Jika air yang dituang ke dalam bejana dan kemudian dipanaskan, air yang berbentuk cair akan mengembun dan berubah menjadi gas.

Suhu, jumlah zat, dan ukuran adalah beberapa faktor yang mengubah wujud suatu benda.

6.2.3 Wujud Gas

Wujud gas ditandai dengan partikel-partikel zat yang memiliki kebebasan bergerak penuh dan terdistribusi secara merata di seluruh ruang yang tersedia. Dalam wujud gas, zat tidak memiliki bentuk atau volume tetap dan dapat mengisi ruang dengan bebas.

Tekanan gas menjelaskan konsep tekanan yang dihasilkan oleh gas dalam suatu ruang tertutup. Tekanan gas

dinyatakan dalam satuan Pascal (Pa) atau atmosfer (atm) dan dapat diukur dengan alat seperti manometer.

Tekanan gas dipengaruhi oleh beberapa faktor, termasuk volume wadah, suhu, dan jumlah gas yang terkandung di dalamnya.

Sifat sifat fisis yang khas dari semua gas bisa diuraikan sebagai berikut

1. Gas memiliki bentuk dan volume yang mirip dengan tempatnya
2. Gas adalah jenis bahan yang paling mudah untuk dimampatkan.
3. Jika gas ditempatkan dalam wadah yang sama, mereka akan segera bercampur secara merata dan sempurna.
4. Gas memiliki kerapatan yang jauh lebih rendah daripada cairan dan padatan. (Raymond Chang, 2003)

1. Tekanan Gas

Gas melakukan tekanan pada permukaan apapun ketika saling bersentuhan, karena molekul molekul gas senantiasa dalam keadaan bergerak. Satuan Tekanan Gas adalah Pascal (Pa) untuk Satuan SI, di mana 1 Pascal setara dengan 1 Newton per meter persegi. atau atmosfer (atm) dan dapat diukur dengan alat seperti manometer. Atmosfer (atm) merupakan satuan tekanan yang sering digunakan, di mana 1 atm setara dengan tekanan udara pada permukaan bumi.

2. Hukum Gas

a. Hubungan tekanan dengan Volume

Hukum Boyle menyatakan bahwa tekanan suatu gas pada suhu yang dijaga konstan adalah berbanding terbalik dengan volumenya. Dengan kata lain, tekanan gas akan meningkat jika volumenya berkurang, dan sebaliknya.

b. Hubungan suhu dengan volume

Menurut hukum Charles, volume gas berbanding lurus dengan suhunya pada tekanan tetap, tetapi ketika suhu naik, volume gas juga akan naik, menyebabkan tekanan gas meningkat.

Menurut hukum Gay-Lussac, tekanan gas ketika massanya tetap sebanding dengan suhu gas. Dengan kata lain, jika suhu gas naik, tekanan gas juga akan naik.

c. Hubungan Volume-Jumlah Gas

Hukum Avogadro menyatakan bahwa pada tekanan dan suhu tetap, volume gas berbanding lurus dengan jumlah mol gas yang terkandung di dalamnya. Jika jumlah gas bertambah, volume gas juga akan bertambah, sehingga tekanan gas akan tetap.

6.3 Perubahan Fasa

Perubahan fasa adalah proses fisik di mana suatu zat mengalami transformasi dari satu wujud ke wujud lainnya akibat perubahan suhu atau tekanan. Dalam perubahan fasa, zat tetap mempertahankan identitas kimianya, namun sifat fisiknya seperti bentuk dan volume dapat berubah. Contohnya, air dapat berubah dari wujud padat (es) menjadi wujud cair (air) ketika dipanaskan pada suhu tertentu, dan kemudian berubah menjadi wujud gas (uap air) saat suhu lebih tinggi.

Perubahan fasa melibatkan energi panas yang diserap atau dilepaskan oleh zat, yang disebut sebagai kalor laten. Kalor laten diperlukan untuk mengubah fase zat tanpa mengubah suhu zat tersebut. Pada titik-titik tertentu yang disebut titik leleh dan titik didih, perubahan fasa dapat terjadi. Titik leleh adalah suhu di mana zat berubah dari wujud padat ke wujud cair, sedangkan titik didih adalah suhu di mana zat berubah dari wujud cair ke wujud gas.

6.3.1 Keseimbangan Cair Uap

Tekanan Uap

Karena cairan lebih rapat daripada gas, molekul molekul dalam cairan memiliki gerakan tetap dan tidak memiliki kebebasan total seperti molekul molekul gas., molekul molekul ini memiliki gerakan tetap karena cairan lebih rapat daripada gas, laju tumbukan diantara molekul molekul jauh lebih tinggi dalam cairan dari pada didalam gas.

Pada suhu tertentu sejumlah tertentu molekul dalam cairan memiliki energi kinetik yang cukup untuk meninggalkan permukaan. Proses ini disebut penguapan (*evaporation*).

Molekul akan bergerak dari cairan ke ruang kosong selama proses penguapan molekul. Dalam ruang di atas cairan, molekul segera membentuk fasa uap. Saat konsentrasi molekul fasa uap meningkat, beberapa molekul kembali ke fasa cair. Proses ini disebut pengembunan atau kondensasi.

Pengembunan terjadi karena molekul yang menumbuk permukaan cairan terjebak oleh gaya antar molekul dalam cairan.

Laju penguapan adalah tetap pada suhu tertentu, dan laju pengembunan meningkat dengan meningkatnya konsentrasi molekul dalam fasa uap.

6.3.2 Keseimbangan Cair Padat

Pembekuan adalah proses perubahan cair menjadi padat. Pelelehan yang juga dikenal sebagai peleburan, adalah proses kebalikannya. Titik leleh atau beku yang diukur pada tekanan 1 atm dikenal sebagai titik leleh normal atau titik beku normal. Titik leleh adalah suhu saat fasa padat dan cair seimbang. Contoh yang sangat dikenal dari keseimbangan cair-padat adalah es dan air.

6.3.3 Keseimbangan padat uap

Selain itu, padatan memiliki tekanan uap karena dapat menguap. Perubahan dari fasa padat menjadi fasa uap disebut penyubliman (*sublimation*), dan perubahan dari uap langsung menjadi padat disebut penghabluran (*deposition*).

6.4 Diagram Fasa

Diagram fasa adalah salah satu cara terbaik untuk melihat hubungan antara fase padat, cair, dan gas secara keseluruhan. Diagram fasa, yang juga dikenal untuk meringkaskan kondisi suatu zat ketika berada dalam bentuk padat, cair, atau gas.

Hubungan antara suhu yang mengalami perubahan fasa selama pemanasan dan pendinginan yang lambat dengan kadar karbon ditunjukkan pada diagram fasa. Tidak seperti struktur logam murni yang hanya dipengaruhi oleh suhu, struktur paduan juga dipengaruhi oleh komposisi dan suhu. Dalam kesetimbangan, struktur paduan dapat digambarkan dalam diagram fasa di mana parameter suhu (T) dibandingkan dengan komposisi (mol atau fraksi mol). Dalam ilmu logam, diagram fasa menunjukkan kondisi logam atau paduan berdasarkan dua variabel utama: konsentrasi dan suhu.

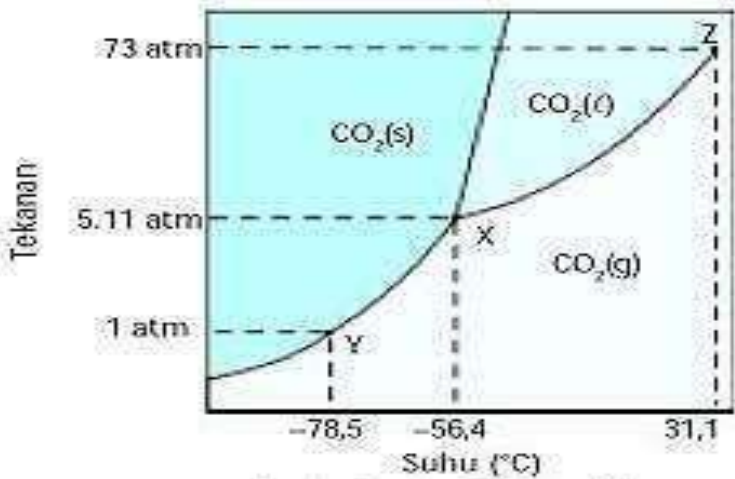
Ada tiga jenis diagram fasa yang paling umum digunakan:

1. Diagram fasa tunggal (yang mempunyai satu komponen atau komposisi yang sama).
2. Diagram fasa biner (yang mempunyai dua komponen unsur dan suhu).
3. Diagram fasa Ternary, yang menunjukkan (yang mempunyai tiga elemen dan suhu)

Tekanan uap padatan meningkat seiring dengan suhu, seperti halnya cairan. Kurva tekanan uap untuk cairan berada di atas kurva tekanan uap untuk air padat di tunjukkan pada gambar di bawah.

"Titik tripel" adalah titik di mana kedua kurva suhu dan tekanan berpotongan. Di tempat ini, ketiga jenis bahan—padatan, cairan, dan gas—berada dalam kesetimbangan satu sama lain.

Helium adalah satu-satunya zat murni dengan titik tripel, di mana suhu dan tekanannya ditentukan oleh gaya tarik di antara partikelnya. Untuk ilustrasi, lihat tripel air dengan tarikan antar molekul yang kuat; titiknya adalah $0,01\text{ }^{\circ}\text{C}$ dan tekanan $4,58\text{ torr}$, tetapi pada karbon dioksida CO_2 , titik tripelnya adalah $57\text{ }^{\circ}\text{C}$ dan tekanan 52 atm .

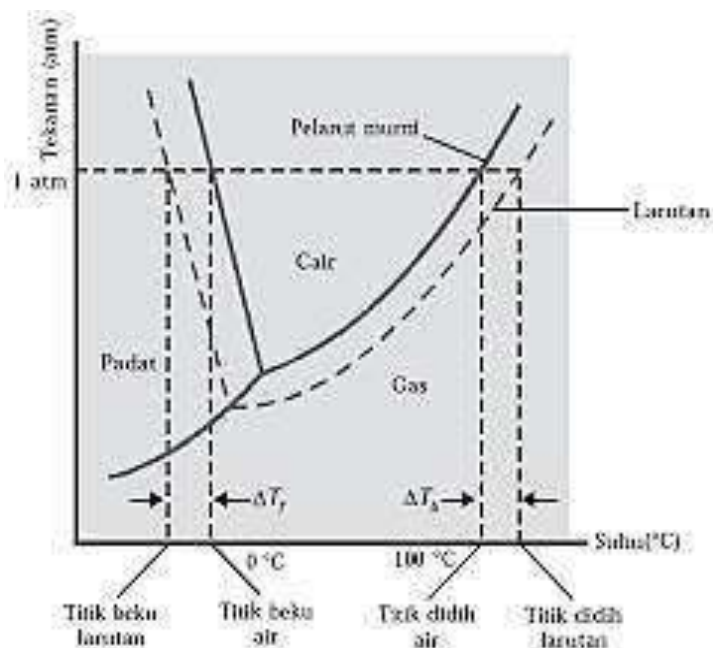


Sumber: Chemistry: The Central Science, 2000

Gambar 6.1. Tempat dimana Kurva yang menunjukkan tekanan uap untuk air pada (es) dan cair berpotongan pada titik tripel.

Pada Gambar 6.1, titik leleh air adalah 0°C pada tekanan 1 atm dan garis kesetimbangan padatan-cairan melewati titik leleh tripel dan normal. Diagram fase menunjukkan suhu dan tekanan untuk masing-masing fase, serta kondisi kesetimbangan saat ini. Misalnya, air dengan tekanan 1 atm akan menjadi padatan pada suhu di bawah 0°C. Garis kesetimbangan cairan-padatan dan padatan-gas mewakili semua suhu dan tekanan untuk air yang sebagian padatan.

Dengan cara yang sama, keadaan berwujud cairan terletak pada daerah yang dibatasi oleh kesetimbangan cairan gas dan padatan cairan, sedangkan pada sebelah kanan garis padatan cairan dan cairan gas, zat ini mempunyai wujud gas.



Gambar 6.2. Diagram fase air menunjukkan titik beku normal T_b dan titik didih normal T_d . Garis kesetimbangan titik terlalu melengkung (agak tegak), dan tekanan sekitar 130 atm diperlukan untuk menurunkan titik leleh es menjadi 1°C .

Tabel 6.1. Keadaan fisik air dari berbagai suhu dan tekanan

Suhu ($^\circ\text{C}$)	Tekanan (atm)	Keadaan
25	1,0	Cairan
0	2,0	Cairan
0	0,5	Padatan
100	0,5	Gas

Sebagai ilustrasi, lihat diagram fase gas CO_2 di Gambar 3. Karena tidak mungkin membentuk CO_2 cair pada tekanan atmosfer, semua cairan di diagram fase ini memiliki tekanan di atas 1 atm. Karena gejala ini, es kering (CO_2 padat) menyublim lebih cepat daripada meleleh pada tekanan normal. Gas didinginkan menjadi padatan langsung, dan garis

kesetimbangan gas-padatan mencapai suhu -78 derajat Celcius (Henny Ekawati, 2019).

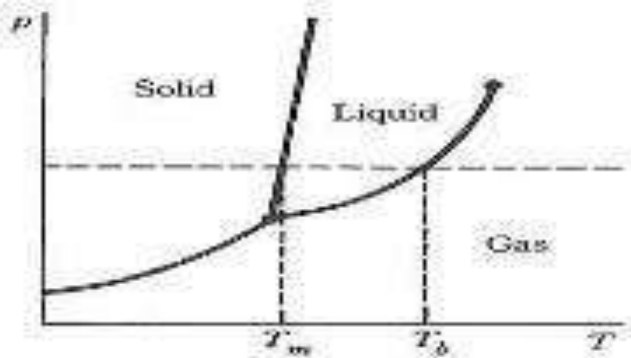


Figure 12.6 Phase diagram for a simple substance.

Gambar 6.3. Diagram Fase untuk Karbon dioksida

DAFTAR PUSTAKA

- Raymond Chang. 2003. *Kimia Dasar Konsep Konsep Inti Edisi Ketiga Jilid 1* Jakarta : Penerbit Erlangga
- Ahmad, H. 1992. *Penuntun Belajar Kimia Dasar*. Bandung. PT. Citra Aditya Bakti
- Keenan dkk.1984.*Kimia Untuk Universitas*.Jakarta .Penerbit Erlangga
- Heny Ekawati Haryono 2019. *Kimia Dasar* .Yogyakarta Penerbit Deepublish.
- Russell, J. W., Kozma, R. B., Jones, T., Wykoff, J., Marx, N., & Davis, J. (1997). Use of simultaneous synchronized macroscopic, microscopic, and symbolic representations to enhance the teaching and learning of chemical concepts. *Journal of Chemical Education*, 74(3), 330-334.
- Atkins, Peter, dan Jones, Loretta. (2010). *Kimia Fisik: Prinsip-Prinsip Termodinamika dan Kinetika*. Jakarta: Erlangga.
- Brown, Theodore L., et al. (2015). *Kimia Organik*. Jakarta: Penerbit Salemba Empat.
- Hardjono. 2001. *Kimia Dasar*. Yogyakarta : Universitas Gadjah Mada.
- Kaenan, dkk. 1984. *Kimia Untuk Universitas Jilid 2*. Jakarta : Erlangga
- Keenan, Klenifelter. 2000. *Kimia untuk Universitas*. Jakarta : Gramedia.

BAB 7

TERMODINAMIKA KIMIA DAN TERMOKIMIA

Oleh Luluk Edahwati

7.1 Pendahuluan

Termodinamika kimia adalah cabang ilmu matematika yang mempelajari hubungan antara panas, kerja, dan energi dalam reaksi kimia atau perubahan fisik dalam kerangka hukum termodinamika. Ini merupakan pendekatan matematis yang digunakan untuk menganalisis masalah-masalah kimia, terutama fokus pada spontanitas proses. Dengan menggunakan metode matematis, termodinamika kimia mengkaji hubungan antara panas, kerja, dan energi lainnya dalam konteks keseimbangan reaksi kimia dan perubahan fase. Sedangkan termokimia mempelajari perubahan kalor yang terjadi dalam suatu reaksi kimia. Proses kimia dan fisika selalu disertai perubahan energi sistem. Jika proses terjadi pada tekanan tetap (yang umum dijumpai), perubahan energi yang dapat diamati adalah perubahan entalpinya (ΔH). Kajian termodinamika yang khusus mempelajari perubahan energi sistem kimia, khususnya ΔH disebut termokimia

Termodinamika kimia adalah cabang ilmu kimia yang mempelajari energi dan perubahan energi yang terjadi dalam reaksi kimia. Ini mencakup konsep-konsep seperti entalpi, entropi, energi bebas Gibbs, dan hukum-hukum termodinamika yang berlaku dalam konteks reaksi kimia.

Sementara itu, termokimia adalah cabang khusus dari termodinamika kimia yang fokus pada perubahan energi dalam reaksi kimia. Termokimia membahas aspek-aspek seperti entalpi reaksi, perubahan panas, kalorimetri, dan hubungan antara energi dan entropi dalam konteks reaksi kimia.

Hubungan antara termodinamika kimia dan termokimia adalah sebagai berikut:

1. Konsep Dasar

Termodinamika kimia memberikan dasar teoritis untuk memahami perubahan energi dalam reaksi kimia. Termokimia menggunakan konsep-konsep termodinamika seperti hukum pertama termodinamika (hukum kekekalan energi) dan hukum kedua termodinamika (hukum entropi) untuk menganalisis dan memprediksi perubahan energi dalam reaksi kimia.

2. Pengukuran Energi

Termokimia menyediakan metode eksperimental untuk mengukur dan menghitung energi dalam reaksi kimia. Ini melibatkan teknik kalorimetri untuk mengukur perubahan panas dalam reaksi kimia dan menentukan entalpi reaksi.

3. Entalpi Reaksi

Entalpi reaksi adalah jumlah energi yang dilepaskan atau diserap selama suatu reaksi kimia. Termodinamika kimia menjelaskan konsep entalpi dan bagaimana perubahan entalpi memengaruhi keseimbangan reaksi kimia. Termokimia secara khusus mempelajari entalpi reaksi dan bagaimana mengukurnya secara eksperimental.

4. Hubungan dengan Hukum Termodinamika

Konsep energi dan entropi dalam termokimia sesuai dengan hukum-hukum termodinamika yang mendasar, seperti hukum kekekalan energi dan hukum kedua termodinamika. Analisis termokimia sering digunakan untuk menguji dan memvalidasi prediksi yang dibuat berdasarkan hukum-hukum termodinamika ini.

5. Aplikasi Praktis

Pengertian tentang perubahan energi dalam reaksi kimia yang diperoleh melalui termokimia memiliki banyak aplikasi praktis, termasuk dalam industri, ilmu pangan, dan ilmu farmasi. Misalnya, pengetahuan tentang entalpi reaksi digunakan untuk merancang proses produksi kimia, mengoptimalkan reaksi kimia, dan menentukan kondisi operasi yang optimal.

Dengan demikian, termodinamika kimia dan termokimia saling terkait dan membantu kita memahami dan

memanfaatkan perubahan energi dalam reaksi kimia untuk berbagai aplikasi ilmiah dan praktis. Dalam suatu reaksi kimia biasanya tidak hanya ingin mengetahui berapa energi dapat diperoleh dari reaksi yang terjadi, akan tetapi pengkajian perubahan energi itu juga perlu diketahui.

7.2 Termodinamika Kimia

Termodinamika kimia adalah cabang ilmu kimia yang mempelajari hubungan antara **energi**, **kerja**, dan **perubahan kimia**. Ini termasuk mempelajari bagaimana energi ditransfer dan diubah dalam reaksi kimia, dan bagaimana energi ini dapat diukur dan dihitung.

Termodinamika berasal dari Bahasa Yunani, yaitu *thermos* yang berarti panas, dan *dynamic* yang berarti perubahan. Termodinamika adalah ilmu yang mempelajari bagaimana energi berperilaku dalam sistem. Ilmu ini membantu kita memahami bagaimana energi berubah, mengalir, dan digunakan untuk melakukan pekerjaan. Termodinamika juga membantu kita memahami bagaimana sistem mencapai kesetimbangan dan berapa banyak energi yang dibutuhkan untuk mengubah sistem dari satu keadaan ke keadaan lain

Secara umum termodinamika kimia mempelajari:

1. Hukum Termodinamika:

- **Hukum I termodinamika:** Energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, hanya dapat diubah dari satu bentuk ke bentuk lain. Dalam konteks kimia, energi dapat diubah dari energi panas, energi cahaya, energi listrik, dan energi mekanik.
- **Hukum II termodinamika:** Entropi alam semesta selalu meningkat. Dalam konteks kimia, entropi suatu sistem dapat diukur dengan jumlah kemungkinan konfigurasi mikro yang dapat diakses oleh sistem.
- **Hukum III termodinamika:** Pada saat entropi absolut suatu sistem mendekati nol, semua perubahan termodinamika akan berhenti.

2. Fungsi Termodinamika:

- **Energi dalam (U):** Total energi yang terkandung dalam suatu sistem, termasuk energi kinetik dan energi potensial.
- **Entalpi (H):** Energi dalam suatu sistem ditambah dengan tekanan-volume kerja.
- **Entropi (S):** Ukuran ketidakteraturan suatu sistem.
- **Energi bebas Gibbs (G):** Energi maksimum yang dapat digunakan untuk melakukan kerja dalam suatu sistem.

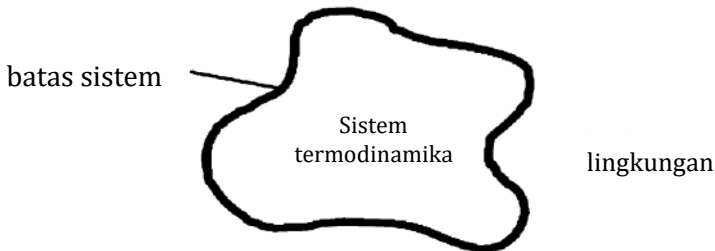
3. Keseimbangan Kimia:

- **Konstanta kesetimbangan:** Mengukur kesetimbangan suatu reaksi kimia.
- **Prinsip Le Chatelier:** Ketika sistem kimia dalam kesetimbangan dan mengalami gangguan, sistem akan bergeser untuk mencapai kesetimbangan baru.

Sistem termodinamika adalah sebuah sistem yang memiliki perbedaan sifat, seperti suhu, tekanan, dan reaksi kimia, di antara bagian-bagiannya. Sistem ini **tidak** berada dalam keadaan kesetimbangan. **Keadaan kesetimbangan termal** tercapai ketika **suhu di setiap titik sistem sama**. **Keadaan kesetimbangan fasa** tercapai ketika **tidak ada perbedaan antar fasa** (misalnya, padat, cair, gas) dalam sistem. **Keadaan kesetimbangan kimia** tercapai ketika **reaksi kimia tidak terjadi** atau reaktan dan produk berada dalam keadaan setimbang. **Keadaan kesetimbangan termodinamika** tercapai ketika **ketiganya (kesetimbangan termal, fasa, dan kimia) tercapai secara bersamaan**

Proses kimia sering melibatkan materi yang direaksikan di dalam wadah tertentu, seperti zat-zat kimia yang bereaksi dalam sebuah erlenmeyer, es yang meleleh di dalam gelas berisi air, kayu yang terbakar dengan oksigen di udara terbuka, atau gas yang dimasukkan ke dalam balon. Tempat di mana proses tersebut terjadi, bersama dengan benda-benda yang terlibat di dalamnya, disebut sebagai sistem termodinamika. Sistem ini dikelilingi oleh lingkungan yang tidak langsung terlibat dalam proses, namun memiliki kemampuan untuk memengaruhi

perubahan yang terjadi. Batas antara sistem dan lingkungannya disebut sebagai batas sistem.



Gambar 7.1. Sistem dan lingkungan yang dibatasi oleh batas sistem

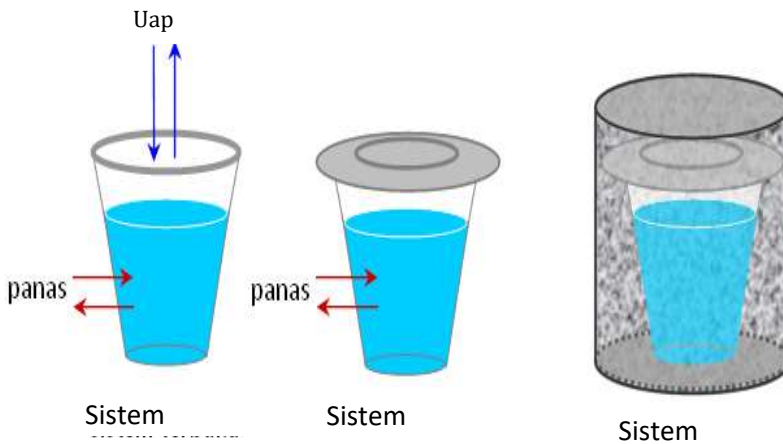
Sumber : Temodinamika Kimia

Contoh sederhana es batu yang dimasukkan kedalam air dimana es batu sebagai sistem sedangkan airnya sebagai lingkungan. Penentuan batas antara sistem dan lingkungan dipengaruhi pula oleh hubungan timbal balik antara keduanya. Jenis sistem berdasarkan interaksinya dibagi menjadi tiga;

1. Apabila air dan es diletakkan dalam sebuah gelas terbuka, maka air dan es yang semula dingin akan mulai memanaskan karena terjadi pertukaran panas dengan udara sekitarnya. Seiring berjalannya waktu, sejumlah molekul air yang menguap akan bercampur dengan udara di sekitarnya. Dalam hal ini, sistem ini dikenal sebagai **sistem terbuka**, di mana terjadi interaksi dan pertukaran dengan lingkungan sekitarnya. Dengan demikian terjadi pertukaran antara bahan ($=n$) sistem dan lingkungannya sehingga $dn \neq 0$. Terjadi pula pertukaran energi (E) sistem dan lingkungannya sehingga $dE \neq 0$.
2. Air dan es ditempatkan dalam sebuah gelas yang tertutup, sehingga terjadi pertukaran panas tetapi tidak ada pertukaran molekul air yang menguap keluar dari sistem. Dalam hal ini, sistem ini disebut sebagai **sistem tertutup**, di mana hanya terjadi interaksi panas dengan lingkungan luar tanpa adanya pertukaran zat atau molekul. Dalam sistem

tertutup tidak terjadi pertukaran materi (n) sistem dan lingkungannya sehingga $dn \neq 0$ namun terjadi pertukaran energi (E) sistem dan lingkungannya sehingga $dE \neq 0$.

3. Jika air dan es ditempatkan dalam sebuah gelas yang dilengkapi dengan penyekat udara, seperti dalam termos, sehingga tidak ada pertukaran panas maupun pertukaran molekul air antara sistem dengan lingkungan sekitarnya, maka sistem tersebut disebut sebagai **sistem terisolasi**. Dalam sistem terisolasi, tidak ada perubahan energi maupun materi yang terjadi antara sistem dan lingkungan luar. Untuk sistem terisolasi antara materi(n), energi (E), sistem dan lingkungannya tidak terjadi pertukaran dengan demikian $dn = 0$, $dE = 0$.



Gambar 7.2. Jenis-jenis sistem

Sumber : Termodinamika Kimia

Termodinamika kimia mencakup analisis pembentukan kriteria untuk menetapkan apakah suatu transformasi kemungkinan terjadi atau bersifat spontan. Dengan menggunakan pendekatan ini, termokimia dapat digunakan untuk memproyeksikan perubahan energi yang terjadi selama reaksi kimia, perubahan fase setelah reaksi, dan pembentukan larutan.

7.2.1 Variabel Sistem

Suatu sistem, dalam konteks termodinamika, dapat diukur melalui karakteristiknya. Karakteristik sistem yang dapat diukur meliputi variabel suhu (T), tekanan (P), volume (V), dan jumlah partikel materi (n) yang ada dalam sistem. Selain itu, dalam konteks sistem termodinamika, terdapat dua variabel penting lainnya, yaitu kerja (w) dan panas atau kalor (q).

Dalam proses pertukaran energi dan materi antara sistem dan lingkungan, terjadi perubahan nilai energi dalam sistem. Jika sistem menerima energi dari lingkungan dalam bentuk panas atau kalor, maka nilai q sistem tersebut akan menjadi positif. Sebaliknya, jika sistem melepaskan energi dalam bentuk panas atau kalor ke lingkungan, maka nilai q sistem akan menjadi negatif. Demikian pula, untuk variabel kerja, jika sistem menerima energi dalam bentuk kerja dari lingkungan, maka nilai w sistem akan menjadi positif. Sebaliknya, jika sistem melakukan kerja (menggunakan energi), maka nilai w sistem akan menjadi negatif.

7.3 Termokimia

Termokimia adalah cabang ilmu kimia yang mempelajari hubungan antara **energi panas** dan **perubahan kimia**. Ini termasuk mempelajari bagaimana energi kalor diserap atau dilepaskan selama reaksi kimia, dan bagaimana energi ini dapat diukur dan dihitung.

Secara umum termokimia mempelajari:

1. Perubahan Energi Termal:

- **Perubahan entalpi:** Mengukur perubahan kalor yang terjadi selama reaksi kimia atau perubahan fisika. Entalpi (H) adalah total energi panas yang terkandung dalam suatu sistem.
- **Kapasitas kalor:** Mengukur jumlah kalor yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu suatu zat sebesar 1 derajat Celcius.
- **Kalor reaksi:** Mengukur jumlah kalor yang diserap atau dilepaskan selama reaksi kimia.

2. Hubungan Energi Panas dan Sifat Kimia:

- **Entropi:** Mengukur ketidakteraturan suatu sistem. Semakin tinggi entropi, semakin tidak teratur sistemnya.
- **Energi bebas Gibbs:** Mengukur kemampuan suatu sistem untuk melakukan kerja.
- **Konstanta kesetimbangan:** Mengukur kesetimbangan suatu reaksi kimia.

3. Penerapan Hukum Termodinamika:

- **Hukum I termodinamika:** Energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, hanya dapat diubah dari satu bentuk ke bentuk lain.
- **Hukum II termodinamika:** Entropi alam semesta selalu meningkat.
- **Hukum III termodinamika:** Pada saat entropi absolut suatu sistem mendekati nol, semua perubahan termodinamika akan berhenti.

7.4 Hukum pertama termodinamika

Hukum ini menyatakan bahwa **energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, hanya dapat diubah dari satu bentuk ke bentuk lain**. Dalam ilmu kimia, energi dapat diubah dari energi panas, energi cahaya, energi listrik, dan energi mekanik.

Secara umum, hukum pertama termodinamika dapat dirumuskan sebagai berikut:

$\Delta U = q + w$ (1) di mana: ΔU = Perubahan energi dalam suatu sistem

q = Kalor yang ditambahkan ke sistem

w = Kerja yang dilakukan oleh sistem

Dari persamaan (1) ini menunjukkan bahwa:

- Jika kalor ditambahkan ke suatu sistem ($q > 0$), energi dalam sistem akan meningkat ($\Delta U > 0$).
- Jika kerja dilakukan oleh sistem ($w > 0$), energi dalam sistem akan menurun ($\Delta U < 0$).

- Jika kalor dikeluarkan dari suatu sistem ($q < 0$), energi dalam sistem akan menurun ($\Delta U < 0$).
- Jika kerja dilakukan pada sistem ($w < 0$), energi dalam sistem akan meningkat ($\Delta U > 0$).

Contoh penerapan hukum pertama termodinamika:

- Mempelajari efek pemanasan pada suatu zat: Contohnya, mempelajari bagaimana kalor dapat menyebabkan perubahan fasa (seperti dari padat menjadi cair) atau dekomposisi zat.
- Memprediksi kemungkinan terjadinya reaksi kimia: Contohnya, dengan menghitung perubahan energi dalam standar reaksi.
- Menentukan kalor yang dibutuhkan atau dilepaskan dalam suatu reaksi: Contohnya, untuk menghitung kalor yang dibutuhkan untuk memanaskan air atau kalor yang dilepaskan dalam proses pembakaran.

Beberapa contoh reaksi kimia yang menunjukkan penerapan hukum pertama termodinamika:

1. Reaksi Eksotermik

- **Pembakaran kayu**

Kayu mengandung energi kimia yang dapat diubah menjadi energi panas dan cahaya saat dibakar. Reaksi dari proses ini eksotermik karena melepaskan energi panas ke lingkungan.

- **Reaksi respirasi sel**

Glukosa diubah menjadi energi kimia ATP dalam sel tubuh. Reaksi ini juga bersifat eksotermik karena melepaskan energi panas ke lingkungan (tubuh).

2. Reaksi Endotermik

- **Fotosintesis**

Tumbuhan hijau menggunakan energi cahaya untuk mengubah karbon dioksida dan air menjadi glukosa. Reaksi ini endotermik karena membutuhkan energi cahaya dari luar.

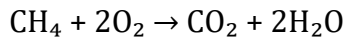
- **Peruraian air**

Air diubah menjadi hidrogen dan oksigen melalui elektrolisis. Reaksi ini endotermik karena membutuhkan energi listrik dari luar.

3. Menghitung Kalor Reaksi

Hukum pertama termodinamika dapat digunakan untuk menghitung kalor reaksi. Kalor reaksi adalah jumlah kalor yang diserap atau dilepaskan selama reaksi kimia.

Contoh: Hitung kalor reaksi untuk pembakaran metana berikut



Jika diketahui bahwa entalpi pembakaran standar metana adalah -890 kJ/mol.

Penyelesaian:

1. Tulis persamaan reaksi kimia yang setara.
2. Cari entalpi pembakaran standar reaktan dan produk.
3. Hitung perubahan entalpi reaksi (ΔH) dengan rumus:
$$\Delta H = \Sigma H^\circ(\text{produk}) - \Sigma H^\circ(\text{reaktan})$$
4. Cross cek nilai ΔH , jika $\Delta H > 0$ maka reaksi endotermik (menyerap kalor)
 $\Delta H < 0$: reaksi eksotermik (melepaskan kalor) dalam contoh soal diketahui $\Delta H = (-393.5 \text{ kJ/mol}) - (-890 \text{ kJ/mol}) = 496.5 \text{ kJ/mol}$, dengan demikian nilai $\Delta H > 0$ menunjukkan bahwa reaksi pembakaran metana adalah **reaksi endotermik**. Reaksi ini membutuhkan 496.5 kJ kalor per mol untuk membakar metana.

Dari contoh soal diatas dimisalkan hanya 10 gram metana yang dibakar. Berapakah besarnya kalor yang dilepaskan?

Penyelesaian :

1. Jumlah mol metana harus dihitung terlebih dahulu;
$$\text{mol CH}_4 = \text{massa CH}_4 / \text{Mr CH}_4$$
$$\text{mol CH}_4 = 10 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 0.625 \text{ mol}$$
2. Setelah diketahui jumlah mol metana akan dihitung jumlah kalor yang akan dilepaskan:
$$\text{Jumlah kalor} = \text{mol CH}_4 \times \Delta H$$

$$= 0.625 \text{ mol} \times -890 \text{ kJ/mol}$$

$$= -556.25 \text{ kJ}$$

Cek nilai ΔH , dari perhitungan didapat -556.25 kJ, berarti dalam proses pembakaran 10 gram metana melepaskan kalor sebesar 556.25 kJ.

Dari penjelasan diatas dapat dituliskan bahwa hubungan Hukum Pertama Termodinamika dengan Termokimia dinyatakan bahwa energi dalam suatu sistem tertutup selalu konstan. Dalam hubungannya dengan termokimia, hukum ini dapat digunakan untuk:

1. Menghitung Kalor Reaksi:

Perubahan energi dalam suatu sistem (ΔU) dapat dihitung dengan rumus

$$\Delta U = q + w$$

q : kalor yang masuk atau keluar sistem
 w : kerja yang dilakukan oleh atau pada sistem

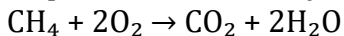
Dalam reaksi kimia, kalor dapat masuk atau keluar sistem melalui berbagai cara, seperti:

- **Pemanasan:** Kalor masuk ke sistem.
- **Pendinginan:** Kalor keluar dari sistem.
- **Perubahan fase:** Kalor masuk atau keluar sistem saat zat berubah fase (misalnya, dari padat menjadi cair).

Contoh:

Reaksi Pembakaran Metana:

- Menuliskan persamaan reaksinya:



- **Menghitung Perubahan entalpi (ΔH):**

$$\Delta H = -890 \text{ kJ/mol (eksotermik)}$$

- **Cek ΔH**

Reaksi pembakaran metana **melepaskan 890 kJ kalor per mol** metana yang dibakar.

2. Menentukan Spontanitas Reaksi:

Suatu reaksi kimia akan **spontan** jika:

- Perubahan energi bebas Gibbs (ΔG) < 0
- Perubahan entropi reaksi (ΔS) > 0

ΔG dapat dihitung dengan rumus: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ (2)

T = suhu

Contoh:

Dari Reaksi Pembakaran Metana diperoleh;

- ΔH : -890 kJ/mol
- ΔS : 186.2 J/mol K
- ΔG : -1043.4 kJ/mol

Cek harga ΔH didapat bahwa reaksi pembakaran metana terjadi secara **spontan** karena ΔG **negatif** dan ΔS **positif**.

3. Mempelajari Kesetimbangan Reaksi:

Dalam keadaan berkesetimbangan, $\Delta G = 0$. Hal ini menunjukkan bahwa tidak terjadi perubahan energi bebas dan reaksi tidak akan berlangsung secara spontan ke arah mana pun.

7.5 Hukum kedua termodinamika

Hukum kedua termodinamika menjelaskan bahwa **entropi alam semesta selalu meningkat** dalam proses spontan. Entropi adalah ukuran ketidakteraturan suatu sistem. Semakin tinggi entropi, semakin tidak teratur sistemnya.

Entropi merupakan **ukuran ketidakteraturan dari suatu sistem**. Semakin tinggi entropi, semakin tidak teratur sistemnya. Contoh yang paling mudah kita bayangkan sebuah kamar yang rapi. Kamar ini memiliki entropi yang rendah. Ketika kamar tersebut diacak-acak, entropi kamar akan meningkat. Semakin acak-acakan kamar, semakin tinggi entropinya.

7.5.1 Hubungan Hukum Kedua Termodinamika dengan Termokimia:

Termokimia mempelajari hubungan antara kalor dan reaksi kimia. Hukum kedua termodinamika dapat digunakan untuk memprediksi apakah suatu reaksi kimia akan terjadi secara spontan atau tidak.

1. Entropi Reaksi:

Perubahan entropi (ΔS) dalam suatu reaksi dapat dihitung dengan rumus:

$$\Delta S = S^\circ(\text{produk}) - S^\circ(\text{reaktan}) \dots\dots\dots (3)$$

S° adalah entropi standar

2. Kriteria Spontanitas:

Suatu reaksi kimia akan **spontan** jika: $\Delta G < 0$ dan $\Delta S > 0$

ΔG : perubahan energi bebas Gibbs

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

ΔH = perubahan entalpi

T = suhu

Contoh:

Dari reaksi Pembakaran Metana $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Besarnya perubahan entalpi (ΔH) = -890 kJ/mol

Perubahan entropi (ΔS) = 186.2 J/mol K

Perubahan energi bebas Gibbs (ΔG) didapat = -890 kJ/mol - 298 K x 186.2 J/mol K

$$\Delta G = -1043.4 \text{ kJ/mol}$$

Dari harga ΔG reaksi pembakaran metana adalah **spontan** karena ΔG **negatif** sedangkan reaksi ini melepaskan kalor (eksotermik) dan meningkatkan entropi ($\Delta S > 0$).

Hukum kedua termodinamika juga dapat digunakan untuk mempelajari **kesetimbangan reaksi**. Pada kesetimbangan, $\Delta G = 0$. Hal ini berarti bahwa tidak ada perubahan energi bebas dan reaksi tidak akan berlangsung secara spontan ke arah mana pun.

Contoh:

Reaksi Disosiasi Amonia dengan persamaan reaksi $\text{N}_2\text{H}_4 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$

- **Konstanta kesetimbangan (K)** = $[\text{NH}_3]^2/[\text{N}_2\text{H}_4]$
- **Perubahan energi bebas Gibbs standar (ΔG°)** = $-RT \ln K \dots\dots\dots (4)$
 R = konstanta gas ideal
 T = suhu ($^\circ\text{K}$)

Cross Cek apabila :

- Nilai K yang besar menunjukkan bahwa reaksi lebih cenderung bergeser ke arah produk.
- Nilai ΔG° yang negatif menunjukkan bahwa reaksi lebih spontan ke arah produk.

Aplikasi hubungan hukum kedua termodinamika dengan termokimia dalam kehidupan sehari-hari:

1. **Es yang Mencair**

Es memiliki entropi yang lebih rendah daripada air cair. Ketika es mencair, entropi sistem meningkat. Hal ini terjadi secara spontan karena $\Delta G < 0$ dan $\Delta S > 0$.

2. **Kopi yang Menjadi Dingin:**

Ketika kopi panas dibiarkan di atas meja, kopi tersebut akan mendingin hingga mencapai suhu ruangan. Hal ini terjadi secara spontan karena $\Delta G < 0$ dan $\Delta S > 0$. Energi panas dari kopi berpindah ke lingkungan, sehingga entropi total sistem meningkat.

3. **Mencampur Dua Gas:**

Ketika dua gas dengan suhu dan tekanan yang sama dicampur, entropi total sistem akan meningkat. Hal ini terjadi secara spontan karena gas-gas tersebut akan terdistribusi secara merata di seluruh ruang yang tersedia.

4. **Larutan Gula:**

Ketika gula dilarutkan dalam air, entropi sistem akan meningkat. Hal ini terjadi karena molekul gula akan terdispersi secara merata di seluruh air.

5. **Pembentukan Kristal:**

Ketika kristal terbentuk dari larutan, entropi sistem akan menurun. Hal ini terjadi karena molekul-molekul dalam kristal tersusun dalam pola yang teratur.

7.6 Hukum ketiga termodinamika

Hukum ketiga termodinamika menyatakan bahwa entropi suatu sistem mendekati nilai konstan saat temperatur mendekati nol absolut.

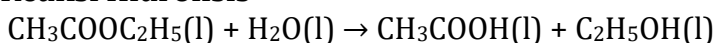
Berikut adalah beberapa contoh reaksi yang menggambarkan penerapan hukum ketiga termodinamika;

1. **Reaksi Dekomposisi** (reaksi kimia di mana **satu senyawa terurai menjadi dua atau lebih senyawa yang lebih sederhana**).



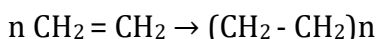
Perubahan entropi = $\Delta S = +160.2 \text{ J/mol K}$

2. **Reaksi Hidrolisis**



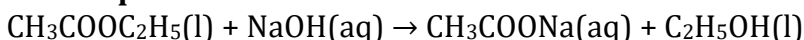
Perubahan entropi = $\Delta S = +44.3 \text{ J/mol K}$

3. **Reaksi Polimerisasi**



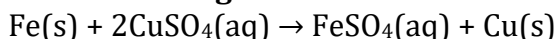
Perubahan entropi = $\Delta S = -138.6 \text{ J/mol K}$

4. **Reaksi Saponifikasi**



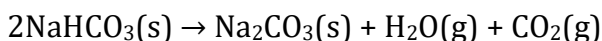
Perubahan entropi = $\Delta S = +28.5 \text{ J/mol K}$

5. **Reaksi Redoks Antarlogam**



Perubahan entropi = $\Delta S = -54.3 \text{ J/mol K}$

6. **Reaksi Pembentukan Gas**



Perubahan entropi = $\Delta S = +142.4 \text{ J/mol K}$

7.6.1 Hubungan Hukum Ketiga Termodinamika dengan Termokimia

Hukum ketiga termodinamika dan termokimia adalah dua cabang ilmu kimia yang saling terkait. Termokimia mempelajari hubungan antara panas dan reaksi kimia, sedangkan hukum ketiga termodinamika berkaitan dengan entropi absolut suatu zat pada temperatur nol absolut.

Hubungan antara kedua konsep tersebut dapat digunakan untuk menentukan;

1. **Entropi Absolut:**

Entropi absolut suatu zat pada temperatur nol absolut (0 K) adalah konstanta dan sama dengan nol sedangkan **termokimia** membantu dalam menentukan entropi absolut

dengan mengukur perubahan entropi (ΔS) selama reaksi kimia.

Contoh; hitung perubahan entropi selama proses pencairan es batu

Penyelesaian :

Diketahui data entropi standar dari es batu (CRC Handbook of Chemistry and Physics 95th Edition)

- Entropi standar es batu ($S^\circ(\text{es})$) = 69.9 J/mol K
- Entropi standar air cair ($S^\circ(\text{cair})$) = 70.0 J/mol K
- Entalpi fusi es batu ($\Delta H^\circ_{\text{fusi}}$) = 6.01 kJ/mol
- Temperatur pencairan es batu (T) = 0°C = 273.15 K

a. Menghitung perubahan entropi (ΔS):

$$\Delta S = S^\circ(\text{cair}) - S^\circ(\text{es})$$

$$\Delta S = 70.0 \text{ J/mol K} - 69.9 \text{ J/mol K}$$

$$\Delta S = 0.1 \text{ J/mol K}$$

b. Menghitung perubahan entropi total (ΔS_{total}):

$$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S + \Delta S_{\text{surroundings}}$$

$$\Delta S_{\text{surroundings}} = -\Delta H^\circ_{\text{fusi}} / T$$

$$\Delta S_{\text{surroundings}} = -6010 \text{ J/mol} / 273.15 \text{ K}$$

$$\Delta S_{\text{surroundings}} = -22.0 \text{ J/mol K}$$

$$\Delta S_{\text{total}} = 0.1 \text{ J/mol K} - 22.0 \text{ J/mol K}$$

$$\Delta S_{\text{total}} = -21.9 \text{ J/mol K}$$

Dari hasil perhitungan dapat dijelaskan bahwa;

- Ketika 1 mol es batu mencair, entropi sistem (es batu + lingkungan) **berkurang** sebesar 21.9 J/mol K.
- Penurunan entropi ini terjadi karena lingkungan kehilangan energi panas (entropi lingkungan berkurang) dan es batu memperoleh energi panas serta menjadi lebih acak (entropinya meningkat).
- $\Delta S_{\text{surroundings}}$ adalah **perubahan entropi lingkungan** akibat perpindahan panas selama reaksi.

2. Kestimbangan Kimia:

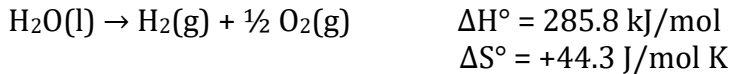
Pada temperatur nol absolut, semua reaksi kimia berhenti dan sistem mencapai kesetimbangan sempurna.

Termokimia membantu menentukan konstanta kesetimbangan (K) dengan mengukur perubahan entalpi (ΔH) dan entropi (ΔS) selama reaksi.

Contoh; hitung konstanta kesetimbangan disosiasi air (H_2O)

Penyelesaian :

- a. Menentukan perubahan entalpi dan entropi terlebih dahulu



- b. Menggunakan persamaan $\ln(K) = -\Delta H^\circ/RT + \Delta S^\circ/R$ (5)

- c. Masukkan nilai yang sudah diketahui kedalam persamaan (5)

$$\ln(K) = -(285800 \text{ J/mol}) / (8.314 \text{ J/mol K} \times 300 \text{ K}) + (44.3 \text{ J/mol K}) / (8.314 \text{ J/mol K})$$

$$\ln(K) = 34.2$$

$$K = e^{34.2} = 2.97 \times 10^{14}$$

Konstanta kesetimbangan disosiasi air (H_2O) pada 30°C adalah 2.97×10^{14} .

3. Kapasitas Panas (C_p)

Besarnya kapasitas panas (C_p) suatu zat mendekati nol pada temperatur nol absolut. Termokimia membantu mengukur C_p dengan mengukur jumlah kalor yang dibutuhkan untuk menaikkan temperatur zat pada temperatur berbeda.

Contoh sebuah kalorimeter berisi 100 gram air pada suhu 20°C . Dalam kalorimeter dimasukkan 50 gram logam panas pada suhu 100°C . Dari proses ini suhu akhir air dan logam berubah menjadi 25°C . Berapakah besarnya kapasitas panas dari logam.

Penyelesaian :

Dari data ini, dapat dihitung:

- Kalor yang dilepaskan oleh logam: $Q = m \times C_p \times \Delta T = 50 \text{ g} \times C_p \times (100^\circ\text{C} - 25^\circ\text{C})$
- Kalor yang diserap oleh air: $Q = m \times C_p \times \Delta T = 100 \text{ g} \times 4.18 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (25^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C})$

Kapasitas panas logam (C_p) dapat dihitung:

$$C_p = (Q_{\text{air}} / m_{\text{logam}}) / \Delta T = (100 \text{ g} \times 4.18 \text{ J/g}^\circ\text{C} \times (25^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C})) / (50 \text{ g} \times (100^\circ\text{C} - 25^\circ\text{C})) = 0.385 \text{ J/g}^\circ\text{C}$$

Jadi besarnya kapasitas panas logam adalah $0.385 \text{ J/g}^\circ\text{C}$.

7.7 Hubungan Termodinamika Kimia dan Termokimia

Termodinamika kimia mempelajari hubungan antara energi dan perubahan kimia, sedangkan **termokimia** berfokus pada pengukuran dan interpretasi perubahan energi panas yang menyertai reaksi kimia.

Atau

- **Termodinamika kimia** menyediakan kerangka teoritis untuk memahami perubahan energi panas dalam reaksi kimia.
- **Termokimia** menyediakan data eksperimen tentang perubahan energi panas dalam reaksi kimia.

Dengan demikian secara umum, hubungan termodinamika kimia dan termokimia dapat dijelaskan sebagai berikut:

1. Hukum Pertama Termodinamika

Hukum pertama termodinamika menyatakan bahwa energi total dalam sistem terisolasi selalu konstan. Dalam hubungannya dengan termodinamika kimia, hukum ini berarti bahwa energi internal (U) suatu sistem kimia dapat berubah melalui dua cara:

- Panas (q): Perpindahan energi termal antara sistem dan lingkungan.
- Kerja (w): Perpindahan energi non-termal antara sistem dan lingkungan.

Secara matematis, hubungan ini dapat dituliskan $\Delta U = q + w$:

Enthalpi (H)

Enthalpi (H) adalah fungsi termodinamika yang didefinisikan sebagai $H = U + PV$

Dimana P = tekanan; V = volume

Perubahan entalpi (ΔH) dalam suatu reaksi kimia dapat diukur dengan alat **kalorimeter**. Kalorimeter adalah alat yang digunakan untuk mengukur panas yang dilepaskan atau diserap oleh suatu reaksi.

2. Hukum Kedua Termodinamika:

Hukum kedua termodinamika menyatakan bahwa entropi (S) suatu sistem selalu meningkat dalam proses spontan. Dalam konteks termokimia, hukum ini berarti bahwa reaksi kimia spontan selalu menghasilkan peningkatan entropi total.

Energi Bebas Gibbs (G):

Energi bebas Gibbs (G) merupakan fungsi termodinamika yang didefinisikan sebagai $G = H - TS$

dimana T adalah temperatur sedangkan S = entropi

Energi bebas Gibbs dapat digunakan untuk memprediksi apakah suatu reaksi kimia akan berlangsung secara spontan.

Contoh: Reaksi pembakaran metana: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ($\Delta H = -890 \text{ kJ}$, eksotermik, spontan)

4. Hukum Ketiga Termodinamika:

Hukum ketiga termodinamika menyatakan bahwa entropi (S) suatu zat murni mendekati nilai nol saat suhu mendekati nol mutlak.

Hubungan hukum Ketiga Termodinamika dengan Termodinamika Kimia dapat digunakan untuk

- **Menentukan entropi absolut suatu zat:** Entropi absolut suatu zat pada suhu nol mutlak dapat dihitung dengan menggunakan hukum ketiga termodinamika.
- **Memprediksi kesetimbangan reaksi kimia:** Hukum ketiga termodinamika dapat digunakan untuk memprediksi kesetimbangan reaksi kimia pada suhu rendah.

Sedangkan hubungannya dengan Termokimia adalah:

- **Menghitung perubahan entropi reaksi kimia:** Perubahan entropi reaksi kimia dapat dihitung dengan menggunakan hukum ketiga termodinamika dan data kalorimetri.
- **Menentukan kalor reaksi pada suhu rendah:** Kalor reaksi pada suhu rendah dapat dihitung dengan menggunakan hukum ketiga termodinamika dan data kalorimetri.

Contoh:

- Penentuan entropi absolut air pada suhu nol mutlak adalah 0 J/mol K .
- Memprediksi kesetimbangan reaksi pembakaran metana dimana Pada suhu rendah, reaksi pembakaran metana akan bergeser ke arah produk karena entropi produk lebih tinggi daripada entropi reaktan.

Dari penjelasan diatas dapat dikatakan bahwa termodinamika kimia dan termokimia merupakan dua disiplin ilmu yang saling terkait erat. Termodinamika kimia menyediakan kerangka teoritis untuk memahami perubahan energi panas dalam reaksi kimia, sedangkan termokimia menyediakan data eksperimen tentang perubahan energi panas dalam reaksi kimia.

7.8 Aplikasi hubungan antara termodinamika kimia dan termokimia dalam kehidupan sehari-hari.

1. Memasak

- **Memasak nasi**

Saat memasak nasi, **entalpi** air yang dipanaskan meningkat, sehingga suhunya naik dan nasi menjadi matang. **Kapasitas panas** air yang tinggi menyebabkan air membutuhkan waktu yang lebih lama untuk panas dibandingkan dengan minyak. **Reaksi kimia** terjadi saat nasi dimasak, seperti **denaturasi protein** pada beras.

- **Mendinginkan makanan**

Entalpi makanan yang panas lebih tinggi daripada entalpi ruangan. Saat makanan ditempatkan di ruangan yang dingin, **energi panas** dari makanan berpindah ke ruangan, sehingga makanan menjadi dingin.

2. Pembakaran bahan bakar

- **Mesin mobil**

Saat bensin dibakar di mesin mobil, **energi kimia** dalam bensin diubah menjadi **energi panas** dan **energi mekanik**. **Hukum Hess** dapat digunakan untuk

menghitung **entalpi**

pembakaran bensin. **Termokimia** digunakan untuk mempelajari **efisiensi** pembakaran bahan bakar.

- **Kompore gas**

Saat gas alam dibakar di kompor gas, **energi kimia** dalam gas alam diubah menjadi **energi panas** yang digunakan untuk memasak makanan.

- **Pembangkit listrik**

Batubara dan **gas alam** dibakar di pembangkit listrik untuk menghasilkan **energi panas** yang digunakan untuk menghasilkan **uap air**. Uap air ini kemudian digunakan untuk menggerakkan **turbin** yang menghasilkan **energi listrik**.

3. Pendinginan ruangan

- **Refrigerator**

Refrigerator menggunakan **siklus termodinamika** untuk menyerap panas dari ruangan dan melepaskannya ke lingkungan luar. **Kapasitas panas** refrigerant yang tinggi menyebabkan refrigerant dapat menyerap banyak panas. **Termokimia** digunakan untuk mempelajari **efisiensi** pendinginan ruangan.

- **Air conditioner**

Air conditioner bekerja dengan cara yang sama seperti refrigerator, dengan menggunakan **siklus termodinamika** untuk menyerap panas dari ruangan dan melepaskannya ke lingkungan luar.

- **Kulkas es**

Kulkas es menggunakan **es batu** untuk menyerap panas dari makanan dan minuman. Es batu ini terbuat dari air yang **membeku**, yang merupakan proses **eksotermik** yang melepaskan panas.

4. Baterai

- **Baterai isi ulang**

Reaksi redoks yang terjadi di dalam baterai isi ulang, menghasilkan **energi listrik**. **Entalpi** reaksi redoks menentukan **tegangan** baterai. **Kapasitas panas** baterai menentukan **kapasitas** baterai.

- **Baterai sekali pakai**

Baterai sekali pakai mengandung **bahan kimia** yang bereaksi dan menghasilkan **energi listrik**. Reaksi ini tidak dapat diubah, sehingga baterai tidak dapat diisi ulang.

- **Baterai mobil**

Baterai mobil menyediakan **energi listrik** untuk menghidupkan starter dan sistem elektronik lainnya di mobil.

5. Proses Fotosintesis

- **Tumbuhan** menggunakan **energi cahaya** untuk merubah karbon dioksida dan air menjadi glukosa dan oksigen. Hubungannya dengan termodinamika kimia untuk mempelajari reaksi dari proses fotosintesis sedangkan termokimia mempelajari tentang besarnya energi yang dibutuhkan dalam proses fotosintesis tersebut.

Latihan Soal

1. Pada pembentukan $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ dalam keadaan standar, dibebaskan energi sebesar 2780,08 kJ/mol, tentukan persamaan reaksi pembentukan termokimia.
2. Tentukan perubahan entalpi penguapan air dari wujud padat jika diketahui reaksi-reaksi berikut:

$$\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = -241,8 \text{ kJ}$$

$$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \quad \Delta H = -6,01 \text{ kJ}$$

$$\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -285,8 \text{ kJ}$$
3. Tentukan besarnya entalpi dari reaksi berikut

$$\text{BaCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{aq})$$
 jika diketahui entalpi pembentukan standar dari BaCl_2 , BaSO_4 , H_2SO_4 dan HCl berturut-turut adalah -858,6 kJ/mol, -1473,3 kJ/mol, -909,27 kJ/mol, -167,1 kJ/mol.
4. Hitung entalpi pembakaran CH_4 (g) menjadi CO_2 (g) dan $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ pada temperatur 298 °K, bila diketahui pada temperatur tersebut : $\Delta H. \text{CH}_4 = -74,873 \text{ KJ mol}^{-1}$;

	$\Delta H. O_2 = 0,00 \text{ KJ mol}^{-1}$
mol-1	$\Delta H. H_2O = -241,827 \text{ KJ}$
mol-1	$\Delta H. CO_2 = - 393,522 \text{ KJ}$
mol-1 dan	$\Delta H. CO_2 = - 393,522 \text{ KJ}$
mol-1	$\Delta H. H_2O = -241,827 \text{ KJ}$

5. Suatu sistem menyerap kalor sebanyak 100 kJ dan melakukan kerja 5 kJ.
Berapakah perubahan energi dalam sistem ini?
6. Diketahui reaksi $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO(g)$, $\Delta H = -282 \text{ kJ}$
Tentukan kalor yang dibebaskan jika terbentuk 88 g CO_2 (Ar C=12, O=16)
7. Tuliskan reaksi pembentukan air jika diketahui $\Delta H_f H_2O(g) = -286 \text{ kJ/mol}$
8. Entalpi pembakaran C membentuk gas CO adalah $\Delta H_c = -110 \text{ kJ/mol}$. Tentukan kalor yang dibebaskan jika jumlah CO yang terbentuk sebesar 56 g (Mr CO = 28).
9. 50mL larutan HCl 1 M dicampur dengan 50 mL larutan NaOH 1 M dalam kalori meter gelas plastik. ternyata suhu larutan naik dari 27°C menjadi 33,5 °C.
Jika kalor jenis larutan dianggap sama dengan kalor jenis air 4,18 J/gK, tentukan ΔH reaksi tersebut.
10. Sekelompok praktikan melakukan percobaan dengan mencampurkan kristal barium hidroksida, $Ba(OH)_2$ dengan kristal amonium klorida, NH_4Cl pada tabung reaksi, kemudian menutup mulut tabung reaksi menggunakan ibu jari dan mengkokok tabung reaksi tersebut selama 1 menit. Setelah pengkokokan selesai, hasil pengamatannya adalah sebagai berikut:
 - Menyebabkan tabung reaksi menjadi sangat dingin
 - Menimbulkan aroma menyengat
 - Timbul embun di permukaan luar tabung reaksi.
 - 1) Reaksi eksoterm karena kalor keluar sehingga tabung menjadi dingin

- 2) B. Reaksi eksoterm karena reaksi menghasilkan aroma menyengat
- 3) C. Reaksi eksoterm karena menghasilkan embun pada permukaan tabung
- 4) D. Reaksi endoterm karena tabung menjadi dingin
- 5) E. Reaksi endoterm karena reaksi menghasilkan aroma menyengat

Berdasar data tersebut, pernyataan yang tepat berikut ini berkaitan dengan perubahan entalpi adalah

DAFTAR PUSTAKA

- Daryus, A. S. Y. A. R. I. (2019) *Termodinamika teknik, volume i, edisi e-book*.
- Dasar, K. *et al.* (2019) 'KAMPUS DIGITAL', 10(2), pp. 6–8.
- Dr. AMBIYAR, M. P. (2009) *Termodinamika*.
- Fadhilla, R. (2019) 'Konsep Dasar Termodinamika 2', 202, pp. 0–16.
- Nadia, L. (2018) 'Modul 01 Termodinamika', pp. 1–46.
- Ratini, N. N. (2015) 'Bahan Ajar Mata Kuliah Termodinamika', *Universitas Udayana*, pp. 1–12.
- Sriyanto, W. (2020) 'Konsep Dasar Perubahan Entalpi Kimia Kelas XI', *SMAN 1 Karangsambung*, pp. 8–10.
- Subhan (2013) *BUKU KIMIA DASAR_2-Kesetimbangan Kimia*.
- Sudarlin, Ms. (2011) *Buku Termodinamika Kimia*.
- W.M.Haynes (2019) *CRC Handbook of Chemistry and Physics 95th edition*.
- [https://id.wikipedia.org/wiki/Termodinamika kimia](https://id.wikipedia.org/wiki/Termodinamika_kimia)
- [https://id.wikipedia.org/wiki/Sistem terminamika](https://id.wikipedia.org/wiki/Sistem_terminamika)

BAB 8

ELEKTROKIMIA

Oleh Martasiana Karbeka

8.1 Pendahuluan

Elektrokimia adalah cabang ilmu kimia yang mengkaji perpindahan elektron pada suatu medium penghantar listrik, yang dikenal sebagai elektroda. Elektroda terdiri dari elemen positif dan negatif. Konsep elektrokimia berdasarkan pada reaksi reduksi-oksidasi (redoks) dan larutan elektrolit. Reaksi redoks adalah kombinasi reaksi reduksi dan oksidasi yang terjadi secara simultan. Reduksi melibatkan penangkapan elektron, sedangkan oksidasi melibatkan pelepasan elektron dalam medium penghantar pada sel elektrokimia. Peralatan elektrokimia minimal terdiri dari anoda, katoda, dan elektrolit (Brady, 2008).

Elektrolit merupakan zat yang dapat larut atau terurai menjadi ion dalam larutan. Elektrolit dapat berupa senyawa garam, asam, atau amfoter, dan dalam kondisi tertentu, beberapa gas tertentu dapat berfungsi sebagai elektrolit. Elektrolit kuat mencakup asam, basa, dan garam, serta senyawa yang berikatan ion dan kovalen polar, contohnya adalah NaCl. Elektrode merupakan bagian penting dalam elektrokimia, terdiri dari elektrode negatif dan elektrode positif. Dalam ranah elektrokimia, terdapat dua jenis sel yaitu sel galvanik/volta dan sel elektrolisis dengan beberapa perbedaan mendasar (Underwood, 1991).

Tabel 8.1. Perbedaan sel Volta dan sel elektrolisis

Faktor Pembeda	Sel Galvani atau sel Volta	Sel Elektrolisis
Terjadinya reaksi	Reaksi bersifat spontan $E^{\circ} \text{ sel} > 0$ (bernilai positif)	Tidak spontan, membutuhkan dukungan energi listrik dari luar
Energi yang diubah	Dari energi kimia menghasilkan energi listrik	Dari energi menghasilkan energi kimia
Elektroda	Anoda bermuatan negatif (-) Terjadi reaksi oksidasi	Anoda bermuatan positif (+) Terjadi reaksi oksidasi
	Katoda bermuatan positif (+) Terjadi reaksi reduksi	Katoda bermuatan negatif (-) Terjadi reaksi reduksi
Reaksi redoks sel	Bergantung pada perbandingan nilai $E^{\circ} \text{ sel}$ standar. $E^{\circ} \text{ sel}$ kecil $\rightarrow$ oksidasi $E^{\circ} \text{ sel}$ besar $\rightarrow$ reduksi	Pada katoda bergantung pada jenis kation Pada anoda bergantung pada jenis anion dan jenis elektroda (inert dan tidak inert)
Aplikasi sel	Baterai	Fuel cell

8.2 Sel Galvani atau Sel Volta

Sel Galvani merupakan sebuah sistem elektrokimia yang menghasilkan energi listrik melalui reaksi kimia spontan, kadang-kadang dianggap setara dengan sel volta dalam literatur. Penemuan ini berasal dari kolaborasi dua ilmuwan terkenal, Alexander Volta dan Luigi Galvani, pada tahun 1786. Awalnya,

penemuan ini terkait dengan baterai yang menggunakan cairan garam sebagai medium. Dalam sel Volta, anoda berfungsi sebagai kutub negatif, sementara katoda sebagai kutub positif. Keduanya dicelupkan ke dalam larutan elektrolit yang terhubung oleh jembatan garam. Jembatan garam memiliki peran penting sebagai penyedia keseimbangan antara kedua larutan, yang memungkinkan terjadinya aliran listrik. Untuk memastikan terjadinya reaksi kimia spontan, pemilihan larutan elektrolit harus mematuhi deret volta, yang mengatur urutan daya oksidasi dan reduksi logam. Contoh sel galvani meliputi baterai, sel bahan bakar, baterai Pb dengan elektrolit asam yang umumnya digunakan dalam mobil serta sel bahan bakar dengan gas hidrogen, etanol, dan metanol (Raymond Chang, 2004).

Beberapa prinsip sel Galvani atau sel Volta (Petrucchi, 1985)

1. Pada sel Volta/Galvani terjadi perubahan dari energy kimia menjadi energy listrik dan reaksi berlangsung secara spontan ditandai dengan E° sell bernilai positif, makin positif makin spontan atau terjadi reaksi.
2. Anoda bermuatan negative dan terjadi reaksi oksidasi
3. Katoda bermuatan positif dan terjadi reaksi reduksi
4. Pergerakan electron berasal dari anoda dan mengalir ke katoda sedangkan hal sebaliknya untuk aliran arus listrik yang berasal dari katoda mengalir ke anoda
5. Adanya jembatan garam untuk menyeimbangkan keberadaan ion-ion dalam larutan.

8.2.1 Penulisan Notasi Sel

Contoh: $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$, dimana:

1. Terdapat dua bagian notasi sel yakni sisi kiri untuk anoda dan sisi kanan untuk katoda dan keduanya sisi tersebut dipisahkan oleh jembatan garam
2. Tanda $\parallel$ adalah jembatan garam untuk memisahkan fase pada anoda dan katoda.
3. Tanda $\mid$ adalah batas fase untuk memisahkan fase berbeda
4. Elektrode anode terletak paling kiri dan elektrode katode paling kanan berdasarkan deret volta
5. Elektoda inert tidak dituliskan



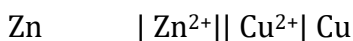
Tips Notasi sel

Logam | ion || ion | Logam

Anoda	katoda
Oksidasi	reduksi
E° sel kecil	E° sel besar

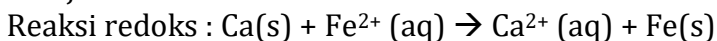
Gambar 8.1. Sel Volta (Sumber: Chang, R. 2004)

Penulisan notasi sel Volta menurut gambar di atas seperti berikut:



oksidasi : $\text{Ca(s)} \rightarrow \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e}$, peningkatan biloks dari 0 menjadi +2

reduksi : $\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e} \rightarrow \text{Fe(s)}$, penurunan biloks dari +2 menjadi 0



Reaksi oksidasi terjadi ketika terdapat kehilangan elektron dan bilangan oksidasi meningkat sedangkan reaksi reduksi terjadi dengan menarik electron dan bilangan oksidasi menurun. Reaksi reduksi dan oksidasi terjadi secara bersamaan atau simultan.

8.2.2 Deret Volta

Deret volta yang umum dipakai sebagai berikut (Brady, 2008) :

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

Jembatan keledai

**Lihatlah Kalau Bapak Caesar Nanti Meninggal Alam
Mana ADA AIR Zaman Crajaan Fer'aun Cerdik Cocok
Nabi Sulaiman Pemberantas Huruf
Sambal Bibi Cukup Hangus Agak Pahit Au**

Dari deret di atas dapat dirincikan sebagai berikut(Skoog, 2004):

1. Keaktifan logam cenderung menurun dari kiri ke kanan, yang berarti semakin sulit bagi logam tersebut untuk melepaskan elektron.
2. Logam yang berada di sebelah kanan deret lebih mudah mengalami reduksi, memiliki nilai E° yang lebih besar.
3. Sifat oksidator logam meningkat seiring pergeseran ke arah kanan deret.
4. Logam yang berada di sebelah kiri deret lebih reaktif, lebih mudah melepaskan elektron, dan bersifat reduktor.
5. Sifat reduktor logam meningkat seiring pergeseran ke arah kiri deret.
6. Logam di sisi kiri deret cenderung mereduksi ion logam di sisi kanan, sementara ion logam di sisi kanan cenderung mengoksidasi logam di sisi kiri

8.2.3 Potensial Sel

Potensial elektroda standar (E°_{sel}) mencakup setengah reaksi sel dalam elektroda, dengan kesepakatan bahwa potensial elektroda standar dituliskan dalam setengah reaksi reduksi (*a half reaction*). Semua pengukuran potensial sel dibandingkan dengan potensial standar sel, menggunakan elektroda hidrogen standar (EHS) sebagai acuan dengan nilai potensial elektode bernilai nol. Nilai-nilai potensial reduksi standar (E°_{sel}) digunakan untuk menghitung nilai potensial sel. Dalam menghitung potensial sel, elektroda di sebelah kanan EHS akan mengalami reaksi reduksi (memiliki E° sel besar), sementara elektroda di sebelah kiri EHS akan mengalami reaksi oksidasi (memiliki E° sel kecil) (Haryono, 2019).

Tabel 8.2. Standard electrode(half-cell) potentials (298 K)^o

Half-Reaction	E ^o (V)
$F_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-(aq)$	+2.87
$O_3(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons O_2(g) + H_2O(l)$	+2.07
$Co^{3+}(aq) + e^- \rightleftharpoons Co^{2+}(aq)$	+1.82
$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O(l)$	+1.77
$PbO_2(s) + 4H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons PbSO_4(s) + 2H_2O(l)$	+1.70
$Ce^{4+}(aq) + e^- \rightleftharpoons Ce^{3+}(aq)$	+1.61
$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$	+1.51
$Au^{3+}(aq) + 3e^- \rightleftharpoons Au(s)$	+1.50
$Cl_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-(aq)$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$	+1.33
$MnO_2(s) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}(aq) + 2H_2O(l)$	+1.23
$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O(l)$	+1.23
$Br_2(l) + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-(aq)$	+1.07
$NO_3^-(aq) + 4H^+(aq) + 3e^- \rightleftharpoons NO(g) + 2H_2O(l)$	+0.96
$2Hg_2^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Hg_2^{2+}(aq)$	+0.92
$Hg_2^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons 2Hg(l)$	+0.85
$Ag^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Ag(s)$	+0.80
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}(aq)$	+0.77
$O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2O_2(aq)$	+0.68
$MnO_4^-(aq) + 2H_2O(l) + 3e^- \rightleftharpoons MnO_2(s) + 4OH^-(aq)$	+0.59
$I_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-(aq)$	+0.53
$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-(aq)$	+0.40
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$	+0.34
$AgCl(s) + e^- \rightleftharpoons Ag(s) + Cl^-(aq)$	+0.22
$SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons SO_2(g) + 2H_2O(l)$	+0.20
$Cu^{2+}(aq) + e^- \rightleftharpoons Cu^+(aq)$	+0.15
$Sn^{4+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Sn^{2+}(aq)$	+0.13
$2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$	0.00
$Pb^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Pb(s)$	-0.13
$Sn^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Sn(s)$	-0.14
$N_2(g) + 5H^+(aq) + 4e^- \rightleftharpoons N_2H_5^+(aq)$	-0.23
$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Ni(s)$	-0.25
$Co^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Co(s)$	-0.28
$PbSO_4(s) + 2e^- \rightleftharpoons Pb(s) + SO_4^{2-}(aq)$	-0.31
$Cd^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cd(s)$	-0.40
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$	-0.44
$Cr^{3+}(aq) + 3e^- \rightleftharpoons Cr(s)$	-0.74
$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s)$	-0.76
$2H_2O(l) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g) + 2OH^-(aq)$	-0.83
$Mn^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Mn(s)$	-1.18
$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightleftharpoons Al(s)$	-1.66
$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Mg(s)$	-2.37
$Na^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Na(s)$	-2.71
$Ca^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Ca(s)$	-2.87
$Sr^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Sr(s)$	-2.89
$Ba^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Ba(s)$	-2.90
$K^+(aq) + e^- \rightleftharpoons K(s)$	-2.93
$Li^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Li(s)$	-3.05

^oWritten as reductions; E^o value refers to all components in their standard states: 1 M for dissolved species; 1 atm pressure for gases; the pure substance for solids and liquids.

Potensial listrik yang dihasilkan dari reaksi yang terjadi pada sel volta dapat dihitung dengan rumus:

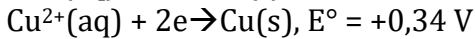
E sel = E^o sel katoda - E^o Sel anoda

E sel = E^o sel reduksi - E^o Sel oksidasi

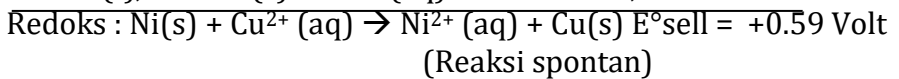
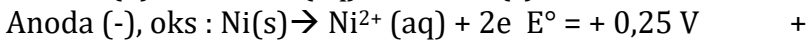
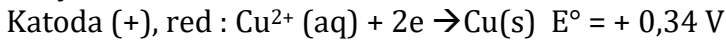
E sel = E^o sel besar - E^o Sel kecil

Latihan soal

1. Tuliskan reaksi sel dan hitunglah beda potensial sel dari



Penyelesaian:



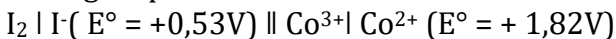
Tips reaksi sel volta

E° sel besar, reduksi pada katoda (+), reaksi tetap

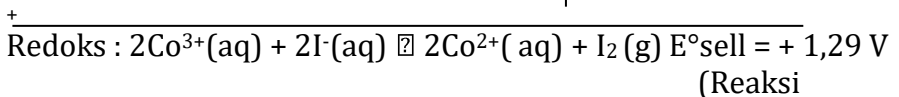
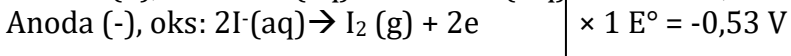
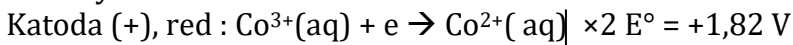
E° sel kecil, oksidas pada anoda (-), reaksi dibalik dan

nilai E° sel diubah dari (-) menjadi (+) atau sebaliknya

2. Hitunglah potensial sel dari



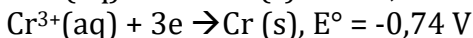
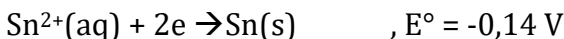
Penyelesaian:



spontan)

Catatan: samakan jumlah elektron dengan perkalian suatu bilangan

3. Diketahui potensial elektroda perak dan tembaga sebagai berikut:



a. Tuliskan Notasi sel

b. Hitung E°_{sell}

c. Tuliskan Reaksi sel

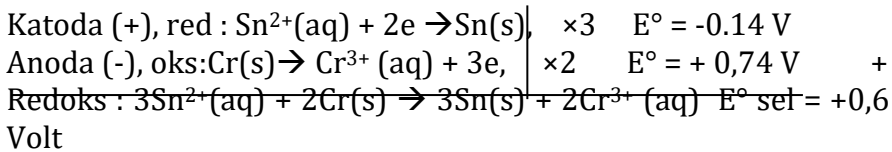
d. Aliran elektron Penyelesaian:

Penyelesaian:

a. Notasi sel : $\text{Cr} \mid \text{Cr}^{3+} \parallel \text{Sn}^{2+} \mid \text{Sn}$

$$\begin{aligned} \text{b. } E^\circ_{\text{sell}} &= E^\circ \text{ reduksi} - E^\circ \text{ oksidasi} \\ &= -0,14\text{V} - (-0,74)\text{V} \\ &= +0,6\text{V (spontan)} \end{aligned}$$

c. Reaksi sel

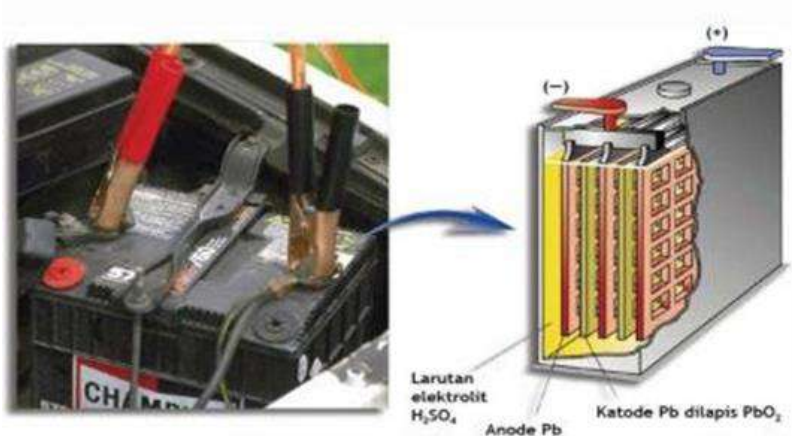


(Reaksi spontan)

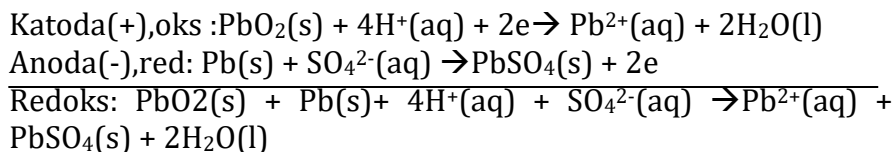
d. Aliran elektron dari anoda ke katoda; $\text{Cr(s)} \rightarrow \text{Sn(s)}$

8.2.4 Aplikasi Sel Volta atau Galvani

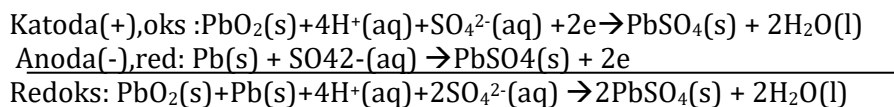
Sel volta, atau sel galvanik, memiliki berbagai aplikasi dalam kehidupan sehari-hari dan industri dan salah satu aplikasi yang paling sering digunakan yakni Aki (*accumulator atau storage battery*). Aki (*accumulator atau storage battery*) masuk dalam kategori sel volta. Sel volta adalah perangkat yang menghasilkan energi listrik melalui reaksi kimia spontan antara dua zat kimia yang berbeda. Aki, khususnya aki timbal-asam (lead-acid), adalah suatu jenis sel volta yang dapat diisi ulang, sehingga termasuk dalam kategori sel volta isi ulang. Pada dasarnya, aki bekerja dengan prinsip reaksi redoks di antara elektroda positif (katoda) dan elektroda negatif (anoda) dalam elektrolit (biasanya asam sulfat). Selama proses pengisian ulang (*charging*), reaksi kimia di antara kedua elektroda tersebut menghasilkan energi kimia yang disimpan. Ketika aki digunakan (*discharging*), energi kimia ini diubah menjadi energi listrik yang dapat digunakan.



Reaksi kimia yang terjadi di dalam aki adalah reaksi redoks (reduksi-oksidasi). Berikut adalah reaksi redoks utama yang terjadi pada aki, khususnya aki timbal-asam (*lead-acid*), yang umum digunakan dalam kendaraan (Husaeni et al., 2020): Pada saat aki sedang *discharge* (diisi ulang):



Pada saat aki sedang *discharge*, ion Pb^{2+} dari katoda dan PbSO_4 dari anoda berubah menjadi Pb dan PbO_2 , yang merupakan bahan baku utama dari aki tersebut. Pada saat aki sedang *discharge* (dipakai untuk memberikan listrik). Pada saat aki sedang digunakan PbSO_4 di katoda dan anoda berubah menjadi PbO_2 dan Pb dengan melepaskan energi yang dapat digunakan sebagai listrik.



Selama siklus *charge-discharge* berulang, reaksi ini terus berlangsung dan menyediakan sumber daya listrik portable

yang dapat diisi ulang, seperti yang digunakan pada kendaraan bermotor.

Penerapan sel volta ini mencerminkan kontribusinya yang penting dalam menyediakan sumber daya listrik yang portabel dan dapat digunakan pada berbagai bidang dalam kehidupan sehari-hari dan industri. Berikut adalah beberapa contoh penggunaannya:

1. Baterai Portabel

Ponsel, laptop, kamera, dan perangkat portabel lainnya menggunakan baterai berdasarkan prinsip sel volta untuk menyediakan daya.

2. Kendaraan Listrik

Mobil listrik dan sepeda motor listrik menggunakan baterai sebagai sumber daya utama, yang pada dasarnya adalah sel volta.

3. Penyimpanan Energi

Sistem penyimpanan energi menggunakan sel volta untuk menyimpan energi yang dihasilkan dari sumber energi terbarukan, seperti panel surya atau turbin angin, dan melepaskannya saat dibutuhkan.

4. Elektronik Konsumen

Berbagai perangkat elektronik konsumen, seperti remote, jam tangan, mainan, dan peralatan elektronik lainnya, menggunakan baterai berbasis sel volta.

5. Kendaraan Hybrid

Baterai pada kendaraan hybrid, yang menggabungkan mesin pembakaran dalam dan motor listrik, juga menggunakan sel volta.

6. Perangkat Medis

Alat-alat medis portabel, seperti alat pacu jantung, alat perekam detak jantung, dan perangkat medis lainnya, seringkali menggunakan baterai berbasis sel volta.

7. Udara dan Angkasa

Satelit dan perangkat luar angkasa lainnya mengandalkan baterai berbasis sel volta untuk menyediakan daya dalam lingkungan yang ekstrem.

8. Alat Elektronik Rumah Tangga

Banyak peralatan rumah tangga, seperti remote TV, jam alarm, dan termometer digital, menggunakan baterai berbasis sel volta.

9. Elektroplating

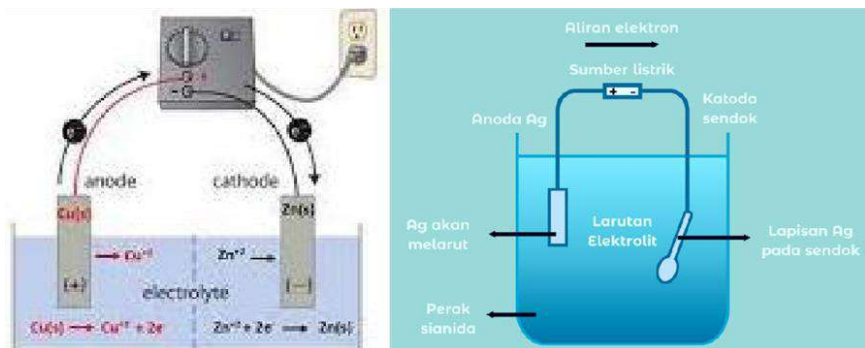
Sel volta digunakan dalam proses elektroplating untuk melapisi benda dengan lapisan logam yang berbeda, seperti perhiasan atau komponen elektronik.

8.3 Sel Elektrolisis

Sel elektrolisis merupakan sel yang dalam prosesnya memerlukan energi listrik agar reaksi kimia (redoks) dapat berlangsung. Adanya dukungan energi listrik tersebut menyebabkan reaksi yang terjadi pada sel elektrolisis bersifat tidak spontan. Rangkaian sel elektrolisis hampir mirip dengan sel volta, dengan perbedaan utama terletak pada penggantian komponen voltmeter dengan sumber arus, biasanya baterai. Dalam sel elektrolisis, larutan atau lelehan/leburan yang akan diproses dimasukkan dalam wadah yang kemudian dicelupkan elektroda ke dalam wadah yang berisi larutan atau lelehan/leburan elektrolit tersebut. terdapat dua jenis elektroda yang digunakan:

- a. Elektroda inert antara lain: grafit (C), platina (Pt), dan emas (Au)
- b. Elektroda yang bersifat reaktif antara lain: tembaga (Cu), perak (Ag), nikel (Ni), besi (Fe), dan lainnya.

Dalam sel elektrolisis, elektroda berperan penting agar reaksi oksidasi pada anoda maupun reaksi reduksi pada katoda dapat berlangsung. Pada katoda bermuatan negatif sehingga kation-kation yang dilepaskan akan tertarik menuju katoda dan tereduksi membentuk endapan logam. Sedangkan anion-anion akan mengalir ke arah anoda dan teroksidasi membentuk gas. Dengan demikian tujuan utama dari proses elektrolisis agar dihasilkan endapan logam pada katoda dan gas di anoda.



Gambar 8.2. Sel Elektrolisis (Sumber: Chang, R. 2004)

8.3.1 Reaksi Elektrolisis

1. **Reaksi di katoda**, Reaksi elektrolisis pada katoda hanya **bergantung pada jenis kation** sedangkan **jenis elektroda** (inert maupun tidak inert) **tidak memberi pengaruh**.

- Jika logam aktifnya adalah logam golongan IA, IIA, Aluminium (Al) dan mangan (Mn) maka yang tereduksi adalah molekul air (H₂O).

Reaksinya: $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$.

- Jika kation lain maka kation tersebut yang mengalami reaksi reduksi,

contoh: $\text{M}^{x+}(\text{aq}) + \text{x e}^- \rightarrow \text{M}(\text{s})$

$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$

$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$

$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$

- Ion H⁺ akan tereduksi menghasilkan gas hidrogen (H₂).

Reaksinya: $2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$

- Untuk sel elektrolisis bentuk lelehan atau leburan atau cairan (*liquid*) pada katoda maka kation dari lelehan tersebut yang mengalami reaksi reduksi (tidak ada keterlibatan zat pelarut, H₂O)

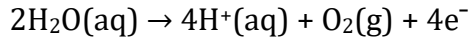
Contoh: lelehan NaCl

Reaksi reduksi: $\text{Na}^+(\text{l}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$

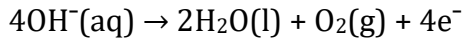
2. **Reaksi di anoda**, Reaksi elektrolisis pada anoda **sangat bergantung pada jenis anoda dan anion**

- Anoda inert** (Pt, Au, C) faktor yang mempengaruhi:

1) Jika anionnya merupakan sisa asam okso yang mengandung oksigen (PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , NO_3^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ dan lainnya) maka air yang akan dioksidasi



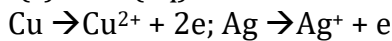
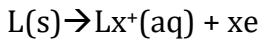
2) Ion OH^- akan mengalami oksidasi dan menghasilkan air (H_2O) dan oksigen (O_2).



3) Untuk ion sisa asam lain maka anionnya yang dioksidasi. $2\text{X}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{X}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ ($\text{X} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)

Contoh: $2\text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$

b. **Anoda tidak inert** maka anoda tersebut yang akan mengalami reaksi oksidasi seperti (Cu , Ag , Ni dan lain-lain)



c. Untuk sel elektrolisis bentuk lelehan atau leburan atau cairan (*liquid*) di anoda maka reaksi reduksi anionnya tetap mempertimbangkan jenis elektroda yang digunakan

Contoh:

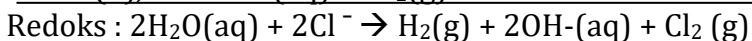
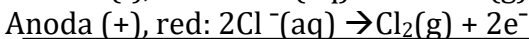
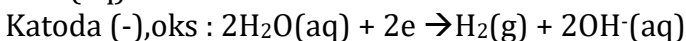
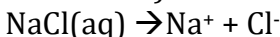
lelehan NaCl elektroda Pt Reaksi oksidasi: $\text{Cl}^- + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}(\text{s})$

lelehan NaCl elektroda Ag Reaksi oksidasi: $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-$

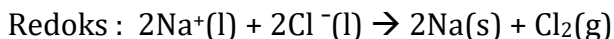
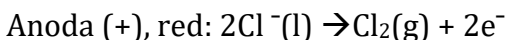
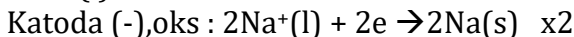
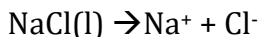
Latihan soal

Tuliskan reaksi elektrolisis dari:

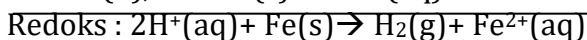
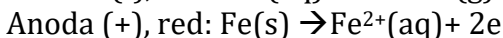
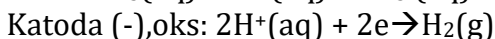
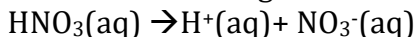
1. Larutan NaCl dengan elektroda Au , langkah Penyelesaian:
 - a. Larutan atau lelehan dibuatkan dalam bentuk ionisasi
 - b. Identifikasi jenis elektroda (inert atau tidak inert)
 - c. Tuliskan reaksi oksidasi di katoda dan reduksi di anoda
 - d. Setarakan jumlah elektron (mengalikan suatu bilangan)
 - e. Unsur gas tereduksi dalam bentuk diatomik (O_2 , Cl_2 , Br_2 , dll)



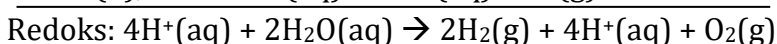
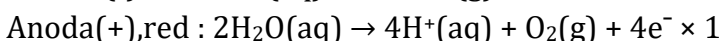
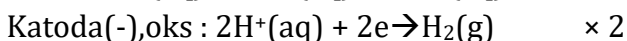
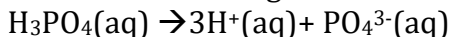
2. Lelehan NaCl elektroda Pt



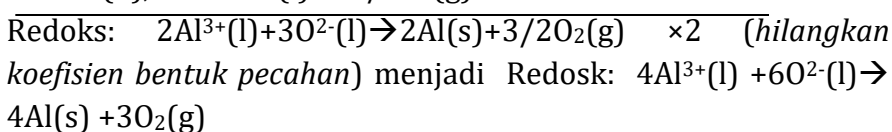
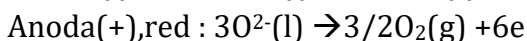
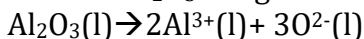
3. Larutan HNO₃ dengan elektroda Fe



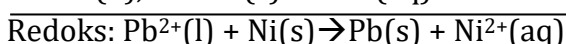
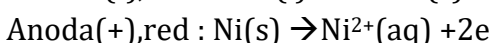
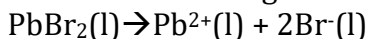
4. Larutan H₃PO₄ dengan elektroda grafit



5. Lelehan Al₂O₃ dengan elektroda Pt



6. Lelehan PbBr₂ dengan elektroda Ni



8.3.2 Perhitungan sel elektrolisis (Hukum Faraday)

Dampak dari aliran arus listrik searah ke dalam larutan elektrolit adalah terjadinya transformasi kimia di dalam larutan.

Michael Faraday (1834) menyatakan bahwa ketika arus sebesar 1 Faraday melewati, akan terjadi oksidasi dengan massa ekuivalen 1 dari suatu zat di elektroda tertentu (anoda), dan pada saat yang sama, terjadi reduksi dengan massa ekuivalen 1 dari zat lain di elektroda yang berlawanan (katoda).

Hukum Faraday I: jumlah massa suatu zat yang dihasilkan pada katoda dan anoda berbanding lurus dengan jumlah listrik yang digunakan selama proses elektrolisis berlangsung.

$$m = e \times F \quad \text{Dengan, } e = \frac{Ar}{val} \text{ dan } F = \frac{Coulomb}{96500} = \frac{i \cdot t}{96500}$$

$$= \frac{e \cdot I \cdot t}{96500}$$

$$= \frac{Ar}{Val} \times \frac{I \cdot t}{96500}$$

1 Faraday (1F) = 1 mol electron
= muatan 96500 coulomb, C

Keterangan :

w = massa zat yang diendapkan (g); e = tetapan (gek : F); F = bilangan faraday = 96500 C; Val = valensi atau muatan; Ar = massa atom relative; I = Kuat arus (A, amper) ; T = waktu (detik); Q = jumlah arus = muatan listrik (C)

Valensi untuk logam diketahui dari muatan misalnya:

FeCl₂ valensi 2 dari muatan Fe²⁺

FeCl₃ valensi 3 dari muatan Fe³⁺

CuSO₄ valensi 2 dari muatan Cu²⁺

Valensi untuk asam basa dapat dilihat jumlah asam (H⁺) dan jumlah basa (OH⁻).

Valensi untuk non logam

valensi tidak sama dengan biloks Contoh:

Cl₂, biloks atom Cl=-1 maka valensi Cl₂ =2 dari (2×(-1), biloks kali jumlah atom)

O₂ biloks atom O = -2, valensinya 4 dari (2×(-2),

valensi selalu bernilai positif meskipun dikalikan dengan muatan bernilai negatif.

Latihan soal

1. Dalam cairan kriolit dialiri arus 20 A selama 50 menit dan di dalam cairan tersebut terdapat kandungan Al_2O_3 . Hitunglah massa Al yang dihasilkan dan banyaknya gas yang terbentuk (liter) ketika diukur pada keadaan standar (STP)

Penyelesaian:

$$\text{Massa Al} = \frac{\text{Ar.I.t}}{\text{val.}96500} = \frac{27\text{ g/mol} \times 20\text{ A} \times 3000\text{ det}}{3 \times 96500\text{ C/mol}} = 5,60\text{ gram}$$

$$\text{Massa } O_2 = \frac{\text{Ar.I.t}}{\text{val.}96500} = \frac{32\text{ g/mol} \times 20\text{ A} \times 3000\text{ det}}{4 \times 96500\text{ C/mol}} = 4,97\text{ gram}$$

$$\text{Volume } O_2 = n \times V_{STP}$$

$$= \frac{\text{massa}}{Mr} \times 22,4\text{ L} = \frac{4,97\text{ gram}}{32\text{ g/mol}} \times 22,4\text{ L} = 3,48\text{ L}$$

2. Berapa massa Fe yang dihasilkan jika digunakan 0,2 F untuk dilakukan elektrolisis pada $FeCl_2$?

Penyelesaian:

$$\text{Massa Fe} / \text{Ar.Fe} \times \text{Val} = F$$

$$\frac{\text{massa Fe}}{56\text{ g/mol}} \times 2 = 0,2$$

$$\text{Massa} = \frac{56\text{ g/mol} \times 0,2\text{ C/mol}}{2} = 5,6\text{ gram}$$

$$m = e.F \text{ dengan}$$

$$m = \frac{\text{Ar}}{\text{Val}} \times F$$

$$\frac{\text{massa}}{\text{Ar}} \times \text{val} = F$$

3. Hitunglah massa endapan Ni yang dihasilkan ketika digunakan arus listrik sebesar 24125 C dalam proses elektrolisis larutan $NiSO_4$.

Penyelesaian:



$$m = \frac{e.Q}{96500}$$

$$m = \frac{\text{Ar.Q}}{\text{val.}96500} = \frac{56\text{ g/mol} \times 24125\text{ C}}{2 \times 96500} = 7,37\text{ gram}$$

$$F = \frac{I.t}{96500} \text{ atau } \frac{Q}{96500}$$

$$m = e.F, \text{ dengan}$$

4. Elektrolisis dari lelehan $AlCl_3$ menghasilkan 0,2 gram Al.

Hitunglah muatan listrik yang diperlukan. (Ar.Al=27)

Penyelesaian:

$$m = \frac{e.i.t}{96500} = \frac{\text{Ar}}{\text{val}} \frac{Q}{96.500} \rightarrow 0,2\text{ g} = \frac{27}{3} \frac{Q}{96.500}$$

$$Q = \frac{0,2\text{ g} \times 96.500\text{ C}}{9\text{ g/mol}} = 2144,4\text{ Coulomb}$$

Hukum Faraday II: Massa beberapa jenis zat yang dihasilkan pada katoda dan anoda berbanding lurus dengan massa ekuivalen zat-zat tersebut selama elektrolisis.

Untuk 2 jenis zat : $\frac{m_1}{m_2} = \frac{e_1}{e_2}$ atau $\frac{m_1}{e_1} = \frac{m_2}{e_2}$ dengan $e = \frac{Ar}{val}$

$$\frac{\frac{m_1}{Ar_1}}{val_1} = \frac{\frac{m_2}{Ar_2}}{val_2} \text{ secara matematis dapat ditulis}$$

menjadi

$$\frac{m_1}{Ar_1} \times val_1 = \frac{m_2}{Ar_2} \times val_2 \text{ dengan } \frac{m}{Ar} = \text{mol}$$

sehingga menjadi

$$mol_1 \times val_1 = mol_2 \times val_2$$

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{e_1}{e_2} \text{ menjadi } m_1 = \frac{e_1}{e_2} \times m_2 \text{ atau}$$

$$m_1 = \frac{Ar_1/val_1}{Ar_2/val_2} \times m_2$$

Untuk 3 jenis zat atau lebih

$$W_1 : W_2 : W_3 = e_1 : e_2 : e_3 = \frac{Ar_1}{val} : \frac{Ar_2}{val} : \frac{Ar_3}{val}$$

Latihan soal

1. Dalam proses elektrolisis larutan $CdSO_4$ dengan elektroda Pt membentuk endapan Cd sebanyak 10,2 gram ($Ar\ Cd=112$) pada katoda dan terbentuk gas oksigen di anoda. Berapa volume gas O_2 yang dihasilkan pada keadaan STP?

Penyelesaian:

$$mol_{Cd} \times val_{Cd} = mol_{O_2} \times val_{O_2}$$

$$\frac{massa}{Ar} \times val_{Cd} = \frac{VO_2}{V_{stp}} \times val_{O_2}$$

$$n = \frac{Volume}{V_{stp}} \text{ dengan}$$

$$V_{stp} = 22,4\ L$$

$$\frac{10,2}{112} \times 2 = \frac{VO_2}{22,4} \times 4 \rightarrow 0,18 = \frac{VO_2}{5,6} \rightarrow Volume\ O_2 = 1,02\ L$$

2. Elektrolisis larutan H_2SO_4 membentuk 4,48 L gas hidrogen (STP). Hitunglah endapan perak nitrat jika dialiri dengan arus listrik yang sama ($\text{Ar Ag}=108$)?

Penyelesaian:

$$\text{mol}_1 \times \text{val}_1 = \text{mol}_2 \times \text{val}_2$$

$$\frac{4,48}{22,4} \times 2 = \frac{\text{massa Ag}}{108} \times 2 \rightarrow \text{massa Ag} = 0,4 \times 54 = 21,6 \text{ gram}$$

3. Proses elektrolisis larutan $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ dengan elektroda Pt terbentuk 6,50 gram endapan Zn di katoda. Pada anoda terbentuk gas yang diukur pada keadaan 4 L gas NO_2 dengan massa 4,7 gram. Berapa volume gas pada anoda? ($\text{Ar.Zn}=65$)

Penyelesaian:

Anoda: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2 + 4\text{e}$ (NO_3 merupakan sisa asam oksidasi) sehingga pada anoda terbentuk gas O_2 .

$$\text{mol}_{\text{Zn}} \times \text{val}_{\text{Zn}} = \text{mol}_{\text{O}_2} \times \text{val}_{\text{O}_2}$$

$$\frac{6,50}{65} \times 2 = \text{mol}_{\text{O}_2} \times 4 \rightarrow \text{mol}_{\text{O}_2} = \frac{0,2}{4} = 0,05 \text{ mol}$$

Diukur pada P dan T sama (Gay-Lussac)

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \rightarrow \frac{4}{n_{\text{NO}_2}} = \frac{V_{\text{O}_2}}{0,05} \quad \text{mol NO}_2 = \frac{\text{massa NO}_2}{Mr} = \frac{4 \text{ gram}}{46 \text{ g/mol}} = 0,08 \text{ mol}$$

$$\frac{4}{0,08} = \frac{V_{\text{O}_2}}{0,05} \rightarrow V_{\text{O}_2} = 50 \times 0,05 = 2,5 \text{ L}$$

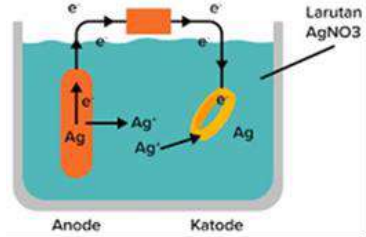
8.3.3 Aplikasi sel elektrolisis dalam kehidupan

Sel elektrolisis adalah suatu proses di mana arus listrik digunakan untuk menyebabkan reaksi kimia yang non-spontan terjadi. Salah satu aplikasi yang sering digunakan yakni penyepuhan perak pada emas (Brady, 2008; Petrucci, 1985; Raymond Chang, 2004). Elektrolisis penyepuhan logam adalah suatu proses elektrokimia dimana logam yang bersifat elektropositif disepuhkan atau dilapisi dengan logam lain melalui pemberian arus listrik. Salah satu contoh umum elektrolisis penyepuhan logam adalah penyepuhan perak pada perhiasan. Proses penyepuhan perak pada emas melibatkan elektrolisis dengan menggunakan larutan perak nitrat (AgNO_3) sebagai elektrolit. Berikut adalah contoh reaksi elektrolisis penyepuhan perak pada perhiasan emas.

Katoda: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$

$\rightarrow \text{Ag}(\text{s})$

Anoda: $\text{Ag}(\text{s}) \rightarrow \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$



Gambar 8.3. Penyepuhan emas (Sumber : Brady, E.J. 2008)

Selama proses elektrolisis, ion perak positif (Ag^+) berasal dari larutan perak nitrat (AgNO_3) dan diterima oleh permukaan emas (katoda). Ion perak tersebut menerima elektron dan mengalami reduksi membentuk lapisan logam perak (Ag) yang menempel pada permata emas. Di anoda, perak murni dilepaskan sebagai ion perak positif (Ag^+). Ini terjadi karena perak murni lepas dari permukaan anoda dan masuk ke larutan sebagai ion perak positif. Proses ini memastikan bahwa lapisan logam perak murni terus dihasilkan di permukaan emas. Proses elektrolisis penyepuhan perak pada emas memberikan lapisan perak yang merata dan terikat kuat pada permata emas. Proses ini dapat memberikan lapisan pelindung yang lebih tahan lama, meningkatkan estetika dan memberikan kombinasi warna dan kilau yang menarik.

Aplikasi sel elektrolisis mencakup berbagai bidang dan memainkan peran penting dalam industri, manufaktur, dan pengembangan teknologi. Berikut adalah beberapa aplikasi sel elektrolisis dalam kehidupan sehari-hari dan industri (Brady, 2008; Petrucci, 1985; Raymond Chang, 2004; Shriver & Atkins, 1990):

1. Produksi Logam

Elektrolisis digunakan secara luas dalam industri untuk memisahkan logam dari senyawa kimianya. Contohnya, produksi aluminium melalui elektrolisis alumina (Al_2O_3) dan produksi klorin dan natrium hidroksida melalui elektrolisis larutan garam dapur (NaCl).

2. Perlakuan Logam

Elektrolisis dapat digunakan untuk menganodisasi atau melapisi logam dengan lapisan pelindung untuk

meningkatkan ketahanan korosi atau memberikan tampilan yang estetik.

3. Pembersihan Logam

Proses elektrolisis digunakan untuk membersihkan logam dari kotoran dan karat. Produksi Hidrogen dan Oksigen
Elektrolisis air dapat menghasilkan hidrogen dan oksigen. Hidrogen yang dihasilkan dapat digunakan sebagai bahan bakar alternatif dalam sel bahan bakar atau industri.

4. Produksi Senyawa Kimia

Beberapa senyawa kimia dapat diproduksi melalui elektrolisis, seperti gas klorin dan natrium hidroksida dari larutan garam dapur..

5. Penyepuhan Logam

Elektrolisis dapat digunakan dalam proses penyepuhan logam untuk memberikan lapisan dekoratif atau melindungi logam dari korosi.

6. Pemurnian Logam

Elektrolisis digunakan dalam proses pemurnian logam tertentu, seperti pemurnian tembaga.

7. Produksi Logam Mulia

Elektrolisis juga dapat digunakan dalam produksi logam mulia, seperti emas dan perak, dari senyawa mereka.

DAFTAR PUSTAKA

- Brady, E. J. (2008). *Kimia Universitas Asas dan Struktur*. Binarupa Aksara.
- Haryono, H. E. (2019). *Kimia Dasar*. Penerbit Deepublish.
- Husaeni, R. K., Sutardi, Nurhanifah, S., Nurchaili, & Setiawati, M. (2020). Reaksi Redoks dan Elektrokimia. In *Modul Pembelajaran Kimia*. Direktorat GTK Madrasah Direktorat Jenderal Pendidikan Islam Kementerian Agama Republik Indonesia.
- Petrucci, R. H. (1985). *Kimia Dasar Prinsip dan Terapan Modern*. Erlangga.
- Raymond Chang. (2004). *Kimia Dasar: Konsep-Konsep Inti* (Edisi Ket). Erlangga.
- Shriver, & Atkins. (1990). *Inorganic Chemistry* (fifth edit). Oxford University Press.
- Skoog, D. A. (2004). *Fundamentals of Analytical Chemi*. Brooks Cole.
- Underwood, K. (1991). *Kimia untuk Universitas*. Erlangga.

BIODATA PENULIS



Drs. Bambang Suhartawan, M.MT

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

Penulis lahir di Blitar Tahun 1964. Penulis adalah dosen tetap dengan status PNS-DPK pada Jurusan Teknik Lingkungan Fakultas Teknik Sipil dan Perencanaan (FTSP) Universitas Sains dan Teknologi Jayapura. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Program Studi Kimia Jurusan Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam (MIPA) Fakultas Keguruan dan Ilmu Pendidikan Universitas Cenderawasih Jayapura pada tahun 1989. Pendidikan Pasca Sarjana diperoleh dari Institut Teknologi Sepuluh Nopember (ITS) Surabaya jurusan Manajemen Teknik Lingkungan pada tahun 2002. Beberapa buku yang telah ditulis terkait bidang lingkungan antara lain : Pengelolaan Sumber Daya Air; Penyehatan Udara; Adaptasi dan Mitigasi Perubahan Iklim di Indonesia; Ekotoksikologi, Pengelolaan Limbah Industri; Sistem Lingkungan Industri; Analisis Kualitas Lingkungan; Kesehatan Lingkungan Bancana; Manajemen Penyakit Tripos Berbasis Lingkungan; Pengelolaan Limbah Padat, Limbah Industri dan B3; Lingkungan : Pemahaman Masalah dan Solusi; Kesehatan Lingkungan : Memahami Dampak Lingkungan Terhadap Kesehatan; Kimia Ramah Lingkungan; Pencemaran Udara dan Perubahan Iklim; Entomologi dalam Kesehatan Lingkungan; Pengelolaan Limbah

Cair; Kimia Lingkungan; Kesehatan Lingkungan Global;
Pengenalannya Pembangunan Berkelanjutan dan Memahami
Konsep dan Teori Ekologi Lingkungan;

BIODATA PENULIS



Dr. Andis Sugrani, M.Si

Dosen Program Studi DIII Teknologi Laboratorium Medis
Fakultas Teknologi Kesehatan
Universitas Megarezky

Penulis lahir di Kaccope (Bone, Sulawesi Selatan) tanggal 26 Juni 1985. Penulis Lulus S1 Pendidikan Kimia FMIPA Universitas Negeri Makassar (2007) kemudian lulus S2 & S3 pada Jurusan Kimia FMIPA Universitas Hasanuddin Makassar pada tahun 2010 dan 2020. Setelah lulus S2 penulis pernah bekerja sebagai dosen dan Ketua Prodi di jurusan kimia FMIPA Universitas Cokroaminoto Palopo, Saat ini penulis menjabat sebagai koordinator Unit Penelitian dan Pengabdian Masyarakat (UP2M) Prodi DIII Teknologi Laboratorium Medis, Fakultas Teknologi Kesehatan, Universitas Megarezky. Pada tahun 2016 penulis mendapatkan Beasiswa Unggulan Dosen Indonesia Dalam Negeri (BUDI-DN) untuk penyelesaian pendidikan S3. Penulis pada periode (2021-2023) mendapatkan tiga kali dana hibah PDP. Penulis telah menerbitkan tiga buku sebelumnya yaitu buku elektrokimia, buku kimia dasar: panduan lengkap untuk pemula, dan buku kimia kelas x kurikulum merdeka di penerbit Get Press.

BIODATA PENULIS



Ani Siti Wiryani, S.Pd., M.Si.

Dosen Program Studi S1 Farmasi, STIKES Muhammadiyah
Kuningan

Dosen Program Studi S1 Tadris Kimia, UIN Siber Syekh Nurjati
Cirebon

Penulis lahir di Kuningan tanggal 5 Januari 1995. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Pendidikan Kimia di Universitas Pendidikan Indonesia dan melanjutkan S2 pada Jurusan Kimia Fisik di Institut Teknologi Bandung. Penulis adalah awardee beasiswa JFL (*Jabar Future Leader*) selama masa studi magisternya di ITB.

Penulis telah menerbitkan berbagai artikel ilmiah yang dipublikasikan secara internasional dan nasional. Artikel ilmiah dapat dilihat pada akun Google Scholar penulis, SINTA ID: 6845360, Scopus ID: 57193794970, dan Garuda ID: 6219451.

Penulis menekuni bidang Penelitian dan Pengajaran terfokus dalam bidang Kimia Fisika; Kimia Analitik (Anorganik); Kimia Analitik (Obat); Kimia Analitik (Instrumen); Kimia Organik; Fisika Farmasi; Kimia Medisinal. Penulis dapat dihubungi melalui e-mail: anisitiwiryani05@gmail.com

BIODATA PENULIS



Budi Mulyati, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi Rangka Pesawat
Fakultas Teknik Universitas Nurtanio, Bandung

Penulis lahir di Jakarta tanggal 7 Oktober 1973. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Rangka Pesawat Fakultas Teknik, Universitas Nurtanio. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan Kimia di Universitas Brawijaya, Malang dan melanjutkan S2 pada Jurusan Kimia di Institut Teknologi Bandung. Penulis menekuni bidang biokimia serta kimia komputasi. Penulis merupakan tim pengajar di Universitas Nurtanio, Bandung sejak tahun 1999. Penulis aktif menulis di beberapa jurnal dan sebagai ketua tim redaksi pada jurnal *Formateks* di Universitas Nurtanio.

BIODATA PENULIS



Bonni Rubak, S.Si., M.Si.

Dosen Program Studi Teknologi Laboratorium Medis
Politeknik Bina Husada Kendari

Penulis lahir di Kendari tanggal 1 September 1983. Menyelesaikan pendidikan S1 pada Jurusan kimia MIPA pada tahun 2006 dan melanjutkan S2 pada Jurusan kimia. Penulis adalah dosen tetap pada Program Studi Teknologi Laboratorium Medis Politeknik Bina Husada Kendari. Saat ini penulis aktif melakukan penelitian dan kegiatan pengabdian kepada masyarakat.

BIODATA PENULIS



Charlis Palupi Amd.,SPd.,MPd

Ketertarikan penulis terhadap ilmu Kimia dimulai pada tahun 1996 silam, saat mengambil tugas akhir dalam rangka menyelesaikan Diploma 3 Analisis farmasi di Surakarta. Pada tahun 1997 penulis bekerja di Akafarma Sunan Giri Ponorogo sebagai asisten laboratorium kimia. Penulis kemudian melanjutkan dan menyelesaikan S1 Pendidikan Kimia di Universitas Terbuka pada tahun 2006, dan menyelesaikan Program Magister (S2) Prodi Pendidikan Sains di Universitas Sebelas Maret Surakarta (UNS) tahun 2013.

Sejak tahun 2006 penulis bekerja di Akafarma Sunan Giri Ponorogo sebagai dosen pengajar, salah satunya mata kuliah Biokimia, Teknik analisa pemisahan, Teknik analisa fisika dan elektrokimia sampai sekarang.

Penulis juga aktif melakukan penelitian dan pengabdian masyarakat yang beberapa diantaranya telah didanai internal perguruan tinggi. Penulis juga aktif dalam membimbing mahasiswa dalam menyelesaikan tugas akhir dengan bidang minat Analisa makanan dan minuman, Analisa obat dan narkoba. Dengan menulis buku ini, penulis mempunyai harapan dapat memberikan kontribusi yang positif terhadap wawasan tentang ilmu kimia.

Email Penulis : charlissister74@gmail.com

BIODATA PENULIS



Luluk Edahwati

Dosen tetap Fakultas Teknik prodi Teknik Mesin Universitas
Pembangunan Nasional “Veteran” Jawa Timur

Penulis lahir di Surabaya tanggal 11 Juni 1964. Penulis merupakan dosen tetap Fakultas Teknik prodi Teknik Mesin Universitas Pembangunan Nasional “Veteran” Jawa Timur. Alhamdulillah penulis menyelesaikan pendidikan S1 pada tahun 1990 di jurusan Teknik Kimia di UPNVJT kemudian melanjutkan S2 pada Jurusan Teknik Kimia di ITS Surabaya (1997 -2001). Jenjang S3 penulis selesaikan di UNDIP Semarang jurusan Teknik Mesin dengan spesifikasi material (2015 – 2018). Semoga sedikit materi yang penulis berhasil selesaikan dapat bermanfaat.

BIODATA PENULIS



Martasiana Karbeka, S.Si.,M.Sc

Dosen Program Studi Kimia

Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam

Martasiana Karbeka lahir di Manggarai 11 Maret 1989. Pendidikan S1 ditempuh di Universitas Nusa Cendana Kupang lulus tahun 2011. Melanjutkan pendidikan S2 di Universitas Gadjah Mada dan lulus tahun 2016. Saat ini aktif mengabdikan sebagai dosen di Universitas Tribuana Kalabahi yang berada di Alor-NTT. Sebagai dosen, selain mengajar aktif juga dalam publikasi karya ilmiah dan kegiatan pengabdian masyarakat.