

KIMIA DASAR

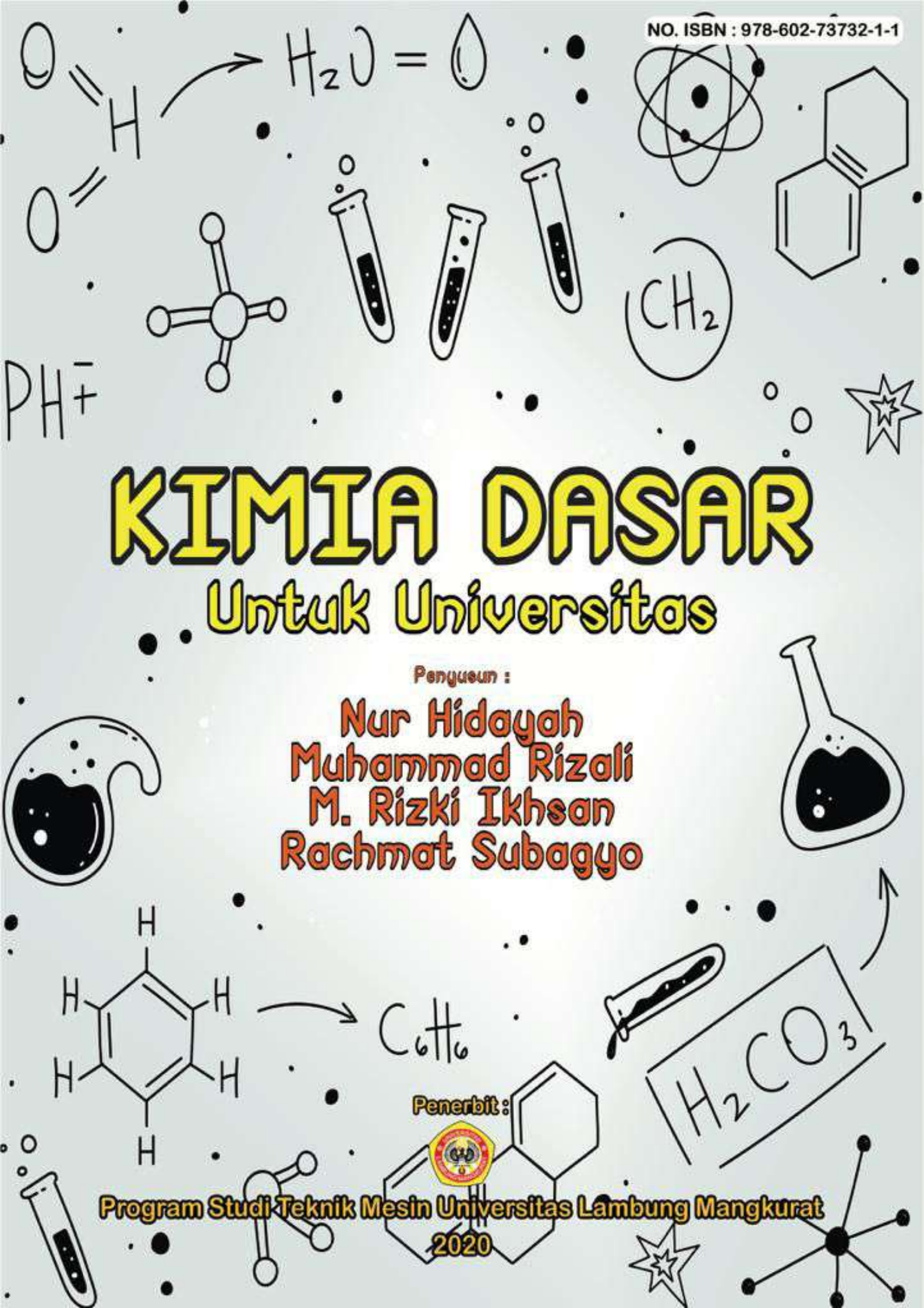
Untuk Universitas

Pengusun :

Nur Hidayah
Muhammad Rizali
M. Rizki Ikhsan
Rachmat Subagyo

Penerbit :

Program Studi Teknik Mesin Universitas Lambung Mangkurat
2020



Kimia Dasar Untuk Universitas

Oleh :

*Nur Hidayah
Muhammad Rizali
M. Rizki Ikhsan
Rachmat Subagyo*

**Program Studi Teknik Industri Universitas Sari Mulia
Program Studi Teknik Mesin Universitas Lambung Mangkurat
Banjarmasin, 2020**

KATA PENGANTAR

Mata kuliah Kimia adalah jenis mata kuliah Keilmuan di program Studi Teknik Industri Fakultas Sains dan Teknik Universitas Sari Mulia. Buku ajar Kimi ini berisi materi: dasar meliputi atom dan molekul, ikatan kimia, hukum-hukum kimia, padat dan cair serta perubahannya, stoikiometri, kinetika dan keseimbangan kimia, reaksi reduksi dan oksidasi.

Mudah-mudahan buku ajar Kimia ini dapat menambah bahan belajar bagi mahasiswa teknik industri. Terima kasih kepada seluruh pihak/civitas akademisi Program Teknik Industri Fakultas Sains dan Teknik Universitas Sari Mulia. Terima kasih kepada semua pihak yang telah membantu penyusunan buku ajar ini. Demi penyempurnaan buku ajar ini, kami mengharapkan kepada semua pihak untuk dapat memberikan masukan dan saran.

Banjarmasin, Juni 2020

Penulis

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR	iv
DAFTAR ISI.....	ix
DAFTAR GAMBAR	xiv
DAFTAR TABEL.....	xvi
BAB I PENDAHULUAN	1
1.1 Tujuan Instruksional Umum	1
1.2 Tujuan Instruksional Khusus	1
1.3 Uraian Materi	1
1.3.1 Penggolongan Materi	1
1.3.2 Pengukuran Materi.....	6
1.4 Rangkuman	12
1.5 Soal	12
BAB II ATOM, MOLEKUL DAN ION	14
2.1 Tujuan Instruksional Umum	14
2.2 Tujuan Instruksional Umum	14
2.3 Uraian Materi.....	14
2.3.1 Atom	15
2.3.2 Molekul dan Ion.....	35
2.3.3 Rumus Kimia	36
2.3.4 Penamaan Senyawa.....	38

2.4 Rangkuman	40
2.5 Soal	42
BAB III IKATAN KIMIA	43
3.1 Tujuan Instruksional Umum	43
3.2 Tujuan Instruksional Khusus	43
3.3 Uraian Materi	43
3.3.1 Ikatan Kovalen	44
3.3.2 Ikatan Kovalen Koordinasi	48
3.3.3 Ikatan Ion	49
3.3.4 Ikatan Hidrogen	50
3.3.5 Ikatan Logam	51
3.4 Rangkuman	52
3.5 Soal	52
BAB IV STOIKIOMETRI LARUTAN.....	53
4.1 Tujuan Instruksional Umum	53
4.2 Tujuan Instruksional Khusus	53
4.3 Uraian Materi	53
4.3.1 Massa Atom	53
4.3.2 Massa Molar Unsur dan Bilangan Avogadro.....	54
4.3.3 Massa Molekul.....	54
4.3.4 Hubungan Mol, Massa dan Massa Molekul	54
4.3.5 Persen Komposisi Senyawa	56
4.3.6 Penentuan Rumus Kimia.....	56

4.3.7 Stoikiometri Larutan (Konsentrasi)	57
4.4 Rangkuman	60
4.5 Soal	60
BAB V REAKSI KIMIA	61
5.1 Tujuan Instruksional Umum	61
5.2 Tujuan Instruksional Khusus	61
5.3 Uraian Materi	61
5.3.1 Persamaan Reaksi	61
5.3.2 Jenis--Jenis Reaksi Kimia dalam Larutan Berair	69
5.4 Rangkuman	74
5.5 Soal	74
BAB VI SIFAT KOLIGATIF LARUTAN.....	76
6.1 Tujuan Instruksional Umum	76
6.2 Tujuan Instruksional Khusus	76
6.3 Uraian Materi	76
6.3.1 Penurunan Tekanan Uap	77
6.3.2 Kenaikan Titik Didih	80
6.3.3 Penurunan Titik Beku	82
6.3.4 Tekanan Osmosis	83
6.3.5 Sifat Koligatif Larutan Elektrolit	85
6.4 Rangkuman	86
6.5 Soal	86
BAB VII ASAM dan BASA	87

7.1 Tujuan Instruksional Umum	87
7.2 Tujuan Instruksional Khusus	87
7.3 Uraian Materi	87
7.3.1 Teori Asam Basa	88
7.3.2 Tetapan Kesetimbangan Air	92
7.3.3 Kekuatan Asam dan Basa	93
7.3.4 Konsep pH	98
7.4 Rangkuman	100
7.5 Soal	101
BAB VIII KINETIKA DAN KESEIMBANGAN KIMIA.....	102
8.1 Tujuan Instruksional Umum	102
8.2 Tujuan Instruksional Khusus	102
8.3 Uraian Materi	102
8.3.1 Kesetimbangan Kimia.....	104
8.3.2 Konsep Reaksi Oksidasi Reduksi	104
8.3.3 Bilangan Oksidasi	106
8.3.4 Oksidator dan Reduktor	107
8.3.5 Pengolahan Logam.....	107
8.4 Rangkuman	108
BAB IX REAKSI REDUKSI OKSIDASI	109
9.1 Pengertian Reaksi Redoks	109
9.2 Penyetaraan Reaksi Redoks	109
9.3 Sel Elektrokimia	112

9.3.1 Reaksi Redoks Pada Elektrode	112
9.3.2 Potensial Elektode.....	113
9.3.3 Potensial Elektrode Standar	115
9.3.4 Jenis-Jenis Sel Elektrokimia	120
9.4 Soal	123
BAB X PHASE CHANGE MATERIAL (PCM)	125
10.1 Tujuan Instruksional Umum	125
10.2 Tujuan Instruksional Khusus	125
10.3 Uraian Materi.....	125
10.3.1 Perubahan Fase Karena Tekanan	127
DAFTAR PUSTAKA	132

DAFTAR GAMBAR

Gambar	Halaman
Gambar 2. 1 Tabel sistem periodik unsur	32
Gambar 3. 1 Pembentukan ikatan kovalen koordinasi.....	48
Gambar 3. 2 Pembentukan ikatan hidrogen	50
Gambar 3. 3 Skema ikatan logam	51
Gambar 7. 1 Senyawa asam	89
Gambar 7. 2 Senyawa basa	89
Gambar 7. 3 Penamaan asam basa Bronsted Lowry	90
Gambar 7. 4 Pembentukan asam dan basa konjugasi	91
Gambar 7. 5 Proses serah terima proton pasangan asam basa konjugasi.....	91
Gambar 7. 6 Persamaan nilai tetapan asam molukel air	92
Gambar 7. 7 Persamaan kesetimbangan air	93
Gambar 7. 8 Harga kesetimbangan air pada berbagai suhu	93
Gambar 7. 9 Persamaan ionisasi asam kuat	94
Gambar 7. 10 Persamaan tetapan ionisasi asam.....	95
Gambar 7. 11 Persamaan konsentrasi ionisasi asam.....	95
Gambar 7. 12 Contoh soal penentuan konsentrasi ionisasi asam.....	95
Gambar 7. 13 Persamaan konsentrasi basa	96
Gambar 7. 14 Persamaan tetapan ionisasi basa.....	97
Gambar 7. 15 Persamaan konsentrasi ionisasi basa	97
Gambar 7. 16 Contoh soal penentuan konsentrasi ionisasi asam.....	97
Gambar 7. 17 Persamaan perhitungan pH senyawa.....	98

Gambar 7. 18 Trayek perubahan pH beberapa indikator asam basa..... 99

DAFTAR TABEL

Tabel	Halaman
Tabel 1. 1 Beberapa unsur yang umum dan lambangnya	3
Tabel 2. 1 Awalan Yunani dalam penamaan senyawa molekuler	40
Tabel 6. 1 Data Hasil Percobaan	77
Tabel 6. 2 Nilai K_b untuk beberapa pelarut.....	81
Tabel 6. 3 Nilai K_f untuk beberapa pelarut	82

BAB I

PENDAHULUAN

1.1 Tujuan Instruksional Umum

Mahasiswa akan dapat memahami mengenai cakupan awal ilmu kimia dan sebagai pengenalan ilmu kimia.

1.2 Tujuan Instruksional Khusus

Mahasiswa dapat memahami tentang materi dan perubahannya, unsur dan senyawa dan zat-zat yang terlibat dalam perubahan kimia.

1.3 Uraian Materi

Ilmu kimia merupakan ilmu percobaan yang banyak dikerjakan di laboratorium. Hal ini didasarkan pada fakta bahwa sebagian besar pengetahuannya diperoleh dari penelitian di laboratorium. Namun saat ini perkembangan ilmu kimia tidak hanya terbatas pada percobaan skala laboratorium. Sudah banyak kimiawan yang menggunakan komputer untuk mengkaji struktur mikroskopik dan sifat-sifat zat kimia.

1.3.1 Penggolongan Materi

Materi adalah segala sesuatu yang menempati ruang dan memiliki massa serta kelembaman (inersia), dan kimia adalah ilmu yang membahas mengenai materi dan perubahannya. Pada dasarnya semua materi dapat berada dalam tiga wujud yaitu padat, cair dan gas. Padatan adalah benda yang rigid (kaku) dengan bentuk yang pasti sehingga cairan memiliki besaran volume yang tetap. Padatan disebut juga dengan solid. Dalam padatan, atom atau molekul berdekatan satu sama lain, kadang dalam susunan yang sangat teratur yang

dinamakan kristal. Cairan adalah benda yang tidak terlalu rigid (kaku) jika dibandingkan dengan padatan disebabkan karena letak molekulnya terpisah agak jauh dibandingkan padatan. Cairan bersifat fluida yaitu dapat mengalir dan berbentuk sesuai dengan wadahnya. Sedangkan gas merupakan benda yang hampir mirip dengan cairan dimana benda ini juga bersifat fluida. Namun gas memiliki kemampuan untuk menempati ruang sehingga volume gas mengikuti volume wadah yang ditempatinya. Hal ini disebabkan karena molekul gas dapat bergerak bebas akibat jarak yang jauh antar molekul.

Ketiga wujud materi ini dapat berubah dari wujud yang satu ke wujud yang lain melalui proses pemanasan, pendinginan dan lain sebagainya. Melalui pemanasan, suatu padatan akan meleleh dan berubah menjadi cairan. Jika cairan yang terbentuk mengalami pemanasan maka akan terbentuk gas melalui proses penguapan. Ilmuwan juga menggolongkan materi berdasarkan susunan dan sifatnya. Materi dapat digolongkan menjadi zat, campuran, unsur dan senyawa. Setiap materi memiliki komposisi yang berbeda. Komposisi sendiri mengacu ke bagian atau komponen suatu sampel materi dan proporsi relatifnya. Sebagai contoh adalah air dan hidrogen peroksida. Air biasa terdiri dari dua zat yang lebih sederhana yaitu hidrogen dan oksigen yang terdapat dalam proporsi 11,19% hidrogen dan 88,81% oksigen. Sedangkan hidrogen peroksida yang biasanya terdapat dalam pemutih dan antiseptik terdiri 5,93% hidrogen dan 94,07% oksigen.

1.3.1.1 Unsur dan Senyawa

Materi terbentuk dari satuan-satuan sangat kecil yang dinamakan atom. Atom-atom ini memiliki jenis yang berbeda yang menjadi penyusun materi di bumi dan alam semesta. Setiap jenis atom yang berbeda ini merupakan blok pembangun unsur. Unsur (element) adalah suatu zat yang tidak dapat dipisahkan lagi menjadi zat-zat yang lebih sederhana dengan cara kimia. Hingga saat ini sudah ada 114 unsur yang telah teridentifikasi. Delapan puluh tiga diantaranya terdapat di bumi secara alami dan sisanya merupakan hasil rekayasa yang dibuat oleh ilmuwan. Kimiawan menggunakan lambang-lambang abjad untuk mewakili nama-nama unsur. Huruf pertama lambang unsur selalu menggunakan huruf besar dan huruf kedua tidak pernah ditulis dengan huruf besar. Sebagai contoh, Fe dari kata ferrum melambangkan unsur besi, CO untuk unsur karbon monoksida yang terdiri dari unsur karbon dan oksigen.

Tabel 1. 1 Beberapa unsur yang umum dan lambangnya

Nama Unsur	Lambang	Nama Unsur	Lambang	Nama Unsur	Lambang
Aluminium	Al	Flourin	F	Oksigen	O
Arsenik	As	Emas	Au	Fosfor	P
Barium	Ba	Hidrogen	H	Platina	Pt
Bromin	Br	Iodin	I	Kalium	K
Kalsium	Ca	Besi	Fe	Silikon	Si
Karbon	C	Timbal	Pb	Perak	Ag
Klorin	Cl	Magnesium	Mg	Natrium	Na
Krom	Cr	Merkuri	Hg	Sulfur	S
Kobalt	Co	Nikel	Ni	Timah	Sn
Tembaga	Cu	Nitrogen	N	Seng	Zn

Kebanyakan unsur dapat bereaksi dengan satu atau lebih unsur lain untuk membentuk senyawa. Senyawa (compound) didefinisikan sebagai suatu zat yang tersusun atas atom-atom dari dua unsur atau lebih yang terikat secara kimia

dengan perbandingan yang tetap dan menghasilkan sifat-sifat baru yang dapat berupa perpaduan dari sifat atom atau unsur penyusunnya atau malah berbeda jauh dengan sifat penyusunnya. Sebagai contoh, gas hidrogen terbakar dalam gas oksigen membentuk air, suatu senyawa yang sifat-sifatnya sangat berbeda dari unsur penyusunnya. Air tersusun atas dua bagian hidrogen dan satu bagian oksigen. Tidak seperti campuran, senyawa hanya dapat dipisahkan melalui cara atau reaksi kimia menjadi unsur-unsur penyusunnya.

Dalam beberapa kasus, kita dapat mengisolasi molekul suatu senyawa. Molekul (molecule) adalah satuan (entitas) terkecil yang memiliki proporsi atom-atom penyusunnya yang sama dengan senyawanya secara keseluruhan. Satu molekul air terdiri atas tiga atom; dua atom hidrogen yang bergabung dengan satu atom oksigen. Satu molekul hidrogen peroksida memiliki dua atom hidrogen dan dua atom oksigen. Komposisi unsur dan senyawa seragam diseluruh sampel dan dari satu sampel ke sampel lainnya.

1.3.1.2 Zat dan Campuran

Zat (substance) adalah materi yang memiliki susunan tertentu atau tetap dengan sifat-sifat yang tertentu pula. Contoh zat antara lain adalah air, perak, etanol, garam dapur (natrium klorida) dan lain sebagainya. Zat yang satu berbeda susunannya dengan zat yang lain. Identifikasi suatu zat dapat dilakukan melalui pengamatan pada bau, rasa, penampilan, warna dan sifat-sifat lainnya. Unsur dan senyawa merupakan zat, dengan pengertian istilah zat hanya digunakan untuk menggambarkan zat unsur dan senyawa. Hingga saat ini sudah dikenal lebih dari 13 juta zat di bumi dan jumlah ini terus bertambah dengan cepat.

Campuran (mixture) adalah penggabungan dua atau lebih zat dimana di dalam penggabungan ini zat-zat tersebut tetap mempertahankan sifatnya masing-masing. Beberapa contoh campuran antara lain adalah udara, minuman segar, susu dan semen. Campuran tidak memiliki susunan yang tetap. Berdasarkan komposisi dan sifatnya campuran dibedakan menjadi dua macam, yaitu campuran homogen dan heterogen. Campuran homogen adalah gabungan zat-zat yang memiliki komposisi dan sifat yang seragam diseluruh sampel. Campuran homogen disebut juga dengan istilah larutan. Sedangkan campuran heterogen adalah gabungan zat yang komposisi dan sifat fisiknya beragam dari satu bagian campuran dengan bagian lainnya. Contohnya saus selada, sebongkah semen dan larutan pasir.

1.3.1.3 Sifat Fisika dan Kimia Materi

Setiap atom, unsur, senyawa ataupun campuran memiliki suatu ciri khas yang membedakannya dengan atom atau unsur dan senyawa lain. Hal yang jadi pembeda ini dikatakan sebagai sifat. Secara harfiah sifat adalah mutu atau atribut yang dapat kita gunakan untuk membedakan satu sampel materi dari sampel lainnya. Secara garis besar sifat materi dikelompokkan menjadi dua, yaitu sifat fisika (fisi) dan sifat kimia. Sifat fisika (physical properties) merupakan sifat materi yang dapat diketahui melalui pengamatan dan pengukuran tanpa harus mengubah susunan atau identitas suatu zat. Ada beberapa contoh sifat fisika dari suatu zat yaitu dapat dilihat dari susunannya, warnanya, titik leleh, titik didih dan tingkat kerapatan zat. Sebagai contoh, kita dapat membedakan antara tembaga padat berwarna coklat kemerahan dengan sulfur padat berwarna kuning. Hal ini

dapat dilakukan dengan pengamatan langsung. Namun ada kalanya suatu sampel materi mengalami perubahan tampilan fisis yang dinamakan perubahan fisis (physical change). Hal ini dapat dilihat dari perubahan padatan es yang mencair akibat adanya peningkatan suhu. Perubahan sifat fisis yang terjadi tidak akan merubah komposisi materi tersebut. Aplikasi sifat fisis ini dapat digunakan untuk mengukur titik leleh es dengan memanaskan balok es dan mencatat suhunya ketika es mulai berubah menjadi cairan.

Selain memiliki sifat fisika, suatu materi juga memiliki sifat kimia. Sifat kimia didefinisikan sebagai kemampuan (atau ketidakmampuan) sampel suatu materi mengalami perubahan komposisi dalam kondisi yang ditentukan. Hal ini dapat dilihat dari proses pembakaran kertas atau materi lain. Kertas merupakan materi yang kompleks tetapi penyusun utamanya adalah karbon, hidrogen dan oksigen. Hasil dari pembakaran kertas adalah beruga gas yang terdiri dari karbon dan oksigen (karbondioksida) dan gas lainnya yang terdiri dari hidrogen dan oksigen (uap air) serta abu. Zat-zat ini tidak dapat kembali ke bentuk awal (kertas) seperti pada perubahan fisis. Karena perubahan kimia merupakan perubahan yang melibatkan satu atau beberapa jenis materi terkonversi menjadi jenis materi baru dengan komposisi yang berbeda. Perubahan kimia biasanya terjadi melalui reaksi kimia.

1.3.2 Pengukuran Materi

Kimia adalah sains kuantitatif, yang berarti bahwa dalam banyak kasus kita dapat mengukur sifat suatu zat dan membandingkannya dengan standar yang memiliki nilai yang diketahui untuk sifat tersebut. Pengukuran dinyatakan

sebagai hasil kali bilangan (number) dan satuan (unit). Sistem ilmiah untuk pengukuran disebut *systeme Internationale d'Unites* (Satuan Sistem Internasional (SI)). SI adalah versi modern dari sistem metrik, sebuah sistem yang didasarkan pada satuan panjang yang disebut meter (m). Sebagian besar pengukuran dalam kimia dibuat dalam satuan SI. Ada beberapa contoh besaran dan satuan yang umumnya digunakan dalam satuan SI, yaitu:

1.3.2.1 Massa

Massa menyatakan kuantitas materi dalam suatu objek. Dalam SI, standar massa adalah 1 kilogram (kg). Satuan lain yang umum digunakan untuk massa adalah gram (g). Bobot adalah gaya gravitasi pada suatu objek. Bobot berbanding lurus dengan massa dengan hubungan

$$W = m \cdot g$$

Suatu objek memiliki massa yang tetap yang tidak tergantung tempat dan cara pengukuran. Sebaliknya bobot atau berat (W) bergantung pada percepatan gravitasi suatu tempat. Peralatan yang umumnya digunakan untuk mengukur massa suatu materi adalah neraca. Istilah lainnya dinamakan dengan timbangan. Prinsip yang digunakan dalam neraca adalah membandingkan gaya gravitasi suatu massa yang tidak diketahui dengan gaya yang besarnya dapat diukur secara cermat.

1.3.2.2 Waktu

Standar waktu dalam SI adalah detik (second, s). Selain itu waktu biasanya juga dinyatakan dalam satuan menit, jam, hari dan tahun. Selang waktu 1 detik tidaklah mudah diukur. Pada waktu dulu, waktu didasarkan pada lama dalam

sehari, tetapi ini tidak konstan sebab laju rotasi Bumi mengalami sedikit variasi. Pada tahun 1956, detik didefinisikan sebagai $1/31.556.925,9747$ panjang waktu. Selanjutnya pada tahun 1990, dengan diiringi kemajuan jam atomik, definisi yang lebih cermat dimungkinkan. Sekarang 1 detik didefinisikan sebagai durasi $9.192.631.770$ siklus radiasi tertentu yang dipancarkan oleh atom unsur sesium (sesium-133).

1.3.2.3 Suhu

Terdapat tiga skala suhu yang umum digunakan saat ini. ketiga skala suhu tersebut adalah Kelvin (K), $^{\circ}\text{C}$ (derajat celcius) dan $^{\circ}\text{F}$ (derajat fahrenheit). Skala suhu derajat celcius umumnya banyak digunkana di Indonesia dan skala derajat fahrenheit umum digunakan di wilayah Eropa dan Amerika pada kondisi di luar laboratorium. Sedangkan untuk skala Kelvin (K) merupakan satuan SI untuk suhu. Perbedaan nilai titik beku dan titik didih pada masing-masing skala menyebabkan adanya persamaan umum yang digunakan untuk mengkonversi nilai suhu dari skala yang satu ke skala suhu lainnya seperti persamaan di bawah ini.

$$\text{Kelvin dari Celcius } T(K) = t(^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

$$\text{Fahrenheit dari Celcius } t(^{\circ}\text{F}) = \frac{9}{5}t(^{\circ}\text{C}) + 32$$

$$\text{Celcius dari Fahrenheit } t(^{\circ}\text{C}) = \frac{5}{9}[t(^{\circ}\text{F}) - 32]$$

Contoh:

1. Sebatang logam memiliki titik lebur sebesar 2240°C . Tentukan titik lebur logam tersebut dalam skala fahrenheit dan kelvin

Penyelesaian:

$$\begin{aligned} \text{Kelvin dari Celcius } T(K) &= t(^{\circ}\text{C}) + 273,15 \\ &= 224^{\circ}\text{C} + 273,15 = 497,15 \text{ K} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Fahrenheit dari Celcius } t(^{\circ}\text{F}) &= \frac{9}{5}t(^{\circ}\text{C}) + 32 \\ &= \frac{9}{5} \cdot 224^{\circ}\text{C} + 32 = 435,2^{\circ}\text{F} \end{aligned}$$

1.3.2.4 Volume

Volume adalah besaran turunan yang menyatakan perhitungan seberapa banyak ruang yang bisa ditempati dalam suatu objek atau wadah. Satuan volume adalah panjang (m) pangkat tiga, sehingga satuan turunan SI-nya adalah meter kubik (m^3). Selain menggunakan satuan m^3 , volume biasanya juga dapat menggunakan satuan liter (L). 1 liter sama dengan 1 desimeter pangkat tiga (dm^3).

1.3.2.5 Kerapatan

Kerapatan (*density*) adalah massa suatu benda dibagi volumenya. Kerapatan adalah suatu sifat intensif yang tidak bergantung pada jumlah massa yang ada. Alasannya adalah karena volume meningkat dengan meningkatnya massa, sehingga perbandingan kedua besaran itu tetap sama untuk bahan tertentu. Satuan turunan SI untuk kerapatan adalah kilogram per meter kubik (kg/m^3) selain itu satuan densitas dapat menggunakan gram per mililiter (g/mL).

$$\text{kerapatan} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

Contoh soal:

1. Emas adalah logam mulia yang tidak reaktif secara kimia. Emas digunakan terutama untuk perhiasan, gigi palsu dan peralatan elektronik.

Sepasang emas batangan dengan massa 301 g memiliki volume 15,6 cm³.

Hitunglah densitas emas?

Penyelesaian :

$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

$$d = \frac{301 \text{ g}}{15,6 \text{ cm}^3} = 19,3 \text{ g/cm}^3$$

1.3.2.6 Notasi Ilmiah dan Angka Signifikan

Dalam kimia kita seringberhubungan dengan bilangan-bilangan yang sangat besar atau sangat kecil. Misalnya dalam 1 g unsur hidrogen terdapat kira-kira 602.200.000.000.000.000.000 atom hidrogen. Sedangkan massa setiap atom hidrogen adalah 0,000000000000000000000000166 g. Jika kita harus menghitung kedua bilangan tersebut maka akan sangat mudah terjadi kekeliruan atau selisih dalam hasil yang diperoleh. Untuk menangani hal tersebut maka dibuatlah suatu sistem penulisan bilangan yang lebih sederhana untuk bilangan yang nilainya sangat besar atau sangat kecil. sistem penulisan ini dinamakan notasi ilmiah.

Secara harfiah notasi ilmiah cara penulisan nomor yang mengakomodasi nilai-nilai terlalu besar atau kecil untuk dengan mudah ditulis dalam notasi desimal standar dalam bentuk bilangan 10 berpangkat

$$N \times 10^n$$

Dimana N adalah bilangan antara 1 dan 10 dan n adalah suatu pangkat yang dapat berupa bilangan bulat positif atau negatif. Nilai n ditentukan dengan cara menghitung penggeseran koma desimal agar dihasilkan bilangan N yang berada

antara 1 sampai 10. Jika koma desimal harus digeser ke kiri, maka n adalah bilangan bulat positif. Sebaliknya jika harus digeser ke kanan, n adalah bilangan bulat negatif.

Contoh:

Nyatakan bilangan-bilangan berikut dalam notasi ilmiah

a. $568,674 = 5,68674 \times 10^2$

Koma desimalnya digeser ke kiri sebanyak dua kali sehingga nilai n sama dengan 2.

b. $0,000000567 = 5,67 \times 10^{-7}$

Koma desimalnya digeser ke kanan sebanyak tujuh kali sehingga nilai n sama dengan -7.

Dalam melakukan perhitungan kita tidak mungkin memperoleh nilai yang tepat untuk kuantitas yang dihitung kecuali jika semua bilangan yang terlibat adalah bilangan bulat. Oleh karena itu digunakan suatu aturan yang menunjukkan batas kesalahan dalam suatu pengukuran dan perhitungan. Pengaturan tersebut dinamakan dengan angka signifikan. Secara harfiah angka signifikan adalah banyaknya digit yang diperhitungkan di dalam suatu kuantitas yang diukur atau dihitung. Ada beberapa aturan dalam penulisan angka signifikan, yaitu:

1. Setiap digit yang tidak nol adalah signifikan. Jadi 845 cm memiliki tiga angka signifikan, 1,234 memiliki empat angka signifikan.
2. Nol diantara digit tidak nol adalah angka signifikan. Misalnya 606 memiliki tiga angka signifikan.
3. Nol di kiri dari digit tidak nol pertama tidak signifikan. Tujuannya untuk menandakan letak koma desimal. Misalnya 0,08 memiliki satu angka signifikan. 0,0000349 g mengandung tiga angka signifikan.

4. Jika suatu bilangan lebih besar dari 1, maka semua nol yang ditulis di sebelah kanan koma desimal diperhitungkan sebagai angka signifikan. Jadi 2,0 mg memiliki dua angka signifikan. 40,062 memiliki lima angka signifikan.
5. Untuk bilangan yang tidak mengandung koma desimal, nol-nol dibelakang (yaitu nol-nol setelah digit tidak nol terakhir) mungkin signifikan mungkin juga tidak. 400 cm bisa memiliki satu angka signifikan (4), dua angka signifikan (40) dan tiga angka signifikan (400).

Penentuan angka signifikan biasanya juga diikuti dengan pembulatan hasil numerik. Untuk menjadi tiga angka signifikan kita akan menyatakan 15,453 sebagai 15,5 dan 14.775 sebagai $1,48 \times 10^4$. Aturan dalam pembulatan numerik adalah menaikkan digit terakhir sebanyak satu satuan jika digit yang dibuang adalah 5, 6, 7, 8 dan 9 dan membiarkan digit terakhir jika yang dibuang adalah 0, 1, 2, 3, atau 4.

1.4 Rangkuman

Materi didefinisikan sebagai apaun yang menempati ruang, memiliki massa dan memperlihatkan inersia (kelembaman). Setiap materi memiliki komposisi dan sifat yang berbeda satu sama lain yang menjadikan ciri khas pada materi tersebut. Materi dapat mengalami perubahan fisika dan kimia. Atom merupakan penyusun terkecil dari suatu materi. Materi dapat berupa zat dan senyawa. Zat sendiri dapat membentuk suatu campuran yang terbagi atas campuran homogen dan campuran heterogen. Materi dapat berwujud gas, padat dan cairan.

1.5 Soal

1. Apa yang dimaksud dengan materi?

2. Jelaskan perbedaan antara campuran homogen dan heterogen serta berikan contoh masing-masing campuran?
3. Nyatakan sifat fisis berikut apakah termasuk ke dalam perubahan fisika ataukah perubahan kimia
 - a. Sepotong irisan apel berubah jadi coklat
 - b. Selempeng marmer terasa dingin jika disentuh
 - c. Batu safir berwarna biru
 - d. Keramik yang dibakar di tanur menjadi keras dan berlapis glazur.
4. Nyatakan setiap bilangan berikut dalam bentuk ekponensial
 - a. 673.000.000.000
 - b. 0,00000006075
 - c. 300,54
 - d. 0,0000876

BAB II

ATOM, MOLEKUL DAN ION

2.1 Tujuan Instruksional Umum

Mahasiswa akan dapat memahami pengertian dan jenis-jenis serta dapat membedakan atom, molekul dan ion.

2.2 Tujuan Instruksional Umum

Mahasiswa dapat memahami tentang perbedaan antara atom, molekul dan ion.

2.3 Uraian Materi

Pencarian unit-unit terkecil materi telah dimulai sejak zaman dahulu (bahkan telah dimulai pada masa zaman purba). Dasar-dasar teori atom modern dipelopori oleh John Dalton, yang mempostulatkan bahwa unsur-unsur tersusun atas partikel-partikel yang luar biasa kecil disebut atom. Melalui percobaan pada abad kesembilan belas dan awal abad kedua puluh, ilmuwan telah mempelajari bahwa atom tersusun atas tiga partikel dasar. Salah satu partikel tersebut nantinya menyatakan jumlah bilangan yang menjadi identitas sebuah atom dan menjadi salah satu ciri pembeda antara atom yang satu dengan atom yang lain. Kesamaan sifat kimia dan fisika suatu atom atau unsur dimanfaatkan untuk mengelompokkan unsur-unsur tersebut ke dalam sebuah tabel yang dinamakan tabel periodik. Atom-atom yang berinteraksi nantinya akan membentuk sebuah molekul atau ion

2.3.1 Atom

Pada abad kelima sebelum masehi, seorang filsuf Yunani Democritus mengungkapkan keyakinannya bahwa semua materi terdiri atas partikel yang sangat kecil dan tidak dapat dibagi lagi yang dia namakan atomos (berarti tidak dapat dibelah atau dibagi). Walaupun gagasan Democritus tidak dapat diterima oleh kebanyakan rekan-rekannya (khususnya Plato dan Aristoteles). Namun ternyata gagasan ini dapat tetap bertahan. Bukti percobaan yang diperoleh dari penyelidikan ilmiah pada waktu itu ternyata mendukung konsep yang dibawa oleh Democritus ini dan secara bertahap menghasilkan definisi modern tentang unsur dan senyawa. Pada tahun 1808, seorang ilmuwan Inggris yang juga seorang guru sekolah, John Dalton merumuskan definisi mengenai penyusun materi yang tidak dapat dibagi lagi yang kita sebut atom. Hal ini mendasari dilakukannya penelitian modern untuk mengetahui unsur penyusun atom dan hal-hal lain yang berkaitan dengan atom.

2.3.1.1 Teori Atom

Dimulai pada tahun 1808 dengan penelitian yang dilakukan oleh Dalton, penelitian mengenai teori atom berkembang menjadi sangat pesat. Ada beberapa penelitian yang dilakukan para ilmuwan menghasilkan teori atom yang saling melengkapi satu sama lain hingga saat ini. Ada beberapa teori atom yang sangat terkenal dan menjadi dasar pembahasan mengenai masalah ini, yaitu:

Teori Atom Dalton. Hasil karya Dalton pada tahun 1808 menandai awal era modern dalam bidang kimia. Hipotesis mengenai sifat materi yang merupakan landasan teori atom Dalton dapat dirangkumkan sebagai berikut :

- a. Unsur tersusun atas partikel yang sangat kecil yang disebut atom. Semua atom unsur tertentu adalah identik, yaitu mempunyai ukuran, massa dan sifat kimia yang sama. Atom satu unsur tertentu berbeda dari atom semua unsur yang lain.
- b. Senyawa tersusun atas atom-atom dari dua unsur atau lebih. Dalam setiap senyawa perbandingan antara jumlah atom dari setiap unsur yang ada bisa merupakan bilangan bulat atau pecahan sederhana.
- c. Pada reaksi kimia hanya terjadi proses pemisahan, penggabungan atau penyusunan ulang atom-atom. Pada reaksi ini tidak terjadi proses penciptaan dan pemusnahan energi.

Konsep atom Dalton jauh lebih lengkap dan spesifik dibandingkan teori Democritus. Hipotesis pertama menjelaskan bahwa atom setiap unsur memiliki sifat yang berbeda dengan atom penyusun unsur lainnya. Hal ini dapat dijelaskan dengan mengasumsikan bahwa atom-atom penyusun setiap unsur berbeda-beda. Sayangnya teori atom Dalton belum menjelaskan dan memberikan gambaran mengenai struktur ataupun susunan-susunan bagian atom. Hipotesis kedua Dalton menjelaskan bahwa untuk membentuk suatu senyawa, kita tidak hanya membutuhkan atom dari unsur-unsur yang sesuai, tetapi juga jumlah yang spesifik dari atom-atom ini. Hipotesis ini merupakan pengembangan dari postulat yang dipublikasikan oleh seorang kimiawan Prancis Joseph Proust. Melalui hukum perbandingan tetap (*law of definite proportion*), Proust menyatakan bahwa sampel-sampel yang berbeda dari senyawa yang sama selalu mengandung unsur-unsur penyusunnya dengan perbandingan massa yang sama. Sebagai contoh, air terdiri atas 2 molekul hidrogen dan 1 molekul oksigen dimanapun sampel airnya berasal.

Hal ini menjelaskan bahwa, jika perbandingan massa unsur-unsur yang berbeda dalam suatu senyawa tertentu adalah tetap, maka perbandingan atom-atom dan unsur-unsur ini dalam senyawa itu haruslah tetap.

Hipotesis kedua Dalton juga mendukung satu hukum penting lainnya, yaitu hukum perbandingan ganda (*law of multiple proportion*). Menurut hukum ini, jika dua unsur dapat bergabung membentuk lebih dari satu senyawa, maka massa-massa dari unsur yang pertama dengan suatu massa tetap dari unsur yang kedua akan berbanding sebagai bilangan bulat yang kecil. Teori Dalton menjelaskan hukum perbandingan berganda secara sederhana bahwa senyawa mempunyai perbedaan dalam hal jumlah atom-atom yang bergabung. Contohnya, karbon membentuk dua senyawa stabil dengan oksigen yaitu karbon monoksida dan karbon dioksida.

Hipotesis ketiga Dalton adalah cara lain untuk menyatakan hukum kekekalan massa (*law of conservation of mass*) yaitu bahwa materi tidak dapat diciptakan dan tidak dapat dimusnahkan. Karena materi tersusun atas atom-atom yang tidak berubah dalam suatu reaksi kimia dasar, maka massa juga harus kekal.

Teori atom J. J. Thomson. Berdasarkan penemuan tabung katode yang lebih baik oleh William Crookers, maka J.J. Thomson meneliti lebih lanjut tentang sinar katode dan dapat dipastikan bahwa sinar katode merupakan partikel, sebab dapat memutar baling-baling yang diletakkan diantara katode dan anode. Dari hasil percobaan ini, Thomson menyatakan bahwa sinar katode merupakan partikel penyusun atom (partikel subatom) yang bermuatan negatif dan selanjutnya disebut elektron. Atom merupakan partikel yang bersifat netral, oleh

karena elektron bermuatan negatif, maka harus ada partikel lain yang bermuatan positif untuk menetralkan muatan negatif elektron tersebut. Dari penemuannya tersebut, Thomson memperbaiki kelemahan dari teori atom Dalton dan mengemukakan teori atomnya yang dikenal sebagai Teori Atom Thomson. Teori atom Thomson menyatakan bahwa “Atom merupakan bola pejal yang bermuatan positif dan didalamnya tersebar muatan negatif elektron”. Model atom ini dapat digambarkan sebagai roti kismis. Kismis pada roti menggambarkan elektron yang tersebar merata dalam bola roti yang pejal, yang pada model atom Thomson dianalogikan sebagai bola positif yang pejal.

Teori Atom Rutherford. Rutherford bersama dua orang muridnya (Hans Geiger dan Ernest Marsden) melakukan percobaan yang dikenal dengan hamburan sinar alfa (λ) terhadap lempeng emas tipis. Sebelumnya telah ditemukan adanya partikel alfa, yaitu partikel yang bermuatan positif dan bergerak lurus, berdaya tembus besar sehingga dapat menembus lembaran tipis kertas. Percobaan tersebut sebenarnya bertujuan untuk menguji pendapat Thomson, yakni apakah atom itu betul-betul merupakan bola pejal yang positif yang apabila dikenai partikel alfa akan dipantulkan atau dibelokkan. Dari pengamatan mereka, didapatkan fakta bahwa apabila partikel alfa ditembakkan pada lempeng emas yang sangat tipis, maka sebagian besar partikel alfa diteruskan (ada penyimpangan sudut kurang dari 1°). Selain itu didapatkan data lain dari pengamatan Marsden bahwa diperoleh fakta satu diantara 20.000 partikel alfa akan membelok dengan sudut 90° bahkan lebih. Berdasarkan gejala-gejala yang terjadi, diperoleh kesimpulan bahwa atom bukan merupakan bola pejal, karena

hampir semua partikel alfa dapat diteruskan. Jika lempeng emas tersebut dianggap sebagai satu lapisan atom-atom emas, maka di dalam atom emas terdapat partikel yang sangat kecil yang bermuatan positif. Berdasarkan fakta bahwa 1 dari 20.000 partikel alfa akan dibelokkan, maka ditarik kesimpulan bahwa partikel positif di dalam atom terletak sebagai penyusun inti. Bila perbandingan 1:20.000 merupakan perbandingan diameter, maka didapatkan ukuran inti atom kira-kira 10.000 lebih kecil daripada ukuran atom keseluruhan. Berdasarkan fakta-fakta yang didapatkan dari percobaan tersebut, Rutherford mengusulkan model atom yang dikenal dengan Model Atom Rutherford yang menyatakan bahwa Atom terdiri dari inti atom yang sangat kecil dan bermuatan positif, dikelilingi oleh elektron yang bermuatan negatif. Rutherford menduga bahwa didalam inti atom terdapat partikel netral yang berfungsi mengikat partikel-partikel positif agar tidak saling tolak menolak. Sayangnya teori ini belum mampu menjelaskan kenapa bagian positif pada inti atom tidak mampu menarik elektron sehingga elektron tetap beredar pada lintasannya.

Teori Atom Bohr. Pada tahun 1913, pakar fisika Denmark bernama Neils Bohr memperbaiki kekurangan teori atom Rutherford melalui percobaannya tentang spektrum atom hidrogen. Percobaannya ini berhasil memberikan gambaran keadaan elektron dalam menempati daerah disekitar inti atom. Penjelasan Bohr tentang atom hidrogen melibatkan gabungan antara teori klasik dari Rutherford dan teori kuantum dari Planck, diungkapkan dengan empat postulat. Postulat pertama menjelaskan bahwa hanya ada seperangkat orbit tertentu yang diperbolehkan bagi satu elektron dalam atom hidrogen. Postulat

kedua menyatakan bahwa orbit elektron dikenal sebagai keadaan gerak stasioner (menetap) elektron dan merupakan lintasan melingkar disekeliling inti. Postulat ketiga menjelaskan bahwa selama elektron berada dalam lintasan stasioner, energi elektron tetap sehingga tidak ada energi dalam bentuk radiasi yang dipancarkan maupun diserap. Dan postulat terakhir menggambarkan bahwa elektron hanya dapat berpindah dari satu lintasan stasioner ke lintasan stasioner lain. Pada peralihan ini, sejumlah energi tertentu terlibat, besarnya sesuai dengan persamaan planck, $\Delta E = hv$. Lintasan stasioner yang dibolehkan memiliki besaran dengan sifat-sifat tertentu, terutama sifat yang disebut momentum sudut. Besarnya momentum sudut merupakan kelipatan dari $h/2\pi$ atau $nh/2\pi$, dengan n adalah bilangan bulat dan h tetapan planck. Menurut model atom bohr, elektron-elektron mengelilingi inti pada lintasan-lintasan tertentu yang disebut kulit elektron atau tingkat energi. Tingkat energi paling rendah adalah kulit elektron yang terletak paling dalam, semakin keluar semakin besar nomor kulitnya dan semakin tinggi tingkat energinya.

Teori Atom Modern. Model atom mekanika kuantum dikembangkan oleh Erwin Schrodinger (1926). Sebelum Erwin Schrodinger, seorang ahli dari Jerman Werner Heisenberg mengembangkan teori mekanika kuantum yang dikenal dengan prinsip ketidakpastian yaitu “Tidak mungkin dapat ditentukan kedudukan dan momentum suatu benda secara seksama pada saat bersamaan, yang dapat ditentukan adalah keboleh jadian menemukan elektron pada jarak tertentu dari inti atom”. Daerah ruang di sekitar inti dengan keboleh jadian untuk mendapatkan elektron disebut orbital. Bentuk dan tingkat energi orbital dirumuskan oleh Erwin

Schrodinger. Erwin Schrodinger memecahkan suatu persamaan untuk mendapatkan fungsi gelombang untuk menggambarkan batas kemungkinan ditemukannya elektron dalam tiga dimensi. Persamaan Erwin Schrodinger diberikan seperti di bawah ini

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{2m}{\hbar^2} (E + V)\psi = 0$$

x, y dan z : Posisi dalam tiga dimensi

Y : Fungsi gelombang

m : Massa

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

E : Energi total

V : Energi potensial

Model atom dengan orbital lintasan elektron ini disebut model atom modern atau model atom mekanika kuantum yang berlaku sampai saat ini. Awan elektron disekitar inti menunjukkan tempat kebolehjadian elektron. Orbital menggambarkan tingkat energi elektron. Orbital-orbital dengan tingkat energi yang sama atau hampir sama akan membentuk sub kulit. Beberapa sub kulit bergabung membentuk kulit. Dengan demikian kulit terdiri dari beberapa sub kulit dan subkulit terdiri dari beberapa orbital. Walaupun posisi kulitnya sama tetapi posisi orbitalnya belum tentu sama. Ciri khas model atom mekanika gelombang. Gerakan elektron memiliki sifat gelombang, sehingga lintasannya (orbitnya) tidak stasioner seperti model Bohr, tetapi mengikuti penyelesaian kuadrat fungsi gelombang yang disebut orbital (bentuk tiga dimensi dari kebolehjadian paling

besar ditemukannya elektron dengan keadaan tertentu dalam suatu atom). Bentuk dan ukuran orbital bergantung pada harga dari ketiga bilangan kuantumnya. (Elektron yang menempati orbital dinyatakan dalam bilangan kuantum tersebut). Posisi elektron sejauh 0,529 Amstrong dari inti H menurut Bohr bukannya sesuatu yang pasti, tetapi bolehjadi merupakan peluang terbesar ditemukannya elektron.

2.3.1.2 Struktur Atom

Berdasarkan teori atom Dalton dapat didefinisikan bahwa atom sebagai unit terkecil dari suatu unsur yang dapat melakukan reaksi penggabungan kimia. Dalton membayangkan bahwa atom merupakan bagian yang sangat kecil dan tidak dapat dibagi lagi. Namun, serangkaian penelitian yang dimulai pada tahun 1850-an sampai awal abad kesembilan belas secara jelas menunjukkan bahwa atom sesungguhnya memiliki struktur internal dimana atom tersusun dari partikel yang lebih kecil yang dinamakan subatom. Subatom ini terdiri dari elektron, proton dan neutron.

Elektron. Pada tahun 1890-an banyak ilmuwan berlomba-lomba meneliti radiasi, yaitu pemancaran dan perambatan energi melalui ruang dalam bentuk gelombang. Salah satu alat yang digunakan untuk meneliti proses radiasi adalah dengan menggunakan CRT. CRT adalah singkatan dari *cathode ray tube* (tabung sinar katoda). CRT merupakan jantung dari monitor komputer dan pesawat televisi pada zaman itu. Tabung sinar katoda pertama kali dibuat oleh Michael Faraday (1791-1867). Tabung ini berupa tabung kaca yang sebagian besar udaranya sudah disedot keluar sehingga didalam tabung dibuat seperti kondisi vakum. Ketika dua lempeng logam dihubungkan dengan sumber tegangan tinggi,

lempeng yang bermuatan negatif disebut katoda dan memancarkan sinar yang tidak terlihat. Sinar katoda ini tertarik ke lempeng yang bermuatan positif, anoda, dimana sinar itu akan melalui suatu lubang dan terus merambat menuju ujung tabung yang satunya. Ketika sinar ini menumbuk permukaan yang telah dilapisi secara khusus, sinar katoda tersebut menghasilkan pendaran yang kuat atau cahaya terang. Pada tahun 1897, J. J. Thomson melakukan suatu percobaan yang bertujuan untuk menentukan rasio massa (m) terhadap muatan listrik (e) untuk sinar katode. Berdasarkan penelitiannya Thomson menyimpulkan bahwa sinar katoda haruslah terdiri dari partikel-partikel yang bermuatan negatif. Hal ini disebabkan karena sinar katoda ditarik oleh lempeng yang bermuatan positif. Saat ini kita mengenal partikel-partikel tersebut dengan nama elektron. Istilah elektron pertama kali diajukan oleh George Stoney pada tahun 1874. Berdasarkan penelitian J. J. Thomson diperoleh besaran nilai untuk rasio massa terhadap muatan listrik elektron adalah $-1,76 \times 10^8 \text{ C/g}$. Selanjutnya pada tahun 1908 sampai dengan 1917, Robert Millikan melakukan serangkaian percobaan yang bertujuan untuk menentukan muatan elektron e . Dari percobaannya R. Millikan menemukan bahwa muatan sebuah elektron adalah sebesar $1,6022 \times 10^{-19} \text{ C}$. Dari data muatan dan rasion perbandingan muatan dan massa diperoleh massa sebuah elektron:

$$\begin{aligned} \text{massa satu elektron} &= \frac{\text{muatan}}{\text{muatan/massa}} \\ &= \frac{1,6022 \times 10^{-19} \text{ C}}{-1,76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9,10 \times 10^{-28} \text{ g} \end{aligned}$$

Proton. Pada awal tahun 1990-an, dua karakteristik atom sudah menjadi jelas. Atom mengandung elektron dan secara listrik bermuatan netral. Untuk mempertahankan kenetralan listrik, atom harus mengandung muatan positif dan negatif dengan jumlah yang sama. Berdasarkan info ini, Thomson mengajukan pandangannya bahwa suatu atom dapat dibayangkan sebagai suatu materi yang seragam dan bermuatan positif dengan elektron-elektron menempel padanya. Model Thomson ini memberikan gambaran bahwa atom seperti roti kismis dengan kismis sebagai perumpamaan elektron yang tersebar pada atom. Selanjutnya pada tahun 1910, Ernest Rutherford melakukan sebuah percobaan bersama rekannya Hans Geiger dan mahasiswanya Ernest Marsden dengan menggunakan partikel α untuk mengetahui struktur atom. Rutherford melakukan serangkaian percobaan dengan menggunakan lembaran emas yang sangat tipis dan logam lainnya sebagai sasaran untuk partikel α yang berasal dari sebuah sumber radioaktif. Hasil pengamatan mereka memperlihatkan bahwa sebagian partikel menembus lembaran logam tanpa membelok atau hanya sedikit belokan. Selain itu juga ada partikel α yang dibelokkan dengan sudut yang sangat besar (seperti dijelaskan pada teori atom Rutherford). Berdasarkan hasil pengamatannya Rutherford membuat postulat yang menyatakan bahwa muatan positif atom seluruhnya terkumpul dalam inti (*nucleus*), yaitu suatu inti pusat yang padat yang terletak di dalam atom. Partikel-partikel bermuatan positif di dalam inti dinamakan dengan proton. Setiap proton mempunyai *magnitudo* (besar) yang sama dengan elektron dan massanya adalah $1,67262 \times 10^{-24}$ g.

Neutron. Model struktur atom Rutherford menyisakan sebuah masalah penting yang belum terpecahkan. Bagaimana elektron pada lapisan kulit atom tetap dapat berada pada kulitnya padahal ada energi atau daya tarik menarik antar proton dan elektron. Memanfaatkan hasil penelitian bahwa hidrogen yang merupakan atom paling sederhana dan hanya mengandung satu proton. Berbeda dengan helium yang mempunyai dua proton. Jadi secara mudah dapat disimpulkan bahwa perbandingan massa atom helium dan atom hidrogen tentunya adalah 2:1. Tapi dalam kenyataannya perbandingan massa keduanya adalah 4:1. Rutherford dan rekan-rekannya mempostulatkan bahwa terdapat jenis partikel lain dalam inti atom. Postulat ini selanjutnya dibuktikan oleh fisikawan Inggris James Chadwick. Pada tahun 1932, ketika J. Chadwick menembakkan partikel α ke selempar tipis berelium, logam tersebut memancarkan radiasi yang berenergi sangat tinggi yang serupa dengan sinar γ . Percobaan selanjutnya menunjukkan bahwa sinar itu sesungguhnya terdiri atas partikel netral yang mempunyai massa sedikit lebih besar daripada massa proton. Chadwick menamai partikel ini neutron.

2.3.1.3 Nomor Atom, Nomor Massa dan Isotop

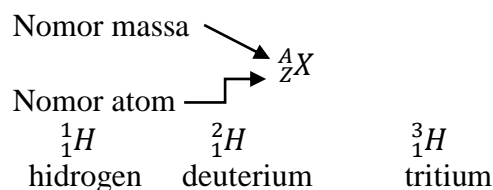
Semua atom dapat diidentifikasi berdasarkan jumlah proton dan neutron yang dikandungnya. Jumlah proton dalam inti setiap atom suatu unsur disebut nomor atom (*atomic number*). Dalam suatu atom netral jumlah proton sama dengan jumlah elektron, sehingga nomor atom juga menandakan jumlah elektron yang ada dalam atom. Identitas kimia suatu atom dapat ditentukan cukup

berdasarkan nomor atomnya. Sebagai contoh, nomor atom nitrogen adalah 7; ini berarti bahwa setiap atom nitrogen netral mempunyai 7 proton dan 7 elektron.

Nomor massa adalah jumlah total neutron dan proton yang ada dalam inti atom suatu unsur. Kecuali untuk bentuk paling umum dari hidrogen yang mempunyai satu proton dan tidak mempunyai neutron. Semua inti atom mengandung baik proton maupun neutron.

$$\begin{aligned}\text{Nomor massa} &= \text{jumlah proton} + \text{jumlah neutron} \\ &= \text{nomor atom} + \text{jumlah neutron}\end{aligned}$$

Dalam kebanyakan kasus, atom-atom dari suatu unsur tertentu tidak semuanya bermassa sama. Atom-atom yang mempunyai nomor atom yang sama tetapi berbeda nomor massanya disebut isotop. Sebagai contoh, terdapat tiga isotop untuk hidrogen. Isotop pertama, dikenal sebagai hidrogen, mempunyai satu proton dan tidak mempunyai neutron. Isotop deuterium mempunyai satu proton dan satu neutron dan tritium mempunyai satu proton dan dua neutron. Cara penulisan unsur dan isotop dilakukan seperti contoh di bawah ini



sifat-sifat kimia suatu unsur hanya ditentukan oleh proton dan elektron dalam atomnya, sedangkan neutron yang bersifat netral tidak terlalu memberikan pengaruh yang signifikan. Dengan demikian, isotop-isotop dari unsur yang sama mempunyai sifat-sifat kimia yang sama, membentuk jenis senyawa yang sama dan menunjukkan kereaktifan yang sama.

2.3.1.4 Tabel Periodik

Penemuan unsur besar-besaran terjadi pada kisaran tahun 1800 sampai dengan 1900-an. Hampir lebih dari separuh unsur yang dikenal saat ini ditemukan pada rentang waktu tersebut. unsur-unsur tersebut menunjukkan kemiripan sifat yang kuat satu sama lain dan keteraturan periodik. Hal ini mendorong para kimiawan untuk menyusun unsur-unsur ke dalam sebuah kelompok berupa pengelompokan tabel yang dinamakan tabel periodik. Tabel periodik adalah sebuah tabel dimana unsur-unsur yang mempunyai sifat-sifat fisis dan kimia yang mirip dikelompokkan bersama.

Pengelompokan susunan tabel periodik mengalami perkembangan dari sejak pertama mulai dikelompokkan. Ada beberapa teori yang dikembangkan dalam penyusunan unsur dalam tabel periodik, yaitu:

1. Pengelompokan Unsur Menurut Lavoisier. Pada 1789, Antoine Lavoisier mengelompokkan 33 unsur kimia. Unsur-unsur kimia di bagi menjadi empat kelompok. Yaitu gas, tanah, logam dan non logam. Unsur gas yang di kelompokkan oleh Lavoisier adalah cahaya, kalor, oksigen, azote (nitrogen), dan hidrogen. Unsur-unsur yang tergolong logam adalah sulfur, fosfor, karbon, asam klorida, asam flourida, dan asam borak. Adapun unsur-unsur logam adalah antimon,perak, arsenik, bismuth. Kobalt, tembaga, timah, nesi, mangan, raksa, molibdenum, nikel, emas, platina, tobel, tungsten, dan seng. Adapun yang tergolong unsur tanah adalah kapur, magnesium oksida, barium oksida, aluminium oksida, dan silikon oksida. Meskipun pengelompokkan ini masih menggunakan kemiripan sifat yang terlalu umum antar beberapa unsur namun

pengelompokan Lavoiser sudah berhasil mengelompokkan 33 unsur dan sudah bisa di jadikan referensi bagi ilmuan-ilmuan setelahnya.

2. Pengelompokan unsur menurut J.W. Dobereiner. Pada tahun 1829, J.W. Dobereiner seorang profesor kimia dari Jerman mengelompokkan unsur-unsur berdasarkan kemiripan sifat-sifatnya. Ia mengemukakan bahwa massa atom relatif strontium sangat dekat dengan masa rata-rata dari dua unsur lain yang mirip dengan strantium, yaitu kalsium dan barium dan juga mengemukakan beberapa kelompok unsur lain. Dobereiner meyimpulan bahwa unsur-unsur dapat di kelompokkan ke dalam kelompok-kelompok tiga unsur yang di sebut *triade*. Kelemahan dari teori ini adalah pengelompokan unsur ini kurang efisien dengan adanya beberapa unsur lain dan tidak termasuk dalam kelompok triad padahal sifatnya sama dengan unsur dalam kelompok triefd tersebut. Kelebihan dari teori ini adalah adanya keteraturan setiap unsure yang sifatnya mirip massa Atom (Ar) unsure yang kedua (tengah) merupakan massa atom rata-rata di massa atom unsure pertama dan ketiga.
3. Pengelompokan Unsur Menurut Chancourtois. Pada tahun 1862, ahli geologi Prancis, Alexander Beguyer de Chancourtois, mengelompokkan unsur-unsur kimia berdasarkan kenaikan berat atom. Dia merumuskan bahwa berat atom = $7 + 16n$; n = urutan unsur.
4. Hukum Oktaf Newlands. J. Newlands adalah ilmuwan dari Inggris ia merupakan orang pertama yang mengelompokkan unsur-unsur berdasarkan kenaikan massa atom relatif. Newlands mengumumkan penemuanya yang di sebut hukum oktaf. Ia menyatakan bahwa sifat-sifat unsur berubah secara

teratur. Unsur pertama mirip dengan unsur kedelapan, unsur kedua mirip dengan unsur kesembilan, dan seterusnya. Di sebut hukum Oktaf karena beliau mendapati bahwa sifat-sifat yang sama berulang pada setiap unsur ke delapan dalam susunan selanjutnya dan pola ini menyurapi oktaf music. Hukum oktaf newlands berlaku untuk unsur-unsur ringan. Kelemahan dari teori ini adalah dalam kenyataannya mesih di ketemukan beberapa oktaf yang isinya lebih dari delapan unsur. Dan penggolongannya ini tidak cocok untuk unsur yang massa atomnya sangat besar.

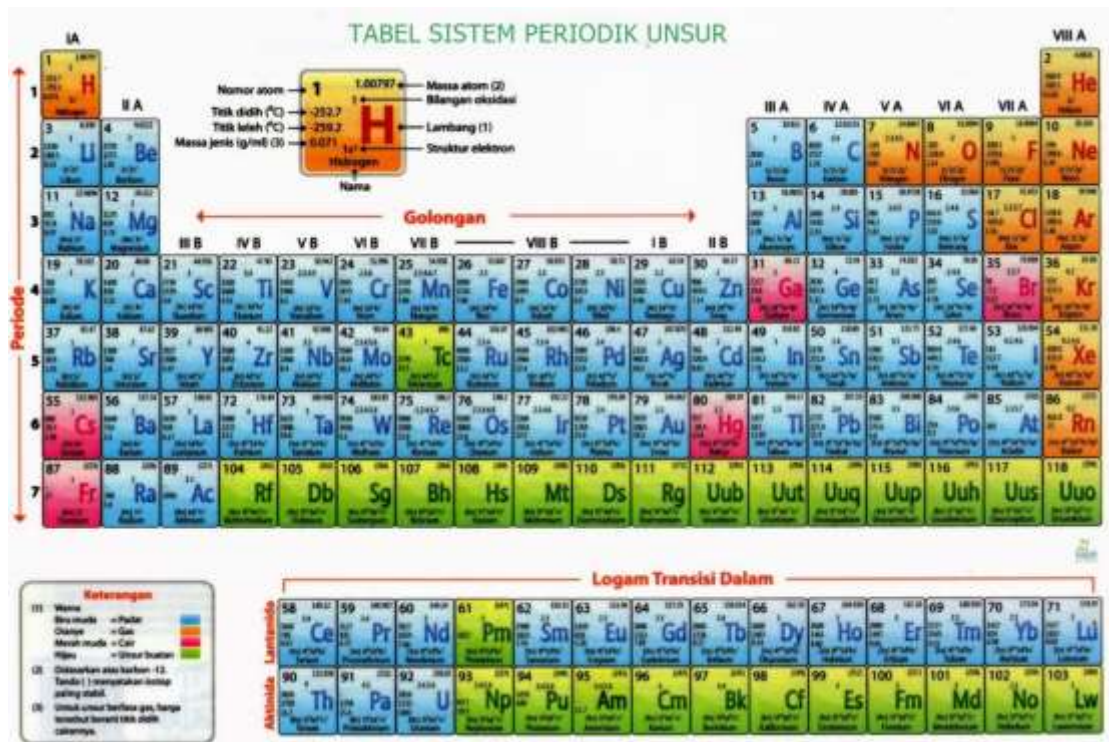
5. Sistem periodik Mendeleev. Pada tahun 1869 seorang sarjana asal Rusia bernama Dmitri Ivanovich mendeleev, dalam pengamatan 63 unsur yang sudah dikenalnya, menyimpulkan bahwa sifat-sifat unsur adalah fungsi periodik dari massa atom relatifnya. Artinya, jika unsur-unsur disusun menurut kenaikan massa atom relatifnya, maka sifat tertentu akan berulang secara periodik. Mendeleev menempatkan unsur-unsur yang mempunyai kemiripan sifat dalam satu lajur vertikal yang disebut golongan. Lajur-lajur horizontal, yaitu lajur unsur-unsur berdasarkan kenaikan massa atom relatifnya, disebut priode daftar periodik Mendeleev yang dipublikasikan tahun 1872. Mendeleev meramalkan dari sifat unsur yang belum di kenal. Perkiraan tersebut didasarkan pada sifat unsur lain yang sudah dikenal, yang letaknya berdampingan baik secara mendatar maupun secara tegak. Ketika unsur yang diramalkan itu ditemukan, ternyata sifatnya sangat sesuai dengan ramalan Mendeleev. Salah satu contoh adalah germanium (Ge) yang ditemukan pada tahun 1886, yang oleh Mendeleev dinamai ekasilikon. Kelemahan dari teori ini

adalah masih terdapat unsur-unsur yang massanya lebih besar letaknya di depan unsur yang massanya lebih kecil. Kelebihannya adalah peramalan unsur baru yakni meramalkan unsur beserta sifat-sifatnya.

6. Sistem Periodik Modern dari Henry G. Moseley. Pada 1913, seorang kimiawan Inggris bernama Henry Moseley melakukan eksperimen pengukuran panjang gelombang unsur menggunakan sinar-X. Ia menyimpulkan bahwa sifat dasar atom bukan didasari oleh massa atom relative, melainkan berdasarkan kenaikan jumlah proton. Hal tersebut diakibatkan adanya unsur-unsur yang memiliki massa atom berbeda, tetapi memiliki jumlah proton sama atau disebut isotop. Kenaikan jumlah proton ini mencerminkan kenaikan nomor atom unsur tersebut. Pengelompokan unsur-unsur sistem periodik modern merupakan penyempurnaan hukum periodik Mendeleev, yang disebut juga sistem periodik bentuk panjang. Sistem periodik modern disusun berdasarkan kenaikan nomor atom dan kemiripan sifat. Lajur-lajur horizontal, yang disebut periode disusun berdasarkan kenaikan nomor atom ; sedangkan lajur-lajur vertikal, yang disebut golongan, disusun berdasarkan kemiripan sifat. Sistem periodik modern terdiri atas 7 periode dan 8 golongan. Setiap golongan dibagi lagi menjadi 8 golongan A (IA-VIIIA) dan 8 golongan B (IB – VIIIB). Unsur-unsur golongan A disebut golongan utama, sedangkan golongan B disebut golongan transisi. Golongan-golongan juga dapat ditandai dengan bilangan 1 sampai dengan 18 secara berurutan dari kiri ke kanan. Dengan cara ini maka unsur transisi terletak pada golongan 3 sampai golongan 12. Pada periode 6 dan 7 terdapat masing-masing 14 unsur yang disebut unsur-unsur transisi

dalam, yaitu unsur-unsur antanida dan aktinida. Unsur-unsur transisi dalam semua termasuk golongan IIIB. Unsur-unsur lantanida pada periode 6 golongan IIIB, dan unsur-unsur aktinida pada periode 7 golongan IIIB. Penempatan unsur-unsur tersebut di bagian bawah tabel periodik adalah untuk alasan teknis, sehingga daftar tidak terlalu panjang.

Gambar 2.1 menunjukkan tabel periodik modern dimana unsur disusun berdasarkan nomor atomnya dalam baris horizontal yang disebut periode dan kolom-kolom vertikal yang disebut golongan. Unsur-unsur dapat dibagi dalam tiga kategori yaitu logam, nonlogam dan metaloid. Logam (metal) merupakan penghantar panas dan listrik yang baik, sedangkan nonlogam (nonmetal) biasanya merupakan penghantar panas dan listrik yangbururk. Metaloid merupakan unsur yang mempunyai sifat-sifat yang berada diantara logam dan nonlogam. Unsur-unsur dikelompokkan berdasarkan nomor golongannya. Untuk memudahkan, ada beberapa golongan unsur yang mempunyai nama khusus seperti unsur golongan 1A disebut sebagai golongan logam alkali, golongan 2A disebut golongan logam alkali tanah, golongan 7A disebut golongan halogen dan golongan 8A disebut sebagai golongan gas mulia.



Gambar 2. 1 Tabel sistem periodik unsur

Sejumlah sifat fisika termasuk kerapatan, titik leleh dan titik didih berhubungan dengan ukuran atom. Namun ukuran atom sulit untuk ditentukan. Dengan memanfaatkan fakta bahwa kerapatan elektron dalam satu atom menjangkau jauh di luar inti secara praktis kita dapat membayangkan ukuran atom sebagai volume yang mengandung sekitar 90% dari seluruh kerapatan elektron di sekitar inti. Hal ini menjadi dasar teknik untuk kita menentukan ukuran atom. Ada beberapa teknik yang umumnya digunakan yaitu dengan mengukur jari-jari atom logam dan jari-jari ikatan kimia.

Jari-jari atom suatu logam adalah setengah jarak antara dua inti pada atom-atom yang berdekatan. Untuk unsur-unsur yang berupa molekul diatomik, jari-jari atomnya adalah setengah jarak antara inti dua atom dalam molekul tertentu. Jari-jari atom bervariasi dalam tabel berkala berdasarkan golongan, periode dan

deret transisi. Pada suatu golongan yang sama, jari-jari atom akan meningkat dari atas ke bawah. Hal ini disebabkan karena semakin ke bawah semakin banyak kulit elektron sehingga jari-jari atom akan semakin besar. Disepanjang periode, nomor atom meningkat sebesar satu untuk setiap unsur yang berurutan. Setiap kenaikan nomor atom akan diikuti dengan penambahan elektron pada kulit terluarnya sehingga saling menghalangi dengan dari meningkatnya muatan inti. Hal ini menyebabkan jari-jari atom akan menurun dari kiri ke kanan pada periode yang sama. Namun hal ini tidak berlaku untuk unsur pada golongan transisi. Jari-jari atom pada unsur transisi cenderung hampir sama disepanjang periode, tetapi dengan sedikit puncak yang tidak biasa. Hal ini disebabkan pada deret unsur transisi, elektron tambahan masuk ke dalam kulit elektron dalam. Disini elektron tersebut berpartisipasi dalam menghalangi elektron kulit-luar dari inti. Pada saat yang sama elektron kulit luar inti cenderung tetap konstans sehingga elektron kulit luar mengalami gaya tarik menarik yang dapat dikatakan setara terhadap inti diseluruh deret transisi.

Selain menggunakan teknik pengukuran jari-jari atom, ukuran atom juga dapat dilakukan berdasarkan pengukuran jari-jari ikatan kimia atom. Ada dua ikatan kimia jari-jari yang digunakan, yaitu jari-jari ionik dan jari-jari kovalen. Jari-jari ionik adalah pengukuran jari-jari berdasarkan pada jarak antara inti-inti ion yang dihubungkan oleh ikatan ionik. Jika atom netral dirubah menjadi suatu ion dengan cara melepas atau mengikat sebuah elektron maka diharapkan ukuran juga berubah. Ketika atom netral melepas sebuah elektron maka akan terbentuk kation yang ukuran jari-jarinya lebih kecil daripada atom netralnya. Hal ini

disebabkan pelepasan satu elektron atau lebih akan mengurangi tolak-menolak elektron tetapi muatan inti tetap sama sehingga awan elektron akan mengkerut. Sebaliknya jika atom netral mendapatkan tambahan elektron pada lapisan kulit terluarnya maka akan terbentuk anion yang jari-jari ionnya lebih besar dibandingkan atom netralnya. Penambahan elektron akan memperbesar gaya tolak menolak elektron. Dengan muatan inti yang tetap sama, daerah awan elektron akan semakin besar untuk melawan gaya tolak-menolak elektron. Jari-jari ikatan kimia lainnya adalah jari-jari kovalen yang merupakan setengah dari jarak antara inti-inti dua atom identik yang dihubungkan oleh ikatan kovalen tunggal.

Pada sifat tabel berkala atau tabel periodik, selain untuk menentukan jari-jari atom juga dapat digunakan untuk menentukan sifat lain seperti perubahan energi ionisasi dan afinitas elektron. Energi ionisasi adalah kuantitas energi yang harus diserap suatu atom gas untuk bisa melepas satu elektron atau dengan kata lain energi ionisasi adalah energi minimum yang diperlukan untuk melepaskan satu elektron dari atom berwujud gas pada keadaan dasarnya. Makin besar energi ionisasi maka akan semakin sulit elektron terlepas dari kulit terluarnya. Energi ionisasinya biasanya diukur melalui percobaan berdasarkan efek fotolistrik. Metode ini dilakukan dengan membombardir atom-atom gas pada tekanan rendah dengan foton yang memiliki energi cukup banyak untuk memaksa elektron terlepas dari lapisan kulit atom terluar. Energi ionisasi berbanding terbalik dengan besarnya jari-jari atom. Energi ionisasi akan menurun dengan naiknya jari-jari atom. Pada satu golongan yang sama energi ionisasi atom akan

meningkat dari bawah ke atas. Sedangkan pada periode yang sama, energi ionisasi atom akan meningkat dari kiri ke kanan.

Sifat lainnya yang berhubungan dengan tabel berkala adalah afinitas elektron. Afinitas elektron adalah negatif dari perubahan energi yang terjadi ketika satu elektron diterima oleh atom suatu unsur dalam keadaan gas. Secara percobaan, afinitas elektron ditentukan dengan melepaskan elektron tambahan dari suatu anion. Afinitas elektron dapat bernilai positif dan negatif. Berlawanan dengan energi ionisasi, afinitas elektron cukup sulit ditentukan karena anion-anion berbagai unsur cenderung tidak stabil. Selain itu beberapa atom tidak memiliki kecenderungan untuk mendapat elektron, seperti pada gas mulia. Meskipun lebih sulit untuk diukur, kecenderungan peningkatan afinitas elektron pada tabel periodik berkala sama dengan energi ionisasi dimana pada satu golongan yang sama afinitas elektron cenderung meningkat dari bawah ke atas dan pada periode yang sama akan meningkat dari kiri ke kanan.

2.3.2 Molekul dan Ion

Molekul adalah adalah suatu agregat (kumpulan) yang terdiri dari sedikitnya dua atom dalam susunan tertentu yang terikat bersama oleh gaya-gaya kimia (disebut juga ikatan kimia). Suatu molekul dapat mengandung atom-atom dari unsur yang sama atau atom-atom dari dua atau lebih unsur yang bergabung dalam perbandingan tertentu sesuai dengan hukum perbandingan tetap. Molekul yang hanya mempunyai dua atom disebut molekul diatomik seperti molekul hidrogen (H_2), nitrogen (N_2), oksigen (O_2) serta unsur-unsur golongan 7A seperti Flourin (F_2), klorin (Cl_2), bromin (Br_2) dan iodin (I_2).

Sebagian besar molekul mengandung lebih dari dua atom. Atom-atom itu dapat berasal dari unsur yang sama seperti dalam ozon (O_3) yang terbentuk dari tiga atom oksigen atau dapat pula berupa gabungan dari dua atau lebih unsur yang berbeda. Molekul yang mengandung lebih dari dua atom disebut molekul poliatomik seperti air (H_2O) dan amonia (NH_3).

Ion adalah sebuah atom atau sekelompok atom yang mempunyai muatan total positif atau netto. Jumlah proton yang bermuatan positif dalam inti suatu atom tetap sama selama berlangsungnya perubahan kimia, tetapi elektron yang bermuatan negatif bisa hilang atau bertambah. Atom netral yang kehilangan satu atau lebih elektronnya akan menghasilkan kation (ion dengan muatan positif). Contohnya atom natrium (Na) yang saat kehilangan elektronnya menjadi kation natrium (Na^+). Umumnya atom yang mudah menjadi kation adalah atom unsur golongan 1A dan 2A yang merupakan unsur logam. Sedangkan atom yang mendapatkan satu atau lebih elektron akan menghasilkan anion. Contohnya seperti atom Cl^- . Umumnya atom yang membentuk anion adalah golongan non logam terutama golongan 7A. Ion yang hanya memperoleh atau kehilangan satu ion disebut dengan ion monoatomik. Sedangkan atom yang mendapatkan tambahan atau kehilangan dua ion atau lebih disebut ion poliatomik.

2.3.3 Rumus Kimia

Untuk menyatakan komposisi molekul dan senyawa ionik dalam lambang-lambang kimia maka para ilmuwan membuat suatu penulisan yang dinamakan rumus kimia (*chemical formula*). Ada dua macam rumus kimia yang umum digunakan, yaitu rumus molekul dan rumus empiris

2.3.3.1 Rumus Molekul

Rumus molekul (*molecular formula*) menunjukkan jumlah nyata atom-atom dari setiap unsur di dalam unit terkecil suatu zat. H_2 adalah rumus molekul untuk hidrogen, O_2 adalah rumus molekul untuk oksigen, O_3 adalah rumus molekul untuk ozon dan H_2O adalah rumus molekul untuk air. Oksigen dan ozon adalah alotrop dari oksigen. Alotrop adalah salah satu dari dua atau lebih bentuk lain dari suatu unsur. Dua bentuk alotrop dari unsur karbon – intan dan grafit berbeda jauh dalam hal sifat.

Molekul terlalu kecil untuk diamati langsung. Cara efektif untuk memvisualisasikan molekul adalah dengan menggunakan model molekul. Ada dua jenis standar model molekul yang sering digunakan: model bola dan tongkat dan model ruang terisi.

2.3.3.2 Rumus Empiris

Rumus empiris (*empirical formula*) adalah rumus yang menunjukkan perbandingan bilangan bulat paling sederhana dari atom unsur penyusunnya sehingga rumus ini tidak selalu menunjukkan jumlah atom sebenarnya dalam suatu molekul. Rumus empiris merupakan rumus yang paling sederhana yang ditulis dengan memperkecil subkrip dalam rumus molekul menjadi bilangan bulat terkecil yang mungkin. Senyawa hidrogen peroksida memiliki rumus molekul H_2O_2 . Rumus ini menjelaskan bahwa setiap molekul hidrogen peroksida terdiri atas dua atom hidrogen dan dua atom oksigen. Perbandingan atom hidrogen dan oksigen pada senyawa ini adalah 2:2 atau jika kita sederhanakan perbandingannya dapat menjadi 1:1. Perbandingan 1:1 ini merupakan perbandingan terkecil dari

atom penyusun hidrogen peroksida sehingga digunakan perbandingan rumus empiris H_2O_2 yaitu menjadi HO. Untuk kebanyakan molekul, rumus empiris dan rumus molekulnya adalah sama seperti H_2O , amonia (NH_3) dan banyak lagi lainnya.

2.3.3.3 Rumus Senyawa Ionik

Rumus senyawa ionik biasanya sama dengan rumus empirisnya karena senyawa ionik tidak terdiri dari unit-unit molekuler yang terpisah. Sebagai contoh, suatu sampel padat natrium klorida (NaCl) terdiri dari ion Na^+ dan Cl^- berjumlah sama yang tersusun dalam jaringan tiga dimensional. Dalam senyawa tersebut perbandingan kationnya adalah 1:1, sehingga senyawa tersebut bermuatan listrik netral.

2.3.4 Penamaan Senyawa

Selain menggunakan rumus untuk menunjukkan komposisi molekul dan komposisi senyawa, kimiawan juga mengembangkan suatu sistem penamaan senyawa berdasarkan komposisinya.

2.3.4.1 Senyawa Ionik

Banyak senyawa ionik yang merupakan senyawa biner (*binary compound*), yaitu senyawa yang terbentuk dari hanya dua unsur. Untuk senyawa ionik biner, unsur pertama yang diberi nama adalah kation logam diikuti dengan anion nonlogam. Anion diberi nama dengan mengambil bagian awal dari nama unsur itu dan kemudian diberi akhiran -ida. Contohnya seperti NaCl yang berarti natrium klorida, KBr yang berarti kalium bromida, ZnI_2 yang berarti seng iodida dan Al_2O_3 yang berarti aluminium oksida.

Akhiran ini juga diberikan pada gugus anion tertentu yang mengandung unsur yang berbeda seperti hidroksida (OH^-) dan sianida (CN^-). Jadi senyawa LiOH dan KCN diberi nama litium hidroksida dan kalium sianida. Senyawa tersebut merupakan golongan senyawa tersier, yaitu senyawa yang tersusun atas tiga unsur.

Logam-logam tertentu khususnya logam transisi dapat membentuk lebih dari satu jenis kation. Contohnya adalah besi. Besi dapat membentuk Fe^{2+} dan Fe^{3+} . Cara penamaan unsur tersebut adalah dengan memberikan angka Romawi. Angka Romawi I untuk muatan positif satu dan seterusnya. Contohnya seperti FeCl_2 yang berarti besi (II) klorida dan FeCl_3 yang berarti besi (III) klorida.

2.3.4.2 Senyawa Molekuler

Senyawa molekuler mengandung unit-unit molekuler yang terpisah. Senyawa ini biasanya tersusun atas unsur-unsur nonlogam. Kebanyakan senyawa molekuler adalah berupa senyawa biner. Penamaan senyawa molekuler biner mirip dengan senyawa ionik biner. Pertama-tama kita menempatkan nama dari unsur pertama dalam rumus dan unsur kedua diberi nama dengan menambahkan akhiran -ida. Contohnya antara lain adalah HCl (hidrogen klorida), HBr (hidrogen bromida), SiC (silikon karbida). Sepasang unsur umumnya dapat membentuk senyawa yang berbeda sehingga untuk memudahkan penamaan senyawa tersebut ditambahkan penggunaan awalan Yunani untuk menyatakan jumlah atom. Contoh-contoh senyawa tersebut antara lain adalah CO (karbon monoksida), CO_2 (karbon dioksida), SO_2 (belerang dioksida), SO_3 (belerang trioksida), NO_2 (nitrogen dioksida) dan N_2O_4 (dinitrogen tetraoksida).

Tabel 2. 1 Awalan Yunani dalam penamaan senyawa molekuler

Awalan	Arti
Mono-	Satu
Di-	Dua
Tri-	Tiga
Tetra-	Empat
Penta-	Lima
Heksa-	Enam
Hepta-	Tujuh
Okta-	Delapan
Nona-	Sembilan
Deka-	Sepuluh

Ada beberapa aturan dan pengecualian dalam penamaan senyawa molekuler. Sebagai contoh, penggunaan awalan mono pada unsur pertama dapat dihilangkan. Seperti pada senyawa PCl_3 bukan dinamakan monofosfor triklorida tetapi dinamakan fosfor triklorida. Selain itu untuk oksida, akhiran a pada awalan kadang dapat dihilangkan. Sebagai contoh pada senyawa N_2O_4 dapat disebut dinitrogen tetraoksida. Sebagai pengecualian, penggunaan awalan Yunani tidak digunakan untuk senyawa molekuler yang mengandung hidrogen. Kebanyakan senyawa-senyawa ini disebut dengan nama umum yang tidak sistematis seperti CH_4 (metana), B_2H_6 (diboran), SiH_4 (Silan) dan H_2S (hidrogen sulfida).

2.4 Rangkuman

Kimia modern dimulai dengan teori atom Dalton yang menyatakan bahwa semua materi tersusun atas partikel-partikel yang sangat kecil dan tidak dapat dibagi yang disebut atom; bahwa semua atom dari unsur yang sama adalah identik; bahwa senyawa mengandung atom-atom dari unsur-unsur yang berbeda yang bergabung dengan perbandingan bilangan bulat dan bahwa atom-atom tidak dapat diciptakan maupun dimusnahkan dalam reaksi kimia (hukum kekekalan massa).

Atom-atom dari unsur-unsur penyusunnya di dalam suatu senyawa tertentu selalu bergabung dengan perbandingan massa yang sama (hukum perbandingan tetap). Ketika dua unsur dapat bergabung membentuk lebih dari satu jenis senyawa, massa-massa dari satu unsur yang bergabung dengan massa tertentu unsur yang lain akan berbanding sebagai bilangan bulat yang kecil (hukum perbandingan berganda).

Suatu atom terdiri dari sebuah inti atom yang sangat padat yang tersusun atas proton dan neutron. Elektron akan bergerak pada lintasan disekitar inti pada jarak yang relatif besar dari inti. Proton bermuatan positif, elektron bermuatan negatif dan neutron bermuatan netral (tidak bermuatan). Proton dan neutron mempunyai massa yang kira-kira sama yaitu 1840 kali lebih besar dari massa elektron.

Nomor atom suatu unsur adalah jumlah proton dalam inti, sedangkan nomor massa adalah hasil penjumlahan antara jumlah neutron dan jumlah proton dalam inti. Isotop adalah atom-atom dari unsur yang sama yang mempunyai jumlah proton yang sama tetapi jumlah neutronnya beda.

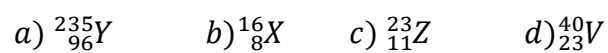
Tabel periodik adalah sebuah tabel dimana unsur-unsur yang mempunyai sifat-sifat fisis dan kimia yang mirip dikelompokkan bersama. Ada beberapa teori tabel periodik sebelum didapatkan tabel periodik modern seperti sekarang. Tabel periodik berkaitan dengan beberapa sifat atom seperti jari-jari atom, energi ionisasi dan afinitas elektron.

Rumus kimia menggabungkan lambang untuk unsur-unsur penyusun dengan menggunakan subkrip berupa bilangan bulat untuk menunjukkan jenis dan jumlah

atom yang terkandung dalam unit terkecil suatu senyawa. Dari rumus molekul suatu senyawa dapat diketahui jumlah dan jenis atom yang bergabung dalam setiap molekul senyawa. Rumus empiris menunjukkan perbandingan paling sederhana dari atom-atom dalam suatu molekul.

2.5 Soal

1. Sebutkan dan jelaskan mengenai perkembangan teori atom?
2. Sebutkan dan jelaskan bagian-bagian penyusun sebuah atom?
3. Apakah yang dimaksud dengan isotop?
4. Sebutkan dan jelaskan mengenai teori perkembangan susunan tabel periodik?
5. Tuliskan nama senyawa berikut
 - a. HCl
 - b. Fe₂O₃
 - c. Mg(OH)₂
 - d. SO₃
6. Tentukan nomor atom dan massa atom berikut ini



BAB III

IKATAN KIMIA

3.1 Tujuan Instruksional Umum

Mahasiswa akan dapat memahami mengenai ikatan yang umumnya digunakan untuk membentuk sebuah molekul atau senyawa.

3.2 Tujuan Instruksional Khusus

Mahasiswa dapat memahami tentang pembentukan ikatan kimia menggunakan ikatan kovalen, ikatan kovalen koordinasi, ikatan ion, ikatan logam dan ikatan hidrogen serta aturan dalam pembentukan ikatan kimia tersebut.

3.3 Uraian Materi

Konsep molekul telah diperkenalkan sejak abad ke-17. Namun proses bagaimana dan mengapa molekul terbentuk baru mulai dipahami pada awal abad ke-20. Perkembangan mengenai tabel periodik dan konsep mengenai konfigurasi elektron telah memberikan suatu landasan untuk pembentukan molekul dan senyawa. Ikatan kimia menjadi salah satu fundamental dalam pembelajaran struktur. Struktur merupakan kunci dalam ilmu kimia. Sifat-sifat zat bergantung pada atom penyusunnya dan bagaimana cara atom-atom tersebut saling terhubung. Ikatan kimia adalah interaksi yang menjelaskan hubungan antar atom sehingga menjadi molekul, ion, kristal dan spesies yang stabil lainnya.

Kimiawan Nebraska Gilbert Lewis menjelaskan bahwa atom bergabung untuk mencapai konfigurasi elektron yang lebih stabil. Kestabilan maksimum tercapai jika atom telah memiliki konfigurasi elektron yang sama (isoelektron) dengan konfigurasi elektron gas mulia. Ketika atom berinteraksi untuk

membentuk ikatan kimia, hanya bagian terluarnya yang bersinggungan dengan atom lain. Selain melalui penggunaan elektron secara bersama-sama, pembentukan ikatan kimia juga dapat dilakukan dengan serah terima elektron antar atom dan beberapa langkah lain seperti yang akan diuraikan berikut.

3.3.1 Ikatan Kovalen

Ikatan kovalen adalah ikatan yang terbentuk dari pemakaian bersama dua elektron oleh dua atom. Senyawa yang terbentuk dari ikatan ini dinamakan senyawa kovalen. Konsep sederhana ikatan kovalen pertama kali diperkenalkan oleh kimiawan Nebraska Gilbert Lewis yang mengajukan bahwa ikatan kimia dapat melibatkan penggunaan elektron secara bersama-sama oleh atom-atom yang berikatan. Lewis menggambarkan pembentukan ikatan pada molekul H₂ sebagai berikut



Secara sederhana, pasangan elektron yang digunakan bersama sering dinyatakan dengan satu garis. Jadi, ikatan kovalen dalam molekul hidrogen dapat ditulis sebagai H – H. Pada ikatan kovalen, setiap elektron dalam pasangan elektron ikatan yang digunakan bersama ditarik oleh inti dari kedua atom yang berikatan. Gaya tarikan elektron ke inti inilah yang mengikat kedua atom hidrogen dalam molekul H₂ dan yang berperan dalam pembentukan ikatan kovalen dalam molekul lainnya.

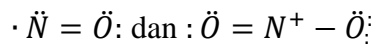
Struktur yang digunakan untuk menggambarkan senyawa kovalen seperti H₂ disebut struktur lewis. Secara harfiah struktur lewis didefinisikan sebagai penggambaran ikatan kovalen yang menggunakan lambang titik lewis di

mana pasangan elektron ikatan dinyatakan dengan satu garis atau sepasang titik yang diletakkan di antara kedua atom, dan pasangan elektron bebas dinyatakan dengan titik-titik pada masing-masing atom. Pembentukan ikatan pada ikatan kovalen diilustrasikan mengikuti aturan oktet yang dirumuskan oleh Lewis. Aturan oktet menjelaskan bahwa sebuah atom, kecuali atom hidrogen, cenderung membentuk ikatan sampai atom itu dikelilingi oleh delapan elektron valensi. Atau dengan kata lain elektron valensi atom tersebut harus sama dengan atom valensi unsur gas mulia. Ikatan kovalen terbentuk jika elektron yang tersedia tidak cukup untuk masing-masing atom mencapai oktet yang lengkap. Aturan oktet terutama berlaku untuk unsur-unsur dalam periode kedua pada tabel periodik. Pada pembentukan senyawa kovalen, atom dari periode kedua ini dapat mencapai konfigurasi elektron gas mulia [Ne] melalui penggunaan elektron bersama dengan atom lain dalam senyawa yang sama.

Ada beberapa senyawa kovalen yang tidak mengikuti aturan oktet. Hal ini diistilahkan dengan pengucualian atau penyimpangan aturan oktet. Pengecualian aturan oktet dapat dibagi dalam tiga kategori yaitu:

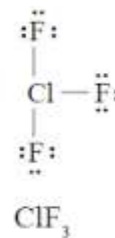
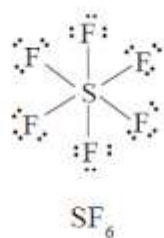
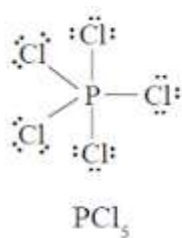
1. Oktet tak lengkap. Pada beberapa senyawa, jumlah elektron di sekitar atom pusat dalam suatu molekul stabil kurang dari delapan. Misalnya berilium (Be), unsur periode kedua dan golongan 2A dengan elektron valensi pada orbital 2s. Dalam fase gas, berilium hidrida (BeH_2) terdapat sebagai molekul terpisah dengan struktur Lewis $\text{H} - \text{Be} - \text{H}$. Dapat dilihat bahwa hanya ada empat elektron disekitar atom Be dan tidak mungkin untuk memenuhi aturan oktet

2. Molekul Berelektron Ganjil. Beberapa molekul mempunyai jumlah elektron ganjil, misalnya senyawa nitrogen oksida (NO) dan nitrogen dioksida (NO₂).

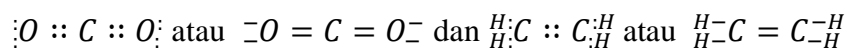


Aturan oktet tidak mungkin dipenuhi pada molekul dengan jumlah elektron valensi ganjil.

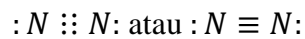
3. Oktet yang diperluas. Jumlah elektron valensi yang lebih besar dari delapan di sekitar atom bisa ditemui dalam beberapa senyawa. Oktet yang diperluas hanya dapat diperlukan untuk atom-atom dari unsur-unsur dalam periode ketiga ke atas. Contoh senyawa kovalen yang mengalami aturan oktet yang diperluas adalah senyawa-senyawa berikut:



Atom-atom dapat membentuk berbagai jenis ikatan kovalen yang berbeda. Dua atom yang berikatan melalui sepasang elektron disebut ikatan tunggal. Dalam beberapa senyawa, atom-atom berikatan dengan ikatan rangkap. Ada dua ikatan rangkap kovalen yaitu ikatan rangkap dua dan ikatan rangkap tiga. Ikatan rangkap dua adalah ikatan kovalen dua atom yang menggunakan dua pasangan elektron secara bersama. Contoh ikatan rangkap dua terdapat dalam molekul karbondioksida (CO₂) dan etilena (C₂H₄):



Ikatan rangkap tiga terbentuk jika dua atom menggunakan bersama tiga pasang elektron seperti N₂.



Ada dua macam jenis ikatan kovalen, yaitu ikatan kovalen polar dan nonpolar. Perbedaan diantara keduanya berkaitan dengan kemampuan suatu atom berikatan tersebut untuk menarik elektron dalam ikatan. Kemampuan ini dinamakan keelektronegatifan. Keelektronegatifan atom berkaitan dengan energi ionisasi dan afinitas elektron.

1. Ikatan Kovalen Polar

Ikatan kovalen polar adalah ikatan kovalen yang terbentuk ketika elektron bersama di antara atom tidak benar-benar dipakai bersama. Hal ini terjadi ketika satu atom mempunyai elektronegatifan yang lebih tinggi daripada atom lainnya. Atom yang mempunyai elektronegatifan yang lebih tinggi mempunyai tarikan elektron yang lebih kuat. Akibatnya elektron bersama akan lebih dekat ke atom yang mempunyai elektronegatifan tinggi. Ikatan kovalen polar menjadikan molekul yang terbentuk mempunyai potensial elektrostatik. Contoh ikatan kovalen polar adalah H₂O, O₃, sulfida dan lain sebagainya.

2. Ikatan Kovalen Nonpolar

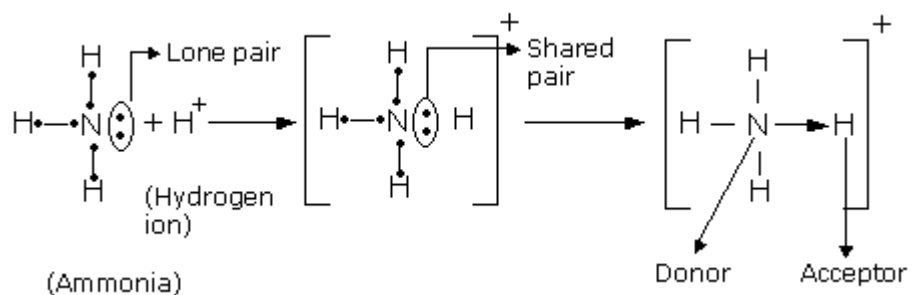
Ikatan kovalen nonpolar adalah ikatan kovalen yang terbentuk ketika atom membagikan elektronnya secara setara. Biasanya terjadi ketika ada atom yang mempunyai afinitas elektron yang sama atau hampir sama. Semakin dekat nilai afinitas elektron, maka semakin kuat ikatannya. Ikatan kovalen nonpolar terjadi

pada molekul gas atau molekul diatomik. Contoh ikatan kovalen nonpolar antara lain adalah H_2 , O_2 , N_2 , I_2 dan lain sebagainya.

3.3.2 Ikatan Kovalen Koordinasi

Ikatan kovalen koordinasi secara harfiah dapat didefinisikan adalah ikatan kimia yang terjadi akibat penggunaan bersama pasangan elektron yang hanya berasal dari salah satu pihak atom. Pada ikatan ini terdapat atom pendonor (penyumbang) dan atom penerima (akseptor) pasangan elektron. Ikatan kovalen koordinasi disebut juga ikatan kovalen koordinat dengan disimbolkan berupa tanda panah dari atom donor menuju akseptor (namun hal ini bukan suatu keharusan).

Sebagai contoh ikatan kovalen koordinasi adalah senyawa amonia (NH_3). Senyawa NH_3 terdiri atas tiga pasangan elektron bersama untuk tiga ikatan kovalen tunggal N – H. Namun karena atom N memiliki lima elektron valensi, maka masih tersedia sepasang elektron bukan ikatan atau sepasang elektron menyendiri. Jika molekul NH_3 bergabung dengan ion H^+ (kation hidrogen) membentuk ion NH_4^+ , maka hanya ada satu kemungkinan pembentukan pasangan elektron bersama yang berasal dari atom N sebagai ikatan kovalen koordinasi.



Gambar 3. 1 Pembentukan ikatan kovalen koordinasi

3.3.3 Ikatan Ion

Secara sederhana ikatan ion didefinisikan sebagai ikatan antara dua macam ion (kation dan anion) oleh gaya-gaya elektrostatik Coulomb. Ikatan ini terbentuk dari unsur-unsur atau atom-atom yang memiliki perbedaan keelektronegatifan besar. Pada ikatan ion, atom unsur dengan keelektronegatifan lebih rendah memberikan elektronnya kepada atom unsur dengan keelektronegatifan yang lebih tinggi. Dalam ikatan ion tidak ada penggunaan elektron secara bersama tetapi terjadi proses serah terima elektron.

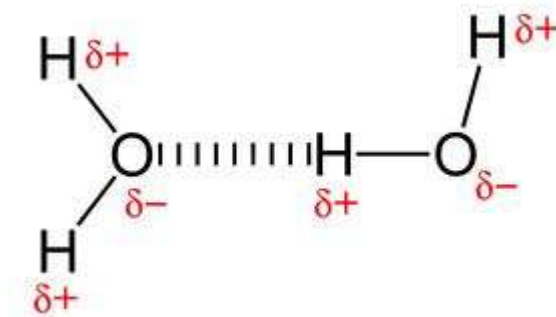
Ikatan ionik biasanya menggabungkan unsur logam dan unsur nonlogam. Atom-atom unsur dengan perbedaan keelektronegatifan yang kecil (mirip) cenderung untuk membentuk ikatan kovalen polar karena kerapatan elektronnya sedikit bergeser ke arah atom yang lebih elektronegatif. Sebagian besar ikatan kovalen melibatkan atom-atom dari unsur nonlogam. Ikatan kovalen murni hanya terbentuk diantara dua atom unsur yang sejenis yang memiliki keelektronegatifan yang sama. Sayangnya tidak terdapat perbedaan yang tegas antara ikatan polar dengan ikatan ion. Perbedaan yang paling memungkinkan adalah dengan melihat bahwa ikatan ion terbentuk jika perbedaan keelektronegatifan diantara kedua atom berikatan lebih besar dari atau sama dengan 2.0

Contoh senyawa ionik antara lain adalah senyawa kompleks $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O}_6)]^{2+}$, ion pusat Fe^{2+} dengan molekul pengeliling H_2O , juga sebagian besar diikat oleh gaya-gaya elektrostatik antara ion pusat dengan dipol listrik tetap yaitu negatif yang dihasilkan oleh molekul pengeliling. Umumnya ikatan ionik terbentuk antara

atom unsur golongan IA dan IIA (alkali dan alkali tanah) dengan atom unsur golongan VIIA (golongan halida) seperti NaCl, MgCl₂, NaBr dan lain sebagainya.

3.3.4 Ikatan Hidrogen

Ikatan hidrogen adalah sebuah interaksi tarik-manarik (dipol-dipol) antara atom yang bersifat elektronegatif dengan atom hidrogen yang terikat pada atom lain yang juga bersifat elektronegatif. Jadi, ikatan hidrogen tidak hanya terjadi pada satu molekul, melainkan bisa antara molekul satu dengan molekul yang lainnya. Ikatan hidrogen selalu melibatkan atom hidrogen.



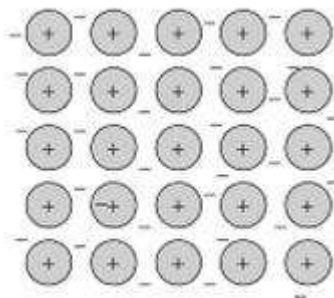
Gambar 3. 2 Pembentukan ikatan hidrogen

Ikatan hidrogen bersifat lebih kuat dibandingkan gaya Van der Waals tetapi lebih lemah dibandingkan ikatan kovalen dan ikatan ion. Ikatan hidrogen sangat dominan dalam kimia air, larutan air, pelarut hidrosiklik, spesies yang mengandung gugus -OH pada umumnya serta sebagai penghubung rantai polipeptida dalam rantai protein dan pasangan basa dari asam nukleat. Peran ikatan hidrogen cukup signifikan pada sifat fisis suatu senyawa seperti titik didih. Senyawa dengan ikatan hidrogen umumnya memiliki titik didih yang lebih tinggi. Apabila atom hidrogen terikat pada atom lain terutama atom F, O, N atau Cl maka ikatannya akan bersifat sangat polar dengan daerah positif pada atom H.

3.3.5 Ikatan Logam

Lebih dari delapan puluh unsur yang ada di sistem periodik unsur merupakan unsur logam. Logam bersifat padat pada temperatur dan tekanan standar, dengan pengecualian unsur merkuri dan galium yang berupa cairan. Unsur-unsur ini dapat membentuk sebuah senyawa dengan menggunakan ikatan logam. Secara harfiah ikatan logam didefinisikan sebagai suatu kekuatan utama yang menyatukan atom-atom logam. Ikatan logam merupakan akibat dari adanya tarik menarik muatan positif logam dan muatan negatif elektron yang bergerak bebas. Untuk menjelaskan ikatan pada logam, Lorentz mengusulkan sebuah model yang dikenal dengan model gas elektron atau model lautan elektron. Model ini didasarkan pada beberapa sifat logam berikut:

1. Energi ionisasi yang rendah. Logam umumnya mempunyai energi ionisasi yang rendah. Secara tak langsung, pengertian ini merujuk pada elektron valensi yang tidak terikat kuat dengan inti. Dengan demikian elektron logam bebas bergerak.
2. Banyak orbital kosong. Telah diteliti bahwa logam mempunyai banyak orbital (rumah elektron) yang kosong sebagai akibat elektron valensi logam yang lebih rendah daripada orbital valensi logam.



Gambar 3. 3 Skema ikatan logam

Atom dari senyawa logam hanya mengandung satu sampai tiga elektron valensi. Dengan demikian atom tersebut tidak mampu membentuk ikatan kovalen. Elektron yang paling luar pada sebagian besar logam biasanya mempunyai hubungan yang tidak erat dengan inti karena letaknya yang jauh dari muatan positif inti. Semua elektron valensi logam-logam bergabung membentuk lautan elektron yang bergerak bebas diantara inti atom seperti pada gambar 3.3.

3.4 Rangkuman

Ikatan kimia adalah interaksi yang menjelaskan hubungan antar atom sehingga menjadi molekul, ion, kristal dan spesies yang stabil lainnya. Ada beberapa ikatan kimia pembentuk senyawa antara lain ikatan kovalen, ikatan kovalen koordinasi, ikatan ion, ikatan hidrogen dan ikatan logam. Masing-masing ikatan memiliki aturan masing-masing dalam pembentukan senyawa kimia.

3.5 Soal

1. Sebutkan dan jelaskan jenis-jenis ikatan kimia?
2. Sebutkan perbedaan antara ikatan ion dengan ikatan kovalen polar?
3. Gambarkan struktur lewis senyawa kovalen berikut
 - a. HCl
 - b. H₂O
 - c. NH₄⁺
 - d. H₂S
 - e. N₂H₄

BAB IV

STOIKIOMETRI LARUTAN

4.1 Tujuan Instruksional Umum

Mahasiswa akan dapat memahami perhitungan matematika mengenai stoikiometri sederhana terutama untuk larutan.

4.2 Tujuan Instruksional Khusus

Mahasiswa dapat memahami tentang langkah perhitungan massa atom, massa molar, molar dan satuan konsentrasi lainnya untuk menyatakan jumlah unsur dalam suatu senyawa kimia.

4.3 Uraian Materi

Ilmu kimia selain menggunakan percobaan di laboratorium juga sering melibatkan ilmu matematis dalam penyelesaian permasalahannya. Penggunaan dasar perhitungan dalam ilmu kimia dikenal dengan istilah stoikiometri. Dalam bahasa Yunani, stoikiometri berasal dari kata *stoicheion* yang berarti unsur. Secara harfiah stoikiometri didefinisikan sebagai metode pengukuran unsur, namun dari sudut pandang praktis, stoikiometri meliputi semua hubungan kuantitatif yang melibatkan massa atom dan massa rumus, rumus kimia dan persamaan kimia. Secara garis besar stoikiometri dibagi menjadi dua macam yaitu stoikiometri komposisi dan stoikiometri reaksi.

4.3.1 Massa Atom

Massa suatu atom terkait erat dengan jumlah elektron, proton dan neutron yang dimiliki atom tersebut. berdasarkan perjanjian internasional, satu atom dari isotop karbon (disebut karbon 12) dipakai sebagai standar, sehingga satu satuan

massa atom didefinisikan sebagai suatu massa yang besarnya tepat sama dengan seperduabelas massa dari satu atom karbon-12. Massa atom diperoleh dari hasil percobaan dan biasanya diberikan pada keterangan tabel periodik.

4.3.2 Massa Molar Unsur dan Bilangan Avogadro

Satuan massa atom memberikan skala relatif dari massa berbagai unsur. Pada sistem SI, satuan massa molar unsur dinyatakan dalam mol. Secara harfiah mol didefinisikan sebagai banyaknya suatu zat yang mengandung entitas dasar (atom, molekul atau partikel lain) sebanyak jumlah atom yang terdapat dalam tepat 12 g isotop karbon-12. Jumlah atom sebenarnya dalam 12 g isotop karbon 12 adalah sebesar $6,0221367 \times 10^{23}$. Bilangan ini dinamakan sebagai bilangan Avogadro.

4.3.3 Massa Molekul

Massa molekul atau biasanya juga disebut sebagai berat molekul didefinisikan sebagai jumlah dari massa atom-atom (dalam sma) dalam suatu molekul. Sebagai contoh, massa molekul H_2O adalah

$$\begin{aligned} \text{massa molekul } H_2O &= 2 \text{ masa atom } H + \text{massa atom } O = 2 \cdot 1 + 16 \\ &= 18 \text{ sma} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{massa molekul } SO_2 &= \text{massa atom } S + 2 \cdot \text{massa atom } O = 32 + 2 \cdot 16 \\ &= 64 \text{ sm} \end{aligned}$$

4.3.4 Hubungan Mol, Massa dan Massa Molekul

Dari massa molekul kita dapat menentukan massa molar dari suatu molekul atau senyawa. Massa molar suatu senyawa (dalam gram) sama dengan massa molekulnya (dalam sma). Misalnya, massa molekul air adalah 18,02 sma,

maka massa molarnya adalah 18,02 g dan mengandung $6,022 \times 10^{23}$ atom air. Hubungan antara mol, massa senyawa dan massa molekulnya secara sederhana dapat dirumuskan sebagai berikut:

$$n = \frac{m}{Mr}$$

Dimana : n = jumlah mol senyawa (mol)

m = massa senyawa (g)

Mr = berat molekul relatif atau massa molekul relatif (g/mol)

Contoh :

1. Seng (Zn) adalah logam berwarna perak yang digunakan untuk membuat kuningan (bersama tembaga). Ada berapa gram Zn dalam 0,356 mol Zn?

Penyelesaian : $Mr \text{ Zn} = 65,39 \text{ g/mol}$; $\text{mol} (n) = 0,356 \text{ mol}$

$$\text{Massa Zn} = Mr \times \text{mol} (n) = 65,39 \text{ g/mol} \times 0,356 \text{ mol} = 23,3$$

g

2. Berapa mol CH_4 yang ada dalam 6,07 g CH_4 ?

Penyelesaian : $m \text{ CH}_4 = 6,07 \text{ g}$; $Mr \text{ CH}_4 = 12,01 + 4 \cdot 1,008 = 16,04$
g/mol

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{6,07 \text{ g}}{16,04 \text{ g/mol}} = 0,378 \text{ mol}$$

3. Berapa banyak atom hidrogen yang terdapat dalam gas CH_4 pada soal sebelumnya ?

Penyelesaian : banyaknya atom = $n \text{ CH}_4 \times N_A$

$$= 0,378 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23}$$

$$= 2,276 \times 10^{23} \text{ atom H}$$

4.3.5 Persen Komposisi Senyawa

Persen komposisi senyawa adalah persentase massa dari tiap unsur yang terkandung dalam suatu senyawa. Persen komposisi ini diperoleh dengan membagi massa tiap unsur dalam 1 mol senyawa dengan massa molar senyawa tersebut dikalikan 100 persen.

$$\text{persen komposisi unsur} = \frac{n \times \text{massa molar unsur}}{\text{massa molar senyawa}} \times 100\%$$

Sebagai contoh, dalam 1 mol H₂O₂, terdapat 2 mol atom H dan 2 mol atom O.

Massa molar dari H₂O₂, H dan O berturut-turut adalah 34,02 g, 1,008 g dan 16 g.

Persen komposisi H₂O₂ adalah sebagai berikut:

$$\%H = \frac{n \times \text{massa molar unsur}}{\text{massa molar senyawa}} \times 100\% = \frac{2 \cdot 1,008 \text{ g}}{34,02 \text{ g}} \times 100\% = 5,93\%$$

$$\%O = \frac{n \times \text{massa molar unsur}}{\text{massa molar senyawa}} \times 100\% = \frac{2 \cdot 16 \text{ g}}{34,02 \text{ g}} \times 100\% = 94,07\%$$

4.3.6 Penentuan Rumus Kimia

Berdasarkan data perhitungan persen komposisi senyawa kita dapat mengetahui rumus kimia empiris senyawa tersebut. hal ini disebabkan koefisien-koefisien dari rumus tersebut selalu disederhanakan jadi bilangan bulat terkecil. Sedangkan untuk menentukan rumus molekul senyawa kita harus mengetahui massa molar *aproksimasi* dari senyawa tersebut.

Contoh penentuan rumus kimia empiris dan molekul senyawa :

1. Suatu sampel senyawa yang terdiri dari nitrogen (N) dan oksigen mengandung 1,52 g N dan 3,47 g O. Massa molar dari senyawa tersebut adalah 93 g/mol. Tentukan rumus empiris dan rumus molekul senyawa tersebut ?

$$\text{Penyelesaian : } n_N = \frac{m}{Mr} = \frac{1,52 \text{ g}}{14,01 \text{ g/mol}} = 0,108 \text{ mol N}$$

$$n_O = \frac{m}{Mr} = \frac{3,47 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,217 \text{ mol O}$$

Jadi rumus senyawa ini adalah $N_{0,108}O_{0,217}$. Jika kita sederhanakan subkrip pada unsur N dan O maka rumus senyawanya menjadi NO_2 .

$$\text{Massa molar empiris} = 14,01 \text{ g/mol} + 2 \cdot 16 \text{ g/mol} = 46,02 \text{ g/mol}$$

$$\text{Perbandingan rumus molekul} = \frac{\text{massa molar}}{\text{massa molar empiris}} = \frac{93 \text{ g/mol}}{46,02 \text{ g/mol}} = 2$$

Sehingga rumus molekul senyawa tersebut adalah $(NO_2)_2 = N_2O_4$

4.3.7 Stoikiometri Larutan (Konsentrasi)

Stoikiometri larutan adalah metode matematis atau kuantitatif yang digunakan untuk menyatakan jumlah kandungan atau konsentrasi zat dalam larutan. Stoikiometri larutan juga dikenal dengan istilah konsentrasi. Ada beberapa cara menyatakan konsentrasi zat dalam larutan, contohnya molaritas, molalitas, fraksi mol persen (%) dan bagian perjuta atau *part permillion* (ppm).

4.3.7.1 Molaritas

Molaritas menyatakan banyaknya mol zat terlarut di dalam setiap 1 liter larutan dan dinyatakan dengan rumus;

$$M = \frac{n}{V}$$

Dengan : M = molaritas larutan

n = jumlah mol zat terlarut

V = volume larutan

Contoh soal:

Hitunglah konsentrasi larutan yang dibuat dari 2 gram kristal NaOH yang dilarutkan ke dalam air hingga volumenya 500 mL (Mr NaOH = 40 g/mol)

$$\text{Penyelesaian : } n = \frac{m}{Mr} = \frac{2 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ mol}$$

$$V = 0,5 \text{ L}$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L} = 0,1 \text{ M}$$

4.3.7.2 Molalitas

Molalitas menyatakan banyaknya mol zat terlarut di dalam setiap 1000 gram pelarut. Untuk larutan dalam air, massa pelarut dapat dinyatakan dalam volume pelarut, sebab massa jenis air adalah 1 gram/mL. Molalitas dinyatakan dengan rumus:

$$m = n \times \frac{1.000}{p}$$

Dengan : m = molalitas larutan

n = jumlah mol zat terlarut

p = massa larutan

Contoh soal:

Hitunglah molalitas larutan yang terjadi apabila 24 gram kristal MgSO₄ dilarutkan ke dalam 400 gram air (Mr MgSO₄ = 120 g/mol)

$$\text{Penyelesaian : } n = \frac{m}{Mr} = \frac{24 \text{ g}}{120 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mol}$$

$$V = 400 \text{ gramL}$$

$$m = n \times \frac{1.000}{p} = 0,2 \text{ mol} \times \frac{1.000 \text{ gram}}{400 \text{ gram}} = 0,5 \text{ molal}$$

4.3.7.3 Fraksi Mol

Fraksi mol suatu zat di dalam suatu larutan menyatakan perbandingan banyaknya mol dari zat tersebut terhadap jumlah mol seluruh komponen dalam larutan. Jika n_A zat A bercampur dengan n_B zat B, fraksi mol zat A (X_A) dan fraksi mol zat B (X_B) dinyatakan dengan:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \text{ dan } X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

Apabila fraksi mol dari masing-masing zat yang ada dalam larutan dijumlahkan, secara keseluruhan nilainya adalah 1 (satu) atau:

$$X_A + X_B = 1$$

Contoh soal:

Hitunglah fraksi mol glukosa di dalam larutan glukosa 36% (M_r glukosa = 180 dan $H_2O = 18$)

Penyelesaian: massa larutan dianggap sebesar 100 gram sehingga massa glukosa = 36 gram dan massa air = 64 gram.

$$n_{glukosa} = \frac{m}{M_r} = \frac{36 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mol}$$

$$n_{air} = \frac{m}{M_r} = \frac{64 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 3,56 \text{ mol}$$

maka:

$$X_{glukosa} = \frac{n_{glukosa}}{n_{glukosa} + n_{air}} = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,2 \text{ mol} + 3,56 \text{ mol}} = 0,053$$

$$n_{air} = \frac{n_{air}}{n_{glukosa} + n_{air}} = \frac{3,56 \text{ mol}}{0,2 \text{ mol} + 3,56 \text{ mol}} = 0,947$$

4.4 Rangkuman

Stoikiometri didefinisikan sebagai hubungan kuantitatif yang melibatkan massa atom dan massa rumus, rumus kimia dan persamaan kimia. Satu satuan massa atom didefinisikan sebagai suatu massa yang besarnya tepat sama dengan seperduabelas massa dari satu atom karbon-12. Mol didefinisikan sebagai banyaknya suatu zat yang mengandung entitas dasar (atom, molekul atau partikel lain) sebanyak jumlah atom yang terdapat dalam tepat 12 g isotop karbon-12. Massa molekul didefinisikan sebagai jumlah dari massa atom-atom dalam suatu molekul. Persen komposisi senyawa adalah persentase massa dari tiap unsur yang terkandung dalam suatu senyawa.

4.5 Soal

1. Berapa gram kristal $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ yang harus dilarutkan ke dalam air agar didapatkan 600 mL larutan $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,5 M? ($A_r \text{ C} = 12$, $\text{O} = 16$ dan $\text{H} = 1$)
2. Di dalam 400 mL larutan amonia, terlarut 3,4 gram NH_3 ($A_r \text{ N} = 14$, $\text{H} = 1$).
Hitunglah molaritas dan fraksi mol larutan
3. Hitunglah molalitas dan fraksi mol larutan NaOH dalam air yang kadarnya 40% ($M_r \text{ NaOH} = 40 \text{ g/mol}$)
4. Berapa gram KOH yang harus dilarutkan dalam 400 mL air agar didapatkan larutan KOH 0,2 M? ($A_r \text{ K} = 39$, $\text{O} = 16$ dan $\text{H} = 1$)

BAB V

REAKSI KIMIA

5.1 Tujuan Instruksional Umum

Mahasiswa akan dapat memahami mengenai mekanisme dan perhitungan matematika dalam proses reaksi kimia.

5.2 Tujuan Instruksional Khusus

Mahasiswa dapat memahami tentang mekanisme reaksi kimia dalam larutan berair seperti reaksi pengendapan, reaksi asam basa (reaksi penetralan) dan reaksi oksidasi reduksi.

5.3 Uraian Materi

Garam merupakan salah satu senyawa yang paling sering digunakan oleh ibu-ibu. Garam dapat dihasilkan melalui proses reaksi penetralan senyawa asam dan basa. Atom dan molekul dalam suatu senyawa tersebut dapat diubah dalam bentuk senyawa lain melalui reaksi kimia. Secara harfiah reaksi kimia (*chemical reaction*) didefinisikan sebagai suatu proses dimana zat (atau senyawa) diubah menjadi satu atau lebih senyawa baru. Ada beberapa reaksi kimia sederhana yang telah dikenal dalam kehidupan sehari-hari seperti reaksi penetralan asam basa, reaksi reduksi oksidasi, reaksi pengendapan dan berbagai reaksi lainnya.

5.3.1 Persamaan Reaksi

Banyaknya reaksi kimia yang terjadi antar atom ataupun unsur membuat para kimiawan memerlukan suatu aturan penyeragaman agar percobaan suatu reaksi oleh seorang kimiawan dapat dipahami secara universal. Untuk memudahkan berkomunikasi tentang reaksi kimia, para kimiawan menggunakan

cara standar untuk menggambarkan reaksi tersebut melalui persamaan kimia. Persamaan kimia (*chemical equation*) adalah suatu metode menggunakan lambang kimia untuk menunjukkan apa yang terjadi saat reaksi kimia berlangsung.

Penulisan reaksi kimia dari proses pembakaran gas hidrogen di udara yang mengandung oksigen dituliskan dalam bentuk persamaan reaksi berikut



Dimana tanda + berarti “bereaksi dengan” dan tanda \longrightarrow berarti menghasilkan. Jadi penulisan lambang persamaan reaksi di atas dapat dibaca: “Molekul hidrogen bereaksi dengan molekul oksigen menghasilkan air”. Reaksi dianggap berlangsung dari kiri ke kanan seperti ditunjukkan oleh tanda panah. Tetapi persamaan reaksi di atas belumlah lengkap karena jumlah atom oksigen di ruas sebelah kiri tanda panah dua kali lebih banyak dibandingkan di ruas sebelah kanan tanda panah. Agar memenuhi hukum kekekalan massa, banyaknya jenis-jenis atom di kedua ruas harus sama. Dengan kata lain jumlah atom sebelum reaksi harus sama dengan jumlah atom setelah reaksi. Sehingga untuk proses persamaan reaksi pembakaran gas hidrogen di atas menjadi

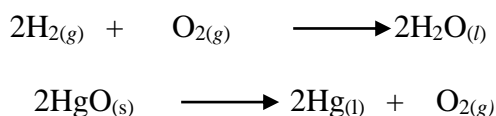


Persamaan kimia yang setara ini menunjukkan bahwa “dua molekul hidrogen dapat bergabung atau bereaksi dengan satu molekul oksigen membentuk dua molekul air”. Selain menggunakan jumlah molekul, perbandingan persamaan reaksi juga dapat dinyatakan dalam jumlah mol. Dengan kata lain untuk reaksi di

atas menunjukkan bahwa 2 mol molekul hidrogen yang bereaksi dengan satu molekul gas oksigen akan menghasilkan dua mol molekul air.

Pada sistem reaksi kimia terdapat senyawa sebelum reaksi dan sesudah reaksi. Senyawa sebelum reaksi (dalam persamaan di atas adalah H₂ dan O₂) diistilahkan sebagai reaktan, yang berarti materi awal dalam reaksi kimia. Sedangkan air dalam reaksi di atas sebagai senyawa setelah reaksi diistilahkan dengan produk, yaitu substansi yang terbentuk sebagai hasil dari suatu reaksi kimia. Dalam reaksi kimia reaktan dituliskan disisi kiri dan produk disisi kanan.

Untuk memberikan informasi tambahan, kimiawan seringkali menyatakan wujud fisik dari reaktan dan produk dengan menggunakan huruf *g*, *l* dan *s* untuk menyatakan gas, liquid (cair) dan padat. Sebagai contoh:



Selain ketiga wujud fisik yang telah disebutkan di atas, ada keadaan dimana suatu senyawa berada dilingkungan berair seperti pelarutan natrium klorida (NaCl) di dalam air sehingga terbentuk larutan NaCl. Penggambaran kondisi fisik dari pelarutan suatu substansi dalam air tersebut dituliskan dengan simbol *aq* yang berarti *aqueous*.

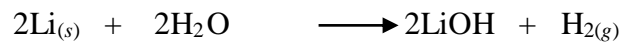
Secara umum ada beberapa langkah untuk menyetarakan persamaan kimia yaitu sebagai berikut:

1. Identifikasikan semua reaktan dan produk, kemudian tulis rumus molekul yang benar untuk masing-masing senyawa pada sisi kiri dan kanan dari persamaan.

2. Setarakan persamaan tersebut dengan mencoba berbagai koefisien sehingga didapatkan jumlah atom dari tiap unsur pada kedua ruas sama. Untuk menyamakan jumlah atom pada kedua ruas hanya boleh dilakukan dengan mengubah koefisien tanpa harus mengubah subkrip atom. Perubahan subkrip akan mengubah identitas atom. Sebagai contoh senyawa 2NO_2 berbeda dengan N_2O_4 .
3. Untuk memudahkan, carilah unsur yang hanya muncul sekali dengan jumlah atom yang sama pada tiap-tiap ruas. Rumus molekul yang mengandung unsur-unsur ini pasti mempunyai koefisien yang sama. Selanjutnya carilah unsur-unsur yang muncul hanya sekali pada tiap sisi persamaan tetapi mempunyai jumlah atom yang berbeda. Unsur-unsur ini harus disetarakan.
4. Periksa persamaan yang telah disetarakan tersebut untuk memastikan bahwa jumlah total tiap jenis atom pada kedua sisi persamaan adalah sama.

Reaksi kimia tidak hanya menjelaskan mengenai kualitatif reaktan dan produk, namun yang lebih utama adalah mengetahui secara kuantitatif seberapa banyak produk yang dihasilkan dari sejumlah tertentu reaktan. Pengetahuan mengenai hal ini dinamakan dengan stoikiometri reaksi. Dimana stoikiometri reaksi merupakan ilmu yang mempelajari kuantitas dari produk dan reaktan dalam reaksi kimia.

Sebagai contoh adalah pada reaksi logam litium yang dilarutkan dalam air akan menghasilkan gas hidrogen dan logam litium hidroksida.



- Berapa mol H_2 akan terbentuk dari reaksi sempurna antara 6,23 mol Li dengan air?
- Berapa gram H_2 akan terbentuk dari reaksi sempurna antara 80,57 g Li dengan air ($\text{Ar Li} = 6,941 \text{ g/mol}$)?

Penyelesaian:

- Persamaan yang diberikan pada soal merupakan persamaan yang sudah setara
- Untuk pertanyaan (a) karena data yang diberikan sudah dalam mol sehingga tidak diperlukan konversi. Berdasarkan persamaan reaksi diketahui bahwa 2 mol Li menghasilkan 1 mol H_2 , sehingga:

$$\text{Mol H}_2 \text{ yang terbentuk} = \frac{\text{koefisien reaksi H}_2}{\text{koefisien reaksi Li}} \times \text{mol Li} = \frac{1}{2} \times 6,23 = 3,12 \text{ mol}$$

Untuk pertanyaan (b) karena data yang diberikan masih dalam bentuk massa, maka perlu dilakukan konversi terlebih dahulu:

$$\text{mol Li} = \frac{\text{massa Li}}{\text{Ar Li}} = \frac{80,57 \text{ g}}{6,941 \text{ g/mol}} = 11,61 \text{ mol}$$

$$\text{Mol H}_2 \text{ yang terbentuk} = \frac{\text{koefisien reaksi H}_2}{\text{koefisien reaksi Li}} \times \text{mol Li} = \frac{1}{2} \times 11,61 = 5,805 \text{ mol}$$

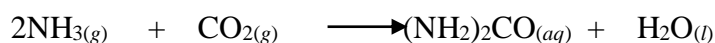
$$\text{massa H}_2 \text{ yang terbentuk} = \text{Mr H}_2 \times \text{mol H}_2 = 2 \times 5,805 \text{ mol} = 11,61 \text{ g}$$

5.3.1.1 Pereaksi Pembatas

Tujuan reaksi adalah menghasilkan kuantitas maksimum senyawa yang berguna dari sejumlah tertentu materi awal. Seringkali satu reaktan dimasukkan dalam jumlah berlebih untuk menjamin bahwa reaktan yang lebih mahal seluruhnya diubah menjadi produk yang diinginkan. Hal ini menyebabkan beberapa reaktan akan bersisa pada akhir reaksi. Reaktan jenis ini dinamakan

pereaksi berlebih (*excess reactant*), yaitu pereaksi yang terdapat dalam jumlah lebih besar daripada yang diperlukan untuk bereaksi dengan sejumlah tertentu pereaksi lain. Sedangkan pereaksi yang pertama kali habis digunakan pada reaksi kimia disebut pereaksi pembatas (*limiting reactant*), karena jumlah maksimum produk yang terbentuk bergantung pada berapa banyak jumlah awal reaktan ini. Jika reaktan ini telah digunakan semua tidak ada lagi produk yang dapat terbentuk. Dalam perhitungan stoikiometri, tahap pertama adalah menentukan reaktan mana yang menjadi pereaksi pembatas seperti contoh kasus di bawah ini.

Contoh Soal : Urea [(NH₂)₂CO] dibuat dengan mereaksikan amonia dan karbondioksida seperti persamaan reaksi kimia berikut



Pada suatu proses, 637,2 g NH₃ bereaksi dengan 1142 g CO₂, tentukanlah (jika diketahui Mr NH₃ = 17,03 g/mol dan CO₂ = 44,01 g/mol:

- Reaktan manakah yang merupakan reaktan pembatas?
- Hitung massa (NH₂)₂CO yang terbentuk?
- Berapa banyak pereaksi berlebih (dalam gram) yang tersisa pada akhir reaksi?

Penyelesaian:

- untuk mengetahui reaktan mana yang menjadi reaktan pembatas dapat dilakukan dengan mengkonversi massa ke dalam satuan mol

$$\text{mol NH}_3 = \frac{\text{massa NH}_3}{\text{Mr NH}_3} = \frac{637,2 \text{ g}}{17,03 \text{ g/mol}} = 37,42 \text{ mol}$$

$$\text{mol CO}_2 = \frac{\text{massa CO}_2}{\text{Mr CO}_2} = \frac{1142 \text{ g}}{44,01 \text{ g/mol}} = 25,95 \text{ mol}$$

Selanjutnya kita lihat jumlah mol $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ yang terbentuk dari jumlah mol NH_3 dan CO_2 yang diketahui.

$$\begin{aligned}\text{Mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO yang terbentuk} &= \frac{\text{koefisien reaksi } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{\text{koefisien reaksi } \text{NH}_3} \times \text{mol } \text{NH}_3 \\ &= \frac{1}{2} \times 37,42 \text{ mol} = 18,71 \text{ mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{Mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO yang terbentuk} &= \frac{\text{koefisien reaksi } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{\text{koefisien reaksi } \text{CO}_2} \times \text{mol } \text{CO}_2 \\ &= \frac{1}{1} \times 25,95 \text{ mol} = 25,95 \text{ mol}\end{aligned}$$

Karena jumlah mol $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ yang dihasilkan dari mol NH_3 lebih kecil dibandingkan CO_2 , maka yang jadi reaksi pembatas adalah senyawa NH_3

b. Jadi massa $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ yang terbentuk dapat dihitung dengan persamaan berikut

$$\begin{aligned}\text{massa } (\text{NH}_2)_2\text{CO yang terbentuk} &= \text{Mr } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \times \text{mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \\ &= 60,06 \text{ g/mol} \times 18,71 \text{ mol} = 1124 \text{ g}\end{aligned}$$

c. Banyak pereaksi CO_2 yang bersisa adalah

$$\begin{aligned}\text{Mol } \text{CO}_2 \text{ yang bereaksi} &= \frac{\text{koefisien reaksi } \text{CO}_2}{\text{koefisien reaksi } \text{NH}_3} \times \text{mol } \text{NH}_3 \\ &= \frac{1}{2} \times 37,42 \text{ mol} = 18,71 \text{ mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{sisa mol } \text{CO}_2 \text{ diakhir reaksi} &= \text{mol } \text{CO}_2 \text{ awal} - \text{mol } \text{CO}_2 \text{ bereaksi} \\ &= 25,95 \text{ mol} - 18,71 \text{ mol} = 7,24 \text{ mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{massa } \text{CO}_2 \text{ yang tersisa} &= \text{Mr } \text{CO}_2 \times \text{mol } \text{CO}_2 \\ &= 44,01 \text{ g/mol} \times 7,24 \text{ mol} = 319 \text{ g}\end{aligned}$$

5.3.1.2 Hasil Reaksi

Jumlah pereaksi pembatas yang ada pada awal reaksi menentukan hasil teoritis dari reaksi tersebut. Hasil teoritis adalah jumlah produk yang akan

terbentuk jika seluruh pereaksi pembatas terpakai pada reaksi. Pada praktiknya, jumlah produk yang terbentuk hampir selalu lebih kecil daripada hasil teoritis. Oleh karena itu, para kimiawan mendefinisikan hasil sebenarnya (*actual yield*) sebagai jumlah produk yang sebenarnya yang dihasilkan dari suatu reaksi.

Perbedaan hasil antara praktik dan teoritis dapat disebabkan beberapa alasan antara lain ada beberapa reaksi yang bersifat *reversibel* (dapat balik) sehingga tidak 100% reaktan terkonversi menjadi produk disebabkan produk yang terbentuk terurai kembali menjadi reaktan. Selain itu beberapa reaksi juga bersifat kompleks dimana produk yang terbentuk dapat bereaksi kembali dengan produk lain yang terbentuk ataupun reaktan untuk membentuk produk lain. Reaksi tambahan ini akan mengurangi hasil dari reaksi pertama.

Untuk menentukan efisiensi dari suatu reaksi kimia digunakan besaran dalam bentuk persen hasil yang dapat dijabarkan sebagai perbandingan hasil sebenarnya terhadap hasil teoritis, dan dihitung berdasarkan persamaan berikut:

$$\% \text{ hasil} = \frac{\text{hasil sebenarnya}}{\text{hasil teoritis}} \times 100\%$$

Contoh Soal :

Tentukan persen hasil senyawa urea pada contoh soal sebelumnya jika dari percobaan yang dilakukan diperoleh massa $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ sebesar 1053 g?

Penyelesaian :

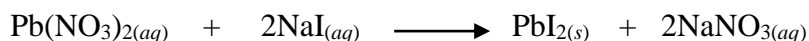
$$\% \text{ hasil urea} = \frac{\text{hasil sebenarnya}}{\text{hasil teoritis}} \times 100\% = \frac{1053 \text{ g}}{1124} \times 100\% = 92,2\%$$

5.3.2 Jenis--Jenis Reaksi Kimia dalam Larutan Berair

Banyak reaksi kimia dan hampir semua proses biologis berlangsung dalam lingkungan berair. Oleh karena itu merupakan hal yang penting untuk memahami sifat-sifat berbagai zat yang berbeda dalam larutan dengan medium air. Dalam larutan berair, terdapat istilah larutan dan pelarut. Larutan adalah campuran yang homogen dari dua atau lebih zat. Zat yang jumlahnya lebih sedikit disebut zat terlarut, sedangkan zat yang jumlahnya lebih banyak disebut pelarut. Ada beberapa reaksi kimia dalam larutan berair yang umumnya digunakan dalam proses industri ataupun masalah lingkungan dan biologis. Reaksi-reaksi ini antara lain reaksi pengendapan, reaksi asam-basa dan reaksi reduksi-oksidasi yang akan dijabarkan di bawah ini.

5.3.2.1 Reaksi Pengendapan

Salah satu jenis reaksi yang umumnya berlangsung dalam larutan berair adalah reaksi pengendapan (*precipitation reaction*) yang cirinya adalah terbentuknya produk yang tak larut atau endapan. Endapan (*precipitate*) adalah padatan taklarut yang terpisah dari larutan. Reaksi pengendapan biasanya melibatkan senyawa-senyawa ionik. Misalnya, ketika larutan timbal nitrat [Pb(NO₃)₂] ditambahkan ke dalam larutan natrium iodida (NaI) akan terbentuk endapan kuning timbal iodida (PbI₂)

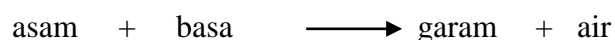


Pembentukan endapan bergantung pada kelarutan (*solubility*) dari zat terlarut, yaitu jumlah maksimum zat terlarut yang akan larut dalam sejumlah tertentu

pelarut pada suhu tertentu. Kondisi kelarutan dibagi menjadi tiga yaitu, dapat larut, sedikit larut atau tak dapat larut.

5.3.2.2 Reaksi Asam-Basa

Reaksi asam basa dinamakan juga sebagai reaksi penetralan. Reaksi penetralan merupakan reaksi antara asam dengan basa. Reaksi asam basa dalam medium air biasanya menghasilkan air dan garam (*salt*). Garam yang terbentuk merupakan senyawa ionik yang terbentuk dari suatu kation selain H^+ dan suatu anion selain OH^- atau O^{2-} . Secara umum reaksi penetralan asam-basa, terutama senyawa asam kuat dan basa kuat digambarkan seperti persamaan reaksi berikut



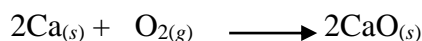
5.3.2.3 Reaksi Reduksi Oksidasi

Reaksi reduksi-oksidasi (redoks) adalah reaksi kimia yang menjelaskan berubahnya bilangan oksidasi dalam atom-atom yang di dalamnya terdapat serah terima elektron antar zat. Reaksi ini dikenal juga sebagai reaksi transfer elektron. Istilah reduksi menjelaskan penambahan elektron oleh sebuah molekul dan oksida menjelaskan reaksi pelepasan elektron. Awal mulanya istilah oksidasi digunakan untuk menjelaskan kombinasi unsur dengan oksigen. Namun sekarang istilah tersebut berlaku cukup luas bahkan untuk reaksi yang tanpa melibatkan oksigen. Reaksi redoks berperan dalam banyak hal di dalam kehidupan kita sehari-hari. Reaksi ini terlibat mulai dari pembakaran bahan bakar minyak bumi, reaksi kerja pada cairan pemutih yang digunakan dalam rumah tangga serta untuk pemisahan unsur logam dan nonlogam dari bijihnya.

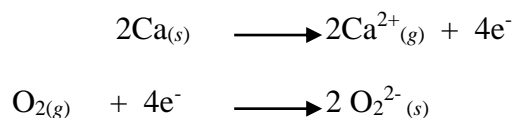
Dalam penyetaraan persamaan reaksi redoks ada dua metode yang digunakan, yaitu melalui reaksi setengah sel dan penyetaraan bilangan oksidasi.

a. Reaksi Setengah Sel

Reaksi setengah sel adalah penyetaraan reaksi redoks dengan memisahkan persamaan reaksi menjadi reaksi reduksi dan reaksi oksidasi. Selanjutnya kedua persamaan dijumlahkan kembali dengan memperhatikan jumlah elektron yang diikat dan dilepas. Salah satu contoh reaksi setengah sel adalah dalam reaksi pembentukan kalsium oksida (CaO).



Kalsium oksida (CaO) adalah senyawa ionik yang tersusun atas ion Ca^{2+} dan O_2^{2-} . Dalam reaksi pertama, dua atom Ca memberikan atau memindahkan empat elektron kepada dua atom O (dalam O_2). Proses pembuatan CaO dibagi dalam dua tahap, yaitu



Setiap tahap diatas dinamakan reaksi setengah sel. Jumlah dari reaksi setengah sel memberikan reaksi keseluruhan:

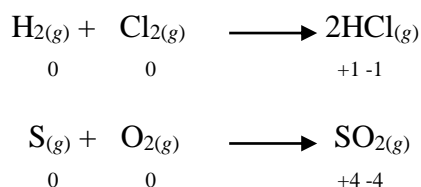


Dalam pembentukan kalsium oksida, kalsium teroksidasi. Kalsium bertindak sebagai zat pereduksi kepada oksigen dan menyebabkan oksigen tereduksi. Sedangkan oksigen bertindak sebagai zat pengoksidasi karena menerima elektron dari kalsium yang menyebabkan kalsium teroksidasi.

b. Bilangan Oksidasi

Definisi oksidasi dan reduksi dalam kerangka pelepasan dan perolehan elektron dapat diterapkan untuk proses pembentukan senyawa ionik seperti CaO. Namun definisi ini tidak dapat secara akurat menggambarkan proses pembentukan hidrogen klorida (HCl) dan belerang dioksida (SO₂). Hal ini disebabkan karena senyawa HCl dan SO₂ bukan senyawa ionik melainkan senyawa molekular. Tidak ada elektron yang benar-benar berpindah dalam pembentukan kedua senyawa ini. Berdasarkan pendekatan dengan reaksi redoks diketahui bahwa terjadi transfer elektron secara parsial pada pembentukan kedua senyawa tersebut.

Untuk dapat menelusuri elektron-elektron yang terlibat dalam reaksi redoks, maka perlu dituliskan bilangan oksidasi pada reaktan maupun produk. Bilangan oksidasi adalah jumlah muatan yang dimiliki suatu atom dalam suatu molekul (senyawa ion) jika elektron-elektronnya berpindah seluruhnya. Sebagai contoh:



Dalam metode penyetaraan persamaan reaksi dengan bilangan oksidasi dapat mengikuti aturan sebagai berikut:

1. Dalam unsur bebas, setiap atom memiliki bilangan oksidasi nol. Jadi setiap atom dalam H₂, Br₂, Cl₂, F₂, O₂, Na, Be dan K memiliki bilangan oksidasi sama dengan nol.

2. Untuk ion-ion yang tersusun atas satu atom saja, bilangan oksidasinya sama dengan muatan ion tersebut. Contohnya, Li^+ memiliki bilangan oksidasi +1, O^{2-} memiliki bilnagan oksidasi -2 dan seterusnya.
3. Bilangan oksidasi oksigen dalam sebagian besar senyawa (sebagai contoh MgO dan H_2O) adalah -2, tetapi dalam senyawa H_2O_2 dan ion peroksida O_2^{2-} bilangan oksidasinya sama dengan -1.
4. Bilangan oksidasi hidrogen adalah +1, kecuali hidrogen berikatan dengan logam dalam bentuk senyawa biner.
5. Flour memiliki bilangan oksidasi -1 dalam semua senyawanya. Halogen lainnya (Cl, Br dan I) memiliki bilangan oksidasi -1 ketika sebagai ion halida dalam senyawanya. Sedangkan ketika bergabung dengan oksigen misalnya dalam senyawa okso dan anion okso, maka memiliki bilangan oksidasi positif.
6. Dalam molekul netral, jumlah bilangan oksidasi semua atom penyusunnya harus nol. Dalam ion poliatomik, jumlah bilangan oksidasi semua unsur dalam ion tersebut harus sama dengan muatan total ion.
7. Unsur-unsur logam hanya memiliki bilangan oksidasi positif, sedangkan unsur-unsur nonlogam dapat memiliki bilangan oksidasi positif ataupun negatif.

Logam-logam transisi (golongan 1B - 8B) biasanya memiliki beberapa bilangan oksidasi yang mungkin.

5.4 Rangkuman

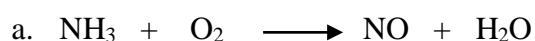
Massa atom diukur dalam satuan massa atom (sma), satuan relatif yang didasarkan pada nilai yang tepat 12 untuk isotop karbon-12. Massa atom unsur biasanya adalah nilai rata-rata dari distribusi isotop alami unsur tersebut. Massa molekul adalah jumlah massa atom dari atom-atom yang ada pada molekul tersebut. satu mol adalah sejumlah bilangan Avogadro ($6,022 \times 10^{23}$) dari atom, molekul atau partikel lain.

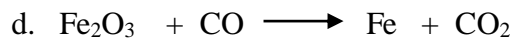
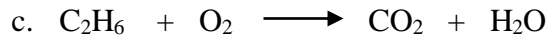
Perubahan kimia, disebut reaksi kimia, digambarkan dengan persamaan kimia. Zat yang mengalami perubahan, yaitu reaktan, ditulis pada sisi kiri dan zat yang terbentuk, yaitu produk, ditulis pada sisi kanan dari tanda panah. Persamaan kimia harus setara dan mengikuti hukum kekekalan massa. Perhitungan matematis untuk menyatakan jumlah zat kimia dalam sistem reaksi kimia dinamakan ilmu stoikiometri reaksi. Perhitungan stoikiometri paling baik dikerjakan dengan menyatakan kuantitas dalam satuan mol. Jumlah produk yang dihasilkan secara praktek dapat lebih kecil dibandingkan dengan teori. Perbandingan keduanya dinyatakan sebagai persen hasil.

Ada berbagai reaksi kimia yang biasanya terjadi dan telah dimanfaatkan secara luas. Reaksi-reaksi tersebut seperti reaksi pengendapan, reaksi asam-basa dan reduksi-oksidasi.

5.5 Soal

1. Setarakanlah persamaan reaksi di Bawah ini

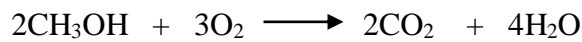




2. Reaksi antara nitrogen oksida (NO) dan oksigen membentuk nitrogen dioksida (NO₂) adalah tahap kunci dalam pembentukan asap kabut fotokimia, tentukan:

- Berapa mol NO₂ yang terbentuk dari reaksi sempurna 0,254 mol O₂?
- Berapa gram NO₂ yang terbentuk dari reaksi sempurna 1,44 g NO?

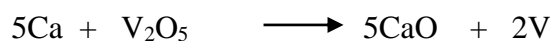
3. Metanol (CH₃OH) terbakar di udara menurut persamaan:



Jika 200 g metanol digunakan semuanya pada proses pembakaran, berapa massa H₂O yang terbentuk

4. Reaksi antara aluminium dan besi (III) oksida menghasilkan suhu mendekati 3000°C dan digunakan untuk pengelasan logam. Pada satu proses, 124 g Al bereaksi dengan 601 g Fe₂O₃. Hitunglah massa Al₂O₃ yang terbentuk dan berapa banyak pereaksi berlebih yang tersisa di akhir reaksi?

5. Dalam industri, logam vanadium yang digunakan dalam campuran baja diperoleh dengan jalan mereaksikan Vanadium (V) oksida dengan kalium pada suhu tinggi.



Dalam satu proses, $1,54 \times 10^3$ g V₂O₅ bereaksi dengan $1,96 \times 10^3$ g Ca.

Hitunglah hasil teoritis dari V dan persen hasil V jika diperoleh 803 g V?

6. Jelaskan secara singkat mengenai reaksi kimia dilarutan berair beserta contoh-contoh reaksinya?

BAB VI

SIFAT KOLIGATIF LARUTAN

6.1 Tujuan Instruksional Umum

Mahasiswa akan dapat memahami konsep sifat koligatif pada larutan dan perhitungan kuantitas untuk menyatakan sifat koligatif larutan

6.2 Tujuan Instruksional Khusus

Mahasiswa dapat memahami tentang contoh-contoh sifat koligatif pada larutan dan pemanfaatannya dalam kehidupan sehari-hari serta memahami mengenai metode perhitungan untuk mengetahui kuantitatif pada sifat koligatif larutan.

6.3 Uraian Materi

Jika suatu larutan ke dalam suatu pelarut, sifat kimia dan sifat fisika dari larutan yang terbentuk dapat saja berbeda dengan sifat pelarut atau zat terlarutnya. Jumlah dan jenis zat terlarut akan berpengaruh terhadap perubahan sifat-sifat tersebut. Untuk memahami hal tersebut, dilakukan sebuah percobaan kecil. Pada suhu 25°C, di atas permukaan air terdapat uap air dengan tekanan 17,54 mmHg. Titik didih air sebesar 100°C dan titik beku air sebesar 0°C. Nilai tekanan uap, titik didih dan titik beku ini berubah saat ditambahkan zat lain ke dalam larutan (air) seperti pada data Tabel di bawah ini:

Tabel 6. 1 Data Hasil Percobaan

No	Larutan	Konsentrasi	Tekanan Uap pada 20°C (mmHg)	Titik didih (°C)	Titik didih (°C)
1.	Gula	1 molal	17,23	100,52	-1,86
2.	Gula	2 molal	16,93	101,04	-3,72
3.	Urea	1 molal	17,23	100,52	-1,86
4.	Urea	2 molal	16,93	101,04	-3,72
5.	Glukosa	1 molal	17,23	100,52	-1,86
6.	Glukosa	2 molal	16,93	101,04	-3,72

Data Tabel 6.1 menunjukkan bahwa tekanan uap, titik didih dan titik beku air mengalami perubahan (naik atau turun) apabila ke dalamnya dilarutkan suatu zat yang sukar menguap. Besarnya perubahan tersebut tidak dipengaruhi oleh jenis zat yang dilarutkan ke dalam air, tetapi lebih pada seberapa banyak zat yang dilarutkan.

Terjadinya penurunan tekanan uap, kenaikan titik didih, penurunan titik beku dan tekanan osmosis larutan merupakan sifat koligatif larutan. Sifat koligatif larutan sendiri adalah suatu sifat larutan yang hanya ditentukan atau dipengaruhi oleh jumlah partikel zat terlarut.

6.3.1 Penurunan Tekanan Uap

Suatu zat cair memiliki kecenderungan untuk mengalami peristiwa penguapan, yaitu perubahan wujud menjadi gas. Setiap zat cair memiliki kecepatan penguapan yang berbeda. Akan tetapi, pada umumnya zat cair akan semakin mudah menguap jika suhunya semakin tinggi. Banyak sedikitnya uap yang terbentuk di atas permukaan zat cair diukur berdasarkan tekanan uap zat cair tersebut. semakin tinggi suhu zat cair tersebut maka semakin banyak uap yang berada di atas permukaan zat cair. Hal ini berarti tekanan uapnya semakin tinggi.

Jumlah uap diatas permukaan zat cair akan mencapai kejenuhan pada tekanan tertentu. Kondisi tersebut dinamakan dengan tekanan uap jenuh. Berdasarkan percobaan diketahui bahwa tekanan uap jenuh air pada suhu 20°C adalah 17,54 mmHg.

Pada larutan yang bersifat sukar menguap (nonvolatil), penguapan zat cair kan terhalang oleh zat-zat yang terlarut di dalamnya sehingga proses penguapan akan terganggu. Akibatnya, jumlah uap air di atas permukaan air menjdai berkurang sehingga tekanan uapnya akan turun. Besarnya penurunan uap air akibat adanya zat terlarut disebut dengan istilah penurunan tekanan uap larutan.

Sejak tahun 1887-1888, *Francois Marie Raoult* telah mempelajari hubungan antara tekanan uap dan konsentrasi zat terlarut sehingga mendapatkan kesimpulan bahwa, besarnya tekanan uap laruta sebanding dengan fraksi mol pelarut dan tekanan uap dari pelarut murninya. Pernyataan tersebut dikenal dengan hukum Raoult dan dapat dirumuskan sebagai berikut:

$$P = P^o X_{pelarut}$$

dengan: P = tekanan uap larutan

$X_{pelarut}$ = fraksi mol pelarut

P^o = tekanan uap pelarut murni

Penurunan tekanan uap larutan (ΔP) merupakan salah satu sifat koligatif larutan, bukan tekanan uap larutan. Besarnya penurunan tekanan uap larutan (ΔP) merupakan selisih dari tekanan uap pelarut murni larutan (P^o) dengan tekanan uap larutan (P), sehingga dapat dinyatakan

$$\Delta P = P^o - P$$

Dengan mensubstitusikan $P = P^o X_{pelarut}$, maka persamaan di atas dapat ditulis menjadi:

$$\Delta P = P^o - P^o X_{pelarut} = P^o (1 - X_{pelarut})$$

Telah diketahui bahwa : $X_{pelarut} + X_{terlarut} = 1$, sehingga $1 - X_{pelarut} = X_{terlarut}$.

Dengan demikian, nilai penurunan tekanan uap larutan dapat dirumuskan:

$$\Delta P = P^o X_{terlarut}$$

dengan: P = tekanan uap larutan

$X_{terlarut}$ = fraksi mol terlarut

Contoh soal:

1. Sebanyak 3 gram urea dilarutkan ke dalam 180 gram air pada suhu 20°C. Jika tekanan uap murni pada suhu tersebut 17 mmHg dan M_r urea = 60 gram/mol, hitunglah tekanan uap larutan dan penurunan tekanan uap?

Penyelesaian :

$$n_{urea} = \frac{m}{M_r} = \frac{30 \text{ gram}}{60 \frac{\text{gram}}{\text{mol}}} = 0,05 \text{ mol} \quad n_{air} = \frac{m}{M_r} = \frac{180 \text{ gram}}{18 \frac{\text{gram}}{\text{mol}}} = 10 \text{ mol}$$

$$a. \quad P = P^o X_{air} = 17 \text{ mmHg} \times \left(\frac{10 \text{ mol}}{10 \text{ mol} + 0,05 \text{ mol}} \right) = 16,915 \text{ mmHg}$$

$$b. \quad \Delta P = P^o - P = 17 \text{ mmHg} - 16,915 \text{ mmHg} = 0,085 \text{ mmHg}$$

2. Suatu jenis senyawa karbon yang baru ditemukan akan ditentukan massa molekul relatifnya. Jika 15 gram senyawa tersebut dilarutkan dalam 180 gram air pada suhu tertentu, tekanan uapnya adalah sebesar 19,4 mmHg. Jika pada suhu tersebut tekanan uap murni adalah 20 mmHg, tentukan massa molekul relatif senyawa tersebut?

Penyelesaian:

$$\Delta P = P^o - P = 20 \text{ mmHg} - 19,4 \text{ mmHg} = 0,6 \text{ mmHg}$$

$$\Delta P = P^o X_{\text{terlarut}} \Rightarrow 0,6 \text{ mmHg} = 20 \text{ mmHg} X_{\text{terlarut}}$$

$$X_{\text{terlarut}} = \frac{0,6 \text{ mmHg}}{20 \text{ mmHg}} = 0,03$$

$$n_{\text{air}} = \frac{m}{M_r} = \frac{180 \text{ gram}}{18 \text{ gram/mol}} = 10 \text{ mol}$$

$$X_{\text{senyawa}} = \frac{n_{\text{senyawa}}}{n_{\text{senyawa}} + n_{\text{air}}} \Rightarrow 0,03 = \frac{n_{\text{senyawa}}}{n_{\text{senyawa}} + 10 \text{ mol}}$$

Karena nilai senyawa kecil maka $n_{\text{senyawa}} + 10 = 10$ sehingga $0,03 = \frac{n_{\text{senyawa}}}{10 \text{ mol}}$

$$n_{\text{senyawa}} = 0,03 \times 10 \text{ mol} = 0,3 \text{ mol}$$

$$n_{\text{air}} = \frac{m}{M_r} \Rightarrow M_r = \frac{m}{n_{\text{air}}} = \frac{15 \text{ gram}}{0,3 \text{ mol}} = 50 \text{ gram/mol}$$

Jadi massa molekul relatif senyawa adalah 50 gram/mol

6.3.2 Kenaikan Titik Didih

Jika suatu zat cair dinaikkan suhunya, semakin banyak zat cair yang menguap. Pada suatu suhu tertentu, tekanan uap zat cair di atas permukaan zat akan sama dengan tekanan udara luar. Pada saat itulah zat cair akan mendidih. Suhu dimana tekanan uap di atas permukaan terjadi peristiwa mendidihnya zat cair dinamakan titik didih. Titik didih air murni pada tekanan 1 atm (760 mmHg) adalah 100°C. Apabila tekanan udara luar kurang dari 1 atm misalnya di puncak gunung maka titik didih air lebih rendah dari 100°C.

Jika dalam keadaan murni dilarutkan suatu zat yang sukar menguap, maka pada suhu 100°C tekanan uap air belum mencapai 1 atm. Hal ini berarti air belum mendidih. Agar dapat mendidih (tekanan uap air mencapai 1 atm), maka

diperlukan suhu yang lebih tinggi. Besarnya kenaikan suhu ini dinamakan dengan kenaikan titik didih (ΔT_b). Besarnya kenaikan titik didih larutan merupakan hasil kali antara tetapan kenaikan titik didih molal (K_b) dengan konsentrasi molal (m) dari larutan atau :

$$\Delta T_b = K_b m$$

Tetapan kenaikan titik didih molal (K_b) adalah besarnya kenaikan titik didih untuk 1 molal larutan. Nilai tetapan kenaikan titik didih molal (K_b) untuk setiap pelarut berbeda-beda.

Tabel 6. 2 Nilai K_b untuk beberapa pelarut

Pelarut	K_b ($^{\circ}\text{C/molal}$)	Pelarut	K_b ($^{\circ}\text{C/molal}$)
Air	0,52	Kloroform	3,63
Benzena	2,53	Dietil eter	2,02
Kamfer	5,95	Etanol	1,22

Contoh soal:

1. Sebanyak 9 gram glukosa dilarutkan dalam 100 gram air. Hitunglah titik didih larutan yang terjadi jika diketahui M_r glukosa = 180 dan tetapan kenaikan titik didih air adalah $0,52^{\circ}\text{C/molal}$

Penyelesaian : $m_{\text{pelarut}} = 100 \text{ gram}$

$$n_{\text{glukosa}} = \frac{9 \text{ gram}}{180 \frac{\text{gram}}{\text{mol}}} = 0,05 \text{ mol}$$

$$\Delta T_b = K_b m = K_b \left(n \times \frac{1000}{p} \right) = 0,52 \left(0,05 \times \frac{1000}{100} \right) = 0,26^{\circ}\text{C}$$

$$T_b = T_b^{\circ} + \Delta T_b = 100 + 0,26 = 100,26^{\circ}\text{C}$$

2. Sebanyak 35,5 gram kristal belerang dilarutkan dalam 100 gram CS_2 . Larutan yang terbentuk mendidih pada suhu $49,48^{\circ}\text{C}$. Jika K_b CS_2 $2,35^{\circ}\text{C/molal}$ dan

titik didih CS₂ = 46,23°C, tentukan M_r belerang dan rumus molekulnya (A_r S = 32)

Penyelesaian:

$$T_b = T_b^o + \Delta T_b \Rightarrow \Delta T_b = T_b - T_b^o = 49,48 - 46,23 = 3,25^\circ C$$

$$\Delta T_b = K_b m \Rightarrow m = \frac{\Delta T_b}{K_b} = \frac{3,25^\circ C}{2,35} = 1,38 \text{ molal}$$

$$m = \left(n \times \frac{1000}{p} \right) \Rightarrow n = m \times \frac{p}{1000} = 1,38 \times \frac{100}{1000} = 0,138 \text{ mol}$$

$$n_{\text{belerang}} = \frac{m}{M_r} \Rightarrow M_r = \frac{m}{n_{\text{belerang}}} = \frac{35,5 \text{ gram}}{0,138 \text{ mol}} = 257 \text{ gram/mol}$$

Jadi massa molekul relatif senyawa belerang adalah 257 gram/mol

$$\text{jumlah atom kristal belerang} = \frac{M_r}{A_r} = \frac{257 \text{ gram/mol}}{32 \text{ gram/mol}} \approx 8$$

Sehingga rumus molekul kristal belerang dalam larutan ini adalah S₈

6.3.3 Penurunan Titik Beku

Seperti halnya kenaikan titik didih, penurunan titik beku juga merupakan sifat koligatif larutan. Ukuran penurunan titik beku larutan bergantung pada besarnya tetapan penurunan titik beku molal (K_f) pelarutnya. Tetapan penurunan titik beku molal adalah besarnya penurunan titik beku untuk setiap molal zat terlarut dalam suatu larutan. Seperti pada kenaikan titik didih, tetapan penurunan titik beku molal untuk setiap pelarut juga berbeda-beda.

Tabel 6. 3 Nilai K_f untuk beberapa pelarut

Pelarut	K _f (°C/molal)	Pelarut	K _f (°C/molal)
Air	1,86	Kloroform	4,68
Benzena	5,10	Karbon tetraklorida	29,8
Dietil eter	1,79	Etanol	1,99

Penurunan titik beku larutan sebanding dengan hasil kali antara tetapan penurunan titik beku molal (K_f) dengan kemolalan suatu larutan (m) dan dinyatakan dalam persamaan:

$$\Delta T_f = K_f m$$

Contoh soal:

1. Sebanyak 6 gram urea dilarutkan ke dalam 200 gram air pada tekanan 1 atm.

Jika tetapan penurunan titik beku air (K_f air = $1,86^\circ\text{C/molal}$ dan M_r urea = 60), hitunglah titik beku larutan?

Penyelesaian: $m_{\text{pelarut}} = 200 \text{ gram}$

$$n_{\text{urea}} = \frac{6 \text{ gram}}{600 \frac{\text{gram}}{\text{mol}}} = 0,01 \text{ mol}$$

$$\Delta T_f = K_f m = K_f \left(n \times \frac{1000}{p} \right) = 1,86 \left(0,01 \times \frac{1000}{200} \right) = 0,93^\circ\text{C}$$

$$T_f = T_f^o + \Delta T_f = 0 - 0,93 = -0,93^\circ\text{C}$$

6.3.4 Tekanan Osmosis

Partikel di dalam larutan dapat bergerak dari suatu larutan yang lebih encer atau pelarut murni ke larutan yang lebih pekat melalui dinding semipermeabel. Kemampuan ini disebut dengan osmosis. Umumnya partikel yang dapat melalui lubang-lubang (pori) dinding semipermeabel hanya partikel berukuran kecil. Jika dua larutan yang berbeda konsentrasi saling berhubungan dengan penyekat membran semipermeabel, akan terjadi kecenderungan dimana partikel-partikel bergerak untuk menemukan kesetimbangan. Caranya, molekul-molekul yang lebih kecil (pelarut) dari larutan yang berkonsentrasi rendah akan menerobos melalui dinding semipermeabel untuk menuju ke larutan yang

konsentrasinya lebih pekat. Proses ini menimbulkan tekanan pada dinding semipermeabel dan disebut sebagai tekanan osmosis.

Berdasarkan pengamatan Jacobus Henricus van't Hoff, pada larutan ideal berlaku hukum gas ideal sehingga dari persamaan gas ideal

$$PV = nRT \text{ maka tekanannya menjadi, } P = \frac{nRT}{V}$$

Jika tekanan osmosis larutan dilambangkan dengan π , dari persamaan di atas diperoleh

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

Dengan mensubstitusi $M = \frac{n}{V}$, maka persamaan untuk tekanan osmosis larutan dapat dinyatakan dengan:

$$\pi = MRT$$

Dengan : π = tekanan osmosis

M = konsentrasi molar

R = tetapan gas ideal (0,082 L atm mol⁻¹ K⁻¹)

T = suhu mutlak (K)

Contoh soal

1. Hitunglah tekanan osmosis larutan 3,6 gram glukos yang terlarut di dalam 500 mL larutan pada suhu 27°C. (M_r glukosa = 180 g/mol)

$$\text{Penyelesaian : } n_{\text{glukosa}} = \frac{3,6 \text{ gram}}{180 \text{ gram/mol}} = 0,02 \text{ mol} \quad V = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$$

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$\pi = \frac{nRT}{V} = \frac{0,02 \text{ mol } 0,082 \text{ L atm/mol K } 300 \text{ K}}{0,5 \text{ L}} = 0,984 \text{ atm}$$

6.3.5 Sifat Koligatif Larutan Elektrolit

Sebelumnya telah dijelaskan bahwa sifat koligatif hanya bergantung pada jumlah partikel yang terlarut di dalamnya dan tidak tergantung pada jenis zat yang terkandung. Dalam konsentrasi yang sama, larutan elektrolit mengandung jumlah partikel yang lebih banyak daripada larutan nonelektrolit. Hal ini disebabkan karena dalam larutan elektrolit zat terlarut akan terionisasi. Akibat adanya ionisasi pada larutan elektrolit, maka rumusan sifat koligatif pada larutan elektrolit dikalikan dengan faktor pengali (i) yang dinamakan *faktor Van't Hoff*

$$i = 1 + (n - 1)\alpha$$

Dengan : n = jumlah ion yang dihasilkan dari setiap satu satuan rumus kimia senyawa terlarut

$$\alpha = \text{derajat ionisasi } (0 \leq \alpha \leq 1)$$

Contoh soal:

Hitunglah perubahan titik didih dan titik beku larutan H_2SO_4 0,2 m jika diketahui sebanyak 90% H_2SO_4 terurai dalam larutan. K_f air = 1,86 dan K_b air = 0,52?

Penyelesaian : $H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$, $n = 3$; $\alpha = 90\% = 0,9$

$$i = 1 + (n - 1)\alpha = 1 + (3 - 1)0,9 = 2,8$$

$\Delta T_f = K_f m i = 1,86 \times 0,2 \times 2,8 = 1,042^\circ C$, jadi titik beku larutan adalah $-1,042^\circ C$

$\Delta T_b = K_b m i = 0,52 \times 0,2 \times 2,8 = 0,29^\circ C$ jadi titik didih larutan adalah $100,29^\circ C$

6.4 Rangkuman

Sifat koligatif larutan merupakan sifat larutan yang dipengaruhi oleh jumlah partikel zat terlarut dan tidak bergantung dari sifat zat terlarut. Ada empat sifat koligatif larutan yaitu penurunan tekanan uap (ΔP), kenaikan titik didih (ΔT_b), penurunan titik beku (ΔT_f) dan tekanan osmosis larutan (π). Nilai sifat koligatif larutan elektrolit lebih tinggi daripada larutan nonelektrolit yang konsentrasinya sama. Hal ini diakibatkan terjadinya ionisasi pada larutan elektrolit sehingga jumlah partikel yang ada dalam larutan bertambah.

6.5 Soal

1. Ke dalam 360 gram air dilarutkan 60 gram urea ($M_r = 60$ g/mol). Hitunglah tekanan uap larutan jika pada saat itu tekanan uap murni air 30 mmHg?
2. Berapa titik didih dan titik beku larutan 2,5 m kamfer dalam benzena (gunakan data pada tabel 6.1 dan 6.2)
3. Jika 6 gram urea dilarutkan ke dalam 100 gram air, akan terbentuk larutan yang titik bekunya $-1,86^\circ\text{C}$. Berapa titik beku larutan yang terjadi jika 2,45 gram H_3PO_4 terlarut di dalam 200 gram air dan terionisasi 40%? (M_r urea = 60 dan $A_r P = 31$)
4. Suatu larutan mengandung 20 gram zat X dalam 25 g benzena yang membeku pada $3,74^\circ\text{C}$. Jika titik beku benzena murni $5,48^\circ\text{C}$ dan K_f benzena $5,12^\circ\text{C/molal}$, hitunglah massa molekul relatif zat X?
5. Tekanan osmosis dari 500 mL larutan gula ($M_r = 342$ g/mol) pada suhu 27°C adalah 246 atm, tentukan massa larutan tersebut?

BAB VII

ASAM dan BASA

7.1 Tujuan Instruksional Umum

Mahasiswa akan dapat memahami mengenai senyawa asam dan basa yang umumnya banyak digunakan untuk keperluan sehari-hari dan industri.

7.2 Tujuan Instruksional Khusus

Mahasiswa dapat memahami tentang pengertian senyawa asam dan basa, mengetahui senyawa yang termasuk ke dalam golongan asam-basa, fungsi asam-basa dalam kehidupan sehari-hari serta penentuan nilai pH dan pOH senyawa asam-basa.

7.3 Uraian Materi

Asam dan basa sudah dikenal sejak zaman dulu. Istilah asam (acid) berasal dari bahasa Latin acetum yang berarti cuka. Istilah basa (alkali) berasal dari bahasa Arab yang berarti abu. Basa digunakan dalam pembuatan sabun. Juga sudah lama diketahui bahwa asam dan basa saling menetralkan. Di alam, asam ditemukan dalam buah-buahan, misalnya asam sitrat dalam buah jeruk berfungsi untuk memberi rasa limun yang tajam. Cuka mengandung asam asetat, dan asam tanak dari kulit pohon digunakan untuk menyamak kulit. Asam mineral yang lebih kuat telah dibuat sejak abad pertengahan, salah satunya adalah aqua forti (asam nitrat) yang digunakan oleh para peneliti untuk memisahkan emas dan perak.

7.3.1 Teori Asam Basa

Ada beberapa teori yang menjelaskan mengenai terbentuknya suatu senyawa asam dan basa. Secara umum semua teori menyatakan bahwa senyawa yang termasuk ke dalam golongan asam disebabkan karena keberadaan ion H^+ , sedangkan sifat basa pada senyawa disebabkan keberadaan ion OH^- .

7.3.1.1 Teori Asam Basa Arrhenius

Pada tahun 1884, Svante Arrhenius (1859-1897) seorang ilmuwan Swedia yang memenangkan hadiah nobel atas karyanya di bidang ionisasi, memperkenalkan pemikiran tentang senyawa yang terpisah atau terurai menjadi bagian ion-ion dalam larutan. Dia menjelaskan bagaimana kekuatan asam dalam larutan aqua (air) tergantung pada konsentrasi ion-ion hidrogen di dalamnya. Menurut Arrhenius, *asam* adalah zat yang dalam air melepaskan ion H^+ , sedangkan *basa* adalah zat yang dalam air melepaskan ion OH^- . Jadi pembawa sifat asam adalah ion H^+ , sedangkan pembawa sifat basa adalah ion OH^- . Asam Arrhenius dirumuskan sebagai H_xZ , yang dalam air mengalami ionisasi sebagai berikut.



Jumlah ion H^+ yang dapat dihasilkan oleh 1 molekul asam disebut **valensi asam**, sedangkan ion negatif yang terbentuk dari asam setelah melepaskan ion H^+ disebut **ion sisa asam**. Beberapa contoh asam dapat dilihat pada gambar 7.1.

Tabel 5.1 Berbagai Jenis Asam

Rumus Asam	Nama Asam	Reaksi Ionisasi	Valensi Asam	Sisa Asam
HF	asam fluorida	$\text{HF} \rightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$	1	F^-
HCl	asam klorida	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	1	Cl^-
HBr	asam bromida	$\text{HBr} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Br}^-$	1	Br^-
HCN	asam sianida	$\text{HCN} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$	1	CN^-
H_2S	asam sulfida	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	2	S^{2-}
HNO_3	asam nitrat	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	1	NO_3^-
H_2SO_4	asam sulfat	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	2	SO_4^{2-}
H_2SO_3	asam sulfit	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	2	SO_3^{2-}
H_3PO_4	asam fosfat	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3 \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	3	PO_4^{3-}
H_3PO_3	asam fosfit	$\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow 3 \text{H}^+ + \text{PO}_3^{3-}$	3	PO_3^{3-}
CH_3COOH	asam asetat	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	1	CH_3COO^-
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	asam oksalat	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	2	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	asam benzoat	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} \rightarrow \text{H}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	1	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$

Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg, 2000.

Gambar 7. 1 Senyawa asam

Basa Arrhenius adalah hidroksida logam, $\text{M}(\text{OH})_x$, yang dalam air terurai sebagai berikut.



Jumlah ion OH^- yang dapat dilepaskan oleh satu molekul basa disebut valensi basa. Beberapa contoh basa diberikan pada tabel 7.2.

Tabel 5.2 Berbagai Jenis Basa

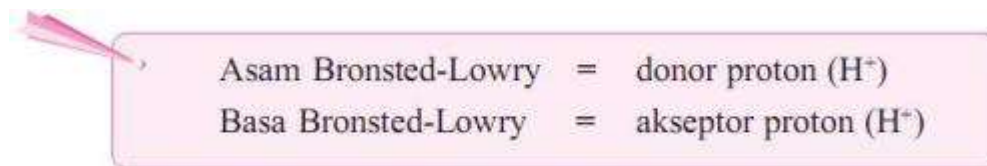
Rumus Basa	Nama Basa	Reaksi Ionisasi	Valensi Basa
NaOH	natrium hidroksida	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$	1
KOH	kalium hidroksida	$\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$	1
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	magnesium hidroksida	$\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	2
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	kalsium hidroksida	$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	2
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	barium hidroksida	$\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	2
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	besi(III) hidroksida	$\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^-$	3
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	besi(II) hidroksida	$\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	2
$\text{Al}(\text{OH})_3$	aluminium hidroksida	$\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^-$	3
$\text{Sr}(\text{OH})_2$	stronsium hidroksida	$\text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Sr}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	2

Sumber: General Chemistry, Principles & Structure, James E. Brady, 1990.

Gambar 7. 2 Senyawa basa

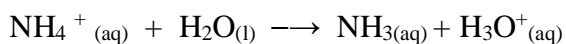
7.3.1.2 Asam Basa Bronsted Lowry

Menurut Bronsted dan Lowry, asam adalah spesi yang memberi proton, sedangkan basa adalah spesi yang menerima proton pada suatu reaksi pemindahan proton.

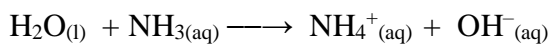


Gambar 7. 3 Penamaan asam basa Bronsted Lowry

Perhatikan contoh berikut.



asam basa



asam basa

Pada contoh di atas terlihat bahwa air dapat bersifat sebagai asam (donor proton) dan sebagai basa (akseptor proton). Zat seperti itu bersifat amfiprotik (amfoter). Konsep asam-basa dari Bronsted-Lowry ini lebih luas daripada konsep asam-basa Arrhenius karena hal-hal berikut :

1. Konsep asam-basa Bronsted-Lowry tidak terbatas dalam pelarut air, tetapi juga menjelaskan reaksi asam-basa dalam pelarut lain atau bahkan reaksi tanpa pelarut.
2. Asam-basa Bronsted-Lowry tidak hanya berupa molekul, tetapi juga dapat berupa kation atau anion. Konsep asam-basa Bronsted-Lowry dapat menjelaskan

sifat asam dari NH₄Cl. Dalam NH₄Cl, yang bersifat asam adalah ion NH₄⁺ karena dalam air dapat melepas proton.

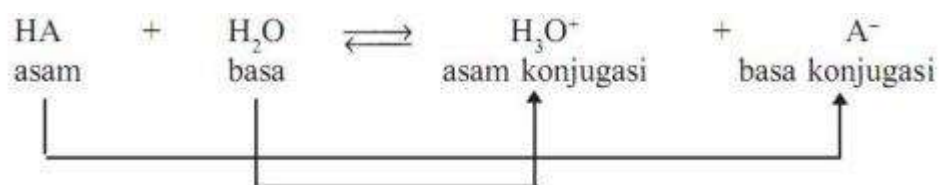
7.3.1.3 Asam dan Basa Konjugasi

Suatu asam setelah melepas satu proton akan membentuk spesi yang disebut basa konjugasi dari asam tersebut. Sedangkan basa yang telah menerima proton menjadi asam konjugasi. Perhatikan gambar berikut.

Asam	\rightleftharpoons	Proton	+	Basa Konjugasi
HCl	\rightleftharpoons	H ⁺	+	Cl ⁻
H ₂ O	\rightleftharpoons	H ⁺	+	OH ⁻
NH ₃	\rightleftharpoons	H ⁺	+	NH ₄ ⁺
HSO ₄ ⁻	\rightleftharpoons	H ⁺	+	SO ₄ ²⁻
Basa	+	Proton	\rightleftharpoons	Asam Konjugasi
NH ₃	+	H ⁺	\rightleftharpoons	NH ₄ ⁺
H ₂ O	+	H ⁺	\rightleftharpoons	H ₃ O ⁺
OH ⁻	+	H ⁺	\rightleftharpoons	H ₂ O
S ²⁻	+	H ⁺	\rightleftharpoons	HS ⁻

Gambar 7. 4 Pembentukan asam dan basa konjugasi

Pasangan asam-basa setelah terjadi serah-terima proton dinamakan asam-basa konjugasi.



Gambar 7. 5 Proses serah terima proton pasangan asam basa konjugasi

7.3.1.4 Konsep Asam Basa Lewis

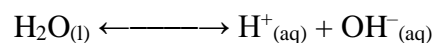
Asam menurut Lewis adalah zat yang dapat menerima pasangan electron (akseptor pasangan electron). Basa menurut Lewis adalah zat yang dapat memberikan pasangan electron (donor pasangan electron). Lewis mengamati bahwa molekul BF_3 juga dapat berperilaku seperti halnya asam (H^+) sewaktu bereaksi dengan NH_3 . Molekul BF_3 dapat menerima sepasang elektron dari molekul NH_3 untuk membentuk ikatan kovalen antara B dan H. Teori asam basa Lewis lebih luas dibandingkan Arrhenius dan Bronsted Lowry, karena :

- Teori Lewis dapat menjelaskan reaksi asam basa yang berlangsung dalam pelarut air, pelarut bukan air, dan tanpa pelarut sama sekali.

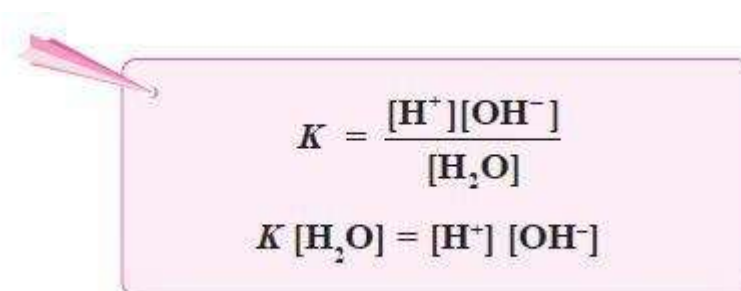
Teori Lewis dapat menjelaskan reaksi asam basa yang tidak melibatkan transfer proton (H^+), seperti reaksi antara BF_3 dan NH_3 .

7.3.2 Tetapan Kesetimbangan Air

Persamaan ionisasi air dapat ditulis sebagai:



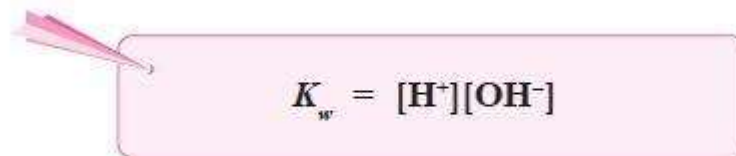
Harga tetapan air adalah:


$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$
$$K [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Gambar 7. 6 Persamaan nilai tetapan asam molukel air

Konsentrasi H_2O yang terionisasi menjadi H^+ dan OH^- sangat kecil dibandingkan dengan konsentrasi H_2O mula-mula, sehingga konsentrasi H_2O

dapat dianggap tetap, maka harga $K[\text{H}_2\text{O}]$ juga tetap, yang disebut tetapan kesetimbangan air atau ditulis K_w .



Gambar 7. 7 Persamaan kesetimbangan air

- Pada suhu 25 °C, K_w yang didapat dari percobaan adalah $1,0 \times 10^{-14}$.
- Harga K_w ini tergantung pada suhu, tetapi untuk percobaan yang suhunya tidak terlalu menyimpang jauh dari 25 °C, harga K_w itu dapat dianggap tetap.
- Harga K_w pada berbagai suhu dapat dilihat pada gambar berikut.

Tabel - Harga K_w pada Berbagai Suhu

Suhu (°C)	K_w
0	$0,114 \times 10^{-14}$
10	$0,295 \times 10^{-14}$
20	$0,676 \times 10^{-14}$
25	$1,00 \times 10^{-14}$
60	$9,55 \times 10^{-14}$
100	$55,0 \times 10^{-14}$

Gambar 7. 8 Harga kesetimbangan air pada berbagai suhu

7.3.3 Kekuatan Asam dan Basa

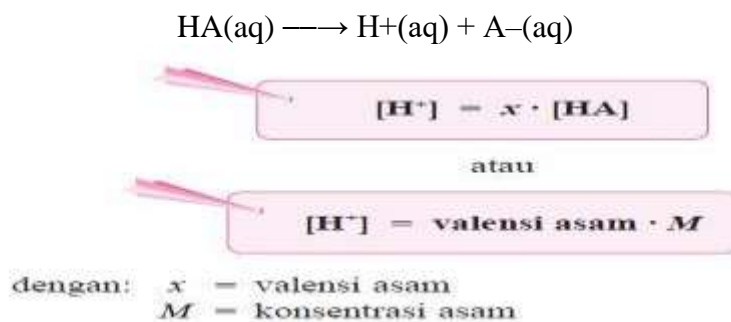
Senyawa yang termasuk ke dalam golongan asam dan basa memiliki kekuatan atau tingkat keasaman dan kebasaan yang berbeda-beda. Perbedaan ini disebabkan oleh banyaknya jumlah ion yang membawa sifat tersebut.

7.3.3.1 Kekuatan Asam

Kekuatan asam dipengaruhi oleh banyaknya ion – ion H^+ yang dihasilkan oleh senyawa asam dalam larutannya. Berdasarkan banyak sedikitnya ion H^+ yang dihasilkan, larutan asam dibedakan menjadi dua macam, yaitu sebagai berikut.

1. Asam Kuat

Asam kuat yaitu senyawa asam yang dalam larutannya terion seluruhnya menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi asam kuat merupakan reaksi berkesudahan. Secara umum, ionisasi asam kuat dirumuskan sebagai berikut.

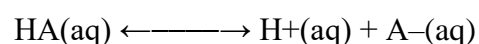


Gambar 7. 9 Persamaan ionisasi asam kuat

2. Asam Lemah

Asam lemah yaitu senyawa asam yang dalam larutannya hanya sedikit terionisasi menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi asam lemah merupakan reaksi kesetimbangan.

Secara umum, ionisasi asam lemah valensi satu dapat dirumuskan sebagai berikut.



Makin kuat asam maka reaksi kesetimbangan asam makin condong ke kanan, akibatnya K_a bertambah besar. Oleh karena itu, harga K_a merupakan

ukuran kekuatan asam, makin besar K_a makin kuat asam. Berdasarkan persamaan di atas, karena pada asam lemah $[H^+] = [A^-]$, maka persamaan di atas dapat diubah menjadi :

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{[HA]}$$

$$[H^+]^2 = K_a \cdot [HA]$$

$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot [HA]}$

dengan K_a = tetapan ionisasi asam

Gambar 7. 10 Persamaan tetapan ionisasi asam

$[H^+] = [HA] \cdot \alpha$

Gambar 7. 11 Persamaan konsentrasi ionisasi asam

Contoh

Tentukan konsentrasi ion H^+ dalam masing-masing larutan berikut.

- H_2SO_4 0,02 M
- HNO_3 0,1 M
- CH_3COOH 0,05 M jika derajat ionisasinya 1%
- H_2SO_3 0,001 M jika $K_a = 1 \times 10^{-5}$

Jawab:

Petunjuk: H_2SO_4 dan HNO_3 merupakan asam kuat, sedangkan CH_3COOH dan H_2SO_3 termasuk asam lemah.

- $H_2SO_4 \longrightarrow 2 H^+ + SO_4^{2-}$
 $[H^+] = x \cdot [HA]$
 $= 2 \cdot 0,02$
 $= 0,04 M$
- $HNO_3 \longrightarrow H^+ + NO_3^-$
 $[H^+] = x \cdot [HA]$
 $= 1 \cdot 0,1$
 $= 0,1 M$
- $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$
 $[H^+] = [HA] \cdot \alpha$
 $= 0,05 \cdot 0,01$
 $= 0,0005 M$
- $H_2SO_3 \rightleftharpoons 2 H^+ + SO_3^{2-}$
 $[H^+] = \sqrt{K_a \cdot [HA]}$
 $[H^+] = \sqrt{10^{-5} \cdot [0,001]}$
 $[H^+] = \sqrt{10^{-8}}$
 $[H^+] = 10^{-4} M$

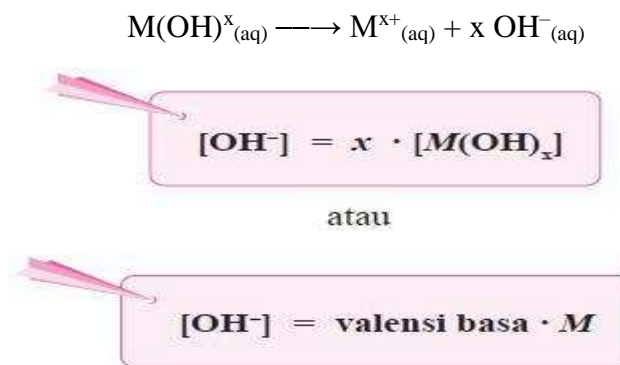
Gambar 7. 12 Contoh soal penentuan konsentrasi ionisasi asam

7.3.3.2 Kekuatan Basa

Kekuatan basa dipengaruhi oleh banyaknya ion – ion OH^- yang dihasilkan oleh senyawa basa dalam larutannya. Berdasarkan banyak sedikitnya ion OH^- yang dihasilkan, larutan basa juga dibedakan menjadi dua macam sebagai berikut.

1. Basa Kuat

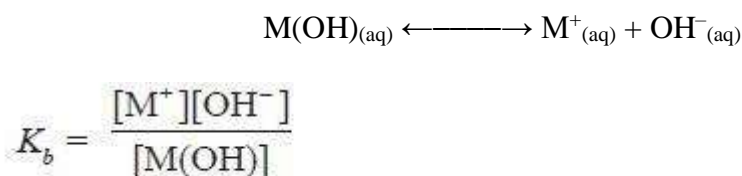
Basa kuat yaitu senyawa basa yang dalam larutannya terion seluruhnya menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi basa kuat merupakan reaksi berkesudahan. Secara umum, ionisasi basa kuat dirumuskan sebagai berikut.



Gambar 7. 13 Persamaan konsentrasi basa

2. Basa Lemah

Basa lemah yaitu senyawa basa yang dalam larutannya hanya sedikit terionisasi menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi basa lemah juga merupakan reaksi kesetimbangan. Secara umum, ionisasi basa lemah valensi satu dapat dirumuskan sebagai berikut.



Makin kuat basa maka reaksi kesetimbangan basa makin condong ke kanan, akibatnya K_b bertambah besar. Oleh karena itu, harga K_b merupakan ukuran kekuatan basa, makin besar K_b makin kuat basa. Berdasarkan persamaan di atas, karena pada basa lemah $[M^+] = [OH^-]$, maka persamaan di atas dapat diubah menjadi:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[M(OH)]}$$

$$[OH^-]^2 = K_b \cdot [M(OH)]$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot [M(OH)]}$$

dengan $K_b =$ tetapan ionisasi basa

Gambar 7. 14 Persamaan tetapan ionisasi basa

$$[OH^-] = [M(OH)] \cdot \alpha$$

Gambar 7. 15 Persamaan konsentrasi ionisasi basa

Contoh

Tentukan konsentrasi ion OH^- masing-masing larutan berikut.



Jawab:

Petunjuk: $Ca(OH)_2$ dan KOH merupakan basa kuat, sedangkan $Al(OH)_3$ dan NH_3 termasuk basa lemah.



$$[OH^-] = x \cdot [M(OH)]$$

$$= 2 \cdot 0,02$$

$$= 0,04 M$$



$$[OH^-] = x \cdot [M(OH)]$$

$$= 1 \cdot 0,004$$

$$= 0,004 M$$



$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot [M(OH)]}$$

$$[OH^-] = \sqrt{2,5 \times 10^{-8} \cdot 0,1}$$

$$[OH^-] = 5 \times 10^{-4} M$$



$$[OH^-] = [M(OH)] \cdot \alpha$$

$$= 0,01 \cdot 0,05$$

$$= 0,0005 M$$

Gambar 7. 16 Contoh soal penentuan konsentrasi ionisasi asam

7.3.4 Konsep pH

Untuk menyatakan tingkat atau derajat keasaman suatu larutan, pada tahun 1910, seorang ahli dari Denmark, Soren Lautiz Sorensen memperkenalkan suatu bilangan yang sederhana. Bilangan ini diperoleh dari hasil logaritma konsentrasi H^+ . Bilangan ini kita kenal dengan skala pH. Harga pH berkisar antara 1 – 14 dan ditulis:

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

Analog dengan di atas, maka:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Sedangkan hubungan antara pH dan pOH adalah:

$$\begin{aligned} K_w &= [H^+] [OH^-] \\ -\log K_w &= -\log [H^+] + (-\log [OH^-]) \end{aligned}$$

$$pK_w = pH + pOH$$

Pada suhu 25 °C, $pK_w = pH + pOH = 14$.

Gambar 7. 17 Persamaan perhitungan pH senyawa

Dari uraian di atas dapat kita simpulkan bahwa:

- Larutan bersifat netral jika $[H^+] = [OH^-]$ atau $pH = pOH = 7$.
- Larutan bersifat asam jika $[H^+] > [OH^-]$ atau $pH < 7$.
- Larutan bersifat basa jika $[H^+] < [OH^-]$ atau $pH > 7$.

Karena pH dan konsentrasi ion H^+ dihubungkan dengan tanda negatif, maka makin besar konsentrasi ion H^+ makin kecil pH, dan karena bilangan dasar logaritma adalah 10, maka larutan yang nilai pH-nya berbeda sebesar n mempunyai perbedaan ion H^+ sebesar 10^n . Perhatikan contoh di bawah ini:

- Jika konsentrasi ion $H^+ = 0,01$ M, maka $pH = -\log 0,01 = 2$

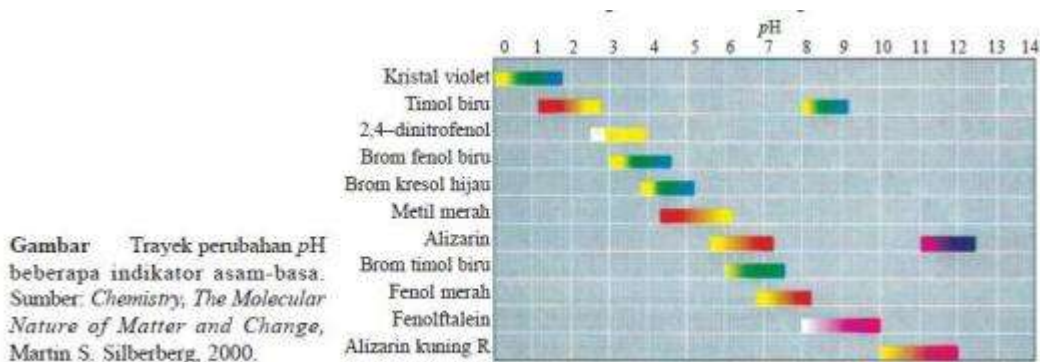
Jika konsentrasi ion $H^+ = 0,001 \text{ M}$ (10 kali lebih kecil) maka $pH = -\log 0,001 = 3$ (naik 1 satuan)

7.3.4.1 Pengukuran pH

Untuk menentukan pH suatu larutan dapat dilakukan dengan beberapa cara, antara lain sebagai berikut :

1. Menggunakan Beberapa Indikator

Indikator adalah asam organik lemah atau basa organik lemah yang dapat berubah warna pada rentang harga pH tertentu (James E. Brady, 1990). Harga pH suatu larutan dapat diperkirakan dengan menggunakan trayek pH indikator. Indikator memiliki trayek perubahan warna yang berbeda-beda. Dengan demikian dari uji larutan dengan beberapa indikator akan diperoleh daerah irisan pH larutan. Contoh, suatu larutan dengan brom timol biru (6,0–7,6) berwarna biru dan dengan fenolftalein (8,3–10,0) tidak berwarna, maka pH larutan itu adalah 7,6–8,3. Hal ini disebabkan jika brom timol biru berwarna biru, berarti pH larutan lebih besar dari 7,6 dan jika dengan fenolftalein tidak berwarna, berarti pH larutan kurang dari 8,3.



Gambar 7. 18 Trayek perubahan pH beberapa indikator asam basa

7.4 Rangkuman

- Ada empat teori yang menjelaskan mengenai asam-basa , yaitu:
1. Teori asam basa Arrhenius, menjelaskan bahwa **asam** adalah zat yang dalam air melepaskan ion H^+ , sedangkan **basa** adalah zat yang dalam air melepaskan ion OH^- .
 2. Teori asam basa Bronsted-Lowry, menjelaskan bahwa asam adalah spesi yang memberi proton, sedangkan basa adalah spesi yang menerima proton pada suatu reaksi pemindahan proton.
 3. Teori asam basa konjugasi, menjelaskan bahwa suatu asam setelah melepas satu proton akan membentuk spesi yang disebut basa konjugasi dari asam tersebut. Sedangkan basa yang telah menerima proton menjadi asam konjugasi.
 4. Teori asam basa Lewis, menjelaskan bahwa Asam adalah zat yang dapat menerima pasangan electron (akseptor pasangan electron). Sedangkan basa adalah zat yang dapat memberikan pasangan electron (donor pasangan electron).
- Nilai tingkat keasaman (pH) dan kebasaan (pOH) dapat dirumuskan sebagai berikut

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

- Hubungan antara tingkat keasaman dan kebasaan suatu senyawa dapat dirumuskan sebagai berikut

$$pH = 14 - pOH$$

7.5 Soal

1. Sebutkan dan jelaskan mengenai teori asam basa?
2. Tentukan nilai pH larutan di bawah ini:
 - a. H_2SO_4 0,005 M
 - b. NaOH 0,05 M
 - c. CH_3COOH 0,005 M yang terionisasi 10%

BAB VIII

KINETIKA DAN KESEIMBANGAN KIMIA

8.1 Tujuan Instruksional Umum

Mahasiswa akan dapat memahami mengenai kinetika dan keseimbangan kimia beserta faktor-faktor yang mempengaruhi reaksi kimia.

8.2 Tujuan Instruksional Khusus

Mahasiswa dapat memahami tentang pengertian kinematika dan keseimbangan kimia, reaksi redoks, bilangan oksidasi, oksidator dan reduktor, tata nama senyawa redoks dan proses pengolahan logam

8.3 Uraian Materi

Kinetika kimia adalah studi tentang kecepatan (speed) atau laju (rate) reaksi kimia. Salah satu tujuan utama mempelajari kinetika kimia adalah untuk mempelajari faktor-faktor yang mempengaruhi reaksi kimia.

Faktor-faktor yang dapat mempengaruhi kecepatan reaksi kimia dibagi atas empat kelompok :

- a) Sifat kimia molekul pereaksi dan hasil reaksi (produk). Bila semua faktor lain sama maka susunan kimia molekul atau ion akan mempengaruhi kecepatan reaksi kimia.
- b) Konsentrasi zat-zat yang bereaksi. Bila dua buah molekul beraksi satu dengan yang lain, maka kedua molekul tersebut harus bertemu atau bertumbukan. Kebolehjadian antar molekul untuk bertumbukan di dalam sistem homogen (satu jenis fasa, biasanya gas atau larutan) makin besar jika konsentrasi makin besar. Di dalam sistem reaksi heterogen, dimana pereaksi berada pada fasa terpisah, kecepatan reaksi tergantung pada luas kontak antar fasa. Karena luas

permukaan makin besar bila ukuran partikel makin kecil, maka penurunan ukuran partikel akan menaikkan kecepatan reaksi.

- c) Pengaruh temperatur. Hampir semua jenis reaksi kimia berlangsung lebih cepat bila temperaturnya dinaikkan.
- d) Pengaruh zat lain yang disebut katalis. Kecepatan beberapa reaksi kimia, termasuk hampir semua reaksi biokimia, dipengaruhi oleh zat yang disebut katalis. Secara keseluruhan selama reaksi, katalis tidak mengalami perubahan atau pengurangan.

Mempelajari bagaimana faktor-faktor ini mempengaruhi kecepatan reaksi juga tergantung pada tujuan yang ingin dicapai. Contohnya :

- a) Kondisi reaksi dapat diatur sedemikian untuk memperoleh produk yang secepat mungkin. Hal ini sangat penting dalam industri.
- b) Kondisi reaksi dapat diatur agar berlangsung selambat mungkin. Hal ini sangat membantu pengendalian pertumbuhan jamur dan mikroorganisme lainnya dalam merusak bahan makanan.

Bagi ahli kimia salah satu manfaat paling penting yang dapat diperoleh dalam mempelajari kecepatan reaksi kimia adalah pengetahuan tentang bagaimana proses lengkap perubahan kimia itu dapat terjadi. Ternyata, umumnya reaksi kimia tidak berlangsung hanya satu tahap tetapi merupakan kumpulan dari serangkaian tahap-tahap reaksi sederhana. Rangkaian reaksi ini disebut mekanisme reaksi. Jadi, mempelajari kecepatan reaksi dapat memberi petunjuk tentang mekanisme reaksi yang terjadi. Dengan demikian kita memperoleh wawasan alasan-alasan sangat mendasar (fundamental) kenapa zat-zat kimia bereaksi.

8.3.1 Kestimbangan Kimia

Kestimbangan kimia adalah reaksi kimia yang berlangsung 2 arah, yaitu hasil reaksi dapat berubah kembali menjadi pereaksinya hingga konsentrasi reaktan dan produk konstan. Reaksi kimia mencapai kestimbangan jika laju reaksi ke kanan sama dengan laju reaksi ke kiri sehingga tidak terjadi lagi perubahan dalam system kestimbangan. Persamaan reaksi kestimbangan kimia dapat dituliskan dengan mencantumkan panah bolak balik. Panah tersebut menyatakan bahwa reaksi berlangsung dua arah.

Berdasarkan fase zat-zat yang terlibat dalam reaksi, kestimbangan kimia dapat dikelompokkan menjadi kestimbangan homogen dan kestimbangan heterogen. Kestimbangan homogen adalah reaksi kestimbangan yang zat-zat yang terlibat dalam reaksi memiliki fase yang sama. Kestimbangan heterogen adalah reaksi kestimbangan yang zat-zat terlibat dalam reaksi memiliki fase yang berbeda. Konsentrasi larutan adalah salah satu faktor yang mempengaruhi kestimbangan kimia

8.3.2 Konsep Reaksi Oksidasi Reduksi

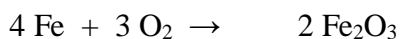
Pengertian oksidasi dan reduksi dapat ditinjau berdasarkan 3 landasan teori, yaitu :

1. Reaksi Pengikatan dan pelepasan unsur oksigen

Reaksi oksidasi (pengoksigenan) adalah peristiwa penggabungan suatu zat dengan oksigen.

Contoh:





Reaksi oksidasi logam dikenal juga dengan nama perkaratan. Reaksi pembakaran juga termasuk reaksi oksidasi, misalnya pembakaran minyak bumi, kertas, kayu bakar, dll.

Reaksi reduksi adalah peristiwa pengeluaran oksigen dari suatu zat.

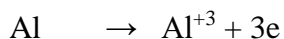
Contoh:



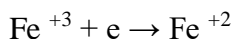
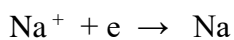
2. Reaksi pelepasan dan pengikatan elektron

Reaksi oksidasi dan reduksi juga dapat dibedakan dari pelepasan dan penangkapan elektron. Oksidasi adalah peristiwa pelepasan elektron

Contoh:



Reduksi adalah peristiwa penangkapan elektron Contoh:



Dari konsep kedua ini dapat disimpulkan bahwa reaksi oksidasi dan reduksi tidak hanya hanya melibatkan reaksi suatu zat dengan oksigen.

3. Reaksi penambahan dan pengurangan bilangan oksidasi

Oksidasi adalah peristiwa naiknya / bertambahnya bilangan oksidasi suatu unsur, sedangkan reduksi adalah peristiwa turunnya / berkurangnya bilangan oksidasi.

8.3.3 Bilangan Oksidasi

Bilangan oksidasi (biloks) disebut juga tingkat oksidasi. Bilangan oksidasi diartikan sebagai muatan yang dimiliki suatu atom dalam keadaan bebas atau dalam senyawa yang dibentuknya.

Bilangan oksidasi suatu unsur dapat ditentukan dengan aturan berikut:

1. Biloks atom dalam unsur adalah nol. Contoh Na, Fe, O₂ , H₂ memiliki biloks nol
2. Total biloks senyawa adalah nol. Contoh H₂O, NaOH, CH₃COOH, KNO₃ total biloksnnya adalah nol
3. Biloks ion sesuai dengan muatannya. Contoh Na⁺¹ (= +1), O⁻² (= -2), Fe⁺³ (= +3)
4. Biloks unsur golongan I A dalam senyawanya adalah + 1 Contoh Biloks atom Na dalam NaCl adalah + 1
5. Biloks unsur golongan II A dalam senyawanya adalah + 2 Contoh: Biloks Ca dalam CaCO₃ adalah + 2
6. Biloks unsur golongan VII A dalam senyawa binernya adalah – 1 Contoh: Biloks F dalam senyawa KF dan BaF₂ adalah – 1
7. Biloks unsur oksigen dalam senyawanya adalah – 2 Contoh dalam H₂O, Na₂O, Al₂O₃
8. Biloks unsur hydrogen dalam senyawanya adalah + 1 Contoh dalam H₂O, HCl, H₂SO₄

Catatan Penting:

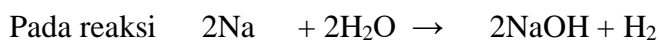
Biloks H = -1 dalam senyawa hidrida misal NaH, LiH, CaH₂

Biloks O = -1 dalam senyawa peroksida misal H₂O₂

8.3.4 Oksidator dan Reduktor

Oksidator adalah istilah untuk zat yang mengalami reduksi (biloksnya turun), sedangkan Reduktor adalah zat yang mengalami reaksi oksidasi (biloksnya naik/bertambah).

Contoh:



Reduktor adalah Na sebab biloksnya naik dari 0 ke +1 Oksidator adalah H₂O sebab biloks H berubah dari +1 ke 0

8.3.5 Pengolahan Logam

Peranan unsur logam dalam kehidupan sehari-hari dapat dilihat dari banyaknya logam yang digunakan. Antara lain untuk membuat mesin-mesin, kendaraan, bangunan, pekakas rumah tangga, dan sebagainya. Logam yang banyak digunakan untuk kesejahteraan manusia diantaranya besi, alumunium, tembaga, perak, emas, nikel, dan timah.

Pada umumnya pemisahan logam dari bijihnya dilakukan berdasarkan reaksi reduksi. Cara reduksi yang paling murah adalah reduksi oksida logam dengan karbon. Metoda ini cocok dilakukan untuk pengolahan besi dan timah.

Untuk memperoleh logam dari sulfida logam, mula-mula sulfida logam dipanggang diudara untuk menghasilkan oksida logam. Kemudian oksida logam direduksi dengan karbon atau karbon monoksida. Logam-logam yang sangat reaktif seperti alumunium diperoleh dengan cara elektrolisis.

Beberapa contoh reaksi pengolahan logam:

Pengolahan besi $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$

Pengolahan nikel $2\text{NiO} + \text{C} \rightarrow 2\text{Ni} + \text{CO}_2$

Pengolahan Aluminium $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow 4\text{Al} + 3\text{CO}_2$

Pengolahan Timah $\text{SnO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{Sn} + \text{CO}_2$

Pengolahan tembaga $2\text{Cu}_2\text{O} + \text{Cu}_2\text{S} \rightarrow 6\text{Cu} + \text{SO}_2$

8.4 Rangkuman

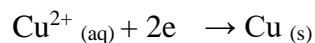
Keseimbangan kimia adalah reaksi kimia yang berlangsung 2 arah, yaitu hasil reaksi dapat berubah kembali menjadi pereaksinya hingga konsentrasi reaktan dan produk konstan. Reaksi kimia mencapai keseimbangan jika laju reaksi ke kanan sama dengan laju reaksi ke kiri sehingga tidak terjadi lagi perubahan dalam system keseimbangan. Reaksi reduksi dan oksidasi berhubungan dengan reaksi Pengikatan dan pelepasan unsur oksigen, reaksi pelepasan dan pengikatan elektron, dan reaksi penambahan dan pengurangan bilangan oksidasi.

BAB IX

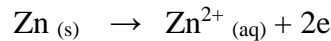
REAKSI REDUKSI OKSIDASI

9.1 Pengertian Reaksi Redoks

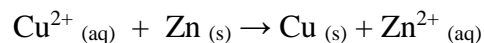
Reaksi redoks adalah reaksi yang terjadi perubahan bilangan oksidasi. Konsep tentang bilangan oksidasi, telah dibahas dalam topik sebelumnya. Reaksi redoks mencakup reaksi reduksi dan oksidasi. Reaksi reduksi adalah reaksi yang terjadi penurunan bilangan oksidasi melalui penangkapan elektron, contohnya :



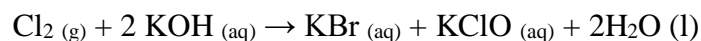
Sedangkan reaksi oksidasi adalah reaksi yang terjadi peningkatan bilangan oksidasi melalui pelepasan elektron, contohnya :



Dalam reaksi redoks, reaksi reduksi dan oksidasi terjadi secara simultan, maka reaksi diatas menjadi :



Reaksi autoredoks, atau istilah lainnya reaksi disproporsionasi adalah reaksi dimana suatu zat dapat mengalami reaksi reduksi dan oksidasi. Contoh :



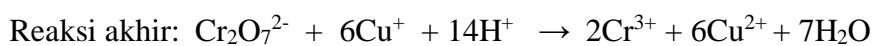
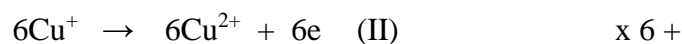
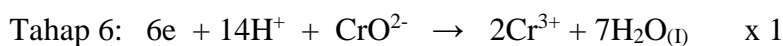
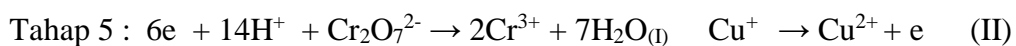
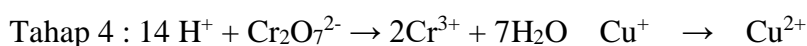
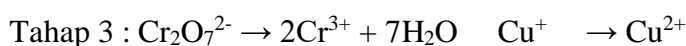
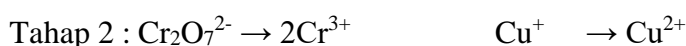
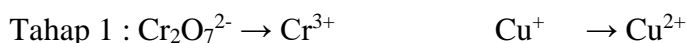
9.2 Penyetaraan Reaksi Redoks

Penyetaraan reaksi redoks dapat dilakukan dengan dua cara, yaitu cara setengah reaksi dan cara perubahan bilangan oksidasi (biloks). Cara penyetaraan reaksi redoks dengan sistem setengah reaksi dilakukan dengan tahapan-tahapan sebagai berikut :

- a. menuliskan masing-masing persamaan setengah reaksi reduksi dan reaksi oksidasi
- b. menyetarakan unsur-unsur yang mengalami reaksi redoks
- c. menambahkan (1) molekul H₂O :
 - i. pada yang kekurangan (1) atom O, jika reaksi berlangsung dalam suasana asam
 - ii. pada yang kelebihan (1) atom O, jika reaksi berlangsung dalam suasana basa
- d. menyetarakan atom hidrogen dengan ion H⁺ jika suasana asam atau dengan ion OH⁻ jika suasana basa
- e. menyetarakan muatan dengan menambahkan elektron di sebelah kanan atau kiri persamaan reaksi
- f. menjumlahkan kedua persamaan setengah reaksi dengan menyamakan elektronnya

Contoh 1:

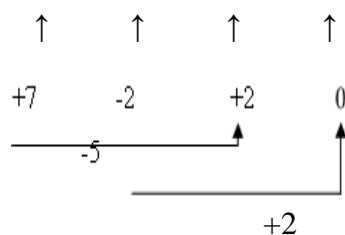
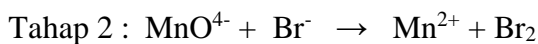
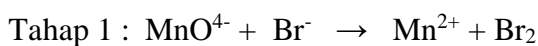
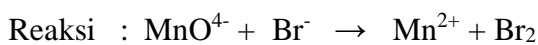
Reaksi : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Cu}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Cu}^{2+}$ Langkah-langkah penyetaraan reaksi:



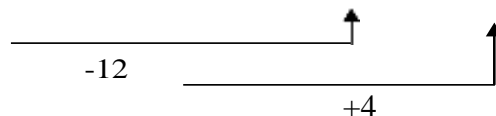
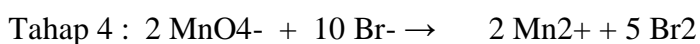
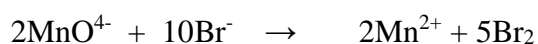
Cara penyetaraan reaksi redoks dengan cara perubahan bilangan oksidasi (biloks) dilakukan dengan tahapan sebagai berikut :

1. Menyetarakan (menyamakan) unsur-unsur yang mengalami perubahan bilangan oksidasi
2. Menentukan biloks unsur-unsur tersebut dan menentukan perubahannya
3. Menyamakan kedua perubahan biloks
4. Menentukan jumlah muatan di ruas kiri dan di ruas kanan
5. Menyamakan muatan dengan cara :
 - i. Jika muatan di ruas kiri lebih negatif maka menambahkan ion H⁺ sebanyak perbedaan muatan (ini berarti reaksi berlangsung dalam suasana asam)
 - ii. Jika muatan di ruas kanan lebih positif maka menambahkan ion OH⁻ sebanyak perbedaan muatan (ini berarti reaksi berlangsung dalam suasana basa)
6. Menyamakan atom hidrogen di ruas kiri dan kanan dengan cara menambahkan H₂O.

Contoh 2:



Tahap 3 : $\text{MnO}_4^- \times 2$ dan $\text{Br}^- \times 5$, sehingga persamaan menjadi:

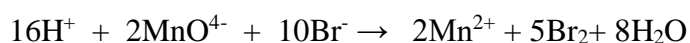


Tahap 5 : di sebelah kiri lebih bermuatan negatif (-1) maka ditambahkan ion H⁺ sebanyak 16 buah, supaya muatannya sama dengan disebelah kanan +4.



Tahap 6 : $16\text{H}^+ + 2\text{MnO}_4^- + 10\text{Br}^- \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{Br}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$

Periksa jumlah atom di ruas kiri dan kanan, jika sudah setara berarti reaksinya betul. Karena jumlah atom di sebelah kiri dan kanan sudah sama, serta muatannya juga sama maka persamaan akhirnya adalah:

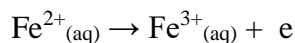


9.3 Sel Elektrokimia

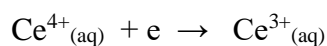
9.3.1 Reaksi Redoks Pada Elektrode

Reaksi-reaksi elektode melibatkan transfer muatan dari elektode ke spesies yang terlarut atau sebaliknya. Reaksi-reaksi yang melibatkan transfer muatan dari satu spesies ke yang lain sering disebut reaksi redoks. Nama redoks terdiri dari REDuksi dan OKSidasi.

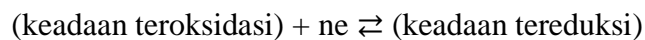
Reaksi oksidasi adalah suatu reaksi dimana suatu spesies melepaskan elektron (muatan negatif). Sebagai contoh ion besi(II) dapat melepaskan satu buah elektron menjadi ion besi(III), sesuai reaksi berikut:



Dalam hal ini ion besi(II) dioksidasi. Reaksi reduksi adalah suatu reaksi dimana suatu spesies menangkap elektron (muatan negatif). Proses ini merupakan kebalikan dari proses pada reaksi oksidasi. Sebagai contoh ion cerium(IV) dapat direduksi menjadi cerium(III), sesuai persamaan reaksi berikut:



Seri reaksi oksidasi dan reduksi dapat digabung dalam sistem reaksi berikut:

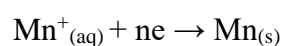


Reaksi tersebut merupakan persamaan umum untuk semua reaksi pada elektode. Dalam praktek reaksi oksidasi tidak pernah terjadi tanpa adanya reaksi reduksi dan sebaliknya. Jadi reaksi di atas jika digabung akan menjadi satu sistem reaksi redoks dimana akan terjadi transfer elektron dari ion besi(II) ke ion cerium(IV). Adanya transfer elektron inilah yang menjadi dasar dalam sistem elektrokimia.

Elektode merupakan bagian penting dalam elektrokimia. Elektode ada dua, yaitu elektode negatif yang disebut katode dan elektode positif disebut anode. Namun penetapan muatan anode dan katode sangat tergantung dari jenis sistem sel, yaitu sel potensial atau sel elektrolisis. Di katode inilah terjadi reaksi reduksi, sedangkan reaksi oksidasi terjadi di anode.

9.3.2 Potensial Elektode

Telah diungkapkan bahwa perbedaan potensial telah secara mantap terjadi antara elektode dengan larutannya. Kemudian kita akan melihat lebih jauh untuk sistem ini, terutama untuk mengetahui seberapa besar potensial yang terjadi (kuantitatif) dan arah dari potensialnya. Perbedaan potensial antara elektode dan larutan pada sistem setengah sel seringkali disebut sebagai potensial elektode dan untuk membandingkan nilai untuk semua potensial elektode suatu sistem sel dipakai dengan menggunakan proses reaksi reduksi dari logamnya, Mn dan ionnya Mn^+ , jika dituliskan reaksi umumnya adalah:



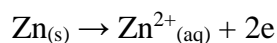
Potensial elektode selalu berdasarkan nilai pada potensial reduksi. Pada sel Galvani, setengah sel mengalami proses reaksi reduksi dan setengah sel yang lain mengalami proses oksidasi. Dari perjanjian penulisan sel, bahwa proses oksidasi terjadi pada elektode sebelah kiri, yang melepaskan elektron ke luar sirkuit. Sedangkan proses reduksi terjadi di elektode sebelah kanan.

Perhitungan potensial sel adalah sama caranya menghitung potensial dua baterai yang dipasang seri. Apabila setengah sel di sebelah kiri untuk reaksi oksidasi, nilai potensial elektodenya harus digunakan untuk mengurangi nilai potensial setengah sel di sebelah kanan. Nilai emf sel dinyatakan sebagai berikut:

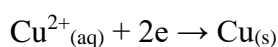
$E(\text{sel}) = E(\text{kanan}) - E(\text{kiri})$. Dimana $E(\text{sel})$ adalah emf sel galvani, $E(\text{kanan})$ dan $E(\text{kiri})$ adalah potensial elektode setengah sel di sebelah kanan dan kiri. Perlu diingat bahwa tanda negatif untuk menggambarkan bahwa reaksi elektode terjadi untuk reaksi kebalikannya. Untuk sel Daniel, emf sel dinyatakan sebagai:

$$E(\text{sel}) = E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$$

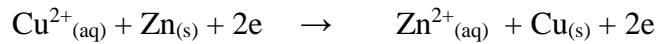
Dengan cara ini penulisan persamaan kimia untuk reaksi redoks yang terjadi pada sel harus selalu konsisten sesuai dengan perjanjian. Jika reaksi oksidasi terjadi pada elektode di sebelah kiri, persamaan ditulis sedemikian elektron dilepaskan. Untuk sel Daniel, reaksi pada setengah sel adalah:



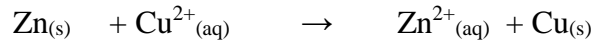
Sebaliknya, setengah sel di sebelah kanan reaksinya ditulis sebagai reaksi reduksi dan untuk sel Daniel reaksinya adalah:



Penjumlahan kedua reaksi tersebut akan dihasilkan persamaan reaksi:



Jika elektronnya dihilangkan maka persamaannya menjadi:

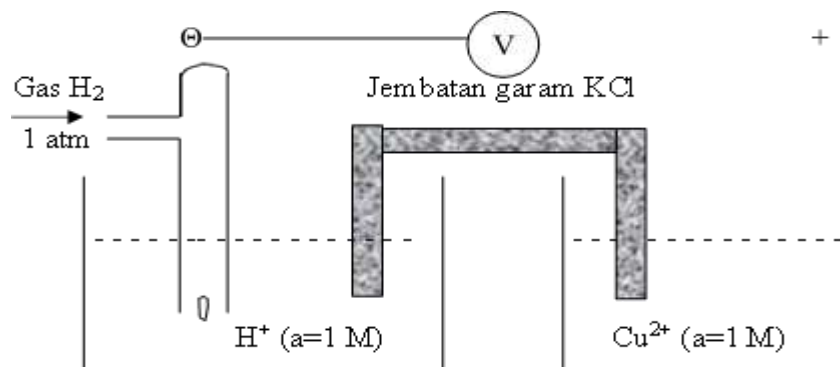


9.3.3 Potensial Elektrode Standar

Dalam pengukuran potensial suatu sel elektrokimia, maka sejumlah kondisi harus dipenuhi yaitu:

- Semua pengukuran dilakukan pada temperatur 298 K
- Keberadaan analit dalam kapasitas sebagai aktivitas (misalnya 1 mol/L)
- Semua pengukuran potensial sel dibandingkan dengan potensial standar sel dengan menggunakan elektode standar hidrogen.

Potensial elektode diukur dengan memperhatikan potensial elektode standar, yang dilambangkan E° . Cara yang cukup baik untuk menentukan potensial standar suatu sel adalah dengan membandingkan dengan elektode standar hidrogen. Pada kesempatan ini hanya akan disinggung secara singkat bagaimana cara memperoleh nilai potensial standar. Pada gambar berikut akan diukur potensial setengah sel dari elektode tembaga dalam larutan tembaga(II). Untuk itu akan dibandingkan dengan elektode hidrogen, yang gambar selengkapnya dapat dilihat pada Gambar 9.1.

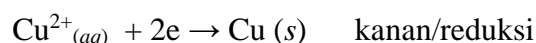
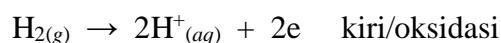


Gambar 9. 1 Cara pengukuran potensial standar

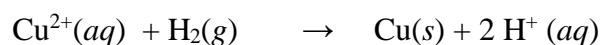
Potensial elektode standar diukur berdasarkan reaksi reduksinya. Untuk mengukur nilai potensial reduksi ion tembaga(II) menjadi tembaga, dengan cara membandingkan dengan elektode hidrogen standar, yang disingkat EHS (Gambar 9.1). Elektode hidrogen standar ditempatkan di sebelah kiri dan elektode tembaga di sebelah kanan sel elektrokimia. Sistem sel elektrokimia tersebut jika dituliskan notasi selnya adalah sebagai berikut:



Persamaan setengah selnya adalah:



Kombinasi dua persamaan tersebut menjadi reaksi total sebagai berikut:



Besarnya emf sel dituliskan sebagai:

$$E (\text{sel}) = E (\text{kanan}) - E (\text{kiri})$$

Atau untuk kondisi/keadaan standar besarnya E sell:

$$E^{\circ} (\text{sel}) = E^{\circ} (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^{\circ} (\text{ehs})$$

Telah dibuat perjanjian bahwa nilai potensial elektode standar untuk elektode standar hidrogen adalah nol, maka pada sistem pengukuran di atas emf yang terukur merupakan nilai potensial reduksi standar elektode tembaga untuk proses reaksi reduksi tembaga(II) menjadi tembaga. Atau secara matematis:

$$E^{\circ} (\text{ehs}) = 0 \text{ volt, maka } E^{\circ} (\text{sel}) = E^{\circ} (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}).$$

Pada pengukuran pada keadaan standar didapatkan nilai potensial standar reaksi tersebut 0,34 Volt.

Pengukuran nilai potensial elektode standar suatu sistem reaksi reduksi yang lain menggunakan cara yang sama seperti contoh diatas. Dengan cara tersebut diperoleh nilai potensial reduksi standar dari berbagai reaksi yang selengkapnya dapat dilihat pada tabel 9.1.

Tabel 9. 1 Nilai Potensial Reduksi Standar (E°) zat

Elektode	Reaksi Elektode	E° (volt)
Pt F ₂ F ⁻	F ₂ + 2e ⇌ 2F ⁻	+2,870
Pt H ₂ O ₂ H ⁺	H ₂ O ₂ + 2 H ⁺ + 2e ⇌ 2 H ₂ O	+1,770
Pt MnO ₄ ⁻ , Mn ²⁺	MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e ⇌ Mn ²⁺ + 4 H ₂ O	+1,510
Pt Cl ₂ Cl ⁻	Cl ₂ + 2e ⇌ 2 Cl ⁻	+1,360
Pt Tl ₃ ⁺ , Tl ⁺	Tl ₃ ⁺ + 2e ⇌ Tl ⁺	+1,250
Pt Br ₂ Br ⁻	Br ₂ + 2e ⇌ 2 Br ⁻	+1,065
Ag ⁺ Ag	Ag ⁺ + e ⇌ Ag	+0,799
Pt Fe ³⁺ , Fe ²⁺	Fe ³⁺ + e ⇌ Fe ²⁺	+0,771
Pt O ₂ H ₂ O ₂	O ₂ + 2 H ⁺ + 2e ⇌ H ₂ O ₂	+0,682
Pt I ₂ I ⁻	I ₂ + 2e ⇌ 2 I ⁻	+0,536
Cu ²⁺ Cu	Cu ²⁺ + 2e ⇌ Cu	+0,337
Pt Hg ₂ Cl ₂ Hg Cl ⁻	Hg ₂ Cl ₂ + 2e ⇌ 2Hg + 2 Cl ⁻	+0,268
AgCl Ag Cl ⁻	AgCl + e ⇌ Ag + Cl ⁻	+0,223
Pt Cu ²⁺ , Cu ⁺	Cu ²⁺ + e ⇌ Cu ⁺	+0,153
CuCl ₂ Cu Cl ⁻	CuCl ₂ + e ⇌ Cu + Cl ⁻	+0,137
AgBr Ag Br ⁻	AgBr + e ⇌ Ag + Br ⁻	+0,071
Pt H⁺ H₂	2 H⁺ + 2e ⇌ H₂	0,000
Pb ²⁺ Pb	Pb ²⁺ + 2e ⇌ Pb	-0,126
AgI Ag I ⁻	AgI + e ⇌ Ag + I ⁻	-0,152
CuI Cu I ⁻	CuI + e ⇌ Cu + I ⁻	-0,185
PbSO ₄ Pb SO ₄ ²⁻	PbSO ₄ + 2e ⇌ Pb + SO ₄ ²⁻	-0,359
Pt Ti ³⁺ , Ti ²⁺	Ti ³⁺ + e ⇌ Ti ²⁺	-0,369

Elektode	Reaksi Elektode	E° (volt)
$\text{Cd}^{2+} \mid \text{Cd}$	$\text{Cd}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,403
$\text{Fe}^{2+} \mid \text{Fe}$	$\text{Fe}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,440
$\text{Cr}^{3+} \mid \text{Cr}$	$\text{Cr}^{3+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,744
$\text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}$	$\text{Zn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,763
$\text{Mn}^{2+} \mid \text{Mn}$	$\text{Mn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,180
$\text{Al}^{3+} \mid \text{Al}$	$\text{Al}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,662
$\text{Mg}^{2+} \mid \text{Mg}$	$\text{Mg}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,363
$\text{Na}^{+} \mid \text{Na}$	$\text{Na}^{+} + e \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,714
$\text{Ca}^{2+} \mid \text{Ca}$	$\text{Ca}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,866
$\text{Ba}^{2+} \mid \text{Ba}$	$\text{Ba}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,906
$\text{K}^{+} \mid \text{K}$	$\text{K}^{+} + e \rightleftharpoons \text{K}$	-2,925
$\text{Li}^{+} \mid \text{Li}$	$\text{Li}^{+} + e \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,045

Nilai-nilai potensial reduksi standar pada Tabel 4.1 di atas dapat digunakan untuk menghitung nilai potensial sel.

Contoh 4: Hitunglah besarnya emf sel Daniel yang dituliskan sebagai berikut:



Penyelesaian:

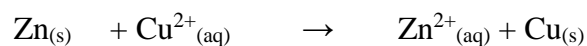
$$E (\text{sel}) = E (\text{kanan}) - E (\text{kiri})$$

$$= E_{\circ} (\text{Cu}) - E_{\circ} (\text{Zn})$$

$$= 0,337 - (-0,7628)$$

$$= 1,100 \text{ volt}$$

Nilai emf yang dihitung tersebut untuk suatu proses reaksi sel dengan persamaan reaksi sebagai berikut:



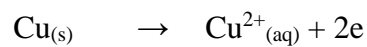
Nilai ini akan sangat berbeda untuk jenis sel Daniel dengan arah reaksi yang berbeda, seperti pada contoh berikut.

Contoh 5: Hitunglah besarnya emf sel Daniel yang dituliskan sebagai berikut:



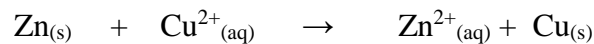
Penyelesaian:

Pada sel tersebut pada sebelah kiri elektode terjadi reaksi:



Sebaliknya, di sebelah kanan reaksinya adalah: $\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e \rightarrow \text{Zn}_{(s)}$

Reaksi keseluruhan sesuai persamaan reaksi:



Besarnya E (sel) dihitung dengan cara sebagai berikut:

$$\begin{aligned} E(\text{sel}) &= E(\text{kanan}) - E(\text{kiri}) \\ &= E_o(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) - E_o(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) \\ &= -0,7628 - (0,337) \\ &= -1,100 \text{ volt} \end{aligned}$$

Dari hasil contoh nomor 5, dapat dilihat dengan jelas bahwa besarnya emf untuk sel yang reaksinya merupakan kebalikan sel elektrokimia yang lain maka emf adalah sama hanya dengan nilai yang berlawanan tanda (negatif/positif). Tanda pada nilai emf sel merupakan nilai yang sangat penting untuk mendeteksi proses reaksi yang terjadi. Berdasarkan eksperimen dan dari contoh nomor 5 tersebut reaksi dapat diketahui bahwa tembaga tidak bereaksi secara spontan dengan ion zink, ternyata nilai E selnya negatif. Sedangkan untuk reaksi zink dengan tembaga(II) yang bereaksi secara spontan ternyata nilai E selnya positif. Dengan

demikian nilai E sel dapat dipakai sebagai besaran untuk proses reaksi yang terjadi. Hal ini dapat dimengerti, sesuai dengan hubungan dari persamaan Gibbs pada termodinamika energi bebas Gibbs. Dari persamaan Gibbs:

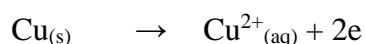
$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Dari persamaan tersebut, jika E° positif maka ΔG° negatif, sehingga reaksi berjalan spontan.

9.3.4 Jenis-Jenis Sel Elektrokimia

9.3.4.1 Sel Galvani/Sel Volta/Sel Bahan Bakar

Proses dalam elektode yaitu reaksi redoks yang terjadi pada antarmuka (*interface*) suatu logam atau padatan penghantar lain (elektode) dengan larutan. Elektodenya itu sendiri mungkin atau mungkin juga tidak terlibat secara langsung dalam reaksi redoks tersebut. Sebagai contoh bila logam tembaga dicelupkan dalam larutan ion tembaga(II), maka akan ada dua kemungkinan proses yang terjadi. Pertama, tembaga mungkin teroksidasi dan terlarut dalam larutan sebagai ion tembaga(II).



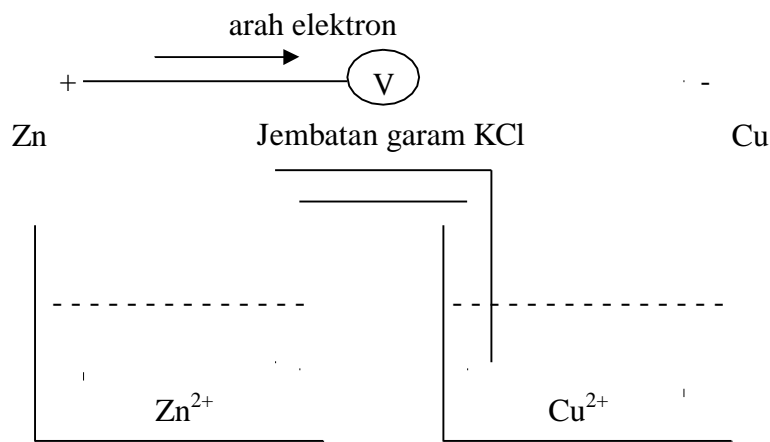
Alternatif lain adalah ion tembaga(II) mungkin direduksi dan tertempelkan pada elektode sebagai logam tembaga.



Pada masing-masing dari kedua proses tersebut, elektode terlibat secara kimia dalam reaksi redoks. Perubahan total elektron diakomodasi oleh elektode dengan ikatan logam. Jika terjadi reaksi oksidasi, muatan positif dari ion tembaga dalam larutan terjadi akibat lepasnya elektron dan terdelokal menuju lattice logam.

Dengan cara ini larutan menjadi bermuatan positif dibandingkan pada elektode. Pada proses sebaliknya, ion tembaga(II) dalam larutan akan menangkap elektron dari elektode sebelum terbentuk deposit pada permukaannya. Elektode menjadi kekurangan elektron dan akan menjadi bermuatan positif dibandingkan larutannya.

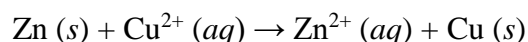
Sel Daniel terdiri atas elektode tembaga yang dicelupkan ke dalam larutan ion tembaga(II) dan sebuah elektode zink yang dicelupkan ke dalam larutan ion zink(II). Hubungan listrik diantara kedua larutan dihantarkan dengan tabung yang mengandung larutan garam KCl (jembatan garam). Elektode tembaga dan zink kemudian dihubungkan dengan sirkuit yang mengandung voltmeter impedansi tinggi atau alat pengukur potensial yang lain.



Gambar 9. 2 Diagram Sel Daniel

Sel Daniel, terdiri atas dua bagian setengah sel, yang mana setiap setengah sel merupakan kombinasi antara elektode dan larutannya. Setengah sel yang satu yang terdiri atas Cu^{2+}/Cu , cenderung mengalami reaksi reduksi dan setengah sel lain terjadi reaksi yang berlawanan yaitu reaksi oksidasi.

Voltmeter akan mengukur beda potensial diantara dua buah elektode yang masing masing dianggap seperti dua buah baterai yang dipasang seri. Pada masing- masing elektode (setengah sel) yang terjadi reaksi reduksi dan oksidasi. Apabila kedua proses tersebut digabung menjadi reaksi redoks sebagai berikut:



Ketika sel digunakan/dihubungkan elektode zink akan terlarut, sedangkan elektode tembaga akan bertambah dengan adanya endapan tembaga.

Konsep tentang gabungan dua buah setengah sel yang berbeda untuk menghasilkan listrik dapat dikembangkan dalam berbagai sistem baru. Nama umum dari sel jenis ini adalah sel Galvani dan untuk memudahkan penulisannya dibuatlah notasi sel atau tata nama sel. Cara ini menjadi sangat sederhana untuk menggambarkan sebuah sel. Untuk jelasnya dapat dilihat pada contoh dari sel Daniel, yang dengan metode penamaan/penulisan notasi sel yang dibuat IUPAC, maka sel tersebut dituliskan sebagai berikut:



Notasi ini diawali dengan elektode di sebelah kiri dan menuju ke kanan melalui larutannya menuju elektode di sebelah kanan. Tanda bar tunggal vertikal menunjukkan daerah phase boundari (interphase) dan tanda bar ganda vertikal sebagai jembatan garam. Perjanjian penulisan tersebut dapat dikembangkan untuk mengetahui adanya aktivitas dari masing-masing ion. Sehingga notasi sel sering dituliskan lebih lengkap sebagai berikut:



Besarnya E (sel) dihitung dengan cara seperti pada halaman 11.

Sedangkan besarnya potensial akhir sebenarnya tergantung dari beberapa variabel, seperti konsentrasi spesi ion dan temperatur. Hubungan selengkapnya telah dinyatakan dengan persamaan Nernst berikut ini.

$$E_{\text{sel}} = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \times \ln \frac{a(\text{bentuk tereduksi})}{a(\text{bentuk teroksidasi})}$$

Dengan R = tetapan gas, T = temperatur, n = muatan ion, F = bilangan Faraday dan a = aktivitas ion spesi zat.

Untuk setengah sel Cu^{2+}/Cu besarnya potensial dirumuskan:

$$E_{\text{sel}} = [E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) + E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})] - 2,303 \frac{RT}{2F} \times \log \frac{a(\text{Zn}^{2+})}{a(\text{Cu}^{2+})}$$

9.4 Soal

1. Tentukan Biloks unsur yang digaris bawahi di bawah ini

- a. HNO_3
- b. KMnO_4
- c. H_2SO_4
- d. SrCO_3
- e. KClO_2
- f. NH_4^+
- g. CaC_2O_4
- h. CH_3OH 9. PO_4^{-3}
- i. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- j. CrCl_3
- k. $\text{Mn}(\text{OH})_2$
- l. $\text{Co}_2(\text{SO}_3)_3$
- m. P_2O_5
- n. CH_3ONa

2. Tentukan termasuk oksidasi atau reduksi

- a. $\text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}_2$
- b. $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClO}^-$

- c. $\text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{AsH}_3$
- d. $\text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$
- e. $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{CO}_2$

3. Tentukan oksidator dan reduktor dari persamaan reaksi berikut

- a. $\text{Sn} + \text{SnCl}_4 \rightarrow 2 \text{SnCl}_2$
- b. $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- c. $2\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$
- d. $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- e. $\text{MnO}_2 + 4\text{HBr} \rightarrow \text{MnBr}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2$
- f. $2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 10 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
- g. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$

BAB X PHASE CHANGE MATERIAL (PCM)

10.1 Tujuan Instruksional Umum

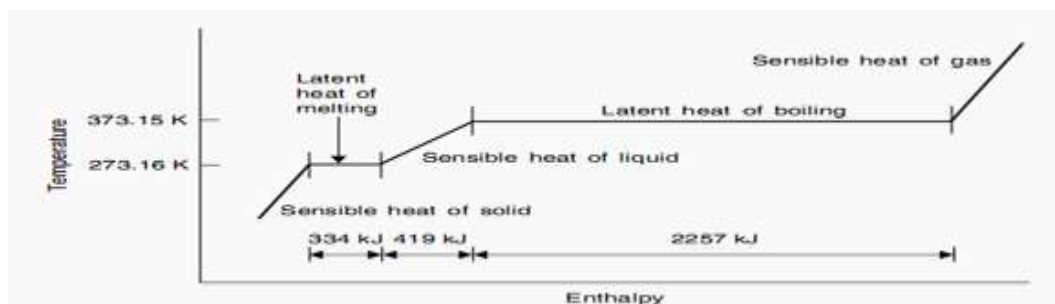
Mahasiswa akan dapat memahami mengenai wujud senyawa yang umumnya banyak digunakan untuk keperluan sehari-hari dan industri.

10.2 Tujuan Instruksional Khusus

Mahasiswa dapat memahami tentang pengertian zat padat dan zat cair, sifat fisika dari senyawa,

10.3 Uraian Materi

Phase change material (bahan berubah fase), adalah material yang berubah wujud sambil menyerap/melepaskan energi, dan kemudian dimanfaatkan efek pemanasan/pendinginannya. Contoh yang paling sederhana adalah proses pemanasan air, sehingga lama-kelamaan air berubah wujud menjadi uap. Pada beberapa material konvensional, perubahan yang terjadi adalah wujud padat-cair-uap, sedangkan pada beberapa material PCM yang lain, perubahan yang terjadi adalah pada wujud kristal, dimana proses pelepasan/penyerapan energi akan merubah bentuk kristal dari PCM tersebut. Sebagai ilustrasi, lihat gambar 1 tentang perubahan fase air berikut.



Gambar 10. 1 Diagram temperatur-entalpi perubahan fase air tekanan konstan

Dari gambar 1 tersebut, ada beberapa istilah yang perlu diketahui, yaitu :

- a. Entalpi (enthalpy), adalah kandungan kalor (dalam satuan kilo Joule) per satuan massa air, sehingga satuan entalpi adalah kJ/kg
- b. Panas Sensibel (sensible heat), adalah perubahan kalor dimana terjadi perubahan temperatur, atau dengan kata lain, kalor yang “terasa” perubahan temperaturnya
- c. Panas laten (latent heat), adalah perubahan kalor dimana tidak terjadi perubahan temperatur, atau dengan kata lain, perubahan kalor dimana “tidak terasa” perubahan temperaturnya

Dilihat pada grafik sebelah kiri, kondisi temperatur $< 0^{\circ}\text{C}$, atau $< 273,16\text{ K}$, wujud dalam keadaan es, jika diberi kalor/panas terus menerus, maka terjadi perubahan temperatur, yang ditandai dengan grafik yang miring ke atas, hingga mencapai temperatur 0°C ($273,16\text{ K}$). Saat mencapai temperatur $273,16\text{K}$, es berangsur mencair. Pada proses pencairan es tersebut, dapat dilihat grafik menjadi datar, artinya dalam proses pencairan, tidak terjadi perubahan temperatur, atau yang diistilahkan menjadi kalor laten pencairan (latent heat of melting). Dari grafik juga dapat dilihat bahwa untuk mencairkan es, diperlukan kalor sebesar 334kJ per massa es yang dicairkan. Saat semua es sudah mencair seluruhnya, dengan pemanasan lebih lanjut, air tersebut akan naik kembali temperaturnya sampai mendidih di 100°C ($373,16\text{K}$). Untuk mendidihkan air diperlukan entalpi sebesar 419kJ/kg . Saat mencapai temperatur $373,16\text{K}$, air berangsur-angsur berubah menjadi uap (menguap), ditandai dengan timbulnya gelembung uap pada air. Temperatur air yang dalam proses penguapan tidak mengalami perubahan temperatur (kalor laten penguapan/latent heat of boiling). Diperlukan kalor sebesar 2257kJ per massa zat untuk merubah air menjadi uap seluruhnya.

Selanjutnya, uap air, jika dipanaskan terus akan naik temperaturnya menjadi uap super panas (superheated steam). Grafik di gambar 1 ini, juga berlaku untuk proses pendinginan. Misalnya dari uap air seluruhnya, diperlukan untuk membuang kalor sebesar 2257kJ/kg zat untuk merubah wujud uap sepenuhnya menjadi air, atau yang dinamakan proses pengembunan/kondensasi.

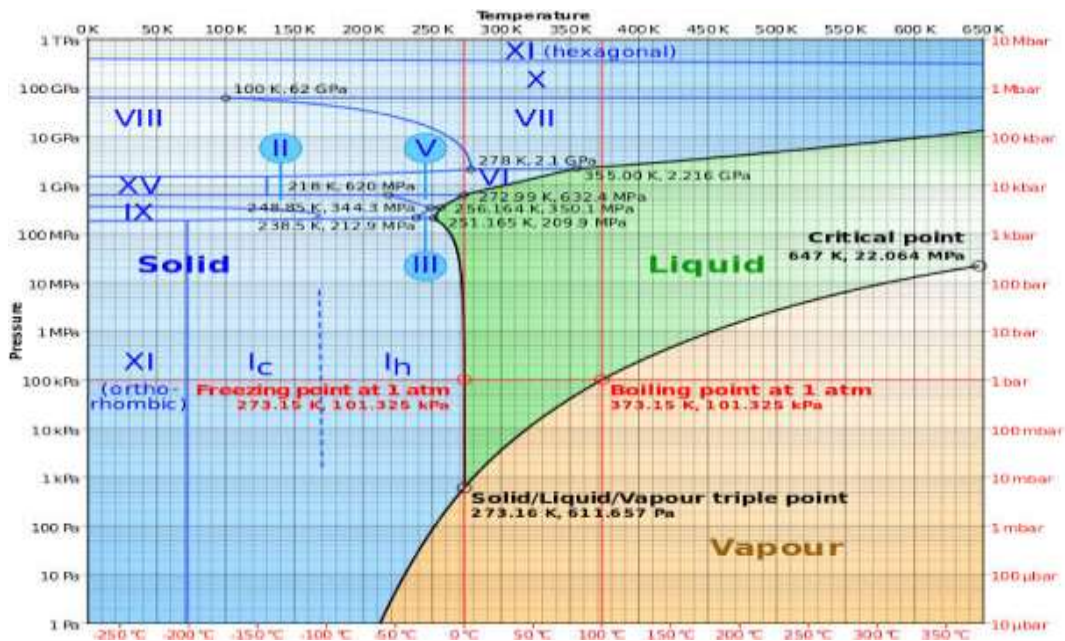
10.3.1 Perubahan Fase Karena Tekanan

Pada gambar 1 yang telah dijelaskan sebelumnya, grafik tersebut hanya berlaku di tekanan 1 atmosfer, untuk tekanan yang berbeda, maka perubahan fase air akan berbeda. Perubahan fase material juga berhubungan dengan kondisi tekanan material tersebut. Pada tabel 1, dapat dilihat bahwa titik didih air akan bervariasi, tergantung dari tekanan udara. Untuk tekanan 1 atm (1,013 bar), sama dengan grafik gambar 1, air mendidih (boiling) pada temperatur 100°C.

Tabel 10. 1 Titik didih air pada beberapa nilai tekanan

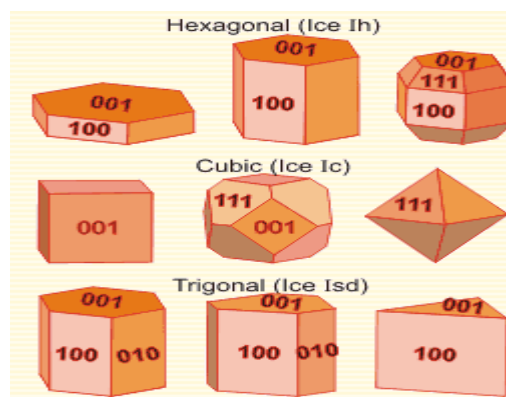
Pressure (bar)	Boiling point (°C)
0.006	0
0.04	29
0.08	41.5
0.2	60.1
0.5	81.4
1.013	100.0

Berdasarkan tabel 1 dapat dilihat bahwa, titik didih air sebanding dengan tekanan udara diman air tersebut berada. Semakin rendah tekanan udara maka titik didih akan juga semakin rendah, bahkan pada tekanan 0,006 bar, air akan mendidih pada temperatur 0°C.



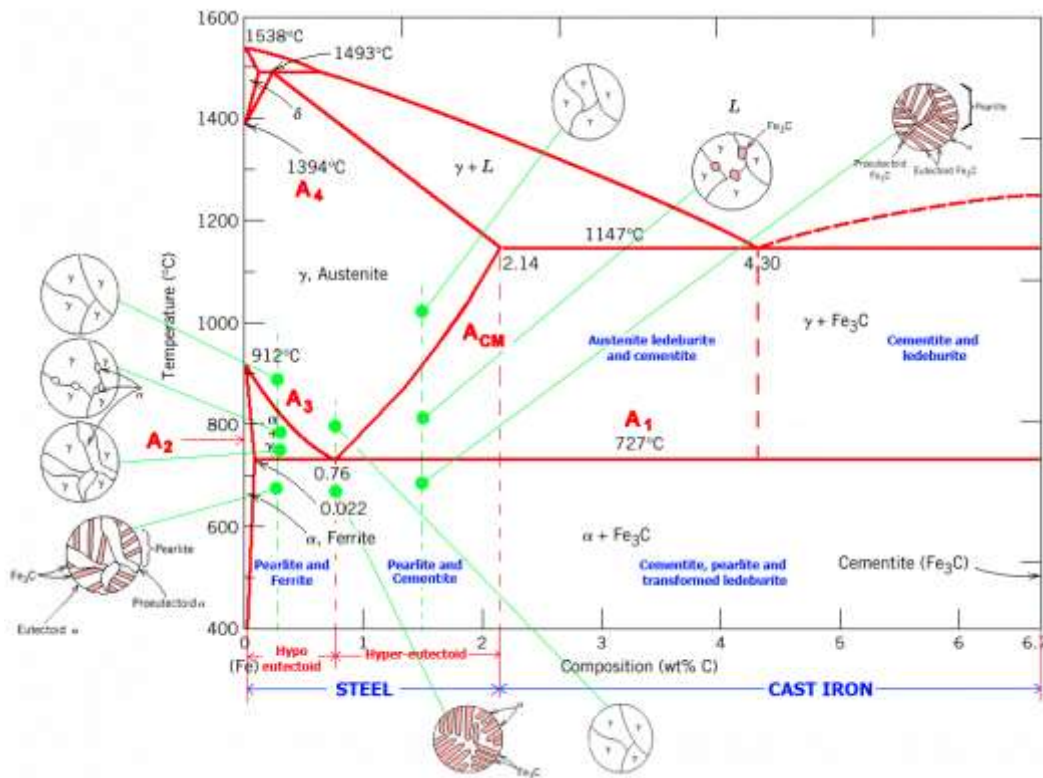
Gambar 10. 2 Fase air berdasarkan tekanan dan temperatur

Pada gambar 2 ditampilkan hubungan lengkap antara fase air, temperatur, dan tekanan. Dapat dilihat, tidak hanya 3 fase umum material yang kita ketahui sebelumnya, padat-cair-gas. Tetapi banyak bentuk lain dari air, dalam bentuk kristalnya. Sebagai contoh, untuk wujud es, ada es Ic (ice cubic) dan ada es Ih (ice hexagonal). Walau sama-sama berwujud padat, tetapi bentuk kristalnya berbeda. Beberapa bentuk kristal es, dapat dilihat pada gambar 3, dimana ada es bentuk hexagonal, cubic, dan trigonal.



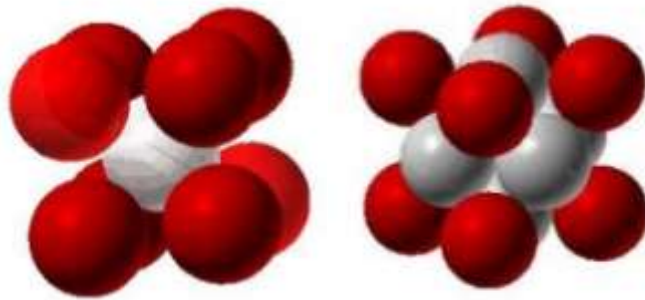
Gambar 10. 3 Bentuk Kristal Es

Seperti halnya air, material yang dalam keseharian berbentuk padat pun juga mengalami perubahan fase. Pada gambar 4, ditampilkan diagram fase besi karbon (Fe-C). Pada diagram tersebut dapat dilihat, walaupun dalam wujud padat, fase-fase logam besi juga mengalami perubahan. Misalnya besi di bawah temperatur 727°C mempunyai fase α , dengan bentuk atom berupa Body Center Cubic (BCC), sedangkan jika besi tersebut bertemperatur $>727^\circ\text{C}$, fase nya berubah bentuk menjadi Face Center Cubic (FCC).



Gambar 10. 4 Diagram Fase Besi (Fe)

Bentuk BCC dan FCC dapat dilihat pada gambar 5. Bentuk fase-fase besi sangat bermanfaat untuk melakukan rekayasa sifat mekanik dari besi, sehingga mendapatkan sifat yang diinginkan.



Gambar 10. 5 Fase BCC dan FCC

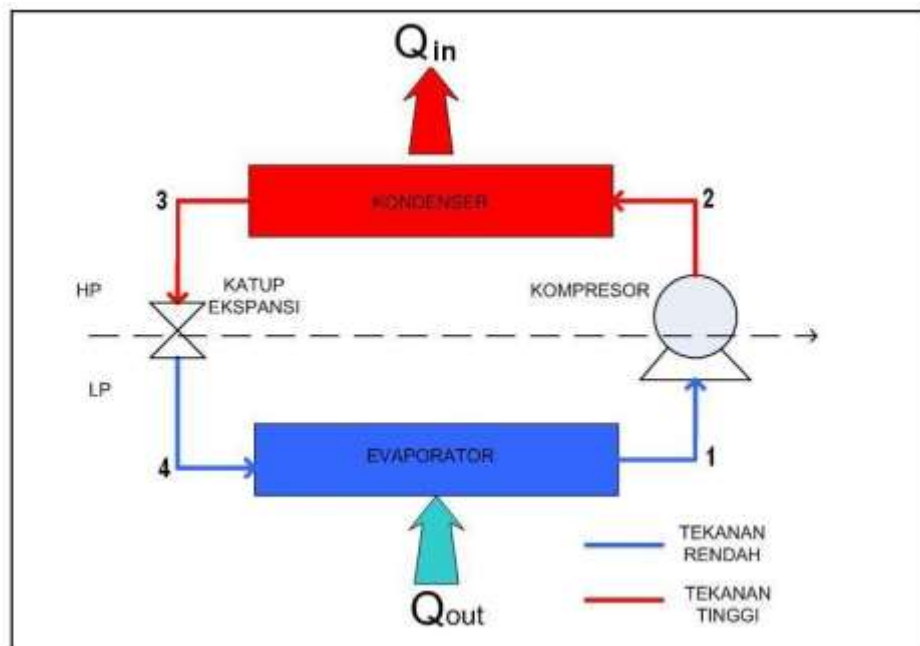
Banyak material lain yang dapat dimanfaatkan sebagai PCM, contohnya dapat dilihat pada tabel 2. Misal material emerest 2325 mempunyai sefat titik leleh di 17-21°C, dengan kalor laten sebesar 138-140 kJ/kg. Artinya untuk mterial Emerest 2325 tersebut, untuk merubah fase dari padat-cair, diperlukan penyerapan/pelepasan kalor sebesar 140 kJ/kg. Dari sifat-sifat material PCM tersebut, bisa dimanfaatkan untuk keperluan teknis yang diinginkan.

Tabel 10. 2 Beberapa Sifat PCM

Phase change material	Melting point, °C	Latent heat of fusion, kJ/kg
Emerest 2325	17–21	138–140
Glycerin	17.9	198.7
Hexadecane $\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_{14}\text{-CH}_3$	18	236
Paraffin C16-C18	19	152
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	21	198
Heptadecane $\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_{15}\text{-CH}_3$	22	214
RT25 Paraffin	24	164
$\text{Mn(NO}_3\text{)}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	25.8	125.9
Vinyl stearate	27	122
Octadecane $\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_{16}\text{-CH}_3$	28	244

Contoh lain dari material PCM adalah fluida refrigeran pada sistem pendingin udara, dimana fase-fase refrigeran diubah-ubah dari cair dan uap, digunakan untuk efek pendinginan. Udara di dalam ruangan diserap kalornya, sehingga merubah fase refrigeran dari cair menjadi uap. Kemudian uap refrigeran

tersebut dibuang panasnya ke lingkungan luar, sehingga fase refrigeran berubah wujud kembali menjadi cair. Siklus perubahan fase refrigeran pada sistem pendingin dinamakan siklus pendingin atau siklus kompresi uap (karena sirkulasi refrigeran menggunakan prinsip kompresi). Skema siklus pendingin dapat dilihat pada gambar 6.



Gambar 10. 6 Siklus Pendingin

DAFTAR PUSTAKA

- Achmad, Binadja, 2005c, Pedoman praktis Pengembangan Rencana Pembelajaran Berdasar Kurikulum 2004 Bervisi dan berpendekatan SETS(Science, Environment, Technology and Society),Semarang Laboratorium SETS UNNES Semarang.
- Alfian, Z. (2009). *Kimia Dasar*. USUpres.
- Arikunto, Suharsimi, Dasar-Dasar Evaluasi Pendidikan, Yogyakarta: Bumi Aksara, 1995.
- Brady, J. E. (1999). *Kimia Universitas*.
- Chang, R. (2005). *Kimia Dasar: Konsep-konsep inti edisi ketiga jilid 2*.
- Keenan, C. W., Kleinfelter, D. C., & Wood, J. H. (1984). *Kimia untuk universitas*.
- KIMIA, I. (2010). *KIMIA DASAR*.
- Kusumah, Wijaya, dan Dedi Dwitagama, Mengenal Penelitian Tindakan Kelas, Jakarta: PT. Indeks, 2010, Cet. 3
- McOmie, J. F. W. (Ed.). (1973). *Protective groups in organic chemistry*.
- Mulyati Arifin,dkk, Strategi Belajar Mengajar Kimia, Bandung: Jurusan Pendidikan Kimia Upi, 2000
- Petrucci, R. H., Harwood, W. S., & Herring, F. G. (2007). *Kimia Dasar; Prinsip-Prinsip & Aplikasi Modern*.
- Sastrohamidjojo, H. (2018). *Kimia dasar*. UGM PRESS.
- Suardana, I. N., & Juniartina, P. P. (2020). Analisis Kebutuhan Pengembangan Perangkat Pembelajaran Kimia Dasar Berbasis Inkuiri. *Jurnal Pendidikan Matematika Dan IPA*, 11(1), 62-73.

Sukarna, I Made, JICA Kimia Dasar 1, Yogyakarta: Jurusan Pendidikan

Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam UNNES.

Syukri, S. (1999). Kimia dasar 3.

W Oxoby, David, Prinsip-prinsip Kimia Modern Jilid I, Jakarta: Erlangga, 2001.

KIMIA Dasar

Penyusun :

Nur Hidayah

Muhammad Rizali

M. Rizki Ikhsan

Rachmat Subagyo

Penerbit : Program Studi Teknik Mesin Universitas
Lambung Mangkurat

Jl. A. Yani km. 35,5 Banjarbaru Kalimantan Selatan
70714

Telepon (0511) 4773858

Faksimile (0511) 4773868

Percetakan : Sari Mulia Banjarmasin

Cetakan : Pertama, Juli 2020

Hak Cipta : Pada penulis

Hak Cipta dilindungi Undang-Undang. Dilarang
memperbanyak, mencetak, atau pun
menerbitkan sebagian atau pun seluruh isi buku tanpa
izin tertulis dari penulis.

Penerbit :

Program Studi Teknik Mesin
Universitas Lambung Mangkurat

Tahun 2020

No. ISBN : 978-602-73732-1-1