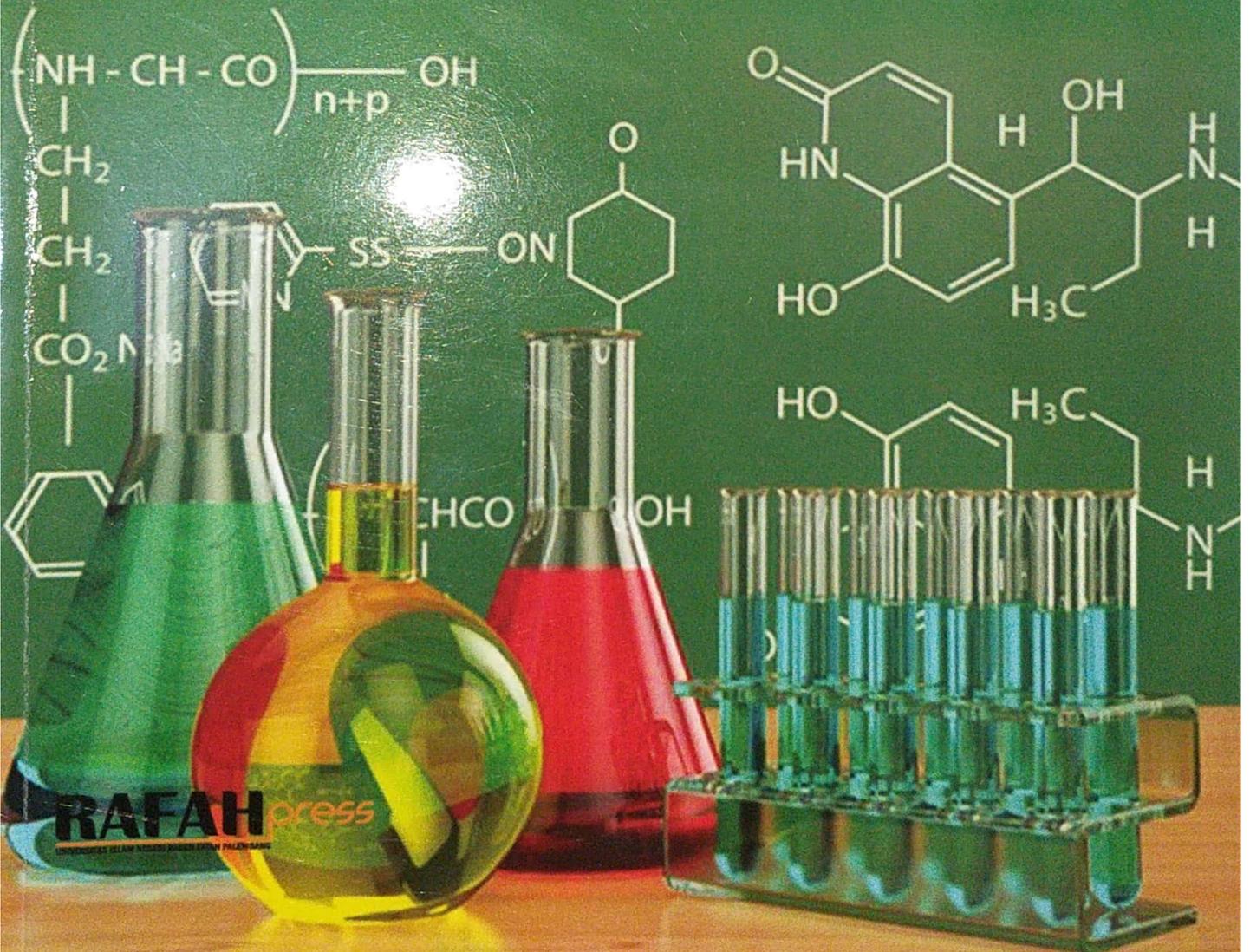


Dr. Kiagus Ahmad Roni, ST., MT.
Netty Herawati, ST., MT.

KIMIA FISIKA I



KIMIA FISIKA I

Dr. Kiagus Ahmad Roni, ST., MT.
Netty Herawati, ST., MT.

**Dilarang memperbanyak, mencetak atau menerbitkan
Sebagian maupun seluruh buku ini tanpa izin tertulis dari penerbit**

Ketentuan Pidana

**Kutipan Pasal 72 Undang-undang Republik Indonesia
Nomor 19 Tahun 2002 Tentang Hak Cipta**

1. Barang siapa dengan sengaja dan tanpa hak melakukan sebagaimana dimaksud dalam pasal 2 ayat (1) atau pasal 49 ayat (1) dan ayat (2) dipidana dengan pidana penjara masing-masing paling singkat 1 (satu) bulan dan/atau denda paling sedikit Rp. 1.000.000,00 (satu juta rupiah), atau pidana penjara paling lama 7 (tujuh) tahun dan/atau denda paling banyak Rp. 5.000.000,00 (lima juta rupiah).
2. Barang siapa dengan sengaja menyiarkan, memamerkan, mengedarkan, atau menjual kepada umum suatu ciptaan atau barang hasil pelanggaran Hak Cipta atau hak terkait sebagaimana dimaksud pada ayat (1) dipidana dengan pidana penjara paling lama 5 (lima) tahun dan/atau denda paling banyak Rp. 500.000.000,00 (lima ratus juta rupiah).

KIMIA FISIKA I

Penulis : Dr. Kiagus Ahmad Roni, ST., MT.
Netty Herawati, ST., MT.
Layout : Nyimas Amrina Rosyada
Desain Cover : Haryono

Diterbitkan Oleh:
Rafah Press UIN Raden Fatah Palembang
Anggota IKAPI

Dicetak oleh:
CV. Amanah
Jl. Mayor Mahidin No. 142
Telp/Fax : 366 625
Palembang – Indonesia 30126
E-mail : noerfikri@gmail.com

Cetakan I: Februari 2020
16,25 x 25 cm
vi, 123 hlm

Hak Cipta dilindungi undang-undang pada penulis
All right reserved

ISBN : 978-623-250-157-7

KATA PENGANTAR PENULIS

Buku Ajar Kimia Fisika I merupakan buku yang dipergunakan oleh mahasiswa program studi Teknik Kimia sebagai buku rujukan, terutama bagi mahasiswa yang sedang mengikuti Mata Kuliah Kimia Fisika I (TKK 210) pada semester II.

Buku ini mengkaji konsep-konsep, prinsip, dan pendekatan didalam Mata Kuliah Kimia Fisika I. Mahasiswa diharapkan dapat memahami penggunaansatuan-satuan dasar, Konsep dasar Termodinamika, Didefinisi konsep Kesetimbangan (Fisis dan Kimia), Didefinisi kaedah fasa, Perhitungan laju suatu reaksi dan konsep Thermokimia

Buku ini mempunyai tiga tujuan pokok yaitu dari segi kognitif, psikomotor dan dari segi afektif. Setelah menyelesaikan Mata Kuliah Kimia Fisika I ini Mahasiswa diharapkan memiliki kompetensi dibidang Kimia Fisika

Proses pembelajaran yang disajikan dalam buku ini yaitu pembelajaran partisipatif, pembelajaran individual dan kelompok.

Penulis menyadari bahwa buku ini jauh daripada sempurna dan lengkap tetapi diharapkan sudah dapat member bantuan seperlunya bagi para peminat dan mahasiswa dalam memperoleh pengetahuan dalam bidang ilmu teknik kimia. Kepada semua pihak yang telah berupaya membantu dalam menyempurnakan buku ajar ini sehingga layak untuk diterbitkan kami mengucapkan banyak terima kasih. Kami masih mengharapkan segala saran, kritik, dan umpan balik guna penyempurnaan buku ini semoga buku ajar ini bermanfaat bagi kita semua

Palembang, April 2019

Penulis

KATA PENGANTAR DEKAN

Assalamualaikum Wr. Wb

Dengan nama Allah yang maha pengasih lagi Maha penyayang. Segala puji hanya kepada Allah, karena Dialah yang memberi manusia hidayah sehingga berada di jalan yang lurus. Sholawat dan salam kepada Rasulullah SAW pribadi yang amat mulia pembawa terang di segenap alam ketika manusia dalam kegelapan.

Ditengah-tengah arus moderisasi dan kemajuan teknologi ilmu dan alat komunikasi menjadi sesuatu yang amat penting dalam kehidupan manusia. Ketinggalan informasi akan menjadi kerugian besar bagi perkembangan kehidupan sosial kemasyarakatan.

Atas nama Dekan FT-UMP, saya memberikan apresiasi, serta menyambut baik atas kehadiran buku ajar dengan judul Kimia Fisika II ini, yang disusun oleh Kiagus Ahmad Roni dan Netty Herawati. Disamping sebagai pengembangan ilmu, buku ini juga akan menambah khasanah buku-buku yang ada, terutama dibidang ilmu Teknik Kimia sekaligus buku ajar ini akan menjadi salah satu bahan rujukan untuk mahasiswa Prodi Teknik Kimia Fakultas Teknik Universitas Muhammadiyah Palembang yang mengambil mata kuliah Kimia Fisika

Menulis buku ajar adalah salah satu kewajiban dan tanggungjawab bagi setiap dosen yang sadar akan profesinya. Semoga dengan disusunnya buku ajar ini akan memberikan semangat dan motivasi serta mendorong para dosen yang lainnya untuk segera menulis buku-buku ajar mereka.

Semoga buku ini bermanfaat bagi ummat, dan akan menjadi ibadah bagi penulisnya.

Nashrun Minallah Wa Fathun Qarieb

Wassalamu'alaikum Wr. Wb.

Dekan Fakultas Teknik
Universitas Muhammadiyah Palembang.

Dr. Kgs. Ahmad Roni, MT.

NBM/NIDN: 763049/0227077004

DAFTAR ISI

	Halaman
HALAMAN JUDUL	i
KATA PENGANTAR.....	iii
DAFTAR ISI.....	v
PENDAHULUAN.....	1
A. Ringkasan Mata Kuliah	1
B. Pokok-Pokok Bahasan.....	2
C. Tagihan	2
D. Pertemuan, Tugas Individu/kelompok, Pokok bahasan dan Rujukan.....	2
E. Sumber.....	3
F. Pelaksanaan Perkuliahan	3
BAB I SISTEM SATUAN	5
A. Pokok bahasan	5
B. Sub Pokok Bahasan	5
C. Skenario Pembelajaran	5
D. Uraian Materi Kuliah.....	6
1. Satuan Dasar	6
2. Penjumlahan dan Harga Rata-rata	13
E. Evaluasi	30
F. Buku Sumber, Bacaan Pendukung	31
BAB II KONSEP DASAR THERMODINAMIKA	33
A. Pokok bahasan	33
B. Sub Pokok Bahasan	33
C. Skenario Pembelajaran	33
D. Uraian Materi Kuliah.....	34
1. Definisi dan Aplikasi Thermodynamika.....	34
2. Bentuk-bentuk Energi.....	36
3. Hukum Pertama Thermodynamika.....	40
4. Hukum Kedua dan Ketiga Thermodynamika	54
E. Evaluasi	72
F. Buku Sumber, Bacaan Pendukung	73

BAB III KESETIMBANGAN FISIS DAN KIMIA	75
A. Pokok bahasan	75
B. Sub Pokok Bahasan	75
C. Skenario Pembelajaran	75
D. Uraian Materi Kuliah.....	76
1. Konsep Kesetimbangan	76
2. Jenis Larutan	77
3. Aplikasi Prinsip Kesetimbangan Kimia dalam Industri	89
E. Evaluasi	90
F. Buku Sumber, Bacaan Pendukung	90
BAB IV KAEDAH FASA.....	91
A. Pokok bahasan	91
B. Sub Pokok Bahasan	91
C. Skenario Pembelajaran	91
D. Uraian Materi Kuliah.....	92
1. Definisi Fasa	92
2. Sistem Satu Komponen.....	92
3. Sistem Dua Komponen	97
4. Sistem Dua Komponen dengan fasa Padat-cair.....	102
E. Evaluasi	106
F. Buku Sumber, Bacaan Pendukung	106
BAB V LAJU REAKSI KIMIA.....	109
A. Pokok bahasan	109
B. Sub Pokok Bahasan	109
C. Skenario Pembelajaran	109
D. Uraian Materi Kuliah.....	110
1. Pengertian Laju Reaksi	110
2. Laju Reaksi untuk Sistem Homogen	112
3. Laju Rerata dan Laju Sesaat	113
4. Faktor-faktor yang mempengaruhi Laju Reaksi	114
5. Persamaan Laju Reaksi.....	117
6. Konsep laju Reaksi	118
E. Evaluasi	122
F. Buku Sumber, Bacaan Pendukung	122

PENDAHULUAN

Tujuan Pembelajaran Umum

Setelah mengikuti perkuliahan Kimia Fisika I ini, mahasiswa diharapkan dapat:

Memahami Prinsip-prinsip dasar satuan, Hukum Termodinamika dan aplikasinya dalam ilmu kimia, bentuk kesetimbangan, kaedah fase, Perhitungan Laju Reaksi dan thermokimia

A. RINGKASAN MATA KULIAH

Mata kuliah ini mengkaji konsep-konsep dasar, satuan, prinsip, pendekatan di dalam mempelajari ilmu-ilmu murni, industri dan biologi. Dengan belajar Kimia Fisika I, mahasiswa diharapkan dapat memahami Tentang Satuan-satuan dasar yang sering digunakan dalam perhitungan, Konsep dasar Termodinamika dan bagaimana aplikasi termodinamika tersebut dalam ilmu teknik kimia, Bagaimana bentuk Kesetimbangan baik kesetimbangan Fisis maupun kesetimbangan Kimia, Kaedah fase dalam suatu kesetimbangan, Perhitungan Laju Reaksi Kimia dan thermokimia

Mata kuliah ini mempunyai tiga tujuan pokok, yaitu dari segi kognitif, dan dari segi afektif. Setelah menyelesaikan matakuliah Kimia Fisika I, mahasiswa diharapkan memiliki kompetensi:

1. Kognitif

Memahami:

- a. Satuan-satuandasar,
- b. Konsep dasar dan Aplikasi Termodinamika,
- c. Kesetimbangan Fisis dan Kimia,
- d. Kaedah Fase,
- e. Laju Reaksi Kimia,
- f. Thermokimia.

Menganalisis:

- a. Masalah dalam Ilmu Teknik Kimia
- b. Hubungan aspek Satuan, termodinamika, kesetimbangan dan laju reaksi, serta thermokimia

2. Afektif

Menerapkan:

- a. pemahamannya dalam penyelesaian masalah Perhitungan Teknik Kimia,

b. pemahamannya dalam aplikasi di Industri.

Proses pembelajaran dilakukan melalui pembelajaran partisipatif. Di dalamnya mencakup penggunaan metode pembelajaran individual dan kelompok. Pembelajaran individual berkaitan dengan telaah kepustakaan dan tugas penyelesaian permasalahan dalam Ilmu Kimia Fisika I, yang diharapkan dapat membantu mahasiswa dalam menemukan solusi problem tersebut. Pembelajaran kelompok dilakukan dalam penyusunan laporan tugas baik buku-buku yang diwajibkan maupun laporan-laporan

B. POKOK-POKOK BAHASAN

Mata kuliah ini mencakup pokok-pokok kajian/bahasan sebagai berikut:

1. Satuan-Satuan Dasar
2. Konsep Dasar Thermodinamika
3. Kestimbangan Fisis dan Kimia
4. Kaedah Fase
5. Laju Reaksi Kimia
6. Thermokimia

C. TAGIHAN

1. Presensi dalam perkuliahan
2. Penyusunan dan penyajian makalah individual atau kelompok
3. Partisipasi dalam diskusi kelompok atau kelas
4. Pembuatan Tugas secara individu atau kelompok
5. Ujian tengah semester dan
6. Ujian akhir semester.

D. PERTEMUAN, TUGAS INDIVIDU/KELOMPOK, POKOK BAHASAN, DAN RUJUKAN

Perte- muan	Presentasi Individu/ Kelompok	Pokok Bahasan	Sumber
1	-	Penjelasan Kontrak Kuliah, Pendahuluan	
2	-	Larutan	
3-4	2-3	Sifat-sifat kologatif Larutan	
5-6	2-3	Larutan Elektromit	
7-8		Sistem Koloid	
9-10		UTS	
11-12	2-3	Persamaan Keadaan	

13-14	2-3	Keseimbangan fase	
15	-	Diskusi Akhir	
16	-	UAS	

E. SUMBER

Alberty, R.A., and Silbey., 1992, “Physical Chemistry”, John Willey and Sons, Inc., New York

Barron, 1979, “Physical Chemistry”, Mcgraw Hill Book Company, New York

Castellan, Gilbert . W., “Physical Chemistriy”, Secand Edition, Addison Wesley.

Denbigh, K, , 1955, “The Principle Of Chemical Equilibrium, Cambridge

Farrington, Danniels, 1954, “Oout Liner Of Physical Chemistry”, John Willey & Sons, Inc. Chapman & Hall Limited, Eight Printing, Corrected

Froust, A.A. and Pearson, R.G, 1961, ”Kinetik and Mechanisme, 2nd ed, New York, Willey

Glasstone, S., 1946, “Thermodynamics For Chemistry”, New York, Van Nostrand

Sukarjo, 2004, “Kimia Fisika”, PT. RinekaCipta, jakarta

Sudjito,Saifuddin B, Agung Sugeng.,”Diktat Thermodinamika Dasar” Jurusan Teknik MesinFakultas Teknik, UniversitasBrawijaya, 2010

Tutu Subono, AkhmadSunjaya, 1983, “Kimia Fisika 1” Armico Bandung

Wall, F.T., 1958, “Chemical Thermodimamich”, San Fransisco, W. H. Freeman

Zemansky, M. 1951, “Heat and Thermodinamics”, New York, McGrawHill

F. PELAKSANAAN PERKULIAHAN

1. Metode yang digunakan; Ceramah, Diskusi, dan Penugasan.
2. Setiap mahasiswa tidak boleh memakai sandal, tidak boleh memakai *T-shirt* apalagi *ballon T-shirt* dan bagi para mahasiswi diwajibkan memakai jilbab.

3. Batas toleransi kedatangan ke dalam kelas 15 menit setelah jadwal yang ditentukan, lebihdari 15 menit Anda tidak diperkenankan mengikuti perkuliahan.

BAB I

SISTEM SATUAN

Tujuan Pembelajaran Umum

Mahasiswa diharapkan mampu memahami satuan dasar dan penjumlahan rata-rata

Tujuan Pembelajaran Khusus

Setelah mengikuti pertemuan kedua perkuliahan ini, mahasiswa diharapkan dapat:

- 1. Menuliskan satuan dasar.*
- 2. Menghitung penjumlahan dan harga rata-rata.*

A. Pokok Bahasan

1. Sistem Satuan

B. Subpokok Bahasan

1. Satuan Dasar
2. Penjumlahan dan Harga Rata-rata

C. Skenario Pembelajaran

Tabel 1.1 Tahap Kegiatan, Media, dan Alat Pembelajaran

Tahap	Kegiatan Dosen	Kegiatan Mahasiswa	Media dan Alat
Pendahuluan	<ol style="list-style-type: none">1. Menjelaskan kontrak perkuliahan secara rinci2. Menyampaikan pengertian system Satuan	<ol style="list-style-type: none">1. Memperhatikan, mencatat, dan bertanya2. Diskusi tentang materi dari pertemuan pertama	<i>White board, spidol, buku teks, over head projector, infocus, laptop.</i>
Kegiatan Inti	<ol style="list-style-type: none">1. Menjelaskan tentang satuandasar2. Menguraikan definisi dalam satuan dasar3. Menjelaskan satuan turunan4. Memberikan kesempatan bertanya dan berdiskusi dalam pokok bahasan	<ol style="list-style-type: none">1. Memperhatikan, mencatat, bertanya, dan berdiskusi2. Membuat kesimpulan sementara dari materi perkuliahan pada pertemuan ke 2 dan 3	<i>White board, spidol, buku teks, over head projector, infocus, laptop.</i>

	“Satuan dasar”		
	5. Memberikan umpan balik		
	6. Menjelaskan kaitan Satuan dasar dan penjumlahan serta harga rata-rata		
	7. Menjelaskan tentang penjumlahan dan harga rata-rata		
	8. Memberikan kesempatan bertanya dan berdiskusi dalam pokok bahasan “Penjumlahan dan Harga rata-rata		
	9. Memberikan umpan balik		

Penutupan	1. Merangkum materi perkuliahan, memberikan kuis berupa soal esai untuk menilai kemampuan mahasiswa dalam menyerap materi	1. Memperhatikan, mencatat, bertanya, dan berdiskusi	<i>White board, spidol, buku teks, over head</i>
	2. Memberikan tugas tentang pokok bahasan “Sistem Satuan	2. Mempersiapkan diri membuat kesimpulan tentang pokok bahasan “Sistem Satuan	<i>projector, infocus, laptop.</i>

D. Uraian Materi Kuliah

1. SATUAN DASAR

Dalam kehidupan sehari-hari, meskipun bermacam-macam satuan yang digunakan, namun di dunia ilmiah hanya ada dua system yang digunakan yaitu system yang berasal dari Inggris dan satunya dari Perancis. Kebanyakan satuan dasar yang digunakan dalam dalam perhitungan merupakan satuan dasar dalam system internasional. Satuan tersebut diantaranya meter, kilogram atau cm dan gram untuk metric system, Satuan gaya: Newton (kilogram x meter/detik², harga ini akan tergantung pada gravitasi), Satuan energi: Joule (Newton x meter) dan termasuk satuan Daya (Joule/detik = watt, erg, kalori, kilowatt jam dan horse power (daya kuda).

Physical quantity didefinisikan sebagai hasil perkalian harga numeric dengan satuan SI atau dapat ditulis bahwa:

Physical quantity = numerical value x unit SI.

Adapun keenam satuan dasar dalam Fisika dapat dilihat pada tabel 1 sebagai berikut:

Tabel 1
Dasar Satuan

Jenis Besaran	Notasi Besaran	Nama Satuan SI	Notasi SI
Panjang	l	Meter	m
Massa	m	Kilogram	Kg
Waktu	t	Detik	S
Arus Listrik	I	Ampere	A
Panas (thermodinamik)	T	Kelvin	K
Temperature (Intensitas luminasi)	L_v	Candela	Cd
Jumlah melekul	N	mole	mol

Beberapa definisi dalam satuan system

- a. Meter adalah satuan panjang yang sama dengan 1650763,73 panjang gelombang.
- b. Kilogram adalah satuan massa yang sama dengan massa contoh kilogram Internasional
- c. Detik adalah lamanya dari 9.192.631770 perioda radiasi transisi antara dua permukaan atom sesium-133.
- d. Ampere adalah konstanta arus di mana jika diantara 2 permukaan conductor parallel dan lurus yang panjangnya tidak terbatas dan arus listrik mengalir pada seluas penampangnya. Besarnya dayapada penampang tersebut sepanjang satu meter adalah sama dengan 2×10^{-7} Newton
- e. Candella adalah satuan intensitas pancaran cahaya dalam arah pendicular pada suatu permukaan seluas 1/600.000 meter kuadrat dari benda hitam yang berada di bawah tekanan 101325 Newton per meter kuadrat.
- f. Kelvin adalah fraksi temperature dari aliran panas yang besarnya sama dengan 1/273,16 dari besar temperature thermodinamika pada titik tripel air. Temperatur (K) = 273,15 + temperature ($^{\circ}$ C).

g. Mole adalah besaran yang terdiri dari satuan atom karbon sebesar 0.012 kilogram dari karbon 12. Satuan elemeter merupakan satuan yang spesifik bagi atom, molekul, ion, elektron, dsb.

Contoh :

- 1 mol dari NO₂ adalah sama dengan massa sebesar 0,046005 kg.
- 1 mol dari N₂O₄ adalah sama dengan massa sebesar 0,092110 kg.
- 1 mol dari Na⁺ adalah sama dengan massa sebesar 0,022990 kg.

Satuan-satuan Turunan

Satuan-satuan Turunan diperoleh dari mengoperasikan satuan dasar. Misalnya satuan energy adalah Joule dan ini merupakan hasil kali dari Newton dengan meter. Contoh berat jenis (satuan berat dibagi satuan panjang pangkat tiga, kg /m³ atau gr/cm³; lb/cuft).

Demikian juga kecepatan merupakan hasil bagi antara satuan panjang dengan satuan waktu

Beberapa pembahasan tentang satuan turunan

(a) Konsentrasi: Persamaan konsentrasi 1 mol dm⁻³ sering disebut persamaan satu molar (= 1 M). Dimana notasi ini tidak konstan dengan arti sebenarnya kata molar.

(b) Kualitas spesifik: Perkataan spesifik merupakan ekstensifikasi dari sifat Fisika yang sesungguhnya dari massa.

Misalnya :

Volume : V

Spesifik : $v = V/m$

Kapasitas panas pada temperature tetap : c_p

Kapasitas panas spesifik pada tekanan tetap : $c_p = c_p/m$

(c) Kualitas molar :

Perkataan molar bukan merupakan besaran untuk mol, tetapi mempunyai arti besaran tertentu.

Misalnya :

Molar volume : $V_m = V/n$

Kapasitas panas spesifik pada tekanan tetap : $c_p = c_p/m$

Awalan yang Umumnya Dipakai Dalam Satuan-satuan SI

Penggunaan awalan sangat dianjurkan dalam perhitungan satuan turunan. Penggunaan awalan dipakai sebagai indikasi fraksi maupun perubahan satuan kepada satuan turunannya.

Tabel 2
Fraksi dan Perbanyakan

Fraksi	Awalan	Simbol	Pengali	Awalan	Simbol
10^{-1}	desi	d	10	deka	Da
10^{-2}	sentry	c	10^2	hekto	h
10^{-3}	mili	m	10^3	kello	k
10^{-6}	mikro	μ	10^6	mega	m
10^{-9}	nano	n	10^9	giga	g
10^{-12}	piko	p	10^{12}	tera	t

Penggunaan komponen awalan haruslah digunakan dengan tepat dan benar.

Misalnya $1 \text{ km}^2 = (\text{km})^2$ bukanlah $= 1 \text{ k} (\text{m}^2)$ sehingga ditafsirkan $1 \text{ km}^2 = 10^3 \text{ m}^2$ (ini ditasirkan yang salah).

Satuan lawan dari Satuan SI

Banyak satuan yang sama sebagai lawan dari satuan yang digunakan dalam ilmu kimia seperti : liter, angstrom, erg. Kalori, dyne, atm dan mm Hg. Satuan yang terakhir adalah satuan-satuan untuk besaran tekanan dalam bentuk N m^{-2} .

Tabel 3
Contoh Satuan Lawan Satuan SI

Besaran Fisika	Nama Satuan	Simbol	Batas Satuan
Panjang	Angstrom	A	$10^{-10} \text{ m} = 10^{-1} \text{ nm}$
Panjang	Mikro	μm	10^{-6} m
Volume	Liter	L	$10^{-3} \text{ m}^3 = \text{dm}^3$
Gaya	Dyne	Dyn	10^{-5} N
Tekanan	Atmosfir	Atm	$\frac{101325}{730} \text{ N.m}^{-2}$
Tekanan	Pascal	Pa	N.m^{-2}
Tekanan	Konvesional millimeter air raksa	mm Hg	13,5951 x 980,665 x 10^{-2} Nm^{-2}
Energi	Thermokhemikal kalori	kal	4,184 J
Energi	Erg	erg	10^{-7} J

Viskositas kinematic (koefisien difusi)	Stokes	St	$10^{-4} \text{ m}^2 \text{ s}^{-1}$
Massa	Satuan massa atom	u	$1,6604 \times 10^{27} \text{ Kg}$ (pendekatan.)
Konduktansi	Siemens	s	Ohm^{-1}
Energy	Electron volt	ev	$1,6021 \times 10^{19} \text{ J}$ (pendekatan)

Konstanta Fisika

Tabel 4
Harga Konstanta Fisika

Besaran	Symbol	Harga	Satuan
Kecepatan cahaya dalam vacuum	C_o	$2,997925 \times 10^8$	m s^{-1}
Permeabilitas dalam vacuum	μ_o	$4\pi \times 10^{-7}$	$\text{J S}^2 \text{C}^{-2} \text{m}^{-1}$
Permittivity dalam vacuum	$E_o = \mu_o C_o^{-2}$	$8,854185 \times 10^{-12}$	Kg
Massa atom Hidrogen	H	$1,67343 \times 10^{-27}$	Kg
Massa proton	M_p	$1,67252 \times 10^{-27}$	Kg
Massa neutron	π_n	$1,67482 \times 10^{-21}$	Kg
Massa elektron	m_e	$9,1091 \times 10^{-31}$	Kg
Massa proton	e	$1,60210 \times 10^{-19}$	C
Jari-jari electron:	r_e	$\frac{e^2}{4\pi m_e}$ 2.81777×10^{-15}	m
Konstanta Boltzman	k	1.38054×10^{-15}	J K^{-1}
Konstanta Planck	h	6.6256×10^{-34}	J s
Bohr radius	a_o	$\frac{h^2}{\pi \mu_o^2 C_o^2 m_e e^2}$ 5.2967×10^{-11}	m
Konstanta Rydberg:	R	$\frac{\mu_o^2 m_e e^4 C_o^3}{8h^3}$ $1,0973731 \times 10^7$	m^{-1}
	Rh	$\frac{R_\infty}{(1 + m_e/m_p)}$	m^{-1}

Konstanta Avogadro	L	$1,0967758 \times 10^7$ $6,02252 \times 10^{23}$	mol^{-1}
Gas Konstanta	$R = L_K$	8.3143	JK mol^{-1}
Temperature titik es	Tes	273.15	K
Konstanta Faraday	$F = Le$	9.64870	C mol^{-1}
Konstanta gravitasi	G	6.670×10^{-11}	$\text{N m}^2 \text{kg}^{-2}$

Dimensi-dimensi Dasar

Dimensi-dimensi dasar merupakan semua satuan dasar yang sering digunakan. Semua dimensi dalam besaran merupakan hasil pengolahan dari dimensi-dimensi dasar: massa (m), panjang (ℓ), waktu (t), temperature (T), arus (I), jumlah molekul (n) dan intensitas pancaran cahaya (Iv).

Dengan demikian volume mempunyai dimensi (ℓ^3), kecepatan (ℓ/t), percepatan (ℓ/t^2), dan seterusnya.

Dalam suatu persamaan, maka pada kedua ruas harus menunjukkan satuan yang konsisten.

Ketentuan dalam Analisa Dimensi

- (a) Jika salah satu ruas dalam suatu persamaan ditambah atau dikurangi, maka dimensi penambahan atau pengurangan itu harus konsisten.
- (b) Jika salah satu ruas dalam persamaan dikalikan atau dibagi dengan besaran daya, maka dimensi harus dirubah/disesuaikan dengan satuan yang identik.
- (c) Logaritma dan bilangan eksponensial tidak berdimensi
- (d) Diferensial dx mempunyai imensi yang sama dengan x.

Contoh Soal

1. Hitung dimensi untuk R dalam persamaan

$$R = \frac{p.v}{n.T}$$

Tekanan P adalah tekanan/satuan luas dengan dimensi $(m./t^2) \times (\ell)^{-1}$.

Volume V adalah (panjang)³ dengan dimensi (ℓ^3).

Jumlah molekul n berdimensi (n).

Temperature T berdimensi (T).

Sehingga dimensi R adalah :

$$(m \cdot l \cdot t^{-3}) (l^3)^{-1} \cdot \frac{(l^3)}{(m)(T)} \text{ atau sama dengan } (m \cdot l^2 \cdot t^{-2} \cdot n^{-1} \cdot T^{-1}).$$

Dimana $m \cdot l^2 \cdot t^{-2}$ adalah dimensi untuk energy. Sehingga dapat dapat ditulis (energi) $(n^{-1} T^{-1})$.

Dalam satuan SI diperoleh:

$$(N \cdot m^{-2}) (m^3) (mol^{-1}) (K^{-1}) = (N \cdot m \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}) \\ = (J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1})$$

2. Jika dalam $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$ dan T dalam K

Satuan apa yang benar untuk ΔH^0 dalam:

$$\ln (K_2/K_1) = \frac{\Delta H^0}{K} (1/T_1 - 1/T_2) \text{ atau } \Delta H^0 = \frac{R \ln (K_2/K_1)}{1/T_1 - 1/T_2}$$

$$\text{Satuan } \Delta H^0: (J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}) / (K^{-1}) = (J \cdot mol^{-1})$$

Soal-soal untuk latihan :

1. Hitunglah dimensi dari:

(a) a dan b dalam persamaan Van Der Waals:

$$\left(p + \frac{n^2 a}{v^2} \right) (v - nb) = nRT$$

(b) A dalam persamaan Claussius – Clayperon:

$$\ln p = \frac{-\Delta H_t}{RT} + A \text{ dimana: } \Delta H_t = \text{transisi panas latent dengan dimensi:} \\ (\text{energi}) \times (\text{jumlah molekul})^{-1}$$

Penyelesaian:

(a) Dimensi dari p dan $n^2 a/V^2$ haruslah sama.

Oleh karena itu dimensi dari a sama dengan pV^2/n^2 , yakni: $(m \cdot l \cdot t^{-3}) (l^3) / (n)^2 = (m \cdot l^2 \cdot t^{-2} \cdot n^{-2})$

Pada system satuan SI, satuan dari a adalah :

$$(N \cdot m^{-2}) (m^3) (mol)^2 = (N \cdot m^4 \cdot mol^{-2})$$

(b) A tidak memiliki satuan yang terang, sedangkan IN p tidak memiliki satuan.

2. Hitunglah satuan untuk soal di bawah ini:

(a) E_p dalam persamaa : $E_p = e^2 / 4\pi \epsilon_0 d$.

Dimana e adalah muatan electron; ϵ_0 adalah permittivity dari ruang vacuum dan d adalah jarak.

(b) E dalam persamaan :

$$E = m V^2/2 ; \text{dimana } m \text{ adalah massa dan } V \text{ adalah kecepatan.}$$

Penyelesaian:

(a) Dari tabel yang ada dapat dilihat bahwa satuan untuk C adalah :
(C) dan E_0 , ($J^{-1} C^2 m^{-1}$).

Dengan demikian satuan E_p adalah:

$(C^2) / J^{-1} G^2 m^{-1}(m)$, atau (J).

(b) Satuan E adalah: $(kg)(m s^{-1})^2$, yakni $(kg m^2 s^{-2})$ atau (J).

3. Hitunglah di dimensi dari akar kecepatan rata-rata gas sebagai berikut:

$$(C^{-2})^{0,5} = (3RT/M)^{0,5}$$

Dimana M adalah molar massa dengan dimensi: $(m n^{-1})$

Penyelesaian:

Dimensi dari $(C^{-2})^{1/2}$ adalah (t^{-1}) .

Dimensi dari $(3RT/M)^{1/2}$ adalah:

$$\left\{ (m \cdot l^2 t^{-2} n^{-1} T^{-1} (T) / (m n^{-1}))^{1/2} \right\} = (l^2 t^{-2})^{1/2} \\ = (l t^{-1})$$

2. PENJUMLAHAN DAN HARGA RATA-RATA

2.1. Penjumlahan : notasi Σ

Satuan Penjumlahan sering di simbolkan dengan notasi Σ .

Penggunaan Misalnya ada konstruksi:

Hitunglah jumlah dari 10 harga besaran yang pertama (katakanlah besaran X), maka dalam aljabar ditulis sebagai:

$$X_1 + X_2 + \dots + X_9 + X_{10}$$

Kita lihat tidak praktis, amka kalau dipergunakan notasi Σ di atas, penjumlahan di atas cukup ditulis dengan:

$$\sum_{r=1}^{10} X_r$$

Untuk :

$$X_1 + X_2 + \dots + X_9 + X_{10}$$

disingkat sebagai:

$$\sum_{r=1}^{10} X_r$$

2.2. Harga rata-rata

Harga rata-rata diperoleh dengan menjumlahkan semua besaran kemudian dibagi oleh banyaknya harga besaran tersebut.

(a) Untuk contoh pertama di atas harga rata-ratanya adalah:

$$\bar{x} = \frac{\sum_{r=1}^{10} X_r}{10}$$

(b) Jika terdapat n_1 yang berharga X_1 , n_2 yang berharga X_2 dan seterusnya; maka harga rata-ratanya adalah:

$$\bar{x} = \frac{(n_1 X_1 + n_2 X_2 + \dots + n_{10} X_{10})}{n_1 + n_2 + \dots + n_{10}}$$

$$\bar{x} = \sum_{r=1}^{10} n_r X_r / \sum_{r=1}^{10} n_r$$

Harga-harga Akar Rata-rata

Untuk contoh (a) harga rata-ratanya dapat didefinisikan sebagai:

$$((\bar{x}^2)^{0,5}) = \frac{\sum_{r=1}^{10} X_r^2}{10}$$

Untuk contoh (b) harga rata-ratanya dapat ditulis sebagai:

$$((\bar{x}^2)^{0,5}) = \sum_{r=1}^{10} n_r X_r / \sum_{r=1}^{10} n_r$$

Catatan :

Tanda – (bar) di atas X pada X^2 berarti harga rata-rata dan $(\bar{x}^2)^{0,5}$ kadang-kadang diberi symbol khusus X_{rms} – (rms singkat dari root mean square = harga rata-rata akar).

Pada umumnya harga rata-rata akar banyak digunakan dalam menghitung kecepatan rata-rata dari gerakan molekul-molekul gas. Jika kecepatan akar rata-rata adalah $(\bar{C}^2)^{0,5}$ dan massa total molekul adalah M , maka energy kinetik total dari gas dapat ditulis sebagai $M \bar{C}^2 / 2$.

Contoh soal:

Jika ada 4 molekul bergerak pada 1 ms^{-1} , 6 molekul pada 3 ms^{-1} dan 2 molekul pada 4 ms^{-1} , maka hitunglah :

- Akar dari kecepatan kuadrat gerakan molekul-molekulnya.
- Rata-rata kecepatan dari gerakan molekul-molekulnya.

Penyelesaian:

$$(a) (\bar{C}^2)^{0.5} - \left(\frac{\sum_{r=1}^4 n_r C_r}{\sum_{r=1}^4 n_r} \right)^{\frac{1}{2}} = \left\{ (4 \times 1^2 + 3 \times 3^3 + 2 \times 4^2) / (4 + 3 + 6 + 2) \right\}^{\frac{1}{2}} = 2,73 \text{ ms}^{-1}$$

$$(b) \bar{C} = \sum_{r=1}^4 n_r C_r / \sum_{r=1}^4 n_r = (4 \times 1 + 3 \times 2 + 6 \times 3 + 2 \times 4) / (4 + 3 + 6 + 2) = 2,40 \text{ ms}^{-1}$$

2.3. Operasi Aljabar dan Satuan Bilangan

- (a) $x + x + x = 3x$
- (b) $X \times X \times X = X^3$
- (c) $X^a \times X^b = X^{a+b}$
- (d) $X^a : X^b = X^{a-b}$
- (e) $(X^a)^b = X^{ab}$
- (f) $X^{-a} = 1/X^a$
- (g) $X^{1/a} = \sqrt[a]{X}$

Bilangan yang amat besar dan bilangan yang amat kecil biasa dijumpai pada persoalan-persoalan Kimia Fisika.

Misalnya:

Bilangan Avogadro :

$$602252 \text{ 000 000 000 000 000 000 mol}^{-1}$$

Keseimbangan pada pemisahan molekul Hidrogen adalah pada jarak :

$$0.0 \quad 000 \text{ 000 074 m.}$$

Untuk menghindari penulisan yang terlalu panjang, maka bisa pemisahan partikel molekul Hidrogen adalah pada jarak:

$$7.4 \times 10^{-11} \text{ m}$$

Cara ini dapat memudahkan dalam hal:

- (a) Pengambilan harga Logaritma dari suatu bulangan.
- (b) Mempermudah operasi matematik, Misalnya:

$$\begin{aligned} 7,4 \times 10^{-11} \times 6.02252 \times 10^{23} \\ 7,4 \times 6.02252 \times 10^{23-11} &= 44,55 \times 10^{12} \\ &= 4,455 \times 10^{13} \end{aligned}$$

Sistem bilangan mempunyai harga dasar 10. Tetapi system bilangan lain, juga termasuk komputerselalu menggunakan bilangan

dasar 2, dan system bilangan dengan menggunakan konstanta e merupakan bilangan dasar yang umum dipakai karena berhubungan erat dengan logaritma.

e didefinisikan sebagai limit dari series $(1+1/n)^n$ dimana n menuju tak terhingga atau:

$$e = \lim_{n \rightarrow \infty} \left(1 + \frac{1}{n}\right)^n$$

Konsep dari limit serie ini dapat dilihat pada tabel 5:

Tabel 5
Harga Dari $(1 + 1/n)^n$ Untuk Setiap Harga N

N	$(1+1/n)^n$
1	2,000
2	2,250
3	2,369
5	2,487
10	2,594
100	2,705
1000	2,717
∞ (tak terhingga)	2,71828

Sisanya dalam perhitungan e diambil sehingga sama dengan 2,718.

2.4. Logaritma

Dalam Mata kuliah kimia fisika, sering dijumpai perhitungan matematika yang menyangkut logaritma, yaitu yang berhubungan dengan pemangkatan bilangan satu dengan yang lainnya dan memberikan bilangan yang baru, sebagai misalnya : $5^2 = 25$.

Dari persamaan ini yang kita amati adalah : 2 merupakan eksponen dari bilangan berpangkat yang harganya 25 jika 5 kita pangkatkan dengan eksponen itu.

Kita definisikan 2 adalah logaritma dari 25 dengan bilangan pokok 5.

Definisi:

Logaritma a dengan suatu bilangan pokok g (notasi ${}^g\log a$) ialah eksponen bilangan berpangkat, yang menghasilkan a, jika g dipangkatkan dengan eksponen tersebut ditulis:

$${}^g\log a = p \longrightarrow g^p = a$$

Catatan:

~ Bilangan nol tak mempunyai logaritma sebab:

$${}^g\log 0 = x \longrightarrow g^x = 0$$

~ Bilangan pokok yang negatif sering mempersulit perhitungan dalam logaritma, sebagai contoh:

$${}^{-3}\log -3 = 1$$

$$\text{Tetapi } {}^{-3}\log -9 = x \longrightarrow -3^x = -9$$

Hal ini tak mungkin terjadi.

Penggunaan Logaritma

Contoh 1

Contoh :

Hitungan $230 \times 18 : 3,7$

$$\begin{aligned} \log (230 \times 18 : 3,7) &= \log 230 + \log 18 - \log 3,7 \\ &= 2,3617 + 1,2553 - 0,5682 \\ &= 3,0488 \end{aligned}$$

Dan antilog $3,0488 = 1119$

Artinya:

$$230 \times 18 : 3,7 = 1119$$

Contoh 2:

Hitunglah:

$$\text{i) } 18.3^4 = 4 \log 18.3$$

$$\begin{aligned} \text{ii) } 18.3^{2/3} &= 2/3 \log 18.3 = 2/3 \times 1,2625 \\ &= 0.8417 \end{aligned}$$

Antilog $0.8417 = 9,252$

(a) Logaritma negative

Contoh 3:

$$\begin{aligned} \text{i) } \log 0,05 &= \log (5 \times 10^{-2}) \\ &= \log 5 + \log 10^{-2} \\ &= 0,6990 - 2 = 2,6990 \end{aligned}$$

$$\text{ii) } \log 0,05 = 0,6990 - 2 = -1,3010$$

Contoh (a) dengan menggunakan notasi bar di atas angka 2.

Contoh 4:

Hitunglah $2,17 \times 0,007$

$$\begin{aligned} \text{Log } (2,17 + 0,007) &= \text{log } 2,17 + \text{log } 0,007 \\ &= 0,3365 + 3,845 \\ &= 2,1816 \end{aligned}$$

Dan antilog $2,1816 = 0,01519$

Contoh 5:

Hitunglah $3,612 \times \text{log } 3,617$ (dengan menggunakan cara seperti contoh 3)

$$\begin{aligned} 3,612 \times \text{log } 3,617 &= 3,612 \times (0,617-3) \\ &= 3,612 \times (-2,383) \\ &= - (3,612 \times (-2,383)) \end{aligned}$$

Kalau perkalian yang ada dalam tanda kurang diselesaikan dengan menggunakan daftar logaritma diperoleh:

$$\text{Log } (3,612 \times 2,383) = 0,5577 + 0,3772 = 0,9349$$

$$\text{Antilog } 0,9349 = 8,604$$

$$\text{Jadi : } 3,612 \times \text{log } 3,617 = -8,604$$

Contoh 6 :

Hitunglah pH dari larutan yang mengandung

8×10^{-4} M dari ion H_3O^+

Definisi : $\text{pH} = 1 \text{ log } (\text{H}_3\text{O}^+)$

Dimana konsentrasi zat dalam tanda kurung dalam satuan dm^{-3} atau mol/liter.

$$\begin{aligned} \text{pH} &= - \text{log } (5 \times 10^{-4}) = - (0,6990 - 4) \\ &= - (-3,301) = 3,301 \end{aligned}$$

Natural Logaritma

Di dalam Kimia Fisika kita sering dihadapkan pada penyelesaian yang harus menggunakan natural Logaritma, yaitu logaritma dengan bilangan pokok e. Persoalan ini sering kalimengharuskan penyelesaian dengan diferensiasi atau integral.

Jika :

$e^x = y \text{ maka } x = \text{log}_e y.$ $\text{In}^N = \text{log } N \times \text{In } 10 = 2,303 \text{ log } N$

Contoh:

Perubahan aliran adalah tetap terhadap temperature dalam suatu reaksi, sehingga:

$$k = A \exp (-E/RT)$$

dimana A, E, dan R adalah tetapan.

$$\ln K = \ln A - E/RT$$

Dalam log :

$$2,303 \log K = 2,303 \log A - E/RT$$

$$E = 2,303 RT (\log A - \log K)$$

$$= 2,303 RT \log (A/K)$$

Persamaan

(A) Fungsi dan Variabel

$$Y = F(x)$$

Dalam hal ini dikatakan x sebagai variable bebas dan y variable tak bebas.

Contoh :

$$Y = f(x) = 2x^2 + 5x + 6$$

Dimana f(x) terdiri dari hanya term x dan konstanta 6.

Demikian juga dengan tekanan pada 1 molekul dari suatu gas ideal merupakan fungsi dari temperature dan volume; atau ditulis:

$$P = f(T, V)$$

Dalam kenyataan : $p = RT/V$, dimana R adalah konstanta gas.

(B) Bentuk persamaan

Dalam Kimia Fisika biasanya dijumpai dua type persamaan yaitu:

a) Persamaan linier : $y = ax + b$

b) Persamaan kuadrat : $y = ax^2 + bx + c$

Jika kedua persamaan itu direduksi menjadi:

$$ax + b = 0, \text{ maka } x = -b/a$$

$$ax^2 + bx + c = 0, \text{ maka } x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

untuk persamaa kuadrat terdapat dua jawab untuk x, tetapi dalam Kimia Fisika hanya satu saja dari kedua jawab itu yang dipergunakan dan sesuai dengan proses yang berlangsung.

Contoh:

Pada keseimbangan $H_2 + J_2 \rightleftharpoons 2 HJ$, konstanta keseimbangan K adalah:

$$K = \frac{-4x^2}{(a-x)(b-x)}$$

dimana a dan b adalah keadaan mula-mula dari H_2 dan J_2 yang bereaksi. Persamaan untuk konstanta keseimbangan itu dapat ditulis dalam bentuk:

$$Kab - Kax - Kbx + Kx^2 = 4x^2$$

Maka:

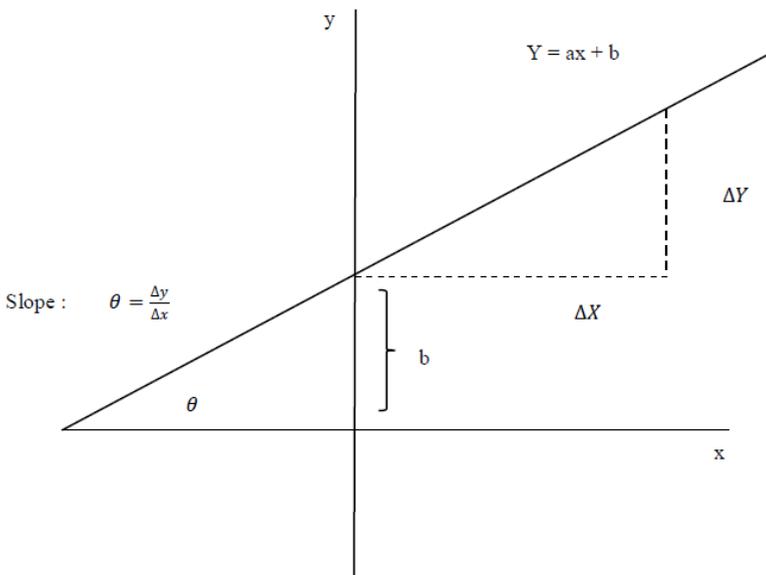
$$x = \frac{-(Ka + Kb) \pm \{(Ka + Kb)^2 - 4(4 - K)(-Kab)\}^{\frac{1}{2}}}{2(4 - K)}$$

(C) Metoda Grafik

Fungsi : $y = f(x)$ dapat dilukiskan dalam bentuk grafik dalam koordinat cartesian.

Sebagai Contoh:

Untuk $y = ax + b$ diperlihatkan oleh gambar 1



Gambar 1
Fungsi $y = ax + b$

(D) Contoh Perhitungan Gas Ideal.

Untuk 1 mol gas ideal berlaku persamaan:

$pV = RT$, dimana p , V dan T adalah variable.

Jika satu variabel dianggap konstan, kita dapat mengplotnya terhadap 2 variabel yang lainnya. Pada volume, $p = RT/V = k'T$, plot p terhadap T menghasilkan garis lurus dan slopenya $= k'$

Pada temperature konstan $p = RT/V = k''/V$. Plot p terhadap V menghasilkan garis lengkung berbentuk hiperbola.

Diferensiasi

Dalam persamaan diferensiasi yang menjadi perhatian adalah penggunaan garis yang mempunyai arti tertentu. Jika fungsi $y = f(x)$ merupakan garis linier (lihat gambar 1), dimana kemiringan grafik adalah $\frac{\Delta y}{\Delta x}$. Hal ini dapat terjadi jika perubahan slope dalam grafik adalah continue, Jika ΔY dan ΔX diambil sekecil-kecilnya maka hasil bagi dari dy dan dx disebut diferensiasi. Dan dy/dx merupakan juga kemiringan dari grafik pada sembarang tempat. Dan dy/dx pada suatu titik adalah sama dengan tange arah grafik pada titik tersebut. Dy/dx disebut turunan dari fungsi yang menggambarkan grafik tersebut.

Catatan:

dy/dx adalah suatu harga fraksi, di dalamnya dapat dioperasikan secara aljabar. Dimana jika $y = x = 0$, maka harga dy/dx kenyataannya tidak dapat diartikan sebagai $0/0$.

Hukum-hukum Diferensiasi

Pemakaian metoda grafik dalam menghitung harga dy/dx kadang-kadang sulit dilakukan, sebab metoda tersebut diraskan terlalu kaku dan tidak menyenangkan, dan untuk itu dipakai jalan lain yang menggunakan hokum-hukum yang umum yang menghubungkan harga y dan x . beberapa diantara hokum itu yang sering dijumpai dalam penyelesaian persolaan dalam Kimia Fisika tertera dalam tabel (I-7).

Tabel6.
Ketentuan Diferensiasi

No	Fungsi	Derivative (dy/dx)
1	$y = x^n$	$n x^{n-1}$
2	$y = ax^n$	$a n x^{n-1}$
3	$y = u + v$	$du/dx + dv/dx$
4	$y = a$	0
5	$y = uv$	$U dv/dx + v du/dx$
6	$y = u/v$	$(v du/dx - u dv/dx)/v^2$
7	$y = \exp ax$	$A \exp ax$
8	$y = \exp x$	$\exp x$
9	$y = \ln x$	$1/x$

Catatan:

- ∞ a adalah bilangan konstan
- ∞ u dan v adalah fungsi dari x

Contoh Soal:

(a) $y = x^4 - x^2$, maka :

$$dy/dx = d(x^4)/dx - d(x^2)/dx = 4x^3 - 2x$$

(b) $y = x^4(x^2 - 4)$, maka:

$$\begin{aligned} dy/dx &= x^4 d(x^2 - 4)/dx + (x^2 - 4) d(x^4)/dx \\ &= x^4(2x) + (x^2 - 4)(4x^3) = 6x^5 - 16x^3 \end{aligned}$$

(c) $y = (2x + 2)^{-1/2}$, untuk ini perlu diambil perumpamaan sebagai berikut:

$$s = 2x + 2, \text{ maka : } y = s^{-1/2}$$

$$ds/dx = 2 \text{ dan } dy/ds = (-1/2)(s^{-3/2})$$

Jadi:

$$\begin{aligned} dx/dy &= (dy/ds) \times (ds/dx) \\ &= (-1/2)(s^{-3/2})(2) \\ &= -s^{-3/2} \end{aligned}$$

$$\text{Atau : } dy/dx = -(2x + 2)^{-3/2}$$

Diferensial Parsial

Dalam semua pembicaraan sebelumnya kita selalu terlibat dalam persamaan dengan hanya satu variable bebas. Padahal di dalam problematic Ilmu Kimia dan juga Ilmu Fisika kita kadangkala juga

terbentuk kepada satu fungsi yang merupakan fungsi dari beberapa variabel. Sebagai contoh energy dalam merupakan fungsi dari temperature, tekanan dan volume. Atau ditulis sebagai: $U = f(P, V, T)$.

Jika $y = f(x, z)$ dimana x dan z adalah variabel bebas, maka:

$$dy = (\partial y / \partial x)_z dx + (\partial y / \partial z)_x dz$$

atau

$$dy/dx = (\partial y / \partial x) + (\partial y / \partial z)_x (dz/dx)$$

Contoh Soal:

Volume dari satu mol gas ideal adalah merupakan fungsi dari temperature dan tekanan, atau : $V = f(T, p)$.

Hitunglah perubahan Vakibat adanya perubahan tekanan dan temperature.

Penyelesaian:

$$V = f(T, p)$$

$$dV = (\partial v / \partial p)_p dT + (\partial v / \partial p)_T dp \dots \dots \dots (\quad)$$

untuk gas ideal berlaku persamaan:

$$pV = RT \text{ atau : } V = RT/p, \text{ di mana :}$$

$$\frac{\partial v}{\partial T} = \frac{R}{p} = \frac{\partial v}{\partial p} = -RT/p^2$$

Substitusikan pada persamaan (), maka diperoleh:

$$\begin{aligned} dV &= (R/p) dT + (-RT/p^2) dP \\ &= (V/T) dT - (V/p) dp = V (dT/T) - dp/p \\ &= V (d \ln T - d \ln p) \dots \dots \dots \text{lihat tabel 5} \end{aligned}$$

Catatan:

$$pV = RT, \text{ maka didapat}$$

1. $R/p = V/T$
2. $RT/p^2 = V/p$

Integral:

Proses intergrasi adalah kebalikan dari diferensiasi. Jika hubungan antara dy dengan dx diketahui, maka intergrasi dapat dilakukan.

Apabila y sebagai fungsi dari x ; atau $y = f(x)$. dan bagian dari y yang terkecil adalah Δy , dimana jumlah dari $\Delta y = y$; atau $\sum \Delta y = y$.

Jika harga y yang kecil itu kita namakan dy dan semua dy dijumlahkan, maka ini dinamakan mengintergrasikan atau intergrasi dengan simbol \int .

Contoh 1:

Misal $y = 3 x^3$, sehingga $dy/dx = 9 x^2$ atau dapat ditulis dalam bentuk : $dy = 9 x^2 dx$. Maka : $y = \int dy = \int 9 x^2 dx$
 Jadi, $3 x^3 = 9 x^2 dx$

Karena diferensiasi mengikuti arah intergrasi di dalam fungsi yang orisinal, ini hal yang tidak benar, maka persamaan ditulis dalam bentuk : $y = 3 x^3 + C$. C adalah konstan. Dan bilangan ini harus disertakan di dalam proses intergral.

Maka bentuk di atas dapat ditulis:

$$\int 9 x^2 dx = 3 x^3 + C$$

Contoh 2:

- (a) $\int (9 x^3 + 2 x^2 + x^4 + 1) dx$
- (b) $\int \text{Exp}(6x) dx = (1/6) \exp(6x) + C$
- (c) $\int \frac{3 dx}{x+2} = 3 \int \frac{dx}{x+2} = 3 \ln(x+2) + C$

Tabel7
Hukum-hukum Integral

No	Integral	Fungsi
1	$\int dx$	$x + C$
2	$\int x^n dx$	$(x^{n+1}/n + 1) + C$ dimana $n \neq -1$
3	$\int x^n dx$	$(ax+b)^{n+1}/ a(n+1) + C$ dimana : $n \neq -1$
4	$\int (ax + b)^n dx$	$\ln x + C$
5	$\int dx/x$	$(1/a) \ln(ax + b) + C$
6	$\int \frac{dx}{ax + b}$	$\int u dx + \int v dx$
7	$\int (u + v) dx$	$\text{Exp } x + vC$
8	$\int \exp(x) dx$	$(1/a) \exp ax + C$
	$\int \exp(ax) dx$	

Dimana a dan b adalah konstanta
 U dan v adalah fungsi dari x

(A) Intergrasi Diantara Dua Harga

Persoalannya adalah bagaimana menghitung harga integral diantara dua harga x. padahal seperti ini harga konstanta intergrasi C dihilangkan, karena harga integralnya sudah tertentu, atau terbatas. Misalnya kita akan menghitung intergraldari $x^2 dx$ diantara batas $x = 1$ dan $x = 3$.

$$\left\{ x^2 dx = \frac{1}{3}(x^2) \int_1^3 = \frac{27}{3} - \frac{1}{3} = \frac{26}{3} \right\}$$

Karena harga batas itu disubstitusikan kepada hasilintergral, dimana harga yang paling atas setelah disubtitusikan dikurangi dengan harga yang paling bawah.

(B) Intergrasi Parsiil

Metoda integrasi ini dipergunakan dengan maksud untuk mempermudah perhitungan.

Contoh :

Hitunglah : $\int \frac{dx}{x^2 - 4}$

Penyelesaian:

$$\begin{aligned} I/(x^2-4) &= 1 / (x + 2)(x-2) \\ &= A / (x + 2) + B/ (x-2) \\ &= (A (x-2) + B (x + 2)) / ((x + 2)(x-2)) \end{aligned}$$

Dimana A dan B adalah harg-hargayang harus dihitung.

Catatan:

$Y = f (x)$ mmenggambarkan kenyataan dua jawaban yang berbeda dari dua jalan yang berbeda. Pada khususnyaay adalah sama dengan $f (x)$ untuk semua harga x. Simbol \square berarti identik.

Jadi:

$I \equiv \frac{1}{4} [A(x-2) + B(x+2)]$ atau dapat dirubah menjadi :

$$I \equiv x(A+B) + 2B - 2A$$

Dari persamaan di atas dapat dilihat bahwa:

$$A + B \equiv 0 \text{ dan}$$

$$2B - 2A \equiv 1$$

Maka diperoleh : $A = -1/4$ dan $B = 1/4$

Harga yang diperoleh ini dipergunakan untuk merubah bentuk integral sebagai berikut:

$$\begin{aligned} \int \frac{dx}{x^2 - 4} &= \frac{1}{4} \int \frac{dx}{x - 2} - \frac{1}{4} \int \frac{dx}{x + 2} \\ &= \frac{1}{4} (\ln(x-2) - \ln(x+2)) + C \\ &= \frac{1}{4} \ln \left\{ \frac{x-2}{x+2} \right\} + C \end{aligned}$$

(C) Integrasi di bawah Kurva

Plot dari p terhadap V untuk suatu gas pada temperatur tetap digambarkan oleh gambar I-2. Gambar memperlihatkan luas di bawah kurva dengan batas $V_1 - V_2$. Yang ditarik dari suatu harga tekanan tinggi ke keadaan dimana tekanan rendah.

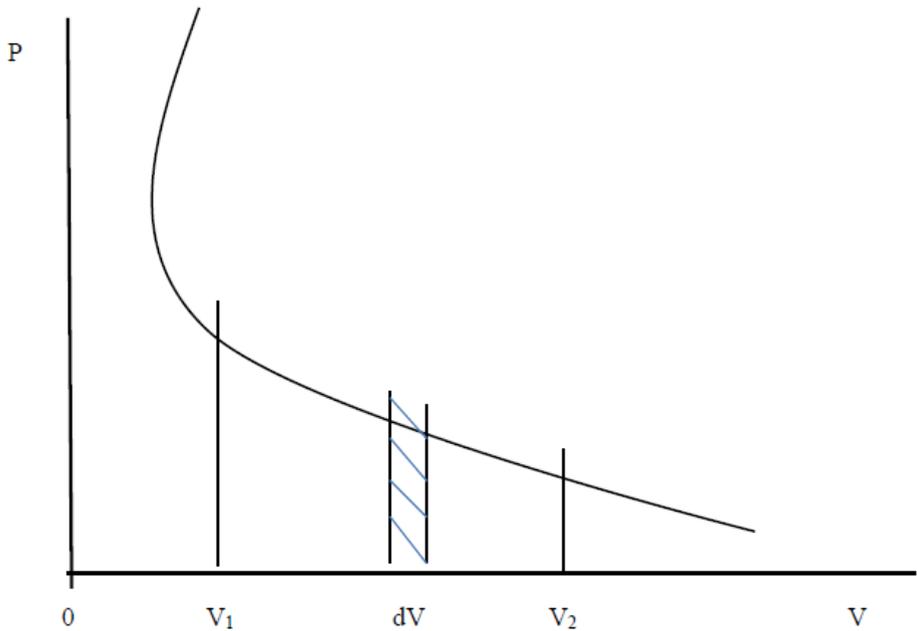
Luas daerah tersebut adalah:

$$\int_{V_1}^{V_2} p \, dV$$

Untuk 1 mol gas ideal, $p = RT/V$, sehingga:

$$\begin{aligned} \int_{V_1}^{V_2} p \, dV &= \int_{V_1}^{V_2} \frac{RT \, dV}{V} = RT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} \text{ pada temperature konstan.} \\ &= RT (\ln V_2 - \ln V_1) \\ &= RT \ln (V_2 / V_1) \end{aligned}$$

Harga luas di bawah kurva dapat diartikan sebagai besarnya kerja dari gas selama melakukan ekspansi dari volume mula-mula V_1 ke volume akhir V_2 .



Gambar 2.
integrasi di bawah kurva

Persamaan Diferensial

Dasar-dasar persamaan yang banyak dipakai dalam Kimia Fisika kebanyakan berbentuk persamaan diferensial yang dapat diselesaikan dengan menggunakan integrasi.

Contoh 1:

Kecepatan reaksi Kimia pada orde pertama diekspresikan ke dalam bentuk $-dx/dt = kx$, dimana k adalah suatu konstanta dan x adalah konsentrasi dari reaktan pada waktu t , Hitunglah x .

Penyelesaian:

Persamaan diferensial $- dx/dt = kx$, menggambarkan kenyataan konsentrasi reaktan – adalah merupakan variabel yang tidak bebas.

Tanda negative menyatakan bahwa ada pengurangan harga x dalam setiap perubahan waktu t .

X dan dx dapat dikumpulkan dalam satu ruas dan dt dipindahkan ke ruas lainnya, sehingga bentuk persamaan menjadi:

$$\frac{dx}{x} = -kdt$$

Diintegrasikan:

$$\int \frac{dx}{x} = -k \int dt$$

Maka : $\ln x = -kt + C$ dan ini merupakan jawab dari persamaan diferensial di atas.

Untuk waktu : $t = 0$, $x = x_0$ dan $C = \ln x_0$, maka jawab persamaan diferensial di atas akan menjadi:

$$\begin{aligned} \ln x &= -kt + \ln x_0 \\ \ln x - \ln x_0 &= -kt \end{aligned}$$

Menurut antilogaritma:

$$x/x_0 = \exp(-kt) \text{ atau } x = x_0 \exp(-kt)$$

Persoalan ini dapat diselesaikan dengan menggunakan diferensial biasa, dengan terlebih dahulu menghilangkan konstanta C. Batas untuk x adalah dari: $x = x$ sampai $x = x_0$ dan batas untuk t adalah $t = 0$ sampai $t = t$.

$$\begin{aligned} \int_{x_0}^x \frac{dx}{x} &= -k \int_0^t dt \\ \ln \frac{x}{x_0} &= -k(t) \int_0^t \end{aligned}$$

Dan ini ternyata identic dengan apabila dipakai jalan lain seperti yang sudah dikerjakan di atas:

Contoh 2:

Kecepatan reaksi Kimia orde dua digambarkan oleh : $dx/dt = k(a-x)(b-x)$, - dimana a dan b konsentrasi dari dua reaktan pada waktu nol detik dan x hasil reaksi.

Hitunglah persamaan perubahan kecepatan.

Penyelesaian:

Lakukan pemisahan sehingga:

$Dx/(a - x)(b - x) = kdt$, terhadap bentuk ini dilakukan integrasi parsial, hasilnya:

$$Dx / (a - x)(b - x) = \frac{A}{a - x} + \frac{B}{b - x},$$

Sehingga:

$$A = 1 / (b - a) = -1 / (a - b) \text{ dan}$$

Bila harga-harga ini disubstitusikan ke dalam persamaan x dan integrasikan dengan batas:

$$\begin{aligned} X &= 0 \text{ pada saat } t = 0 \text{ dan} \\ X &= x \text{ pada saat } t = t \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \int_0^x \frac{dx}{(a-x)(b-x)} &= -\frac{1}{a-b} \int_0^x \frac{dx}{a-x} + \frac{1}{a-b} \int_0^x \frac{dx}{b-x} \\ &= \int_0^t k dt \\ -\frac{1}{a-b} ((-ln)(a-x))_0^x &+ \frac{1}{a-b} [(-ln(b-x) + ln b)] \\ &= k(t-0) \end{aligned}$$

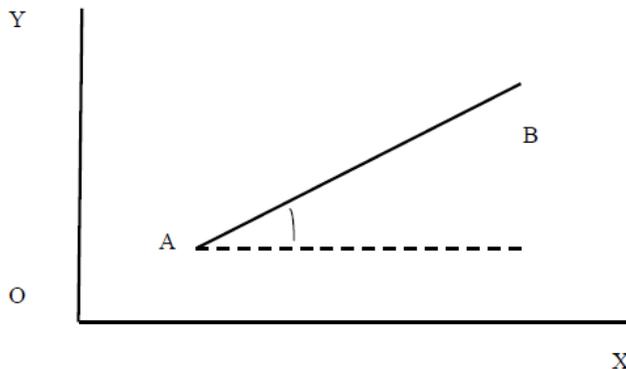
Dan hasil akhir:

$$\frac{1}{a-b} \ln \left[\frac{b(a-x)}{a(b-x)} \right] = kt$$

Displasemen tersebut menyatakan:

- (1) Besarnya besaran vector adalah sama dengan panjang ruas garis AB.
- (2) Arah dari garis tersebut, sama dengan besar sudut θ

Displasemen atau perpindahan titik dalam contoh di atas dalam Fisika disebut vector yang mempunyai besar dan arah yang digambarkan dalam system koordinat Cartesian.



Gambar 3
Perpindahan titik

Vektor dan skalar

Besaran yang mempunyai besarnya saja disebut Skalar. Misalnya percepatan gerak, kecepatan gerak dst.

Besarnya besaran scalar digambarkan oleh sebuah vektor.

Pemisahan Vektor

Sebuah vector dapat dipisahkan menjadi dua atau lebih vector yang lainnya. Misalnya kecepatan gerak dari sebuah melokul adalah C yang dapat diuraikan atas arah sumbu x, y dan z dalam koordinat ruang, sehingga:

$$C = C_x + C_y + C_z$$

Contoh 1:

Selesaikanlah persamaan diferensial:

$d(\ln K) = \Delta H^\theta dT/RT^2$, dimana K adalah konstanta keseimbangan dan ΔH^θ adalah panas standard dari reaksi.

Penyelesaian:

$$\begin{aligned} d(\ln K) &= \Delta H^\theta dT/RT^2, \\ \int d(\ln K) &= \int \frac{\Delta H^\theta dT}{RT^2} \end{aligned}$$

Jika H^θ diasumsi tidak berubah harganya terhadap kenaikan temperature, maka:

$$\int d(\ln K) = \int \frac{\Delta H^\theta}{R} \int \frac{dT}{T^2}$$

Jika K_1 adalah konstanta keseimbangan pada T_1 dan K_2 adalah konstanta keseimbangan pada T_2 , maka:

$$\int_{K_1}^{K_2} \int d(\ln K) = \int \frac{\Delta H^\theta}{R} \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T^2}$$

E. Evaluasi/Latihan

1. Jelaskan apa itu Physical Quantity dalam suatu system satuan.
2. Bagaimana cara melakukan analisa Dimensi.
3. Jelaskan tentang Penjumlahan dan harga rata-rata.

4. Kecepatan reaksi Kimia orde dua digambarkan oleh : $dx/dt = k (a-x)(b-x)$, - dimana a dan b konsentrasi dari dua reaktan pada waktu nol detik dan x hasil reaksi. Hitunglah persamaan perubahan kecepatan

F. Buku Sumber, Bacaan Pendukung

Alberty, R.A., and Silbey., 1992, "Physical Chemistry", John Willey and Sons, Inc., New York

Barron, 1979, "Physical Chemistry", Mcgraw Hill Book Company, New York

Castellan, Gilbert . W., "Physical Chemistiry", Secand Edition, Addison Wesley.

Farrington, Danniels, 1954, "Out Liner Of Physical Chemistry", John Willey & Sons, Inc. Chapman & Hall Limited, Eight Printing, Corrected

K.Dogra-Dogra, 1984, "Kimia Fisika dan Soal-soal", Universitas Indonesia

Sukarjo, 2004, "Kimia Fisika", PT. Rineka Cipta, Jakarta

Tutu Subono, Akhmad Sonjaya, 1983, "Kimia Fisika 1" Armico Bandung

BAB II

KONSEP DASAR THERMODINAMIKA

Tujuan Pembelajaran Umum

Mahasiswa diharapkan mampu memahami Konsep dasar dan aplikasi dari Hukum Termodinamika Pertama, Kedua dan Ketiga

Tujuan Pembelajaran Khusus

Setelah mengikuti pertemuan ketiga perkuliahan ini, mahasiswa diharapkan dapat:

1. *Menjelaskan Definisi Termodinamika dan aplikasinya .*
2. *Menjelaskan Bentuk-bentuk Energi.*
3. *Menjelaskan tentang Bunyi Hukum Pertama Termodinamika*
4. *Menjelaskan tentang Hukum Kedua dan Ketiga Termodinamika*

A. Pokok Bahasan

1. Konsep Dasar Termodinamika

B. Subpokok Bahasan

1. Definisi dan Aplikasi Termodinamika
2. Bentuk-bentuk Energi
3. Hukum Pertama Termodinamika
4. Hukum Kedua dan Ketiga Termodinamika

C. Skenario Pembelajaran

Tabel 2.1 Tahap Kegiatan, Media, dan Alat Pembelajaran

Tahap	Kegiatan Dosen	Kegiatan Mahasiswa	Media & Alat
Pendahuluan	<ol style="list-style-type: none">1. Tanya jawab untuk mengetahui apakah mahasiswa telah mempersiapkan diri dengan membaca referensi yang telah diberitahukan pada akhir kuliah pertemuan sebelumnya3. Menanyakan kesiapan untuk mempelajari materi tentang Konsep Dasar	<ol style="list-style-type: none">3. Memperhatikan, mencatat, dan bertanya4. Diskusi tentang materi dari pertemuan sebelumnya	<i>White board, spidol, buku teks, over head projector, infocus, laptop.</i>

Thermodinamika			
Kegiatan Inti	10. Menjelaskan tentang Definisi Thermodinamika dan aplikasi Thermodinamika 11. Menjelaskan Bentuk-bentuk energi 12. Menjelaskan Hukum Pertama Thermodinamika 13. Menjelaskan Hukum Kedua dan ketiga Thermodinamika 14. Memberikan kesempatan bertanya dan berdiskusi dalam pokok bahasan “Konsep Dasar Thermodinamika 15. Memberikan umpan balik	3. Memperhatikan, mencatat, bertanya, dan berdiskusi 4. Membuat kesimpulan sementara dari materi perkuliahan pada pertemuan ke 4 dan 5	<i>White board, spidol, buku teks, over head projector, infocus, laptop.</i>
Penutupan	3. Merangkum materi perkuliahan, memberikan kuis berupa soal esai untuk menilai kemampuan mahasiswa dalam menyerap materi 4. Memberikan tugas tentang pokok bahasan “Konsep Dasar Thermodinamika	3. Memperhatikan, mencatat, bertanya, dan berdiskusi 4. Mempersiapkan diri membuat kesimpulan tentang pokok bahasan “Konsep Dasar Thermodinamika”	<i>White board, spidol, buku teks, over head projector, infocus, laptop.</i>

D. Uraian Materi Kuliah

1. DEFINISI DAN APLIKASI THERMODINAMIKA

Thermodinamika adalah ilmu tentang energi, yang secara spesifik membahas tentang hubungan antara energi panas dengan kerja. Seperti telah diketahui bahwa energi didalam alam dapat terwujud dalam berbagai bentuk, selain energi panas dan kerja, yaitu energi kimia, energi listrik, energi nuklir, energi gelombang elektromagnetik, energi akibat gaya magnetik, dan lain-lain. Energi tidak bersifat kekal, ia dapat berubah dari satu bentuk ke bentuk lain, baik secara alami maupun hasil rekayasa teknologi. Energi tidak dapat dibangkitkan atau dihilangkan, yang terjadi adalah perubahan energi dari satu bentuk menjadi bentuk lain tanpa ada pengurangan atau penambahan. Prinsip ini disebut sebagai prinsip konservasi atau kekekalan energi.

Prinsip thermodinamika terjadi secara alami dalam kehidupan sehari-hari. Bumi setiap hari menerima energi gelombang

elektromagnetik dari matahari, dan di bumi energi tersebut berubah menjadi energi panas, energi angin, gelombang laut, proses pertumbuhan berbagai tumbuh-tumbuhan dan banyak proses alam lainnya. Proses didalam diri manusia juga merupakan proses konversi energi yang kompleks, dari input energi kimia dalam makanan menjadi energi gerak berupa segala kegiatan fisik manusia, dan energi yang sangat bernilai yaitu energi pikiran kita.

Seiring dengan perkembangan ilmu pengetahuan dan teknologi, maka prinsip alamiah dalam berbagai proses termodinamika direkayasa menjadi berbagai bentuk mekanisme untuk membantu manusia dalam menjalankan kegiatannya. Mesin-mesin transportasi darat, laut, maupun udara merupakan contoh yang sangat kita kenal dari mesin konversi energi, yang merubah energi kimia dalam bahan bakar atau sumber energi lain menjadi energi mekanis dalam bentuk gerak atau perpindahan diatas permukaan bumi, bahkan sampai di luar angkasa.

Pabrik-pabrik digerakkan oleh mesin pembangkit energi listrik yang menggunakan prinsip konversi energi panas dan kerjasehingga dapat memproduksi berbagai jenis barang,. Untuk kenyamanan hidup, kita memanfaatkan mesin air conditioning, mesin pemanas, dan refrigerators yang menggunakan prinsip dasar termodinamika.

Aplikasi termodinamika yang begitu luas dimungkinkan karena perkembangan ilmu termodinamika sejak abad 17 yang dipelopori dengan penemuan mesin uap di Inggris, dan diikuti oleh para ilmuwan termodinamika seperti Willian Rankine, Rudolph Clausius, dan Lord Kelvin pada abad ke 19. Pengembangan ilmu termodinamika dimulai dengan pendekatan makroskopik, yaitu sifat termodinamis didekati dari perilaku umum partikel-partikel zat yang menjadi media pembawa energi, yang disebut pendekatan termodinamika klasik. Pendekatan tentang sifat termodinamis suatu zat berdasarkan perilaku kumpulan partikel-partikel disebut pendekatan mikroskopis yang merupakan perkembangan ilmu termodinamika modern, atau disebut termodinamika statistik.

Pendekatan termodinamika statistic dimungkinkan karenaperkembangan teknologi komputer, yang sangat membantu dalam menganalisis data dalam jumlah yang sangat besar.

2. BENTUK-BENTUK ENERGI

Energi dapat dikatakan sebagai ukuran kerja. Energi ada dalam berbagai bentuk. Energi mekanik merupakan jumlah dari dua bentuk energi yaitu: energi kinetik dan energi potensial. Energi kinetik adalah energi yang disebabkan oleh pergerakan suatu benda sedangkan energi potensial adalah energi yang tersimpan akibat posisinya terhadap permukaan tanah (atau permukaan badan benda lainnya). Bentuk energi lainnya misalnya: energi listrik; energi kimia; energi panas; dan satu bentuk energi selalu dapat diubah bentuknya menjadi bentuk energi lainnya, sesuai dengan kebutuhan.

Hubungan antara berbagai macam bentuk energi mula-mula diselidiki oleh joule (1840-1878): dia telah melakukan percobaan untuk mencari ekivalensi antara bentuk panas dengan bentuk energi lainnya. Dan ternyata ada hubungan antara panas yang terjadi dengan bentuk lain, misalnya tenaga.

Catatan:

Hubungan antara massa dengan energi terdapat dalam:

$$E = mC^2 \text{ dimana : } C = \text{kecepatan ; } m = \text{massa ; } E = \text{energi} \quad \dots\dots (1)$$

Suatu media pembawa energi dapat mengandung berbagai bentuk energi tersebut sekaligus, dan jumlah energinya disebut energi total (E). Dalam analisis termodinamika sering digunakan energi total setiap satuan masa media (m), yang disebut sebagai energi per-satuan masa (e) yaitu

$$e = \frac{E}{m} \quad \dots\dots\dots (2)$$

Berbagai bentuk energi diatas dapat pula dikelompokkan menjadi dua bentuk, yaitu **energi makroskopik** dan **energi mikroskopik**. **Energi makroskopik** adalah keberadaan energi ditandai dari posisinya terhadap lingkungannya atau terhadap suatu referensi yang ditentukan. **Contoh** bentuk energi makroskopik adalah energi kinetik (KE) dan energi potensial (PE). Keberadaan **energi mikroskopik** ditentukan oleh struktur internal dari zat pembawa energi sendiri dan tidak tergantung kepada lingkungannya, yaitu struktur dan gerakan molekul zat tersebut. Energi mikroskopik ini disebut sebagai energi internal (U).

Energi makroskopik berhubungan dengan gerakan masa pembawa energi, dan pengaruh luar seperti gaya gravitasi, pengaruh energi listrik, sifat magnet, dan tegangan permukaan fluida. Energi kinetis KE adalah energi yang disebabkan oleh gerakan relatif terhadap suatu referensi, dan besarnya adalah:

$$KE = mv^2/2 \quad \dots\dots\dots (3)$$

Atau dalam bentuk energy persatuan massa

$$KE = v^2/2 \quad \dots\dots\dots (4)$$

dengan, m = satuan masa media pembawa energi

V = satuan kecepatan gerakan masa.

Energi potensial adalah energi yang disebabkan oleh posisi elevasinya dalam medan gravitasi, dan besarnya adalah:

$$PE = m g z \quad \dots\dots\dots (5)$$

Atau dalam bentuk energi per-satuan masa,

$$pe = g z \quad \dots\dots\dots (6)$$

dengan, g = gaya gravitasi

z = posisi elevasi terhadap suatu referensi.

Energi internal meliputi semua jenis energi mikroskopik, yaitu akibat dari struktur dan aktivitas molekul dalam masa yang ditinjau. Struktur molekul adalah jarak antar molekul dan besar gaya tarik antar molekul, sedang aktivitas molekul adalah kecepatan gerak molekul. Energi laten adalah energi yang merubah jarak dan gaya tarik antar molekul, sehingga masa berubah fase antara fase padat atau cair menjadi gas. Energi sensibel merubah kecepatan gerak molekul, yang ditandai oleh perubahan temperatur dari masa yang ditinjau.

Energi kimia adalah energi internal sebagai akibat dari komposisi kimia suatu zat, yang merupakan energi yang mengikat atom dalam molekul zat tersebut. Perubahan struktur atom menyebabkan perubahan energi pengikat atom dalam molekul, sehingga reaksinya dapat melepaskan energi (eksotermis) misalnya dalam reaksi pembakaran, atau memerlukan energi (indotermis). Bentuk energi internal lainnya adalah energi nuklir, yang merupakan energi ikatan antara atom dengan

intinya.

Dalam bahasan thermodynamika efek dari jenis energi makroskopik lain yaitu energi magnetik, dan tegangan permukaan fluida dapat diabaikan, sehingga energi total E dari masa pembawa energi tersebut adalah:

$$E = U + KE + PE = U + (MV^2/2) + mgz \quad \dots\dots\dots (7)$$

Ataudalam bentuk energy persatuan massa:

$$e = u + ke + pe = u + (mv^2/2) + mgz \quad \dots\dots\dots (8)$$

Dalam aplikasi bidang teknik masa atau sistem thermodynamika yang ditinjau biasanya tidak bergerak selama proses berlangsung, sehingga perubahan energi potensial dan energi kinetisnya sama dengan nol.

Beberapa Konsep yang Penting

(A) Kerja Mekanis

Kerja mekanis dW dari suatu system terhadap sekitarnya adalah hasil kali dari gaya (f) dengan perubahan tempat akibat gaya tersebut sejauh dS .

$dW = fdS$

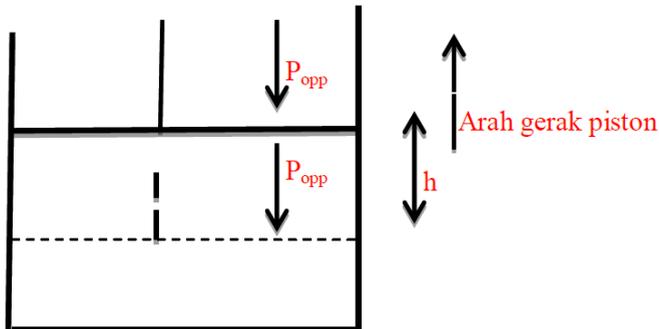
..... (9)

dW berharga positif jika system melakukan kerja.

dW berharga negative jika kerja dilakukan terhadap system.

(B) Ekspansi

Bila pengisap bergerak ke atas tanpa gesekan dengan dinding silinder yang ditempatigas, maka gas dikatakan melakukan ekspansi.



Gambar 1
Kerja Ekspansi

Tekanan balik berharga konstan (gaya persatuan luas) pada pengisapannya yang mempunyai luas A disebut P_{opp} , dan ekspansi gas disebabkan oleh Bergeraknya pengisap sejauh h. Untuk hal ini kerja didefinisikan sebagai:

$$W = P_{opp} \times A \times h = P_{opp} \Delta V \quad \dots\dots\dots (10)$$

Dimana ΔV : perubahan volume.

Untuk ukuran yang kecil, perubahan volume : dV

$$dW = P_{opp} \Delta V \quad \dots\dots\dots (11)$$

Perubahan untuk batas V_1 sampai V_2 :

$$W = \int_{V_1}^{V_2} P_{opp} \Delta V \quad \dots\dots\dots (11)$$

(C) Temperatur

Temperatur adalah ukuran kuantitatif yang menunjukkan derajat panas dari sebuah benda yang ditunjukkan oleh skala.

(D) Differensial Eksak dan Tidak Eksak

Dalam thermodinamik dikenal dua macam differensial, yaitu differensial eksak dan differensial tak eksak. Energi pontensial (E_p) dapat dikemukakan sebagai fungsi dari ketinggian (h) di atas permukaan laut:

$$E_p = mgh + \text{konstanta} \quad \dots\dots\dots (12)$$

Dimana : m = massa ; g = percepatan gravitasi ;

Jika perbandingan E_p adalah dE_p yang disebabkan oleh perubahan h atau dh, maka:

$$dE_p = mgdh \quad \dots\dots\dots (13)$$

mg adalah bilangan konstan dan jika dE_p hanya bergantung kepada dh. Maka dE_p disebut differensial eksak.

Jika gerakan dipengaruhi oleh gravitasi dan gaya gesekan sepanjang lintasan gerak tertentu, dh maka kerja dW disebut differensial tak eksak.

Dalam banyak hal di dalam termodinamika proses-proses yang terjadi pada umumnya mengikuti konsep diferensial eksak dan tak eksak keadaan awal dan akhir bukan tergantung kepada sebagian diantara keadaan tersebut.

(E) Perubahan Sepanjang Bagian Dari Sebuah Sisklus

Perbedaan yang terpenting diantara diferensial eksak dan diferensial tak eksak adalah perubahan di antara lingkaran tertutup. Jika seongkah batu dilepaskan dari suatu ketinggian awal dan akhir adalah sama, maka perubahan energi potensial pada bagian jalan terkecil yang tertutup adalah = 0 atau ditulis:

$$\oint dE_p = 0 \quad \dots\dots\dots (14)$$

Tanda \oint menunjukkan integral untuk bagian jalan kecil yang tertutup. Sedangkan:

$$\oint DW \neq 0 \quad \dots\dots\dots (15)$$

Dan

$$\oint Dq = 0 \quad \dots\dots\dots (16)$$

(F) Proses Reversibel

Bila hanya tekanan udara luas tekananyang menekan piston, maka pengaruhnya kecil sekali terhadap gerak piston. Di bawah suatu kondisi tertentu gas akan melakukan kerja ekspansi secara perlahan-lahan dan di dalam system akan terjadi keseimbangan dengan antara gas yang ada di8 dalam benjanan dengan sesamanya juga antara gas yang ada di dalam benjanan sekitarnya. Arah dari perubahan yang dap balik dalam kondisi. Ini disebut proses yang reversibel (dapat dibalikj). Dan proses yang tidak dapat dibalik lagi disebut proses yang irreversible

3. HUKUM PERTAMA THERMODINAMIKA

3.1. Ketentuan Hukum Pertama

Ketentuan Hukum Pertama Termodinamika Yaitu:

- a) Energy tidak dapat dimusnahkan ataupun dihilangkan, tetapi dapat berubah ke dalam bentuk yang lain(hukum kekekalan energy)

b) Jumlah aljabar dari perubahan energi di dalam system yang terisolir adalah sama dengan nol.

3.2. Dalam Bentuk matematika

Jika suatu sistem mengabsorpsi panas sebesar Dq dari sekelilingnya dan digunakan untuk kerja sebesar Dw , maka perbedaan energy $Dq - Dw$ di dalam sistem disebut energy dalam:

$$dU = Dq - Dw \dots\dots\dots(17)$$

Dq dan Dw adalah differensial tidak eksak sedang dU adalah differensial eksak dan hanya tergantung kepada keadaan dari sistem.

Untuk suatu perubahan yang terbatas (17) dapat ditulis dalam bentuk:

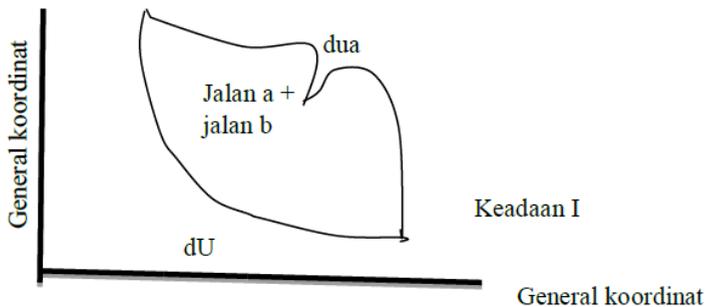
$$U = U_2 - U_1 = q - w \dots\dots\dots(18)$$

Indeks 1 dan indeks 2 menyatakan proses berjalan dari keadaan I ke keadaan 2. U_2 dan U_1 tidak dapat diartikan secara terpisah.

Bukti bahwa dU adalah differensial Eksak

Kenyataan bahwa dU bukan differensial eksak yaitu jika U bukan merupakan fungsi dari keadaan.

Pembuktian: Misal ada sistem bergerak dari keadaan I ke II melalui jalan pendek b (gambar 2). Jika jalan pendek a menghendaki energy dalam sebesar dua, ketika jalan pendek b membawa keluar sejumlah dU_b , dimana $dU_b > dua$ dan jumlah energy dalam aka diperoleh dari sistem tanpa kehilangan energi dalam bentuk lain. Hal ini terjadi dari energy yang berlawanan dengan hukum pertama thermodinamika, sehingga haruslah: $dU_b = dua$, yaitu bahwa dU adalah differensial eksak.



Gambar 2
Sistem bergerak dari keadaan 1 ke II

Perubahan pada Volume Tetap

Jika suatu system hanya dapat melakukan kerja ekspansi pada volume konstan

$dV = 0,$ maka $Dw = 0$ dan menjadi:
 $Du = Dq_v = dq_v$ (19)

Dimana dq_v adalah differensial eksak di bawah kondisi terbatas.

Untuk suatu perubahan yang kecil:

$\Delta U = q_v$ (20)

Jadi panas yang diabsorbsi pada volume konstan = penambahan energi dalam.

Perubahan pada Tekanan Konstan, Eltalpi.

Jika kerja ekspansi dilakukan untuk perubahan yang kecil pada tekanan konstan:

$\Delta U = q_p - p\Delta V$
 $U_2 - U_1 = q_p - p(V_2 - V_1)$
 $q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1)$

U, P, dan V tergantung pada keadaan system; maka $U + pV$ adalah fungsi keadaan dan ini ditulis dengan symbol H, entalpi.

Jadi: $q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$ (21)

Untuk suatu perubahan yang kecil:

$Dh = dq_p = dq_p$ (22)

Panas yang diabsorbsi pada tekanan konstan adalah sama dengan penambahan entalpi.

Hubungan antara ΔU dan ΔM

$H = U + pV$, untuk perubahan yang kecil pada tekanan konstan, dapat dituliskan:

$\Delta H = \Delta U + \Delta(pV) = \Delta U + p\Delta V$ (23)

Panas yang diabsorpsi pada tekanan konstan lebih besar daripada yang diabsorpsi pada volume konstan. Untuk hal pertama jumlahnya adalah $p \Delta V$.

(a) Condensed Phase

Untuk reaksi campuran cairan dengan padatan, $\Delta V = (\text{volume yang dihasilkan} - \text{volume reaktan})$, akan berharga kecil sekali sehingga: $\Delta H \approx \Delta U$

(b) Gas:

Untuk reaksi gas, ΔV mempunyai arti yang banyak. Misalnya gas mempunyai sifat ideal, maka pada temperature dan tekanan konstan:

$pV_r = n_r RT$ untuk reaktan
 dan $pV_p = n_p RT$ untuk hasil reaksi

Sehingga : $p (V_p - V_r) = (n_p - n_r) RT$ (24)
 atau : $p \Delta V = \Delta n RT$

Persamaan (23) dapat ditulis kembali dalam bentuk:

$\Delta H = \Delta U + \Delta n RT$

Perubahan pada Kondisi adiabatik

Pada kondisi tersebut: $dq = 0$ dan dari persamaan (17).

$Du = - DW = - dW$

Dan untuk suatu perubahan yang kecil:

$\Delta U = -w$ perubahan energy dalam kondisi adiabatik adalah sama dengan kerja yang dilakukan pada sistem.

3.3. Aplikasi Hukum Pertama Untuk Gas Ideal

(A) Definisi Dari Gas Ideal

Suatu gas disebut gas ideal jika:

- a) Mengikuti hukum gas ideal: $pV = nRT$
- b) Energy dalam adalah fungsi dari temperature dan merupakan variable bebas adalah tekanan dan volume pada temperature konstan.

Atau:

$$\boxed{(\partial U / \partial V)_r = 0 \text{ dan } (\partial u / \partial p)_r = 0} \quad \dots\dots\dots (25)$$

(B) Kapasitas Panas

Untuk monoatomic gas ideal C_p dan C_v dapat didefinisikan dalam bentuk energy kinetik translasi. Secara umum untuk 1 mol gas apa saja:

$$C = dq/dT \quad \dots\dots\dots(26)$$

Sehingga:

$$C_v = Dq_v/dT = (\partial U / \partial T)_v \quad \dots\dots\dots(27)$$

Atau:

$$C_p = dq_p / dT = ((\partial H / \partial T)_p) \quad \dots\dots\dots(28)$$

(C) Hubungan Antara C_v dengan C_p

Jika hanya terjadi ekspansi kerja, maka pada tekanan konstan untuk suatu perubahan yang kecil:

$$dH = dU +pdV \quad \dots\dots\dots(29)$$

untuk gas ideal pembatasan volume konstan dan tekanan konstan tertera pada (27) dan (28), bila keduanya dieliminir dengan anggapan U dan H variable bebas pada tekanan dan volume dan hanya fungsi dari temperature, maka:

$$dU = C_vdT \text{ dan } dH = C_pdT \quad \dots\dots\dots(30)$$

kalu harga ini disubtitusikan ke dalam persamaan (29), maka diperoleh

$$c_p dT = C_v dT + pdV \quad \dots\dots\dots(31)$$

Untuk 1 molekul gas ideal:

$$Pv = RT$$

Jika volume dan temperature berubah pada tekanan konstan:

$$P dV = R dT$$

Dan dari (31) didapat:

$$C_p Dt = C_v Dt + Rdt \quad \dots\dots\dots(32)$$

$$C_p = C_v + R$$

(D) Tabiat Dari Energi Dalam

Energi dalam dari gas dapat dipisahkan dalam dua komponen:

- (a) E_0 , energy dalam dari gas pada 0 K.
- (b) E_r , energy dalam yang tergantung temperature.

Dimana:

$$U = E_0 + E_r$$

Untuk monoatomic gas ideal, E_r mewakili energy translasi dari atom diperlihatkan oleh persamaan yang lewat: $3RT/2$.

Jadi: $U = E_0 + 3RT/2$

Dan : $dU / dT = 2R/2$

Untuk poliatomik gas selain E_r untuk translasi, juga mendapat energy rotasi, vibrasi dan listrik. Dua energy yang terakhir hanya bertai bilasistem berada pada temperature tinggi.

(E) Ekspansi Maksimum dan Reversibel

Kerja yang dilakukan ketika gas melakukan ekspansi pada tekanan balik ($p_{opp} =$ tekanan opposing) yang konstan memberikan

$$Dw = P_{opp}dV$$

Jika $P_{opp} = P_{gas} - dp$, yaitu tekanan balik kecil sekali dan lebih kecil dari tekanan gas, maka ekspansi akan reversible dan:

$$Dw = (p_{gas} - dp) dV = P_{gas}dV$$

Jika orde kwedua bentuk dari $dPdV$ diabaikan. Kerja akibat proses treversibel ini adalah kerja umum yang manan dapat dicapai oleh sistem. Bila kerja yang irreversible akan selallu lebih kecil dari harga di atas, yakni $dw_{rev} > dw_{irrev}$.

Jika volume berubah dari V_1 ke V_2 pada reversible, maka

$$\int Dw_{rev} = \int_{v_1}^{v_2} p dv$$

Pada gas ideal $p = n RT/V$ dan jika perubahan berlangsung dalam proses isothermal, maka:

$$w_{rev} = \int_{v_1}^{v_2} \frac{nRT dV}{V} = nRT \int_{v_1}^{v_2} \frac{dV}{V}$$

$$= nRT \ln (V_2/ V_1) = n RT \ln (P_1/P_2)$$

(F) Ekspansi Adiabatik dan Reversibel

Untuk adiabatic reversible ekspansi dari sejumlah n mol gas ideal:

$$dU = -pdV = - nRTdU/V \dots\dots\dots(33)$$

Dari (30) :

$$dU = nCvdt \dots\dots\dots(34)$$

dari (33) dan (34) diperoleh:

$$nCvdt = - nRTdV/V$$

Diintergrasikan dengan batas T_1, V_1 dan T_2, V_2 dan Cv harga untuk gas ideal, maka:

$$Cv \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T} = -R \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V}$$

$$Cv \ln (T_2/T_1) = - R \ln (V_2/V_1) = R \ln (V_1/V_2) \dots\dots\dots (35)$$

$$R = Cp - Cv = Cv (\gamma - 1)$$

Dimana : $\gamma = Cp/Cv$

Subtitusikan R ke dalam persamaan (35), memberikan:

$$Cv \ln (T_2/T_1) = cv (\gamma - 1) \ln (V_1/V_2)$$

Jadi : $\ln (T_2/T_1) = (\gamma - 1) \ln (V_1/V_2)$

Dirubah ke antilog:

$$(T_2/T_1) = (V_1/V_2)^{(\gamma-1)}$$

$$\text{Atau: } T_1 V_1^{(\gamma-1)} = T_2 V_2^{(\gamma-1)} \dots\dots\dots(36)$$

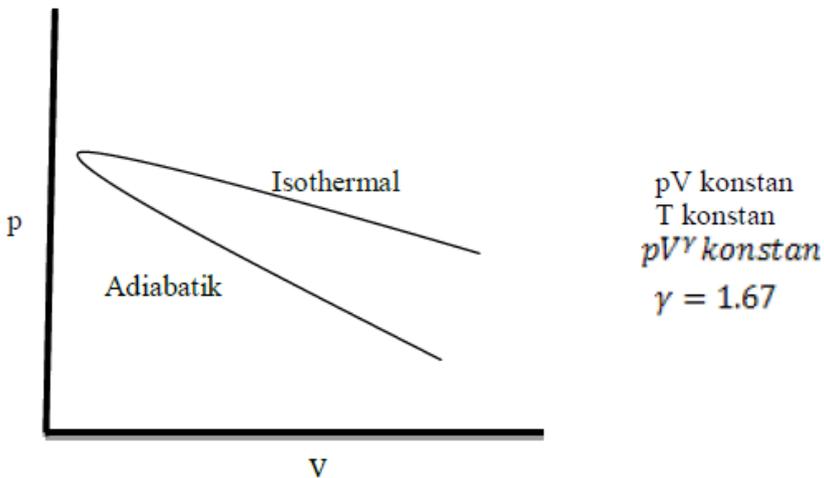
Bila $T = pV/nR$, persamaan (36) dapat ditulis dalam:

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$$

Jika gas melakukan ekspansi reversible dan adiabatik dari p_2, V_2 ke P_3, V_3 ; maka:

$$P_2 V_2^\gamma = P_3 V_3^\gamma$$

Secara umum, $pV^\gamma = \text{tetapan}$ untuk proses adiabatik dan reversible. Jika $V_2 > V_1$, maka $\gamma - 1 > 0$ persamaan (36) memberikan indikasi bahwa $T_2 > T_1$ dan gas ideal akan menjadi dingin selama ekspansi adiabatik reversibel.



Gambar 3

Ekspansi adiabatik dan isothermis untuk gas ideal monoatomik.

(G) Perbandingan ekspansi Isothermis dan Adiabatik

Kurva tekanan terhadap volume untuk ekspansi isothermis (pV konstan) untuk gas ideal monoatomik ($\gamma = 1.67$) dapat dibandingkan pada gambar 3 – 2. Kurva untuk proses adiabatik nampak lebih curam daripada untuk proses isothermis. Untuk proses selanjutnya panas yang diserap dipakai untuk melakukan kerja ekspansi, energy panas yang dibutuhkan akan besar sehingga temperature turun.

3.4. Aplikasi Hukum Pertama Untuk Gas Nyata

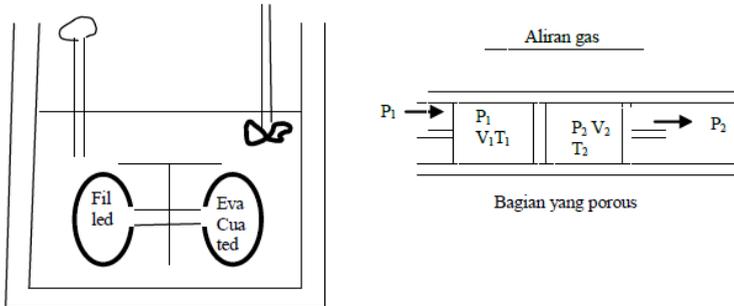
(A) Eksperimen Joule:

Menurut gas ideal $(\partial U/\partial V)_T = 0$. Untuk pertama kalinya joule (1844) melakukan pengukuran terhadap $(\partial U/\partial V)_T$ untuk gas nyata. Ia telah membuat kitiran dalam air, sehingga akibat panas yang timbul perbedaan temperature awal dan akhir yang kemudian didekteksi oleh thermometer.

$q = 0$, berrarti ada ekspansi gas dari ruang yang dalam gambar disebut Filled ke ruang yang hokum pertama $U = 0$ dan u tidak berubah dengan berubahnya volume, atau : $(\partial U/\partial V)_T = 0$.

(B) Eksperimen Joule Thomson

Teknik yang lebih baik lagi dalam pengukuran $(\partial U/\partial V)_T$ dikembangkan oleh Joule bersama-sama Thomson. Alatnya dibuat sedemikian rupa sehingga terisolir dari sekitarnya skematik diagram dari alat itu diperlihatkan oleh gambar 4. Gas pada bagian kiri alat ini bertekanan P_1 dan volume mula-mulanya V_1 akan bergerak melalui lapisan yang berpori-pori menuju ruang pada bagian sebelah kanananya, yang bertekanan rendah P_2 dan volumennya V_2 .



Gambar 4.
Eksperimen Joule Thomson

Aliran gas yang perlahan-lahan sangat penting untuk menjaga agar energy kinetic yang dihasilkan oleh gerakan aliran ini minimal. Jelas pada eksperimen ini berbeda dengan eksperimen Joule, dan hal yang membedakannya adalah pada eksperimen Joule-Thomson menghasilkan kerja ekspansi yang tidak sama dengan nol.

Kerja dari gas pada bagian kiri ruangan adalah

$$= \int_{V_1}^{U} p_1 dV = -p_1 V_1$$

Kerja dari gas adalah :

$$= \int_0^{V_2} p_2 dV = p_2 V_2$$

Selisih kerja:

$$p_2 V_2 = -p_1 V_1$$

Bila panas tidak berpindah terhadap sekelilingnya, maka:

$q = 0$; sehingga :

$$U = U_2 - U_1 = q - w = -w = p_1 V_1 - p_2 V_2$$

menjadikan $U_2 + p_2 V_2 = U_1 + p_1 V_1$

jadi : $H_2 = H_1$ atau $\Delta H = 0$

jadipada Joule –Thomson eksperimen gas dapat berpindah pada harga entalpi yang konstan hal ini berbeda dengan eksperimen joule yang mana gas bergerak dengan energy dalam konstan.

Gas lainnya (di luar hydrogen dan helium) ketika melalui bagian porous dari alat Joule-Thomson akan menjadi dingin.

(C) Koefisien Joule-Thomson

Berubahnyatemperatur gas terhadap tekanan ketika ruang berpori, $(T/p)_H$; inidisebut sebagai Koefisien Joule-Thomson dan diberi notasi : μ_{JT} . Koefisien ini berharga positif ketika temperatur dan tekannan berkurang ketika gas mengalami pendinginan pada bagian ruang berpori.

Hydrogen dan helium akan menjadi panas pada waktu melakukan ekspansi pada temperature runagan, tetapi kedua gas ini dapat dipakai untuk menenginkan. Jika temperature mula-mula ada di bawah temperature inversi.

Yaitu temperatur dimana $\mu_{JT} = 0$. untuk hydrogen, μ_{JT} berharga positif di bawah 192,7 K.

Joule-Thomson eksperimen sangat berpengaruh terhadap usaha manusia untuk mencairkan udara dan gas lainnya.

(D) Keterangan lebih lanjut Tentang pengaruh Joule-Thomson

Bila $U + pV$ yaitu = H dianggap berharga konstan, pV banyak berubah selama proses berlangsung dan berpengaruh terhadap perubahan U . pada diagram plot antara pV/Rt vs p . Hal ini jelas terlihat, tetapi diagram pV vs p , terlihat bahwa dengan bertambahnya pV dengan berkurangnya U menimbulkan penurunan temperature. Untuk hydrogen dan helium, pV turun dengan berkurangnya p , seangkan U bertambah dan $T_2 > T_1$.

(E) $(\partial U / \partial V)_T$ Untuk Gas Nyata

Pada temperature dan tekanan rendah, $(\partial U / \partial V)_T$ untuk semua gas akan menuju nol, dan bertambah dengan bertambahnya tekanan dan temperature; dan sebaliknya bila temperature dan tekanan menuju nol. Hal ini juga berlaku sama untuk gas ideal.

CONTOH SOAL

Contoh 1:

Hitung kerja yang dilakukan oleh 1 mol uap air pada 373,2 K dan tekanan 101,3 kNm⁻², dan densiti dari air pada kondisi ini adalah 9,583 x 10² kgm⁻³. Anggaplah bahwa uap air mengikuti sifat gas ideal.

Penyelesaian:

Volume 1 mole uap air pada 373,2 K dan 101,3 kNm⁻² adalah $0,0224 \times 373,2 / 273,2 = 0,03061 \text{ m}^3$. Volume 1 mole atau 0,018 kg dari air kondisi yang sama mempunyai volume:

$$0,018 / 9,583 \times 10^2 \text{ kgm}^{-3} \times 10^{-2} = 1,88 \times 10^{-5} \text{ m}^3$$

Perubahan dari volume uap adalah:

$$0,03061 - 0,00002 = 0,03059 \text{ m}^3$$

Kerja ekspansi:

$$P \Delta V = 101,3 \times 0,03059 = 3,10 \text{ kJ}$$

Contoh 2:

Jika jumlah panas yang timbul dari uap air pada 373,2 K dan tekanan 101,3kNm⁻² adalah 40,64 kJ, hitunglah perubahan energy dalam (gunakan harga kerja untuk soal ini dari jawab soal 1).

Penyelesaian;

Dari hukum pertama thermodinamika:

$$\Delta U = q - p \Delta V$$

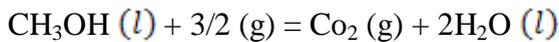
$$= (40,64 - 3,10) = 37,54 \text{ kJ}$$

Contoh 3:

Bila 1 mol Dario cairan methanol ditambahkan ke dalam oksigen untuk membentuk campuran cairan dan gas karbon dioksida, maka ΔU adalah - 724,9 kj pada 298,2 K. hitunglah ΔH pada temperature tersebut.

Penyelesaian:

Reaksi ;



Jumlah gas yang direaksikan = 3/2 mol

Jumlah gas yang dihasilkan = 1 mol

$$\Delta n = (1 - 3/2) = -1/2 \text{ mol}$$

Sekarang:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

$$= -724,9 + (-1/2) (8,314 \times 298 \times 10^{-3})$$

$$= -724,9 - (1/2) = -726,1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Bila n = 0, ΔU dan ΔH adalah sama (untuk gas ideal).

Contoh 4:

Hitung kerja yang dilakukan oleh 10 dm³ gas ideal yang mula-mula terdapat pada 298,3 K dan 99,98 kNm⁻² yang melakukan ekspansi isothermis dan reversibel hingga 20 dm³.

Penyelesaian;

Bila gas adalah ideal, maka jumlah gas diberikan dalam;

$$n = pv / RT = 99,98 \times 10^3 \times 10^{-3} / 8,314 \times 298,2$$

$$= 0,4033 \text{ mol.}$$

Kerja yang dilakukan:

$$\begin{aligned}
 W &= nRT \ln (V_2 / V_1) \\
 &= 0,4033 \times 8,314 \times 298,2 \times 2,303 \log (20/10) \\
 &= 693 \text{ J.}
 \end{aligned}$$

Contoh 5:

1 mol gas ideal monoatomik mula-mula terdapat pada temperatur 300 k dan tekanan 1013 kNm⁻² melakukan ekspansi adiabatik dan reversibel dengan tekanan balik yang konstan sebesar 101,3 kNm⁻².

Hitunglah temperature gas akhir. Apa yang akan terjadi dengan temperatur akhir. Jika ekspansi adalah irreversible.

Penyelesaian:

Substitusikan $v = RT/p$ ke dalam $R \ln (V_1/V_2)$ memberikan:

$$\begin{aligned}
 C_v \ln (T_1/T_2) &= R \ln \frac{\frac{RT_1}{P_1}}{\frac{RT_2}{P_2}} \\
 &= R \ln (T_1/T_2) + R \ln (P_2/P_1)
 \end{aligned}$$

Jadi:

$$(C_v + R) \ln (T_2/T_1) = C_p \ln (T_2/T_1) = R \ln (P_2/P_1)$$

Untuk gas ideal monoatomik $C_p = 5R/2$ dan bila dikonversikan pada log:

$$\begin{aligned}
 (5R / 2) \lg (T_2/300) &= R \lg (1/10) \\
 (5/2)(\lg T_2 - \lg 300) &= \lg 1 - \lg 10
 \end{aligned}$$

Jadi, $\lg T_2 = 2/5 (-1 + 2,4771)$
 $T_2 = 114 \text{ K.}$

Untuk proses ekspansi adiabatik yang irreversible:

$$\Delta U = q - w = -w = -p_2 (V_2 - V_1)$$

Dimana p adalah tekanan balik yang harganya konstan.

Untuk perubahanyang terbatas :

$$\Delta U = q - w = -w = -p_2 (V_2 - V_1)$$

Persamaan dua hubungan untuk \square :

$$\begin{aligned}
 C_v (T_2 - T_1) &= -p_2 (V_2 - V_1) \\
 &= -p_2 \frac{RT_2}{P_2} - \frac{RT_1}{P_1}
 \end{aligned}$$

$$= -R(T_2 - T_1/P_1)$$

Untuk gas ideal monoatomik, $C_v = 3R/2$

$$(3R/2)(T_2 - 300) = -R(T_2 - 300/10)$$

Dari sini didapat s: $T_2 = 192 \text{ K}$

Dengan demikian pendinginan yang maksimum adalah terjadi ketika ekspansinya reversibel.

Latihan

Latihan 1:

Tuliskan dengan singkat, apa yang dimaksud dengan:

- Sifat ekstensif
- Proses adiabatic
- Differensial eksak
- Proses reversibel pada thermodynamika

Latihan 2:

Tuliskan ketentuan hukum thermodynamika pertama dalam bentuk:

- Kata-kata
- Notasi (rumus)

Latihan 3:

Untuk gas ideal turunkan hubungan antara:

- C_p dan C_v
- ΔH dan ΔU
- $p, v, \text{ dan } y$ untuk proses yang reversibel dan adiabatis.

Latihan 4

Definisikan tentang :

- Gas ideal
 - Koefisien joule-Thomson
- (untuk menyelesaikan soal-soal 1, 2, 3 dan 4 jawabannya cari sendiri)

CONTOH-CONTOH SOAL (SEBAGAI TAMBAHAN)

1. Untuk gas ideal buktikan bahwa: $C_p = C_v +$

Bukti:

$$C = dq/dT \text{ dan } du = dq - dw$$

$$U = f(T, V)$$

$$dU = (\partial U / \partial V)_T dv + (\partial U / \partial T)_V dT \text{ differensial parsial.}$$

$$Dq = dU + dw = dU + pdV$$

$$= (\partial U / \partial V)_T dT + (\partial U / \partial T)_V dT + pdV$$

$$C = dq/dT = (\partial U / \partial V)_T dv/dT + (\partial U / \partial T)_V + pdV/dT$$

$$= ((\partial U / \partial T)_V + (\partial U / \partial V)_T p) dV/dT$$

$$\text{Pada } p \text{ konstan: } C_p = (dq/dT)_p$$

$$= (\partial U / \partial V)_V + ((\partial U / \partial V)_T + p) (\partial V / \partial T)_p$$

$$\text{Gas ideal } pV = RT$$

$$V = RT/P$$

$$(dV/dT) = R/p$$

$$C_p = C_v + ((\partial U / \partial V)_T + P) R/P$$

$$\text{Pada gas ideal : } (\partial U / \partial V)_T = 0$$

$$C_p = C_v + p R/p = C_v + R$$

$$\text{Jadi : } C_p = C_v + R \text{ (terbukti)}$$

2. Untuk proses adiabatik dan gas ideal, buktikan:

$$TV^{\gamma-1} = C$$

3. Suatu gas

4. HUKUM KEDUA DAN KETIGA THERMODINAMIKA

4.1. Entropi

Batas-batas Hukum Pertama

Dalam bagian yang lain kita telah dapat mengetahui keterangan yang jelas mengenai sistem yang dapat mengadopsi panas dalam hubungannya dengan kerja. Tidak ada pembatasan tempat pada arah perubahan energi yang dapat kita lakukan dalam eksperimen. Dari pengalaman diketahui bahwa kondisi tertentu arah perubahan adalah tetap. Jadi panas dapat mengalir pada sepanjang permukaan logam dan daerah bertemperatur tinggi ke daerah bertemperatur rendah, dan suatu larutan dari barium ke klorida dan sodium sulfat selalu menghasilkan

barium sulfat. Ini adalah proses alam yang berlangsung spontan. Dan proses kebalikannya tidak dapat berlangsung sponta, karena tidak dapat mengikuti hukum pertama. Semua proses dapat berlangsung spontan apabila ada keseimbangan dalam kedua arah.

Kriteria Baru

Dapat dikatakan bahwa semua reaksi yang spontan selalu menghasilkan panas (eksothermis). Tetapi tidak berarti bahwa reaksi yang membutuhkan panas (endothermis) tidak dapat berlangsung spontan. Untuk itu diperlukan fungsi keadaan yang baru karena U dan H saja tidak memberikan kriteria yang pasti dalam hal spontanitas reaksi.

Fungsi yang baru tersebut harus dapat berubah dalam berbagai karakteristik dari proses reaksi yang spontan. Fungsi baru yang dapat berada dalam kondisi ini adalah entropi, s.

Definisi Entropi

Bila sejumlah panas Dq_{rev} diabsorpsi dalam proses yang reversibel pada temperature T, perubahan entropi, dS adalah;

$$dS = dq_{rev} / T \quad \dots\dots\dots(37)$$

Untuk perubahan yang kecil pada temperature konstan:

$$S = S_2 - S_1 = \int Dq_{rev} / T = 1/T \int Dq_{rev} \\ = q_{rev} / T \quad \dots\dots\dots(38)$$

Ketika system memperoleh sejumlah panas q_{rev} dari sekelilingnya, maka sekitarnya akan kehilangan panas sebesar q_{rev} pula dan perubahan entropi dari sekelilingnya adalah:

$$\Delta S_{surr} = -q_{rev} / T$$

Bila entropi adalah fungsi dari keadaan, dS adalah differensial eksak, dan notasi integral adalah integral tertutup yang harganya = nol. Atau $\oint dS = 0$.

Perubahan entropi total dari sistem dan sekitarnya ΔS_{net} , adalah :

$$\Delta S_{net} = \Delta S_{sist.} + \Delta S_{surr}$$

$$= (q \text{ rev.}/T) - (q \text{ rev.}/T) = 0$$

4.2. Perubahan Entropi Dalam Proses Reversibel

Perubahan Entropi Untuk Rasa Transisi:

Untuk proses yang reversibel, perubahan dalam fasa pada tekanan konstan:

$$\Delta S_{\text{sist.}} = q \text{ rev.}/T = \Delta H_t/T$$

dimana H_0 adalah panas laten pada transisi dan t adalah temperature transisi. Dengan demikian untuk perubahan satu mole es menjadi satu mole air pada 273,16 k, $\Delta H_t = 6010 \text{ J mol}^{-1}$

$$\text{jadi : } \Delta S_{\text{water}} = \frac{610}{273,16} = 21,99 \text{ JK}^{-1} \text{ mole}^{-1}$$

Perubahan Entropi Untuk Gas Ideal Dalam Batas Temperature Dan Volume

Perubahan energi dalam pada penambahan jumlah panas pada gas ideal sebanyak Dq pada tekanan konstan.

$$dU = Dq - pdV \text{ (hanya mungkin untuk kerja ekspansi)}$$

jika perubahan panas berlangsung secara reversibel, ini mengingatkan bahwa untuk gas Ideal $dU = nC_v dT$, dan persamaan di atas dapat ditulis sebagai:

$$Dq \text{ rev.} = nC_v dT + pdV$$

$$\text{Sekarang } dS_{\text{gas}} = Dq \text{ rev.}/T = nC_v dT/T + pdV/T$$

Untuk gas ideal $p = Dq \text{ rev.}/T$, dengan demikian :

$$dS_{\text{gas}} = nC_v dT/T + nR dv/V$$

Jika temperatur berubah dari T_1 ke T_2 untuk perubahan volume dari V_1 ke V_2 .

$$\int dS_{\text{gas}} = \Delta S_{\text{gas}} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{nC_v dT}{T} + \int_{V_1}^{V_2} \frac{nR dv}{v}$$

Bila C_v adalah variable bebas terhadap pengaruh temperature untuk gas ideal:

$$\Delta S_{\text{gas}} = nC_v \ln(T_2/T_1) + nR \ln(V_2/V_1) \dots \dots \dots (39)$$

Batas pertama pada ruas kanan dari persamaan (39) memberikan perubahan entropi untuk setiap perubahan temperature pada volume konstan:

$$\Delta S_{gas} = nC_v \ln (T_2 / T_1) \dots\dots\dots(40)$$

Batas kedua memberikan perubahan entropi dari gas ideal untuk berubahnya volume pada temperature konstan, yakni pada kondisi isothermis.

$$\Delta S_{gas} = nR \ln (V_2/V_1) \dots\dots\dots(41)$$

Persamaan (41) menunjukkan bahwa entropi dari gas ideal bertambah pada keadaan awal dan pada waktu ekspansi.

Perubahan Entropi Untuk Gas Ideal Dalam Batas Temperatur Dan Tekanan

Jika temperatur, tekanan dan volume dari gas ideal semuanya berubah, maka:

$$P_1V_1 = nRT_1 \text{ dan } P_2V_2 = nRT_2$$

Dari sini didapat bahwa:

$$V_1/V_2 = P_2T_1/P_1T_2$$

Perbandingan ini disubtitusikan ke dalam persamaan (41), memberikan:

$$S_{gas} = n C_v \ln (T_2/T_1) + n R \ln (T_2/T_1) + n R \ln P_2/P_1$$

Bentuk faktor pertama pada ruas kanan dari persamaan (41) memberikan perubahan entropi yang harus mengakibatkan berubahnya temperature pada tekanan konstan: dimana pada tekanan konstan:

$$S_{gas} = n R \ln (T_2/T_1) \dots\dots\dots(42)$$

Dan Bentuk faktoryang kedua memberikan perubahan entropi yang harus mengakibatkan berubahnya tekanan pada temperature konstan, dan di bawah kondisi isothermal ini:

$$S_{gas} = n R \ln (P_2/P_1) \dots\dots\dots(43)$$

Persamaan (43) menunjukkan bahwa entropi dari gas ideal selalu bertambah baik pada proses pemanasan maupun pengurangan tekanan.

Jumlah Entropi:

Misalnya perubahan entropi terjadi sekeliling sistem yang akan sama dan berlawanan dengan berubahnya entropi di dalam sistem, maka harga dari jumlah entropinya adalah sama dengan nol.

Hubungan antara sistem dengan keadaan sekitarnya di dalam system yang tertutup, maka untuk proses yang reversibel, $S = 0$ untuk perubahan yang terbatas dan $dS = 0$ untuk perubahan yang sangat kecil.

4.3. Perubahan Entropi Dalam Proses Irreversibel

Bila entropi merupakan fungsi dari keadaan, akan sama dengan reversibel dan Irreversibel proses di antara keadaan mula-mula dan keadaan akhir yang sama. Dengan demikian dalam perhitungan entropi selalu disertai dengan proses yang Irreversibel yang hanya memerlukan perhitungan bagian dari proses reversibel di antara keadaan awal dan akhir yang sama.

Ekspansi Irreversibel dan Isothermis Dari Gas Ideal

Perubahan entropi dari gas, ΔS gas diberikan dalam persamaan (41). Tetapi ΔS_{surr} akan berbeda untuk proses yang reversibel. Hal ini terjadi kalau gas melakukan ekspansi ke arah ruang vakum dengan tanpa ada kerja, atau $w = 0$. Bila perubahan adalah isothermis $\Delta U = 0$ (berubahnya energy dalam dari gas ideal yang selalu merupakan fungsi dari temperature), dan untuk itu berdasarkan hukum pertama $q = 0$. Tetapi $\Delta S_{surr} = 0$.

$$\begin{aligned} \Delta S_{surr} &= \Delta S_{gas} + \Delta S_{surr} \\ &= n R \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) \end{aligned}$$

Bila $n R \ln (V_2/V_1) > 0$, maka ekspansi irreversible adalah selalu disertai dengan penambahan jumlah entropi.

Aliran Panas dari Badan Panas ke Badan yang Dingin

Misalkan ada dua benda pada temperature T_1 dan T_2 ($T_1 > T_2$) yang terpisah dari sekelilingnya, yang dalam seketika terjadi aliran di antar keduanya dengan jumlah Panas yang sedikit, (yaitu sebesar q). q adalah sedemikian rupa sehingga T_1 dan T_2 tidak mengalami perubahan yang besar dalam perpindahan panasnya dan untuk itu tidak ada perubahan entropi dalam ruang sekeliling, perubahan entropi pada

benda dingin adalah q/T_1 , sedangkan dalam badan benda panas adalah $-Q/T_2$, jumlah perubahan entropi menjadi:

$$S_{net} = (q/T_1) - (q/T_2) > 0, \text{ bila } T_2 > T_1$$

Ini adalah jumlah penambahan entropi.

Ketentuan Umum

Untuk perubahan yang kecil di dalam sistem yang terisolir:

$$\Delta S_{net} \geq 0 \dots\dots\dots(44)$$

Bentuk matematika dari persamaan keadaan di atas disebut hukum kedua termodinamika.

Bila proses reversibel maka selalu dalam keadaan keseimbangan, dan bila proses irreversible maka terjadi hubungan yang menuju arah spontan, dan secara matematis ditulis sebagai:

$$dS_{net} = 0 \dots\dots\dots(45)$$

dan untuk yang spontan benar:

$$dS_{net} \geq 0 \dots\dots\dots(46)$$

Pengertian dan batasan Hukum Kedua;

Di dalam sistem yang terisolir arah perubahan entropi selalu bertambah menuju maksimum. Pada saat keseimbangan dicapai entropi adalah konstan. Yang penting dalam hukum kedua ini terletak dalam adanya kemampuan untuk menentukan hal yang mungkin hingga pasti.

Untuk sistem yang terisolir :

- (a) dS_{net} menunjukkan harga positif pada proses yang menuju arah spontan.
- (b) $dS_{net} = 0$, menunjukkan bahwa proses dalam keseimbangan.
- (c) dS_{net} menunjukkan harga negative untuk proses yang menghasilkan spontanitas pada arah yang berbalikkan.

Hukum Kedua termodinamika pada mulanya mengambil kesimpulan bahwa tidak mungkin terjadi proses perpindahan pada murni, dan menurut Clausius: *“Tidak mungkin ada panas yang berpindah dari temperature yang lebih rendah ke temperature yang lebih tinggi pada bantuan benda”*. Dan alternatif satu-satunya adalah

aliran panas yang spontan hanya terjadi dari benda-benda bertemperatur tinggi ke temperatur rendah.

4.4. Entropi dan Ketidak Menentukan (Disorder)

Hal Yang Penting Pada skala Molekul

Perubahan yang disertai penambahan entropi (dalam hal ini perubahan yang spontan dalam semua hal akan ditandai dengan:

Suatu akibat yang merupakan penambahan dalam ketidak menentukan molekulnya. Dengan demikian gabungan dari perubahan system dari kisi-kisi kiral orde yang berderajat tinggi sampai dengan keadaan mencair. Hal yang tidak menentu ini bertambah dalam bentuk uap, dimanapun perubahan dari cairan menjadi gas terjadi pada derajat ketidak menentukan yang paling tinggi. Gabungan dari kedua hal tersebut dalam bentuk uap selalu disertai dengan penambahan entropi. Penambahan entropi pada penambahan suatu zat ada hubungannya dengan penambahan gerak panas dari molekulnya. Perubahannya yang sama di dalam hal ini disorder terjadi dalam reaksi kimia sebagai berikut:



Yang disertai dengan penambahan dalam jumlah besar entropi bila terdapat penurunan dari suatu molekul gas oksigen, yang mana penambahan yang lebih besar terjadi pada ruas kanan dari persamaan di atas.

(A) Disorder dan Probabilitas

Sistem yang tidak menentu (disorder) mempunyai kecenderungan probabilitas yang tinggi untuk terjadi. Kesempatan untuk menghindarkan diri dari pemuatan suatu permainan ke dalam empat order yang disesuaikan, adalah kecil sekali, karena kecenderungannya untuk menuju ketidak menentukan adalah besar sekali. Bila di antara entropi dan disorder ada hubungannya, juga entropi dengan probabilitas, yaitu entropi bertambah sesuai dengan pergerakan system dari tingkat probabilitas yang rendah ke suatu keadaan disorder (tingkat probabilitas yang tinggi). Hubungan ini oleh Boltzman diperlihatkan dalam suatu persamaan sebagai berikut:

$$S = k \ln \Omega; \dots \dots \dots (47)$$

Dimana k adalah konstanta Boltzmandan Ω menunjukkan thermodinamika probabilitas, yaitu bilangan yang menunjukan adanya kemungkinann dari distribusi diantara posisi dan tingkat energi.

(B) Hukum Ketiga Thermodinamika

Jika hanya terdapat suatu jalan untuk membentuk suatu distribusi $S = 1$ sehingga $S = 0$. Keadaan ini dapat diharapkan pada 0 K, dimana semua atom, ion, dan molekul terdapat dalam keadaan energy yang lemah, dan mengantarkan ke keadaan yang memenuhi Hukum Ketiga Thermodinamika. Hukum ini menyatakan bahwa entropi untuk semua dalam bentuk Kristal yang perfect berharga 0 (nol) pada 0 K, yang disebut zat kristalin yang perfect adalah semua system atom, ion,, dan molekul yang tersusun dalam pecahan-pecahan kisi.

4.5. Entropi Absolut

Menghitung Entropi Absolut:

Pada tekanan konstan, Dq tev. dalam persamaan $dS = Dq \text{ rev.}/T$ dapat ditukar dengan dH dan ditulis:

$$dS = dH/T$$

Dari persamaan (46), $dH = C_p dT$ dan dari persamaan di atas:

$$dS = C_p dT / T$$

peubahan entropi pada pemanasan suatu zat padat 0 K sampai T_1 K pada tekanan konstan adalah:

$$\Delta S = S_{T_1} - S_c = \int_0^{T_1} C_p \frac{dT}{T}$$

Untuk zat berupa gas pada T_2 K, maka entropi terdapat dalam banyak fasa yang dapat berubah-ubah dan harus ditambahkan kepada (48). Sebagai contoh, untuk gas pada 298 K:

$$S_{\text{gas}} = \int_0^{298} C_p \frac{dT}{T} + \sum \Delta H/T \dots \dots \dots (48).$$

Untuk semua perubahan fasa. Jika gas dalam keadaan standar, maka S_{298} harus diganti oleh S° , entropi standar. Entropi yang ditunjukkan oleh (47) dan (48) adalah entropi absolute dan bukan perubahan entropi.

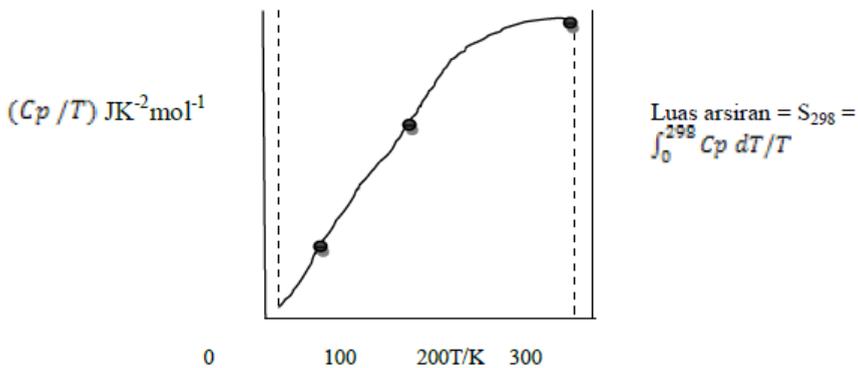
Jika padatan bukan Kristal perfect pada 0 K, maka residual entropi harus dihitung sebagai entropi absolut. Entropi Standar untuk zat Padat, cair, dan gas.

(a) Zat padat:

Entropi dari zat padat pada 298 K harus dihitung dengan menggunakan intergral dari grafik melalui (48), jika variasi dari C_p terhadap temperatur diketahui. Bila harga dari C_p tidak diketahui untuk temperatur di bawah 15 K, maka ekstraporasi kepada 0 k diperlukan (lihat gambar (3)).

(b) Gas:

Untuk hal ini harus menggunakan persamaan (49), dimana semua perubahan fasa adalah juga dapat dihitung.



Gambar 5

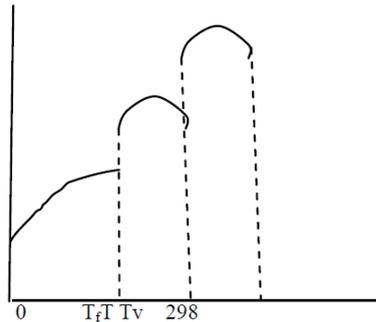
Plot C_p/T terhadap T untuk menghitung entropi absolute dari zat padat

Misalkan ada suatu keadaan dimana zat padat 0 K , kemudian mencair pada T_f K dan menguap pada T_v K, maka untuk bermacam-macam keadaan sampai S° berlaku:

1. $C_p dT/T$ untuk zat pada S_1
2. H/T_f untuk suatu campuran S_2
3. $C_p dT/T$ untuk cairan S_3
4. H/T_v untuk uap S_4
5. $C_p dT/T$ untuk gas S_5

$$S_{298}^{\theta} = S_1 + S_2 + S_3 + S_4 + S_5$$

kelima kasus diatas kalaidigambarkan dalam bentuk grafik adalah sebagai berikut:



Gambar 6

Bermacam-macam harga standar entropi dari suatu zat dengan temperatur

Bermacam-macam harga standar entropi diperlihatkan oleh table 1, dimana dapat dilihat zat yang sederhana adalah zat yang mempunyai entropi bertambah kompleksnya melokul. Secara umum entropi bertambahn untuk hal orde zat pada < cair < gas.

Tabel 1.
entropi Standar ($\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$)

Zat padat		Gas	
C (grafik)	5,9	He	121,1
C (intan)	2,5	N2	130,1
Ba	67	O2	205,0
Ba SO4	132,2	Co	197,6
cairan		CO2	213,6
H2O	70,0	H2O	188,7
Hg	76,0	CH4	166,2
Br2	152,3	C6H6	269,2

(c) Penggunaan Entropi Standar

Entropi standar dari suatu zat dipergunakan untuk menghitung perubahan standar entropi dalam reaksi kimia yang hamper mirip dengan perhitungan standar entropi untuk panas pembentukan standar untuk suatu unsur adalah berharga Nol.

4.6. Aturan Gibbs Untuk Energi Bebas

(A) Penambahan Kriteria Spontanitas:

Bila dS adalah kriteria yang dapat dipercaya maka dalam praktek perhitungan harus dilakukan terhadap berubahnya entropi dari system terhadap keadaan sekelilingnya.

Fungsi energi bebas dari Gibbs adalah : (G)

$$G = H - TS \dots \dots \dots (54)$$

Untuk perubahan isothermis yang sangat kecil ($dT = 0$):

$$dG = dH - TdS \dots \dots \dots (55)$$

untuk perubahan yang terbatas:

$$G = h - T\Delta S \dots \dots \dots (56)$$

(B) Kriteria Spontanitas pada Tekanan dan temperatur Konstan:

Pada temperatur dan tekanan konstan dapat saling menggantikan antara dH dengan Dq dan TdS dengan $Dq_{rev.}$, sehingga :

$$dG = Dq - Dq_{rev.}$$

untuk ini ada dua hal yang mungkin:

(a) Untuk proses yang reversibel: ada keseimbangan sehingga $Dq = Dq_{rev.}$ m irreversibel maka : $dG = 0$

(b) Untuk proses yang irreversible (proses yang spontan), $Dq < Dq_{rev.}$, maka : $dG < 0$

Jika dG berharga negatif, maka proses akan menjadi proses yang spontan dalam arah maju.

Jika dG berharga nol, maka proses berada dalam keseimbangan.

Secara umum, pada temperature dan tekanan konstan:

$$dG \leq 0$$

sedangkan untuk suatu perubahan yang terbatas:

$$\Delta G \leq 0$$

(C) Keseimbangan dan Energi Bebas:

Persamaan (56) dapat dituli kembali dalam bentuk:

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

Gaya Gerak dari perpindahan panas di belakang proses mempunyai kecenderungan pada pengurangan ΔG , kecenderungan untuk berubah, kecenderungan berubah untuk suatu proses bergantung pada dua faktor.

- (a) $-\Delta H$, yang menunjukkan tendensi dari suatu system untuk mencapai keadaan di mana energy minimum.
- (b) $T\Delta S$, yang menunjukkan suatu tendensi dari suatu sistem untuk mencapai Keadaan di mana entropinya maksimum.

Pada keadaankeseimbangan kedua tendensi ini balance sehingga $G = 0$, hal ini tidak mungkin dicapai oleh suatu istem dimanana harga minimum dan maksimum akan dituju. Dengan demikian suatu sstem dapat bergerak ke suatu keadaan dimana energinya tinggi, jika dia dapat melakukan keseimbangan melalui penambahan yang cukup besar dalam entropi.s

Pada temperatur normal $\Delta H > T\Delta S$ dan kebanyakan dari reaksi kimia dalah eksthermis. Bila bertambah dengan temperatur yang lebih besar dan cepat, sehingga mengandung banyak arti pada temperature yang tinggi.

(D)Energi Bebas dan Kerja

Jika sistem volumenya berubah dengan harga temperature dan tekanan konstan, $dH = dU + pdV$ dan (55) dapat ditulis sebaagai:

$$dG = dU + pdV - TdS \dots\dots\dots(57)$$

untuk proses yang reversibel dimana kerja dilakukan untuk ekspansi, maka:

$$\begin{aligned} dU &= Dq \text{ rev.} - Dw \text{ rev.} \\ &= TdS - Dw \text{ rev.} \dots\dots\dots(58) \end{aligned}$$

Subtitusi dari persamaan (57) ke dalam persamaan (58) memberikan:

$$dG = -Dw \text{ rev.} - pdV$$

Atau : $-dG = Dw \text{ rev.} - pdV = Dw$ yang digunakan untuk perubahan terbatas dalam kondisi yang sama:

$-\Delta G = Dw$ yang digunakan.

Dw yang digunakan adalah kerja non ekspansi yang dapat dicapai dengan reaksi reversibel pada temperatur dan tekanan konstan. Penambahan energi bebas selama proses berlangsung adalah

(E) Pembentukan Energi Bebas Standar

Ini adalah analog dengan panas pembentukan standar yang sudah dibicarakan sebelumnya. Dengan demikian G_f^\ominus menunjukkan perubahan energy standar dibentuk dari unsur-unsur dalam keadaan standar yaitu tekanan 101, 325 kNm⁻² dan temperatur yang spesifik. Pembentukan energy bebas standar menurut perjanjian adalah nol. Pembentukan energy standar bebas digunakan untuk menghitung perubahan energy bebas standar dengan cara yang sama dalam perhitungannya dengan yang digunakan untuk panas pembentukan standar. Dan bentuk persamaan analog dengan persamaan 48, yaitu:

$$LG_{298}^\ominus = c \Delta G_f^\ominus (C) + d \Delta G_f^\ominus (D) - a \Delta G_f^\ominus (A) - b \Delta G_f^\ominus (B)$$

(F) Contoh soal perubahan Fasa:

Hitung ΔG^\ominus untuk mengkonverensikan 1 mole air menjadi es pada 273,16 K dan 101, 325 kNm⁻²

$$\Delta H_{273}^\ominus = \Delta H \text{ campuran}$$

$$\Delta S^\ominus = \Delta H \text{ campuran}/T$$

$$\text{Jadi } T\Delta S = \Delta H \text{ campuran}$$

$$\text{Sekarang : } \Delta G^\ominus = \Delta H^\ominus - T\Delta S^\ominus$$

$$= \Delta H \text{ campuran} - \Delta H \text{ campuran}$$

$$= 0$$

Diperkirakan bahwa air dan es mencapai keseimbangan pada 273,16 dan 101, 325 kNm⁻².

Harga dari ΔH^\ominus dan ΔS^\ominus untuk perubahan fasa ini untuk kedua hal diatas berada disekitar 273,16 K table (3 -2).

Harga ΔG^\ominus untuk perubahan fasa H₂O (l) = H₂O (s).

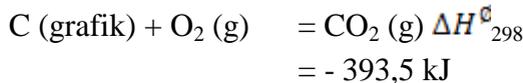
T/K	$\Delta H^\ominus/\text{J mol}^{-1}$	$\Delta S^\ominus/\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$	$-T\Delta S/\text{J mol}^{-1}$	$\Delta G^\ominus/\text{J mol}^{-1}$
263,16	-5616	20.5	5395	-221
273,16	-6005	22.0	6005	0
283,16	-6394	23.4	6626	232

Dengan demikian pada 263,16 K terlihat bahwa ΔG^\ominus adalah negative dan oleh karena itu perubahan fasa dari air menjadi es adalah spontan. Pada 283,16 K ΔG^\ominus positif dan perubahan fasa tidak spontan.

(G) Contoh Soal Perhitungan Energi Bebas Berdasarkan Reaksi Kimia:
Gunakan data entropi pada table (1) dan ambil harga:

$$H_f^\ominus (\text{CO}_2) = 1393,5 \text{ kJ mol}^{-1}, \text{ untuk menghitung } G_f^\ominus (\text{CO}_2).$$

Reaksi:



$$\begin{aligned} S^\ominus &= S^\ominus(\text{CO}_2) - S^\ominus(\text{O}_2) - S^\ominus(\text{C}) \\ &= 213,6 - 205 - 5,7 = 3,1 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Jadi, } \Delta G_f^\ominus (\text{CO}_2) &= -393,5 - (298 \times 3,1 \times 10^{-3}) \\ &= -394,4 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

Reaksi menghasilkan energy bebas yang cukup banyak dan ini sesuai dengan perjanjian dan kenyataan untuk reaksi yang spontan.

Kenyataan bahwa reaksi tidak dapat berlangsung pada rate yang diinginkan dapat diterangkan kemudian)

Adanya energi bebas menunjukkan indikasi dapat tidaknya reaksi berlangsung secara spontan. Tetapi tidak dapat memberikan informasi rate reaksi.

(H) Perubahan tekanan untuk gas ideal:

Jika $H = U + pV$, (3-54) dapat ditulis sebagai:

$$G = U + pV - TS$$

Untuk perubahan yang sangat kecil dalam G:

$$dG = dU + pdV + Vdp - TdS - SdT \dots \dots \dots (59)$$

Jika kerja ekspansi diperlihatkan oleh:

$dU = Dq - pdV$ maka: (3-59) dapat ditulis sebagai:

$$dG = Dq + Vdp - Tds - SdT$$

Untuk perubahan yang reversible : $Dq = Tds$

Maka:

$$dG = Vdp - SdT \dots\dots\dots(60)$$

kemudian jika perubahan keadaan berlangsung secara isothermis (60) dapat diterangkan sebagai berikut:

$$\Delta G = G_2 - G_1 = \int_{p_1}^{p_2} V dp \dots\dots\dots(61)$$

Jika $V = RT/p$ untuk 1 mole gas ideal:

$$\begin{aligned} G_2 - G_1 &= RT \int_{p_1}^{p_2} dp/p \\ &= RT \ln (p_2/p_1) \end{aligned}$$

Jika keadaan I adalah keadaan standar, maka:

$$P_1 = p^\ominus = (-101,325 \text{ kNm}^{-2}) \text{ dan } G_1 = G^\ominus$$

Ambil: $P_2 = P$ dan $G_2 = G$, maka persamaan (62) menjadi:

$$\begin{aligned} G - G^\ominus &= RT \ln P / p^\ominus \\ G &= G^\ominus + RT \ln P / p^\ominus \dots\dots\dots(63) \end{aligned}$$

(I) Perubahan Tekanan Untuk Gas Nyata:

Untuk gas nyata, integrasi dari persamaan (60) menghasilkan persamaan yang sama dengan persamaan Van der Waals (26). Ini akan menghasilkan, menimbulkan ketergantungan yang amat kompleks dari ΔG terhadap tekanan. Untuk itu perlu didefinisikan lagi suatu fungsi yang baru, yakni Fugacity, f , dan persamaan (63) menjadi:

$$G = G^\ominus + RT \ln (f/f^\ominus) \dots\dots\dots(64)$$

Dimana $:f^\ominus$ fugacity dalam keadaan standar, atau pada $101,325 \text{ kN m}^{-2}$. Perbandingan (f/f^\ominus) disebut aktivitas, a , dan (64) ditulis sebagai:

$$G = G^\ominus + RT \ln a \dots\dots\dots(65)$$

Dalam keadaan standar $G = G^\ominus$, $RT \ln a = 0$ atau $a=1$. Dengan demikian dapat dikatakan bahwa pada keadaan standar aktivitas adalah uniti. Untuk gas ideal $f = p$ dan untuk gas yang lain f mendekati p sedangkan p mendekati angka nol.

Perbandingan f/p disebut koefisien aktivitas, γ , dan berlaku umum untuk gas ideal. Hal yang penting adalah dalam kenyataannya kedua besaran a dan γ , dan berlaku umum untuk gas

ideal. Hal yang penting ialah dalam kenyataannya kedua besaran a dan y tidak mempunyai satuan.

(J) Berubahnya Konsentrasi Dalam Larutan:

Jika suatu larutan dapat mengikuti hukum Henry, maka gas ideal tekanan dalam (3 – 65), dapat diganti oleh konsentrasi, c .

$$G = G^\ominus + RT \ln (c/c^\ominus) \dots\dots\dots(66)$$

Untuk suatu larutan yang tidak ideal konsep fugacity dapat disederhanakan, dimana keadaan standar fugacity adalah 1 mol dm^{-3} .

Maka:

$$G = G^\ominus + RT \ln (f/f^\ominus)$$

Dari persamaan (66), c^\ominus adalah konsentrasi dalam keadaan standar, yaitu $= 1 \text{ mol dm}^{-3}$. Karena dapat dipilih bahwa untuk keadaan satandar, bilangan c sama dengan (c/c^\ominus) dan (66) menjadi:

$$G = G^\ominus + RT \ln a \dots\dots\dots(67)$$

Definisikan assumsi baru bahwa : $a = f/f^\ominus$, tetapi $f^\ominus = 1 \text{ mol dm}^{-3}$
 $a = f$ dan persamaan di atas menjadi:

$$G = G^\ominus + RT \ln a.$$

(K) Keadaan Standar Yang Lain:

(a) Larutan:

Untuk larutan yang ideal, mengikuti hukum Raoult:

$$G = G^\ominus + RT \ln x$$

Dimana dalam keadaan standar satuan adalah fraksi mole.

Untuk larutan yang tidak ideal:

$$G = G^\ominus + RT \ln a$$

Dalam keadaan standar satuannya sama dengan satuan untuk aktivitas.

(b) Zat dan Larutan Murni:

Untuk zat padat dan larutan murni G selalu tetap, yaitu:

$$G = G^\ominus, \text{ bila } a = 1$$

(L) Perubahan Temperatur

Untuk perubahan yang reversible pada tekanan konstan persamaan (60) kembali kepada:

$$dG = - SdT$$

jika indeks 1 dan 2 menunjukkan keadaan awal dan akhir:

$$dG_1 = - S_1dT \text{ dan } dG_2 = - S_2dT$$

maka : $d(G_2 - G_1) = (S_2 - S_1)dT$

atau: $d \Delta c = -\Delta SdT$

Jika perubahan pada tekanan konstan, persamaan di atas dapat ditulis dalam bentuk differensial parsial sebagai berikut:

$$\left(\frac{\partial \Delta G}{\partial T}\right)_p = - \Delta S = (\Delta G - \Delta H)/T \dots\dots\dots(68)$$

Persamaan ini dikenal dengan nama: persamaan Gibbs - Helmholtz.

Bentuk yang sering digunakan adalah:

$$\left[\frac{\partial(\Delta G/T)}{\partial T}\right]_p = \frac{(T(\partial \Delta G/\partial T)_p - \Delta G)}{(T^2)} \dots\dots\dots(69).$$

Substitusi persamaan(3 -68) ke dalam persamaan (69) menghasilkan:

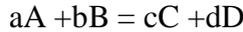
$$\begin{aligned} \left[\frac{\partial(\Delta G/T)}{\partial T}\right]_p &= \frac{(T(\Delta G - \Delta H)/T - \Delta G)}{(T^2)} \\ &= \frac{-\Delta H}{T^2} \dots\dots\dots(70) \end{aligned}$$

Jika H bukan fungsi dari temperature, intergrasi dari (70) memperlihatkan bahwa plot antara $\Delta G/T$ terhadap $1/T$ akan memberikan garis lurus dengan slope ΔH .

4.7.Konstanta Kesimbangan : (K)

(A) Hubungan antara ΔG dan K:

Perubahan energy bebas untuk reaksi:



memberikan:

$$\Delta G = cG(C) + dG(D) - aG(A) - bG(B)$$

$$G = c + RT \ln a_D - a(G^\theta(A) + RT \ln a_A) - b(G^\theta(B) + RT \ln a_B)$$

Dengan demikian:

$$\Delta G = \Delta G^\theta + RT \ln \left[\frac{(a_C)^c (a_D)^d}{(a_A)^a (a_B)^b} \right] \dots \dots \dots (71)$$

Dimaan : $(G^\theta(C) + d G^\theta(D) + aG^\theta(A) - bG^\theta(B)$

Persamaan(71) dikenal dengan persamaan fraksi isothermis dari Van't Hoff. Jika reaksi menghasilkan suatu keseimbangan $\Delta G = 0$.

Dan:
$$\Delta G^\theta = -RT \ln \left[\frac{(a_C)^c (a_D)^d}{(a_A)^a (a_B)^b} \right]$$

Perbandingan aktivitas keseimbangan diberi notasi K_A dan disebut konstanta keseimbangan thermodinamika dalam bentuk aktivitas.

Konstanta keseimbangan ini adalah reaktan dan tidak dipengaruhi oleh banyak assumsi. Sehingga:

$$\Delta G^\theta = -RT \ln K_A \dots \dots \dots (72)$$

(B) K_A dan Spontanitas:

Jika K_A lebih kecil dari 1, $\ln K_A$ berharga negatif sehingga ΔG^θ berharga positif. Semakin kecil K_A semakin besar ΔG^θ dan semakin kecil hasil reaksi ke arah kanan. Harga positif ΔG^θ tidak berarti bahwa tidak terjadi reaksi, reaksi itu terjadi hanya saja berlangsung sangat perlahan. Jika K_A mempunyai harga positif yang besar sekali, maka ΔG^θ berharga negatif dan menghasilkan reaksi dengan konsentrasi tinggi, keseimbangan ke arah kiri cepat.

Dengan demikian terlihat bahwa ΔG^θ harganya dapat berubah-ubah dari mula positif sampai negatif, yang tergantung dari harga-harga, a_A , a_B , dsb.

(C) ΔG^θ dan konstantan keseimbangan Yang lain:

Untuk system yang ideal reaksi isotherm dari Van't Hoff dapat diturunkan dalam bentuk tekanan, konsentrasi ataupun fraksi. Untuk gas ideal (72) dapat ditulis:

$\Delta G^\theta = -RT \ln K_p$ dimana:

$$K_p = \left[\frac{(P_C/P_C^\theta)^c (P_D/P_D^\theta)^d}{(P_A/P_A^\theta)^a (P_B/P_B^\theta)^b} \right] \text{ keseimbangan.....(73)}$$

Untuk larutan yang ideal:

(a) $\Delta G^\theta = -RT \ln K_c$ dimana:

$$K_c = \left[\frac{(C_C/C_C^\theta)^c (C_D/C_D^\theta)^d}{(C_A/C_A^\theta)^a (C_B/C_B^\theta)^b} \right] \text{ keseimbangan.....(74)}$$

(b) $\Delta G^\theta = -RT \ln K_x$ dimana:

$$K_x = \left[\frac{(X_C/X_C^\theta)^c (X_D/X_D^\theta)^d}{(X_A/X_A^\theta)^a (X_B/X_B^\theta)^b} \right] \text{ keseimbangan.....(75)}$$

Dimana : X^θ adalah keadaan standar fraksi mole

(D) Perubahan K_p dan K_c dengan temperatur:

Persamaan (70) dalam bentuk keadaan standar sebagai berikut:

$$\left[\frac{\partial(\Delta G^\theta/T)}{\partial T} \right]_p = \frac{-\Delta H}{T^2}$$

Substitusikan dari persamaan 73 ke dalam persamaan di atas memberikan:

$$\left[\frac{\partial(-RT \ln K_p/T)}{\partial T} \right]_p = \frac{-\Delta H}{T^2}$$

$$\text{jadi : } \frac{R(\partial \ln K_p)}{\partial T} = \frac{\Delta H}{T^2}$$

$$\text{Atau } \frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H^\theta}{RT^2}$$

Persamaan ini dikenal dengan persamaan reaksi isochore dari van't Hoff. Jika ΔH^θ adalah konstanta dalam jarak yang sempit dari perbedaan temperature. temperatur.

Persamaan (76) boleh diintegrasikan:

$$\int_{K_2}^{K_1} d \ln Kp = \frac{\Delta H^\theta}{R} \int_{T_2}^{T_1} d T / T^2$$

E. Evaluasi

1. Jelaskan tentang prinsip dasar termodinamika
2. Bagaimana aplikasi termodinamika dalam kehidupan sehari-hari.
3. Jelaskan bunyi hukum termodinamika I dan II
4. Tuliskan dengan singkat, apa yang dimaksud dengan: Sifat ekstensif, Proses adiabatik, Differensial eksak, Proses reversibel pada termodinamika
5. Untuk gas ideal turunkan hubungan antara: Cp dan CV serta ΔH dan ΔU

F. Buku Sumber, Bacaan Pendukung

Alberty, R.A., and Silbey., 1992, "Physical Chemistry", John Willey and Sons, Inc., New York

Barron, 1979, "Physical Chemistry", Mcgraw Hill Book Company, New York

Castellan, Gilbert . W., "Physical Chemistiry", Second Edition, Addison Wesley.

Farrington, Danniels, 1954, "Out Liner Of Physical Chemistry", John Willey & Sons, Inc. Chapman & Hall Limited, Eight Printing, Corrected

Sukarjo, 2004, "Kimia Fisika", PT. Rineka Cipta, Jakarta

Sudjito, Saifuddin B, Agung Sugeng., "Diktat Termodinamika Dasar" Jurusan Teknik Mesin Fakultas Teknik, Universitas Brawijaya, 2010

Tutu Subono, Akhmad Sunjaya, 1983, "Kimia Fisika 1" Armico Bandung

berpengerjaan terhadap suatu kesetimbangan (kesetimbangan Fisis dan Kimia)

Tujuan Pembelajaran Khusus

Setelah mengikuti pertemuan perkuliahan ini, mahasiswa diharapkan dapat:

1. *Menjelaskan Konsep dasar suatu kesetimbangan .*
2. *Menjelaskan Tentang jenis-jenis Larutan.*
3. *Menjelaskan Bagaimana aplikasi prinsip kesetimbangan dalam industri*

A. Pokok Bahasan

1. Kesetimbangan Fisis dan Kimia

B. Subpokok Bahasan

1. Konsep Kesetimbangan
2. Jenis-jenis Larutan
3. Aplikasi Prinsip Kesetimbangan dalam Industri

C. Skenario Pembelajaran

Tabel 3.1 Tahap Kegiatan, Media, dan Alat Pembelajaran

Tahap	Kegiatan Dosen	Kegiatan Mahasiswa	Media & Alat
Pendahuluan	2. Tanya jawab untuk mengetahui apakah mahasiswa telah mempersiapkan diri dengan membaca referensi yang telah diberitahukan pada akhir	5. Memperhatikan, mencatat, dan bertanya 6. Diskusi tentang materi dari pertemuan sebelumnya	<i>White board, spidol, buku teks, over head projector, infocus, laptop.</i>

	kuliah pertemuan sebelumnya		
	4. Menanyakan kesiapan untuk mempelajari materi tentang Kesetimbangan Fisis dan Kimia		
Kegiatan Inti	16. Menjelaskan tentang Konsep Kesetimbangan	5. Memperhatikan, mencatat, bertanya, dan berdiskusi	<i>White board, spidol, buku teks, over head projector, infocus, laptop.</i>
	17. Menjelaskan Tentang jenis-jenis Larutan		
	18. Menjelaskan Bagaimana aplikasi prinsip kesetimbangan dalam Industri	6. Membuat kesimpulan sementara dari materi perkuliahan pada pertemuan ke 6 dan 7	
	19. Memberikan kesempatan bertanya dan berdiskusi dalam pokok bahasan “Kesetimbangan fisis dan kimia		
	20. Memberikan umpan balik		
Penutupan	5. Merangkum materi perkuliahan, memberikan kuis berupa soal esai untuk menilai kemampuan mahasiswa dalam menyerap materi	5. Memperhatikan, mencatat, bertanya, dan berdiskusi	<i>White board, spidol, buku teks, over head projector, infocus, laptop.</i>
	6. Memberikan tugas tentang pokok bahasan “Kesetimbangan fisis dan kimia”	6. Mempersiapkan diri membuat kesimpulan tentang pokok bahasan “Kesetimbangan fisis dan kimia”	

D. Uraian Materi Kuliah

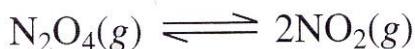
1. Konsep Kesetimbangan

Hanya sedikit reaksi kimia yang berlangsung satu arah. Kebanyakan merupakan reaksi reversibel. Pada awal proses reversibel, reaksi berlangsung maju ke arah pembentukan produk. Segera setelah beberapa molekul produk terbentuk, proses balik mulai berlangsung - yaitu pembentukan molekul reaktan dari molekul produk. Bila laju reaksi maju dan reaksi balik sama besar dan konsentrasi reaktan dan produk tidak lagi berubah seiring berjalan waktu, maka tercapailah kesetimbangan kimia (chemical equilibrium).

Kesetimbangan kimia merupakan proses dinamik. Ini dapat diibaratkan dengan gerakan para pemain ski di suatu resor ski yang ramai, di mana jumlah pemain ski yang di atas gunung dengan menggunakan lift kursi sama dengan jumlah pemain ski yang sedang berseluncur. Jadi, meskipun ada perpindahan pemain ski terus terjadi, jumlah orang diatas dan jumlah orang di bawah gunung tidak berubah. Perhatikan bahwa reaksi kesetimbangan kimia melibatkan zat-zat yang berbeda reaktan dan produknya.

Kesetimbangan antara dua fasa dari zat yang sama dinamakan kesetimbangan fisis (physical equilibrium) karena perubahan yang terjadi hanyalah perubahan fisis. Penguapan air dalam wadah tertutup pada suhu tertentu merupakan contoh kesetirnhaman fisis. Dalam kasus ini, molekul H₂O yang meninggalkan dan yang kembali ke fasa cair sama banyaknya: $\text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(g)$

Kajian mengenai kesetimbangan fisis menghasilkan informasi yang berguna, misalnya tekanan uap kesetimbangan. Namun, kimiawan sangat tertarik pada proses-proses kesetimbangan kimia, seperti reaksi reversibel yang melibatkan nitrogen dioksida (NO₂) dinitrogen tetroksida (N₂O₄). Tahapan reaksinya:



dapat dipantau dengan mudah sebab N₂O₄ adalah gas tak berwarna, sementara NO₂ berwarna coklat gelap yang membuatnya kadang-kadang tampak jelas di udara yang tercemar. "misalkan sejumlah tertentu N₂O₄ diinjeksikan ke dalam labu kosong. Warna coklat muda akan segera terlihat, yang mengindikasikan pembentukan molekul NO₂. Warna akan semakin tua dengan terus berlangsungnya penguraian N₂O₄ sampai akhirnya tercapai kesetimbangan Setelah itu, tidak terlihat lagi perubahan warna. Dengan percobaan kita juga dapat mencapai keadaan kesetimbangan dengan memulainya dari NO₂ murni atau dengan campuran NO₂ dan N₂O₄. Pada masing-masing kasus tersebut, terlihat perubahan warna pada awalnya yang disebabkan oleh pembentukan NO₂ (jika warna semakin tua) atau oleh berkurangnya, NO₂ jika warna memudar), dan kemudian keadaan akhinya di mana tidak ada lagi perubahm warna NO₂. Bergantung pada suhu sistem yang bereaksi dan

pada jumlah awal NO_2 dan N_2O_4 , konsentrasi NO_2 dan N_2O_4 pada kesetimbangan berbeda dari satu sistem dengan sistem lainnya.

2. Jenis Larutan

Kebanyakan reaksi kimia berlangsung bukan antara padatan murni, cairan murni, atau gas murni, melainkan antara ion-ion dan molekul-molekul yang terlarut dalam air atau pelarut lain. Kita telah melihat bahwa larutan ialah campuran homogen dari dua zat atau lebih. Karena definisi ini tidak menyatakan batasan mengenai jenis zat yang terlibat, kita dapat membedakan enam jenis larutan, bergantung pada wujud asal (padatan, cairan, atau gas) komponen larutan.

Fokus kita di sini adalah pada larutan yang terdiri atas sedikitnya satu komponen cairan dengan kata lain, larutan dari gas-cairan, cairan-cairan, dan padatan-cairan. Dan barangkali tidak terlalu mengherankan apabila pelarut cairan dalam kebanyakan larutan yang akan kita pelajari ialah air.

Kimiawan juga membedakan larutan berdasarkan kemampuannya melarutkan zat terlarut. Larutan yang mengandung jumlah maksimum zat terlarut di dalam pelarut, pada suhu tertentu, dinamakan larutan jenuh (saturated solution). Sebelum titik jenuh tercapai, larutannya disebut larutan takjenuh (unsaturated solution); larutan ini mengandung zat terlarut lebih sedikit dibandingkan dengan kemampuannya untuk melarutkan. Jenis ketiga, larutan lewat jenuh (supersaturated solution), mengandung lebih banyak zat terlarut dibandingkan yang terdapat di dalam larutan jenuh. Larutan lewat jenuh bukanlah larutan yang sangat stabil. Pada saatnya, sebagian zat terlarut akan terpisah dari larutan lewat jenuh sebagai kristal. Proses terpisahnya zat terlarut dari larutan dan membentuk kristal dinamakan kristalisasi (crystallization). Perhatikan bahwa pengendapan dan kristalisasi kedua-duanya menjelaskan terpisahnya zat padat berlebih dari larutan lewat jenuh. Namun, padatan yang terbentuk melalui kedua proses itu berbeda penampilannya. Kita biasanya membayangkan bahwa endapan terbentuk dari partikel kecil, sementara kristal dapat berukuran besar dan bentuknya bagus

Proses Pelarutan dari Sudut Pandang Molekul

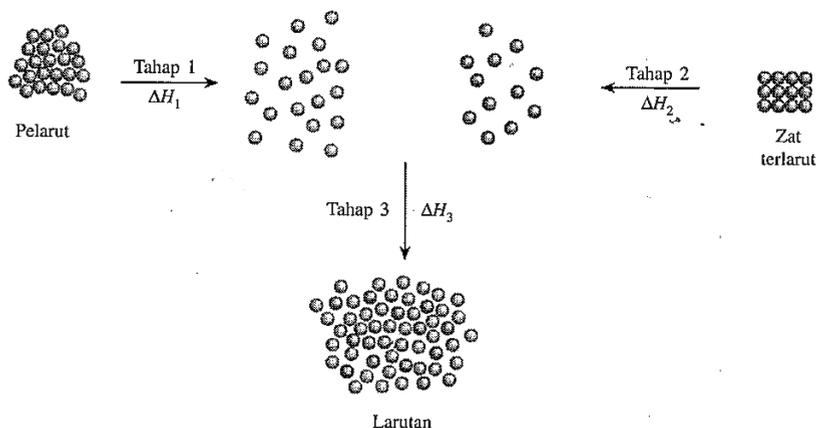
Dalam cairan dan padatan, molekul-molekul saling terikat akibat adanya tarik-menarik antart-molekul. Gaya ini juga memainkan peranan penting dalam pembentukan larutan. Bila suatu zat (zat terlarut) larut dalam zat lainnya (pelarut), partikel zat terlarut akan menyebar ke seluruh pelarut. Partikel zat terlarut ini menempati posisi yang biasanya ditempati oleh molekul pelarut. Kemudahan partikel zat terlarut menggantikan molekul pelarut bergantung pada kekuatan relatif dari tiga jenis interaksi:

- a. interaksi pelarut-pelarut
- b. interaksi zat terlarut-zat terlarut
- c. interaksi pelarut-zat terlarut

Tabel 1.
Jenis-jenis larutan

Zat Terlarut	Pelarut	Wujud Larutan yang dihasilkan	Contoh
Gas	Gas	Gas	Udara
Gas	Cairan	Cairan	Air Soda (CO ₂ dalam air)
Gas	Padatan	Padatan	Gas H ₂ dalam paladium
Cairan	Cairan	Cairan	Etanol dalam air
Padatan	Cairan	Cairan	NaCl dalam air
Padatan	Padatan	Padatan	Kuningan)Cu/Zn, solder (Sn/Pb

Kimia Dasar



Gambar 1

Interaksi pelarut dan zat pelarut

Proses pelarutan dari sudut pandang molekul digambarkan berlangsung dalam tiga tahap: Mulainya molekul pelarut dan molekul zat terlarut terpisah (tahap 1 dan 2). Kemudian, molekul pelarut dan molekul zat terlarut bercampur (tahap 3).

Untuk sederhananya, kita dapat membayangkan proses pelarutan ini berlangsung dalam tiga tahap berbeda (Gambar 1). Tahap 1 ialah pemisahan molekul pelarut, dan tahap 2 adalah pemisahan molekul zat terlarut. Kedua tahap ini memerlukan input energi untuk memutuskan tarik-menarik antarmolekul; dengan demikian tahap ini adalah tahap endotermik. Pada tahap 3 molekul pelarut dan molekul zat terlarut bercampur. Tahap ini dapat bersifat eksotermik atau endotermik. Kalor pelarutan $\Delta H_{\text{larutan}}$ mengikuti rumus

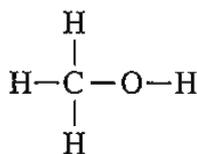
$$\Delta H_{\text{larutan}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 \quad \dots\dots\dots (1)$$

Jika tarik-menarik zat terlarut–pelarut lebih kuat dibandingkan tarik-menarik pelarut–pelarut dan tarik-menarik zat terlarut–zat terlarut, maka proses pelarutanlah yang akan berlangsung; dengan kata lain, proses eksotermik ($\Delta H_{\text{larutan}} < 0$). Jika interaksi zat terlarut – pelarut lebih lemah dibandingkan interaksi pelarut–pelarut dan interaksi zat terlarut–zat terlarut, maka prosesnya endotermik ($\Delta H_{\text{larutan}} > 0$).

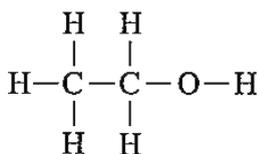
Anda mungkin bertanya-tanya mengapa zat terlarut larut seluruhnya dalam pelarut padahal tarik-menarik antara sesama molekulnya lebih kuat dibandingkan tarik-menarik antara molekul-molekul itu dengan molekul pelarut. Proses pelarutan, seperti halnya semua proses fisis dan kimia, dipengaruhi oleh dua faktor. Faktor pertama adalah energi, yang menentukan apakah proses pelarutan bersifat eksotermik atau endotermik. Faktor kedua ialah kecenderungan hakiki menuju ketidakteraturan dalam semua kejadian di alam. seperti halnya setumpuk kartu remi yang menjadi bercampur setelah dikocok beberapa kali, ketika molekul zat terlarut dan molekul pelarut bercampur membentuk larutan, ketidakteraturan akan meningkat. Dalam keadaan mumi, pelarut dan zat terlarut memiliki derajat keteraturan yang cukup tinggi, tampak dari cukup teraturnya susunan atom, molekul, atau ion dalam ruang tiga-dimensi. Keteraturan yang

tinggi ini akan hancur bila zat terlarut larut dalam pelarut (lihat Gambar 1). Jadi, proses pelarutan diiringi oleh peningkatan ketidakteraturan atau keacakan. Meningkatnya ketidakteraturan sistem inilah yang menyebabkan zat apa pun larut, sekalipun proses pelarutannya bersifat endotermik.

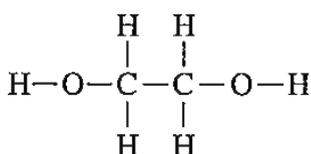
Kelarutan merupakan ukuran banyaknya zat terlarut yang akan melarut dalam pelarut pada suhu tertentu. Ungkapan "yang sejenis melarutkan yang sejenis" membantu kita memprediksikan kelarutan zat dalam pelarut. Ungkapan ini menyatakan bahwa dua zat dengan jenis dan besar gaya antar molekul yang sama akan cenderung saling melarutkan. Sebagai contoh, baik karbon tetraklorida (CCl_4) maupun benzena (C_6H_6) adalah cairan nonpolar. Gaya-gaya antar molekul yang ada di dalam kedua zat ini hanyalah gaya dispersi. Bila kedua cairan ini dicampurkan, keduanya segem saling melarutkan, sebab tarik-menarik antara molekul CCl_4 dan C_6H_6 setara besarnya dengan tarik-menarik antara sesama molekul CCl_4 dan antara sesama molekul C_6H_6 . Bila dua cairan saling melarutkan dengan sempurna dalam segala perbandingan, seperti di sini, keduanya disebut mampu bercampur (*miscible*). Alkohol seperti metanol, etanol, dan etilena glikol mampu bercampur dengan air karena kemampuannya membentuk ikatan hidrogen dengan molekul air:



metanol



etanol



1,2-etilena glikol

Aturan yang diberikan memungkinkan kita memprediksikan kelarutan senyawa ionik tertentu dalam air. Bila natrium klorida dilarutkan dalam air, ion-ionnya distabilkan dalam larutan melalui hidrasi, yang melibatkan interaksi ion-dipol. Secara umum, kita meramalkan bahwa senyawa ionik akan jauh lebih larut dalam pelarut polar, seperti air, cairan amonia, dan cairan hidrogen fluoride, dibandingkan dalam pelarut nonpolar, seperti benzena dan karbon tetraklorida. Karena molekul pelarut nonpolar tidak memiliki momen dipol, molekul seperti ini tidak dapat secara efektif mensolvasi ion Na^+ dan ion Cl^- . (Solvasi (solvation) ialah proses di mana ion atau molekul

dikelilingi oleh molekul pelarut yang memiliki susunan tertentu. Bila pelarutnya air, prosesnya dinamakan hidrasi.) Interaksi antarmolekul yang menonjol antara ion-ion dan senyawa nonpolar ialah interaksi ion dipol terinduksi, yang jauh lebih lemah dibandingkan interaksi ion-dipol. Akibatnya, senyawa ionik biasanya memiliki kelarutan yang sangat rendah dalam pelarut nonpolar.

Contoh 1

Prediksilah kelarutan relatif dalam kasus-kasus berikut: (a) Br_2 dalam benzena (C_6H_6) ($\mu = 0 \text{ D}$) dan dalam air ($p = 1,87 \text{ D}$), (b) KCl dalam karbon tetraklorida ($A = 0 \text{ D}$) dan dalam cairan amonia ($p = 1,46 \text{ D}$), (c) urea (NH_2), CO dalam karbon disulfida ($\mu = 0 \text{ D}$) dan dalam air.

Penjelasan dan Penyelesaian

Dalam memprediksi kelarutan, kita biasanya mengilani prinsip "yang sejenis melarutkan yang sejenis".

- Br_2 ialah molekul nonpolar dan dengan deraildan akan lebih larut dalam C_6H_6 , yang juga, nonpolar, dibandingkan dalam air. Satu-satunya gaya antarmolekul di antara Br_2 dan C_6H_6 ialah gaya dispersi.
- KCl ialah senyawa ionik. Supaya, larut, setup. ion K^+ dan ion Cl^- harus distabilkan oleh interaksi ion-dipol. Karena karbon tetraklorida ddak memiliki momen dipol, kalium klorida akan lebih larut dalam cairan ammonia yaitu molekul polar dengan momen dipol yang besar.
- Dari strukturnya kita perldrakan urea adalah molekul polar. Karena karbon disulfida adalah nonpolar, gaya di antara molekul urea dan karbon disulfida adalah dipol-dipol terinduksi dan dispersi. Di lain pihak, urea dapat membentuk ikatan hidrogen dengan air, sehingga akan lebih larut dalam pelarut tersebut.

Satuan Konsentrasi

Studi kuantitatif larutan mengharuskan kita untuk mengetahui konsentrasi larutan, yaitu banyaknya zat terlarut yang ada dalam sejumlah tertentu larutan. Kimiawan menggunakan beberapa satuan konsentrasi, masing-masing memiliki keuntungan dan keterbatasannya

sendiri. Mari kita lihat tiga satuan konsentrasi yang paling lazim digunakan: persen berdasar masse, molaritas, dan molalitas.

Jenis Satuan Konsentrasi

Persen berdasar Massa

Persen berdasar massa (percent by mass) juga disebut persen berdasar bobot atau persen bobot) didefinisikan sebagai

$$\begin{aligned} \text{persen berdasar massa zat terlarut} &= \frac{\text{massa zat terlarut}}{\text{zat terlarut} + \text{massa pelarut}} \times 100\% \\ &= \frac{\text{massa zat terlarut}}{\text{massa pelarut}} \dots\dots\dots(2) \end{aligned}$$

Persen berdasar massa tidak mempunyai satuan sebab merupakan perbandingan dari dua kuantitas yang sama.

Molaritas (M)

Satuan molaritas telah didefinisikan sebagai banyaknya mol zat terlarut dalam 1 L larutan ; artinya

$$\text{molaritas} = \frac{\text{massa zat terlarut}}{\text{Liter Larutan}} \dots\dots\dots (3)$$

Jadi, molaritas mempunyai satuan mol per liter (mol/L)

Molalitas (m)

Molalitas (molality) ialah banyaknya mol zat terlarut yang dilarutkan dalam 1 kg (1000 g) pelarut, artinya mol zat terlarut

Massa Pelarut (Kg)

Misalnya, untuk menyiapkan 1 molal, atau 1 m larutan berair natrium sulfat (Na₂SO₄), kita perlu melarutkan 1 mol (142,0 g) zat tersebut dalam 1000 g (1 kg) air. Bergantung pada jenis interaksi zat terlarut-pelarut, volume akhir larutan bisa lebih atau kurang dari 1000 mL. Juga dimungkinkan, meskipun jarang terjadi, bahwa volume akhir sama dengan 1000 ML.

Perbandingan Satuan-satuan Konsentrasi

Pemilihan satuan konsentrasi dilakukan berdasarkan tujuan pengukuran. Keuntungan penggunaan molaritas ialah karena biasanya

lebih mudah untuk mengukur volume larutan dengan menggunakan labu ukur yang telah dikalibrasi secara cermat, dibandingkan dengan menimbang pelarut. Dengan alasan ini, molaritas seringkali lebih disukai dibandingkan molalitas. Sebaliknya, molalitas tidak bergantung pada suhu, sebab konsentrasi dinyatakan dalam jumlah mol zat terlarut dan massa pelarut, sedangkan volume larutan umumnya meningkat dengan meningkatnya suhu. Larutan yang memiliki molaritas 1,0 M pada 25°C mungkin menjadi 0,97 M pada 45°C karena volumenya meningkat. Ketergantungan konsentrasi ini pada suhu dapat sangat mempengaruhi akurasi suatu percobaan.

Persen berdasar massa serupa dengan molalitas dalam hal ketergantungannya pada suhu. Selain itu, karena didefinisikan berdasarkan perbandingan massa zat terlarut terhadap massa larutan, kita tidak perlu mengetahui massa molar zat terlarut itu untuk dapat menghitung persen berdasar massa.

Contoh 3

Hitunglah molaritas larutan 0,396 m glukosa ($C_6H_{12}O_6$)- Massa molar glukosa adalah 180,2 g, dan kerapatan larutannya adalah 1,16 g/mL.

Penjelasan dan Penyelesaian

Untuk mengadakan jenis soal seperti ini massa larutan harus dikonversi menjadi volume. Kerapatan larutan digunakan sebagai faktor konversi. Karena digunakan larutan glukosa mengandung 0,396 mol glukosa dalam 1 kg air, maka massa total larutan ialah

$$\left\{ 0,396 \text{ mol } C_6H_{12}O_6 \times \frac{180,2 \text{ g}}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \right\} + 1000 \text{ g Larutan } H_2O$$

Dari kerapatan larutan yang diketahui (1,16 gr.), kita dapat menghitung volume dan dengan demikian dapat mengetahui molaritas larutan sebagai berikut:

$$\begin{aligned} \text{molaritas} &= \frac{0,396 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{1071 \text{ g Larutan}} \times \frac{1,16 \text{ g larutan}}{1 \text{ mL Larutan}} \times \frac{1000 \text{ mL Larutan}}{1 \text{ L Larutan}} \\ &= 0,429 \text{ M} \end{aligned}$$

Pengaruh Suhu terhadap Kelarutan

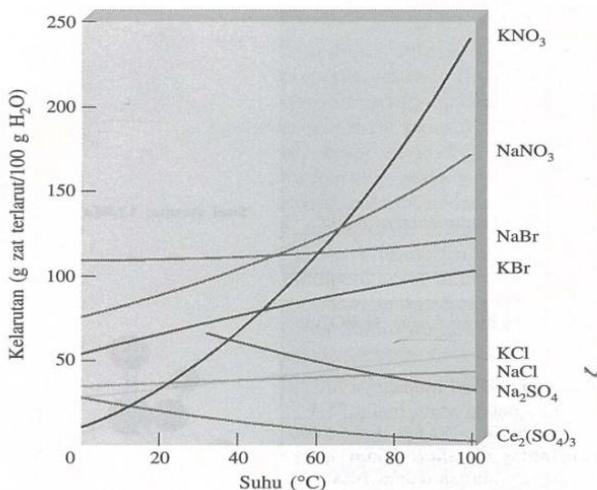
Ingat kembali bahwa kelarutan didefinisikan sebagai jumlah maksimum zat terlarut yang Kelarutan selatu merujuk akan melarut dalam sejumlah tertentu pelarut pada suhu tertentu. Untuk kebanyakan zat, pad, larutan jenuh. suhu mempengaruhi kelarutan. Dalam subbab ini kits akan membahas pengaruh suhu terhadap kelarutan dari padatan dan gas.

Kelarutan Padatan dan Suhu

Pengaruh suhu terhadap kelarutan beberapa senyawa ionik dalam air. Secara umum, meskipun tidak semua, kelarutan zat padatan meningkat dengan meningkatnya suhu. Namun, tidak ada korelasi yang jelas antara tanda dari AHI.,a dengan variasi kelarutan terhadap suhu. Contohnya, proses pelarutan CaCl_2 ialah proses eksotermik dan pelarutan NH_4NO_3 endotermik. Namun, kelarutan kedua senyawa itu meningkat dengan meningkatnya suhu. Secara umum, pengaruh suhu terhadap kelarutan lebih baik ditentukan lewat percobaan.

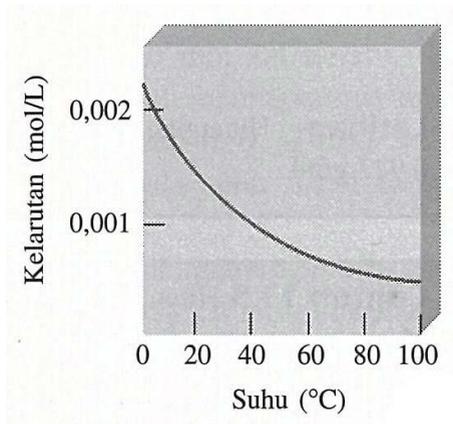
Kelarutan Gas dan Suhu

Kelarutan gas dalam air biasanya menurun dengan meningkatnya suhu (Gambar 2). Bila air dipanaskan dalam beker, Anda dapat melihat gelembung udara yang terbentuk di sisi kaca sebelum air mendidih. Dengan meningkatnya suhu, molekul udara yang terlarut mulai "mendidih" dan keluar dari larutan jauh sebelum air itu sendiri mendidih.



Gambar 2

Ketergantungan Warman beberapa senyawa ionik dalam air terhadap suhu.



Gambar 3

Kelarutan gas O_2 dalam air yang tergantung pada suhu. Perhatikan bahwa kelarutan menurun jika suhu meningkat. Tekanan gas di atas larutan adalah 1 atm.

Menurunnya kelarutan molekul oksigen dalam air panas menyebabkan polusi termal (thermal pollution), yaitu memanasnya lingkungan—biasanya badan air—ke suhu yang membahayakan bagi makhluk hidup di dalamnya. Diperkirakan bahwa setiap tahun di Amerika Serikat sekitar 450.000 miliar liter air digunakan untuk pendingin di industri, sebagian besar pada pembangkit tenaga listrik dan tenaga nuklir. Proses ini memanaskan air, yang kemudian dikembalikan ke sungai dan danau dari mana air itu diambil. Ahli ekologi semakin mengkhawatirkan pengaruh polusi termal terhadap kehidupan di dalam air. Ikan, sebagaimana hewan berdarah-dingin lainnya, lebih rentan terhadap cepatnya fluktuasi suhu di lingkungan dibandingkan manusia. Meningkatnya suhu air mempercepat laju metabolisme, yang biasanya menjadi dua kali lipatnya untuk setiap kenaikan $10^{\circ}C$. Bertambahnya laju metabolisme akan meningkatkan kebutuhan ikan, akan tetapi pada saat yang sama pasokan oksigen menurun karena kelarutannya yang rendah dalam air yang panas. Cara efektif untuk mendinginkan pembangkit tenaga dengan kerusakan lingkungan hidup yang minimum masih dalam penelitian.

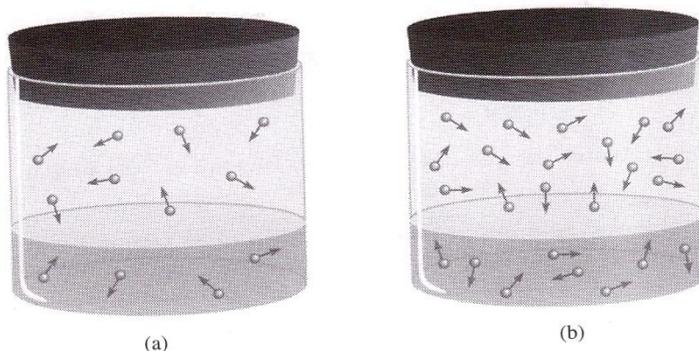
Sisi baiknya, pengetahuan tentang variasi kelarutan gas terhadap suhu ini dapat meningkatkan hasil tangkapan ikan seseorang ketika is memancing. Pada hari yang panas, seorang pemancing yang berpengalaman biasanya melempar umpannya di bagian dalam dari sungai atau danau. Karma kandungan oksigen lebih banyak di bagian yang lebih dalam dan lebih dingin ini, sebagian besar ikan akan berada di daerah itu.

Pengaruh Tekanan terhadap Kelarutan Gas

Untuk semua keperluan praktis, tekanan eksternal tidak mempengaruhi kelarutan dari cairan dan padatan, tetapi sangat mempengaruhi kelarutan gas. Hubungan kuantitatif antara kelarutan gas dan tekanan ditunjukkan oleh hukum Henry (Henry's law), yang menyatakan bahwa kelarutan gas dalam cairan berbanding lurus dengan tekanan gas di atas larutannya:

$$c \propto p$$

$$c = kP \quad \dots\dots\dots(5)$$



Gambar 4

Interpretasi molekular berdasarkan hukum Henry. Bila tekanan parsial gas di atas larutan meningkat dari (a) ke (b), konsentrasi gas terlarut juga meningkat sesuai dengan Persamaan (5).

Di sini c adalah konsentrasi molar (mol per liter) gas yang terlarut; P ialah tekanan (dalam atmosfer) gas di atas larutan; dan, untuk gas tertentu, k adalah konstanta yang bergantung hanya pada suhu.

Konstanta k memiliki satuan mol/L · atm. Anda dapat melihat bahwa bila tekanan gas 1 atm, c secara numerik sama dengan k .

Hukum Henry dapat dipabami secara kualitatif ditinjau dari segi teori kinetik molekul. Banyaknya gas yang akan terlarut dalam pelarut bergantung pada seberapa sering molekul-molekul dalam fasa gas bertumbukan dengan permukaan cairan dan terjebak oleh fasa cairan. Andaikan kita mempunyai gas dalam kesetimbangan dinamis dengan larutan [Gambar 4(a)]. Pada setiap saat, jumlah molekul gas yang memasuki larutan sama dengan jumlah molekul terlarut yang bergerak memasuki fasa gas. Bila tekanan parsial dinaikkan, semakin banyak molekul yang larut dalam cairan karena semakin banyak molekul yang menabrak permukaan cairan. Proses ini terus berlanjut sampai konsentrasi larutan kembali sedemikian rupa sehingga jumlah molekul yang meninggalkan larutan per detik sama dengan jumlah molekul yang memasuki larutan [Gambar 4(b)]. Karena meningkatnya konsentrasi molekul dalam fasa gas dan juga dalam fasa larutan, jumlah molekul akan lebih banyak dalam (b) dibandingkan dalam (a), di mana tekanan parsialnya lebih rendah.

Contoh praktis dari hukum Henry ialah pembuahan minuman berkarbonasi bila tutup botol dibuka. Sebelum botol ditutup, botol diberi tekanan berupa campuran udara dan CO_2 yang dijenuhkan dengan nap air. Karena tingginya tekanan parsial CO_2 di dalam campuran gas penekan, jumlah CO_2 yang terlarut dalam minuman berkarbonasi beberapa kali lebih tinggi dibandingkan yang terlarut pada kondisi atmosfer normal. Bila tutup dibuka, gas yang tertekan akan terlepas, pada akhirnya tekanan dalam botol menurun mencapai tekanan atmosfer, dan banyaknya CO_2 yang tersisa dalam minuman ditentukan hanya oleh tekanan parsial atmosfer normal dari CO_2 , yaitu 0,0003 atm. Kelebihan CO_2 yang terlarut akan keluar dari larutan, menyebabkan pembuahan.

Contoh 6

Kelarutan gas nitrogen pada 25°C dan 1 atm ialah $6,8 \times 10^{-4}$ mol/L. Berapa konsentrasi nitrogen yang terlarut dalam air: pada kondisi atmosfer? Tekanan parsial gas nitrogen pada tekanan atmosfer ialah 0,78 atm.

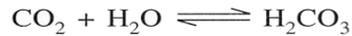
Penjelasan dan Penyelesaian

Untuk menghitung konsentrasi gas nitrogen terlarut pada kondisi atmosfer, bila memerlukan konstanta Henry untuk gas itu dengan menggunakan Persamaan yang telah diberikan. Dan Persamaan (5)

Sebagian besar gas mematuhi hukum Henry, tetapi ada beberapa pengecualian penting. Misalnya, jika gas yang terlarut bereaksi dengan air, dapat dihasilkan kelarutan yang lebih tinggi. Kelarutan amonia jauh lebih tinggi daripada yang diperkirakan karena reaksi



Karbon dioksida juga bereaksi dengan air:



3. Aplikasi Prinsip Kestimbangan Kimia dalam Industri

Banyak proses industri zat kimia yang didasarkan pada reaksi kesetimbangan. Agar efisien, kondisi reaksi haruslah diusahakan sedemikian sehingga menggeser kesetimbangan ke arah produk dan meminimalkan reaksi balik. Misalnya:

1. Pembuatan Amonia menurut proses Haber-Bosch Nitrogen terdapat melimpah di udara, yaitu sekitar 78% volume. Walaupun demikian, senyawa nitrogen tidak terdapat banyak di alam. Satu-satunya sumber alam yang penting ialah NaNO_3 yang disebut Sendawa Chili. Sementara itu, kebutuhan senyawa nitrogen semakin banyak, misalnya untuk industri pupuk, dan bahan peledak. Oleh karena itu, proses sintesis senyawa nitrogen, fiksasi nitrogen buatan, merupakan proses industri yang sangat penting. Metode yang utama adalah mereaksikan nitrogen dengan hidrogen membentuk amonia. Selanjutnya amonia dapat diubah menjadi senyawa nitrogen lain seperti asam nitrat dan garam nitrat.
2. Dasar teori pembuatan amonia dari nitrogen dan hidrogen ditemukan oleh Fritz Haber (1908), seorang ahli kimia dari Jerman. Sedangkan proses industri pembuatan amonia untuk produksi secara besar-besaran ditemukan oleh Carl Bosch, seorang insinyur kimia juga dari Jerman.

Berdasarkan prinsip kesetimbangan kondisi yang menguntungkan untuk ketuntasan reaksi ke kanan (pembentukan NH_3) adalah suhu rendah dan tekanan tinggi. Akan tetapi, reaksi tersebut berlangsung sangat lambat pada suhu rendah, bahkan pada suhu 500°C sekalipun. Dipihak lain, karena reaksi ke kanan eksoterm, penambahan suhu akan mengurangi rendemen.

E. Evaluasi

1. Jelaskan Definisi dari Kesetimbangan Fisis dan Kimia
2. Faktor-faktor apa saja yang mempengaruhi proses kesetimbangan
3. Jelaskan pengertian dari larutan
4. Bagaimana pengaruh suhu dan tekanan terhadap kelarutan suatu zat
5. Bagaimana aplikasi Kesetimbangan Kimia dalam Industri

F. Buku Sumber, Bacaan Pendukung

Alberty, R.A., and Silbey., 1992, "Physical Chemistry", John Willey and Sons, Inc., New York

Barron, 1979, "Physical Chemistry", Mcgraw Hill Book Company, New York

Castellan, Gilbert . W., "Physical Chemistiry", Secand Edition, Addison Wesley.

Farrington, Danniels, 1954, "Out Liner Of Physical Chemistry", John Willey & Sons, Inc. Chapman & Hall Limited, Eight Printing, Corrected

Sukarjo, 2004, "Kimia Fisika", PT. Rineka Cipta, Jakarta

Sudjito,Saifuddin B, Agung Sugeng., "Diktat Thermodinamika Dasar" Jurusan Teknik Mesin Fakultas Teknik, Universitas Brawijaya, 2010

Tutu Subono, Akhmad Sunjaya, 1983, "Kimia Fisika 1" Armico Bandung

Umar Mansur, 2009, "Kimia Fisika dan Soal-soal", Penerbit Universitas Indonesia

BAB IV KAEDAH FASA

Tujuan Pembelajaran Umum

Mahasiswa diharapkan mampu memahami Pengertian Kaedah Fasa

Tujuan Pembelajaran Khusus

Setelah mengikuti pertemuan ketiga perkuliahan ini, mahasiswa diharapkan dapat:

1. *Menjelaskan Definisi Kaedah Fase .*
2. *Menjelaskan Sistem Satu Komponen.*
3. *Menjelaskan tentang Sistem Dua Komponen*
4. *Menjelaskan tentang Sistem Dua Komponen dengan fasa padat-cair*

A. Pokok Bahasan

1. Kaedah Fasa

B. Subpokok Bahasan

1. Didefinisikan Kaedah Fasa
2. Sistem Satu Komponen
3. Sistem Dua Komponen
4. Sistem Dua Komponen dengan Fasa Padat Cair

C. Skenario Pembelajaran

Tabel 4.1 Tahap Kegiatan, Media, dan Alat Pembelajaran

Tahap	Kegiatan Dosen	Kegiatan Mahasiswa	Media & Alat
Pendahuluan	3. Tanya jawab untuk mengetahui apakah mahasiswa telah mempersiapkan diri dengan membaca	7. Memperhatikan, mencatat, dan bertanya 8. Diskusi tentang materi dari	<i>White board, spidol, buku teks, over head projector, infocus,</i>

	referensi yang telah diberitahukan pada akhir kuliah pertemuan sebelumnya	pertemuan sebelumnya	laptop.
	4. Menanyakan kesiapan untuk mempelajari materi tentang Kaedah Fasa		
Kegiatan Inti	21. Menjelaskan tentang Definisi Kaedah Fasa 22. Menjelaskan tentang Sistem Satu Komponen 23. Menjelaskan Tentang Sistem Dua Komponen 24. Memberikan kesempatan bertanya dan berdiskusi dalam pokok bahasan “Kaedah Fasa” 25. Memberikan umpan balik	7. Memperhatikan, mencatat, bertanya, dan berdiskusi 8. Membuat kesimpulan sementara dari materi perkuliahan pada pertemuan ke 9 dan 10	<i>White board, spidol, buku teks, over head projector, infocus, laptop.</i>
Penutupan	7. Merangkum materi perkuliahan, memberikan kuis berupa soal esai untuk menilai kemampuan mahasiswa dalam menyerap materi 8. Memberikan tugas tentang pokok bahasan “Kaedah Fasa	7. Memperhatikan, mencatat, bertanya, dan berdiskusi 8. Mempersiapkan diri membuat kesimpulan tentang pokok bahasan “Kaedah Fasa”	<i>White board, spidol, buku teks, over head projector, infocus, laptop.</i>

D. Uraian Materi Kuliah

1. Definisi Fasa

Fasa adalah bagian sistem dengan komposisi kimia dan sifat – sifat fisik seragam, yang terpisah dari bagian sistem lain oleh suatu bidang batas. Pemahaman perilaku fasa mulai berkembang dengan adanya aturan fasa Gibbs. Untuk sistem satu komponen, persamaan Clausius dan Clausius – Clapeyron menghubungkan perubahan tekanan kesetimbangan dengan perubahan suhu.

Sedangkan pada sistem dua komponen, larutan ideal mengikuti hukum Raoult. Larutan non elektrolit nyata (*real*) akan mengikuti hukum Henry.

2. Sistem Satu Komponen

a. Aturan Fasa Gibbs

Pada tahun 1876, Gibbs menurunkan hubungan sederhana antara jumlah fasa setimbang, jumlah komponen, dan jumlah besaran intensif bebas yang dapat melukiskan keadaan sistem secara lengkap. Menurut Gibbs,

$$v = c - p + \gamma \dots\dots\dots (1)$$

dimana v = derajat kebebasan

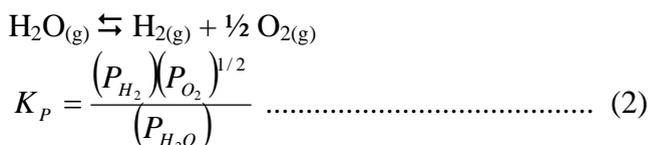
c = jumlah komponen

p = jumlah fasa

γ = jumlah besaran intensif yang mempengaruhi sistem (P, T)

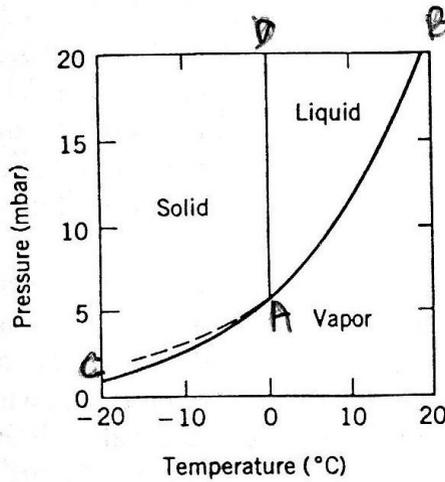
Derajat kebebasan suatu sistem adalah bilangan terkecil yang menunjukkan jumlah variabel bebas (suhu, tekanan, konsentrasi komponen – komponen) yang harus diketahui untuk menggambarkan keadaan sistem. Untuk zat murni, diperlukan hanya dua variabel untuk menyatakan keadaan, yaitu P dan T, atau P dan V, atau T dan V. Variabel ketiga dapat ditentukan dengan menggunakan persamaan gas ideal. Sehingga, sistem yang terdiri dari satu gas atau cairan ideal mempunyai derajat kebebasan dua ($v = 2$).

Bila suatu zat berada dalam kesetimbangan, jumlah komponen yang diperlukan untuk menggambarkan sistem akan berkurang satu karena dapat dihitung dari konstanta kesetimbangan. Misalnya pada reaksi penguraian H₂O.



Dengan menggunakan perbandingan pada persamaan 2, salah satu konsentrasi zat akan dapat ditentukan bila nilai konstanta kesetimbangan dan konsentrasi kedua zat lainnya diketahui.

Kondisi fasa – fasa dalam sistem satu komponen digambarkan dalam diagram fasa yang merupakan plot kurva tekanan terhadap suhu.

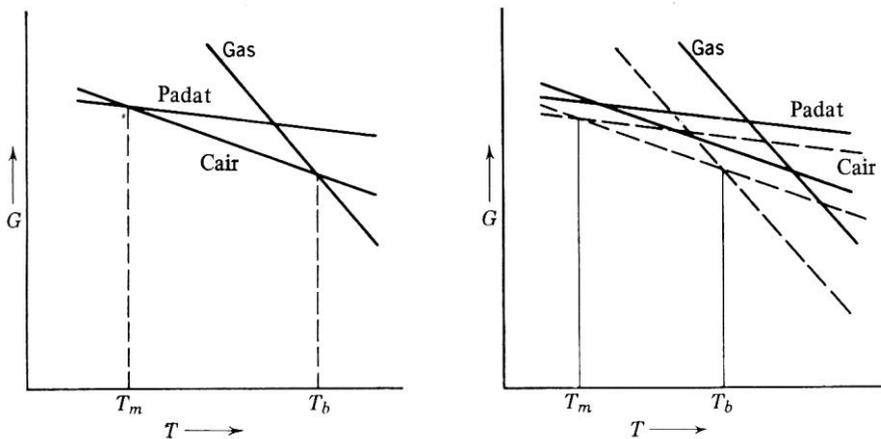


Gambar 1. Diagram fasa air pada tekanan rendah

Titik A pada kurva menunjukkan adanya kesetimbangan antara fasa – fasa padat, cair dan gas. Titik ini disebut sebagai **titik tripel**. Untuk menyatakan keadaan titik tripel hanya dibutuhkan satu variabel saja yaitu suhu atau tekanan. Sehingga derajat kebebasan untuk titik tripel adalah nol. Sistem demikian disebut sebagai sistem **invarian**.

b. Keberadaan Fasa – Fasa dalam Sistem Satu Komponen

Perubahan fasa dari padat ke cair dan selanjutnya menjadi gas (pada tekanan tetap) dapat dipahami dengan melihat kurva energi bebas Gibbs terhadap suhu atau potensial kimia terhadap suhu.



Gambar 2.

Kebergantungan energi Gibbs pada fasa – fasa padat, cair dan gas terhadap suhu pada tekanan tetap

Lereng garis energi Gibbs ketiga fasa pada gambar 2. mengikuti persamaan

$$\left(\frac{\partial G}{\partial T}\right)_P = -S \dots\dots\dots (3)$$

Nilai entropi (S) adalah positif. Tanda negatif muncul karena arah lereng yang turun. Sehingga, dapat disimpulkan bahwa $S_g > S_l > S_s$.

c. Persamaan Clapeyron

Bila dua fasa dalam sistem satu komponen berada dalam kesetimbangan, kedua fasa tersebut mempunyai energi Gibbs molar yang sama. Pada sistem yang memiliki fasa α dan β ,

$$G_\alpha = G_\beta \dots\dots\dots (4)$$

Jika tekanan dan suhu diubah dengan tetap menjaga kesetimbangan, maka

$$dG_\alpha = dG_\beta \dots\dots\dots (5)$$

$$\left(\frac{\partial G_\alpha}{\partial P}\right)_T dP + \left(\frac{\partial G_\alpha}{\partial T}\right)_P dT = \left(\frac{\partial G_\beta}{\partial P}\right)_T dP + \left(\frac{\partial G_\beta}{\partial T}\right)_P dT \dots (6)$$

Dengan menggunakan hubungan Maxwell, didapat

$$V_\alpha dP - S_\alpha dT = V_\beta dP - S_\beta dT \dots\dots\dots (7)$$

$$\frac{dP}{dT} = \frac{S_\beta - S_\alpha}{V_\beta - V_\alpha} = \frac{\Delta S}{\Delta V} \dots\dots\dots (8)$$

Karena $\Delta S = \frac{\Delta H}{T} \dots\dots\dots (9)$

maka $\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta S}{T\Delta V} \dots\dots\dots (10)$

Persamaan 10 disebut sebagai **Persamaan Clapeyron**, yang dapat digunakan untuk menentukan entalpi penguapan, sublimasi, peleburan, maupun transisi antara dua padat. Entalpi sublimasi,

peleburan dan penguapan pada suhu tertentu dihubungkan dengan persamaan

$$\Delta H_{\text{sublimasi}} = \Delta H_{\text{peleburan}} + \Delta H_{\text{penguapan}} \dots\dots\dots (11)$$

d. Persamaan Clausius – Clapeyron

Untuk peristiwa penguapan dan sublimasi, Clausius menunjukkan bahwa persamaan Clapeyron dapat disederhanakan dengan mengandaikan uapnya mengikuti hukum gas ideal dan mengabaikan volume cairan (V_l) yang jauh lebih kecil dari volume uap (V_g).

$$\Delta V = V_g - V_l \approx V_g \dots\dots\dots (12)$$

Bila $\frac{RT}{P} = V_g \dots\dots\dots (13)$

maka persamaan 10 menjadi

$$\frac{dP}{dT} = \frac{P\Delta H_v}{RT^2} \dots\dots\dots (14)$$

$$\frac{dP}{P} = \frac{\Delta H_v}{RT^2} dT \dots\dots\dots (15)$$

$$\int_{P_1}^{P_2} \frac{1}{P} dP = \frac{\Delta H_v}{R} \int_{T_1}^{T_2} \frac{1}{T^2} dT \dots\dots\dots (16)$$

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_v}{R} \left[-\frac{1}{T_2} - \left(-\frac{1}{T_1} \right) \right] \dots\dots\dots (17)$$

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_v (T_2 - T_1)}{RT_1 T_2} \dots\dots\dots (18)$$

Persamaan 18 disebut **Persamaan Clausius – Clapeyron**.

Dengan menggunakan persamaan di atas, kalor penguapan atau sublimasi dapat dihitung dengan dua tekanan pada dua suhu yang berbeda.

Bila entalpi penguapan suatu cairan tidak diketahui, harga pendekatannya dapat diperkirakan dengan menggunakan **Aturan Trouton**, yaitu

$$\Delta S_{\text{penguapan}} = \frac{\Delta H_{\text{penguapan}}}{T_{\text{didih}}} \cong 88 \text{ J / K.mol} \dots\dots\dots (19)$$

3. Sistem Dua Komponen

a. Kesetimbangan Uap – Cair dari Campuran Ideal Dua Komponen

Jika campuran dua cairan nyata (*real*) berada dalam kesetimbangan dengan uapnya pada suhu tetap, potensial kimia dari masing – masing komponen adalah sama dalam fasa gas dan cairnya.

$$\mu_{i(g)} = \mu_{i(l)} \dots\dots\dots (20)$$

Jika uap dianggap sebagai gas ideal, maka

$$\mu_{i(g)} = \mu_{i(g)}^{\circ} + RT \ln \frac{P_i}{P^{\circ}} \dots\dots\dots (21)$$

dimana P° adalah tekanan standar (1 bar). Untuk fasa cair,

$$\mu_{i(l)} = \mu_{i(l)}^{\circ} + RT \ln a_i \dots\dots\dots (22)$$

Persamaan 20 dapat ditulis menjadi

$$\mu_{i(g)}^{\circ} + RT \ln \frac{P_i}{P^{\circ}} = \mu_{i(l)}^{\circ} + RT \ln a_i \dots\dots\dots (23)$$

Dari persamaan 23 dapat disimpulkan bahwa

$$RT \ln \frac{P_i}{P_i^{\circ}} = RT \ln a_i \dots\dots\dots (24)$$

$$a_i = \frac{P_i}{P_i^{\circ}} \dots\dots\dots (25)$$

Persamaan 25 menyatakan bahwa bila uap merupakan gas ideal, maka aktifitas dari komponen *i* pada larutan adalah perbandingan tekanan parsial zat *i* di atas larutan (P_i) dan tekanan uap murni dari zat *i* (P_i°).

Pada tahun 1884, Raoult mengemukakan hubungan sederhana yang dapat digunakan untuk memperkirakan tekanan parsial zat i di atas larutan (P_i) dari suatu komponen dalam larutan. Menurut Raoult.

$$P_i = x_i P_i^o \dots\dots\dots (26)$$

Pernyataan ini disebut sebagai **Hukum Raoult**, yang akan dipenuhi bila komponen – komponen dalam larutan mempunyai sifat yang mirip atau antaraksi antar larutan besarnya sama dengan interaksi di dalam larutan ($A - B = A - A = B - B$). Campuran yang demikian disebut sebagai **campuran ideal**, contohnya campuran benzena dan toluena. Campuran ideal memiliki sifat – sifat

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{mix}} &= 0 \\ \Delta V_{\text{mix}} &= 0 \\ \Delta S_{\text{mix}} &= - R \sum n_i \ln x_i \end{aligned}$$

Tekanan uap total di atas campuran adalah

$$\begin{aligned} P &= P_1 + P_2 \\ &= x_1 P_1^o + x_2 P_2^o \dots\dots\dots (27) \end{aligned}$$

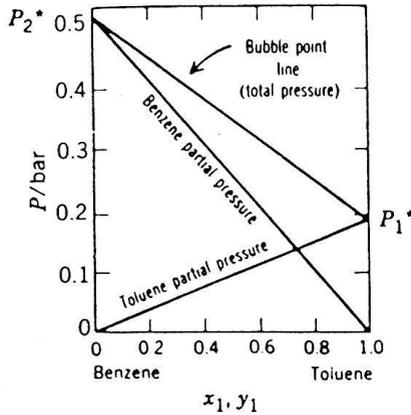
Karena $x_2 = 1 - x_1$, maka

$$P = P_2^o + (P_1^o - P_2^o)x_1 \dots\dots\dots (28)$$

Persamaan di atas digunakan untuk membuat **garis titik gelembung (bubble point line)**. Di atas garis ini, sistem berada dalam fasa cair. Komposisi uap pada kesetimbangan ditentukan dengan cara

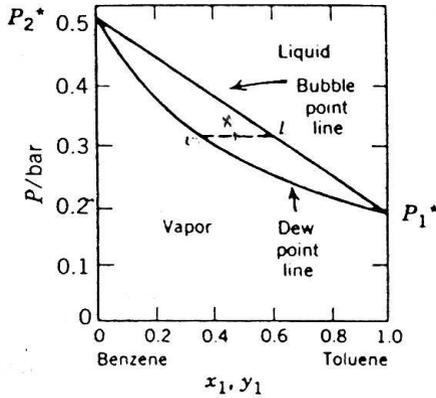
$$x_i' = \frac{P_i}{P} \dots\dots\dots (29)$$

Keadaan campuran ideal yang terdiri dari dua komponen dapat digambarkan dengan kurva tekanan terhadap fraksi mol berikut.



Gambar 3.

Tekanan total dan parsial untuk campuran benzena – toluena pada 60°C



Gambar 4.

Fasa cair dan uap untuk campuran benzena – toluena pada 60°C

Garis titik embun (*dew point line*) dibuat dengan menggunakan persamaan

$$P = \frac{P_1^o P_2^o}{P_1^o + (P_2^o + P_1^o)x_1} \dots\dots\dots (30)$$

Di bawah garis ini, sistem setimbang dalam keadaan uap.

Pada tekanan yang sama, titik – titik pada garis titik gelembung dan garis titik embun dihubungkan dengan garis horisontal yang disebut ***tie line*** (lihat gambar 4). Jika diandaikan fraksi mol toluena adalah *x*, maka jumlah zat yang berada dalam fasa cair adalah

$$C_{\text{cair}} = \frac{x-v}{l-v} \dots\dots\dots (31)$$

Sedangkan jumlah zat yang berada dalam fas uap adalah

$$C_{\text{uap}} = \frac{l-x}{l-v} \dots\dots\dots (32)$$

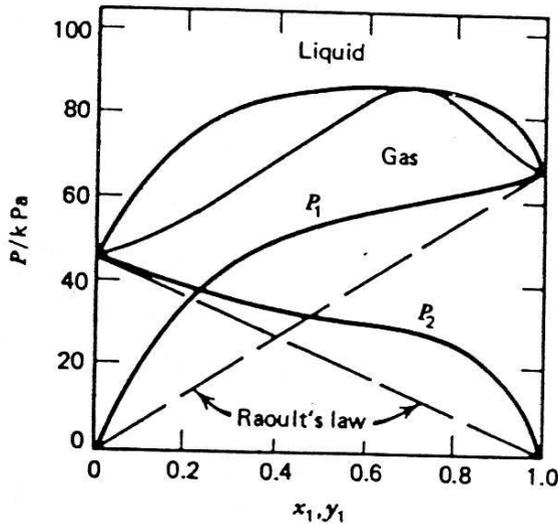
Penentuan jumlah zat pada kedua fasa dengan menggunakan persamaan 31 dan 32 disebut sebagai **Lever Rule**.

b. Tekanan Uap Campuran Non Ideal

Tidak semua campuran bersifat ideal. Campuran – campuran non ideal ini mengalami penyimpangan / deviasi dari hukum Raoult. Terdapat dua macam penyimpangan hukum Raoult, yaitu

a. Penyimpangan positif

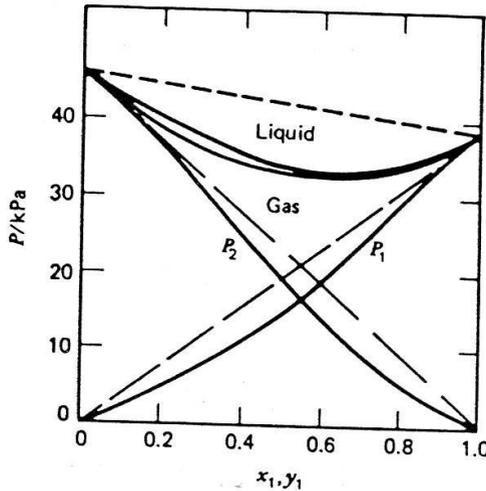
Penyimpangan positif hukum Raoult terjadi apabila interaksi dalam masing – masing zat lebih kuat daripada antaraksi dalam campuran zat (A – A, B – B > A – B). Penyimpangan ini menghasilkan entalpi campuran (ΔH_{mix}) positif (bersifat endotermik) dan mengakibatkan terjadinya penambahan volume campuran ($\Delta V_{\text{mix}} > 0$). Contoh penyimpangan positif terjadi pada campuran etanol dan n – heksana.



Gambar 5.
Penyimpangan positif hukum Raoult

b. Penyimpangan negatif

Penyimpangan negatif hukum Raoult terjadi apabila antaraksi dalam campuran zat lebih kuat daripada interaksi dalam masing – masing zat ($A - B > A - A, B - B$). Penyimpangan ini menghasilkan entalpi campuran (ΔH_{mix}) negatif (bersifat eksotermik) mengakibatkan terjadinya pengurangan volume campuran ($\Delta V_{mix} < 0$).. Contoh penyimpangan negatif terjadi pada campuran aseton dan air.



Gambar 6.

Penyimpangan negatif hukum Raoult

Pada gambar 5 dan 6 terlihat bahwa masing – masing kurva memiliki tekanan uap maksimum dan minimum. Sistem yang memiliki nilai maksimum atau minimum disebut sistem **azeotrop**. Campuran azeotrop tidak dapat dipisahkan dengan menggunakan destilasi biasa. Pemisahan komponen 2 dan azotrop dapat dilakukan dengan destilasi bertingkat. Tetapi, komponen 1 tidak dapat diambil dari azeotrop. Komposisi azeotrop dapat dipecahkan dengan cara destilasi pada tekanan dimana campuran tidak membentuk sistem tersebut atau dengan menambahkan komponen ketiga.

c. Hukum Henry

Hukum Raoult berlaku bila fraksi mol suatu komponen mendekati satu. Pada saat fraksi mol zat mendekati nilai nol, tekanan parsial dinyatakan dengan

$$P_i = x_i K_i \dots\dots\dots (33)$$

yang disebut sebagai **Hukum Henry**, yang umumnya berlaku untuk zat terlarut. Dalam suatu larutan, konsentrasi zat terlarut (dinyatakan dengan *subscribe* 2) biasanya lebih rendah dibandingkan pelarutnya (dinyatakan dengan *subscribe* 1). Nilai *K* adalah tetapan Henry yang besarnya tertentu untuk setiap pasangan pelarut – zat terlarut.

Tabel 1.
Tetapan Henry untuk gas – gas terlarut pada 25°C ($K_2 / 10^9 \text{ Pa}$)

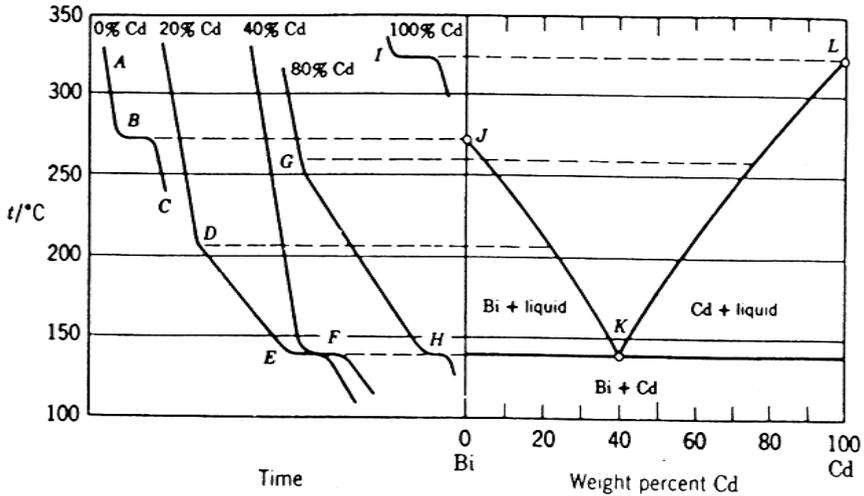
Gas	Pelarut	
	Air	Benzena
H ₂	7,12	0,367
N ₂	8,68	0,239
O ₂	4,40	
CO	5,79	0,163
CO ₂	0,167	0,0114
CH ₄	4,19	0,569
C ₂ H ₂	0,135	
C ₂ H ₄	1,16	
C ₂ H ₆	3,07	

Kelarutan gas dalam cairan dapat dinyatakan dengan menggunakan tetapan Henry. Hukum Henry berlaku dengan ketelitian 1 – 3% sampai pada tekanan 1 bar. Kelarutan gas dalam cairan umumnya menurun dengan naiknya temperatur, walaupun terdapat beberapa pengecualian seperti pelarut amonia cair, lelehan perak, dan pelarut – pelarut organik. Senyawa – senyawa dengan titik didih rendah (H₂, N₂, He, Ne, dll) mempunyai gaya tarik intermolekular yang lemah, sehingga tidak terlalu larut dalam cairan. Kelarutan gas dalam air biasanya turun dengan penambahan zat terlarut lain (khususnya elektrolit).

4. Sistem Dua Komponen dengan Fasa Padat – Cair

Sistem biner paling sederhana yang mengandung fasa padat dan cair ditemui bila komponen – komponennya saling bercampur dalam fas cair tetapi sama sekali tidak bercampur pada fasa padat, sehingga

hanya fasa padat dari komponen murni yang akan keluar dari larutan yang mendingin. Sistem seperti itu digambarkan dalam diagram fasa Bi dan Cd berikut.



Gambar 7.

Kurva pendinginan dan diagram fasa suhu – persen berat untuk sistem Bi – Cd

Bila suatu cairan yang mengandung hanya satu komponen didinginkan, plot suhu terhadap waktu memiliki lereng yang hampir tetap. Pada suhu mengkrystalnya padatan yang keluar dari cairan, kurva pendingina akan mendatar jika pendinginan berlangsung lambat. Patahan pada kurva pendinginan disebabkan oleh terlepasnya kalor ketika cairan memadat. Hal ini ditunjukkan pada bagian kiri gambar 7, yaitu cairan hanya mengandung Bi (ditandai dengan komposisi Cd 0%) pada suhu 273°C dan cairan yang hanya mengandung Cd (ditandai dengan komposisi Cd 100%) pada suhu 323°C.

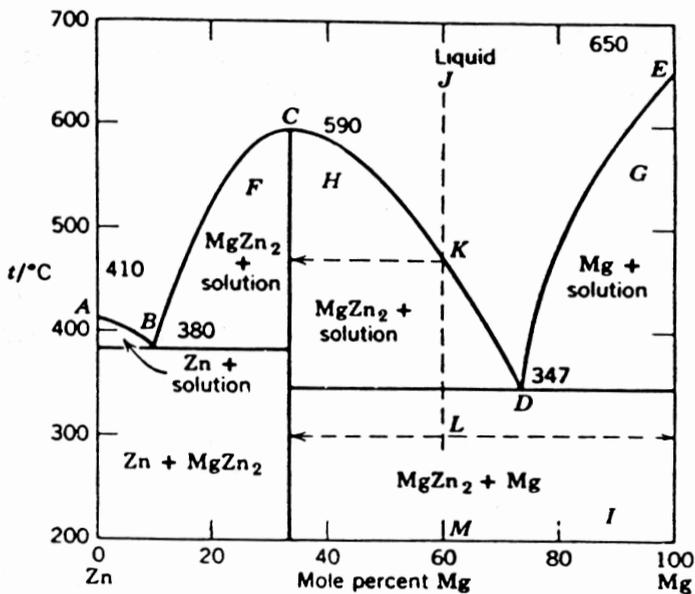
Jika suatu larutan didinginkan, terjadi perubahan lereng kurva pendinginan pada suhu mulai mengkrystalnya salah satu komponen dari larutan, yang kemudian memadat. Perubahan lereng ini disebabkan oleh lepasnya kalor karena proses kristalisasi dari padatan yang keluar dari larutan dan juga oleh perubahan kapasitas kalor. Hal ini dapat terlihat pada komposisi 20% dan 80% Cd. Untuk komposisi 40% Cd pada suhu 140°C, terjadi pertemuan antara lereng kurva pendinginan Bi dan Cd yang menghasilkan garis mendatar. Pada suhu ini, Bi dan Cd

mengkristal dan keluar dari larutan, menghasilkan padatan Bi dan Cd murni.

Kondisi dimana larutan menghasilkan dua padatan ini disebut **titik eutektik**, yang hanya terjadi pada komposisi dan suhu tertentu. Pada titik eutektik terdapat tiga fasa, yaitu Bi padat, Cd padat dan larutan yang mengandung 40% Cd. Derajat kebebasan untuk titik ini adalah 0, sehingga titik eutektik adalah invarian. Eutektik bukan merupakan fasa, tetapi kondisi dimana terdapat campuran yang mengandung dua fasa padat yang berstruktur butiran halus.

Pembentukan Senyawa

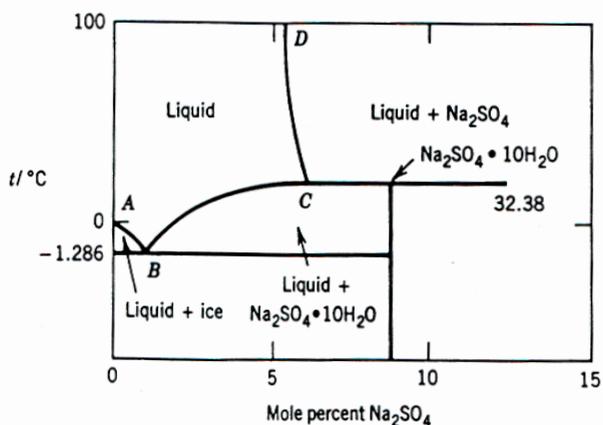
Komponen – komponen pada sistem biner dapat bereaksi membentuk senyawa padat yang berada dalam kesetimbangan dengan fas cair pada berbagai komposisi. Jika pembentukan senyawa mengakibatkan terjadinya daerah maksimum pada diagram suhu – komposisi, maka disebut **senyawa bertitik lebur sebangun** (*congruently melting compound*). Contoh senyawa ini dapat dilihat pada diagram fas Zn – Mg pada gambar 8



Gambar 8. Diagram fasa Zn – Mg

Selain melebur, senyawa juga dapat meluruh membentuk senyawa lain dan larutan yang setimbang pada suhu tertentu. Titik leleh

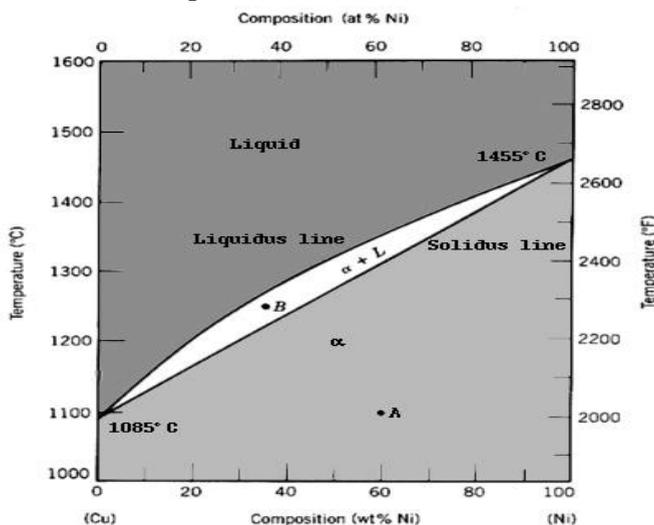
ini disebut **titik leleh tak sebangun** (*incongruently melting point*) dan senyawa yang terbentuk disebut **senyawa bertitik lebur tak sebangun**. Hal ini terjadi pada bagian diagram fasa $\text{Na}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{O}$ yang menunjukkan pelelehan tak sebangun dari $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ menjadi kristal rombik anhidrat Na_2SO_4 .



Gambar 9. Bagian diagram fasa $\text{Na}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{O}$

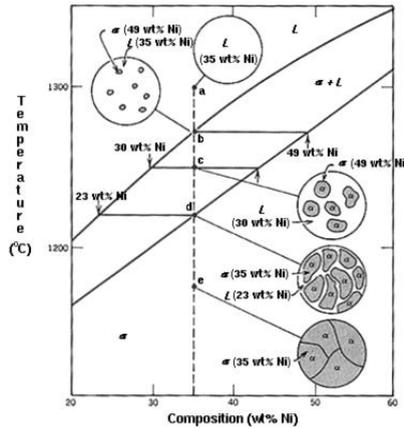
Larutan Padat

Pada umumnya, padatan murni bisa didapatkan pada saat larutan didinginkan. Tetapi, pada beberapa sistem, bila larutan didinginkan, maka larutan padatlah (*solid solution*) yang akan keluar. Contoh sistem yang membentuk larutan padat adalah sistem Cu – Ni.



Gambar 10.
Diagram fasa Cu – Ni

Pada gambar 10, terlihat adanya daerah dimana terdapat fasa cair (larutan) dan fasa padat (larutan padat) yang berada dalam kesetimbangan. Garis yang berbatasan dengan fasa cair disebut sebagai garis **liquidus**, sedangkan garis yang berbatasan dengan fasa padat disebut garis **solidus**. Larutan padat pada sistem ini disebut sebagai fasa α . Komposisi masing – masing fasa dapat ditentukan dengan menggunakan *lever rule*. Kondisi fasa – fasa yang ada dalam sistem pada berbagai suhu dapat dilihat pada gambar 11.



Gambar 11. Kondisi fasa – fasa dalam sistem Cu – Ni pada berbagai suhu

E. Evaluasi

1. Jelaskan Apa yang dimaksud dengan fasa
2. Jelaskan apa perbedaan antara titik tripel dan titik eutektik.
3. Untuk menyatakan titik tripel dibutuhkan berapa variabel
4. Jelaskan jenis-jenis penyimpangan hokum Raoult
5. Sebutkan bunyi hokum Hendry

F. Buku Sumber, Bacaan Pendukung

Alberty, R.A., and Silbey., 1992, “Physical Chemistry”, John Willey and Sons, Inc., New York

Barron, 1979, “Physical Chemistry”, Mcgraw Hill Book Company, New York

Castellan, Gilbert . W., “Physical Chemistriy”, Secand Edition, Addison Wesley.

Farrington, Danniels, 1954, "Out Liner Of Physical Chemistry", John Willey & Sons, Inc. Chapman & Hall Limited, Eight Printing, Corrected

Sukarjo, 2004, "Kimia Fisika", PT. Rineka Cipta, Jakarta

Umar Mansur, 2009,"Kimia Fisika dan Soal-soal",Penerbit Universitas Indonesia

BAB V

LAJU REAKSI KIMIA

Tujuan Pembelajaran Umum

Mahasiswa diharapkan mampu memahami Prinsip Dasar Laju Reaksi

Tujuan Pembelajaran Khusus

Setelah mengikuti pertemuan ketiga perkuliahan ini, mahasiswa diharapkan dapat:

1. Menjelaskan Definisi Laju Reaksi .
2. Menjelaskan Bagaimana Laju Reaksi untuk suatu system Homogen.
3. Menjelaskan maksud dari laju rerata dan laju sesaat
4. Menjelaskan Faktor-faktor yang mempengaruhi suatu Laju Reaksi
5. Menjelaskan Bagaimana persamaan umum suatu laju reaksi
6. Menjelaskan konsep suatu laju reaksi

A. Pokok Bahasan

1. Laju Reaksi

B. Subpokok Bahasan

1. Didefinisikan Laju Reaksi
2. Laju Reaksi untuk Sistem Homogen
3. Laju Rerata dan Laju Sesaat
4. Faktor yang mempengaruhi Laju Reaksi
5. Persamaan Laju Reaksi
6. Konsep Laju Reaksi

C. Skenario Pembelajaran

Tabel 5.1 Tahap Kegiatan, Media, dan Alat Pembelajaran

Tahap	Kegiatan Dosen	Kegiatan Mahasiswa	Media & Alat
Pendahuluan	5. Tanya jawab untuk mengetahui apakah mahasiswa telah mempersiapkan diri dengan membaca referensi yang telah diberitahukan pada akhir kuliah pertemuan	9. Memperhatikan, mencatat, dan bertanya 10. Diskusi tentang materi dari pertemuan sebelumnya	White board, spidol, buku teks, <i>over head projector, infocus, laptop.</i>

-
- sebelumnya
6. Menanyakan kesiapan untuk mempelajari materi tentang Laju Reaksi

Kegiatan Inti	26. Menjelaskan tentang Definisi Laju Reaksi 27. Menjelaskan Prinsip laju reaksi untuk system homogen 28. Menjelaskan laju rerata dan laju sesaat 29. Menjelaskan factor yang mempengaruhi laju reaksi 30. Menjelaskan tentang persamaan laju reaksi 31. Menjelaskan konsep laju reaksi 32. Memberikan kesempatan bertanya dan berdiskusi dalam pokok bahasan "Laju Reaksi" 33. Memberikan umpan balik	9. Memperhatikan, mencatat, bertanya, dan berdiskusi 10. Membuat kesimpulan sementara dari materi perkuliahan pada pertemuan ke 10 dan 11	<i>White board, spidol, buku teks, over head projector, infocus, laptop.</i>
Penutupan	9. Merangkum materi perkuliahan, memberikan kuis berupa soal esai untuk menilai kemampuan mahasiswa dalam menyerap materi 10. Memberikan tugas tentang pokok bahasan "Laju Reaksi"	9. Memperhatikan, mencatat, bertanya, dan berdiskusi 10. Mempersiapkan diri membuat kesimpulan tentang pokok bahasan "Laju Reaksi"	<i>White board, spidol, buku teks, over head projector, infocus, laptop.</i>

D. Uraian Materi Kuliah

1. Pengertian Laju Reaksi

Laju menyatakan seberapa cepat atau seberapa lambat suatu proses berlangsung. Laju juga menyatakan besarnya perubahan yang terjadi dalam satu satuan waktu. Satuan waktu dapat berupa detik, menit,

jam, hari atau tahun. Reaksi kimia adalah proses perubahan zat pereaksi menjadi produk. Seiring dengan bertambahnya waktu reaksi, maka jumlah zat pereaksi semakin sedikit, sedangkan produk semakin banyak. Laju reaksi dinyatakan sebagai laju berkurangnya pereaksi atau laju terbentuknya produk.

Laju reaksi adalah perbandingan perubahan konsentrasi pereaksi atau hasil reaksi terhadap perubahan waktu.

Pada reaksi : A (Reaktan) \rightarrow B (Produk)

Laju Reaksi didefinisikan sebagai :

∂ Berkurangnya konsentrasi A(reaktan) tiap satuan waktu

∂ Bertambahnya konsentrasi B(produk) tiap satuan waktu

Dirumuskan :

$$V = \frac{-\Delta A(\text{reakta})}{\Delta t}$$

$$V = \frac{+\Delta B(\text{prod})}{\Delta t}$$

$$\text{Laju Reaksi} = \frac{\text{Perubahan}}{\text{Waktu}}$$

Untuk persamaan reaksi: $pA + qB \rightarrow mC + nD$

$$V = k [A]^x [B]^y$$

Keterangan :

V = Laju Reaksi

K = tetapan laju reaksi

[] = konsentrasi zat

X = orde/tingkat reaksi terhadap A

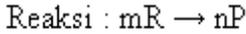
Y = orde/tingkat reaksi terhadap B

x + y = orde/tingkat reaksi keseluruhan

Laju reaksi atau **kecepatan reaksi** menyatakan banyaknya reaksi kimia yang berlangsung per satuan waktu. Laju reaksi menyatakan molaritas zat terlarut dalam reaksi yang dihasilkan tiap detik reaksi. Perkaratan besi merupakan contoh reaksi kimia yang berlangsung lambat, sedangkan peledakan mesiu atau kembang api adalah contoh reaksi yang cepat.

2. Laju Reaksi untuk Sistem Homogen

Untuk sistem homogen, laju reaksi umum dinyatakan sebagai laju pengurangan konsentrasi molar pereaksi atau laju penambahan konsentrasi molar produk untuk satu satuan waktu, sebagai berikut:



$$v = - \frac{\Delta[R]}{\Delta t}$$

atau

$$v = + \frac{\Delta[P]}{\Delta t}$$

Dengan:

R = pereaksi

P = produk

v = laju reaksi

t = laju reaksi

$\Delta[R]$ = perubahan konsentrasi molar pereaksi

$\Delta[P]$ = perubahan konsentrasi molar produk

$-\frac{\Delta[R]}{\Delta t}$ = laju pengurangan konsentrasi molar salah satu pereaksi dalam satu satuan waktu

$+\frac{\Delta[P]}{\Delta t}$ = laju penambahan konsentrasi molar salah satu produk dalam satu satuan waktu

Jika diketahui satuan dari konsentrasi molar adalah mol/L. Maka satuan dari laju reaksi adalah mol/L.det atau M/det.

3. Laju Rerata dan Laju Sesaat

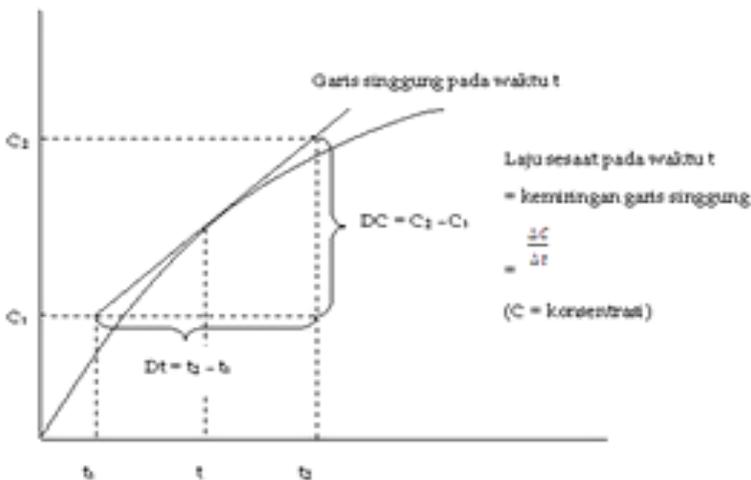
a. Laju rerata

Laju rerata adalah rerata laju untuk selang waktu tertentu. Perbedaan antara laju rerata dengan laju sesaat dapat diandaikan dengan laju kendaraan. Misalnya suatu kendaraan menempuh jarak 300 km dalam 5 jam. Laju rerata kendaraan itu adalah $300 \text{ km}/5 \text{ jam} = 60 \text{ km/jam}$. Tentu saja laju kendaraan tidak selalu 60 km/jam. Laju sesaat ditunjukkan oleh *speedometer* kendaraan.

b. Laju Sesaat

Laju sesaat adalah laju pada saat tertentu. Sebagai telah kita lihat sebelumnya, laju reaksi berubah dari waktu ke waktu. Pada umumnya, laju reaksi makin kecil seiring dengan bertambahnya waktu reaksi. oleh karena itu, plot konsentrasi terhadap waktu berbentuk garis lengkung, seperti gambar di bawah ini. Laju sesaat pada waktu t dapat ditentukan dari kemiringan (*gradien*) tangen pada saat t tersebut, sebagai berikut.

1. Lukis garis singgung pada saat t
2. Lukis segitiga untuk menentukan kemiringan
3. laju sesaat = kemiringan tangen



Gambar Penentuan Laju sesaat

Gambar 1.
Penentuan Laju Sesaat

4. Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi

Pengalaman menunjukkan bahwa serpihan kayu terbakar lebih cepat daripada balok kayu, hal ini berarti bahwa laju reaksi yang sama dapat berlangsung dengan kelajuan yang berbeda, bergantung pada keadaan zat pereaksi. Dalam bagian ini akan dibahas faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi. Pengetahuan tentang hal ini memungkinkan kita dapat mengendalikan laju reaksi, yaitu memperlambat reaksi yang merugikan dan menambah laju reaksi yang menguntungkan.

1. Konsentrasi Pereaksi

Konsentrasi memiliki peranan yang sangat penting dalam laju reaksi, sebab semakin besar konsentrasi pereaksi, maka tumbukan yang terjadi semakin banyak, sehingga menyebabkan laju reaksi semakin cepat. Begitu juga, apabila semakin kecil konsentrasi pereaksi, maka semakin kecil tumbukan yang terjadi antar partikel, sehingga laju reaksi pun semakin kecil.

2. Suhu

Suhu juga turut berperan dalam mempengaruhi laju reaksi. Apabila suhu pada suatu reaksi yang berlangsung dinaikkan, maka menyebabkan partikel semakin aktif bergerak, sehingga tumbukan yang terjadi semakin sering, menyebabkan laju reaksi semakin besar. Sebaliknya, apabila suhu diturunkan, maka partikel semakin tak aktif, sehingga laju reaksi semakin kecil.

3. Tekanan

Banyak reaksi yang melibatkan pereaksi dalam wujud gas. Kelajuan dari pereaksi seperti itu juga dipengaruhi tekanan. Penambahan tekanan dengan memperkecil volume akan memperbesar konsentrasi, dengan demikian dapat memperbesar laju reaksi.

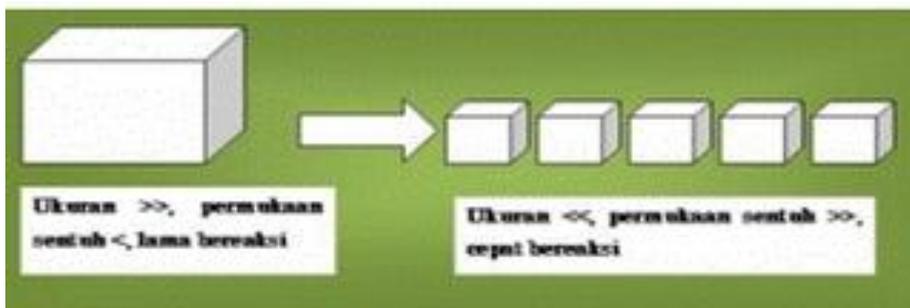
4. Katalis

Katalis adalah suatu zat yang mempercepat laju reaksi kimia pada suhu tertentu, tanpa mengalami perubahan atau terpakai oleh reaksi itu sendiri. Suatu katalis berperan dalam reaksi tapi bukan sebagai pereaksi ataupun produk. Katalis memungkinkan reaksi berlangsung lebih cepat atau memungkinkan reaksi pada suhu lebih rendah akibat perubahan yang dipicunya terhadap pereaksi. Katalis menyediakan suatu jalur pilihan dengan energi aktivasi yang lebih

rendah. Katalis mengurangi energi yang dibutuhkan untuk berlangsungnya reaksi.

5. Luas Permukaan Sentuh

Luas permukaan sentuh memiliki peranan yang sangat penting dalam laju reaksi, sebab semakin besar luas permukaan bidang sentuh antar partikel, maka tumbukan yang terjadi semakin banyak, sehingga menyebabkan laju reaksi semakin cepat. Begitu juga, apabila semakin kecil luas permukaan bidang sentuh, maka semakin kecil tumbukan yang terjadi antar partikel, sehingga laju reaksi pun semakin kecil. Karakteristik kepingan yang direaksikan juga turut berpengaruh, yaitu semakin halus kepingan itu, maka semakin cepat waktu yang dibutuhkan untuk bereaksi; sedangkan semakin kasar kepingan itu, maka semakin lama waktu yang dibutuhkan untuk bereaksi.



Gambar 2
Karakteristik reaksi pada suatu permukaan

6. Sifat alami suatu reaksi

Beberapa reaksi memang secara alami lambat atau lebih cepat dibandingkan yang lain. Jumlah spesies yang ikut bereaksi serta keadaan fisik reaktan, ataupun kekompleksan jalanya (mekanisme reaksi) dan factor lain sangat menentukan kecepatan laju reaksi.

7. Orde reaksi

Orde reaksi menentukan seberapa besar konsentrasi reaktan berpengaruh pada kecepatan reaksi.

8. Pelarut

Banyak reaksi yang terjadi dalam larutan dan melibatkan pelarut. Sifat pelarut baik terhadap reaktan, hasil intermediate, dan

produknya mempengaruhi laju reaksi. Seperti sifat solvasi pelarut terhadap ion dalam pelarut dan kekuatan interaksi ion dan pelarut dalam pembentukan counter ion.

9. Radiasi elektromagnetik dan Intensitas Cahaya.

Radiasi elektromagnetik dan cahaya merupakan salah satu bentuk energi. Molekul-molekul reaktan dapat menyerap kedua bentuk energi ini sehingga mereka terpenuhi atau meningkatkan energinya sehingga meningkatkan terjadinya tumbukan antar molekul

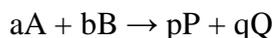
10. Pengadukan.

Proses pengadukan mempengaruhi kecepatan reaksi yang melibatkan sistem heterogen. Seperti reaksi yang melibatkan dua fasa yaitu fasa padatan dan fasa cair seperti melarutkan serbuk besi dalam larutan HCl, dengan pengadukan maka reaksi akan cepat berjalan.

Laju reaksi dipelajari dalam cabang ilmu kimia disebut juga kinetika kimia.

Definisi formal Untuk Kinetika

Untuk reaksi kimia



dengan a, b, p, dan q adalah koefisien reaksi, dan A, B, P, dan Q adalah zat-zat yang terlibat dalam reaksi, laju reaksi dalam suatu sistem tertutup adalah

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{p} \frac{d[P]}{dt} = \frac{1}{q} \frac{d[Q]}{dt}$$

dimana [A], [B], [P], dan [Q] menyatakan konsentrasi zat-zat tersebut.

Katalis dapat dibedakan ke dalam dua golongan utama yaitu katalis homogen dan katalis heterogen :

Katalis heterogen

Katalis yang ada dalam fase berbeda dengan pereaksi dalam reaksi yang dikatalisinya, sedangkan katalis homogen berada dalam fase yang sama. Satu contoh sederhana untuk katalisis heterogen yaitu bahwa katalis menyediakan suatu permukaan di mana pereaksi-pereaksi

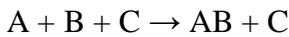
(atau substrat) untuk sementara terjat. Ikatan dalam substrat-substrat menjadi lemah sedemikian sehingga memadai terbentuknya produk baru. Ikatan antara produk dan katalis lebih lemah, sehingga akhirnya terlepas.

Katalis homogen

Umumnya bereaksi dengan satu atau lebih pereaksi untuk membentuk suatu perantarakimia yang selanjutnya bereaksi membentuk produk akhir reaksi, dalam suatu proses yang memulihkan katalisnya. Berikut ini merupakan skema umum reaksi katalitik, di mana C melambangkan katalisnya:



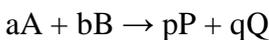
(C) termakan oleh reaksi 1, namun selanjutnya dihasilkan kembali oleh reaksi 2, sehingga untuk reaksi keseluruhannya menjadi :



Beberapa katalis yang pernah dikembangkan antara lain berupa katalis Ziegler-Natta yang digunakan untuk produksi masal polietilen dan polipropilen. Reaksi katalitis yang paling dikenal adalah proses Haber, yaitu sintesis amonia menggunakan besi biasa sebagai katalis. Konverter katalitik yang dapat menghancurkan produk emisi kendaraan yang paling sulit diatasi, terbuat dari platina dan rodium

5. Persamaan laju reaksi

Untuk reaksi kimia



hubungan antara laju reaksi dengan molaritas adalah

$$v = k[A]^n [B]^m$$

dengan:

- V = Laju reaksi
- k = Konstanta laju reaksi
- m = Orde reaksi zat A
- n = Orde reaksi zat

Pengenceran larutan

Larutan pekat (mempunyai kemolaran besar) dapat diencerkan dengan menambah volum pelarut, sehingga akan diperoleh larutan yang lebih encer (kemolarannya kecil).

pada pengenceran berlaku rumus :

$$V_1 M_1 = V_2 M_2$$

V_1 = volum sebelum pengenceran

M_1 = kemolaran sebelum pengenceran

V_2 = volum sesudah pengenceran

M_2 = kemolaran sesudah pengenceran

dimana:

$V_1 M_1$: volume dan konsentrasi larutan asal

$V_2 M_2$: volume dan konsentrasi hasil pengenceran

Volum pelarut yang ditambahkan = $V_2 - V_1$

pada pengenceran hanya terjadi penambahan volum, sedang jumlah zat terlarut tetap, maka $M_2 < M_1$

Pencampuran larutan sejenis dengan konsentrasi berbeda menghasilkan konsentrasi baru, dengan rumusan :



$M_1 V_1 + M_2 V_2 = M(V_1 + V_2)$
 $M_1 V_1 + M_2 V_2 = M_2 V_2 + M_1 V_1$

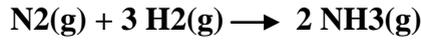
6. Konsep Laju Reaksi

Laju reaksi menyatakan laju perubahan konsentrasi zat-zat komponen reaksi setiap satuan waktu:

$$V = \frac{\Delta[M]}{t}$$

- Laju pengurangan konsentrasi pereaksi per satuan waktu
- Laju penambahan konsentrasi hasil reaksi per satuan waktu
- Perbandingan laju perubahan masing-masing komponen sama dengan perbandingan koefisien reaksinya

Pada reaksi :



Laju reaksi :

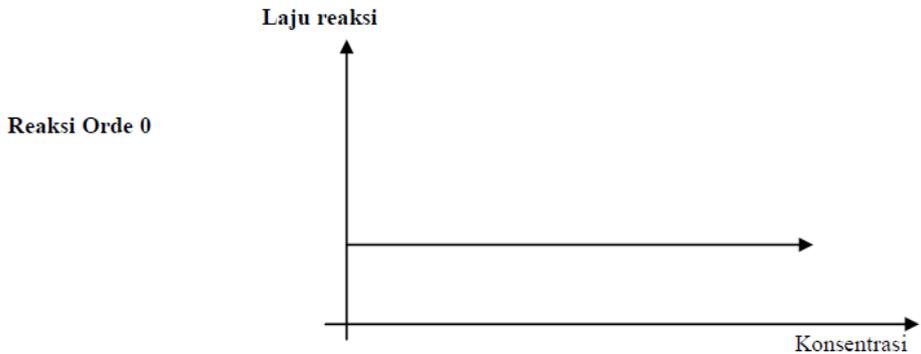
- laju penambahan konsentrasi NH_3
- laju pengurangan konsentrasi N_2 dan H_2 .

ORDE REAKSI

Pangkat perubahan konsentrasi terhadap perubahan laju disebut *orde reaksi*

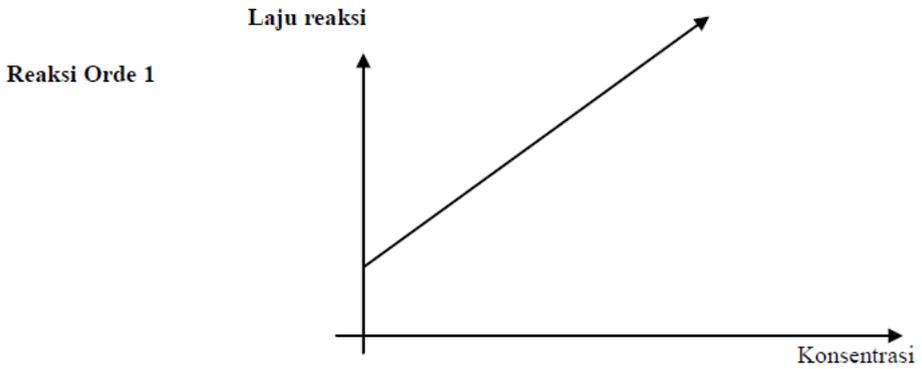
- o Ada reaksi berorde 0, dimana tidak terjadi perubahan laju reaksi berapapun perubahan konsentrasi pereaksi.
- o Ada reaksi berorde 1, dimana perubahan konsentrasi pereaksi 2 kali menyebabkan laju reaksi lebih cepat 2 kali.
- o Ada reaksi berorde 2, dimana laju perubahan konsentrasi pereaksi 2 kali menyebabkan laju reaksi lebih cepat 4 kali, dst.

Grafik hubungan perubahan konsentrasi terhadap laju reaksi dapat dilihat pada gambar 3(a),(b), (c)



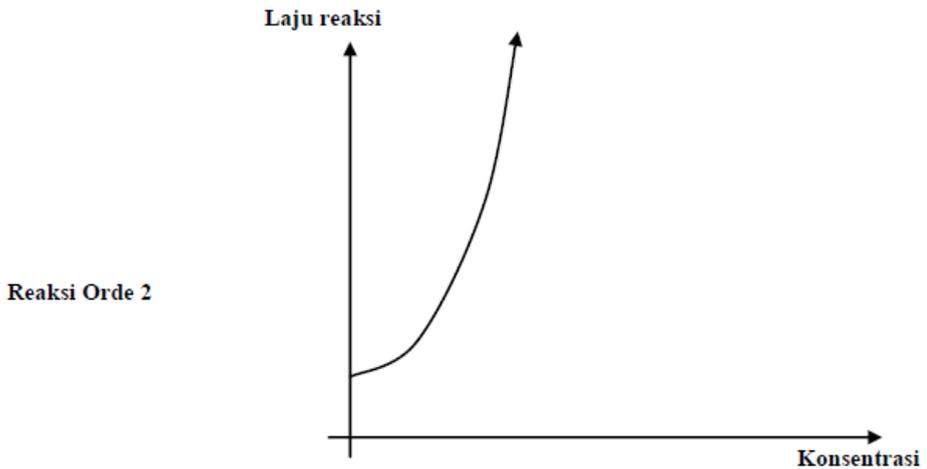
Gambar 3(a)

Perubahan Konsentrasi terhadap laju reaksi pada orde reaksi 0



Gambar 3(a)

Perubahan Konsentrasi terhadap laju reaksi pada orde reaksi 1



Gambar 3(c)

Perubahan Konsentrasi terhadap laju reaksi pada orde reaksi 2

Untuk reaksi



Rumusan laju reaksi adalah :

$$V = k [A]^m [B]^n$$

Dimana :

k = tetapan laju reaksi

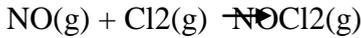
m = orde reaksi untuk A

n = orde reaksi untuk B

$$\text{Orde reaksi total} = m + n$$

Rumusan laju reaksi tersebut diperoleh dari percobaan.

Misalkan diperoleh data percobaan untuk reaksi :



Diperoleh data sebagai berikut :

Perc	[NO] M	[Cl ₂] M	V M/s
1	0,1	0,1	4
2	0,1	0,2	16
3	0,2	0,1	8
4	0,3	0,3	?

Rumusan laju reaksi untuk reaksi tersebut adalah :

$$V = k [\text{NO}]^m [\text{Cl}_2]^n$$

$$\text{Orde NO} = m$$

Percobaan 1 dan 3

$$\text{Orde Cl}_2 = n$$

Percobaan 1 dan 2

$$\Delta [\text{NO}]^m = \Delta V$$

$$\left(\frac{[\text{NO}]_3}{[\text{NO}]_1} \right)^m = \frac{V_3}{V_1}$$

$$\left(\frac{0,2}{0,1} \right)^m = \frac{8}{4}$$

$$2^m = 2$$

$$m = 1$$

$$\Delta [\text{Cl}_2]^n = \Delta V$$

$$\left(\frac{[\text{Cl}_2]_2}{[\text{Cl}_2]_1} \right)^n = \frac{V_2}{V_1}$$

$$\left(\frac{0,2}{0,1} \right)^n = \frac{16}{4}$$

$$2^n = 4$$

$$n = 2$$

Maka rumusan laju reaksinya adalah :

$$V = k [\text{NO}]^1 [\text{Cl}_2]^2$$

Harga “k” diperoleh dengan memasukan salah satu data percobaan

$$k = \frac{V}{[\text{NO}] \cdot [\text{Cl}_2]^2}$$

$$k = \frac{4}{0,1 \cdot 0,1^2}$$

$$k = 4 \cdot 10^3 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}$$

Maka laju reaksi pada percobaan 4 adalah :

$$V = k [\text{NO}]^1 [\text{Cl}_2]^2$$

$$V = 4 \cdot 10^3 \cdot 0,3 \cdot 0,3^2$$

$$V = 108 \text{ Ms}^{-1}$$

Koefisien suhu reaksi :

Jika suhu naik 10°C , maka laju reaksi umumnya berlangsung dua kali lebih cepat.

Maka :

$$t_2 = \frac{1}{2^n} \cdot t_1$$

$$v_2 = 2^n \cdot V_2$$

Untuk suhu turun ($T_2 < T_1$)

$$t_2 = 2^n \cdot t_1$$

$$v_2 = \frac{1}{2^n} \cdot V_1$$

Dimana :

t = waktu laju reaksi

v = laju reaksi

E. Evaluasi

1. Jelaskan definisi dari laju reaksi
2. Bagaimana pengaruh suhu terhadap laju reaksi
3. Mana Laju reaksi yang lebih cepat reaksinya antara yang dipanaskan dan tidak dipanaskan, jelaskan
4. Bagaimana pengaruh luas permukaan terhadap laju reaksi antara batu pualam dengan asam klorida
5. Mana laju reaksi yang lebih cepat reaksinya antara serbuk CaCO_3 dan kepingan CaCO_3 , Jelaskan

F. Buku Sumber, Bacaan Pendukung

Alberty, R.A., and Silbey., 1992, "Physical Chemistry", John Willey and Sons, Inc., New York

Barron, 1979, "Physical Chemistry", Mcgraw Hill Book Company, New York

Castellan, Gilbert . W., “Physical Chemistriy”, Secand Edition, Addison Wesley.

Farrington, Danniels, 1954, “Out Liner Of Physical Chemistry”, John Willey & Sons, Inc. Chapman & Hall Limited, Eight Printing, Corrected

Sukarjo, 2004, “Kimia Fisika”, PT. Rineka Cipta, Jakarta

Umar Mansur, 2009,”Kimia Fisika dan Soal-soal”,Penerbit Universitas Indonesia



REPUBLIK INDONESIA
KEMENTERIAN HUKUM DAN HAK ASASI MANUSIA

SURAT PENCATATAN CIPTAAN

Dalam rangka perlindungan ciptaan di bidang ilmu pengetahuan, seni dan sastra berdasarkan Undang-Undang Nomor 28 Tahun 2014 tentang Hak Cipta, dengan ini menerangkan:

Nomor dan tanggal permohonan : EC00202110189, 6 Februari 2021

Pencipta

Nama : **KGS. A. RONI dan Netty Herawati**
Alamat : **KOMPLEK SANGKURIANG BLOK K-9 RT/RW 060/023 KEL/DESA SAKO KECAMATAN SAKO, PALEMBANG, SUMATERA SELATAN, 30163**
Kewarganegaraan : **Indonesia**

Pemegang Hak Cipta

Nama : **KGS. A. RONI dan Netty Herawati**
Alamat : **KOMPLEK SANGKURIANG BLOK K-9 RT/RW 060/023 KEL/DESA SAKO KECAMATAN SAKO, PALEMBANG, SUMATERA SELATAN, 30163**
Kewarganegaraan : **Indonesia**
Jenis Ciptaan : **Buku**
Judul Ciptaan : **KIMIA FISIKA 1**
Tanggal dan tempat diumumkan untuk pertama kali di wilayah Indonesia atau di luar wilayah Indonesia : **1 April 2019, di PALEMBANG**
Jangka waktu perlindungan : **Berlaku selama hidup Pencipta dan terus berlangsung selama 70 (tujuh puluh) tahun setelah Pencipta meninggal dunia, terhitung mulai tanggal 1 Januari tahun berikutnya.**
Nomor pencatatan : **000237096**

adalah benar berdasarkan keterangan yang diberikan oleh Pemohon.
Surat Pencatatan Hak Cipta atau produk Hak terkait ini sesuai dengan Pasal 72 Undang-Undang Nomor 28 Tahun 2014 tentang Hak Cipta.

a.n. MENTERI HUKUM DAN HAK ASASI MANUSIA
DIREKTUR JENDERAL KEKAYAAN INTELEKTUAL

Dr. Freddy Harris, S.H., LL.M., ACCS.
NIP. 196611181994031001



Disclaimer:

Dalam hal pemohon memberikan keterangan tidak sesuai dengan surat pernyataan, menteri berwenang untuk mencabut surat pencatatan permohonan.