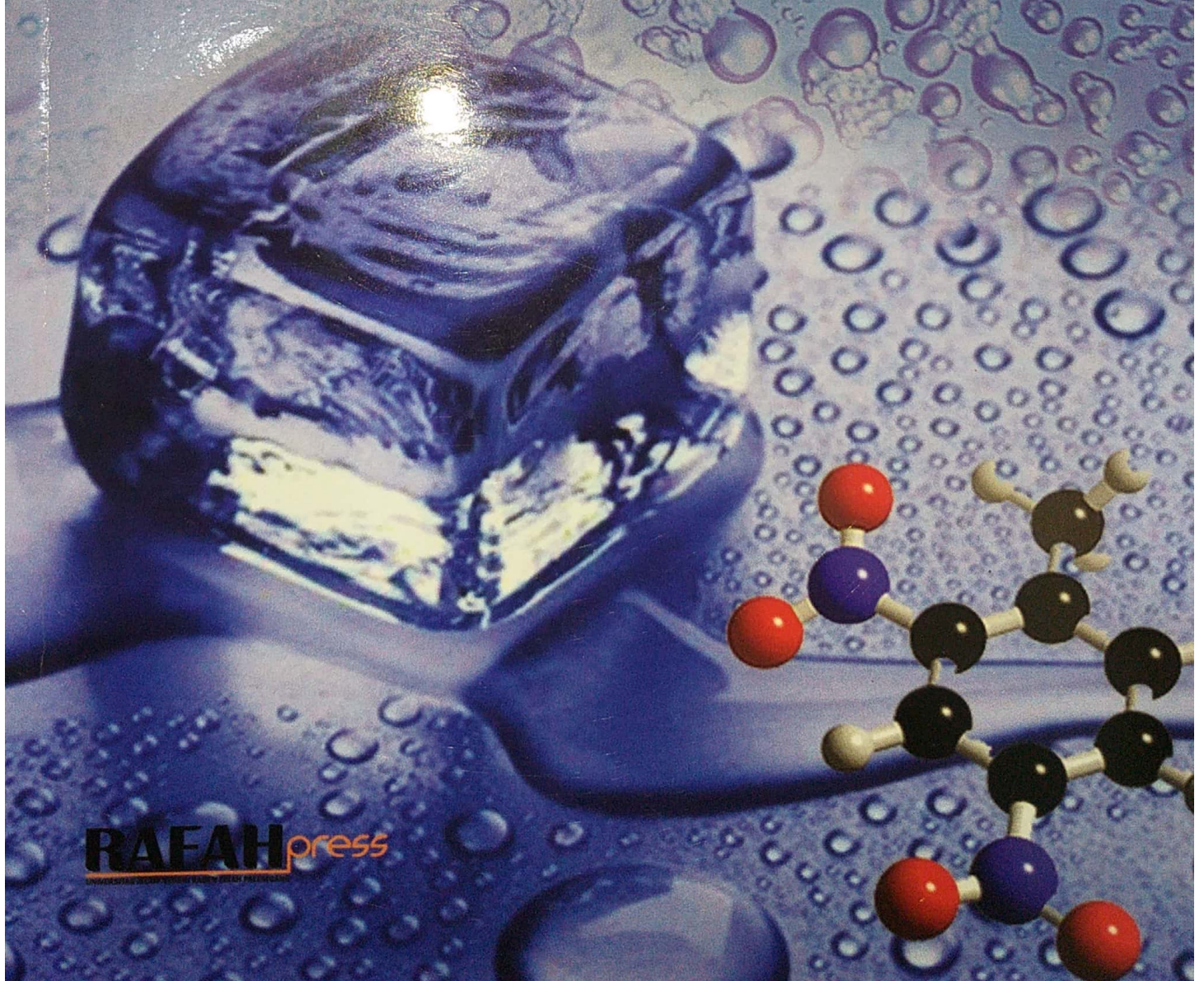


Dr. Kiagus Ahmad Roni, ST., MT.  
Netty Herawati, ST., MT.

# KIMIA FISIKA II



**RAFAH**press

# **KIMIA FISIKA II**

**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 II**

---

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](mailto:noerfikri@gmail.com)

Cetakan I: Februari 2020  
16,25 x 25 cm  
vi, 93 hlm

Hak Cipta dilindungi undang-undang pada penulis  
All right reserved

ISBN : 978-623-250-158-4

# PRAKATA

Buku Ajar Kimia Fisika II merupakan buku yang dipergunakan oleh mahasiswa program studi Teknik Kimia sebagai buku rujukan, terutama bagi mahasiswa yang sedang mengikuti Mata Kuliah Kimia Fisika II (TKK 303) pada semester III.

Buku ini mengkaji konsep-konsep, prinsip, dan pendekatan didalam Mata Kuliah Kimia Fisika II. Mahasiswa diharapkan dapat memahami Tentang larutan, Sifat-sifat Kologatif larutan, Larutan Elektrolit, Sistem Koloid, Persamaan Keadaan, dan Hukum dasar kesetimbangan fase

Buku ini mempunyai tiga tujuan pokok yaitu dari segi kognetif, psikomotor dan dari segi afektif. Setelah menyelesaikan Mata Kuliah Kimia Fisika II 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, Januari 2020

Penulis

## KATA PENGANTAR

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

	<b>Halaman</b>
<b>HALAMAN JUDUL .....</b>	<b>i</b>
<b>PRAKATA .....</b>	<b>iii</b>
<b>KATA PENGANTAR.....</b>	<b>iv</b>
<b>DAFTAR ISI.....</b>	<b>v</b>
<b>PENDAHULUAN.....</b>	<b>1</b>
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.....	4
<b>BAB I LARUTAN .....</b>	<b>5</b>
1. Pengertian larutan .....	5
2. Sifat Dasar larutan .....	5
3. Kelarutan.....	6
4. Konsentrasi .....	9
5. Daya Hantar Listrik Larutan .....	10
Evaluasi .....	12
<b>BAB II SIFAT-SIFAT KOLIGATIF LARUTAN .....</b>	<b>15</b>
1. Definisi Sifat Koligatif Larutan.....	15
2. Sifat-sifat Koligatif Larutan.....	16
3. Sifat Koligatif Larutan Non Elektrolit.....	24
4. Sifat Koligatif Larutan Elektrolit.....	27
Evaluasi .....	27
<b>BAB III LARUTAN ELEKTROLIT.....</b>	<b>29</b>
1. Definisi Larutan Elektrolit.....	29
2. Larutan Elektrolit yang Menghantarkan Listrik .....	30
3. Sumber Ion dalam Larutan Elektrolit .....	33
Evaluasi .....	34

<b>BAB IV</b>	<b>SISTEM KOLOID.....</b>	<b>35</b>
	1. Definisi Sistem Koloid .....	35
	2. Jenis-jenis Koloid .....	38
	3. Sifat-sifat Kolid.....	41
	4. Pembuatan Koloid.....	47
	5. Aplikasi Koloid dalam Kehidupan Sehari-hari dalam Air .....	49
	Evaluasi .....	51
<b>BAB V</b>	<b>PERSAMAAN KEADAAN .....</b>	<b>53</b>
	1. Gas .....	53
	2. Persamaan Keadaan Gas.....	58
	3. Cairan.....	60
	4. Persamaan Keadaan Cairan .....	60
	5. Penetapan Tetapan Van Der Waals .....	63
	6. Tetapan Kritis Gas .....	65
	7. Persamaan Keadaan Tereduksi .....	66
	8. Pencairan Gas .....	67
	Evaluasi .....	68
<b>BAB VI</b>	<b>HUKUM DASAR KESETIMBANGAN FASE .....</b>	<b>69</b>
	1. Kesetimbangan Fase .....	69
	2. Sistem Satu Komponen.....	70
	3. Sistem Dua Komponen .....	74
	4. Sistem Tiga Komponen .....	89
	<b>DAFTAR PUSTAKA .....</b>	<b>93</b>

# PENDAHULUAN

## A. RINGKASAN MATA KULIAH

Mata kuliah ini Kimia Fisika II terdiri dari 6 bab yaitu larutan, sifat koligatif larutan, larutan elektrolit, sistem koloid, persamaan keadaan dan besaran termodinamika.

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

### 1. Kognitif

Memahami:

- a. Definisi Larutan,
- b. Sifat Koligatif Larutan,
- c. Larutan Elektrolit,
- d. Persamaan Keadaan
- e. Hukum dasar kesetimbangan fase

Menganalisis:

- a. Masalah yang timbul pada proses kimia fisika
- b. Bagaimana mengatasi permasalahan tersebut

### 2. Afektif

Menerapkan:

- a. Pemahaman mahasiswa dalam penyelesaian masalah proses kimia fisika baik itu sifat larutan, sistem koloid, persamaan keadaan dan besaran termodinamika serta perhitungan,
- b. Pemahamannya dalam aplikasi di pabrik kimia.

Proses pembelajaran disampaikan melalui tatap muka langsung dengan mahasiswa. Metode yang digunakan dalam proses pembelajaran ini adalah ceramah, diskusi, tanya jawab dan memberikan tugas mandiri secara individual dan kelompok.

Tugas individual berkaitan dengan tugas perorangan yang harus diselesaikan setiap mahasiswa dengan mempelajari buku yang berkaitan dengan matakuliah utilitas, yang diharapkan dapat membantu mahasiswa dalam menemukan solusi permasalahan yang ada. Pembelajaran kelompok dilakukan secara bersama-sama dengan mahasiswa yang lain.



## B. POKOK-POKOK BAHASAN

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

1. Pengertian larutan
2. Sifat koligatif larutan
3. Larutan Elektrolit
4. Sistem Koloid
5. Persamaan keadaan
6. Hukum dasar kesetimbangan fase

## C. TAGIHAN

1. Kehadiran mahasiswa dalam perkuliahan
2. Penyusunan dan penyajian makalah individual atau kelompok
3. Partisipasi dalam diskusi kelompok
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	Tugas Individu/ Kelompok	Pokok Bahasan	Sumber
1	-	Penjelasan Kontrak Kuliah, Didefinisi Umum Kimia Fisika	
2-3	-	Larutan	
4-5	Ada	Sifat Koligatif larutan	
6,7	Ada	Larutan Elektrolit	
		Evaluasi Mid Semester	
8,9	-	Sistem Koloid	
10,11	Ada	Sistem Pengolah Air Pendingin	
12,13	-	Persamaan Keadaan	
14,15	Ada	Besaran Termodinamika	
14	Ada	Udara Pabrik dan Udara Instrumen	
		Evaluasi Akhir Semester	

## 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. Rineka Cipta, jakarta

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

*Sukardjo,(2004). Kimia Fisika.Jakarta:Penerbit PT Rineka Cipta*

Susi Ardani. 2012. *Koloid*.  
<http://susiardaninuraini.blogspot.com/2012/05/makalah-koloid.html> , diakses pada tanggal 30 November 2013.

\_\_\_\_\_.2013.*Koloid*.  
<http://kmplnmakalah.blogspot.com/2013/04/makalah-koloid.html>, diakses pada tanggal 30 November 2013

Tegar's e-learning. 2010. *Sistem Koloid*.  
[http://kimia.upi.edu/utama/bahanajar/kuliah\\_web/2007/Tega%20rQ/link/dua.html](http://kimia.upi.edu/utama/bahanajar/kuliah_web/2007/Tega%20rQ/link/dua.html), diakses pada tanggal 30 November 2013.

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

Wall, F.T., 1958, "Chemical Thermodynamich", San Fransisco, W. H. Freeman

Zemansky, M. 1951, "Heat and Thermodynamics", New York, McGrawHill

#### **F. PELAKSANAAN PERKULIAHAN**

1. Metode yang digunakan; Ceramah, Diskusi, dan Penugasan.
2. Setiap mahasiswa tidak boleh memakai sandal, tidak boleh memakai *ballon T-shirt* dan bagi para mahasiswi diwajibkan memakai jilbab.
3. Batas toleransi kedatangan ke dalam kelas 15 menit setelah jadwal yang ditentukan, lebih dari 15 menit Anda tidak diperkenankan mengikuti perkuliahan.

# BAB I

## LARUTAN

### 1. PENGERTIAN LARUTAN

Dalam Istilah kimia, larutan adalah campuran homogen yang terdiri dari dua atau lebih zat. Zat yang jumlahnya lebih sedikit di dalam larutan disebut zat terlarut atau solut, sedangkan zat yang jumlahnya lebih banyak daripada zat-zat lain dalam larutan disebut pelarut atau solven. Komposisi zat terlarut dan pelarut dalam larutan dinyatakan dalam konsentrasi larutan, sedangkan proses pencampuran zat terlarut dan pelarut membentuk larutan disebut pelarutan atau solvasi.

Contoh larutan yang umum dijumpai adalah padatan yang dilarutkan dalam cairan, seperti garam atau gula dilarutkan dalam air. Gas juga dapat pula dilarutkan dalam cairan, misalnya karbon dioksida atau oksigen dalam air. Selain itu, cairan dapat pula larut dalam cairan lain, sementara gas larut dalam gas lain. Terdapat pula larutan padat, misalnya aloi (campuran logam) dan mineral tertentu.

Elektrolit adalah suatu zat yang larut atau terurai ke dalam bentuk ion-ion dan selanjutnya larutan menjadi konduktor elektrik, ion-ion merupakan atom-atom bermuatan elektrik. Elektrolit bisa berupa air, asam, basa atau berupa senyawa kimia lainnya. Elektrolit umumnya berbentuk asam, basa atau garam. Beberapa gas tertentu dapat berfungsi sebagai elektrolit pada kondisi tertentu misalnya pada suhu tinggi atau tekanan rendah. Elektrolit kuat identik dengan asam, basa, dan garam kuat.

### 2. SIFAT DASAR LARUTAN

Larutan adalah campuran yang bersifat homogen antara molekul, atom ataupun ion dari dua zat atau lebih. Disebut campuran karena susunannya atau komposisinya dapat berubah. Disebut homogen karena susunannya begitu seragam sehingga tidak dapat diamati adanya bagian-bagian yang berlainan, bahkan dengan mikroskop optis sekalipun.

Fase larutan dapat berwujud gas, padat ataupun cair. Larutan gas misalnya udara. Larutan padat misalnya perunggu, amalgam dan paduan logam yang lain. Larutan cair misalnya air laut, larutan gula

dalam air, dan lain-lain. Komponen larutan terdiri dari pelarut (*solvent*) dan zat terlarut (*solute*).

Pelarut cair umumnya adalah air. Pelarut cair yang lain misalnya bensena, kloroform, eter, dan alkohol. Jika pelarutnya bukan air, maka nama pelarutnya disebutkan. Misalnya larutan garam dalam alkohol disebut larutan garam dalam alkohol (alkohol disebutkan), tetapi larutan garam dalam air disebut larutan garam (air tidak disebutkan).

Zat terlarut dapat berupa zat padat, gas atau cair. Zat padat terlarut dalam air misalnya gula dan garam. Gas terlarut dalam air misalnya amonia, karbon dioksida, dan oksigen. Zat cair terlarut dalam air misalnya alkohol dan cuka. Umumnya komponen larutan yang jumlahnya lebih banyak disebut sebagai pelarut. Larutan 40 % alkohol dengan 60 % air disebut larutan alkohol. Larutan 60 % alkohol dengan 40 % air disebut larutan air dalam alkohol. Larutan 60 % gula dengan 40 % air disebut larutan gula karena dalam larutan itu air terlihat tidak berubah sedangkan gula berubah dari padatan (kristal) menjadi terlarut (menyerupai air).

### **3. KELARUTAN**

Kelarutan adalah kuantitas maksimal suatu zat kimia terlarut (solut) untuk dapat larut pada pelarut tertentu membentuk larutan homogen. Kelarutan suatu zat dasarnya sangat bergantung pada sifat fisika dan kimia solut dan pelarut pada suhu, tekanan dan pH larutan. Secara luas kelarutan suatu zat pada pelarut tertentu merupakan suatu pengukuran konsentrasi kejenuhan dengan cara menambahkan sedikit demi sedikit solut pada pelarut sampai solut tersebut mengendap (tidak dapat larut lagi).

Contoh misalnya, sebutir kristal gula pasir merupakan gabungan dari beberapa molekul gula. Jika kristal gula itu dimasukkan ke dalam air, maka molekul-molekul gula akan memisah dari permukaan kristal gula menuju ke dalam air (disebut melarut). Molekul gula itu bergerak secara acak seperti gerakan molekul air, sehingga pada suatu saat dapat menumbuk permukaan kristal gula atau molekul gula yang lain. Sebagian molekul gula akan terikat kembali dengan kristalnya atau saling bergabung dengan molekul gula yang lain sehingga kembali membentuk kristal (mengkristal ulang). Jika laju pelarutan gula sama dengan laju pengkristalan ulang, maka proses itu berada dalam kesetimbangan dan larutannya disebut jenuh.

## Kristal gula + air $\rightleftharpoons$ larutan gula

**Larutan jenuh** adalah larutan yang mengandung zat terlarut dalam jumlah yang diperlukan untuk adanya kesetimbangan antara *solute* yang terlarut dan yang tak terlarut. Banyaknya *solute* yang melarut dalam pelarut yang banyaknya tertentu untuk menghasilkan suatu larutan jenuh disebut kelarutan (*solubility*) zat itu. Kelarutan umumnya dinyatakan dalam gram zat terlarut per 100 mL pelarut, atau per 100 gram pelarut pada temperatur yang tertentu. Jika kelarutan zat kurang dari 0,01 gram per 100 gram pelarut, maka zat itu dikatakan tak larut (*insoluble*).

Jika jumlah *solute* yang terlarut kurang dari kelarutannya, maka larutannya disebut **tak jenuh** (*unsaturated*). Larutan tak jenuh lebih encer (kurang pekat) dibandingkan dengan larutan jenuh. Jika jumlah *solute* yang terlarut lebih banyak dari kelarutannya, maka larutannya disebut **lewat jenuh** (*supersaturated*). Larutan lewat jenuh lebih pekat daripada larutan jenuh. Larutan lewat jenuh biasanya dibuat dengan cara membuat larutan jenuh pada temperatur yang lebih tinggi. Pada cara ini zat terlarut harus mempunyai kelarutan yang lebih besar dalam pelarut panas daripada dalam pelarut dingin. Jika dalam larutan yang panas itu masih tersisa zat terlarut yang sudah tak dapat melarut lagi, maka sisa itu harus disingkirkan dan tidak boleh ada zat lain yang masuk. Kemudian larutan itu didinginkan hati-hati dengan cara didiamkan untuk menghindari pengkristalan. Jika tidak ada *solute* yang memisahkan diri (mengkristal kembali) selama pendinginan, maka larutan dingin yang diperoleh bersifat lewat jenuh. Larutan lewat jenuh yang dapat dibuat dengan cara ini misalnya larutan dari sukrosa, natrium asetat dan natrium tiosulfat (hipo). Larutan lewat jenuh merupakan suatu sistem metastabil. Larutan ini dapat diubah menjadi larutan jenuh dengan menambahkan kristal yang kecil (kristal inti/bibit) umumnya kristal dari *solute*. Kelebihan molekul *solute* akan terikat pada kristal inti dan akan mengkristal kembali.

Kelarutan senyawa logam biasa, yaitu senyawa logam golongan IA, IIA, IB, IIB, Mn, Fe, Co, Ni, Al, Sn, Pb, Sb, Bi, dan  $\text{NH}_4^+$  adalah seperti pada tabel 1

Tabel 1. Kelarutan beberapa senyawa dalam air

Senyawa	Kelarutan
Nitrat	Semua larut
Nitrit	Semua larut kecuali $\text{Ag}^+$
Asetat	Semua larut kecuali $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , $\text{Bi}^{3+}$
Klorida	Semua larut kecuali $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Cu}^{3+}$
Bromida	Semua larut kecuali $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$
Iodida	Semua larut kecuali $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Bi}^{3+}$
Sulfat	Semua larut kecuali $\text{Ba}^+$ , $\text{Sr}_2^+$ , $\text{Pb}^{2+}$ , ( $\text{Ca}^{2+}$ sedikit larut)
Sulfit	Semua tidak larut kecuali $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{NH}_4^+$
Sulfida	Semua tidak larut kecuali $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{NH}_4^+$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$
Fosfat	Semua tidak larut kecuali $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{NH}_4^+$
Karbonat	Semua tidak larut kecuali $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{NH}_4^+$
Oksalat	Semua tidak larut kecuali $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{NH}_4^+$
Oksida	Semua tidak larut kecuali $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$
Hidroksida	Semua tidak larut kecuali $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{NH}_4^+$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , ( $\text{Ca}^{2+}$ sedikit larut)

Faktor-faktor yang mempengaruhi kelarutan antara lain jenis zat terlarut, jenis pelarut, temperatur, dan tekanan.

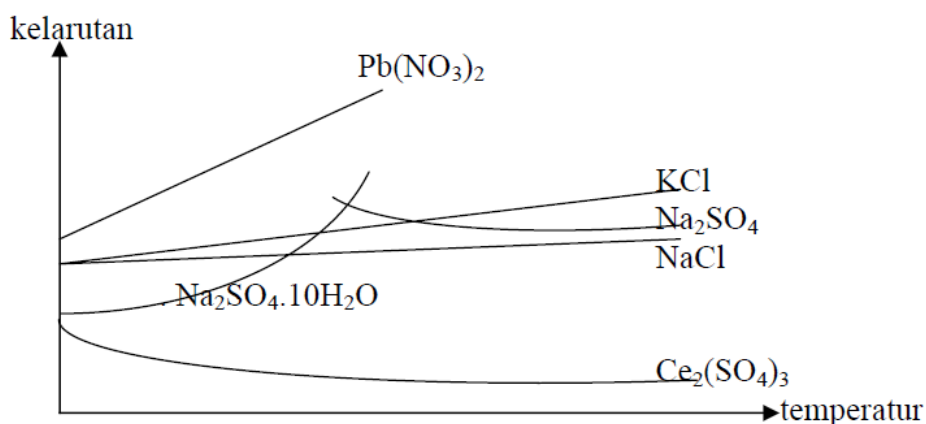
a. Pengaruh Jenis Zat pada Kelarutan

Zat-zat dengan struktur kimia yang mirip umumnya dapat saling bercampur dengan baik, sedangkan zat-zat yang struktur kimianya berbeda umumnya kurang dapat saling bercampur (*like dissolves like*). Senyawa yang bersifat polar akan mudah larut dalam pelarut polar, sedangkan senyawa nonpolar akan mudah larut dalam pelarut nonpolar. Contohnya alkohol dan air bercampur sempurna (*completely miscible*), air dan eter bercampur sebagian (*partially miscible*), sedangkan minyak dan air tidak bercampur (*completely immiscible*).

b. Pengaruh Temperatur pada Kelarutan

Kelarutan gas umumnya berkurang pada temperatur yang lebih tinggi. Misalnya jika air dipanaskan, maka timbul gelembung-gelembung gas yang keluar dari dalam air, sehingga gas yang terlarut dalam air tersebut menjadi berkurang. Kebanyakan zat padat kelarutannya lebih besar pada temperatur yang lebih tinggi. Ada beberapa zat padat yang kelarutannya berkurang pada temperatur yang lebih tinggi, misalnya natrium sulfat dan serium sulfat. Pada larutan jenuh terdapat kesetimbangan antara proses pelarutan dan proses pengkristalan kembali. Jika salah satu proses bersifat endoterm, maka

proses sebaliknya bersifat eksoterm. Jika temperatur dinaikkan, maka sesuai dengan azas *Le Chatelier* (*Henri Louis Le Chatelier: 1850-1936*) kesetimbangan itu bergeser ke arah proses endoterm. Jadi jika proses pelarutan bersifat endoterm, maka kelarutannya bertambah pada temperatur yang lebih tinggi. Sebaliknya jika proses pelarutan bersifat eksoterm, maka kelarutannya berkurang pada suhu yang lebih tinggi.



Gambar 1. Kurva hubungan antara kelarutan beberapa garam dengan temperature

### c. Pengaruh tekanan pada kelarutan

Perubahan tekanan pengaruhnya kecil terhadap kelarutan zat cair atau padat. Kelarutan gas sebanding dengan tekanan *partial* gas itu. Menurut hukum *Henry* (*William Henry: 1774-1836*) massa gas yang melarut dalam sejumlah tertentu cairan (pelarutnya) berbanding lurus dengan tekanan yang dilakukan oleh gas itu (tekanan *partial*), yang berada dalam kesetimbangan dengan larutan itu. Contohnya kelarutan oksigen dalam air bertambah menjadi 5 kali jika tekanan *partial*-nya dinaikkan 5 kali. Hukum ini tidak berlaku untuk gas yang bereaksi dengan pelarut, misalnya HCl atau NH<sub>3</sub> dalam air.

## 4. KONSENTRASI LARUTAN

Konsentrasi larutan menyatakan banyaknya zat terlarut dalam sejumlah tertentu larutan. Secara fisika konsentrasi dapat dinyatakan dalam % (persen) atau ppm (*part per million*) = bpj (bagian per juta).

Dalam kimia konsentrasi larutan dinyatakan dalam molar (M), molal (m) atau normal (N).



Molaritas (M) Molaritas menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam setiap liter larutan.

$$M = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{volume larutan}} = \frac{\text{mol}}{L} = \frac{\text{mol}}{\text{mL}} \times 1000 \text{ mL/L}$$

Molalitas (m) Molalitas menyatakan jumlah mol zat terlarut dalam setiap kilo gram (1 000 gram) pelarut.

$$m = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{kg pelarut}} = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{g pelarut}} \times 1000 \text{ g/kg}$$

Normalitas (N) Normalitas menyatakan jumlah ekuivalen zat terlarut dalam setiap liter larutan.

$$N = \frac{\text{ekuivalen solute}}{L \text{ larutan}} = \frac{\frac{\text{massa solute}}{\text{massa ekuivalen}}}{L} = \frac{\frac{\text{gram}}{Mr}}{L} = \frac{n \times \frac{\text{gram}}{Mr}}{L} = \frac{n \times \text{mol}}{L} = n \times M$$

Massa ekuivalen adalah massa zat yang diperlukan untuk menangkap atau melepaskan 1 mol elektron dalam reaksi (reaksi redoks).

## 5. DAYA HANTAR LISTRIK LARUTAN

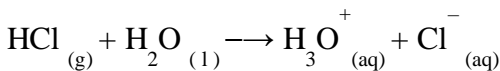
Berdasarkan daya hantar listriknya, larutan dapat bersifat elektrolit atau nonelektrolit. Larutan yang dapat menghantarkan arus listrik disebut larutan yang bersifat elektrolit. Larutan yang tidak dapat menghantarkan arus listrik disebut larutan yang bersifat nonelektrolit. Pada larutan elektrolit, yang menghantarkan arus listrik adalah ion-ion yang terdapat di dalam larutan tersebut. Pada elektroda negatif (katoda) ion positif menangkap elektron (terjadi reaksi reduksi), sedangkan pada elektroda positif (anoda) ion negatif melepaskan elektron (terjadi reaksi oksidasi). Jika di dalam larutan tidak terdapat ion, maka larutan tersebut tidak dapat menghantarkan arus listrik.

**Senyawa elektrolit** adalah senyawa yang jika dilarutkan ke dalam air akan terion (atau terionisasi). Senyawa elektrolit dapat dibedakan menjadi senyawa elektrolit kuat dan senyawa elektrolit lemah. Senyawa elektrolit kuat adalah senyawa yang di dalam air terion

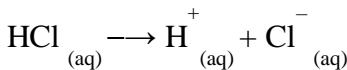
sempurna atau mendekati sempurna, sehingga senyawa tersebut semuanya atau hampir semua berubah menjadi ion. Senyawa yang termasuk senyawa elektrolit kuat adalah:

- a. Asam kuat, contohnya:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$
- b. Basa kuat, contohnya:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$
- c. Garam, misalnya:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{MgSO}_4$

Partikel-partikel yang ada di dalam larutan elektrolit kuat adalah ion-ion yang bergabung dengan molekul air, sehingga larutan tersebut daya hantar listriknya kuat. Hal ini disebabkan karena tidak ada molekul atau partikel lain yang menghalangi gerakan ion-ion untuk menghantarkan arus listrik, sementara molekul-molekul air adalah sebagai media untuk pergerakan ion. Misalnya  $\text{HCl}$  dilarutkan ke dalam air, maka semua  $\text{HCl}$  akan bereaksi dengan air dan berubah menjadi ion-ion dengan persamaan reaksi berikut:



Reaksi ini biasa dituliskan:

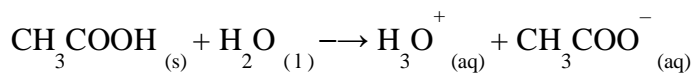


Senyawa elektrolit lemah adalah senyawa yang di dalam air terion sebagian atau senyawa tersebut hanya sebagian saja yang berubah menjadi ion dan sebagian yang lainnya masih sebagai molekul senyawa yang terlarut. Larutan yang terbentuk daya hantar listriknya lemah atau kurang kuat karena molekul-molekul senyawa dalam larutan tidak dapat menghantarkan listrik, sehingga menghalangi ion-ion yang akan menghantarkan listrik.

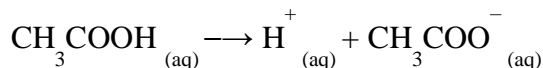
Senyawa yang termasuk senyawa elektrolit lemah adalah:

- a. Asam lemah, contohnya:  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCOOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$
- b. Basa lemah, contohnya:  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ,  $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$

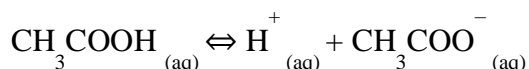
Misalnya  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dilarutkan ke dalam air, maka sebagian  $\text{CH}_3\text{COOH}$  akan terion dengan persamaan reaksi seperti berikut:



$\text{CH}_3\text{COOH}$  yang terion reaksinya biasa dituliskan:



Ion-ion yang telah terbentuk sebagian bereaksi kembali membentuk  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , sehingga dikatakan  $\text{CH}_3\text{COOH}$  yang terion hanya sebagian. Reaksinya dapat dituliskan:



Partikel-partikel yang ada di dalam larutan adalah molekul-molekul senyawa  $\text{CH}_3\text{COOH}$  yang terlarut dan ion-ion  $\text{H}^+$  dan  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . Molekul senyawa  $\text{CH}_3\text{COOH}$  tidak dapat menghantarkan arus listrik, sehingga akan menjadi penghambat bagi ion-ion  $\text{H}^+$  dan  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  untuk menghantarkan arus listrik. Dengan demikian dapat dikatakan bahwa larutan elektrolit lemah daya hantar listriknya kurang kuat.

Senyawa nonelektrolit adalah senyawa yang di dalam air tidak terion, sehingga partikel-partikel yang ada di dalam larutan adalah molekul-molekul senyawa yang terlarut. Dalam larutan tidak terdapat ion, sehingga larutan tersebut tidak dapat menghantarkan arus listrik. Kecuali asam atau basa, senyawa kovalen adalah senyawa nonelektrolit, misalnya:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8$ ,  $\text{C}_{13}\text{H}_{10}\text{O}$ .

## Evaluasi/Latihan

1. Jelaskan Definisi Larutan
2. Jelaskan faktor – faktor apa saja yang mempengaruhi kelarutan.
3. Sebanyak 1,11 g  $\text{CuCl}_2$  dilarutkan ke dalam 100 g air. Jika massa jenis air 1 g/mL, massa atom relatif Cu = 40 dan massa atom relatif Cl = 35,5, maka hitunglah konsentrasi larutan tersebut dalam:
  - a. Molaritas (M)
  - c. Molalitas (m)
  - d. Normalitas (N)

1. Pada suhu  $30^{\circ}\text{C}$  tekanan uap air murni adalah  $31,82\text{ mmHg}$ . Hitunglah tekanan uap larutan sukrosa  $2\text{ m}$  pada suhu  $30^{\circ}\text{C}$ . (Jika diketahui massa pelarut  $\text{H}_2\text{O}$   $1000\text{ g}$ ).
2. Sebutkan senyawa-senyawa yang termasuk elektrolit lemah





Larutan elektrolit adalah larutan yang dapat menghantarkan arus listrik karena zat elektrolit dalam larutannya terurai menjadi ion-ion bermuatan listrik dan ion-ion tersebut selalu bergerak bebas.

Larutan nonelektrolit adalah larutan yang tidak dapat menghantarkan arus listrik karena zat nonelektrolit dalam larutannya tidak terurai menjadi ion-ion, tetapi tetap dalam bentuk molekul yang tidak bermuatan listrik.

## 2. SIFAT-SIFAT KOLIGATIF LARUTAN

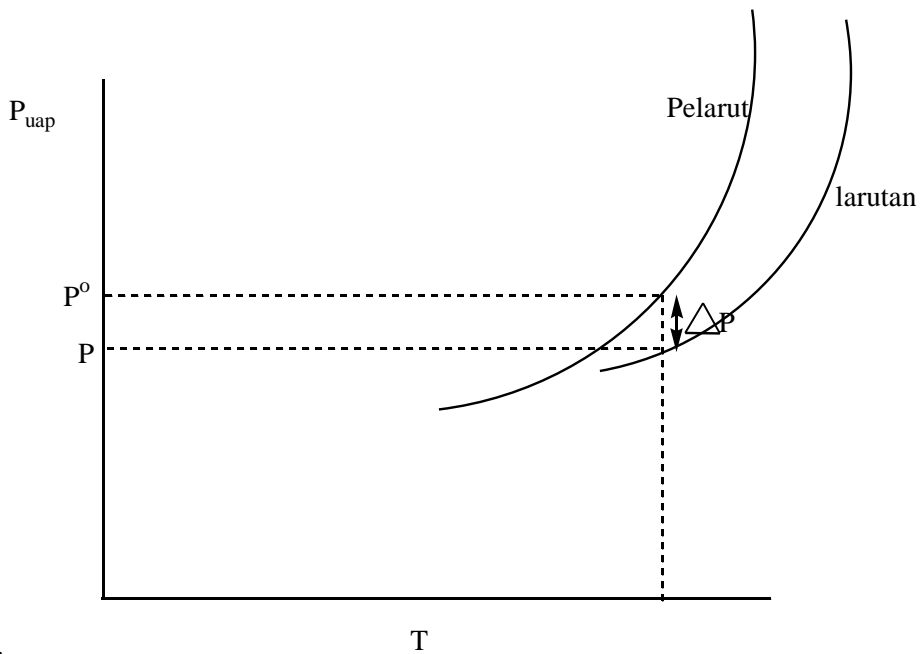
Sifat-sifat koligatif larutan yaitu:

1. Penurunan tekanan uap jenuh ( $\Delta P$ )
2. Kenaikan titik didih ( $\Delta T_b$ )
3. Penurunan titik beku ( $\Delta T_f$ )
4. Tekanan osmotik ( $\pi$ )

Banyaknya partikel dalam larutan ditentukan oleh konsentrasi larutan dan sifat Larutan itu sendiri. Jumlah partikel dalam larutan non elektrolit tidak sama dengan jumlah partikel dalam larutan elektrolit, walaupun konsentrasi keduanya sama. Hal ini dikarenakan larutan elektrolit terurai menjadi ion-ionnya, sedangkan larutan non elektrolit tidak terurai menjadi ion-ion. Dengan demikian sifat koligatif larutan dibedakan atas sifat koligatif larutan non elektrolit dan sifat koligatif larutan elektrolit.

### Penurunan Tekanan Uap Jenuh ( $\Delta P$ )

Apabila ke dalam suatu pelarut dilarutkan zat yang tidak mudah menguap, ternyata tekanan uap jenuh larutan menjadi lebih rendah daripada tekanan uap jenuh pelarut murni. Dalam hal ini uap jenuh larutan dapat jenuh dianggap hanya mengandung uap zat pelarut. Selisih antara tekanan uap jenuh pelarut murni dengan tekanan uap jenuh larutan disebut penurunan tekanan uap jenuh ( $\Delta P$ ). Jika tekanan uap jenuh pelarut murni dinyatakan dengan  $P^\circ$  dan tekanan uap jenuh larutan dengan  $P$ , maka:  $\Delta P = P^\circ - P$

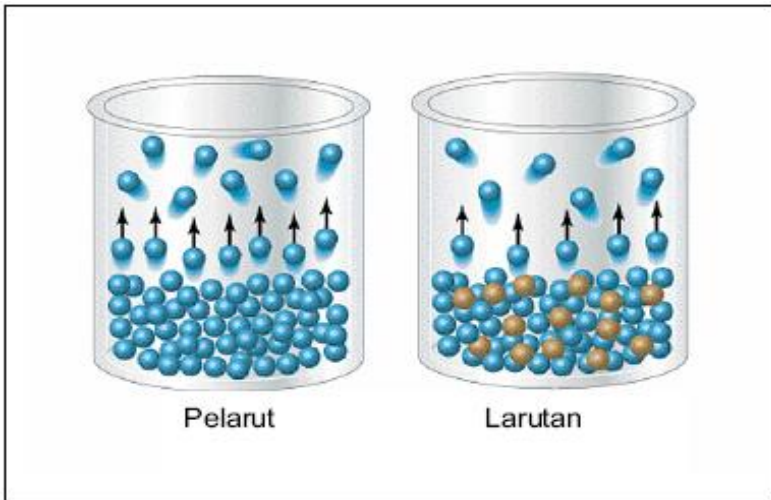


Gambar. 2 Hubungan Tekanan Uap Pelarut Murni ( $P^0$ ) dan Tekanan Uap Larutan ( $P$ )

Dari gambar. 2 pada  $T$  yang sama, tek. Uap larutan ( $P$ ) selalu < dari tek. Uap pelarut ( $P^0$ )

Pada setiap suhu, zat cair selalu mempunyai tekanan tertentu. Tekanan ini adalah tekanan uap jenuhnya pada suhu tertentu. Penambahan suatu zat ke dalam zat cair menyebabkan penurunan tekanan uapnya. Hal ini disebabkan karena zat terlarut itu mengurangi bagian atau fraksi dari pelarut, sehingga kecepatan penguapan berkurang.





Gambar. 3 Penurunan Tekanan Uap

Menurut RAOULT:

$$p = p^{\circ} \cdot X_B$$

dimana:

$p$  = tekanan uap jenuh larutan

$p^{\circ}$  = tekanan uap jenuh pelarut murni

$X_B$  = fraksi mol pelarut

Karena  $X_A + X_B = 1$ , maka persamaan di atas dapat diperluas menjadi:

$$P = P^{\circ} (1 - X_A)$$

$$P = P^{\circ} - P^{\circ} \cdot X_A$$

$$P^{\circ} - P = P^{\circ} \cdot X_A$$

sehingga:

$$\Delta P = p^{\circ} \cdot X_A$$

dimana:

$\Delta P$  = penurunan tekanan uap jenuh pelarut

$p^{\circ}$  = tekanan uap pelarut murni

$X_A$  = fraksi mol zat terlarut

### Contoh Soal 1:

Hitunglah penurunan tekanan uap jenuh air, bila 45 gram glukosa ( $M_r = 180$ ) dilarutkan dalam 90 gram air !

### Penyelesaian

Diketahui tekanan uap jenuh air murni pada 20°C adalah 18 mmHg.

mol glukosa =  $45/180 = 0.25$  mol

mol air =  $90/18 = 5$  mol

fraksi mol glukosa =  $0.25/(0.25 + 5) = 0.048$

Penurunan tekanan uap jenuh air:

$$\Delta P = P^\circ \cdot X_A = 18 \times 0.048 = 0.864 \text{ mmHg}$$

Catatan

Zat yang mudah menguap adalah senyawa organik (misalnya alkohol, eter, parfum dsb), yang merupakan senyawa nonelektrolit sehingga rumus  $\Delta P$  hanya untuk nonelektrolit.

### PENURUNAN TITIK BEKU ( $\Delta T_f$ )

Dapat dilihat bahwa tekanan uap larutan lebih rendah daripada tekanan uap pelarut murni. Hal ini menyebabkan penurunan titik beku larutan lebih rendah dibandingkan dengan penurunan titik beku pelarut murni. Selisih temperatur titik beku larutan dengan titik beku pelarut murni disebut penurunan titik beku ( $\Delta T_f$ ).

$$\Delta T_f = T_f \text{ pelarut murni} - T_f \text{ larutan}$$

Menurut Hukum Backman dan Raoult bahwa penurunan titik beku dan kenaikan titik didih berbanding langsung dengan molalitas yang terlarut di dalamnya. Hukum tersebut dapat dirumuskan sebagai berikut.

Untuk penurunan titik beku non elektrolit persamaannya dinyatakan sebagai :

$$\Delta T_f = m \cdot K_f = \frac{W}{M_r} \cdot 1000/p \cdot K_f$$

Untuk penurunan titik beku elektrolit persamaannya dinyatakan sebagai:

$$\Delta T_f = m \cdot K_f \cdot i$$

dimana:

$\Delta T_f$  = penurunan titik beku

m = molalitas larutan

$K_f$  = tetapan penurunan titik beku molal

- W = massa zat terlarut
- M<sub>r</sub> = massa molekul relatif zat terlarut
- p = massa pelarut

Apabila pelarutnya air dan tekanan udara 1 atm, maka titik beku larutannya dinyatakan sebagai:

$$T_f = (0 - \Delta T_f)^\circ\text{C}$$

Tabel 1. Tetapan kenaikan Titik didih Molal ( $K_b$ ) dan Tetapan penurunan Titik Beku Molal ( $K_f$ ) dari beberapa Pelarut (tekanan 1 atm)

Pelarut	Titik Didih (°C)	$K_b$	Titik Beku (°C)	$K_f$
Air	100,0	0,52	0,00	1,86
Asan asetat	118,3	3,07	16,6	3,57
Benzena	80,20	2,53	5,45	5,07
Kloroform	61,20	2,63	-	-

### **KENAIKAN TITIK DIDIH ( $\Delta T_b$ )**

Setiap zat cair pada suhu tertentu mempunyai tekanan uap jenuh tertentu dan mempunyai harga yang tetap. Zat cair akan mendidih dalam keadaan terbuka jika tekanan uap jenuhnya sama dengan tekanan atmosfer. Pada saat udara mempunyai tekanan 1 atm, air mendidih pada suhu 100°C, tetapi jika dalam zat cair itu dilarutkan suatu zat, maka tekanan uap jenuh air itu akan berkurang. Penurunan tekanan uap jenuh larutan yang lebih rendah dibanding tekanan uap jenuh pelarut murni menyebabkan titik didih larutan lebih tinggi daripada titik didih pelarut murni. Selisih antara titik didih suatu larutan dengan titik didih pelarut murni disebut kenaikan titik didih larutan ( $\Delta T_b$ ).

$$\Delta T_b = T_b \text{ larutan} - T_b \text{ pelarut murni}$$

Catatan : tidak berlaku untuk larutan yang mudah menguap

Adanya penurunan tekanan uap jenuh mengakibatkan titik didih larutan lebih tinggi dari titik didih pelarut murni.

**Untuk larutan non elektrolit kenaikan titik didih dinyatakan dengan:**

$$\Delta T_b = m \cdot K_b$$

dimana:

$\Delta T_b$  = kenaikan titik didih ( $^{\circ}\text{C}$ )

$m$  = molalitas larutan

$K_b$  = tetapan kenaikan titik didih molal

Karena:

$$m = (W/M_r) \cdot (1000/p) ;$$

(W menyatakan massa zat terlarut)

Maka kenaikan titik didih larutan dapat dinyatakan sebagai:

$$\Delta T_b = (W/M_r) \cdot (1000/p) \cdot K_b$$

Apabila pelarutnya air dan tekanan udara 1 atm, maka titik didih larutan dinyatakan sebagai:

$$T_b = (100 + \Delta T_b)^{\circ}\text{C}$$

**Untuk larutan elektrolit kenaikan titik didih dinyatakan dengan:**

$$\Delta T_b = m \cdot K_b \cdot i$$

Dimana :

$\Delta T_b$  = kenaikan titik didih larutan

$m$  = molal solut

$W$  = massa solut (gram)

$M_r$  =  $M_r$  solut

$P$  = massa pelarut (gram)

$K_b$  = kenaikan titik didih molal pelarut

$i$  = faktor Van't Hoff

### **TEKANAN OSMOTIK ( $\pi$ )**

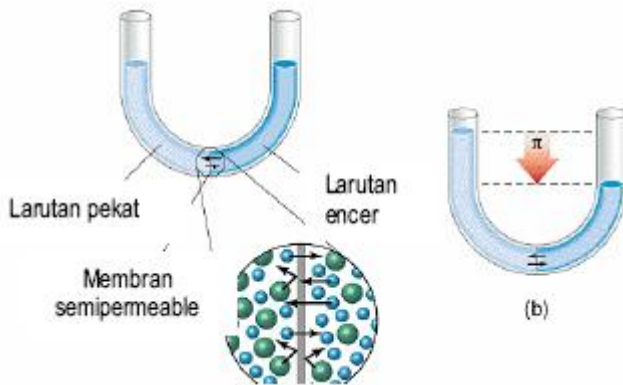
Bila larutan dalam air dipisahkan dengan air murni oleh suatu membran semipermeabel, maka terjadi aliran molekul – molekul air ke dalam larutan. Membran semipermeabel ialah membran yang hanya dapat dilewati oleh molekul-molekul pelarut tetapi dapat dilewati oleh molekul-molekul zat terlarut. Tekanan yang harus diberikan kepada larutan, yang di pisahkan dari pelarutnya agar tidak terjadi osmose disebut tekanan osmose. Tekanan Osmose tergantung beberapa faktor ,

tetapi tidak tergantung dari jenis membran, bila membran ini benar – benar semipermeabel. Alat untuk mengukur tekanan osmose telah di kembangkan oleh para ahli, dan saat ini telah di dapatkan alat-alat yang dapat dipakai untuk menliti tekanan osmose sampai 150 – 270 atm

Osmosis adalah peristiwa mengalirnya molekul-molekul pelarut ke dalam larutan secara spontan melalui selaput semipermeabel, atau peristiwa mengalirnya molekul-molekul zat pelarut dari larutan yang lebih encer ke larutan yang lebih pekat. Proses osmosis terdapat kecenderungan untuk menyetimbangkan konsentrasi antara dua larutan yang saling berhubungan melalui membran.

Gaya yang diperlukan untuk mengimbangi desakan zat pelarut yang mengalir melalui selaput semipermeabel ke dalam larutan disebut tekanan osmosis larutan. Hubungan tekanan osmosis dengan kemolaran larutan oleh Van't Hoff dapat dirumuskan sebagai berikut.

Tekanan osmotik adalah tekanan yang diberikan pada larutan yang dapat menghentikan perpindahan molekul-molekul pelarut ke dalam larutan melalui membran semi permeabel (proses osmosis).



Menurut VAN'T Hoff tekanan osmotik mengikuti hukum gas ideal:

$$PV = nRT$$

Karena tekanan osmotik =  $\pi$  , maka :

$$\pi = n/V R T = C R T \text{ untuk larutan non elektrolit}$$

$$\pi = C . R . T . i \text{ untuk larutan elektrolit}$$

dimana :

$\pi$  = tekanan osmotik (atmosfir)

C = konsentrasi larutan (mol/liter= M)

R = tetapan gas universal = 0.082 liter.atm/mol<sup>o</sup>K

T = suhu mutlak ( $^{\circ}\text{K}$ )

- Larutan yang mempunyai tekanan osmotik lebih rendah dari yang lain disebut larutan Hipotonis.
- Larutan yang mempunyai tekanan osmotik lebih tinggi dari yang lain disebut larutan Hipertonis.
- Larutan-larutan yang mempunyai tekanan osmotik sama disebut Isotonis.

Seperti yang telah dijelaskan sebelumnya bahwa larutan elektrolit di dalam pelarutnya mempunyai kemampuan untuk mengion. Hal ini mengakibatkan larutan elektrolit mempunyai jumlah partikel yang lebih banyak daripada larutan non elektrolit pada konsentrasi yang sama.

### Contoh soal 2:

Larutan 0.5 molal glukosa dibandingkan dengan larutan 0.5 molal garam dapur.

### Penyelesaian

- Untuk larutan glukosa dalam air jumlah partikel (konsentrasinya) tetap, yaitu 0.5 molal.
- Untuk larutan garam dapur:  $\text{NaCl}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$  karena terurai menjadi 2 ion, maka konsentrasi partikelnya menjadi 2 kali semula = 1.0 molal.

Yang menjadi ukuran langsung dari keadaan (kemampuannya) untuk mengion adalah derajat ionisasi.

Besarnya derajat ionisasi ini dinyatakan sebagai:

$\alpha$  = jumlah mol zat yang terionisasi/jumlah mol zat mula-mula

$$\alpha = \frac{\text{jumlah mol zat yang terionisasi}}{\text{jumlah mol zat mula - mula}}$$

Untuk larutan *elektrolit kuat*, harga derajat ionisasinya mendekati 1, sedangkan untuk *elektrolit lemah*, harganya berada di antara 0 dan 1 ( $0 < \alpha < 1$ ).

Atas dasar kemampuan ini, maka larutan elektrolit mempunyai pengembangan di dalam perumusan sifat koligatifnya sebagai berikut:

1.) Untuk Kenaikan Titik Didih dinyatakan sebagai:

$$\Delta T_b = m \cdot K_b [1 + \alpha (n-1)] = W/M_r \cdot 1000/p \cdot K_b [1 + \alpha (n-1)]$$

n menyatakan jumlah ion dari larutan elektrolitnya.

2.) Untuk Penurunan Titik Beku dinyatakan sebagai:

$$\Delta T_f = m \cdot K_f [1 + \alpha (n-1)] = W/M_r \cdot 1000/p \cdot K_f [1 + \alpha (n-1)]$$

3.) Untuk Tekanan Osmotik dinyatakan sebagai:

$$\pi = C R T [1 + \alpha (n-1)]$$

4.) Untuk penurunan tekanan uap ( $\Delta P$ ) dinyatakan sebagai:

$$\Delta P = p^\circ \cdot X_A \cdot [1 + \alpha (n-1)]$$

### Contoh Soal 3:

Hitunglah kenaikan titik didih dan penurunan titik beku dari larutan 5.85 gram garam dapur ( $M_r = 58.5$ ) dalam 250 gram air ! (bagi air,  $K_b = 0.52$  dan  $K_f = 1.86$ )

### Penyelesaian:

Larutan garam dapur,  $\text{NaCl}_{(aq)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

Jumlah ion =  $n = 2$ .

$$\Delta T_b = 5.85/58.5 \times 1000/250 \times 0.52 [1+1(2-1)] = 0.208 \times 2 = 0.416^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_f = 5.85/58.5 \times 1000/250 \times 0.86 [1+1(2-1)] = 0.744 \times 2 = 1.488^\circ\text{C}$$

## 3. SIFAT KOLOGATIF LARUTAN NON ELEKTROLIT

Sifat Koligatif Larutan Non-elektrolit merupakan sifat larutan yang berbeda dengan sifat pelarut murninya. Terdapat empat sifat fisika yang penting yang besarnya bergantung pada banyaknya partikel zat terlarut tetapi tidak bergantung pada jenis zat terlarutnya. Keempat sifat ini dikenal dengan sifat koligatif larutan. Sifat ini besarnya berbanding lurus dengan jumlah partikel zat terlarut. Sifat koligatif tersebut adalah tekanan uap, titik didih, titik beku, dan tekanan osmosis. Menurut hukum sifat koligatif, selisih tekanan uap, titik beku, dan titik didih suatu larutan dengan tekanan uap, titik beku, dan titik didih pelarut murninya berbanding langsung dengan konsentrasi molal zat terlarut. Larutan yang bisa memenuhi hukum sifat koligatif ini disebut larutan ideal. Kebanyakan larutan mendekati ideal hanya jika sangat encer.

### a. Tekanan Uap Larutan

Tekanan uap larutan lebih rendah dari tekanan uap pelarut murninya. Pada larutan ideal, menurut hukum Raoult, tiap komponen

dalam suatu larutan melakukan tekanan yang sama dengan fraksi mol kali tekanan uap dari pelarut murni.

$$P_A = X_A \cdot P_A^0$$

$P_A$  = tekanan uap yang dilakukan oleh komponen A dalam larutan.

$X_A$  = fraksi mol komponen A.

$P_A^0$  = tekanan uap zat murni A.

Dalam larutan yang mengandung zat terlarut yang tidak mudah menguap (tak-atsiri atau *nonvolatile*), tekanan uap hanya disebabkan oleh pelarut, sehingga  $P_A$  dapat dianggap sebagai tekanan uap pelarut maupun tekanan uap larutan.

#### b. Titik Didih Larutan

Titik didih larutan bergantung pada kemudahan zat terlarutnya menguap. Jika zat terlarutnya lebih mudah menguap daripada pelarutnya (titik didih zat terlarut lebih rendah), maka titik didih larutan menjadi lebih rendah dari titik didih pelarutnya atau dikatakan titik didih larutan turun. Contohnya larutan etil alkohol dalam air titik didihnya lebih rendah dari 100 °C tetapi lebih tinggi dari 78,3 °C (titik didih etil alkohol 78,3 °C dan titik didih air 100 °C). Jika zat terlarutnya tidak mudah menguap (tak-atsiri atau *nonvolatile*) daripada pelarutnya (titik didih zat terlarut lebih tinggi), maka titik didih larutan menjadi lebih tinggi dari titik didih pelarutnya atau dikatakan titik didih larutan naik. Pada contoh larutan etil alkohol dalam air tersebut, jika dianggap pelarutnya adalah etil alkohol, maka titik didih larutan juga naik. Kenaikan titik didih larutan disebabkan oleh turunnya tekanan uap larutan. Berdasar hukum sifat koligatif larutan, kenaikan titik didih larutan dari titik didih pelarut murninya berbanding lurus dengan molalitas larutan.

$$\Delta t_b = k_b \cdot m$$

$\Delta t_b$  = kenaikan titik didih larutan.

$k_b$  = kenaikan titik didih molal pelarut.

$m$  = konsentrasi larutan dalam molal.



### c. Titik Beku Larutan

Penurunan tekanan uap larutan menyebabkan titik beku larutan menjadi lebih rendah dari titik beku pelarut murninya. Hukum sifat koligatif untuk penurunan titik beku larutan berlaku pada larutan dengan zat terlarut atsiri (*volatile*) maupun tak-atsiri (*nonvolatile*). Berdasar hukum tersebut, penurunan titik beku larutan dari titik beku pelarut murninya berbanding lurus dengan molalitas larutan.

$$\Delta t_f = k_f \cdot m$$

$\Delta t_f$  = penurunan titik beku larutan.

$k_f$  = penurunan titik beku molal pelarut.

$m$  = konsentrasi larutan dalam molal.

### d. Tekanan Osmosis Larutan

Peristiwa lewatnya molekul pelarut menembus membran semipermeabel dan masuk ke dalam larutan disebut osmose. Tekanan osmose larutan adalah tekanan yang harus diberikan pada larutan untuk mencegah terjadinya osmose (pada tekanan 1 atm) ke dalam larutan tersebut. Hampir mirip dengan tekanan pada gas ideal, pada larutan ideal, besarnya tekanan osmose berbanding lurus dengan konsentrasi zat terlarut.

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

$\pi$  = tekanan osmose (atm).

$n$  = jumlah mol zat terlarut (mol).

$R$  = tetapan gas ideal = 0,08206 L.atm/mol.K

$T$  = suhu larutan (K).

$V$  = volume larutan (L).

$M$  = molaritas ( $M = \text{mol/L}$ ).

Jika tekanan yang diberikan pada larutan lebih besar dari tekanan osmose, maka pelarut murni akan keluar dari larutan melewati membran semipermeabel. Peristiwa ini disebut osmose balik (*reverse osmosis*), misalnya pada proses pengolahan untuk memperoleh air tawar dari air laut.

#### 4. SIFAT KOLOGATIF LARUTAN ELEKTROLIT

Pada konsentrasi yang sama, sifat koligatif larutan elektrolit memiliki nilai yang lebih besar daripada sifat koligatif larutan non elektrolit. Banyaknya partikel zat terlarut hasil reaksi ionisasi larutan elektrolit dirumuskan dalam *faktor Van't Hoff*. Perhitungan sifat koligatif larutan elektrolit selalu dikalikan dengan faktor Van't Hoff :

$$i = \frac{\text{sifat koligatif larutan elektrolit dengan konsentrasi } m}{\text{sifat koligatif larutan nonelektrolit dengan konsentrasi } m}$$

Semakin kecil konsentrasi larutan elektrolit, harga  $i$  semakin besar, yaitu semakin mendekati jumlah ion yang dihasilkan oleh satu molekul senyawa elektrolitnya. Untuk larutan encer, yaitu larutan yang konsentrasinya kurang dari 0,001 m, harga  $i$  dianggap sama dengan jumlah ion.

#### Evaluasi/Latihan

1. Jelaskan Pengertian difinisi sifat kologatif larutan
2. Jelaskan sifat-sifat kologatif larutan
3. Jelaskan mengapa larutan mengalami penurunan titik beku
4. Jelaskan difinisi Tekanan osmotik
5. Jelaskan perbedaan Antara larutan elektrolit dan non elektrolit .



## **BAB III**

### **LARUTAN ELEKTROLIT**

#### **1. DIFINISI LARUTAN ELEKTROLIT**

Pastinya kita pernah melihat orang melakukan penangkapan ikan dengan alat setrum listrik yang sumber arusnya berasal dari aki atau kalian pernah mendengar pernyataan jika kita menyentuh stop kontak dalam kondisi tangan basah, kemungkinan besar akan kesetrum. Apa yang menjadi faktor penyebab dari semua perilaku ini? Mengapa ikan bisa mati jika alat setrum dicelupkan ke dalam air? Bukankah penghantar listrik erat kaitannya dengan suatu bahan logam? Pertanyaan-pertanyaan ini akan kita bahas di sini.

Suatu larutan dapat dikatakan sebagai larutan elektrolit jika zat tersebut mampu menghantarkan listrik. Mengapa zat elektrolit dapat menghantarkan listrik? Ini erat kaitannya dengan ion-ion yang dihasilkan oleh larutan elektrolit (baik positif maupun negative). Suatu zat dapat menghantarkan listrik karena zat tersebut memiliki ion-ion yang bergerak bebas di dalam larutan tersebut. Ion-ion inilah yang nantinya akan menjadi penghantar. Semakin banyak ion yang dihasilkan semakin baik pula larutan tersebut menghantarkan listrik.

Larutan adalah campuran yang bersifat homogen dari dua atau lebih zat. Zat yang jumlahnya lebih sedikit disebut zat terlarut, sedangkan zat yang jumlahnya lebih banyak disebut pelarut. Larutan dapat dikelompokkan atas larutan elektrolit dan larutan non-elektrolit. Sedangkan elektrolit dapat dikelompokkan menjadi elektrolit kuat dan elektrolit lemah.

Larutan elektrolit merupakan larutan yang dibentuk dari zat elektrolit. Sedangkan zat elektrolit itu sendiri merupakan zat-zat yang di dalam air terurai membentuk ion-ionnya. Zat elektrolit yang terurai sempurna di dalam air disebut elektrolit kuat dan larutan yang bentuknya disebut larutan elektrolit kuat. Zat elektrolit yang hanya terurai sebagian membentuk ion-ionnya di dalam air disebut elektrolit lemah dan larutan yang dibentuknya disebut larutan elektrolit lemah.

## 2. LARUTAN ELEKTROLIT YANG MENGHANTARKAN LISTRIK

Hal ini untuk pertama kalinya diterangkan oleh Stave August Arrhenius (1859 - 1927), seorang ilmuwan dari Swedia. Arehenius menemukan bahwa zat elektrolit dalam air akan terurai menjadi partikel – partikel berupa atom atau gugus atom yang bermuatan listrik. Karena secara total larutan tidak bermuatan, maka jumlah larutan positif dalam larutan harus sama dengan muatan negative.

Atom atau gugus atom yang bermuatan listrik itu dinamakan ion. Ion yang bermuatan positive disebut kation, sedangkan ion yang bermuatan negative disebut anion. Pembuktian sifat larutan elektrolit yang dapat menghantarkan listrik ini dapat diperhatikan melalui eksperimen. Zat-zat yang tergolong elektrolit yaitu asam, basa, dan garam. Contoh larutan elektrolit kuat: HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, dan lainnya. Contoh larutan elektrolit lemah adalah CH<sub>3</sub>COOH, Al(OH)<sub>3</sub>, dan Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

Sepasang elektroda platina dicelupkan kedalam gelas kimia yang berisi air. Untuk menyalakan bola lampu pijar, arus listrik harus mengalir dari suatu elektroda ke elektroda lainnya, sehingga menyempurnakan rangkaian listrik. Air murni merupakan pengantar listrik yang sangat buruk. Walaupun demikian, jika kita menambahkan sedikit natrium klorida (NaCl), bola lampu pijar akan menyala segera setelah garam larut dalam air. Padatan NaCl, suatu senyawa ionic, terurai menjadi ion-ion Na<sup>+</sup> dan Cl<sup>-</sup> pada saat larut dalam air. Ion Na<sup>+</sup> akan tertarik ke elektroda negative dan ion Cl<sup>-</sup> akan menuju ke elektroda positif. Pergerakan ini menghasilkan arus listrik yang setara dengan aliran electron sepanjang kabel logam. Oleh karena itu NaCl dapat menghantarkan arus listrik, maka NaCl merupakan suatu elektrolit. Air murni hanya mengandung sedikit ion, sehingga tidak dapat menghantarkan arus listrik.

Dengan membandingkan cahaya bola lampu pijar dari zat-zat terlarut dengan jumlah molar yang sama dapat membantu kita untuk membedakan antara elektrolit kuat dan elektrolit lemah.

### Kekuatan Elektrolit

Kekuatan suatu elektrolit ditandai dengan suatu besaran yang disebut derajat ionisasi ( $\alpha$ ).

$$\alpha = \frac{\text{jumlah mol zat yang terionisasi}}{\text{jumlah mol mula - mula}}$$

Keterangan :

- Elektrolit kuat memiliki harga  $\alpha=1$ , sebab semua zat yang dilarutkan terurai menjadi ion
- Elektrolit lemah memiliki harga  $\alpha<1$ , sebab hanya sebagian zat yang dilarutkan terurai menjadi ion
- Adapun non elektrolit memiliki harga  $\alpha=0$ , sebab tidak ada yang terurai menjadi ion.

Jadi:

Elektrolit kuat	: $\alpha=1$ (terionisasi sempurna)
Elektrolit lemah	: $0<\alpha<1$ (terionisasi sebagian)
Non elektrolit	: $\alpha=0$ (tidak terionisasi)

## 1. Reaksi Ionisasi

### a. Reaksi Ionisasi Elektrolit Kuat

Larutan yang dapat memberikan lampu terang, gelembung gasnya banyak, maka larutan ini merupakan larutan elektrolit kuat. Umumnya elektrolit kuat adalah larutan garam. Dalam proses ionisasi, elektrolit kuat menghasilkan banyak ion maka  $\alpha =1$  (terurai seluruhnya), pada persamaan reaksi ionisasi elektrolit kuat ditandai dengan anak panah satu arah ke kanan, perlu diketahui pula elektrolit kuat ada beberapa dari asam dan basa.

Contoh:

- $\text{NaCl}_{(aq)} \longrightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$
- $\text{KI}_{(aq)} \longrightarrow \text{K}^+_{(aq)} + \text{I}^-_{(aq)}$
- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(g) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2\text{NO}_3^-_{(aq)}$

Dibawah ini diberikan kation dan anion yang dapat membentuk elektrolit kuat.

Kation :  $\text{Na}^+$ ,  $\text{L}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$

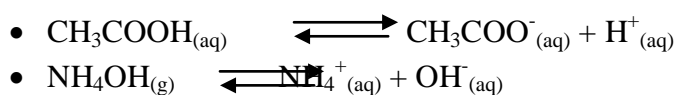
Anion :  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$

### b. Reaksi Ionisasi Elektrolit Lemah

Larutan yang dapat memberikan nyala redup ataupun tidak menyala, tetapi masih terdapat gelembung gas pada elektrodanya maka

larutan ini merupakan elektrolit lemah. Daya hantarnya buruk dan memiliki  $\alpha$  (derajat ionisasi) kecil, karena sedikit larutan yang terurai (terionisasi). Makin sedikit yang terionisasi, makin lemah elektrolit tersebut. Dalam persamaan reaksi elektrolit lemah ditandai dengan panah dua arah (bolak balik) artinya tidak semua molekul terurai (ionisasi tidak sempurna).

Contoh:



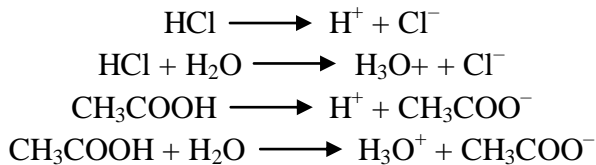
Jenis Larutan	Sifat dan Pengamatan Lain	Contoh Senyawa	Reaksi ionisasi
Elektrolit kuat	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Terionisasi sempurna</li> <li>- Menghantarkan arus listrik</li> <li>- Lampu menyala terang</li> <li>- Terdapat gelembung gas</li> </ul>	NaCl, HCl, NaOH, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , KCl.	$\text{NaCl}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
Elektrolit Lemah	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Terionisasi sebagian</li> <li>- Menghantarkan arus listrik</li> <li>- Lampu menyala redup</li> <li>- Terdapat gelembung gas</li> </ul>	NH <sub>4</sub> OH, Al(OH) <sub>3</sub>	$\text{NH}_4\text{OH}_{(\text{g})} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
Non Elektrolit	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Tidak terionisasi</li> <li>- Tidak menghantarkan listrik</li> <li>- Lampu tidak menyala</li> <li>- Tidak terdapat gelembung gas</li> </ul>	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	

### Mengapa Larutan Elektrolit Menghantarkan Arus Listrik

Larutan elektrolit dapat menghantarkan arus listrik sedangkan larutan nonelektrolit tidak menghantarkan arus listrik, telah dijelaskan oleh seorang ahli kimia swedia Svante August Arrhenius (1859-1927). Didasarkan pada teori ionisasi Arhenius, larutan elektrolit dapat menghantarkan arus listrik karena di dalam larutan terkandung atom-

atom atau kumpulan atom yang bermuatan listrik yang bergerak bebas. Atom atau kumpulan atom yang bermuatan listrik disebut ion.

Perubahan suatu senyawa menjadi ion-ion dalam suatu larutan disebut **proses ionisasi**. Proses ionisasi merupakan salah satu cara menunjukkan pembentukan ion-ion, umumnya ditulis tanpa melibatkan molekul air atau pelarut, namun terkadang molekul air dituliskan juga. Misalnya HCl yang dilarutkan dalam air dapat ditulis dalam dua persamaan:



Ketika diberi beda potensial, Ion yang bermuatan negatif bergerak menuju anoda (+) sedangkan ion yang bermuatan positif bergerak menuju katoda (-) karena adanya perbedaan muatan. Aliran ion inilah yang menyebabkan larutan elektrolit dapat menghantarkan arus listrik.

Senyawa seperti glukosa, etanol, gula tebu dan larutan urea dalam bentuk padatan, lelehan maupun larutan tidak dapat menghantarkan arus listrik karena tidak mengalami ionisasi atau tetap dalam bentuk molekul.

### 3. SUMBER ION DALAM LARUTAN ELEKTROLIT

Ion-ion yang timbul dalam larutan elektrolit terdiri dari dua sumber yaitu senyawa ionik dan senyawa kovalen polar.

#### a. Senyawa Ionik

Senyawa ionik tersusun atas ion-ion sekalipun dalam bentuk padat atau kering. Misalnya NaCl dan NaOH. NaCl tersusun dari ion  $\text{Na}^+$  dan ion  $\text{Cl}^-$  sedangkan NaOH tersusun dari ion  $\text{Na}^+$  dan ion  $\text{OH}^-$ . Senyawa-senyawa ionik dalam keadaan padat tidak dapat menghantarkan arus listrik karena ion-ion yang terikat dengan kuat, sehingga tidak ion-ion tersebut tidak mengalami mobilisasi ketika diberi beda potensial.

Namun apabila senyawa ionik dilarutkan dalam pelarut polar misalnya air, maka senyawa ionik adalah suatu elektrolit. Hal ini disebabkan ion-ion yang awalnya terikat kuat pada kisi terlepas



kemudian segera masuk dan menyebar dengan air sebagai medium untuk bergerak. Perlu diketahui bahwa semua senyawa ionik yang dapat larut dalam pelarut polar seperti air dan lelehan senyawa ionik merupakan suatu elektrolit. Tetapi lelehan senyawa ionik memiliki daya hantar listrik yang lebih baik dibanding larutannya.

Hal ini disebabkan susunan ion-ion dalam lelehan senyawa ionik lebih rapat dibanding dalam bentuk larutan, sehingga ion-ion yang ada lebih mudah atau lebih cepat bergerak menuju anoda dan katoda ketika diberi beda potensial.

### **b. Senyawa kovalen polar**

Senyawa-senyawa kovalen baik kovalen polar maupun nonpolar dalam keadaan murni tidak dapat menghantarkan arus listrik. Tetapi senyawa kovalen polar dapat menghantarkan arus listrik jika dilarutkan dalam pelarut yang sesuai. Hal ini disebabkan senyawa kovalen polar dalam pelarut yang sesuai mampu membentuk ion-ion. Misalnya senyawa kovalen polar mampu membentuk ion di dalam air sehingga dapat menghantar arus listrik. Tetapi senyawa kovalen polar tidak mampu membentuk ion di dalam benzena sehingga tidak dapat menghantarkan arus listrik. HCl, NH<sub>3</sub> dan CH<sub>3</sub>COOH merupakan beberapa contoh senyawa kovalen polar.

### **Evaluasi/Latihan**

1. Jelaskan Pengertian larutan elektrolit
2. Sebutkan contoh larutan elektrolit
3. Sebutkan larutan apa saja yang termasuk
  - a. Elektrolit kuat
  - b. Elektrolit lemah
  - c. Non elektrolit
4. Jelaskan apa yang dimaksud dengan reaksi ionisasi
5. Bila mula mula 2 mol asam asetat dilarutkan dalam air dan menghasilkan ion H<sup>+</sup> sebanyak 0,5 mol. Tentukanlah derajat ionisasi dan tuliskan reaksi ionisasinya

## **BAB IV**

### **SISTEM KOLOID**

#### **1. DIFINISI SISTEM KOLOID**

Dalam kehidupan sehari-hari kita sering bersinggungan dengan sistem koloid sehingga sangat penting untuk dikaji. Sebagai contoh, hampir semua bahan pangan mengandung partikel dengan ukuran koloid, seperti protein, karbohidrat, dan lemak. Emulsi seperti susu juga termasuk koloid. Dalam bidang farmasi, kebanyakan produknya juga berupa koloid, misalnya krim, dan salep yang termasuk emulsi. Dalam industri cat, semen, dan industri karet untuk membuat ban semuanya melibatkan sistem koloid. Semua bentuk seperti spray untuk serangga, cat, hair spray, dan sebagainya adalah juga koloid. Dalam bidang pertanian, tanah juga dapat digolongkan sebagai koloid. Jadi sistem koloid sangat berguna bagi kehidupan manusia.

Sistem koloid berhubungan dengan proses-proses dalam yang mencakup berbagai bidang. Hal itu dapat kita perhatikan didalam tubuh makhluk hidup, yaitu makanan yang kita makan (dalam ukuran besar) sebelum digunakan oleh tubuh terlebih dahulu diproses sehingga berbentuk koloid. Juga protoplasma dalam makhluk hidup merupakan suatu koloid sehingga proses-proses dalam sel melibatkan sistem koloid.

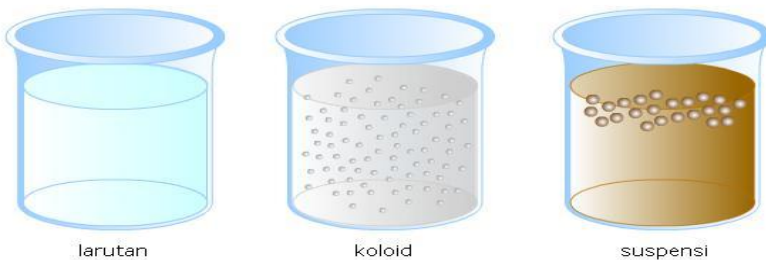
Dalam udara juga terdapat sistem koloid, misalnya polutan padat yang terdispersi dalam udara, yaitu asap dan debu. Juga air yang terdispersi dalam udara yang disebut kabut merupakan sistem koloid. Mineral-mineral yang terdispersi dalam tanah yang dibutuhkan oleh tumbuh-tumbuhan juga merupakan sistem koloid. Proses majunya garis diakibatkan pembentukan sistem koloid yang disebut proses pengendapan koloid dan terbentuknya delta pada muara sungai juga proses pembentukan koloid. Penggunaan sabun untuk mandi dan mencuci berfungsi untuk membentuk koloid antara air dan kotoran yang melekat (minyak). Campuran logam selenium dengan kaca lampu belakang mobil yang menghasilkan cahaya warna merah merupakan sistem koloid. Banyak sekali campuran dalam ini yang kita lihat dalam kehidupan sehari-hari yang merupakan sistem koloid. Maka dari itu disusunlah makalah ini untuk mengetahui lebih jelas tentang koloid.

**Koloid** merupakan sistem heterogen, dimana suatu zat "didispersikan" ke dalam suatu media yang homogen. **Koloid** adalah suatu campuran zat heterogen (dua fase) antara dua zat atau lebih di mana partikel-partikel zat yang berukuran koloid (fase terdispersi/yang dipecah) tersebar secara merata di dalam zat lain (medium pendispersi/pemecah). Ukuran partikel koloid berkisar antara  $10^{-7}$ - $10^{-5}$  cm ( 1-100 nm). **Partikel koloid** dapat berupa mekromolekul atau gumpalan molekul-molekul kecil berukuran koloid. Koloid disebut juga suatu bentuk campuran yang keadaannya antara larutan dan suspensi.

Jika kita campurkan susu (misalnya, susu instan) dengan air, ternyata susu "larut" tetapi "larutan" itu tidak bening melainkan keruh. Jika didiamkan, campuran itu tidak memisah dan juga tidak dapat dipisahkan dengan penyaringan (hasil penyaringan tetap keruh). Secara makroskopis campuran ini tampak homogen. Akan tetapi, jika diamati dengan mikroskop ultra ternyata masih dapat dibedakan partikel-partikel lemak susu yang tersebar di dalam air. Campuran seperti inilah yang disebut koloid.

Jadi, koloid tergolong campuran heterogen dan merupakan sistem dua fase. Zat yang didispersikan disebut fase terdispersi, sedangkan medium yang digunakan untuk mendispersikan zat disebut medium dispersi. Fase terdispersi bersifat *diskontinu* (terputus-putus), sedangkan medium dispersi bersifat *kontinu*. Pada campuran susu dengan air, fase terdispersi adalah lemak, sedangkan medium dispersinya adalah air.

### Perbedaan antara larutan Suspensi dan Koloid



Gambar 1. Perbedaan Larutan,Koloid dan Suspensi

Sumber : Tegar's e-learning. 2010

Perbedaan yang paling mendasar ada pada ukuran molekul zat terlarut. Jika ukuran molekul zat terlarutnya dibawah 1 nm, maka itu

disebut larutan dimana zat terlarutnya tidak terlihat dan pelarut hampir tidak mengalami perubahan karakteristik visual (warna, transparansi, difusivitas, cahaya, absorptivitas cahaya, dsb).

Jika ukurannya antara 1 nanometer hingga 1 mikrometer, maka yang terbentuk adalah koloid dimana seluruh molekul zat terlarut mengubah seluruh karakteristik visual pelarutnya dan terdispersi. Dapat dikatakan bahwa antara pelarut dan zat terlarut benar benar tercampur.

Ukuran lebih dari 1 mikrometer berarti suspensi, dimana molekul-molekul zat terlarut tidak terlarutkan dan tidak terdispersi melainkan mengendap di dasar wadah. Hampir tidak mengubah karakteristik visual pelarutnya.

Sesungguhnya ukuran 1 nanometer atau 1 mikrometer itu tidak pasti, hal ini tergantung pada kapasitas pelarutnya apakah mampu menampung zat terlarutnya hingga menjadi kondisi campuran tertentu (larutan, koloid, atau suspensi). Kapasitas pelarut yang dimaksud adalah ukuran molekul pelarut dan hubungan antar molekul antara pelarut dan zat terlarut. Itulah yang membedakan mengapa hidrokarbon tidak larut dalam air namun larut dalam alkohol.

Tabel 1. Perbandingan Sifat Larutan, Koloid, Suspensi

Larutan	Suspensi	Koloid
1. Homogen, tak dapat dibedakan walaupun menggunakan mikroskop ultra 2. Jernih 3. Semua partikel berdimensi (panjang, lebar, atau tebal) kurang dari 1 nm 4. Satu fasa 5. Stabil 6. Tidak dapat disaring <b>Contoh</b> : larutan gula, larutan garam, larutan cuka, air laut, udara yang bersih, dan bensin	1. Secara makroskopis bersifat tetapi heterogen jika diamati dengan mikroskop ultra. 2. Tidak jernih 3. Partikel berdimensi antara 1nm sampai 100 nm 4. Dua fasa 5. Pada umumnya stabil 6. Tidak dapat disaring, kecuali dengan penyaringan ultra <b>Contoh</b> : sabun, susu, santan, jeli, selai, mentega, dan mayones	1. Heterogen 2. Tidak jernih 3. Salah satu atau semua dimensi partikelnya lebih besar dari 100 nm 4. Dua fasa 5. Tidak stabil 6. Dapat disaring dengan kertas saring biasa. <b>Contoh</b> : air sungai keruh, campuran air dan pasir, campuran kopi dan air, campuran minyak dan air.

## 2. JENIS-JENIS KOLOID

Sistem koloid terdiri atas dua fase atau bentuk, yakni fase terdispersi (fase dalam) dan fase pendispersi (fase luar, medium). Zat yang fasenya tetap, disebut *zat pendispersi*. Sementara itu, zat yang fasenya berubah merupakan *zat terdispersi*.

**Berdasarkan fase zat terdispersi, sistem koloid terbagi atas tiga bagian, yaitu koloid sol, emulsi, dan buih:**

1. *Sol* ialah koloid dengan zat terdispersinya fase padat.
2. *Emulsi* ialah koloid dengan zat terdispersinya fase cair.
3. *Buih* ialah koloid dengan zat terdispersinya fase gas.

**Berdasarkan fase mediumnya, sol, emulsi, dan buih masih terbagi atas beberapa jenis :**

### 1. Koloid Sol

Koloid sol terdiri atas bagian-bagian berikut:

#### a. Sol padat (padat-padat)

*Sol padat* ialah jenis koloid dengan zat fase padat terdispersi dalam zat fase padat. Contoh: logam paduan, kaca berwarna, intan hitam, dan baja.

#### b. Sol cair (padat-cair)

*Sol cair* ialah jenis koloid dengan zat fase padat terdispersi dalam zat fase cair. Berarti, Hal ini berarti zat terdispersi fase padat dan medium fase cair. Contoh: cat, tinta, dan kanji.

#### c. Sol gas (padat-gas)

*Sol gas* (aerosol padat) ialah koloid dengan zat fase padat terdispersi dalam zat fase gas. Hal ini berarti zat terdispersi fase padat dan medium fase gas. Contoh: asap dan debu.

### 2. Koloid Emulsi

Koloid emulsi terbagi ke dalam tiga jenis, yakni sebagai berikut:

#### a. Emulsi padat (cair-padat)

*Emulsi padat* (gel) ialah koloid dengan zat fase cair terdispersi dalam zat fase padat. Hal ini berarti zat terdispersi fase cair dan medium fase padat. Contoh: mentega, keju, jeli, dan mutiara.

#### b. Emulsi cair (cair-cair)

*Emulsi cair* (emulsi) ialah koloid dengan zat fase cair terdispersi dalam zat fase cair. Hal ini berarti zat terdispersi fase cair dan medium fase cair. Contoh: susu, minyak ikan, dan santan kelapa.

c. Emulsi gas (cair-gas)

*Emulsi gas* (aerosol cair) ialah koloid dengan zat fase cair terdispersi dalam zat fase gas. Hal ini berarti zat terdispersi fase cair dan medium fase gas. Contoh: obat-obat insektisida (semprot), kabut, dan hair spray.

3. Koloid Buih

Koloid buih terdiri atas dua jenis, yaitu sebagai berikut:

a. Buih padat (gas-padat)

Buih padat ialah koloid dengan zat fase gas terdispersi dalam zat fase padat. Hal ini berarti zat terdispersi fase gas dan medium fase padat. Contoh: busa jok dan batu apung.

b. Buih cair (gas-cair)

Buih cair (buih) ialah koloid dengan zat fase gas terdispersi dalam zat fase cair. Berarti, zat terdispersi fase gas dan medium fase cair. Contoh: buih sabun, buih soda, dan krim kocok

**Penggolongan sistem koloid didasarkan pada jenis fase pendispersi dan fase terdispersi :**

**1. Aerosol**

Sistem koloid dari partikel padat atau cair yang terdispersi dalam gas disebut aerosol. Jika zat yang terdispersi berupa zat padat disebut aerosol padat. Contoh aerosol padat : debu buangan knalpot. Sedangkan zat yang terdispersi berupa zat cair disebut aerosol cair. Contoh aerosol cair : hairspray dan obat semprot.

Untuk menghasilkan aerosol diperlukan suatu bahan pendorong (propelan aerosol). Contoh propelan aerosol yang banyak digunakan yaitu CFC dan CO<sub>2</sub>.

**2. Sol**

Sistem koloid dari partikel padat yang terdispersi dalam zat cair disebut sol. Contoh sol : putih telur, air lumpur, tinta, cat dan lain-lain. Sistem koloid dari partikel padat yang terdispersi dalam zat padat disebut sol padat. Contoh sol padat : perunggu, kuningan, permata (gem).

**3. Emulsi**

Sistem koloid dari zat cair yang terdispersi dalam zat cair lain disebut emulsi. Sedangkan sistem koloid dari zat cair yang terdispersi dalam zat padat disebut emulsi padat dan sistem koloid dari zat cair

yang terdispersi dalam gas disebut emulsi gas. Syarat terjadinya emulsi yaitu kedua zat cair tidak saling melarutkan.

Emulsi digolongkan ke dalam 2 bagian yaitu emulsi minyak dalam air dan emulsi air dalam minyak.. Contoh emulsi minyak dalam air : santan, susu, lateks. Contoh emulsi air dalam minyak : mayonnaise, minyak ikan, minyak bumi. Contoh emulsi padat : jelly, mutiara, opal.

Emulsi terbentuk karena pengaruh suatu pengemulsi (emulgator). Misalnya sabun dicampurkan kedalam campuran minyak dan air, maka akan diperoleh campuran stabil yang disebut emulsi.

#### 4. Buih

Sistem koloid dari gas yang terdispersi dalam zat cair disebut buih, sedangkan sistem koloid dari gas yang terdispersi dalam zat padat disebut buih padat. Buih digunakan dalam proses pengolahan biji logam dan alat pemadam kebakarn. Contoh buih cair : krim kocok (whipped cream), busa sabun. Contoh buih padat : lava, biskuit.

Buih dapat dibuat dengan mengalirkan suatu gas ke dalam zat yang mengandung pembuih dan distabilkan oleh pembuih seperti sabun dan protein. Ketika buih tidak dikehendaki, maka buih dapat dipecah oleh zat-zat seperti eter, isoamil dan alkohol.

#### 5. Gel

Sistem koloid dari zat cair yang terdispersi dalam zat padat dan bersifat setengah kaku disebut gel. Gel dapat terbentuk dari suatu sol yang zat terdispersinya mengadsropsi medium dispersinya sehingga terjadi koloid yang agak padat. Contoh gel : agar-agar, semir sepatu, mutiara, mentega.

Campuran gas dengan gas tidak membentuk sistem koloid tetapi suatu larutan sebab semua gas bercampur baik secara homogen dalam segala perbandingan.

Klasifikasi di atas dapat pula disusun dalam delapan pola penggolongan, yakni seperti dalam tabel 2.

Tabel 2. Pengelompokan Koloid

<b>Fase Terdispersi</b>	<b>Medium Pendispersi</b>	<b>Nama Koloid</b>	<b>Contoh</b>
Gas	Cair	Busa/Buih	Buih sabun, krim kocok
Gas	Padat	Busa padat	Batu apaung, karet busa
Cair	Gas	Aerosol cair	Awan, kabut

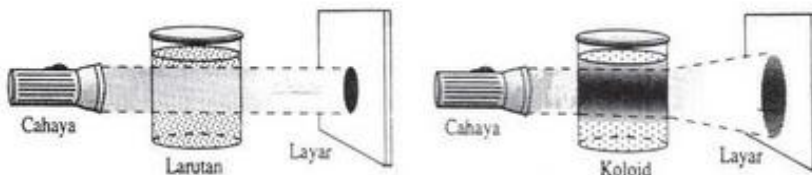
Cair	Cair	Emulsi	Susu, santan
Cair	Padat	Emulsi padat	Keju, mentega, mutiara
Padat	Gas	Aerosol padat	Asap, debu
Padat	Cair	Sol	Cat, kanji, tinta
Padat	Padat	Sol padat	Kaca berwarna, paduan logam

### 3. SIFAT-SIFAT KOLOID

#### 1. Efek Tyndall

Cara yang paling mudah untuk membedakan suatu campuran merupakan larutan, koloid, atau suspensi adalah menggunakan sifat *efek Tyndall*. Jika seberkas cahaya dilewatkan melalui suatu sistem koloid, maka berkas cahaya tersebut kelihatan dengan jelas. Hal itu disebabkan penghamburan cahaya oleh partikel-partikel koloid. Gejala seperti itulah yang disebut efek Tyndall koloid.

Istilah efek Tyndall didasarkan pada nama penemunya, yaitu John Tyndall (1820-1893) seorang ahli fisika Inggris. John Tyndall berhasil menerangkan bahwa langit berwarna biru disebabkan karena penghamburan cahaya pada daerah panjang gelombang biru oleh partikel-partikel oksigen dan nitrogen di udara. Berbeda jika berkas cahaya dilewatkan melalui larutan, nyatanya berkas cahaya seluruhnya dilewatkan. Akan tetapi, jika berkas cahaya tersebut dilewatkan melalui suspensi, maka berkas cahaya tersebut seluruhnya tertahan dalam suspensi tersebut.



Gambar 2. Efek tyndall

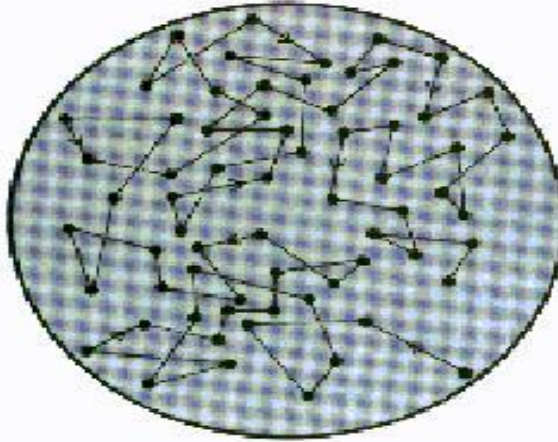
#### 2. Gerak Brown

Dengan menggunakan mikroskop ultra (mikroskop optik yang digunakan untuk melihat partikel yang sangat kecil) partikel-partikel koloid tampak bergerak terus-menerus, gerakannya patah-patah (zig-



zag), dan arahnya tidak menentu. Gerak sembarang seperti ini disebut gerak Brown. Gerak Brown ditemukan oleh seorang ahli biologi berkebangsaan Inggris, Robert Brown (1773–1858), pada tahun 1827.

Gerak Brown terjadi akibat adanya tumbukan yang tidak seimbang antara partikel-partikel koloid dengan molekul-molekul pendispersinya. Gerak Brown akan makin cepat, jika partikel-partikel koloid makin kecil. Gerak Brown adalah bukti dari teori kinetik molekul.



Gambar 3. Gerak Brown

### 3. Elektroforesis

Koloid ada yang netral dan ada yang bermuatan listrik. Bagaimana mengetahui suatu koloid bermuatan listrik atau tidak? Dan mengapa koloid bermuatan listrik

Jika partikel-partikel koloid dapat bergerak dalam medan listrik, berarti partikel koloid tersebut bermuatan listrik. Jika sepasang elektrode dimasukkan ke dalam sistem koloid, partikel koloid yang bermuatan positif akan menuju elektrode negatif (katode) dan partikel koloid yang bermuatan negatif akan menuju elektrode positif (anode). Pergerakan partikel-partikel koloid dalam medan listrik ke masing-masing elektrode disebut *elektroforesis*. Dari penjelasan di atas dapat disimpulkan bahwa elektroforesis dapat digunakan untuk menentukan jenis muatan koloid

Pada sel elektroforesis, partikel-partikel koloid akan dinetralkan muatannya dan digumpalkan di bawah masing-masing elektrode. Di samping untuk menentukan muatan suatu partikel

koloid, elektroforesis digunakan pula dalam industri, misalnya pembuatan sarung tangan dengan karet. Pada pembuatan sarung tangan ini, getah karet diendapkan pada cetakan berbentuk tangan secara elektroforesis. Elektroforesis juga digunakan untuk mengurangi pencemaran udara yang dikeluarkan melalui cerobong asap pabrik. Metode ini pertama-tama dikembangkan oleh Frederick Cottrell (1877-1948) dari Amerika Serikat. Metode ini dikenal dengan *metode Cottrell*. Cerobong asap pabrik dilengkapi dengan suatu pengendap listrik (pengendap Cottrell), berupa lempengan logam yang diberi muatan listrik yang akan menggumpalkan partikel-partikel koloid dalam asap buangan.

#### 4. Absorpsi

Suatu partikel koloid akan bermuatan listrik apabila terjadi penyerapan ion pada permukaan partikel koloid tersebut. Contohnya, koloid  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  dalam air akan menyerap ion  $\text{H}^+$  sehingga bermuatan positif, sedangkan koloid  $\text{As}_2\text{S}_3$  akan menyerap ion-ion negatif. Kita tahu bahwa peristiwa ketika permukaan suatu zat dapat menyerap zat lain disebut *absorpsi*. Berbeda dengan absorpsi pada umumnya, penyerapan yang hanya sampai ke bagian dalam di bawah permukaan suatu zat, suatu koloid mempunyai kemampuan mengabsorpsi ion-ion. Hal itu terjadi karena koloid tersebut mempunyai permukaan yang sangat luas. Sifat absorpsi partikel-partikel koloid ini dapat dimanfaatkan, antara lain sebagai berikut.

##### a. Pemutihan gula pasir

Gula pasir yang masih kotor (berwarna coklat) diputihkan dengan cara absorpsi. Gula yang masih kotor dilarutkan dalam air panas, lalu dialirkan melalui sistem koloid, berupa mineral halus berpori atau arang tulang. Kotoran gula akan diabsorpsi oleh mineral halus berpori atau arang tulang sehingga diperoleh gula berwarna putih.

##### b. Pewarnaan serat wol, kapas, atau sutera

Serat yang akan diwarnai dicampurkan dengan garam  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , lalu dicelupkan dalam larutan zat warna. Koloid  $\text{Al}(\text{OH})_3$  yang terbentuk, karena  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  terhidrolisis, akan mengabsorpsi zat warna.

c. Penjernihan air

Air keruh dapat dijernihkan dengan menggunakan tawas ( $K_2SO_4Al_2(SO)_3$ ) yang ditambahkan ke dalam air keruh. Koloid  $Al(OH)_3$  yang terbentuk akan mengabsorpsi, menggumpalkan, dan mengendapkan kotoran-kotoran dalam air.

d. Obat

Serbuk karbon (norit), yang dibuat dalam bentuk pil atau tablet, apabila diminum dapat menyembuhkan sakit perut dengan cara absorpsi. Dalam usus, norit dengan air akan membentuk sistem koloid yang mampu mengabsorpsi dan membunuh bakteri-bakteri berbahaya yang menyebabkan sakit perut.

e. Alat Pembersih (sabun)

Membersihkan benda-benda dengan mencuci memakai sabun didasarkan pada prinsip absorpsi. Buih sabun mempunyai permukaan yang luas sehingga mampu mengemulsikan kotoran yang melekat pada benda yang dicuci.

f. Koloid tanah liat mampu menyerap koloid humus

Koloid tanah dapat mengabsorpsi koloid humus yang diperlukan tumbuh-tumbuhan sehingga tidak terbawa oleh air hujan.

## 5. Koagulasi

*Koagulasi* adalah proses penggumpalan partikel-partikel koloid. Proses koagulasi ini terjadi akibat tidak stabilnya sistem koloid. Sistem koloid stabil bila koloid tersebut bermuatan positif atau bermuatan negatif. Jika muatan pada sistem koloid tersebut dilucuti dengan cara menetralkan muatannya, maka koloid tersebut menjadi tidak stabil lalu terkoagulasi (menggumpal).

Koagulasi dengan cara menetralkan muatan koloid dapat dilakukan dengan dua cara, yaitu sebagai berikut.

### 1) Penambahan Zat Elektrolit

Jika pada suatu koloid bermuatan ditambahkan zat elektrolit, maka koloid tersebut akan terkoagulasi. Contohnya, lateks (koloid karet) bila ditambah asam asetat, maka lateks akan menggumpal. Dalam koagulasi ini ada zat elektrolit yang lebih efisien untuk mengoagulasikan koloid bermuatan, yaitu sebagai berikut.

a. Koloid bermuatan positif lebih mudah dikoagulasikan oleh elektrolit yang muatan ion negatifnya lebih besar. Contoh; koloid

$\text{Fe}(\text{OH})_3$  adalah koloid bermuatan positif, lebih mudah digumpalkan oleh  $\text{H}_2\text{SO}_4$  daripada  $\text{HCl}$ .

- b. Koloid bermuatan negatif lebih mudah dikoagulasikan oleh elektrolit yang muatan ion positifnya lebih besar. Contoh; koloid  $\text{As}_2\text{S}_3$  adalah koloid bermuatan negatif, lebih mudah digumpalkan oleh  $\text{BaCl}_2$  daripada  $\text{NaCl}$

## 2) Mencampurkan Koloid yang Berbeda Muatan

Bila dua koloid yang berbeda muatan dicampurkan, maka kedua koloid tersebut akan terkoagulasi. Hal itu disebabkan kedua koloid saling menetralkan sehingga terjadi gumpalan. Contoh, campuran koloid  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  dengan koloid  $\text{As}_2\text{S}_3$ .

Selain koagulasi yang disebabkan adanya pelucutan muatan koloid, seperti di atas, ada lagi proses koagulasi dengan cara mekanik, yaitu melakukan pemanasan dan pengadukan terhadap suatu koloid. Contohnya, pembuatan lem kanji, sol kanji dipanaskan sampai membentuk gumpalan yang disebut lem kanji.

Di bawah ini beberapa contoh koagulasi dalam kehidupan sehari-hari dan dalam industri.

- a) Pembentukan delta di muara sungai.

Hal ini terjadi karena koloid tanah liat akan terkoagulasi ketika bercampur dengan elektrolit dalam air laut.

- b) Penggumpalan lateks (koloid karet) dengan cara menambahkan asam asetat ke dalam lateks.

- c) Sol tanah liat (berbentuk lumpur) dalam air, yang membuat air menjadi keruh, akan menggumpal jika ditambahkan tawas. Ion  $\text{Al}^{3+}$  akan menggumpalkan koloid tanah liat yang bermuatan negatif.

## 6. Koloid Liofil dan Koloid Liofob

Adanya sifat absorpsi dan zat terdispersi (dengan fase padat) terhadap mediumnya (dengan fase cair), maka kita mengenal dua jenis sol, yaitu sol liofil dan sol liofob. *Sol liofil* ialah sol yang zat terdispersinya akan menarik dan mengabsorpsi molekul mediumnya. *Sol liofob* ialah sol yang zat terdispersinya tidak menarik dan tidak mengabsorpsi molekul mediumnya.

Bila sol tersebut menggunakan air sebagai medium, maka kedua jenis koloid tersebut adalah sol hidrofil dan sol hidrofob. Contoh koloid

hidrofil adalah kanji, protein, sabun, agar-agar, detergen, dan gelatin. Contoh koloid hidrofob adalah sol-sol sulfida, sol-sol logam, sol belerang, dan sol  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

Sol liofil lebih kental daripada mediumnya dan tidak terkoagulasi jika ditambah sedikit elektrolit. Oleh karena itu, koloid liofil lebih stabil jika dibandingkan dengan koloid liofob. Untuk menggumpalkan koloid liofil diperlukan elektrolit dalam jumlah banyak, sebab selubung molekul-molekul cairan yang berfungsi sebagai pelindung harus dipecahkan terlebih dahulu. Untuk memisahkan mediumnya, pada koloid liofil, dapat kita lakukan dengan cara pengendapan atau penguraian. Akan tetapi, jika zat mediumnya ditambah lagi, maka akan terbentuk koloid liofil lagi. Dengan kata lain, koloid liofil bersifat *reversibel*. Koloid liofob mempunyai sifat yang berlawanan dengan koloid liofil.

## 7. Dialisis

Untuk menghilangkan ion-ion pengganggu kestabilan koloid pada proses pembuatan koloid, dilakukan penyaringan ion-ion tersebut dengan menggunakan membran *semipermeabel*. Proses penghilangan ion-ion pengganggu dengan cara menyaring menggunakan membran/selaput semipermeabel disebut *dialisis*. Proses dialisis tersebut adalah sebagai berikut. Koloid dimasukkan ke dalam sebuah kantong yang terbuat dari selaput semipermeabel. Selaput ini hanya dapat melewatkan molekul-molekul air dan ion-ion, sedangkan partikel koloid tidak dapat lewat. Jika kantong berisi koloid tersebut dimasukkan ke dalam sebuah tempat berisi air yang mengalir, maka ion-ion pengganggu akan menembus selaput bersama-sama dengan air. Prinsip dialisis ini digunakan dalam proses pencucian darah orang yang ginjalnya (alat dialisis darah dalam tubuh) tidak berfungsi lagi.

## 8. Koloid Pelindung

Untuk sistem koloid yang kurang stabil, perlu kita tambahkan suatu koloid yang dapat melindungi koloid tersebut agar tidak terkoagulasi. Koloid pelindung ini akan membungkus atau membentuk lapisan di sekeliling partikel koloid yang dilindungi. Koloid pelindung ini sering digunakan pada sistem koloid tinta, cat, es krim, dan sebagainya; agar partikel-partikel koloidnya tidak menggumpal. Koloid

pelindung yang berfungsi untuk menstabilkan emulsi disebut *emulgator* (zat pengemulsi). Contohnya, susu yang merupakan emulsi lemak dalam air, emulgatornya adalah kasein (suatu protein yang dikandung air susu). Sabun dan detergen juga termasuk koloid pelindung dari emulsi antara minyak dengan air

#### 4. PEMBUATAN KOLOID

Jika kita atau sebuah industri akan memproduksi suatu produk berbentuk koloid, bahan bakunya adalah larutan (partikel berukuran kecil) atau suspensi (partikel berukuran besar).

Didasarkan pada bahan bakunya, pembuatan koloid dapat dilakukan dengan dua cara, yaitu sebagai berikut.

##### 1. Kondensasi

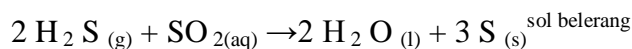
*Kondensasi* adalah cara pembuatan koloid dari partikel kecil (larutan) menjadi partikel koloid. Proses kondensasi ini didasarkan atas reaksi kimia; yaitu melalui reaksi redoks, reaksi hidrolisis, dekomposisi rangkap, dan pergantian pelarut.

##### 1) Reaksi Redoks

Contoh

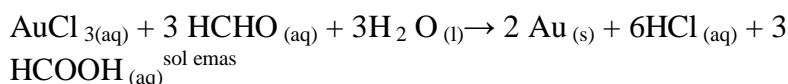
- a. Pembuatan sol belerang dari reaksi redoks antara gas H<sub>2</sub>S dengan larutan SO<sub>2</sub>

Persamaan reaksinya:



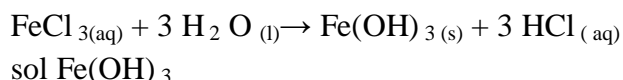
- b. Pembuatan sol emas dari larutan AuCl<sub>3</sub> dengan larutan encer formalin (HCHO).

Persamaan reaksinya:



##### 2) Reaksi Hidrolisis

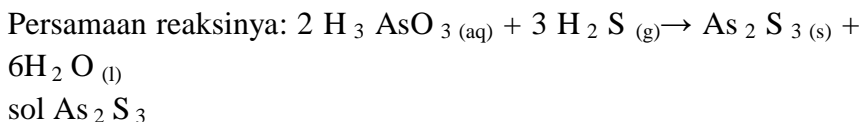
Contoh, pembuatan sol Fe(OH)<sub>3</sub> dengan penguraian garam FeCl<sub>3</sub>  
Persamaan reaksinya adalah: menggunakan air mendidih.



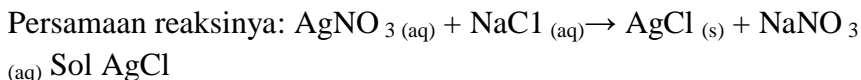
### 3) Reaksi Dekomposisi Rangkap

Contoh

a) Pembuatan sol  $\text{As}_2\text{S}_3$ , dibuat dengan mengalirkan gas  $\text{H}_2\text{S}$  dan asam arsenit ( $\text{H}_3\text{AsO}_3$ ) yang encer.

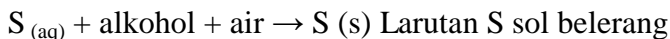


b) Pembuatan sol  $\text{AgCl}$  dari larutan  $\text{AgNO}_3$  dengan larutan  $\text{NaCl}$  encer.



### 4) Reaksi Pergantian Pelarut

Contoh, pembuatan sol belerang dari larutan belerang dalam alkohol ditambah dengan air. Persamaan reaksinya:



## 2. Dispersi

*Dispersi* adalah pembuatan partikel koloid dari partikel kasar (suspensi). Pembuatan koloid dengan dispersi meliputi: cara mekanik, peptisasi, busur Bredig, dan ultrasonik.

### 1) Proses Mekanik

*Proses mekanik* adalah proses pembuatan koloid melalui penggerusan atau penggilingan (untuk zat padat) serta dengan pengadukan atau pengocokan (untuk zat cair). Setelah diperoleh partikel yang ukurannya sesuai dengan ukuran koloid, kemudian didispersikan ke dalam medium (pendispersinya). Contoh, pembuatan sol belerang.

### 2) Peptisasi

*Peptisasi* adalah cara pembuatan koloid dengan menggunakan zat kimia (zat elektrolit) untuk memecah partikel besar (kasar) menjadi partikel koloid. Contoh, proses pencernaan makanan dengan enzim dan pembuatan sol belerang dari endapan nikel sulfida, dengan mengalirkan gas asam sulfida.

### 3) Busur Bredig

*Busur Bredig* ialah alat pemecah zat padatan (logam) menjadi partikel koloid dengan menggunakan arus listrik tegangan tinggi. Caranya adalah dengan membuat logam, yang hendak dibuat solnya,

menjadi dua kawat yang berfungsi sebagai elektrode yang dicelupkan ke dalam air; kemudian diberi loncatan listrik di antara kedua ujung kawat.

Logam sebagian akan meluruh ke dalam air sehingga terbentuk sol logam. Contoh, pembuatan sol logam.

#### 4) Suara Ultrasonik

Cara ini hampir sama dengan cara busur Bredig, yaitu sama-sama untuk pembuatan sol logam. Kalau busur Bredig menggunakan arus listrik tegangan tinggi, maka cara ultrasonik menggunakan energi bunyi dengan frekuensi sangat tinggi, yaitu di atas 20.000 Hz

### 5. APLIKASI KOLOID DALAM KEHIDUPAN SEHARI-HARI

Sistem koloid banyak digunakan dalam kehidupan manusia, terutama dalam kehidupan sehari-hari. Hal ini disebabkan sifat karakteristik koloid yang penting, yaitu dapat digunakan untuk mencampur zat-zat yang tidak dapat saling melarutkan secara homogeny dan bersifat stabil untuk produksi dalam skala besar. Berikut ini adalah tabel aplikasi koloid:

Tabel 3. Aplikasi koloid dalam berbagai industri

Jenis industry	Contoh aplikasi
Industri makanan	Keju, mentega, susu, saus salad
Industri kosmetika dan perawatan tubuh	Krim, pasta gigi, sabun
Industri cat	Cat
Industri kebutuhan rumah tangga	Sabun, deterjen
Industri pertanian	Peptisida dan insektisida
Industri farmasi	Minyak ikan, pensilin untuk suntikan

Koloid banyak kita jumpai dalam kehidupan sehari-hari seperti :

- a. Berbagai makanan yang berbentuk koloid, seperti milk, soup, jelly, dan sebagainya
- b. Obat-obatan banyak yang berbentuk emulsi atau suspense



- c. Sabun, merupakan elektrolit koloid dan banyak digunakan sebagai detergent.
- d. Lateks, cat, lak, pernis, enamels, juga merupakan larutan-larutan koloid.
- e. Silica dan alumina gel merupakan pengering gas-gas.
- f. Asap, debu, mendung, kabut, dan sebagainya semuanya merupakan koloid juga.

Berikut ini adalah penjelasan mengenai aplikasi koloid:

### 1. Pemutihan Gula

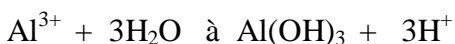
Gula tebu yang masih berwarna dapat diputihkan. Dengan melarutkan gula ke dalam air, kemudian larutan dialirkan melalui sistem koloid tanah diatomae atau karbon. Partikel koloid akan mengadsorpsi zat warna tersebut. Partikel-partikel koloid tersebut mengadsorpsi zat warna dari gula tebu sehingga gula dapat berwarna putih.

### 2. Penggumpalan Darah

Darah mengandung sejumlah koloid protein yang bermuatan negatif. Jika terjadi luka, maka luka tersebut dapat diobati dengan pensil stiptik atau tawas yang mengandung ion-ion  $Al^{3+}$  dan  $Fe^{3+}$ . Ion-ion tersebut membantu agar partikel koloid di protein bersifat netral sehingga proses penggumpalan darah dapat lebih mudah dilakukan.

### 3. Penjernihan Air

Air keran (PDAM) yang ada saat ini mengandung partikel-partikel koloid tanah liat, lumpur, dan berbagai partikel lainnya yang bermuatan negatif. Oleh karena itu, untuk menjadikannya layak untuk diminum, harus dilakukan beberapa langkah agar partikel koloid tersebut dapat dipisahkan. Hal itu dilakukan dengan cara menambahkan tawas ( $Al_2SO_4)_3$ . Ion  $Al^{3+}$  yang terdapat pada tawas tersebut akan terhidrolisis membentuk partikel koloid  $Al(OH)_3$  yang bermuatan positif melalui reaksi:



Setelah itu,  $Al(OH)_3$  menghilangkan muatan-muatan negatif dari partikel koloid tanah liat/lumpur dan terjadi koagulasi pada lumpur. Lumpur tersebut kemudian mengendap bersama tawas yang juga mengendap karena pengaruh gravitasi.

### **Evaluasi/Latihan**

1. Jelaskan Pengertian system Koloid
2. Jelaskan sifat-sifat koloid
3. Jelaskan perbedaan jenis koloid dari fase pendispersi dan fase terdispersi
6. Jelaskan metode pembuatan koloid
7. Jelaskan aplikasi koloid dalam kehidupan sehari hari



## **BAB V**

### **PERSAMAAN KEADAAN**

#### **1. GAS**

##### **Sifat-sifat gas**

Gas terdiri dari atas molekul molekul yang bergerak menurut jalan-jalan yang lurus ke segala arah, dengan kecepatan yang sangat tinggi. Molekul-molekul gas ini selalu bertumbukan dengan molekul-molekul yang lain atau dengan dinding bejana. Tumbukan terhadap dinding bejana ini yang menyebabkan adanya tekanan.

Volume dari molekul-molekul gas sangat kecil bila dibandingkan dengan volume yang ditempati oleh gas tersebut, sehingga sebenarnya banyak ruang yang kosong antara molekul-molekulnya. Hal ini yang menyebabkan gas mempunyai rapatan yang lebih kecil daripada cairan atau zat padat. Hal ini juga yang menyebabkan gas bersifat kompresibel atau mudah ditekan.

Karena molekul-molekul gas selalu bergerak ke segala arah, maka gas yang satu mudah bercampur dengan gas yang lain ( difusi ), asal keduanya tidak bereaksi. Misalnya  $N_2$  dan  $O_2$   $CO_2$  dan  $H_2$  dan sebagainya.

**Dalam pembicaraan tentang gas, semua gas dibagi menjadi dua jenis:**

a. Gas ideal :

Yaitu gas yang mengikuti secara sempurna hukum gas ( boyle, gay lussac, dsb )

b. Gas non ideal atau nyata :

Yaitu gas yang hanya mengikuti hukum-hukum gas pada tekanan rendah.

**Gas ideal sebenarnya tidak ada**, jadi hanya merupakan gas hipotesis. Semua gas sebenarnya tidak nyata. Pada gas ideal dianggap, bahwa molekul-molekulnya tidak tarik-menarik dan volume molekulnya dapat diabaikan terhadap volume gas itu sendiri atau ruang yang ditempati.

Sifat ideal ini hanya didekati oleh gas beratom satu pada tekanan rendah dan pada temperature yang tinggi.

## Hukum-Hukum GAS

Sifat-sifat gas dapat dipelajari dari segi eksperimen dan dari segi teori. Hukum hokum berikut diperoleh dari hasil-hasil eksperimen, dibagian lain akan dibicarakan sifat-sifat gas dari segi teori.

### Hukum-Hukum yang berkaitan dengan Persamaan gas yaitu:

1. Hukum Boyle
2. Charles atau Gay lussac
3. Tetapan Gas Umum
4. Hukum Dalton

### Hukum Boyle

Dalam batas-batas kesalahan percobaan rober boyle pada tahun 1662 mendapat bahwa :

Volume dari sejumlah tertentu gas pada temperature tetap, berbanding terbalik dengan tekanannya.

Secara matematis dapat ditunjukkan:

$$V = \frac{1}{P}$$

V = Volume gas

P = Tekanan gas

K1 = tetapan yang besarnya tergantung temperature, berat gas, jenisda dan satuan P dan V

Atau

$$V = \frac{K1}{P}$$

$$PV = K_1$$

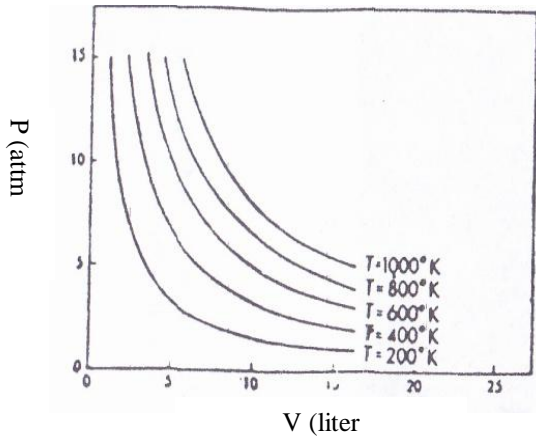
Dapat pula ditulis sebagai :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = K_2 \quad K_2 = \text{Tetapan}$$

Atau

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_1}{V_2}$$

Untuk sejumlah gas tertentu, grafik P terhadap V pada tiap-tiap temperature merupakan suatu hyperbola dan disebut grafik isotherm



**Gambar 1. grafik isothermal untuk 1 mole gas**

### Hukum Charles atau Gay lussac

Pada tahun 1787 charles mendapatkan bahwa gas-gas H<sub>2</sub>, udara, CO<sub>2</sub> dan O<sub>2</sub>, berkembang dengan jumlah volume yang sama pada pemanasan antara 0 - 80°C pada tekanan tetap. Pada tahun 1802 Gay Lussac mendapatkan bahwa semua gas pada pemanasan dengan tekanan tetap, volumenya bertambah  $\frac{1}{273}$  X volumenya pada 0°C atau lebih tepat  $\frac{1}{273,15}$ . Bila V<sub>0</sub> = volume gas pada 0°C dan V = volume gas tersebut pada t°C maka :

$$V = V_0 + \frac{t}{273,15}V_0$$

$$= V_0 \left( 1 + \frac{t}{273,15} \right) = V_0 \left( \frac{273,15 + t}{273,15} \right)$$

Bila ( 273,15 + t ) dan 273,15 masing-masing diberi symbol baru T dan T<sub>0</sub> yaitu derajat Kelvin atau absolute, maka :

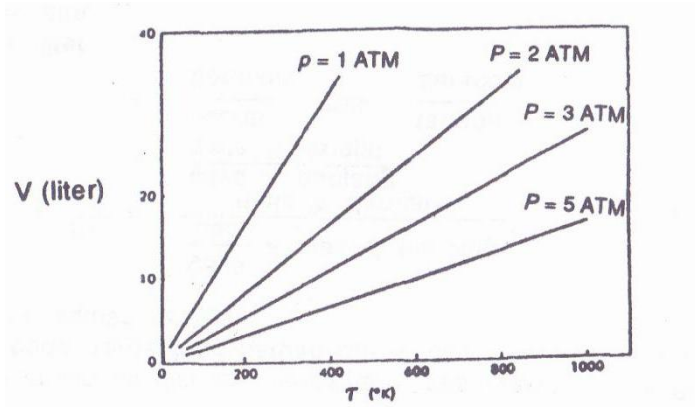
$$V = V_0 \left( \frac{T}{T_0} \right)$$

Atau

$$\frac{V}{V_0} = \frac{T}{T_0}$$

Atau  $\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1}$  dimana  $V = K_2 \cdot T$

Grafik isobar untuk 1 Mole gas



Gambar 2. grafik isobar untuk 1 mole gas

**Tetapan gas umum ( R )**

Harga K pada persamaan  $PV = KT$  ditentukan oleh jumlah mole gas, satuan P dan T, tetapi tidak tergantung jenis gas. Pada P dan T tertentu, K berbanding lurus dengan V atau jumlah mole gas.

Bila jumlah mole gas = n dan tetapan gas tiap mole = R, maka :

$K = n \cdot R$       R = tetapan gas umum ( untuk 1 mole )

Atau  $PV = n \cdot RT$

Persamaan ini disebut persamaan gas ideal, satuan R berbeda-beda, tergantung satuan dari P dan V, tetapi semua merupakan satuan tenaga.

$$\begin{aligned}
 R &= \frac{P V}{n T} = \frac{\frac{\text{gaya}}{\text{luas}} \times \text{luas} \times \text{panjang}}{\text{mole} \times \text{derajat}} \\
 &= \frac{\text{gaya} \times \text{panjang}}{\text{mole} \times \text{derajat}} \\
 &= \frac{\text{Usaha}}{\text{der mole}} \text{ atau } \frac{\text{tenaga}}{\text{der mole}}
 \end{aligned}$$

Bila V = liter

$$P = \text{atm}$$
$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \times 22,415}{1 \times 273,15} = 0,08206 \text{ liter atm, der}^{-1} \text{ mole}^{-1}$$

Bila V = cc

$$P = \text{atm}$$
$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \times 22,415}{1 \times 273,15} = 82,06 \text{ cc atm, der}^{-1} \text{ mole}^{-1}$$

Biasanya R dinyatakan dalam erg, joule atau kalori

$$\begin{aligned} R &= 8,315 \times 10^{-7} \text{ erg der}^{-1} \text{ mole}^{-1} \\ &= 8,315 \text{ joule der}^{-1} \text{ mole}^{-1} \\ &= \frac{8,315}{4,184} = 1,987 \text{ kalder}^{-1} \text{ mole}^{-1} \end{aligned}$$

1 kal = 4,184 joule

Dengan mempergunakan hukum gas ideal di atas, kita dapat mencari besaran yang belum diketahui dari rumus  $PV = nRT$

### Hukum Dalton

Pada temperature tetap, tekanan total suatu campuran gas sama dengan jumlah tekanan parsialnya

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

$P_1, P_2, P_3,$  dan seterusnya = tekanan parsial

Tekanan parsial gas ialah tekanan dari gas tersebut bila sendirian ada di dalam ruangan. Bila untuk masing-masing gas dalam campuran dikenakan hukum gas ideal, maka diperoleh :

$$P_{\text{total}} = \frac{n_1 RT}{V} + \frac{n_2 RT}{V} + \frac{n_3 RT}{V}$$



## 2. PERSAMAAN KEADAAN GAS

Ada beberapa Persamaan yang berkaitan dengan persamaan keadaan gas yaitu:

1. Persamaan keadaan van der waals
2. Persamaan Kamerling Onnes
3. Persamaan Berthelot

### Persamaan keadaan van der waals

Karena gas nyata selalu menyimpang dari sifat-sifat ideal, banyak usaha-usaha untuk mendapatkan persamaan keadaan, yang menyatakan hubungan antara P, V, dan T.

Van der waals juga mendasarkan pada rumus  $PV = n RT$ , tetapi dia memperhitungkan volume yang ditempati oleh molekul-molekul gas dan gaya tarik menarik antara molekul-molekul ini.

Kalau V volume dari n mole gas dan b volume efektif dari 1 mole gas, maka “ volume yang bebas” dari gas tersebut ialah  $( V - n b )$  dan ini ialah V ideal.

Karena molekul – molekul saling tarik menarik, maka tekanan gas yang terlihat lebih kecil daripada tekanan gas ideal. Kalau  $P_1$  besarnya pengurangan tekanan,  $P_i$  tekanan gas ideal dan P tekanan terlihat, maka :

$$P = P_i - P_1$$
$$P_i = ( P + P_1 )$$

Rumus  $PV = n RT$  berlaku untuk gas nyata, tetapi dengan sedikit perubahan :

$$P_i V_i = n RT$$
$$( P + P_i ) ( V - n b ) = n RT$$

Menurut van der waals, factor koreksi tekanan  $P_1$  untuk n mole gas pada volume T, dapat dinyatakan sebagai berikut :

$$P^1 = \frac{n^2 a}{V^2}$$

Disini a berbeda-beda untuk tiap gas, tetapi tidak tergantung tekanan dan temperature, dan ini menyatakan besarnya gaya tarik menarik antara molekul di dalam gas. Rumus di atas menjadi :

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right) (V - n b) = n R T$$

Pada pemakaian rumus gas di atas harus diingat satuan-satuan dari a dan b, sebab ini harus sesuai dengan satuan-satuan P, V, dan R

$$\frac{n^2 a}{V^2} = \text{satuan tekanan}$$

$$a = \frac{\text{Volume}^2}{\text{mole}^2} \times \text{satuan tekanan}$$

jadi satuan a dapat atm mole<sup>-2</sup> atau cc<sup>2</sup> mole<sup>-2</sup>. satuan n b ialah satuan volume, hingga satuan b adalah volume mole<sup>-1</sup>

Bila dihitung dengan rumus gas ideal = 9.86 atm. Untuk gas-gas yang stabil pada temperature kamar, jadi jauh diatas temperature kritis a berharga kecil, jadi gaya tarik antara molekul kecilnya. Sebaliknya untuk gas-gas yang mudah dicairkan jadi temperature kritisnya tinggi a berharga besar, jadi gaya tarik antara molekulnya besar.

### Persamaan Kamerling Onnes

$$PV = A + BP + CP^2 + DP^3 + \dots$$

P = tekanan gas

V = Volume molar gas

A, B, C dst = virial coefficient pertama, kedua, dan ketiga dan seterusnya.

### Persamaan Berthelot

Persamaan ini agak sukar untuk tekanan tinggi, untuk tekanan rendah dapat disederhanakan sebagai berikut :

$$PV = n R T \left( 1 + \frac{9 P_c T_c}{128 P_c T} \left( 1 - \frac{6 T_c^2}{T^2} \right) \right)$$

Pada tekanan 1 atm atau lebih rendah, persamaan ini sangat teliti dan dapat digunakan untuk menghitung BM gas. Symbol symbol di atas sama dengan pada persamaan gas ideal sedang P<sub>c</sub> dan T<sub>c</sub> adalah tekanan dan temperature kritis.

### 3. CAIRAN

Cairan mempunyai volume tetap dan hanya sedikit dipengaruhi oleh tekanan. Rapat dan viskositasnya lebih besar daripada gas. Dua zat cair dapat bercampur sempurna, bercampur sebagian, atau tidak bercampur.

Dari teori kinetik dapat dianggap, bahwa cairan adalah kelanjutan dari fase gas, molekul – molekulnya mempunyai gaya tarik yang kuat, hingga dapat menahan volume yang tetap. Namun demikian molekul – molekulnya masih dapat bergerak bebas, hanya gerakannya terbatas, tidak seperti dalam fase gas. Gaya yang bekerja antara molekul – molekul cairan berupa gaya Van der waals atau gaya listrik akibat adanya dipole. Gaya ini menyebabkan adanya asosiasi molekul. Tidak seperti pada gas, pengetahuan tentang cairan belum lengkap.

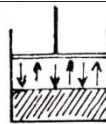
### 4. PERSAMAAN KEADAAN CAIRAN

#### KEADAAN KRITIS CAIRAN

Bila air diletakkan dalam bejana tertutup, air mempunyai tekanan uap tertentu. Tekanan uap ini tergantung temperatur, misalnya :

$$P_{25^{\circ}\text{C}} = 23,76 \text{ mm Hg}$$

$$P_{100^{\circ}\text{C}} = 760 \text{ mm Hg}$$



**Gb. 4.1. Tekanan Uap Cairan.**

Gambar 3. Tekanan Uap cairan

Kalau temperatur dinaikkan terus, tekanan uap juga bertambah, tetapi selalu ada kesetimbangan antara :

Pada temperatur  $374,4^{\circ}\text{C}$ , batas antara air dan uap hilang. Air dalam keadaan ini disebut ada pada *titik kritis*. Zat cair yang lain bila dipanaskan pada bejana tertutup, akan menjalani peristiwa sama. Temperatur pada titik kritis disebut *temperatur kritis*, tekanannya disebut tekanan kritis dan volume molarnya disebut *volume kritis*.

Untuk air :  $t_c = 374,4^{\circ}\text{C}$

$$P_c = 219,5^{\circ}\text{C}$$

$$V_c = 58,7 \text{ cc/mole}$$

Kalau temperatur diturunkan, keadaan di atas terjadi sebaliknya.

### Hubungan P — V — T Cairan dan Gas

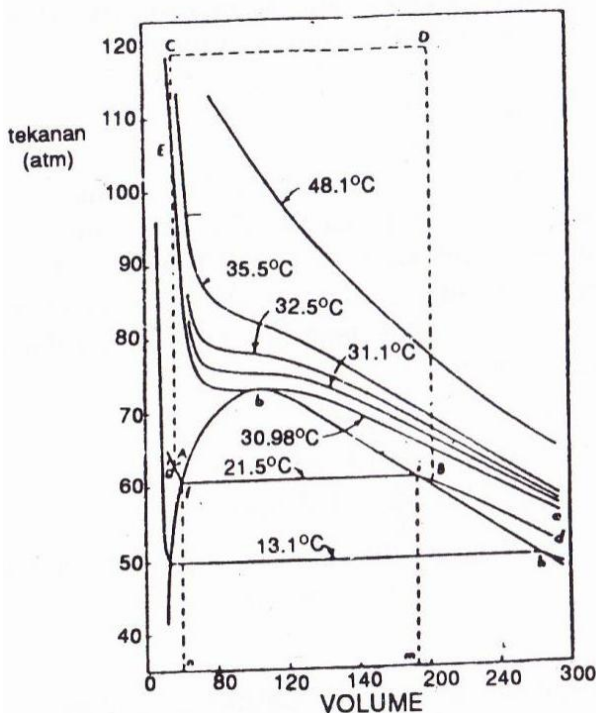
Hubungan P — V — T untuk cairan — gas, mula — mula didapatkan oleh Andrews untuk karbon dioksida. Dia mengukur variasi volume CO<sub>2</sub> dengan tekanan pada temperatur tetap. Ia mendapatkan bahwa zat ini mempunyai temperatur kritis 30,98°C dan tekanan kritis 73 atm.

Grafik tersebut merupakan grafik isoterm. Pada 48,1°C gas CO<sub>2</sub> tidak mungkin dicairkan. Pada 30,98 °C dan tekanan 73 atm, mulai terdapat CO<sub>2</sub> cair. Titik merupakan *titik kritis*.

Pada temperatur dibawah 30,98 °C, misalnya 21,5 °C, bila CO<sub>2</sub> ditekan akan mencair. Selama pencairan tekanan tetap. Selama ini ada kesetimbangan:



Setelah semua CO<sub>2</sub> mencair, penambahan tekanan hanya menambah tekanan dari CO<sub>2</sub> dan grafik naik dengan tegak.



Gambar 4. Isothermal CO<sub>2</sub>

Klor mempunyai temperatur kritis  $144^{\circ}\text{C}$ , hingga mudah dicairkan, sebaliknya helium mempunyai temperatur kritis  $-268^{\circ}\text{C}$  hingga sukar sekali dicairkan, sebab gas tidak mungkin mencair diatas temperatur kritis.

### Prinsip kontinuitas keadaan

Menurut prinsip ini, fase cair merupakan kelanjutan dari fase gas. Hal ini dapat dilihat dari grafik  $P - V - T$  untuk  $\text{CO}_2$ .

Kalau kita mengubah cairan  $\text{CO}_2$  dari a ke B pada temperatur sama, perubahan ini akan melalui perubahan fase yang jelas. Tetapi kalau perubahan itu melalui c, D dan kemudian B maka perubahan fase cair ke gas pada saat melewati garis *isothermal kritis*, tidak dapat diikuti.

Atas dasar prinsip ini, persamaan keadaan untuk gas berlaku pula untuk keadaan kritis atau bahkan keadaan cair.

### Persamaan Van der Waals Untuk Isothermal $\text{CO}_2$

Persamaan Van der Waals :

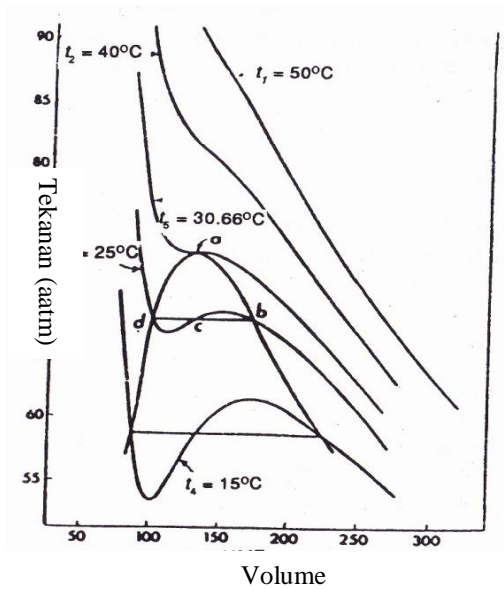
$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right) (V - n b) = n R T$$

Bila  $n = 1$

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right) (V - b) = n R T$$

Menurut prinsip kontinuitas keadaan, persamaan tersebut dikenakan pada temperatur *di atas*, pada, dan *di bawah* temperatur kritis. Bila hal ini dikenakan terhadap  $\text{CO}_2$ , diperoleh hasil seperti pada Gb. 4.3

Untuk temperatur *di atas* dan pada temperatur kritis, hasil hitungan sama dengan percobaan. Untuk temperatur *di bawah*



Gambar 5. Isothermal CO<sub>2</sub> menurut persamaan van der waals

Temperatur kritis terdapat sedikit perbedaan. Namun demikian bila penekanan dilakukan perlahan – lahan keadaan akan cocok dengan percobaan. Hanya keadaan ini tidak stabil.

### 5. PENETAPAN TETAPAN VAN DER WAALS

Bila persamaan Van der Waals berlaku pada temperatur kritis, maka tetapan Van der Waals a dan b dapat dihitung dari tetapan pada temperatur kritis.

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right) (V - b) = R T$$

$$P V^3 - V^2 (R T + P b) + a V - a b = 0$$

$$V^3 - \left(\frac{R T + P b}{P}\right) V^2 + \left(\frac{a}{P}\right) V - \frac{a b}{P} = 0$$

Persamaan ini akan menghasilkan 3 harga V untuk tiap harga P dan T. Pada 25°C, harga V ialah b, c, dan d. Pada 50°C harga V yang nyata satu, sedang pada temperatur kritis ketiga harga tersebut sama, yaitu sama dengan Vc

$$V = V_c$$

$$V - V_c = 0$$

Hingga :

$$(V - V_c)^3 = 0$$

$$V_3 - (3V_c)V_2 + (3V_c^2) V - V_c^3 = 0$$

Persamaan ini identik dengan persamaan di atas, hingga :

$$3 V_c = \frac{R T_c - b P_c}{P_c}$$

$$3 V_c^2 = \frac{a}{P_c} \longrightarrow a = 3 V_c^2 \cdot P_c$$

$$V_c^3 = \frac{a b}{P_c} \longrightarrow b = \frac{V_c^3 \cdot P_c}{a}$$

$$= V_c^3 \cdot P_c \times \frac{1}{3 V_c^2 P_c}$$

$$b = \frac{V_c}{3}$$

Harga  $V_c$  paling tidak tepat dibandingkan dengan  $P_c$  dan  $T_c$  hingga lebih baik a dan b dicari  $P_c$  dan  $T_c$

$$b = \frac{V_c}{3} ; 3 V_c = \frac{R T_c + b P_c}{P_c}$$

$$b = \frac{R T_c}{8 P_c}$$

$$a = 3 V_c^2 \cdot P_c ; b = \frac{V_c}{3} ; b = \frac{R T_c}{8 P_c}$$

$$a = 3(3 b)^2 P_c = 3 (9) \left( \frac{R T_c}{8 P_c} \right)^2 \cdot P_c = \frac{27 \cdot R^2 T_c^2}{64 \cdot P_c}$$

Harga  $R$  juga dapat diperoleh dari persamaan:

$$3 V_c = \frac{R T_c + b P_c}{P_c} ; b = \frac{V_c}{3}$$

$$R = \frac{8}{3} \frac{P_c V_c}{T_c} = 2,67 \frac{P_c V_c}{T_c}$$

Hasil – hasil percobaan menyatakan bahwa tetapan 2,67 tersebut dalam percobaan lebih tinggi. Untuk helium 3,18 dan air 4,97; ini disebabkan oleh ketidaktetapan persamaan Van der Waals.

## 6. TETAPAN KRITIS GAS

Dalam tabel berikut diberikan tetapan gas pada temperatur kritis, yaitu  $t_c$ ,  $P_c$  dan  $d_c$ . Rapat kritis ialah massa zat tiap cc pada *titik kritis*.

Cailletet dan Mathias mendapatkan, bahwa harga rata – rata hitung rapat dalam keadaan cair dan uapnya yang setimbang, merupakan fungsi linier dari temperatur dalam  $^{\circ}\text{C}$

$$t = A + B \left( \frac{d_1 + d_v}{2} \right)$$

$dt$  = rapat cairan ;  $dv$  = rapat uapnya

Tabel 2. Tetapan kritis gas.

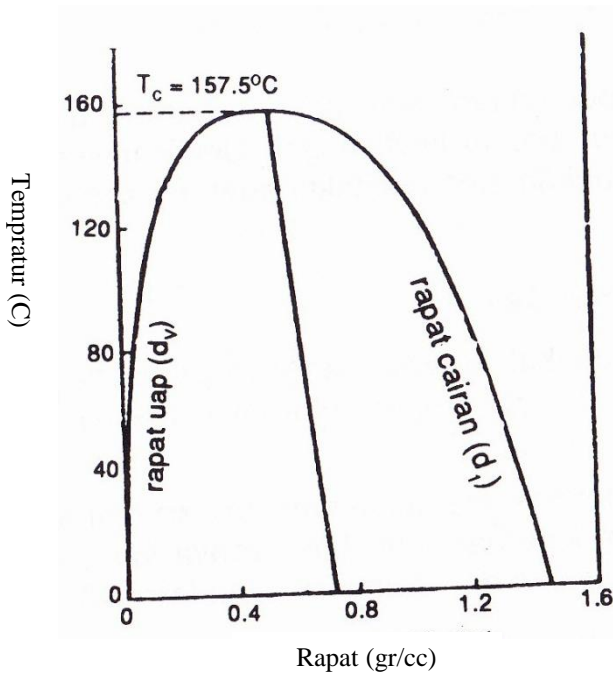
Gas	$t_c$ ( $^{\circ}\text{C}$ )	$P_c$ (atm)	$d_c$ (gr/cc)
$\text{NH}_3$	132,4	111,5	0,235
Ar	-122	48	0,531
$\text{CO}_2$	30,98	73,0	0,460
$\text{Cl}_2$	144,0	76,1	0,573
He	-267,9	2,26	0,0693
$\text{H}_2\text{O}$	374,4	219,5	0,307

Pada temperatur kritis  $t_c$ , maka  $dv = d_1 = dc$ , hingga persamaan menjadi:

$$t_c = A + B \left( \frac{2 dc}{2} \right) = A + B dc$$

Bila  $t_c$  diketahui, maka  $dc$  dapat ditentukan lebih tepat daripada mengukur  $dc$  secara langsung





Gambar 6. Variasi rapat rata rata  $\text{SO}_2$  terhadap temperatur

## 7. PERSAMAAN KEADAAN TEREDUKSI

Persamaan Van der Waals:

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right) (V - b) = RT$$

$$a = 3 V_c^2 \cdot P_c$$

$$\rightarrow \left(P + \frac{3 V_c^2 P_c}{V^2}\right) \left(V - \frac{V_c}{3}\right) = \frac{8 P_c V_c T}{3 T}$$

$$b = \frac{V_c}{3}$$

$$\left(\frac{P}{P_c} + \frac{3 V_c^2}{V^2}\right) \left(\frac{V}{V_c} - \frac{1}{3}\right) = \frac{8}{3} \frac{T}{T_c}$$

$$\left(P_r + \frac{3}{V_r^2}\right) (3 V_r - 1) = 8 T_r$$

$$\frac{P}{P_c} = P_r = \text{tekanan tereduksi.} \quad \frac{V}{V_c} = V_r = \text{volume tereduksi}$$

$$\frac{T}{T_c} = T_r = \text{temperatur tereduksi.}$$

Persamaan diatas disebut persamaaan keadaan tereduksi, tidak adanya tetapan – tetapan yang berhubungan dengan suatu zat menunjukkan persamaan itu berlaku untuk semua zat cair dan gas. Persamaan ini tida begitu tepat, tetapi persamaan tersebut banyak digunakan dalam termodinamika dan chemical engineering terutama pada tekanan – tekanan tinggi.

## 8. PENCAIRAN GAS

Cara pencairan suatu gas tergantung dari jenisnya. Untuk gas – gas yang mempunyai titik cair di sekitar temperatur kamar dan tekanan atm, mudah dicairkan hanya dengan penekanan, misalnya :

- Gas  $\text{Cl}_2$
- Gas  $\text{NH}_3$
- Gas  $\text{SO}_2$
- Gas  $\text{CH}_3 \text{Cl}$
- Gas  $\text{H}_2\text{S}$
- Gas freon ( $\text{C F}_2 \text{Cl}_2$ )

Gas – gas di atas mempunyai temperatur kritis yang tinggi, karena mudah dicairkan banyak dipakai untuk refrigerant di rumah tangga.

Untuk gas dengan temperatur kritis rendah, sebelum dapat dicairkan, temperaturnya harus diturunkan di bawah temperatur kritis. Untuk memperoleh temperatur rendah dapat dilakukan :

- Pengembangan adiabatik (Joule – Thomson – effec : Linda Process)
- Pengembangan adiabatik dengan melakukan kerja (Claude – Process)

**Gas–gas yang biasa dicairkan** dengan cara ini ialah udara, hidrogen dan helium.

**Udara yang dicairkan** dengan proses Linde, mula – mula ditekan sampai 100 atm. Hingga uap air mengembun udara yang tertekan dikembangkan. Proses ini diulang berkali – kali hingga akhirnya udara mencair.

**Pada proses claude**, udara yang tertekan dikembangkan dengan melakukan kerja, yaitu dipaksa menggerakkan piston. Proses demikian diulang hingga akhirnya udara mencair. Proses ini lebih efektif, karena ada recorvery tenaga.

### **Evaluasi/Latihan**

1. Jelaskan Teori Tentang gas
2. Jelaskan Persamaan yang berkaitan dengan perhitungan gas ideal
3. Jelaskan Metode Penetapan persamaan van der waals
4. Jelaskan Metode Persamaan keadaan tereduksi
5. Jelaskan Proses Pencairan Gas

# BAB VI

## HUKUM DASAR KESETIMBANGAN FASE

### 1. KESETIMBANGAN FASE

Kesetimbangan fase memberikan gambaran secara sistematis untuk membahas perubahan yang dialami oleh campuran jika campuran itu dipanaskan dan Dalam kejadian di kehidupan sehari – hari, air akan mendidih pada suhu 100C dan membeku pada suhu 00C. Saat es mencair dan masih ada sisa es yang belum mencair, suhunya masih tetap 00C. Semua kejadian itu berjalan pada tekanan 1 atm, tetapi bagaimana kalau tekanan dinaikkan atau diturunkan. didinginkan, dan jika komposisinya berubah.

Kata “fase” berasal dari bahasa Yunani yang bermakna permunculan. Fase adalah suatu daerah di mana semua sifat fisik dari bahan dasarnya seragam (homogen). Contoh sifat fisik meliputi densitas, indeks bias, dan komposisi kimia.

Secara singkat, fase adalah suatu daerah dengan bahan kimia yang seragam, secara fisik berbeda, dan (sering) dapat dipisahkan secara mekanis. dapat dipisahkan secara mekanis berarti fase tersebut dapat dipisahkan dengan cara filtrasi, sedimentasi, destilasi, dekantasi, ekstraksi (pemisahan heterogen).

Kesetimbangan fase adalah suatu keadaan dimana suatu zat memiliki komposisi yang pasti pada kedua fasanya pada suhu dan tekanan tertentu, biasanya pada fasa cair dan uapnya.

Dengan kesetimbangan fasa maka akan dapat dibuat diagram fasa. diagram fase adalah sejenis grafik yang digunakan untuk menunjukkan kondisi kesetimbangan antara fase-fase yang berbeda dari suatu zat yang sama. Diagram – diagram fasa digunakan untuk mempertimbangkan apakah dua atau tiga zat dapat bercampur bersama – sama, apakah dapat terjadi kesetimbangan pada suatu rentang kondisi tertentu, atau apakah sistem harus dibawa ke tekanan, temperatur dan komposisi tertentu agar terjadi kesetimbangan.

Dalam proses materi kesetimbangan fase terdapat istilah-istilah umum yang sering dipakai. Istilah-istilah tersebut antara lain sebagai berikut:

Sistem : Suatu zat atau campuran yang diisilasikan dari zat-zat lain dalam suatu bejana inert untuk diselidiki pengaruh perubahan temperature , tekanan dan konsentrasi terhadap zat tersebut.

Jumlah komponen adalah jumlah terkecil dari variable bebas kontituen dalam system yang dapat dipakai untuk menyatakan susunan fase-fase yang ada.

**Derajat kebebasan 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 ( $v = 2$ ).

## 2. SISTEM SATU KOMPONEN

### 2.1. 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,

$$v = c + p + \gamma \dots\dots\dots (6.1)$$

dimana

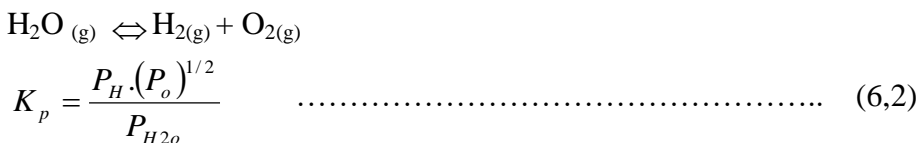
$v$  = derajat kebebasan

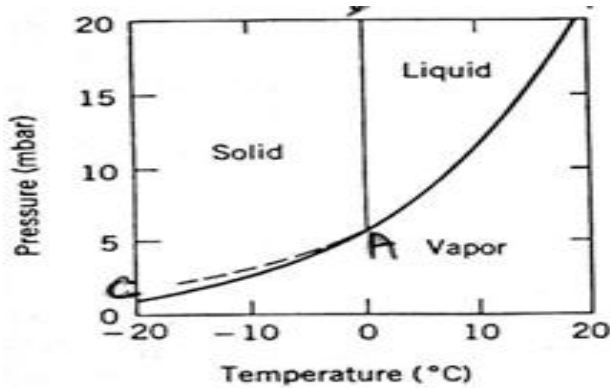
$c$  = jumlah komponen

$p$  = jumlah fasa

$\gamma$  = jumlah besaran intensif yang mempengaruhi sistem (P, T)

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  $H_2O$ .





Gambar 1. Diagram fase air pada tekanan rendah

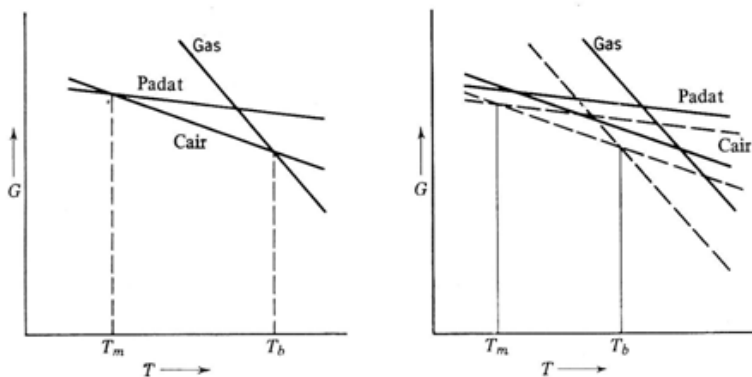
Dengan menggunakan perbandingan pada persamaan 3.2, salah satu konsentrasi zat akan dapat ditentukan bila nilai konstanta kesetimbangan dan konsentrasi kedua zat lainnya diketahui.

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

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**.

## 2.2. 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

**Suhu pada tekanan tetap**

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

$$\frac{\partial G}{(\partial T)_P} = -S$$

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

**2.3. 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  $\alpha$  dan  $\beta$ ,

$$G_\alpha = G_\beta \dots\dots\dots (6.3)$$

Jika tekanan dan suhu diubah dengan tetap menjaga kesetimbangan, maka

$$dG_\alpha = dG_\beta \dots\dots\dots (6.4)$$

$$\left(\frac{\partial G_\alpha}{\partial P}\right)_T dP + \left(\frac{\partial G_\alpha}{\partial T}\right)_P dT = \left(\frac{\partial G_\beta}{\partial P}\right)_T dP + \left(\frac{\partial G_\beta}{\partial T}\right)_P dT \dots\dots\dots (6,5)$$

Dengan menggunakan hubungan Maxwell, didapat

$$V_\alpha dP - S_\alpha dT = V_\beta dP - S_\beta dT \dots\dots\dots (6.6)$$

$$\frac{dP}{dT} = \frac{S_\beta - S_\alpha}{V_\beta - V_\alpha} = \frac{\Delta S}{\Delta V} \dots\dots\dots (6.7)$$

Karena 
$$\Delta S = \frac{\Delta H}{T} \dots\dots\dots (6.8)$$

maka 
$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta S}{T\Delta V} \dots\dots\dots (6.9)$$

Persamaan 3.10 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

$$\Delta H_{\text{sublimasi}} = \Delta H_{\text{peleburan}} + \Delta H_{\text{penguapan}} \dots\dots\dots (6.10)$$

**2.4. 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 ( $V_g$ ).

$$\Delta V = V_g - V_l \approx V_g \dots\dots\dots (6.11)$$

Bila  $\frac{RT}{P} = V_g \dots\dots\dots (6.12)$

maka persamaan 6.11 menjadi

$$\frac{dP}{dT} = \frac{P\Delta H_v}{RT^2} \dots\dots\dots (6.13)$$

$$\frac{dP}{P} = \frac{\Delta H_v}{RT^2} dT \dots\dots\dots (6.14)$$

$$\int_{P_1}^{P_2} \frac{1}{P} dP = \frac{\Delta H_v}{R} \int_{T_1}^{T_2} \frac{1}{T^2} dT \dots\dots\dots (6.15)$$

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_v}{R} \left[ -\frac{1}{T_2} - \left( -\frac{1}{T_1} \right) \right] \dots\dots\dots (6.16)$$



$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_v(T_2 - T_1)}{RT_1T_2} \dots\dots\dots (6.17)$$

Persamaan 3.17 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

$$\Delta S_{\text{penguapan}} = \frac{\Delta H_{\text{penguapan}}}{T_{\text{dididih}}} \cong 88 \text{ J / K.mol} \dots\dots\dots (6.18)$$

### 3. SISTEM DUA KOMPONEN

#### 3.1. 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.

$$\mu_{i(g)} = \mu_{i(l)} \dots\dots\dots (6.20)$$

Jika uap dianggap sebagai gas ideal, maka

$$\mu_{i(g)} = \mu_{i(g)}^\circ + RT \ln \frac{P_i}{P^\circ} \dots\dots\dots (6.21)$$

dimana  $P^\circ$  adalah tekanan standar (1 bar). Untuk fasa cair,

$$\mu_{i(l)} = \mu_{i(l)}^\circ + RT \ln a_i \dots\dots\dots (6.22)$$

Persamaan 3.20 dapat ditulis menjadi

$$\mu_{i(g)}^\circ + RT \ln \frac{P_i}{P^\circ} = \mu_{i(l)}^\circ + RT \ln a_i \dots\dots\dots (6.23)$$

Dari persamaan 3.23 dapat disimpulkan bahwa

$$RT \ln \frac{P_i}{P_i^o} = RT \ln a_i \quad \dots\dots\dots (6.24)$$

$$a_i = \frac{P_i}{P_i^o} \quad \dots\dots\dots (6.25)$$

Persamaan 6.25 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* ( $P_i^o$ ).

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,

$$P_i = x_i P_i^o \quad \dots\dots\dots (6.26)$$

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

- $\Delta H_{\text{mix}} = 0$
- $\Delta V_{\text{mix}} = 0$
- $\Delta S_{\text{mix}} = - R \sum n_i \ln x_i$

Tekanan uap total di atas campuran adalah

$$\begin{aligned} P &= P_1 + P_2 \\ &= x_1 P_1^o + x_2 P_2^o \quad \dots\dots\dots (6.27) \end{aligned}$$

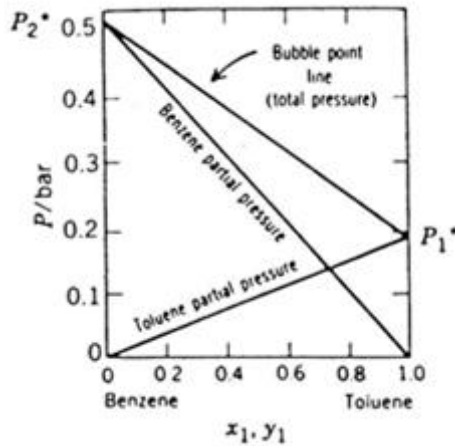
Karena  $x_2 = 1 - x_1$ , maka

$$P = P_2^o + (P_1^o - P_2^o)x_1 \quad \dots\dots\dots (6.28)$$

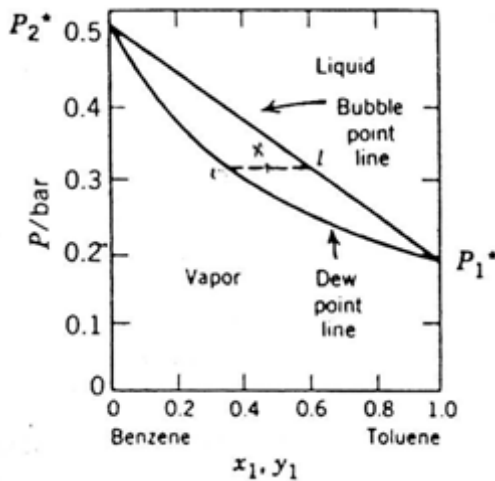
Persamaan di atas digunakan untuk membuat **garis titik gelembung** (*bubble point line*). Di atas garis ini, sistem berada dalam fasa cair. Komposisi uap pada kesetimbangan ditentukan dengan cara

$$x_i = \frac{P_i}{P} \dots\dots\dots (6.29)$$

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

$$P = \frac{P_1^o P_2^o}{P_1^o + (P_2^o + P_1^o)x_1} \dots\dots\dots (6.30)$$

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

$$C_{cair} = \frac{x - v}{l - v} \dots\dots\dots (6.31)$$

Sedangkan jumlah zat yang berada dalam fas uap adalah

$$C_{uap} = \frac{l - x}{l - v} \dots\dots\dots (6.32)$$

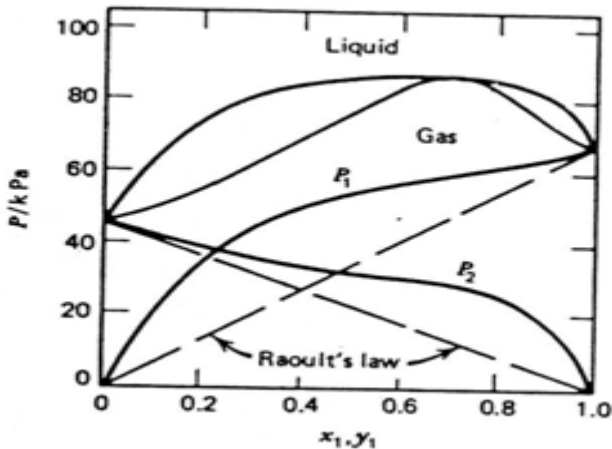
Penentuan jumlah zat pada kedua fasa dengan menggunakan persamaan 3.31 dan 3.32 disebut sebagai ***Lever Rule***

### 3.2. 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:

#### 1. Penyimpangan positif

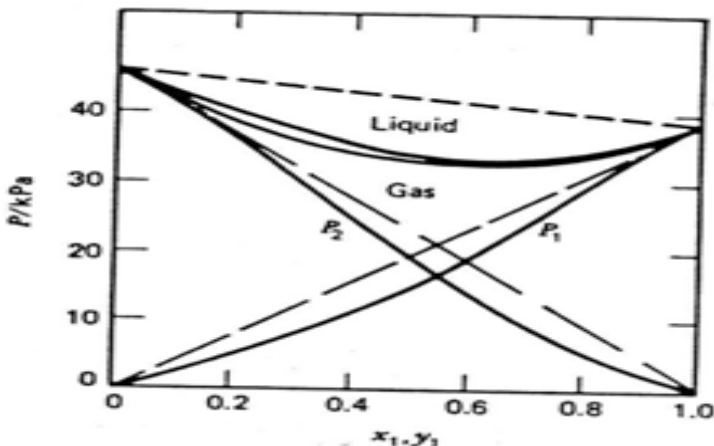
Penyimpangan positif hukum Raoult terjadi apabila interaksi dalam masing – masing zat lebih kuat daripada antaraksi dalam campuran zat ( *A – A, B – B > A – B*). Penyimpangan ini menghasilkan entalpi campuran ( $\Delta H_{mix}$ ) positif (bersifat endotermik) dan mengakibatkan terjadinya penambahan volume campuran ( $\Delta V_{mix} > 0$ ). Contoh penyimpangan positif terjadi pada campuran etanol dan n – heksana.



Gambar 5. Penyimpangan positif hukum raoult

## 2. 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 ( $\Delta H_{mix}$ ) 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.

### 3.3. Hukum Henry

Hukum Raoult berlaku bila fraksi mol suatu komponen mendekati satu. Pada saat fraksi mol zat mendekati nilai nol, tekanan parsial dinyatakan dengan

$$P_i = x_i K_i \quad \dots\dots\dots (6.33)$$

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 ( $K_2/10^9\text{Pa}$ )

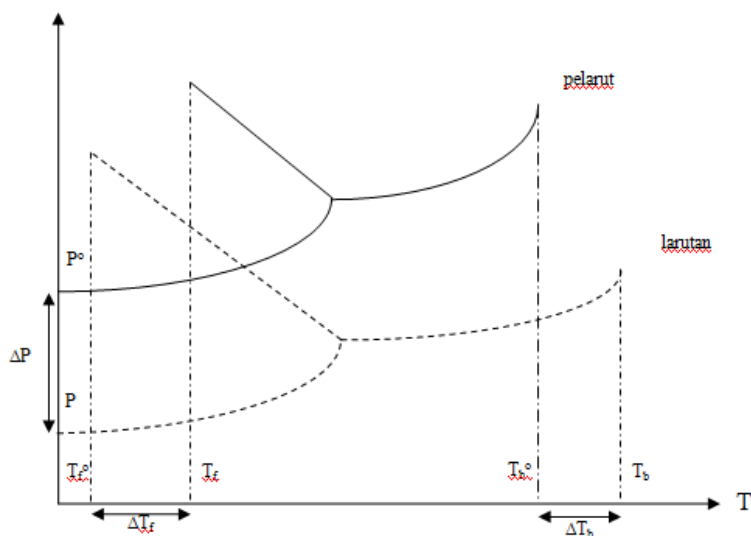
Gas	Pelarut	
	Air	Benzena
H <sub>2</sub>	7,12	0,367
N <sub>2</sub>	8,68	0,239
O <sub>2</sub>	4,40	
CO	5,79	0,163
CO <sub>2</sub>	0,167	0,0114
CH <sub>4</sub>	4,19	0,569
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	0,135	
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	1,16	
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	3,07	

□

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 ( $H_2$ ,  $N_2$ , 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).

### 3.4. Sifat Koligatif Larutan

Sifat koligatif (*colligative properties*) berasal dari kata *colligatus* (Latin) yang berarti "terikat bersama". Ketika suatu zat terlarut ditambahkan ke dalam pelarut murni A, fraksi mol zat A,  $x_A$ , mengalami penurunan. Penurunan fraksi mol ini mengakibatkan penurunan potensial kimia. Sehingga, potensial kimia larutan lebih rendah daripada potensial pelarut murninya. Perubahan potensial kimia ini menyebabkan perubahan tekanan uap, titik didih, titik beku, serta terjadinya fenomena tekanan osmosis. Sifat koligatif diamati pada larutan sangat encer, dimana konsentrasi zat terlarut jauh lebih kecil dari pada konsentrasi pelarutnya ( $x_2 \ll x_1$ ). Perubahan sifat – sifat koligatif tersebut dapat dilihat pada gambar 7.



Gambar 7. Sifat kologatif larutan

### 3.4.1. Penurunan Tekanan Uap ( $\Delta P$ )

Bayangkan suatu larutan yang terdiri dari zat terlarut yang tidak mudah menguap (*involatile solute*). Kondisi ini umumnya berlaku untuk zat terlarut berupa padatan, tetapi tidak untuk zat cair maupun gas. Tekanan uap larutan ( $P$ ) kemudian akan bergantung pada pelarut saja ( $P_1$ ). Sehingga penurunan tekanan uap dapat dinyatakan sebagai

$$\Delta P = P_1^\circ - P_1 \quad \dots\dots\dots (6.34)$$

Jika nilai  $P_1$  disubstitusi dengan persamaan 3.26, maka

$$\begin{aligned} \Delta P &= P_1^\circ - x_1 \cdot P_1^\circ \\ &= P_1^\circ (1 - x_1) \quad \dots\dots\dots (6.35) \end{aligned}$$

$$\Delta P = P_1^\circ \cdot x_2 \quad \dots\dots\dots (6.36)$$

dimana  $x_1$  = fraksi mol pelarut  
 $x_2$  = fraksi mol zat terlarut

Fraksi mol ( $x_i$ ) adalah perbandingan jumlah mol zat  $i$  ( $n_i$ ) terhadap jumlah mol total ( $n_{total}$ ) dalam larutan. Untuk larutan yang sangat encer,  $n_2 \ll n_1$ . Sehingga,

$$\frac{n_2}{n_1 + n_2} \approx \frac{n_2}{n_1} \quad \dots\dots\dots (6.37)$$

Dengan demikian,

$$\Delta P = P_1^\circ \cdot \frac{n_2}{n_1 + n_2} \quad \dots\dots\dots (6.38)$$

$$\Delta P = P_1^\circ \cdot \frac{n_2}{n_1} \quad \dots\dots\dots (6.39)$$

### 3.4.2. Kenaikan Titik Didih ( $\Delta T_b$ ) dan Penurunan Titik Beku ( $\Delta T_f$ )

Titik didih (*boiling point /  $T_b$* ) normal cairan murni adalah suhu dimana tekanan uap cairan tersebut sama dengan 1 atm. Penambahan



zat terlarut yang tidak mudah menguap menurunkan tekanan uap larutan. Sehingga, dibutuhkan suhu yang lebih tinggi agar tekanan uap larutan mencapai 1 atm. Hal ini mengakibatkan titik didih larutan lebih tinggi daripada titik didih pelarut murninya.

Dari persamaan 3.36, penurunan tekanan uap ( $\Delta P$ ) dapat dinyatakan sebagai

$$P_1^\circ - P_1 = P_1^\circ \cdot x_2 \quad \dots \quad (6.40)$$

$$x_2 = \frac{P_1^\circ - P_1}{P_1^\circ} \quad \dots \quad (6.41)$$

Menurut persamaan Clausius – Clapeyron,

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_v(T_2 - T_1)}{RT_1T_2} \quad \dots \quad (6.42)$$

Bila  $P_2 = P_1$  dan  $T_2 = T_b$   
 $P_1 = P_1^\circ$   $T_1 = T_b^\circ$

maka persamaan Clausius – Clapeyron dapat ditulis menjadi

$$\ln \frac{P_1}{P_1^\circ} = \frac{\Delta H_v(T_b - T_b^\circ)}{RT_b^\circ T_b} \quad \dots \quad (6.43)$$

$$\ln \left[ 1 - \left( \frac{P_1^\circ - P_1}{P_1^\circ} \right) \right] = \frac{\Delta H_v}{RT_1T_2} (\Delta T_b) \quad \dots \quad (6.44)$$

Pada larutan encer,  $\frac{P_1^\circ - P_1}{P_1^\circ}$  sangat kecil, sehingga

$$\ln \frac{P_1^\circ - P_1}{P_1^\circ} = - \frac{P_1^\circ - P_1}{P_1^\circ} \quad \dots \quad (6.45)$$

Karena  $T_b$  sangat kecil, maka  $T_b \gg T_b^\circ$

$$-\frac{P_1^o - P_1}{P_1^o} = \frac{\Delta H_v}{R(T_b^o)^2} (\Delta T_b) \quad \dots\dots\dots (6.46)$$

$$-x_2 = \frac{\Delta H_v}{R(T_b^o)^2} (\Delta T_b) \quad \dots\dots\dots (6.47)$$

$$\frac{n_2}{n_1} = -\frac{\Delta H_v}{R(T_b^o)^2} (\Delta T_b) \quad \dots\dots\dots (6.48)$$

$$\frac{n_2}{n_1} = \frac{w_2}{M_2} \times \frac{M_1}{w_1} \quad \dots\dots\dots (6.49)$$

dengan  $w_1$  dan  $M_1$  masing – masing adalah berat dan massa molar pelarut, serta  $w_2$  dan  $M_2$  adalah berat dan massa molar zat terlarut. Jika  $w_1$  dianggap 1000 gram,

$$\frac{n_2}{n_1} = m_2 \cdot M_1 \quad \dots\dots\dots (6.50)$$

$$m_2 \cdot M_1 = -\frac{\Delta H_v}{R(T_b^o)^2} (\Delta T_b) \quad \dots\dots\dots (6.51)$$

$$\Delta T_b = -\frac{R(T_b^o)^2}{\Delta H_v} \cdot m_2 \quad \dots\dots\dots (6.52)$$

$$\Delta T_b = K_b \cdot m_2 \quad \dots\dots\dots (6.53)$$

Penambahan zat terlarut juga mengakibatkan terjadinya penurunan titik beku (*freezing point / T<sub>f</sub>*). Dengan menggunakan cara yang sama, didapat

$$\Delta T_f = K_f \cdot m_2 \quad \dots\dots\dots (6.54)$$

### 3.4.3. Tekanan Osmosis (p)

Pendekatan tekanan osmosis dapat dijelaskan sebagai berikut. Suatu larutan terpisah dari pelarut murninya oleh dinding semi

permiabel, yang dapat dilalui oleh pelarut, tetapi tidak dapat dilalui oleh zat terlarutnya. Karena potensial kimia larutan lebih rendah, maka pelarut murni akan cenderung bergerak ke arah larutan, melalui dinding semi permiabel.



Gambar 8. Tekanan osmosis

Pada kesetimbangan, tekanan di bagian kiri adalah  $P$  dan tekanan di bagian kanan adalah  $P + \pi$ .  $\pi$  adalah perbedaan tekanan dari kedua sisi yang dibutuhkan untuk menghindari terjadinya aliran spontan melalui membran ke salah satu sisi.

Menurut hubungan Maxwell,

$$dG = -S dT + V dP \tag{6.55}$$

$$d\left(\frac{G}{n}\right) = -\frac{S}{n} dT + \frac{V}{n} dP \tag{6.56}$$

$$d\mu = -S dT + v dP \tag{6.57}$$

Karena  $\left(\frac{\partial \mu}{\partial P}\right)_T = v$ , maka

$$d\mu = \int_0^{\pi} v dP \tag{6.58}$$

Bila  $V$  dianggap tidak bergantung pada tekanan, maka

$$\Delta\mu = v\pi \tag{6.59}$$

Menurut kesetimbangan kimia,

$$\mu = \mu^\circ + RT \ln \frac{P}{P^\circ} \dots\dots\dots (6.60)$$

$$\mu - \mu^\circ = RT \ln \frac{P}{P^\circ} \dots\dots\dots (6.61)$$

$$\Delta\mu = - RT \ln \frac{P}{P^\circ} \dots\dots\dots (6.62)$$

dimana  $P = P_1$  = tekanan uap larutan

$P^\circ = P_1^\circ$  = tekanan uap pelarut murni

Jika persamaan 3.59 disamakan dengan persamaan 3.62, maka

$$- RT \ln \frac{P_1}{P_1^\circ} = \nu\pi \dots\dots\dots (6.63)$$

Menurut Hk. Raoult

$$x_1 = \frac{P_1}{P_1^\circ} \dots\dots\dots (6.64)$$

$$x_1 = (1 - x_2) \dots\dots\dots (6.65)$$

Sehingga, persamaan 3.63 menjadi

$$- RT \ln \frac{P_1}{P_1^\circ} = \nu\pi \dots\dots\dots (6.66)$$

$$- RT \ln x_1 = \nu\pi \dots\dots\dots (6.67)$$

$$\pi = - \frac{RT}{\nu} \ln (1 - x_2) \dots\dots\dots (6.68)$$

Pada larutan sangat encer,  $x_2$  sangat kecil sehingga  $\ln (1 - x_2) \approx - x_2$ .

$$\pi = - \frac{RT}{V} (-x_2) \dots\dots\dots (6.69)$$

$$\pi = \frac{RT}{V} \cdot \frac{n_2}{n_1} \dots\dots\dots (6.70)$$

$$\pi = R.T.C_2 \dots\dots\dots (6.71)$$

dimana C<sub>2</sub> adalah konsentrasi zat terlarut.

### Diagram Fasa Cair-cair

Pada diagram fasa ini kita ambil contoh pada larutan H<sub>2</sub>O dan Et<sub>3</sub>N(triethylamine/N(CH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>)



Keterangan gambar:

- Cekungan biru (fase-2) yang kita lihat merupakan daerah dimana campuran kedua komponen masih dapat dibedakan. Sedangkan sisanya (fase-1) adalah daerah dimana kedua komonen sudah tercampur sempurna, pada saat ini kedua komponen tidak dapat dibedakan lagi. Adapun terdapat suhu kritis (T<sub>c</sub>), yaitu suhu saat

kedua zat bercampur, membaaur, suhu kritis ini terletak di dasar cekungan putih.

- Bisa kita lihat di sebelah kanan adalah triethylamine dan di sebelah kiri adalah air.  $b'$  menunjukkan bagian campuran yang banyak mengandung komponen  $\text{Et}_3\text{N}$ , sedangkan  $a'$  menunjukkan bagian campuran yang banyak mengandung  $\text{H}_2\text{O}$ .  $T$  adalah suhu, dapat saya disimpulkan bahwa banyaknya campuran yang banyak mengandung  $\text{H}_2\text{O}$  dan banyaknya campuran yang banyak mengandung  $\text{Et}_3\text{N}$  adalah sama pada suhu tertentu.

Seperti yang telah kita ketahui, pada aturan fasa Gibbs,  $F$  adalah derajat kebebasan,  $C$  adalah jumlah komponen, dan  $P$  adalah jumlah fasa. Rumusnya adalah:

$$F=C-P+2$$

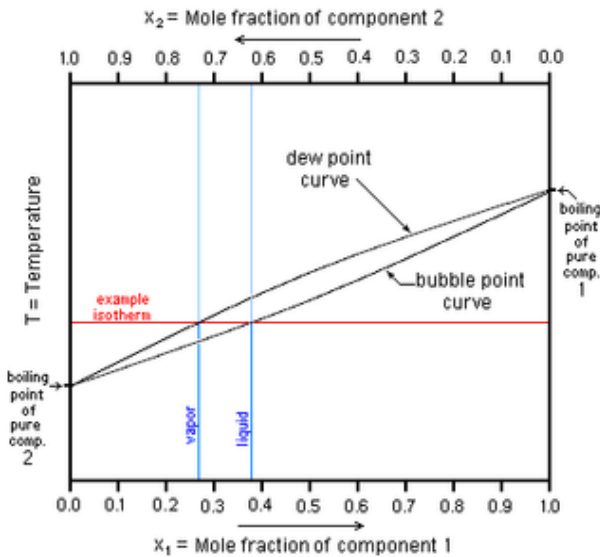
Pada saat terdapat 1 fasa dan 2 komponen, maka derajat kebebasan  $F = 2 - 1 + 2 = 3$ . Artinya, terdapat 3 variabel yang harus ditetapkan untuk menggambarkan kondisi fasa, yaitu, tekanan, suhu, dan konsentrasi.

Karena komponen ( $C$ ) adalah 2, maka:  $F=4-P$

Sedangkan system 2 komponen pada tekanan tetap adalah:  $F=3-P$

Karena variable yang harus berpengaruh berkurang 1, yaitu tekanan.

Contoh: diagram titik didih campuran toluene dan benzene.



Gambar 9. diagram titik didih campuran toluene dan benzene.

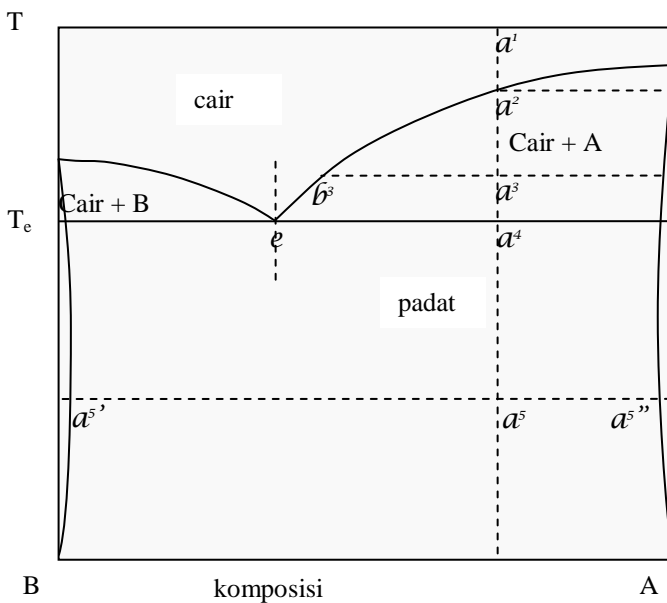
Pada gambar di atas terdapat  $x_1$  dan  $x_2$ , dengan  $x_1$  adalah fraksi mol komponen 1 dan  $x_2$  adalah fraksi mol komponen 2. Jika  $x_1$  bertambah, maka  $x_2$  berkurang, dan sebaliknya. Dengan perpindahan fraksi mol dari komponennya, maka titik didih pun bisa bergeser-geser.

$$F = 2 = 4 - \text{Phase}$$

Fasa yang terjadi ada 2, vapor dan liquid. Jadi, variable yang bersangkutan ada 2, yaitu suhu dan tekanan.

### Diagram Fase Cair-Padat

Fase padat dan cair, keduanya dapat berada dalam sistem pada temperatur di bawah titik didih. Sebagai contoh, sepasang logam yang hampir seluruhnya tak campur sampai titik lelehnya, seperti antimon dan bismut.



A = antimon

B = bismut

- Pada titik  $a_1$  komponen dalam keadaan cair.
- Cair + A terjadi proses pendinginan pertama yaitu pada titik  $a_2$ , cairan + padatan A dan kaya akan komponen B.
- Pada titik  $a_3$  masih dalam pendinginan dan terbentuk padatan lebih banyak . dan jumlah relatif padatan dan cairan (yang berada dalam

kesetimbangan), pada tahap ini padatan dan cairan masing-masing berjumlah sama.

- Fase cair lebih kaya akan B daripada sebelumnya (komposisi dinyatakan dengan  $b_3$ ) karena komponen A sudah mengendap.
- Cair + B; cairan + padatan B dan kaya akan komponen A.
- Pada titik  $a_4$ , komposisi cairan lebih sedikit dari pada di  $a_3$ , membentuk padatan dan terletak pada temperatur eutektik.
- Pada  $T_e$  padatan mudah dilelehkan. Isopleth pada titik  $e$  sesuai dengan komposisi eutektik, yang berarti mudah dilelehkan.
- Larutan dengan komposisi disebelah kanan  $e$  mengendapkan A ketika larutan itu mendingin dan larutan disebelah kiri  $e$  mengendapkan B.
- Pada titik  $a_5$ , kedua fase titik  $a_5'$  untuk bagian padatan B hampir murni dan  $a_5''$  untuk padatan A hampir murni.

#### 4. SISTEM TIGA KOMPONEN

Berdasarkan hukum fasa Gibbs, jumlah terkecil variabel bebas yang diperlukan untuk menyatakan keadaan suatu sistem dengan tepat pada keseimbangan diungkapkan sebagai:

$$F = C - P + 2$$

dimana,

F = jumlah derajat kebebasan

C = jumlah komponen

P = jumlah fasa

Dalam ungkapan diatas, keseimbangan dipengaruhi oleh suhu, tekanan dan komposisi sistem. Jumlah derajat kebebasan untuk sistem tiga komponen pada suhu dan tekanan tetap dapat dinyatakan sebagai.

$$F = 3 - P$$

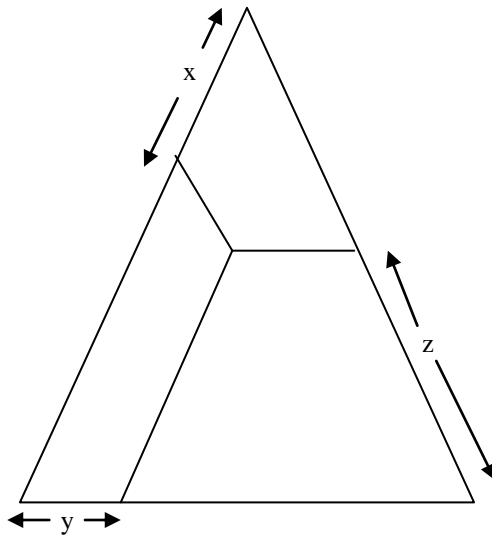
Jika dalam sistem hanya terdapat satu fasa, maka  $F = 2$ , berarti untuk menyatakan keadaan sistem dengan tepat perlu ditentukan konsentrasi dari dua komponennya. Sedangkan bila dalam sistem terdapat dua fasa dalam kesetimbangan, maka  $F = 1$ , berarti hanya satu komponen yang harus ditentukan konsentrasinya dan konsentrasi komponen yang lain sudah tertentu berdasarkan diagram fasa untuk



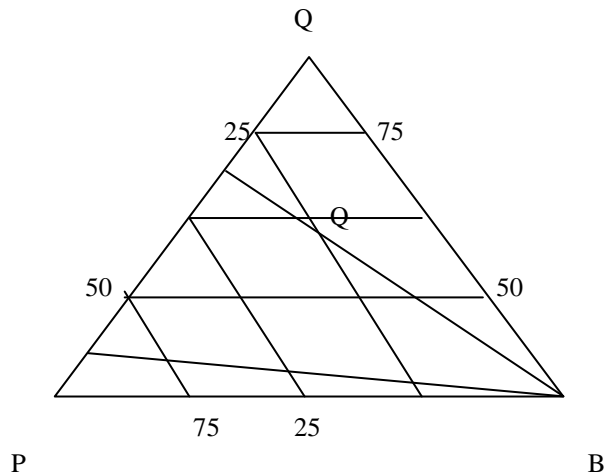
sistem tersebut. Oleh karena sistem tiga komponen pada suhu dan tekanan tetap, mempunyai derajat kebebasan paling banyak dua, maka diagram fasa sistem ini dapat digambarkan dalam satu bidang datar berupa suatu segitiga samasisi yang disebut diagram *ternier*.

Jumlah fasa dalam sistem zat cair tiga komponen tergantung pada daya saling larut antar zat cair tersebut dan suhu. Misalkan ada tiga zat cair A, B dan C. A dan B larut sebagian. Penambahan zat C kedalam larutan campuran A dan B akan memperbesar atau memperkecil daya saling larut A dan B. Zat A dan C serta B dan C saling larut sempurna. Kelarutan cairan C dalam berbagai komposisi campuran A dan B pada suhu tetap dapat di gambarkan pada suatu digram ternier.

Prinsip menggambarkan komposisi dalam diagram ternier dapat dilihat pada gambar 1 dan 2 dibawah ini.



Titik A, B dan C menyatakan komponen murni. Titik titik pada sisi AB, BC, AC menyatakan fraksi dari dua komponen sedangkan titik didalam segitiga merupakan fraksi dari tiga komponen yang mana jumlah fraksi dari zat A, B dan C adalah x, y dan z.



Titik X menyatakan suatu campuran dengan fraksi A = 25%, B = 25% dan C = 50%. Titik titik pada garis BP dan BQ menyatakan suatu campuran dengan perbandingan jumlah A dan C yang tetap tetapi dengan jumlah B yang berubah, Hal yang sama berlaku bagi garis garis yang ditarik dari salah sudut segitiga kesisi yang ada dihadapannya. Daerah didalam lengkungan merupakan daerah dua fasa. Salah satu cara untuk menentukan garis binoidal atau kurva kelarutan ini adalah dengan cara menambah zat B kedalam berbagai komposisi campuran A dan C. Titik titik pada lengkungan menggambarkan komposisi sistem pada saat terjadi perubahan dari jernih menjadi keruh. Kekeruhan timbul karena larutan tiga komponen yang homogen pecah menjadi dua larutan konjugat terner.

Contoh penerapan sistem tiga komponen dan diagram fase segitiga adalah pada optimisasi bubuk slag nikel yaitu dengan cara pendekatan sistem ternari C-A-S ( $\text{CaO-Al}_2\text{O}_3\text{-SiO}_2$ ). Hal ini dilakukan melalui penerapan sistem persamaan keseimbangan reaksi kimiawi dengan tiga fase utama, yaitu:

- Fase pembentukan senyawa kalsium silika hidrat (CSH) hasil reaksi antara trikalsium silikat ( $\text{C}_3\text{S}$ ) dan dikalsium silikat ( $\text{C}_2\text{S}$ ) semen dengan air ( $\text{H}_2\text{O}$ )
- Fase pembentukan senyawa kalsium silika hidrat (CSH) bubuk slag nikel dengan kalsium hidroksida (CH) hasil sampingan reaksi kimia fase pertama.
- Fase hidrogamet atau fase pembentukan ettringite sebagai produk reaksi antara senyawa kimia silika oksida ( $\text{SiO}_2$ ) dan alumunium

oksida ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) bubuk slag nikel dengan kalsium hidroksida (CH) hasil sampingan reaksi kimia fase pertama.

Ketiga fase tersebut merepresentasikan reaksi hidrasi cementitious dengan tiga komponen produk reaksi yaitu kalsium silika hidrat (CSH), kalsium hidroksida (CH), dan kalsium suoaluminat hidrat (CASH).

## PENUTUP

1. Kesetimbangan fase adalah suatu keadaan dimana suatu zat memiliki komposisi yang pasti pada kedua fasanya pada suhu dan tekanan tertentu, biasanya pada fasa cair dan uapnya.
2. Sistem : Suatu zat atau campuran yang diisilasikan dari zat-zat lain dalam suatu bejana inert untuk diselidiki pengaruh perubahan temperature , tekanan dan konsentrasi terhadap zat tersebut.
3. Jumlah komponen adalah jumlah terkecil dari variable bebas kontituen dalam system yang dapat dipakai untuk menyatakan susunan fase-fase yang ada.
4. **Derajat kebebasan adalah** bilangan terkecil yang menunjukkan jumlah variabel bebas (suhu, tekanan, konsentrasi komponen – komponen) yang harus diketahui untuk menggambarkan keadaan system
5. Kesetimbangan Fase ada tiga , yaitu Sistem satu komponen contohnya air, system dua komponen contohnya benzene-toluena dan system tiga komponen contohnya ( $\text{CaO-Al}_2\text{O}_3\text{-SiO}_2$ ).





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 : EC00202110190, 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 II**  
Tanggal dan tempat diumumkan untuk pertama kali : 1 Januari 2020, di Palembang  
di wilayah Indonesia atau di luar wilayah Indonesia  
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 : 000237095

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.