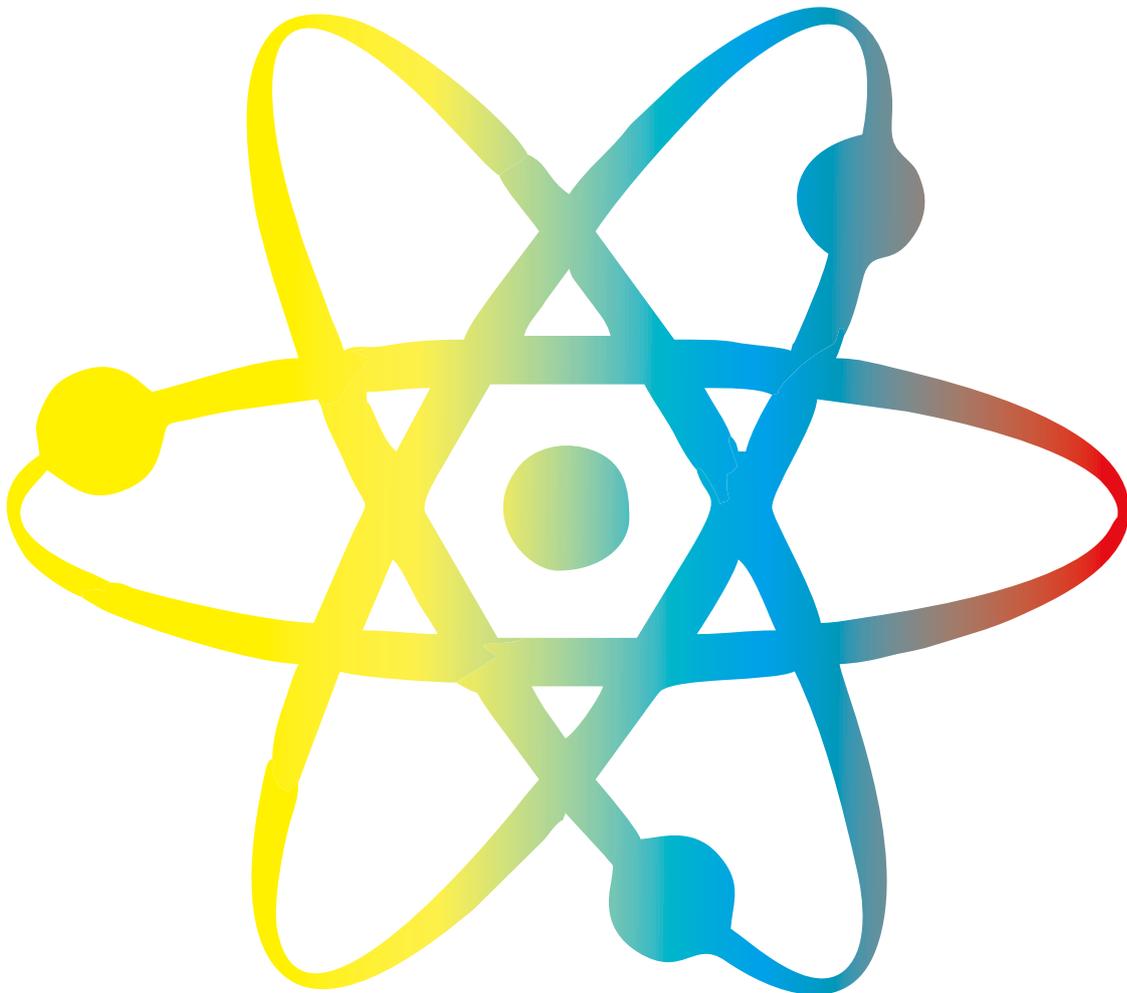


Dina Mardhatilah

KIMIA FISIKA

PENERAPAN KIMIA FISIKA UNTUK
PENGOLAHAN HASIL PERTANIAN



Dina Mardhatilah

KIMIA FISIKA

PENERAPAN KIMIA FISIKA

UNTUK PENGOLAHAN HASIL PERTANIAN



KIMIA FISIKA

PENERAPAN KIMIA FISIKA UNTUK PENGOLAHAN HASIL PERTANIAN

Penulis: Dina Mardhatilah STp., MSi

ISBN : 978-602-61922-9-5

Penerbit:

INSTIPER PRESS

Redaksi:

Jl.Nangka II, Maguwoharjo, Depok, Sleman, Yogyakarta 55282

Telp. (0274) 885479, 885477, 885480

Fax. (0274) 885479

Website: <http://ipress.instiperjogja.ac.id>

Email: ipress@instiperjogja.ac.id

Cetakan Pertama : Mei 2017

Hak cipta dilindungi undang-undang

Dilarang memperbanyak karya tulis ini dalam bentuk dan dengan cara apapun tanpa ijin dari penerbit.

KATA PENGANTAR

Dengan memanjakan puji syukur Alhamdulillahirobbil'alamin kehadiran Allah maka bahan ajar Kimia Fisika dapat terwujud. Tulisan ini merupakan modul pemlebajaran untuk mahasiswa khususnya mahasiswa program studi Teknologi Hasil Pertanian, Fakultas Teknologi Pertanian Instiper Yogyakarta, dan mungkin juga mahasiswa dilingkup Instiper pada umumnya sebagai acuan dalam mendukung proses belajar mengajar di INSTIPER Yogyakarta.

Dalam penyusunan bahan ajar ini masih sangat sederhana, susunan, maupun bentuknya, sehingga masih perlu dilakukan revisi maupun perbaikan, untuk itu penyusun mohon maaf yang sebesar-besarnya.

Pada kesempatan ini penyusun mengucapkan banyak terimakasih kepada semua pihak yang terlibat dalam penyusunan modul bahan ajar ini.

Sebagai penutup akhirnya penyusun mengucapkan semoga modul bahan ajar bisa bermanfaat bagi semua pihak yang menggunakannya.

Yogyakarta, Mei 2017
Penyusun

Dina Mardhatilah STp., MSi

Isi

I.	Pendahuluan.....	1
II.	Gaya tarik menarik antar molekul.....	3
	A. Elektronegatifitas	3
	B. Polaritas Suatu Molekul	5
	C. Dipol Permanen dan Sementara	7
III.	Tegangan muka	10
	A. Fenomena Muka Dan Antar Muka	10
	B. Tegangan Muka Dan Antarmuka Cairan Murni	12
	C. Tegangan Muka Atau Antar Muka Larutan	13
	D. Cara Mengukur Tegangan Muka	15
IV.	Sistem Dispersi	17
	A. Sol.....	18
	B. Foam.....	20
	C. Emulsi.....	22
V.	Sifat-sifat Fisik Suatu zat	32
	A. Kelarutan	32
	B. Sifat-sifat Kooligatif Larutan	35
	a. Penurunan tekanan Uap.....	35
	b. Kenaikan Titik Didih	35
	c. Penurunan Titik Beku.....	37
	d. Osmosis dan Tekanan Osmose	42
VI.	Gas	46
	A. Hukum Boiley	47
	B. Hukum Charles.....	48
	C. Kombinasi Hukum Boiley dan Charles.....	48
	D. Hukum Gas Ideal	49
	E. Tekanan Parsial Hukum Dalton	50
	F. Fraksi Molekul	51
	G. Gas nyata	54
VII.	Kalori Dalam Bahan Makanan.....	56

Pendahuluan

PRINSIP PENGOLAHAN HASIL PERTANIAN

Proses pengolahan hasil pertanian / perkebunan akan melibatkan perlakuan mekanik, kimia, mikrobiologi, dan fisik. Perlakuan proses pengolahan tersebut sangat tergantung dari tujuan pengolahan, bahan baku, kondisi tempat, maupun pertimbangan ekonomi. Beberapa contoh perlakuan tersebut adalah sebagai berikut:

1. Perlakuan mekanik; pengecilan ukuran, pengepresan
2. Perlakuan kimia; netralisasi, koagulasi, pemberian zat pengawet.
3. Perlakuan mikrobiologi; pemberian inokulan pada pembuatan bioetanol, tape maupun pada tempe.
4. Perlakuan fisik; suhu (steaming, pendinginan), pengeringan.

Pada proses perlakuan fisik seperti steaming, pendinginan, pengeringan, bahan-bahan diperlakukan berdasarkan sifat-sifat fisik bahan, maupun sifat-sifat fisik komponen penyusun bahan, sehingga perlakuan fisik tersebut tidak menyebabkan kerusakan kimia maupun fisik bahan. Contoh: pada teknologi pengolahan gula, untuk mengambil kristal gula dilakukan proses evaporasi cairan gula/nira, evaporasi bertujuan untuk menguapkan air agar konsentrasi gula naik.

Evaporasi atau penguapan H_2O pada prinsipnya adalah menjauhkan jarak antar molekul H_2O dengan cara pemanasan. Kenaikan kandungan energy pada molekul H_2O akan menyebabkan gerakan brown molekul H_2O tersebut lebih besar dibanding gaya tarik menarik antar molekul H_2O . Sedang proses pendinginan pada prinsipnya mengurangi kandungan energy molekul H_2O , yang berakibat jarak antar molekul H_2O menjadi lebih rapat. Jarak antar molekul yang lebih rapat akan memperbesar gaya tarik menarik antar molekul H_2O . *Mengapa suatu larutan akan mempunyai sifat-sifat fisik yang berbeda*

dengan zat terlarut maupun pelarutnya? pertanyaan tersebut hanya dapat dijawab dengan kaidah-kaidah yang ada dalam ilmu kimia fisika.

Buku ini akan membahas khusus kimia fisika yang dapat mendasari perlakuan fisik pada proses pengolahan hasil pertanian / perkebunan. Bahasan yang dimaksud adalah; Gaya tarik menarik antar molekul, Tegangan muka, Sistem dispersi, Larutan, Perilaku gas ideal dan gas nyata, dan energy. Dasar-dasar perlakuan fisik ditinjau dari segi kimia fisika. Suatu contoh semua proses penguapan, kristalisasi, destilasi, pelarutan, merupakan penerapan atau aplikasi dari konsep gaya tarik-menarik antar molekul. Buku ini akan membahas tentang gaya tarik-menarik antar molekul dan penerapan konsep dasar tersebut kedalam proses pengolahan hasil perkebunan. Disamping itu didalam proses pengolahan juga mengaplikasikan atau menerapkan kaidah-kaidah pada gas ideal maupun gas nyata.

Energi merupakan factor utama didalam proses pengolahan, karena tanpa menggunakan energi tidak mungkin mengubah suatu zat menjadi zat lain, begitu juga manusia, didalam kehidupannya sangat membutuhkan energi. Sumber energi manusia berasal dari tumbuhan baik dalam bentuk lemak atau minyak, karbohidrat, maupun protein. Buku ini akan membahas tentang bentuk dan gaya tarik menarik antar molekul berikut penerapan pada proses pengolahan dan hukum-hukum gas ideal maupun gas nyata dan secara garis besar akan memperkenalkan bagaimana energi itu dimanfaatkan dan pentingnya energi bagi kehidupan manusia.

Gaya Tarik Menarik Antar Molekul

A. Elektronegatifitas

Pembahasan elektronegatifitas mencakup elektronegatifitas atom dan elektronegatifitas molekul. Elektronegatifitas suatu atom dapat diketahui dari skala Pauling (Tabel 1).

H																	B	C	N	O	F
2,1																	2,0	2,5	3,1	3,5	4,1
Li	Be															Al	Si	P	S	Cl	
1,0	1,5															1,5	1,8	2,1	2,5	2,9	
Na	Mg																				
1,0	1,3																				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br					
0,9	1,1	1,2	1,3	1,5	1,6	1,6	1,7	1,7	1,8	1,8	1,7	1,8	2,0	2,2	2,4	2,8					
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I					
0,9	1,0	1,1	1,2	1,3	1,3	1,4	1,4	1,5	1,4	1,4	1,5	1,5	1,7	1,8	2,0	2,2					
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At					
0,9	0,9	1,1	1,2	1,4	1,4	1,5	1,5	1,6	1,5	1,4	1,5	1,5	1,6	1,7	1,8	2,0					
Fr	Ra	Ac	Lantanida: 1,0–1,2 Aktinida: 1,0–1,2																		
0,9	0,9	1,0																			

Tabel 1: Tabel Skala Pauling, (Brady, 1999)

Pada Tabel 1 terlihat atom - atom yang mempunyai elektronegatifitas yang tinggi terletak pada bagian kanan, sedang atom-atom dengan elektronegatifitas rendah terletak di bagian kiri. Contoh: atom atom yang mempunyai elektronegatifitas tinggi; Flor (F), Oksigen (O), dan Nitrogen (N) mempunyai elektronegatifitas berturut-turut 4,1 , 3,5 , dan 3,1 terletak disebelah kanan. Atom atom yang mempunyai elektronegatifitas rendah Contohnya: Hidrogen (H), Natrium (Na), Kalium (K) mempunyai elektronegatifitas berturut-turut 2,1 , 1,0 dan 0,9 terletak disebelah kiri.

Elektronegatifitas suatu ikatan atom dalam molekul dapat diketahui dari selisih elektronegatifitas atom penyusun molekul tersebut. Apabila selisih elektronegatifitas dua atom penyusun suatu molekul sama dengan 0 maka ikatan dua atom tersebut disebut ikatan kovalen non polar atau sering disebut ikatan non polar. Apabila selisih elektronegatifitas dua atom penyusun suatu molekul tersebut lebih besar dari 0 maka ikatan dua atom tersebut disebut ikatan kovalen polar atau sering disebut juga ikatan

polar. Cara menentukan ikatan molekuler polar atau non polar sebagai berikut: antar atom H dan O pada H₂O; antar atom H dan F pada HF; antar atom N dan H pada NH₃.

Berikut cara menghitung selisih elektronegatifitas:

- a. Contoh Molekul H₂O; antara atom H dan atom O selisih elektronegatifitas dapat dihitung sebagai berikut:

$$\begin{array}{r} \text{Elektronegatifitas H} \quad = 2,1 \\ \text{Elektronegatifitas O} \quad = 3,5 \\ \hline \text{Selisih elektronegatifitas} \quad = 1,4 \end{array}$$

Selisih H dan O adalah 1,4 artinya atom O dalam molekul H₂O lebih elektronegatif, akibatnya ikatan H dan O dalam molekul H₂O adalah ikatan polar.

- b. Contoh Molekul HF; antara atom H dan F selisih elektronegatifitas dapat dihitung sebagai berikut:

$$\begin{array}{r} \text{Elektronegatifitas H} \quad = 2,1 \\ \text{Elektronegatifitas F} \quad = 4,1 \\ \hline \text{Selisih elektronegatifitas} \quad = 2,0 \end{array}$$

Selisih H dan F adalah 2,0 artinya atom F dalam molekul HF lebih elektronegatif, akibatnya ikatan H dan F dalam molekul HF adalah ikatan polar.

- c. Contoh molekul O₂; antara atom O dan O selisih elektronegatifitas dapat dihitung sebagai berikut:

$$\begin{array}{r} \text{Elektronegatifitas O} \quad = 2,1 \\ \text{Elektronegatifitas O} \quad = 2,1 \\ \hline \text{Selisih elektronegatifitas} \quad = 0 \end{array}$$

Selisih O dan O adalah 0 artinya atom O dalam molekul O₂ tidak elektronegatif, akibatnya ikatan O dan O dalam molekul O₂ adalah ikatan non polar

- d. Contoh molekul F₂; antara atom F dan F selisih elektronegatifitas dapat dihitung sebagai berikut:

$$\begin{array}{r} \text{Elektronegatifitas F} \quad = 4,1 \\ \text{Elektronegatifitas F} \quad = 4,1 \\ \hline \text{Selisih elektronegatifitas} \quad = 0 \end{array}$$

Selisih F dan F adalah 0 artinya atom F dalam molekul F₂ tidak elektronegatif, akibatnya ikatan F dan F dalam molekul F₂ adalah ikatan non polar.

Untuk lebih jelasnya ikatan kovalen polar dan non polar dapat dilihat pada (Tabel 3) maupun (tabel 2)

B. Polaritas Suatu Molekul

Molekul yang mempunyai ikatan kovalen polar belum tentu molekul tersebut bersifat polar, sedang suatu molekul yang mempunyai ikatan kovalen non polar akan menghasilkan molekul yang bersifat non polar.

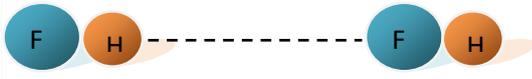
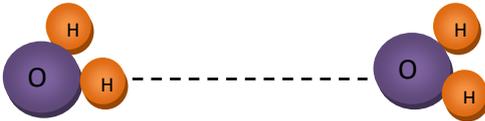
Suatu molekul akan bersifat polar apabila: molekul tersebut memiliki ikatan kovalen polar dan memiliki struktur geometri non linear atau asimetri, sehingga memungkinkan terjadinya dipol (pol + dan pol -). Beberapa contoh molekul yang bersifat polar dapat dilihat pada (Tabel 4).

Suatu molekul bersifat non polar apabila :

1. Molekul tersebut memiliki ikatan kovalen non polar
2. Molekul tersebut memiliki ikatan kovalen polar tetapi memiliki struktur linear atau simetri

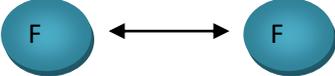
Beberapa contoh molekul non polar terlihat pada (Tabel 4)

Tabel 2: Beberapa contoh senyawa kovalen polar

Molekul	Gaya tarik antar molekul	Keterangan
HF		Keelektronegatifitas atom H=2,1 , keelektronegatifitas atom F=4,1 , maka atom F cenderung elektronegatif.
H ₂ O		Keelektronegatifitas atom H=2,1 , keelektronegatifitas atom O=3,5 , maka atom O cenderung elektronegatif
NH ₃		Keelektronegatifitas atom H=2,1 , keelektronegatifitas atom N=3,1 , maka atom N cenderung elektronegatif

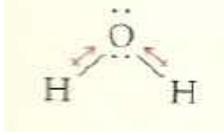
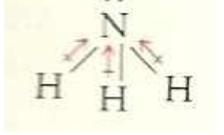
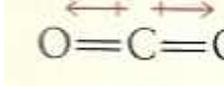
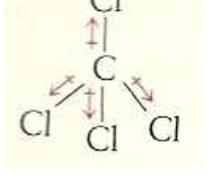
(Solomon, 1987)

Tabel 3: Gambar ikatan kovalen non polar

Senyawa	Gambar	Keterangan
H ₂		Keelektronegatifitas atom H=2,1,selisih keelektronegatifitas = 0,maka tidak ada gaya tarik menarik antar atom H.
F ₂		Keelektronegatifitas atom F=4,1,selisih keelektronegatifitas = 0,maka tidak ada gaya tarik menarik antar atom F
O ₂		Keelektronegatifitas atom O=3,5,selisih keelektronegatifitas = 0,maka tidak ada gaya tarik menarik antar atom O

(Solomon, 1987)

Tabel 4: Polaritas dari poliatomic Molekul dikelompokkan polar dan non polar

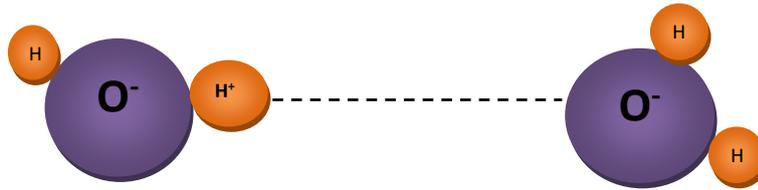
Molekul	Jenis ikatan molekul	Bentuk geometri	Polaritas
H ₂ O	Ikatan polar	 Non linear (ben)	Polar
NH ₃	Ikatan polar	 Non linear (piramida)	Polar
CO ₂	Ikatan polar	 Linear	Non pol
CCL ₄	Ikatan polar	 Non linear (tetrahedral)	Non Polar

(Solomon, 1987)

C. Dipol Permanen dan Dipol sementara

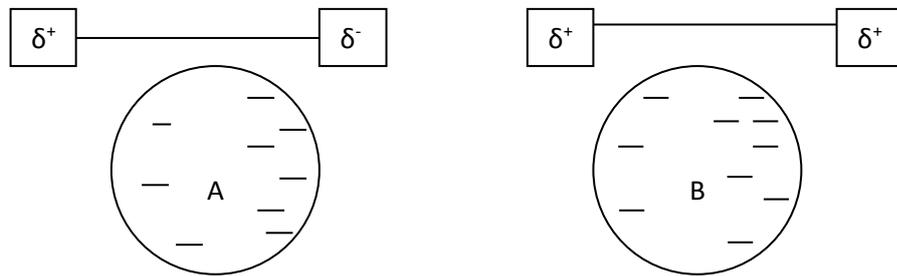
Gaya tarik menarik antar molekul terjadi apabila molekul tersebut mempunyai dipol. Menurut Bready, (1999); dipol suatu molekul dapat dibagi dua yaitu dipole yang bersifat permanen dan dipole yang bersifat sementara. **Dipol permanen** terjadi pada gaya tarik menarik antar molekul yang disebabkan oleh gaya tarik menarik karena ikatan hydrogen.

Contoh dipole permanen adalah molekul H₂O: Atom H dalam molekul H₂O sebagai pol (+) sedang atom O sebagai pol (-). Pol (+) molekul H₂O selalu mendekati pol (-) molekul H₂O lain, sehingga terjadi gaya tarik-menarik antara molekul H₂O, terlihat seperti pada Gambar 2. Gaya tarik-menarik antar molekul H₂O ini lebih dominan dibandingkan gaya tolak-menolakannya. Gaya tarik menarik karena ikatan hydrogen lebih lemah dibanding ikatan kovalen.



Gambar 1: Gaya tarik menarik antar molekul H₂O (Solomon, 1987).

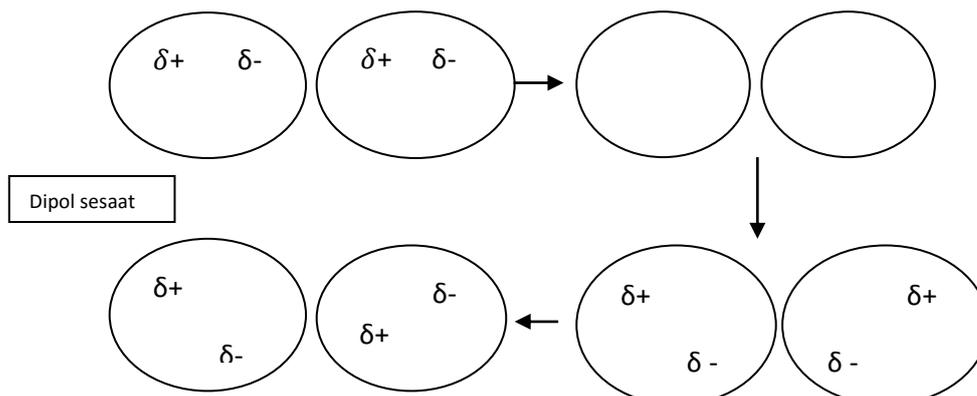
Dipol sementara terjadi karena gaya tarik menarik antar molekul disebabkan oleh gaya London. Gaya tarik menarik antar molekul yang disebabkan oleh gaya London ini, terjadinya dipol disebabkan gaya induksi, Muatan (+) dan (-) suatu molekul awalnya tidak beraturan, akibat gaya induksi maka muatan (+) dan (-) terpisah (terjadi dipole), gaya induksi ini bersifat sementara. Sebagai ilustrasi terlihat pada (Gambar 3)



Gambar 3: Terjadinya dipole pada atom B karena terinduksi oleh atom A

(Brady, 1999)

Sesuatu yang penting mengenai Gaya London adalah cara bagaimana ia berputar dan berhenti secara cepat. Dipole sesaat yang menyebabkan adanya gaya tarik sementara kemudian hilang, ketika elektron melanjutkan perjalanannya. Pergerakan yang sebentar ada, kemudian hilang dari dipole digambarkan dalam (Gambar 4) dan karena keberadaanya yang sebentar ini, pada umumnya gaya London ini agak lemah, walaupun demikian gaya ini tetap ada pada semua partikel, baik pada ion-ion maupun pada molekul molekul polar atau tidak. Peranannya sangat kecil pada gaya tarik antar ion karena gaya tarik antar ion sangatlah kuat. Tetapi gaya London memegang peranan penting dalam gaya tarik antar molekul-molekul terutama yang non polar.



Gambar4:Pergerakan yang sebentar ada dan sebentar hilang dari dipol (Brady, 1999)

Gaya tarik menarik yang disebabkan oleh gaya London lebih lemah dibanding gaya tarik menarik yang disebabkan oleh ikatan hydrogen (Tabel 5).

Tabel 5: Gaya tarik menarik ikatan ionic, kovalen, hydrogen, dan gaya london

No	Jenis Ikatan	Besarnya gaya tarik menarik (k cal per ikatan)
1.	Ionic	30×10^{-23}
2.	Kovalen	13×10^{-23}
3.	Hydrogen	1×10^{-23}

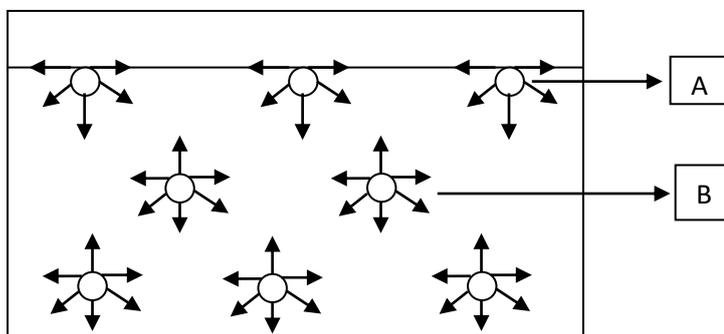
(Solomon, 1987)

Tegangan Muka

A. Fenomena Muka Dan Antar Muka

karakteristik muka dan antar muka berperan dalam mempertahankan bentuk sifat fisik dan stabilitas dispersi. Untuk itu sangatlah penting memperkenalkan konsep dasar fenomena muka dan antarmuka. Yang dimaksud muka adalah batas antara cairan dan gas, sedang yang disebut antar muka adalah batas antara cairan dengan cairan atau cairan dengan padatan.

Molekul-molekul dimuka atau antarmuka tidak dikelilingi secara lengkap oleh molekul-molekul lain yang sama tipenya dan sifatnya, sehingga kekuatan tarik-menarik molekul lain langsung kedalam (Gambar 4).



Solomon, (1987)

Pada Gambar 4 tersebut terlihat molekul-molekul dibagian dalam (B) setiap molekul mendapatkan gaya tarik kesegala arah, tetapi molekul di bagian muka (A) hanya mendapat gaya tarik kebagian dalam. Tetapi pada bagian muka yang berhubungan dengan udara tidak terdapat gaya tarik-menarik. Dibagian dalam cenderung menarik dan memperkecil bagian molekul dibagian muka maupun antar muka, dan akibatnya pada muka maupun antar muka luasnya diperkecil seminim mungkin.

Tenaga yang menyebabkan pengecilan luas muka atau antar muka disebut sebagai tegangan muka dan tegangan antar muka. Tegangan ini diekspresikan sebagai dyne/cm, pada temperatur dan tekanan tetap. Tarik-menarik antar molekul akibat gaya London atau ikatan hydrogen menyebabkan terjadinya tegangan muka atau antar muka suatu cairan.

Contoh: Air dan minyak, gaya tarik menarik antar molekul pada molekul air lebih disebabkan ikatan hydrogen, tetapi minyak merupakan trigliserida sehingga gaya tarik menarik antar molekul lebih disebabkan oleh gaya London.

Bila kerja untuk memperluas permukaan adalah sebesar erg/cm^2 tegangan muka dyne/cm ($1 \text{ erg} = 1 \text{ dyne/cm}$). sehingga erg/cm^2 dapat dikatakan sebagai perubahan energy (erg) untuk ekspansi seluas 1 cm^2 .

Bila total energi permukaan (E_s) merupakan energi yang diperlukan untuk memperluas permukaan seluas 1 cm^2 . Sehingga besarnya E_s dapat ditulis dengan persamaan sebagai berikut:

$$E_s = \gamma - T \frac{dy}{dT}$$

keterangan:

γ = Tegangan muka

T = Temperatur abzat terlarut ($^{\circ}\text{K}$)

$T \frac{dy}{dT}$: sejumlah energy panas yang dibutuhkan untuk mempertahankan luas permukaan pada temperature konstan. Pada suhu 20°C nilai $T \frac{dy}{dT} = -47,7 \text{ erg/cm}^2$,

$\gamma = 72,8 \text{ erg/cm}^2$ maka $E_s = 120,5 \text{ erg/cm}^2$.

Kenaikan temperature cairan akan menyebabkan kenaikan energi kinetik molekul dan menurunkan gaya tarik menarik antar molekul; menyebabkan tegangan permukaan cairan turun. Kenaikan temperatur sampai pada temperatur kritis (T_c) secara teoritis tegangan permukaannya 0. Perubahan temperatur menyebabkan penurunan tegangan permukaan; oleh Ramsay dan shield dapat dijabarkan dengan persaaan sebagai berikut. (Fennema, 1976):

$$\gamma \left(\frac{M}{\rho} \right)^{2/3} = k (T_c - T - \theta)$$

Keterangan:

γ	= Tegangan muka (dyne/cm)
M	= Berat molekul cairan
ρ	= Densitas cairan
M/ρ	= Volume molekular
K	= Konstanta Eötvös (dispersi cairan)
T_c	= Temperatur kritis dari cairan
$(M/\rho)^{2/3}$	= Molekul bebas dari energi permukaan

B. Tegangan Muka Dan Antar Muka Cairan Murni

Tegangan muka dan antar muka cairan murni pada setiap zat akan berbeda karena perbedaan gaya tarik antar molekul zat tersebut. Suatu contoh tegangan muka pada beberapa jenis minyak, dapat dilihat pada Tabel 6.

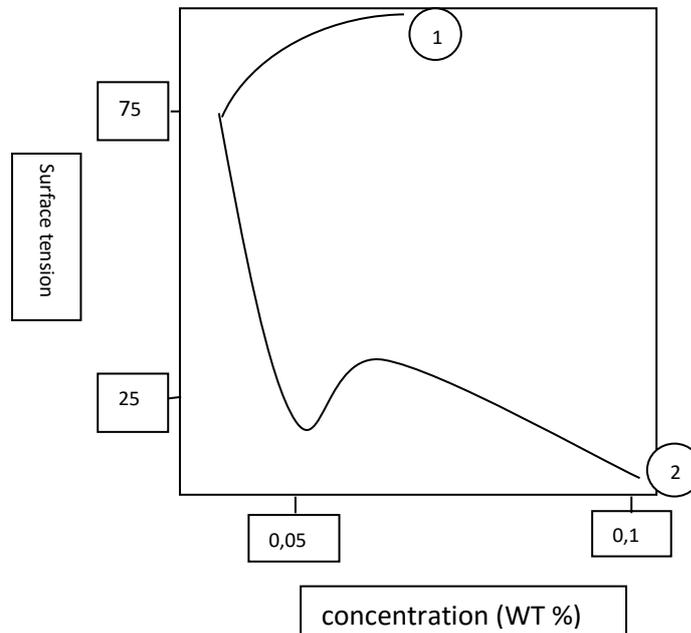
Tabel 6: Tegangan muka beberapa jenis minyak pada berbagai suhu (Fennema, 1976)

suhu ⁰ C	Air	Tegangan muka (dyne/cm)		
		Minyak biji kapas	Minyak kelapa	Minyak zaitun
0	72.6	-	-	-
20	72.8	35.4	33.4	33.0
30	71.2	-	-	-
50	67.9	-	-	-
80	62.6	31.3	28.4	-
100	58.9	-	-	-
130	-	27.5	24.0	-

Berdasarkan Tabel 6, tegangan muka minyak kelapa, biji kapas, dan zaitun berbeda walau pada suhu yang sama. Perbedaan ini lebih disebabkan karena komponen penyusun minyak tersebut berbeda. Selain itu makin tinggi suhu maka tegangan mukanya semakin turun.

C. Tegangan Muka atau Antara Muka Suatu Larutan

Dua efek zat terlarut terhadap tegangan muka larutan dapat di gambarkan seperti pada Gambar 5.



Gambar 5: Pengaruh konsentrasi dari zat terlarut yang berbeda sifat terhadap tegangan muka larutan (Fennema, 1976).

Pada prinsipnya ada dua kelompok zat terlarut yang berpengaruh terhadap tegangan muka larutan. Kelompok pertama adalah zat terlarut yang menyebabkan kenaikan tegangan muka, kelompok kedua adalah zat terlarut yang menyebabkan penurunan tegangan muka. Penjelasan masing-masing kelompok adalah sebagai berikut:

a. Zat terlarut yang menaikkan tegangan muka

Yang termasuk kelompok ini adalah larutan garam anorganik dan senyawa dengan jumlah gugus OH yang besar seperti sukrosa dan glukosa. Pada Gambar 5 kurva 1 terlihat bahwa semakin tinggi konsentrasi zat terlarut tegangan mukanya semakin tinggi, zat terlarut yang mempunyai perilaku Absorsi negative. Absorsi negative terjadi apabila konsentrasi zat terlarut dipermukaan lebih kecil dibandingkan didalam cairan, dan menyebabkan kurva tipe 1 (tegangan muka naik). Konsentrasi zat terlarut pada permukaan mengikuti hukum *Gibbs* mengikuti persamaan sebagai berikut:

$$R = \frac{c}{RT} \frac{\partial \gamma}{\partial c}$$

Keterangan:

- C = Konsentrasi zat terlarut mol/liter
R = Konstanta gas ($8,31 \times 10^7$ ergs/ $^{\circ}$ k-molekul)
T = Temperature abzat terlarut $^{\circ}$ K,
 γ = Tegangan muka.

Kenaikan konsentrasi menyebabkan kenaikan tegangan muka, hal ini dapat dilihat pada larutan dengan solute zat terlarut sukrosa yang terlihat pada Tabel 7.

Tabel 7: Tegangan muka larutan sukrosa dalam berbagai konsentrasi pada suhu 21 $^{\circ}$ c

Konsentrasi (g/100 g larutan)	Tegangan muka (dynes/cm)
0	72.7
10	73.4
30	76.2
51	78.7
63	79.6

(Fennema, 1976)

b. Zat terlarut yang menurunkan tegangan muka

Zat terlarut pada kelompok ini adalah zat terlarut yang bersifat absorsi positif. Absorsi positif terjadi apabila konsentrasi zat terlarut dipermukaan lebih tinggi dibanding konsentrasi zat terlarut didalam cairan, zat terlarut ini apabila ditambahkan kedalam suatu larutan menyebabkan terjadinya perilaku seperti Gambar 5 kurva 2. Kenaikan konsenrasi zat terlarut akan menurunkan tegangan muka sampai titik minimum kemudian sedikit naik lalu turun kembali hal ini dikarenakan adanya sejumlah kecil senyawa ikutan yang terdapat dalam zat terlarut (surfactant)

Zat terlarut yang bersifat menurunkan tegangan muka sering juga disebut sebagai zat aktif muka. Zat aktif muka (surfactant) mempunyai bagian polar dan bagian non polar. Bagian polar akan berorientasi pada larutan polar, bagian non polar akan berorientasi pada larutan non polar. kedua gugus tersebut diserap pada permukaan cairan yang mengakibatkan penurunan tegangan muka. Beberapa contoh zat yang bersifat aktif muka: asam lemak, sabun, protein.

D. Cara Mengukur Tegangan Muka

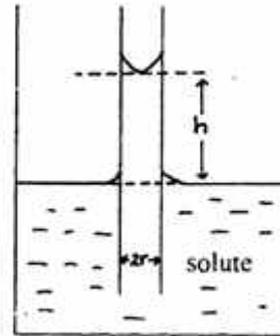
1. Metode pipa kapiler

Metode ini mendasarkan kenaikan permukaan pada pipa kapiler, cara mengukur tegangan muka pada metode ini dengan menggunakan rumus :

$$\gamma = \frac{1}{2} \cdot r \cdot h \cdot \rho \times 981 \text{ dyne/cm}$$

Keterangan:

- γ = Tegangan muka (dyne/cm)
 ρ = Berat jenis (gram/cm³)
 r = Jari-jari pipa kapiler (cm)
 h = Tinggi kenaikan cairan (cm)



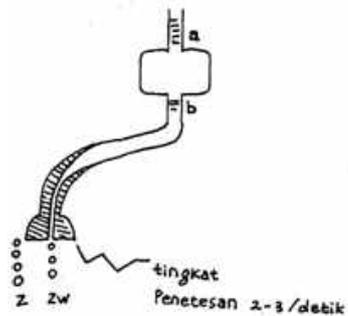
2. Metode Stalagnometer

Metode ini berdasarkan kecepatan tetes cairan. Metode ini harus menggunakan pembanding air sebagai standar dalam menentukan besarnya tegangan muka cairan yang dicari. Rumus yang digunakan:

$$\gamma = 73\rho \cdot ZW/Z$$

Keterangan

- ZW = Jumlah tetesan air pada waktu tertentu
 Z = Jumlah tetes dari γ yang dicari
 ρ = Berat jenis cairan

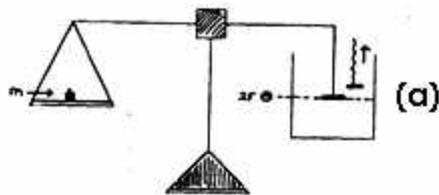


3. Metode Cincin Adhesi

Metode ini mengukur besarnya kekuatan tegangan muka suatu cairan secara langsung.

Prinsipnya suatu cincin diletakkan tepat di permukaan cairan yang dicari γ nya, dilain pihak cincin pengukur tadi dihubungkan dengan alat yang dapat dipakai untuk mengukur besarnya kekuatan tersebut. Besarnya tegangan muka dapat diketahui ketika cincin tersebut lepas dari permukaan cairan (a) akibat dari beban sebesar m. tegangan muka dapat dicari dengan rumus :

$$\gamma = m \cdot g / 4 \pi R$$



Rumus: $\gamma = m g / 4 \pi R$

Dimana :

m = pemberat yang merupakan batas terlepasnya cincin dari permukaan

g = percepatan gaya berat

R = radius (jari-jari) cincin logam campuran platina iridium

Sistem Dispersi

Pengertian umum

Sistem dispersi adalah suatu sistem yang terdiri dari satu atau lebih fase terdispersi (diskontinyu) didalam fase pendispersi (kontinyu).

Berdasarkan ukuran partikel fase terdispersi maka sistem dispersi dibagi menjadi 3 yaitu:

- a. Dispersi kasar, ukuran partikel lebih besar lebih dari $0,5 \mu\text{m}$
- b. Dispersi koloid, ukuran partikel $1 \text{ nm} - 0,5 \mu\text{m}$,
- c. Dispersi molekular ukuran partikel kurang dari 1 nm

Dispersi molecular disebut juga larutan, selanjutnya yang dimaksud sistem dispersi adalah dispersi kasar dan dispersi koloid. Berdasarkan kondisi masing-masing fase apakah cair, padat atau gas maka sistem dua fase dapat dibagi menjadi 8 kelompok. Dari 8 kelompok tersebut hanya lima yang penting di dalam ilmu pangan (Tabel 8).

Tabel 8. Lima jenis sistem dispersi pada makanan (Fennema, 1976).

Fase terdispersi (A)	Fase kontinyu (B)	A/B	Nama system disperse	Contoh
Solid (S)	Liquid (L)	S/L	Sol	Skim milk
Liquid (L)	Liquid (L)	L/L	Emulsion	Santan, latex, air susu
Gas (G)	Liquid (L)	G/L	Foam	Buih
Gas (G)	Solid (S)	G/S	Solid foam	Arum manis (foam candy)
Solid (S)	Gas (G)	S/G	Solid aerosol	Asap

Banyak makanan terdiri dari dua atau tiga fase terdispersi dalam fase kontinyu. Contoh cream dan mayonase. Mayonase adalah sistem tetrafase dengan tetes-tetes minyak, partikel agregat protein, gelembung gas sebagai fase terdispersi dan air sebagai fase pendispersi. Sistem tetrafase diberi symbol L-S-G/L (emulsi sol).

A. Sol

Sol adalah suatu sistem dispersi dimana partikel padat atau semi padat terdistribusi dalam fase kontinyu cair, biasanya dinyatakan dengan S/L (solid dalam liquid). Stabilitas sol tergantung dari ukuran, bentuk, proses pembuatan, gaya antar muka, konsentrasi, densitas partikel dan viskositas fase kontinyu.

Sistem yang terdiri dari micro partikel dengan diameter 1 μm dan 0,5 μm disebut sol koloid dan partikel yang berdiameter diatas 0,5 μm disebut sebagai sol kasar atau suspensi. Sifat reologi, optic dan sifat retensi gas menentukan dua tipe sol (sol kasar dan sol halus).

Koloid pada makanan dibuat dari makromolekul yang rantainya panjang atau misel yang mengandung agregat molekul protein, polisakarida, atau lipid. Makropartikel kasar sol dapat berupa kristal, agregat semi kristal atau bersifat amorf seperti frahmen dinding sel.

Perbedaan yang nyata dari dua jenis sol adalah ukuran koloidnya, gaya interfisial dan inersialnya, Selain itu perbedaan lainnya adalah gerakan brown, pembauran cahaya, viskositas. Secara alami antar muka partikel dan cairan yang terpenting adalah sifat reologi dan stabilitas sol. Perubahan sifat elektrik pada grup ionic polar pada antar muka distabilkan oleh dipolarnya molekul air.

Koloid sol dapat dikelompokkan juga berdasarkan liofilik dan liofobik berdasarkan derajat afinitas partikel terdispersi terhadap fase kontinyu, maka sol dapat dibagi menjadi sol hidrofilik dan sol hidrofobik, yang termasuk sol hidrofilik adalah substansi pectin, protein, dan agregat kompleks hidrofilik (skim milk, telur angsa), contoh sol hidrofobik oksida hidrofobik dan garam yang tidak larut. Sol kasar atau suspensi contohnya mentega, kecap, bahan shortening.

Cara membuat sol: untuk membuat sol dapat dilakukan melalui tahapan sebagai berikut (Fennema, 1986):

1. Proses agregasi molekul; yaitu suatu proses untuk membuat ukuran partikel mikro atau makro partikel
2. Proses disperse atau pektinasi adalah suatu proses mencampur fase diskontinyu (solid) ke dalam fase kontinyu (liquid).

Contoh proses agregasi pada teknologi pangan adalah pengendalian proses kristalisasi, pengendalian proses pengendapan secara elektrik, dan koagulasi secara termal. Contoh proses kristalisasi pada teknologi gula; sistem supersaturasi merupakan contoh dari prinsip dasar dari proses cara membuat agregat. Supersaturasi (superjenuh) larutan gula (s) akan terjadi apabila harga s melampaui 1. S adalah perbandingan antara gram zat terlarut/100 gram solven pada temperatur tertentu (T) dibagi gram zat terlarut/100 gram solven pada temperatur tertentu tersebut (T) larutan jenuh.

Selama pendinginan larutan akan bergerak dari daerah suhu stabil (unsaturated) ke daerah meta-stabil (agak jenuh) dan akhirnya masuk ke daerah labil (super jenuh), yang mana kristal akan terbentuk secara spontan.

Larutan sukrosa dengan daerah meta-stabil dengan harga S diantara 1 dan 1,3 apabila ditambahkan partikel kecil maka partikel tersebut akan tumbuh menjadi partikel besar. Partikel kecil ini pada pabrik gula disebut dengan bibit. Istilah fondan pada pabrik gula adalah sol yang mengandung kristal sukrosa yang terdispersi dalam larutan sukrosa jenuh. Pertumbuhan kristal sukrosa terjadi pada proses pendinginan fondan dengan cara mengaduk fondan tersebut. Pengadukan disini bertujuan untuk memindahkan kristal dari fase kontinyu yang konsentrasi mol sukrosanya rendah ke fase yang memiliki konsentrasi tinggi.

Untuk membuat kristal gula (sol) dapat ditempuh dua cara:

1. Agregasi spontan; dilakukan dengan cara mengubah daerah labil ke daerah stabil, contohnya pada pembuatan larutan fondan, secara spontan terbentuk melalui daerah dari daerah labil (highly supersaturated) ke daerah stabil (unsaturated).
2. Menambahkan partikel kecil (sukrosa) kedalam daerah super jenuh yang harga S nya diantara 1-1,3 diikuti dengan proses pendinginan atau dengan kata lain

menambahkan kristal sukrosa kedalam daerah meta-stabil dipertahankan harga S tetap 1-1,1 hingga kristal kecil tumbuh menjadi kristal besar. Ukuran dan jumlah metasukrosa (fondan) pada akhir pendinginan sangat tergantung dari derajat supersaturasinya, temperatur akhir kristalisasi, viskositas, fase diskontinyu, derajat pengadukan, dan adanya kristal penghambat.

Pada pembuatan shortening, lemak yang meleleh didinginkan pada temperatur yang memungkinkan terbentuknya kristal, trigliserida mempunyai melting point diatas rata-rata senyawa yang lain. Terbentuknya kristal terjadi pada temperatur 20⁰C sekitar 25% dari total komponen terbentuk menjadi Kristal. Pada pembuatan shortening proses terjadinya sol dipengaruhi oleh; penambahan zat peptisin agen seperti (garam, asam, basa, enzim), pemanasan, menghilangkan zat yang bersifat flogulasi, dan pengecilan ukuran.

a. Sifat Optik Sol Sebagai Dasar Untuk Menghitung Jumlah Partikel

Sifat optic sol sebagai dasar menghitung jumlah partikel sol, bila seberkas sinar dilewatkan pada larutan koloid, sebagian besar sinar dihamburkan, peristiwa ini disebut sebagai efek tyndall. Efek tyndall ini menjadi dasar miskroskop ultra.

Sientopf dan *Zsigmondy* (1903) berhasil memusatkan sinar dengan kondensor melalui larutan koloid dari samping, sehingga sinar penerangan tidak masuk mikroskop, hanya sinar yang terhambur yang masuk, sehingga butir-butir koloid terlihat sebagai titik-titik terang dalam latar belakang gelap, peristiwa ini sebagai dasar untuk menghitung jumlah koloid (fase terdispersi) didalam fase pendispersi (sol).

b. Cara mengukur diameter sol atau partikel

Partikel atau sol dapat diukur menggunakan rumus sebagai berikut:

$$V_m = \frac{m}{nd}$$

$$4/3 \pi r^3 = \frac{m}{nd}$$

$$r^3 = \frac{m}{\frac{4}{3}\pi nd}$$

$$r^3 = \sqrt[3]{\frac{3m}{4\pi nd}}$$

diameter l = 2r

$$l = \sqrt[3]{\frac{3m}{4\pi nd}}$$

keterangan:

ketetapan: volume 1 butir partikel = $\frac{4}{3} \pi r^3$

V_m = Volume masing-masing partikel; (ml)

M = Massa partikel (mgr)

N = Jumlah partikel

d = Kerapatan partikel (mgr/ml, mg/ml)

l = Diameter (μm , μ)

A.2 Sedimentasi koloid

Karena proses grafitasi dispersi koloid akan mengendap, kecepatan pengendapan koloid mengikuti hukum stokes sebagai berikut:

$$\text{Kecepatan pengendapan} = \frac{2r^2 \cdot g \cdot (d - dm)}{g \cdot \eta}$$

$$\text{Pengendapan karena grafitasi} = \frac{dx}{dt} = \frac{2r^2 \cdot g \cdot (d - dm)}{g \cdot \eta}$$

$$\int_{x_1}^{x_2} dx = \frac{2r^2 \cdot g \cdot (d - dm)}{g \cdot \eta} \int_{t_1}^{t_2} dt$$

$$(x_2 - x_1) = \frac{2r^2 \cdot g \cdot (d - dm)}{g \cdot \eta} (t_2 - t_1)$$

Keterangan:

d = Rapatan butir terdispersi (gram/volume)

dm = Rapat medium pendispersi (gram/volume)

g = Grafitasi

r = Jari-jari partikel

η = Viskositas fase pendispersi

x_1-x_2 =Jarak yang ditempuh selama pengendapan
 t_2-t_1 =Waktu yang dibutuhkan untuk pengendapan

B. Emulsi

Emulsi adalah sistem dispersi dimana fase diskontinyu berupa cairan dan fase kontinyu juga cairan. Emulsi dapat terjadi karena dua zat cair yang tidak saling melarutkan. Fase terdispersi merupakan bagian yang lebih sedikit dibanding zat cair lain (fase kontinyu)

Hampir semua system disperse di dalam bahan makanan mempunyai diameter fase diskontinyu 0,1- 10 μm . System disperse O/W (oil in water) tersusun dari butiran-butiran minyak yang terdispersi didalam air. Sedang system dispersi W/O (oil in water) adalah emulsi yang fase diskontinyunya air yang terdispersi didalam fase kontinyu minyak.

Beberapa contoh makanan yang merupakan suatu emulsi;

Sistem W/O contohnya: margarine dan mentega

System O/W contohnya salad dressing, santan, cream dan milk.

B.1 Sifat-sifat fisik emulsi

1. Ukuran

Ukuran fase diskontinyu, ukuran fase dscontinou sangat tergantung dari tipe dan konsentrasi emulsi fying agen dan Perlakuan mekanik yang digunakan, contohnya penggilingan kolid, pencampurannya, lama penyimpanan. Ukuran fase discontinue sangat bervariasi; fase discontinue yang sangat kecil yaitu kurang dari 0,25 μm , dan diamtere yang besar lebih dari 50 μm . ukuran distribusi fase dsconyinue dapat diukur melalui jumlah tetes berkisar dari 500-2000 tetes per bidang pandang pada miskroskop. Metode lain untuk menentukan distribusi adalah dengan sentrifugal atau dengan light scattering.

2. Sifat optic

Sifat optic dari emulsi tergantung dari:

- Distribusi ukuran tetes; semakin kecil semakin baik,
- Konsentrasi fase discontinue - konsentrasi tetes

Perbedaan antara reflatif index dua fase (fase continyu dan discontinyu); Emulsi adalah transparan apabila reflatik index kedua fasenya sama atau ketika kurang droplight nya sekitar 0,0 mm atau dibawahnya. Kenampakan suatu emulsi akan berubah sesuai dengan ukuran fase discontinyu. Efek ukuran fase discontinyu terhadap kenampakan emulsi dapat dilihat pada Table berikut:

Particle size	Appearance
Macroglobules	Two phases may be distinguished
Greater than μm	Milky-white emulsion
1 μm to about 0,1 μm	Blue-white emulsion
0,1 μm to 0,05 μm	Gery semitransparent
0m 05 μm and samller	Transparent

(Fenemma, 1976)

3. Reologi emulsi

Reologi emulsi dipengaruhi beberapa hal: cari

- Viskositas fase continyu

Viskositas fase continyu sangat menentukan sifat reologi emulsi. Hal ini sesuai dengan persamaan $\eta = \eta_0 x$

Dimana:

η = Viskositas emulsi

η_0 = Viskositas fase discontinyu

x = Factor-faktor lain yang berhubungan dengan viskositas emulsi

Suatu contoh emulsi dalam makanan: penambahan gum menyebabkan naiknya viskositas fase kontinyu, yang menyebabkan stabilnya emulsi. Gum dapat menstabilkan emulsi diakibatkan gum teradsorb pada antar muka minyak dan air yang menyebabkan naiknya viskositas fase kontinyu.

- Viskositas fase diskontinyu

Viskositas fase diskontinyu (fase terdispersi) akan nyata bila

- Konsentrasi fase diskontinyu

Viskositas dari emulsi sangat ditentukan oleh viskositas fase kontinyu karena fase kontinyu merupakan bagian terbesar dari molekul itu, sehingga apabila medium pendispersinya naik lebih besar daripada volume fase kontinyu maka viskositas emulsi akan naik. Dalam hal lain apabila kita menambahkan butir-butir globula yang menyebabkan total volume naik maka kontak antar globula menyebabkan kenaikan viskositas. Ketika penambahan fase diskontinyu ditambahkan lebih dari 74% dari total volume emulsi globulanya akan mengalami perubahan dan derajat viskositas emulsi menjadi tinggi. Tetapi apabila lebih dari 74% dari total emulsi globula ini akan mengalami distorsi

- Tegangan antar muka

Film adalah tegangan antar muka fase diskontinyu dengan zat pengemulsi (emulsifier agen), apabila emulsifier agen ditambah maka kekuatan antar muka akan bertambah banyak yang mengakibatkan adanya hal yang harus

- Efek viskositas elektrik

Permukaan globula pada akan menyebabkan beban pada emulsi, beban ini secara umum akan naik karena ionisasi dan absorpsi. Ketika emulsi bergesakkan maka permukaan yang simetri pada globula akan berubah dan berinteraksi antar ion pada permukaan lebih efektif, pada logam akan lebih banyak energinya dan menyebabkan kenaikan viskositas.

B.2 Identifikasi tipe emulsi

1. Conductivity methode

Apabila dua electrode dicelupkan kedalam suatu emulsi maka aliran listrik akan melintas pada system O/W, pada tipe O/W aliran listrik lebih kecil di bandingkan tipe W/O. berdasarkan kecilnya aliran ini dapat dilihat menggunakan ampermeter.

2. Dye method

Metode ini berdasarkan pada kemampuan dye larut dalam fase kontinyu, dye adalah suatu zat berbentuk tepung dapat larut didalam air dan dapat larut dalam minyak. Larutan dye tersebut dimasukkan kedalam suatu emulsi kemudian dilihat dengan mikroskop. Suatu contoh apabila dye larut dalm air dan memberikan warna merah pada air; apabila dye ditambahkan kedalam suatu emulsi kemudian emulsi dilihat pada mikroskop maka akan terlihat bulatan-bulatan yang tidak berwarna (minyak) berada pada dasar transparan (air) O/W, tetapi apabila ketika nampak pada mikroskop gelembung-gelembung berwarna diantara larutan yang tak berwarna maka emulsi tersebut adalah (W/O). senyawa suadan III dipakai untuk metode ini, suadan III larut dalam air dan memberikan warna merah.

3. Dilution method

Pengenceran suatu emulsi menggunakan air atau minyak dapat dipakai sebagai metode untuk mengetahui tipe emulsi, bila beberapa tetes air dicampur kedalam beberapa tetes emulsi dan tidak menimbulkan karakter emulsi maka sisitem emulsi tersebut adalah O/W.

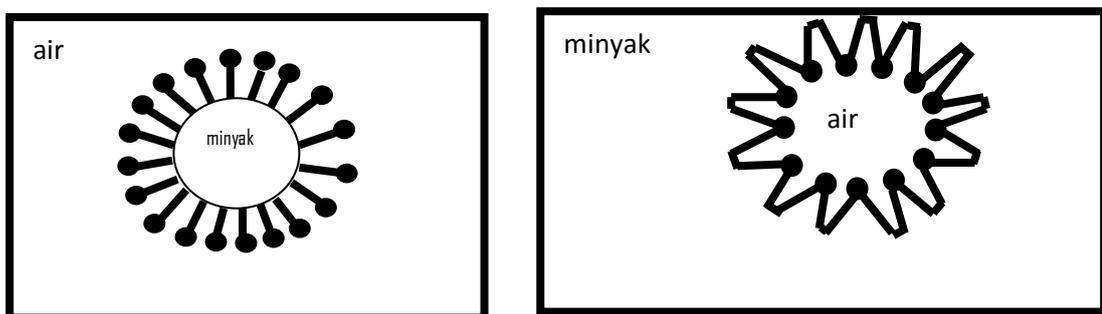
4. Fluorescent method

Minyak akan menimbulkan fluorensi ketika disinari dengan sinar ultra violet, fliorensi yang uniforem menandakan sistem emulsi adalah W/O tetapi apabila O/W maka tidak terjadi uniforem.

B.3 Cara membuat emulsi

Prinsip pembuatan emulsi adalah membuat globula-globula kecil sebagai fase diskontinyu didalam fase kontinyu. Agar tidak terjadi coalesensi tidak (menyatunya globula-globula kecil menjadi globula besar) perlu ditambah zat penstabil emulsi (emulsifier). Untuk membuat globula-globula kecil tersebut yang umum dilakukan adalah secara mekanik (mechanical dispersing).

Suatu contoh: Pembuatan emulsi minyak O/W dengan bahan baku zaitun dan air. Setiap 1 ml minyak zaitun dibuat globula berukuran diameter 5 μm (fase diskontinyu) dalam 10 ml air (fase kontinyu) membutuhkan kerja 274.800 erg. Besaran kerja ini belum termasuk kebutuhan kerja untuk kebutuhan aliran cairan. Untuk mempertahankan system emulsi perlu ditambah emulsifier. Tujuan penambahan emulsifier adalah untuk menurunkan tegangan antar muka air-minyak. Tegangan antar muka air - minyak zaitun sebesar 22.9 erg/cm diturunkan menjadi 3 dyne/cm pada suhu 20⁰c. Untuk menurunkan tegangan muka tersebut dibutuhkan kerja sebesar 36.000 erg. Gambar (Becker, 1957)



Gambar: (Becker, 1957)

a. HLB

Suatu emulsifier dapat digunakan atau tidak berdasarkan tolak ukur apakah dapat menghasilkan emulsi dengan cepat dan ekonomis, agar dapat memenuhi tolak ukur ini maka emulsi yang seperti apa yang dibutuhkan, HLB (hidrofil lipofilik balance)

adalah perbandingan persen berat dari hidrofilik dan lipofilik dalam suatu molekul emulsi. Perbandingan persen berat kelompok hidrofilik dan lipofilik suatu molekul emulsifier. Metode HLB dikembangkan oleh Griffin menghasilkan tetapan; Emulsifier dengan nilai HLB =9 adalah termasuk HLB yang lipofilik, nilai HLB 11-20 termasuk dalam HLB hidrofilik, apabila nilai HLB 8-11 termasuk intermediate. Persamaan HLB dapat dituliskan sebagai berikut:

$$HLB = 20 \left(1 - \frac{S}{A}\right)$$

Dimana: S = bilangan penyabunan dari ester

A = bilangan asam

Tabel: Nilai HLB emulsifier (Fenemma, 1976)

Emulsifier	HLB value
Potassium oleate	20,0
Sodium oleate	18,0
Polyoxyethylene sorbitan monoleate	15,0
Polyoxyethylene sorbitan monostearate	14,9
Gum acacia	11,9
Gum tragacanth	11,9
Methylcellulose	10,5
Polyoxyethylene sorbitan tristearate	10,5
Gelatin	9,8
Sorbitan monostearate	4,7
Mono- and diglycerides (about 61-69% total mono)	3,5
Glycerol monostearate	3,4
Propylene glycol monostearate	3,4
Mono- and diglycerides (48-52% total mono)	2,8
Oleic acid	1,0

Emulsifier dengan nilai 3-6 baik digunakan untuk emulsifier system emulsi (W/O), emulsifier dengan nilai 8-13 baik digunakan untuk system emulsi (O/W), kelarutan suatu emulsifier sangat tergantung dari nilai HLB.

Tabel: dispersibility air didalam air beberapa emulsi dengan berbagai nilai HLB

Dispersibility	HLB range
No dispersibility	1-4
Poor dispersibility	3-6
Milky dispersion by agitation	6-8

Stable milky dispersion	8-10
Translucent to clear dispersion	10-13
Clear solution	13+

(Fenemma, 1976)

Dispersibilitas suatu emulsi didalam air akan naik mengikuti nilai HLB nya, emulsifier dengan HLB lebih besar 13 akan membentuk larutan yang jernih didalam air. Bila kita ingin mencampur dua emulsifier A dan B untuk mendapatkan HLB yang diinginkan diantara kedua emulsi tersebut, maka persen perbandingan campuran kedua emulsifier dapat dicari dengan rumus sebagai berikut:

$$\%A = \frac{100(x-HLBB)}{HLBA-HLBB}$$

$$\%B=100-\%A$$

Contoh: polietilen sorbitan oleat mempunyai HLB 15 dan sorbitan oleat HLB 4,3 akan mencampur kedua emulsifier tersebut dengan HLB 12 maka;

$$\% \text{ polietilen sorbitan oleat} = \frac{12-4,3}{15-4,3} \times 100 = 72\%$$

$$\% \text{ sorbitan oleat} = 100-72\% = 28\%$$

Stabilitas suatu emulsi sangat tergantung pada emulsifier yang dipakai, setiap pasang emulsifier menghasilkan perbedaan derajat stabilitas, sehingga sering dilakukan pencampuran suatu emulsifier yang mempunyai harga HLB sama tetapi menghasilkan stabilitas emulsi yang berbeda, sehingga perlu dilakukan evaluasi untuk memilih emulsifier yang memiliki stabilitas tinggi. Harga HLB suatu emulsifier dipilih tergantung dari tipe emulsi yang akan diterapkan, apakah O/W atau W/O dan juga tipe minyak yang digunakan. Emulsi tipe O/W dengan minyak dari tumbuhan, sistem emulsifier dipilih yang mempunyai harga 7-12, tetapi sistem emulsi dengan W/O menggunakan minyak biji kapas, maka emulsifier yang sesuai adalah emulsifier dengan harga HLB sekitar 5.

b. Stabilizing agen

1. Emulsifier

Emulsifier dapat diklasifikasikan menjadi 3: 1) emulsifier yang berorientasi pada antar muka minyak air, 2) emulsifier yang mengabsorb partikel pada antar muka, 3)

emulsifier yang bersifat hidrokoloid yang terdispersi didalam air sehingga menyebabkan kenaikan viskositas fase continyu. Ketiga kelompok emulsifier tersebut sering dikombinasikan bertujuan mengoptimumkan stabilitas suatu emulsi.

2. Emulsifier pada makanan

Emulsifier pada makanan adalah suatu zat yang memiliki aktif muka yang terdiri dari setengah hidrofilik dan setengah hidrofobik. Komponen ini dapat dikatagorikan ionic, baik (anionik atau cationic) ataupun amfoter dan non ionic. Sebagian besar emulsifier ionic dalam makanan akan bereaksi dengan ion (hydrogen ion) did dan tri valen ion organic, atau ion-ion yang emulsifier lain yang berlawanan. Kemudian membentuk suatu komplek yang mana mempunyai kekuatan menurunkan daya emulsifier, solubilitasnya rendah didalam kedua fase, fase terdispersi maupun fase disperse. Yang lebih kontras adalah emulsier nonionic lebih larut dalam satu fase dan tidak bereaksi dengan ion lain, dengan alasan ini maka non ionic emulsifier lebih banyak dipakai pada industry makanan, beberapa sifat-sifat karakteristik yang dapat memenuhi pada emulsifier makanan:

1. Kemampuan menurunkan tegangan muka diatas 10 dyne cm
2. Kemampuan mengabsorb secara cepat pada daerah antar muka
3. Kemampuan menyeimbangkan hidrofilik dan hidrofobik baik tipe O/W maupun W/O sehingga emulsi stabil

c. Foam

Foam adalah suatu system disperse gas sebagai system terdispersi dan cairan adalah suatu system pendispersi. Fungsi foam agen adalah untuk menurunkan tegangan muka dan menurunkan jarak lapisan permukaan. Foaming akan terabsorb pada permukaan, kemudian akan menurunkan tegangan muka dan memperpendek jarak permukaan yang sangat resisten terhadap koalesensi (menyatunya gelembung-gelembung kecil menjadi gelembung besar). Foaming agen dibagi menjadi 4:

- a. Lipid aktif muka
- b. Glukosida

- c. Turunan selulosa
- d. Protein

pemilihan tipe foaming agen berdasarkan sifat foaming agen tersebut, yaitu karakteristik tekstur, densitas, dan stabilitas. Foam dapat dibuat melalui destilasi atau kondensasi, cara destilasi; yang sering dilakukan adalah gas diinjeksikan kedalam larutan foaming diawali dengan pemanasan kemudian diikuti dengan pencampuran dan pengadukan. Cara kondensasi; gas dengan tekanan tinggi dilarutkan dalam larutan sehingga membentuk foam. tekanan gas dalam gelembung gas mengikuti hukum Laplace dengan persamaan:

$$P = \frac{P_a + 4\gamma}{R}$$

Dimana:

P_a = tekanan atmosfer

r = tegangan muka

R = jari-jari globula

stabilitas dan densitas suatu foam berhubungan dengan ukuran globula, ukuran globula dalam foam yang terbentuk oleh injeksi vertical dapat dihitung dengan persamaan

$$R^3 = \frac{3r\gamma}{2g}$$

dimana:

r = Jari-jari pipa penyemprot gas

R = Jari-jari globula

r = Tegangan muka larutan foam

P = Densitas larutan foam

g = Percepatan gravitasi

Stabilitas foam sangat tergantung dari dinding globula, derajat elastisitas dapat dihitung dengan persamaan GIBBS:

$$E = 2A \frac{d\gamma}{dA}$$

Dimana:

E = Elastisitas

A = Luas area gelembung gas

r = Tegangan muka

Foam yang stabil maka tegangan mukanya harus berubah secara cepat untuk melawan semua gaya yang merusak dinding glubola.

Sifat-sifat fisik suatu zat

Telah dibicarakan bahwa gaya tarik menarik dipol permanen suatu molekul lebih kuat dibandingkan gaya tarik menarik molekul yang memiliki dipole sesaat; hal ini menyebabkan perbedaan sifat-sifat fisik suatu zat. Beberapa sifat fisik yang dimaksud akan dibahas sebagai berikut.

A. Kelarutan

Dalam suatu larutan terdapat dua komponen yaitu solven atau pelarut dan zat terlarut atau zat terlarut. Pada pembahasan ini pelarut terbatas dalam bentuk cairan, sedang zat terlarut dapat berupa zat padat, apabila kita membicarakan kelarutan padat dalam cair, maka pelarut sebagai medium pendispersi, yang mana substansi cair ditambahkan ke dalam padatan untuk membuat suatu larutan. larutan garam terbuat dari penambahan air kedalam natrium klorida (NaCl); air adalah pelarut NaCl adalah terlarut (zat terlarut). Ada beberapa pengecualian suatu contoh membuat larutan KI klorium iodida, caranya dengan menambahkan 100 gram H₂O kedalam 200 gram KI. larutan juga dapat terbuat dari 2 macam cairan contoh: 100 ml alcohol dilarutkan dalam 100 ml air, pelarutnya adalah air, zat terlarutnya adalah alcohol, dalam larutan mengandung air dan beberapa cairan lain, air pada umumnya sebagai solven asalkan jumlahnya lebih banyak daripada komponen lain (zat terlarut). Contoh; 70% campuran adalah isopropil alcohol sisanya adalah air disini air termasuk solven. Daya larut adalah Jumlah maksimum zat terlarut (zat terlarut) yang terlarut didalam pelarut (solven). Daya larut di gambarkan dari gram zat terlarut/100 ml solven gram

Contoh: kelarutan NaCl 36 gram/100 ml air, artinya kita hanya bisa melarutkan garam 36 gram / 100 ml air lebih dari itu tidak bisa. Beberapa kelarutan suatu senyawa kedalam air lebih rendah dibandingkan HCl. Sebagai contoh CCl₄ sangat tidak larut didalam air, contoh beberapa zat terlarut yang dapat larut dalam pelarut air pada Tabel 5 berikut:

Tabel 5: Beberapa zat terlarut yang dapat larut dalam pelarut air

Name of compound	Formula	Solubility g/100 cm ³ H ₂ O	Solubility general terms*
Ethanol	C ₂ H ₆ O	Infinite	∞
Isopropyl alcohol	C ₃ H ₈ O	Infinite	∞
Calcium iodide	CaI ₂	209	Vs
Sucrose	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	200	Vs
Sodium iodide	NaI	184	Vs
Sodium nitrate	NaNO ₃	92	Vss
Sodium chloride	NaCl	36	Vs
Ascorbic acid (vitamin C)	C ₆ H ₈ O ₆	30	Vs
Ethyl ether	C ₄ H ₁₀ O	10	S
Lead(II) chloride	PbCl ₂	1.0	S
Calcium carbonate	CaCO ₃	0.0015	sl s
Silver chloride	AgCl	0.0002	sl s
Carbon tetrachloride	CCl ₄	-+	I
Iron(III) oxide	Fe ₂ O ₃	-	I

(Solomon, 1987)

Solubilitas kelarutan adalah jumlah maksimum zat terlarut yang dapat larut dalam sejumlah pelarut tertentu dan suhu tertentu. Solubilitas dinyatakan sebagai gram zat terlarut/100 ml solven.

Contoh: NaCl solubilitasnya 60 gram/100ml air, sukrosa 200 gram/100ml air, solubilitas dalam air dari beberapa senyawa dapat dilihat pada Tabel berikut:

Tabel: solubilities of selection zat terlarut in water at temperature close to room temperature (20 to 25⁰c)

Name of compound	Formula	Solubility cm ³ H ₂ O g/100	Solubility general terms*
Ethanol	C ₂ H ₆ O	Infinite	∞
Isopropyl alcohol	C ₃ H ₈ O	Infinite	∞
Calcium iodide	CaI ₂	209	vs
Sucrose	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	200	vs
Sodium iodide	NaI	184	vs
Sodium nitrate	NaNO ₃	92	vs
Sodium chloride	NaCl	36	vs
Ascorbic acid (vit C)	C ₆ H ₈ O ₆	30	vs
Ethyl ether	C ₄ H ₁₀ O	10	s
Lead(II) chloride	PbCl ₂	1.0	s
Calcium carbonate	CaCO ₃	0,0015	sl s
Silver chloride	AgCl	0,002	sl s
Carbon tetrachloride	CCL ₄	---+	i
Iron(III) oxide	Fe ₂ O ₃	----	i

(Solomon, 1987)

Factor-faktor yang menentukan kelarutan

- a. Polaritas
- b. Suhu
- c. Gaya kisi Kristal

Senyawa ionic ada yang larut dan sedikit larut dalam air, hal ini disebabkan gaya kisi Kristal NaCl memiliki ikatan ionic lemah sehingga tidak begitu kuat melawan gaya tarik antar molekul air yang didominasi oleh gaya tarik ikatan hydrogen, sedangkan AgCl juga termasuk kelompok yang mengion tetapi ion Ag dan Cl, gaya kisi AgCl antara ion Ag⁺ dan ion Cl⁻ memiliki ikatan ionic kuat lebih besar dibanding polaritas molekul air, sehingga AgCl lebih sedikit larut dibanding NaCl. Karena gaya kisi AgCl lebih besar dibanding gaya kisi pada NaCl. Kelarutan NaCl lebih tinggi dibandingkan AgCl, Cara menentukan konsentrasi larutan;

Tabel 6: Beberapa cara dalam menentukan konsentrasi larutan

Unit konsentrasi	Keterangan	penggunaan
Berat persen (% w/w)	$\frac{\text{berat zat terlarut}}{\text{berat pelarut}} \times 100\%$	Umum
Molalitas (m)	$\frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{mol pelarut}}$	Untuk mencari $\Delta T_f, \Delta T_b$
Molaritas (M)	$\frac{\text{mol zat terlarut}}{L. \text{larutan}}$	Penggunaan laboratorium
Berat/volume	$\frac{\text{berat zat terlarut}}{\text{volume larutan}}$	Farmasi
Volume/volume	$\frac{\text{volume zat terlarut}}{\text{volume larutan}} \times 100\%$	Konsentrasi gas

(Solomon, 1987)

B. Sifat-sifat kooligatif larutan

sifat kooligatif suatu larutan seperti penurunan titik beku sangat tergantung dari jumlah partikel zat terlarut yang ada didalam larutan. Sifat kooligatif hanya tergantung pada konsentrasi partikel yang larut tetapi tidak tergantung pada jenis partikel yang larut.

Contoh: satu molar larutan glukosa dan satu molar larutan sukrosa akan menurunkan titik beku sebesar $1,86^{\circ}\text{C}$ walaupun rumus molekulnya berbeda, pada glukosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ sukrosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ tetapi sama-sama 1 molekul

Terdapat 4 sifat kooligatif larutan yaitu:

1. Penurunan tekanan uap

Tekanan uap suatu larutan selalu lebih rendah dibanding tekanan uap pelarutnya dan pada temperature tertentu.

Contoh 1. : Tekanan uap air murni pada temperature 100°C adalah 176 mm/Hg, tekanan uap larutan 1 M NaCl pada temperature yang sama hanya 735mm/Hg sehingga penurunan tekanan uap 25mm/Hg.

$$p(\text{H}_2\text{O}) - p(\text{larutan 1 M NaCl}) = 760\text{mm/Hg} - 735\text{mm/Hg} = 25\text{mm/Hg}$$

Contoh 2. : Tekanan uap larutan 2 M NaCl pada suhu 100°C adalah 708m/Hg, penurunan tekanan uap tersebut adalah dua kali tekanan uap larutan 1 M NaCl

$$p(\text{H}_2\text{O}) - p(\text{larutan 2 M NaCl}) = 760 \text{ mm/Hg} - 708\text{mm/Hg} = 52\text{mmHg}$$

Tekanan uap 1 M NaCl sama dengan tekanan uap larutan 1 M KCl, Molaritas sama tetapi zat terlarut berbeda menghasilkan penurunan tekanan uap sama.

2. Kenaikan titik didih

Titik didih adalah temperature yang menunjukkan suatu zat mendidih. Suatu zat akan mendidih apabila tekanan uap zat tersebut sama dengan tekanan atmosfernya. Semakin tinggi tekanan atmosfer, titik didih suatu zat akan semakin tinggi. Hal ini terbukti air mendidih pada suhu 100°C ketika tekanan

atmosphir 1 atm. Tetapi di daerah pegunungan tekanan atmosfirnya kurang dari 1 atm, maka air akan mendidih pada suhu kurang dari 100°C.

Faktor - factor yang mempengaruhi titik didih:

a. Polaritas

Semakin polar suatu zat, maka titik didihnya akan semakin tinggi. Polaritas suatu zat selain dapat diketahui melalui elektronegatifitas zat tersebut, juga dapat diketahui melalui besarnya konstanta dielektrik. Semakin tinggi konstanta dielektrik suatu zat maka titik didihnya semakin tinggi. Contoh pada tabel (Solomon 113).

Tabel 7: faktor-faktor yang mempengaruhi titik didih

No	Nama senyawa	Rumus kimia	Berat Molekul	Elektronegatifitas Menurut skala pauling	Konstanta dielektrik	Titik didih (1 atm)
Polar 1	Air	H ₂ O	18	1,4	80,37	100 ⁰ C
2	Ammonia	NH ₃	31	1	22	-33 ⁰ C
3	Asam Florida	HF	17	2		20 ⁰ C
Nonpolar 1	Metana	CH ₄	16	0,4	2,238	-164 ⁰ C
2	karbon tetraklorida	CCl ₄	152	0,4	2,24	
3	karbondioksida	CO ₂	44	1		
4	Etana	C ₂ H ₆	30	0,4		

(Solomon, 1987)

b. Jumlah rantai karbon

Jumlah rantai karbon mempengaruhi polaritas suatu molekul. Makin panjang rantai karbon maka titik didih semakin tinggi.

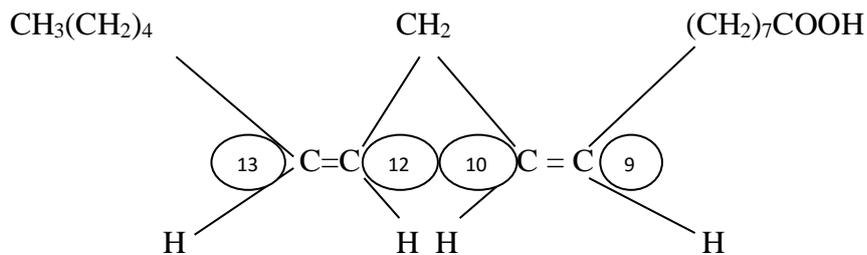
Contoh: pada alcohol pada konstanta dielektrik etanol 30, iso propanol 18, dan methanol 33, asam karboksilat, asam laurat, asam miristat, dan asam palmitat, asam oleat 2,45

c. Konfigurasi molekul

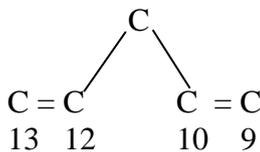
Konfigurasi molekul akan mempengaruhi titik didih suatu senyawa karena, konfigurasi molekul akan mempengaruhi gaya tarik menarik antar molekul tersebut. Bentuk cis titik didihnya lebih rendah dibandingkan bentuk trans. Karena bentuk cis menyebabkan jarak antar molekul lebih jauh dibanding bentuk trans. Berikut terlihat pada asam linolenat 18:2

cis dan trans:

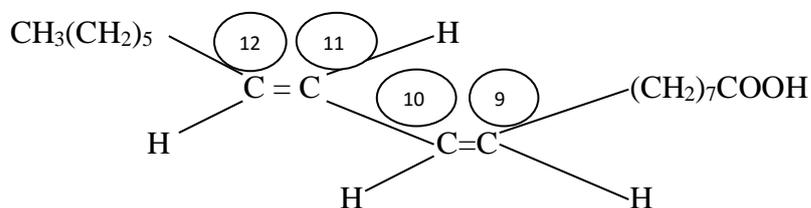
▪ **Cis-9, 12-18:2**



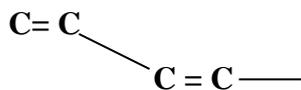
Bila disederhanakan bentuk **Cis-9, 12-18:2** menjadi:



▪ **Trans 11-18:2**



Bila disederhanakan bentuk **Trans 11-18:2** menjadi:



Contoh: Titik didih air murni pada tekanan 760mmHg adalah 100 C, tetapi titik didih suatu larutan baik itu larutan garam atau larutan gula selalu lebih

tinggi dari 100 C pada tekanan 760mmHg. Perbedaan antara titik didih (T_b) solven pelarut murni dan larutannya disebut kenaikan titik didih (ΔT_b). Suatu larutan mempunyai titik didih 10,1 C , maka kenaikan titik didihnya (ΔT_b) adalah sebagai berikut:

$$(\Delta t_b) = T_b \text{ larutan} - T_b (\text{H}_2\text{O})$$

$$T_b \text{ larutan} = 100,1^\circ \text{C}$$

$$T_b(\text{H}_2\text{O}) = 100^\circ \text{C}$$

$$(\Delta T_b) = 100,1^\circ \text{C} - 100^\circ \text{C} = 0,1^\circ \text{C}$$

Kenaikan titik didih (ΔT_b) berbanding langsung dengan molalitas (m) dari larutannya mengikuti persamaan sebagai berikut:

$$(\Delta T_b) = k_b \times m$$

Dimana:

m = Molalitas larutan

k_b = Konstanta kenaikan titik didih $^\circ\text{C}/m$

konstanta kenaikan titik didih m (k_b) adalah sebesar $0,52^\circ\text{C}/m$ artinya 1 m larutan dapat menaikkan titik didih sebesar $0,52^\circ\text{C}$, sehingga titik didih larutan menjadi $100,52^\circ\text{C}$ pada tekanan 1 atm.

Contoh: Hitunglah kenaikan titik didih larutan yang mengandung 0,4 m zat terlarut dalam 1 kg air, maka kita harus menghitung berapa m larutan tersebut, untuk mencari (ΔT_b), seperti berikut ini:

$$\frac{0,40 \text{ mol zat terlarut}}{1 \text{ kg air}} = 0,4 \text{ m}$$

$$K_b(\text{H}_2\text{O}) = 0,52^\circ\text{C}/m$$

$$(\Delta T_b) = k_b \times m$$

$$= \frac{0,52^\circ\text{C}}{m} \times 0,40 \text{ m} = 0,21^\circ\text{C}$$

$$T_b = 100^\circ\text{C} + 0,21^\circ\text{C} = 100,21^\circ\text{C}$$

3. Penurunan titik beku

Titik beku larutan selalu lebih rendah di banding titik beku pelarut murninya, contoh titik beku air murni adalah 0°C sedangkan titik beku larutan selalu lebih rendah dari 0°C , perbedaan antara titik beku (T_f) pelarut murni dan larutannya disebut sebagai penurunan titik beku. Penurunan titik beku dapat dihitung seperti kenaikan titik didih, penurunan titik didih (ΔT_f) tergantung dari konstanta penurunan titik beku m (k_f) dan molalitas (m) nya, dengan persamaan:

$$(\Delta T_f) = k_f \times m$$

Dimana:

$$\text{Harga } k_f \text{ air} = 1,86^{\circ}\text{C}/m$$

Contoh: hitunglah titik beku larutan 0,4 m

Penyelesaian:

$$(\Delta T_f) \times x = k_f \times m$$

$$\left(\frac{1,86^{\circ}\text{C}}{m}\right) \times 0,40 m = 0,740^{\circ}\text{C}$$

$$T_f = 0^{\circ}\text{C} - 0,74^{\circ}\text{C} = -0,74^{\circ}\text{C}$$

4. Kenaikan titik didih dan penurunan titik beku larutan senyawa ionic

Titik didih larutan selalu lebih tinggi di banding titik didih pelarut murninya, contoh: titik didih air murni pada tekanan 760mmHg adalah 100 C, tetapi titik didih suatu larutan baik itu larutan garam atau larutan gula selalu lebih tinggi dari 100 C pada tekanan 760mmHg. Perbedaan antara titik didih (T_b) solven pelarut murni dan larutannya disebut kenaikan titik didih (ΔT_b). Suatu larutan mempunyai titik didih 10,1 C, maka kenaikan titik didihnya (ΔT_b) adalah sebagai berikut:

$$(\Delta t_b) = T_b \text{ larutan} - T_b (\text{H}_2\text{O})$$

$$T_b \text{ larutan} = 100,1^\circ \text{C}$$

$$T_b(\text{H}_2\text{O}) = 100^\circ \text{C}$$

$$(\Delta T_b) = 100,1^\circ \text{C} - 100^\circ \text{C} = 0,1^\circ \text{C}$$

Kenaikan titik didih (ΔT_b) berbanding langsung dengan molalitas (m) dari larutannya mengikutin persamaan sebagai berikut:

$$(\Delta T_b) = k_b \times m$$

Dimana:

m = Molalitas larutan

k_b = Konstanta kenaikan titik didih $^\circ\text{C}/m$

konstanta kenaikan titik didih m (k_b) adalah sebesar $0,52^\circ\text{C}/m$ artinya 1 m larutan dapat menaikkan titik didih sebesar $0,52^\circ\text{C}$, sehingga titik didih larutan menjadi $100,52^\circ\text{C}$ pada tekanan 1 atm.

Contoh: hitunglah kenaikan titik didih larutan yang mengandung 0,4 m zat terlarut dalam 1 kg air, maka kita harus menghitung berapa m larutan tersebut, untuk mencari (ΔT_b), seperti berikut ini:

$$\frac{0,40 \text{ mol zat terlarut}}{1 \text{ kg air}} = 0,4 \text{ m}$$

$$K_b(\text{H}_2\text{O}) = 0,52^\circ\text{C}/m$$

$$(\Delta T_b) = k_b \times m$$

$$= \frac{0,52^\circ\text{C}}{m} \times 0,40 \text{ m} = 0,21^\circ\text{C}$$

$$T_b = 100^\circ\text{C} + 0,21^\circ\text{C} = 100,21^\circ\text{C}$$

5. Penurunan titik beku

Titik beku larutan selalu lebih rendah di banding titik beku pelarut murninya, contoh titik beku air murni adalah 0°C sedangkan titik beku larutan selalu lebih rendah dari 0°C , perbedaan antara titik beku (T_f) pelarut murni dan larutannya disebut sebagai penurunan titik beku. Penurunan titik beku dapat dihitung seperti kenaikan titik didih, penurunan titik didih (ΔT_f) tergantung dari konstanta penurunan titik beku m (k_f) dan molalitas (m) nya, dengan persamaan:

$$(\Delta T_f) = k_f x m$$

Dimana:

$$\text{Harga } k_f \text{ air} = 1,86^{\circ}\text{C}/m$$

Contoh: hitunglah titik beku larutan 0,4 m

Penyelesaian:

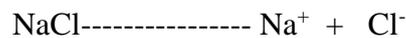
$$(\Delta T_f) x = k_f x m$$

$$\left(\frac{1,86^{\circ}\text{C}}{m}\right) x 0,40 m = 0,740^{\circ}\text{C}$$

$$T_f = 0^{\circ}\text{C} - 0,74^{\circ}\text{C} = -0,74^{\circ}\text{C}$$

6. Kenaikan titik didih dan penurunan titik beku larutan senyawa ionik

Apabila zat terlarut yang dilarutkan menghasilkan lebih dari satu partikel zat terlarut maka akan menghasilkan sifat koligatif yang lebih besar dari yang diperkirakan. Suatu contoh : fenomena senyawa ionik yang larut dalam pelarut air akan menjadikan ion didalam larutannya. Ketika NaCl dilarutkan dalam air setiap mol NaCl akan menghasilkan ion Na dan ion Cl.



1 molekul NaCl akan menghasilkan 2 ion yang mana seperti 2 partikel, efek sifat koligatif menjadi double, sehingga persamaan Kenaikan titik didih dan penurunan titik beku larutan senyawa ionik $\Delta T_b = T_b \times m$ dan $\Delta T_f = T_f \times m$ harus dimodifikasi sesuai jumlah ion yang ada didalam zat terlarut. Sehingga harus dikalikan faktor i (factor Van't Hoff) factor ini = jumlah ion yang terbentuk dalam zat terlarut. Perubahan persamaan tersebut adalah sebagai berikut:

$$\Delta T_b = i \times k_b \times m \text{ dan } \Delta T_f = i \times k_f \times m$$

Contoh: nilai I untuk CaCl₂, CaCl₂ dalam larutan akan menghasilkan 1 ion Ca dan 2 ion Cl, sehingga harg i= 3 , NaCl dalm larutan akan menghasilkan 2 ion, yaitu Na dan Cl, hitunglah titik didih beku larutan 1 m NaCl.

Penyelesaian: $\Delta T_f = i \times k_f \times m$

$$i = 2$$

$$K_f = 1,86^{\circ}\text{C}/m$$

$$m = 1$$

$$\Delta T_f = 2 \frac{1,86^{\circ}\text{C}}{m} \times 1,86 m = 3,72^{\circ}\text{C}$$

$$T_f = 0^{\circ}\text{C} - 3,72^{\circ}\text{C} = - 3,72^{\circ}\text{C}$$

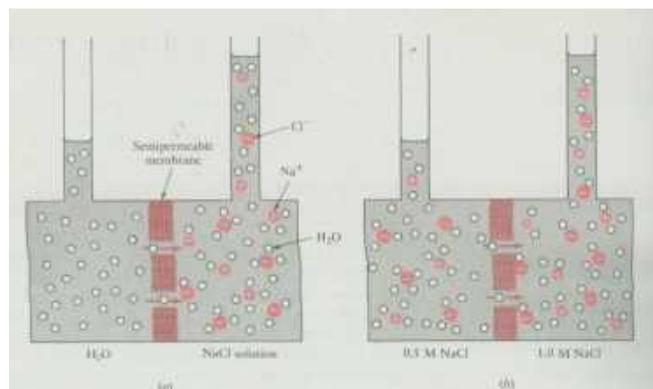
7. Tekanan osmosis dan tekanan osmose

Tekanan osmose adalah gerakan melintasnya solven melalui membran semipermeabel. Air maupun solven lain yang mempunyai molekul kecil akan dapat melintas membrane semipermeabel , tetapi zat terlarut yang memiliki molekul besar dan ion tidak dapat melintas, ketika solven murni dan larutan dipisahkan oleh membran semipermeabel maka ada kecenderungan solven murni mengalir melintas kedalam larutan melalui membran semipermeabel. Seperti halnya ketika dua larutan yang berbeda konsentrasinya dipisahkan oleh membrane semipermeabel, solven akan mengalir dari konsentrasi rendah ke konsentrasi tinggi melalui membrane semipermeabel.

Contoh: membran semipermeabel memisahkan air murni dengan larutan NaCl; sehingga akan terjadi osmosis, air melintas ke larutan NaCl melalui membran semipermeabel. Ion Na dan Cl dalam larutan tersebut tidak dapat melintasi membran seperti ilustrasi berikut (Solomon, 1987):

Elektrolit adalah senyawa ionic yang larut dalam air, dan membentuk larutan yang mampu menghantar listrik. Ion dari elektrolit seperti Na, Cl, terdapat dalam cairan tubuh,yang mana mereka memiliki diamtere lebih dari $0,8 \mu\text{m}$ sedangkan diameter molekul H_2O 2,52 Angstrom, sehingga ion seperti Na, dan Cl tidak dapat melintas membrane semopermiabel.

Untuk menjelaskan peristiwa osmosisi tersebut maka Gambar 9.7 menggambarkan bagaimana peristiwa osomosis itu terjadi sebagai berikut:



Solomon, (1987)

Berdasarkan tekanan osmosis; terjadinya osmosis karena perbedaan tekanan dari dua cairan yang disekat oleh membrane semipermeabel. Cairan disebelah kanan membran permukaannya lebih tinggi dibandingkan cairan disebelah kiri membrane, menunjukkan tekanan larutan disebelah kanan membrane lebih tinggi di bandingkan tekanan larutan di sebelah kiri membrane, sehingga larutan akan bergerak dari sebelah kiri menuju sebelah kanan membrane. pada Gambar 97 menunjukkan (A) air murni melintas membran dari kolom air murni menuju larutan NaCl sedangkan Gambar (B) menunjukkan gerakan air melintas membrane dari larutan konsentrasi rendah 0,5 M ke konsentrasi larutan tinggi 1 M. Tekanan osmose (π) adalah perbedaan antara tekanan kedua sisi yang dipisahkan oleh membrane semipermeabel yang menyebabkan terjadinya osmosis.

Definisi yang lebih tepat untuk tekanan osmose adalah tekanan yang harus diberikan terhadap larutan untuk menghentikan aliran solven yang melintasi membran semipermeabel. Pada gambar 9.8 memberikan gambaran dari definisi tersebut; untuk menghentikan aliran H₂O ke larutan NaCl yang melintasi membrane maka larutan NaCl diberi tekanan. Besarnya tekanan yang diberikan ketika aliran H₂O berhenti merupakan besarnya tekanan osmosis.

Seperti sifat koligatif yang lain, tekanan osmose tergantung dari jumlah total partikel dalam larutan, partikel yang dimaksud dapat berbentuk molekul atau ion. Konsentrasi partikel yang tinggi dalam larutan akan menyebabkan tekanan osmosis yang tinggi, osmolaritas adalah bentuk yang digunakan untuk menggambarkan konsentrasi dalam bentuk molekul dari partikel larutan /Liter larutan. Bentuk persamaan sebagai berikut:

$$\text{Osmolaritas} = i \times M$$

Contoh: Osmolaritas larutan glukosa adalah 1 M , sebab setiap molekul yang hadir dalam larutan menghasilkan 1 partikel ($i= 1$) artinya 1 molekul glukosa menghasilkan 1 molekul partikel zat terlarut. Dalam hal ini osmolaritas dan molaritas adalah sama. Untuk zat terlarut yang mengalami desosiasi (i tidak sama dengan 1) sehingga osmolaritas dan molaritasnya berbeda.

Contoh: Omolaritas 1 M larutan NaCl adalah 2 M, hal ini dikarenakan setiap unit NaCl menghasilkan 2 partikel zat terlarut Na^+ dan Cl^- , hubungan antara tekanan osmose dan osmolaritas dari zat terlarut di Gambarkan dengan persamaan melalui pendekatan persamaan gas ideal:

$$\pi V = nRT$$

Dimana:

π = tekanan osmose, sedangkan $V = nRT$ mengikuti rumus gas ideal.

$$\frac{n}{V} = \frac{\text{jumlah molekul dari partikel zat terlarut}}{\text{volume larutan dalam liter}}$$

hal ini identik dengan konsentrasi osmolaritas dan disebut (c), persamaannya sebagai berikut:

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

sehingga berdasarkan rumus $\pi V = nR$ apabila masing-masing dibagi V akan menjadi

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

$$\frac{n}{V} RT$$

$$\pi = cRT$$

Dari persamaan tersebut naiknya konsentrai c akan diikuti dengan naiknya tekanan osmose.

Contoh soal: hitunglah tekanan osmoses dari 0,1 M larutan gula apabila suhu larutan 25°C .

Penyelesaian:

$$\pi = cRT$$

$$c = 0,100 \text{ mol/L}$$

$$R = 0,0821 \text{ (L)(atm)/(mol) (K)}$$

$$T = 25^{\circ}\text{C} - 273 = 298 \text{ K}$$

$$\pi = \frac{0,100 \text{ mol}}{L} \times \frac{0,0821 \text{ (L)(atm)}}{\text{mol (K)}} \times 298 \text{ K} = 2,45 \text{ atm}$$

Contoh soal: hitunglah tekanan osmose suatu larutan NaCl yang mengandung 0,15 mol NaCl/Liter larutan, suhu larutan 37°C.

Penyelesaian:

$$\pi = cRT$$

$$C = 2 \times 0,150 \text{ mol/L} = 0,300 \text{ mol/L}$$

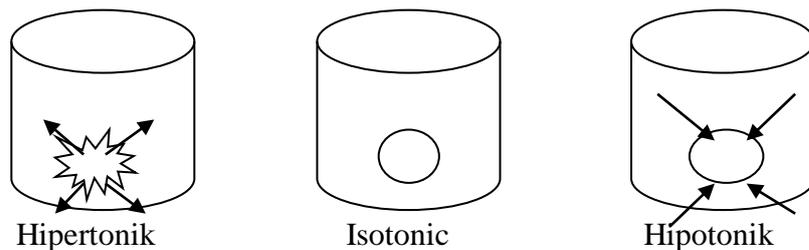
$$R = 0,0821 \text{ (L)(atm)/(mol)(K)}$$

$$T = 37^{\circ}\text{C} + 273 = 310 \text{ K}$$

$$\pi = \frac{0,300 \text{ mol}}{L} \times \frac{0,0821 \text{ (L)(atm)}}{\text{(mol)(K)}} \times 310 \text{ K} = 7,64 \text{ atm}$$

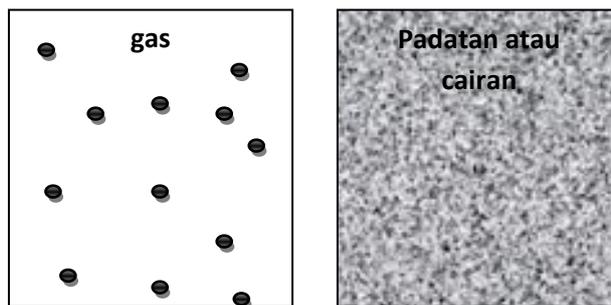
8. Tonisitas

Apabila dua larutan mempunyai osmolaritas yang sama maka disebut larutan tersebut larutan isotonic. Contoh cairan tubuh manusia 0,3 M sehingga apabila kita meminum larutan NaCl 0,15 M sehingga osmolaritas minuman tersebut 0,3 M, sehingga osmolaritas tubuh kita sama dengan larutan NaCl, 0,3 M, maka larutan ini disebut larutan yang bersifat isotonic. Akan sama apabila kita meminum larutan glukosa 0,3 M, mengapa sama karena glukosa tidak mengion NaCl mengion. Larutan yang osmolaritasnya lebih rendah dibanding larutan disekitarnya kita menyebut larutan itu sebagai larutan hipotonik, sedangkan larutan yang mempunyai osmolaritas lebih tinggi dengan larutan disekitarnya disebut hipertonik. Terlihat pada gambar berikut:



GAS

Zat dapat berada dalam tiga bentuk fisik yaitu cair, padat, dan gas. Pada bagian ini khusus membahas tentang gas dimana gaya tarik menarik antar molekulnya lemah, sehingga molekul molekul gas dapat bercampur dengan molekul gas lain. Sebagai contoh molekul gas N_2 mempunyai diameter molekul 0,3 nanometer tetapi ketika gas n_2 berada dalam suhu $25^{\circ}C$ jarak antar molekulnya bertambah jauh sebanyak 12 kali diameter molekul yaitu sebesar 3,5, sebagai ilustrasi bahwa jarak antar molekul gas lebih jauh dibanding jarak dalam molekul Gambar:



(Brady, 1995)

Beberapa sifat gas:

- a. Gas mudah dikompresi sehingga jarak antar molekulnya menjadi lebih dekat
- b. Kecepatan perpindahan gas konstan, kecepatan gas yang konstan ini memungkinkan suatu gas dipindahkan ke suatu tempat ke tempat lain. Gas bertanggung jawab atas tersebarnya bau didalam udara, kecepatan bergerak gas sangat tergantung dari temperature, makin tinggi temperature maka kecepatan gerakan molekul gas semakin cepat.

Beberapa satuan yang digunakan dalam menentukan tekanan gas disajikan pada Tabel sebagai berikut:

Tabel: Common pressure unit

Pressure unit	Number in 1 atmosphere
Atmosphere	1
inHg	29,9
cmHg	76,0
mmHg = torr	76,0
ftH ₂ O	33,9
lb/in ²	14,7
N/mm ² =pascal (pa)	1,01 x 10 ⁵
Kilopascal (kPa)	101

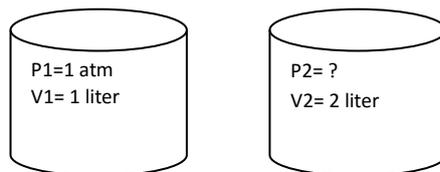
(Solomon, 2002)

A. Hukum Boyle

pada temperature konstan, volume gas berbanding terbalik dengan tekanannya, sehingga $PV = \text{konstan}$, persamaan dapat ditulis sebagai berikut:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = P_3 \cdot V_3$$

Contoh soal: Suatu gas murni mempunyai volume 1 liter, tekanan 1 atm, gas tersebut dipindah ke tabung yan memiliki volume 2 liter, berapa tekanannya?



$$P_2 = \frac{1 \text{ atm} \times 1 \text{ liter}}{2 \text{ liter}} = 0,5 \text{ atm}$$

B. Hukum Charles

Jacques Alexander Charles mengemukakan bahwa pada tekanan yang konstan, volume gas adalah berbanding langsung dengan suhu, atau dikenal dengan hukum Charles. Persamaan hokum Charles dapat ditulis sebagai berikut: $\frac{V}{T} = \text{konstan}$

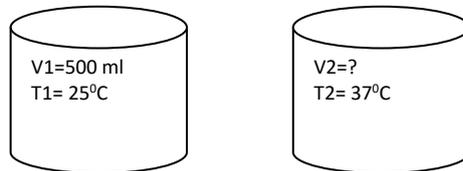
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Dimana

T = suhu K

V = volume

Contoh soal: Suatu gas mempunyai volume 500ml, suhunya 25⁰c, apabila suhu gas tersebut dinaikkan menjadi 37⁰c, hitung volume gas?



Penyelesaian:

$$\frac{V1}{T1} = \frac{V2}{T2}$$

$$T2 = \frac{T1 \cdot V2}{V1}$$

$$T1 = 25^{\circ}\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$T2 = 37^{\circ}\text{C} + 273 = 310 \text{ K}$$

$$V2 = \frac{500 \text{ ml} \times 310 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 520 \text{ ml}$$

C. Kombinasi Hukum Boyle dan Charles

Berdasarkan hukum Boyle $PV = \text{konstan}$, dan hukum Charles $\frac{V1}{T1} = \text{konstan}$,

maka akan didapat kombinasi kedua hukum tersebut adalah $\frac{pV}{T} = \text{konstan}$

atau

$$\frac{p1V1}{T1} = \frac{P2V2}{T2} = \frac{P3V3}{T3} = \frac{P4V4}{T4}$$

Dengan rumus kombinasi tersebut diatas, maka apabila kita menemukan suatu kondisi dimana suhunya tetap ($T1=T2$) maka persamaan tersebut berubah menjadi

$$\frac{P1V1}{T1} = \frac{P2V2}{T2} \text{ sehingga menjadi } P1V1 = P2V2$$

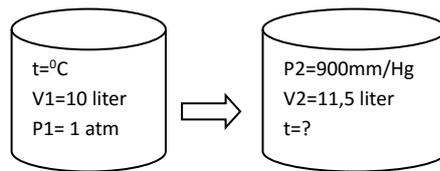
Apabila tekanannya tetap ($P_1=P_2$) maka persamaan tersebut berubah menjadi

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \text{ sehingga menjadi } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Apabila volumenya tetap ($V_1=V_2$) maka persamaan tersebut menjadi

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \text{ sehingga menjadi } \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Contoh soal: 10 liter gas mempunyai tekanan 1 atm, suhu 0°C , dipanaskan hingga volume naik 11,5 liter, tekanan 900 mm/Hg, berapa $^\circ\text{C}$ temperature akhir.



Menggunakan rumus:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Penyelesaian:

$$T_1 = 0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K}$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \text{ maka}$$

$$T_2 = \frac{900 \frac{\text{mm}}{\text{Hg}} \times 11,5 \text{ liter} \times 273 \text{ K}}{760 \frac{\text{mm}}{\text{Hg}} \times 10 \text{ liter}} = 372 \text{ K}$$

$$372 \text{ K} - 273 = 99^\circ\text{C}$$

D. Hukum Gas Ideal

$$\frac{PV}{T} = \text{konstan (R)}$$

Bila kita menghitung 3 molekul gas maka ditulis $\frac{P \cdot V}{T} = 3 \cdot R$

Bila kita menghitung 4 molekul gas maka ditulis $\frac{P \cdot V}{T} = 4 \cdot R$

Bila kita menghitung n molekul gas maka ditulis $\frac{P \cdot V}{T} = n \cdot R$

Sehingga persamaan gas ideal menjadi $PV = nRT$

$$R = PV/nT$$

Dimana :

R = Unit dari tekanan dikalikan volume di bagi jumlah molekul gas kali temperature abzat terlarutnya, atau dapat ditulis dengan persamaan:

$$R \text{ unit} = \frac{\text{pressure unit} \times \text{volume unit}}{\text{mol} \times \text{derajat Kelvin}}$$

Untuk mendapatkan harga R, kita harus mengukur volume 1 molekul gas pada temperature dan tekanan tertentu, dipilih suatu kondisi dimana temperature 0°C tekanan 1 atm, 1 molekul gas volumenya 22,4 liter, ini disebut kondisi standar sehingga harga R= PV/nT

$$R = \frac{1 \text{ atm} \times 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ K}} = 0,0821 \frac{(\text{L})(\text{atm})}{\text{mol k}}$$

$$\text{Apabila tekanan dalam mm/Hg maka harga } R = 62,4 \text{ L} \frac{(\text{L})(\text{mmHg})}{(\text{mol})(\text{K})}$$

Contoh soal:

Apabila 1 mol gas pada suhu 25°C mempunyai tekanan 1,5 atm, gas tersebut mengikuti hukum gas ideal hitunglah volume gas tersebut?

$$PV=nRT$$

$$P=1,5 \text{ atm}$$

$$T=0^{\circ}\text{C} +273 =273 \text{ K}$$

$$n= 1 \text{ mol}$$

$$V=?$$

Jawab:

$$R= 0,0821 \frac{(\text{L})(\text{atm})}{(\text{mol})(\text{K})}$$

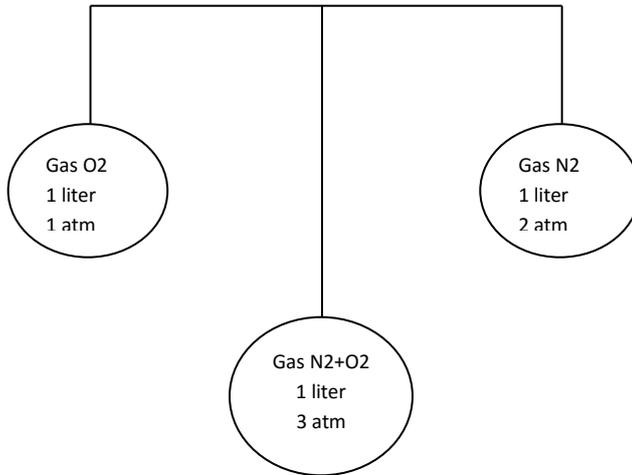
$$V=\frac{nRT}{P}$$

$$V=\frac{1 \text{ mol} \times 0,0821 (\text{L})(\text{atm}) \times 298 \text{ K}}{1,50 (\text{atm})(\text{mol}) (\text{K})} = 16,3 \text{ L}$$

E. Tekanan Parsial Hukum Dalton

Tekanan total suatu campuran gas adalah sama dengan jumlah tekanan parsial (p) masing-masing gas.

$P_{total} = P_a + P_b + P_c + \dots + P_n$ seperti terlihat pada Gambar berikut:



(Solomon, 1987)

Contoh: terdapat dua gas O₂ mempunyai tekanan 1 atm dan N₂ mempunyai tekanan 2 atm maka P_{total} adalah:

$$P_{total} = P_{O_2} + P_{N_2}$$

$$P_{total} = 1 \text{ atm} + 2 \text{ atm} = 3 \text{ atm}$$

F. Fraksi Molekul

Apabila suatu Bila campuran gas misal Co₂ 4 molekul, O₂ 2 molekul N₂ 1 molekul, maka total molekul campuran gas adalah 2 molekul + 1 molekul + 4 molekul maka total molekul campuran gas = 7 molekul. Fraksi molekul adalah rasio molekul suatu gas di bagi dengan total molekul campuran gas. Dari contoh diatas maka fraksi molekul CO₂ = 4/7, fraksi molekul O₂ = 2/7, fraksi molekul N₂ 1 /7.

a. Hubungan molekul fraksi dengan tekanan parsial gas, persamaannya adalah

$PV = nRT$

dimana:

$$N = n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_x$$

$$V = \text{Volume}$$

$$R =$$

$$T = \text{suhu (kelvin)}$$

$$V_{\text{total}} = V_{\text{CO}_2} + V_{\text{N}_2} + V_{\text{O}_2}$$

$$\text{Sehingga } V = n_{\text{CO}_2} \left(\frac{RT}{P}\right) + n_{\text{N}_2} \left(\frac{RT}{P}\right) + n_{\text{O}_2} \left(\frac{RT}{P}\right)$$

$$= 4\left(\frac{RT}{P}\right) + \frac{1}{7}\left(7\frac{RT}{P}\right) + \frac{2}{7}\left(\frac{RT}{P}\right)$$

$$= \frac{4}{7}\left(7\frac{RT}{P}\right) + \frac{1}{7}\left(7\frac{RT}{P}\right) + \frac{2}{7}\left(\frac{RT}{P}\right)$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{4}{7} \left(7\frac{RT}{P}\right)$$

Fraksi molekul Volume total

▪ Uap air di udara

di dalam udara selain mengandung gas seperti O₂, N₂, dan CO₂, juga mengandung uap air, kandungan uap air di udara dipengaruhi oleh suhu, uap air di udara juga mempengaruhi tekanan udaranya, semakin tinggi suhu maka tekanan uap air juga akan semakin tinggi.

Tabel: Hubungan suhu dengan tekanan uap air di udara

Suhu (°C)	Tekanan (torr)	Suhu (°C)	Tekanan (torr)	Suhu (°C)	Tekanan (torr)
0	4,6	18	15,5	40	55,3
1	4,9	19	16,5	45	71,9
2	5,3	20	17,5	50	92,5
3	5,7	21	18,7	55	118,0
4	6,1	22	19,8	60	149,4
5	6,5	23	21,1	65	187,5
6	7,0	24	22,4	70	233,7
7	7,5	25	23,8	75	289,1
8	8,0	26	25,2	80	355,1
9	8,6	27	26,7	85	433,6
10	9,2	28	28,3	90	525,8
11	9,8	29	30,0	95	634,1
12	10,5	30	31,8	96	657,6
13	11,2	31	33,7	97	682,1
14	12,0	32	35,7	98	707,3
15	12,8	33	37,7	99	733,2
16	13,6	34	39,9	100	760,0
17	14,5	35	42,2	101	787,6

Brady, 2002

Berdasarkan hal tersebut perhitungan tekanan gas harus memperhitungkan tekanan uap air. Sehingga

$$P_{\text{total}} = p_{\text{gas}} - p_{\text{H}_2\text{O}}$$

Yang terukur termasuk tekanan uap airnya, sehingga $P_{\text{total}} = p_{\text{gas}} - p_{\text{H}_2\text{O}}$.

Contoh soal sebagai berikut: pada suhu 27°C tercatat tekanan udara 1 atm, berapakah tekanan gas sebenarnya.

Penyelesaian:

Langkah 1. Kita harus mencari pada suhu 27°C tekanan uap air berapa?

Berdasarkan Tabel suhu 27°C tekanan air 26,7 torr

$$= 26,7 \text{ torr} \times 1 \text{ atm}/760 \text{ torr}$$

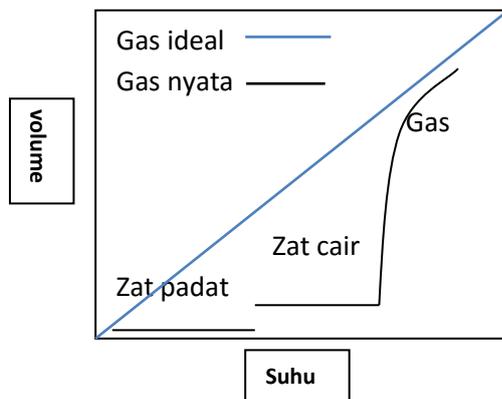
$$= 26,7/760$$

$$= 0,0351 \text{ atm}$$

Sehingga P_{gas} adalah $1 \text{ atm} - 0,0351 \text{ atm} = 0,9648 \text{ atm}$

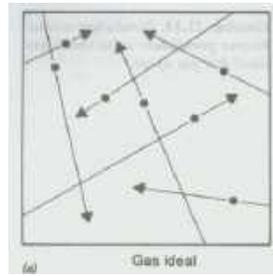
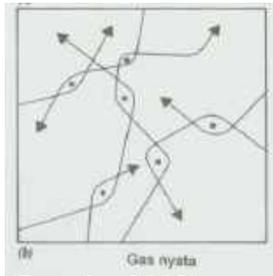
G. Gas nyata

Hukum gas ideal menganggap bahwa molekul tidak mempunyai daya tarik menarik antar molekul, sehingga gerakan molekul lurus.



(Brady, 2002)

Gas ideal tidak mengnganggap adanya perubahan fasa, tetapi kenyataan ada perubahan fasa padat , cair, gas. Pada suhu yang rendah berbentuk padat, suhu medium cair, dan suhu tinggi berupa gas. Hal ini diakibatkan karena konsep gas ideal semua molekul jalannya lurus, karena jalannya lurus maka molekul lebih cepat mencapai dinding terlihat pada gambar (gas ideal):



(Bready, 2002)

Pada gas ideal tidak demikian terlihat pada Gambar... pada gas ideal gaya tarik antar mol tidak ada, tetapi pada gas nyata gaya tarik antar mol ada sehingga karena adanya gaya tarik antar molekul maka molekul berjalan tidak lurus tetapi berbelok. Gas ideal menganggap molekul-molekul tidak memiliki volume, sehingga gas ideal menganggap bahwa tempat adalah ruangan kosong, maka V nyata lebih besar dibanding V ideal, besarnya V nyata tergantung dari jumlah molekul sehingga menurut van der Waals V ukur harus dikoreksi yaitu $V_{ukur} = V_{ideal} + nb$ dimana:

n = jumlah molekul

b = koreksi volume (konstanta van der Waals)

pada gas ideal, molekul-molekul bergerak menurut garis lurus karena tidak ada gaya tarik, tetapi pada gas nyata gaya tarik antar mol menyebabkan gerakan molekul berbelok. Sehingga arahnya berubah ketika terjadi pertemuan antar mol. Akibatnya suatu gas nyata untuk mencapai dinding tempat gas ditempatkan akan lebih lama. Berarti tumbukan pada dinding tidak sesering gas ideal, benturan yang lebih jarang menyebabkan tekanannya kecil dari pada tekanan gas ideal, sehingga van der Waals mengoreksi tekanan pada gas ideal harus dikoreksi sebesar $\left[P + \frac{n^2 a}{V^2} \right] (V - nb) = nRT$.

Tabel : Konstanta van der Waals untuk gas nyata

	a (L ² atm/mol ²)	b (L/mol)
He	0,034	0,0237
O ₂	1,36	0,0318
NH ₃	4,17	0,0371
H ₂ O	5,46	0,0305
CH ₄	2,25	0,0428
C ₂ H ₆	5,489	0,06380
CH ₃ OH	9,523	0,06702
C ₂ H ₅ OH	12,02	0,08407

Sumber: (Brady, 2002)

KALORI DALAM BAHAN MAKANAN

A. Kebutuhan kalor pada bahan makanan

Suatu reaksi oksidasi reduksi berkaitan dengan energy, ada reaksi yang menghasilkan energy dan ada reaksi yang membutuhka energy. contoh oksidasi glukosa akan menghasilkan energy yang digunakan untuk kehidupan. Beberapa energy dalam kehidupan itu terkandung dalam molekul yang terdapat pada komponen bahan makakan, seperti gula, lemak, dan protein. Sehingga apabila ketiga senyawa tersebut dioksidasi akan menghasilkan energy. Berikut ini akan dibahas bagaimana cara mengukur kandungan energy didalam suatu bahan makanan, dan memperkirakan ke butuhan kalori manusia dalam menunjang aktifitasnya. Menghitung kalor dalam suatu bahan makanan dapat ditempuh dengan dua cara , yaitu secara kimia dan secara fisik (Solomon, 1987).

Secara kimia; metode ini melalui tahapan analisis kandungan karbohidrat, protein dan lemak pada bahan makanan dapat dilakukan dilaboratorium, menghitung kandungan kalori berdasar kandungan karbohidrat, protein dan lemak dengan dasar bahwa setiap 1 gram lemak 9 k cal /gram, protein 4 k cal/gram, karbohidrat 4 k cal/gram.

Contoh: suatu jenis roti memiliki kandungan protein 13,3% , lemak 6,6 %, karbohidrat 80,1%, apabila kita memakan roti 23 gram hitunglah kandungan kalor roti tersebut?

Penyelesaian:

Ubah % kandungan protein, lemak, karbohidrat menjadi gram:

gram protein = $13,3/100 \times 23 \text{ gram} = 3,059 \text{ gram}$
gram lemak = $6,6/100 \times 23 \text{ gram} = 1,518 \text{ gram}$
gram karbohidrat = $80,1/100 \times 23 \text{ gram} = 18,423 \text{ gram}$

Kandungan kalor:

Kalor protein = gram protein x 4 kcal/gram protein = $12,236 \text{ k cal/gram}$
Kalor lemak = gram lemak x 9 k cal/gram lemak = $13,662 \text{ k cal/gram}$
Kalor karbohidrat = gram karbohidrat x 4 k cal/gram karbohidrat = $73,692 \text{ kcal/gram}$.

Secara fisika

Untuk menghitung kandungan kalor dalam suatu bahan maka secara fisik digunakan alat bom calorimeter, secara diagramatis bom calorimeter dapat dilihat pada gambar 10.4 hal 291 solomon secara garis besar alat tersebut terbagi menjadi tempat pembakaran dinamakan bom, didalam tempat pembakaran terdapat tempat sampel disebut sample holder, tempat sampel ini dihubungkan dengan system penyalaan ignition fire, tempat pembakaran ini berada dalam kotak berisi air yang dinamakan kalori meter yang dihubungkan dengan kalorimeter yang akan mengukur kenaikan suhu karena panas pembakaran. Kotak kalorimeter berada didalam ruang vakum, ruang vakum terdapat dalam kotak minyak. Lapisan ruang vakum dan kotak minyak berfungsi sebagai isolator, sehingga panas pembakaran diharapkan 100% digunakan untuk menaikkan suhu air, untuk mengetahui apakah ada kebocoran panas maka lapisan minyak diberi thermometer sehingga dapat digunakan sebagai control apabila terjadi kebocoran panas.

Cara kerja bom calorimeter:

1. Ditimbang bahan yang akan diukur kalorinya sebesar X gram
 2. Dimasukkan bahan dalam sampel holder
 3. Dimasukkan sampel holder kedalam ruang bakar yang telah di beri O₂
 4. Ditutup kemudian dibakar dengan menghidupkan system penyala
- Panas akibat pembakaran akan menaikkan suhu air yang terukur pada termometer, Besarnya kenaikan suhu dicatat

Kandungan kalor sampel adalah: Panas spesifik air x massa x kenaikan

Dimana panas spesifik 1 cal/gram = 10⁰C artinya untuk menaikkan suhu air seberat 1 gram.

Contoh: berat sampel yang dibakar 2 gram akibat panas menyebabkan kenaikan suhu 20⁰C, dimana massa airnya 500 gram, maka kandungan kalor adalah sama dengan panas yang ditransfer untuk menaikkan suhu air dalam bom = 1 cal/gram ⁰C x 500 gram x 20⁰C (hal 42. Solomon, 1987).

B. BMR (Basal Metabolic Rate)

BMR adalah kebutuhan energy yang dibutuhkan oleh manusia untuk mempertahankan tubuh pada saat istirahat (baik secara fisik maupun emosional) dalam kondisi sadar (tidak tidur).

Besarnya BMR = $\frac{101 \text{ kJ}}{\text{kg}}$ x kg berat badan

Sehingga besarnya BMR setiap manusia = $\frac{24 \text{ kg cal}}{\text{kg}} \times \text{berat tubuh manusia}$

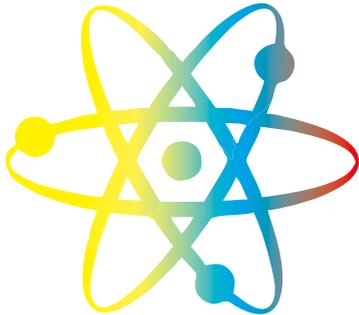
Berdasarkan BMR ini maka kebutuhan energi manusia ada dalam tiga kelompok yaitu:

1. Energy kelompok manusia pekerja biasa = BMR + (0,30 x BMR)
2. Energy kelompok manusia agak aktif = BMR + (0,40 x BMR)
3. Energy kelompok manusia sangat aktif = BMR + (0,50 x BMR)

Dina Mardhatilah

KIMIA FISIKA

PENERAPAN KIMIA FISIKA UNTUK
PENGOLAHAN HASIL PERTANIAN



Penerbit

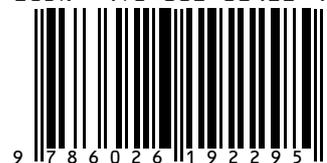
INSTIPER PRESS

Jl. Nangka II, Maguwoharjo, Depok, Sleman, Yogyakarta 55282

Telp. (0274) 885478 885479 Fax. (0274) 885479

<http://ipress.instiperjogja.ac.id>

ISBN : 978-602-61922-9-5



9 786026 192295