



PENUNTUN PRATIUM KIMIA FISIKA 1

Prof. Drs. Ali Amran, M.Pd, M.A, Ph.D
Dr. Hardeli, M.Si
Ananda Putra, M.Si, Ph.D
Dr. Rahadian, Z. S.Pd, M.Si
Dr. Fajriah Azra, S.Pd, M.Si
Umar Kalmar Nizar, S.Si, M.Si, Ph.D
Dr. Yerimadesi, S.Pd, M.Si
Deski Beri, M.Si
Effendi, S.Pd, M.Sc

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
JURUSAN KIMIA
FAKULTAS MATEMATIKA DAN ILMU PENGETAHUAN ALAM
UNIVERSITAS NEGERI PADANG
2019

PERPUSTAKAAN UNIV. NEGERI PADANG
TELAH TERDAFTAR

JUDUL : KIMIA FISIKA 1
PENGARANG : ALI AMPAN, DEK
JENIS : PENUNJUNG PRATIUM
NOMOR : 33 / UN. 30.13 / PE / KI / 2021
TANGGAL : 22 NOVEMBER 2021



KATA PENGANTAR

Ilmu kimia adalah ilmu berdasarkan percobaan. Oleh sebab itu perkuliahan kimia harus disertai dengan percobaan-percobaan di laboratorium. Hasil percobaan (eksperimen) dapat merupakan mata rantai untuk menghubungkan aspek teoritis dengan aspek empirisnya ilmu kimia. Di samping eksperimen dapat melatih keterampilan melakukan percobaan juga dapat sebagai dasar membangun konsep-konsep kimia bagi mahasiswa atau untuk menguji konsep-konsep yang telah diketahuinya secara teori.

Umumnya praktikum kimia fisika yang dilakukan mahasiswa berdasarkan penuntun praktikum yang hanya berisi langkah-langkah percobaan dan sedikit sekali teori. Di bagian akhir langkah-langkah itu disediakan tempat pengamatan secara terpisah. Dari pengalaman ternyata bagi kebanyakan mahasiswa terutama yang kurang kemampuan dan kemauan belajarnya, cara seperti ini membuat mereka sulit memahami langkah-langkah percobaan itu dengan baik dan kurang dapat mengerti mengapa hal itu dilakukan demikian. Sekaligus mereka sukar melihat hubungan antara data pengamatan dengan setiap langkah tersebut. Sebagai jalan keluarnya, penuntun praktikum itu dirubah menjadi modul praktikum.

Dalam modul praktikum terdapat panduan yang lebih rinci pada setiap langkah agar mahasiswa memahami alasan dan kaitan langkah tersebut dengan data yang diperoleh dari pengamatan. Dalam modul juga diberikan tujuan dan teori yang lebih lengkap sehingga mahasiswa lebih mudah memahami dan melakukan percobaan.

Modul ini berisi topik-topik praktikum mata kuliah Kimia Fisika 1 yang terdiri sepuluh percobaan. Walaupun materi praktikum telah dilakukan sejak lama namun penggunaan modul ini akan mulai dilakukan di masa datang. Oleh sebab itu kami tim penulis mengharapkan kritik dan saran perbaikan dari segala pihak.

Tim Penulis

DAFTAR ISI

Kata Pengantar	i
Daftar Isi	ii
Tata Tertib Praktikum Kimia Fisika	iii
Kartu Nilai Pratikum	viii
Kartu Persyaratan Pratikum Kimia Fisik 1	ix
Modul 1: Adsorpsi Isotermis Zat Terlarut	1
Modul 2: Viskositas	19
Modul 3: Kelarutan Dua Cairan yang Saling Bercampur Sebagian	26
Modul 4: Campuran Tiga Komponen (Diagram Terner)	34
Modul 5: Kenaikan Titik Didih Larutan	43
Modul 6: Hukum Hess	50
Modul 7: Keseimbangan Kimia	55
Modul 8: Penentuan Massa Molekul Relatif Senyawa Volatil	63
Modul 9: Tegangan Permukaan	70
Modul 10: Kelarutan, Aktivitas dan Koefisien Aktivitas Elektrolit Kuat	78
Daftar Pustaka	91

TATA TERTIB PRAKTIKUM KIMIA FISIKA

Bacalah dan pahamiilah semua petunjuk di bawah ini dengan seksama demi **KELANCARAN** dan **KESELAMATAN** berpraktikum di laboratorium !

A. KEBERSIHAN TEMPAT BEKERJA

Untuk mahasiswa telah tersedia meja tertentu yang akan digunakan untuk mengerjakan jenis objek praktikum. Selama bekerja, meja tidak boleh kotor atau basah atau pun penuh dengan dengan barang lain yang tidak berguna. Lantai juga harus bersih dan kering. Setelah praktikum selesai mahasiswa boleh meninggalkan laboratorium hanya setelah laboratorium bersih, kering dengan kursi sudah dinaikkan ke atas meja. Di dalam laboratorium praktikan harus memakai sepatu, tidak boleh memakai sandal, tidak boleh merokok. Setiap mahasiswa harus memakai sneljas (jaslab).

B. ABSENSI DAN DAFTAR HADIR

Setiap praktikan, asisten dan dosen yang terlibat dalam praktikum wajib mengisi daftar hadir. Jika seorang mahasiswa berhalangan mengikuti praktikum karena alasan sakit atau hal penting lainnya, hendaklah segera dilaporkan kepada Dosen/Asisten pengawas supaya dapat diatur pergeseran jadwal ganti pada hari yang lain. Praktikum ulangan atau susulan secara tersendiri ditiadakan. Absensi tanpa bukti alasan yang sah (Surat Keterangan Sakit dari Dokter dan lainnya) akan menyulitkan mahasiswa itu sendiri dan tidak akan direspon.

PETUNJUK PERCOBAAN

Untuk setiap percobaan disediakan petunjuk percobaan yang akan diberikan kepada yang bersangkutan pada awal praktikum. Mahasiswa harus melengkapi pengetahuan dasar percobaan tersebut dari bahan kuliah dan literature lainnya.

LEMARI PRAKTIKUM

Tiap percobaan memiliki lemari tersendiri. Kuncinya dapat diminta sebelum melakukan percobaan dan harus diserahkan kembali setelah percobaan selesai kepada asisten yang bersangkutan. Selama melakukan percobaan isi lemari harus dicek, bila ada kekurangan/kerusakan harus segera dilaporkan. Selesai melakukan percobaan isi lemari dicek lagi sesuai daftar alat-alat yang tersedia dalam lemari, bersama asisten. Alat harus kembali dalam keadaan utuh dan bersih. Bila mahasiswa memecahkan/merusakkan alat maka kelompoknya harus membuat bon alat pecah kepada asisten dan mengganti alat tersebut pada praktikum berikutnya.

ALAT GELAS, INSTRUMENT DAN LAIN-LAIN

Alat-alat gelas atau alat lain yang tidak terdapat dalam lemari percobaan dapat dipinjam kepada asisten dan langsung ditanggungjawabkan. Penggunaan alat mintalah bantuan asisten. Untuk penggunaan peralatan yang agak rumit mahasiswa dapat berhubungan langsung dengan laboran/teknisi untuk menghindari kerusakan teknis.

KEAMANAN DAN KESELAMATAN

Asisten akan memberikan petunjuk dan menjelaskan tentang tindakan yang akan membahayakan dan hendaklah mahasiswa mematuhi segala peraturan diantaranya :

1. Bila memanaskan atau mereaksikan suatu zat dalam tabung reaksi janganlah tabung tersebut diarahkan ke muka teman atau muka sendiri.
2. Jangan mencicipi suatu zat kimia kecuali ada indikasi yang membolehkan. Dan walaupun mencium zat janganlah mencium dengan hidung secara langsung, tetapi kibaskanlah dengan tangan ke muka.
3. Jangan menuangkan air ke dalam asam pekat, tapi asam pekat itulah yang harus dituangkan ke dalam air.
4. Sebelum mengambil zat dari botol, periksa benar dulu etiket dan nama zat dengan benar. Kesalahan mengambil zat atau kekeliruan akan berakibat fatal .
5. Praktikan harus disiplin pada peraturan dan petunjuk yang ada untuk bekerja di laboratorium.

PENUNTUN DAN LAPORAN PRAKTIKUM

Di dalam buku penuntun ini terdapat tugas pokok praktikan tanpa dijelaskan teori yang panjang lebar dan persamaan reaksi yang detail. Oleh sebab itu pelajarilah sebelum

praktikum dan buatlah persiapan baik mengenai prinsip teori maupun persamaan reaksi. Lalu berusaha semaksimal mungkin untuk memahami serta menguasai prosedur kerja yang akan dilakukan. Sebelum praktikum, mahasiswa harus mengikuti Quiz/Responsi. Sebelum melakukan praktikum mahasiswa juga harus menyerahkan laporan awal/jurnal praktikum tersebut kepada asisten dan setelah praktikum membuat laporan akhir yang diserahkan pada pertemuan selanjutnya bersama laporan awal praktikum selanjutnya. Penilaian Mata Kuliah Praktikum Kimia Fisika didasarkan atas tiga aspek penting yaitu, nilai Quiz/Responsi/ Laporan, nilai UTS dan UAS, dan nilai kerja. Selain itu absen/kehadiran, sikap dan keaktifan selama berpraktikum, turut menjadi bahan pertimbangan.

BAHAYA-BAHAYA DI LABORATORIUM

Di laboratorium selalu ada kemungkinan terjadinya suatu kecelakaan. Satu-satunya jalan untuk menghindarkan adalah dengan bekerja secara hati-hati dan waspada. Kuasai prosedur dengan benar. Selain itu, patut diketahui beberapa karakteristik bahan kimia yang berbahaya seperti :

Bahan-Bahan Yang bersifat Alkalis dan Merusak kulit

Asam-asam kuat	: Asam sulfat, Asam Nitrat, Asam Fluorida
Basa-basa Kuat	: NaOH, KOH
Asam/basa lemah	: Asam Asetat, Amoniak
Lain-lain	: Hidrogen Peroksida, Brom cair, persenyawaan khrom, persulfat, kapur klor, Ammonium Sulfida, dan sebagainya.

Penghindaran kulit/mata dari bahan-bahan kimia, waktu menuang cairan/ mengambil bahan dengan menjaga agar jangan sampai ada bahan yang tercecer di lantai atau di meja.

Beberapa hal penting berikut perlu diingat !

- Jangan memanaskan bahan-bahan kimia terlalu cepat
- Jangan menuangkan air ke dalam asam kuat.
- Jangan mencampurkan asam pekat dengan basa pekat.
- Jangan memasukkan kristal NaOH atau KOH ke dalam air.
- Jangan melihat ke dalam cawan/pinggan yang sedang digunakan untuk pemijaran.

Gas-Gas Beracun

Untuk menghindari termakannya bahan-bahan kimia, maka janganlah makan/minum dengan alat-alat laboratorium dan hindarkan merokok, karena bisa menimbulkan bahaya kebakaran. Selain itu merokok juga memungkinkan terhirupnya uap gas beracun.

1. Karbon Monoksida (CO). Di laboratorium gas ini terbentuk bila asam formiat atau asam oksalat dipanaskan dengan asam sulfat pekat. Gas ini juga sering terdapat pada gas lampu.
2. Hidrogen Sulfida (H₂S). Gas ini adalah racun kuat. Kepekatan 1 : 1000 dalam waktu singkat dapat mematikan manusia. Konsentrasi 1 : 10.000 sesudah satu jam berbahaya sekali untuk mata dan paru-paru. Kepekatan 1 : 10.000.000 baunya sudah nyata.
3. Uap Merkuri (Hg) atau Air raksa. Bernafas terlalu lama dengan udara yang bercampur uap air raksa berakibat sakit kepala, badan kurus, tangan gemeteran dan gigi sakit. Jika air raksa tumpah, lama kelamaan terbentuk uap. Lantai harus disapu dengan suatu campuran tepung belerang dan soda kering. Dengan demikian terbentuk HgS yang tidak berbahaya lagi.
4. Asam Sianida (HCN). Asam Sianida dan garam-garamnya adalah zat-zat yang sangat beracun. Larutannya tidak boleh dipipet dengan mulut.
5. Nitrogen Dioksida (NO₂). Gas ini beracun dan berbahaya karena selalu mungkin terjadi bila mempergunakan Asam Nitrat pekat dan logam-logam atau zat-zat organik, paru-paru akan dipengaruhi sehingga menyebabkan batuk.
6. Klor dan Brom (Cl₂ dan Br₂). Seperti NO₂, kedua gas ini dapat merusak alat-alat pernafasan, akan tetapi berkat sifat itu orang mulai batuk sebelum tercapai kepekatan yang berbahaya.
7. Pelarut-pelarut Karbon Disulfida (CS₂), Benzena, Khloroform dan Karbon Tetraklorida, menghasilkan uap beracun.

Zat-zat Yang Eksplosif

Pada pengerjaan analisa, mungkin terjadi zat-zat pekat, seperti Mangan Dioksida dari Kalium Permanganat dan Asam Sulfat, nitrida-nitrida logam berat serta hidrogen, endapan hitam yang lambat laun terjadi dalam larutan perak bromida, asam perklorat jika ada zat-zat organik, natrium peroksida dengan karbon, belerang atau zat-zat organik yang bisa menimbulkan ledakan. Serbuk Mg bila dipanaskan dengan zat-zat lembab, gas letus

yang mungkin sekali terjadi jika mengalirkan hidrogen ke dalam suatu alat, peroksida-peroksida eter, asam pikrat dan sebagainya . Juga campuran yang mengandung nitrat atau klorat padat sering dapat meledak bila dipanaskan.

Bahaya Kebakaran dan Penanggulangannya

Alkohol, eter, benzene, karbon disulfida, aseton, petroleum eter adalah cairan yang mudah sekali terbakar. Kadang air tidak dapat digunakan. Untuk hal ini pemadam yang paling tepat adalah pasir kering. Kain tebal dapat digunakan untuk menyelubungi api yang berasal dari cairan yang mudah terbakar seperti eter. Nyala minyak dapat dipadamkan dengan natrium karbonat. Disamping itu juga disediakan pemadam api tetra, karena tetra membentuk fosgen, suatu zat yang sangat beracun, maka ruangan harus diperanginkan. Jika pakaian kena api orang biasanya lari sekencang-kencangnya. Ini tindakan salah. Karena kalau lari, api malah akan bertambah besar. Yang benar adalah, dia harus bertahan di tempat diselimuti dengan kain atau handuk tebal, lalu bergulinganlah di lantai atau lapangan setempat. InsyaALLAH anda selamat.

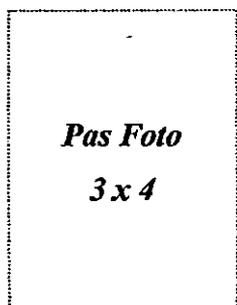
Tindakan Pertolongan di Laboratorium

Kena asam pada kulit dan baju, harus dicuci dengan air sebanyak-banyaknya dan dinetralkan dengan larutan ammonia 5 %. Jika kena basa dicuci dengan air, kemudian diberi larutan boraks 4 5 atau asam asetat 1 %. Apabila basa kuat masuk ke dalam mulut, berkumurlah dengan air sebanyak-banyaknya, lalu netralkan dengan barium bikarbonat 5 % dan berilah sedikit mineral oil pada bibir untuk menghindarkan dehidrasi.

Selamat Praktikum, Semoga Sukses.....

**LABORATORIUM KIMIA FISIKA
JURUSAN KIMIA FMIPA UNP**

KARTU NILAI PRAKTIKUM



Nama Mahasiswa :

NIM / BP :

Program Studi :

Kelompok :

Hari / Jam :

Asisten : 1.....

2.....

3.....

NO	TANGGAL	JUDUL PERCOBAAN	NILAI				Makalah
			Kuis	Jurnal	Kerja	Laporan	
1.		Isoterm Freundlich					
2.		Campuran Tiga Komponen(Diagram Terner)					
3.		Viskositas					
4.		Kenaikan Titik Didih Larutan					
5.		Hukum Hess					
6.		Kesetimbangan Kimia					
7.		Tegangan Permukaan					
8.		Penentuan Masa Molekul Relatif Senyawa Volatil					
9.		Kelarutan Dua Cairan Yang Bercampur Sebahagian					
10.		Kelarutan, Aktivitas Dan Koefisien Aktivitas Elektrolit Kuat					
Rata-rata							

Nilai Akhir Praktikum: 0,3 Kuis + 0,2 Jurnal + 0,3 Kerja + 0,2 Laporan

Dosen Pembimbing Praktikum,

Padang,2019
Dosen Pembimbing Praktikum,

(.....)
NIP.

(.....)
NIP.

KARTU PERSYARATAN PRAKTIKUM KIMIA FISIKA 1

Judul Praktikum :

.....

.....

Program studi :

Kelompok :

Anggota Kelompok :

1.

2.

3.

4.

5.

6.

Hari/tanggal diskusi:/...../.....

Padang,.....2019

Asisten Praktikum Kimia Fisika 1,

.....

PERCOBAAN 1

ADSORPSI ISOTERM ZAT TERLARUT

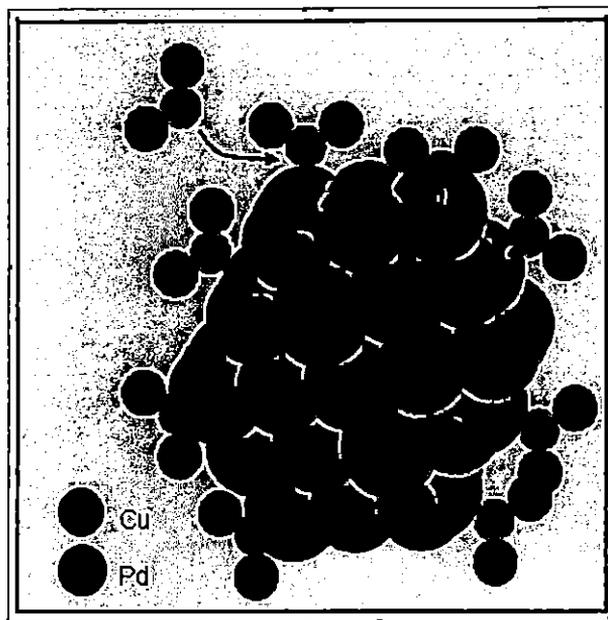
A. TUJUAN

Setelah mempelajari modul ini dan melakukan percobaan diharapkan sebagai berikut.

- 1 Memahami adsorpsi gas dan jenis-jenisnya.
- 2 Menjelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi adsorpsi.
- 3 Menjelaskan perbedaan persamaan Langmuir, Freundlich dan BET.
- 4 Menerangkan perbedaan grafik tipe-tipe adsorpsi dan menjelaskan sebab adanya perbedaan itu.
- 5 Menjelaskan perbedaan adsorpsi gas dengan zat terlarut.
- 6 Menjelaskan perbedaan adsorpsi padat dengan zat terlarut.

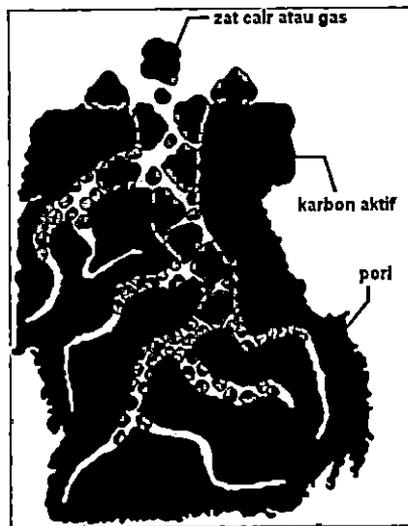
B. TEORI

Lapisan antara padatan dan gas sangat penting dalam industri, seperti dalam reaksi-reaksi antara gas dengan logam sebagai katalis. Jika partikel gas itu diserap hanya pada permukaan zat padat disebut *adsorpsi*, contohnya NO_2^- dalam campuran alloy Cu dan Pd (Gambar 1). Padatannya disebut *adsorben* dan partikel gas yang diserap disebut *adsorbat*.



Gambar 1. Absorpsi NO_2^- pada alloy Cu-Pd

Jika zat cair atau gas masuk ke dalam butiran-butiran bagian dalam padatan disebut *absorpsi*, contohnya uap air pada karbon aktif (Gambar 2).



Gambar 2. Adsorpsi zat cair atau gas dalam karbon aktif

Biasanya permukaan padatan kasar sehingga sulit menentukan luas permukaan padatan yang sebenarnya. Maka dalam adsorbent dinyatakan dalam satuan massa sedangkan gas adsorbate dinyatakan dalam satuan volume (ml) gas STP (0°C dan 1 atm), sehingga

$$\text{Satuan adsorpsi} = \frac{\text{vol Gas (STP) adsorbat}}{\text{massa adsorbent}} = \frac{\text{mL}}{\text{gram}} = \text{mL. gram}^{-1}$$

Pada T dan P tertentu, volume (V) gas yang diadsorpsi berbanding lurus dengan jumlah mol gas per gram adsorbent. Adsorpsi pada suhu tetap ini disebut *adsorpsi isotermik*.

1. Jenis Adsorpsi

Adsorpsi pada padatan dapat berupa adsorpsi fisika (*fisisorpsi*) atau adsorpsi kimia (*chemisorpsi*) tetapi perbedaan keduanya tidak terlalu tajam. Pada adsorpsi fisika terjadi gaya van der Waals yang lemah antara gas dengan padatan. Dalam adsorpsi kimia terjadi ikatan kimia yang relatif kuat. Pada adsorpsi kimia terjadi pembentukan dan pemutusan ikatan, tetapi perubahan entalpi (ΔH) selalu negatif (eksotermik). Nilai ΔS juga negatif karena gas yang teradsorpsi lebih

teratur dari gas keadaan bebas. Karena $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, maka adsorpsi adalah proses spontan menuju kesetimbangan sehingga $\Delta G=0$.

Perubahan entalpi adsorpsi kimia biasanya lebih besar dari adsorpsi fisika (Tabel 15.1). Pada adsorpsi kimia terbentuk monolayer gas yang menutupi permukaan padatan sehingga tidak dapat lagi terjadi reaksi antara gas yang lain

Tabel 1. Sifat adsorpsi fisika dan kimia

Adsorpsi Fisika	Adsorpsi Kimia
1. Kalor adsorpsi < 40 kJ/mol	1. Kalor adsorpsi > 80 kJ/mol
2. Adsorpsi hanya dibawah titik didih adsorban	2. Adsorpsi dapat pada suhu tinggi
3. Pertambahan kenaikan adsorpsi bertambah akibat kenaikan tekanan gas	3. Pertambahan kenaikan adsorpsi berkurang dengan kenaikan tekanan gas
4. Jumlah adsorpsi pada permukaan lebih besar pengaruh gas dibandingkan pengaruh adsorbent	4. Adsorpsi dipengaruhi oleh baik gas maupun adsorben
5. Tidak ada energi aktivasi dalam proses adsorpsi	5. Ada energi aktivasi dalam proses adsorpsi
6. Dapat terjadi multilayer	6. Adsorpsi hanya monolayer

dengan padatan yang telah tertutup itu. Pada adsorpsi fisika dapat terjadi monolayer pertama, kedua, ketiga, dst. Perubahan entalpi dalam pembentukan monolayer pertama ditentukan oleh gaya van der Waals antara gas dan padatan. Untuk layer kedua, ketiga, dst. bergantung pada gaya antara gas dengan gas sehingga ΔH -nya hampir sama dengan kondensasi gas menjadi cair. Walaupun hanya ada satu layer pada adsorpsi kimia, tetapi dapat terjadi layer kedua, ketiga yang bersifat adsorpsi fisika.

2. Adsorpsi Gas pada Adsorben

a. Faktor yang mempengaruhi adsorpsi

Jumlah gas yang diserap bergantung pada sifat dan luas permukaan adsorben, jenis gas, suhu dan tekanan gas.

1) Sifat dan luas permukaan adsorben

Karena perbedaan struktur permukaan padatan maka adsorpsi suatu padatan berbeda dari padatan lain terhadap gas yang sama. Penambahan luas permukaan adsorbent jelas akan menambah jumlah gas yang diadsorpsi.

2) Jenis gas

Adsorpsi suatu gas dalam suatu adsorbent berbeda dengan adsorpsi gas lain, seperti pada Tabel 2. Perbedaan itu disebabkan perbedaan daya tarik

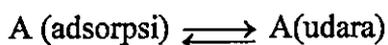
Tabel 2. Adsorpsi arang (C) terhadap beberapa gas pada 15°C.

Gas	Volume gas yang diadsorpsi (mL/1 gr arang)	Suhu kritis gas (K)
H ₂	4.7	33
N ₂	8.0	126
CO	9.3	134
CH ₄	16.2	190
CO ₂	48	304
HCl	72	324
H ₂ S	99	373
NH ₃	181	400
Cl ₂	235	417
SO ₂	380	430

permukaan terhadap molekul gas. Daya serap itu ada hubungannya dengan suhu kritis gas yang diserap. Dari data tabel ternyata makin besar suhu kritis gas makin besar pula daya serapnya.

3) Suhu

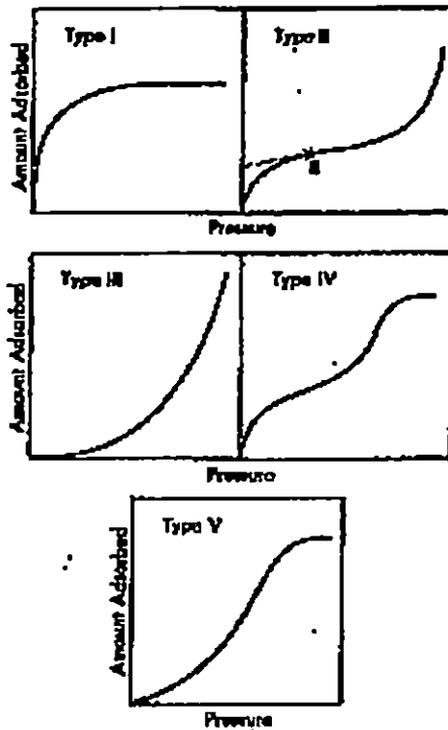
Adsorpsi gas pada padatan membentuk kesetimbangan antara gas yang teradsorpsi dengan gas yang terdapat pada ruang (udara) di atas permukaan padatan.



Sebagai suatu kesetimbangan, maka adsorpsi akan dipengaruhi oleh suhu. Kenaikan suhu secara umum akan mengurangi jumlah gas yang teradsorpsi, dan sebaliknya penurunan suhu menambah adsorpsi. Sebagai contoh gas N₂ bertekanan 600 mmHg akan teradsorpsi 10 mL tiap gram arang pada suhu 0°C. Pada suhu -29°C adsorpsi menjadi 20 mL dan pada suhu -78°C menjadi 45 mL. Data ini menunjukkan bahwa adsorpsi adalah proses eksotermal, yaitu terjadi pelepasan kalor yang disebut *kalor adsorpsi*.

4) Tekanan gas

Tekanan parsial gas di permukaan adsorben mempengaruhi adsorpsinya. Makin tinggi tekanan itu makin besar adsorpsi, tetapi hubungan tidak selalu linier tetapi bergantung pada tipe adsorpsi (Gambar 3).



Gambar 3. Type adsorpsi isotermik.

Type I

Pada tipe I hanya terjadi adsorpsi monolayer (lapisan pertama) dan tidak ada pencairan gas. Akibatnya adsorpsi bertambah dengan kenaikan tekanan sampai monolayer terbentuk sempurna. Setelah itu adsorpsi stabil dengan kenaikan tekanan.

Type II

Pada tipe II terjadi lapisan pertama dan kemudian lapisan kedua. Gas pada permukaan padatan ada dua proses yang terjadi, pertama adsorpsi molekul gas (tetap berupa gas) dan kedua terjadi pencairan gas pada permukaan itu. Energi untuk adsorpsi disebut energi adsorpsi lapisan pertama (E_1) dan energi pencairan gas (E_L).

Makin besar kalor adsorpsi (E_1) makin cenderung gas teradsorpsi, sedangkan makin besar kalor pencairan (E_L) makin cenderung gas mencair pada padatan. Dalam grafik tampak ada dua kali kenaikan yang menunjukkan bahwa adsorpsi lebih dominan dari pencairan gas atau $E_1 > E_L$.

Type III

Pada tipe III terjadi kenaikan adsorpsi secara monoton dan tidak menunjukkan adanya lapisan kedua. Hal ini disebabkan pencairan gas lebih dominan dari adsorpsi atau $E_1 < E_L$.

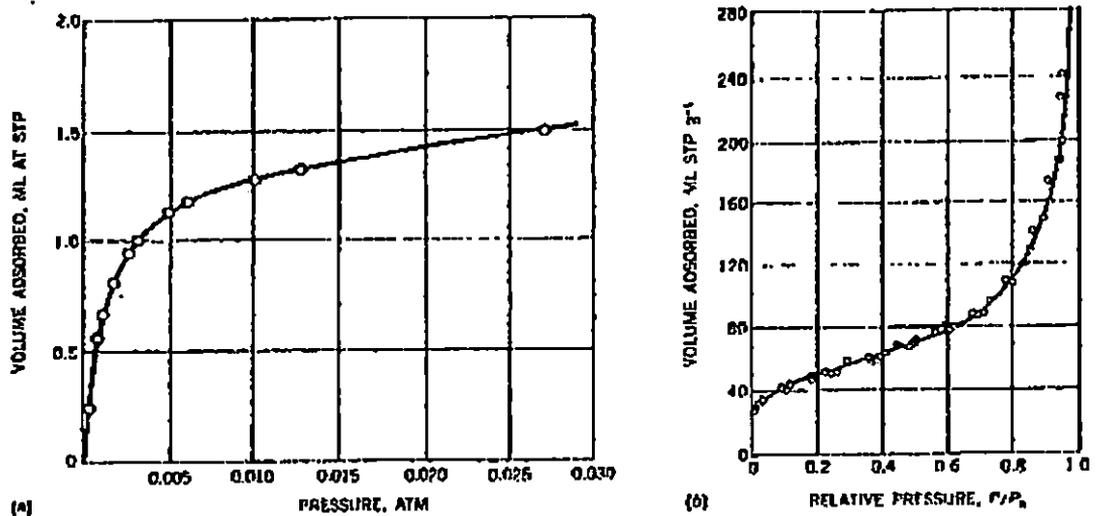
Type IV

Pada tipe IV terjadi tidak hanya lapisan-lapisan adsorpsi tetapi juga pencairan gas pada pori-pori adsorbent. Dalam hal ini adsorpsi lebih menonjol dari pencairan $E_1 > E_L$ atau sehingga dalam grafik terlihat ada lapisan.

Type V

Pada tipe V sama dengan tipe IV, tetapi pencairan lebih menonjol dari adanya adsorpsi, sehingga grafik naik monoton dan juga terlihat lapisan.

Contohnya hubungan adsorbs gas yang diserap (pada STP) dengan tekanan parsial gas pada suhu tetap seperti pada Gambar 4. Adsorpsi O_2 pada arang (C)



Gambar 4. Adsorpsi O_2 pada arang pada suhu $90^\circ C$, b) Adsorpsi N_2 pada silika gel pada $77^\circ C$.

meningkat dengan kenaikan tekanan sampai batas tertentu. Hal ini disebabkan terbentuk monolayer dan setelah itu tidak terjadi adsorpsi (lapis kedua) sehingga termasuk type I. Adsorpsi N_2 pada silika gel adalah type II, yaitu terjadi kenaikan tanpa batas bila tekanan gas N_2 diperbesar, karena setelah terbentuk layer pertama dilanjutkan layer kedua, ketiga dan seterusnya menjadi multilayer. Kebanyakan adsorpsi gas termasuk type II.

3 Persamaan Adsorpsi Gas

a Persamaan Isoterm Langmuir

Pada 1918 Langmuir merumuskan suatu model (teori) tentang adsorpsi isotermis gas pada padatan. Dia berasumsi bahwa : (1) permukaan padatan uniform, (2) tidak ada interaksi antara molekul gas, (3) molekul gas teradsorpsi pada *site khusus*, (4) hanya terbentuk monolayer, dan (5) terjadi kesetimbangan sehingga gas yang teradsorpsi sama jumlahnya yang *desorpsi* (kebalikan adsorpsi).

Misalkan sekeping padatan mempunyai *site* sebanyak N buah dan bagian yang terisi gas sebesar θ . Pada keadaan setimbang, laju *desorpsi* akan berbanding lurus dengan θN , sehingga

$$\text{desorpsi} = k_d \theta N$$

dengan k_d = konstanta pada suatu suhu. Laju adsorpsi berbanding lurus dengan laju kolisi molekul gas dengan site yang kosong. Jadi laju kolisi juga berbanding lurus dengan tekanan gas (P) dan jumlah site yang kosong $(1 - \theta)N$, sehingga

$$\text{adsorpsi} = k_a P(1 - \theta)N$$

Karena desorpsi dan adsorpsi sama maka

$$\theta = \frac{k_a P}{k_a + k_d P} = \frac{\left(k_a/k_d\right)P}{1 + \left(k_a/k_d\right)P} = \frac{bP}{1 + bP}$$

dengan θ = bagian site yang terisi gas, dan $b = k_a/k_d$, yaitu konstanta yang nilainya bergantung suhu.

Site pada permukaan tidak semua terisi pada suatu tekanan P. Tetapi bila tekanan diperbesar sampai nilai maksimum (P_m) maka semua site terisi sehingga pada semua permukaan terbentuk monolayer. Perbandingan site yang terisi pada P dan pada P_m adalah (θ). Dengan demikian

$$\theta = \frac{V}{V_m}$$

dengan V = volume gas yang teradsorpsi pada P dan V_m = volume gas yang teradsorpsi pada P_m . Substitusi kedua persamaan di atas menghasilkan

$$V = \frac{V_m bP}{1 + bP}$$

Jika $V_m b = c = \text{konstanta}$, maka

$$V = \frac{cP}{1 + bP}$$

dengan $V = \text{volume gas (pada STP) yang diserap per gram adsorbent}$. Jika ini dibalik dan kemudian dikalikan dengan P dihasilkan

$$P/V = 1/(bV_m) + P/V_m. \text{ Bila dinyatakan } 1/b = d \text{ (d adalah konstanta)}$$

didapat

$$\frac{P}{V} = \frac{d}{V_m} + \frac{P}{V_m}$$

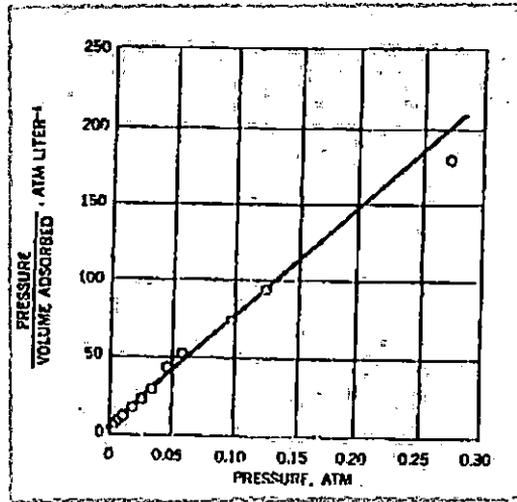
Persamaan ini disebut ***persamaan adsorpsi isotermik Langmuir*** yang merupakan persamaan garis lurus dengan variabel P/V dan P , serta $\text{tg } \alpha = 1/V_m$ (Gambar 5).

Persamaan Langmuir cukup sesuai untuk adsorpsi kimia yang permukaan adsorben yang uniform.

b Persamaan Isotermis Freundlich

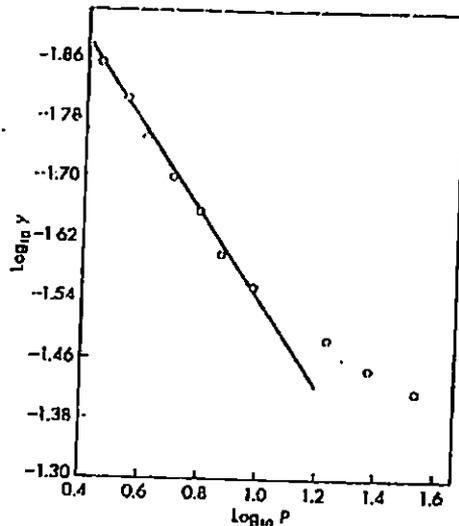
Ingat bahwa persamaan Langmuir cukup sesuai untuk adsorpsi kimia yang permukaan adsorbent yang uniform, jika tidak maka persamaan itu tidak dapat dipakai. Untuk mengatasi kesulitan itu Freundlich melakukan revisi dan menghasilkan ***persamaan Freundlich***.

$$V = kP^a$$



Gambar 5. Aplikasi persamaan Langmuir pada adsorpsi gas H_2 pada serbuk Cu dengan suhu $25^\circ C$.

dengan k adalah konstanta dan a juga konstanta bernilai $0 < a < 1$. Persamaan ini dapat diubah jadi $\log V = \log k + a \log P$. Dengan $\log k$ dan $\log P$ sebagai variabel didapat garis lurus seperti pada Gambar 6. Pada gambar ini terlihat bahwa persamaan Freundlich cocok untuk gas bertekanan rendah.



Gambar 6. Aplikasi persamaan Freundlich dalam adsorpsi N_2 pada mika pada $90^\circ C$.

c Persamaan Isotermis BET

Gejala pada tipe I dapat dijelaskan dengan model Langmuir (yang telah dibahas) bahwa gas teradsorpsi dengan ketebalan satu molekul atau monolayer. Kemudian type II s/d V hanya dapat diterangkan dengan postulat Brunauer-Emmel-Teller (BET) yang menyatakan bahwa gas dapat membentuk multilayer.

BET menurunkan persamaan dari dua persamaan monolayer adsorpsi isotermik. Hasilnya adalah

$$\frac{P}{V(P^o - P)} = \frac{1}{V_m C} + \left(\frac{C-1}{V_m C} \right) \frac{P}{P^o}$$

dengan V = volume gas yang teradsorpsi pada suatu P dan T , V_m = volume gas yang teradsorpsi pada P^o , P^o = tekanan uap jenuh adsorpsi pada T dan C = konstanta.

Persamaan BET merupakan persamaan garis lurus dengan variabel $P/V(P^o - P)$ dan P/P^o serta $\text{tg}\alpha = 1/V_m C$. Setelah membuat grafik (garis) tersebut dapat diukur sudut α , sehingga dapat diketahui nilai V_m dan C .

Konstanta C pada suhu T secara pendekatan dapat pula dinyatakan sebagai

$$C = e^{(E_f - E_L)/RT}$$

dengan E_f = kalor adsorpsi lapisan pertama, dan E_L = kalor pencairan gas.

Makin besar kalor adsorpsi (E_f) makin cenderung gas teradsorpsi, sedangkan makin besar kalor pencairan (E_L) makin cenderung gas mencair pada padatan. Dari nilai E_f dan nilai E_L ini dapat dijelaskan bentuk grafik isotermik type I s/d V.

7. Adsorpsi Zat terlarut oleh Adsorben

Adsorpsi zat terlarut oleh padatan umumnya sama dengan adsorpsi gas oleh padatan. Beberapa adsorbsen efektif mengadsorpsi zat terlarut. Kenaikan suhu mengurangi adsorpsi dan jika permukaan padatan diperluas maka adsorpsi bertambah.

Seperti pada adsorpsi gas, adsorpsi zat terlarut pada padatan juga membentuk kesetimbangan antara zat yang teradsorpsi dengan zat dalam larutan. Bila konsentrasi larutan ditambah maka terjadi kenaikan adsorpsi, yang ditentukan dengan dua persamaan berikut ini.

a. *Persamaan isoterm adsorpsi Langmuir*

Persamaan isoterm adsorpsi Langmuir hanya berlaku untuk adsorpsi lapisan tunggal (monolayer) pada permukaan zat padat yang homogen. Persamaan Langmuir dapat diturunkan secara teoritis dengan menganggap terjadinya suatu kesetimbangan

antara molekul yang diadsorpsi dan molekul yang masih bebas. Isoterm tersebut dapat dituliskan sebagai berikut:

$$\frac{c}{x/m} = \frac{1}{a(x/m)_{maks}} + \frac{1}{(x/m)_{maks}}$$

c = konsentrasi molekul zat terlarut yang bebas (yang terdapat dalam larutan)

x = jumlah mol zat terlarut yang teradsorpsi oleh m gram adsorben

a = tetapan

$(x/m)_{maks}$ = kapasitas monolayer

b. Persamaan Isoterm Freundlich

Persamaan Isoterm Freundlich adalah persamaan empiris (yaitu tidak dapat diturunkan secara teoritis). Persamaan isoterm tersebut adalah sebagai berikut:

$$x/m = kc^{1/n}$$

n = tetapan empiris

k = tetapan

x = jumlah mol zat terlarut yang teradsorpsi

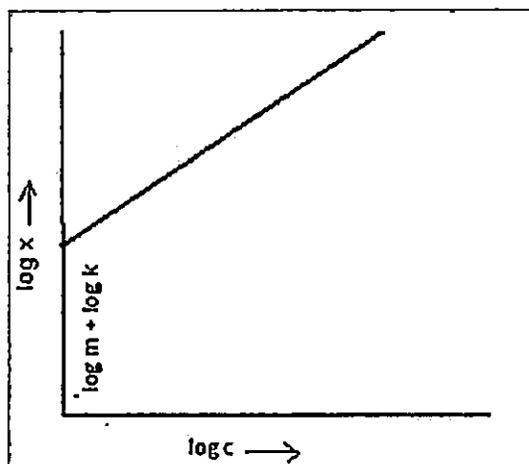
m = gram adsorben

c = konsentrasi zat terlarut dalam larutan.

Jika persamaan di atas dilog-kan didapat:

$$\log x = \log m + \log k + \frac{1}{n} \log c$$

Karena m , k dan n adalah konstanta, sedangkan $\log x$ dan $\log c$ adalah variabel, sehingga akan merupakan persamaan linier.

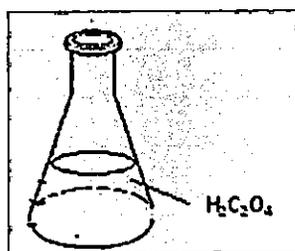


Percobaan dalam modul adalah menguji persamaan Isoterm Freundlich, yaitu adsorpsi asam oksalat ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) pada padatan arang aktif (karbon). Dengan langkah sebagai berikut.

- Masukkan arang aktif yang telah ditimbang dengan teliti dalam erlenmeyer dan tambahkan larutan asam oksalat yang telah diketahui konsentrasinya..



- Kocok dan biarkan supaya molekul asam oksalat teradsorpsi pada partikel-partikel karbon aktif.
- Saring campuran sehingga terpisah karbon aktif dari larutan.



- Tentukan konsentrasi asam oksalat yang tinggal untuk menentukan konsentrasi yang teradsorpsi.

C. ALAT DAN BAHAN

1. Buret (50 mL)
2. Labu erlenmeyer 12 buah
3. Corong 6 buah
4. Kertas saring (kasar)
5. Pipet (10 mL, 20 mL)
6. Labu takar 100 mL
- 7.
8. NaOH standar 0.1 M
9. Asam oksalat 1 M, 0.1 M, dan 0.01 M.
10. Arang aktif (kira-kira 30 gram).

D. PROSEDUR PERCOBAAN

1. Siapkan enam buah labu erlenmeyer. Masukkan kedalamnya masing-masing 5 gram arang aktif.
2. Pada setiap labu erlenmeyer tersebut tambahkan 100 mL larutan asam oksalat dengan konsentrasi sebagai berikut: 0.3 M, 0.2 M, 0.1 M, 0.05 M, 0.01 M, dan 0.005 M.

3. Kocok dan diamkan keenam buah larutan tersebut selama satu hari (minimal enam jam).
4. Sesudah dibiarkan satu hari, masing-masing larutan disaring dengan menggunakan kertas saring yang kasar.
5. Titrasi asam oksalat dengan NaOH berkonsentrasi yang cocok dan indikator fenolftalein (titik akhir ditandai dengan perubahan warna p.p. dari tidak berwarna menjadi pink). Gunakan tabel di bawah ini sebagai pedoman:

No	[H ₂ C ₂ O ₄] (M)	[NaOH] (M)	Volume H ₂ C ₂ O ₄ untuk titrasi (mL)
1	0.3	0.1	10
2	0.2	0.1	10
3	0.1	0.1	20
4	0.05	0.1	40
5	0.01	0.01	20
6	0.005	0.001	20

6. Titrasi salah satu larutan asam oksalat asli dengan NaOH untuk menentukan konsentrasi secara tepat.

E. HASIL PERCOBAAN

[H ₂ C ₂ O ₄] (kira-kira)	[H ₂ C ₂ O ₄] sebenarnya	[NaOH] standar	Volume H ₂ C ₂ O ₄	Volume NaOH	[H ₂ C ₂ O ₄] sesudah dicampur dengan arang aktif (C)
0.3					
0.2					
0.1					
0.05					
0.01					
0.005					

F. PERHITUNGAN (Menentukan persamaan isoterm Freundlich)

- a. Lengkapi tabel berikut ini

No	x	c	- log x	- log c	1/x	1/c
1						

2						
3						
4						
5						
6						

Olah data nomor 1 s/d 6 dengan persamaan isoterm Freundlich

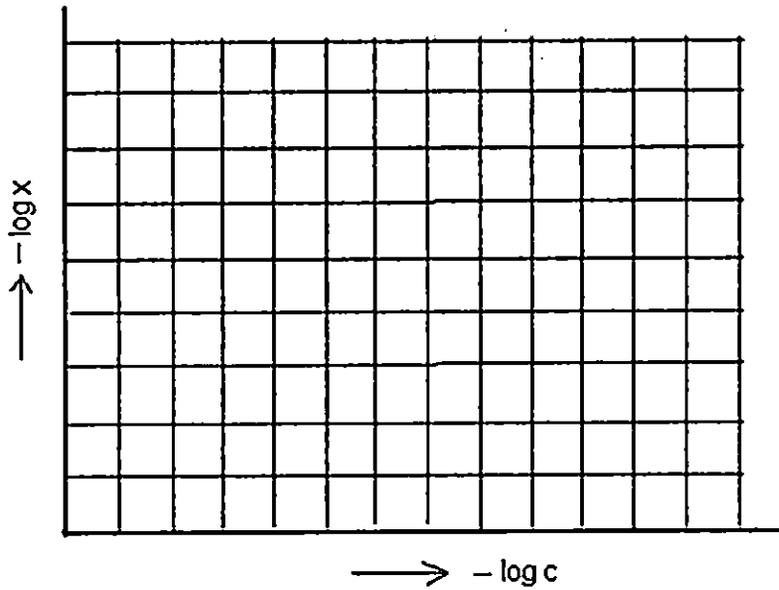
$$\log x = + \frac{1}{n} \log c + \log m + \log k$$

sehingga didapat 6 titik.

Nilai $\log m$ dan $\log k$ tetap, maka persamaan ini adalah persamaan garis linier ($y = ax + b$), dengan $y = \log x$, $a = 1/n$, $x = \log c$, dan $b = (\log m + \log k)$.
 Persamaan linier itu dapat ditentukan dengan *cara grafik dan cara regresi*.

Cara Grafik

1. Gambarkan kurva linier $-\log x$ sebagai fungsi dari $-\log c$ dari ke enam titik tersebut. Nilai $\log x$ dan $\log c$ diberi tanda negatif, karena x dan c bernilai kecil dari satu dan jika di-log-kan akan menjadi negatif. Tentu nilai $-\log x$ dan $-\log c$ akan bertanda positif. Setelah bertanda positif dapat dibuat grafik.
2. Dari garis lurus tersebut dapat diukur nilai a dalam persamaan garis dan ini sama dengan nilai $1/n$ untuk persamaan Freundlich.
3. Dari garis lurus didapat nilai b dalam persamaan garis, dan ini sama dengan jumlah $\log m$ dan $\log k$ untuk persamaan Freundlich.
4. Karena nilai m (masa arang) diketahui maka nilai k dapat dihitung.



5. Persamaan isoterm Freundlich adsorpsi asam oksalat ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_2$) pada padatan arang aktif (karbon) adalah:

.....

Cara Regresi Linier

Lengkapi data tabel berikut.

y	x	yx	x^2

$$a = \frac{\sum y \sum x - n \sum yx}{\sum x \sum x - n \sum x^2}$$

$$b = \frac{\sum yx \sum x - \sum y \sum x^2}{\sum x \sum x - n \sum x^2}$$

Akhirnya didapat persamaan garis regresi

$$y = a x + b$$

Untuk data percobaan

$\log x$	$\log c$	$(\log x)(\log c)$	$(\log x)^2$

a =

b =

$\log x = a \log c + b$

(Lihat Contoh di bawah)

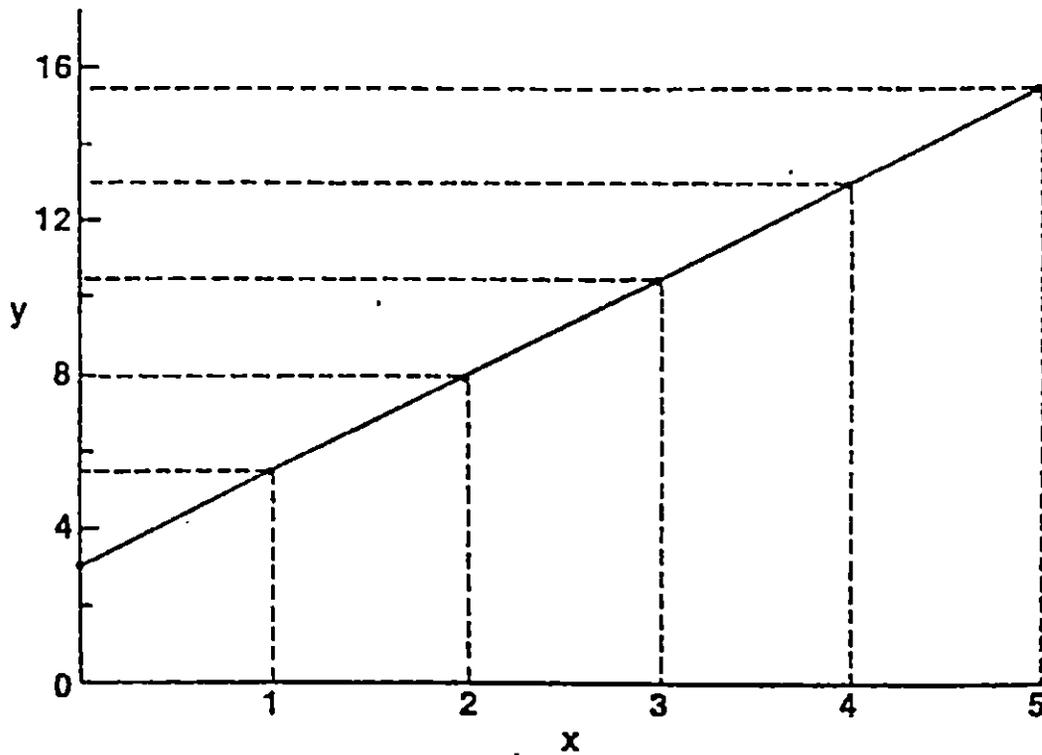
G. PERTANYAAN

1. Jelaskan yang dimaksud dengan adsorpsi dan absorpsi. Jelaskan perbedaannya dengan contoh.
2. Jelaskan perbedaan dan persamaan adsorpsi fisika dan kimia.
3. Apa yang dimaksud monolayer dan multilayer. Kenapa itu terjadi.
4. Jelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi adsorpsi gas dalam zat padat.
5. Jelaskan tipe-tipe adsorpsi gas dalam padatan dan kenapa ada tipe-tipe tersebut.
6. Apa yang disebut persamaan isoterms.
7. Apa persamaan, perbedaan antara persamaan isoterms Langmuir, Freundlich dan BET.
8. Apakah perbedaan adsorpsi gas dan zat terlarut dalam zat padat
9. Dari hasil percobaan yang diperoleh, gambarkan grafik isoterms Langmuir. Apakah isoterms Langmuir cocok untuk sistem ini?
10. Hitung luas permukaan 5 gram arang aktif (berat yang dipakai dalam percobaan). Anggaplah luas permukaan dari sebuah molekul asam oksalat sama dengan 20^0 \AA dan bilangan Avogadro sama dengan 6.10^{23} .

CONTOH

Cara Grafik

y	3.0	5.5	8.0	10.5	13.0	15.5
x	0	1	2	3	4	5



$$\text{slope} = \frac{\Delta y}{\Delta x} = \frac{15.5 - 3.0}{5.0 - 0.0} = 2.5$$

$$a = 2,5$$

$$b = 3,1$$

Persamaan regresi

$$y = 2,5x + 3,1$$

Cara Regresi Linier

Y	4.4 kcal	6.8 kcal	8.4 kcal	10.8 kcal
x	100°K	200°K	300°K	400°K

y	x	yx	x^2
4.4	100	440	1.00×10^4
6.8	200	1360	4.00×10^4
8.4	300	2520	9.00×10^4
<u>10.8</u>	<u>400</u>	<u>4320</u>	<u>16.00×10^4</u>
30.4	1000	8640	30.00×10^4

$$a = \frac{(3.04 \times 10^1)(1.00 \times 10^3) - 4(8.64 \times 10^3)}{(1.00 \times 10^3)(1.00 \times 10^3) - 4(3.00 \times 10^5)}$$

$$= \frac{-0.416 \times 10^4}{-0.200 \times 10^6} = 2.1 \times 10^{-2}$$

$$b = \frac{(8.64 \times 10^3)(1.00 \times 10^3) - (3.04 \times 10^1)(3.00 \times 10^5)}{(1.00 \times 10^3)(1.00 \times 10^3) - 4(3.00 \times 10^5)}$$

$$= \frac{-0.48 \times 10^6}{-0.20 \times 10^6} = +2.4$$

Persamaan regresi

$$y = 0,021 x + 2,4$$

PERCOBAAN 2

VISKOSITAS

A. TUJUAN

- 1 Dapat menjelaskan yang dimaksud viskositas dan kenapa zat cair mempunyai viskositas.
- 2 Jelaskan dasar penentuan viskositas dengan viskosimeter Hoppler.
- 3 Mampu menggunakan viskosimeter Hoppler
- 4 Menghitung viskositas beberapa cairan dengan metoda viskosimeter Hoppler dan metoda pipet

B. TEORI DASAR

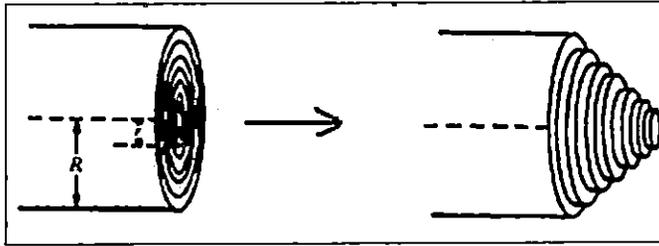
Sifat umum zat cair adalah sebagai berikut.

- Mempunyai daya tarik antar molekul yang cukup kuat sehingga cairan mempunyai volume tertentu yang relatif konstan.
- Daya tarik antar molekul cairan lebih lemah dari zat padat, sehingga molekul-molekul itu dapat bergerak, menyelinap dan tergelincir pada molekul-molekul yang lain sehingga cairan mempunyai bentuk sesuai dengan wadahnya.
- Daya tarik antar molekul cairan mengakibatkan cairan mempunyai daya tahan terhadap suatu tekanan atau regangan yang dialaminya.
- Daya tahan terhadap tekanan atau regangan itu disebut viskositas (kekentalan).

Viskositas dapat didefinisikan sebagai:

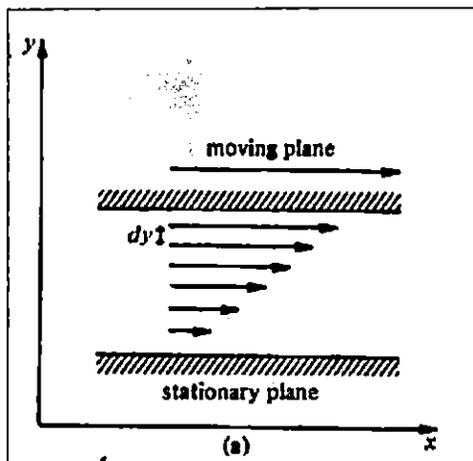
- ukuran daya tahan zat cair terhadap tekanan atau regangan.
- ukuran kemudahan molekul cairan bergerak di atas molekul-molekul yang lain.

Dengan demikian, jika cairan diberi tekanan maka terjadi pergeseran dalam lapisan-lapisannya (Gambar 1).



Gambar 1. Pergeseran lapisan-lapisan zat cair bila diberi tekanan pada waktu tertentu t .

Pergeseran lapisan-lapisan dalam cairan dapat dilihat pada Gambar 2. Terlihat ada lapisan yang bergerak diam dan ada yang diam. Gerakan lapisan pada pusat tekanan bergerak lebih cepat dari



Gambar 2 Perbedaan kecepatan cairan dalam menahan tekanan

lapisan di bawahnya. Supaya kecepatan gerak dua lapisan sama maka harus diberi gaya. Gaya per satuan luas disebut *menahan aliran* (shear stress, S). Nilai S akan berbanding lurus dengan gradient kecepatan

$$S = \frac{f}{A} = \eta \lim_{n \rightarrow \infty} \left(\frac{\Delta \mu}{\Delta y} \right) = \eta \frac{d\mu}{dy}$$

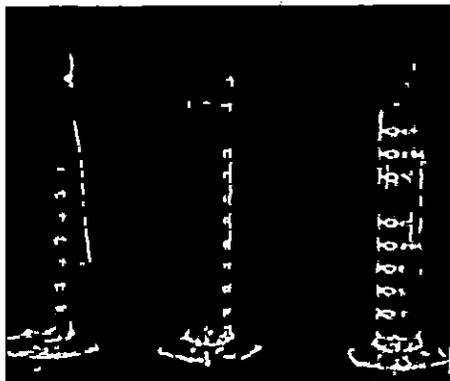
dengan $\frac{d\mu}{dy}$ = perbedaan kecepatan dan η = viskositas yaitu gaya persatuan luas yang diperlukan untuk menggerakkan lapisan mempunyai gradient kecepatan gram cairan per cm dalam satu detik ($g \text{ m}^{-1} \text{ s}^{-1}$) yang disebut juga *poise*. Satuan poise cukup besar maka biasanya dipakai centipoises (10^{-2} poise).

Beberapa cairan dapat mengalir lebih mudah dari yang lain. Sifat tersebut merupakan sifat karakteristik bagi cairan untuk melawan aliran yang dinamakan viskositas (η). Kecepatan alir yang menembus tabung adalah berbanding langsung dengan gradient tekanan dan berbanding terbalik dengan viskositas.

Cairan mempunyai gaya gesek yang lebih besar untuk mengalir daripada gas, hingga cairan mempunyai koefisien viskositas yang lebih besar daripada gas. Viskositas gas bertambah dengan naiknya suhu, sedangkan viskositas cairan turun dengan naiknya suhu. Viskositas cairan akan naik dengan naiknya tekanan.

VISKOSIMETER HOPPLER

Sebuah bola bila dijatuhkan dalam cairan yang terdapat dalam bejana kaca akan bergerak ke bawah dengan kecepatan tertentu. Jika bolanya sama tetapi cairannya berbeda, maka kecepatan jatuhnya juga berbeda (Gambar 3) karena viskositasnya berbeda. Viskositas dapat ditentukan



Gambar 3. Tiga bola yang sama dijatuhkan dalam tiga zat cair berbeda.

dengan beberapa cara dan salah satunya adalah dengan viscometer Hoppler yang didasarkan pada Hukum Stokes.

Jika benda bulat (bola) dengan jari-jari r dan massa jenis ρ_1 yang jatuh karena gaya gravitasi melalui cairan yang mempunyai massa jenis ρ akan mempunyai gaya gravitasi sebesar:

$$f_1 = \left(\frac{4}{3}\right)\pi r^3(\rho - \rho_1)g$$

Benda yang jatuh mempunyai kecepatan yang makin lama makin besar. Tetapi dalam cairan itu ada gaya gesek yang makin lama makin besar sehingga kecepatan jatuh benda bertambah besar. Pada saat kesetimbangan (V_{maks}), besarnya kecepatan benda jatuh tetap. Menurut George Stokes, benda jatuh pada saat kesetimbangan itu mempunyai gaya gesekan

$$f_1 = f_2 = 6\pi r V_{maks} \eta = \left(\frac{4}{3}\right) \pi r^3 (\rho - \rho_l) g$$

$$\eta = \frac{\left\{ \left(\frac{2}{9}\right) r^2 (\rho - \rho_l) g \right\}}{V_{maks}}$$

dengan t = waktu bola jatuh setinggi h

Pada percobaan ini kita menentukan viskositas suatu cairan dengan membandingkannya dengan viskositas air sebagai standar sehingga didapat nilai viskositas relatif. Biasanya viskositas air diberi nilai 1,00.

$$\eta_a = \frac{\left\{ \left(\frac{2}{9}\right) r^2 (\rho_a - \rho_l) g t_a \right\}}{h}$$

$$\eta_x = \frac{\left\{ \left(\frac{2}{9}\right) r^2 (\rho_x - \rho_l) g t_x \right\}}{h_x}$$

Dengan membagi $\frac{\rho_x}{\rho_a}$ didapat nilai viskositas relatif cairan x dengan mengganti ρ_a

air = 1,00 sehingga

$$\eta_x = \frac{(\rho_x - \rho_l) t_x}{(\rho_a - \rho_l) t_a}$$

Dimana η_x adalah viskositas zat x , η_a adalah viskositas air, ρ_x adalah rapat jenis zat x , ρ_a adalah rapat jenis air, t_x adalah waktu bola jatuh setinggi h pada zat x dan t_a adalah waktu bola jatuh setinggi h pada air. Nilai viskositas relatif beberapa cairan dilihat pada Tabel 1.

Tabel 1 Nilai viskositas relative beberapa zat cair

substance	viscosity
water H(OH)	1.00
diethyl ether (CH ₃ -CH ₂) ₂ O	0.23
benzene C ₆ H ₆	0.65
glycerin C ₃ H ₂ (OH) ₃	280
mercury	1.5
motor oil, SAE30	200
honey	~ 10,000
molasses	~ 5000
pancake syrup	~ 3000

Faktor-faktor yang mempengaruhi viskositas antara lain:

1. Ukuran molekul
2. Gaya tarik intermolekul
3. Suhu
4. Tekanan
5. Luas permukaan

Pengaruh Suhu pada Viskositas

Sebagai sifat sistem, pengaruh temperatur terhadap viskositas dapat dinyatakan dengan persamaan berikut:

$$\ln \eta = \ln A + \frac{\Delta E}{RT}$$

dengan A dan R merupakan tetapan.

Persamaan ini juga dapat dinyatakan sebagai berikut:

$$\eta = Ae^{\frac{\Delta E}{RT}}$$

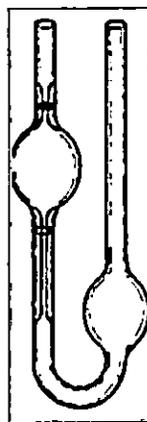
Dengan ΔE adalah energi pengaktifan aliran yang harganya dapat ditentukan dengan membuat grafik $\ln \eta$ terhadap $1/T$.

Cara lain menentukan koefisien viskositas, η

Selain dua cara di atas, metoda sederhana yang dapat digunakan untuk menentukan viskositas yaitu dengan metoda pipet. Di sini digunakan sebuah pipet yang telah ditentukan ukurannya, kemudian viskositas ditentukan dengan rumus:

$$\eta_x = \frac{\rho_x t_x \eta_a}{\rho_a t_a}$$

Kemudian viscometer Ostwald juga dapat dipakai untuk mengukur viskositas cairan (Gambar 4).



Gambar 4 Viskostas Ostwald

C. ALAT DAN BAHAN

Alat: 1 set alat viskosimeter Hoppler, piknometer, stop watch, pipet takar 25 ml, dan corong.

Bahan: Aquades, alkohol, aseton, zat X (unknown, ditentukan oleh asisten)

D. PROSEDUR KERJA

1. Ukur diameter bola
2. Timbang massa bola
3. Ukur panjang tabung viskometer (dari batas atas-batas bawah)
4. Tentukan massa jenis masing-masing cairan
5. Ukur temperature alat viskositas Hoppler
6. Isi tabung dengan aquades dan dimasukkan bola
7. Pada saat bola di batas atas, stopwatch dihidupkan

8. Pada saat bola di batas bawah, stopwatch dimatikan
9. Catat waktu bola jatuh dari batas atas sampai batas bawah
10. Tabung dibalik
11. Ulangi prosedur 3 – 6 sebanyak 3 kali berturut-turut.
12. Tentukan viskositas relatif alkohol
.....
13. Lakukan percobaan pada temperatur lain (ditentukan asisten).
Tentukan viskositasnya
.....
14. Prosedur yang sama dilakukan untuk aseton, dan zat X
Tentukan viskositasnya
Viskositas relatif aseton
.....
Viskositas relatif zat x
.....

E. PERTANYAAN

1. Apa yang dimaksud dengan viskositas
2. Jelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi viskositas
3. Apa yang dimaksud dengan viskositas dan kenapa demikian
4. Apakah dasar penentuan viskositas cairan.
5. Bagaimanakah hubungan antara viskositas dengan suhu!
6. Kemikakan cara lain dalam menentukan viskositas.

PERCOBAAN 3

KELARUTAN DUA CAIRAN YANG SALING BERCAMPUR SEBAGIAN

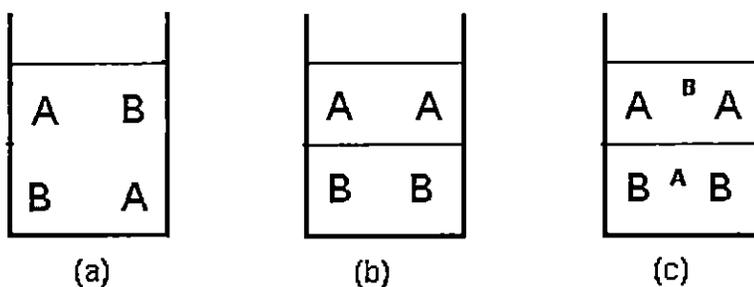
A. TUJUAN

1. Membuat kurva kelarutan dua zat cair yang bercampur sebagian
2. Menentukan suhu kritis larutan dua zat yang bercampur sebagian

B. TEORI DASAR

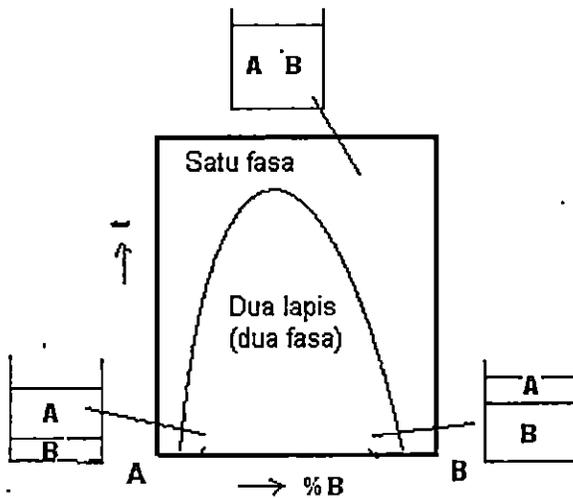
Bila dua zat cair dicampur dengan komposisi berbeda atau sama, maka ada tiga tipe keadaan yang dapat terjadi, yaitu sebagai berikut.

1. Tipe 1, kedua zat cair dapat bercampur sempurna dalam berbagai komposisi seperti campuran alkohol dan air (Gambar 9a)
2. Tipe 2, kedua zat cair tidak dapat bercampur sama sekali, seperti antara air dengan raksa dan air dengan minyak (Gambar 9b).
3. Tipe 3, kedua zat cair hanya dapat bercampur pada komposisi tertentu dan larut sebagian pada komposisi lain, contohnya air - aniline, air - butanol dan air - fenol (Gambar 9c).



Gambar 1 Kemungkinan keadaan campuran antara dua zat cair

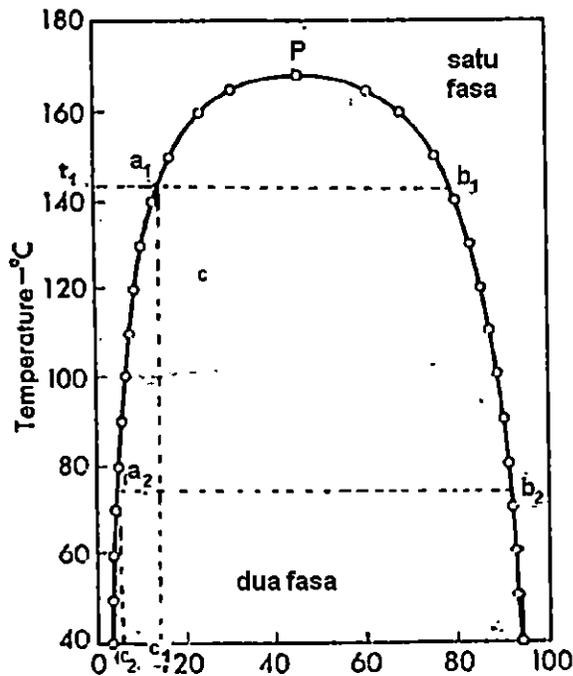
Dalam modul ini yang dibahas adalah tipe 3. Keadaan fasa campuran dua cairan (A dan B) yang bercampur sebagian yaitu dengan diagram binernya seperti pada Gambar 2.



Gambar 2. Diagram biner cairan yang saling bercampur sebagian.

- Bila konsentrasi kedua cairan relatif besar, maka keduanya tidak bercampur sempurna tetapi membentuk dua lapisan (dua fasa) yang dibatasi oleh satu bidang batas. Dalam hal ini, A larut sebagian dalam B, dan B larut sebagian dalam A.
- Bila konsentrasi salah satu (B) kecil sekali akan membentuk satu fasa, karena semua B larut dalam A yang konsentrasinya besar. Sebaliknya, bila konsentrasi A kecil sekali akan membentuk satu fasa karena semua A larut dalam B.
- Bila suhu dinaikan, maka komposisi B larut sempurna dalam A bertambah besar, dan demikian juga komposisi A larut sempurna dalam B juga bertambah. Jika komposisi-komposisi itu dibuat dalam berbagai suhu akan membentuk suatu garis lengkung (kubah).

Jadi ternyata keadaan fasa campuran bergantung pada komposisi komponen dan suhu. Bila suhu dinaikkan, maka energi kinetik kedua partikel makin besar sehingga kecenderungan bercampur sempurna bertambah. Contohnya campuran air (A) dan anilin (B). Pada saat campuran membentuk dua lapisan, di lapisan atas adalah air yang melarutkan sedikit anilin, sedangkan lapisan bawah adalah anilin yang melarutkan sedikit air (Gambar 3). Kedua campuran dalam kubah a_2 - a_1 - P - b_1 - b_2 adalah dua fasa (dua campuran), sedangkan diluar itu kubah itu berfasa satu.



Gambar 3 Sistem air-anilin yang saling melarutkan pada berbagai suhu.

Pada suhu rendah, campuran dapat membentuk satu fasa bila konsentrasi anilin amat kecil, atau sebaliknya bila konsentrasi air amat kecil. Tetapi bila suhu dinaikkan, kelarutan anilin dalam air murni meningkat, atau kelarutan air dalam anilin murni bertambah. Hal ini tampak dari kemiringan grafik $a_2 a_1 P$ dan $b_2 b_1 P$.

Sistem dalam dua fasa dapat diubah jadi satu fasa bila dipanaskan sampai suhu tertentu. Suhu saat terjadi perubahan tersebut bergantung pada komposisi campuran. Suhu tertinggi perubahan itu disebut *suhu kritik larutan atau suhu konsulat*. contoh campuran air-anilin mempunyai suhu konsulat 168°C .

Suhu konsulat dapat dicapai bila campuran mempunyai komposisi tertentu. Pada komposisi tersebut (P), komposisi lapisan I dan II dapat diketahui dari gambar dengan cara mencari perpotongannya dengan grafik. Contohnya campuran ber-komposisi c_1 yang bersuhu t_1 akan mempunyai lapisan I berkomposisi a_1 dan lapisan II berkomposisi b_1 .

Demikian juga pada komposisi c_2 yang bersuhu t_2 akan mempunyai lapisan I berkomposisi a_2 dan lapisan II berkomposisi b_2 , dan seterusnya. Garis $a_1 b_1, a_2 b_2$, dan seterusnya disebut *garis ikat* (tie line).

Grafik Gambar 3 menunjukkan bahwa pada suhu $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ atau lebih, air yang bercampur dengan anilin masih berwujud cair bila dalam keadaan dua fasa, sedangkan air murni telah menguap pada tekanan 1 atm. Grafik tersebut hanya merupakan perubahan cair dua fasa jadi satu fasa, bukan dari cair ke gas.

Percobaan ini bertujuan membuat kurva kelarutan air – butanol atau air – fenol (diagram biner) dan sekaligus menentukan suhu kritisnya sebagai berikut.

- a. Bila ke dalam sejumlah air ditambah butanol sedikit demi sedikit pada suhu tertentu, maka akan terjadi larutan butanol dalam air.
- b. Bila penambahan butanol diteruskan, pada suatu saat akan diperoleh larutan jenuh butanol dalam air.
- c. Tetapi bila penambahan butanol diteruskan lagi akan diperoleh larutan air dalam fenol yang memisah sebagai larutan tersendiri sehingga terjadi dua lapisan.
- d. Pada penambahan selanjutnya akan dicapai larutan jenuh air dalam butanol, dimana pada saat ini kedua lapisan akan hilang dan menjadi satu lapisan lagi.

Larutan jenuh air dalam butanol atau sebaliknya dikatakan sebagai *larutan konjugat*. Larutan konjugat ini hanya terjadi pada range suhu tertentu. Berdasarkan literatur, maka di atas suhu ini air dan butanol selalu dapat saling melarutkan pada komposisi yang diberikan. Suhu ini disebut *suhu kritis* air – butanol.

C. METODE

Penentuan kelarutan timbal balik dua cairan dilakukan dengan cara memanaskan campuran dua cairan, sampai diperoleh suhu terendah kedua cairan saling melarutkan.

D. ALAT DAN BAHAN

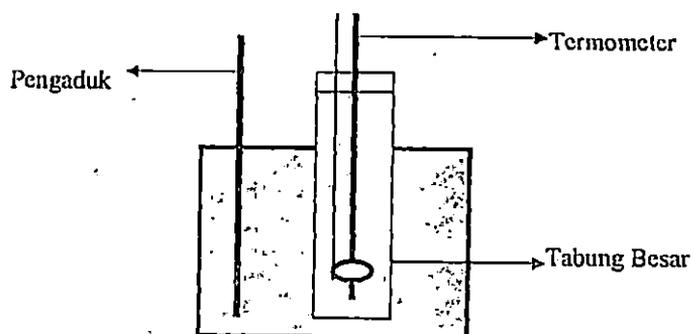
1. Alat-alat yang digunakan

- Tabung reaksi besar dengan gabus
- Beker glass 800 mL
- Buret 50 mL
- Gelas ukur 50 mL
- Neraca
- Corong
- Pengaduk
- Pemanas
- Pipet ukur 10 mL

2. Bahan-bahan yang digunakan

- Aquades
- n-butanol atau fenol

E. RANGKAIAN ALAT



Gambar : Susunan alat dalam penentuan Kurva Kelarutan

F. PROSEDUR KERJA

1. Penambahan butanol ke dalam air

- 1) Siapkan penangas air dan alat-alat lain seperti pada gambar diatas.
- 2) Masukkan melalui buret 10 mL air ke dalam tabung reaksi.
- 3) Melalui buret atau pipet, masukkan 1 mL butanol ke dalam air dalam tabung. Panaskan tabung beserta isinya dalam penangas sambil diaduk sampai tidak tampak kekeruhannya.

- 4) Angkatlah tabung dari penangas, biarkan cairan menjadi dingin secara perlahan sambil diaduk. Catat suhu larutan ketika larutan menjadi *keruh*. Pada saat ini terjadi larutan jenuh pada suhu tersebut.
- 5) Ulangi langkah (3) dan (4) dengan setiap kali menambahkan 1 mL butanol ke dalam tabung sampai penambahan butanol mencapai 10 mL.

2. Penambahan air ke dalam butanol

- 1) Masukkan melalui buret 10 mL butanol ke dalam tabung reaksi.
- 2) Melalui buret atau pipet, masukkan 1 mL air ke dalam butanol dalam tabung. Panaskan tabung beserta isinya dalam penangas sambil diaduk sampai tidak tampak kekeruhannya.
- 3) Angkatlah tabung dari penangas, biarkan cairan menjadi dingin secara perlahan sambil diaduk. Catat suhu larutan ketika larutan menjadi *keruh*. Pada saat ini terjadi larutan jenuh pada suhu tersebut.
- 4) Ulangi langkah (3) dan (4) dengan setiap kali menambahkan 1 mL air ke dalam tabung sampai penambahan air mencapai 10 mL.

G. ANALISA DATA

Langkah-langkah analisis data sebagai berikut:

1. Hitunglah berat butanol atau fenol dan air pada tiap komposisi.
2. Hitunglah persen berat butanol atau fenol dan persen berat air pada tiap komposisi.
3. Buatlah kurva suhu sebagai ordinat (Y) dan persen berat atau komposisi sebagai absis (X). Perkirakan suhu kritis larutan dari kurva yang diperoleh.

H. DATA PENGAMATAN

Massa jenis air = gram/mL

Massa jenis butanol = gram/mL

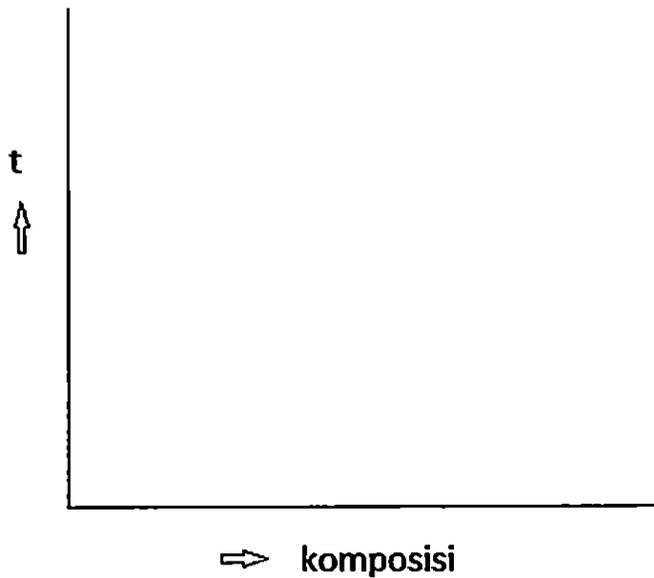
1. Penambahan butanol dalam air

No	Volume butanol yang ditambahkan	Suhu (°C)
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		

2. Penambahan air dalam butanol

No	Volume air yang ditambahkan	Suhu (°C)
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		

3. Buat kurva komposisi (fraksi mol) – suhu (t)



I. PERTANYAAN

1. Apakah yang dimaksud campuran saling larut sebagian. Berikan contoh
2. Apa yang dimaksud
 - a. Larutan konjugat
 - b. Suhu kritis
3. Apabila suhu dinaikan, bagaimanakan pengaruhnya pada lapisan.
4. Apakah aplikasi dari konsep kelarutan dua cairan yang bercampur sebagian?

PERCOBAAN 4
CAMPURAN TIGA KOMPONEN (DIAGRAM TERNER)

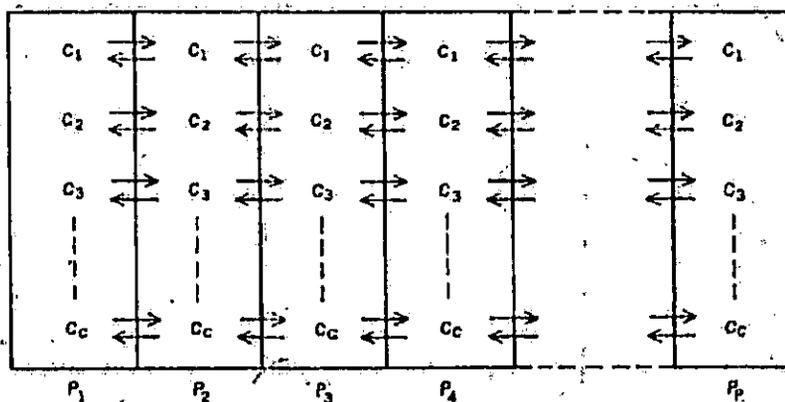
A. TUJUAN

1. Menjelaskan aturan fasa Gibbs
2. Memahami diagram fasa biner dan terner dengan contoh.
3. Menjelaskan titik kritis isothermal atau titik plait
4. Membuat kurva kelarutan suatu cairan yang terdapat dalam dua cairan tertentu

B. TEORI

Telah dinyatakan bahwa *fasa* adalah bagian sistem yang mempunyai komposisi dan sifat yang seragam di semua posisi system tersebut. Sistem yang mengandung beberapa komponen dan fasa disebut sistem heterogen multi komponen. Fasa suatu komponen dipengaruhi oleh tekanan dan suhu, dan tentu demikian juga dengan sistem multi komponen. Oleh sebab itu, tekanan dan suhu adalah dua variabel yang mempengaruhi fasa. Artinya bila tekanan dan suhu (atau keduanya) dirubah maka komposisi sistem akan berubah, dan mungkin jumlah fasa sistem juga mengalami perubahan.

Sistem mengandung C komponen dan P fasa, akan mempunyai C komponen dalam tiap fasa, dan sebaliknya tiap fasa akan mempunyai C komponen, sehingga semuanya dapat dikemukakan seperti pada Gambar 1. Masing- masing komponen dalam tiap fasa



Gambar 1 Skema sistem yang mempunyai C komponen dan P fasa.

mempunyai fraksi mempunyai fraksi mol tertentu. Karena jumlah fraksi mol total dalam tiap fasa adalah satu, maka perlu diketahui hanya (C-1) buah komponen, sebab yang terakhir dapat dihitung. Jumlah total fraksi mol yang perlu diketahui untuk P fasa adalah P(C-1) buah.

Seperti telah dinyatakan bahwa untuk satu fasa diperlukan dua variabel bebas, yaitu tekanan dan suhu. Dengan demikian jumlah variabel $F = P(C-1) + 2$. Tetapi harus diingat bahwa komponen antara fasa terdapat kesetimbangan. Dalam kesetimbangan dua fasa, jumlah zat pada fasa pertama berbeda dengan fasa kedua dan antara keduanya ada ketergantungan atau hubungan. Seterusnya, untuk tiga fasa ada tiga hubungan, tetapi dua yang perlu diketahui karena yang terakhir dapat dihitung. Untuk P fasa diperlukan hubungan sebanyak (P-1), dan jika ada C komponen, akan ada C(P-1) hubungan. Hubungan komposisi suatu komponen dalam berbagai fasa akan mengurangi hubungan dalam tiap fasa, sehingga jumlah variabel (F) menjadi :

$$F = P(C - 1) + 2 - C(P - 1)$$

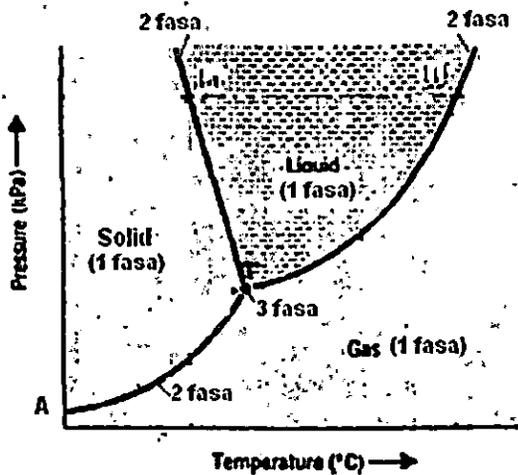
$$F = C - P + 2 \quad (\text{multi fasa, multi komponen})$$

dengan F = jumlah variabel, C = jumlah komponen dan P = jumlah fasa. Persamaan di atas disebut *hukum fasa Gibbs*, sedangkan F disebut juga *derajat kebebasan*.

Derajat kebebasan ialah jumlah terkecil variabel intensif yang harus diketahui untuk menyatakan nilai variabel intensif yang lain.

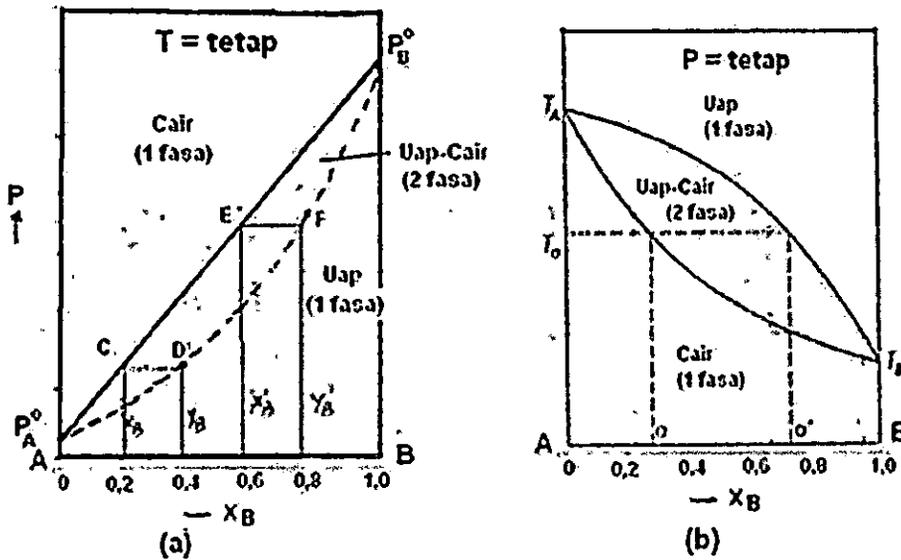
Derajat kebebasan dalam satu komponen (zat murni), dua komponen dan tiga komponen dapat dilihat pada diagram fasa berikut ini.

a Satu komponen mempunyai diagram fasa seperti pada Gambar 1.



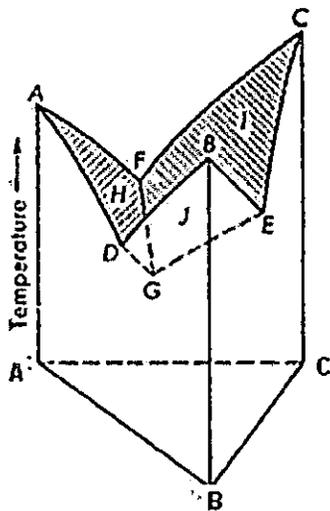
Gambar 1 Diagram fasa satu komponen

- Pada fasa padat (cair atau gas) mempunyai $C = 1$ dan $P = 1$, sehingga $F = 2$, yaitu suhu dan tekanan. Berarti sistem berada dalam bidang datar. Secara matematis, untuk menentukan sebuah titik dalam bidang diperlukan nilai sumbu x dan y. Dalam hal ini sumbu x adalah suhu dan sumbu y adalah tekanan. Jadi dalam satu fasa, nilai suhu dan tekanan tidak terikat, sehingga keduanya menjadi variabel bebas.
 - Pada kesetimbangan dua fasa (padat-cair, cair-gas atau padat-gas), maka $C = 1$ dan $P = 2$, sehingga $F = 1$ yaitu suhu atau tekanan. Untuk menentukan suatu titik dalam garis kesetimbangan, perlu diketahui salah satu nilai suhu atau tekanan. Jika suhu diketahui maka tekanan tidak dapat bebas tetapi bergantung pada suhu. Demikian juga jika tekanan bebas maka suhunya terikat.
 - Pada kesetimbangan tiga fasa (padat-cair-gas) maka $C = 1$ dan $P = 3$ sehingga $F = 0$. Ini berarti sistem berada pada titik tertentu (titik tripel) yaitu mempunyai suhu dan tekanan yang tetap sehingga tidak dapat diubah.
- b. Dua cairan dalam dua fasa mempunyai $F = C - P + 2 = 2$, yaitu suhu atau tekanan dan salah satu fraksi mol (x_A atau x). Oleh sebab itu dapat ditampilkan dalam dua diagram, yaitu seperti Gambar 2.



Gambar 2 Diagram fasa dua Cair- Uap dua cairan (a) pada suhu tetap dan (b) pada tekanan tetap

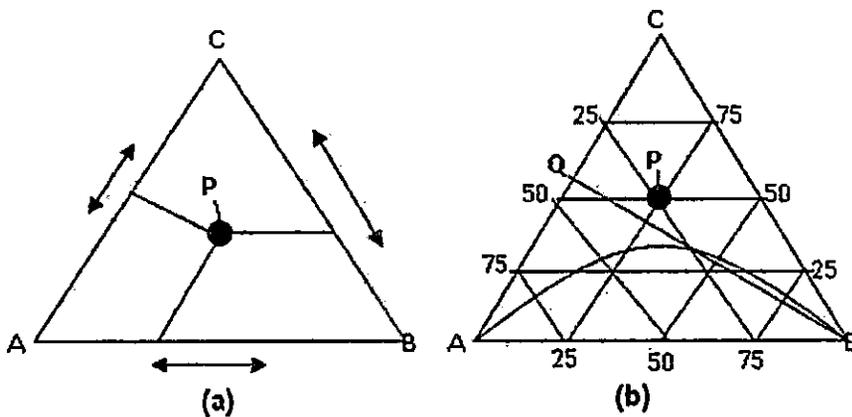
c. Campuran tiga komponen (A, B, C) dalam satu fasa mempunyai $F = C - P + 2 = 3$, yaitu suhu atau tekanan dan dua fraksi mol (x_A dan x_B). Tiga variabel harus dibuat dalam ruang tiga dimensi (Gambar 3).



Gambar 3 Diagram fasa tiga komponen pada tekanan tetap.

Diagram tiga dimensi sulit digambarkan, maka disederhanakan pada suhu dan tekanan tetap, Sistem tiga komponen pada temperatur dan tekanan tetap mempunyai jumlah derajat kebebasan paling banyak dua, maka diagram fasa sistem ini dapat digambarkan dalam satu

bidang datar berupa suatu segi tiga sama sisi yang disebut *diagram terner*. yang menggambarkan hubungan dua fraksi mol dan fraksi mol yang ketiga seperti yang digambarkan pada Gambar 4.



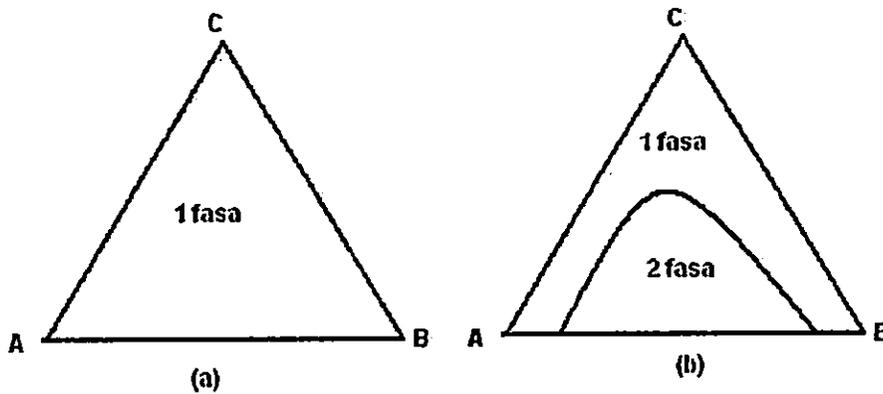
Gambar 4. Diagram terner campuran tiga cairan (a) komposisi campuran O dapat dinyatakan dari tiga sisi (AB, BC dan AC), (b) Komposisi O adalah A= 25%, B = 25% dan C = 50%.

Titik A, B dan C menyatakan komponen murni. Titik-titik pada sisi AB, BC dan AC menyatakan fraksi dari dua komponen, sedangkan titik dalam segitiga menyatakan fraksi dari tiga komponen. Titik P pada Gambar 4a menyatakan suatu campuran dengan fraksi dari A, B dan C masing-masing sebanyak x, y dan z.

Contoh titik P pada Gambar 4b menyatakan suatu campuran dengan fraksi A= 25%, B = 25% dan C = 50%. Titik-titik pada garis BQ menyatakan 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 satu sudut segitiga ke sisi yang ada dihadapannya.

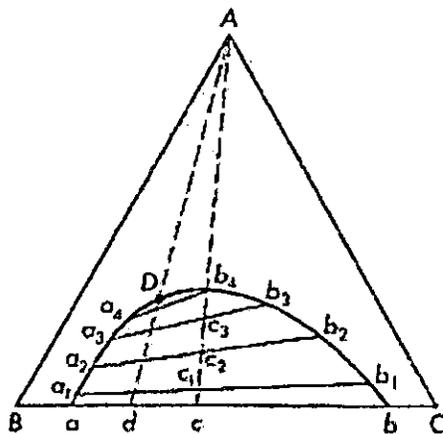
Jumlah fasa dalam sistem cairan tiga komponen bergantung sifat ketiga komponen. Jika ketiganya larut sempurna maka hanya ada satu fasa pada semua komposisi. (Gambar

5a). Tetapi bila dua komponen saling larut sebagian, maka akan ada daerah yang



Gambar 5. Diagram terner sistem cairan tiga komponen, (a) ketiga komponen bercampur sempurna dalam semua komposisi, (b) dua komponen saling larut sebagian

mempunyai dua lapis (dua fasa), yaitu di dalam lingkungan (kubah) (Gambar 5b). Jika cairan A dapat larut sempurna dalam larutan yang lain (B dan C), tetapi antara B dan C larut sebagian. Akibatnya, jika komposisi A dan B cukup besar, akan terbentuk lapisan (dua fasa cair), berada di bawah garis lengkung a dan b pada Gambar 6.



Gambar 6 Sistem tiga cairan bila sepasang dapat saling larut sebagian.

Salah satu cara untuk menentukan garis binodal atau kurva kelarutan ini ialah dengan menambahkan cairan C kedalam berbagai komposisi campuran A dan B. Titik-titik pada garis lengkung menggambarkan komposisi sistem pada saat terjadi *perubahan dari jernih menjadi keruh*. Kekerusuhan timbul karena larutan tiga komponen yang homogen pecah menjadi dua larutan konyugat terner.

Bentuk garis lengkung ab umumnya tidak simetris, karena kelarutan A dalam B tidak sama dengan kelarutan B dalam A. Tetapi titik A menunjukkan komposisi A minimum dan titik b adalah komposisi B minimum untuk membentuk lapisan. Komposisi lapisan I (B dalam A) dan lapisan II (A dalam B) akan berbeda untuk setiap keadaan dan bergantung pada komposisi A dan B dalam sistem. Jika perbandingan A dan B adalah tetap, maka perubahan C akan menimbulkan perubahan komposisi ketiga komponen. Hal ini tidak hanya merubah komposisi lapisan I dan II, tetapi juga dapat menghilangkan lapisan bila komposisi C melebihi nilai tertentu.

Daerah lapisan dua fasa (lapisan) dapat dibuat garis potong (tie line), yang menunjukkan komposisi lapisan pada berbagai suhu. Dalam grafik Gambar 6, garis potong dapat dibuat bila ke dalam lapisan ditambah zat C, contohnya garis $a_1 b_1$, $a_2 b_2$, $a_3 b_3$, dan seterusnya. Jika garis-garis tersebut diteruskan ke bagian atas akan didapat titik D, disebut *titik kritis isothermal* atau *titik plait*. Pada titik ini komposisi lapisan I dan II sama, sehingga terjadi perubahan dua fasa jadi satu fasa secara serentak.

Pada percobaan ini akan membahas cara memperbesar daya saling larut A dan B. Dalam hal ini A dan C serta B dan C saling larut sempurna. Kelarutan cairan C dalam berbagai komposisi campuran A dan B pada temperatur dan tekanan tetap dapat digambarkan pada suatu diagram terner. Percobaan yang dilakukan pada suhu dan tekanan tetap, maka penambahan zat C kedalam campuran A dan B akan memperbesar atau memperkecil daya saling larut A dan B.

C. ALAT DAN BAHAN

Alat

Erlenmeyer, pipet takar, bola hisap, buret, plastik penutup + karet, Labu takar 100 mL, termometer.

Bahan

- asam asetat glasial, air, kloroform
- metanol, kloroform, air
- kloroform, air, asam asetat glasial
- asam asetat, kloroform, air
- kloroform, methanol, asam asetat glacial
- asam asetat, benzen, air

D. PROSEDUR KERJA

1. Ambil cairan A, B dan C , yaitu A dan B saling larut sebagian, sedangkan C larut sempurna dalam A dan dalam B.
2. Tentukan rapat massa A, B dan C masing-masing.
3. Buat 9 macam campuran cairan A dan C yang saling larut dalam erlenmeyer yang bersih, kering dan bertutup dengan komposisi sebagai berikut :

Labu	1	2	3	4	5	6	7	8	9
mL A	1	2	3	4	5	6	7	8	9
mL B	9	8	7	6	5	4	3	2	1

4. Titrasi tiap campuran dalam labu 1 dengan zat sampai tepat timbul kekeruhan, catat jumlah volume zat C yang digunakan. (Titrasi dilakukan dengan perlahan-lahan).
5. Catat temperatur kamar sebelum dan sesudah percobaan.
6. Lakukan langkah 3 s/6 untuk labu 2 s/ 9 sehingga didapat volume C yang dibutuhkan untuk masing-masing labu.
7. Isilah Tabel berikut berdasarkan pengamatan anda!

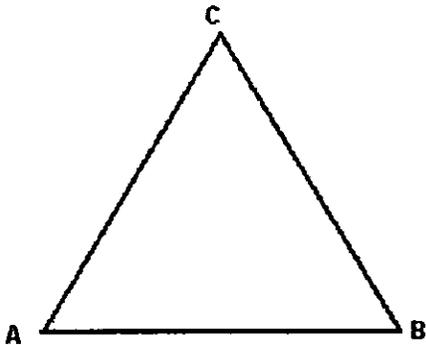
Labu	1	2	3	4	5	6	7	8	9	Suhu awal	Suhu akhir
mL A											
mL C											
mL B											

8. Hitung konsentrasi ketiga komponen dalam fraksi mol untuk tiap campuran ketika terjadi perubahan fasa dengan rumus:

$$X_i = \frac{n_i}{n_1 + n_2 + n_3} \times 100\%$$

$$n_1 = \frac{V_1 \rho_1}{Mr_1}$$

9. Buatlah garis bimodal untuk kesembilan titik komposisi (X_i) untuk setiap larutan yang ada dalam percobaan saudara, seperti yang saudara hitung dengan menggunakan rumus di atas.



8. PERTANYAAN AWAL

1. Jelaskan pengertian fasa, komponen dan derajat kebebasan
2. Apa yang saudara ketahui tentang diagram terner?
3. Jika suatu larutan terdiri dari 30% zat A, 20% zat B dan 50% zat C. buatlah komposisi larutan tersebut dalam diagram terner
4. Pada Gambar 2 di atas, jelaskan maksud garis lengkung (binodal) yang menghubungkan titik A dan titik B.

PERCOBAAN 5

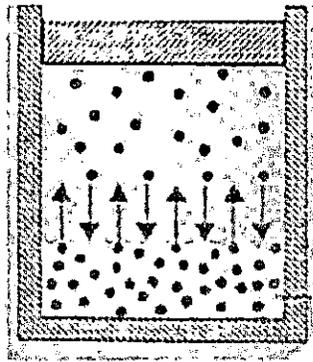
KENAIKAN TITIK DIDIH LARUTAN

A. TUJUAN

1. Memahami hukum Raoult pada campuran dua cairan.
2. Mempelajari kenaikan titik didih larutan non elektrolit berdasarkan jenis dan jumlah zat terlarut.
3. Dapat menentukan larutan bersifat ideal dan penyimpangan dari larutan ideal.

B. TEORI

Cairan dalam wadah tertutup rapat akan ada molekul cairan akan berubah jadi uap mengisi ruang di atas cairan itu dan sebaliknya akan ada lagi molekul uap itu kembali masuk kedalam cairan. Akhirnya akan terjadi kesetimbangan, yaitu jumlah molekul jadi uap sama dengan yang jadi cair kembali dalam waktu yang sama (Gambar 1).



Gambar 1. Kesetimbangan cairan dengan uapnya

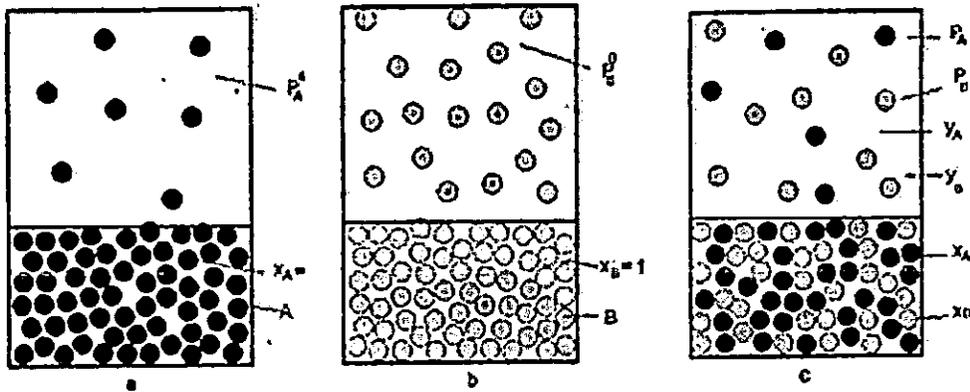
Perlu diingat bahwa dalam ruang di atas cairan tidak juga mengandung molekul-molekul lain yang terdapat dalam udara, seperti nitrogen, oksigen dll. Tekanan udara dalam ruang adalah jumlah tekanan parsial semua gas tersebut. Sumbangan tekanan uap cairan murni dalam ruang itu disebut *tekanan uap cairan murni* (P°). Contohnya air murni pada suhu 25°C mempunyai nilai 22,4 mmHg sedangkan tekanan total dalam ruang itu adalah 760 mmHg.

Dua cairan A dan B murni masing-masing mempunyai tekanan uap misalkan masing-masing P_A° dan P_B° (Gambar 2a dan 2b). Bila kedua cairan dicampur, maka akan membentuk kesetimbangan baru antara cairan dengan uapnya masing-masing (Gambar 2c).

Jika larutan bersifat ideal, maka menurut hukum Raoult, untuk tekanan uap parsial A dan B dalam campuran berlaku:

$$P_A = x_A P_A^\circ \quad P_B = x_B P_B^\circ$$

dengan P_A dan P_B adalah uap cairan A dan B dalam larutan, P_A° dan P_B° adalah tekanan uap cairan A dan B murni, x_A dan x_B adalah fraksi mol A dan B dalam larutan.

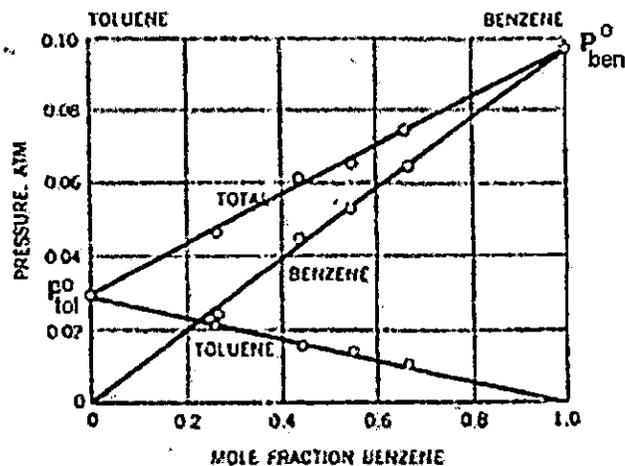


Gambar 2. Kestimbangan cairan dengan uapnya (a) cairan A murni, (b) cairan B (c) campuran A dan B dengan uapnya masing-masing.

Jumlah tekanan uap parsial komponen larutan disebut tekanan total

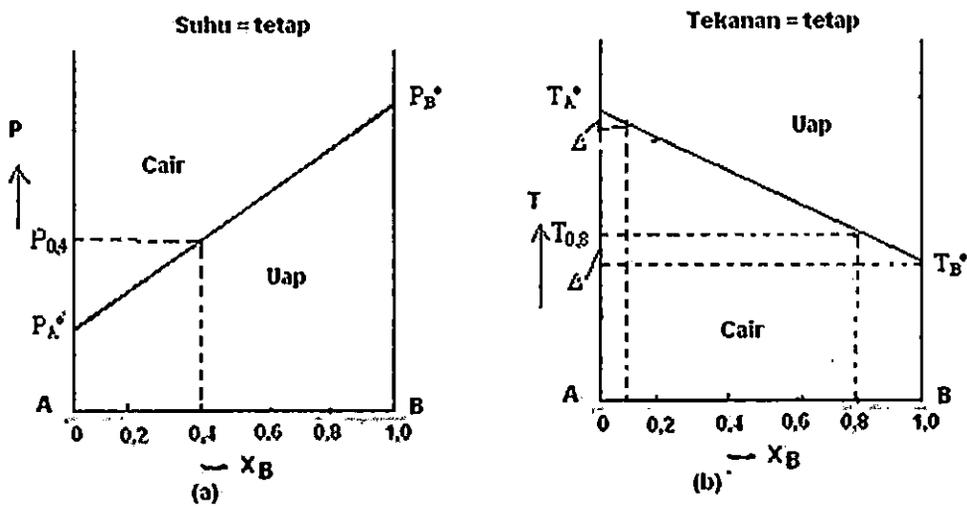
$$P_{tot} = P_A + P_B$$

Salah satu contoh larutan ideal adalah campuran toluene dan benzen. Jika kedua cairan ini dicampur dalam berbagai fraksi mol dan kemudian diukur tekanan totalnya masing-masing pada suhu tertentu, akan didapat titik-titik seperti pada Gambar 3. Melalui titik-titik itu dapat dibuat garis yang relatif lurus dan menjadi bukti bahwa kedua cairan adalah larutan ideal dan berlaku hukum Raoult.



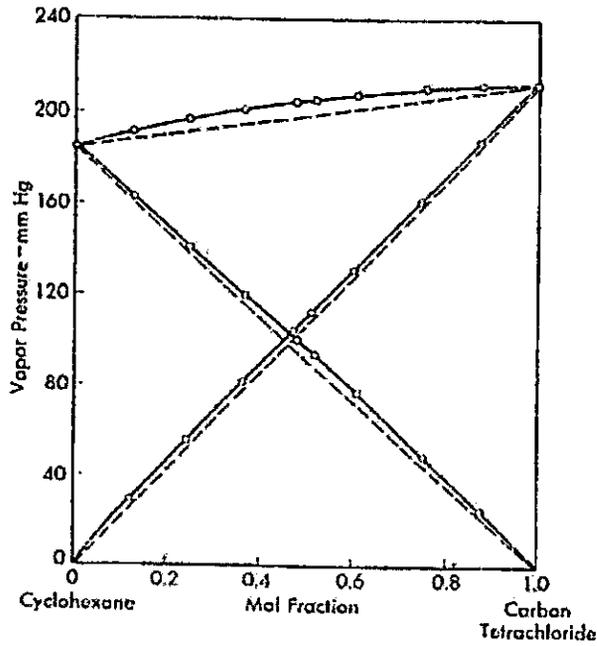
Gambar 3 Tekanan uap parsial dan total campuran benzen-toluen garis lurus.

Campuran dua zat cair dapat dinyatakan dengan diagram tekanan uap – fraksi mol pada suhu tetap (Gambar 5a) dan dan diagram suhu – fraksi mol pada tekanan tetap (Gambar 5b). Pada Gambar 5b terlihat bahwa titik didih A murni (T_A°) lebih tinggi dari titik didih B murni (T_B°). sedangkan titik didih campuran bervariasi yang bergantung pada fraksi molnya. Contohnya, bila fraksi mol B lebih dari A, misalkan 0,8, maka titik didih larutan lebih tinggi dari T_B° , Dengan kata lain terjadi kenaikan titik didih (ΔT_b) Tetapi bila fraksi mol A lebih besar misalkan 0,9, maka titik didih larutan lebih kecil dari T_A° atau terjadi penurunan titik didih ($-\Delta T_b$).



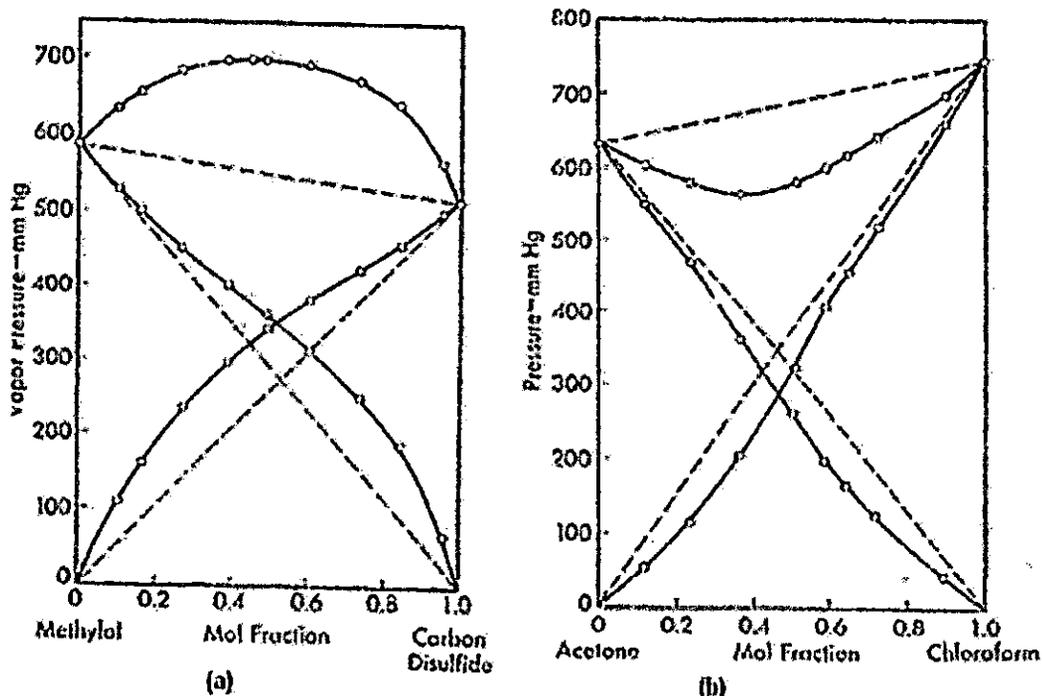
Gambar 5 Diagram (a) tekanan uap-fraksi mol dan (b) suhu-fraksi mol

Ternyata sedikit sekali campuran dua zat cair yang bersifat ideal tetapi ada yang mendekati ideal yang disebut tipe intermediet, contohnya campuran sikloheksana dan karbon tetraklorida (Gambar 6).



Gambar 6 Kurva tekanan uap-fraksi mol campuran sikloheksana dan karbon tetraklorida pada suhu 40 °C

Karena kebanyakan campuran bukan larutan ideal, maka campuran itu menyimpang dari hukum Raoult. Ada dua macam penyimpangan yaitu penyimpangan positif dan penyimpangan negatif. Penyimpangan positif adalah bila tekanan total uapnya berada di atas tekanan uap larutan ideal, contohnya antara methylol dengan carbondisulfida (Gambar 7a). Penyimpangan negatif sebaliknya, tekanan total uapnya berada di bawah tekanan uap larutan ideal, contohnya antara aseton dengan kloroform (Gambar 7b).



Gambar 7 Kurva tekanan uap-fraksi mol (a) campuran metilal dan karbon disulfida, dan (b) campuran aseton dengan kloroform

Dalam percobaan ini yang dijaga tetap adalah tekanannya dan yang diukur adalah titik didihnya larutan dalam berbagai komposisi sehingga dapat dibuat diagram biner titik didih dengan komposisi. Melalui titik-titik itu dibuat garis dan bentuk garis itu dipakai untuk menentukan larutan bersifat ideal atau tidak. Jika garis itu relatif lurus maka dapat disimpulkan larutan bersifat ideal dan jika tidak lurus maka larutan tidak ideal.

C. ALAT DAN BAHAN

Alat : Alat refluk, pembakar gas/listrik, standar, corong, termometer (0-100°C), pecahan porselen, gelas ukur 10 ml.

Bahan : 1-propanol, 2-propanol, kloroform, aseton, batu didih.

D. PROSEDUR KERJA

Penambahan aseton ke dalam kloroform

1. Ukur kerapatan massa kloroform dan aseton dengan teliti.
2. Pasang alat refluk sebaik-baiknya.

Perhatikan: termometer tercelup di tengah cairan dan jangan menyentuh dinding gelas refluk. Pada saat memasukkan cairan, suhu pemanas harus diturunkan.

3. Masukkan 10 ml kloroform ke dalam labu refluk, tambahkan batu didih, panaskan sampai mendidih dan catat suhunya.
4. Turunkan suhu pemanasan dan tuangkan 2 ml aseton ke dalam labu. Panaskan perlahan sampai mendidih dan setelah suhu tetap catat suhu didihnya.
5. Ulangi prosedur 3 dengan penambahan 2 ml aseton sampai jumlah aseton mencapai 10 ml. setiap penambahan dilakukan jangan lupa untuk mencatat titik didihnya.
6. Kemudian tuangkan campuran tersebut ke dalam wadah yang kosong dan tutup rapat.
7. Keringkan alat refluk dengan jalan diangin-anginkan.

Penambahan kloroform kedalam aseton

8. Pasang kembali alat refluk.
9. Tuangkan 10 ml aseton ke dalam labu refluk, panaskan hati-hati dan catat titik didihnya.
10. Turunkan suhu pemanas. Kemudian tambahkan 2 ml kloroform dan panaskan, catat suhu didihnya. Demikian seterusnya sampai kloroform yang ditambahkan 10 ml. Setiap kali catat suhu didihnya.

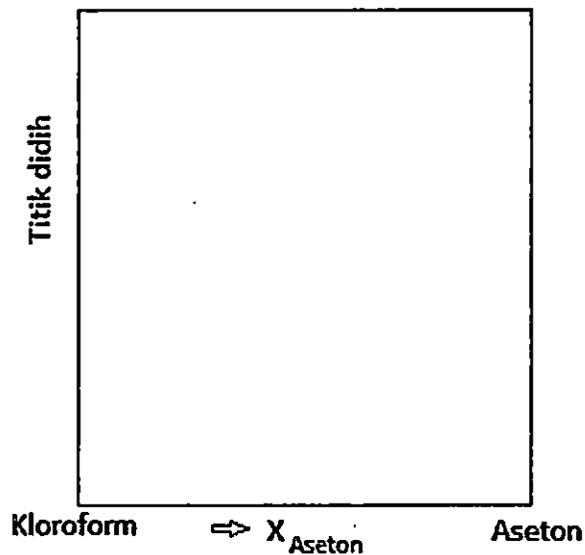
F. LEMBARAN PENGAMATAN

SISTEM	Titik Didih (°C) Pada Penambahan Zat Terlarut				
	1	2	3	4	5
Kloroform murni					
Kloroform + Aseton					
Aseton murni					
Aseton + Kloroform					

Hitung fraksi mol aseton dalam setiap campuran

SISTEM	Fraksi mol aseton				
	1	2	3	4	5
Kloroform murni					
Kloroform + Aseton					
Aseton murni					
Aseton + Kloroform					

Buat diagram biner komposisi aseton- titik didih



H. PERTANYAAN

1. Jelaskan pengertian larutan ideal dan non ideal!
2. Jelaskan dengan gambar diagram biner komposisi-tekanan uap dan diagram biner komposisi-titik didih.
3. Apa yang dimaksud penyimpangan positif dan penyimpangan negative dari gas ideal.
4. Tentukan sifat campuran dalam percobaan ini, apakah merupakan larutan ideal atau tidak ideal? Jelaskan alasan saudara! Kalau larutan tersebut tidak ideal penyimpangan mana yang terjadi.

PERCOBAAN 6

HUKUM HESS

A. TUJUAN

1. Memahami Hukum Hess dan dasarnya
2. Menerapkan hukum Hess dalam suatu reaksi yang dapat ditempuh lebih dari satu arah.

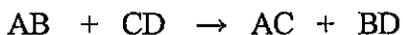
B. TEORI

Setiap zat (unsur atau senyawa) selalu mempunyai partikel (atom, ion atau molekul) yang selalu bergerak (translasi, rotasi dan vibrasi). Jumlah total ketiga macam energi itu untuk semua partikel zat disebut energi dalam (U). Nilai mutlak U suatu zat tidak dapat dihitung dan nilai itu bergantung pada suhu (T), artinya bila suhu naik maka nilai U juga naik.

Suatu zat tidak hanya mempunyai energi dalam (U) tetapi juga mempunyai volume (V) dan tekanan (P). Perkalian P dengan V adalah juga energi yang dimiliki zat. Energi total suatu zat disebut *entalpi* (H);

$$H = U + P V$$

Nilai mutlak U tidak diketahui maka nilai mutlak H juga tidak diketahui, tetapi bila zat mengalami peristiwa fisika atau kimia dapat dihitung perubahan nilai entalpi (ΔH) peristiwa itu. Contohnya dalam reaksi kimia



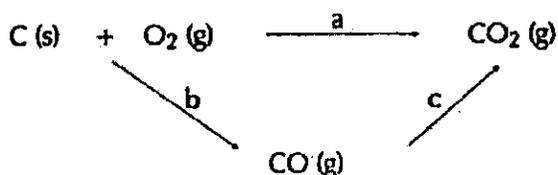
Perubahan entalpi (ΔH) reaksi, yaitu perbedaan jumlah entalpi hasil reaksi (produk) dikurang jumlah entalpi pereaksi (reaktan).

$$\Delta H_{\text{reaksi}} = (H_{AC} + H_{BD}) - (H_{AB} + H_{CD})$$

Nilai ΔH_{reaksi} disebut kalor reaksi yang nilainya mungkin positif (reaksi endoterm) atau negatif (eksoterm). Nilai ΔH_{reaksi} dapat diukur melalui percobaan walaupun kita mengetahui nilai entalpi zat pereaksi dan hasil reaksi. Di samping itu, kalor suatu reaksi juga dapat ditentukan dengan perhitungan, yaitu dengan hukum Hess, nilai kalor pembentukan relatif dan data energi ikatan.

Hukum Hess menunjukkan hubungan satu kalor reaksi dengan beberapa kalor reaksi-reaksi yang lain, Jika kalor beberapa reaksi itu diketahui melalui pengukuran (percobaan) maka dapat ditentukan kalor reaksi yang lain tanpa melakukan pengukuran lagi.

Hukum Hess berdasarkan pada konsep awal kalor reaksi, yaitu perbedaan entalpi hasil reaksi ΔH_{produk} dengan entalpi pereaksi $\Delta H_{\text{reaktan}}$. Jika dua reaksi atau lebih dijumlahkan dapat menghasilkan satu reaksi, maka kalornya juga demikian.



Menurut Hukum Hess, nilai kalor $a = b + c$.

Fakta di atas menunjukkan bahwa reaksi pembentukan CO_2 dapat dibuat melalui satu tahap dan dua tahap reaksi. Ternyata perubahan entalpi (ΔH_{reaksi}) satu tahap sama dengan jumlah perubahan entalpi dua tahap. Berdasarkan ini Hess membuat pernyataan yang disebut Hukum Hess.

Kalor reaksi tidak bergantung tahapan reaksi yang ditempuh, tetapi bergantung pada keadaan awal dan akhir reaksi.

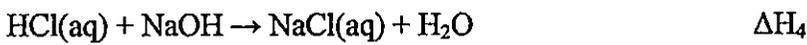
Kalor yang diserap atau dilepaskan pada suatu reaksi kimia dapat ditentukan dengan calorimeter. Calorimeter merupakan suatu bejana terisolasi yang dilengkapi pengaduk dan termometer.

Hukum Hess biasanya digunakan untuk menghitung entalpi reaksi yang menghasilkan lebih dari satu jenis produk murni. Contoh lain adalah reaksi NaOH dan HCl dalam pembentukan NaCl.

Arah 1



Arah 2



Sehingga $\Delta H_{\text{arah 1}} = \Delta H_1 + \Delta H_2$

$$\Delta H_{\text{arah 2}} = \Delta H_3 + \Delta H_4$$

Percobaan ini dilakukan dalam wadah yang tertutup. Perhitungan yang dipakai dalam percobaan ini adalah:

$$\Delta H_1 = Q_{\text{NaOH}} + Q_{\text{kalorimeter}}$$

$$= m (\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}) \cdot c \cdot (t_2 - t_1) + H (t_2 - t_1)$$

$$\Delta H_2 = m (\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{HCl}) \cdot c \cdot (t_3 - t_2) + H (t_3 - t_2)$$

$$\Delta H_3 = m (\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}) \cdot c \cdot (t_4 - t_3) + H (t_4 - t_3)$$

$$\Delta H_4 = m (\text{HCl} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}) \cdot c \cdot (t_5 - t_4) + H (t_5 - t_4)$$

Dimana: t_1 = temperatur H_2O (pertama)

t_2 = temperature H_2O dan NaOH

t_3 = temperatur $\text{H}_2\text{O} + \text{HCl}$ dan NaOH

t_4 = temperatur H_2O (kedua)

t_5 = temperatur HCl dan H_2O

t_6 = temperatur $\text{HCl} + \text{NaOH}$ dan H_2O

m = massa (dalam gram)

c = kalor jenis campuran

H = kalorimeter

B. ALAT DAN BAHAN

Alat

- Pengaduk
- Termometer
- Kalorimeter
- Gelas ukur
- Botol timbang dan tutup

Bahan

1. NaOH
2. HCl
3. Aquades

C. PROSEDUR KERJA

• **Arah 1**

1. Siapkan peralatan kalorimeter.
2. Timbang 4 gram NaOH dalam botol timbang yang dapat ditutup rapat.
3. Ambil sebanyak 25 ml aquades dengan menggunakan gelas ukur, masukkan ke dalam kalorimeter, catat suhu aquades (t_1) sambil terus diaduk supaya suhu air sama dengan suhu kalorimeter.
4. Masukkan NaOH padat ke dalam kalorimeter sedikit demi sedikit sambil diaduk hingga larut, catat suhu larutan (t_2).

5. Ambil 25 ml HCl 4M dan masukkan ke dalam kalorimeter yang berisi larutan NaOH tadi. *Ingat HCl harus segera ditambahkan setelah NaOH larut* dan catat suhu (t_3).
6. Hitunglah kalor reaksi (entalpi) untuk arah 1.

- **Arah 2**

1. Ambil sebanyak 25 ml aquades dengan menggunakan gelas ukur, masukkan ke dalam kalorimeter, catat suhu aquades (t_4) sambil terus diaduk.
2. Setelah itu, ambil 25 ml HCl 4M dan masukkan ke dalam kalorimeter yang berisi aquades. Catat lagi suhu larutan didalam calorimeter (t_5).
3. Dengan segera masukkan 4 gram NaOH padat kedalam kalorimeter sedikit demi sedikit, aduk sampai larut setelah itu ukur suhu campuran di dalam calorimeter (t_6).
4. Hitunglah kalor reaksi (entalpi) untuk arah 2.

D. PERTANYAAN

1. Apa yang dimaksud dengan hukum Hess? Jelaskan
2. Kenapa digunakan botol yang ditutup rapat pada saat penimbangan NaOH?
3. Kenapa suhu air diukur setelah air dimasukkan ke dalam kalorimeter, bukan sebelumnya. Jelaskan?

PERCOBAAN 7

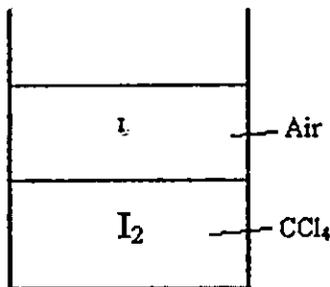
KESETIMBANGAN KIMIA

A. TUJUAN

Menentukan tetapan kesetimbangan reaksi $I_2 + I^- \rightleftharpoons I_3^-$

B. TEORI

Kelarutan Iod atau I_2 sangat kecil dalam air dan akan besar dalam karbon tetraklor (CCl_4), sedangkan kedua pelarut tidak dapat bercampur tetapi membentuk dua lapisan, air di lapisan atas dan CCl_4 di lapisan bawah. Jika larutan I_2 dalam CCl_4 ditambah air dan dikocok maka akhirnya kedua pelarut akan terpisah kembali. Hasilnya, I_2 terpecah (terdistribusi) dalam dua pelarut dengan perbandingan tertentu (Gambar 1). Pada suhu tetap maka angka banding



Gambar 1. Distribusi I_2 dalam air dan CCl_4

konsentrasi pada kedua pelarut juga juga tetap dan angka itu merupakan suatu konstanta yang disebut *koefisien distribusi* atau *koefisien partisan*, K_D

$$K_D = \frac{[I_2]_{CCl_4}}{[I_2]_{H_2O}}$$

Nilai K_D dapat ditentukan dengan mengukur jumlah I_2 dalam CCl_4 dan dan jumlah I_2 dalam air.

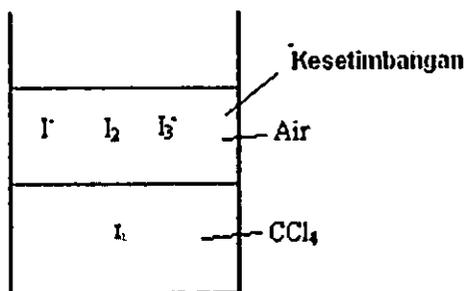
Walaupun I_2 suka sekali larut dalam air, tetapi dapat diperbanyak bila air mengandung kalium iodide (KI) karena terbentuknya ion kompleks triiodida (I_3^-). Reaksi pembentukan itu adalah reaksi bolak balik sehingga akhirnya membentuk kesetimbangan



dengan tetapan kesetimbangan (K_C)

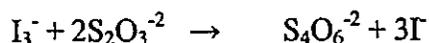
$$K_c = \frac{[I_3^-]}{[I_2] \cdot [I^-]}$$

Nilai K_c sangat besar yang berarti kesetimbangan sangat condong ke kanan sehingga $[I_3^-] \gg [I_2]$. Kesetimbangan ini dapat dibuat dengan menambahkan larutan KI kedalam larutan I_2 dalam CCl_4 . Setelah itu dikocok dan dibiarkan sehingga kedua pelarut memisah kembali, Hasilnya adalah jumlah atau konsentrasi I_2 dalam pelarut air lebih besar dari dalam CCl_4 (Gambar 2).

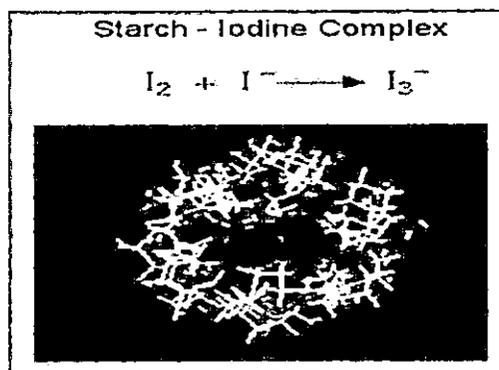


Gambar 2 Kesetimbangan $I_2 + I^- \rightleftharpoons I_3^-$ dalam lapisan air

Tujuan percobaan ini adalah untuk menentukan nilai K_c kesetimbangan di atas, maka kita harus menentukan konsentrasi $[I_2]$, $[I^-]$ dan $[I_3^-]$. Konsentrasi I_3^- dapat ditentukan melalui metode titrasi dengan larutan $Na_2S_2O_3$ sehingga terjadi reaksi



Jumlah mol I_3^- akan setara dengan jumlah $S_2O_3^{2-}$ yang terpakai. Indikator yang dipakai adalah larutan amilum karena ion I_3^- dengan amilum berwarna biru. Molekul-molekul I_3^- di antara molekul-molekul amilum (Gambar 2).



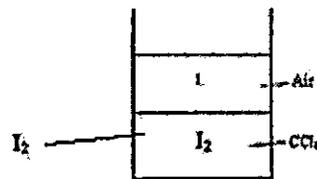
Gambar 2 Ion I_3^- dalam amilum

Konsentrasi I_2 tidak dapat ditentukan langsung dari sistem kesetimbangan, tetapi dihitung dari K_D . Jadi untuk menentukan nilai K_C maka diperlukan nilai K_D terlebih dulu.

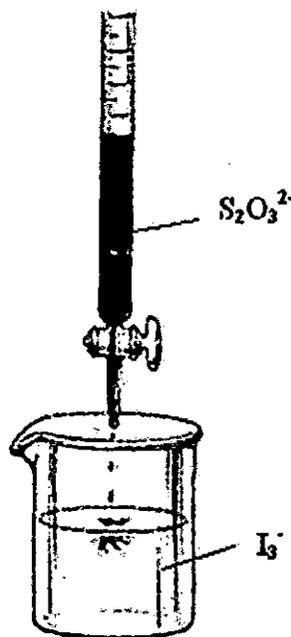
Cara menentukan K_D .

a Buat larutan I_2 dalam CCl_4 , ditambah air dan dikocok sehingga I_2 terdistribusi dalam lapisan CCl_4 dan air seperti Gambar 1.

b Untuk menentukan jumlah I_2 dalam CCl_4



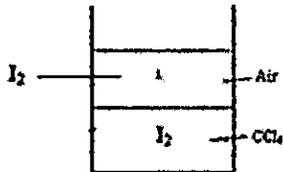
- Ambil sejumlah tertentu lapisan bawah dengan pipet.
- Larutan ini ditambah padatan KI, air dan dikocok agar I_2 dalam CCl_4 bereaksi dengan I^- menjadi I_3^- dan tertarik kedalam air.
- Campuran ini dititrasi dengan larutan $Na_2S_2O_3$ sehingga terjadi reaksi
$$I_3^- + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 3I^-$$
- Catat volume larutan $Na_2S_2O_3$ yang habis (V_1).



Gambar 3 Titrasi I_3^- dengan $S_2O_3^{2-}$

- Jumlah $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ yang terpakai setara dengan konsentrasi I_2 . Titik akhir titrasi ditentukan dengan hilangnya warna biru.

c Untuk menentukan jumlah I_2 dalam air diambil lapisan atas dengan pipet.



- Larutan ini ditambah padatan KI, air dan dikocok agar homogen.
- Campuran ini dititrasi dengan larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ seperti di atas.
- Catat volume larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ yang habis (V_2)

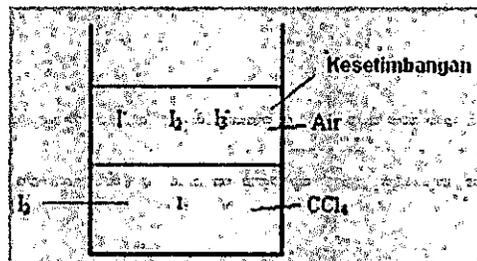
d. Nilai K_D akan setara dengan v_1/v_2 .

Cara menentukan K_C

a Buat larutan I_2 dalam CCl_4 , ditambah larutan KI dan dikocok sehingga I_2 terdistribusi dalam

CCl_4 dan air seperti Gambar 2.

b Untuk menentukan jumlah I_2 dalam CCl_4 .

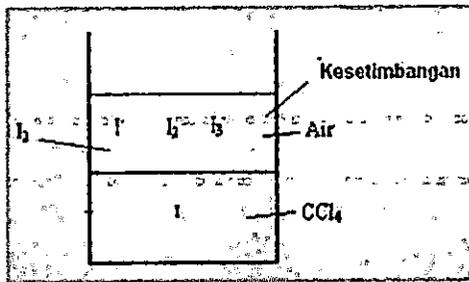


- Ambil sejumlah tertentu lapisan bawah dengan pipet.
- Larutan ini ditambah padatan KI, air dan dikocok agar I_2 dalam CCl_4 bereaksi dengan I^- menjadi I_3^- dan tertarik kedalam air.
- Campuran ini dititrasi dengan larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ sehingga terjadi reaksi

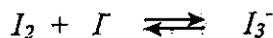
$$\text{I}_3^- + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 3\text{I}^-$$
- Catat volume larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ yang habis (V_3)
- Jumlah I_2 dalam CCl_4 setara dengan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ yang habis (V_3) sehingga didapat

$$[\text{I}_2]_{\text{CCl}_4} = p \text{ mol/L}$$

b Untuk menentukan jumlah I_2 dalam lapisan air adalah sebagai berikut.



- Ambil sejumlah tertentu lapisan air dengan pipet.
- Larutan ini ditambah sejumlah KI padat dan air. Dikocok!
- Campuran ini dititrasi dengan larutan $Na_2S_2O_3$ seperti di atas.
- Catat volume larutan $Na_2S_2O_3$ yang habis (V_4) sehingga didapat $[I_2]_{H_2O} = x \text{ mol/L}$
- Ingat bahwa I_2 dalam lapisan air bereaksi dengan I^- dari KI membentuk kesetimbangan



Ini berarti bahwa I_2 dalam air sebagian bereaksi dengan I^- menjadi I_3^- dan sebagian tinggal

sebagai I_2 bebas. Dengan demikian

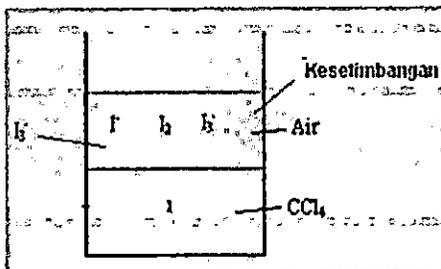
$$[I_2]_{total} = [I_2]_{bebas} + [I_3^-] = x \text{ mol/L} \quad (1)$$

c Jumlah $[I_2]_{bebas}$ dalam air dapat dihitung dari nilai K_D .

$$K_D = \frac{[I_2]_{CCl_4}}{[I_2]_{H_2O}} = \frac{V_1}{V_2}$$

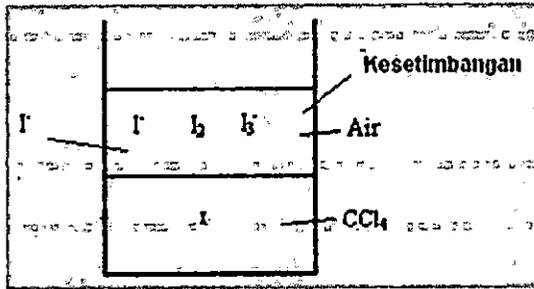
$$[I_2]_{bebas} = K_D / [I_2]_{CCl_4} = (v_1/v_2) / p = y \text{ mol/L} \quad (2)$$

d Jumlah I_3^- dalam air didapat dari persamaan (1) dan (2), sehingga



$$[I_3^-] = (x - y) \text{ mol/L}$$

e Jumlah I^- dalam lapisan air berasal dari larutan KI.



Jika dimisalkan $[KI]$ adalah c mol/L, maka $[I^-]$ mula-mula = c mol/L. Tetapi sebagian I^- telah bereaksi dengan I_2 menjadi I_3^- sehingga yang tinggal adalah

$$[I^-]_{\text{bebas}} = c - (x - y) \text{ mol/L.}$$

c Akhirnya didapat nilai K_c

$$K_c = \frac{[I_3^-]}{[I_2] \cdot [I^-]}$$

$$K_c = \frac{x - y}{y(c - x + y)}$$

C. ALAT DAN BAHAN

Alat:

Erlenmeyer (200,250) mL, masing-masing 4 dan 2 buah

Gelas ukur (10, 25, 250) mL, masing-masing 1 buah

Pipet takar (5, 25) mL, masing-masing 1 dan 2 buah

Buret 50/25 mL, 1 buah

Botol semprot 1 buah

Bahan :

Larutan jenuh I_2 dalam CCl_4

Larutan standar KI 0,1 M

Larutan standar $Na_2S_2O_8$ 0.02 M

Larutan amilum 1 % (indikator)

Padatan kristal KI

D. PROSEDUR KERJA

Ambil dua Erlenmeyer (tanda A dan B) dan masukan masing-masing 20 ml larutan jenuh I_2 dalam CCl_4 (gunakan gelas ukur).

Menentukan K_D

- a. Kedalam erlenmeyer A masukan 200 ml aquades
- b. Tutup rapat kedua erlenmeyer tersebut dan diguncang dgn kuat. Setelah itu letakan dalam thermostat (atur suhu pada $30^\circ C$) selama 30-60 menit. Sesekali erlenmeyer dikeluarkan dan guncang. Catat suhu! (jika thermostat tidak ada, maka biarkan larutan mencapai suhu kamar)
- c. Setelah tercapai kesetimbangan, ambil 5 ml larutan dari lapisan CCl_4 (lapisan CCl_4 berada di bawah lapisan air) dengan pipet. Saat memasukan pipet, tiup perlahan-lahan hingga mencapai lapisan bawah.
- d. Tambahkan 2 g padatan kristal KI dan 20 ml air diaduk sampai homogen.
- e. Titrasi dengan larutan standar natrium tiosulfat, tambahkan amilum (10 ml) pada saat larutan berwarna kuning pucat. Catat volume tiosulfat yang terpakai (V_1)
- f. Ambil 50 ml larutan dari lapisan air dan titrasi dengan larutan tiosulfat. Catat volume tiosulfat yang terpakai (V_2).
- g. Tentukan nilai K_D .

Menentukan K_C

- a. Kedalam erlenmeyer B masukan 200 ml larutan standar KI 0,1 M.
- b. Tutup rapat kedua erlenmeyer tersebut dan diguncang dgn kuat. Setelah itu letakan dalam thermostat (atur suhu pada $30^\circ C$) selama 30-60 menit. Sesekali erlenmeyer dikeluarkan dan guncang. Catat suhu! (jika thermostat tidak ada, maka biarkan larutan mencapai suhu kamar)
- c. Setelah tercapai kesetimbangan, ambil 5 ml larutan dari lapisan CCl_4 (lapisan CCl_4 berada di bawah lapisan air) dengan pipet. Saat memasukan pipet, tiup perlahan-lahan hingga mencapai lapisan bawah.
- d. Tambahkan 2 g padatan kristal KI dan 20 ml air diaduk sampai homogen.

- e. Titrasi dengan larutan standar natrium tiosulfat, tambahkan amilum (10 ml) pada saat larutan berwarna kuning pucat. Catat volume tiosulfat yang terpakai (V_3)
- f. Ambil 50 ml larutan dari lapisan air dan titrasi dengan larutan tiosulfat. Catat volume tiosulfat yang terpakai (V_4).
- h. Tentukan nilai K_c .

E. PERTANYAAN

1. Jelaskan mengapa konsentrasi iod yang terlarut dalam air tidak dapat ditentukan secara langsung ?
2. Mengapa air dan karbon tetraklorida tidak bercampur ?
3. Mengapa I_2 tidak larut dalam air ?
4. Bagaimana cara melarutkan I_2 dalam air dan apa yang terjadi
5. Jelaskan pengertian koefisien distribusi ?

PERCOBAAN 8

PENENTUAN MASSA MOLEKUL RELATIF SENYAWA VOLATIL

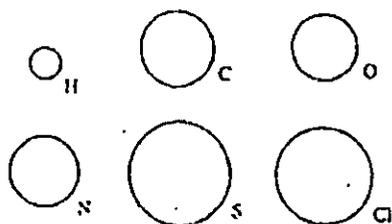
A. TUJUAN

Menentukan massa molekul relatif suatu senyawa yang mudah menguap dengan cara mengukur massa jenis uap senyawa tersebut.

B. TEORI

1. Pengertian Massa Atom Relatif

Pada tahun 1807 lahir teori atom Dalton yang menyatakan bahwa materi terdiri atas partikel terkecil yang tidak dapat dibelah, dicipta dan dimusnahkan. Atom suatu unsur mempunyai sifat (ukuran, bentuk, massa) yang sama tetapi berbeda dengan sifat unsur lain (Gambar 1).



Gambar 1 Ukuran relatif atom H, C, O, N, S dan Cl

Sejak itu para ahli berupaya menentukan massa atom unsur yang telah ditemukan waktu itu, contohnya: hidrogen, oksigen, nitrogen, besi dsb. Yang menjadi masalah adalah atom itu adalah sangat kecil sehingga tak akan dapat diambil dan dihitung satu demi satu untuk ditimbang. Dengan demikian tidak mungkin massa atom dinyatakan dalam satuan gram dan kg. Menurut perjanjian para ahli bahwa 1 kg massa adalah sama dengan massa logam iridium-platinum yang disimpan di kota Serves dekat kota Paris.

Sebagai jalan keluarnya para ahli menentukan massa dengan perjanjian, yaitu membandingkan massa atom terhadap massa atom juga yang disebut massa atom standard an

bukan dibandingkan dengan massa logam iridium-platinum di kota Servet tersebut. Mula-mula para ahli memilih atom hidrogen (H) sebagai atom standar diberi nilai satu. Perbandingan massa ini disebut massa atom relatif yang tidak punya satuan karena hanyalah nilai perbandingan

Massa atom relatif X adalah perbandingan massa 1 atom X dengan massa 1 atom H. Tetapi kemudian ternyata hydrogen yang terdapat di alam terdiri dari 3 isotop (H-1, H-2 dan H-3) sehingga tidak stabil karena H-2 dan H-3 bersifat radioaktif. Kemudian diganti dengan $^{1/16}$ massa atom oksigen (O) sebagai standar. Akhirnya ditetapkan $^{1/12}$ isotop C-12 sebagai standar karena dianggap sangat stabil (Gambar 2).

Massa Atom Relatif (Ar)

$$\text{Massa atom X} = \frac{\text{massa 1 atom X}}{\text{massa 1 atom H}} = \frac{\text{[Large Black Circle]}}{\text{[Small Black Circle]}}$$

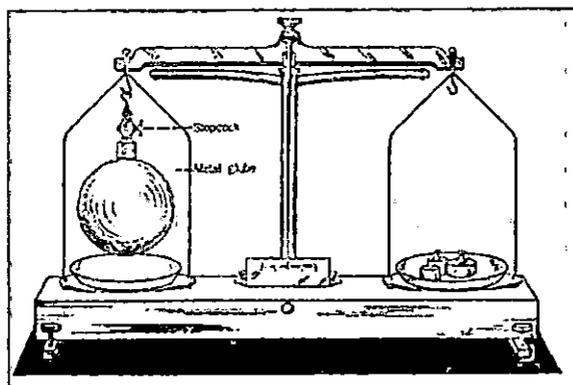
$$\text{Massa atom X} = \frac{\text{massa 1 atom X}}{1/16 \text{ massa 1 atom O}} = \frac{\text{[Large Black Circle]}}{\text{[Circle with 16 Segments, 1 Shaded]}}$$

$$\text{Massa atom X} = \frac{\text{massa 1 atom X}}{1/12 \text{ massa 1 atom C-12}} = \frac{\text{[Large Black Circle]}}{\text{[Circle with 12 Segments, 1 Shaded]}}$$

Gambar 2 Massa atom relatif berdasarkan atom H, $^{1/16}$ atom O dan $^{1/12}$ isotop C-12

Masalah berikutnya adalah bagaimana cara menentukan massa atom relatif tersebut karena kita tidak dapat mengambil dan menghitung serta menimbanginya sebanyak yang kita inginkan. Yang dapat dilakukan hanyalah menimbang sejumlah unsur sehingga diketahui massanya, misalkan 2 gram besi, 5 gram belerang, tetapi kita tidak tahu berapa jumlah atomnya. Jumlah atom dalam 2 besi itu adalah tak hingga dan tidak bias ditentukan.

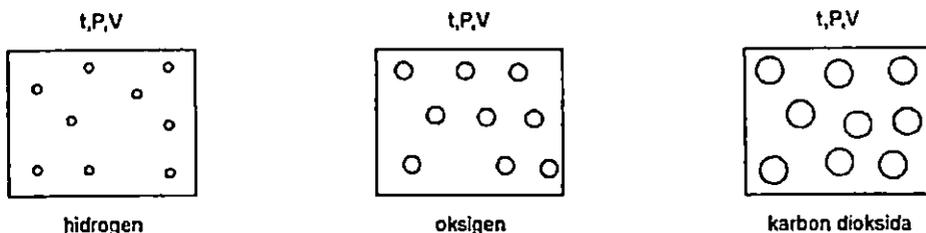
Para ahli telah dapat membuat timbangan yang cukup akurat baik untuk zat padat dan cair maupun gas. Menimbang gas jauh lebih sulit dibandingkan padat dan cair karena gas sangat ringan dan harus dalam ruang tertutup, sebagai contoh pada Gambar 3.



Gambar 3. Cara menimbang gas masa lalu.

Setelah ahli dapat menimbang gas dengan teliti dilakukan penelitian terhadap gas dan reaksi-reaksi gas dan akhirnya didapat hukum-hukum tentang reaksi gas, salah satunya adalah hukum Avogadro yang menyatakan :

Pada suhu dan tekanan yang sama, semua gas yang volumenya sama mempunyai jumlah molekul yang sama (Gambar 4)



Gambar 4 Gas hidrogen, oksigen dan karbondioksida yang mempunyai suhu, tekanan dan volume yang sama akan mempunyai jumlah molekul yang sama

Berdasarkan hukum ini para ahli pada mulanya dapat menentukan massa atom relatif (A_r) dan massa molekul relatif (M_r) untuk yang berwujud gas, contohnya A_r Oksigen = 16 dan M_r = CO_2 = 44. Tetapi kini telah dapat ditentukan A_r dan M_r zat yang berwujud gas, cair dan padat dengan cara yang akurat, yaitu dengan spektroskopi massa.

2. Penentuan Massa Molekul Relatif Senyawa Berwujud Gas

Zat yang berwujud gas berbeda dari cair dan padat. Gas mempunyai tekanan (P), volume (V), suhu (T) dan mol (n) tertentu yang terkait satu sama lainnya. Jika gas bersifat ideal berlaku hukum gas ideal yaitu:

$$PV = nRT.$$

Dengan hukum ini, kita dapat menentukan satu besaran jika tiga yang lain diketahui atau dapat diukur.

Suatu gas murni dalam wadah dapat diukur volume, suhu dan tekanannya, maka akhirnya dapat ditentukan jumlah mol (n)-nya. Jumlah mol ada hubungan dengan M_r ,

$$n = \frac{\text{massa senyawa}}{M_r} = \frac{m}{M_r}$$

Jika dimasukkan kedalam persamaan gas dihasilkan

$$PV = \frac{m}{M_r} RT$$

Atau

$$P (M_r) = \frac{m}{V} RT$$

Nilai $\frac{m}{V}$ adalah massa dibagi volume yang disebut kerapatan atau massa jenis gas (ρ) sehingga

$$M_r = \rho \frac{RT}{P}$$

Massa jenis gas dapat ditentukan dengan alat yang disebut piknometer.

3. Penentuan massa molekul relatif suatu senyawa (M_r) volatil

Senyawa volatil adalah senyawa yang titik didihnya lebih rendah dari titik didih air. contohnya CHCl_3 dan CCl_4 . Penentuan massa molekul relatif (M_r) suatu senyawa volatil dilakukan dengan mengukur massa jenis gasnya. Oleh sebab itu senyawa ini harus dipanaskan sampai jadi gas terlebih dulu.

- a. Cairan senyawa volatile dimasukkan dalam labu erlenmeyer bertutup dan mempunyai lobang kecil pada penutupnya.
- b. Dipanaskan dalam penangas air pada suhu 100°C maka cairan tadi akan menguap dan uap tersebut akan mendorong semua molekul udara dalam erlenmeyer keluar melalui lobang kecil tadi.
- c. Setelah semua udara keluar, maka uap senyawa volatile ada mengisi semua erlenmeyer dan ada sebagian yang ikut keluar. Pada akhirnya akan dicapai keadaan kesetimbangan yaitu bila tekanan uap cairan sama dengan tekanan udara luar.
- d. Pada kesetimbangan ini labu Erlenmeyer hanya berisi uap cairan dengan tekanan yang sama dengan atmosfer. Volume uap dalam bejana akan sama dengan volume labu Erlenmeyer dan suhunya sama dengan suhu titik didih air, 100°C .
- e. Keluarkan erlenmeyer dari penangas air, didinginkan dan ditimbang, untuk menentukan massa gas.
- f. Tentukan massa jenis gas dan kemudian M_r -nya.

Faktor koreksi

Nilai M_r hasil perhitungan akan mendekati nilai sebenarnya, tetapi masih mengandung kesalahan. Ketika labu erlenmeyer kosong ditimbang, labu ini penuh dengan udara. Setelah pemanasan dan pendinginan dalam desikator tidak semua uap cairan kembali ke bentuk cairnya. Oleh karena itu massa sebenarnya X harus ditambahkan dengan massa udara yang tidak dapat masuk kembali ke dalam labu erlenmeyer karena adanya uap cairan yang tidak mengembun. Massa tersebut dapat dihitung dengan mengasumsikan bahwa tekanan parsial udara yang tidak dapat masuk tadi sama dengan tekanan uap cairan X pada suhu kamar. Nilai ini dapat diketahui dari tabel, misalnya dalam *The Handbook of Physic Chemistry*. Sebagai contoh untuk menghitung tekanan uap kloroform pada suhu tertentu dapat digunakan rumus :

$$\text{Log } P = 6.9023 - 1163.03/(227.4 + T)$$

T = suhu senyawa dalam $^{\circ}\text{C}$ dan P = tekanan

C. ALAT DAN BAHAN

Alat

- Labu Erlenmeyer (150 ml)
- Gelas piala (600 ml)
- Aluminium Foil
- Karet gelang
- Jarum
- Neraca analitik
- Desikator
- Barometer

Bahan

- Cairan volatil (CHCl_3 atau CCl_4)

D. PROSEDUR KERJA

1. Ambil sebuah labu Erlenmeyer berleher kecil yang bersih dan kering dan timbang.

Massa erlenmeyer =g

2. Erlenmeyer ditutup dengan menggunakan karet gelang.
3. Timbang labu Erlenmeyer tadi beserta aluminium foil dan karet gelang.

Massa erlenmeyer + aluminium foil + karet gelang = g

4. Masukkan 5 ml cairan volatil ke dalam Erlenmeyer, tutup kembali dengan menggunakan karet gelang erat-erat sehingga tutup ini bersifat kedap udara. Dengan menggunakan jarum buatlah lobang kecil pada aluminium foil agar uap dapat keluar.
5. Rendam Erlenmeyer dalam penangas air bersuhu kurang lebih 100°C sedemikian sehingga air kurang lebih 1 cm di bawah aluminium foil. Biarkan labu Erlenmeyer tersebut dalam penangas air sampai semua cairan volatil menguap. Catat suhu penangas air.

Suhu penangas air = $^\circ\text{C}$

6. Setelah semua cairan volatil dalam labu menguap, angkatlah labu Erlenmeyer dari penangas, keringkan air yang terdapat pada bagian luar labu Erlenmeyer dengan lap, lalu

tempatkan labu Erlenmeyer dalam desikator. Timbang Erlenmeyer kembali setelah semua uap yang terdapat dalam Erlenmeyer kembali menjadi cair.

Massa erlenmeyer + aluminium foil + karet gelang + uap cairan =g

7. Tentukan volume erlenmeyer dengan cara mengisinya dengan air sampai penuh dan mengukur massa air yang terdapat dalam erlenmeyer. Volume air yang terdapat dalam erlenmeyer diketahui dengan rumus $\rho = m/V$.

Massa air =g

Volume erlenmeyer =ml

8. Ukur tekanan atmosfer dengan barometer.

Tekanan udara = atm

9. Tentukan nilai ρ

10. Tentukan nilai M_r

E. PERTANYAAN

1. Jelaskan pengertian dari senyawa volatil disertai contoh.
2. Kenapa labu dipanaskan dalam penangas air.
3. Apa sebabnya lobang dibuat kecil dengan jarum, apa yang terjadi bila dibuat lobang besar.
4. Kenapa uap didinginkan kembali sebelum ditimbang.
5. Terangkan dengan logika saudara bagaimana mendapatkan massa dari senyawa volatil dalam percobaan ini.

PERCOBAAN 9

TEGANGAN PERMUKAAN

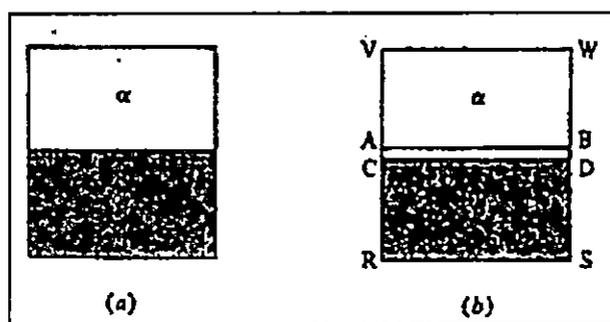
A. TUJUAN

1. Memahami pengertian tegangan permukaan dan faktor-faktor yang mempengaruhinya.
2. Menentukan tegangan permukaan suatu cairan
3. Mempelajari zat aktif permukaan terhadap nilai tegangan muka

B. TEORI

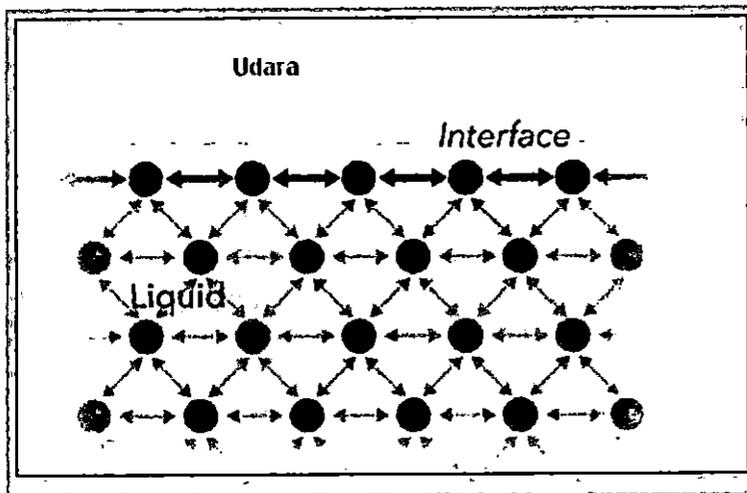
Zat yang homogen (satu fasa) mempunyai komposisi dan sifat intensif yang sama, karena partikel-partikelnya mempunyai lingkungan yang sama. Tetapi partikel zat cair yang berada dipermukaan mempunyai lingkungan berbeda sehingga partikel-partikel di permukaan itu mempunyai sifat intensif tertentu. Hal itu menjadi objek bahasan kimia permukaan.

Suatu sistem yang mengandung fasa α dan β , misalnya air dan minyak akan bersentuhan pada bidang batas keduanya (Gambar 1a). Bidang sentuhan itu disebut *lapisan interfasial*, *lapisan permukaan* atau *daerah interfase*. Dengan demikian, partikel-partikel pada daerah ABCD mempunyai lingkungan yang berbeda dengan daerah ABWV dan CDSR (Gambar 1b).



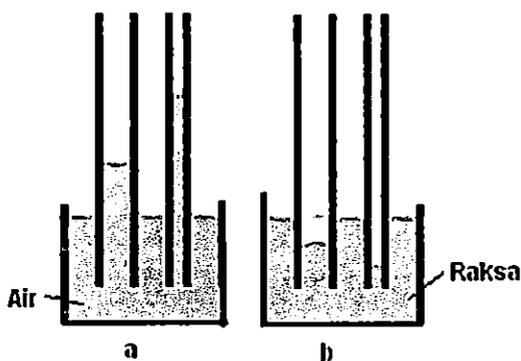
Gambar 1.(a) Sistem dua fasa, (b) Lapisan interfase antara fasa.

Zat cair yang bersentuhan dengan udara, maka cairan tersebut cenderung untuk mempertahankan komponennya agar tidak lepas ke udara karena adanya daya tarik-menarik molekul-molekul di permukaan itu yang disebut tegangan permukaan zat cair tersebut (Gambar 2).



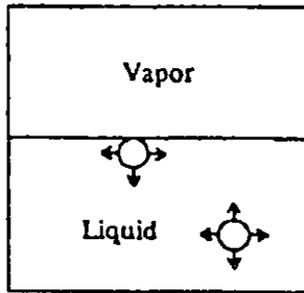
Gambar 2. Daya tarik-menarik molekul-molekul di permukaan zat cair

Ketebalan lapisan permukaan hanya beberapa partikel sehingga sangat kecil dibandingkan partikel-partikel di dalam masing-masing fasa. Oleh sebab itu, pengaruh permukaan terhadap sistem sesungguhnya dapat diabaikan. Tetapi dalam sistem yang mempunyai jumlah permukaan yang besar akan ada pengaruh yang berarti, seperti sistem koloid, gas dalam zat padat dan pipa kapiler (Gambar 3).



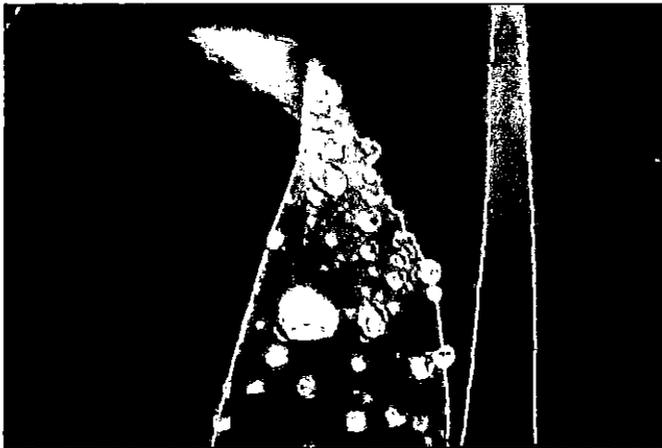
Gambar 3 Air dan raksa dalam pipa kapiler

Jumlah interaksi suatu partikel yang berada pada interfasenya lebih kecil dari yang berada dalam cairan, seperti ditunjukkan dengan jumlah panah dalam Gambar 4.



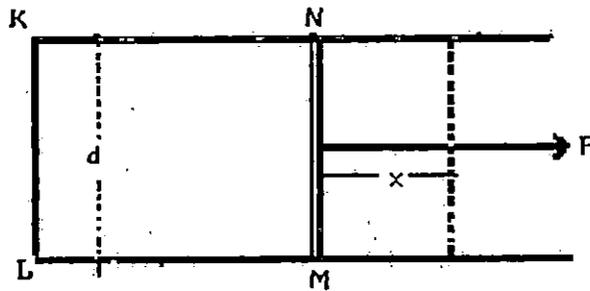
Gambar 4 Gaya tarik menarik molekul dalam cairan.

Seandainya luas permukaan cairan bertambah, maka jumlah interaksi total dalam cairan berkurang, disebabkan bertambahnya jumlah partikel pada permukaan, seperti dalam pipa kapiler. Hal ini mengakibatkan energi ikat rata-rata partikel berkurang. Pengurangan energi ini menimbulkan kenaikan energi dalam (ΔU) sistem yang berlangsung secara adiabatik. Oleh sebab itu, suatu cairan cenderung mendapatkan luas permukaannya sekecil mungkin, contoh membentuk bulatan, contohnya air di daun (Gambar 5).



Gambar 5. Air di permukaan daun cenderung membentuk bulatan-bulatan kecil.

Untuk memperluas permukaan suatu zat diperlukan energi dan dapat dilihat dalam percobaan pada Gambar 6. Suatu lapisan tipis cairan (misalkan air sabun) terletak pada kerangka kawat KLMN dengan lebar d . Dengan memberi gaya sebesar F , maka kawat MN bergeser sepanjang x dan luas permukaan cairan bertambah sebesar $\Delta A = 2 MNx$ (dikali dua karena lapisan cairan dua., yaitu bagian depan dan belakang). Kerja yang diperlukan untuk itu adalah $W = F x$.



Gambar 6. Cara menentukan tegangan permukaan cairan.

Dengan menggunakan alat yang sama, maka perubahan luas permukaan (ΔA) setara dengan panjang x , sedangkan besarnya F bergantung pada jenis zat. Dengan kata lain, kerja itu bergantung pada jenis zat dan pertambahan luasnya. Kerja yang diperlukan zat untuk memperluas permukaan persatuan luas disebut *tegangan permukaan*.

$$\gamma^{\alpha\beta} = \frac{W}{\Delta A} \quad (1)$$

dengan $\gamma^{\alpha\beta}$ = tegangan permukaan (erg/cm^2), W = kerja (erg) dan ΔA = pertambahan luas permukaan (cm^2). Tegangan juga dapat dinyatakan dalam J/m^2 ($1 \text{ J/m}^2 = 10^5 \text{ erg}/10^4 \text{ cm}^2 = 10^3 \text{ erg/cm}^2$) atau N/m atau dyne/cm .

Jika salah satu fasa adalah gas, maka tegangan permukaan cairan yang diukur adalah berhadapan dengan gas. Dalam hal ini akan terjadi kesetimbangan cairan α dengan uap cairan dalam β . Jika gas bersifat inert dan bertekanan rendah, maka nilai $\gamma^{\alpha\beta}$ tidak bergantung pada komposisi gas dalam β . Tegangan permukaan cairan yang diukur biasanya yang berhadapan dengan udara. Ini berarti kita hanya membahas satu interfase yaitu antara cairan dengan udara. Maka untuk itu $\gamma^{\alpha\beta}$ dapat disederhanakan menjadi γ . Nilai γ hanya bergantung pada daya tarik antara partikel cairan. Makin besar daya tarik itu makin besar pula nilai γ (Tabel 1).

Tegangan permukaan antara dua cairan (A dan B) yang tidak bercampur mempunyai γ_{AB} tertentu dan berbeda dari tegangan permukaan masing-masing cairan dengan udara (A dan B). Biasanya nilai γ_{AB} berada diantara nilai γ_A dan γ_B (Tabel 2).

Tabel 1. Tegangan permukaan (γ) beberapa cairan pada beberapa suhu (dyne cm^{-1})

Cairan	0°C	20°C	40°C	60°C	80°C	100°C
Air	75,64	72,75	69,56	66,18	62,61	58,85
Etil alkohol	24,05	22,27	20,60	19,01	-	-
Metil alkohol	24,5	22,6	-	-	-	15,7
Karbon tetraklor	-	26,8	24,3	21,9	-	-
Aseton	26,2	23,7	21,2	18,6	16,2	-
Toluen	30,74	28,43	26,13	23,81	21,53	19,39
Benzen	31,6	28,9	26,3	23,7	21,3	-

Tabel 2. Tegangan permukaan beberapa cairan pada 20°C (dyne cm^{-1})

A	B	γ_A	γ_B	γ_{AB}
Air	Benzen	72,75	28,88	35,0
Air	Karbon tetraklor	72,75	26,8	45,0
Air	n-oktana	72,75	21,8	50,8
Air	n-heksana	72,75	18,4	51,1
Air	Raksa	72,75	470,0	375,0
Air	n-oktil alkohol	72,75	27,5	8,5
Air	Etil eter	72,75	17,0	10,7

Menentukan koefisien Tegangan Permukaan

Suatu cairan yang berada dalam pipa kapiler pada umumnya berbentuk cekung, dan pada tetesannya berbentuk bulat. Hal ini terjadi karena bentuk geometri dari tegangan permukaan adalah bulat. Menurut (1) besarnya gaya untuk menambah luas permukaan

$$W = \gamma \Delta A \quad (3)$$

dengan W adalah usaha (Joule), ΔA adalah perubahan luas permukaan (m^2) dan γ adalah tegangan permukaan (Joule/m^2).

Jika suatu cairan kita letakkan dalam suatu wadah, dan kita celupkan pipa kapiler didalamnya maka cairan tersebut akan naik ke permukaan pipa kapiler tersebut. Hal ini merupakan gejala dari tegangan permukaan yang juga dikenal dengan gejala kapilaritas.



Tekanan yang ditimbulkannya disebut *tekanan hidrostatik*, yang besarnya adalah massa cairan yang naik dibagi luas permukaan pipa kapiler.

$$P = \frac{\rho g h}{\Delta A} \quad (4)$$

dengan P adalah tekanan, ρ adalah massa jenis cairan, g adalah percepatan gravitasi bumi dan h adalah tinggi cairan pada pipa kapiler.

Kerja (W) adalah tekanan dikali perbeaan volume (ΔV) atau

$$W = P \Delta V = \frac{\rho g h}{\Delta A} (\Delta V) = \rho g h \frac{\Delta V}{\Delta A} \quad (5)$$

Volume air yang naik adalah berupa selinder, maka pertambahan luas permukaan akan sebanding dengan pertambahan volume, sehingga $\Delta V / \Delta A$ akan merupakan suatu konstanta (r). Sesuai dengan (3) maka

$$\gamma = \frac{W}{\Delta A} = \frac{\rho g h r}{\Delta A}$$

Jika $\rho g h r$ adalah satuan energi dalam satuan joule dan ΔA untuk satu m^2 maka:

$$\gamma = \rho g h r \quad (\text{dalam satuan J}) \quad (6)$$

Nilai tegangan permukaan suatu cairan biasanya dibandingkan dengan nilai tegangan permukaan air sebagai standarnya sehingga didapat nilai relatif tegangan permukaannya. Jika digunakan alat yang sama untuk zat cair dan air, maka g dan r-nya akan sama sehingga

$$\frac{\gamma_1}{\gamma_2} = \frac{\rho_1 h_1}{\rho_2 h_2}$$

Dengan $\gamma_1 = \rho_1 \cdot h_1$ untuk air dan $\gamma_2 = \rho_2 \cdot h_2$ untuk cairan yang akan ditentukan tegangan permukaannya.

C. ALAT DAN BAHAN

A. alat- alat

1. kapiler (diameter dalam diketahui)
2. gelas piala
3. labu ukur 100 ml
4. neraca
5. penggaris
6. klem

B. bahan- bahan

1. aquades
2. deterjen
3. larutan garam- garam

D. PROSEDUR KERJA

1. Cucilah kapiler dengan sabun atau alkohol sampai bebas dari lemak
2. Siapkan larutan detergent dengan merk yang berbeda dan konsentrasi yang berbeda pula (konsentrasinya diketahui dari asisten)
3. Celupkan kapiler- kapiler tersebut ke dalam aquades, tunggu beberapa saat maka air akan naik kedalam kapiler, ukur tingginya. Ukur volume dan massa air untuk menentukan massa jenis air.
4. Keringkan kapiler kemudian celupkan ke dalam larutan detergent
5. Tentukan massa jenis larutan detergent (ρ)
6. Hitunglah tegangan permukaan larutan detergent
7. Tambahkan larutan garam-garam ke dalam larutan detergent
8. Cuci dan keringkan kembali pipa kapiler, lalu celupkan kedalam larutan detergent yang sudah ditambahkan larutan garam. Ukur tingginya.
9. Hitunglah tegangan permukaan detergent dengan adanya pengaruh penambahan garam.

E. PERTANYAAN

1. Apakah yang dimaksud dengan tegangan permukaan?
2. berikan 2 contoh terjadinya tegangan permukaan dalam kehidupan sehari- hari!

3. Jelaskan faktor- faktor yang mempengaruhi tegangan permukaan
4. Bagaimanakah menentukan massa jenis suatu larutan?
5. Dalam percobaan saudara, kapiler yang digunakan harus bebas lemak, jelaskan kenapa harus demikian?
6. Manakah yang lebih besar tegangan permukaan air daripada tegangan permukaan larutan yang mengandung deterjen? Jelaskan jawaban saudara.

PERCOBAAN 10

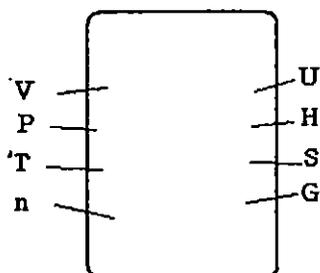
KELARUTAN, AKTIVITAS, DAN KOEFISIEN AKTIVITAS ELEKTROLIT KUAT

A. TUJUAN

1. Mengukur kelarutan Barium Iodat dalam larutan KCl dengan berbagai kekuatan ion
2. Menghitung kelarutan Barium Iodat pada $I = 0$ dengan jalan ekstrapolasi
3. Menghitung koefisien aktivitas rata-rata Barium Iodat pada berbagai nilai I dan menguji penggunaan hukum pembatas Debye-Huckle

B. TEORI

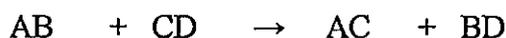
Menurut termodinamika, suatu sistem gas murni selalu mempunyai besaran yang dapat diukur (volume V , tekanan P , suhu T dan mol n) dan besaran yang tidak dapat diukur tapi dapat dihitung (energi dalam U , entalpi H , entropi S , energy bebas Gibbs G) (Gambar 1).



Gambar 1 Besaran suatu gas.

Nilai mutlak besaran U , H , S dan G tidak dapat dihitung, tetapi jika sistem mengalami perubahan maka nilai perubahannya (ΔU , ΔH , ΔS , ΔG) dapat dihitung, dengan hubungan: $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$, $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Nilai ΔH berguna untuk menentukan proses eksoterm atau endoterm. Ingat jika $\Delta H = -$ maka proses eksoterm, jika $\Delta H = +$ proses endoterm dan $\Delta H = 0$ proses adiabatik. Nilai ΔG berguna untuk menentukan kespontanan proses apakah spontan, reversibel atau tak spontan. Jika nilai $\Delta G = -$ maka proses spontan, $\Delta G = 0$ proses reversibel (setimbang) dan $\Delta G = 0$ proses tidak spontan.

Dalam ilmu kimia sangat penting menentukan $\Delta G = 0$ reaksi kimia, yaitu dari nilai G zat-zat hasil reaksi dan pereaksi.



$$\Delta G_{\text{reaksi}} = (G_{AC} + G_{BD}) - (G_{AB} + G_{CD}) \dots\dots\dots(1)$$

Masalah yang dihadapi adalah bahwa nilai mutlak G zat-zat tersebut tidak diketahui, tetapi nilai relatifnya yaitu ΔG_{AC} , ΔG_{BD} , ΔG_{AB} , ΔG_{CD} dapat ditentukan sehingga

$$\Delta G_{\text{reaksi}} = (\Delta G_{AC} + \Delta G_{BD}) - (\Delta G_{AB} + \Delta G_{CD}) \dots\dots\dots(2)$$

Nilai ΔG_{reaksi} dengan (1) dan (2) akan sama walaupun dengan cara berbeda, maka cara (2) yang dapat digunakan untuk menentukan kalor reaksi. Nilai relatif energi bebas Gibbs ($\Delta G^{\circ}_{\text{zat}}$) beberapa senyawa seperti yang terdapat pada Tabel 1.

Tabel 1. Energi bebas pembentukan standar senyawa (25°C, 1 atm)

Senyawa	ΔG_f° (kJ mol ⁻¹)	Senyawa	ΔG_f° (kJ mol ⁻¹)
O ₂ (g)	0	O ₃ (g)	163,2
H ₂ (g)	0	H ₂ O (l)	-237,16
H ₂ O (g)	-228,6	Fe (s)	0
HF (g)	273,2	Cl ₂ (g)	0
HCl (g)	-95,3	NaCl (s)	-384,03
Br ₂ (l)	0	Br ₂ (g)	3,1
HBr (g)	-53,4	I ₂ (s)	0
I ₂ (g)	-19,4	HI (g)	1,7
S (s)	0	SO ₂ (g)	-300,2
SO ₃ (g)	-371,08	H ₂ S (g)	-33,6

Nilai $\Delta G^{\circ}_{\text{zat}}$ itu hanya berlaku pada keadaan standar, yaitu untuk zat murni sebanyak satu mol, suhu 25°C dan tekanan 1 atm. Jika keadaan tidak standar, akan bergantung pada keadaan zat apakah berupa gas atau larutan. Untuk gas bergantung pada sifatnya apakah bersifat ideal atau tidak, serta untuk larutan bergantung pula apakah bersifat elektrolit atau bukan elektrolit.

1. Gas Ideal

Nilai energi bebas gas bergantung pada suhu dan tekanan atau $G = f(T,P)$. Nilai diferensialnya adalah

$$dG = \left(\frac{\partial G}{\partial T}\right)_P dT + \left(\frac{\partial G}{\partial P}\right)_T dP$$

Reaksi kimia adalah proses isotermis, artinya suhu pereaksi sama dengan suhu hasil reaksi, maka $\left(\frac{\partial G}{\partial T}\right)_P dT = 0$, akibatnya $dG = \left(\frac{\partial G}{\partial P}\right)_T dP$. Menurut persamaan Euler $\left(\frac{\partial G}{\partial P}\right)_T dP = V$ sehingga $dG = PdP$. Jika gas bersifat ideal maka $V = nRT/P$ maka

$$dG = nRT \frac{dP}{P}$$

Integralnya adalah

$$G_2 - G_1 = nRT \ln \frac{P_2}{P_1} \tag{3}$$

dengan G_1 = energi bebas gas pada tekanan P_1 dan G_2 = energi bebas gas pada P_2 . Persamaan (3) menunjukkan bahwa energi bebas gas berubah jika tekanan dirubah. Jika kedua suku persamaan (3) dibagi dengan n maka didapat nilai potensial kimia gas (μ) pada kedua keadaan.

$$\mu_2 - \mu_1 = RT \ln \frac{P_2}{P_1} \quad (4)$$

dengan μ_1 = potensial kimia gas pada tekanan P_1 dan μ_2 = potensial kimia gas pada tekanan P_2 . Jika keadaan awal dianggap sebagai keadaan standar (μ°) dan keadaan akhir disebut μ , maka (4) menjadi

$$\mu = \mu^\circ + RT \ln \frac{P_2}{P_1} \quad (\text{gas ideal yang murni})$$

Karena keadaan standar gas ideal adalah 1 atm maka $P_1 = 1$ dan tekanan gas adalah P sehingga

$$\mu = \mu^\circ + RT \ln P \quad (\text{gas ideal}) \quad (5)$$

Rumus (5) ini dapat digunakan untuk menentukan nilai konstanta kesetimbangan (K_p) suatu reaksi, contoh $A(g) + B(g) \rightleftharpoons C(g) + D(g)$ dengan memasukan kepada semua zat.

$$\mu_A = \mu_A^\circ + RT \ln P_A$$

$$\mu_B = \mu_B^\circ + RT \ln P_B$$

$$\mu_C = \mu_C^\circ + RT \ln P_C$$

$$\mu_D = \mu_D^\circ + RT \ln P_D$$

$$\Delta G = (\mu_C + \mu_D) - (\mu_A + \mu_B) = \{(\mu_A - \mu_A^\circ) + (\mu_B - \mu_B^\circ)\} + (RT \ln P_C + RT \ln P_D) + (RT \ln P_A + RT \ln P_B)$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{P_C P_D}{P_A P_B}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K_p$$

Jika reaksi pada keadaan setimbang, maka $\Delta G = 0$ sehingga

$$\Delta G^\circ = - RT \ln K_p$$

Nilai ΔG° dapat dihitung dari nilai tabel 1, maka nilai K_p adalah

$$K_p = e^{-\Delta G^\circ/RT}$$

2. Gas Nyata

Gas bersifat ideal bila tekanan gas sekitar 1 atm atau lebih kecil dari itu, tetapi jika lebih besar maka berlaku

$$\mu = \mu^\circ + RT \ln f$$

dengan f disebut *fugasita*. Nilai f ada hubungan dengan tekanan P yaitu

$$f = \phi P$$

dengan ϕ = konstanta yang disebut *koefisien fugasita*. Rumus untuk gas nyata menjadi

$$\mu = \mu^\circ + RT \ln \phi P \quad (6)$$

Jika (6) diterapkan pada kesetimbangan gas nyata $P(g) + Q(g) \rightleftharpoons R(g) + S(g)$, maka nilai K_P adalah:

$$\Delta G^\circ_{\text{reaksi}} = RT \ln \left(\frac{\phi_C \phi_D}{\phi_A \phi_B} \right) \left(\frac{P_C P_D}{P_A P_B} \right)$$

$$\Delta G^\circ_{\text{reaksi}} = RT \ln K_\phi K_P$$

Jika nilai K_ϕ diketahui maka nilai K_P dapat dihitung. Yang masalah adalah menentukan nilai K_ϕ karena harus dari data eksperimen, tetapi tidak dibahas disini.

3. Larutan Elektrolit

Reaksi kimia dalam pelarut air adalah reaksi ion, maka harus diketahui potensial kimia zat terlarut dalam larutan. Larutan senyawa ion bersifat ideal bila konsentrasi kecil sekali atau larutan encer tak hingga, maka berlaku hubungan:

$$\mu = \mu^\circ + RT \ln x \quad (\text{larutan encer tak hingga})$$

dengan x = fraksi mol zat dalam larutan.

Jika *larutan tidak ideal* maka

$$\mu = \mu^\circ + RT \ln \alpha$$

dengan α disebut *aktivitas* zat. Nilai aktivitas berhubungan dengan fraksi mol.

$$\alpha = \gamma x$$

dengan γ_i adalah *koefisien aktivitas*. Dengan demikian

$$\mu = \mu^\circ + RT \ln \gamma x$$

Fraksi mol (x) senyawa elektrolit relatif kecil maka biasanya diganti dengan satuan konsentrasi molal (m), sehingga

$$\mu = \mu^\circ + RT \ln \gamma m$$

Yang menjadi masalah adalah menentukan nilai γ senyawa ion.

Kita ambil contoh senyawa AB dalam larutan menjadi A^+ dan B^- maka

$$\mu_{AB} = \mu_{A^+} + \mu_{B^-}$$

dengan $\mu_{A^+} = \mu_{A^+}^\circ + RT \ln \gamma_{A^+} m_{A^+}$

$$\mu_{B^-} = \mu_{B^-}^\circ + RT \ln \gamma_{B^-} m_{B^-}$$

Jadi secara umum adalah

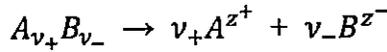
$$\mu_{AB} = \mu_A^{\circ+} + \mu_B^{\circ-} + RT \ln (\gamma_A^+ \gamma_B^-)(m_A^+ m_B^-)$$

atau

$$\mu_i = (\mu_+^{\circ} + \mu_-^{\circ}) + \ln (\gamma_+ \gamma_-)(m_+ m_-) \quad (7)$$

Persamaan (7) berlaku untuk senyawa ion bermuatan 1-1, contohnya

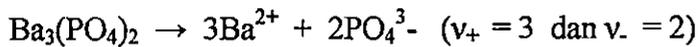
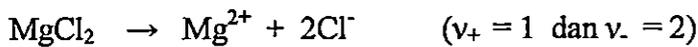
Na^+Cl^- . Tetapi untuk senyawa $A_{\nu_+}B_{\nu_-}$ akan mengalami ionisasi:



Maka persamaan (7) menjadi

$$\mu_i = (\mu_+^{\circ} + \mu_-^{\circ}) + \ln (\gamma_+^{\nu_+} \gamma_-^{\nu_-}) (m_+^{\nu_+} m_-^{\nu_-}) \quad (8)$$

Nilai ν_+ dan ν_- berturut-turut disebut angka ion positif dan negatif, contoh :



Nilai γ_+ dan γ_- dalam persamaan (7) dan nilai $\gamma_+^{\nu_+}$ dan $\gamma_-^{\nu_-}$ dalam persamaan (8) tidak dapat ditentukan secara terpisah, melainkan secara bersamaan yang disebut *koefisien aktivitas ion rata-rata* γ_{\pm} dengan pendekatan

$$\begin{aligned} \gamma_{\pm}^{(\nu_+ + \nu_-)} &= \gamma_+^{\nu_+} \gamma_-^{\nu_-} \\ \gamma_{\pm} &= (\gamma_+^{\nu_+} \gamma_-^{\nu_-})^{1/\nu} \end{aligned} \quad (9)$$

Hubungan γ_+ , γ_- dan γ_{\pm} beberapa senyawa tercantum pada Tabel 2.

Tabel 2. Hubungan ν_+ , ν_- dan γ_{\pm} senyawa.

Senyawa	ν_+	ν_-	$\nu = \nu_+ + \nu_-$	γ_{\pm}
NaCl	1	1	2	$(\gamma_+ \gamma_-)^{1/2}$
K_2SO_4	2	1	3	$(\gamma_+^2 \gamma_-)^{1/3}$
MgSO_4	1	1	2	$(\gamma_+ \gamma_-)^{1/2}$
CaCl_2	1	2	2	$(\gamma_+ \gamma_-^2)^{1/3}$
Na_3PO_4	3	1	4	$(\gamma_+^3 \gamma_-)^{1/4}$

Debye-Huckel (pada 1923) menyatakan bahwa untuk menghitung koefisien aktivitas (γ) ion bermuatan z , yang mungkin positif atau negatif dalam larutan air ($\epsilon = 78.54$) pada suhu 25°C adalah

$$\log \gamma = 0.5091 z^2 \sqrt{I}$$

dengan I = kekuatan ion. Untuk masing-masing ion

$$\log \gamma_+ = 0.5091 z_+^2 \sqrt{I} \quad \text{dan} \quad \log \gamma_- = 0.5091 z_-^2 \sqrt{I}$$

Karena $\gamma_{\pm} = (\gamma_+^{\nu_+} \gamma_-^{\nu_-})^{1/\nu}$, maka persamaan (hukum) Debye Huckel adalah

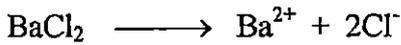
$$\log \gamma_{\pm} = 0.5091 z_+ z_- \sqrt{I} \quad (10)$$

dengan z_+ = muatan ion positif, z_- = muatan ion negatif dan kekuatan ion

$$I = \frac{1}{2} \sum_i c_i z_i^2 \quad (10a)$$

Contoh

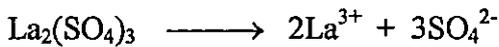
- Larutan BaCl₂ dengan konsentrasi c, maka



$$z_+ = 2 \quad z_- = 1 \quad c_+ = c \quad c_- = 2c$$

$$\begin{aligned} I &= \frac{1}{2} \{c_+ z_+^2 + c_- z_-^2\} = \frac{1}{2} \{c(2^2) + 2c(1^2)\} \\ &= 3c \end{aligned}$$

- Larutan La₂(SO₄)₃ dengan konsentrasi c,



$$z_+ = 3 \quad z_- = 2 \quad c_+ = 2c \quad c_- = 3c$$

$$\begin{aligned} I &= \frac{1}{2} \{c_+ z_+^2 + c_- z_-^2\} = \frac{1}{2} \{2c(3^2) + 3c(2^2)\} \\ &= 15c \end{aligned}$$

- BaCl₂ dengan konsentrasi 0.001 m, maka

$$\begin{aligned} \log \gamma_{\pm} &= 0.5091 Z_+ Z_- \sqrt{I} \\ &= 0.5091 (2) (-1) \sqrt{3(0.001)} \\ &= -0.0558 \\ \gamma_{\pm} &= 0.9457 \end{aligned}$$

Nilai γ_{\pm} beberapa senyawa dalam berbagai konsentrasi pada Tabel 3

Tabel 3 Nilai γ_{\pm} beberapa senyawa suhu 25°C (dalam berbagai konsentrasi).

Senyawa	molal		
	0.001	0.005	0.01
HCl	0.965	0.928	0.904
NaCl	0.966	0.929	0.904
KCl	0.965	0.927	0.901
HNO ₃	0.965	0.927	0.902
NaOH	-	-	0.899
CaCl ₂	0.887	0.783	0.724
K ₂ SO ₄	0.89	0.78	0.71
H ₂ SO ₄	0.830	0.639	0.544
CdCl ₂	0.819	0.623	0.524
BaCl ₂	0.88	0.77	0.72
CuSO ₄	0.74	0.53	0.41
ZnSO ₄	0.734	0.477	0.387

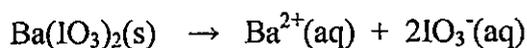
Data tabel menunjukkan bahwa semakin kecil konsentrasi maka semakin besar nilai γ_{\pm} karena gaya tarik antara ion makin lemah.

Percobaan dalam Modul ini

Seperti telah dinyatakan bahwa tujuan percobaan ini adalah sebagai berikut.

1. Mengukur kelarutan Ba(IO₃)₂ dalam air

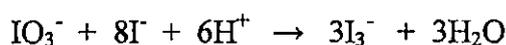
Senyawa Ba(IO₃)₂ adalah senyawa ion yang sukar larut maka hanya terionisasi sangat sedikit,



Kelarutan Ba(IO₃)₂ dapat ditentukan dengan cara sebagai berikut.

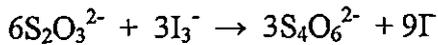
- 1a. Memasukan padatan Ba(IO₃)₂ berlebih kedalam sejumlah aquades sehingga ada yang tidak larut. Setelah itu dipanaskan dan dibiarkan minimal 2 jam. Kemudian disaring sehingga dihasilkan larutan Ba(IO₃)₂ tepat jenuh.
- 1b. Mengambil larutan Ba(IO₃)₂ tepat jenuh dalam volume yang tertentu.
- 1c. Menambah campuran larutan KI dan larutan HCl yang telah diberi beberapa tetes larutan kanji kedalam larutan Ba(IO₃)₂ tepat jenuh 1b.

Ion IO₃⁻ stabil dalam suasana asam dan basa tetapi dengan adanya I⁻ terjadi reaksi

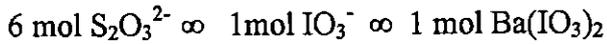


Larutan I₃⁻ akan diserap oleh partikel koloid kanji akan menghasilkan warna biru

1d. Mentitrasi campuran larutan jenuh $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ dengan larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ yang telah diketahui konsentrasinya dengan reaksi:



Titik akhir titrasi ditandai dengan hilangnya warna biru karena habisnya I_3^- sehingga diketahui volume larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ yang terpakai. Pada titik akhir



Dari mol $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ dapat ditentukan kelarutan $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$.

2. Mengukur kelarutan $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ dalam berbagai kekuatan ion

Bila kedalam larutan $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ ini ditambahkan senyawa elektrolit lain yang tidak mengandung ion senama, misalnya KCl, maka kelarutan $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ mengalami sedikit perubahan. Kuantitas perubahan itu bergantung pada konsentrasi KCl. Cara mengukur kelarutannya sama dengan yang di atas, hanya berbeda pada tahap 1a.

2a. Siapkan larutan KCl 0,1 M yang terukur dan kemudian ditambah padatan $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ kemudian dipanaskan dan disaring seperti pada 1a di atas sehingga dihasilkan larutan $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ tepat jenuh. Kemudian lanjutkan tahap 1b dan 1c seperti di atas sehingga didapat volume larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ yang terpakai.

2b. Kemudian lanjutkan hal yang untuk konsentrasi KCl dengan konsentrasi 0,05 M, 0,02 M, 0,01 M, 0,005 M, 0,002 sehingga didapat volume larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ yang terpakai masing-masing.

Isilah tabel ini

No. labu Erlenmeyer	Kons HCl (M)	Jumlah $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Kons IO_3^- (M)	S $\{\text{Ba}(\text{IO}_3)_2\}$ (M)
1				
dst				

3. Menghitung kelarutan Barium Iodat pada $I = 0$ dengan jalan ekstrapolasi

Telah dinyatakan pada persamaan (9) bahwa koefisien aktivitas suatu ion secara percobaan tidak dapat ditentukan, maka didefinisikan koefisien aktivitas rata-rata (γ_{\pm}). Karena $\alpha = \gamma c$, maka $\alpha_{\pm} = \gamma_{\pm} c_{\pm}$. Senyawa $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ adalah elektrolit 1-2 (uni-bivalen) sehingga didefinisikan sebagai berikut:

$$\alpha_{\pm} = (\alpha_+ \alpha_-^2)^{\frac{1}{3}}$$

$$\gamma_{\pm} = (\gamma_+ \gamma_-^2)^{\frac{1}{3}} \quad (11)$$

$$c_{\pm} = (c_+ c_-^2)^{\frac{1}{3}}$$

Perkalian konsentrasi ion-ionnya dalam keadaan jenuh disebut *hasilkali kelarutan* (K_a) = $[\text{Ba}^{2+}][\text{IO}_3^-]^2$. Bila konsentrasi (c) dinyatakan dalam mol/liter, maka berdasarkan definisi di atas akan diperoleh:

$$\alpha_{\pm} = \gamma_{\pm} c_{\pm} = K_a^{\frac{1}{3}} \quad (12)$$

Dalam hal ini, K_a harus dinyatakan dalam hasil kali aktivitas kelarutan sehingga

$$K_a = \alpha [\text{Ba}^{2+}] \alpha [\text{IO}_3^-]^2$$

Jika kelarutan $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ adalah S mol/liter, maka $c_+ = [\text{Ba}^{2+}] = S$ dan $c_- = [\text{IO}_3^-] = 2S$ mol/liter.

$$c_{\pm} = (c_+ c_-^2)^{\frac{1}{3}} = (S \cdot 2S^2)^{\frac{1}{3}}$$

$$c_{\pm} = 1,59 S \quad (13)$$

Dengan menggabungkan persamaan (12) dan (13) akan diperoleh:

$$S = \frac{K_a^{\frac{1}{3}}}{1,59 \times \gamma_{\pm}} \quad (14)$$

Hukum *Debye Hucke*: $\log \gamma_{\pm} = 0.5091 z_+ z_- \sqrt{I}$ sedangkan I bergantung pada konsentrasi (c). Jika I mendekati nol, maka γ_{\pm} mendekati 1, karena $\log x = 0$ berarti $x = 10^0 = 1$.

Karena $\alpha_{\pm} = \gamma_{\pm} c_{\pm}$ dan jika $\gamma_{\pm} = 1$ maka $\alpha_{\pm} = c_{\pm}$ yang berarti kelarutan (S) dan hasil kali kelarutan (K_a) dapat dinyatakan dalam konsentrasi (c) bukan dalam aktivitas (a). Jika kekuatan ion $I = 0$ dan $\gamma_{\pm} = 1$, maka (13) menjadi

$$S_0 = \frac{K_a^{\frac{1}{3}}}{1,59} \quad (15)$$

dengan S_0 adalah kelarutan pada $I = 0$ dan $\gamma_{\pm} = 1$. Kita tidak dapat membuat percobaan sehingga nilai $I = 0$, artinya tidak dapat mengukur nilai S_0 , tetapi dapat ditentukan dengan jalan ekstrapolasi, yaitu dengan cara sebagai berikut.

Gabungan (14) dan (15) menghasilkan

$$\gamma_{\pm} = \frac{S_0}{S} \quad (16)$$

Gabungan (10) dan (16) menghasilkan

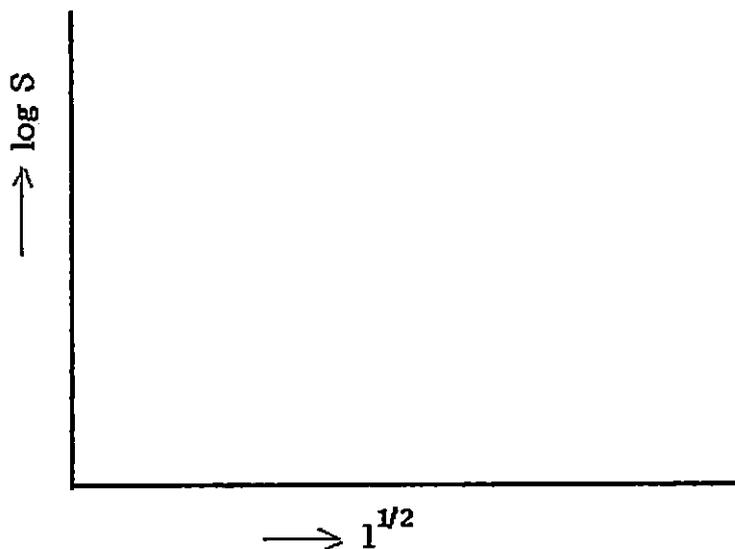
$$\log S = \log S_0 + 2(0,5091)\sqrt{I} \quad (17)$$

Kekuatan ion (I) campuran larutan $Ba(IO_3)_2$ berkonsentrasi c_1 dan KCl berkonsentrasi c_2 , maka menurut (10a)

$$I = \frac{1}{2} \sum_i c_i z_i^2 = \frac{1}{2} \{c_1 (Ba^{2+}) + 2c_1 (IO_3^-) + c_2 (K^+) + c_2 (Cl^-)\}$$

No. labu Erlenmeyer	S $Ba(IO_3)_2$ (M)	Log S	I	$I^{1/2}$
1				
2				
dst				

Pada kekuatan ion yang rendah, kurva $\log S$ sebagai fungsi \sqrt{I} maka persamaan (17) $\log S = \log S_0 + 2(0,5091)\sqrt{I}$ akan merupakan garis lurus sehingga kurva $\log s$ dengan \sqrt{I} akan didapat nilai S_0 . Juga dapat dihitung dengan regresi linier.



$S_0 = \dots\dots$

4. Menghitung γ_{\pm} Barium Iodat pada berbagai nilai I

Setelah nilai S_0 didapat dengan cara ekstrapolasi, maka koefisien aktivitas rata-rata (γ_{\pm})

dapat dihitung dengan rumus $\gamma_{\pm} = \frac{S_0}{S}$

No. Labu	S	S_0	$S_0/S = \gamma_{\pm}$	$\log \gamma_{\pm}$
1				
dst				

C. ALAT DAN BAHAN

1. Labu Erlenmeyer 250 ml 8 buah
2. Buret
3. Labu takar 250 ml
4. Labu takar 100 ml
5. Pipet 25 ml
6. KCl 0,1 M
7. Ba(IO₃)₂
8. K₂S₂O₃ 0,01 M
9. HCl 1 M
10. KI (0,5 gr/liter)
11. Larutan kanji 1 %

D. PROSEDUR PERCOBAAN

1. Ketujuh labu Erlenmeyer diberi nomor 1 sampa 7 dan diisi dengan 50 ml larutan seperti pada tabel di bawah ini:

No labu Erlenmeyer	1	2	3	4	5	6	7
Larutan KCl (M)	0,1	0,05	0,02	0,01	0,005	0,002	air

Larutan KCl harus dibuat dengan jalan menggunakan larutan stock 0,1 M KCl secara tepat (gunakan labu takar dan buret)

2. Tambahkan Barium Iodat secukupnya ke dalam setiap labu Erlenmeyer sampai larutan menjadi jenuh. Kemudian labu ditutup untuk mencegah penguapan
3. Panaskan semua labu Erlenmeyer pada penangas air bersuhu 50°C selama kurang lebih 1 menit, kemudian tempatkan labu tersebut dalam penangas air yang bersuhu 25°C selama 2 jam, atau bias juga diletakkan dalam ruangan bersuhu tetap. 2 jam merupakan waktu minimum, sebaiknya bila memungkinkan dibiarkan selama 1 hari
4. Saringlah larutan yang ada dalam Erlenmeyer ke dalam labu lain dengan menggunakan kertas saring kasar dan nomorilah kembali 1 sampai 7.
5. Pipet 25 ml larutan pada labu no 1 dan tempatkan ke dalam Erlenmeyer bersih. Tambahkan 1 ml larutan 0,5gr/ml KI dan 2 ml HCl 1 M
6. Titrasi larutan tersebut dengan 0,01 M Kalium Tiosulfat. Titrasi dilakukan sampai warna larutan berubah dari merah kecoklatan menjadi kuning dan akhirnya kuning muda. Pada tahap ini tambahkan beberapa tetes larutan kanji 1 % yang baru dibuat dan titrasi dilanjutkan sampai warna biru hitam menghilang. Ingatlah bahwa ketelitian dalam titrasi ini sangat penting karena perbedaan yang ada sangat kecil. Untuk menghindarkan terlewatnya titik akhir titrasi, maka sebaiknya ambillah terlebih dahulu 1 atau 2 ml larutan sebelum titrasi dilakukan. Tambahkan kembali larutan tersebut bila warna iod menghilang. Lakukan langkah 5 dan 6 untuk labu Erlenmeyer yang lainnya.

E. HASIL PERCOBAAN

No. labu Erlenmeyer	Kons KCl (M)	Jumlah $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Kons IO_3^- (M)	S $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ (M)	Log S
1	0,1				
2	0,05				
3	0,02				
4	0,01				
5	0,005				
6	0,002				
7	air				

Dibuat kurva S dengan \sqrt{I} atau regresi S dengan \sqrt{I} untuk mendapatkan S_0 .

Isi tabel dibawah ini Suhu penangas air = $^{\circ}\text{C}$

No. Labu	I	$I^{1/2}$	$S_0/S = \gamma_{\pm}$	$\log \gamma_{\pm}$
1				
2				
3				
4				
5				
6				
7				

Dari tabel menunjukan kita dapat menentukan nilai γ_{\pm} dan $\log \gamma_{\pm}$ dalam berbagai nilai I.

F. PERTANYAAN

1. Apa yang dimaksud aktivitas dan koefisien aktivitas.
2. Apakah perbedaan larutan ideal dengan larutan tak ideal. Jelaskan.
3. Apa yang dimaksud koefisien ion rata-rata.
4. Kemukakan pengertian kekuatan ion (I) dan jelaskan cara menghitungnya.
5. Terangkan tentang persamaan Debye Huckel dan kegunaannya.
6. Apa yang dimaksud dengan cara ekstrapolasi dalam menentukan S_0 .
7. Buat kurva $\log \gamma_{\pm}$ sebagai fungsi dari $I^{1/2}$ dan buat juga kurva yang sama untuk elektrolit uni-bivalen (1-2) sebagaimana yang disarankan oleh hukum pembatas Debye-Huckle
8. Dari kurva yang diperoleh, kesimpulan apa yang dapat ditarik sehubungan dengan hukum pembatas Debye-Huckle dan juga ketelitian metoda ini dalam menentukan aktivitas rata-rata.

DAFTAR PUSTAKA

- Amran, Ali dkk, 2004. *Penuntuk Kimia Fisika I*, Jurusan Kimia UNP.
- Atkin, P.W, 1986, *Physical Chemistry*, New York W.H. Freeman and Company
- Barrow, Gordon M, 1983, *Physical Chemistry*, Tokyo, McGraw Hill International Book Company
- Dykstra, Clifford EE, 1997, *Physical Chemistry*, New Jersey, Prentice Hall International
- Hadi, Dimsiki, 1993, *Termodinamika*, Jakarta; Dikti P dan K
- Katz, David A, 2003 . *Chemical Thermodynamics*, Department of Chemistry Pima Community College Tucson, AZ 85709, USA
- Levine, Ira N, 1983, *Physical Chemistry*, New York, Mc Graw Hill, Book Company
- Lando, Jerome, B dan Maron, Samuel H, 1982, *Fundamentals of Physical Chemistry*, New York,
Macmillan Publishing Co Inc.
- Mulder, W.H, 2004, *Chemical Therodynamics*, Department of Chemistry, University of the West Indies Mona.