

PENUNTUN PRAKTIKUM KIMIA FISIKA I



Disusun Oleh :

**Dr. LA ODE A. NUR RAMADHAN, S. Si., M. Si.
LA ODE AHMAD, S.Si., M.Si., Ph.D**

**JURUSAN KIMIA
FAKULTAS MATEMATIKA DAN ILMU PENGETAHUAN ALAM
UNIVERSITAS HALU OLEO
KENDARI
2019**

KATA PENGANTAR

Syukur alhamdulillah tim penyusun mengucapkan puji syukur kehadiran Allah Rabbul Alamin, yang telah memberikan Rahmat-Nya sehingga Penuntun Praktikum Kimia Fisika I ini akhirnya dapat juga diterbitkan.

Penuntun ini disusun secara sederhana dengan maksud agar dapat membantu mahasiswa tentang hal-hal yang berhubungan dengan praktikum Kimia Fisika I. Teori yang lebih mendalam mengenai hal-hal yang berhubungan dengan praktikum dapat dipelajari dari materi kuliah atau literatur Kimia Fisika yang lain.

Penyusun mengucapkan banyak terima kasih kepada semua pihak yang telah memberikan bantuan sehingga penuntun ini dapat diterbitkan. Segala saran demi penyempurnaan penuntun ini kami terima dengan senang hati. Akhirnya kepada mahasiswa kami ucapkan “Selamat praktikum dan semoga kesuksesan senantiasa menyertai anda”

Kendari, Agustus 2019

Penyusun

DAFTAR ISI

	Halaman
KATA PENGANTAR	i
DAFTAR ISI	ii
TATA TERTIB PRAKTIKUM KIMIA FISIKA I	iii
PERCOBAAN I KEADAAN GAS DAN CAIR	1
PERCOBAAN II TERMOKIMIA	5
PERCOBAAN III HUKUM RAOULT	8
PERCOBAAN IV DIAGRAM FASA CAIR-UAP SISTEM DUA KOMPONEN	14
PERCOBAAN V TETAPAN KALORIMETER	19
PERCOBAAN VI HUKUM HESS	23
PERCOBAAN VII PANAS PELARUTAN	28
PERCOBAAN VIII KEKUATAN IKATAN HIDROGEN	31
PERCOBAAN IX ENTALPI DAN ENTROPI PELEBURAN	36
PERCOBAAN X HASIL KALI KELARUTAN, K_{sp}	43

PERCOBAAN I
KEADAAN GAS DAN CAIR
(Penentuan Berat Molekul Berdasarkan Pengukuran Massa Jenis Gas)

Maksud dan Tujuan

1. Menentukan berat molekul senyawa volatil berdasarkan pengukuran massa jenis gas.
2. Melatih penggunaan persamaan gas ideal.

Landasan Teori

Percobaan ini merupakan alternatif lain dari metode penentuan massa jenis gas dengan alat Victor Meyer.

Dengan persamaan gas ideal :

$$pV = nRT$$

atau $pV = (m/BM).RT$

dapat diperoleh persamaan

$$p.(BM) = (m/V).RT$$
$$= dRt$$

dimana :

BM = berat molekul

p = tekanan gas dinyatakan dalam atmosfer

V = volume gas dinyatakan dalam liter

T = suhu absolut dinyatakan dalam derajat Kelvin

R = Konstanta gas = 0,08206 atm liter/mol K

m = massa gas dalam gram

d = massa jenis gas dalam gram perliter.

Bila suatu cairan volatil dengan t_d lebih rendah dari 100°C ditempatkan dalam erlenmeyer tertutup yang mempunyai lubang kecil pada bagian tutupnya, dan

kemudian erlenmeyer tersebut dipanaskan sampai 100°C , maka cairan tadi akan menguap dan uap tersebut akan mendorong keluar udara yang terdapat dalam erlenmeyer, setelah semua udara keluar, akhirnya uap cairan tersebut yang akan keluar, uap akan berhenti keluar bila keseimbangan telah tercapai yaitu tekanan uap cairan dalam erlenmeyer sama dengan tekanan udara luar. Pada kondisi keseimbangan ini, erlenmeyer hanya berisi uap cairan yang volumenya sama dengan volume erlenmeyer. Tekanannya sama dengan tekanan atmosfer dan suhu sama dengan suhu penangas air (kurang lebih 100°C). Erlenmeyer kemudian diambil dari penangas, didinginkan dan ditimbang untuk mengetahui massa gas di dalamnya, kemudian dengan persamaan di atas berat molekul senyawa dapat ditentukan.

Alat dan Bahan

Alat :

- | | |
|---------------------------|--------------------|
| 1. Labu erlenmeyer 150 ml | 5. Jarum |
| 2. Gelas piala 600 ml | 6. Neraca analitik |
| 3. Aluminium foil | 7. Desikator |
| 4. Karet gelang | 8. Termometer |

Bahan : Cairan volatil misal CHCl_3

Prosedur Kerja

1. Timbanglah sebuah gelas erlenmeyer berleher kecil yang bersih dan kering bersama dengan selembar aluminium foil dan sebuah karet gelang dengan cara analitik.
2. Masukkan 5 ml larutan volatil ke dalam erlenmeyer kemudian tutup dengan aluminium foil dan kencangkan tutup tersebut dengan karet gelang sehingga kedap udara. Dengan sebuah jarum, buatlah sebuah lubang kecil pada aluminium foil agar uap dapat keluar.

3. Rendam erlenmeyer dalam penangas air bersuhu 100°C sedemikian sehingga permukaan air 1 cm di bawah aluminium foil. Erlenmeyer dibiarkan dalam penangas sampai semua cairan menguap. Catat suhu air dalam penangas tersebut.
4. Setelah semua cairan volatil menguap, angkat erlenmeyer dari penangas, keringkan air yang melekat dengan lap dan dinginkan erlenmeyer dalam desikator, udara akan masuk kembali ke dalam erlenmeyer dan uap cairan volatil akan mengembun menjadi cairan.
5. Setelah dingin, timbanglah erlenmeyer yang masih dalam keadaan tertutup tadi dengan neraca analitik
6. Tentukan volume erlenmeyer dengan cara mengisi erlenmeyer dengan air sampai penuh dan mengukur massa air yang terdapat dalam erlenmeyer tersebut. Ukur suhu air dalam erlenmeyer. Massa jenis air pada suhu tersebut dapat diperoleh dari tabel. Volume air dapat dihitung dengan menggunakan rumus $d = m/V$.
7. Ukur tekanan atmosfer dengan barometer.

Hasil Pengamatan

Massa erlenmeyer, tutup, karet gelang dan cairan x	= gr
Massa erlenmeyer, tutup, karet gelang	= gr
Massa cairan x	= gr
Massa erlenmeyer dan air	= gr
Massa air	= gr
Suhu air dalam penangas	= $^{\circ}\text{C}$
Suhu air dalam erlenmeyer	= $^{\circ}\text{C}$
Massa jenis air pada suhu tersebut	= g/mL
Tekanan atmosfer	= mmHg

Perhitungan

1. Hitung volume erlenmeyer dengan menggunakan tabel massa jenis air (gr/mL) di bawah ini :

Suhu	0 °C	2 °C	4 °C	6 °C	8 °C
10 °C	0,9997	0,9995	0,9983	0,9990	0,9986
20 °C	0,9982	0,9978	0,9973	0,9968	0,9963
30 °C	0,9957	0,9951	0,9944	0,9937	0,9930

2. Dengan menggunakan massa cairan x dan volume erlenmeyer, hitung massa jenis gas (pada suhu penangas, tekanan atmosfer).
3. Nyatakan tekanan dalam satuan atmosfer dan suhu penangas dalam satuan Kelvin.

Dengan menggunakan persamaan gas ideal, hitung berat molekul dari cairan x.

PERCOBAAN II

TERMOKIMIA

Maksud dan Tujuan

1. Menentukan kalor penguapan zat cair yang mudah menguap.
2. Menentukan kalor penguapan karbon tetraklorida, CCl_4 .

Landasan Teori

Dalam suatu proses penguapan $L_{(\text{cair})} \rightarrow L_{(\text{uap})}$, terjadi pemutusan ikatan antara molekul-molekul dalam fasa uap dan energi yang diperlukan untuk itu disebut “kalor penguapan” atau entalpi penguapan, ΔH_v , yang bergantung pada suhu yang dapat dinyatakan sebagai :

$$k = A \exp \left\{ \frac{-\Delta H_v}{RT} \right\} \quad (1)$$

di mana A adalah suatu tetapan, R adalah tetapan gas ($8,314 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$) dan T adalah suhu (K). Persamaan ini dapat dirubah dalam bentuk :

$$\log k = -\frac{\Delta H_v}{2,3RT} + \log A \quad (2)$$

Kecepatan penguapan dapat dinyatakan sebagai volume zat cair yang menguap tiap satuan waktu jika volume ini tetap, maka “ k ” akan berbanding terbalik dengan waktu “ t ”, sehingga persamaan (2) dapat dirubah menjadi :

$$\log \frac{1}{t} = -\frac{\Delta H_v}{2,3RT} + \text{tetapan}$$

atau

$$\log t = \frac{\Delta H_v}{2,3RT} - \text{tetapan} \quad (3)$$

Dari persamaan ini, jika $\log t$ dialurkan terhadap $1/t$, maka akan diperoleh garis lurus dengan arah lereng (kemiringan) $\Delta H_v/(2,3 R)$.

Alat dan Bahan

Alat :	Gelas kimia 400 mL	1 buah
	Tutup krus porselen	1 buah
	Pipet tetes	1 buah
	Termometer	1 buah
	Stopwatch	1 buah

Bahan : Karbon tetraklorida, (CCl_4)

Prosedur Percobaan

1. Isi gelas kimia dengan air (air ledeng) hingga kira-kira setengah penuh dan apungkan tutup krus secara terbalik di atas permukaan air. Panaskan air hingga 60°C dan atur sedemikian rupa agar suhu dapat sekonstan mungkin (jangan sampai melebihi $\pm 1^\circ\text{C}$).
2. Dengan menggunakan pipet tetes letakkan satu tetes CCl_4 pada permukaan tutup krus dan amati waktu yang diperlukan untuk menguapkan cairan itu sampai tepat habis. Ulangi pengerjaan ini sampai tiga kali dan dalam perhitungan gunakan harga rata-rata dari waktu yang diukur.
3. Lakukan pengerjaan yang sama dengan suhu yang diatur pada 50°C , 40°C , dan 30°C .

Tabel Pengamatan

No.	Suhu, $T(^{\circ}\text{C})$	Waktu, t (detik)	Suhu, $T(\text{K})$	$1/T(\text{K}^{-1})$	Log t
01.					
02					
03.					
04.					
05.					

Perhitungan

1. Buat grafik $\log t$ terhadap $1/T$ dan tentukan arah lerengnya. Gunakan kertas grafik.
2. Hitung kalor penguapan karbon tetraklorida dalam kJ/mol.

Tugas Pendahuluan

1. Cara lain untuk menentukan kalor penguapan adalah melalui persamaan Clausius-Clapeyron :

$$\frac{d(\ln p)}{dT} = \frac{\Delta H_v}{RT^2} . \text{ Bagaimana menurut anda, jelaskan.}$$

2. Jika kalor pembentukan standar $\text{H}_2\text{O(g)}$ dan $\text{H}_2\text{O(l)}$ berturut-turut adalah -242 dan -285 kJ/mol pada suhu 298 K. Berapakah kalor penguapan air pada suhu tersebut. Jika pada pertanyaan nomor 2 di atas juga diketahui $C_p \text{H}_2\text{O (g)} = 34 \text{ J/(mol K)}$ dan $C_p \text{H}_2\text{O (l)} = 75 \text{ J/(mol K)}$, berapakah kalor penguapan air pada titik didih normalnya (bila C_p tidak bergantung pada suhu).

PERCOBAAN III

HUKUM RAOULT

Maksud dan Tujuan

1. Memperlihatkan pengaruh komposisi terhadap titik didih campuran.
2. Memperlihatkan pengaruh gaya antarmolekul terhadap tekanan uap campuran.

Landasan Teori

Jika dua macam cairan dicampur dan tekanan uap parsialnya masing-masing diukur, maka menurut hukum Raoult, untuk tekanan uap parsial A berlaku :

$$P_A = X_A P_A^0$$

sedangkan untuk tekanan uap parsial B berlaku :

$$P_B = X_B P_B^0$$

P_A^0 = tekanan uap A (yaitu cairan murni)

P_B^0 = tekanan uap B

$$X_A = \frac{\text{jumlah mol A}}{\text{jumlah mol (A + B)}}$$

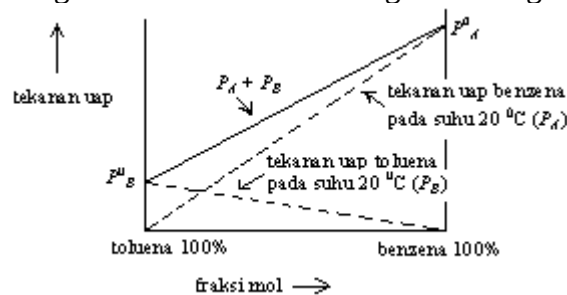
$$X_B = \frac{\text{jumlah mol B}}{\text{jumlah mol (A + B)}}$$

X_A dan X_B disebut fraksi mol.

Jumlah tekanan uap (P) menurut hukum Dalton adalah :

$$P = P_A + P_B$$

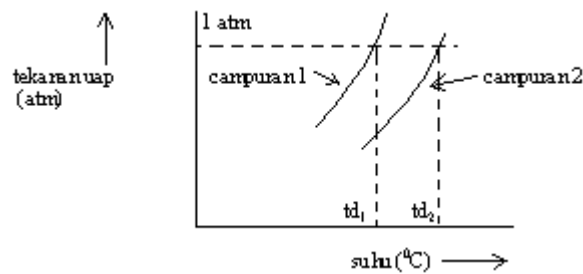
Hukum Raoult dapat digambarkan dalam bentuk grafik sebagai berikut :



Gambar 2.

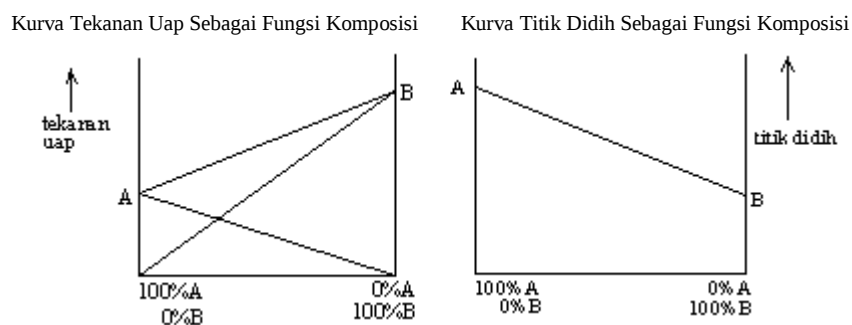
Campuran yang mengikuti hukum Raoult disebut larutan ideal. Contoh larutan ideal adalah benzene, toluene, propan-1-ol, atau propan-2-ol.

Sejauh ini yang telah dibicarakan adalah keadaan pada kondisi suhu tetap, tetapi dalam percobaan ini yang dijaga tetap adalah tekanannya, yaitu pada tekanan satu atmosfer. Dalam percobaan ini yang diukur adalah titik didihnya. Hubungan antara tekanan uap dan titik didih dapat dilihat pada grafik di bawah ini :



Gambar 3

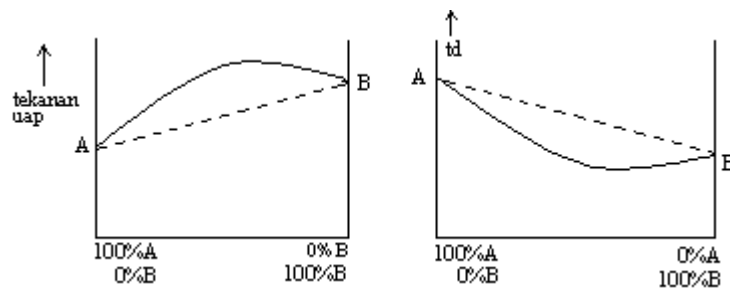
Terlihat dari grafik di atas, bahwa bila komposisi campuran diubah dari campuran 1 ke campuran 2, maka akan terjadi kenaikan titik didih. Untuk larutan ideal hubungan antara tekanan uap dan komposisi serta hubungan antara titik didih dan komposisi dapat dilihat pada grafik di bawah ini (yaitu hukum Raoult untuk campuran ideal).



Gambar 4.

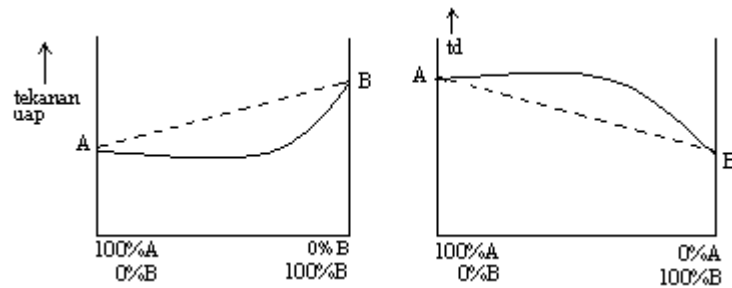
Karena kebanyakan campuran bukan larutan ideal, maka biasanya campuran tidak mengikuti hukum Raoult. Ada dua macam penyimpangan positif dan penyimpangan negatif.

1. Penyimpangan Positif



Gambar 5

2. Penyimpangan Negatif



Gambar 6.

Alat dan Bahan

- Alat *reflux*
- Termometer (0 – 100 °C)
- Pembakar gas (atau listrik)
- Pecahan porselen
- Standar besi
- Dua gelas ukur (10 ml)
- Corong
- Propan -1-ol/propan-2-ol atau kloroform/aseton

Prosedur Percobaan

1) Pasanglah alat *reflux*

Hal yang perlu diperhatikan :

- a. Termometer tercelup di tengah-tengah cairan, namun jangan sampai menyentuh dinding gelas *reflux*.
 - b. Setiap kali memasukkan kedua cairan, sumber panas/api harus dijauhkan dari alat mengingat cairan yang mudah terbakar.
- 2) Setelah api dijauhkan dari alat tuangkanlah 10 ml kloroform ke dalam labu reflux dengan corong melalui lubang pemasukan cairan. Panaskan sampai mendidih, dan catat suhunya.
- 3) Jauhkan api dari alat, baru tuangkan 2 ml aseton ke dalam labu. Panaskan perlahan-lahan sampai mendidih, dan setelah suhu tetap catat suhu didihnya.
- 4) Demikian seterusnya diulangi setiap kali dengan penambahan 2 ml aseton sampai jumlah aseton yang ditambahkan mencapai 10 ml, setiap kali sesudah penambahan, campuran dipanaskan serta dicatat titik didihnya.
- 5) Kemudian tuangkanlah campuran ini ke dalam wadah kosong yang tertutup rapat dan aman.
- 6) Keringkan labu *reflux* itu dengan jalan diangin-anginkan.
- 7) Setelah kering betul, tuangkanlah 10 ml aseton ke dalam labu *reflux*, panaskan dengan hati-hati dan catat suhu didihnya.
- 8) Jauhkan api, lalu tambahkan 2 ml kloroform, panaskan perlahan-lahan dan catat suhu didihnya. Demikian seterusnya sampai jumlah kloroform yang ditambahkan mencapai 10 ml. Setiap kali, dicatat suhu didihnya.

Perhatian

Berhati-hatilah bekerja dengan kloroform karena zat ini bersifat racun jika masuk ke dalam saluran pernapasan.

Hasil Percobaan

Campuran $\text{CHCl}_3:\text{CH}_3)_2\text{CO}$	Fraksi mol kloroform (atau Propan-2-ol)	Titik didih ($^{\circ}\text{C}$)
10: 0 ml	...	...
10: 2 ml	...	...
10: 4 ml	...	...
10: 6 ml	...	...
10: 8 ml	...	...
10: 10 ml	...	...
8: 10 ml	...	...
6: 10 ml	...	...
4: 10 ml	...	...
2: 10 ml	...	...
0: 10 ml	...	...

Perhitungan

1) Tabel yang diperlukan untuk menghitung fraksi mol :

Senyawa	Berat molekul	Massa jenis
(a) Kloroform	119.4	1.49 g cm^{-3}
Aseton	58.1	0.79 g cm^{-3}
(b) Propan-1-ol	60.1	0.80 g cm^{-3}
Propan-2-ol	60.1	0.78 g cm^{-3}

2) Buatlah grafik titik didih sebagai fungsi fraksi mol.

Pertanyaan

- (1) Bagaimanakah campuran dalam percobaan ini; ideal atau tidak? kalau tidak penyimpangan mana yang dapat dilihat ?
- (2) Kata “ideal” berarti apa ?
- (3) Tuliskanlah struktur propan-1-ol dan propan-2-ol ?

PERCOBAAN IV

DIAGRAM FASA CAIR-UAP SISTEM DUA KOMPONEN

Maksud dan Tujuan

1. Mempelajari kesetimbangan fasa cair-uap.
2. Menentukan komposisi dan temperatur azeotrop campuran aseton-kloroform.

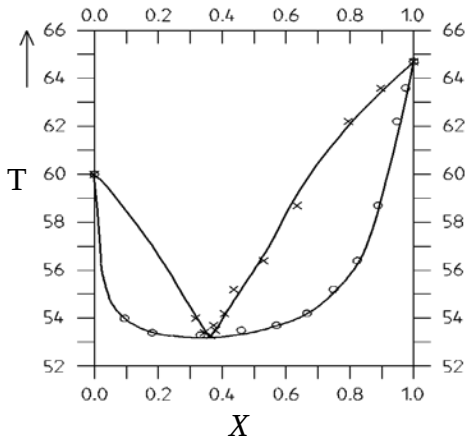
Landasan Teori

Diagram fasa cair-uap sistem dua komponen merupakan diagram yang menunjukkan titik didih dari campuran dua komponen sebagai fungsi dari kesetimbangan uap/cair dari campuran pada tekanan tetap. Diagram tersebut terdiri dari dua kurva, kurva titik didih dan kurva kondensasi. Kurva titik didih menunjukkan komposisi campuran yang mulai menguap pada temperatur tertentu, sedangkan kurva kondensasi menunjukkan komposisi uap yang berada dalam kesetimbangan dengan campuran cair pada temperatur yang sama.

Untuk campuran ideal, kurva titik didih dan kondensasi menurun bila jumlah komponen yang lebih volatil meningkat. Kedua kurva untuk komponen murni berimpit. Campuran tidak mempunyai titik didih yang konstan melainkan berada pada interval tertentu. Konversi dari campuran total ke fase uap dikatakan lengkap/selesai bila uap mempunyai komposisi yang sama dengan fase cairnya. Sebelum ini, uap selalu kaya dengan cairan yang lebih volatil.

Bila suatu campuran memiliki tekanan uap maksimum, maka ia mempunyai titik didih minimum (Gambar 6). Sebaliknya bila campuran memiliki tekanan uap minimum, maka ia mempunyai titik didih maksimum. Kurva titik didih dan kondensasi berimpit pada keadaan maksimum dan minimum tersebut. Ini berarti bahwa pada keadaan tersebut, fase uap dan cairan memiliki komposisi yang sama.

Campuran semacam itu, yang memiliki titik didih konstan dan komposisinya tidak berubah selama mendidih, disebut campuran azeotrop.



Gambar 6. Diagram fasa

Alat dan Bahan

Alat :

1. Alat destilasi 1 set
2. Gelas Erlenmeyer atau vial 20 buah
3. Aluminium foil
4. Karet gelang
5. Pipet volume
6. Propipet
7. Refraktometer
8. Thermostat

Bahan : Cairan aseton dan khloroform

Prosedur Kerja

1. Masukkan 180 mL aseton aseton ke dalam labu destilasi. Panaskan sampai mulai menguap (sekitar $56,3^{\circ}\text{C}$). Ambil cairan residu (1L) dan distilat (1V) masing-masing 2 mL. Catat temperatur pada saat konstan/mulai menguap.
2. Dinginkan labu destilasi, dan kembalikan destilat ke dalam labu destilasi. Tambahkan 20 ml khloroform. Lakukan destilasi sampai temperatur mendekati 58°C . Ambil cairan residu (2L) dan distilat (2V) masing-masing 2 ml.
3. Lanjutkan destilasi. Ambil cairan residu (3L) dan distilat (3V) pada 60°C .
4. Dinginkan labu destilasi dan tambahkan 35 ml khloroform dan 65 ml aseton. Lakukan destilasi dan ambil cairan residu (4L) dan distilat (4V) masing-masing 2 ml pada temperatur 62°C .
5. Dinginkan labu destilasi dan tambahkan 50 ml khloroform dan 50 ml aseton. Lakukan destilasi, simpan destilat untuk digunakan kemudian. Ambil cairan residu (5L) dan distilat (5V) masing-masing 2 ml pada temperatur $63,5^{\circ}\text{C}$
6. Lanjutkan destilasi sampai titik didih cukup konstan. Catat temperaturnya. Ambil cairan residu (6L) dan distilat (6V) masing-masing 2 ml. Gabungkan residu dengan distilat langkah (5) dan (6) dan simpan.
7. Cuci labu destilasi dengan sedikit khloroform. Masukkan 80 ml khloroform dan uapkan seperti pada langkah (1). Ambil cairan residu (7L) dan distilat (7V) masing-masing 2 ml
8. Dinginkan labu destilasi. Kembalikan distilat pada langkah (7) ke dalam labu destilasi dan tambahkan 20 ml campuran residu dan destilat pada langkah (6). Lanjutkan destilasi dan ambil cairan residu (8L) dan distilat (8V) masing-masing 2 ml pada $62,5^{\circ}\text{C}$.
9. Dinginkan labu destilasi dan kembalikan destilat pada langkah (8) lalu tambahkan 50 ml distilat dan residu langkah (5) dan (6). Lanjutkan destilasi dan ambil cairan residu (9L) dan distilat (9V) masing-masing 2 ml pada $63,5^{\circ}\text{C}$.

10. Lanjutkan destilasi sampai titik didih konstan dan catat temperaturnya. Ambil sampel 10L dan 10V masing-masing 2 ml.
11. Setiap kali mengambil sampel, indeks refraksi harus diukur dan dicatat.

Hasil Pengamatan

NO.	TEMPERATUR	INDEKS REFRAKSI
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		

Perhitungan

1. Dengan interpolasi menggunakan tabel di bawah ini, ubah indeks refraksi (n_D^{25}) ke fraksi mol:

n_D^{25}	M% CHCl_3	n_D^{25}	M% CHCl_3	n_D^{25}	M% CHCl_3	n_D^{25}	M% CHCl_3
1,3562	0,00	1,3780	23,50	1,4000	47,55	1,4220	72,85
1,3570	0,75	1,3790	24,60	1,4010	48,70	1,4230	74,10
1,3580	1,75	1,3800	25,65	1,4020	49,80	1,4240	75,30
1,3590	2,75	1,3810	26,70	1,4030	50,90	1,4250	76,50
1,3600	3,80	1,3820	27,80	1,4040	52,00	1,4260	77,70
1,3610	4,85	1,3830	28,85	1,4050	53,10	1,4270	78,95
1,3620	5,90	1,3840	29,95	1,4060	54,20	1,4280	80,20
1,3630	7,00	1,3850	31,00	1,4070	55,30	1,4290	81,40
1,3640	8,10	1,3860	32,05	1,4080	56,45	1,4300	82,65
1,3650	9,20	1,3870	33,15	1,4090	57,60	1,4310	83,90

1,3660	10,30	1,3880	34,25	1,4100	58,75	1,4320	85,15
1,3670	11,40	1,3890	35,30	1,4110	59,90	1,4330	86,40
1,3680	12,50	1,3900	36,40	1,4120	61,05	1,4340	87,70
1,3690	13,60	1,3910	37,50	1,4130	62,25	1,4350	89,00
1,3700	14,70	1,3920	38,60	1,4140	63,40	1,4360	90,35
1,3710	15,80	1,3930	39,75	1,4150	64,55	1,4370	91,65
1,3720	16,90	1,3940	40,85	1,4160	65,75	1,4380	93,00
1,3730	18,00	1,3950	42,00	1,4170	66,90	1,4390	94,35
1,3740	19,10	1,3960	43,10	1,4180	68,10	1,4400	95,75
1,3750	20,20	1,3970	44,25	1,4190	69,30	1,4410	97,20
1,3760	21,30	1,3980	45,35	1,4200	70,50	1,4420	98,55
1,3770	22,40	1,3990	46,45	1,4210	71,70	1,4431	100,00

2. Plot temperatur terhadap fraksi mol. Buat kurva melalui titik L dan V.
3. Tentukan komposisi dan temperatur azeotrop.

Pertanyaan

1. Apa yang dimaksud dengan azeotrop?
2. Mengapa bisa terjadi azeotrop?

PERCOBAAN V

TETAPAN KALORIMETER

Maksud dan Tujuan

1. Mengetahui sifat-sifat kalorimeter
2. Menentukan tetapan kalorimeter sebagai dasar percobaan-percobaan yang lain

Landasan Teori

Alat yang digunakan untuk mengukur perubahan panas disebut kalorimeter. Setiap kalorimeter mempunyai sifat khas dalam mengukur panas. Ini dapat terjadi karena kalorimeter sendiri (baik gelas, politena, atau logam) mengisap panas, sehingga tidak semua panas terukur.

Untuk itu kita perlu menentukan berapa banyak panas yang diserap oleh kalorimeter beserta termometer dan pengaduknya.

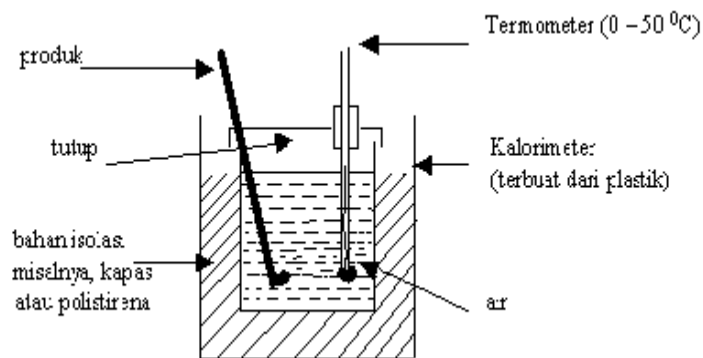
Dalam percobaan ini kita menguji kalorimeter untuk mendapatkan tetapan kalorimeter untuk suatu kalorimeter yang mengandung 100 ml air.

Alat dan Bahan

- Kalorimeter, pengaduk, bahan isolasi
- Termometer (0-50 °C, kesalahan ± 0.1 °C)
- Gelas ukur (50 ml, kesalahan ± 0.1 ml)
- Gelas piala
- Pembakar gas (atau sumber panas listrik)
- Aquades

Prosedur percobaan

(1) Pasang alat seperti terlihat pada gambar 5.1. di bawah ini.



Gambar 5.1 Kalorimeter

- (2) Ukur 50 ml air dengan gelas ukur. Masukkan air ke dalam kalorimeter; aduk dan catat suhu air dalam kalorimeter setiap 30 detik hingga menit keempat
- (3) Tepat pada menit keempat, masukkan air panas yang suhunya telah diketahui (minimum 35 °C, tetapi tidak lebih dari 45 °C) sebanyak 50 ml.
- (4) Catat suhu air dalam kalorimeter tiap 30 detik dengan tak lupa mengaduknya, sampai menit ke-8.
- (5).Buat kurva hubungan antara waktu dengan suhu untuk memperoleh suhu maksimum yang tepat.

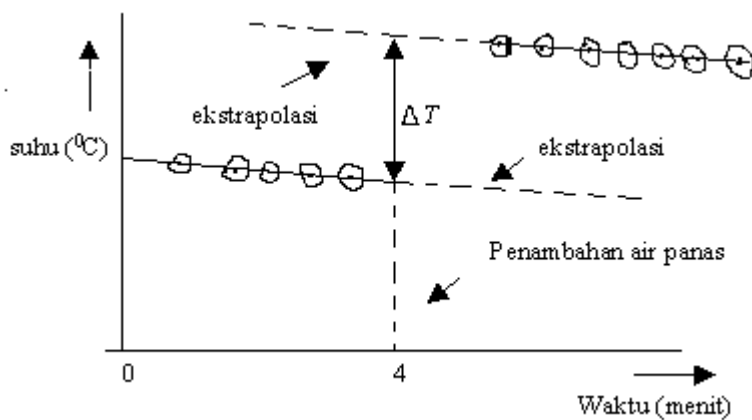
Hasil percobaan

Waktu (menit)	Suhu ($^{\circ}\text{C}$)	Waktu (menit)	Suhu ($^{\circ}\text{C}$)
0	...	4.5	...
0.5	...	5	...
1	...	5.5	...
1.5	...	6	...
2	...	6.5	...
2.5	...	7	...
3	...	7.5	...
3.5	...	8	...
4.0	penambahan air panas		

Suhu air panas awal = ... $^{\circ}\text{C}$

Perubahan suhu (ΔT) = ... $^{\circ}\text{C}$

Kapasitas panas air = $4.18 \text{ J g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$



Gambar 5.2

Perhitungan

- (1) Hitung energi panas yang diserap air dingin (J) ($\Delta T \times \text{kapasitas panas air} \times \text{berat air dingin}$)!
- (2) Hitung energi panas yang dilepaskan oleh air panas (J)!
- (3) Hitung berapa energi panas yang diserap oleh kalorimeter (J)!
- (4) Hitung berapa energi panas yang diserap kalorimeter untuk setiap kenaikan suhu $1^\circ\text{C} = x \text{ (J } ^\circ\text{C}^{-1})$!
- (5) Hitung berapa energi panas yang diserap air (100) untuk setiap kenaikan suhu $1^\circ\text{C} = y \text{ (J } ^\circ\text{C}^{-1})$!

Pertanyaan

- (1) Mengapa energi yang diterima air dingin tidak sama dengan yang dilepas air panas?
- (2) Bagaimana anda dapat menghitung kapasitas panas kalorimeter?

PERCOBAAN VI

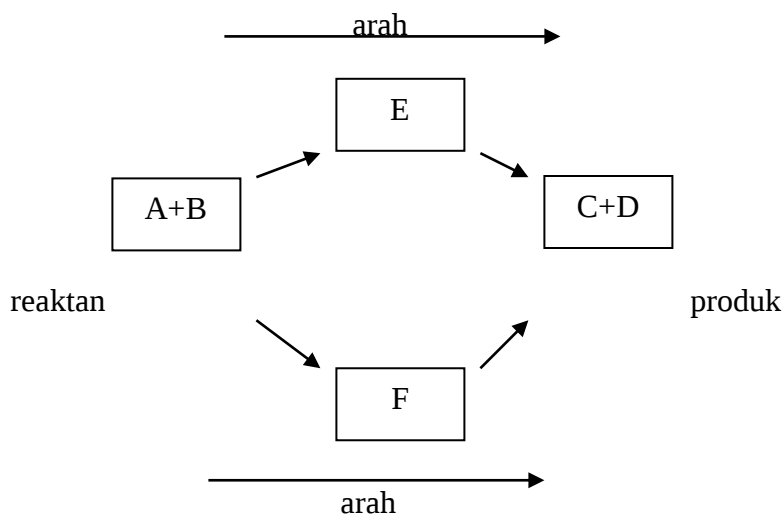
HUKUM HESS

Maksud dan Tujuan

1. Mempelajari Hukum Hess
2. Menentukan perubahan entalpi reaksi asam dan basa

Landasan Teori

Suatu reaksi kadang-kadang tidak hanya berlangsung melalui satu jalur, akan tetapi bisa juga melalui jalur lain dengan hasil akhir yang sama. Ini dapat dijelaskan dengan gambar berikut:

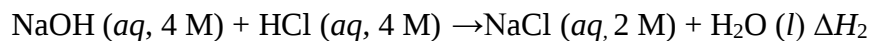


Gambar 6.1.

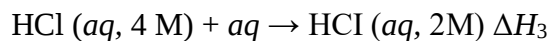
Tetapi mungkin juga arah yang ditempuh tidak hanya satu arah dan dua, melainkan terdapat juga 3 dan 4 arah, dan seterusnya. Pada percobaan ini akan dilihat apakah energi pada reaksi dengan arah 1 sama dengan energi pada reaksi dengan arah 2.

Jika natrium hidroksida direaksikan dengan asam klorida (4 M), maka reaksi yang terjadi adalah sebagai berikut:

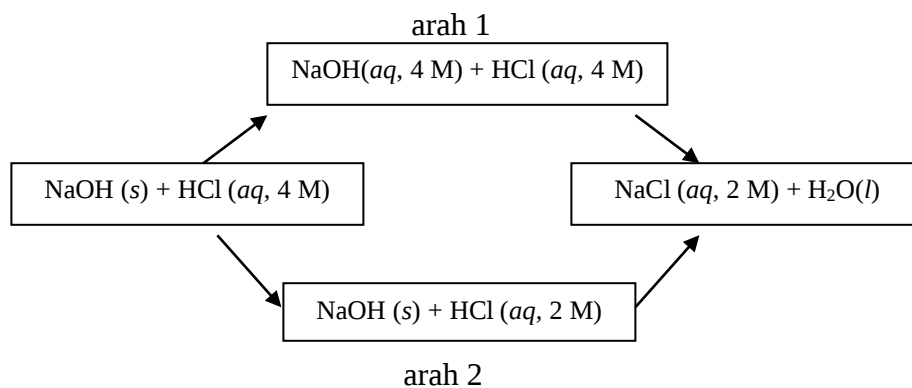
Arah 1



Arah 2



s = padat, l = cairan, aq = air ditambah sampai mencapai konsentrasi yang dimaksud atau dapat digambarkan seperti di bawah ini:



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

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

Alat dan Bahan

- Kalorimeter
- Termometer 0-100 (± 0.1 °C)
- Pengaduk
- Dua buah gelas ukur 25 ml (± 0.1 ml)
- Botol timbang dan tutup
- NaOH padat
- HCl (4 M)

Prosedur Percobaan

Untuk arah satu lakukan percobaan sebagai berikut:

- (1a) Siapkan terlebih dahulu alat-alat dan bahan-bahan yang akan digunakan
- (2a) timbang 4.00 gram NaOH padat dalam botol timbang yang dapat ditutup rapat.
Ini perlu dilakukan karena NaOH bersifat higroskopis (gunakan timbangan kasar).
- (3a) Ukur 25 ml air suling dengan gelas ukur, masukkan ke dalam kalorimeter. Catat suhu air sambil tak lupa mengaduknya
- (4a) Masukkan NaOH padat tadi ke dalam kalorimeter sedikit demi sedikit sambil diaduk-aduk sampai larut; catat suhunya (maksimum)
- (5a) Ukur 25 ml asam klorida (4 M), catat suhunya, baru kemudian masukkan ke dalam kalorimeter. Catatan: asam klorida ini harus ditambahkan segera sesudah NaOH dilarutkan. Jangan lupa mengaduknya pada saat pembacaan suhu dilakukan.

Untuk arah 2 lakukan sebagai berikut:

- (1b) Ukur 25 ml air suling dengan gelas ukur, masukkan ke dalam kalorimeter, dan catat suhunya.
- (2b) Siapkan 25 ml asam klorida 4 M, ukur suhunya lalu masukkan ke dalam kalorimeter; catat suhu maksimumnya.
- (3b) Segera masukkan 4 gram NaOH padat ke dalam kalorimeter sedikit demi sedikit dengan tak lupa mengaduknya sampai larut. Catat suhu maksimum campuran.

Hasil Percobaan

Keterangan	Suhu awal	Suhu akhir
<i>Arah 1</i>		
Air	... °C	
Ditambahkan 4 gram NaOH		... °C
Ditambahkan HCl (aq, 4 M)	... °C	... °C
<i>Arah 2</i>		
Air	... °C	
Ditambahkan 4 gram NaOH		... °C
Ditambahkan HCl (aq, 4 M)	... °C	... °C

Perhitungan

Arah 1

(1a) Hitung perubahan entalpi ΔH_1 dan ΔH_2 .

Ingat bahwa energi panas ΔH_1 , berasal dari energi yang ditimbulkan pada saat pelarutan NaOH berlangsung.

Tetapan kalorimeter = ... °C

Kapasitas panas air = $4.18 \text{ J g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$

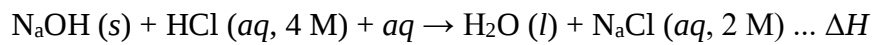
(2a) Hitung perubahan entalpi ΔH_1 dan ΔH_2 untuk satu mol pereaksi.

Arah 2

(1b) Hitung perubahan entalpi ΔH_3 dan ΔH_4

(2b) Hitung perubahan entalpi ΔH_3 dan ΔH_4 untuk satu mol pereaksi.

Hitung perubahan entalpi untuk reaksi berikut dari ke dua arah tersebut.



Bandingkan ΔH arah 1 dan 2.

Pertanyaan

Apakah hukum Hess? Tuliskan hukum Hess untuk percobaan ini!

PERCOBAAN VII

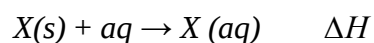
PANAS PELARUTAN

Maksud dan Tujuan

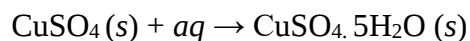
1. Menentukan panas pelarutan
2. Menggunakan hukum Hess untuk menentukan panas reaksi secara tidak langsung.

Landasan Teori

Panas pelarutan adalah panas yang dilepaskan atau diserap ketika satu mol senyawa dilarutkan dalam sejumlah pelarut. Secara teoritis, panas pelarutan suatu senyawa harus diukur pada proses pelarutan tak berhingga, tetapi dalam prakteknya, pelarut yang ditambahkan jumlahnya terbatas, yaitu sampai tidak lagi timbul perubahan panas ketika ditambahkan lebih banyak pelarut. Panas pelarutan suatu padatan dapat dituliskan sebagai berikut:



Dalam percobaan ini akan dicari panas pelarutan dua senyawa, yaitu $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dan CuSO_4 (anhidrat). Lalu dengan menggunakan hukum Hess, akan dihitung panas reaksi:



Biasanya, panas reaksi di atas, sangat sulit untuk ditentukan, tetapi dengan menggunakan hukum Hess, panas reaksi ini dapat dihitung secara tidak langsung.

Alat dan Bahan

- Kalorimeter
- Mortar dan Pestel
- Termometer 0-100 °C (skala 0.2 °C)

- Gelas ukur 100 ml
- Cawan porselen
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (kristal)
- *Stopwatch*
- Desikator

Prosedur Percobaan

- (1) Timbang secara kasar kira-kira 10 gram kristal $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
- (2) Tempatkan kristal $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ pada mortal dan pestel, lalu hancurkan sampai diperoleh serbuk halus (kristal akan berubah menjadi serbuk putih kebiruan).
- (3) Timbang secara teliti 5 gram $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ yang telah dihancurkan tadi pada neraca analitik (± 0.001 gram), catat hasilnya.
- (4) Siapkan kalorimeter berikut pengaduk dan termometer ($0-100^\circ\text{C}$), kemudian masukan ke dalam kalorimeter itu tepat 100 ml air (jika tetapan kalorimeter belum diketahui, tetapkan dahulu nilai ini dengan menggunakan percobaan 5.1).
- (5) Untuk mengetahui perubahan suhu kalorimeter dari waktu ke waktu, catatlah suhu setiap 30 detik. Gunakan *stopwatch* untuk mengukur waktu.
- (6) Setelah suhu air dalam kalorimeter tidak berubah lagi, tambahkan 5 gram $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ tadi dan aduk kuat-kuat. Catat waktu ketika $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ditambahkan, lalu lanjutkan pembacaan suhu setiap 30 detik sampai 5 menit dihitung dari waktu penambahan $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
- (7) Panaskan 5 gram serbuk $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ lain dalam cawan porselen. Aduk perlahan-lahan sampai air hidrat yang terdapat pada serbuk hidrat ini menguap seluruhnya (ditandai dengan perubahan warna dari biru menjadi putih). Simpan serbuk anhidrat tadi dalam desikator, tunggu sampai serbuk itu menjadi dingin. (serbuk disimpan dalam desikator untuk mencegah serbuk anhidrat tadi menyerap uap air dari udara).
- (8) Dengan menggunakan serbuk CuSO_4 anhidrat, ulangi langkah 3 sampai 6.

Hasil Percobaan

Waktu (menit)	Penambahan CuSO ₄ · 5 H ₂ O (°C)	Penambahan CuSO ₄ anhidrat (°C)
0	...	...
0,5	...	...
1,0	...	...
1,5	...	...
2,0	...	...
2,5	...	...
3,0	...	...
3,5	...	...
4,0	→ Penambahan	→ Penambahan
4,5	...	...
5,0	...	...

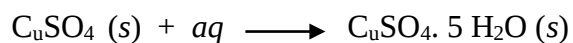
Tetapan kalorimeter = ... J °C⁻¹

Berat CuSO₄ · 5 H₂O = ... gram

Berat CuSO₄ anhidrat = ... gram

Perhitungan

- (1) Hitung perubahan panas per mol CuSO₄ · 5 H₂O yang dilarutkan. Nilai ini merupakan panas pelarut CuSO₄ · 5 H₂O.
- (2) Hitung perubahan panas per mol CuSO₄ anhidrat yang dilarutkan. Nilai ini merupakan panas pelarut CuSO₄ anhidrat.
- (3) Dengan menggunakan hukum Hess, hitung panas reaksi untuk reaksi:



PERCOBAAN VIII

KEKUATAN IKATAN HIDROGEN

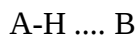
Maksud dan Tujuan

1. Memperlihatkan bahwa kekuatan ikatan hidrogen lebih kecil dibandingkan dengan ikatan kovalen (lihat tabel 8.1)
2. Memperlihatkan bahwa ikatan yang terjadi dari suatu reaksi dapat diukur kekuatannya.

Landasan Teori

Dalam percobaan ini akan ditentukan besarnya kekuatan ikatan hidrogen. Ikatan hidrogen merupakan ikatan yang banyak kita jumpai di alam; misalnya ikatan pada protein, DNA, dan air. Adanya ikatan hidrogen menimbulkan sifat-sifat khusus pada senyawa, misalnya α -helix pada protein dan *double helix* pada DNA.

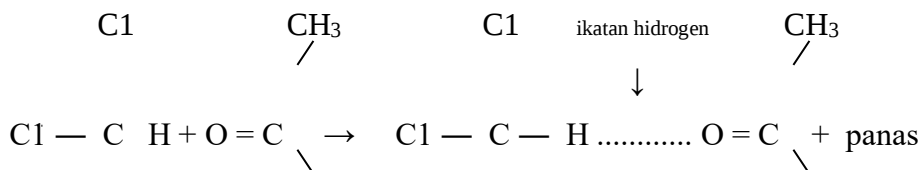
Ikatan hidrogen dibentuk pada waktu ikatan polar (misalnya, O-H atau N-H seperti pada tabel 8.1) mengadakan interaksi dengan atom elektronegatif (misalnya, oksigen, fluor atau klor). Interaksi itu dapat digambarkan sebagai berikut:



Ikatan hidrogen

di mana A-H adalah ikatan polar dan B adalah atom elektronegatif. Dalam percobaan ini akan diamati besarnya kekuatan ikatan hidrogen yang terjadi antara kloroform (triklorometana) dan aseton atau metil etil keton.

$\Delta H_{\text{ikatan hidrogen}}$ ditentukan dengan menggunakan kalorimeter. Reaksinya adalah sebagai berikut:



C1

CH₃

C1

CH₃

Adapun pembentukan panas menunjukan terjadinya ikatan antara kloroform dan aseton.

Tabel 8.1

Ikatan	Energi ikatan (kJ mol ⁻¹)
O ----- H	463
N ----- H	391

Alat dan Bahan

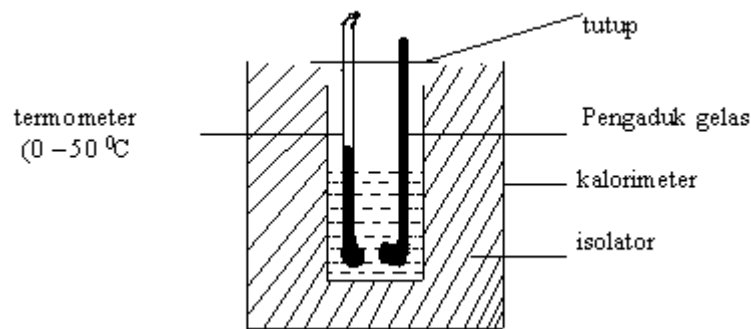
- Kalorimeter (volume 50 ml)
- Termometer 0-50 °C (skala 0,2 °C)
- Bahan isolasi
- Dua gelas ukur (25 ml)
- Kloroform, (CHCl₃), aseton ((CH₃)₂CO) atau metil etil keton, (C₂H₅(CH₃)CO)
- *Stopwatch*

Prosedur percobaan

(1) Siapkan alat-alat dan bahan-bahan yang akan dipakai yaitu:

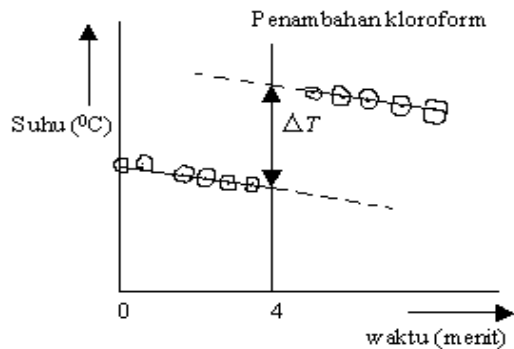
- Kloroform
- Aseton
- Gelas ukur 25 ml (dua buah)
- Kalorimeter dan Termometer 0-50 °C

(2). Pasanglah kalorimeter seperti pada gambar 8.1. dibawah ini.



Gambar 8.1. Kalorimeter untuk Menentukan Gaya Antarmolekul

- (3) Ukurlah 20 ml aseton dengan gelas ukur.
- (4) Masukkan aseton itu ke dalam kalorimeter
- (5) Kemudian ukurlah kloroform sebanyak 21,8 ml dengan gelas ukur lain (setepat mungkin).
- (6) Setelah 30 detik suhu aseton dalam kalorimeter diamati sampai pada menit ke-4 (setiap laki mengukur suhu, dilakukan pengadukan).
- (7) Ukur suhu kloroform, lalu pada menit ke-4, tuangkan 21,8 ml kloroform ke dalam kalorimeter.
- (8) Amati suhu maksimum campuran dengan mencatat suhunya setiap 30 detik hingga menit ke-8 jangan lupa mengaduk setiap kali mengamati suhu).
- (9) Agar lebih teliti buatlah kurva antara waktu dengan suhu sehingga diperoleh suhu maksimum yang tepat.



Gambar 8.2.

Hasil percobaan

	Kloroform	Aseton
Volume (ml)	21,8 ml	20 ml
Massa jenis	$1,49 \text{ g cm}^{-3}$	$0,79 \text{ g cm}^{-3}$
Massa (gram)	...g	... g
Kapasitas panas	$0,96 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$	$2,22 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$
Berat molekul	119,4	58,1

Kenaikan suhu (ΔT) = ... $^{\circ}\text{C}$

Suhu kloroform sebelum masuk kalorimeter

= ... $^{\circ}\text{C}$

Tetapan kalorimeter = ... $\text{J } ^{\circ}\text{C}^{-1}$

Carilah tetapan kalorimeter terlebih dahulu (jika tidak dicantumkan dapat ditetapkan sendiri seperti pada percobaan penentuan tetapan kalorimeter).

Perhitungan

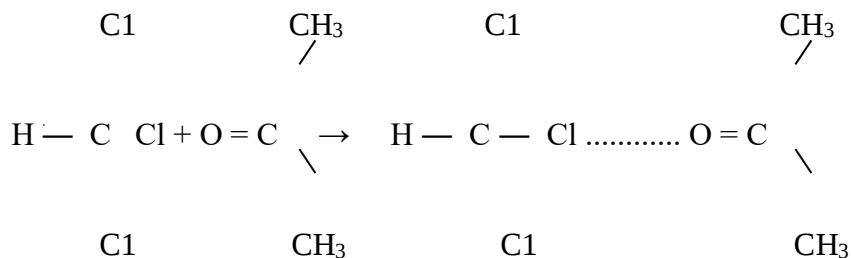
- (1) Hitung massa CHCl_3 dan aseton (massa jenis = massa/volume).
- (2) Hitung berapa joule panas yang diterima aseton dan CHCl_3 .
- (3) Hitung berapa joule panas yang diserap kalorimeter (tetapan x ΔT).
- (4) Hitung jumlah energi panas total (dalam satuan joule).

(5) Harus diingat bahwa yang hendak dihitung adalah kekuatan ikatan hidrogen per mol. Berapa mol digunakan pada percobaan ini ?

Hitung jumlah energi panas untuk satu mol (dalam satuan kJ, dimana $1 \text{ kJ} = 10^3 \text{ joule}$), yaitu $\Delta H_{ikatan \text{ hidrogen}}$, (biasanya kekuatan ikatan dituliskan sebagai harga positif).

Pertanyaan

- 1) Bandingkan besarnya kekuatan ikatan hidrogen dengan ikatan kovalen di dalam tabel 8.1. Berikan komentar anda!
- 2) Mengapa kita memakai 21,8 mL CHCl_3 dan 20 mL aseton bukannya 20,0 mL CHCl_3 lebih mudah mengukurnya ?
- 3) Andaikan reaksi yang terjadi adalah:



Buatlah saran dengan satu percobaan yang menunjukkan bahwa reaksi di atas salah!

PERCOBAAN IX

ENTALPI DAN ENTROPI PELEBURAN

Maksud dan Tujuan

1. Memperkenalkan perbedaan kurva pendingin cairan murni dan larutan.
2. Memperlihatkan peristiwa penurunan titik beku yang disebabkan penambahan zat terlarut.
3. Menghitung entropi dan entalpi pembekuan dengan menggunakan persamaan van't Hoff.

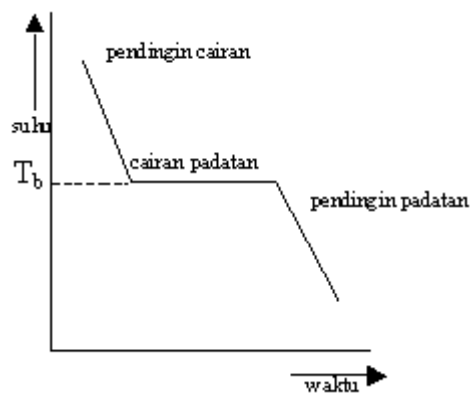
Landasan Teori

Pada titik beku, bentuk cair suatu larutan atau pelarut murni berada dalam keseimbangan dengan bentuk padatnya. Untuk naftalena, keseimbangan ini dapat ditulis sebagai berikut:

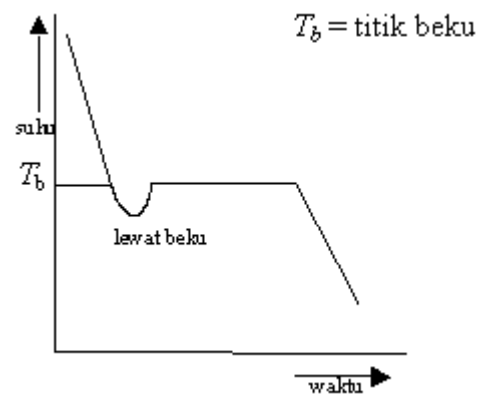


$X_{\text{C}_{10}\text{H}_8}$ adalah fraksi mol naftalena, bila naftalena itu berada dalam bentuk larutan. Bila naftalena berada dalam bentuk murni, maka $X = 1$.

Bila cairan didinginkan, maka suhunya akan turun sampai titik beku dicapai. Setelah titik beku dicapai, suhu tidak akan turun lagi sebelum semua cairan berubah menjadi padatan. Setelah seluruh cairan menjadi padatan, baru suhu akan turun lagi. Pada sekitar titik beku cairan murni, kadang-kadang terjadi peristiwa “lewat beku”. Pada peristiwa ini, cairan tersebut tidak membeku, walaupun suhunya sudah di bawah titik beku. Kondisi ini secara termodinamika tidak stabil. Peristiwa lewat beku timbul karena beberapa pelarut atau larutan sulit untuk membeku kristal. Kedua jenis kurva pendingin, yaitu kurva pendingin normal dan kurva pendingin “lewat dingin” dapat dilihat pada gambar 9.1 dan 9.2.

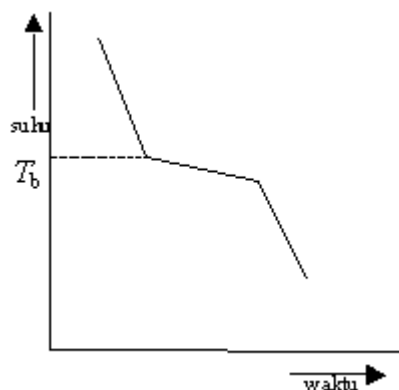


Gambar 9.1 Kurva Pendinginan Cairan Murni

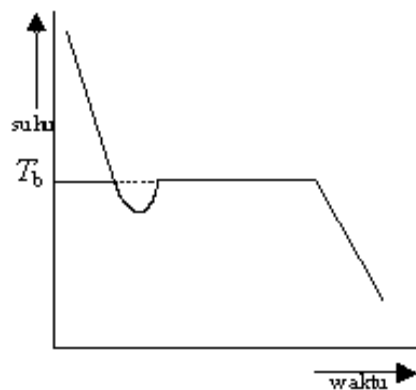


Gambar 9.2. Kurva Pendingin Lewat Beku pada Cairan Murni

Pada larutan, selain titik bekunya lebih rendah daripada pelarut murni, juga pada saat larutan membeku, suhunya tidak tetap tetapi menurun. Dengan demikian, bagian horizontal pada kurva pendinginan cairan murni, pada kurva pendinginan larutan tidak lagi horizontal. Hal ini disebabkan pada saat pelarut mulai membeku, sisa larutan akan semakin pekat dan dengan semakin pekatnya larutan, titik bekunya juga semakin rendah. Pengaruh zat terlarut pada kurva pendinginan dapat dilihat pada Gambar 9.3. dan 9.4.



Gambar 9.3. Kurva Pendinginan Larutan.



Gambar 9.4. Kurva Pendinginan Lewat Beku pada Laruan

Jika larutan (dalam percobaan ini larutan tersebut terdiri dari difenilamina sebagai zat terlarut dan naftalena sebagai pelarut) adalah ideal, maka konstanta keseimbangan untuk perubahan fasa tersebut dapat ditulis sebagai berikut:

$$K = X_{C_{10}H_8} \quad (2)$$

Persamaan van't Hoff yang menghubungkan konstanta keseimbangan dengan perubahan entalpi dan entropi adalah:

$$\ln = \frac{-\Delta H^0}{RT} + \frac{\Delta S^0}{R} \quad (3)$$

Bila persamaan (2) dimasukkan ke dalam persamaan (3), maka untuk peristiwa peleburan naftalena akan diperoleh:

$$\ln X_{C_{10}H_8} = \frac{\Delta H^0_{peleburan}}{RT} + \frac{\Delta S^0_{peleburan}}{R} \quad (4)$$

Jadi, plot $\ln X_{C_{10}H_8}$ sebagai fungsi $1/T$ akan terbentuk garis lurus dengan slope $-\Delta H^0_{peleburan}/R$ dan garis tersebut akan memotong sumbu Y (dalam hal ini sumbu $\ln X_{C_{10}H_8}$) pada $\Delta S^0_{peleburan}/R$. Jadi dengan demikian, baik $\Delta H^0_{peleburan}$ maupun $\Delta S^0_{peleburan}$ dapat dihitung.

Pendekatan secara termodinamika untuk proses ini dapat dilihat pada lampiran.

Alat dan Bahan

- Tabung dan reaksi
- Naftalena
- Termometer 0 – 100 °C (pembagian skala 0,2 °C).
- Labu Erlenmeyer (250 ml)
- Gelas piala (400 ml)
- Kertas atau kain wol
- Difenilamina
- *Stopwatch*
- Neraca analitik ($\pm 0,01$ gram).

Prosedur Percobaan

- (1) Buat selongsong dari kertas dengan jalan melilitkan kertas sekeliling tabung reaksi. Kemudian tabung reaksi yang masih diselimuti selongsong tadi ditempatkan di tengah-tengah gelas piala 400 ml, (bisa juga digunakan wadah lain) dan ruang kosong sekeliling tabung reaksi diisi dengan zat isolator seperti kain wol.
- (2) Kemudian tabung reaksi diangkat, sehingga selongsong beserta zat isolator tetap berada pada gelas piala. Lalu ke dalam tabung reaksi tadi dimasukkan naftalena yang beratnya telah diketahui dengan tepat. Banyaknya naftalena yang dimasukkan sedemikian rupa sehingga apabila berada dalam bentuk cair, banyaknya cukup untuk menutupi wadah tempat air raksa pada termometer (sekitar 6 gram, dan harus ditimbang dengan ketelitian sampai ($\pm 0,01$ gram)).
- (3) Sementara itu, panaskan air dalam labu Erlenmeyer hingga suhunya mencapai 90°C dan kemudian panaskan tabung reaksi yang berisi naftalena tadi dengan jalan merendam tabung reaksi pada air panas tadi. Suhu air panas lebih tinggi daripada titik beku naftalena sehingga naftalena akan mencair. Setelah semua naftalena mencair, periksa apakah jumlahnya cukup untuk menutupi wadah air raksa pada termometer yang dicelupkan ke dalamnya. Kemudian tempatkan

tabung reaksi kembali ke dalam gelas piala dengan bahan isolasi tadi dan mulai menghitung waktu dengan *stopwatch* serta mengukur suhu dengan termometer.

- (4) Aduk cairan naftalena secara hati-hati dengan menggunakan termometer, dan setiap 30 detik, suhu catat sampai $0,1^{\circ}\text{C}$ terdekat. Akan sangat membantu bila disini secara bersamaan dibuat kurva pendingin dari data yang diperoleh agar titik dapat segera diketahui. Pembacaan dilanjutkan sampai beberapa menit setelah titik beku dicapai.
- (5) Timbang secara tepat ($\pm 0,001$ gram) sekitar 1,5 gram difenilamina, tambahkan ke dalam tabung reaksi yang berisi naftalena tadi, panaskan kembali tabung reaksi pada air panas, sampai semua naftalena mencair, kemudian ulangi pencatatan suhu dan waktu seperti pada langkah 4.
- (6) Ulangi langkah 5 dengan menambahkan lagi difenilamina tetapi jaga agar banyaknya $X_{C_{10}H_8}$ tidak melebihi 0,55 (untuk menghindari pembentukan eutetik). Penambahan difenilamina diulang sebanyak kira-kira 4 kali, masing-masing berat sekitar 1,5 gram. Setiap kali sesudah penambahan, dilakukan pencatatan suhu dan waktu seperti pada langkah 4.

Hasil Percobaan

Berat tabung reaksi + naftalena	= ...gram
Berat tabung reaksi kosong	= ...gram
Berat naftalena	= ...gram
Berat penambahan difenilamina ke-1	= ... gram
Berat penambahan difenilamina ke-2	= ... gram
Berat penambahan difenilamina ke-3	= ... gram
Berat penambahan difenilamina ke-4	= ... gram

Waktu t (menit)	Naftalena murni T ($^{\circ}\text{C}$)	Penambahan difenilamina ke-1 ($^{\circ}\text{C}$)	Penambahan difenilamina ke-2 ($^{\circ}\text{C}$)	Penambahan difenilamina ke-3 ($^{\circ}\text{C}$)	Penambahan difenilamina Ke-4 ($^{\circ}\text{C}$)
0	...	...	...	...	...
0,5	...	...	...	...	...
1,0	...	...	...	...	...
1,5	...	...	...	...	...
1,5	...	...	...	...	...
2,0	...	...	...	...	...
2,5	...	...	...	...	...
3,0	...	...	...	...	...
.					
.					
.					
dst.					

Perhitungan

- (1) Dari kurva suhu – waktu yang dibuat, tentukan titik beku naftalena murni dan titik beku keempat larutan yang telah dibuat. Ubah titik beku tersebut ke dalam skala kelvin.
- (2) Isilah pada tabel di bawah ini

	Naftalena murni	Larutan 1	Larutan 2	Larutan 3	Larutan 4
1. Berat naftalena	...	...	...	...	...
2. Mol Naftalena	...	...	...	...	...
3. Berat difenilamina*	...	...	...	...	...
4. Mol difenilamina	...	...	...	...	...
5. Total mol	...	...	...	...	...
6. Fraksi mol $C_{10}H_8$	1	...	...	...	...
7. $\ln X_{C_{10}H_8}$	0	...	...	...	...
8. $T_b(K)$	...	...	...	...	...
9. $1/T_b(K^{-1})$	...	...	...	...	...

*Jangan lupa, ini merupakan berat difenilamina total yang telah ditambahkan.

(3) Buat kurva $\ln X_{C_{10}H_8}$ sebagai fungsi $1/T (K)^{-1}$ dan hitung $\Delta H^0_{\text{peleburan}}$ dan $\Delta S^0_{\text{peleburan}}$.

Pertanyaan

- (1) Apakah yang dimaksud dengan sifat koligatif dan larutan ideal?
- (2) Bila yang hendak ditentukan berat molekul naftalena dengan menggunakan metode titik beku, bagaimana percobaan ini harus dimodifikasi? Diketahui K_f , konstanta krioskopi untuk naftalena adalah $6,8 K (kg \text{ pelarut}) (mol \text{ zat terlarut})^{-1}$.
- (3) Apakah yang dimaksud dengan eutetik?

PERCOBAAN X

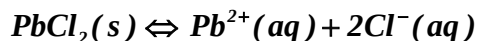
HASIL KALI KELARUTAN, K_{sp}

Maksud dan Tujuan

1. Memperlihatkan prinsip-prinsip hasil kali kelarutan.
2. Menghitung kelarutan elektrolit yang bersifat sedikit larut.
3. Menghitung panas pelarutan $PbCl_2$ dengan menggunakan sifat kebergantungan K_{sp} pada suhu.

Landasan Teori

Timbal klorida ($PbCl_2$) sedikit larut dalam air. Keseimbangan yang terjadi pada larutan



Konstanta keseimbangan termodinamika untuk persamaan reaksi di atas adalah

$$K_a = \frac{(a_{Pb^{2+}}) \cdot (a_{Cl^{-}})^2}{(a_{PbCl_2(s)})}$$

Karena aktivitas padatan murni = 1, maka persamaan di atas dapat disederhanakan menjadi :

$$K_{sp} = (a_{Pb^{2+}}) (a_{Cl^{-}})^2$$

Dalam larutan encer, aktivitas dapat dianggap sama dengan konsentrasi dalam satuan molar. Nilai K_{sp} di atas dikenal sebagai konstanta hasil kelarutan $PbCl_2$.

Alat dan Bahan

- Rak tabung reaksi
- Sepuluh tabung reaksi

- Labu Erlenmeyer 250 ml untuk digunakan sebagai penangas
- Dua buah buret 50 ml
- Pembakar gas, kaki tiga dan kasa
- Termometer 0-100°C
- 0,079 M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- 1,0 M KCl

Prosedur Percobaan

- 1) Tempatkan larutan $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ dan KCl pada dua buret yang berbeda.
- 2) Siapkan larutan seperti pada tabel di bawah ini dengan cara pertama-tama menambahkan 10 ml 0,075 M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ke dalam tiap tabung reaksi, baru menambahkan KCl sebanyak yang dicantumkan. Pada saat pencampuran dan setelah pencampuran tabung reaksi harus dikocok. Biarkan selama 5 menit dan amati apakah sudah terbentuk endapan atau belum. Isikan hasil pengamatan pada tabel di bawah ini.

Nomor Campuran	Volume 0,075 M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (ml)	Volume 1,0 M KCl (ml)	Pembentukan endapan (sudah/belum)
1	10	0,50	...
2	10	1,00	...
3	10	1,50	...
4	10	2,00	...

- 3) Berdasarkan hasil yang diperoleh, ulangi langkah di atas untuk menentukan banyaknya volume KCl 1,0 M yang dapat menyebabkan terbentuknya endapan sampai ketelitian 0,1 ml. Catat hasil pengamatan pada Tabel 10.1. Catat pula volume KCl 1,0 M yang dapat menyebabkan terjadinya pengendapan dan suhu larutan.

- 4) Pada tabung reaksi yang lain, siapkan larutan berikut :

Nomor campuran	Volume $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,075 M (ml)	Volume KCl 1,0 M (ml)
1	10	1,50
2	10	2,00
3	10	2,50
4	10	3,00
5	10	3,50

- 5) Tempatkan campuran 1 pada penangas labu Erlenmeyer seperti terlihat pada Gambar 10.1. Ketika penangas dipanaskan gunakan termometer untuk mengaduk larutan secara perlahan-lahan. (Kecepatan pemanas penangas kira-kira 10°C per menit). Catat suhu ketika endapan tepat larut. Lakukan hal yang sama untuk campuran-campuran lain, catat semua hasil yang diperoleh pada Tabel 10.2.

Perhitungan

1. Isilah Tabel 10.1 dibawah ini :

Tabel 10.1

Volume $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,075 M (ml)	Volume KCl 0,1 M (ml)	Pelarutan endapan (sudah/belum)	Suhu ($^\circ\text{C}$)
10,0	...	...	...
10,0	...	...	...
10,0	...	...	...
10,0	...	...	...
10,0	...	...	...
10,0	...	...	...

2. Dari campuran yang tepat menghasilkan endapan PbCl_2 , hitung konsentrasi Pb^{2+} , konsentrasi Cl^- dan hasil kali kelarutan PbCl_2 pada suhu yang tercatat (gunakan konsentrasi dalam molar sebagai pengganti aktivitas).
3. Isilah Tabel 10.2 di bawah ini.

Tabel 10.2

Nomor Campuran	Volume $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,075 M (ml)	Volume KCl 0,1 M (ml)	Suhu pelarutan endapan		$[\text{Pb}^{2+}]$	$[\text{Cl}^-]$	K_{sp}	Log K_{sp}	$1/T$ (K^{-1})
			$^{\circ}\text{C}$	$^{\circ}\text{K}$					
1	10	1,50	...	...	...	...	...	...	...
2	10	2,00	...	...	...	...	...	...	...
3	10	2,50	...	...	...	...	...	...	...
4	10	3,00	...	...	...	...	...	...	...
5	10	3,50	...	...	...	...	...	...	...

4. Buat kurva K_{sp} sebagai fungsi suhu ($^{\circ}\text{C}$). Buatlah kurva yang rapi melalui titik-titik tadi dan tentukan K_{sp} pada suhu 25°C . Besarnya kesalahan yang terdapat pada perkiraan nilai K_{sp} ini harus ditentukan.
5. Buatlah kurva kelarutan PbCl_2 dalam air (satunya : gram per liter) sebagai fungsi suhu $^{\circ}\text{C}$.
6. Gunakan persamaan yang menyatakan ketergantungan K_{sp} pada suhu untuk menentukan nilai $\Delta \bar{H}^0$, panas pelarutan PbCl_2 ($\text{PbCl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$) dengan menggunakan grafik.

$$\log K_{sp} = \frac{-\Delta \bar{H}^0}{2.303 R} \frac{1}{T} + \text{konstanta}$$

(Persamaan di atas merupakan salah satu bentuk persamaan van't Hoff.)

Pertanyaan :

- (1). Reaksi : $\text{PbCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$
bersifat endotermik atau eksotermik ?
- (2). Nilai K_{sp} PbCl_2 pada suhu 25°C menurut literatur adalah $1,6 \times 10^{-5}$. Apakah perbedaan nilai K_{sp} yang diperoleh pada percobaan ini dengan nilai K_{sp} literatur disebabkan kesalahan acak yang terdapat pada setiap percobaan (*random error*) ? Jika tidak, mengapa ?

Gambar 2.1

DAFTAR PUSTAKA

1. Atkins, P.W., (1990), **Kimia Fisika** , Jilid 1 (Terjemahan), Edisi Keempat, Jakarta
2. Bird, T., (1987), **Penuntun Praktikum Kimia Fisika untuk Universitas**, PT. Gramedia, Jakarta
3. Castelan, G.W., (1983), **Physical Chemistry**, Third Ed. The Benjamin Pub. Co. Inc. California
4. Shoemaker, D.P., Garland, C.W., and Steinfeld, J.T., (1974), **Experiments in Physical Chemistry**, Mc Graw – Hill Book. Co. Inc, 3rd Ed, New York

Lampiran

Hubungan antara Fraksi Mol dan Suhu

Potensial kimia (μ) adalah perubahan energi bebas sistem (pada suhu, tekanan, dan jumlah mol zat lain tetap), yang disebabkan oleh perubahan jumlah mol suatu komponen tertentu yang terdapat pada sistem. Jadi potensial merupakan ukuran kebergantungan energi bebas sistem pada perubahan komposisi sistem tersebut. Potensial kimia dapat ditulis sebagai berikut:

$$\mu_A = \left(\frac{\partial G}{\partial n_A} \right)_{T, P, n_B}$$

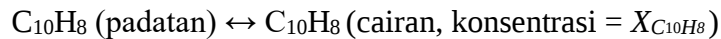
n_A = Jumlah mol komponen A

n_B = Jumlah mol komponen lain (jumlahnya harus tetap)

T = Suhu

P = Tekanan

Perhatikan kesetimbangan berikut:



Agar C_{10}H_8 murni padat berada dalam keseimbangan dengan larutan yang mengandung C_{10}H_8 , maka potensial kimia C_{10}H_8 dalam kedua fasa harus sama.

$$\mu_{\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{padatan})} = \mu_{\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{dalam larutan})} \quad (5)$$

Hubungan potensial kimia C_{10}H_8 dalam larutan ($\mu_{\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{dalam larutan})}$) dengan potensial kimia C_{10}H_8 dalam bentuk cairan murni adalah:

$$\mu_{\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{larutan})} = \mu_{\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{cairan murni})}^0 + RT \ln X_{\text{C}_{10}\text{H}_8} \quad (6)$$

$X_{\text{C}_{10}\text{H}_8}$ adalah fraksi mol C_{10}H_8 dalam larutan

Jadi dengan menggabungkan persamaan (5) dan (6) pada keseimbangan akan diperoleh:

$$\mu_{C_{10}H_8(\text{padatan})} = \mu_{C_{10}H_8(\text{cairan murni})}^0 + RT \ln X_{C_{10}H_8} \quad (7)$$

Pada titik beku larutan, tekanan udara adalah satu atmosfer, jadi:

$$\mu_{C_{10}H_8(\text{padatan})} = \mu_{C_{10}H_8(\text{padatan})}^0$$

$\mu_{C_{10}H_8(\text{padatan})}^0$ adalah potensial kimia naftalena murni pada tekanan satu atmosfer sehingga:

$$\mu_{C_{10}H_8(\text{padatan})}^0 = \mu_{C_{10}H_8(\text{cairan murni})}^0 + RT \ln X_{C_{10}H_8} \quad (8)$$

atau:

$$G_{C_{10}H_8(\text{padatan})}^0 - G_{C_{10}H_8(\text{cairan murni})}^0 - RT \ln X_{C_{10}H_8} \quad (9)$$

$G_{C_{10}H_8(\text{padatan})}^0, G_{C_{10}H_8(\text{cairan murni})}^0$ adalah energi bebas molar parsial.

Energi bebas molar parsial ini berhubungan dengan entalpi menurut persamaan:

$$\left[\frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{\Delta G^0}{T} \right) \right]_P = - \frac{\Delta H^0}{T^0} \quad (10)$$

persamaan (10), diturunkan dari persamaan Gibbs-Helmholtz

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \Delta S^0$$

Bila persamaan di atas disusun kembali akan diperoleh:

$$\frac{\Delta G^0}{T} = \frac{\Delta H^0}{T} - \Delta S^0$$

Apabila persamaan ini diturunkan terhadap T pada tekanan tetap, maka akan diperoleh persamaan (10).

Kembali pada persamaan (9), persamaan ini dapat ditulis sebagai berikut:

$$-G_{C_{10}H_8(\text{cairan murni})}^0 - G_{C_{10}H_8(\text{padatan})}^0 = RT \ln X_{C_{10}H_8}$$

$$\begin{aligned}
&\text{atau } -\Delta G^0_{\text{peleburan}} = RT \ln X_{C_{10}H_8} \\
&\text{atau } \frac{\Delta G^0_{\text{peleburan}}}{T} = -RT \ln X_{C_{10}H_8}
\end{aligned} \tag{11}$$

Bila persamaan (11) diturunkan terhadap T pada tekanan tetap akan diperoleh:

$$\left[\frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{\Delta G^0_{\text{peleburan}}}{T} \right) \right]_T = \frac{R d \ln X_{C_{10}H_8}}{dT} \tag{12}$$

Dengan menggabungkan persamaan (12) dan (10) akan diperoleh:

$$\begin{aligned}
&\frac{R d \ln X_{C_{10}H_8}}{dT} = \frac{\Delta H^0_{\text{peleburan}}}{T^0} \\
&\text{atau } \frac{d \ln X_{C_{10}H_8}}{dT} = \frac{\Delta H^0_{\text{peleburan}}}{T^0}
\end{aligned}$$

bila persamaan (13) diintegrasikan akan diperoleh:

$$\ln X_{C_{10}H_8} = -\frac{\Delta H^0_{\text{peleburan}}}{RT} + \text{konstanta} \tag{14}$$

Karena pada titik beku naftalena murni, baik padatan maupun cairan berada dalam keseimbangan, maka $\Delta G^0_{\text{peleburan}} = 0$. Jadi berdasarkan persamaan Gibbs-Helmholtz, $\Delta G^0_{\text{peleburan}} = T \Delta S^0_{\text{peleburan}}$.

Juga apabila naftalena berada dalam keadaan murni, maka $X_{C_{10}H_8} = 1$, jadi $\ln X_{C_{10}H_8} = 0$. Dengan demikian, konstanta pada persamaan (14) adalah sama dengan:

$$\frac{\Delta H^0_{\text{peleburan}}}{RT} = \frac{T \Delta S^0_{\text{peleburan}}}{RT} = \frac{\Delta S^0_{\text{peleburan}}}{R}$$

Jadi persamaan (14) dapat ditulis sebagai:

$$\ln X_{C_{10}H_8} = \frac{-\Delta H^0_{\text{peleburan}}}{RT} + \frac{\Delta S^0_{\text{peleburan}}}{R}$$

Yang merupakan persamaan Van't Hoff