

PRAKTIKUM KIMIA FISIKA 1

Leony Sanga Lamsari Purba, S.Pd., M.Pd



**PENDIDIKAN KIMIA
FAKULTAS KEGURUAN DAN ILMU PENDIDIKAN
UNIVERSITAS KRISTEN INDONESIA
2019**

KATA PENGANTAR

Puji syukur atas berkat Tuhan Yesus Kristus, dan motivasi keluarga dan semua teman penulis sehingga modul ini dapat penulis selesaikan.

Modul Praktikum Kimia Fisika ini terdiri atas 10 bagian Modul. Setiap bagian modul diuraikan landasan teori, tujuan percobaan, alat dan bahan yang digunakan, langkah percobaan, lembar hasil pengamatan dan pertanyaan.

Setiap bagian dalam modul mengacu pada kurikulum KKNI, *Strategi pembelajaran Student Centered Learning (SCL)* dan pendekatan saintifik. Tujuan dari penyusunan modul ini adalah sebagai pedoman mahasiswa dalam melaksanakan praktikum kimia fisika di laboratorium, agar lebih sistematis, efektif dan efisien.

Penulis berharap modul ini bermanfaat bagi pembaca, secara umum dan kepada mahasiswa Pendidikan Kimia FKIP-UKI secara khusus. Penulis menyadari modul ini masih jauh dari sempurna, dengan demikian penulis sangat masukan yang membangun untuk perbaikan modul ini kedepan.

Atas perhatian dan kerjasama seluruh pihak yang membantu dalam penyempurnaan modul ini, saya ucapkan terimakasih.

Jakarta, Maret 2019

Penulis

PETUNJUK PENGGUNAAN MODUL PRAKTIKUM

KIMIA FISIKA 1

Sebelum menggunakan modul ini, maka bacalah petunjuk berikut:

1. Modul ini tersusun atas 10 bagian materi praktikum kimia fisika 1 yang telah disesuaikan dengan kurikulum KKNi dan rancangan pembelajaran semester (RPS).
2. Setiap Kegiatan Pembelajaran (Sub Modul) tersusun atas landasan teori, tujuan percobaan, alat dan bahan yang digunakan, langkah percobaan, lembar hasil pengamatan dan pertanyaan.
3. Susun jurnal praktikum sesuai dengan modul ini, saat akan mengikuti praktikum.
4. Susun laporan praktikum sesuai dengan hasil pengamatan sesuai dengan format yang disajikan dalam modul ini.
5. Kerjakan pertanyaan dalam modul ini dalam laporan praktikum.
6. Apabila ada hal yang tidak dimengerti mengenai isi modul, boleh ditanya langsung kepada dosen pengampu.

DAFTAR ISI

KATA PENGANTAR	<i>i</i>
PETUNJUK PENGGUNAAN MODUL	<i>ii</i>
DAFTAR ISI	<i>iii</i>
MODUL PERCOBAAN 1. PENENTUAN BERAT MOLEKUL BERDASARKAN MASSA JENIS GAS	1
MODUL PERCOBAAN 2. PENENTUAN KALOR DAN TETAPAN KALORIMETRI	9
MODUL PERCOBAAN 3. HUKUM RAOULT	15
MODUL PERCOBAAN 4. KENAIKAN TITIK DIDIH.	20
MODUL PERCOBAAN 5. KINETIKA REAKSI	27
MODUL PERCOBAAN 6. SEL GALVANI	35
MODUL PERCOBAAN 7. SEL ELEKTROLISIS	43
MODUL PERCOBAAN 8. DAYA HANTAR LARUTAN	48
MODUL PERCOBAAN 9. KESETIMBANGAN DUA FASA	55
MODUL PERCOBAAN 10. KOLOID	64
DAFTAR PUSTAKA	66

MODUL PERCOBAAN 1

PENENTUAN BERAT MOLEKUL BERDASARKAN MASSA JENIS GAS

1. Landasan Teori

Gas merupakan zat tidak berbentuk, tidak terlihat, tidak berbau, pada konsentrasi rendah dengan perubahan suhu dan tekanan dapat berubah menjadi cair atau padat, mengisi ruangan pada suhu dan tekanan normal. Di alam semesta sangat berlimpah dan banyak jenis-jenis gas. Gas dibagi menjadi dua jenis, yaitu gas ideal dan gas nyata (gas non ideal). Sifat antara gas ideal dan nyata berbeda, tetapi banyak gas berperilaku kira-kira seolah-olah ideal pada suhu dan tekanan kerja biasa, dengan asumsi:

- ✓ Gas-gas terdiri dari molekul-molekul yang berada dalam gerakan acak konstan dalam garis lurus.
- ✓ Molekul berperilaku sebagai bidang yang kaku.
- ✓ Tekanan disebabkan oleh tabrakan antara molekul dan dinding wadah.
- ✓ Semua tabrakan, baik di antara molekul itu sendiri, dan antara molekul dan dinding wadah, sangat elastis. (Artinya: tidak ada kehilangan energi kinetik selama tabrakan.)
- ✓ Suhu gas sebanding dengan energi kinetik rata-rata molekul.
- ✓ Dan kemudian dua asumsi yang sangat penting, karena ini adalah dua cara paling penting di mana gas nyata berbeda dari gas ideal:
- ✓ Tidak ada (atau seluruhnya dapat diabaikan) gaya antarmolekul antara molekul gas.
- ✓ Volume yang ditempati oleh molekul itu sendiri sepenuhnya dapat diabaikan relatif terhadap volume wadah.

Persamaan gas ideal adalah:

$$pV = n R T$$

dimana:

p = Tekanan (atm)

V= Volume (L)

n = mol

R = Tetapan Gas (0,082 L atm mol⁻¹K⁻¹)

T = Suhu (K)

Persamaan gas ideal tersebut dapat dikonversi kedalam persamaan baru:

$$P V = \frac{\text{gram}}{M_r} R T$$

$$P M_r = \frac{\text{gram}}{V} R T$$

$$P M_r = \rho R T$$

$$P V = \frac{N}{N_a} R T$$

$$P V = N k T$$

dimana:

P = tekanan gas (Pa);

M_r = massa molekul relatif (kg/mol);

V = volume gas (m³);

N_a = bilangan Avogadro = 6,02 × 10²³ partikel/mol

m = massa 1 partikel gas (kg);

R = tetapan gas ideal (8,314 × 10³ J/kmol.K);

k = konstanta Boltzman (1,38 × 10⁻²³ J/K);

N = jumlah partikel gas;

n = jumlah mol (mol);

ρ = massa jenis gas (kg/m³); dan

T = suhu gas (K).

Pada ruang tertutup keadaan suatu gas ideal dipengaruhi oleh tekanan, suhu, volume dan jumlah molekul gas. Ternyata, ada beberapa hukum yang menjelaskan keterkaitan antara keempat besaran tersebut.

➤ Hukum Boyle (Robert Boyle)

“Jika suhu suatu gas dijaga konstan, maka tekanan gas akan berbanding terbalik dengan volumenya”. Secara matematis dirumuskan sebagai

$$P V = \text{konstan}$$

atau

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Kondisi : Suhu tetap (isotermal).

dimana:

P_1 = tekanan gas pada keadaan 1 (N/m^2)

V_1 = volume gas pada keadaan 1 (m^3)

P_2 = tekanan gas pada keadaan 2 (N/m^2)

V_2 = volume gas pada keadaan 2 (m^3)

➤ Hukum Charles (Jacques Charles)

“Jika tekanan suatu gas dijaga konstan, maka volume gas akan sebanding suhu mutlaknya”. Secara matematis, dirumuskan sebagai berikut:

$$\frac{V}{T} = \text{konstan}$$

atau

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

Kondisi: Tekanan tetap (isobar)

dimana:

T_1 = suhu gas pada keadaan 1 (K)

V_1 = volume gas pada keadaan 1 (m^3)

T_2 = suhu gas pada keadaan 2 (K)

V_2 = volume gas pada keadaan 2 (m^3)

➤ Hukum Gay-Lussac (Joseph Louis Gay-Lussac)

“Jika volume suatu gas dijaga konstan, tekanan gas akan sebanding dengan suhu mutlaknya”. Secara matematis, dirumuskan sebagai berikut:

$$\boxed{\frac{P}{T} = \text{konstan}} \quad \text{atau} \quad \boxed{\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}}$$

Kondisi: Volume tetap (isokhorik)

dimana:

P_1 = tekanan gas pada keadaan 1 (N/m^2)

T_1 = suhu gas pada keadaan 1 (K)

P_2 = tekanan gas pada keadaan 2 (N/m^2)

T_2 = suhu gas pada keadaan 2 (K)

➤ Hukum Boyle-Gay Lussac

“Hasil kali antara tekanan dan volume dibagi suhu pada sejumlah partikel mol gas adalah tetap”. Secara matematis, dirumuskan sebagai berikut:

$$\boxed{\frac{P V}{T} = \text{konstan}} \quad \text{atau} \quad \boxed{\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}}$$

Gas yang mengikuti hukum Boyle dan hukum Charles, yakni hukum gas ideal, disebut gas ideal. Namun, didapatkan, bahwa gas yang kita jumpai, yakni gas nyata, tidak secara ketat mengikuti hukum gas ideal. Semakin rendah tekanan gas pada temperatur tetap, semakin kecil deviasinya dari perilaku ideal. Semakin tinggi tekanan gas, atau dengan kata lain, semakin kecil jarak intermolekulnya, semakin besar deviasinya.

Persamaan Gas Nyata:

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

a dan b = tetapan van der Waals

Semakin kecil nilai a dan b menunjukkan bahwa perilaku gas semakin mendekati perilaku gas ideal.

Berikut ini adalah tabel nilai tetapan (a dan b) gas yang umum kita jumpai sehari-hari:

gas	a ($\text{atm dm}^6 \text{ mol}^{-2}$)	b ($\text{atm dm}^6 \text{ mol}^{-2}$)
He	0,0341	0,0237
Ne	0,2107	0,0171
H ₂	0,244	0,0266
NH ₃	4,17	0,0371
N ₂	1,39	0,0391
C ₂ H	4,47	0,0571
CO ₂	3,59	0,0427
H ₂ O	5,46	0,0305
CO	1,49	0,0399
Hg	8,09	0,0170
O ₂	1,36	0,0318

Massa gas dapat ditentukan melalui densitas dan volume gasnya, karena molekul-molekul gas dapat bergerak bebas di dalam wadah. Densitas merupakan suatu besaran kerapatan massa zat yang dinyatakan dalam berat atau massa zat tiap satuan volume zat tersebut. Densitas dirumuskan sebagai berikut:

$$\rho = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

$\Rightarrow \rho = \text{Densitas (massa jenis zat)}$

Untuk gas, densitasnya bisa bervariasi dalam rentang yang jauh karena partikelnya bebas bergerak mendekat saat dibatasi oleh tekanan atau volume. Variasi densitas ini disebut sebagai kompresibilitas. Seperti tekanan dan suhu, densitas adalah variabel keadaan gas dan perubahan densitas selama proses apapun diatur oleh hukum termodinamika. Untuk gas statis, densitasnya sama di seluruh wadah. Densitas berbanding *terbalik* dengan ukuran wadah di mana ada keterbatasan massa gas tetap. Dalam kasus massa tetap ini, densitasnya berkurang saat volume meningkat.

2. Tujuan Percobaan

Tujuan percobaan ini adalah dapat menentukan berat molekul suatu senyawa yang bersifat volatil berdasarkan pengukuran berat jenis gas.

3. Alat dan Bahan

a. Alat

Alat yang digunakan dalam percobaan ini:

Alat	Ukuran	Jumlah
Neraca analitik	Sedang	1 Buah
Erlenmeyer	100 ml	3 Buah
Aluminium foil	25 cm ²	1 Buah
Karet gelang	Sedang	3 Buah
Pipet Volume	25 mL	3 Buah
Termometer	100°C	3 Buah
Pemanas air	Sedang	1 Buah
Jarum	Sedang	1 Buah
Penjepit	Sedang	1 Buah
Beker glass	1000 mL	3 Buah

b. Bahan

Bahan yang digunakan dalam percobaan ini:

Bahan	Wujud	Ukuran/Konsentrasi	Jumlah
Etanol	Cair	1 M	5 mL
Kloroform	Cair	1 M	5 mL
Aseton	Cair	1 M	5 mL
Aquades	Cair	-	500 mL

4. Langkah Percobaan

Dalam percobaan ini, langkah-langkah yang dilakukan adalah:

1. Sediakan erlenmeyer 100 mL, lalu tutup erlenmeyer tersebut menggunakan aluminium foil (kencangkan dengan karet gelang). Kemudian timbang dengan menggunakan neraca analitis.
2. Masukkan kurang lebih 5 ml etanol ke dalam erlenmeyer, kemudian tutup dengan karet gelang (buat lubang kecil pada aluminium foil menggunakan sebuah jarum agar uap dapat keluar).
3. Rendam erlenmeyer dalam penangas air bersuhu 100°C.
4. Erlenmeyer dibiarkan dalam penangas air sampai semua menguap (catat suhu penangas air tersebut).
5. Angkat erlenmeyer setelah semua menguap dari penangas, dikeringkan, dibiarkan sampai dingin.
6. Timbang erlenmeyer yang telah dingin dengan menggunakan neraca analitik (jangan dilepaskan tutup aluminium foil dan karet sebelum labu erlenmeyer ditimbang).
7. Ukur volume erlenmeyer berisi air (sampai erlenmeyer penuh).
8. Ukur massa air yang terdapat dalam erlenmeyer tersebut.
9. Ukur suhu air yang terdapat dalam erlenmeyer.

Catatan:

Volume air bisa diketahui bila massa jenis air pada suhu air dalam erlenmeyer

diketahui dengan rumus: $\rho = m/V$

10. Ulangi langkah 1-9 dengan mengganti larutan ethanol menjadi kloroform
11. Ulangi langkah 1-9 dengan mengganti larutan ethanol menjadi aseton

5. Lembar Kerja

No	Bahan (Zat Volatil)	ρ_{air} (gr/L)	V_{zat} (L)	ρ_{zat} (gr/L)	Berat Molekul (gr/mol)	Efisiensi (%)
1	Etanol					
2	Kloroform					
3	Aseton					

$$\Rightarrow P V = n R T$$

$$\Rightarrow P B M_{\text{Aseton}} = \rho_{\text{Aseton}} R T$$

6. Pertanyaan

1. Berdasarkan hasil percobaan, gambar kurva hubungan antara massa dengan massa jenis zat!
2. Tentukan persentase kesalahan penentuan massa jenis zat melalui percobaan dan jelaskan kemungkinan penyebabnya!
3. Apa hubungan antara sifat volatil zat terhadap massa jenisnya? Jelaskan!
4. 100 mL udara memiliki massa 0,12 g, Tentukan massa jenis udara tersebut!
5. Massa jenis suatu zat diukur pada keadaan standar adalah sebesar $1,49 \text{ gr/cm}^3$, tentukan massa molekul relatif dan prediksi nama zat tersebut!

MODUL PERCOBAAN 2

PENENTUAN KALOR DAN TETAPAN KALORIMETRI

1. Landasan Teori

Termokimia adalah ilmu yang mempelajari hubungan antara energi panas dan energi kimia. Energi kimia didefinisikan sebagai energi yang dikandung setiap zat. Energi kimia yang terkandung dalam suatu zat sama halnya dengan energi potensial zat tersebut. Energi potensial kimia yang terkandung dalam suatu zat disebut panas dalam atau entalpi dan dinyatakan dengan simbol H. Selisih antara entalpi reaktan dan entalpi hasil pada suatu reaksi disebut perubahan entalpi reaksi. Perubahan entalpi reaksi diberi simbol ΔH . Termokimia merupakan penerapan hukum pertama termodinamika terhadap peristiwa kimia yang membahas tentang kalor yang menyertai reaksi kimia. Penerapan hukum termodinamika pertama dalam bidang kimia merupakan bahan kajian dari termokimia. "Energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, tetapi dapat diubah dari satu bentuk ke bentuk yang lain, atau energi alam semesta adalah konstan.". Perubahan kalor pada tekanan konstan:

$$dH = dE + P dV$$

$$W = P dV$$

dimana:

dE = energi dalam

P = Tekanan

W = Usaha atau kerja

dH = Entalpi

dV = Volume

Pada proses keadaan akhir identik dengan keadaan awal $U_1 = U_2$
 $\rightarrow U_2 - U_1 = 0$, karena U adalah fungsi keadaan dan dalam keadaan sama nilai U juga sama. Hukum pertama termodinamika dapat dirumuskan:

$$\Delta U = Q - W$$

dimana:

ΔU = perubahan tenaga dakhil sistem

Q = panas yang masuk/keluar dari sistem

W = Usaha yang dilakukan thp sistem

Kalori merupakan banyaknya panas yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu satu gram air satu skala (dalam satuan derajat Celcius atau Kelvin). Alat yang digunakan untuk mengukur kalor disebut kalorimeter. Satu set kalorimeter terdiri atas wadah, batang pengaduk dan termometer. Untuk mengurangi radiasi panas, wadah atau bejana di isolasi dengan perekat seperti pada termos. Kalorimetri digunakan untuk mengetahui kapasitas panas suatu zat (kalor yang dilepas maupun yang diterima). Kalor merupakan kuantitas energi yang dipindahkan dari satu benda kepada benda lain akibat adanya perbedaan suhu diantara kedua benda tersebut. Satuan Kalor (Q) dalam SI dinyatakan dalam satuan energi dalam Joule (J). Namun secara umum, kalor dinyatakan dalam satuan kalori (kal), dimana $1 \text{ kal} = 4,2 \text{ J}$.

Kapasitas kalor merupakan kuantitas energi kalor yang diperlukan untuk menaikkan suhu sejumlah zat tertentu sebesar 1 K atau 1°C . Jumlah kalor (Q) yang diperlukan dapat ditentukan melalui pemahaman persamaan:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

$$Q_{\text{kalorimeter}} = C \cdot \Delta T$$

Oleh karena tidak ada kalor yang terbuang ke lingkungan, maka kalor reaksi = kalor yang diserap / dibebaskan oleh larutan dan kalorimeter,

$$q_{\text{reaksi}} = - (q_{\text{larutan}} + q_{\text{kalorimeter}})$$

dimana:

Q = jumlah kalor (J)

m = Massa zat (gr)

ΔT = Perubahan suhu (1 K atau 1^oC)

c = kalor jenis (J/g.^oC) atau (J/g.K)

C = kapasitas kalor atau kapasitas kalor spesifik (J^oC) atau (J/K)

C adalah koefisien perbandingan antara energi yang diberikan sebagai kalor dari kenaikan temperatur yang disebabkan. Untuk mengukur C dialirkan arus listrik melalui pemanas dalam kalorimeter dan ditentukan kerja listrik yang dilakukan padanya.

2. Tujuan Percobaan

Tujuan percobaan ini adalah dapat menentukan panas pelarutan suatu zat dan nilai tetapan kalorimetri

3. Alat dan Bahan

a. Alat

Alat yang digunakan dalam percobaan ini:

Alat	Ukuran	Jumlah
Calorimeter	Sedang	1 Set
Gelas piala	100 mL	8 Buah
Gelas ukur	100 mL	25 cm ²
Cawan porselen	Sedang	1 Buah
Mortal dan Pestel	Sedang	1 Buah
Termometer	100 ^o C	1 Buah
Pengaduk	Sedang	1 Buah
Pembakar listrik	Sedang	1 Buah

b. Bahan

Bahan yang digunakan dalam percobaan ini:

Bahan	Wujud	Ukuran/Konsentrasi	Jumlah
Aquadest	Cair	-	300 mL
NaOH	Padat	Serbuk	4 gram
NaClO	Padat	Serbuk	4 gram
Aseton	Cair	1 M	25 mL
Alkohol	Cair	1 M	25 mL
Pemutih pakaian	Cair	-	75 mL

4. Langkah Percobaan

Dalam percobaan ini, langkah-langkah yang dilakukan adalah:

a. Penentuan nilai tetapan kalorimetri

1. Masukkan aquadest 100 mL kedalam kalorimeter, lalu aduk dan catat suhu air 30 detik sampai menit ke 5.
2. Tepat menit kelima, masukkan air panas yang suhunya telah diketahui (minimum 35°C dan tidak boleh lebih dari 45°C) sebanyak 100 mL.
3. Catat suhu air dalam kalorimeter (tiap 30 detik dengan mengaduk sampai menit kesepuluh).
4. Buat kurva antara suhu dan waktu untuk memperoleh suhu maksimum yang tepat

b. Panas Pelarutan

1. Masukkan 100 mL air kedalam kalorimeter sambil diaduk. Catat suhu setiap 30 detik.
2. Masukkan 4 gram NaOH/NaOCl kedalam kalorimeter sambil terus diaduk. Catat suhu dan waktu ketika serbuk dimasukkan.
3. Lanjutkan pembacaan temperature setiap 30 detik hingga menit kedelapan.

c. Panas Reaksi

1. Masukkan 25 mL aseton/alcohol ke dalam kalorimeter
2. Catat suhu masukkan 75 mL bayclin dan aduk. Catat suhu dan waktu ketika bayclin dimasukkan
3. Lanjutkan pembacaan suhu setiap 30 detik sampai menit ke-6!

5. Lembar Kerja

a. Penentuan nilai tetapan kalorimetri

No	Suhu Air (°C)	Waktu (detik)
1		
2		
3		

b. Panas Pelarutan

No	Suhu (°C)			Waktu (detik)
	Air	Air + NaOH	Air + NaOCl	
1				
2				
3				

c. Panas Reaksi

No	Suhu (°C)				Waktu (detik)
	Aseton	Alkohol	Aseton+Bayclin	Alkohol+Bayclin	
1					
2					
3					

6. Pertanyaan

1. Gambarkan grafik hubungan antara suhu dengan kalor yang dihasilkan pada percobaan!

2. Apakah terdapat kesesuaian antara teori dengan praktek bila dianalisis hubungan suhu dan kalor? Jelaskan!
3. Dalam suatu kalorimeter, 200 mL larutan NaOH 0,5M dengan 200 mL larutan HCl 0,5 M. Suhu awal NaOH sebesar 26°C dan suhu NaOH + HCl sebesar 32°C . Bila kalor jenis larutan dianggap sama dengan kalor jenis air yaitu $4,18 \text{ J g}^{-1}\text{C}^{-1}$ dan massa jenis larutan dianggap 1 g/mL . Tentukanlah perubahan entalpi dari reaksi!
4. Kedalam kalorimeter yang telah dikalibrasi dan terbuka direaksikan 50g alkohol dan 3g logam natrium. Jika suhu awal campuran 30°C dan setelah reaksi suhunya 75°C , tentukan ΔH_{reaksi} . Diketahui kalor jenis larutan $3,65 \text{ J g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$, kapasitas kalor kalorimeter $150 \text{ J }^{\circ}\text{C}^{-1}$, dan suhu kalorimeter naik sebesar 10°C .
5. Reaksi: $2\text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$
Tentukan entalpi penguraian 1,8 gram uap air! (Ar H=1, O=16)

MODUL PERCOBAAN 3

HUKUM RAOULT

1. Landasan Teori

Larutan merupakan campuran homogen antara zat terlarut dan zat pelarut, dimana jumlah zat terlarut cenderung lebih sedikit bila dibandingkan dengan jumlah zat pelarutnya. Dalam ilmu kimia, pelarut tidak selalu air. Ada pelarut lain seperti alkohol, kloroform, benzene dan lainnya. Pelarut atau cairan apapun dan larutan, dapat ditentukan tekanan uapnya, Tekanan uap jenuh pelarut murni lebih besar daripada tekanan uap jenuh larutannya (pelarut + terlarut), sehingga perubahan tekanan uap jenuh adalah:

$$\Delta P = P^{\circ} - P$$

Perubahan tekanan uap jenuh larutan terjadi akibat penambahan zat terlarut dapat, hal ini dapat dirumuskan sebagai berikut:

$$\Delta P = X_t \cdot P^{\circ}$$

Karena: $X_t + X_p = 1$ maka: $P = X_p \cdot P^{\circ}$

dimana:

ΔP = Perubahan Tekanan Uap

P° = Tekanan Uap Jenuh Pelarut Murni

P = Tekanan Uap Jenuh Larutan

X_t = Fraksi Mol Zat Terlarut

X_p = Fraksi Mol Zat Pelarut

Larutan dikelompokkan menjadi dua bagian bila ditinjau dari kekuatan relative dari gaya tarik-menarik antara molekul pelarut dan terlarutnya, yaitu larutan ideal dan larutan non ideal. Pembahasan ini fokus pada larutan ideal. Larutan ideal didefinisikan sebagai larutan

yang memiliki interaksi tarik menarik antara molekul-molekul sama dengan interaksi tarik-menarik molekul-molekul dari pelarut dan terlarutnya. Ciri-ciri larutan ideal adalah sebagai berikut:

- Memenuhi hukum Raoult.
- Homogenitas: Pada seluruh kisaran komposisi dari sistem selalu homogen. Fraksi mol nol sampai dengan satu ($0 < x < 1$).
- Entalpi pembentukan: ΔH campuran = 0, artinya tidak ada perubahan entalpi sebelum dan sesudah pencampuran.
- Volume campuran: ΔV campuran = 0, artinya tidak terjadi perubahan volume sebelum dan sesudah pencampuran.

Francois-Marie Raoult (1880) mempelajari tekanan uap larutan. Raoult merumuskan Hukum yang berbunyi: “Tekanan uap pelarut (P_A) pada permukaan larutan besarnya sama dengan hasil kali tekanan uap pelarut murni (P_A^0) dengan fraksi mol pelarut di dalam larutan (X_A)”. Secara matematika, hukum ini dapat ditulis sebagai :

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

Hukum Raoult digunakan untuk mempelajari sifat, karakteristik fisik suatu larutan. Sifat atau karakteristik tersebut misalnya memprediksi massa molar (M_r) atau jenis suatu zat dan juga menghitung jumlah molekul suatu zat. Seperti penjelasan sebelumnya, larutan yang memenuhi Hukum Raoult disebut larutan ideal. Sesuai dengan hukum Raoult, tekanan total campuran merupakan jumlah tekanan parsial masing-masing komponen dalam campuran tersebut.

Larutan merupakan sebuah campuran dari komponen terlarut dan pelarut. Campuran ideal adalah campuran yang menaati hukum Raoult. Hampir tidak ada campuran yang dikategorikan sebagai campuran larutan ideal, karena ideal pada larutan berarti interaksi antara semua

komponen adalah sama dan ini sukar untuk dipenuhi. Sebagai contoh, campuran antara benzena dan toluene memang membentuk larutan ideal. Hal ini disebabkan kedua molekul memiliki ukuran dan struktur elektron yang sama. Namun ada beberapa campuran yang hampir mendekati sifat campuran ideal, seperti campuran antara heksana dengan heptana, campuran benzena dan metilbenzena.

Pada campuran dengan zat terlarut yang bersifat mudah menguap (volatil), tekanan uapnya dapat diukur dengan menggunakan rumus sebagai berikut:

$$P_A = X_B \cdot P_B^{\circ}$$

Hukum Raoult dapat mengalami penyimpangan secara positif maupun negatif. Suatu campuran dinyatakan mengalami penyimpangan positif bila tekanan uap total yang sesungguhnya melebihi tekanan uap seperti yang diramalkan hukum Dalton dan biasanya menunjukkan adanya kerusakan ikatan intermolekul dalam sistem. Contoh penyimpangan positif adalah sistem yang terdiri dari etanol-sikloheksana. Penyimpangan negatif hukum Raoult biasanya disebabkan terbentuknya ikatan intermolekul antara komponen-komponen yang terdapat dalam sistem. Contoh penyimpangan negatif terdapat dalam sistem aseton- kloroform.

2. Tujuan Percobaan:

Tujuan percobaan ini adalah:

- a. Memperlihatkan pengaruh komposisi terhadap titik didih campuran.

- b. Memperlihatkan pengaruh gaya antar molekul terhadap terhadap tekanan uap campuran

3. Alat dan Bahan

a. Alat

Alat yang digunakan dalam percobaan ini:

Alat	Ukuran	Jumlah
Alat Refluk	250 mL	1 Set
Hot plate	Sedang	1 Set
Corong	Sedang	1 Buah
Termometer	100°C	1 Buah
Gelas ukur	10 mL	1 Buah
Batu didih	Sedang	1 Buah

b. Bahan

Bahan yang digunakan dalam percobaan ini:

Bahan	Wujud	Ukuran/Konsentrasi	Jumlah
Etil Asetat	Cair	1 M	20 mL
Toluene	Cair	1 M	20 mL

4. Langkah Percobaan

Dalam percobaan ini, langkah-langkah yang dilakukan adalah:

1. Siapkan Refluk, lalu pasang alat refluk dengan benar (labu leher dua 250 ml. pemanas dan kondensor dirangkai dan termometer dicelupkan ditengah larutan tanpa menyentuh labu dan setiap kali larutan ditambah, pemanas dimatikan).
2. Ambil 10 ml etil asetat, lalu masukkan ke dalam labu dan dipanaskan hingga mendidih. Catat titik didih!
3. Tambahkan Toluene sebanyak 2 ml hingga 10 ml dan dipanaskan. Catat titik didih nya!
4. Campuran larutan dipindahkan ke wadah kosong dan ditutup.

5. Ambil 10 ml toluene, lalu masukkan ke dalam labu dan dipanaskan hingga mendidih. Catat titik didih!
6. Ambil Etil asetat, lalu tambahkan sebanyak 2 ml hingga 10 ml dan dipanaskan. Catat titik didih!

5. Lembar Kerja

Larutan	Volume	Suhu (°C)
Etil Asetat		
Toluene		
Etil Asetat + Toluene		
Toluene		
Etil Asetat		
Toluene + Etil Asetat		

6. Pertanyaan

1. Gambarkan grafik hubungan antara suhu dengan volume yang dihasilkan pada percobaan!
2. Tentukan berapa persen efisiensi percobaan!
3. Urea sebanyak 12 g dilarutkan dalam 90 g air pada 40 °C, tekanan uap larutan adalah 53,17 mmHg. Jika tekanan uap air murni pada suhu tersebut 55,3 mmHg, berapakah M_r urea?
4. Tekanan uap cairan A dan B adalah 15 Torr dan 40 Torr pada 25°C. Tentukan tekanan uap larutan ideal, terdiri atas 1 mol A dan 5 mol B.
5. Gliserin adalah cairan tidak mudah menguap. Larutan 164 g gliserin dan 338 cm³ H₂O (kerapatan 0,992 g cm³) disimpan pada 39,8°C. Pada suhu ini, tekanan uap air murni adalah 54,74 torr. Hitung tekanan uap larutan ini.

MODUL PERCOBAAN 4 KENAIKAN TITIK DIDIH

1. Landasan Teori

Kenaikan titik didih merupakan salah satu sifat koligatif larutan. Titik didih suatu zat adalah suhu pada saat tekanan uap jenuh cairan sama dengan tekanan di atas permukaan zat cair. ***Titik didih suatu zat cair dipengaruhi oleh tekanan uap***, artinya semakin besar tekanan uap semakin besar pula titik didih zat cair tersebut. Pada tekanan dan temperatur standar (1 atm, 25 °C) titik didih air sebesar 100 °C. Artinya pelarut murni akan mendidih bila tekanan uap jenuh pada permukaan cairan sama dengan tekanan udara luar. Pada sistem terbuka, tekanan udara luar adalah 1 atm (tekanan udara pada permukaan larutan) dan suhu pada tekanan udara luar 1 atm disebut titik didih normal.

Titik didih suatu cairan adalah suhu pada saat tekanan uap jenuh cairan itu sama dengan tekanan luar (tekanan yang diberikan pada permukaan cairan). Dari definisi ini kita ketahui bahwa titik didih cairan bergantung pada tekanan uap pada permukaan cairan. Itulah sebabnya, titik didih air di gunung berbeda dengan di pantai. Pada saat tekanan uap zat cair sama dengan tekanan udara luar maka gelembung-gelembung uap dalam cairan bergerak ke permukaan dan masuk fase gas. Selisih antara titik didih larutan dengan titik didih pelarut disebut kenaikan titik didih (ΔT_b), yang dirumuskan sebagai berikut:

$$\Delta T_b = T_b - T_b^\circ$$

Untuk Larutan Non Elektrolit:

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

Untuk Larutan Elektrolit:

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

$$i = 1 + (n-1) \alpha$$

dimana:

ΔT_b = Kenaikan titik didih

T_b = Titik didih larutan

T_b° = Titik didih pelarut murni

m = Molalitas larutan

K_b = tetapan kenaikan titik didih molal pelarut (dipengaruhi oleh suhu)

i = Faktor Van't Hoff

n = Total koefisien ion

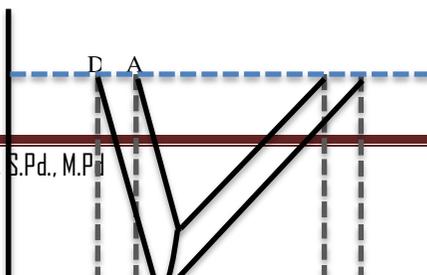
α = Derajat ionisasi

Nilai K_b bergantung pada jenis pelarut yang digunakan, artinya berbeda pelarut berbeda pula nilai K_b nya.

Tabel 4.1. Harga K_b beberapa pelarut:

Besarnya tetapan kenaikan titik didih molal (K_b)	Titik didih ($^{\circ}\text{C}$)	K_b ($^{\circ}\text{C} / m$)
Air	100,0	0,512
Asam asetat	117,9	3,07
Benzena	80,1	2,53
Kamfor	207,42	5,61
Nitrobenzena	210,8	5,24
Fenol	181,75	3,56

Kenaikan titik didih larutan dipengaruhi oleh jumlah zat terlarutnya. Semakin banyak jumlah partikel terlarut, maka semakin besar titik didih larutan tersebut demikian halnya dengan kenaikan titik didihnya. Berdasarkan gambar 4.1 dibawah ini terlihat titik didih pelarut pada titik C dan titik didih larutan pada titik F. Kenaikan titik didih pada gambar dibawah ini adalah F-C.



Gambar 4.1. Diagram P dan T

Apabila terdapat dua jenis zat terlarut (misal zat terlarut elektrolit “A” dan zat non elektrolit “B” dengan pelarut yang sama, maka kedua larutan yang terbentuk akan memiliki titik didih larutan dan kenaikan titik didih yang berbeda. Semakin besar nilai faktor van’t hof larutan (artinya semakin elektrolit), maka semakin besar titik didih larutannya demikian juga kenaikan titik didih larutannya.

2. Tujuan Percobaan

Tujuan percobaan ini adalah:

- a. Menentukan kenaikan titik didih molal dari pelarut kalau pelarut tersebut melarutkan suatu zat.
- b. Menentukan berat molekul suatu zat yang belum diketahui nilainya antar

3. Alat dan Bahan

a. Alat

Alat yang digunakan dalam percobaan ini:

Alat	Ukuran	Jumlah
Rheostat	2 A	1 Set
Erlenmeyer bertutup	100 mL	1 Set
Kondensor	-	1 Buah
Batu didih	Sedang	1 Buah
Termometer	100°C	1 Buah

b. Bahan

Bahan yang digunakan dalam percobaan ini:

Bahan	Wujud	Ukuran/Konsentrasi	Jumlah
CCl ₄	Cair	1 M	50 mL
Naftalen	Padat	Serbuk	4 gram

4. Langkah Percobaan

Dalam percobaan ini, langkah-langkah yang dilakukan adalah:

1. Sediakan alat dan bahan yang akan digunakan dalam percobaan.
2. Ambil CCl₄ sebanyak 50 mL, lalu masukkan ke dalam labu erlenmeyer bertutup kemudian timbang labu tersebut.
3. CCl₄ tersebut dituang ke dalam alat penentuan titik didih, timbang kembali labu erlenmeyer tersebut.
4. Tutup labu dan atur rheostat $\pm 1,5$ A (pelarut akan stabil mendidih setelah 30 menit).
5. Timbang 8 buah naftalen dengan berat masing-masing lebih kurang 0,5 gram (bila suhu titik didih sudah hampir tercapai, baca suhu pada thermometer setiap 2 menit).
6. Jika suhu sudah tetap pada dua kali pembacaan suhu, suhu dicatat.

7. Lepaskan hubungan alat kondensor secara tepat lalu masukkan satu pellet naftalen ke dalam alat dan tutup kembali kondensor. Teruskan pembacaan suhu, catat suhu setelah dua kali pembacaan tetap.
8. Ulangi langkah 7 sampai ke delapan pellet naftalen.
9. Buat grafik titik didih sebagai fungsi naftalen yang ditambahkan

Note: Bila yang dicari adalah BM zat X, ulangi langkah 1 sampai 9 dengan pelarut murni dan zat yang tidak diketahui berat molekulnya.

5. Lembar Kerja

Larutan	Massa/Volume	Suhu (°C)
CCl ₄		
Naftalen 1		
Naftalen 2		
Naftalen 3		
Naftalen 4		
Naftalen 5		
Naftalen 6		
Naftalen 7		
Naftalen 8		
CCl ₄ + Naftalen 1		
CCl ₄ + Naftalen 2		
CCl ₄ + Naftalen 3		
CCl ₄ + Naftalen 4		
CCl ₄ + Naftalen 5		
CCl ₄ + Naftalen 6		
CCl ₄ + Naftalen 7		

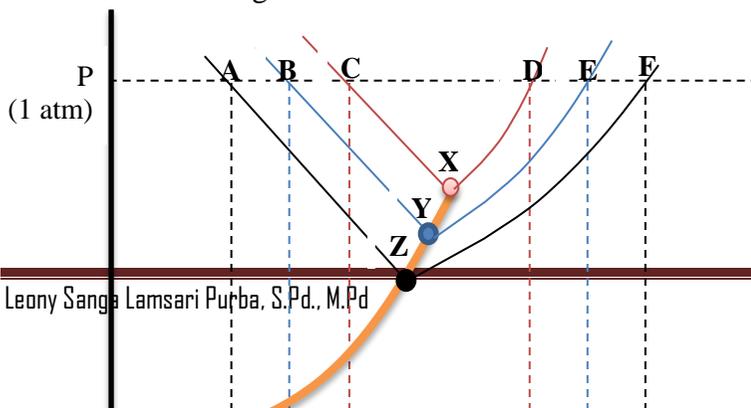
CCl₄+ Naftalen 8

6. Pertanyaan

1. Gambarkan grafik hubungan antara suhu dengan massa naftalen yang digunakan pada percobaan!
2. Tentukan berapa persen efisiensi percobaan!
3. 18 gram basa lemah L(OH)₂ terurai sebanyak 25% bila dilarutkan kedalam air. Titik didih larutan tersebut adalah 100,13 °C. Berapakah Mr L dalam tiap liter basa tersebut, jika diketahui Kb air = 0,52 °C/m? (Ar H =1, Ar O = 16)
4. Data berbagai larutan diketahui sebagai berikut:
 - 1) Larutan NaOH 20 % Mr = 40
 - 2) Larutan C₆H₁₂O₆ 20 % Mr = 180
 - 3) Larutan NaCl 20 % Mr = 58,5
 - 4) Larutan CO(NH₂)₂ 20 % Mr = 60
 - 5) Larutan C₁₂H₂₂O₁₁ 20 % Mr = 342

Tuliskan urutan kenaikan titik didih kelima larutan diatas!

5. Perhatikan gambar berikut:



T (°C)

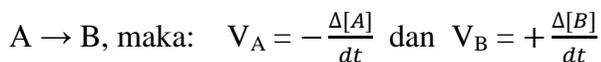
Grafik diatas adalah data titik didih larutan benzena, asam asetat dan asam natrium klorida, jelaskan titik apa yang menunjukkan titik didih dan beku pelarut, titik didih dan beku masing masing larutan dan perubahan titik didih dan beku larutan!

MODUL PERCOBAAN 5

KINETIKA REAKSI

1. Landasan Teori

Kinetika reaksi disebut juga sebagai laju reaksi. Laju reaksi merupakan laju bertambahnya konsentrasi produk dan berkurangnya konsentrasi reaktan tiap satuan waktu. Bila suatu reaksi dinyatakan:



Dalam kinetika reaksi, pengelompokan reaksi meliputi reaksi elementer dan reaksi kompleks. Reaksi elementer merupakan langkah reaksi tunggal. Ketika hanya satu molekul yang terlibat ($A \rightarrow P$) reaksi elementer merupakan unimolekular dengan hukum laju satu orde atau tingkat (laju = $k [A]^x$ dalam hal ini x adalah orde terhadap A). Jika dua molekul reaktan yang terlibat ($A + B \rightarrow P$) reaksi elementer adalah bimolekular dengan hukum laju dua orde atau tingkat (laju = $k [A]^x [B]^y$ dalam hal ini x adalah orde terhadap A dan y adalah orde terhadap B). Sedangkan reaksi kompleks merupakan reaksi yang berlangsung melalui lebih dari satu langkah reaksi elementer konstituen. Reaksi Unimolecular, reaksi berantai, reaksi katalitik dan enzim merupakan contoh reaksi yang kompleks.

Laju reaksi dapat disusun dalam sebuah persamaan laju. Pada persamaan laju reaksi, konsentrasi digunakan adalah konsentrasi reaktan pada sebuah reaksi. Untuk reaksi penguraian A menjadi B misalnya, maka reaksinya adalah $A \rightarrow B$, persamaan lajunya adalah $V = k [A]^x$. Untuk reaksi yang berlangsung 2 atau beberapa tahap, maka laju reaksi yang dapat ditentukan adalah reaksi yang berlangsung lambat. Sebagai contoh pada tahap penguraian ozon (O_3):



Maka reaksi yang menentukan persamaan laju adalah reaksi (2), dengan persamaan laju sebagai berikut: $V = k [O_3]^x [O]^y$.

Secara umum, persamaan laju dirumuskan:

$$V = k [\text{Reaktan}]^{\text{orde}}$$

dimana:

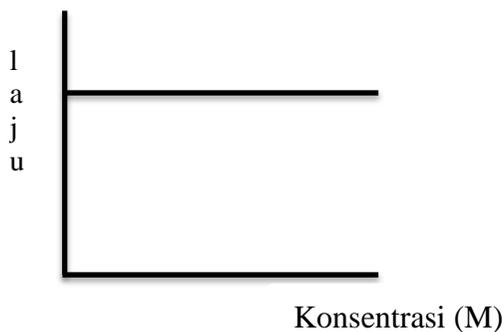
V = Laju reaksi (M/s)

k = Tetapan laju reaksi

[Reaktan] = Konsentrasi reaktan (M)

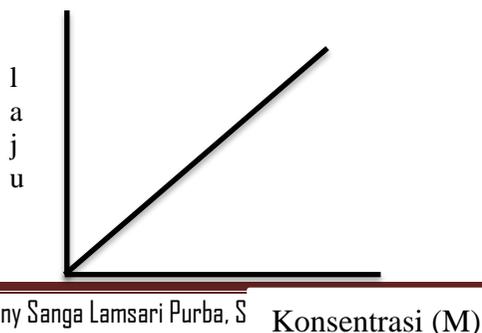
Orde = Tingkat Reaksi

Harga tetapan laju reaksi (k) merupakan sifat dari reaksi, yang tergantung pada suhu bukan pada konsentrasi. Satuan k bergantung orde reaksinya. Orde reaksi secara umum dikelompokkan menjadi tiga bagian yaitu orde nol, satu dan dua. Namun tidak menutup kemungkinan ada reaksi selain 0, 1, 2. Secara umum, orde reaksi digambarkan sebagai berikut:



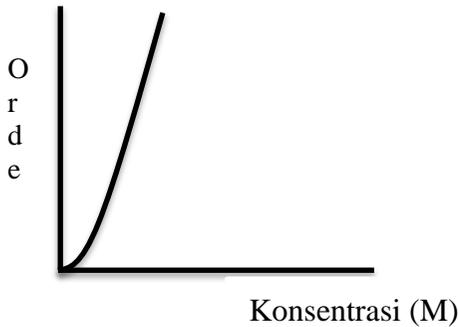
Orde reaksi nol menunjukkan bahwa tidak ada pengaruh konsentrasi terhadap laju reaksi.

Gambar 5.2. Reaksi Orde Nol



Orde reaksi pertama menunjukkan bahwa konsentrasi sebanding dengan laju reaksi.

Gambar 5.3. Reaksi Orde Satu



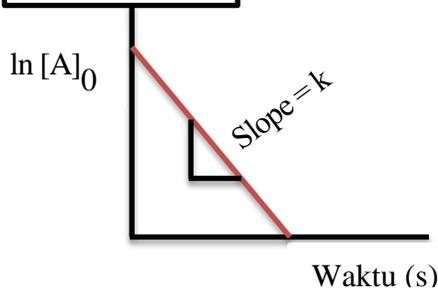
Orde reaksi kedua menunjukkan bahwa kuadrat konsentrasi adalah nilai laju reaksi.

Gambar 5.3. Reaksi Orde Dua

Hukum Laju Terintegrasi untuk Reaksi Orde Pertama:

$$\ln [A] = -kt + \ln [A]_0$$

$$[A] = [A]_0 e^{-kt}$$



Dari Gambar 5.4. Grafik penentuan nilai k dapat ditentukan.

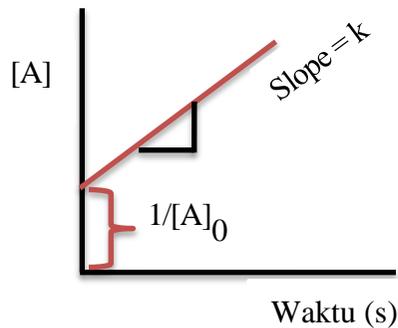
Penentuan orde paruh dilakukan dengan menggunakan rumus:

$$t_{1/2} = \frac{0.693}{k}$$

Hukum Laju Terintegrasi untuk Reaksi Orde Kedua:

$$\frac{1}{\ln [A]} = kt + \frac{1}{\ln [A]_0}$$

$$[A] = [A]_0 e^{-kt}$$



Gambar 5.4. Grafik penentuan nilai k

Penentuan orde paruh dilakukan dengan menggunakan rumus:

$$t_{1/2} = \frac{0.693}{k [A]_0}$$

2. Tujuan Percobaan

Tujuan percobaan ini adalah:

- Menentukan pengaruh perubahan konsentrasi terhadap laju reaksi.
- Menentukan pengaruh perubahan pengaruh suhu terhadap laju reaksi.

3. Alat dan Bahan

a. Alat

Alat yang digunakan dalam percobaan ini:

Alat	Ukuran	Jumlah
Gelas ukur	250 mL	1 Buah
Stop Watch	Skala 0,1 s	1 Buah
Erlenmeyer	500 mL	1 Buah
Penangas	Sedang	1 Set

Termometer	100°C	1 Buah
Pipet Volum	50 mL	1 Buah

b. Bahan

Bahan yang digunakan dalam percobaan ini:

Bahan	Wujud	Ukuran/Konsentrasi	Jumlah
Aquades	Cair	-	± 500 mL
Na ₂ S ₂ O ₃	Cair	0,25 M	300 mL
HCl	Cair	1 M	8 mL

4. Langkah Percobaan

Dalam percobaan ini, langkah-langkah yang dilakukan adalah:

1. Ambil 50 ml natrium tiosulfat 0,25 M, lalu masukkan kedalam gelas ukur (alas gelas ukur harus kertas putih yang diberi tanda "X", dengan permukaan yang rata).
2. Ambil 2 ml HCl 0,5 M lalu masukkan kedalam gelas ukur berisi natrium tiosulfat tersebut (tepat ketika penambahan dilakukan nyalakan stop watch).
3. Aduk larutan agar pencampuran menjadi merata (amati apa yang terjadi).
4. Catat waktu yang diperlukan sampai tanda silang hitam tidak dapat diamati dari atas.
5. Ukur dan catat suhu larutan setiap 30 detik hingga detik ke 180.
6. Ulangi langkah 1-5 dengan mengubah volume larutan tiosulfat (untuk 75 mL, 100 mL, 125 mL)

5. Lembar Kerja

Volume $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (0,25 M)	Volume HCl (0,5 M)	Waktu (s)	Suhu ($^{\circ}\text{C}$)
50 mL	2 mL	30	
		60	
		90	
		120	
		150	
		180	
75 mL	2 mL	30	
		60	
		90	
		120	
		150	
		180	
100 mL	2 mL	30	
		60	
		90	
		120	
		150	
		180	
125 mL	2 mL	30	
		60	
		90	
		120	
		150	
		180	

6. Pertanyaan

1. Gambarkan grafik hubungan antara suhu dengan massa naftalen yang digunakan pada percobaan!
2. Tentukan berapa persen efisiensi percobaan!

3. Pada reaksi:



Laju pembentukan gas nitrogen adalah $1,8 \times 10^{-2}$ M/s, tentukan laju pembentukan uap air serta laju pengurangan gas amoniak dan gas oksigen!

4. Reaksi: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{Produk}$

Diketahui data hasil percobaan sebagai berikut:

[A] (M)	[B] (M)	Laju Reaksi (Ms^{-1})
1.5	1.5	8.54×10^{-6}
3.0	1.5	3.42×10^{-6}
4.5	1.5	2.00×10^{-6}
1.5	3.0	1.71×10^{-5}
0.15	0.45	y

Tentukan:

- Orde terhadap A dan B
 - Persamaan laju reaksi
 - Nilai tetapan laju reaksi
 - Nilai y
5. Kelarutan sebuah resep yang mengandung ampicilina adalah sebesar 550 mg/mL pada 25 °C. Bila laju reaksinya sebesar 2×10^{-7} gr/100mL det⁻¹, larutan akan stabil pada pH 6,8. Tentukan umur resep tersebut dapat bertahan baik sampai waktu tinggal 90% dari konsentrasi semula!

MODUL PERCOBAAN 6 SEL GALVANI

1. Landasan Teori

Reaksi redoks merupakan suatu proses reaksi dimana reaksi reduksi dan oksidasi berlangsung secara bersamaan. Reaksi reduksi adalah reaksi pelepasan oksigen, penurunan bilangan oksidasi, penangkapan elektron dan hidrogen. Reaksi oksidasi adalah reaksi penangkapan oksigen, kenaikan bilangan oksidasi, pelepasan electron dan hidrogen. Terdapat beberapa istilah dalam reaksi redoks, yaitu reduktor=pereduksi (zat yang mengalami oksidasi), oksidator=pengoksidasi (zat yang mengalami reduksi), hasil reduksi dan hasil oksidasi.

Autoredoks merupakan reaksi redoks, dimana oksidator atau reduktor atau hasil reduksi atau hasil oksidasinya adalah zat yang sama. Autoredoks dikelompokkan menjadi dua bagian, yaitu disproporsionasi dan koproporsionasi. Reaksi disproporsionasi adalah reaksi redoks dimana oksidator atau reduktornya adalah zat yang sama. Reaksi korproporsionasi adalah reaksi redoks dimana hasil reduksi atau hasil oksidasinya adalah zat yang sama

Cabang ilmu kimia yang mempelajari reaksi kimia dan energi listrik melalui reaksi redoksi adalah **sel elektrokimia**. Terdapat dua sel elektrokimia, yaitu sel galvani dan sel elektrolisis. Sel galvani atau sel volta merupakan sel ektrokimia dimana reaksi kimia diubah menjadi energi listrik melalui proses redoks. Sel galvani tersusun atas elektroda, jembatan garam, sumber arus listrik yang searah, logam, larutan dan wadah tempat berlangsungnya reaksi. Elektroda yang digunakan terdiri atas dua jenis yaitu katoda dan Anoda. Katoda merupakan potensial sel bermuatan positif, tempat berlangsungnya reaksi reduksi, sedangkan

anoda merupakan elektroda negatif tempat berlangsungnya reaksi oksidasi.

Setengah sel reduksi dan setengah sel oksidasi memiliki harga potensial sel yang berberda. Perbedaan potensial dari dua logam disebut sebagai potensial sel standar (juga disebut tegangan atau gaya gerak listrik, emf) antara dua sel. Penentuan potensial sel standar (E°_{sel}), dirumuskan sebagai berikut:

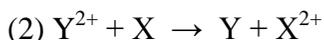
$$E^{\circ}_{\text{sel}} = E^{\circ}_{\text{Reduksi}} - E^{\circ}_{\text{Oksidasi}}$$

Penentuan potensial sel standar juga dapat diukur dengan menggunakan voltmeter impedansi tinggi, yang mengukur tegangan atau kekuatan pendorong untuk reaksi tanpa membiarkan arus mengalir. Elektron mengalir dari elektroda dengan potensi yang paling negatif (anoda) ke elektroda potensi yang paling positif (katoda). Jembatan garam (atau frit kaca berpori) memungkinkan ion untuk mentransfer ke setiap sel setengah. Jembatan garam berfungsi menyeimbangkan listrik pada reaksi setengah reaksi reduksi dan setengah reaksi oksidasi, agar reaksi berlangsung dengan baik. Penggunaan jembatan garam atau frit dihindari jika kedua sel dapat berbagi elektrolit umum. Ini adalah kasus khusus, di mana semua ion aktif redoks dalam larutan bereaksi secara khusus pada satu elektroda-sel setengah saja dan karena itu tidak harus dipisahkan dari elektroda lainnya.

Reaksi pada kedua sel berlangsung secara redoks. Bila sel yang memiliki potensial lebih besar mengalami reduksi dan sel yang memiliki potensial sel yang kecil mengalami oksidasi, maka E°_{sel} **pasti bernilai positif**, dalam hal ini **reaksi berlangsung spontan**. Demikian sebaliknya, bila sel yang memiliki potensial lebih kecil mengalami reduksi dan sel yang memiliki potensial sel yang besar mengalami oksidasi, maka E°_{sel}

pasti bernilai negatif, dalam hal ini reaksi berlangsung tidak spontan.

Sebagai contoh:



Pada reaksi 1, di katoda X^{2+} dan di anoda Y, dengan menggunakan rumus E_{sel}° , maka potensial sel bernilai positif (reaksi spontan). Pada reaksi 2, di katoda X dan pada anoda Y^{2+} , maka potensial sel bernilai negatif (reaksi tidak spontan)

Reaksi pada sel volta dapat disusun dalam notasi sel sebagai berikut:

Anoda || Katoda

Padatan | Larutan || Larutan | Padatan

Sebagai contoh, untuk reaksi (1): $Y | X^{2+} || Y^{2+} | X$

Perubahan energi dari elektron bepergian di seluruh tegangan sel dinyatakan sebagai energi bebas Gibbs. Energi bebas Gibbs dinyatakan

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K_{\text{eq}} = -nFE_{\text{sel}}^{\circ}$$
$$E_{\text{sel}}^{\circ} = (RT \ln K_{\text{eq}}) / nF = (RT/nF) \ln K_{\text{eq}}$$

di mana:

E_{sel}° = Potensi sel standar (Volt)

R = konstanta gas ($8.3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$)

T = Suhu (Kelvin)

n = jumlah mol elektron yang terlibat dalam reaksi

F = Konstanta Faraday (96.500 Coulomb)

Pengukuran dari E_{sel}° memungkinkan perhitungan K, konstanta kesetimbangan untuk reaksi sel formal. Untuk ini dan semua persamaan

termodinamika lainnya di bagian ini, di bawah kondisi tertentu negara standar persamaan umum ini berlaku.

Perubahan entropi, ΔS_{sel} , karena reaksi sel pada suhu setiap diberikan oleh:

$$\Delta S^{\circ} = - \left(\frac{\partial \Delta G_{\text{sel}}}{\partial T} \right)_p \quad \text{atau} \quad \Delta S^{\circ} = - n F \left(\frac{\partial E_{\text{sel}}}{\partial T} \right)_p$$

dan perubahan entalpi, ΔH_{sel} , adalah:

$$\Delta H^{\circ} = \Delta G_{\text{sel}} + T \Delta S_{\text{sel}}$$

$$\Delta H^{\circ} = - n F E_{\text{sel}} + n F T \left(\frac{\partial E_{\text{sel}}}{\partial T} \right)_p$$

Perubahan volume, ΔV_{sel} , untuk reaksi sel adalah:

$$\Delta V_{\text{sel}} = - \left(\frac{\partial \Delta G_{\text{sel}}}{\partial p} \right)_T = - n F \left(\frac{\partial E_{\text{sel}}}{\partial p} \right)_T$$

Hubungan ini juga berlaku untuk reaksi setengah-sel standar ΔG° , ΔH° dan ΔS° nol untuk reaksi setengah-sel $\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{e} \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})}$ sehingga:

$$\Delta H^{\circ} = - n F E^{\circ} + n F T \left(\frac{\partial E^{\circ}}{\partial T} \right)_p$$

$$\Delta V^{\circ} = - n F \left(\frac{\partial E^{\circ}}{\partial p} \right)_T$$

Persamaan diatas digunakan untuk menghitung perubahan energi bebas Gibbs standar, entropi, entalpi dan volume reaksi reduksi setengah-sel. Hal ini memungkinkan ΔG° , ΔH° dan ΔS° nilai yang akan dihitung dari suhu dan tekanan variasi potensi pengurangan standar. nilai-nilai kecil ΔV° untuk setengah-sel yang melibatkan padat, cair dan reagen ionik, yang berarti bahwa potensi setengah-sel relatif tidak sensitif terhadap perubahan tekanan. Namun, perubahan volume besar untuk

elektroda gas seperti elektroda hidrogen, yang merupakan asal dari sensitivitas potensinya untuk perubahan kecil dalam tekanan.

2. Tujuan Percobaan

Tujuan percobaan ini adalah: Untuk mengetahui potensial sel dua sel dengan mengubah konsentrasi salah satu selnya.

3. Alat dan Bahan

a. Alat

Alat yang digunakan dalam percobaan ini:

Alat	Ukuran	Jumlah
Labu ukur	100 mL	1 Buah
Gelas piala	100 mL	1 Buah
Potesiometer	-	1 Buah
Kertas saring	Sedang	1 Set
Kabel	50 cm	1 Buah
Kertas amplas	25 cm ²	1 Buah
Sumber arus DC	-	1 Buah
Pipet ukur	50 mL	1 Buah
Lembaran seng	6 cm ²	1 Buah
Lembaran tembaga	6 cm ²	1 Buah

b. Bahan

Bahan yang digunakan dalam percobaan ini:

Bahan	Wujud	Ukuran/Konsentrasi	Jumlah
CuSO ₄		1,0 M	160 mL
ZnSO ₄		1,0 M	60 mL
Aquadest		-	± 500 ml
KNO ₃	Cair	1,0 M	± 15 ml

4. Langkah Percobaan

Dalam percobaan ini, langkah-langkah yang dilakukan adalah:

1. Sediakan potongan lembaran tembaga dan seng
2. Permukaan logam dibersihkan dengan kertas amplas.

3. Sediakan larutan jenuh $\text{KNO}_3 \pm 15$ ml (sebagai jembatan garam, diambil selebar kertas saring, digulung dan direkatkan dengan menggunakan selotip pada bagian tengahnya untuk mencegah gulungan terbuka).
4. Sediakan dua gelas piala 100 mL:
Gelas Piala I : CuSO_4 1,0 M 60 mL
Gelas Piala II : ZnSO_4 1,0 M 60 mL
5. Elektroda-elektroda logam dicelupkan dan dihubungkan dengan kabel.
6. Kertas saring yang telah dibentuk jadi gulungan tadi dicelupkan kedalam larutan jenuh KNO_3 , kelebihan kalium nitrat dihilangkan dengan menggunakan kertas saring lain, kemudian ditempatkan sedemikian rupa sehingga kedua ujung gulungan tercelup kedalam larutan yang berada pada kedua gelas piala.
7. Nilai Potensial sel diamati dengan menggunakan Potensiometer (satuan mV).
8. Polaritas kedua elektroda dicatat pada pengukur tersebut, juga suhu larutan dicatat.
9. Sediakan larutan CuSO_4 0,5 M; 100 mL (melalui pengenceran larutan CuSO_4 1,0 M).
10. Larutan CuSO_4 1,0 M diganti dengan CuSO_4 0,5 M, (larutan ZnSO_4 jangan diganti!).
11. Kedua elektroda dicuci dan dibersihkan kembali dengan kertas amplas. Jembatan garam diganti dengan yang baru dan kembali diukur dan catat nilai Potensial selnya dengan menggunakan potensiometer
12. Ulangi tahap 9-11, dengan menggunakan larutan CuSO_4 yang lebih encer!

5. Lembar Kerja

CuSO ₄ 60 mL	ZnSO ₄ 60 mL	Potensial Sel
1 M	1 M	
0,5 M	1 M	
0,25 M	1 M	
0,125 M	1 M	
0,0625 M	1 M	

6. Pertanyaan

1. Gambarkan grafik hubungan antara konsentrasi larutan dengan potensial sel yang dihasilkan pada percobaan!

2. Tentukan berapa persen efisiensi percobaan!



Tentukan:

a. Potensial sel standar

b. Reaksi yang terjadi

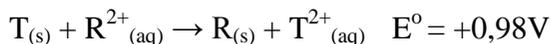
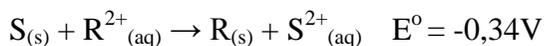
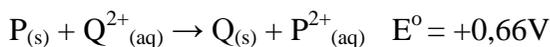
c. Notasi sel

d. Aliran electron

4. Sebanyak 100 mL AgNO₃ 0,1 M di katode dan 100 mL Cu(NO₃)₂ dielektrolisis dengan menggunakan elektrode grafit. Tentukan potensial kimia reaksi yang terjadi!



5. Berdasarkan reaksi berikut:



- a. Susunlan unsur P, Q, R, S dan T berdasarkan reduktor yang paling kuat.
- b. Kelompokkan reaksi yang berlangsung spontan dan tidak spontan.
- c. Tulisakan notasi sel masing-masing reaksi

MODUL PERCOBAAN 7 SEL ELEKTROLISIS

1. Landasan Teori

Rangkaian sel elektrolisis hampir menyerupai sel volta. Yang membedakan sel elektrolisis dari sel volta adalah, pada sel elektrolisis, komponen voltmeter diganti dengan sumber arus (umumnya baterai). Larutan atau lelehan yang ingin dielektrolisis, ditempatkan dalam suatu wadah. Selanjutnya, elektroda dicelupkan ke dalam larutan maupun lelehan elektrolit yang ingin dielektrolisis. Elektroda yang digunakan umumnya merupakan elektroda inert, seperti Grafit (C), Platina (Pt), dan Emas (Au). Elektroda berperan sebagai tempat berlangsungnya reaksi. Reaksi reduksi berlangsung di katoda, sedangkan reaksi oksidasi berlangsung di anoda. Kutub negatif sumber arus mengarah pada katoda (sebab memerlukan elektron) dan kutub positif sumber arus tentunya mengarah pada anoda. Akibatnya, katoda bermuatan negatif dan menarik kation-kation yang akan tereduksi menjadi endapan logam. Sebaliknya, anoda bermuatan positif dan menarik anion-anion yang akan teroksidasi menjadi gas. Terlihat jelas bahwa tujuan elektrolisis adalah untuk mendapatkan endapan logam di katoda dan gas di anoda.

Hukum Avogadro menyatakan, "Jika dua macam gas (atau lebih) sama volumenya, maka gas-gas tersebut sama banyak pula jumlah molekul-molekulnya masing-masing, asal temperatur dan tekanannya sama pula". Bilangan Avogadro dapat ditentukan melalui proses elektrolisa.

Hukum Faraday yang dikemukakan oleh Michael Faraday, seorang ilmuwan asal Inggris yang bekerja dalam bidang elektrolisis. Hukum 1 Faraday berbunyi, "*Massa zat yang dihasilkan oleh suatu elektrode*

selama elektrolisis (W) akan berbanding lurus dengan jumlah muatan listrik yang akan digunakan (Q)". Berikut ini merupakan persamaan untuk menyatakan Hukum 1 Faraday:

$$W \propto Q$$

Jumlah muatan listrik yang digunakan (Q) sama dengan hasil kali antara kuat arus listrik (i) dan selang waktu (t):

$$Q = i \times t$$

Berdasarkan eksperimen, 1 mol elektron sama dengan 1 Faraday yang memiliki muatan listrik sebesar 96.500 Coulomb. Hubungan tersebut dapat dirumuskan sebagai berikut.

$$Q = n_e \times F$$

W = massa zat yang dihasilkan (gram)

e = massa ekuivalen zat

i = kuat arus listrik (Ampere)

t = selang waktu (detik)

A_r = massa atom relatif

n = valensi zat

Hukum 2 Faraday berbunyi, "*Massa zat yang dihasilkan oleh suatu elektrode selama elektrolisis (W) akan berbanding lurus dengan massa ekuivalen zat yang digunakan (e)*". Massa ekuivalen zat merupakan perbandingan dari massa atom relatif (A_r) dengan valensinya. Hukum 2 Faraday dapat dirumuskan sebagai berikut.

2. Tujuan Percobaan

Tujuan percobaan ini adalah untuk membuktikan hukum Avogadro dengan metode elektrolisa.

3. Alat dan Bahan

a. Alat

Alat yang digunakan dalam percobaan ini:

Alat	Ukuran	Jumlah
Gelas kimia	100 mL	1 Buah
	250 mL	1 Buah
Labu Ukur	100 mL	1 Buah
Pipet tetes	Sedang	1 Buah
Gelas Piala	100mL	1 Buah
Botol semprot	Sedang	1 Buah
Hot Plate	-	1 Set
Stop Watch	-	1 Set
Termometer	25°C	1 Buah
Penjepit	Sedang	1 Buah
Tissue	-	1 Buah
Neraca	-	1 Buah

b. Bahan

Bahan yang digunakan dalam percobaan ini:

Bahan	Wujud	Ukuran/Konsentrasi	Jumlah
Aquadest	Cair	-	± 500 mL
NaCl	Cair	Kristal	100 gram
NaOH	Cair	1 M	1 gram

4. Langkah Percobaan

Dalam percobaan ini, langkah-langkah yang dilakukan adalah:

1. Disiapkan larutan A (terdiri dari 100 gram NaCl dan 1 gram NaOH dalam satu liter air)
2. Disiapkan dua buah lempeng tembaga yang akan digunakan sebagai elektroda, bersihkan dengan amplas.
3. Setelah elektroda digunakan sebagai anoda, ditimbang elektroda tersebut pada neraca analitik kedua elektroda tembaga dicelupkan ke

dalam 80 ml larutan A yang ditempatkan dalam gelas piala, dan disusun rangkaian listrik.

4. Panaskan larutan didalam gelas piala sampai suhu mencapai 80°C dan suhu dijaga konstan.
5. Aliran listrik dialiri pada larutan A. Catat waktu dengan stopwatch, arus listrik harus dijaga konstan dengan 1,5 ampere.
6. Setelah 10 menit, aliran listrik dimatikan, anoda dibersihkan dengan air kemudian dikeringkan dengan tissue.
7. Timbang anoda sekali lagi

5. Lembar Kerja

$$T = 25^{\circ}\text{C}$$

$$I = 1,5 \text{ A}$$

Waktu	Massa Cu	Keterangan

6. Pertanyaan

1. Gambarkan grafik Hubungan Antara Daya Hantar Listrik dengan Konsentrasi Larutan!
2. Tentukan berapa persen efisiensi percobaan!
3. Larutan Cu dapat membebaskan 15,9 gram logam Cu jika dialirkan sejumlah arus listrik. Berapa Ag yang dibebaskan dari larutan Ag^+ jika dialirkan dengan jumlah arus listrik yang sama? (Diketahui Ar Cu = 63,5 dan Ar Ag = 108)
4. Pada sebuah proses elektrolisis, larutan tembaga (CuSO_4) dialiri dengan arus listrik sebesar 5 ampere selama waktu 1930 detik. Jika berat ekuivalen logam tembaga yaitu 63,5 dan berat ekuivalen gas

oksigen yaitu 16, hitunglah besaran massa tembaga yang diendapkan pada katoda tersebut!

5. Jika arus listrik 5 A dialirkan ke dalam 100 mL larutan perak nitrat AgNO_3 melalui elektroda Pt selama 965 detik maka hitunglah pH nya!

MODUL PERCOBAAN 8 DAYA HANTAR LARUTAN

1. Landasan Teori

Larutan adalah suatu campuran homogen dari dua atau lebih zat. Larutan dapat dibagi menjadi dua kategori yaitu elektrolit dan nonelektrolit. Elektrolit adalah suatu zat yang apabila dilarutkan dalam air menghasilkan suatu larutan yang dapat menghantarkan listrik, sedangkan nonelektrolit adalah kebalikannya yaitu kalau di larutkan dalam air tidak menghantarkan listrik. Daya hantar listrik adalah kemampuan suatu substansi tenaga listrik dari ujung substansi sampai ujung yang lain. Daya hantar listrik tidak hanya saja dimiliki oleh benda padat tetapi benda cair maupun larutan. Pemindahan tenaga listrik tersebut berarti akan menyebabkan timbulnya arus listrik. Adanya arus listrik ternyata disebabkan oleh perpindahan elektron dari unsure yang satu ke unsure lain, terutama dalam reaksi kimia seperti reaksi reduksi oksidasi. (Panduan praktikum) Pada referensi lainnya dijelaskan bahwa daya hantar listrik adalah ukuran seberapa kuat suatu larutan dapat menghantarkan listrik.

Daya hantar listrik merupakan kebalikan dari hambatan listrik (R), secara matematis : $R = \rho l/A$ Suatu hambatan dinyatakan dalam ohm (Ω), ρ adalah tahanan spesifik atau resistivitas dalam ohm cm (satuan SI, ohm m), l adalah panjang dalam cm, dan A luas penampang lintang dalam cm^2 . Oleh karena itu daya hantar listrik dinyatakan, $K = 1/\rho$.

Daya hantar listrik disebut Konduktivitas. Satuannya disingkat $\Omega^{-1}cm^{-1}$. Konduktivitas digunakan untuk pengukuran larutan / cairan elektrolit. Konsentrasi elektrolit sangat menentukan besarnya konduktivitas. Pembawa muatan dapat berupa elektron seperti logam, dapat pula berwujud ion positif dan ion negatif seperti dalam larutan elektrolit dan lelehan

garam. Pembawa muatanyang berwujud logam disebut elektrolit atau metalik, sedangkan pembawamuatan yang berupa larutan disebut ionic atau elektrolit.

2. Tujuan Percobaan

Tujuan percobaan in adalah:

- Menentukan daya hantar listrik dari berbagai larutan.
- Menentukan pengaruh konsentrasi larutan terhadap daya hantar listriknya.

3. Alat dan Bahan

a. Alat

Alat yang digunakan dalam percobaan ini:

Alat	Ukuran	Jumlah
Gelas Kimia	100 mL	1 Buah
	250 mL	1 Buah
Konduktometer	-	1 Buah
Pipet tetes	Sedang	1 Set
Gelas Piala	100mL	1 Buah
Spatula	Sedang	1 Buah
Pipet Volume	50 mL	1 Buah
Botol semprot	Sedang	1 Buah

b. Bahan

Bahan yang digunakan dalam percobaan ini:

Bahan	Wujud	Ukuran/Konsentrasi	Jumlah
Aquadest	Cair	-	
NH ₄ Cl	Cair	0,01M; 0,05M;	100 mL

		0,10M; 0,05M; 1,00M	
NH ₄ OH	Cair	0,01M; 0,05M; 0,10M; 0,05M; 1,00M	100 mL
CH ₃ COOH	Cair	0,01M; 0,05M; 0,10M; 0,05M; 1,00M	125 mL
NaCl _(s)	Padat	Kristal	2 gram
NaCl _(aq)	Cair	0,01M; 0,05M; 0,10M; 0,05M; 1,00M	125 mL
NaOH	Cair	0,01M; 0,05M; 0,10M; 0,05M; 1,00M	100 mL
NaI	Cair	0,01M; 0,05M; 0,10M; 0,05M; 1,00M	125 mL
NaBr	Cair	0,01M; 0,05M; 0,10M; 0,05M; 1,00M	100 mL
HCl	Cair	0,01M; 0,05M; 0,10M; 0,05M; 1,00M	125 mL
CH ₃ COONa	Cair	1 M	100 mL
Minyak tanah	Cair	-	100 mL

4. Langkah Percobaan

A. Menguji daya hantar berbagai senyawa

Dalam percobaan ini, langkah-langkah yang dilakukan adalah:

1. Buatlah masing-masing larutan yang akan di uji.
2. Rangkailah alat uji daya hantar listrik sehingga dapat berfungsi dengan baik.
3. Ambillah masing-masing 100 mL larutan yang akan diuji daya hantarnya dan masukkan ke dalam gelas kimia yang telah diberi label.
4. Ujilah daya hantar listrik masing-masing larutan tersebut dengan cara mencelupkan elektroda ke dalam larutan uji secara bergantian. Setiap akan mengganti larutan yang diukur daya hantar listriknya, elektroda harus terlebih dahulu dicuci sampai bersih dan

keringkan dengan kertas isap atau tissue agar data eksperimen tidak bias (valid).

5. Lakukan hal yang sama pada sampel yang akan di uji lainnya.
6. Catatlah hasil pengamatan pada tabel pengamatan.

B. Mempelajari pengaruh konsentrasi terhadap daya hantar larutan elektrolit

Dalam percobaan ini, langkah-langkah yang dilakukan adalah:

1. CH_3COOH dibuat 25 mL larutan dengan konsentrasi 0,01 M; 0,05 M; 0,10 M; 0,050 M; dan 1,00 M.
2. DHL setiap larutan diukur mulai dari larutan yang paling encer hingga paling pekat
3. Gambar grafik daya hantar larutan larutan kelompok I terhadap konsentrasinya.
4. Tentukan elektrolit kuat dan lemahnya.
5. Gambar grafik daya hantar larutan larutan kelompok II terhadap konsentrasinya
6. Bandingkan daya hantar larutan kation dan anion segolongan (antara Cl^- , Br^- , I^- , dan antara NH_4^+ , NH_4)
7. Lakukan percobaan yang sama untuk NH_4OH , HCl , NaOH , NaCl , NaBr , NaI , dan NH_4Cl

5. Lembar Kerja

a. Menentukan Daya Hantar Listrik berbagai Senyawa

Senyawa	I (mA)	I (A)	V (V)	R (Ohm)	L (Ohm^{-1})
Air					
NaCl					
CH_3COOH glasial					
Minyak Tanah					
Kristal NaCl					

b. Daya Hantar Listrik Elektrolit pada berbagai Konsentrasi

1. Elektrolit-elektrolit kelompok I

M	CH ₃ COOH			NH ₄ OH		
	I(mA)	I (A)	L (Ohm ⁻¹)	I(mA)	I (A)	L (Ohm ⁻¹)
0,01						
0,05						
0,1						
0,5						
1						
M	HCl			NaOH		
	I(mA)	I (A)	L (Ohm ⁻¹)	I(mA)	I (A)	L (Ohm ⁻¹)
0,01						
0,05						
0,1						
0,5						
1						

2. Elektrolit-elektrolit kelompok II

M	NaCl			NaBr		
	I(mA)	I (A)	L (Ohm ⁻¹)	I(mA)	I (A)	L (Ohm ⁻¹)
0,01						
0,05						
0,1						
0,5						
1						
M	NaI			NH ₄ Cl		
	I(mA)	I (A)	L (Ohm ⁻¹)	I(mA)	I (A)	L (Ohm ⁻¹)
0,01						
0,05						
0,1						
0,5						
1						

6. Pertanyaan

1. Gambarkan grafik Hubungan Antara Daya Hantar Listrik dengan Konsentrasi Larutan!
2. Tuliskan dan jelaskan faktor yang mempengaruhi daya hantar listrik suatu zat!
3. Tentukan daya hantar listrik larutan NaCl 1,0 M, pada tegangan 2 Volt dan kuat arus listrik 10^{-4} Ampere!
4. HCl cair tidak dapat menghantarkan listrik, sedangkan larutan HCl menghantarkan listrik. Jelaskan alasannya!
5. Perhatikan beberapa larutan berikut!
 - a. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 0,2 M
 - b. SrCl_2 0,1 M
 - c. $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 0,5 M
 - d. CH_3COONa 0,1 M

Urutkan data diatas dari larutan dengan kekuatan daya hantar listrik dari yang paling lemah hingga yang paling kuat!

MODUL PERCOBAAN 9 KESETIMBANGAN DUA FASA

1. Landasan Teori

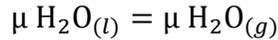
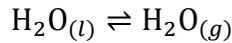
Fasa adalah bagian sistem dengan komposisi kimia dan sifat – sifat fisik seragam, yang terpisah dari bagian sistem lain oleh suatu bidang batas. Pemahaman perilaku fasa mulai berkembang dengan adanya aturan fasa Gibbs. Untuk sistem satu komponen, persamaan Clausius dan Clausius–Clapeyron menghubungkan perubahan tekanan kesetimbangan dengan perubahan suhu. Suatu sistem heterogen terdiri dari berbagai bagian yang homogen yang saling bersentuhan dengan batas yang jelas. Bagian homogen ini disebut sebagai fasa dapat dipisahkan secara mekanik. Tekanan dan temperatur menentukan keadaan suatu materi kesetimbangan fasa dari materi yang sama. Kesetimbangan fasa dari suatu sistem harus memenuhi syarat berikut: (a). sistem mempunyai lebih dari satu fasa meskipun materinya sama; (b). terjadi perpindahan reversibel spesi kimia dari satu fasa ke fasa lain; (c). seluruh bagian sistem mempunyai tekanan dan temperatur sama.

Sedangkan pada sistem dua komponen, larutan ideal mengikuti hukum Raoult. Larutan non elektrolit nyata (real) akan mengikuti hukum Henry. Sifat – sifat koligatif dari larutan dua komponen akan dibahas pada bab ini. Kesetimbangan antara beberapa fasa dapat dinyatakan dengan besaran- besaran intensif T (suhu), P (tekanan) dan μ (potensial kimia). Kriteria suatu kesetimbangan diperlihatkan oleh perubahan energi bebas Gibbs (ΔG) yang dinyatakan melalui persamaan:

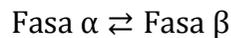
$$\Delta G = -SdT + VdP + \sum_i \mu_i dn_i$$

dengan : μ = potensial kimia

Pada keadaan setimbang, potensial kimia suatu komponen adalah sama pada setiap fasa, contoh pada kesetimbangan:



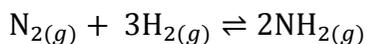
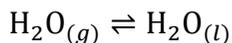
yang dapat dibuktikan sebagai berikut:



Sering istilah fasa diidentikkan dengan wujud atau keadaan suatu materi, misalnya es berwujud padat, air berwujud cair atau uap air yang berwujud gas. Konsep ini tidak benar karena sistem padatan dan sistem cairan dapat terdiri dari beberapa fasa. Sedangkan gas cenderung bercampur sempurna sehingga dalam sistem gas hanya terdapat satu fasa. Fasa dapat didefinisikan sebagai setiap bagian sistem yang: (a). homogen dan dipisahkan oleh batas yang jelas; (b). sifat fisik dan sifat kimia berbeda dari bagian sistem lain; (c). dapat dipisahkan secara mekanik dari bagian lain sistem itu.

Jumlah komponen suatu sistem dinyatakan sebagai jumlah minimum spesi kimia yang membentuk sistem tersebut yang dapat menentukan susunan setiap sistem fasa sistem.

Contoh:



Jumlah komponen $C=3$ untuk perbandingan mol N_2 dan $\text{H}_2=1:3$

jumlah komponen $C=2$ bila perbandingan mol N_2 dan $\text{H}_2=1:3$

Derajat kebebasan (F) dari suatu sistem setimbang merupakan variabel intensif independen yang diperlukan untuk menyatakan keadaan sistem tersebut. Untuk menentukan derajat kebebasan dibutuhkan aturan

fasa. Aturan fasa mengatur hubungan antara jumlah komponen, jumlah fasa dan derajat kebebasan suatu sistem. Menurut aturan fasa:

$$F = C - P + 2$$

Untuk kesetimbangan apapun dalam sistem tertutup, jumlah variabel bebas (F) sama dengan jumlah komponen (C) ditambah 2 dikurangi jumlah fasa (P).

Sistem 2 komponen dapat berupa campuran dari fasa cair-gas, cair- cair, fasa padat- cair, ataupun padat- padat. Karakteristik setiap campuran sangat khas, misalnya ada sistem cair- cair yang membentuk campuran yang homogen atau 1 fasa pada segala P,T dan komposisi, tetapi ada pula yang hanya membentuk 1 fasa pada P,T atau komposisi tertentu. Diagram fasa untuk sistem dua komponen digambarkan sebagai fungsi komposisi terhadap tekanan atau komposisi terhadap suhu. Oleh sebab itu aturan fasa berubah menjadi $F = C - P + 1$ karena salah satu variabel (P atau T) dalam keadaan konstan. Derajat kebebasan menjadi $F = 2 - P$.

Yang dimaksud dengan sistem dua komponen cair- gas adalah sistem yang terdiri dari cairan dengan uapnya. Sistem dikatakan ideal bila memenuhi hukum Raoult pada semua rentang konsentrasi. Untuk campuran biner ideal, proses pencampuran tidak menimbulkan efek kalor karena energi interaksi antara komponen 1 dan komponen 2 sama dengan energi interaksi antara sesama partikel komponen 1 maupun sesama partikel komponen 2.

Raoult adalah seorang ahli kimia dari Perancis, ia mengamati bahwa pada larutan ideal yang dalam keadaan seimbang antara larutan dan uapnya, maka perbandingan antara tekanan uap salah satu komponennya (misal A) P_A/P_A^0 dengan fraksi mol komponen (X_A)

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

yang menguap dalam larutan pada suhu yang sama. Misalkan suatu larutan yang terdiri dari komponen A dan B menguap, maka tekanan uap A (P_A) dinyatakan sebagai:

$$P_t = P_A + P_B = X_A P_A^0 + X_B P_B^0$$

Dimana:

P_A adalah tekanan uap jenuh di atas larutan

X_A adalah fraksi mol komponen A

P_A^0 adalah tekanan uap A murni

Larutan yang memenuhi hukum ini disebut sebagai larutan ideal. Pada kondisi ini, maka tekanan uap total (P_t) akan berharga:

Hubungan antara suhu dan komposisi kedua komponen pada suhu konstan. Komposisi komponen dapat berupa fraksi mol atau persen mol. Harga tekanan total larutan ideal pada berbagai variasi komponen diperlihatkan oleh garis yang menghubungkan P_B dan P_A . Salah contoh larutan ideal adalah larutan benzena- toluena.

Teori ini merupakan dasar bagi metode pemisahan kimia, misalnya destilasi untuk memurnikan atau mengisolasi suatu senyawa. Banyaknya destilat yang dihasilkan dapat dihitung dengan membandingkan antara tekanan parsial senyawa yang diinginkan dengan tekanan total campuran.

Secara matematis dapat dituliskan sebagai :

$$X_A V = P_A/P_t \text{ atau } X_A V = P_A/P_t$$

Dimana:

$X_A V$ = Fraksi mol A bentuk uap

$P_A V$ = Tekanan uap parsial A

P_t = tekanan total A dan

Kesetimbangan fasa sistem 2 komponen padat- cair banyak digunakan dalam proses pembuatan logam paduan. Ada banyak macam jenis kesetimbangan dua komponen padat- cair, misalnya :

1. Kedua komponen misibel dalam fasa cair dan imisibel dalam fasa padat
2. Kedua komponen membentuk senyawa dengan titik leleh yang kongruen
3. Kedua komponen membentuk senyawa dengan titik leleh yang inkongruen
4. Kedua komponen membentuk larutan padat
5. Kedua komponen misibel dalam fasa cair dan misibel sebagian dalam fasa padat

Jenis kesetimbangan ini banyak dijumpai dalam kehidupan sehari-hari, misalnya ada 2 macam logam yang dalam keadaan padat tidak bercampur tetapi ketika dicairkan keduanya akan bercampur homogen membentuk 1 fasa. Titik T_A dan T_B adalah suhu leleh A dan B murni. Sedangkan titik E adalah titik eutektik yaitu suhu terendah dimana masih terdapat komponen cair. Sedangkan derajat kebebasan untuk setiap daerah mempunyai harga yang berbeda- beda, misalnya daerah larutan cair mempunyai fasa = 1, maka derajat kebebasan pada P tetap akan berharga $F = 2$.

2. Tujuan Percobaan

Tujuan percobaan in adalah:

1. Menggambarkan fasa dua komponen cair-cair.
2. Menentukan titik kelarutan kritis pada kesetimbangan fasa dua komponen fasa cair-cair.

3. Menentukan fasa komponen dan derajat kebebasan suatu sistem kesetimbangan fasa dua komponen fasa cair – cair.

3. Alat dan Bahan

a. Alat

Alat yang digunakan dalam percobaan ini:

Alat	Ukuran	Jumlah
Gelas piala	500 mL	1 Buah
Termometer	150°C	1 Buah
Gelas arloji	Besar	1 Buah
Spatula	Sedang	1 Set
Statif	Sedang	1 Set
Tabung reaksi	Besar	1 Buah
Pipet ukur	5 mL	1 Buah
Gelas piala	100 mL	1 Buah
Botol akuades	Sedang	1 Buah

b. Bahan

Bahan yang digunakan dalam percobaan ini:

Bahan	Wujud	Ukuran/Konsentrasi	Jumlah
Fenol	Padatan	Kristal	2 gram
Akuades	Cair	-	30 mL
NaCl	Padatan	Kristal	2 gram

4. Langkah Percobaan

Dalam percobaan ini, langkah-langkah yang dilakukan adalah:

1. Timbang sebanyak 2 gram fenol, lalu masukkan ke dalam tabung reaksi besar.
2. Tambahkan 1 mL akuades ke dalam tabung berisi fenol dan diaduk hingga larut.

3. Tabung reaksi besar dimasukkan ke dalam penangas air, kemudian dipanaskan.
(**catat** temperatur dicatat ketika campuran larut).
4. Larutan diambil dan ditambahkan 2 mL akuades, kemudian larutan dimasukkan kembali dalam penangas air dan dicatat temperatur ketika campuran larut.
5. Langkah 4 diulang hingga volum total akuades 15 mL.
6. Langkah 1-5 diulang dengan penambahan 2 gram NaCl pada fenol.

5. Lembar Kerja

- a. Penentuan Titik Kritis Kestimbangan Fasa Dua Komponen Cair-Cair Tanpa Penambahan NaCl:

Fenol		Akuades			Mol Total	Fraksi Mol Fenol	Suhu (°C)
massa (g)	Mol	volume (mL)	massa (g)	Mol			

- b. Penentuan Titik Kritis Kestimbangan Fasa Dua Komponen Cair-Cair dengan Penambahan NaCl:

Fenol		Akuades			NaCl		Mol Total	Fraksi Mol Fenol	Suhu (°C)
massa (g)	Mol	volume (mL)	massa (g)	Mol	massa (g)	Mol			

--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

6. Pertanyaan

1. Gambarkan grafik perbandingan antara fungsi temperatur (T) dengan fraksi mol (x)!
2. Bila dalam kesetimbangan fasa terdapat dua komponen yaitu akuades dan fenol. Berapakah derajat kebebasan untuk pelarutan fenol dan akuades serta derajat kebebasan untuk pelarutan fenol dan akuades dengan penambahan NaCl?
3. $120 \text{ g Q} \Rightarrow X_Q = 60 \% \diamond$ buat garis vertikal pada $X_Q = 60 \%$ memotong kurva bagian bawah. Kemudian buat garis horisontal memotong sb y dan titik perpotongan tadi. Maka akan didapat suhu mulai mengup pada 58°C
4. Perpanjang garis horisontal sampai memotong kurva bagian atas, kemudian tarik garis vertikal hingga memotong sumbu x di $X_Q = 85\%$ berat Q. Jadi komposisi destilat mengandung 85% Q.
5. Diketahui sistem 3 komponen A-B-C, komposisi titik K : $40\% \text{ A}, 20\% \text{ B}$; titik L: $30\% \text{ A}, 30\% \text{ C}$. Gambarkan titik K dan L!

MODUL PERCOBAAN 10 KOLOID

1. Landasan Teori

Sol hidrofob dalam medium polar dapat memiliki muatan listrik pada permukaannya. Adanya muatan listrik ini akan berpengaruh terhadap distribusi ion terdekat dalam medium pendispersi. Ion dengan muatan sama akan tertolak menjauh dari permukaan koloid, sebaliknya ion dengan muatan berlawanan akan tertarik ke arah permukaan koloid. Dengan demikian terjadi gerakan partikel yang menyebabkan terbentuknya lapisan rangkap listrik dan distribusi muatan. Dengan kata lain terjadi beda potensial listrik. Apabila ke dalamnya ditambahkan suatu elektrolit maka akan terjadi penyempitan bagian baur dari lapisan rangkap listrik dan proses adsorpsi ke dalam lapisan stern. Muatan pada permukaan menjadi ternetralisasi sebagian atau seluruhnya oleh ion yang diadsorpsi. Daerah tolakmenolak lapisan rangkap listrik menjadi berkurang dan memungkinkan jarak antar partikel cukup rapat, yang memungkinkan terjadinya gaya tarik-menarik van der Waals, yang mengakibatkan terjadinya flokulasi (partikel sol mengumpul kemudian mengendap).

Koloid biasa digunakan dalam berbagai industri kosmetik untuk membuat foundation, sampo, pembersih wajah, deodoran, dan pelembab badan. Dalam industri tekstil, dalam bentuk sol untuk membuat warna pakaian. Dalam industri farmasi, koloid digunakan dalam bentuk sol untuk membuat obat-obatan. Selain itu, dalam mengidentifikasi DNA memanfaatkan prinsip elektroforesis.

Konsentrasi (M) elektrolit minimal yang diperlukan untuk terjadinya flokulasi dalam waktu tertentu dikenal dengan konsentrasi flokulasi (nilai

pengendapan). Daya flokulasi suatu elektrolit bergantung pada jumlah muatan elektrolit tersebut.

2. Tujuan Percobaan

Tujuan percobaan in adalah:

- Mempelajari pengaruh penambahan elektrolit pada sol hidrofob.
- Menentukan nilai pengendapan ion-ion bervalensi satu, dua dan tiga terhadap sol hidrofob.

3. Alat dan Bahan

a. Alat

Alat yang digunakan dalam percobaan ini:

Alat	Ukuran	Jumlah
Gelas kimia	100 mL	1 Buah
Labu Ukur	100 mL	1 Buah
Kaca arloji	Sedang	1 Buah
Erlenmeyer	100 mL	1 Buah
Pipet Ukur	50 mL	1 Buah
Pipet tetes	Sedang	1 Buah
Tabung Reaksi	Sedang	1 Buah
Gelas ukur	100 mL	1 Buah
Batang pengaduk	Sedang	1 Buah
Corong	Sedang	1 Buah
Buret	100 mL	1 Set

b. Bahan

Bahan yang digunakan dalam percobaan ini:

Bahan	Wujud	Ukuran/Konsentrasi	Jumlah
Air	Cair	-	20 mL
NaF	Cair	0,1M	15 mL
MgSO ₄	Cair	0,1M	15 mL
Al ₂ (SO ₄) ₃	Cair	0,1M	15 mL
Na ₃ PO ₄	Cair	0,1M	15 mL

Sol Fe(OH) ₃	Cair	0,1M	25 mL
Sol As ₂ S ₃	Cair	0,1M	25 mL

4. Langkah Percobaan

Dalam percobaan ini, langkah-langkah yang dilakukan adalah:

1. Dalam tabung reaksi yang bersih dan kering, buatlah campuran masing-masing larutan elektrolit NaF, MgSO₄, Na₃PO₄ dengan air seperti pada daftar berikut:

Tabung reaksi	I	II	III	IV	V
ml elektrolit	1	2	3	4	5
ml air	4	3	2	1	0

2. Pada setiap tabung reaksi di atas, tambahkan masing-masing 5 ml sol besi(III) oksida, tutup mulut tabung reaksi dengan kelereng dan campurkan hingga homogen dengan cara membalikkan tabung reaksi 2-3 kali.
3. Setelah 15 menit, amati dan catat perubahan yang terjadi pada setiap tabung reaksi.
4. Lakukan hal yang sama untuk sol arsen sulfida dengan elektrolit NaF, MgSO₄ dan Al₂(SO₄)₃.

5. Lembar Kerja

No	Larutan	Volume Elektrolit	Volume air	5ml sol	Pengamatan
1	0,2M NaF			Fe(OH) ₃	
2					
3					
4					
5					
6	MgSO ₄			Fe(OH) ₃	

7					
8					
9					
10					
11	Na_3PO_4			$\text{Fe}(\text{OH})_3$	
12					
13					
14					
15					
16	NaF			As_2S_3	
17					
18					
19					
20					
21	MgSO_4			As_2S_3	
22					
23					
24					

25					
26	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$			As_2S_3	
27					
28					
29					
30					

6. Pertanyaan

1. Sol $\text{Fe}(\text{OH})_3$ bermuatan, sedangkan sol As_2S_3 bermuatan
2. Koloid dapat diendapkan dengan penambahan atau..... dengan muatan berbeda.
3. Perbandingan nilai pengendapan elektrolit bermuatan satu, dua dan tiga berturut-turut=..... : :
4. Jelaskan perbedaan soal liofil dan sol liofob!
5. Tuliskan reaksi-reaksi pembentukan koloid!

DAFTAR PUSTAKA

- Fox, P. F., McSweeney, P. L., Cogan, T. M., & Guinee, T. P. (Eds.). (2004). *Cheese: Chemistry, Physics and Microbiology, Volume 1: General Aspects*. Elsevier.
- Li, Q. (2012). *Liquid crystals beyond displays: chemistry, physics, and applications*. John Wiley & Sons.
- Untoro, J., & Indonesia, T. G. (2010). *Buku Pintar Pelajaran: Ringkasan Materi Dan Kunpulan Rumus Lengkap*. Penerbit Agromedia Pustaka.
- Purba, L. S. L., & Harefa, N. (2020). Pengaruh Kandungan Oksigen Udara Sekolah Terhadap Konsentrasi Belajar Siswa. *Jurnal EduMatSains*, 4(2), 169-182.
- Purba, L. S. L. (2017). Pengaruh Penerapan Model Pembelajaran Kooperatif Tipe Two Stay-Two Stray (TS-TS) terhadap Hasil Belajar dan Aktivitas Belajar Siswa pada Pokok Bahasan Koloid. *EduMatSains: Jurnal Pendidikan, Matematika dan Sains*, 1(2), 137-152.
- Purba, L. S. L. (2019). Peningkatan konsentrasi belajar mahasiswa melalui pemanfaatan evaluasi pembelajaran quizizz pada mata kuliah kimia fisika I. *Jurnal Dinamika Pendidikan*, 12(1), 29-39.
- Purba, L. S. L. (2020, June). The effectiveness of the quizizz interactive quiz media as an online learning evaluation of physics chemistry 1 to improve student learning outcomes. In *Journal of Physics: Conference Series* (Vol. 1567, No. 2, p. 022039). IOP Publishing.
- Purba, L. S. L. (2020). The effect of guided inquiry based chemistry teaching module on students independent learning attitude: An experimental study on the characteristics of colligative solution teaching material. *Jurnal Pendidikan Kimia*, 12(1), 34-43.
- Purba, L. S. L. (2020). *Buku Materi Pembelajaran Kimia Fisika I*.