

Modul Pengayaan Praktikum

Projek Pendampingan SMA

KIMIA FISIKA



Oleh :

Endang Widjajanti

Suwardi

JURUSAN PENDIDIKAN KIMIA

FAKULTAS MATEMATIKA DAN ILMU PENGETAHUAN ALAM

UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA

2007

KATA PENGANTAR

Petunjuk praktikum Kimia Fisika dapat diselesaikan atas berkat Rahmat dan Karunia Tuhan Yang Mahaesa. Buku ini merupakan pedoman pengayaan materi praktikum bagi pelaksanaan dalam rangka kegiatan pendampingan SMA. Materi praktikum telah dipilih dan disesuaikan dengan kurikulum yang berlaku dan alat- alat praktikum yang telah dimiliki oleh laboratorium SMA dan bahan- bahan yang dapat disediakan oleh laboratorium SMA serta waktu praktikum. Petunjuk praktikum ini dilengkapi pula oleh lembar kerja, sehingga siswa atau guru mempunyai arah dalam menyusun laporan praktikum. Buku petunjuk praktikum ini masih jauh dari sempurna, oleh sebab itu kritik dan saran perbaikan sangatdiharapkan demi kesempurnaan buku petunjuk praktikum ini.

Yogyakarta, Januari 2007

Penulis

DAFTAR ISI

<i>KATA PENGANTAR</i>	<i>i</i>
<i>DAFTAR ISI</i>	<i>ii</i>
MODUL 1	1
<i>Termodinamika</i>	<i>1</i>
Percobaan : Penentuan ΔH netralisasi	1
Percobaan : Penentuan ΔG suatu Sel Elektrokimia.....	7
MODUL 2	12
<i>Faktor- faktor yang mempengaruhi laju reaksi</i>	<i>12</i>
Percobaan : faktor- faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi.....	12
MODUL 3	17
<i>Sifat Koligatif Larutan</i>	<i>17</i>
Percobaan: Penentuan M_r Molekul Melalui Titik Didih Larutan	17
MODUL 4	21
<i>Tetapan Ionisasi Asam</i>	<i>21</i>
Percobaan : Penentuan Tetapan Ionisasi Asam	21
<i>Daftar Pustaka</i>	<i>26</i>

MODUL 1.

TERMODINAMIKA

Termodinamika kimia mencakup hubungan- hubungan antara sifat sistem pada kesetimbangan dan perbedaan- perbedaan sifat antara berbagai keadaan setimbang. Kegiatan ini terdiri dari 2 macam percobaan, yaitu Penentuan Perubahan Entalpi Reaksi Netralisasi dan Penentuan Perubahan Energi Bebas Gibbs suatu Sel Elektrokimia.

PERCOBAAN : PENENTUAN ΔH NETRALISASI

A. URAIAN KEGIATAN

1. Tujuan Percobaan

Menentukan ΔH reaksi asam- basa

2. Dasar Teori

Suatu sistem dapat mengalami perubahan karena berbagai hal, misalnya akibat perubahan suhu, perubahan volume, maupun perubahan tekanan. Bila sistem mengalami perubahan pada tekanan tetap, maka perubahan kalor disebut dengan **perubahan entalpi (ΔH)**. Satuan ΔH adalah Joule / mol.

$$\Delta H = - q_p \dots\dots\dots(1)$$

Besarnya perubahan entalpi suatu sistem dinyatakan sebagai selisih besarnya entalpi sistem setelah mengalami perubahan dan sebelum mengalami perubahan, yang dapat dirumuskan sebagai berikut :

$$\Delta H = H_{akhir} - H_{awal} \dots\dots\dots(2)$$

Suatu reaksi kimia dibedakan menjadi reaksi eksoterm dan reaksi endoterm. Reaksi dikatakan **eksoterm** bila sistem tersebut melepas panas atau kalor sehingga ΔH <0. Sedangkan suatu reaksi dikatakan **endoterm** bila sistem menyerap kalor atau panas atau energi dari lingkungannya untuk proses reaksi tersebut dan berarti ΔH>0.

Reaksi netralisasi adalah reaksi asam dengan basa yang menghasilkan garam. Umumnya reaksi netralisasi bersifat eksotermik. Perubahan entalpi netralisasi atau ΔH_n didefinisikan sebagai **perubahan entalpi pada reaksi asam dan basa yang menghasilkan 1 mol air (H₂O)**.

Kalor merupakan bentuk energi yang terjadi akibat adanya perubahan suhu. Jadi perubahan kalor suatu reaksi dapat diukur melalui pengukuran perubahan suhu yang

terjadi. Jumlah kalor yang diserap atau dilepas suatu sistem sebanding dengan massa, kalor jenis zat dan perubahan suhunya. Hubungan antara ketiga faktor tersebut dengan perubahan kalor (q_p) dapat dinyatakan sebagai berikut :

$$q_p = m \times C_p \times \Delta T \dots\dots\dots(3)$$

q_p = perubahan kalor (joule) = - ΔH

m = massa zat (gram)

C_p = kalor jenis zat ($J g^{-1} K^{-1}$), untuk air $4,18 J g^{-1} K^{-1}$

ΔT = perubahan suhu (suhu akhir – suhu awal)

3. Prosedur Percobaan

Alat

- a. Kalorimeter
- b. 2 buah gelas beker 100 mL
- c. gelas ukur 50 mL
- d. termometer
- e. pengaduk

Bahan

Larutan HCl 2 M

- a. Larutan CH_3COOH 2 M
- b. Larutan H_2SO_4 2 M
- c. Larutan KOH 2 M
- d. Larutan $NaOH$ 2 M
- e. Larutan NH_4OH 2 M

4. Cara kerja

- a. Tuanglah 50 mL larutan HCl ke dalam gelas beker, dan ukur suhunya dan catat suhunya sebagai T_{Asam} (dalam Kelvin)
- b. Tuang pula sebanyak 50 mL larutan KOH ke dalam kalorimeter dan ukur catat suhunya sebagai T_{Basa} (dalam Kelvin)
- c. Dengan cepat tuanglah larutan HCl ke dalam kalorimeter yang berisi larutan basa, aduklah. Kemudian ukur suhunya dan catatlah suhu tertinggi yang dapat dicapai campuran tersebut. Suhu tersebut dicatat sebagai T_{akhir} . (dalam Kelvin)
- d. Ulangilah langkah a sampai c untuk asam dan basa yang lain sehingga ada 9 pasangan asam- basa yang dapat anda buat seperti tabel berikut :

	HCl	CH ₃ COOH	H ₂ SO ₄
KOH	X	X	X
NaOH	X	X	X
NH ₄ OH	X	X	X

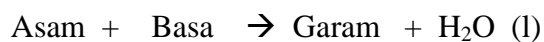
5. Perhitungan :

Untuk menghitung kalor reaksi gunakan rumus (3) $q_p = m \times C_p \times \Delta T$

$$\Delta T = T_{\text{akhir}} - \frac{1}{2}(T_{\text{asam}} + T_{\text{basa}})$$

C_p = kalor jenis zat ($\text{J g}^{-1} \text{K}^{-1}$), untuk air $4,18 \text{ J g}^{-1} \text{K}^{-1}$

m = massa air yang dihasilkan dihitung menggunakan reaksi berikut :



mol H₂O sebanding dengan mol asam atau basa yang digunakan.

$$\text{Massa H}_2\text{O} = \text{mol H}_2\text{O} \times \text{Mr H}_2\text{O}$$

$$\Delta H_n = - \left(\frac{1}{\text{mol H}_2\text{O}} \times q_p \right) \text{ Joule / mol}$$

6. Pertanyaan :

- Tuliskan reaksi asam- basa yang anda buat
- Hitung panas pelarutan dari setiap reaksi yang anda lakukan
- Tentukan ΔH untuk masing- masing reaksi netralisasi
- Urutkanlah harga ΔH netralisasi dari yang besar ke yang kecil
- Bagaimana hubungan antara kekuatan asam/ kekuatan basa terhadap harga ΔH netralisasi

B. LEMBAR KERJA**PERCOBAAN : PENENTUAN ΔH REAKSI NETRALISASI**

Hasil Pengamatan :

Senyawa	HCl	KOH	Campuran	ΔT
T				
Senyawa	HCl	NaOH	Campuran	ΔT
T				
Senyawa	HCl	NH ₄ OH	Campuran	ΔT
T				
Senyawa	CH ₃ COOH	KOH	Campuran	ΔT
T				
Senyawa	CH ₃ COOH	NaOH	Campuran	ΔT
T				
Senyawa	CH ₃ COOH	NH ₄ OH	Campuran	ΔT
T				
Senyawa	H ₂ SO ₄	KOH	Campuran	ΔT
T				
Senyawa	H ₂ SO ₄	NaOH	Campuran	ΔT
T				

Senyawa	H ₂ SO ₄	NH ₄ OH	Campuran	ΔT
T				

Hasil Perhitungan

Reaksi	Mol H ₂ O	q _p	Δ H

KESIMPULAN PERCOBAAN :

Urutan ΔH netralisasi adalah :.....

.....

.....

Hubungan antara kekuatan asam atau basa dengan ΔH netralisasi adalah :

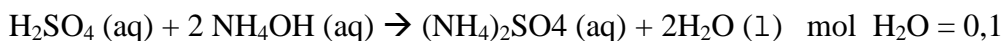
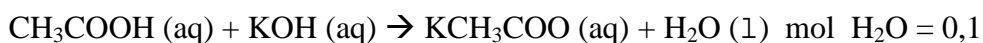
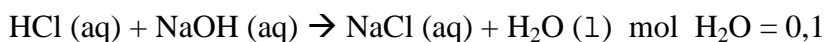
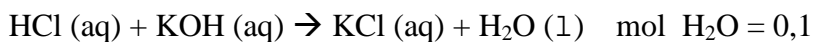
.....

.....

.....

KUNCI PERTANYAAN :

Reaksi yang terjadi :



Kesimpulan : ΔH netralisasi asam kuat + basa kuat $>$ ΔH netralisasi asam lemah + basa kuat atau asam kuat + basa lemah atau asam lemah + basa lemah

PERCOBAAN : PENENTUAN ΔG SUATU SEL ELEKTROKIMIA

A. URAIAN KEGIATAN

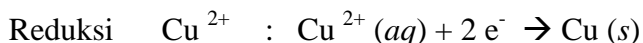
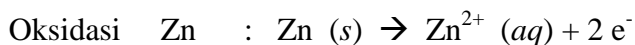
1. Tujuan Percobaan

Menentukan ΔG^0 berbagai sel elektrokimia

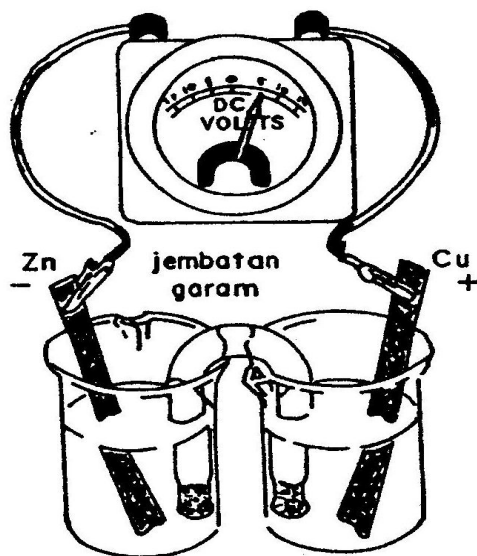
2. Dasar Teori

Sel elektrokimia merupakan perubahan energi kimia menjadi energi listrik, Sel elektrokimia terdiri atas elektroda positif dan negatif. Apabila kedua elektroda dihubungkan akan terjadi beda potensial (*electromotive force cell*) yang menyebabkan arus elektron mengalir dari elektroda dengan potensial tinggi menuju elektroda dengan potensial rendah, sehingga terjadi aliran listrik. Contoh sel elektrokimia adalah baterai.

Sel elektrokimia memiliki 2 buah elektroda, yaitu anoda merupakan kutub negatif dan katoda merupakan kutub positif. Pada anoda terjadi reaksi oksidasi dan pada katoda terjadi reaksi reduksi. Setiap elektroda dan elektrolit dapat bereaksi membentuk *setengah sel*. Reaksi elektroda adalah *setengah reaksi* yang terjadi pada *setengah sel*. Yang termasuk *setengah reaksi* adalah reaksi yang memperlihatkan kehilangan elektron atau reaksi yang memperlihatkan perolehan elektron. Contoh :



Kedua setengah sel dihubungkan dengan jembatan garam menjadi sel elektrokimia lengkap dengan notasi $\text{Zn (s)} | \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) || \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) | \text{Cu (s)}$, seperti gambar berikut:



Gambar 1. Sel elektrokimia

Beda Potensial (E_{sel}) antara dua buah elektroda dapat diukur menggunakan multimeter atau voltmeter. Secara teoritis harga E_{sel} dinyatakan sebagai :

$$E_{sel} = E^0_{katoda} - E^0_{anoda} \dots\dots\dots(1)$$

E^0 : Potensial reduksi elektroda standar dari suatu elektroda dengan keaktifan berharga satu ($a = 1$) dan elektroda hidrogen standar sebagai pembanding pada tekanan 1 atm dan suhu 25 °C.

Hubungan antara energi bebas Gibbs (ΔG) dan Beda Potensial (E) dapat ditentukan dengan persamaan

$$\Delta G^0 = - n F E^0_{sel} \dots\dots\dots(2)$$

n : menyatakan jumlah elektron yang terlibat dalam reaksi sel

F : bilangan Faraday, 96485 J/ coulomb

E^0_{sel} : beda potensial sel elektrokimia

3. Prosedur Percobaan

Alat

- a. Multimeter dan penjepit buaya
- b. 4 buah gelas beker 100 mL
- c. jembatan garam
- d. gelas ukur 50 mL
- e. amplas

Bahan

- a. Larutan $MgSO_4$ 1 M
- b. Larutan $ZnSO_4$ 1M
- c. Larutan $CuSO_4$ 1M
- d. Larutan $FeSO_4$ 1 M
- e. Elektrode Mg, Zn, Cu dan Fe

4. Cara kerja

- a. Bersihkan elektrode logam dengan cara mengamplas logam tersebut.
- b. Mengisi 4 buah gelas beker masing-masing dengan larutan $CuSO_4$, $ZnSO_4$, $FeSO_4$ dan $MgSO_4$ sebanyak 50 mL. Masukkan elektroda logam yang sesuai dengan larutannya (sebagian elektroda tercelup dalam larutan).
- c. Menyusun sel volta yang terdiri dari elektroda Cu sebagai kutub positif (katoda) dengan elektroda lain (misal Zn) sebagai kutub negatif (anoda) dan dihubungkan dengan jembatan garam seperti pada gambar 1.
- d. Hubungkan sistem tersebut dengan multimeter atau voltmeter.
- e. Ukur dan catat beda potensial sel $Zn(s) | Zn^{2+}(aq) || Cu^{2+}(aq) | Cu(s)$ yang diamati pada multimeter

f. Ulangi langkah c sampai e tetapi dengan mengganti kutub negatif dengan logam yang lain.

g.

5. Perhitungan :

$$\Delta G^0 = - n F E_{\text{sel}}^0$$

6. Pertanyaan :

- a. Tuliskan reaksi yang terjadi pada kutub positif dan kutub negatif
- b. Urutkan harga E_{sel}^0 hasil pengamatan
- c. Hitung harga ΔG^0 setiap reaksi sel elektrokimia

B. LEMBAR KERJA

PERCOBAAN : PENENTUAN ΔG^0 SEL ELEKTROKIMIA

Hasil Pengamatan :

	E ⁰ sel dengan Kutub negatif (volt)		
	Zink	besi	Magnesium
Tembaga			

Hasil Perhitungan :

No	Notasi Sel	E ⁰ volt	ΔG^0 Joule
1	Zn (s) Zn ²⁺ (aq) Cu ²⁺ (aq) Cu (s)		
2			
3			

Jawaban Pertanyaan :

Reaksi yang terjadi untuk sel : Zn (s) Zn²⁺ (aq) Cu²⁺ (aq) Cu (s)

Reaksi pada Anoda :

Reaksi pada Katoda :

Reaksi yang terjadi untuk sel :

Reaksi pada Anoda :

Reaksi pada Katoda :

Reaksi yang terjadi untuk sel :

Reaksi pada Anoda :

Reaksi pada Katoda :

Reaksi yang terjadi untuk sel :

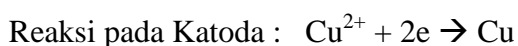
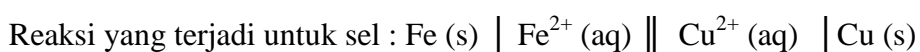
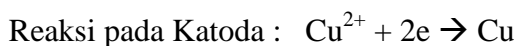
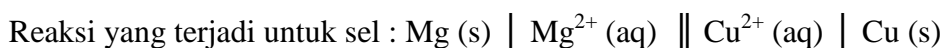
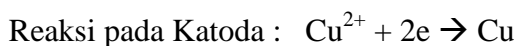
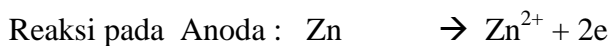
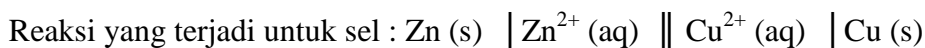
Reaksi pada Anoda :

Reaksi pada Katoda :

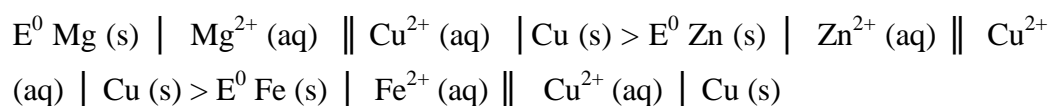
KESIMPULAN :

KUNCI PERTANYAAN :

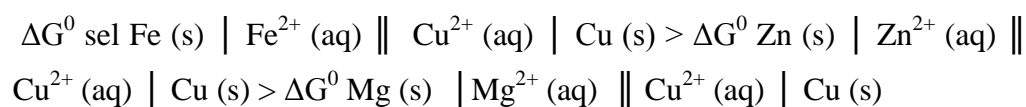
Reaksi yang terjadi :



Urutan beda potensial sel elektrokimia :



Kesimpulan :



MODUL 2

FAKTOR- FAKTOR YANG MEMPENGARUHI LAJU REAKSI

Setiap reaksi kimia berlangsung dengan laju tertentu dan membutuhkan kondisi tertentu pula. Banyak faktor yang mempengaruhi laju suatu reaksi. Pengetahuan tentang faktor- faktor ini akan berguna dalam mengatur laju suatu reaksi. Hal ini sangat penting terutama untuk mengontrol proses- proses kimia dalam industri. Dalam modul ini akan dipelajari faktor- faktor yang mempengaruhi laju reaksi yaitu penggunaan katalisator dalam reaksi kimia.

PERCOBAAN : FAKTOR- FAKTOR YANG MEMPENGARUHI LAJU REAKSI

A. URAIAN KEGIATAN

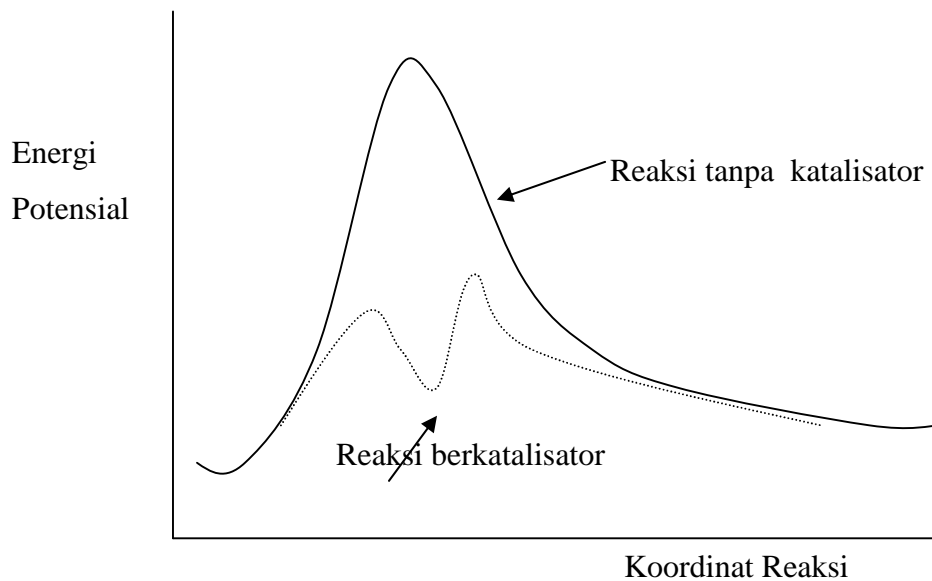
1. Tujuan Percobaan

Menyelidiki pengaruh katalisator terhadap laju reaksi

2. Dasar Teori :

Banyak faktor yang mempengaruhi laju suatu reaksi. Faktor- faktor yang mempengaruhi laju reaksi yang meliputi konsentrasi pereaksi, luas permukaan pereaksi, temperatur reaksi dan penggunaan katalisator dalam reaksi kimia. Oswald mendefinisikan katalis sebagai suatu substansi yang mengubah laju suatu reaksi kimia tanpa terdapat sebagai produk akhir reaksi. Walaupun menurut definisi jumlah katalisator tidak berubah pada akhir reaksi, tetapi tidak berlaku anggapan bahwa katalisator tidak mengawali jalannya reaksi selama reaksi berlangsung. Katalisator akan mengawali penggabungan senyawa kimia, akan terbentuk suatu kompleks antara substansi tersebut dengan katalisator. Kompleksnya yang terbentuk hanya merupakan bentuk hasil antara yang akan terurai kembali menjadi produk reaksi dan molekul katalisator.

Katalisator tidak mengalami perubahan pada akhir reaksi, karena itu tidak memberikan energi ke dalam sistem, tetapi katalis akan memberikan mekanisme reaksi alternatif dengan energi pengaktifan yang lebih rendah dibandingkan dengan reaksi tanpa katalis, sehingga adanya katalis akan meningkatkan laju reaksi. Gambar 1 memperlihatkan diagram profil energi dari reaksi tanpa dan dengan katalis. Entalpi reaksi kedua jenis mekanisme tersebut tidaklah berbeda karena keadaan awal dan keadaan akhir reaksi dengan atau tanpa katalis adalah sama.



Gambar 1. Diagram Profil Energi dari Reaksi tanpa dan dengan Katalisator

Katalis tidak ditulis pada persamaan reaksi stoikiometri dan konsentrasinya dalam campuran reaksi tidak berubah. Hal ini hanya mungkin jika pada suatu tahap reaksi yang katalisnya ikut bereaksi dan tahap yang lain itu dihasilkan kembali. Oleh karena itu katalis tidak terdapat dalam persamaan reaksi, dan konsentrasinya pun tidak terdapat dalam ungkapan kesetimbangan. Dengan demikian katalis tidak mempengaruhi kedudukan kesetimbangan reaksi. Secara umum katalis akan menurunkan besarnya energi pengaktifan.

3. Prosedur Percobaan

Alat

- a. 3 buah pipet tetes
- b. Stopwatch
- c. 2 buah tabung reaksi
- d. Labu takar 50 ml

Bahan

- a. Larutan kalium permanganat 10^{-4} M
- b. Larutan asam oksalat 0,05 M
- c. Larutan asam sulfat 0,5 M
- d. Larutan Mangan (II) Sulfat 0,1 M

Cara kerja :

- a. Masukkan ke dalam tabung reaksi pertama zat berikut :
 1 tetes asam oksalat + 2 tetes larutan asam sulfat + 2 tetes larutan KmnO_4
 Jalankan stopwatch tepat saat penambahan kalium permanganat dan hentikan stopwatch saat warna kalium permanganat hilang, catat waktunya

- b. Tambahkan lagi ke dalam tabung tersebut 1 tetes larutan encer kalium permanganat lagi dan catat waktunya dari saat penambahan kalium permanganat sampai warna kalium permanganat menghilang
- c. Teruskan penambahan kalium permanganat tetes demi tetes sampai warna kalium permanganat hilang dan catat waktunya. Lakukan ini hingga lebih kurang 12 tetes.
- d. Kedalam tabung reaksi kedua masukkan berturut- turut :
2 tetes larutan asam oksalat + 2 tetes larutan asam sulfat + 1 tetes larutan Mn(II) sulfat + 2 tetes larutan encer kalium permanganat. Jalankan stopwatch tepat pada saat kalium permanganat ditambahkan dan hentikan pada saat warna hilang.
Catat waktunya
- e. Lakukan langkah b dan c pada tabung kedua (d) dan catatlah waktunya

4. Pertanyaan :

- a. Buatlah grafik antara jumlah tetes terhadap waktu reaksi untuk tabung 1 maupun tabung 2
- b. Bandingkan waktu reaksi antara tabung 1 dan tabung 2
- c. Tulislah reaksi yang terjadi
- d. Senyawa apa yang berfungsi sebagai katalis dalam reaksi tersebut
- e. Buatlah kesimpulan dari percobaan ini

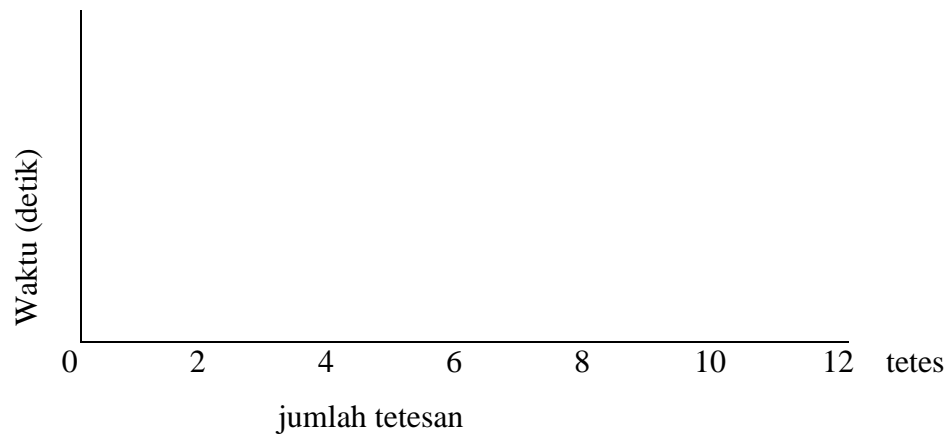
B. LEMBAR KERJA

PERCOBAAN : PENGARUH KATALIS TERHADAP LAJU REAKSI

Hasil Pengamatan

Kalium Permanganat		Waktu (detik)	
Penambahan	Total	Tabung 1	Tabung 2 (+ Mn(II) Cl ₂)
+ 2 tetes	2 tetes		
+ 2 tetes	4 tetes		
+ 2 tetes	6 tetes		
+ 2 tetes	8 tetes		
+ 2 tetes	10 tetes		
+ 2 tetes	12 tetes		

Grafik antara jumlah tetes terhadap waktu untuk tabung 1 dan tabung 2



Dari grafik, maka terlihat bahwa waktu reaksi pada tabung 1
.....
dibandingkan waktu reaksi tabung 2.

Reaksi yang terjadi :
.....

Senyawa yang berfungsi sebagai katalis adalah :
.....

Kesimpulan :
.....

KUNCI JAWABAN PERTANYAAN :

- a. Semakin banyak penambahan KmnO_4 , waktu reaksi akan semakin cepat
- b. Waktu reaksi pada tabung reaksi 2 lebih cepat dibandingkan tabung reaksi 1
- c. Reaksi yang terjadi : $2\text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 5 \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 10 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
- d. Yang berfungsi sebagai katalis adalah Mn^{2+} karena dengan penambahan Mn^{2+} pada tabung kedua menyebabkan waktu reaksi makin pendek.
- e. Katalis berfungsi mempercepat laju reaksi atau memperpendek waktu reaksi.

MODUL 3

SIFAT KOLIGATIF LARUTAN

Larutan non ideal mempunyai sifat fisika yang berubah dari keadaan idealnya. Sifat ini disebut sebagai sifat koligatif larutan yang hanya tergantung pada jumlah partikel zat terlarut dan tidak tergantung pada sifat dan keadaan partikel. Larutan yang memiliki sifat koligatif harus memenuhi dua asumsi yaitu zat terlarut tidak mudah menguap sehingga tidak memberikan kontribusi pada uapnya. Asumsi yang kedua adalah zat terlarut tidak larut dalam pelarut padat. Sifat koligatif larutan meliputi :

- Penurunan tekanan uap (ΔP)
- Kenaikan titik didih (ΔT_b)
- Penurunan titik beku (ΔT_f)
- Tekanan osmosis (π)

Sifat koligatif larutan dapat digunakan untuk menentukan massa molekul relatif zat. Modul ini akan mempelajari penentuan massa rumus suatu molekul zat yang tidak mudah menguap melalui pengukuran titik didih larutan.

PERCOBAAN: PENENTUAN MR MOLEKUL MELALUI TITIK DIDIH LARUTAN

A. URAIAN KEGIATAN

1. Tujuan Percobaan

Menentukan berat molekul suatu zat yang tidak mudah menguap melalui pengukuran titik didih larutan.

2. Dasar Teori :

Suatu zat yang tidak mudah menguap bila dilarutkan dalam suatu pelarut akan menyebabkan kenaikan titik didih dibandingkan pelarut murninya. Hal ini disebabkan zat terlarut yang tidak mudah menguap tidak memberi kontribusi pada uapnya, sehingga susunan uap berbeda dengan susunan larutannya. Sehingga menyebabkan tekanan uap larutan akan lebih rendah dibandingkan tekanan uap pelarut murni. Sifat ini disebut sebagai sifat koligatif larutan.

Antaraksi antara molekul zat terlarut dan pelarut menyebabkan energi yang dibutuhkan untuk mendidihkan larutan lebih besar dibandingkan dengan pelarut murninya. Hal ini akan menyebabkan terjadinya kenaikan titik didih larutan, yang dapat dinyatakan dengan rumus :

$$\Delta t = m \cdot K_b \dots\dots\dots(1)$$

m = molalitas larutan

K_b = konstanta naik didih pelarut (untuk etanol = 1,22 °C/molal)

3. Prosedur Percobaan :

Alat

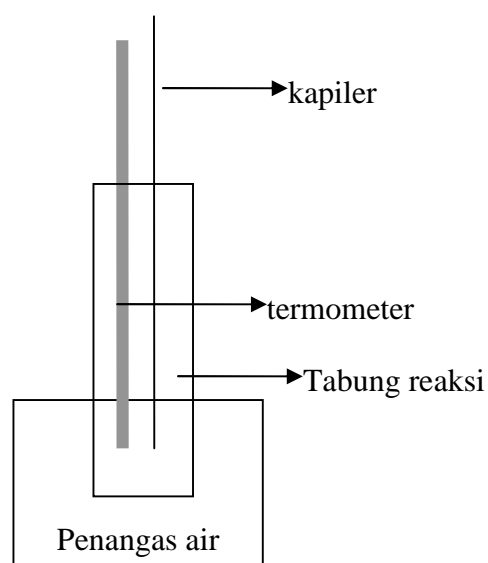
- a. 1 buah piknometer
- b. 1 buah beker gelas 100 mL
- c. 1 buah tabung reaksi 20 mL
- d. 1 buah gelas ukur 50 mL
- e. 1 buah termometer 100 °C
- f. pipa kapiler dan sumbat gabus
- g. statif
- h. pengaduk gelas

Bahan

- a. etanol
- b. Naftalena

Cara Kerja

1. Tentukan massa jenis etanol menggunakan piknometer
2. Rangkailah alat seperti pada gambar
3. Isi labu dengan 25 mL etanol, lalu dididihkan dalam waterbath dan catat suhunya $t_1(a)$
4. Ulangi langkah 2, sebanyak 2 kali, dengan menunggu alkohol dingin terlebih dahulu dan aturlah agar volume etanol tetap 25 mL catat suhunya sebagai $t_1(b)$
5. Tambahkan 1 gram naftalena aduk hingga larut semua
6. Didihkan larutan naftalena-etanol dalam waterbath, catat suhunya sebagai $t_2(a)$
7. Dinginkan larutan naftalena-etanol, bila volume etanol berkurang, tambahkan hingga 25 mL dan didihkan kembali, catat suhunya sebagai $t_2(b)$



Gambar 1. Rangkaian Alat penentuan titik didih larutan

Perhitungan :

$$m \text{ larutan} = \left(\frac{\text{massa Naftalena}}{\text{Mr Naftalena}} \right) \times \left(\frac{1000}{\text{Massa 25mL e tan ol}} \right)$$

$$\Delta t = m \cdot K_b$$

Pertanyaan :

1. Tentukan titik didih larutan naftalena dalam etanol
2. Tentukan massa rumus molekul naftalena

B. LEMBAR KERJA

PERCOBAAN : PENENTUAN Mr MOLEKUL MELALUI TITIK DIDIH LARUTAN

Hasil Pengamatan

1. Massa piknometer kosong =
2. Massa piknometer + etanol =
3. Massa etanol saja =
4. Volume etanol =
5. Massa jenis etanol =
6. Massa 25 mL etanol =

Percobaan	Titik didih etanol (t_1)	Tb. Larutan (t_2)	$\Delta t = t_2 - t_1$	Mr. Naftalena
a				
b				

7. Mr Naftalena rata- rata =

Kesimpulan :

.....

KUNCI PERTANYAAN

Mr. Naftalena = 128

TETAPAN IONISASI ASAM

A. URAIAN KEGIATAN

PERCOBAAN : PENENTUAN TETAPAN IONISASI ASAM

A Tujuan percobaan :

Menentukan besarnya derajat ionisasi (α) dan harga tetapan keseimbangan ionisasi (K_i) asam asetat

B Dasar Teori :

Daya hantar jenis suatu larutan (L_s) merupakan besarnya daya hantar 1 cm³ larutan dengan luas penampang 1 cm², dengan satuan ohm⁻¹ cm⁻¹. Daya hantar jenis dapat ditentukan secara langsung menggunakan alat konduktometer.

Untuk larutan elektrolit, daya hantar ekivalen mempunyai arti yang lebih penting, karena lebih banyak aplikasinya. Daya hantar ekivalen didefinisikan sebagai daya hantar 1 mol ekivalen larutan elektrolit yang terdapat antara 2 buah elektrode yang berjarak 1 cm. Hubungan antara daya hantar ekivalen dan daya hantar elektrolit dapat dinyatakan sebagai berikut :

$$\Lambda_c = \frac{1000}{C} L_s \text{ ohm}^{-1} \text{ cm}^2 \text{ mol ekivalen}^{-1} \dots\dots\dots(1)$$

C : adalah konsentrasi elektrolit dalam mol ekivalen / liter

L_s : daya hantar jenis dalam ohm⁻¹ cm⁻¹

Bila harga L_s dan konsentrasi diketahui, maka harga Λ dapat dihitung atau ditentukan. Besarnya tetapan sel K untuk setiap jenis elektrode pada suatu suhu adalah tetap. Data tentang K dapat dilihat dapat manual dari setiap alat konduktometer yang digunakan.

Untuk larutan elektrolit kuat encer, berlaku hubungan Kohlrousch seperti berikut :

$$\Lambda_C = \Lambda_0 - b \sqrt{C} \dots\dots\dots(2)$$

Λ_C : daya hantar ekivalen pada konsentrasi C

Λ_0 : daya hantar ekivalen pada pengenceran tak hingga

C : konsentrasi

b : tetapan

Persamaan (2) dibuat dengan mengalurkan grafik Λ_c terhadap \sqrt{C} , sehingga Λ_0 dan b dapat ditentukan, yaitu Λ_0 melalui ekstrapolasi dan b merupakan slope.

Untuk elektrolit lemah, rumus persamaan (2) tidak berlaku, namun pada pengenceran tak hingga elektrolit lemah juga akan terion sempurna dan masing-masing ion akan bergerak bebas tanpa dipengaruhi ion lawan. Dengan kata lain daya hantar ekuivalen pada pengenceran tak hingga adalah jumlah daya hantar ekuivalen ion-ionnya. Sehingga

$$\Lambda_0 = l^{\circ}_{+} + l^{\circ}_{-} \dots\dots\dots(3)$$

l°_{+} dan l°_{-} adalah daya hantar ekuivalen ion positif dan negatif

Untuk asam asetat, maka akan berlaku :

$$\Lambda_0 \text{ H Ac} = l^{\circ}_{\text{H}^+} + l^{\circ}_{\text{Ac}^-} \dots\dots\dots(4)$$

Yang dapat juga dinyatakan sebagai

$$\Lambda_0 \text{ H Ac} = (l^{\circ}_{\text{H}^+} + l^{\circ}_{\text{Cl}^-}) + (l^{\circ}_{\text{Na}^+} + l^{\circ}_{\text{Ac}^-}) - (l^{\circ}_{\text{Na}^+} + l^{\circ}_{\text{Cl}^-}) \dots\dots\dots(5)$$

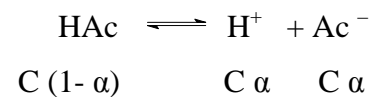
Atau

$$\Lambda_0 \text{ H Ac} = \Lambda_0 \text{ HCl} + \Lambda_0 \text{ Na Ac} + \Lambda_0 \text{ NaCl} \dots\dots\dots(6)$$

Untuk elektrolit lemah pada setiap konsentrasi berlaku hubungan berikut :

$$\alpha = \frac{\Lambda_c}{\Lambda_0} \dots\dots\dots(7)$$

α adalah derajat ionisasi. Dalam larutan asam asetat terjadi keseimbangan :



$$K_c = \frac{(C\alpha)(C\alpha)}{C(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{(1-\alpha)} \dots\dots\dots(8)$$

Dengan K_c = tetapan keseimbangan ionisasi asam asetat. Dengan mengukur harga- harga Λ_c dan Λ_0 maka besarnya α dan K_c asam asetat dapat ditentukan.

C Prosedur Percobaan

1. Alat dan bahan yang digunakan

- konduktometer
- 5 buah gelas beker 100 mL
- labu takar 50 mL
- pipet gondok 5 mL

* larutan NaCl 0,1M

* larutan HCl 0,1 M

* Larutan Natrium asetat 0,1 M

* Larutan Asam Asetat 0,1M

* akuades

2. Cara kerja

- a) Tentukan hantaran ekuivalen larutan NaCl pada berbagai konsentrasi 0,1M ; 0,05 M ; 0,025 M; 0,0125 M ; 0,00625M dengan konduktometer
- b) Tentukan hantaran ekuivalen larutan HCl pada berbagai konsentrasi 0,1M ; 0,05 M ; 0,025 M; 0,0125 M ; 0,00625M dengan konduktometer
- c) Tentukan hantaran ekuivalen larutan Natrium Asetat pada berbagai konsentrasi 0,1M ; 0,05 M ; 0,025 M; 0,0125 M ; 0,00625M dengan konduktometer
- d) Tentukan hantaran ekuivalen larutan Asam asetat pada berbagai konsentrasi 0,1M ; 0,05 M ; 0,025 M; 0,01 M dengan konduktometer

D. Tugas Mandiri :

1. Rancang suatu percobaan Tetapan Ionisasi Asam yang memungkinkan dilakukan di laboratorium. Diskusikan dengan teman satu kelompok, revisi rancangan Anda berdasarkan hasil diskusi dan kumpulkan rancangan Anda sebelum maupun sesudah Anda diskusikan.
2. Pilih satu rancangan percobaan dari kelompok Anda yang paling memungkinkan untuk dilakukan di laboratorium dan praktekan

LEMBAR KERJA PERCOBAAN TETAPAN IONISASI ASAM

Nama /NIM :

.....Kelompok :

Hari/ tanggal praktikum :

1. Hasil Pengamatan

Larutan	Hantaran Jenis	Larutan	Hantaran Jenis
Akuades			

2. Tentukan harga hantaran ekivalen elektrolit menggunakan rumus persamaan (1)

Larutan	L_s	Λ_c	Larutan	L_s	Λ_c
Akuades					

3. Buat grafik Λ_c terhadap \sqrt{C} untuk larutan GARAM DAN ASAM LEMAH terpilih pada kertas grafik

Maka akan diperoleh harga Λ_o

$$\Lambda_o$$

$$\Lambda_o$$

4. Besarnya Λ_o Asam lemah =

5. Besarnya derajat ionisasi Asam lemah =

6. Harga tetapan keseimbangan =

DAFTAR PUSTAKA

- Atkins, PW. 1994, *Physical Chemistry*, 5th.ed. Oxford : Oxford University Press
- Arthur A. Frost dan RG. Pearson, 1961. *Kinetics and Mechanism*, 2nd ed. New York :
John Willey and Sons Inc
- Hiskia Ahmad, 1992, *Elektrokimia dan Kinetika Kimia* , Bandung : PT. Citra Aditya
Bakti
- Hiskia Achmad, 1996, *Kimia Larutan*. Bandung, Citra Aditya Bakti
- AK Prodjosantoso dan KH Sugiyarto, 1988, *Petunjuk Praktikum Kimia Dasar II*,
Yogyakarta : FPMIPA, IKIP Yogyakarta
- M. Fogiel, 1992, *The Essentials of Physical Chemistry II*, Nex Jersey : Research and
Education Association

